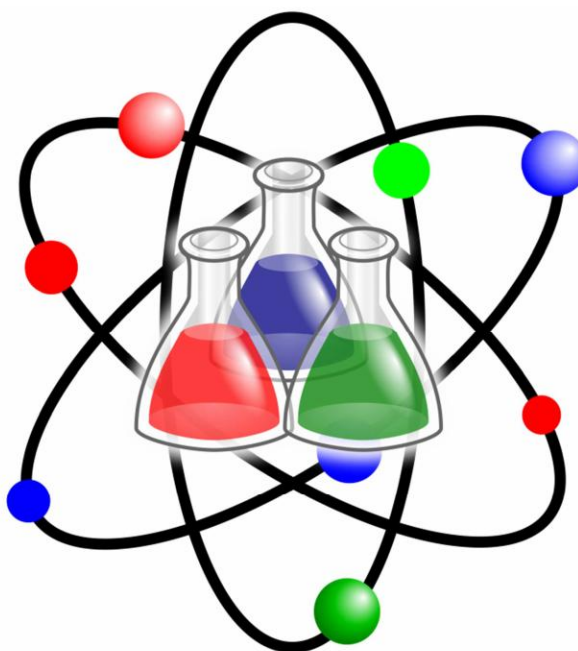


Подписано электронной подписью:
Вержицкий Данил Григорьевич
Должность: Директор КГПИ КемГУ
Дата и время: 2025-04-23 09:00:00
471086fad29a3b30e244e728abc3661ab35e9d50210dcf0e75e03a5b6fdf6436
Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение высшего образования
«Кемеровский государственный университет»
Новокузнецкий институт (филиал)
Кафедра естественнонаучных дисциплин

А.Д. Носов, И.Д. Быстрыкова

Общая и неорганическая химия

*Методические указания к лабораторным занятиям по дисциплине
для обучающихся по направлению подготовки
44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)
Направленность (Профиль) Биология и Химия*



Новокузнецк

2020

УДК 54.3
ББК 24.1
Н84

Носов А.Д., Быстрыкова И.Д.

Общая и неорганическая химия: Методические указания к лабораторным занятиям по дисциплине для бакалавров, обучающихся по направлению подготовки 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки) / А.Д. Носов, И.Д. Быстрыкова; Новокузнец. ин-т. (фил.) Кемеров. гос. ун-та. – Новокузнецк: НФИ КемГУ, 2020 - 53с.

В настоящих методических указаниях для студентов-бакалавров направления подготовки 44.03.05 Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки) представлен теоретический материал и рекомендации по выполнению лабораторных занятий.

Рекомендовано
на заседании кафедры
естественнонаучных дисциплин
27 августа 2020г.

и.о. заведующего кафедрой
А.Г. Жукова



Утверждено
методической комиссией факультета
физической культуры, естествознания и
природопользования
« 05 » октября 2020г.

Председатель комиссии



Н.Т. Егорова

УДК 54.3
ББК 24.1
Н84

© Носов А.Д., Быстрыкова И.Д.

© Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего образования «Кемеровский государственный университет» Новокузнецкий институт (филиал), 2020

Текст представлен в авторской редакции

Содержание

Пояснительная записка.....	4
ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКИХ ЛАБОРАТОРИЯХ.....	6
1. Практическая работа. СТРОЕНИЕ АТОМА.....	7
2. Практическая работа. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ.....	9
3. Лабораторная работа 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ	10
4. Лабораторная работа 2. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ.....	12
5. Лабораторная работа 3 ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ	15
6. Лабораторная работа 4. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ. ИОННЫЕ РЕАКЦИИ. АМФОТЕРНОСТЬ.....	17
7. Лабораторная работа 5. ГЕТЕРОГЕННОЕ РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ	20
8. Лабораторная работа 6. ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ. PH РАСТВОРОВ ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ	23
9. Лабораторная работа 7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ	26
10. Лабораторная работа 8. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ.....	29
11. Лабораторная работа 9. ЭЛЕМЕНТЫ IA-IIIА ГРУПП	31
12. Лабораторная работа 10 ЭЛЕМЕНТЫ IVA и VA ГРУПП.....	35
13. Лабораторная работа 11 ЭЛЕМЕНТЫ VIA и VIIA ГРУПП.....	39
14. Лабораторная работа 12. ЭЛЕМЕНТЫ VIB - VIIB ГРУПП. ХРОМ, МАРГАНЕЦ, ЖЕЛЕЗО.....	43
15. Лабораторная работа 13. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ.....	47
16. Лабораторная работа 14. ЭЛЕМЕНТЫ IB И IIB ГРУПП. МЕДЬ, ЦИНК.....	49
Список рекомендуемой литературы	52

Пояснительная записка

Методические указания по изучению дисциплины «Общая и неорганическая химия» подготовлены на основе Федеральных государственных образовательных стандартов высшего образования, в соответствии с учебными планами направления подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)» и рабочей учебной программы по предмету.

Профессиональная подготовка по учебной дисциплине «Общая и неорганическая химия» предполагает усвоение обучающимися сведений с учетом новых педагогических тенденций, обозначившихся в последнее время в сфере образования. Среди всех химических дисциплин ведущая роль принадлежит общей и неорганической химии, закладывающей прочную теоретическую основу для последующего изучения аналитической, физической, органической, химии. Изучение данного курса позволит получить современное научное представление о материи и формах ее существования, о веществах и химических соединениях, об их свойствах, механизмах их превращений и применении.

В результате курса общей и неорганической химии студенты должны приобрести следующие навыки и умения:

- самостоятельно работать с учебной и справочной литературой;
- активно использовать номенклатуру неорганических соединений;
- на основании периодического закона и знаний о строении электронных оболочек атомов прогнозировать свойства и взаимодействие химических элементов и их соединений и решать соответствующие этим превращениям количественные задачи;

Лабораторный практикум является одним из этапов изучения учебной дисциплины "Общая и неорганическая химия". Настоящий лабораторный практикум составлен на основе рабочей программы по общей и неорганической химии для студентов, обучающихся по профилю «Биология и Химия», направлен на оказание помощи студентам и преподавателям в организации и обеспечении наиболее рационального унифицированного подхода к изучению и преподаванию дисциплины.

В учебном пособии представлены методические разработки, содержащие материалы по организации учебной деятельности студентов. Отражена цель обучения, перечень необходимых знаний и умений. Каждая методическая разработка содержит подробный перечень контрольных вопросов по узловым моментам, которые студент должен усвоить в процессе подготовки и проведения занятия по данной теме. В конце пособия дан список рекомендуемой основной и дополнительной литературы.

Лабораторный практикум включает лабораторные работы по следующим темам учебной программы: «Электролитическая диссоциация. Ионные реакции.

Произведение растворимости», «рН-метрия. Гидролиз солей», «Комплексные соединения», «Качественный анализ катионов», «Химическая кинетика и равновесие», «Окислительно-восстановительные реакции», «Химические свойства соединений s-, p-элементов», «Химические свойства соединений d-элементов».

Подготовка к каждой лабораторной работе подразумевает изучение теоретического материала по соответствующей теме. Перед выполнением экспериментальной части работы следует, прежде всего, изучить содержание «Инструкции по технике безопасности и правилам поведения студентов в лаборатории химии» и взять на себя обязательства ей неукоснительно следовать, о чем делается соответствующая запись в «Журнале учета прохождения студентами инструктажа по технике безопасности».

Задания на лабораторную работу (как правило, индивидуальные) выдаются преподавателем, проводящим занятия. Прежде чем выполнять опыт, необходимо внимательно прочитать его описание в «Методических указаниях», а в случае необходимости обратиться за разъяснениями или уточнениями к преподавателю или дежурному лаборанту. После выполнения экспериментальной части необходимо оформить отчет. В конце занятия преподаватель проверяет отчет и подписывает его

ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКИХ ЛАБОРАТОРИЯХ

Во время работы в лаборатории студенты обязаны соблюдать следующие правила:

1. Студенту в лаборатории отводится постоянное место, и он обязан поддерживать его в чистоте и порядке, а после окончания работы тщательно убирать рабочее место. Все работы, за небольшим исключением, выполняются студентом индивидуально

2. Выполнять указания преподавателей и лаборантов.

3. Необходимые для работы реактивы находятся на полках лабораторных столов. Концентрированные кислоты и пахучие вещества хранятся в вытяжном шкафу.

4. Сухие реактивы необходимо брать чистым шпателем или специальной ложечкой. При налипании растворов из склянок нужно их держать этикеткой вверх во избежание ее загрязнения.

5. Все реакции проводить с такими количествами веществ, которые указаны в описании опыта. Если в руководстве не указано, какое количество необходимо взять, следует брать сухие вещества в небольших количествах - на кончике шпателя или ложечки, а растворы - объемом 1-1,5 мл.

6. Неизрасходованные реактивы нельзя выливать обратно в склянки.

7. Остатки дорогостоящих и ядовитых реактивов необходимо сливать в специальные склянки.

Меры предосторожности при работе в лаборатории.

1. Все опыты с ядовитыми, неприятно пахнущими веществами и концентрированными растворами проводить только в вытяжном шкафу.

2. Опыты с легковоспламеняющимися веществами необходимо проводить вдали от огня.

3. Не наклоняться над нагреваемой жидкостью или сплавляемыми веществами во избежание попадания брызг на лицо.

4. Не следует вдыхать пахучие вещества и выделяющиеся газы, близко наклоняясь к сосуду с этими веществами. Струю газа от отверстия сосуда следует направить к себе легким движением руки, вдыхая осторожно.

5. При работе с твердыми щелочами и металлическим натрием обязательно надеть защитные очки.

6. При разбавлении концентрированных кислот (особенно серной) нельзя наливать воду в кислоту, можно осторожно при перемешивании наливать кислоту в воду.

7. Пробирку, закрепленную в пробиркодержателе, при нагревании растворов в ней следует держать таким образом, чтобы ее отверстие не было направлено в сторону студента и его соседей по рабочему столу.

8. Необходимо следить за правильной работой газовых горелок и закрывать все газовые краны после окончания работы.

Оказание первой помощи в лаборатории.

1. При попадании на кожу концентрированных кислот следует немедленно промыть обожженное место сильной струей водопроводной воды, после чего наложить повязку из ваты или бинта, смоченную или раствором гидрокарбоната натрия, или раствором танина. При попадании на кожу концентрированных щелочей следует немедленно промыть обожженное место сильной струей водопроводной воды, после чего наложить повязку из ваты или бинта, смоченную раствором борной кислоты или раствором танина. Все указанные выше вещества от ожогов есть в лабораторной аптечке. При сильных ожогах после оказания первой помощи следует немедленно обратиться к врачу.

2. При попадании брызг кислоты или щелочи в глаза необходимо немедленно промыть поврежденный глаз большим количеством воды комнатной температуры, после чего сейчас же обратиться к врачу.

3. При ожоге кожи горячими предметами наложить на обожженное место сначала повязку из спиртового раствора танина или раствора перманганата калия, а затем повязку из мази от ожогов.

4. При отравлении хлором, бромом, сероводородом, оксидом углерода(II) необходимо вынести пострадавшего на воздух, а затем обратиться к врачу.

5. При отравлении соединениями мышьяка, ртути и цианистыми солями необходимо немедленно обратиться к врачу

1. Практическая работа. СТРОЕНИЕ АТОМА

Теоретические вопросы

1. Корпускулярно-волновой дуализм микрообъектов. Формула Де Бройля. Соотношение Гейзенберга.

2. Физический смысл волновой функции. Характеристика волновой функции с помощью квантовых чисел.

3. Главное квантовое число n . Уровень. Число уровней у атома данного химического элемента.

4. Орбитальное квантовое число l . Подуровень. Обозначения подуровней. Число подуровней на данном уровне.

5. Магнитные квантовые числа m_l и m_s . Значения, принимаемые этими квантовыми числами. Орбиталь. Форма орбиталей. Число орбиталей на данном подуровне.

6. Правило Паули. Максимальное число электронов на орбитали, подуровне, уровне.

7. Правило наименьшей энергии.

8. Правило Клечковского. Графическая форма этого правила. Исключения из правила Клечковского для элементов I-IV периодов.
9. Правило Гунда.
10. Порядок написания подуровней в электронной формуле.
11. Электронные формулы положительного или отрицательного иона данного элемента.
12. Периодический закон Д.И. Менделеева. Физический смысл периодического закона.
13. Изменения радиусов атомов, их металлических и неметаллических свойств, их энергий ионизации и относительных электроотрицательностей в периодах и группах (главных подгруппах).

Задачи и упражнения

1. Ядро атома некоторого элемента содержит 9 протонов и 10 нейтронов. Какой это элемент? Определите массовое число этого изотопа.
2. Принимая, что хлор состоит на 75% из изотопа Cl и на 25% из изотопа Cl , определите атомную массу хлора.
3. Напишите символы подуровней, которые характеризуются следующими значениями квантовых чисел: а) $n=3, l=2$; б) $n=4, l=2$; в) $n=2, l=0$; г) $n=5, l=3$; д) $n=6, l=1$; е) $n=4, l=0$.
4. Напишите электронные формулы следующих атомов с помощью символов и с помощью квантовых ячеек: а) C ; б) Al ; в) S ; г) Ca ; д) Ni ; е) Se . Определите квантовые числа (n и l) для последнего электрона каждого атома.
5. Напишите электронные формулы атомов хрома и меди. Почему электронные формулы этих атомов не соответствуют правилу Клечковского?
6. Напишите электронные формулы следующих ионов а) Br^- ; б) Mg^{+2} ; в) P^{-3} ; г) Fe^{+2} ; д) Fe^{+3} ; е) Cu^{+2} .
7. Напишите электронные формулы в следующих степенях окисления а) S^{-2} ; б) S^0 ; в) S^{+4} ; г) S^{+6} . Приведите примеры соединений серы в этих степенях окисления. Какие свойства окислительные или восстановительные имеют эти соединения?
8. С помощью периодической таблицы определите, какой элемент более активен: а) Mg или Ca ; б) Li или Be ; в) C или N ; г) P или S ; д) Ca или Rb ; е) F или S .
9. С помощью периодической таблицы определите, какое соединение более активно: а) LiOH или NaOH ; б) H_3BO_3 или H_2CO_3 ; в) Ca(OH)_2 или KOH ; г) H_3PO_4 или HNO_3 ; д) Mg(OH)_2 или Al(OH)_3 ; е) F или S .

2. Практическая работа. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Теоретические вопросы

1. Ковалентная связь. Механизм образования ковалентной связи. Донорно-акцепторная связь.
2. Ковалентные связи: полярные и неполярные, простые, двойные и тройные.
3. Перекрывание орбиталей при образовании связей. σ -связи, π -связи.
4. Валентность. Насыщаемость ковалентной связи. Ненасыщаемые связи.
5. Гибридизация атомных орбиталей. Расположение в пространстве sp , sp^2 , sp^3 , dsp^2 , dsp^3 , d^2sp^3 гибридных орбиталей. Направленность ковалентной связи.
6. Геометрия молекул.
7. Понятия молекула, согласно теории валентных связей и теории молекулярных орбиталей.
8. Условия взаимодействия АО и образования МО.
9. Связывающие, несвязывающие и разрыхляющие МО.
10. Образовании σ - и π -МО. Пространственное расположение σ - и π -связывающих электронных облаков.
11. Порядок связи в методе молекулярных орбиталей. Связь порядка связи с ее длиной и энергией.
12. Схемы МО для гомоядерных молекул из атомов 1 и 2 периодов. Отличие схем МО для молекул B_2 , C_2 и N_2 с одной стороны и O_2 , F_2 и Ne_2 с другой стороны.
13. Объяснение парамагнетизма молекул B_2 и O_2 .
14. Изменение длины и энергии связи O-O в ряду O_2^+ , O_2 и O_2^- с точки зрения теории молекулярных орбиталей.
15. Ионная связь. Ненаправленный и ненасыщаемый характер ионной связи. Большая устойчивость ионного кристалла по сравнению ионной молекулой.
16. Водородная связь. Отличие атома водорода от других атомов. Элементы (F, O, N), способные образовывать водородные связи.
17. Металлическая связь. Сходство металлической связи с ковалентной, и их отличие. Объяснение пластичности, электро- и теплопроводности металлов, металлического блеска и т.д.
18. Виды межмолекулярных взаимодействий. Их энергия. Зависимость межмолекулярных взаимодействий от поляризуемости и объема молекул.

Задачи и упражнения.

1. Напишите электронные формулы следующих атомов в основном и возбужденных состояниях: а) C; б) S; в) O; г) Cl; д) F; е) P. Определите числа неспаренных электронов и возможные валентности этих элементов. Приведите примеры соответствующих соединений. В чем причина различных валентностей для таких сходных элементов как O и S, Cl и F?

2. Определите тип химической связи в следующих молекулах: а) H_2 ; б) HCl ; в) N_2 ; г) CO ; д) O_2 ; е) H_2S . Укажите направление смещения общей пары электронов в каждой связи.
3. Определите тип гибридизацию АО центрального атома, расположение его ГО и геометрию молекул для следующих соединений: а) BeF_2 ; б) BF_3 ; в) CH_4 ; г) C_2H_4 ; д) C_2H_2 ; е) NH_3 , ж) H_2O , з) ClF_3 .
4. Составьте схемы молекулярных орбиталей для следующих молекул: а) H_2 ; б) He_2 ; в) B_2 ; г) C_2 ; д) N_2 ; е) O_2 ; ж) F_2 ; з) Ne_2 . Определите порядок связи в этих молекулах и их магнитные свойства.
5. Составьте схемы молекулярных орбиталей для молекулы O_2 и молекулярных ионов O_2^+ и O_2^- . Как меняется устойчивость молекул в ряду $O_2^+ - O_2 - O_2^-$?
6. Вычислите разности электроотрицательностей для следующих связей: а) $Cl - F$; б) $H - O$; в) $Na - Cl$; г) $Ca - O$; д) $P - O$; е) $K - F$. Какие из перечисленных связей могут быть отнесены к ковалентным, а какие – к полярным связям? Между атомами каких элементов возможна ионная связь?
7. Почему ионные кристаллы более устойчивы, чем ионные молекулы?
8. Объясните, почему H_2O при комнатной температуре является жидкостью, а ее химические аналоги H_2S , H_2Se и H_2Te являются газами.
9. Объясните, почему при комнатной температуре F_2 и Cl_2 являются газами, Br_2 – жидкость, а I_2 – твердое вещество?

Лабораторная работа 1.

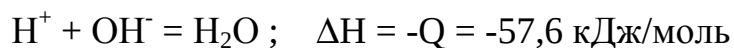
ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ

Теоретические вопросы

1. Энергия. Экзотермические и эндотермические реакции. Виды энергии: тепловая, световая, химическая, ядерная и др. энергии. Типы энергии: кинетическая и потенциальная энергии. Первый закон термодинамики.
2. Энтальпия. Стандартная энтальпия образования. Стандартная энтальпия реакции. Закон Гесса.
3. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Условие самопроизвольного протекания реакции.

Экспериментальная часть

Определить энтальпию реакции нейтрализации (ΔH) – это, значит, определить тепловой эффект (Q) реакции образования одного моля воды из сильной кислоты и сильного основания по реакции:



Энтальпия нейтрализации сильных оснований сильными кислотами не зависит от их природы и равна $-57,6 \text{ кДж/моль}$. Опыты по определению тепловых

эффектов химических реакций проводятся в специальных приборах, называемых калориметрами. Количество теплоты, которое выделяется или поглощается в калориметре, определяется по формуле: $q = (t_2 - t_1)\Sigma C$, где t_2 - конечная температура раствора, t_1 - начальная температура раствора, $\Sigma C = C_1m_1 + C_2m_2$ - теплоемкость системы, состоящей из калориметрического стакана массой m_1 и теплоемкостью C_1 и раствора массой m_2 и теплоемкостью C_2 . В данной работе экспериментально определяется количество теплоты (q , кДж), которое выделяется при взаимодействии 75 мл раствора NaOH (1М) и 75 мл раствора H_2SO_4 (1М), то есть при образовании 0,075 моль H_2O . Количество теплоты, выделяющееся при образовании 1 моля H_2O , равно $Q = q/0,075$ (кДж/моль).

Порядок выполнения работы

1. Взвесьте на весах алюминиевый калориметрический стакан (m_1).
2. В калориметрический стакан с помощью мерного цилиндра налейте 75 мл раствора H_2SO_4 (1М) и измерьте термометром температуру раствора кислоты (t_k)
3. В стеклянный стакан объемом 100-150 мл налейте мерным цилиндром 75 мл раствора NaOH (1М) и измерьте термометром температуру раствора щелочи ($t_{щ}$).
4. Соберите калориметрическую установку. Через воронку при постоянном перемешивании быстро влейте раствор щелочи в раствор кислоты и отметьте самую высокую температуру раствора в калориметрическом стакане (t_2).

Форма записи и расчеты

1. Масса калориметрического стакана $m_1 = \dots$ г.
2. Температура раствора кислоты $t_k = \dots$ °C.
3. Температура раствора щелочи $t_{щ} = \dots$ °C.
4. Начальная температура раствора $t_1 = (t_k + t_{щ})/2 = \dots$ °C.
5. Конечная температура раствора $t_2 = \dots$ °C.
6. Масса раствора в калориметре $m_2 = 75(\rho_k + \rho_{щ}) = \dots$ г, где ρ_k - плотность раствора серной кислоты (г/мл), а $\rho_{щ}$ - плотность раствора гидроксида натрия (г/мл). Значения ρ_k и $\rho_{щ}$ можно взять из таблиц или приближенно принять равными 1 г/мл.
7. Количество теплоты, выделившийся в калориметре $q = \dots$ кДж. $q = (t_2 - t_1)(c_1m_1 + c_2m_2)/1000$, где c_1 - удельная теплоемкость алюминия, $c_1 = 0,905$ Дж/(гград), c_2 - удельная теплоемкость раствора, $c_2 = 4,19$ Дж/(гград).
8. Экспериментальное значение энтальпии реакции нейтрализации $\Delta H = -Q = -q/0,075 = \dots$ кДж/моль.
9. Относительная ошибка опыта $K = (T - \Delta H)/T \cdot 100\% = \dots\%$, где T - теоретическое значение энтальпии нейтрализации $T = -57,6$ кДж/моль, а ΔH - экспериментальное значение энтальпии нейтрализации ΔH .

Лабораторная работа 2.

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Теоретические вопросы

1. Скорость химической реакции для гомогенных и гетерогенных процессов.
2. Факторы, от которых зависит скорость химической реакции.
3. Зависимость скорости реакции от концентраций реагентов. Простые и сложные реакции. Молекулярность и порядок реакции.
4. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант Гоффа. Температурный коэффициент скорости химической реакции.
5. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
6. Катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Селективность действия катализатора. Автокатализ.
7. Химическое равновесие. Условие химического равновесия.
8. Закон действующих масс. Константа химического равновесия.
9. Смещение химического равновесия. Правило Ле Шателье.

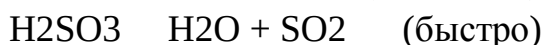
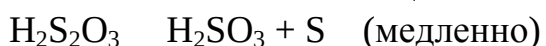
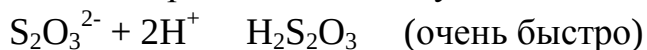
Экспериментальная часть

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации.

Тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ разлагается в растворе серной кислоты по уравнения реакции:



Реакция протекает по следующим стадиям:



Скорость данной реакции определяется второй (медленной) стадией.

Выполнение работы

1. В три химических стакана налейте с помощью бюретки 0,1М раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и с помощью цилиндра дистиллированную воду в объемах, указанных в таблице.

Таблица 1

№	V($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)	V(H_2O)	C($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)	Время τ , с	Скорость $1/\tau$
1	10 мл	20 мл			
2	20 мл	10 мл			
3	30 мл	0 мл			

2. Налейте в мерный цилиндр 20 мл 1М раствора H_2SO_4 . Отмеренное количество кислоты вылейте в первый стакан с раствором тиосульфата натрия и

одновременно включите секундомер. Перемешайте раствор стеклянной палочкой. Определите время реакции в секундах как время, прошедшее до появления первых видимых следов серы – помутнения раствора или полной потере прозрачности раствора. Повторите опыт с другими стаканами тиосульфата

3. Вычислите молярные концентрации тиосульфата натрия в каждом из трех стаканов после добавления серной кислоты. Вычислите относительные скорости реакций как $v = 1/\tau$. Результаты запишите в таблицу. Постройте график зависимости скорости разложения тиосульфата натрия от его концентрации. На оси абсцисс отложите молярные концентрации тиосульфата, а на оси ординат – относительные скорости реакции. Сделайте вывод о характере зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия. Какой порядок данной реакции по тиосульфату натрия?

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры.

Зависимость скорости реакции от температуры можно также проследить на примере реакции $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с серной кислотой.

Выполнение работы

1. Налейте в одну пробирку 5 мл 0,1М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а в другую – 5 мл 1М раствора H_2SO_4 .

2. Обе пробирки поставьте в стакан с водой и через 3 минуты измерьте температуру воды в стакане. Затем слейте растворы в одну пробирку и определите время появления серы – время реакции в секундах. Результаты (температуру и время) запишите в таблицу.

Таблица 2

№	V($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)	V(H_2O)	C($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$)	Время τ , с	Скорость $1/\tau$
1	5 мл	5 мл			
2	5 мл	5 мл			

3. Прилейте в стакан немного горячей воды так, чтобы температура воды в стакане увеличилась на 12-13°C. Налейте в пробирки по 5 мл растворов $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 . Выдержите эти пробирки в стакане 3 минуты, пока разность температур воды в стакане составит 10°C с предыдущим опытом. После чего повторите эксперимент. Результаты запишите в таблицу.

4. Вычислите температурный коэффициент реакции γ , $\gamma = v_2/v_1$. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от температуры.

Опыт 3. Гетерогенный катализ

В две пробирки налейте по 1 мл раствора пероксида водорода H_2O_2 . В одну внесите немного порошка оксида марганца(IV), а в другую столько же оксида свинца (IV). Наблюдая увеличение интенсивности выделения газа, сделайте

вывод о роли оксидов в реакциях разложения пероксида водорода: $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$. Докажите, что выделяющийся газ является кислородом.

Опыт 4. Смещение химического равновесия

Смещение химического равновесия вследствие изменения равновесных концентраций реагирующих веществ изучается на примере обратимой реакции между хлоридом железа(III) и роданидом калия или аммония. В результате реакции образуется соединение - роданид железа(III) - раствор кроваво-красного цвета: $\text{FeCl}_3 + 3\text{KSCN} \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{SCN})_3 + 3\text{KCl}$ Интенсивность окраски зависит от концентрации этого соединения в растворе. FeCl_3 и $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ являются комплексными соединениями, константы нестойкости этих комплексов приведены в таблице 3.

Порядок выполнения опыта.

1. Возьмите по 10 мл 0,5М растворов хлорида железа(III) и роданида калия или аммония и смешайте их в химическом стакане. После смешения содержимое стакана разлейте в четыре пробирки. Первую пробирку с раствором оставьте, как контрольную, для сравнения.
2. Во вторую пробирку добавьте 2-3 капли насыщенного раствора хлорида железа(III). Сравните интенсивность окраски с окраской раствора в первой пробирке. В третью пробирку прилейте 2-3 капли насыщенного раствора роданида калия (или аммония). Отметьте, как изменяется окраска раствора. В четвертую пробирку прибавьте немного кристаллического хлорида калия. Запишите, что наблюдаете в таблице.

Таблица 3

№	Вещество, концентрация которого увеличивается	Изменение окраски	Направление сдвига равновесия
1	FeCl_3		
2	KSCN		
3	KCl		

3. Напишите выражение для константы равновесия этой реакции и объясните, почему меняется окраска растворов во второй, третьей и четвертой пробирках.

Задачи и упражнения

1. В двух сосудах одинакового объема идут две независимые реакции. В первом сосуде получено 7,3 г хлороводорода, а во втором за такое же время получено 19,2 г иодоводорода. В каком сосуде реакция идет с большей средней скоростью?
2. Как изменится скорость реакции: $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$ а) при увеличении концентрации хлора в 2 раза, б) при увеличении концентрации NO в 3 раза, в) при увеличении давления в системе в 4 раза?
3. При $t = 124^\circ\text{C}$ реакция закончилась за 4 минуты. За какое время закончится эта реакция при $t = 84^\circ\text{C}$, если $\gamma = 4$?

4. При $t = 57^{\circ}\text{C}$ реакция закончилась за 1 час 4 минуты. При какой температуре реакция закончится за 1 минуту, если температурный коэффициент равен двум?
5. Как сдвинется равновесие реакции: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, $\Delta H < 0$, а) при уменьшении давления, б) при увеличении объема системы, в) при увеличении температуры, г) при уменьшении концентрации кислорода, д) при уменьшении концентрации паров воды?
6. Как сдвинется равновесие реакции: $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}(\text{г})$, $\Delta H > 0$, а) при уменьшении давления, б) при увеличении объема системы, в) при увеличении температуры, г) при уменьшении концентрации кислорода, д) при уменьшении концентрации NO?
7. Начальные концентрации веществ А и В, участвующих в реакции $2\text{A}(\text{г}) + \text{B}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{г})$, равны соответственно 0,5 и 0,3 моль/л. Константа скорости реакции равна 0,4. Найдите начальную скорость реакции и скорость по истечении времени, когда концентрация В уменьшится на 0,1 моль/л. Рассчитайте равновесные концентрации всех реагирующих веществ и вычислите константу равновесия, если к этому моменту прореагировало 50% вещества А.
8. В каком направлении сместится равновесие реакции $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}(\text{г})$, если давление увеличить в 2 раза и одновременно повысить температуру на 100°C ? На основании расчетов определите знак ΔH этой реакции

Лабораторная работа 3

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ

Теоретические вопросы

1. Раствор, растворенное вещество, растворитель. Примеры растворов.
2. Тепловые эффекты при растворении.
3. Массовая доля растворенного вещества в растворе.
4. Молярная концентрация растворенного вещества в растворе.
5. Эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалентов вещества.
6. Молярная концентрация эквивалентов растворенного вещества в растворе.
7. Закон эквивалентов. Закон эквивалентов для растворов.

Экспериментальная часть

Задачей данной работы является приготовление 250 мл раствора HCl с молярной концентрацией эквивалента 0,1н. Для этого нужно определить концентрацию исходного раствора соляной кислоты по ее плотности и рассчитать, сколько нужно взять этой кислоты для приготовления 250 мл 0,1н раствора.

Опыт 1. Определение концентрации раствора соляной кислоты

Налейте в мерный цилиндр исходный раствор соляной кислоты и опустите в него ареометр так, чтобы уровень раствора кислоты был на шкале ареометра. По шкале

определите деление, совпадающее с нижним мениском уровня кислоты. Значение этого деления соответствует плотности соляной кислоты. По таблице 1 найдите массовую долю соляной кислоты.

Таблица 1

Зависимость плотности раствора HCl от ее концентрации при 20°C.

ω	ρ (г/мл)	ω	ρ (г/мл)	ω	ρ (г/мл)
0,04	1,019	0,16	1,079	0,28	1,142
0,06	1,029	0,18	1,089	0,30	1,152
0,08	1,039	0,20	1,100	0,32	1,163
0,1	1,049	0,22	1,110	0,34	1,173
0,12	1,059	0,24	1,121	0,36	1,183
0,14	1,069	0,26	1,132	0,38	1,194

Пример: Если в опыте найдено, что плотность раствора кислоты равна 1,089 г/мл, то массовая доля кислоты равна 0,18.

Примечание: если значение найденной Вами плотности лежит между табличными значениями, рассчитайте концентрацию кислоты методом линейной интерполяции. Выполните расчет объема HCl с массовой долей ω и плотностью ρ необходимого для приготовления 250 мл 0,1н раствора кислоты по формуле: $V = 0,9125/(\omega\rho)$. Так кислоты с $\omega=0,18$ и $\rho = 1,089$ г/мл необходимо взять $V = 0,9125/(0,18 \cdot 1,089) = 4,6$ мл.

Опыт 2. Приготовление 250 мл 0,1н раствора HCl

Отмерьте мерным цилиндром рассчитанный объем раствора HCl и перенесите этот объем в мерную колбу на 250 мл, добавьте дистиллированную воду в колбу до метки. Закройте мерную колбу пробкой и тщательно перемешайте раствор, переворачивая колбу несколько раз. Раствор готов для работ, в которых не требуется точная концентрация.

Задачи и упражнения

1. Для подкормки растений потребовалось 300 кг 0,5% раствора калийной селитры KNO_3 . Сколько будет израсходовано селитры и воды?
2. В 450 г H_2O растворили 50 г $CuSO_4 \cdot 7H_2O$. Найти массовую долю безводной соли.
3. Сколько натриевой селитры ($NaNO_3$) надо взять для приготовления 300 мл 0,2н раствора?
4. Найти молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалентов раствора H_3PO_4 с массовой долей 0,49 ($\rho=1,33$ г/моль).

5. Сколько мл раствора NaOH ($\omega=0,3$ и $\rho=1330$ г/мл) нужно взять для приготовления 0,5 л 0,5М раствора?
6. Сколько мл раствора азотной кислоты ($\omega=0,50$, $\rho=1,315$ г/мл) нужно для приготовления 5 л раствора с $\omega=0,02$ и $\rho=1,010$ г/мл?
7. Сколько мл воды нужно прибавить к 25 мл раствора KOH ($\omega=0,40$, $\rho=1,41$ г/мл), чтобы получить раствор с $\omega=0,02$?
8. Сколько мл 0,2М и 0,9М растворов NaOH нужно взять, чтобы приготовить 100 мл 0,4М раствора NaOH?
9. Для нейтрализации 30 мл 0,1н раствора H_2SO_4 нужно 12 мл NaOH. Найдите молярную концентрацию эквивалента раствора NaOH.
10. Сколько мл 0,50н раствора NaOH нужно, чтобы осадить в виде $Cu(OH)_2$ всю медь, содержащуюся в 15 мл 1,2н раствора $CuCl_2$?
11. В 250 г воды растворили 50 г кристаллогидрата $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Вычислите массовую долю кристаллогидрата и безводной соли в растворе.
12. Имеется раствор, содержащий серную и азотную кислоты. При добавлении к образцу этого раствора массой 40 г избытка $BaCl_2$ получили осадок массой 9,32 г. Для нейтрализации образца исходного раствора массой 20 г потребовалось 14 мл раствора NaOH с массовой долей $\omega=0,18$ и $\rho=1,20$ г/мл. Чему равны массовые доли кислот в исходном растворе?

Лабораторная работа 4

ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ. ИОННЫЕ РЕАКЦИИ. АМФОТЕРНОСТЬ

Теоретические вопросы

1. Электролитическая диссоциация. Диссоциация соединений с ионной связью (оснований и солей) и соединений с ковалентной связью (кислот).
2. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Примеры сильных и слабых электролитов.
3. Константа диссоциации. Как константа диссоциации характеризует диссоциацию электролитов?
4. Закон разбавления Оствальда. Как уменьшение концентрации раствора влияет на диссоциацию слабых электролитов?
5. Диссоциация сильных электролитов. Активность. Коэффициент активности. Ионная сила раствора. Зависимость активности иона от его заряда и ионной силы раствора.
6. Ионные уравнения реакций. Условия протекания реакций в растворах.
7. Амфотерные гидроксиды. Диссоциация амфотерных электролитов.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Ионизирующее действие воды

Диссоциация электролитов на ионы в водном растворе происходит под действием полярных молекул воды. Чтобы убедиться в этом, смешивают кристаллические Na_2CO_3 и $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (щавелевая кислота). В этих условиях свободных ионов нет и реакция не идет. При добавлении воды к полученной смеси электролиты диссоциируют, и начинается ионная реакция.

В сухой пробирке смешайте небольшие количества кристаллических Na_2CO_3 и $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Запишите наблюдения.

К полученной смеси добавьте 2-3 мл воды. Запишите наблюдения.

Напишите уравнения реакций электролитической диссоциации Na_2CO_3 и $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ в растворе и уравнение реакции между ними в молекулярном и ионном виде. Укажите признаки реакций. Выпишите из справочника значения $K(\text{H}_2\text{CO}_3)$ и $K(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$ и определите, какая из этих кислот сильнее. Рассчитайте константу равновесия обменной реакции.

Опыт 2. Получение и свойства амфотерных гидроксидов

Амфотерные гидроксиды плохо растворимы в воде. Они могут взаимодействовать и с кислотами и со щелочами. В опыте необходимо получить осадок $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и исследовать его взаимодействие с кислотой и щелочью, а также получить и исследовать свойства $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

В пробирку налейте примерно 1 мл раствора любой соли цинка и добавьте по каплям раствора NaOH (2н) до образования осадка. Осадок разделите на две пробирки.

В первую пробирку прилейте 1 мл раствора кислоты HCl (2н).

Во вторую пробирку прилейте 1 мл раствора NaOH (2н). Аналогичный опыт проведите с солью хрома. Запишите наблюдения и напишите уравнения реакций образования $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и их взаимодействия с кислотами и щелочами в молекулярном и ионном виде.

Укажите признаки реакций.

Напишите схему равновесий в растворах $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

На основе принципа Ле Шателье покажите направление смещения равновесий при добавлении кислоты и щелочи.

Опыт 3. Смещение равновесия в сторону образования осадков

В отдельные пробирки возьмите по 1-2 мл растворов серной кислоты (2н), сульфатов натрия и алюминия. В каждую пробирку добавьте 2-3 капли раствора хлорида бария. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

Опыт 4. Смещение равновесия в сторону образования газообразных веществ

В отдельные пробирки возьмите по 1-2 мл любых растворов карбонатов. В каждую пробирку добавьте 3-4 капли раствора соляной кислоты (2н). Что наблюдаете? Напишите уравнения проведенных реакций в молекулярном и ионном виде. Сделайте вывод об устойчивости угольной кислоты. Какая из кислот сильнее - соляная или угольная? Почему в справочнике нет значений K_a для соляной кислоты?

Опыт 5. Зависимость степени диссоциации от природы электролита
Проводится реакция взаимодействия металлического цинка с соляной и уксусной кислотами. Концентрация кислот одинаковы. Скорость реакции будет зависеть от концентрации ионов H^+ в растворе, то есть от степени диссоциации исследуемых кислот.

В одну пробирку налейте 1-2 мл раствора соляной кислоты (2н), в другую - столько же раствора уксусной кислоты (2н). В каждую пробирку опустите по кусочку металлического цинка примерно одинакового размера.

Запишите, в какой пробирке выделение водорода идет более энергично. Напишите уравнения реакций Zn с HCl и CH_3COOH в молекулярном и ионном виде.

Рассчитайте концентрацию ионов H^+ и величину pH в 0,1н растворе HCl и 0,1н растворе CH_3COOH ($K = 1,8 \cdot 10^{-5}$).

Сделайте вывод, какой из электролитов имеет более высокое значение степени диссоциации - HCl или CH_3COOH .

Опыт 6. Образование слабого электролита

В одну пробирку налейте 5-6 капель раствора ацетата натрия CH_3COONa , а в другую - столько же раствора хлорида аммония NH_4Cl .

В первую пробирку прибавьте несколько капель 2н раствора HCl , а во вторую - несколько капель 2н раствора $NaOH$.

Пробирки нагрейте на водяной бане и испытайте на запах. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций: $CH_3COONa + HCl \rightarrow NH_4Cl + NaOH$

Опыт 7. Действие одноименного иона на степень диссоциации слабого электролита

а) В две пробирки налейте по 5-6 капель 2н раствора CH_3COOH и прибавьте по 1 капле индикатора метилоранжа.

Одну пробирку оставьте для сравнения, а в другую добавьте немного сухого CH_3COONa и перемешайте.

Наблюдайте изменение окраски индикатора и объясните наблюдаемое изменение. $CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$

б) Аналогичный опыт выполните с раствором NH_4OH . Используйте индикатор фенолфталеин, а в качестве сильного электролита - кристаллический NH_4Cl . Как изменяется цвет индикатора и почему?



Напишите уравнения диссоциации электролитов и покажите направление смещения ионного равновесия в растворе слабого электролита при введении одноименного иона.

Задачи и упражнения

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих веществ: а) $\text{Mg}(\text{OH})_2$; б) MgOHCl ; в) H_2CO_3 ; г) NaHCO_3 ; д) CuCl_2 ; е) H_3PO_4 ; ж) NaH_2PO_4 ; з) Na_2HPO_4 ; и) Na_3PO_4 ; к) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

2. Напишите уравнения диссоциации по первой и по второй ступени сероводородной кислоты H_2S и сернистой кислоты H_2SO_3 . Найдите в таблицах величины констант диссоциации этих кислот. Определите, какая кислота сильнее?

3. В каком направлении будет смещаться равновесие реакции: $2\text{H}^+ + 2\text{CrO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$, при добавлении а) кислот, б) щелочей? Почему?

4. В каком из 0,1М растворов – CH_3COOH или CH_3COONa – содержится больше ацетат ионов? Вычислите концентрацию ацетат ионов в каждом из растворов.

5. В пробирку с соляной кислотой и цинком добавили раствор ацетата натрия. Как при этом меняется скорость выделения водорода? Как меняется концентрация ионов водорода в растворе, если к 100 мл 0,2М раствора HCl прибавить 100 мл 0,2М раствора CH_3COONa ?

6. Определите степень диссоциации следующих растворов: а) 0,05М HNO_2 , б) 1М HF , в) 0,2М CH_3COOH , г) 0,01М HCN .

7. Определите молярную концентрацию раствора кислоты, если степень диссоциации равна: а) 1% для CH_3COOH , б) 0,1% для HClO , в) 0,01% для HCN , г) 5% для HF .

8. Вычислите ионную силу и активности ионов в растворах: а) 0,01М NaCl , б) 0,01М CuSO_4 , в) 0,01М FeCl_3 , г) 0,01М $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

9. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения реакций доказывающих амфотерный характер следующих гидроксидов: а) $\text{Be}(\text{OH})_2$, б) $\text{Cr}(\text{OH})_3$, в) $\text{Pb}(\text{OH})_2$, г) $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Лабораторная работа 5. ГЕТЕРОГЕННОЕ РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Теоретические вопросы

1. Малорастворимые вещества - как слабые электролиты. Понятие растворимости (s).

2. Гетерогенное равновесие: осадок - насыщенный раствор. Константа растворимости K_s (или произведение растворимости ПР).

3. Связь между растворимостью (s) и константой растворимости (K_s) для малорастворимых веществ различного состава.

4. Условия образования и растворения осадка.

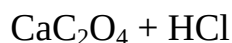
5. Влияние общего иона на растворимость малорастворимого вещества. Солевой эффект.

6. Константа равновесия сложных систем: осадок слабый электролит или осадок 1 осадок 2.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Образование осадка и условие его растворения

В пробирку налейте 4-5 капли раствора соли кальция и прибавьте по каплям раствор оксалата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ до образования белого осадка. Испытайте растворимость осадка в 2н 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)

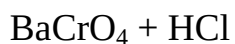
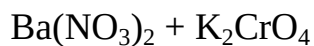
Налейте в пробирку 6-8 капель раствора хлорида или нитрата бария и прибавьте по каплям раствор хромата калия K_2CrO_4 до образования желтого осадка.

Осадок разделите на две части.

К одной части прибавьте 2н раствор HCl , а к другой - 2н раствор CH_3COOH .

В одной из пробирок наблюдается растворение осадка.

Запишите наблюдения и молекулярные и ионные уравнения реакций:



Вычислите константы равновесия процессов растворения BaCrO_4 в соляной и уксусной кислоте и объясните наблюдаемое.

Опыт 3. Разделение ионов кальция Ca^{2+} и бария Ba^{2+}

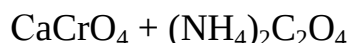
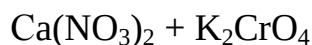
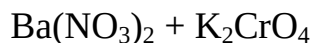
В конической (центрифужной) пробирке смешайте по 4-5 капель солей кальция и бария. После этого прибавьте 4-5 капель раствора хромата калия

K_2CrO_4 и перемешайте. С помощью центрифуги отделите осадок от раствора и центрифугат слейте в другую пробирку.

Используя значения констант растворимости для $BaCrO_4$ и $CaCrO_4$, определите, какое вещество находится в осадке, а какое - в растворе.

Докажите наличие ионов Ca^{2+} в центрифугате реакцией взаимодействия с раствором $(NH_4)_2C_2O_4$.

Запишите наблюдения, приведите молекулярные и ионные уравнения реакций, рассчитайте константы равновесия:



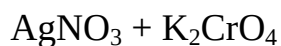
Опыт 4. Направление химической реакции в сторону образования менее растворимого соединения (демонстрационный)

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.

Задачи и упражнения

1. Используя табличные значения констант растворимости (K_s), вычислите растворимость (s) следующих солей: а) CuS ; б) AgI ; в) $PbCrO_4$; г) Ag_2CO_3 ; д) $Ca_3(PO_4)_2$.

2. Вычислите константы растворимости для следующих веществ если: а) $s(SnS) = 10^{-14}$; б) $s(Mg(OH)_2) = 1,2 \cdot 10^{-4}$; в) $s(BaCO_3) = 9 \cdot 10^{-4}$; г) $s(PbI_2) = 1,4 \cdot 10^{-3}$.

3. Образуются ли осадки при смешивании равных объемов следующих солей: а) 0,01 М раствора $CaCl_2$ и 0,001 М раствора Na_2CO_3 ; б) 0,02 М раствора $Pb(NO_3)_2$ и 0,02 М раствора KI ; в) 0,001 М раствора $Ba(NO_3)_2$ и 0,01 М раствора K_2CrO_4 ; г) 0,05 М раствора $AgNO_3$ и 0,02 М раствора KCl .

4. Образуется ли осадок при смешивании: а) 10 мл 0,1 М раствора $CaCl_2$ и 90 мл 0,01 М раствора $K_2C_2O_4$; б) 200 мл 0,1 М $MgCl_2$ и 50 мл 0,05 М раствора Na_2CO_3 .

5. Определите массу ионов серебра: а) в 1 л насыщенного раствора Ag_2CO_3 ; б) в 0,5 л насыщенного раствора AgI ; в) в 100 л насыщенного раствора Ag_2S .
6. Какой объем воды необходим для растворения: а) 10 г CuS ; б) 1,0 г PbCl_2 ; в) 100 г $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$.
7. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия BaC_2O_4 с соляной и уксусной кислотами. Вычислите константы равновесия и определите возможность протекания этих реакций.
8. При добавлении к раствору содержащему белый осадок хлорида серебра избытка раствора иодида калия цвет осадка меняется на желтый. Объясните и обоснуйте наблюдаемое изменение. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакции.
9. К раствору содержащему 0,01 моль/л ионов Cl^- и I^- прибавляют по каплям раствор $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Какой осадок образуется первым и при какой концентрации $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ это произойдет. Разбавлением растворов при смешивании пренебречь.
10. Почему для разделения ионов Ca^{2+} и Ba^{2+} используется раствор хромата калия, но нельзя использовать растворы оксалата аммония или карбоната натрия?

Лабораторная работа 6.

ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ. pH РАСТВОРОВ ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Теоретические вопросы

1. Диссоциация молекулы воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH).
2. Значение pH для кислых, нейтральных и щелочных растворов, pH биологических жидкостей.
3. Вычисление pH в растворах сильных и слабых кислот и оснований.
4. Гидролиз солей. Основные случаи гидролиза солей. Ступенчатый гидролиз.
5. Составление молекулярных и полных и кратких ионных уравнений реакций гидролиза.
6. Константа гидролиза. Степень гидролиза. Факторы, влияющие на степень гидролиза. Смещение равновесия гидролиза.
7. Вычисление pH в растворах солей подвергающихся гидролизу.
8. Особые случаи гидролиза. Полный гидролиз, взаимный гидролиз.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Определение реакции среды при гидролизе солей

В отдельных пробирках растворите в 1-2 мл дистиллированной воды несколько кристаллов следующих солей: карбоната натрия, фосфата натрия, хлорида натрия, сульфата алюминия, хлорида железа(III), карбоната аммония.

На предметное стекло положите кусочки универсальной индикаторной бумаги. С помощью чистой стеклянной палочки смочите индикаторную бумагу

раствором каждой из солей. По цвету индикаторной бумаги определить pH раствора, предварительно определив pH дистиллированной воды.

Результаты эксперимента запишите в таблице.

Напишите уравнения реакций гидролиза солей в молекулярном и ионном виде.

№	Соль	pH раствора	Реакция среды
1	H ₂ O		
2	Na ₂ CO ₃		
3	Na ₃ PO ₄		
4	NaCl		
5	Al ₂ (SO ₄) ₃		
6	FeCl ₃		
7	(NH ₄) ₂ CO ₃		

Опыт 2. Влияние температуры на гидролиз

Реакция гидролиза - это эндотермический процесс, поэтому в соответствии с принципом Ле Шателье повышение температуры раствора соли увеличивает степень гидролиза.

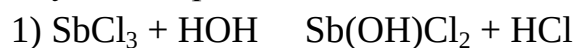
Для определения pH раствора ацетата натрия готовят ее раствор и прибавляют к нему индикатор (фенолфталеин). По изменению интенсивности окраски индикатора при нагревании или охлаждении раствора судят об увеличении или уменьшении концентрации ионов OH⁻ и, следовательно, об изменении степени гидролиза.

Налейте в пробирку 1-2 мл раствора ацетата натрия и прилейте к нему 1-2 капли фенолфталеина. Нагрейте раствор на водяной бане. Как меняется интенсивность окраски раствора фенолфталеина?

Напишите уравнения гидролиза ацетата натрия в молекулярной и ионной формах. Запишите наблюдения и объясните изменение окраски фенолфталеина при нагревании.

Опыт 3. Влияние разбавления на гидролиз хлорида сурьмы

Степень гидролиза солей зависит от их природы. В случае гидролиза SbCl₃ идут следующие процессы:



В результате гидролиза по второй ступени образуется Sb(OH)₂Cl - неустойчивое вещество, которое разлагается с образованием осадка оксохлорида

сурьмы SbOCl . Это приводит к смещению равновесия гидролиза вправо. Поэтому растворы SbCl_3 можно готовить только в сильноокислой среде.

Налейте в пробирку примерно 1 мл SbCl_3 . Добавьте к раствору SbCl_3 примерно 5 капель дистиллированной воды. Что наблюдаете?

Добавьте в реакционную смесь 1 мл соляной кислоты (2н). Что наблюдаете?

Добавьте к раствору еще 1-2 мл дистиллированной воды. Что наблюдаете?

Запишите наблюдения и уравнения реакции гидролиза SbCl_3 .

Объясните причины образования и растворения осадка SbOCl .

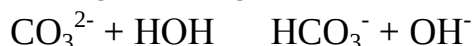
Опыт 4. Взаимное усиление гидролиза (необратимый гидролиз)

Гидролиз соли усиливается, если связать один из ионов, образующийся в результате гидролиза, в слабый электролит. В результате гидролиза соли слабого основания и сильной кислоты в растворе образуются свободные ионы H^+ ($\text{pH} < 7$), а в результате гидролиза соли слабой кислоты и сильного основания - ионы OH^- ($\text{pH} > 7$). Но ионы H^+ и OH^- связываются в слабый электролит H_2O . Поэтому степень гидролиза солей увеличивается, то есть гидролиз одной соли усиливает гидролиз другой. В результате гидролиз таких солей доходит до конца. Так, если смешать растворы $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2CO_3 , то в результате образуется осадок $\text{Al}(\text{OH})_3$ и выделится CO_2 , но не образуется $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$.

В растворе $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{HON} \rightarrow 2\text{AlOH}^{2+} + \text{H}_2\text{SO}_4$

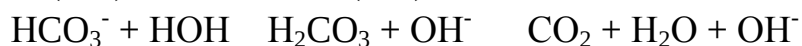


В растворе Na_2CO_3 : $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HON} \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$



При взаимодействии растворов: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

В соответствии с принципом Ле Шателье это усиливает гидролиз обеих солей: $\text{AlOH}^{2+} + \text{HON} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}^+$



В результате всех этих процессов образуются следующие соединения: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CO}_2 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$

К пяти каплям раствора сульфата алюминия прибавьте 5-6 капель раствора карбоната натрия. Что наблюдаете?

Докажите, что образуется осадок $\text{Al}(\text{OH})_3$, а не $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$. Для этого проверьте растворимость образовавшегося осадка в HCl (2н) и NaOH (2н). Запишите наблюдения и уравнения реакций. Напишите уравнения и признаки реакций при смешивании растворов сульфата алюминия и карбоната натрия.

Рассчитайте, при каком значении pH начинается образование осадка $\text{Al}(\text{OH})_3$, если концентрация $[\text{Al}^{3+}]$ в растворе равна 0,1 моль/л.

Задачи и упражнения

1. Напишите уравнения диссоциации и вычислите pH в растворах сильных кислот: а) 0,005 М раствор H_2SO_4 ; б) 0,01 М раствор HNO_3 ; в) 0,002 М раствор HCl ; г) 0,1 М раствор HClO_4 .
2. Напишите уравнения диссоциации и вычислите pOH и pH в растворах сильных оснований: а) 0,005 М раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$; б) 0,05 М раствор NaOH ; в) 0,002 М раствор $\text{Ba}(\text{OH})_2$; г) 0,1 М раствор KOH .
3. Напишите уравнения диссоциации и вычислите степень диссоциации (α), $[\text{H}^+]$ или $[\text{OH}^-]$ и pH в растворах слабых кислот и оснований, учитывая только первую ступень диссоциации: а) 0,05 М раствор H_2SO_3 ; б) 0,01 М раствор NH_4OH ; в) 0,2 М раствор HClO ; г) 0,1 М раствор H_2S ; д) 0,02 М раствор HNO_2 .
4. Напишите уравнения диссоциации и вычислите pH в растворах содержащих слабый и сильный электролит: а) 0,01 моль HF и 0,05 моль NaF ; б) 0,05 моль NH_4OH и 0,5 моль NH_4Cl ; в) 0,2 моль CH_3COOH и 0,2 моль CH_3COONa .
5. Как изменится pH растворов: а) если к 100 мл 0,04 М раствора NH_4OH прибавить 100 мл 0,2 М раствора NH_4Cl ; б) если к 50 мл 0,1 М раствора HNO_2 прибавить 450 мл 0,2 М раствора NaNO_2 ?
6. Напишите молекулярные и ионные уравнения первой ступени гидролиза и укажите pH для следующих солей: а) NaCN и CuSO_4 ; б) K_2CO_3 и AlCl_3 ; в) Na_3PO_4 и $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; г) NH_4F и $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
7. Напишите уравнения реакций гидролиза и укажите какие внешние воздействия усиливают гидролиз солей - Na_2SiO_3 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{CH}_3\text{COONH}_4$; подавляют (уменьшают) гидролиз солей - FeCl_3 , Na_2S , NH_4NO_2 .
8. Напишите молекулярные и ионные уравнения первой ступени гидролиза и вычислите константу гидролиза (K_r), степень гидролиза (h) и pH в растворах следующих солей: а) 0,1 М раствор NaHS ; б) 0,05 М раствор NH_4NO_3 ; в) 0,05 М раствор K_2SO_3 ; г) раствор NH_4CN ; д) 0,02 М раствор Na_2HPO_4 .
9. Напишите уравнения реакций взаимодействия растворов солей: AlCl_3 с K_2CO_3 и FeCl_3 с Na_2S . Какие вещества образуются в результате реакций и почему?
10. Определите pH в растворе образующемся после прибавления 50 мл 0,2 М раствора H_2SO_4 к 150 мл 0,1 М раствора NaOH .

Лабораторная работа 7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Теоретические вопросы

1. Типы окислительно-восстановительных реакций.
2. Типичные окислители и типичные восстановители.
3. Методы составления окислительно-восстановительных реакций. Метод полуреакций или метод ионно-электронного баланса.

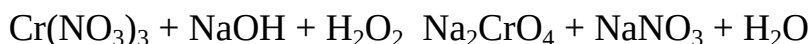
4. Факторы влияющие на протекание окислительно-восстановительных реакций.
5. Стандартный окислительно-восстановительный потенциал. Изменение окислительно-восстановительного потенциала. Уравнение Нернста.
6. Направление окислительно-восстановительной реакции. ЭДС реакции.

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%-го раствора 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 2н 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.

- а) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 б) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$
 в) $\text{KMnO}_4 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

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

- а) 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 $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ (или MnSO_4) перемешайте и снова нагрейте. Наблюдается появления малиновой окраски образовавшегося иона MnO_4^- .

Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.



- б) Окисление иона Mn^{2+} висмутатом натрия

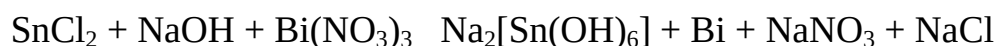
В пробирку к 1-2 каплям раствора $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ (или MnSO_4) прибавьте 1 мл 2н раствора HNO_3 , а затем немного сухой соли NaBiO_3 . Встряхните пробирку и наблюдайте появление розовой окраски иона MnO_4^- . Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.



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

Налейте в пробирку 3-4 капли раствора SnCl_2 , прибавьте по каплям 2н раствор NaOH до растворения образующегося осадка $\text{Sn}(\text{OH})_2$, а затем 2-3 капли раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$. Наблюдается образование черного осадка металлического висмута.

Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом полуреакций и сделайте вывод.



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?



Задачи и упражнения

1. Какие из приведенных ниже веществ проявляют: только окислительные, только восстановительные, окислительные и восстановительные свойства? H_2SO_3 , Zn , KI , KMnO_4 , NaNO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, FeSO_4 , HNO_3 , H_2S , Cl_2 , H_2O_2 , K_2SO_3 , H_2SO_4 (конц.).

2. После нагревания 22,12 г перманганата калия образовалось 21,16 г твердой смеси. Какой максимальный объем хлора (н.у.) можно получить при действии на образовавшуюся смесь 36.5% -ной соляной кислоты (плотность 1.18 г/мл) ?

3. Газ, полученный при обжиге пирита, растворили в воде. К раствору прилили по каплям бромную воду до прекращения обесцвечивания брома, а затем избыток раствора хлорида бария. Отфильтрованный и высушенный осадок имел массу 116,5 г. Определите массу (г) пирита.

Лабораторная работа 8. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Теоретические вопросы

1. Состав координационных соединений: центральный атом – комплексообразователь, лиганд, внутренняя и внешняя сферы комплекса.

2. Заряд комплексного иона. Координационное число комплексообразователя. Связь координационного числа с зарядом центрального атома.

3. Диссоциация комплексных соединений. Катионные, анионные и нейтральные комплексы. Константа нестойкости комплексных ионов. Зависимость диссоциации комплексного иона от концентрации свободных молекул (или ионов) лиганда?

4. Дентатность лиганда. Классификация комплексных соединений по составу лигандов.

5. Природа химической связи в комплексных соединениях. Основные положения теории валентных связей и теории кристаллического поля. Тип связи между комплексообразователем и лигандами.

6. 6. Магнитные свойства комплексных соединений. Внешнеорбитальные и внутриорбитальные комплексы. Окраска комплексных соединений.

7. 7. Какие комплексы, согласно теории валентных связей, являются неустойчивыми и активными, а какие - устойчивыми и неактивными?

Экспериментальная часть

Опыт 1. Получение комплексных соединений

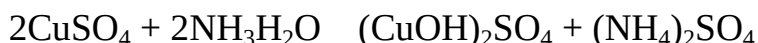
а) Налейте в пробирку 2-3 капли раствора нитрата серебра, прибавьте такое же количество раствора хлорида натрия. Прилейте к образовавшемуся

осадку раствор гидроксида аммония до полного растворения осадка. Почему растворился осадок? Сохраните раствор для опыта 2а.



б) Налейте в пробирку 3-4 капли раствора сульфата меди, прибавьте 2-3 капли раствора гидроксида аммония (25%) - выпадает светло-голубой осадок основной соли меди $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Прибавьте по каплям избыток раствора гидроксида аммония. Что наблюдаете?

Напишите уравнение реакций в молекулярной и ионной формах. Сохраните раствор для опыта 2б.



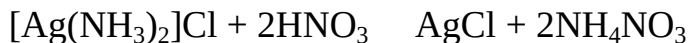
в) К раствору $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ добавьте по каплям раствор иодида калия. Обратите внимание на образование осадка иодида ртути (II), отметьте его цвет и добавьте избыток иодида калия. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакции в молекулярной и ионной формах.

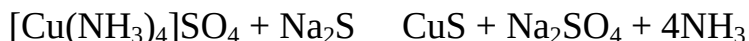


Опыт 2. Разрушение комплексных соединений

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



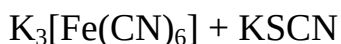
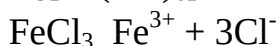
б) К раствору оставшемуся от опыта 1б, прибавьте 3-5 капель сероводородной воды или раствора сульфида натрия. Напишите уравнение реакции и объясните причину образования осадка (см. табл.2,3 приложения).



Опыт 3. Электролитическая диссоциация комплексных соединений

В две пробирки налейте по 3-5 капель раствора гексациано-III-феррата калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, а в третью пробирку налейте 1-2 капли раствора FeCl_3 .

В первую пробирку прибавьте 2-3 капли раствора гексанитрокобальтата натрия $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, а во вторую и третью пробирки прибавьте по 2-3 капли раствора роданида калия или роданида аммония NH_4SCN . Что наблюдаете? Объясните отсутствие окраски во второй пробирке. Напишите ионные уравнения реакций.





Задачи и упражнения

1. Укажите комплексообразователь, лиганд, координационное число, заряды комплексообразователя и комплексного иона для соединений: а) $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$; б) $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$.
2. Вычислите заряд комплексообразователей в комплексных ионах: $[\text{PtCl}_3(\text{NO}_2)]^{2-}$, $[\text{PtCl}(\text{NH}_3)_5]^{3+}$, $[\text{Co}(\text{NO}_2)_4(\text{NH}_3)_2]^-$.
3. Вычислите заряды следующих комплексных ионов с комплексообразователем хромом (III): $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_5\text{NO}_3]$.
4. На какие ионы диссоциируют следующие комплексные соединения: $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$, $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, $\text{Na}_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$? Что такое константа нестойкости комплексного соединения?
5. Пользуясь таблицей констант нестойкости определите, возможны ли следующие взаимодействия между растворами электролитов. Напишите уравнения реакций в ионной форме там, где они возможны.
 - а) $\text{K}_2[\text{HgBr}_4] + 4\text{KCN} \rightarrow \text{K}_2[\text{Hg}(\text{CN})_4] + 4\text{KBr}$
 - б) $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2] + 2\text{KCN} \rightarrow \text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2] + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
6. Определите тип гибридизации атомных орбиталей и пространственное строение комплексного иона $[\text{NiCl}_4]^{2-}$, если известно, что этот ион диамагнитен.
7. Пользуясь таблицей констант нестойкости, определить, произойдет ли взаимодействие между растворами электролитов: $\text{K}_2[\text{HgBr}_4] + \text{KCN}$
8. Напишите координационную формулу двух комплексных соединений, состав которых $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$, если, в первом случае, при действии AgNO_3 осаждается 1/3 содержащегося в соединении хлора, а во втором случае, при действии AgNO_3 осаждается весь имеющийся хлор.
9. Вычислить концентрацию ионов кадмия в 0,1М растворе $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, в котором концентрация цианид ионов CN^- равна 0,1М, если константа нестойкости комплексного иона равна $K_{1-4} = 7,8 \cdot 10^{-18}$.
10. При какой концентрации ионов хлора начнется выпадение осадка AgCl из 0,1М раствора $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, содержащего 1 моль аммиака в 1 л раствора? Константа растворимости AgCl равна $K_s(\text{AgCl}) = 1,8 \cdot 10^{-10}$, константа нестойкости иона $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^{2+}$ равна $K_{1-2} = 9,3 \cdot 10^{-8}$.

Лабораторная работа 9. ЭЛЕМЕНТЫ IА-IIIА ГРУПП

Теоретические вопросы

1. Электронное строение атомов элементов IА – IIIА групп. Характерные степени окисления, примеры соединений в данных степенях окисления.
2. Изменение металлических свойств в группах и периодах на примере металлов IА – IIIА групп.

3. Щелочные металлы. Щелочноземельные металлы. Получение металлов и их взаимодействие с кислородом, водородом, другими неметаллами, водой. 4. Щелочи. Получение щелочей, их химические свойства.

5. Жесткость воды. Устранение постоянной и временной жесткости воды.

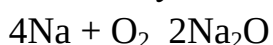
6. Нерастворимые основания. Получение и свойства нерастворимых оснований

7. Амфотерные элементы. Получение алюминия и его химические свойства. Получение и свойства амфотерных гидроксидов.

8. Бор. Борная кислота Тетраборат натрия. Экспериментальная часть

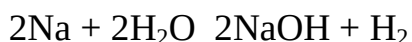
Опыт 1. Окисление натрия на воздухе (демонстрационно)

Помните, что при разрезании металлического натрия может произойти самовозгорание, если металл недостаточно хорошо очищен от продуктов его окисления. Возьмите пинцетом кусочек натрия из склянки, в которой он хранится под слоем керосина. Положите натрий на фильтровальную бумагу, осушите его этой бумагой, очистите скальпелем от слоя оксидов и отрежьте маленький кусочек величиной с половину горошины. Обратите внимание на цвет металла на свежем срезе и на вид срез через несколько секунд. Почему срез натрия потерял металлический блеск? Запишите наблюдения и уравнения реакции. Отрезанный кусочек используйте в опыте 2.



Опыт 2. Взаимодействие щелочных металлов с водой (Опыт проводить в защитных очках под тягой)

Кусочек натрия из опыта 1 поместите в кристаллизатор, наполненный дистиллированной водой с 3-4 каплями фенолфталеина. Почему при растворении натрия кусочек его превратился в шарик и при этом всплывает? Запишите наблюдения и уравнения реакций.



Опыт 3. Окрашивание пламени газовой горелки летучими солями щелочных и щелочноземельных металлов

Перед началом работы очистите нихромовую проволоку. Для этого опустите конец проволоки в колбу с концентрированной соляной кислотой, которая специально приготовлена для этой цели и находится в вытяжном шкафу, затем прокалите проволоку на газовой горелке до исчезновения окрашивания пламени. Если пламя продолжает окрашиваться, смочите проволоку в соляной кислоте еще раз и опять прокалите ее. Конец очищенной проволоки смочите дистиллированной водой и опустите в сухую соль. При этом часть кристаллов

соли останется на конце проволоки. Внесите ее в пламя газовой горелки. Проведите опыт с солями лития, натрия, калия, кальция, стронция, бария. Запишите в рабочую тетрадь, в какой цвет окрашивается пламя горелки.

Опыт 4. Взаимодействие кальция и магния с водой

а) Проведите реакцию кальция с водой, в которую добавлено несколько капель фенолфталеина. Запишите уравнение реакции и сравните химическую активность кальция и натрия. Почему фенолфталеин стал малиновым?



б) Опустите кусочек магния в пробирку с дистиллированной водой. Добавьте 3-4 капли фенолфталеина. Взаимодействует ли магний с холодной водой? Нагрейте пробирку до кипения. Запишите наблюдения и уравнения реакций.



Опыт 5. Определение pH раствора тетрабората натрия

С помощью универсального индикатора определите pH раствора тетрабората натрия. Напишите уравнение реакции гидролиза соли.



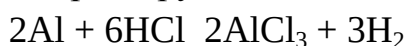
Опыт 6. Получение борно-этилового эфира (опыт проводится в вытяжном шкафу)

В фарфоровую чашку поместите немного кристаллов тетрабората натрия, прилейте 1-2 мл этанола $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ и несколько капель концентрированной H_2SO_4 . Выделяющийся в результате реакции борно-этиловый эфир подожгите. Обратите внимание на цвет пламени. Запишите наблюдения и уравнения реакций получения борно-этилового эфира.

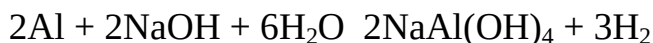


Опыт 7. Свойства алюминия

а) В две пробирки поместите по кусочку алюминия. Налейте в первую пробирку раствор HCl (2н), во вторую - раствор H_2SO_4 (2н). Если реакция не начинается, нагрейте пробирки. Запишите наблюдения и уравнения реакций. Как алюминий реагирует с кислотами?

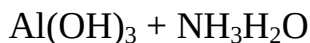


б) В пробирку положите несколько алюминиевых стружек и прилейте раствор гидроксида натрия (20%). Во вторую пробирку с алюминием прилейте раствор гидрата аммиака (25%). Запишите наблюдения и уравнения реакций.



Опыт 8. Амфотерные свойства гидроксида алюминия

К раствору соли алюминия прилейте по каплям раствор гидроксида натрия (2н) до образования осадка. Полученный осадок разделите на три части. Одну часть обработайте разбавленной HCl (2н), другую - избытком NaOH (2н), третью - раствором аммиака (25%). Запишите наблюдения и уравнения реакций.



Задачи и упражнения

1. Напишите уравнения реакций получения и химических свойств следующих гидроксидов: а) NaOH; б) Ca(OH)₂; в) Al(OH)₃; г) KOH; д) Mg(OH)₂; е) Be(OH)₂.
2. Напишите уравнения реакций следующих превращений:
а) Na NaOH Na₂CO₃ Na₂SO₄ NaCl NaNO₃ NaNO₂
б) Ca Ca(OH)₂ CaCO₃ Ca(HCO₃)₂ CaCO₃ CaO Ca(OH)₂ CaCl₂
в) Al AlCl₃ Al(OH)₃ Al₂O₃ Al Na₃[Al(OH)₆] Al₂(SO₄)₃
3. При обработке смеси гидроксида калия и гидрокарбоната калия избытком раствора соляной кислоты образовалось 59,6 г хлорида калия и выделилось 4,48 л газа (н.у.). Определите массовую долю гидрокарбоната калия в исходной смеси.
4. При взаимодействии 3,42 г щелочного металла с водой образовалось 448 см³ водорода (н.у.). Какой металл вступил в реакцию?
5. После электролиза раствора хлорида натрия получили раствор, содержащий 20 г гидроксида натрия. Газ, выделившийся на аноде, пропустили через 664 мл раствора иодида калия с массовой долей 0,10 и плотностью 1,10 г/мл. Определите массу образовавшегося осадка.
6. Определите минимальную массу раствора гидроксида натрия с массовой долей 0,20, необходимого для извлечения алюминия из 1 кг его смеси с медью, если известно, что при действии соляной кислоты на 10,0 г этой смеси выделяется 6,72 л газа (н.у.).
7. При электролизе водного раствора хлорида алюминия масса вещества, полученного на катоде, составила 8,93 г. Сколько литров (н.у.) газа выделилось на аноде?
8. Через электролизер, содержащий 300 мл 22,4% раствора гидроксида калия с плотностью 1,2 г/мл, пропустили электрический ток. Определите массовую долю раствора гидроксида калия после отключения тока, если известно, что на катоде выделилось (н.у.) 89,6 л газа.
9. В каком объеме воды с плотностью, равной 1 г/мл, надо растворить кристаллогидрат Na₂SO₄·10H₂O, чтобы приготовить 2 л 15% раствора сульфата натрия с плотностью = 1,14 г/мл?

10. После прокаливания 50 г смеси сульфата натрия, карбоната аммония и хлорида калия ее масса уменьшилась на 9,8 г. Полученный остаток растворили в воде и добавили избыток раствора хлорида бария. Масса выпавшего осадка составила 46,6 г. Определите массовую долю хлорида калия в исходной смеси.
11. При полном гидролизе смеси карбидов кальция и алюминия образуется смесь газов, которая в 1,6 раз легче кислорода. Определите массовую долю карбида кальция в исходной смеси.
12. Соль А окрашивает пламя горелки в фиолетовый цвет, а соль Б - в желтый цвет. Раствор соли В дает белый осадок с раствором соли А, желтый осадок с раствором соли Б и белый творожистый осадок с раствором нитрата серебра. Назовите соли А - В, напишите уравнения реакций. Определите массу взятого для перекристаллизации раствора соли А, если при охлаждении насыщенного при 60°C раствора соли А до 0°C выкристаллизовалось 65,1 г соли А. При этом растворимость соль при 60°C равна 18,2 г, а при 0°C равна 7,35г

Лабораторная работа 10. ЭЛЕМЕНТЫ IVA и VA ГРУПП

Теоретические вопросы

1. Электронное строение атомов элементов IVA и VA групп. Характерные степени окисления, примеры соединений в данных степенях окисления.
2. Изменение неметаллических свойств в группах и периодах на примере соединений IVA и VA групп.
3. Углерод. Оксиды углерода. Угольная кислота. Карбонаты и гидрокарбонаты.
4. Кремний. Оксид кремния. Кремниевая кислота. Силикаты. Стекло.
5. Азот. Аммиак. Оксиды азота. Азотистая и азотная кислоты. Нитриты и нитраты.
6. Фосфор. Фосфиды. Фосфин. Оксиды фосфора. Фосфористая и фосфорная кислоты. Фосфиты и фосфаты.
7. Минеральные удобрения. Микроудобрения.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Адсорбционные свойства угля

Налейте в пробирку 2-3 мл раствора красителя индиго, добавьте к нему немного активированного угля. Закройте пробирку пробкой и встряхните. Уголь отфильтруйте. Объясните исчезновение окраски фильтрата.

Опыт 2. Получение оксида углерода(IV) и его свойства

а) В аппарате Киппа получите оксид углерода(IV) и наполните им маленький сухой стакан. Внесите в стакан горящую лучину. Что наблюдаете? Поддерживает ли углекислый газ горение?

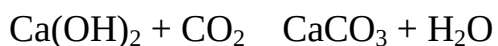


б) Налейте в стакан 20-30 мл дистиллированной воды и пропустите в нее из аппарата Киппа оксид углерода(IV). Испытайте раствор синей лакмусовой бумагой или раствором лакмуса. Запишите наблюдения.



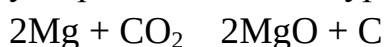
Опыт 3. Получение карбоната и гидрокарбоната кальция

Налейте в пробирку 3-4 мл насыщенного раствора гидроксида кальция и пропустите через него оксид углерода(IV) из аппарата Киппа. Образование, какого осадка вы наблюдаете? Продолжайте пропускание CO_2 до растворение осадка. Напишите уравнения реакций.



Опыт 4. Окислительные свойства оксида углерода(IV)

Заполните углекислым газом химический стакан емкостью 100 мл. При помощи горящей лучины убедитесь, что стакан заполнен CO_2 . Возьмите тигельными щипцами кусочек магния, зажгите его и быстро опустите в стакан с CO_2 . Наблюдайте за образованием белого порошка оксида магния и черных крупинок углерода. Напишите уравнение реакции.



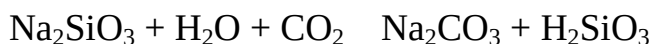
Опыт 5. Получение гидрогеля кремниевой кислоты

Возьмите в пробирку 4 мл концентрированного раствора силиката натрия и прилейте к нему 2 мл раствора соляной кислоты (2н). Перемешайте раствор стеклянной палочкой. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.



Опыт 6. Вытеснение кремниевой кислоты угольной кислотой

Налейте в пробирку 1-2 мл раствора силиката натрия и пропустите через него оксид углерода(IV) из аппарата Киппа. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции. Какая из кислот кремниевая или угольная сильнее?



Опыт 7. Гидролиз силиката натрия

С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH раствора силиката натрия.



Опыт 8. Растворимость стекла в воде

Возьмите в пробирку небольшое количество свежерастертого стекла ($\text{Na}_2\text{SiO}_3\text{CaSiO}_3\cdot 4\text{SiO}_2$). Затем добавьте к нему 1-2мл дистиллированной воды и 2-3 капли индикатора фенолфталеина. Объясните, почему раствор окрасился в малиновый цвет.

Опыт 9. Получение и свойства аммиака

Смешайте в фарфоровой ступке равные количества кристаллического гидроксида кальция и хлорида аммония. Смесь поместите в сухую пробирку (приблизительно 1/3 пробирки). Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Пробирку закрепите в штативе и осторожно нагрейте газовой горелкой. Напишите уравнение реакции получения аммиака.



а) Образующийся газ соберите в сухую пробирку, затем опустите пробирку с аммиаком в чашку с водой. К полученному раствору добавьте 2-3 капли фенолфталеина. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции взаимодействия аммиака с водой.

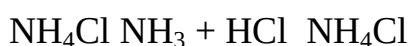


б) Налейте на часовое стекло 2-3 капли раствора концентрированной соляной кислоты и пропустите из реакционной пробирки аммиак над соляной кислотой. Какое вещество образуется в виде белого дыма. Напишите уравнение реакции.



Опыт 10. Термическое разложение хлорида аммония

Возьмите в сухую пробирку несколько кристаллов NH_4Cl . Осторожно нагрейте пробирку, обратите внимание, как на холодных стенках пробирки осаждается белое вещество. Объясните это явление.



Опыт 11. Окислительные и восстановительные свойства азотистой кислоты

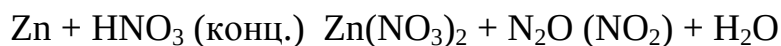
Возьмите две пробирки. В одну налейте 1 мл иодида калия, а в другую - 1 мл раствора перманганата калия. В каждую пробирку добавьте по 1-2 мл раствора H_2SO_4 (2н), а затем 1-2 мл насыщенного раствора (или немного сухой соли) нитрита натрия. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций и объясните, какие свойства проявляет нитрит натрия в каждой из реакций.



Опыт 12. Окислительные свойства азотной кислоты

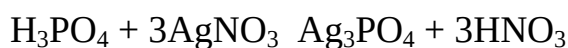
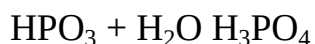
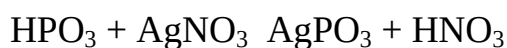
Возьмите две пробирки. В одну пробирку поместите 1-2 кусочка меди, прибавьте 2-3 мл концентрированной азотной кислоты. Какой газ выделяется в этой

реакции? Разбавьте раствор. Запишите наблюдения. В другую пробирку поместите кусочек цинка и налейте 1-2 мл концентрированной азотной кислоты. Запишите наблюдения. Разбавьте раствор. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.



Опыт 13. Получение оксида фосфора(V) и его свойства

В фарфоровую чашку возьмите несколько крупинок красного фосфора. Подожгите его нагретой стеклянной палочкой. Закройте горящий фосфор стеклянной воронкой и соберите образующийся оксид фосфора(V) в пробирку, надетую на конец воронки. Налейте в пробирку с оксидом фосфора(V) дистиллированной воды. Часть полученного раствора налейте в отдельную пробирку и добавьте в нее несколько капель метилоранжа. Метилоранж окрашивается в красный цвет. Какая реакция среды в пробирке? К другой части раствора оксида фосфора(V) в воде прилейте 2-3 капли раствора AgNO_3 . Обратите внимание на цвет осадка. Какая кислота получилась при растворении P_2O_5 в холодной воде? Напишите уравнение реакции. Примечание: осадок метафосфата серебра имеет белую окраску, а осадок ортофосфата серебра - желтую окраску.

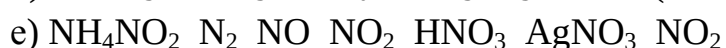
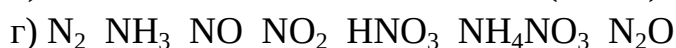


Задачи и упражнения

1. Укажите возможные степени окисления следующих элементов: а) С; б) Si; в) Pb; г) N; д) P; е) As. Приведите примеры соответствующих соединений.

2. Какие свойства (основные, кислотные, окислительные, восстановительные) имеют соединения: а) N^{-3} ; б) N^{+3} ; в) N^{+5} ; г) C^{+4} ; д) P^{+5} ; е) Si^{-4} . Напишите уравнения соответствующих реакций.

3. Напишите уравнения следующих превращений:



4. К 25,2 г остатка, полученного после прокаливания 50 г смеси карбоната кальция, фосфата кальция и карбоната аммония, добавили воду и пропустили

- избыток углекислого газа. Масса нерастворившегося осадка составила 14 г. Определите массу карбоната аммония в исходной смеси.
5. Смесь оксида углерода(II) и оксида углерода(IV) массой 13 г имеет объем 8,4 л (н.у.). Определите объем газа (н.у.) после пропускания смеси над раскаленным углем.
6. Имеется 4 г смеси кремния, алюминия и оксида магния. После обработки смеси избытком соляной кислоты выделилось 2,24 л газа (н.у.), а масса нерастворившегося остатка составила 1,2 г. Определите количество вещества оксида магния в исходной смеси.
7. Смесь азота, оксида азота(II) и оксида азота(IV) объемом 82,4 мл пропустили через воду. Объем газов, не поглощенных водой, составил 50,4 мл. К ним добавили 16 мл кислорода. Объем газовой смеси после этого стал равен 56,1 мл. Определите объемную долю оксида азота(II) в исходной смеси. Объемы всех газов измерены при н.у.
8. Смесь азота и водорода объемом 99,2 л (н.у.) пропустили через катализатор. После установления равновесия смесь имела объем 76,8 л. Полученный аммиак растворили в 130 мл раствора аммиака с массовой долей 0,13 и плотностью 0,95 г/мл. Определите массовую долю полученного раствора.
9. При растворении в разбавленной азотной кислоте 6,08 г смеси порошкообразных железа и меди выделилось 1,792 л газа (н.у.). Определите массовые доли металлов в смеси.
10. Газ, полученный при разложении 425 г нитрата натрия, смешали в замкнутом сосуде с другим газом, образовавшимся при действии избытка раствора гидроксида калия на 45 г алюминия. Смесь газов взорвали. Определите массу полученного продукта.
11. При прокаливании 14,56 г смеси нитрата калия и нитрата натрия образовалось 12 г смеси твердых продуктов реакции. Определите массовые доли солей в исходной смеси.

Лабораторная работа 11. ЭЛЕМЕНТЫ VIA И VIIA ГРУПП

Теоретические вопросы

1. Электронное строение атомов элементов VIA и VIIA групп. Характерные степени окисления, примеры соединений в данных степенях окисления.
2. Валентности элементов VIA и VIIA групп. Особенности кислорода и фтора.
3. Изменение неметаллических свойств в группах и периодах на примере соединений VIA и VIIA групп.
4. Кислород. Озон. Пероксид водорода.
5. Сера. Сероводород. Сероводородная кислота. Оксиды серы. Сернистая кислота, сульфиты. Серная кислота, сульфаты.
6. Фтор. Фтороводородная кислота.

7. Хлор. Хлороводородная кислота. Оксиды хлора и кислородные кислоты хлора.
8. Бром, иод. Галогеноводородные кислоты, галогениды. Кислородные кислоты.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Получение кислорода

Поместите в сухую пробирку несколько кристалликов KMnO_4 . Укрепите пробирку в штативе вертикально и осторожно нагрейте в пламени горелки. Внесите в пробирку тлеющую лучинку и убедитесь в выделении кислорода. Напишите уравнение реакции разложения перманганата калия.



Опыт 2. Восстановительные и окислительные свойства пероксида водорода

а) К 1 мл раствора перманганата калия KMnO_4 в пробирке добавьте 1 мл раствора H_2SO_4 (2н) и 1 мл раствора H_2O_2 (3%). Обратите внимание на изменение цвета раствора. Напишите уравнение реакции, поставьте коэффициенты и укажите окислитель и восстановитель. Вычислите ЭДС реакции, молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.

б) Налейте в пробирку 1 мл раствора иодида калия, 1 мл раствора H_2SO_4 (2н) и 1 мл раствора H_2O_2 (3%). Как изменился цвет раствора?

Добавьте к раствору 1 мл крахмала. Какое вещество выделилось в ходе реакции? Напишите уравнение реакции, поставьте коэффициенты и укажите окислитель и восстановитель. Вычислите ЭДС реакции, молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.

Опыт 3. Восстановительные и окислительные свойства сульфита натрия

а) Налейте в пробирку 1 мл раствора дихромата калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, 1 мл раствора серной кислоты (2н), добавьте в пробирку небольшое количество кристаллического сульфита натрия Na_2SO_3 .

Запишите наблюдения, напишите уравнение реакции и укажите окислитель и восстановитель. Вычислите ЭДС реакции, молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.

б) Налейте в пробирку 1-2 мл раствора сульфита натрия, 1 мл раствора HCl (2н) и 1-2 мл сероводородной воды. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции и укажите окислитель и восстановитель. Вычислите ЭДС реакции, молярные массы эквивалента окислителя и восстановителя.

Опыт 4. Восстановительные свойства сероводорода

Налейте в две пробирки по 1-2 мл сероводородной воды (или раствора сульфида натрия Na_2S). В первую пробирку прилейте 5-6 капель соляной кислоты (2н) и 1 мл бромной воды, во вторую - 1 мл раствора азотной кислоты (2н). Запишите наблюдения и уравнения реакций.

Опыт 5. Окислительные свойства концентрированной серной кислоты
Поместите в пробирку 1-2 гранулы цинка и осторожно прилейте 1-2 мл концентрированной серной кислоты. Слегка нагрейте пробирку. Когда начнется выделение газа, к отверстию пробирки поднесите фильтровальную бумагу, смоченную раствором соли свинца. Если бумага чернеет, то выделяется сероводород H_2S , если бумага не чернеет и нет осадка коллоидной серы, то выделяется SO_2 , который можно определить по изменению окраски влажной универсальной индикаторной бумаги.

Опыт 6. Восстановительные свойства тиосульфата натрия

Налейте в пробирку 1-2 мл йодной воды ($\text{I}_2 \text{ aq}$), 1 мл крахмала и приливайте раствор тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до исчезновения синей окраски крахмала. Напишите уравнение реакции. Почему тиосульфат натрия обладает восстановительными свойствами? Напишите его графическую формулу.

Опыт 7. Получение хлора (демонстрационный)

Поместите в пробирку немного (на кончике шпателя) кристаллического KMnO_4 . Прилейте 1-2 мл концентрированной HCl . Отметьте цвет и запах выделяющегося хлора. Напишите уравнение реакции.

Опыт 8. Получение брома (под тягой) Поместите в сухую пробирку немного (на кончике шпателя) KBr и равное количество кристаллического KMnO_4 . К этой смеси осторожно добавьте 1 мл серной кислоты (2н). Отметьте цвет и запах (нюхать осторожно!) выделяющихся паров брома. Напишите уравнения реакции.

Опыт 9. Получение йода

Поместите в сухую пробирку несколько кристалликов KI с равным количеством кристаллического KMnO_4 . К этой смеси осторожно прибавьте 1 мл серной кислоты (2н) и слегка нагрейте. Запишите наблюдения и уравнение реакции.

Опыт 10. Окислительные свойства галогенов

В три пробирки налейте по 1-2 мл сероводородной воды и добавьте по каплям до появления мути в первую пробирку - хлорной воды ($\text{Cl}_2 \text{ aq}$), во вторую - бромной воды ($\text{Br}_2 \text{ aq}$), в третью - йодной воды ($\text{I}_2 \text{ aq}$). Напишите уравнения реакций взаимодействия сероводорода с галогенами.

Опыт 11. Экстракция хлора, брома и йода из водных растворов толуолом.

Возьмите три пробирки и налейте в одну пробирку хлорной воды, в другую - бромной воды, а в третью - йодной воды. Прилейте в каждую пробирку по 1 мл толуола. Раствор перемешайте стеклянной палочкой и встряхните каждую пробирку несколько раз. Напишите наблюдения.

Опыт 12. Сравнительная характеристика окислительных свойств галогенов.
Возьмите три пробирки. В одну пробирку налейте 1-2 мл KBr , а в две другие пробирки налейте по 1-2 мл KI . Во все пробирки добавьте толуола (слой примерно в 1 см по высоте). Затем в пробирки с бромидом и иодидом калия прилейте по 1 мл хлорной воды, а в третью пробирку с иодидом калия - бромной воды. Содержимое пробирок перемешайте, осторожно встряхните и отметьте цвет слоя толуола. Напишите уравнения реакций, расположив галогены в ряд по уменьшению их окислительной активности.

Задачи и упражнения

1. Укажите возможные степени окисления следующих элементов: а) O ; б) S ; в) F ; г) Cl ; д) Br ; е) I . Приведите примеры соответствующих соединений.
2. Какие свойства (основные, кислотные, окислительные, восстановительные) имеют соединения: а) O^{-1} ; б) S^{-2} ; в) S^{+4} ; г) S^{+6} ; д) Cl^{-1} ; е) Cl^0 . Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Закончить уравнения реакций:
а) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$
б) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$
в) $\text{FeS}_2 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{NaHS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS}$
г) $\text{NaI} \rightarrow \text{NaBr} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{AgCl}$
д) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{ClO})_2$
е) $\text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{NaBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{KBr} \rightarrow \text{AgBr}$
4. При нагревании 245 г бертолетовой соли часть ее разложилась с выделением кислорода, а остальная часть соли - с образованием перхлората калия и хлорида калия. Определите массовую долю перхлората калия в твердом остатке, если выделилось 13,44 л кислорода (н.у.).
5. Газ, образовавшийся на аноде при электролизе раствора хлорида калия, полностью прореагировал с 750 мл 20% раствора иодида натрия с плотностью 1,20 г/мл с выделением иода. Определите массу образовавшегося при электролизе гидроксида калия.
6. При обжиге 100 г пирита получили газ, который очистили от примесей, а затем использовали для полной нейтрализации 400 мл раствора гидроксида натрия с массовой долей 0,25 и плотностью 1,28 г/мл. Определите массовую долю примесей в пирите.
7. При обжиге 72 г сульфида неизвестного двухвалентного металла выделился газ, который может обесцветить раствор, содержащий 80 г Br_2 . Определите этот металл.
8. Газ, полученный при обжиге пирита, растворили в воде. К раствору по каплям прилили бромную воду до прекращения обесцвечивания брома, а затем добавили избыток хлорида бария. Отфильтрованный и высушенный осадок имел массу 116,5 г. Определите массу пирита.

9. Через раствор, содержащий 4,5 г иодида натрия, пропустили 224 мл (н.у.) газообразного хлора. Раствор выпарили, а остаток прокалили при 300С. Определите массу сухого остатка.
10. Хлорат калия подвергли термическому разложению в присутствии MnO_2 . Полученный остаток растворили в воде и добавили к нему избыток раствора нитрата серебра, получив осадок 43,05 г. Определите объем (н.у.) выделившегося при разложении хлората калия кислорода.
11. При частичном разложении пероксида водорода, находящегося в 100 г 3,4%-ного раствора, образовалось 0,56 л кислорода (н.у.). Какая часть пероксида водорода (в %) подверглась разложению?
12. Через 100 мл раствора иодида натрия с плотностью 1,20 г/мл пропустили газообразный хлор. При этом один из продуктов реакции при выпаривании раствора и прокаливании твердого остатка перешел в газообразное состояние. Масса прокаленного остатка составила 1,5 г. Определите массовую долю (%) иодида натрия, содержавшегося в исходном растворе.

Лабораторная работа 12. ЭЛЕМЕНТЫ VIB - VIIIВ ГРУПП. ХРОМ, МАРГАНЕЦ, ЖЕЛЕЗО

Теоретические вопросы

1. Положение d-металлов в периодической системе. Особенности их электронного строения на примере переходных металлов IV периода.
2. Характерные для d-металлов степени окисления. Примеры соединений в этих степенях окисления.
3. Природные соединения d-металлов. Получение металлов.
4. Взаимодействие металлов с кислотами. Пассивация металлов.
5. Изменение кислотно-основных свойств гидроксидов с увеличением степени окисления металла на примере соединений хрома, марганца и железа.
6. Изменение окислительно-восстановительных свойств соединений с увеличением степени окисления металла на примере соединений хрома, марганца и железа.
7. Координационные соединения d-металлов.
8. Биологическая активность производных d-металлов.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Получение и свойства гидроксида хрома (III)

В пробирку с раствором соли хрома (III) по каплям прилейте раствор NaOH (2н) до образования осадка гидроксида хрома (III). Обратите внимание на цвет осадка. Полученный осадок разделите на две пробирки. В первую пробирку прилейте раствор HCl (2н), а во вторую - избыток раствора NaOH (2н). Что наблюдаете? Сделайте вывод о свойствах гидроксида хрома (III).



Опыт 2. Восстановительные свойства соединений хрома (III)

В пробирку с раствором соли хрома (III) прибавьте избыток раствора NaOH (2н) и раствор пероксида водорода H₂O₂ (3%) (или бромной воды Br₂(aq)).

Пробирку нагрейте. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.



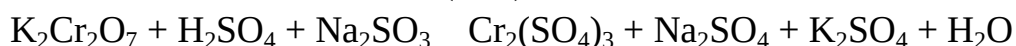
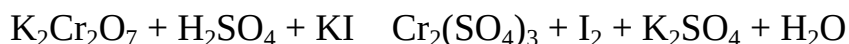
Опыт 3. Переход хромата в дихромат

В пробирку с раствором хромата калия K₂CrO₄ прилейте несколько капель раствора H₂SO₄ (2н). Что наблюдаете? К полученному раствору прилейте несколько капель раствора NaOH (2н). Как изменился цвет раствора? Какие ионы существуют в водных растворах хромата и дихромата калия? Напишите уравнения реакций.



Опыт 4. Окислительные свойства дихромата калия

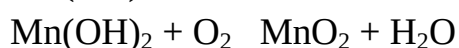
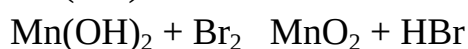
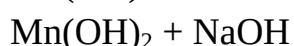
Налейте в две пробирки по 1-2 мл раствора дихромата калия K₂Cr₂O₇ и по 1-2 мл раствора H₂SO₄ (2н). Добавьте в первую пробирку раствора иодида калия, а во вторую пробирку - немного кристаллического сульфита натрия. Запишите наблюдения и уравнения реакций, поставив коэффициенты.



Опыт 5. Получение и свойства гидроксида марганца (II)

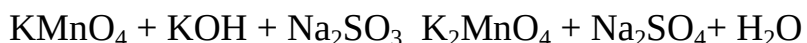
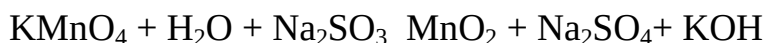
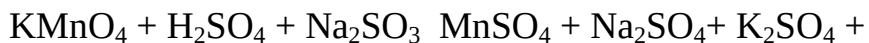
В пробирку с раствором соли марганца(II) прилейте раствор NaOH (2н) до образования осадка гидроксида марганца(II). Обратите внимание на цвет образующегося осадка. Полученный осадок разлейте на четыре пробирки.

В первую пробирку прилейте раствор H₂SO₄ (2н), во вторую - избыток раствора NaOH (2н), в третью - бромной воды Br₂(aq). Четвертую пробирку оставьте некоторое время постоять на воздухе. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод о свойствах гидроксида марганца (II).



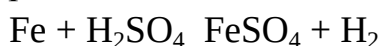
Опыт 6. Окислительные свойства перманганата калия в кислой, нейтральной и щелочной средах

Налейте в три пробирки по 1-2 мл раствора перманганата калия. В первую пробирку прибавьте 1-2 мл раствора H_2SO_4 (2н), во вторую пробирку - 1-2 мл дистиллированной воды, а в третью пробирку - 1-2 мл раствора NaOH (2н). Затем в каждую пробирку прибавьте немного кристаллического сульфита натрия Na_2SO_3 . Как влияет среда на эти окислительно-восстановительные реакции? Запишите наблюдения и уравнения реакций, поставьте коэффициенты.

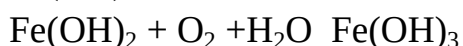
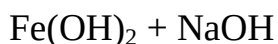
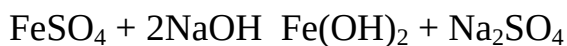


Опыт 7. Взаимодействие железа с кислотами

Поместите по 1-2 кусочка стружки железа в две пробирки. В первую пробирку прилейте 1-2 мл раствора H_2SO_4 (2н), а во вторую - 1-2 мл раствора HNO_3 (2н). Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций. Помните, что при действии разбавленной серной кислоты железо окисляется до Fe^{2+} , а при действии разбавленной азотной кислоты - до Fe^{3+} .



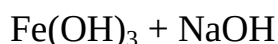
Опыт 8. Получение и свойства гидроксида железа (II) Растворите в дистиллированной воде небольшое количество сульфата железа(II) и прилейте по каплям раствор NaOH (2н) или KOH (2н) до появления осадка гидроксида железа(II). Обратите внимание на цвет осадка. Полученный осадок разделите на три пробирки. В первую пробирку прилейте раствор HCl (2н), во вторую - избыток раствора щелочи (2н). Третью пробирку оставьте на некоторое время постоять на воздухе. Обратите внимание на изменение цвета в третьей пробирке. Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод о свойствах гидроксида железа (II).



Опыт 9. Получение и свойства гидроксида железа (III)

К раствору соли железа(III) прилейте по каплям раствор NaOH (2н) до появления осадка гидроксида железа(III). Обратите внимание на цвет осадка. Полученный осадок разделите на две пробирки. В первую пробирку прилейте 1-2 мл раствора HCl (2н), а во вторую - избыток раствора NaOH (2н). Напишите уравнения

реакций. Обладает ли гидроксид железа (III) амфотерными свойствами в мягких условиях?



Задачи и упражнения

1. Укажите возможные степени окисления следующих элементов: а) Cr; б) Mn; в) Fe; г) Co; д) Ni; е) V. Приведите примеры соответствующих соединений.
2. Какие свойства (основные, кислотные, окислительные, восстановительные) имеют соединения: а) Cr^{+3} ; б) Cr^{+6} ; в) Mn^{+2} ; г) Mn^{+7} ; д) Fe^{+2} ; е) Fe^{+3} . Напишите уравнения соответствующих реакций.
3. Напишите уравнения реакций следующих превращений:
а) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe}$
б) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightarrow \text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
в) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{SCN})_3$
г) $\text{Cr} \rightarrow \text{CrCl}_2 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3$
д) $\text{Cr} \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{NaCrO}_2 \rightarrow \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
е) $\text{Cr} \rightarrow \text{CrCl}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$
ж) $\text{Mn} \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MnO} \rightarrow \text{Mn}$
з) $\text{Mn} \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4$
и) $\text{Mn} \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{Mn}$
4. Смесь хлоридов алюминия и хрома (III) массой 317 г обработали избытком раствора гидроксида калия, а затем избытком хлорной воды. К полученному раствору прилили раствор нитрата бария до полного осаждения 126,5 г желтого осадка. Определите массовую долю хлорида алюминия в исходной смеси.
5. Железную пластинку погрузили вначале в разбавленную серную кислоту, а затем в раствор сульфата меди. При этом в первой реакции было собрано 1,12 л газа (н.у.), а во второй реакции масса пластинки увеличилась на 2,4 г. Определите массу всего прореагировавшего железа.
6. Имеется смесь металлического железа с оксидами железа (II) и железа (III). 1 г этой смеси обработали соляной кислотой и получили 112 мл (н.у.) водорода. Далее 1 г исходной смеси восстановили водородом и получили 0,2115 г воды. Определите массовую долю оксида железа (II) в исходной смеси.
6. Смесь оксидов железа (II) и железа (III) массой 1 г восстановили полностью водородом и получили 0,27 г воды. Определите массу оксида железа (II).
7. Какую массу сплава феррохрома надо прибавить к стали массой 60 кг, чтобы массовая доля хрома в стали составила 1%? Массовая доля хрома в феррохроме равна 0,65.

8. При растворении 1,11 г смеси железных и алюминиевых опилок в 18,3%-ной соляной кислоте (плотность 1,09 г/мл) выделилось 0,672 л водорода (при н.у.) Определите массовую долю алюминия в смеси.
9. Для полного хлорирования 3 г порошковой смеси железа и меди потребовалось 1,12 л хлора (н.у.). Какая масса 36,5%-ной соляной кислоты прореагирует с 30 г этой смеси?
10. При взаимодействии 22,4 г трехвалентного металла с хлором образовалось 65 г хлорида. Определите этот металл.
11. При сжигании металла в кислороде образовалось 11,6 г оксида, для восстановления которого до металла надо 4,48 л (н.у.) оксида углерода (II). Металл растворили в разбавленной серной кислоте, полученный раствор дает темно-синий осадок с красной кровяной солью $K_3[Fe(CN)_6]$. Определите молярную массу оксида.

Лабораторная работа 13. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Теоретические вопросы

1. Электрохимический ряд напряжений металлов.
2. Гальванические элементы. Типы гальванических цепей: химическая, концентрационная, окислительно-восстановительная.
3. Топохимические виды коррозии.
4. Механизмы коррозионных процессов. Химическая коррозия (газовая, жидкостная). Электрохимическая коррозия (гальванокоррозия, электрокоррозия).
5. Коррозионные процессы на аноде и катоде гальванопары. Кислородная деполяризация. Водородная деполяризация.
6. Методы защиты от коррозии.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Коррозия оцинкованного и луженого железа

Зачистите наждачной бумагой две железные проволочки. Прикрепите к одной из них гранулу цинка, а к другой – гранулу олова. Опустите проволочки в отдельные пробирки. В каждую пробирку добавьте по 2-3- мл дистиллированной воды, 5 капель 2н раствора серной кислоты и 1 каплю раствора гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Сравните изменения в обеих пробирках. Сделайте вывод о направлении коррозионных процессов и подтвердите его уравнениями реакций.

Примечание. Гексацианоферрат (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ используют для качественной реакции на ион железа Fe^{2+} , в результате которой образуется темно-синий осадок $KFe[Fe(CN)_6]$.

Опыт 2. Коррозия железа в присутствии меди

В стакан объемом 50 мл налейте дистиллированную воду, растворите в ней немного хлорида натрия (катализатор коррозии), добавьте 1 мл раствора гексацианоферрата (III) калия и несколько капель фенолфталеина. Опустите в стакан перевитые медную и железную проволоочки. Через несколько минут отметьте наблюдаемые явления. Запишите уравнения коррозионных процессов, сделайте вывод.

Опыт 3. Катализаторы (стимуляторы) коррозии

Налейте в пробирку 2 мл 2н раствора соляной кислоты и опустите в нее алюминиевую проволочку. Идет ли реакция? Добавьте в пробирку небольшое количество кристаллического хлорида натрия. Запишите наблюдения. Сделайте вывод о влиянии стимулятора коррозии на скорость процесса.

Опыт 4. Защита от коррозии. Оксидирование

Зачистите наждачной бумагой 2 железных гвоздя и один из них поместите на 5 минут в пробирку с концентрированной азотной кислотой. Промойте гвозди водой и опустите их в стакан с разбавленной серной кислотой. Сравните интенсивность выделения газа в обоих случаях. Напишите уравнения реакций, сделайте вывод.

Опыт 5. Защита от коррозии. Ингибирование

В две пробирки поместите немного железных опилок, добавьте в одну из них 1 мл раствора формалина (CH_2O) и прилейте в каждую пробирку по 2 мл разбавленной соляной кислоты. Сравните интенсивность выделения газа в каждой пробирке. Напишите уравнения реакций, сделайте вывод о влиянии ингибитора на процесс коррозии.

Задачи и упражнения

1. Вычислите потенциал водородного электрода, погруженного а) в раствор с $\text{pH}=3,5$; б) в раствор с $\text{pH}=5$; в) раствор с $\text{pH}=10,7$; г) в раствор с $\text{pH}=14$.
2. Потенциал водородного электрода в некотором водном растворе равен -118 мВ. Вычислите активность ионов H^+ в этом растворе.
3. Водородный электрод погружен в раствор с $\text{pH}=0$. Насколько изменится потенциал электрода, если раствор нейтрализовать до $\text{pH}=7$?
4. Вычислите электродный потенциал никеля, опущенного в раствор его соли концентрации: а) $0,01$ моль/л; б) $0,1$ моль/л; в) $0,5$ моль/л; г) 1 моль/л.
5. Вычислите э.д.с. концентрационного гальванического элемента (в милливольтках), состоящего из цинковых электродов, опущенных в растворы сульфата цинка с активностью $2 \cdot 10^{-2}$ и $3,2 \cdot 10^{-3}$ моль/л.

6. Вычислите э.д.с. концентрационных элементов (растворы содержат по 0,1 моль/л KNO_3): а) $\text{Ag}/\text{AgCl}_{\text{нас.}}//\text{AgI}_{\text{нас.}}/\text{Ag}$; б) $\text{Ag}/\text{Ag}_2\text{Sn}_{\text{нас.}}///\text{AgCl}_{\text{нас.}}/\text{Ag}$.

7. При какой активности Pb^{2+} э.д.с. гальванического элемента $\text{Pb}/\text{Pb}^{2+}//\text{H}^+/\text{H}_2$ будет равна нулю? Возможна ли такая активность?

8. В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи гальванического элемента $\text{Mg}/\text{Mg}^{2+}//\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}$, если концентрации электролитов равны 1 моль/л? Насколько изменится э.д.с. этого элемента, если растворы обеих солей разбавить до концентрации 0,03 моль/л?

9. Напишите уравнения коррозионных процессов луженого железа а) в кислой среде; б) в щелочной среде. Напишите уравнения коррозионных процессов оцинкованного железа а) в кислой среде; б) в щелочной среде.

Лабораторная работа 14. ЭЛЕМЕНТЫ IV И IVB ГРУПП. МЕДЬ, ЦИНК.

Теоретические вопросы

1. Положение меди, серебра и цинка в периодической системе. Особенности их электронного строения меди.
2. Характерные степени окисления для меди, серебра и цинка. Примеры соединений в этих степенях окисления.
3. Природные соединения меди, серебра и цинка. Получение металлов.
4. Взаимодействие меди, серебра и цинка с кислотами.
5. Амфотерные свойства гидроксида цинка.
6. Окислительные свойства соединений меди (II) и серебра (I).
7. Координационные соединения меди, серебра и цинка.

Экспериментальная часть

Опыт 1. Взаимодействие меди с кислотами

а) Поместите в пробирку немного стружек меди и прилейте 1-2 мл H_2SO_4 (2н). Отметьте отсутствие изменений. Прилейте в пробирку несколько капель пероксида водорода (H_2O_2) и слегка встряхните содержимое пробирки. Отметьте изменение окраски раствора и объясните происходящее явление. Напишите уравнение реакции.

$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$ разб.

$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

б) Поместите в две пробирки немного медных стружек (опыт проводите под тягой). В первую пробирку налейте немного концентрированной серной кислоты и нагрейте. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции. Во вторую пробирку прилейте немного концентрированной азотной кислоты HNO_3 . Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ конц.} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

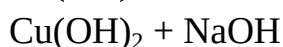
$\text{Cu} + \text{HNO}_3 \text{ конц.} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



Опыт 2. Получение и свойства гидроксида меди (II)

Налейте в пробирку 5-6 капель раствора соли меди(II) и добавьте такой же объем щелочи NaOH (2н). Напишите уравнение реакции, отметив цвет осадка.

Разделите осадок на три пробирки. В первую пробирку прилейте 1-2 мл раствора H_2SO_4 (2н), а во вторую - 1-2 мл раствора NaOH (2н). Что наблюдаете? Проявляет ли гидроксид меди в этих условиях кислотные свойства? Напишите уравнения реакций. Третью пробирку с гидроксидом меди (II) нагрейте на водяной бане. Что наблюдаете? Сделайте вывод о термической устойчивости гидроксида меди (II). Напишите уравнение реакции.



Опыт 3. Окислительные свойства иона меди(II)

Налейте в пробирку примерно 1 мл раствора сульфата меди (II) и добавьте немного раствора KI. Наблюдайте изменение в окраске раствора и выпадение белого осадка CuI. Добавьте несколько капель крахмала. Почему крахмал окрасился в синий цвет? Напишите уравнение реакции.



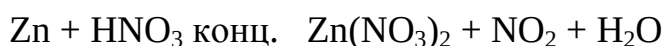
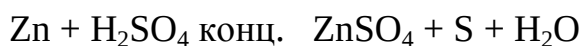
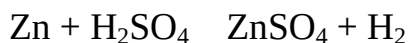
Опыт 4. Получение аммиаката меди. Качественная реакция на ион Cu^{2+}

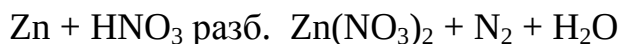
Налейте в пробирку 2-3 капли раствора сульфата меди(II) и прилейте такое же количество раствора NH_4OH (2н). Составьте уравнение реакции и отметьте цвет осадка сульфата гидроксомеди (II). По каплям добавляйте в пробирку концентрированный раствор NH_4OH (25%). Наблюдайте за растворением осадка и изменением окраски раствора вследствие образования ионов $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. Составьте уравнение реакции.



Опыт 5. Взаимодействие цинка с кислотами

В три пробирки поместите по 1-2 гранулы цинка. В первую пробирку прилейте 1-2 мл разбавленной H_2SO_4 (2н), во вторую - концентрированной 98% H_2SO_4 (осторожно нагрейте), в третью пробирку прилейте разбавленную HNO_3 (2н). Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций и поставьте коэффициенты.





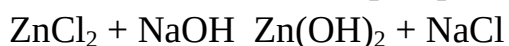
Опыт 6. Взаимодействие цинка с щелочами

Поместите в пробирку 1-2 гранулы цинка и прилейте 2-3 мл концентрированного раствора NaOH. Пробирку нагрейте. Выделение какого газа Вы наблюдаете? Напишите уравнение реакции.



Опыт 7. Получение и свойства гидроксида цинка

Налейте в пробирку 5-6 капель раствора соли цинка, прилейте по каплям разбавленный раствор NaOH (2н). Отметьте цвет осадка. Осадок гидроксида цинка разделите на две пробирки. В первую пробирку прилейте раствор H_2SO_4 (2н) до растворения осадка, а во вторую пробирку - избыток раствора NaOH (2н). Сделайте вывод об амфотерных свойствах гидроксида цинка.



Опыт 8. Получение аммиаката цинка

Налейте в пробирку 2-3 капли раствора соли цинка и прилейте 1-2 капли раствора NH_4OH (2н) до выпадения белого осадка гидроксида цинка. Добавьте к осадку избыток раствора NH_4OH (2н) до растворения осадка. Почему осадок растворился? Отметьте цвет раствора и напишите уравнение реакции растворения гидроксида цинка в избытке NH_4OH .

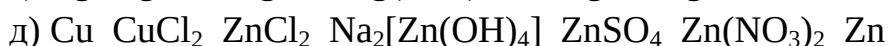
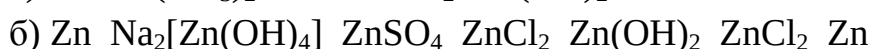
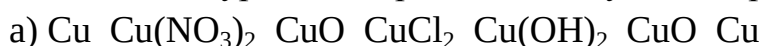


Задачи и упражнения

1. Укажите возможные степени окисления следующих элементов: а) Cu; б) Ag в) Zn. Приведите примеры соответствующих соединений.

2. Какие свойства (основные, кислотные, окислительные, восстановительные) имеют соединения: а) Cu^{+2} ; б) Ag^{+1} , в) Zn^{+2} . Напишите уравнения соответствующих реакций.

3. Напишите уравнения реакций следующих превращений:



4. Насыщенный раствор медного купороса содержит 27,1% $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Чему равна массовая доля безводной соли CuSO_4 ?

5. Какой объем водорода (н.у.) выделяется при взаимодействии 130 г металлического цинка с соляной кислотой?
6. При обжиге соли металла(II) в избытке воздуха получили смесь двух оксидов, один из которых газообразный. Такое же количество этого газообразного оксида выделяется при нагревании 25,6 г меди с концентрированной серной кислотой. Второй оксид, содержащий 80,24% металла(II), обработали 146 мл раствора соляной кислоты с $\omega=0,10$ и $\rho=1,05$ г/мл. Определите массу нерастворившегося остатка.
7. В раствор сульфата меди(II) поместили пластинку железа массой 61,26 г. После того, как пластинку вынули из раствора, промыли и просушили, ее масса оказалась равной 62,8 г. Найти массу меди, выделившейся на пластинке.
8. 12,8 г сплава меди с алюминием обработали избытком соляной кислоты. Остаток промыли и растворили в концентрированной азотной кислоте. Этот раствор выпарили, а сухой остаток прокалили. Масса вещества после прокаливания равна 4 г. Определите массовую долю меди в сплаве.
9. Сплав алюминия и меди обработали избытком раствора гидроксида щелочного металла. При этом выделилось 5,6 л газа (н.у.). Нерастворившийся осадок отфильтровали, промыли и растворили в азотной кислоте. Раствор выпарили досуха, остаток прокалили. Масса полученного продукта составила 1,875 г. Определите массовую долю меди в сплаве.

Список рекомендуемой литературы

1. Афонина, Л.И. Неорганическая химия: учебное пособие / Л.И. Афонина, А.И. Апарнев, А.А. Казакова. – Новосибирск: Новосибирский государственный технический университет, 2013. – 104 с. – Режим доступа: по подписке. – URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=228823> – ISBN 978-5-7782-2172-7. – Текст: электронный.
2. Евдокимова, В.П. Неорганическая химия: учебно-методическое пособие / В.П. Евдокимова; Северный (Арктический) федеральный университет им. М.В. Ломоносова. – Архангельск: Северный (Арктический) федеральный университет (САФУ), 2014. – 111 с.: ил. – Режим доступа: по подписке. – URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=436337> – Библиогр. в кн. – ISBN 978-5-261-00863-7. – Текст: электронный.
3. Сирик, С.М. Химия s- и p-элементов: учебное пособие: [16+] / С.М. Сирик, Т.Ю. Кожухова; Кемеровский государственный университет, Кафедра аналитической и неорганической химии. – Кемерово: Кемеровский государственный университет, 2016. – Ч. 2. – 134 с.: табл., ил. – Режим доступа: по подписке. – URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=574124> – Библиогр. в кн. – ISBN 978-5-8353-1786-8. – ISBN 978-5-8353-2069-1 (Ч. 2). – Текст: электронный.

4. Семенов, И.Н. Химия: учебник для вузов / И.Н. Семенов, И.Л. Перфилова. – 3-е изд. – Санкт-Петербург: Химиздат, 2020. – 656 с.: ил. – Режим доступа: по подписке. – URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=599172> – ISBN 978-5-93808-355-4. – Текст: электронный.