

**Приложение 1 к РПД**  
**Общая и неорганическая химия**  
**44.03.05 Педагогическое образование**  
**(с двумя профилями подготовки)**  
**Направленность (профили)**  
**Биология. Химия**  
**Форма обучения – очная**  
**Год набора – 2021**

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ  
ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)**

1.	Кафедра	Естественных наук
2.	Направление подготовки	44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)
3.	Направленность (профили)	Биология. Химия
4.	Дисциплина (модуль)	К.М.03.01 Общая и неорганическая химия
5.	Форма обучения	очная
6.	Год набора	2021

**I. Методические рекомендации по организации работы студентов во время проведения лекционных и практических занятий**

Приступая к изучению дисциплины, студенту необходимо внимательно ознакомиться с тематическим планом занятий, списком рекомендованной литературы. Следует уяснить последовательность выполнения индивидуальных учебных заданий. Самостоятельная работа студента предполагает работу с научной и учебной литературой, умение создавать тексты и электронные презентации, производить лабораторные опыты, работать с таблицами и графиками. Уровень и глубина усвоения дисциплины зависят от активной и систематической работы на лекциях, изучения рекомендованной литературы, выполнения текущих и контрольных письменных заданий.

При изучении дисциплины студенты выполняют следующие задания:

- изучают рекомендованную научно-практическую и учебную литературу;
- выполняют задания, предусмотренные для самостоятельной работы.

Основными видами аудиторной работы студентов являются лекции, лабораторные работы и практические занятия.

В ходе лекций преподаватель излагает и разъясняет основные, наиболее сложные понятия темы, а также связанные с ней теоретические и практические проблемы, дает рекомендации для самостоятельной работы.

На лабораторных работах выполняются специально подобранные задания, связанные с изучением свойств химических соединений.

Практические занятия завершают изучение наиболее важных тем учебной дисциплины. Они служат для закрепления изученного материала, развития умений и навыков решения задач и упражнений, а также для контроля преподавателем степени подготовленности студентов по изучаемой дисциплине.

## II. Планы практических занятий

### Модуль 1 «Общая химия»

#### Практическое занятие №1 (2ч.)

#### Тема: Основные химические законы. Химические расчеты.

##### План:

2. Основные химические понятия: атом, молекула, химический элемент, простые и сложные вещества, химическая реакция.
3. Относительная атомная и молекулярная массы. Закон сохранения материи и энергии.
4. Закон Авогадро и его следствия.
5. Стехиометрические законы. 6. Законы идеальных газов.
6. Периодическая закон и периодическая система элементов.
7. Расчёты по формулам химических соединений.
8. Расчёты по формулам химических соединений.

##### Вопросы для обсуждения:

2. Относительные атомные и молекулярные массы. Молярная масса вещества.
3. Формулы определения количества вещества по известным данным о массе веществ, объёмах газов при нормальных и нестандартных условиях, а также количестве структурных единиц вещества.
4. Массовая доля элемента в соединениях.
5. Уравнения химических реакций как отражение закона сохранения массы вещества.
6. Вычисления, связанные с переходом от количества вещества к его массе и объёму газообразных соединений и обратно.
7. Вычисления по уравнениям химических реакций, если один из реагентов содержит примеси.
8. Вычисления по уравнениям последовательных реакций, параллельных реакций
9. Вычисления количественного состава газовых смесей, если в них протекают химические реакции.
10. Вычисления с учетом практического выхода продукта.
11. Вычисления количественного состава смеси веществ по известным количественным данным о продуктах реакций.

##### Задания для самостоятельной работы:

Задачи на определение молекулярных масс веществ в газовом состоянии, на молярный объем, закон Авогадро:

- 1) Плотность газа по воздуху 3,5. Найти массу молекулы газа.
- 2) Определить массу атома и молекулы гелия.
- 3) Масса 1 л газа (н.у.) равна 1,43г. Чему равна молярная масса этого газа?

Задачи на газовые законы:

- 4) Давление воздуха в автомобильной шине 0,3 МПа при 15°C. Как изменится давление, если шина нагреется до 50°C?
- 5) Под каким давлением в сосуд вместимостью  $5 \cdot 10^{-3}$  м<sup>3</sup> можно при температуре 27°C собрать CO<sub>2</sub> массой 0,022 кг?

Задачи на вывод химических формул:

- 6) Вывести простейшую формулу фторида алюминия – калия, если в нем содержится 27,46%К, 19,02%Al, 53,52 %F.
- 7) Из 0,462г пирита получено 1,77г сульфата бария. Определите содержание серы в пирите и его формулу.

Расчеты по химическим формулам уравнениям с использованием понятий: моль, переход от количества вещества к массе и обратно, объемная и мольная доли:

- 8) Вычислить процентное содержание фторапатита  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$  и примесей в хибинской руде, если в ней 30% оксида фосфора (V)
- 9) При пропускании сернистого газа через раствор едкого калия образовалось по 0,1 моль средней и кислой соли. Какой объем газа был пропущен через раствор?  
Расчеты эквивалента, на основе закона эквивалентных отношений:
10. Вычислите молярную массу эквивалентов  $\text{H}_3\text{PO}_4$  при реакциях обмена, в результате которых образуются: а)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ; б)  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ; в)  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$
11. Один из металлов группы II А Периодической системы элементов массой 2,25 г при взаимодействии с соляной кислотой вытесняет 6,01 л водорода при 20°C и  $1,013 \cdot 10^5$  Па. Назовите металл.
12. Гидрид металла содержит 4,76% водорода. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла и назовите металл.

*Литература:*

1. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для вузов / Глинка Н. Л. ; под ред. В. А. Попкова, А.В. Бабкова. - 18-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2011. - С. 18-54.
2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под. ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – Изд. испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2011.- С. 8-22.
3. Сагайдачная, В.В. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для студ. нехим. спец. вузов / авт.-сост. В.В.Сагайдачная; М-во образования и науки РФ, Мурман.гос.гуманит.ун-т. – Мурманск: МГГУ, 2011. – С.5-25.

Практические занятия №2 (2 ч.)

**Тема: Строение атома. Химическая связь.**

*План:*

1. Электронная конфигурация элемента.
2. Конфигурации атомов в возбужденном состоянии.
3. Валентные возможности атомов одного и того же элемента. Электроотрицательность атомов.
4. Квантовые числа.
5. Виды химической связи. Характеристики связи.
6. Кристаллические решетки.

*Вопросы для обсуждения:*

1. Дайте характеристику квантовых чисел состояния электрона.
2. Опишите формулу орбитали с квантовыми числами:  $n=3$ ;  $l=0$ ;  $m=0$ . Могут ли быть орбитали другой формы при данном  $n$ ?
3. Как происходит  $sp$ -,  $sp^2$ -,  $sp^3$  – гибридизация? Приведите примеры.
4. Что такое «сигма» и «пи» - связь? Как они возникают?
5. Какая из конфигураций электронных оболочек возможна:  $2s^2$ ,  $2p^5$ ,  $3f^8$ ,  $2d^3$ ,  $3d^{11}$ ,  $2p^8$ ?
6. Какие типы кристаллических решеток вам известны?
7. Какие факторы влияют на прочность химической связи?
8. Какое влияние оказывают водородные связи на температуру кипения жидкостей?

*Задания для самостоятельной работы:*

Какие орбитали атома заполняются электронами раньше:  $4d$  или  $5s$ ;  $6s$  или  $5p$ ? Почему? Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 43. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 15 и 41. Сколько свободных  $d$ -орбиталей у атомов последнего элемента?

Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 27. Чему равен максимальный спин р-электронов у атомов первого и d-электронов у атомов второго элемента?

Сколько и какие значения может принимать магнитное квантовое число  $m_l$  при орбитальном числе  $l = 0, 1, 2$  и  $3$ ? Какие элементы в периодической системе называют s-, p-, d- и f-элементами? Приведите примеры.

Распределите электроны атома серы по квантовым ячейкам. Сколько неспаренных электронов имеют ее атомы в нормальном и возбужденном состояниях? Чему равна валентность серы, обусловленная неспаренными электронами?

Что называют электрическим моментом диполя? Какая из молекул HCl, HBr, HI имеет наибольший момент диполя? Почему?

Какую химическую связь называют металлической? Каков механизм ее образования, ответ поясните на конкретном примере.

Какую химическую связь называют водородной? Между молекулами каких веществ она образуется? Почему H<sub>2</sub>O и HF, имея меньшую молекулярную массу, плавятся и кипят при более высоких температурах, чем их аналоги?

Какие электроны атома бора участвуют в образовании ковалентных связей? Как метод валентных связей (ВС) объясняет симметричную треугольную форму молекулы BF<sub>3</sub>?

Какие кристаллические структуры называют ионными, атомными, молекулярными и металлическими? Кристаллы каких веществ: алмаз, хлорид натрия, диоксид углерода, цинк – имеют указанные структуры?

#### *Литература:*

1. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для вузов / Глинка Н. Л. ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. - 18-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2011-10. - С. 57-154.
2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под. ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – Изд. испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2011. – С. 37-63.
3. Сагайдачная, В.В. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для студ. нехим. спец. вузов / авт.-сост. В.В.Сагайдачная; М-во образования и науки РФ, Мурман.гос.гуманит.ун-т. – Мурманск: МГГУ, 2011. – С. 54-62.

#### Практическое занятие № 3 (2 ч.)

#### **Тема: Основы химической термодинамики.**

#### *План:*

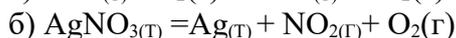
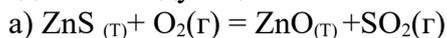
1. Основные понятия химической термодинамики.
2. Закон Гесса и его следствия.
3. Критерии самопроизвольного протекания процессов.
4. Термодинамика процессов растворения газов, жидкостей и кристаллических веществ в воде.
5. Решение расчетных задач.

#### *Вопросы для коллективного обсуждения:*

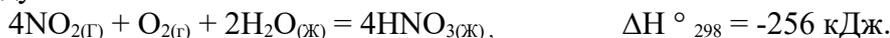
1. Чему равен тепловой эффект химической реакции?
2. Какие уравнения реакций называют термохимическими?
3. Что называют стандартной энтальпией образования вещества?
4. Сформулируйте закон Гесса. Сформулируйте следствия из закона Гесса.
5. Каким соотношением связаны энтальпия, энтропия и энергия Гиббса?
6. При каких условиях химические реакции протекают самопроизвольно?

#### *Расчетные задачи:*

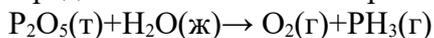
1. На основании справочных данных рассчитайте стандартные изменения энтальпии в каждой из следующих химических реакций (предварительно подберите коэффициенты):



2. По термохимическому уравнению рассчитайте стандартную энтальпию образования продуктов:



3. Определите возможность протекания реакции при стандартных условиях.



#### *Литература:*

1. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для вузов / Глинка Н. Л. ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. - 18-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2011-10. - С. 166-204.
2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под. ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – Изд. испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2011. – С. 66-94.
3. Сагайдачная, В.В. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для студ. нехим. спец. вузов / авт.-сост. В.В.Сагайдачная; М-во образования и науки РФ, Мурман.гос.гуманит.ун-т. – Мурманск: МГГУ, 2011. – С. 63-71.

#### Практическое занятие № 4(2 ч.)

#### **Тема: Кинетика химических реакций.**

#### *План:*

1. Основные понятия химической кинетики.
2. Скорость химической реакции. Константа скорости реакции.
3. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.
4. Решение расчетных задач.

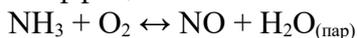
#### *Вопросы для коллективного обсуждения:*

1. Что такое скорость химической реакции и от каких факторов она зависит?
2. Что называют константой скорости реакции и каков физический смысл этой величины? Какие факторы влияют на нее?
3. Какова зависимость скорости реакции от температуры?
4. Что называется температурным коэффициентом скорости реакции? Какие значения он может иметь?
5. Что называют константой химического равновесия? От каких факторов она зависит? Какие факторы влияют на состояние химического равновесия? Сформулируйте принцип Ле-Шателье.

#### *Расчетные задачи:*

1. Как изменится скорость реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$ , протекающей в закрытом сосуде, если давление увеличить в 4 раза?
2. Как возрастет скорость реакции при повышении температуры от 50 до 100 °С, если температурный коэффициент равен 2?
3. В какую сторону сместится химическое равновесие при изменении температуры и давления в следующих случаях:
  - а)  $2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2, \quad \Delta H^{\circ} > 0$
  - б)  $\text{O}_2 + 2\text{CO} \leftrightarrow 2\text{CO}_2, \quad \Delta H^{\circ} < 0$
4. Как влияет на равновесие систем повышение давления? температуры?
  - а)  $2\text{SO}_3 \leftrightarrow 2\text{SO}_2 + \text{O}_2, \quad \Delta H^{\circ} > 0$
  - б)  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}, \quad \Delta H^{\circ} > 0$

5. Напишите выражение константы равновесия системы, предварительно расставив коэффициенты:



Каким образом можно сместить равновесие этой системы вправо?

*Литература:*

1. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для вузов / Глинка Н. Л. ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. - 18-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2011-10. - С. **166-204**.
2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под. ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – Изд. испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2011. – С. **66-94**.
3. Сагайдачная, В.В. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для студ. нехим. спец. вузов / авт.-сост. В.В.Сагайдачная; М-во образования и науки РФ, Мурман.гос.гуманит.ун-т. – Мурманск: МГГУ, 2011. – С. **73-90**.

Практическое занятие №5-6 (4 ч.)

**Тема: Количественный состав растворов.**

*План:*

1. Способы выражения состава раствора: массовая доля растворенного вещества; молярная доля растворенного вещества и растворителя; молярная концентрация растворенного вещества (молярность); молярная концентрация эквивалентов вещества (нормальность); объемная доля в газовых растворах
2. Растворимость веществ.

*Вопросы для обсуждения:*

1. Типы растворов, их компоненты.
2. Гидраты и сольваты (кристаллогидраты).
3. Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе: массовая доля, молярная доля, молярная концентрация, объем и плотность растворов (расчетные формулы);
4. Определение растворимости вещества.
5. Зависимость растворимости газа от давления.

*Расчетные задачи:*

1. Сколько граммов соли и воды содержится в 800г раствора 12%  $\text{NaNO}_3$ ?
2. Сколько граммов  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  следует растворить в 250г воды для получения раствора, содержащего 5% безводной соли?
3. Сколько граммов 10%-ого раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  потребуется для обменного взаимодействия с 100 мл 13,7%-го раствора  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (плотность=1,145г/см<sup>3</sup>)?
4. Сколько миллилитров 96%-ной серной кислоты необходимо взять для приготовления 2 л 0,5 М раствора?
5. Вычислите растворимость  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  в воде при 20 °С, если в 545 г раствора нитрата бария при этой температуре содержится 45 г соли.
6. Вычислите массовую долю  $\text{K}_2\text{SO}_4$  и его коэффициент растворимости, если при 0 °С 50 г раствора содержат 3,44 г сульфата калия.

*Литература:*

1. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для вузов / Глинка Н. Л. ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. - 18-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2011-10. - С.**205-230**.

2. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под. ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – Изд. испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2011. – С.95-110.
3. Князев, Д. А. Неорганическая химия: учебник для бакалавров [Текст] / Д. А. Князев, С.Н. Смарыгин - 4-е изд. - М. : Юрайт, 2012. – 591с.
4. Сагайдачная, В.В. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для студ. нехим. спец. вузов / авт.-сост. В.В.Сагайдачная; М-во образования и науки РФ, Мурман.гос.гуманит.ун-т. – Мурманск: МГГУ, 2011. – С.45-48.

Практическое занятие №7 (2 ч.)  
**Тема: Растворы электролитов.**

*План:*

1. Теория электролитической диссоциации
2. Теории слабых и сильных электролитов.
3. Электропроводность растворов электролитов.
4. Роль электролитов в жизнедеятельности организма.

*Вопросы для обсуждения:*

1. Сильные и слабые электролиты, уравнения диссоциации электролитов.
2. Степень электролитической диссоциации, константа диссоциации, взаимосвязь между ними и факторы, от которых они зависят.
3. Расчет концентрации иона в растворе сильного электролита и в растворе слабого электролита.
4. Влияние общего (одноименного) иона и противоиона на равновесие и степень диссоциации растворов слабых электролитов.
5. Особенности растворов сильных электролитов.
6. Ионная сила раствора, активность иона, коэффициент активности иона.
7. Физико-химические основы водно-электролитного баланса в организме.

*Задания для самостоятельной работы:*

- Сколько граммов железного купороса потребуется для приготовления 250 мл 10 масс.% раствора сульфата железа (II)? Плотность этого раствора равна  $\rho = 1,10$  г/см<sup>3</sup>.
- К 300 мл 16 масс.% раствора хлорида калия ( $\rho = 1,10$  г/см<sup>3</sup>) добавили 17,2 г кристаллического KCl. Рассчитайте массовую долю хлорида калия в полученном растворе.
- Напишите уравнения диссоциации следующих электролитов FeCl<sub>3</sub>, Zn(OH)Cl, KAl(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>, NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, в разбавленном растворе. В каком случае процесс протекает обратимо? Диссоциация каких веществ протекает ступенчато?
- Взаимодействие между какими из ниже приведенных веществ протекает необратимо? Напишите уравнения химических реакций.  
 $Al_2(SO_4)_3 + Na_2CO_3 + H_2O$  ?  
 $Cr_2(SO_4)_3 + BaCl_2$  ?  
 $K_3PO_4 + CuSO_4$  ?  
 $MgCl_2 + Na_2SO_4$  ?  
 $Zn(NO_3)_2 + Na_2S$  ?
- Какие из ниже приведенных солей LiCl, CuCl<sub>2</sub>, BaS, Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> подвергаются гидролизу в растворах? Напишите уравнения реакций гидролиза этих солей. В каком случае гидролиз протекает ступенчато (по стадиям)?

*Литература:*

6. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для вузов / Глинка Н. Л. ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. - 18-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2011-10. - С.205-230.
7. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под. ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – Изд. испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2011. – С.111-130.
8. Князев, Д. А. Неорганическая химия: учебник для бакалавров [Текст] / Д. А. Князев, С.Н. Смарыгин - 4-е изд. - М. : Юрайт, 2012. – 591с.
9. Сагайдачная, В.В. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для студ. нехим. спец. вузов / авт.-сост. В.В.Сагайдачная; М-во образования и науки РФ, Мурман.гос.гуманит.ун-т. – Мурманск: МГТУ, 2011. – С.44-47.

#### Практическое занятие №8-9 (4 ч.)

#### Тема: Окислительно-восстановительные процессы

##### План:

1. Типы окислительно-восстановительных реакций (ОВР): межмолекулярная; внутримолекулярная; реакция диспропорционирования/
2. Роль среды в ОВР: разбор примеров ОВР и подборе коэффициентов уравнений методами электронного и электронно-ионного баланса:
3. Окислительно-восстановительный потенциал.
4. Константа равновесия, её связь со значениями окислительно-восстановительных потенциалов.
5. Влияние различных факторов на величину окислительно-восстановительного потенциала.
6. Направление реакций окисления-восстановления.
7. Электролиз как разновидность окислительно-восстановительных процессов.

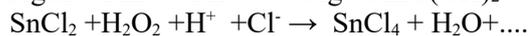
##### Вопросы для обсуждения:

1. Особенности протекания окислительно-восстановительных процессов.
2. Механизмы реакций ОВР.
3. Уравнение Нернста.
4. Влияние pH раствора на величину окислительно-восстановительного потенциала.
5. Рассчитайте константу равновесия и эдс реакции:  $Pb^{2+} + Zn \rightarrow Zn^{2+} + Pb$  при концентрациях ионов  $Zn^{2+}$  и  $Pb^{2+}$  0,01 моль/л.

$$E_{Zn^{2+}/Zn} = -0,76 \text{ В} \quad E_{Pb^{2+}/Pb} = -0,13 \text{ В}$$

##### Задания для самостоятельной работы:

1. Подберите коэффициенты в уравнениях методами электронного и электронно-ионного баланса:
  - А.  $Ag + HNO_3$ , конц.  $\rightarrow$   
 $Ag + HNO_3$ , разб.  $\rightarrow$   
 $Mg + HNO_3$ , конц.  $\rightarrow$   
 $Mg + HNO_3$  разб.  $\rightarrow$   
 $Mg + HNO_3$ , очень разб.  $\rightarrow$
  - Б.  $NaOH + S = Na_2S + Na_2SO_3$   
 $BaCrO_4 = BaO + Cr_2O_3 + O_2$   
 $Na_2SO_3 + KMnO_4 + KOH = Na_2SO_4 + K_2MnO_4 + H_2O$   
 $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 = Fe_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$
  - В.  $MnO_4^- + H^+ + NaCl \rightarrow Cl_2 + Mn^{2+} + H_2O + \dots$   
 $Cr(OH)_4^- + Br_2 + OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + Br^- + H_2O + \dots$   
 $Cr^{3+} + S_2O_8^{2-} + H_2O \rightarrow Cr_2O_7^{2-} + SO_4^{2-} + H^+ + \dots$   
 $NaOH + S \rightarrow Na_2S + Na_2SO_3 + \dots$



2. При электролизе каких растворов солей меняется реакция среды у анода; у катода?
3. В какой последовательности разряжаются ионы металлов  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$  при электролизе водных растворов? Почему?
4. Электролиз раствора  $\text{CuSO}_4$  производится с медным анодом, содержащим примеси серебра. Окисляются ли оба металла на аноде? Составьте уравнения процессов, происходящих на электродах.
5. Напишите уравнения реакций катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе следующих веществ с графитовыми электродами:
  - а)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  - раствор;
  - б)  $\text{NaOH}$  — раствор;
  - в)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — раствор;
  - г)  $\text{KNO}_3$  - расплав;

*Литература:*

- Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для вузов / Глинка Н. Л. ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. - 18-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2011-10. - С. 264-299.
- Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под. ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – Изд. испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2011. – С. 139-168.
- Сагайдачная, В.В. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для студ. нехим. спец. вузов / авт.-сост. В.В.Сагайдачная; М-во образования и науки РФ, Мурман.гос.гуманит.ун-т. – Мурманск: МГГУ, 2011. – С. 18-27.
- Князев, Д. А. Неорганическая химия: учебник для бакалавров [Текст] / Д. А. Князев, С.Н. Смарыгин - 4-е изд. - М. : Юрайт, 2012. – С.194-213.
- Мень, Е.С. Указания к контрольным и лабораторным работам по общей и неорганической химии [Текст]: учеб. метод. пособие / Е.С. Мень; М-во образования РФ, Мурман.гос.пед.ун-т – Мурманск, 2004. – 68 с.

Практическое занятие №10 (2 ч.)

**Тема: Комплексные соединения.**

*План:*

2. Понятие о комплексных соединениях. Теория Вернера.
3. Номенклатура комплексных соединений.
4. Классификация и изомерия комплексных соединений.
5. Химическая связь в комплексных соединениях.
6. Поведение комплексных соединений в растворах.
7. Комплексных соединений в биологии.

*Вопросы для обсуждения:*

- а) Механизм образования комплексных соединений.
- б) Структура комплексных соединений.
- в) Классификация комплексных соединений.
- г) Номенклатура комплексных соединений.
- д) Устойчивость комплексных соединений.
- е) Почему гидроксид двухвалентной меди растворяется в аммиаке?
- г) Приведите названия солей:  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ ,  $\text{Na}_2[\text{PdI}_4]$ ,  $\text{K}_2[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$ .
- з) Приведите примеры аквакомплексов, аммиакатов, ацидокомплексов.

*Задания для самостоятельной работы:*

- Гидроксид алюминия растворяется в NaOH с образованием комплексного иона  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ . Напишите реакцию растворения и определите заряд иона-комплексообразователя.
- Определите валентность комплексообразователей, координационные числа и заряды комплексных ионов в соединениях:  $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ ;  $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2]$ ,  $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ .
- Координационное число трехвалентного кобальта равно 6. Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений:  $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot 3\text{NaNO}_2$ ;  $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot 6\text{NH}_3$ ;  $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot \text{KNO}_2 \cdot 2\text{NH}_3$ .
- Константа нестойкости комплексного иона  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$  равна  $10^{-37}$ , а иона  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  –  $10^{-44}$ . Какой из этих ионов наиболее прочен?
- Комплексный ион  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$  является парамагнитным, изобразите его электронную структуру.

*Литература:*

1. Сагайдачная, В.В. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для студ. нехим. спец. вузов / авт.-сост. В.В.Сагайдачная; М-во образования и науки РФ, Мурман.гос.гуманит.ун-т. – Мурманск: МГГУ, 2011. – С. 45- 49.
2. Князев, Д. А. Неорганическая химия: учебник для бакалавров [Текст] / Д. А. Князев, С.Н. Смарыгин - 4-е изд. - М. : Юрайт, 2012.
3. Мень, Е.С. Указания к контрольным и лабораторным работам по общей и неорганической химии [Текст]: учеб. метод. пособие / Е.С. Мень; М-во образования РФ, Мурман.гос.пед.ун-т – Мурманск, 2004. – 68 с.

**Модуль 1 «Неорганическая химия»**

Практическое занятие № 11 (2 ч.)

**Тема: Водород и кислород. Галогены и их соединения.**

*План:*

1. Получение водорода – лабораторные и промышленные методы.
2. Физические и химические свойства водорода.
3. Пероксид водорода. Физические и химические свойства. Применение.
4. Кислород в природе. Характеристика состава воздуха. Озон.
5. Получение кислорода.
6. Химические свойства кислорода.
7. Общая характеристика галогенов.
8. Галогены в природе. Физические свойства галогенов.
9. Химические свойства галогенов.
10. Получение галогенов (лабораторные и промышленные методы).
11. Соединения галогенов с водородом, их физические и химические свойства.
12. Кислородсодержащие соединения галогенов. Физические и химические свойства.

*Вопросы для коллективного обсуждения:*

- а) Какие вещества называют аллотропными видоизменениями, аллотропные видоизменения кислорода Вам известны?
- б) Можно ли считать химической реакцией превращение одного аллотропного видоизменения в другое?
- в) В чем выражается участие кислорода и галогенов в окислительно-восстановительных реакциях?
- д) Перечислите лабораторные способы получения кислорода, водорода.

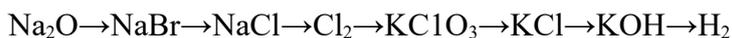
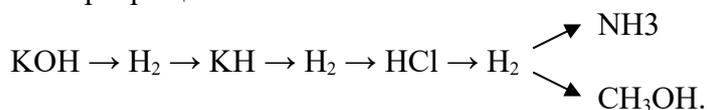
- e) Почему наблюдается резкое различие в свойствах воды и пероксида водорода?
- f) Объясните, в каких случаях пероксид водорода может проявлять окислительные и в каких восстановительные свойства.
- g) Смесь азота и кислорода имеет относительную плотность по водороду 15,5. Вычислите молярную долю кислорода в смеси.
- h) Плотность галогеноводорода по воздуху равна 4,41. Определите плотность этого газа по водороду и назовите его.

*Задания для самостоятельной работы:*

1. Даны вещества  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $Zn$ ,  $HCl$ ,  $CuO$ . Составьте уравнения пяти реакций возможного взаимодействия этих веществ друг с другом.

2. Какую роль – окислителя или восстановителя – играет  $H_2O_2$  в следующей реакции:  
 $KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$   
 Составьте уравнения методом электронного баланса.

3. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



4. Закончить уравнения реакций:



5. В соляной кислоте растворили магний, массой 6 г, и цинк, массой 6,5 г. Определите объем водорода, измеренный при н.у., который выделится при этом.

*Литература:*

1. Князев, Д. А. Неорганическая химия: учебник для бакалавров [Текст] / Д. А. Князев, С.Н. Смарыгин - 4-е изд. - М. : Юрайт, 2012. – С. 239-260.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для вузов / Глинка Н. Л. ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. - 18-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2011-10. – С.342-365.
3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под. ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – Изд. испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2011. – С.192-196.

Практическое занятие №12 (2 ч.)

**Тема: Сера и ее соединения.**

*План:*

1. Сера в природе. Получение серы.
2. Физические и химические свойства серы.
3. Сероводород, получение, физические и химические свойства, применение.
4. Сульфиды, получение, физические и химические свойства, применение.
5. Диоксид серы, получение, физические и химические свойства, применение.
6. Сернистая кислота, получение, физические и химические свойства, применение.
7. Триоксид серы, получение, физические и химические свойства, применение.
8. Серная кислота, получение, физические и химические свойства, применение.
9. Селен, теллур, получение, физические и химические свойства, применение, его соединения и их свойства.

10. Теллур, получение, физические и химические свойства, применение, его соединения и их свойства.

*Вопросы для коллективного обсуждения:*

1. Проиллюстрируйте уравнениями реакций окислительные и восстановительные свойства серы.
2. Какая справочная величина является показателем окислительной или восстановительной способности? Чему она равна для сероводорода?
3. Растворимость сероводорода в воде при 20 °С равна 2,6 мл в 100 г воды. Вычислите молярную концентрацию образующейся сероводородной кислоты.
4. Сульфиды по составу и свойствам подразделяются на четыре группы; приведите примеры трех сульфидов каждой группы. Какое практическое значение имеет эта классификация сульфидов?
5. С какой максимальной концентрацией может быть получена сернистая кислота при 20 °С? Охарактеризуйте с помощью справочных данных окислительные и восстановительные свойства этого соединения.
6. Объясните, почему при растворении серной кислоты в воде идет сильный разогрев раствора? Объясните, чем отличаются окислительные свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты.
7. Напишите уравнения гидролиза сульфида натрия, сульфита натрия, сульфата цинка и сульфида алюминия.
8. Какой объем оксида серы (IV) может быть получен при действии серной кислоты на 90 г сульфита натрия, содержащего 30% примесей, если выход оксида серы (IV) равен 80% от теоретического?

*Задания для самостоятельной работы:*

1. К оксиду серы (IV), массой 3,2 г, добавили кислород, массой 2,4 г. Вычислите объемную долю оксида серы в полученной газовой смеси.
2. Газовая смесь состоит из кислорода (2,24 л) и оксида серы (IV) (3,36 л). Объемы газов приведены к н.у. Рассчитайте массу смеси.
3. Какой объем оксида серы (IV) может быть получен при действии 200 г 5% серной кислоты на 12,6 г сульфита натрия?
4. Сколько граммов серной кислоты нужно для приготовления 200 мл 0,1 М раствора?
5. Какая масса 90% раствора серной кислоты потребуется для приготовления 300 г 20% раствора ее?
6. Смешано 20 г 5% раствора и 70 г 3% раствора серной кислоты. Какова процентная концентрация полученного раствора?
7. К 2 г 20% раствора серной кислоты добавили 500 г воды и 50 г моногидрата. Какова концентрация полученного раствора?
8. Имеется 300 мл 2 М серной кислоты. Какой объем 0,1 М серной кислоты можно из нее приготовить?

*Литература:*

1. Князев, Д. А. Неорганическая химия: учебник для бакалавров [Текст] / Д. А. Князев, С.Н. Смарыгин - 4-е изд. - М. : Юрайт, 2012. – С. 453-491.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для вузов / Глинка Н. Л. ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. - 18-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2011-10. – С.380-397.
3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под. ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – Изд. испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2011. – С.197-199.

Практическое занятие №13 (2 ч.)  
Тема: Азот, фосфор и их соединения.

План:

1. Азот в природе.
2. Получение и свойства азота.
3. Аммиак. Соли аммония. Получение аммиака.
4. Оксиды азота, химические свойства.
5. Азотистая кислота, химические свойства.
6. Азотная кислота, химические свойства.
7. Фосфор в природе.
8. Получение и свойства фосфора.
9. Соединения фосфора с водородом и галогенами.
10. Оксиды и кислоты фосфора.

Вопросы для коллективного обсуждения:

1. Какие опытные данные свидетельствуют о химической инертности азота, как объясняется в теоретической химии инертность азота?
2. Газообразный аммиак обесцвечивает подкисленный раствор перманганата калия; напишите уравнение соответствующей реакции.
3. Какие оксиды азота могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства?
4. Объясните, почему азотистая кислота и ее соли обладают окислительно-восстановительной двойственностью?
5. Напишите уравнения всех возможных реакций нитрита калия с хлоратом калия и укажите среди них наиболее вероятную.
6. Напишите уравнения всех возможных реакций разбавленной азотной кислоты с цинком и укажите термодинамически наиболее вероятную реакцию.
7. Какие соединения азота могут вести себя в химических реакциях как восстановители? Окислители?
8. Какие соединения фосфора могут вести себя в химических реакциях как восстановители? Окислители?
9. Вычислите объем азота (н.у.), который может прореагировать с магнием, массой 3 г.
10. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
$$\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2.$$

Задания для самостоятельной работы:

1. Допишите схемы реакций и составьте уравнения по методу электронного баланса
  - а)  $\text{C} + \text{HNO}_3$  (конц.)  $\rightarrow \text{CO}_2 + \dots$
  - б)  $\text{Ag} + \text{HNO}_3$  (разб.)  $\rightarrow \dots$
  - в)  $\text{Fe} + \text{HNO}_3$  (разб.)  $\rightarrow \dots$
2. Определите массовую долю оксида фосфора (V) в осадке  $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
3. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
$$\text{NaN} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{CaH}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{Ca}_3\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3$$
4. В суперфосфате массовая доля оксида фосфора (V) составляет 25%. Рассчитайте массовую долю  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  в этом удобрении.
5. Рассчитайте массу аммиака, который потребуется для получения азотной кислоты, массой 3,15 т. Производственные потери веществ составляют 15%.

6. Ортофосфорную кислоту для химических целей получают взаимодействием красного фосфора с концентрированной азотной кислотой. Напишите уравнение этой реакции.

*Литература:*

1. Князев, Д. А. Неорганическая химия: учебник для бакалавров [Текст] / Д. А. Князев, С.Н. Смарыгин - 4-е изд. - М. : Юрайт, 2012. – С. **381-452**.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для вузов / Глинка Н. Л. ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. - 18-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2011-10. – С.**398-430**.
3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под. ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – Изд. испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2011. – С.**200-205**.

Практическое занятие №14 (2 ч.)

**Тема: IV группа элементов.**

*План:*

2. Углерод в природе. Аллотропные модификации углерода.
3. Химические свойства углерода. Карбиды.
4. Диоксид углерода, угольная кислота, их получение и химические свойства.
5. Оксид углерода (II). Соединения углерода с серой и азотом.
6. Кремний в природе. Получение кремния.
7. Свойства кремния.
8. Соединения кремния с водородом и галогенами.
9. Диоксид кремния, его химические свойства. Кремниевые кислоты и их соли.

*Вопросы для коллективного обсуждения:*

- a) Растворимость углекислого газа в воде при 20 °С равна 87,2 мл на 100 г воды. Чему равна молярная концентрация этого раствора?
- b) Объясните, почему реакция  $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{Na}_2\text{SiO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2(\text{к})$  в растворах протекает в прямом направлении, а в расплавах – в обратном?
- c) Раствор силиката натрия используется в качестве клея. Почему при хранении в негерметичной емкости этот раствор становится мутным и теряет клеящие свойства?
- d) Покажите уравнениями реакций амфотерные свойства гидроксидов олова  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  и  $\text{Sn}(\text{OH})_4$ .

*Задания для самостоятельной работы:*

1. Покажите уравнениями реакций восстановительные свойства  $\text{SnCl}_2$  и окислительные свойства  $\text{PbO}_2$ .
2. Вычислите массовую долю углерода в карбонате натрия и гидрокарбонате натрия.
3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
 $\text{Si} \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3$ .
4. Смесь кремния и угля массой 5 г обработали концентрированным раствором щелочи при нагревании (щелочь в избытке). В результате реакции выделился водород объемом 2,8 л (н.у.). Вычислите массовую долю углерода в этой смеси.

*Литература:*

- Князев, Д. А. Неорганическая химия: учебник для бакалавров [Текст] / Д. А. Князев, С.Н. Смарыгин - 4-е изд. - М. : Юрайт, 2012. – С. **332-337**.

- Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для вузов / Глинка Н. Л. ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. - 18-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2011-10. – С.432-450.
- Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под. ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – Изд. испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2011. – С.205-206.

Практическое занятие №15 (2 ч.)

**Тема: Свойства металлов.**

*План:*

1. Электронное строение металлов. Кристаллическое строение металлов.
2. Физические и химические свойства металлов.
3. Получение металлов. Сплавы.
4. Характеристика металлов главных подгрупп.
5. Алюминий, нахождение в природе, получение.
6. Физические и химические свойства алюминия и хрома, применение.

*Вопросы для коллективного обсуждения:*

1. Напишите электронную формулу натрия, кальция, алюминия.
2. Напишите уравнения реакции, характеризующих химические свойства щелочных металлов.
3. Охарактеризуйте химические свойства магния, кальция.
4. Какие соединения называются амфотерными? Как доказать их амфотерность?
5. Охарактеризуйте химические свойства алюминия, свинца, олова.
6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
 $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}$   
 $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}$
7. Сколько цинка и серной кислоты можно получить из 1 т цинковой обманки, содержащей 85% сульфида цинка?
8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
 $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{Mg(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4$ .
9. Жесткость воды обусловлена  $\text{Ca(HCO}_3)_2$ . Рассчитайте массовую долю этого вещества в воде, если для устранения жесткости в воду, массой 5 кг, потребовалось внести гашеную известь массой 1,48 г.
10. Рассчитайте массу осадка, который образуется, если к раствору, содержащему сульфат алюминия, массой 17,1 г, прилить избыток водного раствора аммиака.

*Задания для самостоятельной работы:*

1. Напишите уравнения реакций, протекающих при электролизе водного раствора и расплава бромида калия. Какие вещества можно получить при этом?
2. Допишите схемы тех реакций, которые протекают практически до конца:
  - а)  $\text{Li} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - б)  $\text{NaOH (изб.)} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
  - в)  $\text{Na}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow$
  - г)  $\text{NaOH} + \text{BaCl}_2 \rightarrow$
  - д)  $\text{LiOH} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
3. С помощью каких реакций можно осуществить следующие превращения:  
 $\text{KCl} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{KHS} \rightarrow \text{K}_2\text{S} \rightarrow \text{KNO}_3$ .  
 Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
4. Натрий получают электролизом расплава хлорида натрия, а для получения чистого железа используют электролиз водного раствора сульфата железа (II). Напишите

- уравнения реакций, протекающих при этих процессах.
5. При взаимодействии щелочного металла, массой 4,6 г, с йодом образуется иодид, массой 30 г. Какой щелочной металл был взят для реакции?
  6. Вычислите массу технического алюминия (массовая доля алюминия 98,4%), который потребуется для алюмотермического получения ванадия, массой 45,9 кг, из оксида ванадия (V)  $V_2O_5$ .
  7. Предложите способ получения смеси новых веществ, используя только воду и карбонат кальция. Напишите уравнения соответствующих реакций.
  8. Какие вещества могут реагировать с металлическим магнием:  
1) разб.  $H_2SO_4$ ; 2) конц.  $HNO_3$ ; 3)  $NaOH$ ; 4)  $AlCl_3$ ; 5)  $CuCl_2$ ?  
Напишите уравнения соответствующих реакций.

*Литература:*

1. Князев, Д. А. Неорганическая химия: учебник для бакалавров [Текст] / Д. А. Князев, С.Н. Смарыгин - 4-е изд. - М. : Юрайт, 2012. – С. 261-331.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для вузов / Глинка Н. Л. ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. - 18-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2011-10. – С.530-638.
3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под. ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – Изд. испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2011. – С.215-220.

Практическое занятие №16 (2 ч.)

**Тема: Химия d-, f-элементов.**

*План:*

1. Электронное строение металлов побочных подгрупп.
2. Физические и химические свойства хрома и его соединений.
3. Железо, нахождение в природе, получение, физические и химические свойства, применение.
4. Кобальт, никель и их соединения.
5. Платиновые металлы.
6. Медь, серебро, золото и их соединения.
7. Цинк, кадмий, ртуть и их соединения.

*Вопросы для коллективного обсуждения:*

1. Напишите электронную формулу алюминия, меди, железа.
2. Сделайте вывод об отношении меди к концентрированным и разбавленным кислотам в связи с ее положением в электрохимическом ряду напряжений.
3. Можно ли гидроксокарбонат меди (II) перевести снова в сульфат меди (II), напишите уравнение этой реакции.
4. Напишите уравнения реакций, характеризующих химические свойства железа.
5. Охарактеризуйте химические свойства хрома и его соединений.
6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
 $Fe \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 \rightarrow Fe(NO_3)_2 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow KFeO_2 \rightarrow Fe(OH)_3$
7. Оксид хрома (VI), массой 2 г, растворили в воде, массой 500 г. Рассчитайте массовую долю хромовой кислоты  $H_2CrO_4$  в полученном растворе.
8. Серебро, массой 5,4 г, растворили в концентрированной азотной кислоте. К полученному раствору прилили избыток раствора бромида натрия. Рассчитайте массу образовавшегося осадка.
9. Вычислите объем соляной кислоты (массовая доля  $HCl$  20%, плотность 1,1 г/мл), которая потребуется для растворения смеси цинка и никеля, массой 9,8 г (массовая доля никеля в смеси 60,2%).

10. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
 $\text{Cr} \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ .
11. Объясните, почему раствор хлорида алюминия имеет кислую реакцию. Ответ подтвердите уравнениями реакций гидролиза (по всем ступеням).
12. Сколько технического цинка, содержащего 4% примесей, и сколько 30% соляной кислоты потребуется для приготовления 50 кг 45% раствора хлорида цинка?

*Задания для самостоятельной работы:*

1. С помощью каких реакций можно осуществить следующие превращения:  
 $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ .  
Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
2. Назовите вещества X и Y, и напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
а)  $\text{Fe} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$ .  
б)  $\text{Fe} \rightarrow \text{Y} \rightarrow \text{FePO}_4$ .
3. Неизвестный оксид железа, массой 4,5 г, восстановили водородом до металла, получив железо, массой 3,5 г. Определите формулу исходного оксида.
4. При взаимодействии железа, массой 28 г, с хлором образовалась смесь хлоридов железа (II) и (III), массой 77,7 г. Рассчитайте массу хлорида железа (III) в полученной смеси.
5. Вычислите массовые доли минерала магнетита  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  и пустой породы в железной руде, если из образца этой руды, массой 500 г, получили железо, массой 200 г.
6. При восстановлении некоторого оксида железа, массой 29 г, получено железо, массой 21 г. Какой оксид железа восстановили?
7. Железо, массой 7 г, прореагировало с хлором (в избытке). Полученный хлорид растворили в воде, массой 200 г. Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.
8. Чугун содержит углерод в виде карбида ( $\text{Fe}_3\text{C}$ ). Массовая доля углерода в чугуне равна 3,6%. Вычислите массовую долю карбида в чугуне.

*Литература:*

1. Князев, Д. А. Неорганическая химия: учебник для бакалавров [Текст] / Д. А. Князев, С.Н. Смарыгин - 4-е изд. - М. : Юрайт, 2012. – С. 518-581.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для вузов / Глинка Н. Л. ; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. - 18-е изд., перераб. и доп. - М. : Юрайт, 2011-10. – С. 646-698.
3. Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под. ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – Изд. испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2011. – С.207-214.

Лабораторная работа № 1(2 ч.)

**Тема: Основные классы неорганических соединений**

*Цель работы* — изучить некоторые химические свойства оксидов, гидроксидов, кислот, солей и условия необратимости реакции между растворами двух веществ.

*Ход работы:*

ТБ в химической лаборатории.

Приемы работы с химическим оборудованием и реактивами.

Опыт 1. Взаимодействие основных оксидов с водой.

Опыт 2. Взаимодействие кислотных оксидов с водой.

Опыт 3. Взаимодействие солей с основаниями. Получение нерастворимых в воде гидроксидов металлов и определение их характера.

- Опыт 4. Взаимодействие кислот с солями.  
 Опыт 5. Получение средних и кислых солей.  
 Опыт 6. Получение гидроксида меди (II) и основной соли меди.  
 Опыт 7. Взаимодействие солей друг с другом.

#### Контрольные вопросы

1. Составьте уравнения реакций:

- |                                     |                                   |
|-------------------------------------|-----------------------------------|
| а) $P_2O_5 + Ca(OH)_2 \rightarrow$  | з) $FeCl_3 + NaOH \rightarrow$    |
| б) $ZnO + H_3PO_4 \rightarrow$      | и) $CaO + CO_2 \rightarrow$       |
| в) $Sn(OH)_2 + NaOH \rightarrow$    | к) $SO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow$  |
| г) $Sn(OH)_2 + HCl \rightarrow$     | л) $Pb(NO_3)_2 + KCl \rightarrow$ |
| д) $NaHCO_3 + HCl \rightarrow$      | м) $SO_2 + H_2O \rightarrow$      |
| е) $NaHCO_3 + NaOH \rightarrow$     | н) $MnO + H_2O \rightarrow$       |
| ж) $Ca(HCO_3)_2 + NaOH \rightarrow$ | о) $Mg(OH)_2 + CO_2 \rightarrow$  |

2. При помощи каких реакций можно осуществить следующие переходы от одного вещества к другому?

- а)  $Zn \rightarrow ZnS \rightarrow ZnO \rightarrow (ZnOH)_2SO_4 \rightarrow ZnO$   
 б)  $Cu(OH)_2 \rightarrow CuCl_2 \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow ZnOHCl \rightarrow ZnSO_4$   
 в)  $CO_2 \rightarrow MgCO_3 \rightarrow Mg(HCO_3)_2 \rightarrow MgCO_3 \rightarrow MgO$   
 г)  $C \rightarrow CO_2 \rightarrow H_2CO_3 \rightarrow BaCO_3 \rightarrow BaCl_2$   
 д)  $MgO \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgOHNO_3 \rightarrow Mg(NO_3)_2$

#### Лабораторная работа № 2 (2ч.)

##### Тема: Определение теплоты нейтрализации

*Цели работы* — изучить лабораторные способы определения теплового эффекта химической реакции на примере реакции нейтрализации.

*Ход работы:*

1. Определение постоянной калориметра.
2. Определение теплоты нейтрализации.

*Задание:*

1. Рассчитайте теплоту нейтрализации в кДж/моль.
2. Сделайте расчет ошибки определения.

#### Контрольные вопросы

– Укажите гомогенную систему:

- а)  $3Fe + 4H_2O_{(пар)} = Fe_3O_4 + 4H_{2(г)}$ ; б)  $C_{(тв)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$ ;  
 в)  $CO_{(г)} + 2H_{2(г)} = CH_3OH_{(г)}$ ; г)  $2Cr_{(тв)} + 3Cl_{2(г)} = 2CrCl_{3(тв)}$ .

– Предскажите знак изменения энтропии в реакции:  $2H_{2(г)} + O_{2(г)} = 2H_2O_{(ж)}$ :

– Тепловой эффект реакции  $SO_{2(г)} + 2H_2S_{(г)} = 3S_{(тв)} + 2H_2O_{(ж)}$  равен  $-234,50$  кДж.

Определите стандартную теплоту (энтальпию) образования  $H_2S_{(г)}$ ,

если  $\Delta H^{\circ}_{298}(SO_2) = -296,9$  кДж/моль;  $\Delta H^{\circ}_{298}(H_2O_{(ж)}) = -285,8$  кДж/моль.

– Пользуясь значениями  $\delta g^{\circ}$  образования отдельных соединений, вычислите  $\delta g^{\circ}$  реакций: а)  $COCl_{2(г)} = CO_{(г)} + Cl_{2(г)}$ ; б)  $SO_{2(г)} + NO_{2(г)} = SO_{3(г)} + NO_{(г)}$ . Определите возможность протекания реакций в стандартных условиях.

#### Лабораторная работа № 3 (2ч.)

##### Тема: Кинетика химических реакций. Химическое равновесие.

*Цели работы* — изучить скорость химической реакции и ее зависимость от концентрации, температуры, введения катализатора; выяснить влияние концентрации веществ на сдвиг химического равновесия.

*Ход работы:*

- Опыт 1. Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость реакции
- Опыт 2. Влияние температуры на скорость реакции

Опыт 3. Влияние катализатора на скорость реакции

Опыт 4. Влияние концентрации реагирующих веществ на химическое равновесие

#### Контрольные вопросы

1. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 120 до 80 °С. температурный коэффициент скорости реакции 3.

2. При 150 °С некоторая реакция заканчивается за 16 мин. принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2,5, рассчитайте, через какое время закончится эта реакция, если проводить ее: а) при 200 °С; б) при 80 °С.

3. Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества  $B_2$  в системе  $2A_2(г) + B_2(г) = 2A_2B(г)$ , чтобы, при уменьшении концентрации вещества  $A$  в 4 раза, скорость прямой реакции не изменилась?

4. В каком направлении сместится равновесие реакции:

$A_{2(г)} + B_{2(г)} \leftrightarrow 2AB_{(г)}$ , если давление в системе увеличить в 2 раза и одновременно повысить температуру на 10 градусов? Температурные коэффициенты скорости прямой и обратной реакций равны соответственно 2 и 3. Каков знак  $\Delta h^0$  этой реакции?

#### Лабораторная работа № 4 (2ч.)

##### Тема: Приготовление растворов.

*Цели работы* — приготовление растворов кислот и солей различной концентрации.

*Ход работы:*

Опыт 1. Приготовление растворов процентной концентрации.

Задание. Приготовить 200г 5%-ного раствора карбоната натрия из кристаллической соды  $Na_2CO_3 \cdot 10 H_2O$  и воды.

Задание. Рассчитать молярность приготовленного раствора, используя найденную плотность.

Опыт 2. Приготовление молярных растворов.

Задание. Приготовить 250мл 1М раствора соляной (серной) кислоты из раствора, имеющегося в лаборатории.

Задание. Вычислить процентную и молярную концентрации, сравнить вычисленную молярность с заданной, установить точность выполнения опыта.

#### Лабораторная работа № 5 (2ч.)

##### Тема: Реакции в растворах электролитов. Свойства растворов сильных и слабых электролитов.

*Цели работы* — изучить особенности протекания химических процессов в растворах электролитов; сравнить химическую активность кислот; изучить влияние одноименных ионов на направление диссоциации слабых электролитов; изучить свойства амфотерных электролитов;

*Ход работы:*

Опыт 1. Реакции, идущие с образованием нерастворимых и труднорастворимых веществ.

Опыт 2. Реакции, идущие с образованием слабого электролита.

Опыт 3. Реакции, протекающие с образованием малодиссоциирующих веществ.

Опыт 4. Реакции, идущие с образованием летучего соединения.

Опыт 5. Сравнение химической активности кислот.

а) Взаимодействие соляной и уксусной кислот с мрамором.

б) Взаимодействие соляной и уксусной кислоты с цинком.

Опыт 6. Смещение равновесия диссоциации слабого электролита.

а) Влияние соли слабой кислоты на степень диссоциации кислоты.

б) Влияние соли слабого основания на степень диссоциации этого основания.

Опыт 7. Влияние соли слабой кислоты на степень диссоциации сильных кислот.

Опыт 8. Амфотерные электролиты.

#### Контрольные вопросы

1. По какому признаку согласно теории электролитической диссоциации вещества классифицируются на кислоты, основания и соли?
2. Как вычислить степень диссоциации бинарного электролита, если известны константа диссоциации и молярная концентрация раствора?
3. Концентрация каких ионов в растворах солей  $\text{KHSO}_3$  и  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  больше и каких меньше?
4. Составьте ионно-молекулярные уравнения следующих реакций:
  - a)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
  - б)  $\text{ZnS} + \text{HCl} \rightarrow$
  - в)  $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
  - г)  $\text{HCN} + \text{NaOH} \rightarrow$
  - д)  $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$
  - е)  $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
5. Составьте молекулярные уравнения к следующим ионно-молекулярным уравнениям:
  - a)  $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow$
  - б)  $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow$
  - в)  $\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ \rightarrow$
  - г)  $\text{HCN} + \text{OH}^- \rightarrow$
  - д)  $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow$
  - е)  $\text{CN}^- + \text{H}^+ \rightarrow$
6. Какой из растворов при одинаковой молярной концентрации содержит больше ионов  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ :  $\text{CH}_3\text{COOH}$  или  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ?
7. Какие величины являются количественной характеристикой процесса электролитической диссоциации? Как и почему на степень диссоциации слабого электролита влияют введение в его раствор одноименного иона и разбавление раствора?
8. Как способность электролитов к диссоциации зависит от вида химической связи?

#### Лабораторная работа № 6-7 (4ч.)

##### Тема: Гидролиз солей.

*Цели работы* — изучить гидролиз солей разного типа; определить реакцию среды при помощи индикаторов; изучить влияние температуры и относительной силы электролита на степень гидролиза.

*Ход работы:*

Опыт 1. Определение рН при помощи универсального индикатора.

Опыт 2. Реакция среды растворов солей при гидролизе.

Опыт 3. Обратимый (неполный) гидролиз солей.

Опыт 4. Факторы, влияющие на степень гидролиза.

а) *Влияние относительной силы электролита.*

б) *Влияние температуры.*

Опыт 5. Необратимый (полный) гидролиз солей.

#### Контрольные вопросы

1. Что называется водородным показателем?
2. Как изменяется величина водородного показателя в кислой среде? в щелочной среде?
3. Почему окраска индикатора изменяется при изменении реакции среды?
4. Как можно усилить гидролиз? замедлить гидролиз?
5. Что показывает степень гидролиза?
6. От каких факторов зависит степень гидролиза?
7. В какой области находится рН водных растворов солей  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ?
8. Какую реакцию среды будут иметь следующие растворы солей:  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ? Для солей, подвергающихся гидролизу, составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

Лабораторная работа № 8-9 (4ч.)  
**Тема: Окислительно-восстановительные реакции**

*Цели работы* — изучить окислительно-восстановительную способность металлов и их ионов.

*Ход работы:*

Опыт 1. Окислительно-восстановительная способность металлов и их ионов.

Опыт 2. Окислительные свойства иона  $\text{Fe}^{3+}$ .

Опыт 3. Восстановительные свойства иона  $\text{Fe}^{2+}$ .

Опыт 4. Окисление ионов  $\text{Cr}^{3+}$  пероксидом водорода.

Опыт 5. Окисление ионов  $\text{Fe}^{2+}$  ионами  $\text{MnO}_4^-$ .

Задание: составить для всех реакций окислительные и восстановительные полуреакции; рассчитать ЭДС,  $\Delta G^\circ$  и константу равновесия реакций, используя стандартные электродные.

Контрольные вопросы

1. Типы окислительно-восстановительных реакций (ОВР).
2. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.
3. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.
4. Роль среды в ОВР.
5. Подберите коэффициенты в уравнениях химических методами электронного и электронно-ионного баланса:
  - a)  $\text{Ag} + \text{HNO}_3$ , конц.  $\rightarrow$   
 $\text{Ag} + \text{HNO}_3$ , разб.  $\rightarrow$   
 $\text{Mg} + \text{HNO}_3$ , конц.  $\rightarrow$   
 $\text{Mg} + \text{HNO}_3$ , разб.  $\rightarrow$   
 $\text{Mg} + \text{HNO}_3$ , очень разб.  $\rightarrow$
  - б)  $\text{NaOH} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3$   
 $\text{BaCrO}_4 = \text{BaO} + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_2$   
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$   
 $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$

Лабораторная работа № 10(2ч.)  
**Тема: Комплексные соединения.**

*Цели работы* — получить комплексные соединения, изучить их свойства и методы разрушения; научиться различать комплексные и двойные соли.

*Ход работы:*

Опыт 1. Образование аммиакатов меди.

Опыт 2. Образование аммиакатов серебра.

Опыт 3. Получение соединения, содержащего в молекуле комплексные катион и анион.

Опыт 4. Комплексные соединения в реакциях обмена. Взаимодействие гексацианоферрата (III) калия  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  с сульфатом меди (II).

Опыт 5. Разрушение комплексных ионов.

Опыт 6. Диссоциация двойной соли.

Опыт 7. Диссоциация гексацианоферрата (III) калия.

Контрольные вопросы

1. Какие соединения называются комплексными?
2. Каким ионам свойственна роль комплексообразователя?

- Какие молекулы и ионы являются лигандами (аддендами)?
- Имеется ли различие между двойными и комплексными солями?
- Какие комплексные соединения называются однородными? неоднородными?
- Определите валентность комплексообразователей, координационные числа и заряды комплексных ионов в соединениях:  
 $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ ;  $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_2]$ ;  $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .
- Из каких солей можно получить  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ? Напишите уравнение реакции.
- Напишите формулу комплексного соединения, состоящего из ионов  $\text{K}^+$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{CN}^-$ . Координационное число кадмия равно 4.
- Координационное число кобальта  $\text{Co}^{3+}$  (как комплексообразователя) равно 6. Укажите состав комплексных ионов в солях  $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ ,  $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$  и  $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$ . Напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.
- Координационное число двухвалентной меди равно 4. Составьте формулы аммиачного и цианистого комплексов двухвалентной меди, укажите их валентности и приведите примеры солей, в состав которых входили бы эти комплексные ионы.

#### Лабораторная работа № 11 (2 ч.)

##### Тема: Водород, кислород и их соединения.

*Цель работы* - изучить способы получения и химические свойства водорода кислорода и их соединений.

*Ход работы:*

- Опыт 1. Получение водорода.
- Опыт 2. Восстановительные свойства водорода.
- Опыт 3. Образование аквакомплексов.
- Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.
- Опыт 5. Получение кислорода.
- Опыт 6. Окислительные свойства кислорода.

#### Контрольные вопросы

- Приведите все способы получения кислорода и водорода в лаборатории.
- Как изменяются свойства бинарных соединений водорода и кислорода в периоде (на примере III периода) и как эту закономерность можно объяснить?
- На основании опыта № 2 определите составы растворов после окончания всех реакций, считая, что весь полученный кислород полностью прореагировал, а плотности растворов равны 1 г/моль.  
Объясните, почему лед легче воды?
- Вычислите значение  $\Delta G_{298}^\circ$  реакций разложения, какое из указанных веществ предпочтительнее использовать для получения кислорода?  
 $2 \text{KClO}_3 \rightarrow 2 \text{KCl} + 3 \text{O}_2$  ( $\Delta H = 2 \Delta H^\circ \text{KCl} - 2 \Delta H^\circ \text{KClO}_3$ )  
 $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{O}_2$  ( $\Delta H = 2 \Delta H^\circ \text{Na}_2\text{SO}_3 - 2 \Delta H^\circ \text{Na}_2\text{SO}_4$ )
- Напишите уравнение реакции по схеме:  $\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ = \text{NO}_3^- + \dots$

#### Лабораторная работа № 12(2ч.)

##### Тема: Сера и ее соединения.

*Цель работы* - изучить физические и химические свойства серы и ее соединений.

*Ход работы:*

- Опыт 1. Получение пластической серы.
- Опыт 2. Получение и сжигание сероводорода.
- Опыт 3. Действие сероводорода на соли тяжелых металлов.
- Опыт 4. Восстановительные свойства сероводорода.
- Опыт 5. Получение оксида серы (IV) и растворение его в воде.

- Опыт 6. Свойства сернистой кислоты.  
Опыт 7. Разбавление серной кислоты.  
Опыт 8. Водоотнимающее действие серной кислоты.  
Опыт 9. Действие серной кислоты на металлы.  
Опыт 10. Качественная реакция на сульфат-ион.

Контрольные вопросы.

1. Какие соединения серы могут вести себя в химических реакциях как восстановители?
2. Какие соединения серы могут вести себя в реакциях как окислители?
3. Можно ли сероводородную воду назвать сероводородной кислотой? Почему?
4. Почему оксид серы (IV) и сернистая кислота могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства?
5. Осуществить превращения:  
а)  $S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow SO_2 \rightarrow S$   
б)  $H_2SO_4 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaCl$

Лабораторная работа № 13(2 ч.)

**Тема: Азот и фосфор.**

*Цель работы* - изучить химические свойства азота, фосфора и их соединений.

*Ход работы:*

Опыт 1. Получение аммиака и растворение его в воде.

Опыт 2. Свойства аммиака.

1. Нейтрализация аммиака.
2. Смещение равновесия в растворе аммиака при нагревании.

Опыт 3. Свойства солей аммония.

1. Возгонка хлорида аммония.
2. Термическое разложение карбоната аммония.
3. Качественная реакция на ион аммония.
4. Гидролиз солей аммония.

Опыт 4. Получение оксида азота (II).

Опыт 5. Получение оксида азота (IV).

Опыт 6. Свойства нитритов.

Опыт 7. Свойства нитратов.

1. Определение нитрат - ионов.
2. Разложение нитратов.

Опыт 8. Свойства фосфатов.

1. Гидролиз фосфатов.
2. Растворимость фосфатов.

Контрольные вопросы

Объясните все наблюдаемые явления. Напишите все уравнения в ионной и в молекулярной форме, а окислительно-восстановительные реакции - по методу ионно-электронного баланса.

Объясните высокую полярность молекулы аммиака и его склонность к донорно-акцепторному взаимодействию.

Как влияет температура и давление на процесс синтеза аммиака из азотоводородной смеси?

Из нитратов каких металлов можно получить  $NO_2$ ?

Составить уравнение реакции по схеме:  $PH_3 + KMnO_4 + OH^- \rightarrow MnO_2 + PO_3^{3-} + \dots$

Лабораторная работа № 14 (2 ч.)  
**Тема: Углерод и его соединения.**

*Цель работы* - изучить физические и химические свойства углерода и его соединений.

*Ход работы:*

- Опыт 1. Адсорбция углем веществ из раствора.
- Опыт 2. Получение оксида углерода (IV) и изучение его свойств.
- Опыт 3. Химические свойства карбонатов.
- 3-а. Действие кислот на карбонаты.
- 3-б. Действие нагревания на карбонаты.
- 3-в. Гидролиз карбонатов.
- Опыт 4. Получение силиката натрия и кремниевой кислоты.
- Опыт 5. Сравнение силы угольной и кремниевой кислот.
- Опыт 6. Гидролиз силикатов.

Контрольные вопросы

1. Напишите уравнения гидролиза карбоната натрия и силиката натрия. Какая соль и почему гидролизуется полнее?
2. Напишите уравнения реакций получения углекислого газа из природных соединений (минералов) кальцита, магнезита и малахита.
3. Какой объем оксида углерода (IV) израсходуется на реакцию с 20 мл 10% раствора едкого натра при условии образования кислой соли.
4. Какая соль и в каком количестве образуется при пропускании 5,6 л  $\text{CO}_2$  через 200 г 5% раствора едкого натра?

Лабораторная работа №15(2ч.)

**Тема: Свойства щелочных и щелочно-земельных металлов и их соединений.**

*Цель работы* - изучить химические свойства соединений щелочных металлов и s-элементов второй группы.

*Ход работы:*

- Опыт 1. Получение хлора из хлорида натрия.
- Опыт 2. Гидролиз карбонатов и гидрокарбонатов.
- Опыт 5. Взаимодействие магния с водой.
- Опыт 6. Взаимодействие магния с кислотами
- Опыт 7. Взаимодействие оксида магния с водой.
- Опыт 8. Получение гидроксида магния и взаимодействие его с кислотой и солями аммония.
- Опыт 9. Получение оксида и гидроксида кальция.
- Опыт 10. Получение карбоната и гидрокарбоната кальция.
- Устранение временной жесткости воды.
- Опыт 11. Свойства нерастворимых солей активных металлов.
- Опыт 12. Окрашивание пламени солями щелочных и щелочно-земельных металлов

Контрольные вопросы

1. Какие химические свойства характерны для щелочных металлов и как они изменяются в ряду литий – натрий – калий – рубидий – цезий.
2. Хлорид натрия является исходным веществом для получения в большом количестве едкого натра. Опишите этот процесс.
3. Хлорид натрия является исходным веществом для получения кальцинированной соды. Опишите этот процесс.
4. Объясните, почему среда раствора средних солей  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{K}_2\text{CO}_3$  щелочная, а кислых солей  $\text{NaHCO}_3$  и  $\text{KHCO}_3$  – нейтральная.

5. Почему четыре s-элемента второй группы периодической системы (кальций, стронций, барий, радий) имеют общее название «щелочноземельные элементы», а бериллий и магний к ним не относятся.
6. Если через мутную взвесь карбоната кальция или магния пропускать углекислый газ, то взвесь постепенно исчезает и раствор становится прозрачным, но при кипячении этого раствора взвесь появляется снова. Объясните этот опыт уравнениями реакций.

Лабораторная работа №16(2ч.)

**Тема: Амфотерные свойства металлов.**

*Цель работы* - изучить химические свойства алюминия, цинка и их соединений.

*Ход работы:*

- Опыт 1. Свойства металлического алюминия.  
Опыт 2. Амфотерные свойства гидроксида алюминия.  
Опыт 3. Гидролиз солей алюминия.  
Гидролиз сульфата алюминия.  
Совместный гидролиз сульфата алюминия и карбоната натрия.  
Опыт 4. Отношение цинка к кислотам и щелочам.  
Опыт 5. Получение малорастворимых солей цинка.  
Опыт 6. Получение гидроксида цинка и изучение его свойств.  
Опыт 7. Гидролиз солей цинка.  
Опыт 8. Гидроксид бериллия и его свойства.

Контрольные вопросы

- a) Напишите уравнения реакций алюминия с соляной кислотой, разбавленной серной кислотой, с раствором и расплавом гидроксида натрия.
- b) Напишите реакцию горения алюминия в атмосфере углекислого газа.
- c) Напишите уравнения гидролиза сульфата алюминия, сульфида алюминия и совместного гидролиза сульфата алюминия и карбоната натрия.
- d) Как сказывается на свойствах цинка, кадмия их соединений наличие полностью заполненных s- и p-подуровней?
- e) С помощью каких реакций можно доказать амфотерность оксида и гидроксида цинка? Напишите уравнения этих реакций.
- f) Сравните свойства (амфотерность, устойчивость) гидроксидов цинка, кадмия и ртути.
- g) Сколько технического цинка, содержащего 4% примесей, и сколько 30% соляной кислоты потребуется для приготовления 50 кг 45% раствора хлорида цинка?
- h) Осуществите следующие превращения:  
$$\text{Zn} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn} \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2$$

Лабораторная работа №17-18 (4ч.)

**Тема: Металлы побочных подгрупп.**

*Цель работы* - изучить химические свойства металлов побочных подгрупп и их соединений.

*Ход работы:*

- Опыт 1. Получение меди и исследование её свойств.  
Опыт 2. Получение и свойства соединений меди (II).  
Опыт 3. Получение и свойства соединений меди (I).  
Опыт 4. Получение гидроксида хрома (III) и изучение его свойств.  
Опыт 5. Гидролиз солей хрома (III).  
Опыт 6. Окисление соединений хрома (III).

- Окисление галогенами в щелочной среде.  
 Окисление пероксидом водорода в щелочной среде.  
 Опыт 7. Превращение хромата в дихромат.  
 Опыт 8. Окислительные свойства дихроматов.  
 Опыт 9. Получение гидроксида железа (II) и изучение его свойств.  
 Опыт 10. Гидролиз солей железа (III).  
 Опыт 11. Отношение железа к кислотам.  
 Опыт 12. Окислительно-восстановительные свойства солей железа.  
 Окисление иона  $\text{Fe}^{2+}$ .  
 Восстановление иона  $\text{Fe}^{3+}$ .  
 Опыт 13. Отношение железа к сульфид-иону:  
 Опыт 14. Качественные реакции на катионы железа.  
 Опыт 15. Комплексные соединения железа.

#### Контрольные вопросы

- Какие степени окисления являются характерными для меди? Приведите примеры соединений меди в данных степенях окисления.
- Какой из реактивов позволит перевести металлическую медь в растворимое состояние:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц),  $\text{HNO}_3$ (конц),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (разб),  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ? Напишите уравнения реакций.
- Как экспериментально доказать, что оксид меди (II) — основной оксид?
- Предложите способ получения из оксида меди (II) гидроксида меди (II).
- Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакции, протекающих по следующим схемам:  
 а)  $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots$       б)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \dots$
- Какая масса йодида калия может быть окислена 200 мл 3 н раствора дихромата калия?
- Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, протекающих по следующим схемам при участии соединений хрома:  
 а)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \dots$     б)  $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cl}_2 + \dots$
- К раствору, содержащему 27,8 г  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , прибавили 50 мл 10% раствора едкого натра. Какие вещества будут в растворе после реакции? Какова масса каждого из этих веществ?
- Сделайте вывод об отношении меди к концентрированным и разбавленным кислотам в связи с ее положением в электрохимическом ряду напряжений.
- Какой объем 0,5 н. серной кислоты израсходуется на реакцию с 20 г оксида меди (II)?
- 40,625 г смеси опилок меди и цинка обработали соляной кислотой, в результате чего выделилось 5,6 л водорода. Каков процентный состав смеси?
- Сколько 5 н. азотной кислоты израсходуется на реакцию с 16 г меди, если в процессе реакции выделяется оксид азота(II).

#### Литература

- Глинка, Н. Л. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для вузов / Глинка Н. Л. ; Под ред. А.И. Ермакова. - 30-е изд., испр. - М. : Интеграл-Пресс, 2004, 2010. - 728 с.
- Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии [Текст]: учеб. пособие для вузов / Н.Л. Глинка; под. ред. В.А. Рабиновича, Х.М. Рубиной. – Изд. испр. – М. : Интеграл-Пресс, 2011, 2004. – 240 с.
- Сагайдачная, В.В. Общая химия [Текст] : учеб. пособие для студ. нехим. спец. вузов / авт.-сост. В.В.Сагайдачная; М-во образования и науки РФ, Мурман.гос.гуманит.ун-т. – Мурманск: МГТУ, 2011. – 116 с.

#### **IV. Методические рекомендации по подготовке реферата**

Алгоритм написания реферата:

1 этап – определение темы.

2 этап – определение структуры реферата.

3 этап – подробное раскрытие информации.

4 этап – формулирование основных тезисов и выводов.

5 этап – представление списка использованной литературы.