**Государственное образовательное учреждение**

**высшего профессионального образования**

**«Красноярский государственный медицинский университет**

**имени профессора В.Ф. Войно-Ясенецкого**

**Министерства здравоохранения**

**и социального развития Российской Федерации»**

Кафедра биохимии с курсами медицинской,

фармацевтической и токсикологической химии

**Общая и неорганическая химия**

сборник ситуационных задач с эталонами ответов студентов 1 курса, обучающихся по специальности 060108 – Фармация



Красноярск

2011

УДК 54 (076.1)

ББК 51.201.2

О – 28

**Общая и неорганическая химия:** сборник ситуационных задач с эталонами ответов студентов 1 курса, обучающихся по спец. 060108 - фармация/ сост. Е.Ф. Вайс. – Красноярск: тип. КрасГМУ, 2011. – 85с.

Составитель: к.ф. – м.н. доцент Вайс Е.Ф.

Ситуационные задачи с эталонами ответов полностью соответствуют требованиям Государственного образовательного стандарта ВПО (2000) специальности 060108 «Фармация» адаптированы к образовательным технологиям с учетом специфики обучения по специальности 060108 – Фармация..

Рецензенты: зав. кафедрой неорганической химии СибГТУ

д.х.н., профессор, акад.РАЕН Федоров В.А.

д.х.н., профессор кафедры неорганической химии Робов А.М.

.

Председатель методической комиссии фармацевтического факультета,

к. б. н., доцент, Герцог Г.Е.

Утверждено к печати ЦКМС КрасГМУ (протокол № от . .2011)

КрасГМУ

2011

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ 4

Тема I. Периодический закон химических элементов,

номенклатура, свойства соединений 5

Тема II. Строение атома и структура вещества 6

Тема III. Классы неорганических соединений 7

Тема IV. Растворы электролитов. Кислотность среды 9

Тема V. Химия элементов 10

Раздел 1.Химия «семейства» галогенов 10

Раздел 2. «Химия элементов шестой группы» 12

Раздел 3. «Химия элементов V группы II С 13

Раздел 4. Химия элементов IV группы. Химия живой и

неживой природы 15

Раздел 5. Металлы 17

Раздел 6. Химия элементов III группы II С 20

Раздел 7. Химия переходных металлов 21

Раздел 8. «Химия водорода, вода» 22

ТЕМАVI. Кислотно-основные взаимодействия.

Метод нейтрализации 23

ТЕМА VII. Реакции осаждения. Аргентометрия: методы Мора

и Фольгарда 25

ТЕМАVIII.Комплексные соединения Комплексонометрия. 26

ТЕМА IX Коллигативные свойства растворов 28

ТЕМА X. Окислительно-восстановительные реакции. Методы колличественного анализа: пермангонатометрия и йодометрия 29

ЭТАЛОНЫ ОТВЕТОВ К СИТУАЦИННЫМ ЗАДАЧАМ 31

ВВЕДЕНИЕ

Учебное пособие «Общая и неорганическая химия»: сборник задач рекомендуется к использованию студентами для подготовки к практическим занятиям, к контрольным работам и экзамену. Сборник из десяти тем, соответствующих темам практических занятий. Сборник содержит задачи, включающие основной материал по общей и неорганической химии.

Обращаясь к эталонам ответов по каждой теме, помещенных в конце сборника, студент может проверить и оценить уровень своих знаний по данному предмету.

Особенностью ситуационных задач является то, что в содержании задач и вопросов заложена учебная информация в очень экономной и доступной форме. Это позволяет активировать и мотивировать процесс самообучения и научит применять приобретаемые химические знания при изучении аналитической, фармацевтической, органической и других изучаемых предметов в Вузе.

**Тема I. Периодический закон химических элементов, номенклатура, свойства соединений**

**Задача 1.1**

Некоторое свойство одного из элементов Д.И. Менделеев теоретически определил на основании предложенной им классификации элементов значительно точнее, чем сам первооткрыватель этого элемента. Это был элемент … , а его открыл … .

1. Какое свойство элемента уточнил Д.И.Менделеев.
2. Что легло в основе его открытия?

**Задача 1. 2**

В 1986 году исполнилось 100 лет со времени открытия предсказанного Д.И.Менделеевым еще в 1871 году элемента …, названного К. Винклером в честь своей страны … .

**Задача 1.3**

Относительную атомную массу одного из элементов Д.И.Менделеев теоретически определил, основываясь на предложенной им классификации элементов, в результате чего элемент оказался смещенным в периодической системе на две группы. Этот элемент называется … .

**Задача 1. 4**

Сто лет периодического закона химических элементов отмечалось всеми химиками мира и всей прогрессивной общественностью в … году.

1.Что является предметом восхищения и удивления этого открытия?

2. Чем руководствовался ученый, размещая элементы в периодической таблице?

3. Что изменилось спустя 40 лет, после открытия ПЗ?

**Задача 1. 5**

Из приведенного перечня элементов: Be, B, C, AI, N, Si, P, S, Ga, Ge, As, Br - оксиды типа ЭО2 образуют…, а гидриды типа ЭН4… .

1. Какими свойствами обладают данные оксиды?
2. Указать степень окисления элементов в гидридах?

**Задача 1. 6**

Напишите формулы следующих соединений: карбонат кальция; карбид кальция; гидрофосфат магния; гидросульфид натрия; нитрат железа (Ш); нитрид лития; гидроксикарбонат меди (П); дихромат аммония; бромид бария; гексацианоферрат (П) калия; тетрагидроксиалюминат натрия; декагидрат, сульфата натрия.

**Задача 1. 7**

Приведите три примера реакций между оксидом элемента второго периода и оксидом элемента четвертого периода.

1. Почему возможны эти реакции?
2. Какими свойствами обладают оксиды элементов второго периода?
3. Какими свойствами обладают оксиды элементов четвертого периода?

**Задача 1. 8**

Приведите примеры реакций образования солей:

а) из двух простых веществ;

б) из двух сложных веществ;

в) из простого и сложного вещества.

**Задача 1. 9**

Приведите уравнение реакции, в которой из трех *сложных*

веществ образуется средняя соль.

**Задача 1. 10**

Назовите соединение Fe4[Fe(CN)6]3 (тривиальное название – берлинская лазурь) по международной номенклатуре.

1. Определите с.о. центрального атома этого соединения?
2. Определите заряд внутренней сферы?
3. Укажите координационное число (к.ч.).
4. Что такое дентатность лиганда?
5. Укажите химические связи в этом соединении?

**Тема II. Строение атома и структура вещества**

**Задача 2. 1**

Неполярные молекулы имеет, например, сложное вещество … .

Привести примеры неполярных молекул … .

1. Как образуется ковалентная связь, укажите свойства этой связи?
2. От чего зависит полярность связи, полярность молекулы?

**Задача 2. 2**

Оксид углерода (IV) СО2 и оксид кремния (IV) SiO2 имеют аналогичные химические формулы типа ЭО2.

В твердом состоянии они весьма сильно отличаются по физическим свойствам, поскольку … имеет молекулярную решетку, а … - атомную решетку. Поэтому высокую температуру плавления имеет …, а низкую … .

1. Укажите природу и основные особенности межмолекулярных взаимодействий ?
2. Для каких веществ характерна ионная решетка. Какими свойствами обладают эти соединения?
3. Какая решетка называется атомной, какие связи имеются между атомами?
4. Почему у таких соединений велика температура плавления?

**Задача 2. 3**

Валентные орбитали атома бериллия в молекуле гидрида бериллия… гибридизованы по типу …, а молекула имеет структуру … .

1. Что такое гибридизация? Когда она возникает?
2. Какую форму имеют гибридные молекулы?
3. От чего зависит геометрия молекул?

**Задача 2. 4**

У какого элемента энергия ионизации больше: у натрия, магния или алюминия.

1. Что такое поляризуемость связи?
2. Какая химическая связь называется ионной?
3. Укажите свойства этой связи?

**Задача 2.5**

В четырех запаянных ампулах одинакового объема, при обычных условиях, находятся: бром, азот, озон, гелий. Наибольшее число молекул имеется в ампуле с … .

1. Что утверждает закон Авогадро?
2. Какой закон описывает соотношение между давлением газа, его объемом, температурой и количеством вещества?

**Задача 2. 6**

В 5,0 л оксида углерода (IV) при н.у. содержится … атомов.

1. Какой закон следует применить для решения данной задачи?

**Тема III. Классы неорганических соединений**

***Типы химических реакций***

**Задача 3. 1**

Из приведенных оксидов: MgO, SiO2, Fe2O3, NO, P2O5, ZnO, CaO – с водным раствором гидроксида натрия взаимодействуют … .

1. Какие оксиды могут взаимодействовать со щелочами?

2. Какие оксиды могут взаимодействовать с кислотами?

3. Какие оксиды могут взаимодействовать и с кислотами и со щелочами?

**Задача 3. 2**

Из приведенных оксидов: P2O5, SiO2, SO3, CrO, CI2O7,WO3, Mn2O7-основными являются … .

1. Какие вещества называются оксидами?
2. Как доказать основность оксидов?

**Задача 3. 3**

Магнетит, состав которого выражается формулой …, взаимодействует с раствором соляной кислоты по схеме … .

**Задача 3. 4**

В пробирку с хлоридом алюминия добавили немного гидроксида натрия. Образовался осадок. Его разделили на две части и поместили в две другие пробирки. В первую добавили раствор H2SO4, а во вторую – раствор КОН. Оказалось, что в обеих пробирках осадок … .

1. Какими свойствами обладает гидроксид алюмингия?
2. Как доказать амфотерность алюминия и его соединений (оксида и гидроксида)?

**Задача 3. 5**

Получение гидроксида алюминия из его соли в лаборатории можно выразить химическим уравнением … . При этом вещество … надо брать в небольшом избытке.

1. Для чего необходим избыток вещества?
2. Какое свойство гидроксида алюминия характеризует данное химическое уравнение?

**Задача 3. 6**

Оксид содержит 70% железа. Формула этого оксида … .

1. Какими свойствами обладает полученный оксид?
2. Какими химическими реакциями можно доказать свойства полученного оксида?

**Задача 3. 7**

В голубой раствор хлорида меди (П) опускают очищенный железный гвоздь, который быстро покрывается налетом меди. Раствор приобретает при

этом зеленоватое окрашивание. Происходящий химический процесс … относится к реакции … .

1. Указать тип реакции.
2. Относится ли эта реакция к окислительно восстановительным? Если, да – то укажите восстановитель, окислитель.

**Задача 3.8**

Над пламенем горящей свечи подержали перевернутый вверх дном стакан, смоченный известковой водой. На стенках стакана появился белый налет состава …, поскольку при этом происходила реакция … .

1. Какие химические процессы здесь происходят?
2. Что называется «известковой водой»?

**Задача 3. 9**

Для наполнения метеорологических зондов часто применяют водород,

полученный при взаимодействии гидрида кальция с водой … .

1. Написать уравнение реакции получения водорода?
2. Какое применение имеет водород в органической химии, привести пример реакции?

**Задача 3. 10**

При взаимодействии кальцинированной соды и гидросульфата натрия,

в случае избытка Н+ идет реакция …, а при избытке СО32- … .

1. Происходят ли данные реакции в организме?
2. Напишите уравнение реакций, происходящие в данной задаче?

**Задача 3.11**

При взаимодействии железных опилок с раствором азотной кислоты продуктом восстановления HNO3 будет … .

1. Какими свойствами обладает азотная кислота?
2. От чего зависит продукт реакции при действии азотной кислоты на железо?
3. Чтобы написать уравнение данной реакции, все ли известно?

**Тема IV. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. КИСЛОТНОСТЬ СРЕДЫ**

**Задача 4. 1**

Устранение временной жесткости воды производят кипячением по реакции … , либо добавлением соды или известкового молока по реакциям … и … .

1. Чем обусловлена жесткость природной воды?
2. Каковы отрицательные последствия использования жесткой воды?
3. Какими способами могут быть устранены временная и постоянная жесткость воды?

**Задача 4. 2**

Постоянную жесткость воды устраняют действием соды по реакции …

1. Наличием, каких солей обусловлена временная жесткость воды?
2. Можно ли ее устранить другим способом, написать уравнение реакции.

**Задача 4. 3**

Известно, что при растворении хлороводорода в воде кислотность среды повышается, а при растворении аммиака в воде – щелочность среды повышается. В обоих случаях имеет место перенос протона, причем в первом случае вода является его …, а во втором случае-…

1. Какими свойствами обладает вода, исходя из условия задачи?
2. Докажите это свойство, написав уравнения реакций.

**Задача 4. 4**

В стакан с дистиллированной водой добавили несколько капель универсального индикатора, после чего туда бросили кусочек сухого льда. Раствор окрасился в … .

1. Что такое сухой лед?
2. Что показал индикатор?

**Задача 4. 5**

В признание особого значения теории электролитической диссоциации для развития химии Нобелевская премия в 1903 году присуждена известному ученому … .

1. Какими еще трудами прославился этот ученый, который с 1901 года был членом Шведской Королевской академии?

**Задача4.6.**

Почему в обычных условиях вода – жидкость, а сероводород – газ, в то время как размер молекулы воды меньше, чем молекулы сульфида водорода

1. Какие химические связи образуют молекулы воды в жидком агрегатном состоянии?
2. Чем отличаются молекулы воды и сульфида водорода?

**Задача 4. 7**

Какой объем воды необходимо прибавить к 200 мл 68% раствора азотной кислоты, чтобы получить 10% раствор кислоты (плотность 68% ного раствора -1,4 г/см3; 10% раствора 1,065 г/см3).

1. Что такое эквивалентная концентрация?
2. Указать связь эквивалентной и процентной концентрации?
3. Можно ли использовать закон эквивалентов для решения данной задачи?

**Задача 4. 8**

Сколько миллилитров 96%-ной серной кислоты необходимо взять для приготовления 2 л 0,5 М раствора?

1. Назовите способы выражения концентраций: молярной, эквивалентной, процентной и моляльной.
2. Какой химический закон используется для решения данной задачи?

**Задача 4. 9**

Какова концентрация (моль/л) Н+ и ОН— ионов раствора, если рН 4,3?

1. Что такое ионной произведение воды?
2. Чем обусловлена кислотность среды?

**Задача 4. 10**

Вычислите концентрацию ОН— ионов раствора с рН 9,40.

1. Что такое водородный показатель?

2. Чем обусловлена кислотность среды, как зная рН, определить концентрацию гидроксид ионов?

**Задача 4. 11**

Как одним реагентом различить водные растворы NaBr, NaF, KOH, AICI3? Напишите уравнения соответствующих реакций и укажите их признаки.

1. Какой реагент дает c указанными солями осадки разного цвета?

**Задача 4. 12**

Как можно доказать наличие примеси сульфида аммония в растворе сульфата натрия?

1. Напишите качественную реакцию на ион аммония.
2. Определите степень окисления атома азота в сульфиде аммония.

**Задача 4. 13**

Рассчитайте рН следующих водных растворов:

а) 0,1 М HCI

б) 0,1 M NaOH

1. Записать диссоциацию воды и используя закон действия масс, вывести ионное произведение воды.

2. Что такое нейтральная среда, щелочная и кислая, показать, используя водородный показатель?

**Тема V. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ**

***Раздел 1.ХИМИЯ «СЕМЕЙСТВА» ГАЛОГЕНОВ***

**Задача 5. 1**

Первым среди галогенов в свободном состоянии получен хлор. Шведский химик Карл Шееле получил его в 1774 году нагреванием пиролюзита с соляной кислотой по реакции … .

1. Какими свойствами обладают элементы VII группы?
2. Как изменяется электроотрицательность гатомалогенов в группе?
3. Какова конфигурация внешних электронных слоев атома хлора, ионов CI-1, CI+7?

**Задача 5. 2**

Наиболее ярко выражены окислительные свойства у F2,CI2,Br2 или I2?

1. Чем объяснить разную окислительную способность перечисленных элементов?
2. Какой элемент самый электроотрицательный? Объяснить почему?

**Задача 5. 3**

Будучи как окислитель сильнее кислорода, фтор взаимодействует с водой в основном с образованием простого вещества по уравнению …

1. Как объяснить высокую окислительную способность фтора?
2. Одинакова ли окислительная способность атома фтора и иона фтора?

**Задача 5. 4**

Соляная кислота проявляет окислительные свойства в реакции … .

1. Может ли хлорид ион (CI-1)быть окислителем, объяснить исходя из электронного строения иона?
2. Указать состав и свойства водородных соединений элементов седьмой группы.

**Задача 5. 5**

Устойчивость соединений хлора в ряду HCIO - HCIO3- HCIO4 увеличивается. Самым сильным окислителем из них является …

1. Как изменяется сила кислот в перечисленном ряду?

**Задача 5. 6**

Получение хлората калия в лаборатории соответствует уравнению реакции …, которая протекает при … .

1. Какими свойствами обладает хлорат калия?
2. Определить степень окисления хлора в хлорате калия.

**Задача 5.7**

Йодноватую кислоту можно получить окислением йода концентрированной азотной кислотой по реакции …

1. Какими свойствами обладает йодноватая кислота?
2. Указать с.о. йода в йодноватой кислоте.

**Задача 5. 8**

С помощью, каких реакций раствор йодида калия можно отличить от раствора хлорида натрия?

1. Как определить наличие йода в растворе?
2. Чем подействовать на йод калия, чтобы выделился йод?
3. Какими физическими свойствами обладает йод?

**Задача 5. 9**

При нагревании 22,12 г KMnO4 образовалось 21,16 г твердой смеси. Какой максимальный объем хлора (н.у.) можно получить при действии на образовавшуюся смесь 36,5 %-ной соляной кислоты (плотность 1,18 г/мл)? Какой объем кислоты при этом расходуется?

1. Определить с.о. Mn в KMnO4**.**медицине
2. Какое свойство перманганата калия используется в медицине?

**Задача 5. 10**

К подкисленному раствору, содержащему 0,543 г некоторой соли, в состав которой входят натрий хлор и кислород, добавили раствор иодида калия до прекращения выделения йода. Масса, образовавшегося йода, равна 3,05 г. Установите формулу соли. На сколько процентов уменьшится масса твердого вещества при полном термическом разложении исходной соли?

1. Сформулируйте закон постоянства состава.
2. Как определяется массовая доля элемента в данном веществе?
3. Что такое относительная молекулярная масса вещества?

***Раздел 2. «Химия элементов шестой группы»***

**Задача 1. 1**

Увеличение давления (повышает, понижает) температуру плавления льда.

1. Как влияет изменение условий на агрегатное состояние вещества?
2. Что такое температура кипения, плавления
3. Агрегатные переходы веществ это физические или химические явления?

**Задача 1. 2**

В тигле к порошку серы прилили концентрированный раствор гидроксида натрия, после чего смесь кипятили некоторое время. По почернению бумаги, смоченной раствором Pb (NO3)2, установили, что в растворе присутствуют сульфид - ионы, образовавшиеся по реакции …

1. Что образуется при взаимодействии серы с щелочью?
2. Укажите качественную реакцию на сульфид ион.

**Задача 1. 3**

Сульфид меди (П) реагирует с горячей азотной кислотой с образованием оксида азота (П) и свободной серы по реакции …

1. К какому типу реакций относится взаимодействие сульфида меди с азотной кислотой?
2. Какими химическими свойствами обладает азотная кислота7

**Задача 1. 4**

Пропускание H2S через бромную воду приводит к обесцвечиванию последней. При этом имеет место реакция … .

1. Указать тип приведенной реакции.
2. Определить с.о. серы в сероводороде.
3. Почему обесцветился раствор брома?

**Задача 1. 5**

Тиосульфат натрия имеет формулу …. Эту соль получают по реакции …

1. Определите с.о. серы в тиосульфате натрия.
2. Какое применение нашел тиосульфат натрия в аналитической химии и медицине, благодаря чему?

**Задача 1. 6**

Тиосульфат натрия широко применяют в фотографии в качестве закрепителя. В основе этого процесса лежит взаимодействие тиосульфата с

хлоридом серебра по реакции … .

1. Как образуются комплексные соединения, указать типы химических связей в них?
2. Какую роль в получившемся соединении играет серебро?

**Задача 1. 7**

Одним из продуктов реакции взаимодействия серы с бертолетовой солью будет хлорид калия, другим - … . Уравнение реакции …

1. К какому типу реакций относится взаимодействие серы и бертолетовой соли?
2. Определить с.о. хлора в бертолетовой соли

3. В какое вещество превратится сера, с.о. ее в образующемся веществе?

**Задача 1. 8**

Массовая доля кислорода в воде (89%) значительно выше, чем в воздухе (23%). Почему же человек не может использовать для дыхания воду?

1. Какие вещества называются простыми?

2. Отличаются ли свойства простых и сложных веществ?

3. Что из себя представляет «воздух»? Физическая или химическая эта смесь?

**Задача 1. 9**

Докажите, что оксид серы (IV) является веществом с двойственной окислительно-восстановительной функцией.

1. Определите с.о. серы в оксиде серы (IV).
2. Приведите пример реакции, где бы оксиде серы (IV) был окислителем, восстановителем.

**Задача 1. 10**

Какой объем, (при н.у.) занимает кислород, выделившийся

из 1 моль каждого из веществ: KCIO3, KMnO4, KNO3, HgO?

1. Запишите реакцию разложения приведенных веществ.
2. Рассчитайте объем, выделившегося кислорода в каждом отдельном случае.

**Задача 1. 11**

Напишите уравнения реакций, характеризующих следующие превращения: SO2→Na2SO3→NaHSO3→Na2SO3→Na2SO4

1. Укажите типы реакций, характеризующие каждое превращение.
2. Назовите классы получившихся соединений.
3. Укажите химические свойства этих соединений?

**Задача 1. 12**

При обжиге 100 г пирита получили газ, который после очистки от примесей использовали для полной нейтрализации 400 мл 25%-ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,28 г/мл). Определите массовую долю примесей в пирите.

1. Что такое «пирит»? Запишите его формулу.
2. Какой оксид железа образуется при обжиге пирита?
3. Какой газ выделяется при обжиге пирита?

***Раздел 3. «ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ V ГРУППЫ»***

**Задача 1. 1**

В лабораторных условиях небольшие количества аммиака можно получить исходя из хлорида аммония по реакции … .

1. Запишите качественную реакцию на ион аммония.

**Задача 1. 2**

При горении аммиака в кислороде образуется … по реакции … .

1.Что образуется при не каталитическом горении аммиака в кислороде?

2. Получившееся вещество очень инертно, чем можно это объяснить?

**Задача 1. 3**

Продуктом окисления аммиака кислородом воздуха в присутствии катализатора является … .Уравнение этой реакции …

1. Что образуется при каталитическом горении аммиака в кислороде?
2. Определить с.о. элемента в образовавшемся оксиде.

**Задача 1. 4**

Карбонат аммония используют при выпечке теста. Все продукты разложения находятся при высокой температуре в газообразном состоянии – тесто поднимается выделяющимися газами и становится мягче. Уравнение реакции разложения карбоната аммония … .

1. Какие газы образуются при термическом разложении карбоната аммония?
2. Какие газы образуются при термическом разложении карбоната натрия?
3. Какое вещество лучше использовать при выпечке хлеба?

**Задача 1. 5**

Взаимодействие нитрита натрия с перманганатом калия в кислой среде приводит к образованию продуктов окисления-восстановления … и … . Уравнение этой реакции … .

1. Запишите уравнение реакции, определите окислитель и восстановитель.
2. Какие продукты при этом образуются?

**Задача 1. 6**

Черный порох представляет собой смесь нитрата калия, серы и угля в молярном отношении 2:1:3. Суммарное уравнение реакции горения черного пороха … .

1. Является ли это реакцией экзотермической или эндотермической?
2. Определите изменение степеней окисления элементов в происходящем процессе.

**Задача 1. 7**

Царская водка – смесь концентрированной … кислоты и концентрированной … кислоты (в отношении 1:3) – растворяет золото и платиновые металлы. Взаимодействие с золотом идет по уравнению …

1. Какие соли при этом образуются и почему?
2. Какой оксид азота образуется?

**Задача 1. 8**

Гидролиз фторида азота (Ш) и хлорида азота (Ш) протекает по уравнениям … и … .

1. Образуются ли газообразные вещества в этих реакциях?
2. Какими химическими свойствами обладают образующиеся вещества?

**Задача 1. 9**

Оксид азота (1) N2O – веселящий газ можно получить разложением какой соли: NH4CI, NH4NO3, NaNO3 Cu(NO3)2. Написать уравнение реакции.

1. Определить с.о. азота в соединении NH4NO3.
2. Какие свойства проявляет анион этой соли, какие катион?
3. Как называется такой тип окислительно-восстановительных реакций?

**Задача 1. 10**

Фосфин (фосфористый водород) получают гидролизом фосфида кальция по реакции … .

1. Какими свойствами обладает фосфин?
2. Есть ли сходства в свойствах с аммиаком?

**Задача 1. 11**

Сульфид меди (П) реагирует с горячей азотной кислотой с образованием оксида азота (П) и свободной серы по реакции …

1. Какую роль в происходящем процессе играет сульфид меди?
2. Играет ли роль на образование продуктов концентрация азотной кислоты?

**Задача 1. 12**

Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:

NH4CI → NH3→NH4NO2→N2→NO→NO2→HNO3→AgNO3→NO2

**Задача 1. 13**

Дождевая вода в грозу содержит немного азотной кислоты. В результате, каких реакций она образовалась?

1. Укажите состав воздуха, из каких газов он в основном состоит?
2. Напишите реакцию взаимодействия данных газов с кислородом и затем с водой.

**Задача 1. 14**

Аммиак можно получить непосредственным нагреванием фосфата аммония, тогда как для получения его из хлорида аммония последний необходимо предварительно смешать со щелочью. Зачем?

1. Запишите реакцию разложения фосфата аммония.

**Задача 1. 15**

Смесь нитратов натрия и серебра прокалили. При обработке твердого остатка водой объемом 124,2 мл часть его растворилась, и был получен 10%-ный раствор с плотностью 1 г/мл. Масса, нерастворившегося в воде остатка составила 7,2 г. Определите суммарный объем газов, выделившихся при прокаливании смеси нитратов (н.у.).

1. Укажите особенность нитратов и запишите уравнения их термического разложения?
2. Укажите область применения нитратов в медицине и фармации?

***Раздел 4. Химия элементов IV группы. Химия живой и неживой природы***

**Задача 1. 1**

При взаимодействии двух газов примерно одинаковой плотности образуется вода и песок. Уравнение этой реакции … .

1. Какими свойствами обладают кислотные оксиды?
2. Какие элементы образуют кислотные оксиды?
3. Перечислите химические и физические свойства оксидов элементов IV и V групп ПС Менделеева.

**Задача 1. 2**

Важной характеристикой дождевой воды является значение рН, контролируемое равновесием атмосферного СО2. Как правило, дождевая вода имеет рН … .

1. Перечислите газы, входящие в состав воздуха.
2. Какие газы взаимодействуют с кислородом и водой?

**Задача 1. 3**

При длительном хранении на воздухе гашеная известь постепенно превращается в … по реакции … .

1. Вспомните формулу гашенной извести, ее химические свойства?
2. Какие соединения образует кальций и какими химическими свойствами они обладают?

**Задача 1. 4**

В обычном заряженном огнетушителе стальной баллон заполнен концентрированным раствором гидрокарбоната натрия с примесью веществ, способствующих образованию пены. А стеклянная ампула, находящаяся в верхней части стального баллона и разбивающаяся при переворачивании баллона в случае необходимости произвести тушение огня, заполнена … . Реакция протекает по уравнению … .

1. Подвергается ли гидрокарбонат натрия гидролизу?
2. С какими веществами может взаимодействовать гидрокарбонат натрия?

**Задача 1. 5**

При нагревании в пробирке порошков угля и оксида меди (П) черный цвет смеси постепенно меняется на красноватый. Продуктами взаимодействия будут … и … . Уравнение происходящей реакции имеет вид … .

1. К какому типу химических реакций относится данное взаимодействие?
2. Изменяются ли при этом степени окисления элементов?

**Задача 1. 6**

Взаимодействие … и … над активированным углем при 1200С приводит к образованию очень токсичного газа- хлорида карбонила (фосгена) … . Это вещество медленно гидролизуется водой по уравнению …

1. Какие оксиды образует углерод?
2. Какими химическими свойствами они обладают?
3. Укажите донор и акцептор электронов в молекуле монооксида углерода.

**Задача 1. 7**

Через известковую воду длительное время пропускали оксид углерода (IV).При этом первоначально протекал процесс … , а затем … . Полученный прозрачный раствор выпарили; Сухой остаток представлял собой вещество состава … .

1. Назовите качественную реакцию на СО2?
2. Укажите химические связи в этом оксиде.

**Задача 1. 8**

В качестве топлива в настоящее время используют: бензин, керосин, водород, природный газ. Из перечисленных наиболее экологически чистым является …,так как при сгорании образуется … .

1. Какие вещества выделяются при сгорании нефтепродуктов, водорода и природного газа?

**Задача1. 9**

В лаборатории произошло загорание магниевой стружки. Чем можно тушить пожар:

а) заливая водой;

б) используя углекислотный огнетушитель;

в) засыпая песком

г) засыпая питьевой соды.

1. Какими химическими свойствами обладает магний?

2. Укажите сходство и отличие магния с натрием и алюминием.

**Задача 1. 10**

При получении гашеной извести из известняка, протекают реакции … и … .

1. Укажите свойства химические свойства оксида кальция.
2. Как измениться кислотность среды в приведенной реакции?

**Задача 1. 11**

В одной из трех склянок имеется раствор гидроксида натрия, в другой - гидрокарбоната натрия, в третьей – карбоната натрия. Как распознать содержимое каждой склянки? Приведите уравнения реакций.

1. Какими физическими свойствами обладает металлический натрий?
2. Какие соединения он образует?

**Задача 1. 12**

При полном гидролизе смеси карбидов кальция и алюминия образуется смесь газов, которая в 1,6 раза легче кислорода. Определите массовые доли карбидов в исходной смеси.

1. Укажите типы гидролиза солей.
2. Как изменяется ли кислотность среды при гидролизе соли?

**Задача 1. 13**

Приведите пример растворимый в воде соли, при действии на которую как кислоты, так и щелочи (при нагревании) выделяется газ. Напишите уравнения реакций.

1. Возможно ли, использовать электрохимический ряд напряжений металлов для определения взаимодействия их с водными растворами кислот и оснований?
2. Для решения этой задачи воспользуйтесь таблицей растворимости соединений.

**Задача 1. 14**

Смесь кремния и аморфного диоксида кремния, содержащего 6,25% примесей, нагревали с раствором едкого натра до полного растворения; при этом объем выделившегося газа составил 4,48 л (н.у.). К полученному раствору добавили избыток соляной кислоты и получили студенистый осадок. После высушивания его масса оказалась равной 1,17 кг. Определите массу исходной смеси.

1. Записать электронную формулу элемента кремния.
2. Какие соединения образует кремний и какими свойствами (физическими и химическими) они обладают?

**Задача 1. 15**

Почему твердый оксид углерода (IV) получил название «сухой лед»?

1. Какие оксиды образует углерод?
2. Кислотными или основными свойствами обладает оксид углерода (IV).

***Раздел 5. МЕТАЛЛЫ***

**Задача 1. 1**

Назовите металлы:

а) самый тяжелый … и самый легкий … ;

б) самый тугоплавкий … и самый легкоплавкий …;

в) самый твердый … и самый легкий … .

1. Какие свойства отличают элементы первой группы от элементов шестой группы?
2. Как изменяется восстановительная активность металлов в группе, в периоде?

**Задача 1. 2**

При сгорании натрия в кислороде образуется вещество …, а при сгорании железа в кислороде – состава ….

1. Можно ли получить оксид натрия при сгорании его в кислороде?
2. Какие оксиды образует железо при сгорании в атмосфере кислорода?

**Задача 1. 3**

Однажды на складе были испорчены алюминиевые изделия из-за того, что проводилась побелка потолка гашеной известью, а детали не были надежно защищены от попадания брызг. Порча изделий объясняется тем, что … .

1. Какими свойствами обладают алюминий и его соединения?
2. Каким способом можно получить чистый алюминий?

**Задача 1. 4**

В физических приборах, в частности, для измерения температуры и давления, нашедших широкое применение, как в технике, так и в быту, используется металл … благодаря характерному физическому свойству …

1. Какой металл по физическим свойствам отличается от других Ме?
2. Чем отличаются Ме от неметаллов?

**Задача 1. 5**

Металлические свойства в ряду Cr – Mo – W по мере увеличения порядкового номера … .

1. Что изменяется у элементов с ростом порядкового номера?
2. Как изменяется восстановительная активность металлов по мере роста порядкового номера?

**Задача 1. 6**

Металлическая платина устойчива к действию концентрированных кислот-окислителей (HNO3, H2SO4). Она растворяется лишь при нагревании в … . Уравнение реакции растворения металла отличаются в этом реактиве …

1. В чем растворяются благородные металлы?
2. Какие соединения при этом образуются?

**Задача 1. 7**

В промышленности соляную кислоту получают синтетическим и сульфатным способами. В первом случае хлороводород образуется в результате взаимодействия … с … , во втором – по реакции … .

1. Вспомните способы получения кислот.
2. Какими свойствами обладает соляная кислота?

**Задача 1. 8**

Растворы гидроксида натрия хранят не в стеклянных, а в пластмассовых сосудах, поскольку стекло имеет в своем составе …,который реагирует с NaOH по реакции … .

1. Как изменяется цвет фенолфталеина в растворе гидроксида натрия?
2. Почему раствор гидроксида натрия называют «едким» натром?

**Задача 1. 9**

Процесс травления стекла плавиковой кислотой можно выразить уравнением … .

1. Какая из молекул – F2,CI2, Br2, I2 – наиболее прчная?
2. Почему фтор обладает наибольшей окислительной активностью?
3. Как изменяется сила кислот у элементов седьмой группы?
4. Перечислите свойства фтороводорода.

**Задача 1. 10**

Пятно йода, попавшего на халат, обычно смачивают ватным тампоном, смоченным раствором … . При этом пятно постепенно исчезает за счет химической реакции … .

1. Какая основная реакция метода йодометрии, напишите уравнение реакции.
2. Как определить наличие йода в растворе?
3. Определите с.о. серы в тиосульфате натрия.

**Задача 1.11**

Твердые щелочи поглощают из воздуха пары … , а также …, образуя при этом … .

1. Какие вещества называют щелочами?
2. Какими химическими свойствами они обладают?

**Задача 1. 12**

При взаимодействии 10,96 г металла с водой выделилось 1,792 л водорода. Определите этот металл, если он в своих соединениях двухвалентен.

1. Почему элементы главной подгруппы П группы называются щелочноземельными?
2. Какими химическими свойствами они обладают?

**Задача 1. 13**

Как можно установить, что при горении металлического калия образуется не оксид, а пероксид?

1. Какими свойствами обладают пероксид и оксид калия?
2. Как определить присутствие йода в растворе?

**Задача 1. 14**

При прокаливании 58,6 г безводной соли неизвестного одновалентного металла выделились вода и оксид углерода (IV). При пропускании последней над раскаленным углем объем газа увеличился на 4,48 л (н.у.). Определите, соль какого металла была взята.

1. При разложении, каких солей выделяется углекислый газ?
2. Относится ли вторая реакция в приведенной задаче к окислительно-восстановительным?

**Задача 1. 15**

60 г металла П группы Периодической системы взаимодействует с азотом, образуют нитрид, при гидролизе которого получаются гидроксид металла и аммиак. В результате каталитического окисления выделившегося аммиака получено с 50%-ным выходом 11,2 л (н.у.) оксида азота (П). Определить исходный металл.

1. Какова с.о. азота в нитридах?
2. В чем различие каталитического и некаталитического окисления аммиака?

**Задача 1. 16**

Смешали 1 моль оксида кальция, 2 моль карбида кальция и 3 моль фосфида кальция. Какой объем воды может вступить в реакцию с 16 г такой смеси? Сколько граммов гидроксида кальция при этом образуется?

1. Подвергаются ли перечисленные вещества гидролизу?
2. Какие вещества образуются при гидролизе, какова кислотность полученных растворов?

**Задача 1. 17**

В трех пробирках без этикеток находятся концентрированные растворы кислот: H2SO4,HNO3, HCI. Как с помощью одного реактива определить, в какой пробирке, какая кислота находится?

1. Все ли металлы реагируют с перечисленными кислотами?
2. Возможно ли, использовать электрохимический ряд напряжений металлов для определения взаимодействия их с водными растворами кислот?

***РАЗДЕЛ 6. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ III ГРУППЫ***

**Задача 1. 1**

К 25 г 8%-го раствора хлорида алюминия прилили 25 г 8%-ного раствора гидроксида натрия. Образовавшийся осадок отфильтровали и прокалили. Определите его массу и состав.

1. Какими свойствами обладает гидроксид алюминия?
2. Как доказать амфотерность гидроксида алюминия?

**Задача 1. 2**

В одной пробирке находится раствор хлорида магния, а в другой- хлорида алюминия. С помощью какого одного реагента можно установить, в каких пробирках находятся эти соли?

1. Есть ли различия в химических свойствах магния и алюминия?

**Задача 1. 3**

В одной пробирке находится водный раствор хлорида бериллия, а в другой – бромид бора (Ш). С помощью какого одного реактива можно различить эти растворы?

1. Какие соединения образуют бериллий и бор?
2. Каково электронное строение перечисленных элементов?

**Задача 1. 4**

Смесь хлоридов алюминия и хрома (Ш) массой 317 г обработали избытком раствора едкого кали, а затем избытком хлорной воды. К полученному раствору прилили раствор нитрата бария до полного осаждения 126,5 г желтого осадка. Определите массовую долю хлорида алюминия в исходной смеси.

1. Какие соединения образуются при обработке алюминия и хрома избытком едкого натрия?
2. Напишите качественную реакцию на ион Ва2+.

**Задача 1. 5**

Газ, полученный при разложении 425 г нитрата натрия, смешали в замкнутом сосуде с другим газом, образовавшимся при действии избытка водного раствора гидроксида калия на 45г. алюминия. Смесь газов взорвали. Определить массу полученного продукта.

1. Какие продукты получаются при термическом разложении нитрата натрия?
2. Какие продукты образуются при взаимодействии алюминия с гидроксидом калия?

***Раздел 7. Химия переходных металлов***

**Задача 1. 1**

Почему для получения водорода рекомендуется обрабатывать цинк разбавленной соляной, а не серной кислотой?

1. Напишите электрохимический ряд напряжений металлов.
2. Какое место в этом ряду занимает цинк?

**Задача 1. 2**

Напишите уравнения реакций, описывающих превращение Cr+6→ Cr+3;

а) в кислой; б) в щелочной среде.

1. Какими химическими свойствами обладает хром и его соединения?
2. Как влияет кислотность среды на свойства хроматов и бихроматов?

**Задача 1. 3**

Напишите полные уравнения реакций, соответствующие следующей последовательности превращений:

KMnO4 → Х1 →MnCI2→X2→MnO2.

Определите неизвестные вещества.

1. Какие с.о. проявляет Mn в своих соединениях?
2. Какие вещества образует марганец?

**Задача 1. 4**

Напишите полные уравнения реакций, соответствующие такой последовательности превращений:

Cu NH3(р-р) K2S HNO3(конц)

CuCI2 → X1 → X2 → X3 → Х4

Определите неизвестные вещества.

1. Напишите химические реакции, протекающие при добавлении перечисленных реактивов.
2. К каким типам химических реакций данные превращения относятся?

**Задача 1. 5**

Напишите уравнения реакций, показывающих переход от оксида железа (Ш) к хлориду железа (П).

1. Относится ли данный переход к окислительно-восстановительным реакциям?
2. Как это доказать?

**Задача 1. 6**

1 г смеси Fe, оксида железа (П) и оксида железа (Ш) обработали избытком раствора соляной кислоты; при этом выделилось 112 мл водорода (н.у.). При полном восстановлении водородом другой порции исходной массой 1 г получили 0,2115 г воды. Определить массовые доли (%) железа и оксида железа (П) в исходной смеси.

1. Отличаются ли по химическим свойствам оксиды железа П и Ш?
2. Напишите химические реакции, протекающие в данной реакции.

**Задача 1. 7**

При обжиге 100 г пирита получили газ, который после очистки от примесей использовали для полной нейтрализации 400 мл 25%-ного раствора гидроксида натрия (плотность 1,28 г/мл). Определить массовую долю примесей в пирите.

1. Определите с.о. железа в пирите.
2. Запишите реакцию обжига пирита, какие продукты при этом образуются?

**Задача 1. 8**

При взаимодействии хлорида золота (Ш) с пероксидом водорода в щелочной среде образовалось 5,91 г золота. Какой объем газа (н.у.) выделяется при этом?

1. Запишите реакцию окислительно-восстановительного процесса.
2. Какой газ при этом образуется?

**Задача 1. 9**

При взаимодействии газа, полученного при растворении 19,05 г в избытке 30%-ной азотной кислоты, с газом выделившемся при разложении хлората калия в присутствии катализатора, общий объем газов стал равным 8,96 дм3. Сколько граммов хлората калия было взято, если разложилось 70% его исходного количества?

1. Запишите реакцию разложения хлората калия.
2. Какой газ при этом образуется?

**Задача 1. 10**

Предварительно нагретая тонкая металлическая проволока массой 32 г при опускании в колбу с неизвестным газом раскаляется и сгорает. Если через раствор соли двухвалентного металла, образовавшейся в результате сгорания, пропустить избыток сероводорода, то выпадает 48 г черного осадка. Из какого металла сделана проволока? Сколько граммов оксида марганца (IV) и сколько миллилитров 36,5%-ного раствора соляной кислоты (плотность 1,19 г/см3) нужно взять для получения газа в количестве, необходимом для полного сгорания исходной проволоки?

1. Какой газ образуется при растворении оксида марганца (IV) соляной кислоты?
2. С какими металлами сероводород образует черный осадок?

***Раздел 8. «ХИМИЯ ВОДОРОДА, ВОДА»***

**Задача 8. 1**

Газ, выделившийся при действии 2,0 г цинка на 18,7 мл 14.6%-ной соляной кислоты (плотность раствора 1,07 г/мл), пропустили при нагревании над 4,0 г оксида меди (П). Чему равна масса полученной твердой смеси?

1. Какой газ образуется при взаимодействии цинка с соляной кислотой?
2. Какой осадок образуется при пропускании этого газа над оксидом меди (П)?

**Задача 8. 2**

Вода считается идеальным амфотерным оксидом. Приведите не менее трех уравнений химических реакций, иллюстрирующих такое утверждение.

1. Как доказать амфотерность воды?
2. Как объяснить аномальные свойства воды?

**Задача 8. 3**

Напишите не менее трех реакций получения пероксида водорода.

1. Какие элементы могут образовать пероксид водорода?
2. Как доказать кислую реакцию раствора пероксида водорода?

**Задача 8. 4**

Пероксид водорода широко используется для реставрации живописи на основе масляных красок, в состав которых входят «почерневшие» свинцовые белила (PbCO3). Почему свинцовые белила могут темнеть (чернеть) и в результате какой реакции с участием перекиси водорода удается снимать «черноту» с поверхности картин?

1. Записать реакцию диспропорционирования для пероксида водорода.
2. Какова степень окисления кислорода в молекуле пероксида водорода?

**Задача 8. 5**

Сопоставьте окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода, которые он проявляет при взаимодействии с K2Cr2O7 и с KI в кислой среде. Какие свойства для него более характерны по отношению к данным реагентам?

1. Записать химическую реакцию пероксида водорода с перечисленными реагентами.
2. Какие продукты при этом образуются?

**Тема VI. КИСЛОТНО-ОСНОВНЫЕ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ. МЕТОД НЕЙТРАЛИЗАЦИИ**

**Задача 6. 1`**

Чему равна масса тетрабората натрия (бура), если на титрование затрачено 15,1 мл соляной кислоты с молярной концентрацией См=0,103 моль/л?

1. Какая реакция лежит в основе метода нейтрализации?
2. Что можно определять этим методом?
3. Как выбирается индикатор в этом методе?

**Задача 6. 2**

Проба муравьиной кислоты массой 2,32 г разбавлена водой в мерной колбе вместимостью 100 мл. На титрование 100 мл разбавленного раствора затрачено 7,2 мл титранта с концентрацией См КОН=0,150 моль/л. Рассчитайте массовую долю муравьиной кислоты в исходном растворе.

1. Какой метод титрования используется в данной реакции?
2. Какой раствор называется ***рабочим***?
3. Записать уравнение реакции, рассчитать рН среды, выбрать необходимый индикатор.

**Задача 6. 3**

Какой объем 0,15 э раствора H2SO4 пойдет на титрование 22 мл раствора NaOH с титром по H2SO4 равным 0,0100 г/мл?

1. Какой метод титрования используется в данной задаче?
2. Как определить концентрацию титранта?
3. Как определить массу вещества по сложному титру?

**Задача 6. 4**

Можно ли методом нейтрализации определить концентрацию Na2CO3, указать титрант и необходимый индикатор (Сэ= 0,1; Ка = 4,5·10-7)?

1. Концентрацию, каких веществ можно определить методом нейтрализации?
2. Какой рабочий раствор необходим для определения данной соли?

**Задача 6. 5**

Для определения точной концентрации раствора КОН навеску 2,350 г Н2С2О4·2Н2О растворили в колобе вместимостью 200,0 мл. На титрование 20,0 мл этого раствора затрачено 19,36 мл раствора КОН. Вычислите:

а) молярную концентрацию раствора КОН б) его титр в) его титр по соляной кислоте.

1. Записать уравнение реакции.
2. Какой рабочий раствор используется в данной задаче?
3. Как выбрать индикатор, что необходимо для этого сделать?

**Задача 6. 6**

К 25 мл 0,1 э раствора уксусной кислоты добавили 10 мл 0,5 э раствора едкого натра. Вычислите рН полученного раствора.

1. Какой индикатор используется в этой реакции?
2. Как определить массу уксусной кислоты?

**Задача 6. 7**

Рассчитать массовую долю Na2CO3 в технической соде, если ее навеску массой 0,2840 г растворили в мерной колбе вместимостью 100,0 мл. Среднее значение объемов 0,1 м раствора соляной кислоты, пошедших на титрование 10 мл разбавленного раствора соды, составило 4,85 мл. Титрование проводим по индикатору метиловому оранжевому.

1. Почему используется данный индикатор, как доказать правильность его использования?
2. Записать уравнение реакции, какой метод титрования используется в данном случае?

**Задача 6. 8**

При укусах муравьев, при соприкосновении с крапивой на коже возникает чувство жжения за счет действия муравьиной кислоты. Какая масса муравьиной кислоты может быть нейтрализована с помощью 10 мл 2%-ного раствора NaHCO3, плотность которого равна 1,013 г/мл?

1. Записать реакцию нейтрализации муравьиной кислоты.
2. Как рассчитать массу муравьиной кислоты?

**Задача 6. 9**

Питьевая сода (NaHCO3) есть в каждом доме. Она входит в состав многих кулинарных рецептов, а также используется для полоскания горла. Рассчитайте объем оксида углерода (IV) (н.у.), который может выделиться при реакции 10 г гидрокарбоната натрия с избытком соляной кислоты.

1. Записать реакцию разложения питьевой соды.
2. Какой газ при этом образуется?
3. Записать реакцию взаимодействия гидрокарбоната натрия с соляной кислотой.

**Задача 6. 10**

В желудочном соке человека массовая доля соляной кислоты составляет в среднем 0,5%. Сколько моль HCI содержится в 500 г желудочного сока? Рассчитать рН 0,5% раствора соляной кислоты.

1. Основной компонент желудочного сока?
2. Чем определяется активная кислотность желудочного сока?
3. Как, зная массовую долю определить молярную концентрацию соляной кислоты?

**Тема VII. РЕАКЦИИ ОСАЖДЕНИЯ. АРГЕНТОМЕТРИЯ. МЕТОДЫ МОРА И МЕТОДЫ ФОЛЬГАРДА**

**Задача 7. 1**

Вычислить массу серебра, содержащегося в виде ионов в насыщенном водном растворе цианида серебра объемом 500 мл.

1. Записать выражение константы равновесия для труднорастворимых солей (ПР).
2. Какой раствор называется насыщенным?

**Задача 7. 2**

В растворе содержатся ионы Са2+ и Сr2+.Что произойдет, если к раствору добавить сульфат - ионы? Как называется это явление и какова его биологическая роль?

1. Запишите реакцию взаимодействия перечисленных ионов с сульфат ионами.
2. Сравните ПР полученных солей, какая соль более растворимая?

**Задача 7. 3**

Смешали равные объемы СаCI2 и Na2CO3. Концентрация каждого раствора равна 0,001 моль/л. Образуется ли осадок при сливании данных раствор?

1. Каковы условия образования осадка?
2. Как изменяется концентрация растворов при смешивании равных объемов?
3. Чему равняется ПР действующего раствора?
4. Сравните полученную цифру с табличным значением ПР.

**Задача 7. 4**

Какую навеску х.ч. NaCI необходимо взять для определения точной концентрации 0,1м раствора AgNO3, если на титрование 10 мл AgNO3 пошло 9,4 мл раствора NaCI.

1. Какой метод количественного анализа используется в данной задаче?
2. Какое титрование используется в данной задаче?

**Задача 7. 5**

Для определения содержания концентрации бромида натрия в растворе к 3,0 мл этого раствора добавляют 5,0 мл 0,04172 э раствора нитрата серебра. На титрование избытка нитрата серебра затрачено 1,88 мл 0,05063 э раствора роданида аммония. Каковы эквивалентная концентрация и титр раствора бромида натрия?

1. Запишите уравнения реакций, протекающих при условии данной задачи.
2. Какой способ титрования при этом используется?
3. Расчеты, применяемые в объемном анализе, на чем они базируются?

**Задача 7. 6**

Рассчитайте процентное содержание поваренной соли в пищевом продукте, если на титрование 20 мл водной вытяжки полученной при настаивании 100 мл воды с 2,72 г продукта, израсходовано 7,5 мл 0,051 э AgNO3.

1. Запишите уравнение реакции, протекающей при заданных условиях.
2. Каким способом расчета следует воспользоваться?

**Задача 7. 7**

Один литр насыщенного раствора хлорида серебра содержит 1,2×10-3 моль/л серебра в виде ионов. Вычислить произведение растворимости.

1. Запишите выражение константы равновесия для данной труднорастворимой соли.
2. Сравните полученную величину с табличным значением ПРAgNO3.

**Задача 7. 8**

Сколько мл 0,0534 э раствора роданида калия необходимо для осаждения всего серебра из растворов, содержащего 3,3974 г нитрата серебра? Какова должна быть процентная концентрация нитрата серебра (ρ=1г/мл) чтобы растворы реагировали в равных объемах?

1. Каковы условия образования осадков?
2. Записать реакцию между двумя перечисленными солями.
3. Запишите выражение константы равновесия для данной труднорастворимой соли.

**Задача 7. 9**

Для растворения 1,16 г соли потребовалось 2 л воды. Найти произведение растворимости соли.

1. Чему равно произведение растворимости соли?
2. Запишите выражение ПР хлорида серебра.

**Задача 7. 10**

Смешаны равные объемы 0,02э растворов хлорида кальция и сульфата натрия. Образуется ли осадок сульфата кальция?

1. Каковы условия образования осадков?
2. Как перейти от эквивалентной концентрации к молярной?

**Тема VIII. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ. КОМПЛЕКСОНОМЕТРИЯ**

**Задача 8. 1**

Выбрать наиболее прочное из комплексных соединений Fe2+ c биолигандами; глицином (1), гистидином(2), лизином(3).

1. Найти по справочнику значения констант нестойкости и сделать вывод о прочности соединений.

**Задача 8. 2**

Вычислить концентрацию иона цинка Zn2+ в растворе Na2⌠Zn(CN)4⌡c концентрацией 0,3 моль/л при избытке цианид - ионов, равном 0,01 моль/л.

1. Как диссоциируют комплексные соединения?
2. Записать диссоциацию предложенной комплексной соли.

**Задача 8.3**

В 100 мл воды растворили 0,5614 г смеси вещества, содержащий железо (Ш). На титрование 25 мл раствора израсходовано в среднем 3,48 мл 0,0506 э раствора комплексона Ш. Определите содержание железа в смеси.

1. Какой метод количественного анализа необходимо использовать?
2. Какой раствор является титрантом?
3. Какой индикатор применяется в комплексонометрии?
4. Какими свойствами должен обладать индикатор?

**Задача 8.4**

Известны две комплексные соли кобальта, отвечающие одной и той же эмпирической формуле CoBrSO4\*5NH3. Различие между ними проявится в том, что раствор одной соли дает с BaCI2.осадок, но не образует осадок с AgNO3. Раствор же другой соли, наоборот, дает осадок с AgNO3, но не дает осадка с BaCI2. Написать координационные формулы общих солей и уравнять их диссоциации на ионы.

1. Какие реагенты используются для определения наличия ионов Ag+, Ba2+ в растворе?
2. Можно ли обнаружить эти ионы, если они находятся во внутренней сфере комплексного соединения?

**Задача 8.5**

Рассчитайте массовую долю цинка в руде, если на титрование раствора, приготовленного из ее навески равной 0,9003 г, затрачено 19,51 мл 0,1015 м раствора ЭДТА.

1. Записать формулу ЭДТА, какую роль это вещество играет при определении концентрации катионов металлов.
2. Какой метод титрования используется в комплексонометрии?

**Задача 8.6**

Рассчитайте молярную концентрацию и титр по СаО для рабочего раствора ЭДТА, если при титровании навески 0,1045 г СаСО3 затрачено 21,06 мл ЭДТА.

1. Как уточнить концентрацию рабочего раствора, применяемого в комплексонометрии?
2. Как, зная массу вещества определяемого, рассчитать молярную концентрацию титранта?

**Задача 8.7**

Для того, чтобы связать весь аммиак в комплексной соли состава ⌠Ag(NH3)х CI⌡ к 20 мл 0,1 э раствора этой соли понадобилось прибавить 20 мл 0,2э раствора HNO3. Определить величину Х. Чему равно координационное число серебра?

1. Запишите диссоциацию предложенной комплексной соли.
2. Какой закон следует использовать для решения данной задачи?

**Задача 8.8**

Из навески 0,1246 г хлорида кальция приготовлено 100 мл раствора. На титрование 10 мл этого раствора израсходовано в среднем 1,92 мл 0,05234э раствора комплексона Ш. Определите процентное содержание хлорида кальция в навеске.

1. Запишите формулу комплексного соединения Са2+  с трилоном Б.
2. Какие связи образует ион кальция с титрантом?

**Задача 8.9**

На какие ионы в водных растворах полностью диссоциируют комплексные соединения, состав которых выражается следующими молекулярными формулами:

а) CoCI3·4NH3

б) Pt·CI2·NH3·KCI

1. Что означает константа нестойкости для характеристики комплексных соединений?
2. Какой индикатор используют для определения содержания кальция методом комплексонометрии?

**Задача 8.10**

К раствору, содержащему 0,2335 г комплексной соли CoCI3·4NH3, добавили в достаточном количестве раствор AgNO3. Масса осажденного AgCI составила 0,1435 г. Определите координационную формулу соли.

1. Какой закон используется для определения массы соли хлорида серебра?
2. Каково строение комплексного соединения, внешней и внутренней сферы?

**ТЕМА IX. КОЛЛЛИГАТИВНЫЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ**

**Задача 9.1**

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-, изотоническим) по отношению к крови, если учесть, что Р осм. крови равно 740-780 кПа?

1. По какому закону рассчитывается осмотическое давление неэлектролитов?
2. Как пересчитать С% на См?
3. Как влияет введение такого раствора на состояние больного?

**Задача 9.2**

Что произойдет с эритроцитами при 310 К в 3%-ном растворе глюкозы (ρ=1,010 г/мл)?

1. Что необходимо знать, чтобы ответить на вопрос задачи?
2. Чему равно осмотическое давление крови?

**Задача 9.3**

При несахарном диабете выделяются большие объемы разбавленной мочи, осмолярность которой снижается до 0,06 осмоль/л. Вычислить осмотическое давление такой мочи при 310 К.

1. Что понимается под осмолярностью мочи?
2. Как рассчитать осмотическое давление растворов?

**Задача 9.4**

Какова концентрация водного раствора глюкозы, если он замерзает при – 0,850С?

1. Какой закон лежит в основе вычисления температуры замерзания растворов?
2. При какой температуре замерзает чистый растворитель?

**Задача 9.5**

Вычислить молярную массу неэлектролита, если его водный раствор с массовой долей 5%, замерзает при – 0,750С.

1. Какая концентрация используется при расчетах температур замерзания веществ?
2. Как называется применяемый метод определения молярной массы?

**Задача 9.6**

Рассчитать осмотическое давление физиологического раствора -0,86% раствора NaCI при 370C. Степень диссоциации NaCI принять за 1.

1. Почему 0,86% раствор NaCI называется физиологическим?
2. Какие параметры используются для характеристики силы электролитов?

**Задача 9.7**

В 200 мл воды растворено 1,5 г глюкозы. При какой температуре осмотическое давление раствора достигает 97,12 кПа.

1. Какие два закона следует использовать при решении данной задачи?
2. Дайте определение молярной концентрации раствора.

**Задача 9.8**

Определить степень электролитической диссоциации (ậ) дихлоруксусной кислоты в водном растворе, в котором См(СНС12СООН)=0,01 моль/л, если при 300 К этот раствор создает осмотическое давление 43596,4 Па?

1. Какие параметры используются для характеристики силы электролитов?
2. Как рассчитать осмотическое давление электролитов?

**Задача 9.9**

Осмотическое давление крови в норме равно 740 кПа. Вычислите осмолярность крови при 310 К.

1. Что понимается под осмолярностью крови?
2. Запишите формулу расчета осмотического давления растворов?

**Задача 9.10**

В 100 г воды растворили 68,4 г сахарозы. Определите давление пара растворителя над раствором при 200С, если давление пара воды при этой температуре равно Р0=2,32 кПа. М Н2О= 18 кг/кмоль; М сахарозы =342 кг/кмоль.

1. Где давление насыщенного пара больше: над чистым растворителем или раствором?
2. При какой температуре кипит вода? Всегда ли эта температура постоянная?

**Тема X. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ. МЕТОДЫ КОЛИЧЕСТВЕННОГО АНАЛИЗА: ПЕРМАНГАНАТОМЕТРИЯ И ЙОДОМЕТРИЯ**

**Задача 10.1**

При сожжении навески 0,220 г угля сера переведена в SO2, который поглотили раствором крахмала и сразу оттитровали 18,5 мл раствора йода. Концентрация йода установлена с помощью 0,011 М раствора (Na2S2O3), причем V (Na2S2O3) равен 200 мл. Вычислить массовую долю w серы в угле.

1. Какой метод количественного анализа использован в данной задаче?
2. Какую роль играет крахмал, что мы определяем с помощью данного полисахарида?

**Задача 10.2**

При пропускании фосфина через сернокислый раствор перманганата калия образовался раствор, в котором массовая доля фосфорной кислоты равна 5%. Вычислите массовые доли остальных продуктов реакции в полученном растворе.

1. Вспомните формулу фосфина, определите с.о. фосфора в этом соединении.
2. Какой тип химической реакции используется в данной задаче?

**Задача 10.3**

Сернистый газ объемом 10 л (н.у.) пропустили через избыток водного раствора перманганата калия, а затем добавили избыток хлорида бария. Вычислите массу образовавшегося осадка.

1. Запишите уравнения реакций, вытекающих из условия задачи.
2. Вспомните способы расчетов, применяемых в количественном методе анализа.

**Задача 10.4**

Допустимо ли одновременное введение внутрь больному FeSO4 и NaNO2, учитывая, что среда в желудке кислая?

1. Записать реакцию между перечисленными веществами в кислой среде.
2. К какому типу химических превращений она относится?

**Задача 10.5**

Рассчитать количество йодата калия в растворе, если после замещения его на I2, действием избытка KI и кислоты на титрование затрачено 21,45 мл 0,1010 М раствора Na2S2O3.

1. Какой метод количественного анализа используется в данной задаче?
2. Какой метод титрования при этом используется?

**Задача 10.6**

Для определения чистоты технического фенола взяли его навеску 1,02 г и поместили в мерную колбу вместимостью 250,0 мл, добавили раствор щелочи и довели до метки водой. К 10,0 мл этого раствора добавили 25 мл 0,1025 М раствора йода и KI:

C6H5OH + 3I2= C6H2I3OH + 3HI

На титрование остатка йода затратили17,6 мл 0,1030 М раствора тиосульфата натрия. Вычислить массовую долю фенола в техническом продукте.

1.Какой метод титрования используется в данной задаче?

2. Какой индикатор необходимо применить?

3. Какой рабочий раствор используется?

**Задача 10.7**

На титрование 50,0 мл раствора щавелевой кислоты расходуется 21,16 мл раствора КОН с титром 0,01220 г/мл. 20,0 мл того же раствора кислоты оттитровано 19,34 мл раствора KMnO4. Вычислить Сэ щавелевой кислоты и титр KMnO4 по кислороду. Написать соответствующие реакции. Уравнять их.

1. Записать основную реакцию метода перманганатометрии.
2. Какие методы количественного анализа используются в данной задаче?

**Задача 10.8**

Для определения кальция в сыворотке крови его осаждают в виде СаС2О4, добавляя к 0,5 мл сыворотки оксалат аммония в избытке. Осадок отфильтровывают, промывают и растворяют в серной кислоте. Раствор титруют 0,01 э раствором перманганата калия до неисчезающего розового окрашивания. Вычислите содержание кальция в миллиграммах на 100 мл сыворотки, если на титрование израсходовано 0,25 мл раствора перманганата калия.

1. Для чего необходимо осаждение кальция в виде оксалата?
2. Какой метод количественного анализа используется в данной задаче?

**Задача 10.9**

Рассчитать массу йода в анализируемом растворе, если на его титрование затрачено 19,3 мл 0,112 М Na2S2O3.

1. Записать основную реакцию метода йодометрии.
2. Какой индикатор используется в данном методе, почему?

**Задача 10.10**

На титрование 25 мл 0,1э раствора щавелевой кислоты израсходовано в среднем 27,5 мл KMnO4  Рассчитайте нормальность раствора перманганата калия.

1. Записать основную реакцию метода перманганатометрии.
2. В какой среде необходимо проводить определение?

**Задача 10.11**

Концентрированные растворы KMnO4 вызывают ожоги слизистой оболочки полости рта, пищевода, желудка. В качестве « противоядия» при таких ожогах используют раствор, в 1 л которого содержится 50 мл 3%-ного раствора пероксида водорода и 100 мл столового уксуса,(3%-ный водный раствор уксусной кислоты). Рассчитайте объем газа (н.у.), который выделяется при обработке 1,58 г KMnO4 избытком такого раствора.

1. Записать реакцию между веществами, приведенными в данной реакции.
2. Какой образуется при этом газ?

**Задача 10.12**

Действие водного раствора, содержащего 1 г гидроперита в 200 мл, будет таким же, как если бы вы взяли 1 сл ложку (15 мл) 3%-ного раствора пероксида водорода на стакан воды. Рассчитайте:

а) количество пероксида водорода ( в молях) в растворе, который получается при внесении одной таблетки гидроперита массой 1 г, в стакан с водой емкостью 200 мл;

б) молярную концентрацию полученного раствора. Гидроперит – комплексное соединение пероксида водорода с карбомидом (мочевиной) состава (NH4)2CO·H2O2.

1. Запишите реакцию взаимодействия перекиси водорода с перманганатом калия в кислой среде.
2. Какую роль выполняет перекись водорода в этой реакции?

**ЭТАЛОНЫ ОТВЕТОВ К СИТУАЦИННЫМ ЗАДАЧАМ**

**Тема I. Периодический закон и номенклатура химических соединений**

**Ответ к задаче 1.1** Галлий (Ga). Открыл его французский химик Лекок де Буабодран. Плотность галлия была определена его первооткрывателем неверно- 4,7г/см3. Д.И.Менделеев писал, что плотность галлия («экаалюминия»), предсказанного им пятью годами ранее, должна быть больше, примерно 5,9-6,0 г/см3, что впоследствии блестяще подтвердилось.

**Ответ к задаче 1.2**

Элемент Германий, а страна Германия.

**Ответ к задаче 1.3**

Элемент Бериллий, атомная масса бериллия была определена как 13,8. Вследствие чего он помещался в таблицу элементов между углеродом и азотом. Д.И. Менделеев, будучи уверен в правильности открытой им закономерности. Поместил бериллий во вторую группу ПС, исправив его атомную массу на 9.

.

**Ответ к задаче 1.4**

Сто лет открытия ПЗ Д.И.Менделеева отмечалось в 1969 г.

**Ответ к задаче 1.5**

Оксиды типа ЭО2 образуют С, Ge и Si (для обоих случаев), кроме того такие же оксиды образуют азот (NO2) и сера (SO2).

**Ответ к задаче 1.6**

Карбонат кальция-СаСО3;

Карбид кальция – СаС2;

Гидрофосфат магния – MgHPO4;

Гидросульфид натрия –NaHS;

Нитрат железа (Ш) –Fe(NO3)3;

Нитрид лития- Li3N;

Гидроксикарбонат меди (П)- [Cu(OH)]2CO3;

Дихромат аммония – (NH4)2Cr2O7;

Бромид бария – BaBr2;

Гексацианоферрат (П) калия – K4[Fe(CN)6]

(желтая кровяная соль);

Тетрагидроксиалюминат натрия – Na[AI(OH)4]

Декагидрат сульфата натрия – Na2SO4·10Н2О

(глауберовая соль)

**Ответ к задаче 1.7**

Один из оксидов должен быть основным (или амфотерным), а другой – кислотным (или амфотерным). Во втором периоде Li2O- основной оксид, ВеО – амфотерный, СО2  и N2O- кислотные. В четвертом периоде К2О, СаО, FeO-основные оксиды, Cr2O3- амфотерный, As2O5, CrO3, SeO3- кислотные оксид.

Уравнения реакций:

СО2 + К2О = К2СО3

Li2O + SeO3 = Li2SeO4

N2O5 + CaO = Ca(NO3)2

**Ответ к задаче 1.8**

а) железо при нагревании с серой образует сульфид железа (П):

Fe + S = FeS

б) Соли вступают друг с другом в обменные реакции в водном растворе, если один из продуктов реакции выпадает в осадок:

AgNO3 + NaCI → AgCI↓ + NaNO3

в) Соли образуются при растворении металлов в кислотах:

Zn + H2SO4 = ZnSO4 + H2↑

**Ответ к задаче 1.9**

Пример: образование карбоната аммония при пропускании избытка аммиака через водный раствор углекислого газа:

CO2 + 2 NH3 + H2O = (NH4)2CO3

**Ответ к задаче 1.10**

По международной номенклатуре соединение называется – гексацианоферрат (П) железа (Ш).

**Тема II. Строение атома и структура вещества**

**Ответ к задаче 2.1**

Неполярными молекулами являются: CCI4, CH4, CO2, BeH2, BCI3, Cs2 и другие.

**Ответ к задаче 2.2**

Молекулярную решетку в твердом состоянии имеет СО2, а атомную имеет SiO2.

**Ответ к задаче 2.3**

Молекула BeH2 – тип гибридизации SP, молекула имеет линейную структуру, валентный угол 1800.

**Ответ к задаче 2.4**

Энергия ионизации у Mg больше, чем у Na, поскольку она дополнительно идет на распаривание 2S-электронов. Это поглощение энергии согласуется с известным правилом Хунда. У AI энергия ионизации меньше, чем у Mg, так как удаленный р-электрон экранирован от ядра S- электронной парой, т.е. у Mg энергия ионизации больше чем у Na и AI.

**Ответ к задаче 2.5**

Наибольшее число молекул имеется в ампуле с бромом, так как при обычных условиях это жидкость.

**Ответ к задаче 2.6**

Расчет числа атомов:

5· 6,02·1023·3 / 22,4 = 4,03·1023

**Тема III. Классы неорганических соединений**

**Ответ к задаче 3.1**

С водным раствором гидроксида натрия взаимодействуют SiO2, P2O5, Mg0, Fe2O3, ZnO, CaO. Из приведенных оксидов два: СаО и Mg0 взаимодействуют с растворителем – водой.

**Ответ к задаче 3.2**

Основным оксидом является – оксид хрома (П). Ему соответствует основание – Cr(OH)2.

**Ответ к задаче 3.3**

Формула магнетита Fe3O4 (FeO ·Fe2O3). Взаимодействует с соляной кислотой по схеме: Fe3O4 +8 HCI =2 FeCI3 + 4H2O + FeCI2

**Ответ к задаче 3.4**

В обеих пробирках осадок растворился:

AICI3 +3NaOH= AI(OH)3 ↓+3 NaCI

2 AI(OH)3 +3H2SO4= AI2(SO4)3 +6H2O

AI(OH)3 + 3KOH = K3[AI(OH)6]

**Ответ к задаче 3.5**

В лаборатории гидроксид алюминия можно получить из соли:

AlCl3 +3NaOH = Al(OH)3↓ +3 NaCl,

- AICl3 надо брать в небольшом избытке.

Гидроксид алюминия можно получить также, если в качестве реактива использовать растворы гидроксида аммония или карбоната натрия; при этом не обязательно требование избытка соли алюминия:

AICI3 +3NН4OH= AI(OH)3↓ +3 NН4CI

2AICI3 + 3Na2CO3 + 3 H2O = 2AI(OH)3↓ + 6NaCI + CO2↑

Реакция идет за счет гидролиза карбонат – иона:

СО32- + НОН ↔ НСО3-  + ОН- и наличия щелочной среды в растворе.

**Ответ к задаче 3.6**

Формула оксида Fe2O3. Расчет: FexOу

Х : У = 70,0 / 56 : (100-70) / 16 = 1,25 : 1,875 = 1:1,5= 2:3

**Ответ к задаче 3.7**

Реакция замещения: Fe + CuCI2→ FeCI2 + Cu↓

Голубой р-р зеденый р-р

**Ответ к задаче 3.8**

Белый осадок состава СаСО3:

Са (ОН)2 + СО2= СаСО3↓ + Н2О

**Ответ к задаче 3.9**

Реакция получения водорода:

СаН2 + 2Н2О = Са (ОН)2 +2Н2↑

**Ответ к задаче 3.10**

В случае избытка Н+ идет реакция: СО32- + 2Н+ ↔ Н2СО3= Н2О + СО2↑

При избытке СО32: СО32 + Н+ ↔ НСО3-

**Ответ к задаче 3.11**

Однозначно ответить на этот вопрос без уточнения концентрации азотной кислоты (или плотности раствора) невозможно:

15% - N2, 20%- NO, 40% - NH4NO3, 80%- NO2, 5-10% - N2О

**Тема IV. Растворы электролитов**

**Ответ к задаче 4.1**

При кипячении протекает следующая реакция:

T0C

Ca (HCO3)2 = CaCO3↓+ H2O + CO2↑

Ca (HCO3)2+ Ca(OH)2 = 2CaCO3↓ + 2H2O

Ca (HCO3)2 + Na2CO3 = CaCO3↓ + 2NaНСO3

**Ответ к задаче 4.2**

Постоянная жесткость устраняется действием соды:

MgSO4 + Na2CO3 = MgCO3↓ + Na2SO4

**Ответ к задаче 4.3**

В первом случае вода является акцептором, во втором – донором. При растворении хлороводорода в воде идет реакция:

HCI + H2O↔ H3O+ + CI-, в которой, вода является акцептором протона; при растворении аммиака в воде по реакции: NH3 + H2O→NH4+ + OH- вода выполняет функцию донора протона т.о., кислота (HCI) –донор протона, а основание (NH3)- акцептор протона. Некоторые вещества, например H2O – могут являться одновременно и донором и акцептором протона, т.е. это амфолиты : H2O + H2O ↔ H3O+ + OH-

**Ответ к задаче 4.4**

Сухой лед – твердый оксид углерода (IV):

СО2 + Н2О↔Н2СО3↔ Н+ + HCO3-↔2H+ + CO32-

Раствор будет иметь кислую среду и окрасится в оранжево-красный цвет.

**Ответ к задаче 4.5**

Нобелевская премия в 1903 году присуждена известному ученому Сванте Аррениусу. Шведский физико - химик, член Шведской Королевской академии наук с 1901 года. Один из основоположников физической химии. Основные научные труды посвящены учению о растворах и кинетике химических реакций и т.д. Лауреат Нобелевской премии присужденной за чрезвычайные заслуги в развитии химии и создание теории электролитической диссоциации.

**Ответ к задаче 4.6**

Вода жидкость, так как молекулы воды ассоциированы за счет водородной связи.

**Ответ к задаче 4.7**

68% азотная кислота имеет плотность 1,4 г/см3. Массу HNO3 (нитрата водорода) в 200 мл 68%-ного раствора находим из пропорции

100г : 68 г = (200·1,4)г : х

Х=190,4 г

Эта же масса HNO3 составит 10% массы разбавленного раствора. Массу 10% раствора HNO3 находим из пропорции:

100 : 10 = х : 190,4г

Х= 1904 г

Для разбавления исходного раствора кислоты необходимо добавить воды: 1904 – 280 = 1624 г или 1624 мл.

**Ответ к задаче 4.8**

Эквивалентная масса серной кислоты 49 г/экв. В 1 л раствора с Сэ (H2SO4) = 0,5 моль/л содержится 24,5л, а в 2 л – 49 г H2SO4. Масса 96%-ного раствора серной кислоты, в котором содержится 49 г сульфата водорода: 100г : 96 г = х: 49г; х= 51,04 г. Плотность 96%-ного раствора серной кислоты 1,840 г/см3. Тогда объем 96%-ного раствора серной кислоты массой 51,04 г составляет: V= 51,04 / 1,840 г/см3= 27,74 см3(мл).

**Ответ к задаче 4.9**

рН=-lg[H+]; lg[H+]= -4,3;

Н+= 5·10-5 моль/л; [OH-]= 10-14 / 5·10-5 =2·10-10 моль/л

**Ответ к задаче 4.10**

рОН= 14 – 9,4 = 4,6

lg[OH-]= -4,6 [OH-]= 2,5·10-5моль/л

**Ответ к задаче 4.11**

Удобный реактив для распознавания различных солей – нитрат серебра, который с различными ионами образует осадки разного цвета:

HBr + AgNO3 = AgBr↓ + HNO3,

NaF + AgNO3≠

2KOH + 2 AgNO3= Ag2O↓+ H2O + 2KNO3,

AlCI3 + 3 AgNO3= 3AgCI↓ + AI(NO3)3.

AgBr – желтоватый осадок,

Ag2O – черно-бурый осадок,

AgCI – белый осадок.

С фторидом натрия реакция не идет, поскольку фторид серебра растворим в воде.

Ответ: AgNO3.

**Ответ к задаче 4.12**

Необходимо доказать наличие в растворе ионов, образующих сульфид аммония: -NH4+ и S2-.

Качественная реакция на ион аммония – выделение газа при реакции со щелочью при нагревании:

(NH4)2S + 2KOH = K2S + 2NH3↑+2H2O

Качественная реакция на ион S2—выпадение черного осадка PbS при действии Pb(NO3)2, но этот реактив в этом случае не годится, так как в присутствии Na2SO4 образуется большое количество другого осадка PbSO4. Поэтому для доказательства присутствия ионов S2- можно использовать другую реакцию, а именно выделение дурно пахнущего газа при действии на сульфиды сильных кислот:

(NH4)2S + 2HCI = H2S↑ + 2 NH4CI

Ответ: Реакции с КОН и HCI.

**Ответ к задаче 4.13**

а) HCI – сильная кислота практически полностью диссоциирующая по уравнению: HCI →Н+ + CI-

Из этого уравнения следует, что[H+]= 0,1моль/л

рН=-lg 0,1= -lg 10-1=1

б) NaOH – сильное основание, практически полностью диссоциирующее по уравнению:

NaOH →Na+ + OH-

Из этого следует, что [OH-]=0,1 моль/л

рОН=-lg 0,1= -lg 10-1=1

рН=14 – рОН= 14 – 1 = 13.

**ТЕМА V. «ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ»**

***Раздел 1. Галогены***

**Ответ к задаче 5.1**

MnO2 + 4HCI = MnCI2 + 2 H2O + CI2↑

пиролюзит

**Ответ к задаче 5.2**

У F2 – в атмосфере фтора горят даже такие стойкие вещества, как вода и стекло.

**Ответ к задаче 5.3**

2Н2О + 2F2→4HF + O2

Это основной процесс. Однако при взаимодействии фтора с водой образуется атомарный кислород, благодаря которому идет побочный процесс: Н2О + F2→2HF + O О +О→ O2

О +О2→ O3 Н2О +О →Н2O2;

F2+ О → F 2O, Так, что образуются два простых вещества, но кислорода гораздо больше.

**Ответ к задаче 5.4**

Zn + 2HCI = ZnCI2 +H2↑

В приведенном уравнении реакции соляная кислота проявляет окислительные свойства в результате восстановления ионов водорода

(2Н+ + 2е→Н20)

**Ответ к задаче 5.5**

Самым сильным окислителем является HCIO. Объясняется это наименьшей устойчивостью аниона и, кроме того, решающее значение имеет атомарный кислород, выделяющийся при распаде хлорноватистой кислоты на свету: HCIO → HCI + O

**Ответ к задаче 5.6**

При нагревании:

3CI2 + 6КОН = 5 КCI + KCIO3 + 3 H2O

**Ответ к задаче 5.7**

I2+10HNO3(конц)=2HIO3+10NO2+4H2O

**Ответ к задаче 5.8**

1. Можно воспользоваться окислительно –востановительными свойствами галогенид - ионов: йодит калия- сильный восстановитель и окисляется до йода под действием хлора:

2KI + CI2 = 2KCI + I2

Признак реакции – окрашивание раствора в темный цвет за счет йода. Хлорид натрия с хлором не реагирует.

1. Качественная реакция на галогенид-ионы – выпадение осадков при действии раствора нитрата серебра:

AgNO3 + NaCI = AgCI↓ + NaNO3

AgNO3 +KI = AgI↓ + KNO3

AgCI –белый осадок;

AgI – ярко - желтый осадок.

**Ответ к задаче 5.9**

При нагревании KMnO4 разлагается:

0,06 0,003 0,03 0,03

2KMnO4 =K2MnO4 + MnO2 + O2

Масса смеси уменьшается за счет выделившегося кислорода:

ν(O2) = m/M=(22,12 – 21,16) / 32 = 0,03 моль.

В результате реакции также образовались 0,03 моль K2MnO4, 0,03 моль MnO2 и израсходовано 0,06 моль KMnO4. Перманганат калия разложился не весь. После реакции он остался в смеси в количестве ν (KMnO4)= 22,12 /158 – 0,06 = 0,08 моль.

Все три вещества, находящиеся в конечной смеси (KMnO4, K2MnO4, MnO2) – сильные окислители и при нагревании окисляют соляную кислоту до хлора:

0,08 0,64 0,2

2KMnO4 + 16 HCI = 5CI2 + 2KCI + 2MnCI2 +8H2O

0,03 0,24 0,06

K2MnO4 + 8 HCI = 2CI2 + 2KCI +MnCI2 +4H2O

0,03 0,12 0,03

MnO2 + 4 HCI = CI2 + MnCI2 +2H2O

Общее количество хлора, который выделился в этих трех реакциях, равно ν (CI2) = 0,08·5/2 + 0,03·2 +0,03=0,29 моль,а объем составляет V (CI2) =0,29·22,4=6,50 л

Количество израсходованного хлороводорода равно:

ν (НCI) =0,08·16/2 + 0,03·8 + 0,03·4= 1,0 моль,

m(НCI) = νM= 1,0·36,5= 36,5 г

m(р-ра НCI) = m(НCI) / w (НCI)=36,5 / 0,365=100,0 г

V(р-ра НCI) = m /ρ =100 / 1,18=84,7мл

Ответ:V(CI2)=6,50л, V(р-ра НCI) =84,7мл

**Ответ к задаче 5.10**

Общая формула неизвестной соли NaCIOx где Х= 1 : 4. Уравнение окисления йодида калия имеет общий вид:

0,0121x 0,012

NaCIOx + 2x KI + xH2SO4= NaCI +xI2 + xK2SO4 + x H2O

Количество вещества:

ν (I2)=m/M = 3,05 /254=0,012 моль

ν (NaCIOx)=0,012/х моль. С другой стороны:

ν (NaCIOx)= m/M = 0,543 / (23+35,5+16х) моль

Находим Х=2 Искомая соль хлорит натрия NaCIO2

Все кислородсодержащие соли хлора при сильном нагревании разлагаются на хлорид натрия и кислород:

t

NaCIO2= NaCI + O2↑

Из 1 моль NaCIO2( 90,5 г) образуется 1 моль NaCI (58,5г). Потеря массы составляет 32 г, или 32/ 90,5·100% = 35,4%

Ответ: NaCIO2 – потеря массы составила 35,4%.

***Раздел 2. Химия элементов VI группы***

**Ответ к задаче 1.1**

Увеличение давления *понижает* температуру плавления льда.

**Ответ к задаче 1.2**

3S + 6NaOH = 2 Na2S + Na2SO3 + 3H2O

**Ответ к задаче 1.3**

3CuS + 8HNO3=3Cu(NO3)2 + 3S + 2 NO +4H2O

**Ответ к задаче 1.4**

H2S +4Br2 + 4 H2O = H2SO + 8HBr

**Ответ к задаче 1.5**  t

Ответ: Na2S2O3; Na2SO3  + S = Na2S2O3

**Ответ к задаче 1.6**

AgCI + 2 Na2S2O3 = Na3[Ag(S2O3)2] + NaCI

**Ответ к задаче 1.7**

Ответ: SO2. Уравнение реакции:

3S + 2KCIO3= 2 SO2 + 2 KCI

**Ответ к задаче 1.8**

Ответ: Кислород в воде находится в химически связанной форме

**Ответ к задаче 1.9**

Сера в SO2 находится в промежуточной степени окисления +4 и может как повышать степень окисления (быть восстановителем), так и понижать ее ( быть окислителем). Восстановительные свойства SO2 проявляет в реакциях с сильными окислителями, например с перманганатом калия:

5SO2 + 2 KMnO4 + 2H2O= 2 H2SO4 + K2SO4 + 2 MnSO4

SO20 + 2H2O -2e→ SO42- + 4H+

Oкислительные свойства SO2 проявляет например, в реакции с сероводородом:

SO2 + 2H2S= 2S↓ + 2H2O

SO20 +4H+ +4e→S + 2 H2O

**Ответ к задаче 1.10**

Все реакции разложения данных веществ протекают при нагревании:

2KCIO3= 2KCI + 3O2↑

2KMnO4= K2MnO4 + MnO2+ О2↑

2KNO3=2KNO2 + O2↑

2HgO = 2Hg + O2↑

Согласно этим уравнениям из 1 моль KCIO3 выделяется 1,5 моль О2, из 1 моль остальных трех веществ, - по 0,5 моль О2.

**Ответ к задаче 1.11**

При пропускании SO2 через избыток раствора гидроксида натрия образуется сульфит натрия:

SO2+ 2NaOH = Na2SO3 +H2O

При пропускании избытка SO2 через раствор сульфита натрия образуется гидросульфит натрия:

SO2+ Na2SO3 +H2O = 2NaHSO3

Гидросульфит натрия при нагревании разлагается:

2NaHSO3= SO2↑+ Na2SO3 +H2O

Серная кислота вытесняет сернистую кислоту из сульфитов:

Na2SO3 + H2SO4= SO2↑+ Na2SO4 +H2O

**Ответ к задаче 1.12**

Пирит – это руда, главным компонентом которой является FeS2.Обжиг пирита выражается следующим уравнением:

4FeS2 + 11O2 =2Fe2O3 + 8SO2↑ (1)

Полная нейтрализация – это нейтрализация с образованием нормальной соли: SO2 + 2NaOH = Na2SO3 +H2O (2)

Определим количество NaOH в данном растворе:

m( р- ра NaOH)= V·d = 400·1,28= 512 г

m(NaOH) = m( р- ра NaOH)·w(NaOH) = 512·0,25 = 128 г

ν(NaOH)= m(NaOH) / M(NaOH)= 128/40=3,2моль

Из уравнения(2) следует, что ν(SO2)=1/2 ν(NaOH)=1/2·3,2=1,6моль

Такое количество SO2, согласно уравнению (1),образуется из ν(FeS2)=1/n ν(SO2)=1/2·1,6 =0,8 моль, что соответствует массе FeS2:

m(FeS2)= ν(FeS2)·M(FeS2)= 0,8·120=96 г

И так, в 100 г пирита содержится 96 г FeS2, остальное – примеси:

m(прим)= 100-96 =4г

w%(прим)= m(прим)·100 / m(пирита) = 4·100 /100=4%

Ответ: Массовая доля примесей в пирите составляет 4%.

***Раздел 3.Химия элементов V группы II С***

**Ответ к задаче 1.1**

t

2NH4CI+ Ca (OH)2 = 2NH3↑+ CaCI2+2H2O

**Ответ к задаче 1.2**

t

Ответ: N2; 4NH3 +3O2= 2N2 +6H2O

**Ответ к задаче 1.3**

каt.

Ответ: NO 4NH3+ 5 O2= 4NO +6 H2O

**Ответ к задаче 1.4**

t

(NH4)2CO3 = 2NH3↑ + СО2↑ +Н2О↑

**Задача 1.5**

Ответ: Mn2+ ; NO3-.

5NaNO2 + 2 K,MnO4+ 3H2SO4= 2MnSO4 + 5NaNO3+ K2SO4+ 3H2O

**Ответ к задаче 1.6**

2KNO3 + 3C+S = N2↑+3CO2↑ +K2S+ Q

**Ответ к задаче 1.7**

Ответ: HNO3, HCI;

Au + HNO3 +3HCI= AuCI3 + NO↑+2H2O

**Ответ к задаче 1.8**

Ответ: NF3+ 3H2O= HNO2 +3HF

NCI3 +3H2O = NH3 +3HOCI

**Ответ к задаче 1.9**

Ответ: NH4NO3. В нитрате аммония NH4NO3 имеются атомы азота в различных степенях окисления: -3 и +5.Анион этой соли проявляет резко выраженные окислительные свойства, а катион - восстановительные. Поэтому при нагревании протекает окислительно-восстановительная реакция, в ходе которой ион аммония окисляется, а нитрат-ион – восстанавливается. Такие окислительно-восстановительные реакции называют реакциями внутримолекулярного окисления-восстановления. При нагревании распад этой соли протекает необратимо с образованием продукта, содержащего азот в промежуточной степени окисления:

-3 +5 +1

NH4NO3 = N2O + 2H2O

Остальные соли, приведенные в задании, содержат азот, имеющий какое-либо одно значение степени окисления.

**Ответ к задаче 1.10**

Ответ: Са3Р2 + 6Н2О = 3Са (ОН)2 +3РН3↑

**Ответ к задаче 1.11**

3CuS + 8HNO3= 3Cu(NO3)2 + 3S + 2NO +4H2O

**Ответ к задаче 1.12**

Для выделения аммиака из его солей обычно действуют на них гидроксидом кальция:

2NH4CI + Ca (OH )2→CaCI2 + NH3↑+H2O

Аммиак энергично реагирует с азотистой кислотой:

NH3+HNO2=NH4NO2

При прокаливании нитрита аммония происходит реакция диспропорционирования с выделением молекулярного азота:

t

NH4NO3→ N2↑ + 2H2O

При высоких температурах (электрическая дуга, грозовой разряд) азот вступает в обратимую реакцию:

N2 + O2 ↔ 2NO

При обычных условиях NO легко вступает в реакцию с кислородом:

2NO + O2 =2NO2

При растворении NO2 в воде в присутствии кислорода происходит необратимая реакция образования азотной кислоты:

4NO2 + 2H2O + O2 = 4HNO3

В зависимости от концентрации азотная кислота с металлами дает разные продукты:

3Ag + 4 HNO3 (разб.)= 3AgNO3 + NO↑ +2H2O

Нитраты металлов, стоящие в ряду активности после меди при прокаливании разлагаются до свободного металла:

2AgNO3(ТВ.)= 2Ag + 2NO2+O2

**Ответ к задаче 1.13**

N2 + O2 ↔ 2NO

2NO + O2 =2NO2

4NO2 + 2H2O + O2 = 4HNO3

**Ответ к задаче 1.14**

(NH4)3PO4 = 3NH3↑+ H3PO4 (кислота

(нелетучая);

2NH4CI + Ca (OH)2 = CaCI2 + 2NH3↑+ 2H2O

Щелочь связывает хлороводород.

**Ответ к задаче 1.15**

Реакции термического разложения NaNO3 и AgNO3 выражаются уравнениями:

2NaNO3= 2NaNO2 + O2↑ (1)

2AgNO3= 2Ag + 2NO2↑ + O2 (2)

Твердыми веществами среди продуктов разложения являются нитрит натрия и серебро . NaNO2 растворяется в воде; Ag – не растворяется следовательно, m(Ag)=7,2г; ν (Ag)= m(Ag) /M(Ag)= 7,2 /108=0,067 моль

Масса воды в которой растворили NaNO2 равна 10%, или 0,1;

Массовая доля воды w(Н2О)=0,9; Отсюда масса раствора равна:

m(р-ра) = m(H2O) / w (H2O)=124,2/0,9=138г

mNaNO2 = m(р-ра) - m(H2O) = 138 – 124,2= 3,8г

ν(NaNO2) =m (NaNO2) / M(NaNO2) =13,8 / 69 = 0,2моль

Из уравнения (1) следует, что ν1(О2)= ½ ν(NaNO2) = 1/2·0,2 =0,1 моль

Из уравнения (2) следует, что ν2(О2)= 1/2ν Ag=1/2·0,067 = 0,033моль

ν(NO2)= ν Ag= 0,067моль

Общее число молей газов равно:

ν = ν1(О2) + ν2(О2)+ ν(NO2)= 0,1 + 0,033 + 0,067= 0,2 моль

Суммарный объем газов: V = ν·Vm=0,2·22,4= 4,48л

Ответ: Суммарный объем газов равен 4,48 л(н.у.)

***Раздел 4. Химия элементов IV группы***

***Химия живой и неживой природы***

**Ответ к задаче 1.1**

Ответ: SiH4 +2O2 = SiO2 + 2H2O

Песок вода

**Ответ к задаче 1.2**

СО2 + НОН ↔Н2СО3 ↔Н+ + НСО3-+

Ответ: рН меньше 7

**Ответ к задаче 1.3**

Ответ: СаСО3; Са(ОН)2 + СО2= СаСО3↓ + Н2О

**Ответ к задаче 1.4**

Ответ: H2SO4(конц.)

2NaHCO3 + H2SO4(конц.)= Na2SO4 + 2H2O + 2CO2↑

**Ответ к задаче 1.5**

Ответ: Медь и углекислый газ;

2CuO + C = 2Cu + CO2↑

черный красноватый

**Ответ к задаче 1.6**

Ответ: СО2; CI2, COCI2

COCI2 + 2H2O ↔H2CO3 + 2HCI

**Ответ к задаче 1.7**

Ответ: Са(ОН)2 + СО2=СаСО3↓ + Н2О

СаСО3+ СО2+ Н2О=Са(НСО3)2;

t

Са(НСО3)2= СаСО3↓ + Н2О

**Ответ к задаче 1.8**

Ответ: водород

При его сгорании образуются только вода, и не загрязняется окружающая среда выхлопными газами.

**Ответ к задаче 1. 9**

Ответ: засыпая песком.

**Ответ к задаче 1.10**

СаСО3 = СаО + СО2↑

СаО + Н2О = Са(ОН)2

**Ответ к задаче 1.11**

Склянка с гидроксидом натрия- единственная, где не выделяется газ при добавлении соляной кислоты:

NaOH + HCI = NaCI + H2O

NaHCO3 +HCI = NaCI + CO2↑ +H2O

Na2CO3 + 2HCI = 2NaCI + CO2↑ +H2O

Выделение СО2 при действии сильных кислот – качественная реакция на карбонаты и гидрокарбонаты.

Карбонат натрия можно отличить от гидрокарбоната по реакции с раствором хлорида кальция:

CaCI2 + Na2CO3= СаСО3↓+2 NaCI

CaCI2 + NaHCO3 ≠

**Ответ к задаче 1.12**

В результате гидролиза образуются метан и ацетилен:

Al4C3 + 12H2O = 4Al(OH)3 + 3 CH4↑

CaC2 + 2H2O = Ca(OH)2 + C2H2↑

Пусть в исходной смеси содержалось Х моль AI4C3 и у моль CaC2, тогда в газовой смеси содержится 3х моль CH4 и у моль C2H2. Средняя молярная масса газовой смеси равна:

Мср.= М(О2) / 1,6 =20 = (3х·16+у·26) / (3х+у)

Откуда у= 2х

Массовые доли карбидов в исходной смеси равны:

W (AI4C3) = 144x / (144x+64у)·100% = 52,94%

W(CaC2)=64у / (144х + 64у) )·100% = 47,06%

Ответ: 52,94% Al4C3, 47,06% CaC2

**Ответ к задаче 1.13**

(NH4)2CO3 + 2HCI = 2NH4CI + CO2↑+ H2O

t

(NH4)2CO3 + Ca(OH)2 = CaCO3↓+ 2NH3↑ + 2H2O

**Ответ к задаче 1.14**

Оба компонента смеси – Si SiO2- взаимодействуют при нагревании с раствором щелочи: t

Si + 2NaOH + H2O = Na2SiO3 + 2H2↑ (1)

t

SiO2 +2 NaOH → Na2SiO3 + H2O (2)

При добавлении к полученному раствору силиката натрия соляной кислоты выпадает осадок кремниевой кислоты:

Na2SiO3 +2HCI = H2SiO3↓ + 2 NaCI (3)

Массу Si определяем по объему выделившегося водорода:

ν (Н2) =V(H2) / VM=448/22,4 = 20моль

ν(Si) =1/2(H2) = 1/2·20 = 10моль

m(Si) = ν(Si)·M(Si) = 10·28 =280г

Число молей Na2SiO3 вступившего в реакцию (3), определяем по массе H2SiO3;

ν(H2SiO3) = m(H2SiO3) / М(H2SiO3) = 1170/78= 15 моль

ν3(Na2SiO3)= ν(H2SiO3) = 15 моль

Это число молей складывается из количеств Na2SiO3, образовавшихся в реакциях (1) и (2):

ν3(Na2SiO3)= ν1(Na2SiO3) + ν2(Na2SiO3)

ν2(Na2SiO3) = ν3(Na2SiO3)- ν1(Na2SiO3)=15 -10=5 моль

Число молей SiO2, вступившего в реакцию (2), равно:

ν (SiO2)= ν2(Na2SiO3) = 5моль

Масса чистого SiO2 равна:

m(SiО2) = ν (SiO2)·М(SiO2)·= 5·60= 300 г

Технический SiО2 содержит 6,25 % примесей, т.е.содержит100 – 6,25=93,75% чистого SiО2. Следовательно, масса технического SiО2:

m(техн.SiО2) = m(SiО2) / w SiО2= 300 /0,9375 =320 г

Масса смеси: m(смеси)= m(Si) + m(техн.SiО2)=280+320=600 г

Ответ: масса смеси равна 600 г

**Ответ к задаче 1.15**

При обычных давлениях твердый диоксид углерода переходит в газообразное состояние (сублимируется), минуя жидкое состояние, и только под давлением 60 атм переходит в жидкость.

***Раздел 5. Металлы***

**Ответ к задаче 1.1**

Ответ: а) осмий (плотность 22,5 г/см3) и литий (плотность 0,53 г/см3,почти вдвое легче воды);

б) вольфрам (Тпл.=34200С) и цезий (Тпл. 28,50С, если не считать ртути (Тпл.=-38,90С).

в) хром (им можно резать стекло) и цезий (легко режется ножом).

**Ответ к задаче 1.2** t

Ответ: Na2O2, пероксид (2Na + O2 = Na2O2)

Fe3O4 (3Fe +2O2 = Fe3O4)

**Ответ к задаче 1.3**

Ответ: произошло химическое взаимодействие изделий с раствором гашеной извести:

2Al + Ca(OH)2 + 2H2O = Ca(AlO2)2 + 3H2↑

**Ответ к задаче 1.4**

Ответ: Ртуть: благодаря легкоплавкости (температура плавления -390С)

**Ответ к задаче 1.5**

В перечисленном ряду металлические свойства ослабевают.

**Ответ к задаче 1.6**

Платина растворяется при нагревании в царской водке:

3Pt + 4HNO3 +18 HCI = 3H2[PtCI6] +4NO↑ +8H2O

**Ответ к задаче 1.7**

Ответ: H2 c Cl2

1. H2 + Cl2 = 2HCl t
2. 2NaCl( тв) + H2SO4(конц) = Na2SO4 +2HCl↑

**Ответ к задаче 1.8**

Ответ: SiO2,

2NaOH + SiO2 = Na2SiO3 + H2O

**Ответ к задаче 1.9**

Ответ: процесс травления стекла выражается следующим уравнением:

Na2O·CaO·6SiO2 + 28HF = 2NaF + CaF2+ 6SiF4 + 14H2O

**Ответ к задаче 1.10**

Ответ: Na2S2O3

2 Na2S2O3+I2= Na2S4O6 + 2NaI

**Ответ к задаче 1.11**

Ответ: пары воды, оксид углерода (IV);

Образуя карбонаты:Твердые щелочи являются гигроскопичными веществами, т.е. поглощают влагу:

2NaOH + CO2 = Na2CO3 + H2O

**Ответ к задаче 1.12**

Поскольку металл двухвалентен его реакция с водой описывается уравнением:

Ме + 2 H2O =Ме(ОН)2 + Н2↑

Согласно уравнению, ν(Ме)= ν(Н2)=1,792 / 22,4= 0,08 моль

Отсюда атомная масса металла равна:

А(Ме)=m/ν=10,96 /0,08=137г/моль

Этот металл - барий.

Ответ: Барий.

**Ответ к задаче 1.13**

Пероксид калия в отличие от оксида – сильный окислитель. Он окисляет иодиды в кислой среде до йода: оксид калия реагирует не с KI, а с серной кислотой:

К2О2+ 2 KI + 2 H2SO4 = I2↓+2K2SO4 + 2H2O.

К2О2+4H++2е→2К++2 Н2О

К2О + H2SO4 = К2SO4 + Н2О

**Ответ к задаче 1.14**

Среди безводных солей одновалентных металлов с образованием воды и углекислого газа разлагаются только гидрокарбонаты металлов МеНСО3:

t

2 МеНСО3= Ме2СО3 + СО2↑ + Н2О (1)

При пропускании СО2 над раскаленным углем образуется оксид углерода (П): СО2(г) + С(тв) = 2СО (г) (2)

Как видно из уравнения (2), объем СО вдвое больше объема СО2, следовательно: ν(СО) =2 ν(СО2).

Изменение числа молей газа в результате реакции (2)

Δν= ν(СО) - ν(СО2) =2 ν(СО2) - ν(СО2).= ν(СО2).

По условию задачи ΔV=4,48л, отсюда:

Δν=ΔV/ Vm= 4,48 / 22,4=0,2моль

Итак, ν(СО2) = 0,2 моль

Из уравнения (1) следует, что ν (МеНСО3)= 2ν(СО2) = 2·0,2=0,4 моль

Молярная масса МеНСО3 равна:

М (МеНСО3)= m(МеНСО3) / ν(МеНСО3)= 58,6 /0,4 = 146,5 г/моль

М(Ме)= (МеНСО3) – М(НСО3-)=146,5 – 61 = 85,5 г/моль

А(Ме) =85,5→это металл рубидий Rb.

Ответ: соль рубидия RbHCO3.

**Ответ к задаче 1.15**

Металлы главной подгруппы II группы имеют в своих соединениях постоянную .с.о.+2, поэтому уравнение реакции между металлом Ме и азотом имеет вид: 3Ме + N2 = Me3N2 (1)

Уравнение гидролиза образовавшегося нитрида:

Me3N2 + 6Н2О = 3Ме(ОН)2 + 2NH3↑(г) (2)

Уравнение каталитического окисления аммиака:

каt.

4NH3 + 5O2 = 4NO + 6H2O (3)

Рассчитаем количество оксида азота (II),учитывая, что 11,2 л его это 50% от теоретически рассчитываемого объема:

Vтеор(NO) = Vпракт . (NO) / η=11,2 / 0,5 =22,4 л

ν(NO)= Vтеор(NO) / Vm= 22,4/ 22,4= 1 моль

Из уравнения (1-3) следует, что:

νМе =3 ν(Me3N2); ν(Me3N2)=1/2 (ν NH3);….. (ν NH3) = ν(NO)

Отсуда νМе =3/2 ν(NO)=3/2·1=1,5 моль

масса металла М(Ме)=m(Me)/ νМе=60г/1,5 моль= 40 г/моль

Ответ: Исходный металл – Са (кальций)

**Ответ к задаче 1.16**

Пусть в смеси содержится Х моль СаО, тогда ν(СаС2) = 2х, ν(Са3Р2)=3х.

Общая масса смеси равна m= m(CaO) +m(CaC2) +m(Са3Р2)= (Са3Р2)= 56x +64·2x + 182·3x= 730x= 15г, откуда х=0,0219 моль.

При действии воды на смесь происходят реакции:

СаО + Н2О = Са(ОН)2,

СаС2 + 2Н2О = Са(ОН)2, + С2Н2↑

Са3Р2 + 6Н2О = 3Са(ОН)2, + 2РН3↑

В первую реакцию вступает Х моль воды, во вторую – 4х моль, в третью – 18х моль, всего 23х моль воды.

В первой реакции образуется Х моль Са(ОН)2, во второй – 2х моль, в третьей – 9х моль, всего – 12х моль Са(ОН)2.

ν(Н2)= 23·0,0219= 0,504 моль,

m(Н2О)= 0,504·18 = 9,07 г

V(Н2О)= 9,1мл;

ν Са(ОН)2= 12·0,0219= 0,263 моль,

m Са(ОН)2= 0,263·74 =19,5 г

Ответ: V(Н2О)= 9,1мл; m Са(ОН)2= 19,5 г

**Ответ к задаче 1.17**

С помощью Ag. Данный реактив – малоактивный металл, в нашем случае – серебро. Концентрированная азотная кислота растворяет серебро с выделением бурого газа:

Ag + 2 HNO3(k)= AgNO3 + NO2↑ + H2O

Концентрированная серная кислота растворяет серебро с выделением бесцветного газа:

2Ag + 2H2SO4(k)= Ag2SO4 + SO2↑ + 2H2O

Соляная кислота не реагирует с серебром, которое стоит в ряду напряжений правее водорода.

***Раздел 6. Химия элементов III группы***

**Ответ к задаче 1.1**

При действии щелочей на растворы солей алюминия образуется осадок гидроксида алюминия:

AlCl3 + 3NaOH = Al(OH)3↑ + 3NaCl

Проведем расчет по этому уравнению:

ν(AlCl3) =25·0,08 / 133,5 = 0,015моль

ν (NaOH) =25·0,08 / 40 = 0,05 моль

AlCl3 - находится в недостатке.

В результате данной реакции расходуется 0,015·3= 0,045 моль NaOH и 0,015 моль Al(OH)3. Избыток NaOH в количестве 0,05 – 0,045=0,005 моль растворяет 0,005 моль AI(OH)3 по уравнению:

Al(OH)3 + NaOH = Na[Al(OH)4], т.о., в осадке остается 0,015 – 0,005= 0,01 моль AI(OH)3. При прокаливании этого осадка в результате реакции:

t

2 Al(OH)3 = Al2O3 + 3H2O

Образуется 0,01 /2 = 0,005 моль Al2O3 массой 0,005 ·102=0,51 г

Ответ: 0,51 г AI2O3.

**Ответ к задаче 1.2**

Алюминий отличается от магния тем, что его гидроксид Al(OH)3 амфотерен и растворяется в щелочах в щелочах. Поэтому при приливании избытка раствора щелочи к раствору AlCl3 образуется прозрачный раствор:

AlCl3 + 4КОН = К[Al(OH)4] + 3KCl

Гидроксид магния в щелочах нерастворим, поэтому при приливании раствора щелочи к раствору хлорида магния выпадает осадок:

MgCl2 + 2KOH = Mg(OH)2↓ + 2KCl

**Ответ к задаче 1.3**

Так же как и в предыдущей задаче , таким реактивом может быть щелочь, но по несколько отличающимся причинам. Водный раствор хлорида бериллия действительно содержит ионы Be2+ и CI-, образовавшиеся в результате диссоциации растворившейся соли BeCI2. Поэтому при добавлении по каплям раствора щелочи к раствору BeCI2 сначала образуется осадок гидроксида бериллия (бериллий – не щелочноземельный металл, а гидроксид бериллия – **не щелочь!**)

BeCl2 + 2КОН = Ве(ОН)2↓ + 2 KCl

При дальнейшем прибавлении щелочи этот осадок растворится, поскольку гидроксид бериллия, так же как гидроксид алюминия амфотерен

Ве(ОН)2 + 2КОН = К2[Ве(OH)4]

Водный же раствор ВВr3 на самом деле не содержит бромида бора, поскольку он полностью гидролизуется, образуя ортоборную (борную) кислоту Н3ВО3:

ВВr3 + 3Н2О = Н3ВО3 + 3 НВr,

Поэтому при добавлении в эту пробирку щелочи не наблюдается никаких видимых измнений:

КОН + Н3ВО3 = КН2ВО3 + Н2О,

КОН + НВr = КВr + Н2О

**Ответ к задаче 1.4**

При действии раствора КОН на хлориды алюминия и хрома (Ш) образуются вначале амфотерные гидроксиды AI(OH)3 и Cr(OH)3. В избытке щелочи они растворяются переходя в гидроксокомплексы:

AlCl3 + 6KOH = K3[Al(OH)6] + 3KCl (1)

CrCl3 + 6KOH = K3[Cr(OH)6] + 3KCl (2)

Соединения трехвалентного хрома легко окисляются в щелочной среде с образованием хроматов; роль окислителя в данном случае играет хлор:

2K3[Cr(OH)6] + 3CI2 + 4KOH = 2K2CrO4 + 6KCI + 8H2O (3)

Хромат калия K2CrO4 при взаимодействии с нитратом бария образует желтый осадок хромата бария:

K2CrO4 + Ba(NO3)2 = BaCrO4↓ + 2KNO3 …………(4)

Из уравнений (2-4) видно, что

ν (CrCI3) =ν (BaCrO4) = m BaCrO4 /M(BaCrO4) =126,5 / 253 = 0,5(моль)

отсюда: m(CrCI3) =ν CrCI3·М(CrCI3) =0,5·158,5=79,25 г

m(AICI3)= m(смеси) - m(CrCI3) = 317 – 79,25=237,75 г

w(AICI3)= m(AICI3) / m(смеси)= 237,75 /317= 0,75

Ответ: Массовая доля AICI3 в смеси равна 0,75 или 75%.

**Ответ к задаче 1.5**

При термическом разложении нитрата натрия выделяется кислород (один из способов получения кислорода!)

2NaNO3= 2NaNO2 + O2↑

При действии раствора гидроксида калия на алюминий (один из способов получения водорода):

2Al + 2KOH + 2H2O = 2KAlO2 + 3H2↑ (2)

В условиях избытка КОН образуются гидроксокомплекс:

2Al + 6KOH + 6H2O = 2K3[Al(OH)6] + 3H2↑

Однако состав этих гидроксокомплексов может варьироваться, а соотношение между числом молей Al и H2↑ всегда равно 2:3, поэтому допустимо использование уравнения (2).

При взрывании смеси кислорода и водорода образуется вода:

2H2 + O2 = 2 H2O (3)

Произведем расчеты:

νNaNO3 = m NaNO3 / M NaNO3= 425/85 =5 моль

ν(AI) = m(AI) / M(AI)= 45 / 27=5/3 моль

ν2 (H2)=3/2 ν(AI) =3/2·5/3=2,5 моль

ν3(О2)= 1/2 ν2 (H2)= 1/2·2,5 =1,25 моль

ν1(О2) > ν3(О2)→кислород взят в избытке, водород - в недостатке.

ν(Н2О) = ν2 (H2)= 2,5 моль

m(Н2О) = ν(Н2О)·М (Н2О) = 2,5·18 =45 г

Ответ: Полученный продукт – вода, ее масса равна 45г

***Раздел 7. Химия переходных металлов***

**Ответ к задаче 1.1**

При взаимодействии цинка с HCI образуется только одно газообразное вещество – водород. Ионы CI- в этом случае восстанавливаться не могут. При взаимодействии Zn c H2SO4 восстановлению могут подвергаться кроме ионов Н+ также и ионы или молекулы H2SO4,содержащие серу в степени окисления+ 6. В результате наряду с реакцией

Zn + H2SO4 = ZnSO4 + H2↑

при достаточно высокой концентрации серной кислоты и высокой температуре могут протекать и другие реакции:

Zn + 2H2SO4 = ZnSO4 + 2H2О +SO2↑

3Zn + 4H2SO4 =3ZnSO4 + 4H2O+ S

4Zn + 5H2SO4 =4ZnSO4 + H2O+ H2S↑

Вследствие этого Н2 может быть загрязнен диоксидом серы или сероводородом.

**Ответ к задаче 1.2**

а) В кислой среде хром со с.о.+6 существует в виде дихромат **-** иона Cr2O72-, а Cr+3 в виде соли хрома(Ш). Уравнение полуреакции восстановления хрома в кислой среде имеет вид

Cr2O7-2 + 14H+ + 6е→2Cr3++ 7H2O

В качестве восстановителя можно выбрать SO2:

K2Cr2O7 +3 SO2 +H2SO4 = K2SO4 +Cr2(SO4)3 + H2O

б) в щелочной среде шестивалентный хром существует в виде хромат-иона СrO42-, а трехвалентный – в виде гидроксида Cr(OH)3 или хромит- ионов [Cr(OH)6]3- или [Cr(OH)4] -. Полуреакция восстановления в избытке щелочи описывается уравнением

СrO42-+ 4H2O +3е →[Cr(OH)6]3- + 2ОН-

В качестве восстановителя можно выбрать KNO2

2K2CrO4 + 3 KNO2+2KOH +5 H2O= 3 KNO3+2K3[Cr(OH)6].

**Ответ к задаче 1.3**

При прокаливании перманганата калия образуется оксид марганца (IV) – вещество Х1.

2KMnO4 = K2MnO4 + MnO2 +O2↑

MnO2 можно выделить из образовавшейся твердой смеси, растворив K2MnO4 в воде;

MnO2 при нагревании восстанавливается соляной кислотой:

MnO2 + 4HCI = MnCI2 + CI2↑ +2H2O

Из хлорида марганца (П) по обменной реакции можно получить нитрат марганца (П) – вещество Х2:

MnCI2 +2AgNO3 = 2AgCI↓ + Mn(NO3)2, при прокаливании которого образуется оксид марганца (IV):

Mn(NO3)2 = MnO2 +2NO2↑

Ответ: Х1 - MnO2,  Х2- Mn(NO3)

**Ответ к задаче 1.4**

Твердый хлорид меди (П) реагирует с медью при нагревании в инертной атмосфере с образованием хлорида меди(1) – вещество Х1:

СuCl2 + Cu = 2CuCl

Хлорид меди (1) растворяется в водном растворе аммиака с образованием аммиачного комплекса [Cu(NH3)2]Cl – вещество Х2:

Cu + 2NH3 = [Cu(NH3)2]Cl.

Сульфид калия разрушает комплекс [Cu(NH3)2]CI за счет образования плохо растворимого Сu2S – вещество Х3:

2[Cu(NH3)2]Cl + K2S = Сu2S↓+ 4NH3 +2KCl.

Сульфид меди (1) растворяется при нагревании в концентрированной азотной кислоте с образованитем нитрата меди (П) – вещество Х4:

Сu2S +14HNO3=2Cu(NO3)2+H2SO4 +10NO2 +6H2O

Ответ: Х1- CuCl, X2- [Cu(NH3)2]Cl, X3- Сu2S, X4- Cu(NO3)2.

**Ответ к задаче 1.5**

Из оксида железа (III) при нагревании с углем можно получить железо:

Fe2O3 +3C = 2 Fe +3CO↑

Оно растворяется в соляной кислоте с образованием хлорида железа (II):

Fe +2 HCl = FeCl2 +H2↑

**Ответ к задаче 1.6**

Из трех компонентов смеси только один – Fe0 взаимодействует с соляной кислотой с выделением водорода:

Fe + 2HCI = FeCI2 + H2↑ (1)

Согласно уравнению (1):

ν(Fe) = ν (H2) = V(H2) / VM = 0,112л / 22,4 л/моль=0,005 моль

Следовательно, масса Fe в 1 г смеси равна:

m(Fe) = M(Fe)·ν (Fe)= 56г/моль·0,005 моль= 0,28 г

w%(Fe) = m (Fe)·100/m1(смеси)=0,28·100 /1= 28%.

Водород может восстанавливать два компонента смеси – FeO и Fe2O3:

FeO + H2 = Fe + H2O (2)

Fe2O3 + 3H2 = 2Fe + 3H2O (3)

Суммарная масса оксидов в 1 г смеси равна:

m(FeO) + m(Fe2O3) =1г – m(Fe) = 1г -0,28 г =0,72г

Пусть m(FeO) =х; тогда m(Fe2O3) = 0,72 –х.

Количество FeO и Fe2O3 в данных массах равны:

ν(FeО) = х / М (FeO) =х /72;

ν(Fe2O3) = (0,72 –х) / М(Fe2O3) = (0,72 – х) / 160

Согласно условию задачи суммарное количество воды, образовавшейся в результате реакций (2) и (3):

ν (H2O) = m(H2O) / M(H2O) = 0,2115 г/18 г/моль=0,01175 моль.

Число молей воды в реакции (2) равна числу молей FeO:

ν2 (H2O) = ν(FeО) =х/72

Число молей воды в реакции (3) равна числу молей (Fe2O3):

ν (H2O) = 3 ν(Fe2O3) = 3(0,72 – х) / 160

ν (H2O) = ν2(H2O) + ν3(H2O) = х /72 + 3(0,72 – х) / 160 = 0,01175.

Откуда х=0,36 г = m(FeO)

w%(FeО) = m (FeО)·100/m2(смеси)= 0,36·100/1 =36%

Ответ: Массовые доли железа и оксида железа(П) в смеси соответственно равны: 28 и 38 %.

**Ответ к задаче 1.7**

Пирит – это руда, главным компонентом которого является FeS2. Обжиг пирита выражается следующим уравнением:

4FeS2 +11O2 = 2 Fe2O3 + 8SO2↑ …..(1)

Полная нейтрализация – это нейтрализация с образованием нормальной соли:

SO2 +2NaOH = Na2SO3 +H2O (2)

Определим количество NaOH в данном растворе:

m (раствора NaOH)=V·d =400·1,28= 512г

m (NaOH)= m (раствора NaOH)·w(NaOH)= 512·0,25 = 128г

ν(NaOH) = (m(NaOH) / M(NaOH) = 128 /40 = 3,2 моль

Из уравнения (2) следует, что

ν(SO2)= ½ ν(NaOH) = 1/2·3,2 = 1,6 моль

Такое количество SO2, согласно уравнению (1), образуется из ν(FeS2) =

1/2 ν(SO2)= 1/2·1,6 = 0,8 моль, что соответствует массе FeS2:

m (FeS2) = ν(FeS2)· М(FeS2) = 0,8·120= 96г

Итак, в 100 г пирита содержится 96 г FeS2, остальное- примеси:

m (прим.) = 100 -96 = 4 г

w%(прим.) = m (прим.)·100 / m(пирита) = 4·100 /100 = 4%

Ответ: Массовая доля примесей в пирите составляет 4%.

**Ответ к задаче 1.8**

Хлорид золота (Ш) является сильным окислителем, при взаимодействии с которым пероксид водорода окисляется до кислорода:

2AuCI3 + 3H2O2 +6KOH = 2Au + 3O2↑ + 6KCI + 6H2O

2| Au+3 + 3e= Au0

3| 2O-1 -2e = O20

Рассчитаем количество образовавшегося золота:

ν(Au) =m(Au) / M(Au) =5,91 /197 =0,03 моль

Согласно уравнению реакции:

ν(O2)= 3/2 ν(Au) =3/2·0,03 = 0,045 моль

Объем выделившегося кислорода

V(O2) = ν(O2)·VM = 0,045·22,4 = 1,008 л

Ответ: Выделяется 1,008 ≈ 1л кислорода.

**Ответ к задаче 1.9**

Газ, образующийся при взаимодействии меди с 30%-ной (разбавленной) азотной кислотой – это оксид азота (П):

3Сu + 8HNO3 = 3Cu(NO3)2 + 2NO↑ + 4H2O (1)

При каталитическом разложении хлората калия (бертолетовой соли) выделяется кислород:

t0

2KClO3→ 2KCl +3O2 (2)

MnO2

Оксид азота (П) реагирует с кислородом с образованием оксида азота (IV):

2NO + O2 = 2NO2 (3)

Определим число молей NO, образующихся в ходе реакции (1):

ν(NO)= 2/3 ν(Cu) =2/3·m(Cu) /M(Cu)= 2/3·19,05/64 ≈ 0,2моль

Пусть число молей кислорода, которое образовалось в ходе реакции (2),

ν2(O2)·= х

Число молей кислорода, которое вступает в реакцию (3):

ν3(O2)·= 1/2 ν(NO)= 1/2·0,2 = 0,1 моль

Число молей кислорода, которое остается неизрасходованным:

νизбыт(O2)·= х - 0,1

Число молей NO2, образующихся в ходе реакции (3)

ν(NO2) = ν(NO) = 0,2 моль

Общее число молей газов после завершения всех реакций:

ν(газов) = νизбыт(O2) + ν(NO2) = х - 0,1+0,2 = х + 0,1

Общий объем газов

V = ν(газов)·22,4 = 22,4 (Х +0,1)

22,4 (Х+0,1) = 8,96 дм3; Х = 0,3моль

По уравнению (2)

νKCIO3 = 2/3 ν2(O2)·= 2/3· 0,3 =0,2 моль

Масса вступившего в реакцию (2) KClO3 равна:

m(KCIO3) = νKClO3·M (KClO3)= 0,2·122,5 = 24,5г

Исходная масса KCIO3 равна:

mсходн.(KClO3) = mKClO3· /w (KClO3)= 24,5 /0,7 =35 г

Ответ: 35 г бертолетовой соли.

**Ответ к задаче 1.10**

Обозначим металл, из которого изготовлена проволока, символом Ме. При его сгорании в неизвестном газе образовалась соль МеА (где А – анион). Растворив МеА в воде и пропустив через раствор Н2S, получаем черный осадок сульфида металла:

МеА + Н2S → МеS↓ +НА

Очевидно, что m(MeS) = m(Me) + m(S);

Отсюда: m(S)= m(MeS) - m(Me) =48г – 38г = 16г

Число молей атомов серы

ν(S) = m(S) / M(S) = 16 /32 = 0,5 моль

ν(Ме) = ν(S) =0,5 моль

М(Ме) = m(Me)/ ν(Ме) = 32 /0,5 = 64 г/моль

Аr(Me) = 64; Такую атомную массу имеет металл медь Сu.

Газ, в котором сгорает медь, - это хлор CI2, так как именно этот газ образуется при взаимодействии MnO2 c соляной кислотой:

MnO2 + 4 HCI = MnCI2 + CI2↑ + 2H2O (1)

Cu + CI2 = CuCI2 (2)

Из уравнений (1,2) следует, что ν(MnO2) = ν(CI2) = ν(Cu) = 0,5моль;

ν(HCI) = 4 ν(CI2) = 4ν(Cu) = 4·0,5 =2 моль

m(MnO2) = ν(MnO2)·M (MnO2) = 0,5·87 =43,5г

m(раствора HCI) = ν(HCI) = 2·36,5 /0,365 = 200 г

V(р-ра HCI) = m(раствора HCI) / ρ (р-ра HCI) = 200 / 1,19≈ 168 мл.

Ответ: проволока из меди; 43,5 г MnO2; 168 мл раствора HCI.

***Раздел 8. Химия водорода, кислорода: вода, перекись водорода***

**Ответ к задаче 1.1**

При действии цинка на соляную кислоту выделяется водород:

Zn + 2HCI = ZnCI2 + H2↑

который при нагревании восстанавливает оксид меди (П) до меди:

СuO + H2 = Cu + H2O

Определим количества веществ в первой реакции:

m(р-ра HCI)= 18,7·1,07 = 20,0 г

m(HCI)= 20,0·0,146 =2,92г

ν(HCI)= 2,92 / 36,5 =0,08 моль

ν(Zn) = 2,0 /65 = 0,031 моль

Цинк находится в недостатке, поэтому количество выделившегося водорода равно: ν(H2) = ν(Zn) =0,031 моль

Во второй реакции в недостатке находится водород, поскольку

ν(СuO) = 4,0 /80 = 0,05 моль

В результате реакции 0,031 моль CuО превращается в 0,031 моль Cu и потеря массы составит: m(CuО) - m(Cu) = 0,031·80 – 0,031·64=0,50 г

Масса твердой смеси CuО с Cu после пропускания водорода составит

4,0 – 0,5 =3,5 г

Ответ: 3,5 г

**Ответ к задаче 1.2**

Хлорид золота (Ш) является сильным окислителем, следовательно пероксид водорода окисляется до кислорода. Найдем коэффициенты в уравнении реакции:

2AuCI3 +3 H2O2 + 6KOH→ 2Au + 3O2↑ +6 KCI + 6H2O

Поскольку реакция происходит в водном растворе можно воспользоваться методом электронно-ионного баланса:

2| Au3+ + 3e → Au

3| H2O2 +2OH- -2e → O2 + 2 H2O

2Au3+ + 3 H2O2 + 6 OH- = 2Au +3O2↑ + 6 H2O + 6 KCI

Проведем расчет по этому уравнению реакции:

ν(Au) = 5,91 /197 = 0,03моль

ν(O2) =3/2·ν(Au) = 0,045 моль

V(O2) = 0,045·22,4 = 1,008 л

Ответ: 1,008 л O2.

**Ответ к задаче 1.3**

Амфотерные свойства воды подтверждаются гидролизом растворенных в ней солей, а также взаимодействием её как с основными, так и с кислотными оксидами:

1. CO2 + H2O→H2CO3
2. Na2O + H2O→ 2NaOH
3. NH3 + HOH → NH4OH

основ. кислота

1. HCI + HOH →H3O+ + CI-

кислота основ.

**Ответ к задаче 1.4**

1. BaO2 + H2SO4 = BaSO4↓ + H2O2
2. Na2O2 + H2O→ 2NaOH + H2O2
3. 2KO2 + 2H2O→ 2KOH + H2O2 + O2

**Ответ к задаче 1.5**

Свинцовые белила (белый пигмент PbCO3) могут реагировать с сероводородом, содержащимся в загрязненной атмосфере, образуя сульфид свинца (П), соединение черного цвета:

PbCO3 + H2S = PbS↓ + CO2↑ + H2O

При обработке поверхности картины пероксидом водорода

PbS + 4 H2O2 = PbSO4↓ + 4 H2O

образуется PbSO4, соединение белого цвета.

**Тема VI. Кислотно-основное взаимодействие.**

**Метод нейтрализации**

**Ответ к задаче 6.1**

Na2B4O7 + 2 HCI +5H2O →2NaCI + 4H3BO3;

m(буры).= Сэ.( HCI)·V .(HCI)·М· f экв.буры

f экв.( Na2B4O7·10H2O) = ½

m(буры) =М(буры)· f экв·С.(HCI)·V .(HCI)/1000;

m(буры) = 382·1/2·0,103·15,1·10-3= 0,297 г

Ответ: m(буры) =0,297 г.

**Ответ к задаче 6.2**

НСООН + КОН →НСООК + Н2О

1. Сэкв.(НСООН)=7,2·0,15 /10 = 0,108 моль/л
2. Сэкв.(НСООН)=См (НСООН), так как f экв.( НСООН)= 1;

См(НСООН) = m / M·V m=C·M·V;

m.(НСООН)= 0,108·46·0,1=0,497 г

3) w.(НСООН)= m.(НСООН) / m пробы ·100%

w.(НСООН)= 0,497 /2,32 100% = 21,4%

Ответ: w.(НСООН)=21,4%.

**Ответ к задаче 6.3.**

TNaOH/H2SO4 = Cэкв. NaOH·M·1/z H2SO4 /1000 = Cэкв.·98·1/2 /1000, отсюда

Сэкв. NaOH = Т·1000 /М1/z H2SO4 = 0,01·1000 /49 = 0,204 моль/л

По закону эквивалентов:

Сэ H2SO4·V H2SO4= Сэ NaOH·VNaOH

V H2SO4 = 0,204·22 /0.15=29,92≈30мл

**Ответ к задаче 6.4.**

Да, можно. Титрант HCI 0,1э р-р.

Запишем реакцию:

2HCI + 2Na2CO3→2NaCI + H2CO3

Для выбора индикатора необходимо рассчитать рН продукта реакции, исходя из данных:

Сэ к-ты= 0,1:2 = 0,05 моль/л

Ка=4,5·10-7

V Na2CO3=10 мл V HCI=4,7мл

рН H2CO3= lg 4,5·10-7+ (-lg5·10-2) / 2≈3,68

По значению рТинд. Выбираем метилоранж

Сэкв. Na2CO3= Сэкв.HCI·V HCI / V Na2CO3= 0,1·4,7/10 =0,047 моль/л

**Ответ к задаче 6.5.**

Н2С2О4 + 2КОН →К2С2О4 + 2Н2О

Сэкв. Н2С2О4= m / M1/z·V(л)= 2,350 / 126·1/2·0,2= 0,187 моль/л

Сэкв. Н2С2О4·V Н2С2О4 = Cэкв.КОН·V КОН

0,187·20 = 19,36·СэКОН

СэКОН= 0,187·20 / 19,36 = 0,193 моль/л

ТКОН = СэКОН M1/z·КОН / 1000 = 0,193·56 /1000=10,98·10-3г/мл.

Т КОН/HCI= СэКОН· M1/zHCI / 1000 = 0,196·36,5 /1000=0,007154 г/мл

**Ответ к задаче 6.6**

СН3СООН + NaOH = CH3COONa + H2O

Cэкв.укс.·Vукс.= 25·0,1 = 2,5 экв.

10 мл·0,5 = 5 экв. В избытке NaOH на 2,5 экв.

рОН = -lg 0,25= -lg 2,5·10-1 = 1 -0,398=0,602

pH=14- pOH = 14 -0,602 =13,398

**Ответ к задаче 6.7**

2HCI + Na2CO3→2NaCI + H2CO3

m Na2CO3 = T HCI/ Na2CO3· VHCI=Cэ HCI· M1/zNa2CO3· VHCI/1000 =

0,1·106·1/2·4,85 / 1000= 0,0257 г

Это масса содержится в 10 мл, а в 100 мл – Х г

Х=0,257 г

С% = 0,257·100 / 0,2840 = 90,49%

Ответ: w Na2CO3 в техническом образце составляет 90,5%.

**Ответ к задаче 6.8**

HCOOH + NaHCO3→NaCOOH + H2CO3

Cэкв.= С%·10·ρ / M1/z=2·10·1,013 / 84 = 20,26 /84= 0,241 моль/л

mHCOOH= T NaHCO3/HCOOH ·V NaHCO3= Cэкв NaHCO3· M1/z HCOOH·V NaHCO3= 46·0,241·10 / 1000 = 0,11 г

Ответ: масса муравьиной кислоты равна 0,11 г.

**Ответ к задаче 6.9**

HCI + NaНCO3→NaCI + H2CO3 (Н2О + СО2↑)

ν NaНCO3= 10 / 84 = 0,119 моль

ν NaНCO3= ν H2CO3 = ν СО2= 0,119 моль

V СО2= ν СО2·VМ= 0,119·22,4 л = 2,67 л

Ответ: Объем углекислого газа равен 2,67 л.

**Ответ к задаче 6.10**

CэквHCI = 0,5**·**10·ρ / M1/z HCI = 0,5·10·1 / 36,5 = 0,13698 моль

0,14 моль сод. В 1000 мл, а в 500 мл – Х моль

Х=0,06849 моль

рН = -lg0,137 = -lg1,37·10-1 = 1 - lg1,37 = 1 – 0,146=0,854

Ответ: В 500 г желудочного сока содержится 0,0685 моль соляной кислоты, рН соляной кислоты равна 0, 854

**Тема VII. Реакции осаждения. Произведение растворимости. Условия выпадения осадка. Аргентометрия. Методы Мора и Фольгарда.**

**Ответ к задаче 7.1**

В справочнике находим табличное значение ПР AgCN= 1,4·10-16, т.к. в состав соли входит два иона ПР AgCN= [Ag+]·[CN-]; отсюда Р= См = √ПР =

√1,4·10-16=1,18·10-8 моль/л,где

См- молярная концентрация насыщенного раствора или См(AgCN)

См (Ag+) = m(Ag+) / М(Ag+)· Vр-ра(л; V= 1,18·10-8 ·108·0,5 = 6,37·10-7 г

Ответ: масса ионов серебра равна 6,37·10-7 г.

**Ответ к задаче 7.2**

Са2+ + SO42-→ CaSO4↓

Sr2+ + SO42-→ CrSO4↓

По таблице растворимости находим значение ПР CaSO4=2,5·10-5 и

ПР CrSO4=3,2·10-7. Из этих данных видно, что конкуренцию выиграет CrSO4, т.к. у него значение ПР меньше. Данное явление называется *конкурирующие гетерогенные процессы.* При попадании стронция в организм человека он вытесняет кальций из его соединений в костях, при этом развивается

« стронциевый» рахит.

**Ответ к задаче 7.3**

Для бинарных электролитов ПР = Р2, где Р- молярная концентрация насыщенного раствора;

CaCl2 + Na2CO3 → CaCO3 + 2 NaCl

CaCO3(тв)↔ Са2+(р-р) + СО32-(р-р)- гетерогенное равновесие.

Условием образования осадка является соотношение ПРрасч..≥ПРтабл., где ПРрасч.- произведение молярных концентраций ионов малорастворимого электролита при текущих условиях, а ПРтабл.- константа растворимости (справочная величина):

ПР CaCO3 = [Са2+]·[ СО32-] = [0,001 /2· 0,001 /2] = 2,5·10-7

ПР CaCO3(табл)= 3,8·10-9

Т.к. ПРрасч.> ПРтабл.,то осадок CaCO3 образуется.

Ответ: Осадок CaCO3 образуется.

**Ответ к задаче 7.4**

Выбираем метод количественного анализа, основанный на образовании осадка т.е. аргентометрию, а именно метод Мора, в котором рабочими растворами являются либо NaCI, либо AgNO3.

AgNO3 + NaCI→ AgCI↓ + NaNO3

Ag+ + K2CrO4→ AgCrO4↓ +2K+

индикатор

По условию задачи известны объемы растворов AgNO3 и NaCI и концентрация AgNO3, можем определить Cэкв. NaCI по формуле:

Cэкв. NaCI = Cэкв. AgNO3·V AgNO3 /V NaCI = 0,1·10 /9,4 = 0,106 моль/л

m NaCI = Cэкв.· M1/z·V(л)= 0,106·58,5·1 = 6,20 г

Ответ: масса х.ч. NaCI равна 6,2 г.

**Ответ к задаче 7.5**

Из условия задачи видно, что титрование обратное, значит метод количественного анализа - метод Фольгарда:

NaBr + AgNO3 →AgBr↓ + NaNO3

AgNO3+ NH4NCS →AgNCS↓ + NH4NO3

NCS- + Fe3+→ [Fe(NCS)6]3-

кроваво-красн.

1. Определяем объем AgNO3 затраченный на реакцию с роданидом аммония:

V2 AgNO3 = Cэкв NH4NCS.· V NH4NCS / Сэкв. AgNO3 = 1,88·0,05063 /0,04172 = 2,28 мл

1. Определяем объем AgNO3 пошедший на NaBr

Vобщ. – V2 AgNO3 =V1 AgNO3 = 5 -2,28 = 2,72 мл

1. Рассчитаем m NaBr в растворе

m NaBr = T AgNO3 / NaBr V1 AgNO3 =Cэкв. AgNO3·M1/z·NaBr· V1 AgNO3 /1000= 0,04172·103·2,72 / 1000= 0,0117г

1. Cэкв.р-ра NaBr= Cэкв. AgNO3· V1 AgNO3/ V NaBr =0,04172·2,72 / 3=0,03783 моль/л
2. Т р-ра NaBr= Cэкв NaBr· M1/z·NaBr· / 1000=

0,03783·103 / 1000 = 0,003896г/мл

**Ответ к задаче 7.6**

AgNO3 + NaCI→ AgCI↓ + NaNO3

m NaCI = Т AgNO3/ NaCI· V AgNO3= Cэкв. AgNO3·M1/z·NaCI·VAgNO3/1000=

0,051·58,5·7,5 / 1000 = 22,38 / 1000 = 0,0224г

0,0224г сод. в 20 мл

Х - в 100 мл Х=0,1119 г

W повар. соли = 0,1119·100 / 2,72 = 4,11%

Ответ: Процентное содержание соли в пищевом продукте составляет 4,11 %.

**Ответ к задаче 7.7**

Р= СМ AgCI= 1,2·10-3моль/л.

ПР AgCI=[ Ag+]·[CI-] =P2

ПР AgCI=[1,2·10-3]2 = 1,44·10-6

Ответ: Произведение растворимости AgCI равен 1,44·10-6

**Ответ к задаче 7.8**

AgNO3 + KNCS = AgNCS + KNO3

m AgNO3=T KNCS/ AgNO3 ·V KNCS = Cэкв.·KNCS M1 /z·AgNO3 V KNCS /1000· = 0,0534·170· V KNCS /1000;

3,3974·1000 = V KNCS·0,0534

V KNCS = 3,3974·1000 / 0,0534·170 = 374,25 мл

С% = 3,3974·100 / 374,25 ρ =0,91%.

Ответ: Процентное содержание нитрата серебра должна быть 0,91%.

**Ответ к задаче 7.9**

Произведение растворимости ПР PbI2= [Pb2+]·[2I-]2

Определим См или Р(молярную растворимость соли)

См = 1,16 / 461·2 = 0,00126 моль/л

М PbI2= 461 г/моль ПР PbI2= [1,26·10-3]·[2·1,26·10-3]2·= 3,17·10-9

Ответ: Произведение растворимости PbI2 равно 3,17·10-9

**Ответ к задаче 7.10**

CaCI2 + Na2SO4→CaSO4+ 2NaCI

Определим СМ растворов после смешения:

СМ CaCI2= 0,02 /Z = 0,02 /2 = 0,01моль/л

СМ Na2SO4 = 0,02 /2 = 0,01моль/л

СМСа2+= 10·0,01 / 20 = 0,005 моль/л

после смешения

СМ SO42-= 10·0,01 / 20 = 0,005 моль/л

после смешения

ПР CaSO4 = [Са2+]·[ SO42-] [5·10-3]2=25·10-6= 2,5·10-5

Чтобы ответить на вопрос выпадет осадок или нет, сравниваем полученную величину ПР CaSO4с табличным значением – 1,1·10-10.

Значение ПР текущей концентрации > чем табличное. Значит, осадок выпадет.

Ответ: Осадок CaSO4 образуется.

**Тема VIII. Комплексные соединения. Комплексонометрия.**

**Ответ к задаче 8.1**

Прочность комплекса характеризуется величиной Кн: чем меньше константа нестойкости, тем более прочный комплекс. Из справочника: Кн3=3,16·10-5; Кн2=5,01·10-10 ; Кн1=1,58·10-8.

Ответ: Так как Кн2< Кн1< Кн3 , то самое прочное комплексное соединение Fe2+ c гистидином.

**Ответ к задаче 8.2**

Вторичная диссоциация комплексного иона протекает по уравнению :

[Zn(CN)4]2-↔ Zn2+ + 4CN-;

Кн = [Zn2+]·[CN-]4 / [Zn(CN)4]2-= 2,4·10-20(справочная величина)

[Zn2+] = Кн·[Zn(CN)4]2- / [CN-]4 =2,4·10-20·0,3 /(0,01)4 = 7,2·10-13моль/л

Ответ: концентрация иона [Zn2+] в растворе тетрацианоцинката (II) натрия составляет 7,2·10-13моль/л.

**Ответ к задаче 8.3**

Fe3+ + Na2[H2Tr] → Na2[FeTr]+ + 2H+

m Fe3+= Cэкомпл.Ш· M1/z· Fe3+·Vкомпл. /1000= 0,0506·56·3,48 /1000=0,00986 г

0,00986 г сод. в 25 мл, а в 100 мл сод. Х г Х=0,0394 г

w Fe = 0,0394·100 / 0,5614 = 7,018%.

Ответ: массовая доля железа составляет 7,018%.

**Ответ к задаче 8.4**

Качественной реакцией на Ва2+ является реакция с ионом SO42-→ВаSO4↓

Значит SO42- находится в растворе в виде ионов. Формула комплексного соединения следующее: [Co(NH3)5Br]SO4→[Co(NH3)5Br]2+ +SO42- + BaCI2→ ВаSO4↓ + [Co(NH3)5Br]CI2

Второе комплексное соединение:

[Co(NH3)5 SO4]Br →[Co(NH3)5 SO4]+ + Br- +AgNO3→AgBr↓ +

[Co(NH3)5 SO4]NO3.

**Ответ к задаче 8.5**

mZn= CэЭДТА· M1/z·Zn·V ЭДТА /1000=0,1015·65,4·1/2·19,5/1000=0,0648 г

w Zn= 0,0648·100 /0,9003= 7,2%.

Ответ: массовая доля цинка составляет 7,2%.

**Ответ к задаче 8.6**

m CaCO3= T ЭДТА/ CaCO3·V ЭДТА= Cэ ЭДТА· M1/z CaCO3· V ЭДТА/1000:

Cэ ЭДТА= m CaCO3·1000/ M1/z CaCO3· V ЭДТА=0,1045·1000/100·1/2·21,06=

= 0,0993 моль/л

См= Cэ/ z=0,0993/2=0,0497 моль/л

Т ЭДТА/СаО = Cэ ЭДТА· M1/zСаО /1000= 0,0993·56·1/2/1000=0,002780 г/мл

Ответ: См ЭДТА=0,0497 моль/л

Т ЭДТА/СаО = 0,002780 г/мл

**Ответ к задаче 8.7**

[Ag(NH3)XCI] + HNO3→NH4NO3 + NH4CI + AgCI↓

По закону эквивалентов:

Сэ HNO3·V HNO3 = СэNH3·V NH3

0,2 20 0,1· X 20

4=0,1·X·20 X=2

Ответ: X=2 т.е.формула Ag[NH3]2CI]

**Ответ к задаче 8.8**

m CaCI2  =T компл. III / · CaCI2 ·V компл.III=

Cэ компл.III·M1/z CaCI2·V компл. /1000=0,05234·55,5·1,92/1000=0,00558 г

Это масса CaCI2·сод. в 10 мл, а в 100 мл Х г

Х=0,0558 г

W = 0,0558·100 / 0,1246 = 4,49%

Ответ: в навеске 4,49 % CaCI2

**Ответ к задаче 8.9**

Формулы комплексных соединений исходя из эмпирических формул следующее:

а) [Co(NH3)4]CI3 б) K [Pt(NH3)CI3]

Диссоциация по 1 ступени следующее:

[Co(NH3)4]CI3↔[Co(NH3)4]3+ + 3СI-

K [Pt(NH3)CI3] ↔K+ +[Pt(NH3)CI3]-

**Ответ к задаче 8.10**

Формула комплексной соли [Co(NH3)4]CI3

Реакция: [Co(NH3)4]CI3 + 3AgNO3 → 3AgCI↓ +[Co(NH3)4](NO3)3

ν AgCI = 0,1435 / 143,5 = 0,001моль

ν[Co(NH3)4]CI3= ν AgCI:3 = 0,001/3 = 0,00033 моль

ν NH3 = 4·0,00033 = 0,00132 моль

ν компл. соли= 0,2335 / 221,4 = 0,00105 моль т.е.

Мсоли= 58,9 +56+106,5 =221,4 г/моль

К.ч. Со =4.

**Тема IX. «Коллигаттивные свойства растворов»**

**Ответ к задаче 9.1**

По закону Вант-Гоффа Росм.= С(х)·RT, где

С(х) – молярная концентрация раствора;

R – 8,31 Дж/моль·К, газовая постоянная;

Т – абсолютная температура.

Переход от массовой доли к молярной осуществляется по формуле:

Сх = w·ρ·10 / М(х)

С(глюкозы) = 20·1,08·10 / 180 = 1,2 моль/л

Тогда Росм.=1,2·10-3моль/м3·8,31Дж/моль 310К=

3091320 ПА=3091,3кПа

Ответ: Так как 3091,3кПа> Росм.крови, то 20% раствор глюкозы является гипертоническим.

**Ответ к задаче 9.2**

Эритроциты в гипотонических растворах за счет эндосмоса лопаются, происходит **гемолиз,** а в гипертонических растворах сморщиваются (**цитолиз**).

Осмотическое давление 3%-ного раствора глюкозы определяется по закону Вант=Гоффа:

Росм. = С(х) RT, где См = С%·ρ·10 / М(х)

Росм. = 3·1,01·10 / 180 8,31·310= 433,6 кПа

Т.к. в норме Росм. крови равно 740-780 кПа, то 3% раствор глюкозы имеет осмотическое давление меньше крови, поэтому с эритроцитами в таком растворе произойдет **гемолиз.**

**Задача 9.3**

Росм. мочи = См RT= 0,06·103 осмол./м3·8,31Дж/моль·310К =

154566 Па=154,6 кПа

Ответ: осмотическое давление разбавленной мочи значительно ниже осмотического давления плазмы крови.

**Ответ к задаче 9.4**

Понижение температуры замерзания раствора определяется по формуле

Δtзам.= tзам.растворителя - tзам.раствора= 00С – (-0,850С) = 0,850С;

См= Δtзам. / Ккриос. = 0,85 / 1.86 = 0,457 моль/кг

Переход моляльной концентрации к массовой доле осуществляется по формуле: См(х) = w·1000 / (100-w)·М(х);

W = См(х) (100-w)·М(х) / 1000, пусть w=х, тогда

Х= См(х) (100-х)·М(х) / 1000= 0.457(100-х)·180 / 1000;

82,26 (100-х) / 1000;

1000х= 8226 -82,26х;

1082,26х = 8226

Х= 7,6%

Ответ: массовая доля глюкозы в водном растворе 7,6%.

**Ответ к задаче 9.5**

По закону Рауля Δtзам.= Ккр.(Н2О)·См(х)

См(х) = m(x) / M(x)·m(р-ля) ;

Δtзам.= 5г·1,86 град·кг/моль / 0,75·0,0950 кг=130,53 г/моль

Ответ: молярная масса неэлектролита 130,53 г/моль.

**Ответ к задаче 9.6**

Росм. = i·Cм RT

См = С%·10·ρ / М(х) = 0,86·10·1 / 58,5 = 0,147 моль/л

Т.к. α =1. I= 1+α(S-1) = 1+1(2-1)=2

R=8,31л·кПа/моль·К и 0,082 л·атм/моль·К

Росм.=2·0,147·310·8,31 = 759 кПа или Росм.=2·0,147·310·0,082 = 7,5 атм.

Ответ: Росм. 0,86% раствора NaCl равно 759 кПа или 7,5 атм.

**Ответ к задаче 9.7**

Р = m /MV·RT;

T = PMV /m R= 120,5·180·0,2 / 1,5·8,31=280,5

t = 280,5 – 273 = 7,50C

Ответ:температура раствора равна 7,50С.

**Ответ к задаче 9.8**

Так как СHCI2COOH – электролит, используется уравнение Вант-Гоффа в виде:

Росм. = i·Cм RT

Из этого уравнения i= Росм. / Cм RT;

i= 43596,4 Па /0,01·103 моль/м3·8,31 дж/моль·300К = 1,75

Степень диссоциации электролита определяется по формуле:

α= 1,75 -1 / 2-1 = 0,75

Ответ: степень диссоциации дихлоруксусной кислоты равна 0,75.

**Ответ к задаче 9.9**

По уравнению Вант-Гоффа:

Росм.= Cм RT;

Сосм. = Росм. / RT;

Сосм. = 740000 Па / 8,31 дж/моль·310К = 287,3 моль/м3=0,287 осмоль/л.

Ответ: Осмолярность крови составляет 0,287 осмоль/л.

**Ответ к задаче 9.10**

Вычислим мольную долю воды:

N = n сахароза / n сах. + nH2O;

nH2O= 0,1 / 18=5,55·10-3 кмоль

n сах. = 68,4·10-3/ 342 = 0,2·10-3 кмоль

отсюда N = 5,55·10-3 /(0,2·10-3 + 5,55·10-3)=0,965

Определяем давление паров Н2О над раствором сахарозы:

Р р-ра = Р0·N = 2,32 ·0,965 = 2,24 кПа.

Ответ: Давление пара растворителя над раствором равен 2,24 кПа.

**Тема X. Окислительно-восстановительные реакции и методы количественного анализа: перманганатометрия и йодометрия.**

**Ответ к задаче 10.1**

Метод окислительно-восстановительный: йодометрия. Серу определяют прямым титрованием:

S + O2 → SO2

SO2 + I2+ 2H2O = 2HI + H2SO4

I2 +2e → 2I-

SO2 + 2 H2O - 2e → SO42- + 4H+

I2 2Na2S2O3 →2NaI + Na2S4O6

Для расчета используем закон эквивалентов:

М1/z I2 --- М1/z Na2S2O3

m I2 ---(TV) Na2S2O3

m I2= М1/z I2·Сэ Na2S2O3· М1/z Na2S2O3/ 1000· М1/z Na2S2O3= 127·0,011·248·1000 / 1000·248 = 1,4 г

ν I2 = 1,4 /254 =0,0055 моль

m S= Сэ I2· М1/z S·V I2 / 1000= 0,0055·32·18,5 / 1000= 0,0033 г

w серы в угле = 0,0033·100 / 0,22 = 1,5 %

Ответ: массовая доля серы в угле 1,5 %.

**Ответ к задаче 10.2**

Уравнение реакции окисления фосфина:

5PH3 + 8KMnO4 + 12 H2SO4 = 5H3PO4 + 4 K2SO4 + 8MnSO4 +12H2O

Согласно этому уравнению из 5 моль H3PO4 (масса 5·98=490г) образуется 4 моль K2SO4 (масса 4·174=696г) и 8 моль MnSO4 (масса 8·151=1208 г). Так как, все эти вещества находятся в одном растворе (т.е. масса раствора для них одинаковая), то отношение их массовых долей равно отношению масс:

W(K2SO4) / w(H3PO4) = m (K2SO4) / m(H3PO4) = 696 / 490;

Откуда W(K2SO4) = 0,050·696 / 490 = 0,071 или 7,1%.

Аналогично: w(MnSO4)= 0,050·1208 / 490 = 0,123 или 12,3%.

Ответ: массовые доли W(K2SO4) =7,1%, w(MnSO4)=12,3%.

**Ответ к задаче 10.3**

Сернистый газ создает кислую среду, поэтому KMnO4 восстанавливается до Mn2+ ; SO2 окисляется до SO42-;

5SO2 + 2 KMnO4 + 2 H2O = 2H2SO4 + K2SO4 + 2 MnSO4

В результате реакции образуется три сильных электролита (H2SO4 , K2SO4, MnSO4), диссоциирующих с образованием сульфат-ионов. Причем, согласно уравнению, из 5 моль SO2 образуется 5 моль SO42-. Следовательно, νобщ.( SO42-) = ν(SO2) = 10 / 22,4 =0,446 моль.

Сульфат-ионы реагируют с ионами бария

Ва2+ + SO42- = ВаSO4↓

ν(ВаSO4) = νобщ.( SO42-) = 0,446 моль

m(ВаSO4) = ν·М = 0,446·233 = 104 г

Ответ: масса образовавшегося осадка ВаSO4 равен 104 г.

**Ответ к задаче 10.4**

φ0 Fe3+ / Fe2+ =+0,77B,

φ0NO2- /NO = + 0,99 B

т.к. φ0NO2- /NO> φ0 Fe3+ / Fe2+, то окислитель NO2-, а восстановитель Fe2+

Е реакции = 0,99 – 0,77 = 0,22 В

2FeSO4 + 2NaNO2 + 2 H2SO4→Fe2(SO4)3 + 2NO +Na2SO4 + 2H2O

2 Fe2+ - 2e → 2 Fe3+ │1

NO2-+2H+ +1e→ NO + H2O │2

-------------------------------------------------

2 Fe2+ + 2 NO2-+2H+ →2 Fe3+ +2 NO+ 2H2O

Ответ: FeSO4 и NaNO2 в кислой среде взаимодействуют, поэтому их одновременное введение недопустимо.

**Ответ к задаче 10.5**

KIO3 + 5KI + 6HCI→3I2 + 6KCI + 3H2O

1│IO3- + 6H+ +5e →I + 3H2O

5│I- - 1e → I

I2 + 2Na2S2O3 +Na2S4O6

12 S2O32- -2e → S4O62-

1│I2 + 2e →2I-

M KIO3 =214г/моль

Т.к. KIO3 эквивалентен I2,последний эквивалентен Na2S2O3, то KIO3 косвенно эквивалентен Na2S2O3, поэтому

m KIO3= T Na2S2O3 / KIO3·V Na2S2O3=

Cэ Na2S2O3· М1/z KIO3· V Na2S2O3/ 1000 = 0,1010 · 214/5·21,45 /1000 =0,0927 г

Ответ: m KIO3 равен 0,0927 г

**Ответ к задаче 10.6**

На титрование остатка йода пошло 17,6 мл 0,103 М раствора тиосульфата натрия по реакции:

I2 + 2Na2S2O3 +Na2S4O6

Определим остаток йода по этой реакции:

V2I2 = Cэ Na2S2O3· V Na2S2O3 /Сэ I2=0,103·17,6 / 0,1025 = 17,69 мл

V1I2 = 25 - 17,69=7,31 мл

Определим массу чистого фенола:

m фенола = Т I2/ С6Н5ОН· V1I2 = Сэ I2· М1/z С6Н5ОН· V1I2 / 1000=

0,1025·31,3·7,31 / 1000 = 0,0235 г

С6Н5ОН – 3е → С6Н2 I3ОН +3Н+

М С6Н5ОН =94 г/моль

М1/z С6Н5ОН= 94/3=31,3

0,0235г сод. в 10 мл

Х сод в 250мл Х=0,5875 г

W фенола в техническом продукте = 0,5875·100 / 1,020=57,6%.

Ответ: массовая доля чистого фенола равняется 57,6%.

**Ответ к задаче 10.7**

Н2С2О4 + КОН → К2С2О4 + НОН

5Н2С2О4 + 2КMnO4 +3H2SO4 = 2MnSO4 +K2SO4 +10CO2+8 НОН

5│ Н2С2О4 – 2e →2 CO2+2H+

2│ MnO4- +8H++5e→ Mn2+  +4H2O

5 Н2С2О4+ 2 MnO4- +16H+→10 CO2+10H+ +2 Mn2+  +8H2O

Зная титр КОН определим Сэ КОН:

СэКОН = Т·1000 / М1/zКОН= 0,01220·1000 / 56 =2,18моль/л

Сэ щав.к-ты=21,16·2,18 / 50 = 0,923 моль/л

Определим Сэ КMnO4 по закону эквивалентов:

Сэ Н2С2О4·V Н2С2О4= Сэ КMnO4·V КMnO4

Сэ КMnO4= Сэ Н2С2О4·V Н2С2О4 / V КMnO4= 0,923·20 /19,34 =0,954 моль/л:

Т КMnO4/О2 = Сэ КMnO4· М1/z О2/ 1000= 0,954· 32/4 /1000=0,007632г/мл;

О2 +4е → 2О2-

Ответ: Сэ Н2С2О4 =0,923 моль/л; Т КMnO4/О2 = 0,007632г/мл;

**Ответ к задаче 10.8**

1. Са2+ +(NH4)2C2O4→ CaC2O4↓ +2NH4+
2. CaC2O4 + H2SO4→CaSO4 + Н2С2О4·
3. Н2С2О4· + КMnO4+ H2SO4→ K2SO4+ MnSO4+CO2+ НОН

5│ Н2С2О4 -2e →2CO2+ 2Н+

2│ MnO4- +8H++5e→ Mn2+  +4H2O

Из уравнений реакций видно, что

М1/z Са2+→ М1/z Н2С2О4·→ М1/z КMnO4

m Ca2+ → m Н2С2О4·→ m КMnO4

m Ca2+=T КMnO4/Ca2+·V КMnO4

Cэ КMnO4· М1/z Са2+ V КMnO4/1000=0,01·40/2·0,25/1000=0,00005г

5·10-5г содерж. в 0,5 мл сыворотки

Х -------------в 100 мл

Х=0,01 г= 10 мг

Ответ: В 100 содержится 10 мг кальция.

**Ответ к задаче 10.9**

Из условия задачи понятно, что это окислительно-восстановительный метод анализа, а именно йодометрия и реакция идет между йодом и тиосульфатом:

I2 + 2Na2S2O3↔ 2NaI + Na2S4O6

1│I2 +2e →2I-

1│ S2O32- - 2e → S4O62-

М1/z I2=254/2=127

М1/z Na2S2O3·5 H2O=M/1=248

mI2 = T Na2S2O3·/I2V I2= Cэ Na2S2O3· М1/z I2· V Na2S2O3/ 1000=

0,112·19,3·127 / 1000= 0,275 г

Ответ:масса йода в анализируемом образце равна 0,275 г.

**Ответ к задаче 10.10**

Основная реакция метода перманганатометрии , это реакция это между щавелевой кислотой и перманганатом калия в кислой среде :

5Н2С2О4 + 2КMnO4 +3H2SO4 = 2MnSO4 +K2SO4 +10CO2+8 НОН

5│ Н2С2О4-2е→ 2 CO2+2Н+

2│ MnO4- +8H++5e→ Mn2+  +4H2O

5Н2С2О4+ 2 MnO4- +16H+→10 CO2+10H+ +2 Mn2+  +8H2O

Сэ КMnO4= 25· 0,1 / 27,5=0,0909 моль/л

Ответ: Сэ КMnO4= 0,0909 моль/л.

**Ответ к задаче 10.11**

1. Химизм процесса выражается уравнением:

2КMnO4 + 5Н2О2+ 6СН3СООН=2Mn(CH3COO)2 +5O2↑ + 2СН3СООK+8H2O

Ионы Mn2+ менее опасны в сравнении с ионами MnO4-.

1. По уравнению: ν(О2) =2,5ν(КMnO4),где ν(КMnO4)=m(КMnO4)/M(КMnO4) =1,58 г / 158г/моль=0,01 моль

νО2= 2,5·0,01= 0,025 моль;

1. V(О2) = Vм· νО2=22,4 л/моль·0,025 моль=0,56л

Ответ: V (О2)(н.у.) =0,56 л.

**Ответ к задаче 10.12**

1. По уравнению реакции: (NH2)2CO·H2O2 = (NH2)2CO + H2O2;

ν(H2O2)=ν(компл.) = m(компл.) / M(компл.)= 1/94 = 0,0106 моль

1. С(H2O2)= ν(H2O2)/Vр=ра = 0,0106/0,2=0,053 моль/л

Ответ: ν(H2O2) 0,0106 моль; Сэ(H2O2)= 0,053 моль/л