

ПРАКТИКУМ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Общие требования к ведению рабочего журнала и выполнению лабораторных работ

На первой странице лабораторного журнала студент оформляет маршрутный лист по следующему образцу:

Маршрутный лист

20 /20 уч. год Фамилия, имя, отчество Группа

№	Название работы	Допуск	Выполнение	Защита
1.	Свойства <i>s</i> -элементов I-II групп элементов			

Вторую страницу первого листа лабораторного журнала оставляют чистой для продолжения маршрутного листа, если не хватит места на первой странице.

В маршрутном листе преподаватель ставит личную роспись в колонках "Допуск" и "Защита" при допуске студента к выполнению лабораторной работы и после защиты данной темы. В колонке "Выполнение" ставит роспись инженер после выполнения лабораторной работы.

Описание опытов и уравнения реакций студент оформляет заранее для получения допуска к выполнению лабораторной работы. Наблюдения и выводы записываются на занятиях после выполнения работы. Выполнение работы студент отмечает у инженера и после этого моет посуду и убирает свое рабочее место.

Пример оформления лабораторной работы:

ЛАБОРАТОРНАЯ РА- БОТА № _____
Название работы
Выполнение работы

Опыт № 1. *Записывает ся название опыт а и крат кое изло- ж ение хода выполнения эксперимент а.*

Наблюдения

Описывают ся явления, кот орые прот екают при проведении эксперимент а, например: изменение цвет а раст вора, выпадение осадка и его цвет , выделение пузырьков газа и т .д.

Уравнения реакций

Здесь записывают ся уравнения проходящих реакций в моле- кулярной форме.

Выводы

Крат ко записывают вывод, кот орий делают по результ а- т ам проведенного эксперимент а.

Лабораторная работа № 1
Свойства s-элементов I-II групп элементов

Опыт 1. Взаимодействие металлов с водой. Маленький ку- сочек натрия или кальция размером меньше горошины извлеките пинцетом из керосина (осторожно!) и опустите в кристаллизатор с водой. Наблюдайте, что происходит на поверхности воды. К получен- ному раствору прибавьте 1 каплю фенолфталеина. Что наблюда- ется? Дайте объяснения.

Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 2. Взаимодействие металлов с кислородом. Получи- те у инженера небольшой кусочек натрия, осушите его фильтро- вальной бумагой от керасина и поместите в тигель. Нагрейте ти- гель (выполнять под тягой). Сохраните содержимое тигля для следующего опыта.

Напишите уравнения реакций. Сделайте выводы.

Опыт 3. Свойства пероксида натрия. Перенесите содер- жимое тигля (из опыта 2) в три пробирки. а. В одну пробирку добавьте 2 см³ дистиллированной воды и размешайте стеклянной па-

лочкой. Образование щелочи докажете добавлением фенолфталеина к раствору. Что наблюдается?

б. В другую пробирку налейте немного разбавленного раствора H_2SO_4 и раствора KI . Если окраска появляющегося иода незаметна, добавьте несколько капель крахмала. Что наблюдается?

в. В третью пробирку с пероксидом натрия добавьте 2 см^3 $KMnO_4$ и перемешайте раствор. Отметьте выделение газа и появление бурого осадка.

Напишите уравнения реакций. Сделайте выводы.

Опыт 4. Получение малорастворимых солей лития и калия. *а.* На часовое стекло поместите каплю насыщенного раствора $LiCl$ и прибавьте каплю насыщенного раствора Na_2CO_3 . Что наблюдается?

б. В пробирку налейте $1-2\text{ см}^3$ насыщенного раствора соли калия и $1-2\text{ см}^3$ раствора гидротартрата натрия $NaNHC_4H_4O_6$. Наблюдайте осаждение гидротартрата калия $KHC_4H_4O_6$.

Напишите уравнения реакций. Сделайте выводы.

Опыт 5. Получение пероксида бария. К насыщенному раствору $Ba(OH)_2$ прибавьте по каплям 30%-ный раствор H_2O_2 . Наблюдайте осаждение блестящих пластинчатых кристаллов кристаллогидрата пероксида бария $BaO_2 \cdot 8H_2O$.

Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод.

Опыт 6. Получение кислородных соединений магния и кальция. В металлическую ложечку поместите немного порошка магния и нагрейте. Продукты окисления перенесите в пробирку, растворите в небольшом количестве дистиллированной воды и в полученный раствор добавьте $1-2$ капли фенолфталеина. Запишите наблюдения.

Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод.

Опыт 7. Получение карбонатов кальция, стронция и бария. Получите карбонаты кальция, стронция и бария, добавив к 1 см^3 раствора соли каждого металла 1 см^3 Na_2CO_3 . Испытайте отношение полученных карбонатов к 2 н. HCl . Соляную кислоту добавляйте осторожно по каплям. Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 8. Получение сульфатов кальция, стронция и бария. Получите сульфаты кальция, стронция и бария, добавив к 1 см^3 раствора соли каждого металла по 1 см^3 Na_2SO_4 . Испытайте отношение полученных сульфатов к 2 н. HCl . Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций. Сделайте выводы, используя значения ПР сульфатов кальция и бария. Почему карбонат бария растворяется в HCl , а его сульфат не растворяется?

Опыт 9. Получение и свойства гидроксида бериллия. В пробирку прилейте 1 см^3 соли бериллия и добавьте по каплям 10% - ный раствор NaOH до выпадения осадка. Испытайте отношение гидроксида бериллия к отношению кислот и щелочей. Прокипятите полученный щелочной раствор. Что при этом выпадает в осадок?

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод.

Опыт 10. Получение основных солей бериллия. К 1 см^3 соли бериллия прилейте по каплям раствор $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Объясните выпадение осадка и растворение его в избытке реактива. Прокипятите полученный раствор и объясните выпадение осадка при кипячении раствора.

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод.

Лабораторная работа № 2 Свойства *p*-элементов III A группы элементов

Опыт 1. Получение ортоборной кислоты. Налейте в пробирку 2 см^3 насыщенного раствора $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ и добавьте (*осторожно!*) концентрированной H_2SO_4 . Пробирку с раствором охладите под проточной водой. Охлаждение способствует кристаллизации ортоборной кислоты.

Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 2. Исследование кислотных свойств ортоборной кислоты. В двух пробирках с 2-3 см^3 дистиллированной воды растворите при нагревании по несколько кристалликов H_3BO_3 . В одну из пробирок прибавьте 1 см^3 1-2 капли лакмуса. Отметьте изменение окраски раствора. В другую пробирку внесите кусочек магниевой ленты или порошка магния. Наблюдайте выделение газа.

Опишите наблюдаемые явления. Напишите уравнения диссоциации ортоборной кислоты (основываясь на значении константы диссоциации) и уравнение реакции борной кислоты с магнием. Сделайте вывод.

Опыт 3. Гидролиз тетрабората натрия. Внесите в пробирку 1 см^3 раствора $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ и добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Объясните изменение окраски.

Напишите уравнение гидролиза тетрабората натрия в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод.

Опыт 4. Вытеснение борной кислотой летучих кислот из их солей. Хорошо перемешанную смесь из 1 г NaCl и 1 г H_3BO_3 поместите в пробирку и нагрейте. Наблюдайте выделение HCl ; его легко обнаружить, если к отверстию пробирки поднести стеклянную палочку, смоченную раствором аммиака.

Напишите уравнение реакции и сделайте вывод.

Опыт 5. Получение малорастворимых боратов. В две пробирки поместите по 1 см^3 раствора $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ и добавьте по 1 см^3 растворов: в первую – AgNO_3 , во вторую – CuSO_4 . Отметьте цвета выпавших осадков.

Напишите уравнения реакций и сделайте выводы.

Опыт 6. Взаимодействие алюминия с водой. Поместите в пробирку с водой кусочек алюминия. Что наблюдается? Нагрейте пробирку. Наблюдается ли выделение газа?

Напишите уравнения реакций и сделайте выводы.

Опыт 7. Взаимодействие алюминия с разбавленными и концентрированными кислотами. а. В отдельных пробирках испытайте действие на алюминий разбавленной и концентрированной HCl .

б. В отдельных пробирках испытайте действие на алюминий разбавленной и концентрированной H_2SO_4 .

в. Испытайте действие на алюминий разбавленной HNO_3 . Определите взаимодействие алюминия с концентрированной HNO_3 на холоду и при нагревании (*выполняют в под т ягой!*).

Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с кислотами. Сделайте вывод.

Опыт 8. Пассивация алюминия. Кусочек алюминиевой проволоки очистите наждачной бумагой, опустите в пробирку и прилейте 1 см^3 концентрированной HNO_3 . Что наблюдается? Через 2-3 мин вылейте кислоту из пробирки и промойте металл несколько раз водой, затем прилейте в пробирку 1-2 см^3 концентрированной HCl . Что наблюдается? Отметьте пассивирующее действие холодной концентрированной HNO_3 на алюминий.

Осторожно слейте соляную кислоту с металла, промойте его водой, добавьте 1-2 см^3 концентрированной HNO_3 и осторожно

нагрейте пробирку (*выполняют под т. ягой!*). Какой газ выделяется?

Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с концентрированной азотной кислотой на холоду и при нагревании. Сделайте вывод.

Опыт 9. Взаимодействие алюминия с раствором щелочи. Поместите в пробирку небольшой кусочек алюминия и добавьте 1-2 см³ 2 н. раствора NaOH (KOH) и нагрейте. Что наблюдается?

Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод.

Опыт 10. Взаимодействие алюминия с серой. Приготовленную смесь из порошка алюминия и серы в соотношении 1:2 поместите ее на асбестированную сетку на кольце штатива и нагрейте сетку. Во время нагревания смесь перемешивайте стеклянной палочкой. Что наблюдается?

После прекращения реакции полученный продукт перенесите в пробирку и добавьте 1-2 см³ дистиллированной воды.

Запишите наблюдения, уравнения реакций и сделайте вывод.

Опыт 11. Окислительно-восстановительные свойства алюминия. Небольшой кусочек алюминия поместите в пробирку, прилейте 1-2 см³ разбавленной H₂SO₄, затем добавьте 2-3 см³ концентрированного раствора KMnO₄ и нагрейте пробирку. Что наблюдается?

Напишите уравнение реакции и уравнийте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

Опыт 12. Гидролиз соединений алюминия. К 1 см³ раствора AlCl₃ добавьте раствор щелочи до растворения выпадающего осадка. К полученному раствору прилейте раствор NH₄Cl и слегка нагрейте. Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

Опыт 13. Кислотно-основные свойства гидроксида алюминия. Получите гидроксид алюминия, для этого к 1 см³ раствора соли алюминия прилейте по каплям раствор NaOH до выпадения осадка. Испытайте отношение осадка к кислоте и избытку щелочи.

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод.

Опыт 14. Адсорбция красителей гидроксидом алюминия. Получите осадок гидроксида алюминия, перенесите его на фильтр и промойте водой. Пропустите через фильтр с осадком слабоокрашенный раствор органического красителя. Что наблю-

дается? Для сравнения пропустите раствор органического красителя через чистый фильтр (без осадка гидроксида алюминия). Сравните окраску растворов органического красителя после фильтрации через гидроксид алюминия и без него. Сделайте вывод об адсорбционных свойствах гидроксида алюминия.

Лабораторная работа № 3 Свойства *p*-элементов IV A группы элементов

Опыт 1. Получение аморфного углерода (*выполняют под т ягой!*). В фарфоровый тигель поместите 2 г сахара и нагрейте. Вначале сахар плавится, затем обугливается и масса сахара при этом сильно вспенивается из-за образования летучих продуктов, которые сильно загораются. В тигле образуется уголь в виде объемной массы.

Полученный уголь прокалите (≈ 10 мин) и сохраните для следующих опытов.

Запишите наблюдения.

Опыт 2. Взаимодействие угля с серной кислотой (*выполняют под т ягой!*) В пробирку внесите небольшое количество растёртого угля, добавьте концентрированной H_2SO_4 и нагрейте. Что наблюдается?

Напишите уравнение реакции и уравняйте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

Опыт 3. Восстановительные свойства угля. Смесь из порошков оксида меди и угля поместите в пробирку и нагрейте 10-12 мин. Охладите пробирку и перенесите содержимое на лист бумаги. На стенках пробирки наблюдается образование блестящего красноватого налета. Объясните его образование.

Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод.

Опыт 4. Адсорбционные свойства угля. *а. Адсорбция жидких веществ в.* В пробирку внесите 3-4 см^3 фуксина, лакмуса или чернил и добавьте небольшое количество активированного угля. Плотнo закройте пробирку пробкой и встряхивайте 2-3 мин. После того, как раствор отстоится, отметьте его обесцвечивание. Сравните окраску растворов до и после адсорбции.

б. В пробирку внесите 2-3 капли 0,01 н. раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и добавьте одну каплю 0,1 н. раствора KI . Запишите наблюдения. Пробирку с полученным осадком сохраните в качестве эталона. В другую пробирку до половины ее объема налейте 0,01 н. раствора

$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и внесите небольшое количество порошка активированного угля. Закройте отверстие пробирки пробкой и энергично встряхивайте ее 2-3 мин. Отделите жидкость от угля, перенесите его в другую пробирку и добавьте туда же одну каплю 0,1 н. раствора KI .

Опишите наблюдаемые явления. Составьте уравнение реакции. Сравните количество осадка PbI_2 , полученного в первом и во втором случаях. Чем объяснить различие?

в. Адсорбция газообразных веществ в. В сухую пробирку поместите несколько кристалликов $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и нагрейте. По завершению реакции, поместите в пробирку несколько кусочков угля, закройте пробкой и встряхните. Что наблюдается?

Напишите уравнение реакции разложения $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и объясните наблюдаемые явления.

Сделайте вывод об адсорбционных свойствах угля.

Опыт 5. Получение карбонатов. В пробирку налейте по 1 см³ водных растворов солей: *а.* Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} ; *б.* Mg^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} , Pb^{2+} ; *в.* Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} и прилейте в каждую по 1 см³ раствора Na_2CO_3 . Запишите окраску полученных осадков карбонатов (*а*), гидрокарбонатов (*б*) и гидроксидов (*в*). Испытайте растворимость полученных осадков в уксусной кислоте.

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод.

Опыт 6. Взаимодействие карбонатов и гидрокарбонатов с кислотами. В одну пробирку поместите немного порошка мела (CaCO_3), в другую – кристаллического NaHCO_3 и в каждую добавьте несколько капель HCl . Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод.

Опыт 7. Адсорбционные свойства силикагеля. Поместите в пробирку 2-3 см³ CuSO_4 и прилейте по каплям раствор NH_4OH до растворения осадка и получения раствора темно-синего цвета (образование комплекса). В раствор добавьте 0,5 г измельченного силикагеля. Закройте пробирку пробкой и энергично встряхивайте 1-2 мин. После отстаивания раствор над осадком слейте, промойте силикагель 2-3 раза дистиллированной водой и добавьте 5-10 капель HCl . Силикагель обесцвечивается за счет разрушения комплекса меди HCl .

Запишите наблюдения и сделайте вывод.

Опыт 8. Получение золя и геля кремниевой кислоты (*выполняют под т ягой!*). В две пробирку налейте по 1 см^3 насыщенного раствора Na_2SiO_3 . В первую добавьте 1 см^3 разбавленной HCl и перемешайте раствор стеклянной палочкой. Что наблюдается? Получившийся раствор представляет собой золь кремниевой кислоты.

Во вторую пробирку добавьте 2 см^3 концентрированной HCl . Выпадает ли осадок геля кремниевой кислоты? Полученный прозрачный раствор представляет собой коллоидный раствор – золь кремниевой кислоты. Раствор осторожно нагрейте и наблюдайте образование студнеобразного геля кремниевой кислоты. Почему нагревание способствует переходу золя в гель?

Напишите уравнение реакции получения H_2SiO_3 в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод.

Опыт 9. Свойства кремниевой кислоты. В две пробирки налейте по 1 см^3 раствора Na_2SiO_3 . В одну пробирку по каплям добавьте CH_3COOH , в другую – CO_2 до появления осадка. Какое вещество выпадает в осадок? Сделайте вывод о силе кремниевой кислоты.

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод.

Опыт 10. Гидролиз солей кремниевой кислоты. В две пробирки прилейте по 1 см^3 Na_2SiO_3 и добавьте в первую – 1-2 капли фенолфталеина, во вторую – 1 см^3 NH_4Cl . Как изменилась окраска индикатора? В какой пробирке выпал осадок?

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод.

Опыт 11. Получение и свойства металлического олова (*выполняют под т ягой!*). а. К 1 см^3 раствора SnCl_2 поместите небольшой кусочек металлического цинка. Пробирку на некоторое время оставьте стоять в штативе. Что наблюдается?

б. Испытайте действие на олово концентрированных и разбавленных HCl , H_2SO_4 и HNO_3 и раствора NaOH на холоду и при нагревании. Запишите наблюдения для каждого случая.

Напишите уравнения реакций и уравняйте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

Опыт 12. Получение и свойства SnCl_2 . а. В фарфоровую чашку поместите 1 г олова и прилейте 10 см^3 24%-ного раствора HCl . Упаривайте раствор до начала кристаллизации. Отделите полученные кристаллы.

б. Испытайте отношение SnCl_2 к воде, для этого к небольшому количеству его в пробирке прилейте по каплям воду.

Объясните наблюдаемые явления.

в. Поместите небольшое количество кристаллического SnCl_2 в пробирку и прилейте 1-2 см^3 концентрированной HCl и нагрейте. Полученный раствор разбавьте водой.

Почему в данном случае осадок не выпадает?

г. К 1 см^3 раствора SnCl_2 прилейте по каплям раствор NaOH до образования осадка. Что наблюдается?

Полученный осадок испытайте в избытке щелочи и кислоте. Что происходит?

Напишите уравнения реакций (ионно-молекулярные для обменных и ионно-электронные для ОВР). Сделайте вывод.

Опыт 13. Восстановительные свойства иона Sn^{+2} . а. В две пробирки поместите по 1-3 капли растворов FeCl_3 и $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и по 5-6 капель воды. Отметьте окраску полученного раствора. Одну пробирку оставьте в качестве контрольной. В другую пробирку добавьте 2-3 капли раствора SnCl_2 . Как изменилась окраска по сравнению с контрольной? Объясните.

б. К 1 см^3 раствора SnCl_2 прилейте 1 см^3 2 н. раствора HCl . К полученному раствору по каплям добавьте $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Наблюдайте появление зеленой окраски раствора. Уравняйте реакцию методом ионно-электронного баланса.

в. К раствору, полученному в опыте 13г, добавьте несколько капель соли висмута (III). Наблюдайте вначале образование осадка гидроксида висмута, затем – черного металлического висмута.

Напишите наблюдения и уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод.

Опыт 14. Свойства металлического свинца (выполняют под т. ягой!). а. В три пробирки поместите по кусочку металлического свинца и прилейте 1-2 см^3 2 н. растворов HCl , HNO_3 и H_2SO_4 . Пробирки нагрейте. После охлаждения добавьте в каждую пробирку по 2-3 капли раствора KI . В каких пробирках образовался золотистый осадок?

б. Испытайте действие на свинец раствора щелочи на холоду и при нагревании. Запишите наблюдения.

в. Разрежьте кусочек свинца ножом и обратите внимание на металлический блеск среза. Оставьте разрезанный свинец на 15-20 мин на воздухе. Как изменяется блестящая поверхность среза?

Напишите молекулярные и ионно-электронные уравнения реакций и сделайте вывод.

Опыт 15. Получение гидроксида свинца (II) и изучение его кислотно-основных свойств. Поместите в пробирку 6-8 капель раствора $Pb(NO_3)_2$ и добавьте по каплям раствор $NaOH$ (КОН) до образования осадка. Разделите полученный осадок на две пробирки. В первую добавляйте по каплям раствор HNO_3 , во вторую раствор $NaOH$ (КОН) до полного растворения осадков. Щелочной раствор оставьте до следующего опыта.

Напишите уравнения реакций и сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида свинца (II). Почему для растворения $Pb(OH)_2$ нельзя использовать соляную и серную кислоты?

Опыт 16. Восстановительные свойства соединений Pb^{2+} . К щелочному раствору тетрагидроксоплюмбата (II) натрия $Na_2Pb[(OH)_4]$ (опыт 16) добавьте равный объем воды и по каплям раствор H_2O_2 до появления коричневого осадка.

Напишите молекулярные и ионно-электронные уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 17. Получение малорастворимых солей свинца. а. В шесть пробирок налейте по 1 см^3 раствора $Pb(NO_3)_2$ и прилейте последовательно по 1 см^3 растворов $NaCl$, Na_2SO_4 , Na_2S , K_2CrO_4 , $NaCH_3COO$ и Na_2CO_3 . Отметьте выпадение осадка в каждом конкретном случае, укажите их цвет. Вывод сделайте на основании величин произведения растворимости.

б. К осадкам хромата и карбоната гидроксо свинца, полученным в опыте 18а, прилейте по 1 см^3 Na_2S . Как изменился цвет осадков? К осадку сульфида свинца прилейте раствор H_2O_2 и сильно встряхните. Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод.

Опыт 18. Окислительные свойства оксида свинца (IV). а. К небольшому количеству PbO_2 прилейте избыток концентрированной HCl . Наблюдайте растворение PbO_2 и выделение хлора.

б. К небольшому количеству PbO_2 прилейте избыток концентрированного раствора щелочи и нагрейте. Наблюдайте растворение PbO_2 .

в. К небольшому количеству PbO_2 прилейте 5 см^3 30%-ной H_2SO_4 и 2-3 капли разбавленного раствора $MnSO_4$. Прокипятите

содержимое пробирки 1-2 мин и дайте жидкости отстояться. Наблюдайте окрашивание раствора в фиолетовый цвет.

г. К небольшому количеству PbO_2 прилейте 2-3 см³ 40%-ного раствора щелочи и нагрейте. В горячий раствор добавьте 2-3 капли $Cr_2(SO_4)_3$ и снова нагрейте. Наблюдайте окрашивание раствора в желтый цвет.

д. К небольшому количеству PbO_2 прилейте 3-4 капель 2 н. H_2SO_4 и 5-6 капель разбавленного раствора $FeSO_4$. Пробирку нагрейте до образования белого осадка. Качественной реакцией проверьте наличие Fe^{+3} .

Напишите уравнения реакций (ионно-молекулярные для обменных и ионно-электронные для ОВР). Сделайте вывод.

Лабораторная работа № 4 Свойства р-элементов V А группы элементов

Опыт 1. Равновесие в растворе аммиака. Поместите в 4 пробирки по 5-6 капель водного раствора аммиака и добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Затем раствор в одной пробирке прокипятите, в другую добавьте несколько кристаллов NH_4Cl , в третью – несколько капель раствора соли алюминия до образования осадка и исчезновения запаха аммиака. Четвертую пробирку оставьте в качестве эталона.

Сравните окраску раствора в пробирках с эталоном. Объясните влияние температуры, прибавления хлорида аммония и алюминия на смещение равновесия.

Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 2. Термическое разложение солей аммония.

Проверьте отношение к нагреванию ортофосфата, фосфата, сульфата, нитрата, дихромата и хлорида аммония. Прокаливание первых трех солей проведите на крышке тигля над тягой. Хлорид аммония прокалите в стеклянной трубке, закрепленной наклонно в штативе. С обоих концов трубки положите влажную универсальную индикаторную бумагу. Объясните наблюдаемые явления.

Напишите уравнения реакций и поясните зависимость характера термической диссоциации солей аммония от природы аниона кислоты. Сделайте вывод.

Опыт 3. Восстановительные свойства аммиака. В одну пробирку поместите 3-4 капли раствора $KMnO_4$, в другую – 3-4

капли раствора $K_2Cr_2O_7$, в третью – 3-4 капли йодной воды. Добавьте в каждую из пробирок 3-5 капель концентрированного раствора NH_4OH и слегка подогрейте до изменения окраски.

Напишите уравнения реакций, учитывая, что в каждом случае аммиак окисляется до молекулярного азота. Сделайте вывод.

Опыт 4. Получение аммиакатов и их разрушение. В две пробирки налейте по 1-2 см³ растворов солей $CuSO_4$ и $NiCl_2$ и добавьте к ним по каплям разбавленный раствор NH_4OH до выпадения осадка. Затем к осадку прилейте концентрированный раствор NH_4OH . Что наблюдается? Почему?

К полученным аммиакатам добавьте избыток раствора разбавленной H_2SO_4 . Наблюдайте превращение амминного комплекса в аквакомплекс.

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод.

Опыт 5. Окислительно-восстановительные свойства нитритов.

а. Налейте в пробирку 1 см³ KNO_2 ($NaNO_2$), 3-4 капли KI и 3-4 капли 2 н. раствора H_2SO_4 . Разбавьте раствор водой до слабо-желтой окраски и прибавьте несколько капель раствора крахмала. О чем свидетельствует окрашивание раствора в синий цвет?

б. Внесите в пробирку 3-4 капли $KMnO_4$, 3-4 капли 2 н. раствора H_2SO_4 и 4-5 капель раствора KNO_2 .

в. Внесите в пробирку 3-4 капли $K_2Cr_2O_7$, 3-4 капли 2 н. раствора H_2SO_4 и 4-5 капель раствора KNO_2 .

Напишите уравнения реакций и уравняйте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

Опыт 6. Свойства соединений гидразина и гидроксилamina. а. В две пробирки с 5 см³ воды внесите несколько кристалликов сульфата гидразина. В одну пробирку прилейте немного йодной воды, а в другую – щелочной раствор $CuCl_2$.

Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций. Какие свойства характерны для соединений гидразина?

б. Растворите в 5 см³ воды несколько кристалликов гидроксилamina или его хлорида. Определите pH среды с помощью универсального индикатора. Добавьте к испытуемому раствору немного йодной воды.

Объясните происходящее и напишите уравнения реакций. Какие свойства отличают соединения гидроксилamina?

Опыт 7. Термическое разложение нитратов (*выполняют под тягой!*). а. Прокалите в разных пробирках KNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Обратите внимание на окраску газообразных продуктов, выделяющихся при этом, и испытайте их тлеющей лучинкой. Отметьте цвет остатков в пробирках. Напишите уравнения реакций.

б. Расплавьте в пробирке немного KNO_3 и бросьте туда кусочек тлеющего угля. После окончания реакции бросьте в эту же пробирку кусочек черенковой серы.

Объясните наблюдаемое и напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 8. Окислительные свойства азотной кислоты. а. В пробирку к 1-2 см³ концентрированной HNO_3 поместите кусочек серы и нагрейте в течение нескольких минут. Что происходит? После охлаждения полученной жидкости проверьте ее на присутствие сульфат-иона качественной реакцией.

б. Испытайте действие концентрированной и разбавленной азотной кислоты на цинк и олово. Как протекают реакции взаимодействия азотной кислоты с металлами в зависимости от ее концентрации и их активности?

Напишите уравнения реакции и уравняйте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

Опыт 9. Аллотропия фосфора (*выполняют под тягой!*). В сухую пробирку положите 0,1 г красного фосфора, предварительно высушенного между листами фильтровальной бумаги. Пробирку в слегка наклоненном положении закрепите в штативе и заполните ее углекислым газом. Закройте пробирку тампоном из стекляннной ваты и осторожно нагревайте маленьким пламенем горелки. Наблюдайте появление налета белого фосфора на холодных частях пробирки. Отнесите пробирку в темное место и наблюдайте свечение фосфора. Объясните, при каких условиях красный фосфор переходит в белый.

Опыт 10. Получение ортофосфорной кислоты (*выполняют под тягой!*). Поместите в фарфоровую чашку красного фосфора и прилейте 5-6 см³ концентрированной HNO_3 . По окончании реакции раствор выпарьте и после охлаждения остаток разбавьте водой и нейтрализуйте содой до слабокислой реакции. Испытайте раствором AgNO_3 .

Каковы особенности получения мета- и ортофосфорной кислот? Объясните все наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 11. Гидролиз солей ортофосфорной кислоты. Налейте в три пробирки по 1 см³ растворов солей Na₃PO₄, Na₂HPO₄ и NaH₂PO₄. Определите pH среды с помощью универсального индикатора. Объясните, почему при растворении этих солей получается различная реакция среды.

Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярной и ионной формах. Сделайте вывод.

Опыт 12. Получение ортофосфатов. В пробирки налейте по 1 см³ 0,1 М растворов солей железа (II) и (III), алюминия, хрома, никеля, кобальта, марганца и добавьте в каждую пробирку по 1 см³ 0,1 М раствора Na₂HPO₄. Наблюдайте осаждение средних ортофосфатов. Запишите наблюдения.

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод.

Опыт 13. Образование и растворимость кислых солей ортофосфорной кислоты. В две пробирки налейте по 1 см³ раствора соли кальция, в первую пробирку прилейте 1 см³ Na₂HPO₄, во вторую – 1 см³ NaH₂PO₄. Что наблюдается? К полученному осадку добавьте по каплям раствор CH₃COOH до растворения осадка. Почему осадок выпал только в одной пробирке?

Напишите уравнения реакций, учитывая, что при растворении из гидроортофосфата образуются ацетат и дигидроортофосфат кальция. Сделайте вывод.

Опыт 14. Кислотно-основные свойства гидроксидов сурьмы (III) и висмута (III). В две пробирки внесите по 3-4 капли раствора SbCl₃, в две другие – столько же раствора Bi(NO₃)₃. Во все четыре пробирки прибавьте по 3-5 капель 2 н. раствора NaOH до выпадения осадков. В одну из пробирок с осадком гидроксида сурьмы (III) добавьте несколько капель 2 н. раствора HCl, в другую – KOH до полного растворения осадков. Проведите аналогичные опыты с гидроксидом висмута, заменив соляную кислоту азотной. Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций получения гидроксидов и их взаимодействия с кислотами и щелочами. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксидов сурьмы (III) и висмута (III).

Опыт 15. Гидролиз солей сурьмы (III) и висмута (III).

В одну пробирку внесите 1 см^3 0,5 н. раствора SbCl_3 , в другую – 1 см^3 BiCl_3 . К каждому из растворов прибавьте по 10 капель дистиллированной воды. Размешайте растворы стеклянной палочкой и наблюдайте помутнение растворов. В каждую пробирку добавьте несколько капель HCl . Что наблюдается? Почему?

Напишите в молекулярном и ионном виде реакции гидролиза хлоридов сурьмы и висмута (III). Какая соль гидролизуется сильнее? Как влияет добавление HCl на смещение равновесия гидролиза? Сделайте вывод.

Опыт 16. Восстановительные свойства соединений сурьмы (III) и висмута (III). В две пробирки поместите по 2-3 капли раствора перманганата калия и 2 н. раствора HCl . Затем в одну пробирку добавьте 3-5 капель раствора SbCl_3 , в другую – столько же раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$.

Наблюдайте обесцвечивание раствора в первом случае. Проходит ли аналогичная реакция во втором случае?

Напишите молекулярные и электронные уравнения реакций, учитывая, что происходит окисление сурьмы (III) и образование гидрососурьмяной кислоты. Сравните восстановительную активность соединений сурьмы (III) и висмута (III). Сделайте вывод.

Опыт 17. Получение висмута. В пробирку поместите 1 гранулу цинка и прилейте 1 см^3 0,1 М раствора соли висмута (III). Наблюдайте выделение на цинке кристаллов металлического висмута.

Напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

Лабораторная работа № 5**Свойства *p*-элементов VI A группы элементов**

Опыт 1. Получение кислорода разложением солей и его окислительные свойства (*выполняют под т. ягой!*). В пробирку с газоотводной трубкой поместите небольшое количество KClO_3 (бертолетовой соли), немного катализатора (MnO_2) и нагрейте. Выделяющийся при разложении соли кислород соберите в три пробирки и добавьте в разные пробирки с кислородом горящий красный фосфор, горящую серу, раскаленную железную стружку. Что наблюдается?

Напишите уравнения и сделайте вывод.

Опыт 2. Получение пероксида водорода. Налейте в стакан 5 см³ 2 М раствора H₂SO₄ и охладите льдом или снегом. Затем поместите в стакан 1 г пероксида бария и перемешайте стеклянной палочкой в течение 4-5 мин. Отделите раствор от осадка и определите в нем образование H₂O₂ действием раствора KI.

Запишите наблюдения и уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 3. Гидролиз пероксида натрия. В пробирку с водой поместите небольшое количество пероксида натрия. Какой газ выделяется и что образуется в растворе?

Напишите уравнение реакции и сделайте вывод.

Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. а. Налейте в пробирку 1 см³ 3%-ного раствора H₂O₂, подкисленного H₂SO₄, и прилейте 1 см³ KI. Объясните образование осадка.

б. К подкисленному серной кислотой раствору KMnO₄ прилейте 1 см³ 3%-ного раствора H₂O₂. Объясните выделение газа. Проведите реакцию с нейтральным и щелочным растворами пероксида водорода.

в. В пробирку налейте 1-2 см³ 3%-ного раствора H₂O₂ и добавьте небольшое количество MnO₂ (катализатор). Установите, какой газ выделяется?

Напишите уравнение реакции и уравняйте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

Опыт 5. Диспропорционирование серы. Поместите в тигель небольшое количество порошка серы и прилейте туда концентрированный раствор NaOH. Смесь кипятите 10 мин. С помощью бумаги, смоченной раствором Pb(NO₃)₂, установите присутствие в растворе сульфид-иона. Что наблюдается?

Напишите молекулярные и электронные уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 6. Окислительно-восстановительные свойства серы.

а. Поместите в пробирку небольшое количество порошка серы, прилейте 1-2 см³ концентрированной HNO₃ и нагрейте. Полученный раствор после охлаждения испытайте на присутствие в нем сульфат-ионов.

б. В бесцветное пламя газовой горелки внесите на фарфоровой или стеклянной ложечке небольшое количество серы. Наблюдайте горение серы. Отметьте цвет пламени.

Обобщите проделанные опыты и сделайте вывод о свойствах серы. Напишите уравнения реакций.

Опыт 7. Получение и свойства сероводорода. а. Получите H_2S в пробирке с газоотводной трубкой действием на FeS разбавленными HCl (1:1) или H_2SO_4 (1:5) кислотами. Выделение H_2S докажите с помощью влажной фильтровальной бумаги, смоченной раствором $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

Любой ли кислотой можно пользоваться для получения сероводорода из FeS ? Объясните и напишите уравнения возможных реакций.

б. Пропустите сероводород в воду в течение 10-15 мин. Определите pH в полученном растворе.

Напишите уравнения электролитической диссоциации сероводорода в водном растворе.

в. Подождите сероводород. Каков цвет пламени? Подержите над пламенем горящего сероводорода сухой холодный стакан. Осторожно определите запах продукта горения сероводорода. Подержите в пламени горящего сероводорода холодную фарфоровую крышку от тигля. Напишите уравнения реакций горения сероводорода в недостатке и в избытке кислорода. Сделайте вывод о свойствах H_2S .

Опыт 8. Восстановительные свойства сероводорода. В семь пробирок налейте по 1 см^3 хлорной, бромной и иодной воды, концентрированной HNO_3 , 3%-ного раствора H_2O_2 , подкисленных растворов KMnO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Пропустите через растворы сероводород.

Объясните наблюдаемое и напишите уравнения реакций и уравнивайте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

Опыт 9. Получение и свойства сульфидов, полисульфидов. а. В шесть пробирок прилейте по 1 см^3 растворов солей $\text{Cu}(\text{II})$, Cd , Zn , Pb , Ca , $\text{Mn}(\text{II})$ и добавьте в каждую по 1 см^3 раствора Na_2S . Объясните, почему не во всех случаях образуются осадки. На растворы солей, не давших осадка с H_2S , действуйте раствором сульфида аммония. Отметьте цвета образовавшихся осадков.

Все полученные осадки отделите от раствора декантацией. Испытайте растворимость этих осадков в 2 н. растворе HCl и HNO_3 . Объясните наблюдаемое, укажите величины ПР сульфидов и напишите уравнения реакций.

б. Насыпьте в фарфоровую чашку 3 г КОН и такое же количество порошкообразной серы, налейте 40 см³ воды. Реакционную смесь нагрейте на водяной бане 40 мин, перемешивая стеклянной палочкой. После охлаждения вылейте прозрачный раствор в сухой стакан и добавьте HCl.

Объясните наблюдаемое и напишите уравнения реакций.

Опыт 10. Окислительно-восстановительные свойства сульфитов. а. В 2 пробирки налейте по 1 см³ растворов FeCl₃ и иодной воды и прибавляйте по каплям свежеприготовленный раствор Na₂SO₃, подкисленный 1 н. раствором H₂SO₄ до изменения окраски раствора.

б. В 2 пробирки налейте по 1 см³ раствора Na₂SO₃, в одну прилейте 1 см³ Na₂S, в другую – 1 см³ NaH₂PO₂ и 1 см³ концентрированной HCl. Наблюдайте помутнение раствора, вследствие выделения серы.

в. К нескольким кристаллам Na₂SO₃ прилейте 1 см³ разбавленной H₂SO₄ и осторожно нюхают раствор. О каком свойстве сернистой кислоты свидетельствуют наблюдения?

г. Налейте в пробирку 1 см³ K₂Cr₂O₇ и добавьте 4-6 капель разбавленной H₂SO₄. Внесите в пробирку несколько кристалликов Na₂SO₃. Цвет раствора изменится на зеленый.

д. Налейте в пробирку по 1 см³ растворов Na₂SO₃ и Na₂S. Наблюдайте выпадения в осадок серы.

Напишите молекулярные и электронные уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 11. Водоотталкивающие свойства концентрированной H₂SO₄. Налейте в пробирку 2 см³ концентрированной H₂SO₄ и опустите на некоторое время лучину. Объясните обугливание лучинки.

Насыпьте в маленький стакан 5-6 г сахарной пудры и поставьте его в стеклянную ванну. Прилейте к сахару немного воды до образования кашицы, затем 5-6 см³ концентрированной H₂SO₄ и хорошо перемешайте стеклянной палочкой.

Объясните наблюдаемое и напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 12. Свойства серной кислоты. а. Испытайте действие разбавленной и концентрированной H₂SO₄ на Cu, Zn, Al, Sn, Pb, Mg на холоду и при нагревании.

б. Подействуйте концентрированной серной кислотой при нагревании на серу и уголь.

в. В пробирку к 1 см^3 концентрированной H_2SO_4 добавьте немного кристаллического KI .

Объясните наблюдаемое и напишите уравнение реакции и уравняйте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

Опыт 13. Получение и разложение тиосерной кислоты. Поместите в пробирку 1 см^3 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 1 см^3 раствора HCl или H_2SO_4 . Отметьте выпадения серы и выделения газа.

Приведите уравнения реакции и сделайте вывод.

Опыт 14. Свойства тиосульфатов. а. В пробирку налейте 1 см^3 раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и внесите несколько капель фенолфталеина. Объясните наблюдаемое явление.

б. В пробирку с 1 см^3 раствора Na_2SO_3 прилейте по каплям хлорную воду до появления осадка серы.

в. В пробирку с 1 см^3 иодной воды прилейте по каплям раствор Na_2SO_3 до обесцвечивания иодной воды. Наблюдается ли при этом выделения свободной серы? Будут ли происходить изменения при добавлении к раствору разбавленной H_2SO_4 ?

Напишите уравнение реакции, имея в виду, что в данном случае образуется тетраионат натрия $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$.

г. В пробирку с 1 см^3 раствора FeCl_3 прилейте 1 см^3 Na_2SO_3 . Отметьте постепенное изменение окраски.

Напишите уравнения реакций (ионно-молекулярные для обменных и ионно-электронные для ОВР). Сделайте вывод.

Опыт 15. Получение и разложение пероксерной кислоты. В пробирку с 1 см^3 раствора $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ прилейте разбавленную H_2SO_4 . Какой газ выделяется?

Напишите молекулярные и электронные уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 16. Окислительные свойства персульфатов. а. Поместите в пробирку 1 см^3 раствора KI и добавьте по каплям раствор $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ до изменения окраски раствора.

б. В пробирку поместите 1 см^3 подкисленного раствора соли хрома (III), несколько капель AgNO_3 и нагрейте. В горячий раствор внесите несколько кристалликов $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ и снова нагрейте до появления оранжевой окраски.

Напишите молекулярное и электронные уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 1. Получение и свойства йода (*выполняют под тягой!*). а. В пробирке смешайте несколько кристалликов KI с небольшим количеством MnO_2 , добавьте несколько капель концентрированной H_2SO_4 и слегка подогрейте. Что наблюдается?

б. В маленькой фарфоровой чашке осторожно смешайте небольшое количество сухого порошка алюминия (магния или цинка) с сухим порошком йода. В приготовленную смесь осторожно внесите 1-3 капли воды при помощи пипетки. Что наблюдается? Какую роль в данном опыте играет вода?

в. В две пробирки налейте по 2 см³ дистиллированной воды и опустите в них по одному кристаллику йода. Содержимое пробирок перемешайте. Какова растворимость йода в воде? Какие молекулы и ионы содержатся в йодной воде?

Оставьте одну пробирку для сравнения, во вторую пробирку прилейте 1 см³ раствор KI и сильно взболтайте. Что происходит? Образование какого вещества объясняется увеличением растворимости йода?

Напишите уравнение реакции взаимодействия йода с водой. Сделайте вывод.

Опыт 2. Растворимость йода. В пробирку с 1-2 см³ воды опустите кристаллик йода и содержимое пробирки сильно взболтайте. Происходит ли заметное растворение йода в воде?

Добавьте туда же небольшой кристаллик иодида калия и через минуту взболтайте раствор. Чем объясняется растворимость йода в растворе KI ?

Напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

Опыт 3. Реакция диспропорционирования йода. В пробирку налейте 2 см³ иодной воды. Далее в пробирку прибавляйте по каплям раствор $NaOH$ до полного обесцвечивания иодной воды. Обесцвечивание происходит из-за диспропорционирования йода.

Затем к бесцветному раствору добавьте по каплям разбавленной H_2SO_4 до появления желтого окрашивания, обусловленного вновь образовавшимся иодом.

Напишите уравнение реакции и уравняйте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

Опыт 4. Получение хлора. а. В пробирку внесите несколько кристалликов $K_2Cr_2O_7$ (MnO_2 или PbO_2) и добавьте 2-3 капли концентрированной HCl . Если реакция протекает недостаточно активно, содержимое пробирки осторожно нагрейте. Отметьте цвет образующегося газа и испытайте его действие на бумажку, смоченную раствором иодида калия.

б. Поместите в пробирку немного смеси из $NaCl$ и MnO_2 и осторожно прилейте несколько капель концентрированной H_2SO_4 . Смесь слегка подогрейте.

Напишите уравнения соответствующих реакций. Сделайте вывод.

Опыт 5. Получение брома. В пробирку поместите несколько кристалликов KBr и столько же MnO_2 . Смесь перемешайте и осторожно прибавьте к ней 2-3 капли концентрированной H_2SO_4 . Отметьте цвет выделяющихся паров свободного брома.

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции получения свободного брома. Сделайте вывод.

Опыт 6. Свойства хлорной, иодной и бромной воды (*выполняют под т. ягой!*). Растворы хлора, брома и иода в воде называются хлорной, бромной и иодной водой соответственно.

а. Испытайте хлорную, бромную и иодную воду на лакмус, напишите уравнения реакций, сопровождающие растворение галогенов в воде. В какую сторону смещено равновесие?

б. В три пробирки прилейте по 2-3 cm^3 хлорной, бромной и иодной воды и прилейте по каплям раствор $NaOH$, пока не исчезнет запах хлора. Объясните изменение окраски бромной и иодной воды при добавлении щелочи. Как объяснить исчезновение запаха хлора?

в. Налейте в пробирку 2-3 капли йодной воды, добавьте 2-3 капли хлороформа. Взболтайте содержимое пробирки и отметьте окраску органического слоя.

г. Налейте в пробирку 1-2 капли бромной воды, добавьте 5 cm^3 дистиллированной воды и прибавьте 1-2 cm^3 эфира или хлороформа. Содержимое пробирки перемешайте. Объясните наблюдаемое явление.

Составьте электронные уравнения реакций и сделайте вывод.

Опыт 7. Сравнение окислительной активности галогенов. а. В три сухие пробирки поместите небольшое количество кристаллических KCl , KBr и KI и прилейте в каждую пробирку по 1 cm^3 концентрированной H_2SO_4 . Что наблюдается? По запаху

выделяющихся газов определите продукты восстановления H_2SO_4 .

б. В две пробирки налейте соответственно по 1 см^3 растворов KI и KBr . В каждую пробирку добавьте по 2 см^3 хлорной воды. Как изменился цвет растворов? Почему? Сравните окислительную активность галогенов Cl_2 с активностью I_2 и Br_2 .

в. В две пробирки налейте по 1 см^3 растворов KI и NaBr . Добавьте в каждую по 1 см^3 раствора FeCl_3 . В каком случае произошло восстановление железа? Чем объяснить различную восстановительную способность галогенидов?

г. Налейте в две пробирки по 1 см^3 растворов KBr и KI и прилейте в каждую по 1 см^3 бензола или эфира и перемешайте, встряхивая пробирки. Затем прилейте в каждую пробирку по 2-3 капли хлорной воды. Наблюдайте окрашивание водного слоя. Содержимое энергично встряхните. Как окрашивается бензольный слой в каждой из пробирок?

д. Налейте в пробирку 1 см^3 раствора KI и добавьте в нее немного бензола или эфира и 1-3 капли бромной воды. Энергично встряхните смесь и отметьте цвет бензольного слоя.

е. Налейте в пробирку 1 см^3 раствора KI , 5-6 капель раствора H_2O_2 и 5-6 капель разбавленной H_2SO_4 . Обратите внимание на выделение иода, который окрашивает раствор в коричневый цвет.

Напишите электронно-ионную схему и молекулярное уравнение для взаимодействия KI и H_2O_2 в кислой среде.

Сделайте по результатам опыта выводы, напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах.

Опыт 8. Сравнение восстановительной активности галогенов. *а.* В пробирку поместите несколько капель бромной воды и прибавьте на кончике шпателя порошка металлического магния, цинка или алюминия. Наблюдайте обесцвечивание раствора.

б. В три пробирки внесите по 1 см^3 Na_2S и добавьте по каплям до появления мути в первую – хлорной, во вторую – бромной, в третью – иодной воды.

в. В две пробирки поместите по 1 см^3 свежеприготовленного раствора FeSO_4 . В первую пробирку добавьте 3-4 капли дистиллированной воды, во вторую – столько же капель хлорной воды. Затем в обе пробирки добавьте по каплям раствор NH_4OH , до появления осадка в пробирках. Отметьте цвет образовавшихся осадков.

Объясните, почему получились осадки разного цвета? Составьте уравнения реакций окисления FeSO_4 и образования соответствующих гидроксидов. С помощью KCNS (NH_4CNS) докажите присутствие в растворе ионов железа (III).

г. В пробирку внесите 1 см^3 раствора CrCl_3 , добавьте несколько капель раствора NaOH , до растворения образовавшегося в начале осадка. К полученному раствору прилейте избыток хлорной воды и нагрейте содержимое пробирки.

Объясните переход зеленого цвета раствора в желтый цвет.

Напишите уравнения реакций (ионно-молекулярные для обменных и ионно-электронные для ОВР). Сделайте вывод.

Опыт 9. Получение малорастворимых и нерастворимых галогенидов. а. В две пробирки налейте по 1 см^3 раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и в одну добавьте 1 см^3 раствора NaCl , в другую – KI . Наблюдайте осаждение малорастворимых галогенидов свинца. Нагрейте растворы с осадками до тех пор, пока они не растворятся и затем охладите на воздухе. Объясните наблюдаемые явления.

б. В пробирку налейте 1 см^3 раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ и добавьте 1 см^3 раствора KI . Образовавшийся осадок проверьте на растворимость в избытке KI . Что наблюдается? Почему?

в. В три пробирки налейте по 1 см^3 раствора NaF и в одну добавьте 1 см^3 раствора соли Li^+ , в другую – Cu^{2+} , в третью – Ni^{2+} . Наблюдайте осаждение малорастворимых фторидов.

г. В три пробирки налейте по 1 см^3 раствора AgNO_3 и добавьте в каждую по 1 см^3 растворов NaCl , NaBr и KI . Сравните цвета выпавших осадков галогенидов серебра. Испытайте полученные осадки на растворимость в водном растворе NH_4OH и $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Все ли осадки растворяются? Объясните наблюдаемые явления.

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах и сделайте вывод.

Опыт 10. Свойства хлоратов и иодатов. а. Испытайте действие концентрированной HCl на небольшое количество бертолетовой соли KClO_3 .

б. В сухую пробирку поместите несколько кристалликов KClO_3 и добавьте осторожно каплю концентрированной H_2SO_4 . Выделение какого газа наблюдается?

в. К 1 см^3 раствора KI прилейте при помешивании небольшими порциями хлорную воду. Наблюдайте появление, а затем исчезновение темно-бурой окраски свободного иода.

Напишите молекулярные и ионно-электронные уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 11. Образование галогенокомплексов. В пробирку к 1 см³ раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ прилейте по каплям раствор KI до образования осадка. Добавьте избыток раствора KI до растворения осадка.

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах и сделайте вывод.

Лабораторная работа № 7 Свойства *d*-элементов I-VIII групп элементов

Серебро, медь

Опыт 1. Получение металлов из растворов их солей. К 5 см³ свежеприготовленного раствора FeSO_4 добавьте несколько капель раствора AgNO_3 . Смесь слегка нагрейте, не доводя до кипения. Наблюдайте изменение окраски раствора и образование "серебряного зеркала" на стенках пробирки в результате образования металлического серебра.

Напишите уравнение реакции и сделайте вывод.

Опыт 2. Получение и разложение гидроксида серебра. К 1 см³ раствора AgNO_3 прилейте избыток раствора NaOH (КОН). Что наблюдается? Чем объяснить неустойчивость гидроксида серебра?

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах и сделайте вывод.

Опыт 3. Получение комплексных солей серебра. В пробирку налейте 1 см³ раствора AgNO_3 и добавьте несколько капель HCl . Образовавшийся осадок разделите на две части: в одну прилейте раствор NH_4OH , в другую – раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до растворения осадков.

Раствор, полученный при растворении осадка в растворе NH_4OH , разделите на две части и испытайте действие на этот раствор HNO_3 и KI . Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах и сделайте вывод.

Опыт 4. Получение оксида меди (I). Налейте в пробирку 1 см³ 10%-но раствора CuSO_4 и добавьте 2 см³ раствора NaOH (КОН). К образовавшемуся осадку добавьте избыток глюкозы и

перемешайте. Смесь нагрейте до кипения и оставьте на несколько минут для завершения реакции.

Отметьте цвет оксида меди (I), запишите уравнение протекающей реакции, укажите окислитель и восстановитель. Сделайте вывод.

Опыт 5. Получение и свойства оксида меди (II). Поместите в пробирку несколько капель раствора NaOH (KOH) и нагрейте пробирку. К горячему раствору прилейте раствор CuSO_4 до выпадения осадка. Полученную смесь нагрейте. Отметьте цвет полученного осадка.

Полученный осадок разделите на две части. В первую пробирку прилейте по каплям раствор HCl, во вторую – раствор NaOH (KOH). Запишите наблюдаемые явления.

Запишите уравнения реакции получения оксида меди (II). Приведите уравнения растворения оксида меди (II) в кислоте, сделайте вывод о кислотно-основных свойствах оксида меди (II).

Опыт 6. Получение и свойства гидроксида меди (II). К раствору CuSO_4 прилейте равный объем раствора NaOH (KOH). Полученный осадок взболтайте и разделите на три пробирки. В одну из них добавьте разбавленной HCl; во вторую – избыток раствора NaOH (KOH); третью пробирку осторожно нагрейте до кипения.

Что происходит в каждой из пробирок? Раствор во второй пробирке разбавьте водой. О каких свойствах $\text{Cu}(\text{OH})_2$ свидетельствуют реакции в первой и второй пробирках?

Составьте ионные и молекулярные уравнения всех реакций и сделайте вывод.

Опыт 7. Получение комплексов меди. а. Поместите в фарфоровый тигель небольшое количество кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и нагрейте. Полученную безводную соль охладите и прилейте (по каплям) немного воды.

б. К 1 см^3 раствора CuSO_4 добавьте несколько капель раствора NH_4OH до выпадения осадка. Полученный осадок растворите в избытке раствора NH_4OH .

в. К 1 см^3 сильно разбавленного раствора CuSO_4 прилейте по каплям раствор этилендиамина. Сравните окраску аммиачного и этилендиаминового комплексов меди (II).

Запишите все наблюдения, уравнения реакций и сделайте вывод.

Опыт 8. Окислительные свойства иона Cu^{2+} . К 1 см³ раствора CuSO_4 добавьте 1 см³ раствора KI . Наблюдайте образование белого осадка Cu_2I_2 и пожелтение раствора, обусловленное образованием свободного иода.

Напишите уравнение реакции и уравняйте ионно-электронным методом.

Опыт 9. Восстановительные свойства меди. Испытайте отношение меди к HCl , H_2SO_4 и HNO_3 различной концентрации на холоду и при нагревании.

Напишите уравнение реакции и уравняйте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

Опыт 10. Гидролиз солей меди (II). а. Испытайте раствор CuSO_4 синей и красной лакмусовыми бумажками.

б. К 1 см³ раствора CuSO_4 добавьте 1 см³ раствора Na_2CO_3 . Наблюдайте образование осадка, который состоит из основных солей переменного состава. Какой газ выделяется?

Запишите все наблюдения, уравнения реакций и сделайте вывод.

Цинк, кадмий, ртуть

Опыт 1. Окислительные свойства Cd^{+2} и Hg^{+2} . а. В пробирку с 1 см³ раствора соли кадмия поместите кусочек цинка. Что наблюдается?

б. В пробирку с 1 см³ $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ поместите кусочек медной проволоки. Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций и уравняйте методом электронного баланса. Сделайте вывод.

Опыт 2. Получение и свойства гидроксидов цинка, ртути и кадмия. К 1 см³ раствора соли цинка добавьте 1 см³ раствора NaOH (КОН). Полученный осадок взболтайте и разделите на две пробирки. В одну из них добавьте несколько капель разбавленной H_2SO_4 , во вторую – избыток раствора NaOH . Что происходит?

То же самое проделайте с растворами солей кадмия и ртути. Объясните различие в свойствах гидроксидов цинка и кадмия.

Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 3. Получение комплексных соединений цинка, кадмия и ртути. а. В две пробирки налейте по 1 см³ растворов

солей цинка и кадмия и прилейте в каждую по несколько капель свежеприготовленного концентрированного водного раствора Na_2SO_3 до выпадения осадков. Прилейте в пробирки избыток раствора Na_2SO_3 . Что наблюдается?

б. К 1 капле раствора $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ прилейте по каплям раствор KI до образования осадка. К осадку прилейте избыток раствора KI .

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 4. Восстановительные свойства цинка и кадмия. а. Испытайте действие концентрированных и разбавленных HCl , H_2SO_4 , HNO_3 и NaOH на цинк и кадмий в обычных условиях и при нагревании. Отметьте растворимость металлов в кислотах и щелочах.

б. К 1 см^3 раствора соли кадмия поместите гранулу цинка. Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций и уравняйте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

Опыт 5. Получение и свойства сульфидов. К растворам солей цинка, кадмия и ртути добавьте несколько капель раствора Na_2S . Что наблюдается? К полученным осадкам прилейте 2 н. H_2SO_4 . Чем объясняется различное отношение сульфидов к кислотам?

Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Сделайте вывод.

Титан

Опыт 1. Получение и свойства гидроксида титана (IV). В три пробирки внесите по 1 см^3 раствора $\text{Ti}(\text{SO}_4)_2$ и прилейте 2 н. раствор KOH (NaOH) до образования осадка. Испытайте растворимость осадка в H_2SO_4 и KOH . Запишите наблюдения. Содержимое третьей пробирки нагрейте до кипения, охладите и вновь испытайте растворимость осадка в H_2SO_4 .

Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций и сделайте вывод о свойствах гидроксида титана.

Опыт 2. Гидролиз солей титана (IV). а. К 1 см^3 раствора $\text{Ti}(\text{SO}_4)_2$ прилейте дистиллированной воды и осторожно нагревайте до выпадения осадка.

Напишите уравнения гидролиза соли $Ti(SO_4)_2$ в обычных условиях и при нагревании.

б. К 1 см^3 раствора $Ti(SO_4)_2$ прилейте $1\text{ см}^3 (NH_4)_2S$. Наблюдайте выпадения осадка.

Напишите уравнение реакции в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод.

Опыт 3. Получение пероксититановой кислоты. К 1 см^3 раствора $Ti(SO_4)_2$, подкисленного 2 н. раствором H_2SO_4 добавьте несколько капель 3%-ного раствора H_2O_2 . Что наблюдается?

Напишите уравнение реакции и уравняйте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

Опыт 4. Получение и свойства солей титана (III). а. К 2 см^3 разбавленной H_2SO_4 , внесите немного порошка титана и нагрейте в течение 5 мин. После осаждения нерастворившегося титана отметьте появление фиолетовой окраски.

Напишите уравнение реакции взаимодействия титана с разбавленной серной кислотой.

б. К 1 см^3 раствора $Ti(SO_4)_2$ внесите кусочек цинка. Осторожно нагрейте пробирку и наблюдайте окрашивание раствора в фиолетовый цвет. Раствор сохраните до следующего опыта.

Напишите уравнение реакции восстановления соли титана (IV) до соли титана (III) цинком.

в. К нескольким каплям $Ti_2(SO_4)_3$ добавьте 1 см^3 раствора $CuCl_2$. Что наблюдается?

Напишите уравнение реакции.

г. К нескольким каплям $Ti_2(SO_4)_3$ добавьте 1 см^3 раствора $FeCl_3$ до исчезновения фиолетовой окраски. Что наблюдается?

Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод.

Опыт 5. Получение гидроксида титана (III). К раствору $Ti_2(SO_4)_3$ добавьте несколько капель раствора KOH ($NaOH$). Перемешайте стеклянной палочкой полученный осадок и наблюдайте изменение цвета.

Напишите уравнение реакции получения $Ti(OH)_3$ из $Ti_2(SO_4)_3$ и окисление его кислородом воздуха. Сделайте вывод.

Ванадий

Опыт 1. Взаимопревращения метаванадата в гексаванадат. В пробирку к 1 см^3 раствора метаванадата аммония или натрия добавьте разбавленную H_2SO_4 . Наблюдайте изменение

окраски от золотисто-желтой до рубиново-красной. К полученному раствору добавьте раствор KOH (NaOH) до щелочной среды. Что наблюдается?

Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод.

Опыт 2. Перекисные соединения ванадия. К 2 см³ раствора ванадата натрия, подкисленного разбавленным раствором H₂SO₄, добавьте несколько капель 3%-ного раствора H₂O₂. Что наблюдается?

Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод.

Хром, молибден, вольфрам

Опыт 1. Получение и свойства Cr₂O₃. а. Поместите в пробирку небольшое количество кристаллического (NH₄)₂Cr₂O₇ и нагрейте. Объясните происходящие явления.

б. Испытайте действие воды и разбавленных H₂SO₄, HNO₃ и NaOH на полученный оксид хрома (III). Что наблюдается?

Составьте молекулярные и ионные уравнения происходящих реакций. Сделайте вывод.

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида хрома (III). В три пробирки налейте по 1 см³ раствора соли хрома (III) и прибавьте по каплям раствор NaOH (KOH) до образования осадка. Отметьте цвет осадка. Затем в одну пробирку добавьте избыток раствора NaOH (KOH), в другую – HCl, в третью – бромной воды. Отметьте цвет образующихся растворов.

Запишите уравнения получения гидроксида хрома (III), объясните, почему необходимо приливать раствор гидроксида натрия (калия) к соли хрома (III), а не наоборот.

Составьте молекулярные и ионные уравнения происходящих реакций. Сделайте вывод.

Опыт 3. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома (III). а. К 3-4 каплям 0,1 н. раствора CrCl₃ добавьте 1 каплю концентрированной H₂SO₄, затем 3-4 капли 0,1 н. раствора KMnO₄. Пробирку нагрейте, наблюдайте изменение окраски до оранжевой.

б. К 1 см³ раствора CrCl₃ добавьте избыток NaOH (KOH) до растворения осадка и прилейте бромной воды. Смесь нагрейте и наблюдайте изменение цвета раствора.

Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции. Сделайте вывод.

Опыт 4. Получение и свойства CrO_3 . Налейте в химический стакан 5 см^3 насыщенного раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и прилейте по каплям концентрированную H_2SO_4 , охлаждая стакан в холодной воде. Выпадают темно-красные кристаллы CrO_3 . Полученный осадок поместите в пробирку и добавьте 2-3 см^3 дистиллированной воды и раствора KI . Наблюдается изменение цвета раствора.

Напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

Опыт 5. Окислительные свойства соединений хрома (VI).
 а. В пробирке к 1 см^3 раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ добавьте 1 см^3 H_2SO_4 и немного раствора KI . Наблюдайте изменение цвета раствора.

б. К 1 см^3 раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, подкисленного раствором H_2SO_4 , добавьте свежеприготовленный раствор Na_2SO_3 . Наблюдайте изменение цвета раствора.

в. К 1 см^3 концентрированного раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ добавьте 1 см^3 концентрированного раствора HCl и нагрейте пробирку. Что наблюдается?

Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции. Сделайте вывод.

Опыт 6. Свойства солей хромовых кислот. Смещение химического равновесия между хромат- и дихромат-ионами

Налейте в пробирку несколько капель раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и добавьте по каплям раствор NaOH (KOH) до появления желтой окраски хромат-иона.

К полученному раствору добавьте по каплям разбавленную H_2SO_4 , отметьте изменение окраски раствора. Рассмотрите смещение равновесия $2\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ при добавлении щелочи и кислоты.

Опыт 7. Получение хромата бария. Налейте в пробирку 1 см^3 раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и прилейте 1 см^3 раствора соли бария. Отметьте цвет образовавшегося осадка.

Запишите уравнение получения BaCrO_4 в молекулярной и ионно-молекулярной формах, учитывая, что для перехода дихромат-иона в хромат-ион в исходных реагентах необходимо учитывать воду.

Опыт 8. Получение перекиси хрома и ее разложение. К 1 см^3 раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, подкисленного раствором H_2SO_4 , добавьте 2-3 см^3 этилового эфира. К полученной смеси добавьте 2-3 см^3 3%-ного раствора H_2O_2 и хорошо перемешайте стеклянной палочкой. Отметьте окраску эфирного слоя.

Оставьте пробирку в штативе и через некоторое время наблюдайте изменение окраски и выделение газа.

Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод.

Опыт 9. Изучение свойств молибдатов. а. В две пробирки налейте по 1 см³ раствора (NH₄)₂MoO₄. В одну добавьте раствор BaCl₂, а в другую Pb(NO₃)₂. Наблюдайте выпадение осадков малорастворимых молибдатов.

Составьте уравнения реакций и сделайте вывод, используя значения произведения растворимости солей.

б. В пробирку с раствором (NH₄)₂MoO₄ внесите гранулу цинка и добавьте раствор HCl. Наблюдайте появление окраски, обусловленное восстановлением молибдата с получением коллоидного раствора молибденовой сини MoO₃ Mo₂O₅ xH₂O.

Напишите уравнение реакции и сделайте выводы.

Опыт 10. Получение молибденовой кислоты. К 1 см³ раствора (NH₄)₂MoO₄ по каплям прибавьте раствор HCl. Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 11. Получение вольфрамовой кислоты. К 1 см³ раствора вольфрамата натрия по каплям прибавьте раствор HCl. Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод.

Опыт 112. Восстановление вольфраматов. К 1 см³ раствора вольфрамата натрия добавьте несколько капель раствора HCl и опустите в пробирку кусочек цинка. Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

Марганец

Опыт 1. Отношение марганца к воде, кислотам и щелочам. Испытайте отношение марганца к воде, разбавленным и концентрированным H₂SO₄, HCl, HNO₃ и щелочи.

Напишите уравнение реакции и уравнийте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

Опыт 2. Получение соли марганца (II). К нескольким крупинкам MnO₂ в пробирке прибавьте немного концентрированной H₂SO₄. Осторожно нагрейте содержимое пробирки до начала интенсивного выделения кислорода.

Напишите электронные и молекулярные уравнения реакции. Сделайте вывод.

Опыт 3. Получение и свойства гидроксида марганца (II). В четыре пробирки внесите по 1 см^3 раствора соли марганца (II) и прибавьте по 1 см^3 2 н. КОН (NaOH). Отметьте цвет осадка в первый момент. Осадок в первой пробирке перемешайте встряхиванием и оставьте в штативе на некоторое время. Во вторую пробирку прибавьте $1-2\text{ см}^3$ 2 н. раствора H_2SO_4 или HCl, перемешайте. Что наблюдается? В третью пробирку прибавьте $1-2\text{ см}^3$ раствора КОН (NaOH), перемешайте. В четвертую пробирку прибавьте несколько капель 10%-ного раствора H_2O_2 . Как изменяется цвет осадка?

Как со временем изменился цвет осадка в первой пробирке?

Объясните наблюдаемое и напишите уравнения реакций. Какие свойства проявляет гидроксид марганца (II)? Какая степень окисления для марганца более устойчива и в какой среде? Сделайте вывод.

Опыт 4. Получение сульфида марганца (II) и его окисление. В пробирку внесите 1 см^3 раствора соли марганца (II) и прибавьте 1 см^3 раствора Na_2S или $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Отметьте цвет осадка. Обработайте осадок несколькими каплями 10%-ного раствора H_2O_2 . Как изменяется цвет осадка?

Напишите уравнения реакций, учитывая, что при окислении сульфида марганца (II) получаются гидроксид марганца (IV) и свободная сера. Сделайте вывод.

Опыт 5. Окисление соединений марганца (II). В пробирку внесите 1 см^3 0,5 М раствора MnSO_4 и добавьте 0,1 М раствор KMnO_4 . Содержимое пробирки встряхните. Опустите в пробирку синюю лакмусовую бумажку или испытайте реакцию среды универсальным индикатором. Обратите внимание на цвет образовавшегося осадка.

Объясните наблюдаемое и напишите уравнение реакции. Сделайте вывод.

Опыт 6. Окислительно-восстановительные свойства диоксида марганца (выполнять под т.ягой!). а. Поместите в пробирку немного MnO_2 и добавьте 2-3 капли концентрированной HCl. Если реакция идет недостаточно энергично, пробирку осторожно подогрейте. Какой газ выделяется? Какова роль MnO_2 в этой реакции?

б. В пробирку внесите не- много MnO_2 , прибавьте 2 см^3 2 М раствора H_2SO_4 и 1 см^3 раствора $FeSO_4$. Содержимое пробирки перемешайте встряхиванием, дайте отстояться. Раствор аккуратно слейте в чистую пробирку и добавьте к нему несколько капель NH_4CNS . На присутствие какого иона указывает окраска раствора? Какой другой реакцией можно воспользоваться, чтобы доказать наличие в растворе данных ионов? Объясните наблюдаемое и напишите уравнения реакций.

Напишите электронные и молекулярные уравнения реакции.

в. К нескольким крупинкам MnO_2 прилейте немного концентрированной H_2SO_4 . Осторожно нагрейте пробирку со смесью до выделения газа. Объясните наблюдаемое и напишите уравнение реакции.

г. В фарфоровый тигель пинцетом поместите небольшой кусочек кристаллической щелочи, добавьте немного кристаллов KNO_3 . Расплавьте смесь, удерживая тигель щипцами в пламени горелки. Внесите в расплав немного MnO_2 . В какой цвет окрасился расплав? Содержимое тигля сохраните для последующих опытов.

Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод.

Опыт 7. Получение и свойства соединений марганца (VI).

а. Поместите в тигель небольшой кусочек кристаллического KOH и $KClO_3$ (2:1) и нагрейте в пламени горелки. В расплав внесите немного порошка MnO_2 . Не переставая помешивать, продолжайте нагревание до тех пор, пока масса не станет густой. К остывшему расплаву добавьте воды и перемешайте палочкой содержимое тигля. Полученный раствор слейте в колбу, закройте пробкой и сохраните для следующих опытов.

Напишите уравнение происходящей реакции.

б. Часть раствора, полученного в опыте (а), перелейте в пробирку, прибавьте $1-2\text{ см}^3$ воды и несколько капель CH_3COOH . Отметьте изменение окраски раствора и образование осадка.

В какой среде устойчивы марганат-ионы? Как влияет добавление кислоты на гидролиз марганата калия? Объясните наблюдаемое и напишите уравнения реакций.

в. К подкисленному H_2SO_4 раствору $FeSO_4$ прилейте по каплям раствор марганата калия. Объясните наблюдаемое и напишите уравнение реакции.

г. К 1 см³ раствора K₂MnO₄ добавьте 1 см³ раствора Na₂SO₃. Пробирку слегка нагрейте. Объясните наблюдаемое и напишите уравнение реакции.

д. К 1 см³ раствора K₂MnO₄, полученному в опыте (а), добавьте 1 см³ хлорной воды. Как изменилась окраска раствора? Объясните наблюдаемое и напишите уравнение реакции.

Сделайте вывод.

Опыт 8. Свойства соединений марганца (VII). а. Несколько кристаллов KMnO₄ осторожно нагрейте в пробирке. Определите, какой газ выделяется. Охладите пробирку и растворите ее содержимое в небольшом количестве воды. Отметьте образование бурого осадка и появление зеленой окраски раствора. Объясните наблюдаемое и напишите уравнение реакции.

б. Влияние среды на окислительные свойства KMnO₄ рассматривались в работе «Окислительно-восстановительные реакции».

в. Налейте в две пробирки по 2-3 см³ раствора KBr, прибавьте в разных количествах разбавленную H₂SO₄ – в первую и разбавленную CH₃COOH – во вторую пробирку. В каждую пробирку добавьте по 2 см³ раствора KMnO₄. Отметьте, одновременно ли наблюдается изменение окраски раствора в обеих пробирках. Как рН среды влияет на скорость процесса?

г. К 1 см³ раствора KMnO₄, подкисленного H₂SO₄, добавьте 1 см³ раствора H₂O₂. Объясните причину выделения газа и напишите уравнение реакции.

д. На часовое стекло положите немного порошка KMnO₄, осторожно добавьте несколько капель концентрированной H₂SO₄ и перемешайте стеклянной палочкой. Что наблюдаете? Какую роль здесь выполняет H₂SO₄? Объясните наблюдаемое и напишите уравнения реакций.

Небольшое количество смеси перенесите в фарфоровую чашку на кусочек ваты, слегка смоченной спиртом. Наблюдайте возгорание спирта. Сделайте вывод.

Железо, кобальт, никель

Опыт 1. Качественные реакции на ионы Fe (II) и Fe (III).

а. Взаимодействие соли железа (II) с гексацианоферратом (III) калия (качественная реакция на ионы Fe²⁺). В пробирку с раствором соли Мора (NH₄)₂SO₄ · FeSO₄ · 6H₂O прилейте несколько капель раствора K₃[Fe(CN)₆] (красной кровяной соли). Отметьте

цвет осадка. Запишите уравнение реакции, дайте название образовавшемуся соединению $KFe^{+2}[Fe^{+3}(CN)_6]$.

б. Взаимодействие соли железа (III) с гексацианоферратом (II) калия (качественная реакция на ионы Fe^{3+}). В пробирку с раствором $FeCl_3$ прилейте несколько капель раствора $K_4[Fe(CN)_6]$ (желтой кровавой соли). Отметьте цвет осадка. Запишите уравнение реакции, дайте название образовавшемуся соединению $KFe^{+3}[Fe^{+2}(CN)_6]$.

в. Взаимодействие соли железа (III) с роданидом калия (качественная реакция на ионы Fe^{3+}). В пробирку с раствором $FeCl_3$ прилейте несколько капель раствора $KCNS$. Отметьте цвет раствора.

Запишите уравнение реакции. Сделайте вывод.

Опыт 2. Свойства металлического железа. Испытайте действие на железо разбавленных и концентрированных кислот: H_2SO_4 , HCl и HNO_3 . После растворения железа исследуйте содержимое пробирок на присутствие ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} качественными реакциями.

Напишите уравнения реакций.

Для этого поместите железные опилки в пробирку и прилейте несколько капель разбавленной соляной кислоты, запишите наблюдаемые явления и дайте им объяснения. Опыт повторите с разбавленными растворами серной и азотной кислот. Осторожно нагрейте те пробирки, в которых не происходит взаимодействие железа с кислотой. Отметьте наблюдения.

Повторите опыт с концентрированными растворами кислот. Запишите наблюдаемые явления, обратите внимание на цвет и запах выделяющихся газов и на цвет растворов.

Напишите и уравняйте уравнения методом полуреакций. Сделайте вывод.

Опыт 3. Пассивирование железа. Хорошо очищенный наждачной бумагой железный гвоздь опустите в пробирку с концентрированной HNO_3 , затем осторожно промойте его в стакане с водой и погрузите в пробирку с раствором $CuSO_4$. Наблюдается ли взаимодействие его с солью? Почему?

Удалите гвоздь из раствора соли, сильно ударьте его другим гвоздем и снова опустите в раствор $CuSO_4$. Что происходит?

Объясните и напишите электронные и молекулярные уравнения реакции. Сделайте вывод.

Опыт 4. Получение и свойства гидроксидов Fe, Co, Ni (II). а. В три пробирки налейте по 2 см³ растворов солей железа, кобальта и никеля (II) и добавьте в каждую раствор NaOH (KOH) до образования осадков.

В пробирку со свежеприготовленным раствором соли Мора (NH₄)₂SO₄ · FeSO₄ · 6H₂O прилейте раствор NaOH (KOH) до выпадения осадка.

Отметьте цвет осадков.

Разделите каждый осадок на три пробирки: одну пробирку оставьте для следующего опыта, а два осадка испытайте на растворимость в кислоте и избытке щелочи (при нагревании).

Что происходит с оставшимися осадками при стоянии их на воздухе? Напишите соответствующие уравнения реакций. В каком случае не происходит изменение цвета осадка? О чем это говорит? Запишите уравнения реакции получения гидроксида железа (II) (в уравнении учитывайте только FeSO₄) и его окисления кислородом воздуха в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Сделайте вывод об устойчивости ионов железа (II).

б. К осадкам Co(OH)₂, Fe(OH)₂ и Ni(OH)₂ прилейте по 1 см³ 3%-ного раствора H₂O₂. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций. К отдельной пробе Ni(OH)₂ прилейте более сильный окислитель – бромную воду. Что происходит?

Что можно сказать о характере изменения устойчивости степени окисления в ряду: Fe(OH)₂ → Co(OH)₂ → Ni(OH)₂?

Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 5. Свойства солей железа (II). а. В три пробирки налейте по 1 см³ свежеприготовленного раствора FeSO₄, подкисленного H₂SO₄, и добавьте в первую пробирку бромной воды, во вторую – раствора K₂Cr₂O₇, в третью – раствор KMnO₄. Что происходит?

Напишите электронные и молекулярные уравнения реакций.

б. Определите реакцию раствора FeSO₄ на лакмус. Напишите уравнение реакции гидролиза соли. Сделайте вывод.

Опыт 6. Свойства солей кобальта (II). а. Поместите в пробирку несколько небольших кристаллов безводного CoCl₂ и смочите водой.

Как изменяется окраска? Добавьте концентрированной HCl. Каков теперь цвет раствора? Объясните наблюдаемые явления.

б. Налейте в пробирку 1 см³ спирта и добавьте несколько небольших кристаллов CoCl₂. Объясните изменение окраски.

в. К 1 см³ раствора CoCl₂ добавьте раствор NaOH (KOH) до образования синего осадка основной соли. Добавьте избыток щелочи и нагрейте. Что наблюдается? Что происходит с осадком при стоянии на воздухе?

г. Опустите лучину в разбавленный раствор CoCl₂ и напишите им что-нибудь на бумаге. Высушите бумагу на воздухе, затем нагрейте над пламенем, избегая обугливания. Объясните наблюдаемые явления.

Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 7. Реакция на ион никеля (II) (реакция Чугаева). Поместите в пробирку 1 см³ воды, 1 см³ раствора соли Ni⁺² и 1 каплю аммиачного раствора диметилглиоксима. Реакция идет с образованием нерастворимого диметилглиоксимата никеля.

Опыт 8. Участие комплексных соединений железа в реакциях обмена. а. К 1 см³ раствора FeSO₄ добавьте несколько капель раствора K₃[Fe(CN)₆]. Происходит выделение осадка турбуллевой сини.

Запишите уравнения происходящих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

б. К 1 см³ раствора FeSO₄ добавьте несколько капель раствора K₄[Fe(CN)₆]. Происходит выделение осадка берлинской лазури.

Запишите уравнения происходящих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Сделайте вывод.

Опыт 9. Разрушение комплексных ионов кобальта и железа. а. К 1 см³ раствора CoCl₂ добавьте несколько капель концентрированного раствора NH₄Cl и добавьте немного воды (если изменение окраски не происходит, содержимое пробирки нагрейте). Почему синяя окраска раствора снова переходит в розовую?

Запишите уравнения происходящих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

б. К 1 см³ разбавленного раствора KMnO₄, подкисленного H₂SO₄, добавьте несколько капель раствора K₄[Fe(CN)₆].

Что наблюдается? Запишите уравнение реакции, учитывая, что ион Fe²⁺ окисляется перманганатом калия. Сделайте вывод.

Опыт 10. Получение и свойства гидроксидов железа, кобальта, никеля (III). а. К 1 см³ раствора FeCl₃ прилейте 1 см³ раствора NaOH (KOH) до образования осадка. Осадок нагрейте. Что наблюдается?

Напишите уравнения реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Сделайте вывод.

б. К 1 см³ раствора соли кобальта (II) прилейте 1 см³ раствора NaOH (KOH) и переведите его в Co(OH)₃ действием в одном случае пероксидом водорода, в другом – бромной водой.

Что наблюдается? Испытайте полученные осадки по отношению к кислотам и щелочам. Что можно сказать о стабильности степеней окисления кобальта?

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах.

в. К 1 см³ раствора соли никеля (II) прилейте 1 см³ раствора NaOH (KOH) и к полученному осадку добавьте бромной воды для перевода его в Ni(OH)₃. Испытайте полученный осадок по отношению к кислотам и щелочам.

Напишите уравнения реакций. Что можно сказать о кислотно-основных свойствах железа, кобальта, никеля (III)? Сделайте вывод.

Опыт 11. Свойства солей железа (III). а. В три пробирки налейте по 3-4 капли раствора FeCl₃. Затем (*выполняют под т ягой!*) в одну пробирку прилейте немного раствора KI; в другую – немного раствора Na₂SO₃, третью оставьте для сравнения. Объясните наблюдаемые явления. Напишите электронные и молекулярные уравнения реакций.

б. Определите реакцию раствора FeCl₃ на лакмус. Напишите уравнение реакции гидролиза.

в. К 1 см³ раствору FeCl₃ прилейте 1 см³ раствора Na₂CO₃. Что происходит? Каков состав полученного осадка?

Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод.

Опыт 12. Получение ферратов. К 1 см³ раствора KOH прилить несколько капель раствора FeCl₃ и 2-3 капли бромной воды. Пробирку нагреть и наблюдать изменение цвета. К раствору добавить 1-2 см³ воды и несколько капель раствора BaCl₂.

Что наблюдается? Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.