

54  
Т 33

1-7007  
**БІБЛІЯТЭКА**  
Беларускага дзяржаўнага  
тэхналагічнага ўніверсітэта

Учреждение образования  
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ  
УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра общей и неорганической химии

## ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания к практическим занятиям  
по одноименным курсам для студентов  
химико-технологических специальностей

Минск 2005



УДК 546  
ББК 24.1  
Т 33

Рассмотрены и рекомендованы к изданию редакционно-издательским советом университета

Составители:

С.Е. Орехова, И.Е. Малашонок, И.И. Курило

Рецензент

доцент кафедры физической и коллоидной химии,  
кандидат химических наук Л.Я. Крисько

По тематическому плану изданий учебно-методической литературы университета на 2005 год. Поз.127.

Для студентов химико-технологических специальностей.

## ВВЕДЕНИЕ

В процессе обучения перед студентами первого курса химико-технологических специальностей ставится сложная задача – накопить такой запас знаний, который позволил бы прогнозировать химические процессы и интерпретировать их результаты. В настоящее время существует достаточно большое количество учебных пособий по дисциплинам «Теоретические основы химии», «Неорганическая химия». Содержащийся в них учебный материал объемен и разнообразен. При подготовке к занятиям студентам первого курса трудно самостоятельно выделить главное и второстепенное в материале, изложенном в различных пособиях.

Методические указания «Теоретические основы химии. Неорганическая химия» предназначены для оказания помощи студентам первого курса при подготовке к практическим и лабораторным занятиям. В них приводится перечень вопросов по основным темам курсов «Теоретические основы химии» и «Неорганическая химия» в соответствии с программой по химии высшей школы. При подготовке к занятиям студенты должны проработать материал соответствующих разделов программы, содержащийся в рекомендуемой учебной литературе, ссылки на которую даны в методических указаниях.

Если рассматриваемый материал изложен в лекционном курсе, то в первую очередь следует ознакомиться с содержанием темы по конспекту лекций, затем прочитать соответствующие разделы учебного пособия и после этого ответить на вопросы, приведенные в методических указаниях. Далее следует решить задачи и выполнить упражнения, предложенные после перечня вопросов каждой темы.

При опросе студентов преподаватели обычно придерживаются вопросов, приведенных в методических указаниях, что позволяет соблюдать принцип единых требований в разных учебных группах.

Самостоятельная работа студентов при подготовке к занятиям является важным видом учебной деятельности студентов. Использование предлагаемых методических указаний значительно сократит время на выдачу домашних заданий и подготовку к занятиям.



## 1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ. ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ

Атом, молекула, химический элемент. Современная система атомных и молекулярных масс. Моль. Молярная масса.

Нормальные условия для газов. Закон Авогадро. Число Авогадро. Молярный объем газа. Абсолютная и относительная плотность газов. Объединенный газовый закон. Уравнение Менделеева-Клапейрона. Универсальная газовая постоянная. Парциальное давление газа. Закон Дальтона.

**Вопросы и задачи:** 3, с. 13, № 1, 3, 6, 10, 12, 13, 17, 19, 22, 24, 27, 29.

**Литература:** 3, с. 9-12; 6, с. 25-39; 5, с. 21.

## 2. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Гомо- и гетеросоединения. Простые и сложные вещества.

Степень окисления. Определение степени окисления элементов в зависимости от их положения в периодической системе. Составление формул соединений, исходя из степени окисления элемента.

Оксиды. Номенклатура и классификация оксидов. Графические формулы оксидов. Получение и химические свойства. Зависимость кислотно-основных свойств оксидов от положения элемента в периодической системе и его степени окисления.

Основания. Номенклатура и классификация оснований. Свойства нерастворимых в воде оснований. Свойства щелочей. Свойства гидроксида аммония. Амфотерные гидроксиды и их свойства. Получение оснований. Характер изменения свойств оснований в зависимости от положения металла в периодической системе и его степени окисления. Графические формулы оснований.

Кислоты. Номенклатура и классификация кислот. Химические свойства кислот. Способы получения кислот. Зависимость силы кислоты от положения элемента в периодической системе и его степени окисления. Графические формулы кислот и кислотных остатков.

Соли. Номенклатура и классификация солей. Способы получения и свойства средних солей. Способы получения и

свойства кислых солей. Способы получения и свойства основных солей. Графические формулы средних, кислых и основных солей.

**Вопросы и задачи:** 3, с. 36, № 3, 4, 7-9, 11, 12, 17-19, 21, 25-28, 33, 40.

**Литература:** 3, с. 16-35; 7, с. 4-48.

## 3. ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

Эквивалент, фактор эквивалентности. Эквивалент элемента в соединениях. Расчет молярных масс эквивалентов сложных веществ (кислот, оснований, солей) в реакциях. Закон эквивалентов.

**Вопросы и задачи:** 3, с. 43, № 1-3, 5, 10, 13, 15, 18, 20, 21, 25, 28.

**Литература:** 3, с. 40-43; 4, с. 31-37; 5, с. 15-21.

## 4. ТЕРМОХИМИЯ

Закон сохранения массы-энергии. Теплота, работа, внутренняя энергия, единицы их измерения.

Тепловой эффект реакции. Энтальпия. Эко- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения. Закон Гесса и следствия, вытекающие из него. Зависимость энтальпии от массы вещества (пробега реакции) и температуры.

Простое вещество. Стандартное состояние. Стандартная энтальпия образования соединений из простых веществ. Стандартная энтальпия образования ионов, относительный характер значений энтальпии образования ионов.

Примеры применения закона Гесса для вычисления изменения энтальпии в различных процессах (образования, растворения, створания веществ и др.).

**Вопросы и задачи:** 3, с. 70, № 3, 5, 8, 10, 15, 17, 24, 25, 27, 34.

**Литература:** 1, с. 175-189; 2, с. 172-185; 3, с. 47-61; 5, с. 42-61.

## 5. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. КОНСТАНТА ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ

Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие, характеристика состояния химического равновесия. Константа



химического равновесия. Закон действующих масс (запись константы химического равновесия для различных гомогенных и гетерогенных процессов).

Вычисление равновесных концентраций (или парциальных давлений) при известных начальных концентрациях исходных веществ и заданной степени превращения. Расчет равновесных концентраций (или парциальных давлений) по известным начальным концентрациям исходных веществ и константе равновесия.

**Вопросы и задачи:** 3, с. 90, № 1-3, 5-7, 11, 15, 19, 20, 30.

**Литература:** 1, с. 197-200; 2, с. 185-187; 3, с. 76-90; 5, с. 62-67, 80-86.

## 6. ЭНТРОПИЯ

Энтропия как мера неупорядоченности состояния. Стандартные энтропии веществ  $S_{298}^{\circ}$ . Расчет изменения энтропии  $\Delta S_{298}^{\circ}$  в различных процессах.

**Вопросы и задачи:** 3, с. 103, № 1, 3.

**Литература:** 1, с. 189-192; 2, с. 187-194; 3, с. 96-102; 5, с. 68-70.

## 7. ИЗМЕНЕНИЕ ЭНЕРГИИ ГИББСА

Изменение энергии Гиббса ( $\Delta G^{\circ}$ ) как термодинамический критерий направленности процесса. Уравнение изотермы реакции и стандартное изменение энергии Гиббса. Связь  $\Delta G_T^{\circ}$  с константой равновесия.

Стандартная энергия Гиббса образования соединения из простых веществ  $\Delta G_{f,298}^{\circ}$ . Связь изменения стандартной энергии Гиббса со стандартными изменениями  $\Delta H_{298}^{\circ}$  и  $\Delta S_{298}^{\circ}$  процесса и зависимость  $\Delta G_T^{\circ}$  от температуры. Расчет  $\Delta H_{298}^{\circ}$ ,  $\Delta S_{298}^{\circ}$ ,  $\Delta G_{298}^{\circ}$  и  $\Delta G_T^{\circ}$  с использованием таблиц стандартных термодинамических величин.

Вычисление констант равновесия для различных температур. Изменение стандартной энергии Гиббса как количественная мера глубины и направления химической реакции. Термодинамический анализ различных процессов (обратимых и

необратимых).

**Вопросы и задачи:** 3, с. 121, № 2-5, 7, 12, 16, 17, 18, 24, 27, 32.

**Литература:** 1, с. 192-200; 2, с. 194-203; 3, с. 104-121; 5, с. 71-73.

## 8. СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ. ПРИНЦИП ЛЕ ШАТЕЛЬЕ

Смещение химического равновесия. Влияние изменения концентраций, парциальных давлений, температуры на состояние химического равновесия. Влияние изменения общего давления. Принцип Ле Шателье.

**Вопросы и задачи:** 3, с. 130, № 4, 11, 12.

**Литература:** 1, с. 200-201; 2, с. 212-216; 3, с. 127-130; 5, с. 86-89.

## 9. РАСТВОРЫ

Общие свойства растворов. Раствор как многокомпонентная система. Процессы, сопровождающие образование растворов. Сольватация.

Растворимость. Влияние на растворимость природы растворенных веществ и растворителя, температуры и давления. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы.

Различные способы выражения концентрации растворов:

а) Массовая доля растворенного вещества. Расчеты, связанные с использованием плотности растворов.

**Вопросы и задачи:** 3, с. 143, № 1, 5, 7, 19, 20, 21, 30, 32-34, 36, 49, 51, 54, 59.

б) Молярная концентрация раствора. Молярная концентрация эквивалента. Взаимные пересчеты способов выражения состава растворов.

**Вопросы и задачи:** 3, с. 143, № 4, 6, 8, 9, 11, 12, 14, 15, 17, 22, 23, 26, 27, 37, 41, 55, 57.

**Литература:** 3, с. 133-143; 6, с. 49-52, 55-56, 59-63, 8, с. 4-19.



## 10. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Роль растворителя в процессе распада электролита на ионы. Определение кислот, оснований и солей в соответствии с теорией электролитической диссоциации.

Сильные и слабые электролиты. Количественные характеристики процессов диссоциации. Степень электролитической диссоциации, ее связь с изотоническим коэффициентом. Зависимость степени диссоциации от концентрации раствора и температуры. Кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов. Определение концентраций ионов в растворах сильных электролитов.

Понятие об активности и ионной силе раствора.

Применение закона действующих масс к растворам слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда для слабых электролитов. Константа диссоциации слабых электролитов. Ступенчатая диссоциация. Влияние одноименного иона на диссоциацию слабого электролита. Расчет концентраций ионов в растворах слабых электролитов. Ионно-молекулярные уравнения реакции. Условия смещения равновесия реакции, протекающей в растворе.

Электролитическая диссоциация молекул воды. Ион гидроксония. Ионное произведение воды. Водородный показатель рН. Кислотно-основные индикаторы.

Вопросы и задачи: 3, с. 176, № 1, 2, 5, 7, 12, 17, 19, 22, 25, 26, 28, 31, 36.

Литература: 1, с. 201–206, 208–209; 2, с. 262–275; 3, с. 165–176; 5, с. 156–167.

## 11. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ. УСЛОВИЯ ОБРАЗОВАНИЯ И РАСТВОРЕНИЯ ОСАДКОВ

Насыщенные и ненасыщенные растворы. Растворимость, способы выражения растворимости веществ. Зависимость растворимости от температуры. Применение закона действующих масс к равновесию в насыщенных растворах малорастворимых

электролитов. Произведение растворимости. Зависимость величины ПР от температуры. Связь ПР с величинами  $\Delta H_T^\circ$  и  $\Delta S_T^\circ$  процесса растворения.

Расчет концентрации ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе. Вычисление произведения растворимости.

Влияние одноименных ионов на растворимость малорастворимых электролитов. Вычисление концентраций ионов в насыщенном растворе малорастворимого электролита в присутствии одноименных ионов. Условия образования осадка.

Вопросы и задачи: 3, с. 187, № 1, 3–5, 10, 12, 15, 18–20, 23, 24, 30, 33, 37.

Литература: 1, с. 210–212; 2, с. 275–276; 3, с. 180–187; 5, с. 189–193.

## 12. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Различные случаи гидролиза солей как результат обменных взаимодействий ионов растворенной соли с молекулами воды. Запись моделей процессов гидролиза в ионно-молекулярной и молекулярной формах для различных типов солей.

Количественные характеристики процессов гидролиза. Константа гидролиза, ее зависимость от природы вещества и температуры. Связь константы гидролиза с константой диссоциации слабого электролита, образующегося в процессе гидролиза, с  $\Delta H_{гидр}^\circ$  и  $\Delta S_{гидр}^\circ$ . Степень гидролиза, ее связь с константой гидролиза и концентрацией раствора. Факторы, влияющие на глубину протекания гидролиза (природа соли, температура, концентрация гидролизующейся соли, наличие одноименных ионов). Ступенчатый гидролиз.

Расчет рН растворов солей.

Взаимодействие растворов двух солей, взаимно усиливающих гидролиз друг друга (совместный гидролиз).

Особенности гидролиза кислот и основных солей.

Вопросы и задачи: 3, с. 209, № 1, 3, 5, 7, 11–13, 20, 25, 26, 28, 29, 31.

Литература: 1, с. 227–234; 2, с. 283–288; 3, с. 190–209; 5, с. 170–179.



### 13. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Комплексные соединения. Строение комплексных соединений: комплексообразователь, лиганды, координационное число комплексообразователя, внутренняя и внешняя сферы. Способность элементов периодической системы к комплексообразованию.

Классификация комплексных соединений: катионные, анионные и нейтральные комплексы. Классификация комплексов по виду координируемых лигандов: амино-, аква-, гидроксо-, ацидокомплексы, карбонилы. Номенклатура комплексных соединений.

Диссоциация комплексных соединений в водных растворах. Константы устойчивости и неустойчивости комплексных соединений. Использование процессов комплексообразования для перевода в раствор малорастворимых электролитов. Разрушение комплексных соединений: образование осадков, превращение в более прочные комплексные соединения, изменение степени окисления иона комплексообразователя.

**Вопросы и задачи:** 3, с. 228, № 3, 7-9, 11, 12, 14, 21, 24, 25, 26, 28, 37, 38.

**Литература:** 1, с. 206-208; 2, с. 124-140, 276-279; 3 с. 212-228; 5, с. 407-427.

### 14. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Типы химических реакций (реакции обменного разложения, окислительно-восстановительные, комплексно-химические). Классификация окислительно-восстановительных реакций. Окислители, восстановители. Процесс окисления, восстановления. Важнейшие окислители и восстановители. Изменение окислительно-восстановительных свойств простых веществ в зависимости от положения элементов в группах и периодах.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций: 1) метод электронного баланса; 2) ионно-электронный метод. Правила записи ионно-электронных полуреакций в кислой и щелочной среде. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных процессов. Анализ возможных продуктов окислительно-восстановительных реакций с участием перманганата

калия, дихромата калия. Взаимодействие металлов и неметаллов с серной и азотной кислотами (разбавленной, концентрированной).

**Вопросы и задачи:** 3, с. 263, № 4, 5, 13-17, 24.

**Литература:** 1, с. 234-240; 2, с. 216-224; 3, с. 242-262; 5, с. 36-41.

### 15. ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ

Электрод. Электродный потенциал. Стандартный водородный электрод. Понятие о стандартном электродном потенциале. Зависимость электродных потенциалов от концентрации. Уравнение Нернста. Электрохимический ряд напряжений металлов. Факторы, определяющие положение металла в ряду напряжений. Гальванические элементы. Расчет электродвижущей силы (ЭДС) гальванических элементов. Практическое использование гальванических элементов.

Стандартные потенциалы окислителей и восстановителей. Сопоставление окислительно-восстановительных свойств, исходя из значений окислительно-восстановительных потенциалов сопряженной пары окисленная форма + ие = восстановленная форма.

Использование таблиц стандартных окислительно-восстановительных потенциалов для определения направления окислительно-восстановительных реакций. Расчет энергии Гиббса окислительно-восстановительных процессов.

Расчет констант равновесия окислительно-восстановительных реакций в водных растворах электролитов.

Зависимость окислительно-восстановительных потенциалов от концентрации окисленной и восстановленной форм.

Представление о коррозии металлов. Химия процессов коррозии в различных средах. Защита металлов от коррозии.

**Вопросы и задачи:** 3, с. 289, № 2-5, 9, 10, 20, 23, 30, 33, 42.

**Литература:** 1, с. 240-247; 2, с. 203-212, 224-226; 3, с. 269-288; 5, с. 193-207.

### 16. ЭЛЕКТРОЛИЗ

Окислительно-восстановительные процессы при электролизе. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов.



Последовательность разрядки положительных и отрицательных ионов на катоде и аноде соответственно.

Понятие о поляризации и перенапряжении. Расчет  $\Delta E_{\text{поляризации}}$ . Напряжение разложения.

Вопросы и задачи: 3, с. 301, № 3-6, 8, 10, 11, 13.

Литература: 2, с. 226-228; 3, с. 295-301; 5, с. 207-213.

### 17. СТРОЕНИЕ АТОМА. ЭЛЕКТРОННЫЕ КОНФИГУРАЦИИ ЭЛЕМЕНТОВ

История развития представлений о строении атома. Составные части атома: ядро, электроны. Атомные спектры. Квантование энергии электронов в атоме. Уравнение Планка. Планетарная модель атома Резерфорда. Модель атома Н.Бора. Постулаты Бора. Недостатки теории Бора-Зоммерфельда. Двойственная природа микрообъектов. Квантовомеханическая модель атома. Принцип неопределенностей Гейзенберга. Уравнение де Бройля. Представление о волновой функции. Физический смысл волновой функции. Квантовые числа как характеристика состояния электрона в атоме. Значение главного, побочного, магнитного и спинового квантовых чисел. Атомные s-, p-, d-, f-орбитали, наглядное изображение орбитали - электронное облако. Форма s-, p-, d-орбиталей и их направленность.

Представление об электронном энергетическом слое (уровне), подслое (подуровне). Принцип Паули и емкость электронных слоев. Принцип наименьшей энергии, правила Клечковского. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Электронные конфигурации (формулы) элементов; s-, p-, d-, f-элементы. Правило Хунда. Электронно-графические конфигурации (формулы) элементов в основном и возбужденном состояниях. Краткие электронные паспорта.

Вопросы и задачи: 3, с. 340, № 1, 3, 8-10, 12, 13, 15, 18, 19, 23, 26, 31-33, 37.

Литература: 1, с. 16-45; 2, с. 10-56; 3, с. 324-340; 5, с. 304-332.

### 18. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ

Метод валентных связей (ВС). Основные положения метода ВС. Кривая потенциальной энергии взаимодействия атомов и ионов при образовании молекул. Количественные характеристики химической связи: длина связи, валентный угол, энергия связи. Спинвалентный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Донор, акцептор. Координационное число. Валентные возможности элементов 2-го и 3-го периодов в основном и возбужденном состояниях. Представление о  $\sigma$ - и  $\pi$ -связях в двухатомных молекулах, кратность связи. Схема перекрывания атомных орбиталей в молекулах  $H_2$ ,  $N_2$ . Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность, поляризуемость. Представление о гибридизации атомных орбиталей. Условия устойчивой гибридизации. Типы гибридизации орбиталей ( $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$ ,  $sp^3d$ ), направленность и форма гибридных орбиталей. Строение молекул  $BeCl_2$ ,  $BF_3$ ,  $CCl_4$ ,  $SF_6$  с позиций метода ВС. Схема перекрывания атомных орбиталей в молекулах. Локализованные и делокализованные (сопряженные) связи.

Объяснение химической связи в комплексных соединениях с позиций метода валентных связей.

Теория кристаллического поля. Схемы расщепления энергетических уровней d-электронов в октаэдрическом и тетраэдрическом окружении. Спектрохимический ряд лигандов.

Ионная связь как крайний случай поляризации ковалентной связи. Ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи.

Межмолекулярное взаимодействие. Водородная связь на примере молекул фтористого водорода, воды, аммиака.

Вопросы и задачи: 6, с. 91, № 293, 294, 296, 297; с. 99, № 299, 301, 304.

Метод молекулярных орбиталей. Молекулярные орбитали как линейная комбинация атомных орбиталей.

Представление о связывающих и разрыхляющих молекулярных орбиталях,  $\sigma$ - и  $\pi$ -молекулярных орбиталях. Основные положения метода молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы двухатомных гомосоединений элементов I и II периодов. Принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда в применении к молекулам гомосоединений элементов I и II периодов. Порядок связи в рамках метода МО. Описание строения молекул и молекулярных



ионов  $H_2$ ,  $H_2^+$ ,  $B_2$ ,  $O_2$ ,  $O_2^+$ ,  $O_2^-$ ,  $O_2^{2-}$ . Объяснение магнитных свойств, энергии, длины и порядка связи в ряду  $O_2$ ,  $O_2^+$ ,  $O_2^-$ ,  $O_2^{2-}$ . Строение молекул CO и NO с позиций метода МО.

**Вопросы и задачи:** 6, с. 103, № 307–312, 315.

**Литература:** 1, с. 46–107; 2, с. 56–118; 5, с. 376–460; 6, с. 82–104.

## 19. СВОЙСТВА ВОДОРОДА

Водород. Особое положение водорода в периодической системе. Нахождение водорода в природе. Строение молекулы водорода и молекулярного иона  $H_2^+$  в рамках методов ВС и МО.

Промышленные и лабораторные способы получения водорода. Химические свойства водорода: отношение к кислороду, металлам, неметаллам, оксидам. Окислительные и восстановительные свойства водорода.

Гидриды, способы получения, свойства. Классификация гидридов по типу химической связи – ионные и ковалентные гидриды. Гидролиз гидридов. Объяснение восстановительных свойств иона  $H^-$ . Металлические гидриды. Характер связи в гидридах d- и f-элементов. Получение металлических гидридов.

Характеристика водородных соединений неметаллов. Водородная связь на примере соединений HF,  $NH_3$ ,  $H_2O$ .

**Вопросы и задачи:**

1. При растворении в 1 л воды 450 л HCl (н.у.) получили раствор с  $\rho = 1,21 \text{ г/см}^3$ . Вычислить молярную концентрацию и массовую долю HCl в растворе.

(Ответ:  $C = 14 \text{ моль/л}$ ;  $\omega = 42,3\%$ )

2. Сравнить  $\Delta G_f^\circ$  образования водородных соединений ЭH<sub>4</sub> элементов IV группы (Э – C, Si, Ge, Sn). Какое из этих соединений устойчивее при 298 К?

3. Константа равновесия процесса  $(H_2) + (Br_2) \leftrightarrow 2 (HBr)$  составляет при некоторой температуре 0,5. Определить выход HBr в % по объему, если исходные вещества были взяты в количествах 5 моль/л и 3 моль/л соответственно.

(Ответ:  $\eta = 33,3\%$ )

4. Найти концентрацию ионов водорода и pH раствора, в котором массовая доля HCl составляет 0,01%. Какая масса  $H^+$  содержится в 5 л такого раствора?

(Ответ:  $C = 0,027 \text{ моль/л}$ ;  $pH = 2,56$ ;  $m = 0,0137 \text{ г}$ )

5. Какова должна быть минимальная концентрация HI, чтобы прибавление к его раствору равного объема 0,002 н. раствора  $AgNO_3$  вызвало появление осадка AgI? (Ответ:  $C = 3 \cdot 10^{-13} \text{ моль/л}$ )

6. Вычислить степень гидролиза, константу гидролиза и pH 0,02 M раствора формиата натрия.

(Ответ:  $\beta = 5,3 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_r = 5,65 \cdot 10^{-11}$ ;  $pH = 8,03$ )

7. Определить концентрацию ионов водорода в 0,01 M растворе  $H_2[SiF_6]$ .

(Ответ:  $C = 0,02 \text{ моль/л}$ )

8. Закончить уравнения реакций. Для а) определить  $\Delta G_{298}^\circ$  реакции:



(Ответ:  $\Delta G_{298}^\circ = -69,48 \text{ кДж}$ )

9. Составить схему и рассчитать ЭДС гальванического элемента, состоящего из стандартных водородного и цинкового электродов. Написать уравнения электродных процессов.

(Ответ:  $\Delta E = 0,76 \text{ В}$ )

10. Определить напряжение разложения 1 н. раствора  $H_2SO_4$  на электродах из гладкой платины ( $T = 298 \text{ К}$ ).

(Ответ:  $U_{разл.} = 2,03 \text{ В}$ )

**Литература:** 1, с. 299–309; 2, с. 452–457.

## 20. СВОЙСТВА P-ЭЛЕМЕНТОВ VIII ГРУППЫ

Электронные формулы элементов, степени окисления. Характер изменения энергии ионизации, сродства к электрону, радиусов атомов при переходе от фтора к йоду. Строение молекулы  $F_2$  по методам ВС и МО.

Изменение энергии связи в ряду  $F_2 - I_2$ . Изменение окислительных свойств в ряду  $F_2 - I_2$ . Промышленные и лабораторные способы получения галогенов. Химические свойства: отношение к воде, щелочам, металлам и неметаллам. Особенности химических свойств фтора.



Галогеноводороды. Изменение полярности связи в ряду газообразных молекул HF – HI. Ассоциация молекул HF в растворе, объяснение аномалии в температуре кипения HF. Способы получения и химические свойства галогеноводородов.

Окислительно-восстановительные и кислотные свойства галогеноводородов в их водных растворах. Реакции травления стекла. Соляная, бромистоводородная и йодистоводородная кислоты, их свойства.

Галогениды. Классификация их по типу химической связи и кислотно-основным свойствам. Гидролиз галогенидов. Свойства галогенид-ионов.

Кислородные соединения хлора. Термодинамический анализ возможности взаимодействия хлора с кислородом с образованием оксидов хлора (I, IV, VII).

Кислородсодержащие кислоты хлора. Изменение устойчивости, кислотных и окислительно-восстановительных свойств в ряду кислородсодержащих кислот хлора. Способы получения кислот и их солей. Возможные схемы термического разложения кислот и солей. Беллиная известь, получение и химические свойства.

Бром и йод. Нахождение в природе. Кислородсодержащие кислоты брома и йода и их соли. Способы получения и свойства. Изменение устойчивости, кислотных и окислительных свойств в ряду кислородных кислот брома и йода.

Применение галогенов и их соединений.

**Вопросы и задачи:** 12, с. 13, № 1–92.

1. Сколько мл 20%-ной HCl ( $\rho = 1,1$  г/мл) нужно взять для взаимодействия с 10 г  $KMnO_4$ ? Какой объем газа (н.у.) выделится в результате взаимодействия?

(Ответ:  $V = 84$  мл)

2. Используя термодинамические характеристики, сравнить устойчивость газообразных галогеноводородов к термическому разложению на простые вещества.

3. Вычислить константу равновесия системы  $(CO)_2 = (CO) + (Cl_2)$ , если при некоторой температуре равновесные концентрации оксида углерода и хлора в системе равны и составляют 0,001 моль/л, а  $C(COCl_2) = 0,002$  моль/л. Найти исходную концентрацию  $COCl_2$ .

(Ответ:  $K_c = 5 \cdot 10^{-4}$ ,  $C_0 = 0,03$  моль/л)

4. К 1 л раствора с концентрацией  $HBrO$  0,1 моль/л добавили 0,1 моль гипобромита натрия. Как изменится  $C_{H^+}$  и  $\alpha$  бромноватистой кислоты?

(Ответ:  $C_{H^+}$  уменьшится от  $1,4 \cdot 10^{-5}$  моль/л до  $2,0 \cdot 10^{-9}$  моль/л,  $\alpha$  – от 1,4 до  $2,0 \cdot 10^{-8}$ ).

5. В 100 мл насыщенного раствора  $PbI_2$  содержится 0,0268 г соли в виде ионов. Вычислить  $\Delta G_{298}^\circ$  процесса растворения иодида свинца.

(Ответ:  $\Delta G_{298}^\circ = 51,88$  кДж)

6. Какая из солей в растворе в большей степени подвергается гидролизу при одинаковых условиях (С, Т): а)  $KClO$ ; б)  $KClO_2$ ; в)  $KClO_3$ ? Ответ подтвердить расчетами.

7. Выпадет ли осадок  $AgBr$  при сливании одинаковых объемов 0,1 М раствора бромиды калия и 0,2 М раствора  $Na_3[Ag(S_2O_3)_2]$ , содержащего 0,1 моль тиосульфата натрия в 1 л раствора?

(Ответ: нет,  $ПС = 5 \cdot 10^{-14}$ )

8. Составить молекулярно-ионные уравнения реакций. Для а) рассчитать константу равновесия ( $T = 298$  К):

а)  $KMnO_4 + KB + H_2SO_4 \rightarrow$ ; б)  $PbO_2 + HCl \rightarrow$ .

(Ответ:  $K_c = 1,54 \cdot 10^{11}$ )

9. Составить схему и рассчитать ЭДС гальванического элемента, состоящего из серебряного электрода, опущенного в насыщенный раствор  $AgCl$ , и водородного электрода, опущенного в 0,01 М раствор гипохлорита натрия. ( $T = 298$  К).

(Ответ:  $\Delta E = 1,1$  В)

10. Какие процессы происходят на катоде и аноде при электролизе: 1) расплава  $NaCl$ , 2) раствора  $NaCl$ ?

Литература: 1, с. 309–337; 2, с. 457–471.

## 21 СВОЙСТВА Р-ЭЛЕМЕНТОВ VI ГРУППЫ

Электронные формулы элементов. Степени окисления, валентность. Закономерность в изменении радиусов атомов, энергии ионизации, сродства к электрону в ряду кислород – теллур.

Кислород, лабораторные и промышленные способы получения. Строение молекулы кислорода (методы ВС, МО), свойства кислорода.



Объяснение закономерности в изменении величин энергии связи, длины и порядка связи в ряду  $O_2^+ - O_2 - O_2^- - O_2^{2-}$ .

Озон. Строение молекулы озона с позиций метода ВС, получение, свойства. Озониды, получение, окислительные свойства.

Оксиды, изменение кислотно-основных свойств оксидов в группах и периодах.

Соединения водорода с кислородом. Вода, строение молекулы (метод ВС). Образование межмолекулярных водородных связей, физические свойства воды. Ассоциация и самоионизация воды. Донорные свойства молекул  $H_2O$ .

Пероксид водорода, строение молекулы, получение пероксида водорода. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода в зависимости от среды.

Сера, аллотропные модификации серы, химические свойства (взаимодействие с металлами и неметаллами, кислородом, щелочью, с серной и азотной кислотой).

Соединения серы с водородом: сульфаны, сероводород. Получение сульфанов, строение молекул. Получение сероводорода, строение молекулы (объяснение с позиций метода ВС). Кислотные и восстановительные свойства сероводорода. Изменение температур плавления, кипения, термической устойчивости, а также кислотных и восстановительных свойств в ряду вода — теллуридоводород. Сульфиды. Гидролиз сульфидов. Полисульфиды.

Кислородные соединения серы. Термодинамический анализ процессов взаимодействия серы с кислородом, оксида серы (IV) с кислородом. Кислотные свойства, окислительно-восстановительные свойства оксидов, способность  $SO_3$  к полимеризации.

Сернистая кислота, кислотные, окислительно-восстановительные свойства сернистой кислоты и сульфитов. Гидролиз сульфитов.

Серная кислота, взаимодействие разбавленной и концентрированной серной кислоты с металлами и неметаллами. Олеум, полисерные кислоты, строение. Получение серной кислоты (контактный и нитрозный способы). Полисерные кислоты, их строение. Тиосерная кислота и тиосульфаты. Строение, устойчивость (взаимодействие тиосульфатов с кислотой, хлором, йодом). Общая формула политионовых кислот, строение. Пероксокислоты серы. Строение, свойства. Пероксосульфаты.

Галогениды серы. Гидролиз галогенидов серы.

Вопросы и задачи: 12, с. 12, № 1-99.

1. Через 100 мл 0,2 н. раствора NaOH пропустили 448 мл  $SO_2$  (условия нормальные). Какая соль образовалась? Найдите ее массу.

(Ответ:  $NaHSO_3$ ;  $m = 2,08$  г)

2. Рассчитать давление разложения в системе  $[Ag_2SO_4] \leftrightarrow \leftrightarrow 2[Ag] + (SO_2) + (O_2)$  при  $1000^\circ C$ .

(Ответ:  $P_{\text{разл.}} = 3,29$  атм.)

3. Давление насыщенного пара бромида калия составляет 0,0013 атм. при  $794^\circ C$  и 0,13 атм. при  $1137^\circ C$ . Рассчитать термодинамические характеристики процесса испарения KBr.

(Ответ:  $\Delta H_{298}^\circ = 83,996$  кДж;  $\Delta S_{298}^\circ = 42,6$  Дж/К)

4. 1 мл 80%-ной серной кислоты ( $\rho = 1,727$  г/мл) разбавили водой до 2 л. Определить pH полученного раствора.

(Ответ:  $pH = 1,85$ )

5. Во сколько раз растворимость CdS в чистой воде выше, чем в 0,01 М растворе сульфида натрия?

(Ответ: в  $9 \cdot 10^{11}$  раз)

6. Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза: а) сульфида калия; б) сульфата цинка; в) сульфида алюминия. Рассчитать pH 0,1 М раствора сульфида калия.

(Ответ:  $pH = 10,13$ )

7. Рассчитать концентрацию ионов серебра в 0,1 М растворе дисульфитоаргента натрия, если он содержит 0,01 моль/л сульфида натрия.

(Ответ:  $C = 4,5 \cdot 10^{-5}$ )

8) Закончить уравнения, составить полуреакции окисления и восстановления. Для а) рассчитать  $K_c$  ( $T = 298$  К):

а)  $KMnO_4 + K_2SO_3 + H_2O \rightarrow$ ; б)  $MnO_2 + K_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$ .

(Ответ:  $K_c = 4 \cdot 10^{155}$ )

9. Составить схему и рассчитать ЭДС гальванического элемента, состоящего из медного электрода, опущенного в насыщенный раствор  $CuS$ , и водородного электрода, опущенного в раствор, полученный при разбавлении 2 мл 98%-ного раствора серной кислоты водой до 3 л. ( $T = 298$  К).

(Ответ:  $\Delta E = 0,118$  В)

10. Электролизу подвергается 1М раствор сульфата цинка и сульфата железа (II) ( $pH=1$ ) на электродах из черной платины. Определить интервал напряжений, при которых на катоде выделяется



железо без выделения цинка.

(Ответ:  $U = 1,97 - 2,29 \text{ В}$ )

Литература: 1, с. 338-373; 2, с. 430-452.

## 22. СВОЙСТВА P-ЭЛЕМЕНТОВ V ГРУППЫ

Электронные конфигурации элементов. Валентность элементов, степени окисления. Изменение величин радиусов атомов, энергии ионизации, сродства к электрону в ряду азот - висмут. Изменение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов (III, V) в ряду азот-висмут. Строение молекулы азота (методы ВС, МО). Общая характеристика соединений  $\text{ЭН}_3$  (строение, энергия связи, полярность молекул, донорные свойства молекул).

Способы связывания молекул азота. Термодинамический анализ процессов взаимодействия азота с водородом, кислородом.

Аммиак, способы получения, строение молекул (метод ВС).

Свойства аммиака: взаимодействие с водой, кислотами. Донорные свойства  $\text{NH}_3$ , образование солей аммония, комплексообразования. Соли аммония, их получение, гидролиз, термическая устойчивость. Оксиды азота, их получение. Взаимодействие оксидов с водой, щелочами. Строение молекул  $\text{NO}_2$  (метод ВС),  $\text{NO}$  (методы ВС и МО), димеризация  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ . Азотистая кислота и ее соли, окислительно-восстановительные свойства.

Азотная кислота и ее получение. Окислительные свойства азотной кислоты. Взаимодействие с неметаллами, металлами, пассивирующее действие на некоторые металлы. Соли азотной кислоты, схемы разложения и термическая устойчивость.

Царская водка, ее окислительные свойства.

Фосфор. Аллотропные модификации, их строение и свойства. Получение фосфора из фосфата кальция, термодинамический анализ процесса. Химические свойства фосфора, взаимодействие с кислородом, галогенами, щелочами, азотной кислотой.

Фосфин, строение, соли фосфония и причины их неустойчивости.

Оксиды фосфора  $\text{P}_4\text{O}_6$ ,  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ . Характерный тип гидридизации фосфора в оксидах и кислородосодержащих кислотах. Объяснение полимерного строения оксидов фосфора, мета- и полифосфорных кислот. Кислоты фосфора со степенью окисления +5: ортофосфорная,

поли- и метафосфорные. Получение, строение, основность. Соли фосфорных кислот, растворимость и гидролизуемость. Кислоты фосфора, содержащие связи P-H: фосфористая и фосфорноватистая, строение, основность кислот. Окислительно-восстановительные свойства фосфитов и гипофосфитов. Галогениды фосфора, получение, гидролиз. Основные фосфорные удобрения.

Вопросы и задачи: 12, с. 10, № 1-145.

1. Какой объем 80%-ного раствора  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ( $\rho = 1,72 \text{ г/см}^3$ ) потребуется для приготовления 6 л 2 н. раствора  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ?

(Ответ:  $V = 284,88 \text{ мл}$ )

? 2. Используя термодинамические характеристики, сделать вывод о том, как изменяются энергия связи Э - Н и устойчивость молекул в ряду  $\text{NH}_3 - \text{ВН}_3$ ?

3. Равновесная концентрация хлора в реакции  $2(\text{NO}) + (\text{Cl}_2) = 2(\text{NOCl})$  равна 0,2 моль/л, равновесная концентрация продукта реакции - 0,5 моль/л.  $K_c = 4$ . Определите равновесную и исходную концентрации  $\text{NO}$ .

(Ответ:  $C = 0,559 \text{ моль/л}$ ;  $C_0 = 1,059 \text{ моль/л}$ )

4. Вычислить pH раствора, полученного разбавлением 2 мл 72%-ной  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,43 \text{ г/мл}$ ) водой до 6,2 л.

(Ответ:  $\text{pH} = 2,28$ )

5. Образуется ли осадок ортофосфата магния при смешении равных объемов 0,004 н. нитрата магния и 0,006 н. ортофосфата натрия?

(Ответ: нет,  $\text{ПС} = 10^{-15}$ )

6. Рассчитать pH 0,1M раствора ортофосфата натрия.

(Ответ: 12,4)

7. Рассчитать концентрацию ионов меди в 0,1 M растворе  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ , содержащем 2 моль аммиака в 4 л раствора.

(Ответ:  $C = 3,4 \cdot 10^{-13} \text{ моль/л}$ )

? 8. Составить молекулярно-ионные уравнения реакций. Для а) рассчитать константу равновесия:

а)  $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ ; б)  $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow$ .

(Ответ:  $K_c = 2,45 \cdot 10^{23}$ )

? 9. Составить схему и рассчитать ЭДС гальванического элемента, состоящего из двух водородных электродов, один из которых опущен в 0,3 н. раствор  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , а другой - в 0,1%-ный раствор  $\text{K}_3\text{PO}_4$  ( $\rho = 1 \text{ г/см}^3$ ). ( $T = 298 \text{ К}$ ).



(Ответ:  $\Delta E = 0,502 \text{ В}$ )

10. Электролизу подвергается 1 М раствор нитрата цинка и нитрата меди (II) ( $\text{pH} = 1$ ) на электродах из гладкой платины. Какие процессы протекают на катоде при напряжении 2,0 В ( $T = 298 \text{ К}$ )? (Ответ: выделение меди.)

Литература: 1, с. 373–420; 2, с. 395–430.

### 23. СВОЙСТВА Р-ЭЛЕМЕНТОВ IV ГРУППЫ

Электронные конфигурации элементов. Характерные степени окисления. Сопоставление устойчивости высших и низших степеней окисления в ряду углерод–свинец. Характер изменения величин радиусов атомов, энергии ионизации. Способность к образованию гомоцепей. Общая характеристика свойств гидридов типа  $\text{ЭH}_4$ , кислотнo-основных свойств оксидов и гидратов оксидов со степенью окисления +2, +4.

Углерод, нахождение в природе. Аллотропные модификации углерода: алмаз, графит, карбин, фуллерен, их строение, тип гибридизации. Химические свойства углерода.

Карбиды. Классификация карбидов по типу химической связи. Гидролиз карбидов. Получение и применение карбидов. Карборунд.

Углеводороды. Тип гибридизации атома углерода в метане, этилене, ацетилене. Оксид углерода (II). Получение. Строение молекулы  $\text{CO}$  с позиций метода ВС и МО. Объяснение сходства физических свойств оксида углерода (II) и азота. Взаимодействие  $\text{CO}$  с хлором, аммиаком, щелочами. Восстановительные свойства  $\text{CO}$ . Молекула  $\text{CO}$  в качестве лиганда в комплексах соединений. Карбонилы металлов. Оксид углерода (IV). Строение молекулы, получение  $\text{CO}_2$ . Взаимодействие его с водой, аммиаком, растворами щелочей. Карбамид. Угольная кислота и ее соли. Строение иона  $\text{CO}_3^{2-}$ . Карбонаты, гидрокарбонаты, термическая устойчивость, гидролиз.

Цианид водорода, получение. Цианильная кислота. Комплексы соединения, содержащие цианид-ион.

Соединения углерода с галогенами. Термическая устойчивость и гидролиз.

Кремний, нахождение в природе, получение, отношение к кислороду, галогенам, металлам, кислотам и щелочам. Соединения с

водородом, получение, свойства. Галогениды кремния, получение, гидролиз. Гексафторокремниевая кислота.

Оксид кремния (IV). Кремнекислородный тетраэдр как основа кислотных соединений кремния. Химические свойства  $\text{SiO}_2$ . Кислоты кремния, структура и свойства. Соли – орто-, мета- и полисиликаты. Реакции, лежащие в основе получения стекла. Жидкое стекло.

Германий, олово, свинец. Общая характеристика элементов, химические свойства, отношение к кислотам и щелочам. Оксиды элементов (II) и (IV), гидроксиды (II) и (IV), их получение и свойства. Сопоставление устойчивости, кислотнo-основных свойств и окислительно-восстановительных свойств оксидов и гидратов оксидов со степенью окисления +2, +4. Станиты, станнаты, пломбиты и пломбаты. Сурик, окислительные свойства.

Вопросы и задачи: 12, с. 8, № 1–149.

1. К 500 мл 18%-ного раствора  $\text{K}_2\text{CO}_3$  ( $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$ ) прилили 200 мл воды. Определить молярную концентрацию полученного раствора.

(Ответ:  $C = 1,11 \text{ моль/л}$ )

2. Вычислить  $\Delta G_{298}^\circ$  процессов разложения карбонатов s-элементов II группы. На основании полученных величин расположить карбонаты в ряд по их устойчивости.

3. При нагревании смеси при некоторой температуре установилось равновесие:  $(\text{CO}_2) + (\text{H}_2) \leftrightarrow (\text{CO}) + (\text{H}_2\text{O})$ . Константа равновесия равна 2. В каких объемных отношениях были взяты  $\text{CO}_2$  и  $\text{H}_2$ , если к моменту равновесия прореагировало 40%  $\text{CO}_2$ ?

(Ответ:  $V(\text{CO}_2) : V(\text{H}_2) = 15 : 8$ )

4. При какой молярной концентрации уксусной кислоты в растворе степень диссоциации равна 0,01? При какой концентрации  $\alpha$  увеличится в два раза?

(Ответ:  $C_1 = 0,18 \text{ моль/л}$ ;  $C_2 = 0,045 \text{ моль/л}$ )

5. Во сколько раз уменьшится растворимость карбоната натрия в результате добавления к 1 л его насыщенного раствора 0,2 моль карбоната натрия?

(Ответ: в  $5 \cdot 10^3$  раз)

6. Оценить значение  $\text{pH}$  ( $< 7$  или  $> 7$ ) в 0,1 н. растворе гидрокарбоната натрия.

(Ответ:  $\text{pH} > 7$ )



7. При какой концентрации карбонат-ионов начнется выпадение осадка карбоната цинка из 0,1 М раствора  $[Zn(NH_3)_4]SO_4$ , содержащего 1 моль аммиака в 1,5 л раствора?

(Ответ:  $C = 0,347$  моль/л)

8. Закончить уравнения реакций. Для б) определить  $\Delta G_{298}^\circ$  реакции: а)  $KMnO_4 + PbO + KOH \rightarrow$ ; б)  $PbO_2 + CrCl_3 + H_2SO_4 \rightarrow$

(Ответ:  $\Delta G_{298}^\circ = -202,65$  кДж)

9. Составить схему и рассчитать ЭДС гальванического элемента, состоящего из свинцового электрода, опущенного в насыщенный раствор  $PbS$ , и водородного электрода, опущенного в 0,1 М раствора синильной кислоты ( $T = 298$  К).

(Ответ:  $\Delta E = 0,25$  В)

Определить интервал напряжений, при которых из 1М раствора нитрата олова (II) ( $pH=1$ ) можно выделить на черненой платине водород без выделения металлического олова ( $T = 298$  К).

(Ответ:  $U = 1,56 - 2,67$  В)

Литература: 1, с. 421-470; 2, с. 361-395.

## 24. СВОЙСТВА Р-ЭЛЕМЕНТОВ III ГРУППЫ

Электронные конфигурации элементов. Степени окисления, тенденция изменения устойчивых степеней окисления при переходе от бора к таллию. Изменение величин радиусов атомов и потенциалов ионизации в ряду бор-таллий. Валентные возможности бора и алюминия, характерные координационные числа. Бор, получение, химические свойства (взаимодействие с кислородом, галогенами, кислотами и щелочами в присутствии окислителя).

Бороводороды, общие способы получения, природа химической связи в  $B_2H_6$ . Взаимодействие диборана с водой, гидроксидами щелочных металлов, кислородом. Смешанные гидриды бора. Оксид бора, получение, химические свойства (взаимодействие с оксидами, щелочами). Ортоборная кислота, получение. Полимерные кислоты бора и их соли. Тетраборат натрия (бура). Гидролиз буры.

Галогениды бора, получение, взаимодействие с водой. Понятие о галогенангидридах. Строение молекул  $BF_3$ . Объяснение плоского треугольного строения  $BF_3$  с позиций метода ВС. Ацепторные свойства  $BF_3$ . Тетрафторборная кислота.

Алюминий, нахождение в природе. Бокситы и алумосиликаты. Получение алюминия. Криолит, его получение. Стандартный электродный потенциал алюминия. Взаимодействие алюминия с водой, кислотами, щелочами. Амфотерные свойства оксида и гидроксида алюминия. Способы их получения. Алуминаты и гидроксоалуминаты. Гидролиз солей алюминия. Алумокалиевые квасцы. Диссоциация квасцов, гидролиз.

Вопросы и задачи: 12, с. 6, № 1-109.

1. Сколько граммов буры надо растворить в 300 мл воды, чтобы получить 1%-ный раствор в расчете на безводную соль? (Ответ:  $m = 5,78$  г)

2. Устойчив ли алюминий в атмосфере  $CO_2$ ? Возможен ли при стандартных условиях процесс:  $4Al + 3CO_2 \rightarrow 3C + 2Al_2O_3$ ?

(Ответ:  $\Delta G_{298}^\circ = -1981$  кДж)

3. Вычислить термодинамические характеристики процесса испарения бромид бора, если известно, что при температуре  $33,2^\circ C$  давление насыщенного пара составляет 0,13 атм., а при температуре  $90,9^\circ C - 1$  атм. Определить температуру кипения этого вещества.

(Ответ:  $\Delta H_{298}^\circ = 32,753$  кДж;  $\Delta S_{298}^\circ = 89,7$  Дж/К;  $T = 364$  К)

4. Определить pH 0,1%-ного раствора ортоборной кислоты ( $\rho = 1$  г/мл).

(Ответ:  $pH = 5,53$ )

5. Выпадет ли осадок хлорида таллия (I) при смешивании равных объемов 0,02 н. раствора нитрата таллия (I) и 0,04 н. хлорида натрия?  $IP(TlCl) = 2 \cdot 10^{-4}$ .

(Ответ: да,  $PC = 2 \cdot 10^{-4}$ )

6. Рассчитать pH 0,3 н. раствора  $Al(NO_3)_3$ . Что произойдет при добавлении кислоты к раствору нитрата алюминия?

(Ответ:  $pH = 3,07$ )

7. Вычислить величину  $\Delta G_{298}^\circ$  процесса диссоциации комплексного иона  $[AlF_6]^{3-}$

(Ответ:  $\Delta G_{298}^\circ = -113,07$  кДж)

8. Составить молекулярно-ионные уравнения реакций. Для б) определить  $\Delta G_{298}^\circ$  реакции:

а)  $Al + KNO_2 + KOH \rightarrow$ ; б)  $KMnO_4 + Al + H_2SO_4 \rightarrow$ .

(Ответ:  $\Delta G_{298}^\circ = -4588,6$  кДж)



9. Составить схему и рассчитать ЭДС гальванического элемента, состоящего из алюминиевого электрода, опущенного в насыщенный раствор  $Al(OH)_3$ , и водородного электрода, опущенного в 0,01 М раствор  $H_2BO_3$  ( $T = 298 K$ ).

(Ответ:  $\Delta E = 1,49 B$ )

10. Какие продукты будут выделяться на катоде и аноде в первую очередь при электролизе водных растворов при угольных электродах, если в электролизере находится смесь следующих веществ:

а)  $Al_2(SO_4)_3$  и  $CuCl_2$ ; б)  $H_2BO_3$  и  $NaBr$ .

Литература: 1, с. 470–510; 2, с. 342–362.

## 25. СВОЙСТВА S-ЭЛЕМЕНТОВ II ГРУППЫ

Электронные конфигурации элементов. Закономерности в изменении величин радиусов атомов, энергий ионизации и активности в ряду бериллий–барий. Общая характеристика элементов. Природа химических связей в соединениях s-элементов. Нахождение в природе. Получение и применение.

Бериллий. Строение молекулы  $Be_2$  с позиций методов ВС и МО. Отличие химии бериллия от химии остальных s-элементов II группы. Акценторные свойства оксида и гидроксида бериллия. Соли бериллия, их свойства, гидролиз. Бериллаты.

Магний, кальций, стронций, барий. Взаимодействие с кислородом, водородом, неметаллами, кислотами. Гидриды. Оксиды и гидроксиды: методы получения, свойства, изменение свойств в ряду  $Mg(OH)_2 - Ba(OH)_2$ . Пероксиды, их строение и свойства. Соли – галогениды, карбонаты, гидрокарбонаты, их растворимость и гидролизуемость. Термическое разложение карбонатов. Гидролиз галогенидов.

Жесткость воды. Временная и постоянная жесткость воды. Способы устранения жесткости воды (химические способы, ионообменные смолы).

Понятие о вяжущих веществах. Цемент, гипс. Химизм процессов затвердевания цемента, смешанного с водой; гашеной извести; гипса.

Вопросы и задачи. 12, с. 5, № 1–96.

1. Какая масса  $MgSO_4 \cdot 7H_2O$  и какой объем воды требуется для приготовления 300 мл 9,5%-ного раствора  $MgSO_4$  ( $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$ )? (Ответ:  $m = 64,27 \text{ г}$ ;  $V = 265,73 \text{ мл}$ )

2. Рассчитать  $K_p$  процесса разложения карбоната бария при 1600 К. При какой температуре давление разложения  $BaCO_3$  составит 1 атм.?

(Ответ:  $K_p = 1,8$ ;  $T = 1554,8 K$ )

3. Возможно ли горение магния в атмосфере углекислого газа по реакции  $CO_2 + Mg \rightarrow MgO + C$ ? Ответ обосновать расчетом  $\Delta G_{298}^\circ$  этого процесса. Как влияет изменение температуры на направление этого процесса?

(Ответ:  $\Delta G_{298}^\circ = -745,42 \text{ кДж}$ )

4. 5 мл 2 н. раствора гидроксида бария разбавили водой до 2 л. Определить pH полученного раствора.

(Ответ:  $pH = 11,7$ )

5. В каком объеме насыщенного раствора фторида кальция содержится 1 г соли?

(Ответ:  $V = 62,8 \text{ л}$ )

6. Написать молекулярные и ионные уравнения процессов гидролиза: а) сульфата магния; б) хлорида бериллия; в) сульфида кальция. Рассчитать pH 0,1 М раствора сульфата магния.

(Ответ:  $pH = 6,2$ )

7. Рассчитать концентрации ионов  $Ca^{2+}$  и  $Zn^{2+}$  в 0,1 н. растворе тетрагидроксоцинката кальция, содержащего в 1 л раствора 0,01 моль гидроксида калия.

(Ответ:  $C(Ca^{2+}) = 5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$ ;  $C(Zn^{2+}) = 1,8 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л}$ )

8. Составить молекулярно-ионные уравнения реакций. Для б) определить  $K_c$  реакции ( $T = 298 K$ ):

а)  $BaO_2 + K_2CrO_4 + H_2O \rightarrow$ ; б)  $KMnO_4 + Be + H_2SO_4 \rightarrow$ .

(Ответ:  $K_c = 3,1 \cdot 10^{569}$ )

9. Составить схему гальванического элемента, в котором магний является анодом. Написать уравнения реакций, протекающих при работе этого элемента, составленного из стандартных электродов. Рассчитать  $\Delta E_{298}^\circ$ .

10. Определить напряжение разложения 1 М раствора нитрата кальция ( $pH = 1$ ) на гладких платиновых электродах ( $T = 298 K$ ).

(Ответ:  $U_{разл.} = 2,03 B$ )

Литература: 1, с. 510–525; 2, с. 327–342.



## 26. СВОЙСТВА S-ЭЛЕМЕНТОВ I ГРУППЫ

Щелочные металлы. Электронные конфигурации элементов. Общая характеристика, нахождение в природе. Способы получения (электролиз, металлотермия). Характер изменения величин радиусов атомов, энергии ионизации и активности в ряду литий – франций.

Химические свойства, особенности взаимодействия щелочных металлов с кислородом. Взаимодействие с галогенами, водой и водородом.

Оксиды, пероксиды, надпероксиды, озониды, их получение и свойства. Окислительно-восстановительные свойства пероксидов.

Гидроксиды, их свойства и способы получения.

Гидриды, получение и свойства. Характер связи в гидридах.

Соли щелочных металлов, их растворимость и гидролизуемость.

Природа связи в кристаллических решетках солей щелочных металлов. Промышленные способы получения соды.

Особенности химии лития и его соединений.

**Вопросы и задачи:** 12, с. 4, № 1–101.

1. Какую массу NaOH надо растворить в 3 л раствора с массовой долей 10% NaOH ( $\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$ ), чтобы получить раствор с массовой долей 16%?

(Ответ:  $m = 231,43 \text{ г}$ )

2. Рассчитать  $\Delta G_{298}^\circ$  процесса нейтрализации 1 моль азотной кислоты гидроксидом натрия.

(Ответ:  $\Delta G_{298}^\circ = -79,87 \text{ кДж}$ )

3. Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения (в полной и сокращенной форме) для процессов:

а)  $\text{CrCl}_3 + \text{KOH}_{\text{изб.}} \rightarrow$ ; б)  $\text{CrCl}_3 + \text{KOH}_{\text{нед.}} \rightarrow$ .

4. К 10 мл 0,5 М раствора уксусной кислоты прилили 5 мл 0,5 М раствора гидроксида натрия. Каково значение pH полученного раствора?

(Ответ:  $\text{pH} = 4,74$ )

5. Смешали равные объемы растворов гидроксида натрия с  $\text{pH} = 10$  и  $\text{pH} = 11$ . Рассчитать pH полученного раствора.

(Ответ:  $\text{pH} = 10,26$ )

6. Найти pH 0,02 М раствора сульфата калия.

(Ответ:  $\text{pH} = 9,75$ )

7. Какова должна быть минимальная концентрация KOH, чтобы приравнение к его раствору равного объема 0,04 н. раствора  $\text{CaSO}_4$  вызвало появление осадка  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ?

(Ответ:  $C = 4,68 \cdot 10^{-2}$ )

8. Закончить уравнения. Для а) вычислить  $K_c$  ( $T = 298 \text{ K}$ ):

а)  $\text{KOH}_{(\text{хол.})} + \text{Cl}_2 \rightarrow$ ; б)  $\text{KCrO}_2 + \text{KBrO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ .

(Ответ:  $K_c = 3,49 \cdot 10^{32}$ )

9. Составить схему и рассчитать ЭДС гальванического элемента, состоящего из двух водородных электродов, один из которых опущен в 0,01 М раствор NaOH, а другой – в 0,1 М раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

(Ответ:  $\Delta E_{298}^\circ = 0,02 \text{ В}$ )

10. Какие процессы происходят на катоде и аноде при электролизе: 1) расплава NaOH, 2) раствора NaOH?

Литература: 1, с. 527–537; 2, с. 317–327.

## 27. СВОЙСТВА d-ЭЛЕМЕНТОВ VI ГРУППЫ

Электронные конфигурации атомов. Валентные возможности и степени окисления. Закономерности в изменении величин радиусов атомов, энергий ионизации, устойчивости состояний высшей степени окисления, окислительно-восстановительной активности. Способность к комплексообразованию, координационное число. Карбонилы.

Получение хрома, молибдена, вольфрама.

Хром. Отношение хрома к кислороду, неметаллам, кислотам. Кислотно-основный характер оксидов и гидроксидов хрома (II, III, VI), способы их получения. Амфотерный характер оксида и гидроксида хрома (III).

Соединения хрома (II, III), способы их получения, свойства. Гидролиз солей хрома (II, III). Хромиты.

Оксид хрома (VI), его свойства. Хромовые кислоты. Хроматы и дихроматы, их получение, окислительные свойства. Взаимные переходы солей хрома (III, VI). Оксогалиды – хлорид диоксохрома (VI) (хлористый хромил). Хлорохромовая кислота.

Молибден, вольфрам. Отношение к неметаллам, кислотам, щелочам. Кислотно-основный характер оксидов и гидроксидов молибдена и вольфрама. Молибдаты и вольфраматы, способы получения и свойства.



## 28. СВОЙСТВА D-ЭЛЕМЕНТОВ VII ГРУППЫ

Электронные формулы элементов. Степени окисления, валентность. Характер изменения радиусов атомов, энергии ионизации в ряду Mn - Re, изменение устойчивости соединений с различными степенями окисления.

Марганец, получение, химические свойства (положение в ряду Менделеева, взаимодействие с кислотами, кислородом, галогенами).

Оксиды и гидроксиды марганца в различных степенях окисления хрома (II, IV, VI, VII). Зависимость кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов от степени окисления. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца с различной степенью окисления (II, IV).

Кислоты  $H_2MnO_4$ ,  $HMnO_4$ , их устойчивость. Манганаты и перманганаты, их получение из оксида марганца (IV). Окислительные свойства перманганата в зависимости от среды. Сопоставление свойств р- и d-элементов VII группы.

### Вопросы и задачи: 12, с. 17, № 1-55.

1. Какой объем при н.у. займет газ, выделившийся в результате взаимодействия концентрированной соляной кислоты с 500 мл 0,1 M  $KMnO_4$ ?

(Ответ:  $V = 2,8$  л)

2. Вычислить молярную массу эквивалента  $FeSO_4$  в реакции его взаимодействия с  $KMnO_4$ , если известно, что на титрование 100 мл 0,1 M подкисленного раствора сульфата железа израсходовано 20 мл 0,1 M раствора перманганата калия.

(Ответ:  $M(1/z) = 152$  г/моль)

3. Рассчитать температуру, при которой давление углекислого газа над карбонатом марганца (II) составляет 1 атм.

(Ответ:  $T = 622,2$  K)

4. Провести термодинамические расчеты для процесса аллотермического восстановления  $Mn_3O_4$ :  $3[Mn_3O_4] + 8[Al] = 4[Al_2O_3] + 9[Mn]$ . Указать интервал температур, при которых этот процесс термодинамически возможен.

(Ответ:  $T < 12737$  K)

5. Выразить растворимость сульфида марганца (II) в моль/л и в г/л. Какой объем воды понадобится для растворения 1 г этой соли?

Понятие о кластерных соединениях на примере галлидов молибдена и вольфрама.

### Вопросы и задачи: 12, с. 16, № 1-76.

1. В каком соотношении следует смешать 20%-ный раствор NaOH и 10%-ный раствор  $H_2CrO_4$ , чтобы получить нейтральный раствор?

(Ответ:  $V(NaOH) : V(H_2CrO_4) = 20 : 59$ )

2. Можно ли использовать уголь для восстановления хрома из его оксида? Провести термодинамические расчеты и указать интервал температур, при которых данный процесс термодинамически возможен.

(Ответ: процесс возможен при  $T > 1980,3$  K)

3. В какую сторону сместится равновесие  $2CrO_4^{2-} + 2H^+ + 3e^- \leftrightarrow Cr_2O_7^{2-} + H_2O$  при добавлении к раствору нитрата серебра? Ответ мотивировать.

4. Во сколько раз различается растворимость хромата серебра в воде и в 0,1 M растворе хромата натрия?

(Ответ: в воде выше в 31,4 раза)

5. Вычислить pH 0,01 M раствора нитрата хрома (III). Чему равна степень гидролиза данной соли?

(Ответ:  $pH = 6, h = 0,01\%$ )

6. При какой концентрации  $K_2CrO_4$  начнется выпадение осадка хромата серебра из 0,2 M раствора  $[Ag(NH_3)_2]Cl$ , содержащего 0,1 моль аммиака в 1 л раствора?

(Ответ:  $C = 1,168$  моль/л)

7. Закончить уравнения реакций. Для а) определить  $\Delta G_{298}^\circ$  реакции: а)  $K_2Cr_2O_7 + SO_2 + HCl \rightarrow$ ; б)  $K_2CrO_4 + H_2O_2 + KOH \rightarrow$ .

(Ответ:  $\Delta G_{298}^\circ = 671,64$  кДж)

8. Вычислить значение окислительно-восстановительного потенциала системы  $Cr^{3+} + e^- = Cr^{2+}$  для случая, когда  $C(Cr^{2+}) = 0,01$  моль/л и  $C(Cr^{3+}) = 0,001$  моль/л ( $T = 298$  K).

(Ответ:  $\Delta E_{298}^\circ = -0,469$  В)

9. Составить схемы и рассчитать ЭДС при стандартных условиях двух гальванических элементов, в одном из которых хром является анодом, в другом - катодом.

10. Используя значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, сравнить окислительные свойства  $CrO_4^{2-}$  в кислой и щелочной средах.



(Ответ:  $C_m = 8,37 \cdot 10^{-9}$  моль/л,  $C = 7,28 \cdot 10^{-7}$  г/л)

6. Выпадет ли осадок при смешивании равных объемов 0,02 н. раствора хлорида марганца (II) и 0,1 н. раствора карбоната натрия?

(Ответ: да, ПС =  $1,25 \cdot 10^{-4}$ )

7. Объяснить, почему комплексы  $[\text{MnCl}_6]^{2-}$  и  $[\text{CrCl}_6]^{3-}$  имеют одинаковые магнитные свойства? Каким типом гибридизации орбиталей центральных атомов определяется геометрическая форма этих ионов?

8. Составить молекулярно-ионные уравнения реакций. Для

б) определить  $K_c$  реакции ( $T = 298 \text{ К}$ ):



(Ответ: 3,  $9 \cdot 10^{155}$ )

9. Можно ли при стандартных условиях окислить азотной кислотой, которая восстанавливается до NO: а)  $\text{Fe}^{2+}$  до  $\text{Fe}^{3+}$ , б)  $\text{Mn}^{2+}$  до  $\text{MnO}_4^-$ ? Ответ подтвердить расчетом  $\Delta G_{298}^\circ$ .

(Ответ: а) да,  $\Delta G_{298}^\circ = -55 \text{ кДж}$ ; б) нет,  $\Delta G_{298}^\circ = 796 \text{ кДж}$ )

10. Сравните окислительную способность  $\text{MnO}_4^-$  в различных средах. В какой среде при стандартных условиях окислительные свойства  $\text{MnO}_4^-$  проявляются в большей степени? Приведите примеры реакций.

Литература: 1, с. 618–630; 2, с. 507–529.

#### ЛИТЕРАТУРА

1. Ахматов Н.С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 2002. – 743 с.
2. Карапетянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия. – М.: Химия, 1992. – 592 с.
3. Жарский И.М., Кузьменко А.Л., Орехова С.Е. Теоретические основы химии: Сборник задач. – Мн.: Аверсэв, 2004. – 397 с.
4. Жарский И.М., Кузьменко А.Л., Орехова С.Е. Лабораторный практикум по общей и неорганической химии. – Мн.: Дизайн ПРО, 1998. – 224 с.
5. Новикаў Г.І., Жарскі І.М. Асновы агульнай хіміі. – Мн.: Вышэйшая школа, 1995. – 656 с.
6. Гольбрайх З.Е., Маслов Е.И. Сборник задач и упражнений по химии. – М.: Высшая школа, 1997. – 384 с.

7. Апуйко В.А., Хмылко Л.И., Новикова Л.Н. Основные классы неорганических соединений: Учебно-методическое пособие для студентов химических специальностей. – Мн.: БГТУ, 2004.

8. Хмылко Л.И., Новикова Л.Н., Апуйко В.А. Растворы. Способы выражения состава растворов: Методические указания для студентов химических специальностей. – Мн.: БГТУ, 2004 г.

9. Матвеева Т.А., Орехова С.Е. Методические указания и контрольные задания по дисциплине «Общая и неорганическая химия» для самостоятельной работы студентов. – Мн.: БГТУ, 1988.

10. Матвеева Т.А., Орехова С.Е. Гидролиз солей. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные процессы: Методические указания и контрольные задания по дисциплине «Общая и неорганическая химия». – Мн.: БГТУ, 1991.

11. Орехова С.Е., Малашонок И.Е., Курило И.И., Мазец А.Ф. Окислительно-восстановительные процессы: Задания многоуровневой сложности по одноименным разделам для самостоятельной работы студентов 1 курса химических специальностей. – Мн.: БГТУ, 2003.

12. Архава С.Я., Апуйка В.А. Неорганічная хімія: Метадычныя ўказанні да самастойнай работы па аднайменным курсе для студэнтаў хімічных спецыяльнасцей. – Мн.: БДТУ, 1999.

13. Апуйко В.А., Малашонок И.Е., Хмылко Л.И. Неорганическая химия: Методические указания и контрольные задания для студентов химических специальностей. – Мн.: БГТУ, 2002.

#### СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	3
1. Атомно-молекулярное учение. Газовые законы.....	4
2. Основные классы неорганических соединений.....	4
3. Эквивалент. Закон эквивалентов.....	5
4. Термохимия.....	5
5. Химическое равновесие. Константа химического равновесия.....	5
6. Энтропия.....	6
7. Изменение энергии Гиббса.....	6
8. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.....	7
9. Растворы.....	7