



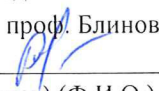
МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение высшего образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)

ИНЖЕНЕРНАЯ ШКОЛА

«СОГЛАСОВАНО»

Руководитель ОП

д.т.н., проф. Блиновская Я.Ю.

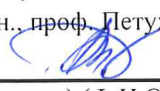

(подпись) (Ф.И.О.)

«14» июня 2019г.

«УТВЕРЖДАЮ»

Заведующий БЧСиЗОС

д.т.н., проф. Петухов В.И.


(подпись) (Ф.И.О.)

«14» июня 2019г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.Б.15 Химия

Направление подготовки 20.03.01 «Техносферная безопасность»

профиль «Техносферная безопасность»

Форма подготовки: очная

курс 1, семестр 1

лекции 18 час.

практические занятия 18 час.

лабораторные работы 18 час.

в том числе с использованием МАО лек.б /пр.б/лаб. 0 час.

всего часов аудиторной нагрузки 54 час.

в том числе с использованием МАО 12 час.

самостоятельная работа 54 час.

контрольные работы 1 семестр

курсовая работа / курсовой проект не предусмотрены

зачет 1 семестр

Рабочая программа составлена в соответствии с требованиями образовательного стандарта, самостоятельно устанавливаемого федеральным государственным автономным образовательным учреждением высшего образования «Дальневосточный государственный университет от 17.06.2016 « 12-13-1160 по направлению подготовки 20.03.01 «Техносферная безопасность» (уровень бакалавриата).

Рабочая программа обсуждена на заседании кафедры безопасности в чрезвычайных ситуациях и защиты окружающей среды, протокол № 10 от «14» июня 2019 г.

Заведующий кафедрой: д.т.н., профессор Петухов В.И.

Составители: к.х.н., доцент Черныш О.Н., ст. преподаватель Ткачева М.В.

Аннотация

Б1.Б.15 Химия

Дисциплина «Химия» разработана для студентов, обучающихся по направлению подготовки 20.03.01 «Техносферная безопасность», профиль «Техносферная безопасность» и входит в базовую часть Блока 1 «Дисциплины (модули)» учебного плана (Б1.Б.15).

Общая трудоёмкость дисциплины составляет 108 часов (3 зачетных единицы). Учебным планом предусмотрены лекционные занятия (18 часов), лабораторные занятия (18 часов), практические занятия (18 часов) и самостоятельная работа (54 часа). Дисциплина реализуется на 1 курсе в 1 семестре. Форма контроля по дисциплине – зачет.

Дисциплина «Химия» логически связана с дисциплинами «Высшая математика», «Физика». Является базовой по ряду вопросов при изучении дисциплин «Безопасность жизнедеятельности», «Опасные и природные и техногенные процессы», «Физико-химические процессы в техносфере» и иных дисциплин профильной направленности. Содержание дисциплины составляют учения о строении вещества и периодичности свойств химических элементов и их соединений, направлении и скорости химических процессов. Изучаются основные законы природы, в том числе периодический закон Д.И. Менделеева; электронное строение атомов, природа химической связи, закономерности, определяющие взаимосвязь состав – структура – свойства веществ; элементы химической термодинамики, термохимические законы, условия протекания реакций, элементы химической кинетики, вопросы образования и устойчивости дисперсных систем.

Целью изучения дисциплины является: формирование у студентов знаний о законах развития материального мира, о химической форме движения материи, о взаимосвязи строения и свойств вещества; овладение

навыками и методами экспериментальных исследований; формирование естественнонаучного мировоззрения, навыков экологической грамотности и системного видения окружающего мира; формирование умений для решения научно-технических задач в профессиональной деятельности и для самосовершенствования специалиста.

Задачи дисциплины:

- изучение квантово-механической теории строения атома применительно к описанию характеристик и свойств различных соединений;
- изучение закономерностей протекания физико-химических процессов;
- использование фундаментальных знаний о поведении молекулярных и ионных растворов для решения как научных, так и практических задач;
- использование основных законов естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применение методов анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования.

Для успешного изучения дисциплины «Химия» у обучающихся должны быть сформированы следующие предварительные компетенции:

- владение навыками работы с различными источниками информации;
- знание основ курсов химии и физики, полученных на базе средней школы.

Планируемые результаты обучения по данной дисциплине (знания, умения, владения), соотнесенные с планируемыми результатами освоения образовательной программы, характеризуют этапы формирования следующих компетенций:

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
(ПК-27) способность	Знает	– классификацию химических элементов, веществ и соединений; – виды химической связи в различных типах

Код и формулировка компетенции	Этапы формирования компетенции	
использовать законы и методы математики, естественных, гуманитарных и экономических наук при решении профессиональных задач		соединений; – теоретические основы строения вещества; – основные химические законы и понятия; – основные закономерности протекания химических реакций и физико-химических процессов
	Умеет	– использовать основные элементарные методы химического исследования веществ и соединений; – составлять и решать химические уравнения; – проводить измерения, обрабатывать и представлять результаты; – соблюдать меры безопасности при работе с химическими реактивами; – использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности.
	Владеет	– навыками применения законов химии для решения практических задач; – основными приемами обработки экспериментальных данных; – методами выполнения элементарных лабораторных физико-химических исследований в области профессиональной деятельности.

Для формирования вышеуказанной компетенции в рамках дисциплины «Химия» применяются следующие методы активного/ интерактивного обучения: проблемная лекция, информационная лекция с элементами визуализации, беседа с элементами визуализации, лекция – беседа.

I. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА (18 час.)

Модуль 1. Строение вещества (4 час.)

Раздел 1. Атомно-молекулярная теория (1 час.)

Тема 1. Основные понятия и законы химии (1 час.)

Основные положения атомно-молекулярного учения. Основные стехиометрические и газовые законы. Понятие эквивалента. Закон эквивалентов и его практическое использование.

Раздел 2. Строение атома (1 час.)

Тема 1. Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева (1 час.)

Квантово-механическая модель атома. Двойственная природа электрона. Понятие атомной орбитали. Квантовые числа. Электронные конфигурации атомов.

Современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева. Периодическая система элементов. Зависимость свойств элементов и образуемых ими соединений, реакционной способности веществ от положения элемента в периодической системе. Методы и средства химического исследования веществ и их превращений.

Раздел 3. Химическая связь (2 час.)

Тема 1. Химическая связь (2 час.)

Виды и характеристики химической связи. Методы ВС и МО. Химическая связь в многоатомных молекулах. Межмолекулярное взаимодействие.

Модуль 2. Учение о химическом процессе (4 час.)

Раздел 1. Термодинамический подход к химическим реакциям (2 час.)

Тема 1. Химическая термодинамика, энергетика процесса (2 час.)

Основные понятия и определения химической термодинамики. Первое начало термодинамики и его применение к химическим системам. Энтальпия. Термохимия. Энергетика химических процессов. Энергетические

эффекты химических реакций. Закон Гесса и его следствия. Термохимические уравнения. Второе начало термодинамики. Энтропия. Свободная энергия Гиббса и направление химического процесса. Критерии самопроизвольного протекания процесса в различных системах.

Раздел 2. Кинетика и химическое равновесие (2 час.)

Тема 1. Кинетика химических процессов и химическое равновесие (2час.)

Понятие о скорости и механизме химической реакции. Скорость реакции и методы ее регулирования. Элементарные химические реакции. Закон действующих масс. Порядок и молекулярность реакции. Кинетические уравнения реакций с целочисленными кинетическими порядками. Сложные химические реакции. Влияние температуры на скорость реакции. Энергия активации. Катализ и каталитические реакции. Катализаторы и каталитические системы.

Химическое и фазовое равновесие. Обратимые и необратимые реакции. Колебательные реакции. Термодинамическое и кинетическое условия равновесия. Способы выражения констант химического равновесия и взаимосвязь между ними. Факторы, влияющие на сдвиг химического равновесия. Термодинамическое обоснование принципа Ле-Шателье. Равновесие в гетерогенных системах.

Модуль 3. Химические системы (5 час.)

Раздел 1. Основные понятия и определения

Раздел 2-4. Газовые системы. Твердые системы. Жидкие системы (4час.)

Тема 1. Общие свойства растворов (1 час.)

Основные понятия и определения Гомогенные и гетерогенные системы. Газовые системы. Идеальный газ. Идеальная смесь газов. Реальные газы. Химические реакции в газовой фазе.

Твердые системы. Кристаллическое и аморфное состояние вещества. Химическая связь и структура твердых тел. Общие свойства кристаллов. Твердые растворы. Твердофазные химические реакции.

Жидкие системы. Растворы. Термодинамика процесса растворения. Способы выражения количественного состава растворов. Коллигативные свойства растворов.

Тема 2. Основные виды равновесий в водных растворах электролитов (3 час.)

Протолитическое равновесие в водных растворах слабых электролитов. Степень и константа диссоциации. Зависимость степени электролитической диссоциации электролита от природы растворенного вещества, от концентрации раствора и температуры. Автопротолиз воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель среды. Совмещенные протолитические равновесия.

Гетерогенное равновесие в водных растворах малорастворимых электролитов. Константа растворимости. Понятие растворимости. Количественное соотношение между растворимостью и константой растворимости. Условия образования и растворения осадка. Совмещенные гетерогенные равновесия.

Лигандо-обменное равновесие в водных растворах, содержащих комплексные ионы. Константы устойчивости и константы нестойкости комплексных ионов. Факторы, влияющие на прочность и состав комплексных соединений. Совмещенные лигандо-обменные равновесия.

Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ. Окислительно-восстановительное равновесие. Константа $K_{\text{red-ox}}$. Определение окислителя, восстановителя, процесса окисления, восстановления. Критерии самопроизвольного протекания окислительно-восстановительных реакций.

Совмещенные равновесия разных типов. Константа совмещенного равновесия.

Раздел 5. Дисперсные системы (1 час.)

Тема 1. Дисперсные и коллоидные системы (1 час.)

Дисперсные системы. Классификация и термодинамика дисперсных систем. Коллоидное состояние вещества. Поверхностные явления. Двойной электрический слой и электрокинетические явления. Устойчивость дисперсных систем.

Модуль 4. Электрохимические системы (3 час.)

Раздел 1. Электрохимические процессы (3 час.)

Тема 1. Электродные процессы и электродвижущие силы. Химические источники электрической энергии. Гальванические элементы. Аккумуляторы. (1 час.)

Электрохимические процессы. Электрохимические системы Электродные процессы. Электродный потенциал. Уравнение Нернста. Классификация электродов. Гальванические элементы. Химические источники тока.

Тема 2. Электролиз (1 час.)

Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Последовательность разрядки ионов на катоде и аноде. Первичные и вторичные процессы электролиза. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами. Понятие потенциала разложения. Явление поляризации электродов и его разновидности. Количественные законы электролиза. Применение электролиза в технике.

Тема 3. Коррозия металлов и способы защиты металлов от коррозии. (1 час.)

Коррозия. Виды коррозионных разрушений. Основные характеристики коррозионных процессов. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия. Способы защиты металлов от коррозии.

Модуль 5 Элементы органической химии (2 час.)

Раздел 1. Основы химии ВМС (2 час.)

Тема 1. Полимерные материалы (2 час.)

Классификация высокомолекулярных соединений. Полимеры, олигомеры и их синтез. Методы получения олигомеров и полимеров. Строение и свойства полимеров. Применение полимерных материалов

II. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКОЙ ЧАСТИ КУРСА

Лабораторные работы (36 час.)

Занятие 1. Введение в практикум по общей химии (2 час.)

Занятие 2. Определение молярной массы эквивалента металла (2 час.)

Занятие 3. Химический элемент и свойства его соединений (2 час.)

Занятие 4. Классы соединений (2 час.)

Занятие 5. Свойства s-, p-, d-элементов (2 час.)

Занятие 6. Определение теплового эффекта химической реакции (2 час.)

Занятие 7. Химическая кинетика (2 час.)

Занятие 8. Химическое равновесие (2 час.)

Занятие 9. Основные термодинамические и кинетические закономерности протекания химических процессов (2 час.)

Занятие 10. pH и гидролиз солей (2 час.)

Занятие 11. Комплексные соединения (2 час.)

Занятие 12. Равновесия в водных растворах электролитов (2 час.)

Занятие 13. Коллоидные растворы (2 час.)

Занятие 14. Окислительно-восстановительные процессы и свойства металлов

(2 час.)

Занятие 15. Электрохимические процессы (2 час.)

Занятие 16. Коррозия металлов (2 час.)

Занятие 17. Физико-химические свойства полимеров (3 час.)

Занятие 18. Заключительное (1 час.)

III. КОНТРОЛЬ ДОСТИЖЕНИЯ ЦЕЛЕЙ КУРСА

Перечень типовых экзаменационных вопросов

1. Основные понятия и законы химии. Закон сохранения массы и энергии, закон постоянства состава вещества, газовые законы, закон эквивалентов. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента вещества, молярный объем эквивалента вещества. Нахождение молярной массы эквивалента простых и сложных веществ, участвующих в кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакциях.

2. Строение атома. Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа. Понятие орбитали. Принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда, правило Клечковского. Строение многоэлектронных атомов. Основное и возбужденное состояния атома. Валентность и степень окисления.

3. Периодическая система и периодический закон в свете учения о строении атома. Зависимость свойств элементов и их соединений от положения элемента в периодической системе.

4. Химическая связь. Основные виды и характеристики химической связи. Энергия, длина, направленность, насыщенность. Ковалентная связь и ее характеристики. Метод валентных связей. Два механизма образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный. Ионная связь, ее отличительные особенности. Водородная связь. Металлическая связь.

5. Комплексные соединения. Комплексообразователи, лиганды, координационное число, внутренняя и внешняя сфера, типы химической связи в комплексных соединениях. Первичная и вторичная диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости и устойчивости комплексного иона. Реакции комплексообразования.

6. Закономерности протекания химических процессов. Основные термодинамические функции состояния: обозначение, физический смысл, способы расчета. Первый закон термодинамики. Тепловые эффекты изобарных и изохорных процессов. Закон Гесса и его следствия. Термохимические уравнения. Второй закон термодинамики. Энтропия. Энергия Гиббса. Объединенный закон термодинамики. Связь энергии Гиббса с константой равновесия. Условия самопроизвольного протекания процессов в различных системах.

7. Химическая кинетика. Простые и сложные реакции. Кинетика гомогенных и гетерогенных процессов. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс, правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Энергия активации. Катализ.

8. Химическое равновесие. Необратимые и обратимые реакции. Кинетическое и термодинамическое условия равновесия. Константа равновесия: кинетическая и термодинамическая для гомогенных и гетерогенных процессов. Взаимосвязь между K_c и K_p , K_c и K_a .

9. Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса. Диаграммы состояния одно- и двухкомпонентных систем.

10. Общие понятия о растворах. Термодинамика процессов растворения. Растворимость. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалентов, моляльность. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов. Их практическое использование.

11. Основы теории электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации и степень диссоциации. Закон Оствальда. Ионное произведение воды, водородный показатель.

12. Гидролиз солей. Молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза. Константа и степень гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза.

13. Коллоидные растворы. Способы получения. Строение мицеллы. Устойчивость и коагуляция.

14. Окислительно-восстановительные процессы: классификация, методы составления, критерии направленности. Понятия окислителя, восстановителя, процесса окисления, процесса восстановления.

15. Понятие об электродном потенциале. Уравнение Нернста. Стандартный водородный электрод. Классификация электродов.

16. Химические источники тока: классификация, токообразующие реакции, расчет ЭДС, изменения свободной энергии Гиббса, константы равновесия.

17. Электролиз расплавов и растворов. Последовательность катодных и анодных процессов. Электролиз с растворимыми и нерастворимыми электродами. Законы Фарадея. Выход по току. Применение электролиза.

18. Коррозия металлов: химическая и электрохимическая. Факторы, влияющие на скорость электрохимической коррозии. Способы защиты металлов от коррозии.

19. Основные понятия химии ВМС: мономер, полимер, структурное звено, степень полимеризации. Методы получения полимеров. Свойства полимеров.

Уметь:

1. Классифицировать химические соединения.
2. Определять состав атома, его строение, влияние электронной структуры атомов на кислотно-основные, окислительно-восстановительные и комплексообразующие свойства.
3. Описывать строение и свойства молекул по типу химических связей.
4. Определять виды межмолекулярного взаимодействия.
5. Описывать различные типы химических систем, их важнейшие характеристики и свойства.
6. Использовать термодинамический и кинетический методы для оценки возможности протекания, направления и условий протекания химических и физико-химических процессов.
7. Давать качественную и количественную характеристику системы, исходя из ее диаграммы состояния, используя правила фаз Гиббса и правила рычага.
8. Определять качественные и количественные характеристики растворов и процессов (гидратации, диссоциации, гидролиза, осаждения, комплексообразования, коллоидообразования).
9. Объяснять работу химических источников тока, рассчитывать ЭДС; обосновывать выбор процессов, идущих на электродах при электролизе с учетом окислительно-восстановительных потенциалов.
10. Давать характеристику процессов коррозии различных металлических систем в условиях различной деполяризации.
11. Объяснять особенности свойств вещества, находящегося в полимерном состоянии.

IV. ТЕМАТИКА И ПЕРЕЧЕНЬ КУРСОВЫХ РАБОТ И РЕФЕРАТОВ

Не предусмотрены

V. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Основная литература

1. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для втузов/ Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2010. – 557с.
2. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 464с.
3. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728с.
4. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для нехимических специальностей вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – М.: Интеграл-Пресс, 2011. – 240с.
5. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/ Н.С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2008. – 743 с.
6. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышова и др.; под ред. Н.В. Коровина. – М.: Высшая школа, 2006. – 255с.

Дополнительная литература

1. Гельфман, М.И. Химия: учебник для студентов вузов, обучающихся по техническим специальностям и направлениям / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов – СПб.: Лань, 2008. – 480 с.
2. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/ Я.А. Угай. - М.: Высшая школа, 2004. – 527 с.

3. Вольхин, В.В. Общая химия. Специальный курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 440с.
4. Вольхин, В.В. Общая химия. Избранные главы: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 378с.
5. Свешникова, Г.В. Основы химии в расчетах: самоучитель решения расчетных химических задач/ Г.В. Свешникова. – СПб.: Химиздат, 2002. – 240с.
6. Краткий справочник физико-химических величин./Под ред. Равделя А.А. и Пономаревой А.М. – СПб.: Специальная литература, 1999. – 232с.
7. Лурье, Ю.Ю. Справочник по аналитической химии / Ю.Ю. Лурье. – М.: Химия, 1989. – 448 с.
8. Романцева, Л.М. Сборник задач и упражнений по общей химии: учебное пособие/ Л.М. Романцева, З.Л. Лещинская, В.А. Суханова. – М.: Высшая школа, 1991. – 228 с.*
9. Общая химия: ч.1: методические указания к лабораторным работам, контрольные вопросы/ Сост.: Т.А. Калинина и др.; под ред. Т.А. Калининой, Н.А. Щеголихиной. – Владивосток: ДВГТУ, 2002. – 50 с.
10. Общая химия: ч.3: методические указания к лабораторным работам для студентов технических вузов/ сост. Т.А. Калинина. – Владивосток: ДВГТУ, 2006. – 22 с.
11. Жмурко Г.П. Лекции по общей и неорганической химии для студента первого курса биологического факультета (общий поток) [Электронный ресурс]: Химический факультет МГУ. Учебные материалы для нехимических специальностей. / Режим доступа:

<http://www.chem.msu.su/rus/teaching/general.html>.

12. Хлебников А.И., Аржанова И.Н., Напилкова О.А. Общая химия. Гипертекстовое учебное пособие [Электронный ресурс]: Факультет пищевых и химических производств АлтГТУ. Учебные материалы / Режим доступа: <http://www.chem-astu.ru/chair/study/genchem/index.html>



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)

ИНЖЕНЕРНАЯ ШКОЛА ДВФУ

КОНСПЕКТЫ ЛЕКЦИЙ
по дисциплине «ХИМИЯ»

151900.62 - «Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных
производств»

г. Владивосток

2013

Конспект лекций представлен в виде развернутого плана лекций,
разработанного в соответствии со структурой и содержанием дисциплины

«Химия», определенном в РПУД в соответствии с требованиями ФГОС. С полным курсом лекций (теоретической частью дисциплины) можно ознакомиться по учебным пособиям, рекомендованным данным УМКД (см. список литературы).

Модуль 1 Строение вещества (4 час.)

Раздел 1. Атомно-молекулярное учение (1 час.)

Тема 1. Основные понятия и законы химии (1 час.) с использованием метода активного обучения - лекция - беседа с элементами визуализации

Цели, задачи:

на фактическом уровне получения знаний

необходимо установить: а) основные положения атомно-молекулярного учения; б) основные стехиометрические законы и законы идеальных газов; в) понятия эквивалента и фактора эквивалентности; г) закон эквивалентов;

на операционном уровне получения знаний

делать расчеты: а) молярной массы вещества; б) количества вещества; в) молярных масс эквивалентов простых и сложных веществ, участвующих в кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакциях; г) молярных объемов эквивалентов газов, участвующих в кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакциях; д) по химическим уравнениям, используя основные стехиометрические и газовые законы;

на аналитическом уровне получения знаний

учить использовать современные представления атомно-молекулярного учения для решения комплексных расчетных задач, сформулированных с учетом проблем, соответствующих будущей специальности студента.

Учебные вопросы:

I. Химия – наука о свойствах вещества и его превращениях; она включает в себя законы и принципы, описывающие эти превращения, а также представления и теории, позволяющие дать им объяснения.

II. Основные положения атомно-молекулярного учения. Понятия химического элемента, атома, молекулы. Химические формулы вещества: эмпирическая, молекулярная, структурная, пространственная. Простые и сложные вещества. Аллотропия. Абсолютные массы атомов и молекул. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса. Количество вещества. Моль – единица измерения количества вещества. Молярная масса вещества. Расчеты по химическим уравнениям.

III. Основные стехиометрические законы. Закон сохранения массы вещества. Закон постоянства состава вещества. Закон объемных отношений. Объединенный газовый закон. Закон Авогадро и следствия из него. Абсолютная и относительная плотность газов. Понятие нормальных условий для газов. Молярный объем газов. Число Авогадро. Уравнение Клапейрона – Менделеева. Универсальная газовая постоянная. Значение R в зависимости от единиц измерения.

IV. Понятия эквивалента, фактора эквивалентности, молярной массы эквивалента, молярного объема эквивалента вещества. Нахождение молярных масс эквивалентов и молярных объемов эквивалентов простых и сложных веществ в кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакциях. Закон эквивалентов и его практическое использование.

Выводы по теме:

1. Все вещества состоят из атомов. При химическом взаимодействии атомов образуются молекулы. Состав и строение молекул определяют состояние вещества при выбранных условиях и его свойства. При химических явлениях молекулы разрушаются, но атомы сохраняются.

2. Расчеты количественных соотношений между элементами в соединениях или между веществами в химических реакциях называются стехиометрическими расчетами. В основе их лежат законы сохранения массы, постоянства состава, кратных отношений, а также газовые законы.

Вопросы для самопроверки:

1. Что является предметом изучения химии? Попробуйте дать наиболее развернутое определение химии как науки. Выберите любую из современных технологий и покажите, какие химические процессы используются в этой технологии.

2. Дайте определение понятий: а) химический элемент, атом, молекула; б) простое и сложное вещество; в) относительные атомная и молекулярная массы. Какая связь между понятиями «химический элемент» и «простое вещество»? Примените эти понятия к молекулам O_2 и O_3 .

3. Чем различаются гомогенная смесь и химическое соединение? С помощью каких методов можно установить, является ли сложное вещество смесью более простых веществ или соединением? Являются ли природные минералы химическими соединениями, смесями?

4. С какими законами связано создание атомно-молекулярного учения? Дайте их формулировки.

5. Проиллюстрируйте закон кратных отношений на примере оксидов азота, если по результатам химического анализа их проб установлены следующие массы элементов: а) 18,662 г N и 10,672 г O; б) 1,260 г N и 1,440 г O. Составьте эмпирические формулы соответствующих оксидов азота.

6. Какие параметры определяют физическое состояние газа и какие условия состояния газа называют нормальными? Дайте формулировку газовых законов, приведите их математические выражения. Какая величина

называется универсальной газовой постоянной и в каких единицах она может быть выражена?

7. Что называют парциальным давлением газа? Сформулируйте закон парциальных давлений Дальтона.

8. Дайте определения эквивалента и фактора эквивалентности. Чем определяется значение фактора эквивалентности для элементов, кислот, оснований, оксидов и солей, для частицы вещества в окислительно-восстановительных реакциях?

9. Определите молярные массы эквивалентов веществ, участвующих в следующих реакциях: а) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NaOH} = \text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$;

б) $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$.

Литература

1. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для втузов/ Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2010. – 557с.

2. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 464с.

3. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728с.

4. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для нехимических специальностей вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – М.: Интеграл-Пресс, 2011. – 240с.

5. Свешникова, Г.В. Основы химии в расчетах: самоучитель решения расчетных химических задач/ Г.В. Свешникова. – СПб.: Химиздат, 2002. – 240с.

6. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышова и др.; под ред. Н.В. Коровина. – М.: Высшая школа, 2006. – 255с.

Раздел 2. Строение атома (1 час.)

Тема 1. Строение атома, периодический закон Д.И. Менделеева (1 час.) с использованием метода активного обучения - лекция – беседа с элементами визуализации

Цели, задачи:

на фактическом уровне получения знаний

дать: а) основные положения квантовой механики, квантово-механическая модель атома, квантовые числа; б) понятие электронной орбитали, основные правила и принципы заполнения электронами атомных орбиталей; в) электронные формулы атомов, электронно-графические схемы; г) распределение химических элементов по электронным семействам; д) периодический закон Д.И. Менделеева, структуру периодической системы элементов;

на операционном уровне получения знаний

учить: а) записывать полную электронную формулу атома любого химического элемента; б) описывать набором четырех квантовых чисел любой электрон в атоме на основании приведенной электронной формулы; в) распределить электроны по квантовым ячейкам в электронно-графической схеме;

на аналитическом уровне получения знаний

по приведенной электронной формуле атома правильно определить: а) энергетическое состояние атома (нормальное, возбужденное или запрещенное); б) электронейтральное или ионное состояния описывает данная электронная формула; в) по электронной формуле валентной

структуры атома местоположение данного химического элемента в периодической системе (с указанием номера периода, номера группы и подгруппы); возможные его степени окисления; г) к какому электронному семейству элементов относится данный элемент и правильно назвать его электронные аналоги.

Учебные вопросы:

I. Краткое изложение основных положений квантовой механики: а) квантованность энергии; б) корпускулярно-волновой дуализм электрона, уравнение де Бройля ($\lambda = h/(m \cdot v)$); в) понятие орбитали и волновой функции, физический смысл квадрата волновой функции ($dV \cdot |\psi|^2$); г) энергетическое описание электрона в атоме набором четырех квантовых чисел (привести возможные значения и физический смысл каждого квантового числа).

II. Основные правила и принципы распределения электронов по электронным орбиталям в многоэлектронных атомах: а) принцип минимума энергии, правило Клечковского; б) принцип Паули; в) правило Хунда. Электронная формула атома (полная и формула валентной структуры). Понятие квантовой электронной орбитали (квантовой ячейки), графическое изображение электронной оболочки атома при помощи энергетической диаграммы – электронно-графической схемы.

III. Структура периодической системы элементов. Электронные семейства химических элементов. Распределение химических элементов по периодам, группам и подгруппам, согласно структурам их электронных оболочек (s-, p-, d-, f- элементы). Понятие электронных аналогов. Краткая характеристика общих основных химических свойств элементов (окислительно-восстановительных и кислотно-основных) по электронным семействам. Понятие потенциала ионизации и сродства к электрону и изменение этих характеристик элементов в периодической системе. Современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева.

Выводы по теме:

1. Атом система сложная, химические свойства которой определяются структурой ее электронной оболочки.
2. Распределение электронов в атоме подчиняется принципам и правилам квантовой механики.
3. Периодически повторяющиеся однотипные электронные конфигурации атомов с возрастанием заряда ядра атомов лежат в основе периодического закона и определяют структуру периодической системы элементов.

Вопросы для самопроверки:

1. Укажите элемент, которому соответствует электронная формула атома $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^{10}, 4s^2 4p^2$: а) Ca; б) Zn; в) Ge.
2. Укажите полное число электронов в атоме, у которого валентная структура имеет формулу $3d^{10}, 4s^2$: а) 30; б) 18; в) 20.
3. Для атома с массовым числом 36 а.е.м. и порядковым номером 17 в периодической системы укажите число протонов (p), нейтронов (n) в ядре и число электронов (e) в электронной оболочке нейтрального атома: а) p=17, n=19, e=17; б) p=19, n=17, e=17; в) p=17, n=17, e=17.
4. Изотопы какого элемента (Ni, Zn, Si) имеют в ядре соответствующее количество протонов (p) и нейтронов (n): а) p=14, n=14; б) p=14, n=15; в) p=14, n=16?
5. Сколько неспаренных электронов имеет атом марганца Mn в основном состоянии: а) 7; б) 5; в) 2?
6. Атом какого элемента в основном состоянии содержит три свободных 4d орбиталей: а) Sc; б) V; в) Zr?
7. Учитывая правило Хунда, определите атому какого элемента соответствует электронная конфигурация валентной структуры $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1, 3p^3$ в высшем энергетическом состоянии: а) P; б) As; в) Si.
8. Гидроксид, какого элемента: Na, Mg, Al является более сильным основанием: а) Na; б) Mg; в) Al?

9. Гидроксид, какого элемента: алюминия (HAlO_2), кремния (H_2SiO_3), фосфора (H_3PO_4) является более сильной кислотой: а) Al; б) Si; в) P?
10. Значения первых потенциалов ионизации элементов I группы периодической системы соответственно равны (в вольтах): Li (5,4); Cu (7,7); Ag (9,2). Укажите, у какого элемента металлические свойства выражены более резко: а) Li; б) Cu; в) Ag.

Литература:

1. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для втузов/ Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2010. – 557с.
2. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 464с.
3. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728с.
4. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для нехимических специальностей вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – М.: Интеграл-Пресс, 2011. – 240с.
5. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/ Н.С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2008. – 743 с.
6. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышова и др.; под ред. Н.В. Коровина. – М.: Высшая школа, 2006. – 255с.

Раздел 3. Химическая связь (2 час.)

Тема 1. Химическая связь (2 час.) с использованием метода активного обучения - лекция-беседа с элементами визуализации.

Цели, задачи:

на фактическом уровне получения знаний

необходимо изложить: а) классификацию видов химической связи, способы образования ковалентной связи; б) основные характеристики ковалентной связи, понятие электроотрицательности атома; в) виды гибридизации атомных орбиталей и пространственное строение ковалентных молекул; г) ионный тип связи, поляризация ионов; д) понятие о комплексных соединениях; е) образование металлической связи, основные положения зонной теории кристаллов; ж) специфические и универсальные межмолекулярные взаимодействия.

на операционном уровне получения знаний

а) описывать с позиций метода валентных связей электронное строение простейших молекул (по приведенным электронно-графическим схемам); б) на основании значений относительных электроотрицательностей вычислять степень ионности связи; в) по значению дипольного момента молекулы вычислять длину диполя; г) приводить схемы пространственного строения молекул, образованных взаимодействием гибридных атомных орбиталей; д) записывать координационную формулу комплексного соединения;

на аналитическом уровне получения знаний

делать правильный вывод: а) о виде химической связи существующей в данной частице; б) о степени ионности связи в данном соединении, на каком атоме возникает избыточный отрицательный заряд, какая молекула является более полярной; в) о пространственном строении молекулы по типу гибридизации атомных орбиталей центрального атома; г) о наличии особых физико-механических характеристик кристаллических тел в зависимости от типа химической связи в них; д) о видах химической связи во внешней и внутренней сферах комплексного соединения.

Учебные вопросы:

I. Основное условие образования химической связи между атомами (выброс энергии из системы взаимодействующих атомов) рассмотреть на примере функциональной зависимости энергии системы от межъядерного расстояния

при образовании молекулы водорода. Привести основные виды химической связи в веществе: ковалентная (неполярная, полярная), ионная, металлическая.

Механизмы образования ковалентной связи:

1) Обменный механизм, основные положения теории химической связи – метода валентных связей (ВС): а) взаимодействие одноэлектронных атомных орбиталей двух атомов с антипараллельными спинами с образованием общей электронной пары; б) возникновение в межъядерном пространстве области увеличенной электронной плотности, несущей избыточный отрицательный заряд; в) притяжение положительно заряженных ядер атомов к области увеличенной электронной плотности при строго фиксированном межъядерном расстоянии, которое соответствует минимальному энергетическому запасу возникшей молекулы.

2) Донорно-акцепторный механизм, понятие донора и акцептора (на примере образования молекулы водорода при взаимодействии двух ионов водорода H^+ и H^-).

II. Изложить основные характеристики ковалентной связи: а) что такое энергия связи и от чего зависит ее величина; б) длина связи (величина межъядерного расстояния), как влияет длина связи и ее энергия на прочность молекулы (энергию диссоциации молекулы на атомы); в) насыщенность ковалентной связи, ковалентность атома (понятие валентности элемента, как количества квантовых орбиталей, предоставленных атомом на образование определенного количества общих электронных пар с другими атомами), рассмотреть на примере образования водородных соединений бора, углерода и азота; г) направленность ковалентной связи (образование σ – и π – связи); д) поляризуемость ковалентной связи (образование неполярной и полярной связи), характеристика полярности связи – дипольный момент молекулы. Понятие электроотрицательности атома (как полусуммы энергий ионизации и сродства к электрону), определяющей сдвиг общей электронной пары на

один из атомов при образовании связи. Таблица относительных значений электроотрицательности.

III. Явление гибридизации валентных орбиталей атомов элементов второго периода (sp -, sp^2 -, sp^3 – гибридизация), показать на примере углерода в его водородных соединениях, графите и алмазе. Привести примеры и объяснить пространственное строение и полярность: линейных неполярных 3-х атомных молекул (CO_2), угловых 3-х атомных полярных молекул (H_2O), 4-х атомных неполярных молекул (SO_3), полярных (NH_3).

IV. Предельный случай сильно полярной ковалентной связи является связь ионная, ее характеристики (ненаправленность и ненасыщенность). Энергия ионной связи, которая пропорциональна произведению зарядов ионов и обратно пропорциональна длине ионной связи. Неполное разделение зарядов в ионных соединениях, взаимная поляризация ионов, как следствие деформации электронных оболочек ионов. Факторы, влияющие на поляризуемость ионов и поляризующую способность: а) величина ионного радиуса (чем больше значение радиуса, тем выше поляризуемость иона и меньше поляризующая способность); б) степень гидратации иона (чем выше степень гидратации, тем меньше его поляризуемость); в) величина заряда иона (чем больше заряд иона, тем выше поляризующая способность). Т.к. размеры анионов, как правило, больше радиусов катионов, анионы обладают меньшей поляризующей способностью, но сильной поляризуемостью.

V. Дать общее понятие о комплексных соединениях, как соединениях характеризующихся наличием двух видов связи: а) ионной (во внешней координационной сфере); б) ковалентной донорно-акцепторной (во внутренней координационной сфере). Привести координационную формулу комплексного соединения (например $K_3[Cr(OH)_6]$). Кратко изложить: а) теорию строения комплексов (понятия: комплексообразователь, лиганд, координационное число); б) процессы первичной и вторичной диссоциации;

в) количественную характеристику устойчивости комплексной частицы (выражение константы нестойкости).

VI. Общие представления о теории молекулярных орбиталей (расщепление энергии валентных орбиталей взаимодействующих атомов), на примере энергетических диаграмм образования молекул водорода и кислорода. Основные положения зонной теории кристаллов металлов: а) образование непрерывной энергетической зоны (НЭЗ); б) заполнение электронами энергетических уровней НЭЗ согласно правилам квантовой механики; в) деление НЭЗ на две подзоны (валентную зону и зону проводимости); г) возникновение электронного газа в кристалле, как совокупности делокализованных электронов в зоне проводимости. Понятие металлической связи, как общей электронной плотности, обусловленной совокупностью делокализованных электронов. Основные физико-механические свойства кристаллов металлов, обусловленные наличием металлической связи: электропроводность, теплопроводность, пластичность (способность к упругой деформации), ковкость и др.

VII. 1) Специфические межмолекулярные взаимодействия – водородная связь. Ионно-ковалентный (донорно-акцепторный) характер водородной связи. Показать на примере образования жидкой воды и плавиковой кислоты. Понятие об ассоциативных жидкостях.

2) Универсальные межмолекулярные взаимодействия (ММВ) или силы Ван-дер-Ваальса, природа этих сил.

Классификация ММВ и энергия взаимодействия (E):

а) ориентационные взаимодействия полярных молекул, энергия которых определяется $E_{op} = -(2/3) \cdot \mu_1^2 \cdot \mu_2^2 / kTr^6$, где μ_1, μ_2 - дипольные моменты, взаимодействующих молекул; k, T, r - постоянная Больцмана, температура и межмолекулярное расстояние, соответственно;

б) индукционные взаимодействия полярных и неполярных молекул, $E_{\text{инд}} = -(\alpha_2\mu_1^2 + \alpha_1\mu_2^2)/r^6$, где α_1, α_2 - поляризуемость первой и второй молекул;

в) дисперсионные взаимодействия притяжения возникают за счет мгновенных диполей, возникающих в молекулах в результате различных форм движения в них $E_{\text{дисп}} = -(3/2) \cdot [E_{\text{и(1)}} \cdot E_{\text{и(2)}} / (E_{\text{и(1)}} + E_{\text{и(2)}})] \cdot \alpha_1\alpha_2/r^6$, где $E_{\text{и}}$ - энергия ионизации;

г) межмолекулярное отталкивание электронных оболочек, энергия которого описывается степенной функцией $E_{\text{от}} = B/r^n$, где B - постоянная, n - принимает значения 9, 12, 15.

Выводы по теме:

1. Существует несколько видов химической связи. Важнейшей является ковалентная связь. Энергия и характеристики этой связи определяют многие физико-химические и физико-механические параметры материалов.
2. Энергия ионной связи, существующая в ионных соединениях, определяет термическую прочность вещества (температуру плавления) и способность вещества к процессам электролитической диссоциации в воде.
3. Наличие металлической и делокализованной ковалентной связи в металлах и их сплавах, в графите обуславливают у этих материалов наличие особых физико-механических свойств.
4. Существуют специфические (водородная связь) и универсальные межмолекулярные взаимодействия, классификация которых и энергия межмолекулярного взаимодействия зависит от типа взаимодействующих молекул и их полярности.

Вопросы для самопроверки

1. Чему равна валентность атома углерода в молекуле CO_2 : а) двум, т.к. в невозбужденном атоме имеются два неспаренных электрона; б) трем, т.к. атом углерода может быть акцептором электронной пары; в) четырем, т.к. в атоме углерода есть четыре валентных электрона?

2. Какой тип связи возникает при взаимодействии молекул HF и SiF₄, какая частица образуется при этом: а) ионная с образованием HSiF₅; б) ковалентная по донорно-акцепторному механизму с образованием комплексного соединения H₂[SiF₆]?
3. Одинакова ли геометрическая конфигурация молекул BF₃ и NF₃: а) одинакова, т.к. у центральных атомов один и тот же тип гибридизации валентных орбиталей; б) различна, т.к. у центральных атомов разный тип гибридизации валентных орбиталей, у бора sp³ – гибридизация, а у азота sp² – гибридизация; в) различна, т.к. у центральных атомов разный тип гибридизации валентных орбиталей, у бора sp² – гибридизация, а у азота sp³ – гибридизация?
4. В какой молекуле BF₃ или NH₃ значение дипольного момента больше: а) в BF₃, т.к. разность электроотрицательностей атомов в данной молекуле больше, чем в молекуле аммиака; б) в NH₃, т.к. молекула BF₃ имеет плоское строение, а молекула NH₃ – пирамидальное; в) дипольные моменты равны?
5. Какой из ионов обладает наибольшим поляризующим действием: а) Na⁺; б) Ca²⁺; в) Mg²⁺; г) Al³⁺?
6. У какого соединения SrF₂ или PbF₂ температура плавления выше: а) у SrF₂, т.к. степень ионности связи Sr–F выше, чем связи Pb–F; б) у PbF₂, т.к. радиусы ионов стронция и свинца имеют близкие значения?
7. Какой материал характеризуется электронным типом проводимости: а) алмаз, т.к. в нем отсутствуют делокализованные электроны; б) сталь, т.к. металлы и их сплавы характеризуются наличием металлической связи, т.е. совокупностью нелокализованных электронов?

Литература:

1. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для втузов/ Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2010. – 557с.

2. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 464с.
3. Вольхин, В.В. Общая химия. Специальный курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 440с.
4. Вольхин, В.В. Общая химия. Избранные главы: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 378с.
5. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728с.
6. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для нехимических специальностей вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – М.: Интеграл-Пресс, 2011. – 240с.
7. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/ Н.С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2008. – 743 с.
8. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышова и др.; под ред. Н.В. Коровина. – М.: Высшая школа, 2006. – 255с.

Модуль 2. Учение о химическом процессе (4 час.)

Раздел 1. Термодинамический подход к химическим реакциям (2 час.)

Тема 1. Химическая термодинамика, энергетика процесса (2 час.) с использованием метода обучения - информационная лекция с элементами визуализации

Цели, задачи:

на фактическом уровне получения знаний:

дать: а) термодинамическое описание системы, классификацию систем и термодинамические параметры системы; б) формулировку термохимических законов; в) термодинамический подход к химическим реакциям,

определению возможности и направленности протекания и пределе протекания процесса. г) основы термодинамики фазовых превращений;

на операционном уровне получения знаний: уметь рассчитывать термодинамические параметры системы при протекании в них различных процессов;

на аналитическом уровне получения знаний:

учить: а) правильно интерпретировать полученные результаты термодинамических расчетов; б) оценивать термодинамическую устойчивость материала; в) делать вывод о возможности самопроизвольного протекания и направленности процесса в различных системах; г) правильно подобрать условия самопроизвольного протекания химических и физико-химических процессов.

Учебные вопросы:

I. Основные понятия и определения: а) что есть энергия (как мера интенсивности движения данной формы материи); б) что такое система, системообразующие факторы (внешние и внутренние); общие физические параметры системы (общий энергетический запас (E , кДж), масса (m , кг), давление (P , Па), температура (T , К), объем (V , м³). Классификация термодинамических систем: а) гомогенные и гетерогенные системы (фазы системы, характеристика межфазной границы); б) изолированные, закрытые, открытые системы (по возможности обмена системы с окружающей средой тепловой энергией, веществом и информацией); в) однородные и неоднородные системы (по количеству компонентов в системе). Термодинамические функции состояния системы: а) внутренняя энергия – U (невозможность определения абсолютного значения U); б) энтальпия – H (как энергия расширенной системы); в) энтропия – S (как мера термодинамической вероятности системы, мера хаоса и упорядочности); г) изобарно-изотермический потенциал – $(G)_{P,T}$ (характеристическая функция процесса в открытой системе, энергия Гиббса, свободная энергия); д)

изохорно-изотермический потенциал – $(F)_{V,T}$ (характеристическая функция процесса в закрытой системе, энергия Гельмгольца).

II. Первое начало термодинамики и его применение к химическим системам. Тепловой эффект реакции. Эндо – и экзотермические процессы. Расчет теплового эффекта процесса в открытой системе при $P=const$ и в закрытой системе при $V=const$. Формула пересчета теплового эффекта изобарного процесса на изохорные условия. Термохимические законы: а) закон Ломоносова-Лавуазье-Лапласа (о равенстве по абсолютной величине тепловых эффектов прямого и обратного направлений процесса, но противоположных по знаку при неизменных внешних параметрах системы); б) закон Гесса – общая формулировка; формулировка первого следствия, понятие энтальпии образования как меры термодинамической устойчивости вещества, расчет теплового эффекта химической реакции в изобарных условиях; формулировка второго следствия, понятие энтальпии сгорания, расчет теплового эффекта химической реакции через энтальпии сгорания веществ.

III. Второе начало термодинамики – закон, определяющий возможность самопроизвольного протекания процесса и предел его протекания. Вероятностный и статистический характер этого закона. Понятия факторов емкости и факторов интенсивности протекания процесса. Энтропия – как функция термодинамической вероятности системы, зависящая от числа структурных единиц системы и температуры, абсолютное значение энтропии. Расчет изменения энтропии в различных химических процессах. Энергия Гиббса как критерий направленности самопроизвольного химического процесса и предела его протекания. Физический смысл изобарно-изотермического потенциала как части энергии системы, за счет которой система может совершить полезную работу. Уравнение энергетического баланса системы $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$: энтальпийный и энтропийный факторы, их суммарный вклад в значение изменения энергии

Гиббса. Анализ уравнения энергетического баланса и установление возможности самопроизвольного протекания процесса в области высоких и низких температур в зависимости от знака теплового эффекта и знака изменения энтропии. Понятие обратимости и необратимости процесса. Предел протекания процесса как стремление системы к состоянию равновесия при $\Delta G = 0$. Простейший расчет температуры равновесного состояния.

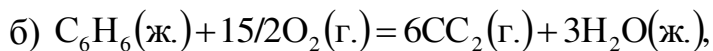
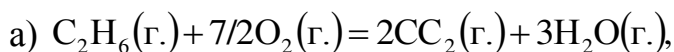
IV. Расчет изменения термодинамических параметров системы при фазовых превращениях обоснованный тем, что данные процессы являются обратимыми и равновесными (при P,T-const), для которых $\Delta G = 0$. Процессы: а) плавление-кристаллизация, б) испарение-конденсация, в) сублимация-кристаллизация. Расчет: $\Delta H_{\text{ФАЗ.ПЕР.}}$, $\Delta S_{\text{ФАЗ.ПЕР.}}$, $T_{\text{ФАЗ.ПЕР.}}$.

Выводы по теме:

1. Термодинамический расчет позволяет установить знак и величину энергетического эффекта процесса.
2. Расчет термодинамических потенциалов в открытых и закрытых системах дает возможность определить направление и условия самопроизвольного протекания любого процесса и предела его протекания.

Вопросы для самопроверки:

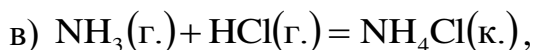
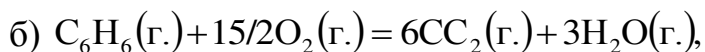
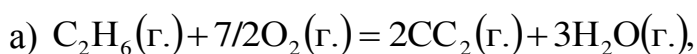
1. Для следующих реакций:

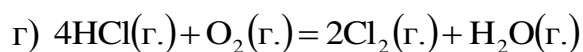


укажите правильное соотношение стандартных изменений энтальпии:

$\Delta H_a \phi \Delta H_b$ или $\Delta H_a \pi \Delta H_b$.

2. Не производя вычислений, указать, для каких из приведенных процессов:





изменение энтропии положительно.

3. В каком из следующих случаев реакция неосуществима при любой температуре: а) $\Delta H > 0, \Delta S > 0$; б) $\Delta H > 0, \Delta S < 0$; в) $\Delta H < 0, \Delta S < 0$?

4. Исходя из знака значения ΔG_{298}^0 следующих реакций:



Сделать вывод о том, какие степени окисления более характерны для свинца и олова: а) $\text{Pb}^{+2}, \text{Sn}^{+2}$; б) $\text{Pb}^{+2}, \text{Sn}^{+4}$; в) $\text{Pb}^{+4}, \text{Sn}^{+2}$; г) $\text{Pb}^{+4}, \text{Sn}^{+4}$.

5. Учитывая, что $\text{NO}_2(\text{г.})$ окрашен, а $\text{N}_2\text{O}_4(\text{г.})$ бесцветен, и исходя из знака изменения энтропии в реакции $2\text{NO}_2(\text{г.}) \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4(\text{г.})$, предсказать, как изменится окраска в системе $\text{NO}_2(\text{г.})/\text{N}_2\text{O}_4(\text{г.})$ с ростом температуры:

а) усилится; б) ослабеет.

Литература:

1. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для втузов/ Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2010. – 557с.
2. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 464с.
3. Вольхин, В.В. Общая химия. Специальный курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 440с.
4. Вольхин, В.В. Общая химия. Избранные главы: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 378с.
5. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728с.

6. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для нехимических специальностей вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – М.: Интеграл-Пресс, 2011. – 240с.

7. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/ Н.С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2008. – 743 с.

8. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышова и др.; под ред. Н.В. Коровина. – М.: Высшая школа, 2006. – 255с.

Раздел 2. Кинетика и химическое равновесие (2 час.)

Тема 1. Кинетика химических процессов и химическое равновесие (2 час.) с использованием метода обучения - информационная лекция с элементами беседы и визуализации.

Цели, задачи:

на фактическом уровне получения знаний

необходимо установить: а) что такое химическая кинетика; б) методы регулирования скорости химической реакции; в) каталитические реакции; г) равновесное состояние химической системы; д) выражение закона действующих масс; ж) факторы, влияющие на смещение химического равновесия.

на операционном уровне получения знаний

делать расчеты: а) величины скорости реакции, используя кинетическое уравнение; б) изменения скорости реакции и температурного коэффициента скорости в некотором температурном интервале, используя правило Вант-Гоффа; в) величины энергии активации, используя уравнение Аррениуса; г) величины равновесных концентраций и константы равновесия на основании закона действующих масс; д) величины константы равновесия и значение

энергии Гиббса, используя уравнение химического сродства и уравнение изобары процесса.

на аналитическом уровне получения знаний

учить студента делать правильный вывод о влиянии: а) концентрации реагирующих веществ на скорость реакции; б) температуры на скорость реакции; в) катализатора на значение энергии активации и скорость реакции; г) различных факторов на направленность сдвига химического равновесия; д) знака изменения энергии Гиббса на величину константы равновесия.

Учебные вопросы:

I. Кинетика как учение о скорости химической реакции, условиях ее протекания и способах изменения скорости реакции. Понятие о средней и истинной скорости процесса.

Факторы, влияющие на скорость гомогенного химического процесса:

- 1) концентрационная зависимость скорости реакции, кинетическое уравнение химической реакции как частный случай закона действующих масс, понятия порядка и молекулярности реакции;
- 2) природа реагирующих веществ, константа скорости реакции;
- 3) температурный режим, эмпирическое правило Вант-Гоффа, температурный коэффициент скорости, условие подчинение процесса правилу Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса (интегральный и экспоненциальный вид уравнения), физический смысл и значение энергии активации процесса в некотором температурном интервале (рассматривается на основании энергетической диаграммы процесса);
- 4) наличие катализаторов в системе, понятие о положительном и отрицательном катализе, влияние катализатора на значение энергии активации и скорость процесса.

Особенности кинетики гетерогенных процессов, влияние площади межфазной границы на скорость процесса.

Кинетическая классификация химических процессов:

- 1) по молекулярности и порядку реакции;
- 2) по природе частиц, участвующих в элементарном акте химического взаимодействия (молекулярные, цепные, ионные реакции);
- 3) по числу фаз (гомогенные и гетерогенные);
- 4) по степени сложности, т.е. по механизму протекания (обратимые и необратимые, изолированные и параллельные, сопряженные, последовательные).

Особенности кинетики цепных, разветвленных цепных и фотохимических реакций. Три этапа таких реакций (зарождение цепи, развитие и обрыв цепи), основное условие разветвленных цепных реакций: скорость разветвления цепи должна превышать скорость ее обрыва.

II. Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции. Условия устойчивого равновесия термодинамических систем:

- 1) неизменность равновесного состояния при сохранении внешних параметров;
- 2) подвижность равновесия (самопроизвольное восстановление после прекращения возмущающего воздействия);
- 3) динамический характер, т.е. установление и сохранение равновесия при равенстве скоростей прямого и обратного направлений процесса;
- 4) подход к равновесию с двух сторон (изменением скорости прямого или обратного направлений процесса);
- 5) для равновесного состояния изменение изобарно-изотермического потенциала имеет нулевое значение ($\Delta G_{p,T} = 0$).

Конкретным условием химического равновесия является закон действующих масс. Формулировка закона. Вывод константы равновесия через равновесные концентрации (K_C) и равновесные парциальные давления (K_p) веществ в системе, соотношение этих констант для равновесной системы $K_p = K_C (RT)^{\Delta v}$, где R , T , Δv – газовая постоянная, температура, изменение числа молей газовых компонентов процесса, соответственно.

Факторы, влияющие на смещение химического равновесия:

- 1) изменение количества любого компонента системы;
- 2) изменение температурного режима.

Формулировка принципа Ле-Шателье.

В основе термодинамического расчета констант равновесия и равновесных выходов продуктов реакции лежит уравнение изотермы реакции $\Delta G_T^0 = -RT \ln K_p$, называемое уравнением химического сродства.

Допуская, что некотором температурном интервале $T_1 \div T_2$ изменение энтальпии процесса величина постоянная и равна ΔH_{298}^0 , для расчета константы равновесия (при той или иной температуре) можно применить

уравнение изобары процесса $\ln \frac{K_{p,2}}{K_{p,1}} = \frac{\Delta H_{298}^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$, где $K_{p,1}$ и $K_{p,2}$ -

константы равновесия при температурах T_1 и T_2 , соответственно.

III. Фазовое равновесие. Правило фаз Гиббса. Число фаз и число компонентов системы. Диаграмма состояния системы: а) однокомпонентной; б) двухкомпонентной системы.

Выводы по теме:

1. Скорость химического процесса является функцией природы и количества реагирующих веществ в системе, температуры и наличия в системе катализатора;
2. Все химические реакции классифицируются по механизму их протекания;
3. Любое химическое равновесие подчиняется определенным условиям, конкретным условием является закон действующих масс;
4. Изотерма и изобара процесса связывает термодинамические и кинетические характеристики процесса.

Вопросы для самопроверки

1. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightarrow 2\text{NO}_{2(г)}$, если объем реакционного сосуда увеличить в 2 раза: а) уменьшится в 4 раза; б) уменьшится в 8 раз; в) возрастет в 4 раза; г) возрастет в 8 раз?
2. Чем объясняется повышение скорости реакции при введении в систему катализатора: а) уменьшением энергии активации; б) увеличением средней кинетической энергии молекул; в) возрастанием числа столкновений; г) ростом числа активных молекул?
3. Какое влияние оказывает увеличение степени дисперсности конденсированной фазы на скорость протекания гетерогенной химической реакции: а) увеличивает скорость реакции; б) не влияет на скорость реакции?
4. При 293 К константа скорости некоторой реакции равна 10^{-4} мин^{-1} , а при 323 К скорость равна $8 \cdot 10^{-4} \text{ мин}^{-1}$. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции: а) 2; б) 3; в) 4?
5. Если для двух реакций константа скорости первой больше чем константа скорости второй, то какое соотношение между энергиями активации этих реакций правильно: а) $E_1 > E_2$; б) $E_1 < E_2$; в) нельзя определить?
6. Какие воздействия на реакцию $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{Cl}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ приведут к смещению равновесия влево: а) увеличение концентрации кислорода; б) увеличение концентрации хлора; в) повышение давления; г) увеличение объема реакционного сосуда?
7. Для некоторой реакции $\Delta G < 0$. Какие из приведенных утверждений правильны: а) константа равновесия реакции больше единицы; б) константа равновесия реакции меньше единицы; в) в равновесной смеси преобладают исходные вещества; г) в равновесной смеси преобладают продукты реакции?
8. С ростом температуры значение константы равновесия реакции $\text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(г)} + 1/2\text{O}_{2(г)}$ возрастает. Каков знак ΔH_{298}^0 этой реакции: а) $\Delta H_{298}^0 > 0$; б) $\Delta H_{298}^0 < 0$; в) по данным задачи нельзя определить?

9. Для некоторой самопроизвольно протекающей реакции $\Delta S < 0$. Как будет изменяться константа равновесия с повышением температуры: а) увеличиваться; б) уменьшаться; г) по данным задачи нельзя определить?

10. Константа равновесия некоторой реакции при 293 К равна $5 \cdot 10^{-3}$, а при 1000 К составляет $2 \cdot 10^{-6}$. Каков знак ΔH^0 этой реакции: а) $\Delta H^0 > 0$; б) $\Delta H^0 < 0$?

Литература:

1. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для втузов/ Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2010. – 557с.

2. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 464с.

3. Вольхин, В.В. Общая химия. Специальный курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 440с.

4. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728с.

5. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для нехимических специальностей вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – М.: Интеграл-Пресс, 2011. – 240с.

6. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/ Н.С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2008. – 743 с.

7. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышова и др.; под ред. Н.В. Коровина. – М.: Высшая школа, 2006. – 255с.

Модуль 3. Химические системы (5 час.)

Раздел 1. Основные понятия и определения

Раздел 2–4. Газовые системы. Твердые системы. Жидкие системы. (4 час.)

Тема 1. Общие свойства растворов (1 час.) с использованием метода активного обучения - лекция – беседа с элементами визуализации.

Цели, задачи:

на фактическом уровне получения знаний

необходимо изложить: а) классификацию растворов по разным признакам; б) способы выражения количественного состава растворов; в) основы термодинамики процесса растворения; г) общие свойства разбавленных растворов;

на операционном уровне получения знаний

учить: а) производить расчет состава раствора любым из рассмотренных способов; б) рассчитывать давление пара над раствором заданной концентрации, его температуры кипения и замерзания, осмотическое давление; в) рассчитывать молярную массу растворенного вещества по любому из заданных коллигативных свойств;

на аналитическом уровне получения знаний

акцентировать внимание на том, что при решении задач не следует запоминать готовые формулы, правильнее постоянно помнить сущность каждого способа выражения состава и логически выбирать пути расчета.

Учебные вопросы:

I. Раствор как многокомпонентная система. Классификация растворов по разным признакам (по агрегатному состоянию растворителя и растворенного вещества, по размерам частиц, по количественному составу, по природе растворенного вещества). Термодинамика процесса растворения.

II. Способы количественного выражения состава растворов (массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента вещества, моляльная концентрация, мольные доли и т.д.). Взаимный переход от одних видов количественного выражения состава растворов к другим.

III. Коллигативные свойства растворов (общие свойства разбавленных растворов, которые не зависят от природы растворенного вещества, понижение давления насыщенного пара над раствором, повышение температуры кипения раствора, понижение температуры замерзания раствора, осмотическое давление раствора). Изотонический коэффициент.

Выводы по теме:

1. Растворами называют гомогенные системы переменного состава.
2. Количества растворенного вещества и растворителя могут измеряться в разных единицах. В связи с этим существует несколько способов выражения количественного состава растворов.
3. Существуют такие физико-химические свойства растворов, которые не зависят от природы растворенных частиц, а зависят только от их количества. Такие свойства называют коллигативными.

Вопросы для самоподготовки:

1. По каким признакам растворы подразделяют на: а) истинные и коллоидные; б) жидкие и твердые; в) разбавленные и концентрированные?
2. Рассмотрите наиболее важные способы выражения количественного состава растворов. В чем состоит различие между молярной и моляльной концентрациями, между массовой и мольной долями?
3. Водный раствор фосфорной кислоты с массовой долей 30 % имеет плотность $1,18 \text{ г/см}^3$. Рассчитайте: а) молярную концентрацию; б) моляльную

концентрацию; в) мольную долю растворенного вещества; г) молярную концентрацию эквивалента фосфорной кислоты.

4. Приведите известные вам формулы математического выражения закона Рауля. Какие следствия вытекают из этого закона?

5. В радиатор автомобиля объемом 5дм^3 поместили равные объемы воды и метилового спирта CH_3OH (плотность спирта равна $0,8\text{ г/см}^3$). Чему равна температура замерзания полученного раствора?

6. Будут ли изотоничны водные растворы глюкозы и хлорида натрия, если их растворы содержат по 100 г растворенного вещества в 1 л раствора?

7. Осмотическое давление водного раствора, содержащего 5 г органического вещества в 250 см^3 воды, при 20°C равно 300 кПа. Плотность раствора $1,03\text{ г/см}^3$. Определите температуру кипения этого раствора.

Литература

1. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для втузов/ Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2010. – 557с.

2. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 464с.

3. Вольхин, В.В. Общая химия. Специальный курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 440с.

4. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728с.

5. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для нехимических специальностей вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – М.: Интеграл-Пресс, 2011. – 240с.

6. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышова и др.; под ред. Н.В. Коровина. – М.: Высшая школа, 2006. – 255с.

Тема 2. Основные виды равновесий в водных растворах электролитов (3 час.) с использованием активного метода обучения - проблемная лекция.

Цели, задачи:

на фактическом уровне получения знаний

иметь представление о механизме процесса электролитической диссоциации, закономерностях диссоциации слабых электролитов, образования и растворения осадков, диссоциации комплексных соединений, протекания окислительно-восстановительных реакций;

на операционном уровне получения знаний

уметь производить расчеты рН и рОН водных растворов кислот, оснований, солей; растворимости малорастворимого вещества; степени и константы гидролиза соли, $K_{\text{red-ox}}$, констант совмещенного равновесия;

на аналитическом уровне получения знаний

учить делать правильный вывод о направлении процесса по значению константы совмещенного равновесия, указывать факторы, влияющие на сдвиг равновесий данных типов.

Учебные вопросы:

I. Протолитическое равновесие устанавливается в водных растворах слабых электролитов и характеризуется значениями констант диссоциации. Указать причину электролитической диссоциации веществ в водных растворах, установить зависимость степени электролитической диссоциации электролита от природы растворенного вещества, от концентрации раствора и температуры. Автопротолиз воды. Ионное произведение воды.

Водородный показатель среды и его расчет для водных растворов кислот, оснований и солей. На примере гидролиза солей показать, что протолитические равновесия смещены в сторону образования более слабых электролитов и представляют собой конкуренцию различных по силе оснований за протон. Влияние различных факторов на количественные характеристики гидролиза: константу и степень гидролиза.

II. Гетерогенное равновесие устанавливается в водных растворах малорастворимых электролитов и характеризуется значением константы растворимости. Ввести понятие «растворимости» вещества, показать количественное соотношение между растворимостью и константой растворимости, сформулировать условия образования и растворения осадка в системе, рассмотреть факторы, вызывающие смещение равновесия. На конкретных примерах показать, что конкуренцию за общий катион выигрывает тот анион, который образует с этим катионом образует менее растворимое соединение. Аналогично протекают конкурирующие процессы за общий анион. В случае разнотипных соединений (например, $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ и BaCrO_4) для вывода о том, какой электролит менее растворим, необходим расчет растворимости.

III. Лигандообменное равновесие устанавливается в водных растворах, содержащих комплексные ионы и характеризуется константой устойчивости или константой нестойкости комплексных ионов. Комплексный ион тем прочнее, чем больше значение константы устойчивости и меньше значение константы нестойкости. Факторы, влияющие на прочность и состав комплексных соединений (природа реагирующих веществ, условия проведения реакции). На конкретных примерах показать, что в совмещенных лигандообменных равновесиях, имеет место конкуренция комплексообразователя за лиганд и конкуренция лигандов за комплексообразователь. При условии образования однотипных соединений

(с одинаковым координационным числом) доминирует процесс, сопровождающийся образованием более прочного комплексного соединения.

IV. Окислительно-восстановительное равновесие устанавливается в растворах, в которых протекают окислительно-восстановительные реакции и характеризуется константой $K_{\text{red-ox}}$. Дать определение окислителя, восстановителя, процесса окисления, восстановления. Количественной характеристикой редокс-систем, в которых и окислитель, и восстановитель находятся в растворенном состоянии, является редокс-потенциал, вычисляемый по уравнению Нернста. Чем больше величина редокс-потенциала, тем сильнее окислитель и слабее сопряженный ему восстановитель, и наоборот. Ввести критерии самопроизвольного протекания окислительно-восстановительных реакций.

V. Совмещенные равновесия разных типов. В реальных системах реализуются не только однотипные, но и разнотипные совмещенные равновесия. В основе теории совмещенных равновесий лежат термодинамические и кинетические представления. По данной теории для ответа на вопрос о самопроизвольном протекании процесса необходимо:

- 1) составить систему частных равновесий данного процесса; для каждого равновесия записать выражение термодинамической константы;
- 2) составить общее уравнение процесса, исключив объект конкуренции; записать константу совмещенного равновесия по закону действующих масс;
- 3) рассчитать константу совмещенного равновесия из термодинамических констант частных равновесий;
- 4) по значению константы совмещенного равновесия сделать вывод о направлении процесса.

Выводы по теме:

1. В водных растворах электролитов наблюдаются протолитическое, гетерогенное, лигандообменное и окислительно-восстановительное равновесия. Каждое, из которых характеризуется соответствующей константой равновесия, определяемой по закону действующих масс.
2. Наиболее полно протекают те процессы, которые имеют большее значение константы равновесия.

Вопросы для самоконтроля:

1. Напишите ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей Na_3BO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, FeCl_3 по первой ступени и укажите pH водных растворов. Какая из солей гидролизуеться в большей степени?
2. Для комплексных соединений $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ напишите уравнения диссоциации, математическое выражение $K_{\text{нест}}$; укажите, какой из комплексных ионов является наиболее прочным.
3. Достаточно ли для очистки 10 л сточных вод от ионов ртути (II) (концентрация ионов ртути равна 10^{-4} моль/л) 100 мл 0,1М раствора сульфата натрия?
4. Приведены уравнения реакций:
 - а) $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{Cl}_{2(г)}$,
 - б) $2\text{C}_{(к)} + 3\text{H}_{2(г)} = \text{C}_2\text{H}_{6(г)}$,
 - в) $\text{Ba}^{+2}_{(р)} + \text{SO}_4^{-2}_{(р)} = \text{BaSO}_4_{(к)}$,
 - г) $\text{F}^{-1}_{(р)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)} = \text{HF}_{(р)} + \text{OH}^{-1}_{(р)}$,
 - д) $4\text{NH}_3_{(р)} + \text{Ni}^{+2}_{(р)} = [\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{+2}_{(р)}$,
 - е) $\text{H}_3\text{O}^{+}_{(р)} + \text{OH}^{-}_{(р)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$.

Составьте для каждой из этих реакций математическое выражение константы равновесия. Какие из полученных констант равновесия имеют специальные названия? Можно рассматривать как прямые, так и обратные реакции.

5. Термодинамическим расчетом докажите возможность растворения осадка CaC_2O_4 :

а) серной кислотой: $K_s(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,3 \cdot 10^{-9}$, $K_a(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 3,98 \cdot 10^{-6}$, $K_s(\text{CaSO}_4) = 2,5 \cdot 10^{-5}$;

б) трилоном Б: $K_s(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,3 \cdot 10^{-9}$, $K_a(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = 3,98 \cdot 10^{-6}$,

$K_{\text{нест.}}(\text{CaT}^{-2}) = 2,6 \cdot 10^{-11}$;

в) сернокислым раствором бихромата калия: $K_s(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,3 \cdot 10^{-9}$, $K_s(\text{CaSO}_4) = 2,5 \cdot 10^{-5}$, $E^0(\text{CO}_2|\text{C}_2\text{O}_4^{-2}) = 0,49 \text{ В}$, $E^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}|\text{2Cr}^{+3}) = 1,33 \text{ В}$.

Литература

1. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для втузов/ Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2010. – 557с.
2. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 464с.
3. Вольхин, В.В. Общая химия. Специальный курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 440с.
4. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728с.
5. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для нехимических специальностей вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – М.: Интеграл-Пресс, 2011. – 240с.

6. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышова и др.; под ред. Н.В. Коровина. – М.: Высшая школа, 2006. – 255с.

Раздел 5. Дисперсные системы (1 час.)

Тема 1. Дисперсные и коллоидные системы (1час.) с использованием метода обучения - информационная лекция с элементами визуализации

Цели, задачи:

на фактическом уровне получения знаний

необходимо: а) ознакомить с коллоидным состоянием вещества и основными условиями возникновения такого состояния; б) дать классификации дисперсных систем; в) изложить структуру частицы лиофобного золя, дать понятие двойного электрического слоя на межфазной границе; г) описать особые свойства коллоидных систем; д) изложить виды устойчивости и процессы коагуляции коллоидных систем (основные факторы, разрушающие коллоидные системы); ж) методы получения микрогетерогенных и коллоидных систем и их практическое применение;

на операционном уровне получения знаний

учить студента: а) рассчитать степень дисперсности в данной системе; б) написать формулу коллоидной мицеллы; в) определить знак заряда коллоидной частицы; г) рассчитать порог коагуляции данного коллоида определенным коагулянтом;

на аналитическом уровне получения знаний

учить студента делать правильный вывод: а) о принадлежности данной системы к определенному классу дисперсных систем; б) о принадлежности данного иона к потенциалопределяющим или противоионам для данного коллоида; в) к какому электроду (катоде или аноду) будет двигаться коллоидная частица при электрофорезе; г) какой ион будет являться ионом коагулятором для данной системы (по определенному знаку заряда

коллоидной частицы); д) какой ион – коагулятор будет обладать наибольшей коагулирующей силой (по рассчитанному порогу коагуляции для данной системы).

Учебные вопросы:

I. Особенное (высокоэнергетическое) состояние вещества на межфазной границе в гетерогенных системах. Понятие дисперсной фазы, дисперсионной среды, степени дисперсности. Два основных условия возникновения микрогетерогенных систем: а) взаимная нерастворимость фаз друг в друге; б) наличие стабилизатора в системе. Основные признаки коллоидного состояния вещества (опалесценция, способность к диализу, лабильность, наличие электрофореза и др.).

II. Классификации дисперсных систем: а) по степени дисперсности; б) по внутренней структуре частиц дисперсной фазы; в) по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды; г) по интенсивности взаимодействия частиц дисперсной фазы с дисперсионной средой (необратимые – лиофобные, обратимые – лиофильные, промежуточные); д) по наличию или отсутствию взаимодействия между частицами дисперсной фазы (свободно дисперсные структуры, т.е. лиозоли и связано дисперсные структуры, т.е. гели).

III. Привести процесс получения лиофобного коллоида по обменной реакции $(\text{BaCl}_{2(\text{изб.})} + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl})$, записать формулу мицеллы $(\{[m\text{BaSO}_4] \cdot n\text{Ba}^{2+} \cdot 2x\text{Cl}^- \} \cdot 2(n-x)\text{Cl}^-)$, указать стабилизатор. Разобрать структуру двойного электрического слоя, возникающего на поверхности частицы дисперсной фазы, дать понятие потенциалопределяющих ионов, противоионов и электрокинетического потенциала.

IV. Молекулярно-кинетические свойства микрогетерогенных и коллоидных систем (процессы диффузии и седиментации); электрокинетические свойства (процессы электрофореза и электроосмоса); оптические свойства (процессы

светорассеяния, опалесценция); структурно-механические свойства (реологические свойства: вязкость, пластичность, упругость, прочность).

V. Два вида устойчивости микрогетерогенных и коллоидных систем (агрегативная и кинетическая). Процессы коагуляции (медленная, при которой система теряет агрегативную устойчивость; быстрая, система теряет и кинетическую устойчивость). Факторы, вызывающие коагуляцию. Краткий обзор теорий коагуляции. Физическая теория коагуляции электролитами. Правило Шульце – Гарди. Порог коагуляции, правило значности Дерягина.

VI. Методы получения: а) диспергационные (механическое дробление дисперсной фазы до частиц коллоидных размеров; ультразвуковое дробление; дробление электрическим колебательным разрядом высокого напряжения; пептизация); б) конденсационные методы (физическая конденсация – возникновение туманов и аэрозолей, замена дисперсионной среды; химическая конденсация, если в результате химической реакции возникает плохо растворимый продукт).

Выводы по теме:

1. Коллоиды это особое состояние системы, в котором она обладает повышенным запасом энергии, что является причиной нестабильности системы.
2. Ввиду высокой степени дисперсности коллоидных систем, они обладают уникальными специфическими свойствами.
3. На процессы коагуляции коллоидов влияют различные факторы, определяющим из которых является электролитный состав системы.

Вопросы для самопроверки:

1. Дисперсными системами являются системы: а) гетерогенные; б) гомогенные; в) однофазные.
2. Дисперсность системы характеризует: а) меру раздробленности дисперсной фазы; б) количество компонентов в системе; в) природу дисперсионной среды.

3. Коллоидные системы относятся к системам: а) ультрамикрорегетерогенным; б) грубодисперсным; в) молекулярно-дисперсным.
4. Дисперсной фазой называется фаза: а) которая распределяется; б) в которой идет распределение другой фазы; в) являющаяся растворимой в дисперсионной среде.
5. Агрегативная устойчивость коллоидов определяется: а) дисперсностью и наличием стабилизатора в системе; б) только дисперсностью; в) только наличием стабилизатора в системе.
6. Какая техническая жидкость относится к классу эмульсий: а) смазочно-охлаждающая жидкость; б) бензин; в) дизельное топливо?
7. Какой по знаку несут заряд частицы природного коллоида, имеющего формулу мицеллы $\{ [m\text{SiO}_2] \cdot n\text{HSiO}_3^- \cdot x\text{H}^+ \} \cdot (n-x)\text{H}^+$: а) отрицательный; б) положительный; в) нулевой?
8. Какое вещество с увеличением концентрации будет уменьшать поверхностное натяжение водного раствора: а) любое моющее средство; б) сахар; в) азотная кислота?
9. Какая формула соответствует строению мицеллы золя AgCl , стабилизированного хлористым натрием: а) $\{ [m\text{AgCl}] \cdot n\text{Cl}^- \cdot x\text{Na}^+ \} \cdot (n-x)\text{Na}^+$; б) $\{ [m\text{AgCl}] \cdot n\text{Cl}^- \cdot x\text{Ag}^+ \} \cdot (n-x)\text{Ag}^+$; в) $\{ [m\text{NaCl}] \cdot n\text{Cl}^- \cdot x\text{Ag}^+ \} \cdot (n-x)\text{Na}^+$?
10. Какой ион будет обладать наибольшей коагулирующей силой для природной коллоидной системы, имеющей формулу мицеллы $\{ [m\text{Al}_2\text{O}_3] \cdot n\text{AlO}_2^- \cdot x\text{H}^+ \} \cdot (n-x)\text{H}^+$: а) Al^{3+} ; б) SO_4^{2-} ; в) PO_4^{3-} ?

Литература:

1. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для втузов/ Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2010. – 557с.
2. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 464с.

3. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728с.

Модуль 4. Электрохимические системы (3 час.)

Раздел 1. Электрохимические процессы (3 час.)

Тема 1. Электродные процессы и электродвижущие силы. Химические источники электрической энергии. Гальванические элементы. Аккумуляторы. (1час.) с использованием метода обучения - информационная лекция с элементами визуализации

Цели, задачи:

на фактическом уровне получения знаний

определить: а) предмет изучения электрохимии, б) электродный потенциал металла, механизм его возникновения, способы измерения и зависимость от температуры и концентрации ионов, в) ряд стандартных электродных потенциалов Н.Н. Бекетова и его использования в электрохимии, г) гальванический элемент, как химический источник тока: принципиальная схема, д) анод и катод как проводники первого рода, анодный и катодный процессы в гальваническом элементе, е) аккумуляторы, как многократно используемые химические источники тока, ж) способ определения работы гальванического элемента (э. д. с.);

на операционном уровне получения знаний

учить студента: а) использовать ряд стандартных электронных потенциалов Н.Н. Бекетова, б) использовать уравнение Нернста для электродного потенциала и расчета величины работы гальванического элемента, в) описывать уравнения электродных реакций, в том числе и принцип действия аккумуляторов, г) определять работу гальванического элемента с

использованием энергии Гиббса, д) характеризовать принцип работы концентрационного элемента;

на аналитическом уровне получения знаний

учить студента: а) определять анодную и катодную области, используя значения стандартных и равновесных электродных потенциалов, б) определять направление перемещения электронов во внешней цепи, в) составлять гальванические элементы как с использованием различных металлов, так и концентрационные, г) характеризовать работу аккумулятора, д) приводить формулу электрохимической цепи в ионной форме, е) определять э.д.с. электрохимической цепи как с помощью энергии Гиббса, так и на основании электродных потенциалов.

Учебные вопросы:

I. Электрохимия как наука, изучающая взаимопревращения химической и электрической энергии. Основное уравнение взаимосвязи энергии Гиббса и ЭДС. Принципиальное устройство электрохимических систем

II. Электрод, как токопроводящая система; разность потенциалов, называемая электродным потенциалом (E), механизм его возникновения. Стандартный водородный электрод. Способы измерения электродного потенциала, его зависимость от концентрации и температуры, выражаемая уравнением Нернста

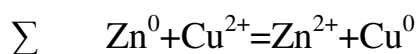
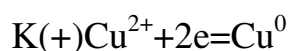
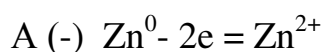
III. По восстановительной способности все металлы характеризуются значениями стандартных электродных потенциалов, систематизированных Н.Н. Бекетовым по снижению восстановительной способности. Использование в решении вопросов, связанных с гетерогенными окислительно - восстановительными реакциями. Аккумуляторы.

IV. Гальванические элементы как устройства, в которых происходит превращение химической энергии окислительно- восстановительных реакций

в электрическую. Устройство медно - цинкового гальванического элемента (элемента Даниэля-Якоби) включает в себя цинковую и медную пластины, погруженные соответственно в растворы $Zn SO_4$ и $Cu SO_4$ с концентрациями 1 моль/л. При этом цинк, потенциал которого меньше, является восстановителем, а на медном электроде, потенциал которого больше происходит восстановление окислителя.

$$E^0(Zn^{2+}/Zn^0)=-0,76 В; \quad E^0(Cu^{2+}/Cu^0)=+0,34В$$

V. Анод и катод, проводники первого рода (электронная проводимость), участвуют в равновесных реакциях анодного окисления металла, потенциал которого меньше и катодного восстановления катиона менее активного металла



При этом электроны по внешней цепи (проводник 1 рода) перемещаются от анода к катоду, а по внутренней цепи (электролит - проводник 2 рода) перемещаются ионы, обеспечивая поддержание разности потенциалов. При работе аккумулятора, в частности – свинцового, как многократно используемого Х.И.Т. проходит реакция



VI. Основная характеристика гальванического элемента (ЭДС.)- разность электродных потенциалов катода и анода $\Delta E = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}} = 0.34 - (0.36) = 1.1В$. Элемент Даниэля - Якоби можно записать в виде электрохимической цепи $(-)Zn | Zn SO_4 || Cu SO_4 | Cu (+)$. Работа обратимого гальванического элемента соответствует также изменению энергии Гиббса для данной окислительно-восстановительной реакции $Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu$. Таким образом,

разность стандартных потенциалов определяет разность стандартных энергий Гиббса, и наоборот: $\Delta G^0 = - \Delta E^0 n F$

Выводы

1. На границе металл - водный раствор соли металла всегда возникает скачек потенциала, величина и знак которого зависят от природы металла, от концентрации раствора и температуры процесса.
2. Все металлы по их восстановительной способности располагаются в ряд стандартных электродных потенциалов Н.Н. Бекетова.
3. Используя любые два металла, можно составить гальванический элемент, как источник электроэнергии.
4. Аккумуляторы - многократно используемые химические источники тока.
5. Э.Д.С. гальванического элемента будет тем больше, чем более различными по природе являются металлы, его составляющие, и чем меньше концентрация ионной формы в анодной области.

Вопросы для самопроверки:

1. Гальванический элемент состоит из металлического цинка, погруженного в 0,1 М раствор нитрата цинка, и металлического свинца, погруженного в 0,02М раствор нитрата свинца. Вычислить Э.Д.С. элемента, написать уравнение электродных процессов, составить электрохимическую цепь.
2. Вычислить потенциал серебряного электрода в насыщенном растворе AgBr ($K_s = 6 \cdot 10^{-13}$), содержащем кроме того, 0,1 моль/л бромида калия.
3. Вычислить активность ионов H^+ в растворе, в котором потенциал водородного электрода равен – 82 мВ.

4. Определить Э.Д.С. гальванического элемента $\text{Ag}|\text{AgNO}_3(0,001\text{M})||\text{AgNO}_3(0,1\text{M})|\text{Ag}$. В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи?
5. Составить схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь служила бы катодом, а в другом – анодом. Написать уравнение реакций, происходящих при работе этих элементов, и вычислить значение стандартных Э.Д.С.
6. Рассчитать электродные потенциалы магния в растворе его соли при концентрациях иона Mg^{2+} 0,1, 0,01 и 0,001 моль/л.
7. Описать работу кадмиево-никелевого аккумулятора с участием $\text{Ni}(\text{OH})_3$ и Cd в щелочной среде.

Литература

1. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728с.
2. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 464с.
3. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для вузов/ Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2010. – 557с.
4. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышова и др.; под ред. Н.В. Коровина. – М.: Высшая школа, 2006. – 255с.

Тема 2. Электролиз (1час.) с использованием метода активного обучения - лекция-беседа с разбором конкретных ситуаций

Цели, задачи:

на фактическом уровне получения знаний

описать: а) электролиз, как окислительно – восстановительный процесс, б) катод и анод, их поляризацию от внешнего источника, характер процессов и их последовательность, в) первичные и вторичные процессы электролиза, г) потенциал разложения, д) явление поляризации электродов и его разновидности, е) количественные законы электролиза, ж) применение электролиза в технике;

на операционном уровне получения знаний

учить студента: а) характеризовать электрохимическую систему, б) использовать значения окислительно - восстановительных потенциалов для решения вопроса о характере анодных и катодных процессов, в) описывать уравнение реакций анодного окисления и катодного восстановления с учетом явления поляризации, г) использовать законы Фарадея и выход по току для количественных расчетов;

на аналитическом уровне получения знаний

а) используя значения стандартных электродных потенциалов, определять окислитель, восстанавливающийся катодным током, и восстановитель, окисляющийся анодным током, б) описывать уравнения электродных реакций: анализируя систему, формировать при необходимости вторичные продукты электролиза и приводить общие уравнения реакции, в) использовать законы Фарадея и выхода по току, определять массы первичных и вторичных продуктов электролиза.

Учебные вопросы:

I. Электролизом называются окислительно- восстановительный процесс, протекающий на электродах, при прохождении электрического тока через раствор или расплав электролитов. В процессе электролиза электрическая энергия преобразуется в химическую, при электролизе на аноде происходит окисление, а на катоде – восстановление.

II. Анодом служит положительный электрод, на котором окисляются восстановители электролита, если анод химически не изменяется, то - есть является инертным. Активный (металлический анод) окисляется анодным током и посылает в раствор собственные ионы. Если в системе содержатся различные восстановители, то анодным током окисляется наиболее активный из них, то- есть с наименьшим значением потенциала. Катодом является отрицательный электрод на котором проходит процесс восстановления окислителей электролита. Если в системе содержится несколько окислителей, то на катоде восстанавливается наиболее активный из них, потенциал которого больше.

III. При электролизе водных растворов возможно протекание вторичных процессов взаимодействия первичных продуктов электролиза с электрохимической системой и формирование вторичных продуктов. Процесс описывается электродными уравнениями (первичные продукты) и суммарным уравнением с учетом первичных и вторичных продуктов.

IV. Потенциал разложения - минимально необходимая разность потенциалов, при которой начинается электролиз данного электролита. Она равна э. д. с. элемента, построенного на продуктах электролиза. Потенциал разложения определяется термодинамически : $\Delta G = - \Delta E_{\text{разл}}^0 \cdot n \cdot F$. При наличии нескольких электролитов, первым электрохимически преобразуется вещество потенциал которого меньше.

V. Реальные электрохимические процессы осложняются явлениями кинетического характера, к которым относятся процессы поляризации. Поляризация приводит к изменению электродных потенциалов катода и анода. Поляризационные процессы можно разделить на несколько типов: 1) концентрационная поляризация возникает за счет изменения концентраций ионов в приповерхностном слое электрода (этот вид поляризации можно снизить перемешиванием электролитов), 2) газовая поляризация возникает за

счет разрядки ионов водорода или гидроксидов и может быть уменьшена введением деполяризаторов, 3) химическая поляризация изменяет поверхность электрода за счёт реакции со средой или электролитом. Поляризация электродов влияет на потенциалы выделения ионов и приводит к перенапряжению. Перенапряжением называется превышение потенциала разрядки ионов над нормальным потенциалом в равновесных условиях. Таким образом, следует учитывать не только термодинамику, но и кинетику процессов.

VI. Количественная характеристика процессов электролиза определяется законами, установленными Фарадеем, которые можно выразить обобщённым уравнением: $m = \frac{M_{\text{э}}}{F} \cdot I \cdot t$. Повышенный расход электричества в реальных процессах характеризуется с помощью выхода по току (В): $V = \frac{Q_{\text{теор}}}{Q_{\text{практ}}}$,

$$V = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}}$$

VII. Электролиз используется в технике в таких процессах как: гальваностегия -нанесение металлических покрытий, гальванопластика - получение изделий путем электролиза, электрохимическая обработка металлов - это метод формообразования изделий из металлов любой прочности и твердости , трудно поддающихся механической обработке, электромеханическое шлифование и заточка инструментов- анодное окисление поверхности.

Выводы:

1. Электролиз - совокупность процессов, протекающих под действием постоянного электрического тока через систему, состоящую из электродов и электролита.
2. Катод – электронно - избыточный электрод, на котором восстанавливаются окислители электролита с наибольшим потенциалом. Анод – электронно –

недостаточный электрод, под действием анодного тока окисляется восстановитель с наименьшим значением потенциала.

3. При наличии нескольких электролитов электролизу подвергается вещество с наименьшим потенциалом разложения.

4. В процессе электролиза формируются как первичные, так и вторичные продукты.

5. Реальные электрохимические процессы как в гальванических элементах, так и при электролизе существенно отличаются от равновесных вследствие процессов поляризации.

6. Количественно электролиз описывается законами Фарадея и выходом по току.

7. Процесс электролиза используется в технике.

Вопросы для самопроверки

1. Составить уравнение процессов, протекающих при электролизе расплавов NaOH и NiCl₂ с инертными электродами.

2. Составить схемы электролиза водного раствора хлорида цинка, если а) анод - цинковый; б) анод- угольный.

3. Имеется раствор, содержащий KCl и Cu(NO₃)₂. Предложить наиболее простой способ получения практически чистого KNO₃.

4. При электролизе раствора CuCl₂ на аноде выделилось 560 мл газа (н.у.). Найти массу меди выделившейся на катоде.

5. При электролизе водного раствора Cr₂(SO₄)₃ током силой 2 А масса катода увеличилась на 8г. В течение какого времени проводили электролиз?

6. При прохождении через раствор соли трёхвалентного металла тока силой 1,5 А в течение 30 минут на катоде выделилось 1,071 г металла. Вычислить молярную массу атома металла.

7. Вычислить массу серебра, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 6 А через раствор нитрата серебра в течение 30 минут при выходе по току 80%.

Литература

1. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728с.

2. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 464с.

3. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для втузов/ Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2010. – 557с.

4. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышова и др.; под ред. Н.В. Коровина. – М.: Высшая школа, 2006. – 255с.

Тема 3. Коррозия металлов и способы защиты металлов от коррозии (1час.) с использованием метода активного обучения - информационная лекция с разбором конкретных ситуаций

Цели, задачи:

на фактическом уровне получения знаний:

а) дать определение процесса коррозии, б) указать виды коррозионных разрушений, в) назвать типы коррозионных процессов, г) охарактеризовать термодинамику и кинетику процессов химической и электрохимической коррозии, д) определить скорость коррозионного разрушения и факторы, влияющие на нее, е) рассмотреть способы защиты металлов от коррозии;

на операционном уровне получения знаний

учить студента: а) определять виды коррозионных разрушений и типы коррозионных процессов, б) определять условия возможностей и приводить уравнения коррозионного разрушения при химической коррозии, в) характеризовать виды и варианты коррозионных гальванопар при электрохимической коррозии в разных средах, д) рассчитывать скорость коррозионного разрушения

на аналитическом уровне получения знаний

учить студента: а) используя термодинамические функции, определять возможность процессов коррозии, б) определять анодную и катодную области при контактной коррозии на основании стандартных электродных потенциалов, в) оперировать понятием скорости коррозии и оценивать размеры коррозионных разрушений.

Учебные вопросы:

I. Коррозия - это самопроизвольно протекающий процесс разрушения металлов в результате взаимодействия с окружающей средой, происходящий с выделением энергии и рассеиванием вещества. Коррозионные процессы протекают самопроизвольно и необратимо: $\Delta S > 0$; $\Delta G < 0$.

II. Изменение поверхности металла может быть различным в зависимости от свойств металла, механической напряженности конструкции и условий протекания коррозионных процессов. Наиболее распространенными видами коррозии являются: равномерная коррозия, местная коррозия, питтинг, селективная коррозия, интеркристаллитная и транскристаллитная коррозии.

III. По природе гетерогенное окислительное разрушение металла под действием окружающей среды подразделяется на два основных типа: 1- химическая коррозия, развивающаяся в отсутствие электролитов, имеет разновидности: а) газовую коррозию, б) коррозию в неводных органических

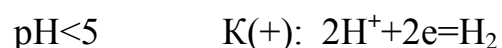
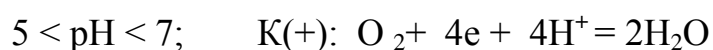
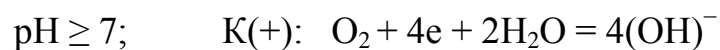
средах; 2- электрохимическая коррозия, идущая в среде электролита под действием внутренних микро- или макрогальванических пар или внешней Э.Д.С.. Как химическая, так и электрохимическая коррозия термодинамически определяются изменением свободной энергии Гиббса: $\Delta G^0 = - R T \ln K$; $\Delta G^0 = -\Delta E^0 n F$. Кроме термодинамической вероятности необходимо рассматривать и кинетику процесса, так как она определяет возможности эксплуатации конструкций в коррозионных средах.

IV. Химической коррозии подвержены конструкции, работающие при высоких температурах. В этих условиях химическое сродство к кислороду практически неограниченно, так как оксиды большинства металлов уходят из равновесной системы: $2Me_{(т)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2MeO_{(т)}$; $MeO_{(т)} \rightarrow (MeO_{(р)})$. Скорость окисления металла зависит от скорости собственно химической реакции и скорости диффузии окислителя через пленку, а по этому её защитное действие тем выше, чем лучше её сплошность и ниже диффузная способность. Сплошность пленки оценивается коэффициентом α (фактором Пиллинго-Бэдворса), имеющим разные значения для разных металлов. Устойчивые оксидные слои образуются при значениях $\alpha = 1,2-1,6$. При эксплуатации химико-технологического оборудования в неводных средах может возникать химическая коррозия представляющая собой обычную гетерогенную реакцию, как то $2R-Cl + Me \rightarrow MeCl_2 + R-R$; (где R- органический радикал).

V. В процессе электрохимической коррозии разрушение металла происходит под действием возникающих гальванических пар в электропроводных средах. Этот вид коррозии имеет разновидности: атмосферная коррозия, коррозия в морской воде, коррозия в пресных водах, почвенная коррозия и т.д.. Возможные варианты возникновения коррозионных гальванических пар: 1- контакт с электролитом двух разных по природе металлов, 2- контакт металла и его соединения, обладающего металлообразными или полупроводниковыми свойствами, 3- различные концентрации электролитов

или кислорода в растворе электролита, 4- различный уровень механических напряжений в детали.

VI. Электрохимическая коррозия характеризуется локализацией анодных и катодных участков на микро - или макро – уровнях. Анодная поляризация характерна для более активного металла или той части конструкции, где концентрация окислителя меньше. Анодный процесс описывается уравнением: $A(-):Me^0-ne \rightarrow Me^{n+}$. На поверхности менее активного металла или на участках с большей концентрацией окислителя протекают катодные процессы, вид которых определяется характером среды



VII. Скорость коррозионного разрушения измеряется в единицах массы (m) потерянного металла с единицы площади(S) в единицу времени (t)

$$\omega = \frac{\Delta m}{St} \text{ или толщиной слоя потерянного металла в единицу времени } \omega_1 = \frac{\delta}{t} .$$

Стойкость металла по отношению к коррозии оценивается 10 бальной шкалой. На скорость электрохимической коррозии влияет температура процесса и состав агрессивной среды.

VIII. Защита от коррозии конструкционных материалов в агрессивных средах основана на: 1)- повышении коррозионной стойкости самого материала достигается добавлением легирующих добавок, а также модификацией изделий нанесением тонких покрытий коррозионно-стабильных металлов, использование сплавов с заданными характеристиками; 2)- снижение агрессивности среды достигается удалением кислорода и углекислоты, а также добавлением в водные среды ингибиторов коррозии. Ингибиторы подразделяются на а) -пассиваторы - переводящие металл в пассивное

состояние и б)-адсорбирующиеся вещества, изолирующие конструкцию от агрессивной среды; 3)- предотвращении контакта материала со средой с помощью изолирующего покрытия. В качестве изолирующих покрытий используются: органические защитные слои (смазка при консервации изделия), лакирование (нанесение высокомолекулярных соединений растворённых в летучем растворителе), окраска металлических поверхностей, нанесение полимеров на металл, использование защитных слоев (оксидирование), фосфатирование металлической поверхности, использование металлических защитных покрытий; 4)-регулировании электродного потенциала защищаемого изделия в данной среде основано на зависимости скорости коррозионных процессов от электродного потенциала металла. Катодные участки защищены от разрушения, поэтому катодная защита осуществляется с помощью контакта конструкции с массивными электродами из более активного металла или катодной поляризацией с помощью внешнего источника тока. Защита анодным током используемая в кислых средах применима к металлам и сплавам, способным пассивироваться в широком интервале значения потенциалов.

Выводы

1. Коррозия металлов - самопроизвольный процесс.
2. В зависимости от характера агрессивной окислительной среды различают два типа коррозионных процессов: а) химическая коррозия, б) электрохимическая коррозия.
3. Скорость химической коррозии зависит от природы металла, концентрации окислителя и температуры.
4. Электрохимическая коррозия сопровождается образованием гальванических пар и характеризуется локализацией анодных и катодных процессов.

5. Скорость коррозионного разрушения определяется изменением массы металла или толщиной слоя потерянного металла.

6. Защита металлов от коррозии проводится комплексными методами с использованием, как природы металлов, так и изменением характера агрессивной среды.

Вопросы для самопроверки

1. Описать коррозионные процессы оцинкованного железа при его эксплуатации в атмосфере. Привести формулы электрохимической цепи.

2. Какие реакции будут протекать при нарушении целостности покрытия: а) для оцинкованного железа, б) для луженого железа, в сильноокислой среде.

3. Какой металл можно использовать в качестве протектора цинкового изделия при эксплуатации в нейтральной среде?

4. Что имеется в виду, когда говорят, что для предотвращения коррозии одного металла ему приносят в жертву другой металл?

5. Хромированная деталь автомобиля состоит из железа покрытого тонким слоем никеля, который в свою очередь покрыт слоем хрома. Расположите эти металлы в ряд по способности к окислению. Какую роль играет никелевое покрытие? Для чего нужен слой хромового покрытия?

6. Определить скорость коррозионного разрушения конструкции в (мм /ч, мм /год), если толщина слоя потерянного за 1 год металла составила 2 мм.

7. Определить скорость коррозии металлической пластины длиной 1 м и шириной 10 см, если потеря массы составила за 0,5 года 1 грамм.

Литература

1. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728с.

2. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 464с.
3. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для втузов/ Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2010. – 557с.
4. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышова и др.; под ред. Н.В. Коровина. – М.: Высшая школа, 2006. – 255с.

Модуль 5. Основы органической химии (2 час.)

Раздел 1. Основы химии ВМС, полимерные материалы (2 час.)

Тема 1. Полимерные материалы (2 час.) с использованием метода обучения - информационная лекция с элементами визуализации

Цели, задачи:

на фактическом уровне получения знаний

необходимо изложить: а) классификацию и номенклатуру высокомолекулярных соединений; б) методы получения полимеров; в) физико-химические свойства полимеров; г) применение полимеров; д) старение и методы защиты полимерных материалов;

на операционном уровне получения знаний

учить: а) составлять уравнения реакций получения синтетических полимеров (реакции полимеризации, сополимеризации, поликонденсации); б) рассчитывать изменение энтальпии реакции полимеризации по величинам энергий связи;

на аналитическом уровне получения знаний

делать правильный вывод: а) о способе получения полимера; б) о классе полимера по строению основной цепи и по форме макромолекул; в) о влиянии на тепловые и механические свойства полимера стереорегулярности структуры; г) о связи фазовых состояний полимера с его механической прочностью; д) об электрических свойствах полимеров.

Учебные вопросы:

I. Полимерные вещества классифицируют по следующим признакам:

по происхождению (синтетические, природные, модифицированные);

по форме макромолекул (линейные, разветвленные, сетчатые);

по строению основной цепи (карбоцепные, гетероцепные, элементарноорганические, неорганические);

по отношению к нагреву (термопластичные, термореактивные).

Для обозначения синтетических полимеров используют тривиальные названия (капрон, нейлон и т.д.) и систематические названия, которые образуются из приставки поли- и названия мономера, входящего в элементарное звено макромолекулы (полиэтилен, полибутадиен, поливиниловый спирт и т.д.).

II. Полимерные вещества получают методами полимеризации, поликонденсации и полимераналогичными превращениями (модификация полимеров).

III. Химические свойства полимеров зависят от их состава, молекулярной массы и структуры. Для полимеров характерны реакции сшивания (структурирования), взаимодействия функциональных групп и деструкции.

Механические свойства полимеров определяются элементарным составом, молекулярной массой, структурой и физическим состоянием макромолекул. Большинство полимеров обычно находятся в аморфном состоянии. Для таких

полимеров характерны три физических состояния: стеклообразное, высокоэластичное и вязкотекучее. Однако некоторые полимеры могут иметь и кристаллическую структуру.

Большинство полимеров относятся к диэлектрикам. Однако их диэлектрические свойства лежат в широких пределах и зависят от состава и структуры макромолекул. Полярные функциональные группы и примеси ухудшают диэлектрические свойства полимера. Некоторые полимеры обладают полупроводниковыми свойствами. Обычно это полимеры с системой сопряженных двойных связей.

IV. Высокомолекулярные синтетические органические и элементоорганические соединения служат основой для производства многих материалов: каучуков, волокон, пластмассы, пленок, лаков, красок и т. д..

V. Классификация процессов, протекающих при старении полимеров:

деструкция – процесс протекает с разрывом химической связи в цепи, приводит к уменьшению молекулярной массы и, соответственно, к ухудшению их физико-химических свойств полимера;

структурирование – процесс образования новых связей, приводящий к изменению молекулярной массы и структуры полимера.

Для защиты полимера от старения используют следующие средства – стабилизаторы, химические модификаторы, защитные покрытия; и методы – структурная стабилизация (модификация), снижение концентрации агрессивных веществ во внешней среде при хранении и эксплуатации.

Выводы по теме:

1. Высокомолекулярные соединения служат основой для производства многих материалов.

2. Физико-химические и механические свойства полимеров зависят от ряда факторов: молекулярной массы, формы, структуры, фазового состояния и т.д.
3. Старение полимерных материалов связано с изменением их строения или состава.

Вопросы для самоподготовки:

1. Приведите схемы реакций полимеризации этилена и ацетилена. Сравните электрические свойства полученных полимеров.
2. Напишите уравнение реакции полимеризации пропилена. Приведите регулярную (изотактическую) и нерегулярную (атактическую) структуры полимера. Сравните их возможные фазовые состояния и механическую прочность.
3. Составьте схему реакции полимеризации метилметакрилата. Какими свойствами обладает полученный продукт и где он применяется?
4. В чем различие между каучуком и резиной, полученной на его основе?
5. Составьте схему реакции поликонденсации фенола и формальдегида. Каким образом можно получить термореактивный полимер?
6. Что такое олигомеры и какое применение они имеют в машиностроении?
7. Вычислите изменение энтальпии реакции полимеризации пропена по величинам энергий связей.

Литература

1. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для втузов/ Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2010. – 557с.
2. Вольхин, В.В. Общая химия. Избранные главы: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 378с.

3. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728с



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДФУ)

ИНЖЕНЕРНАЯ ШКОЛА ДФУ

МАТЕРИАЛЫ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ
по дисциплине «ХИМИЯ»

151900.62 - «Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных
производств»

г. Владивосток
2013

Лабораторный практикум является важной составляющей
естественнонаучной дисциплины «Химия» и представлен лабораторными

работами, тематика которых соответствует программе, изложенной в РПУД, а последовательность отвечает построению лекционного курса. Каждая лабораторная работа предваряется определением целей и задач, перечнем вопросов и заданий к данной теме, а также содержит информацию о методике выполнения эксперимента и оформления отчета.

Отчет к выполненной работе оформляется в виде стандартного документа, образец которого приводится в методических указаниях.

Занятие 1. Введение в практикум по общей химии (2 час.)

Цель работы: познакомить студентов с правилами работы в химической лаборатории, мерами предосторожности при работе с агрессивными веществами, средствами противопожарной безопасности, правилами оформления лабораторного отчета. Рассмотреть физические величины, наиболее часто используемые в курсе химии, основные классы химических соединений.

Контрольные вопросы

1. Правила работы в химической лаборатории. Меры предосторожности и оказание первой помощи.
2. Правила работы со стеклянной посудой.
3. Физические величины, обозначение и размерность, наиболее часто употребляемые в курсе общей химии.
4. Правила оформления лабораторного отчета.

Занятие 2. Определение молярной массы эквивалента металла (2 час.)

Цель работы: познакомиться с газометрическим методом изучения химических реакций на примере определения молярной массы эквивалента металла.

Рекомендации: при подготовке к работе необходимо уделить внимание понятию эквивалент и закону эквивалентов, а также обозначениям и единицам измерения физических величин.

Важнейшие понятия: атом, молекула, ион, эквивалент; относительная атомная масса, молекулярная масса, моль, фактор эквивалентности (число эквивалентности), молярная масса, молярный объем, молярная масса эквивалентов вещества, эквивалентный объем.

Следует уметь: давать определения важнейшим понятиям; формулировать стехиометрические законы: определять эквивалент вещества в кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакциях; рассчитывать молярные массы эквивалентов веществ; пользоваться для расчетов законом эквивалентов; объяснять, какую информацию несет уравнение химической реакции.

Контрольные вопросы и задания

1. Дайте определения атому, молекуле, иону, эквиваленту.
2. Почему эквивалент является условной частицей? Поясните термин «фактор эквивалентности».
3. Определите эквивалент серной кислоты, гидроксида натрия, сульфата меди в кислотно-основных реакциях.
4. Рассчитайте молярные массы эквивалентов, проявляемые в реакциях обмена, для веществ: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaCl_2 , H_3PO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
5. Вычислите молярную массу эквивалента H_3PO_4 в реакциях обмена, если известно, что образуются только кислые соли.
6. 4,08г металла вытесняют из кислоты 1.4л водорода, измеренного при н.у. Эта же масса металла вытесняет 12,95г свинца из растворов его солей. Вычислите молярную массу эквивалента свинца.
7. Мышьяк образует два оксида, массовая доля мышьяка в которых соответственно равна 65,2 и 75,7%. Рассчитайте молярную массу эквивалента мышьяка в этих оксидах.

Экспериментальная часть

В работе для нахождения молярной массы эквивалента металла используется метод вытеснения водорода из кислоты с последующим измерением его объёма. Необходимо учитывать, что водород собирает вместе с парами воды.

Поэтому требуется ввести поправку на парциальное давление водяных паров при температуре проведения опыта.

Методика выполнения опыта

В небольшую пробирку налейте 5 мл разбавленного раствора соляной кислоты при помощи пипетки так, чтобы не смочить кислотой стенки пробирки. Пробирку с кислотой осторожно наклоните и положите навеску металла, следя за тем, чтобы металл преждевременно не попал в кислоту. В таком положении пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой, ранее присоединенной к бюретке. Необходимо отметить уровень жидкости в бюретке до начала реакции. Встряхнув пробирку, столкните металл в кислоту. Наблюдайте выделение водорода и вытеснение воды из бюретки в другую бюретку. По окончании реакции, определите и запишите объём выделившегося водорода и условия проведения опыта в табличную форму.

Расчёты и обсуждение результатов

Расчёт $M(1/z \text{ Me})$ можно выполнить двумя способами.

Первый способ:

1. Применяя уравнение состояния идеального газа Клапейрона-Менделеева

$PV = \frac{m}{MRT}$ и, введя поправку на парциальное давление водяного пара ($P-h$),

вычислите массу водорода в измеренном вами объёме.

2. На основании закона эквивалентов вычислите молярную массу эквивалента металла:

$$\frac{m(\text{Me})}{m(\text{H}_2)} = \frac{M\left(\frac{1}{z}\text{Me}\right)}{M\left(\frac{1}{z}\text{H}_2\right)}, \text{ где } M(1/z \text{ H}_2) = 1 \text{ г/моль.}$$

3. Рассчитайте атомную массу металла, воспользовавшись валентностью металла и, следовательно, фактором эквивалентности:

$M(1/z \text{ Me}) = 1/z \cdot A$, где A – атомная масса металла; z – число электронов, участвующих в реакции.

4. Сравните полученную нами экспериментальную величину молярной массы эквивалента металла с теоретическим ее значением, найденным по периодической системе, вычислите относительную ошибку опыта.

5. Вес табличные и экспериментальные данные занесите в таблицу.

Второй способ:

1. Приведите по уравнению объединенного газового закона:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0} \text{ объем выделившегося водорода к н.у. } (V_0(H_2)).$$

2. Замените массу водорода и $M(1/z H_2)$ в законе эквивалентов на пропорциональные им объёмные значения и получите расчетную формулу:

$$M\left(\frac{1}{z} Me\right) = \frac{m(Me) \cdot V\left(\frac{1}{z} H_2\right)}{V_0(H_2)}, \text{ где } V(1/z H_2) - \text{ эквивалентный объём водорода,}$$

равный 11200мл.

Далее расчёт продолжайте с пункта 3 предыдущего способа.

Занятие 3. Строение элемента и кислотно-основные свойства его соединений (2 час.)

Цель работы: учиться предсказывать поведение оксидов и гидратов оксидов элементов в водных растворах на основе строения атомов.

Теоретические предположения (гипотеза)

Задание 1. Строение и свойства химического элемента

Выберите элемент в табл.1 согласно вашему варианту. По его электронной формуле укажите положение элемента в ПСЭ, его характеристики, строение и свойства.

Варианты	Формулы		
	Электронная	Оксида	Гидрата оксида
1	$6s^2$	BaO	Ba(OH) ₂
2	$2s^2 2p^1$	B ₂ O ₃	H ₃ BO ₃
3	$3d^{10} 4s^2$	ZnO	Zn(OH) ₂
4	$5s^2 5p^2$	SnO ₂	H ₂ SnO ₃
5	$3s^2 3p^3$	P ₂ O ₅	H ₃ PO ₄
6	$4s^2 4p^1$	Ga ₂ O ₃	Ga(OH) ₃
7	$3d^5 4s^2$	CrO ₃	H ₂ CrO ₄
8	$3d^3 4s^2$	V ₂ O ₅	H ₃ VO ₄
9	$5s^2 5p^3$	Sb ₂ O ₃	Sb(OH) ₃

10	$6s^2 6p^3$	Bi_2O_3	$\text{Bi}(\text{OH})_3$
11	$6s^2 6p^2$	PbO_2	$\text{Pb}(\text{OH})_4$
12	$3d^5 4s^2$	MnO_2	$\text{Mn}(\text{OH})_4$
13	$3d^3 4s^2$	V_2O_5	H_3VO_3
14	$4s^2 4p^3$	As_2O_3	$\text{As}(\text{OH})_3$
15	$3d^5 4s^1$	Cr_2O_3	$\text{Cr}(\text{OH})_3$
16	$5s^2 5p^2$	SnO	$\text{Sn}(\text{OH})_2$
17	$4s^2 4p^4$	SeO_2	H_2SeO_3
18	$2s^2 2p^2$	CO_2	H_2CO_3
19	$2s^2 2p^3$	N_2O_5	HNO_3
20	$3s^2 3p^4$	SO_2	H_2SO_3

Задание 2. Строение и поведение оксидов элемента

Запишите формулы оксидов элемента в различных валентных состояниях. Сделайте прогноз кислотно-основных свойств этих соединений на основе периодического закона (используйте таблицу растворимости).

Задание 3. Строение и поведение гидратов оксида элемента

Составьте формулы гидратов оксида элемента в различных валентных состояниях. Определите прочность связей О-Э и О-Н на основе расчета разницы электроотрицательностей этих элементов. Сделайте прогноз кислотно-основных свойств этих соединений.

Сделайте вывод об изменении характера оксидов элемента и их гидратов по мере увеличения валентности элемента, а также о взаимодействии кислотных, основных и амфотерных соединений с веществами различных классов.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Установление химического характера оксида элемента

В три пробирки поместите небольшое количество оксида элемента (согласно варианту). В каждую из них добавьте по 2-3 мл реагента: в первую – дистиллированную воду; вторую – хлороводородную кислоту (разбавленную); в третью – гидроксид натрия (концентрированный). Будет

ли растворяться оксид? Если реакция пойдет медленно, нагрейте пробирку и увеличьте количество реагентов.

Определите характер среды в первой пробирке с помощью индикатора. Подтвердите кислотные (основные, амфотерные) свойства оксида реакциями с BaO , CO_2 . Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, сформулируйте вывод о характере свойств соединения и правильности выдвинутой вами гипотезы.

Опыт 2. Получение и установление химического характера гидрата оксида элемента

Получение. Растворите небольшое количество оксида элемента (согласно варианту) в 5 мл дистиллированной воды. Если вещество не растворилось, то отметьте это и проведите реакцию гидрата оксида действием концентрированного раствора гидроксида натрия на раствор соли данного металла. Определите характер среды с помощью индикатора. Пробирку с гидратом оксида сохраните. Запишите уравнения реакции получения и наблюдения.

Свойства. Раствор гидрата оксида, полученный ранее, разбавляют равным объемом воды и делят на четыре равные части. В первые две пробирки добавляют растворы соляной кислоты и гидроксида натрия соответственно. Отмечают скорость реакций в обеих пробирках. В двух других пробирках проводят реакции с оксидом бария и углекислым газом, подтверждающие кислотные (основные) свойства гидрата оксида элемента. Запишите наблюдения и уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, сделайте обобщающий вывод.

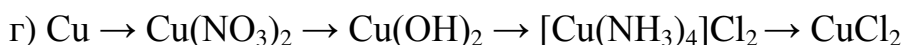
Занятие 4. Классы соединений (2 час.)

Цель работы: систематизировать знания о классах соединений, их свойствах, способах получения и практическом применении.

Следует уметь: классифицировать соединения по разного рода признакам; писать молекулярные и составлять структурные формулы химических соединений; характеризовать свойства и способы получения важнейших классов неорганических и органических соединений; делать вывод о способности к диссоциации в водной среде соединений определенного класса.

Контрольные вопросы и задания

1. Написать формулы оксидов, соответствующих указанным гидроксидам: H_2SiO_3 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, H_3AsO_4 , HMnO_4 , $\text{Al}(\text{OH})_3$.
2. Для оксидов CrO , Cr_2O_3 , CrO_3 написать формулы соответствующих гидроксидов.
3. Доказать характер (основный, кислотный, амфотерный) следующих соединений: ZnO , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, CO_2 .
4. Какие кислоты могут быть получены непосредственным взаимодействием с водой следующих оксидов: SO_2 , SO_3 , N_2O_5 , NO_2 ?
5. Получите диэтиловый эфир. Укажите область применения эфира.
6. Напишите уравнения реакций взаимодействия этана и этена с бромом. Укажите тип реакции.
7. Составьте уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящих к образованию солей: KHSO_3 , K_2SO_3 , CuOHCl , CuCl_2 , CH_3COOK .
8. Приведите структурные формулы для следующих соединений: $\text{Mn}(\text{OH})_2$, KMnO_4 , H_2SeO_4 , K_2HPO_4 , SO_3 , этанол, бутadiен-1,3, изомеры пентана.
9. Осуществить следующие превращения:
 - a) $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$



Занятие 5. Свойства соединений S-, P-, D- элементов (2 час.)

Цель работы: изучение кислотно-основных свойств кислородных соединений s-, p-, d-элементов. Изучение окислительно-восстановительных свойств s-, p-, d-элементов в различных степенях окисления.

Свойства соединений S-элементов

К s-элементам относятся элементы, имеющие во внешнем квантовом слое один или два электрона и в предпоследнем слое – устойчивую структуру из 8 электронов. Таким образом, общая электронная формула s-элементов ns^1 или ns^2 . Это элементы I и II групп главных подгрупп. Несколько обособленное положение среди них занимает водород и бериллий, что связано с малыми радиусами их атомов.

Малые ионизационные потенциалы и большие атомные радиусы обеспечивают сильные восстановительные свойства, увеличивающиеся внутри групп с возрастанием порядкового номера. В связи с этим, все s-элементы легко теряют внешние электроны, превращаясь в положительные ионы с постоянными степенями окисления +1 и +2. Поэтому они являются типичными металлами, за исключением водорода и бериллия. s-элементы активно взаимодействуют со всеми электроотрицательными элементами, образуя многочисленные соединения – галиды, оксиды, сульфиды, нитриды и др., со сложными веществами – водой, кислотами, солями.

Экспериментальная часть

Опыт №1. Отношение к электроотрицательным элементам

а) Возьмите пинцетом кусочек металлического натрия, тщательно просушив его фильтровальной бумагой, и на металлической ложечке внесите в колбу, наполненную хлором. Что при этом наблюдается? Напишите уравнение реакции.

б) Положите на фарфоровый черепок пинцетом, тщательно очищенный и осушенный кусочек натрия, нагрейте его над пламенем спиртовки. Что наблюдается? Рассмотрите полученный продукт и сохраните его для следующих опытов. Напишите уравнения реакции, учитывая, что в результате опыта получается пероксид натрия.

Опыт №2. Отношение s-элементов к воде.

а) Возьмите пинцетом небольшой кусочек натрия и, тщательно осушив его фильтровальной бумагой, опустите в стакан с водой, накрыв последний стеклом. Что наблюдаете? В раствор добавьте 2-3 капли индикатора фенолфталеина. Сделайте вывод об отношении натрия к воде и напишите уравнение соответствующей реакции. Как будут относиться к воде остальные щелочные металлы?

б) Металлический магний в виде порошка или стружки внесите в пробирку с водой, добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Нагрейте. Что наблюдаете? Как будут относиться к воде другие щелочно-земельные металлы?

Опыт №3. Свойства оксидов s-элементов.

а) Полученный в опыте №1 (б) продукт растворите в небольшом количестве воды. Раствор разделите на две части. К одной порции раствора добавьте 1-2 капли фенолфталеина, к другой – несколько капель серной кислоты (для создания кислой среды) и 2-3 капли концентрированного раствора иодида калия. Что наблюдаете? Сделайте вывод о растворимости и химических

свойствах продукта, полученного при окислении натрия. Напишите уравнения всех проделанных реакций.

б) Проверьте растворимость в воде оксидов магния, бария, кальция, добавив по 1-2 капли фенолфталеина. Сделайте вывод о растворимости оксидов и их химическом отношении к воде. Запишите уравнения реакций.

в) В одну пробирку поместите немного оксида магния, в другую – оксида бария, в третью – оксида кальция и в каждую добавьте 2-3 капли разбавленной соляной или азотной кислоты, взболтайте. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций и сделайте вывод о характере оксидов.

Опыт №4. Растворимость солей. Гидролиз солей.

а) В каждую из пяти пробирок поместите по несколько кристалликов хлоридов натрия, калия, магния, кальция, бария. Налейте в каждую немного дистиллированной воды, взболтайте. Обратите внимание на растворимость солей. Прибавьте в каждый раствор по 1-2 капли универсального индикатора, запишите цвета растворов и по таблице определите значения водородного показателя pH в каждом случае. Сделайте вывод о том, какие соли подвергаются гидролизу и напишите соответствующие уравнения реакций.

б) Аналогичные опыты проделайте с карбонатами перечисленных металлов.

Свойства соединений p-элементов

К *p-элементам* относятся элементы, у которых заполняется *p*-подуровень внешнего электронного слоя атома. Электронная структура валентного уровня в общем случае имеет вид $ns^2 np^{1-6}$. Это элементы III – VIII групп главных подгрупп периодической системы. Накопление электронов на внешнем уровне при переходе от III к VIII группе приводит к резкому изменению химических свойств элементов от ярко выраженных металлических (III A) до сильнейших неметаллических (VII A) и вплоть до полной химической инертности (VIII A). В зависимости от количества *p*-

электронов на внешнем уровне в семейство р-элементов входят металлы, полуметаллы и неметаллы.

Опыт № 5 Свойства простых веществ (отношение к окислителям)

В три пробирки поместите последовательно по кусочку олова, висмута и свинца. Прилейте в пробирки немного концентрированной азотной кислоты и осторожно налейте (опыт проводить в вытяжном шкафу). Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций. Какую роль в этих окислительно-восстановительных реакциях выполняют олово, свинец, висмут и азот?

Опыт № 6 Получение и свойства гидроксидов полуметаллов

В три пробирки налейте последовательно растворы солей олова, свинца и висмута. В каждую пробирку прибавьте несколько капель раствора щелочи. Полученные осадки разделите на две части: в первую часть добавьте избыток разбавленной азотной кислоты, во вторую – избыток концентрированной щелочи. Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций. Сделайте вывод о характере гидроксидов. С образованием каких соединений растворяются гидроксиды свинца и олова в щелочи? Чем являются свинец и олово в этих соединениях?

Опыт №7 Окислительно-восстановительные свойства полуметаллов в различных степенях окисления.

а) В две пробирки налейте по 3 капли раствора соли железа (III). В одну из пробирок добавьте 3-4 капли раствора хлорида олова (II), а вторую оставьте контрольной. В обе пробирки добавьте по 2-3 капли гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ (реагент на ион Fe^{+2}). Синий осадок появится только в контрольной пробирке. Почему? Напишите уравнение реакции в молекулярном виде и электронно-ионные уравнения окисления-восстановления.

б) В две пробирки налейте по 2-3 капли раствора соли марганца, прилейте в каждую 3 капли воды и 2 капли концентрированной азотной кислоты. Затем в первую пробирку добавьте несколько пылинок порошка висмутата натрия NaBiO_3 , а во вторую – двуокиси свинца PbO_2 . О появлении какого иона свидетельствует малиновое окрашивание в обоих случаях? Напишите уравнения реакций.

Опыт №8 Окислительно-восстановительные свойства неметаллов

а) В три пробирки налейте последовательно по 6 капель хлорной, бромной и йодной воды. В каждую пробирку добавьте по каплям (5-6 капель) свежеприготовленной сероводородной воды или сульфида натрия до исчезновения окраски бромной и йодной воды. Чем вызвано помутнение растворов во всех пробирках? Напишите молекулярные и электронно-ионные уравнения реакций. Определите окислитель и восстановитель.

б) Внесите в пробирку 4 капли раствора иодида калия и столько же серной кислоты (2н). Добавьте по каплям раствор нитрита натрия NaNO_2 . Что наблюдаете? Напишите уравнения реакции, учитывая, что нитрит восстанавливается до оксида азота. Определите окислитель и восстановитель.

в) В пробирку поместите 3 капли раствора бихромата калия, подкислите тремя каплями концентрированной серной кислоты и добавьте 6 капель нитрита натрия. Происходит изменение окраски бихромата $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ вследствие перехода хрома (VI) в хром (III). Напишите соответствующее уравнение окислительно-восстановительной реакции. Какую роль в этой реакции играет азот?

г) Опыт проводить в вытяжном шкафу. В пробирку налейте 1 мл концентрированной азотной кислоты, осторожно опустите кусочек серы. Пробирку осторожно нагрейте. Что наблюдаете? Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции. В какой роли в ней выступают азот и сера?

Сделайте общий вывод о роли неметаллов в окислительно-восстановительных реакциях в зависимости от их степени окисления.

Свойства соединений d-элементов

Элементы, у которых происходит застройка предпоследнего электронного слоя, относятся к переходным или d-элементам. Их электронная конфигурация имеет общую формулу $(n-1)d^{1-10}ns^2$. Особенность электронной структуры обусловила целый ряд специфических свойств, закономерно меняющихся в периоде. Электронная конфигурация переходных металлов обеспечивает два наиболее устойчивых состояния: первое – когда d-орбитали предпоследнего электронного уровня полностью заняты электронами (цинк, кадмий, ртуть); второе – когда d-элементы полузаполнены (марганец, железо, рений).

В химических реакциях электроны d-орбиталей участвуют после того, как оказываются использованы s-электроны внешней орбитали. В образовании химической связи могут участвовать все или часть d-электронов, образуя соединения, соответствующие различным степеням окисления до максимальных, совпадающих с номером группы.

Опыт №9 Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов

а) В соответствии с вариантом (табл.1) к небольшому количеству раствора соли добавьте по каплям 0,1 н раствор щелочи до образования осадка. Осадок разделите на две части, к одной добавьте избыток щелочи, к другой – кислоты. Опишите наблюдаемые явления, сделайте вывод о характере исследованных гидроксидов.

Таблица 1

вариант	1	2	3	4	5	6	7
соль	CrCl ₂	MnSO ₄	FeSO ₄	CoCl ₂	Ni(NO ₃) ₂	ZnSO ₄	CuCl ₂

б) К небольшому количеству раствора хлорида хрома (III) добавьте по каплям 0,1 н раствор щелочи до образования осадка. Осадок разделите на две части, к одной добавьте избыток щелочи, к другой – кислоты. Сделайте вывод о характере гидроксидов d-элементов промежуточных степеней окисления, напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

в) К небольшому количеству 0,1 н раствора щелочи добавьте несколько кристалликов CrO_3 (варианты 1-4) и V_2O_5 (варианты 5-7). Сделайте вывод о характере оксидов и гидроксидов d-элементов высших степеней окисления. Запишите уравнения реакций.

Опыт № 10 Комплексообразование.

В соответствии с вариантом (табл.2) к небольшому количеству раствора А соли d-элемента прилейте избыток водного раствора аммиака NH_4OH (варианты 1,3,5,6) до растворения образующегося осадка; в вариантах 2,4,7 прилейте к раствору соли А соответствующие реагенты Б до изменения цветности раствора. Запишите уравнения реакции.

Таблица 2

вариант	1	2	3	4	5	6	7
ион А	Zn^{+2}	Co^{+2}	Ni^{+2}	Fe^{+3}	Ag^{+1}	Cu^{+2}	Fe^{+3}
реагент Б	NH_3	SCN^{-1}	NH_3	F^{-1}	NH_3	NH_3	SCN^{-1}

Опыт №11 Гидролиз ионов d-элементов

В соответствии с вариантом (табл.3) к небольшому количеству раствора соли d-элемента (в варианте 1 несколько кристалликов сульфата железа растворите в дистиллированной воде) добавьте 2-3 капли универсального индикатора, отметьте цвет раствора. Опишите наблюдаемое явление уравнение реакции в ионном виде.

Таблица 3

вариант	1	2	3	4	5	6	7
соль	FeSO ₄	ZnSO ₄	MnSO ₄	KVO ₃	K ₂ CrO ₄	CuCl ₂	FeCl ₃

Опыт №12 Участие ионов d-элементов высших степеней окисления в окислительно-восстановительных реакциях

В соответствии с вариантом (табл.4) к небольшому количеству раствора соединения d-элемента (реагент А) прилейте 3-4 капли 2н раствора кислоты или щелочи (реагент Б) и прибавьте восстановитель (реагент В). Содержимое пробирки перемешайте, осторожно встряхивая пробирку, обратите внимание на изменение цвета раствора или выпадение осадка. На основании электронно-ионной схемы составьте уравнение реакции.

Таблица 4

вариант	реагенты		
	А	Б	В
1	KVO ₃	H ₂ SO ₄	Na ₂ SO ₃ (ТВ)
2	K ₂ Cr ₂ O ₇	H ₂ SO ₄	KI
3	KMnO ₄	H ₂ SO ₄	KNO ₃
4	KMnO ₄	NaOH	Na ₂ SO ₃ (ТВ)
5	KMnO ₄	H ₂ O	Na ₂ SO ₃ (ТВ)
6	KVO ₃	HCl	Zn
7	K ₂ Cr ₂ O ₇	H ₂ SO ₄	FeSO ₄ (ТВ)

Опыт №13 Участие ионов d-элементов низших степеней окисления в окислительно-восстановительных реакциях

В соответствии с вариантом (табл.5) к небольшому количеству раствора соединения d-элемента (реагента А) прилейте 2-3 капли раствора 2н кислоты или щелочи (реагент Б) и прибавьте немного окислителя (реагент В).

Содержимое пробирки перемешайте. Наблюдайте изменение цвета раствора или появление осадка. Наблюдения запишите. На основании электронно-ионной схемы составьте уравнение реакции.

Таблица 5

вариант	реагенты		
	А	Б	В
1	MnSO ₄	NaOH	Br ₂ + H ₂ O
2	CoCl ₂	NaOH	H ₂ O ₂
3	CrCl ₃	NaOH	H ₂ O ₂
4	MnSO ₄	-	KMnO ₄
5	FeSO ₄	NaOH	H ₂ O ₂
6	MnSO ₄	NaOH	K ₂ Cr ₂ O ₇
7	MnSO ₄	HNO ₃	NaBiO ₃ (тв)

Опыт № 14 Участие ионов d-элементов промежуточных степеней окисления в окислительно-восстановительных реакциях

В соответствии с вариантом (табл.6) к небольшому количеству (на кончике ложечки) твердого соединения d-элемента или раствора (реагент А) прилейте 3-4 капли кислоты (реагент Б) и прибавьте реагент В. В вариантах 5-7 в тигель поместите 2-3 ложечки исходных твердых веществ и сплавьте их (первая реакция). После охлаждения к расплаву прилейте воды и прибавьте твердый сульфит натрия (вторая реакция).

Каждый вариант содержит по две реакции. Определите, в какой из них ион d-элемента выступает окислителем, в какой – восстановителем. Обратите внимание на изменения, происходящие в растворе (изменение окраски, растворение осадка, выделение газа и т.п.). Запишите наблюдения. На основании электронно-ионной схемы составьте уравнение реакции.

Таблица 6

вариант	реагенты		
	А	Б	В
1-2	MnO ₂ тв.	H ₂ SO ₄	FeSO ₄
	MnO ₂ тв.	HNO ₃	Pb ₃ O ₄
3-4	MnO ₂ тв.	HNO ₃	NaBiO ₃ тв.
	MnO ₂ тв.	H ₂ SO ₄ конц.	KI
5-6-7	MnO ₂ тв.	NaOH тв.	KNO ₃ тв.
	K ₂ MnO ₄	-	Na ₂ SO ₃ тв.

Вопросы для самоконтроля подготовленности к занятию

1. Составьте электронные формулы и графические электронные формулы, отражающие порядок распределения электронов по орбиталям в атомах кремния, кальция, никеля. Определите: а) к каким элементам (s-,p-,d-,f-) они принадлежат; б) какие подуровни занимают валентные электроны этих атомов.
2. Как изменяются свойства оксидов и гидроксидов s- и p-элементов в периоде? Объясните причину и покажите различие в свойствах гидроксидов первого и предпоследнего элемента 3-го периода.
3. Приведите примеры p-элементов, которые в виде простых веществ являются металлами и неметаллами. Назовите гидроксиды элементов, относящиеся к классу кислот, оснований, проявляющие кислотно-основную двойственность.
4. Дайте общую характеристику d-элементов I группы периодической системы на основе электронного строения их атомов. Чем объясняются эффект «провала» электрона для этих элементов и особая устойчивость степени окисления +1 для серебра? Охарактеризуйте отношение Cu, Ag и Au к различным реагентам (кислород, сера, галогены, серная и азотная кислоты).

5. Каковы кислотно-основные свойства гидроксидов d-элементов в низших, промежуточных и высших степенях окисления? Какими окислительно-восстановительными свойствами обладают ионы d-элементов?

6. Охарактеризуйте способность s-, p-, d-элементов к образованию комплексов. Чем вызвана высокая склонность иона d-элемента к комплексообразованию?

Занятие 6. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации (2 час.)

Цель работы: освоить методику экспериментального определения теплового эффекта реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием.

Рекомендации: при подготовке к работе необходимо повторить раздел «Химическая термодинамика», ответить на все контрольные вопросы.

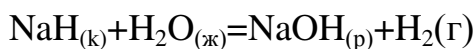
Важнейшие понятия: система (гомогенная и гетерогенная); термодинамические системы (открытая, закрытая, изолированная); термодинамические параметры состояния (экстенсивные и интенсивные); термодинамические функции состояния, внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, свободная энергия Гиббса, энтальпия образования, энтальпия сгорания, стандартные состояния и условия, тепловой эффект, экзо- и эндотермические реакции, термодинамическая вероятность системы, термохимия.

Следует уметь: объяснять все важнейшие понятия и давать им определения; определять тип системы; записывать термохимические уравнения; рассчитывать тепловой эффект химических и физико-химических процессов; оценивать термическую устойчивость соединений на основании закона Гесса; рассчитывать изменение внутренней энергии, энтропии и свободной энергии системы в различных процессах; объяснять термодинамические критерии возможности самопроизвольного протекания процесса и состояния равновесия.

Контрольные вопросы и задания

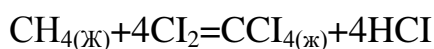
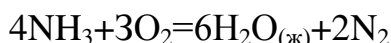
1. Как изменяется энтальпия системы, если реакция идет с поглощением тепла?

2. Вычислите тепловой эффект реакции

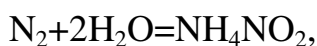


по стандартным энтальпиям образования веществ, участвующих в реакции, если $\Delta H_{298}^0(\text{NaN}_{(к)}) = -56,94$ кДж/моль, $\Delta H_{298}^0(\text{NaOH}_{(р)}) = 469,47$ кДж/моль, $\Delta H_{298}^0(\text{H}_2\text{O}_{(ж)}) = -285,84$ кДж/моль.

3. Определите знак изменения энтропии в следующих реакциях:



4. В каком направлении нижеприведенная реакция будет протекать самопроизвольно?



если $\Delta G_{298}^0(\text{NH}_4\text{NO}_2) = 115,94$ кДж/моль, $\Delta G_{298}^0(\text{H}_2\text{O}_{(г)}) = -228,8$ кДж/моль.

Экспериментальная часть

Методика проведения опыта

Тепловой эффект реакции нейтрализации определяется в простейшем калориметре. Объемы исходных веществ приведены в табл.1 согласно варианту.

Таблица 3.1 Объемы исходных веществ

Вариант	1	2	3	4	5	6	7
Объем кислоты, мл	60	65	75	70	70	75	55
Объем щелочи, мл	60	65	60	70	65	75	65

При помощи мерного цилиндра помещают раствор одного из реагирующих веществ во внутренний стакан калориметра. Термометром измеряют

начальную температуру раствора T_n . После этого через воронку быстро вливают второй компонент реакции, отмеренный также с помощью мерного цилиндра. После немедленного перемешивания отмечают самую высокую температуру T_k . Результаты измерений и расчетов оформляют в виде таблицы.

Обработка результатов эксперимента

1. Определите изменение температуры раствора $\Delta T = T_k - T_n$
2. Рассчитайте количество теплоты Q (Дж), выделившейся в ходе реакции:

$$Q = (m_{\text{кис}} + m_{\text{щел}}) \Delta T C + W \Delta T,$$

где $m_{\text{кис}}$ и $m_{\text{щел}}$ – массы кислоты и щелочи, равные их объемам ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$); C – удельная теплоемкость разбавленного водного раствора (воды) $4,184 \text{ Дж/г}\cdot\text{К}$; ΔT – изменение температуры; W – постоянная калориметра ($140,6 \text{ Дж/К}$).

3. Вычислите опытное изменение энтальпии (кДж/моль):

$$\Delta H_{\text{опыт}} = - \frac{Q \cdot 10^{-3}}{\nu},$$

где ν – количество образовавшейся воды.

4. Рассчитайте относительную погрешность опыта, %:

$$a = \frac{(\Delta H^0 - \Delta H_{\text{опыт}})}{\Delta H^0} 100\%$$

5. Сделайте выводы по работе, обсудите источники погрешностей.

Занятие 7. Химическая кинетика (2 час.)

Цель работы: исследование зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры.

Рекомендации: познакомьтесь с теоретическими основами работы по литературным источникам.

Важнейшие понятия: истинная и средняя скорости, константа скорости, кинетическое уравнение, молекулярность, порядок реакции, энергия активации, кинетические условия самопроизвольных процессов, механизм

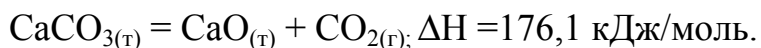
реакции, обратимые и необратимые реакции, химическое равновесие, смещение равновесия.

Следует уметь: записывать кинетическое уравнение для гомогенной и гетерогенной реакции; рассчитывать скорость химической реакции в начальный момент и когда прореагировала часть веществ; определять изменения скорости при изменении концентрации вещества, температуры и давления; рассчитывать энергию активации и константы скорости; записывать выражения константы равновесия; рассчитывать и связывать ее со свободной энергией Гиббса; определять направления смещения равновесия и оптимальные условия протекания процессов, используя принцип Ле Шателье; рассчитывать температуру равновесного состояния системы.

Контрольные вопросы и задания

1. Какие факторы влияют на скорость химических реакций в гомогенных и гетерогенных системах?
2. Как влияет химическая природа реагирующих веществ на скорость химических реакций? Приведите примеры.
3. От каких факторов зависит константа скорости химической реакции?
4. Сформулируйте и запишите закон действующих масс для реакции:
$$2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$$
5. Почему температура влияет на скорость химических реакций? Как изменяется скорость гомогенной реакции при повышении температуры на 40°C, если температурный коэффициент равен 2?
6. Что называется энергией активации? В каких единицах она выражается? Какая из двух реакций протекает с большей скоростью?
$$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2 \text{ (энергия активации 98 кДж/моль)} \quad (1)$$
$$2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2 \text{ (энергия активации 186,4 кДж/моль)} \quad (2)$$
7. Что называется химическим равновесием? Приведите примеры для гомогенных и гетерогенных систем.
8. Что называется константой равновесия, и от каких факторов она зависит?

9. Сформулируйте принцип Ле Шателье. Как влияет изменение внешних условий на состояние равновесия обратимой химической реакции?



Экспериментальная часть

Опыт 1. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ

Для исследования предлагается реакция:



Реакция в ионно-молекулярном виде:



Прежде чем приступить к выполнению эксперимента, рассмотрите применимость закона действующих масс для данной реакции (для упрощения используйте уравнение реакции в ионно-молекулярном виде). Изобразите графически вид зависимости скорости реакции при увеличении концентрации тиосульфата натрия, условно обозначив ее как С, 2С, 3С (при постоянной концентрации серной кислоты). Определите порядок реакции по тиосульфат-ионам. Обсудите также вид зависимости скорости реакции от концентрации серной кислоты и изобразите графически вид этой зависимости, если концентрацию тиосульфат-ионов считать постоянной. Укажите порядок реакции по ионам водорода.

Методика выполнения опыта

Приготовьте три раствора тиосульфата натрия различной концентрации. Для этого в три пробирки налейте: в первую – 1 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 2мл H_2O ; во вторую – 2 мл $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 1 мл H_2O ; в третью – 3 мл того же раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Затем в каждую пробирку добавьте по 1 мл раствора H_2SO_4 и измерьте время в секундах от момента добавления кислоты до появления первых признаков помутнения вследствие выпадения серы. Результаты опыта занесите в таблицу и постройте график зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

Исследуется полуэмпирическое правило Вант-Гоффа и уравнение Аррениуса, графическое решение которого позволяет определить энергию активации реакции.

Методика выполнения опыта

В три пробирки налейте по 2 мл раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, поставьте в стакан с горячей водой и через 3 – 5 минут измерьте температуру термометром. Добавьте в первую пробирку 1 мл раствора H_2SO_4 и отметьте время от момента добавления кислоты до появления первых признаков помутнения. Изменяя температуру системы (доливая холодную или горячую воду), проведите реакцию во второй и третьей пробирках. Результаты опыта внесите в таблицу и постройте график, откладывая по оси ординат относительную скорость, а по оси абсцисс – температуру (t , $t + 10$, $t + 20$).

Рассчитайте средний температурный коэффициент реакции:

$$\gamma_{\text{ср}} = \frac{\gamma_1 + \gamma_2}{2}, \text{ если } \gamma_1 = \frac{v_{(t+10)}}{v_t}; \quad \gamma_2 = \frac{v_{(t+20)}}{v_{(t+10)}}.$$

Для графического расчета энергии активации постройте зависимость $\ln v = f(1/T)$ и по тангенсу угла наклона прямой определите энергию активации.

Занятие 8. Химическое равновесие (2 час.)

Цель работы: изучить влияние различных факторов на состояние равновесия, учиться прогнозировать сдвиг равновесия при действии разных факторов.

Рекомендации: при подготовке к работе необходимо повторить раздел «Химическая термодинамика», «Химическая кинетика» и ответить на все контрольные вопросы.

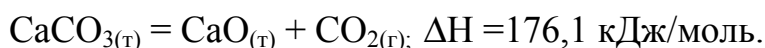
Важнейшие понятия: химическое равновесие, константа равновесия, уравнения изобары и изотермы реакции.

Следует уметь: записывать выражения кинетической и термодинамической констант равновесия; рассчитывать и связывать константу равновесия со

свободной энергией Гиббса; определять направления смещения равновесия и оптимальные условия протекания процессов, используя принцип Ле Шателье; рассчитывать температуру равновесного состояния системы.

Контрольные вопросы и задания:

1. Что называют химическим равновесием? Укажите термодинамическое и кинетическое условия равновесия.
2. Что называют константой равновесия, и от каких факторов она зависит? Приведите примеры для гомогенных и гетерогенных систем.
3. Сформулируйте принцип Ле-Шателье. Как влияет изменение внешних условий на состояние равновесия обратимой химической реакции?



4. Рассчитайте температуру, при которой равновероятны оба направления реакции синтеза аммиака из азота и водорода.
5. Константа равновесия реакции $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{г})} = 2 \text{NO}_{2(\text{г})}$ при 25°C равна $4,64 \cdot 10^{-3}$. В каком направлении будет идти реакция при следующих концентрациях веществ: $C(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,046$ моль/л; $C(\text{NO}_2) = 0,0095$ моль/л.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Налейте в пробирку 4-5 мл разбавленного раствора роданида аммония NH_4CNS и добавьте 4-5 мл разбавленного раствора хлорида железа (III) FeCl_3 . Полученный раствор, окраска которого обусловлена образующимся роданидом железа (III), разлейте поровну в четыре пробирки. Затем в первую пробирку добавьте немного концентрированного раствора роданида аммония, во вторую – концентрированного раствора хлорида железа (III), в третью – немного концентрированного раствора хлорида аммония, а четвертую пробирку оставьте для сравнения. Обратите внимание на изменение цвета растворов.

Напишите уравнения реакции в краткой ионной форме и выражение константы равновесия данной реакции. Объясните изменение окраски

раствора с точки зрения закона действующих масс. Сделайте вывод о влиянии концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие.

Опыт 2. Соли хромовой кислоты – хроматы окрашены в желтый цвет (цвет иона – CrO_4^{-2}). Соли двухромовой кислоты – бихроматы окрашены в оранжевый цвет (цвет иона – $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$). В растворах шестивалентного хрома имеет место равновесие $2\text{CrO}_4^{-2} + 2\text{H}^+ \leftrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} + \text{H}_2\text{O}$, которое можно смещать, изменяя концентрацию ионов водорода.

В пробирку поместите 3-4 капли 10 % -го раствора бихромата калия и прибавляйте по каплям 2М раствор едкого натрия до перехода оранжевой окраски в желтую. Затем к этому же раствору по каплям прибавляйте 2М раствор серной кислоты до появления оранжевой окраски снова. Объясните изменение окраски раствора, анализируя уравнение изотермы Вант-Гоффа.

Занятие 9. Основные термодинамические и кинетические закономерности протекания химических процессов (2 час.)

Цель работы: использовать термодинамический и кинетический методы для оценки возможности протекания, направления и условий протекания химических процессов.

Следует уметь: определять термодинамическую устойчивость соединений в различных условиях; рассчитывать основные термодинамические функции состояния системы и делать соответствующие выводы по их значениям; определять скорость процесса в зависимости от концентрации реагирующих веществ и температуры, энергию активации системы; рассчитывать константы равновесия в гомогенной и гетерогенной системах и делать вывод о смещении равновесия под действием различных факторов; охарактеризовать фазовое равновесие в многокомпонентной системе по диаграмме состояния.

Вопросы для самоподготовки

1. Основные термодинамические функции состояния: обозначение,

физический смысл, способы расчета.

2. Основные законы термодинамики: формулировки, математические выражения, применимость к различным системам.

3. Критерии самопроизвольного протекания процессов в различных термодинамических системах.

4. Скорость химической реакции и факторы, влияющие на нее. Закон действующих масс для гомогенных и гетерогенных реакций. Правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса.

5. Термодинамическое и кинетическое условия равновесия. Способы выражения константы равновесия и взаимосвязь между ними.

6. Принцип Ле-Шателье. Анализ уравнений изотермы и изобары Вант Гоффа.

Экспериментальная часть

Согласно варианту, проведите анализ предложенной преподавателем системы и сделайте соответствующие выводы. Необходимые расчеты следует приводить полностью.

Вопросы для самоконтроля

Ориентируясь на уравнение реакции $\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{т}) + 3\text{CO} (\text{г}) = 2\text{Fe} (\text{т}) + 3\text{CO}_2 (\text{г})$ определите:

1. молекулярность и порядок реакции;
2. как изменится скорость прямой реакции при увеличении давления в 3 раза;
3. энтальпию образования Fe_2O_3 , если изменение энтальпии реакции равно $-28,4$ кДж, а энтальпии образования CO_2 и CO равны соответственно $-393,6$ и $-110,6$ кДж/моль;
4. направление процесса в закрытой и открытой системах при температурах 25°C и 1000 K , учитывая, что энтропии веществ равны: $S^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 87,4$ Дж/моль·К, $S^0(\text{Fe}) = 27,1$ Дж/моль·К, $S^0(\text{CO}_2) = 213,6$ Дж/моль·К, $S^0(\text{CO}) = 198,0$ Дж/моль·К;
5. направление смещения равновесия при понижении температуры (анализ изобары реакции);

6. необходимость повышения или понижения температуры для оптимального прохождения процесса, учитывая энтальпию реакции и значения констант скорости реакции: $k_1 = 4,04 \cdot 10^{-5}$ л/моль·с при 237 К, $k_2 = 7,72 \cdot 10^{-5}$ л/моль·с при 280 К.

Занятие 10. Гидролиз солей (2 час.)

Цель работы: изучение процесса гидролиза солей разного типа, установление количественных характеристик процесса гидролиза, изучение влияния различных факторов на степень гидролиза.

Рекомендации: по литературным источникам ознакомиться со следующими теоретическими основами - «Ионное произведение воды», «Сильные и слабые электролиты», «Гидролиз солей».

Важнейшие понятия: гидролиз солей, образование многоядерных комплексов, водородный показатель, степень и константа гидролиза.

Следует уметь: сравнивать относительную склонность к гидролизу ионов в зависимости от их заряда и размера, связывать склонность к гидролизу анионов и катионов с силой соответствующих кислот и оснований значениями $K_{\text{дис}}$ соответствующих ступеней ионизации кислот и оснований. Выражать процесс гидролиза с помощью ионных и молекулярных уравнений. Объяснять влияние температуры, концентрации ионов H^+ и OH^- , одноименных ионов на смещение ионного равновесия.

Контрольные вопросы и задания

1. Что называется ионным произведением воды? Каково его значение для 298 К?
2. Что называется водородным показателем (рН)? Как его величина связана с гидроксильным показателем (рОН)?
3. Определите значение рН в растворах NaOH и H_2SO_3 при их концентрации 0,001 моль/л.
4. Как можно определить явление гидролиза?

5. Какие соли подвергаются гидролизу по катиону, а какие – по аниону? Какие соли не подвергаются гидролизу? Приведите примеры, записав уравнение гидролиза в ионном и молекулярном виде.
6. Что является следствием процесса гидролиза?
7. Что можно сказать о протекании совместного гидролиза двух солей? Приведите примеры.
8. Охарактеризуйте понятия «степень гидролиза», «константа гидролиза».
9. От каких факторов зависит степень гидролиза?
10. Рассчитайте константу гидролиза NH_4Cl , а также степень гидролиза в растворе с концентрацией 0,001 моль/л.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Реакция среды водного раствора соли

Работа выполняется по вариантам (табл.5.1).

Таблица 5.1

Вариант	Соли		
	1	2	3
1	ZnCl_2	NaCl	Na_2SO_3
2	Na_2SO_4	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$	NaHCO_3
3	MgCl_2	KCl	Na_3BO_3
4	K_2SO_4	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	KNO_2
5	NaNO_3	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	K_2CO_3
6	ZnSO_4	K_2CrO_4	KCl
7	KNO_3	NH_4Cl	Na_2SiO_3
8	MgCl_2	NaH_2PO_4	K_2SO_4
9	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$	CH_3COONa	NaCl
10	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	KBr	Na_2SO_3

Для предложенных солей Вашего варианта определите возможность протекания гидролиза, тип гидролиза – по катиону или по аниону. Для этого

воспользуйтесь таблицей констант диссоциации слабых кислот и оснований в приложении.

Методика выполнения опыта

В трех пробирках растворите несколько кристалликов каждой соли, добавьте 1-2 капли универсального индикатора для измерения рН и сравните цвет раствора со шкалой цветности индикатора. Запишите результаты определения рН и уравнения реакции гидролиза в ионном и молекулярном виде, учитывая специфику гидролиза многозарядных ионов. В выводе отметьте, правильно ли Вы определили тип соли.

Опыт 2. Влияние различных факторов на степень гидролиза

Опыт 2.1. Влияние разбавления на степень гидролиза

В сухую пробирку внесите с помощью пипетки 10-15 капель насыщенного раствора ацетата натрия и 1 каплю раствора фенолфталеина. Отметьте появление окраски индикатора, связанное с гидролизом соли. Содержимое пробирки разделите на две пробирки. Одну оставьте для сравнения, во вторую добавьте 5 капель дистиллированной воды. В выводе отметьте, согласуются ли экспериментальные данные с теоретически предлагаемыми. Запишите соответствующие уравнения реакций.

Опыт 2.2. Влияние температуры на степень гидролиза соли

В сухую пробирку внесите 10-15 капель насыщенного раствора ацетата натрия и одну каплю индикатора (раствор фенолфталеина). Отметьте появление окраски индикатора, связанное с гидролизом соли. Содержимое пробирки разлейте на две пробирки. Одну оставьте без изменений, другую нагрейте.

Опыт 2.3. Влияние силы кислоты, образующей соль, на степень гидролиза

Определите рН 0,1 М раствора Na_2SO_3 и Na_2CO_3 . Для этого в небольшой объем раствора каждой соли добавьте 1 каплю универсального индикатора. Измерьте рН. Запишите соответствующие уравнения реакций.

Занятие 11. Комплексные соединения (2 час.)

Цель работы: познакомиться со строением и свойствами комплексных соединений.

Рекомендации: при подготовке к работе повторите химические связи и механизмы образования связей; ответьте на контрольные вопросы.

Важнейшие понятия: комплексное соединение, комплексообразователь, лиганд, координационное число, внутренняя и внешняя сферы, ионизация в растворе (первичная и вторичная диссоциация), константы нестойкости и устойчивости комплексных соединений.

Следует уметь: характеризовать состав комплексного соединения; давать определение понятиям: комплексообразователь, лиганд, степень окисления и координационное число комплексообразователя. По степени окисления определять электронную конфигурацию комплексообразователя, по числу свободных атомных орбиталей определять координационное число и тип гибридизации комплексообразователя. Выражать уравнениями реакции образования и ионизации комплексных соединений в растворе, записывать выражения $K_{обр}$ (константы устойчивости) и $K_{нестойк.}$ (константы ионизации) комплекса.

Контрольные вопросы и задания

1. Приведены примеры комплексных соединений: $K_2[ZnCl_4]$, $[Zn(OH_2)_4]Cl_2$, $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$, $[Cr(NH_3)_3(OH_2)_3]Cl_3$,
 - а) отметьте внутреннюю и внешнюю сферу комплексных соединений, комплексообразователь и лиганды;
 - б) определите заряд, степень окисления и координационное число комплексообразователя.
2. Определите степень окисления и электронную конфигурацию комплексообразователя в соединении $K_2[Zn(OH)_4]$. Какой тип гибридизации можно приписать орбиталям центрального атома?
3. Напишите уравнения ионизации $[Cd(NH_3)_4]Cl_2$ и $K_2[Cd(CN)_4]$ в растворе и уравнения ионизации (вторичной диссоциации) комплексных ионов.

4. Приведите общие константы устойчивости и нестойкости для комплексных ионов, представленных в задании

5. Составьте уравнения реакций получения комплексов, исходя из раствора AgNO_3 и взяв в качестве партнеров по реакции растворы NH_3 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, NaNO_2 и KCN .

Экспериментальная часть

Опыт 1. Получение комплексных соединений

В две пробирки, согласно варианту работы, налейте по две – три капли вещества, в состав которого входит комплексообразователь. Затем по каплям добавьте второе вещество до образования осадка и его растворения.

Таблица 2.1

Вариант	Реакции	Вариант	Реакция
1	$\text{ZnCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH}$ *) $\text{CoCl}_2 + \text{NH}_4\text{SCN}$	6	*) $\text{CuSO}_4 + \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{KOH}$
2	*) $\text{CuSO}_4 + \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{FeCl}_2 + \text{NaF}$	7	$\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{OH}$ *) $\text{CoCl}_2 + \text{NH}_4\text{SCN}$
3	*) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	8	*) $\text{CoCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{KI}$
4	*) $\text{CoCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{KI}$	9	**) $\text{AgCl} + \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{CoCl}_2 + \text{KNO}_2$
5	$\text{ZnCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH}$ *) $\text{FeCl}_3 + \text{NH}_4\text{SCN}$	10	*) $\text{CuSO}_4 + \text{NH}_4\text{OH}$ $\text{ZnCl}_2 + \text{KOH}$

*) продукт реакции сохранить для опыта 2;

**) AgCl получить из AgNO_3 и NaCl . Реагентов взять по одной капле.

Опыт 2. Разрушение комплексных ионов

К полученному в опыте 2 комплексному соединению (отмечено звездочкой) добавьте реактив (согласно варианту) до изменения окраски.

Таблица 2.2

Вариант	Реакция	Вариант	Реакция

1	NaF	6	HCl
2	HCl	7	NaF
3	HNO ₃	8	KNO ₂
4	KNO ₃	9	HNO ₃
5	NaF	10	HCl

Опыт 3. Участие комплексных ионов в реакциях обмена

В пробирку, согласно варианту, внесите две-три капли средней соли. Затем по каплям добавьте комплексного соединения до появления осадка.

Таблица 2.3

Вариант	Реакция	Вариант	Реакция
1	FeSO ₄ +K ₃ [Fe(CN) ₆]	6	CuCl ₂ +(NH ₄) ₂ [Hg(SCN) ₄] (добавьте 3 капли CH ₃ COOH)
2	KNO ₃ +Na ₃ [Co(NO ₂) ₆]	7	FeSO ₄ +K ₃ [Fe(CN) ₆]
3	CuCl ₂ +K ₄ [Fe(CN) ₆]	8	KNO ₃ +Na ₃ [Co(NO ₂) ₆]
4	ZnCl ₂ +(NH ₄) ₂ [Hg(SCN) ₄]	9	CoCl ₂ +(NH ₄) ₂ [Hg(SCN) ₄]
5	Fe(NO ₃) ₃ +K ₄ [Fe(CN) ₆]	10	CuCl ₂ +K ₄ [Fe(CN) ₆]

Занятие 12. Равновесия в водных растворах электролитов (2 час.)

(Ионообменные реакции без изменения степеней окисления)

Цель работы: изучить основные типы ионообменных реакций на примерах гомогенных и гетерогенных равновесий, причины их смещения.

Контрольные вопросы:

1. Укажите основные причины направленного протекания ионных реакций. Приведите примеры для каждого случая.

2. Напишите уравнения реакция взаимодействия растворимых в воде карбонатов с сильными кислотами. Составьте ионные уравнения. Чем обусловлено протекание этих процессов.
3. Составьте уравнения образования малорастворимых веществ: $PbCl_2$, $HgSO_4$, $BaSO_4$, $Cr(OH)_3$.
4. Количественная характеристика кислотных и щелочных свойств растворов. Может ли быть рН равным 0, - 1, 15? Каким концентрациям водородных (и гидроксильных) ионов отвечает значение рН?
5. Какие соли и почему подвергаются гидролизу?

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ РАБОТЫ

Химическое равновесие _____

Термодинамическое и кинетическое условия равновесия: _____

Виды химических равновесий: _____

Количественная оценка состояния равновесия: _____

Связь между $K_{равн}$ и свободной энергией: _____

Принцип смещения равновесия _____

Типы ионообменных реакций (приведите примеры):

1) образование малодиссоциированных соединений (в том числе гидролиз)

2) образование труднорастворимых соединений _____

3) образование прочных комплексных ионов _____

4) выделение газообразных продуктов _____

Связь ПКИ и ПР при:

образовании осадка _____

растворении осадка _____

изменении состава осадка _____

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

ПОМНИТЕ, ЧТО В ИОННО-МОЛЕКУЛЯРНЫХ УРАВНЕНИЯХ ЧАСТИЦЫ ЗАПИСЫВАЮТСЯ В ФОРМАХ, СООТВЕТСТВЕННО ИХ СУЩЕСТВОВАНИЮ В РАСТВОРЕ: СИЛЬНЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ В ВИДЕ ИОНОВ; СЛАБЫЕ – В ВИДЕ МОЛЕКУЛ; КРИСТАЛЛИЧЕСКАЯ ФАЗА ЗАПИСЫВАЕТСЯ СООТВЕТСТВЕННО СОСТАВУ МОЛЕКУЛЫ.

Опыт 1. Определение характера среды. Сравнение силы CH_3COOH и HCl .

Определите pH следующих растворов: H_2O (дист), HCl (0,1 М); CH_3COOH (0,1 М). Для этого в чистые сухие пробирки поместите по 0,5 мл исследуемых растворов и прибавьте 1 – 2 капли универсального индикатора. По цветной шкале окраски индикатора определите pH. Рассчитайте равновесные концентрации H^+ и OH^- . Сделайте вывод о характере диссоциации сильных и слабых электролитов. Опустите в пробирки с кислотами кусочек металлического цинка. Что наблюдаете? Результаты опыта представьте в таблице 6.1.

Таблица 6.1.

Описание процесса	Сравниваемые кислоты	
	HCl	CH_3COOH
Уравнение		

диссоциации		
Константа диссоциации		
pH		
[H ⁺], [OH ⁻]		
Уравнение реакции с Zn		
Ионно-молекулярное уравнение		
Наблюдения		

Вывод:

Опыт 2. Определение характера среды в реакциях гидролиза

С помощью универсального индикатора определите pH в растворах двух солей: 1 М растворов сульфата алюминия и натрия. Объясните различие pH. Сопоставьте полученные результаты. Составьте уравнения гидролиза в ионном виде. Назовите аналитический сигнал, указывающий на сдвиг равновесия. Какая существует зависимость между зарядом и размерами иона и его способностью к гидролизу? Результаты опыта сведите в таблицу 6.2.

Таблица 6.2

№	Соединение	pH среды	Уравнение реакций и выражение констант гидролиза

1			
2			

Опыт 3. Образование труднорастворимого соединения

Получите гидроксиды меди (II) и никеля (II). Для этого возьмите растворы соответствующих солей и раствор щелочи. Раствор щелочи прибавьте по каплям к раствору соли до образования заметного количества осадка. Объясните результат опыта и отметьте цвет осадка. *Осадки сохраните для опыта 4.*

Запишите ионные и молекулярные уравнения реакций. Сформулируйте условия протекания ионных реакций практически необратимо и до конца.

Вычислите $\Delta G_{x.p.}$ и $K_{равн}$ исследуемых реакций в стандартных условиях. Назовите аналитический сигнал, указывающий на сдвиг равновесия.

Вывод:

Опыт 4. Реакции образования комплексных ионов

Слейте раствор над каждым из осадков, полученным в опыте 3. К осадку гидроксида меди прибавьте конц. раствор аммиака; к осадку гидроксида никеля – раствор NH_4SCN до полного растворения осадка. Отметьте цвет образующихся растворов. Напишите молекулярные уравнения реакций. Назовите аналитический сигнал, указывающий на сдвиг равновесия.

Запишите уравнения первичной и вторичной диссоциации полученных комплексов и выражение констант нестойкости.

Вывод:

Опыт 5. Образование газообразных и летучих соединений

Внесите в пробирку 3 – 4 капли раствора карбоната натрия и такой же объем раствора серной кислоты. Назовите аналитический сигнал, указывающий на сдвиг равновесия. Запишите ионно-молекулярное уравнение реакции.

Выводы:

Занятие 13. Коллоидные растворы (2 час.)

Цель работы: получить конденсационным методом ряд коллоидных растворов, определить знак коллоидных частиц, провести их коагуляцию.

Теоретические основы работы

Коллоидным раствором называется система, состоящая из частиц дисперсной фазы и дисперсионной среды. Частицы коллоидного раствора имеют размеры от 1 до 100 нм. По размерам своих частиц коллоидные растворы занимают промежуточное положение между грубодисперсными системами и истинными растворами, поэтому к получению веществ в коллоидном состоянии можно подойти с двух сторон: либо получать их путем дробления крупных частиц, либо, наоборот, путем образования агрегата из отдельных молекул. Методы получения коллоидных растворов первым способом называются дисперсионными, а вторым – конденсационными. В некоторых случаях, когда молекула диспергированного вещества очень велика, коллоидный раствор может быть получен непосредственным растворением данного вещества в подходящем растворителе.

Диспергирование вещества осуществляют чаще всего в специальных коллоидных мельницах. Конденсационные методы можно осуществлять: а) путем конденсирования паров вещества; б) путем замены растворителя так,

чтобы вещество из растворимого становилось практически нерастворимым;
в) путем химических реакций в растворах, сопровождающихся образованием малорастворимых веществ.

Свойства коллоидных растворов определяются главным образом размерами коллоидных частиц и величиной их поверхности. Коллоидные частицы, представляя собой, агрегаты из многих молекул, имеют большую поверхность, а поэтому для них характерна избирательная адсорбция из окружающей среды. Вследствие этого коллоидные частицы избирательно поглощают те или иные ионы и заряжаются одноименно. Таким образом, для коллоидных растворов характерны электрические свойства. В электрическом поле коллоидные частицы движутся только к одному из электродов и возле него разрушаются (электрофорез). Вследствие избирательной адсорбции, коллоидные частицы могут иметь вокруг себя сольватную или, в случае воды, гидратную оболочку.

Размер коллоидных частиц соизмерим с длиной волны света, поэтому для них характерны оптические свойства, проявляющиеся в светорассеивании (конус Тиндаля) и различной цветности в отраженном и прямом свете.

Лишая коллоидные частицы заряда или сольватной оболочки, можно вызвать разрушение золя (коагуляцию) и затем осаждение его частиц, т.е. седиментацию. Так коагуляцию можно вызвать введением электролитов и золью противоположного заряда. Так как разрушение золя наступает, когда заряд его частиц нулевой, то количество прибавленного золя или электролита не должно быть слишком большим, ибо в противном случае можно вызвать перезарядку коллоидных частиц.

Разрушение золя можно вызвать и путем изменения температуры, которая влияет на адсорбцию ионов и молекул растворителя коллоидными частицами. Как правило, повышение температуры ведет к разрушению зольей, однако известны случаи коагуляции зольей и при понижении температуры.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Получение золя канифоли

В пробирке приготовьте спиртовой раствор канифоли, растворив 1-2 небольших кристаллика канифоли приблизительно в 1 мл спирта. Приготовленный раствор вылейте в колбочку, содержащую 50 мл воды, размешайте. Что при этом наблюдаете? Рассмотрите полученный раствор в проходящем и отраженном свете. К какому методу относится данный способ получения золь? Сохраните золь для определения знака заряда его частиц.

Опыт 2. Получение золя гидроокиси железа

Нагрейте в колбочке около 30 мл дистиллированной воды до кипения и добавьте в кипящую воду по каплям концентрированный раствор хлорида железа (III) до получения раствора устойчивого темно-красного цвета. Напишите уравнение реакции, происходящей при этом. Объясните, почему практически нерастворимый гидрат окиси железа не выпадает в осадок? Приведите схему строения коллоидной частицы золя гидроокиси железа. Полученный золь сохраните для дальнейших опытов. Каким методом получен данный золь?

Опыт 3. Капельный метод определения знака заряда коллоидных частиц

Нанесите по капле полученных ранее золь на фильтровальную бумагу. Определите в каждом случае знак заряда коллоидных частиц.

В случае положительного заряда коллоидных частиц капля золя, нанесенная на фильтровальную бумагу, расслаивается, так как фильтровальная бумага в воде заряжается отрицательно, положительно заряженные коллоидные частицы адсорбируются в центре капли.

В случае отрицательного заряда коллоидных частиц такого резкого расслоения на бумаге не наблюдается.

Опыт 4. Коагуляция золь от действия электролитов

а) в три пробирки налейте одинаковое количество полученного во втором опыте золь гидрата окиси железа и прилейте в первую пробирку несколько капель раствора хлорида натрия, во вторую пробирку – раствора фосфата натрия, в третью – раствора сульфата натрия. Концентрация растворов электролитов должна быть одинаковой.

Через несколько минут посмотрите, что произошло в пробирках. Отметьте, в какой из них быстрее выпадает осадок и почему?

б) в три пробирки налейте одинаковое количество гидрозоль сульфида сурьмы и прилейте в каждую пробирку по несколько капель соответственно растворов хлорида натрия, хлорида кальция и хлорида алюминия одинаковой концентрации. Через несколько минут посмотрите, что произошло в пробирках. Отметьте, где быстрее прошла коагуляция и объясните почему?

Опыт 5. Коагуляция противоположно заряженных золь

Налейте в пробирку золь сульфида сурьмы и при взбалтывании прибавьте по каплям золь гидроокиси железа. Что при этом наблюдаете? Влияет ли избыток гидроокиси железа и каким образом?

Опыт 6. Коагуляция золь от действия температуры

Налейте в пробирку золь желатина или агар-агара и хорошо охладите в струе воды из водопровода или в охлаждающей смеси. Что наблюдаете? Объясните наблюдаемое явление.

Опыт 7. Защитное действие золь

Налейте в две пробирки одинаковое количество разбавленного раствора соляной кислоты. В одну из них прибавьте 0,5 % раствора желатина и перемешайте растворы. Затем в обе пробирки прибавьте по каплям

разбавленный раствор нитрата серебра. Что при этом наблюдаете? В чем заключается защитное действие золей? Объясните происходящее явление.

Опыт 8. Практическое использование явления коагуляции

В две пробирки налейте по 2-3 мл мутной воды, содержащей глину или каолин $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. В одну пробирку прилейте 2-3 мл раствора алюмокалиевых квасцов $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, а другую пробирку оставьте для сравнения.

Что при этом наблюдаете? Объясните происходящее явление и укажите, где оно находит практическое использование?

Контрольные вопросы

1. Дайте определение коллоидным растворам. Укажите основные признаки отличия коллоидных растворов от истинных растворов.
2. Проанализируйте структуру мицелл. Что означают применительно к мицелле термины «ядро», «гранула»? В чем различие между потенциалопределяющими ионами и противоионами?
3. Золь кремниевой кислоты получили при взаимодействии растворов силиката калия и соляной кислоты. Напишите формулу мицеллы золя и определите, какой из электролитов был взят в избытке, если противоионы в электрическом поле движутся к катоду?

Занятие 14. Окислительно-восстановительные реакции и общие свойства металлов (2 час.)

Цель работы: изучить химические свойства металлов – важнейших конструкционных материалов. Оценить химическую устойчивость металлов в различных агрессивных средах.

Теоретические основы работы

Все металлы являются _____, что обусловлено

Чем активнее металл, тем _____

Восстановительные свойства металлов по отношению к окислителю H^+

можно оценить по _____

Взаимодействие металлов с водой возможно, если _____

Взаимодействие металлов с растворами щелочей происходит, если _____

Особенности взаимодействия металлов с азотной кислотой _____

Особенности взаимодействия металлов с концентрированной серной кислотой _____

Восстановительные свойства металлов по отношению к катионам металлов

Экспериментальная часть

Опыт 1. Ряд напряжения металлов

Установите сравнительную активность некоторых металлов на основании реакций вытеснения металлов из их солей другими металлами. Для этого налейте в пробирки растворы следующих солей: сульфата цинка, нитрата свинца, сульфата железа, сульфата меди и опустите в каждую пробирку по кусочку цинка. Через 2-3 минуты наблюдайте изменения, происходящие на поверхности цинка.

Аналогичные опыты проделайте с железом, свинцом и медью. Результаты наблюдений занесите в таблицу, ставя знак плюс там, где данный металл восстанавливает ион металла из раствора, а если нет, то знак минус. Для

реакции, указанной преподавателем, напишите уравнение реакции окисления – восстановления и объясните его.

металлы	ионы металлов			
	Zn ⁺²	Pb ⁺²	Fe ⁺²	Cu ⁺²
Zn				
Pb				
Fe				
Cu				

На основании таблицы составьте ряд активности указанных металлов, определяя место металла в ряду по числу знаков плюс. Сравните полученный ряд с рядом напряжений в приложении.

Опыт 2. Действие кислот на металлы

Характер действия кислот на металлы зависит от свойств и концентрации кислоты, а также от химического характера металла, определяемого положением металла в ряду напряжений.

В две пробирки опустите по кусочку цинка и прилейте в одну пробирку 1-2 мл концентрированной, а в другую разбавленной серной кислоты. Что наблюдаете? Занесите результаты наблюдений в таблицу, отметив характерные газообразные продукты реакций. Аналогичные опыты проделайте с металлами: Fe, Cu, Al.

металлы	кислоты			
	H ₂ SO ₄		HNO ₃	
	разб.	конц.	разб.	конц.
Zn				
Fe				
Al				
Cu				

Составьте окислительно-восстановительные реакции, указанные преподавателем.

Опыт 3. Действие щелочей на металлы

Испытайте действие щелочей на следующие металлов: алюминий, цинк и медь. Для этого в отдельные пробирки поместите по кусочку названных металлов и прилейте в каждую немного концентрированного раствора гидроксида натрия. Если реакция не идет или идет очень медленно, то содержимое пробирки нагрейте в пламени спиртовки. Укажите, какие из приведенных металлов растворяются в щелочи. Запишите уравнения реакций.

Контрольные вопросы

1. Почему все металлы обладают восстановительными свойствами?
2. Какие свойства проявляют катионы металлов при взаимодействии с металлами?
3. Охарактеризуйте окислительные свойства катионов водорода (H^+) нейтрального, щелочного и кислого растворов по отношению к металлам.
4. Объясните действие разбавленной и концентрированной серной кислоты на металлы.
5. Охарактеризовать свойства хрома, указав: а) его положение в периодической системе и строение атома; б) отношение металлического хрома к воздуху, воде и кислотам; в) состав и характер оксидов и гидроксидов хрома.

Занятие 15. Электрохимические процессы (2 час.)

Цель работы: познакомиться с процессами взаимного превращения химической и электрической энергий.

Рекомендации: повторите теорию окислительно-восстановительных процессов, условия самопроизвольного протекания химических реакций.

Важнейшие понятия: электрод, типы электродов, стандартный электродный потенциал, водородная шкала потенциалов, равновесный электродный потенциал, гальванический элемент, электрохимическая схема элемента, электродвижущая сила элемента, электролиз, анод (инертный и

растворимый), катод, последовательность электродных процессов, выход по току, электрохимический эквивалент.

Следует уметь: определять тип электрода; составлять электрохимические схемы элементов с привлечением стандартных потенциалов; записывать уравнение реакций, протекающих на электродах; рассчитывать равновесный потенциал по уравнению Нернста, электродвижущую силу элемента; связывать ее со свободной энергией Гиббса; записывать уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде при электролизе растворов и расплавов; проводить количественные расчеты, используя законы Фарадея.

Контрольные вопросы и задания

1. Что такое электрод?
2. Каковы причины возникновения электродного потенциала?
3. Почему одни металлы при погружении в раствор собственной соли заряжаются отрицательно, а другие - положительно?
4. Вычислите с помощью формулы Нернста электродный потенциал цинка, опущенного в раствор его соли с концентрацией ионов Zn^{2+} 0,01 моль/л.
5. Определите потенциал водородного электрода, если концентрация ионов H^+ в растворе равна $3,8 \cdot 10^{-3}$ моль/л.
6. Охарактеризуйте окислительные свойства катионов водорода (H^+) нейтрального, щелочного и кислого растворов по отношению к металлам.
7. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых цинк – отрицательный электрод, в другом – положительный.
8. Составлена концентрационная гальваническая цепь:
 $Pt, H_2 / 0,001 \text{ н } HCOOH \parallel 1 \text{ н } CH_3COOH / H_2, Pt$. Константы диссоциации кислот равны: $K_{\text{муравьи}} = 1,77 \cdot 10^{-4}$; $K_{\text{уксусн}} = 1,75 \cdot 10^{-5}$.
Определите ЭДС цепи.
9. Предложите гальванический элемент с максимально возможной ЭДС, пользуясь рядом стандартных электродных потенциалов. Укажите электродные процессы в этом элементе и суммарную окислительно-восстановительную реакцию.

10. Запишите схему электролиза водного раствора $ZnSO_4$, анод – инертный.
11. При токе силой 2 А в течение 40 минут выделилось на катоде 4,54 г некоторого металла. Вычислите электрохимический эквивалент этого металла в $г/(А \cdot ч)$.
12. Выход по току при получении металлического кальция при электролизе расплава хлорида кальция равен 70 %. Сколько электричества надо пропустить через электролизер, чтобы получить 200 г кальция?

Экспериментальная часть

Опыт 1. Медно - цинковый гальванический элемент

В два микростакана налить 1М растворы: в первый – раствор $ZnSO_4$ и туда же опустить зачищенный цинковый электрод, во второй – раствор $CuSO_4$ с опущенным в него зачищенным медным электродом. Гальванометр, встроенный в цепь, покажет наличие электрического тока в цепи. Опыт повторите с другой концентрацией катодного раствора (0,1 М).

Опыт 2. Гальванический элемент Вольта

Собрать такую же схему, что и в опыте 1, но в качестве катодного раствора взять 1М раствора H_2SO_4 . Замкнуть внутреннюю цепь и убедиться в наличии электрического тока во внешней цепи.

Опыт 3. Электролиз водного раствора сульфата натрия

В электролизер налить раствор Na_2SO_4 , опустить угольные электроды, подключенные к выпрямителю электрического тока. В прикатодное пространство электролизера добавить несколько капель фенолфталеина и включить выпрямитель. Какие процессы на катоде и аноде протекают при электролизе раствора сульфата натрия?

Опыт 4. Электролиз водного раствора йодистого калия

В электролизер поместите раствор KI и опустите угольные электроды. Пропустите через систему электрический ток. Что наблюдаете?

Опыт 5. Электролиз раствора серной кислоты с активным (растворимым) анодом

В электролизер поместить 2М раствор серной кислоты. В качестве катода использовать угольный электрод, анода - медный. Включить выпрямитель. Какие процессы протекают на электродах? Что наблюдаете?
Результаты опытов 3,4,5 оформить в виде схем.

Занятие 16. **Коррозия металлов** (2 час.)

Цель работы: изучение важнейших процессов, протекающих при коррозии металлов.

Контрольные вопросы:

1. Каковы особенности электрохимической коррозии? В чем ее отличие от химической коррозии? Какую роль играют оксидные пленки в поведении металлов Zn, Cr, Fe?
2. Сравните химическую стойкость железа в контактах с алюминием и оловом.
3. Алюминиевая деталь находится в постоянном контакте с медным токопроводом в условиях повышенной влажности в воздушной среде. Определите анод и катод, напишите электродные процессы.
4. В поверхностном слое стальной отливки находятся вкрапления углерода. Рассмотрите электродные процессы, протекающие в ходе коррозии изделия в нейтральной и кислой среде.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Исследование относительной скорости коррозии железа в присутствии различных металлов

Коррозия как процесс самопроизвольный, протекает одновременно по всем возможным механизмам. Микроэлемент может возникнуть в любой точке изделия: достаточно попадания капли раствора на место соприкосновения двух металлов.

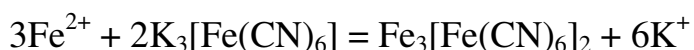
При электрохимической коррозии одни участки поверхности металла служат анодами, другие – катодами. На катодные участки притекают избыточные электроны, которые присоединяются к положительно заряженным ионам

металла или нейтральным молекулам, приходящим из раствора к этим участкам. Наиболее часто встречаются катодные процессы, связанные с восстановлением ионов водорода ($2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$), или молекул кислорода ($\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e} = 4\text{OH}^-$ или $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e} = 4\text{H}_2\text{O}$ в зависимости от характера среды). В первом случае процесс называют коррозией с водородной деполяризацией, а во втором – коррозией с кислородной деполяризацией. Этим два процесса могут протекать одновременно.

Роль анода выполняет более активный металл, имеющий меньшую величину электродного потенциала.

Возьмите три одинаковых куска железной проволоки (гвозди). Один из них покройте медью. Для этого хорошо очистите проволоку наждачной бумагой и опустите на 2 – 3 минуты в раствор соли меди. Затем проволоку выньте из раствора и промойте водой. Ко второй проволоке прикрепите кусочек цинковой пластинки (или возьмите такой же по размерам кусочек оцинкованного железа). Третью проволоку оставьте без изменений для контроля. Опустите все три проволоки (гвозди) в пробирки, содержащие приблизительно по 1 мл 0,02 N раствора соляной кислоты.

Через пять минут проволоочки выньте и добавьте к каждому раствору по 2 – 3 капли реактива на ион железа (II) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Реакция обнаружения ионов железа (II):



темно-синего цвета

Хорошо перемешайте и по интенсивности окраски сделайте вывод о количестве растворенного железа и о влиянии меди и цинка на скорость коррозии железа. Составьте схемы гальванических элементов. Запишите уравнения реакций на электродах.

Опыт 2. Влияние ионов хлора на процесс коррозии алюминия

В две пробирки налейте по 2 – 3 мл 0,5 M CuSO_4 и в каждую пробирку опустите по кусочку алюминиевой проволоки или стружки. Какие изменения произошли в пробирках? В одну из пробирок внесите немного кристаллов

хлорида натрия. Что наблюдаете? Объясните влияние ионов хлора на процесс коррозии. Напишите реакции коррозии алюминия в растворе CuSO_4 . Назовите тип деполяризации и вид коррозии.

Опыт 3. Изучение защитных свойств металлических покрытий.

Коррозия оцинкованного и луженого железа

Коррозия металла, защищенного покрытием, начинается при нарушении сплошности покрытия (например, при нанесении глубокой царапины); при этом в контакте с окружающей средой находятся оба металла; и защищаемый, и металл покрытия.

В две пробирки налейте по 4 – 5 мл 0,1 М раствора серной кислоты и по 0,5 мл $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В одну из пробирок погрузите пластинку оцинкованного железа, в другую – пластинку луженого железа. В какой пробирке появляется синее окрашивание? Напишите уравнения реакций коррозии оцинкованного и луженого железа.

Опыт 4. Ингибиторная защита металла от коррозии в кислых средах

На два часовых стекла поместите по грануле цинка и по несколько капель HCl , разбавленной 1 : 1. Когда начнется интенсивная реакция, на одно стекло добавьте несколько кристалликов уротропина. Запишите уравнение реакции цинка с кислотой. В выводе объясните суть ингибиторной защиты металлов от коррозии.

Занятие 17. **Некоторые физико-химические свойства высокомолекулярных соединений** (3 час.)

Цель работы – экспериментальное исследование физико-химических свойств распространенных органических высокомолекулярных соединений.

Краткие теоретические сведения

Основными факторами, влияющими на свойства полимеров, являются структура (т.е. строение макромолекулы), её форма, диэлектрические

свойства, определяющие интенсивность межмолекулярного взаимодействия, и, в частности, наличие водородных связей. Допуская некоторые существенные допущения, можно схематически представить связь между четырьмя указанными факторами и свойствами полимеров, обусловленными ими, так, как это приведено в таблице 1.

Применение многих полимерных материалов в промышленности и в быту определяется набором физико-химических свойств – растворимостью, термостабильностью, диэлектрическим сопротивлением, теплопроводностью, плотностью, температурами размягчения и текучести, горючестью, пластичностью и др..

В таблице 2 приводится ряд наиболее характерных физико-химических свойств распространенных промышленных полимеров. Экспериментальное исследование этих свойств в лаборатории дает возможность сделать заключение о структуре полимера, принадлежности его к тому или иному классу соединений, области применения. Например, отсутствие в составе полимерных соединений кислорода, азота, серы и других поляризирующих группировок в значительной мере определяет высокие диэлектрические свойства. Термопластичность и пластичность полимеров свидетельствуют о таких технологических свойствах, как легкая свариваемость, обрабатываемость на механических станках, возможность их прессования и литья. К таким полимерам относятся винилпласт, полистирол и полиэтилен.

Ряд полимеров обладает способностью к волокну- и пленкообразованию, например, полиамиды – капрон, нейлон и др. Способность полимеров образовывать волокна определяется следующими условиями: линейным строением макромолекул, причем элементарные звенья должны содержать возможно большее число полярных групп; достаточная длина макромолекулы (зависит от числа групп в элементарном звене, между которыми действуют межмолекулярные силы, и от величины и

возможностей проявления этих сил; для полярных макромолекул необходима более высокая молярная масса); возможно более высокая симметрия элементарного звена и состоящего из него высокомолекулярного соединения.

Полимеры с сетчатой структурой обычно устойчивы к термическим, химическим или механическим воздействиям и наиболее пригодны для использования в качестве поверхностных покрытий, лаков (отверждающихся на холоду и при нагревании), клеящих веществ.

Между рассмотренными выше группами находятся полимеры, обладающие каучукоподобной эластичностью и пластичностью. Эти материалы не содержат полярных групп, обладают способностью кристаллизоваться под напряжением при низкой температуре, имеют несимметричную конфигурацию макромолекул. Для технических целей высокоэластичное состояние должно стабилизироваться путем вулканизации. Свернутая форма макромолекул является предпосылкой эластичности.

Порядок выполнения работы

1. Получите у преподавателя задание – три типа полимеров для исследования их физико-химических свойств.
2. Проведите анализ физико-химических свойств полимеров.

А. Проба на терморреактивность или термопластичность. Поместите образец полимера на металлическую пластинку и медленно нагрейте пластинку на слабом пламени горелки. Потемнение, обугливание и выделение газов из образца свидетельствуют о терморреактивных свойствах полимеров. Размягчение и затем плавление без обугливания и выделения газов, а при охлаждении затверждение без изменения пластичности и цвета свидетельствуют о термопластичных свойствах полимеров.

Б. Определение температуры размягчения и текучести. На слабом пламени горелки разогрейте тигель с песком, куда поместите образец

полимера и термометр. Прикасаясь пинцетом к образцу полимера, отметьте температуру, при которой начинается его размягчение. Продолжая нагревание, определите температуру, при которой образец расплавится.

В. Определение наличия атомов галогенов в полимере. Раскаленную в слабом пламени горелки медную проволоку приведите в контакт с исследуемым образцом. Быстро, не допуская сильного охлаждения, вновь введите проволоку в пламя горелки. Если при этом появится зеленоватое свечение пламени, образец содержит атомы галогенов.

Г. Проба на сгорание. Возьмите щипцами образец полимера и поместите его в верхнюю часть не коптящего пламени горелки. Выньте образец из пламени и опишите характер его горения: цвет пламени, наличие или отсутствие копоти, образуются ли капли.

Д. Исследование продуктов разложения. Измельченные образцы полимеров нагрейте в пробирках на пламени горелки. Отметьте цвет, запах и окраску поднесенной к отверстию пробирки смоченной дистиллированной водой лакмусовой бумаги. **Будьте осторожны**, так как возможно выделение едких, раздражающих слизистые оболочки газов!

3. По аналогии с таблицей 2 составьте новую таблицу, куда внесите установленные вами физико-химические свойства образцов варианта-задания и сделайте вывод о структуре и названии исследуемых образцов полимеров.

Таблица 1. Зависимость свойств полимеров от структуры, формы, диэлектрических свойств макромолекулы и молярной массы

Структура макромолекулы	Форма макромолекулы	Способность к кристаллизации	Молекулярная масса	Свойства, обусловленные факторами I-IV
Преимущественно линейная	Вытянуто-свернутая симметричная	Кристаллизуется	В зависимости от $M > 7000$	Волокна (целлюлоза, полиамиды, полиэфиры)

Преимущественно линейная, частично наличие заместителей	От вытянутой до свернутой	Незначительно или совсем не кристаллизуются	> 50000	Стеклообразные полимеры, материалы для литья и т.д. Полистирол, производные полиакриловой кислоты
Линейная до слабо разветвленной, частично наличие заместителей	Свернутая, несимметричная	Неполярные, кристаллизуются с трудом или совсем не кристаллизуются	> 50000	Эластичные материалы (каучук, полиизобутен)
Трехмерная	Разветвленная	Аморфные или частично кристаллические	Определение невозможно	Пресс-массы и различные литьевые массы (мочевинно- и фенолформальдегидные смолы)

Таблица 2. Физико-химические свойства полимерных материалов

№	название	химическая формула	Проба на плавление	Температура размягчения,	Температура текучести	Проба на сгорание			Свойства продуктов разложения		
						поведение в пламени	окраска пламени	проба на галогенид	Цвет	Реакция среды	Запах
1	поливинилхлорид (винилпласт)		+	75 -77	160 - 180	горит с трудом	зеленоватое	+	белые пары	кислая	резкий, раздражающий
2	полистирол		+	80 - 100	160	быстро загорается, плавится	Желтое, светящееся, коптящее	-	белые пары, тяжелые, возмущают воздух	нейтральная	сладкий цветочный
3	полиамид		+	200 - 205	205	Горит, плавится, течет нитью	Желтое	-	коричневые	щелочная	плавленых волос
4	полиэтилен		+	100 - 130	130	Горит, плавится,	Голубоватое, затем	-	белые	нейтральная	парафина

						капли горят	желтое			ая	
5	полимет илметак рилат (плексиг лас)		+	130 - 150	175 - 190	Горит с потрес кивани ем	Желтое , слабо копящ ее	-	бесцве тные	кис лая	сладк оват ый
6	полиуре тан		+	разлаг ается, темне ет	-	Горит, течет по каплям	Светящ еся	-	коричн евые	ще лоч ная	резки й
7	политет рафторэ тилен (тефлон- 4)		+	325 - 327 с разло жение м	-	Не горит	-	+	-	кис лая	резки й
8	фенопла ст (бакелит)		-	-	-	Горит с трудом , вздува ется	Желтое	-	желты е	ще лоч ная	резки й, удуш ливы й



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДВФУ)

ИНЖЕНЕРНАЯ ШКОЛА ДВФУ

**МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ОРГАНИЗАЦИИ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ
СТУДЕНТОВ**
по дисциплине «ХИМИЯ»

151900.62 - «Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных
производств»

г. Владивосток
2013

ОСНОВЫ АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОГО УЧЕНИЯ

При рассмотрении этой темы **основное внимание уделить разделам:**

1. газовые законы;
2. закон эквивалентов.

Усвоить основные понятия: моль, молярная масса, молярный объем газа, эквивалент, молярная масса эквивалента, молярный объем эквивалента вещества.

1. Состояние газа характеризуется его температурой T , давлением P и объемом V . Нормальные условия для газов $P^0 = 101,3 \text{ кПа} = 1 \text{ атм} = 760 \text{ мм рт.ст.}$, $T^0 = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ К}$.

Закон Авогадро: В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Следствия из закона Авогадро: 1. Одинаковое число молекул различных газов при одинаковых физических условиях (T , P) занимает одинаковый объем.

Если число молекул равно числу Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ (1 моль газа), то при нормальных условиях они занимают объем 22,4 л ($22,4 \text{ дм}^3$):

$$V_m^0 = 22,4 \text{ л/моль.}$$

Плотность любого газа можно рассчитать по формуле $\rho = \frac{M}{V_m}$,

где M - молярная масса газа (г/моль);

V_m - молярный объем газа (л/моль).

2. Относительная плотность одного газа (1) по другому (2) равна отношению их молярных масс при заданном давлении и температуре:

$$D_{2(1)} = \frac{M(1)}{M(2)}$$

Относительная плотность газа по водороду $D_{H_2}(X) = \frac{M(X)}{M(H_2)}$.

$$M(X) = D_{H_2}(X) \cdot M(H_2) = D_{H_2} \cdot 2$$

Относительная плотность газа по воздуху $D_{\text{воздух}}(X) = \frac{M(X)}{M(\text{воздух})}$.

$$M(X) = D_{\text{воздух}}(X) \cdot M(\text{воздуха}) = D_{\text{воздух}} \cdot 29$$

При низких температурах и высоких давлениях газы неидеальны и не подчиняются закону Авогадро.

Объединенный газовый закон: Для данной массы газа произведение давления на объем, деленное на абсолютную температуру, есть величина

постоянная. $\frac{PV}{T} = \text{const}$ или $\frac{P^0 V^0}{T^0} = \frac{PV}{T}$

P^0, V^0, T^0 - соответственно давление, объем и температура данной массы газа при н. у.

Уравнение Менделеева – Клапейрона: $PV = \frac{m(x)}{M(X)} RT$

P - давление газа; T - температура (К); V - объем газа; $M(X)$ - молярная масса газа (г/моль); $m(X)$ - масса газа (г); R - универсальная газовая постоянная =

$$8,314 \frac{\text{Па} \cdot \text{м}^3}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 8,314 \frac{\text{кПа} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 8,314 \cdot 10^{-3} \frac{\text{кДж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 0,082$$

$$\frac{\text{атм} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 62,36 \frac{\text{мм.рт.ст.} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 1,986 \frac{\text{ккал}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

Закон Дальтона: Общее давление смеси газов, химически не взаимодействующих друг с другом, равно сумме давлений газов, составляющих смесь: $P = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n$,

где P - общее давление; $p_1, p_2, p_3, \dots, p_n$ - парциальные давления газов 1,2,3,...,n.

Парциальным давлением газа в смеси называется давление, которое производил бы данный газ, если бы он один занимал весь объем, занимаемый смесью газов, при данной температуре.

Пример 1. Какой объем при н.у. занимают: а) 0,5 моль водорода; б) 32 г оксида азота (II)?

Решение: а) $V^0(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_m^0(\text{H}_2)$

$$V^0(\text{H}_2) = 0,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 11,2 \text{ л}$$

$$b) n(\text{NO}) = \frac{m(\text{NO})}{M(\text{NO})}; \quad n(\text{NO}) = \frac{V^0(\text{NO})}{V_m^0(\text{NO})};$$

$$\frac{m(\text{NO})}{M(\text{NO})} = \frac{V^0(\text{NO})}{V_m^0(\text{NO})}; \quad V_m^0(\text{NO}) = 22,4 \text{ л/моль}$$

$$M(\text{NO}) = 30 \text{ г/моль}$$

$$V^0(\text{NO}) = \frac{m(\text{NO})}{M(\text{NO})} V_m^0(\text{NO})$$

$$V^0(\text{NO}) = \frac{32 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л/моль}}{30 \text{ г/моль}} = 23,9 \text{ л}$$

$$\text{Ответ: } V^0(\text{H}_2) = 11,2 \text{ л}; V^0(\text{NO}) = 23,9 \text{ л.}$$

Пример 2. Вычислить объем, занимаемый 7 г оксида углерода (II) при 7°C и 103974 Па.

Решение: Воспользуемся уравнением Менделеева - Клапейрона $P_{CO} V_{CO} =$

$$\frac{m(\text{CO})}{M(\text{CO})} RT. \text{ Откуда } V_{CO} = \frac{m(\text{CO})RT}{M(\text{CO})P_{CO}} = \frac{7 \text{ г} \cdot 8,314 \text{ Па} \cdot \text{м}^3 / \text{моль} \cdot \text{К} \cdot (273 + 7) \text{ К}}{28 \text{ г/моль} \cdot 103974 \text{ Па}} = 0,0056 \text{ м}^3$$

$$= 5,6 \text{ л}$$

$$\text{Ответ: } V_{CO} = 5,6 \text{ л.}$$

Пример 3. При температуре 27°C и давлении 2,5 атм газообразное вещество занимает объем 4,2 л. Вычислить объем газа при нормальных условиях.

Решение: Используем уравнение объединенного газового закона $\frac{P^0 V^0}{T^0} = \frac{PV}{T}$,

$$\text{откуда } V^0 = \frac{PVT^0}{TP^0} = \frac{2,5 \text{ атм} \cdot 4,2 \text{ л} \cdot 273 \text{ К}}{1 \text{ атм} \cdot (273 + 27) \text{ К}} = 9,56 \text{ л.}$$

$$\text{Ответ: } V = 9,56 \text{ л.}$$

Пример 4. Определить парциальные давления азота и кислорода в смеси объемом 7л, если общее давление в смеси равно 8,2МПа, а объемы смешиваемых газов равны 2л и 5л соответственно.

Решение: Объемные доли газов в смеси составляют $\frac{2}{7}$ для азота и $\frac{5}{7}$ для кислорода. Следовательно, на долю азота приходится $\frac{2}{7}$ общего давления или $8,2 \cdot \frac{2}{7} = 2,34$ МПа, на долю кислорода - $8,2 \cdot \frac{5}{7} = 5,86$ МПа, что и является их парциальными давлениями в смеси.

Ответ: $P(N_2) = 2,34$ МПа, $P(O_2) = 5,86$ МПа.

Пример 5. При некоторой температуре приготовили 8 л газовой смеси из 4 л оксида серы (IV), находившегося под давлением 720 мм. рт. ст., 6 л азота, находившегося под давлением 640 мм. рт. ст. и 3 л кислорода, находившегося под давлением 816 мм. рт. ст.. Определить парциальные давления газов в смеси и общее давление газовой смеси.

Решение: Находим, что объем оксида серы увеличился в $\frac{8}{4}=2$ раза, объем азота - в $\frac{8}{6} = \frac{4}{3}$ раза, объем кислорода - в $\frac{8}{3}$ раза. Во столько же раз уменьшилось давление этих газов по сравнению с теми значениями, которые были до смешения. Находим парциальные давления газов в смеси:

$$P_{SO_2} = 720 \text{ мм. рт. ст.} : 2 = 360 \text{ мм. рт. ст.}$$

$$P_{N_2} = 640 \text{ мм. рт. ст.} : \frac{4}{3} = 640 \text{ мм. рт. ст.} \cdot \frac{3}{4} = 480 \text{ мм. рт. ст.}$$

$$P_{O_2} = 816 \text{ мм. рт. ст.} : \frac{8}{3} = 816 \text{ мм. рт. ст.} \cdot \frac{3}{8} = 306 \text{ мм. рт. ст.}$$

По закону парциальных давлений находим давление газовой смеси:

$$P(\text{смеси}) = P_{SO_2} + P_{N_2} + P_{O_2} = 360 + 480 + 306 = 1146 \text{ мм. рт. ст.}$$

Ответ: $P_{\text{смеси}} = 1146$ мм. рт. ст.

2. Закон эквивалентов

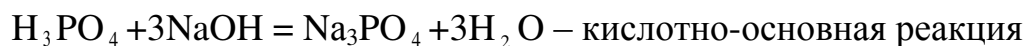
Эквивалент $f_{\text{экв. X}}$ - некая реальная или условная частица вещества X, которая может присоединять или высвобождать один ион водорода в

кислотно-основных реакциях или один электрон в окислительно-восстановительных реакциях.

Фактор эквивалентности $f_{\text{экв.х}}$ - число, показывающее какая доля реальной или условной частицы вещества X эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

$f_{\text{экв.х}} = \frac{1}{z}$, где z- либо число ионов водорода, участвующих в реакции (для кислот); - либо число гидроксогрупп, участвующих в реакции (для оснований); - либо число ионов водорода, способных заместиться катионами, входящими в состав соли (для солей); - либо число, принятых или отданных электронов в окислительно-восстановительной реакции.

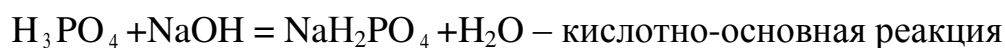
Эквивалент и фактор эквивалентности зависят от реакции, в которой участвует соединение.



$$f_{\text{экв.х}} \quad \frac{1}{3} \quad \frac{1}{1} \quad \frac{1}{3} \quad \frac{1}{2}$$



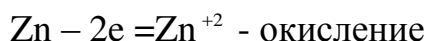
$$f_{\text{экв.х}} \quad \frac{1}{2} \quad \frac{1}{1} \quad \frac{1}{2} \quad \frac{1}{2}$$



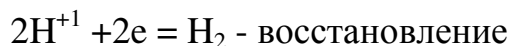
$$f_{\text{экв.х}} \quad \frac{1}{1} \quad \frac{1}{1} \quad \frac{1}{1} \quad \frac{1}{2}$$



$$f_{\text{экв.х}} \quad \frac{1}{2} \quad \frac{1}{1} \quad \frac{1}{2} \quad \frac{1}{2}$$



В-ль



ОК-ль

$S + O_2 = SO_2$ - окислительно-восстановительная реакция

$$f_{\text{экв.х}} \quad \frac{1}{4} \quad \frac{1}{4} \quad \frac{1}{4}$$

$S - 4e = S^{+4}$ - окисление

В-ЛЬ

$O_2 + 4e = 2O^{-2}$ - восстановление

ОК-ЛЬ

Молярный объем эквивалента вещества X: $V_m(\frac{1}{z} X)$ – это объем одного

моля эквивалента газообразного вещества X: $V_m(\frac{1}{z} X) = \frac{1}{z} V_m(X)$.

Молярная масса эквивалента вещества X: $M(\frac{1}{z} X)$ – это масса одного

моля эквивалента вещества X, равная произведению фактора эквивалентности $\frac{1}{z}$ на молярную массу этого вещества: $M(\frac{1}{z} X) = \frac{1}{z} M(X)$.

Количество вещества эквивалента $n(\frac{1}{z} X)$ – это число моль вещества

$$\text{эквивалента: } n(\frac{1}{z} X) = \frac{m(x)}{M(\frac{1}{z} X)}$$

Закон эквивалентов: Вещества взаимодействуют друг с другом в строго

эквивалентных количествах. $n(\frac{1}{z} X) = n(\frac{1}{z} Y)$

$$\frac{m(x)}{M(\frac{1}{z} X)} = \frac{m(y)}{M(\frac{1}{z} Y)} \quad \text{или} \quad \frac{m(x)}{m(y)} = \frac{M(\frac{1}{z} X)}{M(\frac{1}{z} Y)},$$

где $m(x)$, $m(y)$ – массы взаимодействующих без остатка веществ;

$M(\frac{1}{z} X)$, $M(\frac{1}{z} Y)$ –соответствующие молярные массы эквивалентов.

Для веществ, находящихся в растворе, закон эквивалентов может иметь вид

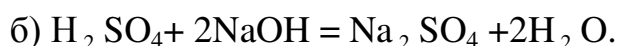
$$C(\frac{1}{z} X) \cdot V(X) = C(\frac{1}{z} Y) \cdot V(Y),$$

где $C(\frac{1}{z} X)$ – молярная концентрация эквивалента вещества X;

$C(\frac{1}{z} Y)$ – молярная концентрация эквивалента вещества Y;

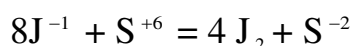
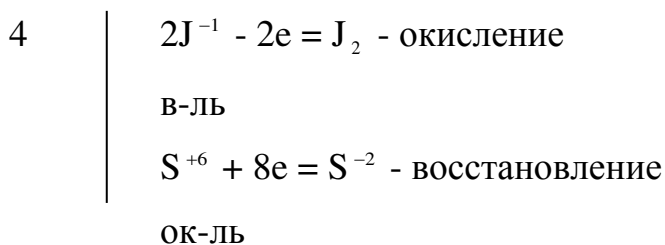
$V(X), V(Y)$ – объемы соответствующих растворов.

Пример 1. Вычислите молярную массу эквивалента серной кислоты в следующих реакциях: а) $8HJ + H_2SO_4(\kappa) = 4J_2 + H_2S + 4H_2O$;



Решение: Молярная масса эквивалента серной кислоты рассчитывается по формуле $M(\frac{1}{z} H_2SO_4) = \frac{1}{z} M(H_2SO_4)$, где z - либо число ионов водорода H^{+1} , участвующих в кислотно-основной реакции; - либо число электронов, участвующих в окислительно-восстановительной реакции.

а) Реакция $8HJ + H_2SO_4(\kappa) = 4J_2 + H_2S + 4H_2O$ относится к окислительно-восстановительным реакциям, т.к. в ходе реакции элементы меняют степень окисления.



H_2SO_4 в данной реакции окислитель и фактор эквивалентности серной кислоты $f_{\text{экв-}H_2SO_4} = \frac{1}{z} = \frac{1}{8}$, где z - число электронов принятых окислителем в данной реакции.

$M(H_2SO_4) = 2+32+64 = 98$ г/моль;

$M(\frac{1}{z} H_2SO_4) = \frac{1}{8} M(H_2SO_4) = \frac{1}{8} 98 = 12,25$ г/моль

б) Реакция $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ относится к кислотно-основным реакциям (степени окисления элементов не изменяются).

$f_{\text{экв-H}_2\text{SO}_4} = \frac{1}{z} = \frac{1}{2}$, где z - число ионов водорода H^+ вступивших в реакцию.

$$M\left(\frac{1}{z}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = \frac{1}{2} M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} 98 = 49 \text{ г/моль.}$$

Ответ: а) $M\left(\frac{1}{8}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = 12,25 \text{ г/моль}$; б) $M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = 49 \text{ г/моль}$.

Пример 2. 0,604 г двухвалентного металла вытеснили из кислоты 581 мл водорода, собранного над водой при 18°C и давлении 105,6 кПа. Давление насыщенного водяного пара при 18°C составляет 2,1 кПа. Найдите молярную массу эквивалента металла, укажите металл.

Решение: 1 способ. $\text{Me} + 2\text{HCl} = \text{MeCl}_2 + \text{H}_2$

$\text{Me} - 2e = \text{Me}^{+2}$ - окисление

В-ль

$2\text{H}^+ + 2e = \text{H}_2$ - восстановление

ОК-ль

$$f_{\text{экв-Me}} = \frac{1}{z} = \frac{1}{2} \qquad f_{\text{экв-H}_2} = \frac{1}{z} = \frac{1}{2}$$

$$M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\right) = \frac{1}{2} M(\text{H}_2) = \frac{1}{2} 2 \frac{\text{г}}{\text{моль}} = 1 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

Используя уравнение Менделеева-Клапейрона, находим массу, выделившегося водорода:

$$m_{\text{H}_2} = \frac{P_{\text{H}_2} V_{\text{H}_2} M(\text{H}_2)}{RT}$$

$$P_{\text{H}_2} = P_{\text{атм}} - P_{\text{насыщ-H}_2\text{O}} = 105,6 - 2,1 = 103,5 \text{ (кПа)}$$

$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}, V(\text{H}_2) = 581 \text{ мл} = 0,581 \text{ л}$$

$$T = 18^\circ\text{C} + 273 = 291 \text{ К}$$

$$R = 8,314 \frac{\text{кПа} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

$$m(H_2) = \frac{103,5 \text{ кПа} \cdot 0,581 \text{ л} \cdot 2 \frac{\text{г}}{\text{моль}}}{8,314 \frac{\text{кПа} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 291 \text{ К}} = 0,0497 \text{ г}$$

Исходя из закона эквивалентов $\frac{m(H_2)}{M(Me)} = \frac{M(\frac{1}{z} H_2)}{M(\frac{1}{z} Me)}$, рассчитываем молярную

$$\text{массу эквивалента металла } M\left(\frac{1}{z} Me\right) = \frac{m(Me) \cdot M\left(\frac{1}{z} H_2\right)}{m(H_2)} = \frac{0,604 \text{ г} \cdot 1 \text{ г/моль}}{0,0497 \text{ г}} =$$

$= 12,15 \text{ г/моль}$. Зная, что металл двухвалентный находим молярную массу

$$\text{металла } M(Me) = z \cdot M\left(\frac{1}{z} Me\right) = 2 \cdot 12,15 \text{ г/моль} = 24,3 \text{ г/моль}.$$

Ответ: искомый металл – магний Mg.

2 способ. Используя уравнение объединенного газового закона $\frac{P^0 V^0}{T^0} = \frac{PV}{T}$,

находим объем выделившегося водорода при н.у. ($P^0 = 101,3 \text{ кПа}$, $T^0 = 273 \text{ К}$):

$$V^0(H_2) = \frac{PVT^0}{TP^0} = \frac{103,5 \text{ кПа} \cdot 0,581 \text{ л} \cdot 273 \text{ К}}{291 \text{ К} \cdot 101,3 \text{ кПа}} = 0,557 \text{ л}.$$

Согласно закону эквивалентов $\frac{m(Me)}{M\left(\frac{1}{z} Me\right)} = \frac{V^0(H_2)}{V_m^0\left(\frac{1}{z} H_2\right)}$ молярная масса

$$\text{эквивалента металла } M\left(\frac{1}{z} Me\right) = \frac{m(Me) \cdot V_m^0\left(\frac{1}{z} H_2\right)}{V^0(H_2)} = \frac{0,604 \text{ г} \cdot 11,2 \text{ л/моль}}{0,557 \text{ л}} =$$

$$12,15 \text{ г/моль, где } V_m^0\left(\frac{1}{z} H_2\right) = \frac{1}{z} V_m^0(H_2) = \frac{1}{2} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 11,2 \text{ л/моль}.$$

Отсюда молярная масса металла $M(Me) = z \cdot M\left(\frac{1}{z} Me\right) = 2 \cdot 12,15 \text{ г/моль} =$
 $= 24,3 \text{ г/моль}$.

Искомый металл – магний Mg.

Пример 3. При сжигании 1,635 г цинка в струе кислорода получено 2,035 г оксида цинка. Вычислите молярную массу эквивалента цинка.

Решение: Находим массу присоединенного кислорода

$$m(O) = m(ZnO) - m(Zn) = 2,035\text{г} - 1,635\text{г} = 0,4\text{ г}.$$

Согласно закону эквивалентов $\frac{m(Zn)}{m(O)} = \frac{M(\frac{1}{z} Zn)}{M(\frac{1}{z} O)}$.

Зная, что $M(\frac{1}{z} O) = \frac{1}{z} M(O) = \frac{1}{2} \cdot 16\text{г/моль} = 8\text{ г/моль}$, находим молярную

массу эквивалента цинка $M(\frac{1}{z} Zn) = \frac{m(Zn) \cdot M(\frac{1}{z} O)}{m(O)} = \frac{1,635\text{г} \cdot 8\text{г/моль}}{0,4\text{г}} = 32,7$

г/моль.

Ответ: $M(\frac{1}{z} Zn) = 32,7\text{ г/моль}$.

Пример 4. За 10 мин из раствора нитрата платины ток силой 5 А выделил 1,517г платины. Определите молярную массу эквивалента платины и степень окисления платины в исходной соли.

Решение: Количество электричества, прошедшее через раствор за 10 мин, находится по формуле $Q = I \cdot t = 5\text{А} \cdot 60 \cdot 10\text{с} = 3000\text{ Кл}$.

При прохождении 96500 Кл электричества выделяется 1 моль эквивалентов платины. Находим молярную массу эквивалента платины.

При прохождении 3000 Кл выделилось 1,517 г Pt,

при прохождении 96500 Кл выделилось $M(\frac{1}{z} Pt)$.

$$M(\frac{1}{z} Pt) = \frac{96500\text{Кл} \cdot 1,517\text{г}}{3000\text{Кл}} = 48,8\text{ г/моль}$$

$$M(\frac{1}{z} Pt) = \frac{1}{z} \cdot M(Pt)$$

$$z = \frac{M(Pt)}{M(\frac{1}{z} Pt)} = \frac{195\text{г/моль}}{48,8\text{г/моль}} = 4$$

Степень окисления платины в исходной соли +4.

Ответ: $M(\frac{1}{4} Pt) = 48,8\text{ г/моль}$.

Контрольные вопросы

1. Какие величины характеризуют газовое состояние вещества?
2. Каковы единицы измерения массы, объема, давления и температуры?
3. Что называется парциальным давлением газа? Как формулируется закон парциальных давлений Дальтона?
4. Что называется идеальным газом? При каких условиях газовые законы, выведенные для идеальных газов, могут быть без большой погрешности применены к реальным газам?
5. Если масса газа остается постоянной, какая зависимость существует между объемом, занимаемым данной массой газа, температурой и давлением?
6. Что называется универсальной газовой постоянной? Каков ее физический смысл? В каких единицах она измеряется?
7. Что называется абсолютной и относительной плотностью газа?
8. Какова зависимость между молекулярной массой газа и его относительной плотностью по водороду?
9. Что называется эквивалентом вещества? Что называется фактором эквивалентности вещества?
10. Является ли эквивалент постоянной характеристикой элемента?
11. Что называется моль вещества?
12. Перечислите методы определения молярной массы эквивалента.
13. Как вычислить молярную массу эквивалента сложного вещества (кислоты, основания, соли, оксида) в кислотно-основных реакциях?
14. Как вычислить фактор эквивалентности вещества, участвующего в окислительно-восстановительной реакции?
15. Дать формулировку закона эквивалентов и привести его математическое выражение.

Задания для самостоятельного решения

1. Вычислить объем газа при нормальных условиях, если:
 1. при 20°C и $104,430\text{ кПа}$ объем газа равен $0,48\text{ м}^3$;
 2. при -23°C и $97,3\text{ кПа}$ объем газа равен 375 мл ;
 3. при 17°C и $1,3\text{ атм}$ объем газа равен $1,1\text{ м}^3$;

4. при 91°C и $98,65$ кПа объем газа равен 608 мл;
5. при 25°C и $102\,425$ Па объем газа равен $0,67$ л;
6. при 300K и $101,3$ кПа объем газа равен 1080 л;
7. при -3°C и $1,02$ атм объем газа равен 320 м³;
8. при 15°C и $81\,313$ Па объем газа равен $0,68$ л;
9. при 25°C и $85,3$ кПа объем газа равен 820 мл;
10. при -100°C и $100\,000$ Па объем газа равен 3 м³.

2. Вычислить массу газа:

1. при 80°C и $98\,642$ Па 450 мл SO_2 ;
2. при 20°C и $99,9$ кПа 1 л Ar ;
3. при 90°C и $101,3$ кПа $0,25$ л He ;
4. при 65°C и $78,5$ кПа 300 мл CO ;
5. при -3°C и 1 атм $1,2$ л H_2 ;
6. при 26 К и $80,5$ кПа 344 м³ O_2 ;
7. при 0°C и $102,320$ кПа 15 л NH_3 ;
8. при 293 К и $1,7$ атм 1 л Cl_2 ;
9. при -15°C и $0,8$ атм 500 л NO ;
10. при 273 К и $8,11$ МПа 20 л N_2 ;
11. при -120°C и $100,3$ кПа $0,5$ л F_2 ;
12. при 50°C и $1,12$ атм 300 мл CH_4 ;
13. при 303 К и $102\,375$ Па 1 м³ CO_2 ;
14. при 173 К и $0,3$ атм 250 мл N_2O ;
15. при 298 К и $104,5$ кПа $1,7$ м³ HCl .

3. Определите парциальные давления газов в следующих смесях и общее давление газовых смесей:

Смешиваемые	V , л	P	$V_{\text{смеси}}$, л
-------------	---------	-----	------------------------

газы

1. N ₂	0,5	105,3 кПа	3
H ₂	2,5	93,7 кПа	
2. CO ₂	2	101,3 кПа	7,6
N ₂	5,6	96,9 кПа	
3. O ₂	4	840 мм. рт. ст.	12
H ₂	8	840 мм. рт. ст.	
4. CO	4	750 мм. рт. ст.	3
CO ₂	5	780 мм. рт. ст.	
5. Ne	10	1 атм	5
Ar	2	1 атм	

4. Рассчитайте:

- а) молярные массы эквивалентов веществ, участвующих в данных реакциях;
 б) массу (или объем) продуктов реакции, если прореагировало указанное количество одного из веществ, при нормальных условиях.

Номер варианта	Реакции	Количество (моль) исходного вещества
1	$\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = 2\text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$	0,2 моль H ₃ PO ₄
2.	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{K}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$	0,3 моль O ₂

3.	$\text{CoCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Co(OH)}_2 + 2\text{NaCl}$ $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	0,5 моль NaOH
4.	$\text{Al(OH)}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al(HSO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$	4 моль H_2SO_4
5.	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe(OH)}_3 + 3\text{NaCl}$ $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2 = \text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,6 моль SO_2
6.	$\text{MnSO}_4 + 2\text{KOH} = \text{Mn(OH)}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$ $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$	3 моль Cl_2
7.	$\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HJ} = \text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{KJ}$ $\text{Zn} + 2\text{HJ} = \text{ZnJ}_2 + \text{H}_2$	1,5 моль Zn
8.	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Al} + 6\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}_3[\text{Al(OH)}_6] + 3\text{H}_2$	0,2 моль Al
9.	$\text{Cu(OH)}_2 + \text{HCl} = \text{CuOHCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$	5 моль N_2
10.	$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ $\text{Bi(OH)}_3 + 3\text{HCl} = \text{BiCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	2 моль O_2
11.	$3\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 = 2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{CO}_2$ $2\text{Mn} + \text{O}_2 = 2\text{MnO}$	0,4 моль K_2CO_3
12.	$2\text{PbS} + 3\text{O}_2 = 2\text{PbO} + 2\text{SO}_2$ $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{BaCO}_3 + 2\text{NaCl}$	0.1 моль O_2
13.	$\text{Cu(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO}$	0,5 моль HCl
14.	$\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$	3 моль CuO
15.	$2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$ $\text{Na}_2\text{O} + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3$	0,75 моль O_2

5. Определите молярную массу эквивалента металла, если:

1. 0,162 г металла образуют 0,174 г его оксида;
2. при сгорании 1,5 г металла получилось 2,1 г оксида металла;
3. 1,4 г железа вытесняет из кислоты 0,05 г водорода;
4. 1,63 г цинка вытесняет из кислоты 0,05 г водорода;
5. 1,2 г магния вытесняет из кислоты 0,1 г водорода;
6. 0,9 г металла вытесняет из кислоты 0,1 г водорода;
7. 1,12 г кадмия вытеснили из кислоты 0,02 г водорода;
8. 1,2 г титана вытеснили из кислоты 0,075 г водорода;
9. 0,0873 г металла вытеснили из кислоты 35 мл водорода (н.у.);
10. 1 г металла вытесняет из кислоты 0,921 л водорода (н.у.);
11. 2 г металла соединяются с 1,39 г серы, $M(\frac{1}{z}S) = 16$ г/моль;
12. в оксиде свинца содержится 7,17 % кислорода по массе;
13. хлорид цинка содержит 47,9 % цинка по массе, $M(\frac{1}{z}Cl) = 35,5$ г/моль;
14. его соединение с йодом содержит 94,8 % йода по массе,
 $M(\frac{1}{z}J) = 126,9$ г/моль;
15. его сульфид содержит 77,85 % металла по массе, $M(\frac{1}{z}S) = 16$ г/моль.

6. Определить металл и его молярную массу эквивалента, если:

1. 1,37 г двухвалентного металла вытесняют из кислоты 0,5 л водорода при 18⁰С и 101325 Па;
2. 0,00336 кг трехвалентного металла вытесняют из раствора щелочи 4,244 л водорода при 0⁰С и 99,8 кПа;
3. 2,2 г двухвалентного металла вытесняют из кислоты 0,81 л водорода 22⁰С и 101,9 кПа;
4. 1,2 г металла вытесняют из раствора кислоты при 20⁰С и 101100 Па 442 мл водорода;

5. 0,527 г металла вытесняют из кислоты 0,2 дм³ водорода, измеренного при 18⁰С и 98 658,5 Па;
6. при нагревании 4,3 г оксида металла было получено 0,58 дм³ кислорода (при 17⁰С и 113,324 кПа);
7. 0,5 г металла вытесняют из раствора кислоты 198 мл водорода, собранного и измеренного над водой при 298 К и 99,3 кПа. Давление насыщенного пара воды при данной температуре составляет 23,5 кПа;
8. 13,43 г двухвалентного металла вытесняют из раствора кислоты 5 л водорода, собранного и измеренного при температуре 291 К и 101,3 кПа. Давление насыщенного пара воды при данной температуре составляет 2,07 кПа;
9. при электролизе расплава хлорида металла (ток силой 5А, время процесса 10 мин) было выделено 0,378 г металла;
10. для выделения 1,97 г которого из раствора его соли потребовалось пропускать в течение 36 мин ток силой 3А. Валентность металла равна двум;
11. выделение 0,16 г металла при электролизе раствора его соли потребовало пропускания тока силой 1,8 А в течение 11,8 мин;
12. при пропускании через раствор его соли тока силой 2 А в течение 3 ч выделилось 12,56 г металла;
13. для выделения 2,57 г металла через раствор его соли был пропущен ток силой 3,6 А в течение 30 мин. Валентность металла равна трем;
14. ток силой 2,5 А в течение 15 мин выделяет из раствора соли 0,46 г металла;
15. ток силой 5 А в течение 20 мин выделяет из раствора соли 6,441 г металла.

ЭЛЕМЕНТЫ ХИМИЧЕСКОЙ ТЕРМОДИНАМИКИ

Знать: - основные термодинамические функции: теплоту, работу, внутреннюю энергию, энтальпию, энтропию, изобарно-изотермический и изохорно-изотермический потенциалы;

- виды термодинамических процессов;

- сущность первого закона термодинамики, его математическое выражение и применение к различным процессам;

- причины возникновения тепловых эффектов, сущность закона Гесса и следствий из него, тепловые эффекты различных процессов;

- сущность и математические выражения второго закона термодинамики;

- сущность энтропии и ее статистическую природу;

- критерии самопроизвольного протекания процессов в различных системах;

- уравнение изотермы химической реакции и возможность его использования;

- уравнение изобары химической реакции и его применение.

Уметь рассчитывать: - тепловые эффекты реакций при стандартных условиях;

- изменение энтропии в результате химической реакции;

- изменение свободной энергии Гиббса при заданной температуре;

- константу химического равновесия при заданной температуре.

Состояние системы характеризуется ее физическими и химическими свойствами (объем, давление, температура, химический состав и т.д.).

Свойства, выбранные в качестве независимых переменных, называются параметрами состояния. Величина, определяемая этими параметрами, однозначно характеризующая систему и независимая от пути ее перехода из одного состояния в другое, называется функцией состояния.

Термодинамическими функциями состояния являются:

- **внутренняя энергия U** характеризует общий запас энергии в системе, исключая кинетическую энергию системы как целого и ее потенциальную энергию в поле внешних сил

$\Delta U = U_{\text{кон}} - U_{\text{исх}} > 0$ внутренняя энергия системы возрастает;

- **энтальпия H** характеризует общее теплосодержание системы или тепловой эффект химической реакции при постоянном давлении

$\Delta H > 0$ тепло поглощается, эндотермическая реакция;

$\Delta H < 0$ тепло выделяется, экзотермическая реакция;

- **энтропия S** характеризует степень беспорядочности частиц в системе

$\Delta S > 0$ степень беспорядка возрастает;

$\Delta S < 0$ степень беспорядка уменьшается;

- **свободная энергия Гиббса G** или изобарно-изотермический потенциал характеризует часть энергии, идущую на совершение полезной работы при постоянных давлении и температуре

$\Delta G > 0$ энергия поглощается, эндоэргоническая реакция;

$\Delta G < 0$ энергия выделяется, экзоэргоническая реакция;

- **свободная энергия Гельмгольца F** или изохорно-изотермический потенциал характеризует часть энергии, идущую на совершение полезной работы при постоянных объеме и температуре.

$\Delta F > 0$ энергия поглощается, $\Delta F < 0$ энергия выделяется.

В соответствии с законом Гесса:

$$\Delta G_{\text{реакции}} = \sum n_i \Delta G_{\text{обр}}^0 \text{ продуктов} - \sum n_i \Delta G_{\text{обр}}^0 \text{ исходных веществ}$$

$$\Delta H_{\text{реакции}} = \sum n_i \Delta H_{\text{обр}}^0 \text{ продуктов} - \sum n_i \Delta H_{\text{обр}}^0 \text{ исходных веществ}$$

$$\Delta S_{\text{реакции}} = \sum n_i S^0 \text{ продуктов} - \sum n_i S^0 \text{ исходных веществ.}$$

Объединенный термодинамический закон $\Delta G_{\text{реакции}} = \Delta H_{\text{реакции}} - T \Delta S_{\text{реакции}}$.

Если пренебречь зависимостями ΔH^0 и ΔS^0 от температуры, то для термодинамических расчетов применяют уравнение $\Delta G_T^0 = \Delta H_{298}^0 - T \Delta S_{298}^0$.

Если $\Delta G < 0$, то такой процесс термодинамически возможен. Чем более отрицательно ΔG , тем в большей степени реакция протекает в направлении образования продуктов реакции.

Если $\Delta G > 0$, то процесс приводит к увеличению энергии Гиббса и такая реакция термодинамически невозможна.

Если $\Delta G = 0$, то начальные условия в системе соответствуют равновесию.

Критериями самопроизвольного протекания процессов являются

- в изолированной системе $\Delta S > 0$;
- в закрытой и открытой системах $\Delta G < 0$ (для изобарно-изотермических процессов);
- в закрытой и открытой системах $\Delta F < 0$ (для изохорно-изотермических процессов).

Пример 1. Сколько теплоты выделится при сжигании 920 г этанола? Запишите термохимическое уравнение данной реакции.

Решение: Процесс горения этанола можно представить следующим уравнением $C_2H_5OH_{(ж)} + 3O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + 3H_2O_{(г)}$. По первому следствию из закона Гесса $\Delta H_{298}^0 \text{ реакции} = 2\Delta H_{обр}^0 CO_2 + 3\Delta H_{обр}^0 H_2O - \Delta H_{обр}^0 C_2H_5OH - 3\Delta H_{обр}^0 O_2$.

Используя справочные данные, находим тепловой эффект горения 1 моль этанола C_2H_5OH .

$$\Delta H_{298}^0 \text{ реакции} = 2(-393,5) + 3(-285,8) - (-277,6) - 0 = -1366,8 \text{ кДж}$$

Находим количество вещества C_2H_5OH в 920 г:

$$n(C_2H_5OH) = \frac{m(C_2H_5OH)}{M(C_2H_5OH)} = \frac{920g}{46g/моль} = 20 \text{ моль.}$$

Следовательно, количество теплоты, выделяющееся при сжигании 20 моль этанола, будет равно $Q_p = -\Delta H_{298}^0 \text{ реакции} \cdot n(C_2H_5OH) = 1366,8 \cdot 20 = 27336 \text{ кДж} = 27,34 \text{ МДж}$. Термохимическое уравнение можно записать следующим образом $C_2H_5OH_{(ж)} + 3O_{2(г)} = 2CO_{2(г)} + 3H_2O_{(г)}$, $\Delta H_{298}^0 \text{ реакции} = -1366,8 \text{ кДж}$.

Ответ: выделится 27,34 МДж тепла.

Пример 2. С помощью термодинамических расчетов на примере реакций $SnO_{2(к)} + Sn_{(к)} = 2SnO_{(к)}$ и $PbO_{2(к)} + Pb_{(к)} = 2PbO_{(к)}$ ответьте на вопрос об устойчивых степенях окисления олова и свинца в закрытой системе при температуре 300 К.

Решение: Рассчитаем ΔG_{300}^0 первой и второй реакции по уравнению $\Delta G_T^0 = \Delta H_{298}^0 - T\Delta S_{298}^0$.

Для первой реакции ΔH_{298}^0 реакции $= 2\Delta H_{обр SnO}^0 - \Delta H_{обр SnO_2}^0 - \Delta H_{обр Sn}^0 = 2(-286) - (-581) - 0 = 9 \text{ кДж} > 0$ – тепло поглощается, эндотермическая реакция;

$$\Delta S_{298}^0 \text{ реакции} = 2S_{SnO}^0 - S_{SnO_2}^0 - S_{Sn}^0 = 2 \cdot 56,5 - 52,3 - 51,6 = 9,1 \text{ Дж/К} = 0,0091 \text{ кДж/К}$$

Степень беспорядка в системе возрастает, данная реакция будет протекать самопроизвольно в изолированной системе при стандартных условиях.

$\Delta G_{300}^0 = 9 \text{ кДж} - 300 \text{ К} \cdot 0,0091 \text{ кДж/К} = 6,27 \text{ кДж} > 0$ – энергия поглощается в ходе реакции; в закрытых и открытых системах термодинамически возможна обратная реакция, т.е. в указанных условиях более устойчив оксид олова (IV) SnO_2 .

Для второй реакции расчеты проводятся по такой же схеме:

ΔH_{298}^0 реакции $= 2\Delta H_{обр PbO}^0 - \Delta H_{обр PbO_2}^0 - \Delta H_{обр Pb}^0 = 2(-219) - (-277) - 0 = -161 \text{ кДж} < 0$ – тепло выделяется, экзотермическая реакция;

$$\Delta S_{298}^0 \text{ реакции} = 2S_{PbO}^0 - S_{PbO_2}^0 - S_{Pb}^0 = 2 \cdot 66 - 72 - 65 = -5 \text{ Дж/К} = -0,005 \text{ кДж/К}$$

степень беспорядка в системе уменьшается, в изолированной системе данная реакция самопроизвольно протекать не будет;

$\Delta G_{300}^0 = -161 \text{ кДж} - 300 \text{ К}(-0,005 \text{ кДж/К}) = -159,5 \text{ кДж} < 0$ – энергия выделяется, в закрытых и открытых системах термодинамически возможен прямой процесс, т.е. в указанных условиях более устойчив оксид свинца (II) PbO .

Ответ: в указанных условиях устойчивой степенью окисления для олова является степень окисления +4, для свинца – +2.

Пример 3. Константы равновесия K_p^0 реакции $2SO_{2(g)} + O_{2(g)} = 2SO_{3(g)}$ при 727 и 927⁰C равны соответственно 3,34 и 0,079. Рассчитайте стандартную энергию Гиббса ΔG_T^0 и определите направление самопроизвольного протекания реакции при указанных температурах, а также средний тепловой

эффект (стандартную энтальпию) процесса в приведенном температурном интервале.

Решение: В абсолютной шкале температуры 727 и 927⁰С соответственно равны 1000 и 1200 К. Величину ΔG_T^0 рассчитаем по стандартному уравнению "изотермы" химической реакции $\Delta G_T^0 = -RT \ln K_p^0$;

$$\Delta G_{1000}^0 = -8,314 \text{ Дж/мольК} \cdot 1000 \text{ К} \ln 3,34 = -10026 \text{ Дж/моль} = -10 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{1200}^0 = -8,314 \text{ Дж/мольК} \cdot 1200 \text{ К} \ln 0,079 = 25324 \text{ Дж/моль} = 25,3 \text{ кДж/моль}.$$

Таким образом, при 1000 К реакция протекает в прямом направлении ($\Delta G_{1000}^0 < 0$), при 1200 К – в обратном направлении ($\Delta G_{1200}^0 > 0$).

Величину ΔH_{cp}^0 определим по уравнению "изобары" в интегральном виде

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right). \text{ Выражаем из уравнения } \Delta H_{cp}^0 = \frac{RT_1 T_2 \ln \frac{K_2}{K_1}}{T_2 - T_1} =$$

$$\frac{8,314 \text{ Дж/мольК} \cdot 1000 \text{ К} \cdot 1200 \text{ К} \ln \frac{0,079}{3,34}}{1200 \text{ К} - 1000 \text{ К}} = -186779,6 \text{ Дж/моль} = -186,8 \text{ кДж/моль}.$$

Для удобства расчетов обычно принимают $T_2 > T_1$.

Ответ: $\Delta G_{1000}^0 = -10 \text{ кДж/моль}$ – в прямом направлении протекает реакция,

$\Delta G_{1200}^0 = 25,3 \text{ кДж/моль}$ – в обратном направлении протекает реакция, реакция

экзотермическая $\Delta H_{cp}^0 = -186,8 \text{ кДж/моль}$.

Пример 4. Рассчитать энергию Гиббса химической реакции синтеза аммиака

$\frac{1}{2} \text{N}_2 (\text{г}) + \frac{3}{2} \text{H}_2 (\text{г}) = \text{NH}_3 (\text{г})$ при 298К и относительных парциальных давлениях

$P_{\text{H}_2} = 100$, $P_{\text{N}_2} = 100$ и $P_{\text{NH}_3} = 1$. $\Delta G_{298}^0 \text{ NH}_3 = -16,66 \text{ кДж/моль}$.

Решение: Используем уравнение "изотермы" химической реакции в

нестандартных условиях $\Delta G_{298} = \Delta G_{298}^0 + RT \ln \frac{P_{\text{NH}_3}}{P_{\text{N}_2}^{\frac{1}{2}} P_{\text{H}_2}^{\frac{3}{2}}} = -16,66 \text{ кДж/моль} +$

$$8,314 \cdot 10^{-3} \text{ кДж/мольК} \cdot 298\text{К} \cdot 2,3 \cdot \lg \frac{1}{100^2 100^2} = -16,66 + 5,698 \cdot \lg \frac{1}{10^4} = -16,66 +$$

$$5,698 \cdot \lg 10^{-4} = -16,66 + 5,698 \cdot (-4) = -16,66 - 22,792 = -39,452 \text{ кДж/моль.}$$

$\Delta G_{298} < 0$, реакция идет самопроизвольно в прямом направлении в указанных условиях.

Ответ: $\Delta G_{298} = -39,452 \text{ кДж/моль}$

Контрольные вопросы

1. Какие из следующих термодинамических функций относятся к функциям состояния: теплота, энтропия, свободная энергия Гиббса, работа расширения газа, энтальпия, изохорно-изотермический потенциал?
2. Какой смысл имеют знаки "плюс" или "минус" перед термодинамическими функциями: теплотой, энтальпией, свободной энергией Гиббса?
3. Какие выводы можно сделать о конкретной химической реакции, если изменение следующих термодинамических функций отрицательно: а) энтальпии; б) энтропии; в) свободной энергии Гиббса?
4. В каком случае для оценки теплового эффекта реакции используется: а) первое следствие закона Гесса; б) второе следствие закона Гесса?
5. Как связаны между собой тепловой эффект и изменение энтальпии процесса? Укажите знак ΔH для экзо- и эндотермической реакции.
6. Подтвердите физический смысл энтропии математическими формулами и примерами.
7. Каким образом производят расчет свободной энергии Гиббса: а) по величинам свободных энергий образования веществ; б) по энтальпийному и энтропийному факторам; в) по величине электродвижущей силы процесса; г) по константе химического равновесия при заданной температуре?

8. Почему введены три критерия направления самопроизвольных процессов ΔS , ΔG , ΔF ?

Задания для самостоятельного решения

Для предложенной реакции ответьте на следующие вопросы:

- экзо- или эндотермической является данная реакция; определите тепловой эффект образования 1 кг любого из продуктов реакции;
- как меняется степень беспорядка в ходе реакции;
- возможна ли данная реакция в изолированной системе при стандартных условиях;
- возможна ли данная реакция в открытой системе при 25⁰С и 1000 К. При какой температуре выделяется больше энергии;
- какой фактор (энтропийный или энтальпийный) способствует протеканию процесса;
- запишите выражения кинетической и термодинамической $K_{\text{равновесия}}$, покажите взаимосвязь между ними;
- рассчитайте числовое значение $K_{\text{равновесия}}$ при температуре 25⁰С и 1000 К. При какой температуре полнота протекания реакции выше;
- укажите оптимальные условия протекания реакции, используя принцип Ле Шателье (условия, при которых равновесие смещается в прямом направлении).

Не забудьте уравнивать предложенную реакцию.

1		Fe_2O_3 (т)	+	H_2 (г)	=	FeO (т)	+	H_2O (г)
	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-822,2		0		-264,9		-241,8
	S^0 , Дж/моль·К	87		131		61		189

2	$\text{CaC}_2_{(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)} = \text{Ca(OH)}_2_{(т)} + \text{C}_2\text{H}_2_{(г)}$				
	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-59,83	-285,8	-985,1	226,75
	S^0 , Дж/моль·К	69,96	69,95	83,39	200,82
3	$\text{NH}_3_{(г)} + \text{Cl}_2_{(г)} = \text{N}_2_{(г)} + \text{HCl}_{(г)}$				
	$\Delta G^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-16,48	0	0	-95,3
	S^0 , Дж/моль·К	192,66	222,98	191,5	186,79
4	$\text{CH}_4_{(г)} + \text{O}_2_{(г)} = \text{CO}_2_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$				
	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-74,85	0	-393,5	-241,8
	S^0 , Дж/моль·К	186,24	205	213,66	188,72
5	$\text{SO}_2_{(г)} + \text{H}_2\text{S}_{(г)} = \text{S}_{(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)}$				
	$\Delta G^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-300,2	-33,5	0	-237,2
	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-296,9	-20,6	0	-285,8
6	$\text{C}_2\text{H}_2_{(г)} + \text{O}_2_{(г)} = \text{CO}_2_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$				
	$\Delta G^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	209,2	0	-394,4	-228,6
	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	226,75	0	-393,5	-241,8
7	$\text{NO}_2_{(г)} = \text{NO}_{(г)} + \text{O}_2_{(г)}$				
	$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	34,19	91,26	0	
	S^0 , Дж/моль·К	240,06	210,64	205	

8	$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{r}) + \text{CO}(\text{r}) = \text{Fe}(\text{r}) + \text{CO}_2(\text{r})$
	$\Delta H^0_{\text{обр}}, \text{кДж/моль}$ -822,1 -110,5 0 -393,5
	$S^0, \text{Дж/моль}\cdot\text{К}$ 87,45 197,55 27,15 213,66
9	$\text{PbS}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) = \text{PbO}(\text{r}) + \text{SO}_2(\text{r})$
	$\Delta H^0_{\text{обр}}, \text{кДж/моль}$ -100,4 0 -219,3 -296,9
	$\Delta G^0_{\text{обр}}, \text{кДж/моль}$ -98,77 0 -189,1 -300,2
10	$\text{KClO}_3(\text{r}) = \text{KCl}(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r})$
	$\Delta H^0_{\text{обр}}, \text{кДж/моль}$ -391,2 -436,7 0
	$S^0, \text{Дж/моль}\cdot\text{К}$ 142,97 82,55 205
11	$\text{FeS}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) = \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{r}) + \text{SO}_2(\text{r})$
	$\Delta G^0_{\text{обр}}, \text{кДж/моль}$ -166,1 0 -740,3 -300,2
	$S^0, \text{Дж/моль}\cdot\text{К}$ 52,93 205 87,45 248,07
12	$\text{C}_2\text{H}_2(\text{r}) + \text{H}_2(\text{r}) = \text{C}_2\text{H}_6(\text{r})$
	$\Delta H^0_{\text{обр}}, \text{кДж/моль}$ 226,75 0 -84,67
	$S^0, \text{Дж/моль}\cdot\text{К}$ 200,8 130,5 229,5
13	$\text{CO}_2(\text{r}) + \text{NH}_3(\text{r}) = \text{CO}(\text{NH}_2)_2(\text{r}) + \text{H}_2\text{O}(\text{r})$
	$\Delta H^0_{\text{обр}}, \text{кДж/моль}$ -393,5 -45,94 -333,7 -241,8
	$S^0, \text{Дж/моль}\cdot\text{К}$ 213,66 192,66 104,6 188,72

14	$\text{SiO}_2 (\text{г}) + \text{NaOH} (\text{ж}) = \text{Na}_2\text{SiO}_3 (\text{т}) + \text{H}_2\text{O} (\text{ж})$
$\Delta G^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-850,7 -419,5 -1468 -237,2
S^0 , Дж/моль·К	46,86 64,43 113,76 69,95

15	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{ж}) + \text{O}_2 (\text{г}) = \text{CO}_2 (\text{г}) + \text{H}_2\text{O} (\text{г})$
$\Delta H^0_{\text{обр}}$, кДж/моль	-276,98 0 -393,5 -241,8
S^0 , Дж/моль·К	160,7 205 213,7 188,7

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

Выучить следующие основные понятия:

1. скорость химической реакции: истинная и средняя
2. константа скорости химической реакции
3. порядок и молекулярность реакции
4. температурный коэффициент скорости реакции
5. энергия активации

Необходимо знать:

1. кинетические уравнения химических реакций разного порядка
2. зависимость константы скорости химической реакции от различных факторов
3. правило Вант-Гоффа
4. уравнение Аррениуса
5. связь между энтальпией реакции и энергией активации прямой и обратной реакций.

Скорость химической реакции определяется изменением концентрации реагирующих веществ в единицу времени.

Для гомогенной реакции $v = \pm \frac{\Delta n(x)}{\Delta V \Delta t}$ $\left[\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}} \right]$

Для гетерогенной реакции $v = \pm \frac{\Delta n(x)}{\Delta S \Delta t}$ $\left[\frac{\text{моль}}{\text{м}^2 \cdot \text{с}} \right]$

Важнейшие факторы, влияющие на скорость химических реакций: природа и концентрация реагирующих веществ, температура процесса, наличие катализатора.

Зависимость скорости химической реакции от концентрации выражается **законом действия масс:** при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна действующим массам – молярным концентрациям реагирующих веществ, взятым в степени соответствующих стехиометрических коэффициентов (для простых реакций) или в степени определяемой опытным путем (для сложных реакций).

Например, для простой реакции $aA + bB = cC + dD$

$$v = k C_A^a C_B^b, n_{\text{общ}} = a + b$$

для сложной реакции $aA + bB = cC + dD$

$$v = k C^{\alpha} C^{\beta}, n_{\text{общ}} = \alpha + \beta$$

Сумма показателей степеней в кинетическом уравнении называется **общим порядком реакции.**

Частный порядок или **порядок по данному веществу** определяется как показатель степени концентрации этого вещества:

для простой реакции $n_A = a, n_B = b$

для сложной реакции $n_A = \alpha, n_B = \beta$

Порядок – эмпирический параметр, показывающий зависимость скорости реакции от концентрации реагентов. Он может принимать любые значения (целые, дробные, ноль, положительные, отрицательные).

Молекулярность реакции – число молекул одновременно участвующих в элементарном акте реакции. Принимает значения 1, 2, 3. Определяется по самой медленной стадии процесса, без знания механизма реакции молекулярность определить невозможно.

В случае гетерогенных процессов в выражение закона действия масс не входит концентрация веществ, находящихся в конденсированной фазе, поскольку реакция протекает лишь на их поверхности.

Константа скорости реакции k – фундаментальный кинетический параметр, не зависящий от концентраций реагентов, а потому остающийся неизменным в течение реакции.

Константа скорости численно равна скорости химической реакции при концентрациях всех реагирующих веществ равных 1 моль/л.

Константа скорости зависит от природы реагирующих веществ, температуры, наличия в реакционной среде катализатора.

Зависимость скорости химической реакции от температуры выражается

уравнением Вант-Гоффа: $v_2 = v_1 \cdot Y^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$,

где v_2 - скорость реакции при температуре T_2 ;

v_1 - скорость реакции при температуре T_1 ;

Y - температурный коэффициент скорости реакции, равный для большинства гомогенных процессов $2 \sim 4$.

Уравнение Вант-Гоффа показывает, что при повышении температуры на каждые 10°C скорость химической реакции возрастает в $2 \sim 4$ раза.

Более точную зависимость скорости химической реакции от температуры

устанавливает **уравнение Аррениуса:** $k = k_0 e^{-\frac{E_a}{RT}}$,

где k – константа скорости реакции при температуре T ;

k_0 - предэкспоненциальный множитель, пропорциональный числу столкновений реагирующих частиц;

E_a - энергия активации реакции; то избыточное количество энергии которым должна обладать молекула в момент столкновения, чтобы быть способной к химическому взаимодействию, кДж/моль;

R – универсальная газовая постоянная, $8,314 \cdot 10^{-3}$ кДж/моль.

Уравнение Аррениуса для двух температур имеет следующий вид:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad \text{или} \quad \lg \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{2,3R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right),$$

где k_1 - константа скорости реакции при температуре T_1 ;

k_2 - константа скорости реакции при температуре T_2 .

На скорость химических реакций существенное влияние оказывают **катализаторы** – вещества, ускоряющие данную реакцию за счет образования промежуточных соединений с реагентами и выходящие из химического процесса без изменения.

$$\frac{k_{кат}}{k} = \frac{k_0 e^{-\frac{E_a - E_{кат}}{RT}}}{k_0 e^{-\frac{E_a}{RT}}} = e^{\frac{E_a - E_{кат}}{RT}},$$

где $k_{кат}$ - константа скорости каталитической реакции с энергией активации $E_{кат}$

k – константа скорости некаталитической реакции с энергией активации E_a .

Пример 1. Определить порядок и молекулярность реакции

$S_2O_8^{2-} + 3I^- = 2SO_4^{2-} + I_3^-$, если её скорость описывается уравнением $v = k \cdot C_{S_2O_8^{2-}} \cdot C_{I^-}$.

Решение: Зная, что порядок по веществу – это степень в которой находится концентрация данного вещества в выражении закона действия масс, находим порядок по каждому из участвующих в реакции веществ: $n_{S_2O_8^{2-}} = 1$, $n_{I^-} = 1$.

Общий порядок реакции $n_{общ} = n_{S_2O_8^{2-}} + n_{I^-} = 1 + 1 = 2$.

Молекулярность реакции определить невозможно, т.к. неизвестен механизм реакции.

Ответ: $n_{общ} = 2$, молекулярность определить невозможно по данным задачи.

Пример 2. Реакция взаимодействия оксида азота (II) с кислородом имеет второй порядок по оксиду азота (II) и первый по кислороду. Указать общий

порядок реакции и определить значение и размерность константы скорости, если при $C_{NO} = 0,3$ моль/л и $C_{O_2} = 0,15$ моль/л скорость реакции составляет $1,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л·с.

Решение: Используя условие, записываем выражение закона действия масс $v = k \cdot C_{NO}^2 \cdot C_{O_2}$. Общий порядок реакции равен 3 ($n_{общ} = n_{NO} + n_{O_2} = 2 + 1 = 3$).

Константу скорости реакции рассчитываем по уравнению

$$k = \frac{v}{C_{NO}^2 C_{O_2}} = \frac{1,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л} \cdot \text{с}}{(0,3 \text{ моль/л})^2 \cdot 0,15 \text{ моль/л}} = 8,89 \cdot 10^{-2} \frac{\text{л}^2}{\text{моль}^2 \text{с}}$$

$$\text{Ответ: } n_{общ} = 3, \quad k = 8,89 \cdot 10^{-2} \frac{\text{л}^2}{\text{моль}^2 \text{с}}$$

Пример 3. При 150^0 С некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Через какое время закончится эта реакция при 80^0 С? Как изменится скорость реакции?

Решение: Воспользуемся уравнением Вант-Гоффа

$$\frac{v_2}{v_1} = Y_{10}^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 2,5^{\frac{80 - 150}{10}} = 2,5^{-7} = \frac{1}{2,5^7} = \frac{1}{610,35}$$

Скорость реакции, при понижении температуры со 150^0 С до 80^0 С, уменьшится в 610,35 раз. Зная, что скорость реакции и время её протекания обратно пропорциональны, заменяем соотношение скоростей соотношением

$$\text{времен } \frac{v_2}{v_1} = \frac{t_1}{t_2}. \text{ Отсюда, } \frac{t_1}{t_2} = \frac{1}{610,35}. \quad t_2 = 610,35 \cdot t_1 = 610,35 \cdot 16 \text{ мин} = 9765,6 \text{ мин} = 162,76 \text{ ч} = 6,78 \text{ сут.}$$

Ответ: при 80^0 С реакция закончится через 6,78 суток; скорость реакции уменьшится в 610,35 раз.

Пример 4. Определить, как изменится скорость прямой реакции

$2CO_{(г)} + O_{2(г)} = 2CO_{2(г)}$, если общее давление в системе увеличить в 4 раза.

Решение: Увеличение давления в системе в 4 раза вызовет уменьшение объема системы в 4 раза, а концентрации реагирующих веществ возрастут в 4 раза. Согласно закону действия масс для гомогенных реакций начальная скорость реакции равна $v_1 = k \cdot C_{CO}^2 \cdot C_{O_2}$. После увеличения давления

$$v_2 = k \cdot (4C_{CO})^2 \cdot 4C_{O_2} = k \cdot 4^3 \cdot C_{CO}^2 \cdot C_{O_2} = 64 k \cdot C_{CO}^2 \cdot C_{O_2}.$$

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{64kC_{CO}^2C_{O_2}}{kC_{CO}^2C_{O_2}} = 64.$$

Ответ: после увеличения давления в 4 раза скорость реакции возросла в 64 раза.

Контрольные вопросы

1. Что называют скоростью химической реакции? В чем отличие понятий средней и истинной скоростей реакции? Какова размерность скорости химической реакции?
2. Какова формулировка основного закона химической кинетики – закона действия масс?
3. Какие факторы влияют на скорость химической реакции? В чем заключается различие кинетики гомогенных и гетерогенных химических реакций?
4. Что такое константа скорости химической реакции, от каких факторов она зависит?
5. Что такое порядок и молекулярность химической реакции? Как на основе этих понятий классифицируются химические реакции? Что называется общим и частным порядком реакции?
6. Что отражает кинетическое уравнение реакции? Написать уравнения реакции I, II, III порядков.
7. Какова зависимость скорости реакции от температуры? Что такое температурный коэффициент скорости реакции, в каких пределах он изменяется?

8. Что такое энергия активации реакции? Написать выражение зависимости скорости реакции от температуры и энергии активации (уравнение Аррениуса).
9. Что такое катализ? Каковы представления о механизме катализа? Влияет ли на энергию активации процесса введение катализатора?

Задания для самостоятельного решения

Записать выражение закона действия масс для данной реакции, указать общий порядок реакции и порядок по каждому, из участвующих в реакции, веществ. Как изменится скорость реакции при условии а и б.

№	уравнение реакции	а	б
1	$2\text{NO}_{(г)} + \text{Cl}_{2(г)} = 2\text{NOCl}_{(г)}$	повысить Р в 4 раза	понизить C_{NO} в 50 раз
2	$2\text{CO}_{(г)} = \text{CO}_{2(г)} + \text{C}_{(к)}$	понизить Р в 5 раз	повысить С в 4 раза
3	$\text{N}_2\text{O}_{4(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$	повысить Р в 8 раз	понизить С в 7 раз
4	$\text{NO}_{2(г)} + \text{CO}_{(г)} = \text{NO}_{(г)} + \text{CO}_{2(г)}$	понизить Р в 4 раза	повысить С в 80 раз
5	$\text{H}_{2(г)} + \text{Cl}_{(г)} = \text{HCl}_{(г)} + \text{H}_{(г)}$	повысить Р в 2 раза	понизить С в 20 раз
6	$\text{Cl}_{2(г)} + \text{H}_{(г)} = \text{HCl}_{(г)} + \text{Cl}_{(г)}$	понизить Р в 7 раз	повысить С в 55 раз
7	$2\text{NO}_{2(г)} = \text{N}_2\text{O}_{4(г)}$	повысить Р в 10 раз	понизить С в 99 раз
8	$\text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)} = \text{CaCO}_{3(к)}$	понизить Р в 6 раз	повысить С в 4 раза
9	$\text{HCl}_{(г)} = \text{H}_{(г)} + \text{Cl}_{(г)}$	повысить	понизить С

		Р в 8 раз	в 12 раз
10	$\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{(г)} = \text{NO}_{2(г)}$	понизить Р в 9 раз	повысить С в 56 раз
11	$(\text{CH}_3)_2\text{CO}_{(г)} = \text{C}_2\text{H}_{6(г)} + \text{CO}_{(г)}$	повысить Р в 2 раза	понизить С в 98 раз
12	$2\text{H}_2\text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + \text{O}_{2(г)}$	понизить Р в 5 раз	повысить С в 65 раз
13	$2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$	повысить Р в 3 раза	понизить С в 2 раза
14	$\text{C}_{(\text{графит})} + \text{O}_{2(г)} = \text{CO}_{2(г)}$	понизить Р в 9 раз	повысить С в 9 раз
15	$\text{N}_2\text{O}_{5(г)} = 2\text{NO}_{2(г)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(г)}$	повысить Р в 2 раза	понизить С в 5 раз

1. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3,2. Как изменится скорость реакции, если повысить температуру на 40°?
2. Как следует изменить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 8 раз ($\gamma=2$)?
3. За какое время пройдет реакция при 60° С, если при 20° С она заканчивается за 40 с, а температурный коэффициент равен 2,3?
4. Вычислить температурный коэффициент скорости реакции, если понижение температуры на 40 К вызывает уменьшение скорости реакции в 140 раз.
5. При 140° С реакция заканчивается за 30 с. Сколько времени потребуется для данной реакции при 20° С, если $\gamma=2$?
6. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. Как изменится скорость реакции при уменьшении температуры с 125° до 55° С?
7. При повышении температуры на 20° С скорость реакции возросла в 9 раз. Чему равен температурный коэффициент этой реакции и во

- сколько раз увеличится ее скорость при повышении температуры с 20° до 100° С?
8. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5. Как изменится ее скорость: а) при охлаждении реакционной смеси от 50° до 30° С; б) при повышении температуры на 60° С?
 9. При повышении температуры от 20° до 40° С скорость реакции увеличилась в 6 раз. Вычислить температурный коэффициент и энергию активации реакции.
 10. Вычислить температурный коэффициент скорости реакции гидролиза сахарозы в кислом водном растворе (10° - 50° С), $E_a = 107$ кДж/моль.
 11. Как изменится скорость реакции при повышении температуры с 600 до 650 К, если энергия активации равна 26,6 кДж/моль?
 12. Как изменится скорость реакции при повышении температуры с 307 до 377 К, если энергия активации равна 186,8 кДж/моль?
 13. Введением катализатора энергия активации реакции при 40° С снижена на 50 кДж/моль. Как изменится скорость реакции?
 14. При 45° С реакция завершается за 150 с, а при 55° С – за 75 с. Вычислить энергию активации реакции.
 15. С выводом катализатора из системы, энергия активации реакции увеличилась на 30 кДж/моль при температуре 20° С. Как изменится скорость химической реакции?
 16. При 37° С реакция заканчивается за 150 с. Сколько потребуется времени для проведения этой реакции при 47° С, если энергия активации равна 57,2 кДж/моль?
 17. В присутствии катализатора энергия активации некоторой реакции снижается с 80 до 55 кДж/моль при температуре 20° С. Как изменится скорость реакции в этом случае?

18. Как изменится скорость реакции при понижении температуры с 50°C до 20°C , если энергия активации равна $28,8$ кДж/моль?
19. Энергия активации разложения пероксида водорода составляет 75 кДж/моль. В присутствии коллоидной платины она уменьшается до 49 кДж/моль, а в присутствии каталазы до 23 кДж/моль. Во сколько раз изменяют скорость реакции обычный катализатор и фермент при 300K ?
20. Как изменится скорость реакции при повышении температуры до 50°C , если энергия активации равна $125,5$ кДж/моль?
21. После удаления катализатора из системы, энергия активации реакции возросла на 40 кДж/моль при температуре 37°C . Как изменилась скорость реакции?
22. Реакция при 20°C завершается за 60 с. Сколько для этого потребуется времени при 40°C , если энергия активации равна $33,4$ кДж/моль?
23. Введением катализатора, энергия активации реакции при 29°C снижена на 30 кДж/моль. Как изменилась скорость реакции?
24. При повышении температуры с 20° до 50°C скорость реакции возросла в 3 раза. Чему равна энергия активации реакции?
25. Энергия активации реакции разложения некоторого вещества равна 75 кДж/моль, а обратной реакции – 265 кДж/моль. Рассчитайте температурный коэффициент скорости прямой реакции в интервале $60^{\circ} - 80^{\circ}\text{C}$ и стандартную энтальпию реакции.

СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ

Растворами называют гомогенные системы, состоящие из двух и более компонентов. Компонент, агрегатное состояние которого не изменяется при образовании раствора, принято называть **растворителем**, а другой

компонент – **растворенным веществом**. При одинаковом агрегатном состоянии компонентов растворителем считают то вещество, которое преобладает в растворе.

Способы выражения состава раствора:

Массовая доля $C_{\%}(X)$ или $W(X)$ – число граммов растворенного вещества, содержащееся в 100 г раствора.

$$C_{\%}(X) = \frac{m(X)}{m(\text{раствора})} 100\% \quad \text{или} \quad C_{\%}(X) = \frac{m(X)}{V_{p-pa} \rho_{p-pa}} 100\%,$$

где $m(X)$ – масса растворенного вещества X, г

$m(\text{раствора})$ - масса раствора, г

V_{p-pa} - объем раствора, см³

ρ_{p-pa} - плотность раствора, г/см³.

Молярная концентрация C_M или $C(X)$ – число моль растворенного вещества X, содержащееся в 1 дм³ или 1 л раствора (молярность M).

$$C(X) = \frac{n(X)}{V} \quad \text{или} \quad C(X) = \frac{m(X)}{M(X)V} \left[\frac{\text{моль}}{\text{дм}^3} \right],$$

где $n(X)$ – количество растворенного вещества, моль

V – объем раствора, дм³ или л

$M(X)$ – молярная масса растворенного вещества, г/моль.

Раствор, содержащий 1 моль растворенного вещества в 1 дм³, называется одномолярным (1M), содержащий 0,1 моль вещества – децимолярным (0,1M), содержащий 0,01 моль вещества – сантимольным (0,01M) и т. д..

Молярная концентрация эквивалента C_H или $C(\frac{1}{z}X)$ – число моль эквивалентов растворенного вещества, содержащееся в 1 дм³ или 1 л раствора (нормальность раствора N).

$$C\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{n\left(\frac{1}{z}X\right)}{V} \quad \text{или} \quad C\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{m(X)}{M\left(\frac{1}{z}X\right)V},$$

где $n\left(\frac{1}{z}X\right)$ – количество эквивалентов вещества X, моль;

V- объем раствора, дм^3 (л);

$M\left(\frac{1}{z}X\right)$ – молярная масса эквивалента вещества X, г/моль.

Раствор, содержащий 1 моль эквивалентов растворенного вещества в 1 дм^3 раствора, называется **однонормальный (1Н)**, содержащий 0,1 моль эквивалентов – **децинормальным (0,1Н)** и т.д..

Для перевода одного способа выражения концентрации раствора в другой используются соотношения:

$$C(X) = \frac{10 \cdot W \cdot \rho}{M(X)}; \quad C\left(\frac{1}{z}X\right) = \frac{10 \cdot W \cdot \rho}{M\left(\frac{1}{z}X\right)}; \quad C\left(\frac{1}{z}X\right) = z C(X).$$

Молярная доля – отношение числа моль данного вещества к сумме числа моль всех веществ, находящихся в растворе.

$$\chi = \frac{n(X)}{N(X)},$$

где $n(X)$ – количество вещества X в растворе, моль

$N(X)$ – общее количество всех веществ в растворе, моль.

Молярная концентрация C_m - число моль растворенного вещества X приходящееся на 1 кг чистого растворителя.

$$C_m = \frac{n(X)}{m(p-ля)}, \quad \left[\frac{\text{моль}}{\text{кг}} \right]$$

Если для расчетов используются массы всех веществ в граммах, то формула

имеет вид
$$C_m = \frac{m(X) \cdot 1000}{M(X) \cdot m_{p-ля}}, \quad \left[\frac{\text{моль}}{\text{кг}} \right]$$

Пример 1. Вычислить массу гидроксида натрия и воды, необходимые для приготовления 2 л 10% раствора гидроксида натрия (плотность раствора равна 1,109 г/мл).

Решение: а) Зная объем и плотность, находим массу раствора, который необходимо приготовить $m_{\text{раствора}} = V_{\text{раствора}} \rho_{\text{раствора}}$

$$m_{\text{раствора}} = 2000 \text{ мл} \cdot 1,109 \text{ г/мл} = 2218 \text{ г}$$

10% раствор NaOH в 100 г раствора содержит 10 г NaOH,
следовательно в 2218 г раствора содержится x г NaOH

$$x = \frac{10 \cdot 2218}{100} = 221,8 \text{ (г)}$$

Массу воды, в которой необходимо растворить 221,8 г NaOH, находим по формуле $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{раствора}) - m(\text{NaOH}) = 2218 - 221,8 = 1996,2 \text{ (г)}$.

б) Задачу можно решить, используя формулу массовой доли

$$C_{\%}(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{V_{\text{р-ра}} \rho_{\text{р-ра}}} 100\%, \text{ откуда } m(\text{NaOH}) = \frac{C_{\%}(\text{NaOH}) \cdot V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}}{100\%}$$

$$m(\text{NaOH}) = \frac{10\% \cdot 2000_{\text{мл}} \cdot 1,109_{\text{г/мл}}}{100\%} = 221,8 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{раствора}) - m(\text{NaOH}) = 2000 \text{ мл} \cdot 1,109 \text{ г/мл} - 221,8 \text{ г} = 1996,2 \text{ г}$$

Ответ: 221,8 г NaOH и 1996,2 г H₂O

Пример 2. К 200 мл 28 % раствора соляной кислоты (плотность раствора равна 1,142 г/мл) добавили 500 мл воды. Вычислить молярную концентрацию полученного раствора и определить массовую долю HCl в растворе.

Решение: Находим массу 28 % раствора соляной кислоты

$$m_{\text{раствора}} = V_{\text{раствора}} \rho_{\text{раствора}} = 200 \text{ мл} \cdot 1,142 \text{ г/мл} = 228,4 \text{ г}$$

$$\text{Исходя из формулы массовой доли } C_{\%}(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{m(\text{раствора})} 100\%,$$

$$\text{находим } m(\text{HCl}) = \frac{C_{\%}(\text{HCl}) m(\text{раствора})}{100\%} = \frac{28\% \cdot 228,4_{\text{г}}}{100\%} = 63,952 \text{ г}$$

После добавления 500 мл воды количество HCl не изменилось.

$$C(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl}) \cdot V} = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl}) \cdot (V_{\text{р-раHCl}} + V_{\text{H}_2\text{O}})}$$

$$C(\text{HCl}) = \frac{63,952_{\text{г}}}{36,5_{\text{г/моль}} \cdot (0,2_{\text{л}} + 0,5_{\text{л}})} = 2,5 \text{ моль/л}$$

В 1 л раствора соляной кислоты содержится 2,5 моль HCl.

Массовую долю HCl в полученном растворе находим по формуле

$$C_{\%}(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{m(\text{исх. р} - \text{ра}) + m(\text{воды})} 100\%, = \frac{63,952\text{г}}{228,4\text{г} + 500\text{г}} 100\% = 8,78 \%, \text{ в т.ч.}$$

$$m(\text{воды}) = V(\text{воды}) \rho(\text{воды}) = 500 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 500 \text{ г.}$$

В 100 г полученного раствора содержится 8,78 г HCl.

$$\text{Ответ: } C(\text{HCl}) = 2,5 \text{ моль/л, } C_{\%}(\text{HCl}) = 8,78 \%$$

Пример 3. Сколько мл 96 % серной кислоты (плотность равна 1,84 г/мл) нужно взять для приготовления 500 мл 0,1 Н раствора серной кислоты?

Решение: Исходя из формулы молярной концентрации эквивалента,

$$C\left(\frac{1}{z} \text{H}_2 \text{SO}_4\right) = \frac{m(\text{H}_2 \text{SO}_4)}{M\left(\frac{1}{z} \text{H}_2 \text{SO}_4\right) V}$$

рассчитываем массу серной кислоты в 0,1 Н растворе

$$m(\text{H}_2 \text{SO}_4) = C\left(\frac{1}{z} \text{H}_2 \text{SO}_4\right) \cdot M\left(\frac{1}{z} \text{H}_2 \text{SO}_4\right) \cdot V = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 49 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ л} = 2,45 \text{ г}$$

$$M\left(\frac{1}{z} \text{H}_2 \text{SO}_4\right) = \frac{1}{z} M(\text{H}_2 \text{SO}_4) = \frac{1}{2} 98 \text{ г/моль} = 49 \text{ г/моль}$$

Из определения массовой доли следует, что в 100 г раствора содержится 96 г $\text{H}_2 \text{SO}_4$, а необходимая нам масса кислоты 2,45 г содержится в x г 96 % раствора .

$$100 \text{ г раствора} - 96 \text{ г } \text{H}_2 \text{SO}_4$$

$$x \text{ г раствора} - 2,45 \text{ г } \text{H}_2 \text{SO}_4$$

$$x = \frac{100\text{г} \cdot 2,45\text{г}}{96\text{г}} = 2,55 \text{ г раствора } 96 \% \text{ } \text{H}_2 \text{SO}_4$$

Разделив массу раствора на его плотность, получим объем 96 % раствора $\text{H}_2 \text{SO}_4$.

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{m(\text{раствора})}{\rho(\text{раствора})} = \frac{2,55\text{г}}{1,84\text{г/мл}} = 1,39 \text{ мл}$$

Если для решения использовать формулу массовой доли

$$C_{\%}(\text{H}_2 \text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2 \text{SO}_4)}{V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}} 100 \%, \text{ то } V_{\text{р-ра}} = \frac{m(\text{H}_2 \text{SO}_4)}{C(\text{H}_2 \text{SO}_4) \cdot \rho_{\text{р-ра}}} 100 \%$$

$$V_{\text{р-ра}} = \frac{2,55\text{г} \cdot 100\%}{96\% \cdot 1,84\text{г/мл}} = 1,39 \text{ мл}$$

Ответ: нужно взять 1,39 мл 96 % раствора H_2SO_4 и разбавить водой до 500 мл.

Пример 4. Для нейтрализации раствора, содержащего 0,04 г гидроксида натрия, потребовалось 10 мл раствора соляной кислоты. Вычислить молярную концентрацию эквивалента соляной кислоты.

Решение: $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$

Согласно закону эквивалентов, число моль эквивалентов всех веществ, участвующих в химической реакции одинаково: $n(\frac{1}{z} NaOH) = n(\frac{1}{z} HCl)$

или $C(\frac{1}{z} NaOH) \cdot V(NaOH) = C(\frac{1}{z} HCl) \cdot V(HCl)$.

$$\text{Отсюда } C(\frac{1}{z} HCl) = \frac{C(\frac{1}{z} NaOH)V(NaOH)}{V(HCl)} = \frac{n(\frac{1}{z} NaOH)}{V(HCl)}.$$

Зная массу гидроксида натрия, определяем $n(\frac{1}{z} NaOH) = \frac{m(NaOH)}{M(\frac{1}{z} NaOH)} =$

$$= \frac{0,04g}{\frac{1}{1}40g/моль} = 0,001 \text{ моль. Следовательно, } C(\frac{1}{z} HCl) = \frac{0,001\text{моль}}{0,01л} = 0,1 \text{ моль/л.}$$

Ответ: $C(\frac{1}{z} HCl) = 0,1 \text{ моль/л}$

Задания для самостоятельного решения

1. Сколько граммов воды нужно взять для растворения 1 кг сахара, чтобы получить его 5 % раствор?
2. Определить молярную концентрацию эквивалента 8 % раствора серной кислоты (плотность раствора равна 1,06 г/мл).
3. Плотность 30 % раствора хлорида натрия равна 1,18 г/мл. Выразить состав раствора в мольных долях и в молях на 1 л раствора.

4. Плотность 2,3 % раствора аммиака равна 0,99 г/мл. Рассчитать молярную и моляльную концентрации раствора.
5. Сколько хлороводорода растворено в 50 мл 10 % раствора соляной кислоты (плотность раствора равна 1,05 г/мл)? Найти молярную концентрацию эквивалента соляной кислоты.
6. Сколько мл 70 % раствора нитрата калия (плотность раствора равна 1,6 г/мл) нужно взять, чтобы приготовить 500 мл раствора нитрата калия с молярной концентрацией 0,2 моль/л?
7. Вычислить массовую долю гидроксида калия в растворе с молярной концентрацией эквивалента 4,2 моль/л и плотностью 1,176 г/мл.
8. В каком объеме 0,2 Н раствора содержится 16 г сульфата меди (II)?
9. Смешали 100 мл 20 % раствора (плотность равна 1,1 г/мл) и 200 мл 10 % раствора соляной кислоты (плотность равна 1,06 г/мл). Вычислить массовую долю и молярную концентрацию полученного раствора соляной кислоты.
10. Какова массовая доля азотной кислоты в растворе с молярной концентрацией 14,8 моль/л и плотностью 1,4 г/мл?
11. К 40 г фосфата натрия прилили 500 г 5 % раствора этого вещества. Вычислить массовую долю фосфата натрия в полученном растворе.
12. Рассчитать молярную концентрацию эквивалента 30 % раствора фосфорной кислоты (плотность раствора равна 1,18 г/мл).
13. Сколько мл раствора щелочи с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л потребуется для осаждения в виде $\text{Fe}(\text{OH})_3$ всего железа, содержащегося в 250 мл раствора хлорида железа (III) с молярной концентрацией эквивалента 0,2 моль/л?
14. Сколько граммов 5 % раствора нитрата серебра требуется для обменной реакции со 120 мл раствора хлорида алюминия с молярной концентрацией эквивалента 0,6 моль/л?
15. Определить массовую долю, моляльную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента следующих растворов:

- а) в 600 мл раствора находится 5 г сульфата алюминия;
 - б) в 100 г воды растворили 1,71 г гидроксида бария;
 - в) 50 г хлорида кальция растворили в 250 мл воды;
 - г) 2,5 г карбоната калия в 400 мл раствора;
 - д) в воде объемом 300 мл растворили 50 г хлорида хрома (III).
- Плотность растворов считать равной 1г/мл.

РАВНОВЕСИЯ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Электролитами называют вещества, расплавы и растворы которых проводят электрический ток. Неэлектролиты электрический ток не проводят. Электролиты делят на две большие группы: сильные и слабые. Сильные электролиты в растворах ионизированы полностью



а слабые – частично



Количественными характеристиками процесса диссоциации слабого электролита являются степень диссоциации α и константа диссоциации $K_{дис}$

$$\alpha = \frac{\text{число}_{\text{ продиссоциировавших}_{\text{ молекул}}}{\text{общее}_{\text{ число}_{\text{ молекул}}}}; \text{ (от 0 до 1)}$$

$$K_{дис} = \frac{[K^+][A^-]}{[KA]} .$$

Связь между степенью диссоциации и константой диссоциации описывается

уравнением Оствальда:
$$K_{дис} = \frac{\alpha^2 C}{1 - \alpha}$$

где C – молярная концентрация электролита, моль/л.

Для очень слабых электролитов уравнение преобразуется в более простое

$$K_{дис} = \alpha^2 C, \text{ откуда } \alpha = \sqrt{\frac{K_{дис}}{C}} .$$

В растворах электролитов существует взаимное влияние ионов: одноименные по заряду ионы отталкиваются, а разноименные – притягиваются. В результате часть ионов оказывается в связанном состоянии. Это приводит к изменению свойств растворов, уменьшению концентрации кинетически самостоятельных частиц, как бы к снижению диссоциации электролита. Для количественного определения этого влияния используют величину ионной силы раствора $I: I = \frac{1}{2} (C_1 z_1^2 + C_2 z_2^2 + \dots + C_n z_n^2)$,

где C_1, C_2, \dots, C_n - молярные концентрации ионов в растворе, моль/л
 z_1, z_2, \dots, z_n - заряд иона.

Ионная сила является аддитивной величиной, т.е. каждый электролит вносит свой вклад в величину I независимо от других.

Для каждого иона определенному значению ионной силы соответствует свой коэффициент активности f , который показывает, какая часть ионов от их общего числа находится в активном, т. е. несвязанном состоянии.

Состав растворов электролитов часто характеризуют эффективной концентрацией, называемой активностью a . Активность связана с молярной концентрацией соотношением: $a = f C$. При уменьшении концентрации коэффициент активности f стремится к единице и, следовательно, активность практически равна молярной концентрации.

В растворах слабых электролитов, где значение ионной силы низкое, и для разбавленных растворов сильных электролитов, можно принять $a = C$.

Пример 1. Рассчитать, как изменится рН раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,05 моль/л при введении в него 0,05 моль/л хлорида натрия.

Решение: а) Находим рН раствора чистой щелочи. Согласно уравнению диссоциации $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ $C_{\text{OH}^-} = C_{\text{NaOH}} = 0,05$ моль/л.

Ионная сила данного раствора:

$$I = \frac{1}{2} (C_{\text{Na}^+} z_{\text{Na}^+}^2 + C_{\text{OH}^-} z_{\text{OH}^-}^2) = \frac{1}{2} (0,05 \cdot 1^2 + 0,05 \cdot 1^2) = 0,05$$

По таблице находим коэффициент активности для однозарядных ионов

$f = 0,85$. Тогда, $a_{OH^-} = f_{OH^-} \cdot C_{OH^-} = 0,85 \cdot 0,05 = 0,0425$ моль/л и

$$pOH = - \lg a_{OH^-} = - \lg 0,0425 = 1,37,$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1,37 = 12,63.$$

б) Рассчитаем pH после добавления в раствор щелочи соли хлорида натрия. Хлорид натрия диссоциирует полностью $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$, давая в раствор 0,05 моль/л ионов Na^+ и 0,05 моль/л ионов Cl^- . Следовательно, ионная сила такого раствора станет равной 0,1.

$$I = \frac{1}{2} (C_{Na^+} \cdot z_{Na^+}^2 + C_{OH^-} \cdot z_{OH^-}^2 + C_{Cl^-} \cdot z_{Cl^-}^2) = \frac{1}{2} (0,1 \cdot 1^2 + 0,05 \cdot 1^2 + 0,05 \cdot 1^2) = 0,1$$

При такой ионной силе $f_{OH^-} = 0,8$ (смотри таблицу).

$$pOH = - \lg a_{OH^-} = - \lg 0,8 \cdot 0,05 = - \lg 0,04 = 1,4$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1,4 = 12,6$$

Таким образом, pH уменьшится с 12,63 до 12,6.

Ответ: pH уменьшится с 12,63 до 12,6

Пример 2. Вычислить концентрацию ионов водорода H^+ и степень диссоциации уксусной кислоты в растворе с молярной концентрацией эквивалента кислоты 0,001 моль/л.

Решение: Уксусная кислота - слабый электролит



$$C_{H^+} = \alpha \cdot C_{CH_3COOH}, \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_{дисCH_3COOH}}{C_{CH_3COOH}}}$$

$$K_{дисCH_3COOH} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ (справочная величина)}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,001}} = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-2}} = 1,34 \cdot 10^{-1} = 0,134$$

$$C_{H^+} = 0,134 \cdot 0,001 = 1,34 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Ответ: $C_{H^+} = 1,34 \cdot 10^{-4}$ моль/л.; $\alpha = 0,134$

Пример 3. Выпадет ли осадок при смешивании равных объемов сульфата марганца с $C(\text{MnSO}_4) = 0,01$ моль/л и раствора сульфида аммония с $C((\text{NH}_4)_2\text{S}) = 0,02$ моль/л?



Осадок будет образовываться только в том случае, если $[\text{Mn}^{+2}] \cdot [\text{S}^{-2}] > K_{s_{\text{MnS}}}$.

При сливании равных объемов растворов концентрации уменьшились вдвое, т.е. концентрация сульфата марганца стала 0,005 моль/л, а концентрация сульфида аммония – 0,01 моль/л.



$$[\text{Mn}^{+2}] = [\text{MnSO}_4] = 0,005 \text{ моль/л}; \quad [\text{S}^{-2}] = [(\text{NH}_4)_2\text{S}] = 0,01 \text{ моль/л}$$

$$[\text{Mn}^{+2}] \cdot [\text{S}^{-2}] = 0,005 \cdot 0,01 = 5 \cdot 10^{-5}$$

$$K_{s_{\text{MnS}}} = 1,1 \cdot 10^{-5} \text{ (справочная величина)}$$

$$[\text{Mn}^{+2}] \cdot [\text{S}^{-2}] > K_{s_{\text{MnS}}}, \text{ осадок будет выпадать.}$$

Ответ: осадок будет выпадать

Пример 4. Можно ли приготовить раствор гидроксида кальция с молярной концентрацией 0,002 моль/л?

Решение: Определим молярную концентрацию ионов в заданном растворе из уравнения диссоциации $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{+2} + 2\text{OH}^-$

$$[\text{Ca}^{+2}] = C_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}; \quad [\text{OH}^{-1}] = 2C_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 2 \cdot 2 \cdot 10^{-3} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

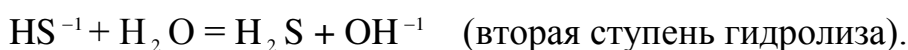
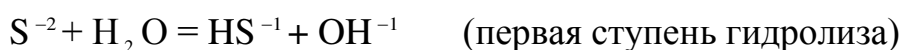
$$[\text{Ca}^{+2}][\text{OH}^{-1}]^2 = 2 \cdot 10^{-3} (4 \cdot 10^{-3})^2 = 32 \cdot 10^{-9} = 3,2 \cdot 10^{-8}$$

Полученная величина произведения концентраций меньше справочного значения константы растворимости ($K_{s_{\text{Ca}(\text{OH})_2}} = 6 \cdot 10^{-6}$) следовательно, вещество растворится полностью и раствор с $C(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,002$ моль/л приготовить можно.

Ответ: можно

Пример 5. Рассчитать константу гидролиза сульфида натрия по двум ступеням и сделать вывод о возможности протекания гидролиза по второй ступени при комнатной температуре.

Решение: В водном растворе сульфид натрия полностью диссоциирует на ионы $\text{Na}_2\text{S} \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{S}^{-2}$. Данная соль образована сильным основанием NaOH и слабой кислотой H_2S , поэтому в реакцию с водой вступает S^{-2} . Многозарядные ионы гидролизуются ступенчато:



$$\begin{aligned} \text{Для первой ступени } K_{г_1} &= \frac{[\text{HS}^{-1}][\text{OH}^{-1}]}{[\text{S}^{-2}]} = \frac{[\text{HS}^{-1}][\text{OH}^{-1}]}{[\text{S}^{-2}]} \frac{[\text{H}^{+1}]}{[\text{H}^{+1}]} = \frac{K_w}{K_{\text{дис}}_{\text{H}_2\text{S}}} = \\ &= \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,23 \cdot 10^{-13}} = 8,13 \cdot 10^{-2} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Для второй ступени } K_{г_2} &= \frac{[\text{H}_2\text{S}][\text{OH}^{-1}]}{[\text{HS}^{-1}]} = \frac{[\text{H}_2\text{S}][\text{OH}^{-1}]}{[\text{HS}^{-1}]} \frac{[\text{H}^{+1}]}{[\text{H}^{+1}]} = \frac{K_w}{K_{\text{дис}}_{\text{HS}^{-1}}} = \\ &= \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,1 \cdot 10^{-7}} = 9 \cdot 10^{-8} \end{aligned}$$

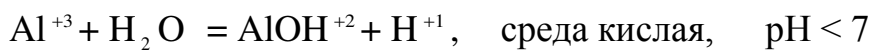
$K_{г_1} \gg K_{г_2}$, что свидетельствует о том, что по второй ступени гидролиз практически не идет при комнатной температуре. Для сдвига равновесия в сторону усиления гидролиза следует повышать температуру и разбавлять раствор.

Ответ: вторая ступень гидролиза практически
не идет при комнатной температуре

Пример 6. Рассчитать pH водного раствора хлорида алюминия с молярной концентрацией 0,01 моль/л.

Решение: В растворе соль полностью диссоциирует на ионы $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}^{+3} + 3\text{Cl}^{-1}$. Соль, образованна слабым основанием $\text{Al}(\text{OH})_3$ и сильной кислотой HCl , поэтому гидролиз идет по катиону Al^{+3} .

При комнатной температуре гидролиз протекает по первой ступени



$$K_{\Gamma_{\text{AlCl}_3}} = \frac{[\text{AlOH}^{+2}][\text{H}^{+1}]}{[\text{Al}^{+3}]} = \frac{[\text{AlOH}^{+2}][\text{H}^{+1}][\text{OH}^{-1}]}{[\text{Al}^{+3}][\text{OH}^{-1}]} = \frac{K_w}{K_{\text{дис}}_{\text{Al}(\text{OH})_3}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,38 \cdot 10^{-9}} = 7,25 \cdot 10^{-6}$$

Поскольку значение константы гидролиза K_{Γ} мало, оценим степень

$$\text{гидролиза по формуле } \beta = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C_{\text{AlCl}_3}}} = \sqrt{\frac{7,25 \cdot 10^{-6}}{10^{-2}}} = \sqrt{7,25 \cdot 10^{-4}} = 2,7 \cdot 10^{-2}$$

Концентрацию H^{+} , образующихся в результате гидролиза соли, находим по формуле: $C_{\text{H}^{+}} = \beta C(\text{соль}) = 2,7 \cdot 10^{-2} \cdot 10^{-2} = 2,7 \cdot 10^{-4}$ (моль/л).

$$\text{Откуда } \text{pH} = -\lg C_{\text{H}^{+}} = -\lg 2,7 \cdot 10^{-4} = -\lg 2,7 + (-\lg 10^{-4}) = -0,43 + 4 = 3,57$$

Ответ: среда кислая, $\text{pH} = 3,57$

Задания для самостоятельного решения

Из четырех веществ выбрать сильные и слабые электролиты и составить уравнение диссоциации их в водном растворе.

1. Рассчитать pH растворов электролитов из столбцов 1 и 2 для соответствующих концентраций, данных в столбцах 1а и 2а. Для раствора сильного электролита определить ионную силу раствора и активность катионов и анионов. Для раствора слабого электролита рассчитать степень диссоциации по приближенной формуле Оствальда. Написать выражение для констант диссоциации слабого электролита по всем возможным степеням.
2. В столбце 3 приведены малорастворимые электролиты. Написать выражение константы растворимости для малорастворимого электролита. Определить, можно ли приготовить раствор этого электролита молярной концентрации, указанной в столбце 3а.
3. Написать уравнение гидролиза соли, данной в столбце 4, по всем возможным степеням и выражение для констант гидролиза по этим степеням. Рассчитать pH раствора соли, учитывая только первую

степень гидролиза (концентрация соли указана в столбце 4а). Указать реакцию среды раствора. Определить, как будет изменяться рН

4. раствора при нагревании и почему?

	формула вещества				1а	2а	3а	4а
	1	2	3	4				
1	NaOH	H ₂ SO ₃	AgCl	MnI ₂	0,06	0,0001	3·10 ⁻³	0,04
2	HCl	NH ₄ OH	PbSO ₄	Zn(NO ₃) ₂	0,01	0,002	7·10 ⁻⁹	0,001
3	LiOH	H ₂ CO ₃	CdS	FeCl ₃	0,04	0,009	1·10 ⁻⁴	0,05
4	HNO ₃	HNO ₂	CaF ₂	KCN	0,007	0,01	1·10 ⁻³	0,004
5	HBr	H ₃ BO ₃	Ag ₂ S	NaHCO ₃	0,05	0,03	2·10 ⁻⁶	0,01
6	KOH	H ₂ Se	BaSO ₄	CuBr ₂	0,001	0,09	4·10 ⁻¹	0,008
7	H ₂ SO ₄	NH ₄ OH	PbCl ₂	(NH ₄) ₂ SO ₄	0,005	0,1	9·10 ⁻⁴	0,02
8	HClO ₄	HClO	ZnS	Na ₂ S	0,03	0,002	1·10 ⁻¹	0,001
9	Ba(OH) ₂	H ₃ PO ₄	PbI ₂	Ni(NO ₃) ₂	0,004	0,08	7·10 ⁻²	0,12
10	RbOH	H ₂ S	Ag ₃ PO ₄	K ₂ SiO ₃	0,7	0,0002	6·10 ⁻⁴	0,05
11	HNO ₃	HCOOH	Fe ₂ S ₃	NH ₄ Cl	0,002	0,0001	5·10 ⁻⁸	0,007
12	HI	H ₂ SiO ₃	Cu ₂ S	Na ₃ PO ₄	0,06	0,07	2·10 ⁻¹	0,2
13	Sr(OH) ₂	HCN	MgCO ₃	FeCl ₃	0,009	0,0005	9·10 ⁻⁷	0,03
14	H ₂ SO ₄	NH ₄ OH	Sn(OH) ₂	Ba(NO ₂) ₂	0,05	0,025	3·10 ⁻²	0,001
15	KOH	HF	Ag ₂ CrO ₄	Al ₂ (SO ₄) ₃	0,007	0,004	6·10 ⁻⁵	0,01

КОЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

Свойства растворов, которые не зависят от природы растворенных частиц, а зависят только от их концентрации, называются **коллигативными**.

Основной закон, определяющий коллигативные свойства – **закон Рауля**. Он устанавливает, что относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно мольной доле растворенного вещества:

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = \chi \quad \text{или} \quad \frac{P_0 - P}{P_0} = \frac{n_1}{n_1 + n_2},$$

где P_0 – давление насыщенного пара над чистым растворителем;

P – давление насыщенного пара над раствором;

χ - молярная доля растворенного вещества;

n_1, n_2 – количество молей растворенного вещества и растворителя.

Закон Рауля имеет ряд важных следствий:

1. Понижение температуры замерзания раствора по сравнению с температурой замерзания чистого растворителя прямо пропорционально молярной концентрации растворенного вещества.

$$\Delta T_{\text{зам}} = K_{\text{криос}} C_m = K_{\text{криос}} \frac{m(X)1000}{M(X)m(\text{растворителя})},$$

где $\Delta T_{\text{зам}} = T_{\text{зам}}(\text{растворителя}) - T_{\text{зам}}(\text{раствора})$;

C_m - молярная концентрация, моль/кг;

$K_{\text{криос}}$ - криоскопическая постоянная растворителя, которая показывает на сколько градусов ниже замерзает раствор, содержащий 1 моль растворенного вещества на 1000 г растворителя по сравнению с температурой замерзания чистого растворителя.

Анализ уравнения показывает, что:

а) водные растворы с одинаковой молярностью разных нелетучих неэлектролитов замерзают при одинаковой температуре;

б) понижение температуры замерзания растворов с одинаковой молярностью одного и того же нелетучего неэлектролита в разных растворителях зависит только от химической природы этого растворителя.

2. Повышение температуры кипения раствора по сравнению с температурой кипения растворителя прямо пропорционально молярной концентрации раствора.

$$\Delta T_{\text{кип}} = K_{\text{эбул}} C_m = K_{\text{эбул}} \frac{m(X)1000}{M(X)m(\text{растворителя})},$$

где $\Delta T_{\text{кип}} = T_{\text{кип}}(\text{раствора}) - T_{\text{кип}}(\text{растворителя})$

$K_{эбул}$ - эбулиоскопическая постоянная растворителя, которая показывает на сколько градусов выше кипел бы раствор, содержащий 1 моль растворенного вещества в 1000 г растворителя по сравнению с температурой кипения чистого растворителя.

3.Закон Вант-Гоффа: Осмотическое давление в разбавленных растворах неэлектролитов прямо пропорционально молярной концентрации раствора и абсолютной температуре.

$$P_{осм} = C(X)RT,$$

где $C(X)$ – молярная концентрация вещества, моль/л;

R – универсальная газовая постоянная, 8,314 кПа·л/моль·К;

T – температура, К.

Законы Рауля и Вант-Гоффа можно использовать для количественного описания свойств электролитов, если в их выражение ввести поправочный коэффициент i (изотонический коэффициент).

$$\Delta T_{зам} = i K_{криос} C_m; \quad \Delta T_{кип} = i K_{эбул} C_m; \quad P_{осм} = i C(X)RT.$$

Изотонический коэффициент i показывает, во сколько раз число частиц в растворе электролита больше общего числа растворенных молекул. Зная изотонический коэффициент i , можно для данного раствора электролита установить относительную долю молекул, распавшихся на ионы, т.е. степень диссоциации электролита

$$i = 1 + \alpha (n-1), \quad \alpha = \frac{i-1}{n-1}$$

где n – число ионов, образующих молекулу электролита.

Пример 1. Вычислить осмотическое давление при 27°С раствора, в 500 мл которого содержится 20 г сахара.

Решение: Сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$ – неэлектролит, поэтому осмотическое давление раствора сахарозы рассчитываем по уравнению:

$$P_{осм} = C(C_{12}H_{22}O_{11})RT,$$

$$C(C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{m(C_{12}H_{22}O_{11})}{M(C_{12}H_{22}O_{11})V} = \frac{20\text{г}}{342\text{г/моль} \cdot 0,5\text{л}} = 0,117 \text{ моль/л}$$

$$R = 8,314 \frac{\text{кПа} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}}, \quad T = 27 + 273 = 300 \text{ К}$$

$$P_{\text{осм}} = 0,117 \frac{\text{моль}}{\text{л}} \cdot 8,314 \frac{\text{кПа} \cdot \text{л}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \cdot 300 \text{ К} = 291,8 \text{ кПа}$$

Ответ: $P_{\text{осм}} = 291,8 \text{ кПа}$

Пример 2. Давление пара воды 23,8 мм.рт.ст. при 25⁰С. Каково будет давление пара над раствором, содержащим 17,1 г сахара в 90 г воды при той же температуре?

Решение: Находим количество моль сахара и воды.

$$M(H_2O) = 18 \text{ г/моль}: \quad n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{90\text{г}}{18\text{г/моль}} = 5 \text{ моль}$$

$$M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342 \text{ г/моль}: \quad n(C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{m(C_{12}H_{22}O_{11})}{M(C_{12}H_{22}O_{11})} = \frac{17,1\text{г}}{342\text{г/моль}} = 0,05 \text{ моль}$$

Используя закон Рауля, находим давление насыщенного пара над чистым растворителем:

$$P = P_0 \left(1 - \frac{n_1}{n_1 + n_2}\right) = 23,8 \left(1 - \frac{0,05}{0,05 + 5}\right) = 23,56 \text{ (мм. рт. ст.)}$$

Ответ: $P = 23,56 \text{ мм. рт.ст.}$

Пример 3. Определить молярную массу глицерина, если 4,4 % раствор его в воде кипит на 0,26⁰С выше, чем чистая вода.

Решение: Глицерин является неэлектролитом, поэтому молярную массу

находим из формулы $\Delta T_{\text{кип}} = K_{\text{эбул}} C_m = K_{\text{эбул}} \frac{m(\text{глицерин})1000}{M(\text{глицерин})m(H_2O)}$. Откуда,

$$M(\text{глицерина}) = \frac{K_{\text{эбул}} m(\text{глицерина})1000}{T_{\text{кип}} m(H_2O)} = \frac{0,52 \frac{\text{К} \cdot \text{кг}}{\text{моль}} \cdot 4,4\text{г} \cdot 1000}{0,26\text{К} \cdot 95,6\text{г}} = 92 \text{ г/моль.}$$

Ответ: $M(\text{глицерина}) = 92\text{г/моль}$

Пример 4. Раствор, содержащий 25,5 г $BaCl_2$ в 750 мл воды, замерзает при $-0,756^{\circ}C$. Вычислить кажущуюся степень диссоциации соли.

Решение: $BaCl_2 \rightarrow Ba^{+2} + 2Cl^{-1}$ - сильный электролит.

Вычисляем понижение температуры замерзания без учета ионизации соли.

$$\Delta T_{зам} = K_{криос} C_m = K_{криос} \frac{m(BaCl_2)1000}{M(BaCl_2)m(H_2O)},$$

$$M(BaCl_2) = 137 + 35,5 \cdot 2 = 208 \text{ г/моль}$$

$$m(H_2O) = V(H_2O) \rho(H_2O) = 750 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 750 \text{ г}$$

$$K_{криос}(H_2O) = 1,86 \text{ К} \cdot \text{кг/моль}.$$

$$\Delta T_{зам} = \frac{1,86 \frac{\text{К} \cdot \text{кг}}{\text{моль}} \cdot 25,5 \text{ г} \cdot 1000}{208 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \cdot 750 \text{ г}} = 0,3 \text{ К}$$

$$i = \frac{\Delta T_{зам_экс}}{\Delta T_{зам_теор}} = \frac{0,756}{0,3} = 2,52$$

Из формулы $i = 1 + \alpha(n-1)$ выражаем $\alpha = \frac{i-1}{n-1}$

$$\alpha = \frac{2,52 - 1}{3 - 1} = 0,76$$

Ответ: $\alpha = 0,76$ или 76%

Задания для самостоятельного решения

- 68,4 г сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ растворено в 1000 г воды. Рассчитайте: а) давление пара, б) осмотическое давление, в) температуру замерзания, г) температуру кипения раствора. Давление пара чистой воды при $20^{\circ}C$ равно 2314,9 Па. Криоскопическая и эбулиоскопическая постоянные воды равны $1,86$ и $0,52 \frac{\text{кгК}}{\text{моль}}$, соответственно.
- 8 г хлорида натрия растворено в 100 г воды. Рассчитайте: а) давление пара, б) осмотическое давление, в) температуру замерзания, г) температуру кипения раствора. Давление пара чистой воды при $20^{\circ}C$

- равно 2314,9 Па. Криоскопическая и эбулиоскопическая постоянные воды равны 1,86 и $0,52 \frac{\text{кгК}}{\text{моль}}$, соответственно. Изотонический коэффициент хлорида натрия равен 2.
3. 6,2 г этиленгликоля $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$ растворили в 500 г воды. Плотность этиленгликоля равна $1,116 \text{ г/см}^3$. Рассчитайте: а) относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором, б) температуру кипения, в) температуру замерзания, г) осмотическое давление раствора. Криоскопическая и эбулиоскопическая постоянные воды равны 1,86 и $0,52 \frac{\text{кгК}}{\text{моль}}$, соответственно.
 4. Какую массу фенола $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ следует растворить в 370 г диэтилового эфира при некоторой температуре, чтобы понизить давление насыщенных паров растворителя с 90 кПа до 75 кПа?
 5. Какую массу камфоры $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$ нужно добавить к 98,5 г бензола, чтобы понизить давление насыщенного пара бензола на 1,91 мм.рт.ст. при $26,1^\circ\text{C}$? При этой температуре давление насыщенного пара чистого бензола составляет 100 мм.рт.ст.
 6. Чему равна молярная масса растворенного в 500 г бензола неэлектролита массой 76,1 г, если температура замерзания понизилась с $5,4^\circ\text{C}$ до $0,3^\circ\text{C}$? $K_{\text{к, бензол}} = 5,12 \frac{\text{кгК}}{\text{моль}}$.
 7. Температура кипения раствора, содержащего 0,6 г антрацена в 10 г хлороформа, повышается на $1,225^\circ \text{C}$. Определите молярную массу антрацена, если эбулиоскопическая постоянная хлороформа составляет $3,632 \frac{\text{кгК}}{\text{моль}}$.
 8. Температура замерзания раствора, содержащего 0,244 г бензойной кислоты в 20 г бензола, равна $5,222^\circ \text{C}$. Температура замерзания чистого бензола $5,478^\circ \text{C}$. Определите молярную массу бензойной

- кислоты в этом растворе. Чем можно объяснить полученное значение молярной массы бензойной кислоты C_6H_5COOH ? $K_{к, \text{бензол}} = 5,12 \frac{кгК}{моль}$.
9. 4 г нафталина растворили в 100 г бензола. Определите молярную массу нафталина, если известно, что в результате растворения температура замерзания растворителя понижается на $1,932^0 C$. $K_{к, \text{бензол}} = 5,12 \frac{кгК}{моль}$.
10. Температура кипения сероуглерода составляет $46,2^0 C$. Раствор, содержащий 0,512 г серы в 10 г сероуглерода, кипит при $46,67^0 C$. Сколько атомов серы входит в состав молекулы серы, растворенной в сероуглероде? $K_{э, \text{сероуглерод}} = 2,36 \frac{кгК}{моль}$.
11. Раствор, содержащий ацетон $CH_3C(O)CH_3$ (температура кипения $56,3^0 C$) массой 100 г и глицерин $C_3H_5(OH)_3$ массой 2,3 г кипит при $56,73^0 C$. Найдите эбулиоскопическую постоянную ацетона.
12. Известно, что водные растворы этиленгликоля широко применяются в качестве антифризов – растворов с низкой температурой замерзания, которые применяют в системе охлаждения автомобилей. Определите:
а) сколько литров этиленгликоля $C_2H_4(OH)_2$ нужно взять для заполнения автомобильного радиатора, имеющего объем 5 л, чтобы жидкость в нем не замерзала до $-15^0 C$. Плотность этиленгликоля составляет 1,116 г/мл; б) в каком объемном соотношении следует смешать воду и этиленгликоль для приготовления антифриза с температурой замерзания $-25^0 C$; в) при какой температуре будет замерзать такой антифриз, полученный смешением этиленгликоля и воды в равных объемах.
13. В радиатор объемом 10 л поместили равные объемы воды и метилового спирта CH_3OH (плотность метанола равна 0,8 г/мл). Чему равна температура замерзания полученного раствора?

14. Водный раствор хлорида натрия с концентрацией 1 моль/л замерзает при температуре $-3,35^{\circ}\text{C}$. Вычислите изотонический коэффициент хлорида натрия в этом растворе. Плотность раствора равна 1,04 г/мл.
15. Раствор, содержащий уксусную кислоту массой 0,571 г в воде массой 100 г, замерзает при температуре $-0,181^{\circ}\text{C}$. Вычислите изотонический коэффициент уксусной кислоты в этом растворе.
16. Гидроксид натрия массой 90 г растворили в 750 мл воды. Приготовленный раствор кипит при $102,65^{\circ}\text{C}$. Вычислите изотонический коэффициент гидроксида натрия в этом растворе.
17. Найти изотонический коэффициент гидроксида натрия, если раствор, содержащий 10 г едкого натра в 1 кг воды, кипит при $100,234^{\circ}\text{C}$.
18. Вычислить кажущуюся степень диссоциации хлорида кальция CaCl_2 в 0,2М растворе, если осмотическое давление раствора при 27°C составляет 1247,1 кПа.
19. Раствор, содержащий 0,53 г карбоната натрия Na_2CO_3 в 200 г воды, кристаллизуется при $-0,13^{\circ}\text{C}$. Вычислите кажущуюся степень диссоциации соли в данном растворе.
20. При 100°C давление насыщенного пара растворителя над раствором, содержащим 0,05 моль сульфата натрия Na_2SO_4 в диссоциации сульфата натрия.
21. При 20°C осмотическое давление водного раствора некоторого неэлектролита равно $4,38 \cdot 10^5$ Па. Чему будет равно осмотическое давление, если раствор разбавить в три раза, а температуру повысить до 40°C ?
22. Чему равно осмотическое давление раствора с массовой долей глицерина $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ 1% (плотность раствора равна 1,0006 г/мл) при 18°C ? Будет ли этот раствор изотоничен раствору с осмотическим давлением 500 кПа?
23. Рассчитайте осмотическое давление при 310 К 5%-ного водного раствора глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (плотность раствора равна 1,02 г/мл) для

внутривенного введения при кровопотере. Каким является этот раствор (гипо-, гипер- или изотоническим) по отношению к растворам, имеющим следующие значения осмотического давления: а) 780 кПа (кровь, верхняя граница); б) 730 кПа (кровь, нижняя граница); в) 256 кПа; г) 3048 кПа; д) 1570 кПа?

24. Вычислите молярную массу вещества, если раствор, содержащий 50 г этого вещества в 0,5 л, оказывает на мембрану при 25⁰ С осмотическое давление, равное 7,5 атм.

25. Осмотическое давление водного раствора, содержащего 5 г органического вещества в 250 мл воды, при 20⁰ С равно 300 кПа. Плотность раствора 1,03 г/мл. Определите температуру замерзания этого раствора.

ЭЛЕКТРОХИМИЯ

Выучить следующие понятия:

1. окислитель, восстановитель, окисление, восстановление
2. катод, анод
3. электродный потенциал
4. ЭДС гальванического элемента
5. константа окислительно-восстановительного процесса.

Знать:

1. механизм возникновения электродного потенциала
2. устройство гальванических элементов, их условную запись
3. порядок разрядки ионов на электродах при электролизе
4. уравнение Нернста
5. законы Фарадея

Уметь:

1. составлять ионно- электронные уравнения процессов окисления и восстановления

2. записывать схемы гальванических элементов
3. рассчитывать ЭДС, ΔG , K_{Red-Ox} окислительно-восстановительных процессов
4. определять направление окислительно-восстановительных процессов.

Контрольные вопросы

1. Что такое окислитель; восстановитель? Приведите примеры типичных окислителей и восстановителей.
2. Какой процесс называется окислением; восстановлением?
3. Как рассчитать ЭДС окислительно-восстановительной реакции? Каковы критерии самопроизвольного протекания окислительно-восстановительного процесса? Как связана ЭДС с изменением энергии Гиббса?
4. Как рассчитать молярную массу эквивалента вещества, участвующего в окислительно-восстановительном процессе?
5. В чем заключается механизм возникновения электродного потенциала?
6. Привести уравнение Нернста для расчета электродного потенциала. Какие факторы влияют на величину потенциала? Что называют стандартным электродным потенциалом?
7. Какой электрод называют катодом; анодом?
8. Что называют гальваническим элементом? Какой гальванический элемент называют концентрационным? Как вычислить ЭДС гальванического элемента?
9. Что такое электролиз? Указать порядок разрядки ионов на электродах при электролизе.
10. Сформулировать законы Фарадея. Определить понятие электрохимического эквивалента.

Пример 1. Определить для стандартных условий возможность протекания окислительно-восстановительной реакции между ионами олова и церия. $E^0_{Sn^{+4}/Sn^{+2}} = 0,15 \text{ В}$; $E^0_{Ce^{+4}/Ce^{+3}} = 1,74 \text{ В}$

$$E^0_{Sn^{+4}/Sn^{+2}} = 0,15 \text{ В}; E^0_{Ce^{+4}/Ce^{+3}} = 1,74 \text{ В}$$

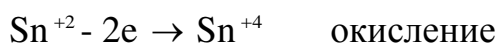
Решение: Термодинамическим условием самопроизвольного протекания окислительно-восстановительной реакции в водном растворе в прямом направлении является положительное значение ЭДС.

$$\Delta E^0 = E^0_{ок-ля} - E^0_{вос-ля} > 0; \text{ это возможно в том случае, если } E^0_{ок-ля} > E^0_{вос-ля}.$$

$E^0_{Ce^{+4}/Ce^{+3}} > E^0_{Sn^{+4}/Sn^{+2}}$, значит окислитель необходимо искать в паре $Ce^{+4} | Ce^{+3}$, а восстановитель – в паре $Sn^{+4} | Sn^{+2}$.

Окислитель должен принимать электроны, а восстановитель – отдавать. Значит Ce^{+4} - окислитель, Sn^{+2} - восстановитель.

Составляем процессы окисления, восстановления.



$Sn^{+2} + 2Ce^{+4} = Sn^{+4} + 2Ce^{+3}$ - суммарное ионное уравнение окислительно-восстановительной реакции



$$\begin{aligned} \text{ЭДС данной реакции рассчитываем по формуле: } \Delta E^0 &= E^0_{Ce^{+4}/Ce^{+3}} - E^0_{Sn^{+4}/Sn^{+2}} = \\ &= 1,74 - 0,15 = 1,59 \text{ (В)} \end{aligned}$$

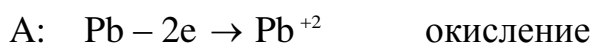
$\Delta E^0 > 0$, следовательно процесс протекает самопроизвольно.

Ответ: реакция возможна между Ce^{+4} и Sn^{+2}

Пример 2. Покажет ли амперметр ток во внешней цепи гальванического элемента $Pb | Pb^{+2} || Cu^{+2} | Cu$, если $C_{Pb^{+2}} = 10^{-2}$ моль/л, а $C_{Cu^{+2}} = 10^{-1}$ моль/л.

Для реакции, лежащей в основе работы гальванического элемента, рассчитайте энергию Гиббса и значение константы равновесия.

Решение: В гальваническом элементе $Pb | Pb^{+2} || Cu^{+2} | Cu$ электродные реакции описываются следующими уравнениями:



К: $\text{Cu}^{+2} + 2\text{e} \rightarrow \text{Cu}$ восстановление.

$\text{Pb} + \text{Cu}^{+2} \rightarrow \text{Pb}^{+2} + \text{Cu}$ токообразующая реакция

Рассчитаем значения электродных потенциалов, пользуясь уравнением Нернста:

$$E_{\text{Pb}^{+2}/\text{Pb}} = E_{\text{Pb}^{+2}/\text{Pb}}^0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg C_{\text{Pb}^{+2}} = -0,13 + \frac{2,3 \cdot 8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \lg 10^{-2} =$$
$$= -0,13 + \frac{0,059}{2}(-2) = -0,13 - 0,059 = -0,189 \text{ (В)}$$

$$E_{\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}} = E_{\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}}^0 + \frac{2,3RT}{nF} \lg C_{\text{Cu}^{+2}} = 0,34 + \frac{2,3 \cdot 8,314 \cdot 298}{2 \cdot 96500} \lg 10^{-1} =$$
$$= 0,34 + \frac{0,059}{2}(-1) = 0,34 - 0,0295 = 0,3105 \text{ (В)}$$

ЭДС рассчитываем через электродные потенциалы $\Delta E = E_{\text{к}} - E_{\text{а}}$.

$$\Delta E = E_{\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}} - E_{\text{Pb}^{+2}/\text{Pb}} = 0,3105 - (-0,189) = 0,4995 \text{ (В)}$$

$\Delta E > 0$, следовательно, амперметр ток покажет.

Изменение энергии Гиббса для токообразующей реакции рассчитываем по уравнению $\Delta G = -nF\Delta E$.

$$\Delta G = -2 \cdot 96500 \cdot 0,4995 = -96403,5 \text{ Дж} = -96,4 \text{ кДж}$$

$\Delta G < 0$, токообразующая реакция протекает самопроизвольно.

Значение константы равновесия находим по формуле $K_{\text{Red} \rightarrow \text{Ox}}^0 = 10^{\frac{nF\Delta E^0}{2,3RT}}$, где

n – число электронов, участвующих в реакции;

$$\Delta E^0 - \text{стандартное ЭДС: } \Delta E^0 = \Delta E_{\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}}^0 - \Delta E_{\text{Pb}^{+2}/\text{Pb}}^0 = 0,34 - (-0,13) = 0,47 \text{ (В)}$$

$$K_{\text{Red} \rightarrow \text{Ox}}^0 = 10^{\frac{2 \cdot 96500 \cdot 0,47}{2,3 \cdot 8,314 \cdot 298}} = 10^{15,9} = 10^{0,9} \cdot 10^{15} = 8,3 \cdot 10^{15} \gg 10^4$$

Столь большое значение константы равновесия говорит о том, что процесс практически протекает полностью.

Ответ: амперметр покажет ток во внешней цепи.

Пример 3. Определите концентрацию ионов Fe^{+3} в растворе, при которой потенциал железного электрода $\text{Fe}|\text{Fe}^{+3}$ при 25°C равен потенциалу водородного электрода в растворе с $\text{pH} = 2$.

Решение: По условию задачи $E_{\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}} = E_{2\text{H}^{+1}/\text{H}_2, \text{Pt}}$. Находим потенциал водородного электрода при 25°C : $E_{2\text{H}^{+1}/\text{H}_2, \text{Pt}} = -0,059\text{pH} = -0,059 \cdot 2 = -0,118 \text{ В}$. Следовательно, $E_{\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}} = -0,118 \text{ В}$.

По уравнению Нернста $E_{\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}} = E_{\text{Fe}^{+3}/\text{Fe}}^0 + \frac{0,059}{3} \cdot \lg C_{\text{Fe}^{+3}}$. Отсюда выражаем

концентрацию ионов железа $-0,118 = -0,04 + \frac{0,059}{3} \cdot \lg C_{\text{Fe}^{+3}}$

$$-0,118 + 0,04 = \frac{0,059}{3} \cdot \lg C_{\text{Fe}^{+3}}$$

$$-0,078 = 0,0197 \cdot \lg C_{\text{Fe}^{+3}}$$

$$-3,96 = \lg C_{\text{Fe}^{+3}}$$

$$C_{\text{Fe}^{+3}} = 10^{-3,96} = 10^{-4} \cdot 10^{0,04} = 1,1 \cdot 10^{-4} \text{ (моль/л)}$$

Ответ: $C_{\text{Fe}^{+3}} = 1,1 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$.

Задания для самостоятельного решения

1. В следующих окислительно-восстановительных реакциях:
 - а) укажите окислитель и восстановитель, рассчитайте их молярные массы эквивалентов;
 - б) подберите коэффициенты в уравнениях реакций, используя соответствующие методы подбора;
 - в) определите направление самопроизвольного протекания реакций:

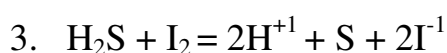
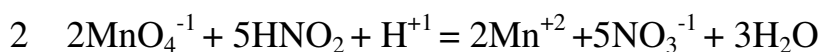
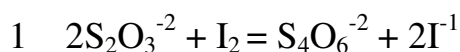
№	схема реакции
1	$\text{Al} + \text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$ $\text{SnCl}_4 + \text{KJ} = \text{SnCl}_2 + \text{J}_2 + \text{KCl}$

2	$\text{NH}_3 + \text{O}_2 = \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3	$\text{Ti} + \text{HCl} = \text{TiCl}_3 + \text{H}_2$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
4	$\text{Zn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2 [\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$ $\text{CdS} + \text{O}_2 = \text{CdO} + \text{SO}_2$
5	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{Na}_2\text{S} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \text{NaCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
6	$\text{Cu} + \text{FeSO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{Fe}$ $\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$
7	$\text{FeCl}_3 + \text{KBr} = \text{Br}_2 + \text{FeCl}_2 + \text{KCl}$ $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_2$
8	$\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HClO} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{HCl}$ $\text{Zn} + \text{AgNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ag}$
9	$\text{HJO}_3 + \text{KCl} = \text{KClO}_3 + \text{J}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
10	$\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HMnO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cl}_2 + \text{J}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HCl} + \text{HJO}_3$
11	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HNO}_3 + \text{S} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
12	$\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2$ $\text{H}_2\text{S} + \text{J}_2 = \text{HJ} + \text{S}$
13	$\text{Cu} + \text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NaClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
14	$\text{KMnO}_4 + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Mg} + \text{Al}(\text{NO}_3)_3 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Al}$
15	$\text{HJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{J}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Al} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} = \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$

2. Используя метод ионно-электронного баланса, составьте молекулярные уравнения окислительно-восстановительных процессов в направлении их самопроизвольного протекания для следующих сопряженных пар:

1	$E^0_{C_2O_7^{2-}, 14H^+ 2Cr^{+3}, 7H_2O} = 1,33B$	$E^0_{S_2O_8^{2-} 2SO_4^{2-}} = 2,01B$
2	$E^0_{MnO_4^-, 8H^+ Mn^{+2}, 4H_2O} = 1,51B$	$E^0_{O_2, 2H^+ H_2O_2} = 0,68B$
3	$E^0_{2ClO^-, 2H_2O Cl_2, 4OH^-} = 0,4B$	$E^0_{Cl_2 2Cl^-} = 1,36B$
4	$E^0_{[Al(OH)_4]^- Al, 4OH^-} = -2,31B$	$E^0_{2H_2O H_2, 2OH^-} = -0,828B$
5	$E^0_{Sn^{+4} Sn^{+2}} = 0,15B$	$E^0_{Fe^{+3} Fe^{+2}} = 0,77B$
6	$E^0_{HCOO^-, 2H_2O HCHO, 3OH^-} = -1,07B$	$E^0_{I_2 2I^-} = 0,54B$
7	$E^0_{MnO_4^- MnO_4^{2-}} = 0,56B$	$E^0_{Ag^+ Ag} = 0,80B$
8	$E^0_{ZnO_2^{2-}, 2H_2O Zn, 4OH^-} = -1,22B$	$E^0_{S S^{2-}} = -0,48B$
9	$E^0_{PbO_2, 4H^+ Pb^{+2}, 2H_2O} = 1,46B$	$E^0_{2ClO_3^-, 12H^+ Cl_2, 6H_2O} = 1,47B$
10	$E^0_{NO_3^-, 2H^+ NO_2^-, H_2O} = 0,94B$	$E^0_{MnO_4^-, 8H^+ Mn^{+2}, 4H_2O} = 1,51B$
11	$E^0_{CrO_4^{2-}, 4H_2O Cr(OH)_3, 5OH^-} = -0,13B$	$E^0_{Br_2 2Br^-} = 1,09B$
12	$E^0_{MnO_4^-, 2H_2O MnO_2, 4OH^-} = 0,6B$	$E^0_{SO_4^{2-}, H_2O SO_3^{2-}, 2OH^-} = -0,93B$
13	$E^0_{H_2O_2, 2H^+ 2H_2O} = 1,78B$	$E^0_{SO_4^{2-}, 4H^+ H_2SO_3, H_2O} = 0,17B$
14	$E^0_{[Fe(CN)_6]^{3-} [Fe(CN)_6]^{4-}} = 0,42B$	$E^0_{MnO_4^-, 8H^+ Mn^{+2}, 4H_2O} = 1,51B$
15	$E^0_{BrO_3^-, 3H_2O Br^-, 6OH^-} = 0,61B$	$E^0_{N_2, 4H_2O N_2H_4, 4OH^-} = -1,16B$

3. Вычислить константу равновесия окислительно-восстановительной реакции:



4. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4^{-2} + 2\text{I}^{-1} + 4\text{H}^{+1}$
5. $3\text{P} + 5\text{NO}_3^{-1} + 2\text{H}_2\text{O} = 3\text{PO}_4^{-3} + 5\text{NO} + 4\text{H}^{+1}$
6. $\text{S} + 6\text{NO}_3^{-1} + 4\text{H}^{+1} = \text{SO}_4^{-2} + 6\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
7. $\text{Cl}_2 + 2\text{OH}^{-1} = \text{ClO}^{-1} + \text{Cl}^{-1} + \text{H}_2\text{O}$
8. $6\text{Fe}^{+2} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} + 14\text{H}^{+1} = 6\text{Fe}^{+3} + 2\text{Cr}^{+3} + 7\text{H}_2\text{O}$
9. $\text{Fe}^{+3} + \text{Ce}^{+3} = \text{Fe}^{+2} + \text{Ce}^{+4}$
10. $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} + 6\text{Cl}^{-1} + 14\text{H}^{+1} = 2\text{Cr}^{+3} + 3\text{Cl}_2 + 7\text{H}_2\text{O}$
11. $\text{S} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 3\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
12. $\text{Cu} + 2\text{Ag}^{+1} = \text{Cu}^{+2} + 2\text{Ag}$
13. $10\text{Fe}^{+2} + 2\text{ClO}_3^{-1} + 12\text{H}^{+1} = \text{Cl}_2 + 10\text{Fe}^{+3} + 6\text{H}_2\text{O}$
14. $3\text{N}_2\text{H}_4 + 2\text{BrO}_3^{-1} = 3\text{N}_2 + 2\text{Br}^{-1} + 6\text{H}_2\text{O}$
15. $\text{Sn}^{+2} + 2\text{Fe}^{+3} = \text{Sn}^{+4} + 2\text{Fe}^{+2}$

4.-Составьте схемы работающих гальванических элементов, используя предложенные электроды;

- Напишите уравнения процессов, протекающих на аноде и катоде в данных элементах, уравнения токообразующих реакций;

- Рассчитайте значения электродных потенциалов при заданных условиях;

- Рассчитайте значение электродвижущей силы гальванического элемента и энергию Гиббса токообразующей реакции;

- Сравните полноту протекания токообразующих реакций в гальванических элементах

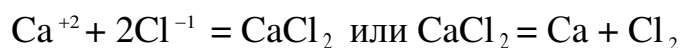
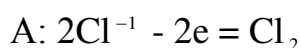
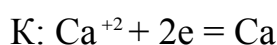
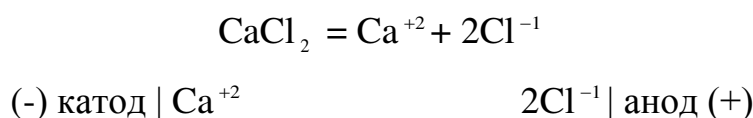
№	схемы электродов	С катодного электролита МОЛЬ/Л	С анодного электролита МОЛЬ/Л	Т
1	$\text{Fe} \mid \text{Fe}^{+2}, \text{Zn} \mid \text{Zn}^{+2}, \text{Pt}, \text{H}_2 \mid 2\text{H}^{+1}$	0,1	0,01	18 °С
2	$\text{Ni} \mid \text{Ni}^{+2}, \text{Cu} \mid \text{Cu}^{+2}, \text{Pt} \mid \text{Fe}^{+3}, \text{Fe}^{+2}$	0,01	10 ⁻⁴	25 °С

3	$\text{Sn} \text{Sn}^{+2}, \text{Ag} \text{Ag}^{+1}, \text{Pt}, \text{O}_2 2\text{OH}^{-1}$	10^{-3}	10^{-5}	273 K
4	$\text{Mg} \text{Mg}^{+2}, \text{Cr} \text{Cr}^{+3}, \text{Fe} \text{Fe}^{+2}$	10^{-1}	10^{-2}	293 K
5	$\text{Al} \text{Al}^{+3}, \text{Pt}, \text{H}_2 2\text{H}^{+1}, \text{V} \text{V}^{+2}$	10^{-6}	0,1	298 K
6	$\text{Pb} \text{Pb}^{+2}, \text{Fe} \text{Fe}^{+3}, \text{Ag} \text{AgCl}, \text{Cl}^{-1}$	10^{-2}	0,01	291 K
7	$\text{Cr} \text{Cr}^{+2}, \text{Ag} \text{Ag}^{+1}, \text{Pt} \text{Pt}^{+2}$	0,1	0,001	20 °C
8	$\text{Cd} \text{Cd}^{+2}, \text{Zn} \text{Zn}^{+2}, \text{Pt}, \text{H}_2 2\text{H}^{+1}$	10^{-4}	10^{-1}	300 K
9	$\text{Al} \text{Al}^{+3}, \text{Pb} \text{Pb}^{+2}, \text{Mn} \text{Mn}^{+2}$	10^{-3}	10^{-6}	18 °C
10	$\text{Cu} \text{Cu}^{+2}, \text{Pt}, \text{Cl}_2 2\text{Cl}^{-1}, \text{Co} \text{Co}^{+2}$	0,01	0,1	25 °C
11	$\text{Au} \text{Au}^{+3}, \text{Sn} \text{Sn}^{+2}, \text{Zn} \text{Zn}^{+2}$	10^{-4}	10^{-2}	291 K
12	$\text{Mg} \text{Mg}^{+2}, \text{Cu} \text{Cu}^{+2}, \text{Ag} \text{AgCl}, \text{Cl}^{-1}$	10^{-5}	10^{-2}	310 K
13	$\text{Fe} \text{Fe}^{+2}, \text{Ag} \text{Ag}^{+1}, \text{Ni} \text{Ni}^{+2}$	10^{-1}	10^{-4}	10 °C
14	$\text{Pt}, \text{H}_2 2\text{H}^{+1}, \text{Al} \text{Al}^{+3}, \text{Cu} \text{Cu}^{+2}$	10^{-3}	10^{-1}	25 °C
15	$\text{Zn} \text{Zn}^{+2}, \text{Ni} \text{Ni}^{+2}, \text{Mg} \text{Mg}^{+2}$	10^{-4}	10^{-2}	298 K

Пример 1. Будут ли отличаться по составу продукты электролиза расплава и водного раствора хлорида кальция? Electroды графитовые.

Решение: а) Электролизом называют окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении постоянного электрического тока через расплав или раствор электролита. При этом на **катоде** происходит процесс **восстановления** – присоединения электронов из внешней электрической цепи, а на **аноде** происходит процесс **окисления** – отдача электронов в цепь.

При прохождении тока через расплав хлорида кальция катионы кальция Ca^{+2} движутся к отрицательно-заряженному электроду (катоде), на котором восстанавливаются. Анионы хлора Cl^{-1} перемещаются к положительно-заряженному электроду (аноду) и, отдавая электроны, окисляются. Электролиз расплава хлорида кальция можно представить схемой:



б) На ход электролиза из водных растворов большое влияние оказывают растворитель и материал электродов. При выборе наиболее вероятного процесса на аноде и катоде следует исходить из положения, что **будет протекать та реакция, для которой требуется наименьшая затрата энергии**. Используют следующие правила:

На катоде – 1) катионы металлов со стандартным электродным потенциалом большим, чем $E_{2\text{H}^+/\text{H}_2}^0$ почти полностью восстанавливаются и выделяются в виде металла $\text{Me}^{+n} + ne = \text{Me}$;

2) катионы металлов с малой величиной стандартного электродного потенциала (металлы начала ряда Li^{+1} , Na^{+1} , K^{+1} ... до Al^{+3} включительно) не восстанавливаются, вместо них восстанавливаются молекулы воды $2\text{H}_2\text{O} + 2e = \text{H}_2 + 2\text{OH}^{-1}$;

3) катионы металлов, характеризующиеся средними значениями стандартных электродных потенциалов ($E_{\text{Al}^{+3}|\text{Al}}^0 < E_{\text{Me}^{+n}|\text{Me}}^0 < E_{2\text{H}^+|\text{H}_2}^0$) восстанавливаются одновременно с молекулами воды.

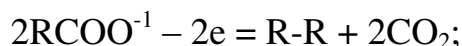
На аноде – 1) нерастворимые аноды (графитовые, платиновые и т.д.) не претерпевают окисления в ходе электролиза, растворимые – могут окисляться и переходить в раствор в виде ионов;

2) при электролизе растворов, содержащих в своем составе анионы F^{-1} , SO_4^{-2} , NO_3^{-1} , PO_4^{-3} ... , а также растворов щелочей (OH^{-1}) выделяется кислород O_2



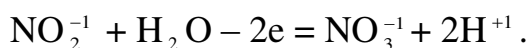
3) при окислении анионов Cl^{-1} , Br^{-1} , I^{-1} выделяются Cl_2 , Br_2 , I_2 ;

4) при окислении анионов органических кислот происходит процесс



5) анионы, содержащие неметалл в промежуточной степени окисления (SO_3^{-2} ,

NO_2^{-1} и т.п.) сами окисляются на аноде: $SO_3^{-2} + H_2O - 2e = SO_4^{-2} + 2H^{+1}$;



Электролиз водного раствора хлорида кальция можно представить схемой:



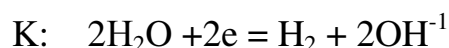
$$E_{Ca^{+2}|Ca}^0 = - 2,9 \text{ В}$$

$$E_{Cl_2|2Cl^{-1}}^0 = 1,36 \text{ В}$$

$$E_{2H_2O|H_2, 2OH^{-1}}^0 = - 0,82 \text{ В}$$

$$E_{O_2, 4H^{+1}|2H_2O}^0 = 1,23 \text{ В}-1,5 \text{ В}$$

На катоде разряжается самый сильный окислитель (с максимальным значением потенциала), на аноде – самый сильный восстановитель (с минимальным значением потенциала): А: $2Cl^{-1} - 2e = Cl_2$



Молекулярное уравнение электролиза: $CaCl_2 + 2H_2O = Cl_2 + H_2 + Ca(OH)_2$.

Ответ: продукты электролиза расплава и водного раствора хлорида кальция различаются.

Пример 2. Как изменилась масса анода при электролизе раствора сульфата никеля с электродами из никеля, если через этот электролит пропускали ток в 0,5 А в течение 5 ч?

Решение: Схема электролиза водного раствора сульфата никеля с растворимыми никелевыми электродами:



$$E^0_{\text{Ni}^{+2}|\text{Ni}} = - 0,25 \text{ В}$$

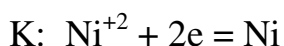
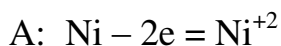
$$E^0_{\text{S}_2\text{O}_8^{-2}|\text{SO}_4^{-2}} = 2,05 \text{ В}$$

$$E^0_{\text{H}_2\text{O}|\text{H}_2, 2\text{OH}^{-1}} = - 0,82 \text{ В}$$

$$E^0_{\text{O}_2, 4\text{H}^{+1}|\text{H}_2\text{O}} = 1,23 \text{ В}$$

$$E^0_{\text{Ni}^{+2}|\text{Ni}} = - 0,25 \text{ В}$$

Самый вероятный восстановитель на аноде – металлический никель (материал анода), на катоде восстанавливается самый сильный окислитель Ni^{+2} .



Используя закон Фарадея, рассчитываем массу никеля, растворившегося на

$$\text{аноде } m(\text{Ni}) = \frac{M(\text{Ni})It}{zF} = \frac{59 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ А} \cdot 18000 \text{ с}}{2 \cdot 96500 \text{ Кл/моль}} = 2,75 \text{ г.}$$

Ответ: масса анода уменьшилась на 2,75 г.

Задания для самостоятельного решения

Для водного раствора данного электролита:

- а) напишите уравнения процессов, идущих на электродах при электролизе;
- б) рассчитайте, сколько и каких веществ выделится на катоде и аноде, если электролиз вести при силе тока I в течение t часов;

в) будет ли меняться рН в приэлектродном пространстве в процессе электролиза;

г) как изменится анодный процесс, если анод заменить на другой, выполненный из ...

№	электролит	электроды	I, А	t, ч	замена
1	ZnSO ₄	платиновые	2	0,5	цинка
2	MgCl ₂	магниевые	1,5	3	графита
3	AgNO ₃	графитовые	1	2	серебра
4	NiSO ₄	никелевые	3	1,5	графита
5	SnCl ₂	платиновые	2,75	6	олова
6	H ₂ SO ₄	графитовые	5	1	цинка
7	Cd(NO ₃) ₂	графитовые	0,1	10	кадмия
8	CuBr ₂	золотые	1	3	меди
9	Co(NO ₂) ₂	платиновые	0,7	5	железа
10	FeI ₃	железные	6	0,9	графита
11	K ₂ SO ₄	графитовые	2	0,5	меди
12	BaCl ₂	графитовые	1,3	4	серебра
13	Pb(CH ₃ COO) ₂	платиновые	3	2	графита
14	NaOH	графитовые	4	2,5	цинка
15	PtCl ₂	платиновые	0,8	1,75	меди

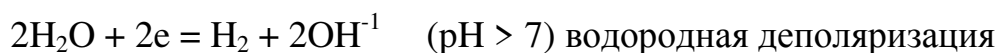
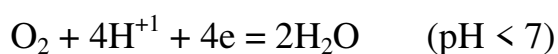
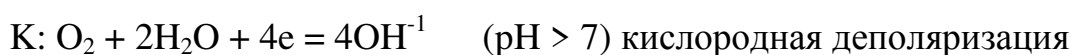
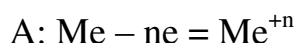
КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Коррозией называют процесс самопроизвольного окисления металла в результате его физико-химического взаимодействия с окружающей средой ($\Delta G < 0$). По механизму протекания различают:

- **химическую коррозию** в средах, не проводящих электрический ток (газовая коррозия, коррозия в неэлектролитах);

- **электрохимическую коррозию** в средах, имеющих ионную проводимость (коррозия в электролитах, в атмосфере влажного воздуха, в почве).

При электрохимической коррозии разрушение металла происходит в результате работы огромного количества коррозионных микроэлементов. При этом на более активном металле, с меньшим значением потенциала, протекает анодная реакция (окисление), а на участках металла с большим значением потенциала – катодное восстановление окислителя:



Возможность протекания коррозии может быть определена по знаку ЭДС коррозионного элемента $\Delta E = E_{\text{катод}} - E_{\text{анод}}$ или $\Delta E = E_{\text{окислитель}} - E_{\text{восстановитель}}$. Коррозия возможна, если $\Delta E > 0$.

Равновесный потенциал кислородного электрода при 298 К описывается уравнением $E_{\text{O}_2|2\text{OH}^{-1}} = 1,227 + 0,0147 \lg P_{\text{O}_2} - 0,059 \text{ pH}$, а потенциал водородного электрода – уравнением $E_{2\text{H}^{+1}/\text{H}_2} = -0,059 \text{ pH} - 0,0295 \lg P_{\text{H}_2}$.

Пример 1. Какие из металлов (Au, Sn, Mn) могут быть окислены кислородом при 298 К, pH = 7 и стандартных состояниях всех веществ?

Решение: Окисление металла возможно при условии $E_{\text{окислителя}} > E_{\text{восстановителя}}$, т.е. $E_{\text{O}_2|2\text{OH}^{-1}} > E_{\text{Me}^{+n}|\text{Me}}$.

Потенциал кислородного электрода при 298 К, $P_{\text{O}_2} = 1 \text{ атм}$ и $\text{pH} = 7$ равен 0,814 В. $E_{\text{O}_2|2\text{OH}^{-1}} = 1,227 + 0,0147 \lg 1 - 0,059 \cdot 7 = 0,814 \text{ (В)}$

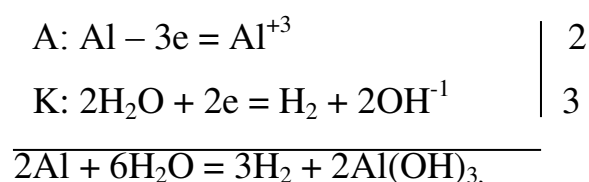
Стандартные потенциалы металлов равны $E_{\text{Sn}^{+2}|\text{Sn}}^0 = -0,136 \text{ В}$, $E_{\text{Mn}^{+2}|\text{Mn}}^0 = -1,18 \text{ В}$ и $E_{\text{Au}^{+3}|\text{Au}}^0 = 1,5 \text{ В}$. Отсюда следует, что указанное выше условие соблюдается для олова и марганца, которые могут быть окислены кислородом при $\text{pH} = 7$.

Ответ: олово и марганец могут быть окислены.

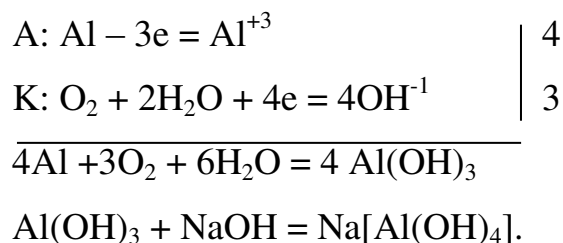
Пример 2. Рассмотрите коррозию изделия из алюминиевой бронзы: а) в дистиллированной воде; б) в сильнощелочной азрированной среде (раствор гидроксида натрия). Предложите протектор для защиты изделия из алюминиевой бронзы от коррозии во влажном воздухе. Приведите уравнения протекающих процессов.

Решение: Алюминиевая бронза – сплав меди с алюминием.

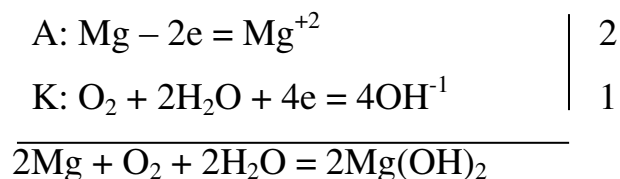
Так как $E_{Cu^{+2}|Cu}^0 = 0,34 \text{ В} > E_{Al^{+3}|Al}^0 = - 1,7 \text{ В}$, то зерна меди будут катодными участками, а алюминия – анодными участками. Последние и будут подвергаться коррозии. Катодные процессы определяются характером коррозионной среды. В случае а) это будет коррозия с водородной деполяризацией



в случае б) с кислородной деполяризацией



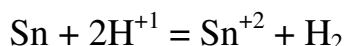
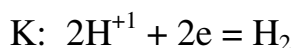
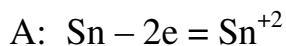
Протектор, согласно принципу его действия, должен иметь потенциал более отрицательный, чем потенциал меди и алюминия, например магний ($E_{Mg^{+2}|Mg}^0 = - 2,37 \text{ В}$). В образующемся гальваническом элементе он будет выступать в качестве анода и разрушаться.



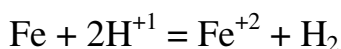
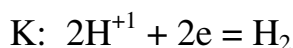
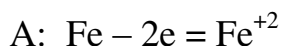
Пример 3. К какому типу покрытий относятся олово на меди и на железе? Какие процессы будут протекать при коррозии указанных пар в кислой среде?

Решение: $E_{Cu^{+2}|Cu}^0 = 0,34 \text{ В}$; $E_{Fe^{+2}|Fe}^0 = - 0,44 \text{ В}$; $E_{Sn^{+2}|Sn}^0 = - 0,14 \text{ В}$

а) $E_{Sn^{+2}|Sn}^0 = - 0,14 \text{ В} < E_{Cu^{+2}|Cu}^0 = 0,34 \text{ В}$, значит олово является анодным покрытием на меди. При коррозии разрушается металл покрытия - олово.



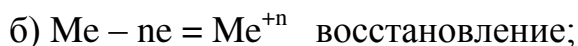
б) $E_{Sn^{+2}|Sn}^0 = - 0,14 \text{ В} > E_{Fe^{+2}|Fe}^0 = - 0,44 \text{ В}$, значит олово – катодное покрытие на железе. При нарушении целостности покрытия корродировать будет основной металл – железо.



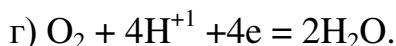
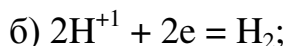
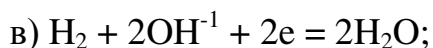
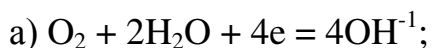
Задания для самостоятельного решения

1. Коррозия – процесс самопроизвольного разрушения металлов вследствие физико-химического взаимодействия с окружающей средой. Изменение свободной энергии Гиббса в этом случае: а) $\Delta G > 0$; б) $\Delta G = 0$; в) $\Delta G < 0$.

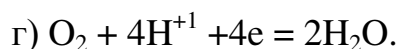
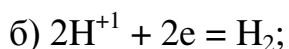
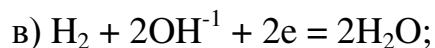
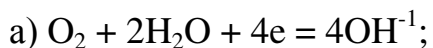
2. Какой из процессов протекает на корродирующем металле:



3. Какие процессы возможны при коррозии в кислой среде на катодных участках:



4. Какие процессы возможны при коррозии в щелочной среде на катодных участках:



5. Склепаны два металла. Какой из металлов будет подвергаться коррозии:

а) Zn – Fe;

ж) Cu – Cd;

б) Pb – Sn;

з) Ag – Pb;

в) Zn – Ag;

и) Al – Ni;

г) Al – Fe;

к) Fe – Sn;

д) Pd – Mn;

л) Fe – Cd;

е) Fe – Ni;

м) Cr – Ni.

6. Составьте уравнения электродных процессов, происходящих при коррозии вышеуказанных пар металлов:

а) в атмосфере влажного воздуха;

б) в дистиллированной воде;

в) в кислой среде.

7. Приведите примеры катодных и анодных покрытий для

а) меди;

ж) железа;

б) никеля;

з) свинца;

в) цинка;

и) олова;

г) хрома;

к) кадмия;

д) серебра;

л) алюминия;

е) марганца;

м) кобальта.

8. Возможна ли электрохимическая коррозия:

а) Sn в водном растворе при pH = 6 в контакте с воздухом;

б) Zn в дистиллированной воде;

в) Fe в атмосфере влажного воздуха;

г) Cu в деаэрированном растворе при pH = 2;

д) Cd в аэрированном растворе при pH = 10;

е) Fe в нейтральной среде pH = 7;

- ж) Ni в водном растворе при pH = 1;
- з) Pb в морской воде (pH = 8) в контакте с воздухом;
- и) Al в деаэрированном растворе при pH = 3;
- к) Mg в водном растворе при pH = 5;
- л) Fe в растворе соляной кислоты (pH = 1);
- м) Cr в атмосфере влажного воздуха.

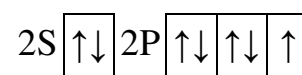
Приведите уравнения электродных процессов

СТРОЕНИЕ АТОМА

Задача 1. Приведите электронные формулы элементов с зарядами ядер +9 и +17 во всех возможных энергетических состояниях. Укажите положение элементов в периодической системе и сделайте вывод о возможных валентностях атомов.

Решение. Математическая формула электронной оболочки атома: ${}_{+9}\text{Э} 1s^2 2s^2 2p^5$.

Графическая формула внешнего квантового слоя:



Период определяется максимальным значением главного квантового числа n .
 $n = 2$, следовательно, элемент расположен во 2 периоде.

Группа определяется суммой числа электронов на внешнем квантовом слое.

$$\sum(e): 2 + 5 = 7, \text{ группа седьмая.}$$

Подгруппа определяется заполняющимся подуровнем: s- и p-подуровни формируют главные подгруппы, d-подуровни – побочные. Следовательно, подгруппа главная.

Элемент расположен во втором периоде, 7 группе, главной подгруппе. Это F – фтор.

Валентность атома в соответствии с методом ВС определяется числом одноэлектронных облаков в спокойном или возбужденном состоянии. У данного атома на внешнем квантовом слое располагается одно одноэлектронное облако, следовательно, валентность фтора равна 1. Состояние возбуждения у атома этого элемента не реализуется, т.к. на внешнем квантовом слое отсутствуют вакантные орбитали:

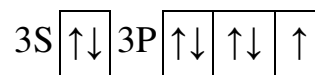
$$n = 2$$

$$l = 0 \text{ (S-подуровень)}$$

$$l = 1 \text{ (P-подуровень)}$$

Математическая формула: ${}_{+17}\text{F } 1S^2 2S^2 2P^6 \underline{3S^2 3P^5}$.

Графическая формула внешнего квантового слоя:



max $n = 3$, период 3.

$\sum(e): 2 + 5 = 7$, группа седьмая, заселяется P-подуровень – главная подгруппа. Это Cl – хлор.

В спокойном состоянии у атома данного элемента одно одноэлектронное облако. Валентность равна единице. Состояние возбуждения реализуется, т.к. на внешнем слое есть двухэлектронные облака и вакантные орбитали.

$$n = 3,$$

$$l = 0(s)$$

$$l = 1(p)$$

$$l = 2(d).$$

В состоянии возбуждения валентности реализуются за счет вакантного d-подуровня третьего квантового слоя.

${}_{+17}\text{Cl}^* \dots 3S^2 3P^4 3d^1$, валентность равна 3.

${}_{+17}\text{Cl}^{**} \dots 3S^2 3P^3 3d^2$, валентность равна 5.

${}_{+17}\text{Cl}^{***} \dots 3S^1 3P^3 3d^3$, валентность равна 7.

Задача 2. В соответствии с принципом Паули описать набором квантовых чисел электронные фрагменты:

- 1) $4S^2 3d^3$;
- 2) $3S^1 3P^3 3d^2$.

Решение. Опишем графически данные фрагменты, пронумеруем электроны и обозначим магнитные квантовые числа.

1)

№(e)	1	2		3	4	5		
4S	↓↑		3d	↑	↑	↑		
m→	0			-2	-1	0	+1	+2

Кв. ч.	№(e)				
	1	2	3	4	5
n	4	4	3	3	3
l	0	0	2	2	2
m	0	0	-2	-1	0
S	+1/2	-1/2	+1/2	+1/2	+1/2

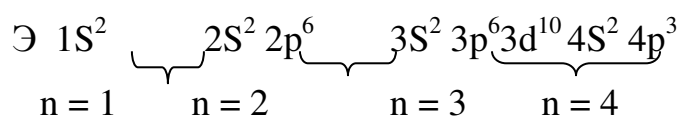
2)

№(e)	1		2	3	4		5	6			
3S	↑	3P	↑	↑	↑	3d	↑	↑			
m→	0		-1	0	+1		-2	-1	0	+1	+2

Кв. ч.	№(e)					
	1	2	3	4	5	6
n	3	3	3	3	3	3
l	0	1	1	1	2	2
m	0	-1	0	+1	-2	-1
S	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2	+1/2

Задача 3. Привести формулу электронной оболочки и указать возможные валентные состояния атома, внешний квантовый слой которого имеет вид $4S^2 4p^3$.

Решение. Внешний квантовый слой четвертый, значит, предшествующие квантовые слои заполнены, и электронная формула имеет вид:

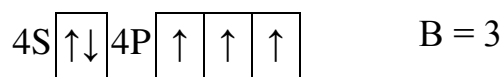


Так как число электронов равно числу протонов, заряд ядра составляет +33.

Следовательно, это мышьяк ${}_{+33}\text{As}$.

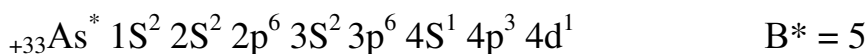
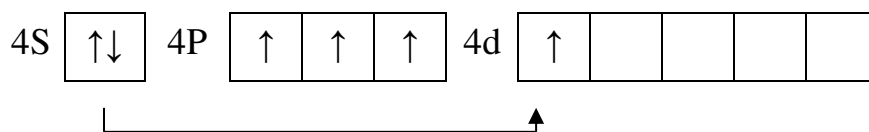
Возможные валентные состояния определяются числом одноэлектронных облаков с учетом состояния возбуждения.

Графическая формула внешнего квантового слоя:



$n = 4$,

$l = 0(s)$, $l = 1(p)$, $l = 2(d)$, $l = 3(f)$; подуровни d и f вакантны и определяют возможность возбуждения.



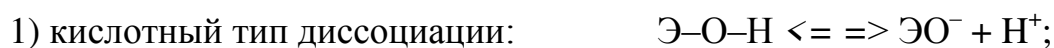
ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Задача 1. Объясните, как и почему изменяются кислотно-основные свойства высших гидроксидов элементов третьего периода?

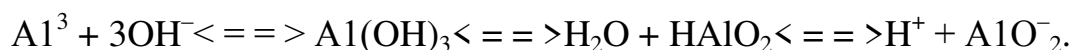
Решение. Все кислородосодержащие кислоты и основания можно рассматривать как продукты соединения соответствующих оксидов с водой и объединить их под общим названием «гидроксиды». Гидроксиды можно рассматривать как соединения с общей формулой $\text{ЭO}_m(\text{OH})_n$, которые содержат фрагмент Э-O-H . Так, H_2CO_3 , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 можно представить в следующем виде:



Принадлежность гидроксидов к классу кислот или классу оснований определяется тем, на какие ионы они диссоциируют в водном растворе. Если при диссоциации образуются ионы водорода H^+ , то гидроксид относится к классу кислот, если же диссоциация протекает с образованием ионов гидроксила OH^- , то гидроксид относится к классу оснований. В связи с этим различают два типа диссоциации гидроксидов:

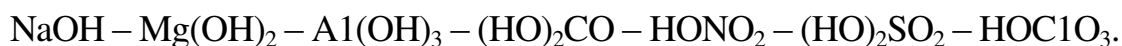


Кроме кислотных и основных гидроксидов существуют еще так называемые амфотерные гидроксиды, которые в зависимости от среды ведут себя или как кислоты, или как основания, например (формально):



Характер диссоциации, т.е. место разрыва связи Э-O-H , зависит от положения элемента в периодической системе, что и определяет относительную прочность связи между этим элементом и кислородом, с одной стороны, и между кислородом и водородом – с другой.

Силы притяжения между противоположно заряженными частицами тем значительнее, чем больше заряд каждой из них и чем меньше их радиус. Рассмотрим изменения свойств гидроксидов на примере элементов третьего периода:

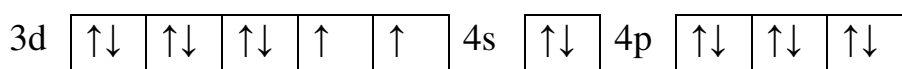


Благодаря своим малым размерам, ион водорода H^+ в NaOH и $\text{Mg}(\text{OH})_2$ сильнее взаимодействует, чем ион металла, несмотря даже на большой заряд у магния. Вследствие этого оба вещества диссоциируют как основания. В результате дальнейшего увеличения заряда и уменьшения радиуса атома при переходе к алюминию обе связи становятся близкими по характеру, и $\text{Al}(\text{OH})_3$ является амфотерным электролитом. Наконец, у последних четырех соединений вследствие еще большего увеличения заряда и уменьшения радиуса атомов заметно уменьшается прочность связи водорода с кислородом, и все они диссоциируют по кислотному типу.

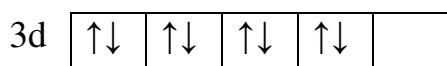
Задача 2. Разберите строение ионов $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ и $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ по методу валентных связей и определите, одинакова или различна их геометрическая конфигурация. Объясните это сходство или различие.

Решение. Комплексные ионы $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ и $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ состоят из центрального иона Ni^{2+} , называемого комплексообразователем (КО) и непосредственно связанных с ним частиц Cl^- , CN^- , называемых лигандами (L). Метод валентных связей (ВС) базируется на представлениях о двухэлектронной, двухцентровой связи, возникающей при взаимодействии электронов с антипараллельными спинами. При этом пара электронов, образующая химическую связь, может быть получена не только по обменному механизму, в котором участвуют электроны обоих атомов, но и по донорно-акцепторному механизму: один атом предоставляет на образование связи неподеленную пару электронов (донор), а другой – вакантную атомную

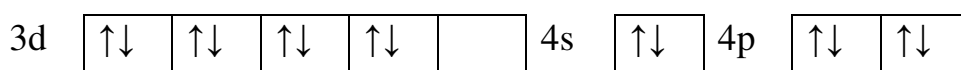
орбиталь (акцептор). Согласно методу ВС между комплексообразователем Ni^{2+} и лигандами Cl^- , CN^- возникает ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму. КО, в данном случае Ni^{2+} , имеет электронную конфигурацию $\dots 3d^8 4s^0$ и является акцептором за счет вакантных $4s 4p$ -орбиталей. Лиганды Cl^- и CN^- , имеют неподеленные пары электронов и являются донорами. Всего лигандов четыре, следовательно, образуется 4 ковалентных связи. Валентная схема иона $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ имеет следующий вид:



Согласно теории поля лигандов в комплексах между КО и лигандами происходит сложное электростатическое взаимодействие. При этом лиганды создают поле, которое возбуждает d -электроны у КО, повышает их энергию и вынуждает перестраиваться. Ионы CN^- создают сильное поле и вынуждают ионы Ni^{2+} менять свою конфигурацию: происходит спаривание двух одиночных электронов и появляется одна вакантная d -орбиталь.



Валентная схема иона $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ имеет следующий вид:



Для объяснения геометрической структуры ионов и молекул используют представления о гибридизации атомных орбиталей центрального атома. В соответствии с этим образованию химических связей может предшествовать изменение валентных орбиталей – гибридизация (смешение), т.е. из разных АО образуются одинаковые по энергии и форме гибридные орбитали. Существуют разные типы гибридизации: sp , sp^2 , sp^3 , dsp^2 и т.д. Тип гибридизации определяет пространственную (геометрическую)

конфигурацию ионов и молекул. В образовании комплекса $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ участвуют одна s- и три p-орбитали никеля, наблюдается sp^3 -гибридизация. В ионе $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ участвуют одна d-, одна s-, и две p-орбитали никеля – dsp^2 -гибридизация. Чаще всего sp^3 -гибридизация соответствует тетраэдрической конфигурации лигандов (ион $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ имеет форму тетраэдра). Гибридизация dsp^2 приводит к плоскоквадратной координации (ион $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ имеет форму квадрата).

Задача 3. Определите тип кристаллической решетки для соединений Na; NaCl; SiO_2 ; H_2O ; $\text{He}_{(T)}$; $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$; $\text{H}_2\text{SO}_{4(T)}$. Какой вид связи осуществляется в этих кристаллах? Предскажите такие физические и физико-химические свойства этих веществ, как механическая прочность, твердость, термическая устойчивость, электро- и теплопроводность, растворимость в воде. Прогноз свойств (низкие или высокие) обоснуйте с точки зрения характера связи в них, ее прочности, а также вида межмолекулярного взаимодействия.

Решение. Na – вещество с металлической кристаллической решеткой, где атомы связаны между собой металлической связью; она осуществляется валентными электронами, которые связывают воедино катионы металлов. Электроны электростатически притягивают катионы, обеспечивая стабильность решетки. Наличие свободных электронов в металлической структуре предполагает такие свойства, как непрозрачность, металлический блеск, высокая электро- и теплопроводность. Поскольку каждый атом Na способен отдать только один валентный электрон, то концентрация валентных электронов мала, и взаимодействия, которые они осуществляют, менее прочные, чем у металлов с большим числом валентных электронов, поэтому можно предположить, что прочность, твердость и термическая устойчивость будут невысокими.

NaCl – вещество с ионной кристаллической решеткой, в узлах её находятся ионы противоположного знака, между которыми осуществляется ионная

связь. Действующие здесь кулоновские силы обуславливают гораздо более прочное стягивание между частицами, чем межмолекулярные силы. Соответственно, твердость и прочность этих соединений будет гораздо выше, чем у веществ с молекулярной кристаллической решеткой. NaCl – тугоплавкое и малолетучее вещество. При плавлении ионных кристаллов происходит нарушение геометрически правильной ориентации ионов относительно друг друга и уменьшение прочности связи между ними, поэтому расплав этого вещества будет проводить электрический ток. Поскольку NaCl содержит положительные и отрицательные ионы, вещество будет растворимо в воде и его раствор тоже будет проводить электрический ток.

Ne(T) – вещество с молекулярной кристаллической решеткой, в узлах которой действуют только слабые межмолекулярные силы. Поэтому данное вещество будет характеризоваться низкими прочностью и твердостью, низкой температурой плавления, нерастворимостью или слабой растворимостью в воде, электрической непроводимостью раствора вследствие неполярности связи.

SiO₂ – вещество с атомной кристаллической решеткой, в узлах которой находятся атомы кремния и кислорода, соединенные прочными ковалентными связями. Прочность ковалентной связи будет обуславливать высокую прочность и твердость вещества, высокую температуру плавления, нерастворимость в воде, непроводимость электрического тока (диэлектрик). Однако при нагревании появляются полупроводниковые свойства.

H₂O – вещество с молекулярной кристаллической решеткой, в узлах которой находятся молекулы с ковалентной полярной связью. Между узлами действуют слабые силы межмолекулярного притяжения. Поэтому данное вещество будет характеризоваться низкой температурой плавления, летучестью, хрупкостью. Из-за полярного характера связи в молекулах вещество будет обладать электропроводностью в жидком состоянии.

$C_6H_{12}O_6$ – вещество с молекулярной кристаллической решеткой, будет обладать теми же свойствами, что и H_2O , но в силу малой полярности связи в самих молекулах, оно не будет проводить электрический ток, хотя растворимость в воде будет хорошей.

$H_2SO_4(T)$ – также вещество с молекулярной кристаллической решеткой, в узлах которой находятся молекулы с ковалентной полярной связью. Слабые силы межмолекулярного притяжения, действующие между узлами, приводят к низким прочности и твердости, термостойкости, высокой летучести. Серная кислота из-за значительной полярности связей в молекуле будет хорошо растворима в воде, а раствор будет проводить электрический ток.

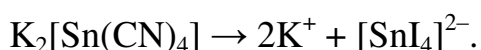
Задача 4. Составьте формулы молекул и комплексных соединений из приведенных ниже частиц и укажите тип химической реакции в них:



Решение. Формулы соединений с ионным типом связи:

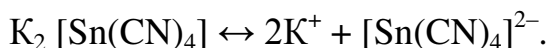


Комплексные соединения:

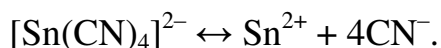


Между ионом K^+ и комплексным ионом $[SnI_4]^{2-}$ существует ионная связь.

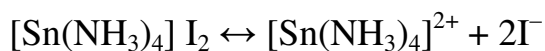
Между комплексообразователем Sn^{2+} и лигандами I^- существует донорно-акцепторная связь.



Между ионом K^+ и комплексным ионом существует ионная связь.



Между комплексообразователем Sn^{2+} и лигандами CN^- – ковалентная связь, механизм образования – донорно-акцепторный.



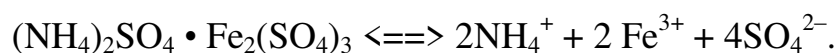
связь ионная

$[\text{Sn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \leftrightarrow \text{Sn}^{2+} + 4\text{NH}_3$, ковалентная связь, механизм образования – донорно-акцепторный.

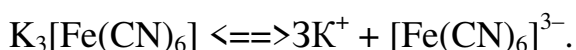
КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Задача 1. Роданид калия KSCN при добавлении к раствору соли $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ связывает ион Fe^{3+} , а при добавлении к раствору соли $3\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3$ не связывает. Укажите, какая соль является двойной, а какая комплексной. Напишите уравнение диссоциации солей.

Решение. Ион Fe^{3+} способен взаимодействовать с роданидом калия только в том случае, если он находится в свободном состоянии: $\text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{SCN})_3$. Согласно условию, диссоциации с образованием ионов Fe^{3+} подвергается соль:



Следовательно, соль $3\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3$ является комплексной, в качестве комплексообразователя выступает ион Fe^{3+} :



Задача 2. К раствору, содержащему 0,2335 г комплексной соли $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$, добавили в достаточном количестве раствор AgNO_3 . Масса осаждённого AgCl составила 0,1435 г. Определить координационную формулу соли.

Решение. В связи с тем, что координационное число Co^{3+} не указано, возможны следующие варианты: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_3]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}]\text{Cl}_2$. Первая координационная формула исключается, т.к. с

ионами серебра могут взаимодействовать, только те ионы хлора, которые находятся во внешней сфере.

Согласно уравнению $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$, количества вещества ионов Ag^+ и Cl^- должны быть равны: $n_{\text{Ag}^+} = n_{\text{Cl}^-}$. Следовательно, $n_{\text{ком.соли}} = n_{\text{Cl}^-} = n_{\text{AgCl}}$.

Определим n_{AgCl} и $n_{\text{ком.соли}}$, воспользовавшись формулой $n = m/M$.

$$n_{\text{AgCl}} = 0,1435/143,5 = 0,001 \text{ моль} \quad n_{\text{ком.соли}} = 0,001 \text{ моль.}$$

Отсюда $n_{\text{Cl}^-} = 0,001$ моль. Соотношение $n_{\text{ком.соли}}$ к n_{Cl^-} и к n_{AgCl} выражается как 1:1:1, что говорит о наличии во внешней сфере только одного иона хлора (Cl^-). Условию удовлетворяет формула $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$.

Задача 3. Вычислить ΔG° процесса $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$, если $K_{\text{H}} = 1,0 \cdot 10^{-22}$ при 20 °С. Укажите, какая реакция протекает самопроизвольно в растворе.

Решение. Связь ΔG° с константой равновесия выражается формулой $\Delta G^\circ = -2,3RT \lg K_{\text{H}}$, где $R = 8,31$ Дж/моль К, $T = 293$ К.

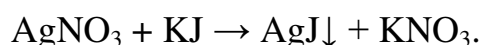
$\Delta G^\circ = -2,3 \cdot 8,31 \cdot 293 \cdot \lg 10^{-22} = -2,3 \cdot 8,31 \cdot 293 \cdot (-22) = 123,2$ кДж/моль. $\Delta G^\circ > 0$, поэтому самопроизвольно протекает реакция с образованием комплексного иона.

Ответ: $\Delta G^\circ = 123,2$ кДж/моль.

СТРОЕНИЕ КОЛЛОИДНЫХ ЧАСТИЦ

Задача 1. Определить заряд частиц золя иодида серебра, привести формулу мицеллы и указать ионы, способные привести к коагуляции золя, если для получения использовали 20 мл 0,01 М раствора КJ и 28 мл 0,005 М раствора AgNO_3 .

Решение. При смешивании растворов протекает следующая реакция:



Определяем количество вещества исходных, участвующих в реакции:

$$C_M = \frac{n}{V}; \quad n = C_M \cdot V.$$

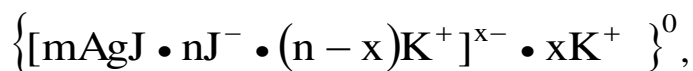
$$n_{(KJ)} = 1 \cdot 10^{-2} \cdot 2 \cdot 10^{-2} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ (моль)};$$

$$n_{(AgNO_3)} = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 2,8 \cdot 10^{-2} = 1,4 \cdot 10^{-4} \text{ (моль)};$$

$$n_{(KJ)} > n_{(AgNO_3)}.$$

Расчет показывает, что в растворе присутствует избыток йодида калия, следовательно, избыточный электролит является стабилизатором и в образовании мицеллы участвуют AgJ , K^+ , J^- .

При этом формула мицеллы имеет вид:



где AgJ – ядро;

J^- – потенциал-определяющие ионы;

K^+ – адсорбционные ионы;

$[mAgJ \cdot nJ^- \cdot (n-x)K^+]^{x-}$ – гранула;

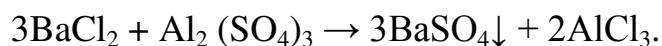
K^+ – противоионы диффузного слоя.

Так как гранулы заряжены отрицательно, вызывать коагуляцию могут положительно заряженные ионы Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} , причем с ростом заряда коагулирующего иона скорость коагуляции возрастает, т.е. оптимальный коагулянт – ион алюминия.

Задача 2. Какой объем 0,002 М хлорида бария надо добавить к 0,3 л 0,0006 М раствора сульфата алюминия, чтобы получить положительно

заряженные частицы золя сульфата бария. Привести формулу мицеллы, подобрать коагулянт и описать изоэлектрическое состояние золя.

Решение. При сливании растворов проходит следующая реакция:



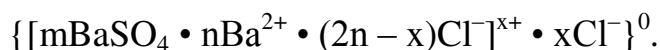
Определим количество вещества сульфата алюминия:

$$C_M = \frac{n}{V}, \quad n = C_M \cdot V = 6 \cdot 10^{-4} \cdot 3 \cdot 10^{-2} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ (моль)}.$$

Для получения положительно заряженных частиц золя стабилизатором, т.е. избыточным реагентом, должен являться хлорид бария. Учитывая, что мольные отношения в реакции: $n(\text{BaCl}_2) : n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 3 : 1$, количество вещества хлорида бария должно превышать $3 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}$ молей, что приводит к значению объема раствора BaCl_2 , превышающему величину $2,7 \cdot 10^{-2}$ л.

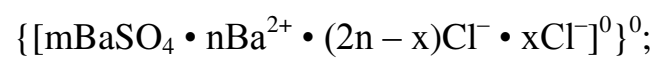
$$V = \frac{n}{C_M}; \quad V = \frac{3 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5}}{2 \cdot 10^{-3}} = 2,7 \cdot 10^{-2} \text{ (л)}.$$

Формула мицеллы золя сульфата бария:



Коагуляцию золя можно вызвать анионами, т.к. гранула имеет положительный заряд. Наиболее эффективным будет многозарядный анион, например PO_4^{-3} .

Мицелла в изоэлектрическом состоянии имеет следующий вид:





МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДФУ)

ИНЖЕНЕРНАЯ ШКОЛА ДФУ

КОНТРОЛЬНО-ИЗМЕРИТЕЛЬНЫЕ МАТЕРИАЛЫ
по дисциплине «ХИМИЯ»

151900.62 - «Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных
производств»

г. Владивосток
2013

Контрольно-измерительные материалы по дисциплине «Химия» представлены экзаменационными вопросами и вариантами тестовых заданий по основным разделам курса.

Перечень типовых экзаменационных вопросов

1. Основные понятия и законы химии. Закон сохранения массы и энергии, закон постоянства состава вещества, газовые законы, закон эквивалентов. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента вещества, молярный объем эквивалента вещества. Нахождение молярной массы эквивалента простых и сложных веществ, участвующих в кислотно-основных и окислительно-восстановительных реакциях.

2. Строение атома. Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа. Понятие орбитали. Принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда, правило Клечковского. Строение многоэлектронных атомов. Основное и возбужденное состояния атома. Валентность и степень окисления.

3. Периодическая система и периодический закон в свете учения о строении атома. Зависимость свойств элементов и их соединений от положения элемента в периодической системе.

4. Химическая связь. Основные виды и характеристики химической связи. Энергия, длина, направленность, насыщенность. Ковалентная связь и ее характеристики. Метод валентных связей. Два механизма образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный. Ионная связь, ее отличительные особенности. Водородная связь. Металлическая связь.

5. Комплексные соединения. Комплексообразователи, лиганды, координационное число, внутренняя и внешняя сфера, типы химической связи в комплексных соединениях. Первичная и вторичная диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости и устойчивости комплексного иона. Реакции комплексообразования.

6. Закономерности протекания химических процессов. Основные термодинамические функции состояния: обозначение, физический смысл, способы расчета. Первый закон термодинамики. Тепловые эффекты изобарных и изохорных процессов. Закон Гесса и его следствия. Термохимические уравнения. Второй закон термодинамики. Энтропия. Энергия Гиббса. Объединенный закон термодинамики. Связь энергии Гиббса с константой равновесия. Условия самопроизвольного протекания процессов в различных системах.

7. Химическая кинетика. Простые и сложные реакции. Кинетика гомогенных и гетерогенных процессов. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс, правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Энергия активации. Катализ.

8. Химическое равновесие. Необратимые и обратимые реакции. Кинетическое и термодинамическое условия равновесия. Константа равновесия: кинетическая и термодинамическая для гомогенных и гетерогенных процессов. Взаимосвязь между K_c и K_p , K_c и K_a . Факторы, влияющие на сдвиг равновесия. Принцип Ле-Шателье.

9. Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса. Диаграммы состояния одно- и двухкомпонентных систем.

10. Общие понятия о растворах. Термодинамика процессов растворения. Растворимость. Способы выражения количественного состава растворов: массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалентов, моляльность. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов. Их практическое использование.

11. Основы теории электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации и степень диссоциации. Закон Оствальда. Ионное произведение воды, водородный показатель.

12. Гидролиз солей. Молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза. Константа и степень гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза.

13. Коллоидные растворы. Способы получения. Строение мицеллы. Устойчивость и коагуляция.

14. Окислительно-восстановительные процессы: классификация, методы составления, критерии направленности. Понятия окислителя, восстановителя, процесса окисления, процесса восстановления.

15. Понятие об электродном потенциале. Уравнение Нернста. Стандартный водородный электрод. Классификация электродов.

16. Химические источники тока: классификация, токообразующие реакции, расчет ЭДС, изменения свободной энергии Гиббса, константы равновесия.

17. Электролиз расплавов и растворов. Последовательность катодных и анодных процессов. Электролиз с растворимыми и нерастворимыми электродами. Законы Фарадея. Выход по току. Применение электролиза.

18. Коррозия металлов: химическая и электрохимическая. Факторы, влияющие на скорость электрохимической коррозии. Способы защиты металлов от коррозии.

19. Основные понятия химии ВМС: мономер, полимер, структурное звено, степень полимеризации. Методы получения полимеров. Свойства полимеров.

Тестовые задания

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ

1. Для газов нормальными условиями считаются:

1) 101,3 кПа, 273 К;

- 2) 1 кПа, 0° С;
3) 100 Па, 25° С.

2. Значение универсальной газовой постоянной R в международной системе единиц СИ равно:

- 1) $8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$;
2) $62,36 \frac{\text{л} \cdot \text{мм.рт.ст.}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$;
3) $0,082 \frac{\text{л} \cdot \text{атм}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$.

3. Какой из газов занимает наибольший объем при одинаковых условиях, если их массы равны?

- 1) H₂, $M(\text{H}_2) = 2 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$;
2) H₂S, $M(\text{H}_2\text{S}) = 34 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$;
3) SO₂, $M(\text{SO}_2) = 64 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

4. Смесь, состоящая из 3 моль O₂ и 7 моль N₂, при нормальных условиях занимает объем:

- 1) 224 л;
2) 22,4 л;
3) 11,2 л.

5. Число молекул, содержащихся в смеси, состоящей из 0,1 моль хлора и 0,9 моль водорода равно

- 1) $6,23 \cdot 10^{23}$;
2) $1,5 \cdot 10^{25}$;
3) $2,28 \cdot 10^{24}$.

6. Какие газы с указанной массой занимают равные объемы при одинаковых условиях:

- 1) 8 г O₂ и 1 г He;
- 2) 17 г NH₃ и 22 г CO₂;
- 3) 22 г CO₂ и 8 г O₂;

$$M(\text{O}_2) = 32 \frac{\text{г}}{\text{моль}}; M(\text{NH}_3) = 17 \frac{\text{г}}{\text{моль}}; M(\text{CO}_2) = 44 \frac{\text{г}}{\text{моль}}; M(\text{He}) = 4 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

7. Какова формула газа, если относительная плотность газа по водороду равна 22

- 1) CO₂;
- 2) O₂;
- 3) NH₃.

8. Какова относительная молекулярная масса газа, если этот газ тяжелее воздуха в 2,2 раз (M(воздуха) = 29 г/моль)

- 1) 63,8;
- 2) 26,1;
- 3) 58.

9. В каком из приведенных соединений массовая доля кислорода составляет 50 % ?

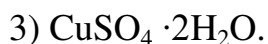
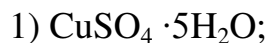
- 1) SO₂;
- 2) CO;
- 3) H₂O₂.

10. В кристаллогидрате сульфата кальция число атомов кислорода в 1,5 раза больше числа атомов водорода. Формула кристаллогидрата – ...

- 1) CaSO₄ · 2H₂O;



11. В кристаллогидрате сульфата меди число атомов кислорода в 9 раз больше числа атомов серы. Формула кристаллогидрата – ...



12. В окислительно-восстановительной реакции $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{к}) = 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ значение молярной массы эквивалента серной кислоты равно:

1) $\frac{1}{8} 98$ г/моль;

2) $\frac{1}{1} 98$ г/моль;

3) $\frac{1}{2} 98$ г/моль.

13. Определите фактор эквивалентности серы в оксиде серы (VI)

1) $\frac{1}{6}$;

2) $\frac{1}{3}$;

3) 2.

14. Для какого вещества указанные величины соответствуют молярной массе эквивалента:

1) 32,5 г/моль Zn;

2) 5,6 г O_2 ;

3) 11,2 л/моль H_2 .

15. Для какого вещества указанные значения объема (при н.у.) соответствуют молярному объему эквивалента:

- 1) 5,6 л O_2 ;
- 2) $22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \text{ H}_2$;
- 3) 11,2 л HCl .

16. Какова молярная масса эквивалента $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ в реакции взаимодействия с эквимолекулярным количеством хлороводорода

- 1) 96,5 г/моль;
- 2) 48,25 г/моль;
- 3) 32,2 г/моль.

17. При синтезе аммиака $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ в реакцию вступило 15 л азота N_2 и 45 л водорода H_2 . В результате образовалось аммиака:

- 1) 30 л;
- 2) 15 л;
- 3) 45 л.

18. При взаимодействии 0,1 моль углерода с кислородом объемом 11,2 л (н.у.) образуется углекислый газ CO_2 объемом ($\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$):

- 1) 2,24 л;
- 2) 5,6 л;
- 3) 11,2 л.

19. Вычислить молярную массу эквивалента мышьяка и составить формулу сульфида мышьяка, если вещество содержит 39 массовых долей серы и мышьяк. Молярная масса эквивалента серы равна 16 г/моль.

- 1) 25 г/моль, As_2S_3 ;
- 2) 15 г/моль, As_2S_5 ;
- 3) 75 г/моль, AsS .

20. Определите молярную массу эквивалента металла, если на растворение $1,686 \cdot 10^{-2}$ кг металла потребовалось $1,47 \cdot 10^{-2}$ кг серной кислоты. Молярная масса эквивалента серной кислоты равна 49 г/моль.

- 1) 56,3 г/моль;
- 2) 56,3 г/моль;
- 3) 112,4 г/моль.

СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА

1. Укажите элемент, которому соответствует электронная формула атома $1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6 3d^{10}, 4s^2 4p^2$

- 1) Ge
- 2) Ca
- 3) Zn

2. Укажите полное число электронов в атоме, у которого электронная валентная структура имеет формулу $3d^{10}, 4s^2$.

- 1) 30
- 2) 18
- 3) 20

3. Для атома с массовым числом 36 а.е.м. и порядковым номером 17 в периодической системы укажите число протонов, нейтронов в ядре и число электронов в электронной оболочке нейтрального атома.

- 1) 17, 19, 17
- 2) 19, 17, 17
- 3) 17, 17, 17

4. Изотопы, какого элемента имеют в ядре 14 протонов?

- 1) Si
- 2) Ni
- 3) Zn

5. Сколько неспаренных электронов имеет атом марганца Mn в основном состоянии?

- 1). 5
- 2) 7
- 3) 2

6. Атом, какого элемента в основном состоянии содержит три свободных 4d орбиталей?

- 1) Zr
- 2) Sc
- 3) V

7. Атому какого элемента, находящемуся в высшем энергетическом состоянии, соответствует электронная конфигурация $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^1, 3p^3$?

- 1) Si
- 2) P
- 3) As

8. Гидроксид, какого элемента: Na, Mg, Al является более сильным основанием?

- 1) Na
- 2) Mg
- 3) Al

9. Гидроксид, какого элемента: Al, Si, P является более сильной кислотой?

- 1) P
- 2) Al
- 3) Si

10. Значения первых потенциалов ионизации элементов I группы периодической системы соответственно равны (в вольтах): Li (5,4); Cu (7,7); Ag (9,2). Укажите, у какого элемента металлические свойства выражены более сильно?

- 1) Li
- 2) Cu
- 3) Ag

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

1. Связь, осуществляемая благодаря образованию общих электронных пар, называется:

- 1) ковалентной;
- 2) ионной;
- 3) водородной.

2. Связь, обусловленная электростатическим притяжением ионов, называется:

- 1) ионной;
- 2) ковалентной полярной;
- 3) ковалентной неполярной.

3. Ковалентная полярная связь возникает между атомами элементов:

- 1) Cl и H;
- 2) K и Cl;
- 3) N и N.

4. Ионная связь возникает между атомами элементов:

- 1) Na и F;
- 2) H и N;
- 3) Na и Na.

5. В образовании координационной связи могут участвовать:

- 1) BF_3 и F^- ;
- 2) NH_3 и H_2O ;
- 3) NH_3 и Zn.

6. Какие из свободных атомов совершенно лишены способности к химическому взаимодействию:

- 1) Ne;
- 2) Na;
- 3) H.

7. Энергия химической связи наибольшая в:

- 1) H_2O ;
- 2) H_2S ;
- 3) H_2Se .

8. Какая из молекул является неполярной:

- 1) CO_2 ;
- 2) H_2O ;
- 3) NH_3

9. Какая из связей характеризуется наибольшей степенью ионности, если электроотрицательность элементов Cl (3,0); K (0,91); Ge (2,0); P (2,2):

- 1) K – Cl;
- 2) Ge – Cl;
- 3) P – Cl?

10. В какой молекуле химическая связь более прочная, если стандартная энтальпия образования (ΔH^0_{298} , кДж/моль) для галогенводородов имеет следующие значения: $\Delta H^0_{298}(\text{HF}) = -270,7$ кДж/моль; $\Delta H^0_{298}(\text{HCl}) = -92,3$ кДж/моль; $\Delta H^0_{298}(\text{HBr}) = -36,3$ кДж/моль?

- 1) HF;
- 2) HCl;
- 3) HBr.

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

1. Какое комплексное соединение относится к неэлектролитам:

- 1) $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$
- 2) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$
- 3) $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$

2. Какая форма отвечает комплексам, образованным при d^2sp^3 – гибридизации атомных орбиталей:

- 1) октаэдр
- 2) тетраэдр
- 3) плоский квадрат

3. Выражение константы нестойкости комплексного иона в соединении $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ имеет вид:

- 1) $K_{\text{нест.}} = \frac{[\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^-]^4}{[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}}$
- 2) $K_{\text{нест.}} = \frac{[\text{K}^+]^2[\text{OH}^-]^4}{[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}}$
- 3) $K_{\text{нест.}} = \frac{[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}}{[\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^-]^4}$

4. Какой комплексный ион является самым слабым электролитом:

- 1) $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$ $K_{\text{нест.}} = 1 \cdot 10^{-24}$
- 2) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^+$ $K_{\text{нест.}} = 2,24 \cdot 10^{-8}$
- 3) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ $K_{\text{нест.}} = 2,14 \cdot 10^{-13}$

5. В каком соединении заряд комплексообразователя максимальный:

- 1) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$
- 2) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$
- 3) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$

6. Какая координационная формула соответствует соединению



- 1) $\text{Na}[\text{CuBr}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]$
- 2) $\text{Na}[\text{CuBr}_3] \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Cu}[\text{NaBr}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]$

7. В каких комплексных соединениях комплексообразователь имеет следующую электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^0 4p^0$:

- 1) $\text{K}[\text{Cu}(\text{CN})_2]$ и $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
- 2) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ и $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$
- 3) $\text{K}[\text{Cu}(\text{CN})_2]$ и $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$

8. Какую степень окисления имеет комплексообразователь в соединении



- 1) + 4
- 2) + 3
- 3) + 2

9. В комплексном соединении $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{I}_3$ укажите лиганды:

- 1) NH_3
- 2) Co
- 3) I

10. Чему равны степень окисления и координационное число железа комплексном ионе $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$:

- 1) + 2, 6
- 2) + 3, 6
- 3) + 3, 3

11. Определите заряд комплексного иона $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$, если степень окисления комплексообразователя +3:

- 1) - 1
- 2) +2
- 3) +1

12. Выберите анионное комплексное соединение для Cu^+ :

- 1) $\text{K}_3[\text{Cu}(\text{CN})_4]$
- 2) $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$
- 3) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$

13. Какова концентрация ионов и молекул в 0,1 М растворе $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$

$K_{\text{нест.}} = 9,31 \cdot 10^{-8}$:

1) $[\text{NO}_3^-] = [[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+] = 0,1$ моль/л

$[\text{Ag}^+] = 1,325 \cdot 10^{-3}$ моль/л, $[\text{NH}_3] = 2,65 \cdot 10^{-3}$ моль/л

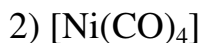
2) $[\text{NO}_3^-] = 0,1$ моль/л, $[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+] = 1$ моль/л

$[\text{Ag}^+] = [\text{NH}_3] = 3,05 \cdot 10^{-4}$ моль/л

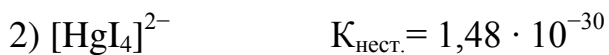
$$3) [\text{NO}_3^-] = [[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+] = 0,1 \text{ моль/л}$$

$$[\text{Ag}^+] = [\text{NH}_3] = 9,65 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$$

14. В каком соединении заряд комплексообразователя минимальный:



15. Какой комплексный ион самый прочный:



16. Какой тип химической связи возникает между комплексообразователем и лигандами :

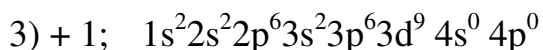
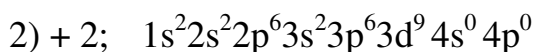
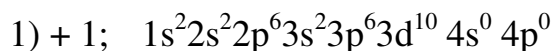
1) ковалентная по донорно-акцепторному механизму

2) ковалентная по обменному механизму

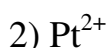
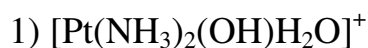
3) ионная

17. Какую степень окисления имеет комплексообразователь в соединении

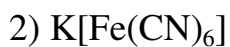
$\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})\text{Br}_3]$ и какая электронная конфигурация ему соответствует:



18. В комплексном соединении $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2(\text{OH})\text{H}_2\text{O}]\text{NO}_3$ укажите внутреннюю сферу:



19. Представьте координационную формулу соединения $4\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$:

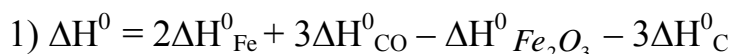


20. Какой из приведенных комплексных ионов обладает наименьшей устойчивостью:

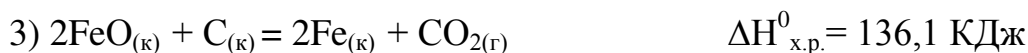
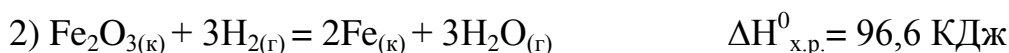
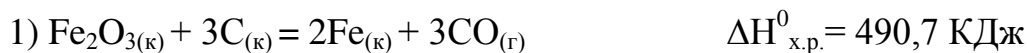


ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

1. Тепловой эффект реакции $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{C}_{(\text{к})} = 2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{CO}_{(\text{г})}$ можно рассчитать используя стандартные энтальпии образования по уравнению:



2. Какая из реакций является более эндотермической?

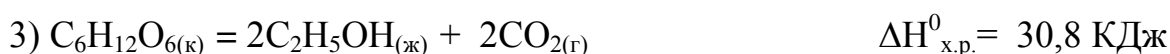
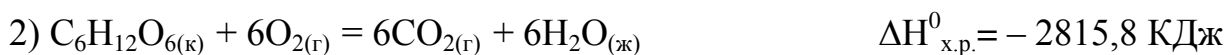


3. Тепловой эффект какой из реакций является стандартной энтальпией образования NO_2 :





4. Какая из реакций поставляет организму больше энергии:



5. Определите, какая из реакций протекает самопроизвольно:



6. При какой температуре 373 К, 273К, 298 К вероятна реакция

$3\text{CaO}_{(\text{к})} + \text{P}_2\text{O}_{5(\text{к})} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_{2(\text{к})}$, если изменение ΔG^0 реакции соответственно равно $-729,22 \text{ КДж}$, $-728,5 \text{ КДж}$, $-728,67 \text{ КДж}$

1) 373 К

2) 273 К

3) 298 К

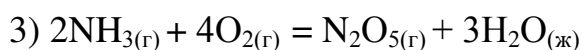
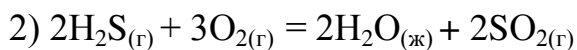
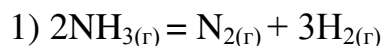
7. Количественной мерой неупорядоченности системы является:

1) Энтропия

2) Свободная энергия Гиббса

3) Энтальпия

8. Не производя вычислений определите, для какой из реакций энтропия будет иметь наибольшее значение



9. Какие из водородных соединений: $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$, $\text{H}_2\text{S}_{(г)}$, $\text{H}_2\text{Se}_{(г)}$, можно получить непосредственно из элементов, если энергия Гиббса образования веществ соответственно равны: $-228,8$ КДж/моль; $-33,02$ КДж/моль; $71,13$ КДж/моль.

- 1) $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$, $\text{H}_2\text{S}_{(г)}$
- 2) $\text{H}_2\text{Se}_{(г)}$, $\text{H}_2\text{S}_{(г)}$
- 3) $\text{H}_2\text{Se}_{(г)}$, $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$

10. Тепловой эффект реакции $2\text{PH}_3_{(г)} + 4\text{O}_2_{(г)} = \text{P}_2\text{O}_5_{(к)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$ можно рассчитать по уравнению:

- 1) $\Delta H^0 = \Delta H^0_{\text{P}_2\text{O}_5} + 3\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}} - 2\Delta H^0_{\text{PH}_3} - 4\Delta H^0_{\text{O}_2}$
- 2) $\Delta H^0 = 2\Delta H^0_{\text{PH}_3} + 4\Delta H^0_{\text{O}_2} + \Delta H^0_{\text{P}_2\text{O}_5} + \Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}}$
- 3) $\Delta H^0 = 2\Delta H^0_{\text{PH}_3} + 4\Delta H^0_{\text{O}_2} - \Delta H^0_{\text{P}_2\text{O}_5} - 3\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}}$

11. Тепловой эффект реакций в изохорных условиях равен изменению?

- 1) Внутренней энергии
- 2) Энтропии
- 3) Энтальпии

12. Реакция возможна и идет самопроизвольно при любых температурах, если:

- 1) $\Delta H < 0$ $\Delta S > 0$ $\Delta G < 0$
- 2) $\Delta H > 0$ $\Delta S > 0$ $\Delta G > 0$
- 3) $\Delta H < 0$ $\Delta S > 0$ $\Delta G > 0$

13. Определите, какая из реакций более экзотермическая:

- 1) $\text{C}_2\text{H}_4_{(г)} + 3\text{O}_2_{(г)} = 2\text{CO}_2_{(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ $\Delta H^0 = -1323$ КДж
- 2) $\text{C}_{(к)} + \text{O}_2_{(г)} = \text{CO}_2_{(г)}$ $\Delta H^0 = -393,5$ КДж
- 3) $2\text{H}_2_{(г)} + \text{O}_2_{(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ $\Delta H^0 = -483,6$ КДж

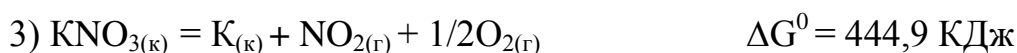
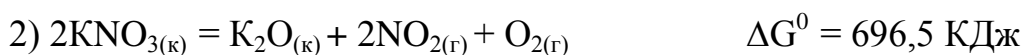
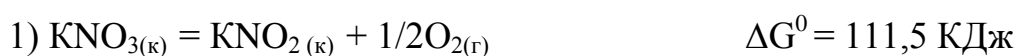
14. Вычислить температуру термодинамического равновесия можно по формуле:

$$1) T = \frac{\Delta H^0}{\Delta S^0}$$

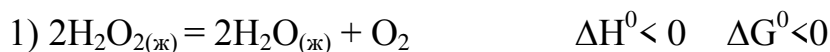
$$2) T = \frac{\Delta H^0 - \Delta G^0}{\Delta S^0}$$

$$3) T = \frac{\Delta S^0}{\Delta H^0}$$

15. Какая из этих реакций будет протекать при более низкой температуре:



16. Какая из реакций протекает самопроизвольно и является экзотермической:



17. Стандартную энтальпию образования Fe_2O_3 для реакции

$\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = 2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ можно вычислить по уравнению:

$$1. \Delta H^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = -\Delta H^0_{\text{реакции}} + 3\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}} + 2\Delta H^0_{\text{Fe}} - 3\Delta H^0_{\text{H}_2}$$

$$2. \Delta H^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \Delta H^0_{\text{реакции}}$$

$$3. \Delta H^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \Delta H^0_{\text{реакции}} + 3\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}} + 2\Delta H^0_{\text{Fe}} - 3\Delta H^0_{\text{H}_2}$$

18. Вычислите энтальпию реакции $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = 2\text{Fe}_{(\text{к})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ можно по уравнению:

$$1) \Delta H^0 = 2\Delta H^0_{\text{Fe}} + 3\Delta H^0_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta H^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} - 3\Delta H^0_{\text{H}_2}$$

$$2) \Delta S^0 = 2\Delta S^0_{\text{Fe}} + 3\Delta S^0_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta S^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} - 3\Delta S^0_{\text{H}_2}$$

$$3) \Delta G^0 = 2\Delta G^0_{\text{Fe}} + 3\Delta G^0_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta G^0_{\text{Fe}_2\text{O}_3} - 3\Delta G^0_{\text{H}_2}$$

19. Какая термодинамическая функция является мерой направленности реакции:

- 1) Свободная энергия Гиббса
- 2) Энтропия
- 3) Энтальпия

20. Не производя вычислений, укажите, для какого процесса изменение энтропии положительно:

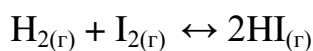
- 1) $\text{CH}_3\text{COOH} = \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$
- 2) $\text{MgO}_{(\text{к})} + \text{H}_{2(\text{г})} = \text{Mg}_{(\text{к})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
- 3) $4 \text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2 \text{Cl}_{(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ

1. Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы начальная скорость образования NO_2 по реакции: $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{NO}_{2(\text{г})}$ возросла в 8 раз?

- 1) Увеличить в 2 раза
- 2) Увеличить в 4 раза
- 3) Увеличить в 8 раз

2. Как влияет катализатор на скорость прямой и обратной реакции:



- 1) Не влияет на равновесие
- 2) Уменьшает скорость обратной реакции
- 3) Увеличивает скорость прямой реакции

3. Как изменяется константа скорости реакции при повышении температуры на каждые 10 °С, если повышение температуры на 50 °С увеличивает скорость этой реакции в 1024 раза?

- 1) 4
- 2) 3
- 3) 2

4. Для какой из реакций (с большей или меньшей энергией активации) повышение температуры увеличивает ее скорость в большей степени?

- 1) Константа скорости реакции с большей энергией активации увеличивается в большей степени при повышении температуры:
- 2) Константа скорости с меньшей энергией активации увеличивается в большей степени с ростом температуры:
- 3) Энергия активации не влияет на значение константы скорости.

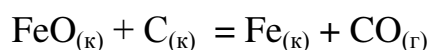
5. Чему равна энергия активации реакции, если при повышении температуры от 20 до 30 °С, скорость ее возрастает в 3 раза?

- 1) 81 кДж/моль
- 2) 53,6 кДж/моль
- 3) 162,5 кДж/моль

6. Что характеризует энергия активации?

- 1) Среднюю энергию переходного состояния
- 2) Энергетический барьер
- 3) Энергию разрыва химических связей

7. Число степеней свободы в равновесной системе равно:



- 1) 1;

2) 2;

3) 3.

8. Число степеней свободы в равновесной гетерогенной системе равно:



1) 2;

2) 0;

3) 1.

9. Равновесная смесь, состоящая при 570 °С из FeO и продуктов его распада - железа Fe и магнетит Fe₃O₄ состоит из:

1) трех фаз;

2) одной фазы;

3) двух фаз.

10. Определить направление реакции $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} \rightarrow 2\text{HI}_{(\text{г})}$ при 298 К при следующих концентрациях: $C(\text{H}_2) = C(\text{I}_2) = 0,01$ моль/дм³, $C(\text{HI}) = 1,0$ моль/дм³

1) В обратном направлении

2) В прямом направлении

3) Установилось равновесие

11. Как будет меняться окраска NO_2 (бурый цвет) \leftrightarrow N_2O_4 (бесцветен) при постоянной температуре и уменьшении давления?

1) Усиление бурой окраски

2) Ослабление бурой окраски

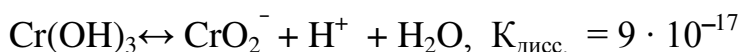
3) Окраска не изменится

12. В какой из реакций повышение давления вызовет смещение влево:

1) $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$

- 2) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$
 3) $2CO + O_2 = 2CO_2$

13. Какие свойства преобладают у гидроксида хрома, если

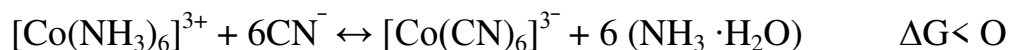


- 1) Кислотные свойства
 2) Основные свойства
 3) Амфотерные свойства

14. Какие условия будут способствовать смещению равновесия в сторону увеличения выхода продуктов реакции: $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$? $\Delta H^0_{298} = -92$ КДж

- 1) Понижение температуры, увеличение давления
 2) Повышение давления, повышение температуры
 3) Понижение температуры, уменьшение давления

15. Установите преимущественное направление протекания реакции:



- 1) \rightarrow
 2) \leftarrow
 3) \leftrightarrow

16. Как следует изменить температуру, чтобы увеличить выхода продуктов реакции:

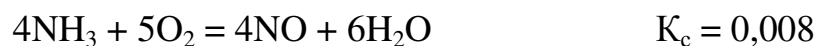


- 1) повысить
 2) изменение температуры не влияет
 3) понизить

17. Химическое равновесие – это состояние системы, при котором

- 1) скорости прямой и обратной реакций одинаковы
- 2) константы скорости прямой и обратной реакций равны
- 3) концентрации исходных веществ равны концентрациям продуктов реакции

18. Какие вещества будут преобладать в равновесной системе



- 1) Исходные вещества
- 2) Продукты реакции
- 3) Все вещества в равных количествах

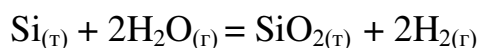
19. В гомогенной системе установилось равновесие:



Укажите, какие вещества будут преобладать в равновесной смеси веществ?

- 1) Исходные вещества
- 2) Продукты реакции
- 3) Все вещества в равных количествах

20. Число степеней свободы в равновесной гетерогенной системе равно



Определите число степеней свободы в системе

- 1) 2
- 2) 4
- 3) 3

РАСТВОРЫ НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ

1. Какую массу метанола (CH_3OH) должен содержать раствор с концентрацией 0,1 моль/л, если объем раствора составляет 0,5 литра:

- 1) 1,6 г
- 2) 32 г

3) 3,2 г

2. Какую массу этанола (C_2H_5OH) должен содержать раствор с концентрацией 1 моль/кг, если масса растворителя составляет 0,25 кг:

1) 11,5 г

2) 46 г

3) 23 г

3. При растворении 98 г H_2SO_4 в 800 г воды температура повысилась на 22,4 К. Определить энтальпию растворения H_2SO_4 , если удельная теплоемкость составляет 3,76 Дж/(г·К).

1) – 75,6 кДж/моль

2) – 37,8 кДж/моль

3) + 37,8 кДж/моль

4. Изотоническими называются растворы:

1) с одинаковым осмотическим давлением

2) с одинаковым давлением пара,

3) с одинаковой молярной концентрацией

5. Для повышения температуры кипения раствора следует:

1) увеличить молярную концентрацию

2) понизить внешнее давление

3) разбавить раствор

6. Чему равно отношение масс формалина ($HCHO$) и глюкозы ($C_6H_{12}O_6$), которые содержатся в равных объемах растворов, обладающих при одинаковой температуре одинаковым осмотическим давлением?

1) 1:6

2) 1:1

3) 2:1

7. Раствор, содержащий 133,5 г AlCl_3 в 500 г воды закипает при $t = 103,64^\circ\text{C}$.
Определить кажущуюся степень диссоциации (α).

1) 0,88

2) 0,95

3) 0,70

8. В 180 г воды содержится 34,2 г сахарозы ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$). Найти давление насыщенного пара над раствором при 100°C , если $P_{0(\text{H}_2\text{O})}$ составляет 101,3 КПа:

1) 100,297 КПа

2) 10,13 КПа

3) 90,3 КПа

9. Водный раствор неэлектролита закипает при температуре 373,52 К. Какова моляльная концентрация этого раствора?

1) 1 моль/кг

2) 0,1 моль/кг

3) 0,01 моль/л

10. Водный раствор неэлектролита закипает при температуре $101,04^\circ\text{C}$. Какова моляльная концентрация этого раствора?

1) 2 моль/кг

2) 0,1 моль/кг

3) 0,01 моль/кг

11. Водный раствор неэлектролита замерзает при температуре $-1,86^\circ\text{C}$. Какова моляльная концентрация этого раствора?

1) 1 моль/кг

2) 0,1 моль/кг

3) 1 моль/л

12. Водный раствор неэлектролита замерзает при температуре $-3,72\text{ }^{\circ}\text{C}$. Какова молярная концентрация этого раствора?

1) 2 моль/кг

2) 0,2 моль/кг

3) 2 моль/л

13. Какой должна быть концентрация этиленгликоля, чтобы антифриз не замерзал при температуре $-18,6\text{ }^{\circ}\text{C}$

1) 10 моль/кг

2) 1 моль/кг

3) 20 моль/кг

14. Для понижения температуры кипения раствора следует:

1) снизить молярную концентрацию

2) повысить внешнее давление

3) уменьшить молярную концентрацию

15. Раствор, содержащий 111 г CaCl_2 в 1000 г воды, кристаллизуется при $t = -5,2\text{ }^{\circ}\text{C}$. Определить кажущуюся степень диссоциации.

1) 0,9

2) 1,0

3) 0,5

16. Осмотическое давление раствора составляет 2 493 КПа. Какова его молярная концентрация, если температура 300 К:

1) 1 моль/л

2) 0,1 моль/л

3) 2 моль/л

17. Раствор, содержащий 40 г NaOH в 1000 г воды, кристаллизуется при $t = -3,53$ °C. Найдите изотонический коэффициент.

- 1) 1,89
- 2) 2,0
- 3) 1,09

18. Как соотносятся значения осмотического давления в 0,1 М растворах $KNO_{2(P1)}$ и $HNO_{2(P2)}$?

- 1) $P_1 > P_2$
- 2) $P_1 = P_2$
- 3) $P_1 < P_2$

19. Температура кристаллизации одномолярных растворов HCN и $C_6H_{12}O_6$ близки. Какой вывод можно сделать относительно степени диссоциации (a) HCN?

- 1) $a \approx 0$
- 2) $a \approx 1$
- 3) $a \approx 0,5$

20. Сколько молей неэлектролита должен содержать 1 литр раствора, чтобы его осмотическое давление при 0 °C составило 2,27 КПа:

- 1) 0,001 моль
- 2) 0,01 моль
- 3) 0,1 моль

РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

1. Чему равна концентрация ионов калия в 0,1 М растворе сульфита калия, если степень диссоциации соли равна 0,75?

- 1) 0,15 М
- 2) 1,5 М
- 3) 0,75 М

2. Какова концентрация ионов водорода в 0,1 М растворе HCN, если константа диссоциации кислоты равна $7,2 \cdot 10^{-10}$?

- 1) $8,5 \cdot 10^{-6}$ М
- 2) $8,5 \cdot 10^{-5}$ М
- 3) $8,5 \cdot 10^{-7}$ М

3. Рассчитать степень диссоциации и константу диссоциации в 0,06 М растворе слабого бинарного электролита, если 0,055 М молекул остались недиссоциированными.

- 1) 8,3 %; $4,1 \cdot 10^{-4}$
- 2) 9 %; $4,9 \cdot 10^{-4}$
- 3) 92 %; $5,1 \cdot 10^{-2}$

4. Что такое рН раствора?

- 1) $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$
- 2) $\text{pH} = \lg [\text{H}^+]$
- 3) $\text{pH} = -\lg [\text{OH}^-]$

5. Если рН изменится на две единицы, во сколько раз изменится концентрация ионов водорода?

- 1) в 10^2 раз
- 2) в два раза
- 3) в 0,5 раза

6. У какого из растворов наибольшее значение рН?

1) $[\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ M}$

2) $[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ M}$

3) $[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$

7. Чему равна концентрация ионов водорода, если в растворе $\text{pH} = 10$?

1) 10^{-10} M

2) 10^{-7} M

3) 10^{-4} M

8. Чему равен pOH в $5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ растворе H_2SO_4 ?

1) 11

2) 3

3) 7

9. Определить степень диссоциации NaOH в $0,01 \text{ M}$ растворе, если pH раствора равен 11,97.

1) 0,93

2) 0,95

3) 0,98

10. Чему окажется равен pH , если смешать равные объемы $0,005 \text{ M}$ раствора гидроксида натрия и $0,01 \text{ M}$ раствора азотной кислоты?

1) 2,6

2) 2,85

3) 9,7

11. Определите константу растворимости карбоната бария, если в 100 мл насыщенного раствора его при 25° C содержится $1,38 \cdot 10^{-3} \text{ г}$ соли.

$M(\text{BaCO}_3) = 197 \text{ г/моль}$.

- 1) $4 \cdot 10^{-9}$
- 2) $7 \cdot 10^{-5}$
- 3) $4 \cdot 10^{-4}$

12. Чему равна растворимость оксалата бария в воде в моль/л, если его константа растворимости при 25°C равно $1,5 \cdot 10^{-7}$.

- 1) $4 \cdot 10^{-4}$
- 2) $4 \cdot 10^{-5}$
- 3) $4 \cdot 10^{-6}$

13. Определить концентрацию ионов Ca^{2+} в моль/л и мг/л в насыщенном растворе CaCO_3 , если $K_s(\text{CaCO}_3) = 4,8 \cdot 10^{-9}$.

- 1) $6,9 \cdot 10^{-5}$ М; 6,9 мг/л
- 2) $8,5 \cdot 10^{-5}$ М; 5,9 мг/л
- 3) $8,5 \cdot 10^{-7}$ М; 6,9 мг/л

14. В каком объеме можно растворить 1 г CaCO_3 с образованием насыщенного раствора если $K_s(\text{CaCO}_3) = 4,8 \cdot 10^{-9}$?

- 1) 144,9 л
- 2) 156,7 л
- 3) 123,5 л

15. Рассчитать константу растворимости BaSO_4 , если для получения 0,5 л насыщенного раствора его требуется $1,16 \cdot 10^{-3}$ г BaSO_4 .

- 1) $9,9 \cdot 10^{-11}$
- 2) $9,9 \cdot 10^{-6}$
- 3) $4,9 \cdot 10^{-6}$

16. Определить концентрацию комплексного иона $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$ в 0,05 М растворе $\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2]$, если $\alpha = 100\%$.

- 1) 0,05
- 2) 0,025
- 3) 0,1

17. Рассчитать концентрацию ионов Hg^{2+} в 0,02 М растворе $\text{K}_2[\text{HgBr}_4]$, если константа нестойкости комплексного иона равна $1 \cdot 10^{-21}$, и первичная диссоциация протекает полностью.

- 1) $1,5 \cdot 10^{-5}$
- 2) $1,9 \cdot 10^{-6}$
- 3) $4,5 \cdot 10^{-3}$

18. Чему равна степень гидролиза в 0,1 М растворе NaJO_3 , если $\text{K}_{\text{дисс.НJO}_3} = 0,16$?

- 1) $7,9 \cdot 10^{-7}$
- 2) $1,9 \cdot 10^{-6}$
- 3) $4,5 \cdot 10^{-5}$

19. При добавлении ацетата натрия к водному раствору уксусной кислоты:

- 1) рН возрастает, а степень диссоциации уменьшается
- 2) рН и степень диссоциации одновременно уменьшаются
- 3) рН уменьшается, а степень диссоциации возрастает

20. Какая из солей более растворима в кислом растворе, чем в чистой воде?

- 1) CdS
- 2) CuI
- 3) CaSO_4

ИОННООБМЕННЫЕ РЕАКЦИИ

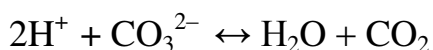
1. Закончите уравнение, указав в ответе значение молекулярной массы газообразного продукта реакции: $\text{HNO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$

- 1). 44
- 2) 101
- 3) 18

2. Закончите уравнение, указав в ответе значение молекулярной массы малорастворимого продукта реакции: $\text{AgNO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$

- 1) 143,5
- 2) 170
- 3) 164

3. Какие пары ионов могут быть использованы при составлении молекулярного уравнения, которому отвечает ионное уравнение:



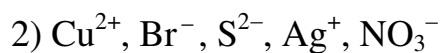
- 1). Cs^+ и NO_3^-
- 2) K^+ и S^{2-}
- 3) Ca^{2+} и Cl^-

4. С каким из веществ, вступит в реакцию обмена в водном растворе бромид бария:

- 1) CuSO_4
- 2) HNO_3
- 3) LiOH

5. Какие ионы могут одновременно находиться в водном растворе:

- 1) Fe^{2+} , NO_3^- , SO_4^{2-} , Na^+ , NH_4^+



6. Какова реакция водного раствора гидрокарбоната натрия:

1) слабощелочная

2) слабокислая

3) нейтральная?

7. Какая из перечисленных солей подвергается полному гидролизу?



8. Степень гидролиза, какой из солей больше (при равных молярных концентрациях)?



9. Какое вещество можно добавить, чтобы увеличить степень гидролиза хлорида аммония?



10. Составьте уравнение гидролиза Na_2CO_3 и приведите в ответе значение молекулярной массы соли, образующейся при гидролизе.

1) 84

2) 106

3) 40

ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ И ПОВЕРХНОСТНЫЕ ЯВЛЕНИЯ

1. Дисперсными системами являются системы...

- 1) гетерогенные
- 2) гомогенные
- 3) однофазные

2. Дисперсность системы характеризует...

- 1) меру раздробленности дисперсной фазы
- 2) количество компонентов в системе
- 3) природу дисперсионной среды

3. Коллоидные системы относятся к системам...

- 1) субмикрогетерогенным
- 2) грубодисперсным
- 3) молекулярно-дисперсным

4. Дисперсной фазой называется фаза,...

- 1) которая распределяется
- 2) в которой идет распределение другой фазы
- 3) являющаяся растворимой в дисперсионной среде

5. Агрегативная устойчивость коллоидов определяется ...

- 1) дисперсностью и наличием стабилизатора в системе
- 2) только дисперсностью
- 3) только наличием стабилизатора в системе

6. Какая техническая жидкость относится к классу эмульсий?

- 1) смазочно-охлаждающая жидкость
- 2) бензин
- 3) дизельное топливо

7. Какой по знаку несут заряд частицы природного коллоида, имеющего формулу мицеллы $\{[mSiO_2] \cdot nHSiO_3^- \cdot xH^+ \} \cdot (n-x)H^+$?

- 1) отрицательный
- 2) положительный
- 3) нулевой

8. Какое вещество с увеличением концентрации будет уменьшать поверхностное натяжение водного раствора?

- 1) любое моющее средство
- 2) сахар
- 3) азотная кислота

9. Какая формула соответствует строению мицеллы золя $AgCl$, стабилизированного хлористым натрием?

- 1) $\{ [mAgCl] \cdot nCl^- \cdot xNa^+ \} \cdot (n-x)Na^+$
- 2) $\{ [mAgCl] \cdot nCl^- \cdot xAg^+ \} \cdot (n-x)Ag^+$
- 3) $\{ [mNaCl] \cdot nCl^- \cdot xAg^+ \} \cdot (n-x)Na^+$

10. Какой ион будет обладать наибольшей коагулирующей силой для природной коллоидной системы, имеющей формулу мицеллы $\{ [mAl_2O_3] \cdot nAlO_2^- \cdot xH^+ \} \cdot (n-x)H^+$?

- 1) Al^{3+}
- 2) SO_4^{2-}
- 3) PO_4^{3-}

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

1. Укажите, какая из предложенных частиц: NH_3 , I_2 , F_2 проявляет свойства только окислителя.

- 1) F_2
- 2) NH_3
- 3) I_2

2. Определите, к какому типу окислительно-восстановительных процессов относится реакция: $2\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} = 2\text{FeCl}_2 + \text{S} + 2\text{HCl}$.

- 1) реакция межмолекулярного окисления-восстановления
- 2) реакция диспропорционирования
- 3) реакция внутримолекулярного окисления-восстановления

3. Укажите, какая из предложенных частиц: I^- , MnO_4^- , ClO^- проявляет только свойства восстановителя.

- 1) I^-
- 2) MnO_4^-
- 3) ClO^-

4. Определите, атомы какого элемента подвергаются окислительно-восстановительному диспропорционированию в реакции:

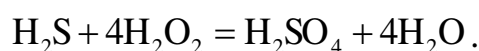


- 1) Cl
- 2) O
- 3) K

5. До каких продуктов может быть окислена вода?

- 1) до O_2 и H^+
- 2) до OH^- и H^+
- 3) до OH^- и H_2

6. Укажите, какая ионно-электронная схема процесса восстановления будет справедлива для самопроизвольно протекающей реакции:



- 1) $H_2O_2 + 2H^+ \xrightarrow{+2e^-} 2H_2O$
- 2) $H_2O_2 + 2H^+ \xrightarrow{-2e^-} 2H_2O$
- 3) $SO_4^{2-} + 10H^+ \xrightarrow{+8e^-} H_2S + 4H_2O$

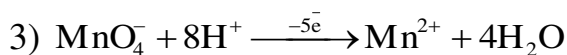
7. Количественным критерием самопроизвольного протекания любого окислительно-восстановительного процесса является

- 1) отрицательное значение изменения изобарно-изотермического потенциала системы (ΔG)
- 2) положительное значение изменения изобарно-изотермического потенциала системы
- 3) нулевое значение изменения изобарно-изотермического потенциала системы

8. Укажите, какая ионно-электронная схема процесса окисления будет справедлива для самопроизвольно протекающей реакции:



- 1) $2Br^- \xrightarrow{-2e^-} Br_2$
- 2) $MnO_4^- + 8H^+ \xrightarrow{+5e^-} Mn^{2+} + 4H_2O$



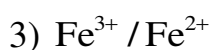
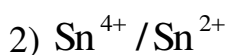
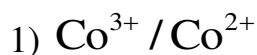
9. Редокс-потенциал (E, В) любой окислительно-восстановительной системы в стандартных условиях можно рассчитать по уравнению Нернста, которое имеет вид

$$1) E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{ОКИСЛ.}]}{[\text{ВОССТ.}]}$$

$$2) E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{ВОССТ.}]}{[\text{ОКИСЛ.}]}$$

$$3) E = E^0 - \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{ОКИСЛ.}]}{[\text{ВОССТ.}]}$$

10. Для какой системы с данным значением стандартного потенциала: $\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$ ($E^0 = +0,77 \text{ В}$), $\text{Sn}^{4+} / \text{Sn}^{2+}$ ($E^0 = +0,15 \text{ В}$), $\text{Co}^{3+} / \text{Co}^{2+}$ ($E^0 = +1,81 \text{ В}$), бром $\text{Br}_2 / 2\text{Br}^-$ ($E^0 = +1,07 \text{ В}$) не является окислителем?



ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

1. Гальваническим элементом называется устройство, в котором:

1) происходит преобразование химической энергии окислительно-восстановительного процесса в электрическую энергию;

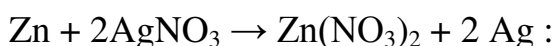
2) происходит преобразование тепловой энергии в механическую работу;

3) происходит преобразование химической энергии окислительно-восстановительного процесса в тепловую энергию.

2. Каким типом проводимости должен обладать материал электрода в гальваническом элементе и в электролизере:

- 1) электронной проводимостью;
- 2) дырочной проводимостью;
- 3) ионной проводимостью.

3. Какая схема будет соответствовать гальваническому элементу, в основе работы которого лежит токообразующая реакция



- 1) (-) Zn | Zn(NO₃)₂ || AgNO₃ | Ag (+)
- 2) (+)Zn | Zn(NO₃)₂ || AgNO₃ | Ag (-)
- 3) (-)Zn | AgNO₃ || Zn(NO₃)₂ | Ag (+)

4. Чем является платина в гальваническом элементе?



- 1) только токопроводящим материалом;
- 2) окислителем;
- 3) восстановителем.

5. Уравнение Нернста для стандартных расчетов потенциала электрода имеет вид:

$$1) E_{\text{OX/RED}} = E^0_{\text{OX/RED}} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{OX}]}{[\text{RED}]}$$

$$2) E_{\text{OX/RED}} = E^0_{\text{OX/RED}} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{RED}]}{[\text{OX}]}$$

$$3) E_{\text{OX/RED}} = E^0_{\text{OX/RED}} + \frac{RT}{n} \lg \frac{[\text{OX}]}{[\text{RED}]}$$

6. Электродвижущая сила гальванического элемента определяется:

- 1) максимальной разностью потенциалов катода и анода
- 2) максимальной разностью потенциалов анода и катода

3) минимальной разностью потенциалов электродов

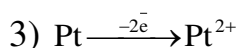
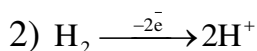
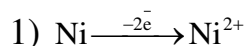
7. Изменение стандартного изобарно-изотермического потенциала (ΔG^0_{298}) системы связано со стандартным значением электродвижущей силы (ΔE^0) гальванической цепи соотношением:

1) $\Delta G^0_{298} = -nF\Delta E^0$

2) $\Delta G^0_{298} = -RT \lg K_p$

3) $\Delta G^0_{298} = \Delta H - T\Delta S$

8. Какой процесс протекает на аноде в гальваническом элементе



9. Какое значение имеет стандартная электродвижущая сила (ΔE^0) в гальваническом элементе $\text{Ni} \mid \text{Ni}^{2+} (1\text{M}) \parallel \text{H}^+ (1\text{M}) \mid \text{H}_2, \text{Pt}$ ($E^0_{\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}} = -0,24 \text{ В}$; $E^0_{2\text{H}^+ / \text{H}_2} = 0,00 \text{ В}$):

1) $+ 0,24 \text{ В}$

2) $+ 1,43 \text{ В}$

3) $- 0,24 \text{ В}$

10. Электролизом называется:

1) совокупность окислительно-восстановительных процессов на электродах при прохождении электрического тока от внешнего источника через раствор или расплав электролитов

2) процессы окисления и восстановления в растворах электролитов

3) преобразование энергии окислительно-восстановительных процессов в электрическую энергию

11. Правило катодного восстановления формулируется следующим образом:

- 1) в первую очередь на катоде восстанавливается система с максимальным значением потенциала
- 2) в первую очередь на катоде восстанавливается система с минимальным значением потенциал
- 3) в первую очередь на катоде окисляется система с наибольшим значением потенциала

12. Правило анодного окисления при электролизе формулируется следующим образом:

- 1) в первую очередь на аноде окисляется система с наименьшим значением потенциала
- 2) в первую очередь на аноде восстанавливается система с максимальным значением потенциал
- 3) в первую очередь на аноде окисляется система с наибольшим значением потенциала

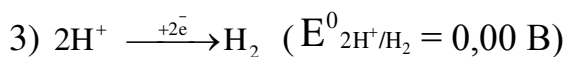
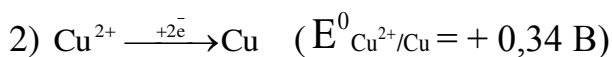
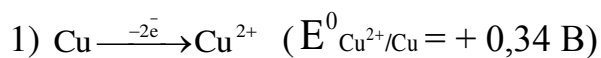
13. При электролизе водного раствора сульфата натрия на катоде протекает процесс:

- 1) $\text{Na}^+ \xrightarrow{+1\bar{e}} \text{Na}$ ($E^0_{\text{Na}^+/\text{Na}} = -2,71 \text{ В}$)
- 2) $2\text{H}^+ \xrightarrow{+2\bar{e}} \text{H}_2$ ($E^0_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = 0,00 \text{ В}$)
- 3) $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{+2\bar{e}} \text{H}^+ + 2\text{OH}^-$ ($E^0_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2, 2\text{OH}^-} = -0,41 \text{ В}$)

14. При электролизе водного раствора соли KI на аноде протекает процесс:

- 1) $2\text{I}^- \xrightarrow{-2\bar{e}} \text{I}_2$ ($E^0_{\text{I}_2/2\text{I}^-} = +0,54$)
- 2) $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{-4\bar{e}} \text{O}_2 + 4\text{H}^+$ ($E^0_{\text{O}_2, 4\text{H}^+/2\text{H}_2\text{O}} = 1,5 \text{ В}$)
- 3) $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{+2\bar{e}} \text{H}^+ + 2\text{OH}^-$ ($E^0_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2, 2\text{OH}^-} = -0,41 \text{ В}$)

15. Какой процесс протекает на медном аноде при электролизе водного раствора серной кислоты:



16. Как называется ЭДС гальванического элемента:

(-) Pt, H₂ | H⁺(1 М) || Cu²⁺(1 М) | Cu(+), значение которой равно 0,34 В и в цепи находится стандартный водородный электрод:

1) стандартной ЭДС гальванического элемента

2) разностью потенциалов

3) ЭДС

17. Какова теоретическая последовательность осаждения металлов находящихся в растворе в виде ионов: Na⁺, K⁺, Al³⁺, Fe³⁺, Cd²⁺, Au³⁺, Ag⁺, Cu²⁺? Концентрация каждого иона равна 1 М. На электролизер подано напряжение 3 В.

1) Au³⁺, Ag⁺, Fe³⁺, Cu²⁺, Cd²⁺, остальные осаждаются не будут

2) Cd²⁺, Cu²⁺, Fe³⁺, Ag⁺, Au³⁺, далее процесс электролиза воды

3) Na⁺, K⁺, Al³⁺, Fe³⁺, Cd²⁺

18. В каком случае выделяется больше серебра: при электролизе расплава или водного раствора AgNO₃ (время электролиза и сила тока одинаковы):

1) одинаковое количество;

2) в случае электролиза расплава;

3) в случае электролиза водного раствора.

19. Какой металл серебро или медь, находящийся в растворе своей соли (стандартные условия) ($[Ag^+] = [Cu^{2+}] = 1 \text{ M}$), посылая в раствор ионы, приобретает больший положительный заряд ($E^0_{Cu^{2+}/Cu} = + 0,34 \text{ В}$, $E^0_{Ag^+/Ag} = + 0,8 \text{ В}$):

- 1) серебро
- 2) медь
- 3) оба заряда равны

20. Почему суммарные окислительно-восстановительные реакции электролиза протекают в направлении увеличения энергии Гиббса:

- 1) процесс является принудительным от энергии внешнего источника;
- 2) процесс является самопроизвольным;
- 3) система находится в состоянии равновесия

КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

1. Укажите механизм коррозионного процесса бронзовых деталей (сплав медь-олово) в воде:

- 1) электрохимическая
- 2) химическая
- 3) контактная
- 4) биохимическая

2. Какой вид коррозии стали вызывает горение жидкого топлива, содержащего примеси серы:

- 1) химическая
- 2) электрохимическая
- 3) контактная
- 4) биохимическая

3. Почему активный металл Al не корродирует на воздухе? Назовите другие металлы с аналогичными свойствами.

- 1) Из-за оксидной пленки; Zn, Mg, Cr, Ti
- 2) Из-за высокого потенциала у металла; Cu, Ag, Au
- 3) Из-за низкого потенциала; Mg, Cr, K
- 4) Из-за пассивации металла; Zn, Cr, Fe

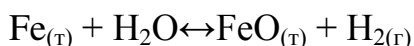
4. В какой среде эксплуатация латуни (сплав цинк-медь) является желательной? В чем причина:

- 1) $pH=7$; образуется гидроксид цинка, устойчивый в нейтральной среде
- 2) $pH>7$; образуется гидроксид цинка, устойчивый в щелочной среде
- 3) $pH<7$; разрушается цинк
- 4) $pH>7$; разрушается цинк

5. Термодинамическим условием возможности протекания коррозии является:

- 1) $\Delta G < 0$
- 2) $E_{\text{среды}} > E_{Me^{n+}/Me}$
- 3) ЭДС > 0
- 4) $\Delta G > 0$

6. Определите термодинамическую возможность газовой коррозии изделия из углеродистой стали при $900^{\circ}C$, протекающей по реакции:



- 1) не протекает, т.к. $\Delta G_{x.д.}^0 = 9,4$ кДж/моль
- 2) протекает, т.к. $\Delta G_{x.д.}^0 = -9,4$ кДж/моль
- 3) протекает, т.к. $\Delta G_{x.д.}^0 = -15,7$ кДж/моль
- 4) не протекает, т.к. $\Delta G_{x.д.}^0 = -9,4$ кДж/моль

7. Какую газовую атмосферу наиболее целесообразно выбрать для обработки титанового изделия при 800 градусов Цельсия? Ответ подтвердите расчетом $\Delta G_{x.\delta}^0$.

- 1) Аргон; $\Delta G_{x.\delta}^0 = 0$ кДж/моль
- 2) Кислород; $\Delta G_{x.\delta}^0 = - 882,8$ кДж/моль
- 3) Азот; $\Delta G_{x.\delta}^0 = - 229,5$ кДж/моль
- 4) Хлор; $\Delta G_{x.\delta}^0 = - 869,1$ кДж/моль

8. При коррозии сплава, содержащего свинец и олово на воздухе при pH=2, будет протекать катодная реакция:

- 1) $O_2 + 4H^+ + 4e \rightarrow 2H_2O$
- 2) $2H^+ + 2e \rightarrow H_2$
- 3) $O_2 + 2H_2O + 4e \rightarrow 4OH^-$
- 4) $Sn^0 - 2e \rightarrow Sn^{2+}$

9. При нарушении свинцового покрытия на железе во влажном воздухе (pH=7) на аноде будет протекать реакция ($E^0_{Sn^{2+}/Sn^0} = - 0,14$ В;

$E^0_{Fe^{2+}/Fe} = - 0,44$ В;):

- 1) $Fe^0 - 2e \rightarrow Fe^{2+}$
- 2) $Sn^{2+} + 2e \rightarrow Sn^0$
- 3) $Sn^0 - 2e \rightarrow Sn^{2+}$
- 4) $2H^+ + 2e \rightarrow H_2$

10. С каким из металлов конструктивный контакт стальной детали является наиболее опасным ($E^0_{Fe^{n+}/Fe} = - 0,44$ В; $E^0_{Sn^{n+}/Sn} = - 0,14$ В; $E^0_{Ag^{n+}/Ag} = 0,80$ В;

$E^0_{Zn^{n+}/Zn} = - 0,76$ В):

- 1) олово и серебро

- 2) цинк и серебро
- 3) цинк
- 4) олово

11. Укажите металлы, которые могут корродировать с выделением водорода в растворах (pH=2):

- 1) цинк
- 2) медь
- 3) железо
- 4) серебро

12. Какие продукты коррозии образуются при нарушении никелевого покрытия на стали во влажном воздухе ($E^0_{Fe^{n+}/Fe} = -0,44$ В;

$$E^0_{Ni^{n+}/Ni} = -0,25$$
 В):

- 1) Fe(OH)₂
- 2) Ni(OH)₂
- 3) FeCl₂
- 4) NiCl₂

13. Какое железо корродирует в кислой почве быстрее – находящееся в контакте с оловом или медью? ($E_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44$ В, $E_{Sn^{2+}/Sn} = -0,12$ В,

$$E_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34$$
 В)

- 1) С медью
- 2) С оловом
- 3) Скорость одинакова
- 4) Не корродирует

14. При нарушении оловянного покрытия на стальном изделии в морской воде (рН=8) на катоде протекает реакция:

- 1) $O_2 + 2H_2O + 4e \rightarrow 4OH^-$
- 2) $O_2 + 4H^+ + 4e \rightarrow 2H_2O$
- 3) $2H^+ + 2e \rightarrow H_2$
- 4) $\frac{1}{2} O_2 + 2H^+ + 2e \rightarrow H_2O$

15. Присадки какого металла не вызывают коррозии алюминия в нейтральной среде? Ответы подтвердите схемой возникающего

гальванического элемента ($E_{Al^{3+}/Al} = -1,67$ В, $E_{Mg^{2+}/Mg} = -2,17$ В, $E_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34$ В, $E_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76$ В).

- 1) Магния; $Mg | O_2, H_2O | Al$
- 2) Меди; $Al | O_2, H_2O | Cu$
- 3) Цинка; $Al | O_2, H_2O | Zn$.
- 4) Меди и цинка

16. Какие из указанных металлов могут служить протектором для защиты стальных изделий от коррозии в морской воде ($E_{Mg^{2+}/Mg} = -2,17$ В;

$E_{Sn^{2+}/Sn} = -0,14$ В; $E_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34$ В; $E_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44$ В; $E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = -0,76$

В):

- 1) цинк и магний
- 2) олово
- 3) магний
- 4) медь

17. Для защиты медных изделий от коррозии во влажном воздухе в качестве

катодного покрытия используется ($E_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34$ В;

$E^0_{Ni^{n+}/Ni} = -0,25 \text{ В}$; $E^0_{Ag^{n+}/Ag} = 0,80 \text{ В}$; $E^0_{Cr^{3+}/Cr} = -0,71 \text{ В}$):

- 1) серебро
- 2) хром
- 3) никель
- 4) серебро и никель

18. Для защиты стальных изделий в качестве анодного покрытия используется металлы ($E^0_{Cr^{3+}/Cr} = -0,71 \text{ В}$; $E^0_{Cu^{2+}/Cu} = +0,34 \text{ В}$; $E^0_{Zn^{n+}/Zn} = -0,76 \text{ В}$; $E^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44 \text{ В}$)

- 1) хром и цинк
- 2) медь и цинк
- 3) хром и медь
- 4) медь

19. Какой метод защиты от коррозии в морской воде стального корпуса крана ($pH > 7$) используется на причалах ($E^0_{Zn^{n+}/Zn} = -0,76 \text{ В}$;

$E^0_{Fe^{2+}/Fe} = -0,44 \text{ В}$):

- 1) протекторная защита; Zn – протектор
- 2) покрытие из цинка
- 3) обработка среды инертным газом
- 4) катодная защита

20. Какой из указанных методов защиты оцинкованных труб от коррозии под действием движущей воды является наиболее эффективным:

- 1) контроль за качеством покрытия
- 2) протекторная защита
- 3) катодная защита
- 4) обработка воды

ПОЛИМЕРНЫЕ МАТЕРИАЛЫ

1. Для высокомолекулярных веществ характерны свойства:

- 1) не растворяются или мало растворяются в воде и растворителях;
- 2) высокая механическая прочность;
- 3) проводят тепло и электрический ток;
- 4) имеют определенную температуру плавления.

2. К природным полимерам не относится:

- 1) крахмал;
- 2) целлюлоза;
- 3) эпоксидная смола;
- 4) белки.

3. К искусственным волокнам относятся

- 1) капроновое;
- 2) полиэфирное;
- 3) полипропиленовое;
- 4) ацетатное

4. Фенолформальдегидная смола относится к полимерам:

- 1) природным, органическим;
- 2) искусственным, неорганическим;
- 3) природным, неорганическим;
- 4) синтетическим, органическим.

5. Олигомеры от полимеров отличаются:

- 1) природой мономера;
- 2) конфигурацией молекул;
- 3) характером связей;
- 4) меньшей молекулярной массой.

6. Полимеры, образующиеся в результате сшивки цепей, при вулканизации называются:

- 1) аморфными;
- 2) сетчатыми;
- 3) разветвленными;
- 4) стереорегулярными.

7. Вещества, вызывающие протекание реакции полимеризации называют:

- 1) пластификаторами;
- 2) индикаторами;

- 3) инициаторами;
- 4) ингибиторами.

8. Основным условием реакции полимеризации является:

- 1) наличие функциональных групп у мономеров;
- 2) наличие π -связей у мономеров;
- 3) циклическое строение мономера;
- 4) образование свободного радикала.

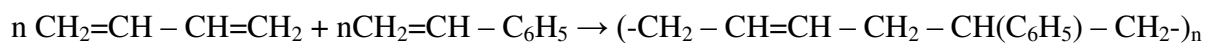
9. Основным условием реакции поликонденсации является:

- 1) наличие хотя бы одной функциональной группы у мономера;
- 2) наличие не менее двух функциональных групп у мономера;
- 3) наличие у мономеров кратных связей;
- 4) образование свободного радикала.

10. В реакции сополимеризации участвуют:

- 1) мономеры с различными функциональными группами;
- 2) различные мономеры с кратными связями
- 3) мономеры с несколькими кратными связями
- 4) мономеры с кратными связями и наполнителями.

11. Данная схема



соответствует реакции:

- 1) поликонденсации;
- 2) полимеризации;
- 3) сополимеризации;
- 4) замещения.



соответствует реакции:

- 1) сополимеризации;
- 2) полимеризации;
- 3) поликонденсации;
- 4) разложения.

13. В основе получения бутадиенового каучука лежит реакция

- 1) полимеризации;
- 2) поликонденсации;
- 3) этерификации;
- 4) изомеризации.

14. Свойство полимеров изменять свою форму в нагретом состоянии и сохранять ее после охлаждения называют:

- 1) пластичностью;
- 2) термопластичностью;
- 3) термореактивностью;

15. Полимеры, которые при повышенной температуре не размягчаются и не плавятся, называются:

- 1) термоупругими;
- 2) термопластичными;
- 3) термореактивными.

16. Установите соответствие:

свойство

название полимера

- | | |
|----------------------|--|
| 1) термопластичность | а) полистирол; б) лавсан; в) резольные смолы |
| 2) термореактивность | г) полиметилметакрилат; д) фенопласт. |

17. Линейностью структуры полипропилена можно объяснить его

- 1) термопластичность;
- 2) горючесть;
- 3) неспособность растворяться в воде;
- 4) неспособность обесцвечивать бромную воду.

18. Наличием π -связей в молекуле изопренового каучука можно объяснить его

- 1) термопластичность;
- 2) способность к вулканизации;
- 3) горючесть;
- 4) неспособность к растворению в воде.

19. Продуктом полного гидролиза крахмала является

- 1) рибоза;
- 2) глюкоза;
- 3) фруктоза;
- 4) сахароза.

20. Процесс ухудшения свойств полимеров во времени в результате деструкции макромолекул называют:

- 1) спеканием;
- 2) старением;
- 3) набуханием;
- 4) закаливанием.



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДФУ)

ИНЖЕНЕРНАЯ ШКОЛА ДФУ

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ
по дисциплине «ХИМИЯ»

151900.62 - «Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных
производств»

г. Владивосток
2013

Основная литература

1. Коровин, Н.В. Общая химия: учебник для втузов/ Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2010. – 557с.
2. Вольхин, В.В. Общая химия. Основной курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 464с.
3. Глинка, Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. А.И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 728с.
4. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для нехимических специальностей вузов/ Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – М.: Интеграл-Пресс, 2011. – 240с.
5. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/ Н.С. Ахметов. – М.: Высшая школа, 2008. – 743 с.
6. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие/ Б.И. Адамсон, О.Н. Гончарук, В.Н. Камышова и др.; под ред. Н.В. Коровина. – М.: Высшая школа, 2006. – 255с.

Дополнительная литература

1. Гельфман, М.И. Химия: учебник для студентов вузов, обучающихся по техническим специальностям и направлениям / М.И. Гельфман, В.П. Юстратов – СПб.: Лань, 2008. – 480 с.
2. Угай, Я.А. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов/ Я.А. Угай. - М.: Высшая школа, 2004. – 527 с.
3. Вольхин, В.В. Общая химия. Специальный курс: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 440с.
4. Вольхин, В.В. Общая химия. Избранные главы: учебное пособие для вузов в области техники и технологии/ В.В. Вольхин. – СПб.: Лань, 2008. – 378с.

5. Свешникова, Г.В. Основы химии в расчетах: самоучитель решения расчетных химических задач/ Г.В. Свешникова. – СПб.: Химиздат, 2002. – 240с.
6. Краткий справочник физико-химических величин./Под ред. Равделя А.А. и Пономаревой А.М. – СПб.: Специальная литература, 1999. – 232с.
7. Лурье, Ю.Ю. Справочник по аналитической химии / Ю.Ю. Лурье. – М.: Химия, 1989. – 448 с.
8. Романцева, Л.М. Сборник задач и упражнений по общей химии: учебное пособие/ Л.М. Романцева, З.Л. Лещинская, В.А. Суханова. – М.: Высшая школа, 1991. – 228 с.*
9. Общая химия: ч.1: методические указания к лабораторным работам, контрольные вопросы/ Сост.: Т.А. Калинина и др.; под ред. Т.А. Калининой, Н.А. Щеголихиной. – Владивосток: ДВГТУ, 2002. – 50 с.
10. Общая химия: ч.3: методические указания к лабораторным работам для студентов технических вузов/ сост. Т.А. Калинина. – Владивосток: ДВГТУ, 2006. – 22 с.

программное обеспечение и Интернет-ресурсы

1. Жмурко Г.П. Лекции по общей и неорганической химии для студента первого курса биологического факультета (общий поток) [Электронный ресурс]: Химический факультет МГУ. Учебные материалы для нехимических специальностей. / Режим доступа:
<http://www.chem.msu.su/rus/teaching/general.html>.
2. Хлебников А.И., Аржанова И.Н., Напилкова О.А. Общая химия. Гипертекстовое учебное пособие [Электронный ресурс]: Факультет пищевых и химических производств АлтГТУ. Учебные материалы / Режим доступа:
<http://www.chem-astu.ru/chair/study/genchem/index.html>



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДФУ)

ИНЖЕНЕРНАЯ ШКОЛА ДФУ

ГЛОССАРИЙ
по дисциплине «ХИМИЯ»

151900.62 - «Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных
производств»

г. Владивосток
2013

Аллотропия – способность химического элемента образовывать несколько простых веществ.

Анион – отрицательно заряженный ион.

Анод – электрод, с которого электроны поступают во внешнюю цепь за счет протекающих на нем процессов окисления.

Атом – наименьшая частица элемента, обладающая его химическими свойствами.

Валентность атома – количество химических связей, которое в общем случае определяется количеством валентных орбиталей предоставляемых для образования связи.

Вещество простое – вещество, в состав которого входят атомы одного и того же элемента.

Вещество сложное – вещество, в состав которого входят атомы разных элементов.

Восстановитель – элемент, отдающий электроны.

Гальванопластика - осаждение толстых, достигающих нескольких мм, легко отделяющихся от основы (формы) слоев металла, точно воспроизводящих рельеф основы.

Гальваностегия – нанесение на поверхность изделия тонких, обычно до нескольких десятков мкм, металлических покрытий.

Гибридизация – деформация валентных электронных орбиталей разных подуровней с близкими значениями энергий, при которой возникают одинаковые по энергиям, но искаженные по геометрии электронные облака.

Гомологический ряд – группа родственных органических соединений, обладающих одинаковыми свойствами, каждый последующий член которой отличается от последующего на одну метиленовую группу – CH_2 – (гомологическая разность).

Диаграмма состояния - функциональная зависимость, какого либо параметра системы от ее состава (для многокомпонентных систем) или графическое изображение зависимости между величинами, характеризующими состояние системы и фазовыми превращениями в ней.

Дисперсность – мера раздробленности более конденсированной фазы в гетерогенной системе.

Золь гидрофобный – коллоидный раствор, частицы дисперсной фазы которого не смачиваются водой.

Золь гидрофильный - коллоидный раствор, частицы дисперсной фазы которого смачиваются водой.

Зонная теория – квантовая теория строения кристаллических объектов, в основе которой лежит положение о расщеплении энергий валентных уровней при взаимодействии большого числа атомов и возникновении системы энергетических уровней близких по значениям энергии

Изотерма – функциональная зависимость, какого либо параметра системы при постоянной температуре.

Изобара - функциональная зависимость, какого либо параметра системы при постоянном давлении.

Ингибиторы коррозии - химические соединения или их композиции, присутствие которых, в небольших количествах в агрессивной среде замедляют коррозию металлов.

Химические источники тока - устройства, в которых химическая энергия окислительно-восстановительных реакций преобразуется непосредственно в электрическую.

Катализатор – вещество, изменяющее механизм протекания реакции, участвуя в процессе, само не расходуется и выделяется на последней стадии в неизменном виде.

Катион – положительно заряженный ион.

Катод – электрод, на который приходят электроны из внешней цепи и на котором протекают процессы восстановления.

Квантовая механика (волновая механика) – теория, устанавливающая способ описания и законы движения микрочастиц в заданных внешних полях, впервые позволила описать структуру атомов, установить природу химической связи, объяснить периодическую систему элементов.

Кинетика – раздел химии о скорости и механизме протекания химических процессов.

Кислоты – класс химических соединений, содержащих, как правило, в своем составе подвижные (т.е. способные отщеплять протон в обмен на катионы или какие-либо иные электрофилы) атомы водорода.

Коагуляция – процесс самопроизвольного разрушения коллоидной системы, с потерей системой сначала агрегативной, а затем и кинетической устойчивости.

Комплексообразователь – центральный ион, являющийся акцептором электронных пар лигандов в комплексных соединениях.

Коррозия – самопроизвольный процесс окислительного разрушения металла под действием агрессивной окружающей среды.

Легирование – улучшение функциональных характеристик материалов путем введения в их состав небольшого количества специальных добавок.

Лиганд – обязательная составная часть комплексных соединений; в структуре комплексов непосредственно связан с комплексообразователем, а при образовании комплексов чаще всего является донором электронных пар.

Метод валентных связей (МВС) – теория образования химической связи за счет взаимодействия электронных оболочек атомов с образованием общих электронных пар.

Мицелла – частица дисперсной фазы золя, имеющая диффузионную часть двойного электрического слоя и несущая нулевой заряд.

Молекула – наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами, способная к самостоятельному существованию и состоящая из

одинаковых или различных атомов, соединенных в одно целое химическими связями

Моль – количество вещества, в котором содержится столько же структурных единиц (молекул, атомов, ионов и т.д.), сколько их содержится в 0,012 кг изотопа углерода-12, а именно $6,02 \cdot 10^{23}$.

Молярная масса вещества – отношение массы некоторой порции этого вещества к количеству вещества в этой порции.

Молярный объем – объем газа (при $p, T = \text{const}$), содержащий 1 моль вещества или число частиц этого вещества, равное числу Авогадро.

Молярная масса эквивалента вещества – масса одного моль эквивалента вещества.

Молярный объем эквивалента вещества - объем одного моль эквивалента вещества.

Мономеры – низкомолекулярные вещества, используемые для синтеза полимеров.

Номенклатура – система правил, позволяющая дать однозначное название каждому индивидуальному соединению.

Окислитель – элемент присоединяющий электроны.

Оксиды – класс химических соединений, объединяющий соединения элементов с кислородом со степенью окисления – 2.

Олигомеры – среднемолекулярные вещества, которые по значению молекулярной массы занимают промежуточное положение между низкомолекулярными и высокомолекулярными соединениями.

Опалесценция – рассеяние света коллоидной системой, в которой показатель преломления частиц дисперсной фазы заметно отличается от показателя преломления дисперсионной среды.

Относительная атомная масса элемента (A_r) – безразмерная величина, равная отношению средней массы атома естественного изотопического состава вещества элемента к $1/12$ массы углерода-12.

Относительная молекулярная масса (M_r) – безразмерная величина, равная отношению средней массы естественного изотопического состава вещества к $1/12$ массы атома углерода-12

Осмоз – явление самопроизвольного перехода молекул растворителя через полупроницаемую мембрану, разделяющую растворы с разными значениями концентрации растворенного вещества.

Основания – класс химических соединений, содержащих, как правило, в своем составе одну или несколько гидроксильных групп, способных к замещению на анионы или какие-либо иные нуклеофилы.

Пассивация металла - образование на его поверхности устойчивого к коррозионному разрушению слоя.

Перенапряжение электрохимическое - разность между значениями электродных потенциалов при равновесии и при пропускании через электрод внешнего электрического тока в условиях одинакового состава приэлектродного слоя.

Поликонденсация – реакция синтеза полимера за счет взаимодействия функциональных групп би- и полифункциональных мономеров, сопровождающаяся выделением низкомолекулярных побочных продуктов.

Полимеры – высокомолекулярные вещества, макромолекулы которых состоят из повторяющихся звеньев, имеющих одинаковое строение.

Полимеризация – реакция образования полимеров путем последовательного присоединения молекул низкомолекулярного вещества (мономера), идущая без выделения побочных продуктов.

Изобарно-изотермический $(G)_{P,T}$ и изохорно-изотермический $(F)_{V,T}$ потенциалы – характеристические функции процесс, позволяющие установить направленность и предел протекания процесса в открытой и закрытой системе соответственно.

Потенциал разложения - минимально-необходимая разность потенциалов, при которой начинается электролиз данного соединения.

Электродный потенциал – разность электростатических потенциалов между электродом и находящимся с ним в контакте электролитом. Обусловлен образованием у поверхности электрода двойного электрического слоя.

Раствор – гомогенная система переменного состава.

Седиментация – процесс осаждения частиц дисперсной фазы золя под действием сил тяжести при потере кинетической устойчивости системы.

Соединения монофункциональные – соединения с одной функциональной группой; **полифункциональные** – соединения с несколькими одинаковыми функциональными группами; **гетерофункциональные** – соединения с несколькими разными функциональными группами.

Соли – класс химических соединений, включающий продукты взаимодействия реагентов, обладающих свойствами оснований, с реагентами, обладающими свойствами кислот.

Сополимеризация – реакция образования полимеров при участии двух и более мономеров.

Старение полимера – изменение свойств полимера во времени.

Степень окисления - это электрический заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что соединение состоит из ионов.

Степень полимеризации – число элементарных звеньев, повторяющихся в макромолекуле.

Теория молекулярных орбиталей (МО) – теория химической связи, объясняющая природу и свойства химической связи; исходящая из того, что

состояние электронов в молекуле может быть описано как совокупность молекулярных электронных орбиталей со своим набором квантовых чисел.

Термодинамика химическая – раздел химии, изучающий тепловые эффекты химических реакций, возможность самопроизвольного протекания и предела протекания химических процессов, физико-химические превращения на основе представления о термодинамическом равновесии в макроскопических системах.

Термопластичные полимеры – полимеры, которые при изменении температуры способны переходить несколько раз из одного состояния (стеклообразного) в другое (вязкопластичное) без химического разрушения.

Терморезистивные полимеры – полимеры, которые при нагревании разрушаются необратимо в результате химической деструкции.

Фактор эквивалентности – число, показывающее, какая доля реальной или воображаемой частицы вещества эквивалентна одному иону водорода в данной кислотно-основной реакции или одному электрону в окислительно-восстановительной реакции.

Функциональные группы – заместители неуглеводородного характера, определяющие принадлежность вещества к определенному классу и одновременно его типичные химические свойства.

Химическая формула – изображение качественного и количественного состава вещества при помощи символов химических элементов, а также числовых, буквенных и других знаков.

Химический элемент – вид атомов, характеризующихся одинаковым зарядом ядра.

Эквивалент – некая реальная или условная частица вещества, которая может присоединять или высвобождать один ион водорода в кислотно-основной реакции или один электрон в окислительно-восстановительной реакции.

Электроды в электрохимии - электронно - проводящие фазы (металлы или полупроводники), контактирующие с ионным проводником (электролитом).

Электролиз – химические реакции, протекающие под действием постоянного электрического тока на электродах, помещённых в электролит.

Электролиты - жидкие и твёрдые вещества, обладающие преимущественно ионной проводимостью.

Электрофорез – процесс перемещения заряженных частиц золя при наложении внешнего электрического поля на коллоид.

Электроосмос – перемещение дисперсионной среды при фиксированном положении дисперсной фазы под действием внешнего электрического поля.

Энергия – общая количественная мера различных форм движения материи.

Внутренняя энергия (U) системы - величина, которая характеризует общий запас энергии системы, включая энергию поступательного и вращательного движения молекул, энергию внутримолекулярного колебательного движения атомов и атомных групп, энергию электронных оболочек атомов, энергию атомных ядер, но без учета кинетической энергии системы как целого объекта и потенциальной энергии положения системы.

Энтальпия (H) – термодинамическая функция состояния системы, рассматриваемая как энергия системы, над которой произведена работа по изменению ее объема.

Энтропия (S) - термодинамическая функция состояния системы и функция термодинамической вероятности системы, являясь мерой порядка в системе.




МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Дальневосточный федеральный университет»
(ДФУ)

ИНЖЕНЕРНАЯ ШКОЛА ДФУ

ДОПОЛНИТЕЛЬНЫЕ МАТЕРИАЛЫ
по дисциплине «ХИМИЯ»

151900.62 - «Конструкторско-технологическое обеспечение машиностроительных
производств»

г. Владивосток
2013

Химическая таблица Д.И. Менделеева											VII (H)		VIII 2		VIII He							
1	H 1.00794 ВОДОРОД										2	He 4.002602 ГЕЛИЙ	 Периодический закон открыт Д.И. МЕНДЕЛЕЕВЫМ в 1869 году									
2	Li 6.941 ЛИТИЙ	Be 9.012182 БЕРИЛЛИЙ	3	4	B 10.811 БОР	5	C 12.011 УГЛЕРОД	6	N 14.00674 АЗОТ	7	O 15.9994 КИСЛОРОД	8			F 18.9984032 ФТОР	9	Ne 20.1797 НЕОН					
3	Na 22.989768 НАТРИЙ	Mg 24.3050 МАГНИЙ	11	12	Al 26.981539 АЛЮМИНИЙ	13	Si 28.0855 КРЕМНИЙ	14	P 30.973762 ФОСФОР	15	S 32.066 СЕРА	16			Cl 35.4527 ХЛОР	17	Ar 39.948 АРГОН					
4	K 39.0983 КАЛИЙ	Ca 40.078 КАЛЬЦИЙ	19	20	Sc 44.955910 СКАНДИЙ	21	Ti 47.88 ТИТАН	22	V 50.9415 ВАНАДИЙ	23	Cr 51.9961 ХРОМ	24			Mn 54.93805 МАРГАНЕЦ	25	Fe 55.847 ЖЕЛЕЗО	26	Co 58.93320 КОБАЛЬТ	27	Ni 58.69 НИКЕЛЬ	28
	29	Cu 63.546 МЕДЬ	30	Zn 65.39 ЦИНК	31	Ga 69.723 ГАЛЛИЙ	32	Ge 72.61 ГЕРМАНИЙ	33	As 74.92159 МЫШЬЯК	34	Se 78.96 СЕЛЕН			35	Br 79.904 БРОМ	36	Kr 83.80 КРИПТОН				
5	Rb 85.4678 РУБИДИЙ	Sr 87.62 СТРОНЦИЙ	37	38	Y 88.90585 ИТРИЙ	39	Zr 91.224 ЦИРКОНИЙ	40	Nb 92.90638 НИОБИЙ	41	Mo 95.94 МОЛИБДЕН	42			Tc 97.9072 ТЕХНЕЦИЙ	43	Ru 101.07 РУТЕНИЙ	44	Rh 102.90550 РОДИЙ	45	Pd 106.42 ПАЛЛАДИЙ	46
	47	Ag 107.8682 СЕРЕБРО	48	Cd 112.411 КАДМИЙ	49	In 114.82 ИНДИЙ	50	Sn 118.710 ОЛОВО	51	Sb 121.75 СУРЬМА	52	Te 127.60 ТЕЛЛУР			53	I 126.90447 ИОД	54	Xe 131.29 КСЕНОН				
6	Cs 132.90543 ЦЕЗИЙ	Ba 137.327 БАРИЙ	55	56	La-Lu * ЛАНТАНОИДЫ	57-71	Hf 178.49 ГАФНИЙ	72	Ta 180.9479 ТАНТАЛ	73	W 183.85 ВОЛЬФРАМ	74	Re 186.207 РЕНИЙ	75	Os 190.2 ОСМИЙ	76	Ir 192.22 ИРИДИЙ	77	Pt 195.08 ПЛАТИНА	78		
	79	Au 196.96654 ЗОЛОТО	80	Hg 200.59 РУТУТЬ	81	Tl 204.3833 ТАЛЛИЙ	82	Pb 207.2 СВИНЕЦ	83	Bi 208.98037 ВИСМУТ	84	Po 209 ПОЛОНИЙ	85	At 208.9871 АСТАТ	86	Rn 222.0176 РАДОН						
7	Fr 223.0197 ФРАНЦИЙ	Ra 226.0254 РАДИЙ	87	88	Ac ** АКТИНОИДЫ	89-103	(Ku) 261.11 (КУРЧАТОВИЙ)	104	(Ns) 262.114 (НИЛЬСБОРИЙ)	105		106		107								

* ЛАНТАНОИДЫ

La 138.9055 ЛАНТАН	Ce 140.115 ЦЕРИЙ	Pr 140.90765 ПРАЗЕОДИЙ	Nd 144.24 НЕОДИМ	Pm 144.9127 ПРОМЕТИЙ	Sm 150.36 САМАРИЙ	Eu 151.965 ЕВРОПИЙ	Gd 157.25 ГАДОЛИНИЙ	Tb 158.92534 ТЕРБИЙ	Dy 162.50 ДИСПРОЗИЙ	Ho 164.93032 ГОЛЬМИЙ	Er 167.26 ЭРБИЙ	Tm 168.93421 ТУЛИЙ	Yb 173.04 ИТТЕРБИЙ	Lu 174.967 ЛЮТЦИЙ
---------------------------------	-------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	------------------------------	---------------------------------	---------------------------------	--------------------------------

** АКТИНОИДЫ

Ac 227.0278 АКТИНИЙ	Th 232.0381 ТОРИЙ	Pa 231.03588 ПРОТАКТИНИЙ	U 238.0289 УРАН	Np 237.0482 НЕПУНИЙ	Pu 244.0642 ПЛУТОНИЙ	Am 243.0614 АМЕРИЦИЙ	Cm 247.0703 КУРИЙ	Bk 247.0703 БЕРКЛИЙ	Cf 247.0703 КАЛИФОРНИЙ	Es 252.083 ЭЙНШТЕЙНИЙ	Fm 257.0951 ФЕРМИЙ	Md 258.10 МЕНДЕЛЕВИЙ	(No) 258.1009 (НОБЕЛИЙ)	(Lr) 260.105 (ЛОУРЕНСИЙ)
----------------------------------	--------------------------------	---------------------------------------	------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	------------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------------	---------------------------------------

Относительные атомные массы
приведены по Международной таблице
1988 года

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

Анионы	Катионы																		
	H ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺
OH ⁻		P	P	P	P	M	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	P	M	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	P	M	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	-	P	P	P	H	H	P	H	M
S ²⁻	P	P	P	P	P	M	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	-	-	M	-	H	-	M	H	H	-	H	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	M	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	P	H	P
PO ₄ ³⁻	P	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	-	-	H	-	H	H	H	H	-	H	H	-
SiO ₃ ²⁻	H	P	P	-	H	H	H	-	-	H	-	-	H	H	-	-	-	H	-
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	-

P – растворяются;
 M – мало растворяются;
 H – не растворяются;
 - – в водной среде разлагаются

Таблица 3

Относительная электроотрицательность элементов

Периоды	Группы									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
I	H 2.16						H 2.16	He		
II	Li 1.00	Be 1.51	B 2.07	C 2.57	N 3.16	O 3.6	F 4.2	Ne		
III	Na 1.04	Mg 1.26	Al 1.50	Si 1.79	P 2.16	S 2.5	Cl 2.9	Ar		
IV	K 0.93	Ca 1.07	Sc 1.22	Ti 1.34	V 1.48	Cr 1.06	Mn 1.64	Fe 1.68	Co 1.75	Ni 1.80
	Cu 1.8	Zn 1.70	Ga 1.87	Ge 2.07	As 2.25	Se 2.51	Br 2.82	Kr		
V	Rb 0.91	Sr 1.02	Y 1.14	Zr 1.25	Nb 1.26	Mo 1.33	Tc 1.40	Ru 1.46	Rh 1.50	Pd 1.39
	Ag 1.46	Cd 1.51	In 1.54	Sn 1.87	Sb 1.87	Te 2.07	I 2.28	Xe		
VI	Cs 0.88	Ba 1.00	La* i.n	Hf 1.26	Ta 1.38	W 1.46	Re 1.51	Os 1.56	Ir 1.60	Pt 1.47
	Au 1.45	Hg 1.47	Tl 1.47	Pb 1.60	Bi 1.72	Po 1.82	At 1.96	Rn		
VII	Fr 0.8		Ac** 1.02							
* Лантаноиды: 1.11–1.20					** Actinoиды: 1.02–1.30					

Таблица 4

**Концентрация и плотность водных растворов
некоторых кислот (кг/м³ или г/л) при 20 °С**

Масс., %	H₂SO₄	HCl	HNO₃	H₃PO₄	CH₃COOH
1	1005	1003	1004	1004	1000
2	1012	1008	1009	1009	1001
3	1018	1013	1015	1015	1003
4	1025	1018	1020	1020	1004
5	1032	1023	1026	1026	1006
6	1039	1028	1031	1031	1007
7	1045	1033	1037	1037	1008
8	1052	1038	1043	1042	1010
9	1059	1043	1049	1048	1011
10	1066	1047	1054	1053	1013
12	1080	1057	1066	1065	1015
14	1095	1068	1078	1076	1018
16	1109	1078	1090	1088	1021
18	1124	1088	1103	1101	1024
20	1139	1098	1115	1113	1026
22	1155	1108	1128	1126	1029
24	1170	1119	1140	1140	1031
26	1186	1129	1153	1153	1034
28	1202	1139	1167	1167	1036
30	1219	1149	1180	1181	1038
35	1260	1174	1214	1216	1044
40	1303	1198	1246	1254	1049
45	1348		1278	1293	1053
50	1395		1310	1335	1058
55	1445		1339	1379	1061
60	1498		1367	1426	1064
65	1553		1391	1476	1067
70	1611		1413	1526	1069
75	1669		1434	1579	1070
80	1727		1452	1633	1070
85	1779		1469	1689	1069
90	1814		1483	1746	1066
92	1824		1487	1770	1064
94	1831		1491	1794	1062
96	1836		1495	1819	1059
98	1836		1501	1844	1055
100	1831		1513	1870	1050

Таблица 5

**Концентрация и плотность водных растворов
некоторых оснований и солей (кг/м³ или г/л) при 20 °С**

Масс., %	NaOH	KOH	NH ₃	NaCl	KCl
1	1010	1007	994	1005	1004
2	1021	1017	990	1012	1011
3	1032	1026	985	1020	1017
4	1043	1035	981	1027	1024
5	1054	1044	977	1034	1030
6	1065	1053	973	1041	1037
7	1076	1062	969	1049	1043
8	1087	1072	965	1056	1050
9	1098	1081	961	1063	1057
10	1109	1090	958	1071	1063
12	1131	1109	950	1086	1077
14	1153	1128	943	1101	1090
16	1175	1148	936	1116	1104
18	1197	1167	930	1132	1118
20	1219	1186	923	1148	1133
22	1241	1206	916	1164	1147
24	1263	1226	910	1180	1162
26	1285	1247	904	1197	
28	1306	1267	898		
30	1328	1288	892		
35	1380	1341			
40	1430	1396			
45	1478	1452			
50	1525	1511			

Таблица 6

Константы диссоциации слабых кислот

Название	Формула	Константа
Азотистая	HNO ₂	4·10 ⁻⁴
Азотисто-водородная	HN ₃	2,6·10 ⁻⁵
Алюминиевая	HAIO ₂	4·10 ⁻¹³
Борная (мета)	HBO ₂	7,5·10 ⁻¹⁰

Борная (орто)	H_3BO_3	(I) $5,8 \cdot 10^{-10}$ (II) $1,8 \cdot 10^{-13}$ (III) $1,6 \cdot 10^{-14}$
Бромноватая	$HBrO_3$	$2 \cdot 10^{-1}$
Бромноватистая	$HBrO$	$2,06 \cdot 10^{-9}$
Борная	$H_2B_4O_7$	(I) $1 \cdot 10^{-4}$ (II) $1 \cdot 10^{-9}$
Германиевая	H_2GeO_3	(I) $1,7 \cdot 10^{-9}$ (II) $1,9 \cdot 10^{-13}$
Иодноватистая	HIO	$2 \cdot 10^{-11}$
Кремниевая (мета)	H_2SiO_3	(I) $2,2 \cdot 10^{-10}$ (II) $1,6 \cdot 10^{-12}$
Кремниевая (орто)	H_4SiO_4	(I) $1,3 \cdot 10^{-10}$ (II) $2 \cdot 10^{-12}$ (III) $2 \cdot 10^{-14}$ (IV) $2 \cdot 10^{-14}$
Молибденовая	H_2MoO_4	(I) $2,9 \cdot 10^{-3}$ (II) $1 \cdot 10^{-6}$
Мышьяковая (орто)	H_3AsO_4	(I) $5,89 \cdot 10^{-3}$ (II) $1,05 \cdot 10^{-7}$ (III) $3,89 \cdot 10^{-12}$
Мышьяковистая (мета)	$HAsO_2$	$6 \cdot 10^{-10}$
Мышьяковистая (орто)	H_3AsO_3	(I) $6 \cdot 10^{-10}$ (II) $1,7 \cdot 10^{-14}$
Родановодородная	$HSCN$	$1,4 \cdot 10^{-1}$
Селенистая	H_2SeO_3	(I) $3,5 \cdot 10^{-3}$ (II) $5 \cdot 10^{-9}$
Селеновая	H_2SeO_4	(I) $1 \cdot 10^3$ (II) $1,2 \cdot 10^{-2}$

Селеноводородная	H_2Se	(I) $1,7 \cdot 10^{-4}$ (II) $1 \cdot 10^{-11}$
Серная	H_2SO_4	(I) $1 \cdot 10^3$ (II) $1,2 \cdot 10^{-2}$
Сероводородная	H_2S	(I) $6 \cdot 10^{-8}$ (II) $1 \cdot 10^{-14}$
Сурьмянистая (мета)	$HSbO_2$	$1 \cdot 10^{-11}$
Теллуристая	H_2TeO_3	(I) $3 \cdot 10^{-3}$ (II) $2 \cdot 10^{-8}$
Теллуровая	H_2TeO_4	(I) $2,29 \cdot 10^{-8}$ (II) $6,46 \cdot 10^{-12}$

Тиосерная	$H_2S_2O_3$	(I) $2,2 \cdot 10^{-1}$ (II) $2,8 \cdot 10^{-2}$
Угольная	H_2CO_3	(I) $4,45 \cdot 10^{-7}$ (II) $4,69 \cdot 10^{-11}$
Уксусная	CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Фосфористая (орто)	H_3PO_3	(I) $1,6 \cdot 10^{-3}$ (II) $6,3 \cdot 10^{-7}$
Фосфорная (орто)	H_3PO_4	(I) $7,52 \cdot 10^{-3}$ (II) $6,31 \cdot 10^{-8}$ (III) $1,26 \cdot 10^{-12}$
Пирофосфорная	$H_4P_2O_7$	(I) $1,4 \cdot 10^{-1}$ (II) $1,1 \cdot 10^{-2}$ (III) $2,1 \cdot 10^{-7}$ (IV) $4,1 \cdot 10^{-10}$
Фтороводородная	HF	$6,61 \cdot 10^{-4}$
Хлористая	$HClO_2$	$1,1 \cdot 10^{-2}$
Хлорноватистая	$HClO$	$5 \cdot 10^{-8}$
Хромовая	H_2CrO_4	(I) $1 \cdot 10^{-1}$ (II) $3,16 \cdot 10^{-7}$
Циановодородная	HCN	$7,9 \cdot 10^{-10}$
Циановая	$HCNO$	$1,2 \cdot 10^{-4}$
Щавелевая	$H_2C_2O_4$	(I) $5,4 \cdot 10^{-2}$ (II) $5,4 \cdot 10^{-5}$

Таблица 7

Константы диссоциации слабых оснований

Название	Формула	Константа
Гидроксид алюминия	$Al(OH)_3$	(III) $1,38 \cdot 10^{-9}$
аммония	NH_4OH	$1,79 \cdot 10^{-5}$
бериллия	$Be(OH)_2$	(II) $5 \cdot 10^{-11}$

ванадия (III)	$V(OH)_3$	(III) $8,3 \cdot 10^{-12}$
галлия	$Ga(OH)_3$	(II) $1,6 \cdot 10^{-11}$
		(III) $4 \cdot 10^{-12}$
железа (II)	$Fe(OH)_2$	(II) $1,3 \cdot 10^{-4}$
железа (III)	$Fe(OH)_3$	(II) $1,82 \cdot 10^{-11}$
		(III) $1,35 \cdot 10^{-12}$
кадмия	$Cd(OH)_2$	(II) $5,0 \cdot 10^{-3}$
кальция	$Ca(OH)_2$	(II) $4,3 \cdot 10^{-2}$
кобальта (II)	$Co(OH)_2$	(II) $4 \cdot 10^{-5}$
лантана	$La(OH)_3$	(III) $5,2 \cdot 10^{-4}$
магния	$Mg(OH)_2$	(II) $2,5 \cdot 10^{-3}$
марганца (II)	$Mn(OH)_2$	(II) $5,0 \cdot 10^{-4}$
меди (II)	$Cu(OH)_2$	(II) $3,4 \cdot 10^{-7}$
никеля	$Ni(OH)_2$	(II) $2,5 \cdot 10^{-5}$
свинца	$Pb(OH)_2$	(I) $9,6 \cdot 10^{-4}$
		(II) $3,0 \cdot 10^{-8}$
скандия (III)	$Sc(OH)_3$	(III) $7,6 \cdot 10^{-10}$
хрома (III)	$Cr(OH)_3$	(III) $1,02 \cdot 10^{-10}$
цинка	$Zn(OH)_2$	(II) $4 \cdot 10^{-5}$
Гидразин	$N_2H_4 \cdot H_2O$	$2 \cdot 10^{-6}$
Гидроксиламин	$NH_2OH \cdot H_2O$	$9,33 \cdot 10^{-9}$

Таблица 8

**Криоскопические и эбулиоскопические константы
растворителей**

Растворитель	K_K	K_3	$t_{пл}, ^\circ C$	$t_{кип}, ^\circ C$
Вода	1,86	0,516	0	100

Анилин	5,87	3,22	-5,96	184,4
Ацетон	2,4	1,48	-94,6	56,0
Бензол	5,1	2,57	5,4	80,2
Диэтиловый эфир	1,73	2,02	-116,3	35,6
Камфора	40,0	6,09	174	204
Нитробензол	6,90	5,27	5,7	210,9
Фенол	7,8	3,6	41	182,1
Хлороформ	4,9	3,88	-63,2	61,2
Четыреххлористый углерод	2,98	5,3	-23	76,7
Этиловый спирт	–	1,16	-114,15	78,39

Таблица 9

Константы нестойкости комплексных ионов

Формула	$K_{\text{нест}}$	Формула	$K_{\text{нест}}$
$[\text{AgBr}_2]^-$	$7,8 \cdot 10^{-8}$	$[\text{CdCl}_6]^{4-}$	$2,6 \cdot 10^{-3}$
$[\text{AgBr}_3]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-9}$	$[\text{CdBr}_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-4}$
$[\text{AgBr}_4]^{3-}$	$6,3 \cdot 10^{-10}$	$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-7}$
$[\text{AgCl}_2]^-$	$1,76 \cdot 10^{-5}$	$[\text{CdI}_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-6}$
$[\text{AgCl}_3]^{2-}$	$4,0 \cdot 10^{-5}$	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-19}$
$[\text{AgCl}_4]^{3-}$	$1,2 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-64}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$9,31 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$3,1 \cdot 10^{-33}$

$[\text{Ag}(\text{SCN})_2]^-$	$2,7 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$5,5 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Ag}(\text{SCN})_3]^{2-}$	$8,3 \cdot 10^{-10}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$7,75 \cdot 10^{-6}$
$[\text{Ag}(\text{SCN})_4]^{3-}$	$1,3 \cdot 10^{-11}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,8 \cdot 10^{-6}$
$[\text{AgI}_3]^{2-}$	$1,4 \cdot 10^{-14}$	$[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$	$1,1 \cdot 10^{-30}$
$[\text{AgI}_4]^{3-}$	$1,8 \cdot 10^{-14}$	$[\text{Cr}(\text{SCN})_4]^-$	$7,95 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$2,5 \cdot 10^{-14}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$	$2,24 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$4,5 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3]^{2+}$	$2,89 \cdot 10^{-11}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$8 \cdot 10^{-22}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,14 \cdot 10^{-13}$
$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$	$1 \cdot 10^{-33}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$	$1 \cdot 10^{-24}$
$[\text{AlF}_6]^{3-}$	$1,44 \cdot 10^{-20}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_3]^{2-}$	$2,6 \cdot 10^{-29}$
$[\text{AlF}_4]^-$	$1,8 \cdot 10^{-18}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$	$5 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$	$5,0 \cdot 10^{-39}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-28}$
$[\text{Au}(\text{SCN})_2]^-$	$1 \cdot 10^{-23}$	$[\text{Cu}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$3,02 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Au}(\text{SCN})_4]^-$	$1 \cdot 10^{-42}$	$[\text{CuI}_2]^-$	$1,75 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Au}(\text{SCN})_6]^{3-}$	$9,12 \cdot 10^{-43}$	$[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$	$7,6 \cdot 10^{-17}$
$[\text{AuCl}_4]^-$	$5 \cdot 10^{-22}$	$[\text{Cu}(\text{SO}_3)_2]^{2-}$	$3,1 \cdot 10^{-9}$
$[\text{AuBr}_2]^-$	$4 \cdot 10^{-13}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-24}$
$[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-15}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-31}$
$[\text{BeF}_4]^{2-}$	$4,2 \cdot 10^{-17}$	$[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$	$6,3 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Bi}(\text{OH})_4]^-$	$6,31 \cdot 10^{-36}$	$[\text{Fe}(\text{SO}_4)_2]^-$	$1,05 \cdot 10^{-3}$
$[\text{BiI}_6]^{3-}$	$7,5 \cdot 10^{-20}$	$[\text{FeF}_6]^{3-}$	$8 \cdot 10^{-17}$
$[\text{BiCl}_6]^{3-}$	$3,8 \cdot 10^{-7}$	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Bi}(\text{SCN})_6]^{3-}$	$6 \cdot 10^{-5}$	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$8,5 \cdot 10^{-16}$
$[\text{BiBr}_6]^{3-}$	$3,02 \cdot 10^{-10}$	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$7,56 \cdot 10^{-8}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1,48 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$7,3 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$5,9 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,41 \cdot 10^{-19}$	$[\text{Hg}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{-30}$

$[\text{Cd}(\text{NO}_2)_4]^{2-}$	$7,95 \cdot 10^{-4}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$1,12 \cdot 10^{-8}$
$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$9,3 \cdot 10^{-3}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$1,86 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,8 \cdot 10^{-14}$	$[\text{Tl}(\text{CN})_4]$	$1 \cdot 10^{-35}$
$[\text{PbI}_4]^{2-}$	$1,05 \cdot 10^{-4}$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$3,46 \cdot 10^{-10}$
$[\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_4]^{2-}$	$3,8 \cdot 10^{-2}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-17}$
$[\text{TlCl}_4]^-$	$1 \cdot 10^{-18}$	$[\text{Zn}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-2}$
$[\text{TlI}_4]^-$	$1,52 \cdot 10^{-32}$	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{-16}$

Таблица 10

Константы растворимости веществ в воде

Вещество	K_s	Вещество	K_s
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	CuI	$1,1 \cdot 10^{-12}$
AgCN	$7 \cdot 10^{-15}$	Cu ₂ S	$3,6 \cdot 10^{-5}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	Cu(OH) ₂	$5,6 \cdot 10^{-20}$
AgI	$1,5 \cdot 10^{-16}$	CuS	$3,2 \cdot 10^{-38}$
Ag ₂ CO ₃	$6,15 \cdot 10^{-12}$	CuCO ₃	$2,36 \cdot 10^{-10}$
AgBrO ₃	$5,5 \cdot 10^{-5}$	CuC ₂ O ₄	$3 \cdot 10^{-8}$
AgIO ₃	$3,49 \cdot 10^{-8}$	FeCO ₃	$2,5 \cdot 10^{-11}$
Ag ₂ CrO ₄	$4 \cdot 10^{-12}$	Fe(OH) ₂	$1,65 \cdot 10^{-15}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$2 \cdot 10^{-7}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
Ag ₂ S	$5,7 \cdot 10^{-50}$	FeC ₂ O ₄	$2 \cdot 10^{-7}$

Ag ₂ SO ₄	$7,7 \cdot 10^{-5}$	Fe(OH) ₃	$3,8 \cdot 10^{-38}$
Ag ₃ PO ₄	$1,46 \cdot 10^{-21}$	FePO ₄	$1,3 \cdot 10^{-22}$
Al(OH) ₃	$5 \cdot 10^{-33}$	HgS	$4 \cdot 10^{-53}$
BaCO ₃	$8,1 \cdot 10^{-9}$	MgCO ₃	$2 \cdot 10^{-4}$
BaC ₂ O ₄	$1,6 \cdot 10^{-7}$	Mg(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-12}$
BaCrO ₄	$2,4 \cdot 10^{-10}$	MgC ₂ O ₄	$8,6 \cdot 10^{-5}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	MgF ₂	$7 \cdot 10^{-9}$
BaSO ₃	$8 \cdot 10^{-7}$	MnCO ₃	$8,8 \cdot 10^{-10}$
BaF ₂	$1,6 \cdot 10^{-6}$	Mn(OH) ₂	$4 \cdot 10^{-14}$
Be(OH) ₂	$2,7 \cdot 10^{-10}$	MnS	$7 \cdot 10^{-17}$
Bi(OH) ₃	$3 \cdot 10^{-32}$	NiCO ₃	$1,3 \cdot 10^{-7}$
Bi ₂ S ₃	$7,1 \cdot 10^{-61}$	Ni(OH) ₂	$2 \cdot 10^{-15}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	NiS	$2 \cdot 10^{-28}$
CaC ₂ O ₄	$2,5 \cdot 10^{-9}$	NiC ₂ O ₄	$4 \cdot 10^{-10}$
CaCrO ₄	$7 \cdot 10^{-4}$	PbBr ₂	$9,2 \cdot 10^{-6}$
CaF ₂	$3,4 \cdot 10^{-11}$	PbCO ₃	$3,3 \cdot 10^{-14}$
Ca(OH) ₂	$5,47 \cdot 10^{-6}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-25}$	PbCl ₂	$2,12 \cdot 10^{-5}$
CaSO ₄	$6,1 \cdot 10^{-5}$	PbI ₂	$9,8 \cdot 10^{-9}$
CdCO ₃	$5,2 \cdot 10^{-12}$	Pb(OH) ₂	$1 \cdot 10^{-15}$
Cd(OH) ₂	$6 \cdot 10^{-15}$	PbS	$3,6 \cdot 10^{-29}$
CdS	$1,2 \cdot 10^{-28}$	PbSO ₄	$1 \cdot 10^{-8}$
Co(OH) ₂	$2,5 \cdot 10^{-16}$	Sb(OH) ₃	$4 \cdot 10^{-42}$
Cr(OH) ₃	$6,7 \cdot 10^{-31}$	Sb ₂ S ₃	$2,9 \cdot 10^{-59}$
CuCl	$3,2 \cdot 10^{-7}$	Sn(OH) ₂	$5 \cdot 10^{-26}$
SrC ₂ O ₄	$5,6 \cdot 10^{-8}$	SrSO ₄	$2,8 \cdot 10^{-7}$
SrCrO ₄	$3,6 \cdot 10^{-5}$	Zn(OH) ₂	$2,3 \cdot 10^{-17}$

$\text{Sr}(\text{OH})_2$	$3,2 \cdot 10^{-4}$	ZnCO_3	$6 \cdot 10^{-11}$
$\text{Sn}(\text{OH})_4$	$1 \cdot 10^{-56}$	ZnC_2O_4	$1,5 \cdot 10^{-9}$
SnS	$1 \cdot 10^{-27}$	ZnS	$1,3 \cdot 10^{-23}$
SrCO_3	$9,42 \cdot 10^{-10}$	$\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$	$9,1 \cdot 10^{-33}$

Таблица 11

**Стандартные окислительно-восстановительные
потенциалы металлов**

Полуреакция	E°, В	Полуреакция	E°, В
$\text{Li}^+ + \bar{e} = \text{Li}$	-3,045	$\text{Tl}^+ + \bar{e} = \text{Tl}$	-0,396
$\text{K}^+ + \bar{e} = \text{K}$	-2,95	$\text{In}^{3+} + 3\bar{e} = \text{In}$	-0,330
$\text{Rb}^+ + \bar{e} = \text{Rb}$	-2,925	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Co}$	-0,277
$\text{Cs}^+ + \bar{e} = \text{Cs}$	-2,923	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$	-0,250
$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ba}$	-2,905	$\text{Mo}^{3+} + 2\bar{e} = \text{Mo}$	-0,200
$\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sr}$	-2,888	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Sn}$	-0,136
$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ca}$	-2,866	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$	-0,126
$\text{Na}^+ + \bar{e} = \text{Na}$	-2,714	$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Fe}$	-0,037
$\text{La}^{3+} + 3\bar{e} = \text{La}$	-2,522	$\text{Sn}^{4+} + 4\bar{e} = \text{Sn}$	-0,010
$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mg}$	-2,363	$2\text{H}^+ + \bar{e} = \text{H}_2$	0,000
$\text{Sc}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Sc}$	-2,077	$\text{Ge}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ge}$	0,000
$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Be}$	-1,847	$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Bi}$	0,215
$\text{Hf}^{4+} + 4\bar{e} = \text{Hf}$	-1,700	$\text{Re}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Re}$	0,300
$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Al}$	-1,662	$\text{Co}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Co}$	0,330
$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ti}$	-1,630	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$	0,337
$\text{Zr}^{4+} + 4\bar{e} = \text{Zr}$	-1,539	$\text{Ru}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ru}$	0,450
$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Mn}$	-1,179	$\text{Cu}^+ + \bar{e} = \text{Cu}$	0,521
$\text{V}^{2+} + 2\bar{e} = \text{V}$	-1,175	$\text{Ag}^+ + \bar{e} = \text{Ag}$	0,799

$\text{Nb}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Nb}$	-1,100	$\text{Pb}^{4+} + 4\bar{e} = \text{Pb}$	0,840
$\text{Cr}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cr}$	-0,913	$\text{Os}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Os}$	0,850
$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Zn}$	-0,763	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Hg}$	0,850
$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Cr}$	-0,744	$\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pd}$	0,987
$\text{Ga}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Ga}$	-0,530	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pt}$	1,188
$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Fe}$	-0,440	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} = \text{Au}$	1,498
$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cd}$	-0,403	$\text{Au}^{+} + \bar{e} = \text{Au}$	1,692