



**ОЛИМПИАДА ШКОЛЬНИКОВ
«ГРАНИТ НАУКИ»**

ХИМИЯ

**Методические указания для подготовки к
заключительному туру олимпиады в
2022/2023 учебном году для 9 класса**

**Санкт-Петербург
2023**

Оглавление

Введение.....	3
Примеры решения и оформления заданий типового билета.....	7
Список рекомендованной литературы.....	24

Введение

Основными целями заключительного тура олимпиады школьников «Гранит науки» по Химии среди школьников являются популяризация олимпиадного движения, демонстрация значимости химических знаний, развитие интереса к химии, активизация инициативности и самостоятельности учащихся в работе с дополнительной литературой.

Задания олимпиады сформированы на основе законов и закономерностей общей химии, свойствах элементов и их неорганических соединений. Необходимо знать современную номенклатуру, принципы классификации неорганических соединений, основные понятия и законы химии, свойства элементов и их соединений, уметь производить расчёты по уравнениям химических реакций и формулам химических соединений с применением понятий «массовая доля», «молярная концентрация», «массовая концентрация».

Методические указания к выполнению работы

При выполнении олимпиадных заданий требуется дать краткое теоретическое обоснование каждого выбранного решения, привести соответствующие уравнения реакций выполнить необходимые вычисления.

Билет содержит задания следующих типов:

- окислительно-восстановительная реакция без указания продуктов;
- цепочки химических реакций по общей и неорганической химии;
- творческая задача по общей и неорганической химии;
- задача по общей и неорганической химии повышенной сложности;

При решении цепочек химических превращений, а также задач, где требуется привести уравнения реакций, необходимо соответствующие реакции уравнивать, записать в молекулярной и ионной формах; окислительно-восстановительные реакции предпочтительно уравнивать методом полу-реакций, допустимо применение метода баланса электронов.

При составлении цепочек химических превращений или решении задач с неизвестными компонентами, эти соединения следует называть, используя систематическую номенклатуру.

Окислительно-восстановительную реакцию требуется уравнивать, используя метод электронного баланса или метод полуреакций, указать процессы окисления и восстановления, окислитель и восстановитель.

Решение творческих и текстовых задач повышенной сложности должно сопровождаться представлением реакции химического процесса, описанного в условии, обоснованными переходами между действиями, ссылками на законы и правила. Все

полученные расчетные величины должны быть указаны с единицами измерений. При выполнении такого типа заданий особенно приветствуется представление оригинального решения. Для успешного решения задачи необходимы не только знания фактического материала, но умение участников логически мыслить и их химическая интуиция.

Содержание, структура и форма проведения работы

Работа выполняется письменно. Продолжительность составляет 3 (три) астрономических часа. Все необходимые вспомогательные материалы: периодическая система элементов, таблица растворимости соединений, таблица стандартных электродных потенциалов (ряд активности металлов), таблица электроотрицательностей – предоставляются.

Билет олимпиады по химии содержит 6 заданий. Структура всех билетов одинакова. Каждый билет содержит задания, оцениваемые в 5, 15, 20 и 25 баллов. За каждый правильный ответ при решении задания участник получает эквивалентное правильному решению количество баллов. Итоговая оценка (максимум 100 баллов) определяется суммарным количеством набранных баллов за каждое правильно решенное задание или за его часть.

Например, если задача или цепочка химических реакций выполнена частично: правильно составлено уравнение химической реакции или точно установлено количество вещества, то каждый правильный промежуточный результат оценивается эквивалентным количеством баллов.

Билет состоит из следующих заданий:

1. Для предложенной окислительно-восстановительной реакции определить продукты, закончить реакцию и уравнять её, пользуясь методом электронного баланса или методом полу-реакций. Реакцию представить в молекулярной и, для реакции, протекающей в растворе, сокращенной ионной форме.

2. Выполнить практическое задание, включающее составление цепочки химических превращений, основанных на свойствах неорганических веществ. Соответствующие реакции необходимо уравнять. При уравнивании окислительно-восстановительных реакций воспользоваться методом электронного баланса или методом полу-реакций. Все реакции представить в молекулярной и, для реакций, протекающих в растворе, сокращенной ионной форме.

3. Выполнить практическое задание, включающее составление цепочки химических превращений с неизвестными продуктами, соответствующих неорганическому синтезу. Соответствующие реакции необходимо уравнять. При уравнивании окислительно-восстановительных реакций воспользоваться методом электронного баланса или методом

полу-реакций. Все реакции представить в молекулярной и, для реакций, протекающих в растворе, сокращенной ионной форме.

4. Решить задачу из курса общей и неорганической химии, требующей знаний химических свойств, способов получения основных классов соединений, включая комплексные соединения.

5. Решить задачу из курса общей химии, требующей умений проведения расчетов по химическим формулам и уравнениям реакции, в том числе с использованием концентрации растворов.

6. Решить задачу из курса общей и неорганической химии, требующей знаний химических свойств металлов/неметаллов, кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов, отличительных особенностей простых и сложных веществ, качественных реакций катионов и анионов.

Разделы дисциплин, рассматриваемые в заданиях

Раздел 1. Общая химия

1. Атомно-молекулярное учение. Атомы. Молекулы. Моль – единица количества вещества.

2. Современное представление о строении атома. Строение электронных оболочек атомов элементов периодической системы. Изотопы.

3. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Их значение для развития химии, физики и технологии.

4. Валентность элементов. Объяснение валентности с точки зрения учения о строении атома. Понятие о степени окисления.

5. Ковалентная связь. Типы ковалентной связи, примеры.

6. Химические формулы, их графическое изображение.

7. Классификация химических реакций: соединения, разложения, замещения, обмена.

8. Тепловой эффект химических реакций. Эндо- и экзотермические превращения. Примеры.

9. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель и восстановитель. Уравнивание окислительно-восстановительных реакций.

10. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие и условия его смещения.

11. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции: природа реагирующих веществ, концентрация, температура. Катализ и катализаторы.

12. Закон Авогадро. Следствия из закона Авогадро (число Авогадро, относительная

плотность газов, молярный объем).

13. Растворы. Растворимость веществ. Зависимость растворимости веществ от их природы, температуры и давления. Насыщенные и ненасыщенные растворы. Численное выражение концентрации растворов.

14. Классификация оксидов. Основные способы получения и химические свойства оксидов.

15. Основания. Их типы. Основные химические свойства и получение. Особенности щелочей. Неорганические и органические основания, их строение и свойства.

16. Свойства кислот, оснований, солей согласно теории электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации.

17. Кислоты. Их общие свойства и способы получения. Реакция нейтрализации.

18. Соли, их классификация. Основные химические свойства и способы получения.

19. Электролиз водных растворов и расплавов солей. Процессы, протекающие у катода и анода.

Раздел 2. Неорганическая химия

Классификация неорганических соединений.

Металлы, их положение в периодической системе, физические и химические свойства. Основные способы получения металлов. Коррозия металлов и борьба с ней.

Щелочные металлы, их характеристика на основе положения в периодической системе и строения атома. Основные химические свойства, их соединения в природе.

Общая характеристика элементов II группы главной подгруппы периодической системы, их соединения в природе.

Алюминий. Характеристика элемента и его соединений на основе положения в периодической системе и строения атома. Амфотерность оксида и гидроксида алюминия. Способы получения металлического алюминия.

Железо. Его оксиды и гидроксиды, зависимость их свойств от степени окисления железа. Химические реакции, лежащие в основе получения чугуна и стали.

Общая характеристика элементов IV группы главной подгруппы периодической системы.

Углерод, его аллотропные формы. Химические свойства углерода. Оксиды углерода (II) и (IV), их химические свойства. Угольная кислота, ее химические свойства. Свойства солей угольной кислоты.

Кремний. Его физические и химические свойства. Оксид кремния и кремниевая кислота.

Общая характеристика элементов V группы главной подгруппы периодической

системы.

Азот. Его основные физические и химические свойства и важнейшие соединения. Оксиды азота и азотная кислота. Химические особенности азотной кислоты. Соли азотной кислоты.

Аммиак. Реакции, лежащие в основе его промышленного синтеза, физические и химические свойства. Соли аммония. Качественная реакция на ион аммония.

Фосфор. Его аллотропные формы, физические и химические свойства. Оксид фосфора (V), фосфорная кислота и ее соли.

Общая характеристика элементов VI группы главной подгруппы периодической системы.

Кислород, его физические и химические свойства, аллотропия. Способы получения.

Сера, ее физические и химические свойства. Основные физические и химические свойства сероводорода и оксидов серы.

Серная кислота, ее свойства. Химические основы получения серной кислоты контактным способом. Качественная реакция на сульфат-ион.

Общая характеристика элементов VII группы главной подгруппы периодической системы. Сравнение их химических свойств. Соединения галогенов в природе.

Галогеноводороды. Их свойства и получение.

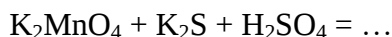
Вода, ее физические и химические свойства (взаимодействие с оксидами, металлами, солями). Гидролиз солей.

Жесткость воды. Способы ее устранения.

Примеры решения и оформления заданий типового билета

Задание № 1

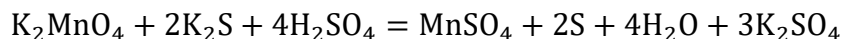
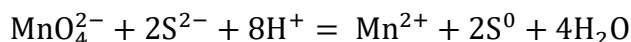
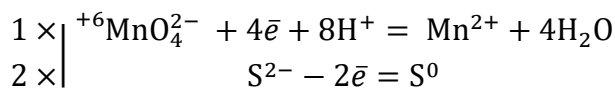
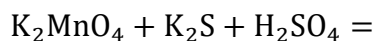
Для предложенной окислительно-восстановительной реакции определить продукты, уравнивать реакцию, используя метод электронного баланса или метод полуреакций; записать реакцию в молекулярной, и, для реакции, протекающей в водном растворе, сокращенной ионной форме



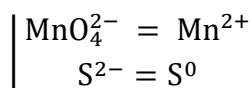
Решение

1. Степени окисления изменяются у марганца Mn^{+6} и серы S^{-2} .
2. Сера в составе сульфида калия со степенью окисления (-2) может быть только восстановителем; наиболее вероятный продукт окисления – элементарная сера, S^0 .
3. Марганец (VI) является окислителем, в кислой среде восстанавливается до Mn^{+2} .

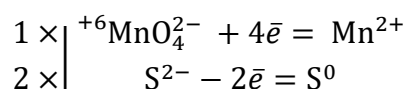
4. Применение метода полу-реакций



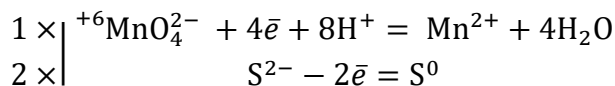
4.1. Составляют полу-реакции с участием анионов серы и манганат-аниона с указанием наиболее вероятных продуктов окисления и восстановления



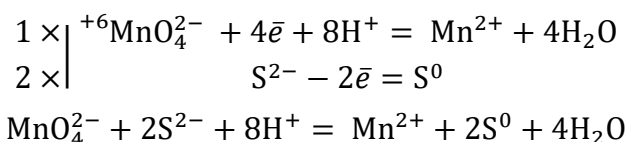
4.2. Дополняют полученные схемы балансом электронов



4.3. Уравнивают кислород и водород по обе стороны полу-реакции, используя молекулы воды, катионы водорода (в кислой среде) или гидроксид-анионы в щелочной среде; в рассматриваемом примере процесс протекает в сернокислой среде

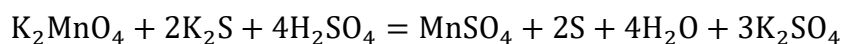


4.4. Суммируют полученные полу-реакции, при необходимости сокращают одинаковые элементы по обе стороны реакции

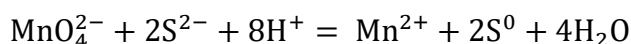
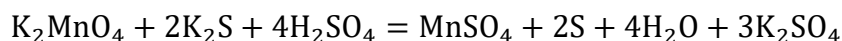
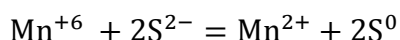
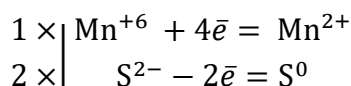
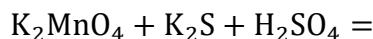


при этом получают сокращённое ионное уравнение реакции

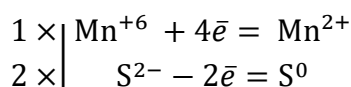
4.5. Формируют молекулярную форму реакции, используя продукты и коэффициенты сокращённого ионного уравнения

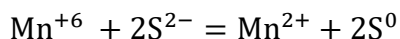


5. Применение метода баланса электронов

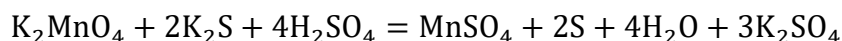


5.1. Составляют уравнения окисления/восстановления



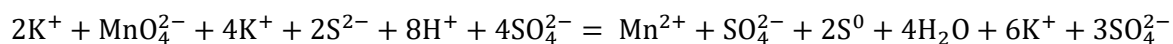


5.2. В суммарном балансе получают коэффициенты окислителя и восстановителя, которые используют при составлении и уравнивании молекулярной формы реакции

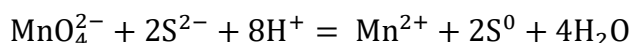


в этом случае образование воды следует «угадать», а водород и кислород уравнивают «по смыслу».

5.3. На основании полученного молекулярного уравнения формируют полное ионное уравнение

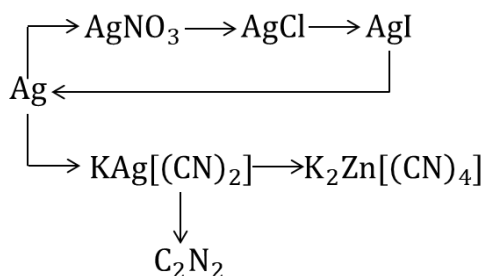


5.4. Сокращают катионы калия и сульфат-анионы по обе стороны реакции и получают сокращённое ионное уравнение



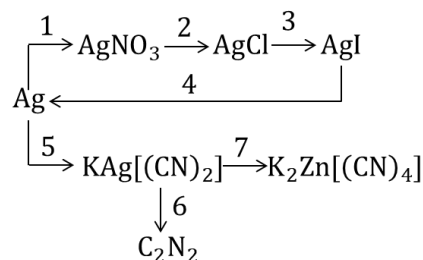
Задание № 2

Составление цепочки химических превращений неорганических веществ



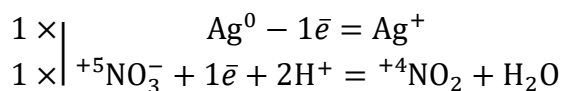
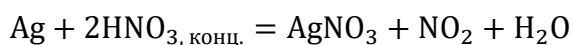
Соответствующие реакции необходимо уравнивать. При уравнивании окислительно-восстановительных реакций воспользоваться методом электронного баланса или методом полу-реакций. Все реакции представить в молекулярной и, для реакций, протекающих в растворе, сокращенной ионной форме.

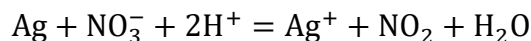
Решение



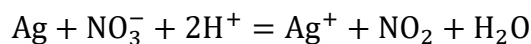
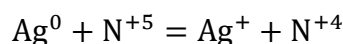
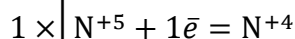
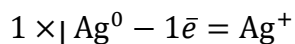
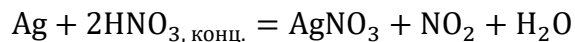
1. Растворение серебра в концентрированной азотной кислоте

1.1. Применение метода полу-реакций



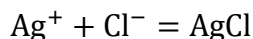


1.2. Применение метода баланса электронов

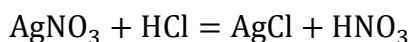


2. Образование хлорида серебра

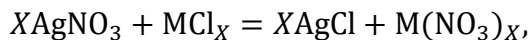
2.1. Ионное уравнение



2.2. При составлении молекулярного уравнения допустимо использование соляной кислоты



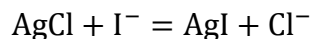
или любого растворимого хлорида



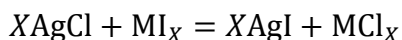
здесь X – степень окисления катиона металла.

3. Образование иодида серебра; конверсия хлорида в иодид протекает из-за гораздо меньшей растворимости иодида серебра

3.1. Ионное уравнение

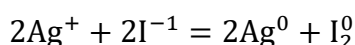
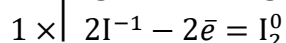
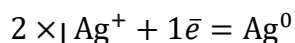
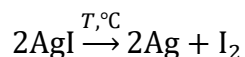


3.2. При составлении молекулярного уравнения допустимо использование любого растворимого иодида



здесь X – степень окисления катиона металла.

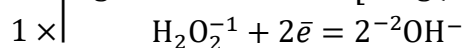
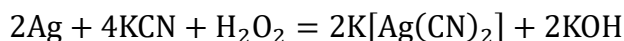
4. Термолиз иодида серебра

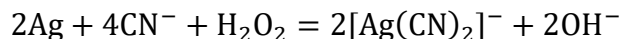


ионного уравнения здесь не требуется.

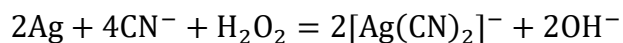
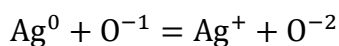
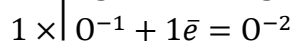
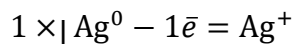
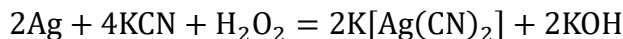
5. Растворение серебра в цианиде калия в присутствии окислителя – пероксида водорода

5.1. Применение метода полу-реакций



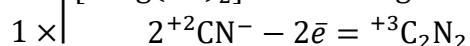
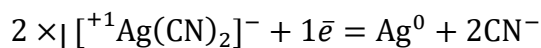
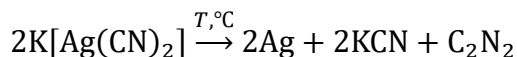


5.2. Применение метода баланса электронов

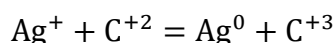
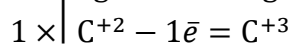
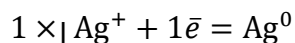
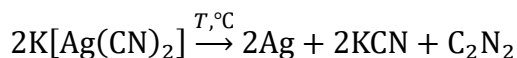


6. Термолиз цианидного комплекса серебра

6.1. Применение метода полу-реакций

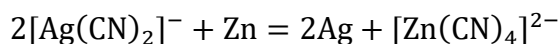
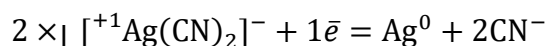
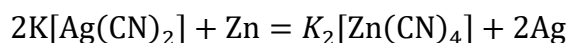


6.2. Применение метода баланса электронов

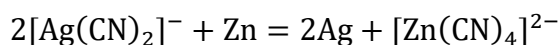
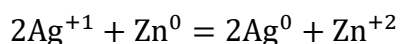
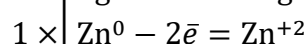
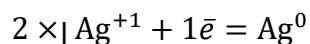
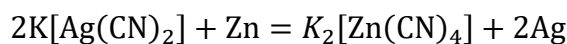


7. Реакция с металлическим цинком – вытеснение серебра из цианидного комплекса

7.1. Применение метода полу-реакций

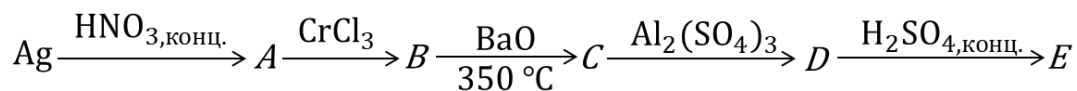


7.2. Применение метода баланса электронов



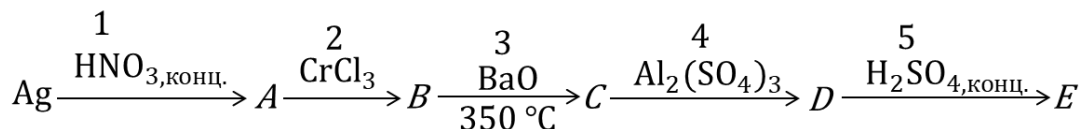
Задание № 3

Составьте цепочку химических превращений с неизвестными продуктами, соответствующими неорганическому синтезу



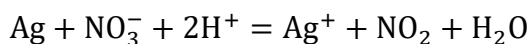
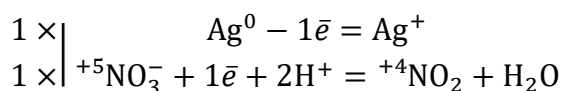
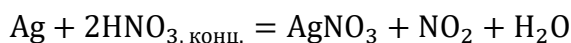
Соответствующие реакции необходимо уравнивать. При уравнивании окислительно-восстановительных реакций воспользоваться методом электронного баланса или методом полу-реакций. Все реакции представить в молекулярной и, для реакций, протекающих в растворе, сокращенной ионной форме. Соединения, обозначенные буквами назвать по систематической номенклатуре.

Решение

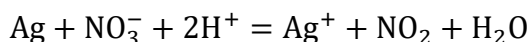
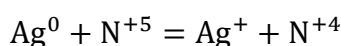
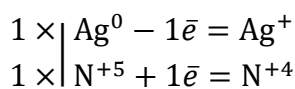
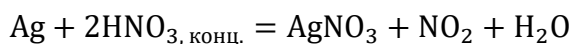


1. Растворение серебра в крепкой азотной кислоте

1.1. Применение метода полу-реакций



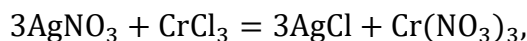
1.2. Применение метода баланса электронов



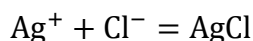
1.3. Вещество A – AgNO₃ – нитрат серебра.

2. Образование хлорида серебра

2.1. Молекулярное уравнение



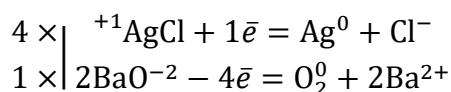
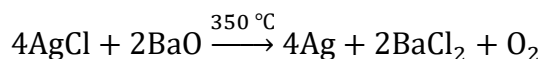
2.2. Ионное уравнение

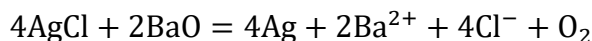


2.3. Вещество B – AgCl – хлорид серебра.

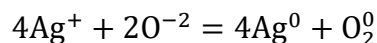
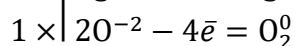
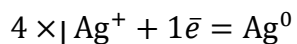
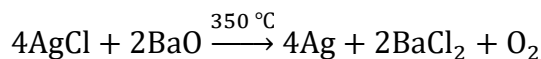
3. Реакция с оксидом бария

3.1. Применение метода полу-реакций





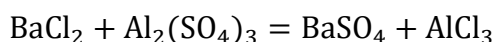
3.2. Применение метода баланса электронов



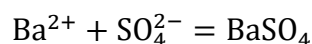
3.3. Вещество C – BaCl_2 – хлорид бария.

4. Реакция с сульфатом алюминия

4.1. Молекулярное уравнение



4.2. Сокращённое ионное уравнение



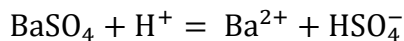
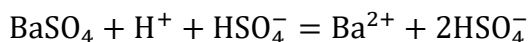
4.3. Вещество D – BaSO_4 – сульфат бария.

5. Реакция с концентрированной серной кислотой

5.1. Молекулярное уравнение



5.2. Сокращённое ионное уравнение



5.3. Вещество E – $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$ – гидросульфат бария.

Задание № 4

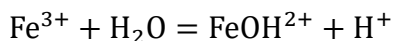
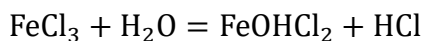
Вещество А, которое является солью трехвалентного металла X и бескислородной кислоты Y и представляет собой темно-коричневый порошок, растворили в воде. Образовался раствор желтого цвета, который окрашивает лакмус в красный цвет; при добавлении роданида калия приобретает кроваво-красное окрашивание, а при добавлении избытка нитрата серебра дал белый творожистый осадок массой 34,44 г. При добавлении к раствору щелочи получили аморфный осадок бурого цвета, который не растворяется в избытке щелочи, но растворяется в кислотах, например, в разбавленной серной кислоте. При прокаливании осадка образовалось вещество массой 6,4 г, представляющее собой оксид металла X. Выведите формулу вещества А. Напишите уравнения реакций, описанных в условии задачи, в молекулярной и ионной форме; при уравнивании окислительно-восстановительных реакций применять метод полу-реакций или баланса электронов.

Решение

1. Вещество – FeCl_3 .

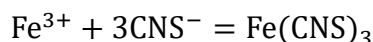
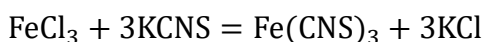
2. Уравнения реакций

2.1. Окрашивание лакмуса в красный цвет – кислая среда при гидролизе соли

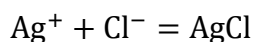
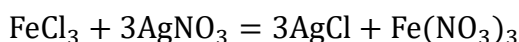


В обычных условиях гидролиз идёт преимущественно по первой ступени, запись других ступеней гидролиза не требуется, а при наличии не оценивается.

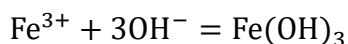
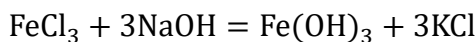
2.2. Реакция с роданидом калия (характерна для катиона трёхвалентного железа)



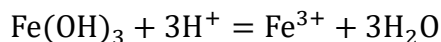
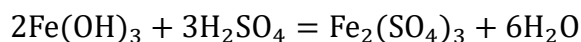
2.3. Реакция с нитратом серебра (характерна для хлорид-иона)



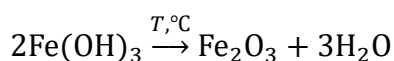
2.4. Реакция с гидроксидом натрия



2.5. Реакция с серной кислотой



2.6. Реакция термического разложения



3. Вывод формулы вещества А

3.1. Расчёт молярной массы хлорида серебра

$$M_{\text{AgCl}} = M_{\text{Ag}} + M_{\text{Cl}} = 107 + 35,5 = 142,5 \text{ г/моль}$$

3.2. Расчёт количества вещества хлорида серебра

$$n_{\text{AgCl}} = \frac{m_{\text{AgCl}}}{M_{\text{AgCl}}} = \frac{34,44}{142,5} = 0,242 \text{ моль}$$

3.3. Расчёт количества вещества хлора по формуле химического соединения

$$n_{\text{Cl}} = n_{\text{AgCl}} = 0,242 \text{ моль}$$

3.4. Расчёт молярной массы оксида железа (III)

$$M_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 2M_{\text{Fe}} + 3M_{\text{O}} = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160 \text{ г/моль}$$

3.5. Расчёт количества вещества оксида железа (III)

$$n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{m_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{M_{\text{Fe}_2\text{O}_3}} = \frac{6,4}{160} = 0,04 \text{ моль}$$

3.6. Расчёт количества вещества железа по формуле химического соединения

$$n_{\text{Fe}} = 2n_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 2 \cdot 0,04 = 0,08 \text{ моль}$$

3.7. Вывод формулы

$$n_{\text{Fe}} : n_{\text{Cl}} = 0,08 : 0,242 = 1 : 3 \Rightarrow \text{FeCl}_3$$

Задание № 5

Марганцевую пластинку поместили в раствор массой в 300 г с массовой долей нитрата цинка 20 %. По окончании эксперимента масса пластинки увеличилась на 2,0 г. К полученному раствору добавили 150 г насыщенного раствора сульфида натрия, содержащего 26 г сульфида натрия в 100 г воды. Вычислите содержание компонентов, массовые доли, в растворе после извлечения марганцевой пластинки, в осадке и в растворе после добавления сульфида натрия.

Решение

1. Расчёт исходного раствора нитрата цинка

1.1. Расчёт массы цинка

$$m_{\text{Zn(NO}_3)_2}^i = \frac{\omega_{\text{Zn(NO}_3)_2}}{100} \cdot m_{\text{p-p}}^i = \frac{20}{100} \cdot 300 = 60,00 \text{ г.}$$

1.2. Молярная масса нитрата цинка

$$M_{\text{Zn(NO}_3)_2} = M_{\text{Zn}} + 2M_{\text{N}} + 6M_{\text{O}} = 65 + 2 \cdot 14 + 6 \cdot 16 = 189 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

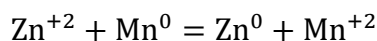
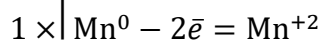
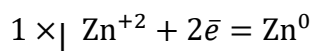
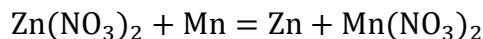
1.3. Расчёт количества вещества нитрата цинка

$$n_{\text{Zn(NO}_3)_2}^i = \frac{m_{\text{Zn(NO}_3)_2}^i}{M_{\text{Zn(NO}_3)_2}} = \frac{60,00}{189,00} = 0,3174 \text{ моль.}$$

1.4. Расчёт массы воды

$$m_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{Zn}} = m_{\text{p-p}}^i - m_{\text{Zn(NO}_3)_2}^i = 300 - 60 = 240 \text{ г.}$$

2. Реакция нитрата цинка с марганцем



3. Расчёты по уравнению реакции (п. 2)

3.1. Материальный баланс реакции

$$n_{\text{Zn}} = n_{\text{Mn}} = n$$

или

$$n_{\text{Zn(NO}_3)_2} = n_{\text{Mn(NO}_3)_2} = n$$

3.2. Конечная масса пластинки марганца

$$m_{\text{Mn}}^k = m_{\text{Mn}}^i + m_{\text{Zn}} - m_{\text{Mn}}$$

3.3. Изменение массы пластинки марганца

$$\Delta m_{\text{Mn}} = m_{\text{Zn}} - m_{\text{Mn}}$$

учитывая, что

$$m = n \cdot M$$

$$\Delta m_{\text{Mn}} = n \cdot M_{\text{Zn}} - n \cdot M_{\text{Mn}} = n \cdot (M_{\text{Zn}} - M_{\text{Mn}})$$

3.4. Количество вещества расходуемого/образовавшегося по реакции п. 2

$$n = \frac{\Delta m_{\text{Mn}}}{(M_{\text{Zn}} - M_{\text{Mn}})} = \frac{2,0}{65 - 55} = 0,20 \text{ моль.}$$

4. Состав раствора после извлечения пластинки марганца

4.1. Расчёт нитрата цинка

4.1.1) убыль массы нитрата цинка по реакции с марганцем

$$m_{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2} = n \cdot M_{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2} = 0,20 \cdot 189 = 37,80 \text{ г.}$$

4.1.2) конечная масса нитрата цинка

$$m_{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2}^k = m_{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2}^i - m_{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2} = 60 - 37,80 = 22,20 \text{ г.}$$

расчёт через количество вещества

$$n_{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2}^k = n_{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2}^i - n = 0,3174 - 0,20 = 0,1174 \text{ моль}$$

$$m_{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2}^k = n_{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2}^k \cdot M_{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2} = 0,1174 \cdot 189 = 22,20 \text{ г.}$$

4.2. Расчёт нитрата марганца

4.2.1. Молярная масса нитрата марганца

$$M_{\text{Mn}(\text{NO}_3)_2} = M_{\text{Mn}} + 2M_{\text{N}} + 6M_{\text{O}} = 55 + 2 \cdot 14 + 6 \cdot 16 = 179 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

4.2.2. Масса нитрата марганца

$$m_{\text{Mn}(\text{NO}_3)_2} = n \cdot M_{\text{Mn}(\text{NO}_3)_2} = 0,2 \cdot 179 = 35,8 \text{ г.}$$

4.3. Расчёт массы раствора

$$m_{\text{р-р}} = m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2}^k + m_{\text{Mn}(\text{NO}_3)_2} = 240 + 22,20 + 35,80 = 298,0 \text{ г.}$$

4.4. Расчёт массовой доли нитрата цинка

$$\omega_{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2}^k = \frac{m_{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2}^k}{m_{\text{р-р}}} \cdot 100 \% = \frac{22,20}{298,0} \cdot 100 = 7,45 \%.$$

4.5. Расчёт массовой доли нитрата марганца

$$\omega_{\text{Mn}(\text{NO}_3)_2} = \frac{m_{\text{Mn}(\text{NO}_3)_2}}{m_{\text{р-р}}} \cdot 100 \% = \frac{35,8}{298,0} \cdot 100 = 12,01 \%.$$

5. Расчёт раствора сульфида натрия

5.1. Массовая доля сульфида натрия в растворе

$$\omega_{\text{Na}_2\text{S}} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{S}}}{m_{\text{Na}_2\text{S}} + m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100 \% = \frac{26}{26 + 100} \cdot 100 = 20,64 \%$$

5.2. Масса сульфида натрия в 150 г раствора

$$m_{\text{Na}_2\text{S}}^i = \frac{\omega_{\text{Na}_2\text{S}}}{100} \cdot m_{\text{p-p}} = \frac{20,64}{100} \cdot 150 = 30,96 \text{ г.}$$

5.3. Молярная масса сульфида натрия

$$M_{\text{Na}_2\text{S}} = 2 \cdot M_{\text{Na}} + M_{\text{S}} = 2 \cdot 23 + 32 = 78 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

5.4. Количество вещества сульфида натрия

$$n_{\text{Na}_2\text{S}}^i = \frac{m_{\text{Na}_2\text{S}}^i}{M_{\text{Na}_2\text{S}}} = \frac{30,96}{78} = 0,4 \text{ моль.}$$

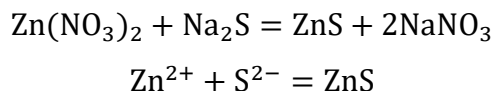
5.5. Масса воды в 150 г раствора сульфида натрия

$$m_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{Na}_2\text{S}} = m_{\text{p-p}} - m_{\text{Na}_2\text{S}}^i = 150 - 30,96 = 119,04 \text{ г.}$$

6. Взаимодействие раствора нитратов цинка и марганца с раствором сульфида натрия

6.1. Реакция нитрата цинка

6.1.1. Уравнение реакции



6.1.2. Материальный баланс реакции

$$n_{\text{Na}_2\text{S}}^{\text{Zn}} = n_{\text{ZnS}} = n_{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2} = 0,1174 \text{ моль.}$$

$$n_{\text{NaNO}_3}^{\text{Zn}} = 2n_{\text{Zn}(\text{NO}_3)_2} = 2 \cdot 0,1174 = 0,2348 \text{ моль.}$$

6.1.3. Молярная масса сульфида цинка

$$M_{\text{ZnS}} = M_{\text{Zn}} + M_{\text{S}} = 65 + 32 = 97 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

6.1.4. Масса сульфида цинка

$$m_{\text{ZnS}} = n_{\text{ZnS}} \cdot M_{\text{ZnS}} = 0,1174 \cdot 97 = 11,39 \text{ г}$$

6.1.5. Молярная масса нитрата натрия

$$M_{\text{NaNO}_3} = M_{\text{Na}} + M_{\text{N}} + 3M_{\text{O}} = 23 + 14 + 3 \cdot 16 = 85 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$$

6.1.6. Масса нитрата натрия

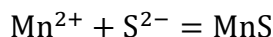
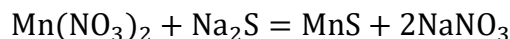
$$m_{\text{NaNO}_3}^{\text{Zn}} = n_{\text{NaNO}_3}^{\text{Zn}} \cdot M_{\text{NaNO}_3} = 0,2348 \cdot 85 = 19,96 \text{ г.}$$

6.1.7. Масса сульфида натрия

$$m_{\text{Na}_2\text{S}}^{\text{Zn}} = n_{\text{Na}_2\text{S}} \cdot M_{\text{Na}_2\text{S}} = 0,1174 \cdot 78 = 9,16 \text{ г}$$

6.2. Реакция нитрата марганца

6.2.1. Уравнение реакции



6.2.2. Материальный баланс реакции

$$n_{\text{Na}_2\text{S}} = n_{\text{MnS}} = n_{\text{Mn}(\text{NO}_3)_2} = 0,2 \text{ моль.}$$

$$n_{\text{NaNO}_3}^{\text{Mn}} = 2n_{\text{Mn}(\text{NO}_3)_2} = 2 \cdot 0,2 = 0,4 \text{ моль.}$$

6.2.3. Молярная масса сульфида марганца

$$M_{\text{MnS}} = M_{\text{Mn}} + M_{\text{S}} = 55 + 32 = 87 \frac{\text{г}}{\text{моль.}}$$

6.2.4. Масса сульфида марганца

$$m_{\text{MnS}} = n_{\text{MnS}} \cdot M_{\text{MnS}} = 0,2 \cdot 87 = 17,40 \text{ г.}$$

6.2.5. Масса нитрата натрия

$$m_{\text{NaNO}_3}^{\text{Mn}} = n_{\text{NaNO}_3}^{\text{Mn}} \cdot M_{\text{NaNO}_3} = 0,4 \cdot 85 = 34,0 \text{ г.}$$

6.2.6. Масса сульфида натрия

$$m_{\text{Na}_2\text{S}}^{\text{Mn}} = n_{\text{Na}_2\text{S}} \cdot M_{\text{Na}_2\text{S}} = 0,2 \cdot 78 = 15,60 \text{ г}$$

6.2.7. Баланс сульфида натрия

по массе

$$m_{\text{Na}_2\text{S}}^R = m_{\text{Na}_2\text{S}}^{\text{Zn}} + m_{\text{Na}_2\text{S}}^{\text{Mn}} = 9,16 + 15,60 = 24,76 \text{ г} < 30,96 \text{ г}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{S}}^k = m_{\text{Na}_2\text{S}}^i - m_{\text{Na}_2\text{S}}^R = 30,96 - 24,76 = 6,20 \text{ г.}$$

по количеству вещества

$$n_{\text{Na}_2\text{S}}^R = n_{\text{Na}_2\text{S}}^{\text{Zn}} + n_{\text{Na}_2\text{S}}^{\text{Mn}} = 0,1174 + 0,2 = 0,3174 \text{ моль} < 0,4 \text{ моль}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{S}}^k = n_{\text{Na}_2\text{S}}^i - n_{\text{Na}_2\text{S}}^R = 0,4 - 0,3174 = 0,08 \text{ моль.}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{S}}^k = n_{\text{Na}_2\text{S}}^k \cdot M_{\text{Na}_2\text{S}} = 0,08 \cdot 78 = 6,2 \text{ г.}$$

6.2.8. Общее количество нитрата натрия

по массе

$$m_{\text{NaNO}_3} = m_{\text{NaNO}_3}^{\text{Zn}} + m_{\text{NaNO}_3}^{\text{Mn}} = 19,96 + 34,0 = 53,96 \text{ г.}$$

по количеству вещества

$$n_{\text{NaNO}_3} = n_{\text{NaNO}_3}^{\text{Zn}} + n_{\text{NaNO}_3}^{\text{Mn}} = 0,2348 + 0,4 = 0,6348 \text{ моль.}$$

$$m_{\text{NaNO}_3} = n_{\text{NaNO}_3} \cdot M_{\text{NaNO}_3} = 0,6348 \cdot 85 = 53,96 \text{ г.}$$

7. Состав осадка

7.1. Общая масса осадка

$$m_{\Sigma} = m_{\text{ZnS}} + m_{\text{MnS}} = 11,39 + 17,40 = 28,79 \text{ г.}$$

7.2. Массовая доля сульфида цинка

$$\omega_{\text{ZnS}} = \frac{m_{\text{ZnS}}}{m_{\Sigma}} \cdot 100 \% = \frac{11,39}{28,79} \cdot 100 = 39,56 \%$$

7.3. Массовая доля сульфида марганца

$$\omega_{\text{MnS}} = \frac{m_{\text{MnS}}}{m_{\Sigma}} \cdot 100 \% = \frac{17,40}{28,79} \cdot 100 = 60,44 \%$$

8. Расчёт состава раствора после реакции с сульфидом натрия

8.1. Состав раствора: вода, сульфид натрия, нитрат натрия.

8.2. Общая масса воды – сумма массы воды по п. 1.4. и п. 5.5

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{Zn}} + m_{\text{H}_2\text{O}}^{\text{Na}_2\text{S}} = 240 + 119,04 = 359,04 \text{ г}$$

8.3. Масса раствора – сумма массы воды, сульфида натрия (п. 6.2.7.) и нитрата натрия (п. 6.2.8.)

$$m_{\text{р-р}} = m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{Na}_2\text{S}}^k + m_{\text{NaNO}_3} = 359,04 + 6,2 + 53,96 = 419,20 \text{ г.}$$

8.4. Массовая доля сульфида натрия

$$\omega_{\text{Na}_2\text{S}}^k = \frac{m_{\text{Na}_2\text{S}}^k}{m_{\text{р-р}}} \cdot 100 \% = \frac{6,2}{419,2} \cdot 100 = 1,48 \%$$

8.5. Массовая доля нитрата натрия

$$\omega_{\text{NaNO}_3} = \frac{m_{\text{NaNO}_3}}{m_{\text{р-р}}} \cdot 100 \% = \frac{53,96}{419,2} \cdot 100 = 12,87 \%$$

Задание № 6

Литейный сплав марки ЦА4МЗо, используемый в машиностроении для изготовления деталей повышенной точности, растворили в кислоте и получили раствор с $\text{pH} = 0,5$. К отдельной пробе раствора прибавили хлористый барий, получили белый осадок. Через остальной раствор пропустили сероводород, выпал тёмный осадок, который растворили в азотной кислоте (2 моль/л), прибавили избыток гидроксида аммония, получили синий раствор. Раствор после воздействия сульфида водорода прокипятили, добавили избыток концентрированного гидроксида аммония, получили белый осадок.

На белый осадок действовали крепким раствором едкого натра, часть осадка растворилась. Остальную часть осадка промыли от щёлочи, растворили в соляной кислоте (2 моль/л), прибавили водный раствор аммиака до $\text{pH} = 9$ и гидроортофосфат натрия, получили осадок белого цвета.

К аммиачному раствору прибавили раствор серной кислоты до $\text{pH} = 2$ и сульфид натрия, получили осадок белого цвета. К щелочному раствору от воздействия едкого натра прибавили уксусную кислоту до $\text{pH} = 5$ и алюминон, получили осадок красного цвета.

Укажите состав раствора, составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, схему анализа раствора. Окислительно-восстановительные реакции рекомендуется уравнивать методом полу-реакций. При составлении схемы анализа состав осадка рекомендуется записывать в молекулярной форме, состав раствора – в ионно-молекулярной форме (в молекулярной форме записывают слабые электролиты), действия, которые не приводят к какому-либо эффекту, не показывать.

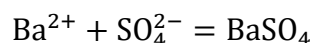
Решение

I. Состав раствора: сульфаты цинка, меди, магния, алюминия: ZnSO_4 ; CuSO_4 ; MgSO_4 ; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

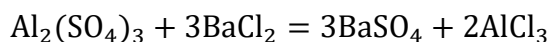
II. Уравнения реакций

1. Реакция с хлоридом бария

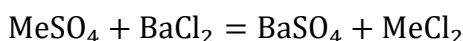
1.1. Ионная форма уравнений реакции:



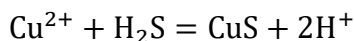
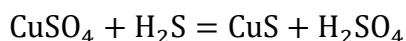
1.2. Для сульфата алюминия:



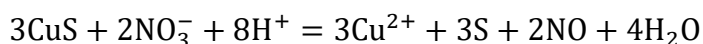
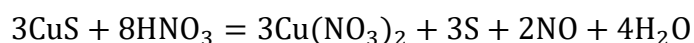
1.3. Для сульфатов магния, цинка и меди:



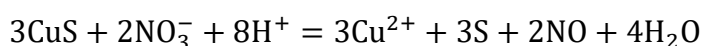
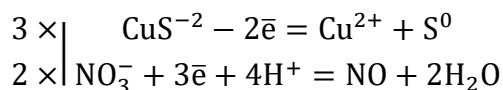
2. Реакция с сероводородом в кислой среде (pH = 0,5)



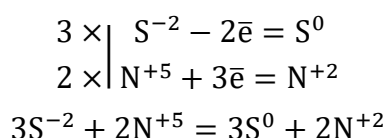
3. Реакция сульфида меди с азотной кислотой



3.1. Метод полу-реакций

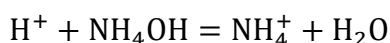
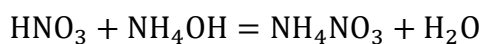


3.2. Метод баланса электронов

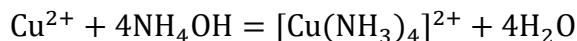
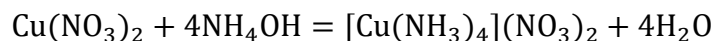


4. Реакция с гидроксидом аммония

4.1. Нейтрализация избытка азотной кислоты

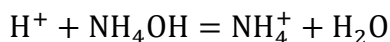
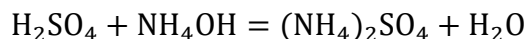


4.2. Образование аммиаката меди

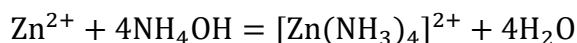
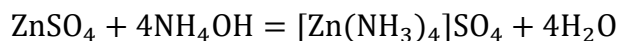


5. Реакция сернокислого раствора с гидроксидом аммония

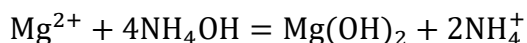
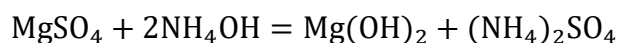
5.1. Нейтрализация серной кислоты



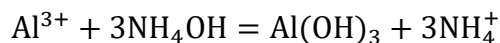
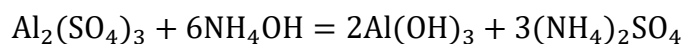
5.2. Образование аммиаката цинка



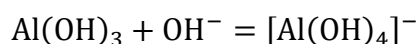
5.3. Осаждение гидроксида магния



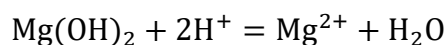
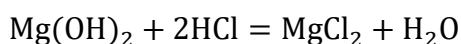
5.4. Осаждение гидроксида алюминия



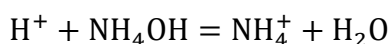
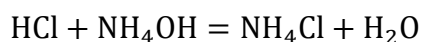
6. Действие на осадок гидроксидов едкого натра – растворение гидроксида алюминия с образованием гидроксокомплекса



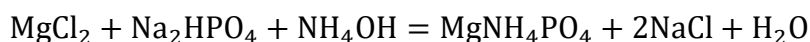
7. Действие на осадок соляной кислоты



8. Действие на солянокислый раствор гидроксида аммония – нейтрализация соляной кислоты

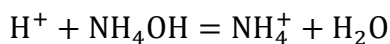
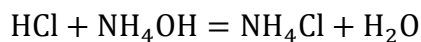


9. Реакция с гидроортофосфатом натрия

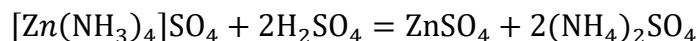


10. Реакция аммиачного раствора с соляной кислотой

10.1. Нейтрализация соляной кислоты

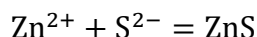
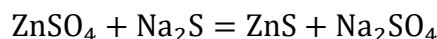


10.2. Разрушение аммиачного комплекса цинка

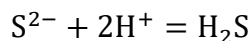
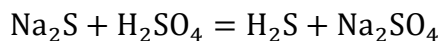


11. Реакция с сульфидом натрия (pH = 2)

11.1. Осаждение сульфида цинка

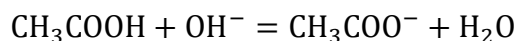
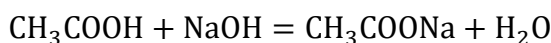


11.2. Разложение сульфида натрия в кислой среде



13. Действие на щелочной раствор уксусной кислоты

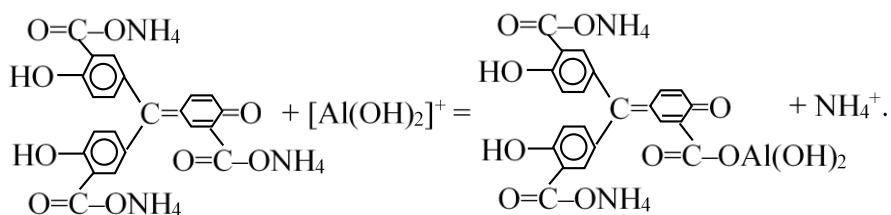
13.1. Частичная нейтрализация гидроксида натрия



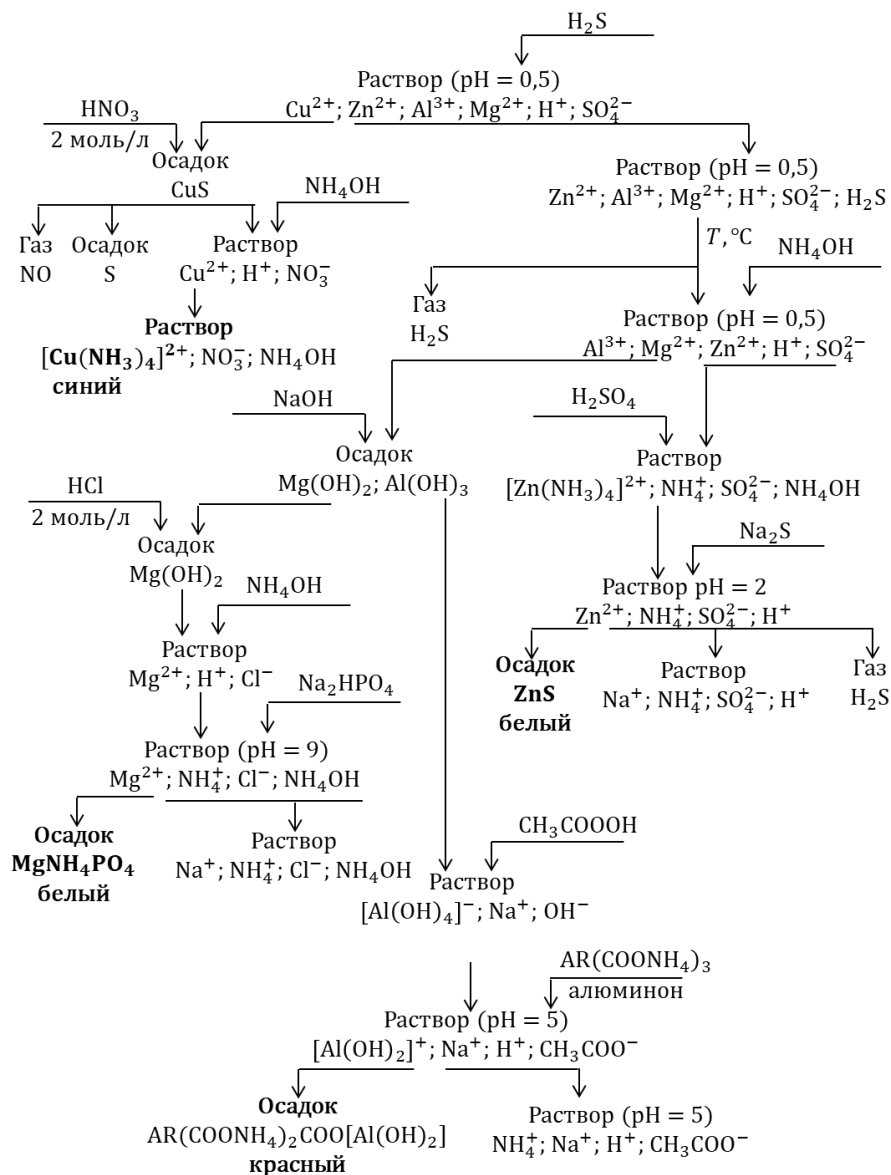
13.2. Модификация гидроксокомплекса алюминия



14. Реакция с алюминоном (ауринтрикарбонатом аммония, $\text{AR}(\text{COONH}_4)_3$)



III. Схема разделения



Текстовое пояснение решения задачи

К отдельной пробе раствора прибавили хлористый барий, получили белый осадок – указание на сульфатный раствор.

Через остальной раствор пропустили сероводород, выпал тёмный осадок, который растворили в азотной кислоте... – описание осаждения и растворения сульфида меди.

...прибавили избыток гидроксида аммония, получили синий раствор – указание на наличие меди.

Раствор после воздействия сульфида водорода прокипятили... – удаление растворённого сероводорода.

...добавили избыток концентрированного гидроксида аммония, получили белый осадок – осаждение гидроксидов магния и алюминия; цинк образует аммиачный комплекс.

... на осадок действовали крепким раствором едкого натра, часть осадка

растворилась – разделение гидроксидов алюминия и магния; гидроксид алюминия растворяется с образованием гидроксокомплекса.

Остальную часть осадка ... растворили в соляной кислоте ..., прибавили ... аммиака до $pH = 9$ и гидроортофосфат натрия, получили осадок белого цвета – описание обнаружения магния.

К аммиачному раствору прибавили соляную кислоту до $pH = 2$ и сульфид натрия, получили осадок белого цвета – описание обнаружения цинка.

К щелочному раствору от воздействия едкого натра прибавили уксусную кислоту до $pH = 5$ и алюминон, получили осадок красного цвета – указание на наличие алюминия.

Список рекомендованной литературы

1. Василевская Е.И., Свиридова Т.В. Методы решения задач по общей химии: учеб. Пособие / Минск: Высш.шк., 2007, 128 с.

2. Габриелян О.С. Химия: пособие для школьников старших классов и поступающих в ВУЗы. - М.: Дрофа, 2006, 704 с.

3. Глазкова О.В., Ивлев В.И., Сысманова Н.Ю. Азбука химии / Учебное пособие - Саранск: Референт, 2012, 42 с.2.

4. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В. 2500 задач по химии с решениями для поступающих в вузы. – М.: Мир и образование, 2007, 560 с.

5. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Попков В.А. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы. – М.: Экзамен, 2010, 768 с.

6. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В., Чуранов С.С. Сборник конкурсных задач по химии. – М.: Экзамен, 2008, 464 с.

7. Левицкий М.М. О химии серьезно и с улыбкой / М., Издательство «ИКЦ «Академкнига», 2005, 287 с.

8. Леенсон И.А. Удивительная химия / М., Издательство «НЦ ЭНАС», 2006, 176 с.

9. Степин Б.Д., Алиакберова Л.Ю. Занимательные задания по химии / М., Издательство «Дрофа», 2006, 430 с.

10. Хомченко Г. П. Пособие по химии для поступающих в ВУЗы - М., 2002, 480 с.

11. Цветков Л.А. Органическая химия: учебник для учащихся 10 - 11 кл. общеобразовательных учеб. заведений / М., 2012, 271 с.