

Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Лужанин Владимир Геннадьевич
Должность: Ректор
Дата подписания: 21.08.2026 17:25:06
Уникальный программный ключ:
d56ba45a9b6e5c64a319e2c5ae3bb2cddb840a41

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ**

**«Пермская государственная фармацевтическая академия»
Министерства здравоохранения Российской Федерации**

КАФЕДРА ОБЩЕЙ И ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ
ОП.06. Общая и неорганическая химия**

33.02.01 Фармация
Среднее профессиональное образование

Составитель: профессор Михайловский А.Г.

ВВЕДЕНИЕ

Лабораторные работы и решение ситуационных задач являются составной частью курса общей и неорганической химии.

Методические указания можно разделить на две части: первые десять занятий посвящены вопросам общей химии; вторая часть (следующие шесть занятий) – химии элементов и их соединений.

Основными источниками информации для подготовки к занятию являются конспект лекций и рекомендуемые учебники. При работе с данным пособием рекомендуется сначала рассмотреть теорию, затем изучить описание лабораторных опытов и составить необходимые уравнения реакций, а также выполнить задания для подготовки к занятию.

Перед началом работы в учебной лаборатории необходимо ознакомиться со следующими правилами.

ПРЕДИСЛОВИЕ (ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ)

- 1. За порядок в лаборатории во время занятия и чистоту рабочих мест по его окончании отвечает дежурный.*
- 2. Перед началом работы необходим инструктаж по технике безопасности.*
- 3. Для работы в химической лаборатории обязательна специальная одежда – халат и вторая обувь (бахилы).*
- 4. В лаборатории категорически запрещается принимать пищу.*
- 5. Опыты начинать только после внимательного ознакомления с руководством и выяснения всех непонятных вопросов у преподавателя.*
- 6. Рабочее место необходимо содержать в чистоте. Нельзя перемещать штативы с реактивами и ставить склянки и пробирки на книги и тетради.*
- 7. Бережно относиться к оборудованию в лаборатории, реактивам и материалам. Избыточные количества сухих реактивов и растворов недопустимо возвращать в склянки.*
- 8. Все опыты, связанные с нагреванием, применением концентрированных кислот и щелочей, а также опыты по получению вредных газов (оксиды азота, сернистый газ) проводить в вытяжном шкафу при включенной вентиляции.*
- 9. После окончания работы вымыть пробирки, убрать рабочее место, вымыть*
руки.

ЗАНЯТИЕ 1

Тема: СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН.

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.
2. Организационная часть, вопросы учебного распорядка.
3. Обсуждение теоретических представлений, понятий и законов.
4. Решение ситуационных задач по теме занятия.

Форма контроля: собеседование по ситуационным задачам.

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.

Ситуационные задачи

1. Электрон заселяет четвертый квантовый слой, а его атомная орбиталь имеет форму двойной восьмерки. Установите значения главного и орбитального квантовых чисел.
а) $n=4, l=0$ б) $n=4, l=1$ в) $n=4, l=2$ г) $n=4, l=3$

2. Какой подуровень заполняется после $4f$?

- a) 5s б) 5d в) 6p г) 4d
3. Составьте электронные формулы атомов элементов с зарядами ядра 16, 24, 35, 48, 82
4. Элемент находится в 5 периоде. Его высший оксид имеет формулу ЭO_3 , а летучее водородное соединение ЭH_2 . Какой это элемент.
- a) Pd б) Mo в) Te г) Sn
5. Валентная конфигурация атома $5s^2 5p^2$. Он находится в:
- a) 4 пер., VIA гр. б) 5 пер., IVA гр. в) 4 пер., VIB гр. г) 5 пер., IVB гр.

ЗАНЯТИЕ 2

Тема: ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ

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».
2. Обсуждение теоретических представлений и понятий.
3. Решение ситуационных задач по теме занятия.

Форма контроля: собеседование по ситуационным задачам.

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.

Ситуационные задачи

1. Какая молекула содержит 2 σ -связи:
a) N_2 б) CO_2 в) CH_4 г) NH_3 ?
2. Укажите формулу молекулы, в которой одинаковое число σ - и π -связей: а) POCl_3 б) SO_2 в) COCl_2 г) H_2O

3. Какая частица не может образовать дополнительных химических связей подонорно-акцепторному механизму:
а) NH_3 б) BF_3 в) H_2O г) CH_4 ?
4. Чему равна кратность связи в молекулах HF , CO_2 , N_2 ?
5. В какой молекуле все связи неполярны:
а) NH_3 б) CCl_4 в) N_2 г) H_2S ?
6. В какой из молекул валентный угол атома углерода наименьший: а) CO_2 ; б) CCl_4 ; в) COCl_2 ;
г) HCN ?
7. Выберите пару молекул, все связи в которых ионные:
а) KF , Na_2O б) SO_3 , CaCl_2 в) CH_3COOH , KI г) PCl_5 , N_2O_3
8. Какое свойство не характерно для веществ с молекулярной кристаллической решеткой:
а) в расплавленном состоянии являются сильными электролитами
б) в твердом состоянии являются изоляторами
в) имеют невысокие температуры плавления
г) не обладают высокой твердостью
9. В узлах кристаллической решетки бора находятся:
а) атомы В и ионы B^{3+} б) молекулы B_2
в) атомы В г) ионы B^+ и B^{3+}
10. Наиболее прочные связи между частицами, находящимися в узлах, характерны для кристаллической решетки:
а) молекулярной б) металлической в) ионной г) атомной.

ЗАНЯТИЕ 3

Тема: КЛАССИФИКАЦИЯ РЕАКЦИЙ. СКОРОСТЬ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

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».
2. Обсуждение понятий и законов.
3. Решение ситуационных задач по теме занятия.
4. Лабораторная работа.

Форма контроля: собеседование по ситуационным задачам.

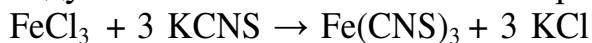
Контрольные вопросы

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

Химическое равновесие и его смещение путем изменения концентрации реагирующих веществ.

Опыт 1. В опыте исследуется положение химического равновесия реакции:



красное
окрашивание

Все вещества, кроме роданида железа, практически не имеют окраски. Поэтому по усилению или ослаблению окрашивания можно судить о том, в каком направлении смещается химическое равновесие.

Пр.1,2,3,4: 1 к. 0,0008М р-ра FeCl_3 + 1 к. 0,0025М р-ра KCNS + 5 к. H_2O .

Пр.1: контрольная.

Пр.2: + 1-2 к. насыщ. р-ра FeCl_3 .

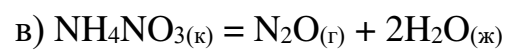
Пр.3: + 1-2 к. насыщ. р-ра KCNS .

Пр.4: + 2 мкрш. KCl .

Сравнить окраску в пробирках 2,3,4 с окраской в контрольной пробирке. Сделать вывод о направлении смещения химического равновесия. Написать выражение для константы равновесия. Изменяется ли её значение при смещении химического равновесия?

Ситуационные задачи

1. Чему равна средняя скорость химической реакции (моль/л·мин), если концентрация одного из реагирующих веществ в начальный момент времени была равна 2 моль/л, а через 35 минут стала равной 1,3 моль/л?
2. Составьте выражения ЗДМ для скорости следующих реакций:
а) $\text{I}_{2(\text{p})} + \text{H}_2\text{S}_{(\text{p})} = 2\text{HI}_{(\text{p})} + \text{S}_{(\text{к})}$
б) $2\text{HNO}_{3(\text{p})} + \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{p})} = \text{Ca}(\text{NO}_3)_{2(\text{p})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$



3. Кинетическое уравнение скорости прямой реакции $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}_{(\text{к})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(\text{г})}$ имеет вид:
- а) $V = k \cdot C(\text{CO}_2)$; б) $V = k \cdot C^2(\text{CO})$;
 в) $V = k \cdot C(\text{CO}_2) \cdot C(\text{C})$; г) $V = k \cdot C^2(\text{CO}_2) \cdot C(\text{C})$.
4. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} = 2\text{NOCl}_{(\text{г})}$, если:
- а) концентрацию оксида азота увеличить в 2 раза, а концентрацию хлора – уменьшить в 4 раза;
 б) повысить концентрацию хлора в 3 раза;
 в) снизить давление вдвое?
5. Какой фактор не влияет на константу скорости реакции в газовой фазе? а) природа реагирующих веществ
 б) давление
 в) температура в системе
 г) присутствие катализатора
6. При температуре 28°C скорость реакции в 2 раза выше, чем при 18°C . Всколькo раз она возрастет при увеличении температуры до 58°C ?
- а) в 4 раз; б) в 10 раз; в) в 8 раз; г) в 16 раз.
7. Скорость химической реакции при 20°C равна 2 моль/л·с. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2. При 80°C скорость реакции равна, моль/л·с:
- а) 128 б) 64 в) 32 г) 16
8. При температуре 47°C срок хранения лекарства 6 месяцев. Температурный коэффициент скорости реакции равен 3. При 27°C срок хранения лекарства составит:
- а) 54 года б) 4,5 года в) 5 лет г) 15 лет
9. Составьте выражения для констант равновесия следующих реакций:
- а) $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{COCl}_{2(\text{г})}$
 б) $\text{CaCO}_{3(\text{к})} \leftrightarrow \text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$
 в) $\text{NO}_{(\text{г})} + \text{NO}_{2(\text{г})} \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_{3(\text{к})}$
10. Как следует одновременно изменить температуру и давление в системе, чтобы сместить равновесие экзотермической реакции вправо:
- $$\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NH}_{3(\text{г})}$$
11. Как нужно изменить давление в системе, чтобы уменьшить образование угарного газа:
- $$\text{C}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(\text{г})}$$

ЗАНЯТИЕ 4

Тема: КЛАССИФИКАЦИЯ, НОМЕНКЛАТУРА, СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ И СВОЙСТВА НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

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».
2. Обсуждение теоретических представлений и понятий.
3. Решение ситуационных задач по теме занятия.

Форма контроля: собеседование по ситуационным задачам.

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.

Ситуационные задачи

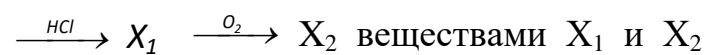
1. Какие из перечисленных ниже оксидов реагируют между собой: оксид кальция, оксид углерода (II), оксид фосфора (V), оксид углерода (IV), оксид серы (VI), оксид азота (I), оксид калия? Напишите уравнения реакций.
2. Какой из перечисленных оксидов является высшим:
а) P_2O_5 ; б) Cl_2O_5 ; в) CO ; г) Cr_2O_3 .
3. Цепочку превращений: металл $\rightarrow$ оксид металла $\rightarrow$ основание $\rightarrow$ соль можно осуществить для:
а) калия; б) алюминия; в) кальция; г) железа.
4. Выразите в виде уравнений реакций следующие цепочки превращений:
а) $K_2O \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow KHCO_3 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow CO_2$;
б) $Fe \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe(OH)_2NO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3$;
в) $Cr_2O_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow Na_3[Cr(OH)_6] \rightarrow Cr(OH)_3$.

5. Азотистая кислота и гидроксид никеля (II) являются гидратными формами соответствующих оксидов:
 а) N_2O_5 , NiO б) N_2O_3 , NiO в) N_2O_3 , Ni_2O_3 г) NO_2 , NiO
6. В схеме превращений $ZnO \rightarrow X_1 \rightarrow X_2 \rightarrow Zn(OH)_2$ веществами X_1 и X_2 являются соответственно:
 а) $Zn(OH)_2$ и $ZnCl_2$; в) $ZnCl_2$ и $ZnSO_4$;
 б) $Zn(OH)_2$ и $ZnSO_4$; г) $ZnCl_2$ и ZnO .
7. Алюминий растворили в концентрированном растворе гидроксида калия. Через полученный раствор пропускали углекислый газ до прекращения выделения осадка. Осадок отфильтровали и прокалили. Полученный твердый остаток сплавляли с карбонатом натрия. Напишите уравнения описанных реакций. (амфотерный и основной гидроксид)
8. В какой реакции выделяется водород?
 а) $Fe + H_2SO_{4(p)}$ б) $Fe + H_2SO_{4(к)}$ в) $Fe + HNO_{3(p)}$ г) $Fe + HNO_{3(р)}$
9. В цепочке превращений Fe являются соответственно:
 10. а) $FeCl_2$ и FeO ; в) $FeCl_3$ и Fe_2O_3 ;
 б) H_2S и SO_3 ; г) H_2S и SO_2 .
11. Приведите два уравнения реакций между оксидом углерода (IV) и гидроксидом кальция, приводящих к образованию разных солей.
12. При взаимодействии 1 моль гидроксида кальция и 1 моль фосфорной кислоты образуется:
 а) фосфат кальция; в) гидрофосфат кальция;
 б) дигидрофосфат кальция; г) фосфат кальция?
13. Какой из нитратов разлагается при нагревании на нитрит и кислород?
 а) $Mg(NO_3)_2$ б) $Hg(NO_3)_2$ в) $Cu(NO_3)_2$
 г) $NaNO_3$
14. Какие три соли из перечисленных пяти могут одновременно находиться в водном растворе: сульфат магния, карбонат натрия, хлорид меди (II), хлорид бария, нитрат натрия? Составьте уравнения реакций, подтверждающие ваш ответ. (реакции ионного обмена, в том числе совместный гидролиз)
15. При написании какой формулы допущена ошибка:
 а) $(ZnOH)_2SO_4$; б) Na_3PO_4 ; в) NaH_2PO_4 ; г) $AlHSO_4$?
16. Назовите следующие соединения: $NaNO_2$, $Mg(HCO_3)_2$, $CaSiO_3$, $Al(OH)_2NO_3$, $Na_3[Al(OH)_6]$, NH_4HS .
17. Составьте формулы следующих соединений: дигидрофосфат аммония, сульфит кальция; нитрат гидроксохрома (III); сульфид аммония; сульфат гидроксомагния.

ЗАНЯТИЕ 5

Тема: СПОСОБЫ ПРИГОТОВЛЕНИЯ РАСТВОРОВ

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».
2. Решение ситуационных задач по теме занятия.
3. Лабораторная работа.

Форма контроля: собеседование по ситуационным задачам.

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 пикнометра 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.

Ситуационные задачи

1. По какой формуле можно рассчитать массовую долю (%) вещества в водном растворе?

$$\text{а) } \frac{m_B \cdot 100\%}{V_p}; \quad \text{б) } \frac{m_B \cdot 100\%}{M_B}; \quad \text{в) } \frac{m_B \cdot 100\%}{\rho_p \cdot V_p}; \quad \text{г) } \frac{m_B \cdot 100\%}{m_{H_2O}}.$$

2. Молярную концентрацию раствора рассчитывают по формуле:

$$\text{а) } c = \frac{m_B}{V_p}; \quad \text{б) } c = \frac{w \cdot \rho}{M_B}; \quad \text{в) } c = \frac{m_B}{m_p}; \quad \text{г) } c = \frac{m_B \cdot 1000}{M_B \cdot V_p, \text{ мл}}.$$

ЗАНЯТИЕ 6

Тема: РАСТВОРЫ И ИХ СВОЙСТВА. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

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).

2. Обсуждение понятий и законов.

3. Решение ситуационных задач по теме занятия.

Форма контроля: собеседование по ситуационным задачам.

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.*

Ситуационные задачи

- 1. Какова массовая доля растворенного вещества в растворе, если плотность раствора 1,02 г/мл, объем раствора 200 мл, и масса растворенной соли составляет 15г?*
- 2. Рассчитайте массу безводного сульфата натрия и объем воды, необходимый для приготовления 400 мл 3%-ного раствора, если его плотность равна 1,04 г/мл.*
- 3. Какова молярная концентрация раствора натрия хлорида, если в 200 мл его содержится 1,17г соли?*

4. Чему равен фактор эквивалентности кислоты в
 реакциях) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow$ б) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HNO}_3 \rightarrow$
 в) $3\text{LiOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ г) $\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{p})} \rightarrow \dots?$
5. Какой объем раствора натриевой щелочи с концентрацией 0,125 моль/л
 потребуется для приготовления 1л раствора с концентрацией 0,005
 моль/л?
6. Какой объем раствора с массовой долей 10% следует взять
 для приготовления 500 мл раствора с массовой долей 2,5%?
7. Гемолиз будет наблюдаться при введении в кровь раствора натрия
 хлорида концентрации:
 а) 3% б) 0,3% в) 10% г) 0,9%

ЗАНЯТИЕ 7

Тема: ДИССОЦИАЦИЯ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. РЕАКЦИИ
 ИОННОГО ОБМЕНА. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ.

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.
2. Решение ситуационных задач по теме занятия.
3. Лабораторная работа.
4. Выходной контроль по темам «Растворы и их свойства. Способы
 выражения концентрации растворов. Диссоциация электролитов» и
 «Реакции ионного обмена. Водородный показатель»

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.

Пр.1: 10-15к. H_2O + 1к. HCl + 2к. лакмуса.

Пр.2: 10-15к. H_2O + 1к. $NaOH$ + 2к. лакмуса.

Отметьте окраску индикатора в каждой из пробирок. Прodelайте тот же опыт с метиловым оранжевым и фенолфталеином. Результат опыта оформите в виде таблицы.

Индикатор	Интервал перехода окраски, pH	Окраска индикатора в среде		
		кислой	нейтральной	щелочной
Лакмус	5,0-8,0			
Метиловый Оранжевый	3,1-4,4			
Фенолфталеин	8,0-9,8			

Опыт 2. Приближенное определение pH раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги.

Нанесите на полоску универсальной индикаторной бумаги 1-2 капли испытуемого раствора. Немедленно сравните окраску мокрой полоски со шкалой цветов, которая нанесена на пенал. Приблизённое значение pH внесите в таблицу:

Испытуемые растворы	HCl	CH ₃ COOH	NaOH	NH ₄ OH	AlCl ₃	NaHCO ₃
Величина pH						

Опыт 3. Смещение равновесия диссоциации слабой кислоты в присутствии соли этой кислоты.

Пр.1,2: по 8-10к. р-ра CH₃COOH + 2к. метилоранжа.

Пр.1 – контрольная. Пр.2: + 2мкрш. CH₃COONa. Сравнить окраску пр.2 с контрольной. Написать уравнение диссоциации уксусной кислоты и объяснить, как смещается это равновесие при добавлении ацетат-иона? Как меняется при этом концентрация H⁺ - ионов?

Опыт 4. Смещение равновесия диссоциации слабого основания в присутствии соли этого основания.

Пр. 1,2: по 8 -10к. р-ра NH₄OH + 1к. фенолфталеина.

Пр.1 – контрольная. Пр.2 + 2мкрш. NH₄Cl. Сравнить окраску пр.2 с контрольной. Написать уравнение диссоциации гидроксида аммония и объяснить, как смещается это равновесие при добавлении ионов аммония. Как меняется при этом концентрация OH⁻ - ионов?

Ситуационные задачи

- Какие из перечисленных электролитов диссоциируют ступенчато? Напишите уравнения диссоциации слабых электролитов для всех возможных ступеней, и для каждой составьте выражение константы диссоциации:
 а) Al(OH)₃ б) NaHSO₃ в) H₂SO₄ г) H₃BO₃
- С помощью какого воздействия можно повысить значение константы диссоциации слабой плавиковой кислоты:
 а) разбавить раствор б) добавить кристаллы NaF
 в) добавить каплю щелочи г) нагреть?
- Каким способом можно уменьшить степень диссоциации этого раствора: а) разбавить раствор б) добавить кристаллы NaF
 в) добавить каплю щелочи г) нагреть?
- Составьте уравнения реакций ионного обмена в молекулярной, полной ионной и сокращенной форме. Какие из этих реакций не протекают и почему?
 а) FeSO₄ + BaCl₂ б) Na₂SO₃ + HCl в) AgNO₃ + KF
 г) CH₃COOH + Ca(OH)₂ д) AgNO₃ + Na₃PO₄ е) Zn(OH)₂ + NaOH
- Чему равен pH раствора, который содержит 10⁻⁹ моль катионов водорода в 1 л? Каков характер среды? Как будут окрашены в этом растворе лакмус и фенолфталеин?

6. Какова молярная концентрация ионов H^+ в растворе кислоты, если значение pH составило 4? Как будут окрашены в этом растворе лакмус и метиловый оранжевый?
7. Какова молярная концентрация ионов OH^- в растворе щелочи, если значение pOH составило 4?

ЗАНЯТИЕ 8

Тема: ГИДРОЛИЗ. ПРОТОЛИТИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. ОБРАЗОВАНИЕ И РАСТВОРЕНИЕ ОСАДКОВ.

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.
2. Решение ситуационных задач по теме занятия.
3. Лабораторная работа.

Форма контроля: собеседование по ситуационным задачам.

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.

Пользуясь универсальной индикаторной бумагой, определить pH растворов солей, предложенных преподавателем. Приближённое значение pH внести в

таблицу:

Раствор соли	pH	Раствор соли	pH
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$		MgSO_4	
Na_2S		ZnSO_4	
Na_2CO_3		$\text{CH}_3\text{COONH}_4$	
FeCl_3		Na_3PO_4	

Опыт 2. Гидролиз смеси солей с противоположным характером среды (полный гидролиз).

Пр.1: 5к. р-ра $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ + 5к. р-ра Na_2S = осадок + газ.

Пр.2: 5к. р-ра $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ + 5к. р-ра Na_2CO_3 = осадок + газ

Объяснить причину образования осадка. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Ситуационные задачи

1. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза фосфата калия, хлорида железа (III), сульфита калия, сульфида натрия, хлорида алюминия и ацетата аммония.
2. Какая соль гидролизуеться по аниону?
а) KCl ; б) Na_3PO_4 ; в) ZnCl_2 ; г) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.
3. Какая соль гидролизуеться по катиону?
а) K_2S ; б) ZnSO_4 ; в) Na_2CO_3 ; г) CaSO_3 .
4. Щелочную реакцию среды имеет раствор:
а) AlCl_3 ; б) Na_2SO_4 ; в) Na_2S ; г) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.
5. В растворе какой соли лакмус окрашен в розовый цвет, а фенолфталеин –бесцветен?
а) Na_2SO_3 ; б) K_3PO_4 ; в) LiNO_3 ; г) FeCl_3 .
6. Напишите выражение константы гидролиза фосфата по второй ступени: $\text{HPO}_4^{2-} + \text{HON} \leftrightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$. Как она связана с K_a фосфорной кислоты?
7. Какая соль имеет наибольшую степень гидролиза в растворе?
а) Na_2SO_3 б) Na_2CO_3 в) Na_2S г) NaF
8. Гидролиз хлорида алюминия можно усилить при:
а) добавлении H^+ - ионов; б) добавлении OH^- - ионов;
в) охлаждении; г) увеличении концентрации раствора.
9. Образуется ли осадок йодида свинца, если равновесная концентрация ионов свинца в растворе равна $3,2 \cdot 10^{-2}$ моль/л, а йодид-ионов – $3,5 \cdot 10^{-3}$ моль/л?
10. Возможна ли реакция: $\downarrow \text{BaC}_2\text{O}_4 + \text{CaCl}_2 = \text{BaCl}_2 + \downarrow \text{CaC}_2\text{O}_4$?
Подтвердите свой вывод значениями ПР.

ЗАНЯТИЕ 9

Тема: ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

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».
2. Обсуждение понятий и законов.
3. Решение ситуационных задач по теме занятия.

Форма контроля: собеседование по ситуационным задачам.

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.

Ситуационные задачи

1. Как изменяется степень окисления центрального атома в нижеприведенных переходах? Какой процесс (окисление или восстановление) происходит при этом?
а) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}$; б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$; в) $\text{Cl}^- \rightarrow \text{ClO}_4^-$;
г) $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3^{2-}$; д) $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$; е) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}$.
2. Пользуясь таблицей значений стандартных восстановительных потенциалов, ответьте на следующие вопросы:
а) какой из металлов является самым сильным восстановителем?

Na;

Ca;

Pb;

Mg.

- б) какой из ионов металлов является самым сильным окислителем?
 Cu^{2+} ; Ni^{2+} ; Ag^+ ; Co^{2+} .
3. Какие из указанных ниже реакций относятся к ОВР? При положительном ответе укажите окислитель и восстановитель, определите тип ОВР (межмолекулярные, внутримолекулярные, реакции диспропорционирования).
- а) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$;
 б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$;
 в) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3 \text{K}_2\text{SO}_3 + 4 \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 4 \text{K}_2\text{SO}_4 + 4 \text{H}_2\text{O}$;
 г) $2 \text{K}_2\text{HPO}_4 = \text{K}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$;
 д) $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2 \text{H}_2\text{O}$;
 е) $3 \text{K}_2\text{MnO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} = 2 \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + 4 \text{KOH}$.
4. Используя ионно-электронный метод, составьте уравнения полуреакций для данных превращений.
- а) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$, pH > 7 б) $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2$, pH < 7
 в) $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{SO}_2$, pH > 7 г) $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$, pH < 7
 д) $\text{MnO}^- \rightarrow \text{MnO}$, pH = 7 е) $\text{SO}^{2-} \rightarrow \text{HS}$, pH < 7
 ж) $\text{NO}^- \rightarrow \text{N}$, pH < 7 з) $\text{CrO}^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$, pH < 7
 и) $\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$, pH < 7 к) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$, pH < 7
5. Уравняйте ОВР ионно-электронным методом:
- а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 в) $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 г) $\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) + \text{Al} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{S} \uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
 д) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
 е) $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$;
 ж) $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
6. Чему равна молярная масса эквивалента нитрита калия в реакции: $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- а) $\frac{M}{3}$; б) $\frac{M}{2}$; в) M ; г) $\frac{M}{5}$?
7. Чему равна молярная масса эквивалента серной кислоты в реакции: $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- а) $\frac{M}{3}$; б) $\frac{M}{4}$; в) M ; г) $\frac{M}{2}$?

ЗАНЯТИЕ 10

Тема: ХИМИЯ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

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».
2. Обсуждение теоретических представлений, понятий и законов.
3. Решение ситуационных задач по теме занятия.
4. Лабораторная работа.

Форма контроля: собеседование по ситуационным задачам.

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) .

Пр.1: 3-4к. р-ра AlCl_3 + п/к 2н. р-р NaOH = осадок + изб. р-ра NaOH = раствор.

Пр.2: 3-4к. р-ра ZnSO_4 + п/к 2н. р-р NaOH = осадок + изб. р-ра NaOH = раствор. К содержимому пр.1,2 прибавить п/к HCl до образования осадков.

Составить уравнения реакций получения гидроксидов алюминия и цинка и их растворения в избытке щелочи с образованием гидроксокомплексов. Составить уравнения реакций разрушения КС. Объяснить причину разрушения.

Опыт 2. Получение и разрушение аминокомплекса серебра.

Пр.1,2: по 3-4к. р-ра AgNO_3 + 1-2к. р-ра NaCl = осадок + п/к р-р NH_3 =

раствор. Пр.1: + 1-2к. р-ра KI = осадок. Пр.2: + 2-3к. р-ра HNO₃ = осадок.

Составить уравнения реакций получения аминоккомплекса серебра и его разрушения. Объяснить причину разрушения.

Опыт 3. Получение и разрушение ацидокомплексов железа (III).

Пр.1,2: по 3-4к. р-ра FeCl₃ + по 3-4к. р-ра KCNS = р-р кроваво-красного цвета. Пр.1 + п/к р-р NH₄F, пр.2 + п/к р-р H₂C₂O₄ до обесцвечивания.

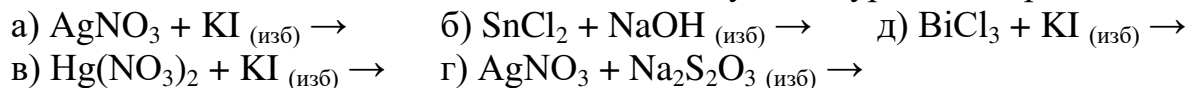
Составить уравнения реакций образования и разрушения тиоцианатного комплекса железа, учитывая, что к.ч. Fe³⁺ = 6, а дентатность лигандов CNS⁻ и F⁻ равна 1, C₂O₄²⁻ равна 2. Объяснить разрушение окрашенного тиоцианатного комплекса и образование бесцветных фторидного и оксалатного комплексов.

Ситуационные задачи

1. Для нижеприведенных комплексных соединений определить заряд комплексного иона, степень окисления комплексообразователя и его КЧ, дентатность лигандов.
а) K[AgCl₂]; д) [Cr(H₂O)₆]Cl₃; и) [Cr(H₂NCH₂CH₂NH₂)₃]Cl₃;
б) Na₃[Fe(C₂O₄)₃]; е) [Pt(NH₃)₆]Cl₄; к) [Co(H₂O)₄]Cl₂;
в) K₃[Fe(CNS)₆]; ж) [Cr(H₂O)₄]Cl₂Cl; л) [Pt(NH₃)₂]Cl₂.
г) Na₃[Co(NO₂)₆]; з) [CoH₂O(NH₃)₄CN]Br₂;
2. Какие из нижеприведенных молекул или ионов не могут выступать в качестве лигандов и по какой причине?
а) NH₃; б) NH₄⁺; в) K⁺; г) CH₄.
3. Из нижеприведенных молекул и ионов Zn²⁺, K⁺, Cl⁻, NH₃ составить координационные формулы комплексных соединений катионного, анионного и электронейтрального типа (5 соединений).
4. Составить уравнения реакций растворения Fe(OH)₃ в фосфорной, щавелевой и фтороводородной кислотах. При написании формул комплексных соединений учесть, что дентатность лигандов равна: PO₃³⁻, C₂O₄²⁻ – 2, F⁻ – 1. К какому типу относятся полученные комплексные соединения?
5. Классифицировать соединения в задании 1 по заряду комплексного иона и дать их полные названия в соответствии с номенклатурой комплексных соединений.
6. Какие из соединений задания 1 не относятся к ацидокомплексам? Какие являются комплексами смешанного типа?
7. Комплексные соединения часто образуются в результате двух последовательных превращений:
1) реакция ионного обмена с образованием осадка труднорастворимой

соли; 2) растворение осадка в избытке осадителя.

Составьте в соответствии с этой схемой следующие уравнения реакций:



8. Составьте уравнения первичной и вторичной диссоциации комплексов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ и $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$. Приведите выражения констант нестойкости.
- а) какая стадия диссоциации – первичная или вторичная – протекает необратимо и почему?
- б) какой из комплексов труднее разрушить?

ЗАНЯТИЕ 11

Тема: ХИМИЯ Р-ЭЛЕМЕНТОВ. ГАЛОГЕНЫ.

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».
2. Обсуждение свойств изучаемых соединений и правил работы с ними.
3. Решение ситуационных задач по теме занятия.
4. Лабораторная работа.

Форма контроля: собеседование по ситуационным задачам.

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.

Пр.1: 2-3 к. бромной воды разбавить водой до бледно-желтой окраски, прибавить 5-6 к. органического растворителя (бензол, хлороформ), интенсивно встряхнуть, дать отстояться. Наблюдать окраску органического слоя.

Пр.2: Повторить опыт, заменив бромную воду йодной водой. Объяснить, почему бром и йод переходят из водного слоя в органический.

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

Пр.1: 1-2 к. р-ра KI + 5-6 к. H₂O + 2-3 к. бромной воды + 5-6 к. органического растворителя. Интенсивно встряхнуть и дать отстояться. Наблюдать окраску органического слоя.

Пр.2. Повторить опыт (Пр.1), заменив р-р KI на KBr и бромную воду на йодную.

Пр. 3: Повторить опыт (пр 2), заменив бромную воду на 1 к р-ра хлорамина и 1 к серной кислоты.

На основании окраски слоя органического растворителя укажите, какой продукт реакции переходит в органическую фазу. Составьте уравнение реакции. Расположите галогены в ряд по их убывающей окислительной активности.

Опыт 3. Качественные реакции на галогенид-ионы.

Пр.1: 2-3 к. р-ра KCl + 1к. р-ра AgNO₃ = осадок.

Пр.2: 2-3 к. р-ра KBr + 1к. р-ра AgNO₃ = осадок.

Пр.3: 2-3 к. р-ра KI + 1к. р-ра AgNO₃ = осадок.

Указать цвет осадков и составить уравнения (молекулярная и ионная форма) реакций.

Опыт 4. Сравнение восстановительных свойств галогенид-ионов.

Пр.1: 1-2 к. р-ра KI + 5-6 к. H₂O + 2-3 к. р-ра FeCl₃ + 2-3 к. органического растворителя. Интенсивно встряхнуть, дать отстояться и наблюдать окраску органического слоя.

Пр. 2. Повторить опыт, заменив р-р KI на KBr. В какой пробирке органический растворитель окрасится? Составить уравнение реакции.

Ситуационные задачи

1. Установите соответствие электронной формулы и степени окисления элементов VII группы:

- 1) Br^{-1} ; 3) Br^{+3} ; а) $4s^2 4p^2$; в) $4s^2 4p^6$;
 2) Cl^{+7} ; 4) Cl^{+1} ; б) $2s^2 2p^6$; г) $3s^2 3p^4$.
2. В результате какой реакции выделяется кислород?
 а) $\text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ б) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 в) $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ г) $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
3. Какой из галогенид-ионов обладает наименьшей восстановительной активностью:
 а) хлорид-ион; б) фторид-ион;
 в) иодид-ион; г) бромид-ион.
4. В результате какой реакции можно получить хлорную кислоту?
 а) $\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ б) $\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 в) $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ г) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
5. Установить соответствие между названием кислоты и формулой ее соли:
- | | |
|--------------------|--------------------|
| 1. Хлороводородная | а) KClO_3 |
| 2. Хлорноватистая | б) KClO_4 |
| 3. Хлорная | в) KClO_2 |
| 4. Хлористая | г) KClO |
| 5. Хлорноватая | д) KCl |
6. В каком случае идет процесс окисления:
 а) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HClO}$; б) $\text{ClO}_4^- \rightarrow \text{Cl}^-$; в) $\text{ClO}_3^- \rightarrow \text{Cl}_2$; г) $\text{HClO} \rightarrow \text{Cl}^-$.
7. Уравняйте реакции ионно-электронным методом (метод полуреакций).
 а) $\text{As} + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HIO}_3$;
 в) $\text{NaFeO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{FeO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.
8. Какая соль при добавлении раствора нитрата серебра образует желтый осадок?
 а) KF ; б) KCl ; в) KBr ; г) KI .

ЗАНЯТИЕ 12

Тема: Р-ЭЛЕМЕНТЫ VI ГРУППЫ (ХАЛЬКОГЕНЫ).

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.
2. Решение ситуационных задач по теме занятия.

3. Лабораторная работа.

Форма контроля: собеседование по ситуационным задачам.

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.

Пр.1: 2-3 к. р-ра Na_2S + 1к. р-ра PbNO_3 = осадок.

Указать цвет осадка и составить уравнение реакции (молекулярная и ионная форма).

Опыт 2. Восстановительные свойства сульфид-иона.

1-2 к. р-ра $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ + 3-4 к. H_2SO_4 + п/к р-р Na_2S до изменения окраски раствора и его помутнения. Составить уравнение окисления H_2S до серы, приняв во внимание, что дихромат калия восстанавливается до сульфата хрома (III).

Опыт 3. ОВ свойства пероксида водорода.

Пр. 1: 3-4 к. р-ра KMnO_4 + 3-4 к. H_2SO_4 + п/к H_2O_2 до обесцвечивания.

Пр. 2: 1-2 к. р-ра KI + 3-4 к. H_2SO_4 + 1-2 к. H_2O_2 = окраска.

Составить уравнения реакций, установить функцию H_2O_2 в обоих случаях.

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

В колбу Вюрца внести 3-4 г. сульфита натрия и приливать по каплям H_2SO_4 , наблюдать выделение сернистого газа. Исследовать свойства SO_2 :

а) опустить газоотводную трубку в колбу с водой, пропускать газ 1-2 мин., проверить реакцию среды с помощью индикатора;

б) Пр.1: 5-6 к. бромной воды + $\text{SO}_{2(\text{газ})}$. Наблюдать изменение окраски;

в) Пр.2: 5-6 к. р-ра $\text{Na}_2\text{S} + \text{SO}_{2(\text{газ})}$. Наблюдать помутнение раствора.

Составить уравнения реакций: получения SO_2 ; взаимодействия SO_2 с водой и ступенчатой диссоциации сернистой кислоты (выписать значения (K_d); взаимодействия с Br_2 ; взаимодействия с Na_2S .

Опыт 5. Взаимодействие концентрированной и разбавленной H_2SO_4 с металлами.

Пр.1: 2-3 мкрш. $\text{Al} + 5-6$ к. $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})}$, нагреть. Наблюдать выделение газа.

Пр.2: 2-3 мкрш. $\text{Al} + 5-6$ к. $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$, нагреть. К отверстию поднести фильтровальную бумагу, смоченную р-ром $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Наблюдать образование темного пятна. Написать уравнения всех протекающих реакций. Оценить окислительные свойства H_2SO_4 концентрированной и разбавленной. Что будет, если вместо алюминия взять медь?

Опыт 6. Свойства тиосульфата натрия.

Пр.1: 5-6 к. р-ра $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2-3$ к. р-ра HCl . Наблюдать помутнение и постепенное образование осадка.

Пр.2: 5-6 к. $\text{I}_2 + \text{п/к}$ р-р $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до обесцвечивания раствора. Написать уравнения протекающих реакций.

Ситуационные задачи

1. Установите соответствие электронной формулы и степени окисления р-элементов VI группы:

- | | | | | | |
|-----------------------|----------------------|-----------------------|------------------|------------------|------------------|
| 1) S^{2-} ; | 3) Te^0 ; | 5) Se^{2-} ; | а) $3s^2 3p^0$; | в) $3s^2 3p^6$; | д) $5s^2 5p^4$; |
| 2) Se^{+4} ; | 4) S^{+6} ; | 6) S^{+4} ; | б) $4s^2 4p^6$; | г) $4s^2 4p^0$; | е) $3s^0 3p^0$. |

2. Составьте уравнения химических реакций, в которых сероводород поглощается:

- а) раствором щелочи;
- б) раствором иода;
- в) подкисленным раствором дихромата калия.

Проведите классификацию указанных реакций.

3. В каком случае идет процесс восстановления:

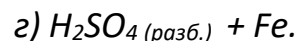
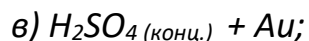
- | | |
|--|--|
| а) $\text{S} \rightarrow \text{SO}^{4-}$; | б) $\text{SO}^{2-} \rightarrow \text{SO}$; |
| в) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S}$; | г) $\text{S O}^{2-} \rightarrow \text{S O}^{2-}$. |

4. Уравняйте ОВР методом полуреакций:

- а) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- б) $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- в) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- г) $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- д) $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

5. В каком случае реакция невозможна?

- | | |
|--|--|
| а) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} + \text{Hg}$; | б) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} + \text{Cr}$; |
|--|--|



6. Какое серусодержащее соединение образуется в результате реакции:
 $KI + H_2SO_4$ (конц.) = $K_2SO_4 + \dots + I_2 + H_2O$
 а) H_2SO_3 ; б) S; в) SO_2 ; г) H_2S .
7. В реакции H_2SO_4 (конц.) + Al = $Al_2(SO_4)_3 + H_2S \uparrow + H_2O$ коэффициент при кислоте:
 а) 30; б) 5; в) 3; г) 15.
8. Какая из солей не гидролизуется?
 а) K_2SO_4 ; б) $(NH_4)_2SO_4$; в) $FeSO_4$; г) $Cr_2(SO_4)_3$.
9. Какая из солей при гидролизе будет иметь самую большую величину pH? а) Na_2SO_3 ; б) $NaSO_4$; в) Na_2S ; г) $(NH_4)_2S$.
10. В результате гидролиза сульфита калия образуется:
 а) сернистая кислота и вода; б) гидросульфит калия и щелочь;
 в) оксид серы (IV), вода и щелочь; г) оксид серы (IV) и вода.

ЗАНЯТИЕ 13

Тема: Р-ЭЛЕМЕНТЫ V ГРУППЫ.

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».
2. Обсуждение свойств изучаемых соединений и правил работы с ними.
3. Решение ситуационных задач по теме занятия.
4. Лабораторная работа.

Форма контроля: собеседование по ситуационным задачам.

Контрольные вопросы

1. Общая характеристика р-элементов V группы. Электронные и электроно- графические 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).

Равные объемы порошкообразных $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2$ растереть в ступке, внести в пробирку с газоотводной трубкой, нагреть. Доказать наличие аммиака в выделяющемся газе:

- а) с влажной лакмусовой бумажкой;
- б) поднести стеклянную палочку, смоченную конц. хлороводородной кислотой, наблюдать выделение белого «дыма».

Собрать газообразный аммиак в пробирку и доказать его хорошую растворимость в воде. Составить уравнения реакций получения аммиака, его взаимодействия с HCl , диссоциации в водном растворе.

Опыт 2. Получение NO и изучение его свойств.

В колбу Вюрца внести медную стружку и р-р HNO_3 (1:1), нагреть. Через газоотводную трубку собрать газ в цилиндр, наполненный водой и помещенный вверх дном в чашку с водой. Отметить цвет NO . Снять стеклянную пластинку, закрывающую отверстие цилиндра, и наблюдать за изменением окраски газа. Вновь накрыть цилиндр стеклянной пластинкой, энергично встряхнуть. Вследствие растворения NO_2 в воде, в цилиндре образуется вакуум, и пластинка плотно прижимается к отверстию. Изучить свойства образовавшегося раствора:

Пр.1: 5-6 к. р-ра из цилиндра + 1-2к. лакмуса.

Пр.2: 3-4 к. р-ра KMnO_4 + п/к р-р из цилиндра до обесцвечивания.

Составить уравнения следующих реакций: а) взаимодействия HNO_3 с медью; б) окисления NO на воздухе; в) растворения NO_2 в воде; г) взаимодействия KMnO_4 со смесью двух кислот: HNO_2 и HNO_3 .

Опыт 3. ОВ двойственность солей азотистой кислоты.

Пр.1: 3-4 к. р-ра KMnO_4 + 2-3к. H_2SO_4 + п/к р-ра KNO_2 до обесцвечивания.

Пр.2: 1-2 к. р-ра KI + 2-3к. H_2SO_4 + 3-4к. р-ра KNO_2 . Докажите образование свободного йода: а) реакцией с крахмалом, б) экстракцией органическим растворителем. Составьте уравнения протекающих реакций и установите функцию нитрит-иона в обоих случаях.

Опыт 4. Поведение солей фосфорной кислоты в водных растворах. Установить реакцию среды и величину pH в растворах Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 с помощью индикаторов лакмуса, фенолфталеина и универсальной индикаторной бумаги. Составить необходимые уравнения химических

равновесий.

Ситуационные задачи

1. Соединение, в котором степень окисления азота иная, чем в других соединениях, - это
а) CsNO_3 б) N_2O_5 в) NOF_3 г) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
2. Соединение, в котором степень окисления азота иная, чем в других соединениях, - это
а) NaNO_2 б) NaNH_2 в) N_2O_3 г) NF_3
3. Что делает молекулу аммиака способной к образованию аммонийных солей и комплексов с ионами металлов? Составьте уравнения реакций аммиака:
а) с водой;
б) с хлороводородной кислотой;
в) с сульфатом меди (II).
Одинакова ли функция аммиака в этих реакциях?
4. Укажите схему реакции, в которой аммиак – восстановитель:
а) $\text{K} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{KNH}_2 + \text{H}_2$ в) $\text{NH}_3 + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
б) $\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ г) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
5. Восстановительные свойства аммиака не проявляются в реакции:
а) $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} \xrightarrow{T} 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
б) $3\text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl}$
в) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{T, \text{Pt}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
г) $2\text{NH}_3 + \text{NaOCl} \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
6. К смеси газов $\text{N}_2\text{O} + \text{NO} + \text{NO}_2$ добавили избыток кислорода, пропустили через раствор щелочи и на выходе обнаружили:
а) N_2O , NO б) N_2O , O_2 в) NO , NO_2 г) N_2O , NO_2
7. При взаимодействии P_4O_6 с водой образуется:
а) ортофосфорная кислота; б) пиррофосфорная кислота
в) фосфорноватистая кислота; г) фосфористая кислота
8. Особенности азотной кислоты как окислителя в зависимости от её концентрации и природы восстановителя. Закончите уравнения следующих реакций:
а) $\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + \text{Cu} \rightarrow$ д) $\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + \text{KI} \rightarrow$
б) $\text{HNO}_{3(\text{разб.})} + \text{Cu} \rightarrow$ е) $\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
в) $\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + \text{S} \rightarrow$ ж) $\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + \text{P} \rightarrow$
з) $\text{HNO}_{3(\text{разб.})} + \text{Al} \rightarrow$ з) $\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + \text{I}_2 \rightarrow$
9. Кислотный и основной оксиды одновременно образуются при термическом разложении:

- а) натриевой селитры
б) бертолетовой соли
в) нитрата меди (II)
г) нитрата серебра

10. В каком ряду перечисленные ниже нитраты разлагаются при нагревании с образованием продуктов: $MeO + NO_2 + O_2$?

- а) $Ca(NO_3)_2$, $Pb(NO_3)_2$, $Fe(NO_3)_2$;
б) $NaNO_3$, KNO_3 , $Zn(NO_3)_2$;
в) $Al(NO_3)_3$, $Zn(NO_3)_2$, $Ni(NO_3)_2$;
г) $Hg(NO_3)_2$, $AgNO_3$, $Mn(NO_3)_2$.

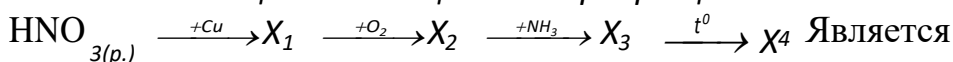
11. В каком ряду перечисленные ниже нитраты разлагаются на нитрит металла и кислород?

- а) $Zn(NO_3)_2$, $Hg(NO_3)_2$, $Cu(NO_3)_2$;
б) $Mg(NO_3)_2$, $Zn(NO_3)_2$, $Fe(NO_3)_2$;
в) $Ca(NO_3)_2$, $NaNO_3$, $Mg(NO_3)_2$;
г) $NaNO_3$, $Ca(NO_3)_2$, KNO_3 .

12. Укажите формулу вещества, с которым реагирует дигидрофосфат калия, но не реагирует ортофосфат калия:

- а) $Ca(OH)_2$ б) KOH в) $H_2SO_{4(K)}$ г) H_3PO_4

13. Конечным веществом в цепочке превращений на основе азота



- а) нитрат аммония; б) оксид азота (IV);
в) оксид азота (I);

ЗАНЯТИЕ 14

Тема: Р-ЭЛЕМЕНТЫ IV И III ГРУППЫ

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

Структура занятия

1. Входной контроль по теме «Р-элементы V группы».
2. Обсуждение свойств изучаемых соединений и правил работы с ними.
3. Решение ситуационных задач по теме занятия.
4. Лабораторная работа.

Форма контроля: собеседование по ситуационным задачам.

Контрольные вопросы

1. Общая характеристика р-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 (демонстрационный опыт).

Получить CO_2 в колбе Вюрца по реакции: $\text{CaCO}_3 + \text{HCl}$.

Пр.1: насытить углекислым газом воду, проверить реакцию среды (лакмус).

Пр.2: насыщ. р-р Ca(OH)_2 (известковая вода) + CO_2 . Наблюдать образование и последующее растворение осадка. Полученный раствор разделить на 2 части. К одной + 3-4 к. р-ра NaOH и наблюдать образование осадка. Вторую часть нагреть, наблюдать образование осадка.

Составить уравнения: 1) образования CO_2 ; 2) растворения CO_2 в воде; 3) реакций, протекающих при добавлении NaOH и нагревании содержимого пробирки 2.

Опыт 2. Получение геля кремниевой кислоты.

Пр.: 5-6к. насыщенного раствора $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$. Наблюдать образование геля (студневидного осадка) кремниевой кислоты. Составить молекулярное и ионное уравнения протекающих реакций, сопоставить силу угольной и кремниевой кислот.

Опыт 3. Гидролиз тетрабората натрия (буры).

Определить реакцию среды раствора $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ по фенолфталеину и величину pH по универсальной индикаторной бумаге. Составить уравнения гидролиза буры по I и II ступеням в молекулярном и ионном виде.

Опыт 4. Качественная реакция на борную кислоту и её соли (демонстрация).

В фарфоровую чашку поместить 2-3 мкрш. буры или борной кислоты, 3-4 к. конц. серной кислоты, 2-3 мл этилового спирта, размешать стеклянной палочкой и поджечь. Наблюдать пламя с зелёной каймой. Написать уравнения реакций образования и горения борноэтилового эфира.

Опыт 5. Взаимодействие алюминия с кислотами и щёлочью.

Проделать реакции алюминия с кислотами: серной конц. и разб., азотной разб., щёлочью. Если реакции протекают медленно, пробирки нагреть на пламени спиртовки. Составить уравнения протекающих реакций.

Опыт 6. Получение и свойства гидроксида алюминия.

Получить осадок Al(OH)_3 и доказать его амфотерные свойства.

Опыт 7. Гидролиз солей алюминия.

Пр.1: проверить реакцию среды в р-ре AlCl_3 с помощью лакмуса. Составить

уравнение гидролиза соли в молекулярной и ионной форме.

Пр.2: 3-4к. р-ра AlCl_3 + 3-4к. р-ра Na_2S , наблюдать образование осадка и запаха сероводорода.

Пр.3: проделать аналогичный опыт, заменив Na_2S на Na_2CO_3 . Составить уравнения реакций полного гидролиза AlCl_3 в присутствии Na_2S и Na_2CO_3 . Какова роль Na_2S и Na_2CO_3 ?

Ситуационные задачи

1. Графит обрабатывают концентрированной азотной кислотой. Образующуюся смесь газов поглощают насыщенным раствором гидроксида натрия. Составьте уравнения реакций, уравняйте их.
2. Составьте уравнения обменных реакций в растворе с участием соединений углерода:
а) $\text{BaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ д) $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
б) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CaCO}_3 \rightarrow$ е) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_{2(\text{недостаток})} \rightarrow$
в) $\text{CO}_2 + \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow$ ж) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_{2(\text{избыток})} \rightarrow$
г) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{AlCl}_3 \rightarrow$ з) $\text{NaHCO}_3 + \dots \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \dots$
3. Как можно различить растворы, содержащие гидрокарбонат калия и карбонат натрия?
а) добавлением хлороводородной кислоты
б) добавлением хлорида калия

в) добавлением хлорида кальция
г) добавлением избытка гидроксида бария
4. Какие вещества полностью переводят гидрокарбонаты в карбонаты? а) сильные кислоты в) вода
б) щелочи г) раствор углекислого газа
5. Как из растворимых силикатов получить кремниевую кислоту в виде геля и золя? Какой вывод следует сделать о сравнительной силе угольной и кремниевой кислот?
6. Какая из солей - Na_2CO_3 или $\text{Na}_2\text{SiO}_3^-$ будет иметь в водном растворе при одинаковых условиях (концентрация, температура) большую степень гидролиза? В каком из растворов величина pH будет выше? Предложите способ усиления и подавления гидролиза.
7. Допишите уравнения реакций:
 $\text{B} + \text{HNO}_{3(\text{к})} \rightarrow \dots$ $\text{Al} + \text{HNO}_{3(\text{к})} \xrightarrow{t^0} \dots$ $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$

8. Напишите уравнение гидролиза тетрабората натрия. Как его равновесие можно полностью сместить вправо?
9. Выразите в виде уравнений следующие цепочки превращений:
- а) $\text{CaC}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$;
- б) $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{Mg}_2\text{Si} \rightarrow \text{SiH}_4 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{SiF}_4$;
- в) $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$.

ЗАНЯТИЕ 15

Тема: МЕТАЛЛЫ. ХИМИЯ S-ЭЛЕМЕНТОВ I И II ГРУППЫ.
D-ЭЛЕМЕНТЫ VII И VIII ГРУППЫ.

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.
2. Решение ситуационных задач по теме занятия.
3. Лабораторная работа.

Форма контроля: собеседование по ситуационным задачам.

Контрольные вопросы

1. Общая характеристика s-элементов. Элементы IA и IIA группы, электронное строение, металлические свойства, реакции с окислителями иводой. 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. Кисотно-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 VIIIБ группы. Семейства. Электронные конфигурации атомов. Степени окисления.
7. Кисотно-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).

Пр.1,2: получить в двух пробирках Mn(OH)_2 обменной реакцией. Пр.1 встряхнуть, в пр.2 добавить 2-3к. бромной воды. В обеих пробирках наблюдать изменение цвета осадка.

Пр.3: 1к. MnSO_4 + 5-6к. HNO_3 + 1мкш. NaBiO_3 . Наблюдать появление розовой (малиновой) окраски – качественная реакция на соли марганца (II). Составить уравнения реакций, протекающих в пробирках 1-3. Уравнять ионно-электронным методом.

Опыт 2. ОВ двойственность соединений марганца (IV).

Пр.1: 1мкрш. MnO_2 + 5-6к. конц. HCl , нагреть. Доказать выделение Cl_2 с помощью влажной йодкрахмальной бумажки.

Демонстрация: в тигель внести 1 гранулу KOH и 2-3мкш. KClO_3 , нагревать до расплавления, затем внести 0,5мкш. MnO_2 . Наблюдать образование расплава зеленого цвета. Тигель охладить, содержимое растворить в 2-3 мл воды и сохранить для опыта 3. Составить уравнения реакций, установить в обоих случаях функцию MnO_2 .

Опыт 3. ОВ двойственность манганатов.

Пр.1: 5-6к. р-ра K_2MnO_4 (из предыдущего оп.) + п/к бромную воду до изменения окраски с зеленой на розовую.

Пр.2: 5-6к. р-ра K_2MnO_4 + 1мкш. Na_2SO_3 . Наблюдать изменение окраски и выделение осадка. Составить уравнения реакций, протекающих в пр.1 и 2. Определить функцию манганата в том и другом случае.

Пр.3: 5-6к. р-ра K_2MnO_4 + 3-4к. H_2SO_4 . Наблюдать изменение окраски и выпадение осадка, составить уравнение протекающей реакции. К какому типу ОВР она относится?

Опыт 4. Влияние реакции среды (pH) на окислительные свойства перманганата калия.

Пр. 1: 2-3 к. р-ра KMnO_4 + 3-4 к. H_2SO_4 + 1 мкрш. Na_2SO_3

Пр. 2: 2-3 к. р-ра KMnO_4 + 3-4 к. H_2O + 1 мкрш. Na_2SO_3

Пр. 3: 2-3 к. р-ра KMnO_4 + 5-6 к. KOH + 1 мкрш. Na_2SO_3

Наблюдать во всех пробирках изменение окраски раствора и выпадение (пр.2) осадка. Составить уравнения ОВР. Сделать вывод об устойчивости соединений марганца в зависимости от характера среды.

Опыт 5. Окисление солей железа (II) в кислой среде.

- а) $\text{Mn} \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4$
 б) $\text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{HMnO}_4$
 в) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{Mn(OH)}_2 \rightarrow \text{MnO}_2$
7. В какой группе присутствуют ионы: ортоферрит, манганат и метаманганит?
- а) FeO^{2-} , MnO^{2-} , MnO^{2-} б) FeO^{2-} , MnO^{2-} , MnO^{2-}
 в) FeO^{2-} , MnO^{2-} , MnO^{2-} г) FeO^{3-} , MnO^{2-} , MnO^{2-}
8. Восстановите исходные вещества по продуктам реакции:
 $\dots \rightarrow \text{KCl} + \text{Na}_2\text{FeO}_4 + \text{CO}_2$
 а) $\text{KFeO}_2 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 б) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{KClO} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
 в) $\text{FeCl}_3 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
 г) $\text{FeCl}_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
9. Осуществите реакции:
 а) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{KFeO}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$
 б) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{KFeO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4$
10. Закончите уравнения. Какого типа эти реакции? Одинакова ли функция FeCl_3 ?
 а) $\text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ б) $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
11. Какая соль – FeSO_4 или $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – гидролизována в большей степени и почему? Сопоставьте величину pH в этих растворах.
13. Сплавили оксид железа (III) с хлоратом калия в щелочной среде. Полученный продукт красного цвета обработали раствором бромида калия в кислой среде. Продукт реакции – соединение железа – восстановили аммиаком, причем выделился свободный азот. Полученное соединение железа даёт с гексацианоферратом (III) калия синее окрашивание. Составьте уравнения реакций, уравнийте их методом полуреакций.

ЗАНЯТИЕ 16

Тема: D - ЭЛЕМЕНТЫ VI, II И I ГРУПП

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.
2. Решение ситуационных задач по теме занятия.
3. Лабораторная работа.
4. Тестирование по темам «S-элементы» и «D-элементы».

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.

Пр. 1: Получить гидроксид хрома (III) и доказать его амфотерные свойства. Составить необходимые уравнения реакций.

Пр. 2: Получить обменной реакцией гидроксид меди (II); доказать его амфотерность.

Пр. 3,4: Получить обменными реакциями гидроксиды цинка и кадмия; доказать соответствующими реакциями, что $Zn(OH)_2$ амфотерен, а $Cd(OH)_2$ обладает основными свойствами. Составить необходимые уравнения реакций.

Опыт 2. Гидролиз солей хрома (III).

Пр. 1: Определить реакцию среды в растворе $Cr_2(SO_4)_3$ с помощью лакмуса и универсальной индикаторной бумаги. Составить уравнения гидролиза солей в молекулярной и ионной форме.

Пр. 2,3: Провести реакцию гидролиза соли хрома (III) в присутствии карбоната натрия (пр.2) и сульфида натрия (пр. 3). Наблюдать образование осадка. Составить уравнения протекающих реакций полного гидролиза соли хрома. Почему в присутствии Na_2CO_3 и Na_2S гидролиз идет до конца?

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

Пр. 1: 3-4 к. р-ра соли хрома (III) + п/к р-р KOH до растворения осадка $Cr(OH)_3$ + 5-6 к. H_2O_2 . Нагреть, наблюдать образование желтой окраски. Составить уравнение реакции окисления гексагидроксохромата(III) натрия пероксидом водорода до хромата калия.

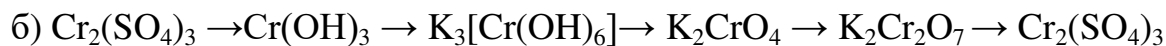
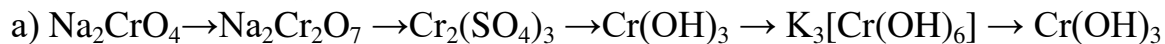
Пр. 3: В тщательно вымытую пробирку прилить 5-6 к. р-ра AgNO_3 + п/к р-р аммиака до растворения осадка AgOH + 6-8 к. р-ра глюкозы, осторожно нагреть. Наблюдать образование на стенках блестящего налета серебра. Составить уравнение окисления глюкозы $\text{C}_5\text{H}_6(\text{OH})_5\text{CHO}$ аммиачным раствором гидроксида серебра $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ до глюконовой кислоты $\text{C}_5\text{H}_6(\text{OH})_5\text{COOH}$.

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

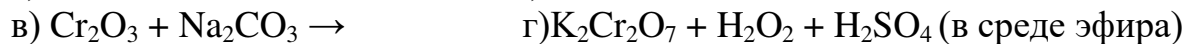
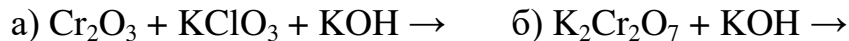
Пр. 2-3: по 1-2 к. р-ра AgNO_3 + 1 к. р-ра NaCl = осадок. Проверить растворимость осадков в HNO_3 и NH_4OH . В каком случае осадок растворяется? Составить уравнения протекающих реакций.

Пр. 4: 3-4 к. р-ра CuSO_4 + п/к р-р NH_4OH до растворения образовавшегося осадка и изменения цвета раствора. Составить уравнения протекающих реакций.

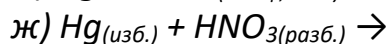
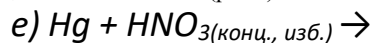
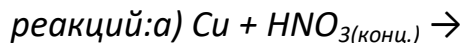
7. Выразите в виде уравнений следующие схемы:



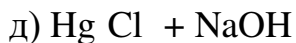
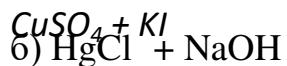
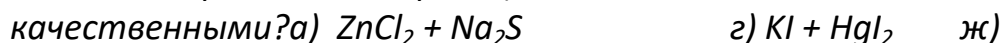
8. Закончите уравнения нижеприведенных реакций. Выберите ОВР, уравнивайте их электронно-ионным методом:



9. Закончите уравнения



10. Какие из перечисленных реакций не являются



Основная литература

1. *Общая и неорганическая химия: [Электронный ресурс]: учебник / А.В. Бабков, Т.И. Барабанова, В.А. Попков – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2014. – 384 с. – Режим доступа: <http://www.studmedlib.ru/book/ISBN9785970429235.html>*
2. *Неорганическая химия: [Электронный ресурс]: учеб. пособие / Е.И. Василевская, О.И. Сечко, Т.Л. Шевцова – Минск: РИПО, 2015. – 248 с. – Режим доступа: <http://www.studmedlib.ru/book/ISBN9789855034880.html>*
3. *Общая химия: учеб. пособие / Н.Л. Глинка – М., Кнорус, 2013. – 746 с.*
4. *Слесарев, В.И. Химия. Основы химии живого: учебник для ВУЗов / В.И. Слесарев – С.-Пб., Химиздат, 2001 г., 2005 г., 2007 г.*

Дополнительная литература

1. *Общая химия: [Электронный ресурс] / В.А. Попков, С.А. Пузаков. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2010. – 976 с. – Режим доступа: <http://www.studmedlib.ru/book/ISBN9785970415702.html>*
2. *Вопросы и задачи по общей химии [Электронный ресурс] / Суворов А.В., Никольский А.Б. -СПб.: ХИМИЗДАТ, 2002. – 304 с. – Режим доступа: <http://www.studmedlib.ru/book/ISBN5938080258.html>*
3. *Общая химия: учеб. пособие для студентов вузов / А.В. Суворов, А.Б. Никольский - С.-Пб., Химия, 1995 г. – 623 с.*
4. *Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: учебник для мед. спец. вузов / Ю.А. Ершов и др.; под ред. Ершова. М.: Высшая школа, 1993. – 559 с.*

Список сокращений

пр. – пробирка

к. – капля

п/к – по каплям

мкрш – микрошпатель

ЗДМ – закон действующих масс

ОВ – окислительно-восстановительные (свойства)

ОВР – окислительно-восстановительные реакции

СО – степень окисления

КЧ – координационное число

ОЭО – относительная электроотрицательность

