

УЛЬЯНОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИНСТИТУТ МЕДИЦИНЫ, ЭКОЛОГИИ И ФИЗИЧЕСКОЙ КУЛЬТУРЫ
ЭКОЛОГИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

Иванова Л.А., Шроль О.Ю., Андреев А.О.

Руководство к лабораторному практикуму

по дисциплине «Химия»

для студентов 1 курса направления подготовки бакалавров

35.03.01 «Лесное дело»



Ульяновск – 2019

***Печатается по решению научно-методической комиссии Института
медицины, экологии и физической культуры.***

Рецензент: к.х.н., доцент кафедры химии УлГПУ Кафиятуллина А.Г.

Иванова Л.А., Шроль О.Ю., Андреев А.О.

*Руководство к лабораторному практикуму по дисциплине «Химия» для студентов 1 курса
направления подготовки бакалавров 35.03.01 «Лесное дело» / Составители: Иванова Л.А., Шроль
О.Ю., Андреев А.О. – Ульяновск: УлГУ, 2019. – 46 с.*

*Методическое пособие составлено для студентов 1 курса направления подготовки бакалавриата
35.03.01 «Лесное дело» и является руководством для лабораторно-практических занятий.*

Методическое пособие составлено в соответствии с рабочей программой по дисциплине «Химия».

© Иванова Л.А., Шроль О.Ю., Андреев А.О.

**©Ульяновский государственный университет,
2019 г**

Содержание

ВВЕДЕНИЕ		4
Раздел 1. Общая химия		5
	Тема 1. Энергетика химических процессов. Определение теплового процесса реакции нейтрализации	5
	Тема 2. Теория растворов.	8
	Часть А. Приготовление растворов заданной концентрации.	8
	Часть Б. Ионные реакции в растворах, гетерогенные равновесия в растворах электролитов	9
	Тема 3. Экспериментальное исследование влияния рН среды на продукты окислительно-восстановительных реакций	10
	Тема 4. Комплексные соединения	14
Раздел 2. Неорганическая химия		17
	Тема 1. Химия неметаллов	17
	Часть А. Галогены и их соединения.	17
	Часть Б. Элементы VIA-группы периодической системы элементов и их соединения	19
	Часть В. Элементы VA-группы периодической системы элементов и их соединения.	22
	Часть Г. Элементы IV A-группы периодической системы элементов и их соединения.	26
	Тема 2. Химия металлов	27
	Часть А. Изучение свойств щелочных и щелочноземельных металлов и их соединений»	33
	Часть Б. Элементы III A-группы периодической системы и их соединения.	35
	Тема 3. Общая характеристика и токсикология d-элементов и их соединений	36
	Часть А. Элементы Ib и IIb группы периодической системы и их соединения.	36
	Часть Б. Элементы побочной подгруппы VI группы периодической системы. «Изучение свойств хрома и его соединений»	38
	Часть В. Побочная подгруппа седьмой группы периодической системы. Марганец и его соединения”	40
	Часть Г. Элементы VIIIБ группы периодической системы элементов и их соединения. Железо, кобальт, никель и их соединения.	42
Раздел 3. Аналитическая химия		45
	Тема 1. Анализ объектов окружающей среды	45

Введение

Методическое пособие «Руководство к лабораторному практикуму по дисциплине «Химия» для студентов 1 курса направления подготовки бакалавров 35.03.01 «Лесное дело» является дополнением к учебно-методическим средствам обучения и предназначено для более успешного освоения соответствующих компетенций в рамках действующего ФГОС ВО по программе подготовки бакалавров 35.03.01 «Лесное дело».

Химия играет важную роль в системе подготовки будущих лесников, в формировании умений и навыков для решения проблемных и ситуационных задач; формировании практических навыков постановки и выполнения экспериментальной работы.

В комплексе образовательных дисциплин химии принадлежит определенная общеобразовательная и воспитательная роль, так как эта дисциплина приучает студента к учебно-исследовательской работе, к постановке и тщательному проведению опыта в строго определенных условиях, построению логически правильных выводов, вытекающих из полученных данных, а также к строго документальному их оформлению.

Настоящее методическое пособие составлены с учетом рабочей программы по химии для студентов направления подготовки бакалавров 35.03.01 «Лесное дело», содержит указания к проведению лабораторно-практических занятий.

Раздел 1. Общая химия

ТЕМА 1. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛООВОГО ПРОЦЕССА РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ

Цель работы:

1. Научиться выполнять калориметрические измерения.
2. Освоить навыки термодинамических расчетов, связанных с энергетикой химических реакций.

Содержание работы:

1. Экспериментально определить тепловой эффект реакции нейтрализации.
2. Проверить выполнение закона Гесса.
3. Определить относительную и абсолютную погрешности измерения.

Приборы и реактивы: калориметр, мерные цилиндры, воронка, термометр, секундомер или песочные часы, растворы гидроксида натрия с концентрацией $C(\text{NaOH}) = 2$ моль/л и серной кислоты $C(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л.

Краткие теоретические сведения.

Любые химические реакции всегда сопровождаются теми или иными энергетическими эффектами: выделением или поглощением теплоты, света, совершением электрической или механической работы. Изучением энергетических изменений при химических реакциях занимается наука, называемая химической термодинамикой. Особенностью химической термодинамики как науки является рассмотрение химических реакций в состоянии равновесия, когда реакция либо не началась, либо уже закончилась, и изменения во внешней среде отсутствуют.

Химическая термодинамика базируется на двух основных законах. **Первый закон термодинамики** известен как закон сохранения энергии. Изменение внутренней энергии закрытой системы определяется количеством выделенной теплоты и совершенной работы. $\Delta U = Q - A$

Количество теплоты выделившейся или поглощенной в результате химической реакции называется **тепловым эффектом**. Экзотермическая реакция – теплота выделяется, эндотермическая – поглощается.

Чаще всего в биологических системах химические превращения протекают при постоянном давлении (изобарные процессы) в этом случае тепловой эффект реакции будет равен изменению внутренней энергии системы плюс работа над внешним давлением $p\Delta V$: $Q = \Delta U + p\Delta V$

Сумма $U + pV$ называется **энтальпией** и является функцией состояния системы или мерой ее теплосодержания.

Для химической реакции протекающей при постоянном давлении энтальпия равна тепловому эффекту.

За **стандартную энтальпию** образования принимают энтальпию той реакции, в которой 1 моль вещества образуется из простых веществ, каждое из которых находится в термодинамическом состоянии.

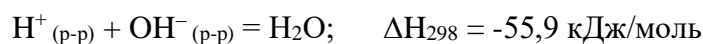
Закон Гесса и следствия из него.

Тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния системы но не зависит ни от пути протекания реакции, ни от ее механизма. Следствия закона Гесса.

1) изменение энтальпии химической реакции не зависит от числа промежуточных стадий

2) энтальпия реакции равна сумме энтальпий образования продуктов за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ.

Теплота нейтрализации – это тепловой эффект реакции образования 1 моль H_2O из ионов H^+ и OH^-



При нейтрализации сильных кислот сильными основаниями тепловой эффект этого процесса почти одинаков в расчете на 1 моль эквивалента кислоты или щелочи.

Экспериментальное определение ΔH нейтрализации осложнено тем, что при сливании растворов имеет место процесс разбавления:

$\omega(\text{разбавл}) = \Delta H_{\text{нейтр}} + \Delta H_{\text{разб}}$. Нейтрализация слабой кислоты или слабого основания сопровождается гидролизом образующейся соли, в результате чего изменяется концентрация ионов H^+ и OH^- в растворе, следовательно и тепловой эффект процесса будет иным.

Методические рекомендации и описание лабораторной установки

С целью проверки справедливости закона Гесса, в данной работе проводим реакцию нейтрализации H_2SO_4 щелочью NaOH в две стадии.

Результатом реакции первой стадии (при недостаточном количестве NaOH)



является раствор гидросульфата натрия NaHSO_4 в воде.

Результатом реакции по второй стадии



является образование сульфата натрия.

В каждой стадии температура увеличивается по сравнению с температурой исходного вещества (раствора H_2SO_4). Поэтому происходит изменение энтальпии в процессе реакции. Его мы можем определить для каждой стадии по формуле:

$$\Delta H = K \cdot \Delta T / n \quad (\text{кДж/моль}),$$

где $K = 0,96 \text{ кДж/моль}$ – постоянная калориметра (количество теплоты, необходимое для нагревания калориметра с термометром, мешалкой, раствором H_2SO_4 на 1 К);

$n = C \cdot V$ – количество вещества;

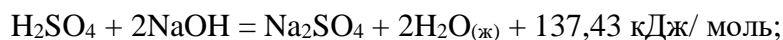
C – молярная концентрация вещества;

V – объем раствора.

Общее количество теплоты, выделившейся в результате реакции, будет равно сумме изменений энтальпий каждой стадии: $\Delta H_{\text{эксп}} = \Delta H_1 + \Delta H_2$.

Для определения погрешности измерения теплового эффекта воспользуемся формулой: $\delta = (\Delta H_{\text{эксп}} - \Delta H_{\text{ист.}} / \Delta H_{\text{ист.}}) \cdot 100\%$.

За $\Delta H_{\text{ист}}$ принимаем табличное значение ΔH для реакции, протекающей в одну стадию:



Порядок выполнения работы.

1. Налить в один цилиндр 100 мл одномолярного раствора H_2SO_4 .
2. Налить в два цилиндра по 50 мл двумолярного раствора NaOH .
3. Залить в калориметр 100 мл одномолярного раствора H_2SO_4 .
4. Включить мешалку.
5. В течение 5 минут через каждые 60 секунд снимать показания термометра и заносить значения температуры в первую строку таблицы №1
6. Влить в калориметр 50 мл двумолярного раствора NaOH из первого цилиндра.
7. В течение 5 минут снимать показания термометра через каждые 60 секунд и заносить во вторую строку таблицы №1.
8. Влить в калориметр 50 мл двумолярного раствора NaOH . В течение 5 минут снимать показания термометра через каждые 60 секунд и заносить их в третью строку таблицы №1.
9. Рассчитать значения ΔH для каждой стадии реакции и занести в таблицу №2.
10. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место лаборанту.

Схема лабораторной установки

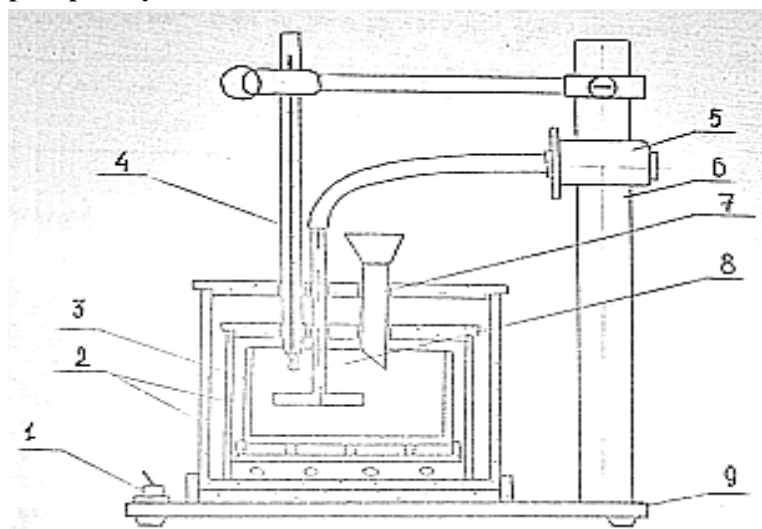


Рис. 1. Схема калориметра:

- 1 – включатель мешалки; 2 – термоизолирующие стаканы;
 3 – реакционный стакан; 4 – термометр; 5 – электродвигатель мешалки;
 6 – штатив; 7 – воронка; 8 – мешалка; 9 – основание штатива.

Основной частью лабораторной установки является калориметр, представляющий собой изолированный от окружающей среды внутренний сосуд (3). Для измерения температуры реагирующих веществ используется ртутный термометр (4). Перемешивание раствора осуществляется мешалкой (8) с помощью электродвигателя (5). Воронка (7) служит для заливки растворов.

Таблица 1

t, мин	1	2	3	4	5
t° C, H ₂ SO ₄					
T°С, 1 стадии					
T°С, 2 стадии					

Таблица 2

1 стадия		2 стадия	
T° _{нач} =	t° _{кон} =	t° _{нач} =	t° _{кон} =
$\Delta t^\circ =$		$\Delta t^\circ =$	
$\Delta H_1 =$		$\Delta H_2 =$	

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Химические уравнения реакций.
3. Таблицы №1 и №2.
4. Расчеты ΔH и погрешности $\delta \%$.
5. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы:

1. Основные понятия термодинамики (термодинамическая система, параметры системы, фаза, компоненты системы, процесс). Классификация термодинамических систем.
2. Внутренняя энергия вещества. Функцией каких параметров является внутренняя энергия вещества? Первое начало термодинамики. Применение первого начала термодинамики к биологическим системам.

3. Энтальпия как функция состояния. Стандартные условия в термодинамике. Изменение энтальпии в различных химических и физико-химических процессах.
4. Тепловой эффект химической реакции. Особенности термохимических уравнений и расчетов по ним. Закон Гесса и следствия из него.
5. Второй закон термодинамики. Понятие энтропии.
6. Свободная энергия Гиббса как критерий самопроизвольного протекания реакции.

ТЕМА 2. ТЕОРИЯ РАСТВОРОВ.

Часть А. Приготовление растворов заданной концентрации.

Цель работы:

1. Научиться готовить растворы заданной концентрации.
2. Приобретение навыков расчета и перерасчета концентраций растворов.

Содержание работы:

1. Приготовления растворов различной концентрации из сухой соли.
2. Приготовления растворов из более концентрированного раствора.
3. Приготовления растворов смешением двух растворов разных концентраций.
4. Перерасчет массовой доли растворов в молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, в моляльность.

Приборы и реактивы: мерные колбы (конические на 250 мл); мерные цилиндры на 50, 100 и 250 мл, стеклянные палочки, весы теххимические, разновесы, набор ареометров, хлорид натрия.

Методические рекомендации и описание лабораторной работы

а) Приготовление раствора NaCl заданной концентрации из навески сухого вещества

Порядок работы:

1. Получить задание от преподавателя: приготовить определенное количество (100–500 мл) раствора хлорида натрия с концентрацией 5–15%.
2. Рассчитать необходимую для приготовления заданного объема раствора навеску сухой соли и объем воды.
3. Отвесить навеску хлорида натрия на теххимических весах и перенести ее в колбу.
4. Отмерить необходимое количество воды мерным цилиндром и вылить воду в сосуд с сухой солью. Размешать смесь палочкой до полного растворения соли.
5. Для контроля правильности приготовления раствора измерить его плотность ареометром: в цилиндр емкостью 50/100 мл наливают полученный раствор (2/3 объема) и осторожно опускают туда ареометр (в присутствии преподавателя). Сравнивают реальную плотность с необходимой (таблица) и делают заключение о правильности выполнения работы.
6. Оформить протокол работы и выразить содержание хлорида натрия во всех единицах концентрации (% , молярная доля, массовая концентрация, титр, молярность, моляльность, нормальность).
7. Раствор хлорида натрия оставить для дальнейшей работы, использованную посуду вымыть.

б) Приготовление раствора NaCl разбавлением более концентрированного раствора

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание – приготовить определенное количество (100–500 мл) раствора хлорида натрия низкой концентрации (2–8%) из более концентрированного раствора.
2. Рассчитать объем концентрированного раствора, необходимого для приготовления заданного объема и количество добавочной воды.
3. Отмерить необходимое количество концентрированного раствора и добавочной воды,

слить их в колбу и тщательно перемешать раствор.

4. Для контроля правильности приготовления раствора измерить его плотность ареометром в присутствии преподавателя.
5. Оформить протокол работы и выразить содержание хлорида натрия во всех единицах концентрации.
6. Раствор хлорида натрия оставить для дальнейшей работы, использованную посуду вымыть.

в) Приготовление раствора NaCl смешением двух растворов заданных концентраций

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Рассчитать требуемые объемы обоих растворов, необходимых для приготовления заданного раствора.
3. Отмерить рассчитанные количества смешиваемых растворов и смешать их в колбе.
4. Для контроля правильности расчетов и приготовления раствора измерить его плотность ареометром в присутствии преподавателя.
5. Оформить протокол работы и выразить содержание хлорида натрия во всех единицах концентрации.
6. Вылить растворы хлорида натрия, посуду вымыть. Сдать рабочее место лаборанту.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Расчеты по каждой части работы.
3. Значения плотностей: теоретическое (из таблицы) и экспериментальное.
4. Расчет погрешности δ % приготовления растворов.
5. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы:

1. Какие способы выражения концентрации растворов вам известны?
2. Как перейти от одного вида концентрации к другому (на конкретном примере)?
3. Какие существуют способы приготовления растворов?
4. Опишите ход работы по любому способу приготовления растворов.

Часть Б. Ионные реакции в растворах, гетерогенные равновесия в растворах электролитов (экспериментальное определение направления химических реакций).

Цель работы:

1. Ознакомление с общими свойствами малорастворимых электролитов.
2. Приобретение навыков расчета произведения растворимости и растворимости осадков сильных электролитов.

Содержание работы:

1. Определение реакции среды при гидролизе солей.
2. Изучение влияния температуры на гидролиз.
3. Изучение условий образования осадков малорастворимых сильных электролитов и их растворимости.
4. Расчет pH солей подвергающихся гидролизу.

Приборы и реактивы:

- 1) штативы для пробирок, пробирки на 10 мл, пипетки.
- 2) 2 н растворы: хлорида кальция, хлорида натрия, хлорида бария, оксалата аммония, соляной кислоты, нитрата бария, хромата калия, уксусной кислоты, нитрата серебра, сульфида натрия.

Экспериментальная часть:

Методические рекомендации и описание лабораторной работы

Опыт 1. Образование осадка и условие его растворения

В пробирку налейте 4–5 капель раствора хлорида кальция и прибавьте по каплям раствор оксалата аммония до образования белого осадка. Избегайте растворимости осадка в 2 н растворе соляной кислоты. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций. Выпишите из таблиц константы диссоциации и растворимости слабых электролитов. Вычислите константу равновесия реакции растворения осадка и объясните, почему это происходит.

Опыт 2. Определение направления химических реакций (растворение осадков)

Налейте в пробирку 6–8 капель раствора хлорида или нитрата бария и прибавьте по каплям раствор хромата калия до образования желтого осадка. Осадок разделите на две части. К одной части прибавьте 2 н раствор соляной кислоты, а к другой – 2 н раствор уксусной кислоты. В одной из пробирок наблюдается растворение осадка. Запишите наблюдения, сделайте вывод. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Вычислите константы равновесия процессов растворения хромата бария в соляной и уксусной кислоте и объясните наблюдаемое.

Опыт 3. Направление химической реакции в сторону образования менее растворимого соединения

Налейте в пробирку 2–3 капли раствора нитрата серебра и прибавьте к нему 2–3 капли раствора хромата калия. Запишите цвет полученного осадка, после чего добавьте в пробирку 2–3 капли раствора хлорида натрия. Как изменяется цвет осадка (для наблюдения цвета осадка раствор можно осторожно слить)? А теперь прибавьте к содержимому пробирки 2–3 капли раствора сульфида натрия и опять запишите цвет осадка. Составьте молекулярные и ионные уравнения всех превращений.

Используя значения констант растворимости, вычислите растворимости полученных соединений и константы равновесия для наблюдаемых процессов. Сделайте вывод о направлении химических реакций.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методических рекомендаций.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

Тема и цель работы.

Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы..

Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы

1. Ионные уравнения реакций. Условия протекания реакций в растворах.
2. Гетерогенное равновесие: осадок – насыщенный раствор. Константа растворимости (или произведение растворимости)
3. Условия образования и растворения осадков.
4. Влияние общего иона на растворимость малорастворимого вещества. Солевой эффект.

ТЕМА 3. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНОЕ ИССЛЕДОВАНИЕ ВЛИЯНИЯ PH СРЕДЫ НА ПРОДУКТЫ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Цель работы:

1. Изучить окислительно-восстановительные свойства металлов, неметаллов и их соединений.
2. Освоить методику составления уравнений окислительно-восстановительных

процессов.

3. Закрепить знания о влиянии среды на окислительно-восстановительные процессы

Содержание работы:

1. Окислительные и восстановительные свойства пероксида водорода.
2. Окислительные и восстановительные свойства ионов р- и d-элементов.
3. Окислительные свойства перманганата калия в различных средах.

Приборы и реактивы:

1. Пробирки, штатив для пробирок, держатель для пробирок, пипетки, водяная баня, горелка.
2. 2 М растворы нитрата хрома (III), гидроксида натрия, иодида калия, перманганата калия, сульфита натрия, сульфата марганца (II), хлорида олова (II), 3% раствор перекиси водорода, 2Н раствор серной кислоты, 2Н раствор азотной кислоты, четыреххлористый углерод, раствор йода, порошок диоксида свинца.

Краткие теоретические сведения.

Все химические реакции можно разделить на две большие группы: протекающие без изменения степени окисления и с изменением степени окисления – окислительно-восстановительные.

К окислительно - восстановительным относятся все реакции замещения и те реакции соединения и разложения в которых участвует хотя бы одно простое вещество. Все реакции обмена протекают без изменения степени окисления.

Под **степенью окисления** понимают фактический заряд атома в молекуле образующийся в результате перераспределения электронной плотности.

Окислением называют процесс потери электронов, приводящий к повышению степени окисления. Вещества, атомы или ионы которых отдают электроны, называют восстановителями. Восстановитель, отдавая электроны, окисляется. $Zn^0 - 2e \rightarrow Zn^{+2}$

Восстановление – процесс присоединения электронов, приводящий к понижению степени окисления. Вещества, атомы или ионы которых присоединяют электроны, называются окислителями. Окислитель, присоединяя электроны, восстанавливается. $Cu^{+2} + 2e \rightarrow Cu^0$

Общее число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, принятых окислителем.

Для прогноза продуктов и направления протекания окислительно-восстановительных процессов надо знать, что **типичными окислителями** являются:

- 1) простые вещества, атомы которых имеют большую электроотрицательность (элементы VIA и VIIA групп). Из них наиболее сильные окислители F, O, Cl.
- 2) Вещества, содержащие элементы в максимальной степени окисления: (KMnO₄, K₂Cr₂O₇, HClO₄, H₂SO₄ и др.
- 3) Катионы металлов и водорода

К **типичным восстановителям** относятся:

- 1) простые вещества, атомы которых имеют малую электроотрицательность < 1,5 (элементы IA и IIA групп и некоторые другие металлы).
- 2) Вещества, содержащие элементы в низших степенях окисления: (H₂S, NH₃ и др)

Вещества, содержащие атомы в промежуточных степенях окисления, способны как повышать, так и понижать степень окисления, т.е. могут быть как восстановителями (при действии более сильного, чем они, окислителя), так и окислителями (при действии более активного, чем они, восстановителя). Такие вещества проявляют окислительно-восстановительную двойственность.

При составлении реакций окислительно - восстановительных процессов используют:

- 1) метод электронного баланса

2) метод полуреакций или ионно - электронный способ.

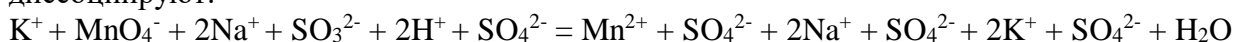
Правила написания окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций:

1. Выясняют принципиальную возможность протекания Ох/Red процесса - находят потенциальный окислитель и восстановитель.
2. Определяют продукты окисления и восстановления.
3. Пишут полуреакции окисления и восстановления, рассматривая все имеющиеся ионы и среду - H_2O , H^+ или OH^- , но ни в коем случае не H^+ и OH^- - вместе они сосуществовать не могут.
4. Сводят материальный баланс полуреакций - закон Ломоносова в действии.
5. Сводят электронный баланс, подсчитав, заряды слева и справа и добавив или вычтя электроны.
6. Находят общий множитель для обеих полуреакций, с учетом того, что, сколько электронов было отнято у восстановителя, столько прибавилось к окислителю.

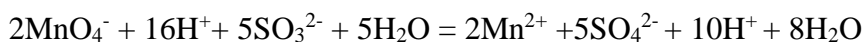
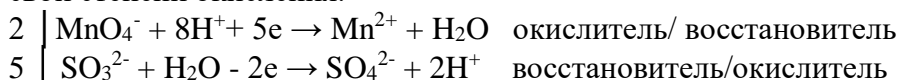
Расставляют коэффициенты в уравнении и дописывают недостающие продукты.



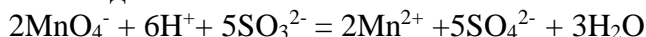
Реакция протекает в водном растворе, соответственно компоненты реакции диссоциируют:



Для составления полуреакций выбираем ионы, которые содержат атомы, изменяющие свои степени окисления.



Сокращая компоненты в правой и левой части, получаем сокращенное ионное уравнение данной окислительно-восстановительной реакции:



Подставив к ионам необходимые противоионы, получим молекулярное уравнение с готовыми коэффициентами.



Сульфат калия не участвует в окислительно-восстановительном процессе, поэтому при составлении полуреакций не учитывался, однако учитывается при записи молекулярного уравнения.

Влияние среды на окислительно – восстановительные процессы.

pH среды оказывает влияние на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов. Чем меньше кислотность среды, тем, как правило, менее глубоко идет процесс. Например, KMnO_4 проявляет окислительные свойства за счет Mn^{+7} и восстанавливается:

в кислой среде – до Mn^{+2} , в нейтральной – до MnO_2

в щелочной среде до манганат-иона - MnO_2^{2-}

Хромат и дихромат калия выступают в качестве окислителей в кислой среде, восстанавливаясь до иона Cr^{+3} .

В природе наиболее распространены соединения марганца со степенью окисления +2. В организме человека марганец также находится в степени окисления +2, но, участвуя в биохимических процессах, он не меняет своей степени окисления. Это связано с тем, что в организме нет сильных окислителей.

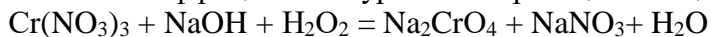
Изменение pH среды может развернуть реакцию. Так диспропорционирования хлора в щелочной среде $\text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ идет в обратном направлении при подкислении раствора. $\text{HCl} + \text{HClO}_3 = \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Чем меньше кислотность среды, тем, как правило, менее глубоко идет процесс: перманганат восстанавливается до Mn^{2+} в кислой среде, до MnO_2 - в нейтральной и до MnO_4^{2-} в щелочной среде.

Экспериментальная часть.

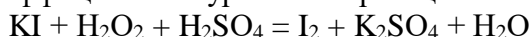
Опыт 1. Окисление иона Cr^{3+} до высшей степени окисления

К 6-8 каплям раствора $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ прибавьте по каплям раствор NaOH до растворения образующегося осадка $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и затем 3-4 капли 3% раствора H_2O_2 . Смесь перемешайте и, при необходимости, нагрейте на водяной бане или горелке в течение 1-2 мин. Окрашивание раствора в желтый цвет свидетельствует об образовании иона CrO_4^{2-} . Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.

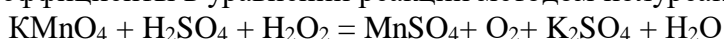


Опыт 2. Окислительные и восстановительные свойства пероксида водорода

а) К 3 каплям раствора KI прибавьте 2 капли 2н раствора H_2SO_4 и затем по каплям 3%-ый раствор H_2O_2 до появления желтой окраски. Для обнаружения I_2 в растворе прибавьте к нему несколько капель CCl_4 и встряхните пробирку. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.

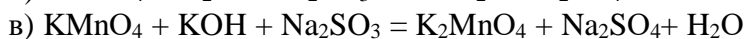
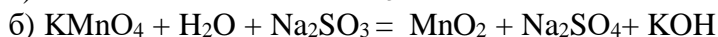
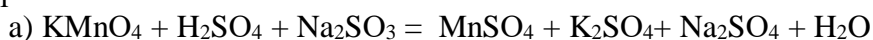


б) К 5-6 каплям раствора KMnO_4 прибавьте 3-4 капли 2н раствора H_2SO_4 и затем несколько капель 3%-го раствора H_2O_2 . Наблюдается обесцвечивание раствора и выделение газа. Испытайте выделяющийся газ тлеющей лучинкой. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.



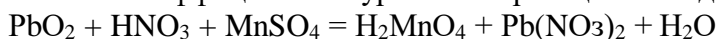
Опыт 3. Окислительные свойства перманганата калия в различных средах

В три пробирки налейте по 5-6 капель раствора KMnO_4 . Затем в первую пробирку прибавьте 3-4 капли 2 н раствора H_2SO_4 , во вторую - ничего, а в третью - 3-4 капли 2н раствора NaOH . После этого в каждую пробирку прибавьте по каплям раствор Na_2SO_3 или сухую соль. Наблюдайте изменение окраски растворов. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом полуреакций и сделайте выводы об окислительных свойствах перманганата калия



Опыт 4. Окисление катиона d-элемента до высшей степени окисления

Окисление иона Mn^{2+} диоксидом свинца. Внесите в пробирку немного порошка PbO_2 , прибавьте 2 мл 2н раствора HNO_3 и нагрейте на водяной бане или горелке до кипения. После этого прибавьте в пробирку 1-2 капли раствора MnSO_4 перемешайте и снова нагрейте. Наблюдается появления малиновой окраски образовавшегося иона MnO_4^- . Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.

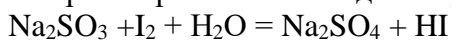


Опыт 5. Восстановительные свойства катиона p-элемента (Sn^{2+})

Налейте в пробирку 3-4 капли раствора SnCl_2 , прибавьте по каплям 2н раствор KMnO_4 . Наблюдается исчезновение малиновой окраски. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод. $\text{SnCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{SnCl}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Опыт 6. Восстановительные свойства аниона p-элемента (SO_3^{2-})

Поместите в пробирку 3-4 капли раствора Na_2SO_3 , прибавьте 2-3 капли 2н раствора H_2SO_4 и 1-2 капли раствора I_2 , Встряхните пробирку и наблюдайте обесцвечивание раствора. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод. Какова роль серной кислоты в данной реакции?



Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы..
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы.

1. Типы окислительно-восстановительных реакций. Типичные окислители и типичные восстановители. Факторы, влияющие на протекание окислительно-восстановительных реакций.
2. Методы составления окислительно-восстановительных реакций (метод полуреакций или метод ионно-электронного баланса).
3. Классификация окислительно-восстановительных реакций

ТЕМА 4. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Цель работы:

1. Изучить явления комплексообразования.
2. Изучить свойства различных комплексов.
3. Освоить навыки расчета констант нестойкости и констант устойчивости комплексных соединений.

Содержание работы:

1. Получение комплексные соединения серебра, меди и ртути, изучить поведение данных комплексных соединений при добавлении избытка реагента.
2. Рассмотрение процессов, связанных с разрушением комплексных соединений.
3. Рассмотрение процесса диссоциации комплексных соединений.

Приборы и реактивы:

1. Пробирки, пипетки, лабораторный штатив.
2. 1М растворы нитрата серебра, хлорида натрия, гидроксида аммония, сульфата меди, нитрата ртути (II), иодида калия, сульфида натрия, гексациано-III-феррата калия, хлорида железа (III), роданида аммония (или калия), 25% раствор гидроксида аммония, азотная кислота (конц.).

Краткие теоретические сведения.

В настоящее время не существует какого либо однозначного определения этих соединений, которые могло полно охарактеризовать их структуру и химические свойства.

Некоторые из них:

Комплексными называются определенные молекулярные соединения, при сочетании компонентов которых образуются положительно или отрицательно заряженные ионы, способные к существованию, как в кристалле, так и в растворе.

Комплексными называются молекулярные соединения, не показывающие в растворе всех свойств характерных для их соединений первого порядка.

Комплексными называются соединения, в узлах кристаллов которых находятся комплексные ионы, способные самостоятельно существовать в растворах.

Комплексные соединения – это самый обширный класс неорганических соединений, имеющих огромное биологическое значение: хлорофиллы в растениях, гемоглобин у животных, различные цитохромы, витамины.

Согласно координационной теории Альфреда Вернера, предложенной в 1893 году:

1. Атомы могут проявлять не только обычную «главную» валентность (число электронов, которые принимают участие в образовании химической связи по обменному механизму), но и «побочную», связанную с наличием вакантных атомных орбиталей или

не поделенных электронных пар. Главная валентность у катионов металлов насыщается только противоионами, побочная- противоионами или нейтральными молекулами.

2. В каждом комплексном ионе имеется центральный атом, вокруг которого располагаются координированные им ионы или нейтральные молекулы.

3. Число ионов или молекул, которые координированы вокруг центрального атома называется координационным числом. К.Ч. связано с зарядом центрального атома.

Заряд	+1	+2	+3	+4
-------	----	----	----	----

К.Ч.	2	2, 4	4, 6	8
------	---	------	------	---

4. Координированные атомы, ионы или молекулы находящиеся вокруг центрального атома, называются лигандами или адендами. Совокупность центрального атома и лигандов называется внутренней сферой. Если внутренняя сфера заряжена, то имеется еще и внешняя сфера, которая представлена противоионом. В целом молекула комплексного соединения электронейтральна.

Комплексы могут быть:

а) катионные $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$

б) анионные $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ или ацидокомплексы.

в) нейтральные $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$.

В зависимости от того, чем представлен лиганд выделяют: аквакомплексы, ацидокомплексы, аммиакаты, амминаты, карбонилы, гидроксокомплексы и т.д.

Метод валентных связей в описании комплексных соединений.

Согласно методу ВС каждый лиганд является донором электронов, а комплексообразователь – акцептором электронов. Лиганд размещает свои электроны на вакантных атомных орбиталях комплексообразователя. Пространственное расположение лигандов зависит от типа гибридизации центрального атома.

sp^3d^2 – октаэдр; sp^2d^2 – квадрат; sp^3 – тетраэдр

Естественно, что при этом метод ВС рассматривает образование только сигма –связей.

Изомерия комплексных соединений

1) Ионизационная $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$ - $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}$

2) Координационная $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$ - $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$

3) Связевая $[(\text{NH}_3)_5\text{Co}-\text{NO}_2]\text{Cl}_2$ - $[(\text{NH}_3)_5\text{Co}-\text{ONO}]\text{Cl}_2$

4) Гидратная $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ - $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$

5) Пространственная - цис- транс- изомерия

В водных растворах комплексные соединения подвергаются диссоциации

Хелатные комплексы.

Особое место среди комплексных соединений занимают так называемые внутрикомплексные соединения. По типу этих соединений построены многочисленные металлпротеиды: гемоглобин, хлорофилл и др.

Хелатные или клешневидные комплексы построены по типу циклических соединений, в которых существуют два типа связей: ионные и координационные. Т.е. лиганд образует с ионом-комплексообразователем как ионную, так и координационную связь.

В аналитической практике широко применяются вещества, способные образовывать различные внутрикомплексные соединения. Наиболее широкое применение получили аминополикарбоновые кислоты, названные комплексонами:

Комплексон I – нитрилотриуксусная кислота

Комплексон II – этилендиаминтетрауксусная кислота

Комплексон III – этилендиаминтетраацетат натрия

Комплексон IV –диаминциклогексантетроуксусная кислота.

В аналитической практике для объемных определений различных катионов наиболее широко применяют динатриевую соль этилендиаминтетрауксусной кислоты – *комплексон III*.

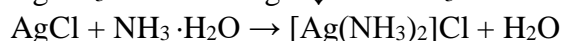
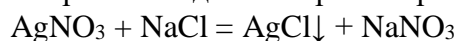
Это соединение (иногда называемое *трилоном Б*) обозначают сокращенной формулой $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ или ЭДТА. Комплексон III содержит, наряду с карбоксильными группами, еще и третичные аминогруппы. Поэтому он считается не только органической кислотой, дающей соли с различными катионами, но также и комплексообразующим веществом.

Комплексон III получил широкое применение в химическом анализе, потому что он образует внутримолекулярные соли с катионами щелочно-земельных металлов (Ca^{2+} , Mg^{2+} , Ba^{2+}), которые очень трудно перевести в комплексные соединения другими способами. Титрование комплексом III используется для количественного определения этих катионов.

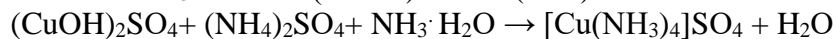
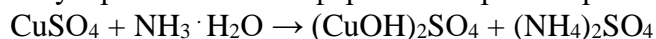
Экспериментальная часть.

Опыт 1. Получение комплексных соединения

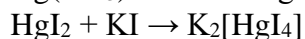
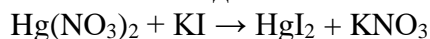
а) Налейте в пробирку 2-3 капли раствора нитрата серебра, прибавьте такое же количество раствора хлорида натрия. Прилейте к образовавшемуся осадку раствор гидроксида аммония до полного растворения осадка. Почему растворился осадок? Сохраните раствор для опыта 2 а.



б) Налейте в пробирку 3-4 капли раствора сульфата меди, прибавьте 2-3 капли раствора гидроксида аммония (25%) - выпадает светло-голубой осадок основной соли меда $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Прибавьте по каплям избыток раствора гидроксида аммония. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакций в молекулярной и ионной формах. Сохраните раствор для следующего опыта.

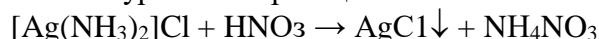


в) К раствору $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ добавьте по каплям раствор иодида калия. Обратите внимание на образование осадка иодида ртути (II), отметьте его цвет и добавьте избыток иодида калия. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакции в молекулярной и ионной формах.

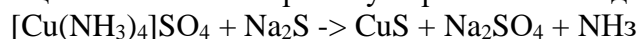


Опыт 2. Разрушение комплексных соединений

а) К раствору, оставшемуся от опыта 1 а, прибавьте по каплям концентрированную азотную кислоту. Объясните наблюдаемое явление. Напишите уравнение реакции.

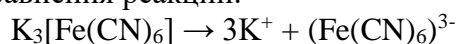


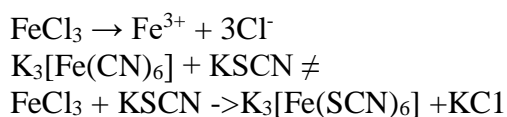
б) К раствору оставшемуся от опыта 1 б, прибавьте 3-5 капель сероводородной воды или раствора сульфида натрия. Напишите уравнение реакции и объясните причину образования осадка.



Опыт 3. Электролитическая диссоциация комплексных соединений

В пробирку налейте по 3-5 капель раствора гексациано-III-феррата калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, а во вторую пробирку налейте 1-2 капли раствора FeCl_3 , затем в каждую пробирку прибавьте 2-3 капли раствора роданида калия или роданида аммония NH_4SCN . Что наблюдаете? Объясните отсутствие окраски в первой пробирке. Напишите ионные уравнения реакций.





Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Расчеты.
4. Выводы по сделанной работе.

Контрольные вопросы.

1. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Хелаты и комплексоны. Изомерия комплексных соединений
2. Основные положения теории комплексных соединений А. Вернера. Состав комплексных соединений: центральный атом - комплексообразователь, лиганд, внутренняя и внешняя сферы комплекса.
3. Заряд комплексного иона. Катионные, анионные и нейтральные комплексы.
4. Координационное число комплексообразователя. Связь координационного числа с зарядом центрального атома.
5. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексных ионов. Зависимость диссоциации комплексного иона от концентрации свободных молекул (или ионов) лиганда.
6. Дентатность лиганда. Классификация комплексных соединений по составу лигандов.
7. Природа химической связи в комплексных соединениях. Основные положения теории валентных связей. Тип связи между комплексообразователем и лигандами.
8. Магнитные свойства комплексных соединений. Внешнеорбитальные и внутриорбитальные комплексы. Окраска комплексных соединений.
9. Какие комплексы, согласно теории валентных связей, являются неустойчивыми и активными, а какие - устойчивыми и неактивными?

Раздел 2. Неорганическая химия

ТЕМА 1. ХИМИЯ НЕМЕТАЛЛОВ

Часть А. Галогены и их соединения.

Цель работы:

1. Изучить химические свойства галогенов и их соединений.
2. Знакомство с лабораторными способами получения галогенов и их соединений.

Содержание работы:

1. Получение хлора и исследование его химических свойств.
2. Получение хлороводорода и исследование его химических свойств.
3. Исследование восстановительной активности галогенид-ионов.
4. Качественные реакции на галогенид-ионы.

Приборы и реактивы:

1. Пробирки, спиртовка, держатель для пробирок, пипетки, лопаточка, капельная воронка, газоотводная трубка, химический стакан, колба, бумага (полоски), лакмусовая бумажка, фильтровальная бумажка, стеклянная палочка, лучинка, спички.
2. Дихромат калия (сухой), соляная кислота (конц.), серная кислота концентрированная и разбавленная (2н), иодид калия (раствор), иодид калия (сухой), хлорид натрия (сухой), хлорид натрия (раствор), перманганат калия (раствор), лакмус, метилоранж, кусочек

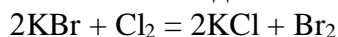
магния (или цинка), нитрат серебра (раствор), бромид калия (сухой), бромид калия (раствор), хлорида железа (III) (раствор).

Краткие теоретические сведения.

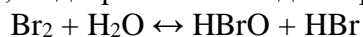
Галогены: фтор, хлор, бром, йод и астат. Электронная конфигурация невозбужденных атомов галогенов – ns^2np^5 . Степень окисления элементов в соединениях от -1 до +7, только фтор имеет одну степень окисления (-1).

Наиболее сильной окислительной способностью обладают фтор, хлор и бром. Йод может проявлять как окислительные (например, по отношению к H_2S и SO_2), так и восстановительные свойства (при взаимодействии с HNO_3 и H_2O_2).

Более электроотрицательный галоген всегда вытесняет электроположительный из его соединений с металлами.



Все галогены, кроме фтора, подвергаются в водных растворах при обычных условиях диспропорционированию:



Нахождение в природе:

Наиболее распространены следующие минералы:

CaF_2 – флюорит (плавиковый шпат);

$Na_3[AlF_6]$ – криолит;

$3Ca_3(PO_4)_2 \cdot Ca(F, Cl)_2$ – фторапатит;

$NaCl$ – галит;

KCl – сильвин;

$KCl \cdot NaCl$ – сильвинит;

$KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$ – карналлит.

Экспериментальная часть:

Опыт 1. Получение хлора

По заданию преподавателя в пробирку внесите несколько кристалликов дихромата калия (диоксида марганца или диоксида свинца) и добавьте 2-3 капли концентрированной соляной кислоты. Если реакция протекает недостаточно активно, содержимое пробирки осторожно нагрейте. Отметьте цвет образующегося газа и испытайте его действие на бумажку, смоченную раствором иодида калия. Напишите уравнения соответствующих реакций.

Опыт 2. Получение и свойства хлороводорода

В колбу, снабженную капельной воронкой и газоотводной трубкой, поместите небольшое количество сухого хлорида. Через капельную воронку к соли прилейте по каплям концентрированную серную кислоту. Содержимое колбы слегка нагрейте. Выделяющийся хлороводород пропустите через воду, находящуюся в стакане или колбе (трубку, по которой идет ток хлороводорода держите над поверхностью воды). Проверьте действие выделяющегося газа на влажную синюю лакмусовую бумагу, а также на полоску фильтровальной бумаги, смоченной розовым раствором перманганата калия. Будет ли выделяться хлороводород при взаимодействии хлорида натрия с разбавленной серной кислотой?

В три пробирки налейте по 5-6 капель полученного раствора хлороводорода. В одну пробирку добавьте 1-2 капли лакмуса или метилоранжа, во вторую – кусочек магния (или цинка), в третью – раствор нитрата серебра.

Объясните наблюдаемые явления и составьте соответствующие уравнения реакций.

Опыт 3. Восстановительная активность галогенид-ионов

а) Поместите в одну пробирку несколько кристаллов бромида калия, а в другую – иодида калия. В каждую пробирку добавьте по 2-3 капли концентрированной серной кислоты. Обратите внимание на цвет и запах продуктов обеих реакций. На основании этого и предыдущего опытов сравните восстановительную активность хлороводорода, бромоводорода и йодоводорода. Составьте уравнения соответствующих окислительно-восстановительных реакций.

б) В три пробирки внести по 2-4 капли дихромата калия, подкисленного 2 н. серной кислоты (1-2 капли). Добавить по 2-3 капли в первую пробирку раствора иодида калия, во вторую – столько же какого-либо бромида и в третью – хлорида натрия. Растворы

перемешать чистой стеклянной палочкой. В каком случае восстановление дихромата не произошло. Написать уравнения протекающих реакций, учитывая, что дихромат калия, восстанавливаясь, переходит в сульфат хрома (III). Как изменялась при этом степень окисления соответствующих галогенов? Что при этом наблюдалось?

в) Прodelать опыт, аналогичный опыту б), заменив раствор дихромата калия раствором хлорида железа (III). Что наблюдали? В каком случае произошло восстановление хлорида железа и соответственно окисление галогена. Как изменяется восстановительная способность отрицательных ионов галогенов?

Опыт 4. Качественные реакции на галогенид-ионы

В три пробирки поместите по 3-5 капель растворов солей: в первую пробирку – хлорида натрия, во вторую – бромид калия, в третью – иодида калия. В каждую пробирку добавьте 1-2 капли раствора нитрата серебра до выпадения характерных творожистых осадков галогенидов серебра. Отметьте цвет осадков и составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы:

1. Общая характеристика элементов главной подгруппы VII группы.
2. Распространение галогенов в природе, способы получения.
3. Физические свойства галогенов.
4. Химические свойства галогенов. Написать уравнения реакций взаимодействия галогенов с водой и растворами щелочей (холодными и горячими).
5. Применение галогенов.
6. Соединения галогенов с водородом, их химические свойства. Написать уравнения реакций получения всех галогеноводородов. Каковы особенности этих процессов?
7. Кислородсодержащие соединения галогенов.

Часть Б. Элементы VIA-группы периодической системы элементов и их соединения.

Цель работы:

1. Изучить химические свойства кислорода и его соединений
2. Изучение химических свойств серы и его соединений.
3. Знакомство с лабораторными способами получения кислорода и соединений серы

Содержание работы:

1. Получение и свойства кислорода.
2. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода.
3. Восстановительные свойства серы и сероводорода.
4. Восстановительные свойства раствора диоксида серы и сульфита натрия.
5. Сравнительная оценка растворимости сульфита и сульфата бария в кислоте.
Обнаружение сульфат-иона.

Приборы и реактивы:

1. Лабораторный штатив, пробирки, пипетки, спиртовка, держатель для пробирок, лопаточка, лучинка, спички.
2. Перманганат калия (тв.), раствор перманганата калия, 3% и 30% раствор H_2O_2 , диоксид марганца, дихромат калия (насыщ. раствор), иодид калия, серная кислота (разб. раствор),

крахмальный клейстер, нитрат серебра, раствор аммиака, азотная кислота (конц.), сера, хлорид бария, сульфид натрия (раствор).

Теоретические сведения.

В VIA группу периодической системы входят пять элементов: O, S, Se, Te, Po. Электронная конфигурация невозбужденных атомов элементов VIA группы: ns^2np^4 . Наиболее стабильная степень окисления элементов в их соединениях (-2) характерна для кислорода. Сера может находиться в степени окисления 0, +2, +4, +6, -2. У теллура, полония и селена, обладающих меньшей электроотрицательностью, стабильной является степень окисления (+4). Кислород, сера и селен – типичные неметаллы.

Кислород (O₂) – газ без цвета, запаха и вкуса. Аллотропная модификация кислорода – O₃ – озон. Кислород малорастворим в воде. На воздухе поддерживает горение многих веществ. Сильный окислитель – при высоких температурах реагирует с большинством металлов и неметаллов.

Простейшая качественная реакция – яркое загорание тлеющей древесной лучинки в атмосфере кислорода.

Применяется как реагент в химической технологии (обжиг сульфидных руд, синтез оксидов), металлургии (производство чугуна, стали), сварке и резке металлов и т.д.

Получение:

Основной (промышленный). Из воздуха методом низкотемпературной ректификации (жидкий воздух разделяется на кислород и азот).

Сера – химически активное вещество. Известны ее соединения почти со всеми элементами, кроме благородных газов, а также Au, Pt, I₂, At.

Горит на воздухе: $S + O_2 = SO_2$

Получение:

В лабораторных условиях: $FeS + 2HCl = H_2S\uparrow + FeCl_2$

Более чистый газ образуется при разложении сульфида кальция: $CaS + 2HCl = H_2S\uparrow + CaCl_2$

Экспериментальная часть

Кислород. Пероксид водорода

Опыт 1. Получение и свойства кислорода

В сухую пробирку поместите приблизительно 2 г перманганата калия. Укрепите пробирку в лапке штатива и нагрейте ее. Выделяющийся газ испытайте с помощью тлеющей лучинки. Составьте уравнение реакции.

Опыт 2. Каталитическое разложение пероксида водорода

а) Налейте в пробирку 8-10 капель 3%-ного раствора H₂O₂ и внесите в пробирку несколько кристаллов диоксида марганца в качестве катализатора. Выделяющийся газ испытайте с помощью тлеющей лучинки. Составьте уравнение реакции. К какому типу окислительно-восстановительных реакций она относится?

б) Налейте в пробирку 6-7 капель насыщенного раствора дихромата калия и слегка подогрейте. Добавьте 2 капли 30%-ного раствора пероксида водорода. Происходит почернение раствора за счет образования промежуточных соединений типа $K_2[Cr_2O_7 \cdot H_2O_2]$. Через 1-2 минуты происходит бурное разложение промежуточных соединений с выделением кислорода. Внесите в пробирку тлеющую лучинку. Что происходит? Составьте уравнение реакции. К какому типу окислительно-восстановительных реакций она относится?

Опыт 3. Окислительные свойства пероксида водорода

В пробирку к 3 каплям раствора иодида калия прибавьте 2 капли разбавленного раствора серной кислоты и затем по каплям прибавляйте раствор H₂O₂ до появления желтой окраски. Образование йода становится более заметным, если к раствору в пробирке добавить несколько капель органического растворителя или несколько капель крахмального клейстера. Составьте уравнение реакции.

Опыт 4. Восстановительные свойства пероксида водорода

а) В пробирку внесите 2-3 капли раствора перманганата калия и 2-3 капли разбавленного раствора серной кислоты. Затем к полученному в пробирке раствору добавьте несколько капель раствора пероксида водорода до изменения окраски раствора. Выделяющийся газ испытайте с помощью тлеющей лучинки. Составьте уравнение реакции.

б) К 4-5 каплям раствора нитрата серебра добавьте по каплям раствор аммиака до растворения образовавшейся мути. К полученному раствору прибавьте по каплям 3%-ный раствор пероксида водорода. Запишите наблюдения и составьте уравнения реакций.

Контрольные вопросы

1. Электронное строение и параметры атомов элементов главной подгруппы шестой группы. Периодичность их изменения.
2. Кислород: кислород в природе, воздух. Получение кислорода.
3. Свойства и применение кислорода.
4. Пероксид водорода. Описать строение молекулы H_2O_2 . Почему эта молекула полярна?
5. Указать способы получения пероксида водорода, привести уравнения реакций. Можно ли получить H_2O_2 непосредственным взаимодействием водорода и кислорода? Ответ обосновать.
6. Написать уравнение реакции разложения пероксида водорода. К какому типу окислительно-восстановительных реакций она относится?
7. Привести примеры окислительного и восстановительного действия H_2O_2 . На чем основано применение H_2O_2 в медицине.
8. Написать уравнения реакций взаимодействия пероксида водорода с перманганатом калия в кислой среде; иодидом калия в кислой среде; хроматом калия в щелочной среде.
9. Озон.

Сера и ее соединения

Опыт 1. Восстановительные свойства серы

Тяга! В пробирку налейте 1-2 мл концентрированного раствора азотной кислоты и внесите в пробирку небольшой кусочек серы. Содержимое пробирки нагрейте. Азотная кислота при этом восстанавливается до оксида азота (II), а сера окисляется до сульфат-иона, который можно легко обнаружить, добавив к полученному раствору несколько капель раствора хлорида бария. Составьте уравнения реакций окисления серы и обнаружения сульфат-иона.

Опыт 2. Восстановительные свойства сероводорода.

В пробирку внесите по 2-3 капли раствора: а) перманганата калия, б) дихромата калия. В пробирку добавьте по 2-3 капли разбавленной серной кислоты и несколько капель раствора сульфида натрия до изменения окраски раствора. Составьте уравнение реакции.

Опыт 3. Восстановительные свойства раствора диоксида серы и сульфита натрия

а) В пробирку налейте по 2-3 капли раствора дихромата калия и разбавленной серной кислоты. К смеси добавьте несколько капель раствора сернистой кислоты или несколько кристаллов сульфита натрия. Отметьте изменение цвета раствора. Какие свойства проявляет сернистая кислота или ее соль в этой реакции? Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции. (Данной реакцией можно открыть ион SO_3^{2-} в отсутствие других восстановителей)

б) В пробирку с 3-5 каплями раствора сернистой кислоты добавьте несколько капель 3 %-ного раствора пероксида водорода. Отметьте какие изменения при этом происходят. Каким образом можно доказать присутствие иона SO_4^{2-} в продуктах реакции? Составьте уравнение реакции.

Опыт 4. Сравнительная оценка растворимости сульфита и сульфата бария в кислоте. Обнаружение сульфат-иона

В одну пробирку внесите 2-3 капли раствора сульфата натрия, в другую – 2-3 капли

раствора сульфита натрия. В обе пробирки добавьте 1-2 капли раствора хлорида бария. В обеих ли пробирках выпадает осадок? Добавьте в обе пробирки по 2-3 капли разбавленной азотной (соляной) кислоты. Объясните наблюдаемые явления. Составьте уравнения реакций получения сульфата и сульфита бария и растворения последнего в кислоте.

Контрольные вопросы

1. Сера: сера в природе, получение серы.
2. Свойства и применение серы.
3. Сероводород, сульфиды. Напишите уравнения реакции взаимодействия сульфид железа (II) с соляной кислотой и азотной кислотой.
4. Диоксид серы, сернистая кислота.
5. Триоксид серы, серная кислота, ее получение, свойства и применение.
6. Пероксодвусерная и тиосерная кислоты.
7. Соединение серы с галогенами.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Часть В. Элементы VA-группы периодической системы элементов и их соединения.

Цель работы:

1. Изучить химические свойства соединений азота.
2. Изучить химические свойства фосфора и его соединений.

Содержание работы:

1. Получение азота и солей аммония, исследование их химических свойств.
2. Получение оксида азота (II).
3. Исследование окислительных свойств азотной кислоты.
4. Химические свойства фосфорной кислоты, получение фосфатов и гидрофосфатов..

Приборы и реактивы:

1. Пробирки, спиртовка, держатель для пробирок, пипетки, лопаточка, капельная воронка, газоотводная трубка, химический стакан, колба, бумага (полоски), лакмусовая бумажка, фильтровальная бумажка, стеклянная палочка, лучинка, спички, универсальная индикаторная бумага, штатив.
2. Дихромат калия (сухой), соляная кислота (конц.), серная кислота концентрированная и разбавленная (2н), иодид калия (раствор), иодид калия (сухой), хлорид натрия (сухой), хлорид натрия (раствор), перманганат калия (раствор), лакмус, метилоранж, кусочек магния (или цинка), нитрат серебра (раствор), бромид калия (сухой), бромид калия (раствор), хлорида железа (III) (раствор).
Водные растворы фосфата натрия, гидрофосфата натрия, дигидрофосфата натрия, сульфата железа (III), роданида калия KSCN, хлорида бария, соляной кислоты, азотной кислоты, уксусной кислоты, гидроксида аммония.

Теоретические сведения.

В VA группу входят азот, фосфор, мышьяк, сурьма и висмут. Азот и фосфор - типичные неметаллы. Висмут - металл. Общая электронная конфигурация невозбужденного атома - ns^2np^3 , с тремя неспаренными электронами на p-орбитали. Это довольно устойчивая электронная конфигурация. Присоединение или удаление электрона с p-отомной орбитали энергетически не выгодно, поэтому степень окисления (-1) или (+1)

встречается редко и подобного типа соединения неустойчивы.

Степень окисления (+3) реализуется в соединениях с более электроотрицательными элементами – фтором, кислородом и хлором (NF_3 , HNO_2 , PCl_3).

Степень окисления (-3) имеют элементы в водородных соединениях (NH_3 , PH_3), нитридах (Li_3N , Mg_3N_2), фосфидах (Ca_3P_2).

Степень окисления (+5) встречается в оксидах (N_2O_5 , P_2O_5 , As_2O_5), кислотах (HNO_3 , H_3PO_4 , H_3AsO_4).

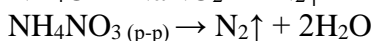
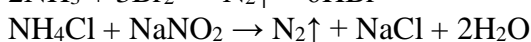
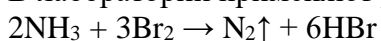
АЗОТ (N_2) – простое вещество. Бесцветный газ, конденсируется в бесцветную жидкость. Молекула содержит ковалентную σ -, π -, π - связь ($\text{N} \equiv \text{N}$).

Азот – главная составляющая часть воздуха. Малорастворим в воде (и меньше чем кислород). Входит в состав небольшого числа минералов (селитры и др.), некоторых природных углей.

Получение:

В промышленности азот получают фракционной дистилляцией жидкого воздуха. Азот выкипает до кислорода.

В лаборатории применяют реакции:



Применяется для синтеза аммиака, азотной кислоты и других азотсодержащих продуктов, как инертная среда проведения химических и металлургических процессов и хранения огнеопасных веществ.

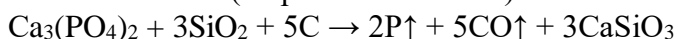
Р – фосфор. – Элемент 3 –го периода и VA группы Периодической системы. Порядковый номер 15. Электронная формула атома $\dots 3s^2 3p^3$, устойчивая степень окисления +5, реже встречается степень окисления -3 и +3.

В природе встречается только в химически связанном виде. Входит в состав многочисленных минералов, руд и горных пород (фосфаты, апатиты и др.).

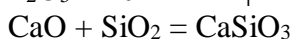
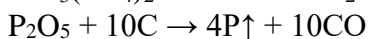
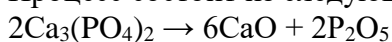
Белый фосфор ($\text{P}_{\text{бел}}$) – мягкий как воск (режется ножом). Плавится и кипит без разложения. Окисляется на воздухе (зеленое свечение в темноте) при большой массе возможно самовоспламенение. В особых условиях переводится в красный и черный фосфор.

Хорошо растворим в бензоле, эфирах, сероуглероде. Не реагирует с водой, хранится под слоем воды. Чрезвычайно химически активен.

Получение белого фосфора проводят восстановлением фосфата кальция раскаленным коксом (в промышленности)



Процесс состоит из следующих стадий:



Применяется: В производстве фосфорной кислоты и красного фосфора, как реагент в органических синтезах, раскислитель сплавов, зажигательное средство. Горящий фосфор следует гасить песком (но не водой!). Чрезвычайно ядовит.

Черный фосфор ($\text{P}_{\text{черн}}$) - имеет слоистую структуру, по внешнему виду похож на графит. При нагревании переходит в красный фосфор. Химическая активность значительно ниже, чем у белого фосфора. Устойчив на воздухе. Не ядовит. Получают при нагревании белого фосфора.

Применяется как реагент (более безопасный, чем белый фосфор) в неорганическом синтезе, наполнитель ламп накаливания, компонент намазки коробка при изготовлении спичек. Не ядовит.

Экспериментальная часть:

Азот и его соединения.

Опыт 1. Получение аммиака

К 4-5 каплям раствора хлорида или сульфата аммония прилейте равный объем

разбавленного раствора гидроксида натрия. Раствор слегка подогрейте. К отверстию пробирки поднесите влажную лакмусовую (универсальную) бумажку или полоску фильтровальной бумаги, смоченную фенолфталеином. Бумагой не касайтесь стенок пробирки. Как изменяется цвет бумаги и почему? (Качественная реакция на ион аммония).

Опыт 2. Восстановительные свойства аммиака

Внесите в пробирку 2-3 капли раствора перманганата калия и 3-5 капель концентрированного раствора аммиака. Полученную смесь слегка подогрейте. Как изменяется окраска раствора? Напишите уравнение реакции, учитывая, что аммиак окисляется до свободного азота, а перманганат калия восстанавливается до диоксида марганца.

Опыт 3. Отношение солей аммония к нагреванию.

А) Поместите в сухую пробирку немного кристаллического хлорида аммония и нагрейте пробирку. Обратите внимание на образование белого налета на холодных стенках верхней части пробирки. Составьте уравнение реакции.

Б) Возьмите на кончике шпателя немного сульфата аммония, предварительно растертого в ступке, и высыпьте соль в сухую пробирку. Пробирку нагрейте. Обратите внимание на запах, появившийся во время нагревания. Поднесите к отверстию пробирки влажную лакмусовую бумажку. Что происходит? Оставшееся вещество в пробирке растворите в воде и определите характер среды в растворе. Напишите уравнения реакций разложения сульфата аммония и диссоциации в растворе вещества, образовавшегося в результате разложения соли.

В) В сухую пробирку насыпьте немного дихромата аммония. Закрепите пробирку в штативе вертикально, и немного подогрейте. Как только начнется разложение соли, нагревание прекратите. Что наблюдается? Имеют ли запах продукты реакции разложения соли? Составьте уравнение реакции. В чем отличие поведения этой соли от солей в опытах, сделанных до этого. Какие соли аммония разлагаются подобно дихромату аммония?

Опыт 4. Гидролиз солей аммония

С помощью рН-индикаторной бумаги определите характер среды в растворе хлорида или сульфата аммония. Напишите уравнение реакции гидролиза соли. Есть ли разница в гидролизе этих солей.

Опыт 5. Получение оксида азота (II)

В пробирку с газоотводной трубкой поместите немного мелких стружек меди и прибавьте несколько капель разбавленной азотной кислоты ($\rho = 1,2$ г/мл). Закройте пробирку пробкой и слегка ее нагрейте. Обратите внимание на цвет выделяющегося газа. Часть газа соберите в пробирку над водой, а другую часть пропустите в пробирку с 5-6 каплями раствора сульфата железа (II).

Опыт 6. Свойства азотной кислоты. Взаимодействие с металлами

Поместите в пробирку немного цинковой пыли или стружек магния и прибавьте несколько капель очень разбавленной азотной кислоты. Взболтайте смесь. По запаху определите, какой газ выделяется. Составьте уравнение реакции.

Опыт 7. Взаимодействие азотной кислоты с неметаллами

В фарфоровую чашку налейте немного концентрированной азотной кислоты. Положите в кислоту небольшой кусочек серы. Поставив чашку на асбестовую сетку, осторожно ее нагрейте. Что наблюдается? Охладите реакционную смесь. Несколько капель смеси поместите в пробирку и добавьте 2-3 капли раствора хлорида бария. Составьте уравнения реакций.

Опыт 8. Окислительные свойства азотной кислоты

К 3-4 каплям свежеприготовленного раствора сульфата железа (II), подкисленного

капель разбавленной серной кислоты, прибавьте 5-6 капель концентрированной азотной кислоты. Смесь нагрейте до начала кипения. Несколько капель полученного раствора разбавьте водой и добавьте одну каплю раствора роданида аммония (калия). Что происходит? Предварительно убедитесь в том, что исходный раствор сульфата железа (II), не дает или почти не дает окрашивания с роданидом аммония.

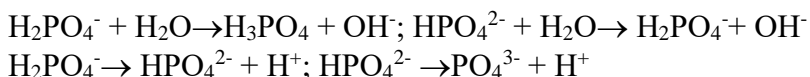
Контрольные вопросы:

1. Общая характеристика V подгруппы главной группы.
2. Распространение азота в природе, получение.
3. Свойства и применение азота.
4. Аммиак.
5. Оксиды азота.
6. Азотистая кислота и ее соли.
7. Азотная кислота, свойства, соли.

Фосфор и его соединения

Опыт 1. Гидролиз солей фосфорной кислоты.

Соли фосфорной кислоты, растворимые в воде, гидролизуются. Гидролиз протекает неодинаково у средних и кислых солей. При гидролизе кислых солей щелочных металлов одновременно с гидролизом анионов протекает их диссоциация:



С помощью универсальной индикаторной бумаги проверьте характер среды в растворах солей Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 . Полученные окраски индикаторной бумаги сравните с цветной шкалой рН- индикаторной бумаги. Результаты опыта оформите в виде таблицы.

Раствор соли	рН среды	Вывод
Na_3PO_4		
Na_2HPO_4		
NaH_2PO_4		

Реакция образования растворимых фосфатов широко используется в аналитической химии как качественная реакция на фосфат-ион.

Опыт 2. Образование фосфата железа (III).

К 3-4 каплям раствора сульфата железа (III) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ прилейте 2-3 капли роданида калия KSCN и несколько капель раствора, содержащего фосфат-ион Na_2HPO_4 . Красная окраска раствора исчезает в результате перехода роданида железа в малорастворимый фосфат, имеющий слабо-желтый цвет.

Опыт 3. Образование гидрофосфата бария

К 2-3 каплям Na_2HPO_4 прибавьте несколько капель хлорида бария BaCl_2 . Образуется белый осадок BaHPO_4 , растворимый в соляной HCl и азотной кислоте HNO_3 и нерастворимый в уксусной. Проверьте растворимость осадка в кислотах. Составьте уравнения реакций.

Опыт 4. Образование фосфата серебра.

К 3-4 каплям раствора Na_2HPO_4 добавьте 1-2 капли раствора нитрата серебра AgNO_3 . Образуется желтый осадок Ag_3PO_4 , растворимый в разбавленной азотной кислоте HNO_3 и растворе аммиака NH_4OH .

Контрольные вопросы.

1. Фосфор. Распространенность в природе, получение.
2. Физические свойства фосфора, применение.
3. Соединения фосфора с водородом и галогенами.
4. Оксиды фосфора.
5. Кислоты фосфора.

б. Минеральные удобрения, содержащие фосфор и азот.

Часть Г. Элементы IV А-группы периодической системы элементов и их соединения.

Цель работы:

1. Изучение химических свойств углерода, кремния, олова, свинца и их соединений
2. Ознакомление с лабораторными способами получения карбонатов и кремниевой кислоты.

Содержание работы:

1. Получение и разложение карбонатов.
2. Получение кремниевой кислоты.

Приборы и реактивы:

1. Пробирки, пипетки, штатив, газоотводная трубка, колба, стеклянная палочка, спиртовка, держатель для пробирок,
2. Водные растворы хлорида бария, сульфата цинка, хлорида железа (III), карбоната натрия, силиката натрия, хлорида олова (II), перманганата калия, серной кислоты, соляной кислоты (разб.), азотной кислоты (разб.), гидроксида натрия, сульфида натрия, иодида калия; известковая вода, карбонат аммония (тв), концентрированная соляная кислота, металлический цинк, оксид свинца (II).

Теоретические сведения.

В IVA группу входят углерод, кремний, германий, олово и свинец. Электронная конфигурация атомов в стационарном состоянии: ns^2np^2 , причем на р-атомной орбитали находятся два неспаренных электрона.

В своих соединениях элементы IVA группы имеют как правило, две степени окисления: (+2+ или (+4). Устойчивость соединений со степенью окисления (+2) увеличивается от углерода к свинцу.

При переходе от соединений углерода к соединениям свинца возрастает полярность связей, и в кристаллах солей типа $Pb(NO_3)_2$, $PbCl_2$ и других уже присутствуют ионы Pb^{+2} . Однако почти все вещества, содержащие Sn (IV) и Pb (IV), являются ковалентными.

Основные запасы углерода сосредоточены в карбонатах: кальците ($CaCO_3$), доломите ($MgCO_3 \cdot CaCO_3$), магнезите ($MgCO_3$). Разновидности кальцита: мел, мрамор, известняк.

Кремний входит в состав многочисленных горных пород (силикаты, алюмосиликаты), в больших количествах находится в земной коре в виде SiO_2 (горный хрусталь, опал, агат, яшма, халцедон и др.).

Запасы олова и свинца в земной коре ограничены. Важнейшей и почти единственной рудой для получения олова является «оловянный камень» SnO_2 . Наиболее распространенным минералом свинца является галенит (PbS).

Германий – рассеянный элемент, своих минералов он не образует, всегда сопровождает кремний в его соединениях и концентрируется в каменных углях.

В свободном виде встречается в природе только углерод (алмазы, графит, карбин) и олово в виде серебристо-желтых кристаллов, включающих золото, платину, иридий, осмий, медь. Углерод является составной частью ископаемых углей (антрациты, каменные и бурые угли, торф, нефть).

Устойчивая аллотропная форма существования элемента углерод – графит.

Графит – серо-черный, с металлическим блеском, жирный на ощупь, мягкий, обладает электропроводимостью.

Кристаллическая решетка состоит из слоев правильных шестиугольных колец, конденсированных по всем сторонам (sp^2 -гибридизация).

Алмаз содержит в узлах кристаллической решетки атомы углерода с тетраэдрическим окружением (sp^3 -гибридизация). Благородный камень, имеет наибольшую твердость среди природных веществ, шлифуется только собственным порошком. Химическая активность ниже чем у графита. Выше $1200^\circ C$ переходит в

Прочность связи валентных электронов с ядром зависит от двух основных факторов: величины заряда ядра и радиуса атома.

Радиус атома значительно увеличивается с появлением каждого нового электронного слоя для элементов первых трех периодов, и именно этот фактор в большей степени влияет на прочность связи валентных электронов с ядром для элементов главных подгрупп (сверху вниз радиус атомов увеличивается, прочность связи электрона с ядром ослабевает, восстановительные свойства увеличиваются).

У элементов побочных подгрупп – это элементы 4-7 периодов – с увеличением порядкового номера элемента радиус атомов изменяется мало, а величина заряда ядра увеличивается значительно, поэтому прочность связи валентных электронов с ядром увеличивается, восстановительные свойства ослабевают.

Металлическая связь и металлическая кристаллическая решетка.

Металлы – простые вещества. Атомы металлов образуют металлическую связь.

Особенности металлической связи:

Сравнительно небольшое количество электронов (это s-электроны) одновременно связывает множество атомных ядер, связь делокализована.

Валентные электроны свободно перемещаются по всему куску металла (или металлическому изделию), который в целом электронейтрален, поэтому эти электроны часто называют свободными.

Металлическая связь не обладает направленностью и насыщенностью.

В соответствии с таким строением металлы характеризуются следующими физическими свойствами:

Свойство, положенное в основу классификации	Классификационные группы	Примеры
Электропроводность	С высокой электропроводностью	Ag
	С низкой электропроводностью	Mn
Температура плавления	легкоплавкие	Hg, Ga, Cs, In, Bi
	тугоплавкие	W, Mo, V, Cr
Плотность	Легкие	Li, K, Na, Mg
	Тяжелые	Os, Ir, Pb
Твердость	Мягкие	In, Na, K, Rb (режутся ножом)
	Твердые	Mo, Cr (царапают стекло)

Причины, приводящие к различию физических свойств металлов:

атомы металлов образуют разные типы кристаллических решеток

атомы металлов имеют разное число валентных s-электронов (+1 или +2), участвующих в образовании металлической связи.

атомы (ионы) металлов имеют разные радиусы

атомы металлов побочных подгрупп помимо металлической могут образовывать и ковалентную связь с помощью неспаренных d-электронов валентных орбиталей. Именно такие металлы W, Mo, Cr, Os – и тугоплавкие, и тяжелые, и твердые. (самый твердый из металлов – хром; самый тугоплавкий – вольфрам).

В современной технике обычно используют не чистые металлы, а сплавы, которые позволяют сочетать в одном материале полезные свойства сразу нескольких металлов и других веществ. Например, дюралюминий – сплав, содержащий Al, Cu, Mg, Ni, Mn. Он сочетает в себе малую плотность алюминия и магния, коррозионную стойкость Ni и Al, твердость Mn.

Для художественных целей используют мельхиор – сплав меди с никелем. По внешнему виду он похож на серебро, но значительно дешевле последнего.

Широко используются различного сорта стали и чугуны – сплавы железа с углеродом и др.

Химические свойства металлов

Активность металлов в водных растворах определяется положением металла в электрохимическом ряду напряжения металлов. Тем активнее атомы металла Me^0 , тем ниже активность Me^{n+} . Все реакции с участием металлов являются окислительно-восстановительными, причем металлы всегда выступают в качестве восстановителей, так как принимать электроны и проявлять отрицательную степень окисления они не могут.

Отношение к воде.

1) Щелочные и щелочноземельные металлы взаимодействуют с водой при обычных условиях. Образуется щелочь и выделяется водород.

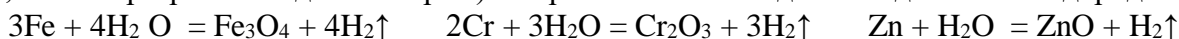


2) Магний и алюминий (очищенный от оксидной пленки) реагируют с горячей водой.



3) Металлы средней активности, расположенные в ряду напряжений между Mg и Pb (Al, Ti, Cr, Fe, Co, Ni, Zn, Sn, Cd, Pb), обычно не вытесняют водород из воды. На поверхности этих металлов образуются оксидные пленки, обладающие защитным действием.

Поэтому они реагируют с водой лишь в жестких условиях (раскаленный металл, пары воды, т.е. с перегретым водяным паром) с образованием оксидов и выделением водорода:

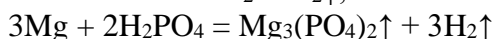
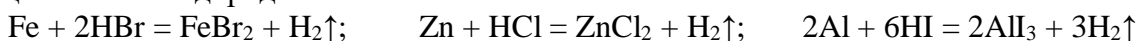


4) Малоактивные металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений после водорода, с водой не взаимодействуют даже при высокой температуре: $Cu + H_2O \rightarrow$

2. Отношение к кислотам.

1) Кислоты, обладающие слабыми окислительными свойствами (за счет H^+) реагируют с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до водорода (большинство кислот). При этом образуются соль и водород:

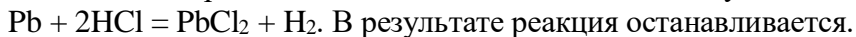
а) Сильные кислоты и кислоты средней силы реагируют со всеми металлами, стоящими левее водорода:



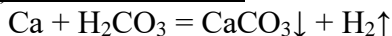
Железо хлороводородной (соляной) кислотой окисляется до двухвалентного состояния.

При этом на поверхности образуется защитная пленка, тормозящая дальнейшее окисление.

С соляной кислотой реагирует и пассивируется свинец. Пассивация свинца возникает из-за того, что образующийся в начале реакции хлорид свинца (II) трудно растворим в воде, и, оставаясь на поверхности металла защищает его от доступа новых порций кислоты:



б) Слабые кислоты – только со щелочными и щелочноземельными металлами:



в) разбавленная серная кислота обладает слабыми окислительными свойствами, поэтому действует только на металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений левее водорода. При этом образуется соль и водород.



2) Кислоты, обладающие сильными окислительными свойствами азотная (концентрированная и разбавленная за счет N^{+5}), серная (концентрированная за счет S^{+6}), взаимодействуют как с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до водорода, так и с металлами, стоящими после водорода, однако водород при этом не выделяется. Не действуют эти кислоты только на Au, Pt, Ir, Rh, Ta.

В продуктах реакции – соль, вода и какой либо продукт восстановления кислоты, но не водород. Вид продукта восстановления кислоты определяется ее концентрацией,

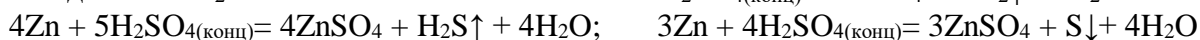
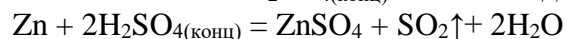
активностью металла и температурой.

H₂SO₄(конц) (окислитель – S⁺⁶)

1) Щелочные и щелочноземельные металлы восстанавливают кислоту в основном до H₂S.



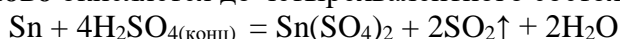
2) Mg и Zn в зависимости от условий могут восстанавливать H₂SO₄(конц) не только до SO₂, но и до S или H₂S:



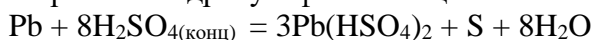
3) Металлы средней активности.

Алюминий и железо пассивируются из-за образования плотных пленок оксидов.

Олово окисляется до четырехвалентного состояния с образованием сульфатов олова:



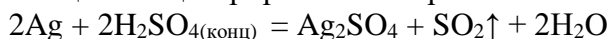
Свинец не растворяется в серной кислоте при её концентрации ниже 80%, так как образующаяся при взаимодействии свинца с серной кислотой соль PbSO₄ нерастворима в воде и сождает на поверхности металла защитную пленку. В более концентрированной серной кислоте свинец окисляется до двухвалентного состояния с образованием растворимого гидросульфата свинца:



При нагревании концентрированная серная кислота взаимодействует с образованием соли, воды и оксид серы (IV):



В кипящей концентрированной серной кислоте растворяется серебро:



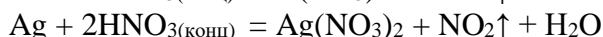
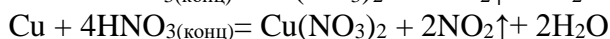
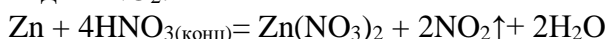
C H₂SO₄(конц) не реагируют Au, Ru, Os, Rh, Ir, Pt.

HNO₃(конц) (окислитель N⁺⁵)

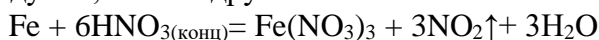
1) Со щелочными и щелочноземельными металлами образует соль (нитрат), воду и N₂O:



2) С другими металлами: средней активности и малоактивными образуются нитраты, вода и NO₂:

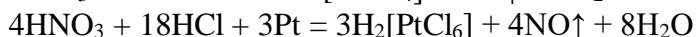


3) На холоду и при обычной температуре не действует на Fe, Co, Ni, Cr и Al, а также на нержавеющие стали вследствие пассивации. Но при нагревании образуются те же продукты, что и с другими металлами:



4) С HNO₃(конц) не реагируют Au, Ru, Os, Rh, Ir, Pt.

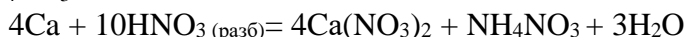
5) Концентрированная азотная кислота при смешивании с концентрированной соляной кислотой в соотношении 1:3 по объему, образует раствор, называемый «царской водкой», в котором растворяются золото, платина и другие металлы нерастворимые в HNO₃ и H₂SO₄.



В «царской водке» не растворяются Ru, Os, Rh, Ir.

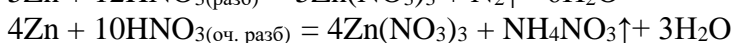
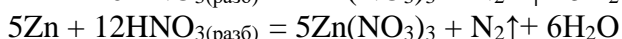
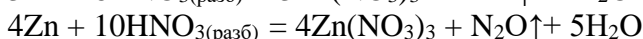
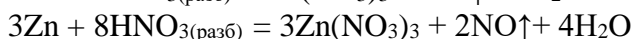
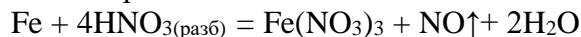
HNO₃(разб) (окислитель N⁺⁵)

1) Со щелочными и щелочноземельными металлами образует соль (нитрат), воду и NH₃ или NH₄NO₃:



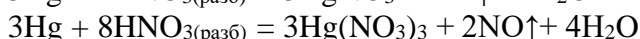
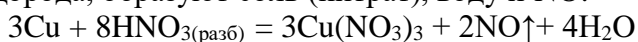
2) С металлами средней активности, расположенными в электрохимическом ряду напряжений до водорода, разбавленная азотная кислота образует соль, воду и, в основном, NO (могут образоваться и N₂O, N₂, NH₃ (NH₄OH)). Чем больше разбавлена

кислота, тем ниже степень окисления азота в выделяющемся газообразном продукте. Достаточно разбавленная кислота обычно восстанавливается до NH_4NO_3 :



Олово окисляется до нитрата олова (II). Титан пассивируется.

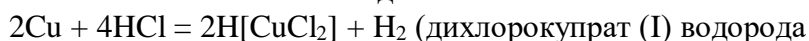
3) С малоактивными металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений после водорода, образуют соль (нитрат), воду и NO:



4) С $\text{HNO}_3(\text{разб})$ не реагируют Au, Ru, Os, Rh, Ir, Pt.

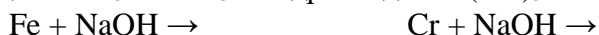
Медь. Находясь в ряду напряжения после водорода, медь не вытесняет его из кислот. Поэтому соляная и разбавленная серная кислоты на медь не действуют. Однако в присутствии кислорода воздуха медь растворяется в этих кислотах с образованием соответствующих солей: $2\text{Cu} + 4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

В очень концентрированной соляной кислоте медь может быть растворена с образованием комплексного соединения:

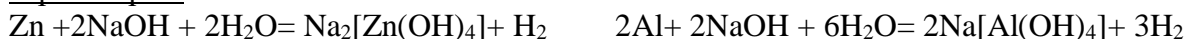


3. Отношение к основаниям

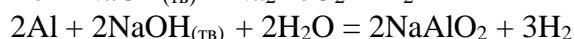
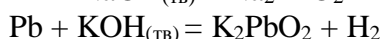
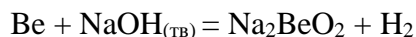
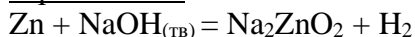
Только металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды, взаимодействуют со щелочами. При этом выделяются H_2 и образуется соль (в растворах – комплексная, в расплавах – средняя). Исключение составляют Fe и Cr, которые в отличие от их амфотерных оксидов Fe_2O_3 и Cr_2O_3 и гидроксидов $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и $\text{Cr}(\text{OH})_3$, со щелочами не взаимодействуют.



В растворах:

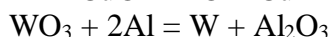
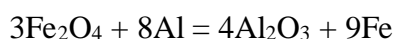
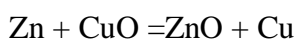


В расплавах:

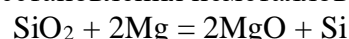
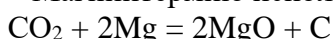


4. Отношение к оксидам.

1) При высокой температуре более активные металлы вытесняют (восстанавливают) менее активные из их оксидов. На этом основан один из способов получения металлов, называемый металлотермией. В качестве металлов-восстановителей обычно используют алюминий (алюмотермия), магний (магнийтермия), редко кальций, калий, натрий и другие металлы.

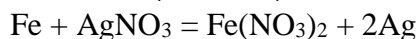
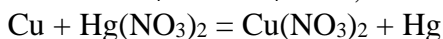
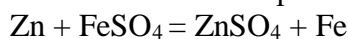
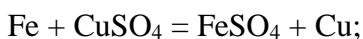


4) Магнийтермию используют также для восстановления неметаллов из их оксидов:

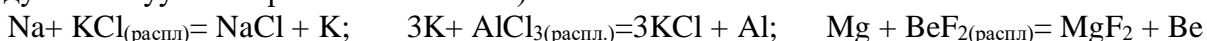


5. Отношение к солям.

1) Большинство активных металлов вытесняют менее активные из растворов их солей:



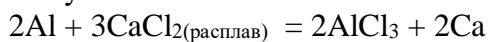
2) Металлы могут вытеснять друг друга и из расплавов солей (реакция без доступа воздуха – вакуумно-термический способ):



Однако следует помнить, что

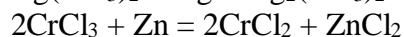
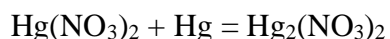
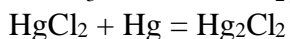
а) при плавлении многие соли разлагаются

б) электрохимический ряд напряжения металлов, служащий для определения относительной активности металлов, справедлив только для водных растворов. Например, алюминий менее активный, чем щелочноземельные металлы, а в расплавах наоборот. Поэтому алюминий может вытеснять щелочноземельные металлы из расплавов их солей:



3) Из твердых сухих, а также нерастворимых солей при обычных условиях металлы друг друга не вытесняют: $\text{Fe} + \text{AgCl} \rightarrow$

4. В растворах соли, обладающие окислительными свойствами, вступают с металлами в окислительно-восстановительные реакции:



6. Отношение к неметаллам (см. хим. свойства неметаллов)

7. Отношение друг к другу.

Металлы друг с другом не взаимодействуют, но в расплавленном состоянии смешиваются друг с другом, образуя растворы, при охлаждении которых получают твердые вещества, называемые сплавами.

8. При нагревании химическая активность металлов повышается.

Коррозия металлов:

Коррозия – проявление восстановительных свойств металлов, обусловленное влиянием окружающей среды.

I группа периодической системы. Щелочные металлы имеют наименьшую коррозионную стойкость; блестящая поверхность среза этих металлов на воздухе быстро покрывается толстой рыхлой пленкой оксидов, пероксидов, а также их соединений с углекислым газом и водой. Поэтому щелочные металлы хранятся под слоем керосина.

В побочной подгруппе находятся достаточно стойкие к коррозии металлы: медь, серебро, золото. С увеличением порядкового номера коррозионная стойкость повышается.

II группа. Металлы главной подгруппы весьма малоустойчивы, и с увеличением порядкового номера устойчивость к коррозии снижается.

Более устойчивы металлы побочной подгруппы: Zn, Cd, Hg. На их поверхности в присутствии кислорода образуются тонкие, довольно прочные пленки оксидов, предохраняющие их от дальнейшего разрушения.

III группа. Алюминий легко соединяется с кислородом, вследствие чего образуется тонкая, обладающая высокими защитными свойствами оксидная пленка. Но она разрушается в растворах кислот и щелочей. Алюминий также пассивируется с поверхности концентрированной азотной и серной кислотами. Пассивация обусловлена образованием на поверхности трудно растворимых соединений.

IV группа. Олово и свинец – стойкие к коррозии металлы, благодаря прочным оксидным пленкам.

V, VI, VII, VIII группы. Металлы побочных подгрупп V, Cr, Co, Mo, Ru, Pd, W, Os, Ir, Pt обладают высокой способностью к пассивации, а следовательно, большой коррозионной стойкостью. Наиболее устойчивы к коррозии металлы VIII группы, причем, чем больше порядковый номер, тем больше их устойчивость. Значит, Os, Ir, Pt – самые стойкие к коррозии металлы.

Железо – наиболее известный и распространенный металл, пассивируется концентрированной азотной и холодной концентрированной серными кислотами.

Способы получения металлов:

Большинство металлов в природе встречается в виде соединений, так как металлы находящиеся в окисленной форме более устойчивые вещества, чем металлы – простые вещества. В самородном состоянии в природе находятся только металлы, которые в электрохимическом ряду напряжений стоят в самом конце: Au, Pt, реже Ag, иногда Cu и

Hg.

Важнейшие природные соединения металлов, стоящих в ряду напряжения до алюминия – это соли: галогениды, чаще хлориды NaCl, MgCl₂, KCl; карбонаты: CaCO₃, MgCO₃; сульфаты Na₂SO₄, MgSO₄; нитраты NaNO₃; фосфаты Ca₃(PO₄)₂/

Природные соединения других металлов – это в основном оксиды и сульфиды: Al₂O₃, CuO, SnO₂, Fe₂O₃, Cr₂O₃, ZnS, PbS, MoS₂, CuS₂.

Минералы и горные породы, которые используются для получения металлов называются рудами. Металл из руды получают восстановлением – это задача металлургии.

Различают следующие способы получения металлов:

Пирометаллургический (от греч пирос – огонь)

Гидрометаллургический

Электрометаллургический (электролиз)

Сущность пирометаллургического способа - восстановление металлов из их соединений при высоких температурах. В качестве восстановителей используют водород, активные металлы (Mg, Al), углерод, оксид углерода (II).

Метод используется для получения металлов, стоящих в ряду напряжения металлов после алюминия.

Гидрометаллургия –используется для получения малоактивных металлов. Например, метод извлечения золота от пустой породы (песка) путем растворения золота в цианиде натрия или калия в присутствии кислорода, с последующим восстановлением металла путем вытеснения его более активным металлом из соли. Таким способом можно получить Cu, Cd, Au, Ag, Mo, V и др.

Электрометаллургия (электролиз) – восстановление активных металлов (Na, K, Ca, Al, Li, Mg и др.) с помощью электрического тока из расплавов солей, оксидов или гидроксидов.

Часть А. Изучение свойств щелочных и щелочноземельных металлов и их соединений»

Цель работы:

1. Изучить химические свойства щелочных металлов и их соединений.
2. Изучить химические свойства щелочноземельных металлов и их свойства.
3. Ознакомление с лабораторными способами получения гидроксидов и солей металлов IA и IIA группы.

Содержание работы:

1. Исследование химических свойств натрия и его соединений (взаимодействие с водой, горение).
2. Получение гидроксида магния и его растворение в кислоте и в солях аммония.
3. Получение карбонатов, сульфатов и хроматов щелочноземельных металлов и изучение их химических свойств.

Приборы и реактивы:

1. Защитные очки, кристаллизатор, пинцет, фильтровальная бумага, металлическая ложечка, фарфоровый тигель, спиртовка, пипетки, пробирки, проволока с петелькой.
2. Фенолфталеин, вода, натрий (мет.), соль магния, крахмал, 2 н раствор соляной кислоты, 2 н раствор хлорида аммония, растворы иодида калия, серной кислоты, гидроксида натрия, карбоната натрия, хлорида кальция, хлорида бария (возможны любые растворимые соли кальция и бария), сульфата натрия, хромата калия, уксусной кислоты, нитрата калия; соляная кислота (конц.).

Экспериментальная часть

Опыт 1. Взаимодействие натрия с водой. (Работать под тягой в защитных очках!)
В кристаллизатор с водой добавляют несколько капель фенолфталеина. Пинцетом достать

кусочек щелочного металла и высушить фильтровальной бумагой. Отделить кусочек натрия размером со спичечную головку и пинцетом перенести в кристаллизатор. Наблюдают протекание реакции и окрашивание воды. Написать уравнение протекающей реакции.

Опыт 2. Горение натрия. (Работать под тягой!) В металлическую ложечку или фарфоровый тигель помещают небольшой кусочек натрия, предварительно высушенный фильтровальной бумагой. Ложечку или тигель нагревают снизу небольшим пламенем спиртовки, затем поджигают пламенем расплавленный металл сверху. Наблюдают горение натрия. Продукты окисления оставляют для следующего опыта. Написать уравнение реакции горения натрия.

Опыт 3. Взаимодействие кислородных соединений натрия с водой. Полученные в предыдущем опыте продукты окисления натрия растворяют в небольшом количестве воды. К полученному раствору прилить раствор иодида калия подкисленного серной кислотой и несколько капель раствора крахмала. Наблюдают изменение окраски раствора. Написать уравнение протекающей реакции.

Опыт 4. Получение гидроксида магния и его растворение в кислоте и в солях аммония. Внести в две пробирки по 3 капли раствора соли магния и в каждую из них добавить по 4 капли раствора едкого натра. В одну из пробирок, помешивая содержимое стеклянной палочкой, прибавить по каплям 2 н. раствор соляной кислоты до полного растворения осадка, подсчитывая количество капель. В другой пробирке таким же способом растворить осадок гидроксида магния в 2 н. растворе хлорида аммония. В каком случае для растворения осадка потребуется большее количество реактива? Напишите уравнения протекающих реакций.

Опыт 5. Карбонаты щелочноземельных металлов. Получить осадки карбонатов кальция и бария взаимодействием растворов соответствующих солей с раствором соды. Испытать отношение полученных карбонатов к соляной кислоте, добавляя ее осторожно по каплям. Записать уравнения протекающих реакций.

Опыт 6. Сульфаты щелочноземельных металлов. В две пробирки внести по 2-3 капли растворов солей кальция и бария. В каждую пробирку добавить по 3-4 капли раствора сульфата натрия. Что наблюдается? Отметить различную скорость образования осадков. Испытать действие соляной кислоты на полученные сульфаты. Записать уравнения протекающих реакций.

Опыт 7. Хроматы щелочноземельных металлов. В две пробирки внести по 3-4 капли растворов солей кальция и бария. В каждую пробирку добавить по 4-5 капель раствора хромата калия. Наблюдают выпадение осадков, отмечают их цвет и испытывают действие на них уксусной и соляной кислот. Записать уравнения протекающих реакций.

Опыт 8. Окрашивание пламени растворами солей щелочных и щелочноземельных металлов. Проволочку с петелькой на конце внести в концентрированную соляную кислоту и затем прокалить в пламени спиртовки. Чистая проволока не должна окрашивать пламя. Очищенную проволоку опустить в раствор соли натрия и снова внести в пламя спиртовки. Отметить цвет пламени и записать в тетрадь. Опыт повторить с растворами солей калия, бария и кальция. Перед каждым опытом проволочку промыть концентрированной соляной кислотой и затем прокалить.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы.

1. Общая характеристика главной подгруппы I группы (щелочные металлы).
2. Распространение в природе и получение.
3. Физические и химические свойства щелочных металлов.
4. Применение, токсикология.
5. Общая характеристика главной подгруппы II группы щелочноземельные металлы).
6. Распространение в природе и получение.
7. Физические и химические свойства щелочноземельных металлов.
8. Применение, токсикология.

Часть Б. Элементы III А-группы периодической системы и их соединения.

Цель работы:

1. Изучить химические свойства алюминия и его соединений.

Содержание работы:

1. Изучение амфотерных свойств алюминия: взаимодействие с кислотами и водными растворами щелочей.
2. Исследование влияния хлорид-ионов на коррозию алюминия.

Приборы и реактивы:

1. Штатив, пробирки, держатель для пробирок, водяная баня,
2. Нитрата серебра, сульфата меди, сульфата алюминия, хлорида меди; серная кислота (конц.), вода, фенолфталеин, 2 н. растворы соляной, серной и азотной кислот, гидроксида натрия; концентрированные кислоты: соляная, серная и азотная; алюминиевая фольга,

Экспериментальная часть

Опыт № 1. Взаимодействие алюминия с кислотами.

А) *Взаимодействие алюминия с разбавленными кислотами.* В три пробирки внести по 5-8 капель 2 н. растворов кислот: соляной, серной, азотной. В каждую пробирку опустить по маленькому кусочку алюминиевой фольги. Во всех ли случаях протекает реакция на холоду? Нагреть пробирки на водяной бане. Что наблюдается? Написать уравнения реакций. Какой газ выделяется при взаимодействии алюминия с разбавленной азотной кислотой? С разбавленными серной и соляной?

Б) *Взаимодействие алюминия с концентрированными кислотами.* В три пробирки внести по 5-8 капель концентрированных кислот: соляной, серной, азотной. В каждую пробирку опустить по маленькому кусочку алюминиевой фольги. Как протекают реакции на холоду? С какой кислотой алюминий не реагирует? Почему? Нагреть пробирки на водяной бане. Как влияет нагревание? Написать уравнения реакций, учитывая, что при нагревании азотная кислота восстанавливается в основном до диоксида азота, а серная до сернистого газа на холоду и частично свободной серы при нагревании. Влияет ли изменение концентрации соляной кислоты на характер ее взаимодействия с алюминием?

Опыт № 2. Растворение алюминия в водном растворе щелочи. Внести в пробирку полоску алюминиевой фольги и добавить 3-4 капли воды. Нагреть пробирку на водяной бане. Наблюдается ли выделение водорода? Добавить в пробирку 5-8 капель 2н. раствора едкого натра. Отметить интенсивное выделение водорода. Отсутствие реакции алюминия с водой объясняется наличием на его поверхности плотной оксидной пленки, которая затрудняет доступ водородных ионов к поверхности металла. Добавленная щелочь растворяет оксидную пленку с образованием гидроксиалюмината и создает возможность непосредственного взаимодействия алюминия с водой. Написать уравнения реакций.

Опыт № 3. Влияние хлорид-иона на коррозию алюминия. В две пробирки поместить по кусочку алюминия и добавить в одну из них 5-8 капель сульфата меди, а в другую - столько же раствора хлорида меди. Отметить различный результат в обоих

случаях: в то время как в первой пробирке алюминий остается почти без изменения, во второй он быстро покрывается налетом меди. Написать уравнение реакции.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы:

1. Общая характеристика главной подгруппы III группы. Распространение в природе. Получение.
2. Алюминий. Свойства и соединения. Применение.

ТЕМА 3. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА И ТОКСИКОЛОГИЯ D-ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Часть А. Элементы IB и IIB группы периодической системы и их соединения.

Цель работы:

1. Изучение свойств меди и серебра и их соединений.
2. Изучение свойств цинка и его соединений.

Содержание работы:

1. Исследование взаимодействия меди с кислотами. Взаимодействие соединений меди с кислотами щелочами, концентрированными растворами аммиака, комплексными соединениями.
2. Взаимодействие нитрата серебра с щелочами, кислотами, солями галогенводородных кислот, тиосульфатом натрия.

Изучение свойств меди и серебра и их соединений.

Приборы и реактивы:

1. Химические стаканы, пробирки, пипетки, штатив.
2. Растворы сульфата меди, гидроксида натрия, иодида калия, бромида калия, тиосульфата натрия, карбоната натрия, гексацианоферрата (II) калия, соляной кислоты, серной кислоты, аммиака, нитрата серебра; 2 Н раствор хлороводородной кислоты, концентрированный водный раствор аммиака.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Изучение свойств меди и ее соединений.

а) В химическом стакане сливают при перемешивании приблизительно по 10 мл растворов CuSO_4 и NaOH .

Осадок делят на 4 пробирки. Первую пробирку осторожно нагревают.

Во вторую приливают 2н. раствор хлороводородной кислоты, в третью – концентрированный водный раствор аммиака. Что наблюдаете?

б) В пробирку наливают раствор CuSO_4 и добавляют раствор иодида калия KI . Наблюдают осаждение иодида меди (I) CuI , окраску которого маскирует выделившийся иод I_2 . Для установления окраски осадка добавляют несколько капель раствора тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. К осадку CuI добавляют в избытке раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Наблюдают растворение осадка.

в) В пробирку наливают раствор CuSO_4 и добавляют раствор карбоната натрия Na_2CO_3 . Наблюдают образование осадка, который состоит из основных солей переменного состава.

г) В пробирку приливают раствор CuSO_4 и по каплям добавляют концентрированный

водный раствор аммиака NH_3 . Что наблюдаете?

д) качественная реакция на Cu^{2+} . К раствору CuSO_4 добавляют небольшое количество раствора гексацианоферрата (II) калия $\text{K}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Выделяется осадок гексацианоферрата (II) меди (II) $\text{Cu}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Делят осадок на 4 пробирки и испытывают действие на осадок HCl , H_2SO_4 , раствора NaOH и водного раствора аммиака NH_3 . Что наблюдаете?

Опыт 2. Изучение свойств серебра и его соединений.

а) В пробирку вносят 2-3 капли раствора AgNO_3 и прибавляют в избытке раствор NaOH . Наблюдают образование Ag_2O .

б) В две пробирки наливают по 3-4 капли раствора AgNO_3 и добавляют по несколько капель HCl . Наблюдают выделение белого осадка AgCl .

В одну пробирку приливают водный раствор аммиака NH_3 , в другую - раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Наблюдают растворение осадка.

в) В две пробирки наливают раствор AgNO_3 . В одну добавляют раствор KI , в другую – KBr . Каждый осадок делят на 2 пробирки.

Добавляют водный раствор аммиака NH_3 в 1 пробирку с AgI и в 1 пробирку с AgBr . В обеих ли пробирках происходит растворение осадка?

В оставшиеся пробирки прилить раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Что наблюдаете?

Контрольные вопросы.

1. Общая характеристика побочной подгруппы I группы (подгруппа меди).
2. Распространение в природе и получение.
3. Физические и химические свойства.
4. Применение, наиболее важные соединения меди, серебра и золота.
5. Охарактеризуйте отношение меди, серебра и золота к разбавленным и концентрированным растворам кислот, к растворам щелочей и солей. Напишите уравнения соответствующих реакций, укажите условия их осуществления.
6. Какие реакции протекают при растворении золота в «царской водке», в концентрированной соляной кислоте, насыщенной хлором, в селеновой кислоте?
7. Чем объясняется образование зеленого налета на медных изделиях и почернение серебряных предметов при длительном пребывании их на воздухе? Напишите уравнения соответствующих реакций.

Цинк и его соединения

Приборы и реактивы:

1. Штатив, пробирки, пипетки, микрошпатель, спиртовка, держатель для пробирок.
2. Цинковая пыль, 2 н растворы серной и соляной кислоты, 2 н раствор гидроксида натрия, 1 н раствор соляной кислоты, 2 н раствор аммиака, концентрированная серная кислота, раствор соли цинка (любая растворимая), насыщенный раствор сульфида аммония, соль цинка (кр.), вода, лакмус.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Растворение цинка в кислотах и щелочах.

Налить в пробирку 4-5 капель 2 н. раствора серной кислоты, добавить 1 микрошпатель цинковой пыли и слегка подогреть. То же проделать с концентрированной серной кислотой и по запаху определить выделение сернистого газа. Таким же образом проверить растворимость цинка в 2 н. растворе соляной кислоты и в 2 н. растворе едкой щелочи. Описать наблюдаемое. Почему разбавленная и концентрированная H_2SO_4 по-разному реагируют с цинком? Какой атом и в какой степени окисления является окислителем в том и в другом случае?

Опыт 2. Гидроксид цинка и его свойства.

Налить в две пробирки по 3-4 капли раствора соли цинка. В каждую пробирку добавлять 2 н. раствор едкой щелочи до появления белого студенистого осадка

гидроксида цинка. Испытать отношение полученного гидроксида к кислотам и щелочам. Какой вывод можно сделать о свойствах гидроксида цинка? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Опыт 3. Сульфид цинка.

В пробирку поместить 3-4 капли раствора соли цинка и добавить 2-3 капли насыщенного раствора сульфида аммония. Отметить цвет образовавшегося осадка и добавить 1 капля 1 н. раствора соляной кислоты. Что происходит? Написать уравнения реакций.

Опыт 4. Гидролиз солей цинка.

Поместить в пробирку несколько кристалликов соли цинка и растворить их в 1-2 каплях воды. Добавить в пробирку 2-3 капли раствора лакмуса и слегка подогреть. Во вторую пробирку налить 2-3 капли раствора лакмуса и 1-2 капли воды и сравнить цвет содержимого этой пробирки с окраской полученного раствора. На какую реакцию указывает цвет лакмуса в растворе соли цинка? Написать в молекулярной и ионной формах уравнения процессов, вызывающих изменение окраски лакмуса.

Опыт 5. Аммиачный комплекс цинка.

В пробирку поместить 1 каплю раствора соли цинка и добавить 2 капли 2 н. раствора аммиака. Осадок какого вещества образовался? К полученному раствору приливать по каплям избыток раствора аммиака до растворения осадка. Написать уравнения реакций, считая, что координационное число иона цинка 4. Написать уравнения диссоциации комплексного соединения и комплексного иона.

Контрольные вопросы:

1. Химия элементов побочной подгруппы II группы периодической системы (подгруппа цинка).
2. Распространенность в природе. Основные минералы.
3. Физико-химические свойства простых веществ. Получение простых веществ.
4. Химия водных растворов.
5. Оксиды и гидроксиды.
6. Соли. Комплексные соединения.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Часть Б. Элементы побочной подгруппы VI группы периодической системы. «Изучение свойств хрома и его соединений»

Цель работы:

1. Изучить химические свойства хрома и его соединений.
2. Ознакомление с лабораторными способами получения оксидов, гидроксидов и солей хрома.

Содержание работы:

1. Получение оксида хрома. Получение и исследование химических свойств гидроксида хрома (III).
2. Получение малорастворимых хроматов бария, свинца и серебра.
3. Исследование окислительных свойств хроматов и дихроматов.

Приборы и реактивы:

1. Штатив, пробирки, пипетки, держатель для пробирок, спиртовка.

2. Бихромат аммония (кр.), растворы хромата и бихромата калия, хлорида бария, нитрата свинца, нитрата серебра, иодида калия, ; крахмал, 2 н раствор гидроксида натрия, 2 н раствор соляной кислоты, 2 н раствор серной кислоты, соляная кислота (конц.).

Экспериментальная часть

Опыт 1. Получение оксида хрома.

В пробирку поместить небольшое количество бихромата аммония и осторожно нагреть. Наблюдается бурное разложение соли. Какой цвет имеет полученный оксид хрома (III)? Написать уравнение реакции разложения, учитывая, что одновременно образуются азот и вода.

Опыт 2. Получение и свойства гидроксида хрома (III).

Получить в двух пробирках гидроксид хрома (III) взаимодействием раствора хлорида хрома (III) (3-4 капли) с 2 н. раствором щелочи (1-2 капли). Испытать отношение гидроксида хрома к кислоте и к избытку щелочи, для чего добавлять в одну пробирку по каплям 2 н. раствор соляной или серной кислоты, в другую – 2 н. раствор щелочи до растворения осадка. Написать уравнения реакций, учитывая, что при взаимодействии гидроксида хрома с кислотой и со щелочью получается комплексный анион $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^{3-}$.

Опыт 3. Хроматы и бихроматы.

а) переход хромата калия в бихромат. К раствору хромата калия (3-4 капли) прибавлять по каплям 2 н. раствор серной кислоты. Отметить окраску взятого и полученного растворов и указать, какими ионами эти окраски обуславливаются. Написать уравнение реакции.

б) переход бихромата калия в хромат. К раствору бихромата калия (3-4 капли) прибавлять по каплям раствор щелочи до изменения окраски. Написать уравнение реакции.

Опыт 4. Получение малорастворимых хроматов бария, свинца и серебра.

В три пробирки с раствором хромата калия (2-3 капли) прибавить по 2-3 капли растворов: в первую – хлорида бария, во вторую – нитрата свинца, в третью – нитрата серебра. Отметить цвета осадков. Написать уравнения реакций.

Опыт 5. Окислительные свойства хроматов.

а) окисление иодида калия. К подкисленному серной кислотой (1 капля) раствору бихромата калия (4-5 капель) добавить 3-4 капли раствора иодида калия. Отметить изменение окраски. Доказать с помощью раствора крахмала выделение свободного йода, для чего в пробирку с 5-6 каплями крахмала внести одну каплю полученного в опыте раствора. Написать уравнения реакций.

б) окисление соляной кислоты. К раствору бихромата калия (1-2 капли) прибавить 10-12 капель концентрированной соляной кислоты. Смесь нагреть до перехода оранжевой окраски в зеленую. Отметить выделение газа. Какой газ выделяется. Написать уравнение реакции.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы.

1. Химия элементов побочной подгруппы VI группы периодической системы (подгруппа хрома).

2. Распространенность в природе. Основные минералы.
3. Физико-химические свойства металлов. Получение хрома, молибдена и вольфрама.
4. Химия водных растворов.
5. Оксиды и гидроксиды.
6. Соли. Комплексные соединения.
7. Почему при взаимодействии солей бария с растворами хромата и дихромата калия выпадают осадки одинакового состава? Рассмотрите окислительные свойства $K_2Cr_2O_7$ при различных рН растворов.

**Часть В. Побочная подгруппа седьмой группы периодической системы.
Марганец и его соединения"**

Цель работы:

1. Изучение химических свойств соединений марганца.
2. Ознакомление с лабораторными способами получения малорастворимых солей марганца (II) и изучение их химических свойств.

Содержание работы:

1. Исследование окислительных свойств солей марганца (II) с алюминием.
2. Исследование окислительных свойств соединений марганца (VII).
3. Получение гидроксида марганца (II) и исследование его химических свойств.
4. Получение хромата марганца, карбоната марганца, сульфида марганца и исследование химических свойств этих соединений.

Приборы и реактивы:

1. Штатив, пробирки, пипетки, стеклянная палочка, микрошпатель, спиртовка, пробиркодержатель,
2. Раствор соли марганца (II), алюминиевая фольга, 2 н раствор гидроксида натрия, 2 н раствор серной кислоты, растворы хромата калия, карбоната натрия, сульфида аммония, сульфата марганца (II), раствор перманганата калия, сульфит натрия (кр.), 10%-ного раствор пероксида водорода, этиловый спирт.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Восстановление соли марганца (II) алюминием

Налить в пробирку 5-8 капель раствора соли марганца (II) и опустить в него кусочек алюминиевой фольги (5x30 мм). Через некоторое время наблюдать выделение металлического марганца на поверхности алюминия. Написать уравнение реакции.

Опыт 2. Гидроксид марганца (II) и его свойства

В две пробирки внести по 3-4 капли раствора соли марганца (II) и по 2-3 капли 2 н. раствора щелочи. Каков цвет получившегося осадка гидроксида марганца (II)? Размешать осадок стеклянной палочкой и отметить его побурение вследствие окисления марганца (II) до Mn (IV). Во вторую пробирку с осадком гидроксида марганца добавить 2-3 капли 2 н. раствора серной кислоты. Что наблюдаете? Какие свойства характерны для гидроксида Mn (II)? Написать уравнения реакций: а) получения гидроксида марганца (II) и его окисления кислородом воздуха в присутствии воды в $MnO(OH)_2$; б) взаимодействия гидроксида марганца с серной кислотой.

Опыт 3. Получение некоторых малорастворимых солей марганца (II)

В трех пробирках получить: а) хромат марганца; б) карбонат марганца; в) сульфид марганца взаимодействием хромата калия, карбоната натрия и сульфида аммония с сульфатом марганца (II). Растворы брать по 3-4 капли. Отметить цвета осадков. Раствор с осадком сульфида марганца размешать стеклянной палочкой. Отметить изменение цвета осадка. Добавить к каждому осадку 2-4 капли 2 н. раствора кислоты. Сделать вывод о растворимости полученных солей марганца в кислой среде. Написать уравнения реакций: а) получения хромата, карбоната и сульфида марганца; б) окисления сульфида марганца кислородом воздуха в присутствии воды, учитывая, что при этом получается гидроксид Mn (IV); в) растворения хромата, карбоната и сульфида марганца (II) в кислоте.

Опыт 4. Окислительные свойства соединений марганца (VII).

а) Влияние pH среды на характер восстановления перманганата.

В зависимости от среды – кислой, нейтральной или щелочной – марганец (VII) восстанавливается до различных степеней окисления. В кислой среде ион MnO_4^- переходит в ион Mn^{2+} , в нейтральной, слабощелочной и слабокислой – в MnO_2 , в сильнощелочной при недостатке восстановителя – в ион MnO_4^{2-} .

В три пробирки внести по 3-4 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2 капли 2 н. раствора серной кислоты, в другую – столько же воды, в третью – 3-4 капли 2 н. раствора щелочи. Во все три пробирки прибавить по 1 микрошпателью кристаллического сульфата натрия или калия. Отметить различное изменение первоначальной окраски раствора перманганата в каждом случае. Чем это вызвано? Написать уравнения реакций.

б) Окисление перманганатом калия пероксида водорода.

В пробирку внести 3-5 капель раствора перманганата калия и 2-3 капли 2 н. раствора серной кислоты. Добавить 3-4 капли 10%-ного раствора пероксида водорода. Какой газ выделяется? Как изменилась степень окисления марганца? Написать уравнение реакции.

в) Окисление перманганатом калия спирта в кислой и щелочной среде.

В две пробирки внести по 2-3 капли раствора перманганата калия. В одну пробирку добавить 2 капли 2 н. раствора серной кислоты, в другую – столько же 2 н. раствора щелочи. В пробирку с подкисленным раствором перманганата калия добавить 3 капли этилового спирта. Раствор подогреть маленьким пламенем спиртовки. Отметить изменение окраски. Как изменилась степень окисления марганца? В другую пробирку к щелочному раствору перманганата также добавить 3 капли этилового спирта. Наблюдать постепенное восстановление перманганата сначала до манганата, а затем до диоксида марганца. Отметить последовательность изменения окраски раствора. Написать уравнения реакций: восстановления перманганата калия спиртом в кислой среде сначала до манганата, а затем манганата – до диоксида марганца, учитывая, что в каждом случае спирт окисляется в альдегид.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы.

1. Химия элементов побочной подгруппы VII группы периодической системы (подгруппа марганца).
2. Распространенность в природе. Основные минералы.
3. Физико-химические свойства металлов. Получение металлов.
4. Химия водных растворов.
5. Оксиды и гидроксиды.
6. Соли. Комплексные соединения.
7. Напишите уравнения реакций, в которых соединения марганца проявляют
8. а) окислительные, б) восстановительные свойства, в) окислительные и восстановительные одновременно. Какие соединения марганца могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность?
9. Рассмотрите окислительные свойства $KMnO_4$ в различных средах. Что представляют собой продукты восстановления $KMnO_4$ в кислых, нейтральных и щелочных средах? Как изменяется окраска растворов в процессе восстановления

KMnO_4 ?

10. Охарактеризуйте взаимодействие соляной кислоты с оксидами марганца MnO , MnO_2 , Mn_2O_7 . Как из пиролюзита получить KMnO_4 ?

Часть Г. Элементы VIII группы периодической системы элементов и их соединения. Железо, кобальт, никель и их соединения.

Цель работы:

1. Изучение химических свойств соединений железа, кобальта и никеля.
2. Ознакомление с лабораторными способами получения соединений железа, кобальта и никеля.

Содержание работы:

1. Проведение качественных реакций по определению ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} .
2. Получение гидроксида железа (II) и исследование его химических свойств.
3. Получение гидроксида железа (III) и исследование его химических свойств.
4. Исследование окислительных свойств соединений железа (III).
5. Получение комплексного фосфата железа (III).
6. Получение гидроксидов кобальта (II) и никеля (II), изучение химических свойств данных соединений.
7. Комплексные соединения кобальта и никеля, изучение химических свойств.

Приборы и реактивы.

1. Штатив, пробирки, пипетки, стеклянная палочка, спиртовка, держатель для пробирок,
2. Соль Мора, растворы гексацианоферрата (III) калия, хлорида железа (III), гексацианоферрата (II) калия, нитрата серебра, иодида калия, сульфита натрия, солей кобальта и никеля; 0,01н. раствор роданида аммония (или калия), вода, 2 н. раствор гидроксида натрия, 2 н. раствор соляной кислоты, концентрированная азотная кислота, 2 н. раствора серной кислоты, 3%-ного раствора пероксида водорода, 2 н. раствора ортофосфорной кислоты, 25% раствор аммиака, раствор сульфида аммония,

Экспериментальная часть

Опыт 1. Характерные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+}

а) Действие на соли железа (II) гексацианоферрата (III) калия

Налить в пробирку 5-8 капель раствора соли Мора и добавить 1 каплю раствора гексацианоферрата (III) калия (красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Отметить цвет образовавшегося осадка (турнбулева синь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Данная реакция является характерной на ион Fe^{2+} . Написать молекулярное и ионное уравнения реакции.

б) Действие на соли железа (III) гексацианоферрата (II) калия

Поместить в пробирку 2-3 капли раствора хлорида железа (III) и добавить 1 каплю раствора гексацианоферрата (II) калия (желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). Что наблюдается? Отметить цвет образовавшегося осадка (берлинская лазурь), указать химическое название и формулу полученного вещества. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

в) Действие на соли железа (III) роданида аммония (или калия)

Поместить в пробирку 5-6 капли раствора хлорида железа (III) и добавить 1 каплю 0,01н. раствора роданида аммония (или калия). Такой же опыт проделать с раствором соли Мора. Перенести каплю полученного в первой пробирке раствора в другую пробирку и добавить 8-10 капель воды. Написать уравнение реакции с получением $\text{Fe}(\text{SCN})_3$, сообщающего раствору ярко-красную окраску. Отметить, что окраска характерна только для соли железа (III). Чем объясняется ослабление окраски при разбавлении?

Опыт 2. Гидроксид железа (II)

В пробирку с 3-4 каплями раствора соли Мора приливать 2 н. раствор щелочи до

выпадения зеленого осадка гидроксида железа (II). Перемешать полученный осадок стеклянной палочкой и наблюдать через 1-2 минуты побурение осадка вследствие окисления гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Проверить опытным путем, как взаимодействует свежееосажденный гидроксид железа (II) с 2 н. раствором соляной кислоты. Какие свойства проявляет в этой реакции гидроксид железа (II)? Написать уравнения реакций: а) образования гидроксида железа (II); б) окисления полученного основания в гидроксид железа (III) под действием кислорода воздуха и воды.

Опыт 3. Восстановительные свойства соединений железа (II)

а) Восстановление азотной кислоты

В две пробирки налить по 1 мл раствора соли Мора. В одну из них добавить 1 каплю концентрированной азотной кислоты, подогреть раствор до прекращения выделения газа и дать ему остыть. Затем в обе пробирки добавить по 1 капле 0,01 н. раствора роданида аммония. В какой пробирке наблюдается красное окрашивание раствора и почему? Написать уравнение реакции, считая, что азотная кислота восстанавливается преимущественно до NO.

б) Восстановление пероксида водорода

В две пробирки налить по 1 мл раствора соли Мора. В одну пробирку добавить 2-3 капли 2 н. раствора серной кислоты и 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. Затем в обе пробирки добавить по 1 капле 0,01 н. раствора роданида аммония. В какой пробирке наблюдается красное окрашивание и почему? Проверить опытным путем, как протекает восстановление пероксида водорода солью железа (II) в щелочной среде. Отметить выпадение осадка гидроксида железа (III). Написать уравнения реакций.

в) Восстановление нитрата серебра

Поместить в две пробирки по 1 мл раствора соли Мора. В одну из них добавить 6-7 капель раствора нитрата серебра и слегка нагревать небольшим пламенем горелки, не доводя жидкость до кипения. На какой процесс указывает появление на внутренних стенках пробирки серебряного зеркала? Охладив пробирку, добавить в неё и в контрольную пробирку по 1 капле 0,01 н. раствора роданида аммония. В какой пробирке наблюдается окрашивание и почему? Записать уравнение реакции восстановления нитрата серебра солью железа (II).

Опыт 4. Гидроксид железа (III)

В две пробирки внести по 5-6 капель раствора хлорида железа (III) и добавить по 3-4 капли 2 н. раствора щелочи. Что наблюдается? В одну пробирку добавить разбавленной кислоты до растворения осадка, во второй пробирке проверить растворимость осадка в щелочи. Написать уравнения реакций: а) взаимодействия хлорида железа (III) с раствором щелочи с образованием гидроксида железа (III); б) растворения гидроксида железа (III) в кислоте.

Опыт 5. Окислительные свойства соединений железа (III)

а) Окисление иодида калия

В пробирку с 3-4 каплями раствора FeCl_3 добавить 1-2 капли раствора иодида калия. В какой цвет и почему окрашивается раствор? Написать уравнение реакции.

б) Окисление сульфита натрия

В пробирку с 3-4 каплями раствора FeCl_3 добавить несколько кристалликов сульфита натрия. При этом вначале появляется буро-красное окрашивание вследствие образования малоустойчивого сульфита железа (III), которое исчезает при нагревании. Убедиться в восстановлении железа до степени окисления +II. Какой реактив следует для этого применить? Написать уравнения реакции окисления сульфита натрия хлоридом железа (III), учитывая, что в реакции принимает участие вода.

Опыт 6. Комплексные соединения железа (III). Получение комплексного фосфата железа (III).

В пробирку с 3-4 каплями раствора FeCl_3 добавить 1 каплю 0,01 н. раствора роданида аммония и затем 2 капли 2 н. раствора фосфорной ортокислоты. Что наблюдается?

Учитывая, что устойчивый комплексный ион $[\text{Fe}(\text{PO}_4)_2]^{3-}$ бесцветен, объяснить наблюдаемое явление и написать уравнение соответствующей реакции.

Опыт 7. Гидроксиды кобальта (II) и никеля (II).

а) Получение гидроксида кобальта (II) и его окисление.

В две пробирки поместить по 2-3 капли раствора соли кобальта и добавлять по каплям раствор едкой щелочи; сначала появляется синий осадок основной соли, который затем становится розовым, что указывает на образование гидроксида кобальта (II). Осадок в одной пробирке тщательно размешать стеклянной палочкой, а в другую прибавить 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. В какой из пробирок наблюдается окисление гидроксида кобальта? Написать уравнения реакций. Сравнить полученные результаты с результатом опыта 2. Какой ион является более энергичным восстановителем: Co^{2+} и Fe^{2+} ?

б) Получение гидроксида никеля (II) и его окисление.

В три пробирки поместить по 2-3 капли раствора соли никеля и добавлять по каплям раствор едкой щелочи до выпадения осадок гидроксида никеля (II). Осадок в первой пробирке тщательно размешать стеклянной палочкой, во вторую прибавить 2-3 капли 3%-ного раствора пероксида водорода. Наблюдается ли изменение цвета осадка? Происходит ли окисление гидроксида никеля (II) кислородом воздуха и пероксидом водорода? В третью пробирку прибавить 1 каплю бромной воды. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Опыт 8. Комплексные соединения кобальта и никеля.

а) Получение комплексного роданида кобальта.

Поместить в пробирку 2 капли насыщенного раствора соли кобальта (II) и добавить 5-6 капель насыщенного раствора роданида аммония; учесть, что при этом образуется раствор комплексной соли $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$. Комплексные ионы $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$ окрашены в синий цвет, а гидратированные ионы $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ – в розовый. Отметить цвет полученного раствора. Разбавить его водой до изменения окраски, добавить 2 капли смеси спирта с эфиром, размешать раствор стеклянной палочкой и вновь наблюдать изменение окраски. Затем в ту же пробирку приливать дистиллированную воду, наблюдая постепенное изменение окраски. Описать наблюдаемые явления. Написать уравнения диссоциации комплексной соли кобальта и комплексного иона.

б) Небольшое количество соли никеля (II) растворить в 5 каплях воды. Добавить 5 капель 25%-ного раствора аммиака. Как изменяется цвет раствора? Добавить к раствору 2-3 капли раствора сульфида аммония. Что выпадает в осадок? Написать уравнения реакций: а) образования комплексного аммиаката никеля (координационное число никеля равно 6); б) диссоциации комплексного соединения и комплексного иона; в) взаимодействия полученного комплексного соединения никеля с сульфидом аммония.

Порядок работы:

1. Получить от преподавателя задание.
2. Выполнить работу согласно методическим рекомендациям.
3. Оформить протокол работы.
4. Вылить отработанные растворы, посуду вымыть. Сдать рабочее место.

Содержание отчета:

1. Тема и цель работы.
2. Наблюдения, уравнения реакций по каждой части работы.
3. Выводы по проделанной работе.

Контрольные вопросы.

1. Химия элементов побочной подгруппы VIII группы периодической системы (подгруппа железа).
2. Распространенность в природе. Основные минералы.
3. Физико-химические свойства железа, кобальта и никеля. Получение металлов. Химия водных растворов.

4. Оксиды и гидроксиды железа, кобальта и никеля.
5. Соли железа, кобальта и никеля. Комплексные соединения.
6. Как взаимодействуют железо, кобальт и никель с азотной, серной и соляной кислотами? Как эти металлы взаимодействуют с водой, с водными растворами солей?

Раздел 3. Аналитическая химия

ТЕМА 1. АНАЛИЗ ОБЪЕКТОВ ОКРУЖАЮЩЕЙ СРЕДЫ

Определение карбонатной жесткости воды методом ацидиметрического титрования

Цель работы:

1. Научиться определять карбонатную жесткость воды, титр рабочего раствора.
2. Закрепить навыки титрования и расчета концентрации определяемого вещества

Лабораторное оборудование, посуда и реактивы: цилиндры на 50 и 100 мл, пипетки, бюретки, колбы для титрования.

Водопроводная вода, метиловый оранжевый, конц. соляная кислота.

Краткие теоретические сведения.

Метод кислотно-основного титрования основан на взаимодействии кислот с основаниями. Метод позволяет определять в растворах не только концентрацию кислот и оснований, но также концентрацию солей подвергающихся гидролизу.

Для определения в растворах концентрации оснований или солей дающих при гидролизе щелочную реакцию, используют титрованные растворы кислот. Эти определения называют *ацидиметрией* (от лат. acidum – кислота).

Точку эквивалентности при нейтрализации определяют по изменению окраски индикатора (метилового оранжевого, метилового красного, фенолфталеина).

С помощью стандартизованного раствора хлороводородной кислоты определяют не только содержание щелочей, но и некоторых солей. Большое практическое значение имеет определение карбонатной жесткости воды.

Жесткость природных вод изучается, чтобы выяснить их пригодность для сельского хозяйства (в растениеводстве, животноводстве), а также для технических целей.

Известно, что жесткость обусловлена присутствием в воде растворимых солей кальция и магния.

Карбонатная жесткость воды обусловлена наличием в ней гидрокарбонатов кальция и магния $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Она полностью устраняется кипячением, при котором гидрокарбонаты разлагаются:

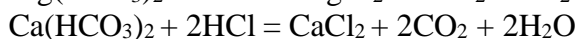
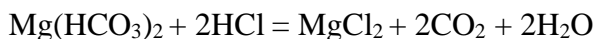


поэтому карбонатную жесткость называют также устранимой или временной.

Некарбонатная жесткость вызывается присутствием в воде сульфатов (а также хлоридов) кальция или магния. Кипячением она не устраняется и поэтому называется постоянной. Сумма карбонатной и некарбонатной жесткости дает общую жесткость воды.

По международным стандартам жесткость воды принято выражать молярной концентрацией эквивалентов кальция и магния ($f = 1/2$) в моль/л воды. Практически при этом указывают нормальную концентрацию раствора солее умноженную на 1000.

Карбонатную жесткость определяют титрованием определенного объема воды раствором хлороводородной кислоты с метиловым оранжевым. Химизм процесса выражается уравнениями:



Экспериментальная часть:

В коническую колбу для титрования отмерьте пипеткой 100 мл анализируемой воды. Прибавьте 2-3 капли раствора метилового оранжевого и титруйте рабочим раствором хлороводородной кислоты до перехода желтой окраски индикатора в бледно-розовую. Повторите титрование 2-3 раза и из сходящихся отсчетов возьмите среднее. Удобно выполнять титрование со «свидетелем».

Чтобы вычислить карбонатную жесткость (по ГОСТу) в ммоль на 1 литр воды, находят молярную концентрацию эквивалента раствора солей и умножают ее на 1000:

$$Ж = ((V_{HCl} \cdot C_{э\text{кв } HCl}) / V_{H_2O}) \cdot 1000, \text{ где}$$

Ж -карбонатная жесткость воды, мг-экв/л;

$C_{э\text{кв } HCl}$ -молярная концентрация эквивалента кислоты, моль-экв/л;

V_{HCl} -средний объем кислоты, пошедший на титрование, мл;

V_{H_2O} - объем воды, взятый на анализ.

(Образец для расчета: Допустим на титрование 100 мл воды пошло в среднем 12,25 мл 0,01016 н раствора кислоты. Тогда $Ж = ((12,25 \cdot 0,01016) / 100) \cdot 1000 = 12,45$)

Контрольные вопросы:

1. Ацидиметрическое титрование, сущность метода.
2. Индикаторы кислотно-основного титрования.
3. Кривые титрования. Выбор индикатора.
4. Порядок титрования