

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

Е. В. Нижникова, К. В. Егорова, В. И. Воробьев

ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие по изучению дисциплины
для студентов, обучающихся в бакалавриате по направлению подготовки
13.03.01 ТЕПЛОЭНЕРГЕТИКА И ТЕПЛОТЕХНИКА

Калининград
Издательство ФГБОУ ВО «КГТУ»
2022

УДК 54(075)

Рецензент

кандидат технических наук, доцент кафедры энергетики
ФГБОУ ВО «Калининградский государственный технический университет»
М. С. Харитонов

Нижникова, Е. В.

Химия: учеб.-методич. пособие по изучению дисциплины для студ., обучающихся в бакалавриате по направлению подгот. 13.03.01 Теплоэнергетика и теплотехника / **Е. В. Нижникова, К. В. Егорова, В. И. Воробьев.** – Калининград: Изд-во ФГБОУ ВО «КГТУ», 2022. – 81 с.

В учебно-методическом пособии по изучению дисциплины «Химия» представлены учебно-методические материалы по изучению тем лекционного курса, включающие подробный план лекции по каждой изучаемой теме, вопросы для самоконтроля, методические указания по выполнению контрольной работы с примерами решения задач, список учебной литературы, варианты контрольной работы по направлению подготовки, экзаменационные вопросы по дисциплине 13.03.01 Теплоэнергетика и теплотехника, формы обучения очная, заочная.

Табл. - 10, список лит. - 10 наименований

Учебно-методическое пособие по изучению дисциплины рекомендовано к изданию в качестве локального электронного методического материала методической комиссией института морских технологий, энергетики и строительства ФГБОУ ВО «Калининградский государственный технический университет» 25 ноября 2022 г., протокол № 3

УДК 54(075)

© Федеральное государственное
бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Калининградский государственный
технический университет», 2022 г.
© Нижникова Е.В., Егорова К.В.,
Воробьев В. И., 2022 г.

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	4
1. СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ ДИСЦИПЛИНЫ И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ИХ ОСВОЕНИЮ.....	5
Тема 1.1. Введение. Основные законы и понятия химии.....	5
Тема 1.2. Строение вещества	6
Тема 1.3. Общие закономерности химических процессов.....	7
Тема 1.4. Дисперсные системы. Растворы.....	8
Тема 1.5. Комплексные соединения	9
Тема 1.6. Окислительно-восстановительные реакции.	9
Тема 1.7. Электрохимические процессы.....	10
Тема 1.8. Общие свойства металлов.....	11
Тема 1.9. Химия неметаллов. Элементы органической химии	12
Тема 1.10. Химические методы анализа	12
2. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ.....	13
2.1. ОФОРМЛЕНИЕ И ВЫБОР ВАРИАНТА КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ ...	13
2.2. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЗАДАНИЙ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ И ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ	18
2.2.1 Закон эквивалентов (Задания № 1 -20)	18
2.2.2 Строение атома (Задания 21- 40).....	21
2.2.3 Химическая связь (Задания 41-60)	24
2.2.4 Химическая кинетика (Задания 61-80).....	26
2.2.5 Способы выражения концентрации растворов (Задания 81-100)	28
2.2.6 Гидролиз солей (Задания 101-120)	32
2.2.7 Комплексные соединения (Задания 121-140).....	35
2.2.8. Окислительно-восстановительные реакции (Задания 141-160)	36
2.2.9 Коррозия металлов (задания 161-180)	39
2.2.10 Электролиз (Задания 181-200)	42
2.2.11. Гальванические элементы (Задания 201-220)	46
2.2.12 Жесткость воды (Задания 221-240)	48
3. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ПРОВЕДЕНИЮ ЭКЗАМЕНА... 50	
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК.....	53
ПРИЛОЖЕНИЕ № 1. ЗАДАНИЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ.....	54
ПРИЛОЖЕНИЕ № 2. ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЕ ВОПРОСЫ ПО ДИСЦИПЛИНЕ.....	72
ПРИЛОЖЕНИЕ №3. СПРАВОЧНЫЕ ТАБЛИЦЫ.....	76

ВВЕДЕНИЕ

Дисциплина «Химия» относится к математическому и естественнонаучному модулю обязательной части блока 1 ОПОП ВО бакалавриата по направлению 13.03.01 Теплоэнергетика и теплотехника»

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.

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

Знать:

- основные законы органической и неорганической химии;
- классификацию и свойства химических элементов, веществ и соединений.

Уметь:

- использовать основные элементарные методы химического исследования веществ и соединений.

Владеть:

- инструментарием для решения химических задач в своей предметной области; информацией о назначении и областях применения основных химических веществ и их соединений.

Для успешного освоения дисциплины «Химия», студент должен активно работать на лекционных и лабораторных занятиях, а также организовывать самостоятельную внеаудиторную деятельность.

Для оценивания поэтапного формирования результатов предусмотрены контрольные задания, которые обучающиеся выполняют самостоятельно после прослушивания лекции и выполнения лабораторной работы. Перечень примеров по выполнению контрольных заданий представлен в заключительной части учебно-методического пособия.

1. СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ ДИСЦИПЛИНЫ И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ИХ ОСВОЕНИЮ

Тематический план лекционных занятий (ЛЗ) представлен в таблице 1

Таблица 1

Объем (трудоемкость освоения) и содержание ЛЗ

Номер темы	Темы лекционного занятия	Кол-во часов ЛЗ	
		Очная форма	Заочная форма
1.1	Введение. Основные законы и понятия химии	2	-
1.2	Строение вещества.	2	-
1.3	Общие закономерности химических процессов	4	1
1.4	Дисперсные системы. Растворы	4	1
1.5	Комплексные соединения	2	0,5
1.6	Окислительно-восстановительные реакции	2	0,5
1.7	Электрохимические процессы	6	0,5
1.8	Общие свойства металлов	2	1
1.9	Химия неметаллов. Элементы органической химии	2	-
1.10	Химические методы анализа	4	-
Итого		30	6

Изучать курс «Химии» следует по темам, предварительно ознакомившись с содержанием каждой из них в рабочей программе. При этом необходимо вникать в сущность вопроса, а не пытаться запомнить отдельные факты и явления. Чтобы лучше запомнить и усвоить материал, надо в рабочую тетрадь заносить формулировки и определения основных законов и понятий химии, значения новых незнакомых терминов и названий, формулы химических соединений и уравнения реакций, математические зависимости и их выводы. В тех случаях, когда материал поддается систематизации, следует составлять таблицы, графики и схемы. Они очень облегчают усвоение и запоминание учебного материала. Такой конспект курса будет полезен при подготовке к экзамену. Изучение материала по литературным источникам должно сопровождаться выполнением контрольного задания по пройденной теме.

Тема 1.1. Введение. Основные законы и понятия химии

Вопросы темы

1. Предмет химии
2. Место химии среди естественнонаучных дисциплин
3. Закон сохранения массы и энергии.
4. Атом, молекула. Простое и сложное вещество.

5. Количество вещества. Молярная масса.
6. Относительная атомная и молекулярная массы.
7. Закон постоянства состава вещества, закон Авогадро.
8. Закон эквивалентов.
9. Эквивалент. Расчет эквивалентной массы для простых и сложных веществ.

Литература [1, 4, 6]

Методические рекомендации

Изучая данный раздел рабочей программы, следует ознакомиться с основными понятиями и терминологией, которые использует химия и уяснить, какой смысл имеют понятия «атомная масса», «молярная масса», «молекулярная масса», «эквивалент», «эквивалентная масса», «молярная масса эквивалента», и в каких единицах они измеряются, понять связь между валентностью элемента в данном соединении, мольной массой его атомов и его молярной массой эквивалента. Знание эквивалента необходимо при расчетах концентрации в растворах при вычислениях, связанных с химическими реакциями.

Вопросы для самоконтроля

1. Назовите основные разделы науки химии.
2. Сформулируйте определение материи.
3. Кем и когда был сформулирован закон сохранения массы вещества?
4. Что называется эквивалентом элемента?
5. Является ли эквивалент постоянной величиной?
6. Как вычислить молярную массу эквивалента (эквивалентную массу) элемента в соединении и сложного вещества?
7. Сформулируйте определение закона эквивалентов?

Тема 1.2. Строение вещества

Вопросы темы

1. Строение атома. Модели строения атома.
2. Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа.
3. Электронные конфигурации атомов элементов. Составление электронных конфигураций и электронно-графических формул атомов элементов.
4. Химическая связь. Определение и характеристики химической связи. Основные черты химической связи.
5. Виды связей. Свойства и особенности ковалентной связи. Типы ковалентной связи. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.

Литература [1, 2, 4]

Методические указания

При изучении этого раздела надо разобраться в электронной структуре атомов, зависимости свойств химических элементов от строения их атомов, в

закономерностях заполнения электронных оболочек атомов с учетом четырех квантовых чисел, принципа наименьшей энергии, принципа Паули, правил Гунда и Клечковского.

Описание химической связи в любой молекуле есть по существу описание распределения в ней электронной плотности. По характеру этого распределения химические связи традиционно подразделяют на ковалентные, ионные, металлические связи. Изучите типы химической связи.

Изучая пространственную структуру молекулы, обратите внимание на то, что она определяется видом гибридизации валентных орбиталей центрального атома и числом не поделенных электронных пар, содержащихся в его валентном электронном слое.

Вопросы для самоконтроля

1. Какими четырьмя квантовыми числами характеризуется состояние электрона в атоме? Какое значение они имеют для внешних электронов атома алюминия?
2. Какие элементы в периодической системе элементов Д.И. Менделеева относятся к s-, p-, d-, и f- семействам?
3. Какой энергетический подуровень заполняется сначала: 4s или 3d; 4f или 6s? Почему?
4. Как объясняется переменная валентность у атомов кремния, серы, хлора и отсутствие переменной валентности у атомов кислорода и фтора?
5. В чем заключается принцип (запрет) Паули, принцип наименьшей энергии, правило Гунда?
6. Современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева.
7. Как изменяется энергия ионизации в группах (главных и побочных подгруппах) и периодах. В каких единицах она выражается?
8. Что такое сродство к электрону? В каких единицах оно выражается? Как изменяется окислительная активность неметаллов в периоде и группе периодической системы элементов Д.И. Менделеева с увеличением порядкового номера элемента?
9. Как изменяется относительная электроотрицательность p-элементов по периоду, в группе периодической системы элементов Д.И. Менделеева с увеличением порядкового номера элемента?
10. Какие молекулы называют полярными, и какие неполярными? Что служит мерой полярности молекул?

Тема 1. 3. Общие закономерности химических процессов

Вопросы темы

1. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
2. Влияние концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс.

3. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа.
4. Особенности кинетики гетерогенных процессов. Катализ. Катализаторы.
5. Обратимые химические реакции. Условия химического равновесия.
6. Константа равновесия и её связь с термодинамическими функциями. Принцип Ле-Шателье.

Литература: [1, 2].

Методические рекомендации

Обратите внимание на то, какие факторы влияют на скорость химической реакции. Разберитесь в сущности закона действия масс, ознакомьтесь с правилом Вант-Гоффа (зависимость скорости химической реакции от температуры).

Уясните, при каком соотношении скоростей обратной и прямой реакции устанавливается химическое равновесие, и какие факторы могут вызвать его смещение.

Вопросы для самоконтроля

1. Как формулируется закон действия масс?
2. Каким правилом можно воспользоваться для объяснения зависимости скорости реакции от температуры?
3. Какой принцип дает объяснение смещению химического равновесия?

Тема 1.4. Дисперсные системы. Растворы

Вопросы темы

1. Растворы: классификация, способы выражения концентрации.
2. Определение растворов, основные признаки.
3. Классификация растворов.
4. Массовая доля, молярная, моляльная, нормальная концентрация, мольная доля, титр.
5. Свойства растворов электролитов.
6. Электролитическая диссоциация.
7. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации.
8. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
9. Что называется гидролизом?
10. Обратимый гидролиз
11. Необратимый гидролиз
12. Приведите примеры солей, которые подвергаются гидролизу, и солей, которые гидролизу не подлежат.
13. От каких факторов зависит гидролиз солей? Приведите примеры.

Литература: [1,2, 3].

Методические рекомендации

Необходимо научиться производить расчет концентрации растворенного вещества в растворе наиболее распространенными способами, а также

осуществлять переход от одного способа выражения концентрации к другому. Важно усвоить, что такое степень диссоциации, от каких факторов она зависит, особенности диссоциации сильных и слабых электролитов. Разбираться и уметь писать ионные и молекулярные уравнения реакций ступенчатого и полного гидролиза.

Вопросы для самоконтроля

1. Дать определение электролитической диссоциацией?
2. Что такое степень электролитической диссоциации?
3. Какие электролиты называют сильными и слабыми? Привести примеры.
4. Дайте определение основаниям, кислотам и солям с точки зрения теории электролитической диссоциации
5. электролитической диссоциации
6. Что называется гидролизом?
7. Приведите примеры солей, которые подвергаются гидролизу, и солей, которые гидролизу не подлежат.
8. От каких факторов зависит гидролиз солей? Приведите примеры.
9. Как влияет на гидролиз соли температура и концентрация раствора?

Тема 1.5. Комплексные соединения

Вопросы темы

1. Состав, структура и номенклатура комплексных соединений.
2. Классификация комплексных соединений.

Литература: [1,2,4].

Методические рекомендации

Для усвоения этой темы необходимо уяснить смысл понятий «комлексообразователь», «координационное число», «лиганды»; научиться определять заряд центрального иона, внутренней сферы комплексного соединения, а также уметь отличать комплексные соли от двойных солей.

Вопросы для самоконтроля

1. Что называется донорно-акцепторной или координационной связью?
2. Какой атом или ион является донором в соединениях: $K[BF_4]$, $[Zn(NH_3)_4]Cl_2$?
3. Что называется константой нестойкости комплексного иона?

Тема 1. 6. Окислительно-восстановительные реакции.

Вопросы темы

1. Определение степени окисления.
2. Факторы, определяющие окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений.
3. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
4. Составление окислительно-восстановительных реакций.

5. Определение направления протекания окислительно-восстановительных процессов.

Литература: [1,2].

Методические рекомендации

Изучая окислительно-восстановительные реакции, необходимо разобраться в понятиях «степень окисления элемента в соединении», «окисление и восстановление». Необходимо понять, какие вещества могут быть окислителями, а какие восстановителями и какие обладают окислительно-восстановительной двойственностью. Необходимо усвоить два метода составления уравнений окислительно-восстановительных реакций: электронного и электронно-ионного баланса.

Научиться различать типы окислительно-восстановительных реакций, составлять уравнения, определять направление окислительно-восстановительных реакций, пользуясь табличными значениями электродных потенциалов электрохимических систем.

Вопросы для самоконтроля

1. Какие реакции называют окислительно-восстановительными?
2. Какой процесс называют окислением, какой – восстановлением?
3. Как меняется степень окисления восстановителя и окислителя в процессе протекания окислительно-восстановительной реакции?

Тема 1.7. Электрохимические процессы

Вопросы темы

1. Электродвижущая сила. Двойной электрический слой
2. Факторы, влияющие на изменение электродного потенциала. Уравнение Нернста.
3. Химические и концентрационные гальванические элементы: катодный и анодный процессы, расчет ЭДС.
4. Коррозия: определение, классификация коррозионных разрушений, коррозионные среды.
5. Электрохимическая коррозия.
6. Коррозия в естественных условиях.
7. Методы защиты металлов и сплавов от коррозии
8. Электролиз водных растворов и расплавов электролитов.
9. Определение, типы, сущность; катодный и анодный процессы.
10. Количественное описание процесса электролиза: законы Фарадея.

Литература: [1, 2, 3, 4, 5, 6].

Методические рекомендации

При изучении данной темы необходимо вспомнить определения понятий окислитель и восстановитель, а также процессов окисления и восстановления. Четко уяснить направление протекания процесса в гальваническом элементе и

производить расчет ЭДС. Научиться использовать уравнение Нернста для решения практических задач.

Необходимо научиться: различать случаи химической и электрохимической коррозии; описывать процессы, протекающие при электрохимической коррозии на катодной и анодной зонах. Знать и уметь определять целесообразность применения имеющихся методов защиты от коррозионных разрушений в различных условиях эксплуатации металлических конструкций.

При рассмотрении темы необходимо научиться описывать процессы на катоде и аноде при электролизе растворов электролитов. Уяснить разницу между процессом электролиз раствора и расплава электролита. Уметь применять правило катода и правило анода. Знать математическое выражение законов Фарадея и уметь применять их для расчета продуктов электролиза.

Вопросы для самоконтроля

1. Что такое гальванический элемент?
2. Какой электрод является в гальваническом элементе анодом?
3. Какой электрод является в гальваническом элементе катодом?
4. Как рассчитывается ЭДС гальванического элемента?
5. Какие процессы протекают на электродах при работе гальванического элемента?
6. Что такое коррозия металлов?
7. Какие методы защиты металлов от коррозии известны?
8. Что такое электролиз?
9. Какие процессы имеют место при электролизе?
10. Какой заряд имеют при электролизе: а) анод, б) катод?
11. Какой закон устанавливает зависимость массы вещества, образовавшегося при электролизе, от времени, силы тока и природы электролита?

Тема 1.8. Общие свойства металлов

Вопросы темы

1. Физические свойства металлов. Химические свойства металлов, их восстановительная способность.
2. Взаимодействие различных металлов с кислородом, водой, кислотами, щелочами.
3. Применение металлов. Извлечение металлов из руд.

Литература: [1,2,3].

Методические рекомендации

При изучении данной темы следует начинать с рассмотрения электронного строения атомов. Обратите внимание на свойства металлов, обладающих металлическими, неметаллическими и амфотерными свойствами,

на их сравнительные характеристики в пределах периода и группы. Посмотрите, какой тип химической связи обуславливает существование устойчивой кристаллической структуры металлов. Необходимо разобраться, как изменяется восстановительная активность металлов и окислительная активность ионов металлов в электрохимическом ряду напряжения слева направо. Уясните, какие металлы могут вытеснять водород из воды, водных растворов кислот.

Вопросы для самоконтроля

1. Элементы каких электронных семейств относятся к металлам?
2. Почему во всех химических реакциях простые вещества – металлы являются восстановителями?
3. Напишите уравнения реакций взаимодействия цинка и меди с соляной, серной и азотной кислотами

Тема 1.9. Химия неметаллов. Элементы органической химии

Вопросы темы

1. Общая характеристика бора и углерода
2. Строение атомов, закономерности изменения свойств.
3. Методы получения
4. Химические свойства: бора, углерода,
5. Основные физические и химические характеристики углеводородов
6. Природные источники углеводородов

Литература: [1, 3].

Методические рекомендации

Изучение свойств элементов каждой группы следует начинать с рассмотрения электронного строения атомов. Посмотрите, как изменяются свойства элементов с изменением радиусов атомов, как изменяются ионизационные потенциалы и электроотрицательность с увеличением порядкового номера элемента. Уяснить какие углеводороды являются предельными.

Вопросы для самоконтроля

1. Что характерно для атомов типичных неметаллов – отдача или присоединение электронов?
2. Где в периодической системе расположены элементы – неметаллы?
3. Определить степень окисления углерода в щавелевой кислоте?
4. Как называются соли борной кислоты?
5. Назовите типы углеводородов?

Тема 1.10. Химические методы анализа

Вопросы темы

1. Какими катионами обусловлена жесткость воды.

2. Методы определения, причины возникновения и способы устранения жесткости воды.

Литература: [1,2].

Методические рекомендации

При изучении данной темы необходимо разобраться, какие соли характеризуют общую, временную и постоянную жесткость воды. Необходимо уметь писать уравнения реакций, с помощью которых можно устранить временную и постоянную жесткость.

Вопросы для самоконтроля

1. Какие способы устранения жесткости воды вам известны?
2. Какая жесткость устраняется кипячением?

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

2.1. ОФОРМЛЕНИЕ И ВЫБОР ВАРИАНТА КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Работа выполняется в школьной тетради, на обложке которой следует указать, название дисциплины, фамилию, имя, отчество студента, код специальности, вариант
2. Контрольная работа должна быть оформлена аккуратно, четким почерком, без помарок.
3. Номера вопросов и задач следует переписывать в том порядке, в каком они указаны в контрольной работе.
4. Условия задач и вопросы записываются полностью без сокращений. Ответы должны быть точными и по возможности кратко сформулированными.
5. Выполняемые задания должны быть кратко, но четко обоснованы.
6. Если контрольная работа не зачтена, необходимо исправить ошибки в той же тетради. Исправления следует выполнять в конце тетради, а не в рецензированном тексте, после чего работа направляется на повторное рецензирование.

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

Таблица 2

ВАРИАНТЫ КОНТРОЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ

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

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

Номер вари- анта	Номера задач, относящихся к данному заданию											
	70	12	34	52	74	99	115	140	157	178	200	210
71	13	35	53	75	100	116	121	158	179	181	211	231
72	14	36	54	76	86	117	122	159	180	182	212	232
73	15	37	55	77	85	118	123	160	162	183	213	233
74	16	38	56	78	84	119	124	142	161	184	214	234
75	17	39	57	79	83	120	125	141	163	185	215	235
76	18	40	58	80	82	101	126	143	164	186	216	236
77	19	23	59	61	81	102	127	144	165	187	217	237
78	20	21	60	62	100	103	128	145	166	188	218	238
79	4	22	51	63	99	104	129	146	167	189	219	239
80	5	23	52	64	98	105	130	147	168	190	220	240
81	6	24	53	65	97	106	131	148	169	191	211	231
82	7	25	54	66	96	107	132	149	170	192	212	232
83	8	26	55	67	95	108	133	150	171	193	213	233
84	9	27	56	68	94	109	134	151	172	194	214	234
85	10	28	57	69	93	110	135	152	173	195	215	235
86	11	29	58	70	92	111	136	153	174	196	216	236
87	12	30	59	71	91	112	137	154	175	197	217	237
88	13	31	60	72	90	113	138	155	176	198	218	238
89	14	32	41	73	89	114	139	156	177	199	219	239
90	15	33	42	74	88	115	140	157	178	200	220	240
91	16	34	43	75	87	116	131	158	179	181	201	221
92	17	35	44	76	86	117	132	159	180	182	202	222
93	18	36	45	77	85	118	133	160	161	183	203	223
94	19	37	46	78	84	119	134	141	162	184	204	224
95	20	38	47	79	83	120	135	142	163	185	205	225
96	1	39	48	80	82	110	136	143	164	186	206	226
97	2	40	49	61	81	111	137	144	165	187	207	227
98	3	24	50	62	100	112	138	145	166	188	208	228
99	4	25	51	63	99	113	139	146	167	189	209	229
00	5	26	52	64	98	114	140	147	168	190	210	230

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
ученая степень

_____ Фамилия И.О.
«__» _____ 202__ г.

Контрольная работа
защищена
должность (звание),

_____ Фамилия И.О.
«__» _____ 202__ г.

Контрольная работа
по дисциплине
«ХИМИЯ»

Шифр студента _____
Вариант № _____

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

Калининград - 20__

2.2. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЗАДАНИЙ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ И ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

2.2.1 Закон эквивалентов (Задания № 1 -20)

Молярная масса эквивалента вещества. Молярный объем эквивалента газообразного вещества.

Еще до создания атомно-молекулярного учения было установлено, что простые и сложные вещества вступают в химические реакции в определенных массовых соотношениях. В конце XVIII века был открыт закон эквивалентов.

Прежде чем сформулировать закон эквивалентов, дадим определение понятий: химический эквивалент, число эквивалентности (зарядности), молярная масса эквивалента, количество вещества эквивалента, объем эквивалента газообразного вещества.

Химический эквивалент – это условная, или реальная частица вещества (часть молекулы, иона и т. д.), которая в кислотно-основной реакции эквивалентна (равноценна, тождественна) по своему химическому действию одному катиону водорода (1H^+) или в окислительно-восстановительной реакции ОВР – одному электрону (1e^-).

Молярная масса эквивалента вещества (эквивалентная масса) – это масса вещества количеством 1 моль эквивалентов, равная делению молярной массы вещества на число эквивалентности (эквивалентное число):

$$M_{\text{ЭКВ}}(\text{в-ва}) = M(\text{в-ва}) / z \text{ [г/моль] или}$$

$$m_{\text{Э}}(\text{в-ва}) = M(\text{в-ва}) / z \text{ [г/моль],}$$

где $M_{\text{ЭКВ}}(\text{в-ва})$ – молярная масса эквивалента вещества, г/моль или

$m_{\text{Э}}(\text{в-ва})$ – молярная масса эквивалента вещества, г/моль;

$M(\text{в-ва})$ – молярная масса вещества, г/моль;

z – число эквивалентности (эквивалентное число).

Число эквивалентности (эквивалентное число) z – переменная величина, зависящая от состава вещества или от конкретной реакции, в которой участвует данное вещество.

Определение числа эквивалентности

Z (атома элемента в соединении) = степени окисления элемента в веществе (с.о.).

Например: Чему равняется число эквивалентности серы в следующих соединениях:

1. H_2S ; 2. SO_2 ; 3. SO_3 .

$Z = \text{с.о.}$ – степень окисления элемента в химическом соединении. 1) с.о.(S) = -2; $Z = 2$; 2) с.о.(S) = + 4, $Z = 4$; 3) с.о.(S) = + 6; $Z = 6$.

Z (кислоты) = основности кислоты в данной реакции, т. е. числу замещенных катионов водорода ($n\text{H}^+$) на другие катионы.

Z (кислой соли) = числу замещенных катионов водорода (nH^+).

Z (основания) = кислотности основания в данной реакции, т. е. числу гидроксид-ионов (nOH^-), замещенных на кислотные остатки.

Z (основной соли) = числу гидроксид-ионов ($n OH^-$), замещенных на кислотные остатки.

Z (нормальной (средней) соли) = суммарному положительному заряду катиона.

Z (вещества, участвующего в ОВР) = числу принятых электронов одним молекул окислителя или отданных одним молекул восстановителя (ne).

Количество вещества эквивалента $n_{ЭКВ.}(в-ва)$ – количество вещества, в котором частицами являются эквиваленты. Выражается в молях, как и любое количество вещества.

$$n_{ЭКВ.}(в-ва) = m(в-ва) / M_{ЭКВ.}(в-ва) \text{ [моль]} \text{ или}$$

$$n_{ЭКВ.}(в-ва) = m(в-ва) / m_{Э}(в-ва) \text{ [моль]}.$$

Молярный объем эквивалентов газообразного вещества (эквивалентный объем) $V_{ЭКВ.}$ – объем одного моль-эквивалента газа.

$$V_{ЭКВ.} = V_M(\text{газа}) / Z \text{ [л/моль]}, \text{ где } V_M(\text{газа}) \text{ – молярный объем газа, л (н.у.).}$$

Закон эквивалентов – массы (объемы) реагирующих веществ относятся между собой как их молярные массы эквивалентов (как их молярные объемы эквивалентов). Записываем выражение закона эквивалентов для двухкомпонентной системы:

$$m_1 / m_2 = M_{ЭКВ.1} / M_{ЭКВ.2};$$

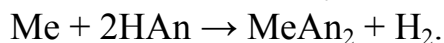
$$V_1 / V_2 = V_{ЭКВ.1} / V_{ЭКВ.2}.$$

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.

$$H_2 - 2e^- \rightarrow 2H^+, \text{ отсюда } V_{ЭКВ.}(H_2) = V_M / Z \text{ [л/моль]},$$

$Z = ne^-$, т. е. числу электронов, отданных 1 моль водорода.

Следовательно, $Z = 2$, $V_{ЭКВ.}(H_2) = 22,4 / 2 = 11,2$ л/моль.

3. Записываем выражение закона эквивалентов:

$$m(Me) / M_{ЭКВ.}(Me) = V(H_2) / V_{ЭКВ.}(H_2).$$

Подставляем числовые значения: $8 / M_{ЭКВ.}(Me) = 4,48 / 11,2$, молярная масса эквивалента металла равняется $M_{ЭКВ.}(Me) = 8 \times 11,2 / 4,48 = 20$ 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 $V_M(\text{H}_2) = 22,4$ л, то эквивалентный объем водорода

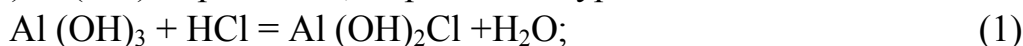
$$V_{\text{Э}}(\text{H}_2) = V_M(\text{H}_2) / z, \quad V_{\text{Э}}(\text{H}_2) 22,4 / 2 = 11,2 \text{ л.}$$

Применяя выражение закона эквивалентов, вычисляем массу металла:

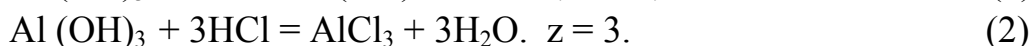
$$m(\text{Me}) / m_{\text{Э}}(\text{Me}) = V(\text{H}_2) / V_{\text{Э}}(\text{H}_2) \text{ или } m(\text{Me}) / 20 = 0,6 / 11,2;$$

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

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



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



Эквивалентная масса основания равна его молярной массе (M), деленной на число эквивалентности (z), которое равно числу гидроксильных групп, замещенных на кислотные остатки (анионы). Следовательно, эквивалентная масса основания $m_{\text{Э}}(\text{Al}(\text{OH})_3)$ в реакции (1) равна его молярной массе $M(\text{Al}(\text{OH})_3) / 1$, а в реакции (2) $m_{\text{Э}}(\text{Al}(\text{OH})_3) = M(\text{Al}(\text{OH})_3) / 3$ [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:

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

$$\frac{m(\text{Me})}{m_{\text{Э}}(\text{Me})} = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4)}$$

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.

Эквивалентная масса кислоты определяется следующим отношением:

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

где M (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 $Z = 2$.

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

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

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

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.

$$\text{Отсюда } A_r(\text{Me}) = m_3(\text{Me}) \cdot B(\text{Me}) = 56 \cdot 2 = 112 \text{ а.е.м.}$$

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

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

2.2.2 Строение атома (Задания 21- 40)

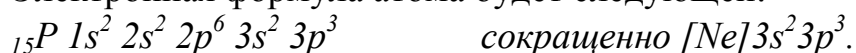
При решении вопросов, связанных с электронной структурой атомов, следует исходить из того, что любое устойчивое состояние электрона в атоме характеризуется определенными значениями квантовых чисел: главного (n), орбитального (l), магнитного (m) и спинового (s). Состояние электрона в атоме, отвечающее 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. Написать электронную конфигурацию атома элемента с порядковым номером 15 в основном и возбужденном состояниях. Используя электронную конфигурацию внешнего и предвнешнего энергетических уровней, определить местоположение элемента в периодической системе (группа, подгруппа, период), указать его название и символ. Определить, к какому семейству принадлежит элемент. Указать значения валентностей и степеней окисления элементов в основном и возбужденном состояниях.

Решение: 1. Порядковый номер элемента – 15 – указывает на количество протонов в ядре атома элемента и, соответственно, электронов. Распределяем 15 электронов по энергетическим уровням и подуровням атома, используя принцип минимальной энергии и два правила Клечковского. Электронную конфигурацию атома изображают с помощью электронной и электронно-графической формул (электронно-графических схем).

Электронная формула атома будет следующей:



1. Составляем электронно-графическую схему распределения электронов по энергетическим уровням и подуровням атома элемента, для чего применяем *принцип (запрет) Паули и правило Гунда*.

Основное (невозбужденное состояние)

3s		3p							3d
↓									

$$B = 3; \text{ ст.ок.} = -3+3$$

Для данного атома возможен переход в возбужденное состояние, поскольку имеются вакантные орбитали на d-подуровне внешнего уровня.

Возбужденное состояние

3s		3p							3d

$$B = 5; \text{ ст.ок.} = +5.$$

3. Элемент принадлежит *p-семейству*, поскольку последним по правилам Клечковского в атоме этого элемента заполняется p-подуровень.

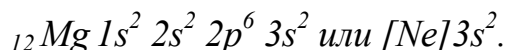
4. В атоме три энергетических уровня, соответственно элемент расположен в *третьем периоде* периодической системы. На внешнем энергетическом уровне содержится пять электронов, что указывает на принадлежность элемента к *пятой группе*. Последним в атоме заполняется внешний энергетический уровень, значит, элемент стоит в *главной подгруппе*. Рассматриваемый атом является атомом фосфора и обозначается символом P.

5. Валентные возможности атома p-элемента определяются конфигурацией внешнего энергетического уровня. В атоме данного элемента в

основном состоянии на внешнем уровне три не спаренных электрона, соответственно, значение валентности 3. Возможные значения степеней окисления -3, +3. В возбужденном состоянии на внешнем уровне пять электронов, это определяет значение валентности 5 и степень окисления +5.

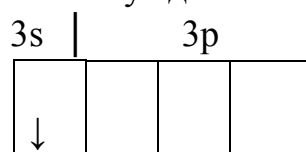
Пример 2. Написать электронную конфигурацию и составить электронно-графическую формулу (схему) распределения электронов на электронных уровнях и подуровнях иона Mg^{2+} .

Решение: Электронная формула атома магния записывается следующим образом:



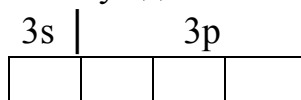
Электронно-графическая формула атома магния:

Невозбужденное состояние



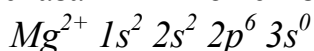
$V = 0.$

Возбужденное состояние

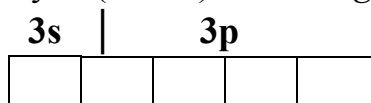


$V = 2; \text{ ст.ок.} = + 2.$

Процесс превращения атома в ион сопровождается потерей или принятием электронов на внешний или предвнешний энергетический уровень. В данном случае атом магния теряет два электрона с внешнего энергетического уровня и превращается в положительно заряженный ион. В соответствии с вышесказанным можем записать электронную конфигурацию иона магния:



Электронно-графическая формула (схема) иона Mg^{2+} :



Пример 3. 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 $\Sigma(n+l) = 5+0 = 5$. Согласно второму правилу Клечковского, 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.

2.2.3 Химическая связь (Задания 41-60)

Химическая связь – совокупность взаимодействий между электронами и ядрами, приводящих к соединению отдельных атомов в молекулы, ионы, радикалы, кристаллы, комплексы. Химическая связь осуществляется связывающими электронными парами, принадлежащими обоим атомам. Спаривание связывающих электронов происходит в результате перекрывания их электронных облаков и возникновения области повышенной электронной плотности, что приводит к сближению ядер и образованию химической связи.

В зависимости от характера распределения электронной плотности в молекуле или кристалле различают три основных типа химической связи: ковалентную (атомную), ионную, металлическую.

Многие физические и все химические свойства веществ определяются типом химической связи.

Ковалентная связь

1. Полярность химической связи можно определить по разности ОЭО (относительная электроотрицательность элемента): чем больше разность $\Delta\text{ОЭО}$, тем выше полярность связи. Связь называется ковалентной неполярной, если она образовалась атомами одного элемента, так как $\Delta\text{ОЭО} = 0$.
2. Мерой полярности связи является также её электрический момент диполя (дипольный момент). $\mu = q \cdot l$ [Кл·м] или [D]. Дипольный момент характеризует способность связи ориентироваться в магнитном поле.
3. Направленность химической связи. Направленность ковалентной связи количественно выражают в виде валентных углов. Угол связи, или валентный угол – это угол между воображаемыми прямыми линиями, проходящими через ядра химически связанных атомов элементов. Например, в молекуле аммиака NH_3 валентный угол $\angle \text{HNN} = 107^\circ$.
4. Длина и энергия химической связи. Сила, вызывающая образование химической связи – равнодействующая сил притяжения и отталкивания ядер и электронных оболочек взаимодействующих атомов. Длина связи, нм – это расстояние между ядрами, которое зависит от размеров электронных оболочек и степени их перекрывания.
5. Энергия связи, кДж/моль – количество энергии, которое выделяется при образовании химической связи. Чем больше числовое значение энергии связи, тем короче и прочнее химическая связь.
6. Насыщаемость ковалентной связи. С точки зрения метода валентных связей МВС ковалентная химическая связь локализована между двумя атомами, т. е. она двухцентровая и двухэлектронная. Вследствие насыщаемости связи молекулы имеют определенный состав и существуют в виде дискретных частиц с определенной структурой. Например: $\text{H} - \text{Cl}$; $:\text{N} \equiv \text{N}:$; $\text{O} = \text{C} = \text{O}$.

Ионная связь (частный случай ковалентной полярной связи). Эта химическая связь осуществляется в результате образования и электростатического взаимодействия противоположно заряженных ионов. Например, в кристаллической решетке KCl происходит обмен электронами: $K^0 - e \rightarrow K^+$, $Cl^0 + e \rightarrow Cl^-$, $K^+ + Cl^- \rightarrow KCl$. Ионная связь не обладает направленностью и насыщенностью. Деление веществ на ковалентные и ионные соединения относительно, т. к. даже в соединениях щелочных металлов с галогенами нет полного перехода электронов от металла к галогену. Химическую связь считают ионной, если разность относительных электроотрицательностей элементов (ОЭО) металла и галогена $\Delta \text{ОЭО} \geq 1,9$.

Металлическая связь осуществляется в кристаллической решетке металла между положительно заряженными ионами за счет притяжения электронов, свободно перемещающихся по кристаллу («электронный газ»). Она не обладает направленностью и насыщенностью.

Пример 1.

Определить полярность связи H-H и H-Cl.

Решение:

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

Пример 2.

Длина диполя молекулы HCl равна $2,2 \times 10^{-11}$ м. Вычислить дипольный момент.

Решение: Дипольный момент рассчитывается по формуле:

$$\mu = q \times l \text{ [Кл}\cdot\text{м]},$$

где q – величина абсолютного заряда электрона, Кл; l – длина связи, расстояние между центрами положительного и отрицательного зарядов в молекуле (длина диполя молекулы), нм. $\mu = 1,6 \cdot 10^{-19} \cdot 2,2 \cdot 10^{-11} = 3,52 \cdot 10^{-30}$ Кл·м; зная, что $1D = 3,33 \cdot 10^{-30}$ Кл·м, выразим дипольный момент в дебаях $\mu = 3,52 \cdot 10^{-30} / 3,33 \cdot 10^{-30} = 1,06 D$.

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 3р 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.

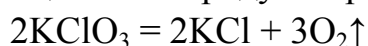
2.2.4 Химическая кинетика (Задания 61-80)

Химическая кинетика – раздел физической химии, изучающий скорости и механизмы химических реакций.

Скорость химической реакции определяется изменением концентрации реагирующих веществ за единицу времени в единице реакционного пространства. Она зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, давления и присутствия катализатора.

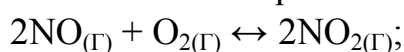
Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ выражается основным законом химической кинетики – законом действия масс: при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ, возведенных в степень их стехиометрических коэффициентов.

Химические реакции, в которых исходные вещества целиком превращаются в продукты реакции, называются необратимыми:



$$v_1 = k_1 \cdot C^2(KClO_3) \text{ или } v_1 = k_1 \cdot [KClO_3] \text{ (кинетическое уравнение).}$$

Значительно чаще происходят реакции, идущие одновременно в двух противоположных направлениях – прямом и обратном:



$$v_1 = k_1 \cdot [NO]^2 \cdot [O_2];$$

$$v_2 = k_2 \cdot [NO_2]^2.$$

Состояние обратимой реакции, при котором скорости прямой и обратной реакций равны между собой, называется химическим равновесием.

При химическом равновесии $v_1 = v_2$, откуда

$$K_C = k_1 / k_2 = [NO_2]^2 / [NO]^2 \cdot [O_2],$$

где K_C – константа химического равновесия (величина табличная), выраженная через равновесные молярные концентрации реагирующих веществ; k_1, k_2 – константы скоростей прямой и обратной химических реакций; $[NO_2], [NO], [O_2]$ – равновесные молярные концентрации реагирующих веществ.

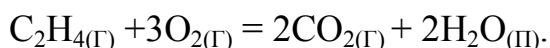
Для обратимой химической реакции отношение произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению равновесных

концентраций исходных веществ есть величина постоянная при постоянной температуре и называется константой химического равновесия. Она зависит от температуры, природы реагирующих веществ, наличия катализатора и не зависит от концентраций реагирующих веществ.

Пример 1.

Как изменится скорость реакции горения этилена при увеличении концентрации кислорода в три раза?

Решение:



Скорость реакции горения этилена до изменения концентрации кислорода:

$$v_1 = k_1[\text{C}_2\text{H}_4] \cdot [\text{O}_2]^3 \text{ (закон действия масс).}$$

С увеличением концентрации кислорода в три раза скорость реакции станет равной

$$v_1' = k_1 [\text{C}_2\text{H}_4] 3[\text{O}_2]^3 = 27k_1[\text{C}_2\text{H}_4][\text{O}_2]^3 = 27v_1.$$

Следовательно, скорость увеличивается в 27 раз.

Пример 2.

Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 20 до 70 °С, если температурный коэффициент равен 2?

Решение:

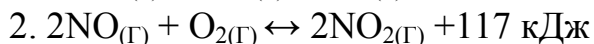
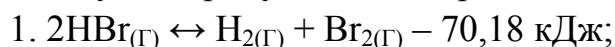
Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа (при повышении температуры на каждые 10 °С скорость химической реакции возрастает в 2-4 раза) по формуле: $v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{(t_2 - t_1)/10}$. Находим, что

$$v_{t_2}/v_{t_1} = 2^{(70-20)/10} = 2^5 = 32.$$

Следовательно, скорость реакции увеличится в 32 раза.

Пример 3.

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).

2.2.5 Способы выражения концентрации растворов (Задания 81-100)

Концентрацией раствора называется количество растворенного вещества, содержащегося в определенном массовом и объемном количестве раствора или растворителя.

В химии применяются следующие способы выражения состава растворов: массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента (нормальная, эквивалентная), моляльная концентрация, а также мольная доля и титр.

Массовой долей (ω) называется отношение массы растворенного вещества к массе раствора, она выражена в долях единицы

$$\omega = m(\text{в-ва}) / m(\text{р-ра}).$$

Массовая доля может быть выражена в процентах ($\omega \%$ или $C \% = \omega \cdot 100$), промилле ($\text{‰} = \omega \cdot 10^3$) и миллионных долях (млн^{-1} или $\text{ppm}^1 = \omega \cdot 10^6$).

Концентрацией раствора называется количество (моль) растворенного вещества, содержащегося в определенном массовом или объемном количестве раствора или растворителя.

Молярная концентрация выражается числом молей растворенного вещества, содержащегося в 1 литре раствора [моль/л] или [М].

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

$$n(\text{в-ва}) = m(\text{в-ва}) / M(\text{в-ва}).$$

Раствор, содержащий 1 моль вещества в 1 л раствора, называется одномолярным (1 М), 0,1 моля – децимолярным (0,1 М), 0,01 моля – сантимольным (0,01 М).

Молярная концентрация эквивалента вещества (эквивалентная или нормальная) выражается числом молей эквивалентов растворенного вещества, содержащегося в одном литре раствора [моль-экв/л]; [моль/л] или [н].

$$C_N = n_{\text{Э}} / V(\text{р-ра}) \text{ [н];}$$

$$n_{\text{Э}}(\text{в-ва}) = m(\text{в-ва}) / M_{\text{Э}}(\text{в-ва});$$

$$M_{\text{Э}}(\text{в-ва}) = M(\text{в-ва}) / z.$$

Раствор, содержащий 1 моль-экв. вещества в 1 л, называется однонормальным (1 н), 0,1 моль-экв. – децинормальным (0,1 н), 0,01 моль-экв. – сантинормальным 0,01 н).

Моляльная концентрация выражается числом молей растворенного вещества в одном килограмме растворителя [моль/кг]:

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

Мольная доля (молярная доля) вещества в растворе определяется отношением числа молей данного вещества к сумме числа молей всех веществ, находящихся в растворе. Для двухкомпонентной системы: n_1 – $n(\text{в-ва})$, n_2 – $n(\text{р-ля})$, отсюда мольная доля вещества

$$X_1 = n_1 / n_1 + n_2.$$

Концентрацию иногда можно определить по таблице, зная плотность раствора. Ее можно выразить титром.

Титр определяется числом граммов растворенного вещества, содержащегося в одном миллилитре раствора [г/мл]. $T = m(\text{в-ва}) / V(\text{р-ра})$ [г/мл].

Пример 1.

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

Решение:

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

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

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

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

$m_1(\text{H}_3\text{PO}_4)$ – 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 pH^+),
 $z(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3$.

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

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

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 мольную доли растворенного вещества, молярную, моляльную, нормальную концентрацию и титр полученного раствора. Плотность полученного раствора $1,17 \text{ г/мл}$

Для данного раствора рассчитать физико-химические параметры при температуре $25 \text{ }^\circ\text{C}$. 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.

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

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

$$m(\text{раствора}) = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{CuCl}_2), \text{ зная что плотность воды}$$

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

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 250 = 250 \text{ г},$$

$$m(\text{раствора}) = 250 + 8 = 258 \text{ (г)}.$$

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

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:

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

Подставляя полученные значения в выражение для молярной концентрации, получаем:

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

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.

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

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

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

Рассчитываем молярную концентрацию. Молярная 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.

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

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: $X = \frac{0,06}{0,06+13,9} = 0,004$.

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

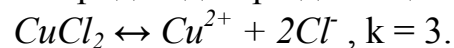
$$T = \frac{m(\text{раств-ва})}{V(\text{р-ра})} = \frac{8}{220,5} = 0,036 (\text{г/мл})$$

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.

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

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.

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

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

2.2.6 Гидролиз солей (Задания 101-120)

Гидролизом называется химическое обменное взаимодействие ионов растворенной соли с водой, приводящее к образованию продуктов, являющихся слабыми электролитами (слабых кислот и оснований, анионов кислых или катионов основных солей), сопровождающееся смещением равновесия диссоциации воды и изменением реакции среды (рН).

Пример 1.

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

Решение:

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



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

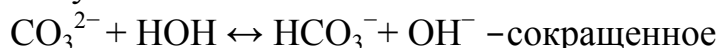
Пример 2.

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 .

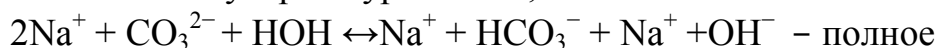
Решение:

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

1 ступень:



ионно-молекулярное уравнение;



ионно-молекулярное уравнение;



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 .

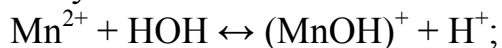
Пример 3.

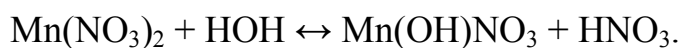
Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде и указать, как в результате гидролиза изменился водородный показатель pH в растворе соли $Mn(NO_3)_2$.

Решение:

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

1 ступень





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

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

Пример 4.

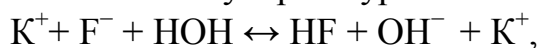
Составить ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза (I ступень) следующих солей: а) KF; б) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; г) Na_2S . Указать реакцию среды растворов этих солей.

Решение:

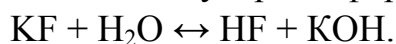
а) Фторид калия – $\text{KF} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{F}^-$, соль образована слабой кислотой HF и сильным основанием KOH. Гидролиз простой, будет протекать по аниону.



Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



или в молекулярной форме:

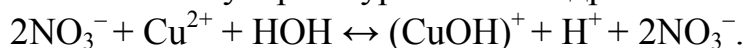


В результате гидролиза в растворе увеличивается концентрация гидроксид-ионов, поэтому раствор KF имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

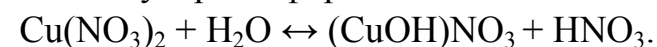
б) Нитрат меди (II) – $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$, соль образована слабым основанием $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и сильной кислотой HCl. Гидролиз сложный ступенчатый, будет протекать по катиону:



Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



В молекулярной форме:



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

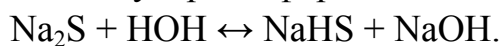
в) Сульфид натрия – $\text{Na}_2\text{S} \leftrightarrow 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-}$, соль образована сильным основанием NaOH и слабой кислотой H_2S . Гидролиз сложный ступенчатый, будет протекать по аниону:



Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



в молекулярной форме:



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

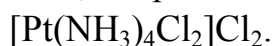
2.2.7 Комплексные соединения (Задания 121-140)

В комплексном соединении различают внутреннюю (комплексный ион, или комплекс) и внешнюю сферы. Внутреннюю сферу составляют комплексообразователь (центральный ион или атом) и лиганды (адденды).

Внешнесферная диссоциация комплексных соединений происходит в водных растворах практически полностью. Она называется первичной. Обратимый распад внутренней сферы комплексного соединения называют вторичной диссоциацией. Диссоциация комплексного иона характеризуется константой равновесия, которая называется константой нестойкости комплексного иона и служит мерой устойчивости комплекса.

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: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}_2 \leftrightarrow [\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]^{2+} + 2\text{Cl}^-$.

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

Константа нестойкости принимает следующий вид:

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

Чем меньше значение константы нестойкости комплексного иона, тем более устойчив он в растворе. Константу нестойкости называют константой распада комплексного иона. Обратную ее величину называют константой

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

2.2.8. Окислительно-восстановительные реакции (Задания 141-160)

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^- .

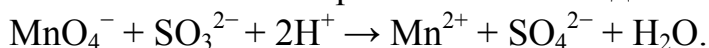
Пример 1.

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

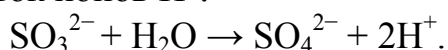


Решение:

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



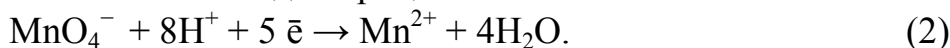
В этой реакции ион SO_3^{2-} окисляется в ион SO_4^{2-} . Недостающий кислород при переходе SO_3^{2-} в SO_4^{2-} берется из воды, и в результате образуется избыток ионов H^+ :



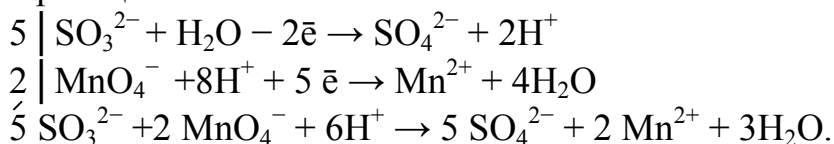
Так как суммы зарядов в левой и правой части уравнения должны равняться друг другу, из левой части следует вычесть два электрона. Электронно-ионное уравнение для процесса окисления будет иметь вид:



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:

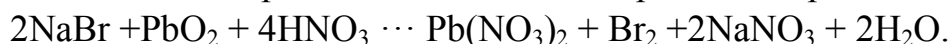


От ионного уравнения легко перейти к молекулярному уравнению:



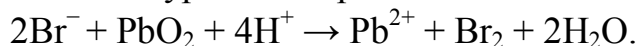
Пример 2.

Установить направление возможного протекания реакции:

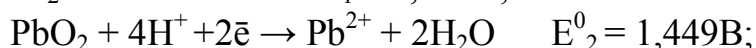
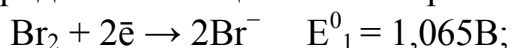


Решение:

Запишем уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:

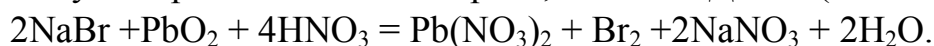


По таблице (Лурье. Ю. Ю. Справочник по аналитической химии. – Москва: Химия, 1978. – 447 с.) находим числовые значения стандартных электродных потенциалов электрохимических систем, участвующих в реакции:



$$\text{ЭДС} = E_2^0 - E_1^0 = 1,449 - 1,065 = 0,384 \text{ В}.$$

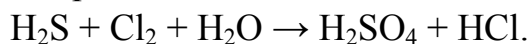
Окислителем всегда служит система с более высоким значением электродного потенциала. Поскольку здесь значение E_2^0 значительно больше, чем E_1^0 практически при любых концентрациях взаимодействующих веществ, бромид ион будет служить восстановителем, а диоксид свинца – окислителем. Реакция будет протекать слева направо, так как ЭДС > 0 (положительная).



Пример 3.

Составить уравнение реакции окисления сероводорода хлорной водой.

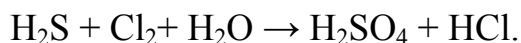
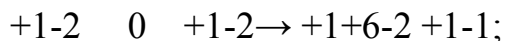
Реакция протекает по схеме:



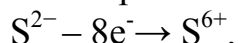
Определить тип окислительно-восстановительной реакции. Рассчитать эквивалентные массы окислителя и восстановителя. Определить возможность протекания реакции в указанном направлении.

Решение:

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

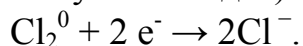


В ходе процесса атомы двух элементов – серы и хлора – изменили степень окисления. Сера повысила степень окисления с -2 до +6, отдав при этом восемь электронов:



В данном процессе атом серы является восстановителем.

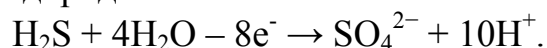
Хлор понизил степень окисления с 0 до -1, принимая два электрона (поскольку атомов два):



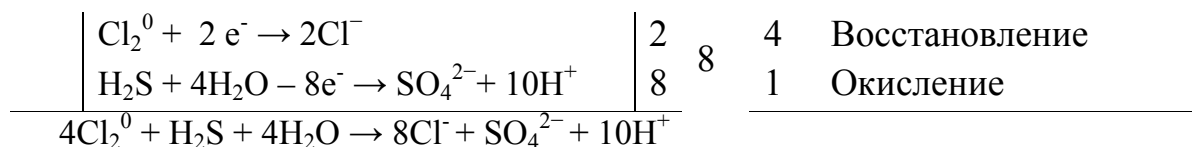
Атомы хлора выступают в роли окислителя.

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-} .

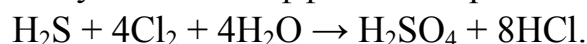
В ходе процесса атом серы связывается с четырьмя атомами кислорода, источниками которых являются четыре молекулы воды. При этом образуются восемь ионов водорода. Еще два иона водорода высвобождаются из молекулы сероводорода.



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.

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

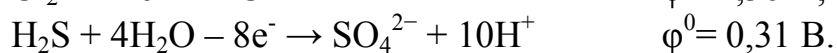
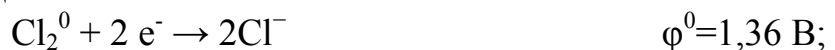
Аналогично рассчитываем молярную массу эквивалента восстановителя:

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

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 2 Приложения, запишем значения их стандартных потенциалов:



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

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

2.2.9 Коррозия металлов (задания 161-180)

Коррозия – самопроизвольно протекающее физико-химическое взаимодействие металла со средой, в результате которого изменяются свойства металла и ухудшаются его функциональные характеристики. Среда, вызывающая разрушение металла, называется коррозионной средой.

По механизму процесса различают химическую и электрохимическую коррозию. Химическая, и электрохимическая коррозии относятся к гетерогенным окислительно-восстановительным процессам, протекающим на поверхности раздела фаз «металл – коррозионная среда». При этом разрушаемый металл является восстановителем, взаимодействуя с окислителем коррозионной среды.

Самый распространенный вариант коррозии - коррозия, протекающая по электрохимическому механизму. В этом случае процесс сопровождается возникновением электрического тока и протекает в средах с хорошей проводимостью. Причинами возникновения электрохимической коррозии являются различные виды неоднородности как самого металла, так и коррозионной среды (загрязнения, примеси, различный уровень механических напряжений и др.). В результате вся поверхность металла, соприкасающаяся с проводящей коррозионной средой, разделяется на катодные и анодные участки, которые имеют малые размеры и чередуются друг с другом, образуя микрогальванические элементы.

Механизм электрохимической коррозии аналогичен процессам, протекающим в электрохимических системах. На анодных участках металл отдает электроны (анодно растворяется) и переходит в раствор в виде катионов. Оставшиеся электроны переходят в катодную зону. Чтобы процесс был непрерывным, электроны должны отводиться с катодной зоны. Они отводятся с помощью веществ, которые называют деполяризаторами. В роли деполяризаторов могут выступать частицы: H_2O , H^+ , O_2 .

Процесс электрохимической коррозии описывают двумя электродными полуреакциями – анодной и катодной.

Анодные процессы. На аноде всегда происходит окисление (растворение) металла по схеме: $\text{Me} = \text{Me}^{n+} + ne$.

Катодные процессы. На катоде происходит восстановление деполяризатора.

В зависимости от реакции среды, в которой протекает коррозионный процесс, и от того, какая частица будет служить деполяризатором, различают процессы контактной электрохимической коррозии с водородной и кислородной деполяризацией.

На катоде возможно протекание одной из перечисленных ниже полуреакций (таблица 3):

Таблица 3

Процессы протекающие на катоде

Нейтральная аэрированная среда	$O_2 + 2H_2O + 4e^- = 4OH^-$	Кислородная деполяризация
Кислая аэрированная среда	$O_2 + 4H^+ + 4e^- = 2H_2O$	
Нейтральная деаэрированная среда	$2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^-$	Водородная деполяризация
Кислая деаэрированная среда	$2H^+ + 2e^- = H_2$	

Пример 1.

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

Решение:

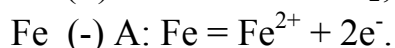
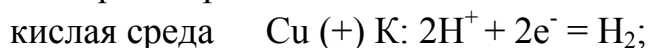
Основным компонентом стали является железо. Содержание других составляющих сталь компонентов настолько невелико, что мы можем пренебречь их влиянием на коррозионный процесс.

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

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

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

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



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

нейтральная Cu (+) К: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$;

деаэрированная среда Fe (-) А: $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$;

нейтральная

аэрированная среда Cu (+) К: $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = 4\text{OH}^-$;

Fe (-) А: $\text{Fe} = \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$.

Пример 2.

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

Решение:

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

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

Ответ: Al, Sn.

Пример 3.

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

Решение:

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

Ответ: Mg.

Пример 4.

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

Решение:

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

Ответ: Ag.

Пример 5.

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

Решение:

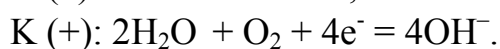
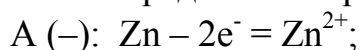
При контакте двух металлов различной электрохимической активности возникает гальванический элемент. В нейтральной среде его схема выглядит следующим образом:



В кислой среде:

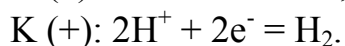
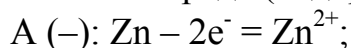


Так как цинк электрохимически более активен, чем никель (ряд стандартных электродных потенциалов металлов), он будет окисляться (корродировать). На никеле будет протекать восстановительный процесс (в нейтральной среде – кислородная деполяризация):



Продукт коррозии – Zn(OH)₂.

В кислой среде (водородная деполяризация):



Продукт коррозии – ZnCl₂.

2.2.10 Электролиз (Задания 181-200)

Окислительно-восстановительные процессы, протекающие под действием постоянного электрического тока на электродах, погруженных в раствор или расплав электролита, называют электролизом.

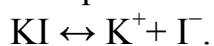
В электролизе следует различать два параллельных процесса: на катоде происходит прием электронов ионами, т. е. их восстановление, на аноде происходит отдача электронов ионами, т. е. их окисление.

Электролиз расплавов электролитов (анод инертный)

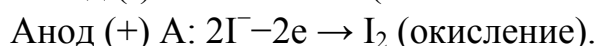
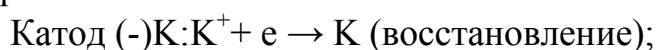
Пример 1.

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

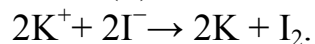
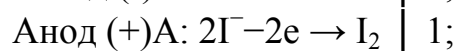
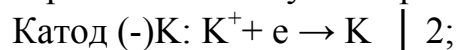
1. В расплаве йодид калия распадается на ионы:



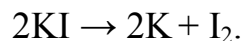
2. Под действием постоянного электрического тока катионы будут передвигаться к катоду и принимать электроны, а анионы – к аноду и отдавать электроны:



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

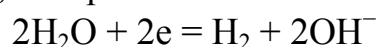


4. Перепишем уравнение в молекулярном виде:

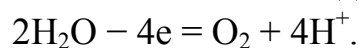


Электролиз водных растворов электролитов

При электролизе водных растворов электролитов катодные и анодные процессы протекают сложнее, так как в них принимают участие вода и ионы воды, которые восстанавливаются на катоде:



и окисляются на аноде:

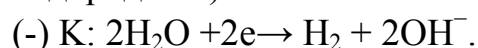


Для определения порядка протекания окислительно-восстановительных процессов на электродах при электролизе водных растворов электролитов можно руководствоваться следующими правилами.

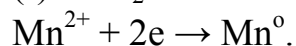
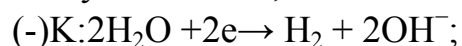
Для процессов на катоде

1. В первую очередь восстанавливаются катионы металлов, обладающих бóльшим электродным потенциалом, чем у водорода, в порядке уменьшения стандартного потенциала (E°). (-)К: $\text{Cu}^{2+} + 2e \rightarrow \text{Cu}^0$.

2. Катионы металлов с маленьким значением стандартного потенциала (от Li^+/Li и по Al^{3+}/Al включительно) не восстанавливаются на катоде, а вместо них восстанавливаются молекулы воды (в кислой среде – ионы водорода H^+).



3. Катионы металлов, имеющих меньший E° , чем у водорода, но больший, чем у алюминия, восстанавливаются одновременно с молекулами воды

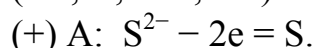


Для процессов на аноде

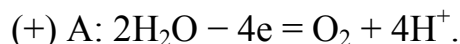
Характер окислительных процессов на аноде зависит от материала электродов. Различают нерастворимые (инертные) и растворимые (активные) электроды.

При использовании инертных электродов:

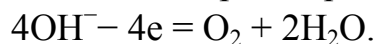
1 В первую очередь окисляются простые анионы в порядке возрастания их E° , не превышающих +1,5 В



2 При электролизе водных растворов, содержащих анионы кислородсодержащих кислот (CO_3^{2-} , NO_3^- , NO_2^- , SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , PO_4^{3-} и др.), на аноде окисляются не эти ионы, а молекулы воды:



3 В щелочных растворах на аноде окисляются гидроксид-ионы (OH^-):



Пример 1.

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

Решение:

В расплаве йодид калия распадается на ионы:



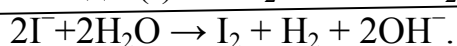
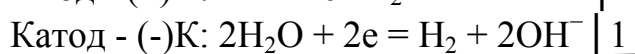
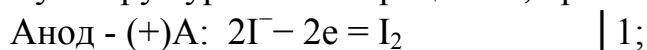
Под действием тока ионы йода будут передвигаться к аноду и окисляться:



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

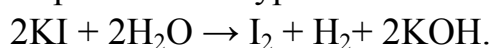


Суммируя уравнения процессов, протекающих на электродах:



записываем ионное уравнение: $2\text{K}^+ + 2\text{I}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2 + 2\text{K}^+ + 2\text{OH}^-$.

Перепишем уравнение в молекулярной форме:

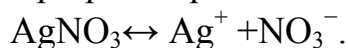


Пример 2.

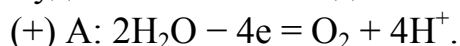
Составить уравнение электролиза водного раствора нитрата серебра (AgNO_3) с инертным анодом.

Решение:

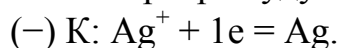
При растворении в воде нитрат серебра распадается на ионы:



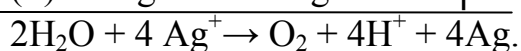
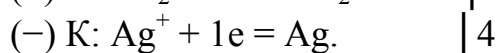
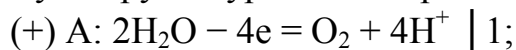
При электролизе водных растворов солей кислородсодержащих кислот на аноде будет окисляться вода:



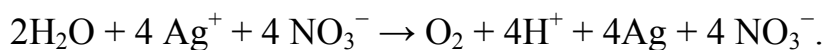
Ионы серебра будут перемещаться к катоду и восстанавливаться:



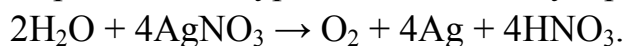
Суммируем уравнения процессов, протекающих на электродах:



Записываем уравнение в полной ионной форме:



Переписываем уравнение в молекулярной форме:



Пример 3.

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

Решение:

1. Описываем электродные процессы.

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

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

Воспользовавшись данными таблицы 5 Приложения, сравним электродные потенциалы возможных окислителей:

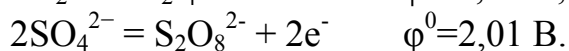
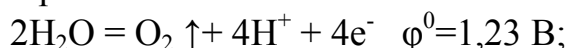


Потенциал первой системы значительно отрицательнее потенциала второй, поэтому на катоде будет происходить восстановление молекул воды с образованием водорода. Помимо этого, образовавшиеся гидроксид-ионы будут ассоциироваться с накопившимися в пространстве у катода катионами натрия.

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

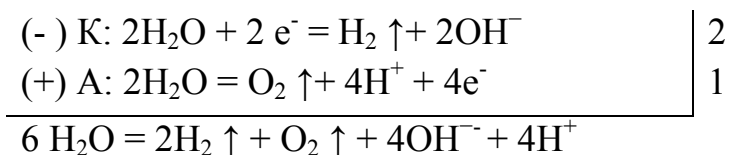
На аноде окисляется тот из восстановителей, стандартный электродный потенциал которого наименьший.

Сравним электродные потенциалы, которые характеризуют две рассматриваемые системы:

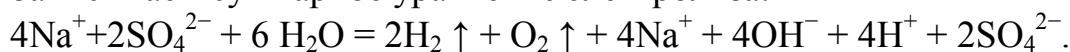


Исходя из этих значений, делаем вывод, что на аноде будет происходить окисление воды с образованием кислорода. Образующиеся протоны водорода будут ассоциироваться с накопившимися в пространстве у анода сульфат-ионами.

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



Записываем суммарное уравнение электролиза:



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

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

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

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

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

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

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

2.2.11. Гальванические элементы (Задания 201-220)

Первое начало термодинамики отражает закон сохранения энергии и справедливо для всех процессов, в том числе и для процесса перехода химической энергии в электрическую. Этот процесс реализуется в гальванических элементах.

При контакте металлической поверхности с раствором электролита возникает скачок потенциала на границе раздела фаз. Этот потенциал характеризует величину ЭДС (электродвижущую силу). Зная ЭДС, можно определить работу гальванического элемента и уяснить причину коррозионных процессов.

Взаимное превращение электрической и химической форм энергии происходит в электрохимических системах, состоящих из:

- проводников первого рода – веществ, обладающих электронной проводимостью и находящихся в контакте с электролитом – металлы;
- проводников второго рода – веществ, обладающих ионной проводимостью – электролиты.

На границе раздела двух фаз (*металл–раствор*) происходит перенос электрического заряда, т. е. протекает электрохимическая реакция, которая приводит к возникновению скачка потенциала.

При погружении металла в раствор происходит переход катионов с металлической пластинки в раствор или из раствора на металлическую пластинку.

Переход заряженных частиц через границу «раствор–металл» сопровождается возникновением на границе раздела двойного электрического слоя (ДЭС), характеризующийся возникновением скачка потенциала. ДЭС создается электрическими зарядами, находящимися на металле, и ионами противоположного заряда, ориентированными в растворе у поверхности электрода.

Потенциалы, погруженные в растворы собственных солей, возникающие на металлах, называются равновесными электродными потенциалами (φ).

Величина равновесного электродного потенциала зависит от природы электрода, температуры и концентрации (активности) ионов металла в растворе и выражается уравнением Нернста:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{RT}{nF} \ln [Me^{n+}][1],$$

где φ^0 – величина стандартного электродного потенциала, измеренного при $T = 298 \text{ K}$ в растворе соли этого же металла с концентрацией ионов металла Me^{n+} , равной 1 моль/л;

R – универсальная газовая постоянная (8,314 Дж/моль·К); T – температура в кельвинах (К);

n – число электронов, участвующих в электродном процессе;

F – постоянная Фарадея (96,485 Кл/моль); $[Me^{n+}]$ – концентрация ионов Me^{n+} в растворе.

При температуре $25 \text{ }^\circ\text{C}$ и множителе 2,303 для перехода от натуральных логарифмов к десятичным уравнение Нернста примет вид:

$$\varphi = \varphi^0 + \frac{0,059}{n} \lg [Me^{n+}].$$

Гальванические элементы относятся к химическим источникам электрического тока и позволяют получать ток за счет протекания химической реакции. Гальванический элемент состоит из двух электродов, различающихся величиной φ -потенциалов. Электрод с *наименьшим* значением φ -потенциала является **анодом**, а электрод с *наибольшим* значением потенциала – катодом.

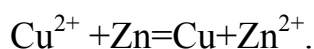
В гальваническом элементе окисление – отдача электронов – происходит на аноде (анод имеет знак «-»), восстановление – приобретение электронов – на катоде (катод имеет знак «+»).

Для гальванического элемента принята следующая форма записи:



где вертикальная линия | обозначает границу раздела фаз, а двойная вертикальная линия || – солевой мостик. Гальванический элемент принято записывать так, чтобы анод находился слева.

Источником электрической энергии в элементе служит окислительно-восстановительная реакция:



Важнейшей характеристикой гальванического элемента является *электродвижущая сила (ЭДС)*, которая определяется как предельная разность потенциалов, возникающая на границе раздела фаз в разомкнутой цепи элемента.

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}}.$$

Пример 1.

Составить схему гальванического элемента, анодом которого является магний, погруженный в раствор соли с концентрацией 0,01 М.

Решение:

1. Записываем схему электрода: $\text{Mg}|\text{Mg}^{2+}$

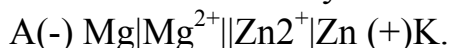
2. По уравнению Нернста рассчитываем величину электродного потенциала:

$$\varphi = \varphi^0_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} + \frac{0,059}{2} \lg[\text{Mg}^{2+}] = -2,37 + 0,059 \lg[0,01] = -2,43 \text{ В}.$$

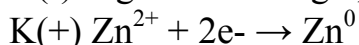
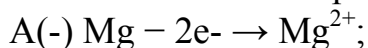
3. Используя соотношение $\varphi_{\text{к}} > \varphi_{\text{а}}$, выбираем металл с более положительным потенциалом, например, цинковый электрод. Значение потенциала выбранного электрода определяем по таблице «Стандартные электродные потенциалы металлов при 25 °С».

Следовательно, $\varphi^0_{(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})} = -0,762 \text{ В}$.

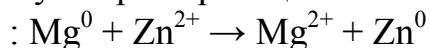
4. Записываем схему гальванического элемента:



5. Записываем электродные реакции:



Суммарная реакция



6. Рассчитываем ЭДС гальванического элемента:

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}} = -0,762 - (-2,37) = 1,608 \text{ В}.$$

2.2.12 Жесткость воды (Задания 221-240)

Примеси, растворенные в воде, оказывают существенное влияние на её свойства. Они весьма необходимы для жизни человека, животных и растений, но часто оказываются очень вредными при применении воды в технике, так как при высокой температуре образуют плотный осадок на стенках котлов, осаждаются на стенках труб в системах водяного охлаждения, что приводит к выходу этих систем из строя. На предприятиях по производству продуктов животного происхождения вода с высоким содержанием жестких солей приводит к увеличению расхода моющих средств.

Пример 1.

Рассчитать массу тетрабората натрия (буры), необходимого для умягчения 100 л воды, жесткость которой 5 мэкв/л. Написать реакцию умягчения в молекулярной и ионно-молекулярной форме с хлоридом магния (жесткая соль).

Решение:

Жесткость природных вод обусловлена наличием в ней растворимых солей кальция (Ca^{2+}), магния (Mg^{2+}) и железа (Fe^{2+}). Различают следующие типы жесткости: общую, карбонатную (временную, устранимую) и некарбонатную (постоянную, неустраиваемую). Все типы жесткости рассчитывают, применяя одно и то же выражение:

$$Ж = m(\text{соли}) / M_{\text{Э}}(\text{ жесткой соли}) \cdot V \text{ воды [мэкв/л].}$$

Пример 2.

Рассчитать массу умягчителя (буры), необходимого для умягчения 100 л воды, жесткость которой 5 мэкв/л. Написать реакцию умягчения в молекулярной и ионно-молекулярной форме с хлоридом магния.

Решение:

$$1. Ж = m(\text{умягчителя}) / M_{\text{Э}}(\text{умягчителя}) \cdot V \text{ воды,}$$

где Ж – жесткость воды, мэкв/л;

m – масса умягчителя, мг;

$M_{\text{Э}}$ – эквивалентная масса умягчителя, г/моль;

V – объем воды, л.

2. Рассчитываем эквивалентную массу умягчителя – буры:

$$m_{\text{Э}}(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) = \frac{M(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7)}{z},$$

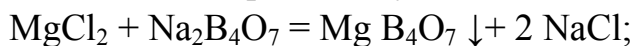
где M – молярная масса буры, г/моль.

$$M_{\text{Э}}(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) = \frac{202}{2 \cdot 1} = 101(\text{г/моль})$$

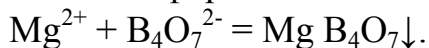
3. Из формулы для расчета жесткости воды выражаем m и рассчитываем необходимую массу буры:

$$m(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) = \frac{Ж \cdot M_{\text{Э}} \cdot V}{1000} = \frac{5 \cdot 101 \cdot 100}{1000} = 50,5(\text{г})$$

4. Записываем реакцию умягчения в молекулярной форме:



в ионной форме:



Ответ: $m(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) = 50,5 \text{ г.}$

Обратную задачу – расчет жесткости воды по массе умягчителя – решают с использованием той же формулы.

Пример 3.

Сколько граммов хлорида кальция содержится в 500 л воды, если жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна 4 ммоль?

Решение:

Молярная масса $M(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ г/моль}$, молярная масса эквивалента хлорида кальция $M_{\text{э}}(\text{CaCl}_2) = M(\text{CaCl}_2) / z$; $M_{\text{э}}(\text{CaCl}_2) = 111 / 2 = 55,5 \text{ г/моль}$.

В 500 л воды с жесткостью, равной 4 ммоль/л, содержится

$n(\text{CaCl}_2) = 500 \cdot 4 = 2000 \text{ ммоль CaCl}_2$ или

$m(\text{CaCl}_2) = 2000 \cdot 55,5 / 1000 = 111 \text{ г хлорида кальция}$.

3. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ПРОВЕДЕНИЮ ЭКЗАМЕНА

Промежуточная аттестация проводится в виде экзамена, к которому допускаются студенты освоившие лекционный курс, лабораторный практикум и имеющий положительный результат по контрольной работе. Основой для определения оценки на экзамене служит уровень усвоения материала, предусмотренный рабочей программой.

К экзамену допускаются студенты:

- защитившие все лабораторные работы и получившие допуск;
- получившие положительную оценку при выполнении контрольной работы.

Критерии оценки устного ответа на экзаменационные вопросы.

«5» (отлично): обучающийся демонстрирует системные теоретические знания, владеет терминологией, делает аргументированные выводы и обобщения, приводит примеры, показывает свободное владение монологической речью и способность быстро реагировать на уточняющие вопросы.

Обучающийся:

- на высоком уровне способен организовать свою работу ради достижения поставленных целей; на высоком уровне готов к использованию инновационных идей;
- на высоком уровне способен работать самостоятельно;
- на высоком уровне способен к познавательной деятельности;
- на высоком уровне способен применять на практике навыки проведения и описания исследований, в том числе экспериментальных;
- на высоком уровне способен обрабатывать полученные результаты, представлять их в виде научного доклада, научной статьи;
- на высоком уровне способен принимать участие в научно-исследовательских разработках по профилю подготовки: систематизировать информацию по теме исследований, принимать участие в экспериментах, обрабатывать полученные данные;
- на высоком уровне способен решать задачи профессиональной деятельности в составе научно-исследовательского коллектива.

«4» (хорошо): обучающийся демонстрирует системные теоретические знания, владеет терминологией, делает аргументированные выводы и обобщения, приводит примеры, показывает свободное владение монологической речью, но при этом делает несущественные ошибки, которые быстро исправляет самостоятельно или при незначительной коррекции преподавателем.

Обучающийся:

- на базовом уровне способен организовать свою работу ради достижения поставленных целей; на базовом уровне готов к использованию инновационных идей;

- на базовом уровне способен работать самостоятельно;

- на базовом уровне способен к познавательной деятельности;

- на базовом уровне способен применять на практике навыки проведения и описания исследований, в том числе экспериментальных;

- на базовом уровне способен обрабатывать полученные результаты, представлять их в виде научного доклада, научной статьи;

- на базовом уровне способен принимать участие в научно-исследовательских разработках по профилю подготовки: систематизировать информацию по теме исследований, принимать участие в экспериментах, обрабатывать полученные данные;

- на базовом уровне способен решать задачи профессиональной деятельности в составе научно-исследовательского коллектива.

«3» (удовлетворительно): обучающийся демонстрирует неглубокие теоретические знания, проявляет слабо сформированные навыки анализа явлений и процессов, недостаточное умение делать аргументированные выводы и приводить примеры, показывает недостаточно свободное владение монологической речью, терминологией, логичностью и последовательностью изложения, делает ошибки, которые может исправить только при коррекции преподавателем.

Обучающийся:

- на пороговом уровне способен организовать свою работу ради достижения поставленных целей; на пороговом уровне готов к использованию инновационных идей;

- на пороговом уровне способен работать самостоятельно;

- на пороговом уровне способен к познавательной деятельности;

- на пороговом уровне способен применять на практике навыки проведения и описания исследований, в том числе экспериментальных;

- на пороговом уровне способен обрабатывать полученные результаты, представлять их в виде научного доклада, научной статьи;

- на пороговом уровне способен принимать участие в научно-исследовательских разработках по профилю подготовки: систематизировать

информацию по теме исследований, принимать участие в экспериментах, обрабатывать полученные данные;

- на пороговом уровне способен решать задачи профессиональной деятельности в составе научно-исследовательского коллектива.

«2» (неудовлетворительно): обучающийся демонстрирует незнание теоретических основ предмета, не умеет делать аргументированные выводы и приводить примеры, показывает слабое владение монологической речью, не владеет терминологией, проявляет отсутствие логичности и последовательностью изложения, делает ошибки, которые не может исправить, даже при коррекции преподавателем. Отказывается отвечать на поставленные вопросы.

Обучающийся:

- на низком уровне способен организовать свою работу ради достижения поставленных целей; на низком уровне готов к использованию инновационных идей;

- на низком уровне способен работать самостоятельно;

- на низком уровне способен к познавательной деятельности;

- на низком уровне способен применять на практике навыки проведения и описания исследований, в том числе экспериментальных;

- на низком уровне обрабатывает полученные результаты и представляет их в виде научного доклада, научной статьи;

- на низком уровне способен ориентироваться в основных проблемах пищевой биотехнологии;

- на низком уровне способен принимать участие в научно-исследовательских разработках по профилю подготовки: систематизировать информацию по теме исследований, принимать участие в экспериментах, обрабатывать полученные данные;

- на низком уровне способен решать задачи профессиональной деятельности в составе научно-исследовательского коллектива.

Примерный перечень вопросов к экзамену приведен в приложении 2.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Химия : учебник / А. А. Гуров [и др.]. Изд. 3-е, испр. - Москва : МГТУ им. Н. Э.Баумана, 2007. - 777 с. – ISBN 978-5-7038-3049-9 (в пер.)
2. Князев, Д. А. Неорганическая химия: учеб. / Д. А. Князев, С. Н. Смарыгин. - 3-е изд., испр. - Москва: Дрофа, 2005. - 591 с.
3. Некрасов, Б. В. Основы общей химии: учеб. – В 2-х т. – Т. 1 /Б. В. Некрасов. - 4-е изд., стер. - Санкт-Петербург: Лань, 2003. - 656 с.
4. Некрасов, Б. В. Основы общей химии: учеб. – В 2-х т. – Т. 2 /Б. В. Некрасов. - 4-е изд., стер. - Санкт-Петербург: Лань, 2003. - 688 с.
5. Павлов, Н. Н. Общая и неорганическая химия : учебник / Н. Н. Павлов. - 2-е изд., перераб. и доп. - Москва : Дрофа, 2002. - 446, [1] с. - ISBN 5-7107-4288-0 (в пер.).
6. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учеб. / Н. С. Ахметов. - Изд. 4-е, испр. - Москва : Высшая школа, 2001. - 743 с.
7. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие / Н. Л. Глинка ; ред. А. И. Ермаков. - 29-е изд., испр. - Москва : Интеграл-Пресс, 2001. - 727 с. – ISBN 5-89602-017
8. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие / Н. Л. Глинка ; под ред.: В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. - изд. стер. - Москва :Интеграл-Пресс, 2001. - 240 с. – ISBN 5-89602-015-5.
9. Коровин, Н. В. Общая химия : учебник / Н. В. Коровин. - 2-е изд., испр. и доп. - Москва : Высшая школа, 2000. - 561 с. - ISBN 5-06-003939-0
10. Васильева, З. Г. Лабораторные работы по общей и неорганической химии :учеб. пособие / З. Г. Васильева, А. А. Грановская, А. А. Таперова. - 2-е изд., испр. - Ленинград : Химия, 1986. - 287 с

ПРИЛОЖЕНИЕ № 1

ЗАДАНИЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

Закон эквивалентов (задания 1-20)

1. На восстановление 3,6 г оксида металла пошло 1,67 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Рассчитать эквивалентные массы металла и оксида.
2. 0,321 г алюминия и 1,168 г цинка вытесняют из кислоты одинаковое количество водорода. Найти эквивалентную массу цинка, если эквивалентная масса алюминия равна 8,99 г/моль.
3. На образование 43,24 г гидрида щелочного металла требуется 5,6 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислить эквивалентные массы щелочного металла и его гидрида. Какой это металл?
4. При растворении в кислоте 3,06 г металла выделилось 2,8 л водорода, измеренного при температуре 0 °С и давлении 101,325 кПа. Вычислить молярную массу эквивалента металла.
5. Для нейтрализации 5 г гидроксида металла требуется 6,12 г одной кислоты или 7,87 г другой кислоты, эквивалентная масса которой 63 г/моль. Вычислить эквивалентные массы гидроксида металла и первой кислоты.
6. Масса 1 л кислорода равна 1,4 г. Сколько литров кислорода расходуется при сгорании 21 г магния, эквивалентная масса которого равна 12 г/моль?
7. Вычислить эквивалентную и атомную массу элемента, зная, что в его оксиде на один атом элемента приходится три атома кислорода, а содержание кислорода составляет 60 %.
8. Вычислите молярные массы эквивалентов $KAl(SO_4)_2$ в реакциях, выражаемых уравнениями
 $KAl(SO_4)_2 + 3KOH = Al(OH)_3 + 2K_2SO_4$;
 $KAl(SO_4)_2 + 2BaCl_2 = KCl + AlCl_3 + 2BaSO_4$.
9. На восстановление 56,08 г оксида металла потребовалось 22,4 л измеренного при нормальных условиях водорода. Вычислить эквивалентные массы металла и его оксида.
10. На нейтрализацию 1,89 г фосфористой кислоты (H_3PO_3) израсходовано 2,57 г гидроксида калия (KOH). Вычислить эквивалентную массу фосфористой кислоты и её основность. На основании расчета написать уравнение реакции.
11. Вычислить молярную массу эквивалента серы в соединении, содержащем водород H (массовая доля 5,92 %) и серу S (массовая доля 94,08 %).

12. На восстановление 3,6 г оксида металла пошло 1,67 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Рассчитать эквивалентные массы металла и оксида.
13. Вычислить молярную массу эквивалента NaHSO_4 и CuOHCl в реакциях, выражаемых уравнениями:
 $\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
 $\text{CuOHCl} + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS} + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}.$
14. 1,60 г кальция и 2,615 г цинка вытесняют из кислоты одинаковое количество водорода. Вычислить эквивалентную массу цинка, зная, что эквивалентная масса кальция равна 20 г/моль.
15. Вычислить эквивалентные массы NaHCO_3 и $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO}$ в реакциях:
 $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O};$
 $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO} + 2\text{CH}_3\text{COOH} = \text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3 + 2\text{H}_2\text{O}.$
16. При взаимодействии ортофосфорной кислоты со щелочью образовалась соль Na_2HPO_4 . Найти для этого случая значение молярной массы эквивалента ортофосфорной кислоты.
17. Эквивалентная масса четырехвалентного элемента равна 3. Какова массовая доля кислорода в высшем оксиде, этого элемента?
18. Вычислить молярную массу эквивалента оксида трехвалентного металла, зная, что эквивалентная масса металла равна 9,0 г/моль. Какой это металл?
19. Вычислить молярные массы эквивалента $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ в реакциях, выражаемых уравнениями:
 $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 + 3\text{KOH} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 2\text{K}_2\text{SO}_4;$
 $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 + 2\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{BaSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{Cr}(\text{NO}_3)_3.$
20. На восстановление 1,980 г оксида металла израсходовано 0,545 л кислорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислить молярные массы эквивалентов оксида и металла

Строение атома (задания 21-40)

21. Строение внешнего энергетического уровня атома одного элемента $3s^2 3p^1$, а атома другого элемента – $4s^2 4p^4$. Составить полные электронные формулы атомов этих элементов. У атома, какого элемента сильнее выражены металлические свойства?
22. Внешние и предвнешние энергетические уровни атомов некоторых элементов выражаются формулами: $3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$ и $3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$. Составить полные электронные формулы атомов этих элементов. Какой из них относится к d-элементам?

23. Электронная структура атома описывается формулой $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Определить период и группу периодической системы элементов Д. И. Менделеева, в которых находится элемент. Какой это элемент?
24. Масса атома некоторого изотопа равна 181 а.е.м. В его электронной оболочке содержится 73 электрона. Указать, сколько протонов и нейтронов содержится в ядре атома. Какой это элемент? Напишите электронную формулу атома этого элемента.
25. Какой энергетический подуровень в атомах заполняется раньше – 4f или 5d; 3d или 4s? Примените правила Клечковского.
26. Составить электронную формулу атома элемента, порядковый номер которого 35. Указать валентность и степень окисления атома этого элемента в нормальном и возбужденном состоянии.
27. На примере марганца и мышьяка показать применимость правила Гунда.
28. Какое максимальное количество f-электронов может быть: а) у атомов элементов шестого периода; в) у атомов элементов седьмого периода?
29. Составить электронные формулы атомов хрома и селена. Указать энергетические уровни и подуровни, на которых находятся их валентные электроны.
30. Что такое изотопы, изобары? Приведите примеры.
31. Какое максимальное число электронов может быть у атома в электронном слое, характеризуемом главным квантовым числом 3? Сколько значений магнитного квантового числа возможно для электронов данного слоя, если орбитальное квантовое число равно 3?
32. Чему равно максимальное число электронов на первом внешнем и предвнешнем энергетических уровнях? Какие подуровни заполняют эти электроны?
33. Почему марганец проявляет металлические свойства, а хлор – неметаллические? Дайте ответ, исходя из строения атомов этих элементов.
34. Символ одного из изотопов хрома $^{52}_{24}\text{Cr}$. Указать, сколько протонов и нейтронов содержится в ядре атома этого изотопа, сколько электронов содержит электронная оболочка. Написать электронную формулу этого атома.
35. Составить электронные формулы атомов элементов олова и вольфрама. Какой из них относится к p-элементам?
36. Составить электронные формулы ниобия и сурьмы. На каких подуровнях расположены их валентные электроны?
37. Сформулировать принцип наименьшей энергии. Какой подуровень заполняется раньше: 6s или 5d; 5d или 4f?
38. Составить электронные формулы атомов элементов, относящихся к s-, p-, d- и f-семействам.

39. Какое максимальное число электронов находится:
а) на четвертом и шестом энергетических уровнях;
в) на подуровнях s, p, d, f?
40. Строение внешнего и предвнешнего энергетических уровней атомов одного элемента – $3s^23p^63d^{10}4s^2$, атомов другого $3s^23p^64s^2$. Составить полные электронные формулы атомов этих элементов. Какой из них относится к d-элементам?

Химическая связь. Строение вещества (задания 41-60)

41. Чем объяснить, что молекулы CO_2 и SO_3 неполярные, хотя связи $=C=O$ и $>>S=O$ полярные?
42. Что называется длиной диполя? Почему у молекулы диоксида углерода дипольный момент равен нулю?
43. Объяснить, почему молекула $BeCl_2$ имеет линейную форму, а молекула H_2O – угловую. Какой тип химической связи в молекулах этих веществ?
44. При каких условиях у неполярных молекул дипольный момент равен нулю? Рассмотрите строение оксида углерода (IV) и метана.
45. Какие молекулы являются полярными и какие неполярными? Что служит мерой полярности молекул? Приведите примеры.
46. Какой тип химической связи в молекулах следующих соединений: CH_4 , F_2 , H_2O , $NaCl$? Ответ мотивировать, приведя схемы строения этих молекул.
47. Что служит мерой полярности ковалентной связи? По табличным значениям относительных электроотрицательностей элементов ОЭО определите, какая связь наиболее полярная: $H-F$; $H-Cl$ или $H-O$.
48. Какой тип химической связи в молекулах следующих соединений: CS_2 , $AlCl_3$, N_2 , NH_3 ? Ответ мотивировать, приведя схемы строения этих молекул.
49. Дипольные моменты молекул H_2S и SO_2 равны 0,93D и 1,61D. Вычислить длину диполя и указать, в какой из молекул связь более полярная.
50. Какие молекулы называются полярными, неполярными, ионными?
51. Что называется кратной связью? В чем отличие σ - и π -связей?
52. Чем отличается ковалентная полярная связь от ковалентной неполярной связи? Приведите примеры. Чем объяснить наличие диполя в молекуле воды и его отсутствие в молекуле CO_2 ?
53. Указать тип химической связи в молекулах H_2 , Cl_2 , HCl . Привести схему перекрывания электронных облаков.
54. Что называется дипольным моментом? В каких единицах он выражается? Какая из нижеприведенных молекул имеет наибольший дипольный момент: NF , HCl , HBr , HI ? Ответ мотивировать, исходя из электроотрицательности этих элементов.
55. Изобразить в виде схем строение молекул: Cl_2 , H_2O , CaS . Какой тип химической связи наблюдается в каждой из них?

56. Сколько σ - и π -связей в молекулах кислорода и азота? Написать схему образования этих молекул с учетом взаимодействия их электронных облаков.
57. Какой тип связи осуществляется в каждой из молекул: F_2 , CO_2 , HCl ? Указать для каждой из них направление смещения общей электронной пары.
58. Длина диполя CH_3Cl равна $4 \cdot 10^{-11}$ м. Вычислить дипольный момент и выразить его в дебаях.
59. Какую форму имеет молекула AB_3 , если связь осуществляется тремя р-электронами атома А и s-электронами трех атомов В? Привести примеры.
60. Почему молекулы CO_2 и SO_3 неполярные, а молекулы H_2O и SO_2 имеют диполь, несмотря на то, что связи $=C=O$ и $\gg S=O$ так же, как $>S=O$ и $H-O-$, полярные? Какая из вышеприведенных связей наиболее полярная? Почему?

Химическая кинетика. Химическое равновесие (задания 61-80)

61. Выразить математически скорость следующих химических реакций:
 а) $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \rightarrow$ б) $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow$ в) $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$.
 Написать кинетические уравнения, применив закон действующих масс.
62. Принцип Ле Шателье. Как повлияет повышение давления на равновесие следующих обратимых гетерогенных реакций
 $Na_2CO_{3(т)} + H_2O_{(ж)} \leftrightarrow 2NaHCO_{3(т)}$;
 $H_2SO_{4(ж)} + 2NH_{3(г)} \leftrightarrow (NH_4)_2SO_{4(т)}$.
63. Доказать расчетом, почему изменение давления смещает равновесие реакции $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \leftrightarrow 2NH_{3(г)}$ и не смещает равновесие реакции $N_{2(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2NO_{(г)}$.
64. При синтезе фосгена имеет место равновесие $Cl_{2(г)} + CO_{(г)} \leftrightarrow COCl_{2(г)}$. Определить исходные концентрации хлора и оксида углерода (II), если равновесные концентрации равны $[Cl_2] = 0,2$ моль/л; $[CO] = 0,1$ моль/л; $[COCl_2] = 2$ моль/л.
65. Две реакции при $10^\circ C$ протекают с одинаковой скоростью ($V_1 = V_2$). Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2, второй – 3. Как будут относиться скорости реакций, если первую из них вести при температуре $50^\circ C$, а вторую – при $30^\circ C$? Правило Вант-Гоффа.
66. Скорость реакции $2H_{2(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2H_2O_{(г)}$, при $[H_2] = 0,5$ моль/л и $[O_2] = 0,6$ моль/л. Константа равновесия равна $0,018$ моль/л·мин. Определить константу скорости реакции.
67. Скорость реакции при повышении температуры на $20^\circ C$ возросла в девять раз. Определить ее температурный коэффициент. Правило Вант-Гоффа.

68. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30 °С она возрастает в 27 раз?
69. Как повлияет повышение давления на равновесие следующих обратимых реакций, протекающих в гомогенной системе:
- а) $\text{PCl}_{5(\text{Г})} \leftrightarrow \text{PCl}_{3(\text{Г})} + \text{Cl}_{2(\text{Г})}$; б) $4\text{HCl}_{(\text{Г})} + \text{O}_{2(\text{Г})} \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{П})} + 2\text{Cl}_{2(\text{Г})}$.
70. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры на 30 °С, если температурный коэффициент скорости равен 1,5?
71. Как изменится скорость протекающей в закрытом сосуде гомогенной реакции $2\text{NO}_{(\text{Г})} + \text{O}_{2(\text{Г})} \leftrightarrow 2\text{NO}_2$, если увеличить давление в четыре раза? Принцип Ле Шателье.
72. Реакция между веществами А и В выражается уравнением $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$. Начальная концентрация вещества А равна 0,3 моль/л, вещества В – 0,5 моль/л. Константа скорости реакции равна 0,4. Рассчитать начальную скорость реакции и скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшится на 0,1 моль/л.
73. При некоторой температуре в гомогенной реакции установилось равновесие $\text{H}_{2(\text{Г})} + \text{Br}_{2(\text{Г})} \leftrightarrow 2\text{HBr}_{(\text{Г})}$. Равновесные концентрации реагирующих веществ водорода $[\text{H}_2] = 0,5$ моль/л, брома $[\text{Br}_2] = 0,1$ моль/л, бромоводорода $[\text{HBr}] = 1,6$ моль/л. Вычислить исходные концентрации водорода и брома.
74. Написать математические выражения скоростей следующих реакций:
- а) $2\text{Al}_{(\text{ТВ})} + 3\text{Cl}_{2(\text{Г})} = 2\text{AlCl}_{3(\text{КР})}$;
 б) $2\text{CO}_{(\text{Г})} + \text{O}_{2(\text{Г})} = 2\text{CO}_{2(\text{Г})}$.
75. Газовая смесь состоит из водорода и хлора. Реакция идет по уравнению $\text{H}_{2(\text{Г})} + \text{Cl}_{2(\text{Г})} \leftrightarrow 2\text{HCl}_{(\text{Г})}$. Как изменится скорость прямой реакции, если увеличить давление в три раза?
76. Равновесие реакции: $\text{CO}_{(\text{Г})} + \text{Cl}_{2(\text{Г})} \leftrightarrow \text{COCl}_{2(\text{Г})}$ установилось при концентрации реагирующих веществ $[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = [\text{COCl}_2] = 0,001$ моль/л. Определить константу равновесия и исходные концентрации оксида углерода (II) и хлора.
77. При 1000 °С константа равновесия реакции $\text{FeO}_{(\text{ТВ})} + \text{CO}_{(\text{Г})} \leftrightarrow \text{Fe}_{(\text{ТВ})} + \text{CO}_{2(\text{Г})}$ равна 0,5. Чему равны равновесные концентрации CO и CO₂, если их начальные концентрации следующие: $[\text{CO}]_0 = 0,05$ моль/л; $[\text{CO}_2]_0 = 0,025$ моль/л.
78. В каком направлении будет смещаться равновесие при понижении давления и температуры для реакции: $\text{COCl}_{2(\text{Г})} \leftrightarrow \text{CO}_{(\text{Г})} + \text{Cl}_{2(\text{Г})}$; $\Delta H_{298}^0 = +112,5$ кДж/моль?
79. Химическое равновесие реакции $\text{A} + 2\text{B} \leftrightarrow \text{D}$ установилось при следующих концентрациях веществ $[\text{A}]_{\text{Р}} = 6$ моль/л; $[\text{B}]_{\text{Р}} = 2$ моль/л; $[\text{D}]_{\text{Р}}$

= 3 моль/л. Вычислить константу равновесия и исходную концентрацию вещества А.

80. Взаимодействие между оксидом углерода (II) и хлором идет по уравнению $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{COCl}_{2(\text{г})}$. Концентрация оксида углерода (II) равна 0,3 моль/л, хлора – 0,2 моль/л. Как изменится скорость прямой реакции, если увеличить концентрацию хлора до 0,6 моль/л, оксида углерода (II) – до 1,2 моль/л.

Способы выражения концентрации растворов (задания 81-100)

81. Какова процентная концентрация раствора ($\omega\%$ или $\text{C}\%$), содержащего 20 г хлорида бария в 380 г воды? Вычислить молярную концентрацию BaCl_2 в данном растворе.
82. Сколько граммов едкого натра содержится в 400 мл 0,12 н раствора NaOH ? Сколько миллилитров этого раствора потребуется для осаждения в виде $\text{Fe}(\text{OH})_3$ всего железа, содержащегося в 48 мл 0,2 н раствора $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$?
83. Для осаждения в виде BaSO_4 всего бария, содержащегося в 500 мл раствора BaCl_2 , потребовалось 100 мл 0,3 н раствора H_2SO_4 . Сколько граммов BaSO_4 выпало в осадок?
84. К одному литру 10%-го раствора азотной кислоты HNO_3 (плотность 1,054 г/см³) прибавили 2 л 2%-го раствора той же кислоты (плотность 1,009 г/см³). Вычислить массовую долю ($\omega\%$ или $\text{C}\%$) и молярную концентрацию полученного раствора.
85. Сколько граммов KI надо растворить в 150 г воды для получения 0,2 молярного раствора йодида калия? Вычислить массовую долю ($\omega\%$ или $\text{C}\%$) йодида калия в этом растворе.
86. Рассчитать титр 0,15 н раствора кислот: серной, фосфорной, соляной.
87. Смешано 20 кг раствора с массовой долей 7,5 % и 10 кг раствора с массовой долей 30 % одного и того же вещества. Определить массовую долю ($\omega\%$ или $\text{C}\%$) вещества в полученном растворе.
88. К 3 л воды прибавили 1 л раствора с массовой долей гидроксида натрия 30 %, плотность, которого равняется 1,328 г/см³. Рассчитать массовую долю ($\omega\%$) и молярную концентрацию NaOH в полученном растворе.
89. Из 3 л раствора едкого кали с массовой долей 50 % (плотность 1,51 г/см³) надо приготовить раствор KOH с массовой долей 10 % (плотность 1,07 г/см³).
90. К 500 мл 32%-й азотной кислоты, имеющей плотность 1,2 г/см³, прибавили 1 л воды. Какова массовая доля ($\omega\%$) полученного раствора?
91. Какой объем 8%-го раствора серной кислоты (плотность 1,055 г/см³) нужно взять для приготовления 5 л 0,1 н раствора H_2SO_4 ?

92. Смешали 100 мл 50%-го раствора H_2SO_4 (плотность $1,40 \text{ г/см}^3$) и 100 мл 10%-го раствора H_2SO_4 (плотность $1,07 \text{ г/см}^3$) и добавили воды до 3 л. Определить молярную концентрацию эквивалентов серной кислоты в полученном растворе.
93. На нейтрализацию 50 мл раствора едкого кали KOH потребовалось 100 мл 8%-го раствора хлороводородной кислоты HCl (плотность $1,028 \text{ г/см}^3$). Вычислить молярную концентрацию эквивалента (нормальность) едкого кали в исходном растворе KOH.
94. Сколько воды следует прибавить к 50 мл 25%-го раствора H_2SO_4 , плотность которого $1,19 \text{ г/см}^3$, чтобы получить 10%-й раствор серной кислоты?
95. До какого объема надо разбавить 500 мл 20%-го раствора хлорида натрия (плотность $1,152 \text{ г/см}^3$), чтобы получить 4,5 %-й раствор NaCl, плотность которого равняется $1,029 \text{ г/см}^3$
96. Сколько миллилитров 10%-го раствора серной кислоты (плотность $1,07 \text{ г/см}^3$) потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 16 г гидроксида натрия NaOH?
97. Выразить в процентах концентрацию раствора, содержащего в 240 г воды 40 г глюкозы. Вычислить температуру замерзания этого раствора, если $K=1,86$.
98. Плотность 15%-го раствора серной кислоты равна $1,105 \text{ г/см}^3$. Вычислить молярную, молярную эквивалента и молярную концентрацию H_2SO_4 в растворе
99. Вычислить титр раствора, в котором массовая доля серной кислоты 30 %, а плотность этого раствора равняется $1,219 \text{ г/мл}$.
100. Вычислить молярность и нормальность 5%-го раствора фосфорной кислоты, если ее плотность составляет $1,023 \text{ г/мл}$.

Гидролиз солей (задания 101-120)

101. Какую реакцию среды будут иметь растворы нитрата цинка – $Zn(NO_3)_2$, бромида калия – KBr, сульфида натрия – Na_2S ? Ответы подтвердить уравнениями соответствующих реакций.
102. Как будут действовать на индикатор лакмус растворы цианида калия – KCN, сульфата меди (II) – $CuSO_4$, нитрата натрия – $NaNO_3$? Ответы подтвердить уравнениями соответствующих реакций.
103. Составить молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: $CuSO_4$, $BaCl_2$, NH_4Cl . Указать реакцию среды в водных растворах этих солей.
104. Какие из следующих солей подвергаются гидролизу: NaCl, $Cu(NO_3)_2$, K_2S ? Составить молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей.

105. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих при сливании растворов AlCl_3 и K_2S , если в результате реакции образуются $\text{Al}(\text{OH})_3$ и H_2S .
106. Составить молекулярные и ионные уравнения гидролиза, в результате которого образуются гидрофосфат и дигидрофосфат калия.
107. Какие из солей: KNO_3 , CrCl_3 , NaNO_2 подвергаются гидролизу? Составить ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза.
108. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций, происходящих в смеси водных растворов CrCl_3 и Na_2S (образуются $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и H_2S).
109. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза (I степень) хлоридов алюминия и кальция. Вычислить степень гидролиза хлорида алюминия.
110. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза ацетата натрия и сульфида бария.
111. Написать в ионном и молекулярном виде уравнения реакций гидролиза (I степень) сульфида кальция и нитрата цинка. Указать pH.
112. Написать в ионном и молекулярном виде уравнения реакций гидролиза (I степень) хлорида цинка и сульфата алюминия. Указать реакцию среды (pH).
113. Написать в ионном и молекулярном виде уравнения реакций гидролиза (I степень) сульфита натрия и нитрата меди (II). Вычислить константу гидролиза сульфита натрия.
114. Написать в ионном и молекулярном виде уравнения реакций гидролиза (I степень) карбоната калия и хлорида бария, если этот процесс протекает. Указать реакцию среды.
115. Написать в ионном и молекулярном виде уравнения реакций гидролиза (I степень) сульфида бария и хлорида марганца (II). Какой цвет приобретет индикатор метиловый оранжевый в водных растворах этих солей?
116. Написать в ионном и молекулярном виде уравнения реакций гидролиза (I степень) сульфида кальция и нитрата цинка. Указать реакцию среды (pH).
117. Написать в ионном и молекулярном виде уравнения реакций гидролиза (I степень) нитрата алюминия. Указать реакцию среды (pH). Какой цвет лакмуса в растворе этой соли?
118. Написать в ионном и молекулярном виде уравнения реакций гидролиза (I степень) ацетата аммония и хлорида натрия. Вычислить константу и степень гидролиза ацетата аммония.
119. Написать в ионном и молекулярном виде уравнения реакций гидролиза (I степень) нитрита калия и хлорида аммония. Указать реакцию среды (pH).

120. Написать в ионном и молекулярном виде уравнения реакций гидролиза (I степень) фторида калия и сульфата меди (II). Какой цвет приобретает метиловый красный в растворах этих солей?

Комплексные соединения (задания 121-140)

121-140. Укажите в комплексном соединении комплексообразователь, его степень окисления, значение координационного числа, лиганды, заряд комплексного иона, в первом или во втором комплексном соединении комплексный ион является более слабым электролитом. Напишите уравнения диссоциации комплексного соединения. Назовите комплексное соединение. Составьте выражение константы нестойкости комплексного иона (комплекса)

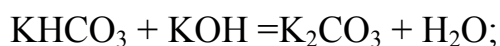
Таблица 4

Варианты и задания к теме «Комплексные соединения»

Номер варианта	Комплексное соединение	
	1	2
121	$K_3[Co(CN)_6]$	$[Ni(NH_3)_4](OH)_2$
122	$[Cu(NH_3)_2(H_2O)_2]Cl_2$	$Na_3[Fe(CN)_6]$
123	$K[AuBr_4]$	$[Co(NH_3)_4(H_2O)_2]Cl_3$
124	$Ba[Co(CN)_4]$	$[Cr(H_2O)_2(NH_3)_2Cl_2]Cl$
125	$K_2[Cd(CN)_4]$	$[Co(NH_3)_3(H_2O)_3]Cl_3$
126	$Na_3[Co(CN)_4Cl_2]$	$[Cr(NH_3)_4(H_2O)_2]Cl_3$
127	$[Co(H_2O)_4NH_3Cl]Cl_2$	$K[AuCl_4]$
128	$H_2[PtCl_4]$	$[Co(H_2O)_3(NH_3)_2Br]Cl_2$
129	$K_3[Co(CN)_4Cl_2]$	$H_2[CoCl_4]$
130	$H_2[PtCl_4]$	$[Co(NH_3)_2(H_2O)_2(NO_3)_2]Cl$
131	$Na_3[CoCl_6]$	$[Cr(NH_3)_3(H_2O)_2Cl]Cl_2$
132	$[Co(NH_3)_2(H_2O)_2Cl_2]Cl$	$Na_3[Fe(CN)_3Cl_3]$
133	$H_2[SiF_6]$	$[Cr(H_2O)(NH_3)_5]Br_3$
134	$K_4[Co(CN)_4Cl_2]$	$[Cr(NH_3)_3(H_2O)Br]Cl_2$
135	$Na_4[Co(CN)_6]$	$[Cr(NH_3)_4(H_2O)Cl]Br_2$
136	$K_2[Zr(OH)_6]$	$[Cr(H_2O)_2(NH_3)_3Cl]Br_2$
137	$K_4[Co(CN)_6]$	$Na_3[Fe(CN)_5NO_2]$
138	$Cs[Ag(CN)_2]$	$[Pt(H_2O)_2(NH_3)_5Cl]Cl_3$
139	$[Cr(NH_3)_5Cl]Br_2$	$Na_3[CoCl_6]$
140	$[Co(H_2O)_4(NH_3)_2]Cl_3$	$[Cr(NH_3)_3(H_2O)Br]Br_2$

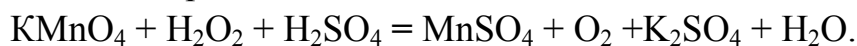
Окислительно-восстановительные реакции (задания 141-160)

141. Какая из приведенных реакций является окислительно-восстановительной:



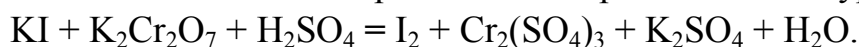
Расставить коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции, составив электронно-ионные уравнения. Указать, какое вещество является окислителем, а какое – восстановителем.

142. Реакция протекает по схеме:



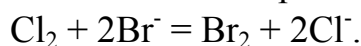
Составить электронно-ионные уравнения. Расставить коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции. Указать, какое вещество является окислителем, а какое – восстановителем. Вычислить ЭДС.

143. Составить для схемы реакции электронно-ионные уравнения:



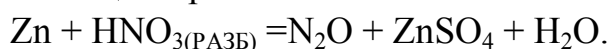
Расставить коэффициенты в уравнении реакции. Определить молярные массы эквивалентов восстановителя и окислителя.

144. Установить направление возможного протекания реакции:



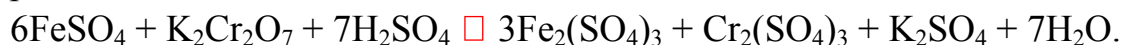
Вычислить ЭДС, выписав значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов из справочной таблицы.

145. Реакции протекают по схемам:

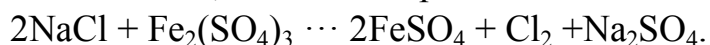


Расставить коэффициенты в уравнении реакции. Определить эквивалентную массу азотной кислоты в этой реакции.

146. Определить эквивалентные массы окислителя и восстановителя в реакции:

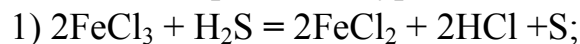


147. Установить, в каком направлении возможно протекание реакции:



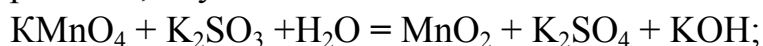
Вычислить ЭДС, выписав значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов из справочной таблицы.

148. Реакции выражаются уравнениями:



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

149. 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:





150. Установить направление возможного протекания реакции

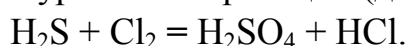


Вычислить ЭДС. Значения окислительно-восстановительных потенциалов найти в справочных таблицах.

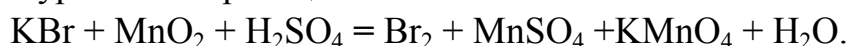
151. Определить эквивалентные массы окислителя и восстановителя в реакции



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

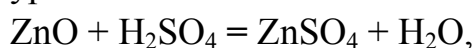


153. На основании электронно-ионных уравнений подобрать коэффициенты к уравнению реакции:

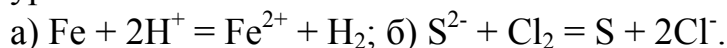


Вычислить молярную массу эквивалента окислителя.

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



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



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

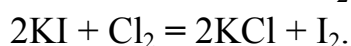
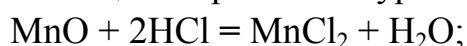


Определить направление протекания реакции.

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

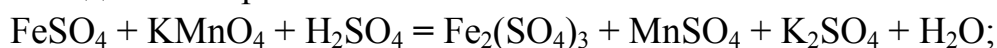


158. Реакции выражаются уравнениями:



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

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



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



Коррозия металлов (задания 161-180)

161. Рассмотреть электрохимическую коррозию в кислой среде изделия из сплава Cu–Zn. Привести уравнения катодной и анодной реакций.
162. Как протекает атмосферная коррозия изделия из железа с никелевым покрытием в случае нарушения герметичности последнего? Привести уравнения катодного и анодного процесса.
163. Привести пример металлического катодного покрытия для изделия из никеля. Составить уравнения катодной и анодной реакций коррозии при нарушении покрытия в деаэрированной воде.
164. Рассмотреть электрохимическую коррозию изделия из стали в кислой среде. Привести уравнения катодной и анодной реакций. Предложить возможные способы защиты.
165. Как протекает атмосферная коррозия изделия из железа с оловянным покрытием в случае нарушения герметичности последнего? Привести уравнения катодной и анодной реакций.
166. Рассмотреть электрохимическую коррозию изделия из сплава Fe–Cu в деаэрированной воде. Привести уравнения катодной и анодной реакций.
167. Привести пример металла анодного покрытия для изделия из никеля. Составить уравнения катодной и анодной реакций, протекающих при коррозии этого изделия в деаэрированной воде при нарушении целостности покрытия.
168. Рассмотреть электрохимическую коррозию изделия из стали в деаэрированной воде. Привести уравнения катодной и анодной реакций. Предложить возможные способы защиты.
169. Подобрать металл для протектора, который должен служить для защиты железного изделия от электрохимической коррозии в воде. Привести уравнения катодной и анодной реакций.
170. Предложить анодное покрытие для изделия из олова. Составить уравнения катодной и анодной реакций, протекающих при атмосферной коррозии этого изделия в деаэрированной воде при нарушении целостности покрытия.
171. Возможно ли использование медных заклепок на стальных конструкциях, которые эксплуатируются в морской воде? Ответ обосновать.
172. Какой металл целесообразней выбрать для протекторной защиты от коррозии свинца: цинк, магний или хром? Почему? Составить уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии.

173. Рассмотреть атмосферную коррозию изделия из стали. Привести уравнения катодной и анодной реакций. Предложить возможные способы защиты.
174. Рассмотреть электрохимическую коррозию изделия из сплава Fe–Cd в деаэрированной воде. Привести уравнения катодной и анодной реакций.
175. Предложить катодное покрытие для изделия из олова. Составить уравнения катодной и анодной реакций, протекающих при атмосферной коррозии этого изделия в деаэрированной воде при нарушении целостности покрытия.
176. Две металлоконструкции, изготовленные из стали, эксплуатируются в морской и дистиллированной воде. В каком случае скорость коррозии будет выше? Привести уравнения катодной и анодной реакций для каждой коррозионной среды.
177. Как протекает атмосферная коррозия изделия из железа с кадмиевым покрытием в случае нарушения герметичности последнего? Привести уравнения катодной и анодной реакций.
178. Рассмотреть электрохимическую коррозию изделия из сплава Ni–Cu в деаэрированной воде. Привести уравнения катодной и анодной реакций.
179. Привести пример металла катодного покрытия для изделия из стали. Составить уравнения реакций катодного и анодного процессов, протекающих при коррозии этого изделия в аэрированной воде.
180. Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом, другая медью, находятся во влажном воздухе. На какой из них быстрее образуется ржавчина? Мотивировать ответ.

Электролиз растворов солей (задания 181-200)

181-200. Через раствор электролита пропустили ток силой x А в течение y минут. Написать уравнения электродных процессов, происходящих при электролизе (инертный анод) и указать, какие продукты и в каком количестве были получены.

Таблица 5

Варианты и задания к теме «Электролиз раствора солей»

№ п\п	Раствор электролита	Сила тока, А (x)	Время электролиза, мин (y)
181	CrCl ₃	3,5	30
182	FeCl ₂	2,5	40
183	Na ₃ PO ₄	2,0	60
184	Cu(NO ₃) ₂	2,0	80
185	Cr ₂ (SO ₄) ₃	1,5	70
186	Pb(NO ₃) ₂	2,0	90

187	MnCl ₂	4,0	50
188	AgNO ₃	4,5	20
189	MnSO ₄	4,0	10
190	K ₂ SO ₄	2,5	60
191	Zn(NO ₃) ₂	6,0	80
192	CuCl ₂	2,0	40
193	NiCl ₂	5,5	20
194	FeCl ₃	4,5	30
195	ZnCl ₂	3,0	90
196	Ni(NO ₃) ₂	1,5	50
197	K ₂ CO ₃	1,5	70
198	FeSO ₄	9,0	30
199	KNO ₂	6,0	60
200	Al(NO ₃) ₃	2,5	80

Гальванический элемент (задания 201-220)

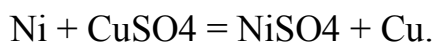
201. Вычислить значение ЭДС гальванического элемента:



Написать процессы на аноде и катоде, реакцию, генерирующую ток, и определите в кДж энергию химической реакции, превращающуюся в электрическую.

202. Рассчитать ЭДС гальванического элемента, составленного из стандартного водородного электрода и свинцового электрода, погруженного в 0,01 М раствор PbCl₂. На каком электроде идет процесс окисления, а на каком – восстановления?

203. По уравнению токообразующей реакции составить схему гальванического элемента:



Написать уравнения анодного и катодного процессов. Рассчитать стандартную ЭДС.

204. Составить схему гальванического элемента из магния и свинца, погруженных в растворы их солей с концентрацией ионов: [Mg²⁺] = 0,001 моль/л, [Pb²⁺] = 1 моль/л. Написать уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде. Рассчитать стандартную ЭДС этого элемента.

205. Как изменится (увеличится, уменьшится) или останется постоянной масса пластины из кобальта, погруженной в раствор, содержащий соли Fe (II), Mg, Ag (I)? Написать молекулярные уравнения реакций.

206. Составить схему гальванического элемента, уравнения полуреакций анодного и катодного процессов, молекулярное уравнение реакции, проходящей при работе гальванического элемента, анодом которого является никель. Подобрать материал для катода. Рассчитать стандартную ЭДС этого гальванического элемента.
207. Схема гальванического элемента: $\text{Al}/\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3//\text{AgNO}_3/\text{Ag}$. Указать анод и катод, написать электродные процессы, суммарное уравнение реакции и рассчитать электродвижущую силу элемента при 298 К, если $[\text{Al}^{3+}] = 0,0001$ моль/л, $[\text{Ag}^+] = 0,1$ моль/л.
208. Составить схемы двух гальванических элементов, в одном из которых алюминий будет катодом, а в другом – анодом. Написать электродные процессы, суммарное уравнение процесса.
209. Какие процессы имеют место у электродов магниевое концентрационного гальванического элемента, если у одного из электродов активность ионов Mg^{2+} равна 1 моль/л, у другого – 0,001 моль/л. В каком направлении движутся электроны во внешней цепи? Какова ЭДС этого элемента?
210. При каком условии будет работать гальванический элемент, электроды которого сделаны из одного и того же металла? Составить схему, написать электронные уравнения электродных процессов и вычислить ЭДС гальванического элемента, в котором один никелевый электрод находится в 0,001 М растворе сульфата никеля, а другой такой же электрод – в 0,01 М растворе.
211. Составить схему, написать электронные уравнения электродных процессов и вычислить ЭДС гальванического элемента, состоящего из свинцовой и магниевой пластин, опущенных в растворы своих солей с концентрацией $[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Mg}^{2+}] = 0,01$ моль/л. Изменится ли ЭДС этого элемента, если концентрацию каждого из ионов увеличить в одинаковое число раз?
212. Составить схемы двух гальванических элементов, в одном из которых никель является катодом, а в другом – анодом. Написать для каждого из этих элементов электронные уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде.
213. Железная и серебряная пластины соединены внешним проводником и погружены в раствор серной кислоты. Составить схему данного гальванического элемента и написать электронные уравнения процессов, происходящих на аноде и катоде.

214. Составить схему, написать электронные уравнения электродных процессов и вычислить ЭДС гальванического элемента, состоящего из пластин кадмия и магния, опущенных в растворы своих солей с концентрацией $[Mg^{2+}] = [Cd^{2+}] = 1$ моль/л. Изменится ли значение ЭДС, если концентрацию каждого из ионов понизить до 0,01 моль/л?
215. Составить схему и рассчитать ЭДС концентрированного гальванического элемента, составленного из двух железных электродов, погруженных в раствор соли железа с концентрациями 1 М и 0,01 М. Написать уравнения электродных реакций.
216. В гальваническом элементе протекает химическая реакция $Zn + NiSO_4 = ZnSO_4 + Ni$. Написать его схему и уравнения электродных реакций. Вычислить ЭДС этого элемента при стандартных условиях. Какой металл вместо никеля можно взять, чтобы увеличить ЭДС?
217. Составить схему гальванического элемента, состоящего из стандартного водородного электрода и ртутного электрода. Рассчитать его ЭДС при $[Hg^{2+}] = 0,1$ М. Написать уравнения электродных реакций.
218. Составить схему гальванического элемента, состоящего из медного электрода, погруженного в раствор соли меди с концентрацией 0,01 М, и железного электрода, погруженного в раствор соли железа с концентрацией 0,1 М. Написать уравнения электродных реакций. Вычислить ЭДС гальванического элемента.
219. Требуется составить схемы гальванических элементов, в одном из которых медь была бы катодом, а в другом – анодом, записать уравнения катодных и анодных процессов, рассчитать ЭДС при концентрациях катионов меди и второго металла 0,1 моль/л и 0,2 моль/л соответственно, указать направление движения электронов и электрического тока.
220. Составить схему гальванического элемента (ГЭ), образованного цинковым электродом, погруженным в 1 М раствор хлорида цинка, и хромовым электродом, погруженным в $1 \cdot 10^{-3}$ М раствор хлорида хрома (III). Рассчитать ЭДС элемента, написать уравнения электродных процессов и суммарной токообразующей реакции.

Жесткость воды (задания 221-240)

Рассчитать массу умягчителя, необходимого для умягчения x л воды, жесткость которой y . Вычислить жесткость, зная массу умягчителя.

Написать реакцию умягчения в молекулярной и ионно-молекулярной форме с жесткой солью.

Таблица 6

Варианты и задания к теме «Жесткость воды»

№ п/п	Объем воды, л	Жесткая соль	Умягчитель	Жесткость воды, мэкв/л	Масса умягчителя, г
221	150	хлорид кальция	бура	рассчитать	10,1
222	200	нитрат кальция	сода	10	рассчитать
223	300	хлорид магния	сода	15	рассчитать
224	400	нитрат магния	бура	5	рассчитать
225	550	сульфат магния	бура	рассчитать	50
226	600	гидрокарбонат кальция	гашеная известь	5	рассчитать
227	500	нитрат кальция	сода	15	рассчитать
228	350	хлорид кальция	сода	10	рассчитать
229	200	хлорид кальция	бура	рассчитать	34
230	100	сульфат магния	сода	5	рассчитать
231	300	нитрат магния	бура	рассчитать	50
232	400	гидрокарбонат магния	гашеная известь	20	рассчитать
233	800	нитрат магния	сода	Рассчитать	60
234	400	хлорид кальция	ортофосфат калия	Рассчитать	20
235	750	гидрокарбонат кальция	гашеная известь	10	рассчитать
236	500	хлорид кальция	бура	рассчитать	48
237	200	хлорид кальция	сода	10	рассчитать
238	100	нитрат магния	сода	10	рассчитать
239	700	хлорид магния	бура	рассчитать	80
240	650	хлорид магния	ортофосфат натрия	рассчитать	46

ПРИЛОЖЕНИЕ № 2 ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЕ ВОПРОСЫ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

1. Размещение электронов в атомах. Принципы Паули, наименьшей энергии. Правило Хунда. Спинвалентность и степени окисления в нормальном и возбужденном состояниях. Показать на примере атома марганца.
2. Электролиз водных растворов электролитов с инертным анодом.
3. Основные сведения о строении атомов. Квантовые числа электрона.
4. Диссоциация комплексных соединений и комплексных ионов. Записать выражение $K_{\text{НЕСТ}}$ комплексного иона; Определить координационное число комплексообразователя.
5. Общая характеристика металлов. Методы получения металлов.
6. Процессы, протекающие на катоде и аноде при коррозии оцинкованного железа в кислой и нейтральной среде.
7. Свинцово-медный гальванический элемент, катодный и анодный процессы при его работе. Вычисление ЭДС.
8. Уравнять окислительно-восстановительную реакцию. Определить эквивалентные массы окислителя и восстановителя.
9. Рассчитать молярную, моляльную, молярную эквивалента концентрации, титр. Рассчитать $P_{\text{ОСМ}}$, ΔP , $\Delta t_{\text{КИП}}$, $\Delta t_{\text{ЗАМ}}$
10. Легкие конструкционные металлы. Алюминий. Строение атома алюминия. Особенности свойств, получение и применение алюминия.
11. Уравнять реакцию, определить эквивалентные массы окислителя и восстановителя.
12. Коррозия луженого железа в нейтральной и кислой средах.
13. Комплексные соединения. Константа нестойкости комплексного иона. Устойчивость комплексного иона.
14. Электролиз водного раствора электролита с активным анодом. Рафинирование металлов. Рассмотреть на примере хлорида цинка.
15. Ковалентная связь. Свойства ковалентной химической связи.
16. Ионная связь.
17. Металлическая связь.
18. Водородная связь.
19. Скорость химической реакции в гомогенной и гетерогенной системе.
20. Закон действия масс. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.
21. Осмотическое давление растворов электролитов. Закон Вант-Гоффа.
22. Определить ЭДС химического гальванического элемента: В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи при работе этого элемента?
23. Основные представления о ковалентной связи. Метод валентных связей.

24. Коррозия стальной конструкции (железа) покрытой серебром при нарушении целостности покрытия в кислой среде.

25. Коррозия стальной конструкции (железа) покрытой алюминием при нарушении целостности покрытия в нейтральной среде.

26. Электрохимическая коррозия металлов. Коррозия железа, покрытого алюминием в кислой среде.

27. Принцип Ле Шателье. Определить направление смещения равновесия обратимой реакции при увеличении давления, увеличении объёма.

28. Окислительно-восстановительные реакции. Составление уравнений. Вычисление эквивалентных масс окислителя и восстановителя. Рассмотреть на примере взаимодействия цинка с разбавленной и концентрированной серной кислотой.

29. Записать электронную формулу, определить спинвалентность, степени окисления и тип семейства атома металла.

30. Химическая кинетика. Закон действующих масс. Правило Вант-Гоффа.

31. Константа равновесия. Принцип Ле Шателье.

32. Комплексные соединения. Классификация и номенклатура комплексных соединений.

33. Диссоциация комплексных соединений. Константы нестойкости и устойчивости комплексных ионов.

34. Электролиз водных растворов электролитов с нерастворимым анодом. Рассмотреть на примере раствора нитрата меди (II).

35. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье. В каком направлении сместится равновесие обратимой химической реакции при повышении давления, при увеличении температуры?

36. Тяжелые конструкционные металлы. Хром. Марганец. Особенности свойств, нахождение в природе, выделение в свободном виде и использование.

37. Водные растворы электролитов. Степень диссоциации. Константа диссоциации слабого электролита. Закон разведения Оствальда.

38. Физико-химические свойства растворов электролитов. Законы Рауля и Вант-Гоффа для растворов электролитов.

39. Комплексные соединения. Диссоциация соли, диссоциация комплексного иона. Записать выражение константы нестойкости (КН). Координационное число комплексообразователя (к.ч.).

40. Химический гальванический элемент. Рассчитать ЭДС, указать процессы, протекающие на катоде и аноде во внутренней цепи.

41. Ионные реакции в растворах. Ионное произведение воды и водородный показатель.

42. Электродные потенциалы. Ряд стандартных электродных потенциалов. Уравнение Нернста. Классификация гальванических элементов. ЭДС. Поляризация электродов гальванических элементов.
43. Диссоциация комплексных соединений $\text{Na}_4[\text{Co}(\text{CN})_6]$; $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]\text{Cl}$. Записать выражение константы нестойкости (КН). Чему равно координационное число (к.ч.) комплексообразователя?
44. Рассчитать массовую долю (в %) вещества в водном растворе.
45. Свинцовый аккумулятор. Принцип действия, устройство, ЭДС.
46. Электролиз. Электролиз растворов с растворимым и нерастворимым анодом.
47. Выход по току. Законы Фарадея. Применение электролиза.
48. Написать электронные формулы олова и кобальта. Указать валентность и степени окисления в нормальном и возбужденном состояниях атомов перечисленных элементов.
49. Жесткость воды. Виды жесткости: общая, постоянная, временная. Методы её устранения (умягчения).
50. Тяжелые конструкционные металлы. Олово. Свинец. Особенности свойств, нахождение в природе и использование.
51. Электролиз раствора и расплава хлорида натрия. Электроды инертные.
52. Почему хлорид олова (II) может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Составьте уравнения реакций. Уравняйте методом электронного баланса. Определите эквивалентные массы окислителя и восстановителя.
53. Электрохимическая коррозия. Основные факторы и причины, вызывающие коррозию. Методы защиты от коррозии.
54. Физические и химические свойства металлов.
55. Взаимодействие металлов с кислородом, водой, кислотами, щелочами.
56. Коррозия металлов. Основные виды коррозии. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия. Контактная коррозия
57. Составить уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водного раствора сульфата натрия с инертными электродами.
58. Температура кипения и замерзания разбавленных растворов электролитов. Законы Рауля.
59. Водные растворы. Общая характеристика и способы выражения состава растворов (концентрации).
60. Защита корпуса судна от коррозии цинковыми протекторами. Приведите уравнения, протекающих процессов в кислой среде.
61. Энергетика химических процессов и химическое сродство. Закон Гесса. Термохимические расчеты. Энтропия, энергия Гиббса и её изменение при протекании химических процессов.

62. Периодичность свойств химических элементов. Энергия ионизации, сродство атома к электрону, электроотрицательность элементов.

63. Процесс горения топлива. Рассмотреть на примерах горения угля и ацетилена

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 ⁺	-	P	p	p	p	-	p	p	p	p	p	-	-
K ⁺ , Na ⁺	p	P	p	p	p	p	p	p	p	p	p	p	P
Mg ²⁺	м	H	p	p	p	p	н	p	p	н	н	н	P
Ca ²⁺	м	H	p	p	p	м	н	м	p	н	н	н	P
Ba ²⁺	p	M	p	p	p	p	н	н	p	н	н	н	P
Al ³⁺	н	M	p	p	p	-	-	p	p	н	-	н	M
Cr ³⁺	н	H	p	p	p	-	-	p	p	н	-	н	P
Zn ²⁺	н	M	p	p	p	н	н	p	p	н	н	н	P
Mn ²⁺	н	M	p	p	p	н	н	p	p	н	н	н	P
Co ²⁺ , Ni ²⁺	н	P	p	p	p	н	н	p	p	н	н	н	P
Fe ²⁺	н	H	p	p	p	н	н	p	p	н	н	н	P
Fe ³⁺	н	H	p	p	p	-	-	p	p	н	н	н	P
Cd ²⁺	н	P	p	p	p	н	н	p	p	н	н	н	P
Hg ²⁺	-	-	p	м	н	н	н	p	p	н	н	-	P
Cu ²⁺	н	H	p	p	p	н	н	p	p	н	н	н	P
Ag ⁺	-	P	н	н	н	н	н	м	p	н	н	н	P
Sn ²⁺	н	P	p	p	p	н	-	p	-	н	-	-	P
Pb ²⁺	н	H	м	м	н	н	н	н	p	н	н	н	P

Таблица 8

Относительная электроотрицательность элементов ОЭО (по Полингу)

Период	Группы									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 2,10									He -
2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,01			Ne -
3	Na 1,00	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,10	S 2,60	Cl 2,83			Ar -
4	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,70	Ni 1,75
	Cu 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74			Kr -
5	Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35
	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21			Xe -
6	Cs 0,85	Ba 0,97	*	Hf 1,23	T 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44
	Au 1,42	Hg 1,44	T 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,67	At 1,90			Rn -
7	Fr 0,89	Ra 0,97	**	*лантаноиды 1,08 – 1,14 **актиноиды 1,00 – 1,20						

Таблица 9

Нормальные (стандартные) электродные потенциалы в водных растворах
 φ° , В

Элемент	Электродный процесс	φ° , В
Ag	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^{-} + e^{-} = \text{Ag}^{+} + 2\text{CN}^{-}$	-0,29
	$\text{Ag}^{+} + e^{-} = \text{Ag}$	+0,80
Al	$\text{AlO}_2^{-} + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^{-} = \text{Al} + 4\text{OH}^{-}$	-2,35
	$\text{Al}^{3+} + 3e^{-} = \text{Al}$	-1,66
As	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^{+} + 2e^{-} \rightarrow \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,56
	$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^{-} \rightarrow \text{AsO}_2^{-} + 4\text{OH}^{-}$	-0,77
Au	$\text{Au}^{3+} + 3e^{-} = \text{Au}$	+1,50
	$\text{Au}^{+} + 1e^{-} = \text{Au}$	+1,69
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2e^{-} = \text{Ba}$	-2,90
Bi	$\text{Bi}^{3+} + 3e^{-} = \text{Bi}$	+0,21
Br	$\text{Br}_{2(\text{ж})} + 2e^{-} = 2\text{Br}^{-}$	+1,07
	$\text{HOBr} + \text{H}^{+} + 2e^{-} = \text{Br}^{-} + \text{H}_2\text{O}$	+1,34
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2e^{-} = \text{Ca}$	-2,87
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2e^{-} = \text{Cd}$	-0,40
Cl	$2\text{ClO}_3^{-} + 12\text{H}^{+} + 10e^{-} = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,47
	$\text{ClO}_4^{-} + 2\text{H}^{+} + 2e^{-} = \text{ClO}_3^{-} + \text{H}_2\text{O}$	+1,19
	$\text{ClO}_3^{-} + 6\text{H}^{+} + 6e^{-} = \text{Cl}^{-} + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
	$\text{Cl}_2 + 2e^{-} = 2\text{Cl}^{-}$	+1,36
	$\text{HClO}_2 + 2\text{H}^{+} + 2e^{-} = \text{HClO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,64
	$\text{HClO} + \text{H}^{+} + 2e^{-} = \text{Cl}^{-} + \text{H}_2\text{O}$	+1,49
Co	$\text{Co}^{2+} + 2e^{-} = \text{Co}$	-0,28
	$\text{Co}^{3+} + 1e^{-} = \text{Co}^{2+}$	+1,81
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3e^{-} = \text{Cr}$	-0,74
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e^{-} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^{-}$	-0,13
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^{+} + 6e^{-} = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2e^{-} = \text{Cu}$	+0,34
	$\text{Cu}^{2+} + 1e^{-} = \text{Cu}^{+}$	+0,15
	$\text{Cu}^{+} + 1e^{-} = \text{Cu}$	+0,52
F	$\text{F}_2 + 2e^{-} = 2\text{F}^{-}$	+2,87
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e^{-} = \text{Fe}$	-0,44
	$\text{Fe}^{3+} + 3e^{-} = \text{Fe}$	-0,04
	$\text{Fe}^{3+} + 1e^{-} = \text{Fe}^{2+}$	+0,77
H	$\text{H}_2 + 2e^{-} = 2\text{H}^{-}$	+2,25
	$2\text{H}^{+} + 2e^{-} = \text{H}_2$	0,00

Hg	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e = 2\text{Hg}$	+0,79
	$\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}$	+0,85
	$2\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}_2^{2+}$	+0,92
I	$\text{I}_2 + 2e = 2\text{I}^-$	+0,54
	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 12e = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,19
	$2\text{HOI} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,45
K	$\text{K}^+ + 1e = \text{K}$	-2,92
Li	$\text{Li}^+ + 1e = \text{Li}$	-3,04
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e = \text{Mg}$	-2,36
Mn	$\text{MnO}_4^- + 1e = \text{MnO}_4^{2-}$	+0,56
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
N	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2e = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,01
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2e = \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,94
	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2e = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,94
	$\text{NO}_3^- + 7\text{H}_2\text{O} + 8e = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + 9\text{OH}^-$	-0,12
Na	$\text{Na}^+ + 1e = \text{Na}$	-2,71
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}$	-0,25
O	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68
	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e = 4\text{OH}^-$	+0,40
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4e = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2e = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,78
P	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}$	-0,13
	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
	$\text{Pb}^{4+} + 2e = \text{Pb}^{2+}$	+1,69
	$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2e = \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,68
Pt	$\text{Pt}^{2+} + 2e = \text{Pt}$	+1,19
S	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{S}$	+0,17
	$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8e = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,30
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2e = 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,01
Se	$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
Sn	$\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$	-0,14
	$\text{Sn}^{4+} + 2e = \text{Sn}^{2+}$	+0,15
Te	$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2\text{Te}$	-0,72
Zn	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{Zn} + 4\text{OH}^-$	-1,22
	$\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}$	+0,76

Таблица 10

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

Локальный электронный методический материал

Нижникова Елена Владимировна
Егорова Ксения Викторовна
Воробьев Виктор Иванович

ХИМИЯ

Редактор И. Голубева

Локальное электронное издание
Уч.-изд. л. 5,3. Печ. л. 5,1.

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