

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

Шифр дисциплины: **Б.1.Б.6**

Рекомендуется для направления подготовки (специальности)

Сестринское дело 34.03.01

Уровень высшего образования **Бакалавриат**

Квалификация (степень) выпускника *Академическая медицинская сестра (для лиц мужского пола - Академический медицинский брат). Преподаватель*

Институт сестринского образования

Форма обучения **очная**

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

Разработчики:

Аввакумова Н.П., зав. кафедрой, профессор, доктор биологических наук

Катунина Е.Е., доцент, кандидат биологических наук

Кривопалова М.А., доцент, доцент, кандидат химических наук

Методические рекомендации для студентов рассмотрены и одобрены на заседании кафедры (протокол № 11, дата 17.05.17)

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



(подпись)

« 17 » 05 2017г.

Самара, 2017 г.

РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОРГАНИЗАЦИИ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТА

Основным принципом организации самостоятельной работы студентов при изучении учебного материала дисциплины «ХИМИЯ» 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» реализуются следующие формы самостоятельной работы:

1. Непосредственно в процессе аудиторных занятий - на лекциях, практических занятиях, при выполнении контрольных, практических работ.
2. В контакте с преподавателем вне рамок аудиторных занятий – на консультациях по учебным вопросам, в ходе творческих контактов, при ликвидации задолженностей.
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».

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;
 - 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 практическому занятию №1

Раздел: Физико-химические основы протекания химических реакций в условиях организма. Элементы химической термодинамики, биоэнергетики и кинетики

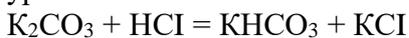
**Тема: Правила работы в химической лаборатории. Основные понятия и законы химии.
Закон эквивалентов и его применение в медико-биологической практике**

Вопросы для самоподготовки

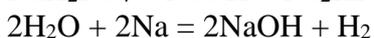
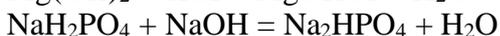
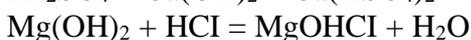
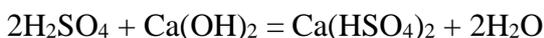
1. Определение основных понятий химии – моль, молярная масса.
2. Основные законы химии.
3. Эквивалент. Молярная масса эквивалента, фактор эквивалентности.
4. Закон эквивалентов.

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:



4. Вычислите молярные массы эквивалентов воды, солей, кислот и оснований в реакциях:



Задачи

1. Одно и тоже количество металла соединяется с 0,200 г кислорода и с 3,17 г одного из галогенов. Определить молярную массу эквивалента галогена.
2. При растворении 0,2529 г металла в кислоте выделилось 50,4 мл водорода, измеренного при н.у. Определить молярную массу эквивалента металла.
3. 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.
4. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла, если известно, что в его оксиде содержится 60 % и 39,2 % кислорода.

Материалы для самоподготовки к практическому занятию №2

Раздел: Физико-химические основы протекания химических реакций в условиях организма. Элементы химической термодинамики, биоэнергетики и кинетики

Тема: Основы термодинамических расчетов. Определение энтальпий химических реакций и калорийности пищевых продуктов. Изучение равновесий в гомогенных системах на примере гидролитических процессов

Вопросы для самоподготовки

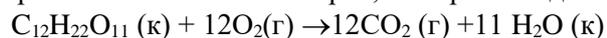
1. Какие вы знаете термодинамические параметры и термодинамические функции состояния?
2. Первое начало термодинамики.
3. Что такое стандартные условия? Сравните с нормальными условиями.
4. Физический смысл внутренней энергии и энтальпии системы.
5. Что называется стандартной теплотой образования и сгорания химического соединения?
6. Что называется стандартной энтальпией гидратации? Дайте определение энтальпии растворения. Напишите их количественные характеристики (формулы расчета).
7. Термохимия. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса.
8. Энтропия. Второе начало термодинамики.
9. Какой смысл понятия «свободная энергия Гиббса» и как с её учетом определить возможность самопроизвольного течения реакции? Дайте определения экзергонических и эндергонических реакций.
10. Применение законов термодинамики для биологических систем. Укажите критерии самопроизвольности биохимических процессов. Как определяется энергетическая ценность продуктов питания?
11. Химическое динамическое равновесие. Скорость химической реакции. Количественные характеристики. Влияние различных факторов на смещение равновесия и скорость реакции.

Письменные задания

1. Перечислите термодинамические параметры и термодинамические функции состояния.
2. Приведите формулировку первого начала термодинамики, напишите его математическое выражение.
3. Приведите формулировку закона Гесса, проиллюстрируйте закон конкретными примерами.
4. Напишите выражение констант равновесия для реакций: а) $2\text{NH}_3 \leftrightarrow 3\text{H}_2 + \text{N}_2$; б) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{CO} \leftrightarrow 3\text{Fe} + 4\text{CO}_2$.
5. Напишите выражение константы равновесия для реакции: $3\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) + 2\text{Fe}_3\text{O}_4$.

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 рН они равны соответственно - 4800 и - 7000 ккал/моль. Вычислите величину ΔS° для тех же условий. Каков смысл того, что ΔS имеет положительное значение?
3. Действием каких факторов можно сместить равновесие химической реакции вправо? Реакция протекает по уравнению: $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г})$, $\Delta H > 0$. Изменением каких параметров можно добиться смещения равновесия в сторону образования оксида азота (II)?
4. Константа равновесия реакции $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O}$ равна 1. Вычислите равновесные концентрации всех компонентов системы, если начальные концентрации CH_3COOH и $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ соответственно равны 2 моль/л и 1 моль/л.
5. 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?

Материалы для самоподготовки к практическому занятию №3

Раздел: Учение о растворах. Классификация веществ, основанная на природе переносимых частиц

Тема: Способы выражения концентрации веществ в растворах. Приготовление растворов с заданной концентрацией. Переход от одного вида концентрации к другому. Понятие о pH

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.

Письменные задания

1. Запишите формулу молярной концентрации.
2. Запишите формулу молярной концентрации эквивалента.
3. Запишите формулу моляльной концентрации
4. Запишите формулу титра.
5. Составьте и запишите формулы перехода от одного вида концентрации в другой.

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 (плотностью 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. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента раствора ортофосфорной кислоты с массовой долей 30% и плотностью 1,18 г/мл.
8. Чему равна молярная концентрация эквивалента 0,04М раствора FeCl₂.
9. Вычислить титр раствора KOH, если c(KOH)=1 моль/л.
Вычислить титр раствора Al₂(SO₄)₃ с массовой долей Al₂(SO₄)₃ 30% и плотностью 1,105г/мл.
10. Какова молярная концентрация эквивалента 0,01М раствора Al₂(SO₄)₃.
Рассчитайте молярную концентрацию 40,0% раствора серной кислоты (плотностью 1,30 г/мл).
11. 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%
12. Рассчитайте pH 0,2 моль-эquiv/л раствора NaOH.
13. Рассчитайте pH раствора азотной кислоты с ω=0,32%

Материалы для самоподготовки к практическому занятию №4

Раздел: Учение о растворах. Классификация веществ, основанная на природе переносимых частиц

Тема: Способы определения концентрации растворов. Титриметрический анализ. Определение кислотности биологических жидкостей.

Вопросы для самоподготовки

1. Использование методов аналитики в современной медицинской практике.
2. Теоретические основы и практическое осуществление титриметрического анализа в медицине. Его отличия от гравиметрии. Требования к реакциям, используемым в титриметрическом анализе.
3. Сущность кислотно-основного титрования и область его применения в исследовании биологических объектов.
4. Титрованные растворы. Первичные и вторичные стандарты. Способы приготовления титрованных растворов.
5. Точка эквивалентности. Способы фиксирования точки эквивалентности. Чем обусловлено значение рН в точке эквивалентности? Каково соотношение между точкой нейтральности и точкой эквивалентности? Почему для приготовления титрованных растворов всегда используются сильные кислоты или сильные основания?
6. Чем обусловлен выбор индикатора при кислотно-основном титровании? С чем связано возникновение индикаторной ошибки титрования?

Письменные задания

1. Перечислите известные Вам методы качественного и количественного анализа.
2. Приведите конкретные примеры использования аналитической химии в современной медико-биологической практике
3. Дайте определение основным понятиям титриметрического анализа.
4. Запишите основную реакцию метода кислотно-основного титрования.
5. Приведите примеры веществ, которые можно титровать а) ацидиметрически б) алкалиметрически?
6. Дайте определение активной, общей и потенциальной кислотности биологических жидкостей.

Задачи

1. На титрование 5,00 мл раствора серной кислоты израсходовано 6,12 мл 0,0992 М раствора калия гидроксида. Вычислите молярную концентрацию эквивалента и рН раствора кислоты.
2. Навеску 1,26 г химически чистой (х.ч.) щавелевой кислоты ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) растворили в мерной колбе емкостью 100 см³. На титрование 15 см³ полученного раствора пошло 18,32 мл раствора КОН неизвестной концентрации. Вычислить эквивалентную концентрацию раствора щавелевой кислоты и титр раствора КОН.
3. Навеска натрия гидроксида массой 1,13 г растворена в мерной колбе на 250 см³. На титрование 10 см³ полученного раствора пошло 8,8 см³ 0,1050 моль-экв/л соляной кислоты. Определите процентное содержание NaOH в образце.

Материалы для самоподготовки к практическому занятию №5

Раздел: Учение о растворах. Классификация веществ, основанная на природе переносимых частиц

Тема: Свойства водных растворов. Расчет коллигативных характеристик биологических жидкостей.

Вопросы для самоподготовки

1. Коллигативные свойства растворов.
2. Понижение давления насыщенного пара над раствором. Закон Рауля и следствия из него. Криометрия и эбулиометрия, область применения этих методов при определении молекулярных масс белков.
3. Отличие коллигативных свойств растворов неэлектролитов и электролитов. Каков смысл изотонического коэффициента?
4. Осмос. Осмотическое давление. От каких факторов зависит осмотическое давление?

Письменные задания

1. Какие свойства растворов называют коллигативными? Перечислите их.
2. Приведите математические выражения законов Вант-Гоффа и Рауля для растворов неэлектролитов.
3. Приведите математические выражения законов Вант-Гоффа и Рауля для растворов электролитов.
4. Покажите взаимосвязь степени диссоциации и изотонического коэффициента.
5. Охарактеризуйте изотонические, гипер-и гипотонические растворы.

Задачи

1. При какой температуре будет замерзать 5%-ный раствор глюкозы? При какой температуре закипит?
2. Чему равно осмотическое давление 10%-ного раствора глюкозы ($\rho=1,09$) при температуре 37°C.
3. В 250 г воды растворено 1,6 г некоторого неэлектролита. Раствор кристаллизуется при -0,2°C. Чему равна молекулярная масса растворенного вещества?
4. Белок сывороточный альбумин человека имеет молярную массу 69000 г/моль. Рассчитать осмотическое давление раствора 2 г белка в 100 мл воды при 25°C в Па.
5. Температура замерзания водного раствора сахара равна -0,216°C. Вычислите осмотическое давление раствора при этой температуре, если криоскопическая константа воды $K_{H_2O} = 1,86$, а плотность раствора равна 1,01 г/мл.
6. Молярную массу липида определяют по повышению температуры кипения. Рассчитайте молярную массу липида, если при растворении 8,9 г его в 500 г хлороформа температура кипения раствора повысилась на 0,0726°C. ($K_{\text{хлороформа}} = 3,63$).

Материалы для самоподготовки к практическому занятию №6

Раздел: Основные типы химических равновесий и процессов жизнедеятельности

Тема: Протолитические равновесия. Ионизация кислот и оснований. Изучение свойств буферных систем.

Вопросы для самоподготовки

1. Сильные и слабые электролиты.
2. Понятие о кислотности растворов. Водородный показатель.
3. Протолитическая теория кислот и оснований. Что такое сопряженная кислотно-основная пара?
4. Буферные системы как основа изогидрии организма. Типы БС. рН буферных систем.
5. Что называется буферной емкостью системы? Какими факторами определяется буферная емкость? В каких случаях она максимальная? Что такое зона буферного действия?
6. Какова биологическая роль буферных систем в обеспечении нормальной жизнедеятельности человека?
7. Понятие об ацидозе и алкалозе как о патологических состояниях, причинах их возникновения и способах коррекции.

Письменные задания

1. Дайте понятие об активной концентрации ионов в растворах сильных электролитов. Запишите формулы для вычисления ионной силы раствора, коэффициента активности.
2. Напишите уравнение реакций ионизации сернистой кислоты и составьте выражение константы равновесия этих реакций. В какую сторону смещается равновесие при добавлении к раствору сернистой кислоты раствора: а) хлороводородной кислоты, б) гидроксида натрия?
3. Запишите схему автопротолиза воды, дайте понятие о константе автопротолиза воды K_w , водородном и гидроксильном показателях.
4. Приведите определение кислот и оснований в соответствии с протолитической теорией Бренстеда и Лоури.
5. Сформулируйте определение изогидрии.
6. Дайте определение буферным системам. Приведите по одному примеру различных типов буферных систем. Опишите механизм действия каждой из этих систем.
7. Напишите математическое выражение уравнения Гендерсона-Гассельбаха для различных типов буферных систем. От чего зависит рН буферных систем?
8. Опишите механизм действия бикарбонатной, фосфатной, белковой, гемоглобиновой буферных систем.

Задачи

1. Вычислить ионную силу раствора и активность ионов в растворе, 1 литр которого содержит 0,1 моль NaCl и 0,01 моль KCl.
2. Вычислить рН 0,001 М раствора KOH.
3. Вычислить рН, рОН 0,017 М раствора муравьиной кислоты. $K_a(\text{НСООН}) = 1,78 \cdot 10^{-4}$.
4. Вычислите концентрацию водород-ионов в буферном растворе, содержащем 0,01 моль/л уксусной кислоты и 0,1 моль/л натрия ацетата.
5. Вычислите отношение $[\text{НСО}_3^-]/[\text{СО}_2]$ в крови (рН=7,4). К чему устойчивее рН этой смеси – к добавлению кислоты или к добавлению основания?
6. Определите рН раствора, содержащего 0,1 м эфедрин-основания и 0,01 м эфедрин-гидрохлорида на 1 л раствора, если $pK_b(\text{эфедрина})=4,64$.
7. Рассчитать емкость буферного раствора по кислоте, если при добавлении к 50 мл этого раствора 2 мл соляной кислоты с концентрацией 0,8 моль/л рН изменится от 7,3 до 7,0.

Материалы для самоподготовки к практическому занятию №7

Раздел: Основные типы химических равновесий и процессов жизнедеятельности

Тема: Редокс-титрование в клинической практике. Потенциометрическое титрование биологических жидкостей

Вопросы для самоподготовки

1. Основные понятия электрохимии:

- что такое гальванический элемент? Как возникает электродный потенциал?

- определите понятие стандартный электродный потенциал;

- в гальваническом элементе, состоящем из электродов медь и цинк, определите катод и анод;

- как рассчитывается ЭДС реакции?

2. Количественные характеристики электрохимических процессов:

- каким уравнением выражается зависимость электродного потенциала от концентрации веществ, участвующих в электродных процессах?

- какие электроды называются электродами сравнения, а какие – индикаторными? Перечислите их;

- что такое водородный электрод?

- приведите уравнение для расчета рН биологической жидкости при использовании стеклянного электрода;

Письменные задания

1. Запишите в рабочем журнале методику выполнения лабораторных работ и подготовьте данные для внесения результатов эксперимента.

2. Напишите уравнение Нернста, адаптированное для биологических систем.

3. Вычислите ЭДС серебряно-кадмиевого гальванического элемента, в котором активности ионов Ag^+ и Cd^{2+} соответственно равны 0,1 и 0,005 моль/л;

4. Можно ли при стандартных условиях окислить хлорид водорода до хлора с помощью серной кислоты? Ответ подтвердить расчетом ΔG^0_{298} ;

5. В каком направлении будет протекать реакция



Задачи

1. Вычислить потенциал редокс-системы, состоящей из 5мл 0,1м раствора желтой кровяной соли и 3мл 0,1м раствора красной кровяной соли. $\varphi^0=0,360$ в

2. Сколько электронов участвует в окислительно-восстановительной реакции, если ЭДС=0,169в ($\varphi^0=0,110$ в) и в системе окисленной формы в 10 раз больше восстановленной?

3. Для окислительно-восстановительной системы пируват-лактат $\varphi^0=0,180$ в. Рассчитайте массовую долю окисленной формы в системе, если ЭДС в среде с рН=7,0 и 30°C равен -0,22в. В реакции участвует 2 электрона;

4. Определите величину потенциала серебряного электрода в 0,1М растворе нитрата серебра, если коэффициент активности равен 0,734, $T=298\text{K}$;

5. Вычислите потенциал серебряного электрода, опущенного в насыщенный раствор AgI ($K_s(\text{AgI})=8,3 \cdot 10^{-17}$, $T=298\text{K}$, $\varphi^0=0,33$ в).

6. Вычислить потенциал серебряного электрода в насыщенном растворе AgBr ($K_{\text{пр}}=6 \cdot 10^{-13}$), содержащем, кроме того, 0,1 моль/л бромиды калия. (Ответ: $\varphi=0,14$ В)

7. Вычислить активность ионов водорода в растворе, котором потенциал водородного электрода равен -82мВ. (Ответ: 0,041 моль/л)

Материалы для самоподготовки к практическому занятию №8

Раздел: Основные типы химических равновесий и процессов жизнедеятельности

Тема: Количественная характеристика растворимости соединений. Условия смещения гетерогенного равновесия. Методы осаждения в лабораторном анализе.

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 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?

Материалы для самоподготовки к практическому занятию №9

Раздел: Основные типы химических равновесий и процессов жизнедеятельности

Тема: Равновесия в растворах комплексных соединений. Количественные характеристики устойчивости комплексных соединений. Итоговое занятие по разделам 1-3.

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 $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$? ($K_{\text{H}} = 10^{-44}$)
2. Вычислите концентрацию иона – комплексообразователя и лигандов в 0,01М 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 0,08М 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 1л 0,01 М раствора $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ добавить 0,1 моль KCl . $K_{\text{H}} = 6,8 \cdot 10^{-8}$, $K_{\text{sAgCl}} = 1,8 \cdot 10^{-10}$.

Образец контрольной работы №1 по химии

Билет 0

1. Используя закон эквивалентов, определите массу сульфата железа (III) необходимого для взаимодействия с 0,5 г гидроксида натрия.
2. Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и титр 15% раствора ортофосфорной кислоты ($\rho = 1,11$ г/мл).
3. Сколько миллилитров растворов H_2SO_4 с массовыми долями 20% ($\rho = 1,143$ г/мл) и 5% ($\rho = 1,08$ г/мл) потребуется взять для приготовления 150 г раствора этой кислоты с массовой долей 10%? При расчете используйте правило диагонального смешивания.
4. Рассчитайте pH 0,1М раствора слабого основания ВОН , если константа диссоциации равна 10^{-11} .
5. На титрование раствора, полученного из 0,512 г химически чистого (х.ч.) декагидрата тетрабората натрия ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$) расходуется 13,16 см³ раствора HCl . Определите молярную концентрацию эквивалента и титр раствора соляной кислоты.
6. Возможно ли самопроизвольное протекание в стандартных условиях следующей реакции: $\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}_2(\text{ж}) = 2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$, если $\Delta G^0(\text{H}_2\text{O}_2)_{\text{ж}} = -120,4$ кДж/моль ; $\Delta G^0(\text{H}_2\text{O})_{\text{ж}} = -237,3$ кДж/моль .
7. В замкнутом сосуде протекает обратимый процесс диссоциации: $\text{PCl}_5 \leftrightarrow \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$. Начальная концентрация PCl_5 равна 2,4 моль/л. Равновесие установилось после того, как 30 % PCl_5 разложилось. Вычислить равновесные концентрации всех веществ и константу равновесия реакции.

Материалы для самоподготовки к практическому занятию №10

Раздел: Химия дисперсных систем в функционировании организма

Тема: Изучение адсорбции на сорбентах различной природы. Свойства поверхностно активных веществ.

Вопросы для самоподготовки

1. Что называют границей раздела фаз? По какому признаку они классифицируются? Приведите примеры различных границ раздела.
2. Что такое адсорбент? Приведите примеры полярных и неполярных адсорбентов? Для каких целей применяют сорбенты в медицине?
3. Напишите уравнение Гиббса и определите значение поверхностной активности для ПАВ, ПИАВ.
3. Определите факторы, влияющие на величину молекулярной и ионной адсорбции.3. Классификация веществ с различной поверхностной активностью.
5. Дайте определения: ионная, ионообменная и избирательная адсорбция. Правило Паннета-Фаянса
6. Дайте определения таким понятиям, как ионит, катионит, анионит.
7. Какие функциональные группы входят в состав катионитов и анионитов?
8. Какие явления лежат в основе хроматографического анализа?
9. Перечислите виды хроматографии. Кратко охарактеризуйте их.
10. Укажите целесообразность использования хроматографических методов в медицине.

Письменные задания

1. Приведите примеры полярных и неполярных адсорбентов? Для каких целей применяют сорбенты в медицине?
2. Расположите ионы в порядке возрастания их способности адсорбироваться:
 PO_4^{3-} , Cl^- , SO_4^{2-} , F^-
3. Расположите ионы в порядке возрастания их способности адсорбироваться: Ca^{2+} , Al^{3+} , Na^+ , K^+
4. Напишите схемы ионного обмена при пропускании растворов NaCl, Ca(OH)₂, через катионит и анионит.

Задачи

1. Проведите анализ сорбционной способности катионов хрома (III), железа (III), кобальта (III) на каолине, учитывая отрицательный заряд адсорбента. Сделайте теоретический вывод о зависимости адсорбции ионов от радиуса.
2. Сравните адсорбционные возможности галогенид-ионов на угле, учитывая положительный заряд адсорбента. Сделайте теоретический вывод от зависимости адсорбции ионов от радиуса.
3. Оцените адсорбцию кислородсодержащих анионов хлора на отрицательно заряженном адсорбенте. Составьте лиотропный ряд ионов и сделайте теоретический вывод о зависимости адсорбции ионов от их заряда.

Материалы для самоподготовки к практическому занятию №11

Раздел: Химия дисперсных систем в функционировании организма

Тема: Коллоидные растворы: получение, свойства. Кинетика процесса коагуляции. Коагулирующее действие электролитов.

Вопросы для самоподготовки

1. По каким признакам можно классифицировать дисперсные системы?
2. Определите агрегатное состояние дисперсной среды и дисперсионной фазы в системах: суспензия, эмульсия, туман, пена, аэрозоль.
3. К какому типу относятся системы с размером частиц:
а) 10^{-5} м, б) 10^{-8} м, в) 10^{-12} м.
4. Выберите из перечисленных гидрофильные вещества и гидрофобные золи: поверхностно-активные вещества, высокомолекулярные вещества, золь хлорида серебра, белок, золь золота.
5. Какие свойства коллоидов относятся к молекулярно-кинетическим?
6. Дайте сравнительную характеристику коллоидов, истинных растворов и грубодисперсных систем по следующим параметрам:
а) прозрачность; б) диффузия;
в) броуновское движение;
г) осмотическое давление;
д) оптические свойства;
е) реологические свойства;
ж) термодинамическая устойчивость.
7. Каковы условия образования гидрофобного коллоидного раствора?
8. Определите основные факторы устойчивости гидрофобных коллоидов.
9. Сформулируйте правило Шульца-Гарди. Дайте определение понятиям: порог коагуляции, коагулирующая способность ионов.
10. При каком значении ζ -потенциала:
а) начинается период быстрой коагуляции;
б) начинается период скрытой коагуляции.
11. Опишите коагуляцию смесями электролитов, определив понятия синергизм, антагонизм и аддитивность.
12. Дайте определение понятия: коллоидная защита, поясните механизм ее действия.

Письменные задания

1. Какие ионы электролитов: K_2SO_4 , $AlCl_3$, $BaCl_2$, $K_3[Fe(CN)_6]$, $NaCl$ будут вызывать коагуляцию:
а) золя с положительно заряженной гранулой;
б) золя с отрицательно заряженной гранулой.
2. Расположите ионы:
а) Al^{3+} , Ba^{2+} , Na^+
б) SO_4^{2-} , Cl^- , $[Fe(CN)_6]^{3-}$
в порядке возрастания коагулирующей способности на противоположно заряженные гранулы.
3. Приведите строение мицелл:
а) сульфида мышьяка, полученного по реакции:
 $2H_3AsO_3 + 3H_2S \rightarrow As_2S_3 \downarrow + 6H_2O$
б) серы, полученной окислением H_2S : $2H_2S + SO_2 \rightarrow 3S + 2H_2O$

Материалы для самоподготовки к практическому занятию №12

Раздел: Химия дисперсных систем в функционировании организма

Тема: Свойства растворов высокомолекулярных соединений. Студни, гели. Грубодисперсные системы: суспензии, эмульсии, аэрозоли, пасты

Вопросы для самоподготовки

1. Высокомолекулярные соединения (ВМС). Классификация ВМС.
2. Особенности растворения ВМС. Специфические свойства растворов ВМС.
3. Механизм застудневания растворов ВМС. Принцип высаливания биополимеров из растворов;
4. Явление коллоидной защиты.
5. Основные свойства эмульсий, суспензий, аэрозолей. Сущность явления обращения фаз эмульсии.
5. Роль биополимеров в процессе жизнедеятельности; биологическая роль эмульсий.

Письменные задания

1. Запишите определение ИЭТ белка. Приведите примеры ИЭТ некоторых белков.
2. Запишите схематично эмульсии типа м/в и в/м.

Материалы для самоподготовки к практическому занятию №13

Раздел: Теоретические основы биорганической химии

Тема: Классификация и номенклатура основных классов биорганических соединений.

Вопросы для самоподготовки

1. Приведите классификацию органических соединений. Дайте определение функциональной группе, характеристической группе, родоначальной структуре.
2. По каким критериям называют органические соединения по номенклатуре ИЮПАК.
3. Реакционная способность органических соединений. Электронные эффекты заместителей. Дайте определения электронодонорным и электроноакцепторным заместителям.

Письменные задания

1. Аминокислота метионин входит в состав большинства белков и служит источником метильных групп в биосинтетических процессах. Название метионина по заместительной номенклатуре ИЮПАК: 2-амино-4-метилтиобутановая кислота. Напишите структурную формулу метионина.
2. Укажите электронные эффекты заместителей в соединениях:
 $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{NO}_2$, $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2$, $\text{C}_2\text{H}_5-\text{OH}$, $\text{C}_2\text{H}_5-\text{NH}_2$, $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$.
3. Дайте определение понятия «сопряжение». Назовите вид сопряжения в молекулах анилина, фенола, бутадиена-1,3, изопрена $\text{CH}_2=\text{C}(\text{CH}_3)-\text{CH}=\text{CH}_2$.
4. Дайте определение понятия «ароматичность». Покажите соответствие критериям ароматичности следующих соединений: нафталина, антрацена, фенантрена, пиррола, тиофена, фурана, пиридина, пиримидина, имидазола, пурина. Напишите их строение. Приведите электронное строение пиррольного и пиридинового атомов азота.

Задачи

1. Коричная кислота в высших растениях участвует в биосинтезе многих растений, из которых пигменты и танины применяются как лекарственные вещества. Напишите строение транс-изомера коричной кислоты $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}=\text{CH}-\text{COOH}$, обозначьте в нем сопряженную систему, укажите вид и знак электронных эффектов карбоксильной группы.

Материалы для самоподготовки к практическому занятию №14

Раздел: Теоретические основы биорганической химии

Тема: Стереизомерия органических соединений. Таутомерия.

Вопросы для самоподготовки

1. Дайте определение структурной изомерии.
2. Дайте определение конформационным изомерам. Как можно их отобразить в пространстве? Все ли органические соединения обладают конформационными изомерами.
3. Дайте определение конфигурационным изомерам. Приведите примеры.
4. Дайте определение понятию таутомерии биорганических соединений, укажите виды таутомерных изомеров, приведите примеры.

Письменные задания

1. Пользуясь проекционными формулами Ньюмена, изобразите конформационные изомеры молекул 2-гидроксипропановой кислоты и 2,3-дигидроксипропановой кислоты.
2. Пользуясь формулами Фишера, напишите стереоизомеры 3-амино-2-гидроксипропановой кислоты. Укажите энантимеры и диастереомеры.
3. Составьте формулы кето-енольных таутомеров для следующих молекул:
-3-оксипропановая кислота;
-оксипропановая кислота;
4. Составьте лактим-лактамы таутомеры для следующих молекул:
-2-гидрокси-4-аминопиримидин;
-2,4-дигидрокси-6-метилпиримидин.
5. Составьте прототропные таутомеры для соединений: имидозол, аденин.

Задачи

1. Какие конформации принимает молекула 2-аминоэтантанола в результате вращения вокруг связи С-С? Изобразите их с помощью проекционных формул Ньюмена. Охарактеризуйте их энергетическую ценность.
2. Какая из участвующих в цикле Кребса карбоновых кислот – яблочная (гидроксипропановая) или фумаровая (транс-бутандиовая) – способна существовать в виде пары энантиомеров? Напишите формулы.

Материалы для самоподготовки к практическому занятию №15

Раздел: Теоретические основы биоорганической химии

Тема: Зачетное занятие.

Вопросы для самоподготовки к зачету

1. Предмет и задачи химии в системе подготовки врача.
2. Основные понятия и законы химии. Квантово-механическая модель атома.
3. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева. Электронные типы элементов (s-, p-, d- и f-блоки). Теория В.И.Вернадского. Понятие биогенности химических элементов. Химические аспекты охраны окружающей среды.
4. Химическая связь.
5. Химический эквивалент вещества.
6. Предмет и методы химической термодинамики. Взаимосвязь между процессами обмена веществ и энергии в организме.
7. Первое начало термодинамики. Закон Гесса. Применение первого начала термодинамики к биосистемам. Второе начало термодинамики. Прогнозирование направления самопроизвольно протекающих процессов в изолированной и закрытой системах; роль энтальпийного и энтропийного факторов. Стандартная энергия Гиббса реакции.
8. Термодинамика открытых систем. Химическая термодинамика как теоретическая основа биоэнергетики. Примеры экзергонических и эндергонических процессов, протекающих в организме. Понятие о гомеостазе и стационарном состоянии живого организма.
9. Предмет и основные понятия химической кинетики. Химическая кинетика как основа для изучения скоростей и механизмов биохимических процессов.
10. Роль воды и растворов в жизнедеятельности. Способы выражения концентрации растворов и переход от одного из используемых в медицине видов концентрации к другим.
11. Титриметрический анализ. Использование титриметрических методов в клинике.
12. Термодинамика растворения. Физическая и химическая теория растворов.
13. Растворимость газов в жидкостях и ее зависимость от различных факторов.
14. Коллигативные свойства разбавленных растворов электролитов. Осмолярность и осмолярность биологических жидкостей и перфузионных растворов. Представления о применении в медицине и биологии эбулиометрии, криометрии, осмометрии. Гипо-, гипер- и изотонические растворы. Изотонический коэффициент. Понятия об изоосмии (электролитном гомеостазе).
15. Элементы теории растворов электролитов. Сильные и слабые электролиты. Электролиты в организме.
16. Кислоты и основания. Основные положения теории кислот и оснований Бренстеда-Лоури, основные положения теории кислот и оснований Льюиса.
17. Буферные системы – основные регуляторы протолитического гомеостаза в организме.
18. Гетерогенные реакции в растворах электролитов. Реакции, лежащие в основе образования неорганического вещества костной ткани - гидроксидфосфата кальция.
19. Строение комплексных соединений: центральный атом и лиганды, координационное число и дентатность, внешняя и внутренняя координационная сфера. Физико-химические принципы транспорта кислорода гемоглобином. Металло-лигандный гомеостаз и причины его нарушения. Механизм токсического действия тяжелых металлов и мышьяка. Термодинамические принципы хелатотерапии.
20. Окислительно-восстановительные (редокс) реакции. Механизм возникновения электродного и редокс-потенциалов. Уравнения Нернста-Петерса. Ионселективные электроды; их использование для измерения концентрации ионов водорода (стеклянный электрод), калия, кальция, натрия в биожидкостях. Потенциометрическое титрование.
21. Адсорбционные равновесия и процессы на подвижных и неподвижных границах раздела фаз. Избирательная адсорбция. Значение адсорбционных процессов для

Методические рекомендации для студентов института сестринского образования по дисциплине
«ХИМИЯ»

жизнедеятельности. Физико-химические основы адсорбционной терапии, гемосорбции, применения в медицине ионитов. Хроматография.

22. Классификация дисперсных систем. Диализ, электродиализ, ультрафильтрация. Физико-химические принципы функционирования искусственной почки. Коагуляция. Порог коагуляции и его определение, правило Шульце-Гарди. Кинетика Коллоидная защита, пептизация.

23. Коллоидные ПАВ; биологически важные коллоидные ПАВ (мыла, детергенты, желчные кислоты). Онкотическое давление плазмы и сыворотки крови. Устойчивость растворов биополимеров. Высаливание биополимеров из раствора.

24. Биоорганическая химия, ее предмет, задачи. Классификация органических реакций и реагентов. Взаимное влияние атомов и способы его передачи в молекулах органических соединений.

25. Кислотность и основность органических соединений. Кислотно-основные свойства гетероциклических соединений.

26. Изомерия биоорганических соединений. Биологическая роль структурной изомерии органических соединений (α -гидрокси-, оксо-, аминокислоты, расположение двойных связей в полиеновых кислотах). Динамическая структурная изомерия (прототропная таутомерия) – кето-енольная и лактим-лактамина. Значение таутомерных превращений в биологических процессах.

27. Оптическая изомерия. Оптическая активность.. Значение изомерии в проявлении токсических свойств ксенобиотиков по отношению к организму человека.

28. Механизмы биоорганических реакций. Понятия - субстрат, реагент, реакционный центр.

29. Типы разрыва ковалентной связи в органических соединениях, образование активных промежуточных частиц, электронное, пространственное строение, факторы, обуславливающие их относительную устойчивость.

30. Биоорганические соединения с сопряженными системами связей. Медико-биологическое значение ароматических гетероциклических систем.

31. Поли- и гетерофункциональность как один из характерных признаков органических соединений, участвующих в процессах жизнедеятельности и используемых в качестве лекарственных веществ.

Задачи (типовые) к зачету

1. Вычислить молярную концентрацию эквивалента и титр раствора гидроксида натрия, если на титрование 5 мл его израсходовано 6,1 мл раствора HCl с $C_{Э} = 0,1112$ моль-экв/л.

2. Какие количества 90% и 15% растворов серной кислоты надо взять, чтобы получить 800г 40%-го раствора?

3. Вычислить молярную концентрацию эквивалента 38% раствора гидроксида натрия с плотностью $1,41 \text{ г/см}^3$.

4. Сколько граммов кристаллического $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ марки «х.ч.» и воды необходимо для приготовления 250 мл 5% раствора ($\rho = 1,02 \text{ г/мл}$)

5. Содержание соляной кислоты в желудочном соке человека составляет 0,5% . Вычислить pH желудочного сока, приняв его плотность равной 1.

6. Какую массу щавелевой кислоты нужно взять, чтобы на титрование ее пошло 25 мл раствора KMnO_4 с $C_{Э} = 0,0925$ моль-экв/л?

7. В 100 мл воды растворили 0,5614 г смеси веществ, содержащей железо (III). На титрование 25 мл раствора израсходовано 3,48 мл раствора трилона Б с $C_{Э} = 0,0506$ моль-экв/л. Определите содержание железа в смеси.

8. 10 мл разведенной мочи (1 : 25) оттитровали 9,2 мл раствора нитрата серебра с $C_{Э} = 0,0100$ в присутствии хромата калия. Сколько граммов NaCl содержится в 1 л неразведенной мочи?

9. Построить кривую потенциометрического титрования и определить молярную концентрацию эквивалента раствора HCl, если при титровании 10 мл раствора кислоты раствором NaOH с $C_{Э} = 0,1000$ моль-экв/л получили следующие данные:

$V_{\text{NaOH}}, \text{мл}$	8	9	9,8	9,9	10	10,1	11	12
pH	2,45	3	3,85	4	9,9	10	10,5	11

10. Определить молярную концентрацию раствора сахарозы, который изотоничен крови при 37°C .

11. Раствор, содержащий в 2 л 36 г глюкозы обладает осмотическим давлением 2,8 атм при 69°C . Вычислить молярную массу глюкозы.

12. Каково осмотическое давление 0,3%-ного раствора NaCl при 37°C ? Сохранятся ли эритроциты в таком растворе?

13. Вычислите температуру замерзания раствора, содержащего 100 г глюкозы в 0,5 л воды.

14. Плазма крови замерзает при $-0,56^{\circ}\text{C}$. Каково ее осмотическое давление при 37°C .

15. Вычислите ионную силу раствора, содержащего 0,02М CaCl₂ и 0,001М KCl.

16. К 100 мл крови для изменения pH от 7,36 до 7,0 надо добавить 36 мл раствора HCl с $C_{Э} = 0,0500$ моль-экв/л. Рассчитайте буферную емкость крови по кислоте.

17. Рассчитайте pH буферного раствора, содержащего 3,5 мл раствора NH₄Cl ($C_{Э} = 0,2003$ моль-экв/л) и 2,5 мл раствора NH₄OH ($C_{Э} = 0,1000$ моль-экв/л).

$K_{д}(\text{NH}_4\text{OH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

18. Найти pK бикарбонатного буфера, если pH крови 7,4, а соотношение концентраций бикарбоната натрия и углекислого газа равно 20 : 1.

19. Вычислить тепловой эффект реакции: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 (\text{к}) = 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} (\text{ж}) + 2\text{CO}_2 (\text{г})$

если известны энтальпии образования:

$\Delta H^{\circ} (\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = -1273$ кДж/моль, $\Delta H^{\circ} (\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = -277,6$ кДж/моль,

$\Delta H^{\circ} (\text{CO}_2) = -393,5$ кДж/моль

20. Сколько тепла выделится при окислении 60 г NO, если известны энтальпии образования: $\Delta H^{\circ}_{\text{NO}} = 90,37$ кДж/моль, $\Delta H^{\circ} (\text{NO}_2) = 33,89$ кДж/моль

21. Константа скорости реакции $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$ равна 0,02 л/моль х С.

Рассчитайте скорость реакции, если смешали равные объемы 0,5 М раствора А и 0,5 М раствора В.

22. Вычислить потенциал системы $\text{Sn}^{2+} - 2e = \text{Sn}^{4+}$, если отношение активностей окисленной и восстановленной форм составляет 1 : 20.

$\varphi^{\circ}(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0,15$ В.

23. Выпадает ли осадок хлорида свинца при смешивании равных объемов 0,01 М растворов Pb(NO₃)₂ и KCl? $K_s (\text{PbCl}_2) = 1,7 \cdot 10^{-5}$.

24. Вычислить концентрацию ионов серебра в 0,05М растворе K[Ag(CN)₂], если константа нестойкости комплексного иона [Ag(CN)₂]⁻ составляет $1,4 \cdot 10^{-20}$.

25. Золь хлорида серебра получен при добавлении к 20 см³ раствора NaCl с $C_{Э} = 0,125$ см³ 0,1 М раствора AgNO₃. Написать уравнение реакции получения золя и строение его мицеллы, определить направление движения гранулы в электрическом поле.

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.

Дополнительная литература

1. Медицинские аспекты современной химии. Учебное пособие / Н.П. Аввакумова, Е.Е. Катунина, М.Н. Глубокова, М.А.Кривоपालова, И.В.Фомин // Самара: ООО «Волга Документ», - 2016.
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.Кривоपालова, 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.

