

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Национальный исследовательский технологический университет «МИСиС»
Новотроицкий филиал

Кафедра математики и естествознания

Т.Н. Яньшина

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
(ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ)

Лабораторный практикум
Часть II

Новотроицк 2012

УДК 54
ББК 24.1
Я-60

Рецензенты:

О.В. Жданова, доцент, кандидат химических наук;

Е.В. Нефедова, кандидат педагогических наук, старший преподаватель кафедры математики и естествознания Новотроицкого филиала «Национального исследовательского технологического университета «МИСиС».

Яньшина, Т.Н. Неорганическая химия (химия элементов): Лабораторный практикум. Ч.2. / Т.Н. Яньшина. – НФ НИТУ МИСиС, 2012. – 71 с.

Лабораторный практикум включает работы по изучению химических свойств элементов и их соединений. Каждая работа содержит краткое теоретическое введение и вопросы для подготовки и защиты лабораторных работ. Дано описание техники выполнения опытов, предлагаются контрольные задания, выполнение которых позволит закрепить пройденный материал и подготовиться к контрольной работе по данной теме. Практикум содержит в приложении справочные данные, необходимые для обработки результатов экспериментов и решения задач.

Пособие предназначено для студентов направлений «Металлургия», «Теплоэнергетика и теплотехника», «Химическая технология».

Рекомендовано Методическим советом НФ НИТУ «МИСиС»

© Новотроицкий филиал
«Национальный исследовательский
технологический университет
"МИСиС", 2012

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	4
Лабораторная работа № 1. Комплексные соединения	6
Лабораторная работа № 2. Свойства галогенов	9
Лабораторная работа № 3. Кислород. Водород	14
Лабораторная работа № 4. Свойства халькогенов. Сера и её соединения	17
Лабораторная работа № 5. Свойства неметаллов V A группы	22
Лабораторная работа № 6. Азот и его соединения	27
Лабораторная работа № 7. Фосфор и его соединения	29
Лабораторная работа № 8. Свойства неметаллов IV A группы (углерод, кремний)	34
Лабораторная работа № 9. Свойства s-металлов	38
Лабораторная работа № 10-11. Свойства металлов I B и II B групп	42
Лабораторная работа № 12. Свойства металлов V B (ванадий) и VI B (хром) групп.....	48
Лабораторная работа № 13. Свойства металлов VII B группы (марганец)	53
Лабораторная работа № 14. Свойства металлов семейства железа	57
Библиографический список	61
Приложение	62
Таблица 1. Константы диссоциации слабых электролитов при 25 ⁰ C.....	62
Таблица 2. Константы нестойкости некоторых комплексных ионов	63
Таблица 3. Произведение растворимости некоторых малорастворимых электролитов	63
Таблица 4. Стандартные восстановительные потенциалы в водных растворах при 25 ⁰ C.....	64
Таблица 5. Растворимость кислот, солей, оснований в воде	67
Таблица 6. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева	68

ВВЕДЕНИЕ

Лабораторные работы являются важнейшей составной частью курса химии, способствующие лучшему усвоению законов, теоретических положений, а также развивающие у студентов навыки научного экспериментирования, исследовательский подход к изучению предмета, логическое мышление.

Лабораторный практикум (часть II) по неорганической химии включает работы по химии элементов, необходимые для металлургических специальностей. Начинается практикум с лабораторных работ по изучению свойств неметаллов и их соединений. Далее идут работы по химии металлов. Более подробно рассматриваются свойства переходных металлов.

В каждой лабораторной работе приводится краткое теоретическое введение, в котором излагаются в сжатой форме сведения о строении атомов и характеристика свойств элементов и их соединений. Однако для подготовки к лабораторной работе и полного понимания темы, необходимо изучить соответствующие разделы учебников. В качестве основного пособия предлагается учебное пособие Н.Г. Коржукова «Общая и неорганическая химия», а также «Общая химия» Н.Л. Глинка. Контрольные вопросы и задания способствуют закреплению полученных знаний.

Методические рекомендации к выполнению лабораторных опытов и контрольные задания являются руководством студентов в самостоятельном овладении знаниями и приобретении навыков постановки эксперимента.

При проведении эксперимента необходимо помнить правила:

- К любой работе приступать только тогда, когда все этапы ее известны и не вызывают сомнений.
- Для защиты одежды от действия химических реактивов необходимо работать в халате.
- Опыты следует проводить в чистой посуде.
- Нельзя выливать и высыпать избыток реактива из пробирки обратно в склянку.
- Не следует путать пробки от разных склянок.
- Нельзя уносить реактивы общего пользования на свое рабочее место.
- После опытов остатки металлов в раковину не выбрасывать, а собирать в банку, дорогостоящие реактивы – в специально отведенную посуду.

- Без разрешения преподавателя не трогать, не включать и не выключать приборы, не относящиеся к данной работе.
- Не загромождать рабочее место лишними предметами.
- Опыты с ядовитыми, летучими, едкими веществами проводить только в вытяжном шкафу, открыв дверцу шкафа на 1/3.
- При приливании реактивов нельзя наклоняться над отверстием сосуда во избежание попадания брызг на лицо и одежду.
- Нельзя наклоняться над нагреваемой жидкостью, т.к. может произойти ее выброс.
- Разбавляя концентрированные кислоты, **осторожно вливать кислоту в воду**.

Лабораторная работа №1

Комплексные соединения

1. Цель работы

Закрепить знания об основных понятиях координационной теории, свойствах комплексных соединений и двойных солей.

Литература 1. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Интеграл-Пресс, 2006.

Гл. 13. § 13.1-13.8

2. Коржуков Н.Г. Неорганическая химия. – М.: МИСИС:ИНФРА-М, 2004. §12.1-12.6

Вопросы для самопроверки

1. Какие соединения относятся к комплексным соединениям? Приведите примеры.

2. Какие соединения называются двойными солями? Приведите примеры двойных солей.

3. Какие химические связи действуют в комплексных соединениях?

Что характеризует константа нестойкости?

2. Приборы и реактивы

Пробирки, водяная баня, красная лакмусовая бумага. Растворы $CuSO_4$, $BaCl_2$, 25 %-ный раствор аммиака, растворы солей Ni^{2+} и Co^{2+} , сульфида натрия, желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$, гидроксида натрия, насыщенный раствор роданида калия, смесь спирта с эфиром, кристаллическая соль Мора, металлическое олово, дистиллированная вода.

3. Указания по технике безопасности

Работать с сульфидами под тягой.

4. Порядок проведения работы

Опыт №1 Катионные комплексы

а) В две пробирки внесите по 10 капель раствора сульфата меди (II). В одну пробирку добавьте 2 капли раствора хлорида бария, в другую – кусочек гранулированного олова. Объясните наблюдаемые изменения. Напишите уравнения реакций

б) В чистую пробирку внесите 16 капель раствора сульфата меди (II) и по каплям прибавляйте 25%-ный раствор аммиака до растворения выпавшего вначале осадка основного сульфата меди и изменения окраски раствора в результате образования комплексного соединения меди. Полученный раствор разде-

лите на две пробирки и проведите те же два опыта, что и с раствором сульфата меди (опыт а). Напишите уравнения реакций. Объясните свои наблюдения.

в) Внесите в пробирку 4 капли раствора соли никеля, добавьте такой же объем раствора гидроксида натрия. К полученному осадку добавляйте по каплям 25%-ный раствор аммиака до полного его растворения. Сравните окраску исходного раствора соли никеля, осадка гидроксида никеля и полученного комплексного гидроксида.

Напишите соответствующие уравнения реакций.

Опыт № 2 Получение комплексных соединений кобальта

Поместите в пробирку 3 капли насыщенного раствора соли кобальта (II) и добавьте 6 капель насыщенного раствора роданида калия. Образовавшийся раствор комплексной соли окрашен в синий цвет за счет комплексных ионов $[Co(SCN)_4]^{2-}$.

Разбавьте раствор дистиллированной водой и наблюдайте изменение окраски на розовую за счет образования аквакомплекса кобальта $[Co(H_2O)_6]^{2+}$. Добавьте 2 капли спирта с эфиром, размешайте и вновь наблюдайте изменение окраски. Затем в ту же пробирку прилейте дистиллированной воды до обратного изменения окраски. Отметьте роль спирта как водоотнимающего средства.

Опыт № 3 Двойные соли

В пробирке приготовьте раствор соли Мора $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$ (1/4 пробирки дист. воды + 1 микрошпатель соли Мора), разделите на три пробирки. В первую добавьте 5 капель раствора сульфида натрия (тяга!), в другую – раствор хлорида бария, в третью – раствор гидроксида натрия. Запишите наблюдения. Третью пробирку поместите в водяную баню, подержите над отверстием пробирки красную лакмусовую бумагу, смоченную водой. Какой газ выделяется? Объясните изменение окраски бумаги. На присутствие каких ионов в растворе соли указывают проведенные реакции?

Проверьте с помощью раствора сульфида натрия, обнаруживаются ли катионы железа (II) в растворе гексацианоферрата (II) калия. Наблюдается ли выпадение осадка сульфида железа (II)? Чем отличается диссоциация двойных солей и комплексных ионов?

Составьте уравнения диссоциации в водном растворе соли Мора и гексацианоферрата (II) калия. Для какого процесса неприменимо понятие константы нестойкости?

5. Контрольные задания

1. Определите, чему равен заряд комплексного иона и степень окисления комплексообразователя в следующих соединениях: а) $Mg[CuI_4]$, б) $[Pd(NH_3)_4]SO_4$, в) $[Al(H_2O)_5Cl]Br_2$. Дайте названия всем соединениям

2. Напишите формулы следующих комплексных соединений:
а) тетрацианоdiamминплатинат (II) калия,
б) бромид динитротетраакваалюминия.

В ответе укажите заряд комплексного иона и координационное число комплексообразователя.

3. Определите, каким станет заряд комплексного иона $[Cd(CNS)_4]^{2-}$, если три роданидных лиганда заменить на три молекулы аммиака.

4. Атомы какого элемента являются донорами в тригидроксиаквацинкате бария?

5. Составьте координационную формулу соединения $NiBr_2 \cdot 5NH_3$, если координационное число комплексообразователя равно 6. В ответе укажите заряд комплексного иона, назовите соединение. Напишите уравнение диссоциации его в одном растворе и составьте выражение константы нестойкости.

6. Составьте координационные формулы комплексных соединений кобальта(III) $3NaNO_2 \cdot Co(NO_2)_3$; $CoCl_3 \cdot 3NH_3 \cdot 2H_2O$; $2KNO_2 \cdot NH_3 \cdot Co(NO_2)_3$. Координационное число кобальта (III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах и выражение для константы нестойкости (Кн) комплексных ионов.

7. Напишите уравнение первичной диссоциации в водном растворе комплексной соли $Ca_2[Fe(CN)_6]$. В ответе укажите количество образующихся положительно заряженных ионов.

8. Напишите уравнение диссоциации комплексного иона $[Zn(NH_3)_3CN]^+$. В ответе укажите общее количество ионов и молекул, образующихся при диссоциации.

9. Сколько литров аммиака (н.у.) потребуется для превращения 5,47 г гидроксида меди (II) в гидроксид тетраамминмеди (II)?

10. Сколько граммов комплексной соли образуется при обработке суспензии, содержащей 177,15 г иодида серебра, избытком раствора цианида калия?

Лабораторная работа № 2

Свойства галогенов

1. Цель работы

Изучить основные химические свойства галогенов и их соединений.

2. Теоретическое введение

Галогенами называются элементы VII A группы Периодической системы: фтор, хлор, бром, иод и астат. Их атомы имеют электронную конфигурацию внешнего уровня ns^2np^5 . Стремясь завершить внешний уровень, атомы этих элементов присоединяют по одному электрону, проявляя степень окисления, равную -1. Такую степень окисления галогены имеют в соединениях с водородом и металлами. Кроме фтора, обладающего самой высокой электроотрицательностью, атомы галогенов могут проявлять и положительные степени окисления: +1, +3, +5, +7.

Молекулы галогенов двухатомны. Простые вещества при стандартных условиях представляют собой: фтор – бесцветный газ, хлор – желто-зеленый газ, бром – красно-бурую жидкость, иод – кристаллы темно-фиолетового цвета. В воде растворяются плохо, зато легко растворимы в органических растворителях.

Обладая большим сродством к электрону, все галогены в свободном состоянии – сильные окислители. Окислительная активность галогенов уменьшается с увеличением порядкового номера, т.е. с увеличением атомного радиуса.

С водородом галогены образуют полярные ковалентные соединения – галогеноводороды, которые представляют собой бесцветные газы с резким запахом, хорошо растворимые в воде с образованием соответствующих кислот, из которых только фтороводородная кислота является слабым электролитом. Галогенид-ионы Cl^- , Br^- , I^- обладают восстановительными свойствами, причем наибольшая способность к отдаче электронов наблюдается у иодид-иона.

С кислородом галогены непосредственно не соединяются. Их получают косвенным путем. Они представляют собой малоустойчивые вещества. Во всех кислородных соединениях галогены проявляют положительные степени окисления. Важнейшими соединениями кислорода с галогенами являются соответствующие кислоты и их соли. Так, хлор образует следующие кислоты: хлорноватистую $HClO$ (соли – гипохлориты), хлористую $HClO_2$ (соли – хлориты), хлорноватую $HClO_3$ (соли – хлораты) и хлорную $HClO_4$ (соли – перхлораты). Анионы этих кислот хлора, а также брома и иода – сильные окислители. В ряду

$HClO$ — $HClO_2$ — $HClO_3$ — $HClO_4$ с увеличением степени окисления галогена возрастает сила кислородных кислот, но уменьшается их окислительная способность.

Литература 1. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Интеграл-Пресс, 2006. § 19.2

2. Коржуков Н.Г. Неорганическая химия. – М.: МИСИС: ИНФРА-М, 2004. §10.3.

Вопросы для самопроверки

1. Какую максимальную степень окисления может проявлять в своих соединениях а) фтор, б) хлор? Почему фтор, в отличие от остальных галогенов, не может проявлять положительной степени окисления?

2. Как изменяются неметаллические свойства атомов с увеличением порядкового номера в ряду галогенов? Чем это объясняется?

3. Сравните восстановительные свойства галогенид-ионов. Могут ли галогеноводороды в каких-либо реакциях играть роль окислителя? Дайте мотивированный ответ.

3. Приборы и реактивы

Асбестированная сетка, пробирки, большая термостойкая пробирка, химический стакан, спиртовка, штатив лабораторный, песок, активированный уголь, стеклянная палочка. Кристаллические иод, дихромат калия, оксид марганца (IV), бромид калия, иодид калия, хлорид калия, алюминиевые стружки, порошок алюминия. Растворы хлорида, бромиды, иодида калия, нитрата серебра, концентрированная соляная кислота ($\rho=1,19\text{г/см}^3$), концентрированная серная кислота ($\rho=1,84\text{ г/см}^3$), бромная вода, дистиллированная вода, бензол.

4. Указания по технике безопасности

Все галогены даже в небольших количествах вызывают сильное раздражение дыхательных путей и воспаление слизистых оболочек горла и носа, поэтому работа с ними требует большой осторожности и должна проводиться только под тягой. Избегать контакта с кожными покровами. Для дезактивации галогенов в пробирки с остатками реактивов вносятся по 3-5 капель раствора тиосульфата натрия и пробирки тут же вымываются.

5. Порядок проведения работы

Опыт №1 Получение галогенов. (Тяга!)

а) Получение хлора

В пробирку внесите 2-3 кристаллика дихромата калия и добавьте 2-3 капли концентрированной соляной кислоты. Если реакция идет недостаточно энергично, пробирку осторожно нагрейте. Отметьте цвет выделяющегося хлора.

Напишите уравнение реакции получения хлора.

б) Получение брома

В сухую пробирку внесите 2-3 кристаллика бромиды калия, добавьте 1-2 микрошпателя оксида марганца (IV) и 2-3 капли концентрированной серной кислоты и слегка подогрейте. Отметьте цвет выделяющихся паров брома. Напишите уравнение реакции получения брома.

Составьте электронную формулу атома брома в нормальном и максимально возбужденном состояниях. Определите суммарный спин электронов атома брома в возбужденном состоянии.

в) Получение йода

В пробирку внесите 2-3 кристаллика иодида калия, добавьте 1-2 микрошпателя оксида марганца (IV) и 2-3 капли концентрированной серной кислоты. Что наблюдаете?

Составьте уравнение реакции, укажите окислитель и восстановитель.

Опыт №2 Окислительные свойства галогенов. Тяга!

Взаимодействие йода с алюминием.

В фарфоровую чашку внесите по одному микрошпателю мелкорастертого йода и порошка алюминия. Тщательно перемешайте. Чашку поставьте на асбестовую сетку. К смеси добавьте 1-2 капли дистиллированной воды, накройте стаканом. Что наблюдаете?

Напишите уравнение реакции. Какую роль выполняет вода в этом опыте?

Опыт №3 Сравнение восстановительных свойств галогенидов. (Тяга!)

Укрепите вертикально в зажимах штатива три сухие цилиндрические пробирки. В первую внесите 1 микрошпатель хлорида калия, во вторую столько же бромиды калия, в третью – иодида калия. В каждую пробирку добавьте по 2-3 капли концентрированной серной кислоты и слегка нагрейте. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций. Сравните восстановительные свойства галогенидов при взаимодействии с концентрированной серной кислотой.

Опыт №4 Качественные реакции на галогенид-ионы

В три пробирки внесите по 3 капли растворов хлорида, бромиды и иодида калия, добавьте в каждую по 1 капле раствора нитрата серебра. Запишите на-

блюдения. Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах.

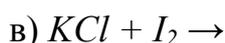
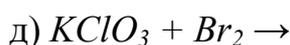
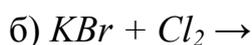
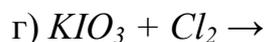
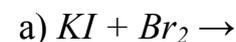
Напишите выражения для произведения растворимости образовавшихся малорастворимых галогенидов серебра и, используя таблицу 3 приложения, сравните их способность растворяться в воде.

6. Контрольные задания

1. При растворении хлора в воде получается хлорная вода. Что представляет собой хлорная вода? Как опытным путем доказать присутствие в ней: а) ионов Cl^- , б) свободного хлора? Почему нельзя приготовить фторную воду? Напишите уравнения реакций взаимодействия хлора и фтора с водой. Дайте названия продуктам этих реакций. Составьте электронные уравнения, укажите окислитель и восстановитель.

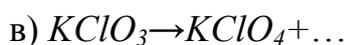
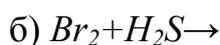
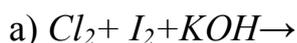
2. Газообразный хлор пропускали через: а) холодный раствор щелочи, б) горячий раствор щелочи. Одинаковые ли вещества образовались при этом? Ответ подтвердите написанием соответствующих уравнений реакций. Дайте названия продуктам реакций. Составьте электронные уравнения, укажите окислитель и восстановитель в каждой реакции.

3. Сравните окислительную активность в ряду галогенов, исходя из строения атомов. Используя таблицу 4 приложения, определите возможность протекания реакций между веществами:



Допишите уравнения возможных реакций, укажите окислитель и восстановитель в каждой реакции.

4. Как и почему изменяется окислительная способность свободных галогенов в ряду фтор – хлор – бром – иод? Могут ли они проявлять восстановительные свойства? Допишите уравнения реакций, используя таблицу 4 (из приложения), определите окислитель и восстановитель в каждой реакции:



5. В 40 мл 6 %-ного раствора нитрата серебра ($\rho = 1,05$ г/мл) растворили 250 мл хлороводорода. Вычислите массу полученного осадка.

6. Какой объем водорода (н.у.) можно получить при действии 80 мл 0,5 М раствора соляной кислоты на 2,6 г цинка?

7. В гомогенной системе $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$ равновесные концентрации реагирующих веществ (моль/л): $[CO]=0,2$; $[Cl_2]=0,3$; $[COCl_2]=1,2$. Вычислите константу равновесия системы и исходные концентрации Cl_2 и CO .

8. В момент равновесия системы $H_2 + Cl_2 \rightleftharpoons 2HCl$ концентрации веществ (моль/л) равны: $[H_2]=1,5$; $[Cl_2]=2$; $[HCl]=3$. Вычислите константу равновесия и определите исходную концентрацию хлора.

9. При разложении галогенида аммония массой 4,9 г получили аммиак, объем которого при нормальных условиях равен 1,12 л. Какой галогенид был взят?

10. При $27^{\circ}C$ и давлении 104 кПа масса 526 мл газообразного галогена равна 1,56 г. О каком галогене говорится в задаче?

Лабораторная работа №3

Кислород. Водород

1. Цель работы

Изучить способы получения, свойства кислорода и водорода.

- Литература** 1. Коржуков Н.Г. Общая и неорганическая химия – М.:МИСИС: ИНФРА-М, 2004. §10.4
2. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Интеграл Пресс, 2006. §§ 18.1, 19.1

Вопросы для самопроверки

1. Почему между молекулами водорода и молекулами кислорода не образуются водородные связи?
2. Почему в Периодической системе химических элементов водород относят как к I так и к VIII группе?
3. В виде каких ионов водород может входить в состав химических соединений?
4. Исходя из строения атома кислорода, укажите его валентные возможности. Какие степени окисления проявляет кислород в соединениях?

2. Приборы и реактивы

Колбы конические с пробками, пробка с газоотводной трубкой для колбы, ложечка для сжигания, микроколбочка, спиртовка, лабораторный штатив. Кристаллический KMnO_4 , древесный уголь, сера, металлический натрий, цинк, алюминий. Растворы 2н. HCl , 2н. KOH , 4н. H_2SO_4 , лакмус, фенолфталеин.

3. Указания по технике безопасности

Соблюдать осторожность при работе с газообразными кислородом и водородом. Металлический натрий брать только пинцетом! Помнить о мерах предосторожности при работе с кислотами.

4. Порядок проведения работы

Опыт №1 Получение кислорода при разложении перманганата калия

Поместите в пробирку 2 микрошпателя кристаллов перманганата калия, укрепите пробирку вертикально в штативе и подогрейте пламенем спиртовки. Внесите в пробирку тлеющую лучинку и убедитесь в выделении кислорода.

Напишите уравнение реакции, укажите, к какому типу окислительно-восстановительных реакций она относится.

Опыт №2 Окислительные свойства кислорода

Получить и собрать в три конические колбы (пробирки) кислород, предварительно внося в них по 5 капель воды. Закрывать пробками.

а) Окисление серы

На маленькую железную ложечку поместите кусочек серы, нагрейте на спиртовке. Откройте колбу с кислородом и внесите в нее ложечку с серой. После того, как горение серы прекратится, выньте ложечку, закройте колбу и встряхните ее содержимое. Добавив 2 капли лакмуса, сделайте вывод о том, какая среда получается при растворении продукта реакции с водой. Напишите уравнения всех произошедших реакций.

б) Окисление угля

Сделайте из металлической проволоки петельку и укрепите в ней кусочек древесного угля. Накалите уголь в пламени спиртовки и внесите в колбу с кислородом. Напишите уравнение реакции. К какому типу оксидов относится полученный оксид углерода?

в) Окисление натрия

Кусочек натрия нагрейте в железной ложечке, пока он не загорится, и внесите в колбу с кислородом. После окончания реакции, выньте ложечку, закройте колбу пробкой и встряхните содержимое. Добавьте 2 капли фенолфталеина. На какую реакцию среды указывает появившаяся окраска? Напишите уравнения всех произошедших реакций.

Опыт №3 Получение водорода

Поместите в пробирку кусочек цинка и добавьте 5 капель 2 н. соляной кислоты. Закройте пробирку пробкой. Когда реакция пойдет достаточно энергично, поднесите горящую спичку отверстию пробирки.

Проделайте то же самое с алюминием и 2 н. раствором гидроксида калия.

Напишите уравнения реакций. Можно ли для получения водорода из соляной кислоты использовать любой другой металл? Можно ли для этой цели использовать разбавленную серную, концентрированную серную кислоту?

Опыт №4 Восстановительные свойства водорода

Закрепите в штативе микроколбочку, наполните ее на 2/3 объема 4 н. серной кислотой. Бросьте в кислоту кусочек цинка. Закройте пробкой с газоотводной трубкой, в изгиб которой поместите 1 микрошпатель CuO . Через 1-2 минуты, когда весь воздух будет вытеснен водородом, нагрейте изгиб трубки с CuO слабым пламенем спиртовки. Что наблюдаете? Чем объяснить изменение окраски? Напишите уравнение соответствующей реакции.

5. Контрольные задания

1. Взаимодействие водорода с кислородом протекает по уравнению $2H_2 + O_2 \rightleftharpoons 2H_2O$; $\Delta H = -571,68$ кДж. В каком направлении сместится это равновесие: а) при повышении давления; б) при понижении температуры?

2. Кислород переходит в озон в результате следующей обратимой реакции: $3O_2 \rightleftharpoons 2O_3$; $\Delta H = 288,42$ кДж.

Как влияет повышение температуры на выход озона? Как влияет повышение давления?

3. Почему озон обладает дезинфицирующим действием? Дайте обоснованный ответ.

4. Напишите графические формулы воды, пероксида водорода, пероксида бария. Составьте уравнения диссоциации этих соединений.

5. В момент равновесия системы $3O_2 \rightleftharpoons 2O_3$ концентрации веществ равны $[O_2] = [O_3] = 1,2$ моль/л. Какова была исходная концентрация кислорода, моль/л?

6. Определите тепловой эффект получения водорода из твердого гидрида натрия NaH с помощью жидкой воды при стандартном состоянии реагентов и 298^0 С. Энтальпия образования гидрида натрия $\Delta H_{обр}(NaH) = -57,3$ кДж/моль.

7. Сколько граммов хлората калия $KClO_3$, содержащего 4% посторонних примесей, следует взять для получения 25 л кислорода при 37^0 С и 101,3 кПа?

8. Какой объем 4 н. раствора соляной кислоты потребуется для реакции с 10 г цинка? Рассчитайте объем выделившегося в реакции водорода (0^0 С и 101,3 кПа).

9. Какое количество электричества потребуется для выделения 1 м³ водорода (0^0 С и 101,3 кПа) из воды? Какой объем кислорода выделится при этом?

10. При прокаливании смеси хлората калия $KClO_3$ и хлорида калия массой 50 г выделился газ объемом 6,72 л (0^0 С и 101,3 кПа). Определите массовую долю хлорида калия в исходной смеси.

Лабораторная работа № 4

Свойства халькогенов. Сера и её соединения

1. Цель работы

На примере серы изучить важнейшие химические свойства халькогенов.

2. Теоретическое введение

Элементы *VI A* группы кислород, сера, селен, теллур имеют неметаллический характер, их объединяют под общим названием – халькогены. Полоний – радиоактивный элемент. Атомы данных элементов имеют на внешнем уровне по шесть электронов s^2p^4 . Все халькогены в соединениях с водородом и металлами проявляют степень окисления -2, а в соединениях с неметаллами, например с кислородом, +4 и +6. Для кислорода типичная степень окисления -2 (в соединениях с фтором +2, в пероксидах -1).

Водородные соединения халькогенов отвечают формуле $H_2Э$ – они называются халькогеноводородами. При растворении их в воде образуются кислоты. Кислотные свойства усиливаются с ростом порядкового номера элемента. Вода является амфотерным электролитом. Сероводородная кислота проявляет свойства слабой кислоты. Соли ее называются сульфидами, большинство которых нерастворимы в воде.

Халькогены образуют одинаковые формы соединений с кислородом типа $ЭO_2$ и $ЭO_3$. Им соответствуют кислоты типа $H_2ЭO_3$ и $H_2ЭO_4$. С ростом порядкового номера элемента их кислотные свойства уменьшаются.

Важное химическое свойство серной кислоты – отношение ее к металлам. Разбавленная и концентрированная серная кислота реагируют различно (как два разных вещества). Разбавленная серная кислота растворяет металлы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов до водорода. У свинца на поверхности образуется пленка из $PbSO_4$, которая защищает его от дальнейшего взаимодействия с кислотой. Металлы, стоящие в ряду напряжений после водорода, с разбавленной серной кислотой не реагируют. Концентрированная серная кислота при обычной температуре не реагирует со многими металлами. Однако при нагревании концентрированная серная кислота взаимодействует почти со всеми металлами (кроме *Pt*, *Au* и некоторых др.) При этом она выступает как окислитель, а сама восстанавливается обычно до SO_2 . Водород в этом случае не выделяется, а образуется вода. Ион SO_4^{2-} в зависимости от силы восстановителя может быть восстановлен до SO_2 , S и H_2S .

При растворении серной кислоты в воде выделяется большое количество теплоты. Концентрированная кислота энергично взаимодействует с водой, образуя гидраты. Способностью поглощать воду объясняется обугливание органических веществ – углеводов концентрированной серной кислотой. В состав углеводов, кроме углерода, входят водород и кислород, причем в таком же соотношении, в каком эти элементы находятся в воде. При взаимодействии серной кислоты с углеводами H_2SO_4 отнимает водород и кислород, а углерод остается в виде угля.

- Литература**
1. Коржуков Н.Г. Общая и неорганическая химия – М.:МИСИС: ИНФРА-М, 2004. §10.4
 2. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Интеграл - Пресс, 2006. §§ 18.1, 18.2,18.3.

Вопросы для самопроверки

1. Чем объясняется, что сера, селен, теллур проявляют более выраженные неметаллические свойства, чем элементы подгруппы азота, но менее выраженные по сравнению с галогенами?
2. Как изменяется восстановительная способность халькогеноводородов в ряду: H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te ? Дайте мотивированный ответ.
3. Назовите соединения серы, в которых она является: а) только восстановителем, б) только окислителем, в) восстановителем и окислителем.
4. Как и почему изменяются кислотные свойства в ряду серная – селеновая – теллуровая кислота? Как в этом ряду изменяются окислительные свойства?

3. Приборы и реактивы

Пробирки, спиртовка, асбестированная сетка, фарфоровый стакан, стеклянная палочка; сера кристаллическая, медь, цинк, магний, сахарная пудра; концентрированная азотная кислота, концентрированная серная кислота, растворы хлорида бария, нитрата свинца, сульфата никеля, сульфида натрия, раствор серной кислоты (2 н.).

4. Указания по технике безопасности

Работая с серной кислотой, надо следить за тем, чтобы ее брызги не попадали на кожу и одежду, т.к. она оставляет на коже ожоги и разрушает ткани.

5. Порядок проведения работы

Опыт №1. Окислительные свойства серы. (Тяга!)

Тщательно перемешанную смесь цинковой пыли и серного цвета (в массовом соотношении 1:2) поместите на асбестированную сетку и прикоснитесь к ней горячей стеклянной палочкой. Запишите наблюдения и дайте им объяснение. Составьте соответствующее уравнение реакции, укажите окислитель и восстановитель. Приведите 2 примера реакций, в которых сера играет роль восстановителя.

Опыт №2. Окисление серы концентрированной азотной кислотой.
(Тяга!)

Кусочек серы поместите в пробирку с 5-7 каплями концентрированной азотной кислоты. Осторожно нагрейте содержимое пробирки до кипения. Отметьте выделение газа. Полученный раствор пипеткой перенесите в пробирку с раствором хлорида бария (5-6 капель). Что наблюдаете? Какие свойства проявляет сера в данной реакции?

Напишите соответствующие уравнения реакций. Рассчитайте молярную массу эквивалента восстановителя.

Опыт №3. Получение малорастворимых сульфидов металлов

В две пробирки внесите по три капли сульфида натрия. В первую добавьте две капли раствора соли свинца, во вторую – две капли раствора соли никеля.

Запишите наблюдения и соответствующие уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах.

Опыт №4. Взаимодействие серной кислоты с металлами

а) Действие разбавленной серной кислоты.

В три пробирки внесите по шесть капель 2н. раствора серной кислоты и добавьте металлы: в первую – кусочек магния, во вторую – гранулу цинка, в третью – кусочек меди. Если реакция идет медленно, слегка подогреть пробирки небольшим пламенем спиртовки.

Запишите наблюдения. Объясните, почему реакция идет не во всех пробирках. Напишите уравнения протекающих реакций. Какой элемент в этих реакциях является окислителем? Составьте электронные формулы атомов восстановителей и окислителей.

б) Действие концентрированной серной кислоты. (Тяга!)

В три пробирки внесите по шесть капель концентрированной серной кислоты и добавьте металлы: в первую – магний, во вторую – цинк, в третью – медь. Нагрейте содержимое. Когда начнется выделение газа – осторожно опре-

делите его по запаху в каждой пробирке. Составьте уравнения реакций. Укажите, какой элемент является окислителем.

Сделайте вывод об окислительных свойствах серной кислоты.

Опыт №5. Дегидратирующие и окислительные свойства концентрированной серной кислоты

Разотрите в ступке до состояния пудры сахар. Всыпьте его в стакан, поставленный на плоскодонную фарфоровую чашку. Добавьте концентрированную серную кислоту и быстро, энергично перемешайте смесь стеклянной палочкой до появления бурого цвета. Отметьте и объясните изменение цвета сахара и увеличение объема всей массы.

Какие свойства проявляет концентрированная серная кислота? Напишите уравнение реакции, укажите окислитель и восстановитель.

6. Контрольные задания

1. Составьте электронную формулу атома элемента VIA группы, имеющего самую высокую энергию ионизации. Определите суммарный спин валентных электронов данного атома?

2. Составьте электронную формулу атома элемента VIA группы, имеющего максимальную электроотрицательность. Напишите электронную формулу его в возбужденном состоянии?

3. Исходя из строения атомов халькогенов, сравните окислительно-восстановительные свойства халькогеноводородов в газообразном состоянии и в водных растворах. Могут ли вода и сероводород выступать в роли окислителя?

4. Почему сульфид железа (II) растворяется в соляной кислоте, а сульфид меди – нет? Обоснуйте ответ, используя таблицы 1, 3 приложения.

5. Составьте уравнения реакций гидролиза: а) сульфида натрия, б) сульфида алюминия. Объясните результаты гидролиза в первом и втором случаях. Назовите продукты гидролиза.

6. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты. Укажите, в какую сторону будет смещаться равновесие диссоциации при добавлении в раствор: а) соляной кислоты, б) нитрата свинца (II), в) щелочи. Ответ поясните, исходя из принципа Ле-Шателье.

7. Назовите вещества, которые образуются при взаимодействии FeS : а) с соляной кислотой, б) с концентрированной азотной кислотой. Напишите уравнения реакций. Являются ли данные реакции окислительно-восстановительными и почему?

8. Назовите продукты реакции взаимодействия хлорида железа (III):
а) с сероводородом, б) с сульфидом аммония. Напишите соответствующие уравнения реакций.

9. При взаимодействии 16 г раствора серной кислоты с раствором хлорида бария выделилось 5,7 г осадка. Выразите в процентах концентрацию раствора серной кислоты.

10. Сколько литров сероводорода при н.у. следует растворить в 600 мл воды, для получения 1,5 %-ного раствора.

Лабораторные работы № 5-6

Свойства неметаллов VA группы (азот и фосфор)

1. Цель

Изучить свойства соединений азота и фосфора.

2. Теоретическое введение

VA группу Периодической системы химических элементов составляют пять *p*-элементов: азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут. Атомы этих элементов на внешнем энергетическом уровне содержат по 5 электронов s^2p^3 . Поэтому высшая степень окисления их в соединениях равна +5, низшая -3, характерна также и +3.

Наличие трех неспаренных электронов на внешнем энергетическом уровне говорит о том, что в невозбужденном состоянии атомы элементов имеют валентность равную трем. Наружный уровень атома азота состоит только из двух подуровней – $2s$ и $2p$. У атомов же остальных элементов этой подгруппы на наружных энергетических уровнях имеются свободные *d*-орбитали. Следовательно, один из *s*-электронов наружного уровня может при возбуждении перейти на *d*-подуровень того же уровня, что приводит к образованию 5 неспаренных электронов. Таким образом, фосфор, мышьяк, сурьма и висмут в возбужденном состоянии имеют 5 неспаренных электронов, и валентность их в этом состоянии равна 5. Азот пятивалентным быть не может, однако может образовать четвертую ковалентную связь по донорно-акцепторному механизму за счет неподеленной электронной пары $2s^2$.

От азота к висмуту радиусы атомов увеличиваются, а энергия ионизации уменьшается. Восстановительные свойства нейтральных атомов усиливаются от азота к висмуту, окислительные ослабевают.

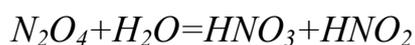
Азот в свободном состоянии химически инертен. Фосфор же активен, особенно его аллотропная модификация – белый фосфор.

С водородом азот и фосфор образуют соединения NH_3 – аммиак и PH_3 – фосфин, которые проявляют восстановительные свойства. Аммиак взаимодействует с водой с образованием щелочи.

С кислородом азот образует ряд оксидов N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_4 , N_2O_5 . Все химически активны. Начиная с N_2O_3 , они являются кислотными оксидами.

$N_2O_3 + H_2O = 2HNO_2$ – азотистая кислота. Слабая кислота, обладает и окислительными и восстановительными свойствами.





$N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$ — азотная кислота. Сильная кислота и сильный окислитель. Взаимодействует почти со всеми металлами, при этом водород никогда не выделяется, он окисляется, образуя воду. Кислота же, в зависимости от концентрации и активности металла, может восстанавливаться до NO_2 , NO , N_2O , N_2 , NH_3 .

Фосфор образует два оксида: P_2O_3 , P_2O_5 . Они тоже проявляют кислотные свойства. Соединяясь с водой, образуют кислоты: H_3PO_3 - фосфористая, HPO_3 - метафосфорная, H_3PO_4 – ортофосфорная, $H_4P_2O_7$ – пиррофосфорная.

- Литература**
1. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Интеграл - Пресс, 2006. § 17.1, 17.2
 2. Коржуков Н.Г. Общая и неорганическая химия. – М.: МИСИС: ИНФРА-М, 2004. § 10

Вопросы для самопроверки

1. Сравните атомные характеристики (атомный радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность) неметаллов *VA*, *IVA* и *IIIA* групп и определите причину их различий
2. Какой из газообразных гидридов элементов пятой группы в меньшей степени проявляет восстановительные свойства? Ответ мотивируйте, исходя из положения элементов в периодической системе.
3. Сравните термическую устойчивость, окислительно-восстановительную способность азотистой и азотной кислот.
4. Перечислите оксиды азота, которые относятся к кислотным оксидам. Составьте их формулы и формулы кислот, которые им соответствуют?

Лабораторная работа №5

Азот и его соединения

3. Приборы и реактивы

Штатив с пробирками, ложечка для сжигания, коническая колба, спиртовка, водяная баня. Растворы перманганата калия, дихромата калия, нитрита калия (насыщенный), 25% раствор аммиака, хлорида аммония, гидроксида натрия, реактив Несслера, разбавленной и концентрированной азотной кислоты, разбавленной серной кислоты, молибдата аммония. Гранулы олова, цинка, стружка меди.

4. Порядок проведения работы. Указания по технике безопасности

С концентрированными растворами кислот работать под тягой, соблюдая осторожность.

Опыт №1 Восстановительные свойства аммиака

В две пробирки внесите по 3-4 капли перманганата калия и дихромата калия. В каждую добавьте по 3-5 капель 25 %-ного раствора аммиака. Смесь подогрейте до изменения окраски. Запишите наблюдения.

Составьте уравнения реакций, расставьте коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель.

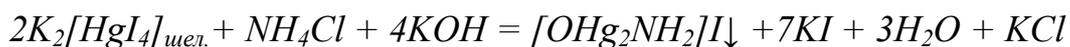
Опишите строение молекулы аммиака, используя метод валентных связей, объясните большую растворимость его в воде и щелочную реакцию водного раствора.

Опыт №2 Качественные реакции на ион аммония

а) В пробирку внесите 2-3 капли раствора соли аммония и добавьте столько же 2 н. раствора гидроксида натрия. Слегка нагрейте пробирку и над ее отверстием подержите влажную красную лакмусовую бумажку. Что наблюдаете, объясните Ваши наблюдения.

Напишите уравнение реакции ионного обмена.

б) В пробирку внесите 2-3 капли раствора соли аммония и добавьте 4-5 капель реактива Несслера (щелочной раствор комплексного соединения ртути $K_2[HgI_4]$).



Запишите свои наблюдения.

Опыт №3. Взаимодействие азотной кислоты с металлами

(Тяга!)

а) Действие разбавленной азотной кислоты

В три пробирки внесите по 7-10 капель раствора азотной кислоты, добавьте металлы: В первую – кусочек меди, во вторую – гранулу олова, в третью – гранулу цинка.

Запишите свои наблюдения. Составьте уравнения соответствующих реакций, укажите окислитель и восстановитель в каждой из них.

б) Действие концентрированной азотной кислоты

В три пробирки внесите по 7-10 капель концентрированной азотной кислоты, добавьте металлы: в первую – кусочек меди, во вторую – гранулу цинка, в третью – олова. Можно слегка нагреть.

Запишите свои наблюдения. Составьте уравнения соответствующих реакций, укажите окислитель и восстановитель. Сделайте вывод.

Опыт №4 Получение оксида азота (III) и его разложение

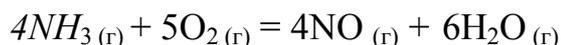
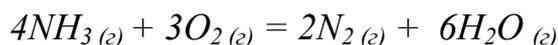
Внесите в пробирку 3-4 капли насыщенного раствора нитрита калия и добавьте 1-2 капли 2 н. раствора серной кислоты.

Что наблюдаете? Запишите уравнения реакций.

5. Контрольные задания

1. Приведите 2 уравнения реакций, в которых простое вещество азот проявляет свойства окислителя и 2 уравнения с его восстановительными свойствами.

2. Используя стандартные изобарно-изотермические потенциалы образования NH_3 (-16,7 кДж/моль), NO (80,6 кДж/моль), H_2O (-228,8 кДж/моль), оцените, какой из процессов:



предпочтительнее при сжигании аммиака? Как обеспечивается преимущественное протекание второго процесса?

3. Азотная кислота – сильный окислитель. От чего зависит состав продуктов восстановления азотной кислоты? Напишите уравнения реакций взаимодействия концентрированной азотной кислоты с магнием, медью, серой, углем.

4. Почему азотистая кислота может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? На основании электронных уравнений составьте уравнения реакций ее: а) с бромной водой, б) с иодоводородом.

5. Составьте уравнения реакций гидролиза нитрата и нитрита аммония. В растворе какой соли, при их одинаковой концентрации, рН ниже?

6. Напишите уравнения реакций гидролиза фосфата натрия и нитрата меди. Какую реакцию среды имеют водные растворы этих солей? Изменением каких условий можно подавить гидролиз каждой соли?
7. При пропускании избытка аммиака через раствор массой 600 г с массовой долей азотной кислоты 42 % получили нитрат аммония массой 300 г. Определите выход нитрата аммония (в %).
8. На смесь меди и оксида меди (II) массой 75 г подействовали избытком концентрированной азотной кислоты. При этом образовался газ объемом 26,88л (н.у.) Определите массовую долю оксида меди в исходной смеси.

Лабораторная работа № 6

Фосфор и его соединения

3. Приборы и реактивы

Штатив с пробирками, ложечка для сжигания, коническая колба, спиртовка, водяная баня. Растворы хлорида бария, хлорида железа (III), сульфата алюминия, ацетата натрия, гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 , разбавленной и концентрированной азотной кислоты, молибдата аммония. Красный фосфор.

4. Порядок проведения работы. Указания по технике безопасности

С концентрированными растворами кислот работать под тягой, соблюдая осторожность.

Опыт №1 Горение фосфора в кислороде

Поместите в ложечку для сжигания веществ небольшую порцию красного фосфора. Разогрейте его в пламени горелки и внесите в коническую колбу, заполненную кислородом.

Докажите экспериментально, что образовавшийся при этом оксид имеет кислотный характер.

Запишите наблюдения и уравнения соответствующих реакций.

Опыт №2 Получение фосфорной кислоты и обнаружение фосфат-иона

Внесите в пробирку один микрошпатель красного фосфора, добавьте 5-6 капель концентрированной азотной кислоты. Пробирку слегка нагрейте (до начала выделения газа). Чтобы убедиться, что получилась фосфорная кислота, проведите качественную реакцию на фосфат-ион с молибдатом аммония $\text{H}_3\text{PO}_4 + 12(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + 21\text{HNO}_3 = (\text{NH}_4)_3\text{H}_4[\text{P}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6] \downarrow + 21\text{NH}_4\text{NO}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$.

Для этого в пробирку внесите 5-6 капель насыщенного раствора молибдата аммония, подкисленного азотной кислотой, и прибавьте к нему каплю полученного в опыте раствора (охладить предварительно). Пробирку с раствором нагреть на водяной бане. Выпадение желтого осадка подтверждает получение фосфорной кислоты.

Отметьте наблюдения. Запишите уравнение реакции получения фосфорной кислоты, учитывая, что при этом выделяется оксид азота (II) Укажите окислитель и восстановитель.

Напишите формулы всех возможных солей этой кислоты с кальция и их названия.

Опыт №3 Получение малорастворимых солей ортофосфорной кислоты

а) Получение гидрофосфата бария

Внесите в пробирку по 4 -5 капель раствора хлорида бария и гидрофосфата натрия Na_2HPO_4

Отметьте цвет выпавшего осадка.

б) Получение фосфатов железа и алюминия

В две пробирки внесите по 3-4 капли растворов следующих солей: в первую – хлорида железа (III), во вторую – сульфата алюминия. Добавьте в каждую из пробирок по 2-3 капли растворов гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 и ацетата натрия. Отметьте окраску выпавших осадков.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах, учитывая, что получаются средние соли. Ацетат-ионы связываются ионами водорода с образованием слабого электролита - уксусной кислоты.

5. Контрольные задания

1. На основании положения элементов в периодической системе укажите, какой из элементов более электроотрицателен: фосфор, сера или кремний.

2. Напишите графические формулы мета-, орто-, пиррофосфорной кислот.

3. Почему фосфористая кислота способна к реакциям диспропорционирования? На основании электронных уравнений составьте уравнение процесса разложения фосфористой кислоты, учитывая, что при этом фосфор приобретает низшую и высшую степени окисления.

4. В каком соединении фосфор проявляет свою низшую степень окисления? Напишите уравнение реакции горения его в кислороде.

5. Массовая доля фосфора в одном из его оксидов равна 56,36 %. Плотность паров этого вещества по воздуху равна 7,58. Установите молекулярную формулу этого оксида.

6. Оксид фосфора содержит 43 % фосфора. Определите молекулярную формулу оксида, если известно, что 36 г его при температуре 100^0 C и 105 кПа занимают объем 7,5 л.

7. Какой объем воздуха потребуется для реакции с фосфором массой 6,2 г при температуре 60^0 C и давлении 96 кПа ?

8. Какая масса оксида фосфора (V) образуется при полном сгорании фосфина, полученного из фосфида кальция массой 18,2 г?

Лабораторная работа № 7

Свойства неметаллов IV A группы (углерод, кремний)

1. Цель работы

Изучить основные химические свойства соединений углерода и кремния.

2. Теоретическое введение

В состав IV A группы входят углерод, кремний, германий, олово и свинец. Атомы этих элементов на внешнем энергетическом уровне содержат по 4 электрона (s^2p^2), из них два неспаренных электрона. Имея на внешнем энергетическом уровне свободные p-орбитали, атомы этих элементов при возбуждении могут приобретать четыре неспаренных электрона за счет распаривания электронов s-подуровня. В соединениях эти элементы проявляют степень окисления, равную -4 и $+4$, а также степень окисления $+2$, причем последняя с увеличением заряда ядра становится более характерной. С ростом порядкового номера увеличивается атомный радиус и уменьшается энергия ионизации атома, т.е. неметаллические свойства ослабевают, металлические усиливаются, поэтому углерод и кремний – неметаллы, германий причисляют и к металлам и к неметаллам, олово и свинец – металлы.

В обычных условиях углерод и кремний весьма инертны, но при высоких температурах они становятся химически активными по отношению ко многим металлам и неметаллам.

С водородом углерод образует очень большое число соединений – углеводородов, простейшим из которых является метан CH_4 . Кремний же непосредственно с водородом не соединяется. Кремневодороды, в отличие от углеводородов, неустойчивы.

С кислородом углерод и кремний образуют оксиды типа ЭО и ЭО₂. Гидраты высших оксидов обладают кислотными свойствами. Им соответствуют кислоты угольная H_2CO_3 и кремниевая H_2SiO_3 . Кислотные свойства кремниевой кислоты выражены слабее, чем угольной.

Углерод и кремний в свободном состоянии, и их соединения со степенью окисления $+2$ проявляют восстановительные свойства. Диоксид углерода при высоких температурах проявляет окислительные свойства. Вода и разбавленные кислоты не действуют на углерод и кремний. Кремний взаимодействует со щелочами, вытесняя из них водород и образуя соли кремниевой кислоты.

Угольная кислота образует два ряда солей: средние – карбонаты и кислые – гидрокарбонаты. Гидрокарбонаты кальция и магния, присутствующие в воде

обуславливают ее карбонатную жесткость. Некарбонатная жесткость вызывается сульфатами, хлоридами и др. солями кальция и магния.

Литература 1. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Интеграл- Пресс, 2006. §§ 16.1, 16.2

2. Коржуков Н.Г. Общая и неорганическая химия.- М.:МИСИС: ИНФРА-М, 2004. § 10.6

Вопросы для самопроверки

1. На каких подуровнях находятся валентные электроны у элементов *IV* *A* группы? Какие степени окисления наиболее характерны для неметаллов этой группы? Определите степень окисления атома углерода в соединениях: CH_4 , CH_3OH , $HCOOH$, CO_2 . Какова его валентность в этих соединениях?

2. Какие аллотропные модификации углерода и кремния известны? Охарактеризуйте аллотропные модификации углерода и укажите причину различия их свойств.

3. Какие химические связи характерны для соединений углерода? Как объяснить линейное строение молекулы CO_2 ?

4. Что понимают под жесткостью воды? Назовите виды жесткости. Предложите способы устранения карбонатной жесткости воды.

3. Приборы и реактивы

Штатив с пробирками, спиртовка, щипцы, химический стакан или колба, штатив, бюретка для титрования, колбы (3 шт.). Уголь древесный, лента магния, концентрированная серная кислота, растворы соляной кислоты 2 н., хлорида кальция, хлорида бария, хлорида кобальта, сульфата меди, нитрата свинца, карбоната натрия, силиката натрия.

4. Порядок проведения работы и указания по технике безопасности

Работать с концентрированной серной кислотой под тягой, соблюдая осторожность!

Опыт №1 Восстановительные свойства углерода

В пробирку поместите 4-5 капель концентрированной серной кислоты и добавьте кусочек угля. Содержимое осторожно нагрейте. По запаху определите выделяющийся газ.

Запишите свои наблюдения, составьте уравнение реакции, сделайте вывод.

Опыт №2 Окислительные свойства оксида углерода (IV) (демонстрационный)

Возьмите щипцами небольшую ленточку магния, зажгите ее и быстро опустите в стаканчик (колбу), заполненный диоксидом углерода. Когда весь магний окислится, прилейте немного 1 н. раствора соляной кислоты до полного растворения оксида магния. Отфильтруйте жидкость, рассмотрите на фильтре оставшиеся крупинки угля.

Запишите уравнения реакций. В окислительно-восстановительной реакции укажите окислитель и восстановитель.

Можно ли использовать углекислотный огнетушитель, чтобы погасить пламя горящего магния?

Опыт №3 Получение нерастворимых солей угольной кислоты

В 3 пробирки налейте по 4-5 капель растворов солей: в одну - хлорида кальция, во вторую - хлорида бария и в третью - нитрата свинца. В каждую из пробирок добавьте такой же объем раствора карбоната натрия.

Запишите наблюдения, Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт №4 Определение карбонатной жесткости воды

Так как вода, содержащая гидрокарбонаты кальция и магния, имеет щелочную реакцию (проверьте), определение карбонатной жесткости проводится непосредственным титрованием воды соляной кислотой в присутствии индикатора – метилового оранжевого.

Отмерьте 50 мл исследуемой воды и перенесите ее в коническую колбу для титрования. Добавьте 2-3 капли индикатора метилового оранжевого. Бюретку заполните 0,1 н. титрованным раствором соляной кислоты. Установите уровень на нулевое деление и по каплям прибавляйте соляную кислоту в воду до изменения окраски от желтой до оранжево-розовой. Определите объем израсходованной на титрование кислоты и запишите его в таблицу. Титрование повторите еще два раза, каждый раз доливая кислоту в бюретку до нулевого деления. Расхождение в объеме кислоты при титровании не должно превышать 0,05 мл. Результаты опыта записать в таблицу:

Таблица – результаты опыта

№ титрования	Объем воды V_1	Объем кислоты, мл	Средний объем кислоты, V_2	Нормальная конц-я кислоты, C_n
1	50			0,1
2	50			0,1
3	50			0,1

Временную жесткость воды рассчитывают по формуле:

$$Ж = C_n V_2 1000 / V_1 \quad (\text{ммоль/л}).$$

Сделайте вывод о карбонатной жесткости исследованной вами воды.

Опыт №5 Получение кремниевой кислоты

В пробирку с раствором силиката натрия (5 капель) внесите 6-7 капель 2 н. раствора соляной кислоты, тщательно перемешайте стеклянной палочкой и отметьте образование геля кремниевой кислоты.

Запишите уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт №6 Получение малорастворимых солей кремниевой кислоты

В 4 пробирки внесите по 3 капли растворов следующих солей: в первую – хлорида кальция, во вторую – нитрата кобальта, в третью – нитрата свинца, в четвертую – сульфата меди. Добавьте в каждую из пробирок по 2-3 капли раствора силиката натрия.

Запишите наблюдения, составьте уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

5. Контрольные задания

1. Предложите два способа получения оксида углерода (IV) из карбоната кальция. Напишите соответствующие уравнения реакций.

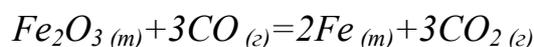
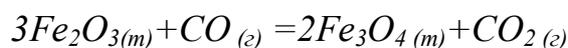
2. Предложите план разделения смеси двух газов – оксида углерода (II) и оксида углерода (IV). Приведите уравнения соответствующих реакций.

3. Изменится ли окраска универсальной индикаторной бумаги, если изменится, то каким образом, при погружении ее в водный раствор карбоната щелочного металла? Напишите уравнение реакции, объясняющей это явление.

4. При добавлении нитрата аммония в раствор силиката натрия выпал осадок. Какое вещество выпало в осадок? Напишите уравнение реакции.

5. Вычислите ΔG_{298} реакций получения $CaCO_{3(\kappa)}$ и $CaSiO_{3(\kappa)}$ из их оксидов и сделайте вывод, какой из оксидов проявляет кислотные свойства в большей степени. ($\Delta G_{обр} (CaSiO_{3(\kappa)}) = -1549,6 \text{ кДж/моль}$, $\Delta G_{обр} (SiO_{2(\kappa)}) = -805 \text{ кДж/моль}$)

6. Определите, какая из приведенных ниже реакций восстановления оксида железа (III) более вероятна при стандартной температуре:



7. При пропускании 2 м^3 воздуха через раствор гидроксида кальция образовалось 3 г карбоната кальция. Каково содержание углекислого газа в воздухе?

8. Какой объем ацетилена (н.у.) можно получить из карбида кальция, на образование которого пошло 5,6 г оксида кальция?

9. Сколько килограммов кремния и какой объем 32 %-ного раствора NaOH ($\rho=1,35$) потребуется для получения 15 м^3 водорода (17°С и $98,64 \text{ кПа}$)?

10. При действии на 1,5 г мрамора соляной кислотой, выделилось 210 мл углекислого газа при 17°С и давлении 100 кПа . Вычислите процентное содержание карбоната кальция в мраморе.

Лабораторная работа № 8

Свойства s-металлов

1. Цель работы

Изучить важнейшие свойства s – элементов (металлов *IA*- и *IIA*- групп) и их соединений.

2. Теоретическое введение

К s-элементам относят элементы *IA*- и *IIA*-групп периодической системы. Металлы *IA*- группы – литий, натрий, калий, рубидий, цезий, франций – называются щелочными металлами, а у элементов *IIA*-группы - бериллия, магния, кальция, стронция, бария, радия – последние четыре элемента называются щелочноземельными.

Атомы щелочных металлов, имея на внешнем энергетическом уровне по одному электрону, легко отдают его, проявляя степень окисления, равную +1. Элементы *IIA*-группы содержат на внешнем уровне уже два электрона и степень окисления этих элементов в их различных соединениях равна +2. Металлы *IA* группы, имея больший атомный радиус, являются более сильными восстановителями, чем металлы *IIA* группы. Среди металлов *IIA* группы бериллий и магний обладают меньшей активностью, т.к. при контакте с воздухом покрываются тонкой оксидной и гидроксидной пленкой.

Щелочные и щелочноземельные металлы легко окисляются на воздухе, в воде и кислотах. Только литий из щелочных металлов при сгорании образует оксид Li_2O , остальные щелочные металлы превращаются в пероксиды и надпероксиды (Na_2O_2 , KO_2 , RbO_2). Для предотвращения окисления их хранят под слоем керосина. Бериллий с водой не взаимодействует, а магний только при нагревании, амальгамировании поверхности. S-металлы (за исключением бериллия и магния) могут соединяться с водородом, образуя солеподобные гидриды, в которых водород проявляет степень окисления -1. Оксидам щелочных и щелочноземельных металлов соответствуют растворимые в воде основания – щелочи, основные свойства которых усиливаются с возрастанием атомного радиуса элемента. Гидроксид бериллия – амфотерное основание.

Литература 1. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Интеграл-Пресс, 2006.

§§ 14.1-14.3

2. Коржуков Н.Г. Общая и неорганическая химия. – М.:МИСИС: ИНФРА-М, 2004. §§ 10.1-10.2

Вопросы для самопроверки

1. Чем можно объяснить большую восстановительную способность щелочных металлов? Почему щелочноземельные металлы более слабые восстановители, по сравнению со щелочными металлами?
2. Почему щелочные металлы не применяются для восстановления менее активных металлов из водных растворов их солей?
3. Как и почему изменяются основные свойства в ряду а) $LiOH - CsOH$; б) $Be(OH)_2 - Ba(OH)_2$?
4. Назовите основные способы получения щелочных и щелочноземельных металлов.

3. Приборы и реактивы

Штатив с пробирками, большая термостойкая пробирка, лабораторный штатив, пинцет, химические стаканы, спиртовка; растворы сульфата меди, хлорида кальция, хлорида стронция, хлорида бария, сульфата натрия, фенолфталеин; кристаллы хлоридов натрия, калия, кальция, стронция, бария; металлы: натрий, калий, литий, магний, кальций.

4. Указания по технике безопасности

Щелочные и щелочно-земельные металлы относят к взрыво- и пожароопасным веществам. Попадание на кожу даже крупинок этих металлов, их оксидов, гидроксидов вызывает сильные ожоги.

5. Порядок проведения работы

Опыт №1 Взаимодействие щелочных металлов с водой

Три химических стакана заполните примерно на $\frac{1}{2}$ дистиллированной водой, капните в каждый по одной капле фенолфталеина. В первый стакан поместите кусочек металлического натрия размером с горошину, во второй – металлический калий, в третий – кусочек лития.

Запишите наблюдения. Сравните химическую активность щелочных металлов в реакции с водой. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Опыт №2 Взаимодействие магния и кальция с водой

а) Взаимодействие магния с водой

В пробирку налейте $\frac{1}{3}$ дистиллированной воды и опустите кусочек магния. Добавьте 1 каплю фенолфталеина. Пробирку слегка нагрейте в небольшом пламени спиртовки. Сравните скорость реакции до и после нагревания. Запишите наблюдения и уравнение реакции, указав окислитель и восстановитель.

б) Взаимодействие кальция с водой

В пробирку налейте $\frac{1}{3}$ дистиллированной воды, добавьте 1 каплю фенолфталеина. Внесите в нее очень маленький кусочек металлического кальция. Запишите наблюдения. Объясните, почему в данном опыте раствор становится мутным.

Напишите уравнение реакции, укажите окислитель и восстановитель. Сравните наблюдения в опытах *a* и *б* и объясните различия.

Опыт №3 Взаимодействие натрия с раствором сульфата меди

Большую термостойкую пробирку укрепите в лабораторном штативе вертикально. Заполните $\frac{1}{4}$ пробирки раствором сульфата меди и опустите маленький кусочек металлического натрия.

Запишите наблюдения. На основании наблюдений напишите все уравнения реакций.

Опыт №4 Получение сульфатов кальция, стронция и бария

В три пробирки внесите по 2-3 капли растворов солей: в первую – хлорид кальция, во вторую – хлорид стронция, в третью – хлорид бария. В каждую пробирку добавьте по 3-4 капли раствора сульфата натрия. Испытайте полученные осадки на действие соляной кислоты.

Запишите наблюдения, отметьте различную скорость образования осадков. Напишите соответствующие уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сравните произведения растворимости полученных малорастворимых солей (таблица 4 приложения).

Опыт №5 Окрашивание пламени катионами металлов

В несветящуюся часть пламени спиртовки внесите поочередно кристаллы солей: хлориды натрия, калия, бария, кальция, стронция.

Запишите, как окрашивается пламя под действием катионов металлов, используемых солей.

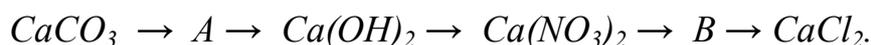
6. Контрольные задания

1. Пероксиды щелочных металлов используют для регенерации кислорода в замкнутых системах. На чем основано такое их применение? Ответ сопроводите написанием соответствующих уравнений реакций.
2. Какие соединения скрываются за названиями гашеная и негашеная известь? Напишите уравнения реакций их получения. На каких свойствах этих веществ основано их применение в строительстве?
3. Объясните, исходя из положения элементов в периодической системе, какая соль – нитрат бериллия или нитрат магния – при одинаковых условиях в

большей степени подвергается гидролизу. Ответ подтвердите написанием ионных уравнений реакций гидролиза солей.

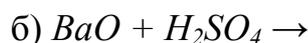
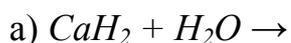
4. Приведите формулы солей s-металлов II группы, которые подвергаются в растворе гидролизу по катиону. Составьте уравнения гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном видах для двух приведенных солей.

5. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Назовите вещества *A* и *B*, к каким классам соединений они относятся.

6. Закончите уравнения реакций:



Какие из приведенных реакций являются окислительно-восстановительными?

7. Щелочные металлы так же, как и щелочи получают электролитическим способом. В чем заключаются различия этих двух электрохимических процессов? Ответ мотивируйте соответствующими уравнениями одного и другого процессов.

8. Магний получают электролизом расплава хлорида магния и карботермическим методом. Объясните, в чем суть этого метода. Составьте уравнения процессов, протекающих при получении магния. Рассчитайте, массу оксида магния и угля, необходимых для получения 96 г магния.

9. Известняк массой 1,5 кг с массовой долей карбоната кальция 90 % прокалили в печи. К твердому остатку добавили избыток воды. Какая масса гидроксида кальция получена?

10. Какой объем ацетилену при 20⁰ С и 98 кПа образуется при взаимодействии 100 г карбида кальция, содержащего 5 % примесей, с водой?

Лабораторная работа № 9

Свойства p-металлов III и IV групп

1. Цель работы

Изучить важнейшие свойства металлов IIIA- и IVA-групп периодической системы химических элементов – алюминия, олова, свинца и их соединений.

2. Теоретическое введение

Алюминий – основной представитель металлов IIIA-группы. Свойства его аналогов – галлия, индия, таллия – напоминают свойства алюминия, поскольку все эти элементы имеют одинаковую электронную конфигурацию внешнего уровня ns^2np^1 и могут проявлять степень окисления +1 или +3. С увеличением порядкового номера металлический характер элементов усиливается. На воздухе алюминий устойчив, из-за способности поверхности металла подвергаться пассивированию. Амальгамирование поверхности алюминия приводит к активному взаимодействию с водой, кислородом воздуха, с образованием белой пушистой массы. Разбавленные серная и соляная кислоты легко растворяют алюминий; концентрированные азотная и серная кислоты алюминий не растворяют. С водными растворами щелочей алюминий взаимодействует с образованием гидроксиалюминатов.

Олово и свинец входят в состав IVA-группы периодической системы. Электронное строение внешнего уровня этих металлов описывается формулой ns^2np^2 . Склонность к проявлению высшей степени окисления в соединениях, равной +4, сверху вниз в подгруппе убывает, поэтому соединения свинца (IV) являются сильными окислителями, а для соединений олова (II) характерны восстановительные свойства.

Олово и свинец расположены в ряду напряжений непосредственно перед водородом. Реакция окисления их ионами водорода с образованием двухзарядных ионов идет медленно, а в случае взаимодействия свинца с серной и соляной кислотами она осложняется вследствие малой растворимости $PbSO_4$ и $PbCl_2$ (из галогенидов особенно труднорастворим иодид свинца, что используют для обнаружения в растворе ионов Pb^{2+}).

С кислотами, чьи анионы обладают окислительными свойствами, взаимодействие Sn и Pb идет более интенсивно. Горячая концентрированная серная кислота растворяет олово с образованием $Sn(SO_4)_2$, а свинец – с образованием $Pb(HSO_4)_2$. Взаимодействие олова и свинца с разбавленной азотной кислотой приводит к образованию нитратов Sn^{2+} и Pb^{2+} . Концентрированная азотная ки-

слота окисляет олово до оловянной кислоты H_2SnO_3 , а свинец до $Pb(NO_3)_2$, причем растворение свинца прекращается из-за возникновения на его поверхности пленки указанной соли, которая малорастворима в концентрированной HNO_3 .

Из растворов солей олова и свинца (II) действием гидроксидом натрия можно осадить гидроксиды этих металлов. Будучи амфотерными, они способны растворяться в избытке щелочи, образуя гидроксостанниты и гидроксоплюмбиты $Na_2[Sn(OH)_4]$ и $Na_4[Pb(OH)_6]$.

- Литература**
1. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Интеграл- Пресс, 2006. §§15.1 - 15.3, 16.3.
 2. Коржуков Н.Г. Общая и неорганическая химия. – М.: МИСИС: ИНФРА-М, 2004 § 10.6

Вопросы для самопроверки

1. На поверхности алюминиевой пластинки от долгого хранения образуется налет оксида и гидроксида алюминия. Как удалить этот налет химическим путем, не затронув металла?
2. Почему свинец не растворяется в разбавленных соляной и серной кислотах, хотя и расположен в ряду напряжений до водорода?
3. Какие степени окисления проявляют олово и свинец в своих соединениях? В какой степени окисления один из них является
а) сильным окислителем, б) сильным восстановителем? Приведите примеры соответствующих соединений.
4. Почему замена разбавленной кислоты на концентрированную благоприятствует растворению свинца в серной кислоте и подавляет его в случае с азотной кислотой?

3. Приборы и реактивы

Алюминий (пластинки), олово и свинец, цинк (гранулы), дистиллированная вода, растворы соляной, серной, азотной кислот, гидроксида натрия, хлорида ртути (II), хлорида олова (II), перманганата калия, нитрата свинца, штатив с пробирками.

4. Порядок проведения работы

Опыт №1 Взаимодействие алюминия с водой

Опустите алюминиевую пластинку в раствор хлорида ртути (II) на несколько секунд. Затем пластинку опустите в воду. Запишите наблюдения, составьте уравнение реакции взаимодействия алюминия с водой.

Опыт № 2 Взаимодействие алюминия с кислотами и щелочами

В две пробирки поместите по кусочку алюминия. В первую пробирку добавьте раствор соляной кислоты, во вторую – 6 н. раствор щелочи. Закройте обе пробирки пробками, и через несколько минут поднесите горящую лучинку. Запишите наблюдения. Напишите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель. Сделайте вывод о свойствах алюминия.

Опыт № 3 Гидроксид алюминия и его свойства

В две пробирки внесите по 2-3 капли раствора соли алюминия и добавьте по одной капле гидроксида натрия. В первую пробирку прилейте 5-7 капель раствора щелочи, во вторую столько же кислоты. Запишите свои наблюдения. Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод о свойствах гидроксида алюминия.

Опыт № 4 Восстановительные свойства олова (II)

К 2-4 каплям раствора хлорида олова (II) добавьте 1-3 капли 2 н. раствора соляной кислоты и 4 капли раствора перманганата калия.

Запишите свои наблюдения. Составьте уравнение реакции, укажите окислитель и восстановитель.

Опыт № 5 Взаимодействие свинца с кислотами

В три пробирки положите по кусочку свинца и добавьте в каждую из них по 4-6 капель 2 н. раствора кислот: в первую – соляную, во вторую – серную, в третью – азотную. Слегка нагрейте пробирки на пламени спиртовки (в случае с азотной кислотой – до прекращения выделения газообразных оксидов азота). Охладите и внесите в каждую пробирку по 2-3 капли раствора иодида калия.

Запишите свои наблюдения. Составьте уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель. Сделайте вывод о характере взаимодействия свинца с разбавленными кислотами (по образованию осадка иодида свинца).

Опыт № 6 Восстановление олова и свинца из растворов их солей

В две пробирки внесите по 5-6 капель растворов солей: в первую – хлорида олова (II), во вторую – нитрата свинца. В каждую поместите по одной грануле цинка. Запишите наблюдения, уравнения реакций, укажите в каждой из них окислитель и восстановитель.

5. Контрольные задания

1. Алюминий не взаимодействует с водой, но при добавлении щелочи происходит реакция с выделением водорода. Почему алюминий вытесняет водород из воды при добавлении щелочи? Напишите уравнения соответствующих реакций.

2. Основываясь на атомных характеристиках элементов, дайте мотивированный ответ на вопрос, какой из гидроксидов должен проявлять более основные свойства: а) $Sn(OH)_2$ или $Pb(OH)_2$; б) $Sn(OH)_2$ или $Sn(OH)_4$?

3. Объясните, исходя из положения элементов в периодической системе и степени окисления, какая из указанных ниже солей будет иметь в водном растворе при одинаковых условиях большую степень гидролиза: а) $Pb(NO_3)_2$ или $Sn(NO_3)_2$; б) $SnCl_2$ или $SnCl_4$? Напишите соответствующие уравнения реакций гидролиза.

4. При приготовлении раствора хлорида олова, воду подкисляют соляной кислотой. Объясните, с какой целью это делают?

5. Термохимическое уравнение реакции горения термитной смеси $8Al+3Fe_3O_4=9Fe+4Al_2O_3$; $\Delta H = -2610$ кДж.

Какое количество теплоты выделится при сгорании алюминия массой 108 г?

6. Составьте термохимическое уравнение, если при сгорании алюминия массой 28 г в кислороде выделяется 860 кДж теплоты.

7. Необходимо получить гидроксид алюминия. Как правильно действовать: добавлять к раствору хлорида алюминия раствор аммиака или раствор гидроксида натрия? Почему? Напишите уравнения соответствующих реакций.

8. Вам необходимо приготовить раствор хлорида олова (IV). Какие реактивы потребуются Вам для этого? Напишите уравнения соответствующих реакций.

9. При взаимодействии сплава массой 6 г, состоящего из меди и алюминия, с гидроксидом натрия выделился газ объемом 4,7 л (н.у.). Определите массовую долю смеси.

10. Смесь алюминия и меди массой 20 г обработали концентрированной азотной кислотой, при этом выделилось 4,48 л газа (н.у.) Определите массовую долю смеси.

Лабораторные работы № 10-11

Свойства металлов *I B* и *II B* групп

1. Цель работы

Изучить важнейшие химические свойства металлов *I B* и *II B* групп и их соединений на примере меди, цинка, кадмия.

2. Теоретическое введение

Побочную подгруппу *I* группы составляют элементы медь, серебро, золото. На внешнем энергетическом уровне атомов этих элементов находится по одному электрону и завершается застройка электронами *d*-подуровня предвнешнего уровня за счет «провала» на него одного *s*-электрона с внешнего уровня. Предпоследний энергетический уровень, содержащий 18 электронов еще недостаточно устойчив и поэтому способен к частичной потере электронов. Отсюда характерная для меди степень окисления +2, для золота +3, для серебра +1. Все они химически малоактивны, причем активность этих металлов уменьшается от меди к золоту. Данные металлы имеют положительные значения стандартных электродных потенциалов, поэтому они не разлагают воду, не вытесняют водород из кислот. Медь и серебро способны растворяться в азотной, а также при нагревании в концентрированной серной кислотах. Золото растворяется в смеси концентрированных соляной и азотной кислот (царская водка).

Оксиды данных металлов проявляют основные свойства. Их гидроксиды являются сравнительно слабыми основаниями, неустойчивы и разлагаются на соответствующий оксид и воду. Гидроксид меди (*II*) растворим в кислотах и в избытке концентрированной щелочи, т.е. проявляет слабоамфотерные свойства.

Элементы подгруппы меди склонны к комплексообразованию. Ионы меди, серебра, золота проявляют окислительные свойства.

Цинк, кадмий, ртуть составляют побочную подгруппу второй группы. Атомы данных элементов имеют на внешнем электронном уровне *2s*-электрона, что и обуславливает их высшую степень окисления +2. Предвнешний электронный уровень заполнен полностью (18 электронов).

Химическая активность падает в ряду *Zn – Cd – Hg*. Значения стандартных электродных потенциалов цинка и кадмия меньше, чем у водорода, у ртути – больше. Поэтому цинк и кадмий растворяются в разбавленных растворах кислот с выделением водорода. Цинк растворяется и в щелочах.

Для цинка и кадмия +2 – единственная степень окисления, в то время как для ртути реализуется еще и менее устойчивая +1 (в ионе Hg_2^{2+}). Если соединения ртути (II) могут проявлять только окислительные свойства, то для соединений ртути (I) наиболее типичной реакцией является диспропорционирование, т.е. они способны быть окислителями и восстановителями.

Оксид и гидроксид цинка проявляют амфотерные свойства, гидроксид и оксид кадмия – основные. Гидроксиды ртути неустойчивы, разлагаются на оксид и воду уже в момент своего образования, поэтому щелочь осаждает из растворов солей ртути соответствующие оксиды ртути.

Ртуть обладает способностью образовывать со многими металлами сплавы (амальгамы).

Элементы подгруппы цинка склонны к комплексообразованию, их координационное число равно 4.

- Литература**
1. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Интеграл-Пресс, 2006. §§ 27.1-27.3, 28.1-28.3
 2. Коржуков Н.Г. Общая и неорганическая химия. – М.:МИСИС: ИНФРА-М, 2004. §§ 13.2, 13.1

Вопросы для самопроверки

1. Напишите электронные формулы атомов меди, серебра и золота, дайте сравнительную характеристику строения атомов этих элементов.
2. Почему восстановительные свойства у металлов *IV* группы выражены слабее, чем у металлов *IA* группы?
3. Почему *d*-металлы способны к образованию комплексных ионов?
4. Напишите электронные формулы атомов цинка и кадмия. Какой из этих элементов обладает более выраженными металлическими свойствами? Почему?
5. Какие кислотно-основные свойства проявляют оксиды цинка, кадмия, ртути?

3. Приборы и реактивы

Штатив с пробирками, спиртовка, наждачная бумага. Медная стружка, медный сплав (стружка, пластинка), сульфит натрия кристаллический, растворы аммиака, концентрированной азотной кислоты, нитрата серебра, хлорида олова, иодида калия, тиосульфата натрия, хлорида калия, бромиды калия, хромата калия. Цинк (пыль, гранулы), растворы серной кислоты (2н. и концентрированный), гидроксида натрия (2 н.), сульфата цинка (2 н.), сульфата кадмия (2 н.), сульфида натрия (0,5 н.).

4. Порядок проведения работы и указания по технике безопасности

С концентрированной азотной кислотой работать под тягой!

В опытах с растворами солей серебра следует брать их минимальные количества (1-2 капли). Растворы и осадки, содержащие серебро сливать в специальную посуду.

Опыт №1 Окислительные свойства соединений меди (II)

В две пробирки внесите по 3-4 капли растворов сульфата меди (II) и иодида калия. С помощью йодокрахмальной бумаги установите присутствие свободного иода в пробирках. В одну пробирку внесите 1-2 микрошпателя сульфата натрия до исчезновения желтой окраски иода. Что представляет собой нерастворившийся белый осадок? Во вторую пробирку прибавьте несколько капель раствора тиосульфата натрия до растворения осадка вследствие образования дитиосульфатокупрата (I) натрия. Одновременно отметьте обесцвечивание раствора иода при взаимодействии с тиосульфатом натрия.

Определите, чему равны молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя в реакции между сульфатом меди (II) и иодидом калия.

Опыт №2 Обнаружение меди в сплавах

Очистите поверхность образца сплава, для чего протрите его наждачной бумагой, промойте водой и осушите фильтровальной бумагой. На сплав нанесите 1 каплю концентрированной азотной кислоты (Тяга!). Через минуту на то же место нанесите 2 капли концентрированного раствора аммиака. Васильковая окраска раствора указывает на образование иона $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, т.е. на присутствие меди в сплаве.

Напишите уравнения проделанных реакций.

Составьте выражение для константы нестойкости образующейся комплексной частицы и укажите ее геометрическую форму.

Опыт №3 Оксид серебра (I) и его свойства

В пробирку поместите 1-2 капли раствора нитрата серебра и прибавьте 2-3 капли 2 н. раствора гидроксида натрия до выпадения осадка оксида серебра (I). К полученному осадку прибавьте по каплям 2 н. раствор аммиака до растворения осадка. Объясните причину его растворения.

Составьте схему электронной конфигурации атома-акцептора в образующейся комплексной частице и определите тип гибридизации его атомных орбиталей.

Опыт №4 Окислительные свойства соединений серебра

Внесите в пробирку 2-3 капли раствора хлорида олова (II) и добавьте по каплям 2 н. раствор гидроксида натрия до растворения выпавшего вначале осадка. К полученному щелочному раствору $Na_2[Sn(OH)_4]$ прибавьте 1-2 капли раствора нитрата серебра. Наблюдайте выпадение черного осадка металлического серебра. Образование серебра может быть доказано тем, что выпавший осадок не растворяется в избытке раствора аммиака.

Опыт №5 Соли серебра

В четыре пробирки налейте по 1-2 капли раствора нитрата серебра и добавьте в одну столько же раствора хлорида калия, в другую – бромида калия, в третью – иодида калия, в четвертую – хромата калия. Что наблюдаете?

Разделите содержимое каждой пробирки на 2 части и добавьте к одной 3-5 капель раствора аммиака, а к другой – столько же раствора тиосульфата натрия. Что наблюдаете в каждой пробирке? Наблюдения запишите. Почему в одних пробирках произошло растворение осадка, а в других осадок не растворился?

Применительно к результатам опыта составьте выражения для констант нестойкости образовавшихся комплексных частиц и укажите, какая из них должна быть больше. Сравните выводы с данными Приложения 2.

Опыт №6 Растворение цинка в кислотах и щелочах

В три пробирки внесите по 4-5 капель следующих растворов: в первую – 2 н. раствор серной кислоты, во вторую – концентрированной серной кислоты, в третью – гидроксида натрия. Добавьте в каждую пробирку по 1 микрошпатель цинковой пыли и подогрейте пламенем спиртовки (Тяга!). Какой газ выделяется в каждой пробирке?

Воспользовавшись Приложением, рассчитайте стандартное значение ЭДС для первой и третьей реакций и определите, в какой среде цинк является более сильным восстановителем.

Опыт №7 Гидроксиды цинка и кадмия и их свойства

В две пробирки внесите по 3-4 капли раствора сульфата цинка, а в две другие – столько же раствора сульфата кадмия. В каждую пробирку добавьте раствор гидроксида натрия до появления белого студенистого осадка гидроксида. Добавьте в первую и третью пробирки 2 н. серной кислоты, а во вторую и четвертую пробирки избыток гидроксида натрия. Наблюдайте растворение осадков в первой, второй и третьей пробирках. Почему не растворяется осадок в четвертой пробирке?

Напишите уравнения исследованных реакций. Сделайте вывод о свойствах гидроксидов цинка и кадмия.

Составьте выражения для констант нестойкости аква- и гидроксокомплексов цинка, образующихся в опыте. Предположите, какой комплекс более устойчив (см. Приложение 2).

Опыт №8 Комплексные соединения цинка и кадмия

В одну пробирку налейте 3 капли раствора соли цинка, в другую – такое же количество раствора соли кадмия. В каждую пробирку добавьте по каплям раствора аммиака до образования осадков (Какие вещества выпали в осадок?). К полученным осадкам прилейте по каплям избыток раствора аммиака до их растворения.

Напишите уравнения реакций. Составьте электронные формулы атомов, играющих роль акцепторов в полученных комплексных соединениях. Какие орбитали используют эти атомы для образования координационных связей?

5. Контрольные задания

1. Какова реакция среды растворов: а) сульфата меди (II), б) нитрата серебра (I)? Объясните на основании соответствующих уравнений реакций.

2. Чем объяснить кислый характер раствора медного купороса, координационная формула которого $[Cu(H_2O)_4]SO_4 \cdot H_2O$?

3. Пользуясь таблицей электродных потенциалов, укажите, могут ли медь и серебро при обычных условиях вытеснить водород из разбавленных кислот? В какой разбавленной кислоте металлическая медь растворяется? Напишите уравнение реакции и укажите, какое свойство кислоты при этом проявляется?

4. Медные предметы в присутствии воды, оксида углерода (IV) и кислорода зеленеют. Что образуется? Напишите уравнение реакции и назовите продукт реакции

5. Приведите формулу соединения, содержащего в своем составе тетрагидрокупрат(II)-ион. Какова геометрическая форма тетрагидрокупрат(II)-иона? Образуется ли этот ион при взаимодействии гидроксида меди (II) с 2 н. раствором щелочи?

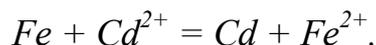
6. Определите, какова дентатность тиосульфатных лигандов в соединениях $K_2[Zn(S_2O_3)_2]$ и $K_3[Cu(S_2O_3)_2]$, если для них справедливо известное правило, связывающее степень окисления комплексообразователя с его координационным числом.

7. Из перечисленных ниже веществ выберите те, с которыми будет взаимодействовать соляная кислота: а) цинк, б) ртуть, в) сульфид ртути, г) гидроксид кадмия, д) нитрат цинка, е) гидроксид цинка? Составьте уравнения возможных реакций. Реакции ионного обмена сопроводите краткими ионными уравнениями, окислительно-восстановительные – электронными уравнениями.

8. Верно ли утверждение, что гидроксид цинка взаимодействует со всеми предложенными веществами: а) хлорид натрия, б) серная кислота, в) гидроксид аммония, г) гидроксид калия, д) гидроксид железа (III)? Напишите уравнения возможных реакций. Реакции ионного обмена сопроводите краткими ионными уравнениями, окислительно-восстановительные – электронными уравнениями.

9. Значения стандартных электродных потенциалов систем Zn/Zn^{2+} и Cd/Cd^{2+} соответственно равны $-0,76$ В и $-0,40$ В. Напишите уравнение реакции, которая протекает самопроизвольно в кадмиево-цинковом гальваническом элементе.

10. В гальваническом элементе самопроизвольно протекает реакция



Какой из электродов служит анодом в данном гальваническом элементе?

Лабораторная работа № 12

Металлы V В (ванадий) и VI В (хром) групп

1. Цель работы

Познакомиться с важнейшими химическими свойствами металлов VB и VIB групп и их соединений на примере ванадия и хрома.

2. Теоретическое введение

Атомы элементов побочной подгруппы пятой группы (ванадий, ниобий, тантал) имеют пять валентных электронов, которые расположены на внешнем энергетическом уровне (2s-электрона, у ниобия 1s-электрон) и на предвнешнем d-подуровне (3 электрона, у ниобия – 4 электрона, т.к. у него имеет место «провал» электрона с s- на d-подуровень). Высшая степень окисления ванадия +5, соединения ванадия в этой степени окисления наиболее устойчивы. Кроме того, ванадий образует соединения, в которых степень окисления его +2, +3, +4.

У элементов побочной подгруппы шестой группы (хром, молибден, вольфрам) шесть валентных электронов. В атомах хрома и молибдена происходит «провал» одного s-электрона с внешнего уровня на d-подуровень предвнешнего уровня. Такая электронная конфигурация более энергетически выгодна для атомов. Высшая степень окисления +6. Она наиболее характерна для молибдена и вольфрама. Хром же способен к образованию соединений, в которых он проявляет степени окисления +2, +3, +6. Наиболее устойчивы соединения хрома в степени окисления +3.

Оксиды и гидроксиды ванадия, хрома в высшей степени окисления проявляют кислотные свойства, +3, +4 (ванадий) – амфотерные, +2 – основные. Соединения в высшей степени окисления являются сильными окислителями.

По отношению к воздуху и воде эти металлы устойчивы за счет образования защитных оксидных пленок.

Все перечисленные элементы являются активными комплексообразователями, образуя как типичные координационные соединения, так и специфические изополи- и гетерополисоединения.

Например: $H_2Cr_2O_7$ – двуххромовая кислота,

$H_2Cr_3O_{10}$ – трихромовая кислота,

$H_3PO_4 \cdot 12MoO_3 \cdot nH_2O$ - фосфорномолибденовая кислота.

Для соединений элементов подгрупп хрома и ванадия характерно образование пероксосоединений, когда один или несколько атомов кислорода в молекулах исходных соединений замещаются на пероксидную группировку

–O –O–. Например, пероксид хрома CrO_5 можно рассматривать как производное от CrO_3 , где два атома кислорода заменены на две пероксидные группы, т.е. $CrO(O_2)_2$.

Литература 1. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Интеграл- Пресс, 2006.

§§ 23.1-23.3, 24.1-24.3

2. Коржуков Н.Г. Общая и неорганическая химия. –

М.:МИСИС: ИНФРА-М, 2004 §§ 13.5, 13.6.

Вопросы для самопроверки

1. Какие степени окисления проявляют элементы подгруппы ванадия?

Определите степени окисления ванадия в ионах VO^{2+} , $V_4O_9^{2-}$, $V_6O_{17}^{4-}$.

2. Укажите, на свойства каких элементов *V B* и *VI B* подгрупп влияет лантаноидное сжатие. Каковы последствия этого влияния?

3. Какова реакция водных растворов хромата и дихромата калия? Ответ обоснуйте.

4. Как изменяется кислотно-основный характер свойств оксидов и гидроксидов элементов подгрупп ванадия и хрома при переходе от низшей степени окисления к высшей?

3. Приборы и реактивы

Водяная баня, дистиллированная вода, диэтиловый эфир, оксид ванадия (V), сульфит натрия, цинк Растворы: (0,5 н.) хромата калия, дихромата калия, серной кислоты 2 н. и концентрированной, гидроксида натрия 2 н., хлорида бария, нитрата свинца, нитрата серебра, сульфида натрия, иодида калия, метаванадата аммония (насыщенный), пероксида водорода (3 %-ный), лакмуса.

4. Порядок проведения работы и указания по технике безопасности

Опыт №1 Получение сульфата оксованадия (IV). (Тяга!)

Внесите в пробирку 5-6 капель раствора метаванадата аммония, 1-2 капли концентрированной серной кислоты и несколько кристалликов сульфита натрия. Встряхивайте содержимое пробирки до появления голубой окраски, характерной для иона VO^{2+} .

Опыт №2 Последовательное восстановление соединений ванадия (V) до соединения ванадия (II)

В пробирку поместите кристалл ванадата аммония, прибавьте 10 капель 2 н. раствора соляной кислоты и перемешайте, добавьте гранулу цинка. Наблюдайте постепенное изменение окраски раствора от бесцветной через голубую, зеленую к фиолетовой. Происходит последовательное восстановление ванадия (V) в ванадий (IV), ванадий (III) и в ванадий (II).

Напишите уравнения протекающих химических реакций.

Опыт №3 Получение ванадиевых кислот

а) В пробирку внесите 1 микрошпатель порошка оксида ванадия (V) и 5-7 капель дистиллированной воды. Нагрейте на водяной бане до появления слабо-желтой окраски, характерной для метаванадиевой кислоты, и добавьте 1-2 капли лакмуса. Наблюдайте изменение окраски.

б) К 2-3 каплям раствора метаванадата аммония добавьте столько же концентрированной серной кислоты. Отметьте появление желтой окраски, характерной для декаванадиевой кислоты.

Определите, у какой из полученных кислот выше значение молярной массы эквивалента.

Опыт №4 Пероксидные соединения ванадия

К 5-6 каплям раствора метаванадата аммония добавьте по 2-3 капли растворов пероксида водорода и 2 н. серной кислоты. Наблюдайте окрашивание раствора в красный цвет, обусловленный появлением смеси пероксованадиевых кислот.

Опыт №5 Гидроксид хрома (III) и его свойства

В две пробирки налейте по 2-4 капли раствора соли хрома (III) и по 2 капли раствора щелочи. Затем к образовавшемуся осадку добавьте: в одну пробирку – раствора серной кислоты, в другую – раствора щелочи до растворения осадка. Сделайте вывод о свойствах гидроксида хрома.

Раствор, содержащий гидросокомплекс, сохраните для следующего опыта!

Опыт №6 Восстановительные свойства солей хрома (III)

К полученному в предыдущем опыте раствору гексагидрохромата (III) натрия добавьте 1-2 капли щелочи и 3-5 капель раствора пероксида водорода. Нагрейте смесь на водяной бане до перехода зеленой окраски в желтую, что указывает на образование в растворе хромат-ионов.

Опыт №7 Хроматы и дихроматы

К 3-4 каплям раствора хромата калия прибавьте по каплям раствор серной кислоты до изменения окраски. Какие ионы определяют окраску исходного и полученного растворов?

К 3-4 каплям раствора дихромата калия прибавьте по каплям раствор щелочи до изменения окраски, обратной наблюдавшемуся в предыдущем эксперименте.

Составьте выражение для константы равновесия перехода хромат- в дихромат-ионы и укажите, концентрация какого из этих ионов увеличивается с ростом рН раствора.

Опыт №8 Получение малорастворимых хроматов

В три пробирки с раствором хромата калия (2-3 капли) прибавьте по 2-3 капли растворов: в первую – хлорида бария, во вторую – нитрата свинца, в третью – нитрата серебра. Отметьте окраску полученных осадков.

Напишите выражения для произведения растворимости образовавшихся малорастворимых хроматов и, используя таблицу 4 приложения, сравните их способность растворяться в воде.

Опыт №9 Окислительные свойства дихроматов. (Тяга!)

а) В раствор дихромата калия (4-5 капель), подкисленного раствором серной кислоты (2-3 капли), внесите по каплям раствор сульфида натрия (Тяга!) до изменения окраски раствора и его помутнения.

б) К подкисленному серной кислотой (1-2 капли) раствору дихромата калия (4-5 капель) добавьте 3-4 капли раствора иодида калия. Докажите образование в пробирке свободного иода.

Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций.

Опыт №10 Получение пероксида хрома

К раствору дихромата калия (3-4 капли), подкисленному раствором серной кислоты (2-3 капли) прибавьте 2-3 капли диэтилового эфира, используемого в качестве экстрагента. К полученной смеси прилейте 2-3 капли раствора пероксида водорода и тщательно перемешайте смесь встряхиванием пробирки. Образовавшееся нестойкое пероксидное соединение хрома переходит в эфирный слой, который приобретает синюю окраску.

Составьте графическую формулу пероксида хрома с указанием степени окисления каждого атома и типа химических связей.

5. Контрольные задания

1. Напишите уравнения диссоциации гидроксидов ванадия (V), (IV), (III), (II).
2. Напишите уравнения диссоциации гидроксидов хрома (II), (III), (VI).
3. Укажите, какие ионы существуют в водных растворах солей хрома (III) и хрома (VI): а) при $pH < 7$; б) при $pH > 7$
4. Назовите вещество, которое выпадает в осадок при сливании растворов сульфата хрома (III) и сульфида натрия при комнатной температуре. Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

5. Составьте уравнения реакций: а) $NaVO_3 + H_2O_2 \rightarrow$
б) $NH_4VO_3 + (NH_4)_2S + H_2O \rightarrow$
в) $K_2Cr_2O_7 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$

6. Составьте уравнения реакций взаимодействия дихромата калия с цинком: а) в щелочной среде, б) в кислой среде.

7. 560 мл H_2S ($0^\circ C$ и 101,3 кПа) оказалось достаточным для того, чтобы в сернокислом растворе восстановить 500 мл раствора $K_2Cr_2O_7$. Какова нормальная концентрация этого раствора?

8. Сколько мл 0,2 М раствора $K_2Cr_2O_7$ потребуется для окисления в сернокислом растворе 50 мл раствора сернистой кислоты ($\rho=1,022$ г/мл), содержащей 4% SO_2 ?

9. Укажите тип гибридизации орбиталей хрома и геометрическую форму цианокомплекса хрома (III). Пара- или диамагнитные свойства проявляет данный комплекс? Ответ мотивируйте, основываясь на строении атома хрома.

10. Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений: а) $CrCl_3 \cdot 6H_2O$; б) $3KCN \cdot Cr(CN)_3$; в) $CrCl_3 \cdot 5H_2O$.

Назовите вещества, составьте уравнения диссоциации их водных растворов и составьте выражения констант нестойкости комплексных ионов.

Лабораторная работа №13

Металлы VII B группы

1. Цель работы

Изучить важнейшие химические свойства элементов VII B группы на примере марганца.

2. Теоретическое введение

В побочную подгруппу VII группы периодической системы входят элементы марганец, технеций, рений. На внешнем энергетическом уровне атомов этих элементов находится по 2 s-электрона и на предвнешнем d-подуровне по 5 электронов, обуславливающих их высшую степень окисления +7.

Для марганца также характерны степени окисления в соединениях +2, +4, +6. Повышение степени окисления сопровождается ослаблением основных и усилением кислотных свойств оксидов и гидроксидов марганца. Для рения характерна склонность к проявлению высшей степени окисления.

Химическая активность металлов в ряду марганец – технеций – рений понижается. Так марганец в ряду напряжений металлов находится до водорода, а технеций и рений – после водорода. Поэтому марганец активно взаимодействует с разбавленными кислотами с образованием солей марганца (II), а в порошкообразном состоянии при нагревании и с водой.

Марганец легко окисляется кислородом воздуха, покрываясь оксидной пленкой, предохраняющей от дальнейшего окисления. Технеций и рений в сухом воздухе устойчивы, во влажном же окисляются с образованием соответствующих кислот.

Для соединений марганца в степени окисления +2 характерны восстановительные свойства. Соединения марганца с высшей степенью окисления (+7) проявляют сильные окислительные свойства, а соединения с промежуточной степенью окисления (+4, +6) могут проявлять как восстановительные, так и окислительные свойства.

- Литература**
1. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.: Интеграл- Пресс, 2006. §§ 25.1, 25.2
 2. Коржуков Н.Г. Общая и неорганическая химия.– М.: МИСИС: ИНФРА-М, 2004. §13.4.

Вопросы для самопроверки

1. В чем заключаются различия в строении атомов элементов подгруппы марганца и атомов галогенов? Почему марганец металл, а бром неметалл?

2. Как изменяется химическая активность в ряду $Mn - Tc - Re$? Ответ проиллюстрируйте примерами реакций.

3. Укажите, в какой степени окисления а) марганца, б) технеция, в) рения их соединения наиболее устойчивы. Как изменяется склонность к проявлению высшей степени окисления в большинстве побочных подгрупп Периодической системы?

4. Как получают металлы подгруппы марганца?

3. Приборы и реактивы

Стеклянная палочка. Лакмусовая бумажка (синяя). Диоксид марганца. Растворы: гидроксида натрия (2 н.), соляной кислоты (конц.), сульфата марганца (0,5 н.), перманганата калия (0,5 н.), пероксида водорода (10 %-ный).

4. Порядок проведения работы и указания по технике безопасности

Соблюдать осторожность в реакциях с концентрированной кислотой.

Опыт №1 Гидроксид марганца (II) и его свойства

В две пробирки внесите по 3-4 капли раствора сульфата марганца и по 2-3 капли раствора щелочи. Отметьте цвет полученного осадка гидроксида марганца (II). В первой пробирке размешайте осадок стеклянной палочкой и наблюдайте его побурение вследствие образования гидроксида марганца (IV). Во вторую пробирку с осадком гидроксида марганца (II) добавьте 2-3 капли раствора серной кислоты до растворения осадка.

Укажите, химическая связь в каком из полученных гидроксидов марганца наименее полярна. Ответ мотивируйте, исходя из радиуса ионов, образующих гидроксиды.

Опыт №2 Окислительные свойства диоксида марганца. (Опыт проводить под тягой!)

В пробирку поместите 1 микрошпатель диоксида марганца и 2-3 капли концентрированной соляной кислоты (ТЯГА!) и слегка нагрейте. По цвету и запаху (осторожно!) определите, какой газ выделяется.

Напишите уравнение реакции. Составьте электронные уравнения. Рассчитайте молярную массу эквивалента окислителя.

Опыт №3 Окислительные свойства соединений марганца (VII)

а) Окисление перманганатом калия соли марганца (II).

Внесите в пробирку 3-4 капли раствора перманганата калия и столько же раствора сульфата марганца. Отметьте исчезновение фиолетовой окраски и образование бурого осадка диоксида марганца. Опустите в пробирку синюю лакмусовую бумажку. Какая среда в полученном растворе?

Напишите уравнение реакции, учитывая, что в ней участвует вода.

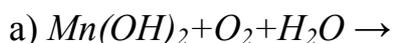
б) Окисление перманганатом калия пероксида водорода

В пробирку внесите 3-5 капель раствора перманганата калия и 2-3 капли раствора серной кислоты. Добавьте 3-4 капли раствора пероксида водорода. Какой газ выделяется в результате реакции?

Напишите уравнение реакции, составьте электронные уравнения, укажите окислитель и восстановитель.

5. Контрольные задания

1. Допишите уравнения следующих реакций, составьте к ним электронные уравнения:



Какие свойства проявляют в этих реакциях соединения марганца?

2. Допишите уравнения следующих реакций, составьте к ним электронные уравнения:



Какие свойства проявляют в этих реакциях соединения марганца?

3. Напишите уравнение реакции термического разложения перманганата калия. Составьте электронные уравнения процесса. К какому типу окислительно-восстановительных превращений относится эта реакция?

4. Назовите вещества, которые образуются при растворении:
а) марганца в соляной кислоте, б) технеция в азотной кислоте? Составьте уравнения соответствующих реакций.

5. На титрование 18 мл 0,1211 н. раствора щавелевой кислоты пошло 15,15 мл раствора перманганата калия. Вычислить нормальную концентрацию и титр раствора перманганата калия.

6. Какой объем оксида серы (IV) при 20⁰С и 100 кПа нужно пропустить через 100 мл 0,1 н. раствора перманганата калия, чтобы раствор полностью обесцветился?

7. Определите объем хлора (н.у.), выделившегося при обработке концентрированной соляной кислотой 23 г перманганата калия, содержащего 1,7 % не реагирующих с соляной кислотой примесей.

8. При термическом разложении 15,8 г перманганата калия получено 0,84 л кислорода (н.у.). Определите массу неразложившегося перманганата калия.

Лабораторная работа № 14

Свойства металлов семейства железа

1. Цель работы

Изучить важнейшие химические свойства *d*-металлов семейства железа.

2. Теоретическое введение

Железо, кобальт, никель, составляющие семейство железа, являются *d*-элементами 4-го периода Периодической системы. Их атомы имеют по два 4*s*-электрона и соответственно 6,7,8 электронов на 3*d*-подуровне. Заполнение вторыми электронами 3*d*-орбиталей сказывается на уменьшении возможных степеней окисления этих элементов от железа к никелю. У железа высшая степень окисления не бывает выше +6, у кобальта +4, у никеля +3. Очевидно, не все электроны незаполненного 3*d*-подуровня участвуют в образовании валентных связей.

С химической точки зрения кобальт и никель менее реакционноспособны, чем железо, и проявляют стойкость к коррозии. Разбавленные кислоты растворяют железо и кобальт при обычной температуре, а никель – при нагревании; холодные концентрированные азотная и серная кислоты пассивируют эти металлы. При нагревании же они окисляют железо до +3.

Восстановительные свойства оксидов и гидроксидов усиливаются от никеля (*II*) к железу (*II*), а окислительные свойства соединений этих металлов в степени окисления +3 усиливаются от железа к никелю. Соли железа (*II*) легко окисляются на воздухе до солей железа (*III*), поэтому для опытов используют свежеприготовленный раствор более устойчивой соли Мора (двойная соль сульфатов аммония и железа (*II*)) $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$. В уравнениях реакций вместо формулы соли Мора можно пользоваться формулой сульфата железа (*II*), т.к. соль Мора практически полностью диссоциирована на ионы.

Для данных металлов характерно образование многочисленных комплексных соединений с координационными числами 6 и 4.

Многие соли этих металлов имеют различную окраску: соли никеля (*II*) – зеленого цвета; соли кобальта (*II*) – синие, а их растворы и кристаллогидраты розовые; соли железа (*II*) – зеленоватые, а железа (*III*) – бурые.

- Литература**
1. Глинка Н.Л. Общая химия. – М.:Интеграл-Пресс, 2006 § 26.1.
 2. Коржуков Н.Г. Общая и неорганическая химия. – М.:МИСИС: ИНФРА-М, 2004. § 13.3

Вопросы для самопроверки

1. Какие степени окисления характерны для металлов семейства железа?
2. Какие соединения называют ферритами и ферратами? Приведите примеры. Где они находят применение?
3. Чем объяснить, что в воде, содержащей ионы Fe^{3+} , коррозия многих металлов ускоряется?
4. Какие железоуглеродные сплавы называют сталями, какие – чугунами?

3. Приборы и реактивы

Железо (стружка), соль Мора, растворы соляной, серной (разб. и конц.), азотной (разб. и конц.) кислот, роданида калия, хлорида железа (III), хлорида кобальта (II), хлорида никеля (II), бромной воды, пероксида водорода, гидроксида натрия. Штатив с пробирками, стеклянная палочка, спиртовка.

4. Порядок проведения работы. Указания по технике безопасности

Опыт №1 Характерные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+}

а) К свежеприготовленному раствору соли Мора прилейте в отдельных пробирках растворы желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$ и красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$. Отметьте, в каком случае произошло изменение окраски. Составьте уравнения реакций.

б) К раствору соли железа (III) прилейте в отдельных пробирках растворы желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$ и красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$. Отметьте, в каком случае наблюдается изменение окраски.

в) В две пробирки налейте по 5-6 капель растворов соли железа (II) и соли железа (III). Добавьте в каждую по 1 капле 0,01 н. раствора роданида калия (или аммония). Как изменилась окраска растворов в каждой пробирке? Напишите уравнение реакции.

Составьте схему электронной конфигурации атома комплексообразователя в гексацианоферрат (II)-анионе, укажите тип гибридизации его орбиталей и определите, какими магнитными свойствами должен обладать этот комплексный ион.

Опыт №2 Взаимодействие железа с кислотами

В четыре пробирки поместите немного железных опилок. В первую пробирку прилейте 5 капель разбавленной серной кислоты, во вторую – соляной, в третью – азотной, в четвертую – 3 капли концентрированной серной кислоты (с концентрированной кислотой работать под тягой!). Пробирку с концентрированной серной кислотой осторожно нагреть (тяги!). Затем в каждую пробирку

прибавьте по 1 капле раствора роданида калия и сделайте вывод, в каких пробирках присутствуют ионы Fe^{3+} . Составьте соответствующие уравнения реакций.

Рассчитайте ЭДС для первой реакции, считая, что в результате ее образуется децимолярный (0,1 M) раствор соли железа.

Опыт №3 Гидроксид железа (II) и его свойства

Приготовить в пробирке раствор соли Мора, прилейте раствор щелочи до выпадения зеленоватого осадка гидроксида железа (II). Перемешайте полученный осадок стеклянной палочкой до момента побурения осадка.

Запишите наблюдения, уравнения реакций и сделайте вывод о свойствах гидроксида железа (II).

Опыт №4 Восстановительные свойства соединений железа (II)

Налейте в пробирку 1-2 мл свежеприготовленного раствора соли Мора, подкислите его серной кислотой и прилейте несколько капель перманганата калия. Что наблюдаете? Добавьте 1 каплю роданида калия. Как изменяется окраска и о чем это свидетельствует? Составьте уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт №5 Окислительные свойства соединений железа (III)

В пробирку внесите 3-4 капли 0,5 н. хлорида железа (III) и добавьте несколько кристаллов сульфита натрия. При этом вначале появляется красное окрашивание вследствие образования малоустойчивого сульфита железа (III), которое исчезает через некоторое время. Прилейте в пробирку 2-3 капли гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Что наблюдаете? О чем говорит такое изменение окраски?

Запишите наблюдения, уравнение реакции окисления сульфита натрия хлоридом железа (III), учитывая, что в реакции принимает участие вода, сделайте вывод.

Опыт №6 Гидроксиды кобальта (II) и никеля (II) и их свойства

а) В две пробирки поместите по 2-3 капли 0,5 н. раствора хлорида кобальта (II) и добавьте по каплям раствор щелочи до появления вначале синего осадка основной соли, переходящего в розовый осадок гидроксида кобальта (II). В одной пробирке осадок тщательно перемешать стеклянной палочкой, а в другую добавьте 2-3 капли раствора пероксида водорода. Запишите свои наблюдения и составьте уравнения реакций.

б) В три пробирки поместите по 2-3 капли раствора хлорида никеля (II) и добавьте по каплям раствор щелочи до выпадения осадка. В первой пробирке

осадок тщательно перемешайте стеклянной палочкой, во вторую добавьте 2-3 капли раствора пероксида водорода, в третью – 1 каплю бромной воды (под тягой). Запишите наблюдения и сопоставьте их с результатами опыта № 3 и ба. Напишите уравнения реакций, сделайте вывод.

Рассчитайте ЭДС для протекающих в щелочной среде реакций окисления гидроксидов кобальта (II) и никеля (II), используя Приложение

5. Контрольные задания

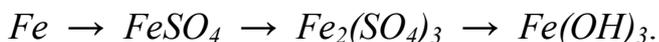
1. Как взаимодействует железо с концентрированной и разбавленной серной кислотой? Чем объяснить, что в образующихся при этом солях железа находится в различной степени окисления? Напишите соответствующие уравнения реакций.

2. Напишите уравнения реакций взаимодействия железа, кобальта, никеля с разбавленной азотной кислотой: а) при нагревании, б) при комнатной температуре.

3. Напишите уравнения реакций взаимодействия раствора карбоната натрия с растворами хлорида железа (III) и хлорида железа (II). Объясните, почему в осадок не выпадает карбонат железа (III).

4. Можно ли получить сульфид железа (III) взаимодействием: а) растворов $FeCl_3$ и H_2S ; б) растворов $Fe(NO_3)_3$ и $(NH_4)_2S$? Ответ обоснуйте.

5. Составьте уравнения реакций превращения веществ:



6. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



7. Сколько угля потребуется для восстановления железа из 1 т руды, содержащей 60 % оксида железа (III)?

8. Какой объем (н.у.) оксида углерода (II) нужно затратить, чтобы восстановить железо из 0,5 т руды, содержащей 90 % FeO ?

9. Составьте: а) уравнение реакции образования тетрароданокобальтата (II) аммония; б) уравнение диссоциации этой соли; в) уравнение диссоциации комплексного аниона этой соли; г) выражение константы нестойкости комплексного иона.

10. Как получить амминокомплексы кобальта (II) и (III), исходя из соли кобальта (II)? Приведите выражения для констант нестойкости обоих комплексных ионов. Какая из этих величин должна быть больше?

Библиографический список

1. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии [Текст] / Н.С. Ахметов. - М.: Высшая школа, 2003.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2006.
3. Коржуков, Н.Г. Общая и неорганическая химия [Текст] / Н.Г. Коржуков. – М.: МИСИС: ИНФРА-М, 2000
4. Коровин, Н.В. Лабораторные работы по химии [Текст] / Н.В. Коровин, Э.И. Мингулина, Н.Г. Рыжова. - М.: Высшая школа, 2001.
5. Лабораторный практикум по неорганической химии [Текст] / под ред. Г.М. Курдюмова. - М.:МИСиС, 1991.
6. Хомченко, Г.П. Практикум по общей и неорганической химии[Текст] / Г.П. Хомченко. - М.: Высшая школа, 1980.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1 - Константы диссоциации (K_d) слабых электролитов при 25⁰С

Электролит	Формула	K_d	Электролит	Формула	K_d
Кислоты			Основания		
Азотистая	HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$	Гидроксид аммония	NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Борная	H_3BO_3	$K_1=5,8 \cdot 10^{-10}$	Гидроксид алюминия	$Al(OH)_3$	$K_3=1,4 \cdot 10^{-9}$
Кремниевая	H_2SiO_3	$K_1=2,2 \cdot 10^{-10}$ $K_2=1,6 \cdot 10^{-12}$	Гидроксид железа (II)	$Fe(OH)_2$	$K_2=1,3 \cdot 10^{-4}$
Муравьиная	$HCOOH$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	Гидроксид железа (III)	$Fe(OH)_3$	$K_3=1,4 \cdot 10^{-12}$
Сернистая	H_2SO_3	$K_1=1,6 \cdot 10^{-2}$ $K_2=6,3 \cdot 10^{-8}$	Гидроксид магния	$Mg(OH)_2$	$K_2=2,5 \cdot 10^{-3}$
Сероводородная	H_2S	$K_1=6 \cdot 10^{-8}$ $K_2=1 \cdot 10^{-14}$	Гидроксид марганца II	$Mn(OH)_2$	$K_2=5 \cdot 10^{-4}$
Угольная	H_2CO_3	$K_1=4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2=4,7 \cdot 10^{-11}$	Гидроксид меди	$Cu(OH)_2$	$K_2=3,4 \cdot 10^{-7}$
Уксусная	CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	Гидроксид хрома (III)	$Cr(OH)_3$	$K_3=1 \cdot 10^{-10}$
Хлорноватистая	$HClO$	$5 \cdot 10^{-8}$	Гидроксид цинка	$Zn(OH)_2$	$K_2=4 \cdot 10^{-5}$
Бромноватистая	$HBrO$	$2,5 \cdot 10^{-9}$			
Иодноватистая	$HIО$	$2,3 \cdot 10^{-11}$			
Хлористая	$HClO_2$	$1,1 \cdot 10^{-2}$			
Бромноватая	$HBrO_3$	$2 \cdot 10^{-1}$			
Иодноватая	$HIО_3$	$1,7 \cdot 10^{-1}$			
Фосфорная	H_3PO_4	$K_2=6,3 \cdot 10^{-8}$ $K_3=1,3 \cdot 10^{-12}$			
Фтороводородная	HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$			
Циановодородная	HCN	$7,9 \cdot 10^{-9}$			

Таблица 2 - Константы нестойкости (K_n) некоторых комплексных ионов

Формула	K_n	Формула	K_n
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]$	$1,5 \cdot 10^{-3}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{AgCl}_2]^-$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
$[\text{AgBr}_2]^-$	$7,8 \cdot 10^{-8}$	$[\text{FeF}_6]^{3-}$	$4,2 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$9,3 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Fe}(\text{CNS})_6]^{3-}$	$2,9 \cdot 10^{-4}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$8,0 \cdot 10^{-22}$	$[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$	$6,3 \cdot 10^{-20}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$2,5 \cdot 10^{-14}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1,5 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Al}(\text{OH})_4]$	$3,1 \cdot 10^{-33}$	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$8,5 \cdot 10^{-16}$
$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$9,3 \cdot 10^{-3}$	$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$5,9 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,4 \cdot 10^{-19}$	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$2,0 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$7,6 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$1,1 \cdot 10^{-8}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	$5,0 \cdot 10^{-28}$	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,8 \cdot 10^{-14}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,1 \cdot 10^{-13}$	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{-16}$
$[\text{CuCl}_4]^{2-}$	$6,3 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$3,5 \cdot 10^{-10}$
$[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-16}$	$[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$	$2,1 \cdot 10^{-8}$
		$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-17}$

Таблица 3 - Произведение растворимости (ПР) некоторых малорастворимых электролитов (при 25⁰С)

Вещество	ПР	Вещество	ПР	Вещество	ПР
AgBr	$5,0 \cdot 10^{-13}$	CaCO₃	$4,4 \cdot 10^{-9}$	Mg(OH)₂	$6,0 \cdot 10^{-10}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	CaSO₄	$3,7 \cdot 10^{-5}$	Ni(OH)₂	$1,6 \cdot 10^{-14}$
Ag₂CrO₄	$1,2 \cdot 10^{-12}$	CaF₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	Mn(OH)₂	$2,3 \cdot 10^{-13}$
Ag₂Cr₂O₇	$2,0 \cdot 10^{-7}$	Cu(OH)₂	$5,6 \cdot 10^{-20}$	PbBr₂	$5,0 \cdot 10^{-5}$
AgI	$2,3 \cdot 10^{-16}$	CuS	$1,4 \cdot 10^{-36}$	PbCl₂	$1,7 \cdot 10^{-5}$
Ag₂S	$7,2 \cdot 10^{-50}$	Cr(OH)₃	$1,1 \cdot 10^{-30}$	Co(OH)₂	$1,6 \cdot 10^{-15}$
Al(OH)₃	$5,7 \cdot 10^{-32}$	NiS	$9,3 \cdot 10^{-22}$	PbI₂	$8,7 \cdot 10^{-9}$
Bi(OH)₃	$3,0 \cdot 10^{-36}$	Fe(OH)₂	$7,9 \cdot 10^{-16}$	PbSO₄	$1,7 \cdot 10^{-8}$
BaSO₃	$8,0 \cdot 10^{-7}$	FeO(OH)*	$2,2 \cdot 10^{-42}$	PbS	$8,7 \cdot 10^{-29}$
BaCO₃	$4,9 \cdot 10^{-9}$	FeS	$3,4 \cdot 10^{-17}$	Zn(OH)₂	$3,0 \cdot 10^{-16}$
BaSO₄	$1,8 \cdot 10^{-10}$	LiF	$1,5 \cdot 10^{-3}$	CdS	$6,5 \cdot 10^{-28}$
BaCrO₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	Li₃PO₄	$3,2 \cdot 10^{-9}$	SrSO₄	$2,1 \cdot 10^{-7}$
Be(OH)₂	$8,0 \cdot 10^{-22}$	Li₂CO₃	$1,9 \cdot 10^{-3}$	HgS	$1,4 \cdot 10^{-45}$

Таблица 4 - Стандартные восстановительные потенциалы в водных растворах (окислитель+ne⁻=восстановитель)

Элемент	Полуреакция восстановления	E ⁰ , в
1	2	3
Ag	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$	+0,80
	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{e}^- = \text{Ag} + 2\text{NH}_3$	+0,31
	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + \text{e}^- = \text{Ag} + 2\text{CN}^-$	-0,31
Al	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Al}$	-1,66
	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{e}^- = \text{Al} + 3\text{OH}^-$	-2,31
	$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35
Au	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Au}$	+1,50
	$\text{AuCl}_4^- + 3\text{e}^- = \text{Au} + 4\text{Cl}^-$	+1,00
B	$\text{H}_3\text{BO}_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{B} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,87
Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ba}$	-2,90
Be	$\text{Be}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Be}$	-1,85
Br	$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{Br}$	+1,06
	$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,52
	$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
Bi	$\text{Bi}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Bi}$	+0,22
H	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$	+0,00
C	$2\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0,49
	$\text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{CH}_3\text{CHO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,12
Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ca}$	-2,87
Cd	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cd}$	-0,40
Cl	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{Cl}^-$	+1,36
	$2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,63
	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- = \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,47
	$2\text{ClO}_4^- + 16\text{H}^+ + 14\text{e}^- = \text{Cl}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	+1,39
Cr	$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cr}$	-0,91
	$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- = \text{Cr}^{2+}$	-0,41
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
Cs	$\text{Cs}^+ + \text{e}^- = \text{Cs}$	-2,91

Продолжение таблицы 4		
1	2	3
Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$	+0,34
	$\text{Cu}^+ + \text{e}^- = \text{Cu}$	+0,52
	$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- = \text{Cu}^+$	+0,15
F	$\text{F}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{F}^-$	+2,87
Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Fe}^0$	-0,44
	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$	+0,77
	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{e}^- = [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+0,36
Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Hg}$	+0,85
	$2\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Hg}_2^{2+}$	+0,91
	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- = 2\text{Hg}$	+0,79
K	$\text{K}^+ + \text{e}^- = \text{K}$	-2,93
I	$\text{I}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-$	+0,54
	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,19
	$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\text{e}^- = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	+0,21
Li	$\text{Li}^+ + \text{e}^- = \text{Li}$	-2,93
Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Mg}$	-2,37
Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Mn}$	-1,19
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
	$\text{MnO}_4^- + \text{e}^- = \text{MnO}_4^{2-}$	+0,56
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
	$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,65
N	$\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^- = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+0,99
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^- = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,80
	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\text{e}^- = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,87
	$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,24
	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,94
Na	$\text{Na}^+ + \text{e}^- = \text{Na}$	-2,71
Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ni}$	-0,23
	$\text{Ni}(\text{OH})_3 + \text{e}^- = \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+0,49

Окончание таблицы 4

1	2	3
O	$O_2 + 4H^+ + 4e^- = 2H_2O$	+1,23
	$O_2 + 2H_2O + 4e^- = 4OH^-$	+0,40
	$O_2 + 2H^+ + 2e^- = H_2O_2$	+0,68
	$O_2 + 2H_2O + 2e^- = H_2O_2 + 2OH^-$	-0,08
	$H_2O_2 + 2e^- = 2OH^-$	+0,88
P	$H_3PO_4 + 2H^+ + 2e^- = H_3PO_3 + H_2O$	-0,28
	$H_3PO_4 + 5H^+ + 5e^- = P + 4H_2O$	-0,38
Pb	$Pb^{2+} + 2e^- = Pb$	-0,13
	$PbO_2 + 4H^+ + 2e^- = Pb^{2+} + 2H_2O$	+1,46
	$PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e^- = PbSO_4 + 2H_2O$	+1,68
	$PbO_2 + 2H_2O + 2e^- = Pb^{2+} + 4OH^-$	+1,25
S	$S + 2e^- = S^{2-}$	-0,48
	$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- = SO_2 + 2H_2O$	+0,17
	$SO_4^{2-} + 8H^+ + 6e^- = S + 4H_2O$	+0,36
	$SO_4^{2-} + 10H^+ + 8e^- = H_2S + 4H_2O$	+0,60
	$S_2O_8^{2-} + 2e^- = 2SO_4^{2-}$	+2,00
Sn	$Sn^{2+} + 2e^- = Sn$	-0,14
	$Sn^{4+} + 2e^- = Sn^{2+}$	+0,15
Se	$Se + 2e^- = Se^{2-}$	-0,92
Sr	$Sr^{2+} + 2e^- = Sr$	-2,98
Te	$Te + 2H^+ + 2e^- = H_2Te$	-0,71
Zn	$Zn^{2+} + 2e^- = Zn$	-0,76
	$Zn(OH)_2 + 2e^- = Zn + 2OH^-$	-1,25

Таблица 5 - Растворимость солей, кислот и оснований в воде

анион / катион	OH ⁻	NO ₃ ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻
H ⁺		P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P
NH ₄ ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	–	P
K ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Na ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Ag ⁺	–	P	P		H	H	H	H	M	H	–	H
Ba ²⁺	P	P	M	P	P	P	P	H	H	H	H	H
Ca ²⁺	M	P	H	P	P	P	M	H	M	H	H	H
Mg ²⁺	H	P	M	P	P	P	M	H	P	H	H	H
Zn ²⁺	H	P	M	P	P	P	H	H	P	H	–	H
Cu ²⁺	H	P	P	P	P	–	H	H	P	–	–	H
Co ²⁺	H	P	H	P	P	P	H	H	P	H	–	H
Hg ²⁺	–	P	–	P	M	H	H	–	P	–	–	H
Pb ²⁺	H	P	H	M	M	H	H	H	H	H	H	H
Fe ²⁺	H	P	M	P	P	P	H	H	P	H	H	H
Fe ³⁺	H	P	H	P	P	–	–	–	P	–	–	H
Al ³⁺	H	P	M	P	P	P	–	–	P	–	–	H
Cr ³⁺	H	P	M	P	P	P	–	–	P	–	–	H
Sn ²⁺	H	P	H	H	P	M	H	–	H	–	–	H
Mn ²⁺	H	P	H	P	P	H	H	H	P	H	H	H

P – растворимо, M- малорастворимо (< 0,1 M), H- нерастворимо (<10⁻⁴M),

«–» - не существует или разлагается водой

Таблица 6 – Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
						H 1 1,00794 ВОДОРОД	He 2 4,00260 ГЕЛИЙ		
Li 3 6,941 ЛИТИЙ	Be 4 9,01218 БЕРИЛЛИЙ	B 5 10,811 БОР	C 6 12,011 УГЛЕРОД	N 7 14,0067 АЗОТ	O 8 15,9994 КИСЛОРОД	F 9 18,9984 ФТОР	Ne 10 20,179 НЕОН		
Na 11 22,989 НАТРИЙ	Mg 12 24,305 МАГНИЙ	Al 13 26,9815 АЛЮМИНИЙ	Si 14 28,0855 КРЕМНИЙ	P 15 30,9737 ФОСФОР	S 16 32,066 СЕРА	Cl 17 35,453 ХЛОР	Ar 18 39,948 АРГОН		
K 19 39,0983 КАЛИЙ	Ca 20 40,078 КАЛЬЦИЙ	Sc 21 44,9559 СКАНДИЙ	Ti 22 47,88 ТИТАН	V 23 50,9415 ВАНАДИЙ	Cr 24 51,9961 ХРОМ	Mn 25 54,9380 МАРГАНЕЦ	Fe 26 55,847 ЖЕЛЕЗО	Co 27 58,9332 КОБАЛЬТ	Ni 28 58,69 НИКЕЛЬ
Cu 29 63,546 МЕДЬ	Zn 30 65,39 ЦИНК	Ga 31 69,72 ГАЛЛИЙ	Ge 32 72,59 германий	As 33 74,9216 МЫШЬЯК	Se 34 78,96 СЕЛЕН	Br 35 79,904 БРОМ	Kr 36 83,80 КРИПТОН		
Rb 37 85,4678 РУБИДИЙ	Sr 38 87,62 СТРОНЦИЙ	Y 39 88,9059 ИТТРИЙ	Zr 40 91,224 ЦИРКОНИЙ	Nb 41 92,9064 НИОБИЙ	Mo 42 95,94 МОЛИБДЕН	Tc 43 97,9072 ТЕХНЕЦИЙ	Ru 44 101,07 РУТЕНИЙ	Rh 45 102,90 РОДИЙ	Pd 46 106,42 ПАЛЛАДИЙ
Ag 47 107,868 СЕРЕБРО	Cd 48 112,41 КАДМИЙ	In 49 114,82 ИНДИЙ	Sn 50 118,710 ОЛОВО	Sb 51 121,75 СУРЬМА	Te 52 127,60 ТЕЛЛУР	I 53 126,904 ИОД	Xe 54 131,29 КСЕНОН		
Cs 55 132,905 ЦЕЗИЙ	Ba 56 137,33 БАРИЙ	La* 57 138,905 ЛАНТАН	Hf 72 178,49 ГАФНИЙ	Ta 73 180,947 ТАНТАЛ	W 74 183,85 ВОЛЬФРАМ	Re 75 186,207 РЕНИЙ	Os 76 190,2 ОСМИЙ	Ir 77 192,22 ИРИДИЙ	Pt 78 195,08 ПЛАТИНА
Au 79 196,96 ЗОЛОТО	Hg 80 200,59 РУТУТЬ	Tl 81 204,383 ТАЛЛИЙ	Pb 82 207,2 СВИНЕЦ	Bi 83 208,980 ВИСМУТ	Po 84 208,982 ПОЛОНИЙ	At 85 209,987 АСТАТ	Rn 86 222,01 РАДОН		
Fr 87 223,019 ФРАНЦИЙ	Ra 88 226,025 РАДИЙ	Ac** 89 227,027 АКТИНИЙ	Rf 104 [261] РЕЗЕРФОРДИЙ	Db 105 [262] ДУБНИЙ	Sg 106 [263] СИБОРГОВИЙ	Bh 107 [262] БОРИЙ	Hs 108 [265] ХАССИЙ	Mt 109 [266] МЕЙТНЕРИЙ	Uun 110 [271] УН-УН-НУЛИЙ

Ce 58 140,1 ЦЕРИЙ	Pr 59 140,90 ПРАЗЕОДИМ	Nd 60 144,24 НЕОДИМ	Pm 61 [147] ПРОМЕТИЙ	Sm 62 150,35 САМАРИЙ	Eu 63 151,96 ЕВРОПИЙ	Gd 64 157,25 ГАДОЛИНИЙ	Tb 65 158,92 ТЕРБИЙ	Dy 66 162,5 ДИСПРОЗИЙ	Ho 67 164,93 ГОЛЬМИЙ	Er 68 167,2 ЭРБИЙ	Tm 69 168,93 ТУЛИЙ	Yb 70 173,04 ИТТЕРБИЙ	Lu 71 174,97 ЛЮТЕЦИЙ
Th 90 232,03 ТОРИЙ	Pa 91 231,03 ПРОТАКТИНИЙ	U 92 238,0 УРАН	Np 93 237,04 НЕПТУНИЙ	Pu 94 244,06 ПЛУТОНИЙ	Am 95 243,06 АМЕРИЦИЙ	Cm 96 247,07 КЮРИЙ	Bk 97 247,07 БЕРКЛИЙ	Cf 98 251,07 КАЛИФОРНИЙ	Es 99 252,08 ЭЙНШТЕЙНИЙ	Fm 100 257,09 ФЕРМИЙ	Md 101 258,09 МЕНДЕЛЕЕВИЙ	No 102 259,10 НОБЕЛИЙ	Lr 103 260,10 ЛОУРЕНСИЙ

ЯНЬШИНА ТАТЬЯНА НИКИТИЧНА

**НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ
(ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ)**

Лабораторный практикум (часть 2)

Подписано в печать 05.12.2012

Формат 60x90 $\frac{1}{16}$

Рег.№ 10

Печать офсетная Уч.-изд.л. 4,375
Тираж 100 экз.

Национальный исследовательский технологический университет «МИСиС»
Новотроицкий филиал
462359, Оренбургская обл., г. Новотроицк, ул. Фрунзе, 8.
E-mail: nfmisis@yandex.ru
Контактный тел. 8 (3537) 679729.

Отпечатано в типографии ООО «Медиа Сервис»
Оренбургская обл., г.Орск, ул.Краматорская, 2б

Контактный тел. 8 (3537) 236161.

