

В.В. Кириллов

СВОЙСТВА p- и d-ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Учебно-методическое пособие



Санкт-Петербург

2017

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

УНИВЕРСИТЕТ ИТМО

В.В. Кириллов

**СВОЙСТВА p- и d-ЭЛЕМЕНТОВ И
ИХ СОЕДИНЕНИЙ**

**ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ
ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Учебно-методическое пособие



Санкт-Петербург

2017

УДК 543.257.5+541.132.3+543.422+543.544

Кириллов В.В. Свойства p- и d-элементов и их соединений. Лабораторные работы по неорганической химии: Учеб.-метод. пособие. – СПб.: Университет ИТМО; 2017. – 36 с.

Подготовлено в соответствии с программой по дисциплине «Неорганическая химия» для бакалавров направлений 18.03.02, 19.03.01, 19.03.02, 19.03.03.

Содержит краткие теоретические сведения, необходимые для выполнения лабораторных работ и рекомендации по составлению отчетов.

Рецензент: д.т.н. Шарова Н.Ю.

Рекомендовано к печати Ученым советом Мегафакультета биотехнологий и низкотемпературных систем протокол №6 от 9 марта 2017 г.



Университет ИТМО – ведущий вуз России в области информационных и фотонных технологий, один из немногих российских вузов, получивших в 2009 году статус национального исследовательского университета. С 2013 года Университет ИТМО – участник программы повышения конкурентоспособности российских университетов среди ведущих мировых научно-образовательных центров, известной как проект «5 – 100». Цель Университета ИТМО – становление исследовательского университета мирового уровня, предпринимательского по типу, ориентированного на интернационализацию всех направлений деятельности.

© Санкт-Петербургский национальный исследовательский университет информационных технологий, механики и оптики, 2017
© Кириллов В.В.

ВВЕДЕНИЕ

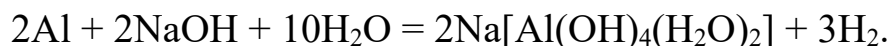
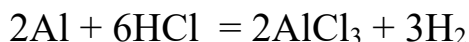
Методические указания предназначены для бакалавров направлений 18.03.02, 19.03.01, 19.03.02, 19.03.03, изучающих дисциплину «Неорганическая химия». Лабораторные работы, представленные в методических указаниях, составляют практикум по неорганической химии. В издание включены лабораторные работы, которые помогут студентам ознакомиться со свойствами наиболее важных элементов и их соединений.

Каждая лабораторная работа начинается с теоретического введения, которое содержит основные сведения, необходимые для выполнения лабораторных работ, и составление отчетов по ним.

1. СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ АЛЮМИНИЯ, ОЛОВА И СВИНЦА

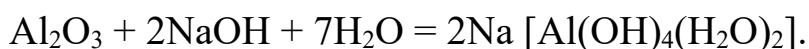
Алюминий – химический элемент с порядковым номером 13. Это элемент третьего периода, главной подгруппы третьей группы Периодической системы элементов Д.И. Менделеева, р-элемент. Валентность элемента в его соединениях равна трем. Валентные электроны заселяют s- и p-подуровни третьего энергетического уровня атома алюминия. Координационные числа равны 4 и 6. Характерны sp^3 - и sp^3d^2 -гибридизации атомных орбиталей внешнего, третьего, уровня атома алюминия.

При комнатной температуре алюминий устойчив к воде и кислороду воздуха. Его поверхность покрыта сплошной оксидной пленкой. Алюминий легко растворяется в хлороводородной кислоте и щелочах. Взаимодействие описывается уравнениями

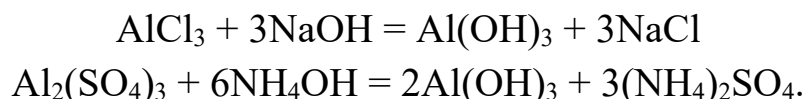


Значительно медленнее алюминий растворяется в разбавленных азотной и серной кислотах. В концентрированных азотной и серной кислотах алюминий пассивируется (см. лабораторную работу «Действие кислот и щелочей на металлы»). Кристаллические модификации оксида алюминия Al_2O_3 очень стойки. Al_2O_3 не взаимодействует ни с водой, ни с растворами кислот. Щелочи переводят оксид алюми-

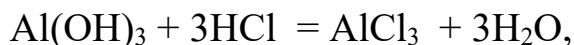
ния в раствор при длительном нагревании. Уравнение реакции, отражающее образование гидроксокомплексов, имеет вид



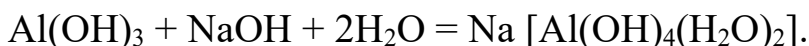
Гидроксид алюминия может быть получен действием щелочи на растворимые соли алюминия. Процесс его образования описывается уравнениями реакций:



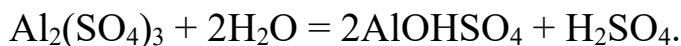
Гидроксид алюминия амфотерен и растворяется как в кислотах, например, в хлороводородной



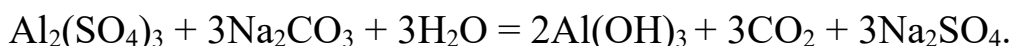
так и в щелочах (гидроксидах натрия и калия)



Растворимые в воде соли алюминия гидролизуются. В процессе гидролиза солей сильных кислот образуются основные соли, например



Соли слабых кислот гидролизуются полностью:

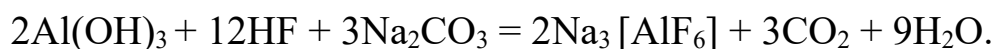


Число труднорастворимых солей алюминия невелико. Так, осадок ортофосфата алюминия, образующегося по уравнению

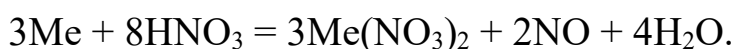


нерастворим в уксусной кислоте, но растворяется при подкислении сильными хлороводородной и азотной кислотами.

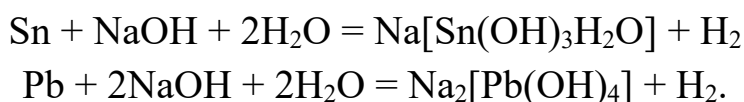
Важным комплексным соединением алюминия является гексафтороалюминат натрия, получаемый по уравнению реакции



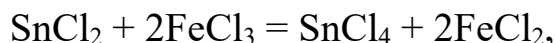
Олово и свинец, элементы с порядковыми номерами 50 и 82 – это элементы пятого и шестого периодов соответственно, элементы главной подгруппы четвертой группы, р-элементы. Валентные электроны находятся на s- и p-подуровнях внешних уровней атомов. Характерные степени окисления элементов +2 и +4. Относительно устойчивы соединения олова (IV) и свинца (II). Координационные числа 3, 4, 6. В ряду напряжений эти металлы стоят непосредственно перед водородом. Они растворяются в уксусной кислоте, а олово – также и в хлороводородной кислоте. Разбавленная азотная кислота окисляет эти металлы, превращая их в растворимые нитраты олова (II) и свинца (II):



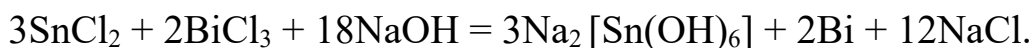
Концентрированная азотная кислота окисляет олово, превращая его в соединение олова (IV) – β-оловянную кислоту $xSnO_2 \cdot yH_2O$. При нагревании и олово, и свинец взаимодействуют со щелочами:



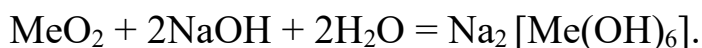
Оксиды олова (II) SnO и свинца (II) PbO амфотерны и взаимодействуют как с кислотами, так и со щелочами с образованием солей комплексных соединений, например, $SnCl_2$, $Pb(NO_3)_2$, $Na[Sn(OH)_3H_2O]$ и др. Соединения олова (II) обладают восстановительными свойствами. В кислой среде хлорид олова (II) восстанавливает хлорид железа (III)



а в щелочной – хлорид висмута (III)

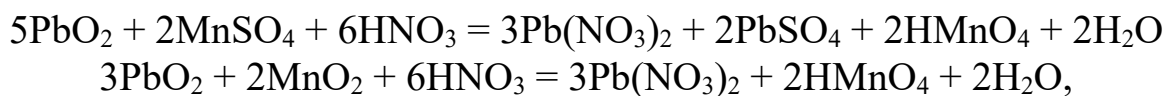


Оксиды олова (IV) SnO₂ и свинца (IV) PbO₂ малоактивны. Оксид олова (IV) амфотерен. При длительном нагревании взаимодействует с концентрированной серной кислотой с образованием сульфата олова (IV) Sn(SO₄)₂. При сплавлении со щелочами образуются соли состава Na₂MeO₃ и Na₄MeO₄, а в водных растворах гидроксокомплексы



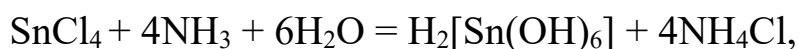
При сплавлении оксидов свинца они взаимодействуют между собой. Их реакция описывается уравнением $2\text{PbO} + \text{PbO}_2 = \text{Pb}_3\text{O}_4$.

Оксид свинца (IV) – сильный окислитель. Он способен, в частности, превращать соединения марганца (II) и марганца (IV) в производные марганца (VII)



окислительные свойства которых хорошо известны.

Гидроксид олова (II) $\text{Sn}(\text{OH})_2$ и гидроксид свинца (II) $\text{Pb}(\text{OH})_2$ амфотерны. Гидратные формы оксида олова (IV) и оксида свинца (IV) обладают неопределенным составом. Осадок α – оловянной кислоты, полученной в реакции хлорида олова (IV) с раствором аммиака



легко растворяется в кислотах и щелочах. При стоянии осадок теряет часть воды, превращаясь в неактивную форму (β -оловянную кислоту).

Лабораторная работа

Опыт 1. Образование гидроксида алюминия

Две алюминиевые пластинки очистите от оксида алюминия наждачной бумагой. Пластинки поместите в фарфоровую чашку и добавьте несколько капель раствора нитрата ртути (II). Через 5 минут промойте пластинки водой. Одну из них вытрите фильтровальной бумагой и оставьте на воздухе, а другую опустите в стакан с водой. Наблюдайте происходящие явления, напишите уравнения реакций.

Опыт 2. Получение фосфата алюминия

К 2–3 мл раствора хлорида алюминия добавьте по каплям раствор гидрофосфата натрия и наблюдайте образование белого осадка AlPO_4 . Проверьте действие на осадок сильных и уксусной кислот. Напишите уравнения реакций.

Опыт 3. Получение и свойства гидроксида олова (II)

Налейте в пробирку 2–3 мл раствора хлорида олова (II). Добавьте по каплям раствор NaOH до образования осадка. Содержимое пробирки разделите на две части. На одну часть подействуйте раствором щелочи, на другую – хлороводородной кислотой. Что наблюдается? Каков характер гидроксида олова (II)?

Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 4. Получение гидроксида свинца (II). Свойства гидроксида свинца(II)

Налейте в пробирку 2–3 мл раствора нитрата свинца (II) $Pb(NO_3)_2$ или ацетата свинца (II) $Pb(CH_3COO)_2$. Получите гидроксид действием раствора щелочи. На гидроксид свинца (II) подействуйте раствором азотной кислоты и растворам щелочи.

Почему нельзя для растворения гидроксида свинца (II) воспользоваться хлороводородной или серной кислотами?

Каков характер гидроксида свинца (II)?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 5. Получение α -оловянной кислоты. Свойства α -оловянной кислоты

Налейте в пробирку 2–3 мл раствора хлорида олова (IV) и по каплям, встряхивая содержимое пробирки, добавляйте раствор аммиака до образования объемистого осадка α -оловянной кислоты. Осадок разделите на две части. К одной добавьте концентрированную хлороводородную кислоту, к другой – 2 н. раствора щелочи. Что наблюдается?

Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 6. Восстановительные свойства станнита натрия

Приготовьте станнит натрия, как в опыте 3, добавьте несколько капель раствора соли висмута (III). Содержимое пробирки встряхните. Появляется белый осадок гидроксида висмута (III) $Bi(OH)_3$, быстро чернеющий вследствие образования металлического висмута.

Напишите уравнения реакций.

Опыт 7. Окислительные свойства оксида свинца (IV)

Возьмите в пробирку немного порошка оксида свинца (IV) PbO_2 . Прибавьте 2–3 мл раствора азотной кислоты с плотностью $1,2 \text{ г/см}^3$ и 2–3 капли раствора сульфата марганца (II) $MnSO_4$. Осторожно нагрейте содержимое пробирки до кипения. Дайте осесть осадку и наблюдайте появление малиновой окраски раствора вследствие образования марганцевой кислоты.

Напишите уравнение реакции.

Опыт 8. Образование йодида свинца (II)

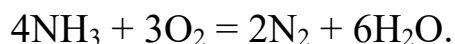
К 2–3 мл раствора ацетата свинца (II) $Pb(CH_3COO)_2$ прибавьте несколько капель раствора йодида калия. Получив осадок йодида свинца (II) PbI_2 , прибавьте в пробирку немного воды, 2 н раствора уксусной кислоты и содержимое нагрейте. Наблюдайте растворение осадка. Охладите пробирку струей холодной воды и наблюдайте выпадение блестящих золотистых кристаллов йодида свинца (II).

Напишите уравнения реакций.

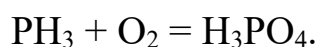
2. СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ АЗОТА И ФОСФОРА

Азот и фосфор – элементы с порядковыми номерами 7 и 15 соответственно. Азот – элемент второго периода, фосфор – элемент третьего периода. Это элементы главной подгруппы пятой группы, р-элементы. В электронных оболочках невозбужденных атомов азота и фосфора имеется по три неспаренных электрона. При возбуждении атома фосфора их число возрастает до пяти. Пара электронов невозбужденных атомов азота и фосфора участвует в их связывании с другими атомами по донорно-акцепторному механизму. В соединениях эти элементы проявляют степени окисления от -3 до $+5$.

Газообразные аммиак – умеренный по силе восстановитель окисляется кислородом воздуха только при нагревании:

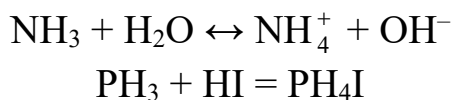


Напротив, фосфин очень сильный восстановитель, уже при обычных условиях окисляется до фосфорной кислоты:



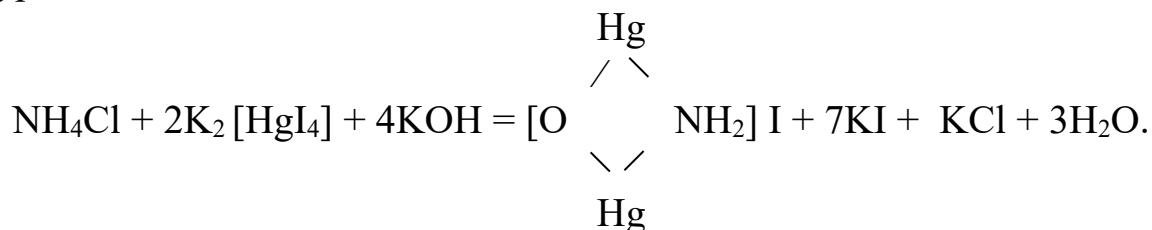
Такое различие в восстановительных свойствах отражает вертикальную закономерность в изменении свойств простых и сложных веществ периодической системы Д.И. Менделеева.

Аммиак и фосфин, в состав молекул которых входят атомы азота и фосфора с неподеленной электронной парой, склонны к реакциям присоединения, например:

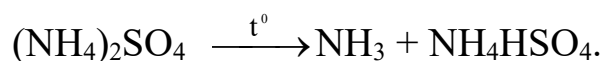


с образованием соединений аммония и фосфония.

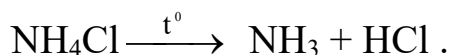
Обнаружить присутствие аммиака в воздухе и ионов аммония в растворе можно с помощью реактива Несслера, смеси тетраiodомеркура́та калия и гидроксида калия. Их взаимодействие описывается уравнением:



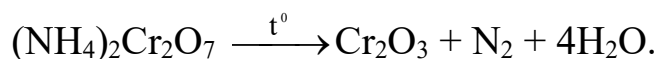
О наличии аммиака и соединений аммония судят по образованию осадка оранжевого цвета. Соли аммония легко разлагаются при нагревании. Состав продуктов реакций разложения зависит от химической природы кислоты, анионы которой входят в состав соли. Если кислота нелетучая и не проявляет окислительных свойств, то аммиак улетучивается, а кислота остается в растворе. Примером может служить частичное разложение сульфата аммония:



Летучими могут оказаться оба продукта реакции термического разложения:

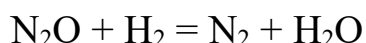


Если соль образована кислотой, проявляющей окислительные свойства, то при термическом разложении такой соли происходит окисление аммиака

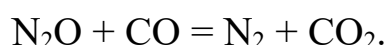


Азот с кислородом образует ряд оксидов: оксид азота (I) N_2O , оксид азота (II) NO , оксид азота (III) N_2O_3 , оксид азота (IV) NO_2 и оксид азота (V) N_2O_5 . Фосфор – оксид фосфора (III) P_2O_3 или P_4O_6 и оксид фосфора (V) P_2O_5 или P_4O_{10} .

Оксид азота (I) при повышенной температуре окисляет водород

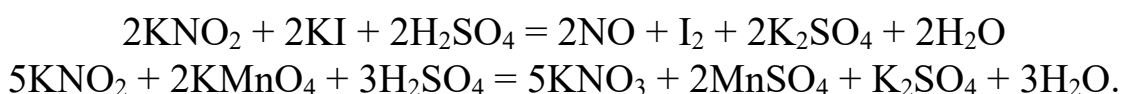


и оксид углерода (II)

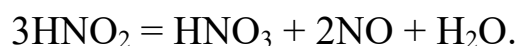


Соединения, содержащие в своём составе фосфор в степени окисления +1, обладают сильными восстановительными свойствами. Так, гипофосфит натрия способен окисляться хлоридом никеля (II), окислительная способность которого невелика ($\varphi^\circ \text{Ni}^{2+}/\text{Ni} = -0,25 \text{ В}$).

Оксид азота (III), азотистая кислота и нитриты проявляют как восстановительные, так и окислительные свойства:



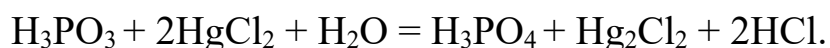
Азотистая кислота способна к реакции диспропорционирования



Непрочность азотистой кислоты – причина разложения нитритов при подкислении их водных растворов сильными кислотами:

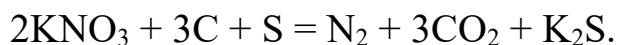


Соединения фосфора (III) фосфористая кислота H_3PO_3 и ее соли фосфиты – сильные восстановители:

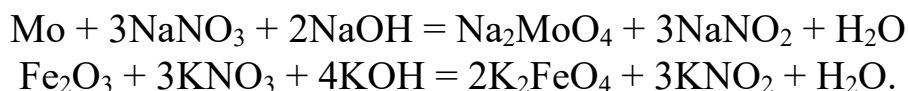


Азотная кислота – сильный окислитель. При взаимодействии с металлами восстанавливается до оксидов азота или нитрата аммония (см. лабораторную работу «Действие кислот и щелочей на метал-

лы»). Нитрат калия – составная часть дымного пороха. Он окисляет другие компоненты смеси:



Нитраты щелочных металлов окисляют в щелочной среде металлы и их оксиды:



Оксид фосфора (V) взаимодействует с водой с образованием метафосфорной HPO_3 , ортофосфорной H_3PO_4 и дифосфорной $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ кислот. Фосфорные кислоты образуют хорошо растворимые соли только с ионами щелочных металлов и катионами аммония. Остальные металлы образуют ограниченно- или малорастворимые соли.

Окислительные свойства фосфорной кислоты проявляются только в присутствии очень сильных восстановителей.

Лабораторная работа

ВНИМАНИЕ! ОПЫТЫ 1–4 ПРОВОДЯТСЯ В ВЫТЯЖНОМ ШКАФУ.

Опыт 1. Получение и свойства аммиака

Поместите в пробирку примерно 0,5 г смеси хлорида аммония и гидроксида натрия. Нагрейте.

Напишите уравнение реакции образования NH_3 .

Поднесите к отверстию пробирки полоску фильтровальной бумаги, смоченную фенолфталеином. Что происходит? Какие свойства обнаруживаются у водного раствора аммиака?

Напишите уравнение диссоциации.

Опыт 2. Соли аммония и их свойства

Несколько кристаллов солей хлорида, сульфата и дихромата аммония поместите в чистые пробирки. Нагрейте. К отверстию пробирки поднесите бумажку, смоченную фенолфталеином. Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций.

Опыт 3. Обнаружение аммиака и ионов аммония в растворе

В пробирку налейте 0,5 мл раствора соли аммония, внесите 2–3 капли реактива Несслера. Что наблюдается?

Возьмите два сухих часовых стекла. На одно капните 2 капли реактива Несслера, на второе – 3 капли раствора соли аммония и 2 капли щелочи, накройте стеклом с нанесенным реактивом Несслера. Подогрейте на ладони. Что наблюдается? Почему?

Приведите уравнения реакции в молекулярной и ионной формах.

Опыт 4. Восстановительные свойства азотистой кислоты и ее солей

Налейте в пробирку 2–3 мл раствора перманганата калия, добавьте 2–3 мл разбавленной серной кислоты и 3–4 капли раствора соли азотистой кислоты. Осторожно нагрейте. Как изменяется цвет раствора? Почему?

Приведите уравнение реакции в молекулярной и ионно-электронной формах.

Опыт 5. Окислительные свойства азотистой кислоты и ее солей

Налейте в пробирку 2–3 мл раствора соли азотистой кислоты, такой же объем раствора йодида калия и несколько капель разбавленной серной кислоты. Осторожно взболтайте и добавьте 0,5 мл раствора крахмала. Что наблюдается?

Напишите уравнение реакции.

Опыт 6. Образование малорастворимого ортофосфата железа (III)

К 3–4 каплям раствора хлорида или сульфата железа (III) добавьте 2–3 капли раствора тиоцианата аммония. Окраска раствора определяется образованием соединения $\text{Fe}(\text{SCN})_3$. В пробирку влейте 1 мл раствора ортофосфата натрия.

Объясните исчезновение окраски раствора и образование осадка.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

3. СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ГАЛОГЕНОВ И СЕРЫ

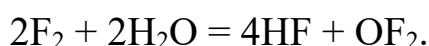
Галогены: фтор, хлор, бром, йод, астат – элементы главной подгруппы VII группы периодической системы. На внешнем энергетическом уровне в атомах этих элементов находятся семь электронов, образующих конфигурацию ns^2p^5 .

Галогены – самые активные элементы с ярко выраженными неметаллическими свойствами. Атомы этих элементов характеризуются большим сродством к электрону, а элементам свойственна высокая электроотрицательность. В реакциях галогены выступают в качестве очень энергичных окислителей по отношению к водороду, металлам, различным сложным веществам.

Присоединяя один электрон, атомы приобретают устойчивую восьмиэлектронную конфигурацию. Типичная степень окисления равна -1 .

Химическая активность галогенов убывает при переходе от фтора к йоду. Это связано с увеличением эффективного радиуса их атомов и уменьшением сродства к электрону по мере возрастания порядкового номера галогена. Этим объясняется вытеснение одних галогенов другими из их соединений. Поэтому хлор вытесняет бром и йод, бром может вытеснить только йод. Чем больше порядковый номер галогена, тем легче окисляется его галогенид-ион, и тем легче получить данный галоген в свободном виде.

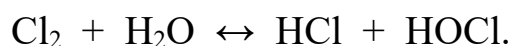
Растворимость галогенов в воде сравнительно мала. В частности, при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ она составляет (г/мл): хлора – 6,5; брома – 3,5; йода – 0,3. О растворимости фтора в воде говорить не приходится, поскольку этот галоген нацело разлагает воду с образованием фторида кислорода OF_2 , степень окисления кислорода, в котором составляет $+2$:



В неполярных и малополярных растворителях (бензоле, сероуглероде, спиртах, эфирах, хлороформе и др.) галогены растворяются значительно лучше. При этом бром сообщает раствору желто-оранжевую, йод – фиолетовую окраску.

Галогеноводороды хорошо растворимы в воде. Водные растворы галогеноводородов – кислоты, причем HF – слабая кислота, остальные – сильные. Анионы галогеноводородных кислот HCl , HBr , HI – проявляют восстановительные свойства, причём их восстановительная активность увеличивается от Cl^- к I^- .

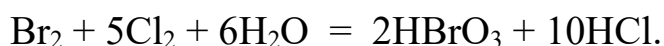
В кислородных соединениях галогены проявляют положительную степень окисления, достигающую семи. Растворением в воде могут быть получены соединения хлора (I), брома (I), йода (I)



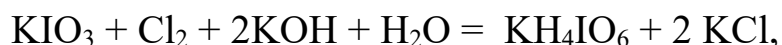
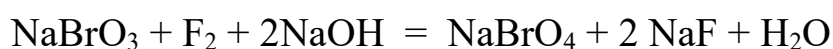
В горячем растворе щелочи могут образовываться производные хлора (V) за счет диспропорционирования молекулярного хлора



Действуя на бром более сильным окислителем, можно получить соединения Br (V):

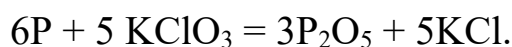


Соединения брома (VII) и йода (VII) – можно получить окислением броматов и йодатов соответственно фтором и хлором



причем окисление фтором должно осуществляться в безводной среде.

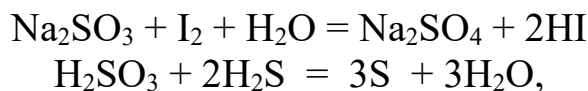
Другие производные галогенов получают косвенным путем. Большая часть из них – сильные окислители. Достаточно вспомнить реакцию окисления фосфора хлоратом калия:



Сера является элементом главной подгруппы VI группы. Это р-элемент. На внешнем энергетическом уровне ее невозбужденного атома находятся шесть электронов, заселяющих s- и p-орбитали третьего уровня. Число неспаренных электронов равно двум. При возбуждении атома электроны переходят на d-подуровень, вследствие чего число неспаренных электронов может увеличиваться до шести.

Отрицательная степень окисления, равная –2, проявляется в соединениях серы с водородом и металлами. Сероводород H_2S – ядовитый газ с характерным запахом тухлых яиц. Раствор сероводорода в воде – очень слабая сероводородная кислота. Растворимые соли сероводородной кислоты – сульфиды – сильно гидролизуются. Сероводород, содержащий серу в минимальной степени окисления, является сильным восстановителем. С кислородом сера образует оксид серы (IV) SO_2 и оксид серы (VI) SO_3 . Оксиды серы (IV) и серы (VI) – кислотные оксиды. Сернистая кислота H_2SO_3 существует только в растворе. Она является электролитом средней силы. Сернистая кислота

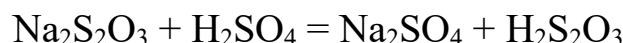
и ее соли – сульфиты – характеризуются окислительно-восстановительной двойственностью



но в большей степени для них характерны восстановительные свойства.

Серная кислота H_2SO_4 – сильная двухосновная кислота. Проявляет только окислительные свойства. В разбавленном растворе окислителем являются ионы водорода, в концентрированном – сера со степенью окисления +6 (точнее, анион SO_4^{2-}).

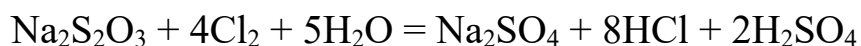
Тиосерная кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ содержат серу в степенях окисления –2 и +6. Образующаяся в результате реакции обмена



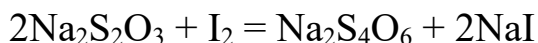
неустойчивая слабая тиосерная кислота разлагается по реакции



Тиосульфат натрия, содержащий серу в степени окисления, равной –2, – сильный восстановитель. Он окисляется хлором до сульфат-иона



и йодом



с образованием тетрагидратата натрия.

Лабораторная работа

Опыт 1. Окислительные свойства хлорной воды, содержащей Cl_2

Налейте в одну пробирку 2–3 мл раствора бромида калия. В другую – 2–3 мл раствора йодида калия. В обе пробирки прибавьте по 0,5 мл бензина и тщательно перемешайте. Обратите внимание на цвет бензинового слоя.

Добавьте в каждую пробирку несколько капель хлорной воды. Содержимое пробирок перемешайте. Наблюдайте изменение цвета бензинового слоя.

Напишите уравнения реакций вытеснения хлором брома и йода из этих солей.

Опыт 2. Окислительные свойства брома

Налейте в пробирку 2–3 мл бромной воды. Прибавьте 3–4 капли сероводородной воды и сильно взболтайте. Наблюдайте образование свободной серы.

Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. Реакция на йод

Налейте в пробирку 1–2 мл йодной воды и добавьте 2–3 капли свежеприготовленного крахмального клейстера. Наблюдайте изменение окраски.

Опыт 4. Реакция на ионы Cl^- , Br^- , I^-

Налейте в пробирку 2–3 мл раствора хлорида натрия, в другую – бромида калия, в третью – йодида калия. В каждую пробирку добавьте несколько капель раствора нитрата серебра. Наблюдайте образование осадков.

Опыт 5. Сравнение окислительной активности свободных галогенов

В три пробирки внесите по 2–3 мл растворов: в первую – бромида калия, в две другие – йодида калия. Во все пробирки добавьте по 3–5 капель бензина. В две пробирки с растворами бромида и йодида добавьте по 1–2 мл хлорной воды, в третью пробирку с раствором йодида – бромной воды. Содержимое пробирок перемешайте стеклянной палочкой. Обратите внимание на цвет бензинового слоя в каждой пробирке.

Напишите уравнения реакций вытеснения галогенов в молекулярном и ионном виде. Укажите окислитель и восстановитель в каждом случае. Как изменяется окислительная способность галогенов от хлора к йоду? Объясните причину этой закономерности.

Опыт 6. Взаимодействие йода с тиосульфатом натрия

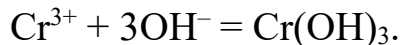
К 1,5–2 мл раствора йода прибавьте 6–7 капель раствора крахмала. К окрашенному раствору добавляйте порциями по 0,5 мл раствора тиосульфата натрия. Наблюдайте обесцвечивание раствора.

Приведите уравнение реакции.

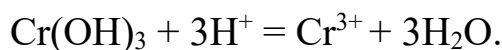
4. СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ХРОМА И МАРГАНЦА

Хром – элемент с порядковым номером 24. Это элемент четвертого периода, побочной подгруппы шестой группы Периодической системы элементов Д.И. Менделеева, d-элемент. В образовании химических связей могут участвовать электроны третьего и четвертого уровней атома. В химических соединениях хром проявляет степени окисления +2, +3, +6. Он образует основной оксид хрома (II) CrO , амфотерный оксид хрома (III) Cr_2O_3 , кислотный оксид хрома (VI) CrO_3 . Их гидратными формами являются основание гидроксид хрома (II) $\text{Cr}(\text{OH})_2$, амфотерный гидроксид хрома (III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$, хромовая и двухромовая кислоты H_2CrO_4 и $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Гидроксид хрома (III) образуется при действии щелочей на растворимые соли хрома (III)



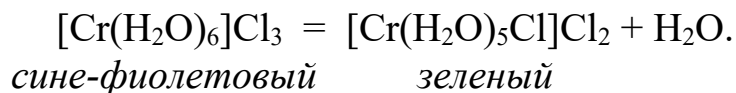
Он растворяется в кислотах с образованием солей хрома (III)



Растворение в щелочах сопровождается образованием гидроксокомплексов



Окраска растворов соединений хрома (III) зависит от температуры. Так, например, выполняя лабораторную работу «Комплексные соединения», вы наблюдали появление зеленой окраски при нагревании раствора хлорида хрома (III) сине-фиолетового цвета и первоначальную окраску раствора при его охлаждении. Такое изменение окраски объясняется образованием комплексных гидратированных ионов, содержащих различное число молекул воды во внутренней сфере комплексов.

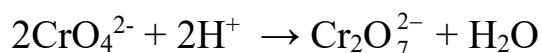


Соединения хрома (III) при действии окислителей в щелочной среде превращаются в соединения хрома (VI). Такая реакция, описываемая уравнением

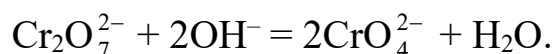


протекает при взаимодействии гексагидрохромата натрия с пероксидом водорода в щелочной среде. При этом зеленая окраска раствора соединения хрома (III) переходит в желтую, характерную для хромат-ионов.

Хроматы – соли, содержащие хромат-ионы CrO_4^{2-} , окрашены в желтый цвет. Дихроматы – соли, в составе которых содержатся дихромат-ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, окрашены в оранжевый цвет. В растворах соединений хрома (VI) устанавливается равновесие, смещаемое при изменении характера среды. При добавлении кислоты равновесие смещается в сторону образования дихромат-ионов:

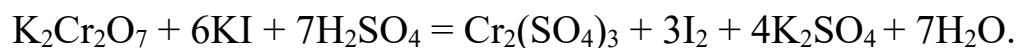


при подщелачивании дихромат-ионы переходят в хромат-ионы:



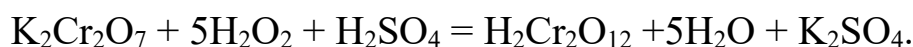
Эти превращения сопровождаются соответствующим изменением окраски.

Соединения хрома (VI) в кислой среде являются сильными окислителями. Продуктами восстановления дихроматов являются соли хрома (III). Такая картина наблюдается, в частности, при взаимодействии дихромата калия с йодидом калия. Уравнение реакции имеет вид:



Производные хрома (VI) при взаимодействии с пероксидом водорода образуют целый ряд пероксидных соединений. Известны, в частности, окрашенный в темно-синий цвет пероксид хрома CrO_5 и соли надхромовых кислот $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_{12}$ и H_3CrO_8 , окрашенных в синий и

красный цвет соответственно. Получение надхромовой кислоты можно описать уравнением реакции:



Образование соли надхромовой кислоты другого состава передается схемой



Марганец – элемент с порядковым номером 25. Марганец – элемент четвертого периода, побочной подгруппы седьмой группы Периодической системы элементов Д.И. Менделеева, d-элемент. В образовании химических связей могут участвовать электроны третьего и четвертого квантовых уровней. В химических соединениях марганец проявляет степени окисления +2, +3, +4, +6, +7.

Оксид марганца (II) MnO и оксид марганца (III) Mn_2O_3 – основные оксиды. Их гидратные формы гидроксид марганца (II) $\text{Mn}(\text{OH})_2$ и гидроксид марганца (III) $\text{Mn}(\text{OH})_3$ – основания. Оксид марганца (IV) MnO_2 и гидроксид марганца (IV) $\text{Mn}(\text{OH})_4$ или $\text{MnO}(\text{OH})_2$ амфотерны. Оксид марганца (VI) MnO_3 и оксид марганца (VII) Mn_2O_7 – кислотные оксиды. Их гидратные формы марганцовистая кислота H_2MnO_4 и марганцовая кислота HMnO_4 . Последняя является одной из самых сильных кислот, устойчива только в разбавленных растворах.

Гидроксид марганца (II) $\text{Mn}(\text{OH})_2$ образуется при добавлении щелочи к раствору соли марганца (II). Белый осадок темнеет по мере окисления гидроксида марганца (II) кислородом воздуха и его превращения в гидроксид марганца (IV).

Наиболее устойчивым кислородным соединением марганца является оксид марганца (IV) MnO_2 . В кислой среде он проявляет окислительные свойства. Продуктами восстановления являются соли марганца (II). Соединения марганца (VI), называемые манганатами, устойчивы только в сильнощелочной среде. В нейтральной и кислой средах образующаяся марганцовистая кислота H_2MnO_4 диспропорционирует по схеме:



с образованием оксида марганца (IV) и солей марганцовой кислоты.

Растворы марганцевой кислоты HMnO_4 и ее солей перманганатов окрашены в фиолетово-красный цвет, присущий перманганат-иону MnO_4^- . Действие на перманганаты концентрированных растворов щелочей приводит к образованию манганатов зеленого цвета и выделению кислорода



Самым важным свойством перманганатов является их окислительная способность. Продуктами восстановления перманганатов являются соединения марганца (II) в кислой среде, оксид марганца (IV) в нейтральной и слабощелочной средах, манганаты – в сильнощелочной среде.

Лабораторная работа

Опыт 1. Получение и свойства гидроксида хрома(III)

К 2–3 мл раствора соли хрома (III) добавьте раствор щелочи. Полученный серо-зеленый осадок разделите на две части. В одну часть введите раствор серной кислоты, в другую – раствор щелочи. Обратите внимание на цвет полученных растворов.

Какие свойства гидроксида хрома (III) проявляются в этом опыте?

Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

В пробирку с раствором хромита добавьте кислоту до образования осадка. Объясните результаты опыта.

Составьте уравнения реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 2. Соединения хрома (VI). Переход хромата в дихромат и обратно

К 2–5 мл раствора хромата калия добавьте 1–2 мл раствора серной кислоты. Отметьте изменение окраски раствора.

К 2–3 мл раствора дихромата калия прибавьте 1–2 мл раствора щелочи, наблюдайте изменение окраски раствора.

Объясните причину происходящих явлений.

Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 3. Получение надхромовой кислоты

К 2–3 мл раствора дихромата калия, подкисленного серной кислотой, осторожно добавьте несколько капель пероксида водорода. Каков цвет раствора образовавшейся калиевой соли надхромовой кислоты?

Содержимое пробирки разделите на две части и к одной из них прибавьте избыток серной кислоты. Что происходит?

Напишите уравнения реакций, имея в виду, что образуется соль надхромовой кислоты $K_2Cr_2O_{12}$, которая в кислой среде разлагается с выделением кислорода.

Опыт 4. Получение и свойства гидроксида марганца (II)

К 2–3 мл раствора соли марганца (II) прибавьте такой же объем раствора щелочи. Содержимое пробирки разделите на три части. Одну часть оставьте стоять на воздухе, в другую добавьте раствор кислоты, в третью – раствор щелочи. Что происходит с осадком на воздухе? Какими свойствами обладает гидроксид марганца (II)?

Напишите уравнения реакций.

Опыт 5. Восстановительные свойства соединений марганца (II)

2–3 мл раствора соли марганца (II) подкислите 2 н. раствором азотной кислоты (3–5 мл) и прибавьте 1–2 микрошпателя порошка висмутата натрия $NaBiO_3$. Встряхните содержимое пробирки, пробирку нагрейте. Дайте осесть осадку. Наблюдайте появление фиолетовой окраски, характерной для иона MnO_4^- .

Напишите уравнение реакции, учитывая, что образовалась марганцовая кислота и нитрат висмута (III).

Данная реакция является качественной на ион марганца (II).

Опыт 6. Получение и свойства манганата калия

К 2–3 мл раствора перманганата калия добавьте концентрированный раствор щелочи и нагрейте до появления зеленой окраски. Полученный раствор разбавьте водой. Что происходит? Сделайте вывод о влиянии среды на устойчивость соединений марганца (VI).

Напишите уравнения реакций.

Опыт 7. Окислительные свойства перманганата калия в различных средах

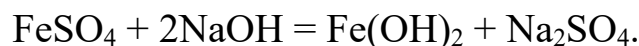
В три пробирки налейте по 2–3 мл раствора перманганата калия. В одну из них добавьте кислоту, содержащее второй разбавьте небольшим количеством воды, в третью добавьте концентрированный раствор щелочи. После этого во все пробирки влейте 4–5 мл раствора сульфита натрия. Какие изменения происходят в каждом из трех исследуемых растворов? Какие продукты восстановления перманганата калия при этом образуются?

Напишите уравнения реакций.

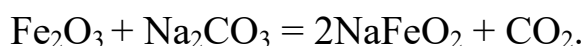
5. СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ЖЕЛЕЗА, КОБАЛЬТА И НИКЕЛЯ

Железо, кобальт и никель – элементы с порядковыми номерами 26, 27, 28. Это элементы четвертого периода. Они образуют побочную подгруппу восьмой группы Периодической системы элементов Д.И. Менделеева, d-элементы. Валентные электроны заселяют d-орбитали третьего и s-орбитали четвертого уровней их атомов. Степени окисления железа в его соединениях +2, +3, +6. Степени окисления кобальта и никеля: +2, +3.

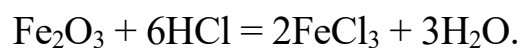
Железо образует основной оксид железа (II) FeO и амфотерный оксид железа (III) Fe₂O₃ (с преобладанием основных свойств). Им соответствуют нерастворимое в воде основание гидроксид железа (II) Fe(OH)₂ и амфотерный гидроксид железа (III) Fe(OH)₃. Гидроксид железа (II) выпадает в осадок при добавлении щелочей к растворимым соединениям железа (II), например, в реакции, описываемой уравнением



Амфотерный характер оксида железа (III) проявляется при сплавлении с карбонатом натрия по схеме:



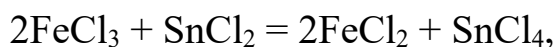
и в реакции в растворе с сильной кислотой



Гидроксид железа (II) окисляется кислородом воздуха, вследствие чего белый осадок приобретает бурую окраску, присущую гидроксиду железа (III). Растворимые соли, например, сульфат железа (II) легко окисляются перманганатом калия, дихроматом калия и другими окислителями. Так взаимодействуют, например, сульфат железа (II) и перманганат калия в сернокислой среде. Уравнение реакции



известно студентам по лабораторной работе «Окислительно-восстановительные реакции». Напротив, соединения железа (III) окисляют хлорид олова (II)

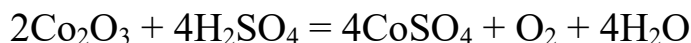


йодид калия



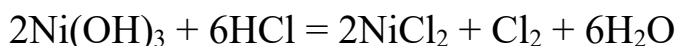
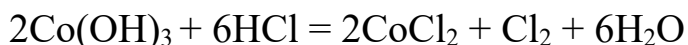
и другие сильные восстановители, например, H_2S .

Оксидам кобальта (II) CoO и никеля (II) NiO присущ основной характер. Их гидратные формы гидроксид кобальта (II) и гидроксид никеля (II) – основания, нерастворимые в воде. При их растворении в кислотах образуются соли кобальта (II) и никеля (II). Оксиды кобальта (III) и никеля (III) – сильные окислители. Вода, подкисленная серной кислотой, окисляется оксидом кобальта (III):



с выделением кислорода.

Гидроксиды кобальта (III) $\text{Co}(\text{OH})_3$ и никеля (III) $\text{Ni}(\text{OH})_3$ окисляют хлороводород по уравнениям



с образованием растворимых солей кобальта (II) и никеля (II) и выделением хлора.

Гидратированные катионы Fe^{2+} окрашены в бледно-зеленый цвет. Растворы соединений Co^{2+} имеют розовую окраску. Растворам солей никеля (II) присущ зеленый цвет. Такие же окраски характерны

для кристаллогидратов. В синий цвет окрашены безводные соли кобальта.

Железо, кобальт и никель легко образуют многочисленные комплексные соединения. Координационные числа ионов этих металлов равны четырем (в $K_2[Co(SCN)_4]$) и шести (в $K_4[Fe(CN)_6]$), в $K_3[Fe(CN)_6]$).

Лабораторная работа

Опыт 1. Реакция на ион Fe^{2+}

Налейте в пробирку 1–2 мл свежеприготовленного раствора сульфата железа (II) $FeSO_4$ и прибавьте несколько капель раствора гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$.

Наблюдайте образование осадка турнбулевой сини $KFe^{+2}[Fe^{+3}(CN)_6]$.

Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 2. Реакция на ион Fe^{3+}

К 1–2 мл раствора хлорида железа (III) $FeCl_3$ добавьте несколько капель раствора гексацианоферрата (II) калия $K_4[Fe(CN)_6]$. Наблюдайте выпадение синего осадка берлинской лазури $KFe^{+3}[Fe^{+2}(CN)_6]$.

Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 3. Получение и свойства гидроксида кобальта (III)

(Опыт проводится в вытяжном шкафу!)

К 1–2 мл раствора хлорида кобальта (II) добавьте 5–6 мл бромной воды и 1–2 мл концентрированного раствора гидроксида натрия. Наблюдайте образование осадка.

Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции образования гидроксида кобальта (III).

С полученного осадка слейте жидкость, прибавьте к нему концентрированную хлороводородную кислоту и нагрейте. Наблюдайте выделение хлора.

Какие свойства проявляет гидроксид кобальта (III) $Co(OH)_3$?

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Опыт 4. Получение аммиакатов кобальта (II) и кобальта (III)

Налейте в пробирку 2–3 мл раствора хлорида кобальта (II), прибавьте такой же объем раствора хлорида аммония и избыток раствора аммиака. Образуется розово-красный раствор аммиаката двухвалентного кобальта $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$. При стоянии на воздухе раствор постепенно желтеет вследствие окисления ионов $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$. Реакция описывается уравнением



Составьте ионно-электронные уравнения процессов окисления и восстановления.

Опыт 5. Получение аммиаката никеля (II)

К 1–2 мл раствора сульфата никеля (II) прибавьте раствор аммиака до образования зеленого осадка основной соли $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$.

Напишите уравнения реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

В полученный осадок влейте избыток аммиака. Наблюдайте образование сине-фиолетового раствора аммиаката никеля (II) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$.

Напишите молекулярное и ионное уравнения реакции.

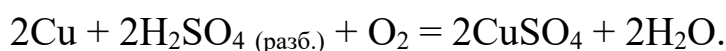
Сделайте выводы об устойчивости комплексных соединений кобальта (II), кобальта (III), никеля (II).

6. СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ МЕДИ И СЕРЕБРА

Медь – химический элемент с порядковым номером 29. Порядковый номер серебра равен 47. Медь – элемент четвертого периода. Серебро – элемент пятого периода. Они вместе с золотом образуют побочную подгруппу первой группы Периодической системы элементов Д.И. Менделеева, d-элементы металлы. На внешнем уровне атомов меди и серебра находится по одному электрону. Предпоследний энергетический уровень атомов обоих элементов состоит из 18 электронов. Элементы подгруппы меди проявляют в химических соединениях степени окисления +1, +2, +3. Наиболее характерны соединения меди со степенью окисления +2 и серебра со степенью окисления, равной +1. Координационные числа равны 2, 3, 4, 6. Возможны sp^- , sp^2^- , sp^3^- , $sp^3d^2^-$ гибридизации атомных орбиталей.

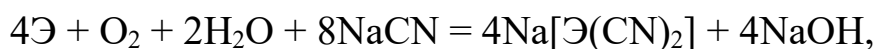
Величины стандартных электродных потенциалов меди и серебра положительны. В ряду активности эти металлы стоят за водородом. Их химическая активность, их восстановительная способность невелика и уменьшается в ряду медь – серебро – золото. Соединения меди (II) и серебра присущи окислительные свойства.

Медь и серебро не растворяются в хлороводородной и разбавленной серной кислотах, которые являются окислителями за счет H^+ . Растворение становится возможным только при наличии окислителей. Примером может служить реакция меди с серной кислотой в присутствии растворенного кислорода, описываемая уравнением



При нагревании медь и серебро растворяются в концентрированной серной кислоте, восстанавливаемой до оксида серы (IV). Оба металла растворяются в азотной кислоте и царской водке.

В отсутствие окислителей медь, серебро, золото устойчивы по отношению к щелочам. В присутствии кислорода все три металла растворяются в основных цианидах:



где Э – Cu, Ag, Au.

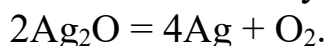
Медь, кроме того, растворяется в водных растворах аммиака



Оксид меди (I) Cu_2O неустойчив, склонен к реакции диспропорционирования



Оксид серебра (I) разлагается на свету



Гидроксид меди (I), гидроксид меди (II) и гидроксид серебра неустойчивы. Гидроксид серебра разлагается в момент получения, гидроксид меди (I) распадается с образованием оксида и воды при комнатной температуре, гидроксид меди (II) – при нагревании. Гидроксид меди (II) обладает амфотерными свойствами, причем преобладают основные свойства. В частности, осадок гидроксида меди (II)

растворяется в концентрированном растворе гидроксида натрия с образованием тетрагидроксокупрата (II) $\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$.

Медь образует два ряда солей. Наиболее устойчивы соединения меди (II). Соединения меди (I) легко превращаются в производные меди (II). Так, хлорид меди (I) окисляется кислородом воздуха



Растворы солей меди (II) имеют голубую окраску, которую сообщают им гидратированные катионы меди. Соли меди (II) гидролизуются. Гидролиз подавляют подкислением растворов. Соединения меди (II) проявляют окислительные свойства. Характерным примером может служить окисление йодида калия, выражаемое уравнением реакции



и окисление металлической меди по схеме



Иллюстрацией окислительных свойств соединений серебра может служить реакция альдегидов с аммиачным раствором оксида серебра, известная как реакция серебряного зеркала.

Медь и серебро склонны к комплексообразованию. Координационные числа меди (I) и серебра равны двум, меди (II) – четырем. Тенденция к образованию анионных комплексов возрастает при повышении степени окисления элемента.

Лабораторная работа

Опыт 1. Получение гидроксида меди (II)

Налейте в пробирку 1–2 мл раствора сульфата меди (II) и такой же объем разбавленного раствора гидроксида натрия. Наблюдайте образование осадка. Отметив его цвет, разделите содержимое пробирки на три части. В одну часть влейте раствор серной кислоты, в другую разбавленный раствор гидроксида натрия, в третью часть – концентрированный раствор гидроксида натрия. Отметьте окраску получившихся растворов. Сделайте вывод о характере гидроксида меди (II).

Напишите уравнения реакций.

Опыт 2. Получение оксида меди (II)

Получите в пробирке гидроксид меди (II). Осадок вместе с жидкостью нагрейте до кипения. Отметьте окраску получившегося осадка. Напишите уравнение реакции.

Опыт 3. Получение карбоната гидроксомеди (II)

Налейте в пробирку 1–2 мл разбавленного раствора сульфата меди (II), добавьте несколько капель раствора карбоната натрия. Наблюдайте образование осадка карбоната гидроксомеди (II) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. Отметьте цвет образовавшегося осадка.

Напишите уравнение реакции.

Опыт 4. Получение оксида меди (I)

К 1–2 мл раствора сульфата меди (II) прибавьте 0,5–1 мл концентрированного раствора гидроксида натрия и 1–2 мл раствора глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Содержимое пробирки тщательно перемешайте и нагрейте. Наблюдайте образование желто-оранжевого осадка гидроксида меди (I), переходящего при нагревании в красный оксид меди (I). Продукт окисления глюкозы – глюконат натрия, соль глюконовой кислоты $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_7$.

Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции. Расставьте коэффициенты при помощи ионно-электронных уравнений.

Опыт 5. Восстановление соли меди (II) йодидом калия

Налейте в пробирку 2–3 мл раствора сульфата меди (II) и прибавьте такой же объем раствора йодида калия. Наблюдайте образование осадка йодида меди (I) CuI .

Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Дайте осадку отстояться, слейте часть раствора в другую пробирку и прибавьте несколько капель крахмала. Объясните изменение окраски раствора.

Для определения цвета осадка йодида меди (I) удалите йод, маскирующий окраску. В пробирку с осадком йодида меди (I) вливайте раствор сульфита натрия Na_2SO_3 до обесцвечивания раствора йода. Отметьте цвет йодида меди (I).

Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции.

Опыт 6. Получение оксида серебра (I)

К 1–2 мл раствора нитрата серебра AgNO_3 добавьте такой же объем раствора гидроксида натрия. Наблюдайте образование осадка. Отметьте цвет получившегося осадка.

Напишите уравнение реакции.

Опыт 7. Получение комплекса серебра (I) с тиосульфатом

В пробирку с раствором нитрата серебра прибавьте по каплям раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Наблюдайте образование осадка тиосульфата серебра. Отметьте цвет осадка.

Напишите уравнение реакции.

Прибавляя по каплям избыток раствора тиосульфата натрия, наблюдайте растворение осадка вследствие образования растворимого комплекса $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$.

Напишите уравнение реакции.

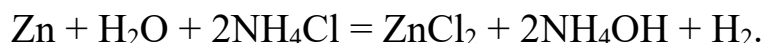
7. СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ЦИНКА, КАДМИЯ И РТУТИ

Цинк, кадмий, ртуть – химические элементы с порядковыми номерами 30, 48, 80 соответственно. Это элементы четвертого, пятого, шестого периодов Периодической системы элементов Д.И. Менделеева. Они образуют побочную подгруппу второй группы, являются d-элементами. На внешнем уровне атомов цинка, кадмия, ртути размещается по два электрона, на предпоследнем – по восемнадцать. Степени окисления элементов +1 (у ртути в Hg_2Cl_2 , Hg_2SO_4 и др.), +2 (в абсолютном большинстве соединений этих элементов). В соединениях ртути (I) атомы ртути связаны между собой связью металл–металл. Валентность цинка, кадмия, ртути в соединениях равна двум.

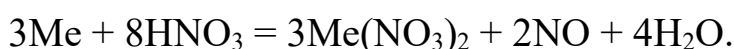
В ряду активности металлов цинк и кадмий стоят левее водорода, ртуть – за водородом. Цинк и кадмий не растворяются в воде вследствие образования нерастворимых пленок на их поверхности.

Цинк растворяется в воде, содержащей катионы водорода, образовавшиеся в процессе гидролиза соли слабого основания и сильной кислоты. Примером может служить процесс растворения цинка в

воде при добавлении к ней хлорида аммония, описываемый уравнением



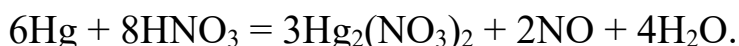
Ртуть не растворяется в кислотах, окислителем в которых являются катионы водорода. Цинк и кадмий активно взаимодействуют с такими кислотами. Все три металла легко растворяются в разбавленной азотной кислоте, причём кадмий и ртуть восстанавливают азотную кислоту до оксида азота (II). Относительно активный цинк наряду с традиционным для всех трех металлов окислением по схеме



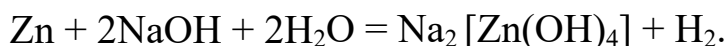
Цинк, наиболее активный из этих металлов, восстанавливает разбавленную азотную кислоту до низшей степени окисления азота (-3), при этом образуется не аммиак, а нитрат аммония (аммиак в кислой среде существовать не может)



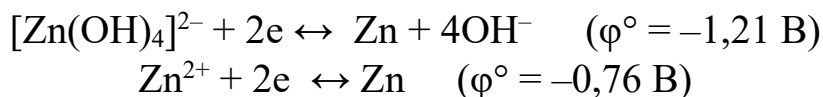
Если реакционная смесь содержит избыток ртути, то процесс осложняется образованием катионов Hg^{2+} . Уравнение такой реакции можно представить так:



Из рассматриваемых трех металлов только цинк взаимодействует с гидроксидами натрия и калия. Реакция образования растворимых гидроксо-комплексов описывается уравнением



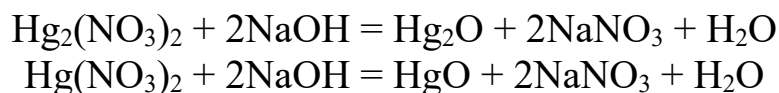
Из сравнения значений стандартных потенциалов систем



следует, что более сильным восстановителем цинк является в щелочной среде.

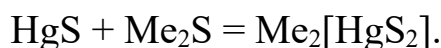
Оксиды цинка, кадмия, ртути не растворяются в воде. Оксид цинка ZnO – амфотерное соединение. Оксиду кадмия CdO , оксиду

ртути (II) HgO присущ только основной характер. Гидроксид цинка Zn(OH)₂ – амфотерное соединение. Гидроксид кадмия Cd(OH)₂ – основание. Гидроксид ртути (I) Hg₂(OH)₂ и гидроксид ртути (II) Hg(OH)₂ настолько нестойки, что разлагаются в момент получения



с образованием осадков оксида ртути (I) Hg₂O черного цвета и оксида ртути (II) HgO оранжевого цвета.

Образование осадков сульфида цинка ZnS белого цвета, сульфида кадмия CdS золотисто-желтого цвета и окрашенного в черный цвет сульфида ртути (II) HgS применяется при обнаружении соединений цинка, кадмия, ртути в растворах. Осадки сульфидов цинка и кадмия растворимы в кислотах. Сульфид ртути (II) образует с сульфидами натрия и калия растворимые в воде соединения



Цинк, кадмий, ртуть образуют многочисленные комплексные соединения. Координационное число комплексообразователя равно четырем. Примерами могут служить знакомые по выполненным лабораторным работам соединения: Na₂[Zn(OH)₄], K₂[HgI₄], а также [Cd(NH₃)₄]SO₄ и др.

Лабораторная работа

Внимание! Опыты с соединениями кадмия и ртути проводить в вытяжном шкафу.

Опыт 1. Свойства гидроксида кадмия

Налейте в пробирку 1–2 мл раствора соли кадмия, прибавьте такой же объем раствора гидроксида натрия и содержимое пробирки перемешайте. Наблюдайте образование осадка.

Напишите уравнение реакции.

Надосадочную жидкость слейте, осадок разделите на части. В пробирки с осадком гидроксида кадмия добавьте по 1–2 мл растворов серной кислоты, гидроксида натрия, гидроксида аммония, хлорида аммония.

Результаты наблюдений отметьте в отчете.

Приведите уравнения соответствующих реакций.
Сделайте вывод о характере гидроксида кадмия.

Опыт 2. Свойства гидроксидов ртути

Налейте в пробирку 2–3 мл раствора гидроксида натрия, а затем 1 мл раствора нитрата ртути (II). В другую пробирку налейте 1–2 мл раствора нитрата ртути (I) и добавьте 1 мл раствора гидроксида натрия. Сравните цвета выпавших осадков. Изучите отношение осадков к разбавленной азотной кислоте.

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

Сделайте вывод о характере и прочности гидроксидов ртути.

Опыт 3. Свойства хлоридов цинка и кадмия

В пробирки налейте насыщенный раствор хлорида цинка и раствор хлорида кадмия, добавьте небольшое количество разбавленного раствора хлороводородной кислоты.

В растворы хлорида цинка и кадмия опустите кусочек окисленной медной фольги или кусочек жести. Что происходит? Учтите, что хлориды цинка и кадмия с хлороводородной кислотой образуют комплексные соединения с координационным числом 4. Какое из двух комплексных соединений способно к реакции с оксидами металлов?

Отразите процессы соответствующими уравнениями реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 4. Свойства галогенидов ртути

Налейте в пробирки по 2 мл растворов нитрата ртути (I) и нитрата ртути (II). В первую пробирку добавьте 4–5 мл разбавленного раствора хлорида калия, во вторую – по каплям раствор йодида калия. Отметьте цвет образующихся соединений. Добавьте в обе пробирки избытки соответственно хлорида и йодида калия. Что наблюдается?

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

Опыт 5. Окислительные свойства солей ртути

Налейте в пробирку 2–3 мл раствора хлорида ртути (II), прибавьте по каплям раствор хлорида олова (II). Наблюдайте образова-

ние осадка хлорида ртути (I) Hg_2Cl_2 . К осадку добавьте избыток соли олова. Почему белый цвет осадка изменяется в серый?

Напишите уравнения происходящих реакций.

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	1
1. СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ АЛЮМИНИЯ, ОЛОВА И СВИНЦА.....	3
2. СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ АЗОТА И ФОСФОРА.....	8
3. СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ГАЛОГЕНОВ И СЕРЫ.....	12

4. СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ХРОМА И МАРГАНЦА.....	17
5. СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ЖЕЛЕЗА, КОБАЛЬТА И НИКЕЛЯ	22
6. СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ МЕДИ И СЕРЕБРА.....	25
7. СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ЦИНКА, КАДМИЯ И РТУТИ	29

Кириллов Вадим Васильевич

СВОЙСТВА p- и d-ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Учебно-методическое пособие

В авторской редакции

Редакционно-издательский отдел Университета ИТМО

Зав. РИО

Н.Ф. Гусарова

Подписано к печати

Заказ №

Тираж

Отпечатано на ризографе



Миссия университета – генерация передовых знаний, внедрение инновационных разработок и подготовка элитных кадров, способных действовать в условиях быстро меняющегося мира и обеспечивать опережающее развитие науки, технологий и других областей для содействия решению актуальных задач.

КАФЕДРА ХИМИИ И МОЛЕКУЛЯРНОЙ БИОЛОГИИ

Кафедра химии и молекулярной биологии (ХиМБ) была создана в 2012 г. в результате слияния двух кафедр Института Холода и Биотехнологий — «Органической, физической, биологической химии и микробиологии» и «Общей, неорганической и аналитической химии».

В настоящее время в составе кафедры трудятся профессора:

Волкова О.В., д.т.н., лауреат премии правительства РФ, руководитель направления «Создание и совершенствование абсорбционных бромистолитиевых преобразователей теплоты нового поколения»;

Красникова Л.В., д.т.н., руководитель направления «Микробиологические основы пищевых технологий»;

Шлейкин А.Г., д.м.н., руководитель направления «Ферментативная модификация белков».

Доценты: Белкина Е.И., к.т.н., Бландов А.Н., к.х.н., Гунькова П.И., к.т.н., Скворцова Н.Н., к.х.н., лауреат премии правительства РФ.

Кафедра осуществляет подготовку специалистов высшей квалификации – аспирантов и магистров

Направления подготовки аспирантов:

- 04.06.01 Химические науки (02.00.04 Физическая химия)
- 06.06.01 Биологические науки (03.01.04 Биохимия)
- 13.06.01 Электро- и теплотехника (05.04.03 Машины и аппараты, процессы холодильной и криогенной техники, систем кондиционирования и жизнеобеспечения)
- 19.06.01 Промышленная экология и биотехнология (15.18.04 Технология мясных, рыбных, молочных продуктов и холодильных производств; 15.18.07 Биотехнология пищевых продуктов и биологических активных веществ).

Кириллов Вадим Васильевич

**СВОЙСТВА p- и d-ЭЛЕМЕНТОВ
И ИХ СОЕДИНЕНИЙ
ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ
ПО НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ**

Учебно-методическое пособие

В авторской редакции

Редакционно-издательский отдел Университета ИТМО

Зав. РИО

Н.Ф. Гусарова

Подписано к печати

Заказ №

Тираж

Отпечатано на ризографе