

**МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ ТАТАРСТАН
ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
СРЕДНЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ
РЕСПУБЛИКИ ТАТАРСТАН
«НАБЕРЕЖНОЧЕЛНИНСКИЙ МЕДИЦИНСКИЙ КОЛЛЕДЖ»**



**« МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ К ПРАКТИЧЕСКИМ РАБОТАМ ПО ОБЩЕЙ
ХИМИИ»**

ОП 08 « Общая и неорганическая химия»

Курс обучения: I

специальность 33.02.01 ФАРМАЦИЯ

**ФИО автора:
Нурмухаметова Марина Сергеевна,
Преподаватель дисциплины
общепрофессионального цикла
« Общая и неорганическая химия»**

2016г

АННОТАЦИЯ

Методическое пособие разработано по учебной дисциплине «Общая и неорганическая химия», которая является частью основной профессиональной образовательной программы в соответствии с ФГОС по специальности СПО 32.02.01 Фармация. Дисциплина «Общая и неорганическая химия» входит в состав дисциплин профессионального цикла. На раздел «Общая химия» в программе выделено теоретических занятий 52 часа, практические занятия составляют 20 часов, самостоятельная работа 36 часов.

Цели и задачи данного раздела:

В результате обучающийся должен знать:

- основы теории протекания химических процессов;
- строение и реакционные способности неорганических соединений;
- способы получения неорганических соединений;
- теорию растворов и способы выражения концентрации растворов;
- формулы лекарственных средств неорганической природы.
- окислительно-восстановительные реакции;

В результате обучающийся должен уметь:

- доказывать с помощью химических реакций химические свойства веществ неорганической природы, в том числе лекарственных;
- составлять формулы комплексных соединений и давать им названия;
- решать задачи на растворы;
- готовить растворы технической и аналитической концентрации;
- работать с мерной посудой;
- расписывать реакции ионного обмена и гидролиза солей;
- уравнивать уравнения методом электронного баланса и методом полуреакций.

Формируемые компетенции при освоении учебной дисциплины:

ОК 1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК 2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК 3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК 4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК 5. Использовать информационно-коммуникационные технологии в профессиональной деятельности.

ОК 6. Работать в коллективе и команде, эффективно общаться с коллегами, руководством, потребителями.

ОК 7. Брать на себя ответственность за работу членов команды (подчиненных), результат выполнения заданий.

ОК 8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение своей квалификации.

ОК 9. Ориентироваться в условиях частой смены технологий в профессиональной деятельности.

ОК 10. Бережно относиться к историческому наследию и культурным традициям народа, уважать социальные, культурные и религиозные различия.

ОК 11. Быть готовым брать на себя нравственные обязательства по отношению к природе, обществу и человеку.

ОК 12. Вести здоровый образ жизни, заниматься физической культурой и спортом для укрепления здоровья, достижения жизненных и профессиональных целей.

ПК 1.6. Соблюдать правила санитарно-гигиенического режима, охраны труда, техники безопасности и противопожарной безопасности.

Назначение данного методического пособия — закрепить основные теоретические положения общей химии и научить студентов самостоятельно работать над заданиями, использовать химические уравнения для осмысленного восприятия важнейших химических процессов. Главная цель преподавания химии состоит не только и не столько в том, чтобы студент ознакомился с некоторым стандартным набором фактов и современных концепций. Он должен творчески владеть ими, то есть научиться анализировать этот материал и самостоятельно делать выводы на основе такого анализа.

Наряду с лекциями, данное пособие включает задания, которые помогут студенту усвоить основные понятия и законы химии, общие закономерности протекания химических процессов, получить необходимые сведения о свойствах химических соединений. Курс общей химии готовит студента к освоению других химических дисциплин, прежде всего неорганической, аналитической и фармацевтической химии. Свойства веществ познаются во взаимодействии с другими веществами. Поэтому, приступая к изучению химии, нужно знать ее законы, закономерности протекания химических процессов.

Данное пособие состоит из четырех блоков: теоретический блок (ТБ), проблемный блок (ПБ) включающий в себя задания для самостоятельной работы, практический блок (ПБ), включающий в себя по 4 варианта инструкций к практическим работам, справочный блок (СБ)-приложения, содержащего справочный материал для выполнения заданий. В методическом пособии представлены элементы теории и практического применения знаний по темам: «Основные классы неорганических соединений», «Комплексные соли», «Свойства растворов. Приготовление растворов», «Электролитическая диссоциация», «Гидролиз солей», «Окислительно-восстановительные реакции». На основе общетеоретических представлений рассматриваются химические свойства различных соединений на практических занятиях.

К практическому занятию студент должен готовиться в первую очередь дома. При этом нужно проработать теоретический материал занятия, пользуясь конспектом лекций или данным методическим пособием, постараться ответить на контрольные вопросы и задания к темам самостоятельно или по указанию преподавателя. В данном методическом пособии подобраны задания, которые позволят проконтролировать степень усвоения материала. Если при выполнении задания возникли трудности, необходимо еще раз вернуться к теоретическому материалу учебника или лекции.

При выполнении практической работы студенты в паре или индивидуально выполняют практическую работу по своему варианту, согласно предложенной инструкции, четко формулируют гипотезы и выводы, пишут уравнения реакции и защищают свою работу.

Хорошее знание свойств веществ и химических процессов, широко применяемых в химической и фармацевтической практике, безукоризненное знание стандартных химических операций, умение фиксировать знания в виде правильных ответов точно и лаконично – все это отличает химика и фармацевта высокой квалификации от посредственного специалиста.

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ ТАТАРСТАН
ГАОУ СПОРТ «НАБЕРЕЖНОЧЕЛНИНСКИЙ МЕДИЦИНСКИЙ КОЛЛЕДЖ»

Нурмухаметова М.С.

МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ К ПРАКТИЧЕСКИМ РАБОТАМ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ

для студентов 1 курса специальности 33.02.01 ФАРМАЦИЯ

ОП.08. Общая и неорганическая химия



Г. НАБЕРЕЖНЫЕ ЧЕЛНЫ -2014

Нурмухаметова М.С.

Методическое пособие к практическим работам по общей химии.

Методическое пособие по химии для студентов 1 курса специальности 33.02.01
ФАРМАЦИЯ, ОП.08. Общая и неорганическая химия

Рецензенты:

Суранович М.И. преподаватель фармацевтических дисциплин ГАОУ СПО РТ
«Набережночелнинский медицинский колледж».

Мингалина Р.Ф., методист ГАОУ СПО РТ «Набережночелнинский медицинский колледж».

Мавлявиева Г.Х., преподаватель ГАОУ СПО «Набережночелнинский экономико
строительный колледж им. Е.Н. Батенчука»

УСЛОВНЫЕ ОБОЗНАЧЕНИЯ

	теоретический блок (ТБ)
	проблемный блок (ПБ!)
	обрати внимание !!!
	практический блок (ПБ)
	алгоритмы выполнения заданий
	справочный блок (СБ)

Содержание

Предисловие для студентов.....	7
Правила техники безопасности при проведении практических работ.....	7
1. Тема 1. Основные классы неорганических соединений.	
1.1 Теоретический блок по теме: «Основные классы неорганических соединений».....	9
1.2. Задания для самостоятельной работы по теме: «Основные классы неорганических соединений».....	19
1.3 Практическая работа №1 «Основные классы неорганических соединений ».....	23
2. Тема 2. Комплексные соединения.	
2.1. Теоретический блок по теме: «Комплексные соединения».....	31
2.2. Задания для самостоятельной работы по теме: «Комплексные соединения».....	37
2.3. Практическая работа № 2 « Получение комплексных соединений и исследование их свойств».....	39
3. Тема 3. Растворы. Приготовление растворов с заданной концентрацией.	
3.1. Теоретический блок по теме: « Растворы».....	47
3.2. Задания для самостоятельной работы по теме: « Растворы».....	55
3.3. Практическая работа № 3 «Приготовление растворов с заданной технической и аналитической концентрацией».....	57
4. Тема 4. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей.	
4.1. Теоретический блок по теме: «Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей ».....	60
4.2. Задания для самостоятельной работы по теме: «Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей ».....	70
4.3. Практическая работа № 4 «Реакции в растворах электролитов».....	73
5. Тема 5. Окислительно-восстановительные реакции.	
5.1 Теоретический блок по теме: «Окислительно-восстановительные реакции».....	81
5.2 Задания для самостоятельной работы по теме: «Окислительно-восстановительные реакции».....	89
5.3 Практическая работа № 5 «Окислительно-восстановительные реакции».....	90
6. Приложения.....	98



ПРЕДИСЛОВИЕ ДЛЯ СТУДЕНТОВ

Практические занятия имеют исключительно важную роль при изучении химии. Особенно важна их роль при изучении химии будущего фармацевта.

В процессе проведения практических работ студент овладевает техникой проведения опытов, глубже и полнее вникают в суть химических явлений, знакомятся со свойствами важнейших веществ и их способом получения.

Данное учебное пособие предназначено для использования студентами при домашней подготовке к выполнению практических работ и в процессе выполнения их в лаборатории.

Прежде чем приступить к выполнению работы, следует повторить соответствующие разделы учебника и конспекта, ознакомиться с описанием работы и мерами техники безопасности.

Во время проведения опытов нужно внимательно наблюдать за всеми изменениями, происходящими в результате реакций (изменение окраски раствора или реакционной смеси, выделение газов, выпадение осадков и т.д.). Все наблюдения необходимо тщательно записывать.

Записи необходимо вести в отдельной тетради для практических работ, где указывается:

1. Цель работы.
2. Оборудование и реактивы.
3. Названия опытов.
4. Гипотеза.
5. Наблюдения.
6. Уравнения реакций.
7. Выводы к каждому опыту.
8. Ответы на вопросы заданий для каждого опыта.
9. Итоговый вывод к работе.

Все работы рассчитаны на 4 академических часа. Лабораторный практикум включает в себя работы по разделам общей химии. Выполняя данные работы, студенты должны систематизировать и обобщить знания по общей химии. Все работы требуют от студентов творческого использования ранее полученных теоретических знаний, которые можно обобщить, используя теоретические главы данного пособия.

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ ПРОВЕДЕНИИ ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ

При работе в химической лаборатории существуют общие правила, которые необходимо строго соблюдать.

1. Перед каждой лабораторной работой следует изучить по учебнику относящийся к ней теоретический материал. Тогда лабораторные занятия будут полезными и продуктивными.
2. Начинать опыты, только внимательно прочитав полное описание работы и уяснив технику ее выполнения.
3. Все лабораторные работы выполнять индивидуально или парами по указанию преподавателя.
4. Приступать к выполнению задания только после разрешения преподавателя.
5. Внимательно прочесть надпись на этикетке, прежде чем взять вещество.
6. Не брать реактивы в большем количестве, чем требуется для опыта.
7. Опыт производить всегда в чистой посуде.
8. Нельзя выливать избыток реактива из пробирки обратно в реактивную склянку.

9. Не следует путать пробки от разных склянок, а также пипетки для взятия реактивов. Чтобы внутренняя сторона пробки оставалась чистой, пробку кладут на стол внешней поверхностью.
10. Не уносить реактивы общего пользования на свое рабочее место. Принять за правило: каждый предмет или реактив возвращать на место немедленно после использования.
11. Все работы с вредными веществами проводить только под тягой. Под тягой наливать концентрированные кислоты и щелочи и не переносить их на рабочее место.
12. Все опыты, сопровождающиеся выделением ядовитых летучих и дурно пахнущих веществ, проводить только в вытяжном шкафу.
13. Нагревая пробирки, не держать их отверстием к себе или в сторону находящихся рядом товарищей.
14. Нюхать выделяющиеся газы издали, помахивая рукой от сосуда к себе.
15. Реактивы не пробовать на вкус.
16. При работе с газоотводной трубкой убирать спиртовку из-под пробирки с реакционной смесью нужно лишь тогда, когда конец газоотводной трубки, опущенный в жидкость, удален из нее. В противном случае жидкость засосет в реакционную пробирку, и может произойти растрескивание пробирки.
17. Осторожно пользоваться спиртовками. Спиртовку нельзя зажигать, наклоняя ее к другой горящей спиртовке. Чтобы погасить спиртовку следует накрыть ее сверху колпачком.
18. Реактивы не брать руками. После окончания эксперимента руки тщательно вымыть.
19. Не загромождать свое рабочее место лишними предметами, содержать рабочее место в чистоте.

ПЕРВАЯ ПОМОЩЬ ПРИ НЕСЧАСТНЫХ СЛУЧАЯХ

В лаборатории бывают случаи, требующие неотложной медицинской помощи, – порезы рук стеклом, ожоги горячими предметами, кислотами, щелочами. В особо серьезных случаях необходимо немедленно обратиться к врачу.

Для оказания первой помощи в лаборатории имеется аптечка.

Основные правила первой помощи сводятся к следующему:

1. При ранении стеклом удалите осколки из раны, смажьте рану раствором иода и перевяжите бинтом.
2. При ожоге рук или лица реактивом смойте реактив большим количеством воды, затем либо раствором соды (в случае ожога кислотой), либо разбавленной уксусной кислотой (в случае ожога щелочью), а затем опять водой.
3. При ожоге горячей жидкостью или горячим предметом обожженное место обработайте свежеприготовленным раствором перманганата калия, смажьте обожженное место мазью от ожога или вазелином. Можно присыпать ожог пищевой содой и забинтовать.
4. При попадании кислоты или щелочи в глаза необходимо промыть их большим количеством воды, а затем промыть разбавленным раствором пищевой соды (при попадании кислоты) или 1 % раствором борной кислоты (при попадании щелочи).

После ознакомления с правилами техники безопасности при работе в химической лаборатории каждый учащийся должен расписаться в журнале по технике безопасности.

Когда вы восхищаетесь окраской орхидеи
и красотой ландшафта, вы восхищаетесь молекулами

П.Эткинс 

ТЕМА 1. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ.



Цель: Научитесь различать неорганические вещества, принадлежащие к разным классам. Давать названия веществам. Писать уравнения реакций основываясь на характерных свойствах оксидов, оснований, кислот и солей.

Вещества классифицируются на неорганические и органические.

Познакомьтесь с одним из подходов к классификации неорганических веществ.

Схема 1. Классификация неорганических веществ.



Приведенная классификация не охватывает всего многообразия неорганических веществ – в нее не входят пероксиды, карбиды, нитриды и некоторые другие соединения.

Оксиды

Оксиды – это сложные вещества, которые состоят из атомов двух химических элементов, один из которых кислород.



Определим, какое из следующих соединений оксид:

PH_3 , H_3PO_4 , P_2O_5 .

К оксидам относят соединение P_2O_5 . Два других вещества – не оксиды: в состав PH_3 не входит атом кислорода, а в состав H_3PO_4 входят атомы трех химических элементов – Н, Р, О.

Названия оксидов складываются из двух слов: первое слово – «оксид», второе слово – название химического элемента, образующего данный оксид, в родительном падеже. Например: CaO – оксид кальция.

Если оксид образован химическим элементом с переменной валентностью, то после названия элемента нужно указать его валентность. Например: Fe_2O_3 – оксид железа(III), FeO – оксид железа(II).



Задание 1. Среди следующих соединений найдите оксиды и назовите их:

N_2O_3 , NH_3 , MnO_2 , H_2O , HCl , NaOH , Na_2O , P_2O_5 , H_2SO_4 .

Задание 2. Составьте формулы следующих оксидов:

оксид хрома(III), оксид углерода(IV), оксид магния, оксид серы(VI), оксид азота(V), оксид калия, оксид марганца(VI).

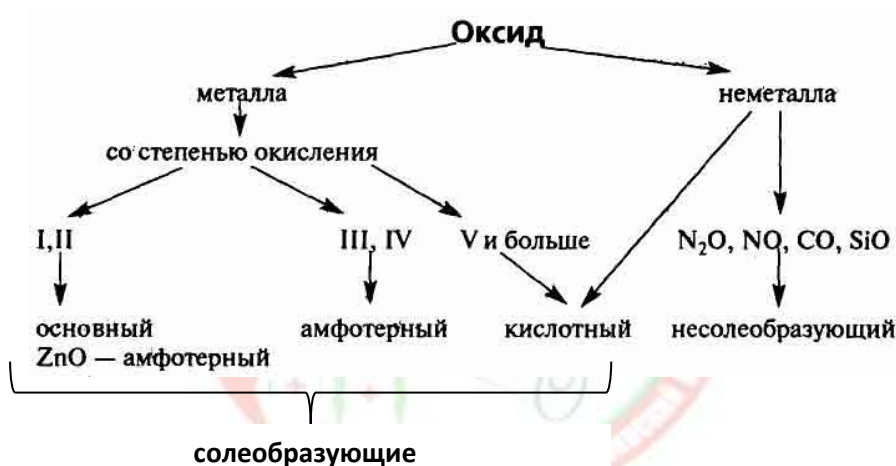
Многие оксиды могут реагировать с кислотами или основаниями. В таких реакциях получаются соли. Поэтому такие оксиды называются солеобразующими.

Однако существует небольшая группа оксидов, которые к таким реакциям не способны. Такие оксиды называют несолеобразующими.

Некоторые оксиды имеют особые (тривиальные) названия: H_2O – вода, CO – угарный газ, CO_2 – углекислый газ и др.

Солеобразующие оксиды подразделяют на три группы: *основные, кислотные, амфотерные*.

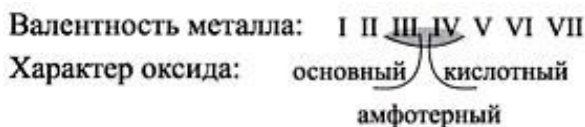
Схема 2: Классификация оксидов.



Точно установить характер оксида можно, только изучая его химические свойства. Например, кислотные оксиды реагируют с основаниями и не реагируют с кислотами. Основные оксиды реагируют с кислотами и не реагируют с основаниями. Амфотерные оксиды могут реагировать и с кислотами, и с основаниями.

По формуле оксида можно определить, какими свойствами он обладает. Правда, иногда эта оценка будет приблизительной.

Предсказать свойства оксида металла может помочь эта схема:

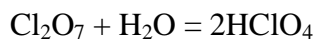


Задание 3. Определите, к какому типу относятся следующие оксиды: а) оксид лития (I); б) оксид цинка (II); в) оксид азота (II); г) оксид серы (VI); д) оксид кальция (II); е) оксид хлора (VII).

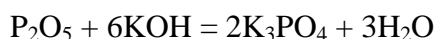
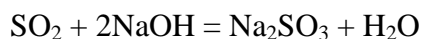
Химические свойства оксидов:

Кислотные оксиды

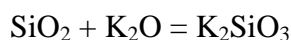
1. **Кислотный оксид + вода = кислота (исключение - SiO₂)**



2. **Кислотный оксид + щелочь = соль + вода**



3. **Кислотный оксид + основной оксид = соль**



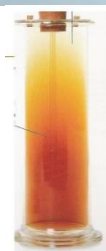
SiO₂



P₂O₅

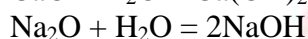
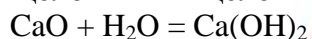


NO₂

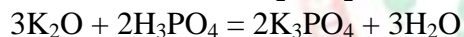
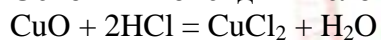


Основные оксиды

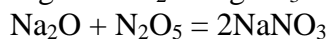
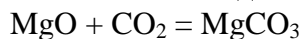
1. **Основный оксид + вода = щелочь (в реакцию вступают оксиды щелочных и щелочноземельных металлов)**



2. **Основный оксид + кислота = соль + вода**



3. **Основный оксид + кислотный оксид = соль**



CuO

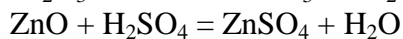
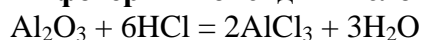


CaO



Амфотерные оксиды

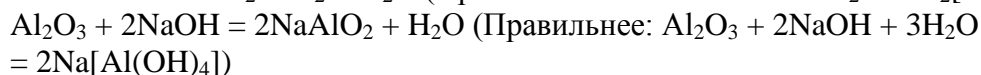
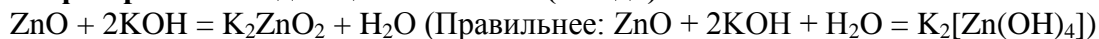
1. **Амфотерный оксид + кислота = соль + вода**



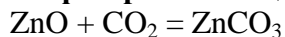
Cr₂O₃



2. **Амфотерный оксид + щелочь = соль (+ вода)**



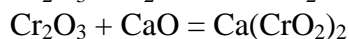
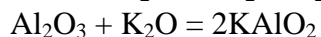
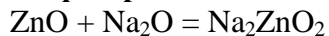
3. **Амфотерный оксид + кислотный оксид = соль**



Al₂O₃



4. **Амфотерный оксид + основной оксид = соль (при сплавлении)**



Основания

Основания – это сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов и гидроксигруппы- OH.

Общая формула оснований: $M(OH)_n$, где n – число групп OH и валентность металла.

Валентность OH-группы равна I.

Основания называют по схеме: гидроксид (чего?) металла (n),

где n – переменная валентность металла.

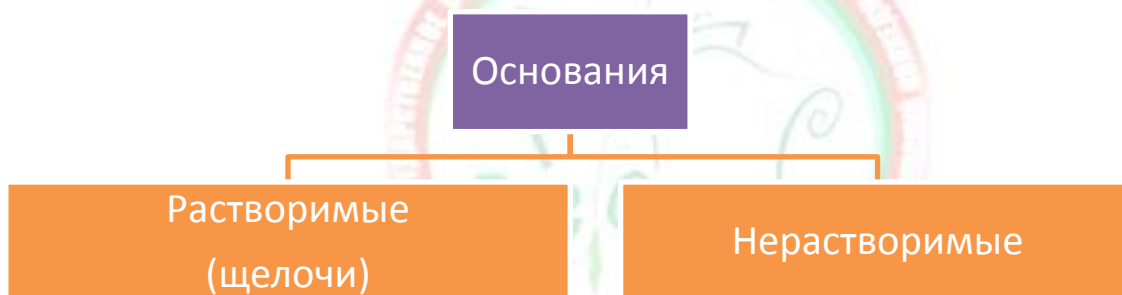
Например: $Ca(OH)_2$ – гидроксид кальция, $Fe(OH)_3$ – гидроксид железа(III), NH_4OH – гидроксид аммония.



Обратите внимание. В состав последнего основания не входит атом металла. Это исключение. Валентность группы NH_4 (аммоний) равна I.

По растворимости в воде основания подразделяют на **растворимые** и **нерастворимые**. Это легко определить по таблице растворимости. (см. Приложение).

Растворимые в воде основания называются **щелочами**. В состав щелочей входят атомы активных металлов (они находятся в начале ряда напряжений, до магния). Гидроксид аммония тоже относится к щелочам, т.к. существует только в растворах.

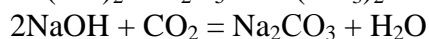
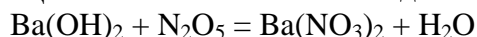


Задание 1. Пользуясь таблицей растворимости или рядом напряжений, составьте химические формулы двух-трех щелочей и напишите формулы 4 нерастворимых оснований и назовите их.

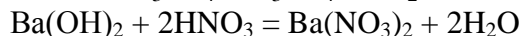
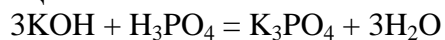
Химические свойства оснований:

Щелочи

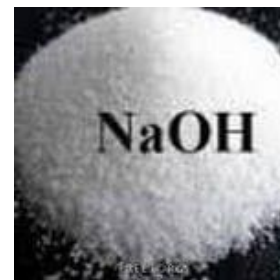
1. **Щелочь + кислотный оксид = соль + вода**



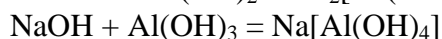
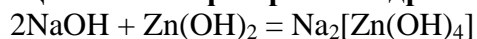
2. **Щелочь + кислота = соль + вода**



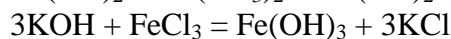
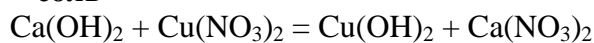
3. **Щелочь + амфотерный оксид = соль + вода**



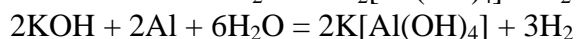
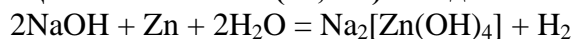
4. **Щелочь + амфотерный гидроксид = соль (в водном растворе)**



5. **Щелочь + растворимая соль = нерастворимое основание + соль**

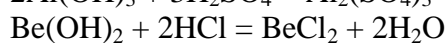
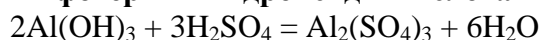


6. **Щелочь + металл (Al, Zn) + вода = соль + водород**

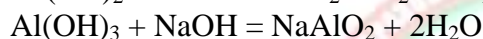
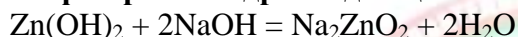


Амфотерные гидроксиды

1. **Амфотерный гидроксид + кислота = соль + вода**



2. **Амфотерный гидроксид + щелочь = соль + вода (при сплавлении)**

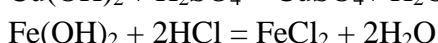


3. **Амфотерный гидроксид + щелочь = соль (в водном растворе)**

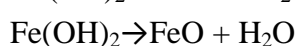
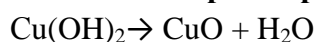


Нерастворимые основания

1. **Нерастворимый гидроксид + кислота = соль + вода**



2. **Разложение при нагревании**



$\text{Cu}(\text{OH})_2$

Кислоты

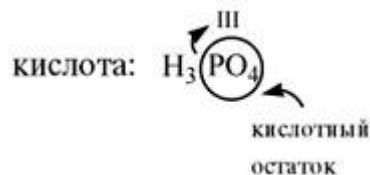
Кислоты – это сложные вещества, в состав молекул которых входят активные атомы водорода и кислотные остатки. Активный атом водорода в химических реакциях способен замещаться на атом металла, в результате чего всегда получается соль.

В формулах неорганических кислот атом водорода записывается на первом месте. Например:

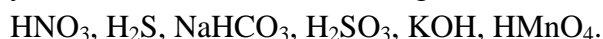




В состав молекулы любой кислоты кроме атомов водорода входит кислотный остаток. Кислотный остаток – это часть молекулы кислоты без атомов водорода (которые могут быть замещены на атом металла). Валентность кислотного остатка равна числу таких атомов водорода:



Задание 1. Определите состав и валентность кислотных остатков для кислот, учитывая, что все атомы водорода кислот активные:



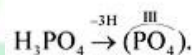
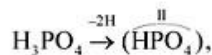
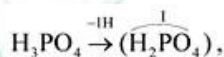
По числу атомов водорода в молекулах кислоты делят на **одноосновные** и **многоосновные**.

Например:

HCl – одноосновная кислота, т. к. в ее молекуле один атом водорода;

H_2CO_3 – двухосновная кислота, т. к. в ее молекуле два атома водорода.

При определении валентности кислотного остатка учитываются те атомы водорода, которые участвовали в реакции или могут участвовать в ней. Так, фосфорной кислоте H_3PO_4 в зависимости от условий могут соответствовать кислотные остатки разного состава:



По составу кислоты делят на **бескислородные** (HCl , H_2S) и **кислородсодержащие** (HClO , H_2SO_4).

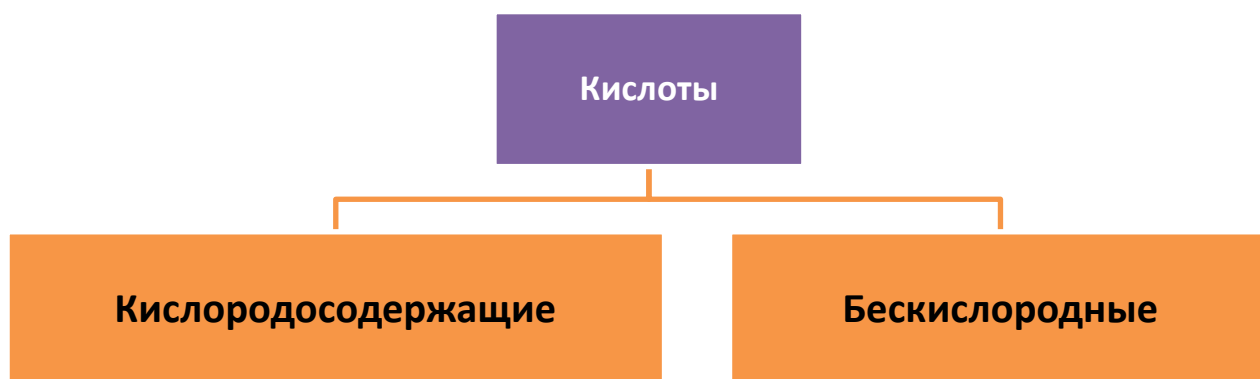


Таблица 2 Названия кислот и соответствующих им солей.

Формула кислоты	Название кислоты	Название соли
H_3BO_3	Борная	Бораты
H_2CO_3	Угльная	Карбонаты
CH_3COOH	Уксусная	Ацетаты
HNO_3	Азотная	Нитраты

HNO₂	Азотистая	Нитриты
HF	Фтороводородная	Фториды
H₂SiO₃	Кремневая	Силикаты
H₃PO₄	(орто) фосфорная	(орто) фосфаты
HPO₃	Метафосфорная	Метафосфаты
H₂SO₄	Серная	Сульфаты
H₂SO₃	Сернистая	Сульфиты
H₂S	Сероводородная	Сульфиды
HCl	Хлороводородная	Хлориды

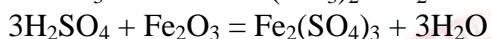
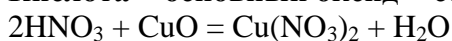


Задание 2. Проклассифицируйте приведенные кислоты. По основности и по наличию кислорода.

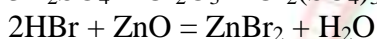
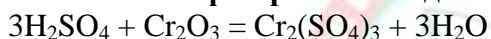
Химические свойства кислот:

Кислоты

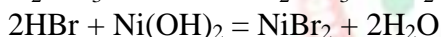
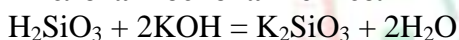
1. **Кислота + основной оксид = соль + вода**



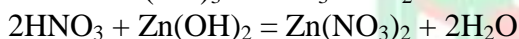
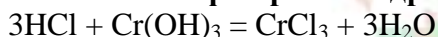
2. **Кислота + амфотерный оксид = соль + вода**



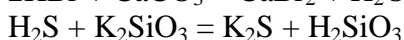
3. **Кислота + основание = соль + вода**



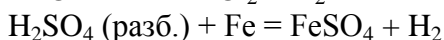
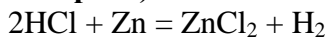
4. **Кислота + амфотерный гидроксид = соль + вода**



5. **Сильная кислота + соль слабой кислоты = слабая кислота + соль сильной кислоты**



6. **Кислота + металл (находящийся в ряду напряжений левее водорода) = соль + водород**



Важно: кислоты-окислители (HNO₃, конц. H₂SO₄) реагируют с металлами иначе. (см. Приложение).

Соли

Соль – это продукт реакции между кислотой и основанием.

В состав любой соли входит остаток основания (атом металла или группа NH₄) и остаток кислоты (кислотный остаток). Например:

NH_4NO_3 , K_2CO_3 , CaHPO_4 , CuOHCl .



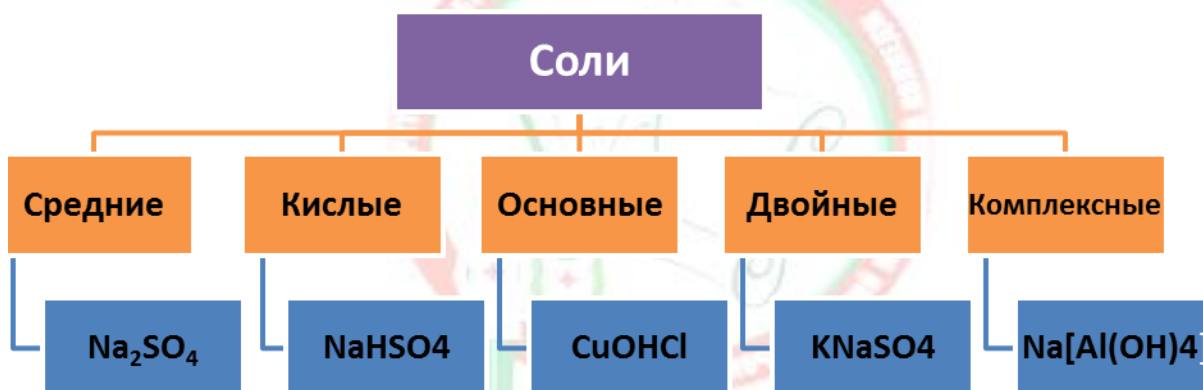
Задание 1: Для каждой из этих солей (см. выше) определите, где в ее молекуле остаток кислоты, а где – остаток основания. Определите валентности составных частей.

Таблица. Соли и их названия

Формула	Название	Формула	Название
K_2SO_3	Сульфит калия	Na_2CO_3	Карбонат натрия
CaSO_4	Сульфат кальция	MgCO_3	Карбонат магния
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	Сульфат алюминия	K_2SiO_3	Силикат калия
$\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$	Нитрит бария	K_3PO_4	Фосфат калия
$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	Нитрат бария	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	Фосфат кальция

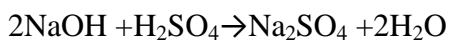
В состав некоторых солей входят атомы водорода или группы -ОН. Такое различие подсказывает, что соли могут быть разных типов.

Схема. Классификация солей.

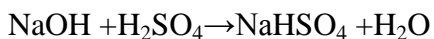


Рассмотрим три вида солей.

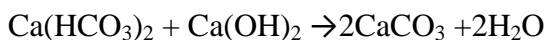
Средние соли получаются, если кислота и основание полностью прореагировали:



Кислые соли получаются, если не все атомы водорода кислоты были замещены на атомы металла:



Кислотные остатки таких солей содержат атом водорода. Кислые соли могут проявлять некоторые свойства кислот. Например, они могут реагировать со щелочами:



Основные соли образуются, если не все группы ОН основания замещаются на кислотный остаток: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaOHCl} + \text{H}_2\text{O}$



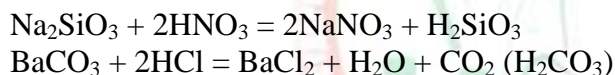
Задание 2. Дополните таблицу, составив химические формулы солей тех металлов, которые указаны в таблице.

Таблица 3. Названия солей

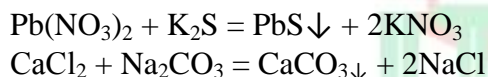
Кислота	Соль	Название
HCl	Al.....	Хлорид
HBr	K.....	Бромид
HI	Ca.....	Йодид
H ₂ S	Na.....	Сульфид
H ₂ SO ₃	K.....	Сульфит
H ₂ SO ₄	Al.....	Сульфат
HNO ₂	K.....	Нитрит
HNO ₃	Mg.....	Нитрат
H ₃ PO ₄	Ca.....	Фосфат

Химические свойства солей.

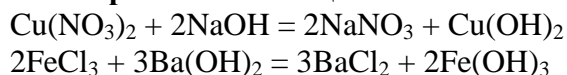
1. **Соль слабой кислоты + сильная кислота = соль сильной кислоты + слабая кислота**



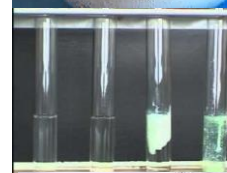
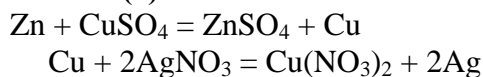
2. **Растворимая соль + растворимая соль = нерастворимая соль + соль**



3. **Растворимая соль + щелочь = соль + нерастворимое основание**



4. **Растворимая соль металла (*) + металл (**)= соль металла (**)+ металл (*)**



Важно: 1) металл (**) должен находиться в ряду напряжений левее металла (*), 2) металл (**) НЕ должен реагировать с водой.



Задание: Определите к какому классу неорганических веществ относятся следующие вещества: P, KNO₃, H₂SO₄, NaOH, Na₂O.

Цель: Научись определять принадлежность неорганических веществ к определенному классу по химическим формулам.

Неорганические вещества делят на *простые* и *сложные*. Простые состоят из атомов одного химического элемента. Сложное вещество состоит из атомов нескольких химических элементов.

Алгоритм					
1. Напишите формулы веществ	P	KNO ₃	H ₂ SO ₄	NaOH	Na ₂ O
2. Определите качественный состав веществ и их тип	Состоит из атомов одного химического элемента - простое вещество	Состоит из атомов трех химических элементов - сложное вещество	Состоит из атомов трех химических элементов - сложное вещество	Состоит из атомов трех химических элементов - сложное вещество	Состоит из атомов двух химических элементов - сложное вещество
3. Выделите классификационный признак	НеМе	Ме и кислотный остаток	Водород и кислотный остаток	Металл и гидроксо группа	Два элемента, один из которых кислород
4. Классифицируйте вещество по свойствам и составу.	неметалл	соль	кислота	основание	оксид
5. Название вещества	фосфор	Нитрат натрия	Серная кислота	Гидроксид натрия	Оксид натрия



В приложении имеется обобщающая таблица, которая позволит обобщить химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей, а также продемонстрирует генетическую связь между классами неорганических соединений.

Задание: Определить возможность протекания реакции между гидроксидом натрия и соляной кислотой, оксидом меди.



Цель: Научиться определять возможность протекания реакции между различными классами неорганических веществ.

Алгоритм:

1. Определите, к какому классу принадлежит вещество, дайте ему полную классовую характеристику	NaOH - это растворимое основание (щелочь).
2. Вспомните (посмотрите) с какими веществами реагируют щелочи.	1. Щелочь + <u>кислотный оксид</u> = соль + вода 2. Щелочь + <u>кислота</u> = соль + вода 3. Щелочь + <u>амфотерный оксид</u> = соль + вода 4. Щелочь + <u>амфотерный гидроксид</u> = соль (в водном растворе) 5. Щелочь + <u>растворимая соль</u> = нерастворимое основание + соль
3. Рассмотрите, к какому классу веществ, принадлежит каждое из предложенных веществ.	Соляная кислота HCl – это кислота, щелочи реагируют с кислотами, Щелочь + <u>кислота</u> = соль + вода, Следовательно, NaOH + HCl → NaCl + H ₂ O
	Оксид меди – CuO – основной нерастворимый оксид. Щелочи с основными оксидами не реагируют.



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Основные классы неорганических соединений

1.1. Оксиды

1.1.1. А) Напишите формулы оксидов следующих элементов: К; Ва; С; N; J; Se; Cr; S в высшей степени окисления. Дайте им названия.

Б) Напишите формулы кислот и оснований, которые им соответствуют.

В) Напишите по две реакции между: двумя оксидами; между основным оксидом и кислотой; кислотным оксидом и основанием.

1.1.2. Среди перечисленных ниже оксидов укажите основные и кислотные. Напишите формулы соответствующих гидроксидов.

А) оксид кальция

Г) оксид меди (II)

Б) оксид серы (IV)

Д) оксид железа (III)

В) оксид фосфора (V)

Е) оксид хрома (VI)

Напишите две возможные реакции между оксидами, между оксидами и гидроксидами.

1.1.3. Напишите уравнения реакций между оксидом бария со следующими веществами:

А) водой

Г) соляной кислотой

Б) оксидом углерода (IV)

Д) оксидом серы (VI)

В) азотной кислотой

1.1.4. Напишите уравнения реакций между оксидом серы (VI) и следующими веществами:

А) гидроксидом натрия

Б) оксидом лития

В) водой

Г) оксидом цинка

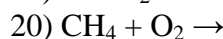
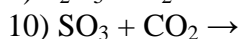
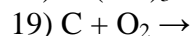
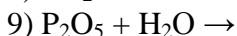
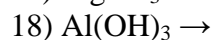
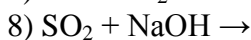
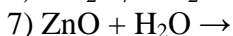
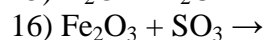
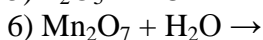
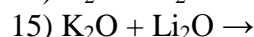
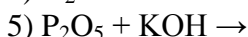
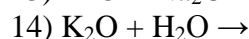
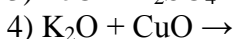
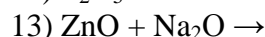
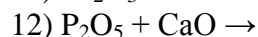
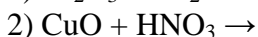
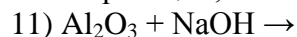
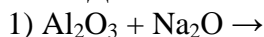
Д) оксидом натрия

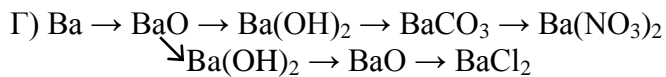
1.1.5. Приведите по три примера получения оксидов путем разложения (солей, гидроксидов, кислот) сложных веществ и горения простых и сложных веществ. Напишите уравнения реакций.

1.1.6. Напишите не менее пяти реакций, с помощью которых можно получить оксид углерода (IV).

1.1.7. Докажите, что Na_2O – основной оксид, H_2O – амфотерный, CO_2 – кислотный.

1.1.8. Допишите схемы и составьте уравнения возможных реакций; назвать продукты:





1.3. Кислоты

1.3.1. Приведите примеры известных вам кислот:

- А) кислородосодержащей
- Б) бескислородной
- В) одноосновной кислоты
- Г) двухосновной
- Д) трехосновной

Напишите реакции нейтрализации для этих кислот с гидроксидом калия. Составьте по два уравнения получения этих кислот.

1.3.2. С каких из перечисленных веществ будет реагировать соляная кислота: Cu; CuO; Cu(OH)₂; Pb(NO₃)₂; CaO; CaCO₃; Al(OH)₃; Ag; Al; AgNO₃. напишите уравнения соответствующих реакций.

1.3.3. С каким из перечисленных веществ будет реагировать серная кислота: Mg; CaO; Ca(OH)₂; CaCO₃; Hg; Al; Al₂O₃; Al(OH)₃; Ba(NO₃)₂; Cu(OH)₂. Напишите возможные уравнения реакций.

1.3.4. Напишите уравнения реакций, которые подтверждают кислотные свойства оксида серы (VI) и серной кислоты.

1.3.5. Напишите формулы кислородосодержащих кислот для всех элементов третьего периода и элементов пятой группы. Как происходит изменение свойств этих кислот. Для самой сильной кислоты напишите характерные реакции.

1.3.6. Напишите уравнения возможных реакций, назовите продукты:

- | | |
|----------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------|
| 1) H ₂ SO ₄ + Mg → | 11) ZnO + H ₂ SO ₄ → |
| 2) NaCl + HCl → | 12) K ₂ SO ₃ + HNO ₃ → |
| 3) Fe(OH) ₃ + HNO ₃ → | 13) Na ₂ O + H ₂ S → |
| 4) H ₃ PO ₄ + H ₂ SO ₄ → | 14) P + HCl → |
| 5) HCl + Na ₂ CO ₃ → | 15) NaOH + HNO ₃ → |
| 6) HNO ₃ + CuO → | 16) Al ₂ O ₃ + HCl → |
| 7) H ₂ SO ₄ + BaCl ₂ → | 17) NH ₃ + HNO ₃ → |
| 8) Zn + H ₂ SO ₄ → | 18) SO ₃ + HCl → |
| 9) Fe + HNO ₃ → | 19) H ₂ S + NaCl → |
| 10) Cu + H ₂ SO ₄ → | |

1.3.7. Каким из следующих оксидов соответствуют кислоты: MgO; Mn₂O₇; CO; P₂O₃; N₂O; Cl₂O₇; SiO; FeO; Na₂O; NO; SO₂; CrO₃. Напишите молекулярные и графические формулы кислот. Дайте им названия.

1.4. Соли

1.4.1. Из перечня солей, формулы которых приведены ниже выпишите отдельно:

- А) средние;
- Б) основные;
- В) кислые;

NaHCO₃; K₂SO₄; Na₂CO₃; (CuOH)₂CO₃; NH₄NO₃; CaCO₃; ZnS; BaCl₂; Ca(HCO₃)₂; MgOHCl; KHS; Na₂HPO₄.

Дайте им название.

1.4.2. Напишите формулы солей согласно их названиям, дайте им классификацию: нитрат меди; гидроксосульфид цинка; гидроксосульфат свинца (II); йодит бария; сульфит дигидроксоалюминия; дигидрофосфат железа (III); силикат натрия; гидросульфид калия; дигидрофосфат натрия; гидроксосульфат алюминия; дигидроксонитрат железа (III); гидрокарбонат бария; перманганат калия; дихромат натрия; гидроксофосфат кальция. Написать их графические формулы.

1.4.3. Какие соли можно получить, имея растворы – CuSO_4 ; AgNO_3 ; K_3PO_4 ; BaCl_2 ? Напишите уравнения реакций.

1.4.4. Напишите уравнения реакций образования средних и кислых солей:

- А) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
- Б) $\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow$
- В) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$
- Г) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
- Д) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

1.4.5. Напишите уравнения реакций образования средних и основных солей:

- А) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow$
- Б) $\text{HNO}_3 + \text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow$
- В) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- Г) $\text{HCl} + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- Д) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$

1.4.6. Какие кислоты могут образовывать кислые соли? Приведите примеры кислых солей, кислородосодержащих и бескислородных кислот и уравнения их образования.

1.4.7. Какие основания могут образовывать основные соли? Приведите примеры основных солей. Напишите уравнения их образования.

1.4.8. С какими из перечисленных ниже веществ будет реагировать сульфат меди (II):

- А) серой
- Б) оловом
- В) железом
- Г) серебром
- Д) оксидом железа (III)
- Е) гидроксидом натрия
- Ж) гидроксидом свинца (II)
- З) хлоридом бария
- И) хлоридом натрия

Напишите соответствующие уравнения.

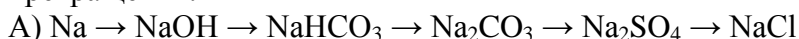
1.4.9. Предложите несколько способов (не менее 4-х) получения:

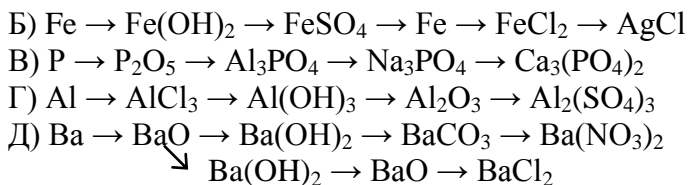
- А) сульфата кальция
- Б) сульфата алюминия
- В) нитрата меди

1.5. Генетическая связь между классами неорганических соединений

1.5.1. Как получить два оксида, две кислоты, две соли, используя железо, серу и кислород? Напишите уравнения.

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

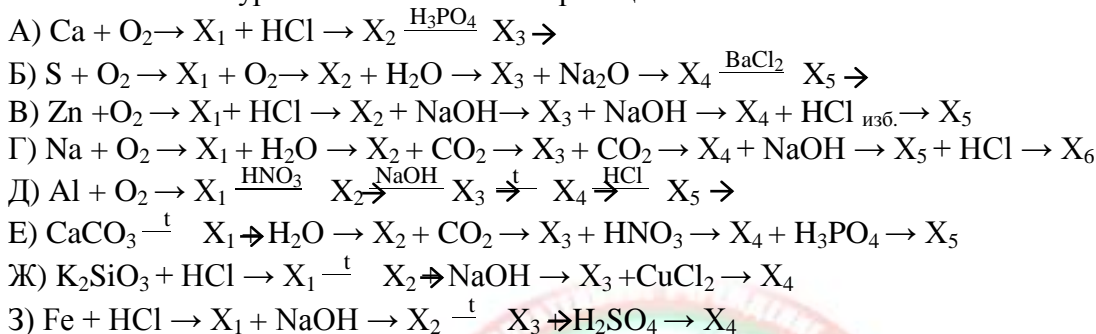




1.5.3. Напишите уравнения реакций, с помощью которых исходя из 4 простых веществ: К; S; O₂; H₂ – можно получить три средние соли, три кислоты и три кислые соли.

1.5.4. Получите фосфат кальция, используя простые вещества → кальций, фосфор и кислород.

1.5.5. Напишите уравнения химических реакций согласно схеме:



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1

ВАРИАНТ 1.

«Основные классы неорганических соединений» (4 часа)

Цель работы: на практике изучить закономерности протекания реакций характерных для оксидов, оснований, кислот и солей.

С правилами по технике безопасности ознакомлен и обязуюсь выполнять.

Подпись студента:

Инструктаж провел, знания по технике безопасности проверил:

(Ознакомьтесь с теорией в пособии глава 1.)

Опыт 1. Установление характера оксида.

Опыт 1. Рассмотрите полученный оксид. На основании теоретических знаний дайте ему классификацию, отметьте его характер и внешний вид. Выполните реакции: взаимодействие оксида кальция с водой (А), с соляной кислотой (Б). Среду полученного раствора в опыте А, проверить с помощью индикатора.

Гипотеза: _____

Наблюдения: __ А _____

Б _____

Уравнения реакций:

А _____

Б _____

Выводы: _____

Опыт 2. Взаимодействие гидроксида натрия с соляной кислотой (А), с раствором хлорида железа (III). Среду раствора гидроксида натрия исследовать с помощью индикатора.

Гипотеза: _____

Наблюдения: А
Б
Уравнения реакций:
А
Б
Выводы: _____

Опыт 3. Рассмотрите гидроксид железа (III) полученный в опыте 2. Отметьте его характер и внешний вид. Дайте ему классификацию. Разделите осадок на две части в одну из них добавьте соляную кислоту (А), в другую избыток щелочи (Б). Что произойдет при нагревании данного гидроксида? (В)

Гипотеза: _____
Наблюдения: А
Б
Уравнения реакций:
А
Б
В
Выводы: _____

Опыт 4. Взаимодействие соляной кислоты с магнием (А), с медью (Б), с раствором сульфата натрия (В), силиката калия (Г) Среду раствора кислоты, проверить с помощью индикатора.

Гипотеза: _____
Наблюдения: А
Б
Уравнения реакций:
А
Б
В
Г
Выводы: _____

Опыт 5. Осуществите превращения: магний → хлорид магния → гидроксид магния → нитрат магния → карбонат магния.

Гипотеза: _____
Наблюдения: А
Б
Уравнения реакций:
А
Б
В
Г
Выводы: _____



ЗАДАНИЯ ДЛЯ ОТРАБОТКИ УМЕНИЙ:

1. Приведите примеры известных вам кислот:
А) кислородосодержащей
Б) бескислородной

В) одноосновной кислоты

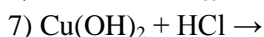
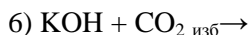
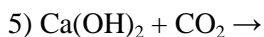
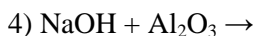
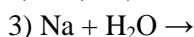
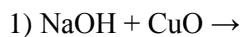
Г) двухосновной

Д) трехосновной

Напишите реакции нейтрализации для этих кислот с гидроксидом калия. Составьте по два уравнения получения этих кислот.

3. С каким из перечисленных веществ будет реагировать серная кислота: Mg; CaO; Ca(OH)₂; CaCO₃; Hg; Al; Al₂O₃; Al(OH)₃; Ba(NO₃)₂; Cu(OH)₂. Напишите возможные уравнения реакций.

3. Закончите уравнения возможных реакций. Назовите продукты:



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1

ВАРИАНТ 2.

«Основные классы неорганических соединений» (4 часа)

Цель работы: на практике изучить закономерности протекания реакций характерных для оксидов, оснований, кислот и солей.

С правилами по технике безопасности ознакомлен и обязуюсь выполнять.

Подпись студента:

Инструктаж провел, знания по технике безопасности проверил:

(Ознакомьтесь с теорией в пособии глава 1.)

Опыт 1. Установление характера оксида.

Опыт 1. Рассмотрите полученный оксид. На основании теоретических знаний дайте ему классификацию, отметьте его характер и внешний вид. Выполните реакции: взаимодействие оксида меди с водой (А), с азотной кислотой (Б). Среду полученного раствора в опыте А, проверить с помощью индикатора.

Гипотеза: _____

Наблюдения: __А_____

Б_____

Уравнения реакций:

А_____

Б_____

Выводы: _____

Опыт 2. Взаимодействие гидроксида калия с азотной кислотой (А), с раствором сульфата меди (В). Среду раствора гидроксида калия исследовать с помощью индикатора.

Гипотеза: _____

Наблюдения: __А_____

Б_____

Уравнения реакций:

А_____

Б_____

Выводы: _____

Опыт 3. Рассмотрите гидроксид меди (II) полученный в опыте 2. Отметьте его характер и внешний вид. Дайте ему классификацию. Разделите осадок на две части в одну из них добавьте азотную кислоту (А), в другую избыток щелочи (Б). Что произойдет при нагревании данного гидроксида? (В) Покалите полученный гидроксид.

Гипотеза: _____

Наблюдения: А _____

Б _____

Уравнения реакций:

А _____

Б _____

В _____

Выводы: _____

Опыт 4. Взаимодействие азотной кислоты с магнием (А), с медью (Б), с раствором сульфата натрия (В), карбоната калия (Г) Среду раствора кислоты, проверить с помощью индикатора.

Гипотеза: _____

Наблюдения: А _____

Б _____

Уравнения реакций:

А _____

Б _____

В _____

Г _____

Выводы: _____

Опыт 5. Осуществите превращения: цинк → хлорид цинка → карбонат цинка → нитрат цинка → гидроксид цинка.

Гипотеза: _____

Наблюдения: А _____

Б _____

Уравнения реакций:

А _____

Б _____

В _____

Г _____

Выводы: _____



ЗАДАНИЯ ДЛЯ ОТРАБОТКИ УМЕНИЙ:

1. Напишите уравнения реакций между оксидом бария со следующими веществами:

А) водой

Б) оксидом углерода (IV)

В) азотной кислотой

Г) соляной кислотой

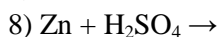
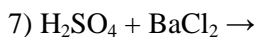
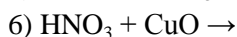
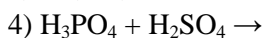
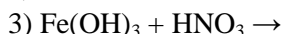
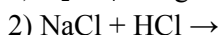
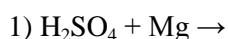
Д) оксидом серы (VI)

2. Какие из веществ: CaO; Cu(OH)₂; H₂SO₄; CO₂; HCl; ZnO; CuSO₄; CuO; CO; P₂O₅; KOH; Al(OH)₃ будут реагировать:

А) с гидроксидом натрия

Б) с гидроксидом меди

3. 5.3.6. Напишите уравнения возможных реакций, назовите продукты:



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1

ВАРИАНТ 3.

«Основные классы неорганических соединений» (4 часа)

Цель работы: на практике изучить закономерности протекания реакций характерных для оксидов, оснований, кислот и солей.

С правилами по технике безопасности ознакомлен и обязуюсь выполнять.

Подпись студента:

Инструктаж провел, знания по технике безопасности проверил:

(Ознакомьтесь с теорией в пособии глава 1.)

Опыт 1. Установление характера оксида.

Опыт 1. Рассмотрите полученный оксид. На основании теоретических знаний дайте ему классификацию, отметьте его характер и внешний вид. Выполните реакции: взаимодействие карбоната натрия с соляной кислотой. Как доказать какой газ выделяется? Взаимодействие оксида углерода (IV) с известковой водой. (Б). Среда раствора минеральной воды, проверить с помощью индикатора.

Гипотеза: _____

Наблюдения: А _____

Б _____

Уравнения реакций:

А _____

Б _____

Выводы: _____

Опыт 2. Взаимодействие гидроксида калия с фосфорной кислотой (А), с раствором сульфата алюминия. Среда раствора гидроксида калия исследовать с помощью индикатора.

Гипотеза: _____

Наблюдения: А _____

Б _____

Уравнения реакций:

А _____

Б _____

Выводы: _____

Опыт 3. Рассмотрите гидроксид алюминия полученный в опыте 2. Отметьте его характер и внешний вид. Дайте ему классификацию. Разделите осадок на две части в одну из них добавьте

азотную кислоту(А), в другую избыток щелочи (Б). Что произойдёт при нагревании данного гидроксида?(В) Покалите полученный гидроксид.

Гипотеза: _____

Наблюдения: __ А _____

Б _____

Уравнения реакций:

А _____

Б _____

В _____

Выводы: _____

Опыт 4. Взаимодействие фосфорной кислоты с магнием (А), с медью (Б), с раствором хлорида кальция (В), карбоната натрия (Г). Среду раствора кислоты, проверить с помощью индикатора.

Гипотеза: _____

Наблюдения: __ А _____

Б _____

Уравнения реакций:

А _____

Б _____

В _____

Г _____

Выводы: _____

Опыт 5. Осуществите превращения: оксид меди → хлорид меди → гидроксид меди → нитрат меди → карбонат меди.

Гипотеза: _____

Наблюдения: __ А _____

Б _____

Уравнения реакций:

А _____

Б _____

В _____

Г _____

Выводы: _____



ЗАДАНИЯ ДЛЯ ОТРАБОТКИ УМЕНИЙ:

1. Из перечня солей, формулы которых приведены ниже, выпишите отдельно:

А) средние;

Б) основные;

В) кислые;

NaHCO_3 ; K_2SO_4 ; Na_2CO_3 ; $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$; NH_4NO_3 ; CaCO_3 ; ZnS ; BaCl_2 ; $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$;

MgOHCl ; KHS ; Na_2HPO_4 .

Дайте им название.

2. Предложите несколько способов (не менее 4-х) получения:

А) сульфата кальция

Б) сульфата алюминия

В) нитрата меди

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

A) $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl}$

Б) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{AgCl}$

В) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Al}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Г) $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1

ВАРИАНТ 4.

«Основные классы неорганических соединений» (4 часа)

Цель работы: на практике изучить закономерности протекания реакций характерных для оксидов, оснований, кислот и солей.

С правилами по технике безопасности ознакомлен и обязуюсь выполнять.

Подпись студента:

Инструктаж провел, знания по технике безопасности проверил:

(Ознакомьтесь с теорией в пособии глава 1.)

Опыт 1. Установление характера оксида.

Опыт 1. Рассмотрите полученный оксид. На основании теоретических знаний дайте ему классификацию, отметьте его характер и внешний вид. Выполните реакции: взаимодействие оксида железа с водой (А), с азотной кислотой (Б). Среду полученного раствора в опыте А, проверить с помощью индикатора.

Гипотеза: _____

Наблюдения: __ А _____

Б _____

Уравнения реакций:

А _____

Б _____

Выводы: _____

Опыт 2. Взаимодействие гидроксида кальция с серной кислотой (А), с раствором хлорида цинка. Среду раствора гидроксида кальция исследовать с помощью индикатора.

Гипотеза: _____

Наблюдения: __ А _____

Б _____

Уравнения реакций:

А _____

Б _____

Выводы: _____

Опыт 3. Рассмотрите гидроксид цинка полученный в опыте 2. Отметьте его характер и внешний вид. Дайте ему классификацию. Разделите осадок на две части в одну из них добавьте азотную кислоту (А), в другую избыток щелочи (Б). Что произойдет при нагревании данного гидроксида? (В) Покалите полученный гидроксид.

Гипотеза: _____

Наблюдения: __ А _____

Б _____

Уравнения реакций:

А _____

Б _____

В _____

ТЕМА 2. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ.

Координация - согласование, сочетание, приведение в порядок, в соответствие...

«Словарь иностранных слов» 

Цель: Научитесь отличать комплексные соединения от других веществ, и давать им названия. Писать уравнения диссоциации комплексов по первой и второй ступени. Определять устойчивость и строение комплекса.



Комплексные (координационные) соединения чрезвычайно широко распространены в живой и неживой природе, применяются в промышленности, сельском хозяйстве, науке, медицине. Значительное число лекарственных препаратов содержит комплексы металлов в качестве фармакологически активных веществ, например инсулин (комплекс цинка), витамин В12 (комплекс кобальта), платинол (комплекс платины) и т.д. В широком смысле слова почти все соединения металлов можно считать комплексными соединениями. Основателем координационной теории комплексных соединений является швейцарский химик Альфред Вернер (1866 - 1919); за работы в этой области ему в 1913 году была присуждена Нобелевская премия по химии.

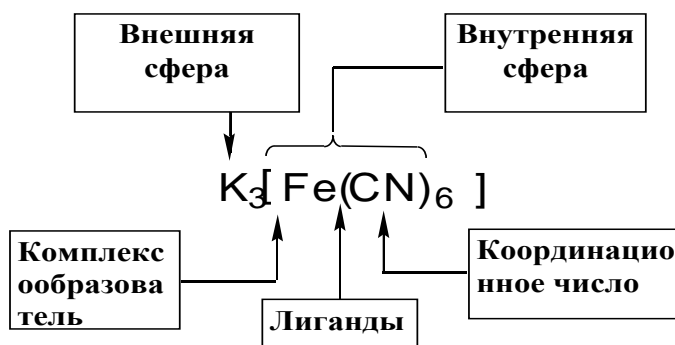


Итак, что же такое комплексные соединения, и чем они отличаются от других классов веществ?

Комплексные соединения – это молекулярные соединения, образующиеся из простых соединений и ионов, связанных между собой донорно-акцепторными взаимодействиями.

Координационная теория (от лат. со — вместе и cordinatio — упорядочение) — теория комплексных соединений, предложенная в 1893 г. А.Вернером.

Схема 1. Строение комплексной соли.



Координационная теория Вернера.

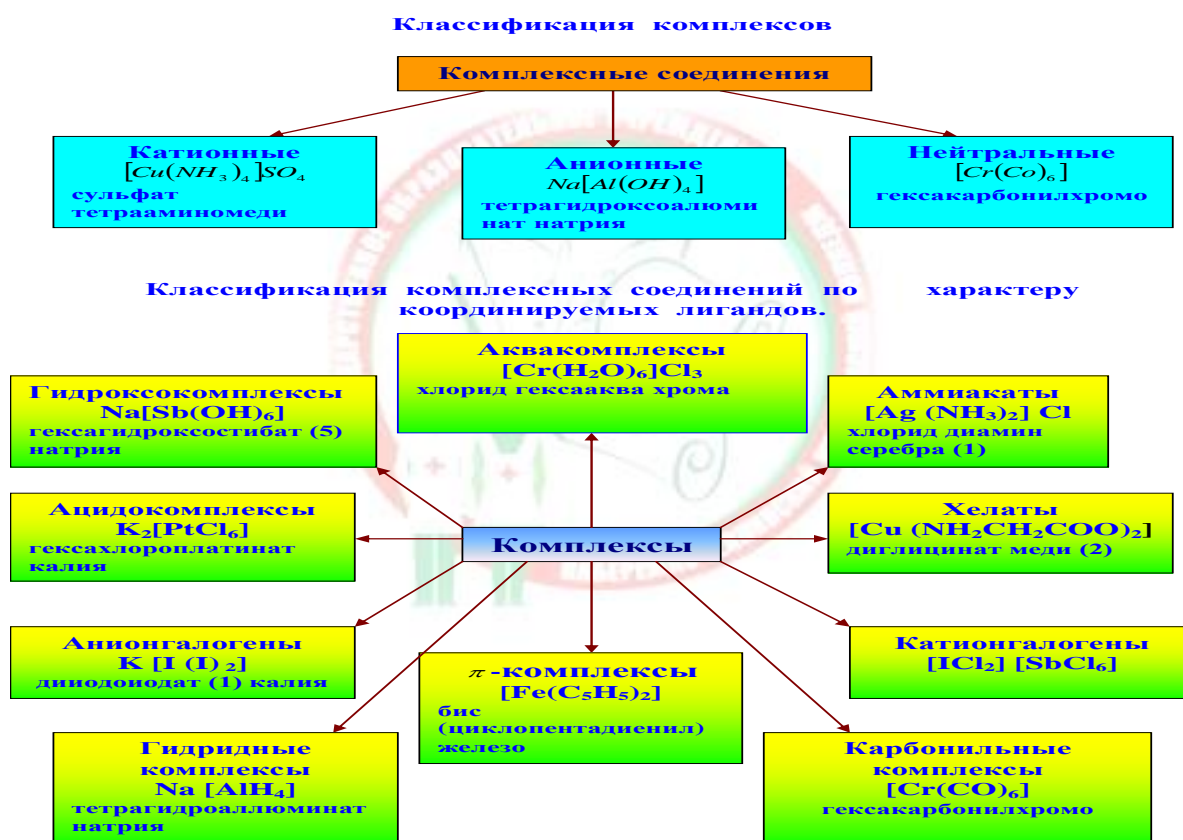
1) В молекуле любого комплексного соединения один из ионов обычно положительно заряжен, занимает центральное место – это **комплексообразователь (центральный ион)**;

- 2) Вокруг него скоординировано некоторое число противоположно заряженных ионов или электронейтральных молекул – это **лиганды**;
- 3) Комплексообразователь образует **внутреннюю сферу – комплексный ион**;
- 4) Число лиганд окружающий комплексообразователь называется **координационным числом**;
- 5) Все, что не вошло во внутреннюю сферу образует **внешнюю сферу**.

Как и все вещества, комплексные соединения имеют пространственное строение, в зависимости от координационного числа комплекса.

Комплексные соли имеют свою классификацию, в зависимости от характера внутренней сферы, и характера координируемых лиганд.

Схема 3: Классификация комплексных соединений.



Основы номенклатуры комплексных соединений

Формула комплексного соединения составляется также, как и формула любого ионного вещества: на первом месте записывается формула катиона, на втором – аниона. Формула комплексной частицы записывается в квадратных скобках в следующей последовательности: на первом месте ставится символ элемента-комплексообразователя, далее – формулы лигандов, бывших до образования комплекса катионами, затем – формулы лигандов, бывших до образования комплекса нейтральными молекулами, и после них – формулы лигандов, бывших до образования комплекса анионами.

Название комплексного соединения строится также, как и название любой соли или основания (комплексные кислоты называются солями водорода или оксония). В название соединения входит название катиона и название аниона.

В название комплексной частицы входит название комплексообразователя и названия лигандов (название записывается в соответствии с формулой, но справа налево. Для комплексообразователей в катионах используются русские названия элементов, а в анионах – латинские.

Названия наиболее распространенных лигандов:

H_2O – аква	Cl^- – хлоро	SO_4^{2-} – сульфато	OH^- – гидроксо
CO – карбонил	Br^- – бромато	CO_3^{2-} – карбонато	H^- – гидридо
NH_3 – аммин	NO_2^- – нитро	CN^- – циано	NO^- – нитрозо
NO – нитрозил	O^{2-} – оксо	NCS^- – тиоцианато	H^+ – гидро

Примеры названий комплексных катионов:

$[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ – ион тетрааквацинк(II)	$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]^{2+}$ – ион хлоропентаакважелеза(III)
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ – ион диамминсеребра(I)	$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{OH})_2]^+$ – ион дигидроксотетраакваалюминия
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ – ион гексааквахрома(III)	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_3]^+$ – ион сульфитопентаамминкобальта(III)

Примеры названий комплексных анионов:

- $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ – тетрагидроксоцинкат-ион
- $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$ – ди(тиосульфато)аргентат(I)-ион
- $[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-}$ – гексацианохромат(III)-ион
- $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]^-$ – тетрагидроксодиакваалюминат-ион
- $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]^-$ – тетранитродиаминокобальтат(III)-ион
- $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})(\text{CN})_5]^{3-}$ – пентацианоакваферрат(II)-ион

Примеры названий нейтральных комплексных частиц:

$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ – пентакарбонилжелезо	$[\text{Cr}(\text{C}_6\text{H}_6)_2]$ – дибензолхром
$[\text{Co}(\text{NH}_3)\text{Cl}_3]$ – трихлороамминкобальт	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Br}_2]$ – дибромодиаминоплатина



Задание: Назовите комплексное соединение: $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$;

Цель: Научитесь называть комплексное соединение.

Алгоритм			
1. Запишите формулу комплексного		$\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$	$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$;

соединения.		
2. Определите характер комплексного соединения по внутренней сфере. (Справка 1)	Анионный комплекс	Катионный комплекс
3. Назовите название аниона (Справка)	[Ag(CN) ₂] 2- ди; (CN)- циано; Ag-аргентаат	Cl-хлорид
4. Назовите катион в родительном падеже (Справка)	К -калия	[Pt(NH ₃) ₄] 4-тетра; (NH ₃)- амино; Pt-платина
5. Назовите соль	K[Ag(CN) ₂] дицианоаргентаат калия	Pt(NH ₃) ₄ Cl ₂ - хлорид тетраамминплатины(II)



Справка: 1. Если внутренняя сфера стоит первой в молекуле, то комплекс является **катионным**. Если внутренняя сфера стоит второй - то **анионным**.

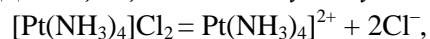
2. **Комплексные катионы.** Вначале называют отрицательно заряженные лиганды внутренней сферы с окончанием "о" (хлоро-, бром-, нитро-, родано- и т.д.). Если их число больше одного, то перед названиями лигандов добавляют числительные ди-, три-, тетра-, пента-, гекса- и т.д. Затем называют нейтральные лиганды, причем молекулу воды называют "акво", молекулу аммиака - "аммин". Если число нейтральных лигандов больше одного, то добавляют числительные ди-, три-, тетра- и т.д.

Комплексные анионы. Вначале называют отрицательно заряженные лиганды с соответствующими числительными (ди-, три-, тетра-, и т.д.). Затем называют нейтральные молекулы, после чего идет название металла с соответствующим окончанием, характеризующим его степень окисления, к которому добавляют еще суффикс "ат". В заключение в родительном падеже называют внешнесферные катионы.

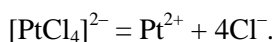
Химические свойства комплексных соединений

1. В растворе комплексные соединения ведут себя как сильные электролиты, т.е. полностью диссоциируют на катионы и анионы:

Диссоциация по такому типу называется первичной.



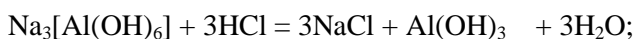
Вторичная диссоциация связана с удалением лигандов из внутренней сферы комплексного иона:



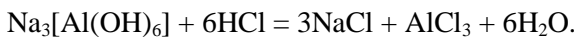
Вторичная диссоциация происходит ступенчато: комплексные ионы ($[\text{PtCl}_4]^{2-}$) являются слабыми электролитами.

2. При действии сильных кислот происходит разрушение гидроксокомплексов, например:

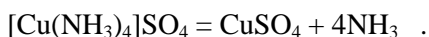
а) при недостатке кислоты



б) при избытке кислоты



3. Нагревание (термолиз) всех аммиакатов приводит к их разложению, например:



Природа химической связи в комплексных соединениях

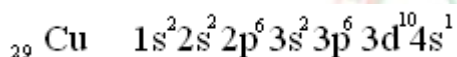
Во внутренней сфере между комплексообразователем и лигандами существуют ковалентные связи, образованные, в том числе и по донорно-акцепторному механизму. Для образования таких связей необходимо наличие свободных орбиталей у одних частиц (имеются у комплексообразователя) и неподеленных электронных пар у других частиц (лиганды). Роль донора (поставщика электронов) играет лиганд, а акцептором, принимающим электроны, является комплексообразователь. Донорно-акцепторная связь возникает как результат перекрывания свободных валентных орбиталей комплексообразователя с заполненными орбиталями донора.

Между внешней и внутренней сферой существует **ионная связь**.

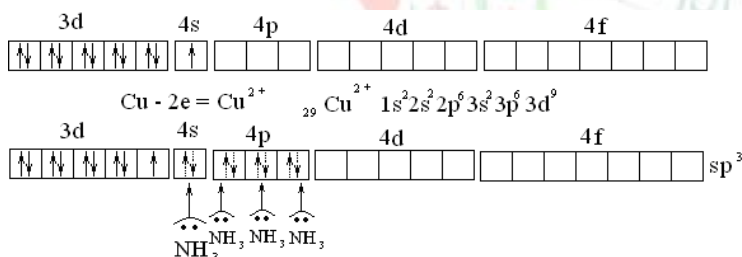
Приведем пример.

Рассмотрим строение комплексного иона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ с точки зрения метода валентных связей:

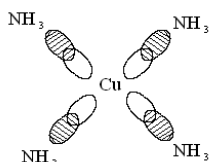
Электронная формулы атома и иона меди



2) электронная схема атома и иона меди:



В пределах валентного слоя у иона меди имеются пустые орбитали, которые и играют роль акцепторов электронных пар. 4s и 4p орбитали иона Cu^{2+} образуют 4 гибридные sp^3 орбитали. Перекрывание орбиталей центрального атома с орбиталями молекул аммиака можно упрощенно изобразить следующим образом:

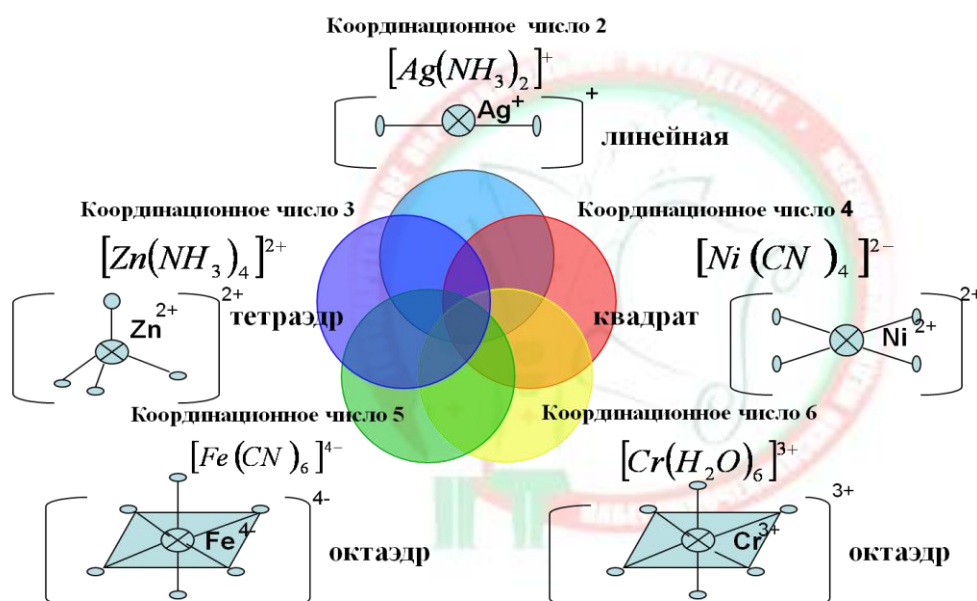


Собственные электронные пары комплексообразователя изображаем стрелками, а электронные пары лигандов, ответственные за донорно-акцепторные σ -связи - пунктирными стрелками.

	3d	4s	4p	4d	гибридизация	структура комплекса
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$		sp	линейная
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$		sp^3	тетраэдрическая
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$		dsp^2	квадратная
$[\text{NiCl}_4]^{2-}$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$		sp^3	
$[\text{CoF}_6]^{3-}$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$		d^2sp^3	октаэдрическая

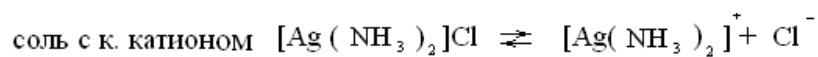
Электронные структуры комплексов правильно отражают их магнитные свойства. Так, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$; $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ - диамагнитны, у них нет неспаренных электронов. В противоположность $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ - парамагнитен

Схема 2: Пространственное строение комплексных солей.



Устойчивость комплексных соединений

Комплексные соединения в растворе ведут себя как сильные электролиты, т.е. полностью диссоциируют на ионы. Идет первичная диссоциация.



Наряду с этим процессом хоть и в незначительной степени, происходит вторичная диссоциация внутренней сферы комплекса, т.к. комплексный ион является слабым электролитом.



Применим закон действующих масс, к равновесиям диссоциации слабых электролитов, получим выражения констант нестойкости комплексных ионов.

$$K_{\text{н}}[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+} = 6 \cdot 10^{-8}$$

$$K_{\text{н}}[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- = \frac{[\text{Ag}^+][\text{CN}^-]^2}{[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-} = 10^{-22}$$

Константа нестойкости есть мера прочности комплекса.

Из 2-х приведенных комплексов более устойчив второй, ему отвечает меньшая $K_{\text{н}}$ и меньшая равновесная концентрация ионов серебра в растворе. Константы нестойкости сведены в таблицы.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ



Тема 2. Комплексные соединения.

2.1. Определить строение комплексной соли, степень окисления комплексообразователя и привести их названия, дать им классификацию и написать уравнение диссоциации по первой ступени.

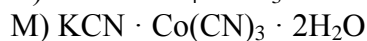
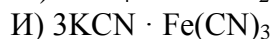
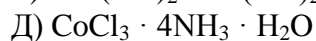
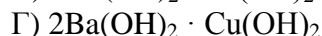
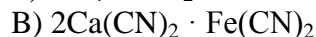
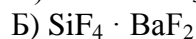
- А) $\text{K}[\text{AuBr}_4]$
- Б) $\text{K}_2[\text{Ca}(\text{CN})_4]$
- В) $\text{Ca}[\text{ZrF}_6]$
- Г) $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$
- Д) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$
- Е) $\text{K}[\text{PtNH}_3\text{Cl}_5]$
- Ж) $\text{H}[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{CN})_4]$
- З) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_3$
- И) $\text{Na}[\text{FeNO}(\text{CN})_5]$
- К) $\text{K}[\text{Cr}(\text{SO}_4)_2]$

2.2. Написать формулу комплексного соединения, исходя из названия:

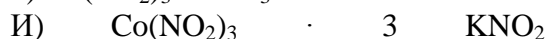
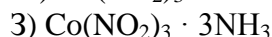
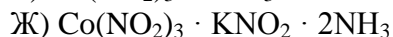
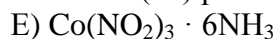
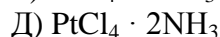
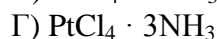
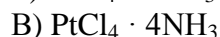
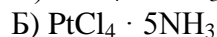
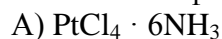
- А) тетрабромпалладат (II) калия
- Б) гексагидрокобальтат (II) бария
- В) тетрацианоникелат (II) натрия
- Г) хлорид дихлороакватриамино хрома (III)
- Д) тетрацианодиаквакобальтат (III) водорода
- Е) дисульфферрат (II) аммония
- Ж) хлорид оксалатотетрааминохрома (III)
- З) тетрахлороурат (III) цезия
- И) гексагидроплатинат (IV) натрия
- К) хлорид триакватриаминохрома (III)

Дать им классификацию. Рассмотреть строение. Определить координационное число.

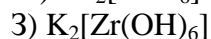
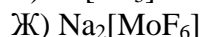
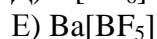
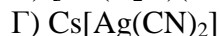
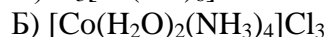
3.3. Написать координационные формулы следующих комплексных соединений, обосновать выбор комплексообразователя и привести их названия:



3.4. Написать координационные формулы следующих комплексных соединений и привести их названия и классификацию (учитывая, что коорд. число кобальта (III) равно 6):



3.5. Написать уравнение диссоциации в растворе комплексных ионов следующих соединений и выражение констант нестойкости комплексных ионов



2.6. Известно, что из раствора соли комплексной $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ нитрат серебра осаждает весь хлор, а из раствора $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$ только $\frac{2}{3}$ хлора. Написать координационные формулы этих солей и уравнения их диссоциации.

2.7. Существует два комплексных соединения кобальта одинакового состава: $\text{CoClSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Раствор одной соли дает осадок с раствором хлорида бария, но не взаимодействует с раствором нитрата серебра. Раствор другой соли дает осадок с нитратом серебра, но не взаимодействует с хлоридом бария. Написать координационные формулы этих солей и уравнения их диссоциации. Назовите соли.

2.8. Привести уравнения реакций используемых в аналитической химии, идущие с образованием комплексных солей.

2.9. Почему гидроксид меди растворяется в аммиаке? Какое комплексное соединение образуется? Каков заряд комплексного иона?

2.10. Гидроксид алюминия растворяется в конц. NaOH с образованием комплексного иона. Напишите эту реакцию и найдите заряд иона комплексообразователя. Назовите комплекс, напишите реакцию этого комплекса с HCl избытком и недостатком.

2.11. Сколько требуется AgNO_3 для осаждения ионов Cl^- из 1 моль $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$?

ЕСЛИ ВЫ ПЛОХО РАЗОБРАЛИСЬ В ТЕМЕ, ПРОЧИТАЙТЕ ЕЩЕ РАЗ ИЛИ ВОСПОЛЬЗУЙТЕСЬ

КОНСУЛЬТАЦИЕЙ. 



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2

ВАРИАНТ 1.

«Получение комплексных соединений и изучение их свойств» (4 часа)

Цель работы: научиться определять структуру комплексных соединений, изучить их свойства, правильно составлять и записывать уравнения химических реакций с участием комплексных соединений.

С правилами по технике безопасности ознакомлен и обязуюсь выполнять.

Подпись студента:

Инструктаж провел, знания по технике безопасности проверил:

(Ознакомьтесь с теорией в пособии глава 3.)

Опыт 1. Получение аммиаката меди

Поместить в пробирку 10 капель раствора сульфата меди и добавлять к нему избыток разбавленного раствора аммиака до полного растворения первоначального выпавшего осадка. Обратит внимание на образование окраски образовавшегося раствора. (А)

Полученный раствор разделить на две пробирки. В первую добавить небольшое количество раствора гидроксида натрия, во вторую – немного раствора хлорида бария и наблюдать выпадение осадка во второй пробирке (В) и отсутствие его в первой (Б).

На основании наблюдений указать, где расположены ионы Cu^{2+} и SO_4^{2-} (во внутренней или внешней координационной сфере) и, учитывая, что координационное число иона Cu^{2+} равно 4, составить уравнения реакций образования аммиаката меди, а также взаимодействие его с хлоридом бария.

Реакции писать в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде!!!

Гипотеза: _____

Наблюдения: __ А _____

Б _____

В _____

Уравнения реакций:

А(получения комплекса) _____

В _____

Формула комплексного соединения: _____

Название комплексного соединения: _____

Классификация комплексного соединения: _____

Диссоциация комплексной соли по 1 и 2 ступени: _____

Выражение константы нестойкости _____

Рассмотрите строение комплекса _____

Механизм образования внутренней сферы _____

Геометрия комплексного иона _____

Сравните устойчивость данной комплексной соли с другими комплексными солями меди:

Выводы: _____

Опыт №2. Исследование природы лигандов на окраску комплексов.

В три пробирки поместите по 1 мл 0,5% раствора хлорида железа (III), слегка подкисленного хлороводородной кислотой. В первую пробирку прилейте 1 мл концентрированной соляной кислоты, во вторую – 2 мл насыщенного раствора бромида калия, в третью – равный объём дистиллированной воды и несколько капель 5% раствора тиоционата аммония NH_4SCN .

Проследите за изменением окраски во всех трёх случаях. Напишите уравнения реакций комплексообразования, учитывая, что в водных растворах ионы Fe^{3+} существуют в виде аквакомплексов $\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$, а образующие комплексные соединения имеют состав: FeCl_4^- , FeBr_4^- , $\text{Fe}(\text{SCN})_4^-$ (В общем случае ионы Fe^{3+} образуют с ионами SCN^- непрерывный ряд комплексов от $\text{Fe}(\text{CN})_2^{2+}$ до $\text{Fe}(\text{CN})_6^{3+}$).

Напишите уравнения диссоциации комплексов, напишите значения констант нестойкости. Сравните комплексы по их устойчивости.



ЗАДАНИЯ ДЛЯ ОТРАБОТКИ УМЕНИЙ:

1. Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.
2. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений платины: $\text{PtCl}_4 \cdot 6\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_4 \cdot 4\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3$. Координационное число платины (IV) равно 6. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из соединений является комплексным неэлектролитом?
3. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений кобальта: $3\text{NaNO}_2 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3$, $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $2\text{KNO}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3$. Координационное число кобальта (III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.
4. Константы нестойкости комплексных соединений ионов $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ соответственно равны $6,2 \cdot 10^{-36}$, $1,0 \cdot 10^{-37}$, $1,0 \cdot 10^{-44}$. Какой из этих ионов является более прочным? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов и формулы соединений, содержащих эти ионы.
5. Кирпично-красные кристаллы розеосоли имеют состав, выражаемый формулой $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{H}_2\text{O})]\text{Cl}_3$, пурпуреосоль – малиново-красные кристаллы состава $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$. Привести химические названия этих солей. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.
6. Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений: а) дицианоаргентат калия; б) гексанитрокобальтат (3) калия; в) хлорид гексаамминникеля (2); г) бромид гексаамминкобальта (3). Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.
7. Пользуясь номенклатурой ИЮПАК, дайте названия следующим комплексным соединениям: $\text{Ba}[\text{Pt}(\text{NO}_2)_4\text{Cl}_2]$; $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$; $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$; $\text{K}_4[\text{CoF}_6]$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2

ВАРИАНТ 2.

«Получение комплексных соединений и изучение их свойств» (4 часа)

Цель работы: научиться определять структуру комплексных соединений, изучить их свойства, определять разницу между комплексными и двойными солями, правильно составлять и записывать уравнения химических реакций с участием комплексных соединений.

С правилами по технике безопасности ознакомлен и обязуюсь выполнять.

Подпись студента:

Инструктаж провел, знания по технике безопасности проверил:

(Ознакомьтесь с теорией в пособии глава 3.)

Опыт 1. Получение аммиаката никеля

Поместить в пробирку 10 капель раствора сульфата никеля и добавлять к нему избыток разбавленного раствора аммиака до полного растворения первоначального выпавшего осадка. Обратить внимание на окраску образовавшегося раствора аммиаката никеля.(А)

Полученный раствор разделить на две пробирки. В первую добавить небольшое количество раствора гидроксида натрия, во вторую – немного раствора хлорида бария и наблюдать, что происходит в первой пробирке (Б) и во второй (В).

На основании наблюдений указать, где расположены ионы Ni^{2+} и SO_4^{2-} (во внутренней или внешней координационной сфере) и, учитывая, что координационное число иона Ni^{2+} равно 4, составить уравнения реакций образования аммиаката никеля, а также взаимодействие его с хлоридом бария.

Реакции писать в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде!!!

Гипотеза: _____

Наблюдения: А _____

Б _____

В _____

Уравнения реакций:

А(получения комплекса) _____

В _____

Формула комплексного соединения: _____

Название комплексного соединения: _____

Классификация комплексного соединения: _____

Диссоциация комплексной соли по 1 и 2 ступени: _____

Выражение константы нестойкости _____

Рассмотрите строение комплекса _____

Механизм образования внутренней сферы _____

Геометрия комплексного иона _____

Сравните устойчивость данной комплексной соли с другими комплексными солями никеля:

Выводы: _____

Опыт 2. Получение берлинской лазури.

В пробирку налейте 2мл раствора хлорида железа (III), чуть подкислите соляной кислотой, и прибавьте немного раствора гексациано-феррата (II) калия $K_4(Fe(CN)_6)$ (жёлтая кровавая соль). Выпадает осадок берлинской лазури.

(Алгоритм ответа смотри выше)

Берлинская лазурь $Fe_4(Fe(CN)_6)_3$. Берлинская лазурь была случайно получена в 1704 году немецким мастером Дисбахом, готовившим краски для художников. В России её применяли для окраски тканей, бумаги, в иконописи и при создании фресок, одна из распространённых синих красок.



ЗАДАНИЯ ДЛЯ ОТРАБОТКИ УМЕНИЙ:

1. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений кобальта: $CoCl_3 \cdot 6NH_3$, $CoCl_3 \cdot 5NH_3$, $CoCl_3 \cdot 4NH_3$. Координационное число кобальта (III) равно 6. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

2. Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число сурьмы в соединениях $Rb[SbBr_6]$, $K[SbCl_6]$, $Na[Sb(SO_4)_2]$. Как диссоциируют эти соединения в водных растворах?

3. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений серебра: $AgCl \cdot 2NH_3$, $AgCN \cdot KCN$, $AgNO_2 \cdot NaNO_2$. Координационное число серебра равно двум. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.

4. Определите, чему равны заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях $K_4[Fe(CN)_6]$, $K_4[TiCl_8]$, $K_2[HgI_4]$. Как диссоциируют эти соединения в водных растворах?

5. Из сочетания частиц Co^{3+} , NH_3 , K^+ можно составить семь координационных формул комплексных соединений кобальта, одна из которых $[Co(NH_3)_6](NO_2)_3$. Составьте формулы других шести соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.

6. Хлорид серебра растворяется в растворах аммиака и тиосульфата натрия. Дайте этому объяснение и напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

7. Какие комплексные соединения называются двойными солями? Напишите уравнения диссоциации солей: $K_4[Fe(CN)_6]$ и $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2$ в водном растворе. В каком случае выпадет осадок гидроксида железа (III), если к каждой из них прилить щелочи? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции.

8. При добавлении азотной кислоты к раствору хлорида диаминсеребра (1) $[Ag(NH_3)_2]Cl$ образуется осадок хлорида серебра. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций, объясните причину разрушения комплексного иона.



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2

ВАРИАНТ 3.

«Получение комплексных соединений и изучение их свойств» (4 часа)

Цель работы: научиться определять структуру комплексных соединений, изучать их свойства, определять разницу между комплексными и двойными солями, правильно составлять и записывать уравнения химических реакций с участием комплексных соединений.

С правилами по технике безопасности ознакомлен и обязуюсь выполнять.

Подпись студента:

Инструктаж провел, знания по технике безопасности проверил:

(Ознакомьтесь с теорией в пособии глава 3.)

Опыт 1. Получение аммиаката серебра.

Поместить в пробирку 10 капель раствора хлорида натрия и добавлять к нему раствор нитрата серебра, пронаблюдать выпадения осадка, отметить его характер (А). К осадку добавить избыток концентрированного раствора аммиака до полного растворения первоначального выпавшего осадка. Обратить внимание на окраску образовавшегося раствора аммиаката серебра.(Б)

Полученный раствор разделить на две пробирки. В первую добавить небольшое количество раствора иодида калия, во вторую – раствора азотной кислоты и наблюдать, что происходит в первой пробирке (В) и во второй (Г).

На основании наблюдений указать, где расположены ионы Ag^+ и Cl^- (во внутренней или внешней координационной сфере) и, учитывая, что координационное число иона Ag^+ равно 2, составить все уравнения реакций образования аммиаката серебра, а также взаимодействие его с иодидом калия и азотной кислотой.

Реакции писать в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде!!!

Гипотеза: _____

Наблюдения: __А_____

Б_____

В_(Г)_____

Уравнения реакций:

А(получения комплекса)_____

Б, В_____

Г_____

Формула комплексного соединения:_____

Название комплексного соединения:_____

Классификация комплексного соединения:_____

Диссоциация комплексной соли по 1 и 2 ступени:_____

Выражение константы нестойкости_____

Рассмотрите строение комплекса_____

Механизм образования внутренней сферы_____

Геометрия комплексного иона_____

Сравните устойчивость данной комплексной соли с другими комплексными солями никеля:

Выводы:_____

Опыт 2. Получение тенаровой сини.

В пробирку налейте 2мл раствора сульфата железа (II) и прилейте к нему немного раствора гексациано-феррата (III) калия $K_3(Fe(CN)_6)$ (красная кровяная соль). Образуется осадок турнбулевой сини.

Турнбулева синь $Fe_3(Fe(CN)_6)_2$.

Турнбулева синь названа в честь Турнбуля (дед английского физика и химика У. Рамзая), владевшего заводом, на котором производились вещества, применяемые для крашения тканей.

(Алгоритм ответа смотри выше)



ЗАДАНИЯ ДЛЯ ОТРАБОТКИ УМЕНИЙ:

1. Определите, чему равен заряд следующих комплексных ионов: $[Cr(H_2O)_4Cl_2]$, $[HgBr_4]$, $[Fe(CN)_6]$, если комплексообразователями являются Cr^{3+} , Hg^{2+} , Fe^{3+} . Напишите формулы соединений, содержащих эти комплексные ионы.
2. Определите, чему равен заряд комплексных ионов $[Cr(NH_3)_5NO_3]$, $[Pd(NH_3)Cl_3]$, $[Ni(CN)_4]$, если комплексообразователями являются Cr^{3+} , Pd^{2+} , Ni^{2+} . Напишите формулы комплексных соединений, содержащих эти ионы.
3. Из сочетания частиц Cr^{3+} , H_2O , Cl , K^+ можно составить семь координационных формул комплексных соединений хрома, одна из которых $[Cr(H_2O)_6]Cl_3$. Составьте формулы других шести соединений и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах.
4. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений кобальта: $3NaNO_2 \cdot Co(NO_2)_3$, $CoCl_3 \cdot 3NH_3 \cdot 2H_2O$, $2KNO_2 \cdot NH_3 \cdot Co(NO_2)_3$. Координационное число кобальта (III) равно шести. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах.
5. Напишите выражения для констант нестойкости комплексных ионов $[Ag(NH_3)_2]^{2+}$, $[Fe(CN)_6]^{4-}$, $[PtCl_6]^{2-}$. Чему равны степень окисления и координационное число комплексообразователей в этих ионах?
6. Константы нестойкости комплексных соединений ионов $[Co(NH_3)_6]^{3+}$, $[Fe(CN)_6]^{4-}$, $[Fe(CN)_6]^{3-}$ соответственно равны $6,2 \cdot 10^{-36}$, $1,0 \cdot 10^{-37}$, $1,0 \cdot 10^{-44}$. Какой из этих ионов является более прочным? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов и формулы соединений, содержащих эти ионы.
7. Найдите заряды комплексных частиц и укажите среди них катионы, анионы и неэлектролиты: $[Co(NH_3)_5Cl]$, $[Cr(NH_3)_4PO_4]$, $[Ag(NH_3)_2]$, $[Cr(OH)_6]$, $[Co(NH_3)_3(NO_2)_3]$, $[Cu(H_2O)_4]$.
8. Написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения обменных реакций, происходящих между: а) $K_4[Fe(CN)_6]$ и $CuSO_4$; б) $K_3[Fe(CN)_6]$ и $AgNO_3$, имея в виду, что образующиеся комплексные соли нерастворимы в воде.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2



ВАРИАНТ 4.

« Получение комплексных соединений и изучение их свойств» (4 часа)

Цель работы: научиться определять структуру комплексных соединений, изучать их свойства, определять разницу между комплексными и двойными солями, правильно составлять и записывать уравнения химических реакций с участием комплексных соединений.

С правилами по технике безопасности ознакомлен и обязуюсь выполнять.

Подпись студента:

Инструктаж провел, знания по технике безопасности проверил:

(Ознакомьтесь с теорией в пособии глава 3.)

Опыт 1. Получение гидроксокомплекса алюминия.

Поместить в пробирку 1-2 капли раствора щелочи, добавить к нему избыток раствора хлорида алюминия, пронаблюдать выпадения осадка, отметить его характер (А). К осадку добавить избыток щелочи до полного растворения первоначального выпавшего осадка. Обратит внимание на окраску образовавшегося раствора комплексного соединения алюминия.(Б)

Полученный раствор разделить на две пробирки. В первую добавить небольшое количество раствора ализарина, во вторую – раствора азотной кислоты по каплям сначала до выпадения осадка, а затем до полного его растворения и наблюдать, что происходит в первой пробирке (В) и во второй (Г).

На основании наблюдений указать, где расположены ионы Al^{3+} (во внутренней или внешней координационной сфере) и, учитывая, что координационное число иона Al^{3+} равно 3, составить все уравнения реакций образования комплексной соли алюминия, а также взаимодействие его азотной кислотой.

Реакции писать в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде!!!

Гипотеза: _____

Наблюдения: __А_____

Б_____

В_(Г)_____

Уравнения реакций:

А(получения комплекса)_____

Б, В_____

Г_____

Формула комплексного соединения:_____

Название комплексного соединения:_____

Классификация комплексного соединения:_____

Диссоциация комплексной соли по 1 и 2 ступени:_____

Выражение константы нестойкости_____

Рассмотрите строение комплекса_____

Механизм образования внутренней сферы_____

Геометрия комплексного иона_____

Сравните устойчивость данной комплексной соли с другими комплексными солями никеля:

Выводы:_____

Опыт 2. Получение комплексной соли меди:

Налейте в пробирку 2к раствора сульфата меди (II) и добавьте столько же раствора $K_4(Fe(CN)_6)$ (жёлтой кровяной соли), обратите внимание на цвет образующего осадка $Cu_2(Fe(CN)_6)$. Добавьте 2к раствора соляной кислоты. Изменился ли осадок?

Желтая кровяная соль $K_4(Fe(CN)_6)$ (синильно-кислый поташ, синькали) – вещество ядовитое. Это соединение получали из животных отбросов (кровь, копыта, шкуры, сухая рыба и другое). Закупать её в России можно было только с разрешения полиции, используется в аналитической химии для определения ионов железа Fe^{2+} .

(Алгоритм ответа смотри выше)



ЗАДАНИЯ ДЛЯ ОТРАБОТКИ УМЕНИЙ:

1. Константы нестойкости комплексных ионов $[Co(CN)_4]^{2-}$, $[Hg(CN)_4]^{2-}$, $[Cd(CN)_4]^{2-}$ соответственно равны $8 \cdot 10^{-20}$, $4 \cdot 10^{-41}$, $1,4 \cdot 10^{-17}$. В каком растворе, содержащем эти ионы, при равной молярной концентрации ионов CN^- больше? Напишите выражения для констант нестойкости указанных комплексных ионов.
2. Напишите выражения для констант нестойкости следующих комплексных ионов: $[Ag(CN)_2]^-$, $[Ag(NH_3)_2]^+$, $[Ag(SCN)_2]^-$. Зная, что они соответственно равны $1,0 \cdot 10^{-21}$, $6,8 \cdot 10^{-8}$, $2,0 \cdot 10^{-11}$, укажите, в каком растворе, содержащем эти ионы, при равной молярной концентрации больше ионов Ag^+ .
3. При прибавлении раствора KCN к раствору $[Zn(NH_3)_4]SO_4$ образуется растворимое комплексное соединение $K_2[Zn(CN)_4]$. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции. Константа нестойкости какого иона $[Zn(NH_3)_4]^{2+}$ или $[Zn(CN)_4]^{2-}$ больше? Почему?
4. Напишите уравнение диссоциации солей $K_3[Fe(CN)_6]$ и $NH_4Fe(SO_4)_2$ в водном растворе. К каждой из них прилили раствор щелочи. В каком случае выпадет осадок гидроксида железа (III)? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции. Какие комплексные соединения называются двойными солями?
5. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений платины (II), координационное число которой равно четырем: $PtCl_2 \cdot 3NH_3$, $PtCl_2 \cdot NH_3 \cdot KCl$, $PtCl_2 \cdot 2NH_3$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из этих соединений является комплексным неэлектролитом?
6. Какие ионы являются комплексообразователями в следующих комплексных соединениях: $K[Pt(NH_3)Cl_5]$, $[Cr(H_2O)_5Cl]Cl_2$, $K_2[Cu(CN)_4]$? Определите степень окисления комплексообразователя и координационное число.

ТЕМА 3. РАСТВОРЫ. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ С ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИЕЙ.

«Именно в растворе впервые развились живые организмы, и из этого раствора они получили ионы и молекулы, необходимые для их роста и жизни... С течением времени живые организмы развивались и изменялись, что позволило им покинуть водную среду и перейти на сушу и затем подняться в воздух. Они приобрели эту способность, сохранив в своих организмах водный раствор в виде жидкостей, содержащих необходимый запас ионов и молекул», — вот так оценивает роль растворов в возникновении и развитии жизни на Земле известный американский химик, лауреат Нобелевской премии Лайнус Полинг.



Цель: Научитесь выражать концентрацию растворов различными способами. Решать задачи на растворы.

Растворы играют важную роль в живой и неживой природе, а также в науке и технике.

Большинство физиологических процессов в организмах человека, животных и в растениях, различных промышленных процессов, биохимических процессов в почвах и т.п. протекают в растворах.

Раствор – это гомогенная многокомпонентная система, в которой одно вещество распределено в среде другого или других веществ.

Растворы могут быть в газообразном (воздух), жидком и твердом (сплавы, цветные стекла) агрегатных состояниях. Чаще всего приходится работать с жидкими растворами.

Содержание данного вещества в единице массы или объема раствора называется концентрацией раствора. На практике наиболее часто пользуются следующими способами выражения концентрации:

Массовая доля W – отношение массы данного компонента в растворе к общей массе этого раствора.

$$W = \frac{m(\text{растворенного вещества})}{m(\text{раствора})} \times 100\%$$

$$m(\text{растворенного вещества}) = \frac{m(\text{раствора}) \times W}{100\%}$$

$$m(\text{раствора}) = m(\text{растворенного вещества}) + m(\text{растворителя})$$

Титр T – число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора. Единицы измерения титра – г/мл, кг/см³.

$$T = \frac{m(\text{вещества})}{V(\text{раствора})}$$

Молярная концентрация c – отношение количества вещества (в молях), содержащегося в растворе, к объему раствора. Единицы измерения - моль/м³, (моль /л). Раствор, имеющий концентрацию 1 моль/л, обозначают 1 М; 0,5 моль/л, обозначают 0,5 М.

$$C = \frac{n(\text{кол-во вещества})}{V(\text{раствора})}$$

Молярная концентрация (молярность)	Массовая доля растворенного вещества
$c = \frac{V(\text{вещества})}{V(\text{раствора})} \left(\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}} \right)$	$w(\%) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\%$
Слянка с раствором соляной кислоты $c = 0,1 \left(\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}} \right)$ или 0,1 М	
	
$c \left(\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}} \right) = \frac{10 w(\%) \cdot \rho(\text{раствора}) \left(\frac{\text{г}}{\text{мл}} \right)}{M(\text{вещества}) \left(\frac{\text{г}}{\text{МОЛЬ}} \right)}$	$w(\%) = \frac{c \left(\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}} \right) \cdot M(\text{вещества}) \left(\frac{\text{г}}{\text{МОЛЬ}} \right)}{10 \rho(\text{раствора}) \left(\frac{\text{г}}{\text{мл}} \right)}$

Молярная концентрация эквивалентов $c_{\text{ЭК}}$ (**нормальная концентрация**) – это отношение количества вещества эквивалентов (моль) к объему раствора (л). Единица измерения нормальной концентрации моль/л. Например, $c_{\text{ЭК}}(\text{KOH}) = 1$ моль/л, $c_{\text{ЭК}}(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л, $c_{\text{ЭК}}(1/3\text{AlCl}_3) = 1$ моль/л. Раствор в 1 л которого содержится 1 моль вещества эквивалентов, называют нормальным и обозначают 1 н.

$$C = \frac{n(\text{кол-во вещества})}{f \times V(\text{раствора})}$$

Расчет фактора эквивалентности см Приложение.

Для приготовления растворов определенной концентрации, для точного измерения объемов применяют мерную посуду: *мерные колбы, пипетки и бюретки.*



Рис 1. Мерная посуда.

Мерные колбы – тонкостенные плоскодонные сосуды с длинным узким горлом, на котором нанесена метка в виде кольцевой черты. На каждой колбе обозначены ее емкость и температура, при которой эта емкость измерена. Колба должна плотно закрываться пробкой (рис.1).

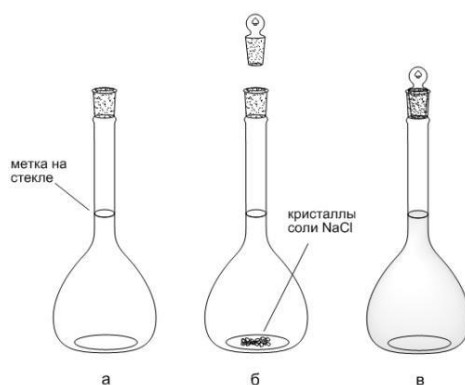


Рис2. Мерные колбы.

Пипетки используют для отбора определенного объема пробы жидкости.

Пипетки Мора представляют собой стеклянные трубки с расширением посередине. Нижний конец оттянут в капилляр, на верхнем конце нанесена метка, до которой следует набирать измеряемую жидкость. На пипетке указана объемность. Широко применяют также градуированные пипетки различной емкости, на наружной стенке которых нанесены деления. Для наполнения пипетки нижний конец ее опускают в жидкость и втягивают последнюю при помощи груши или специального приспособления. Жидкость набирают так, чтобы она поднялась на 2-3 см выше метки, затем быстро закрывают верхнее отверстие указательным пальцем правой руки, придерживая в то же время пипетку большим и средним пальцами. Затем ослабляют нажим указательного пальца, в результате чего жидкость будет медленно вытекать из пипетки. В тот момент, когда нижний мениск (уровень) жидкости окажется на одном уровне с меткой, палец снова прижимают. Введя пипетку в сосуд, отнимают указательный палец и дают жидкости стечь по стенке сосуда. После того, как жидкость вытечет, пипетку держат еще 5 секунд прислоненной к стенке сосуда, слегка поворачивая вокруг оси.

Бюретки применяют при титровании, для измерения точных объемов и т.д.

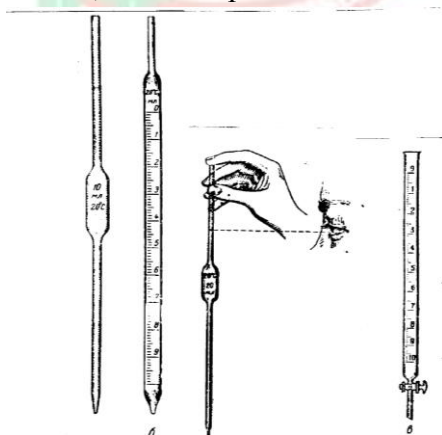


Рис. 4 Мерная посуда: пипетки и бюретка.

а – пипетка Мора; б – градуированная пипетка; в – бюретка.

Объемные бюретки – это стеклянные трубки с несколько оттянутым нижним концом или снабженным краном. На наружной стенке по всей длине бюретки нанесены деления в 0,1 мл. К оттянутому концу бескрановой пипетки с помощью резиновой трубки закладывают стеклянную бусинку. Бюретку заполняют жидкостью через воронку. Затем открывают кран и зажим, чтобы заполнить раствором часть бюретки, расположенной ниже крана или зажима до

нижнего конца капилляра. Бюретку заполняют так, чтобы вначале уровень жидкости был несколько выше нулевого деления шкалы. Затем, осторожно приоткрывая кран, устанавливают уровень жидкости на нулевое деление. Каждое титрование следует начинать только после заполнения бюретки до нуля.

Для менее точного измерения объемов жидкости используют мерные цилиндры и мензурки (рис.5)

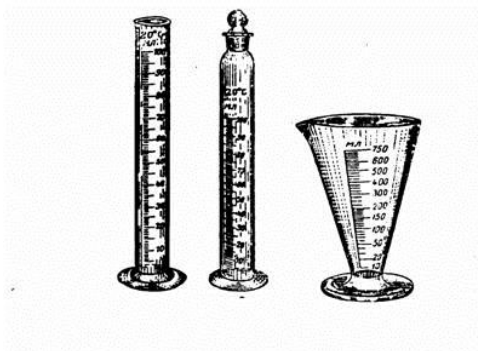


Рис. 5 Мерные цилиндры и мензурка

Взвешиванием называют сравнение массы данного вещества с массой гирь, масса которых известна и выражена в определенных единицах (мг, г, кг). Весы являются важнейшим прибором в химической лаборатории, поскольку практически ни одна работа не обходится без определения массы реагентов и продуктов реакции.

В зависимости от точности, с которой проводится взвешивание, весы разделяют на следующие группы:

- для грубого взвешивания (точность до 1 г);
- для точного взвешивания (точность от 1 до 10 мг);
- аналитические (точность от 0,1 мг до 10^{-9} мг).

При выполнении лабораторных работ применяются весы с точностью взвешивания 0,1-0,01 г. Такой точности достаточно для проведения большинства опытов синтезов.



ПРАВИЛА ВЗВЕШИВАНИЯ

1. *Перед взвешиванием необходимо убедиться, что весы уравновешены. При необходимости для установления равновесия на более легкую чашку нужно положить полоски бумаги.*
2. *Взвешиваемое тело кладут на левую чашку весов, а гири – на правую.*
3. *Во избежание порчи весов взвешиваемое тело и гири нужно опускать на чашки осторожно, не роняя их даже с небольшой высоты.*
4. *Нельзя взвешивать тела более тяжелые, чем указанная на весах предельная нагрузка.*
5. *На чашки весов нельзя класть мокрые, грязные, горячие тела, наливать жидкости, насыпать порошки без использования подкладки.*

6. Мелкие гири и разновесы надо брать пинцетом.
- Положив взвешиваемое тело на левую чашку, на правую кладут гирю, имеющую массу, приближенную к массе тела (на глаз).
 - Если гиря перетянет чашку, то её ставят обратно в футляр, если нет – оставляют на чашке. Затем подбирают таким же образом гири меньшей массы, пока не будет достигнуто равновесие.
 - Уравновесив тело, подсчитывают общую массу гирь, лежащих на чашке весов. Затем переносят гири в футляр.



Алгоритмы действий при решении задач:

ПРЕЖДЕ ВСЕГО, ОПРЕДЕЛИСЬ С ТИПОМ ЗАДАЧИ!!!

Если в задаче указана концентрация в массовых долях или в %, то это задача на

ТИП 1. Массовая доля растворенного вещества.

Задача 1. Как приготовить 300 г раствора с массовой долей соли 15%?

Приготовление растворов

Алгоритм	Выполнение действий
1. Запишите исходную формулу нахождение процентной концентрации.	$W = \frac{m(\text{растворенно вещества})}{m(\text{раствора})} \times 100\%$
2. Выведите из нее формулу нахождения массы растворенного вещества.	$m(\text{растворенного вещества}) = \frac{m(\text{раствора}) \times W}{100\%}$
3. Определите известные по условию задачи величины и подставьте их в формулу (% предварительно можно перевести в массовые доли разделив их на 100 $15\% = 0,15$). Вычислите массу растворенного вещества.	$m(\text{р.в}) = 300 \times 0,15 = 45 \text{ г}$
4. Вычислить массу воды.	$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{раствора}) - m(\text{р.в}) = 300 - 45 = 255 \text{ г}$
5. Вывод	Для приготовления 300 г 15% раствора необходимо взвесить 45 г соли и отмерить мерным цилиндром 255 мл воды. Растворить соль в воде.

Разбавление растворов

Задача 2. К 120 г 15%-го раствора соли добавили 80 г воды. Вычислите массовую долю соли во вновь полученном растворе.

Алгоритм	Выполнение действий
Найти массу растворенного вещества в исходном растворе	$m(\text{растворенного вещества}) = \frac{m(\text{раствора}) \times W}{100\%}$ $m(\text{р.в}) = 120 \times 0,15 = 18 \text{ г}$
Найти массу полученного раствора	$m_2(\text{раствора}) = m(\text{раствора})_1 + m(\text{воды})$ $m_2(\text{раствора}) = 120 + 80 = 200 \text{ г}$
Найти массовую долю соли в полученном растворе	$W = \frac{m(\text{растворенно вещества})}{m(\text{раствора})} \times 100\% =$ $18/200 \times 100\% = 9\%$



ПРИ ДОБАВЛЕНИИ ВОДЫ ПРОИСХОДИТ УМЕНЬШЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА, МАССА РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА ОСТАЕТСЯ НЕИЗМЕННОЙ, ИЗМЕНЯЕТСЯ МАССА РАСТВОРА.

Задача 3. К 200 г 4%-го раствора сахара добавили 5 г сахара. Рассчитайте массовую долю вещества в полученном растворе.

Концентрирование растворов

Алгоритм	Выполнение действий
Найти массу растворенного вещества в исходном растворе	$m(\text{растворенного вещества}) = \frac{m(\text{раствора}) \times W}{100\%}$ $m(\text{р.в}) = 200 \times 0,04 = 8 \text{ г}$
Найти массу растворенного вещества в исходном растворе	$m_2(\text{р. в}) = m(\text{р.в})_1 + m(\text{сахара})$ $m_2(\text{р.в}) = 8 + 5 = 13 \text{ г}$
Найти массу полученного раствора	$m_2(\text{раствора}) = m(\text{раствора})_1 + m(\text{сахара})$ $m_2(\text{раствора}) = 200 + 5 = 205 \text{ г}$
Найти массовую долю соли в полученном растворе	$W = \frac{m(\text{растворенно вещества})}{m(\text{раствора})} \times 100\% =$ $13/205 \times 100\% = 6,34\%$

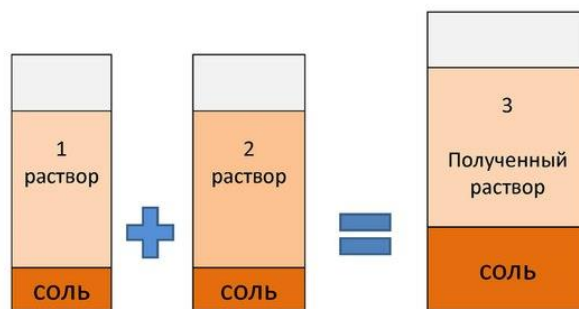


ПРИ ДОБАВЛЕНИИ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА ПРОИСХОДИТ УВЕЛИЧЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА, ИЗМЕНЯЕТСЯ МАССА РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА, ИЗМЕНЯЕТСЯ И МАССА РАСТВОРА.

Задача 4. К 120 г 20%-го раствора серной кислоты добавили 40 г 50%-го раствора серной кислоты. Какова массовая доля вещества во вновь полученном растворе?

Смешивание двух растворов

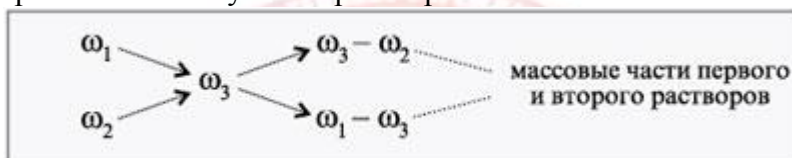
Алгоритм	Выполнение действий
Найти массу растворенного вещества в исходном растворе 1	$m(\text{растворенного вещества}) = \frac{m(\text{раствора}) \times W}{100\%}$ $m_1(\text{р.в}) = 120 \times 0,2 = 24 \text{ г}$
Найти массу растворенного вещества в исходном растворе 2	$m(\text{растворенного вещества}) = \frac{m(\text{раствора}) \times W}{100\%}$ $m_2(\text{р.в}) = 40 \times 0,5 = 20 \text{ г}$
Найти массу растворенного вещества в полученном растворе	$m_3(\text{р. в}) = m(\text{р.в})_1 + m(\text{р.в})_2$ $m_3(\text{р.в}) = 24 + 20 = 44 \text{ г}$
Найти массу полученного раствора	$m_3(\text{раствора}) = m(\text{раствора})_1 + m_2(\text{раствора})$ $m_3(\text{раствора}) = 120 + 40 = 160 \text{ г}$
Найти массовую долю соли в полученном растворе	$W = \frac{m(\text{растворенно вещества})}{m(\text{раствора})} \times 100\% =$ $44/160 \times 100\% = 27,5 \%$



$$m_{1 \text{ соли}} + m_{2 \text{ соли}} = m_{3 \text{ соли}}$$

$$m_{1 \text{ р-ра}} + m_{2 \text{ р-ра}} = m_{\text{получ. р-ра}}$$

При решении задач на растворы с разными концентрациями чаще всего применяют диагональную схему правила смешения. При расчетах записывают одну над другой массовые доли растворенного вещества в исходных растворах, справа между ними – его массовую долю в растворе, который нужно приготовить, и вычитают по диагонали из большего меньшее значение. Разности их вычитаний показывают массовые доли для первого и второго растворов, необходимые для приготовления нужного раствора.



ЗАДАЧА

Определите концентрацию раствора, полученного при слиянии 150 г 30%-го и 250 г 10%-го растворов какой-либо соли.

Дано:

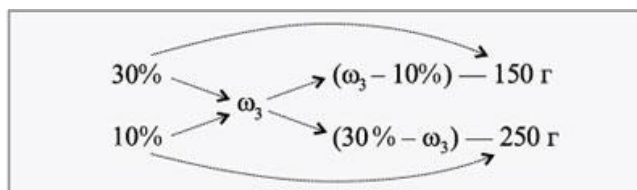
$$m_1 = 150 \text{ г,}$$

$$m_2 = 250 \text{ г,}$$

$$\omega_1 = 30\%,$$

$$\omega_2 = 10\%.$$

Найти: ω_3 .



$$(\omega_3 - 10)/(30 - \omega_3) = 150/250.$$

Тогда

$$(30 - \omega_3) \cdot 150 = (\omega_3 - 10) \cdot 250,$$

$$4500 - 150 \omega_3 = 250 \omega_3 - 2500,$$

$$4500 - 2500 = 250 \omega_3 - 150 \omega_3,$$

$$7000 = 400 \omega_3, \quad \omega_3 = 7000/400 = 17,5\%.$$

Ответ. При слиянии взятых растворов получится новый раствор с концентрацией $\omega_3 = 17,5\%$.

Можно составить таблицу:

	Масса раствора (г)	% концентрация	Масса соли в растворе
1 раствор	150 г	30%	$150 \times 0,3 = 45$
2 раствор	250 г	10%	$250 \times 0,1 = 25$
Приготовленный раствор	400 г	70/400=0,175	70

ЗАДАЧА

К 150г 10% раствора соли добавили 5% раствор этой же соли и получили 8%. Какое количество 5% раствора добавили?

Решение:

	Масса раствора (г)	% концентрация	Масса соли в растворе
1 раствор	150 г	10%	$150 \times 0,1 = 15$
2 раствор	X г	5%	0,05x
Приготовленный раствор	150 + X г	8%	15 + 0,05x
РЕШЕНИЕ			$(150 + X) \times 0,08 = 15 + 0,05x$

Молярная концентрация. (Алгоритм 2.)

Задача. Вычислите молярную концентрацию 20%-го раствора хлорида калия ($\rho = 1,13$ г/мл).

Алгоритм	Выполнение действий
Написать формулу молярной концентрации	$C = \frac{n \text{ (кол-во вещества)}}{V \text{ (раствора)}}$
Найти массу 1 л раствора (так как молярная концентрация – это число молей в 1 л раствора)	$m = \rho \cdot V$ $m(\text{раствора}) = 100 \text{ мл} \times 1,13 \text{ г/мл} = 1130 \text{ г}$
Найти массу растворенного вещества	$m(\text{растворенного вещества}) = \frac{m(\text{раствора}) \times W}{100\%}$ $m2(\text{р.в.}) = 1130 \times 0,2 = 226 \text{ г}$
Найти количество растворенного вещества	$n = m \setminus M$ $n = 226 \text{ г} \setminus 74,5 \text{ г/мл} = 3 \text{ моль}$
Найти молярную концентрацию раствора	$C = \frac{n \text{ (кол-во вещества)}}{V \text{ (раствора)}}$ $C = 3 \text{ моль} \setminus 1 \text{ л} = 3 \text{ моль} \setminus \text{л} = 3 \text{ М}$



ПРИ РАСЧЕТЕ НОРМАЛЬНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ ЭКВИВАЛЕНТА НЕОБХОДИМО ИСПОЛЬЗОВАТЬ ФАКТОР ЭКВИВАЛЕНТНОСТИ.
(См приложение.)



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

Тема3. Растворы

3.1. Сколько каждого вещества нужно взять для приготовления следующих растворов:

- А) 2 л. 0,5 М раствора AlCl_3
- Б) 2 л. 0,5 н раствора AlCl_3
- В) 400 г. 20% раствора AlCl_3
- Г) 400 мл. 0,2 М раствора Na_2CO_3 из $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
- Д) 400 мл. 0,2 н раствора Na_2CO_3 из $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
- Е) 400 г. 5% раствора Na_2CO_3 из $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

3.2. Определить молярность, нормальность и титр следующих растворов. Сколько каждого вещества нужно взять для их приготовления: ($T = \frac{m}{v}$)

- А) 70% раствор H_2SO_4 $\rho = 1,6$ г/мл; $V = 500$ мл
- Б) 40% раствор NaOH $\rho = 1,4$ г/мл; $V = 400$ мл
- В) 20% раствор H_3PO_4 $\rho = 1,1$ г/мл; $V = 300$ мл
- Г) 30% раствор AlCl_3 $\rho = 1,2$ г/мл; $V = 200$ мл

3.3. Определить концентрацию (в%):

- А) 4,9 н раствора H_2SO_4 $\rho = 1,15$ г/мл; $V = 200$ мл
- Б) 0,9 М раствора HNO_3 $\rho = 1,03$ г/мл; $V = 250$ мл
- В) 4 н раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ $\rho = 1,21$ г/мл; $V = 400$ мл
- Г) 2,5 М раствора NaOH $\rho = 1,12$ г/мл; $V = 300$ мл

3.4. К 500 мл. 28% раствора аммиака $\rho = 0,9$ г/мл прибавили 1 л. воды. Какова концентрация (в%) и молярность аммиака в полученном растворе?

3.5. Какой объем воды нужно прибавить к 500 мл. 40% HNO_3 $\rho = 1,25$ г/мл для получения 10% кислоты? Какова молярность полученного раствора.

3.6. К 200 г. 5% раствора CuSO_4 добавили:

- А) 5 г. CuSO_4
- Б) 15 г. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- В) 50 г. H_2O
- Г) выпарили раствор до 120 г.
- Д) 20% 100 г. CuSO_4

Е) выпало в осадок 5г. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Как изменится процентная концентрация раствора?

3.7. К раствору Na_2CO_3 300 г. 25% добавили:

- А) 200 г. 6% раствора Na_2CO_3
- Б) 25 г. Na_2CO_3
- В) 100 г. H_2O
- Г) 100 г. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
- Д) выпарили раствор до 150 г.
- Е) выпало в осадок 50 г. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

Как измениться концентрация исходного раствора?

3.8. Какова процентная концентрация раствора хлорида кальция, полученного растворением 21,9 г. $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ в 100 мл. воды.

3.9. Какое вещество будет находиться в растворе, какова его массовая доля (%), если калий массой 7,9 г растворили в 100 г. воды.

3.10. В растворе NaOH 100 г. 5% растворили 6,3 г. оксида натрия. Чему равна масса полученного раствора.

3.11. В 200 г. H_2O растворили 5,56 л. SO_2 (н.у). Какое вещество будет находиться в растворе и какова его массовая доля (в %)?

3.12. В растворе ортофосфорной кислоты объемом 150 мл. ($\rho=1,06$ г/см³) содержащих 10% кислоты, растворили оксид фосфора V массой 31 г. Определите массовую долю кислоты в новом растворе.

3.13. В каком объеме воды нужно растворить 2 моль хлорида натрия, чтобы массовые доли растворенного вещества составили 25%.

3.14. Сколько мл 10% соляной кислоты ($\rho=1,05$ г/мл) требуется для нейтрализации 100 мл. 20% раствора гидроксида натрия ($\rho=1,22$ г/мл).

3.15. Сколько мл 90% серной кислоты ($\rho=1,82$ г/мл) вступит в реакцию с 4,8 г. магния? Сколько соли будет в растворе после реакции, и какова процентная концентрация ее раствора.

3.16. Сколько мл 10% раствора BaCl_2 $\rho=1,09$ г/см³ требуется для реакции с 20 мл 2 М раствора Na_2SO_4 ($\rho=1,07$ г/мл); Какая соль образуется? Какова ее процентная концентрация?

3.17. Сколько 93,6% серной кислоты ($\rho=1,83$ г/мл) и воды нужно взять, чтобы приготовить 1 л. 20% раствора $\rho=1,14$ г/см³

ЕСЛИ ВЫ ПЛОХО РАЗОБРАЛИСЬ В ТЕМЕ, ПРОЧИТАЙТЕ ЕЩЕ РАЗ ИЛИ ВОСПОЛЬЗУЙТЕСЬ КОНСУЛЬТАЦИЕЙ. 



« Приготовление растворов заданной концентрации» (4 часа)

Цель работы: приобретение навыков приготовления растворов различной концентрации из сухой соли.

С правилами по технике безопасности ознакомлен и обязуюсь выполнять.

Подпись студента:

Инструктаж провел, знания по технике безопасности проверил:

Опыт 1. Приготовление раствора хлорида натрия с заданной массовой долей соли (%).

Алгоритм приготовления определённого объёма раствора с заданной процентной концентрацией:

1. Рассчитать массу хлорида натрия и воды необходимого для приготовления раствора.
2. Для расчетов использовать формулу расчета процентной концентрации:
3. Взвесить на весах рассчитанную навеску (1).
4. Перенести навеску соли в колбу (2).
5. Отмерить необходимое количество воды при помощи мерного цилиндра(3).
5. Прилить в колбу воды и перемешать стеклянной палочкой до полного растворения соли(4-5).

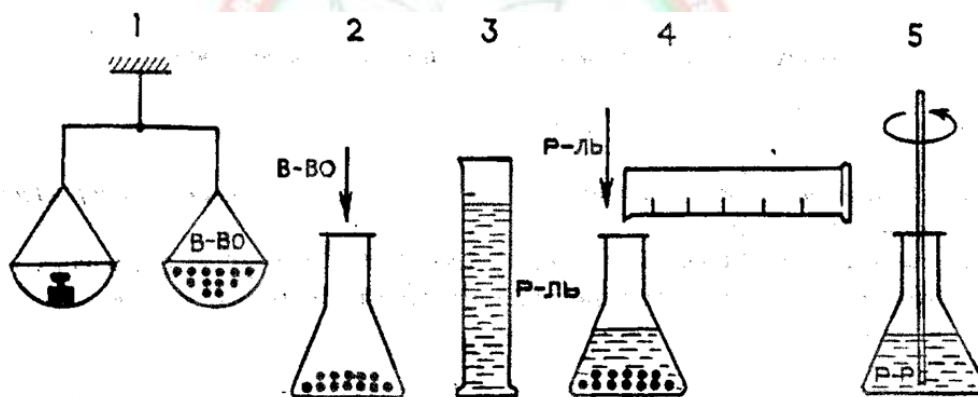


Таблица 1. Задания для приготовления растворов с заданной процентной концентрацией.

Вариант задания	Масса раствора	Процентная концентрация
1	60 г	2%
2	120 г	0,8%
3	80 г	2,5%
4	140 г	1,5%
5	80 г	3,5%
6	140г	1,25%
7	160г	0,6%
8	90 г	2,4%
9	60г	3,2%
10	110 г	3%

Используя таблицу плотностей, рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и титр приготовленных вами растворов.

Содержание NaCl	
%	Плотность, г/мл
0,6	1,0023
0,8	1,0036
1	1,0053
1,25	1,0068
1,5	1,0085
2	1,0125
2,4	1,0015
2,5	1,00158
3,2	1,0021
3	1,0195

Отчет о проделанной работе:

Вариант №.....

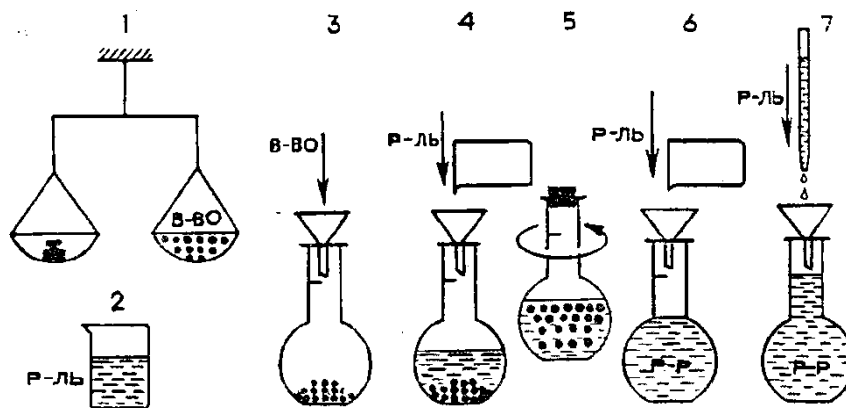
Заданная процентная концентрация	Заданная масса раствора	Рассчитанные массы компонентов г		Плотность раствора	Рассчитанный объем раствора	Концентрации		
		NaCl	H ₂ O			См	Сн	Т

Расчеты:

Опыт 2. Приготовление раствора хлорида натрия с заданной молярной концентрацией.

Алгоритм приготовления определённого объёма раствора с заданной молярной концентрацией:

1. Рассчитать массу хлорида натрия.
2. Для расчетов использовать формулы:
 $C = n / V$; $n = C V$; $m = n M$; $m = C V M$
3. Взвесить на весах рассчитанную навеску (1).
4. Перенести навеску соли в мерную колбу (3).
5. Прилить в колбу немного воды и перемешать стеклянной палочкой до полного растворения соли (4-5).
6. Налить в мерную колбу воды до метки (6)



¹ Рабинович В. А., Хавин З. Я. "Краткий химический справочник" Л. 1978 г

Практика лучший наставник во всех делах. Usus efficacissimus rerum omnium magister
 7. Чтобы не перелить воду, последние капли добавлять с помощью пипетки (7).

Таблица 3. Задания для приготовления растворов с заданной процентной концентрацией.

Вариант задания	Объем раствора	Молярная концентрация
1	50 мл	0,125
2	100 мл	0,040
3	100 мл	0,060
4	200 мл	0,125
5	200 мл	0,025
6	200 мл	0,040
7	200 мл	0,060
8	250 мл	0,020
9	250 мл	0,050
10	250 мл	0,060

Таблица 2. Значения плотностей раствора хлорида натрия.²

Содержание NaCl	
Молярная концентрация	Плотность, г/мл
0,125	1,0032
0,04	0,9998
0,06	1,0006
0,125	1,0032
0,025	0,9992
0,020	0,9990
0,050	1,0002
0,060	1,0006

Используя таблицу плотностей, рассчитайте процентную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и титр приготовленных вами растворов.

Отчет о проделанной работе:

Вариант №.....

Заданная концентрация	Заданный объем раствора	Рассчитанные массы компоненто в г NaCl	Плотность раствора	Рассчитанная масса раствора	Концентрации		
					С _м	С _н	Т

Расчеты:

Вывод:

^{2 2} Рабинович В. А., Хавин З. Я. "Краткий химический справочник" Л. 1978 г

ТЕМА 4. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.

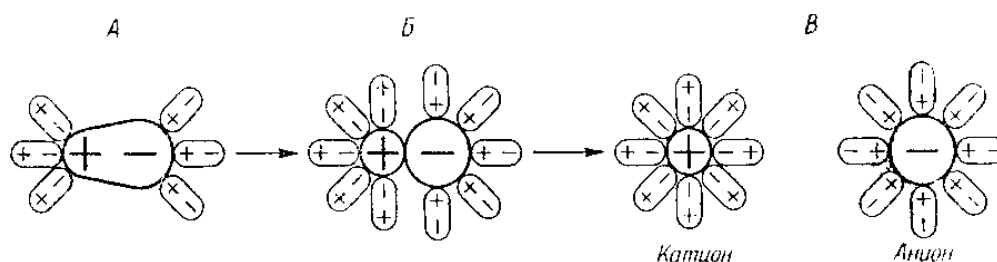
Ты можешь ошибаться, а думать, что все правильно...



Д.Леннон

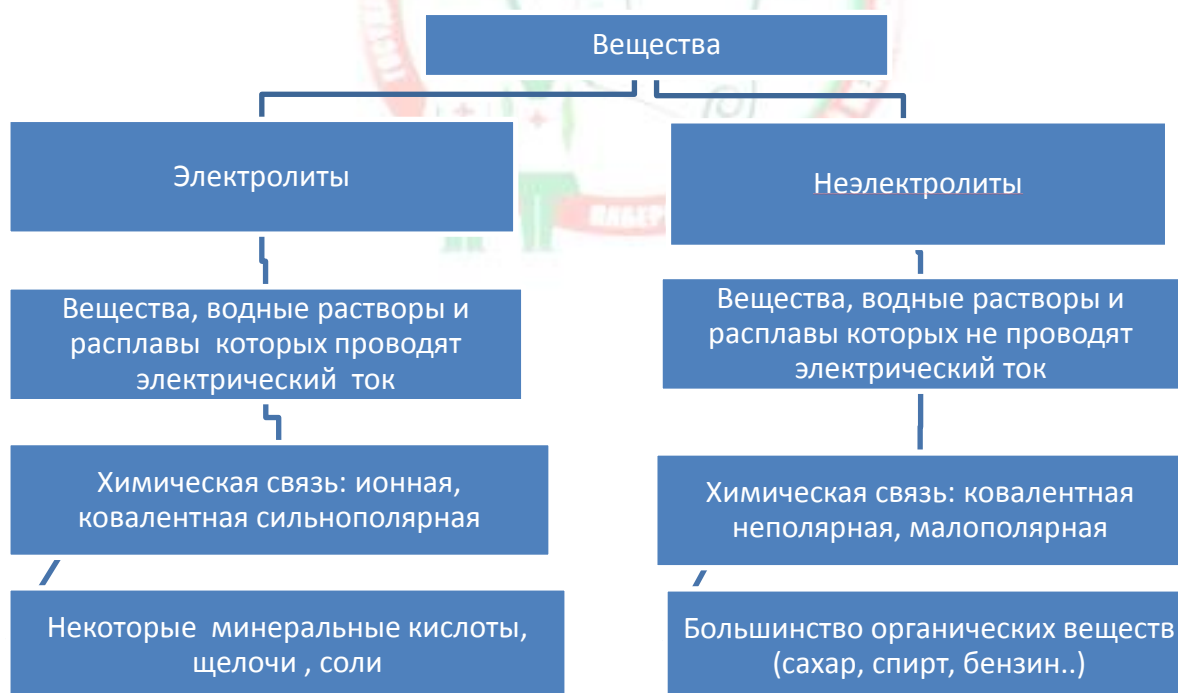
Цель: Научитесь составлять реакции ионного обмена.

Электролитическая диссоциация – процесс распада (диссоциация) электролита на ионы при его растворении в воде или расплавлении.



Все вещества в зависимости от способности в растворенном и расплавленном состоянии проводить электрический ток, делятся на 2 группы – электролиты и неэлектролиты.

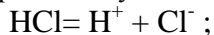
Схема. Электролиты и неэлектролиты.



Кислоты, основания соли с точки зрения электролитической диссоциации.

Кислота – это электролит, при диссоциации которого в водных растворах образуются катионы водорода и анионы кислотных остатков.

Практика лучший наставник во всех делах. Usus efficacissimus rerum omnium magister



Многоосновные слабые кислоты диссоциируют ступенчато:

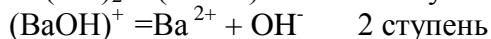
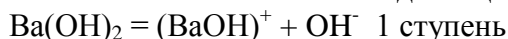


Ступенчатой диссоциацией можно объяснить образование кислых солей KHSO_3 .

Основания- это электролит, который в водных растворах диссоциирует с образованием только одного вида анионов – гидроксид ионов (OH^-).

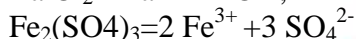
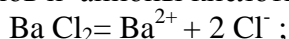


Многоосновные основания диссоциируют ступенчато:



Диссоциация средних солей

Средние соли – это электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков.



Диссоциация кислых солей

Кислые соли- это электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов и водорода и анионы кислотных остатков.



Цель: Научитесь составлять уравнения диссоциации кислот, оснований и солей.

Алгоритм			
1. Выберите и запишите формулу: основания, кислоты, соли. Проверьте их растворимость (Приложение1)	$\text{Ba}(\text{OH})_2$ растворим	H_2SO_4 растворим	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ растворим
2. Составьте схему диссоциации (Справка)	$\text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}^{2+} + \text{OH}^-$	$\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = \text{Fe}^{3+} + \text{SO}_4^{2-}$
3. Расставьте коэффициенты в уравнение эл. диссоциации	$\text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$
5. Проверьте заряды по таблице растворимости (приложение 1)	Заряды ионов определены верно	Заряды ионов определены верно	Заряды ионов определены верно
6. Сделайте вывод	Основания диссоциируют на катион металла и анион гидроксогруппы.	Кислоты диссоциируют на протон водорода и анион кислотного остатка.	Соли диссоциируют на катион металла и анион кислотного остатка.



Справка. 1. Для составления схемы электролитической диссоциации в левой части схемы записывают молекулярную формулу, а в правой – формулы соответствующих катионов и анионов.

2. Заряд иона численно равен валентности.

3. Коэффициент перед группой OH- численно равен индексу в формуле щелочи и заряду катиона металла.

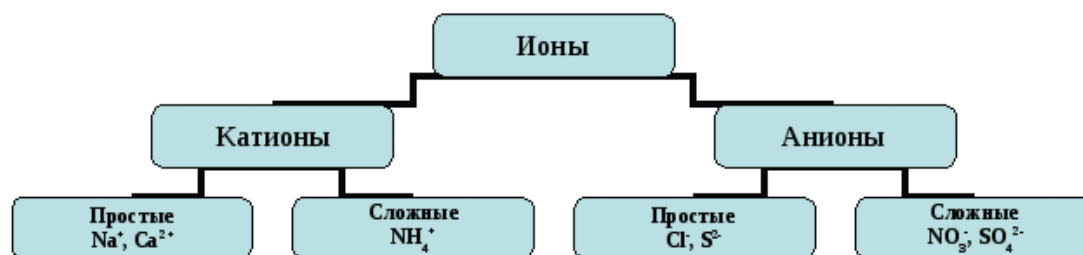
Коэффициент перед H+ в кислоте равен числу атомов водорода.

Коэффициент перед формулой катиона металла равен числу атомов металла в формуле. Коэффициент перед формулой аниона равен числу кислотных остатков в формуле соли.

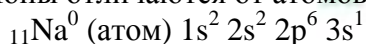
Основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса.

1. Электролиты при их растворении в воде или в расплавленном состоянии распадаются (диссоциируют) на ионы.

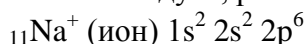
Ионы – это атом или группа атомов, имеющие положительный (катионы) или отрицательный (анионы) заряд:



2. Ионы отличаются от атомов по строению и по свойствам:



Атомы Na⁰ легко отдают 3s¹ электроны; химически атомы Na очень активны, окисляются на воздухе, реагируют с водой и т.д.



Ионы Na⁺ не отдают электроны, не могут окисляться и не реагируют с водой.

Таблица 1

Сравнительная характеристика нейтральных атомов и ионов

Критерии сравнения	Натрий Na	Катион натрия Na ⁺	Хлор Cl ₂	Ион хлора Cl ⁻
Электронная формула	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹	1s ² 2s ² 2p ⁶	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁵	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶
Цвет	Серебристо-белый	Бесцветный	Жёлто-зелёный	Бесцветный
Запах,	Без запаха, вызывает	Без запаха,	Резкий запах, ядовит	Без запаха,

опасность	ожоги	безопасен		не ядовит
Взаимодействие с водой	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$	Не реагирует	$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HClO} + \text{HCl}$	Не реагирует

3. В растворе и расплаве электролита движение ионов хаотическое, а при пропускании постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита принимают направленное движение:

❖ Катионы ---- к катоду

❖ Анионы ----- к аноду

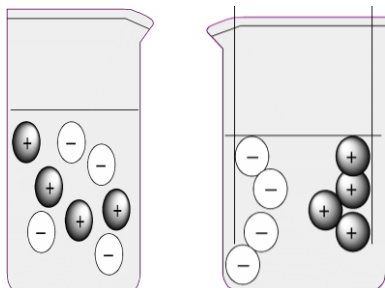
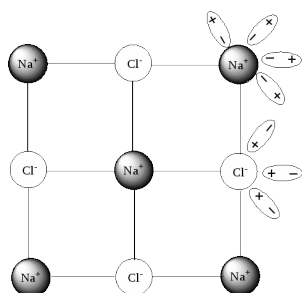


Рис 4 Хаотическое движение и направленное движение ионов при пропускании электрического тока.

I. Механизм диссоциации электролитов с ионной связью в водных растворах:



1. Растворение вещества с ионной связью в воде. Вода – полярный растворитель.

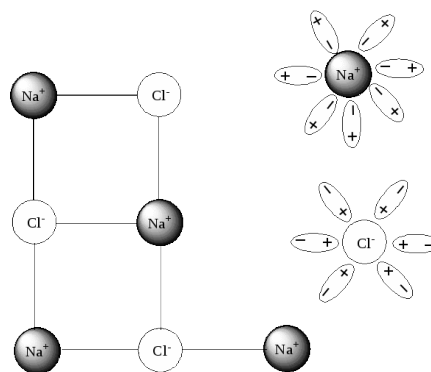
2. Происходит ориентация диполей воды вокруг ионов натрия и ионов хлора

При этом химические связи между ионами натрия и хлора ослабевают. Диполи воды как бы «изымают» ионы из разрушающейся кристаллической решётки хлорида натрия, т.е. в результате химического взаимодействия между молекулами растворителя и ионами электролита, притяжение между ионами в кристаллической решётки ослабевает.

4. Кристаллическая решётка разрушается, и ионы переходят в раствор.

5. Образование гидратированных ионов.

6. Образующиеся ионы в водном растворе находятся не в свободном состоянии, а связаны с молекулами воды, т.е. являются гидратированными ионами (рис)



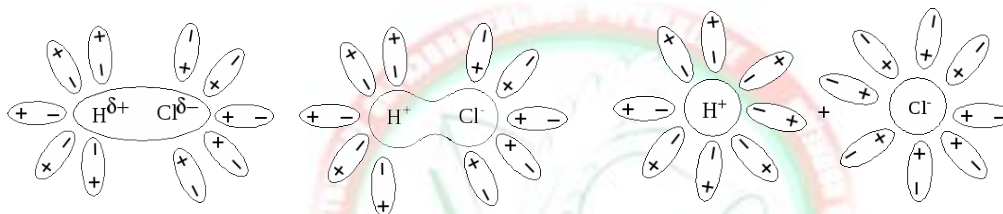
Диссоциация ионных соединений в водном растворе происходит полностью.

Таким образом диссоциируют все растворимые в воде соли и щёлочи (KCl, NaCl, NaOH, KOH и др.).

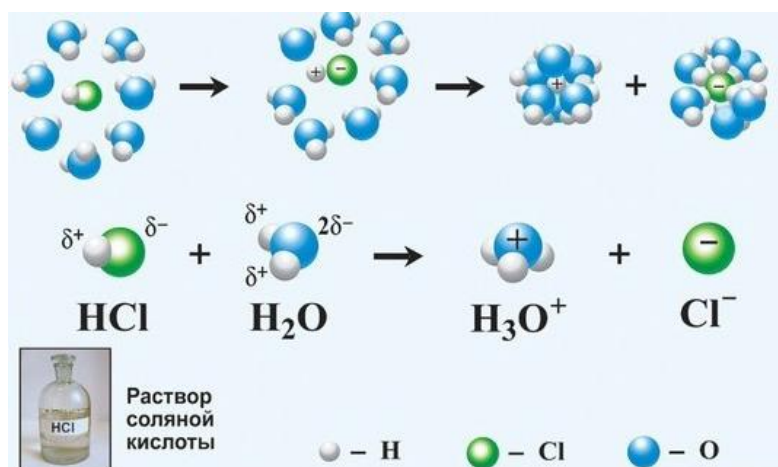


II. Механизм диссоциации электролитов с ковалентной полярной связью в водных растворах.

1. Растворение вещества с ковалентной полярной связью в воде (например HCl).
2. Так как в молекуле вещества нет ионов, то диполи воды ориентируются вокруг полюсов.



3. Происходит взаимодействие диполей воды с молекулами растворённого вещества. Диполи ориентируются вокруг полюсов в молекуле HCl. Поляризация связи в молекуле HCl. Под влиянием молекул воды изменяется характер связи в молекуле HCl: связь становится более полярной, т.е. диполи воды как бы «растягивают» связь в HCl.
4. Образование гидратированных ионов.
5. Результатом процесса является диссоциация электролита и образование в растворе гидратированных ионов.

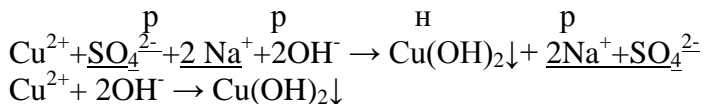
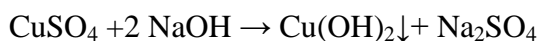


Таким образом диссоциируют кислородсодержащие и бескислородные кислоты: HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄ и другие. Диссоциация электролитов с полярной связью может быть полной или частичной. Это зависит от полярности связей в молекулах электролитов.

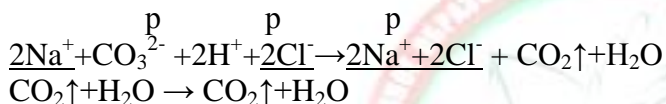
Реакции в водных растворах электролитов идут между ионами, образующиеся в результате диссоциации электролитов, и поэтому они называются **реакциями ионного обмена**.

Реакции ионного обмена **идут до конца** только в следующих случаях:

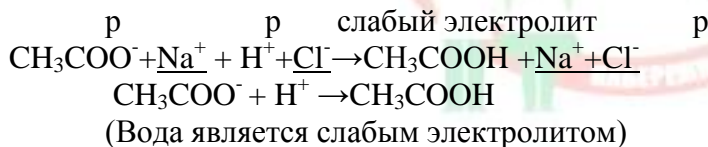
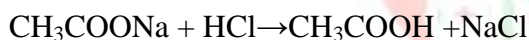
1. **Образуется осадок ↓.**



2. **Если выделяется газ ↑.**

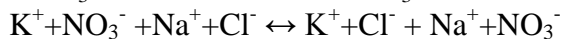


3. **Если образуется слабый электролит (малодиссоциирующее вещество).**



При отсутствии ионов, которые, связываясь между собой, образуют осадок, газ или слабый электролит, реакция является **обратимой**.

Обратимая реакция:



В растворе присутствует смесь ионов, так как нет ионов способных связываться между собой.



Цель: Научитесь составлять полные и краткие ионные уравнения.

Алгоритм	
1. Записать уравнение реакции в молекулярном виде:	$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2NaCl$
2. По таблице растворимости определить растворимость каждого вещества (Приложение 1):	$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2NaCl$ р р н р
3. Записать уравнения диссоциации исходных веществ и продуктов реакции:	$BaCl_2 \leftrightarrow Ba^{2+} + 2Cl^-$ $2NaCl \leftrightarrow 2Na^+ + 2Cl^-$ $Na_2SO_4 \leftrightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$
4. Составить полное ионное уравнение реакции:	$Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2Na^+$ $+ 2Cl^-$
5. Найти одинаковые ионы в левой и правых частях подчеркнуть их и сократить их:	$Ba^{2+} + \underline{2Cl^-} + \underline{2Na^+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 \downarrow + \underline{2Na^+}$ $+ \underline{2Cl^-}$
6. Записать сокращенное ионное уравнение реакции:	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 \downarrow$
7. Сделайте вывод	$BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 \downarrow + 2NaCl$ (молекулярное уравнение) $Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow + 2Na^+$ $+ 2Cl^-$ (полное ионное уравнение) $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$. (сокращенное ионное уравнение)

Справка: 1. Формулы, всех растворимых *сильных электролитов*, которые нацело распадаются на ионы (сильных кислот, сильных оснований, солей) записывают в виде ионов.



2. Формулы слабых электролитов пишут в молекулярной форме

3. В молекулярном виде изображают формулы веществ, если они газообразные или нерастворимые в воде

4. При этом выпадение осадка в реакции отмечают ↓, а выделение газа ↑.

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ.

Проблемы кислотно-основного взаимодействия во все периоды развития химии стояли в центре внимания этого раздела естествознания.

Ю.Я. Фиалков. 

Цель. Научитесь определять соли подвергающиеся гидролизу и определять реакцию среды.

Практика лучший наставник во всех делах. Usus efficacissimus rerum omnium magister
Гидролиз – это обменная реакция соли с водой («гидро» – вода, «лизис» – разложение).



Гидролиз-это взаимодействие ионов соли с водой, в результате которого образуются слабые электролиты.

Сущность гидролиза сводится к химическому взаимодействию катионов или анионов соли с гидроксид-ионами OH^- или ионами водорода H^+ из молекул воды. В результате этого взаимодействия образуется малодиссоциирующее соединение. В водном растворе соли появляется избыток свободных ионов H^+ или OH^- , и раствор показывает кислую или щелочную среду.

Степень гидролиза зависит:

- ✚ От природы соли (чем слабее образующийся электролит, тем сильнее гидролиз)
- ✚ Концентрации раствора (менее концентрированный раствор гидролизован сильнее)
- ✚ Температуры (с повышением температуры гидролиз усиливается).

Схема: Типы солей от силы исходного основания и кислоты.

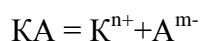
Типы солей от силы исходного основания и кислоты			
Соль образованная сильным основанием и слабой кислотой (гидролизует по аниону)	Соль образованная слабым основанием и сильной кислотой (гидролизует по катиону)	Соль образованная слабым основанием и слабой кислотой (гидролизует по катиону и аниону)	Соль образованная сильным основанием и сильной кислотой (не гидролизует)

Схема: Типы гидролиза.

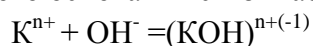


Гидролиз солей по катиону.

Этот тип гидролиза характерен для солей образованных *слабым основанием* и *сильной кислотой*.



Катион слабого основания связывает гидроксид –ион воды, образуя слабый электролит.



Цель: Научитесь писать уравнения гидролиза соли по катиону.



Алгоритм	
1. Выберите соль, запишите ее формулу и название	$ZnCl_2$ Хлорид цинка
2. Проверьте растворимость соли в воде (см. Приложение 1).	Хлорид цинка – растворимая в воде соль
3. Составьте уравнение реакции диссоциации соли, проверьте состав ионов и их заряды.	$ZnCl_2 = \underset{\text{катион}}{Zn^{2+}} + 2 \underset{\text{анион}}{Cl^-}$
4. Определите силу образующих соль электролитов (см. справку)	Zn^{2+} (слабый) катион Cl^- (сильный) анион
5. Выпишите формулу иона соли, образованного слабым электролитом и сделайте вывод	Zn^{2+} (гидролиз по катиону) катион
6. Выпишите краткое ионное уравнение реакции гидролиза по первой ступени. Проверьте равенство зарядов в левой и правой частях уравнения.	$Zn^{2+} + HOH \leftrightarrow ZnOH^+ + H^+$ $\uparrow \downarrow$ $H^+ + OH^-$ $2+ \quad + \quad + \quad + = 2+$ Баланс зарядов
7. Составьте полное ионное уравнение реакции, записав формулы ионов сильного электролита в левую и правую части	$Zn^{2+} + 2Cl^- + HOH \leftrightarrow ZnOH^+ + 2Cl^- + H^+$
8. Определите среду раствора (см. справку)	Среда раствора кислая
9. Запишите молекулярное уравнение реакции гидролиза соли	$ZnCl_2 + HOH = ZnOHCl + HCl$
10. Сделайте вывод:	При гидролизе хлорида цинка получается кислая среда, так как соль образована слабым основанием и сильной кислотой.



Справка:

1. Сильные кислоты – это кислоты, которые в растворах 100 % распадаются на ионы (хлорная, азотная, серная, соляная, бромоводородная, и т.д)

Сильные основания – это основания, которые в растворах 100 % распадаются на ионы (щелочи)

Практика лучший наставник во всех делах. Usus efficacissimus rerum omnium magister
 При растворении в воде соли карбонат ионы связываются с протоном водорода H^+ воды, образуя слабый электролит. В растворе появляется избыток OH^- гидроксид ионов. Среда раствора становится щелочной $pH \geq 7$.

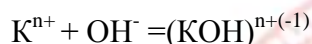
Вывод: Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой, при гидролизе показывают щелочную реакцию, и образуют кислую соль при многозарядном анионе.



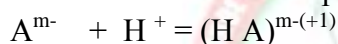
Гидролиз солей по катиону и аниону.

Этот тип гидролиза характерен для солей образованных слабым основанием и слабой кислотой.

Катион слабого основания связывает гидроксид-ион воды, образуя слабый электролит.



Анион слабой кислоты связывает протон водорода воды, образуя слабый электролит



Реакция растворов солей образованных слабой кислотой и слабым основанием зависит от K_d кислоты и основания образующихся в результате гидролиза.

В состоянии равновесия гидролизуется только небольшая часть соли.



ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ



4.1. Реакции ионного обмена. Электролиты

4.1.1. Какие из перечисленных веществ являются электролитами, а какие нет: спирт; раствор $NaCl$; дистиллированная вода; 100% H_2SO_4 ; $Cu(OH)_2$; раствор глюкозы; расплав $NaBr$; тв. $NaCl$; CuO ; раствор H_2SO_4 ; H_3BO_3 (тв.); ацетон.

Ответ поясните.

4.1.2. Сколько и каких ионов образуется при диссоциации следующих электролитов: K_2HPO_4 ; $NaHS$; $(NH_4)_2SO_4$; $Fe(NO_3)_3$; $CuSO_4$; $AlOHSO_4$; $Ca(OH)_2$; H_2SO_4 ; NaH_2PO_4 ; $CrBr_3$; $Va(OH)_2$; H_3PO_4 ; $KMnO_4$; $NaHSO_3$.

Практика лучший наставник во всех делах. Usus efficacissimus rerum omnium magister

4.1.3. Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих веществ по первой ступени: А) H_2S ; Б) $\text{Mg}(\text{OH})_2$; В) H_2SO_3 ; Г) K_2SO_4 ; Д) KHS ; Е) $(\text{AlOH})\text{NO}_3$;

Ж) $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$; З) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

4.1.4. Напишите формулы солей, при диссоциации которых образуются следующие ионы:

А) Fe^{2+} и Cl^- Б) Ca^{2+} и Br^- В) Na^+ и S^{2-} Г) Al^{3+} и SO_4^{2-} Д) NH_4^+ и CO_3^{2-}

Е) Mg^{2+} и NO_3^- Ж) Cr^{3+} и NO_3^-

4.1.5. Изобразите распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням (электронную формулу) простых ионов, образующихся при диссоциации хлорида лития и сульфида натрия.

4.1.6. Из каждой тысячи молекул электролита растворенного в воде, 40 распалось на ионы. Определить степень диссоциации? К электролитам какого типа (сильные или слабые) его можно отнести?

4.1.7. Написать выражение K_d для азотистой кислоты. $K_d \text{HNO}_2 = 5 \cdot 10^{-4}$. Вычислите степень ее диссоциации в 0,05 М растворе.

4.2. Реакции ионного обмена

4.2.1. Укажите какие из реакций могут протекать до конца. Ответ поясните. Составьте уравнения этих реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах:

А) $\text{CuSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$

Б) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$

В) $\text{MgSO}_4 + \text{NaF} \rightarrow$

Г) $\text{KOH} + \text{BaCl}_2 \rightarrow$

Д) $\text{H}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 \rightarrow$

Е) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$

Ж) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH} \rightarrow$

З) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaCl} \rightarrow$

4.2.2. Приведенные ниже схемы видоизменить в уравнения реакций, которые идут до конца:

А) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + ? \rightarrow \text{MgSO}_4 + ?$

Б) $\text{FeCl}_3 + ? \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + ?$

В) $\text{K}_2\text{CO}_3 + ? \rightarrow \text{CaCO}_3 + ?$

Г) $\text{NaOH} + ? \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + ?$

Д) $\text{AgNO}_3 + ? \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 + ?$

4.2.3. Имеются водные растворы следующих веществ: CuCl_2 ; AgNO_3 ; HBr ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; NaOH . Напишите в молекулярной и ионной формах уравнения тех реакций между этими веществами попарно, которые могут протекать практически до конца.

4.2.4. Составьте по 2 уравнения в молекулярном и полном ионном виде, которые соответствуют каждому из уравнений в сокращенной и ионной форме:

А) $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS} \downarrow$

Б) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$

В) $\text{Mg}^{2+} + 2\text{F}^- = \text{MgF}_2 \downarrow$

Г) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow$

Д) $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$

Е) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3$

Ж) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

З) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$

И) $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{PbS} \downarrow$

К) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$

Л) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$

4.3. Гидролиз солей

4.3.1. Написать уравнения реакций гидролиза в сокращенной, ионной и молекулярной формах и указать, как изменилась в результате гидролиза реакция среды.

1. А) K_2CO_3 ; Б) $NaNO_2$; В) NH_4HCOO
2. А) $NaClO_4$; Б) $(NH_4)_2SO_4$; В) CH_3COOH
3. А) $CuCl_2$; Б) $Ca(CH_3COO)_2$; В) $Pb(NO_3)_2$
4. А) $FeCl_3$; Б) $(NH_4)_2CO_3$; В) Na_3PO_4
5. А) Na_2S ; Б) Al_2S_3 ; В) NaF
6. А) Na_3AsO_4 ; Б) $CoSO_4$; В) $AlCl_3$
7. А) K_3PO_4 ; Б) BaS ; В) KNO_2
8. А) $ZnCl_2$; Б) Na_2SO_4 ; В) $(NH_4)_2CO_3$
9. А) $CuCl_2$; Б) Li_2SO_3 ; В) $(NH_4)_2S$
10. А) $FeCl_3$; Б) $(NH_4)_2S$; В) $Ca(NO_2)_2$.

4.3.2. При смешивании растворов $Al_2(SO_4)_3$ и Na_2CO_3 наблюдается выпадение осадка – $Al(OH)_3$. Напишите уравнения соответствующих реакций.

4.3.3. При смешивании растворов $CrCl_3$ и Na_2S выпадает осадок $Cr(OH)_3$. Объясните причину его образования и напишите соответствующие уравнения реакций.

4.3.4. Напишите молекулярные и молекулярно-ионные уравнения реакций, протекающих при смешивании растворов:

- А) $Cr_2(SO_4)_3$ и K_2CO_3 ;
- Б) $FeCl_3$ и Na_2SO_3 ;
- В) $CuCl_2$ и $(NH_4)_2S$.

Объясните, в каких случаях $pH > 7$ и $pH < 7$.

4.3.5. Подберите по два уравнения в молекулярном виде к каждому из ионных:

- А) $Al^{3+} + HOH \rightleftharpoons [Al(OH)]^{2+} + H^+$
- Б) $S^{2-} + HOH \rightleftharpoons HS^- + OH^-$
- В) $CO_3^{2-} + HOH \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$
- Г) $NH_4^+ + HOH \rightleftharpoons NH_4OH^+ + H^+$
- Д) $Cu^{2+} + HOH \rightleftharpoons [Cu(OH)]^+ + H^+$

4.3.6. Напишите уравнения гидролиза: CaC_2 ; Al_4C_3 ; Na_3N ; $SiCl_4$; PCl_5 ; $NaNH_2$; Na_3P ; PCl_3 ; Mg_3P_2 ; Fe_2S_3 ; BiJ_3 .

Назовите продукты этих реакций.

4.3.7. Какую реакцию должны показывать водные растворы нитрата аммония, нитрата калия, цианида калия, цианида аммония, ацетата аммония. Какую окраску имеет лакмус? Как можно усилить гидролиз каждой из солей или ослабить его?

4.3.8. Написать ионные и молекулярные уравнения всех степеней гидролиза солей:

- А) сульфида натрия
- Б) хлорида алюминия
- В) сульфата железа (III)

Как можно усилить гидролиз каждой из солей и как ослабить его? Почему степень гидролиза уменьшается на каждой последующей ступени?

ЕСЛИ ВЫ ПЛОХО РАЗОБРАЛИСЬ В ТЕМЕ, ПРОЧИТАЙТЕ ЕЩЕ РАЗ ИЛИ

ВОСПОЛЬЗУЙТЕСЬ КОНСУЛЬТАЦИЕЙ.





ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 4

ВАРИАНТ 1.

«Реакции в растворах электролитов» (4 часа)

Цель работы: на практике изучить закономерности протекания реакций характерных для электролитов.

С правилами по технике безопасности ознакомлен и обязуюсь выполнять.

Подпись студента:

Инструктаж провел, знания по технике безопасности проверил:

(Ознакомьтесь с теорией в пособии глава 4.)

Опыт 1. Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов.

Опыт 1.1. Образование малорастворимых веществ.

В пробирку поместили по 3-4 капли раствора хлорида железа (III) и гидроксида натрия.

Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод _____

Опыт 1.2. Образование летучих продуктов.

В пробирку поместить раствор нитрата аммония и гидроксида натрия, содержимое пробирки нагреть.

Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод _____

Опыт 1.3. Проведение реакции нейтрализации.

В пробирку пометить 3-4 капли щелочи, добавить 1-2 капли фенолфталеина, прилить раствор соляной кислоты.

Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод _____

Опыт 2. Амфотерные электролиты.

В две пробирки приливаем 1-2 капли раствора щелочи и 3-4 капли раствора хлорида цинка, наблюдаем образование осадка.

Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод _____

В одну пробирку добавляем раствор щелочи (А), в другую раствор кислоты (Б).

Практика лучший наставник во всех делах. Usus efficacissimus rerum omnium magister
Наблюдаем: _____

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод _____

Опыт 3. Реакция среды в растворах гидролизующихся солей.

В три пробирки налить по 4-5 капель растворов следующих солей: сульфат натрия, карбонат натрия, хлорид железа (III).

Результаты наблюдений и уравнения гидролиза заносим в таблицу:

Формула соли	Тип и окраска индикатора	Реакция среды	pH	Молекулярные и ионные уравнения гидролиза

Опыт 4. Качественные реакции.

Используя таблицу «Качественные реакции на катионы и анионы» докажите качественный состав: сульфата меди.

Качественная реакция на катион: (аналогично оформляем на анион)

Гипотеза _____

Наблюдаем: _____

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

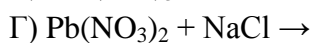
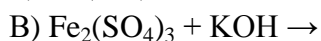
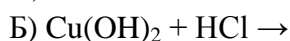
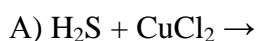
Вывод _____



ЗАДАНИЯ ДЛЯ ОТРАБОТКИ УМЕНИЙ:

1. Сколько и каких ионов образуется при диссоциации следующих электролитов: K_2HPO_4 ; $NaHS$; $(NH_4)_2SO_4$; $Fe(NO_3)_3$; $CuSO_4$; $AlOHSO_4$; $Ca(OH)_2$.

2. Укажите, какие из реакций могут протекать до конца. Ответ поясните. Составьте уравнения этих реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах:



3. Написать уравнения реакций гидролиза в сокращенной, ионной и молекулярной формах и указать, как изменилась в результате гидролиза реакция среды. 1. А) $CuCl_2$; Б) $Ca(CH_3COO)_2$; В) $Pb(NO_3)_2$ 2. А) $FeCl_3$; Б) $(NH_4)_2CO_3$; В) Na_3PO_4



ВАРИАНТ 2.

«Реакции в растворах электролитов» (4 часа)

Цель работы: на практике изучить закономерности протекания реакций характерных для электролитов.

С правилами по технике безопасности ознакомлен и обязуюсь выполнять.

Подпись студента:

Инструктаж провел, знания по технике безопасности проверил:

(Ознакомьтесь с теорией в пособии глава 4.)

Опыт 1. Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов.

Опыт 1.1. Образование малорастворимых веществ.

В пробирку поместили по 3-4 капли раствора сульфата натрия и хлорида бария.

Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод _____

Опыт 1.2. Образование летучих продуктов.

В пробирку поместить раствор карбоната натрия и серной кислоты, содержимое пробирки нагреть.

Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод _____

Опыт 1.3. Проведение реакции нейтрализации.

В пробирку пометить 3-4 капли щелочи, добавить 1-2 капли фенолфталеина, прилить раствор азотной кислоты.

Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод _____

Опыт 2. Амфотерные электролиты.

В две пробирки приливаем 1-2 капли раствора щелочи и 3-4 капли раствора сульфата алюминия, наблюдаем образование осадка.

Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод _____

В одну пробирку добавляем раствор щелочи (А), в другую раствор кислоты (Б).

Наблюдаем: _____

Практика лучший наставник во всех делах. *Usus efficacissimus rerum omnium magister*

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод _____

Опыт 3. Реакция среды в растворах гидролизующихся солей.

В три пробирки налить по 4-5 капель растворов следующих солей: хлорид натрия, силикат калия, хлорид аммония.

Результаты наблюдений и уравнения гидролиза заносим в таблицу:

Формула соли	Тип и окраска индикатора	Реакция среды	pH	Молекулярные и ионные уравнения гидролиза

Опыт 4. Качественные реакции.

Используя таблицу «Качественные реакции на катионы и анионы» докажите качественный состав: хлорида бария.

Качественная реакция на катион: (аналогично оформляем на анион)

Гипотеза _____

Наблюдаем: _____

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод _____

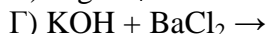
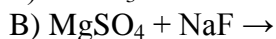
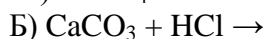
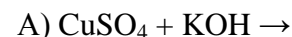


ЗАДАНИЯ ДЛЯ ОТРАБОТКИ УМЕНИЙ:

1. Какие из перечисленных веществ являются электролитами, а какие нет: спирт; раствор NaCl; дистиллированная вода; 100% H₂SO₄; Cu(OH)₂; раствор глюкозы; расплав NaBr; тв. NaCl; CuO; раствор H₂SO₄; H₃BO₃ (тв.); ацетон.

Ответ поясните.

2. Укажите какие из реакций могут протекать до конца. Ответ поясните. Составьте уравнения этих реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах:



3. Написать уравнения реакций гидролиза в сокращенной, ионной и молекулярной формах и указать, как изменилась в результате гидролиза реакция среды.

1. А) K₂CO₃; Б) NaNO₂; В) NH₄HCOO

2. А) NaClO₄; Б) (NH₄)₂SO₄; В) CH₃COOH



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 4

ВАРИАНТ 3.

«Реакции в растворах электролитов» (4 часа)

Цель работы: на практике изучить закономерности протекания реакций характерных для электролитов.

С правилами по технике безопасности ознакомлен и обязуюсь выполнять.

Подпись студента:

Инструктаж провел, знания по технике безопасности проверил:

(Ознакомьтесь с теорией в пособии глава 4.)

Опыт 1. Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов.

Опыт 1.1. Образование малорастворимых веществ.

В пробирку поместили по 3-4 капли раствора карбоната натрия и хлорида бария.

Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод

Опыт 1.2. Образование летучих продуктов.

В пробирку поместить раствор карбоната натрия и азотной кислоты, содержимое пробирки нагреть.

Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод

Опыт 1.3. Проведение реакции нейтрализации.

В пробирку поместить 3-4 капли щелочи, добавить 1-2 капли фенолфталеина, прилить раствор фосфорной кислоты.

Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод

Опыт 2. Амфотерные электролиты.

В две пробирки приливаем 1-2 капли раствора щелочи и 3-4 капли раствора хлорида алюминия, наблюдаем образование осадка.

Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод

В одну пробирку добавляем раствор щелочи (А), в другую раствор кислоты (Б).

Практика лучший наставник во всех делах. Usus efficacissimus rerum omnium magister
Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод _____

Опыт 3. Реакция среды в растворах гидролизующихся солей.

В три пробирки налить по 4-5 капель растворов следующих солей: нитрат натрия, карбонат калия, сульфат цинка.

Результаты наблюдений и уравнения гидролиза заносим в таблицу:

Формула соли	Тип и окраска индикатора	Реакция среды	pH	Молекулярные и ионные уравнения гидролиза

Опыт 4. Качественные реакции.

Используя таблицу «Качественные реакции на катионы и анионы» докажите качественный состав: хлорида аммония.

Качественная реакция на катион: (аналогично оформляем на анион)

Гипотеза _____

Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод _____

ЗАДАНИЯ ДЛЯ ОТРАБОТКИ УМЕНИЙ:



1. Напишите формулы солей, при диссоциации которых образуются следующие ионы. А) Fe^{2+} и Cl^-

Б) Ca^{2+} и Br^-

В) Na^+ и S^{2-}

Г) Al^{3+} и SO_4^{2-}

Д) NH_4^+ и CO_3^{2-}

Е) Mg^{2+} и NO_3^-

Ж) Cr^{3+} и NO_3^-

2. Составьте по 2 уравнения в молекулярном и полном ионном виде, которые соответствуют каждому из уравнений в сокращенной и ионной форме:

А) $Cu^{2+} + S^{2-} = CuS \downarrow$

Б) $H^+ + OH^- = H_2O$

3. Написать уравнения реакций гидролиза в сокращенной, ионной и молекулярной формах и указать, как изменилась в результате гидролиза реакция среды.

1. А) Na_2S ; Б) Al_2S_3 ; В) NaF

2. А) Na_3AsO_4 ; Б) $CoSO_4$; В) $AlCl_3$



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 4

ВАРИАНТ 4.

«Реакции в растворах электролитов» (4 часа)

Цель работы: на практике изучить закономерности протекания реакций характерных для электролитов.

С правилами по технике безопасности ознакомлен и обязуюсь выполнять.

Подпись студента:

Инструктаж провел, знания по технике безопасности проверил:

(Ознакомьтесь с теорией в пособии глава 4.)

Опыт 1. Направление обменных ионных процессов в растворах электролитов.

Опыт 1.1. Образование малорастворимых веществ.

В пробирку поместили по 3-4 капли раствора сульфата меди и гидроксида натрия.

Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод _____

Опыт 1.2. Образование летучих продуктов.

В пробирку поместить раствор хлорида аммония и гидроксида калия, содержимое пробирки нагреть.

Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод _____

Опыт 1.3. Проведение реакции нейтрализации.

В пробирку поместить 3-4 капли щелочи, добавить 1-2 капли фенолфталеина, прилить раствор серной кислоты.

Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод _____

Опыт 2. Амфотерные электролиты.

В две пробирки приливаем 1-2 капли раствора щелочи и 3-4 капли раствора сульфата цинка, наблюдаем образование осадка.

Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод _____

Практика лучший наставник во всех делах. *Usus efficacissimus rerum omnium magister*
 В одну пробирку добавляем раствор щелочи (А), в другую раствор кислоты (Б).

Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод _____

Опыт 3. Реакция среды в растворах гидролизующихся солей.

В три пробирки налить по 4-5 капель растворов следующих солей: иодид калия, роданид калия, хлорид меди.

Результаты наблюдений и уравнения гидролиза заносим в таблицу:

Формула соли	Тип и окраска индикатора	Реакция среды	pH	Молекулярные и ионные уравнения гидролиза

Опыт 4. Качественные реакции.

Используя таблицу «Качественные реакции на катионы и анионы» докажите качественный состав: хлорида железа (III).

Качественная реакция на катион: (аналогично оформляем на анион)

Гипотеза _____

Наблюдаем:

Молекулярное уравнение реакции	
Полное ионное уравнение реакции	
Сокращенное ионное уравнение реакции	

Вывод _____

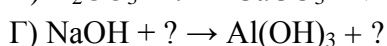
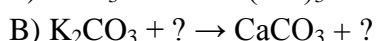
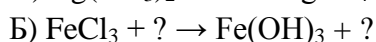
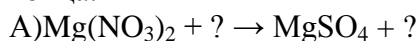


ЗАДАНИЯ ДЛЯ ОТРАБОТКИ УМЕНИЙ:

1. Напишите уравнения электролитической диссоциации следующих веществ по первой ступени: А) H_2S ; Б) $Mg(OH)_2$; В) H_2SO_3 ; Г) K_2SO_4 ;

Д) KHS ; Е) $(AlOH)NO_3$; Ж) $Fe(OH)_2Cl$; З) $Ca(H_2PO_4)_2$.

2. Приведенные ниже схемы видоизменить в уравнения реакций, которые идут до конца:



3. Написать уравнения реакций гидролиза в сокращенной, ионной и молекулярной формах и указать, как изменилась в результате гидролиза реакция среды.

1. А) K_3PO_4 ; Б) BaS ; В) KNO_2

2. А) $ZnCl_2$; Б) Na_2SO_4 ; В) $(NH_4)_2CO_3$

ТЕМА 6: ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.

Проводя химическую реакцию, нельзя пользоваться приемами повара, который в соответствии со своим вкусом может увеличивать или уменьшать количество того или иного компонента.

А.Азимов. 

Цель: научиться определять степень окисления, составлять электронный баланс, уравнивать уравнения методом электронного баланса и электронно-ионным методом (метод полуреакций).



Реакции, протекающие с изменением **степени окисления** атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются **окислительно-восстановительными**.

Окислителями называются вещества, *присоединяющие* электроны. Во время реакции они **восстанавливаются**.

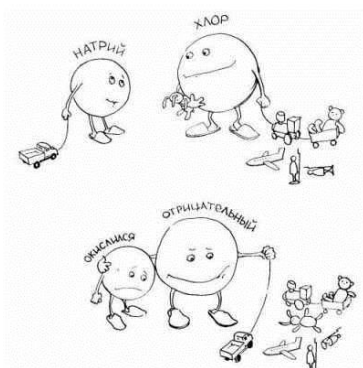
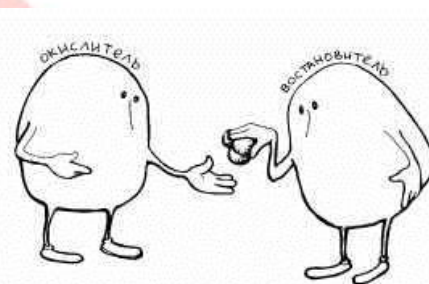
Восстановителями называются вещества, *отдающие* электроны. Во время реакции они **окисляются**.

Поскольку *окислитель присоединяет электроны*, степень окисления его атомов может *только уменьшаться*. Наоборот, *восстановитель теряет электроны* и степень окисления его атомов должна *повышаться*.

Окисление всегда сопровождается восстановлением и, наоборот, восстановление всегда связано с окислением.

Число электронов, отдаваемых восстановителем, *равно*

числу электронов, присоединяемых окислителем.



степень окисления.

Если каждый атом окислителя может принять иное количество электронов, чем отдает атом восстановителя, то необходимо так подобрать количество атомов того и другого реагента, чтобы количество отдаваемых и принимаемых электронов стало одинаковым. Это требование положено в основу метода электронного баланса, с помощью которого уравнивают уравнения окислительно-восстановительных реакций.

Но прежде нужно разобраться еще с одним понятием. Это



Цель: Научитесь определять степень окисления.

Степень окисления (СО) – это условный заряд, который приобретает атом в химическом соединении, в результате принятия или отдачи электронов.

Алгоритм		
1. Напишите формулу соединения и	CO ₂	H ₂ SO ₄

определите число атомов		
2.Проставьте известные степени окисления элементов.	(кислород имеет С.О.-2,т.к. оксид) CO_2^{-2}	$\text{H} (+1); \text{O} (-2)$ $\text{H}^{+1}_2\text{SO}^{-2}_4$
3.Рассчитайте суммарную степень для элемента стоящего на втором месте	$\Sigma(\text{O})=2 \times (-2) = -4$ (2 число атомов кислорода)	$\Sigma(\text{O})=4 \times (-2) = -8$ $\Sigma(\text{H})=2 \times (+1) = +2$
4.Определите положительную степень окисления элемента стоящего на первом месте II ст.(в середине)	$ -4 : 1 = 4$ CO углерода +4 (1 число атомов углерода)	$ -8 + 2 : 1 = +6$ (1 число атомов серы)
5.Проверьте электронейтральность соединения	$+4 + (2 \times (-2)) = 0$	$2 \times (+1) + (+6) + 4 \times (-2) = 0$
6.Сделайте вывод	$\text{C}^{+4} \text{O}_2^{-2}$	$\text{H}^{+1}_2\text{S}^{+6}\text{O}^{-2}_4$

Справка: Для определения степени окисления нужно знать!



1. Степень окисления кислорода (-2) искл. O^{+1}F_2 и пероксиды $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$
2. Степень окисления водорода (+1) искл. ириды металлов (-1) NaN^{-1}
3. Элементы IA группы имеют степень окисления +1;
4. Элементы II группы имеют степень окисления +2;
5. Элементы III группы имеют степень окисления +3;
6. Степень окисления простого вещества равна нулю.
7. В целом соединение электронейтрально, сумма положительных и отрицательных степеней окисления всех атомов равна нулю!
8. Металлы во всех сложных соединениях имеют только положительные степени окисления.
9. Неметаллы как положительные, так и отрицательные.
10. Высшая степень окисления элемента, как правило равна номеру группы.
11. Низшая степень окисления 8-№группы.

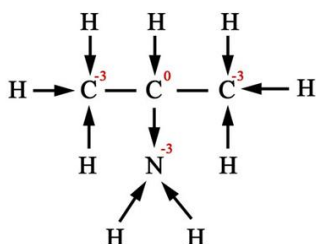


Задание: Определите степени окисления каждого элемента по формулам:
 $\text{HClO}_4, \text{HClO}_3, \text{HClO}_2, \text{HClO}, \text{HCl}, \text{Cl}_2, \text{NH}_3, \text{PH}_3, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{O}_2, \text{O}_3$.



Графическое определение степени окисления:

- 1) изображается полная структурная формула вещества;
- 2) по каждой связи стрелкой показывается смещение электрона к наиболее электроотрицательному элементу;
- 3) все связи C – C считаются неполярными;
- 4) далее ведется подсчет: сколько стрелок направлено к атому, столько «-» , сколько от атома – столько «+». Сумма «-» и «+» определяет степень окисления атома. Рассмотрим на примере:





тика лучший наставник во всех делах. Usus efficacissimus rerum omnium magister
Теперь приступим к разбору химического уравнения.

Цель: Научитесь составлять уравнения ОВР.

Алгоритм	
1. Запишите схему химической реакции и назовите вещества.	$\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. Определите степени окисления элементов в левой и правой частях схемы реакции. (Справка п.1)	$\text{H}^{+1} \text{S}^{-2} + \text{O}_2^0 \rightarrow \text{S}^{+4} \text{O}_2^{-2} + \text{H}_2^{+1} \text{O}^{-2}$
3. Подчеркните знаки элементов, степени окисления которых изменились.	$\underline{\text{H}^{+1}} \underline{\text{S}^{-2}} + \underline{\text{O}_2^0} \rightarrow \underline{\text{S}^{+4}} \underline{\text{O}_2^{-2}} + \underline{\text{H}_2^{+1}} \underline{\text{O}^{-2}}$
4. Напишите знаки химических элементов. Изменив степень окисления, и составьте схему электронного баланса. (Справка п.2)	$\begin{array}{r l} \underline{\text{S}^{-2}} - 6\text{e} \rightarrow \text{S}^{+4} & 6 & 2 \\ \underline{\text{O}_2^0} + 2\text{e} \times 2 \rightarrow 2\text{O}^{-2} & 4 & 3 \end{array}$
5. Определите окислитель и восстановитель. (Справка п.3)	$\begin{array}{r l} \underline{\text{S}^{-2}} - 6\text{e} \rightarrow \text{S}^{+4} & 6 & 2(-) \text{восстановитель} \\ \underline{\text{O}_2^0} + 2\text{e} \times 2 \rightarrow 2\text{O}^{-2} & 4 & 3 (+) \text{окислитель} \end{array}$
6. Выпишите коэффициенты для окислителя и восстановителя из схемы электронного баланса.	2 - для H_2S 3 - для O_2
7. Расставьте коэффициенты перед формулами окислителя и восстановителя.	$2 \text{H}_2\text{S} + 3 \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
8. Подберите коэффициенты в правой части схемы.	$2 \text{H}_2\text{S} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
9. Проверьте правильность расстановки коэффициентов. (Справка п.4)	Число атомов серы(2), водорода(4) и кислорода(6) равно в правой и левой части уравнения реакции.
10. Сделайте вывод.	Эта реакции ОВР



Важно: 1. Правильно определять степени окисления. (см. выше).

2. Для составления схемы электронного баланса необходимо учесть то, что число электронов отданных восстановителем, равно числу электронов принятых окислителем.

3. **Окислителями** называются вещества, *присоединяющие* электроны. Во время реакции они **восстанавливаются**.

Восстановителями называются вещества, *отдающие* электроны. Во время реакции они **окисляются**. Поскольку окислитель присоединяет электроны, степень окисления его атомов может только уменьшаться. Наоборот, восстановитель теряет электроны и степень окисления его атомов должна повышаться.

4. Число атомов каждого элемента в левой части уравнения реакции равно числу атомов соответствующих элементов в правой части.

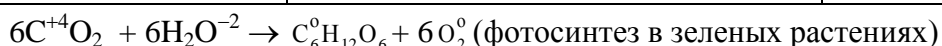
Классификация окислительно-восстановительных реакций:

Окислительно -восстановительные реакции бывают:

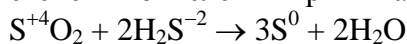
1) **межмолекулярные**, в которых окислителем и восстановителем являются разные вещества:

а) окислитель и восстановитель - атомы разных элементов:

Среда реакции	Избыток атомов кислорода (n)	Недостаток атомов кислорода (n)
Кислая	$\dots + 2n \text{H}^+ - n \text{H}_2\text{O} + \dots$	$\dots + n \text{H}_2\text{O} - 2n \text{H}^+ + \dots$
Нейтральная	$\dots + n \text{H}_2\text{O} - 2n \text{OH}^+ + \dots$	$\dots + n \text{H}_2\text{O} - 2n \text{H}^+ + \dots$
Щелочная	$\dots + n \text{H}_2\text{O} - 2n \text{OH}^- + \dots$	$\dots + 2n \text{OH}^- - n \text{H}_2\text{O} + \dots$

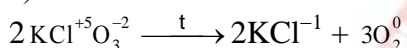


б) окислитель и восстановитель - атомы одного элемента (реакции *конмутации* или **контрдиспропорционирования**, в которых атомы одного элемента в двух разных степенях окисления принимают одинаковую степень окисления в продуктах реакции):



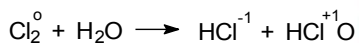
2) **внутримолекулярные**, в которых изменяют степени окисления атомы, входящие в состав одной молекулы:

а) окислитель и восстановитель - атомы разных элементов:

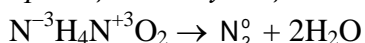


б) окислитель и восстановитель - атомы одного элемента:

- реакции *дисмутации* или *диспропорционирования*, в которых атомы одного и того же элемента, имеющие одинаковую степень окисления, одновременно ее и повышают, и понижают:



- реакции *конмутации*:



• **Метод полуреакции или уравнивание реакций ионно-электронным методом:
Алгоритм написания окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций**

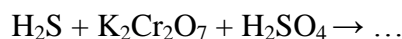
- Найти окислитель и восстановитель.
- Определить, какие ионы реально существуют.
- Записать полуреакции окисления и восстановления.
- Сбалансировать число атомов в каждой, добавляя H^+ или H_2O – в кислой среде, OH^- или H_2O – в щелочной среде.
- Уравнивать количество электронов (зарядов).
- Суммировать полуреакции в полное электронно-ионное уравнение (электроны сокращаются).
- Записать уравнение в молекулярном виде с коэффициентами.

«Избыток» атомов кислорода в левой части уравнения связывается либо в воду (кислая среда), либо в гидроксогруппы (нейтральная или щелочная).

Практика лучший наставник во всех делах. Usus efficacissimus rerum omnium magister «Недостаток» же атомов кислорода, напротив, возмещается из воды (кислая или нейтральная) и из удвоенного числа гидроксогрупп (щелочная среда).

Правила метода полуреакций (на примере конкретной реакции)

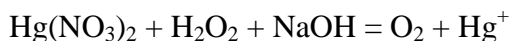
Алгоритм действий



1. Определяем участников окислительно-восстановительного процесса:	<p>$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — Cr находится в высшей степени окисления — +6, значит бихромат калия будет окислителем, т.е. сам будет восстанавливаться. Обычно, в кислой среде раствора он восстанавливается либо до Cr_2O_3, либо до Cr^{3+}</p> <p>Второй реагент — H_2S. Сера находится в минимальной степени окисления — -2. Значит, она будет окисляться до S°.</p>
2. Выписываем участников ОВР в ионной форме (!) (Т.е., те вещества, которые нельзя разбить на ионы, пишем в том виде, в каком они представлены)	$\begin{array}{l} \text{Cr}_2\text{O}_7^{(2-)} \quad \rightarrow \text{Cr}^{(3+)} \\ \text{S}^{(2-)} \quad \quad \rightarrow \text{S}^{(0)} \end{array}$
3. Уравниваем количество атомов:	$\begin{array}{l} \text{Cr}_2\text{O}_7^{(2-)} \quad \rightarrow 2\text{Cr}^{(3+)} \\ \text{S}^{(2-)} \quad \quad \rightarrow \text{S}^{(0)} \end{array}$
4. Определяем среду реакции.	У нас один из реагентов — серная кислота, значит, среда у нас однозначно кислая.
5. Уравнивание недостающих атомов водорода и кислорода:	<p>В кислой среде раствора уравнивание недостающих атомов идет по схеме: $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}^{(+)}$ Причем, <u>воду</u> мы прибавляем в ту часть уравнения, где недостаток кислорода (!) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{(2-)} \rightarrow 2\text{Cr}^{(3+)} + 7\text{H}_2\text{O}$ теперь у нас изменилось количество водорода, надо его уравнять $\text{Cr}_2\text{O}_7^{(2-)} + 14\text{H}^{(+)} \rightarrow 2\text{Cr}^{(3+)} + 7\text{H}_2\text{O}$</p>
5. Уравниваем заряды:	$\begin{array}{l} \text{Cr}_2\text{O}_7^{(2-)} + 14\text{H}^{(+)} \quad \rightarrow \quad 2\text{Cr}^{(3+)} + 7\text{H}_2\text{O} \\ \text{итоговый заряд: } +12 \quad \quad \quad \rightarrow \quad \quad \quad +6 \\ \\ \text{Cr}_2\text{O}_7^{(2-)} + 14\text{H}^{(+)} + 6\text{e}^- \quad \rightarrow 2\text{Cr}^{(3+)} + 7\text{H}_2\text{O} \\ \text{S}^{2-} \quad \quad \quad \rightarrow \text{S}^\circ \\ -2 \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad 0 \\ \text{S}^{(2-)} - 2\text{e}^- \quad \rightarrow \text{S}^{(0)} \end{array}$
6. Уравнять реакции восстановления и окисления между собой (чтобы «количество принятых электронов было равно количеству отданных»)	$\begin{array}{l} \text{Cr}_2\text{O}_7^{(2-)} + 14\text{H}^{(+)} + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{(3+)} + 7\text{H}_2\text{O} \quad *1 \\ \text{S}^{(2-)} - 2\text{e}^- \quad \quad \quad \rightarrow \text{S}^{(0)} \quad \quad \quad \quad \quad *3 \end{array}$
7. Выписываем все реагенты с учетом коэффициентов и все продукты ОВР:	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{(2-)} + 14\text{H}^{(+)} + 3\text{S}^{(2-)} \rightarrow 2\text{Cr}^{(3+)} + 7\text{H}_2\text{O} + 3\text{S}^{(0)}$
8. Дописываем к каждому иону его «половинку» с учетом коэффициентов и	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{(2-)} + 14\text{H}^{(+)} + 3\text{S}^{(2-)} \rightarrow 2\text{Cr}^{(3+)} + 7\text{H}_2\text{O} +$

сочетаем продукты реакции:	$3\text{S}^{(0)} + 2\text{K}^{(+)} + 7\text{SO}_4^{(2-)} + 6\text{H}^{(+)} \rightarrow$ $+ 2\text{K}^{(+)} + 7\text{SO}_4(2-) + 6\text{H}(+)$ <hr/> $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 7\text{H}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 +$ $7\text{H}_2\text{O} + 3\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4$
9. Сокращаем одинаковые молекулы слева и справа:	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{S}$ $+ \text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$

Рассмотрим вариант реакции протекающей в щелочной среде:



1. Определяем участников окислительно-восстановительного процесса:	H_2O_2 — О находится в степени окисления -1, в результате реакции становится O_2 , т.е. идет процесс окисления. Ртуть — Hg^{2+} будет восстанавливаться до Hg^{+1}
2. Выписываем участников ОВР в ионной форме (!) (Т.е., те вещества, которые нельзя разбить на ионы, пишем в том виде, в каком они представлены)	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2$ $\text{Hg}^{2+} \rightarrow \text{Hg}^{+}$
3. Уравниваем количество атомов — участников ОВР	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2$ $\text{Hg}^{2+} \rightarrow \text{Hg}^{+}$
4. Определяем среду реакции.	У нас один из реагентов — NaOH , значит, среда раствора у нас однозначно щелочная. В щелочной среде раствора уравнивание недостающих атомов идет по схеме: $\text{OH}^- \setminus \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
5. Уравниваем заряды:	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $-2 \quad \quad \quad \rightarrow \quad 0,$ значит, уравнение будет иметь вид: $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
6. Уравнять реакции восстановления и окисления между собой (чтобы “количество принятых электронов было равно количеству отданных”)	$1 \cdot \quad \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2 \cdot \quad \text{Hg}^{2+} + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}^{+}$
7. Выписываем все реагенты с учетом коэффициентов и все продукты ОВР:	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- + 2\text{Hg}^{2+} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Hg}^{+}$
8. Дописываем к каждому иону его “половинку” с учетом коэффициентов и сочетаем продукты реакции:	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^- + 2\text{Hg}^{2+} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Hg}^{+}$ $+ 2\text{Na}^+ + 4\text{NO}_3^- \rightarrow + 2\text{Na}^+ + 4\text{NO}_3^-$ <hr/> $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{NaOH} + 2\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} +$ $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaNO}_3$

Критерий направления ОВ реакции в стандартных условиях.

В большинстве случаев химикам (как начинающим, так и вполне опытным) приходится отвечать на вопрос: возможно ли протекание окислительно-восстановительной реакции между данным реагентами, а если возможно, то какова полнота протекания такой реакции? Решению данной проблемы, часто вызывающей затруднения, посвящен этот раздел.

Количественной мерой окислительной способности окислителя (и одновременно восстановительной способности его восстановленной формы) является электрический потенциал электрода ϕ (электродный потенциал).

Этот окислительно-восстановительный потенциал измеряется по отношению к стандартному водородному электроду и характеризует пару «окисленная форма – восстановленная форма». Чем выше потенциал пары, тем сильнее выражена окислительная способность окислителя и, соответственно, слабее – восстановительная способность восстановителя.

Если в реакционной смеси присутствуют как исходные вещества, так и образуемые ими при протекании ОВР продукты реакции или, иначе говоря, два окислителя и два восстановителя, то направление реакции определяется тем, какой из окислителей в данных условиях в соответствии с уравнением Нернста окажется более сильным.

Любая запись уравнения ОВР предполагает определенный **выбор окислителя** в левой части уравнения. Если в стандартных условиях этот окислитель сильнее, реакция пойдет **в прямом** направлении, если нет – **в обратном**. Стандартный потенциал окислительно-восстановительной пары, в которой окисленной формой является выбранный нами окислитель, назовем **потенциалом окислителя $\phi_{\text{ок}}^{\circ}$** , а стандартный потенциал другой пары, в которой восстановленной формой является выбранным нами восстановитель – **потенциалом восстановителя $\phi_{\text{вс}}^{\circ}$** .

Величину $\Delta\phi^{\circ} = \phi_{\text{ок}}^{\circ} - \phi_{\text{вс}}^{\circ}$ назовем **стандартной разностью окислительно-восстановительных потенциалов**.

После введения этих обозначений **критерию направления реакции** в стандартных условиях можно придать простой вид:

Если $\Delta\phi^{\circ} > 0$, реакция в стандартных условиях протекает в прямом направлении; если $\Delta\phi^{\circ} < 0$, то в обратном.

Расчеты с применением уравнения Нернста, позволяющего найти **константу равновесия ОВР**, и закона действующих масс показывают, что реакции заведомо химически необратимы при $\Delta\phi^{\circ} > 0,4$.

В этом случае реакция всегда, т.е. при любых начальных условиях (о стандартных условиях теперь речь, разумеется, не идет), проходит в прямом направлении до конца.

Совершенно аналогичным образом, если $\Delta\phi^{\circ} < -0,4$ В, реакция всегда протекает до конца, но в обратном направлении.

Изменять направление и полноту протекания таких реакций, т.е. управлять ими, при всем желании невозможно, в отличие от химически обратимых реакций, для которых $-0,4$ В или $-0,4$ В $< \Delta\phi^{\circ} < 0$.

Практика лучший наставник во всех делах. Usus efficacissimus rerum omnium magister
 Либо используется расчет Кр:

$$\lg K_p = \frac{n(E_{ок}^0 - E_{восст}^0)}{0,059}$$

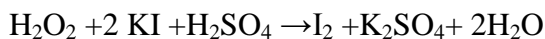
Рассмотрим пример:

Задача.

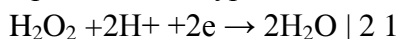
Рассчитать ЭДС и Кр реакции восстановления пероксида водорода йодид ионами при комнатной температуре. Указать направление протекания реакции.

Решение:

Напишем уравнение реакции взаимодействия:



Уравнение полуреакций:



$$E_{I_2/2I^-} = +0,54 \text{ В}$$

$$E_{H_2O_2/H_2O} = +1,77 \text{ В}$$

Вычислим ЭДС реакции

$$\text{ЭДС} = E_{ок} - E_{восст} = +1,77 \text{ В} - 0,54 \text{ В} = 1,23 \text{ В}$$

Положительная разность потенциалов (ЭДС) указывает на протекание реакции «слева направо»;

Находим Кр по формуле:

$$\lg K_p = \frac{n(E_{ок}^0 - E_{восст}^0)}{0,059} = \frac{2(1,77 - 0,54)}{0,059} = 41,69$$

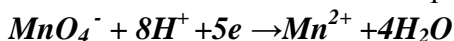
$$K_p = 10^{41,69} \gg 10^8$$

Глубина протекания реакции очень велика.

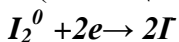
Задача. Используя таблицу стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, указать, какие из приведённых веществ являются более сильными окислителями: HNO_3 , $KMnO_4$, I_2 , MnO_2 . Написать два уравнения реакций с одним из окислителей.

Решение:

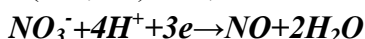
Наибольшими окислительными свойствами обладает тот ион который обладает наибольшим значением стандартного электродного потенциала:



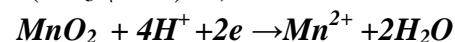
$$E(MnO_4^- \setminus Mn^{2+}) = +1,52 \text{ В}$$



$$E(2I^- \setminus I_2^0) = +0,54 \text{ В}$$



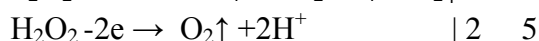
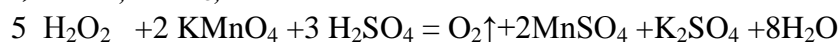
$$E(NO_3^- \setminus NO) = +0,96 \text{ В}$$

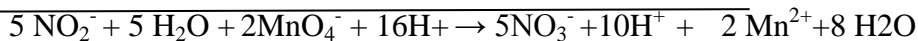
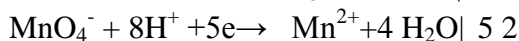
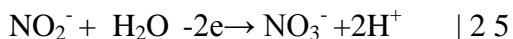
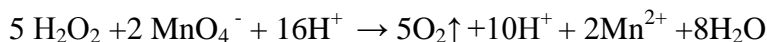


$$E(MnO_2 \setminus Mn^{2+}) = +1,228 \text{ В}$$

Таким образом, по окислительной способности вещества можно расположить в ряд:

$KMnO_4$, MnO_2 , HNO_3 , I_2

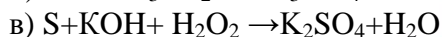
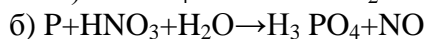
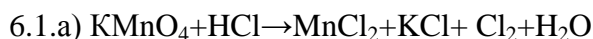




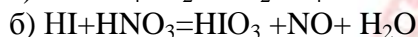
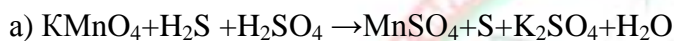
ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

ТЕМА 6. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

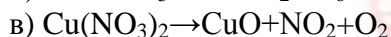
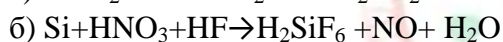
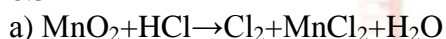
Уравнять уравнение с помощью электронного баланса, (ионно-электронным методом); указать тип ОВР; окислитель и восстановитель



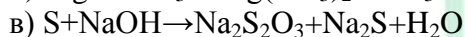
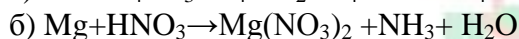
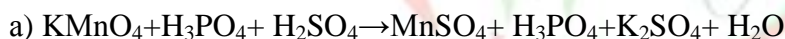
6.2



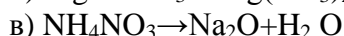
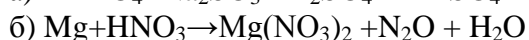
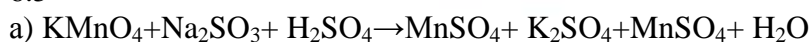
6.3



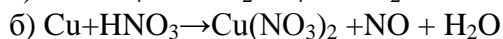
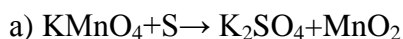
6.4



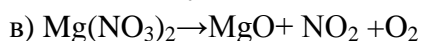
6.5



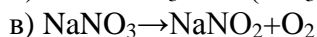
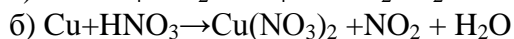
6.6



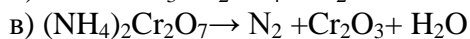
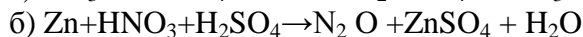
t



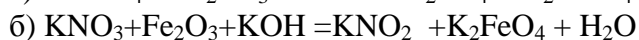
6.7



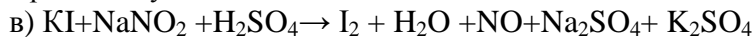
6.8



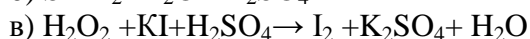
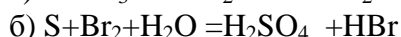
6.9



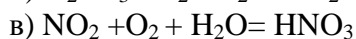
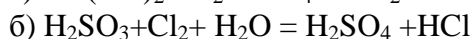
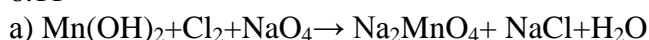
Практика лучший наставник во всех делах. Usus efficacissimus rerum omnium magister



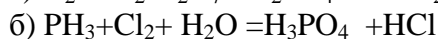
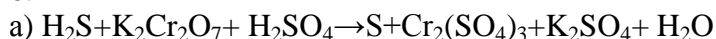
6.10



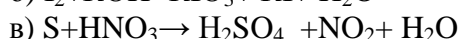
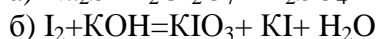
6.11



6.12



6.13



ЕСЛИ ВЫ ПЛОХО РАЗОБРАЛИСЬ В ТЕМЕ, ПРОЧИТАЙТЕ ЕЩЕ РАЗ ИЛИ ВОСПОЛЬЗУЙТЕСЬ КОНСУЛЬТАЦИЕЙ.



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 5

ВАРИАНТ 1.

« Окислительно-восстановительные реакции » (4 часа)

Цель работы: на практике изучить закономерности протекания окислительно-восстановительных реакций

С правилами по технике безопасности ознакомлен и обязуюсь выполнять.

Подпись студента:

Инструктаж провел, знания по технике безопасности проверил:

(Ознакомьтесь с теорией в пособии глава 5.)

Опыт 1. Простые вещества и элементарные ионы в качестве окислителей и восстановителей.

В пробирку поместили по 3-4 капли раствора соляной кислоты и несколько кусочков железа.

Наблюдаем: _____

Уравнение: _____

Схема электронного баланса, с указанием окислителя и восстановителя: _____

Тип ОВР: _____

Определите направление и полноту протекания реакции, используя значение стандартных электродных потенциалов: _____

Вывод: _____

Опыт 2. В пробирку поместили по 3-4 капли раствора (20%) азотной кислоты и несколько кусочков железа. (Опыт проводить в вытяжном шкафу, пробирку закрыть пробкой.) (Алгоритм ответа см выше)

Напишите уравнение разложения данного нитрата. Составьте электронный баланс.

Практика лучший наставник во всех делах. *Usus efficacissimus rerum omnium magister*
Опыт 3. В аналитической химии для установления точной концентрации перманганата калия используют реакцию с щавелевой кислотой. Проведите реакцию стандартизации перманганата калия: для этого к 1 мл щавелевой кислоты прибавить равный объем серной кислоты, и затем добавлять раствор перманганата калия по каплям. Напишите уравнение реакции, учитывая, что щавелевая кислота окисляется до углекислого газа, а перманганат калия в кислой среде восстанавливается до Mn^{2+} (см схему).

Наблюдаем: _____

Уравнение: _____

Схема электронного баланса, с указанием окислителя и восстановителя: _____

Тип ОВР: _____

Уравнивание реакции ионно-электронным методом: _____

Определите направление и полноту протекания реакции используя значение стандартных электродных потенциалов: _____

Вывод: _____

Проведите реакцию в щелочной среде. Сравните результаты:

Опыт 4. При качественном и количественном определении сульфит ионов используют реакцию с бихроматом калия. Для этого к подкисленному серной кислотой раствору бихромата калия объемом 2 мл, добавляют микрошпатель кристаллики сульфита калия.

Наблюдаем: _____

Уравнение: _____

Схема электронного баланса, с указанием окислителя и восстановителя: _____

Тип ОВР: _____

Уравнивание реакции ионно-электронным методом: _____

Определите направление и полноту протекания реакции, используя значение стандартных электродных потенциалов: _____

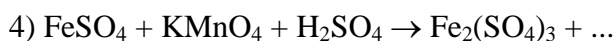
Вывод: _____

Проведите данную реакцию в щелочной среде. Сравните результаты.



ЗАДАНИЯ ДЛЯ ОТРАБОТКИ УМЕНИЙ:

1. Дописать продукты окислительно-восстановительных реакций и уравнивать реакции:



2. Вычислите массу 5% раствора перманганата калия, который необходим для окисления сульфита калия массой 7,9 г в кислой среде.

3. Медь растворили в концентрированной серной кислоте, выделившийся газ пропустили через избыток раствора щелочи. К полученному раствору прибавили раствор перманганата калия по каплям, при этом наблюдали окрашивание раствора в светло-зеленый цвет. Через некоторое время к полученному раствору добавили раствор хлорида

Практика лучший наставник во всех делах. Usus efficacissimus rerum omnium magister бария наблюдали выпадение белого осадка. Опишите уравнения реакций всех описанных процессов, где необходимо приведите электронный баланс.



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 5

ВАРИАНТ 2.

« Окислительно-восстановительные реакции» (4 часа)

Цель работы: на практике изучить закономерности протекания окислительно-восстановительных реакций

С правилами по технике безопасности ознакомлен и обязуюсь выполнять.

Подпись студента:

Инструктаж провел, знания по технике безопасности проверил:

(Ознакомьтесь с теорией в пособии глава 5.)

Опыт 1. Простые вещества и элементарные ионы в качестве окислителей и восстановителей.

В пробирку поместили по 3-4 капли раствора серной кислоты и несколько кусочков магния.

Наблюдаем: _____

Уравнение: _____

Схема электронного баланса, с указанием окислителя и восстановителя: _____

Тип ОВР: _____

Определите направление и полноту протекания реакции, используя значение стандартных электродных потенциалов: _____

Вывод: _____

Опыт 2. В пробирку поместили по 3-4 капли раствора (20%) азотной кислоты и несколько кусочков магния. (Опыт проводить в вытяжном шкафу, пробирку закрыть пробкой.) (Алгоритм ответа см выше)

Напишите уравнение разложения данного нитрата. Составьте электронный баланс.

Опыт 3. В аналитической химии для установления точной концентрации пероксида водорода используют реакцию с дихроматом калия (хромометрию). Проведите реакцию: для этого к 1 мл раствора бихромата прибавить равный объем серной кислоты, и затем добавлять раствор пероксида водорода по каплям. Напишите уравнение реакции, используя схему.

Наблюдаем: _____

Уравнение: _____

Схема электронного баланса, с указанием окислителя и восстановителя: _____

Тип ОВР: _____

Уравнивание реакции ионно-электронным методом: _____

Определите направление и полноту протекания реакции используя значение стандартных электродных потенциалов: _____

Вывод: _____

Проведите реакцию в щелочной среде. Сравните результаты.

Практика лучший наставник во всех делах. *Usus efficacissimus rerum omnium magister*
Опыт 4. При качественном и количественном определении сульфит ионов используют реакцию с перманганатом калия. Для этого к подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия объемом 2 мл, добавляют микрошпатель кристаллики сульфита калия.

Наблюдаем: _____

Уравнение: _____

Схема электронного баланса, с указанием окислителя и восстановителя: _____

Тип ОВР: _____

Уравнивание реакции ионно-электронным методом: _____

Определите направление и полноту протекания реакции используя значение стандартных электродных потенциалов: _____

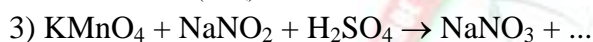
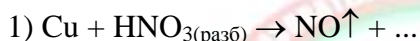
Вывод: _____

Проведите данную реакцию в нейтральной среде, сравните результаты.



ЗАДАНИЯ ДЛЯ ОТРАБОТКИ УМЕНИЙ:

Дописать продукты окислительно-восстановительных реакций и уравнивать реакции:



2. На реакцию с сульфидом натрия в присутствии серной кислоты затрачен раствор дихромата калия массой 98 г ($\omega(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7)$ с 5%). Вычислите массу серы, образующуюся в результате этой реакции.

3. Соль нитрата натрия прокалили до постоянной массы. Сухой остаток растворили в воде и добавили полученный раствор к подкисленному серной кислотой раствору бихромата калия, при этом наблюдали образование зеленого раствора. Напишите уравнения всех реакций, где необходимо приведите электронный баланс.



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 5

ВАРИАНТ 3.

« Окислительно-восстановительные реакции» (4 часа)

Цель работы: на практике изучить закономерности протекания окислительно-восстановительных реакций

С правилами по технике безопасности ознакомлен и обязуюсь выполнять.

Подпись студента:

Практика лучший наставник во всех делах. *Usus efficacissimus rerum omnium magister*
Инструктаж провел, знания по технике безопасности проверил:

(Ознакомьтесь с теорией в пособии глава 5.)

Опыт 1. Простые вещества и элементарные ионы в качестве окислителей и восстановителей.

В пробирку поместили по 3-4 капли раствора соляной кислоты и несколько кусочков цинка.

Наблюдаем: _____

Уравнение: _____

Схема электронного баланса, с указанием окислителя и восстановителя: _____

Тип ОВР: _____

Определите направление и полноту протекания реакции, используя значение стандартных электродных потенциалов: _____

Вывод: _____

Опыт 2. В пробирку поместили по 3-4 капли раствора (20%) азотной кислоты и несколько кусочков цинка. (Опыт проводить в вытяжном шкафу, пробирку закрыть пробкой.) (Алгоритм ответа см выше)

Напишите уравнение разложения данного нитрата. Составьте электронный баланс.

Опыт 3. В аналитической химии для установления точной концентрации пероксида водорода используют реакцию с перманганатом калия (перманганатометрию). Проведите реакцию: для этого к 1 мл раствора перманганата прибавить равный объем серной кислоты, и затем добавлять раствор пероксида водорода по каплям. Напишите уравнение реакции, используя схему.

Наблюдаем: _____

Уравнение: _____

Схема электронного баланса, с указанием окислителя и восстановителя: _____

Тип ОВР: _____

Уравнивание реакции ионно-электронным методом: _____

Определите направление и полноту протекания реакции используя значение стандартных электродных потенциалов: _____

Вывод: _____

Проведите реакцию в щелочной среде. Сравните результаты.

Опыт 4. При качественном и количественном определении нитрит ионов используют реакцию с бихроматом калия. Для этого к подкисленному серной кислотой раствору бихромата калия объемом 2 мл, добавляют микрошпатель кристаллики нитрита натрия.

Наблюдаем: _____

Уравнение: _____

Схема электронного баланса, с указанием окислителя и восстановителя: _____

Тип ОВР: _____

Уравнивание реакции ионно-электронным методом: _____

Определите направление и полноту протекания реакции используя значение стандартных электродных потенциалов: _____

Вывод: _____

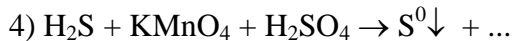
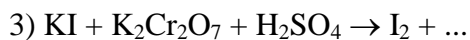
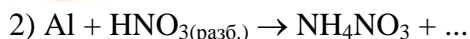
Проведите данную реакцию в нейтральной среде, сравните результаты.



ЗАДАНИЯ ДЛЯ ОТРАБОТКИ УМЕНИЙ:



Дописать продукты окислительно-восстановительных реакций и уравнять реакции:



2. Найти массу 15% $KMnO_4$ пошедшего на реакцию с 65г 2% р-ра KNO_2 в кислой среде.

3. Через раствор концентрированной серной кислоты пропускали сероводород, при этом наблюдали выпадение желтого вещества. Раствор отфильтровали, образовавшееся вещество растворили в концентрированной азотной кислоте, при этом наблюдали выделение бурого газа. Если к полученному раствору добавить раствор хлорида бария, то наблюдается выпадение белого осадка.



ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 5

ВАРИАНТ 4.

« Окислительно-восстановительные реакции » (4 часа)

Цель работы: на практике изучить закономерности протекания окислительно-восстановительных реакций

С правилами по технике безопасности ознакомлен и обязуюсь выполнять.

Подпись студента: _____

Инструктаж провел, знания по технике безопасности проверил: _____

(Ознакомьтесь с теорией в пособии глава 5.)

Опыт 1. Простые вещества и элементарные ионы в качестве окислителей и восстановителей.

В пробирку поместили по 3-4 капли раствора серной кислоты и несколько кусочков алюминия.

Наблюдаем: _____

Уравнение: _____

Схема электронного баланса, с указанием окислителя и восстановителя: _____

Тип ОВР: _____

Определите направление и полноту протекания реакции используя значение стандартных электродных потенциалов: _____

Вывод: _____

Напишите уравнение разложения данного нитрата.

Опыт 2. В пробирку поместили по 3-4 капли раствора (20%) азотной кислоты и несколько кусочков алюминия. (Опыт проводить в вытяжном шкафу, пробирку закрыть пробкой.) (Алгоритм ответа см выше)

Напишите уравнение разложения данного нитрата. Составьте электронный баланс.

Практика лучший наставник во всех делах. *Usus efficacissimus rerum omnium magister*
Опыт 3. В аналитической химии для установления точной концентрации сульфата железа(II) используют реакцию с перманганатом калия (перманганатометрию). Проведите реакцию: для этого к 1 мл раствора перманганата калия прибавить равный объем серной кислоты, и затем добавлять раствор концентрации сульфата железа(II) по каплям. Напишите уравнение реакции, используя схему.

Наблюдаем: _____

Уравнение: _____

Схема электронного баланса, с указанием окислителя и восстановителя: _____

Тип ОВР: _____

Уравнивание реакции ионно-электронным методом: _____

Определите направление и полноту протекания реакции используя значение стандартных электродных потенциалов: _____

Вывод: _____

Проведите реакцию в щелочной среде. Сравните результаты.

Опыт 4. Пероксид водорода обладает окислительно-восстановительной двойственностью. Проведите уравнение реакции, протекающей при добавлении раствора йодида калия к раствору пероксида водорода, подкисленному серной кислотой.

Наблюдаем: _____

Уравнение: _____

Схема электронного баланса, с указанием окислителя и восстановителя: _____

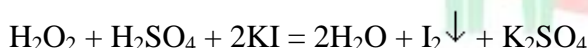
Тип ОВР: _____

Уравнивание реакции ионно-электронным методом: _____

Определите направление и полноту протекания реакции используя значение стандартных электродных потенциалов: _____

Вывод: _____

Проведите данную реакцию в щелочной среде, сравните результаты.

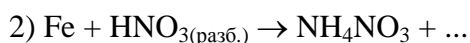


Составьте уравнение реакции между перманганатом калия и пероксидом водорода в водном растворе, подкисленном серной кислотой.



ЗАДАНИЯ ДЛЯ ОТРАБОТКИ УМЕНИЙ:

1. Дописать продукты окислительно-восстановительных реакций и уравнивать реакции:




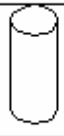


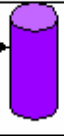




Практика лучший наставник во всех делах. *Usus efficacissimus rerum omnium magister*

2. К раствору дихромата натрия массой 250 г прилили серную кислоту и избыток р-ра иодида натрия. При этом образовался йод массой 15,24 г. Вычислите массовую долю дихромата натрия в исходном р-ре?

3. Магний обработали концентрированной серной кислотой, при этом выделился газ с резким неприятным запахом тухлых яиц. Выделяющийся газ пропустили через подкисленный серной кислотой раствор перманганата калия, при этом наблюдали выпадение желтого осадка. Написать уравнения всех реакций, где необходимо привести электронный баланс.



Индикатор	Окраска раствора при реакции среды:		
	нейтральной	кислой	щелочной
Метилоранж			
	оранжевая	красная	жёлтая
Фенолфталеин			
	бесцветная	бесцветная	розовая
Лакмус			
	фиолетовая	красная	синяя

Приложение 4 .Таблица 1. Примеры основных, амфотерных и кислотных оксидов, а также соответствующие им гидроксидов.

Основные		Амфотерные		Кислотные	
Оксиды	Гидроксиды	Оксиды	Гидроксиды	Оксиды	Гидроксиды
Na ₂ O	NaOH	BeO	Be(OH) ₂	B ₂ O ₃	H ₃ BO ₃
K ₂ O	KOH	Cr ₂ O ₃	Cr(OH) ₃	CO ₂	H ₂ CO ₃ * *)
MgO	Mg(OH) ₂	Ga ₂ O ₃	Ga(OH) ₃	SiO ₂	H ₂ SiO ₃ *)
CaO	Ca(OH) ₂	CuO	Cu(OH) ₂	N ₂ O ₅	HNO ₃
BaO	Ba(OH) ₂	ZnO	Zn(OH) ₂	P ₄ O ₁₀	H ₃ PO ₄
La ₂ O ₃	La(OH) ₃	Al ₂ O ₃	Al(OH) ₃	SO ₂	H ₂ SO ₃ *)**)
FeO	Fe(OH) ₂	SnO	Sn(OH) ₂	SO ₃	H ₂ SO ₄
Ag ₂ O	—	PbO	Pb(OH) ₂	CrO ₃	H ₂ CrO ₄ **)



*)Приведена идеализированная формула гидроксида

***)Существует только в водном растворе

ПРИЛОЖЕНИЕ 5. Таблица 2 : Химические свойства оксидов, оснований, кислот и солей

Вещества	Me	нМе Э	H ₂ O	MeO	HЭ	HЭO	MeOHp	MeOHн	MeЭ	MeЭO
Me	-	MeЭ	MeOH+H ₂ MeO+H ₂ He всегда (1)	-	MeЭ+ H ₂ He всегда (2)	MeЭO+ H ₂ He всегда (2)	-	-	MeЭ+Me He всегда (3)	MeЭO+ Me He всегда (3)
MeO	-	-	MeOH He всегда (4)	-	MeЭ+ H ₂ O	MeЭO+ H ₂ O	-	-	-	-
нMeO ЭO	-	-	HЭO	MeЭO	-	-	MeЭO+ H ₂ O	-	-	-
HЭ	MeЭ+ H ₂ He всегда (2)	-	-	MeЭ+ H ₂ O	-	-	MeЭ+ H ₂ O	MeЭ+ H ₂ O	MeЭ +HЭ He всегда (5)	MeЭO+ HЭ He всегда (5)
HЭO	MeЭO+ H ₂ O He всегда (2)	-	-	MeЭO+ H ₂ O	-	-	MeЭO+ H ₂ O	MeЭO+ H ₂ O	MeЭO+ HЭ He всегда (5)	MeЭO+ HЭO He всегда (5)
MeOHp	-	-	-	-	MeЭ+ H ₂ O	MeЭO+ H ₂ O	-	-	MeЭ+MeOH He всегда (6)	MeЭO+ MeOH He всегда (6)
MeOHн	-	-	-	-	MeЭ+ H ₂ O	MeЭO+ H ₂ O	-	-	-	-
MeЭ	MeЭ+Me He всегда (3)	-	-	-	MeЭ+HЭ He всегда (5)	MeЭO+HЭ He всегда (5)	MeЭ+MeOH He всегда (6)	-	MeЭ+MeЭ He всегда (7)	MeЭ+M eЭO He всегда (7)
MeЭO	Me+MeЭO He всегда (3)	-	-	-	MeЭO+ HЭ He всегда (5)	MeЭO+ HЭO He всегда (5)	MeЭO+MeOH He всегда (6)	-	MeЭ+MeЭO He всегда (7)	MeЭO+ MeЭO He всегда (7)

Приложение 6. Таблица 3: Качественные реакции на катионы.

Катион	Воздействие или реактив	Наблюдаемая реакция
Li⁺	Пламя	Карминово-красное окрашивание
Na⁺	Пламя	Желтое окрашивание
K⁺	Пламя	Фиолетовое окрашивание
Ca²⁺	Пламя	Кирпично-красное окрашивание
Sr²⁺	Пламя	Карминово-красное окрашивание
Ba²⁺	Пламя SO ₄ ²⁻	Желто-зеленое окрашивание Выпадение белого осадка, не растворимого в кислотах: Ba ²⁺ + SO ₄ ²⁻ → BaSO ₄ ↓
Cu²⁺	Вода Аммиак	Гидратированные ионы Cu ²⁺ имеют голубую окраску Ярко-синий комплекс
Pb²⁺	S ²⁻	Выпадение черного осадка: Pb ²⁺ + S ²⁻ → PbS ↓
Ag⁺	Cl ⁻	Выпадение белого осадка; не растворимого в HNO ₃ , но растворимого в конц. NH ₃ • H ₂ O: Ag ⁺ + Cl ⁻ → AgCl ↓
Fe²⁺	гексациано-феррат (III) калия (красная кровяная соль) ,K ₃ [Fe(CN) ₆]	Выпадение синего осадка: K ⁺ + Fe ²⁺ + [Fe(CN) ₆] ³⁻ → KFe[Fe(CN) ₆] ₄
Fe³⁺	1) гексацианоферрат (II) калия (желтая кровяная соль) K ₄ [Fe(CN) ₆] 2) роданид-ион SCN ⁻	Выпадение синего осадка: K ⁺ + Fe ³⁺ + [Fe(CN) ₆] ⁴⁻ → KFe[Fe(CN) ₆] ₄ ↓ Появление ярко-красного окрашивания за счет образования комплексных ионов Fe(SCN) ²⁺ , Fe(SCN) ⁺ ₂
Al³⁺	щелочь (амфотерные свойства гидроксида)	Выпадение осадка гидроксида алюминия при приливании первых порций щелочи и его растворение при дальнейшем приливании
NH₄⁺	щелочь, нагрев	Запах аммиака: NH ₄ ⁺ + OH ⁻ → NH ₃ ↑ + H ₂ O
H⁺ (кислая среда)	Индикаторы: лакмус, метиловый оранжевый	красное окрашивание красное окрашивание

Таблица 4. Качественные реакции на анионы.

Анион	Реактив	Наблюдаемая реакция
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Выпадение белого осадка, нерастворимого в кислотах: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$
NO_3^-	1) добавить конц. H_2SO_4 и Си, нагреть "2) смесь $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4$	Образование голубого раствора, содержащего ионы Cu^{2+} , выделение газа бурого цвета (NO_2) Возникновение окраски сульфата нитрозо-железа (II) $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{NO}]^{2+}$. Окраска от фиолетовой до коричневой (реакция «бурого кольца»)
PO_4^{3-}	ионы Ag^+	Выпадение светло-желтого осадка в нейтральной среде: $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \longrightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$
CrO_4^{2-}	ионы Ba^{2+}	Выпадение желтого осадка, не растворимого в уксусной кислоте, но растворимого в HCl : $\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \longrightarrow \text{BaCrO}_4 \downarrow$
S^{2-} ,	ионы Pb^{2+}	Выпадение черного осадка: $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} \longrightarrow \text{PbS} \downarrow$
CO_3^{2-}	ионы Ca^{2+} Кислоты	выпадение белого осадка, растворимого в кислотах: $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow$ Выделение углекислого газа
CO_2	известковая вода $\text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$, $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ Выпадение белого осадка и его растворение при пропускании CO_2
SO_3^{2-}	ионы H^+	Появление характерного запаха SO_2 : $2\text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-} \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \uparrow$
F^-	ионы Ca^{2+}	Выпадение-белого осадка: $\text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^- \longrightarrow \text{CaF}_2 \downarrow$
Cl^-	ионы Ag^+	Выпадение белого осадка, не растворимого в HNO_3 , но растворимого в конц. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \longrightarrow \text{AgCl} \downarrow$ $\text{AgCl} + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) \longrightarrow [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$
Br^-	ионы Ag^+	Выпадение светло-желтого осадка, не растворимого в HNO_3 : $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr} \downarrow$ осадок темнеет на свету
I^-	ионы Ag^+	Выпадение желтого осадка, не растворимого в HNO_3 и NH_3 конц.: $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \longrightarrow \text{AgI} \downarrow$ осадок темнеет на свету
OH^- (щелочная среда)	индикаторы: лакмус фенолфталеин	синее окрашивание малиновое окрашивание



Приложение 7.

Константы диссоциации некоторых слабых кислот и оснований

Вещество	Кд	pK	Вещество	Степень	Кд	pK
H ₃ BO ₃	5,7 × 10 ⁻¹⁰	9,24	H ₂ CO ₃	1	4,3 × 10 ⁻⁷	6,37
HNO ₂	4,0 × 10 ⁻⁴	3,40	H ₂ CO ₃	2	5,6 × 10 ⁻¹¹	10,25
HCN	7,2 × 10 ⁻¹⁰	9,14	H ₂ SO ₃	1	1,3 × 10 ⁻²	1,89
H ₂ ZnO ₂	7,1 × 10 ⁻¹²	11,15	H ₂ SO ₃	2	5,0 × 10 ⁻⁶	5,30
HCOOH	1,8 × 10 ⁻⁴	3,75	H ₂ S	1	5,7 × 10 ⁻⁸	7,24
CH ₃ COOH	1,75 × 10 ⁻⁵	4,76	H ₂ S	2	1,2 × 10 ⁻¹⁵	14,92
NH ₃ × H ₂ O	1,79 × 10 ⁻⁵	4,75	H ₂ C ₂ O ₄	1	5,9 × 10 ⁻²	1,23
Zn(OH) ₂	1,5 × 10 ⁻⁹	8,83	H ₂ C ₂ O ₄	2	6,4 × 10 ⁻⁵	4,19
C ₆ H ₅ OH	1 × 10 ⁻¹⁰	10,00	Ba(OH) ₂	1	2,3 × 10 ⁻¹	0,64

Приложение 8.

Константы нестойкости некоторых комплексных ионов

Комплексный ион	Кн	Комплексный ион	Кн
[Ag(NH ₃) ₂] ⁺	6,8 × 10 ⁻⁸	[Fe(CN) ₆] ³⁻	5 × 10 ⁻⁴⁴
[Zn(NH ₃) ₄] ²⁺	2,6 × 10 ⁻¹⁰	[Fe(CN) ₆] ⁴⁻	5 × 10 ⁻³⁷
[Cu(NH ₃) ₄] ²⁺	4,6 × 10 ⁻¹⁴	[HgCl ₄] ²⁻	6 × 10 ⁻¹⁷
[Cd(CN) ₄] ²⁻	1,4 × 10 ⁻¹⁷	[HgI ₄] ²⁻	5 × 10 ⁻³¹
[Zn(OH) ₄] ²⁻	2,2 × 10 ⁻¹⁵	[FeSCN] ²⁺	5 × 10 ⁻³
[Al(OH) ₄] ⁻	1 × 10 ⁻³³	[I ₃] ⁻	1 × 10 ⁻³
[Ag(S ₂ O ₃)] ⁻	1 × 10 ⁻¹³	[PbI ₄] ²⁻	3 × 10 ⁻⁵

Приложение 9.

Формулы пересчёта концентраций растворов

Ожидаемая концентрация	Исходная концентрация			
	ω, %	C _М , моль/дм ³	C _Э , моль/дм ³	T, г/см ³
Концентрация массовой доли, ω, %	$\frac{\text{г вещества}}{100 \text{ г раствора}}$	$\frac{C_M \cdot M}{10 \cdot \rho}$	$\frac{C_E \cdot M \cdot f_E}{10 \cdot \rho}$	$\frac{T \cdot 100}{\rho}$
Молярная концентрация, C _М	$\frac{\omega \cdot 10 \rho}{M}$	моль/дм ³	C _Э · f _Э	$\frac{T \cdot 1000}{M}$
Молярная концентрация эквивалента, C _Э	$\frac{\omega \cdot 10 \rho}{M \cdot f_E}$	$\frac{C_M}{f_E}$	моль/дм ³	$\frac{T \cdot 1000}{M \cdot f_E}$
Титр раствора, T	$\frac{\omega \cdot \rho}{100}$	$\frac{C_M \cdot M}{1000}$	$\frac{C_E \cdot M \cdot f_E}{1000}$	г/см ³

Приложение 10.

Произведения растворимости (ПР) малорастворимых соединений

Соединение	ПР	Соединение	ПР
AgCl	1×10^{-10}	BaCrO ₄	2×10^{-10}
AgBr	4×10^{-13}	BaCO ₃	7×10^{-9}
AgI	1×10^{-16}	BaSO ₄	1×10^{-10}
AgSCN	1×10^{-12}	CaCO ₃	1×10^{-8}
Ag ₂ CrO ₄	2×10^{-12}	CaC ₂ O ₄	2×10^{-9}
Ag ₂ CO ₃	8×10^{-12}	CaSO ₄	2×10^{-5}
Ag ₂ S	2×10^{-49}	Cu ₂ I ₂	1×10^{-12}
Ag ₃ PO ₄	2×10^{-18}	CuS	6×10^{-36}
Zn(OH) ₂	1×10^{-17}	PbI ₂	1×10^{-9}
Mg(OH) ₂	8×10^{-12}	PbSO ₄	2×10^{-8}
Fe(OH) ₂	7×10^{-16}	CdS	1×10^{-27}
Fe(OH) ₃	4×10^{-38}	SrSO ₄	3×10^{-7}
MgNH ₄ PO ₄	3×10^{-13}	SrCO ₃	2×10^{-9}

Приложение 11: Расчет фактора эквивалентности.

Число, показывающее, какая часть молекулы или другой частицы вещества соответствует эквиваленту, называется *фактором эквивалентности* ($f_{\text{Э}}$). Фактор эквивалентности – это безразмерная величина, которая меньше, либо равна 1.

Следует учитывать, что *эквивалент одного и того же вещества может меняться в зависимости от того, в какую реакцию оно вступает. Эквивалент элемента также может быть различным в зависимости от вида соединения, в состав которого он входит. Эквивалентом может являться как сама молекула или какая-либо другая формульная единица вещества, так и ее часть.*

Таблица 5. Расчет фактора эквивалентности

Частица	Фактор эквивалентности	Примеры
Элемент	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{B(\text{Э})}$, где $B(\text{Э})$ – валентность элемента	$f_{\text{Э}}(\text{Cr})_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 1/3$; $f_{\text{Э}}(\text{Cr})_{\text{H}_2\text{CrO}_4} = 1/6$
Простое вещество	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Э}) \cdot B(\text{Э})}$, где $n(\text{Э})$ – число атомов элемента (индекс в химической формуле), $B(\text{Э})$ – валентность элемента	$f_{\text{Э}}(\text{H}_2) = 1/(2 \times 1) = 1/2$; $f_{\text{Э}}(\text{O}_2) = 1/(2 \times 2) = 1/4$; $f_{\text{Э}}(\text{Cl}_2) = 1/(2 \times 1) = 1/2$; $f_{\text{Э}}(\text{O}_3) = 1/(3 \times 2) = 1/6$
Оксид	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Э}) \cdot B(\text{Э})}$, где $n(\text{Э})$ – число атомов элемента (индекс в химической формуле оксида), $B(\text{Э})$ – валентность элемента	$f_{\text{Э}}(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 1/(2 \times 3) = 1/6$; $f_{\text{Э}}(\text{CrO}) = 1/(1 \times 2) = 1/2$; $f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{O}) = 1/(2 \times 1) = 1/2$; $f_{\text{Э}}(\text{P}_2\text{O}_5) = 1/(2 \times 5) = 1/10$
Кислота	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{H}^+)}$,	$f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/1 = 1$ (основность равна 1) или

	где $n(\text{H}^+)$ – число отданных в ходе реакции ионов водорода (основность кислоты)	$f_{\text{Э}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$ (основность равна 2)
Основание	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{OH}^-)}$, где $n(\text{OH}^-)$ – число отданных в ходе реакции гидроксид-ионов (кислотность основания)	$f_{\text{Э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/1 = 1$ (кислотность равна 1) или $f_{\text{Э}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 1/2$ (кислотность равна 2)
Соль	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n(\text{Me}) \cdot B(\text{Me})} = \frac{1}{n(\text{A}) \cdot B(\text{A})}$, где $n(\text{Me})$ – число атомов металла (индекс в химической формуле соли), $B(\text{Me})$ – валентность металла; $n(\text{A})$ – число кислотных остатков, $B(\text{A})$ – валентность кислотного остатка	$f_{\text{Э}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(2 \times 3) = 1/6$ (расчет по металлу) или $f_{\text{Э}}(\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/(3 \times 2) = 1/6$ (расчет по кислотному остатку)
Частица в окислительно-восстановительных реакциях	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{n_{\text{Э}}}$, где $n_{\text{Э}}$ – число электронов, участвующих в процессе окисления или восстановления	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{\text{e}} \rightarrow \text{Fe}^0$ $f_{\text{Э}}(\text{Fe}^{2+}) = 1/2$; $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{\text{e}} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ $f_{\text{Э}}(\text{MnO}_4^-) = 1/5$
Ион	$f_{\text{Э}} = \frac{1}{ z }$, где z – заряд иона	$f_{\text{Э}}(\text{SO}_4^{2-}) = 1/2$



Приложение 12.

ОВР пероксида водорода

В молекулах пероксида водорода H_2O_2 атомы кислорода находятся в степени окисления – I. Это промежуточная и не самая устойчивая степень окисления атомов этого элемента, поэтому пероксид водорода проявляет и окислительные, и восстановительные свойства.

Окислительно-восстановительная активность этого вещества зависит от концентрации. В обычно используемых растворах с массовой долей 20 % пероксид водорода довольно сильный окислитель, в разбавленных растворах его окислительная активность снижается. Восстановительные свойства для пероксида водорода менее характерны, чем окислительные, и также зависят от концентрации.

Пероксид водорода – очень слабая кислота, поэтому в сильнощелочных растворах его молекулы превращаются гидропероксид-ионы.

В зависимости от реакции среды и от того, окислителем или восстановителем является пероксид водорода в данной реакции, продукты окислительно-восстановительного взаимодействия будут разными. Уравнения полуреакций для всех этих случаев приведены в таблице 1.

Таблица 6. Уравнения окислительно-восстановительных полуреакций H_2O_2 в растворах

Реакция среды	H_2O_2 окислитель	H_2O_2 восстановитель

Кислотная	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow + 2\text{e}^- = 4\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} - 2\text{e}^- = \text{O}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+$
Нейтральная	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{OH}^-$	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} - 2\text{e}^- = \text{O}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+$
Щелочная	$\text{HO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = 3\text{OH}^-$	$\text{HO}_2 + \text{OH}^- - 2\text{e}^- = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

ОВР соединений марганца

Для марганца известны соединения, в которых он проявляет все возможные степени окисления: от нуля до +VII. В ОВР, протекающих в растворах, чаще всего участвуют соединения марганца в степенях окисления +II, +IV, +VII и, отчасти, +VI.

Условия протекания окислительно-восстановительных превращений для соединений марганца можно представить в виде схемы, приведенной на рисунке 2.



ОВР соединений хрома.

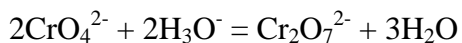
Соединения хрома в низших степенях окисления являются восстановителями, а в высших – окислителями. Более или менее устойчивыми являются степени окисления 0, +II, +III, и +VI (из них самая устойчивая +III). Как и для марганца, условия протекания окислительно-восстановительных превращений соединений хрома можно изобразить в виде схемы:



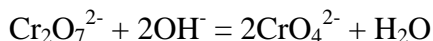
В отличие от перманганат-иона, устойчивого как в кислотной, так и в щелочной среде, хромат-ион устойчив только в щелочной и, отчасти, в нейтральной среде.

В кислотной среде хромат-ион превращается в дихромат-ион по реакции

Практика лучший наставник во всех делах. Usus efficacissimus rerum omnium magister



Дихромат-ион, в свою очередь, устойчив только в кислотной и, отчасти, в нейтральной среде, а в щелочной превращается в хромат-ион:



Поэтому в кислотной среде протекают окислительно-восстановительные процессы только с участием иона $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, а в щелочной – только с участием иона CrO_4^{2-} .

Так как в кислотной среде окислительные свойства кислотных остатков оксокислот всегда проявляются сильнее, чем в щелочной, дихромат-ион значительно более сильный окислитель, чем хромат-ион. И наоборот, гексагидрохромат(III)-ионы, существующие только в щелочной среде, легко окисляются до хроматов(VI) такими сильными окислителями, как хлор, бром или пероксид водорода.

ОВР азотной и серной кислот:

Азотная кислота и ее растворы – сильные окислители:

Реакция взаимодействия с концентрированной азотной кислотой:

Таблица. Основные продукты восстановления азотной кислоты металлами

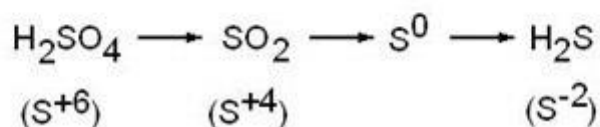
Металлы	Li, Cs, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al*	Mn*, Zn, Cr*, Fe*, Cd, Co*, Ni*, Sn, Pb*	Bi*, Cu, Ru, Hg, Ag, Rh, Pd	Ir, Pt, Au.
Концентрация кислоты $w(\text{HNO}_3)$, % (мас.)	Активные	Средней активности	Малоактивные	Благородные
больше 80 % (очень конц. р-ры)	NO_2	NO_2	NO_2	—
45% – 75 % (конц. р-ры)	N_2O	NO	NO_2	—
10 % – 40 % (разбавленные р-ры)	N_2	N_2O	NO	—
меньше 5 % (очень разбавленные р-ры)	NH_4NO_3	N_2	—	—

* Металлы, которые пассивируются в концентрированных растворах азотной кислоты при комнатной температуре.

Концентрированная H_2SO_4 и HNO_3 в любом виде окисляют неметаллы

Практика лучший наставник во всех делах. Usus efficacissimus rerum omnium magister

- восстановители углерод, фосфор, серу - до соответствующих кислот.



Приложение 13.

Таблица 8. Прогнозирование продуктов окислительно-восстановительных реакций:

Восстановители	Продукты окисления	Условия или среда
1. Металлы, Me	M^+, M^{2+}, M^{3+}	кислая и нейтральная среда
2. Металлы, образующие амфотерные гидроксиды: Be, Zn, Al	$[Zn(OH)_4]^{2-}, [Al(OH)_4]^-$, ZnO_2^{2-}, AlO_2^-	щелочная среда (раствор), щелочная среда (сплавление)
3. Углерод, C	CO CO ₂	при высокой температуре, при горении, в кислой среде
4. Оксид углерода (II), CO	CO ₂	
5. Сера, S	SO_2, SO_4^{2-} , SO_3^{2-}	кислая среда, щелочная среда
6. Сероводород, H ₂ S, сульфиды, S ²⁻	S SO ₂ H ₂ SO ₄ , SO ₄ ²⁻	с сильными окислителями, при обжиге, с сильными окислителями
7. Оксид серы (IV), SO ₂ , сернистая кислота H ₂ SO ₃ , сульфиты SO ₃ ²⁻ (Na ₂ SO ₃)	SO ₃ H ₂ SO ₄ , SO ₄ ²⁻ (Na ₂ SO ₄)	в газовой сфере, в водных растворах
8. Фосфор, P, фосфин PH ₃ , фосфиты PO ₃ ³⁻	P ₂ O ₅ H ₃ PO ₄ , PO ₄ ³⁻	в газовой сфере, в водных растворах
9. Аммиак, NH ₃	N ₂ NO	в большинстве случаев, каталитическое окисление
10. Азотистая кислота, HNO ₂ , нитриты NO ₂ ⁻ (KNO ₂)	HNO ₃ NO ₃ ⁻ (KNO ₃)	
11. Галогеноводороды, кислоты HCl, HBr, HI и их соли	Cl ₂ , Br ₂ , I ₂	
12. Катионы Cr ³⁺	CrO ₄ ²⁻	щелочная среда,

	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	кислая среда
13. Катионы Fe^{2+} , Cu^+	Fe^{3+} , Cu^{2+} $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ FeO_4^{2-}	<ul style="list-style-type: none"> • в кислой среде в щелочной среде очень сильные окислители в щелочной среде
14. Катионы Mn^{2+}	MnO_2 MnO_4^{2-} MnO_4^-	нейтральная среда, щелочная среда, кислая среда
15. MnO_2	MnO_4^{2-} MnO_4^-	щелочная среда, кислая среда
16. Пероксид водорода, H_2O_2	$\text{O}_2 + \text{H}^+$ $\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	кислая среда. нейтральная среда

Таблица 9. Прогнозирование продуктов окислительно-восстановительных реакций

Окислители	Продукты восстановления	Среда
1. Галогены, F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2	F^- , Cl^- , Br^- , I^-	
2. Оксокислоты, хлора, брома и их соли: HClO , HBrO , HClO_3 , HBrO_3	Cl^- , Br^-	
3. Кислород, O_2	O^{2-}	
4. Озон, O_3	$\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ $\text{OH}^- + \text{O}_2$	кислая среда, нейтральная среда
5. Сера, S	S^{2-}	
6. Оксид серы (VI), SO_3	SO_2	
7. Оксид серы (IV), SO_2	S	
8. Азотистая кислота, HNO_2 , нитриты, NO_2^-	NO N_2	в большинстве случаев, с солями аммония
9. Оксид азота (IV), NO_2 более сильный окислитель, чем HNO_3 ,	NO N_2 NH_3	в большинстве случаев
10. Нитраты, NO_3^-	NO_2^- NH_3	в расплавах, с сильными восстановителями:
11. Хроматы, CrO_4^{2-} , дихроматы, $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ $\text{Cr}(\text{OH})_3$ Cr^{3+}	щелочная среда, нейтральная среда, кислая среда
12. Катионы, Fe^{3+} , Cu^{2+}	Fe^{2+} , Cu^+	
13. Перманганаты, MnO_4^-	$\text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{MnO}_2 + \text{щелочь}$ $\text{MnO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	кислая среда, нейтральная, слабощелочная среда, сильнощелочная среда
14. Манганат ион MnO_4^{2-}	$\text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	кислая среда,

	MnO ₂ + щелочь	нейтральная, слабощелочная среда,
14. Пероксид водорода, H ₂ O ₂	H ₂ O OH ⁻	кислая среда, нейтральная и щелочная среда
15. H ₂ SO ₄ (конц.), HNO ₃	рассмотрены отдельно	



Приложение 14.

Таблица 10: Стандартные потенциалы окислительно- восстановительных пар.³

φ^o - стандартный потенциал

Тип среды:

“к” – кислотная среда;

“н” – нейтральная среда;

“щ” – щелочная среда;

“Оф” - окисленная форма;

“Вф” - восстановленная форма .

ф / Вф	Стандартный потенциал φ ^o , среда	ф / Вф	Стандартный потенциал φ ^o , среда
Ag ⁺ / Ag	+0,80 к	CH ₃ CHO / C ₂ H ₅ OH	+0,19 к
[Ag(CN) ₂] ⁻ / Ag, CN ⁻	-0,43 щ	CO ₂ / H ₂ C ₂ O ₄	-0,47 к
Al ³⁺ / Al	-1,70 к	Ca ²⁺ / Ca	-2,86 к
Al(OH) ₃ / Al	-1,49 н (рН=6)	Cd ²⁺ / Cd	-0,40 к
[Al(OH) ₄] ⁻ / Al	-2,34 щ	Cl ₂ / Cl ⁻	+1,40 к, щ
At ₂ / At ⁻	+0,20 к, щ	ClO ⁻ / Cl ₂	+0,48 щ
Au ³⁺ / Au	+1,50 к	ClO ⁻ / Cl ₂	+2,14 к
[Au(CN) ₂] ⁻ / Au, CN ⁻	-0,76 щ	ClO ₃ ⁻ / ClO ⁻	+0,48 щ
Be ²⁺ / Be	-1,85 к	ClO ₃ ⁻ / Cl ₂	+0,48 щ
[Be(OH) ₄] ²⁻ / Be	-2,52 щ	ClO ₃ ⁻ / Cl ₂	+1,47 к
Bi ³⁺ / Bi	+0,32 к	ClO ₄ ⁻ / ClO ₃ ⁻	+1,19 к
Bi(OH) ₃ / Bi	-0,38 щ	Co ³⁺ / Co ²⁺	+1,38 к
Br ₂ / Br ⁻	+1,09 к, щ	CoO(OH)/Co(OH) ₂	+0,19 щ
BrO ⁻ / Br ₂	+0,43 щ	Cr ³⁺ / Cr ²⁺	-0,41 к
BrO ₃ ⁻ / Br ₂	+1,51 к	Cr(OH) ₃ / Cr(OH) ₂	-1,18 щ
BrO ₃ ⁻ / Br ₂	+0,52 щ	CrO ₄ ²⁻ / [Cr(OH) ₆] ³⁻	-0,17 щ

³ Справочные таблицы по неорганической химии./ - М., МИТХТ им. М.В. Ломоносова, 2005..

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}/\text{Cu}, \text{NH}_3$	-0,07 щ	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$	+1,33 к
$\text{Cu}_2\text{O} / \text{Cu}$	+0,47 к	$\text{Cu}^{2+}/ \text{Cu}$	+0,34 к
$\text{Cu}_2\text{O} / \text{Cu}$	-0,37 щ	$\text{Cu}^{2+}/ \text{Cu}_2\text{O}$	+0,21 к
$\text{Fe}^{2+}/ \text{Fe}$	-0,44 к	$\text{Cu}^{2+}, \text{Br}^- / \text{CuBr}$	+0,66 к
$\text{Fe}^{3+}/ \text{Fe}^{2+}$	+0,77 к	$\text{Cu}^{2+}, \text{CN}^- / [\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$	+1,11 щ
$\text{FeO}(\text{OH}) / \text{Fe}(\text{OH})_2$	-0,67 щ	$\text{Cu}^{2+}, \text{Cl}^- / \text{CuCl}$	+0,55 к
F_2 / F^-	+2,87 щ	$\text{Cu}^{2+}, \text{Cl}^- / [\text{CuCl}_2]^-$	+0,49 к
F_2 / HF	+3,09 к	$\text{Cu}^{2+}, \text{I}^- / \text{CuI}$	+0,86 к
H^+ / H_2	$\pm 0,00$ к	$\text{Cu}^{2+}, \text{I}^- / [\text{CuI}_2]^-$	+0,69 к
H^+ / H_2	-0,42 н (pH=7)	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+ / \text{Cu}, \text{NH}_3$	-0,12 щ
$\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2$	-0,83 щ	I_2 / I^-	+0,54 к, щ
$\text{H}_2, \text{Ca}^{2+}/ \text{CaH}_2$	-2,16 к	$\text{IO}_3^- / \text{I}^-$	+1,08 к
$\text{HBrO} / \text{Br}_2$	+1,57 к	$\text{IO}_3^- / \text{I}^-$	+0,25 щ
$\text{HClO} / \text{Cl}_2$	+1,63 к	$\text{IO}_3^- / \text{I}_2$	+1,19 к
$\text{HO}_2^- / \text{OH}^-$	+0,88 щ	$\text{IO}_3^- / \text{I}_2$	+0,20 щ
$\text{H}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$	+1,76 к	$\text{Mg}^{2+}/ \text{Mg}$	-2,37 к
$\text{H}_2\text{O}_2 / \text{OH}^-$	+0,94 щ	$\text{Mg}(\text{OH})_2 / \text{Mg}$	-2,69 щ
$\text{H}_3\text{PO}_4 / \text{H}(\text{PH}_2\text{O}_2)$	-0,39 к	$\text{MnO}(\text{OH})/\text{Mn}(\text{OH})_2$	+0,17 щ
$\text{H}_3\text{PO}_4 / \text{H}_2(\text{PHO}_3)$	-0,28 к	$\text{MnO}_2 / \text{Mn}^{2+}$	+1,24 к
$\text{H}_3\text{PO}_4 / \text{P}$	-0,38 к	$\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_2$	+0,62 н (pH=8)
$\text{HSO}_3^- / \text{S}$	+0,48 к	$\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_2$	+1,73 н (pH=6)
$\text{Hg}^{2+}/ \text{Hg}$	+0,85 к	$\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_4^{2-}$	+0,56 щ
$\text{HgCl}_2 / \text{Hg}_2\text{Cl}_2, \text{Cl}^-$	+0,66 к	$\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$	+1,53 к
$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 / \text{Hg}, \text{Cl}^-$	+0,27 к	$\text{N}_2 / \text{NH}_4^+$	+0,27 к
$[\text{HgI}_4]^{2-}/\text{Hg}, \text{I}^-$	-0,04 к	$\text{N}_2 / \text{N}_2\text{H}_5^+$	-0,23 к
$[\text{I}(\text{I}_2)]^- / \text{I}^-$	+0,54 к, щ	$\text{N}_2 / \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	-0,74 щ
$\text{NO}_3^- / \text{NH}_4^+$	+0,88 к	$\text{N}_2 / \text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	-1,12 щ
$\text{NO}_3^- / \text{NO}$	+0,96 к	$\text{N}_2 / \text{NH}_3\text{OH}^+$	-1,87 к
Na^+ / Na	-2,71 к, щ	$\text{N}_2 / \text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O}$	-3,04 щ
$\text{Na}_2\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}, \text{Na}^+$	+2,86 к	$\text{NO}_3^- / \text{NO}_2$	+0,77 к
$\text{Na}_2\text{O}_2 / \text{OH}^-, \text{Na}^+$	+1,20 щ	$\text{NO}_2^- / \text{NO}$	+1,20 к
$\text{NaBiO}_3 / \text{Bi}(\text{OH})_3, \text{Na}^+$	+0,37 щ	$\text{NO}_2^- / \text{NO}$	-0,45 щ
$\text{NaBiO}_3 / \text{Bi}^{3+}, \text{Na}^+$	+1,81 к	$\text{NO}_2^- / \text{N}_2\text{O}$	+0,16 щ
$\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$	-0,23 к	$\text{NO}_3^- / \text{HNO}_2$	+0,93 к
$\text{NiO}(\text{OH})/\text{Ni}^{2+}$	+2,25 к	$\text{NO}_3^- / \text{NO}_2^-$	+0,01 щ
$\text{NiO}(\text{OH})/ \text{Ni}(\text{OH})_2$	+0,78 щ	$\text{NO}_3^- / \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	-0,12 щ
$\text{O}_2 / \text{HO}_2^-$	-0,08 щ	$\text{SO}_4^{2-}/ \text{S}$	+0,35 к
$\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}$	+1,23 к	$\text{SO}_4^{2-}/ \text{S}$	-0,75 щ
$\text{O}_2 / \text{H}_2\text{O}_2$	+0,69 к	$\text{SO}_4^{2-}/ \text{S}^{2-}$	+0,15 к

O_2 / H_2O_2	-0,13 щ	SO_4^{2-} / S^{2-}	-0,67 щ
Pb^{2+} / Pb	-0,13 к	SO_4^{2-} / SO_2	+0,16 к
PbO_2 / Pb^{2+}	+1,46 к	SO_4^{2-} / SO_3^{2-}	-0,932 щ
$PbO_2 / [Pb(OH)_3]^-$	+0,19 щ	$SO_4^{2-} / SO_3^{2-}, H_2O$	-0,10 к
$(Pb_2^{II}Pb^{IV})O_4 / Pb^{2+}$	+2,16 к	SO_4^{2-} / SO_3S^{2-}	+0,275
S / H_2S	+0,14 к	$SO_4^{2-}, Cu^{2+} / CuS$	+0,42
S / S^{2-}	-0,44 щ	$SO_4^{2-}, Fe^{3+} / FeS$	+0,33
SO_2 / S	+0,45 к	$S_4O_6^{2-} / SO_3S^{2-}$	+0,015
SO_2 / SO_3S^{2-}	+0,39 к	$S_2O_6(O_2)^{2-} / SO_4^{2-}$	+1,961
SO_3^{2-} / S	-0,66 щ	SO_3S^{2-} / S	+0,512 к
SO_3^{2-} / S	+0,58 к	Sn^{2+} / Sn	-0,141 к
SO_3^{2-} / SO_3S^{2-}	-0,59 щ	$[Zn(OH)_4]^{2-} / Zn$	-1,26 щ
SO_4^{2-} / H_2S	+0,31 к	Zn^{2+} / Zn	-0,763 к

Список использованной литературы:

1. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. . 2-е изд., испр. и доп. - М.: Высшая школа, 2009 г.
2. Ахметов Н. С., Азизова М. К., Бадыгина Л. И. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. 2-е изд., испр. и доп. - М.: Высшая школа, 1999.
3. Глинка Н.Л. Общая химия. КноРус, 2009.
4. Егоров А.С. и др. Химия. Пособие репетитор для поступающих в ВУЗы. Ростов-на-Дону. Феникс, 2003.
5. Кузьменко Н.Е., Еремин В.В. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы. М.: Экзамен, 2002.
6. Пустовалова Л.М., Никанорова И.Е. Неорганическая химия. Ростов-на/Д.: Феникс. 2009.
7. Хомченко Г.П. Химия для поступающих в вуз. М.: Новая Волна, 2007.
8. Жуков С.Т. [Экспериментальный учебник для 10-го и 11-го классов](http://www.chem.msu.su/rus/school/zhukov/welcome.html)
<http://www.chem.msu.su/rus/school/zhukov/welcome.html>
9. http://ximijakatja.ucoz.ru/index/rastvory_ehlektroliticheskaja_dissociacija/0-78