# **path5364__с линиями**Министерство образования Сахалинской области

# Государственное бюджетное професиональное образовательное учреждение

# сахалинский техникум сервиса

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ**

**по подготовке контрольных работ для студентов заочного отделения по учебной дисциплине ЕН.01 «Химия» для специальности**

**43.02.15 Поварское и кондитерское дело**

Южно-Сахалинск

2018

**1. Общие сведения об учебной дисциплине «химия»**

**1.1. Место дисциплины в структуре основной профессиональной образовательной программы:** дисциплина входит в математический и общий естественнонаучный цикл.

**1.2. Цели и задачи дисциплины – требования к результатам освоения дисциплины:**

**В результате освоения дисциплины обучающийся должен уметь:**

* применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;
* использовать свойства органических веществ, дисперсных и коллоидных систем для оптимизации технологического процесса;
* описывать уравнениями химических реакций процессы, лежащие в основе производства продовольственных продуктов;
* проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций;
* использовать лабораторную посуду и оборудование;
* выбирать метод и ход химического анализа, подбирать реактивы и аппаратуру;
* проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений;
* выполнять количественные расчеты состава вещества по результатам измерений;
* соблюдать правила техники безопасности при работе в химической лаборатории.

**В результате освоения дисциплины обучающийся должен знать:**

* основные понятия и законы химии;
* теоретические основы органической, физической и коллоидной химии;
* понятие химической кинетики и катализа;
* классификацию химических реакций и закономерности их протекания;
* обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия под действием различных факторов;
* окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена;
* гидролиз солей, диссоциацию электролитов в водных растворах, понятие о сильных и слабых электролитах;
* тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения;
* характеристики различных классов органических веществ, входящих в состав сырья и готовой пищевой продукции;
* свойства растворов и коллоидных систем высокомолекулярных соединений;
* дисперсные и коллоидные системы пищевых продуктов;
* роль и характеристики поверхностных явлений в природных и технологических процессах;
* основы аналитической химии;
* основные методы классического количественного и физико-химического анализа;
* назначение и правила использования лабораторного оборудования и аппаратуры;
* методы и технику выполнения химических анализов;
* приемы безопасной работы в химической лаборатории.

**2. Структура и содержание учебной дисциплины**

 **2.1. Объем учебной дисциплины - *поварское и кондитерское дело* и виды учебной работы**

|  |  |
| --- | --- |
| ***Вид учебной работы*** | ***Объем часов*** |
| **Максимальная учебная нагрузка (всего)** | **149** |
| **Обязательная аудиторная нагрузка (всего)** | **24** |
| в том числе: |  |
|  лекции | 14 |
|  практические занятия | 10 |
| **Самостоятельная работа обучающихся (всего)**  | **125** |
| **Итоговая аттестация по дисциплине в форме – дифференцированного зачёта** |

**2.1. Объем учебной дисциплины - *технология продукции общественного питания* и виды учебной работы**

|  |  |
| --- | --- |
| ***Вид учебной работы*** | ***Объем часов*** |
| **Максимальная учебная нагрузка (всего)** | **216** |
| **Обязательная аудиторная нагрузка (всего)** | **40** |
| в том числе: |  |
|  лекции | 22 |
|  практические занятия | 18 |
| **Самостоятельная работа обучающихся (всего)**  | **176** |
| **Итоговая аттестация по дисциплине в форме - экзамена** |

**2.2. Содержание учебной дисциплины – химия**

**Раздел 1. Теоретические основы химии**

Основные понятия и стехиометрические законы химии. Основы термодинамики. Термохимия. Типы химических связей. Агрегатные состояния веществ. Скорость химической реакции и факторы, влияющие на скорость. Катализ и катализаторы. Химическое равновесие. Принцип Ле Шателье. Равновесие в гетерогенных системах. Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Экстракция. Электролитическая диссоциация. Водородный показатель. Буферные растворы. Свойства растворов. Сорбция, виды сорбции. Адсорбция на границе газ-раствор. Применение адсорбции в технологических процессах.

**Раздел 2. Дисперсные системы**

Классификация дисперсных систем. Общая характеристика коллоидных растворов. Способы получения и методы очистки коллоидных растворов. Строение коллоидных частиц. Свойства коллоидных растворов. Грубодисперсные системы – пены, эмульсии, порошки, суспензии, пасты, аэрозоли, гели. Синерезис.

**Раздел 3. Важнейшие органические вещества продуктов питания и их превращения в технологических процессах**

Общая характеристика белков. Технологические свойства белков. Ферменты. Общая характеристика углеводов. Превращение углеводов в технологических процессах. Общая характеристика липидов. Превращение липидов в технологических процессах. Витамины.

**Раздел 4. Основы химического анализа**

Основы качественного анализа. Аналитическая классификация катионов и анионов. Характеристика и качественные реакции первой, второй, третьей, четвёртой, пятой, шестой аналитических групп катионов. Комплексные соединения. Амфотерность гидроксидов. Характеристика и качественные реакции

первой, второй, третьей аналитических групп анионов. Качественные реакции основных органических веществ. Классификация методов количественного анализа. Техника гравиметрического анализа. Техника объёмного анализа. Метод нейтрализации. Методы окислительно-восстановительного титрования. Осадительное титрование. Комплексонометрия. Физико-химические методы анализа.

**3. Требования к оформлению контрольной работы**

3.1. Письменная контрольная работа оформляется студентом разборчиво, на листах с полями или в тетради. В работе указывается тема, номер задания, план выполнения.

3.2. Все контрольные работы регистрируются в специальном журнале и передаются на проверку и рецензирование преподавателям соответствующих дисциплин.

**4. Таблица вариантов контрольных заданий**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Номер варианта** | **Номер контрольной работы** | **Номера заданий** |
| **1** | №1 | **1** | **12** | **21** | **41** | **62** |
| **72** | **91** | **101** | **111** | **122** |
| **2** | №1 | **2** | **11** | **22** | **42** | **61** |
| **71** | **92** | **102** | **112** | **121** |
| **3** | №1 | **3** | **14** | **23** | **43** | **64** |
| **74** | **93** | **103** | **113** | **123** |
| **4** | №1 | **4** | **13** | **24** | **44** | **63** |
| **73** | **94** | **104** | **114** | **124** |
| **5** | №1 | **5** | **16** | **25** | **45** | **66** |
| **76** | **95** | **105** | **115** | **125** |
| **6** | №1 | **6** | **15** | **26** | **46** | **65** |
| **75** | **96** | **106** | **116** | **126** |
| **7** | №1 | **7** | **18** | **27** | **47** | **68** |
| **78** | **97** | **107** | **117** | **127** |
| **8** | №1 | **8** | **17** | **28** | **48** | **67** |
| **77** | **98** | **108** | **118** | **128** |
| **9** | №1 | **9** | **20** | **29** | **49** | **70** |
| **80** | **99** | **109** | **119** | **130** |
| **10** | №1 | **10** | **19** | **30** | **51** | **69** |
| **79** | **100** | **110** | **120** | **129** |
| **11** | №1 | **1** | **12** | **32** | **52** | **62** |
| **82** | **91** | **102** | **111** | **122** |
| **12** | №1 | **2** | **13** | **32** | **50** | **61** |
| **81** | **92** | **101** | **112** | **121** |
| **13** | №1 | **3** | **14** | **33** | **53** | **64** |
| **84** | **93** | **104** | **113** | **123** |
| **14** | №1 | **4** | **15** | **34** | **55** | **63** |
| **83** | **94** | **103** | **114** | **124** |
| **15** | №1 | **5** | **16** | **35** | **54** | **66** |
| **86** | **95** | **106** | **115** | **126** |
| **16** | №1 | **6** | **17** | **36** | **57** | **65** |
| **85** | **96** | **105** | **116** | **125** |
| **17** | №1 | **7** | **18** | **37** | **56** | **68** |
| **88** | **97** | **108** | **117** | **128** |
| **18** | №1 | **8** | **19** | **38** | **59** | **67** |
| **87** | **98** | **107** | **118** | **127** |
| **19** | №1 | **10** | **20** | **39** | **58** | **70** |
| **90** | **100** | **109** | **120** | **130** |
| **20** | №1 | **9** | **11** | **40** | **42** | **69** |
| **89** | **99** | **110** | **119** | **129** |
| **21** | №1 | **4** | **13** | **21** | **60** | **63** |
| **72** | **93** | **102** | **112** | **121** |
| **22** | №1 | **5** | **15** | **22** | **41** | **64** |
| **73** | **94** | **101** | **114** | **122** |
| **23** | №1 | **6** | **18** | **23** | **44** | **65** |
| **74** | **95** | **104** | **115** | **124** |
| **24** | №1 | **7** | **14** | **24** | **47** | **66** |
| **75** | **91** | **105** | **116** | **126** |
| **25** | №1 | **3** | **17** | **25** | **49** | **67** |
| **76** | **92** | **106** | **117** | **123** |
| **26** | №1 | **10** | **20** | **39** | **58** | **70** |
| **72** | **93** | **102** | **112** | **121** |

**Эквиваленты простых и сложных веществ**

1. Из 2,5 г гидроксида металла получается 4,75г сульфита этого же металла. Вычислите эквивалент металла.
2. Из 1,2 г оксида металла получается 2,4г его фосфата. Вычислите эквивалент металла.
3. Из 3,85 г нитрата металла получено 1,60 г его гидроксида. Вычислите эквивалент металла.
4. Из 1,3г гидроксида металла получается 2,85г сульфата этого же металла. Вычислите эквивалент металла.
5. Из 1,35г оксида металла получается 3,15г его нитрата. Вычислите эквивалент металла.
6. Сколько граммов металла, эквивалент которого 14,12 взаимодействует с 250 см3 кислорода, измеренного при н.у.?
7. В 2,48 г оксида одновалентного металла содержится 1,84 г металла. Вычислите эквиваленты металла и его оксида.
8. При окислении 16,74 г двухвалентного металла образовалось 21,54 г оксида. Вычислите эквиваленты металла и его оксида.
9. При взаимодействии 3,24 г трёхвалентного металла с кислотой выделяется 4,03 л водорода, измеренного при н.у. Вычислите эквивалент металла.
10. В оксидах азота на два атома азота приходится: а) пять, б) четыре, в) один атом кислорода. Вычислите эквиваленты азота в оксидах и эквиваленты оксидов.

**Термохимические расчёты**

1. Вычислите тепловой эффект реакции восстановления одного моля Fe2O3 металлическим алюминием.
2. Газообразный этиловый спирт C2H5OH можно получить при взаимодействии этилена C2H4 и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение реакции этой реакции и вычислите её тепловой эффект.
3. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерод CS2. Напишите термохимическое уравнение реакции и вычислите его тепловой эффект.
4. Напишите термохимическое уравнение реакции образования 1 моля метана из оксида углерода (II) и водорода. Сколько теплоты выделится в результате этой реакции?
5. При взаимодействии газообразных метана и сероводорода образуется сероуглерод CS2 и водород. Напишите термохимическое уравнение реакции и вычислите её тепловой эффект.
6. Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразных аммиака и хлорида водорода. Напишите термохимическое уравнение этой реакции. Сколько теплоты выделится, если в реакции было израсходовано 10 л аммиака в пересчёте на нормальные условия?
7. Тепловой эффект реакции сгорания жидкого бензола с образованием паров воды и углекислого газа равен – 3135,58 кДж. Составьте термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования бензола C6H6(ж).
8. При взаимодействии 3 молей гемиоксида азота N2O с аммиаком образуется азот и пары воды. Тепловой эффект реакции равен – 876,76 кДж. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования N2O(г).
9. При сгорании газообразного аммиака образуются пары воды и моноксид азота NO(г). Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите её тепловой эффект в расчёте на один моль NH3(г).
10. Напишите термохимическое уравнение реакции горения одного моля этилового спирта, в результате которой образуются пары воды и углекислый газ. Вычислите теплоту образования C2H5OH (ж), если известно, что при сгорании 11,5 г его выделилось 308,71 кДж теплоты.

**Строение вещества**

1. Какими свойствами обладает ковалентная связь? Ответ поясните.
2. Какие свойства вещества обусловлены наличием ионной связи? Ответ поясните.
3. Какие свойства вещества определяет наличие металлической связи? Ответ поясните.
4. Какие свойства вещества определяет наличие водородной связи? Ответ поясните.
5. Что такое силы Ван-дер-Ваальса? Какие силы межмолекулярного взаимодействия вы знаете?
6. Какие силы молекулярного взаимодействия называются ориентационными, индукционными, дисперсионными? Когда возникают и какова природа этих сил?
7. Составьте электронные схемы образования молекул S2, H2Te, PCl3. Определите тип химической связи в веществах.
8. Какой способ образования ковалентной связи называется донорно-акцепторным? Какие химические связи имеются в ионах NH4+ и BF4-? Укажите донор и акцептор.
9. Сколько неспаренных электронов имеет атом хлора в нормальном и возбуждённом состояниях? Распределите эти электроны по квантовым ячейкам. Чему равна валентность хлора, обусловленная неспаренными электронами?
10. Как величина сил межмолекулярного взаимодействия влияет на агрегатное состояние вещества?
11. Дайте характеристику свойств вещества, находящегося в газообразном состоянии. Чем отличаются идеальный и реальный газы?
12. Чем обусловлена малая сжимаемость жидкостей?
13. Как возникает поверхностное натяжение жидкостей и что влияет на его величину?
14. На каких принципах основаны методы измерения вязкости жидкостей?
15. Какими характерными свойствами отличаются твёрдые кристаллические тела от аморфных?
16. Чем определяются свойства кристаллических тел?
17. Какие типы кристаллических решёток вы знаете? Приведите примеры веществ с разным типом кристаллических решёток.
18. Какие типы связей существуют в кристаллических телах с различными типами кристаллических решёток?
19. Какова причина теплопроводности и электропроводности металлов?
20. В чём состоит сходство и различие твёрдых и жидких тел?

**Скорость химических реакций. Химическое равновесие.**

1. От каких факторов зависит скорость химической реакции? Приведите примеры по влиянию на скорость химической реакции в условиях реального производства в вашей профессиональной области.
2. Что такое энергия активации? Как её величина влияет на скорость химической реакции?
3. Приведите примеры катализаторов и ингибиторов, используемых в условиях реального производства в вашей профессиональной области.
4. Что такое константа химического равновесия и как она выражается? Как можно рассчитать выход реакции, зная константу равновесия?
5. Что называется произведением растворимости? Какой фактор влияет на изменение величины произведения растворимости?
6. Какая связь существует между ненасыщенными, насыщенными и пересыщенными растворами и произведением растворимости? Приведите примеры.
7. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 120 до 800 С. Температурный коэффициент скорости реакции равен трём.
8. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры на 600, если температурный коэффициент скорости реакции равен двум.
9. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при понижении температуры на 300, если температурный коэффициент скорости реакции равен трём.
10. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы 2SO2 +O2 2SO3. Как изменится скорость прямой реакции – образования серного ангидрида, если увеличить концентрацию SO2 в 3 раза?
11. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы CH4 +CO2 2CO +2H2. Как следует изменить температуру и давление, чтобы повысить выход водорода? Прямая реакция – образования водорода эндотермическая.
12. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы C + H2O(г) CO +H2. Как следует изменить концентрацию и давление, чтобы сместить равновесие в сторону обратной реакции – образования водяных паров?.
13. Вычислите константу равновесия для гомогенной системы CО(г) + H2O(г) CO2(г) +H2(г), если равновесные концентрации реагирующих веществ [CO]=0,004 моль/л; [H2O]=0,064 моль/л; [CO2]=0,016 моль/л; [H2]=0,016 моль /л.
14. При некоторой температуре равновесие гомогенной системы 2NO +O2 2NO2 установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: [NO]=0,2моль/л; [O2]=0,1 моль/л; [NO2]=0,1 моль /л. Вычислите константу равновесия.
15. Почему при изменении давления смещается равновесие системы N2 +3H2 2NH3 и не смещается равновесие системы N2 +O2 2NO? Напишите выражения для констант равновесия каждой из данных систем.
16. При определённых условиях реакция хлороводорода с кислородом является обратимой: 4HCl(г) +O2(г) 2Cl2(г) +2H2O(г) H= –116,4 кДж. Какое влияние на равновесное состояние системы окажут: а) увеличение давление; б) повышение температуры; в) введение катализатора?
17. Как повлияет увеличение давления на химическое равновесие в обратимой системе: Fe2O3(к) +3H2(г) 2Fe(к) +3H2O(г) ?
18. Как надо изменить температуру и давление, чтобы равновесие в реакции разложения карбоната кальция CaCO3(к) CaO(к) +CO2(г) Н=178 кДж сместить в сторону продуктов разложения?
19. Реакция протекает по уравнению 2SO2(г) +O2(г) 2SO3(ж) Н= –284,2 кДж Изменение каких параметров можно добиться смещения равновесия в сторону образования оксида серы (VI)?
20. На сколько градусов надо увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз? Температурный коэффициент равен 3.

**Способы выражения концентрации раствора**

1. Вычислите молярную и моляльную концентрации 16% раствора хлорида алюминия, плотность которого 1,149 г/см3.
2. Какой объём 20,01% раствора соляной кислоты (плотность 1,100 г/см3) требуется для приготовления 1л 10,17 % раствора (плотность 1,050 г/см3) ?
3. Смешали 10 см3 10% раствора азотной кислоты (плотность 1,056 г/см3) и 100 см3 30% раствора азотной кислоты (плотность 1,184 г/см3). Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.
4. Какой объём 50 % раствора гидроксида калия (плотность 1,538 г/см3) требуется для приготовления 3 л 6% раствора (плотность 1,048 г/см3) ?
5. Какой объём 10 % раствора карбоната натрия (плотность 1,105 г/см3) требуется для приготовления 5 л 2% раствора (плотность 1,02 г/см3) ?
6. Сколько граммов нитрата натрия нужно растворить в 400 г воды, чтобы приготовить 20% раствор?
7. Смешали 300г 20% раствора и 500г 40% раствора хлорида натрия. Чему равна процентная концентрация полученного раствора?
8. Смешали 247г 62% раствора и 145 18% растворов серной кислоты. Какова процентная концентрация раствора после смешения?
9. Из 700г 60% серной кислоты выпариванием удалили 200г воды. Чему равна концентрация оставшегося раствора?
10. Из 10 кг 20% раствора при охлаждении выделилось 400г соли. Чему равна процентная концентрация охлаждённого раствора?

**Ионные реакции обмена**

1. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих между веществами: гидрокарбонат натрия и гидроксид натрия; силикат калия и соляная кислота; хлорид бария и сульфат натрия.
2. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих между веществами: сульфид калия и соляная кислота; сульфат железа (II) и сульфид аммония; гидроксид хрома (III) и гидроксид калия.
3. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионными уравнениями: Zn2++H2S=ZnS+2H+ Mg2+ +CO32- =MgCO3 H+ + OH- =H2O
4. К каждому из веществ: гидроксид алюминия, серная кислота, гидроксид бария прибавили раствор едкого кали. В каких случаях произошли реакции? Выразите их молекулярными и ионными уравнениями.
5. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих между веществами: гидрокарбонат калия и серная кислота; гидроксид цинка и гидроксид натрия; хлорид кальция и нитрат серебра.
6. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих между веществами: сульфат меди (II) и сероводородная кислота; карбонат бария и азотная кислота; хлорид железа(III) и гидроксид калия.
7. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионными уравнениями: Сu2+ +S2- = CuS Pb(OH)2 + 2OH- =PbO22- +2H2O SiO32- +2H+ =H2SiO3
8. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих между веществами: гидроксид олова и соляная кислота; сульфат бериллия и гидроксид калия; хлорид аммония и гидроксид бария.
9. К каждому из веществ: гидрокарбонат калия, уксусная кислота, сульфат никеля, сульфид натрия прибавили раствор серной кислоты. В каких случаях произошли реакции? Выразите их молекулярными и ионными уравнениями
10. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих между веществами: нитрат ртути и иодид натрия; нитрат свинца и иодид калия; сульфат кадмия и сульфид натрия.
11. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионными уравнениями: CaCO3 +2H+ = Ca2+ + H2O +CO2 Al(OH)3 + OH- =AlO2- +2H2O 2I- +Pb2+ =PbI2
12. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций растворения гидроксида бериллия в растворе гидроксида натрия; гидроксида меди (II) в растворе азотной кислоты.
13. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих между веществами: фосфат натрия и хлорид кальция; карбонат калия и хлорид бария; гидроксид цинка и гидроксид калия.
14. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионными уравнениями: Fe(OH)3+3H+ = Fe3+ + 3H2O Cd2+ +2OH- =Cd(OH)2  NO2- +H+ =HNO2
15. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих между веществами: сульфид кадмия и соляная кислота; гидроксид хрома (III) и гидроксид натрия; гидроксид бария и хлорид кальция.
16. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионными уравнениями: Zn2+ +H2S = ZnS + 2H+ HCO3- +H+ =H2O +CO2  Ag+ +Cl- =AgCl
17. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих между веществами: серная кислота и гидроксид бария; хлорид железа (III) и гидроксид аммония; ацетат натрия и соляная кислота.
18. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих между веществами: хлорид железа (III) и гидроксид калия; сульфат никеля и сульфид аммония; карбонат магния и азотная кислота.
19. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионными уравнениями: Be(OH)2 +2OH- = BeO22- + 2H2O CH3COO- +H+ =CH3COOH Ba2+ +SO42- =BaSO4
20. К каждому из веществ: хлорид натрия, сульфат никеля, гидроксид бериллия, гидрокарбонат калия – прибавили раствор гидроксида натрия. В каких случаях произошли реакции? Выразите их молекулярными и ионными уравнениями.

**Поверхностные явления**

1. Какой процесс называют сорбцией? В чём отличие физической и химической сорбции?
2. Какие виды сорбции в зависимости от агрегатного состояния вы знаете? Как выражается степень сорбции? Что она показывает?
3. Приведите классификацию веществ по их влиянию на величину поверхностного натяжения жидкости. Какие вещества называются поверхностно-активными? Приведите примеры веществ.
4. Какие вещества называются поверхностно-инактивными? Приведите примеры веществ.
5. Перечислите особенности поверхностно-неактивных веществ.
6. В чём заключается механизм ионообменной адсорбции?
7. Охарактеризуйте иониты, применяемые в пищевой промышленности.
8. Охарактеризуйте твёрдые адсорбенты, применяемые в пищевой промышленности.
9. Что лежит в основе хроматографического метода анализа? Область применения хроматографии.
10. В основе, каких производственных процессов пищевой промышленности лежит ионообменная адсорбция? Приведите примеры применимости адсорбции в вашей профессиональной области

**Дисперсные системы**

1. Какие системы называют дисперсными? Какими способами можно отличить коллоидные растворы от истинных?
2. Приведите примеры дисперсных систем и область их применения в вашей профессиональной деятельности.
3. Охарактеризуйте конденсационные методы получения коллоидных растворов.
4. Перечислите факторы устойчивости коллоидных систем.
5. Что такое пенообразователи? Каков механизм их действия? Приведите примеры практического применения пен.
6. Дайте классификацию эмульсиям. Приведите примеры. Приведите примеры использования эмульсий в вашей профессиональной деятельности.
7. Какие дисперсные системы называются порошками, суспензиями, пастами, аэрозолями? Приведите примеры использования порошков, суспензий, паст, аэрозолей в вашей профессиональной деятельности.
8. Какие дисперсные системы называются студнями? Как они классифицируются?
9. Охарактеризуйте методы получения студней. Приведите примеры.
10. В чём состоит явление синерезиса? Приведите примеры этого явления.

**Гидролиз солей**

1. Какое значение рН (больше или меньше 7) имеют растворы солей: MnCl2, Na2CO3, Ni(NO3)2.Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей.
2. Какие из солей: Al2(SO4)3, K2S, Pb(NO3)2, KCl подвергаются гидролизу? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.
3. Какое значение рН (больше или меньше 7) имеют растворы солей: CH3COOK, ZnSO4, Al(NO3)3.Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей.
4. Какое значение рН (больше или меньше 7) имеют растворы солей: Li2S, AlCl3, NiSO4.Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей.
5. Какое значение рН (больше или меньше 7) имеют растворы солей: Pb(NO3)2, K2CO3, CoCl2.Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей.
6. Какое значение рН (больше или меньше 7) имеют растворы солей: Na3PO4, K2S, CuSO4.Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза солей.
7. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: CuCl2, Cs2CO3, ZnCl2. Какое значение рН (больше или меньше 7) имеют растворы этих солей.
8. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: K2S, Cs2CO3, NiCl2. Какое значение рН (больше или меньше 7) имеют растворы этих солей.
9. Какие из солей: K2CO3, FeCl3, K2SO4, ZnCl2 подвергаются гидролизу? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.
10. Какие из солей: KNO3, CrCl3, Cu(NO3)2, NaI подвергаются гидролизу? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

**Окислительно- восстановительные реакции**

1. Реакции выражаются приведёнными схемами:

P + HIO3 + H2O = H3PO4 + HI

H2S + Cl2 + H2O =H2SO4 + HCl

Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается.

1. Реакции выражаются приведёнными схемами:

P + HNO3 + H2O = H3PO4 + NO

KMnO4 + Na2SO3 + KOH =K2MnO4 + Na2SO4 +H2O

Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается.

1. Реакции выражаются приведёнными схемами:

K2S + KMnO4 + H2SO4 = S + K2SO4 + MnSO4 + H2O

HNO3 + Ca = NH4NO3 + Ca(NO3)2 + H2O

Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается.

1. Реакции выражаются приведёнными схемами:

KClO3 + Na2SO3+ H2SO4 = KCl + Na2SO4 + H2O

KMnO4 + HBr = Br2 + KBr + MnBr2 + H2O

Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается.

1. Реакции выражаются приведёнными схемами:

NaCrO2+ Br2 + NaOH = Na2CrO4 + NaBr + H2O

FeS + HNO3 = Fe(NO3)2 + S + NO + H2O

Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается.

1. Реакции выражаются приведёнными схемами:

FeSO4 + KClO3 + H2SO4 = Fe2(SO4)3 + KCl + H2O

HNO3 + Zn = N2O + Zn(NO3)2 + H2O

Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается.

1. Реакции выражаются приведёнными схемами:

K2Cr2O7 + HCl = Cl2 + CrCl3 + KCl + H2O

HNO3 + Au + HCl = AuCl3 + NO + H2O

Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается.

1. Реакции выражаются приведёнными схемами:

HCl + CrO3 = Cl2 + CrCl3 + H2O

Cd + KMnO4 + H2SO4 = CdSO4 + K2SO4 + MnSO4 + H2O

Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается.

1. Реакции выражаются приведёнными схемами:

I2 + NaOH = NaIO3 + NaI + H2O

MnSO4 + PbO2 + HNO3 = HMnO4 + Pb(NO3)2 + PbSO4 + H2O

Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается.

1. Реакции выражаются приведёнными схемами:

I2 + Cl2 + H2O = HIO3 + HCl

FeCO3 + KMnO4 + H2SO4 = Fe2(SO4)3 + CO2 + MnSO4 + K2SO4 +H2O

Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем; какое вещество окисляется, какое – восстанавливается.

**5. Перечень рекомендуемых учебных изданий, интернет-ресурсов, дополнительной литературы**

Основные источники:

* 1. Валова В.Д. Аналитическая химия и физико-химические методы анализа: учебник. – М.: ИТК «Дашков и К», 2013.
	2. Горбунцова С.В. Физическая и коллоидная химия: учебное пособие. – М.: Альфа-М, 2012
	3. О.Е. Саенко. Химия для нехимических специальностей. Учебник для СПО. Ростов-на-Дону: «Феникс», 2015

Дополнительные источники:

1. В.Е. Липатников, К.М. Казаков. Физическая и коллоидная химия. М. Высшая школа, 1981.
2. А.Б. Лукьянов. Физическая и коллоидная химия. М. Высшая школа, 1988.
3. В.Л. Гурецкая. Органическая химия. М. Высшая школа, 1983.
4. Краткий справочник физико-химических величин. СПб., спец. Литер.,1998.
5. К.И. Евстратова и др. Физическая и коллоидная химия. М., Просвещение, 1986.
6. Д.А. Фридрихсберг. Курс коллоидной химии. М., Химия, 1984.
7. А.Д. Зимон. Популярная физическая химия. М. Радэкон, 2000.
8. Н.И. Ковалев, М.Н. Куткина, В.А. Кравцова. Технология приготовления пищи.М., Деловая литература, 1999.
9. И.М. Скурихин, А.П. Нечаев. Все о пище с точки зрения химика. М Высшая школа, 1991.
10. Барсукова З.А. Аналитическая химия. М. Высшая школа.1990.

Интернет-ресурсы:

* + 1. [http://www.xumuk.ru](http://www.xumuk.ru/) сайт о химии
		2. [http://www.alhimikov.net](http://www.alhimikov.net/) сайт полезной информации по химии
1. [http://himya.ucoz.ru](http://himya.ucoz.ru/) сайт «Все о химии»
2. <http://www.mylect.ru/prompit/575-2012-08-08-15-33-28.html> лекции по пищевой химии