Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение

высшего образования

«Оренбургский государственный медицинский университет»

Министерства здравоохранения Российской Федерации

**ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ**

**ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕГО**

**КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ**

**ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ**

Общая и неорганическая химия

по специальности

*33.05.01 Фармация*

Является частью основной профессиональной образовательной программы высшего образования подготовки (специальности) *33.05.01 Фармация*

утвержденной ученым советом ФГБОУ ВО ОрГМУ Минздрава России

протокол № 11 от «22» июня 2018 года

Оренбург

1. **Паспорт фонда оценочных средств**

Фонд оценочных средств по дисциплине содержит типовые контрольно-оценочные материалы для текущего контроля успеваемости обучающихся, в том числе контроля самостоятельной работы обучающихся, а также для контроля сформированных в процессе изучения дисциплины результатов обучения на промежуточной аттестации в форме экзамена

Контрольно-оценочные материалы текущего контроля успеваемости распределены по темам дисциплины и сопровождаются указанием используемых форм контроля и критериев оценивания. Контрольно – оценочные материалы для промежуточной аттестации соответствуют форме промежуточной аттестации по дисциплине, определенной в учебной плане ОПОП и направлены на проверку сформированности знаний, умений и навыков по каждой компетенции, установленной в рабочей программе дисциплины.

В результате изучения дисциплины у обучающегося формируются **следующие компетенции:**

|  |  |
| --- | --- |
| Наименование компетенции | Индикатор достижения компетенции |
| УК-1. Способен осуществлять критический анализ проблемных ситуаций на основе системного подхода, вырабатывать стратегию действий | Инд.УК.1.1. Применение системного анализа для разрешения проблемных ситуаций в профессиональной сфере |
| УК-8. Способен создавать и поддерживать безопасные условия жизнедеятельности, в том числе при возникновении чрезвычайных ситуаций | Инд.УК 8.1. Соблюдение условий безопасности осуществления профессиональной деятельности |
| ОПК-1. Способен использовать основные биологические, физико-химические, химические, математические методы для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, изготовления лекарственных препаратов | Инд.ОПК.1.1Применение биологических,физико-химических, химических, математических методов в профессиональной сфере. |

1. **Оценочные материалы текущего контроля успеваемости обучающихся.**

**Оценочные материалы по каждой теме дисциплины**

**Модуль 1. Введение. Основные понятия и законы химии. Способы выражения состава растворов. Термодинамические законы протекания химических процессов**

**Тема 1.** **Введение. Основные понятия и законы химии.**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости***- устный опрос, решение проблемно- ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1.Роль и значение общей и неорганической химии в фармации.

2.Правила по технике безопасности в химической лаборатории.

3. Понятия эквивалента, факторов эквивалентности и молярной массы эквивалента: определения, единицы измерения.

4.Способы определения фактора эквивалентности, эквивалента и молярной массы эквивалента для элементов и различных классов химических соединений.

5.Определение эквивалентных величин веществ в реакциях полного и неполного обмена и нейтрализации, окисления-восстановления.

6.Закон эквивалентов: формулы и формулировки, расчет молярных масс эквивалентов, расчет количеств реагентов.

*Типовые расчетные задачи:*

1. Рассчитать молярную концентрацию эквивалента НСlО4 в растворе, если на титрование 10 мл этого раствора затрачено 16,3 мл раствора гидроксида калия с С(КОН) = 0,045 моль/л.

2. На титрование 5 мл раствора гидроксида бария израсходовано 13 мл раствора соляной кислоты с С(НСl) = 0,095 моль/л. Вычислить Т(Ва(ОН)2) и m(Ва(ОН)2) в растворе.

3. Вычислить массовую долю ω(Na2CO3) в техническом образце, если на титрование навески технической соды массой 0,212 г было израсходовано 20 мл раствора HCl с C(HCl) = 0,1 моль/л.

4. 9,8 г раствора азотной кислоты поместили в мерную колбу и разбавили водой до объема 500 мл. На титрование 15 мл полученного раствора израсходовано 12 мл раствора гидроксида калия с С(КOH) = 0,14 моль/л. Определить массовую долю HNO3 в исходном концентрированном растворе.

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

**Лабораторная работа:**

«Определение молярной концентрации NaOH (CNaOH), T и К раствора NaOH по титрованному раствору HCl».

**Тема 2***.* **Способы выражения концентрации растворов**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости-** *устый опрос, решение проблемно-ситуационных задач*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1. Единицы измерения массы, объема, плотности и формула, связывающая эти величины.

2. Понятия: раствор, растворитель, растворенное вещество, растворимость, компонент.

3. Доля компонента: определение и виды: массовая, объемная и молярная, формулы и примеры расчета.

4. Решение задач на расчет массовой доли при разбавлении растворов и объемов смешиваемых растворов, необходимых для приготовления заданного объема раствора с нужной массовой долей.

5. Концентрация растворов: определения и виды: молярная, молярная концентрация эквивалента, массовая, титр. Их обозначения, размерности и примеры расчета; формулы перехода от одних видов концентраций к другим.

6. Формулы, связывающие долю и концентрацию растворенного вещества. Пересчет одних способов выражения состава растворов в другие.

*Типовые расчетные задачи:*

*1.* В 1,5 л раствора содержится 8,55 г алюмокалиевых квасцов KАl(SO4)2 12H2O. Рассчитайте: а) молярную массу эквивалента соли в реакции: KАl(SO4)2 12H2O + 3KOH = Al(OH)3 + 2K2SO4 + 12H2O; б) молярную концентрацию эквивалента алюмокалиевых квасцов в растворе для указанной выше реакции.

*2.* Рассчитайте массу кристаллического хлорида натрия, необходимую для при- готовления 250 мл раствора с молярной концентрацией хлорида натрия 0,8М. Выразите концентрацию полученного раствора через массовую долю и титр. Плотность раствора равна 1,027 г/мл.

3.Сколько мл. 37%- го раствора HCl (ρ=1,18) необходимо взять для приготовления 2 л фармакопейного препарата HCl с массовой долей 8,2% (ρ=1,04) ?

4.Какой объем воды нужно добавить к 50 мл 36% хлороводородной кислоты (ρ=1,18) для получения 10%-го раствора (ρ=1,05)?

5.Найти моляльность, молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента 15% -ного (по массе) раствора H2SO4 (ρ = 1,10 г/мл).

**Тема 3***.* **Энергетика химических реакций.**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости-** *устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1. Основные понятия химической термодинамики.
2. Внутренняя энергия и энтальпия индивидуальных веществ и многокомпонентных систем.
3. Теплота и работа. Теплоты химических реакций при постоянной температуре или P и V.
4. Термохимические уравнения.
5. Закон Гесса. Расчеты изменения стандартных энтальпий химических реакций и физико-химических превращений на основе закона Гесса.
6. Энтропия как мера неупорядоченности системы (уравнение Больцмана)
7. Энергия Гиббса как критерий самопроизвольного протекания процесса. Энтальпийный и энтропийный факторы.

*Типовые расчетные задачи:*

1. Рассчитать тепловой эффект реакции для стандартных условий (∆Н0)

3Mn3O4 + 8Al→ 4Al2O3 + 9Mn

если известно: ∆Н0298(Mn3O4) = - 1385 кДж/моль

∆Н0298(Al2O3) = - 1675 кДж/моль

2. Вычислите (по закону Гесса) теплоту образования пероксида водорода Qx

H2 (г) + О2 (г) = Н2О2 (ж) + Qx , если известно:

1. Н2О2 (ж) = Н2О (ж) + ½О2 (г) + 98,2 кДж
2. Н2 (г) + ½О2 (г) = Н2О (ж) + 285,9 кДж

3. Для процесса 2С(г) + О2 (г) = 2СО(г)∆G = - 275 кДж. Благоприятствует ли энтропийный фактор протеканию процесса? Объяснить.

4. Определите ∆G следующего процесса:

Fe3O4(к) + 4CO(г) = 3Fe + 4CO2(г), если

∆G (Fe3O4(к)) = -1014 кДж/моль

∆G (CO(г)) = -137,2 кДж/моль

∆G (CO2(г)) = -394 кДж/моль

Возможно ли самопроизвольное протекание процесса в стандартных условиях?

5. Как повлияет повышение температуры на направление протекания реакции

H2 (г) + ½О2 (г) = Н2О (ж), если ∆Н0298<0; TΔS<0 ?

Проанализировать уравнение Гиббса.

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

**лабораторная работа:** «Определение теплоты реакции нейтрализации».

**Тема 4. Направление химических реакций**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости-** *устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1. Обратимые и необратимые химические реакции.

2. Химическое равновесие и качественные характеристики состояния

химического равновесия.

3. Закон действующих масс (ЗДМ).

4. Константа химического равновесия и ее связь с энергией Гиббса.

5. Определения направления протекания реакции по константе равновесия.

6. Зависимость энергии Гиббса и константы равновесия от температуры.

7. Принцип ЛеШателье – Брауна.

*Типовые расчетные задачи:*

1. Как изменится скорость реакции в системе А(г)+ 2В(г)→АВ2 (г) если концентрацию вещества А уменьшить в 2 раза, а концентрацию вещества В увеличить в 4 раза?

2. Как изменится скорость прямой реакции при уменьшении объема реакционного сосуда в 3 раза для следующих систем:

а) H2 (г)+Cl2 (г)→ 2HCl(г)

б) 2NO(г) + Cl2 (г)→2NOCl(г)

3. Как изменится скорость химической реакции при повышении температуры на 400 С, если температурный коэффициент реакции равен 2.

4. Начальные концентрации исходных веществ в системе CO + Cl2→COCl2 были равны 0,3 моль/л и 0,2 моль/л. Во сколько раз увеличится скорость реакции, если концентрацию СО повысить до 0,6 моль/л, а Cl2 –до 1,2 моль/л.

5. В системе 2SO2 (г) + О2 (г) ↔ 2SO3 (г) при некоторой температуре равновесные концентрации составляли соответственно:

[SO2] = 0,5 моль/л, [O2] =0,3моль/л, [SO3] = 0,2 моль/л.

Вычислите константу равновесия и исходные концентрации оксида серы (IV) и кислорода.

6.В каком направлении сместится химическое равновесие следующих равновесных систем: при повышении давления; при понижении температуры?

а) 2Н2(г) + О2(г) ↔ 2Н2О(г) ; ∆Н < 0.

б) 2НС1(г) ↔ Н2(г) + С12(г); ∆Н > 0.

в) Fe3О4(к) + СО(г) ↔ 3FеО(к) + СО2(г); ∆Н < 0.

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

Выполнение лабораторных работ:

1. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

2. Влияние концентрации на смещение химического равновесия.

3.Влияние температуры на смещение химического равновесия.

**Тема 5. Рубежный контроль модуля 1: Способы выражения концентрации растворов. Термодинамические законы протекания химических реакций и процессов**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости:** *тестовый контроль, собеседование, решение задач, контроль выполнения заданий в рабочих тетрадях*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

**Вопросы для собеседования:**

1. Первый закон термодинамики. Термодинамические функции и параметры.
2. Второй закон термодинамики. Критерии самопроизвольного протекания химических процессов. Энергия Гиббса.
3. Закон Гесса и его следствие. Термохимические уравнения и расчеты.
4. Скорость химических реакций. Закон действующих масс. Понятие о механизме реакций.
5. Факторы, влияющие на скорость химических реакций. Правило Вант-Гоффа. Теория активированного комплекса. Катализ.
6. Константа химического равновесия. Принцип Ле-Шателье и условия смещения равновесного состояния.
7. Концентрация растворов: определения и виды: молярная, молярная концентрация эквивалента, массовая, титр. Их обозначения, размерности и примеры расчета; формулы перехода от одних видов концентраций к другим

*Типовые расчетные задачи:*

1*.*Найти моляльность, молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента 15% -ного (по массе) раствора H2SO4 (ρ = 1,10 г/мл).

2*.*Как повлияет повышение температуры на направление протекания реакции

H2 (г) + ½О2 (г) = Н2О (ж), если ∆Н0298<0; TΔS<0 ?

Проанализировать уравнение Гиббса.

3*.*Как изменится скорость прямой реакции при уменьшении объема реакционного сосуда в 3 раза для следующих систем:

а) H2 (г)+Cl2 (г)→ 2HCl(г)

б) 2NO(г) + Cl2 (г)→2NOCl(г)

***Задания в рабочих тетрадях***

**Задание 1.** Рассчитать ΔΗХР восстановления оксида железа (III) различными восстановителями при стандартных условиях:

а) Fe2O3(К) + 3H2(Г) = 2Fe(К) + 3H2O(Г)

б) Fe2O3(К) + 3СО(Г) = 2Fe(К) + 3СО2(Г)

В каком случае на этот процесс потребуется больше затратить энергии?

**Задание 2.** Дайте термодинамическую характеристику процесса **по плану:

1. Запишите стехиометрическое уравнение.
2. Выпишите термодинамические функции участвующих веществ.
3. Рассчитайте изменение стандартной энтальпии химической реакции и постройте энтальпийную диаграмму.
4. Определите, является реакция экзо- или эндотермической; увеличивается или уменьшается температура в системе в результате протекания данной реакции.

Рассчитайте изменение стандартной энтропии реакции, объясните изменение энтропии в ходе реакции

**Задание 3.**  Закон Гесса и его следствия, его применение в термохимических расчетах.

**тесты:**

1. Расчеты в объемном анализе основаны на законе:

1) постоянства состава

2) разведения;

3) эквивалентов;

4) сохранения массы веществ

2. Титр раствора - это:

1) масса 2 мл раствора

2) число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора

3) число эквивалентов растворенного вещества в 1 мл раствора.

3. Какой метод количественного анализа используется для определения кислотности желудочного сока:

1) алкалиметрия

2) ацидиметрия

3) перманганатометрия

4) осаждения

4. Как изменится окраска индикатора фенолфталеина в щелочной среде?

1) С бесцветной на желтую

2) С бесцветной на малиновую

3) С бесцветной на красную

4) С бесцветной на фиолетовую

5.Термодинамическая система – это

1) микроскопический объект, выделенный из внешней среды

2) макроскопический материальный объект, который обменивается с внешней средой теплотой;

3) материальный объект, который обменивается с внешней средой веществом;

4) любой макроскопический материальный объект, выделенный из внешней среды с помощью реально существующей или воображаемой граничной поверхности

5. В зависимости от характера взаимодействия с окружающей средой термодинамические системы делятся на:

1) открытые, изолированные, неизолированные

2) гомогенные, гетерогенные, замкнутые

3) открытые, закрытые, изолированные

4) гомогенные, гетерогенные

6. К какому типу термодинамических систем принадлежит живая клетка?

1) открытой;

2) закрытой;

3) изолированной;

4) равновесной.

7. Открытой системой называют такую систему, которая:

1) не обменивается с окружающей средой ни веществом, ни энергией;

2) обменивается с окружающей средой и веществом, и энергией;

3) обменивается с окружающей средой энергией, но не обменивается веществом;

4) обменивается с окружающей средой веществом, но не обменивается энергией.

8. Закрытой системой называют такую систему, которая:

1) не обменивается с окружающей средой ни веществом, ни энергией;

2) обменивается с окружающей средой и веществом, и энергией;

3) обменивается с окружающей средой энергией, но не обменивается веществом;

4) обменивается с окружающей средой веществом, но не обменивается энергией.

9. Изолированной системой называют такую систему, которая:

1) не обменивается с окружающей средой ни веществом, ни энергией;

2) обменивается с окружающей средой и веществом, и энергией;

3) обменивается с окружающей средой энергией, но не обменивается веществом;

4) обменивается с окружающей средой веществом, но не обменивается энергией.

10.Тепловой эффект реакции, протекающей при постоянном давлении, называется изменением:

1) внутренней энергии;

2) ни одно из предыдущих определений неверно;

3) энтальпии;

4) энтропии.

11. Формулировка следствия закона Гесса:

1. Тепловой эффект разложения сложного вещества на более простые численно равен, но противоположен по знаку тепловому эффекту образования данного сложного вещества из данных более простых

2) Если совершаются две реакции, приводящие из различных начальных состояний к одинаковым конечным, то разность между их тепловыми эффектами равна тепловому эффекту реакции перехода от одного начального состояния к другому начальному

3)Если совершаются две реакции, приводящие из одинаковых начальных состояний к различным конечным, то разность между их тепловыми эффектами равна тепловому эффекту реакции перехода из одного конечного состояния к другому конечному

4)Тепловой эффект любой химической реакции равен разности между суммами теплот образования продуктов реакции и исходных веществ (с учётом стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции)

5)Тепловой эффект любой химической реакции равен разности между суммами теплот сгорания исходных веществ и продуктов реакции (с учётом стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции)

12. Какую термодинамическую функцию можно использовать, чтобы предсказать возможность самопроизвольного протекания реакции в изолированной системе?

1) энтальпию;

2) внутреннюю энергию;

3) энтропию;

4) потенциальную энергию системы.

13. Согласно статистической термодинамики, энтропия является мерой:

1) связанной энергии

2) свободной энергии

3) внутренней энергии

4) мерой упорядоченности системы

5) мерой неупорядоченности системы

14.Закон действующих масс устанавливает зависимость между скоростью химической реакции и:

1) температурой;

2) концентрацией реагирующих веществ;

3) массой реагирующих веществ;

4) количеством реагирующих веществ.

15. Скорость экзотермической реакции при повышении температуры:

1)не изменяется;

2) сначала повышается, а затем понижается;

3) понижается;

4) сначала понижается, а затем повышается.

5) повышается;

16. Как формулируется правило Вант-Гоффа?

1) при повышении температуры на десять градусов скорость химической реакции увеличивается в два –четыре раза;

2) для большинства химических реакций скорость реакции увеличивается с ростом температуры;

3) скорость реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, равные их стехиометрическим коэффициентам реакции;

4) при понижении температуры на десять градусов скорость химической реакции увеличивается в два - четыре раза

17.В соответствии с принципом ЛеШателье при повышении температуры равновесие смещается в сторону:

1) экзотермической реакции,

2) эндотермической реакции,

3) прямой реакции,

4) обратной реакции,

5) увеличения объема.

18. Если в состоянии равновесия концентрация исходных веществ значительно выше концентрации конечных веществ, то:

1) константа равновесия больше единицы;

2) константа равновесия меньше единицы;

3) константа равновесия равна нулю;

4) константа равновесия равна единице

19. Когда численное значение константы скорости и скорости совпадают?

1) если концентрации реагирующих веществ постоянны и равны единице;

2) если концентрации реагирующих веществ постоянны;

3) если реагирующие вещества и продукты реакции находятся в одной фазе;

4) никогда не совпадают.

20. Скорость ферментативных реакций при повышении температуры:

1) не изменяется;

2) сначала повышается, а затем понижается;

3) понижается;

4) сначала понижается, а затем повышается.

5) повышается;

**Модуль 2. Основные закономерности протекания химических процессов в растворах. Окислительно – восстановительные реакции.**

**Тема 1: Свойства растворов**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости:** *устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1. Основные определения: раствор, растворитель, растворенное вещество, растворимость.
2. Процесс растворения как физико-химическое явление.
3. Термодинамика процесса растворения.
4. Растворы газов в жидкостях. Законы Генри, Генри-Дальтона, Сеченова.
5. Вода как растворитель, неводные растворители и растворы. Роль водных растворов в жизнедеятельности.
6. Ионизация воды. Водородный показатель (рН растворов).
7. Растворы твердых веществ в жидкостях. Понятие о коллигативных свойства растворов. Осмос. Закон Вант-Гоффа об осмотическом давлении.
8. Роль осмоса в биосистемах. Плазмолиз, гемолиз, тургор. Гипо-, изо- и гипертонические растворы.

*Типовые расчетные задачи:*

1. Массовая доля (ω) HCl в желудочном соке составляет 0,5%. Вычислить молярную концентрацию кислоты, приняв плотность желудочного сока (ρ) за 1 г/мл.
2. Раствор содержит 60г лактозы и 200г воды. Определить давление насыщенного пара (кПа) такого раствора, если Р0= 2,34 кПа, М(лактоза)= 342 г/моль.
3. Какова температура кипения раствора, содержащего 0,25 моль фруктозы в 500 мл воды?
4. Осмотическое давление раствора, содержащего гемоглобин массой 40г в растворе объемом 0,5 л при t0= 40С равно 2634 Па. Определить молярную массу гемоглобина (Hb).
5. Что произойдет с эритроцитами при 310 К в 2% - ном растворе глюкозы (ρ = 1,006 г/мл)?

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

**лабораторная работа**:

1.Осмос и осмотическое давление (демонстрационный опыт).

2. Рост искусственной клетки Траубе

3.Определение осмотической резистентности эритроцитов.

**Тема 2. Растворы электролитов**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости-** *устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1. Теория электролитической диссоциации (С.Аррениус, И.А. Каблуков).

2.Сильные и слабые электролиты. Константа ионизации слабого электролита. Закон разведения Оствальда.

3. Ионная сила растворов, коэффициент активности и активность ионов.

4. Электролиты в организме.

5. Осмотические свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент.

*Типовые расчетные задачи:*

1. Рассчитайте [Н+] и [ ОН-] в растворе фенобарбитала (слабая кислота НА) с концентрацией 0,1 моль/л (КНА = 1∙10-7 моль/л).

2. Раствор, содержащий 1,7 г хлорида цинка, в 250 г воды замерзает при t=-0,230С. Определите кажущуюся степень диссоциации (%) электролита в этом растворе.

3. Чему равно осмотическое давление раствора NaCl с ω = 0,4% при 370С, в котором начинается гемолиз эритроцитов? (ρ раствора NaCl = 1г/мл).

4. Раствор хлорида калия применяется в медицине при различных заболеваниях. Каким является раствор KCl по отношению к плазме крови (гипо-, гипер-, изотонический) если кажущаяся степень диссоциации равна 80% при концентрации KCl 0,02 моль/л (Росм плазмы крови = 7,7 атм)?

5. Найдите ионную силу 0,2М раствора MgSO4, применяемого для внутримышечного введения.

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

**лабораторная работа**:

«Приготовление раствора меньшей концентрации из раствора большей концентрации».

**Тема 3.Гидролиз солей.**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости-** *устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1. Возможные случаи гидролиза солей. Совместный гидролиз 2-х

солей.

2. Константа и степень гидролиза.

3. Определение рН раствора гидролизующейся соли.

4. Влияние различных факторов на степень гидролиза соли.

5. Гидролиз как протолитическая реакция.

6. Биологическая роль гидролиза.

*проблемно- ситуационные задачи*:

1. Составить ионные и молекулярные уравнения реакций гидролиза для солей: KNO3, Na2SO4, Са(СlО)2, КВr, подвергающихся гидролизу. Указать реакцию среды., все ли соли гидролизуются.
2. Составьте уравнение реакции, происходящей при смешении растворов АlСl3 и Nа2СО3.
3. Напишите ионное и молекулярное уравнение гидролиза соли карбоната аммония. При каких условиях гидролиз этой соли будет уменьшаться, а при каких ‑ усиливаться?
4. Составьте уравнение реакции гидролиза аквакомплекса [АI(Н2О)6]3+ согласно протолитической теории кислот и оснований. Укажите сопряженные пары.
5. Какая из солей будет в большей степени подвергаться гидролизу: СН3СООNа или NaСN? В каком случае рН среды будет больше? Докажите это, рассчитав константу, степень гидролиза и рН раствора каждой соли (С = 0,1 моль/л).

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

лабораторная работа:

1. Гидролиз раствора сульфита натрия.

2. Совместный гидролиз двух солей

3. Влияние изменения температуры на степень гидролиза.

**Тема 4. Ионные равновесия в гетерогенных системах. Произведение растворимости.**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости-** *устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1.Количественная характеристика равновесия между раствором и осадком малорастворимого электролита.

2. Условия образования и растворения осадков.

3. Факторы, способствующие образованию или растворению осадков.

4. Последовательность осаждения ионов из раствора.

5. Гетерогенное равновесие в живых организмах.

*Типовые проблемно- ситуационные задачи*:

1. Определить ПР цианида серебра (Mr = 134), если в 200 мл насыщенного раствора содержится 3,17\*10-5 мг вещества.

2.Произведение растворимости Сu(ОН)2 = 2,2\*10-20. Вычислить растворимость гидроксида меди в моль/л и г/л.

3.Выпадет ли осадок йодида серебра, если слить два раствора:1) 200 мл С(АgNO3) = 0,05 моль/л; 2) 500 мл С(КI) = 0,008 моль/л.

4.Вычислитье ( не учитывая гидролиза ) растворимость в моль/л и г/л и молярные концентрации ионов в насыщенном растворе Ba3(PO4)2. ПР = 6,3∙10

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

**лабораторная работа**:

1.Изучение влияние одноименного иона на растворимость малорастворимого электролита.

2.Смещение гетерогенного равновесия за счет образования комплексного соединения.

3.Влияние окислительно – восстановительных процессов на смещение гетерогенного равновесия.

**Тема 5. Окислительно – восстановительные реакции**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости-** *устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1. Электронная теория окислительно-восстановительных реакций. Процессы окисления и восстановления.
2. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения в периодической системе элементов.
3. Группы важнейших окислителей и восстановителей. Частицы, проявляющие двойственный характер.
4. Составление окислительно-восстановительных реакций и прогнозирование продуктов реакций.
5. Методы расстановки коэффициентов (электронного баланса и ионно-электронный).
6. Типы окислительно-восстановительных реакций.
7. Определение фактора эквивалентности эквивалента и молярной массы эквивалента окислителя и восстановителя.
8. Влияние среды (рН) на принцип составления полуреакций и характер продуктов реакции.
9. Практическое значение окислительно-восстановительных реакций и процессов.

*проблемно- ситуационные задачи:*

1. Определите степени окисления подчеркнутых элементов: а) NаН;   
   б) NаJО3; в) Н2С2О4; г) FеО42‑; д) Н2О2; е) N2О; ж) SnО32‑; з) НClО4.
2. Допишите продукты реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите тип О-В реакции.

а) Нg + НNО3→Нg(NО3)2 + ...

б) (NН4)2Сr2О7  N2 + Сr2О3 + ...

в) NО2 + КОН → КNО2 + ... + ...

1. Прогнозируйте продукты реакции и подберите коэффициенты методом полуреакций, определите feq, Э и Мeq, окислителя и восстановителя:

а) NаFеО2 + Сl2 + NаОН→ Na2FеО4 +....

б) РН3 + КMnО4 + НСl→ Н3РО4 + ...

1. Сколько граммов сульфита натрия требуется для восстановления 0,05 л раствора перманганата калия, с Сeq = 0,1 моль/л в присутствии серной кислоты?
2. Вычислите эквивалент и эквивалентную массу сероводорода, если он окисляется до серной кислоты.

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

**лабораторная работа**:

1.Важнейшие окислители и восстановители.

2. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода

**Тема 5. Рубежный контроль модуля №2: Основные закономерности протекания химических процессов в растворах. ОВР.**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости** *тестовый контроль, собеседование, решение задач, контроль выполнения заданий в рабочей тетради*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

**Вопросы для собеседования:**

1. Коллигативные свойства растворов. Законы Рауля и Вант-Гоффа. Изотоничность и свойства растворов электролитов. Количественные характеристики дисссоциации слабых электролитов.
2. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксидный показатели. Расчет рН растворов слабых и сильных электролитов.
3. Гидролиз солей. Механизм гидролиза, качественные и количественные характеристики гидролиза, расчет рН растворов солей, подвергающихся гидролизу.
4. Гетерогенное равновесие. Растворимость и произведение растворимости труднорастворимых электролитов. Условия осаждения и растворения осадков.
5. Теории кислот и оснований: протолитическаяБренстеда-Лоури и электронная теория Льюиса.
6. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений. Составление и расстановка коэффициентов реакций ионно-электронным методом.
7. Окислительно-восстановительный потенциал (стандартный и реальный), расчет ЭДС и определение направления окислительно-восстанови-тельных реакций. Гальванический элемент.

*Типовые расчетные задачи:*

1.Осмотическое давление плазмы крови человека при t=37 0С составляет 780 кПа. Определите массу сахарозы (С12Н22О6), необходимой для приготовления 0,5 л изотонического раствора.

2. Определите концентрацию ионов ОН- в растворе NH4OH (с = 0,001 моль/л; Кд = 1,8·10-5). Рассчитайте рН этого раствора (lg4,2 = 0,63).

3. Напишите ионное и молекулярное уравнение гидролиза соли карбоната аммония. При каких условиях гидролиз этой соли будет уменьшаться, а при каких ‑ усиливаться?

4.Образуется ли осадок при смешивании 5 мл 0,01 М раствора Na2SO4с 95 мл 0,01 М раствора CaCl2 (ПРCaSO4 =2,2•10-5 мол2/л2)?

5. Допишите продукты реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите тип О-В реакции.

а) Нg + НNО3→Нg(NО3)2 + ...

б) (NН4)2Сr2О7  N2 + Сr2О3 + ...

**тесты:**

1. К аномальным свойствам воды относятся:

1).молекулярная масса вещества

2).постоянное значение рН

3).агрегатное состояние

4).высокая температура кипения

2.Выберите правильное утверждение по закону Генри

1).с повышением температуры растворимость газов увеличивается

2). с повышением давления растворимость газов уменьшается

3).при постоянной температуре растворимость газа прямо пропорциональна парциальному давлению

4).наличие смеси газов увеличивает растворимость

3. И.М.Сеченов установил:

1).что растворимость газов в растворах электролитов меньше, чем в чистом растворителе

2).что растворимость газов в растворах электролитов больше, чем в чистом растворителе

3).что растворимость газов в растворах электролитов и чистом растворителе одинаковая

4). что растворимость газов не зависит от условий

4.\*Коллигативными свойствами являются следующие свойства:

a) осмотическое давление, б) давление насыщенного пара растворителя над раствором ,в) температура замерзания и кипения растворов, г) ионная сила растворов ,д) буферная ёмкость растворов е) рН растворов

1).а б в

2).а б в г

3).а б в г е

4).все

5.Коллигативные свойства растворов зависят от:

1).природы растворителя

2).температуры

3).числа частиц растворённого вещества

4).природы растворённого вещества

6.Осмос – это:

1). направленный самопроизвольный переход молекул растворителя через полупроницаемую мембрану из раствора с меньшей концентрацией в раствор с большей концентрацией;

2). направленный самопроизвольный переход молекул растворителя через полупроницаемую мембрану из раствора с большей концентрацией в раствор с меньшей концентрацией;

3). направленный самопроизвольный переход молекул растворённого вещества через полупроницаемую мембрану из раствора с меньшей концентрацией в раствор с большей концентрацией;

4).направленный самопроизвольный переход молекул растворённого вещества через полупроницаемую мембрану из раствора с большей концентрацией в раствор с меньшей концентрацией

7.Внутривенно больному можно вводить растворы по отношению к крови:

1).изотонические

2).гипертонические

3).гипотонические

4).любые

8.Какие растворы называют изотониическими:

1).имеющие одинаковое осмотическое давление

2).имеющие одинаковую молярную концентрацию

3).содержащие равные молярные доли растворённого вещества

4).имеющие одинаковые доли растворённого вещества

9.В двадцатипроцентном растворе глюкозы эритроциты будут подвергаться:

1).плазмолизу вследствие эндоосмоса

2).гемолизу вследствие экзосмоса

3).плазмолизу вследствие экзоосмоса

4).гемолизу вследствие эндоосмоса

10. Раствор кипит при температуре:

1) большей температуры кипения растворителя

2) равной температуре кипения растворителя

3) ниже температуры кипения чистого растворителя

4) температуре равной нулю

11. Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора по сравнению с растворителем пропорционально**:**

1) молярной концентрации растворённого вещества

2) молярной концентрации эквивалента растворённого вещества

3) моляльной концентрации растворённого вещества

4) молярной доле растворителя

12.Криоскопические и эбулиоскопические постоянные зависят от:

1) природы растворителя

2) температуры

3) природы растворённого вещества

4) числа частиц растворённого вещества

13. Криометрию применяют в фармации для определения:

1) молярной массы новых лекарственных веществ

2) определения молярной массы высокомолекулярных соединений

3) температуры кипения лекарственного раствора

14. Согласно протолитической теории, основание – это:

1) донор гидроксид ионов;

2) акцептор протонов;

3) доноро протонов;

4) акцептор гидроксид ионов.

15.Согласно протолитической теории, кислота – это:

1) донор гидроксид ионов;

2) акцептор протонов;

3) донор протонов;

4) акцептор гидроксид ионов.

16. pH раствора – это:

1) натуральный логарифм активной концентрации ионов водорода;

2) десятичный логарифм активной концентрации ионов водорода;

3) отрицательный натуральный логарифм активной концентрации ионов водорода;

4) отрицательный десятичный логарифм активной концентрации ионов водорода.

17. Гидролизу подвергаются:

1) нерастворимые соли

2) любые растворимы соли

3) растворимые соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием 4) растворимые соли, образованные сильной кислотой и сильным основание

18. Степень гидролиза с увеличением температуры:

1) уменьшается, т. к. гидролиз – эндотермический процесс;

2) увеличивается, т.к. гидролиз – эндотермический процесс;

3) уменьшается ,т.к. гидролиз – экзотермический процесс;

4) увеличивается, т.к. гидролиз – экзотермический процесс

19. Растворимость малорастворимого соединения в присутствии одноименного иона:

1) увеличивается, т.к. возрастает ионная сила раствора, уменьшается активность ионов, раствор становится ненасыщенным;

2) уменьшается, т.к. ионное гетерогенное равновесие смещается влево, возрастает скорость кристаллизации ;

3) не изменяется, т.к. не зависит от концентрации ионов;

4) увеличивается, т.к. ионное гетерогенное равновесие смещается вправо, возрастает скорость растворения

20. Окислительные свойства в наибольшей степени выражены у:

1) азотной кислоты;

2) сернистой кислоты;

3) серной кислоты;

4) сероводородной кислоты.

***Задания для самостоятельной работы в рабочих тетрадях:***

1. Чему равно при 17 оС осмотическое давление раствора глюкозы, в котором ее массовая доля составляет 10% (ρ = 1,0377 г/мл)?
2. Температура кипения водяного раствора NaOH равна 102,65 оС, а степень диссоциации =70%. Определите массу (г) растворенного NaOH в 100 г воды.
3. В насыщенном растворе сульфата свинца определите концентрацию ионов свинца, сульфат-ионов и растворимость соли в моль/л и г/л, если 
4. Выпадет ли осадок йодида серебра, если слить два раствора – 200 мл нитрата серебра (*С* = 0,05 моль/л) и 500 йодида калия   
   (*С* = 0,008 моль/л)?
5. Допишите продукты реакции и подберите коэффициенты методом электронного баланса. Укажите тип О-В реакции.

1) S + NаОН → Nа2SО3 + ...

2) КСlО3  КСlО4 + ...

1. Прогнозируйте продукты реакции и подберите коэффициенты методом полуреакций. Определите feq, Э, Мeq окислителя и восстановителя:

Nа2SО3 + К2Сr2О7 + Н2SО4 → Сr2(SО4)3 + ...

**Модуль 3. Cтроение вещества. Комплексные соединения.**

**Тема 1. Строение электронной оболочки атомов. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева.**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости- устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач**

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1. Основные этапы и диалектика развития учения о строении атома. Атомные модели.
2. Квантово – механическая модель строения . Электронные формулы и электронно – структурные схемы атомов.
3. Периодический закон Д.И.Менделеева и его трактовка на основе квантово – механической теории строения атомов.
4. Структура периодической системы: периоды, группы, семейства, s, p, d, f классификация элементов (блоки).Длиннопериодный и короткопериодный варианты ПСЭ.
5. Периодический характер изменения свойств атомов (радиусатома,энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность).
6. Перио­дический характер изменения свойств простых веществ, оксидов и водо­родных соединений элементов.

*проблемно- ситуационные задачи*:

1. Напишите электронные формулы атомов с зарядом ядра 17, 20, 24. Составьте графические схемы заполнения электронами валентных орбиталей. К какому типу элементов они относятся.
2. Определите сумму главного и орбитального квантовых чисел для подуровней: 6s, 5p, 4f. В какой последовательности следует распределить электроны (по энергии).
3. Напишите электронные формулы элементов кобальта и серебра и ионов Со2+ и Аg+.
4. Напишите возможные значения всех квантовых чисел для валентных электронов атома углерода.
5. Укажите, какой из атомов в каждой приведенной ниже паре имеет больший радиус, энергию ионизации и электроотрицательность: а) N, O; б) F, Cl?
6. Найдите в периодической системе элементы, электронная формула которых ns2np4. Напишите их химические символы и электронные формулы через оболочки инертных газов?

**Тема 2. Химическая связь. Строение молекул.**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости- устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач**

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1. Свойства химической связи (длина, направленность, насыщаемость, полярность и поляризуемость связи).
2. Ковалентная связь. Основные положения метода валентных связей. Свойства ковалентной связи. Дипольный момент.
3. Механизмы образования ковалентной связи.
4. Сигма (σ), Пи (π) и дельта связи и их образование при перекрывании s, p, d – орбиталей. Кратность связей в методе ВС.
5. Гибридизация АО. Пространственная структура молекул.
6. Метод молекулярных орбиталей (МО ЛКАО). Электронные структуры двухатомных гомоядерных молекул, образуемых первыми 10 элементами периодической системы.
7. Делокализация химической связи. Резонансные и мезомерные структуры молекул.
8. Ионная связь.Ненасыщаемость, ненаправленность ионной связи. Ионные кристаллы. Свойства соединений с ковалентной и ионной связью (растворимость в воде, температуры плавления, плотность кристаллов).
9. Водородная и металлическая связь.
10. Виды межмолекулярного взаимодействия.

*проблемно- ситуационные задачи*:

1. Сравнить способы образования ковалентных связей в молекулах СН4 , NH3 и в ионе NH4+.
2. Как изменяется поляризуемость ионов в ряду: О2‑→ S2‑→ Se2‑→ Te2‑? Почему?
3. Рассмотрите механизм образования ковалентной связи в молекуле азотной кислоты. Чему равна ковалентность азота?
4. Какой тип гибридизации для подчеркнутых элементов возможен при образовании молекул: ВF3; Н2О; SO3? Какова структура этих молекул? Чему равны валентные углы?
5. В каком из соединений химическая связь более всего приближается к ионной: KF, СаS или СО? (ЭО (К) = 0,8; ЭО (Са) = 1,0; ЭО (С) = 2,5;   
   ЭО (S) = 3.5.
6. Изобразите энергетическую диаграмму образования молекулы кислорода по методу МО. Охарактеризуйте ее магнитные свойства.
7. Объясните образование молекулярного иона Не2+ с помощью метода молекулярных орбиталей. Чему равен порядок связи?

**Тема 3. Комплексные соединения.**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости-** *устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1.Современное содержание понятия « комплексные соединения». Теория строения комплексных соединений А.Вернера.

2.Структура комплексного соединения (комплексообразователь, лиганды, дентантностьлигандов, координационное число, внутренняя и внешняя сферы), пространственное изображение молекул.

3. Классификация и номенклатура комплексных соединений.

4. Природа химической связи в комплексных соединениях. Вид гибидизации. Диссоциация двойных и комплексных соединений. Поучение комплексных соединений.

5. Реакции, свойственные комплексным соединениям (обмена, окилительно-восстановительные).

6. Устойчивость комплексных ионов. Константа нестойкости.

7. Основные принципы образования и разрушения комплексных ионов.

8. Расчеты, связанные с определением концентрации ионов в растворе коплексных соединений.

*проблемно- ситуационные задачи*:

1. Определите заряд комплексообразователя и комплексного иона, назовите КС по международной номенклатуре: а) К2[HgI4]; б) (NН4)2[Со(СNS)4].

Укажите: 1. Тип КС по заряду комплексного иона и характеру лиганда.

2. Тип химической связи между частицами в КС.

3. Вид гибридизации центрального атома и геометрию молекул.

2. Определите степень окисления комплексообразователя в следующих ионах:

1. [Сr(СN)6]3‑; 3. [Со(NH3)6Вr]2‑;

2. [Аg(S2О3)2]3‑; 4. [Рt(Н2О)2Cl4]0.

3. Назовите КС по международной номенклатуре:

1. [Сr(Н2О)5SО4]NО3; 3. Nа3[Аl(ОН)6];

2. Н2[SiF6]; 4. [Zn(NН3)6](ОН)2.

4.Изобразите графическую формулу натриевой соли этилендиамминтетраацетата. Определите возможную дентатностьлиганда.

1. Напишите уравнение реакции образования хелатного комплекса кальция с ЭДТА.

6. Кн [Аg(NН3)2]+ = 5,76\*10-8. Рассчитайте [Аg+] в 0,01 молярном растворе комплексного соединения, содержащем, кроме того, 1 моль аммиака в литре раствора.

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

**лабораторная работа**:

1.Получение сульфата тетраамминмеди (II).

2.Образование хлорида диамминсеребра (I).

3.Образование тетрайодоплюмбата (II) калия.

4.Определение массы кальция в растворе хлорида кальция комплексонометрическим методом.

**Тема 4. Рубежный контроль модуля №3:Строение атома. Химическая связь и свойства комплексных соединений.**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости** *тестовый контроль, собеседование, решение задач, контроль выполнения заданий в рабочей тетради*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

**Вопросы для собеседования:**

1. Квантово-механические представления о строении атома. Основные положения о распределении электронов в атоме. Электронные и электронно-графические формулы элементов.
2. Строение ПСЭ, характер изменения свойств элементов в пределах подгрупп и периодов ПСЭ.
3. Виды и характеристики химической связи.
4. Основные положения метода валентных связей. Гибридизация атомных орбиталей.
5. Метод молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы молекул 2-го периода ПСЭ.
6. Строение (теория Вернера), номенклатура, классификация и природа химической связи в комплексных соединениях.

Диссоциация КС и количественные характеристики устойчивости комплексных ионов. Химические свойства комплексов

*Типовые задачи:*

1. Напишите электронные формулы элементов кобальта и серебра и ионов Со2+ и Аg+.

2. Объясните образование молекулярного иона Не2+ с помощью метода молекулярных орбиталей. Чему равен порядок связи?

3. Определите заряд комплексообразователя и комплексного иона, назовите КС по международной номенклатуре: [Со(Н2О)4Сl2]NО3. Укажите: Тип КС по заряду комплексного иона и характеру лиганда. . Определите координационное число комплексообразователя, напишите диссоциацию К.С. и выражение константы нестойкости

**тесты:**

1. Энергетический уровень - это совокупность энергетических состояний электрона в атоме, характеризующихся одним и тем же значением

1).орбитального квантового числа

2). главного квантовые числа

3).магнитного квантового числа

4).спинового квантового числа

2. Правило Хунда утверждает, что при заполнении АО одной энергии, общее число электронов с одинаковыми спинами должно быть:

1).минимальным

2). максимальным

3).равно нулю

4).равным единице

3.В многоэлектронных атомах заполнение орбиталей электронами не произвольное, а в строгом соответствии с:

1).принципом Паули

2).правилам Хунда

3).принципом минимума энергии, принципом Паули, правилом Хунда

4).правилами Клечковского

4. По электронной формуле элемента можно

1). определить период и группу для элемента

2).дать полную характеристику элемента и описать свойства элемента и свойства его оксидов и гидроксидов

3).определить металл это или неметалл

4).определить максимальную степень окисления элемента в соединениях.

5.Орбитальное квантовое число l характеризует:

1).расстояние максимальной электронной плотности от ядра;

2).форму атомной орбитали ;

3).число электронов в атоме;

4).ориентацию атомнойорбитали в пространстве.

6.Магнитное квантовое число ml характеризует:

1).ориентацию атомной орбитали в пространстве;

2).форму атомной орбитали;

3).общую энергию электрона;

4).собственное вращение электрона.

5).число электронов в атоме;

7.Спиновое квантовое число ms характеризует:

1).энергию электрона;

2).собственное вращение электрона;

3).число электроном в атоме;

4). форму атомнойорбитали.

8.Чему равно максимальное число электронов на р-подуровне?

1) один

2) четыре

3) шесть

4) восемь

5) восемнадцать

9.Какое максимальное количество электронов может быть размещено согласно принципу Паули на одной атомной орбитали:

1) один

2) два

3) шесть

4) восемь

5) восемнадцать

10.Число валентных электронов у марганца равно

1) один

2) три

3) пять

4) семь

11. Внутри периода увеличение порядкового номера элемента обычно сопровождается:

1) уменьшением атомного радиуса и возрастанием электроотрицательности атома

2) возрастанием атомного радиуса и уменьшением электроотрицательности атома

3) уменьшением атомного радиуса и уменьшением электроотрицательности атома

4) возрастанием атомного радиуса и возрастанием электроотрицательности атома

12.Высшая степень окисления в ряду химических элементов галлий – германий – мышьяк – селен:

1) увеличивается

2) уменьшается

3) не изменяется

4) сначала уменьшается, затем увеличивается

13. В главных подгруппах периодической системы восстановительная способность атомов химических элементов растет с:

1) увеличением числа нейтронов

2) уменьшением радиуса атомов

3) увеличением числа электронов на внешнем энергетическом уровне

4) увеличением радиуса атомов

14.Как изменяются кислотные свойства водородных соединений элементов по периоду?

1) уменьшаются

2) растут

3) сначала уменьшаются, затем растут

4) практически не изменяются

15.Ковалентная связь осуществляется за счет:

1) электронных облаков

2) валентных электронов

3) двух общих электронов, или электронной пары

4) электростатических сил притяжения

16.Между молекулами воды существуют следующие типы связей:

1) водородные

2) ковалентные

3) ковалентные и ионные

4) ионные

5) металлические

17. Учитывая способность йода растворяться в неполярных растворителях, определите тип химической связи в молекуле йода:

1) ковалентная неполярная

2) ионная

3) ковалентная полярная

4) металлическая

18. Разрушение химической связи – процесс, который…

1) сопровождается выделением энергии;

2) происходит самопроизвольно в изолированных системах,

3) требует затраты энергии;

4) может происходить только под действием света.

19.\*Виды взаимодействия, обусловливающие неспецифическое межмолекулярное взаимодействие:

1) дисперсионное

2) ориентационное

3) индукционное

4) водородные связи

5) донорно-акцепторное

20. Комплексными соединениями называются:

1) сложные молекулы, способные к существованию в растворенном состоянии;

2) соединения, имеющие внутреннюю и внешнюю сферу;

3) сложные анионы и катионы, способные к существованию в кристаллическом состоянии;

4) химические соединения, образованные сочетанием определенных компонентов и представляющие собой сложные ионы или молекулы, способные к существованию как в кристаллическом, так и в растворенном состоянии?

21. Комплексообразователь это:

1) центральный атом, обычно положительно заряженный;

2) нейтральная молекула

3) внутренняя сфера комплексного соединения;

4) внешняя сфера комплексного соединения.

22. В комплексном соединении центральный атом координирует вокруг себя молекулы, атомы или ионы называемые:

1) внутренней сферой;

2) координационным числом;

3) лигандами;

4) комплексообразователями?

***Задания для выполнения в рабочей тетради***

1.Сколько валентных электронов и валентных АО имеют атомы: С и Si; N и Р; О и S? Чему равна максимальная ковалентность элементов второго и третьего периодов?

2.Укажите какой из атомов в каждой приведенной ниже паре имеет большие размеры, энергию ионизации и электроотрицательность:

а) S, Cl; б) B, Al.

3.Объясните образование молекулярного иона  с помощью метода МО. Чему равен порядок связи?

4.Определите заряд комплексообразователя и комплексного иона, назовите комплексное соединение по международной номенклатуре:

а) [Ni(NH3)6]Cl2;

б) K[BiI4].

Укажите:

1) тип комплексного соединения по заряду комплексного иона и характеру лигандов;

2) тип химической связи между частицами в комплексном соединении;

3) вид гибридизации центрального атома и геометрию молекул.

5. Напишите формулы соединений по их названиям:

а) гексоцианохромат (III) натрия;

б) триоксолатоферрат (III) калия;

в) нитрат динитротетрааквакобальта (III);

г) дихлордиамминпалладий.

**II семестр**

**Модуль № 4: S-, d – элементы и свойства их соединений**

**Тема 1. S – элементы и свойства их соединений**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости-** *устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

* 1. Водород: общая характеристика, положение в ПСЭ, реакции с О2, галогенами, металлами, оксидами.
  2. Вода: физические и химические свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты. Дистиллированная и апирогенная вода, получение и применение в фармации.
  3. Характеристика и реакционная способность соединений водорода с другими элементами: (O, N, C, S). Ион водорода, ион аммония, ион оксония.
  4. S-элементы металлы.

а) Общая характеристика, изменение свойств элементов Ι А и ΙΙ А группы (сравнительная характеристика). Характеристика катионов. Ионы s-металлов в водных растворах и их гидратация.

б) Взаимодействие металлов с кислородом (оксиды, пероксиды, гипероксиды), водой и кислотами (HNO3, H2SO4),

в) Гидроксиды и гидриды щелочных и щелочноземельных металлов (амфотерность Ве(ОН)2).

г) Соли щелочных и щелочноземельных металлов: сульфаты, галогениды, фосфаты, карбонаты.

д) Ионы щелочных и щелочноземельных металлов как комплексообразователи (Ca2+, Mg2+). Ионофоры и их роль в мембранном переносе K и Na.

е) Биорольs-элементов в минеральном балансе организма, макро- и микро- s-элементы, их поступление в организм с водой.

ж) Жесткость воды, влияние на живые организмы и протекание реакций в водных растворах, устранение жесткости.

з) Соединения кальция в костной ткани, сходство Са2+ и Sr2+, изоморфное замещение

и) Химические основы применения соединенийLi, Na, K, Mg, Ca, Ba в медицине и фармации. Токсичность соединений бериллия.

*проблемно- ситуационные задачи***:**

1. Напишите уравнения реакций гидролиза хлорида бериллия. Укажите константу гидролиза (в общем виде), степень гидролиза и укажите реакцию среды.
2. Какой элемент IIА группы проявляет амфотерные свойства? Напишите соответствующие реакции для простого вещества и его оксида.
3. Допишите продукты реакции, составьте полуреакции и расставьте коэффициенты: Na2O2 + KMnO4 + H2O → …
4. При пропускании диоксида углерода через известковую воду (раствор Ca(OH)2) образуется осадок, который при дальнейшем пропускании CO2 растворяется. Дайте объяснение этому явлению. Составьте уравнения реакций.

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

**лабораторная работа:**

1. Качественная реакция на катион Na+ с K[Sb(OH)6];

2.Качественная реакция на катион Na+ с Na3[Co(NO2)6];

3. Качественная реакция на катион Ca2+c оксалатом аммония

**Тема 2.** **d - элементы VIВ группы и свойства их соединений**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости-** *устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1. Общая характеристика VI группы.

2. Хром. Общая характеристика. Простое вещество и его характеристика. Простое вещество и его химическая активность, способность к комплексообразованию.

3. Хром (II) и (III), кислотно – основная (КО) и окислительно – восстановительная (ОВ) характеристики соединений, способность к комплексообразованиюCr (III).

4. Соединения хрома (VI): оксид и хромоваые кислоты, хроматы и дихроматы, КО и ОВ характеристика. Окислительные свойства хроматов и дихроматов в зависимости от рН среды; окисление спиртов, пероксосоединения хрома.

5. Молибден и вольфрам, способность к образованию. Изополи- и гетерополикислоты; сравнительная окислительно – восстановительная характеристика соединений Мо и W по отношению к Cr.

6. Биологическое значение d – элементовVI группы. Применение соединений Cr, Мо, W в фармацевтическом анализе и фармации.

*проблемно- ситуационные задачи***:**

1. Учитывая местоположение хрома в ряду напряжений металлов и его особенности, напишите возможные реакции, характеризующие химические свойства хрома.

2. Изобразите диссоциацию гидроксида хрома (III) по кислотному и основному типу.

3. Напишите уравнение реакции растворения гидроксида хрома (III) в избытке щелочи и объясните причину его растворения.

4. Изобразите структуру пероксида хрома. Определите его степень окисления и докажите его неустойчивость в твердом состоянии, написав внутримолекулярное уравнение ОВР.

5. K2CrO4 + K2S + H2O = S + KOH + ...?

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

**лабораторная работа:**

1.Окисление трехвалентного хрома до шестивалентного:

2.Окисление перикисью водорода в щелочной среде.

3.Окисление Cr3+ перманганатом калия в кислой среде.

**Тема 3. d - элементы VIIВ группы и свойства их соединений**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости-** *устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1. Общая характеристика VII В группы.

2. Марганец. Общая характеристика. Химическая активность простого вещества, способность к комплексообразованию

3. Марганец (II), марганец (IV): КО и ОВ характеристика соединений, способность к комплексообразованию. Марганец (IV) оксид, КО и ОВ свойства, влияние рН на ОВ свойства.

4.Соединения марганца (VI): манганаты, их образование, диспропорционирование в растворе и условия стабилизации.

5. Соединения марганца (VII) – оксид, марганцевая кислота, перманганаты, КО и ОВ свойства, продукты восстановления при различных рН, окисление органических соединений, термическое разложение, применение КмnО4 и его раствора как антисептического средства и в фармацевтическом анализе.

6.Биологическое значение d – элементовVII группы. Применение соединений Mn в фармацевтическом анализе и фармации.

*проблемно- ситуационные задачи***:**

1. Напишите уравнения полуреакций восстановления перманганат-иона в разных средах и подпишите табличные значения потенциалов. В какой среде и почему наиболее выражены его окислительные свойства?
2. Напишите уравнения реакций гидролиза сульфата марганца в сокращенном ионном и молекулярном виде. Перечислите факторы, подавляющие гидролиз.
3. Составьте уравнение реакции диспропорционированияманганата калия в нейтральной среде и расставьте коэффициенты электронно-ионным методом.
4. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов марганца в зависимости от степени окисления в них марганца?
5. Какие соединения марганца проявляют свойства: а) только окислителя; б) только восстановителя; в) окислителя и восстановителя?
6. Допишите продукты в уравнении реакции: MnSО4 + PbО2 + НNО3(конц.)→ Назовите продукты реакции и расставьте коэффициенты электронно-ионным методом.

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

**лабораторная работа:**

1. Получение гидроксида марганца (II) и изучение его кислотно-основных свойств.
2. Окислительные свойства соединений марганца(VII)

**Тема 4. Элементы I, II,VIII B групп и свойства их соединений**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости-** *устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1. Общая характеристикаΙ В группы. Физические и химические свойства простых веществ.

2. Соединения меди (Ι) и меди (ΙΙ) их КО и ОВ характеристика, способность к комплексообразованию.

3. Комплексные соединения меди (ΙΙ) с аммиаком, аминокислотами, многоатомными спиртами. Комплексный характер медьсодержащих ферментов и химизм их действия в метаболических реакциях. Химические основы применения соединений меди в медицине и фармации.

4. Соединения серебра, их КО и ВО характеристика (бактерицидные свойства Аg+). Способность к комплексообразованию, комплексные соединения серебра с галогенидами, аммиаком, тиосульфатами. Химические основы применеия соединений серебра в качестве лечебных препаратов в фарманализе.

5. Золото. Соединения золота (Ι) и золота (ΙΙΙ), их КО и ВО характеристика, способность к комплексообразованию. Химические основы применения в медицине и фармации золота и его соединений.

6. Общая характеристика d-элементовΙΙ В группы.

7.Цинк. Общая характеристика, химическая активность простого вещества; КО и ВО характеристика соединений цинка.

8 .Комплексные соединения цинка. Комплексная природа цинксодержащих ферментов и химизм их действия. Химические основы применения в медицине и фармации соединений цинка.

9.Ртуть. Общая характеристика, отличительные от цинка и кадмия свойства: пониженная химическая активность простого вещества, ковалентость образуемых связей с мягкимилигандами. Образование связи между атомами Нg. Окисление ртути серой и азотной кислотой.

10.Соединения ртути (Ι) и ртути (ΙΙ), их КО и ОВ характеристика. Способность ртути (Ι) и ртути (ΙΙ) ккомплексообразованию. Химизм токсического действия соединений кадмия и ртути. Химические основы применения соединений ртути в медицине и фармации.

11.Общая характеристика d- элементов 8 В группы.делениеd- элементов этой группы на элементы семейства железа и платиновые металлы.

12.Общая характеристика элементов семейства железа. Железо, химическая активность простого вещества. Способность ккомплексообразованию.

13.Соединения железа (ΙΙ) и железа (ΙΙΙ) ; КО и ВО характеристика. Способность к комплексообразрванию. Комплексные соединения железа (ΙΙ) и железа (ΙΙΙ) с цианидом итиоционат – ионами. Гемоглобин и железосодержащие ферменты, химическая сущность их действия.

14.Железо (VI). Ферраты, получение и окислительные свойства. Химические основы применения железа и железосодержащих препаратов в медицине и фармации.

15.Кобальт и никель. Химическая активность простых веществ в сравнении с железом. Соединения кобальта (ΙΙ) и кобальта (ΙΙΙ), никеля (ΙΙ); КО и ВО характеристика, способность к комплексообразованию.

16. Никель и кобальт как микроэлементы.

17. Общая характеристика семейства платины.

*проблемно- ситуационные задачи***:**

1. Напишите уравнения реакций растворения гидроксида меди: а) в кислоте; б) в концентрированном растворе щелочи; в) в растворе аммиака. Укажите названия продуктов реакции.
2. Какое вещество образуется при добавлении избытка КI к раствору соли ртути Нg(II)? Напишите уравнение реакции. Как называется полученное соединение? Где оно применяется?
3. Напишите продукты О-В реакции: FeSO4 + K2Cr2O7 + H2SO4→Составьте полуреакции и расставьте коэффициенты. Используя таблицу стандартных О-В потенциалов, укажите направление протекания реакции и определите ее э.д.с.
4. Какие соединения называются берлинской лазурью и турнбулевой синью? Напишите уравнения реакций их получения. Докажите, что эти соединения идентичны.
5. Гидроксид никеля (II) легко растворяется в растворе аммиака. Напишите уравнение реакции. Назовите полученное соединение (координационное число никеля = 6) и классифицируйте его

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

лабораторная работа:

1.Качественная реакция на катион Fe2+ с калий гексацианоферратом K3[Fe(CN)6].

2. **.** Качественная реакция на катион Fe+3 с роданидом калия KCNS.

3.Качественная реакция на катион Zn+2 с едкой щелочью.

4.Качественная реакция на катион Cu+2 с калий гексацианоферратом (II) K4[Fe(CN)6]

**Тема 5. Рубежный контроль модуля №4:S- и d – элементы и свойства их соединений**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости-** *собеседование, тесты,*

*выполнение заданий в рабочих тетрадях;*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

**Вопросы для собеседования:**

**Химия s – элементов.**

1. Водород, положение в ПСМ, реакции с О2, Наl, металлами, оксидами.

2. Вода, физические и химические свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты.

3. s – элементы металлы:а) электронные структуры атомов и ионов, изменение радиусов атомов и величины энергииионизации.

б) взаимодействие металлов с кислородом, водой , кислотами (HNO3, H2SO4).

в) гидроксиды и гидриды щелочных и щелочно – земельных металлов (амфотерность Be(OH)2).

г) соли элементов IA и II А группы: сульфаты, галогениды, фосфаты, карбонаты.

д) жесткость воды и ее устранение.

е) соединения Са в костной ткани, сходство Са2+ и Sr2+, изоморфное замещение.

**Химия d – элементов**

4. Общая характеристика d – элементов: а) электронная структура d – элементов, изменения радиусов атомов, потенциала ионизации, восстановительных и окислительных свойств по периодам и группам.

б) изменения степеней окисления,способности к комплексообразованию.

5. Химия элементов I В группы: а) Реакции Cu, Ag, Au с кислотами.

б) свойства соединений Cu (I) и Cu (II): образование комплексных соединений и малорастворимых соединений Cu (II) (карбонатов, фосфатов, сульфидов).

6. Химия элементов IIВ группы: а) реакции Zn, Hg с кислотами.

б) свойства соединений цинка (ZnO, Zn(OH)2)/

7. Химия элементов VI В группы:

а) реакции хрома с кислотами (HCl, H2SO4(p).

б) характер соединений Cr2+, Cr3+, их восстановительные свойства, образование комплексов Cr3+.

в) восстановительные свойства хроматов и дихроматов.

8. Химия элементов VII В группы:

а) реакции Mn с кислотами ( HCl, H2SO4(p)).

б) восстановительные свойства Mn2+.

в) окислительно – восстановительные свойства Mn4+.

г) окислительные свойства Mn7+.

9. Химия элементов VIII В группы:

а) реакции железа с О2, Н2О.

б) реакции железа с кислотами.

в) свойства соединений Fe2+.

г) свойства соединений Fe3+ (Fe2O3, Fe(OH)3, соли Fe3+).

**тесты:**

**1.Все элементы главных подгрупп первой и второй групп Периодической системы, а также гелий относят к...**

1) типичным окислителям

2) переходным элементам

3) типичным металлам

4) s-элементам

**2. Все s-элементы, кроме водорода и гелия, являются...**

1) газообразными веществами без цвета и запаха

2) жидкостями при комнатной температуре

3) металлами

4) полупроводниками

**3. Все s-металлы очень активны и поэтому...**

1) самовоспламеняются на воздухе

2)хранятся в воде

3) хранятся в керосине

4) способны взаимодействовать со всеми металлами, стоящими в ряду активности после водорода

**4.Соли натрия и калия окрашивают пламя горелки соответственно в цвета:**

1) розовый и малиновый

2) фиолетовый и голубой

3) желтый и синий

4) желтый и фиолетовый

**5. При взаимодействии калия с водой образуются:**

1) гидроксид калия и водород

2) оксид калия и водород

3) гидроксид калия и кислород

4) только гидроксид калия

**6. Для гидроксида калия характерна реакция с каждым из веществ:**

1) аммиаком и оксидом кальция

2) оксидом кальция и медью

3) хлоридом натрия и медью

4) оксидом серы и гидроксидом цинка

**7.Чем объяснить отличие свойств бериллия от свойств щелочноземельных металлов:**

1) значительным различием радиусов их атомов

2) валентным электронам бериллия предшествует двухэлектронная оболочка

3) кальций, стронций, барий и радий имеют свободные d-орбитали

4) значительным различием радиусов ионов

5) все перечисленные выше ответы верны

**8.Химическая активность какого металла будет выше?**

1) бериллий

2) кальций

3) магний

4) барий

5) стронций

**9. Хром так же, как алюминий и железо,...**

1) способен образовывать соединения со степенью окисления плюс шесть

2) пассивируется холодными концентрированными серной и азотной кислотами

3) образует оксид со степенью окисления плюс три зеленого цвета

4) образует типичный кислотный оксид

**10. Дихромат калия в кислой среде...**

1) обладает запахом сирени

2) придает раствору оранжевую окраску

3) восстанавливает щелочные металлы из щелочей

4) диспропорционирует даже при легком нагревании

**11. Переход хромата в дихромат происходит в … среде и сопровождается процессом:**

1) кислая, процесс восстановления;

2) кислая, не происходит изменения степеней окисления;

3) щелочная, процесс восстановления;

4) щелочная, не происходит изменения степеней окисления.

**12. При добавлении разбавленного раствора хлороводородной кислоты к анализируемому раствору образовался белый творожистый осадок. О присутствии каких ионов это свидетельствует?**

1) cеребра

2) аммония

3) железа(II)

4) бария

5) йода

**13. Химическая активность от железа к никелю:**

1) уменьшается

2) увеличивается

3) не изменяется

4) уменьшается к кобальту, а затем увеличивается к никелю

5) все ответы неверны

**14. Железо при обычных условиях взаимодействует с:**

1) соляной кислотой

2) хлоридом магния

3) серной кислотой (конц.)

4) водой

**15. Для вытеснения железа из водного раствора его соли можно использовать каждый из металлов:**

1) кальций и медь

2) серебро и магний

3) алюминий и цинк

4) никель и свинец

**16. Железо при определенных условиях реагирует с: а) водой; б) водородом; в) кислородом; г) галогенами; д) цинком; е) кислотами; ж) солями. Какие из перечисленных взаимодействий возможны?**

1) а,в, г, е, ж

2) б, в,г,д,е

3) б,в,г,е,ж

4) в,г, д, е, ж

**17. При обычных условиях практически осуществима реакция между железом и**

1) серой

2) серной кислотой (конц)

3) нитратом цинка (р-р)

4) нитратом меди двухвалентной (р-р)

**18. Концентрированная серная кислота не реагирует с железом при комнатной температурепотому, что:**

1) на поверхности железа образуется нерастворимая пленка оксида.

2) железо является активным металлом.

3) железо относится к d -элементам.

4) железо находиться в восьмой В группе.

5) железо находиться в четвертом периоде

**19. Оксид железа трехвалентного проявляет окислительные свойства при взаимодействии с:**

1) гидроксидом натрия

2) оксидом углерода двухвалентного

3) серной кислотой

4) хлороводородом

**20. Хлорид железа двухвалентного можно получить при взаимодействии:**

1) соляной кислоты и железа

2) хлора и железа

3) железа и раствора хлорида магния

4) железа и раствора хлорида цинка

***Задания для выполнения в рабочих тетрадях:***

1. Как изменяются свойства s-элементов в пределах одной и той же группы с увеличением порядкового номера элемента? Укажите причину и приведите примеры.
2. Приведите примеры реакций, иллюстрирующих большую химическую активность щелочных металлов? В каком направлении она усиливается и по каким причина?
3. Какие кислородные соединения образуют щелочные металлы при горении на воздухе?
4. Наличие каких солей кальция и магния обуславливает временную и постоянную жесткость воды? В каких единицах выражается жесткость воды? Какая вода называется мягкой, средней жесткости и очень жесткой?
5. Напишите уравнения реакций, подтверждающих:

а) основный;

б) амфотерный;

в) кислотный характер оксидов и гидроксидов хрома. Как изменяются их кислотно-основные свойства в зависимости от степени окисления хрома?

1. Для каких соединений хрома характерны окислительные и восстановительные свойства?
2. В какой среде устойчив бихромат-ион, хромат-ион? Покажите их взаимный переход в молекулярном и ионном виде.
3. Покажите зависимость проявления окислительно-восстановительных свойств соединений хрома от его степени окисления и рН среды.
4. Дайте общую характеристику d-элементов VII группы периодической системы химических элементов на основе электронного строения их атомов.
5. Перечислите возможные степени окисления марганца и назовите устойчивые.

11. Какие степени окисления являются устойчивыми для меди, серебра и золота? С чем связано несоответствие их степеней окисления с номером группы, в которой они находятся?

12. В каких свойствах ртути проявляется ее отличие от цинка и кадмия, обусловленное высокой устойчивостью электронной конфигурации в s2?

13. Уравнениями реакций покажите отношение: а) меди к азотной и серной кислоте; б) серебра к азотной кислоте; в) золота к «царской водке».

**Модуль № 5. – элементы и свойства их соединений**

**Тема 1.** **Элементы IIIА и IVА групп и свойства их соединений**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости-** *устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1.Общая характеристика группы. Электронная дефицитность и ее влияние на свойства элементов и их соединений. Изменение устойчивости соединений со степенями окисления +3 и +1 в группе p-элементов III группы.

2.Бор. Общая характеристика. Простые вещества и их химическая активность. Бориды, бораны, особенности стереохимии и природы связи. Гидридобараты, галиды бора, гидролиз и комплексообразование.

3.Борный ангидрид и борная кислота. Эфиры борной кислоты и качественная реакция на бор и ее использование в фармацевтическом анализе. Биороль бора. Антисептические свойства борной кислоты и ее солей.

4.Алюминий. Общая характеристика. Простое вещество и его химическая активность. Разновидность оксида алюминия. Амфотерность гидроксида. Алюминаты. Аl+3 как комплексообразователь.

5.Безводные соли алюминия и кристаллогидраты. Особенности строения. Галиды. Гидрид алюминия и аланаты. Квасцы. Применение алюминия в медицине и фармации.

6.Общая характеристика группы. Общая характеристика углерода, аллотропия, типы гибридизации атома углерода. Углерод – основа всех органических молекул. Физические и химические свойства простых веществ. Углерод в отрицательных степенях окисления. Карбиды активных металлов и соответствующие им углеводороды.

7.Углерод (II). Оксид углерода (II), его КО и ОВ характеристика, свойства как лиганда, химические основы его токсичности.

8.Цианистоводородная кислота, простые и комплексные цианиды. Химические основы токсичности цианидов.

9.Соединения углерода (IV). Оксид углерода (IV), угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты, гидролиз и термохимическое разложение.

10.Соединения углерода с галогенидами и серой. ССl4, фосген, сероуглерод, тиокарбонаты. Цианаты и тиоцианаты. Физические и химические свойства, применеие.

11.Кремний. Общая характеристика, отличия от углерода. Силициды. Соединения с водородом (силаны) окисление и гидролиз. Тетрафторид и тетрахлорид кремния, гидролиз.

12.Кислородные соединения. Оксид кремния (IV). Силикагель. Кремневая кислота. Силикаты. Растворимость и гидролиз. Использование соединений кремния в медицине.

13.Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Устойчивость водородных соединений. Соединения типа ЭГ2 и ЭГ4.

14.Оксид свинца (IV) как сильный окислитель. Амфотерность гидроксидов. Растворимые и нерастворимые соли олова и свинца. Химизм токсического действия свинца. Применение в медицине и фармации соединений свинца и олова.

*проблемно- ситуационные задачи***:**

1.Напишите уравнение реакций гидролиза фторида и хлорида бора. Классифицируйте эти случаи гидролиза. В чем заключается разница между ними?

2. Составьте уравнения реакций , которые нужно провести для осуществления следующих превращений:

B→ H3BO3→ Na2B4O7→ H3BO3

3. Закончите уравнение реакции в растворе и объясните причину протекания реакции Аl(NO3)3 + Nа2SiО3→…

4.Какая степень окисления наиболее характерна для олова и какая для свинца? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций взаимодействия олова и свинца с концентрированной азотной кислотой.

5.Допишите продукты реакции и электронно-ионным методом расставьте коэффициенты в предложенной схеме окислительно-восстановительного процесса: С + КNО3 + Н2SO4→Определите фактор эквивалентности восстановителя.

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

лабораторная работа:

1. Свойства алюминия.

2.Получение гидроксида алюминия и исследование его свойств.

3. Качественная реакция на анион СО3-**2**

**Тема 2. Элементы VА группы и свойства их соединений**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости-** *устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1. Общая характеристика группы.

2. Азот. Общая характеристика. Многообразие соединений с различными С, О, азота. Причина малой химической активности азота. Азот в организме, биороль.

3.Соединения азота с отрицательными степенями окисления. Нитриды (ковалентные и ионные). Аммиак, КО и ОВ характеристика, реакции замещения. Амиды, аммиакаты. Свойства аминокислот как производных NH3. Ион NH4+ и его соли, кислотные свойства и термическое разложение. Гидразин и гидроксиламин. КО и ОВ характеристика. Азотоводородная кислота и азиды.

4.Соединения азота в положительных степенях окисления. Оксиды. Способы получения. КО и ОВ свойства. Азотистая кислота и нитриты. КО и ОВ свойства. Азотная кислота и нитраты. КО и ОВ характеристика. «Царская водка».

5.Фосфиды. Общая характеристика. Аллотропические модификации фосфора, их химическая активность. Фосфор в организме, биороль.

6.Фосфиды. Фосфин. Сравнение с соответствующими соединениями азота.

7.Соединения фосфора в положительных степенях окисления. Галиды, их гидролиз. Оксиды: стереохимия и природа связи, взаимодействие с водой и спиртами.

8.Фосфорноватистая кислота (гипофосфористая) и фосфористая кислоты, строение, КО и ОВ свойства. Дифосфорная (пирофосфорная) кислота. Изополи – и гетерополифосфорные кислоты. Метафосфорные кислоты., сравнение с НNO3. Производные фосфорной кислоты в живых организмах.

9.Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика. Мышьяк в организме, биороль.

10.Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута в сравнении с аммиаком и фосфином. Определение мышьяка по методу Марша.

11.Соединения мышьяка, сурьмы и висмута в положительных степенях окисления. Галиды и изменение их свойств в группе. Оксиды и гидроксиды Э (III) и Э (V) их КО и ОВ характеристика. Арсениты и арсенаты, их ЕО и ОВ свойства. Сурьмяная кислота и ее соли.

*проблемно- ситуационные задачи***:**

1. На основании электронных уравнений составьте уравнение реакции взаимодействия фосфора с азотной кислотой, учитывая, что фосфор окисляется максимально а азот восстанавливается минимально.
2. Допишите следующие уравнения реакций. Какую функцию (окислительную, восстановительную) выполняют водородные соединения?

а) NН3 + О2 →... ;

б) N2Н4 + КMnО4 + Н2SО4→ N2 + ... ;

в) НN3 + К2Сr2О7 + Н2SО4→ N2 + ... .

1. Охарактеризуйте особенности строения кислородных кислот фосфора. Изобразите их структурные формулы. Какие типы солей они образуют?
2. Написать уравнения реакций термического разложения следующих солей: Са(NО3)2; (NН4)2SО4; (NН4)2Сr2О7. Объяснить причину протекания реакций различных типов
3. С какими веществами (Р, NH3, NaОН, КMnО4, металлами) азотная кислота будет проявлять: а) кислотные свойства; б) окислительные свойства? Напишите соответствующие уравнения реакций.
4. Напишите уравнение реакции гидролиза хлорида мышьяка (III) и хлорида сурьмы (III). В чем их отличие?

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

лабораторная работа:

1. Реакция фосфат –ионов с нитратом серебра.
2. Качественная реакция на анион NO3 –c медью и серной кислотой.

**Тема 3. Элементы VIА группы и свойства их соединений**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости-** *устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1. Общая характеристика VIА группы.

2. Кислород. Общая характеристика. Особенности электронной структуры, молекулы кислорода. Химическая активность кислорода, в том числе и в качестве лиганда в оксигемоглобине.

3. Озон. Химическая активность в сравнении с кислородом (реакция с растворами иодидов).

4. Классификация кислородных соединений и их общие свойства (гипероксиды, надпероксиды, пероксиды, оксиды, озониды). Водорода пероксид Н2О2, его КО и ОВ характеристика, применение в медицине.

5. Биороль кислорода. Химические основы применения кислорода и озона, а также соединений кислорода в медицине и фармации..

6. Сера. Общая характеристика. Способность к образованию гомоцепей. Соединения серы в отрицательных степенях окисления.

7. Сероводород, его КО и ОВ свойства. Сульфиды металлов и неметаллов, их растворимость в воде, гидролиз. Полисульфиды.

8. Соединения серы.(IV): оксид, хлорид, хлористый тионил, сернистая кислота, сульфиты и гидроксосульфиты, их КО и ОВ свойства. Восстановление сульфитов до дитионистой кислоты и дитионитов. Взаимодействие сульфитов с серой с образованием тиосульфатов.

9. Свойства тиосульфатов: реакция с кислотами, окислителями (Cl2,I2), китионами – комплексообразователями.

10. Соединения серы (VI): оксид, гексофторид, сульфонилхлорид, серная кислота и ее производные – сульфаты.

11. Пиросерная кислота. Пироксодисерные кислоты, соли. Окислительные свойства пироксосульфатов.

12. Биологическая роль серы (сульфгидрильные группы и дисульфидные мостики в белках). Химические основы применения серы и ее соединения в медицине, фармации, фармацевтическом анализе.

*проблемно- ситуационные задачи***:**

1.Напишите уравнения реакций, характеризующие химическую активность серы (отношение к металлам, неметаллам, кислотам, щелочам, окислительно-восстановительная характеристика).

2.Допишите уравнение реакции и расставьте коэффициенты методом полуреакций, укажите эквивалент восстановителя:

К2Сr2О7 + Na2SO3 + Н2SO4→ … .

3.Как проявляет себя сероводород в окислительно – восстановительных реакциях? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения продуктов реакции содержит серу со степенью окисления +4.

4.Закончите уравнения реакций гидролиза и объясните, почему он протекает по разному? Аl2S3 + Н2О → … ; Na2S + Н2О → … .

5.Напишите формулы и изобразите строение молекул хлористого тионила, хлористого сульфурила и хлорсульфоновой кислот. Где используются данные соединения?

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

**лабораторная работа:**

1. Качественная реакция на анион SO42- с хлоридом бария

2. Окислительно-восстановительные свойства соединений серы(IV).

3. Свойства тиосульфата натрия

**Тема 4. Элементы VIIА группы и свойства их соединений**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости-** *устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1. Общая характеристика VIIA группы.

2. Соединения галогенов с водородом. Растворимость в воде; КО и ОВ свойства. Галогенид – ион как лиганд в комплексных соединениях.

3. Взаимодействие галогенов с водой, растворами щелочей. Кислородные кислоты хлора и их соли, устойчивость в свободном состоянии в растворах, изменение КО и ОВ свойств в зависимости от степени окисления галогенов.

4. Хлорная известь, хлораты, броматы и йодаты и их свойства. Биороль фтора, хлора, брома, и йода.

5. Понятие о химизме бактерицидного действия хлора и йода. Применение в медицине, санитарии, фармации хлорной извести, хлорной воды, препаратов активного хлора, йода, а также соляной кислоты, фторидов, хлоридов, бромидов и йодидов.

*проблемно- ситуационные задачи***:**

1. Как изменяются окислительные свойства галогенов при переходе от фтора к йоду и восстановительные свойства их отрицательно заряженных ионов? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций:

а) Cl2 + I2 + H2O =

б) KI + Br2 =

Укажите окислитель и восстановитель.

1. Расположите следующие кислоты в порядке возрастания их силы: HCl; НClО; НClО2; НClО3; НClО4. Расположите эти кислоты в порядке возрастания окислительной и восстановительной активности. Сравните и объясните различия.
2. Если хлор реагирует со щелочью, то состав продуктов реакции зависит от температуры. Объясните это явление.
3. Написать продукты и определить направление реакции при стандартных условиях, расставить коэффициенты, методом полуреакций, определить feq окислителя. К2Сr2О7 + НCl→ ... .
4. Осмотическое давление в плазме создаваемое её компонентом - хлорид-ионом - равно 265 кПа. Определить массовую долю хлорид-иона в плазме крови, если плотность её принять за 1 г/мл.

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

**лабораторная работа:**

1. Качественная реакция на галогенид - ион с нитратом серебра

2. Растворимость йода в воде и спирте. Растворимость йода в воде в присутствии йодида калия.

**Тема 5.Рубежный контроль модуля №5. Химия р – элементов.**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости-** *устный опрос, выполнение заданий в рабочих тетрадях, тесты*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

**вопросы для собеседования:**

Элементы III А группы

1. Бор, общая характеристика, химическая активность. Бориды, бораны.

Гидробораты.

2. Борный ангидрид и борная кислота, равновесие в водном растворе.

Антисептические свойства борной кислоты и ее солей.

Элементы IV А группы

3. Углерод, типы гибридизации атома С и строение углеродсодержащих

Молекул, химические и физические свойства.

4. Оксид углерода (II), его окислительно – восстановительная характеристика

свойства как лиганда, химические основы токсичности. HCN, простые

и комплексные цианиды. Химические основы токсичности цианидов.

5. Оксид углерода (IV), стереохимия, природа связи. Угольная кислота,

карбонаты, гидрокарбонаты, гидролиз и термохимическое разложение.

6. Олово и свинец. Соединения с галогенами типа ЭГ2 и ЭГ4, поведение в

водных растворах. Оловохлористоводородная кислота. Оксид свинца (IV)

как сильный окислитель. Амфотерность гидроксидов.

7. Кремний, общая характеристика. Соединение с водородом (силаны),

окисление и гидролиз. Тетрафторид и тетрахлорид кремния.

8. Оксид кремния (IV). Силикагель. Кремниевая кислота. Силикаты.

Кремнийорганические соединения (силиконы и силоксаны). Применение

соединений кремния в медицине.

Элементы VА группы

9. Азот. Общая характеристика. Соединения с отрицательными степенями

окисления: нитриды (ковалентные и ионные ).

10. Азотистая кислота и нитриты. Азотная кислота и нитраты. «Царская

водка».

11.Оксиды азота. Способы получения, кислотно – основные и окислительно-

восстановительные свойства.

12. Аммиак, кислотно – основная и окислительно – восстановительная

Характеристика. Аммиакаты, амиды. Ион аммония и его соли,

термическое разложение.

13. Фосфор, аллотропные модификации и их химическая активность.

Оксиды фосфора: взаимодействие с Н2О и спиртами.

14. Фосфорноватистая (гипофосфористая ) и фосфористая кислоты, кислотно

- основная и окислительно – восстановительная характеристика.

Производные фосфорной кислоты в организме.

15. Мышьяк, сурьма, висмут. Водородные соединения. Определение As по

методу Марша.

16. Сурьмяная кислота и ее соли. Соли катионов Sb (III) и Bi (III), их

гидролиз. Висмутаты. Неустойчивость соединений Bi (V).

17. Оксиды и гидроксиды Э (III) и Э (V), их кислотно – основная и

Окислительно – восстановительная характеристика.

Элементы VI А группы

18. Сера, общая характеристика. Сероводород, его кислотно – основные и

окислительно – восстановительные свойства.

19. Соединения серы (IV) – оксид, хлорид, хлористый тионил, сернистая

кислота, сульфиты, гидросульфиты.

20. Соединения серы (VI) – оксид, гексафторид, сульфонилхлорид, серная

кислота и ее производные – сульфаты.

21. Сульфиды металлов и неметаллов, их растворимость в воде и гидролиз.

Полисульфиды.

22. Взаимодействие сульфитов с серой с образованием тиосульфатов.

Свойства тиосульфатов: реакции с кислотами, окислителями, катионами

- комплекообразователями.

23. Кислород: общая характеристика, особенности электронной структуры,

химическая активность. Молекула О2 в качестве лиганда в молекуле

оксигемоглобина (HbO2).

24.Озон, его химическая активность в сравнении с О2 (реакция с растворами

йодидов). Применение озона и кислородных соединений в медицине.

25. Классификация кислородных и их общие свойства.

26. Водорода пероксид (Н2О2), его кислотно – основная и окислительно –

восстановительная характеристика, применение в медицине.

Элементы VII А группы

27. Галогены. Общая характеристика группы.

28.Соединения галогенов с водородом. Растворимость в воде, кислотно –

основные и окислительно – восстановительные свойства. Галогенид –

ионы, как лиганды в комплексных соединениях.

29. Взаимодействие галогенов с водой и водными растворами щелочей.

30. Кислородные кислоты хлора и их соли, устойчивость в свободном

состоянии и в растворе, изменение кислотно – основных и окислительно-

восстановительных свойств в зависимости от степени окисления

галогена.

31. Хлорная известь, хлораты, броматы, йодаты и их свойства.

32. Применение в медицине, санитарии, фармации хлорной извести, хлорной

воды.

**Тесты**

**1. Хлорид алюминия подвергается гидролизу**

1) по катиону

2) по аниону ;

3) не гидролизуется;

4) правильного ответа нет.

**2. Бор в отличие от алюминия…**

1) при нагревании реагирует с кислородом

2) при комнатной температуре реагирует со фтором

3) химически инертен

4) плохо проводит электрический ток

**3. Гидроксид какого элемента обладает только основными свойствами?**

1) бор

2) таллий

3) галлий

4) индий

5) алюминий

**4. Соединения какого элемента являются особенно ядовитыми?**

1) бор

2) алюминий

3) галлий

4) таллий

5) индий

**5. Наибольшие металлические свойства проявляет:**

1) таллий

2) индий

3) галлий

4) алюминий

5) бор

**6. Качественной реакцией на карбонат-ион является взаимодействие с:**

1) сильной кислотой;

2) натрий силикатом;

3) щелочью;

**4) калий сульфатом.**

**7. При пропускании углекислого газа через раствор, содержащий щелочь и фенолфталеин, будет :**

1) появляться запах

2) окрашиваться раствор

3) выпадать осадок

4) обесцвечиваться раствор

**8. Угольная кислота**

1) относится к довольно сильным электролитам

2) разлагается в момент получения

3) растворяет металлическую медь

4) вытесняется из солей серной кислотой, но не вытесняется соляной

**9. Аммиак может проявлять свойства:**

1) только окислительные

2) только восстановительные

3) и окислительные,  и восстановительные

4) не имеет таких свойств

**10. Азот проявляет свойства восстановителя в реакции с:**

1) кислородом;

2) литием;

3) водородом;

4) магнием

**11. Отличить сульфат аммония от сульфата натрия можно с помощью реактива:**

1) хлорида бария;

2) соляной кислоты;

3) гидроксида калия;

4) фенолфталеина

**12. Свойства аммиака (при обычных условиях):**

1) газ без цвета и запаха;

2) газ бурого цвета;

3) легко испаряющаяся жидкость;

4) хорошо растворим в воде

**13. Среди перечисленных элементов пятой группы типичным неметаллом является:**

1) фосфор

2) мышьяк

3) сурьма

4) висмут

**14. В водном растворе гидросульфата натрия**

1) универсальный индикатор станет синим

2) лакмус станет красным

3) фенолфталеин станет малиновым

4) метилоранж станет желтым

**15. Не взаимодействуют между собой**

1) сульфит натрия и серная кислота

2) сульфат натрия и хлорид железа

3) сульфид натрия и хлорид железа

4) сульфат натрия и хлорид бария

**16. Обнаружить в растворе сульфат-ион можно с помощью**

1) нитрата бария

2) нитрата серебра

3) нитрата железа

4) нитрата меди

**17. Все галогены проявляют высокую…**

1) окислительную активность, которая уменьшается при переходе от фтора к йоду;

2) восстановительную активность;

3) реакционную активность, которая увеличивается от фтора к йоду;

4) каталитическую активность.

**18. Как изменяются в ряду галогенид-ионов восстановительные свойства с уменьшением заряда ядра?**

1) усиливаются

2) проходят через максимум у хлорид-иона

3) проходят через максимум у бромид-иона

4) ослабевают

**19. Агрегатное состояние и окраска галогенов простых веществ постепенно изменяются с увеличением порядкового номера химического элемента в Периодической системе. Выберите ответ, в котором охарактеризованы эти свойства брома.**

1) газ, зелено-желтый

2) твердое кристаллическое вещество, черное с серым отливом

3) газ, желто-зеленый

4) жидкость, красно-бурая

**20. Для бромоводородной кислоты характерны ... свойства.**

1) окислительные и восстановительные

2) только окислительные

3) только восстановительные

4) ни окислительные, ни восстановительные

***Задания для выполнения в рабочей тетради :***

Напишите уравнения реакций, подтверждающих химические свойства бора и алюминия (отношение к кислороду, галогенам, металлам, окисляющим и неокисляющим кислотам и щелочам).

1. Применение соединения бора и алюминия в медицине и фармации. На чем основано действие фармпрепаратов алюминия?
2. Синильная кислота, ее соли, реакции комплексообразования, использование в аналитической химии.
3. Кремнийорганические соединения. Чем обусловлена высокая прочность силоксанов? Области их применения в медицине.
4. Какие соединения азота и фосфора являются токсичными?

Какие соединения фосфора являются необходимыми для нормальной жизнедеятельности организма?

1. Какие соединения азота и фосфора применяются в медицине и фармации?
2. Напишите уравнения реакций, характеризующие химическую активность серы (отношение к металлам, неметаллам, кислотам, щелочам, окислительно-восстановительная характеристика).
3. Биологическая роль галогенидов. Галогенид ионы в организме человека, их биологические функции.
4. Применение соединений галогенидов в медицине.

**Модуль 6. Основы количественного анализа**

**Тема 1. Введение в количественный анализ. Основные понятия, определения, формулы.**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости***- устный опрос, решение проблемно- ситуационных задач*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1.Сущность и задачи количественного анализа. Области применения количественного анализа.

2. Классификация методов количественного анализа.

3. Сущность титриметрических методов анализа. Основные понятия.

4. Классификация методов титриметрического анализа по типу химической реакции.

5. Требования, предъявляемые к реакциям в титриметрии.

6. Условия проведения титриметрических определений.

7. Измерение объемов. Мерная посуда. Проверка вместимости мерной посуды.

8. Титрованные растворы. Способы их приготовления. Первичные и вторичные стандарты. Требования, предъявляемые к первичным стандартам. Способы выражения концентрации титрованных растворов.

9. Расчеты в титриметрическом анализе. Выражение результатов измерений.

*проблемно- ситуационные задачи****:***

1.В 500,00 мл раствора содержится 2,6578 г Na2CO3. Вычислить титр соды и его титр по НCl.

2.Навеску соляной кислоты массой 0,6000 г растворили в мерной колбе вместимостью 100,00 мл. На титрование 20,00 мл полученного раствора израсходовано 18,34 мл NaOH. Определить молярную концентрацию раствора NaOH, его титр и титр этого раствора по HCl.

3. Какой объем концентрированного раствора серной кислоты с массовой долей 96% необходимо взять для приготовления 1,000 дм3 раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалентна 0,1000 моль/дм3 .

**Тема 2. Химические титриметрические методы анализа. Кислотно-основное титрование.**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости -** *устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1.Титриметрический анализ. Закон, лежащий в его основе.

2. Основные понятия: аликвота, титрант, титрование, точка эквивалентности, конечная точка титрования, индикатор, кривая титрования, степень оттитрованности.

3. Требования, предъявляемые к реакциям в титриметрическом анализе.

4. Способы выражения концентраций в объемном анализе: молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, титр, титриметрический фактор пересчета (титр по определяемому веществу), поправочный коэффициент.

5. Приготовление растворов титрантов по навеске твердого вещества.

6. Приготовление растворов титрантов методом разбавления более концентрированного раствора с известной концентрацией.

7. Стандартные (установочные) вещества, требования к ним.

8. Виды титрования: прямое, обратное, косвенное.

*проблемно- ситуационные задачи***:**

1.Из 2,5912 г буры (Na2B4O7 10H2O) приготовили 200,00 см3 раствора. Рассчитайте для этого раствора: молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, титр и титриметрический фактор пересчета по хлороводородной кислоте

2.На титрование навески щавелевой кислоты H2C2O4 2H2O массой 0,2532 г израсходовано 20,50 см3 раствора гидроксида натрия. Определите молярную концентрацию раствора NaOH и титриметрический фактор пересчета по

H2C2O4 2H2O.

3.Образец хлорида аммония массой 0,1500 г растворили в воде, добавили 30,00 см3 0,1150 моль/дм3 раствора гидроксида натрия и полученный раствор прокипятили до полного удаления аммиака. На титрование остатка щелочи израсходовано 6,30 см3 раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 0,1050 моль/дм3. Определите массовую долю аммиака в образце

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

**лабораторная работа:**

Приготовление растворов заданной концентрации

Опыт 1. Приготовление раствора с заданной массовой долей из навески соли.

Опыт 2. Приготовление разбавленного раствора из концентрированного.

**Тема 3.** **Приготовление и стандартизация рабочего раствора NaOH. Учебно-исследовательская лабораторная работа**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости** *- устный опрос, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

**Вопросы к защите лабораторной**

1. Как правильно подготовить бюретку к процессу титрования?

2. Как правильно набрать необходимый объем анализируемого вещества в колбу для титрования , используя бюретку?

3. Какие вещества называют индикаторами? Как выбрать правильно индикатор для процесса титрования?

4. Как правильно провести процесс титрования?

5. Что означают фразы: «точка нейтральности», «точка эквивалентности», «точка конца титрования » ?

6. Можно ли приготовленный раствор соляной кислоты непосредственно использовать в качестве титранта? Почему?

7. Что такое ацидиметрия, назовите вещества, которые можно определить этим методом?

8. Как приготовить раствор с приготовленным титром ?

9 . Как приготовить раствор с установленным титром?

10. Что такое процесс стандартизации, когда он используется?

11. Напишите сокращённое ионное уравнение, отражающее процесс нейтрализации.

12. Какой индикатор нужно использовать при титровании слабой кислоты сильной щёлочью? Почему?

13. Какой индикатор нужно использовать при титровании слабой щелочи сильной кислотой? Почему?

14. Назовите индикаторы, которые используются в кислотно-основном титровании. Укажите, в каком интервале pH названные индикаторы изменяют свою окраску?

15. Какие индикаторы следует выбрать для определения молярной концентрации эквивалента в растворах HCl, CH3COOH алкалиметрическим методом?

16. Объясните, почему растворы щелочей и большинство кислот, использующихся в прямом титровании, необходимо стандартизовать?

17.Почему в точке эквивалентности так резко изменяется окраска индикатора?

18. Что такое алкалиметрия? Какие титранты с установленным и приготовленным титром можно использовать в этом методе?

19. Какой индикатор нужно использовать при титровании слабой кислоты сильной щёлочью?

20. Напишите основные формулы расчёта в титриметрическом анализе.

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

**лабораторная работа:**

1**.** Приготовление раствора соляной кислоты с молярной концентрацией эквивалента С (НCI) = 0,1 моль/л, объемом 100 мл

**2.** Расчет навески и приготовление раствора буры с молярной концентрацией эквивалента C(l/2Na2B4О7) = 0,1 моль/л, объемом 250 мл

**3.** Стандартизация раствора хлороводородной кислоты по раствору буры

**Тема 4. Окислительно-восстановительное титрование. Перманганатометрия.**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости***- устный опрос, решение проблемно- ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

**1.Окислительно-восстановительное титрование**. Сущность метода. 2. Классификация редокс-методов. 3. Требования, предъявляемые к окислительно-восстановительным реакциям. 4. Виды окислительно-восстановительного титрования (прямое, обратное, заместительное). 5. Индикаторы окислительно-восстановительного титрования. 6. Перманганатометрическое титрование. Сущность метода. 7. Условия проведения титрования. Титрант, его приготовление, стандартизация. 8. Установление конечной точки титрования. 9. Использование перманганатометрии в анализе фармпрепаратов. 10. Достоинства и недостатки метода перманганатометрии

*проблемно- ситуационные задачи***:**

1. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства перманганата калия в зависимости от рН? Напишите соответствующие полуреакции и приведите значения ОВ-потенциалов.

2. Закончите уравнения ОВР и рассчитайте молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя: а) FeSO4 + KMnO4 + H2SO4

б) KMnO4 + Н2О2 + H2SO4

в) CrCl3 + H2O2 + NaOH

3.Рассчитайте фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента окислителя и восстановителя в следующих окислительновосстановительных реакциях:

а) I2 + Na2S2O3 →NaI + Na2S4O6;

б) K2Cr2O7+ H2S + H2SO4 →Cr2(SO4)3 + S + K2SO4 + H2O.

2. Навеску бромата калия (KBrO3) массой 0,0278 г растворили в 100 см3 воды. Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, титр и титриметрический фактор пересчета по мышьяку(III) этого раствора.

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

**лабораторная работа:**

Перманганатометрическое титрование. Определение массовой доли железа(II) в сухом образце.

**Тема 5. Комплексонометрическое титрование**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости***- устный опрос, решение проблемно- ситуационных задач, проверка практических навыков*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

Устный опрос. Обсуждаются следующие вопросы по теме:

1. В чем сущность компликсиметрического титрования?

2. Как классифицируются методы комплексиметрии?

3. В чем сущность метода комплексонометрии?

4. Приведите примеры комплексонов.

5. Какие рабочие растворы используются в комплексонометрии? Как правильно приготовить и провести стандартизацию раствора ЭДТА?

6. Каковы особенности взаимодействия этилендиаминтетрауксусной кислоты с металлами?

7. Почему в комплексонометрии необходимо использовать буферные растворы?

8. Как влияют на точность комплексонометрического титрования концентрация титранта и титруемого вещества, рН титруемого раствора, константа устойчивости комплексного соединения металла с ЭДТА?

9. Что такое металлохромные индикаторы? Каков механизм действия этих индикаторов?

10. Какие требования предъявляются к металлхромным индикаторам?

11. Почему комплекс ионов металла с индикатором должен быть менее устойчив, чем комплекс ионов металла с ЭДТА?

*проблемно- ситуационные задачи***:**

1. Определить молярную концентрацию, титр T(ЭДТА) и [титр по определяемому веществу](https://www.chem-astu.ru/chair/study/anchem/r_2_3_2.htm#UslTitr) T(ЭДТА/CaO) [рабочего раствора ЭДТА](https://www.chem-astu.ru/chair/study/anchem/r_3_2.htm) ([трилона Б](https://www.chem-astu.ru/chair/study/anchem/r_3.htm)), если на титрование навески металлического цинка массой 0,0131 г после ее растворения в соляной кислоте затратили 18,46 мл рабочего раствора.

2. На титрование 20,00 мл раствора Hg(NO3)2 после добавления избытка Na2MgY ([комплексоната магния](https://www.chem-astu.ru/chair/study/anchem/r_3_4.htm)) и протекания реакции замещения

MgY2- + Hg2+ → HgY2- + Mg2+

затрачено 19,85 мл 0,05 М [ЭДТА](https://www.chem-astu.ru/chair/study/anchem/r_3.htm) (*K*=1,055). Вычислить концентрацию (г/л) раствора Hg(NO3)2.

**Перечень лабораторных работ**

**Отработка практических умений и навыков**

**лабораторная работа:**

1. Стандартизация раствора трилона Б методом пипетирования
2. Определение содержания цинка сульфата в растворе

**Тема 5. Рубежный контроль модуля №6. Основы количественного анализа**

**Форма(ы) текущего контроля успеваемости-** *устный опрос, решение проблемно-ситуационных задач, тесты, выполнение заданий в рабочих тетрадях*

**Оценочные материалы текущего контроля успеваемости**

**вопросы для собеседования:**

1.Титриметрический анализ. Закон, лежащий в его основе. Основные понятия: аликвота, титрант, титрование, точка эквивалентности, конечная точка титрования, индикатор, кривая титрования, степень оттитрованности.

2. Требования, предъявляемые к реакциям в титриметрическом анализе.

3. Классификация методов титриметрического анализа.

4. Способы выражения концентраций в объемном анализе: молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, титр, титриметрический фактор пересчета (титр по определяемому веществу), поправочный коэффициент. 5. Приготовление растворов титрантов по навеске твердого вещества. Приготовление растворов титрантов методом разбавления более концентрированного раствора с известной концентрацией.

6. Стандартные (установочные) вещества, требования к ним.

7. Виды титрования: прямое, обратное, косвенное. Методы отдельных навесок и пипетирования

8.Сущность метода кислотно-основного титрования. Основная реакция метода. Применяемые титранты. Стандартные вещества. Виды кислотно-основного титрования: ацидиметрия, алкалиметрия.

9.Способы определения точки эквивалентности. Индикаторы кислотно-основного титрования. Требования к ним.

10. Ионная, хромофорная, ионно-хромофорная теории индикаторов. Классификация индикаторов. Интервал изменения окраски, показатель титрования индикаторов. Примеры типичных индикаторов кислотно-основного титрования.

11.Окислительно-восстановительное титрование. Сущность метода. Классификация редокс-методов. Требования, предъявляемые к окислительно-восстановительным реакциям.

12. Виды окислительно-восстановительного титрования (прямое, обратное, заместительное).

13. Индикаторы окислительно-восстановительного титрования.

14. Перманганатометрическое титрование. Сущность метода. Условия проведения титрования. Титрант, его приготовление, стандартизация. Установление конечной точки титрования. Использование перманганатометрии в анализе фармпрепаратов.

15.Комплексиметрическое титрование. Классификация методов и их применение. Требования к реакциям. Комплексонометрия. Сущность метода.

16. Поянтие о комплексонатах металлов. Равновесия в водных растворах ЭДТА.

17. Титрант метода, его приготовление и стандартизация. Индикаторы комплексонометрии. Требования, предъявляемые к металлохромным индикаторам. 18. Преимущества и недостатки комплексонометрии. Применение метода в аналитической химии и фармации.

Задачи

1.Навеску декагидрата тетрабората натрия массой 5,0053 г растворили в воде и получили 250,0 см3 раствора. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента соли в растворе. (Ответ: 0,1050 моль/дм3 ).

2. В каком объеме следует растворить навеску гидроксида бария массой 0,8567 г, чтобы получить раствор с молярной концентрацией эквивалента 0,1000 моль/дм3 . (Ответ: 100 см3 ).

3. Рассчитайте массу навески карбоната натрия, необходимую для приготовления 500,0 см3 раствора с молярной концентрацией эквивалента соли 0,1000 моль/дм3 . (Ответ: 2,6497 г).

4. Какой объем 0,2 н. раствора хлороводородной кислоты (F 0,2 = 0,8567) надо взять, чтобы получить 2,5 дм3 0,05 н. раствора? (Ответ: 730 см3 ).

5. Какой объем раствора серной кислоты (p = 1,775 г/см3 ) потребуется для приготовления 1500 см3 раствора с титриметрическим фактором пересчета по гидроксиду калия равным 5,611 10–3 г/см3 . (Ответ: 4,90 см3 ).

6. Чему равна молярная концентрация эквивалента раствора серной кислоты, если массовая доля ее в растворе равна 11,26% (p =1,08 г/см3 ). (Ответ: 2,47 моль/дм3 ).

7.На титрование 10,00 см3 раствора карбоната натрия с молярной концентрацией 0,1200 моль/дм3 с метиловым оранжевым было израсходовано 12,00 см3 раствора серной кислоты. Вычислите молярную концентрацию эквивалента раствора серной кисло

8. Рассчитайте фактор эквивалентности и молярную массу эквивалента окислителя и восстановителя в следующих окислительно-восстановительных реакциях:

а) I2 + Na2S2O→ NaI + Na2S4O6;

б) K2Cr2O7+ H2S + H2SO4 →Cr2(SO4)3 + S + K2SO4 + H2O

9. Какой объем раствора перманганата калия с молярной концентрацией 0,2500 моль/дм3 необходимо взять для приготовления 80,00 см3 раствора с примерной молярной концентрацией эквивалента 0,05 моль/дм3

**Тесты**

1. **Постоянство рН при титровании поддерживают:**

1) медленным титрованием; 2) буферным раствором; 3) индикатором?

**2.Методом нейтрализации можно определить содержание всех лекарственных средств, кроме:**

     а) кислоты хлороводородной

     б) натрия гидрокарбоната

     в) натрия салицилата

      г) натрия бромида

**3. Фенолфталеин в щелочной среде изменяет свой цвет на:**

     а) желтый

     б) оранжевый

     в) синий

     г) малиновый (розовый)

**4.Титрант – это раствор:**

      а) исследуемого вещества

      б) реагента с точной концентрацией

      в) раствор стандартного вещества

      г) все перечисленное верно

**5. Титр раствора обозначает:**

1) химическое количество моль эквивалентов вещества в 1литре раствора;

2) массу граммов вещества в 1мл раствора;

3) химическое количество моль вещества в 1литре раствора?

6. Молярная концентрация эквивалента обозначает:

1) химическое количество моль эквивалентов вещества в 1литре раствора;

2) химическое количество моль вещества в 1мл раствора;

3) химическое количество моль вещества в 1литре раствора?

**7. Закон эквивалентов гласит:**

1) химические количества вступающих в реакцию веществ равны;

2) химические количества эквивалентов вступающих в реакцию веществ равны;

3) массы вступающих в реакцию веществ равны

**8.Прямой способ титрования, когда:**

1) титрант вступает в реакцию с определяемым веществом;

2) к определяемому веществу прибавляют избыток первого титранта, затем титруют вторым титрантом;

3) к определяемому веществу прибавляют вспомогательный реактив и титруют продукт реакции?

**9. Обратный способ титрования, когда:**

1) титрант вступает в реакцию с определяемым веществом;

2) к определяемому веществу прибавляют избыток первого титранта, затем титруют вторым титрантом;

3) к определяемому веществу прибавляют вспомогательный реактив и титруют продукт реакции?

**10. Способ заместительного титрования, когда:**

1) титрант вступает в реакцию с определяемым веществом;

2) к определяемому веществу прибавляют избыток первого титранта, затем титруют вторым титрантом;

3) к определяемому веществу прибавляют вспомогательный реактив и титруют продукт реакции?

**11.Какая реакция лежит в основе перманганатометрии:**

1)кислотно-основная; 2)окислительно-восстановительная;

3)образования осадка; 4)образование комплекса?

**12. Чему равен фактор эквивалентности КМnO4 при титровании в кислой среде:**

1) ½; 2) 1; 3) 1/5?

**13. Определить молярные массы эквивалентов КМnO4 и NaNO2 в реакции:**

5 NaNO2 + 2 КМnO4+ 3 H2SO4 = 5 NaNO3 + 2МnSO4 + К2SO4 + 3Н2О

1) ½ М(КМnO4); 2) 1/5 М(КМnO4); 3) ½ М(NaNO2);

4) М(NaNO2); 5) 1/5М(NaNO2); 6) М(КМnO4)?

**14. Какой титрант необходим для количественного определения FeSO4 прямым титрованием:** 1) КОН; 2) KMnO4;

3) НСI; 4) Na2S2O3?

**15.Чему равен фактор эквивалентности окислителя в превращении:**

МnО4 - → МnО4 2- :

1)1/5; 2)1/3; 3)1; 4)1/2?

**16.Какой реактив надо прибавить к исследуемому раствору для создания необходимой среды при количественном определении по методу комплексонометрии:**

           1. кислота хлористоводородная

           2 . кислота азотная

           3. кислота серная разбавленная

           4. натрия гидроксид

           5. аммиачно-буферный раствор

**17.Комплексонометрическим методом можно определить**

     содержание всех лекарственных средств, кроме:

     1) сульфата цинка

     2) сульфата магния

     3) хлорида кальция

     4) хлорида калия

**18.К кислотно-основным индикатором относятся все, кроме:**

     1) фенолфталеина

     2) метилового оранжевого

     3) метилового красного

     4) хромового  темно-синего

**19. Индикатор комплексонометрического метода:**

     1) тропеолин ОО

     2) нейтральный красный

     3) бромфеноловый синий

     4) хромовый темно-синий

***Задания для выполнения в рабочих тетрадях:***

1.Титр раствора NaOH, широко используемого в анализе лекарственных препаратов, равен 0,003600г/мл. При взаимодействии с серной кислотой, он образует кислую соль. Какова молярная концентрация эквивалента раствора в реакции его с серной кислотой и массовая доля NaOH(%) в растворе? Рассчитайте навеску NaOH, необходимую для приготовления 1л такого раствора.

2.На титрование 0.1085 г химически чистого оксалата натрия в кислой среде затрачено 21.25 мл раствора   KMnO4. Рассчитать молярную концентрацию эквивалента и титр по железу раствора перманганата калия.

 3.Какая масса (г) пероксида водорода содержится в пробе, если при титровании израсходовано 14,50 мл перманганата калия с *Т*(КMnО4/Fe) = 0,08376 г/мл ?

**Критерии оценивания, применяемые при текущем контроле успеваемости, в том числе при контроле самостоятельной работы обучающихся.**

|  |  |
| --- | --- |
| **Форма контроля** | **Критерии оценивания** |
| **устный опрос** | Оценка «отлично» выставляется студенту, если он показывает глубокие и полные знания учебного материала, при изложении не допускает неточностей и искажения фактов, излагает материал в логической последовательности, хорошо ориентируется в излагаемом материале, может дать обоснование высказываемым суждениям. |
| Оценка «хорошо» выставляется студенту, если он освоил учебный материал в полном объёме, хорошо ориентируется в учебном материале, излагает материал в логической последовательности, однако при ответе допускает неточности. |
| Оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, если он освоил основные положения темы практического занятия, однако при изложении учебного материала допускает неточности, излагает его неполно и непоследовательно, для изложения нуждается в наводящих вопросах со стороны преподавателя, испытывает сложности с обоснованием высказанных суждений |
|  | Оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту если он имеет разрозненные и несистематизированные знания учебного материала, не умеет выделять главное и второстепенное, допускает ошибки в определении основных понятий, искажает их смысл, не может самостоятельно излагать материал. |
| **контрольная работа: теория (собеседование), задачи** | Оценка «отлично» выставляется студенту, если он свободно владеет теоретической информацией по курсу , исчерпывающе, последовательно, четко и логически стройно ее излагает, свободно справляется с задачами, вопросами и другими видами применения знаний, не затрудняется с ответом при видоизменении заданий. |
| * Оценка «хорошо» выставляется студенту, если он твердо знает материал, грамотно и по существу излагает его, не допуская существенных неточностей в ответе на вопрос, правильно применяет теоретические положения при решении задач, владеет необходимыми навыками и приемами их выполнения. |
| * Оценка «удовлетворительно» выставляется студенту, если он имеет неглубокие знания по дисциплине, неполно и непоследовательно отвечает на вопросы, но показал общее понимание вопроса и продемонстрировал умения, достаточные для усвоения дальнейшего программного материала. Имелись затруднения или допущены ошибки в определении понятий, использовании терминологии, исправленные после нескольких дополнительных вопросов преподавателя. Некоторые формулы и реакции написаны с ошибками, испытывает затруднения при решении задач |
| * Оценка «неудовлетворительно» выставляется студенту если при ответе обнаружено непонимание студентом основного содержания учебного материала или допущены существенные ошибки,  которые студент не может исправить при наводящих вопросах преподавателя ,   испытывает большие затруднения при решении задач (незнание расчетных формул),отсутствие ответа. |
| **тестирование** | оценка «отлично» выставляется при условии 90-100% правильных ответов |
| оценка «хорошо» выставляется при условии 75-89% правильных ответов |
| оценка «удовлетворительно» выставляется при условии 90-100% правильных ответов |
| оценка «неудовлетворительно» выставляется при условии 59% и меньше правильных ответов |
| **Тетрадь для внеаудиторной самостоятельной работы;** | Оценка «ОТЛИЧНО» выставляется если обучающимся даны правильные ответы на все теоретические вопросы и решены все задачи. Объяснение хода их решения подробное, последовательное, грамотное, с правильным и свободным владением терминологией. |
| Оценка «ХОРОШО» выставляется если обучающимся даны правильные ответы на все теоретические вопросы и решены все задачи. Объяснение хода их решения подробное, но недостаточно логичное, с единичными ошибками в формулах или вычислениях. |
| Оценка «УДОВЛЕТВОРИТЕЛЬНО» выставляется если обучающимся даны правильные ответыне на все теоретические вопросы и решены все задачи. Объяснение хода их решения недостаточно полное, непоследовательное, с ошибками в формульном материале. |
| Оценка «НЕУДОВЛЕТВОРИТЕЛЬНО» выставляется если обучающимся не даны правильные ответы на все теоретические вопросы и не решены все задачи. |
| **Проверка практических навыков** | «Выполнено» ставится в том случае, если обучающийся самостоятельно и рационально использует необходимое оборудование; все опыты проводит в условиях и режимах, обеспечивающих получение правильных результатов и выводов; соблюдает требования правил техники безопасности; |

1. **Оценочные материалы промежуточной аттестации обучающихся.**
   1. **Промежуточная аттестация** по дисциплине «Общая и неорганическая химия» проводится в форме **экзамена**, по *экзаменационным билетам, в устной форме.*

Процедура проведения промежуточной аттестации и механизм формирования экзаменационного рейтинга регулируются следующими нормативными документами:

* Положение П 076.02-2019 «О формах, периодичности и порядке текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации обучающихся по образовательным программам высшего образования – программам бакалавриата, программам специалитета, программам магистратуры»;
* Положение П004.03-2020 «О балльно-рейтинговой системе оценивания учебных достижений обучающихся»(приказ №479 от 03.03.2020г.)

**Критерии, применяемые для оценивания обучающихся на промежуточной аттестации**

**Рд = Ртс + (Б) + Рэ/Рз**

**105 = 70 + (5) + 30**

Где:

Ртс – текущий стандартизированный рейтинг

Б – бонусные баллы (**макс. 5**) – **Вынесен за рамки 100 баллов Рд**

Рэ/Рз – экзаменационный /зачетный рейтинг – **макс. 30 баллов**.

Если

* + **Ртс** **менее 35 баллов**
  + **Рэ (Рз) менее 15 баллов**
  + **и Рэ (Рз) менее 15 и Ртс менее 35 (т.о. Рд менее 50)**

результаты промежуточной аттестации по дисциплине (модулю) **признаются неудовлетворительными** и у обучающегося образуется академическая задолженность. Дисциплинарный рейтинг обучающегося в этом случае не рассчитывается.

**Рейтинг дисциплины**

**(100-105 баллов)**

**Рейтинг текущий**

**Стандартизированный Бонус Рейтинг экзаменационный**

Мин. 35 баллов максим 5 баллов Мин. 15 баллов

Макс. 70 баллов Максим.30 баллов

Среднее значение модульных

Рейтингов

**Бонусный рейтинг**

* + - 1. **Посещение занятий и лекций – макс 2 балла** (уважительные пропуски, донорские, соревнования и пр.).
      2. **Олимпиады**:

1 место – 3 балла

2 и 3 место – 2 балла

Участие – 1 балл

**Промежуточная аттестация (Рэ)**

Рейтинг экзаменационный представляет собой сумму баллов за экзаменационные контрольные точки по билету в день экзамена в устной форме.

Экзаменационный билет включает две части:

1. Теоретическая часть: включает 2 вопроса по темам дисциплины. Каждый вопрос оценивается от 0 до 10 баллов
2. Практическая часть: включает 1 задачу из определенного модуля (решение проблемно-ситуационной задачи). Оценивается от 0 до 10 баллов

Правила перевода дисциплинарного **рейтинга по дисциплине в пятибалльную систему.**

|  |  |
| --- | --- |
| **дисциплинарный рейтинг по БРС** | **оценка по дисциплине** |
| 86 – 105 баллов | 5 (отлично) |
| 70 – 85 баллов | 4 (хорошо) |
| 50–69 баллов | 3 (удовлетворительно) |
| 49 и менее баллов | 2 (неудовлетворительно) |

Промежуточная аттестация по дисциплине считается успешно пройденной обучающимся при условии получения ими **экзаменационного рейтинга не менее 15 баллов** и **текущего стандартизированного рейтинга не менее 35 баллов**.

Полученные результаты Рд и оценка за дисциплину заносятся в экзаменационную ведомость.

В зачетную книжку студента выставляется оценка за дисциплину «отлично», «хорошо», «удовлетворительно» в соответствии с рейтингом по дисциплине.

**3.2. Повторная промежуточная аттестация**.

Результаты студента, получившего на экзамене менее 15 баллов рейтинга экзаменационного или менее 35 баллов рейтинга текущего стандартизированного, признаются неудовлетворительными и у обучающегося образуется академическая задолженность. Повторной промежуточной аттестации подлежат студенты, неявившиеся на экзамен по неуважительной причине.

Дисциплинарный рейтинг при проведении повторной промежуточной аттестации рассчитывается на основании экзаменационного рейтинга без учета текущего стандартизированного рейтинга в соответствии с пунктом 11.10 и приложения 5 Положения О балльно-рейтинговой системе оценивания учебных достижений обучающихся» (версия 3, П 004.03-2020)

**Таблица перевода экзаменационного рейтинга в дисциплинарный рейтинг**

**при повторной промежуточной аттестации**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Рэ/з | Рд | Оценка | Рэ/з | Рд | Оценка | Рэ/з | Рд | Оценка |
| 15 | 50 | удовлетворительно | 20 | 70 | хорошо | 25 | 86 | отлично |
| 16 | 54 | удовлетворительно | 21 | 74 | хорошо | 26 | 89 | отлично |
| 17 | 59 | удовлетворительно | 22 | 78 | хорошо | 27 | 92 | отлично |
| 18 | 64 | удовлетворительно | 23 | 82 | хорошо | 28 | 95 | отлично |
| 19 | 69 | удовлетворительно | 24 | 85 | хорошо | 29 | 98 | отлично |
|  |  |  |  |  |  | 30 | 100 | отлично |

**Критерии оценивания обучающихся на промежуточной аттестации для определения экзаменационного рейтинга.**

В экзаменационном билете 2 теоретических вопроса и практическое задание (проблемно-ситуационная задача). Каждое задание оценивается от 0 до 10 баллов.

1. **Критерии оценивания устного ответа на теоретический вопрос билета.**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **№** | **Критерии** | **В ответе обучающегося** | | |
| **Соответствует требованиям (баллы)** | **Соответствует частично (баллы)** | **Не соответствует (баллы)** |
| 1 | Дает полный безошибочный ответ на поставленный вопрос. | 2 | 1 | 0 |
| 2 | Раскрывает причинно-следственные связи между явлениями и событиями. | 2 | 1 | 0 |
| 3 | Приводит аргументированный ответ, подтвержденный примерами (химические реакции, формулы веществ) | 2 | 1 | 0 |
| 4 | Правильно применяет терминологию. | 2 | 1 | 0 |
| 5 | Материал излагается систематизировано, последовательно и логически верно. | 2 | 1 | 0 |

1. **Критерии оценивания выполнения практического задания (проблемно-ситуационной задачи).**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **№** | **Критерии** | **В ответе обучающегося** | | |
| **Присутствует полностью (баллы)** | **Присутствует частично (баллы)** | **Отсутствует (баллы)** |
| 1 | Дает правильный ответ решения задачи. | 2 | 1 | 0 |
| 2 | Грамотно применяет методы решения. | 2 | 1 | 0 |
| 3 | Безошибочно поясняет ход решения задачи. | 2 | 1 | 0 |
| 4 | Грамотно применяет терминологию | 2 | 1 | 0 |
| 5 | Выводы носят аргументированный и доказательный характер. | 2 | 1 | 0 |

По окончании ответа экзаменатором рассчитывается суммарное значение всех контрольных точек и по таблице переводится в экзаменационный рейтинг. Максимальное значение – 30 баллов.

**Вопросы для проверки теоретических знаний по дисциплине**

1. Основные понятия термодинамики: термодинамическая система, окружающая среда, термодинамические параметры, термодинамическое состояние.
2. Химическая термодинамика и ее значение в изучении процессов жизнедеятельности человека.
3. Внутренняя энергия (E) и энтальпия (H) индивидуальных веществ и многокомпонентных систем. Стандартные условия и стандартные значения внутренней энергии (E0) и энтальпии (H0). Теплота химических реакций при постоянной температуре и давлении (Qp) или объеме (Qv). Термохимические уравнения. Стандартные энтальпии образования и сгорания веществ (А Н0обр., А Н0сгор).
4. Закон Гесса: формулировка, следствия, практическое значение. Расчеты стандартных энтальпий химических реакций и физико-химических превращений (растворение веществ, диссоциация кислот и оснований) на основании закона Гесса.
5. Понятие об энтропии (S) как мере неупорядоченности системы. Энергия Гиббса (G) как критерий самопроизвольного протекания процесса и термодинамической устойчивости химических соединений.Определение возможности протекания реакций по знакам ∆ Нр и ∆Sр.
6. Скорость реакции: средняя и истинная. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант – Гоффа. Понятие об энергии активации и активных частицах. Уравнение Аррениуса.
7. Обратимые и необратимые по направлению химические реакции и состояние химического равновесия. Закон действующих масс ЗДМ для состояния химического равновесия (закон химического равновесия). Константа химического равновесия и ее связь со стандартным изменением энергии Гиббса процесса. Зависимость константы равновесия от температуры.
8. Прогнозирование смещения химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
9. Растворы. Растворимость. Растворы газообразных, жидких и твердых веществ. Вода как один из наиболее распространенных растворителей . Роль водных растворов в жизнедеятельности организмов. Физико – химические свойства воды, обуславливающие ее уникальную роль как биорастворителя.
10. Процесс растворения как физико-химическое явление

( Д.И.Менделеев, Н.С.Курнаков). Термодинамика процесса растворения.

1. Растворы твердых веществ в жидкостях. Понятие о коллигативных (общих) свойствах растворов. Закон Рауля, следствия из закона Рауля. Метод определения молекулярной массы вещества.
2. Закон Вант — Гоффа об осмотическом давлении. Роль осмоса в биосистемах. Плазмолиз, гемолиз, тургор. Г ипо-, изо- и гипертонические растворы.
3. Осмотические свойства растворов электролитов. Изотонический коэффициент (поправочный коэффициент Вант – Гоффа).
4. Теория растворов сильных электролитов. Ионная сила растворов, коэффициент активности и активность ионов. Электролиты в организме: биороль K+,Na+ , Mg2+ , Ca2+
5. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель - pH; pH растворов сильных кислот и оснований.
6. Растворы слабых электролитов. Применение ЗДМ к ионизации слабых электролитов. Константа диссоциации. Ступенчатый характер ионизации.
7. Теории кислот и оснований (Аррениуса, Льюиса, Бренстеда и Лоури). Константы кислотности (Ka) и основности (Kв). Процессы ионизации, гидролиза, нейтрализации с точки зрения различных теорий кислот и оснований. Амфотерные электролиты (амфолиты).
8. Равновесие между раствором и осадком малорастворимого электролита. Произведение растворимости Ks. Условия растворения и осаждения осадков.
9. Гидролиз солей. Гидролитическое равновесие и его смещение. Степень и константа гидролиза. Константа химического равновесия для гетерогенных процессов. Произведение растворимости. Осаждение и растворение труднорастворимых солей как процесс смещения ионного равновесия в растворах.
10. Роль реакций гидролиза в биохимических процессах. Применение реакций нейтрализации в фармакотерапии: лекарственные средства с кислотными и основными свойствами ( гидрокарбонат натрия, оксид и пероксид магния).
11. Электронная теория окислительно-восстановительных (ОВ) реакций. Окислительно-восстановительные свойства элементов и их соединений в зависимости от положения элемента в ПСЭ и степени окисления элементов в соединениях.

Сопряженные пары окислитель — восстановитель. Окислително—восстановительная двойственность. Стандартное изменение энергии Гиббса окислительно-восстановительной реакции и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций (электродные потенциалы). Определение направления ОВ реакций по разности стандартных потенциалов. Роль окислительно - восстановительных процессов в метаболизме.

1. Квантово-механическая модель строения атомов. Квантовые числа. Принципы заполнения электронами энергетических уровней, подуровней, орбиталей. Электронные формулы и электронно­структурные схемы атомов.
2. ПЗ Д.И. Менделеева и его трактовка на основе современной квантово-механической теории строения атомов. Структура ПСЭ: периоды, группы, семейства, s-, p-, d-, f- классификация элементов (блоки). Длиннопериодный и короткопериодный варианты ПСЭ. Периодический характер изменения свойств атомов элементов: радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, относительная электроотрицательность (ОЭО). Периодический характер изменения свойств простых веществ, оксидов и водородных соединений элементов.
3. Типы химических связей и физико-химические свойства соединений с ковалентной, ионной и металлической связью. Экспериментальные характеристики связей: энергия связи, длина, направленность. Описание молекул методом молекулярных орбиталей (ММО).
4. Описание молекул методом валентных связей (МВС). Обменный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.

Максимальная ковалентность элемента (насыщаемость ковалентной связи) и ее определение МВС. Направленность связи. ∂ и -связи. Кратность связей в методе валентных связей. Поляризуемость и полярность ковалентной связи. Эффективные заряды атомов в молекулах. Полярность молекул.

Гибридизация атомных орбиталей. Устойчивость четырех-, пяти- и шестиатомных молекул.

1. Молекулярные взаимодействия и их природа. Энергия молекулярного взаимодействия. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие. Водородная связь и ее разновидности. Биологическая роль водородной связи.
2. Современное содержание понятия комплексные соединения (КС). Структура КС: центральный атом, лиганды, комплексный ион, внутренняя и внешняя сфера, координационное число центрального атома. Способность атомов различных элементов к комплексообразованию, природа химической связи в КС.
3. Равновесия в растворах комплексных соединений. Образование и диссоциация КС в растворах, константы образования и нестойкости комплексов.
4. Классификация и номенклатура КС. Химические свойства комплексных соединений. Биологическая роль КС. Металлоферменты.
5. Водород. Общая характеристика. Особенности положения в ПСЭ, реакции с кислородом, галогенами, металлами, оксидами.
6. Вода как важнейшее соединение водорода, ее физические и химические свойства. Аквакомплексы и кристаллогидраты. Дистиллированная и апирогенная вода, их получение и применение в фармации.
7. Общая характеристика s-элементов. Изменение свойств элементов IIА группы в сравнении с IA. Характеристики катионов. Ионы М+ и М2+ в водных растворах, энергия гидратации ионов, жесткость, способность к комплексообразованию.
8. Взаимодействие металлов с кислородом, образование оксидов, пероксидов.
9. Гидроксиды щелочных и щелочно­земельных металлов, амфотерность гидроксида бериллия. Гидриды щелочных и щелочно-земельных металлов и их восстановительные свойства
10. . Взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водой и кислотами. Соли щелочных и щелочно-земельных металлов: сульфаты, галогениды, карбонаты, фосфаты.
11. Биологическая роль s- элементов-металлов в минеральном балансе организма. Соединения кальция в костной ткани. Применение соединений лития, натрия, калия, магния, кальция, бария в медицине и в фармации.
12. Общая характеристика d-элементов (переходных элементов). Характерные особенности d-элементов: переменные степени окисления, образование комплексов, окраска соединений (причины ее возникновения). Вторичная периодичность в семействах d-элементов. Лантаноидное сжатие и повышенное сходство d-элементов V и VI периодов.
13. Элементы III В группы. Общая характеристика. f-Элементы как аналоги d-элементов III группы. Элементы IVb и УВ групп. Общая характеристика. Применение титана, ниобия и тантала в хирургии, титана диоксида и аммония метаванадата в фармации.
14. Хром (II) и (III), кислотно-основная (КО) и окислительно­восстановительная (ОВ) характеристики соединений, способность к комплексообразованию.
15. Соединения хрома (VI) — оксид и хромовые кислоты, хроматы и дихроматы, КО и ОВ характеристики; окислительные свойства хроматов и дихроматов в зависимости от pH среды. Общие закономерности КО и ОВ свойств соединений d-элементов при переходе от низших степеней окисления (СО) к высшим СО на примере соединений хрома.
16. Молибден и вольфрам, общая характеристика, способность к образованию изополи- и гетерополикислот; сравнительная окислительно­восстановительная характеристика соединений молибдена и вольфрама по отношению к соединениям хрома. Биологическое значение d- элементов VI группы. Применение соединений хрома, молибдена и вольфрама в фармации (фармацевтическом анализе).
17. Общая характеристика VIIB группы. Марганец. Общая характеристика. Химическая активность простого вещества. Способность к комплексообразованию.
18. Марганец (II) и (III): КО и ОВ характеристики соединений, способность к комплексообразованию. Марганец (IV) оксид, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства, влияние pH на ОВ свойства.
19. Соединения марганца (VI): манганаты, их образование, термическая устойчивость, диспропорционирование в растворе. Соединения марганца (VII) — оксид, марганцовая кислота, перманганаты, КО и ОВ свойства, продукты восстановления перманганатов при различных значениях pH, окисление органических соединений, термическое разложение.
20. Химические основы применения калия перманганата и его раствора как антисептического средства и в фармацевтическом анализе.
21. Общая характеристика VIII В группы. Деление элементов VIII В группы на элементы семейства железа и платиновые металлы. Общая характеристика элементов семейства железа. Железо. Химическая активность простого вещества, способность к комплексообразованию.
22. Соединения железа (II) и железа (III) — КО и ОВ характеристики, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения железа (II) и железа (III).
23. Гемоглобин и железосодержащие ферменты, химическая сущность их действия.
24. Железо (VI). Ферраты, получение и окислительные свойства. Применение железа и железосодержащих препаратов в медицине и фармации (в том числе в фармацевтическом анализе).
25. Кобальт и никель. Химическая активность простых веществ в сравнении с железом. Соединения кобальта (II) и (III), никеля (II); КО и ОВ характеристики, способность к комплексообразованию (реакция Чугаева). Никель и кобальт как микроэлементы (кофермент-В12). Применение соединений кобальта и никеля в медицине и фармации.

Общая характеристика элементов семейства платины.

1. Общая характеристика I В группы. Физические и химические свойства простых веществ. Соединения меди (I) и (II), их КО и ОВ характеристики, способность к комплексообразованию. Комплексные соединения меди (II) с аммиаком, аминокислотами, многоатомными спиртами. Медьсодержащие ферменты.
2. Соединения серебра, их КО и ОВ характеристики (бактерицидные свойства иона серебра). Способность к комплексообразованию, комплексные соединения серебра с галогенидами, аммиаком, тиосульфатами. Химические основы применения соединений серебра в качестве лечебных препаратов и в фармацевтическом анализе.
3. Золото. Соединения золота (I) и золота (III), их КО и ОВ характеристики, способность к комплексообразованию. Химические основы применения в медицине и фармации золота и его соединений.
4. Общая характеристика II В группы. Цинк. Общая характеристика, химическая активность простого вещества. КО и ОВ характеристики соединений цинка. Комплексные соединения цинка. Ферменты, содержащие цинк, химизм их действия. Применение в медицине и в фармации соединений цинка. Кадмий и его соединения в сравнении с аналогичными соединениями цинка.
5. Ртуть. Общая характеристика, отличительные от цинка и кадмия свойства: пониженная химическая активность простого вещества. Окисление ртути серой и азотной кислотой. Соединения ртути (I) и ртути (II), их КО и ОВ характеристики, способность ртути (I) и ртути (II) к комплексообразованию. Химизм токсического действия соединений кадмия и ртути. Применение соединений ртути в медицине и фармации.
6. Общая характеристика IIIА группы. Изменение устойчивости соединений со степенями окисления +3 и +1 в группе ША. Бор. Общая характеристика. Простые вещества и их химическая активность. Бориды. Соединения с водородом (бораны). Галиды бора, гидролиз и комплексообразование. Борный ангидрид и борная кислота. Бораты. Тетраборат натрия. Эфиры борной кислоты. Биологическая роль бора. Антисептические свойства борной кислоты и ее солей.
7. Алюминий. Общая характеристика. Простое вещество и его химическая активность. Разновидности оксида алюминия. Применение в медицине. Амфотерность гидроксида. Алюминаты. Ион алюминия как комплексообразователь. Соли алюминия, кристаллогидраты. Галиды. Квасцы. Применение алюминия в медицине и фармации.
8. Общая характеристика IVА группы. Общая характеристика углерода. Аллотропические модификации углерода. Типы гибридизации атома углерода. Углерод как основа всех органических молекул. Физические и химические свойства простых веществ. Активированный уголь как адсорбент. Углерод в отрицательных степенях окисления. Карбиды активных металлов.
9. Углерод (II). Оксид углерода (II), его КО и ОВ характеристики. Углерод (II) оксид как лиганд, химические основы его токсичности. Циановодородная кислота, простые и комплексные цианиды. Химические основы токсичности цианидов.
10. Соединения углерода (IV). Оксид углерода (IV). Угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты. Соединения углерода с галогенами и серой. Углерод (IV) хлорид (четыреххлористый углерод), углерод (IV) оксидихлорид (фосген), фреоны, сероуглерод и тиокарбонаты. Биологическая роль углерода. Применение соединений углерода в медицине и фармации.
11. Кремний. Общая характеристика. Отличие от углерода. Силициды. Соединения с водородом (силаны). Тетрафторид и тетрахлорид кремния, гидролиз. Гекса-фторосиликаты. Кислородные соединения. Оксид кремния (IV). Силикагель. Кремниевая кислота. Силикаты. Растворимость и гидролиз. Природные силикаты и алюмосиликаты. Кремнийорганические соединения. Применение в медицине соединений кремния.
12. Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Устойчивость водородных соединений. Соединения с галогенами типа ЭГ2 и ЭГ4, поведение в водных растворах. Оловохлористоводородная кислота. Оксиды. Оксид свинца (IV) как сильный окислитель. Амфотерность гидроксидов. Растворимые и нерастворимые соли олова и свинца. ОВ реакции в растворах. Химизм токсического действия соединений свинца. Применение в медицине свинецсодержащих препаратов.
13. Общая характеристика VА группы. Азот, фосфор, мышьяк в организме, их биологическая роль. Азот. Общая характеристика. Степени окисления азота. Соединения с отрицательными степенями окисления. Нитриды. Аммиак, КО и ОВ характеристики, реакции замещения. Амиды. Аммиакаты. Ион аммония и его соли, кислотные свойства, термическое разложение. Гидразин и гидроксиламин. Азотистоводородная кислота и азиды.
14. Фосфор. Общая характеристика. Аллотропические модификации фосфора, их химическая активность. Фосфиды. Фосфин. Сравнение с соответствующими соединениями азота. Соединения фосфора с положительными степенями окисления. Галиды, их гидролиз. Оксиды, взаимодействие с водой и спиртами. Фосфорноватистая (гипофосфористая) и фосфористая кислоты, строение молекул, КО и ОВ свойства. Дифосфорная (пирофосфорная) кислота. Изополи- и гетерополифосфорные кислоты. Метафосфорные кислоты, сравнение с азотной кислотой. Производные фосфорной кислоты в живых организмах.
15. Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика. Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута в сравнении с аммиаком и фосфином. Определение мышьяка по методу Марша. Соединения мышьяка, сурьмы и висмута с положительными степенями окисления. Галиды. Оксиды и гидроксиды Э (III) и Э (V), их КО и ОВ характеристики. Арсениты и арсенаты, их КО и ОВ свойства. Соли сурьмы (III) и висмута (III), их гидролиз. Сурьмяная кислота и ее соли. Висмутаты. Неустойчивость соединений висмута (V). Понятие о химических основах применения в медицине и в фармации аммиака, оксида азота (I) (закиси азота), нитрита и нитрата натрия, оксидов и солей мышьяка, сурьмы и висмута.
16. Общая характеристика VIАгруппы. Кислород. Общая характеристика. Особенности электронной структуры молекулы дикислорода. Химическая активность дикислорода. Молекула O2в качестве лиганда в оксигемоглобине. Трикислород (озон), стереохимия и природа связей. Химическая активность. Классификация кислородных соединений и их общие свойства. Супероксиды (гипероксиды, надпероксиды), пероксиды, оксиды, озониды.
17. Водорода пероксид (H2O2), его КО и ОВ характеристики, применение в медицине. Соединения кислорода с фтором. Биологическая роль кислорода. Химические основы применения дикислорода и озона, а также соединений кислорода в медицине и фармации.
18. Сера. Общая характеристика. Свойства серы. Соединения серы в отрицательных степенях окисления. Сероводород, КО и ОВ свойства. Сульфиды металлов и неметаллов. Полисульфиды, КО и ОВ характеристики, устойчивость.
19. Соединения серы (IV) — оксид, хлорид, оксодихлорид (хлористый тионил), сернистая кислота, сульфиты и водородсульфиты (гидросульфиты). Их КО и ОВ свойства.
20. Соединения серы (VI) — оксид, гексафторид, диоксидихлорид, (сульфонилхлорид, сульфурилхлорид), серная кислота и ее производные — сульфаты, КО и ОВ свойства. Дисерная (пиросерная) кислота. Пероксомоно- и пероксодисерная кислота и их соли. Окислительные свойства пероксосульфато
21. Биологическая роль серы (сульфгидрильные группы и дисульфидные мостики в белках). Применение серы и ее соединений в медицине, фармации, фармацевтическом анализе.
22. Общая характеристика VIIА группы. Свойства фтора. Простые вещества, их химическая активность. Соединения галогенов с водородом. Растворимость в воде. КО и ОВ свойства. Ионные и ковалентные галиды, их отношение к действию воды, окислителей и восстановителей. Галогенид-ионы как лиганды в комплексных соединениях.
23. Галогены в положительных степенях окисления. Соединения с кислородом. Взаимодействие галогенов с водой и водными растворами щелочей. Кислородные кислоты хлора и их соли. Изменение КО и ОВ свойств в зависимости от степени окисления галогена.
24. Хлорная известь, хлораты, броматы и йодаты и их свойства. Биологическая роль фтора, хлора, брома и йода. Понятие о химизме бактерицидного действия хлора и йода. Применение в медицине, санитарии и фармации хлорной извести, хлорной воды, препаратов активного хлора, йода, а также соляной кислоты, фторидов, хлоридов, бромидов и йодидов.
25. Общая характеристика VIIIА группы. Физические и химические свойства благородных газов. Соединения благородных газов. Применение благородных газов в медицине
26. Титриметрический анализ. Закон, лежащий в его основе. 2. Основные понятия. Требования, предъявляемые к реакциям в титриметрическом анализе. Классификация методов титриметрического анализа.
27. Способы выражения концентраций в объемном анализе: молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, титр, титриметрический фактор пересчета (титр по определяемому веществу), поправочный коэффициент.
28. Виды титрования: прямое, обратное, косвенное.
29. Сущность метода кислотно-основного титрования. Основная реакция метода. Применяемые титранты. Стандартные вещества. Виды кислотно-основного титрования: ацидиметрия, алкалиметрия. Способы определения точки эквивалентности. Индикаторы кислотно-основного титрования.

80. Окислительно-восстановительное титрование. Сущность метода. Классификация редокс-методов. Виды окислительно-восстановительного титрования (прямое, обратное, заместительное). Индикаторы окислительно-восстановительного титрования.

81. Перманганатометрическое титрование. Сущность метода. Титрант, его приготовление, стандартизация. Установление конечной точки титрования. Использование перманганатометрии в анализе фармпрепаратов

82. Комплексиметрическое титрование. Классификация методов и их применение. Требования к реакциям. Комплексонометрия. Сущность метода. Титрант метода, его приготовление и стандартизация. Применение метода в аналитической химии и фармации.

**Практические задания для проверки сформированных умений и навыков**

***Задачи к экзамену по дисциплине «Общая и неорганическая химия»***

1.Найдите массовую долю щелочи в исходном растворе (в %), если натитрование 5 мл раствора NаОН, полученного разбавлением 2 мл.исходного раствора щелочи (ρ = 1г/см3) до объема 100мл, пошло 8мл раствора HCl с молярной концентрацией эквивалента 0,02 моль/л.

2.Рассчитайте объем (мл) раствора уксусной кислоты с ω = 10%, ρ = 1,05 г/см3, необходимый для приготовления 2 л раствора с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л.

3.Найдите массовую долю (%) Н2С2О4 · 2Н2О (fэкв(Н2С2О4 2Н2О) =1/2, если на титрование 2 г щавелевой кислоты пошло 18,2 мл раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией эквивалента 0,2 моль/л.

4. Для анализа взяли 0,161г Na2CO3. На титрование в присутствии метилоранжа расходовалось в среднем 23,5 мл раствора HCl с СHCl =0,12 моль/л. Определить массовую долю соды в %. М (1/2 Na2CO3) = 53 г/моль.

5 . В медицинской практике часто пользуются 0,9% - ным раствором NaCl (ρ = 1 г/мл). Вычислить: а) молярную концентрацию и титр этого раствора; б) массу соли, введенную в организм при вливании 400 мл этого раствора.

6. Имеется раствор Na2CO3 объемом 200 мл. На титрование 10 мл этого раствора было израсходовано 15,3 мл раствора HCl с C(HCl) = 0,1 моль/л. Найти массу соды в исходном растворе.

7.Сколько теплоты поглощается при образовании 18 г глюкозы по реакции: 6СО2 + 6Н2О = С6Н12О6, если ∆Н0обр СО2, Н2О и С6Н12О6 равны – 399,5, - 286 и – 1260 кДж/моль соответственно?

8.Теплота образования метана (СН4) равна 74,8 кДж/моль. Напишите термохимическое уравнение сгорания метана и вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании 22,4 л СН4, если теплоты образования СО2 и Н2О равны 391,5 и 285,7 кДж/моль.

9. Ферментативная реакция дегидрирования пропанола -2,протекает по уравнению:

фермент

СН3 – СНОН – СН3(р-р) →СН3- СО –СН3(р-р) + Н2(г).

Определите тепловой эффект этой реакции по теплотам сгорания: ∆Н0298сгор (СН3-СНОН – СН3) = - 2002 кДж/моль, ∆Н0298сгор(СН3 – СО –СН3) = -1789 кДж/моль, ∆Н0298сгор(Н2) = -285 кДж/моль

10. Вычислить ∆Нр окисления этанола до уксусной кислоты:

С2Н5ОН (ж) + О2(г)→СН3СООН (ж) + Н2О (ж);

если известно, что в организме эта реакция протекает в две стадии:

1. С2Н5ОН + ½ О2→СН3СОН + Н2О; ∆Н1= -256кДж
2. СН3СОН+ ½ О2→ СН3СООН; ∆Н2= -237 кДж.

11.Не производя вычислений установите ΔS следующих процессов:

а) NH3(г) = N2(г) + 3Н2(г)

б) 2Н2S(г) + 3О2(г) = 2Н2О(ж) +2SO2(г)

в) 2NO(г) + 2О2(г) = 2NO2(г)

12. При каких температурных условиях возможно протекание реакции

1) и 2), если известно, что:

1) 2N2(г) + О2(Г) → 2N2O(г) ∆Н0298> 0

2) 2NO(г) + О2 (г) → 2NO2 (г) ∆Н0298 < 0

Ответ объяснить.

13. Найдите исходные концентрации веществ А и В (моль/л), если в системе А(г) + В(г) =С(г) равновесные концентрации равны : [A]р =0,6 моль/л, [B]р=1,2 моль/л, [C]р = 2,16 моль/л.

14.Вычислить равновесные концентрации водорода и йода в реакции: H2 + J2 = 2HJ , если известно, что их начальные концентрации составляли по 0,02 моль/л, а равновесная концентрация HJ -0,03 моль/л. Вычислить константу равновесия.

15. В каком направлении сместится равновесие в реакциях при увеличении концентрации реагентов, при увеличении давления, при увеличении температуры? а) 2Н2(г ) + О2(г )↔2Н2О(г);ΔН<0 б) 2НСl(г)↔H2(г)+Cl2(г);ΔН>0

16. В системе 4 HCl(г) + O2 (г) → 2 H2O (г) + 2 Cl2(г), ∆H < 0, установить равновесие. Как нужно изменить концентрацию реагирующих веществ, давление и температуру, чтобы равновесие в системе сместилось в сторону образования хлора?

17.Найдите молярную массу (г/моль) неизвестного вещества -неэлектролита, если раствор, содержащий 0,83 г этого вещества в 20 мл воды, замерзает при температуре : - 0,7 0С.

18. При 3150К давление насыщенного пара над водой равно 8,2 кПа. На сколько понизится давление пара при указанной температуре, если в 540 г воды растворить 36г глюкозы С6Н12О6?

19. Раствор камфоры массой 0,522 г в 17 г эфира кипит при температуре на 0,4610С выше, чем чистый эфир. Эбуллиоскопическая константа эфира 2,160С. Определите молярную массу камфоры.

20.Осмотическое давление плазмы крови человека при t=37 0С составляет 780 кПа. Определите массу сахарозы (С12Н22О6), необходимой для приготовления 0,5 л изотонического раствора.

21.Определить, что произойдет с растительной клеткой, осмоти-ческое давление внутри которой 5 атм, если ее поместить в раствор глюкозы cω(С6Н12О6) = 1,8% плотностью 1 г/мл при 170С.

22. Рассчитать осмотическое давление при 310 К 20 % - ного водного раствора глюкозы (ρ = 1,08 г/мл), применяемого для внутривенного введения при отеке легкого. Каким будет этот раствор ( гипо -, гипер- или изотоническим) по отношению к крови, если учесть, что осмотическое давление крови равно 740 – 780 кПа?

23.Определить молярную массу поливинилпирролидона (ПВП), применяемого в качестве заменителя плазмы крови, если при 200С осмотическое давление раствора, содержащего 1 г ПВП в 100 мл воды составляет 20 мм.рт. ст.

24.Температура кипения раствора NH4Cl, полученного растворением соли массой 1,07 г в 200 мл воды равна 100,090С. Определите степень диссоциации (α %) соли в этом растворе.

25. Рассчитайте массу (г) NаОН, растворенного в 100г воды, если температура кипения водного раствора NаОН равна 102,650С. Степень диссоциации αNаОН=70%.

26.Найдите осмотическое давление 4% раствора KNО3 (ρ = 1,02 г/мл) при 200С, если изотонический коэффициент равен 1,6.

27. Рассчитайте осмотическое давление (кПа) 0,4% раствора NaСl (ρ = 1г/мл) при температуре 370С, в котором начинается гемолиз эритроцитов.

28. Температура замерзания водного раствора, содержащего 0,25 моль азотной кислоты в 2,5 л воды равна -0,35 0С. Рассчитайте «кажущуюся» степень диссоциации кислоты в этом растворе.

29. При 0оС осмотическое давление раствора карбоната натрия с концентрацией 0,1 моль/л равно 272,6 кПа. Определить «кажущуюся» степень диссоциации.

30. Рассчитайте молярную концентрацию раствора HNО2, при которой степень диссоциации будет равна 20 %, если константа диссоциации КД( HNO2) = 5 10-4моль/л.

### 31. Вычислите рН раствора гидроксида кальция с молярной концентрацией 0,005 моль/л, считая диссоциацию Са(ОН)2 полной.

32.Определите ионную силу (моль/л) раствора хлорида натрия с массовой долей 45% и плотностью 1,0 г/мл, применяющегося для инъекций.

33. Определите концентрацию ионов ОН- в растворе NH4OH (с = 0,001 моль/л; Кд = 1,8·10-5). Рассчитайте рН этого раствора (lg4,2 = 0,63).

34. Определить концентрацию (моль/л) [Н+] и [ОН-] в 0,1 М растворе фенобарбитала (слабая кислота) с Кд = 10-7моль/л.

35. Молярная растворимость Mg (OH)2 в воде при некоторой температуре равна 1,8∙10-4 моль/л. Вычислить Кs для Mg (OH)2.

36. Образуется ли осадок при смешивании 5 мл 0,01 М раствора Na2SO4с 95 мл 0,01 М раствора CaCl2 (ПРCaSO4 =2,2•10-5 мол2/л2)?

37. В 1л насыщенного при некоторой температуре раствораAg2SO4 содержится 7,5 г соли. Найдите равновесные концентрации Ag+ и SO42- и вычислите произведение растворимости Ag2SO4.

38. Рассчитайте концентрацию Pb2+ и SO4\_2 (моль/л) в насыщенном растворе PbSO4 и его растворимость (г/л), если ПРPbSO4 = 2,2 10-8 моль2/л2.

39. Определите заряд комплексообразователя и комплексного иона, назовите комплексное соединение по международной номенклатуре:

а) [Ni(NH3)6]Cl2;

б) K[BiI4].

Укажите:

1) тип комплексного соединения по заряду комплексного иона и характеру лигандов;

2) тип химической связи между частицами в комплексном соединении;

3) вид гибридизации центрального атома и геометрию молекул.

40. Определите заряд комплексообразователя и комплексного иона, назовите КС по международной номенклатуре: [Со(Н2О)4Сl2]NО3. Укажите: Тип КС по заряду комплексного иона и характеру лиганда. . Определите координационное число комплексообразователя, напишите диссоциацию К.С. и выражение константы нестойкости

41. Определите заряд комплексообразователя и комплексного иона, назовите КС по международной номенклатуре: (NН4)2[Со(СNS)4]. Укажите: Тип КС по заряду комплексного иона и характеру лиганда. . Определите координационное число комплексообразователя, напишите диссоциацию К.С. и выражение константы нестойкости

42. Написать уравнения диссоциации комплексных солей по первой и второй ступеням и выразить KН этих солей:

а) K[Au(CN)2];

б) Na3[Co(C2O4)3];

в) [Co(NH3)5SO4]NO3;

г)[Cr(NH3)3(SCN)3].

43. Назовите следующие комплексные соли:

а) [Pt(NH3)5Cl]Cl3;

б) [Cu(NH3)2(SCN)2];

в) Na2[Cr(CN)4(gly)];

44. Написать уравнения диссоциации и выражения констант нестойкости ионов для комплексного соединения: хлорид диамминсеребра (I).

45. Для комплексного соединения [Сr(NН3)5С1]С12 определить заряд комплексообразователя, указать координационное число (к.ч.), дать название по международной номенклатуре, написать уравнения первичной и вторичной диссоциации и составить выражение для константы нестойкости комплексного иона.

46. Из 2,5912 г буры (Na2B4O7∙ 10H2O) приготовили 200,00 см3 раствора. Рассчитайте для этого раствора: молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, титр и титриметрический фактор пересчета по хлороводородной кислоте.

47. Образец хлорида аммония массой 0,1500 г растворили в воде, добавили 30,00 см3 0,1150 моль/дм3 раствора гидроксида натрия и полученный раствор прокипятили до полного удаления аммиака. На титрование остатка щелочи израсходовано 6,30 см3 раствора соляной кислоты с молярной концентрацией 0,1050 моль/дм3 . Определите массовую долю аммиака в образце.

**Эталоны решения практических заданий:**

Тема 1 «Вводное занятие. Основные понятия и законы в химии»

**Пример 1**: Определение фактора эквивалентности и молярной массы эквивалента вещества в окислительно-восстановительной реакции

При взаимодействии алюминия и серы образуется сульфид алюминия. Вычислите факторы эквивалентности и молярные массы эквивалентов алюминия и серы.

**Решение:**

Реакция взаимодействия алюминия и серы протекает согласно уравнению:



Каждый атом алюминия отдает три электрона, а каждый атом серы принимает два электрона. Поэтому , .

Молярная масса эквивалента равна произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества:



**Пример 1**: Соотношение между молярными концентрациями эквивалентов растворов и их объемами

Равные объемы растворов с одинаковой молярной концентрацией эквивалента разных веществ содержат эквивалентные количества растворенных веществ, и, если они могут реагировать между собой, то реагируют нацело (закон эквивалентов). Чем выше концентрация раствора, тем меньший его объем требуется для реакции, таким образом, между объемами растворов реагирующих веществ и их молярными концентрациями эквивалентов существует обратная зависимость, которую можно выразить формулой:



**Пример 3**:

Навеску 7,652 г серной кислоты растворили в мерной колбе на 250 мл. На титрование 25 мл этого раствора пошло 20,2 мл раствора едкого натра с молярной концентрацией эквивалента 0,75 моль/л. Определить массовую долю серной кислоты. 

**Решение:**

1) По результатам титрования определяем молярную концентрацию эквивалента раствора серной кислоты:



2) Определяем массу чистой серной кислоты в 250 мл.



3)Находим массовую долю серной кислоны:



**Пример 4.**В каком массовом соотношении нужно смешать 5% и 60% растворы, чтобы приготовить 200 г 20% раствора?

**Решение:**

Составляем диагональную схему:



В центре пишем требуемую массовую долю. У левого конца каждой диагонали пишем данные массовые доли. Затем по диагонали производим вычитание (вычитают всегда из большей величины меньшую):

60-20=40

20-5=15



Результат вычитания проставляем у правого конца соответствующей диагонали.

Получилось, что требуется смешать 3 массовые части 5%-ного и 8 массовых частей 60% растворов, то есть в соотношении 3:8. (Если в смешении участвует вода, то массовая доля в ней равна 0.) Всего 3+8=11 массовых частей. Общая масса раствора должна быть 200 г.

Следовательно, одна массовая часть составляет . Тогда 60% раствора надо взять:



А 5% раствора:



Тема 2.Способы выражения концентрации растворов

**Пример 1**:

К 100 мл 96% серной кислоты (*ρ* =1,84 г/мл) прибавили 400 мл воды. Получился раствор плотностью 1,22 г/мл. Найти масстовую долю и молярную концентрацию эквивалента

**Решение:**

1) Масса исходного раствора:



2) Масса серной кислоты:



3) Масса прибавленной воды:



4) Масса полученного раствора:



5) Массовая доля серной кислоты в полученном растворе:



6) Молярная концентрация эквивалента серной кислоты:



**Пример 2.** На титрование 20 мл раствора HCl с C(HCl) = 0,1 моль/л затрачено 10 мл раствора NaOH. Вычислить C(NaOH) в растворе.

|  |  |
| --- | --- |
| Дано:  V(HCl) = 20 мл  C(HCl) = 0,1 моль/л  (NaOH) = 10 мл | Решение.  Согласно закону эквивалентов (формула 3):    следовательно: |

**Тема 3. Энергетика химических реакций**

**Пример 1**:

Рассчитаете *ΔG*реакции , если , а . Возможна ли эта реакция в стандартных условиях?

**Решение:**

Используем уравнение Гиббса:



*ΔG*<0, реакция идет в прямом направлении

Тема 4. Направление химических реакций

**Пример 2:** Определить как изменится скорость реакции , если общее давление в системе уменьшить в 5 раз.

**Решение:**

Уменьшение давления в системе в 5 раз вызовет увеличение объема в 5 раз, а концентрация реагирующих веществ уменьшается в 5 раз. Начальная скорость реакции равна:



После уменьшения давления в 5 раз:



Скорость реакции уменьшится в 125 раз.

Пример 3. Во сколькораз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от  = 100C до  = 800С, если температурный коэффициент скорости γ равен 2?

Решение.

Из правила Вант-Гоффа:



Скорость реакции увеличится в 128 раз.

Пример 4. При определенных условиях реакция хлороводорода с кислородом является обратимой:

4HCl(Г) + O2(Г) ↔ 2Cl2(Г) + 2H2O(Г) + 116,4 кДж.

Какое влияние на равновесие системы окажут: а) увеличение давления; б) повышение температуры; в) введение катализатора?

**Решение**. 1. Все вещества в системе – газы. В соответствии с принципом Ле-Шателье повышение давления приводит к смещению равновесия в сторону реакции, приводящей к меньшему количеству вещества газов, т.е. в сторону образования Cl2 и Н2О.

2.Поскольку прямая реакция – экзотермическая, то повышение температуры будет способствовать протеканию процесса с поглощением температуры, т.е. равновесие сместится в сторону протекания эндотермической реакции – образования HCl и O2.

3.Катализатор в одинаковой степени ускоряет прямую и обратную реакцию, поэтому в его присутствии равновесные количества веществ не изменятся.

**Модуль 2. Основные закономерности протекания химических процессов в растворах. Окислительно-восстановительные реакции.**

**Тема 1.Свойства растворов.**

**Пример 1**:

Давление пара воды при 25 оС составляет 3167 Па. Вычислите для той же температуры давление пара раствора, в 450 г которого содержится 90 г глюкозы.

**Решение:** 1. Запишите все данные условия задачи в сокращенной форме

Запишите формулу для решения задачи



Подставьте все значения в формулы

моль



Рассчитайте молярную долю растворителя:



Найдите давление пара раствора 

**Тема 2. Растворы электролитов.**

**Пример 1**:

При 0оС осмотическое давление раствора карбоната натрия с концентрацией 0,1 моль/л равно 272,6 кПа. Определить «кажущуюся» степень диссоциации.

**Решение:**

Запишите формулу для определения изотонического коэффициента, исходя из условия задачи



Рассчитайте изотонический коэффициент и определите число частиц (N) для данного электролита





n = 3 Напишите формулу, связывающую изотонический коэффициент и «кажущуюся» степень диссоциации и определите *α*



Пример2 Вычислите рН раствора, если концентрация ионов водорода равна 7,4 · 10-3 моль/л (lg 7,4 = 0,87).Определить среду раствора.

**Решение:**



рН< 7, среда раствора кислая

**Пример 3:**

Определите концентрацию ионов ОН– в растворе NH4OH (С=0,01 моль/л, К*д* = 1,8 · 10-5 ). Рассчитайте рН этого раствора (lg 4,2 = 0,63).

**Решение:**

NH4OH – слабый электролит и диссоциирует обратимо:



Концентрация ионов:



**Тема 3. Гидролиз солей.**

**Пример 1.**Гидролиз карбоната аммония (NH4)2СO3.

Гидролиз данной соли протекает ступенчато:

первая ступень:

(NH4)2СO3+H−OH ⇄ NH3⋅H2O+NH4HСO3,

NH4++ СO32−+H−OH ⇄ NH3⋅H2O+HСO3−;

вторая ступень:

NH4HСO3+H−OH ⇄ NH3⋅H2O+H2СO3,

NH4++HСO3−+H−OH ⇄ NH3⋅H2O+H2СO3.

(NH3⋅Н2О) = 1,8⋅10−5,

(Н2СО3) = 3,7⋅10−7,

(Н2СО3) = 4,7⋅10−11,

pH> 7 (слабощелочная среда).

**Тема 4.Ионные равновесия в гетерогенных системах. Произведение растворимости.**

Задача 1. В 2 литрах раствора при 20оС содержится 0,326 г сульфата кальция. Определить *ПР* этой соли.

1.Определить массу сульфата кальция в литре растворе



Рассчитать молярную концентрацию сульфата кальция 

Написать уравнение диссоциации и определить концентрации ионов

CaSO4 ↔Ca2++SO42-

1 моль 1 моль 1 моль



Рассчитать *ПР* 

**Тема 5. Окислительно- восстановительные реакции.**

**Пример 1.** Уравнять методом полуреакций окислительно-восстановительную реакцию: FeSO4 + KMnO4 + H2SO4 Fe2(SO4)3 + MnSO4 + K2SO4 + H2O.

**Решение.**

Сначала необходимо расставить степени окисления элементов:

+1 −2

+1 +6 −2

+2 +6 −2

+3 +6 −2

+1 +6 −2

+1 +7 −2

+2 +6−2

FeSO4 + KMnO4 + H2SO4 Fe2(SO4)3 + MnSO4 + K2SO4 + H2O.

Видно, что в ходе реакции степень окисления железа повышается от +2 до +3 (процесс окисления), а марганца, входящего в кислотный остаток, – понижается от +7 до +2 (процесс восстановления).

Таким образом:

2Fe2+− 2ē  2Fe3+ (полуреакция окисления).

Для составления уравнения полуреакции восстановления используется схема:

MnO4−Mn2+.

В правой части не хватает четырех атомов кислорода, следовательно, в правую часть следует прибавить четыре молекулы воды, а в левую часть – восемь ионов Н:

MnO4− + 8H+Mn2+ + 4H2O.

Суммарный заряд левой части равен +7, заряд правой части +2. Чтобы заряд левой части был равен заряду правой части, необходимо прибавить к левой части пять электронов:

MnO4− + 8H+ + 5ē Mn2+ + 4H2O.

Отношение числа электронов, отданных при окислении железа и принятых при восстановлении марганца, составляет 2:5, следова-тельно, складывая уравнения двух полуреакций, необходимо первое умножить на 5, а второе на 2:

|  |  |
| --- | --- |
| 2Fe2+ – 2ē  2Fe3+ | 5 |
| MnO4− + 8H+ + 5ē Mn2+ + 4H2O | 2 |
| 10Fe2+ + 2MnO4− + 16H+ 10Fe3+ + 2Mn2+ + 8H2O | |

В молекулярной форме уравнение имеет следующий вид:

10FeSO4 + 2KMnO4 + 8H2SO4 = 5Fe2(SO4)3 + 2MnSO4 + K2SO4 + 8H2O.

**Модуль 3.Строение вещества. Комплексные соединения.**

**Тема 1. Строение атома. Периодическая система Д.И.Менделеева.**

**Пример 1.** Учитывая положение в Периодической системе, дать общую характеристику и указать химические свойства фосфора.

**Решение**. Фосфор находится в третьем периоде, V группе, порядковый номер 15, молекулярная масса 31. Ядро атома состоит из 15 протонов и 31−15 = 16 нейтронов. 15 электронов расположены на трех энергетических уровнях (третий период), валентных электронов − 5 (V группа). Фосфор − элемент главной подгруппы, значит, все валентные электроны расположены на внешнем (третьем) уровне. Полная электронная формула: 1s22s22p63s23p3. Электронная формула валентных электронов: ...3s23p3. До начала заполнения следующего уровня (в соответствии с порядком заполнения − это 4s) остается 3 электрона: 3s23p3 + 3е → 3s23p6; ближайшая устойчивая конфигурация при ионизации атома также отстоит на 3 электрона: 3s23p3−3е →3s23p0. Следовательно, фосфор может быть и окислителем, и восстановителем. Наличие пяти электронов в наружном слое атома указывает, что это неметалл. Высшая положительная степень окисления равна пяти. Формула высшего оксида − Р2О5.

2.Исходя из положения в ПС, назовите элемент с порядковым номером 17, охарактеризуйте свойства этого элемента (металл или неметалл) и его соединений (высшего оксида и соответствующего ему гидроксида).

Ответ:

Элемент с порядковым номером 17 находится в 3 периоде, VII группе, главной подгруппе. Это хлор – Cl. Хлор является неметаллом. Высший оксид хлора Cl2O7 является кислотным, ему соответствует кислотный гидроксид HClO4 – хлорная кислота.

**Пример 2.**. Исходя из положения металла в периодической системе, объясните, какой из двух гидроксидов является более сильным основанием: Mg(OH)2 или Ва(OH)2; Cd(OH)2 или Sr(OH)2 ?

**Решение**. Ва и Мg являются элементами одной группы и имеют схожее электронное строение: Ва...6s2, Mg...3s2. Различие в том, что валентные электроны Mg расположены на третьем квантовом уровне, а Ва − на шестом. Поэтому у Ва сильнее выражены металлические свойства, чем у Mg (энергия ионизации уменьшается сверху вниз, атомный радиус увеличивается от Mg к Ва, связь электронов с ядром ослабевает, атом Ва легче отдает электроны, металлические свойства усиливаются). Следовательно, Ва(OH)2− более сильное основание, чем Mg(OH)2.

Cd и Sr являются элементами одного периода (5-го) и одной группы (II). Но Cd − элемент побочной подгруппы, а Sr − главной. Электронная формула атомов: 38Sr...4s24p65s248Cd...4s24p64d105s2. Общим у этих элементов является наличие на внешнем уровне 2-х электронов. Но у Sr перед ними находится восьмиэлектронная оболочка, а у Cd − восемнадцатиэлектронная. Атомный радиус Sr больше, чем у Cd, а следовательно, энергия ионизации меньше, т.е. атом Sr легче отдает два электрона, чем атом Cd, металлические свойства у Sr выражены сильнее. Таким образом, Sr(OH)2− более сильное основание, чем Cd(OH)2.

**Тема 2. Химическая связь.**

**Пример 1**:

Покажите какие орбитали и как участвуют в образовании химической связи в молекулах: а) Li2; б) LiF; в)F2. Напишите графические формулы этих молекул.

**Решение:**

Электронно-графические формулы атомов лития и фтора имеют вид:



Неспаренный электрон атома лития занимает 2s-орбиталь. Следовательно, в образовании химической связи вышеперечисленных соединений участвуют 2s-орбитали атомов лития и 2p-орбитали атомов фтора. Это можно изобразить так:



Графические формулы :Li–Li, Li–F, F–F.

**Пример 2**: Какая гибридизация электронных облаков имеет место в атоме кремния при образовании молекулы SiF4? Какова пространственная структура этой молекулы?

**Решение:** В возбужденном состоянии структура внешнего энергетического уровня атома кремния следующая:



В образовании химических связей в атоме кремния участвуют электроны третьего энергетического уровня: один электрон в s-состоя­нии и три электроны в р-состоянии. При образовании молекулы SiF4 возникают четыре гибридных электронных облака (sp3-гибридизация). Молекула SiF4 имеет пространственную тетраэдрическую конфигурацию.

**Тема 3. Комплексные соединения.**

**Пример1**. Для комплексного соединения [Сr(NН3)5С1]С12 определить заряд комплексообразователя, указать координационное число (к.ч.), дать название по международной номенклатуре, написать уравнения первичной и вторичной диссоциации и составить выражение для константы нестойкости комплексного иона.

Решение.

1) заряд комплексного иона равен +2, следовательно, алгебраи-ческая сумма зарядов внутренней сферы:

*x* + 0 − 1 = 2,

*x* = +3;

2) все лиганды монодентатные, следовательно, к.ч. = 6;

3) название: хлорид хлоропентамминхрома (III);

4) уравнения диссоциации:

[Сr(NН3)5С1]С12 [Сr(NН3)5С1]2+ + 2С1− (первичная);

[Сr(NН3)5С1]2+⇄ Сr3+ + 5NН3 + С1− (вторичная).

5) выражение для константы нестойкости:

.

**Пример 2**.Назовите КС: [CrBr(H2O)5]SO4; Na2[FeCl5NO].

*Для анионного КС* укажите ц.а.; лиганды, донорные атомы лигандов; координационное число ц.а.; внешнюю и внутреннюю сферы КС.

*Для катионного КС* напишите уравнения первичной и вторичной диссоциации и выражение для общей константы нестойкости.

Ответ:

[CrBr(H2O)5]SO4 – сульфат бромопентааквахрома (III);

Na2[FeCl5NO] – пентахлоронитрозилферрат (III) натрия.

Na2[FeCl5NO] – *анионное КС*:

Fe3+ – ц.а.; к.ч. – 6;

5Cl -, NО – лиганды,

донорный атом в лиганде Cl- – Cl, в NО – O;

2Na+ – внешняя сфера, [FeCl5NO]2- – внутренняя сфера.

[CrBr(H2O)5]SO4 – *катионное КС*:

[CrBr(H2O)5]SO4→ [CrBr(H2O)5]2+ + SO42-

[CrBr(H2O)5]2+ ⇔ Cr3+ + Br- + 5H2O

Кнест. = 

**Модуль 4.S-и d– элементы и свойства их соединений. Модуль 5. Р- элементы и свойства их соединений**

**Ситуационная задача: Дайте характеристику р - элемента S по положению в Периодической системе Д.И. Менделеева, используя следующий план:**

1. Определите порядковый номер элемента, номер периода, группу, подгруппу. Укажите физический смысл параметров системы – порядкового номера, номера периода, номера группы. Обоснуйте положение в подгруппе.

2.Укажите количество электронов, протонов и нейтронов в атоме элемента, заряд ядра, массовое число.

3.Составьте полную электронную формулу элемента, определите электронное семейство, отнесите простое вещество к классу металлов или неметаллов.

4. Изобразите графически электронную структуру элемента (или двух последних уровней).

5.Укажите число и тип валентных электронов.

6.Графически изобразите все возможные валентные состояния.

7.Перечислите все возможные валентности и степени окисления.

8.Напишите формулы оксидов и гидроксидов для всех валентных состояний. Укажите их химический характер (подтвердите ответ уравнениями соответствующих реакций).

9.Приведите формулу водородного соединения.

# *Эталон выполнения ситуационной задачи*

1. Порядковый номер – 16. Элемент находится в 3 периоде, в VI группе, А (главной) подгруппе, так как является p-элементом. Порядковый номер численно совпадает с зарядом ядра атома

2. Порядковый номер элемента (№) определяет его заряд ядра (зарядное число Z), а следовательно, количество протонов Nр+(обозначение протона р1+ ) и общее количество электронов Ne (обозначение электрона **e-** ) в ядре. Для серы порядковый номер равен 16, следовательно, ядро атома серы состоит из 16 протонов и 16 электронов. Схематически это рассуждение можно записать следующим образом: № (S) 16 Z= 16, Ne =16

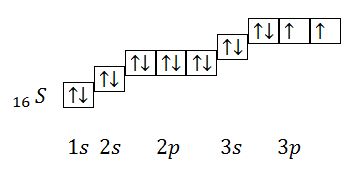
Атомная масса элемента, или массовое число изотопа (A), равна сумме масс протонов и нейтронов (обозначение нейтрона n10 ) в ядре, следовательно, по разности можно вычислить количество нейтронов N. Для серы атомная масса равна 32 а.е.м., следовательно, количество нейтронов в атоме серы равно 16. Схематическая запись N = A- Z = 32- 16 = 16

3. Полная электронная формула:

16S 1s2 2s2 2р6 3s23p4.

Электронное семейство: p-элемент, так как в стадии заполнения   
p-ор­битали; простое вещество – неметалл.

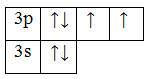
4.Электронно- графическая формула



5.  Валентные электроны: два s-электрона и четыре p-электрона, последнего (3-го) энергетического уровня

6. Возможные валентные состояния, обусловленные числом неспаренных электронов:

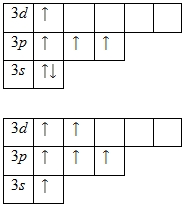
а) в основном состоянии:



спинвалентность равна 2 (два неспаренных *p*-электрона)

б) в возбужденном состоянии:

спинвалентность – 4 (четыре неспаренных электрона за счет возмож­ных 3 *d*-орбиталей);



спинвалентность – 6 (шесть неспаренных электронов: *p*- и *s*-электроны переходят на 3 *d-*орбиталь).

7.  Возможные *спинвалентности* в данном случае определяются числом неспаренных электронов: 2, 4, 6 (или II, IV, VI).

Возможные *степени окисления* (отражают число смещенных электронов) ±2, +4,+6; характерные (наиболее устойчивые) -2, +4.

8. Формулы оксидов и соответствующих гидроксидов:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | SO2 | SO3 |
|  | H2SО3 | H2SО4 |
|  |  |  |

Химический характер оксидов:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | SO2 | SO3 |
|  | среднекислотный | сильнокислотный |

Химический характер гидроксидов:

|  |  |
| --- | --- |
| H2SО3 | H2SО4 |
| кислота средней силы | сильная кислота . |

Уравнения реакций, подтверждающих кислотный характер оксидов и гидроксидов:

SO2 + BaO →BaSO3

SO3 + BaO →BaSO4

H2SО3(в) + 2NaOH(в)→ NaSО3(в) +H2О

H2SО4(в) + 2NaOH(в)→ NaSО4(в) +H2О

9.H2S – сероводород; ядовитый бесцветный газ с неприятным запахом; в водном растворе образует слабую двухосновную кислоту.

**Модуль 6. Основы количественного анализа**

**Задача 1**. Определите фактор эквивалентности вещества, указанного в уравнении и схеме реакций первым:

а) Ва(ОН)2 + H2SO4 = BaSO4 + 2H2O;

б) Na2CO3 + HCl = NaHCO3 + NaCl;

в) H2S + KOH = KHS + H2O;

г) KI + NaNO2 + H2SO4 I2 + NO + K2SO4 + Na2SO4 + H2O.

**Решение:**

Значение фактора эквивалентности определяется природой реагирующих веществ и характером данной реакций.

а) *f*(Ba(OH)2) = 1/2, т.к. одна молекула Ва(ОН)2 является акцептором двух ионов водорода.

б) *f*(Na2CO3) = 1, т.к. замещается один катион натрия, что эквивалентно замещению одного иона водорода.

в) *f*(H2S) = 1, т.к. замещается один ион водорода.

г) *f*(KI) = 1, т.к. из полуреакции окисления восстановителя

2I–– 2*e →*I2  видно, что две частицы восстановителя (йодид-ионы) отдают 2 электрона, значит один ион I– отдает 1 *е*, следовательно, эквивалентом является реальная частица – I–.

*Ответ*: *f*(Ba(OH)2) = 1/2, *f*(Na2CO3) = 1, *f*(H2S) = 1, *f*(KI) = 1.

**Задача 2.** Вычислите массовую долю KOH в исследуемом растворе, если на титрование навески KOH массой 0,8864 г, содержащей индифферентные примеси, израсходовано 30,60 мл 0,5М раствора HCl.

**Решение:**

1) Записываем закон эквивалентов и вычисляем массу KOH:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | *m (KOH)* |  | *c (HCl) V (HCl)* | | *c (HCl) V (HCl) M (KOH)* |  |
|  |  |  |  | *m (KOH)=* |  | *,* |
|  | *M (KOH)* | *1000* | | *1000* |
|  |  |  |

где *V*(HCl) – объем раствора HCl, пошедший на титрование.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| *m (KOH)=* | *0,5* | *∙30 ,60* | *∙56* | *= 0,8568 г .* |
|  |  |  |
|  | *1000* |  |
|  |  |  |  |

1)Вычисляем массовую долю KOH в навеске:

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  | ω(KOH)= | *m*(KOH) | 100 % | ;  ω(KOH)= | 0,8568 | 100 | =96 ,66 % . |
|  |  |  |
|  | *m*навески | (KOH) | 0,8864 | |
|  |  |  |  |

*Ответ*: (KOH) = 96,66%.

**Тесты с эталонами ответов:**

1. К аномальным свойствам воды относятся:

1)молекулярная масса вещества

2)постоянное значение рН

3)агрегатное состояние

**4)высокая температура кипения**

2.Выберите правильное утверждение по закону Генри

1)с повышением температуры растворимость газов увеличивается

2) с повышением давления растворимость газов уменьшается

3)**при постоянной температуре растворимость газа прямо пропорциональна парциальному давлению**

4)наличие смеси газов увеличивает растворимость

3. И.М.Сеченов установил:

**1)что растворимость газов в растворах электролитов меньше, чем в чистом растворителе**

2)что растворимость газов в растворах электролитов больше, чем в чистом растворителе

3)что растворимость газов в растворах электролитов и чистом растворителе одинаковая

4).что растворимость газов не зависит от условий

4.\*Коллигативными свойствами являются следующие свойства:

a) осмотическое давление, б) давление насыщенного пара растворителя над раствором ,в) температура замерзания и кипения растворов, г) ионная сила растворов ,д) буферная ёмкость растворов е) рН растворов

**1)а б в**

2)а б в г

3)а б в г е

4)все

5.Коллигативные свойства растворов зависят от:

1)природы растворителя

2)температуры

**3)числа частиц растворённого вещества**

4)природы растворённого вещества

6.Осмос – это:

**1)направленный самопроизвольный переход молекул растворителя через полупроницаемую мембрану из раствора с меньшей концентрацией в раствор с большей концентрацией;**

2)направленный самопроизвольный переход молекул растворителя через полупроницаемую мембрану из раствора с большей концентрацией в раствор с меньшей концентрацией;

3)направленный самопроизвольный переход молекул растворённого вещества через полупроницаемую мембрану из раствора с меньшей концентрацией в раствор с большей концентрацией;

4)направленный самопроизвольный переход молекул растворённого вещества через полупроницаемую мембрану из раствора с большей концентрацией в раствор с меньшей концентрацией

7.Внутривенно больному можно вводить растворы по отношению к крови:

**1)изотонические**

2)гипертонические

3)гипотонические

4)любые

8.Какие растворы называют изотониическими:

**1)имеющие одинаковое осмотическое давление**

2)имеющие одинаковую молярную концентрацию

3)содержащие равные молярные доли растворённого вещества

4)имеющие одинаковые доли растворённого вещества

9.В двадцатипроцентном растворе глюкозы эритроциты будут подвергаться:

1)плазмолизу вследствие эндоосмоса

**2)гемолизу вследствие экзосмоса**

3)плазмолизу вследствие экзоосмоса

4)гемолизу вследствие эндоосмоса

10. Раствор кипит при температуре:

**1)большей температуры кипения растворителя**

2)равной температуре кипения растворителя

3)ниже температуры кипения чистого растворителя

4)температуре равной нулю

11.Повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора по сравнению с растворителем пропорционально**:**

1)молярной концентрации растворённого вещества

2)молярной концентрации эквивалента растворённого вещества

**3) моляльной концентрации растворённого вещества**

4)молярной доле растворителя

12.Криоскопические и эбулиоскопические постоянные зависят от:

**1)природы растворителя**

2)температуры

3)природы растворённого вещества

4)числа частиц растворённого вещества

13.Криометрию применяют в фармации для определения:

**1)молярной массы новых лекарственных веществ**

2)определения молярной массы высокомолекулярных соединений

3)температуры кипения лекарственного раствора

14.Согласно протолитической теории, основание – это:

1)донор гидроксид ионов;

**2)акцептор протонов;**

3)доноро протонов;

4)акцептор гидроксид ионов.

15.Согласно протолитической теории, кислота – это:

1)донор гидроксид ионов;

2)акцептор протонов;

**3)донор протонов;**

4)акцептор гидроксид ионов.

16.pH раствора – это:

1)натуральный логарифм активной концентрации ионов водорода;

2)десятичный логарифм активной концентрации ионов водорода;

3)отрицательный натуральный логарифм активной концентрации ионов водорода;

**4)отрицательный десятичный логарифм активной концентрации ионов водорода.**

17. Гидролизу подвергаются:

1)нерастворимые соли

2)любые растворимы соли

**3)растворимые соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием** 4)растворимые соли, образованные сильной кислотой и сильным основание

18. Степень гидролиза с увеличением температуры:

1) уменьшается, т. к. гидролиз – эндотермический процесс;

2)**увеличивается, т.к. гидролиз – эндотермический процесс;**

3) уменьшается ,т.к. гидролиз – экзотермический процесс;

4).увеличивается, т.к. гидролиз – экзотермический процесс

19. Растворимость малорастворимого соединения в присутствии одноименного иона: 1)увеличивается, т.к. возрастает ионная сила раствора, уменьшается активность ионов, раствор становится ненасыщенным;

**2)уменьшается, т.к. ионное гетерогенное равновесие смещается влево, возрастает скорость кристаллизации** ;

3)не изменяется, т.к. не зависит от концентрации ионов;

4)увеличивается, т.к. ионное гетерогенное равновесие смещается вправо, возрастает скорость растворения

20. Окислительные свойства в наибольшей степени выражены у:

**1)азотной кислоты;**

2)сернистой кислоты;

3)серной кислоты;

4)сероводородной кислоты.

**Образец экзаменационного билета**

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

«ОРЕНБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ» МИНИСТЕРСТВА ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

кафедра фармацевтической химии

направление подготовки (специальность) 33.05.01Фармация

дисциплина общая и неорганическая химия

**ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ БИЛЕТ №\_\_\_**

1. Растворы твердых веществ в жидкостях. Понятие о коллигативных (общих) свойствах растворов. Закон Рауля, следствия из закона Рауля. Метод определения молекулярной массы вещества.

2. Железо (VI). Ферраты, получение и окислительные свойства. Применение железа и железосодержащих препаратов в медицине и фармации (в том числе в фармацевтическом анализе).

3.В медицинской практике часто пользуются 0,9% - ным раствором NaCl (ρ =1 г/мл). Вычислить: а) молярную концентрацию и титр этого раствора; б) массу соли, введенную в организм при вливании 400 мл этого раствора.

………………………………………………………………………………………………

Заведующий кафедрой

фармацевтической химии,

д.б.н., доцент И.В. Михайлова

Декан факультетов фармацевтического и

клинической психологии,

д.б.н., доцент И.В. Михайлова

«09» ноября 2022г

**Перечень дидактических материалов для обучающихся на промежуточной аттестации.**

1) Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева;

2) таблица растворимости неорганических солей, кислот и оснований в воде;

3) сводные таблицы со значениями окислительно-восстановительных потенциалов;.

Указанные таблицы необходимы для справочной информации при решении задач и ответах на вопросы билетов.

**Таблица соответствия результатов обучения по дисциплине и оценочных материалов, используемых на промежуточной аттестации.**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| № | Проверяемая компетенция | Индикатор достижения компетенции | Дескриптор | Контрольно-оценочное средство (номер вопроса/практического задания) |
| 1 | УК-1. Способен осуществлять критический анализ проблемных ситуаций на основе системного подхода, вырабатывать стратегию действий | Инд.УК1.1. | *Знать* Основные методы научного познания, формы и законы рационального мышления | вопросы № 1-82 |
| *Уметь* Разрабатывать и содержательно аргументировать стратегию решения проблемной ситуации на основе системного и междисциплинарных подходов | практические задания № 1- 47 |
| *Владеть* Навыками публичной речи, содержательно аргументировать стратегию решения проблемной ситуации на основе системного и междисциплинарного подходов | практические задания № 1- 47 |
| 2 | УК -8 Способен создавать и поддерживать безопасные условия жизнедеятельности, в том числе при возникновении чрезвычайных ситуаций | Инд.УК8.1 | *Знать*опасные и вредные факторы в рамках осуществляемой деятельности. | вопросы № 19,20,21,23,27,32,36,  40,43,45,49,52-56,59,62,64,65,66,74 |
| *Уметь* использовать приёмы первой помощи, методы защиты (индивидуальные и коллективные) в условиях чрезвычайных ситуаций; | практические задания № 2- 5, 21 |
| *Владеть* приёмами первой помощи при угрожающих жизни состояниях, методами защиты населения в условиях чрезвычайных ситуаций. | практические задания № 22,31 |
| 3 | ОПК-1.Способен использовать основные биологические, физико-химические, химические, математические методы для разработки, исследований и экспертизы лекарственных средств, изготовления лекарственных препаратов | Инд.ОПК1.1. | *Знать* теоретические основы химических и физико-химических методов количественного определения, идентификации, разделения и концентрирования, особенности строения и реакционной способности неорганических соединений; | вопросы № 4-6,8,9,11, 14-15,18-19 |
| *Уметь* прогнозировать реакционную способность химических соединений и физические свойства в зависимости от положения в периодической системе; | практические задания № 39-42 |
| *Владеть* умениями проводить лабораторные опыты, объяснять суть конкретных реакций и их аналитические эффекты, оформлять отчетную документацию по экспериментальным данным. | практические задания № 2,3,4,31- 33,36 |

1. **Методические рекомендации по применению балльно-рейтинговой системы оценивания учебных достижений обучающихся в рамках изучения дисциплины «Общая и неорганическая химия»**

В рамках реализации балльно-рейтинговой системы оценивания учебных достижений обучающихся по дисциплине в соответствии с Положением П004.03-2020 «О балльно-рейтинговой системе оценивания учебных достижений обучающихся» (приказ №479 от 03.03.2020г.) дисциплинарный рейтинг по дисциплине (модулю) обучающегося (Рд) рассчитывается как сумма текущего стандартизированного рейтинга (Ртс) и экзаменационного (зачетного) рейтинга (Рз) по формуле:

**Рд = Ртс + Рз**

Где:

Ртс – текущий стандартизированный рейтинг;

Рэ/Рз – экзаменационный (зачетный) рейтинг.

При наличии бонусных баллов у обучающегося дисциплинарный рейтинг по дисциплине (модулю) увеличивается на величину этих баллов.

Текущий стандартизированный рейтинг (Ртс) выражается в баллах по шкале от 0 до 70 и вычисляется по формуле:

**Ртс = (Ртф \* 70) / макс (Ртф)**

где,

Ртс – текущий стандартизированный рейтинг;

Ртф – текущий фактический рейтинг;

макс (Ртф) – максимальное значение текущего фактического рейтинга из диапазона, установленного преподавателем по дисциплине.

**4.1.** **Правила формирования текущего фактического рейтинга обучающегося.**

Текущий фактический рейтинг (Ртф) по дисциплине рассчитывается как среднее арифметическое значение результатов (баллов) всех модулей.

Рейтинг модулей рассчитывается на основе баллов по контрольным точкам практических занятий (Тк, текущая успеваемость студента) и результатов по контрольным точкам итогового занятия по модулю (Рр, рубежный контроль).

* **Тк (текущий контроль успеваемости)** рассчитывается как среднее арифметическое значение всех отметок по контрольным точкам практических занятий данного модуля. Каждая контрольная точка оценивается от 0 до 5. Т.о. средний балл текущего контроля может быть в диапазоне от 0 до 5.
* **Рк (Рубежный контроль)** рассчитывается как среднее арифметическое значение всех отметок по контрольным точкам итогового занятия данного модуля. Каждая контрольная точка оценивается от 0 до 5. Т.о. средний балл рубежного контроля может быть в диапазоне от 0 до 5.

По каждому практическому занятию предусмотрено от 1 до 3х контрольных точек (письменный опрос; выполнение практических заданий; контрольная работа), за которые обучающийся получает от 0 до 5 баллов включительно. Критерии оценивания каждой формы контроля представлены в ФОС по дисциплине.

Среднее арифметическое значение результатов (баллов) рассчитывается как отношение суммы всех полученных студентом оценок (обязательных контрольных точек и более) к количеству этих оценок.

При пропуске практического занятия и/или рубежного контроля за контрольные точки выставляется «0» баллов. По факту повышения рейтинга по данным контрольным точкам «нули» заменяются на полученные фактические результаты.

Обучающему предоставляется возможность повысить текущий рейтинг по учебной дисциплине в часы консультаций в соответствии с графиком консультаций кафедры.