

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

К. В. Егорова

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебно-методическое пособие по изучению дисциплины
для студентов, обучающихся в бакалавриате по направлению подготовки
19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания

Калининград
Издательство ФГБОУ ВО «КГТУ»
2022

УДК 577.1 (076)

Рецензент

кандидат биологических наук, доцент кафедры химии ФГБОУ ВО «КГТУ»
Н. П. Нефедова

Егорова, К. В.

Неорганическая химия: учеб.-методич. пособие по изучению дисциплины для студ. обучающихся в бакалавриате по напр. подгот. 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания / К. В. Егорова. – Калининград: Изд-во ФГБОУ ВО «КГТУ», 2022. – 100 с.

В учебно-методическом пособии по изучению дисциплины «Неорганическая химия» представлены учебно-методические материалы по освоению тем лекционного курса, включающие подробный план лекции по каждой изучаемой теме, вопросы для самоконтроля, список учебной литературы, отражены рекомендации для выполнения контрольной работы, варианты контрольной работы для направления подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания, формы обучения очная, заочная.

Табл. 25, список лит. – 11 наименований

Учебное пособие рассмотрено и рекомендовано к изданию кафедрой химии 31 мая 2022 г., протокол № 8.

Учебно-методическое пособие по изучению дисциплины рекомендовано к изданию в качестве локального электронного методического материала методической комиссией института агроинженерии и пищевых систем ФГБОУ ВО «Калининградский государственный технический университет» 15 июня 2022 г., протокол № 7

УДК 577.1 (076)

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

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	5
1. СОДЕРЖАНИЕ ТЕМ ДИСЦИПЛИНЫ И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ИХ ОСВОЕНИЮ.....	6
2. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ.....	19
2.1. Оформление и выбор варианта контрольной работы.....	19
2.2. Варианты заданий контрольной работы № 1.....	20
2.3. Варианты заданий контрольной работы № 2.....	23
2.4. Методические указания по выполнению заданий контрольной работы № 1 и примеры решения задач.....	26
2.4.1. Закон эквивалентов (Задания № 1–20).....	26
2.4.2. Строение атома (Задания № 21–40).....	29
2.4.3. Химическая связь (Задания № 41–60).....	32
2.4.4. Химическая кинетика (Задания № 61–80).....	34
2.4.5. Способы выражения концентрации (Задания № 81–100).....	36
2.4.6. Водородный показатель (Задания № 101–120).....	41
2.4.7. Произведение растворимости (Задания № 121–140).....	43
2.4.8. Гидролиз солей (Задания № 141–160).....	46
2.5. Методические указания для контрольной работы № 2 и примеры решения задач.....	49
2.5.1. Комплексообразование в растворах (Задания № 161–180).....	49
2.5.2. Окислительно-восстановительные реакции (Задания № 181–200).....	50
2.5.3. Коррозия металлов (Задания № 201–220).....	53
2.5.4. Электролиз (Задания № 221–240).....	57
2.5.5. Жесткость воды (Задания № 241–260).....	61
3. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ПРОВЕДЕНИЮ ЭКЗАМЕНА.....	63
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК.....	65
ПРИЛОЖЕНИЕ 1 Задания по контрольной работе № 1.....	66
ПРИЛОЖЕНИЕ 2 Задания по контрольной работе № 2.....	78
ПРИЛОЖЕНИЕ 3 Вопросы для подготовки к экзамену по дисциплине.....	87
ПРИЛОЖЕНИЕ 4 Справочные материалы.....	90

ВВЕДЕНИЕ

Дисциплина «Неорганическая химия» относится к математическому и естественнонаучному модулю обязательной части блока 1 ОПОП ВО по направлению подготовки 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.

При реализации дисциплины «Неорганическая химия» организуется практическая подготовка путем проведения лабораторных работ (практических занятий), предусматривающих участие обучающихся в выполнении отдельных элементов работ, связанных с будущей профессиональной деятельностью.

Целью освоения дисциплины «Неорганическая химия» является формирование у студентов теоретических и практических знаний по дисциплине и умения их использовать в своей профессиональной деятельности.

В результате изучения дисциплины студент должен:

знать:

- фундаментальные разделы неорганической химии;
- химические элементы и их соединения;
- методы и средства химического исследования веществ и их превращений;

уметь:

- проводить расчеты концентрации растворов различных соединений;
- определять изменения концентраций растворов при протекании химических реакций;
- проводить очистку веществ в лабораторных условиях;

владеть:

- навыками выполнения химических лабораторных операций;
- методами определения концентраций растворов;
- методами синтеза неорганических соединений

Неорганическая химия является одной из фундаментальных естественнонаучных дисциплин, знание которой необходимо для успешного развития современной пищевой промышленности. В процессе изучения курса неорганическая химия студентам направления 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания необходимо выработать навыки систематической самостоятельной работы, научиться применять литературные источники, закрепить теоретические знания и умения решением заданий двух контрольных работ.

В рабочей программе сохранена традиционная последовательность изложения материала: от общетеоретических вопросов строения вещества, химической связи, элементов химической термодинамики, химической

кинетики и равновесия, теории растворов и электрохимических процессов к химии элементов.

Основной вид учебных занятий студентов заочной формы обучения – самостоятельная работа с учебным материалом по литературным источникам. По дисциплине «Неорганическая химия» она складывается из следующих элементов: изучение материала по учебникам и учебным пособиям; выполнение и защита двух контрольных работ; выполнение лабораторных работ; экзамена по всему курсу.

Для более глубокого изучения дисциплины «Неорганическая химия» как науки, основанной на эксперименте, необходимо выполнить лабораторные работы.

На лабораторных занятиях студент получает навыки выполнения простейших химических экспериментов и расчетов, самостоятельной работы со специальной химической посудой и приборами.

По окончании лабораторных занятий студент предъявляет преподавателю рабочую тетрадь с оформленными отчетами по выполненным лабораторным работам. Перечень и содержание лабораторных работ, а также критерии их защиты, приводятся в учебно-методическом пособии по выполнению лабораторных работ.

В процессе изучения курса «Неорганическая химия» студент должен выполнить две контрольные работы. К выполнению контрольной работы рекомендуется приступать только тогда, когда изучена теоретическая часть курса и тщательно разобраны решения типовых задач, приведенных после заданий к соответствующим темам контрольной работы, либо в рекомендуемой учебной литературе. При выполнении контрольных работ студенты получают навыки самостоятельной работы со специальной химической литературой. Рекомендации по оформлению контрольной работы, таблицы для выбора вариантов, методические указания по их выполнению приведены в заключительной части учебно-методического пособия; контрольные задания к работе приведены в приложениях 1 и 2.

Контрольная работа должна быть выполнена и представлена к защите до начала экзаменационной сессии. К сдаче экзамена допускаются студенты, которые выполнили и защитили две контрольные работы. Методические рекомендации по проведению экзамена и критерии оценивания знаний студентов приведены в главе 3 данного учебно-методического пособия.

При необходимости для обучающихся инвалидов или обучающихся с ОВЗ предоставляется дополнительное время для подготовки ответа с учетом их индивидуальных психофизических особенностей.

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	Тема лекционного занятия	Кол-во часов ЛЗ	
		очная форма	заочная форма
	Введение	0,5	-
1.1	Основные химические законы и понятия. Закон эквивалентов	2	0,25
1.2	Строение атома. Химическая связь	4	-
1.3	Химическая кинетика. Химическое равновесие	2	0,25
1.4	Растворы: классификация, способы выражения концентрации	1,5	0,5
1.5	Электролитическая диссоциация. Водородный показатель	2	0,5
1.6	Гидролиз солей. Произведение растворимости.	4	0,5
1.7	Комплексообразование в растворах	2	-
1.8	Окислительно-восстановительные реакции	2	0,5
1.9	Гальванический элемент	2	0,25
1.10	Коррозия металлов	2	0,25
1.11	Электролиз	2	-
1.12	Элементы IA и IIA подгрупп. Жесткость воды	2	0,5
1.13	Элементы IIIA, IVA и VA подгрупп	1	-
1.14	Элементы VIA, VIIA, IB и IIB подгрупп	1	
Итого		30	4

Изучать курс «Неорганическая химия» 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 зачету и экзамену. Изучение материала по литературным источникам должно сопровождаться выполнением контрольного задания по пройденной теме.

Введение

Вопросы темы

1. Предмет неорганической химии.
2. Объекты и методы их изучения.
3. Место неорганической химии среди естественнонаучных дисциплин.

Литература [1, 4, 6]

Методические рекомендации

Приступая к изучению данного раздела рабочей программы, следует повторить материал по дисциплине «Неорганическая химия», изученный ранее в рамках школьной программы. Ознакомиться с основными понятиями и терминологией, которые использует неорганическая химия.

Тема 1.1. Основные химические законы и понятия

Вопросы темы

1. Материя: вещество и поле.
2. Закон сохранения массы и энергии.
3. Атом, молекула. Простое и сложное вещество.
4. Количество вещества. Молярная масса.
5. Относительная атомная и молекулярная массы.
6. Закон постоянства состава вещества, закон Авогадро.
7. Закон эквивалентов.
8. Эквивалент. Расчет эквивалентной массы для простых и сложных веществ.

Литература [4, 6]

Методические рекомендации

Изучая данный раздел рабочей программы, следует 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 атома. Химическая связь

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. Ковалентная связь (теория Льюиса). 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 Хунда 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 Хунда?
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?
11. Какой тип химической связи в молекулах следующих соединений: CH_4 , F_2 , H_2O , NaCl , CS_2 , HCl , $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$?

Тема 1.3. Химическая кинетика. Химическое равновесие

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).

Разберитесь, 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. Растворы: классификация, способы выражения концентрации

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. Количественная характеристика растворимости веществ.

Литература: [1–3]

Методические рекомендации

Основываясь на знаниях, полученных в теме 1.1 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, каким образом в растворах различного происхождения определяется растворитель и растворенное вещество. Научиться использовать понятие концентрации при решении практических и экспериментальных задач.

Тема 1.5. Электролитическая диссоциация. Водородный показатель

Вопросы темы

1. Свойства растворов электролитов.
2. Электролитическая диссоциация.
3. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации.
4. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.

5. Водородный показатель. Обменные реакции в растворах электролитов. Ионное произведение воды.
6. Расчет водородного показателя (рН) растворов кислот и оснований.
7. Кислотно-основные индикаторы.
8. Буферные растворы.

Литература: [1, 3]

Методические рекомендации

Необходимо уяснить, что такое степень диссоциации, от каких факторов она зависит, особенности диссоциации сильных и слабых электролитов. Разберитесь в динамическом равновесии диссоциации воды, в количественных характеристиках реакции среды в почвах (кислой, нейтральной, щелочной), обратите внимание на состав и значение буферных систем. Необходимо научиться определять значение водородного показателя для растворов кислот и оснований.

Вопросы для самоконтроля

1. Какие вещества относятся к электролитам? Дайте определение.
2. Что называется электролитической диссоциацией?
3. Что такое степень электролитической диссоциации?
4. Какие электролиты называют сильными и слабыми? Приведите примеры.
5. Дайте определение основаниям, кислотам и солям с точки зрения теории электролитической диссоциации.

Тема 1.6. Гидролиз солей. Произведение растворимости

Вопросы темы

1. Обратимый гидролиз.
2. Необратимый гидролиз.
3. Степень гидролиза. Константа гидролиза.
4. Расчет рН в растворах гидролизующихся солей.
5. Произведение растворимости труднорастворимых сильных электролитов.
6. Расчет растворимости соединения.
7. Условие выпадения и растворения осадка

Литература: [1, 2, 5]

Методические рекомендации

Необходимо уметь применять правило произведения растворимости, количественно характеризовать процесс гидролиза с помощью величин константы и степени гидролиза, уметь писать ионные и молекулярные уравнения реакций ступенчатого и полного гидролиза. Важно разобраться в факторах, влияющих на равновесие в реакциях ионного обмена.

Реакции ионного обмена играют важнейшую роль в образовании осадков и растворении нерастворимых соединений в природных водах, например, с участием сероводорода и углекислого газа.

Вопросы для самоконтроля

1. Что называется гидролизом?
2. Приведите примеры солей, которые подвергаются гидролизу, и солей, которые гидролизу не подлежат.
3. От каких факторов зависит гидролиз солей? Приведите примеры.
4. Как влияет на гидролиз соли температура и концентрация раствора?
5. Сформулируйте правило выпадения осадка.

Тема. 1.7. Комплексообразование в растворах

Вопросы темы

1. Состав, структура и номенклатура комплексных соединений.
2. Классификация комплексных соединений.
3. Устойчивость комплексного иона. Константа нестойкости комплексного иона
4. Образование химической связи между комплексообразователем и лигандами.

Литература: [1, 2, 4]

Методические рекомендации

Для усвоения этой темы необходимо разобраться в современных представлениях об образовании и строении комплексных соединений. Уясните, смысл понятий «комплексообразователь», «координационное число», «лиганды»; научитесь определять заряд центрального иона, внутренней сферы комплексного соединения и характер его диссоциации в водном растворе. Следует научиться отличать комплексные соли от двойных солей.

Вопросы для самоконтроля

1. Что называется донорно-акцепторной или координационной связью? Какой атом или ион является донором в соединениях: $K[BF_4]$, $[Zn(NH_3)_4]Cl_2$?
2. Что называется константой нестойкости комплексного иона? Напишите выражения констант нестойкости следующих ионов: $[CuCl_4]^{2-}$, $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$.
3. Составьте уравнения реакции растворения хлорида серебра в растворе аммиака. Координационное число Ag^+ равно двум.

Тема. 1.8. Окислительно-восстановительные реакции

Вопросы темы

1. Степень окисления; определение степени окисления.
2. Окислитель, восстановитель. Факторы, определяющие окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений.
3. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
4. Составление окислительно-восстановительных реакций. Метод ионно-электронных полуреакций.
5. Определение направления протекания окислительно-восстановительных процессов.

Литература: [1, 2]

Методические рекомендации

Изучая окислительно-восстановительные реакции, разберитесь 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.

Научитесь различать типы окислительно-восстановительных реакций, составлять уравнения, обратив внимание на метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций), как более правильно отражающий суть происходящих изменений.

Научитесь определять направление окислительно-восстановительных реакций, пользуясь табличными значениями электродных потенциалов электрохимических систем.

Обратите внимание на способ определения молярных масс эквивалентов (эквивалентных масс) окислителей и восстановителей.

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. 1.9. Гальванический элемент

Вопросы темы

1. Электрохимические системы: определение, устройство, виды.
2. Электродвижущая сила. Двойной электрический слой

3. Факторы, влияющие на изменение электродного потенциала. Уравнение Нернста.
4. Химические и концентрационные гальванические элементы: катодный и анодный процессы, расчет ЭДС.

Литература: [1, 3–5]

Методические рекомендации

При изучении темы необходимо вспомнить определения понятий окислитель и восстановитель, а также процессов окисления и восстановления. Четко уяснить направление протекания процесса в гальваническом элементе. Научиться различать гальванические элементы разных видов и производить расчет их ЭДС. Научиться использовать уравнение Нернста для решения практических задач.

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. Какие виды гальванических элементов известны?

Тема. 1.10. Коррозия металлов

Вопросы темы

1. Коррозия: определение, классификация коррозионных разрушений, коррозионные среды.
2. Электрохимическая коррозия.
3. Коррозия в естественных условиях.
4. Методы защиты металлов и сплавов от коррозии.

Литература: [1, 3, 5, 6]

Методические рекомендации

При изучении темы необходимо научиться различать случаи химической и электрохимической коррозии; научиться 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.

Вопросы для самоконтроля

1. Что такое коррозия металлов?
2. Какие методы защиты металлов от коррозии известны?

Тема. 1.11. Электролиз

Вопросы темы

1. Электролиз водных растворов и расплавов электролитов.
2. Определение, типы, сущность; катодный и анодный процессы.
3. Количественное описание процесса электролиза: законы Фарадея.
4. Гальванотехника и гальваностегия

Литература: [1, 2]

Методические рекомендации

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 электролиз?
2. Какие процессы имеют место при электролизе?
3. Как устроен электролизер?
4. Какой заряд имеют при электролизе а) анод, б) катод?
5. Какой закон устанавливает зависимость массы вещества, образовавшегося при электролизе, от времени, силы тока и природы электролита?

Тема. 1.12. Элементы IA и IIA подгрупп. Жесткость воды

Вопросы темы

1. Общая характеристика. Методы получения
2. Строение атомов, закономерности изменения свойств.
3. Водород: положение в ПС, строение атома, нахождение в природе, получение, применение.
4. Жесткость воды: типы, методы определения, причины возникновения, способы устранения

Литература: [1, 2, 7, 9]

Методические рекомендации

Изучение свойств элементов каждой группы следует начинать с рассмотрения электронного строения атомов. Обратите внимание на свойства элементов, обладающих металлическими, неметаллическими и амфотерными свойствами, на их сравнительные характеристики в пределах периода и группы. Посмотрите, как изменяются свойства элементов с изменением радиусов атомов, как изменяются ионизационные потенциалы и электроотрицательность с увеличением порядкового номера элемента. Изучите зависимость изменения

кислотно-основных свойств элементов, а также окислительно-восстановительных свойств кислородных соединений. Разберитесь, какие соли характеризуют временную и постоянную жесткость воды. Необходимо уметь писать уравнения реакций, с помощью которых можно устранить временную и постоянную жесткость.

Вопросы для самоконтроля

1. Приведите примеры реакций, в которых пероксид водорода является окислителем, восстановителем.
2. Какие элементы образуют группу щелочных, щелочноземельных металлов?
3. Напишите уравнения диссоциации гидроксида магния.
4. Какие соли обуславливают временную и постоянную жесткость воды?

Тема. 1.13. Элементы IIIA, IVA и VA подгрупп

Вопросы темы

1. Общая характеристика.
2. Строение атомов, закономерности изменения свойств.
3. Методы получения
4. Химические свойства: углерод, кремний, азот.

Литература: [1, 2, 7, 9]

Методические рекомендации

Изучение свойств элементов каждой группы следует начинать с рассмотрения электронного строения атомов. Обратите внимание на свойства элементов, обладающих металлическими, неметаллическими и амфотерными свойствами, на их сравнительные характеристики в пределах периода и группы. Посмотрите, как изменяются свойства элементов с изменением радиусов атомов, как изменяются ионизационные потенциалы и электроотрицательность с увеличением порядкового номера элемента. Изучите зависимость изменения кислотно-основных свойств элементов, а также окислительно-восстановительных свойств кислородных соединений.

Вопросы для самоконтроля

1. Почему азотистая кислота может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства?
2. Какие продукты восстановления концентрированной серной кислоты возможны при её взаимодействии с металлами?

Тема. 1.14. Элементы VIA, VIIA, IB и IIB подгрупп

Вопросы темы

1. Общая характеристика.

2. Строение атомов, закономерности изменения свойств.
3. Галогены.
4. Кислород, сера.
5. Медь, цинк.
6. Особенности свойств; окислительно-восстановительные свойства соединений металлов.

Литература: [1, 2, 7, 9]

Методические указания

Изучение свойств элементов каждой группы следует начинать с рассмотрения электронного строения атомов. Обратите внимание на свойства элементов, обладающих металлическими, неметаллическими и амфотерными свойствами, на их сравнительные характеристики в пределах периода и группы. Посмотрите, как изменяются свойства элементов с изменением радиусов атомов, как изменяются ионизационные потенциалы и электроотрицательность с увеличением порядкового номера элемента. Изучите зависимость изменения кислотно-основных свойств элементов, а также окислительно-восстановительных свойств кислородных соединений.

Вопросы для самопроверки

1. На каких уровнях и подуровнях находятся валентные электроны в атомах галогенов?
2. Каково влияние реакции среды на характер продуктов при восстановлении перманганата калия?
3. Какими свойствами обладают соединения двух-, четырех- и семивалентного марганца?

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

2.1. ОФОРМЛЕНИЕ И ВЫБОР ВАРИАНТА КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

При оформлении контрольных работ следует соблюдать следующие правила:

1. Работа выполняется в школьной тетради, на обложке которой следует указать номер контрольной работы, наименование дисциплины, фамилию, имя, отчество, код специальности и шифр.

2. Контрольная работа должна быть оформлена аккуратно, четким почерком, без помарок. Для замечаний рецензента в тетради на каждой пронумерованной странице надо оставлять широкие поля.

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, переписанные из учебников и пособий – не засчитываются.

Выполняемые задания должны кратко, но четко обоснованы, за исключением тех случаев, когда по существу вопроса, такая мотивировка не требуется. При решении задач необходимо приводить весь ход решения с расшифровкой буквенных обозначений и математические преобразования.

Контрольная работа подписывается студентом с указанием даты выполнения.

Затем следует перечислить специальную литературу (автор, название, издательство, год издания, количество страниц).

Студент сдает контрольную работу на кафедру химии университета на рецензию.

На контрольную работу преподаватель дает краткую рецензию с указанием недочетов и обнаруженных ошибок, если они имеются.

Если контрольная работа не зачтена, необходимо выполнить работу над ошибками в той же тетради. Исправления следует выполнять в конце тетради, а не в рецензированном тексте.

Контрольная работа, выполненная не по своему варианту, преподавателем не рецензируется и не засчитывается.

Контрольная работа должна быть выполнена и допущена к защите до начала лабораторно-экзаменационной сессии. Во время лабораторно-экзаменационной сессии выполняются лабораторные работы. К сдаче зачета и экзамена допускаются студенты, которые выполнили лабораторные работы, выполнили и защитили контрольные работы.

Каждый студент выполняет вариант контрольных заданий, обозначенный двумя последними цифрами шифра в зачетной книжке или студенческом билете. Например, шифр 1087. Вариант 89: 8 – вертикальный ряд, 9 – горизонтальный ряд цифр.

2.2. ВАРИАНТЫ ЗАДАНИЙ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ №1

Таблица 2

Предпоследняя цифра шифра	Последняя цифра шифра									
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
	40	31	34	32	36	35	33	37	38	39
	59	53	52	54	55	56	57	58	59	60
	61	63	62	69	70	64	65	66	67	68
	93	94	91	92	100	99	95	96	97	98
	112	120	111	114	113	118	115	116	119	117
	121	122	123	124	125	126	127	128	129	130
	150	149	148	147	146	145	144	143	142	141
1	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
	57	53	52	56	55	51	59	60	58	54
	79	73	72	79	80	74	75	76	77	78
	84	90	81	82	83	89	85	86	87	88
	106	107	104	105	103	109	108	110	102	101
	140	131	132	133	134	135	136	137	138	139
	151	152	153	154	155	156	157	158	159	160
2	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
	32	31	33	34	35	36	37	38	39	40
	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50
	66	63	61	62	69	64	65	70	67	68
	91	100	99	92	93	94	95	96	97	98
	117	118	111	114	116	113	116	117	115	120
	122	121	124	123	125	126	127	128	130	129
	146	147	148	149	144	143	145	150	142	141

Предпоследняя цифра шифра	Последняя цифра шифра									
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
3	1	2	3	4	5	6	7	8	1	10
	21	23	22	24	25	26	27	28	29	30
	55	52	53	54	55	56	57	58	59	60
	73	74	71	72	80	79	75	76	77	78
	82	90	81	88	83	84	85	86	87	89
	108	104	109	102	105	110	103	106	101	107
	139	138	137	136	135	134	133	132	131	140
	156	155	153	152	157	158	159	160	154	151
4	14	12	20	19	15	16	17	18	11	13
	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40
	46	42	43	44	45	46	47	48	49	50
	65	61	62	63	64	70	66	67	68	69
	93	100	91	92	99	94	95	96	97	98
	111	120	115	112	113	116	114	119	118	117
	123	124	125	126	127	128	129	130	121	122
	149	148	147	146	145	144	143	142	150	141
5	5	4	3	8	9	6	7	1	10	2
	26	22	25	24	21	23	27	28	29	30
	57	52	53	54	55	56	57	58	59	60
	75	73	71	72	76	74	79	80	77	78
	84	85	89	88	87	81	83	86	90	82
	110	109	101	102	103	104	105	106	107	108
	131	132	140	133	134	135	136	137	138	139
	160	159	158	157	156	154	155	153	152	151
6	11	12	13	14	20	19	15	18	16	17
	36	32	40	34	35	31	37	38	39	33
	48	42	43	44	45	46	47	49	50	49
	66	67	61	62	63	64	65	69	70	68
	95	94	91	92	93	99	98	96	97	100
	119	120	112	111	114	113	115	117	116	118
	125	124	126	127	128	129	130	121	122	123
	141	142	143	145	144	146	147	148	150	149

Предпоследняя цифра шифра	Последняя цифра шифра									
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
7	1	2	3	4	10	9	6	5	7	8
	21	25	23	24	22	28	26	27	30	29
	58	59	51	52	53	54	55	56	57	60
	80	79	73	71	72	78	74	75	76	77
	86	87	81	82	83	84	85	88	90	89
	109	105	101	103	104	102	106	110	107	108
	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140
	160	159	158	157	156	155	154	153	152	151
8	10	9	8	7	5	6	4	1	2	3
	23	26	25	24	21	29	27	28	22	30
	50	41	42	43	44	45	46	47	48	49
	68	63	69	61	62	70	64	65	66	67
	95	98	91	92	93	94	100	96	97	99
	118	117	111	113	119	120	116	115	114	115
	130	129	128	127	126	125	124	123	122	121
	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150
9	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
	34	32	36	35	38	31	39	37	40	33
	59	52	53	54	55	56	51	58	59	60
	77	78	71	72	73	74	75	76	79	80
	89	90	81	82	83	84	85	86	87	88
	101	102	103	104	109	105	110	106	107	108
	135	136	134	133	132	131	138	139	140	137
	158	160	157	156	154	155	153	152	159	151

2.3. ВАРИАНТЫ ЗАДАНИЙ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ №2

Таблица 3

Предпоследняя цифра шифра	Последняя цифра шифра									
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11
0	161	162	163	164	165	166	167	168	169	170
	182	181	184	185	186	187	188	189	190	183
	203	202	201	204	205	206	220	207	208	209
	224	225	226	227	228	229	221	230	223	222
	245	246	247	248	250	241	249	242	243	244
	270	271	279	272	278	273	277	274	276	275
1	172	171	179	173	174	175	176	177	178	180
	191	193	192	195	196	194	197	198	200	199
	211	212	213	214	215	216	217	218	219	220
	233	231	232	235	234	237	236	240	238	239
	254	253	255	256	257	258	260	251	252	253
	275	274	276	277	278	271	272	273	279	280
2	169	168	167	166	165	164	161	162	170	163
	183	184	185	187	186	188	190	189	181	182
	219	220	211	212	213	214	215	216	217	218
	221	222	223	224	225	226	227	228	229	230
	242	243	245	245	241	247	246	250	248	249
	270	261	262	263	264	265	266	267	269	268
3	171	172	173	174	175	176	177	178	180	179
	199	198	197	196	192	195	193	200	191	194
	201	202	203	204	205	206	207	208	210	211
	232	231	233	234	235	236	237	238	239	230
	256	255	256	253	252	257	258	260	259	251
	263	264	265	266	267	268	270	261	262	269
4	161	162	163	164	165	166	167	168	169	170
	184	185	186	187	188	189	190	183	181	182
	201	202	203	204	205	206	207	208	209	210
	230	229	228	227	226	225	224	223	222	221
	242	243	244	245	247	246	248	241	250	249
	273	274	275	276	271	280	272	279	277	278

Предпоследняя цифра шифра	Последняя цифра шифра									
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
5	171	180	172	175	176	177	178	179	174	173
	197	196	195	194	193	192	191	198	200	199
	212	213	214	215	216	211	217	219	218	210
	233	231	232	234	235	236	237	240	239	238
	254	255	256	257	258	259	260	251	253	252
	261	262	263	264	265	266	267	268	270	269
6	163	164	165	166	167	168	170	161	162	169
	187	188	189	184	185	186	187	182	181	190
	201	202	203	204	206	205	208	200	207	209
	224	223	225	226	227	228	230	229	222	221
	242	241	244	243	245	246	247	248	250	249
	270	269	261	262	263	264	265	266	267	268
7	176	175	174	173	172	171	180	177	178	179
	199	198	197	196	195	200	193	191	192	194
	211	212	213	214	215	216	217	218	220	219
	232	233	234	235	236	237	238	240	239	231
	254	255	256	257	258	259	260	251	253	252
	273	274	275	276	277	280	279	278	272	273
8	162	163	167	168	165	166	164	169	170	161
	183	184	185	186	187	188	190	181	182	189
	202	203	201	204	205	206	207	208	209	210
	221	222	223	225	224	227	226	229	230	228
	250	245	246	247	246	245	244	243	242	241
	269	268	267	266	265	264	270	261	263	262
9	176	177	178	179	180	175	174	172	173	171
	200	193	191	192	194	196	195	198	197	199
	219	211	212	214	213	215	216	217	220	218
	231	232	234	233	235	237	238	236	239	240
	258	259	260	257	256	255	254	253	252	251
	272	273	274	275	276	277	278	280	371	279

Оформление титульного листа контрольной работы:

ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ПО РЫБОЛОВСТВУ

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

Институт агроинженерии и пищевых систем
Кафедра химии

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

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

Контрольная работа
по дисциплине
«НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Шифр студента _____
Вариант № _____

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

Калининград - 20__

Контрольные задания приведены в приложениях 1 и 2.

2.4. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ЗАДАНИЙ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ №1 И ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

2.4.1. 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 (это 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):

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

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

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

$m_{\text{Э}}(\text{в-ва})$ – 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.
 $\text{с.о.}(\text{S}) = - 2$; $Z = 2$; **2.** $\text{с.о.}(\text{S}) = + 4$, $Z = 4$; **3.** $\text{с.о.}(\text{S}) = + 6$; $Z = 6$.

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 ($n\text{H}^+$).

Z(основания) = кислотности основания в данной реакции, т.е. числу гидроксид ионов ($n\text{OH}^-$), замещенных на кислотные остатки.

Z(основной соли) = числу гидроксид-ионов ($n\text{OH}^-$), 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 $n_{\text{ЭКВ.}}(\text{в-ва})$ – количество вещества, в котором частицами являются эквиваленты. Выражается в молях, как и любое количество вещества.

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

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

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

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

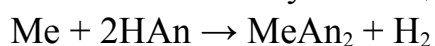
Закон эквивалентов – массы (объемы) реагирующих веществ относятся между собой как их молярные массы эквивалентов (как их молярные объемы эквивалентов). Записываем выражение закона эквивалентов для двухкомпонентной системы:

$$m_1 / m_2 = M_{\text{ЭКВ.1}} / M_{\text{ЭКВ.2}}; \quad V_1 / V_2 = V_{\text{ЭКВ.1}} / V_{\text{ЭКВ.2}}.$$

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

Решение

Записываем схему взаимодействия металла с кислотой:



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



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

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

Записываем выражение закона эквивалентов:

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

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

$$V_{\text{э}}(\text{H}_2) = V_M(\text{H}_2) / z,$$

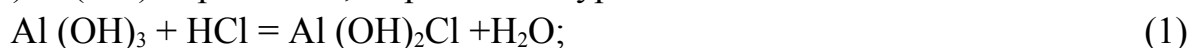
$$V_{\text{э}}(\text{H}_2) 22,4 / 2 = 11,2 \text{ л.}$$

Применяя выражение закона эквивалентов, вычисляем массу металла

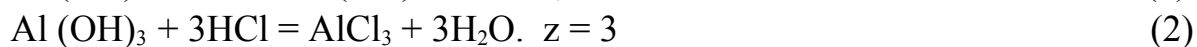
$$m(\text{Me})/m_{\text{э}}(\text{Me}) = V(\text{H}_2) / V_{\text{э}}(\text{H}_2) \text{ или } m(\text{Me}) / 20 = 0,6 / 11,2$$

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

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 и 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. 1. Определить эквивалентную массу металла мы можем, 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;

$m_{\text{э}}(\text{Me})$ и $m_{\text{э}}(\text{H}_2\text{SO}_4)$ – эквивалентные массы металла и кислоты, г/моль.

Эквивалентная масса кислоты определяется следующим отношением:

$$m_{\text{э}}(\text{кислоты}) = \frac{M(\text{кислоты})}{z}, \text{ где}$$

M (кислоты) – молярная масса кислоты, г/моль;

Z – основность кислоты – число замещенных катионов водорода (nH^+).

Применительно к данной задаче запишем схему процесса взаимодействия металла с серной кислотой: $Me + H_2SO_4 \rightarrow MeSO_4 + H_2$, металл замещает оба атома водорода и основность кислоты равняется двум. Отсюда число эквивалентности $Z = 2$.

$$m_3(H_2SO_4) = \frac{M(H_2SO_4)}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ (г/моль)}$$

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

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

Чтобы определить атомную массу металла воспользуемся формулой:

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

где $A_r(Me)$ и $B(Me)$ – это соответственно относительная атомная масса и валентность металла.

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

Пользуясь законом эквивалентов, определяем объем выделившегося водорода:

$$\frac{m(Me)}{m_3(Me)} = \frac{V(H_2)}{V_3(H_2)},$$

где $V(H_2)$ – объем водорода, л;

$V_3(H_2)$ – эквивалентный объем водорода, л/моль.

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

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

2.4.2. 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.

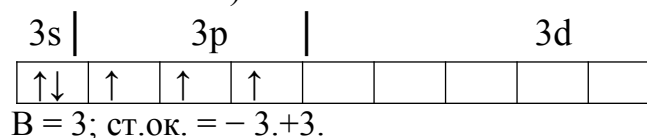
Решение. 1. Порядковый номер элемента – **15** – указывает на количество протонов в ядре атома элемента и, соответственно, электронов. Распределяем 15 электронов по энергетическим уровням и подуровням атома, используя принцип минимальной энергии и два правила Клечковского. Электронную конфигурацию атома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

Электронная формула атома будет следующей:



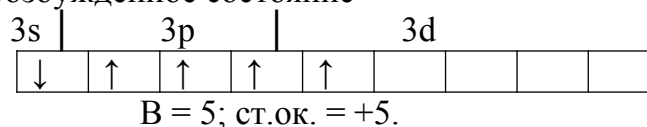
Составляем электронно-графическую схему распределения электронов по энергетическим уровням и подуровням атома элемента. Для чего применяем принцип (запрет) Паули и правило Гунда.

Основное (невозбужденное состояние)



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

Возбужденное состояние



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

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**.

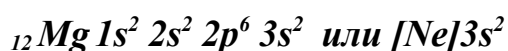
Валентные возможности атома р-элемента определяются конфигурацией внешнего энергетического уровня. В атоме данного элемента в основном состоянии на внешнем уровне три не спаренных электрона, соответственно значение *валентности 3*.

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

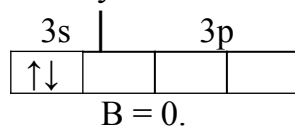
Написать электронную конфигурацию и составить электронно-графическую формулу (схему) распределения электронов на электронных уровнях и подуровнях иона Mg^{2+} .

Решение. Электронная формула атома магния записывается следующим образом:

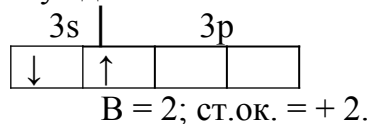


Электронно-графическая формула атома магния:

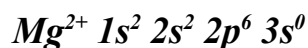
Невозбужденное состояние



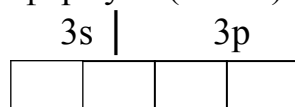
Возбужденное состояние



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 $(n+l)=5+0=5$. 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.

2.4.3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ (Задания № 41–60)

Свойства химической связи

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.

Свойства химической связи

Ковалентная связь

Полярность химической связи можно определить по разности ОЭО (относительная электроотрицательность элемента), чем больше разность Δ ОЭО, тем выше полярность связи. Связь называется ковалентной неполярной, если она образовалась атомами одного элемента, так как Δ ОЭО = 0.

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.

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 $\angle \text{H-N-H} = 107^\circ$.

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.

Энергия связи, кДж/моль – количество энергии, которое выделяется при образовании химической связи. Чем больше числовое значение энергии связи, тем короче и прочнее химическая связь.

Насыщаемость ковалентной связи. С точки зрения метода валентных связей МВС ковалентная химическая связь локализована между двумя атомами, т.е. она двух центровая и двух электронная. Вследствие насыщенности 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: $\text{K}^0 - e \rightarrow \text{K}^+$, $\text{Cl}^0 + e \rightarrow \text{Cl}^-$, $\text{K}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{KCl}$. 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»). Металлическая связь не обладает направленностью и насыщенностью.

Пример 1. Определить полярность связи $\text{H}-\text{H}$ и $\text{H}-\text{Cl}$.

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

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

Решение. Дипольный момент рассчитывается по формуле:

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

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 $1\text{D} = 3,33 \cdot 10^{-30}$ Кл·м, выразим дипольный момент в дебаях $\mu = 3,52 \cdot 10^{-30} \cdot 3,33 \cdot 10^{-30} = 1,06 \text{ D}$.

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 $3p^3$; не спаренными (валентными) являются 3р электроны, облака которых взаимно перпендикулярны, т.е. форма молекулы пирамидальна (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 трехвалентных 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.

2.4.4. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА (Задания № 61–80)

Химическая кинетика – раздел физической химии, изучающий вопросы о скоростях и механизмах химических реакций.

Скорость химической реакции определяется изменением концентрации реагирующих веществ за единицу времени в единице реакционного пространства.

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, давления и присутствия катализатора.

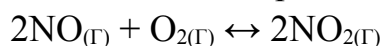
Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ выражается основным законом химической кинетики – **законом действия масс**: при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих веществ, возведенных в степень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



$$v_1 = k_1 \cdot [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2],$$

$$v_2 = k_2 \cdot [\text{NO}_2]^2,$$

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

При химическом равновесии $v_1 = v_2$, откуда

$$K_c = k_1 / k_2 = [\text{NO}_2]^2 / [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2],$$

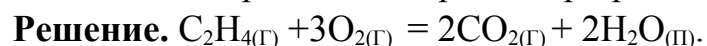
где K_c – константа химического равновесия (величина табличная), выраженная через равновесные молярные концентрации реагирующих веществ,

k_1, k_2 – константы скоростей прямой и обратной химических реакций;

$[\text{NO}_2], [\text{NO}], [\text{O}_2]$ – 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?



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?

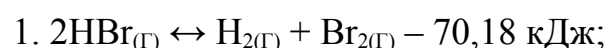
Решение. Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа (при повышении температуры на каждые 10°С скорость химической реакции возрастает в 2–4 раза) по формуле:

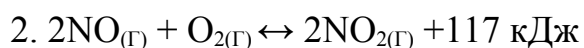
$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{(t_2 - t_1)/10}. \text{ Находим, что}$$

$$v_2/v_1 = 2^{(70-20)/10} = 2^5 = 32.$$

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).

2.4.5. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ (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 (1М), 0,1 моля – децимолярным (0,1 М), 0,01 моля – сантимольярным (0,01 М).

Молярная концентрация эквивалента вещества (эквивалентная или нормальная) выражается числом моль 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 (1н), 0,1 моль-экв. – децинормальным (0,1 н), 0,01 моль - экв. – сантинормальным 0,01 н).

Моляльная концентрация выражается числом молей растворенного вещества в 1 кг 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.

Концентрацию раствора можно выразить титром.

Титр определяется числом граммов растворенного вещества, содержащегося в 1 мл 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%-ном растворе H_3PO_4 , плотность которого равна 1,031 г/см³.

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

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

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

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

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

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

Молярную концентрацию (молярность) вычисляем по формуле:

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

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

Молярную концентрацию эквивалентов вещества (нормальность) определяем по формуле:

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

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

z – основность кислоты (число катионов водорода в кислоте $n\text{H}^+$), $z(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3$.

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

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

Находим моляльную концентрацию (моляльность) фосфорной кислоты в растворе:

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

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

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

Пример 2

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

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

Решение. 1. Определяем *массовую долю ($\omega\%$) или процентное содержание ($C\%$) растворенного вещества* в полученном растворе

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

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

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

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

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

2. Рассчитываем *молярную концентрацию раствора*:

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

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

где n – количество растворенного вещества, моль;

V – объем раствора, л.

Находим количество моль растворенного вещества

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

и объем раствора

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

Подставляя полученные значения в выражение для молярной концентрации, получаем:

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

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

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

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

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

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

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

4. Рассчитываем *моляльную концентрацию*

Моляльная концентрация показывает, сколько моль растворенного вещества приходится на 1 кг растворителя

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

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

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

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

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

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 молярную долю растворенного вещества:

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

6. Рассчитываем *титр раствора, который показывает, сколько грамм растворенного вещества содержится в 1 мл раствора*

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

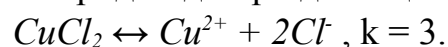
7. Поскольку CuCl_2 является электролитом, используем *законы Рауля и Вант-Гоффа* с введением поправочного коэффициента (*изотонический коэффициент*). Величина изотонического коэффициента зависит от степени диссоциации электролита:

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

где α – степень диссоциации электролита;

k – число ионов, на которые распадается электролит при диссоциации.

Хлорид меди при диссоциации распадается на три иона:



Рассчитываем *величину изотонического коэффициента* для рассматриваемого раствора:

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

Рассчитываем *величину осмотического давления* для данного раствора.

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

где P – осмотическое давление, кПа;

i – изотонический коэффициент;

C_m – молярная концентрация раствора, моль/л;

R – универсальная газовая постоянная ($8,31 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$);

T – температура, К.

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

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

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

где Δp – изменение давления насыщенного пара над раствором, кПа;

p_0 – давление насыщенного пара над чистым растворителем. кПа;

i – изотонический коэффициент;

X – мольная доля растворенного вещества в растворе.

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

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

$$\Delta t_{\text{крист.}} = i \cdot K \cdot C_m; \quad \Delta t_{\text{кип.}} = i \cdot E \cdot C_m, \text{ где}$$

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

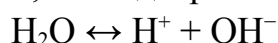
$$\Delta t_{\text{КРИСТ.}} = 2,8 \cdot 1,86 \cdot 0,24 = 1,25^{\circ}\text{C}$$

$$\Delta t_{\text{КИП.}} = 2,8 \cdot 0,52 \cdot 0,24 = 0,35^{\circ}\text{C}$$

Ответ: $\omega_{\%} = 3\%$, $C_M = 0,27$ (моль/л), $C_n = 0,54$ (моль/л), $X = 0,004$,
 $C_m = 0,24$ (моль/кг_{раств} - ля), $T = 0,036$ (г/мл), $P = 1872$ кПа, $\Delta p = 0,035$ кПа,
 $\Delta t_{\text{КРИСТ.}} = 1,25^{\circ}\text{C}$, $\Delta t_{\text{КИП.}} = 0,35^{\circ}\text{C}$.

2.4.6. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ (Задания № 101–120)

Большинство реакций, применяемых в анализе, протекают в водных растворах. Вода относится к слабым электролитам и, хотя в незначительной степени, но подвергается ионизации:



Процесс ионизации воды характеризуется константой ионизации (диссоциации):

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] / [\text{H}_2\text{O}] = K(\text{H}_2\text{O}). \quad (1)$$

Преобразуем это уравнение:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K(\text{H}_2\text{O}) \cdot [\text{H}_2\text{O}]. \quad (2)$$

В приведенном уравнении $[\text{H}_2\text{O}]$ (при постоянной температуре) можно считать практически постоянной. Следовательно, правая часть уравнения (2), а значит, и произведение $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ – величина постоянная. Её называют ионным произведением воды и обозначают K_w :

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] \quad (3)$$

При температуре 25°C в чистой воде $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л, следовательно, $K_w = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$. При повышении температуры K_w быстро увеличивается. Смысл уравнения (3) заключается в следующем: как бы, не изменялась, концентрация ионов H^+ и OH^- , их произведение $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ в любом водном растворе сохраняет постоянное значение равное 10^{-14} при 25°C .

Вместо концентрации $[\text{H}^+]$ удобнее пользоваться отрицательным десятичным логарифмом из этой величины – **водородным показателем (рН)**.

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] \quad (4)$$

Кроме водородного показателя (рН) при расчетах широко используют и гидроксильный показатель (рОН) и прологарифмированный показатель ионного произведения воды

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-],$$

$$\text{p}K_w = -\lg K_w,$$

$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH}. \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14.$$

В кислых растворах $\text{pH} < 7$, слабокислых $\text{pH} \leq 7$, щелочных растворах $\text{pH} > 7$, слабощелочных ≥ 7 , нейтральных растворах $\text{pH} = 7$.

Пример 1. Вычислить рН и рОН 0,25 М раствора Ca(OH)₂.

Решение. Запишем уравнение электролитической диссоциации гидроксида кальция, являющегося сильным электролитом. Ca(OH)₂ → Ca²⁺ + 2ОН⁻.

Из уравнения диссоциации видно, что [ОН⁻] = 2[Ca(OH)₂] = 2·0,25 = 5·10⁻¹ моль/л.

Вычислим рОН по уравнению рОН = -lg [ОН⁻];

$$\text{pOH} = -\lg 5 \cdot 10^{-1} = 1 - \lg 5 = 1 - 0,7 = 0,3.$$

Вычислим рН по уравнению рН = 14 - рОН; рН = 14 - 0,3 = 13,7.

Пример 2. Какова концентрация гидроксид-ионов в растворе, водородный показатель рН которого 10,8?

Решение. Находим концентрацию ионов водорода [H⁺] в растворе

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]; \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}};$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-10,8} = 10^{-11} \cdot 10^{0,2} = 1,6 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}^+] = 1,6 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л}.$$

Так как ионное произведение воды [H⁺]·[ОН⁻] = 10⁻¹⁴, то концентрация гидроксид – ионов [ОН⁻] = 10⁻¹⁴ / 1,6·10⁻¹¹ = 6,25·10⁻⁴ моль/л.

Пример 3. Вычислить рН и рОН 0,5 М раствора сернистой кислоты H₂SO₃.

Решение. Сернистая кислота (H₂SO₃) – электролит средней силы, распад на ионы которой протекает по двум ступеням. Для расчета концентрации катионов водорода H⁺ будем учитывать диссоциацию сернистой кислоты только по первой ступени



Доля (степень диссоциации) молекул распавшихся на ионы определяется выражением: $\alpha = C(\text{H}^+) / C(\text{H}_2\text{SO}_3)$, откуда $C(\text{H}^+) = \alpha C(\text{H}_2\text{SO}_3)$ (1),

Из выражения закона разбавления Оствальда найдем $K_1 = \alpha^2 C(\text{H}_2\text{SO}_3)$ (2), откуда

$$\alpha = \sqrt{K_1 / C(\text{H}_2\text{SO}_3)} \quad (3), \text{ подставляем в уравнение (1),}$$

$$C(\text{H}^+) = C(\text{H}_2\text{SO}_3) \cdot \sqrt{K_1 / C(\text{H}_2\text{SO}_3)} = \sqrt{K_1 \cdot C(\text{H}_2\text{SO}_3)},$$

где K₁ – константа диссоциации сернистой кислоты по I-й ступени, числовое значение которой переписываем из справочной таблицы. K₁ = 1,4 · 10⁻²

$$\text{Подставляем числовые значения } C(\text{H}^+) = \sqrt{1,4 \cdot 10^{-2} \cdot 0,5} = 0,084 \text{ моль/л}.$$

$$\text{Вычислим рН } \text{pH} = -\lg C(\text{H}^+);$$

$$\text{pH} = -\lg 8,4 \cdot 10^{-2} = 2 - \lg 8,4 = 2 - 0,92 = 1,08.$$

Вычислим гидроксильный показатель рОН, зная, что сумма **рН+рОН=14.**

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH};$$

$$\text{pOH} = 14 - 1,08 = 12,92.$$

Пример 4. В каких соотношениях следует взять растворы 0,1 н CH_3COOH и 0,1 н CH_3COONa для приготовления буферной смеси с $\text{pH} = 4,73$.

Решение. pH буферной смеси можно вычислить по уравнению буферного действия.

Для ацетатных смесей

$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{кисл}} - \lg \frac{C_{\text{кисл}}}{C_{\text{соли}}}$$

или $\text{pH} = \text{pK}_a - \lg \frac{C_a}{C_{\text{соли}}}$, где a – кислота.

где $\text{pK}_{\text{кисл}} = -\lg K_{\text{кисл}}$ – силовой показатель кислоты

Для аммонийных буферных смесей

$\text{pH} = 14 - \text{pK}_{\text{осн}} + \lg \frac{C_{\text{осн}}}{C_{\text{соли}}}$ или $\text{pH} = 14 - \text{pK}_b + \lg \frac{C_b}{C_{\text{соли}}}$, где b – основание.

где $\text{pK}_{\text{осн}} = -\lg K_{\text{осн}}$ – силовой показатель основания.

Следует помнить, что силовой показатель можно вычислить только для слабых электролитов, для которых справедлив закон действия масс и существуют термодинамические константы диссоциации $K_{\text{дисс}}$.

Если концентрации растворов, составляющих буферную смесь, одинаковы, то величина pH будет зависеть от объемов растворов

$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{кисл}} - \lg \frac{V_{\text{кисл}}}{V_{\text{соли}}}$$

Для ацетатного буферного раствора $\text{pK}_{\text{кисл}} = -\lg 1,8 \cdot 10^{-5} = 4,73$.

Отсюда $4,73 = 4,73 - \lg \frac{V_{\text{кисл}}}{V_{\text{соли}}}$, т.е. $\lg \frac{V_{\text{кисл}}}{V_{\text{соли}}} = 0$.

Следовательно, $V_{\text{кисл}} / V_{\text{соли}} = 1$ или $V_{\text{кисл}} = V_{\text{соли}}$.

2.4.7. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ (Задания № 121–140)

Константа растворения (реакции с образованием осадков)

Гетерогенное равновесие: осадок \leftrightarrow насыщенный раствор подчиняется **правилу произведения растворимости** – в насыщенном растворе мало или трудно растворимого сильного электролита произведение концентраций (активностей) ионов, возведенных в степени стехиометрических коэффициентов, есть величина постоянная при данной температуре, и, называется **произведением растворимости**.

Если трудно растворимый электролит распадается на ионы по уравнению:



то выражение для термодинамического произведения растворимости будет иметь вид:

$$P_{\text{ра}}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = a^3(\text{Ca}^{2+}) \cdot a^2(\text{PO}_4^{3-}) = f_a(\text{Ca}^{2+}) \cdot [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot f_a(\text{PO}_4^{3-}) \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2.$$

где a – активность или эффективная концентрация,

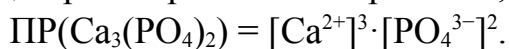
a – коэффициент (фактор) активности,

$[Ca^{2+}]$ – молярная концентрация катионов кальция.

$a = fa(Ca^{2+}) \cdot [Ca^{2+}]^3$ или $a = fa \cdot C_m$, Коэффициент активности зависит от ионной силы раствора. Для мало или труднорастворимого сильного электролита $-\lg fa = 0,5\sqrt{I}$, если $fa < 1$, то $a < C_m$. В очень разбавленном растворе фактор активности $fa=1$, активность $a = C_m$. При значении $C_m = 0,0001$ М отсутствуют силы взаимодействия между ионами.

Ионная сила раствора – это полу-сумма произведения молярной или моляльной концентрации каждого иона в данном растворе на его заряд в квадрате. Для раствора, в котором содержатся ионы нескольких электролитов, выражение ионной силы раствора можно записать $I = \frac{1}{2} (C_1Z_1^2 + C_2Z_2^2 + \dots + C_nZ_n^2)$. Где C_1, C_2, C_n – истинные концентрации ионов, Z_1, Z_2, Z_n – заряды ионов.

В разбавленных растворах, какими являются насыщенные растворы мало и трудно растворимых электролитов, при $fa = 1$, $a = [Ca^{2+}]$, тогда:



Отсюда вытекают два следствия:

1. Условие растворения осадка: произведение концентраций ионов возведенных в степень стехиометрических коэффициентов, должно быть меньше величины произведения растворимости $PP(Ca_3(PO_4)_2) > [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$.

2. Условие образования осадка: произведение концентраций ионов возведенных в степень стехиометрических коэффициентов, должно быть больше величины произведения растворимости $PP(Ca_3(PO_4)_2) < [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$.

Растворимость – это концентрация мало или трудно растворимого электролита в его насыщенном растворе.

Следовательно, произведение растворимости является мерой растворимости мало или трудно растворимого электролита в его насыщенном растворе при данной температуре. Чем меньше значение ПР, тем хуже растворяется этот трудно растворимый электролит в воде. Поэтому по величине ПР можно сравнивать растворимость мало или трудно растворимых сильных электролитов. Например, $PP(PbCl_2) = 2,4 \cdot 10^{-4}$; $PP(PbSO_4) = 2,2 \cdot 10^{-8}$; $PP(PbS) = 1,1 \cdot 10^{-29}$. Чем меньше значение ПР электролита, тем более полно выделяется из раствора данное соединение.

По величине произведения растворимости электролита можно вычислить его растворимость в молях или граммах в 1 литре и наоборот.

Пример 1. Растворимость (S) карбоната кальция в воде при температуре 25° С составляет $6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Найти ПР($CaCO_3$).



Решение. В насыщенном растворе карбоната кальция: $CaCO_3 \leftrightarrow Ca^{2+} + CO_3^{2-}$,

$[Ca^{2+}] = [CO_3^{2-}] = S = 6,9 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Отсюда, $PP(CaCO_3) = [Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = S \cdot S = S^2$.

Подставляем числовые значения: $PP(CaCO_3) = (6,9 \cdot 10^{-5})^2 = 4,8 \cdot 10^{-9}$.

Пример 2. Произведение растворимости йодида свинца $PP(PbI_2) = 1,1 \cdot 10^{-9}$. Чему равна S (растворимость) йодида свинца? Выразить концентрацию в г/л (массовая концентрация).

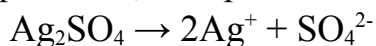
Решение. Запишем уравнение диссоциации: $PbI_2 \leftrightarrow Pb^{2+} + 2I^-$. Из каждой молекулы йодида свинца образуется один ион Pb^{2+} и два иона I^- . Следовательно, в насыщенном растворе PbI_2 , растворимость ионов свинца $[Pb^{2+}] = S$, а йодид-ионов $[I^-] = 2S$. Отсюда получаем: $PP(PbI_2) = [Pb^{2+}] \cdot [I^-]^2 = S \cdot (2S)^2 = 4S^3$. Растворимость йодида свинца

$$[PbI_2] = S = \sqrt[3]{PP(PbI_2) / 4}; \quad S = \sqrt[3]{1,1 \cdot 10^{-9} / 4} = 6,5 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Для того, чтобы перейти от молярной концентрации (моль/л) электролита к массовой концентрации (г/л), необходимо умножить полученный результат на молярную массу электролита.

Пример 3. Произведение растворимости Ag_2SO_4 равно $1,6 \cdot 10^{-5}$ ($25^\circ C$). Определить растворимость этой соли в моль/л и г/л.

Решение. Сульфат серебра Ag_2SO_4 является сильным малорастворимым электролитом, который частично распадается на ионы по схеме:



Обозначим искомую растворимость соли через s (моль/л). Поскольку численно растворимость вещества определяется концентрацией его насыщенного раствора, то концентрация Ag_2SO_4 будет равна s . Тогда, в соответствии с уравнением диссоциации соли, концентрации ионов Ag^+ и будут равны:

$$[Ag^+] = 2 \cdot [Ag_2SO_4] = 2s$$

$$[SO_4^{2-}] = [Ag_2SO_4] = s$$

Подставляем найденные концентрации ионов в выражение для произведения растворимости Ag_2SO_4 :

$$PP(Ag_2SO_4) = [Ag^+]^2 \cdot [SO_4^{2-}] = (2s)^2 \cdot s = 4s^3$$

Отсюда выражаем s :

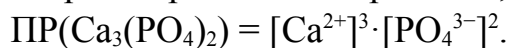
$$s = \sqrt[3]{\frac{PP(Ag_2SO_4)}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,6 \cdot 10^{-5}}{4}} = 0,04$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{PP(Ag_2SO_4)}{4}} = \sqrt[3]{\frac{1,6 \cdot 10^{-5}}{4}} = 0,04 \text{ моль/л}$$

Ответ: $s = 0,04$ моль/л.

Условия образования и растворения осадков

В разбавленных растворах, какими являются насыщенные растворы мало и трудно растворимых электролитов, при $f_a = 1$, $a = [Ca^{2+}]$, тогда:



Отсюда вытекают два следствия:

Условие растворения осадка: произведение концентраций ионов возведенных в степень стехиометрических коэффициентов, должно быть меньше величины произведения растворимости $IP(Ca_3(PO_4)_2) > [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$.

Условие образования осадка: произведение концентраций ионов возведенных в степень стехиометрических коэффициентов, должно быть больше величины произведения растворимости $IP(Ca_3(PO_4)_2) < [Ca^{2+}]^3 \cdot [PO_4^{3-}]^2$.

Пример 4. Выпадет ли осадок при смешении равных объемов 0,01н раствора $AgNO_3$ и 0,1М раствора KCl ?

Решение

1. Смешение растворов указанных солей может привести к выпадению осадка хлорида серебра $AgCl$



Запишем условие выпадения осадка

Молярная концентрация раствора $AgNO_3$ равна 0,01М.

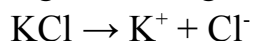
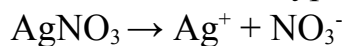
$C_M = C_N$, так как $f_{ЭКВ} = 1$, $M(AgNO_3) = m_3(AgNO_3)$.

После смешения растворов концентрация каждого из них уменьшится в два раза, тогда

$$C(AgNO_3) = 0,005M$$

$$C(KCl) = 0,05M$$

В соответствии с уравнениями диссоциации солей



определяем концентрации катионов серебра Ag^+ и хлорид - ионов Cl^-

$$[Ag^+] = C(AgNO_3) = 0,005M$$

$$[Cl^-] = C(KCl) = 0,05M$$

Произведение концентраций ионов Ag^+ и Cl^- равно

Величина произведения концентраций ионов больше, чем величина

$IP(AgCl) = 1,56 \cdot 10^{-10}$; условие выпадения осадка выполняется.

Ответ: осадок выпадет

2.4.8. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ (Задания № 141–160)

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 много кислотного слабого основания $Zn(OH)_2$ и сильной многоосновной кислоты H_2SO_4 . Гидролиз будет протекать по катиону. Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



Или в молекулярном виде: $2ZnSO_4 + 2H_2O \leftrightarrow (ZnOH)_2SO_4 + H_2SO_4$. В растворе появляется избыток ионов водорода H^+ , поэтому раствор $ZnSO_4$ имеет кислую реакцию ($pH < 7$). В обычных условиях гидролиз идет по первой ступени. Образование молекул $Zn(OH)_2$ не происходит, так как ионы $ZnOH^+$ распадаются на ионы гораздо труднее, чем молекулы $Zn(OH)_2$.

Пример 2. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде и указать, как в результате гидролиза изменился водородный показатель рН в растворе соли Na_2CO_3 .

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

1 ступень

$CO_3^{2-} + HOH \leftrightarrow HCO_3^- + OH^-$ – сокращенное ионно-молекулярное уравнение

$2Na^+ + CO_3^{2-} + HOH \leftrightarrow Na^+ + HCO_3^- + Na^+ + OH^-$ – полное ионно-молекулярное уравнение

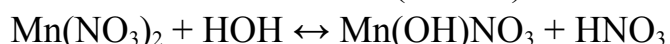
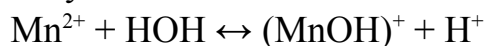


Как видно из сокращенного ионно-молекулярного уравнения, в растворе соли в результате гидролиза присутствуют гидроксид-ионы, это указывает на щелочной характер среды. pH такого раствора будет принимать значение > 7 .

Пример 3. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде и указать, как в результате гидролиза изменился водородный показатель рН 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 двух кислотным основанием, гидролиз должен протекать по двум ступеням.

I ступень



Гидроксонитрат марганца (II) $\text{Mn}(\text{OH})\text{NO}_3$ малорастворимое соединение, поэтому гидролиз по второй ступени протекать практически 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 значения < 7 .

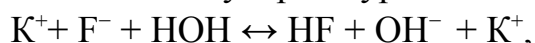
Пример 4. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза (I ступень) следующих солей: а) KF; б) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; г) Na_2S . Укажите реакцию среды растворов этих солей.

Решение.

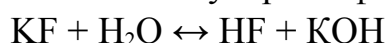
а) Фторид калия – $\text{KF} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{F}^-$, соль образована слабой кислотой HF и сильным основанием KOH. Гидролиз простой будет протекать по аниону.



Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



Или в молекулярной форме:

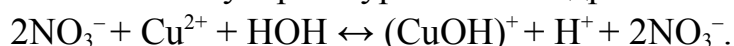


В результате гидролиза в растворе увеличивается концентрация гидроксид-ионов, поэтому раствор KF имеет щелочную реакцию ($pH > 7$).

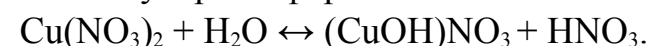
б) нитрат меди (II) – $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$, соль образована слабым основанием $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и сильной кислотой HCl. Гидролиз сложный ступенчатый будет протекать по катиону:



Ионно-молекулярное уравнение гидролиза:



В молекулярной форме:

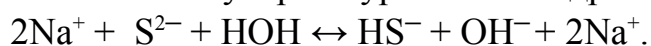


В результате гидролиза в растворе увеличивается концентрация ионов водорода, поэтому раствор $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ имеет кислую реакцию ($pH < 7$).

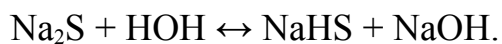
в) сульфид натрия – $\text{Na}_2\text{S} \leftrightarrow 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-}$, соль образована сильным основанием NaOH и слабой кислотой H_2S . Гидролиз сложный ступенчатый будет протекать по аниону:



Ионно-молекулярное уравнение гидролиза



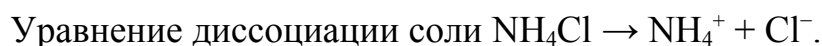
В молекулярной форме:



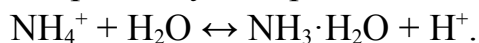
В результате гидролиза в растворе увеличивается концентрация гидроксид-ионов, поэтому раствор Na_2S имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$). Лакмус приобретает синий цвет.

Пример 5. Вычислить константу гидролиза и степень гидролиза хлорида аммония в 0,2 М растворе NH_4Cl .

Решение. Соль образована слабым основанием $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (NH_4OH) и сильной кислотой HCl .



Гидролиз будет протекать по катиону. Уравнение реакции:



Найдем константу гидролиза: $K_{\Gamma} = K_{\text{w}}/K_{\text{b}}$,

где K_{w} – ионное произведение воды $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$;

$K_{\text{b}} = K_{\text{осн}}$ – константа диссоциации основания ($K_{\text{b}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

Вычисляем степень гидролиза: $h = \sqrt{K_{\Gamma}/C_{\text{M}}} = \sqrt{5,56 \cdot 10^{-10}/0,2} = 5,27 \cdot 10^{-5} = 5,27 \cdot 10^{-3} \%$.

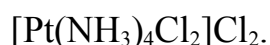
2.5. МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ № 2 И ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

2.5.1. КОМПЛЕКСООБРАЗОВАНИЕ В РАСТВОРАХ (Задания № 161–180)

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. Эта диссоциация 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

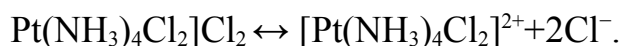


Решение. В указанном соединении комплексообразователем являются ионы Pt^{4+} , координационное число соответственно равно 6. Лигандами в соединении являются четыре молекулы аммиака и два хлорид-иона Cl^- .

Заряд комплексного иона равен сумме зарядов комплексообразователя и лигандов.

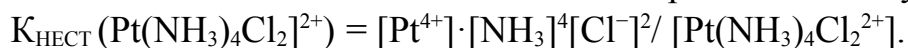
В соединении заряд комплексного иона Pt^{x+} равен: $x + 4 \cdot 0 + (-2) = +2$, $x = +4$, т.е. заряд платины Pt^{4+} .

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



Комплексный ион (комплекс), являясь слабым электролитом, в большей или меньшей степени распадается на ионы. Записываем уравнение полной диссоциации комплексного иона: $Pt(NH_3)_4Cl_2]^{2+} \leftrightarrow Pt^{4+} + 4NH_3 + 2Cl^-$. Этот процесс подчиняется закону действия масс и принципу Ле Шателье. Для равновесной системы можно составить выражение константы равновесия, которая для комплексного иона получила название константа нестойкости комплексного иона.

Константа нестойкости соответственно принимает следующий вид:



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

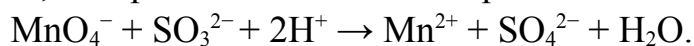
2.5.2. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ (Задания № 181–200)

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^- .

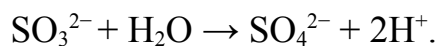
Пример 1. На основании электронно-ионного метода подобрать коэффициенты в уравнение реакции:



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^+



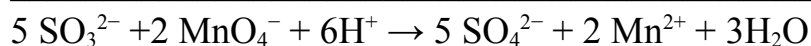
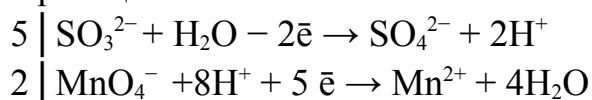
Так как суммы зарядов в левой и правой части уравнения должны равняться друг другу, то из левой части уравнения следует вычесть два электрона. Электронно-ионное уравнение для процесса окисления будет иметь вид



Соответственно для процесса восстановления



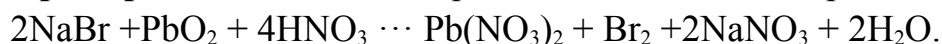
Ионы водорода нужны для связывания в воду освобождающегося кислорода при переходе иона MnO_4^- в ион Mn^{2+} . Умножая члены первого уравнения на 5, второго на 2 и складывая их, получим ионное уравнение данной реакции



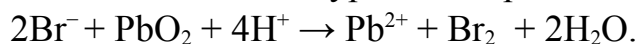
От ионного уравнения легко перейти к молекулярному уравнению:



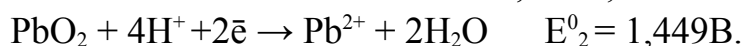
Пример 2. Установить направление возможного протекания реакции:



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:



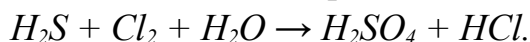
$$\text{ЭДС} = E_2^0 - E_1^0 = 1,449 - 1,065 = 0,384 \text{ В}.$$

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

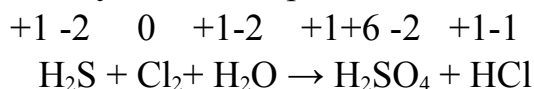


Пример 3. Составить уравнение реакции окисления сероводорода хлорной водой. Реакция протекает по схеме:



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: $\text{S}^{2-} - 8\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{6+}$.

В данном процессе атом серы является *восстановителем*

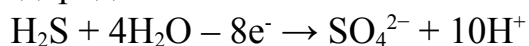
Хлор понизил степень окисления с 0 до -1, принимая два электрона (поскольку атомов два): $\text{Cl}_2^0 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$

Атомы хлора выступают в роли *окислителя*.

Применяя метод электронно-ионного баланса, составляем соответствующие полуреакции.

При составлении уравнения полу-реакции 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-} .

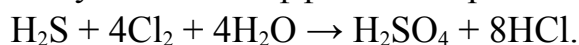
В ходе процесса атом серы связывается с четырьмя атомами кислорода, источниками которых являются четыре молекулы воды. При этом образуются восемь ионов водорода. Еще два иона водорода высвобождаются из молекулы сероводорода.



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

$\text{Cl}_2^0 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$	2	4	Восстановление
$\text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O} - 8\text{e}^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+$	8	1	Окисление
$4\text{Cl}_2^0 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow 8\text{Cl}^- + \text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+$			

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 полу-реакции, принятых 1 моль окислителя.

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

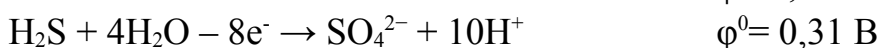
Аналогично рассчитываем молярную массу эквивалента восстановителя:

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

где n – число электронов отданных 1 моль восстановителя в полу-реакции.

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 П.2, в приложении 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.

2.5.3. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ (Задания № 201–220)

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. И химическая и электрохимическая коррозия 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.

Самым распространенным вариантом коррозии является 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 с катодной зоны должны отводиться. Отводятся они с помощью веществ, которые называют деполяризаторами.

В роли деполяризаторов могут выступать следующие частицы: H_2O , H^+ , O_2 . Процесс электрохимической коррозии описывают двумя электродными полу-реакциями– анодной и катодной.

Анодные процессы. На аноде всегда происходит окисление (растворение) металла по схеме:



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:

Нейтральная аэрированная среда	$O_2 + 2H_2O + 4e^- = 4OH^-$	Кислородная деполяризация
--------------------------------	------------------------------	---------------------------

Кислая азрированная среда	$O_2 + 4H^+ + 4e^- = 2H_2O$	
Нейтральная деазрированная среда	$2H_2O + 2e^- = H_2 + 2OH^-$	Водородная деполяризация
Кислая деазрированная 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:

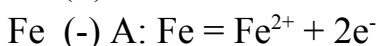
$$\varphi^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44 \text{ В};$$

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

Поскольку $\varphi^0_{Cu^{2+}/Cu} > \varphi^0_{Fe^{2+}/Fe}$, можем сделать вывод, что медь по отношению к железу является катодом. Соответственно медное покрытие на стальном изделии будет катодного типа.

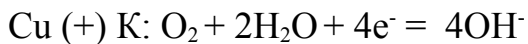
При нарушении целостности такого покрытия начинает работать гальванический элемент Fe – Cu, где железо будет служить анодом, а медь – катодом. Механизм коррозии – электрохимический: железо – анодно растворяется (коррозирует), а на поверхности меди будет восстанавливаться частица деполяризатора. В кислой среде в качестве деполяризатора имеем катионы H^+ :

кислая среда

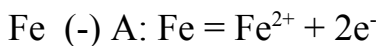


В нейтральной среде деполяризаторами служат молекулы воды (деазрированная среда) или помимо них еще и молекулы кислорода (азрированная среда):

нейтральная



азрированная среда



Пример 2. Склепаны два металла. Укажите, какой из металлов подвергается коррозии:

а) Mn / Al ; б) Sn / Bi .

Решение.

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

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

Ответ: Al, Sn.

Пример 3. Какие из нижеперечисленных металлов будет 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.

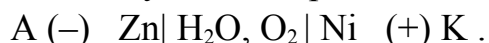
Пример 4. Какие из нижеперечисленных металлов выполняют для свинца роль катодного покрытия: Ti, Mn, Ag, Cr ?

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).

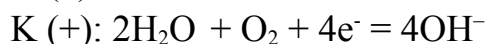
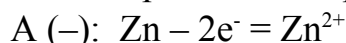
Решение. При контакте двух металлов различной электрохимической активности возникает гальванический элемент. В нейтральной среде его схема выглядит следующим образом:



В кислой среде:

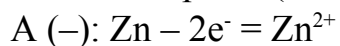


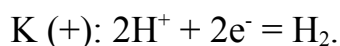
Так как цинк электрохимически более активен, чем никель (ряд стандартных электродных потенциалов металлов), он будет окисляться (корродировать). На никеле будет протекать восстановительный процесс (в нейтральной среде – кислородная деполяризация):



Продукт коррозии – Zn(OH)₂.

В кислой среде (водородная деполяризация):





Продукт коррозии: ZnCl_2 .

2.5.4. ЭЛЕКТРОЛИЗ (Задания № 221–240)

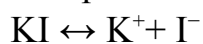
Окислительно-восстановительные процессы, протекающие под действием постоянного электрического тока на электродах, погруженных в раствор или расплав электролита, называют **электролизом**.

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.

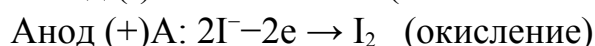
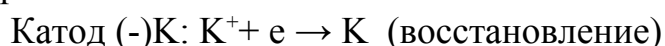
Электролиз расплавов электролитов (анод инертный)

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

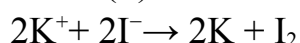
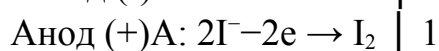
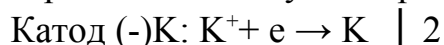
1. В расплаве йодид калия распадается на ионы:



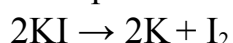
2. Под действием постоянного электрического тока катионы будут передвигаться к катоду, и принимать электроны, а анионы к аноду и отдавать электроны:



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

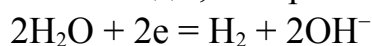


4. Перепишем уравнение в молекулярном виде:

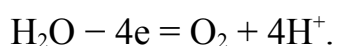


Электролиз водных растворов электролитов.

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



и окисляются на аноде:

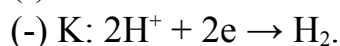
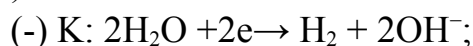


Для определения порядка протекания окислительно-восстановительных процессов на электродах при электролизе водных растворов электролитов можно руководствоваться следующими правилами.

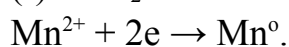
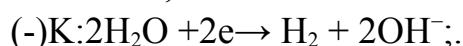
Для процессов на катоде

1 В первую очередь восстанавливаются катионы металлов, обладающих электродным потенциалом большим, 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 E° меньше, чем у водорода, но больший, чем у алюминия, восстанавливаются одновременно с молекулами воды

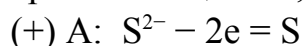


Процессы на аноде

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

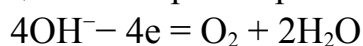
При использовании инертных электродов:

1 В первую очередь окисляются простые анионы в порядке возрастания их E° , не превышающих +1,5 В (S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^-):



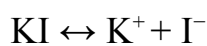
2 При электролизе водных растворов, содержащих анионы кислородсодержащих кислот (CO_3^{2-} , NO_3^- , NO_2^- , SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , PO_4^{3-} и др.), на аноде окисляются не эти ионы, а молекулы воды: (+) А: $2\text{H}_2\text{O} - 4e = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$.

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



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

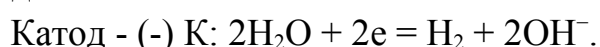
Решение. В расплаве йодид калия распадается на ионы:



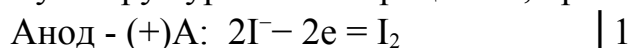
Под действием тока ионы йода будут передвигаться к аноду и окисляться:

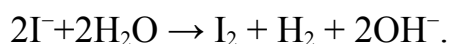
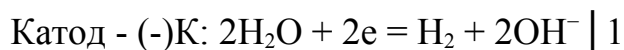


Ионы калия будут накапливаться у катода, однако восстанавливаться будет вода, так как калий в электрохимическом ряду активностей металлов стоит до алюминия:



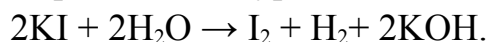
Суммируя уравнения процессов, протекающих на электродах:





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

Перепишем уравнение в молекулярной форме:

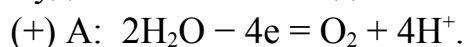


Пример 3. Составить уравнение электролиза водного раствора нитрата серебра (AgNO_3) с инертным анодом.

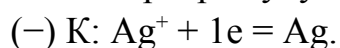
Решение: При растворении в воде нитрат серебра распадается на ионы:



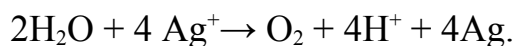
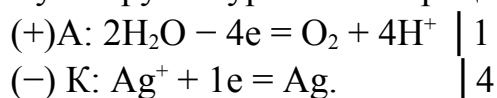
При электролизе водных растворов солей кислородсодержащих кислот на аноде будет окисляться вода:



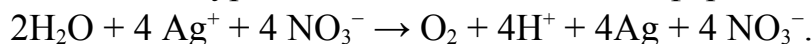
Ионы серебра будут перемещаться к катоду и восстанавливаться:



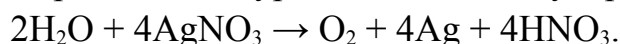
Суммируем уравнения процессов, протекающих на электродах:



Записываем уравнение в полной ионной форме:



Перепишем уравнение в молекулярной форме:



Пример 4. 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.

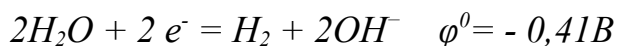
Решение. 1. Описываем электродные процессы.

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, то на катоде будет восстанавливаться тот, у которого значение электродного потенциала больше.

Воспользовавшись данными таблицы П.2, в приложении сравним электродные потенциалы возможных окислителей:



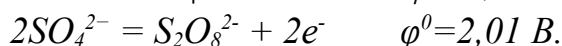
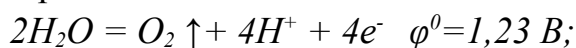


Потенциал первой системы значительно отрицательнее потенциала второй, поэтому на катоде будет происходить восстановление молекул воды с образованием водорода. Помимо этого, образовавшиеся гидроксид - ионы будут ассоциироваться с накопившимися в пространстве у катода катионами натрия.

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.

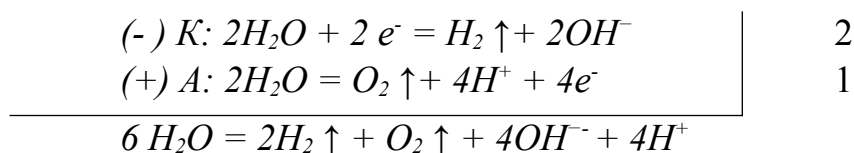
На аноде окисляется тот из восстановителей, стандартный электродный потенциал которого наименьший.

Сравним электродные потенциалы, которые характеризуют две рассматриваемые системы:

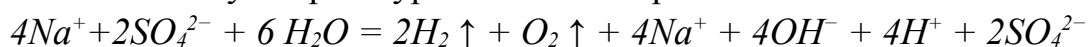


Исходя из этих значений, делаем вывод, что на аноде будет происходить окисление воды с образованием кислорода. Образующиеся протоны водорода будут ассоциироваться с накопившимися в пространстве у анода сульфат-ионами.

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:

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

где m и V – масса и объем образовавшегося или подвергнувшегося превращению вещества, г и л;

m_3 и V_3 – эквивалентная масса и эквивалентный объем этого вещества, г/моль, л/моль;

I – сила тока при электролизе, А;

t – время электролиза, с;

F – постоянная Фарадея, 96500 Кл/моль или 26,8 А·ч.

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

$$V(H_2) = \frac{V_э(H_2) \cdot I \cdot t}{F} = \left[V_э(H_2) = 11,2 \text{ л/моль} \right] = \frac{11,2 \cdot 2,5 \cdot 0,5}{26,8} = 0,52 \text{ (л)}$$

$$V(O_2) = \frac{V_э(O_2) \cdot I \cdot t}{F} = \left[V_э(O_2) = 5,6 \text{ л/моль} \right] = \frac{5,6 \cdot 2,5 \cdot 0,5}{26,8} = 0,26 \text{ (л)}$$

Ответ: $V(H_2) = 0,52 \text{ (л)}$

$V(O_2) = 0,26 \text{ (л)}$

2.5.5 . ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ (Задания № 241–260)

Примеси, растворенные в воде, оказывают существенное влияние на её свойства. Эти примеси весьма необходимы для жизни человека, животных и растений, но часто оказываются очень вредными для применения воды в технике, так как эти примеси 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 (*бурь*), 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:

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

Пример 2. Рассчитать массу умягчителя (*бурь*), необходимого для умягчения 100л воды, жесткость которой 5 мэкв/л. Написать реакцию умягчения в молекулярной и ионно-молекулярной форме с хлоридом магния.

Решение. $Ж = m(\text{умягчителя}) / M_э(\text{умягчителя}) \cdot V \text{ воды}$,

где Ж – жесткость воды, мэкв/л;

m – масса умягчителя, мг;

$M_э$ – эквивалентная масса умягчителя, г/моль;

V – объем воды, л.

2. Рассчитываем эквивалентную массу умягчителя – буры:

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

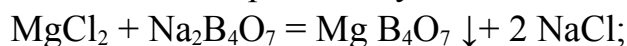
M – молярная масса буры, г/моль

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

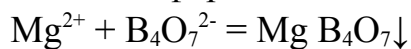
3. Из формулы для расчета жесткости воды выражаем m и рассчитываем необходимую массу буры:

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

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 2. 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. Экзамен проводится по билетам, составленным на базе вопросов для подготовки к экзамену и утвержденным на заседании кафедры. Каждый билет содержит вопросы в формулировке, соответствующей содержанию тем рабочей программы. Основой для определения оценки на экзаменах служит уровень усвоения материала, предусмотренного рабочей программой. При возникновении сомнений в оценке знаний студента экзаменатор задает дополнительные вопросы по программе курса

К экзамену допускаются студенты, которые:

- выполнили и защитили все лабораторные работы, предусмотренные программой дисциплины;
- выполнили и защитили две контрольные работы.

Критерии оценки устного ответа на экзаменационные вопросы

Оценка «отлично» выставляется, если в совокупности:

1. Студент проявил полное понимание сущности теоретических вопросов, последовательно изложил ответы на вопросы (постановка задачи, ход решения, выводы); ответы были обоснованы с опорой на знания из общеобразовательных дисциплин; из ответов следует, что он знаком с рекомендованной литературой по дисциплине, не только в пределах основного учебника.
2. Студент дал правильные ответы на дополнительные вопросы.

Оценка «хорошо» выставляется, если в совокупности:

1. Студент проявил понимание сущности теоретических вопросов, дал последовательные ответы на вопросы (постановка задачи, ход решения, выводы); ответы были не достаточно обоснованы, без опоры на знания из общеобразовательных дисциплин; из ответов следует, что он знаком с рекомендованной литературой по дисциплине только в пределах основного учебника.
2. Студент допускал ошибки в ответах на дополнительные вопросы, но в целом продемонстрировал понимание и знание программы курса.

Оценка «удовлетворительно» выставляется, если в совокупности:

1. Студент проявил понимание сущности поставленных вопросов, но раскрыл их непоследовательно, не аргументировано, без использования доказательств (дал только постановку задачи и обсудил конечный результат); из ответов следует, что он знаком с рекомендованной

литературой по дисциплине только в пределах конспекта или основного учебника.

2. Студент давал на дополнительные вопросы ответы, демонстрируя в целом понимание изучаемой дисциплины.

Оценка «неудовлетворительно» выставляется, если в совокупности:

1. Студент не смог продемонстрировать понимание сущности поставленных вопросов, для него не ясна сама постановка вопросов, хотя при этом на бумаге вопросы могут быть изложены в полном объеме, но он не может объяснить смысла написанного им же текста и т.д.
2. Студент, отвечая на дополнительные вопросы, показал непонимание и незнание основных понятий и определений по изучаемой дисциплине.

Оценка «неудовлетворительно» выставляется также, если студент отказался от ответа на экзамене.

Примерный перечень вопросов к экзамену приведен в приложении 3.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка, Н. Л. Общая химия: учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка; под ред. А. И. Ермакова. – изд 29-е. - Москва: Интеграл-Пресс, 2001. – 728 с.
2. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. – Москва: Интеграл-Пресс, 2001. – 240 с.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – Москва: Высшая школа, Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с.
4. Гуров, А. А. Химия / А. А. Гуров, Ф. З. Бадаев, Л. П. Овчаренко. – Москва: Изд-во МГТУ им. Н. Э. Баумана, 2004. – 784 с.
5. Дробашева, Т. И. Общая химия: учебник / Т. И. Дробашева. – Ростов-на-Дону: Феникс, 2004. – 448 с.
6. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – 4-е изд., стер. – Москва: Химия, 2001. – 592 с.
7. Князев, Д. А. Неорганическая химия: учебник для вузов / Д. А. Князев, С. Н. Смарыгин. – Москва: Дрофа, 2005. – 591 с.
8. Коровин, Н. В. Общая химия / Н. В. Коровин. – Москва: Высшая школа, 2002. – 423 с.
9. Некрасов, Б. В. Основы общей химии / Б. В. Некрасов. – Москва, 2003.
10. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: учебник для вузов / под ред. Ю. А. Ершова. – Москва: Высшая школа, 2000. – 560 с.
11. Рабинович, В. А. Краткий химический справочник / В. А. Рабинович, З. Я. Хавин. – Ленинград: Химия, 1978. – 392 с.
12. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учебник / Я. А. Угай. – Москва: Высшая школа, 2002.

ПРИЛОЖЕНИЕ 1
ЗАДАНИЯ ПО КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЕ № 1

1. 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.
2. На образование 43,24 г гидроксида щелочного металла требуется 5,6 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислите эквивалентные массы щелочного металла и его гидроксида. Какой это металл?
3. При растворении в кислоте 3,06 г металла выделилось 2,8 л водорода, измеренного при температуре 0°C и давлении 101,325 кПа. Вычислить молярную массу эквивалента металла.
4. 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.
5. Масса 1 л кислорода равна 1,4 г. Сколько литров кислорода расходуется при сгорании 21 г магния, эквивалентная масса которого равна 12 г/моль?
6. Вычислить эквивалентную и атомную массу элемента, зная, что в его оксиде на один атом элемента приходится три атома кислорода, а содержание кислорода составляет 60 %.
7. Вычислите молярные массы эквивалентов $KAl(SO_4)_2$ в реакциях, выражаемых уравнениями
 $KAl(SO_4)_2 + 3KOH = Al(OH)_3 + 2K_2SO_4$; $KAl(SO_4)_2 + 2BaCl_2 = KCl + AlCl_3 + 2BaSO_4$.
8. На восстановление 56,08 г оксида металла потребовалось 22,4 л измеренного при нормальных условиях водорода. Вычислить эквивалентные массы металла и его оксида.
9. 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.
10. Вычислите молярную массу эквивалента серы в соединении, содержащем водород H (массовая доля 5,92 %) и серу S (массовая доля 94,08 %).
11. На восстановление 3,6 г оксида металла пошло 1,67 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Рассчитать эквивалентные массы металла и оксида.

12. Вычислить молярную массу эквивалента NaHSO_4 и CuOHCl в реакциях, выражаемых уравнениями: $\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{CuOHCl} + \text{H}_2\text{S} = \text{CuS} + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$.
13. 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.
14. Вычислить эквивалентные массы NaHCO_3 и $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO}$ в реакциях:
15. $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO} + 2\text{CH}_3\text{COOH} = \text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.
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.
21. Вычислить атомную массу двухвалентного металла, и определить какой это металл, если при нормальных условиях 2,399 г этого металла окисляется 1,106 л кислорода.
22. 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?
23. 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?
24. 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?
25. Масса атома некоторого изотопа равна 181 а.е.м. В электронной оболочке атома содержится 73 электрона. Указать, сколько протонов и нейтронов

- содержится в ядре атома. Какой это элемент? Напишите электронную формулу атома этого элемента.
26. Какой энергетический подуровень в атомах заполняется раньше – $4f$ или $5d$, $3d$ или $4s$? Примените правила Клечковского.
 27. Составить электронную формулу атома элемента, порядковый номер которого 35. Укажите валентность и степень окисления атома этого элемента в нормальном и возбужденном состоянии.
 28. На примере марганца и мышьяка покажите применимость правила Хунда (Гунда).
 29. Какое максимальное количество f – электронов может быть: а) у атомов элементов шестого периода; в) у атомов элементов седьмого периода?
 30. Составить электронные формулы атомов хрома и селена. Указать энергетические уровни и подуровни, на которых находятся их валентные электроны.
 31. Что такое изотопы, изобары? Приведите примеры.
 32. 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?
 33. Чему равно максимальное число электронов на первом внешнем и предвнешнем энергетических уровнях? Какие подуровни заполняют эти электроны?
 34. Почему марганец проявляет металлические свойства, а хлор – неметаллические? Дайте ответ, исходя из строения атомов этих элементов.
 35. 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.
 36. Составить электронные формулы атомов элементов олова и вольфрама. Какой из них относится к p -элементам?
 37. Составить электронные формулы ниобия и сурьмы. На каких подуровнях расположены их валентные электроны?
 38. Сформулировать принцип наименьшей энергии. Какой подуровень заполняется раньше: $6s$ или $5d$; $5d$ или $4f$?
 39. Составить электронные формулы атомов элементов, относящихся к s -, p -, d - и f -семействам.
 40. Какое максимальное число электронов находится: а) на четвертом и шестом энергетических уровнях; б) на подуровнях s , p , d , f ?

41. 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?
42. Чем объяснить, что молекулы CO_2 и SO_3 неполярные, хотя связи $=C=O$ и $>>S=O$ полярные? Что называется длиной диполя? Почему у молекулы диоксида углерода дипольный момент равен нулю?
43. Объясните, 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 соответствующих 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 соответствующих 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 . Приведите схему перекрывания электронных облаков.
54. Что называется дипольным моментом? В каких единицах он выражается? Какая из нижеприведенных молекул имеет наибольший дипольный момент: HF , HCl , HBr , HI ? Ответ мотивировать, исходя из электроотрицательности соответствующих 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. Приведите 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 $>>S=O$ так же, как $>S=O$ и $H-O-$ полярные? Какая из вышеприведенных связей наиболее полярная? Почему?
61. Выразить математически скорость следующих химических реакций: а) $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \rightarrow$ б) $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow$ в) $2SO_{2(г)} + O_{2(г)}$. 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 $H_{2(г)} + O_{2(г)} \rightarrow$ при $[H_2] = 0,5$ моль/л и $[O_2] = 0,6$ моль/л. Константа равновесия равна $0,018$ моль/л \cdot мин. Определить константу скорости реакции.
67. Скорость реакции при повышении температуры на $20^\circ C$ возросла в девять раз. Определить температурный коэффициент скорости реакции. Правило Вант-Гоффа.

68. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30°C скорость реакции 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) $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{л})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})}$.
70. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры на 30°C, если температурный коэффициент скорости равен 1,5; 2? Правило Вант-Гоффа.
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°C 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;

$[D]_p = 3$ моль/л. Вычислить константу равновесия и исходную концентрацию вещества А.

80. Взаимодействие между оксидом углерода (II) и хлором идет по уравнению $CO_{(г)} + Cl_{2(г)} \leftrightarrow COCl_{2(г)}$. 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.
81. Какова процентная концентрация раствора ($\omega\%$ или $C\%$), содержащего 20 г хлорида бария в 380 г воды? Вычислите 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 $Fe(OH)_3$ всего железа, содержащегося в 48 мл 0,2 н раствора $Fe_2(SO_4)_3$?
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%-ного раствора азотной кислоты HNO_3 (плотность 1,054 г/см³) прибавили 2 л 2%-ного раствора той же кислоты (плотность 1,009 г/см³). Вычислите массовую долю ($\omega\%$ или $C\%$) и молярную концентрацию полученного раствора.
85. Сколько граммов KI надо растворить в 150 г воды для получения 0,2 молярного раствора йодида калия? Вычислите массовую долю ($\omega\%$ или $C\%$) йодида калия в этом растворе.
86. Рассчитать титр 0,15 н раствора кислот: серной, фосфорной, соляной
87. Вычислить молярную и молярную концентрацию в 5%-ном растворе серной кислоты (плотность 1,032 г/см³) Сколько миллилитров этого раствора необходимо для приготовления 2 л 0,5 н раствора H_2SO_4 ?
88. 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 $C\%$) вещества в полученном растворе.
89. 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.
90. 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).
91. К 500 мл 32%-ной азотной кислоты, имеющей плотность 1,2 г/см³, прибавили 1 л воды. Какова массовая доля ($\omega\%$) полученного раствора?

92. Какой объем 8%-ного раствора серной кислоты (плотность $1,055 \text{ г/см}^3$) нужно взять для приготовления 5 л 0,1 н раствора H_2SO_4 ?
93. Смешали 100 мл 50%-ного раствора H_2SO_4 (плотность $1,40 \text{ г/см}^3$) и 100 мл 10%-ного раствора H_2SO_4 (плотность $1,07 \text{ г/см}^3$) и добавили воды до 3 л. Определите молярную концентрацию эквивалентов серной кислоты в полученном растворе.
94. На нейтрализацию 50 мл раствора едкого кали КОН потребовалось 100 мл 8%-ного раствора хлороводородной кислоты HCl (плотность $1,028 \text{ г/см}^3$). Вычислите молярную концентрацию эквивалента (нормальность) едкого кали в исходном растворе КОН.
95. Сколько воды следует прибавить к 50 мл 25%-ного раствора H_2SO_4 плотность которого $1,19 \text{ г/см}^3$, чтобы получить 10%-ный раствор серной кислоты?
96. До какого объема надо разбавить 500 мл 20%-ного раствора хлорида натрия (плотность $1,152 \text{ г/см}^3$), чтобы получить 4,5 %-ный раствор NaCl, плотность которого равняется $1,029 \text{ г/см}^3$.
97. Сколько миллилитров 10%-ного раствора серной кислоты (плотность $1,07 \text{ г/см}^3$) потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 16 г гидроксида натрия NaOH?
98. Выразить в процентах концентрацию раствора, содержащего в 240 г воды 40 г глюкозы. Вычислить температуру замерзания этого раствора, если $K=1,86$.
99. Плотность 15%-ного раствора серной кислоты равна $1,105 \text{ г/см}^3$. Вычислить молярную, молярную эквивалента и моляльную концентрации H_2SO_4 в растворе.
100. Вычислите титр раствора, в котором массовая доля серной кислоты 30%, а плотность этого раствора равняется $1,219 \text{ г/мл}$.
101. Вычислите водородный показатель 0,004 н раствора азотной кислоты, если степень диссоциации $\alpha = 85\%$.
102. Чему равна концентрация гидроксид ионов в 0,015 М растворе серной кислоты, если кажущаяся степень диссоциации $\alpha=95\%$.
103. Вычислите водородный показатель 0,002 н раствора циановодородной (синильной) кислоты, если $K_a = 7,2 \cdot 10^{-10}$.
104. Вычислите водородный показатель 0,015 М раствора циановодородной кислоты, если $K_a = 7,2 \cdot 10^{-10}$.
105. Вычислите гидроксильный и водородный показатель 0,006 М раствора ортофосфорной кислоты.
106. Вычислите водородный показатель 0,006 М раствора хлорной кислоты, применив ионное произведение воды.

107. Вычислите концентрацию гидроксид ионов в растворе, водородный показатель которого 7,4.
108. Вычислите водородный показатель 0,004 М раствора едкого кали, если степень диссоциации КОН $\alpha=85\%$.
109. В одном литре раствора содержится 49 г серной кислоты. Чему равняется водородный показатель в полученном растворе?
110. В 200 мл раствора содержится 0,002 моль азотной кислоты. Чему равняется водородный показатель в растворе HNO_3 ?
111. Вычислите водородный показатель в растворе муравьиной кислоты, если его молярная концентрация равна 0,002 М, а $K(\text{HCOOH}) = 1,8 \cdot 10^{-4}$.
112. Вычислите водородный показатель в 0,002М растворе азотной кислоты, если кажущаяся степень диссоциации HNO_3 $\alpha=0,95$.
113. Вычислите водородный показатель в 0,001М растворе гидроксида калия, если степень диссоциации КОН $\alpha = 85\%$.
114. Вычислите водородный показатель 0,0025 н раствора азотной кислоты, если кажущаяся степень диссоциации HNO_3 $\alpha = 85\%$.
115. Вычислите водородный показатель 0,015М раствора гидроксида аммония, зная, что константа диссоциации $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
116. Вычислите водородный показатель 0,002М раствора азотной кислоты, если кажущаяся степень диссоциации HNO_3 $\alpha = 0,95$.
117. Вычислите водородный показатель 0,005 М раствора гидроксида калия, степень диссоциации КОН $\alpha = 90\%$.
118. Вычислите водородный показатель 0,015М раствора гидроксида аммония, зная, что константа диссоциации $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.
119. Вычислите водородный показатель 0,002М раствора азотной кислоты, если степень диссоциации HNO_3 $\alpha=0,98$.
120. Вычислите водородный показатель 0,025 М раствора циановодородной кислоты, если константа диссоциации HCN $K_a=7,2 \cdot 10^{-10}$.
121. Растворимость карбоната кальция в воде при некоторой температуре составляет $1,5 \times 10^{-4}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости CaCO_3 .
122. Произведение растворимости хлорида серебра при 25 °С равно $1,56 \times 10^{-10}$. Вычислить растворимость AgCl в г/л.
123. Растворимость PbCrO_4 в воде равна 1×10^{-7} моль/л. Вычислить произведение растворимости в насыщенном растворе хромата свинца (II).
124. Определите растворимость карбоната серебра в воде, зная, что произведение растворимости ПР (Ag_2CO_3) $= 6,15 \cdot 10^{-12}$.

125. Растворимость карбоната кальция в воде при некоторой температуре составляет $1,5 \times 10^{-4}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости CaCO_3 .
126. Произведение растворимости хлорида серебра при 25°C равно $1,56 \times 10^{-10}$. Вычислить растворимость AgCl в г/л.
127. Растворимость Ag_3PO_4 ($M=418,58\text{г/моль}$) в воде при 20°C равна $0,0065$ г/л. Рассчитайте значение произведения растворимости фосфата серебра.
128. Вычислите растворимость фосфата кальция в воде, если $\text{ПР}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 2,0 \cdot 10^{-29}$.
129. Произведение растворимости оксалата бария BaC_2O_4 равняется $1,1 \cdot 10^{-7}$. Вычислите растворимость оксалата бария в воде.
130. Определите растворимость фосфата бария в воде, зная, $\text{ПР}(\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2) = 6 \cdot 10^{-39}$.
131. Произведение растворимости хромата кальция равняется $7 \cdot 10^{-4}$. Вычислите растворимость CaCrO_4 в его насыщенном водном растворе.
132. Вычислите растворимость карбоната железа (II) в воде, зная, что произведение растворимости $\text{ПР}(\text{FeCO}_3) = 3,5 \cdot 10^{-11}$.
133. Произведение растворимости гидроксида кобальта (II) равняется $1,6 \cdot 10^{-15}$. Чему равна растворимость $\text{Co}(\text{OH})_2$ в его насыщенном водном растворе.
134. Определите растворимость перманганата цезия в воде, если произведение растворимости $\text{ПР}(\text{CsMnO}_4) = 9,1 \cdot 10^{-5}$.
135. Произведение растворимости гидроксида молибдена (IV) равняется $1 \cdot 10^{-56}$. Вычислите растворимость этого основания в насыщенном водном растворе.
136. Вычислите растворимость в насыщенном растворе оксалата серебра в г/л, $\text{ПР}(\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 1,1 \cdot 10^{-11}$.
137. Вычислить растворимость в моль/л и г/л гидроксида магния в воде, если произведение растворимости $\text{ПР}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 5,0 \cdot 10^{-12}$.
138. Вычислите в моль/л и г/л растворимость гидроксида цинка в воде, зная, что произведение растворимости $\text{ПР}(\text{Zn}(\text{OH})_2) = 1,0 \cdot 10^{-17}$.
139. Чему равна растворимость хромата свинца (II), если произведение растворимости $\text{ПР}(\text{PbCrO}_4) = 1,8 \cdot 10^{-14}$?
140. Чему равна растворимость в воде гидроксида хрома (III), если произведение растворимости $\text{ПР}(\text{Cr}(\text{OH})_3) = 5,4 \cdot 10^{-31}$.
141. Какую реакцию среды будут иметь растворы нитрата цинка – $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, бромида калия – KBr , сульфида натрия – Na_2S ? Ответы подтвердите уравнениями соответствующих реакций.

142. Как будут действовать на индикатор лакмус растворы цианида калия – KCN, сульфата меди (II) – CuSO₄, нитрата натрия – NaNO₃? Ответы подтвердите уравнениями соответствующих реакций.
143. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: CuSO₄, BaCl₂, NH₄Cl. Укажите реакцию среды в водных растворах этих солей.
144. Какие из следующих солей подвергаются гидролизу: NaCl, Cu(NO₃)₂, K₂S? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей.
145. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих при сливании растворов AlCl₃ и K₂S, если в результате реакции образуются Al(OH)₃ и H₂S.
146. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза, в результате которого образуются гидрофосфат и дигидрофосфат калия.
147. Какие из солей: KNO₃, CrCl₃, NaNO₂ подвергаются гидролизу? Составьте ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза.
148. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, происходящих в смеси водных растворов CrCl₃ и Na₂S (образуются Cr(OH)₃ и H₂S).
149. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза (I степень) хлоридов алюминия и кальция. Вычислите степень гидролиза хлорида алюминия.
150. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза ацетата натрия и сульфида бария.
151. Написать в ионном и молекулярном виде уравнения реакций гидролиза (I степень) следующих солей: сульфида кальция и нитрата цинка. Указать pH.
152. Написать в ионном и молекулярном виде уравнения реакций гидролиза (I степень) хлорида цинка и сульфата алюминия. Указать реакцию среды (pH).
153. Написать в ионном и молекулярном виде уравнения реакций гидролиза (I степень) сульфита натрия и нитрата меди (II). Вычислите константу гидролиза сульфита натрия.
154. Написать в ионном и молекулярном виде уравнения реакций гидролиза (I степень) карбоната калия и хлорида бария, если этот процесс протекает. Указать реакцию среды.
155. 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?
156. Написать в ионном и молекулярном виде уравнения реакций гидролиза (I степень) сульфида кальция и нитрата цинка. Укажите реакцию среды (рН).
157. Написать в ионном и молекулярном виде уравнения реакций гидролиза (I степень) нитрата алюминия. Указать реакцию среды (рН). Какой цвет лакмуса в растворе этой соли?
158. Написать в ионном и молекулярном виде уравнения реакций гидролиза (I степень) ацетата аммония и хлорида натрия. Вычислить константу и степень гидролиза ацетата аммония.
159. Написать в ионном и молекулярном виде уравнения реакций гидролиза (I степень) нитрита калия и хлорида аммония. Укажите реакцию среды (рН).
160. 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?

ПРИЛОЖЕНИЕ 2
ЗАДАНИЯ ПО КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЕ № 2

161–180.

1. Назвать комплексное соединение.
2. Указать значение координационного числа.
3. Написать формулу комплексного соединения в виде молекулярных формул соединений первого порядка (простых солей).
4. Написать уравнения диссоциации комплексного соединения.
5. Составить выражение константы нестойкости комплексного иона (комплекса).
6. Указать в первом или во втором комплексном соединении комплексный ион является более слабым электролитом.

Таблица 4

Номер варианта	Комплексное соединение	
	1	2
161	$K_3[Co(CN)_6]$	$[Ni(NH_3)_4](OH)_2$
162	$[Cu(NH_3)_2(H_2O)_2]Cl_2$	$Na_3[Fe(CN)_6]$
163	$K[AuBr_4]$	$[Co(NH_3)_4(H_2O)_2]Cl_3$
164	$Ba[Co(CN)_4]$	$[Cr(H_2O)_2(NH_3)_2Cl_2]Cl$
165	$K_2[Cd(CN)_4]$	$[Co(NH_3)_3(H_2O)_3]Cl_3$
166	$Na_3[Co(CN)_4Cl_2]$	$[Cr(NH_3)_4(H_2O)_2]Cl_3$
167	$[Co(H_2O)_4NH_3Cl]Cl_2$	$K[AuCl_4]$
168	$H_2[PtCl_4]$	$[Co(H_2O)_3(NH_3)_2Br]Cl_2$
169	$K_3[Co(CN)_4Cl_2]$	$H_2[CoCl_4]$
170	$H_2[PtCl_4]$	$[Co(NH_3)_2(H_2O)_2(NO_3)_2]Cl$
171	$Na_3[CoCl_6]$	$[Cr(NH_3)_3(H_2O)_2Cl]Cl_2$
172	$[Co(NH_3)_2(H_2O)_2Cl_2]Cl$	$Na_3[Fe(CN)_3Cl_3]$
173	$H_2[SiF_6]$	$[Cr(H_2O)(NH_3)_5]Br_3$
174	$K_4[Co(CN)_4Cl_2]$	$[Cr(NH_3)_3(H_2O)Br]Cl_2$
175	$Na_4[Co(CN)_6]$	$[Cr(NH_3)_4(H_2O)Cl]Br_2$
176	$K_2[Zr(OH)_6]$	$[Cr(H_2O)_2(NH_3)_3Cl]Br_2$
177	$K_4[Co(CN)_6]$	$Na_3[Fe(CN)_5NO_2]$
178	$Cs[Ag(CN)_2]$	$[Pt(H_2O)_2(NH_3)_5Cl]Cl_3$
179	$[Cr(NH_3)_5Cl]Br_2$	$Na_3[CoCl_6]$
180	$[Co(H_2O)_4(NH_3)_2]Cl_3$	$[Cr(NH_3)_3(H_2O)Br]Br_2$

181. Какая из приведенных реакций является окислительно-восстановительной:





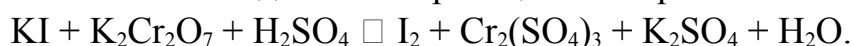
Расставить коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции, составив электронно-ионные уравнения. Указать, какое вещество является окислителем, какое вещество – восстановителем.

182. Реакция протекает по схеме:



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

183. Составить для схемы реакции электронно-ионные уравнения:



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

184. Установить направление возможного протекания реакции:



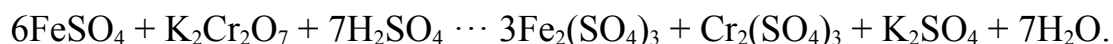
Вычислить ЭДС, выписав значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов из справочной таблицы.

185. Реакции протекают по схемам:

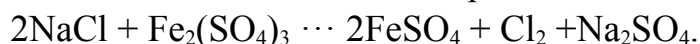


Расставить коэффициенты в уравнении реакции. Определить эквивалентную массу азотной кислоты в этой реакции.

186. Определить эквивалентные массы окислителя и восстановителя в реакции:

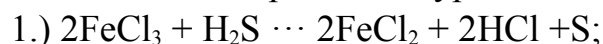


187. Установить в каком направлении возможно протекание реакции:



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

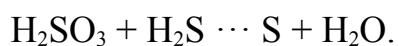
188. Реакции выражаются уравнениями:



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

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





190. Установить направление возможного протекания реакции



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

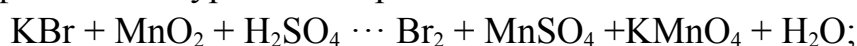
191. Определить эквивалентные массы окислителя и восстановителя в реакции



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

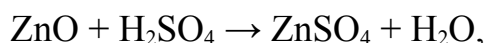


193. На основании электронно-ионных уравнений подберите коэффициенты к уравнению реакции:

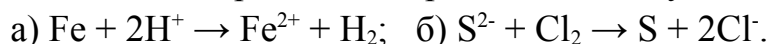


Вычислите молярную массу эквивалента окислителя.

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



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

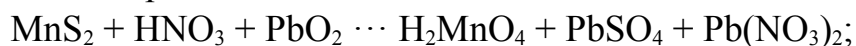


196. На основании электронно-ионных уравнений подобрать коэффициенты к уравнению реакции

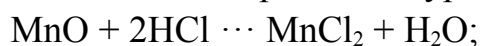


Определить направление протекания реакции.

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

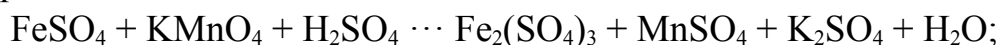


198. Реакции выражаются уравнениями:



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

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



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

201. Рассмотрите электрохимическую коррозию в кислой среде изделия из сплава $\text{Cu} - \text{Zn}$. Приведите уравнения катодной и анодной реакций.

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

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

204. Рассмотрите электрохимическую коррозию изделия из стали в кислой среде. Приведите уравнения катодной и анодной реакций. Предложите возможные способы защиты.

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

206 Рассмотрите электрохимическую коррозию изделия из сплава $\text{Fe} - \text{Cu}$ в деаэрированной воде. Приведите уравнения катодной и анодной реакций.

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

208 Рассмотрите электрохимическую коррозию изделия из стали в деаэрированной воде. Приведите уравнения катодной и анодной реакций. Предложите возможные способы защиты.

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

210 Предложите анодное покрытие для изделия из олова. Составьте уравнения катодной и анодной реакций, протекающих при атмосферной коррозии этого изделия в деаэрированной воде при нарушении целостности покрытия.

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

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

- 213 Рассмотрите атмосферную коррозию изделия из стали. Приведите уравнения катодной и анодной реакций. Предложите возможные способы защиты.
- 214 Рассмотрите электрохимическую коррозию изделия из сплава Fe - Cd в деаэрированной воде. Приведите уравнения катодной и анодной реакций.
- 215 Предложите катодное покрытие для изделия из олова. Составьте уравнения катодной и анодной реакций, протекающих при атмосферной коррозии этого изделия в деаэрированной воде при нарушении целостности покрытия.
- 216 Две металлоконструкции, изготовленные из стали, эксплуатируются в морской и дистиллированной воде. В каком случае скорость коррозии будет выше? Приведите уравнения катодной и анодной реакций для каждой коррозионной среды.
- 217 Как протекает атмосферная коррозия изделия из железа с кадмиевым покрытием в случае нарушения герметичности последнего? Приведите уравнения катодной и анодной реакций.
- 218 Рассмотрите электрохимическую коррозию изделия из сплава Ni - Cu в деаэрированной воде. Приведите уравнения катодной и анодной реакций.
- 219 Приведите пример металла катодного покрытия для изделия из стали. Составьте уравнения реакций катодного и анодного процессов, протекающих при коррозии этого изделия в аэрированной воде.
- 220 Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом, другая медью, находятся во влажном воздухе. На какой из них быстрее образуется ржавчина? Ответ мотивируйте.

221–240

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

№	Раствор электролита	Сила тока, А (x)	Время электролиза, мин (y)
221	CrCl ₃	3,5	30
222	FeCl ₂	2,5	40
223	Na ₃ PO ₄	2,0	60
224	Cu(NO ₃) ₂	2,0	80
225	Cr ₂ (SO ₄) ₃	1,5	70

№	Раствор электролита	Сила тока, А (х)	Время электролиза, мин (у)
226	Pb(NO ₃) ₂	2,0	90
227	MnCl ₂	4,0	50
228	AgNO ₃	4,5	20
229	MnSO ₄	4,0	10
230	K ₂ SO ₄	2,5	60
231	Zn(NO ₃) ₂	6,0	80
232	CuCl ₂	2,0	40
233	NiCl ₂	5,5	20
234	FeCl ₃	4,5	30
235	ZnCl ₂	3,0	90
236	Ni(NO ₃) ₂	1,5	50
237	K ₂ CO ₃	1,5	70
238	FeSO ₄	9,0	30
239	KNO ₂	6,0	60
240	Al(NO ₃) ₃	2,5	80

241-260. Рассчитать массу умягчителя, необходимого для умягчения х л воды, жесткость которой у. Вычислить жесткость зная массу умягчителя.

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

Таблица 6

№ п/п	Объем воды, л	Жесткая соль	Умягчитель	Жесткость воды, мэкв/л	Масса умягчителя, г
1	2	3	4	5	6
241	150	Хлорид кальция	Бура	Рассчитать	10,1
242	200	Нитрат кальция	Сода	10	Рассчитать
243	300	Хлорид магния	Сода	15	Рассчитать
244	400	Нитрат магния	Бура	5	Рассчитать
245	550	Сульфат магния	Бура	Рассчитать	50
246	600	Гидрокарбонат кальция	Гашеная известь	5	Рассчитать
247	500	Нитрат кальция	Сода	15	Рассчитать
248	350	Хлорид кальция	Сода	10	Рассчитать
249	200	Хлорид кальция	Бура	Рассчитать	34
250	100	Сульфат магния	Сода	5	Рассчитать

№ п/п	Объем воды, л	Жесткая соль	Умягчитель	Жесткость воды, мэкв/л	Масса умягчителя, г
1	2	3	4	5	6
251	300	Нитрат магния	Бура	Рассчитать	50
252	400	Гидрокарбонат магния	Гашеная известь	20	Рассчитать
253	800	Нитрат магния	Сода	Рассчитать	60
254	400	Хлорид кальция	Ортофосфат калия	Рассчитать	20
255	750	Гидрокарбонат кальция	Гашеная известь	10	Рассчитать
256	500	Хлорид кальция	Бура	Рассчитать	48
257	200	Хлорид кальция	Сода	10	Рассчитать
258	100	Нитрат магния	Сода	10	Рассчитать
259	700	Хлорид магния	Бура	Рассчитать	80
260	650	Хлорид магния	Ортофосфат натрия	Рассчитать	46

261–280. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

261. Дать краткую характеристику следующих видов воды: а) химически чистой; б) дистиллированной; в) кристаллизационной; г) перегнанной.

262. При растворении в соляной кислоте сплава железа, меди и алюминия массой 9 г выделился водород объемом 5,6 л, измеренный при нормальных условиях, и образовался нерастворимый остаток массой 0,7 г. Определите массовые доли (%) металлов в сплаве.

263. Почему пероксид водорода может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Составить электронные и молекулярные уравнения реакций взаимодействия H_2O_2 : а) с Na; б) с раствором $KMnO_4$ подкисленным серной кислотой.

264. Напишите уравнения реакций, в которых MnO_2 проявляет: а) окислительные свойства; б) восстановительные свойства; в) в которых степень окисления MnO_2 не изменяется.

265. Описать действие растворов пероксида водорода на: а) сульфид свинца; б) диоксид марганца; в) подкисленный раствор дихромата калия.

266. Сколько молекул тяжелой воды содержится в 1 кг воды, если примесь тяжелой воды в природной воде составляет 0,03% по массе.

267. Какое соединение углерода образуется, если через известковую воду пропустить диоксид углерода до полного насыщения раствора? Составить уравнение реакции.

268. Как получают гидриды щелочных и щелочноземельных металлов? Написать уравнение реакции взаимодействия гидрида кальция с водой. Составить электронные уравнения. Указать, что окисляется, что восстанавливается, что является окислителем, что – восстановителем.

269. Почему едкие щелочи необходимо хранить в хорошо закупоренной посуде? Какие вещества получают при насыщении раствора гидроксида натрия: а) хлором; б) диоксидом серы; в) сероводородом? Составить уравнения протекающих реакций.

270. Составить уравнения реакций взаимодействия натрия с аммиаком, водородом, хлором, водой. Какое свойство проявляет натрий во всех этих реакциях?

271. На какой реакции основано получение гидридов щелочных металлов? Как происходит гидролиз гидрида натрия? Составить уравнения реакций.

272. Охарактеризовать отношение бериллия и магния к воде, к кислотам и щелочам. Написать уравнения соответствующих реакций.

273. Написать в молекулярной и ионной форме уравнение реакции взаимодействия гидрида калия с водой.

274. Щелочные металлы являются очень энергичными восстановителями. В какой связи со строением их атомов находится это свойство? В чем проявляется сильная восстановительная способность щелочных металлов при взаимодействии с разбавленной азотной кислотой и водородом? Иллюстрировать ответ уравнениями реакций.

275. Какие продукты образуются при горении кальция на воздухе? Почему при смачивание водой полученного продукта наблюдается выделение большого количества тепла и ощущается запах аммиака? Составить уравнения реакций соответствующих химических процессов.

276. Чем существенно отличается взаимодействие щелочных металлов с водородом от взаимодействия галогенов с водородом? Привести пример той и другой реакции и разобрать эти реакции с точки зрения окисления-восстановления.

277. Что такое поташ? Как его получают и в каких производствах применяют? Как получить поташ, имея сульфат калия, гидроксид бария, карбонат кальция и хлороводородную (соляную) кислоту? Составить уравнения реакций.

278. Почему при получении диоксида углерода из мрамора действуют соляной кислотой, а не серной? Сколько литров диоксида углерода (условия нормальные) можно получить из 1 кг мрамора, содержащего 96% CaCO_3 ?

279. В 1 мл морской воды содержится $1,2 \cdot 10^{-33}$ г радия. Рассчитать сколько атомов радия находится в 1 м³ морской воды. Объем всей океанской и морской воды на Земле составляет $1,3 \cdot 10^9$ км³. Каково общее количество радия в воде морей и океанов?

290. Объясните, почему карбонат бария растворим в слабых кислотах, а сульфат бария не растворим даже в сильных кислотах?

ПРИЛОЖЕНИЕ 3

ВОПРОСЫ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К ЭКЗАМЕНУ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

1. Основные химические понятия. Закон сохранения массы и энергии. Химия: объекты изучения, связь с другими науками.
2. Закон эквивалентов. Эквивалент. Расчет эквивалента для простых и сложных веществ.
3. Строение атома. Модель строения атома Бора, ее недостатки. Постулаты Бора. Квантово-механическая модель атома
4. Уравнение Шредингера, волновая функция. Квантовые числа.
5. Составление электронных конфигураций и электронно-графических формул атомов элементов.
6. Электронное строение атома и систематика химических элементов. Современная формулировка ПЗ. Структура ПС: периоды, группы, подгруппы. Зависимость свойств соединений элементов от положения в ПС.
7. Химическая связь. Определение и характеристики химической связи. Основные черты химической связи. Виды хим. связей: межатомарные, межмолекулярные.
8. Ковалентная связь (теория Льюиса). Валентность. Степень окисления. Гибридизация. Правило октета.
9. Свойства и особенности ковалентной связи.
10. Типы ковалентной связи (полярная, неполярная, σ - и π -связь). Эффективные заряды атомов в молекулах. Дипольный момент.
11. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.
12. Типы разрыва ковалентной связи (гомо- и гетеролитический).
13. Теория ионной связи. Механизм образования, свойства и особенности ионной связи.
14. Металлическая связь. Особенности кристаллической решетки металлов.
15. Водородная связь. Механизм образования. Примеры.
16. Химическая кинетика: определение, объекты изучения. Скорость хим. реакции (мгновенная, средняя). Факторы, влияющие на скорость хим. реакции.
17. Влияние концентрации реагирующих веществ. Закон действующих масс.
18. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации.
19. Особенности кинетики гетерогенных процессов.
20. Катализ. Катализаторы. Промоторы, ингибиторы, каталитические яды. Гомогенный катализ (теория Кобызева). Гетерогенный катализ.

21. Обратимые химические реакции. Условия химического равновесия. Константа равновесия и её связь с термодинамическими функциями. Принцип Ле-Шателье.
22. Растворы: определение, основные признаки. Растворитель, растворенное вещество. Вода как растворитель. Классификация растворов.
23. Концентрация растворов и способы ее выражения: массовая доля, молярная, моляльная, нормальная концентрация, молярная доля, титр.
24. Окислительно-восстановительные процессы. Степень окисления; определение степени окисления. Окислитель, восстановитель. Факторы, определяющие окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений.
25. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
26. Составление окислительно-восстановительных реакций. Метод ионно-электронных полуреакций.
27. Электрохимические системы: определение, устройство, виды. Понятие об электродном потенциале.
28. Электрод сравнения. Электродный потенциал. Электродвижущая сила. Факторы, влияющие на изменение электродного потенциала. Уравнение Нернста.
29. Химические источники тока: определение, виды. Химические гальванические элементы: катодный и анодный процессы, расчет ЭДС.
30. Концентрационные гальванические элементы: катодный и анодный процессы, расчет ЭДС
31. Электролиз: определение, типы, сущность процесса, катодный и анодный процессы.
32. Количественное описание процесса электролиза: законы Фарадея
33. Коррозия: определение, классификация коррозионных разрушений, коррозионные среды.
34. Электрохимическая коррозия: причины возникновения, механизм процесса, наиболее характерные случаи.
35. Коррозия в естественных условиях.
36. Методы защиты металлов и сплавов от коррозии.
37. Элементы IA подгруппы: общая характеристика. Строение атомов, закономерности изменения свойств. Водород: положение в ПС, строение атома, нахождение в природе, получение, применение.
38. Элементы IIA подгруппы: общая характеристика. Строение атомов, закономерности изменения свойств, получение, применение, распространенность.

39. Жесткость воды: типы, методы определения, причины возникновения, способы устранения.
40. Общая характеристика, закономерности изменения свойств. Элементы I-VIIA подгруппы: общая характеристика. Строение атомов, закономерности изменения свойств.

**ПРИЛОЖЕНИЕ 4
СПРАВОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ**

Таблица П.4.1

Названия важнейших кислот и их анионов (солей)

Кислота	Формула	Анион	Формула
Азотная	HNO_3	Нитрат	NO_3^-
Азотистая	HNO_2	Нитрит	NO_2^-
Азотистоводородная (азидоводородная)	HN_3 (HNN_2)	Азид	N_3^-
Бензойная	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	Бензоат	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$
Борная (орто)	H_3BO_3	Борат Гидроборат Дигидроборат	BO_3^{3-} HBO_3^{2-} H_2BO_3^-
Борная(мета)	HBO_2	Метаборат	BO_2^-
Борная(тетра)	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Тетраборат	$\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$
Бромоводородная	HBr	Бромид	Br^-
Бромноватистая	HBrO	Гипобромит	BrO^-
Бромноватая	HBrO_3	Бромат	BrO_3^-
Винная	$\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$	Тартрат Гидротартрат	$\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6^{2-}$ $\text{HC}_4\text{H}_4\text{O}_6^-$
Вольфрамовая	H_2WO_4	Вольфрамат	WO_4^{2-}
Ванадиевая(мета)	HVO_3	Ванадат	VO_3^-
Германиевая	H_2GeO_3	Германат Гидрогерманат	GeO_3^{2-} HGeO_3^-
Иодоводородная	HI	Иодид	I^-
Иодноватистая	HIO	Гипоидит	IO^-
Иодноватая	HIO_3	Иодат	IO_3^-
Иодная	HIO_4	Периодат	IO_4^-
Кремниевая	H_2SiO_3	Силикат Гидросиликат	SiO_3^{2-} HSiO_3^-
Марганцевая	HMnO_4	Перманганат	MnO_4^-
Марганцовистая	H_2MnO_4	Манганат	MnO_4^{2-}
Молибденовая	H_2MoO_4	Молибдат	MoO_4^{2-}
Муравьиная	HCOOH	Формиат	HCOO^-
Мышьяковая	H_3AsO_4	Арсенат Гидроарсенат Дигидроарсенат	AsO_4^{3-} HAsO_4^{2-} H_2AsO_4^-
Мышьяковистая	H_3AsO_3	Арсенит Гидроарсенит Дигидроарсенит	AsO_3^{3-} HAsO_3^{2-} H_2AsO_3^-
Мышьяковистая(мета)	HAsO_2	Метаарсенит	AsO_2^-

Кислота	Формула	Анион	Формула
Оловянистая	H_2SnO_2	Станнит Гидростаннит	SnO_2^{2-} $HSnO_2^-$
Оловянная	H_2SnO_3	Станнат Гидростаннат	SnO_3^{2-} $HSnO_3^-$
Тиоцианатная	$HSCN$	Тиоцианаты	SCN^-
Свинцовая	H_2PbO_3	Плюмбат Гидроплюмбат	PbO_3^{2-} $HPbO_3^-$
Свинцовистая	H_2PbO_2	Плюмбит Гидроплюмбит	PbO_2^{2-} $HPbO_2^-$
Селенистая	H_2SeO_3	Селенит Гидроселенит	SeO_3^{2-} $HSeO_3^-$
Селеновая	H_2SeO_4	Селенат Гидроселенат	SeO_4^{2-} $HSeO_4^-$
Селеноводородная	H_2Se	Селенид Гидроселенид	Se^{2-} HSe^-
Сероводородная	H_2S	Сульфид Гидросульфид	S^{2-} HS^-
Сернистая	H_2SO_3	Сульфит Гидросульфит	SO_3^{2-} HSO_3^-
Серная	H_2SO_4	Сульфат Гидросульфат	SO_4^{2-} HSO_4^-
Тиосерная	$H_2S_2O_3$	Тиосульфат	$S_2O_3^{2-}$
Надсерная	$H_2S_2O_8$	Персульфат Гидроперсульфат	$S_2O_8^{2-}$ $HS_2O_8^-$
Пиросерная	$H_2S_2O_7$	Пиросульфат	$S_2O_7^{2-}$
Теллуридоводородная	H_2Te	Теллурид Гидротеллурид	Te^{2-} HTe^-
Угольная	H_2CO_3	Карбонат Гидрокарбонат	CO_3^{2-} HCO_3^-
Уксусная	CH_3COOH	Ацетат	CH_3COO^-
Фосфорная (орто)	H_3PO_4	Фосфат Гидрофосфат Дигидрофосфат	PO_4^{3-} HPO_4^{2-} $H_2PO_4^-$
Фосфорная (мета)	HPO_3	Метафосфат	PO_3^-
Фосфорная (пиро)	$H_4P_2O_7$	Пирофосфат	$P_2O_7^{4-}$
Фтороводородная	HF	Фторид	F^-
Хлороводородная	HCl	Хлорид	Cl^-
Хлорноватистая	$HClO$	Гипохлорит	ClO^-
Хлорноватая	$HClO_3$	Хлорат	ClO_3^-
Хлорная	$HClO_4$	Перхлорат	ClO_4^-
Хромистая	$HCrO_2$	Хромит	CrO_2^-

Кислота	Формула	Анион	Формула
Хромовая	H_2CrO_4	Хромат Гидрохромат	CrO_4^{2-} $HCrO_4^-$
Дихромовая (бихромовая)	$H_2Cr_2O_7$	Дихромат Гидродихромат	$Cr_2O_7^{2-}$ $HCr_2O_7^-$
Циановодородная (синильная)	HCN	Цианид	CN^-
Циановая	$HCNO$	Цианат	CNO^-
Цинковая	H_2ZnO_2	Цинкат	ZnO_2^{2-}
Щавелевая	$H_2C_2O_4$	Оксалат	$C_2O_4^{2-}$
Янтарная	$H_2C_4H_4O_4$	Сукцинат	$C_4H_4O_4^{2-}$
Висмутовая	$HBiO_3$	Висмутат	BiO_3^-

Примечание: В табл.1 приведены названия важнейших кислот и их анионов по номенклатуре ИЮПАК

Таблица П.4.2

Растворимость гидроксидов и солей в воде, г / 100 г растворителя.

Катионы	Анионы													
	OH^-	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_3^-	PO_4^{3-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	CH_3COO^-	
NH_4^+	-	Р	р	р	р	-	р	р	р	р	р	-	-	
K^+, Na^+	р	Р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	Р	
Mg^{2+}	м	Н	р	р	р	р	н	р	р	н	н	н	Р	
Ca^{2+}	м	Н	р	р	р	м	н	м	р	н	н	н	Р	
Ba^{2+}	р	М	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н	Р	
Al^{3+}	н	М	р	р	р	-	-	р	р	н	-	н	М	
Cr^{3+}	н	Н	р	р	р	-	-	р	р	н	-	н	Р	
Zn^{2+}	н	М	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	Р	
Mn^{2+}	н	М	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	Р	
Co^{2+}, Ni^{2+}	н	Р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	Р	
Fe^{2+}	н	Н	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	Р	
Fe^{3+}	н	Н	р	р	р	-	-	р	р	н	н	н	Р	
Cd^{2+}	н	Р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	Р	
Hg^{2+}	-	-	р	м	н	н	н	р	р	н	н	-	Р	
Cu^{2+}	н	Н	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	Р	
Ag^+	-	Р	н	н	н	н	н	м	р	н	н	н	Р	
Sn^{2+}	н	Р	р	р	р	н	-	р	-	н	-	-	Р	
Pb^{2+}	н	Н	м	м	н	н	н	н	р	н	н	н	Р	

Таблица П.4.3

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 П.4.4

Нормальные (стандартные) электродные потенциалы в водных растворах φ^0 , В

Элемент	Электродный процесс	φ^0 , 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

Элемент	Электродный процесс	$\varphi^\circ, \text{В}$
Br	$\text{Br}_{2(\text{ж})} + 2\text{e}^- = 2\text{Br}^-$	+1,07
	$\text{HOBr} + \text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,34
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ca}$	-2,87
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cd}$	-0,40
Cl	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,47
	$\text{ClO}_4^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,19
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{Cl}^-$	+1,36
	$\text{HClO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{HClO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,64
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,49
Co	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Co}$	-0,28
	$\text{Co}^{3+} + 1\text{e}^- = \text{Co}^{2+}$	+1,81
Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Cr}$	-0,74
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$	+0,34
	$\text{Cu}^{2+} + 1\text{e}^- = \text{Cu}^+$	+0,15
	$\text{Cu}^+ + 1\text{e}^- = \text{Cu}$	+0,52
F	$\text{F}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{F}^-$	+2,87
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Fe}$	-0,44
	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Fe}$	-0,04
	$\text{Fe}^{3+} + 1\text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$	+0,77
H	$\text{H}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{H}^-$	+2,25
	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$	0,00
Hg	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- = 2\text{Hg}$	+0,79
	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Hg}$	+0,85
	$2\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Hg}_2^{2+}$	+0,92
I	$\text{I}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-$	+0,54
	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 12\text{e}^- = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,19
	$2\text{HOI} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,45
K	$\text{K}^+ + 1\text{e}^- = \text{K}$	-2,92
Li	$\text{Li}^+ + 1\text{e}^- = \text{Li}$	-3,04
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Mg}$	-2,36
Mn	$\text{MnO}_4^- + 1\text{e}^- = \text{MnO}_4^{2-}$	+0,56
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
N	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,01
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,94
	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,94
	$\text{NO}_3^- + 7\text{H}_2\text{O} + 8\text{e}^- = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + 9\text{OH}^-$	-0,12

Элемент	Электродный процесс	$\varphi^\circ, \text{В}$
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 П.4.5

Ряд активностей (стандартных электродных потенциалов) металлов

Электрод		$E^\circ, \text{В}$	Электрод		$E^\circ, \text{В}$
Окисленная форма	Восстановленная форма		Окисленная форма	Восстановленная форма	
Li^+	Li	-3,05	Cd^{2+}	Cd	-0,40
K^+	K	-2,93	Co^{2+}	Co	-0,28
Ba^{2+}	Ba	-2,91	Ni^{2+}	Ni	-0,25
Ca^{2+}	Ca	-2,87	Sn^{2+}	Sn	-0,14
Na^+	Na	-2,71	Pb^{2+}	Pb	-0,13
Mg^{2+}	Mg	-2,36	2H^+	H_2	0,00
Be^{2+}	Be	- 1,85	Cu^{2+}	Cu	+0,34
Al^{3+}	Al	-1,66	Hg_2^{2+}	2Hg	+0,79
Mn^{2+}	Mn	-1,18	Ag^+	Ag	+0,80
Zn^{2+}	Zn	-0,76	Hg^{2+}	Hg	+0,84
Cr^{3+}	Cr	-0,74	Pt^{2+}	Pt	+1,20
Fe^{2+}	Fe	-0,44	Au^{3+}	Au	+1,50

Таблица П.4.6

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов (20 °С)

Название (традиционное)	Формула	K_1	K_2	K_3
Кислоты				
Азотистая	HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$		
Борная (орто)	H_3BO_3	$7,1 \cdot 10^{-10}$	$1,8 \cdot 10^{-13}$	$1,6 \cdot 10^{-14}$
Бромноватая	HBrO_3	$2,0 \cdot 10^{-1}$		
Бромноватистая	HBrO	$2,2 \cdot 10^{-9}$		
Валериановая	$\text{CH}_2(\text{CH}_2)_3\text{COOH}$	$1,4 \cdot 10^{-5}$		
Ванадиевая (орто)	H_3VO_4	$1,8 \cdot 10^{-4}$	$3,2 \cdot 10^{-10}$	$4,0 \cdot 10^{-15}$
Вольфрамовая	H_2WO_4	$6,3 \cdot 10^{-3}$	$2,0 \cdot 10^{-4}$	
Дихромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		$2,3 \cdot 10^{-2}$	
Иодноватая	HIO_3	$1,7 \cdot 10^{-1}$		
Иодноватистая	HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$		
Кремниевая (орто)	H_4SiO_4	$1,3 \cdot 10^{-10}$	$1,6 \cdot 10^{-12}$	$2,0 \cdot 10^{-14}$
Марганцовистая	H_2MnO_4	10^{-1}	$7,1 \cdot 10^{-11}$	
Молибденовая	H_2MoO_4	$2,9 \cdot 10^{-3}$	$1,4 \cdot 10^{-4}$	
Муравьиная	HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$		
Мышьяковая	H_3AsO_4	$5,6 \cdot 10^{-3}$	$1,7 \cdot 10^{-7}$	$3,0 \cdot 10^{-12}$
Пропионовая	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$	$1,3 \cdot 10^{-5}$		
Селенистая	H_2SeO_3	$1,8 \cdot 10^{-3}$	$3,2 \cdot 10^{-9}$	
Селенисто - водородная	H_2SeO_3	$1,3 \cdot 10^{-4}$	$1,0 \cdot 10^{-11}$	
Селеновая	H_2SeO_4		$1,2 \cdot 10^{-2}$	
Сернистая	H_2SO_3	$1,4 \cdot 10^{-2}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	
Сероводородная	H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$	$2,5 \cdot 10^{-13}$	
Синильная	HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$		
Теллуристая	H_2TeO_3	$2,7 \cdot 10^{-3}$	$1,8 \cdot 10^{-8}$	
Теллуриводородная	H_2Te	$2,3 \cdot 10^{-3}$	$6,9 \cdot 10^{-13}$	
Тиосерная	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$2,5 \cdot 10^{-1}$	$1,9 \cdot 10^{-2}$	
Угольная	H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7}$	$4,8 \cdot 10^{-11}$	
Уксусная	CH_3COOH	$1,7 \cdot 10^{-5}$		
Фосфористая	H_3PO_3	$3,1 \cdot 10^{-2}$	$1,6 \cdot 10^{-7}$	
Фосфорная (орто)	H_3PO_4	$7,1 \cdot 10^{-3}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	$5,0 \cdot 10^{-13}$
Фтороводородная	HF	$6,2 \cdot 10^{-4}$		
Хлористая	HClO_2	$1,1 \cdot 10^{-2}$		

Название (традиционное)	Формула	K ₁	K ₂	K ₃
Хлорноватистая	HClO ₂	3,0·10 ⁻⁸		
Хромовая	H ₂ CrO ₄	1,6·10 ⁻¹	3,2·10 ⁻⁷	
Щавелевая	H ₂ C ₂ O ₄	5,6·10 ⁻²	5,4·10 ⁻⁵	
Основания (гидроксиды)				
Алюминия гидр.	Al(OH) ₃			1·10 ⁻⁹
Аммония гидр.	NH ₃ ·H ₂ O (NH ₄ OH)	1,8·10 ⁻⁵		
Бериллия гидр.	Be(OH) ₂	3,0·10 ⁻⁷	3,3·10 ⁻⁸	
Висмута (III) гидр.	Bi(OH) ₃		4,0·10 ⁻⁴	4,0·10 ⁻¹³
Железа (II) гидр.	Fe(OH) ₂	6,2·10 ⁻⁵	2,8·10 ⁻⁶	
Железа (III) гидр.	Fe(OH) ₃	3,2·10 ⁻¹⁰	5,0·10 ⁻¹⁰	1,3·10 ⁻¹²
Кадмия гидр.	Cd(OH) ₂	2,4·10 ⁻³	1,5·10 ⁻⁷	
Кобальта (II) гидр.	Co(OH) ₂	1,6·10 ⁻⁵	4,0·10 ⁻⁵	
Магния гидр.	Mg(OH) ₂		2,5·10 ⁻³	
Марганца (II) гидр.	Mn(OH) ₂		1,2·10 ⁻⁴	
Меди (II) гидр.	Cu(OH) ₂	6,6·10 ⁻⁸	1,0·10 ⁻⁶	
Никеля (II) гидр.	Ni(OH) ₂	2,6·10 ⁻⁴	1,1·10 ⁻⁵	
Олова (II) гидр.	Sn(OH) ₂	9,8·10 ⁻¹⁰	1,2·10 ⁻¹²	
Ртуты (II) гидр.	Hg(OH) ₂	3,9·10 ⁻¹²	5·10 ⁻¹¹	
Свинца (II) гидр.	Pb(OH) ₂	9,6·10 ⁻⁴	3,0·10 ⁻⁸	
Серебра гидр.	AgOH	5,0·10 ⁻³		
Хрома (III) гидр.	Cr(OH) ₃		2·10 ⁻⁸	7,9·10 ⁻¹¹
Цинка гидроксид	Zn(OH) ₂	1,3·10 ⁻⁵	4,9·10 ⁻⁷	

Таблица П.4.7

Произведение растворимости мало- и труднорастворимых в воде соединений

Соединение	ПР	Соединение	ПР
Ag ₃ AsO ₃	1·10 ⁻¹⁷	CuCN	3.2·10 ⁻²⁰
Ag ₃ AsO ₄	1·10 ⁻²²	CuCO ₃	2.5·10 ⁻¹⁰
AgBO ₂	4·10 ⁻³	CuC ₂ O ₄	3·10 ⁻⁸
AgBr	5.3·10 ⁻¹³	CuCl	1.2·10 ⁻⁶
AgBrO ₃	5.5·10 ⁻⁵	CuCrO ₄	3.6·10 ⁻⁶
AgCN	1.4·10 ⁻¹⁶	CuI	1.1·10 ⁻¹²
Ag ₂ CO ₃	1.2·10 ⁻¹²	Cu(IO ₃) ₂	7.4·10 ⁻⁸
Ag ₂ C ₂ O ₄	3.5·10 ⁻¹¹	CuN ₃	5.0·10 ⁻⁹
AgCl	1.78·10 ⁻¹⁰	Cu(OH) ₂	2.2·10 ⁻²⁰

Соединение	ПР	Соединение	ПР
AgClO ₂	2·10 ⁻⁴	CuS	6.3·10 ⁻³⁶
AgClO ₃	5.0·10 ⁻²	Cu ₂ S	2.5·10 ⁻⁴⁸
Ag ₂ CrO ₄	1.1·10 ⁻¹²	Fe(OH) ₂	8·10 ⁻¹⁶
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	1·10 ⁻¹⁰	Fe(OH) ₃	6.3·10 ⁻³⁸
AgI	8.3·10 ⁻¹⁷	FePO ₄	1.3·10 ⁻²²
AgIO ₃	3.0·10 ⁻⁸	FeS	5·10 ⁻¹⁸
AgMnO ₄	1.6·10 ⁻³	FeS ₂	6.3·10 ⁻³¹
Ag ₂ MoO ₄	2.8·10 ⁻¹²	MgCO ₃	2.1·10 ⁻⁵
AgNO ₂	6.0·10 ⁻⁴	MgC ₂ O ₄	8.5·10 ⁻⁵
Ag ₃ PO ₄	1.3·10 ⁻²⁰	MgF ₂	6.5·10 ⁻⁹
Ag ₂ S	2.0·10 ⁻⁵⁰	Mg(IO ₃) ₂	3·10 ⁻³
AgSCN	1.1·10 ⁻¹²	Mg(OH) ₂	6.0·10 ⁻¹⁰
Ag ₂ SO ₃	1.5·10 ⁻¹⁴	Mg ₃ (PO ₄) ₂	1·10 ⁻¹³
Ag ₂ SO ₄	1.6·10 ⁻⁵	MgSO ₃	3·10 ⁻³
Al(OH) ₃	1·10 ⁻³²	Mn ₃ (AsO ₄) ₂	1.9·10 ⁻²⁹
AlPO ₄	5.75·10 ⁻¹⁹	MnCO ₃	1.8·10 ⁻¹¹
AuBr	5.0·10 ⁻¹⁷	MnC ₂ O ₄	5·10 ⁻⁶
AuBr ₃	4.0·10 ⁻³⁶	Mn(OH) ₂	1.9·10 ⁻¹³
AuCl	2.0·10 ⁻¹³	Mn(OH) ₃	1·10 ⁻³⁶
AuCl ₃	3.2·10 ⁻²⁵	Mn(OH) ₄	1·10 ⁻⁵⁶
AuOH	7.9·10 ⁻²⁰	MnS	2.5·10 ⁻¹⁰
Au(OH) ₃	5.5·10 ⁻⁴⁶	NiCO ₃	1.3·10 ⁻⁷
AuI	1.6·10 ⁻²³	NiC ₂ O ₄	4·10 ⁻¹⁰
AuI ₃	1·10 ⁻⁴⁶	Ni(ClO ₃) ₂	1·10 ⁻⁴
BaCO ₃	4.0·10 ⁻¹⁰	Ni(OH) ₂	2.0·10 ⁻¹⁵
BaC ₂ O ₄	1.1·10 ⁻⁷	NiS α	3.2·10 ⁻¹⁹
BaCrO ₄	1.2·10 ⁻¹⁰	Pb ₃ (AsO ₄) ₂	4.1·10 ⁻³⁶
BaF ₂	1.1·10 ⁻⁶	PbBr ₂	9.1·10 ⁻⁶
Ba(IO ₃) ₂	1.5·10 ⁻⁹	Pb(BrO ₃) ₂	8.0·10 ⁻⁶
BaMnO ₄	2.5·10 ⁻¹⁰	PbCO ₃	7.5·10 ⁻¹⁴
Ba(OH) ₂	5.0·10 ⁻³	PbC ₂ O ₄	4.8·10 ⁻¹⁰
Ba ₃ (PO ₄) ₂	6·10 ⁻³⁹	PbCl ₂	1.6·10 ⁻⁵
BaSO ₃	8·10 ⁻⁷	PbCrO ₄	1.8·10 ⁻¹⁴
BaSO ₄	1.1·10 ⁻¹⁰	PbF ₂	2.7·10 ⁻⁸
Be(OH) ₂	6.3·10 ⁻²²	PbI ₂	1.1·10 ⁻⁹
BiAsO ₄	2.8·10 ⁻¹⁰	Pb(IO ₃) ₂	2.6·10 ⁻¹³
BiI ₃	8.1·10 ⁻¹⁹	Pb(OH) ₂	5·10 ⁻¹⁶
BiPO ₄	1.3·10 ⁻²³	Pb ₃ (PO ₄) ₂	7.9·10 ⁻⁴³

Соединение	ПР	Соединение	ПР
Bi_2S_3	$1 \cdot 10^{-97}$	PbS	$2.5 \cdot 10^{-27}$
$\text{Ca}_3(\text{AsO}_4)_2$	$6.8 \cdot 10^{-19}$	$\text{Pb}(\text{SCN})_2$	$2.0 \cdot 10^{-5}$
CaCO_3	$3.8 \cdot 10^{-9}$	PbSO_4	$1.6 \cdot 10^{-8}$
CaC_2O_4	$2.3 \cdot 10^{-9}$	PbS_2O_3	$4.0 \cdot 10^{-7}$
CaCrO_4	$7.1 \cdot 10^{-4}$	SnI_2	$8.3 \cdot 10^{-6}$
CaF_2	$4.0 \cdot 10^{-11}$	$\text{Sn}(\text{OH})_2$	$6.3 \cdot 10^{-27}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$5.5 \cdot 10^{-6}$	$\text{Sn}(\text{OH})_4$	$1 \cdot 10^{-57}$
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$2.0 \cdot 10^{-29}$	SnS	$2.5 \cdot 10^{-27}$
CaSO_3	$3.2 \cdot 10^{-7}$	SrCO_3	$1.1 \cdot 10^{-10}$
CaSO_4	$2.5 \cdot 10^{-5}$	SrC_2O_4	$1.6 \cdot 10^{-7}$
CaSeO_3	$4.7 \cdot 10^{-6}$	SrCrO_4	$3.6 \cdot 10^5$
CdCO_3	$1.0 \cdot 10^{-12}$	SrF_2	$2.5 \cdot 10^{-9}$
CdC_2O_4	$1.5 \cdot 10^{-8}$	$\text{Sr}(\text{OH})_2$	$3.2 \cdot 10^{-4}$
$\text{Cd}(\text{OH})_2$	$2.2 \cdot 10^{-14}$	$\text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2$	$1 \cdot 10^{-31}$
CdS	$1.6 \cdot 10^{-28}$	SrPO_3F	$3 \cdot 10^{-3}$
$\text{Co}_3(\text{AsO}_4)_2$	$7.6 \cdot 10^{-29}$	SrSO_3	$4 \cdot 10^{-8}$
$\text{Co}(\text{BO}_2)_2$	$3.2 \cdot 10^{-9}$	SrSO_4	$3.2 \cdot 10^{-7}$
CoCO_3	$1.05 \cdot 10^{-10}$	$\text{Zn}(\text{CN})_2$	$2.6 \cdot 10^{-13}$
$\text{Co}(\text{OH})_3$	$4 \cdot 10^{-45}$	ZnCO_3	$1.45 \cdot 10^{-11}$
$\text{Cr}(\text{OH})_2$	$1.0 \cdot 10^{-17}$	ZnC_2O_4	$2.75 \cdot 10^{-8}$
$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$6.3 \cdot 10^{-31}$	$\text{Zn}(\text{IO}_3)_2$	$2.0 \cdot 10^{-8}$
CrPO_4 фиолетов	$1.0 \cdot 10^{-17}$	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	$1.2 \cdot 10^{-17}$
CrPO_4 зелёный	$2.4 \cdot 10^{-23}$	$\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$	$9.1 \cdot 10^{-33}$
CuBr	$5.25 \cdot 10^{-9}$	ZnS	$1.6 \cdot 10^{-24}$

Таблица П.4.8

Константы нестойкости комплексных ионов в водных растворах

Комплексный ион	К нестойкости	pK
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$5,89 \cdot 10^{-8}$	7,23
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$	$1,3 \cdot 10^{-3}$	2,89
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$2,5 \cdot 10^{-14}$	13,60
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$1,4 \cdot 10^{-20}$	19,85
$[\text{AgI}_2]^-$	$5,5 \cdot 10^{-12}$	11,74
$[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]^-$	$1,0 \cdot 10^{-33}$	33,0
$[\text{AlF}_6]^{3-}$	$5,01 \cdot 10^{-18}$	17,30
$[\text{AuCl}_4]^-$	$5,0 \cdot 10^{-22}$	21,30
$[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-15}$	15,0
$[\text{BeF}_4]^{2-}$	$4,17 \cdot 10^{-17}$	16,30
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$7,76 \cdot 10^{-18}$	17,11

Комплексный ион	K нестойкости	pK
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$2,76 \cdot 10^{-5}$	4,56
$[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$	$5,0 \cdot 10^{-12}$	11,30
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$4,07 \cdot 10^{-5}$	4,39
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$6,15 \cdot 10^{-36}$	35,21
$[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-22}$	22,0
$[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$5,50 \cdot 10^{-3}$	2,26
$[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$	$1,26 \cdot 10^{-30}$	29,90
$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$	$1,0 \cdot 10^{-24}$	24,00
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$	$5,13 \cdot 10^{-31}$	30,29
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$9,33 \cdot 10^{-13}$	12,03
$[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_6]^{4-}$	$8,0 \cdot 10^{-9}$	8,10
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$6,3 \cdot 10^{-21}$	10,20
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,4 \cdot 10^{-37}$	36,84
$[\text{FeF}_6]^{3-}$	$7,94 \cdot 10^{-17}$	16,10
$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-21}$	21,0
$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1,4 \cdot 10^{-30}$	29,85
$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4,0 \cdot 10^{-42}$	41,40
$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$8,0 \cdot 10^{-22}$	21,10
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$1,12 \cdot 10^{-8}$	7,95
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$9,77 \cdot 10^{-9}$	8,01
$[\text{PtBr}_4]^{2-}$	$3,0 \cdot 10^{-21}$	20,52
$[\text{PtCl}_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-16}$	16,00
$[\text{SnCl}_6]^{4-}$	$5,1 \cdot 10^{-11}$	10,29
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$6,3 \cdot 10^{-18}$	17,20
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,0 \cdot 10^{-9}$	8,70
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{-16}$	15,44

Локальный электронный методический материал

Егорова Ксения Викторовна

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Редактор Е. Билко

Уч.-изд п 7 6 Печ. л. 6,3

Федеральное государственное
бюджетное образовательное учреждение высшего образования
«Калининградский государственный технический университет»,

236022, Калининград, Советский проспект, 1