

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**



**ОЛИМПИАДА ШКОЛЬНИКОВ
«ГРАНИТ НАУКИ»**

ХИМИЯ

**Методические указания для подготовки к
заключительному туру олимпиады в 2022/2023
учебном году для 10-11 классов**

Санкт-Петербург
2023

ОГЛАВЛЕНИЕ

Химия	3
Примеры решения и оформления заданий типового билета.....	8
Список рекомендованной литературы.....	19

Химия

Основными целями очного заключительного тура олимпиады 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 охватывают все разделы химии. Основное внимание будет обращено на понимание сути явлений, умение пользоваться периодической системой элементов и связывать химические свойства элементов и их соединений с положением в периодической таблице. Необходимо знать современную номенклатуру, принципы классификации неорганических и органических 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».

При выполнении олимпиадных заданий требуется дать краткое теоретическое обоснование каждого выбранного решения и привести соответствующие уравнения реакций.

Билет содержит задания следующих типов:

- окислительно-восстановительная реакция без указания продуктов;
- цепочка химических реакций по общей и неорганической химии с неизвестными компонентами;
- цепочка химических реакций по органической химии с неизвестными компонентами;
- творческая задача по неорганической химии;
- сложная задача по цепочкам превращения в органической химии;
- задача по общей или неорганической химии повышенной сложности;

Составляя цепочку химических превращений по свойствам элементов и классов неорганических соединений, необходимо соответствующие реакции уравнивать, записать в молекулярной и ионной формах.

В цепочке по свойствам органических соединений реакции следует уравнивать, а также показывать условия проведения процессов (температура, катализатор и т.д.).

При составлении цепочек по органической и неорганической химии с неизвестными компонентами необходимо называть полученные соединения.

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, 10, 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 полуреакций. Реакцию представить в молекулярной и, для реакции, протекающей в растворе, сокращенной ионной форме.

2. 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 полуреакций. 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 органическому синтезу. Составляя цепочку химических превращений по свойствам классов органических соединений,

необходимо соответствующие реакции уравнивать и указать условия их протекания.

4. Решить задачу из курса общей или неорганической химии, требующей умений проведения расчетов по химическим формулам и уравнениям реакции.

5. Решить задачу из курса органической химии, требующей знаний химических свойств, способов получения и практического применения основных классов органических соединений.

6. Решить задачу из курса общей или 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 дисциплины, 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.

Раздел 3. Органическая химия

1. Теория строения органических веществ А.М. Бутлерова. Зависимость свойств органических веществ от их строения. Изомерия.

2. Теория химического строения органических соединений А.М. Бутлерова. Электронная природа химических связей в молекулах органических соединений, способы разрыва связей. Понятие о свободных радикалах.

3. Именные реакции в органической химии и их значение. Реакции А.М. Бутлерова, Н.Н. Зинина, Н.Д. Зелинского, М.Г. Кучерова, Ш.А. Вюрца.

4. Природные источники углеводородов. Нефть, способы ее переработки (перегонка, крекинг нефтепродуктов).

5. Основные классы органических соединений.

6. Генетическая связь между классами органических соединений.

7. Гомологический ряд предельных углеводородов (алканов), их электронное и пространственное строение, тип гибридизации. Номенклатура. Физические и химические свойства. Получение. Применение.

8. Карбиды металлов. Их получение и использование в органическом синтезе.

9. Алкены. Тип гибридизации, σ - и π -связи. Номенклатура. Физические и химические свойства. Получение. Применение.

10. Алкадиены. Особенности их строения. Номенклатура. Физические и химические

свойства. Получение. Применение.

11. Алкины. Особенности их строения (тип гибридизации, тройная связь). Номенклатура. Физические и химические свойства. Получение. Применение.

12. Реакции полимеризации и поликонденсации. Их практическое использование.

13. Общие понятия химии высокомолекулярных соединений: мономер, полимер, элементарное звено, степень полимеризации. Полиэтилен. Природный и синтетический каучук.

14. Спирты. Строение. Номенклатура. Физические и химические свойства. Получение. Применение. Водородная связь и ее влияние на физические свойства спиртов.

15. Альдегиды. Строение. Номенклатура. Физические и химические свойства. Получение. Применение.

16. Карбоновые кислоты. Строение карбоксильной группы. Номенклатура. Физические и химические свойства. Получение. Применение.

17. Арены. Электронное строение. Номенклатура. Физические и химические свойства. Получение. Применение.

18. Фенол. Строение. Взаимное влияние атомов в молекуле фенола. Химические свойства в сопоставлении со свойствами алифатических спиртов.

19. Нитросоединения. Физические и химические свойства. Получение. Применение.

20. Жиры как представители сложных эфиров. Строение. Получение по реакции этерификации. Химические свойства.

21. Глюкоза. Строение. Химические свойства. Гидролиз.

22. Амины. Химические свойства. Получение. Применение.

Примеры решения и оформления заданий типового билета

Задание № 1

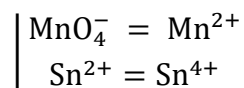
Для предложенной окислительно-восстановительной реакции определить продукты, уравнивать реакцию, используя метод электронного баланса или метод полу-реакций; записать реакцию в молекулярной, и, для реакции, протекающей в водном растворе, сокращенной ионной форме



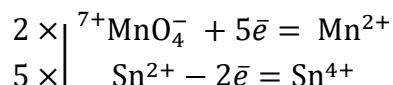
Решение:

1. Степени окисления изменяются у марганца Mn^{+7} и олова Sn^{+2} .
2. Марганец (VI) является окислителем, в кислой среде восстанавливается до Mn^{+2} .
3. Олово (II) является восстановителем, в кислой среде окисляется до Sn^{+2} .
4. Составим уравнение баланса электронов методом полу-реакций

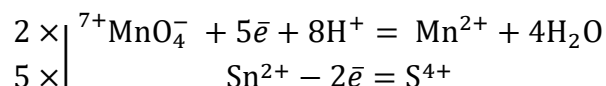
4.1. Составляют полу-реакции с участием анионов серы и манганат-аниона с указанием наиболее вероятных продуктов окисления и восстановления



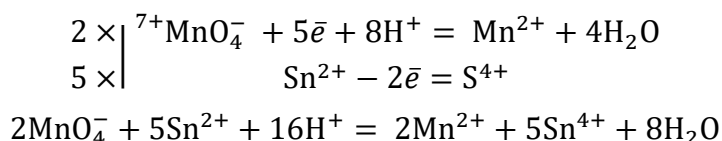
4.2. Дополняют полученные схемы балансом электронов



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



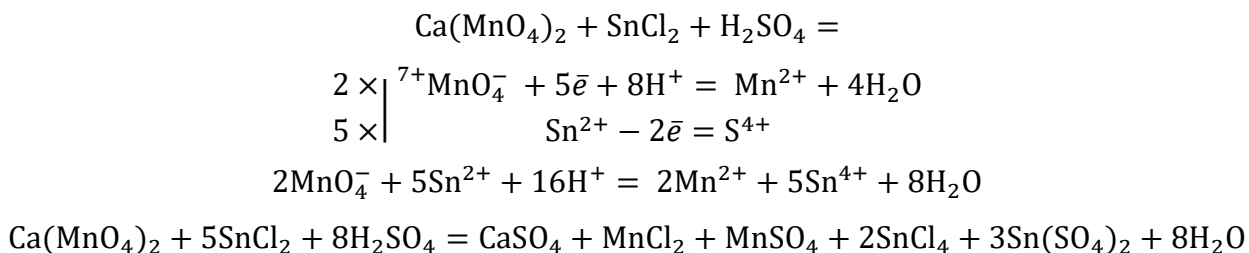
4.4. Суммируют полученные полу-реакции, при необходимости сокращают одинаковые элементы по обе стороны реакции



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

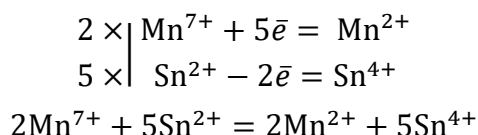


4.6. Оформление решения задания



5. Применение метода баланса электронов

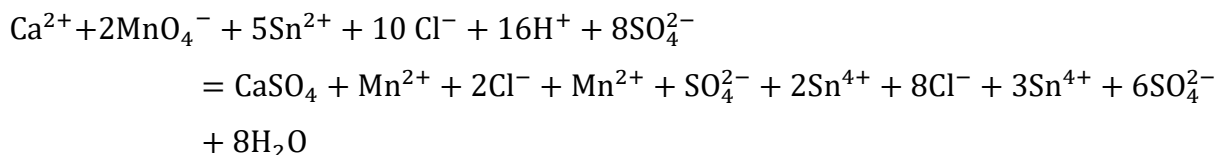
5.1. Составляют уравнения окисления/восстановления



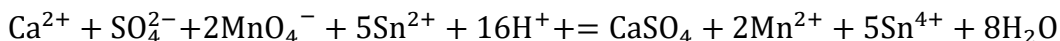
5.2. В суммарном балансе получают коэффициенты окислителя и восстановителя, которые используют при составлении и уравнивании молекулярной формы реакции



5.3. На основании полученного молекулярного уравнения формируют полное ионное уравнение

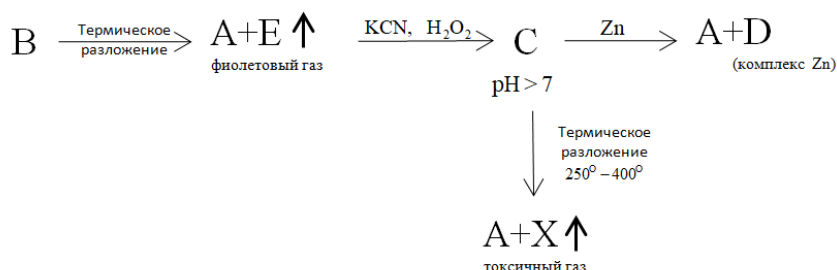


5.4. Сокращают катионы и анионы по обе стороны реакции и получают сокращённое ионное уравнение



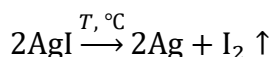
Задание № 2

В результате термического разложения соли **В** элемента **А** ($\omega_{\%}\text{А в В} = 45,95\%$) выделяется характерный фиолетовый газ **Е** и образуется простое вещество **А**. При растворении простого вещества **А** в растворе цианида калия с добавлением окислителя (H_2O_2) образуется раствор соли **С** с $\text{pH} > 7$. При добавлении к раствору соли **С** металлического цинка выделяется чистое вещество **А** с образованием в растворе комплексной соли цинка **Д**. Если 9,95 г соли **С** подвергнуть термическому разложению при температуре от 250 до 400 °С, получится 5,40 г простого вещества **А** и 0,56 л (н.у.) бесцветного высокотоксичного и огнеопасного газа **Х** с резким запахом. Составьте уравнения реакций согласно приведённой схеме и определите неизвестные вещества



Решение

1. Соль **В** – йодид серебра. При термическом разложении по реакции



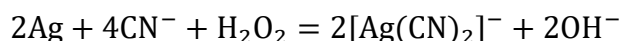
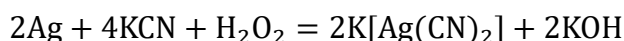
образуется элементарное серебро (простое вещество **А**) и газообразный йод (характерный фиолетовый газ **Е**).

2. Значение массовой доли серебра в йодиде серебра

$$\omega_{\text{Ag}}^{\text{AgI}} = \frac{M_{\text{Ag}}}{M_{\text{AgI}}} \cdot 100\% = \frac{108}{235} \cdot 100 = 45,95\%$$

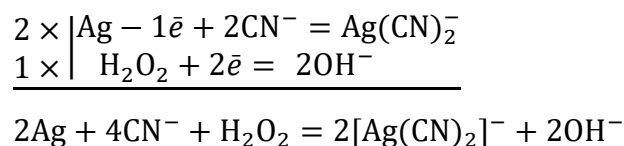
полностью соответствует условию задачи.

3. Серебро в присутствии окислителя (H_2O_2) растворяется в растворе цианида калия с образованием дицианоаргентата (I) калия (вещество **С**) по реакции,



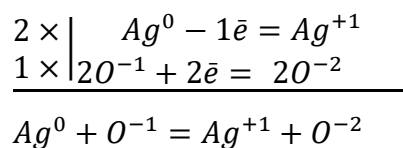
с образованием KOH , что и обеспечивает щелочную ($\text{pH} > 7$) среду раствора.

Применение метода полу-реакций

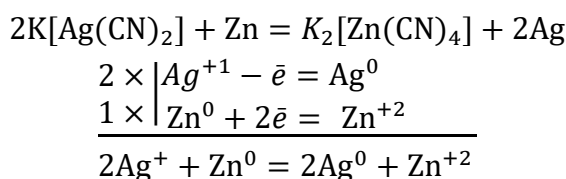


В данном случае сумма полу-реакций дает сокращенное ионное уравнение.

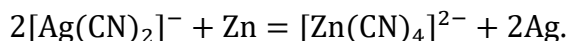
Применение метода баланса электронов



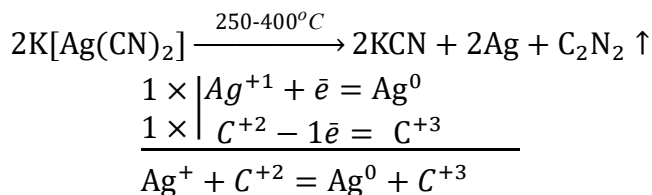
4. При добавлении к раствору дицианоаргентата (I) калия металлического цинка выделяется серебро с образованием в растворе тетрацианоцинка калия $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$ (вещество **D**)



Реакция уравнена методом баланса электронов. Её следует дополнить ионной формой уравнения реакции



5. При термическом разложении дицианоаргентата (I) калия в температурном интервале от 250 до 400°C образуется элементарное серебро и выделяется циан C_2N_2 (газ **X**) – бесцветный, высокотоксичный, огнеопасный газ с резким запахом



Реакция протекает не в растворе, следовательно, ионное уравнение не требуется.

6. Согласно уравнению реакции количество моль серебра соответствует количеству моль дицианоаргентата (I) калия, а количество моль циана соответствует половине количества моль дицианоаргентата (I) калия

$$n_{\text{Ag}} = n_{\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]};$$

$$n_{\text{C}_2\text{N}_2} = 0,5 \cdot n_{\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]}$$

7. Находим молярную массу дицианоаргентата (I) калия

$$M_{\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]} = M_{\text{K}} + M_{\text{Ag}} + 2M_{\text{C}} + 2M_{\text{N}} = 39 + 108 + 2 \cdot 12 + 2 \cdot 14 = 199 \text{ г/моль}$$

8. Находим молярную массу циана C_2N_2

$$M_{\text{C}_2\text{N}_2} = 2M_{\text{C}} + 2M_{\text{N}} = 2 \cdot 12 + 2 \cdot 14 = 52 \text{ г/моль}$$

9. Находим количество моль дицианоаргентата (I) калия

$$n_{\text{K[Ag(CN)}_2]} = \frac{m_{\text{K[Ag(CN)}_2]}}{M_{\text{K[Ag(CN)}_2]}} = \frac{9,95}{199} = 0,05 \text{ моль}$$

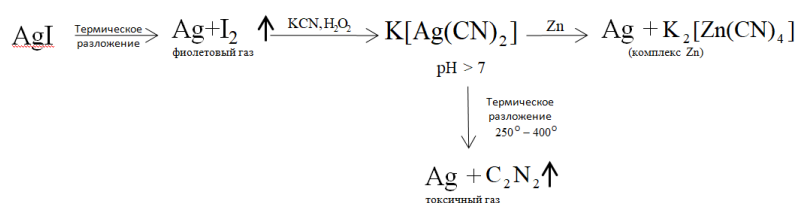
10. Находим количество моль серебра

$$n_{\text{Ag}} = \frac{m_{\text{Ag}}}{M_{\text{Ag}}} = \frac{5,40}{108} = 0,05 \text{ моль} = n_{\text{K[Ag(CN)}_2]}$$

Полученное значение соответствует балансу.

11. Находим количество моль циан C_2N_2

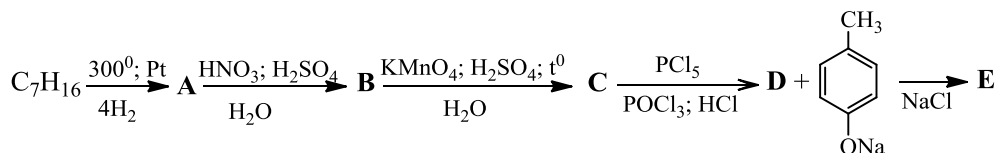
$$n_{\text{C}_2\text{N}_2} = \frac{m_{\text{C}_2\text{N}_2}}{V_M} = \frac{0,56}{22,4} = 0,025 \text{ моль} = 0,5n_{\text{K[Ag(CN)}_2]}$$



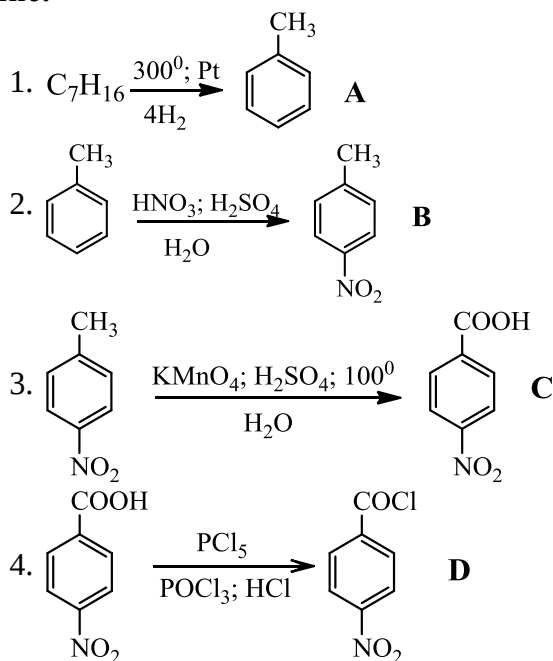
Ответ: A – Ag; B – AgI; C – $\text{K[Ag(CN)}_2]$; D – $\text{K}_2[\text{Zn(CN)}_4]$; E – I_2 ; X – C_2N_2 .

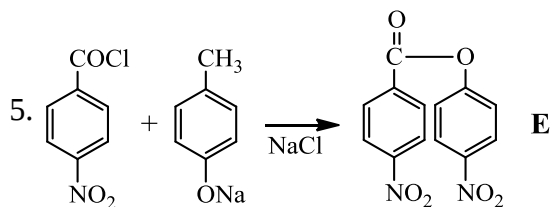
Задание № 3

Напишите полные уравнения всех последовательных реакций, соответствующих схеме



Решение:



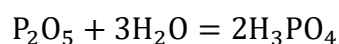


Задание № 4

Лаборант приготовил раствор 10 %-ный раствор фосфорной кислоты из 21,3 г оксида фосфора (V) и воды. После чего пропустил через него 6,72 л (н. у.) аммиака. Из полученного раствора он отобрал порцию массой 49,85 г, а к оставшемуся раствору добавил 70 г гидроксида бария и нагрел его до прекращения выделения газа (испарением воды пренебречь). Вычислите массовую долю гидроксида бария в итоговом растворе.

Решение

1. Оксид фосфора растворяется в воде по реакции



2. Определим массу исходного раствора

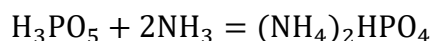
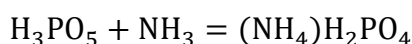
$$n_{\text{P}_2\text{O}_5} = \frac{m_{\text{P}_2\text{O}_5}}{M_{\text{P}_2\text{O}_5}} = \frac{21,3}{142} = 0,15 \text{ моль}$$

$$n_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 2n_{\text{P}_2\text{O}_5} = 2 \cdot 0,15 = 0,3 \text{ моль}$$

$$m_{\text{H}_3\text{PO}_4} = n_{\text{H}_3\text{PO}_4} M_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 0,3 \cdot 98 = 29,4 \text{ г}$$

$$m_{\text{H}_3\text{PO}_4}^{\text{исх.раствор}} = \frac{m_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{\omega_{\text{H}_3\text{PO}_4}} = \frac{29,4}{0,1} = 294 \text{ г}$$

3. Составляем уравнения реакции взаимодействия фосфорной кислоты и аммиака, могут образовываться следующие кислые соли

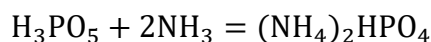


4. Для определения механизма, по которому идет взаимодействие, сопоставим количество моль аммиака и фосфорной кислоты:

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{V_{\text{NH}_3}}{V_M} = \frac{6,72}{22,4} = 0,3 \text{ моль}$$

$$n_{\text{NH}_3} = n_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 0,3 \div 0,3 = 1 \div 1$$

Исходя из соотношения 1÷1, процесс идет по реакции



Вещества реагируют полностью и образуется дигидрофосфат аммония

$$n_{(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4} = n_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 0,3 \text{ моль}$$

5. Для определения остатка соли после отбора порции, нужно найти массу раствора, полученного после реакции с аммиаком.

$$m_{\text{NH}_3} = n_{\text{NH}_3} \cdot M_{\text{NH}_3} = 0,3 \cdot 17 = 5,1 \text{ г}$$

$$m_{(\text{NH}_4)_2\text{H}_2\text{PO}_4}^{\text{раствора после NH}_3} = m_{\text{H}_3\text{PO}_4}^{\text{исх.раствор}} + m_{\text{NH}_3} = 294 + 5,1 = 299,1 \text{ г}$$

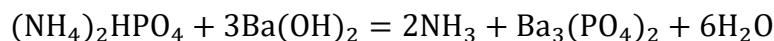
Найдем соотношение между массой раствора и массой порции:

$$\frac{m_{(\text{NH}_4)_2\text{H}_2\text{PO}_4}^{\text{раствора после NH}_3}}{m_{\text{порции}}} = \frac{299,1}{49,85} = 6$$

Таким образом, отлили 1/6 часть раствора, в сосуде осталось 5/6.

$$m_{(\text{NH}_4)_2\text{H}_2\text{PO}_4}^{\text{осталось в растворе}} = \frac{5}{6} \cdot 0,3 = 0,25 \text{ моль}$$

При добавлении к раствору дигидрофосфата аммония гидроксида бария протекает реакция



6. Определим сколько гидроксида бария осталось:

$$n_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = \frac{m_{\text{Ba}(\text{OH})_2}}{M_{\text{Ba}(\text{OH})_2}} = \frac{70}{171} = 0,41 \text{ моль}$$

$$n_{\text{Ba}(\text{OH})_2}^{\text{прореагировало}} = \left(\frac{3}{2}\right) n_{(\text{NH}_4)_2\text{H}_2\text{PO}_4}^{\text{осталось в растворе}} = \left(\frac{3}{2}\right) \cdot 0,25 = 0,375 \text{ моль}$$

$$n_{\text{Ba}(\text{OH})_2}^{\text{осталось}} = n_{\text{Ba}(\text{OH})_2} - n_{\text{Ba}(\text{OH})_2}^{\text{прореагировало}} = 0,41 - 0,375 = 0,035 \text{ моль}$$

$$m_{\text{Ba}(\text{OH})_2}^{\text{осталось}} = n_{\text{Ba}(\text{OH})_2}^{\text{осталось}} M_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 0,035 \cdot 171 = 5,985 \text{ г}$$

7. Вычислим массу конечного раствора и массовую долю гидроксида бария в нем. Масса конечного раствора увеличилась за счет добавки гидроксида бария и уменьшилась за счет отбора порции, выделения аммиака и осаждения фосфата бария.

$$m_{\text{порции}} = 49,85 \text{ г}$$

$$m_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = 70 \text{ г}$$

$$m_{\text{NH}_3} = n_{\text{NH}_3} M_{\text{NH}_3} = 0,25 \cdot 17 = 4,25 \text{ г}$$

$$n_{\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2} = \left(\frac{1}{3}\right) n_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = \left(\frac{1}{3}\right) \cdot 0,375 = 0,125 \text{ моль}$$

$$m_{\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2} = n_{\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2} M_{\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2} = 0,125 \cdot 601 = 75,125 \text{ г}$$

Масса конечного раствора:

$$m_{\text{раствора}}^{\text{конечная}} = m_{(\text{NH}_4)_2\text{H}_2\text{PO}_4}^{\text{раствора после NH}_3} - m_{\text{порции}} + m_{\text{Ba}(\text{OH})_2} - m_{\text{NH}_3} - m_{\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2}$$

$$m_{\text{раствора}}^{\text{конечная}} = 299,1 - 49,85 + 70 - 4,25 - 75,125 = 239,875 \text{ г}$$

8. Содержание гидроксида бария в конечном растворе

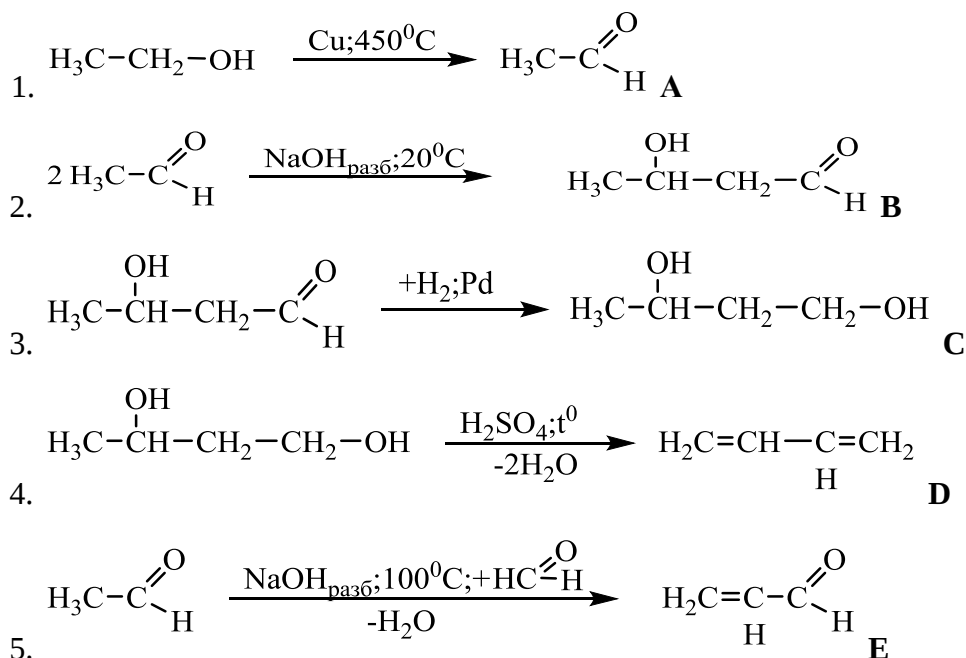
$$\omega_{\text{Ba}(\text{OH})_2}^{\text{в растворе}} = \frac{m_{\text{Ba}(\text{OH})_2}^{\text{осталось}}}{m_{\text{раствора}}^{\text{конечная}}} \cdot 100 \% = \frac{5,985}{239,875} \cdot 100 = 2,5 \%$$

Ответ: Массовая доля гидроксида бария в итоговом растворе составляет 2,5%

Задание № 5

При нагревании до 450⁰С этилового спирта в присутствии медной проволоки образовалось вещество **A**, которое при 20⁰С в растворе разбавленной натриевой щелочи образует вещество **B**. Вещество **B** восстанавливается на палладиевом катализаторе до вещества **C**, которое при нагревании в присутствии H₂SO₄ образует вещество **D**. При нагревании вещества **A** до 100⁰С в растворе разбавленной натриевой щелочи с формальдегидом образуется вещество **E**. Установить структурные формулы всех веществ и написать уравнения реакции.

Решение:



Задание № 6

К части пробы добавили соляную кислоту, выпал осадок, который растворили в крепком гидроксиде аммония, добавили азотную кислоту – образовался белый творожистый осадок. Через солянокислый раствор (pH < 1) пропустили сероводород в избытке, получили осадок тёмного цвета, не растворимый в соляной и азотной кислотах. Раствор после действия сероводорода прокипятили, нейтрализовали гидроксидом аммония и прибавили карбонат аммония в небольшом избытке. Получили белый осадок. Осадок растворили в уксусной кислоте, прибавили оксалат натрия, получили осадок белого цвета. Каплю раствора от воздействия карбоната аммония внесли в пламя горелки – получили жёлтое окрашивание. Остальной раствор нейтрализовали уксусной кислотой до pH = 5), добавили дигидроантимонат калия. Получили белый осадок.

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.

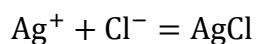
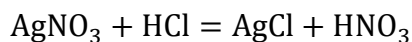
Решение

Катионный и анионный состав исходного раствора

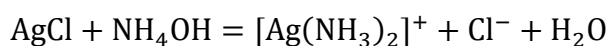
Нитраты серебра, ртути (II), кальция, натрия: AgNO_3 ; $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$; $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; NaNO_3

Уравнения реакций в молекулярной и ионной форме

Реакция при действии соляной кислоты

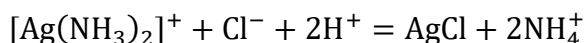
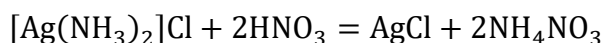


Реакция с гидроксидом аммония

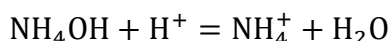
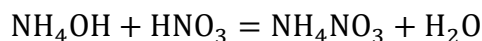


Реакции с азотной кислотой

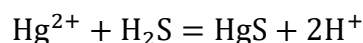
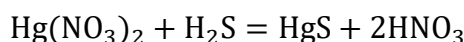
Осаждение хлорида серебра:



Нейтрализация избытка гидроксида аммония

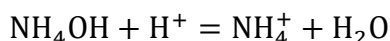
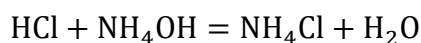


Реакция с сероводородом

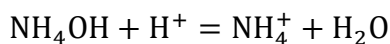
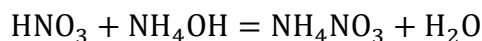


Реакции с гидроксидом аммония

Нейтрализация соляной кислоты

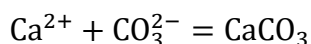
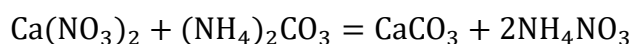


Нейтрализация азотной кислоты

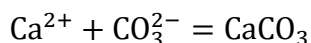
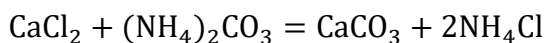


Осаждение карбонатом аммония

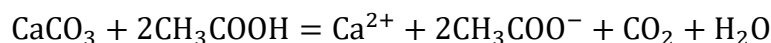
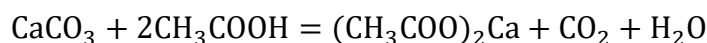
Реакция нитрата кальция



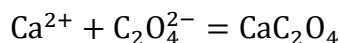
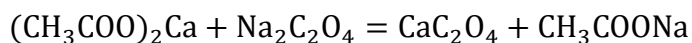
Реакция хлорида кальция



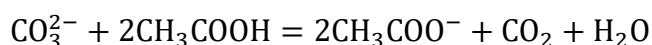
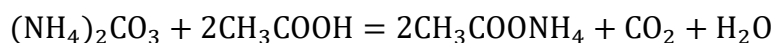
Реакция с уксусной кислотой



Реакция с оксалатом натрия



Нейтрализация уксусной кислотой



Реакция с дигидроантимонатом калия

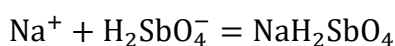
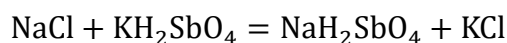
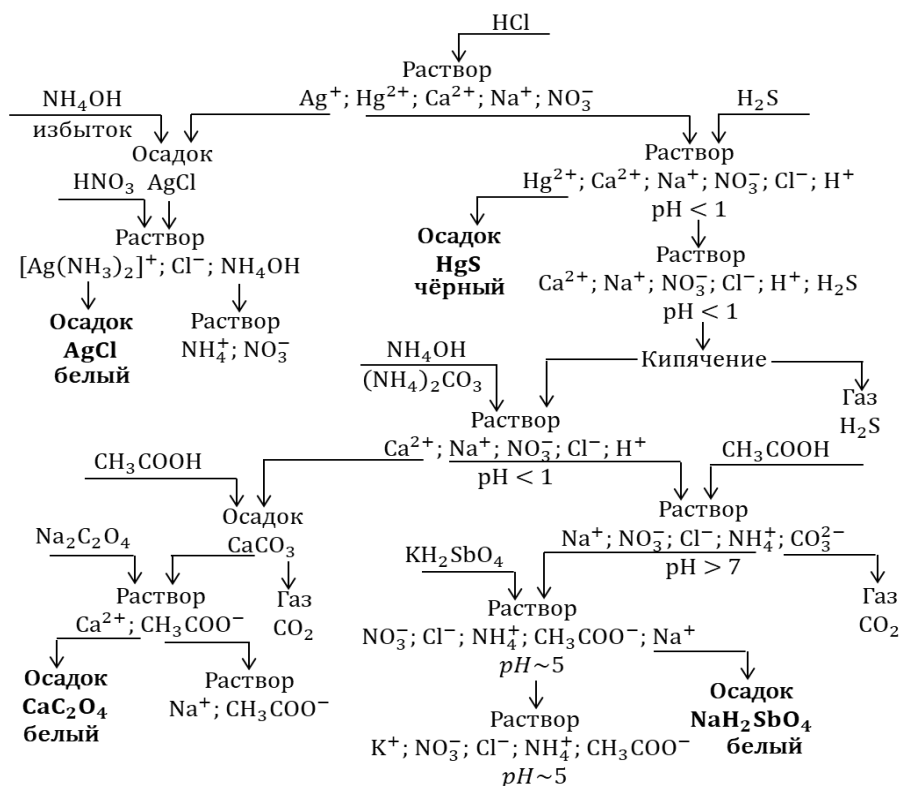


Схема анализа



Текстовое пояснение к решению задачи

К части пробы добавили соляную кислоту, выпал осадок, который растворили в крепком гидроксиде аммония, добавили азотную кислоту – образовался белый творожистый осадок – указание на наличие элементов, образующих нерастворимые хлориды; косвенное указание на нитратный раствор; описание растворения хлорида серебра; косвенное указание

отсутствия ртути (I); указание на наличие в пробе ионов серебра.

Через солянокислый раствор ($\text{pH} < 1$) пропустили сероводород в избытке, получили осадок тёмного цвета, не растворимый в соляной и азотной кислотах – указание на образование сульфида ртути (II).

Раствор после действия сероводорода прокипятили, нейтрализовали гидроксидом аммония и прибавили карбонат аммония, получили белый осадок – указание на осаждение карбоната кальция.

Осадок растворили в уксусной кислоте, прибавили оксалат натрия и получили осадок белого цвета – указание на наличие кальция.

Каплю раствора ... внесли в пламя горелки – получили жёлтое окрашивание; остальной раствор нейтрализовали...до...нейтральной среды, добавили дигидроантимонат калия, получили белый осадок – указание на наличие натрия.

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.