**ЭЛЕКТРОСТАЛЬСКИЙ ФИЛИАЛ**

 **ГОСУДАРСТВЕННОГО БЮДЖЕТНОГО ОБРАЗОВАТЕЛЬНОГО УЧРЕЖДЕНИЯ** **СРЕДНЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ ГОРОДА МОСКВЫ «МОСКОВСКИЙ КОЛЛЕДЖ УПРАВЛЕНИЯ И НОВЫХ ТЕХНОЛОГИЙ»**

**Методические указания для выполнения лабораторных работ по  неорганической химии**

для специальностей:

Компьютерные системы и комплексы,

Компьютерные сети,

Земельно-имущественные отношения

г.о.Электросталь

 2014

Работа 1. **ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ**

Вещества подразделяются на простые и сложные. Простые вещест- ва состоят из атомов одного химического элемента, а сложные – из ато- мов различных элементов. Сложные вещества называются химическими соединениями.

ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА подразделяются на металлы и неметаллы.

К неметаллам относятся вещества, образованные атомами двадцати двух химических элементов: водорода, благородных газов, галогенов,

кислорода, серы, селена, теллура, азота, фосфора, мышьяка, углерода,

кремния, бора. Все остальные химические элементы и их простые веще-

ства – металлы.

Металлы в химических реакциях только отдают электроны, то есть являются восстановителями, поэтому в соединениях их атомы находят-

ся только в положительных степенях окисления. Неметаллы в реакциях могут принимать и отдавать электроны, т.е. вести себя и как окислите- ли, и как восстановители, поэтому степени окисления неметаллов в со-

единениях могут быть как отрицательными, так и положительными.

СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА (химические соединения) очень много- численны и разнообразны по составу и свойствам. Изучение веществ облегчает их классификация, так как, зная особенности класса соедине-

ний, можно охарактеризовать свойства их отдельных представителей.

Основными классами неорганических соединений являются окси-

ды, гидроксиды и соли.

*Оксидами* называются бинарные соединения химических элемен-

тов с кислородом, в которых степень окисления кислорода равна –2.

По химическим свойствам оксиды подразделяются на солеобра- зующие и несолеобразующие или безразличные (СО, NO, N2O). Соле- образующие оксиды, в свою очередь, подразделяются на основные (Na2O, CaO, FeO и др.), кислотные (SO2, SO3, SiO2, CO2 и т.д.) и амфо- терные (ZnO, Al2O3 Сr2O3, SnO и др.).

*Гидроксидами* являются соединения солеобразующих оксидов с

водой. По типу и продуктам электролитической диссоциации в водных растворах и по химическим свойствам гидроксиды подразделяются на

основания (NaOH, КOH, Mg(OH)2, Ba(OH)2, Fe(OH)3 и др.), кислоты (H2SO3, H2SO4, HNO3, H3РO4, HСlO4 и др.) и амфотерные гидроксиды, или амфолиты (Be(OH)2, Zn(OH)2, Sn(OH)2, Sn(OH)4, Al(OH)3, Cr(OH)3, Mn(OH)4 и др.).

*Cоли* представляют собой продукты замещения атомов водорода в кислоте на металл или гидроксид-анионов в основаниях на кислотный остаток. Согласно теории электролитической диссоциации, солями на- зываются вещества, при диссоциации которых образуются катионы ме- таллов (а также NH4+- катион аммония) и анионы кислотных остатков. Соли подразделяются на нормальные, или средние (Na2SO4, K2S, Na2SiO3 и др.), кислые, или гидросоли (NaHCO3, KHSO4, NaHS и др.), основные, или гидроксосоли (ZnOHCl, (CuOH)2CO3, AlOH(NO3)2 и т. д.), двойные (KNaCO3, KAl(SO4)2 и др.), смешанные (СаСlOCl, или СаOСl2, Sr(HS)Cl и др.) и оксосоли (SbOCl, BiONO3, TiOCl2 и др.).

Существуют соединения, которые не относятся к основным клас-

сам веществ: гидриды, карбиды, нитриды, сульфокислоты и сульфосо- ли, комплексные соединения и др. Они изучаются на занятиях по химии элементов и их соединений.

Опыт 1***.* Получение и свойства водорода**

Водород входит в состав кислот, оснований, кислых и основных солей и наиболее распространенного на Земле вещества – воды. Он при- меняется как восстановитель при получении металлов и во многих ор- ганических синтезах. В недалеком будущем водород будет использо- ваться как горючее вместо бензина, керосина, мазута, газа и угля, так как при его горении не образуется вредных примесей. Водород в про- мышленности получают конверсией метана, электролизом воды, а в ла- бораториях – из кислот при их взаимодействии с металлами.

В пробирку поместить 2–3 гранулы цинка и прилить соляной ки- слоты до 1/3 объема пробирки. Выделяющийся водород в течение 3–4 мин собирать в перевернутую вверх дном более широкую пробирку. Не переворачивая пробирку, поднести к ней горящую спичку. Водород за- горается с легким звуком «па».

В отчете написать уравнение реакции цинка с соляной кислотой, указать окислитель и восстановитель, составить электронные схемы окисления и восстановления. Объяснить, почему выделяющийся водо- род необходимо собирать, держа пробирку отверстием вниз. Указать, какие металлы, кроме цинка, можно использовать для получения водо- рода из соляной кислоты.

Опыт 2. **Получение и свойства кислорода**

Кислород – самый распространенный на Земле химический эле- мент: около половины (47 % по массе) вещества земной коры приходит- ся на кислород. Без кислорода невозможна жизнь, так как он поддержи- вает дыхание человека и животных. С его помощью сжигают топливо, получая тепло и электроэнергию. Кислород содержится в воздухе и в химических соединениях – воде, оксидах, гидроксидах, солях, органи- ческих веществах. Для промышленных целей кислород получают рек- тификацией жидкого воздуха, а в лабораториях – из веществ, которые при нагревании разлагаются с его выделением (KMnO4, KClO3, BaO2).

В сухую пробирку поместить два микрошпателя хлората калия

KClO3 (бертолетова соль), опустить в неё тлеющую лучинку. Пробирку нагреть на спиртовке. Через некоторое время от начала нагревания тлеющая лучинка вспыхивает. Повторить опыт со смесью бертолетовой соли и оксида марганца (IV), смешанных в соотношении приблизитель- но 4:1 по объему порошков.

В отчете записать уравнение разложения KClO3 и объяснить, поче- му вспыхивает тлеющая лучинка. Объяснить, почему во втором опыте время от начала нагревания пробирки до вспыхивания лучинки меньше, чем в первом. Какую роль во втором опыте играет оксид марганца (IV)?

Опыт 3. **Получение и исследование свойств малорастворимых оснований**

Большинство металлов, кроме щелочных и щелочно-земельных, образуют малорастворимые в воде основания. Они применяются как сорбенты, катализаторы, красители и как исходные вещества при полу- чении солей, оксидов и других соединений.

Из имеющихся реактивов получить малорастворимые основания: гидроксид меди (II), гидроксид никеля (II) и гидроксид железа (III). На- писать уравнения реакций, указать цвет осадков.

Пробирку с гидроксидом меди (II) подогреть на спиртовке до изме-

нения цвета осадка (потемнения). Написать уравнение реакции разло-

жения Cu(OH)2 при нагревании.

Из остальных трех пробирок осторожно слить жидкость и к остав-

шимся осадкам добавлять по каплям соляную кислоту, наблюдать ис-

чезновение осадков. Написать уравнения протекающих реакций.

.

Работа 2 . **ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ**

Многие химические реакции при одной и той же температуре в за- висимости от соотношения реагентов могут самопроизвольно протекать как в прямом, так и в обратном направлении. Такие реакции называются обратимыми. В обратимых реакциях существует общий предел и пря- мой и обратной реакции, который называется состоянием *химического равновесия.*

В химической кинетике состоянием химического равновесия назы-

вается такое состояние, при котором скорость прямой реакции стано- вится равной скорости обратной. В состоянии равновесия сколько мо- лекул (или других частиц) продукта реакции в единицу времени образу- ется, столько их и разлагается, т.е. химическое равновесие является ди- намическим, или подвижным. Таким образом, в состоянии химического равновесия концентрации всех веществ (реагентов и продуктов) явля- ются постоянными и не изменяются до тех пор, пока не изменятся внешние условия проведения реакции.

Концентрации реагентов (исходных веществ) и продуктов в со-

стоянии химического равновесия называются *равновесными*.

Признаки химического равновесия следующие: 1) cостояние сис- темы не зависит от того, с какой стороны она подходит к равновесию – со стороны исходных веществ или со стороны продуктов реакции;

2) состояние системы остается неизменным при отсутствии внешних воздействий; 3) оно изменяется при изменении внешних условий, сколь бы малы они ни были.

При изменении условий, в которых находится система (температу-

ры, давления, концентрации), химическое равновесие нарушается. Через некоторое время в системе устанавливается новое химическое равнове-

сие, соответствующее новым условиям. Переход из одного равновесно-

го состояния в другое называется сдвигом или смещением равновесия.

Направление смещения равновесия в результате изменения внеш- них условий определяется принципом Ле Шателье: если находящаяся в равновесии система подвергается внешнему воздействию, равновесие смещается в том направлении, которое способствует ослаблению этого воздействия.

*Давление*. Давление влияет на равновесие обратимых реакций с участием газообразных веществ. При повышении давления равновесие

смещается в направлении образования веществ с меньшим объемом; при понижении давления равновесие смещается в направлении образо- вания веществ с большим объемом. Например, в реакции синтеза ам-

миака

N2 + 3H2 ' 2NH3

объем продукта в два раза меньше объема реагентов. Поэтому равнове- сие этого обратимого процесса при увеличении давления смещается в сторону образования NH3, а при уменьшении давления – в сторону его разложения.

*Температура*. При повышении температуры химическое равнове- сие смещается в направлении эндотермической реакции, а при пониже- нии температуры – в направлении экзотермической реакции. Например, та же реакция синтеза аммиака является экзотермической. Поэтому при повышении температуры её равновесие смещается в левую сторону (ам- миак разлагается), а при понижении – направо (аммиак образуется).

*Концентрация*. При повышении концентрации одного из исходных веществ равновесие смещается в направлении образования продуктов

реакции; при повышении концентрации одного из продуктов реакции равновесие смещается в направлении образования реагентов.

В качестве примера рассмотрим контактный метод получения сер-

ной кислоты:

2SO2 + O2 ' 2SO3 SO3 + H2O = H2SO4,

в котором желательно возможно более полное превращение оксида се- ры (IV) в оксид серы SO3 (VI) в первой (обратимой) реакции. Для уве- личения выхода SO3 можно увеличить концентрацию SO2 в исходной реакционной смеси. Однако это нерентабельно и экологически вредно, так как избыток SO2 будет выбрасываться в атмосферу. Поэтому реак- цию проводят при избытке воздуха, обогащенного кислородом. В ре- зультате достигается смещение равновесия вправо, то есть более полное превращение SO2 в SO3.

В ионообменных реакциях между растворенными веществами рав-

новесие смещается в сторону образования осадков, газов или слабых электролитов. Если такие вещества находятся в обеих частях уравнения

реакции, то вопрос о смещении равновесия решается расчетом констан-

ты равновесия.

**Опыт 1. Смещение равновесия в растворе аммиака**

В две пробирки налить по одной трети дистиллированной воды, по

5 капель фенолфталеина и по 2–3 капли раствора аммиака. Отметить цвет растворов. Одну пробирку оставить для сравнения, а в другую до-

бавить 3–4 микрошпателя хлорида аммония и размешать раствор. Как и почему изменилась интенсивность окраски? Написать схему равновесия в водном растворе аммиака и объяснить его смещение при добавлении

кристаллического хлорида аммония.

2 −

**Опыт 2. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА**

**ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ**

В химической практике, а также в быту часто возникает необходи- мость в приготовлении растворов различной концентрации. Способов приготовления растворов много, но каждый из них обладает своими преимуществами и недостатками.

Например, приготовление раствора по «правилу креста» не требует сложных расчетов, но довольно велика относительная погрешность приготовления (до 10 %).

Раствор можно приготовить с помощью фиксанала. Фиксанал – это

герметично запаянная стеклянная ампула с точно взятой навеской сухо- го вещества или точным объемом кислоты. В этом случае достигается самая высокая точность концентрации приготовления, но из-за высокой стоимости фиксаналов растворы на их основе готовят в редких случаях

– для проведения особо точных анализов.

Наиболее оптимальным является способ, когда более концентриро- ванный раствор разбавляют водой до заданной концентрации. Это про- стой способ, позволяющий готовить растворы с довольно высокой точ- ностью.

Для приготовления раствора необходимо знание различных спосо- бов выражения концентрации и умение переходить от одного способа к другому.

Наиболее распространены пять способов выражения концентрации растворов: 1) массовая доля растворенного вещества – масса растворен- ного вещества, содержащаяся в 100 массовых частях раствора; 2) мо- лярная концентрация – количество вещества в одном литре раствора;

3) молярная концентрация эквивалента (эквивалентная концентрация) –

количество эквивалентных масс вещества в одном литре раствора;

4) моляльность – количество вещества в одном килограмме растворите-

ля; 5) титр – масса растворенного вещества в одном мл (см3) раствора

*Целью работы* является приготовление трех растворов заданной концентрации путем растворения тердого вещества в воде, разбавления раствора и добавления твердого вещества к имеющемуся раствору.

Необходимо приготовить раствор заданной концентрации.

Варианты заданий

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Номер варианта | Растворенное вещество | Масса раствора №1, г | Массовая доля растворенного вещества,% |
| В растворе №1 | В растворе №2 | В растворе №3 |
| 1 | Хлорид натрия | 50 | 10 | 6 | 8 |
| 2 | Хлорид натрия | 30 | 20 | 8 | 12 |
| 3 | Сахар | 70 | 5 | 4 | 6 |
| 4 | Сахар | 80 | 8 | 6 | 10 |

*Приготовление раствора № 1*. Рассчитайте массу твердого вещества и воды. Отвесьте вещество и перенесите его в мерную колбу. Рассчитейте объем воды, отмерьте его мерным цилиндром, притлейте к вешеству и перемешайте.

*Приготовление раствора № 2*. Рассчитайте массу воды, которую необходимо добавить к раствору № 1, чтобы получить данный раствор. Переведите вычисленную массу в объем и добавьте к исходному раствору.

*Приготовление раствора № 3.*Рассчитайте массу твердого вещества, которое следует добавить к раствору № 2, чтобы получить раствор № 3 большей концентрации. Взвесить, добавить, растворить.

 *Сколько граммов растворов № 2 и № 3 получено?*

.

Работа 3 . **ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ**

При растворении солей в воде, наряду с процессами электролити- ческой диссоциации с образованием гидратированных ионов, протекают реакции взаимодействия ионов соли с водой их гидратных оболочек. Этот процесс называется *гидролизом солей.* В результате гидролиза смещается равновесие электролитической диссоциации воды, приводя- щее к изменению рH среды, которое можно определить с помощью ин- дикаторов.

Гидролиз является результатом поляризационного взаимодействия ионов с их гидратной оболочкой. Чем сильнее поляризующее действие

ионов и больше их поляризуемость, тем в большей степени протекает гидролиз. Сильное поляризующее действие оказывают небольшие по

размеру многозарядные ионы; обычно это катионы слабых оснований. Сильно поляризуются большие по размерам анионы – кислотные остат- ки слабых кислот.

Различают несколько типов гидролиза солей.

1. Соли, образованные сильными основаниями (щелочами) и силь-

ными кислотами, не подвергаются гидролизу. Растворы таких солей

(NaCl, 2. Соли, образованные сильными основаниями (щелочами) и слабыми кислотами,гидролизуются по аниону, так как анион образует с ионами водорода слабую кислоту. Cреда раствора в этом случае щелочная (рН > 7):

КСN + H2O= HCN + KOH – молекулярное уравнение гидролиза

CN- + HOH = HCN + -– ионное уравнение гидролиза по аниону

OH

Соли этого типа, образованные многоосновными кислотами, гид-

ролизуются ступенчато, например:

1-я ступень: К2СО3 + НОН= КНСО3 + КОН

СО 2 −

3

3

+ НОН = НСО -

+ ОН-

2-я ступень: КНСО3 + Н2О = Н2СО3 + КОН

НСО -

3

2 3 ОН

+ НОН = Н СО + -,

причем гидролиз идет в основном по первой ступени.

3. Соли, образованные слабыми основаниями и сильными кислота- ми, гидролизуются по катиону, так как катион образует с гидроксид- ионами слабое основание. Cреда раствора в этом случае кислая (рН < 7).

NH4Cl + H2O = NH4OH + HCl – молекулярное уравнение гидролиза

NH ++ HOH = NH OH + H+– ионное уравнение гидролиза по катиону

4

4

Соли этого типа, образованные многокислотными основаниями,

гидролизуются ступенчато, например: =

1-я ступень: ZnCl2 + H2O= Zn(OH)Cl + HCl

Zn2+ + HOH= Zn(OH)+ + H+

2-я ступень: Zn(OH)Cl + H2O= Zn(OH)2 + HCl

 Zn(OH)+ + HOH= Zn(OH)+ H+

причем гидролиз идет в основном по первой ступени.

4. Соли, образованные слабыми основаниями и слабыми кислота-

ми, гидролизуются и по катиону и по аниону, например:

NH4CN + H2O ' NH4OH + HCN

При этом рН среды зависит от силы образующихся слабых кислот и ос-

нований (обычно рН равен 6–8). Такие соли гидролизуются в большей

степени, чем рассмотренные в п. п. 2 и 3. Гидролиз таких солей проис- ходит практически необратимо, если выделяется газ или осадок либо если то и другое образуется одновременно, например:

Al2S3 + 3H2O = 2Al(OH)3↓ + 3H2S↑

*Целью работы* является проведение гидролиза некоторых солей, изучение влияния состава солей и внешних условий на полноту их гид- ролиза.

Опыт 1. **Определение среды растворов различных солей**

На полоску универсальной индикаторной бумаги нанести по одной капле растворов КСl, Al2(SO4)3, Pb(NO3)2, Na2CO3. В каком случае про- текает гидролиз? Определить рН растворов, результаты опыта оформить в виде таблицы:

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| № | Формуласоли | Цвет ин-дикатора | рН | Среда | Уравнение гидролиза в молекуляр-ном и ионном виде |
| 1 | KCl |  |  |  |  |
| 2 | Al(SO4)3 |  |  |  |  |
| 3 | Pb(NO3)2 |  |  |  |  |
| 4 | Na2CO3 |  |  |  |  |

Работа 4. **КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ**

Одно из важнейших применений химии – анализ веществ. Химиче- ский анализ подразделяется на качественный и количественный. Каче- ственным анализом производится идентификация вещества и устанав- ливается наличие в нём тех или иных примесей. Количественным ана- лизом устанавливается содержание основного вещества и примесей. Ка- чественный анализ отвечает на вопрос «что?» (присутствует в вещест- ве), а количественный – на вопрос «сколько?».

Качественный анализ неорганической веществ основан на обнару- жении в растворах этих веществ катионов и анионов с помощью харак- терных качественных реакций. Характерной называют реакцию, сопро- вождающуюся изменением окраски, выпадением осадка, растворением осадка или выделением газа*.* Характерная качественная реакция являет- ся *селективной*, т.е. с ее помощью данный элемент обнаруживается в

присутствии многих других элементов. Важной характеристикой каче- ственной реакции является ее *чувствительность*. Чувствительность выражается наименьшей концентрацией раствора, при которой данный элемент еще может быть уверенно обнаружен без предварительной об- работки раствора с целью увеличения его концентрации.

**Экспериментальная часть**

*Целью работы* является проведение характерных реакций на ка- тионы и анионы и ознакомление с внешними проявлениями качествен- ных реакций.

Опыт 1. **Качественные реакции на катионы серебра**

Для обнаружения катионов Ag+ используются его реакции с хрома-

том калия, щелочами и галогенидами щелочных металлов.

1. Хромат калия образует с ионами Ag+ кирпично-красный осадок хромата серебра Ag2CrO4:

2AgNO3 + K2CrO4 = Ag2CrO4↓ + 2KNO3,

2. Щёлочи (NaOH или КОН) образуют с ионами Ag+ осадок AgOH,

разлагающийся с образованием оксида серебра (I) бурого цвета:

2AgNO3 + 2NaOH = Ag2O↓ + 2NaNO3 + H2O

 3. Хлоид-ионы образубт с катионами серебра белый творожистый осадок:

AgNO3 + NaCl = AgCl↓ + NaNO3

Провести все указанные реакции, написать их уравнения и указать признаки, по которым обнаруживаются катионы серебра. Сделать вывод

о том, какая из реакций является наиболее чувствительной.

Опыт 5. **Качественные реакции на катионы железа**

 Для обнаружения этих катионов используется несколько высокочувствительных реакций.

**а) Обнаружение ионов Fe2+**

1. Щёлочи NaOH и КОН, а также гидроксид аммония NH4OH обра- зуют с ионами Fe2+ зеленый осадок гидроксида железа (II). Осадок рас- творим только в кислотах, так как Fe(OH)2 обладает преимущественно основными свойствами. При перемешивании стеклянной палочкой зе-

леный осадок становится бурым вследствие окисления кислородом воз-

духа до Fe(OH)3.

*Ход опыта.* Несколько микрокристалликов сульфата железа (II)

или соли Мора (NH4)2Fe(SO4)2·6H2O растворить в 20 каплях воды и раз- делить раствор на две примерно равные части, отлив половину во вто- рую пробирку для проведения следующего опыта. В первую пробирку добавить 2–3 капли раствора щелочи или гидроксида аммония. Образу- ется нерастворимый гидроксид железа (II) светло-зеленого цвета. Пере- мешать раствор стеклянной палочкой. Что происходит с осадком?

В отчете написать уравнения реакций образования гидроксида же-

леза (II) и его окисления кислородом при участии воды.

2. Гексацианоферрат (III) калия образует с ионом Fe2+ синий осадок комплексного соединения – «турнбулевой сини»:

FeSO4 + K3[Fe(CN)6] = KFe[Fe(CN)6]↓ + K2SO4

**б) Обнаружение ионов Fe3+**

 Роданид аммония NH4SCN или калия KSCN образует с ионами Fe3+ роданид железа Fe(SCN)3, окрашивающий раствор в кроваво- красный цвет:

Fe3+ + 3SCN– = Fe(SCN)

3

Эта реакция наиболее чувствительная на ионы Fe3+, однако, она не всегда надежна, так как ряд веществ, образующих комплексы с ионом Fe3+, мешают появлению окраски. К таким веществам относятся фтори- ды, фосфорная кислота, соли щавелевой кислоты.

Провести опыт, добавляя в разбавленный раствор хлорида железа (III) роданид аммония; убедиться в появлении кроваво-красной окраски раствора. Написать уравнение реакции в молекулярном виде.

Опыт 7. **Качественные реакции на катионы меди**

1. Щелочи NaOH и КОН образуют с ионами Cu2+ голубой осадок

Cu(OH)2, чернеющий при нагревании вследствие превращения в оксид:

Cu2+ + 2OH- = Cu(OH)2↓ Cu(OH)2 = CuO + H2O

2. Металлический алюминий, цинк и железо восстанавливают ионы

Cu2+ до металла, выпадающего в осадок в виде красной губчатой массы:

Cu2+ + Zn = Cu↓ + Zn2+

Опыт 9. **Качественная реакция на сульфат-анионы**

Самая известная качественная реакция на ионы SO 2−

4

– это образо-

вание сульфата бария, который нерастворим не только в воде, но и в ки-

слотах (этим BaSO4 отличается от солей бария с другими анионами).

Провести реакцию между Na2SO4 и BaCl2 и убедиться в том, что

белый осадок BaSO4 не растворяется в серной, соляной и азотной ки-

слотах. Написать уравнение качественной реакции в молекулярном и

ионном виде.

Опыт 10. **Качественная реакция на карбонат-ионы**

Хлорид бария BaCl осаждает ионы СО 2−

2 3

в виде белого осадка Ва-

СО3, который растворяется в соляной, азотной и уксусной кислотах с выделением углекислого газа. При действии на ВаСО3 серной кислоты он превращается в менее растворимый сульфат бария также с выделе- нием СО2.

При выполнении реакции к раствору Na2CО3 добавлять раствор BaCl2, наблюдая образование осадка ВаСО3. После отстаивания слить с осадка жидкость и подействовать на осадок соляной или азотной кисло-

той, наблюдая выделение СО2. Уравнения реакций привести в молеку-

лярном и ионном виде.

Опыт 11. **Качественные реакции на сульфид-ионы**

1. Кислоты взаимодействуют с сульфидами с образованием серово-

дорода:

Na2S + H2SO4 = Na2SO4 + H2S↑; FeS + 2HCl = FeCl2 + H2S↑

Выделение сероводорода обнаруживается по запаху тухлых яиц, а также по почернению фильтровальной бумаги, смоченной раствором соли свинца (II):

H2S + Pb(NO3)2 = 2HNO3 + PbS↓(черный)

2. Нитрат серебра образует с ионами S2- черный осадок Ag2S. Оса- док не растворяется в растворе аммиака, но растворяется при нагрева- нии в разбавленной азотной кислоте:

2AgNO3 + Na2S = Ag2S↓ + 2NaNO3

Опыт 12. **Качественные реакции на галогенид-ионы**

Ионы Cl–, Br– и I– обнаруживаются с помощью нитрата серебра, концентрированной серной кислоты, действием окислителей и других качественных реакций.

1. Нитрат серебра образует с галогенид-ионами белый творожи-

стый осадок AgCl, желтоватый осадок AgBr и желтый осадок AgI.

Осадок AgCl не растворяется в кислотах, но легко растворяется при действии веществ, способных связывать ион Ag+ в комплексы, напри- мер: NH4OH, Na2S2O3, KCN. В случае NH4OH реакция идет по уравне- нию:

AgCl + 2NH4OH = [Ag(NH3)2]Cl + 2H2O

Осадок AgBr также нерастворим в кислотах, а в аммиаке он рас- творяется частично, так как его произведение растворимости (7,7·10–13) меньше произведения растворимости AgCl (1,6·10–10).

Осадок AgI с еще меньшим значением произведения растворимо- сти (1,5·10–16) не растворяется в HNO3 и NH4OH, но растворяется в тио- сульфате натрия:

AgI + 2Na2S2O3 = Na3[Ag(S2O3)2] + NaI

2. Концентрированная серная кислота при действии на сухие хло-

риды выделяет из них газообразный хлороводород:

NaCl + H2SO4 = NaHSO4 + HCl↑,

При действии концентрированной H2SO4 на твердые бромиды вы- деляется газообразный бромоводород, который частично окисляется серной кислотой до свободного брома, что заметно по буроватой окра- ске выделяющихся паров.

NaBr + H2SO4 = NaHSO4 + HBr↑

**СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ**

3. Васильев А. А., Стась Н. Ф., Юрмазова Т. А. Лабораторный прак-

тикум по общей и неорганической химии. – Томск: изд. ТПУ, 1997. – 64 с.

4. Дорофеев А. И., Федотова М. И. Практикум по неорганической химии. – Л.: Химия, 1990. – 240 с.

9. Краузер Б., Фримантл М. Лабораторный практикум: Учебное по-

собие / Пер с анг. – М.: Химия, 1995. – 320 с.

10. Коровин Н. В., Мингулина Э. И., Рыжова Н. Г. Лабораторные работы по химии: Учебное пособие для вузов. – М.: ВШ, 2001. – 256 с.