Группа ТПОП-255

ЕН.03 «Химия»

Преподаватель: Сытова Т.В.

*1. Самостоятельно повторить темы билетов по записям конспектов и учебникам О.Е. Саенко «Аналитическая химия», С.В. Горбунцова, Э.А. Муллоярова «Физическая и коллоидная химия». Подготовиться к экзамену, который пройдёт 25.05.2020. Прислать на почту преподавателя, выполненные во время карантина, лабораторно-практические задания.*

**Экзаменационные вопросы и практические задания**

**по дисциплине ЕН.03 Химия**

**для специальности 19.02.10 «Технология продукции общественного питания» по разделам: 1. Аналитическая химия**

1.Аналитическая химия: определение, задачи, значение, основные понятия, история

развития.

2. Группы реагентов, применяемые в качественном анализе, способы и условия

проведения аналитических реакций, разновидности анализа в зависимости от

количества используемых веществ. Чувствительность, специфичность и

избирательность аналитических реакций.

3. Аналитическая классификация катионов и анионов

4. Закон действия масс, как основа качественного анализа.

5. Основные положения теории электролитической диссоциации. Теория сильных

электролитов.

6. Кислотно-основные свойства веществ и теории, объясняющие эти процессы.

7. Водородный показатель среды. Буферные растворы и их значение.

8. Равновесие в гетерогенных системах.

9. Гидролиз солей.

10. Теория окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного и электронно-

ионного баланса.

11. Комплексные соединения.

12. Частные реакции катионов первой аналитической группы. Анализ смеси катионов

первой аналитической группы.

13. Частные реакции катионов второй аналитической группы. Анализ смеси катионов

второй аналитической группы.

14. Частные реакции катионов третьей аналитической группы. Анализ смеси катионов

третьей аналитической группы.

15. Частные реакции катионов четвертой аналитической группы. Анализ смеси катионов

четвертой аналитической группы.

16. Реакции анионов первой аналитической группы.

17. Реакции анионов второй аналитической группы.

18. Реакции анионов третьей аналитической группы

19. Методы проведения качественного анализа, их достоинства и недостатки

20. Классификация количественных методов анализа. Сущность гравиметрического

анализа. Требования, предъявляемые к осаждаемой форме в гравиметрическом

анализе. Требования к гравиметрической (весовой) форме.

21. Техника выполнения гравиметрического анализа. Весы и взвешивание. Основные

операции гравиметрического анализа.

22. Сущность титриметрического анализа. Приемы и методы титриметрического анализа.

23. Стандартный раствор. Реакции титриметрического анализа и предъявляемые к ним

требования. Расчеты в титриметрическом анализе.

24. Химические индикаторы для установлении точки эквивалентности.

25. Окислительно-восстановительное титрование (редоксиметрия). Перманганотометрия.

Метод иодометрии.

26. Осадительное титрование. Аргентометрическое титрование. Метод Мора и Фаянса в

титровании.

27. Метод комплексонометриии.

28. Физико-химические методы анализа. Оптические методы анализа.

29. Фотометрический метод анализа. Метод стандартных серий.

30. Электрохимические методы анализа.

31. Общие правила проведения лабораторных работ и техники безопасности.

32. Лабораторная посуда, металлическое оборудование, лабораторный инструмент.

Техника работы с посудой и пробками. Мытье и сушка посуды.

**Практические задания по разделу «Аналитическая химия»**

1. Задача. Раствор гидроксида натрия массой 8,0 г нейтрализовали раствором серной

кислоты. Чему равна масса образовавшегося в растворе сульфата натрия, если массовая

доля щелочи в исходном растворе была равна 10%?

2. Вычислить, во сколько раз увеличивается скорость реакции NH4OH+HCI=NH4CI+H2O

при увеличении концентрации реагентов в системе в 2 раза?

3. Опыт. Определите с помощью характерных реакций растворы из трех

неорганических веществ: а) хлороводородной кислоты; б) гидроксида калия,

в) сульфата натрия.

4. Задача. Для реакции было взято 2 моль NaCI и 1 моль H2SO4. При каких

концентрациях установится химическое равновесие обратимой реакции

NaCI + H2SO4= NaHSO4 + HCI, если константа равновесия равна 0,8?

5. Опыт. Определите с помощью характерных реакций каждое из трех

органических веществ: а) глицерин; б) крахмал, в) белок.

6. Задача. Вычислите нормальную концентрацию раствора, если в 250 мл его содержится

0,5 г карбоната натрия?

7. Опыт. Проведите реакции, подтверждающие характерные химические свойства

кислот (на примере серной кислоты).

8. Задача. Вычислить степень диссоциации 0,1 М раствора муравьиной кислоты НСООН,

если константа диссоциации кислоты равна 2\*10-4.

9. Опыт и задача. Получите осадок сульфата бария. Рассчитайте массы хлорида бария и

серной кислоты, необходимые для получения 0,2 моль осадка?

10. Задача. Какая масса осадка образуется, если пропускать оксид углерода (IV) объемом

280 мл через раствор, содержащий 2,4 г гидроксида бария?

11. Опыт. Проведите реакции, подтверждающие важнейшие свойства уксусной кислоты.

12. Задача. Вычислить массу серной кислоты в растворе объемом 500 мл, если на

титрование 10 мл этого раствора затрачено 8 мл 0,1 н раствора гидроксида натрия.

13. Задача. Открываемый минимум ионов Bi3+ c β-нафтиламином составляет 1 мкг.

Минимальный объём раствора соли висмута равен 0,001 мл. Вычислить предельную

концентрацию раствора.

14. Задача. Открываемый минимум ионов Bi3+ c β-нафтиламином составляет 1 мкг.

Минимальный объём раствора соли висмута равен 0,001 мл. Вычислить предельную

концентрацию раствора.

15. Задача. Определите количество вещества ванадия (V), полученного из оксида ванадия

(V2O5)при действии 13,7 г технического алюминия, массовая доля алюминия в

котором 98,4%?

16. Задача. Испытайте индикаторами растворы: а) карбоната натрия и б) хлорида

алюминия. Результат объяснить.

17. Задача. Какая максимальная масса гидроксида железа (III) может образоваться, если

для реакции использовалось 324,0 г раствора, массовая доля хлорида железа (III) в

котором - 5%?

18. Опыт. Получите амфотерный гидроксид и проведите химические реакции,

характеризующие его свойства.

19. Задание. Составить уравнения ступенчатого гидролиза соли Na2CO3.

20. Опыт. Проведите реакции, характерные для глюкозы.

21. Задание. Какие из солей: Na3PO4, AI(NO3)3, NaBr, Cr2S3-подвергаются гидролизу и

какая форма гидролиза будет для каждой соли?

22. Опыт. Определите с помощью характерных реакций растворы хлорида натрия,

сульфата натрия, гидроксида натрия.

23. Опыт. Проведите реакции, подтверждающие качественный состав сульфата меди (II)

24. Рассчитайте степени окисления в соединениях Na3PO4, АI2(SO4)3, Cr2S3, объясните.

25. Задача. При взаимодействии гашеной извести и азотной кислоты получили 4,1 г

нитрата кальция, что составило 90% от теоретически возможного. Сколько граммов

азотной кислоты вступило в реакцию?

26. Расставьте коэффициенты, пользуясь методом электронно-ионного баланса в

следующей реакции HCIO3+H2SO3=HCI+H2SO4

27. Опыт. Проведите реакции характерные для серной кислоты.

28. Раствор гидроксида натрия массой 8,0 г нейтрализовали раствором серной кислоты.

Чему равна масса образовавшегося в растворе сульфата натрия, если массовая доля

щелочи в исходном растворе была равна 10% ?

**2. Физическая и коллоидная химия**

1.Физическая химия: определение, задачи, значение в пищевой промышленности,

история развития.

2. Основные агрегатные состояния веществ. Газообразное состояние. Молекулярно-

кинетическая теория газов. Твердое состояние веществ, их строение и кристаллические

решетки.

3. Жидкое состояние. Испарение и конденсация. Парообразование. Тепловая обработка в

общественном питании. Поверхностная энергия. Поверхностное натяжение и способы

его измерения. Явление смачивания. Вязкость жидкостей.

4. Содержание и основные понятия термодинамики. Первое начало термодинамики.

Понятие энтальпии. Второе начало термодинамики. Термодинамические факторы,

определяющие направление процессов. Энтропия. Действие закона термодинамики в

общественном питании.

5. Термохимия. Основные понятия термохимии. Теплоты образования, разложения и

сгорания химических соединений. Теплоемкость.

6. Сущность тепловых процессов в общественном питании, виды теплообмена, сущность

процессов варки и жарки. Процессы охлаждения, замораживание и размораживания.

7. Общая характеристика растворов, их концентрация. Процессы растворения в

общественном питании. Растворимость газов в жидкостях, твердых веществ в

жидкостях, взаимное растворимость жидкостей.

8. Диффузия и осмос в растворах. Давление насыщенного пара над растворами.

9. Температуры кристаллизации и кипения разбавленных растворов. Процесс экстракции

и его использование в общественном питании.

10. Скорость и константа скорости химической реакции. Влияние температуры на

скорость химической реакции. Энергия активации.

11. Кинетика процессов выпечки и сушки пищевых продуктов в общественном питании.

12. Фотохимические и цепные реакции и их влияние на пищевые продукты.

13. Общие сведения о катализе. Виды каталитических реакций. Ферментативный катализ.

Значение каталитических реакций в общественном питании.

14. Радиационная химия и радиационно-химические реакции.

15.Кондуктометрия. Осмотическая теория Нернста. Потенциометрия. Вольтамперометрия.

16. Окисление пищевых жиросодержащих продуктов. Электрофизические методы

обработки пищевых продуктов. Электродиализные процессы в общественном питании.

17. Предмет электрохимии. Свойства растворов электролитов. Электрическая

проводимость растворов электролитов.

18. Сорбционные процессы и их виды. Адсорбция. Десорбция.

19. Явления адсорбции на границе раздела веществ различных агрегатных состояний.

20. Ионообменная адсорбция. Понятие о хроматографическом адсорбционном анализе.

21. Дисперсные системы и их классификация. История исследования коллоидных систем.

22. Особенности коллоидно-дисперсных систем. Броуновское движение. Осмотическое

давление в дисперсных системах. Седиментационное равновесие.

23. Электрокинетические явления в дисперсных системах. Строение мицелл. Получение и

очистка коллоидных растворов

24. Оптические и молекулярно- кинетические свойства коллоидных систем. Заряд

коллоидных частиц. Устойчивость коллоидных систем. Коагуляция коллоидных

растворов. Пептизация.

25. Белки, их химическое строение и аминокислотный состав. Свойства полимеров.

Набухание и растворение высокомолекулярных соединений. Применение свойств

белков в общественном питании и пищевой промышленности. Тепловое воздействие на

белки.

26. Углеводы. Изменение углеводов в технологических процессах.

27.Вещества, изменяющие структуру и физико- химические свойства пищевых продуктов.

28. Студни и гели. Синерезис.

29. Аэрозоли, их классификация, способы образования, свойства, применение.

30. Общая характеристика пен. Пенообразователи. Пенообразование в кондитерском

производстве.

31. Молоко как природная эмульсия. Эмульсии в продуктах общественного питания и

пищевой промышленности. Эмульсии, их образование, приготовление, разрушение,

применение эмульгаторов в пищевой промышленности. Обращение фаз эмульсий.

32. Суспензии и их применение в общественном питании.

**Практические задания по разделу «Физическая и коллоидная химия»**

1. Какой объем займет при температуре 200 С и давлении 250 кПа аммиак массой 51 г?

2. Концентрация ионов водорода в растворе равна 4 ∙10-3 моль/л. Определить рН раствора

3. Золь иодида серебра получен при добавлении к 0,02 л 0,01 М раствора KI 0,03 л 0,005М

раствора AgNO3. Написать формулу мицеллы и определить знак электрического заряда

коллоидных частиц данного золя

4. При взаимодействии кристаллов хлорида фосфора (V) с парами воды образуется

жидкий POCI3 и хлористый водород. Реакция сопровождается выделением 111,4 кДж

теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции.

5. При температуре 200 С реакция протекает за 2 минуты. За сколько времени будет

протекать эта же реакция при 00 С. Температурный коэффициент скорости равен 2?

6. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе:

CH4 (г)+ CO2 (г) ↔2CO(г) + 2 Н2 (г)

7. Составьте уравнения электролитической диссоциации кислот: соляной, и серной

8. Составьте уравнения гидролиза ацетата аммония.

9. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий

веществ вычислите энергию Гиббса реакции, протекающей по уравнению:

CО (г)+ Н2O (ж) ↔ CO(г) + Н2 (г)

10. При температуре 200 С реакция протекает за 2 минуты. За сколько времени будет

протекать эта же реакция при 500 С. Температурный коэффициент скорости равен 2?

11. Составьте уравнения гидролиза нитрита калия.

12. При температуре 1270 С и давлении 3 атм некоторая масса газа занимает объем 1 л.

Приведите этот объем к нормальным условиям.

13. При взаимодействии одного моля газообразного азота, с тремя молями газообразного

водорода образуется два моля газообразного аммиака и выделяется 92 к Дж теплоты.

Напишите термохимическое уравнение этой реакции.

14. Составьте уравнения электролитической диссоциации солей: хлорида бария и

сульфата натрия.

15. Рассчитайте тепловой эффект реакции: 4NH3 (г)+ 3 O2 (г) = 2 N2 (г) + 6 H2O (ж)

16. Составьте уравнения электролитической диссоциации оснований: гидроксида натрия и

гидроксида бария.

17. Составьте термохимическое уравнение образования воды (жидкой) из простых

веществ, если известно, что при образовании одного моля воды выделяется 286 кДж

теплоты.

18. Пользуясь табличными данными, вычислить ∆Н0 реакции:

2 Mg(к) + СО2 (г) = 2 MgO(к) + С(графит).

19. Определить стандартное изменение энтальпии ∆Н0 реакции горения метана

СН4 (г) +2О2 (г) = СО2 (г) + 2Н2О (г) , зная что энтальпии образования СО2 (г), Н2О (г) и

СН4 (г) равны соответственно -393,5, -241,8 и -74,9 кДж/моль.

20. Определите, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры

от 10 до 500 С, если температурный коэффициент реакции равен 3.

21. Определите, как изменится скорость реакции 2 SO2 (г) +O2 (г) = 2 SO3 (г) при увеличении

давления в 3 раза.

22. Вычислите энтальпию, энтропию и энергию Гиббса реакции, протекающей по

уравнению Fe2O3 (к)+ 3 C(графит) = 2Fe (к)+ 3CO (г).

23. Рассчитать при какой температуре должен кристаллизоваться раствор, содержащий в

250 г воды 54 г глюкозы C6H12O6 .

24. Составьте уравнения электролитической диссоциации кислой соли гидрокарбоната

натрия.

25. Определить концентрацию ионов водорода в растворе, рН которого равен 4,60

26. При какой приблизительно температуре будет кипеть 50% -ный (по массе) раствор

сахарозы С12Н22О11.

27. Написать уравнения взаимодействия аминокислот друг с другом с образованием

пептидов.

28. Составьте уравнения электролитической диссоциации основной соли

дигидроксохлорида железа (III).

29. Возможна ли реакция восстановления Fe2O3 углеродом при температуре 500 или 1000

0К (Fe2O3 (к)+ 3 C(графит) = 2Fe (к)+ 3CO (г) ).

30. Определите, как изменится скорость реакции 2 SO2 (г) +O2 (г) = 2 SO3 (г) при увеличении

давления в 3 раза.