

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Лужанин Владимир Геннадьевич
Должность: исполняющий обязанности ректора
Дата подписания: 10.02.2022 11:04:30
Уникальный программный ключ:
4f6042f92f26818253a667205646475b93807ac6

1

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования

«Пермская государственная фармацевтическая академия»
Министерства здравоохранения Российской Федерации

КАФЕДРА ОБЩЕЙ И ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ПРОВЕДЕНИЮ
ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ
ПО ДИСЦИПЛИНЕ
«ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

ДЛЯ ПРЕПОДАВАТЕЛЕЙ I КУРСА СПО
(СПЕЦИАЛЬНОСТЬ 33.02.01 ФАРМАЦИЯ)

Пермь, 2016

Автор – к. фарм. н., доцент кафедры общей и органической химии Касимова Н.Н.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие.....	4
Занятие 1. Строение атома. Периодический закон (Тема 2.1).....	4
Занятие 2. Химическая связь и строение молекул. Тема 2.2.....	6
Занятие 3. Классификация реакций. Скорость реакций и химическое равновесие (Тема 3.1)	7
Занятие 4. Классификация, номенклатура, способы получения и свойства неорганических соединений (Тема 4.1).....	9
Занятие 5. Способы приготовления растворов (Тема 5.1).....	10
Занятие 6. Растворы и их свойства. Способы выражения концентрации растворов (Тема 5.1).....	11
Занятие 7. Диссоциация электролитов. Реакции ионного обмена. Водородный показатель (Темы 5.1 и 5.2).....	12
Занятие 8. Гидролиз. Протолитическое равновесие. Образование и растворение осадков (Тема 5.3).....	13
Занятие 9. Окислительно-восстановительные реакции (Тема 6.1).....	15
Занятие 10. Химия комплексных соединений (Тема 7.1).....	16
Занятие 11. Химия p-элементов. Галогены (Тема 8.1).....	17
Занятие 12. p-Элементы VI группы (халькогены) (тема 8.2).....	18
Занятие 13. p-Элементы V группы (Тема 8.3).....	20
Занятие 14. p-Элементы IV и III группы (Тема 8.4).....	21
Занятие 15. Металлы. Химия s-элементов I и II группы. (Тема 8.5). d-Элементы VII и VIII группы (Тема 8.6).....	22
Занятие 16. d - Элементы VI, II и I групп (Тема 8.7)	23

Предисловие

На занятиях при рассмотрении теоретических вопросов можно использовать демонстрационные материалы – плакаты «Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», таблицы, схемы химического строения соединений, а также раздаточный материал – справочные таблицы и «Периодические системы». Рассмотрение основных положений и законов, свойств элементов и соединений целесообразно иллюстрировать решением задач из пособия «Методические указания к лабораторным занятиям по дисциплине «Общая и неорганическая химия» для студентов I курса СПО.

ЗАНЯТИЕ 1

СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН (Тема 2.1).

ЦЕЛЬ: Формирование знаний по технике безопасности в лаборатории и навыков записи электронных формул атомов с учетом периодического изменения их свойств.

Структура занятия

1. Первичный инструктаж по технике безопасности в лаборатории – 10 мин.
2. Организационная часть, вопросы учебного распорядка – 10 мин.
3. Обсуждение теоретических представлений, понятий и законов – 30 мин.
4. Решение ситуационных задач по теме занятия – 40 мин.

Контрольные вопросы

1. Предмет, задачи и основные законы химии.
2. Основные положения квантово-механической модели атома: двойственная природа электрона, квантовый характер передачи энергии, принцип неопределенности Гейзенберга. Понятие волновой функции и атомной орбитали.
3. Квантовые числа.
4. Правила заполнения электронами уровней, подуровней и орбиталей: правило Клечковского, принцип Паули; ряд Клечковского, максимальная емкость энергетических подуровней.
5. Правило Гунда. Возбужденные состояния атомов.
6. Периодический закон в современной формулировке. Коротко- и длиннопериодная форма периодической системы химических элементов. Периоды, группы, подгруппы, валентные конфигурации электронных аналогов.
7. Причины периодического изменения свойств элементов: заполнение электронных слоев. Изменение радиуса атома и ОЭО элементов в периоде и группе.

Правила работы в химической лаборатории (инструктаж): подчеркнуть необходимость наличия рабочей одежды (халата) и второй обуви. Отметить основные правила техники безопасности при работе в химической лаборатории, в том числе: при работе с кислотами, щелочами, взрывоопасными и легковоспламеняющимися веществами, нагревательными приборами, открытым пламенем, стеклянной химической посудой. Рассмотреть варианты действий в случае травм (химический, термический ожог, электротравма, порез) и пожара.

Напомнить основные приемы лабораторной работы (как определять цвет и запах раствора, наличие осадка, правильно нагревать пробирку, использовать весы и разновес) и указать на необходимость соблюдения порядка и чистоты при взвешивании и отмеривании реактивов. Ознакомить студентов с лабораторией, с местонахождением необходимого оборудования, порядком действий при начале и окончании работы.

Рассмотреть значения первых двух квантовых чисел для электронов с заданными номером уровня и формой орбитали.

Отметить основной принцип заполнения электронами орбиталей – минимальная энергия системы. Отсюда закономерно вытекает правило В.М. Клечковского. Привести ряд Клечковского и показать возрастание суммы чисел n и l в этом ряду.

Разобрать принцип Паули и в связи с ним максимальную емкость подуровней и уровней.

Рассмотреть примеры электронных и электроно-графических формул атомов. Составить на доске формулы атомов элементов с заданным зарядом ядра. Показать, чем отличаются электронные структуры ионов.

Разобрать понятие «возбужденное состояние атома» в соответствии с правилом Хунда и составить формулы нескольких возбужденных состояний атома на примере одного из p -элементов V- VII групп. Показать, каким степеням окисления эти состояния соответствуют.

Рассмотреть формулировку периодического закона Д. И. Менделеева и основные элементы периодической таблицы, систематизируя вышеперечисленные теоретические положения. Отметить, что число групп (подгрупп) в периоде соответствует емкости заполняемых в данном периоде электронных уровней, то есть правило Клечковского и принцип Паули лежат в основе построения периодической таблицы.

Привести примеры электронных аналогов элементов и разобрать подробно местонахождение s -, p -, d - и f -элементов в периодической системе. Зная местонахождение элемента в ПСЭ, записать его электронную формулу, и наоборот, по электронной формуле определить положение в ПСЭ и название элемента.

Рассмотреть отличие свойств соединений элементов подгрупп А и Б в низших степенях окисления, которое объясняется различием электронной структуры атомов (s -,) p - и d -элементов. Показать также сходство

соединений этих элементов в высших степенях окисления, вызванное сходством соответствующих возбужденных состояний.

ЗАНЯТИЕ 2

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ (Тема 2.2)

ЦЕЛЬ: Формирование знаний по теории химической связи, свойствам кристаллических решеток и отработка навыков записи структурных формул и валентных схем.

Структура занятия

1. Входной контроль по теме «Строение атома. Периодический закон» – 15 мин.
2. Обсуждение теоретических представлений и понятий – 35 мин.
3. Решение ситуационных задач по теме занятия – 40 мин.

Форма контроля: тестирование по теме «Строение атома и периодический закон».

Контрольные вопросы

1. Основные положения метода валентных связей.
2. Ковалентная связь, типы и механизм образования.
3. Свойства ковалентной связи: кратность, насыщенность, полярность, поляризуемость, направленность.
4. Теория гибридизации, типы гибридизации
5. Относительная электроотрицательность и виды химической связи: ковалентная, ионная, металлическая.
6. Типы кристаллических решеток и физические свойства веществ.

Пояснить, что метод валентных связей представляет собой теорию ковалентной связи. Назвать ее основные положения: 1) ковалентная связь образуется общей парой электронов с противоположными спинами; 2) ее прочность зависит от степени перекрывания электронных облаков.

Разобрать механизмы образования ковалентной связи. Отметить равноценность связей вне зависимости от механизма образования (обменный, донорно-акцепторный) на примере атома азота (катион аммония).

Перечислить и охарактеризовать свойства ковалентной связи: кратность, насыщенность, полярность, поляризуемость, направленность. При рассмотрении кратности связи показать, что существует 2 типа ковалентных связей: σ -связь и π -связь; сравнить их и показать, что геометрия молекулы определяется количеством и направленностью σ -связей.

По химическим формулам веществ определить полярность или неполярность их молекул, используя значения ОЭО элементов, входящих в их состав. При рассмотрении полярности связи показать на примерах, что от полярности связи, характеризуемой дипольным моментом связи, зависит полярность молекулы, характеризуемая дипольным моментом молекулы, и физические свойства вещества (например, температура кипения в ряду галогеноводородов).

Рассмотреть основные положения теории гибридизации и основные типы гибридизации.

Разобрать конкретные примеры соединений с различными типами гибридизации центрального атома (1-2 примера). Показать на этих примерах, как определяется тип гибридизации, отметив, что гибридизации подвергаются орбитали, несущие неподеленную пару электронов, но не подвергаются орбитали, участвующие в образовании π -связей.

Определить геометрическую форму молекулы в каждом примере. Показать, как полярность молекулы зависит от ее пространственной формы и определить полярность молекул в каждом рассмотренном примере.

Рассмотреть примеры физических свойств простых и сложных веществ с разными типами кристаллических решеток.

ЗАНЯТИЕ 3

КЛАССИФИКАЦИЯ РЕАКЦИЙ. СКОРОСТЬ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ (Тема 3.1)

ЦЕЛЬ: Формирование теоретических представлений о классификации и кинетических закономерностях протекания химических реакций, умения делать простейшие расчеты скорости реакции и навыков смещения химического равновесия.

Структура занятия

1. Входной контроль по теме «Химическая связь и строение молекул» - 15 мин.
2. Обсуждение понятий и законов – 30 мин.
3. Решение ситуационных задач по теме занятия – 30 мин.
4. Лабораторная работа – 15 мин.

Форма контроля: тестирование по теме «Химическая связь и строение молекул».

Контрольные вопросы

1. Классификация химических реакций.
2. Понятие скорости химической реакции.

3. Зависимость скорости от концентрации реагирующих веществ. Кинетическое уравнение, или закон действующих масс для скорости реакции. Константа скорости.
4. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа
5. Скорость прямой и обратной реакции. Обратимые и необратимые реакции, понятие о химическом равновесии. Закон действующих масс. Константа равновесия химической реакции.
6. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Лабораторная работа

Опыт 1. Химическое равновесие и его смещение путем изменения концентрации реагирующих веществ (целесообразно совместить с рассмотрением вопроса 6)

Привести примеры химических реакций разных типов (кислотно-основные, окислительно-восстановительные, гомолитические и гетеролитические и т.п.)

Рассмотреть понятие скорости химической реакции, способы ее выражения (через концентрации исходных веществ и продуктов реакции), средняя скорость и мгновенная скорость реакции. Отметить, что чем больше частиц в системе, тем выше скорость реакции. Сформулировать ЗДМ для скорости реакции. Дать понятие константы скорости, объяснить ее физический смысл.

Вычислить скорость реакции по известным значениям концентрации исходного вещества на заданном промежутке времени. Найти значение константы скорости реакции по известной скорости и концентрациям реагирующих веществ, используя выражение ЗДМ. Научить студентов определять по уравнению реакции, как изменится ее скорость при известном изменении концентраций реагентов либо давления в системе, используя выражение ЗДМ.

Отметить влияние различных факторов на константу скорости реакции.

Научить студентов рассчитывать: срок хранения лекарства при комнатной температуре, если известно время его разложения при повышенной температуре; скорость реакции при заданной температуре, если известна скорость при другой температуре; (задачи на правило Вант-Гоффа).

Дать понятия химического равновесия, обратимых и необратимых реакций. Дать определение константы химического равновесия в соответствии с законом действующих масс. Отметить значение константы химического равновесия: она показывает, в каком направлении реакция идет наиболее полно. Перечислить известные виды констант равновесия: константа диссоциации, гидролиза, нестойкости комплекса.

Записать выражения для констант равновесия различных реакций в соответствии с ЗДМ и отметить, что концентрации участников реакции,

находящихся в кристаллическом агрегатном состоянии, в эти выражения не входят, т. к. входят в константу скорости.

Сформулировать принцип Ле Шателье. На примерах конкретных реакций научить студентов определять направление смещения химического равновесия при различных видах внешнего воздействия: изменении температуры, давления, концентрации.

ЗАНЯТИЕ 4

КЛАССИФИКАЦИЯ, НОМЕНКЛАТУРА, СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ И СВОЙСТВА НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ (Тема 4.1)

ЦЕЛЬ: Формирование знаний по классификации и способам получения неорганических веществ, умения составлять уравнения их реакций с учетом химических свойств, навыков составления формул и названий.

Структура занятия

1. Входной контроль по теме «Классификация реакций. Скорость реакций и химическое равновесие» - 15 мин.
2. Обсуждение теоретических представлений и понятий – 35 мин.
3. Решение ситуационных задач по теме занятия – 40 мин.

Форма контроля: тестирование по теме «Классификация реакций. Скорость реакций и химическое равновесие»

Контрольные вопросы

1. Классификация неорганических соединений: оксиды, гидроксиды, кислоты, соли. Генетическая связь.
2. Классификация оксидов: кислотные, основные, амфотерные. Способы получения. Химические свойства.
3. Классификация гидроксидов: основные и амфотерные гидроксиды; кислоты. Способы получения. Химические свойства.
4. Способы классификации солей: нормальные (нейтральные), кислые, основные; растворимые, малорастворимые, труднорастворимые; подверженные гидролизу. Способы получения. Реакции ионного обмена и термического разложения солей.
5. Формулы и номенклатура неорганических соединений.

Рассмотреть химические свойства, способы получения, номенклатуру основных классов неорганических соединений и их генетическую связь, используя примеры задач из пособия для студентов. Составить формулы, реакции и цепочки превращений.

ЗАНЯТИЕ 5

СПОСОБЫ ПРИГОТОВЛЕНИЯ РАСТВОРОВ (Тема 5.1)

ЦЕЛЬ: Формирование навыков расчетов и практического приготовления водных растворов солей.

Структура занятия

1. Входной контроль по теме «Классификация, номенклатура, способы получения и свойства неорганических соединений» – 15 мин.
2. Решение ситуационных задач по теме занятия – 45 мин.
3. Лабораторная работа – 30 мин.

Форма контроля: Тестирование по теме «Классификация, номенклатура, способы получения и свойства неорганических соединений».

Контрольные вопросы

1. Массовая доля растворенного вещества. Массовый способ приготовления растворов.
2. Молярная концентрация раствора. Перерасчет из массовой доли.
3. Объемный способ приготовления растворов. Разбавление растворов.

Лабораторная работа

Способы приготовления растворов (индивидуальное практическое задание)

Опыт 1. Приготовление раствора требуемой концентрации из кристаллогидрата и воды массовым способом.

Опыт 2. Измерение плотности раствора с помощью ареометра и самостоятельный расчет его молярной концентрации по формуле перерасчета из массовой доли.

Опыт 3. Самостоятельный расчет объема исходного раствора и приготовление из него нового раствора (разведения) объемным способом.

После окончания входного контроля пояснить студентам порядок проведения занятия: каждый студент получает индивидуальное практическое задание для лабораторной работы. Задания следует выполнять после рассмотрения теории, сделав предварительно соответствующие расчеты согласно своему билету.

Перед началом работы ознакомить студентов с порядком хранения разновесов, правилами пользования весами и ареометрами. Отметить отличие массового и объемного способа приготовления растворов: в первом случае для расчетов используют только массу раствора, т.к. его объем не задан, и при необходимости растворитель не отмеривают, а взвешивают; во

втором случае раствор готовят в мерной посуде (т.к. известен его объем), не вычисляя количество растворителя.

По окончании разбора теории студенты готовят по данным своих расчетов растворы, затем измеряют их плотность и рассчитывают необходимый объем для разбавления.

ЗАНЯТИЕ 6 РАСТВОРЫ И ИХ СВОЙСТВА. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ (Тема 5.1)

ЦЕЛЬ: Формирование общих представлений о физиологической роли осмотического давления, умения вычислять концентрацию растворов различными способами, разбавлять растворы, определять фактор эквивалентности солей, кислот и гидроксидов.

Структура занятия

1. Входной контроль:
 - а) устная проверка самостоятельного расчета молярной концентрации (опыт 2, лабораторная работа к занятию 5);
 - б) проверка самостоятельного расчета объема раствора, необходимого для приготовления разведения (опыт 3, лабораторная работа к занятию 5) – 15 мин.
 2. Обсуждение понятий и законов – 35 мин.
 3. Решение ситуационных задач по теме занятия – 40 мин.
- Форма контроля:** отчет по индивидуальным практическим заданиям по теме «Способы приготовления растворов»

Контрольные вопросы

1. Виды дисперсных систем. Понятие растворов. Способы выражения концентрации растворов.
2. Расчет массы кристаллогидрата и объема воды, необходимых для приготовления раствора с заданной массовой долей растворенного вещества.
3. Вычисление молярной концентрации раствора с известной массовой долей растворенного вещества.
4. Закон эквивалентов. Фактор эквивалентности, молярная концентрация эквивалента.
5. Расчеты по разбавлению растворов. Приготовление раствора с заданной концентрацией из более крепкого раствора.
6. Осмотическое давление растворов. Закон Вант-Гоффа. Гемолиз и плазмолиз.

Провести устный контроль результатов расчета молярной концентрации раствора и объема для разведения, который студенты сделали на предыдущем занятии.

Решить задачи из пособия для студентов, которые иллюстрируют контрольные вопросы данного занятия.

ЗАНЯТИЕ 7

ДИССОЦИАЦИЯ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. (Темы 5.1 и 5.2)

ЦЕЛЬ: Формирование знаний о сущности и количественных характеристиках процесса электролитической диссоциации, умения определять возможность и направление реакций ионного обмена, испытывать реакцию среды с помощью индикаторов и делать простейшие вычисления pH.

Структура занятия

1. Обсуждение теоретических представлений, понятий и законов – 25 мин.
2. Решение ситуационных задач по теме занятия – 30 мин.
3. Лабораторная работа – 20 мин.
4. Выходной контроль по темам «Растворы и их свойства. Способы выражения концентрации растворов. Диссоциация электролитов» и «Реакции ионного обмена. Водородный показатель» – 15 мин.

Форма контроля: тестирование.

Контрольные вопросы

1. Гидратная теория растворов Менделеева.
2. Электролитическая диссоциация. Теория Аррениуса. Современные представления о диссоциации электролитов.
3. Степень диссоциации и константа диссоциации. Диссоциация сильных и слабых электролитов. Зависимость степени диссоциации от константы.
4. Факторы, влияющие на смещение равновесия, величину константы и степени диссоциации.
5. Реакции ионного обмена, условие протекания
6. Вода как слабый электролит. Ионное произведение воды
7. Водородный показатель
8. Определение pH с помощью индикаторов.

Лабораторная работа

Определение pH растворов. Смещение равновесия в растворах слабых электролитов

Опыт 1. Окраска некоторых кислотно-основных индикаторов в кислой, нейтральной и щелочной среде – выполнить после рассмотрения вопроса 3.

Опыт 2. Приближенное определение pH раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги – выполнить после рассмотрения вопроса 8.

Опыт 3. Смещение равновесия диссоциации слабой кислоты в присутствии соли этой кислоты – выполнить после рассмотрения вопроса 3.

Опыт 4. Смещение равновесия диссоциации слабого основания в присутствии соли этого основания – выполнить после рассмотрения вопроса 3.

Дать определение электролитической диссоциации и степени электролитической диссоциации. Перечислить факторы, влияющие на степень диссоциации (концентрации, температура, полярность растворителя). Перечислить сильные и слабые электролиты – кислоты и основания. Отметить пределы величины α для сильных и слабых электролитов ($>30\%$ и менее 3% соответственно).

Научить студентов писать уравнения диссоциации электролитов различных типов (кислоты, основания, соли средние, кислые и основные) по всем возможным ступеням и составлять выражения констант диссоциации слабых электролитов согласно закону действующих масс.

Сравнить значения констант диссоциации по 1 ступени для сильных и слабых электролитов. Сделать вывод о возможности определения силы кислот и оснований по значению K_d .

Научить определять, в каком направлении протекают реакции ионного обмена, по значениям K_d и ПР участников реакции. Привести несколько примеров реакций с образованием осадка, газа или малорастворимого вещества.

Рассмотреть диссоциацию слабого электролита – воды: записать выражение и значение константы диссоциации и вычислить ионное произведение воды. Дать понятие водородного показателя pH. Привести линейку pH, отметить значения pH, соответствующие кислой, нейтральной и щелочной реакции среды.

Дать определение индикаторов. Привести примеры индикаторов, применяющихся в неорганической химии и фармакологии, их окраску и интервалы перехода, область применения.

ЗАНЯТИЕ 8

ГИДРОЛИЗ. ПРОТОЛИТИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. ОБРАЗОВАНИЕ И РАСТВОРЕНИЕ ОСАДКОВ (Тема 5.3).

ЦЕЛЬ: Формирование представлений о количественных характеристиках гидролиза и гетерогенных реакций в растворах, факторах, влияющих на их равновесие, и умения составлять уравнения.

Структура занятия

1. Обсуждение теоретических представлений, понятий и законов – 35 мин.
2. Решение ситуационных задач по теме занятия – 35 мин.
3. Лабораторная работа – 20 мин.

Контрольные вопросы

1. Понятие «гидролиз». Основные случаи гидролиза солей: гидролиз по аниону; по катиону; по катиону и аниону. Какие соли не подвергаются гидролизу? Почему?
2. Степень и константа гидролиза. Зависимость степени гидролиза от свойств слабого электролита, которым образована соль.
3. Смещение равновесия гидролиза. Необратимый гидролиз.
4. Протолитическая теория Бренстеда-Лоури.
5. Образование и растворение осадков как частные случаи реакций ионного обмена. Растворимость. Произведение растворимости. Условие образования и растворения осадков.

Лабораторная работа

Реакции гидролиза

Опыт 1. Гидролиз солей (определение рН растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги) – выполнить параллельно с написанием уравнений гидролиза.

Опыт 2. Гидролиз смеси солей с противоположным характером среды (полный гидролиз) – выполнить после рассмотрения 3 вопроса.

Дать определение гидролиза. Привести 3 типа гидролиза: гидролиз по катиону, гидролиз по аниону, гидролиз по катиону и аниону. Отметить, какие соли гидролизу не подвергаются.

Уравнения гидролиза писать в сокращенной ионной форме одновременно по катиону и аниону - 2 человека параллельно работают у доски. Подчеркнуть, что второй ион соли не участвует в гидролизе (и только затем написать 1-2 примера полных молекулярных уравнений по ступеням, дописывая его к соответствующим сокращенным уравнениям).

Для каждой соли зафиксировать в тетради:

- какой ион гидролизуется
- какой слабый электролит ему соответствует
- каковы заряды всех ионов в уравнениях г-за для данной соли (все одноименные!)
- каков характер среды (катион – H^+ , гидролиз по катиону – кислая...)
- какова окраска основных индикаторов в растворе данной соли

- для каждой ступени параллельно написать константу равновесия (константа гидролиза).

Сформулировать зависимость степени и константы гидролиза от факторов (природа вещества, температура, концентрация р-ра и присутствие других ионов, H^+ и OH^-). Решить задачи на смещение равновесия, в том числе с участием солей противоположного характера среды (совместный, или полный, гидролиз). Подчеркнуть, что нейтрализация продуктов гидролиза приводит к повышению степени гидролиза. Написать уравнение совместного гидролиза солей.

Дать понятие сопряженных пар «кислота – основание». Рассмотреть понятие «амфолит» на примере воды. Пояснить, что из себя представляют гидролиз и диссоциация с точки зрения протолитической теории. Привести примеры протолитических равновесий в растворах слабых электролитов.

Сформулировать понятие «растворимость» и рассмотреть три типа уравнений диссоциации труднорастворимых электролитов, обращаясь к лекционному материалу. Обратить внимание и записать в тетрадь:

1) все соли являются сильными электролитами, диссоциируют в одну стадию. Труднорастворимые соли состоят из ионов, в отличие, например, от слабых кислот, содержащих только ковалентные связи. У этих солей очень прочные кристаллы, которые разрушаются под действием воды, но с большим трудом.

Сформулировать условие образования и растворения осадков. Научить студентов определять с использованием значений концентраций ионов, выпадет ли осадок бинарного электролита.

ЗАНЯТИЕ 9

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ (Тема 6.1)

ЦЕЛЬ: Формирование знаний по окислительно-восстановительным реакциям, умения составлять уравнения, оценивать количественные характеристики окислителей и восстановителей.

Структура занятия

1. Входной контроль по теме «Гидролиз. Протолитическое равновесие. Образование и растворение осадков» – 30 мин.
2. Обсуждение понятий и законов – 20 мин.
3. Решение ситуационных задач по теме занятия – 40 мин.

Форма контроля: контрольная работа по теме «Гидролиз. Протолитическое равновесие. Образование и растворение осадков».

Контрольные вопросы

1. Окислительно-восстановительные реакции. Понятие об окислении и восстановлении. Степень окисления, правила ее определения.
2. Окислители. Восстановители. Вещества, обладающие ОВ двойственностью. Сопряженные ОВ пары. Сравнение силы окислителей и восстановителей.
3. Типы ОВР.
4. Составление уравнений ОВР методом электронного баланса. Электронно-ионный метод (или метод полуреакций).
5. Составление уравнений полуреакций с участием ионов марганца и хрома, серной и азотной кислот. Суммирование уравнений с учетом коэффициентов.
6. Фактор эквивалентности в окислительно-восстановительных реакциях. Молярная масса эквивалента.

Рассмотреть основы теории ОВР (вопросы 1, 2, 3). Рассмотреть примеры на каждый тип реакций, указав в каждом случае сопряженные пары, окислитель и восстановитель и назвать степени окисления всех участников.

Отметить основные особенности ионно-электронного метода уравнивания ОВР: уравнение реакции разбивается на 2 полуреакции – полуреакцию окисления и полуреакцию восстановления. В каждой полуреакции участвуют молекулы и ионы, но ни в коем случае не химические элементы. После уравнивания каждой полуреакции в отдельности они суммируются в общее уравнение реакции.

Рассмотреть отдельные случаи написания полуреакций в кислой, нейтральной и щелочной среде и вывести закономерность: в той части полуреакции, где кислорода меньше, нужно добавить его в виде ионов гидроксила или молекул воды с учетом реакции среды. Потренироваться в написании превращений в разных средах, а затем уравнивать несколько реакций полностью.

Сформулировать принцип определения фактора эквивалентности в ОВР. На примерах написанных полуреакций определить факторы эквивалентности нескольких соединений и вычислить их эквиваленты.

ЗАНЯТИЕ 10

ХИМИЯ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ (Тема 7.1)

ЦЕЛЬ: Формирование знаний по классификации, строению и диссоциации комплексных соединений, навыков составления формул и названий, написания уравнений и проведения реакций образования и разрушения.

Структура занятия

1. Входной контроль по теме «Окислительно-восстановительные реакции» – 20 мин.
2. Обсуждение теоретических представлений, понятий и законов – 20 мин.
3. Решение ситуационных задач по теме занятия – 30 мин.
4. Лабораторная работа – 20 мин.

Форма контроля: Контрольная работа по теме «Окислительно-восстановительные реакции».

Контрольные вопросы

1. Строение комплексных соединений. Виды химической связи в КС.
2. Классификация комплексных соединений по заряду комплексного иона, типу лигандов, иону внешней сферы.
3. Номенклатура КС.
4. Основные способы получения КС.
5. Диссоциация КС. Константа нестойкости, ее выражение и смысл.
6. Реакции ионного обмена с участием КС.

Лабораторная работа

Получение и разрушение комплексов

Опыт 1. Получение и разрушение гидроксокомплексов Al(III) и Zn(II) .

Опыт 2. Получение и разрушение аминокомплекса серебра.

Опыт 3. Получение и разрушение ацидокомплексов (тиоцианатного, фторидного и оксалатного) железа (III).

Целесообразно начать занятие с выполнения лабораторной работы, которую преподаватель иллюстрирует написанием уравнений реакций на доске. Затем на примере написанных уравнений рассмотреть основные теоретические положения: элементы структуры, названия образовавшихся комплексов.

Написать уравнения диссоциации и константы нестойкости полученных комплексов. Выписать значения констант и ПР участников реакций из таблиц и показать, почему данные реакции протекают.

Затем рассмотреть примеры реакций комплексных соединений для подготовки к контрольной работе.

ЗАНЯТИЕ 11

ХИМИЯ Р-ЭЛЕМЕНТОВ. ГАЛОГЕНЫ (Тема 8.1).

ЦЕЛЬ: Формирование знаний о способах получения и химических свойствах, навыков качественных реакций и безопасной работы с веществами.

Структура занятия

1. Входной контроль по теме «Химия комплексных соединений» – 20 мин.
2. Обсуждение свойств изучаемых соединений и правил работы с ними – 20 мин.
3. Решение ситуационных задач по теме занятия – 20 мин.
4. Лабораторная работа – 30 мин.

Форма контроля: контрольная работа по теме «Химия комплексных соединений»

Контрольные вопросы

1. Общая характеристика галогенов. Положение галогенов в периодической системе. Строение электронных оболочек атомов. Электронно-графические формулы атомов элементов, проявляемые степени окисления.
2. Простые вещества. Хлор. Физические свойства, способы получения. Химические свойства.
3. Хлороводород. Хлороводородная кислота, хлориды. Участие в ОВР. Сравнительная характеристика восстановительных свойств галогенид-ионов. Качественные реакции на галогенид-ионы.
4. Кислородные соединения хлора: хлорноватистая, хлористая, хлорноватая, хлорная кислоты, их сила и окислительная способность.
5. Техника безопасности при работе с кислотами.

Лабораторная работа

Сравнение окислительной активности галогенов и качественные реакции

Опыт 1. Растворимость брома и йода в органических растворителях.

Опыт 2. Сравнение окислительной активности галогенов в реакциях их взаимного вытеснения.

Опыт 3. Качественные реакции на галогенид-ионы.

Опыт 4. Сравнение восстановительных свойств галогенид-ионов.

Рассмотреть общую характеристику элементов данной группы, правила техники безопасности при работе с кислотами. Выполнить опыты лабораторной работы и записать реакции в тетрадь. Сделать по каждому опыту вывод: какие свойства в данной реакции проявляют исследуемые соединения.

Рассмотреть примеры задач из пособия для студентов, написать уравнения реакций. Зафиксировать внимание на запоминании качественных реакций.

ЗАНЯТИЕ 12

Р-ЭЛЕМЕНТЫ VI ГРУППЫ (ХАЛЬКОГЕНЫ) (Тема 8.2).

ЦЕЛЬ: Формирование знаний о способах получения и химических свойствах, навыков качественных реакций и безопасной работы с веществами.

Структура занятия

1. Обсуждение свойств изучаемых соединений и правил работы с ними – 20 мин.
2. Решение ситуационных задач по теме занятия – 20 мин.
3. Лабораторная работа – 50 мин.

Контрольные вопросы

1. Положение халькогенов в периодической системе. Строение электронных оболочек атомов. Электронно-графические формулы атомов элементов, проявляемые степени окисления.
2. Простые вещества. Лабораторные способы получения кислорода.
3. Водородные соединения халькогенов. Лабораторные способы получения сероводорода. Протолитические свойства. Участие в ОВР.
4. Пероксид водорода и его участие в ОВР. Уравнивание ОВР методом полуреакций (электронно-ионным методом).
5. Соединения серы в положительных СО. Оксид серы (IV), сернистая кислота и ее соли (сульфиты). Получение, химические свойства. Оксид серы (VI). Получение, химические свойства.
6. Концентрированная и разбавленная серная кислота и ее соли (сульфаты). Протолитические свойства, участие в ОВР.
7. Тиосульфат натрия. Строение, получение и реакции со свободными галогенами.

Лабораторная работа

Свойства пероксида водорода и соединений серы. Качественные реакции.

Опыт 1. Качественная реакция на сульфид-ион.

Опыт 2. Восстановительные свойства сульфид-иона.

Опыт 3. ОВ свойства пероксида водорода.

Опыт 4. Получение SO_2 , H_2SO_3 и изучение их свойств (демонстрация).

Опыт 5. Взаимодействие концентрированной и разбавленной H_2SO_4 с металлами.

Опыт 6. Свойства тиосульфата натрия.

Рассмотреть общую характеристику элементов данной группы, повторить правила техники безопасности при работе с кислотами. Выполнить опыты лабораторной работы и записать реакции в тетрадь.

Сделать по каждому опыту вывод: какие свойства в данной реакции проявляют исследуемые соединения. Зафиксировать внимание на запоминании качественных реакций.

Рассмотреть примеры задач из пособия для студентов, написать уравнения реакций.

ЗАНЯТИЕ 13 Р-ЭЛЕМЕНТЫ V ГРУППЫ (Тема 8.3).

ЦЕЛЬ: Формирование знаний о способах получения и химических свойствах, навыков качественных реакций и безопасной работы с веществами.

Структура занятия

1. Входной контроль по темам «Галогены» и «Халькогены» - 15 мин.
2. Обсуждение свойств изучаемых соединений и правил работы с ними – 15 мин.
3. Решение ситуационных задач по теме занятия – 20 мин.
4. Лабораторная работа – 40 мин.

Форма контроля: тестирование по темам «Галогены» и «Халькогены».

Контрольные вопросы

1. Общая характеристика р-элементов V группы. Электронные и электронографические формулы, возможные степени окисления. Азот, способы получения, физические и химические свойства.
2. Получение и свойства аммиака. Качественная реакция на катион аммония. Термическое разложение солей.
3. Классификация оксидов азота. Реакции с водой и щелочами.
4. Азотная кислота и нитраты. Окислительные свойства. Техника безопасности и правила хранения. Реакции термического разложения нитратов.
5. Азотистая кислота и нитриты. Окислительно-восстановительная двойственность. Качественная реакция на нитрит.
6. Фосфор. Аллотропные модификации. Оксиды. Кислоты. Основность кислот. Структурные формулы. Названия солей. Гидролиз фосфатов.
7. Биологическая роль азота и фосфора. Применение соединений в медицине и хозяйстве.

Лабораторная работа

Получение и свойства соединений азота. Гидролиз фосфатов.

Опыт 1. Получение аммиака и изучение его свойств (демонстрация).

Опыт 2. Получение NO и изучение его свойств (демонстрация).

Опыт 3. ОВ двойственность солей азотистой кислоты.

Опыт 4. Поведение солей фосфорной кислоты в водных растворах.

Рассмотреть общую характеристику элементов данной группы, повторить правила техники безопасности при работе с кислотами. Выполнить опыты лабораторной работы и записать реакции в тетрадь. Сделать по каждому опыту вывод: какие свойства в данной реакции проявляют исследуемые соединения. Зафиксировать внимание на запоминании качественных реакций.

Рассмотреть примеры задач из пособия для студентов, написать уравнения реакций.

ЗАНЯТИЕ 14

P-ЭЛЕМЕНТЫ IV И III ГРУППЫ (Тема 8.4)

ЦЕЛЬ: Формирование знаний о способах получения и химических свойствах, навыков качественных реакций и безопасной работы с веществами.

Структура занятия

1. Обсуждение свойств изучаемых соединений и правил работы с ними – 15 мин.
2. Решение ситуационных задач по теме занятия – 20 мин.
3. Лабораторная работа – 40 мин.
4. Выходной контроль по темам «p-Элементы V группы» и «p-Элементы IV и III группы» – 15 мин.

Форма контроля: тестирование.

Контрольные вопросы

1. Общая характеристика p-элементов IV группы. Электронные и электронно-графические формулы, степени окисления.
2. Углерод. Оксиды. Угольная кислота. Соли.
3. Кремний. Оксид. Кремниевая кислота. Соли.
4. Бор – неметаллический представитель p-элементов III группы. Оксид бора, кислоты. Гидролиз солей тетраборной кислоты.
5. Алюминий, химические свойства. Оксид и гидроксид алюминия. Соли.

Лабораторная работа

Получение, свойства и качественные реакции на соединения элементов
IVA и IIIA групп

- Опыт 1.** Получение углекислого газа и изучение его свойств (демонстрация).
Опыт 2. Получение геля кремниевой кислоты.
Опыт 3. Гидролиз тетрабората натрия (буры).
Опыт 4. Качественная реакция на борную кислоту и её соли (демонстрация).
Опыт 5. Взаимодействие алюминия с кислотами и щёлочью.
Опыт 6. Получение и свойства гидроксида алюминия.
Опыт 7. Гидролиз солей алюминия.

Рассмотреть общую характеристику элементов данных групп, правила техники безопасности при работе с токсичными газами. Выполнить опыты лабораторной работы и записать реакции в тетрадь. Сделать по каждому опыту вывод: какие свойства в данной реакции проявляют исследуемые соединения. Зафиксировать внимание на запоминании качественных реакций.

Рассмотреть примеры задач из пособия для студентов, написать уравнения реакций.

ЗАНЯТИЕ 15

МЕТАЛЛЫ. ХИМИЯ S-ЭЛЕМЕНТОВ I И II ГРУППЫ (Тема 8.5). D-ЭЛЕМЕНТЫ VII И VIII ГРУППЫ (Тема 8.6).

ЦЕЛЬ: Формирование знаний о способах получения и химических свойствах, навыков качественных реакций и безопасной работы с веществами.

Структура занятия

1. Обсуждение свойств изучаемых соединений и правил работы с ними – 30 мин.
2. Решение ситуационных задач по теме занятия – 30 мин.
3. Лабораторная работа – 30 мин.

Контрольные вопросы

1. Общая характеристика s-элементов. Элементы IA и IIA группы, электронное строение, металлические свойства, реакции с окислителями и водой. Оксиды, гидроксиды, соли. Биологическая роль.
2. Общая характеристика d-элементов. Горизонтальное сходство. Переменные СО. Сходство и различие с элементами главных подгрупп.
3. Характеристика элементов VII Б группы. Электронные конфигурации атомов. Степени окисления.
4. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов марганца в зависимости от степени окисления.

5. ОВ свойства соединений марганца. Качественная реакция на соли марганца (II).
6. Характеристика элементов VIIIB группы. Семейства. Электронные конфигурации атомов. Степени окисления.
7. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов железа в зависимости от СО.
8. ОВ свойства соединений железа.
9. Качественные реакции на соединения железа (II) и железа (III).

Лабораторная работа

Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца и железа. Качественные реакции на катионы.

- Опыт 1.** Восстановительные свойства соединений марганца (II).
Опыт 2. ОВ двойственность соединений марганца (IV).
Опыт 3. ОВ двойственность манганатов.
Опыт 4. Влияние реакции среды (рН) на окислительные свойства перманганата калия.
Опыт 5. Окисление солей железа (II) в кислой среде.
Опыт 6. Качественные реакции на соединения железа (II) и (III).

Рассмотреть общую характеристику металлов, примеры электронных структур s- и d-элементов, отличие в проявляемых степенях окисления и химических свойствах соединений.

Рассмотреть названия и свойства соединений d-элементов VII и VIII групп. Выполнить опыты лабораторной работы и записать реакции в тетрадь. Сделать по каждому опыту вывод: какие свойства в данной реакции проявляют исследуемые соединения. Зафиксировать внимание на запоминании качественных реакций.

Рассмотреть примеры задач из пособия для студентов, написать уравнения реакций.

ЗАНЯТИЕ 16

D - ЭЛЕМЕНТЫ VI, II И I ГРУПП (Тема 8.7)

ЦЕЛЬ: Формирование знаний о способах получения и химических свойствах, навыков качественных реакций и безопасной работы с веществами.

Структура занятия

1. Обсуждение свойств изучаемых соединений и правил работы с ними – 20 мин.
2. Решение ситуационных задач по теме занятия – 25 мин.
3. Лабораторная работа – 30 мин.
4. Тестирование по темам «S-элементы» и «D-элементы» – 15 мин.

Контрольные вопросы

1. Электронные конфигурации и СО элементов VIБ, IIБ и IB групп.
2. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов VIБ, IIБ и IB групп.
3. ОВ свойства соединений хрома, меди и серебра.
4. Качественные реакции на ионы элементов.

Лабораторная работа

Свойства соединений хрома, меди и серебра. Качественные реакции.

Опыт 1. Кислотно-основные свойства гидроксидов.

Опыт 2. Гидролиз солей хрома (III).

Опыт 3. ОВ свойства соединений хрома, меди и серебра.

Опыт 4. Качественные реакции на соединения хрома (VI), меди и серебра.

Рассмотреть названия и свойства соединений d-элементов VI, I и II групп. Выполнить опыты лабораторной работы и записать реакции в тетрадь. Сделать по каждому опыту вывод: какие свойства в данной реакции проявляют исследуемые соединения. Зафиксировать внимание на запоминании качественных реакций.

Рассмотреть примеры задач из пособия для студентов, написать уравнения реакций.