

Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Самарский государственный медицинский университет»
Министерства здравоохранения Российской Федерации
Кафедра общей, бионеорганической и биоорганической химии

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ СТУДЕНТОВ

Название дисциплины
ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ

Шифр дисциплины: **Б.1.Б.9**

Рекомендуется для направления подготовки (специальности)

ФАРМАЦИЯ 33.05.01

Уровень высшего образования **Специалитет**
Квалификация (степень) выпускника **Провизор**
Факультет **фармацевтический**
Форма обучения **очная**

Методические рекомендации для студентов составлены в соответствии с содержанием рабочей программы дисциплины «Химия общая и неорганическая»

Разработчики:

Аввакумова Н.П., зав. кафедрой, профессор, доктор биологических наук
Катунина Е.Е., доцент, кандидат биологических наук
Кривопалова М.А., доцент, кандидат химических наук
Глубокова М.Н., доцент, кандидат фармацевтических наук
Жданова А.В., доцент, кандидат фармацевтических наук
Фомин И.В., ст.преподаватель, кандидат биологических наук

Методические рекомендации для студентов рассмотрены и одобрены на заседании кафедры (протокол № 10, дата 03.04.17)

Заведующий кафедрой общей, бионеорганической
и биоорганической химии, проф. Аввакумова Н.П.



(подпись)

« 03 » 04 2017 г.

Самара, 2017 г.

Методические рекомендации для студентов фармацевтического факультета по дисциплине
«ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ»

РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОРГАНИЗАЦИИ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТА

Основным принципом организации самостоятельной работы студентов при изучении учебного материала дисциплины «ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ» является комплексный подход, направленный на формирование навыков репродуктивной и творческой деятельности студента в аудитории, при внеаудиторных контактах с преподавателем на консультации и домашней подготовке. Контроль результатов самостоятельной работы осуществляется преподавателем в пределах времени, отведенного на обязательные учебные занятия и внеаудиторную самостоятельную работу студентов по дисциплине, проводится в смешанной (письменной и устной) форме. Контроль включает в себя оценку хода и получаемых промежуточных результатов с целью установления их соответствия с планируемыми. Результаты самостоятельной работы оцениваются в ходе текущего контроля, учитываются в процессе промежуточной аттестации.

При изучении дисциплины «ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ» реализуются следующие формы самостоятельной работы:

1. Непосредственно в процессе аудиторных занятий - на лекциях, лабораторных занятиях, при выполнении контрольных, лабораторных работ.
2. В контакте с преподавателем вне рамок аудиторных занятий – на консультациях по учебным вопросам, в ходе творческих контактов, при ликвидации задолженностей, при подготовке реферата.
3. В рамках самоподготовки: самостоятельная работа выполняется студентом по заданию преподавателя, но без его участия.

Содержание аудиторной и внеаудиторной самостоятельной работы студентов определено в соответствии с видами занятий, представленными в рабочей программе дисциплины «ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ».

Самостоятельная работа студентов в зависимости от цели включает в себя:

1. Цель - овладеть знаниями:
 - чтение текста (учебника, дополнительной литературы);
 - составление плана текста, конспектирование текста, выписка из текста;
 - работа со справочниками и др. справочной литературой;
 - использование интернет-ресурсов, изучение сайтов по темам дисциплин.
2. Цель - закрепить и систематизировать знания:
 - работа с конспектом лекции;
 - составление и заполнение таблиц для систематизации учебного материала;
 - подготовка ответов на контрольные вопросы;
 - заполнение лабораторного журнала;
 - подготовка реферата;
 - тестирование.
3. Цель - сформировать умения:
 - решение ситуационных задач;
 - выполнение расчетов;
 - решение кейсов;
 - подготовка к контрольным работам;
 - подготовка к тестированию;
 - выполнения лабораторной работы.

МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ
(задание на дом)

Материалы для самоподготовки к лабораторному занятию №1

Раздел: Основные закономерности протекания химических процессов

Тема: Вводное занятие. Правила работы в химической лаборатории. Инструктаж по технике безопасности. Тестированный контроль исходных знаний по химии. Основные понятия и законы химии. Химический эквивалент, закон эквивалентов. Экспериментальное определение эквивалента металла.

Вопросы для самоподготовки

1. Определение основных понятий химии – моль, молярная масса.
2. Основные законы химии.
3. Эквивалент. Молярная масса эквивалента, фактор эквивалентности.
4. Закон эквивалентов.

Письменные задания

1. Определите молярные массы эквивалентов серной кислоты, гидроксида кальция, сульфата алюминия в реакциях полной нейтрализации.
2. Вычислите молярные массы эквивалентов ортофосфорной кислоты при образовании фосфата, гидрофосфата, дигидрофосфата натрия. Напишите соответствующие уравнения реакции.
3. Определите молярные массы эквивалентов карбоната калия в реакциях, протекающих по уравнению:
$$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} = \text{KHCO}_3 + \text{KCl}$$
$$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
3. Вычислите молярные массы эквивалентов воды, солей, кислот и оснований в реакциях:
$$2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}(\text{HSO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$
$$\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HCl} = \text{MgOHCl} + \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
$$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Na} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$$
$$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$$

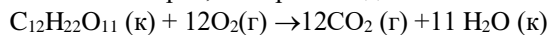
Задачи

1. Вычислите молярные массы эквивалентов ортофосфорной кислоты при образовании фосфата, гидрофосфата, дигидрофосфата натрия. Напишите соответствующие уравнения реакции.
2. Определите молярные массы эквивалентов карбоната калия в реакциях, протекающих по уравнению:
$$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} = \text{KHCO}_3 + \text{KCl}$$
$$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} = 2\text{KCl} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
3. Вычислите молярные массы эквивалентов воды, солей, кислот и оснований в реакциях:
$$2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{Ca}(\text{HSO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$
$$\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HCl} = \text{MgOHCl} + \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
$$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Na} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$$
$$\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$$
4. Одно и тоже количество металла соединяется с 0,200 г кислорода и с 3,17 г одного из галогенов. Определить молярную массу эквивалента галогена.
5. При растворении 0,2529 г металла в кислоте выделилось 50,4 мл водорода, измеренного при н.у. Определить молярную массу эквивалента металла.
6. При взаимодействии 1,28 г металла с водой выделилось 380 мл водорода, измеренного при температуре 21 С и давлении 784 мм. рт. ст. Найти молярную массу эквивалента металла

Методические рекомендации для студентов фармацевтического факультета по дисциплине
«ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ»

Задачи

1. Рассчитать изменение энтропии, энергии Гиббса и энтальпии системы в процессе усвоения в организме человека сахаров, который сводится к ее окислению:



Вещество	ΔH°_{298} , кДж/моль	ΔG°_{298} , кДж/моль	ΔS°_{298} , Дж/(моль·К)
$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} (\text{к})$	-2220,867	-1529,67	359,824
$\text{O}_2(\text{г})$ (диатомный)	0,000	0,000	205,17
$\text{CO}_2(\text{г})$	-393,777	-394,644	213,82
$\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$	-286,021	-237,404	70,00

2. Недавними измерениями величин ΔH° и ΔG° для гидролиза АТФ было показано, что при 36°C и физиологических значениях pH они равны соответственно - 4800 и - 7000 ккал/моль. Вычислите величину ΔS° для тех же условий. Каков смысл того, что ΔS имеет положительное значение?

3. Вычислить ΔG° , исходя из величины ΔG° обр. для синтеза в производственных масштабах разбавленной уксусной кислоты из этанола используется ацетобактер. Разбавленный раствор этанола пропускает через бумажные трубки, пропитанные культурой бактерий, а навстречу потоку спирта через бак продувается воздух. Реакция описывается суммарным уравнением:



Рассчитать ΔH°_{298} и ΔS° при 298 °К.

$$\Delta G^{\circ} \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{водн.}) = -174,326 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta H^{\circ} \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{водн.}) = -277,12 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G^{\circ} \text{CH}_3\text{COOH} (\text{водн.}) = -389,619 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta H^{\circ} \text{CH}_3\text{COOH} (\text{водн.}) = -484,42 \text{ кДж/моль}$$

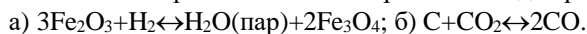
$$\Delta G^{\circ} \text{H}_2\text{O} (\text{ж}) = -237,3 \text{ кДж/моль},$$

$$\Delta H^{\circ} \text{H}_2\text{O} = -285,8 \text{ кДж/моль}$$

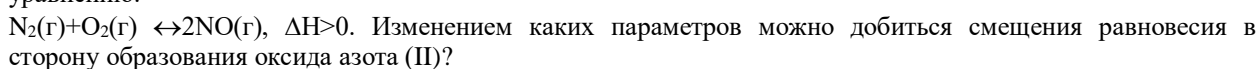
4. Написать выражение констант равновесия для реакций:



5. Написать выражение констант равновесия для реакций:



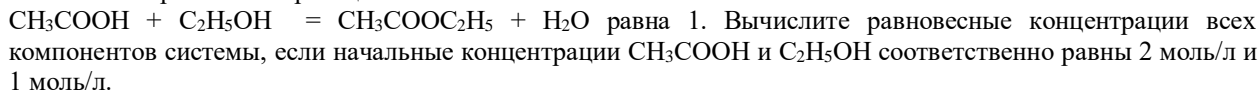
6. Действием каких факторов можно сместить равновесие химической реакции вправо? Реакция протекает по уравнению:



7. Действием каких факторов можно сместить равновесие указанных реакций вправо:



8. Константа равновесия реакции



9. Среднесуточная потребность в белках, жирах и углеводах для студентов-мужчин составляет соответственно 113, 106 и 451 г, для студентов-женщин – 96, 90 и 383 г. Какова суточная потребность студентов в энергии?

10. Рассчитайте калорийность 100г сливочного масла, которое содержит 82,5% жиров, 0,9% углеводов, 0,6% белков.

Методические рекомендации для студентов фармацевтического факультета по дисциплине
«ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ»

Материалы для самоподготовки к лабораторному занятию 3

Раздел «Основные закономерности протекания химических процессов»

Тема: Растворы. Основные понятия и определения. Способы выражения концентрации растворов, предусмотренные Государственной Фармакопеей и используемые в фармацевтическом анализе. Переход от одного вида концентрации к другому. Коллигативные свойства растворов. Приготовление растворов с заданным осмотическим давлением. Изотонирование лекарственных форм.

Вопросы для самоподготовки

1. Дайте определения основным понятиям: растворимость, раствор, растворитель, растворенное вещество, коэффициент растворимости, гидраты, кристаллогидраты. Можно ли считать, что объем раствора равен сумме объемов его компонентов? Классификация растворов.
2. Виды концентраций. Определение и формулы молярной концентрации, моляльной концентрации, молярной концентрации эквивалента, титра раствора.
3. Определение среды раствора, формула расчета pH. Виды индикаторов, применяемых для определения среды раствора.
4. Коллигативные свойства растворов.
5. Понижение давления насыщенного пара над раствором. Закон Рауля и следствия из него. Криометрия и эбулиометрия, область применения этих методов при определении молекулярных масс белков.
6. Отличие коллигативных свойств растворов неэлектролитов и электролитов. Каков смысл изотонического коэффициента?
7. Осмос. Осмотическое давление. От каких факторов зависит осмотическое давление?

Письменные задания

1. Запишите формулу молярной концентрации, молярной концентрации эквивалента, моляльной концентрации, титра
2. Составьте и запишите формулы перехода от одного вида концентрации в другой.
3. Какие свойства растворов называют коллигативными? Перечислите их.
4. Приведите математические выражения законов Вант-Гоффа и Рауля для растворов неэлектролитов.
5. Приведите математические выражения законов Вант-Гоффа и Рауля для растворов электролитов.
6. Покажите взаимосвязь степени диссоциации и изотонического коэффициента.
7. Охарактеризуйте изотонические, гипер-и гипотонические растворы.

Задачи

1. Содержание аскорбиновой кислоты в настое шиповника составляет 5,5 мг в 1 л. Вычислить массовую долю (%) аскорбиновой кислоты в настое?
2. Чему равна массовая доля раствора, полученная при смешивании 100 мл раствора серной кислоты с массовой долей 40% (плотностью 1,303 г/мл) и 500 мл 0,5М раствора серной кислоты (пл. 1,07г/мл).
3. Рассчитайте молярную концентрацию 0,9%-ного раствора хлорида натрия (физиологический раствор), плотностью 1 г/мл.
4. Рассчитайте, какой объем перекиси водорода с массовой долей 40%, плотностью 1,154 г/мл потребуется для приготовления 1400мл раствора с молярной концентраций равной 0,15 моль/л.
5. Мочевину, массой 3 г растворили в 200 г воды. Вычислить моляльную концентрацию полученного раствора.
6. Рассчитайте моляльную концентрацию раствора ортофосфорной кислоты с массовой долей 30% и плотностью 1,18 г/мл.
7. Чему равна молярная концентрация эквивалента 0,04М раствора FeCl_2 .
8. Вычислить титр раствора KOH, если $c(\text{KOH})=1$ моль/л.
Вычислить титр раствора $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ с массовой долей $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 30% и плотностью 1,105г/мл.
9. Вычислите, какую массу воды следует добавить к раствору соли с массовой долей 20%, чтобы получить 0,5 кг раствора той же соли, с массовой долей, равной 15%.
Какие массы 10% и 45% растворов следует смешать, чтобы получить 200 г раствора с массовой долей 22%
10. Рассчитайте pH 0,2 моль-экв/л раствора NaOH.
11. Рассчитайте pH раствора азотной кислоты с $\omega=0,32\%$
12. При какой температуре будет замерзать 5%-ный раствор глюкозы? При какой температуре закипит?
13. Чему равно осмотическое давление 10%-ного раствора глюкозы ($\rho=1,09$) при температуре 37°C.
14. В 250 г воды растворено 1,6 г некоторого неэлектролита. Раствор кристаллизуется при -0,2°C. Чему равна молекулярная масса растворенного вещества?
15. Белок сывороточный альбумин человека имеет молярную массу 69000г/моль. Рассчитать осмотическое давление раствора 2 г белка в 100 мл воды при 25°C в Па.
16. Температура замерзания водного раствора сахара равна -0,216°C. Вычислите осмотическое давление раствора при этой температуре, если криоскопическая константа $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86$, а плотность раствора 1,01 г/мл.

Методические рекомендации для студентов фармацевтического факультета по дисциплине
«ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ»

Материалы для самоподготовки к лабораторному занятию 4

Раздел «Основные закономерности протекания химических процессов»

Тема: Ионное равновесие в растворах электролитов. Гомогенное равновесие в растворах сильных и слабых электролитов. Ионное произведение воды, рН сильных и слабых электролитов. Гидролиз. Экспериментальное определение характера гидролиза солей.

Вопросы для самоподготовки

1. Сформулируйте основные положения теории Дебая-Хюккеля и дайте определения следующим понятиям: активная концентрация и ионная сила раствора, коэффициент активности.
2. Дайте количественные характеристики воды как слабого электролита. Что такое ионное произведение воды?
3. Дайте определения кислот и оснований по теориям Бренстеда-Лоури и Льюиса.
4. Определите количественные характеристики процессов ионизации слабых кислот и оснований. Дайте определения понятиям водородного и гидроксильного показателя и укажите их взаимосвязь.
5. Определите следующие понятия: гидролиз, константа гидролиза, степень гидролиза.

Письменные задания

1. Напишите уравнения гидролиза следующих солей: нитрат ртути (II), хлорид олова(II), сульфат меди (II), карбонат натрия, гидрофосфат калия, сульфид натрия. Составьте для них выражения констант гомогенного равновесия и определите интервал значений рН их растворов.

Задачи

1. Рассчитайте ионную силу 0,01М растворов сульфата калия, хлорида железа, нитрата алюминия.
2. Определите коэффициенты активности и активную концентрацию ионов в следующих растворах:
 - а) 0,01М раствор хлорида натрия;
 - б) 0,05М раствор сульфата кальция;
 - в) 0,001М раствор сульфата железа.
3. Рассчитайте рН без учета и с учетом ионной силы следующих растворов:
 - а) 0,01М раствор соляной кислоты;
 - б) 0,01М раствор гидроксида натрия.
4. Вычислите степень гидролиза и рН в следующих растворах:
 - а) 0,005 м KCN, $K_{\text{дис.}}(\text{HCN})=4,9 \cdot 10^{-10}$,
 - б) 0,01 м NH_4Cl , $K_{\text{дис.}}(\text{NH}_4\text{OH})=1,8 \cdot 10^{-5}$,
 - в) 0,01 м HCOONH_4 , $K_{\text{дис.}}(\text{HCOOH})=1,77 \cdot 10^{-4}$.

Материалы для самоподготовки к лабораторному занятию 5

Раздел «Основные закономерности протекания химических процессов»

Тема: Ионное равновесие в растворах электролитов. Гетерогенное равновесие. Константа равновесия, произведение растворимости. Использование K_s в фармацевтическом анализе. Экспериментальное исследование условий образования и растворения осадков.

Вопросы для самоподготовки

1. Основные понятия теории гетерогенного ионного равновесия:
- что называется растворимостью, константой растворимости? От каких факторов оно зависит? 2. Для каких веществ применяется понятие константа растворимости? На основании какого закона выводится выражение K_s ?
3. Факторы, влияющие на гетерогенное ионное равновесие:
- назовите факторы, смещающие гетерогенное равновесие в сторону растворения или образования осадка;
- как и почему на растворимость сульфида марганца (II) влияет добавление в его насыщенный раствор соли Na_2S ?
- объясните, почему оксалат кальция CaC_2O_4 растворяется в HCl , но не растворяется в CH_3COOH ;
- почему при действии на раствор сульфата марганца (II) сероводородом осадок не образуется, а при действии сульфидом натрия образуется?
- чем объяснить, что FeS растворяется в соляной кислоте, а CuS - нет, а в азотной кислоте оба осадка растворимы?
- как повлияет на растворимость бромида серебра добавление в раствор бромида натрия?

Письменные задания

1. Дайте определения насыщенного, ненасыщенного и пересыщенного раствора.
2. Определите условия образования и растворения осадка;
3. Запишите как перевести в растворимое состояние:
а) хлорид серебра
б) карбонат серебра
в) карбонат бария
г) гидроксид цинка;
4. Запишите как сместится равновесие в системе: $\text{MgCO}_3 \leftrightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$ при добавлении
а) хлорида магния
б) соляной кислоты
в) при нагревании;
- что такое переосаждение? На чем оно основано?
5. Напишите выражение K_s для Ag_2CO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Можно ли с помощью K_s характеризовать растворимость Na_2CO_3 , K_3PO_4 .

Задачи

1. В 1л воды растворяется $4 \cdot 10^{-11}$ г сульфида цинка. Вычислить $K_{s\text{ZnS}}$.
2. Какая из солей AgCl или AgI более растворима в воде, AgCl или Ag_2CrO_4 ? Во сколько раз?
3. Вычислите растворимость соли в моль/л и г/л, если $K_s(\text{Hg}_2\text{Cl}_2) = 1,32 \cdot 10^{-12}$.
4. Сколько граммов мышьяка содержится в 0,5л насыщенного раствора магний аммония арсената, если $K_s(\text{MgNH}_4\text{AsO}_4) = 3,2 \cdot 10^{-10}$?
5. Выпадает ли осадок карбоната лития при смешивании равных объемов 0,1 М растворов хлорида лития и карбоната натрия? ($K_s(\text{Li}_2\text{CO}_3) = 2,0 \cdot 10^{-8}$)
6. К одному литру насыщенного раствора бромида серебра прибавили 10 мл. раствора бромида калия ($\rho = 1,1$ г/мл) с массовой долей 10%. Сколько граммов серебра в виде ионов останется в растворе?

Методические рекомендации для студентов фармацевтического факультета по дисциплине
«ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ»

Материалы для самоподготовки к лабораторному занятию 6

Раздел: Строение вещества.

Тема: Строение электронных оболочек атомов. Периодический закон и Периодическая система. Составление электронных формул элементов. Длиннопериодный вариант Периодической системы, ее структура. Изменение важнейших химических и аналитических свойств простых веществ и сложных соединений в группах и периодах. Механизм образования химической связи. Строение молекул и свойства соединений на основе метода валентных связей и ММО.

Вопросы для самоподготовки

1. В чем заключается суть теории Томсона
 2. В чем заключается суть теории Резерфорда
 3. В чем заключается суть теории Бора-Зоммерфельда
 4. Опишите квантово-механическую модель строения атома;
 5. Объясните математическое выражение уравнения Шредингера, что оно характеризует;
 6. Охарактеризуйте состояние электрона в атоме с помощью системы квантовых чисел.
 7. Как распределяются электроны по принципу наименьшей энергии – правил Клечковского;
 8. Как распределяются электроны по принципу Паули
 9. Как распределяются электроны по правилу Хунда
 10. Сформулируйте современную формулировку периодического закона (ПЗ).
 11. Какие существуют основные виды периодических систем;
 12. Как изменяются в периоде и группе свойства атомов элементов: радиус, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность;
 13. Как изменяются свойства элементов в периодах и группах
- В чем заключаются особенности длиннопериодного варианта Периодической системы химических элементов?
14. Дайте определение и характеристику свойствам связи: длина связи; энергия связи; направленность связи; насыщенность связи; полярность и поляризуемость связи.
 15. Какие виды химических связей вы знаете?
 16. Укажите основные положения метода валентных связей.
 17. Укажите основные положения метода молекулярных орбиталей.

Письменные задания

1. Напишите электронную конфигурацию атомов следующих элементов: мышьяк, цинк, золото, серебро, марганец, хром, хлор.
2. Напишите электронную конфигурацию следующих ионов: Cl^- , Cl^+ , N^{3-} , N^{3+} , Mn^{2+} , Cr^{2+}
3. Известно, что молекула BF_3 легко присоединяет молекулу HF . Напишите формулу полученного соединения и укажите, какие атомные орбитали предоставил атом бора для связи с атомами фтора. Какие виды химической связи есть в образовавшейся молекуле и чему равны валентность и степень окисления атома бора?
4. Чему равна кратность связи молекулы N_2 . Пояснить с позиции метода молекулярных орбиталей.

Задачи

1. Напишите электронные конфигурации основных и возбужденных состояний атомов фтора, астата, аргона.
2. Сколько значений магнитного квантового числа возможно для электронов энергетического подуровня, орбитальное квантовое число которого равно 2, 3?
3. Определите все валентные состояния атомов марганца и вольфрама.
4. Объясните, почему максимальная валентность фосфора может быть равной пяти, а у азота такое валентное состояние отсутствует?
5. Что является причиной образования любой химической связи? Каким энергетическим эффектом сопровождается этот процесс?
6. Может ли длина связи быть равной сумме радиусов двух атомов, которые ее образуют?
7. При каких условиях образуются σ - и π -связи?
8. Какая из связей: $\text{Ca} - \text{H}$, $\text{C} - \text{S}$, $\text{O} - \text{O}$ — является наиболее полярной? К какому из атомов смещено молекулярное электронное облако?
9. Какой тип связей формируется в галогенидах щелочных металлов?
10. Почему молекула Cl_2 неполярна, а ICl полярна? Как влияет увеличение кратности связи на ее энергию и длину?
11. Объясните донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи на примере иона фосфония PH_4^+ .

Методические рекомендации для студентов фармацевтического факультета по дисциплине
«ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ»

Материалы для самоподготовки к лабораторному занятию 7

Раздел: Строение вещества.

Тема: Окислительно-восстановительные реакции. Изучение химических свойств типичных окислителей и восстановителей, используемых в практической фармации. Составление ОВР методом электронно-ионного баланса (метод полуреакций). Экспериментальное изучение факторов, влияющих на направление ОВР. Прогнозирование возможности самопроизвольного протекания ОВР по величине ЭДС химической реакции с использованием стандартных ОВ потенциалов.

Вопросы для самоподготовки

1. Чем отличаются реакции окисления-восстановления от других химических реакций?
2. Как электронная теория процессов окисления-восстановления объясняет их сущность?
3. Какие вещества называются окислителями и какие - восстановителями?
4. Приведите примеры ОВ реакций между: простыми веществами, простым и сложным веществом, сложными веществами.
5. В каких группах ПСЭ расположены элементы с ярко выраженными окислительными, восстановительными свойствами?
6. Как изменяется степень окисления окислителя и восстановителя в реакциях окисления-восстановления?

Письменные задания

1. Какие степени окисления характерны для хлора, железа, кислорода, марганца, азота? Почему?
2. Приведите уравнение реакции хлорида железа (III) с медью.
3. Какие свойства могут проявлять следующие частицы - Cl_2 , Cl^- , Fe , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Sn , Sn^{2+} , MnO_4^{2-} ?
4. В каком направлении будет протекать реакция
 $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$?
 $\text{CH}_2\text{O} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 +$.

Задачи

1. Напишите и уравняйте методом электронно-ионного баланса:
 $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{NO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{C} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{NO}_2 + \text{CO}_2 + \dots$
 $\text{KOH} + \text{Cl}_2 \text{ (холод)} \rightarrow$
 $\text{KOH} + \text{Cl}_2 \text{ (t)} \rightarrow$
 $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 +$
2. Можно ли при стандартных условиях окислить хлорид водорода до хлора с помощью серной кислоты?
Ответ подтвердить расчетом ΔG_{298}^0 .

Методические рекомендации для студентов фармацевтического факультета по дисциплине
«ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ»

Материалы для самоподготовки к лабораторному занятию 8

Раздел: Строение вещества

Тема: Комплексные соединения: строение, номенклатура. Получение КС и их свойства. Равновесия в растворах КС. Расчет равновесных концентраций. Смещение химического равновесия в растворах КС. Использование комплексообразования в фармакологии. Экспериментальное исследование свойств комплексных соединений.

Вопросы для самоподготовки

1. Состав и строение комплексных соединений:
 - какие соединения называются комплексными?
 - основные положения теории Вернера;
 - строение КС (метод ВС).
2. Свойства КС. Устойчивость комплексных ионов. Медико-биологическое значение КС.
 - что такое константа нестойкости и что она характеризует в комплексном ионе?
 - представления о строении металлоферментов.
 - механизм токсического действия тяжелых металлов и мышьяка. Хелатотерапия.

Письменные задания

1. Найдите степень окисления и координационное число комплексообразователя, заряд комплексного иона в соединениях $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, $\text{K}_2[\text{HgJ}_4]$, $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$;
2. Напишите названия следующих комплексных соединений $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$.
3. Составьте уравнения диссоциации комплексных соединений: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$, $\text{K}_3[\text{Co}(\text{CN})_6]$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$. Запишите выражение констант нестойкости комплексных ионов.

Задачи

1. Какова концентрация ионов железа в 0,001 М растворе $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$? ($K_H = 10^{-44}$)
2. Вычислите концентрацию иона – комплексообразователя и лигандов в 0,01 М растворе $\text{K}_{[\text{Ag}(\text{CN})_2]}$, $K_{[\text{Ag}(\text{CN})_2]} = 1,41 \cdot 10^{-20}$.
3. Какова концентрация ионов серебра в 0,08 М растворе $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, содержащем 0,8 моль/л аммиака? $K_{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} = 5,7 \cdot 10^{-8}$
4. Произойдет ли образование AgCl , если к 1 л 0,01 М раствора $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ добавить 0,1 моль KCl . $K_H = 6,8 \cdot 10^{-8}$, $K_{\text{AgCl}} = 1,8 \cdot 10^{-10}$.

Методические рекомендации для студентов фармацевтического факультета по дисциплине
«ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ»

Материалы для самоподготовки к лабораторному занятию 9

Раздел: S-элементы

Тема: Классификация и номенклатура неорганических соединений. Чистота химических веществ. Условные обозначения степени чистоты, классификация веществ по чистоте. Научные основы оценки содержания примесей. Методы очистки веществ.

Вопросы для самоподготовки

1. Какие вещества можно назвать чистыми? Существуют ли абсолютно чистые вещества?
2. Что обозначают марки веществ? Какие марки чистоты веществ вам известны?
3. Какие методы очистки можно применить к: а) газообразным; б) -твердым; в) - жидким веществам? От каких примесей?
4. В чем заключается метод перекристаллизации? Для каких веществ он применим? От каких примесей этим методом можно очистить вещество? В чем заключается метод дробной кристаллизации? Зачем проводят вторичную кристаллизацию?
5. В чем заключается метод перегонки, дробной перегонки? От каких примесей можно очистить воду дистилляцией? Какие примеси обязательно присутствуют даже в дистиллированной воде?

Письменные задания

1. Дайте название следующим соединениям:
 PbO , BaO_2 , CaF_2 , NiS , BaC_2 , KH , Cl_2O , Li_3N
2. Составьте названия следующих соединений:
 H_2SiO_3 , H_3AsO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, Ba(OH)_2 , Cr(OH)_3
3. Дайте названия следующим ионам:
 Fe^{3+} , S^{2-} , BO_2^- , HSO_3^- , H_2PO_4^-
4. Составьте названия солей: $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, KH_2PO_4 , MgOHCl , $\text{NH}_4\text{Al(SO}_4)_2$
5. Какие из указанных веществ реагируют с гидроксидом натрия: HNO_3 , CaO , CO_2 , CuSO_4 , P_2O_5 , Sn(OH)_2 ? Составьте уравнения реакций.
6. Составьте уравнения реакций:
 $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$
 $\text{Sn(OH)}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{Al(OH)}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
 $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
 $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{FeOCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

Задачи

1. Растворимость нитрата калия при 80°C составляет 62,8 мас %. какой объем воды потребуется для приготовления из 20 г соли насыщенного при 80°C раствора?
2. При охлаждении 100 г раствора, содержащего 25 г соли, до 10°C в осадок выпало 12 г соли. Найдите растворимость соли при 10°C а) - в 100 г раствора; б) - в 100 г воды.
3. Растворимости нитрата калия при 10°C и при 80°C равны соответственно 17,7 мас% и 62,8 мас%. Сколько соли можно получить при перекристаллизации 100 г соли?

Методические рекомендации для студентов фармацевтического факультета по дисциплине
«ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ»

Материалы для самоподготовки к лабораторному занятию 10.

Раздел: S-элементы

Тема: Химия элементов I и II групп Периодической системы. Характеристика важнейших соединений (оксиды, гидроксиды и др.). Химические основы применения в фармации и медицине. Экспериментальное исследование свойств элементов I и II групп и их соединений.

Вопросы для самоподготовки

1. Общая характеристика элементов I и II групп Периодической системы.
2. Какие особенности в строении атомов и в химических свойствах характерны для элементов с ярко выраженными металлическими свойствами?
3. Какое биологическое действие проявляют ионы S-элементов: Na, Ca, Mg, содержащиеся в минеральных водах?
4. Почему для s-металлов характерна постоянная степень окисления, в то время как d-металлы проявляют в соединениях переменные степени окисления?
5. Можно ли хранить препарат жженую магнезию (MgO) в контакте с CO₂, щелочами, кислотами, оксидами FeO и P₂O₅, H₂(газ), водой?
6. Какие элементы имеют выраженное токсическое действие?
7. Какую роль выполняют биоккомплексы металлов в живых организмах?
8. Каков механизм токсичного действия растворимых солей меди, серебра, и золота на организм?
9. Что обуславливают высокую токсичность соединений Zn, Cd, Hg?

Письменные задания

1. Какая соль Be(NO₃)₂ или Mg(NO₃)₂ при одинаковых условиях в большей степени подвергается гидролизу? Ответ обосновать. Написать ионное уравнение гидролиза этой соли. Как сместится равновесие гидролиза при добавлении кислоты, при добавлении раствора соды?
2. Написать электронные формулы Cu⁰ и Cu²⁺.
3. Приведите примеры реакций, которые показывают уменьшение химической активности в группе Cu-Ag-Au.
4. Напишите уравнения реакций, характеризующих амфотерные свойства цинка.
5. Запишите гидролиз солей ZnCl₂, CdCl₂. Для какой из солей степень гидролиза выше и почему?

Задачи

1. Напишите реакцию взаимодействия сульфида ртути (II) с йодидом калия.
2. Написать уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить переходы:
$$\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2$$
$$\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Na[Zn(OH)}_4] \rightarrow \text{ZnSO}_4$$
3. Докажите окислительный характер солей ртути, составив уравнения взаимодействия ее солей с диоксидом серы, хлоридом олова (II) в солянокислой среде.

Методические рекомендации для студентов фармацевтического факультета по дисциплине
«ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ»

Материалы для самоподготовки к лабораторному занятию 11.

Раздел: d-элементы

Тема: Химия элементов VI В группы Периодической системы. Характеристика важнейших соединений (оксиды, гидроксиды и др). Химические основы применения в фармации и медицине. Экспериментальное исследование свойств элементов VI группы и их соединений.

Вопросы для самоподготовки

1. Общая характеристика элементов VIB группы
2. Химические свойства соединений металлов VIB группы
3. Медико-биологическое значение элементов VIB группы
4. Генетическая связь между классами неорганических веществ.
5. Как изменяются радиусы атомов и энергии ионизации в ряду Cr-W?
6. Какие соединения металлов VIB группы применяются в медицине?
7. Назовите основные направления использования соединений VIB группы в медицинской практике.

Письменные задания

1. Написать уравнения реакций, которые характеризуют кислотно-основные свойства оксидов: Cr_2O_3 , CrO_3 , MoO_3 , WO_3 .
2. Как взаимодействуют хром, молибден и вольфрам со щелочами в присутствии окислителей?
3. Почему соединения Cr (II) проявляют сильные восстановительные свойства?
4. Как получают оксид и гидроксид хрома? Какие кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства они проявляют?
5. В какой среде свойства хрома (VI) как окислителя выражены сильнее?
6. Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду: $\text{Cr}(\text{OH})_2$ - $\text{Cr}(\text{OH})_3$ - H_2CrO_4 - $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?
7. Как получают элементы VIB-группы в промышленности?
8. Как взаимодействуют молибден и вольфрам с неметаллами (галогенами, кислородом, серой и водородом)?
9. Где расположены Cr, Mo, W в ряду стандартных электродных потенциалов металлов? Как они взаимодействуют с кислотами?

Задачи

1.. Написать уравнения следующих реакций:

- а) $\text{Cr}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- б) $\text{CrCl}_2 + \text{NaOH (конц)} + \text{Cl (избыток)} \rightarrow$
- в) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{KClO}_3 \xrightarrow{\text{сплавление}}$
- г) $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- д) $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{(диэтиловый эфир)}}$
- е) $\text{CrO}_5 + \text{HCl} \rightarrow$
- ж) $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- з) $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- и) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ (насыщ)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц)} \rightarrow$

2. . Написать уравнения реакций перехода:

хром \rightarrow оксид хрома (III) \rightarrow хромит калия \rightarrow хромат калия \rightarrow дихромат калия

3.. Написать уравнения реакций перехода:

дихромат калия \rightarrow сульфат хрома(III) \rightarrow гидроксид хрома \rightarrow хромат калия \rightarrow дихромат калия

Материалы для самоподготовки к лабораторному занятию 12

Раздел: d-элементы

Тема: Химия элементов VII – VIII В групп, их окислительно-восстановительная и комплексообразовательная способность. Кисотно-основная характеристика важнейших соединений, химические основы применения в фармации и медицине. Экспериментальное исследование свойств элементов и их соединений

Вопросы для самоподготовки

1. Общая характеристика элементов VII-VIIIВ групп
2. Химические свойства соединений металлов VII-VIIIВ групп
3. Медико-биологическое значение элементов
4. Генетическая связь между классами неорганических веществ.

Письменные задания

1. Написать электронные формулы атомов марганца, технеция, рения, железа, кобальта, никеля.
 2. Какие степени окисления проявляет марганец?
 3. Какие степени окисления характерны для железа, кобальта, никеля?
 4. Как изменяются атомные радиусы и энергии ионизации в ряду: Fe-Co-Ni
- Написать уравнения реакций гидролиза хлорида марганца (II) и сульфата марганца (II).
6. Где расположены железо, кобальт, никель в ряду стандартных электродных потенциалов металлов? Как они взаимодействуют с растворами разбавленных и концентрированных кислот: HCl, H₂SO₄, HNO₃.
 7. Как изменяется восстановительная способность ионов в ряду Fe²⁺-Co²⁺-Ni²⁺? Привести примеры реакций.
 8. Как изменяется окислительная способность соединений в ряду Fe (III) – Co(III) – Ni (III)? Привести примеры реакций.
 9. Сопоставить кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов железа (II) и железа (III).
 10. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций гидролиза следующих солей: FeSO₄, FeCl₃, NiSO₄.
- Какие соединения металлов VII-VIIIВ групп применяются в медицине?
- 11.. Назовите основные направления использования соединений VII-VIIIВ групп в медицинской практике.

Задачи

1. Записать электронные формулы хрома, молибдена, вольфрама, ионов марганца(II) железа(III).
2. Уравнениями каких реакций можно подтвердить изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений марганца, железа в зависимости от степени окисления
4. Как изменяется устойчивость соединений железа (II), кобальта(III), никеля(II) ?
5. Какая соль образуется при насыщении хлором Fe(OH)₃ взвешенного в растворе калия гидроксида?
6. Запишите уравнение реакции взаимодействия феррата бария с хлороводородной кислотой.
7. Составьте уравнения реакций превращений:
$$\text{Mn} \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{MnS} \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4$$
8. Составьте уравнения реакций превращений:
Гидроксид никеля(II) – гидроксид никеля (III)- сульфат никеля (II) – никель – тетракарбонил никеля
9. Составьте полное уравнение реакции взаимодействия оксида свинца (IV) с раствором нитрата марганца (II) в присутствии азотной кислоты, учитывая, что образуются марганцовая кислота и нитрат свинца (II). Что окисляется и что восстанавливается?
10. Как изменяется характер оксидов железа с повышением степени окисления? Подтвердите уравнениями реакций.

Методические рекомендации для студентов фармацевтического факультета по дисциплине
«ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ»

Материалы для самоподготовки к лабораторному занятию №13

Раздел: Р-элементы

Тема: Химия элементов III-IV А групп. Кислотно-основная и окислительно-восстановительная характеристика важнейших соединений. Химические основы применения в фармации и медицине. Экспериментальное исследование свойств элементов и их соединений.

Вопросы для самоподготовки

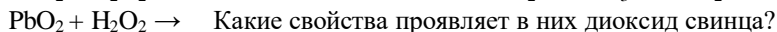
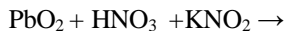
1. Приведите электронное строение элементов IIIA и IVA групп периодической системы. Определите возможные степени окисления элементов.
2. Проанализируйте изменения металлических и неметаллических, окислительных и восстановительных свойств элементов и их ионов по подгруппе. Установите закономерности их изменения.
3. Гидроксид бора представляет формулой $B(OH)_3$, однако ни один из атомов водорода не является кислотным. Почему гидроксид бора является кислотой?
4. Почему тиоцианат водорода не ядовит (в отличие от циановодорода)?
5. На чем основана способность монооксида углерода выступать лигандом в комплексных соединениях. Составьте уравнения реакций.
6. Какова химическая природа бинарных соединений кремния? Составьте уравнения взаимодействия диоксида кремния с гидроксидом кальция в растворе и расплаве.
7. Как изменяются кислотно-основные свойства диоксидов в ряду германий-олово-свинец? Приведите уравнения соответствующих реакций.

Письменные задания

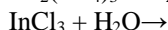
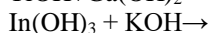
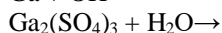
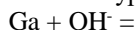
1. Приведите формулу оксида бора и напишите уравнение его взаимодействия с гидроксидом натрия в зависимости от условий.
2. Раствор тетрабората натрия имеет щелочную среду. Дайте объяснение, составив уравнение гидролиза.
3. Составьте уравнения взаимодействия с избытком воды дикарбида кальция, трикарбида тетраалюминия.
4. Сравните свойства простых веществ элементов IIIA группы, составив уравнения взаимодействия:
 - алюминия с водой, азотной кислотой, перманганатом калия в кислой среде и нитратом калия в щелочной среде;
 - бора с кислородом, водородом, галогенами;
 - галлия со щелочью, разбавленной серной кислотой.
5. Сравните свойства простых веществ элементов IVA группы, составив уравнения взаимодействия:
 - кремния со щелочами, смесью плавиковой и азотной кислот, с металлами;
 - германия, олова и свинца с азотной кислотой различной концентрации, со щелочами
6. Составьте схему образования циановодорода. Укажите его таутомерные формы, определите механизм токсичности.
7. Галиды и гидриды кремния легко гидролизуются. Докажите уравнениями реакций.
8. Приведите формулы оксидов и гидроксидов Sn(IV) и Pb(IV), доказав уравнениями реакций их амфотерный характер.

Задачи

1. Составьте уравнения реакций:



2. Сравните кислотно-основные свойства катионов и гидроксидов галлия(III), индия(III), и таллия(III), составив уравнения реакций:



Материалы для самоподготовки к лабораторному занятию 14

Раздел: p-элементы

Тема: Химия элементов VA группы. Кислотно-основная и окислительно-восстановительная характеристика важнейших соединений. Химические основы применения в фармации и медицине. Экспериментальное исследование свойств элементов и их соединений.

Вопросы для самоподготовки

1. Общая характеристика элементов VA групп
2. Химические свойства соединений металлов VA групп
3. Медико-биологическое значение элементов
4. Генетическая связь между классами неорганических веществ.

Письменные задания

1. Напишите электронную формулу внешнего электронного слоя в атомах азота, фосфора и мышьяка и невозбужденном и возбужденном состояниях.
2. Действием каких веществ на азот, соль аммония, азотную кислоту, нитрид алюминия можно получить аммиак? Напишите соответствующие реакции.
3. Напишите уравнения реакций, характерных для аммиака: присоединения, замещения, окисление, комплексообразование.
4. Напишите уравнения реакций, термического разложения нитрита, нитрата и карбоната аммония.
5. Какие из оксидов азота будут реагировать с KOH? Напишите соответствующие реакции.
6. Напишите уравнения реакций взаимодействия концентрированной азотной кислоты с серебром и с фосфором.
7. Напишите уравнения реакций взаимодействия разбавленной азотной кислоты с медью и с магнием.
8. Напишите уравнения реакций гидролиза хлорида и иодида фосфора (III).
9. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций получения гидроксидов мышьяка, сурьмы и висмута в степенях окисления +3 и взаимодействия этих гидроксидов с избытком кислоты и щелочи.
10. Какие элементы подгруппы мышьяка в степени окисления +3 образуют тиосоли? Напишите соответствующие реакции.

Задачи

1. При внесении кусочка белого фосфора в растворы CuSO_4 и AgNO_3 образуется свободный металл, напишите уравнения реакций:
а) $\text{P} + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
б) $\text{P} + \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
2. Напишите реакции растворения данных веществ:
а) $\text{Sb}(\text{OH})_3$ и $\text{Bi}(\text{OH})_3$;
б) Sb_2S_3 и Bi_2S_3 .

Материалы для самоподготовки к лабораторному занятию 15

Раздел: р-элементы

Тема: Химия элементов VI А группы. Кислотно-основная и окислительно-восстановительная характеристики важнейших соединений. Химические основы применения в фармации и медицине. Экспериментальное исследование свойств элементов и их соединений.

Вопросы для самоподготовки

1. Общая характеристика VI А группы элементов периодической системы.
2. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства важнейших простых и сложных соединений элементов VI А группы.
3. Химические основы использования в качестве лекарственных препаратов и реагентов в фармализе, биологическое значение элементов VI А группы
4. Приведите примеры жизненных процессов, протекающих при обязательном участии кислорода. Опишите применение кислорода в медицине.
5. Фармакопейные препараты, содержащие серу.
6. Приведите примеры биологически важных серосодержащих соединений.
7. Какова биологическая роль селена? Приведите примеры ферментов, содержащих селен.
8. Приведите формулы водородных соединений элементов группы. Как изменяется их устойчивость? С чем это связано?
9. Химические свойства кислорода и серы. Охарактеризуйте отношение серы к сложным веществам – воде, кислотам, щелочам; и к простым веществам – металлам и неметаллам. Составьте уравнения соответствующих реакций.

Письменные задания

1. Объясните окислительные и отбеливающие свойства, дезинфицирующее и бактерицидное действие озона. Напишите уравнения реакций:
1) $\text{O}_3 + \text{SO}_2 =$, 2) $\text{O}_3 + \text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$, 3) $\text{O}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} =$, 4) $\text{O}_3 + \text{CrCl}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
2. Охарактеризуйте кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. Напишите уравнения реакций, укажите в них функцию пероксида водорода:
1) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + \dots$
2) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KCrO}_2 + \text{KOH} =$
3) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
3. Свойства основных соединений серы: оксидов, гидридов, гидроксидов, солей. Напишите уравнения гидролиза сульфида натрия, сульфита натрия и сульфида алюминия.
4. Окислительно-восстановительные свойства соединений серы. Приведите примеры реакций, в которых сера выступает: а) как окислитель, б) как восстановитель, в) претерпевает самоокисление-самовосстановление.
5. Опишите состав, строение и свойства тиосерной кислоты и тиосульфата натрия. Как и с какой целью получают тиосульфат натрия, чем обусловлены его восстановительные свойства? Напишите уравнения реакций $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с перманганатом калия, галогенами (Cl_2 , Br_2 , I_2) и его разложения при нагревании.

Задачи

1. Определите коэффициенты перед веществами в реакциях:
 $\text{S} + \text{HNO}_3(\text{конц}) = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
 $\text{Se} + \text{HNO}_3(\text{конц}) + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{NO}$
 $\text{Te} + \text{HNO}_3(\text{конц}) = \text{TeO}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Po} + \text{HNO}_3(\text{конц}) = \text{Po}(\text{NO}_3)_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
2. Напишите уравнения реакций:
1) $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \dots$
2) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{FeSO}_4 =$
3) $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{AgNO}_3 + \text{KOH} = \text{AgO} \downarrow + \dots$
3. Закончите следующие уравнения реакций и расставьте коэффициенты методом полуреакций:
 $\text{K}_2\text{S} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow$

Методические рекомендации для студентов фармацевтического факультета по дисциплине
«ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ»

Материалы для самоподготовки к лабораторному занятию 16

Раздел: p-элементы

Тема: Химия элементов VII А группы. Кислотно-основная и окислительно-восстановительная характеристики важнейших соединений. Химические основы применения в фармации и медицине. Экспериментальное исследование свойств элементов и их соединений.

Вопросы для самоподготовки

1. Общая характеристика VII А группы элементов периодической системы.
2. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства важнейших простых и сложных соединений элементов VI А группы.
3. Химические основы использования, биологическое значение элементов VI А группы.
4. Исходя из положения в периодической системе и электронного строения атомов, опишите общие свойства хлора, брома и йода: 1) валентные возможности, 2) степени окисления в соединениях, 3) закономерности изменения металлических и неметаллических свойств, 4) состав: а) молекул простых веществ, б) соединений с водородом и металлами, в) оксидов и гидроксидов, г) соединений между собой.
5. Использование галогенов и их соединений в качестве лекарственных препаратов и реагентов в фармализе.
6. Приведите примеры жизненных процессов, протекающих при участии галогенов.

Письменные задания

1. Чему равна энергия связи в молекулах галогенов и почему она уменьшается в ряду $F_2 - Cl_2 - Br_2 - I_2$? Объясните образование этих молекул методом ВС; определите кратность химической связи.
2. Почему и как изменяются окислительно-восстановительные свойства галогенов в ряду $F_2 - Cl_2 - Br_2 - I_2$? Напишите уравнения реакций:
1) $Cl_2 + FeCl_3 + NaOH = Na_2FeO_4 + \dots$
2) $Br_2 + KCrO_2 + KOH = K_2CrO_4 + \dots$
3) $I_2 + H_2SO_3 + H_2O = H_2SO_4 + \dots$
3. Объясните изменение длины и энергии связи в молекулах галогеноводородов, и как оно влияет на свойства этих соединений.
4. Напишите электронные формулы атомов F и Cl и их возможных ионов. В какой степени окисления хлор может быть: а) только окислителем, б) только восстановителем?
5. Каким образом идентифицировать в растворах фторид-, хлорид-, бромид-, йодид-ионы
6. Как изменяются с повышением степени окисления сила, устойчивость и окислительная способность кислородосодержащих кислот хлора? Приведите названия этих кислот и их солей.

Задачи

1. Напишите уравнения реакций в подкисленном растворе с участием хлората калия:
1) $KClO_3 + HCl =$
2) $KClO_3 + KI + H_2SO_4 =$
3) $KClO_3 + NaNO_2 + H_2SO_4 =$
4) $KClO_3 + FeSO_4 + H_2SO_4 =$
 2. Составить уравнения превращений:
1) $KCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow KClO_3 \rightarrow HClO_4 \rightarrow Cl_2O_7$
2) $Cl_2 \rightarrow NaClO_3 \rightarrow NaClO_4 \rightarrow HClO_4 \rightarrow ClO_2 \rightarrow NaCl$
3) $KBr \rightarrow KBrO \rightarrow KBrO_3 \rightarrow Br_2 \rightarrow Br(NO_3)_3 \rightarrow HBrO_3$
 3. Какой объем 5%-го раствора HIO_3 ($\rho = 1,02$) требуется для окисления 40 мл 8%-го раствора HI ($\rho = 1,06$) и какая масса йода образуется при этом?
 4. Раствор KIO_3 с плотностью 1,072 объемом 20 мл провзаимодействовал с избытком йодида калия в присутствии серной кислоты. Образовалось 4,634 г йода. Вычислите массовую долю KIO_3 в растворе.
 5. Опишите состав и строение, получение и применение хлорной извести, определите коэффициенты в уравнениях реакций с её участием:
1) $CaOCl_2 + HCl = CaCl_2 + Cl_2 + H_2O$
2) $CaOCl_2 + CO_2 + H_2O = CaCO_3 + CaCl_2 + HClO$
3) $CaOCl_2 + CO_2 + H_2O = CaCO_3 + HClO_3 + HCl$
- Какая из этих реакций объясняет резкий запах, дезинфицирующие и отбеливающие свойства хлорной извести?

Методические рекомендации для студентов фармацевтического факультета по дисциплине
«ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ»

Материалы для самоподготовки к лабораторному занятию 17

Раздел: p-элементы

**Тема: Итоговое занятие. Проверка знаний; умений для решения ситуационных задач.
вопросов для подготовки к экзамену**

1. Предмет, задачи и методы химии. Место химии в системе естественных наук и фармацевтического образования. Значение химии для развития медицины и фармации.
2. Основные законы, положения и понятия химии и их приложение для решения профессиональных задач провизора. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалентна, закон эквивалентов.
3. Чистота химических веществ. Условные обозначения степени чистоты, классификация веществ по чистоте. Научные основы оценки содержания примесей. Методы очистки химических веществ.
4. Основные понятия химической термодинамики. Внутренняя энергия (E) и энтальпия (H) индивидуальных веществ и многокомпонентных систем. Закон Гесса. Расчеты стандартных энтальпий химических реакций и физико-химических превращений (процессов растворения веществ, диссоциации кислот и оснований) на основе закона Гесса.
5. Понятие об энтропии (S) как мере неупорядоченности системы (уравнение Больцмана $S = k \ln w$). Энергия Гиббса (G) как критерий самопроизвольного протекания процесса и термодинамической устойчивости химических соединений.
6. Обратимые и необратимые по направлению химические реакции и состояние химического равновесия. Закон действующих масс (ЗДМ) для состояния химического равновесия (закон химического равновесия). Константа химического равновесия и ее связь со стандартным изменением энергии Гиббса процесса.
7. Зависимость энергии Гиббса процесса и константы равновесия от температуры. Принцип Ле Шателье-Брауна.
8. Электронная теория окислительно-восстановительных (ОВ) реакций (Писаржевский Л.В.). Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в ПСЭ и степени окисления элементов в соединениях.
9. Стандартное изменение энергии Гиббса окислительно-восстановительной реакции и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций (электродные потенциалы). Определение направления ОВ реакций по разности стандартных потенциалов.
10. Учение о растворах Основные определения: раствор, растворитель, растворенное вещество. Процесс растворения как физико-химическое явление (Менделеев Д.И., Курнаков Н.С.). Термодинамика процесса растворения. Растворы газов в жидкостях. Законы Генри, Генри - Дальтона, И.М.Сеченова.
11. Растворы твердых веществ в жидкостях. Понятие о коллигативных (общих) свойствах растворов. Гипо-, изо- и гипертонические растворы.
12. Теория растворов сильных электролитов. Ионная сила растворов, коэффициент активности и активность ионов сильных электролитов в растворах.
13. Равновесие между раствором и осадком малорастворимого электролита. Константа растворимости K_s . Условия растворения и осаждения осадков.
14. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель - pH; pH растворов сильных кислот и оснований. Растворы слабых электролитов. Применение ЗДМ к ионизации слабых электролитов. Константа ионизации.
15. Теории кислот и оснований (Аррениуса, Льюиса, Бренстеда и Лоури). Константы кислотности (K_a) и основности (K_b). Амфотерные электролиты (амфолиты).
16. Основные этапы и диалектика развития представлений о существовании и строении атомов. Квантово-механическая модель строения атомов. Электронные формулы и электронно-структурные схемы атомов.
17. ПЗ Д.И.Менделеева и его трактовка на основе современной квантово-механической теории строения атомов. Структура ПСЭ: периоды, группы, семейства, s-, p-, d-, f- классификация элементов (блоки).
18. Типы химических связей и физико-химические свойств соединений с ковалентной, ионной и металлической связью. Экспериментальные характеристики связей: энергия связи, длина, направленность. Описание молекул методом валентных связей (МВС). Описание молекул методом молекулярных орбиталей (ММО). Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие МО, их энергия и форма. Метод молекулярных орбиталей как теоретическая основа молекулярной спектроскопии.
19. Межмолекулярные взаимодействия и их природа. Энергия молекулярного взаимодействия. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие. Водородная связь и ее разновидности. Биологическая роль водородной связи. Молекулярные комплексы и их роль в метаболических процессах.
20. Современное содержание понятия комплексные соединения (КС). Структура КС. Способность атома различных элементов к комплексообразованию. Природа химической связи в КС. Образование и диссоциация КС в растворах, константы образования и нестойкости комплексов.
21. Классификация и номенклатура КС. Комплексные кислоты, основания, соли. Пи-комплексы. Карбонилы металлов. Хелатные и макроциклические КС. Биологическая роль КС. Металлоферменты, понятие о строении их активных центров. Химические основы применения в фармации и медицине.

Методические рекомендации для студентов фармацевтического факультета по дисциплине
«ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ»

22. S-элементы. Водород Общая характеристика. Особенности положения в ПСЭ. Вода как важнейшее соединение водорода, ее физические и химические свойства. Характеристика и реакционная способность связи водорода с другими распространенными элементами: кислородом, азотом, углеродом, серой.
23. s-Элементы – металлы. Общая характеристика. Изменение свойств элементов ПА группы в сравнении с IA. Характеристики катионов M^+ и M^{2+} . Ионы M^+ и M^{2+} в водных растворах, энергия гидратации ионов, жесткость.
24. Биологическая роль s-элементов-металлов в минеральном балансе организме. Макро- и микро-s-элементы. Соединения кальция в костной ткани, сходство ионов кальция и стронция, изоморфное замещение (проблема стронция-90). Ядовитость бериллия. Химические основы применения соединений лития, натрия, калия, магния, кальция, бария в медицине и в фармации.
25. Общая характеристика d-элементов (переходных элементов). Характерные особенности d-элементов: переменные степени окисления, образование комплексов, окраска соединений (причины ее возникновения). Вторичная периодичность в семействах d-элементов. Лантаноидное сжатие и повышенное сходство d-элементов V и VI периодов.
26. Элементы IIIВ группы. Общая характеристика, сходство и отличие от элементов группы ПА. f-Элементы как аналоги d-элементов IIIВ группы, сходство и отличие на примере церия, химические основы применения церия (IV) сульфатов в количественном анализе
27. Элементы IVB и VB групп. Общая характеристика. Химические основы применения титана, ниобия и тантала в хирургии, титана диоксида и аммония метаванадата в фармации.
28. Общая характеристика группы. VI В группы Хром. Простое вещество и его химическая активность, способность к комплексообразованию. Хром (II), хром (III), кислотно-основная (КО) и окислительно-восстановительная (ОВ) характеристики соединений, способность к комплексообразованию. Соединения хрома (VI) - оксид и дихромовая кислота, хроматы и дихроматы, КО и ОВ характеристика; окислительные свойства хроматов и дихроматов в зависимости от pH среды; окисление органических соединений (спиртов). Пероксосоединения хрома (VI).
29. Молибден и вольфрам, общая характеристика, способность к образованию изополи- и гетерополиокислот; сравнительная окислительно-восстановительная характеристика соединений молибдена и вольфрама по отношению к соединениям хрома. Биологическое значение d-элементов VIВ группы. Химические основы применения соединений хрома, молибдена и вольфрама в фармации (фармацевтическом анализе).
30. Общая характеристика группы VII В группы. Марганец. Общая характеристика. Химическая активность простого вещества. Марганец (II) и марганец (III), марганец (VI) оксид, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства, влияние pH на ОВ свойства.
31. Соединения марганца (VI): манганаты, их образование, термическая устойчивость, диспропорционирование в растворе и условия стабилизации. Соединения марганца (VII) - оксид, марганцовая кислота, перманганаты, Химические основы применения калия перманганата и его раствора как антисептического средства и в фармацевтическом анализе.
32. Общая характеристика VIII В группы группы. Деление элементов VIIIВ группы на элементы семейства железа и платиновые металлы. Общая характеристика элементов семейства железа. Железо. Соединения железа (II) и железа (III) - КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения железа (II) и железа (III) с цианид и тиоцианат ионами. Гемоглобин и железосодержащие ферменты, химическая сущность их действия. Железо (VI). Химические основы применения железа и железосодержащих препаратов в медицине и фармации (в том числе в фармацевтическом анализе).
33. Кобальт и никель. Химическая активность простых веществ в сравнении с железом. Соединения кобальта (II) и (III), никеля (II), КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию (реакция Чугаева). Никель и кобальт как микроэлементы (кофермент-B12). Общая характеристика элементов семейства платины.
34. Общая характеристика I В группы. Физические и химические свойства простых веществ. Соединения меди (I) и (II), их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Соединения серебра, их КО и ОВ характеристики (бактерицидные свойства иона серебра). Золото. Соединения золота (I) и золота (III), их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию. Химические основы применения в медицине и фармации соединений I В группы.
35. Общая характеристика II В группы. Цинк. КО и ОВ характеристика соединений цинка. Комплексные соединения цинка Кадмий и его соединения в сравнении с аналогичными соединениями цинка. Ртуть. Общая характеристика, отличительные от цинка и кадмия свойства. Соединения ртути (I) и ртути (II), их КО и ОВ характеристика, способность ртути (I) и ртути (II) к комплексообразованию. Химизм токсического действия соединений кадмия и ртути.
36. Общая характеристика III А группы. Бор. Бориды. Гидридобораты. Галиды бора, гидролиз и комплексообразование. Борный ангидрид и борная кислота, равновесие в водном растворе. Тетраборат натрия. Антисептические свойства борной кислоты и ее солей. Алюминий. Разновидности оксида алюминия. Амфотерность гидроксида. Алюминаты. Физико-химические основы применения алюминия в медицине и фармации.

Методические рекомендации для студентов фармацевтического факультета по дисциплине
«ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ»

37. Общая характеристика IV A группы. Общая характеристика углерода. Аллотропы углерода. Углерод в отрицательных степенях окисления. Углерод (II). Соединения углерода (IV). Оксид углерода (IV), Угольная кислота, карбонаты и водородкарбонаты (гидрокарбонаты). Соединения углерода с галогенами и серой. Цианаты и тиоцианаты. Физические и химические свойства, применение. Химические основы использования неорганических соединений углерода в медицине и фармации.
38. Кремний. Общая характеристика. Основное отличие от углерода: отсутствие π -связи в соединениях. Силициды. Соединения с водородом (силаны). Оксид кремния (IV). Силикагель. Кремневая кислота. Силикаты.
39. Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Устойчивость водородных соединений. Соединения с галогенами типа ЭГ_2 и ЭГ_4 , поведение в водных растворах. Оловохлористоводородная кислота. Оксиды. Оксид свинца (IV) как сильный окислитель. Амфотерность гидроксидов. Химические основы использования соединений олова и свинца в анализе фармпрепаратов.
40. Общая характеристика VA группы. Азот, фосфор, мышьяк в организме, их биологическая роль. Азот. Причина малой химической активности диазота. Молекула диазота как лиганд. Многообразие соединений с различными степенями окисления азота. Соединения с отрицательными степенями окисления (CO). Нитриды, аммиак, КО и ОВ характеристика, реакции замещения. Амиды. Аммиакаты. Ион аммония и его соли. Азотистоводородная кислоты и азиды. Соединения азота с положительными степенями окисления. Оксиды. Азотистая кислота и нитриты. Азотная кислота и нитраты. КО и ОВ характеристика. "Царская водка".
41. Фосфор. Общая характеристика. Фосфиды. Фосфин. Сравнение с соответствующими соединениями азота. Соединения фосфора с положительными степенями окисления (CO).. Фосфорноватистая (гипофосфористая) и фосфористая кислоты, строение молекул, КО и ОВ свойства. Дисфосфорная (пирофосфорная) кислота. Изополи- и гетерополифосфорные кислоты. Метафосфорные кислоты, сравнение с азотной кислотой.
42. Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика. Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута в сравнении с аммиаком и фосфином. Определение мышьяка по методу Марша. Соединения мышьяка, сурьмы и висмута с положительными степенями окисления. Понятие о химических основах, применения в медицине и в фармации аммиака, оксида азота (I) (заиси азота), нитрита и нитрата натрия, оксидов и солей мышьяка, сурьмы и висмута. Химические основы использования соединений р-элементов VA группы в фармацевтическом анализе.
43. Общая характеристика VI A группы. Кислород. Молекула O_2 в качестве лиганда в оксигемоглобине. Классификация кислородных соединений и их общие свойства (в том числе бинарные соединения: супероксиды (гипероксиды, надпероксиды), пероксиды, оксиды, озониды). Водород пероксид (H_2O_2), его КО и ОВ характеристика, применение в медицине.
44. Сера. Общая характеристика. Соединения серы в отрицательных степенях окисления. Соединения серы (IV) - оксид, хлорид, оксодихлорид (хлористый тионил), сернистая кислота, сульфиты и водородсульфиты (гидросульфиты). Соединения серы (VI) - оксид, гексафторид, диоксидхлорид, (сульфонилхлорид, сульфурилхлорид), серная кислота и ее производные - сульфаты, КО и ОВ свойства. Олеум. Дисерная (пироксерная) кислота. Пероксомоно- и пероксодисерная кислота и соли. Окислительные свойства пероксосульфатов. Селен и теллур. Оксиды и кислоты, их ОВ и КО свойства (в сравнении с подобными соединениями серы). Биологическая роль.
45. Общая характеристика VII A группы. Особые свойства фтора как наиболее электроотрицательного элемента. Простые вещества, их химическая активность. Соединения галогенов с водородом. Галогенид - ионы как лиганды в комплексных соединениях. Галогены в положительных степенях окисления. Изменение КО и ОВ свойств в зависимости от степени окисления галогена. Хлорная известь, хлораты, броматы и йодаты и их свойства. Биологическая роль фтора, хлора, брома и йода
46. Понятие о химизме бактериоцидного действия хлора и йода. Применение в медицине, санитарии и фармации хлорной извести, хлорной воды, препаратов активного хлора, йода, а также соляной кислоты, фторидов, хлоридов, бромидов и иодитов.
47. Общая характеристика VIII A группы. Физические и химические свойства благородных газов. Соединения благородных газов. Применение благородных газов в медицине.

Методические рекомендации для студентов фармацевтического факультета по дисциплине
«ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ»

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

Основная литература

1. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. Учебник для медицинских вузов / Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берлянд и др. Ред.Ю.А.Ершов // М.; Высш.шк., 2010 г.
2. Практикум по общей химии. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. Учебное пособие для студентов медицинских вузов / Ред. В.А.Попков // М., Высшая школа, 2008 г.
3. Сборник задач и упражнений по общей химии. Учебное пособие. 4 изд, С.А. Пузаков, В.А. Попков, А.А. Филиппова, М. Высш. школа, 2010г.

Дополнительная литература

1. Общая химия. Курс лекций для студентов фармацевтического факультета дистанционной формы обучения. Аввакумова Н.П., Катунина Е.Е., Кривопалова М.А., 2011, 204
2. Общая химия. Учебник для медицинских вузов. / В.А. Попков, С.А. Пузаков // М, ГЭОТАР Медиа, 2007 г.
3. Практикум по химии. Учебно-методическое пособие / Н.П. Аввакумова, М.А.Кривопалова, М.Н. Глубокова, Е.Е. Катунина, И.В.Фомин, А.В. Жданова // Самара: ООО «Волга Документ», - 2016г.
4. Химия. Основы химии живого / В.И. Слесарев // С-Пб., Химия, 2007г.,

МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ К НАПИСАНИЮ РЕФЕРАТА

Реферат выполняется на листах формата А4 в компьютерном варианте. Поля: верхнее, нижнее – 2 см, правое – 3 см, левое – 1,5 см, шрифт Times New Roman, размер шрифта – 14, интервал – 1,5, абзац – 1,25, выравнивание по ширине. Объем реферата 15-20 листов. Графики, рисунки, таблицы обязательно подписываются (графики и рисунки снизу, таблицы сверху) и располагаются в приложениях в конце работы, в основном тексте на них делается ссылка.

1. **Титульный лист** должен содержать наименование учреждения, в котором выполнялся реферат, Ф.И.О. автора, Ф.И.О. руководителя, год написания.
2. **Введение** (не более 2-3 стр.), где отражены:
 - цели и задачи работы
 - основной замысел.
3. **Основная часть** (15-20 стр.), обусловлена задачами исследования, но обязательно содержать физико-химические основы вопроса, медико-биологическое применение и значение, а главное, он должен быть химически информативным.
4. **Заключительные выводы** (1,5-2 стр.)
5. **Список литературы**

Тематика реферативных работ

1. Катализ кислотами: общий кислотный катализ, специфический кислотный катализ, электрофильный катализ (особенности, примеры и биологическое значение).
2. Катализ основаниями: общий основной катализ, специфический основной катализ, нуклеофильный катализ (особенности, примеры и биологическое значение).
3. Окислительно-восстановительный катализ.
4. Катализ как результат комплексообразования.
5. Фотохимические реакции: первичные и вторичные процессы. Квантовый выход реакции. Фотохимические реакции, протекающие в атмосфере. Физико-химические основы фотосинтеза, механизма зрения, биолюминесценции.
6. Медико-биологическое значение элементов 1А и 2А группы.
7. Токсичность бериллия и бария.
8. Медико-биологическое значение элементов 3Б группы.
9. Медико-биологическое значение элементов 4Б группы.
10. Медико-биологическое значение элементов 5Б группы.
11. Медико-биологическое значение марганца.
12. Медико-биологическое значение элементов 8Б группы.
13. Медико-биологическое значение соединений меди, серебра, золота.
14. Медико-биологическое значение соединений цинка.
15. Ртутьорганические соединения. Медико-биологическое значение.
16. Соединения ртути, в качестве лекарственных средств.
17. Кадмий как токсикант окружающей среды
18. Медико-биологическое значение элементов 3А группы.
19. Медико-биологическое значение элементов 6А группы.
20. Медико-биологическое значение элементов 5А группы.
21. Методы обнаружения мышьяка в биологических объектах.

Методические рекомендации для студентов фармацевтического факультета по дисциплине
«ХИМИЯ ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ»

22. Медико-биологическое значение элементов 7А группы.
23. Медико-биологическое значение элементов 4А группы.

Критерии оценивания реферата:

- оценка «**зачтено**» выставляется студенту, если
- 1. Присутствуют все необходимые пункты реферата (план, введение, основная часть, заключение, список литературы);
- 2. Раскрыта тема реферата.
- оценка «**не зачтено**» тема реферата не раскрыта или отсутствуют необходимые пункты реферата.