

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Иркутский государственный медицинский университет»
Министерства здравоохранения Российской Федерации
Кафедра фармацевтической и токсикологической химии

В. В. Тыжигирова

ХИМИЯ d-ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Учебное пособие

Иркутск
ИГМУ
2019

УДК 546.302(0758)

ББК 52.57я73

Т 93

Рекомендовано ЦКМС ФГБОУ ВО ИГМУ Минздрава России в качестве учебного пособия для студентов, обучающихся по образовательной программе высшего образования – программе специалитета по специальности Фармация (протокол №4 от 11.06.2019 г)

Автор:

В. В. Тыжигирова – канд. фарм. наук, доцент кафедры фармацевтической и токсикологической химии ФГБОУ ВО ИГМУ Минздрава России

Рецензенты:

В. В. Гордеева – канд. фарм. наук, доцент кафедры фармакогнозии и фармацевтической технологии ФГБОУ ВО ИГМУ Минздрава России

Л.М. Станевич – канд. хим. наук, доцент кафедры химии и биохимии ФГБОУ ВО ИГМУ Минздрава России

Тыжигирова, В. В.

Т 93 Химия d-элементов и их соединений : учебное пособие / В. В. Тыжигирова ; ФГБОУ ВО ИГМУ Минздрава России, кафедра фармацевтической и токсикологической химии. – Иркутск : ИГМУ, 2019. – 65 с.

Учебное пособие включает материал по химии переходных d-элементов и их соединений периодической системы Д.И. Менделеева.

Учебное пособие предназначено для студентов, обучающихся по программе специалитета по специальности Фармация, при изучении ими дисциплины «Общая и неорганическая химия».

УДК 546.302(0758)

ББК 52.57я73

© Тыжигирова В. В., 2019

© ФГБОУ ВО ИГМУ Минздрава России, 2019

ОГЛАВЛЕНИЕ

| | |
|--|----|
| СПИСОК СОКРАЩЕНИЙ..... | 5 |
| ВВЕДЕНИЕ..... | 6 |
| ГЛАВА 1. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА d-ЭЛЕМЕНТОВ..... | 8 |
| <i>Контрольные вопросы.....</i> | 10 |
| ГЛАВА 2. d-ЭЛЕМЕНТЫ ПЕРВОЙ ГРУППЫ..... | 11 |
| 2.1. Общая характеристика элементов подгруппы меди..... | 11 |
| 2.2. Медь и его соединения..... | 12 |
| 2.3. Серебро и его соединения..... | 16 |
| 2.4. Медико-биологическое значение меди и серебра..... | 18 |
| 2.5. Аналитические реакции катионов меди и серебра..... | 19 |
| <i>Контрольные вопросы.....</i> | 20 |
| ГЛАВА 3. d-ЭЛЕМЕНТЫ ВТОРОЙ ГРУППЫ..... | 21 |
| 3.1. Общая характеристика элементов подгруппы цинка..... | 21 |
| 3.2. Цинк и его соединения..... | 22 |
| 3.3. Ртуть и его соединения..... | 24 |
| 3.4. Медико-биологическое значение цинка и ртути..... | 27 |
| 3.5. Аналитические реакции катионов цинка и ртути..... | 28 |
| <i>Контрольные вопросы.....</i> | 29 |
| ГЛАВА 4. d-ЭЛЕМЕНТЫ СЕДЬМОЙ ГРУППЫ..... | 30 |
| 4.1. Марганец и его соединения..... | 30 |
| 4.2. Медико-биологическое значение марганца..... | 34 |
| 4.3. Аналитические реакции на ионы марганца..... | 35 |
| <i>Контрольные вопросы.....</i> | 35 |
| ГЛАВА 5. d-ЭЛЕМЕНТЫ ВОСЬМОЙ ГРУППЫ..... | 36 |
| 5.1. Общая характеристика элементов..... | 36 |
| 5.2. Железо и его соединения..... | 36 |
| 5.3. Медико-биологическое значение железа..... | 43 |
| 5.4. Аналитические реакции на ионы железа..... | 43 |

| | |
|--|----|
| <i>Контрольные вопросы</i> | 44 |
| ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ..... | 45 |
| ЭТАЛОНЫ ОТВЕТОВ К ТЕСТОВЫМ ЗАДАНИЯМ..... | 52 |
| СИТУАЦИОННЫЕ ЗАДАЧИ..... | 53 |
| ЭТАЛОНЫ РЕШЕНИЯ СИТУАЦИОННЫХ ЗАДАЧ..... | 54 |
| ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ..... | 60 |
| ОТВЕТЫ К ЗАДАЧАМ..... | 63 |
| РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА..... | 64 |

СПИСОК СОКРАЩЕНИЙ

ГФ – государственная фармакопея

ЛС – лекарственное средство

КЧ – координационное число

М – молярная масса, г/моль

НД – нормативная документация

ОФС – общая фармакопейная статья

ПР – произведение растворимости малорастворимого электролита

См – молярная концентрация

ФС – фармакопейная статья

ФСП – фармакопейная статья предприятия

m – масса, г

n – количество вещества, моль

ρ – плотность раствора, г/мл

V_м – молярный объем газа, л

V – объем раствора, л

ω – массовая доля, %

ВВЕДЕНИЕ

Переходные d-элементы располагаются в периодической системе Д.И. Менделеева в побочных подгруппах внутри больших периодов между s- и p-элементами.

В образовании химических связей у атомов переходных элементов участвуют не только внешние электроны, но также d-электроны и свободные d-орбитали предшествующей оболочки. Поэтому переходные элементы отличаются от s- и p-элементов по физическим и химическим свойствам. Все d-элементы являются металлами, обладающими высокой прочностью, теплопроводностью и электрической проводимостью. Они образуют сплавы между собой и другими металлами. Большинство d-элементов активны и в химическом отношении. Благодаря таким свойствам d-металлы и их соединения широко применяются в технике и промышленности.

Переменная степень окисления и выраженная способность к комплексообразованию делают d-элементы уникальными и в медико-биологическом отношении. Они входят в состав таких важных биологических молекул, как гемоглобин, витамин В₁₂, ферменты. Уникальным является цинк, который более других образует металлоферменты.

Соединения d-элементов широко применяются в медицинской практике как лекарственные средства, а в аналитической химии как реактивы.

Настоящее пособие подготовлено с целью освоения студентами химических свойств d-элементов и их соединений, имеющих большое практическое значение в профессиональной деятельности провизора.

В пособии излагаются физические и химические свойства, медико-биологическое значение d-элементов и их соединений. Приводится материал по применению d-элементов и их соединений в технике и промышленности. Излагается материал по использованию соединений d-элементов в качестве лекарственных средств, описываются аналитические реакции катионов d-элементов, рекомендуемые Государственной фармакопеей РФ.

Для самоконтроля освоения материала приводятся контрольные вопросы, тестовые задания, ситуационные задачи и эталоны решения задач. Предлагается перечень задач для самостоятельной работы студентов и ответы решения задач.

Пособие разработано в соответствии с учебной программой по общей и неорганической химии и предназначено для студентов, обучающихся по программе специалитета по специальности Фармация, с целью освоения ими химических свойств d-элементов и их соединений.

ГЛАВА 1. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА d-ЭЛЕМЕНТОВ

d-Элементы располагаются внутри больших периодов между s- и p-элементами, в побочных подгруппах периодической системы Д.И. Менделеева. Эти элементы называются переходными элементами.

На внешней электронной оболочке атомов переходных элементов содержатся два, иногда один и даже нуль (у палладия) электронов. Энергия ионизации этих атомов невысокая, поэтому элементы легко отдают внешние электроны и проявляют металлические свойства. В этом они сходны с металлами главных подгрупп.

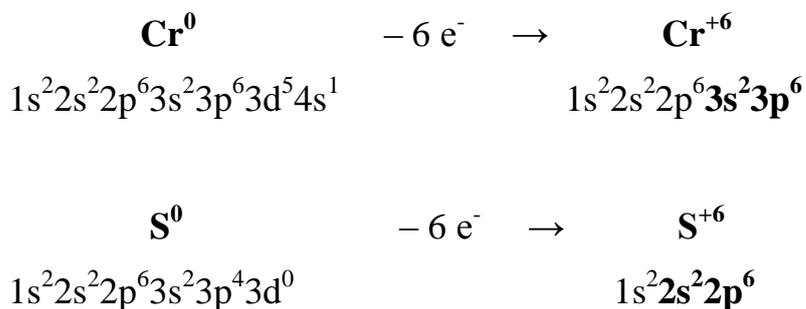
Однако между металлами главных и побочных подгрупп есть и существенные отличия. Переходные элементы имеют во второй снаружи электронной оболочке занятый электронами d-подуровень. Для образования химических связей атомы переходных элементов могут использовать не только внешние электроны, но также d-электроны и свободные d-орбитали предшествующей оболочки. Поэтому для переходных элементов более характерна переменная валентность, чем для металлов главных подгрупп.

Благодаря d-электронам и d-орбиталям у переходных элементов более ярко выражена способность к образованию комплексных соединений. С этим же связана характерная окраска многих соединений переходных элементов, тогда как соединения металлов главных подгрупп в большинстве случаев бесцветны.

Большинство элементов главных подгрупп IV–VII групп периодической системы представляют собой неметаллы, в то время как элементы побочных подгрупп – металлы. Поэтому в правой части периодической системы различия в свойствах элементов главных и побочных подгрупп проявляются особенно резко.

С другой стороны, когда элементы главной и побочной подгрупп находятся в высшей степени окисления, их аналогичные соединения проявляют существенное сходство. Так, хром, расположенный в побочной подгруппе VI группы, образует кислотный оксид хрома(VI) CrO_3 , близкий по свойствам к

оксиду серы(VI) SO_3 . Оба вещества твердые, с водой образуют кислоты состава H_2SO_4 и H_2CrO_4 . Это объясняется тем, что в высшей степени окисления +6 атомы серы и хрома имеют сходное электронное строение:



Как видно, у атомов хрома и серы шесть электронов участвуют в образовании химических связей с атомом кислорода. Остальные электроны, не участвующие в образовании связей, имеют конфигурацию, отвечающую завершённой восьми электронной конфигурации благородного газа. Таким образом, атомы хрома и серы в высшей степени окисления являются электронными аналогами.

В пределах одного периода у элементов главных подгрупп, то есть s- и p-элементов, с возрастанием порядкового номера число электронов на внешней электронной оболочке атомов увеличивается, что приводит к довольно быстрому переходу от типичных металлов к типичным неметаллам. У переходных элементов возрастание порядкового номера не сопровождается существенным изменением структуры внешней оболочки, так как заполняются электронами не внешние s- и p-подуровни, а предвнешний d-подуровень. Поэтому химические свойства этих элементов изменяются в периоде хотя и закономерно, но не так резко, как у элементов главных подгрупп.

Оксиды и гидроксиды переходных элементов, соответствующие низшим степеням окисления, обладают свойствами слабых оснований, а в соответствующие высшим степеням окисления – свойствами кислот. Для промежуточных степеней окисления часто характерны амфотерные свойства. Например, для хрома: гидроксид хрома(II) представляет собой основание $\text{Cr}(\text{OH})_2$; гидроксид хрома(III) – амфотерный гидроксид $\text{Cr}(\text{OH})_3$; гидроксиды

хрома(VI) – кислоты H_2CrO_4 и $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Соли хрома Cr^{+3} подвергаются гидролизу, а хроматы и дихроматы не гидролизуются.

Соединения d-элементов, как правило, легко вступают в окислительно-восстановительные реакции, так как большинство d-элементов имеют по две и более устойчивые степени окисления.

Некоторые d-элементы являются эссенциальными (жизненно необходимыми) элементами. К ним относятся Mn, Fe, Cu, Zn, Mo, Co. Причем, первые пять элементов являются абсолютно эссенциальными, необходимыми для всех известных форм жизни на Земле.

Контрольные вопросы

1. Где располагаются d-элементы в периодической системе Д.И. Менделеева?
2. Сходство и различие металлов главных и побочных подгрупп.
3. Почему для d-элементов более характерна переменная валентность, чем для s- и p-элементов?
4. В чем проявляется существенное сходство элементов главных и побочных подгрупп в высшей степени окисления?
5. Почему у переходных элементов в периодах с возрастанием порядкового номера химические свойства изменяются плавно?
6. Как изменяются свойства оксидов и гидроксидов переходных элементов в зависимости от степени окисления?
7. Почему d-элементы легко вступают в окислительно-восстановительные реакции.
8. Чем объяснить склонность d-элементов к образованию комплексных соединений?

ГЛАВА 2. d-ЭЛЕМЕНТЫ ПЕРВОЙ ГРУППЫ

2.1. Общая характеристика элементов подгруппы меди

К d-элементам первой группы относятся металлы медь, серебро, золото. Эти металлы известны человечеству с глубокой древности, так как встречаются в природе в самородном виде. Медь относится к достаточно распространенным элементам, серебро и особенно золото – к редким элементам. Медь и серебро встречаются в природе преимущественно в виде соединений с серой: Cu_2S (халькозин, или медный блеск), CuS (ювелин), CuFeS_2 (халькопирит, или медный колчедан), Ag_2S (аргентит).

Как и у атомов щелочных металлов, атомы меди, серебра и золота имеют на наружной оболочке по одному электрону, но в отличие от щелочных металлов предпоследняя оболочка этих элементов содержит 18 электронов.

В соответствии с положением элементов в периодической таблице электронная конфигурация внешних и предвнешних оболочек меди, серебра, золота должна соответствовать формуле $(n-1)d^9ns^2$. На самом деле один s-электрон переходит на d-подуровень, и электронная формула принимает вид $(n-1)d^{10}ns^1$. Состояние с завершенным d-подуровнем является энергетически более выгодным.

В то же время 18-ти электронный слой, устойчивый у других элементов, недостаточно стабильный у меди, серебра и золота. Он склонен к потере электронов. Поэтому медь, серебро, золото проявляют степени окисления +1, +2, +3. Наиболее устойчивой для меди является степень окисления +2, для серебра +1, золота +3.

Медь, серебро, золото находятся в одной группе со щелочными металлами, но в отличие от них d-металлы имеют малый атомный радиус. Меньшие по размеру атомы более плотно располагаются в решетке, вследствие чего силы притяжения между ними велики. Этим объясняется высокая плотность и высокая температура плавления металлов подгруппы меди.

Малый радиус атомов объясняет также более высокие значения энергий ионизации атомов, чем щелочных металлов. Всё это приводит к большим

различиям в химических свойствах металлов обеих групп. Элементы подгруппы меди – малоактивные металлы. Их активность закономерно снижается с увеличением порядкового номера – от меди к золоту. Металлы с трудом окисляются, гидроксиды их являются сравнительно слабыми основаниями. В ряду напряжения металлов медь, серебро, золото стоят после водорода, поэтому они не разлагают воду и не реагируют со многими разбавленными кислотами. Особенно устойчивым к действию кислот является золото. Оно растворяется только в «царской водке» (смеси концентрированных кислот азотной и соляной).



Все элементы подгруппы меди – хорошие комплексообразователи.

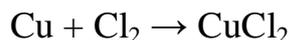
2.2. Медь и его соединения

Чистая медь – тягучий вязкий металл светло-розового цвета. Она очень хорошо проводит теплоту и электрический ток. В сухом воздухе медь не изменяется, так как образуется защитная оксидная пленка. Но в присутствии влаги и диоксида углерода поверхность меди покрывается зеленоватым налетом основного карбоната меди $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$:



Этой реакцией объясняется появление на поверхности изделий из медьсодержащих сплавов налета зеленого цвета.

В химическом отношении медь является малоактивным металлом. При комнатной температуре реагирует только с галогенами:

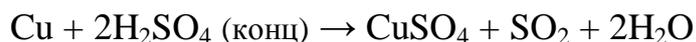


При нагревании медь окисляется до оксида меди(II) черного цвета, при более высокой температуре превращается в красный оксид меди(I):



Медь не реагирует с разбавленными соляной и серной кислотами, так как стоит в ряду напряжения после водорода. Медь окисляется при комнатной

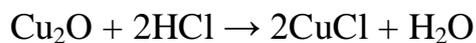
температуре концентрированной серной кислотой, а также азотной кислотой любой концентрации:



Соединения меди(I)

Медь в степени окисления(I) образует оксид, небольшое число средних солей и комплексные соединения.

Оксид меди(I) не реагирует с водой, имеет основной характер, взаимодействует с кислотами с образованием солей:



Гидроксид меди(I) CuOH не существует.

Соли меди(I)

Все средние соли меди(I) или не растворимы в воде (CuCl , Cu_2S), или неустойчивы в водном растворе (Cu_2SO_4). Например, сульфат меди(I) диспропорционирует, образуя сульфат меди(II) и свободную медь:

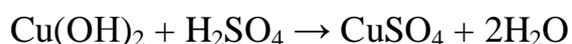
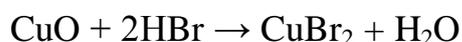


Однако катион меди(I) образует устойчивые комплексные соли с аммиаком, тиосульфат-ионом, тиоцианат-ионом, цианид-ионом:



Соединения меди(II)

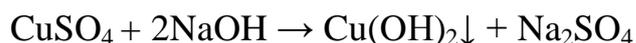
Оксид меди(II) CuO и соответствующий ему *гидроксид* $\text{Cu}(\text{OH})_2$ обладают амфотерными свойствами с преобладанием основных свойств. Проявляя основные свойства, они легко реагируют с большинством кислот, образуя соли меди(II):



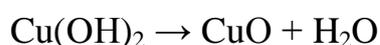
Кислотные свойства проявляются при взаимодействии с концентрированными растворами щелочей. Например, с раствором гидроксида калия образуется тетрагидроксокупрат(II) калия:



Оксид меди(II) не реагирует с водой и его гидроксид получают косвенно, действуя на растворимые соли меди(II) разбавленными растворами щелочей. Гидроксид меди(II) осаждается в виде голубой студенистой массы:



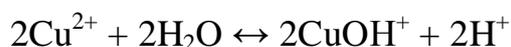
При слабом нагревании гидроксид меди(II) разлагается, превращаясь в черный оксид меди:



Гидроксид меди(II) – слабое основание, поэтому растворимые соли меди (II) в водном растворе подвергаются гидролизу и имеют кислую реакцию среды:



или в ионной форме:



Важнейшие соли меди(II)

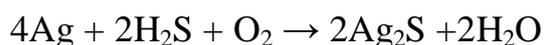
Сульфат меди(II) безводный представляет собой порошок белого цвета, который при поглощении воды синееет. Водный раствор его имеет сине-голубой цвет. Такая окраска обусловлена гидратированными ионами меди $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$.

Все растворимые соли меди(II) кристаллизуются из водных растворов в форме кристаллогидратов, например, пентагидрат сульфата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (прозрачные синие кристаллы), гексагидрат нитрата меди $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (синие кристаллы), дигидрат хлорида меди $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (темно-зеленые кристаллы).

Соединения меди(II) обладают умеренными окислительными свойствами. В водном растворе под действием достаточно сильных восстановителей медь(II) восстанавливается до меди(I). Например, с раствором йодида калия образуются йодид меди(I) и свободный йод:

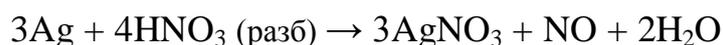
2.3. Серебро и его соединения

Чистое серебро – очень мягкий, тягучий металл белого цвета. Оно лучше всех металлов проводит теплоту и электрический ток. Серебро – малоактивный металл, не окисляется кислородом. Однако во влажном воздухе серебро медленно реагирует с сероводородом и кислородом с образованием сульфида серебра черного цвета:

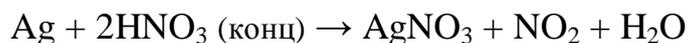
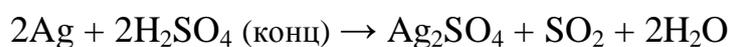


Этой реакцией объясняется почернение со временем изделий из серебра.

В ряду напряжения металлов серебро располагается после водорода, поэтому серебро не реагирует с водой и разбавленными соляной, серной, фосфорной, уксусной кислотами. Однако серебро окисляется разбавленной азотной кислотой:



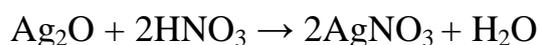
С концентрированной серной кислотой взаимодействует только при нагревании, а с концентрированной азотной кислотой – при обычных условиях:



Наиболее устойчивыми являются соединения серебра в степени окисления +1. Соединения серебра(II) и (III) малочисленны из-за их неустойчивости.

Соединения серебра(I)

Оксид серебра(I) Ag_2O представляет собой соединение темно-коричневого цвета, обладает выраженными основными свойствами. Оксид серебра не взаимодействует с водой, но реагирует с кислотами с образованием солей:



Оксиду серебра соответствует гидроксид серебра AgOH . Однако такой гидроксид не существует. При добавлении к охлажденному до $0\text{ }^\circ\text{C}$ раствору нитрата серебра щелочи образуется не гидроксид, а оксид серебра:

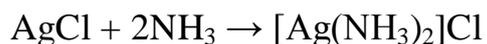


Соли серебра(I)

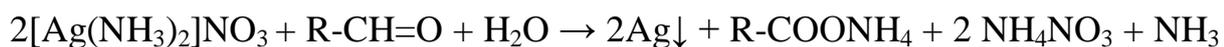
Большинство солей серебра(I) нерастворимо в воде (сульфид, галогениды серебра, кроме фторида). Галогениды серебра AgCl , AgBr , AgI светочувствительны и разлагаются на свету.

Одной из немногих растворимых солей является нитрат серебра. Его водный раствор имеет нейтральную реакцию среды, так как соль не подвергается гидролизу. Следовательно, гидроксид серебра AgOH можно отнести к сильным основаниям.

Катион серебра образует комплексные соединения с КЧ = 2. Реакции комплексообразования используются для перевода нерастворимых соединений серебра в растворимые:



Соединения серебра(I) обладают окислительно-восстановительными свойствами. Например, аммиачный раствор нитрата серебра (реактив Толленса) применяется для обнаружения альдегидной группы:



Образующееся металлическое серебро осаждается на стенках пробирки в виде блестящего налета. Поэтому реакция с реактивом Толленса называется реакцией «серебряного зеркала»

Применение серебра и его соединений

На практике применяются сплавы серебра и меди, чистое серебро вследствие мягкости почти не применяется. Сплавы серебра используются для изготовления ювелирных и бытовых изделий, монет, лабораторной посуды. Серебром покрывают радиодетали в целях повышения их электрической проводимости и устойчивости к коррозии. Из серебра изготавливаются серебряно-цинковые аккумуляторы.

Галогениды серебра легко разлагаются под действием света с выделением металлического серебра. Эта способность широко используется для изготовления фотоматериалов, представляющих собой суспензию хлорида или бромида серебра, нанесенную тонким слоем на бумагу, целлулоид или стекло. Для серебрения зеркал применяется нитрат серебра. Йодид серебра используется для разгона туч. На кристаллах йодида серебра быстро конденсируются капельки воды, в результате чего возникает искусственный дождь или снег. Нитрат серебра широко используется в аналитической практике как реагент. Метод количественного анализа, основанный на титровании раствором нитрата серебра, называется аргентометрией.

2.4. Медико-биологическое значение меди и серебра

Медь является важным микроэлементом, необходимым для нормальной жизнедеятельности организмов. Комплексные соединения меди(II) с биолигандами участвуют в метаболических процессах, особенно в окислительно-восстановительных реакциях. Медь входит в состав белков и ферментов, которые регулируют такие жизненноважные процессы, как кроветворение, тканевое дыхание, рост и развитие организма, окислительно-восстановительные процессы.

Церулоплазмин – основной медьсодержащий белок крови, содержит по четыре атома Cu(I) и Cu(II), имеет голубой цвет, на его долю приходится 3% меди, содержащейся в организме. Церулоплазмин участвует в транспорте меди, в поддержании ее уровня в тканях, особенно в печени. Этот белок обладает также ферментативными свойствами, катализирует превращение $Fe^{+2} \leftrightarrow Fe^{+3}$. При недостатке меди в организме содержание церулоплазмينا снижается, что может стать причиной анемии.

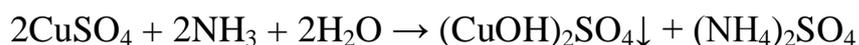
Биологическая роль серебра не установлена. Его относят к потенциально токсичным элементам с предполагаемой канцерогенностью. Избыточное количество серебра, поступившего в организм человека, откладывается в

субэпителиальных слоях кожи, вызывая появление серых и коричневых пятен (аргироз).

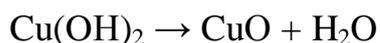
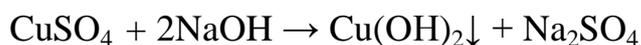
Соединения меди и серебра широко применяются в медицинской практике как лекарственные средства. Сульфат меди пятиводный $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ обладает антимикробным действием, используется в качестве вяжущего и антисептического средства наружно в виде растворов. Сульфат меди включают в витаминно-минеральные комплексы в качестве источника микроэлемента меди. Нитрат серебра и коллоидные препараты серебра (колларгол, протаргол) оказывают бактерицидное действие. Они применяются как вяжущие, антисептические и противовоспалительные средства местно в виде растворов и мазей.

2.5. Аналитические реакции катионов меди и серебра

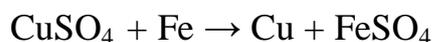
Для обнаружения ионов меди Cu^{+2} используют реакцию образования амминокомплекса. При добавлении по каплям раствора аммиака сначала образуется осадок основной соли сине-зеленого цвета, который растворяется в избытке раствора аммиака с образованием комплексных соединений меди интенсивно-синего цвета:



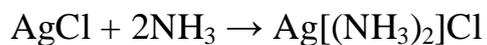
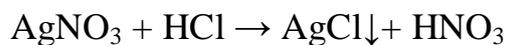
Ионы меди(II) при добавлении щелочей образуют гелеобразный осадок голубого цвета, разлагающийся при нагревании с образованием черного осадка оксида меди(II):



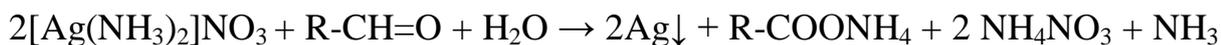
При соприкосновении с раствором соли меди(II) железная пластинка покрывается красным налетом металлической меди вследствие протекания окислительно-восстановительной реакции:



Для обнаружения ионов серебра используют реакцию осаждения хлорида серебра в виде белого творожистого осадка, который растворяется в избытке раствора аммиака:



Широко применяется также реакция «серебряного зеркала»:



Аналитические реакции катионов меди и серебра применяются для установления подлинности ЛС соединений меди и серебра. Они включены в ГФ XIV издания (ОФС «Общие реакции на подлинность») или описаны в НД частного характера (ФС, ФСП).

Контрольные вопросы

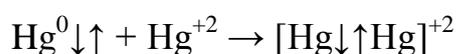
1. Электронная конфигурация внешних и предвнешних оболочек d-элементов первой группы. Степени окисления элементов подгруппы меди.
2. Чем объясняется различие в свойствах металлов главной и побочной подгрупп первой группы?
3. Физические и химические свойства меди. Практическое значение меди.
4. Назовите соединения меди(I). Какими химическими свойствами они обладают?
5. Химические свойства оксида и гидроксида меди(II).
6. Строение и химические свойства солей меди(II). Применение солей меди.
7. Медико-биологическое значение меди. Применение соединений меди в качестве ЛС.
9. Аналитические реакции на катионы меди(II).
10. Физические и химические свойства простого вещества серебра.
11. Химические свойства соединений серебра(I). Применение серебра и его соединений.
12. Медико-биологическое значение серебра. ЛС соединений серебра.
13. Аналитические реакции на ионы серебра(I).

ГЛАВА 3. d-ЭЛЕМЕНТЫ ВТОРОЙ ГРУППЫ

3.1. Общая характеристика элементов подгруппы цинка

К d-элементам второй группы относятся металлы цинк, кадмий, ртуть. Металлы подгруппы цинка встречаются преимущественно в виде сульфидных руд: ZnS (вюрцит и сфалерит), CdS (гриконит), HgS (киноварь). Ртуть изредка встречается в самородном виде, вкрапленная в горные породы.

Атомы элементов подгруппы цинка характеризуются наличием 2 электронов на внешней и 18 электронов на предвнешней электронной оболочке. Электронная конфигурация атомов в невозбужденном состоянии $(n-1)d^{10}ns^2$. Как следует из формулы, d-подуровень элементов этой подгруппы заверченный и стабильный. Электроны d-подуровня в образовании химических связей не участвуют. Валентными являются s-электроны, поэтому цинк и кадмий имеют степень окисления только +2, а ртуть +1 и +2. Степень окисления ртути +1 объясняется образованием кластерного иона $[-Hg-Hg-]^{+2}$ (сокращенно Hg_2^{+2}) по донорно-акцепторному механизму:



Атом ртути Hg^0 , как видно, является донором двух 6s-электронов, а ион ртути Hg^{+2} – акцептором электронов за счет вакантной 6s-орбитали. Обобществление электронов приводит к образованию между атомами ртути σ -связи. В ионе $[-Hg-Hg-]^{+2}$ ртуть двухвалентна, степень окисления +1.

Цинк, кадмий и ртуть сильно отличаются по свойствам от элементов главной подгруппы (бериллия, магния, кальция, бария). Восстановительные свойства их выражены значительно слабее, чем у элементов главной подгруппы. Это объясняется меньшими размерами атомов и, соответственно, более высокими значениями энергии ионизации элементов. Восстановительные свойства убывают от цинка к ртути. В ряду стандартных электродных потенциалов цинк и кадмий расположены до водорода, а ртуть – после водорода.

Характерной особенностью элементов подгруппы цинка, сближающей их с элементами подгруппы меди, является склонность к комплексообразованию.

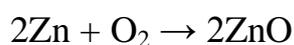
3.2. Цинк и его соединения

Цинк – голубовато-серебристый металл. На воздухе цинк покрывается оксидно-карбонатными пленками:

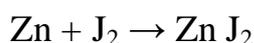
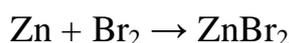
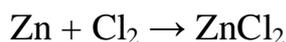


Образующаяся пленка защищает цинк от дальнейшего окисления. При обычных условиях цинк не взаимодействует с водой, так как образующаяся на поверхности пленка гидроксида цинка практически не растворима в воде.

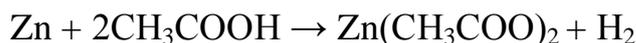
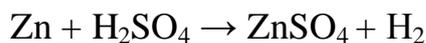
При сжигании в воздухе образуется оксид цинка:



Цинк окисляется хлором, бромом, йодом в водном растворе при комнатной температуре с образованием галогенидов цинка:



Цинк располагается в ряду напряжения металлов до водорода, поэтому окисляется разбавленными кислотами: соляной, серной, фосфорной, уксусной:



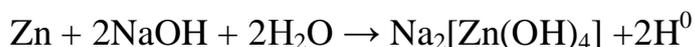
Концентрированная серная кислота восстанавливается цинком либо до диоксида серы SO_2 , либо до сероводорода H_2S :



Разбавленная азотная кислота восстанавливается цинком до нитрата аммония NH_4NO_3 :

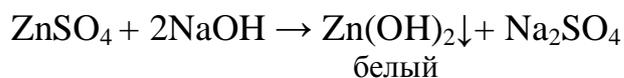


Цинк – амфотерный металл, поэтому реагирует не только с кислотами, но и со щелочами при нагревании с образованием тетрагидроксоцинката натрия:

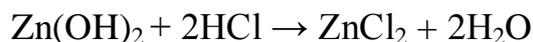


Соединения цинка

Оксид цинка – рыхлый белый порошок, желтеющий при нагревании, но при охлаждении снова становится белым. Оксид цинка не растворяется в воде. Его *гидроксид* получают при действии щелочей на растворы солей цинка:

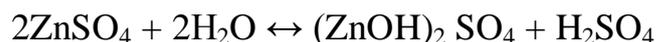


Оксид цинка и его гидроксид обладают выраженными амфотерными свойствами, растворяются в кислотах и щелочах:

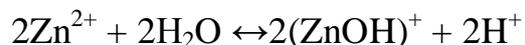


Соли кислородсодержащих кислот – нитрат цинка $\text{Zn(NO}_3)_2$, сульфат цинка ZnSO_4 , сульфит цинка ZnSO_3 , перхлорат цинка ZnClO_4 , ацетат цинка $\text{Zn(CH}_3\text{COO)}_2$ – растворимы в воде. Из галогенидов цинка фторид цинка ZnF_2 представляет собой вещество с ионной связью, другие галогениды (хлорид, бромид, йодид цинка) имеют ковалентный характер. Все галогениды цинка растворяются в воде, кроме фторида цинка.

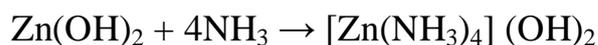
Водные растворы солей цинка гидролизуются и имеют кислый характер, так как гидроксид цинка – слабое основание:



или в ионной форме:



Катион цинка Zn^{2+} – хороший комплексообразователь, чаще всего проявляет КЧ = 4. Наиболее важными являются амминокомплексы:



Применение цинка и его соединений

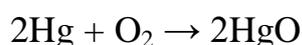
Применение цинка разнообразно. Цинк входит в состав многих сплавов. Значительная часть цинка расходуется на покрытие изделий из железа и стали с целью защиты их от коррозии. Цинк применяется также для изготовления гальванических элементов.

Оксид цинка, сульфид, борат, фторид, силикат цинка обладают способностью люминесцировать, то есть испускать холодное свечение при действии на них лучистой энергии или электронов. Явление люминесценции широко используется в науке и технике. Например, люминофоры (сульфид цинка и другие) применяются в различных электронно-лучевых приборах: катодных осциллографах, телевизорах и др. Многие соли цинка используются для отбеливания бумаги (сульфат, хлорид), при крашении тканей в качестве протравы (ацетат, нитрат). Соединения цинка включают в составы для консервации древесины (ацетат, фторид).

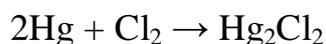
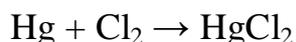
3.3. Ртуть и его соединения

Ртуть – единственный жидкий при обычных условиях металл. Из всех металлов подгруппы цинка ртуть наименее активна вследствие высокой энергии ионизации её атомов.

При сжигании в воздухе ртуть превращается в оксид ртути(II):



Ртуть с галогенами образует галогениды в двух разных степенях окисления. Реакция с хлором приводит при незначительном нагревании (70 °С) к образованию хлорида ртути(II), а при более высокой температуре (250 °С) образуется хлорид ртути(I):



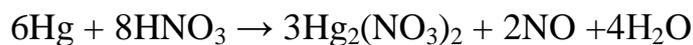
Ртуть окисляется серой при комнатной температуре с образованием сульфида ртути:



Эта реакция используется для связывания небольшого количества разлившейся ртути. Ртуть не реагирует с разбавленными соляной и серной кислотами, так как является малоактивным металлом, стоит в ряду напряжения после водорода. Ртуть окисляется концентрированной серной кислотой:



Особенностью ртути является то обстоятельство, что с разбавленной азотной кислотой образуется нитрат ртути(I):

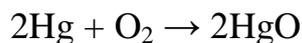


Для получения нитрата ртути(II) используют горячую азотную кислоту концентрированную:

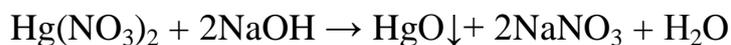


Соединения ртути(II)

Оксид ртути(II) образуется при сжигании ртути в воздухе:



Из растворов солей ртути(II) щелочью осаждается оксид ртути(II) желтого цвета:



При нагревании оксид ртути HgO желтый переходит в красную модификацию.

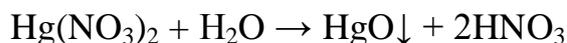
Оксид ртути(II) желтого или красного цвета обладает только основными свойствами.

Гидроксид ртути(II) Hg(OH)₂ не существует.

Соли ртути(II)

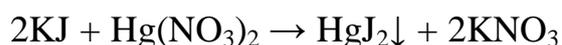
Строение солей ртути имеет ряд особенностей. *Её галогениды HgCl₂, HgBr₂, HgJ₂ и цианид Hg(CN)₂ представляют собой молекулярные, а не ионные соединения.* Это линейные молекулы с sp-гибридизацией атомных орбиталей ртути. Они не являются электролитами и хорошо растворяются в некоторых неполярных растворителях.

Исключение составляет нитрат ртути Hg(NO₃)₂, который является электролитом. В водном растворе полностью гидролизует в соответствии с уравнениями реакций:



В результате гидролиза в зависимости от условий образуются основной нитрат ртути или оксид ртути(II). Для подавления гидролиза к водным растворам нитрата ртути добавляют азотную кислоту.

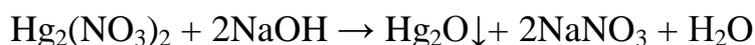
Катион ртути(II) является хорошим комплексообразователем, его КЧ чаще всего составляет 4 или 6. Высокой устойчивостью обладает комплекс с йодидом калия. При действии раствора йодида калия на соли ртути(II) образуется йодид ртути красного цвета. В избытке раствора йодида калия соль легко растворяется, образуя бесцветный раствор комплексной соли тетраiodогидраргирата(II) калия:



Соединения ртути(I)

Для ртути(I) известны оксид Hg_2O , галогениды Hg_2Hal_2 , нитрат $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ ртути и некоторые др. Большинство соединений ртути(I) бесцветны и трудно растворимы в воде.

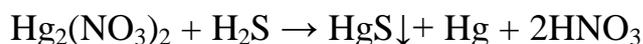
Оксид ртути(I) Hg_2O – соединение черного цвета. Его можно получить при действии щелочей на растворы солей ртути(I):



Соединения ртути(I) менее устойчивы, чем соединения ртути(II) и склонны к диспропорционированию. Например, йодид ртути(I) легко разлагается на свету до йодида ртути(II) и свободной ртути:



В водных растворах соли ртути(I) диспропорционируют по схеме:



Для предотвращения гидролиза растворимой соли нитрата ртути(I) в раствор добавляют азотную кислоту, а для предотвращения самопроизвольного диспропорционирования на дно сосуда наливают немного металлической ртути.

Применение ртути и ее соединений

Ртуть применяется в различных областях электротехники, так как является проводником электрического тока. Металлическая ртуть используется в некоторых измерительных приборах, в том числе медицинского назначения

(термометры, манометры и др.). В полярографии используется ртутный капельный электрод. Некоторые лампы дневного света заполнены парами ртути. Ртуть обладает способностью растворять в себе многие металлы, образуя сплавы, называемые амальгамами. Амальгама натрия широко применяется в качестве восстановителя. Железо не образует амальгамы, поэтому ртуть можно хранить в стальных сосудах.

Важно отметить, что пары ртути очень ядовиты и могут вызвать тяжелое отравление. При всех работах с ртутью необходимо соблюдать правила работы с ядовитыми веществами.

Соединения ртути применяют в электрохимии как полупроводниковые материалы. Многие соединения ртути обладают сильным антисептическим действием, поэтому их добавляют в краски для морских судов, используют в сельском хозяйстве как фунгициды. Соединения ртути применяют в аналитической практике как реагенты. Например, реактив Несслера представляет собой смесь тетрагидродраргирата (II) калия и гидроксида калия, применяется для обнаружения следов аммиака. Метод, основанный на титровании стандартным раствором нитрата ртути(II), называется меркуриметрией.

3.4. Медико-биологическое значение цинка и ртути

Цинк является уникальным микроэлементом, входит в состав активных центров ферментов, которые катализируют реакции гидролиза, окислительно-восстановительные реакции, реакции переноса групп, реакции конденсации и изомеризации. Помимо каталитической функции цинк выполняет также структурную функцию (стабилизирует третичную структуру белка) и регуляторную функцию.

Цинк играет важную роль в работе генетического аппарата клетки, так как входит в состав ДНК- и РНК-полимераз, стабилизирует структуру ДНК и РНК. Поэтому цинкдефицитные состояния представляют для организма

серьезную проблему. Для профилактики и лечения таких состояний используют лекарственные препараты цинка.

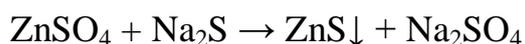
Ртуть и его соединения чрезвычайно токсичны для всех организмов и не имеют биологического значения.

В медицинской практике применяются оксид ZnO и сульфат цинка $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ местно как антисептические, вяжущие и подсушивающие средства. Сульфат цинка назначается в виде растворов и глазных капель. Оксид цинка применяется в составе различных мазей, паст, линиментов, свечей. Для профилактики и лечения цинкдефицитных состояний используются для приема внутрь сульфат цинка, глюконат цинка, аспартат цинка. Сульфат цинка включается в состав минерало-витаминных комплексов как источник микроэлемента цинка.

Применение соединений ртути в медицинской практике резко ограничено ввиду их высокой токсичности. Раствор дихлорида ртути (сулемы) в разведении 1:1000 используется как дезинфицирующее средство.

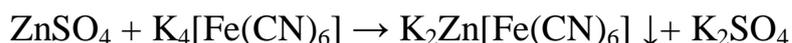
3.5. Аналитические реакции катионов цинка и ртути

Для обнаружения ионов цинка используется осадительная реакция с раствором сульфида натрия. Образуется белый осадок сульфида цинка:



Катионы других металлов образуют сульфиды, окрашенные в иной цвет.

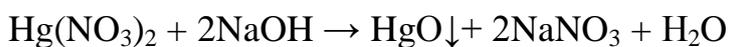
С раствором ферроцианида калия ион цинка образует белый гелеобразный осадок комплексной соли, нерастворимой в разведенных кислотах:



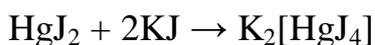
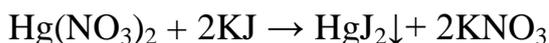
В аналитической практике используется также реакция образования зелени Ринмана. На фильтровальную бумагу наносят каплю испытуемого раствора соли цинка, каплю раствора щелочи. Затем в пятно добавляют раствор нитрата кобальта(II) и фильтровальную бумагу осторожно сжигают. Образуется зола зеленого цвета:



Для обнаружения иона ртути(II) применяется реакция образования оксида ртути(II) желтого цвета:



Рекомендуется также реакция с раствором йодида калия. При осторожном добавлении к раствору соли ртути по каплям раствора йодида калия осаждается йодид ртути красного цвета, растворимый в избытке реактива:



Все рассмотренные реакции, кроме реакции образования зелени Ринмана, рекомендованы ГФ XIV издания для подтверждения подлинности ЛС соединений цинка и ртути. Методики реакций приведены в ОФС «Общие реакции на подлинность».

Контрольные вопросы

1. Назовите d-элементы второй группы.
2. Электронное строение атомов d-элементов второй группы, степени окисления атомов.
3. Как образуется кластерный ион ртути Hg_2^{+2} ?
4. Сравнительная характеристика свойств металлов главной и побочной подгрупп второй группы.
5. Почему цинк устойчив к действию факторов внешней среды?
6. Химические свойства соединений цинка.
7. Применение цинка и его соединений в технике и промышленности.
8. Медико-биологическое значение цинка. ЛС соединений цинка.
10. Физические и химические свойства ртути. Практическое применение ртути.
11. Соединения ртути(I), характеристика химических свойств.
12. Соединения ртути(II), особенности свойств галогенидов ртути(II).
13. Медико-биологическое значение ртути. ЛС соединений ртути.
14. Аналитические реакции катионов цинка и ртути.

ГЛАВА 4. d-ЭЛЕМЕНТЫ СЕДЬМОЙ ГРУППЫ

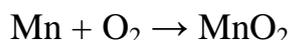
4.1. Марганец и его соединения

К d-элементам седьмой группы относятся марганец, рений, техний, борий. Наибольшее практическое значение имеют только марганец и его соединения. Этот же элемент выполняет важные функции в организме человека, являясь эссенциальным элементом. Поэтому в данной главе будут рассмотрены свойства марганца и его соединений.

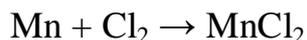
Марганец – d-элемент седьмой группы побочной подгруппы в природе встречается в виде минералов пиролюзита MnO_2 , родохрозита $MnCO_3$.

Электронная конфигурация невозбужденного атома: $[Ar]3d^54s^2$. При возбуждении число неспаренных электронов увеличивается до 7, и электронная формула принимает вид: $[Ar]3d^54s^14p^1$. Следовательно, марганец может иметь переменную степень окисления от +1 до +7. Наиболее характерными для него являются степени окисления +2, +4, +7.

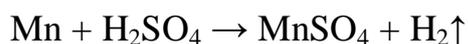
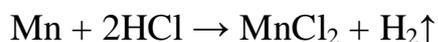
Марганец, как и большинство металлов, имеет серебристо-серый цвет. По внешнему виду марганец похож на железо, но в отличие от него намного тверже и более хрупок. На воздухе марганец покрывается тонкой оксидной пленкой, защищающей его от дальнейшего окисления даже при нагревании. Но в мелко измельченном состоянии легко взаимодействует с кислородом, окисляясь до оксида марганца(IV):



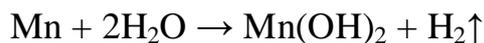
Марганец активно взаимодействует с галогенами, азотом, серой, углеродом:



Марганец относится к активным металлам. В ряду напряжения металлов марганец стоит до водорода, поэтому реагирует с разбавленными соляной и серной кислотами с выделением свободного водорода:



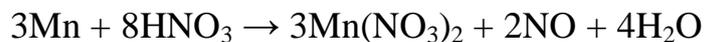
Порошкообразный марганец при нагревании реагирует с водой:



Концентрированные серная и азотная кислоты пассивируют металл.

Однако при нагревании пассивирование снимается, и марганец окисляется до

Mn(II):

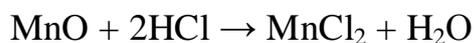


Оксиды марганца

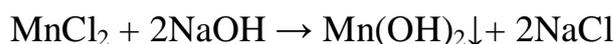
Известны следующие оксиды марганца:

- оксид марганца(II) MnO зеленого цвета;
- оксид марганца(III) Mn₂O₃ черного цвета;
- оксид марганца(IV) MnO₂ черно-бурого цвета;
- оксид марганца(VII) Mn₂O₇ – маслянистая жидкость темно-зеленого цвета.

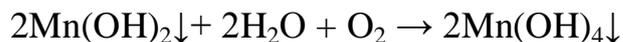
Оксид марганца(II) MnO представляет собой основной оксид, практически нерастворимый в воде, легко растворимый в кислотах с образованием солей марганца(II):



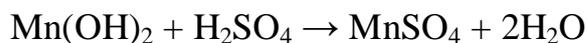
Соответствующий этому оксиду гидроксид может быть получен действием щелочей на растворы солей Mn(II):



Гидроксид марганца(II) – белый рыхлый осадок, на воздухе быстро окисляется и становится бурым вследствие образования гидроксида марганца (IV):



Гидроксид марганца(II) является основанием, легко взаимодействует с кислотами и образует соли марганца(II):



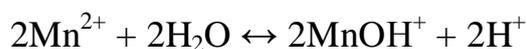
Соли марганца(II)

Важнейшими солями марганца (II) являются дигидрат хлорида марганца MnCl₂·2H₂O, гексагидрат сульфата марганца MnSO₄·6H₂O, гексагидрат нитрата

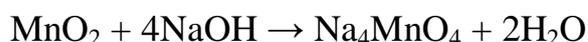
марганца $Mn(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$. Большинство солей марганца (II) хорошо растворимо в воде. Водные растворы солей имеют кислую реакцию, так как подвергаются гидролизу.



или в ионной форме:



Оксид марганца(IV) MnO_2 – самый устойчивый из всех оксидов марганца, является амфотерным оксидом. Однако кислотные и основные свойства выражены очень слабо. При сплавлении со щелочами оксид марганца (IV) ведет себя как кислотный оксид и образует манганит натрия:



На холоду оксид марганца (IV) не реагирует с разбавленными кислотами и не образует солей.

Для оксида марганца(IV) характерна окислительно-восстановительная двойственность. Оксид марганца(IV) является энергичным окислителем и реагирует с хлороводородной кислотой, окисляя ионы хлора:



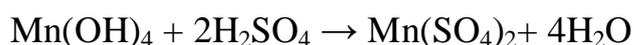
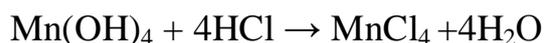
Может окислять в кислой среде соли железа(II):



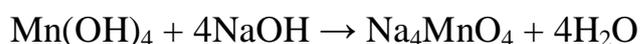
В щелочной среде проявляет восстановительные свойства:



Гидроксид марганца(IV) $Mn(OH)_4$ как и оксид марганца(IV) обладает амфотерными свойствами, при взаимодействии с кислотами образует нестойкие соли:



В водных растворах соли марганца (IV) нацело подвергаются гидролизу. При взаимодействии со щелочами образуются манганиты:



Оксид марганца(VII) Mn_2O_7 , в отличие от других оксидов марганца, не является твердым веществом при обычных условиях, а представляет собой маслянистую жидкость темно-зеленого цвета.

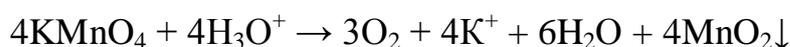
Оксид марганца(VII) реагирует с водой на холоду, образуя марганцевую кислоту:



Марганцевая кислота относится к сильным кислотам. Соли этой кислоты называются перманганатами.

Наиболее известной является калиевая соль марганцевой кислоты – перманганат калия $KMnO_4$. Перманганат калия представляет собой темно-фиолетовые кристаллы, умеренно растворимые в воде. Растворы перманганата калия имеют темно-малиновый, а при больших концентрациях – фиолетовый цвет.

Растворы перманганата калия неустойчивы и медленно разлагаются. Процесс разложения ускоряется в присутствии кислоты:



В нейтральных и слабощелочных растворах в отсутствие света разложение протекает медленно. Это учитывают в аналитической практике при приготовлении стандартных растворов перманганата калия.

При нагревании перманганаты разлагаются с выделением кислорода:



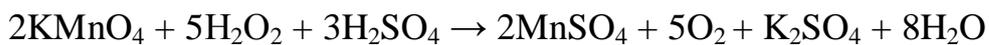
Перманганат калия – сильный окислитель, восстанавливается в зависимости от pH среды в различные продукты. В кислой среде образует ион марганца Mn^{+2} , в нейтральной среде – диоксид марганца MnO_2 , в щелочной среде – манганат-ион MnO_4^{2-} . Например, перманганат калия в сернокислой среде переводит соли Fe(II) в соли Fe(III):



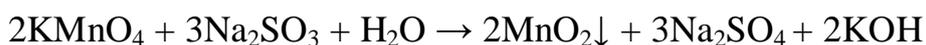
Являясь сильным окислителем, перманганат калия выделяет из соляной кислоты хлор:



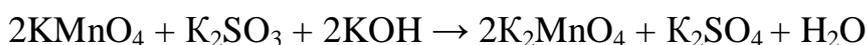
Перманганат калия реагирует в кислой среде с раствором пероксида водорода с выделением молекулярного кислорода:



В нейтральной среде в присутствии сульфита натрия фиолетовый раствор перманганата калия обесцвечивается, выпадает бурый осадок диоксида марганца, и раствор приобретает щелочную реакцию:



В щелочной среде перманганат калия восстанавливается в манганат зеленого цвета:



Применение марганца и его соединений

Марганец применяется главным образом в производстве легированных сталей и ряда сплавов. Соединения марганца находят применение в разных областях: оксид марганца(IV) применяется для изготовления сухих гальванических элементов, для осветления стекла; карбонат марганца(II) используется для изготовления термоиндикаторных покрытий; хлорид и нитрат марганца(II) – в сельском хозяйстве в качестве микроудобрений.

4.2. Медико-биологическое значение марганца

Марганец – важнейший микроэлемент, входит в состав многих ферментов, катализирующих окислительно-восстановительные реакции, реакции с участием АТФ и др. Марганец усиливает иммунный ответ организма на действие чужеродных белков, ускоряя синтез антител.

Марганец оказывает влияние на многие метаболические процессы, однако не все механизмы этого влияния достаточно хорошо изучены.

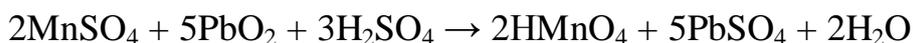
Соли марганца включают в состав различных витаминно-минеральных комплексов как источники микроэлемента марганца.

В медицинской практике применяется перманганат калия в виде растворов как антисептическое средство. В аналитической практике перманганат калия используется как реактив. Метод количественного анализа,

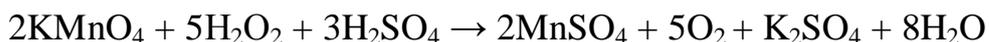
основанный на титровании стандартным раствором перманганата калия, называется перманганатометрией.

4.3. Аналитические реакции на ионы марганца

Обнаружение иона марганца (II) основано на его переводе в перманганат-ион, имеющий фиолетовый цвет. В качестве реагента используют более сильный окислитель, чем перманганат-ион, например, натрия висмутат или оксид свинца(IV):



Качественной реакцией перманганата калия является реакция с пероксидом водорода, при этом малиновая окраска исчезает вследствие восстановления перманганат-иона в бесцветный ион марганца(II):



Эта реакция рекомендуется НД (ФС и ФСП) для установления подлинности лекарственного вещества и лекарственных форм калия перманганата.

Контрольные вопросы

1. Распространение марганца в природе. Основные минералы марганца.
2. Электронная конфигурация атома марганца в невозбужденном и возбужденном состоянии. Степени окисления марганца.
3. Физические свойства простого вещества марганца.
4. Химические свойства марганца как простого вещества.
5. Химические свойства оксидов, гидроксидов и солей марганца в степени окисления +2, +4 и +7.
6. Химические свойства перманганата калия.
7. Применение марганца и его соединений в технике и промышленности.
8. Биологическая роль марганца.
9. Применение соединений марганца в медицине.
10. Аналитические реакции на ионы марганца.

ГЛАВА 5. d-ЭЛЕМЕНТЫ ВОСЬМОЙ ГРУППЫ

5.1. Общая характеристика элементов

В восьмую группу входят девять d-элементов, которые подразделяют на три подгруппы, сходные по свойствам:

- подгруппу железа (железо Fe, рутений Ru, осмий Os);
- подгруппу кобальта (кобальт Co, родий Rh, иридий Ir);
- подгруппу никеля (никель Ni, палладий Pd, платина Pt).

Особую близость свойств проявляют пары элементов рутений-осмий, родий-иридий и палладий-платина, поэтому их объединяют в семейство платиновых металлов.

Рассмотрим более подробно свойства железа и его соединений, поскольку железо является основным металлом нашей цивилизации. Кроме того, железо – абсолютно эссенциальный элемент, входит в состав соединений, участвующих в метаболизме всех известных биологических видов.

5.2. Железо и его соединения

Железо – один из самых распространенных элементов земной коры. Основные минералы железа представлены оксидами, сульфидом и карбонатом. Оксидные минералы часто называют железняками: магнитный железняк (магнетит) Fe_3O_4 , красный железняк (гематит) Fe_2O_3 , бурый железняк (лимонит) $\text{FeO}(\text{OH})$. Сульфидный минерал FeS_2 называется пиритом, карбонатный минерал FeCO_3 – сидеритом.

Электронная конфигурация невозбужденного атома железа: $[\text{Ar}]3d^64s^2$. При возбуждении число неспаренных электронов увеличивается до 8, и электронная формула принимает вид: $[\text{Ar}]3d^54s^14p^2$. Однако железо не образует соединений, в которых его степень окисления соответствовала бы полному числу неспаренных электронов – восьми. Наивысшая степень окисления железа равна +6, и она встречается крайне редко. Для железа характерны степени окисления +2 и +3. Наиболее устойчивой для него является степень окисления +3.

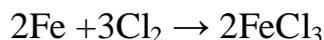
Железо представляет собой блестящий, серебристо-белый пластичный металл. Легко подвергается ковке, прокатке и другим видам обработки, как в горячем, так и в холодном состоянии. Железо обладает магнитными свойствами. При обычной температуре железо медленно окисляется кислородом воздуха. Однако в присутствии влаги окисление железа происходит быстрее, и оно ржавеет, то есть покрывается слоем гидратированного оксида железа(III):



Бурый налет гидратированного оксида железа вследствие своей рыхлости не защищает железо от дальнейшего окисления.

В раскаленном состоянии порошок железа легко сгорает с образованием оксида железа(III): $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$

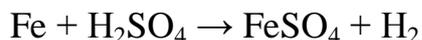
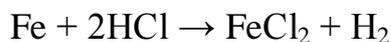
В присутствии следов влаги легко окисляется хлором, образуя хлорид железа(III):



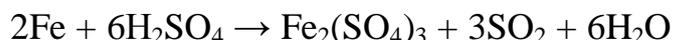
При высокой температуре раскаленное железо реагирует с водой, что используется для получения водорода (железо-паровой метод):



Железо относится к металлам со средней восстановительной активностью. В электрохимическом ряду напряжений металлов располагается после цинка. При комнатной температуре легко взаимодействует с разбавленными кислотами, вытесняя водород:



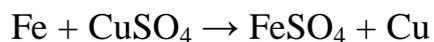
Концентрированные серная и азотная кислоты пассивируют железо. При нагревании пассивирование снимается, и железо окисляется до солей железа (III):



Сильно разбавленная азотная кислота окисляет его до солей железа(II):

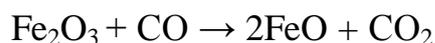


Железо восстанавливает металлы, стоящие в ряду стандартных электродных потенциалов правее его. Например, железо осаждает медь из раствора сульфата меди.



Соединения железа(II)

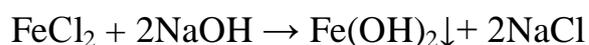
Оксид железа(II) можно получить восстановлением оксида железа(III) монооксидом углерода при 500 °С:



Оксид железа(II) представляет собой черное кристаллическое вещество, нерастворимое в воде, обладает основными свойствами, поэтому реагирует с кислотами с образованием солей железа(II):



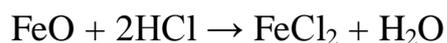
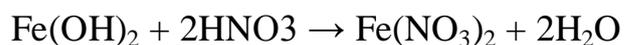
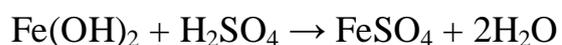
Оксиду железа(II) соответствует гидроксид железа(II), который получают из солей действием щелочей:



Гидроксид железа(II) – белый осадок, на воздухе быстро окисляется и принимает зеленоватую, а затем бурю окраску вследствие образования гидроксида железа(III):



Гидроксид железа(II) является основанием, легко взаимодействует почти со всеми кислотами и образует соли железа(II):



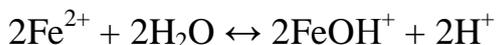
Соли железа(II)

Важнейшими солями железа(II) являются гептагидрат сульфата железа $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (железный купорос), гексагидрат нитрата железа $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Кристаллогидраты имеют зеленое окрашивание. Большинство солей железа(II)

хорошо растворимо в воде. Водные растворы солей имеют кислую реакцию, так как подвергаются гидролизу:



или в ионной форме:



Катион железа(II) обладает восстановительными свойствами и может окисляться различными окислителями. Например, сульфат железа(II) восстанавливает перманганат калия в сернокислой среде до сульфата марганца (II):



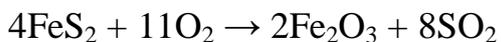
Катион железа(II) образует как катионные, так и анионные комплексы. Например, из катионных комплексов известны аквакомплексы $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$, аммиокомплексы $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$. Анионные комплексы – в большинстве своем нестойкие соединения. Наиболее устойчивым является цианидный комплекс, образующийся по реакции:



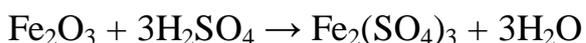
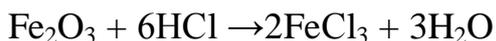
Гексацианоферрат(II) калия называется желтой кровяной солью, она широко применяется в аналитической химии для обнаружения иона Fe^{3+} .

Соединения железа(III)

Оксид железа(III) – порошок красно-бурого цвета, не растворяется в воде. Его получают при обжиге колчедана:

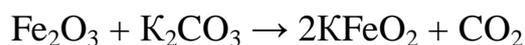


Оксид железа(III) проявляет амфотерные свойства с преобладанием основных свойств. Реагирует с кислотами с образованием солей:



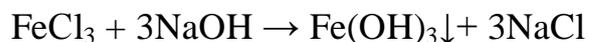
Кислотные свойства оксида железа(III) проявляются в реакциях с твердыми щелочами и карбонатами при высокой температуре; образуются ферриты натрия или калия:



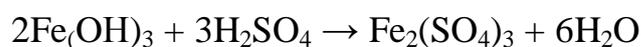
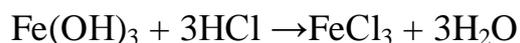


Гидроксид железа(III)

При действии щелочей на растворы солей железа(III) образуется красно-бурый осадок гидроксида железа(III):



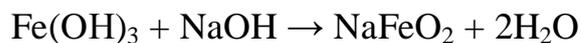
Гидроксид железа(III) обладает амфотерными свойствами с преобладанием основных свойств. При взаимодействии с разбавленными кислотами легко образует соответствующие соли:



При длительном нагревании гидроксид железа(III) за счет амфотерных свойств реагирует с концентрированными растворами щелочей с образованием гидроксокомплексов с КЧ 4 или 6:



При сплавлении гидроксида железа(III) с щелочами образуются ферриты. Образование ферритов указывает на амфотерность гидроксида железа(III):



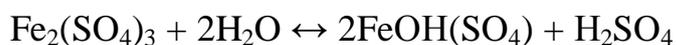
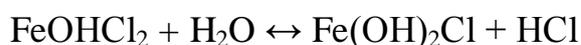
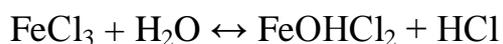
Соли железа(III)

Хлорид железа(III) представляет собой темно-коричневые кристаллы, расплывающиеся на воздухе вследствие гигроскопичности. Поглощая влагу из воздуха, хлорид железа превращается в кристаллогидраты и приобретает буро-оранжевую окраску.

Сульфат железа(III) – очень гигроскопичные, расплывающиеся на воздухе белые кристаллы. Его кристаллогидрат $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ имеет желтое окрашивание. Сульфат железа при взаимодействии с сульфатами щелочных металлов и аммония образует двойные соли – квасцы, например железоаммонийные:



В разбавленном растворе соли железа(III) сильно гидролизуются до основных солей в отличие от солей железа(II). Это объясняется тем, что гидроксид железа(III) – более слабое основание, чем гидроксид железа(II).



Благодаря гидролизу образующиеся гидроксо-ионы железа FeOH^{2+} и $[\text{Fe}(\text{OH})_2]^+$ окрашивают растворы солей железа(III) в желто-бурый цвет. Ионы Fe^{3+} почти бесцветные. При подкислении окраска растворов солей железа(III) становится более светлой вследствие подавления гидролиза; при нагревании окраска темнеет, происходит усиление гидролиза.

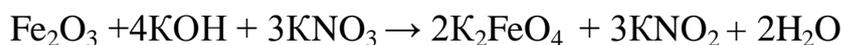
Соединения железа(III), в том числе и соли, проявляют окислительные свойства и восстанавливаются в соединения железа(II). Например, окисляют раствор йодида калия до молекулярного йода:



Из комплексных соединений железа(III) наибольшее значение имеет красная кровяная соль – гексацианоферрат(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Эта соль широко применяется в аналитической практике для обнаружения катиона Fe^{2+} .

Соединения железа(VI)

Такие соединения железа крайне редки и немногочисленны. При нагревании оксида железа(III) с нитратом и гидроксидом калия образуется феррат калия – соль железной кислоты:



Образующийся феррат калия – кристаллическое вещество красного цвета, проявляет сильные окислительные свойства, превосходящие даже калия перманганат. Соответствующая ферратам железная кислота H_2FeO_4 и ее ангидрид FeO_3 в свободном состоянии не существуют.

Применение железа и его соединений

Большая часть железа (до 95%) выплавляется в виде чугуна и стали, которые применяются как конструкционные материалы. Такие материалы используются для изготовления деталей машин и аппаратов, приборов, технических конструкций и сооружений, подвергающихся механическим нагрузкам.

Чугун представляет собой сплав железа с углеродом. Содержание углерода в чугуне составляет более 2,14%. В обычных условиях чугун не поддается ковке, но обладает хорошими литейными свойствами.

Стали – это сплавы железа с углеродом, причем содержание углерода не превышает 2,14%. Различают стали углеродистые и легированные. Легированные стали содержат такие элементы, как хром, никель, кремний, ванадий, молибден, специально вводимые в сталь в определенных концентрациях для изменения ее свойств.

Стали, содержащие хром (около 1%), никель (1–4%), марганец (1–1,5%), обладают высокой прочностью и пластичностью. Такие стали применяют в качестве конструкционных материалов.

Инструментальные стали – это углеродистые и легированные стали, обладающие высокой твердостью, прочностью и износостойкостью. Их применяют для изготовления режущих и измерительных инструментов. Необходимую твердость обеспечивают содержащийся в сталях углерод и легирующий элемент – хром.

К сталям с особыми свойствами относятся нержавеющие, жаростойкие, жаропрочные, магнитные и некоторые другие стали. Жаропрочные стали содержат в качестве легирующих элементов хром (15–20%), никель (8–15%), вольфрам. Для изготовления постоянных магнитов применяют высокоуглеродистые стали, легированные хромом или вольфрамом.

Из соединений железа чаще всего используются оксиды железа Fe_3O_4 и Fe_2O_3 . Они являются компонентами цементов, термита, футеровочной керамики, пигментов масляных и акварельных красок. Ацетат железа(II) и железный купорос $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ используются как консерванты древесины. Соли

железа(III): нитрат, хлорид, сульфат применяются в качестве коагулянтов для очистки воды. Хлорид железа(III) FeCl_3 используется как катализатор при синтезах органических веществ. В аналитической химии широко применяются как реактивы хлорид железа(III) и цианидные комплексы железа: гексацианоферрат(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и гексацианоферрат(II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

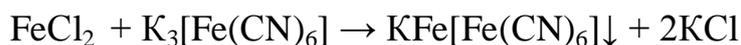
5.3. Медико-биологическое значение железа

Железо – жизненно необходимый элемент. В организме млекопитающих функции железа сводятся к следующим трем основным: транспорт кислорода, транспорт электронов, структурная организация ферментов. Железо входит в состав гемоглобина, который переносят кислород из легких к мышцам. В составе цитохромов – ферментов дыхательной цепи железо участвует в переносе электронов. Важнейшими железосодержащими ферментами являются пероксидаза, каталаза, ксантиноксидаза и ряд других ферментов, необходимых для метаболизма всех известных биологических видов.

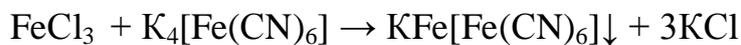
При снижении поступления железа возникает гипохромная анемия, вызывающая серьезные поражения органов и тканей. Для профилактики и лечения анемии используются в основном соединения железа(II), так как они лучше усваиваются организмом. В качестве лекарственных средств применяются как неорганические соли железа, так и соли органических кислот. К ним относятся сульфат железа(II), аскорбат, глицерофосфат, лактат, фумарат, цитрат, сорбат, сахарат железа. Широко применяется с этими же целями лекарственный препарат «Феррум Лек», содержащий железа(III) гидроксид полиизомальтозат.

5.4. Аналитические реакции на ионы железа

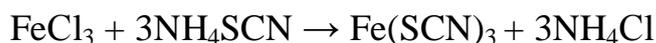
Для обнаружения иона Fe^{2+} применяется раствор гексацианоферрата(III) калия (красная кровяная соль). В результате реакции образуется интенсивно синий осадок турнбулевой сини:



Гексацианоферрат(II) калия (желтая кровяная соль) является реактивом для обнаружения иона Fe^{3+} . Образующийся осадок синего цвета называется берлинской лазурью:



Для отличия катионов Fe^{2+} и Fe^{3+} рекомендуется реакция с раствором тиоцианата аммония. Соли железа(III) образуют тиоцианат железа (III) кроваво-красного цвета:



При взаимодействии с тиоцианатом аммония солей железа(II) раствор остается бесцветным.

Все рассмотренные реакции используются ГФ XIV издания для подтверждения подлинности ЛС соединений железа.

Контрольные вопросы

1. Классификация d-элементов восьмой группы периодической системы.
2. Распространение железа в природе, его основные минералы.
3. Электронная конфигурация атома железа. Степени окисления железа.
4. Физические свойства железа. Его устойчивость во влажном воздухе.
5. Химические свойства простого вещества железа.
6. Сплавы железа и их практическое значение.
7. Химические свойства соединений железа(II).
8. Химические свойства соединений железа(III).
9. Характеристика свойств соединений железа(VI).
10. Применение соединений железа в технике и промышленности.
11. Биологическая роль железа и его соединений. Применение соединений железа в качестве ЛС.
12. Аналитические реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} .

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

Выберите один правильный ответ.

1. ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ АТОМА ЖЕЛЕЗА

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
- 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$

2. МЕТАЛЛ БОЛЕЕ АКТИВНЫЙ, ЧЕМ ЖЕЛЕЗО

- 1) Cu
- 2) Pb
- 3) Hg
- 4) Al

3. ОКСИД ЖЕЛЕЗА(III) РАСТВОРЯЕТСЯ В

- 1) H_2O
- 2) растворе NaOH
- 3) растворе HCl
- 4) растворе NaCl

4. ЩЕЛОЧНУЮ РЕАКЦИЮ ИМЕЕТ РАСТВОР

- 1) $FeCl_2$
- 2) $KFeO_2$
- 3) $FeCl_3$
- 4) $FeSO_4$

5. ГИДРОКСИД ЖЕЛЕЗА(III) РАСТВОРЯЕТСЯ В

- 1) H_2O
- 2) растворе HCl
- 3) растворе KNO_3
- 4) растворе KOH (разб.)

6. ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ АТОМА МЕДИ

- 1) $[Ar]3d^{10}4s^1$
- 2) $[Ar]3d^9 4s^2$
- 3) $[Ar]3d^9 4s^2 4p^1$
- 4) $[Ar]3d^9 4s^1 4p^1$

7. ПРИ ВЗАИМОДЕЙСТВИИ МЕДИ С КОНЦЕНТРИРОВАННОЙ СЕРНОЙ КИСЛОТОЙ ВЫДЕЛЯЕТСЯ

- 1) H_2
- 2) SO_2
- 3) SO_3

4) H_2S

8. ХАРАКТЕРНЫМ СВОЙСТВОМ СУЛЬФАТА МЕДИ ЯВЛЯЕТСЯ ОБРАЗОВАНИЕ

- 1) гидроксида
- 2) кристаллогидрата
- 3) амминокомплексов
- 4) хелатных комплексов

9. ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ АТОМА МАРГАНЦА

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^1$
- 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$
- 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2 4p^1$
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2 4p^2$

10. ФИОЛЕТОВУЮ ОКРАСКУ ИМЕЮТ ИОНЫ

- 1) MnO_4^-
- 2) Mn^{2+}
- 3) MnO_4^{2-}
- 4) Mn^{3+}

11. АМФОТЕРНЫМ ОКСИДОМ МАРГАНЦА ЯВЛЯЕТСЯ

- 1) MnO
- 2) Mn_2O_3
- 3) MnO_2
- 4) Mn_2O_7

12. В КИСЛОЙ СРЕДЕ ПЕРМАНГАНАТ КАЛИЯ ВОССТАНАВЛИВАЕТСЯ ДО

- 1) MnO_2
- 2) Mn^{2+}
- 3) MnO_4^{2-}
- 4) MnO

13. В МЕДИЦИНСКОЙ ПРАКТИКЕ ПРИМЕНЯЕТСЯ

- 1) MnO_2
- 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- 3) K_2CrO_4
- 4) KMnO_4

14. К АМФОТЕРНЫМ ОКСИДАМ ОТНОСИТСЯ

- 1) ZnO
- 2) HgO
- 3) CuO
- 4) Ag_2O

15. ПЕРЕМЕННАЯ СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ НЕ ХАРАКТЕРНА ДЛЯ АТОМА

- 1) меди
- 2) серебра
- 3) ртути
- 4) цинка

16. ПЕРЕХОДНЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ РАСПОЛАГАЮТСЯ

- 1) в побочных подгруппах
- 2) в главных подгруппах
- 3) в четных рядах
- 4) в восьмой группе

17. ЛЕГКО ВСТУПАЮТ В ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

- 1) Na_2O
- 2) HCl
- 3) FeSO_4
- 4) ZnSO_4

18. МАРГАНЦЕВАЯ (HMnO_4) И ХЛОРНАЯ (HClO_4) КИСЛОТЫ БЛИЗКИ ПО СВОЙСТВАМ, ТАК КАК

- 1) марганец и хлор находятся в одной группе
- 2) Mn(VII) и Cl(VII) являются электронными аналогами
- 3) марганец и хлор имеют свободные d-орбитали
- 4) марганец и хлор имеют высшую степень окисления +7

19. БЕЛЫЙ ОСАДОК С РАСТВОРОМ СУЛЬФИДА НАТРИЯ ОБРАЗУЕТ КАТИОН

- 1) цинка
- 2) меди(I)
- 3) марганца(II)
- 4) железа(II)

20. ЕДИНСТВЕННЫЙ ЖИДКИЙ ПРИ ОБЫЧНЫХ УСЛОВИЯХ МЕТАЛЛ

- 1) родий
- 2) палладий
- 3) ртуть
- 4) борий

21. НАИБОЛЬШЕЕ ЧИСЛО МЕТАЛЛОФЕРМЕНТОВ ОБРАЗУЕТ

- 1) цинк
- 2) медь
- 3) железо
- 4) марганец

22. РЕАКЦИЮ С РАСТВОРОМ АММИАКА ИСПОЛЬЗУЮТ ДЛЯ ОБНАРУЖЕНИЯ КАТИОНА

- 1) цинка
- 2) ртути
- 3) меди
- 4) железа

Выберите несколько правильных ответов.

23. ЖЕЛЕЗО ВСТУПАЕТ В РЕАКЦИЮ С

- 1) O_2
- 2) Na_2O
- 3) H_2SO_4 (р)
- 4) CO_2

24. ОКСИД ЖЕЛЕЗА(II) РЕАГИРУЕТ С

- 1) H_2O
- 2) HCl
- 3) Na_2O
- 4) SO_3

25. КИСЛУЮ РЕАКЦИЮ СРЕДЫ ИМЕЮТ РАСТВОРЫ

- 1) $FeCl_3$
- 2) $NaFeO_2$
- 3) Na_3FeO_3
- 4) $FeSO_4$

26. ЖЕЛЕЗО ИМЕЕТ СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ +3 В СОЕДИНЕНИЯХ

- 1) $NaFeO_2$
- 2) $K_4[Fe(CN)_6]$
- 3) $K_3[Fe(CN)_6]$
- 4) FeO_3

27. ИОНЫ Fe^{+3} В РАСТВОРЕ МОЖНО ОБНАРУЖИТЬ ПРИ ПОМОЩИ ВЕЩЕСТВ

- 1) $K_3[Fe(CN)_6]$
- 2) $K_4[Fe(CN)_6]$
- 3) $KCNS$
- 4) H_2SO_4

28. МЕТАЛЛЫ МЕНЕЕ АКТИВНЫЕ, ЧЕМ ЖЕЛЕЗО

- 1) Na
- 2) Sn
- 3) Ni
- 4) Ba

29. ЖЕЛЕЗО ВХОДИТ В СОСТАВ

- 1) витамина B_{12}
- 2) цитохромов
- 3) гемоглобина
- 4) пероксидазы

30. С РАСТВОРОМ ХЛОРОВОДОРОДНОЙ КИСЛОТЫ РЕАГИРУЮТ

- 1) Fe
- 2) Cu
- 3) Zn
- 4) Ag

31. СУЛЬФАТ МЕДИ РЕАГИРУЕТ С

- 1) H_2O
- 2) раствором NH_3
- 3) раствором KJ
- 4) HNO_3 (p)

32. СУЛЬФАТ МЕДИ ПРОЯВЛЯЕТ СВОЙСТВА

- 1) кислотные
- 2) окислительные
- 3) восстановительные
- 4) комплексообразующие

33. НАИБОЛЕЕ РАСПРОСТРАНЕННЫМИ В ПРИРОДЕ ЯВЛЯЮТСЯ

- 1) железо
- 2) медь
- 3) серебро
- 4) цинк

34. В ВОДЕ НЕ РАСТВОРЯЮТСЯ

- 1) AgF
- 2) AgCl
- 3) $AgNO_3$
- 4) AgJ

35. В РАСТВОРЕ АММИАКА РАСТВОРЯЮТСЯ

- 1) AgCl
- 2) AgJ
- 3) AgBr
- 4) Ag_3PO_4

36. НЕ РАСТВОРЯЮТСЯ В РАЗВЕДЕННОЙ АЗОТНОЙ КИСЛОТЕ

- 1) Ag_2CrO_4
- 2) AgJ

- 3) AgCl
- 4) Ag₂CO₃

37. КАЧЕСТВЕННОЙ РЕАКЦИЕЙ НА ИОН СЕРЕБРА ЯВЛЯЕТСЯ РЕАКЦИЯ ОБРАЗОВАНИЯ

- 1) свободного серебра
- 2) хлорида серебра
- 3) сульфида серебра
- 4) оксида серебра

38. В КАЧЕСТВЕ ЛЕКАРСТВЕННЫХ СРЕДСТВ ПРИМЕНЯЮТСЯ

- 1) Ag
- 2) AgNO₃
- 3) CuSO₄ · 5H₂O
- 4) протаргол

39. МЕДЬ ВЗАИМОДЕЙСТВУЕТ С КИСЛОТАМИ

- 1) концентрированная H₂SO₄
- 2) разбавленная H₂SO₄
- 3) концентрированная HNO₃
- 4) разбавленная HNO₃

40. С УКСУСНОЙ КИСЛОТОЙ РЕАГИРУЮТ

- 1) медь
- 2) железо
- 3) цинк
- 4) ртуть

41. АКТИВНЫМИ ОКИСЛИТЕЛЯМИ ЯВЛЯЮТСЯ

- 1) MnCl₂
- 2) MnO₂
- 3) MnO
- 4) KMnO₄

42. ЦИНКА СУЛЬФАТА ВЗАИМОДЕЙСТВУЕТ С

- 1) H₂O
- 2) раствором NH₃
- 3) раствором NaOH
- 4) HCl (p)

43. МЕДИЦИНСКОЕ ЗНАЧЕНИЕ ИМЕЮТ СОЕДИНЕНИЯ

- 1) ZnO
- 2) HgO
- 3) ZnSO₄
- 4) Hg(NO₃)₂

44. СУЩЕСТВЕННЫМИ ОТЛИЧИЯМИ МЕЖДУ МЕТАЛЛАМИ ГЛАВНОЙ И ПОБОЧНОЙ ПОДГРУПП ЯВЛЯЮТСЯ

- 1) переменная степень окисления
- 2) склонность к комплексообразованию
- 3) характерная окраска многих соединений
- 4) амфотерные свойства оксидов и гидроксидов

45. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ В ПЕРИОДАХ ИЗМЕНЯЮТСЯ НЕ РЕЗКО У

- 1) f-элементов
- 2) s-элементов
- 3) p-элементов
- 4) d-элементов

46. НЕ СУЩЕСТВУЮТ ГИДРОКСИДЫ МЕТАЛЛОВ

- 1) марганца(II)
- 2) серебра(I)
- 3) меди(II)
- 4) ртути(II)

47. ХАРАКТЕРНУЮ ОКРАСКУ КРИСТАЛЛОВ ИМЕЮТ СОЕДИНЕНИЯ

- 1) $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$
- 2) $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
- 3) $KMnO_4$
- 4) $Hg(NO_3)_2$

48. НЕ ДИССОЦИИРУЮТ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ

- 1) нитрат ртути
- 2) хлорид ртути
- 3) бромид ртути
- 4) нитрат серебра

49. АНТИСЕПТИЧЕСКИМИ СВОЙСТВАМИ ОБЛАДАЮТ

- 1) цинк
- 2) железо
- 3) нитрат серебра
- 4) сульфат цинка

50. АММИННЫЕ КОМПЛЕКСЫ С КЧ=4 ОБРАЗУЮТ

- 1) гидроксид цинка
- 2) железа(II) сульфат
- 3) нитрат серебра
- 4) сульфат меди

ЭТАЛОНЫ ОТВЕТОВ К ТЕСТОВЫМ ЗАДАНИЯМ

| | | | |
|--------|-----------|--------------|--------------|
| 1 – 3 | 14 – 1 | 27 – 2, 3 | 40 – 2, 3 |
| 2 – 4 | 15 – 4 | 28 – 2, 3 | 41 – 2, 4 |
| 3 – 3 | 16 – 1 | 29 – 2, 3, 4 | 42 – 1, 2, 3 |
| 4 – 2 | 17 – 3 | 30 – 1, 3 | 43 – 1, 2, 3 |
| 5 – 2 | 18 – 2 | 31 – 1, 2, 3 | 44 – 1, 2, 3 |
| 6 – 1 | 19 – 1 | 32 – 2, 4 | 45 – 1, 4 |
| 7 – 2 | 20 – 3 | 33 – 1, 4 | 46 – 2, 4 |
| 8 – 4 | 21 – 1 | 34 – 2, 4 | 47 – 2, 3 |
| 9 – 2 | 22 – 3 | 35 – 1, 3, 4 | 48 – 2, 3 |
| 10 – 1 | 23 – 1, 3 | 36 – 2, 3 | 49 – 3, 4 |
| 11 – 3 | 24 – 2, 4 | 37 – 1, 2 | 50 – 1, 4 |
| 12 – 2 | 25 – 1, 4 | 38 – 2, 3, 4 | |
| 13 – 4 | 26 – 1, 3 | 39 – 1, 3, 4 | |

СИТУАЦИОННЫЕ ЗАДАЧИ

1. Белый кристаллический порошок соли растворили в воде, получился раствор сине-голубого цвета. К этому раствору добавили 10% раствор аммиака, образовался сине-зеленый осадок, который растворился в избытке аммиака, при этом получился раствор темно-синего цвета. При добавлении к раствору исходной соли калия йодида и хлороформа раствор стал зеленым, а хлороформный слой окрасился в розовый цвет. Предположите состав исходной соли.

2. Водный раствор соли бесцветный и нейтральной реакции. При добавлении к нему разведенной соляной кислоты выпал белый осадок, растворимый в избытке аммиака. При добавлении к раствору соли щелочи образовался темный осадок. Какая соль находилась в растворе?

3. К водному раствору смесей солей добавили раствор нитрата серебра и разведенной азотной кислоты, получился желтоватый осадок. При добавлении раствора аммиака осадок стал лимонно-желтым. Осадок отфильтровали, к фильтрату добавили разведенной азотной кислоты, образовался белый осадок. Какие анионы находились в растворе?

4. К 250 г 12% раствора нитрата серебра прибавили 300 г 4% раствора хлорида натрия. Вычислите массу образовавшегося осадка.

5. Определить массовую долю CuSO_4 в растворе, полученном при растворении 50 г медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ в 450 г воды.

6. Какой объем хлора может быть получен при взаимодействии 2 моль хлороводорода и 3 моль оксида марганца(IV)?

7. В воде объемом 500 мл растворили 3,33 г кристаллогидрата сульфата цинка $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Вычислите молярную концентрацию каждого иона в образовавшемся растворе. Изменением объема при растворении пренебречь.

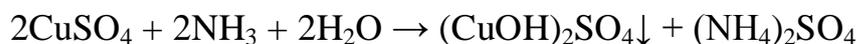
8. Рассчитайте молярную концентрацию раствора сульфата меди(II) с массовой долей, равной 0,12 ($\rho=1,131$ г/мл).

9. В 500 мл воды при 18°C растворяется 0,0166 г Ag_2CrO_4 . Чему равно произведение растворимости этой соли.

10. К 50 мл 0,001 моль/л соляной кислоты добавили 450 мл 0,0001 моль/л нитрата серебра. Выпадет ли осадок хлорида серебра?

ЭТАЛОНЫ РЕШЕНИЯ СИТУАЦИОННЫХ ЗАДАЧ

1. Исходная соль – сульфат меди(II) безводный CuSO_4 , представляющий собой кристаллический порошок белого цвета. При растворении в воде образуется гидратированный ион меди $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ сине-голубого цвета. При добавлении по каплям раствора аммиака сначала образуется осадок основной соли сине-зеленого цвета, который растворяется в избытке раствора аммиака с образованием комплексных соединений меди темно-синего цвета:

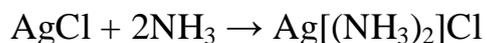
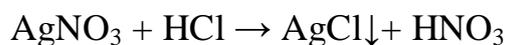


С раствором йодида калия образуются йодид меди(I) и свободный йод, который окрашивает хлороформный слой в розовый цвет:



Водный раствор приобретает зеленый цвет в результате смешения синей (комплексные соединения меди) и желтой (йод) окрасок.

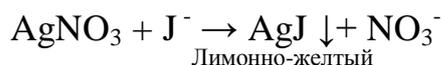
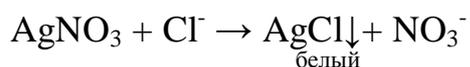
2. В растворе находилась соль серебра, при добавлении к раствору соли разведенной соляной кислоты выпал белый осадок нитрата серебра, который растворяется в избытке раствора аммиака:



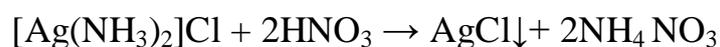
Если к раствору исходной соли серебра прибавить раствор щелочи, то осаждается темный осадок оксида серебра:



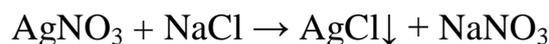
3. В растворе находились ионы хлора и йода, которые осаждаются в азотнокислой среде раствором нитрата серебра в виде белого и лимонно-желтого осадка:



При смешении осадков получился осадок желтоватого цвета. При добавлении раствора аммиака растворяется только осадок хлорида серебра, не растворяется в аммиаке лимонно-желтый осадок йодида серебра. Если осадок AgJ отфильтровать, а к фильтрату аммиаката серебра прибавить разведенной азотной кислоты, то осаждается белый осадок AgCl:



4. Записывают уравнение реакции образования хлорида серебра:



Рассчитывают молярные массы нитрата серебра, хлорида натрия и хлорида серебра:

$$M_{(\text{AgNO}_3)} = 166,88 \text{ г/моль}$$

$$M_{(\text{NaCl})} = 58,44 \text{ г/моль}$$

$$M_{(\text{AgCl})} = 143,32 \text{ г/моль}$$

Из формулы (1) вычисляют массу нитрата серебра и хлорида натрия:

$$\omega = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100\% \quad (1)$$

$$m_{(\text{AgNO}_3)} = \frac{\omega \cdot m_{\text{раствора}}}{100\%} = \frac{12 \cdot 250}{100} = 30 \text{ г}; \quad m_{(\text{NaCl})} = \frac{\omega \cdot m_{\text{раствора}}}{100\%} = \frac{4 \cdot 300}{100} = 12 \text{ г}$$

Используя формулу (2), рассчитывают количество вещества нитрата серебра и хлорида натрия:

$$n = \frac{m}{M} \quad (2)$$

$$n_{(\text{AgNO}_3)} = \frac{30}{166,88} = 0,18 \text{ моль}; \quad n_{(\text{NaCl})} = \frac{12}{58,44} = 0,21 \text{ моль}$$

Как видно, в недостатке взят нитрат серебра, поэтому расчет массы осадка хлорида серебра проводят по количеству нитрата серебра:

$$n_{(\text{AgCl})} = n_{(\text{AgNO}_3)} = 0,18 \text{ моль}$$

$$m_{(\text{AgCl})} = n_{(\text{AgCl})} \cdot M_{(\text{AgCl})} = 0,18 \cdot 143,32 = 25,8 \text{ г}$$

Ответ: масса осадка хлорида серебра равна 25,8 г.

5. Молярные массы кристаллогидрата меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и безводного CuSO_4 сульфата меди равны:

$$M_{(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = 249,7 \text{ г/моль}$$

$$M_{(\text{CuSO}_4)} = 159,6 \text{ г/моль}$$

Вычисляют количество вещества кристаллогидрата сульфата меди:

$$n_{(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})} = \frac{m}{M} = \frac{50}{249,7} = 0,2 \text{ моль}$$

Количество вещества безводного сульфата меди будет таким же:

$$n_{(\text{CuSO}_4)} = 0,2 \text{ моль}$$

Рассчитывают массу сульфата меди:

$$m_{(\text{CuSO}_4)} = n \cdot M = 0,2 \cdot 159,6 = 31,92 \text{ г}$$

Масса раствора будет равна:

$$m_{(\text{раствора})} = m_{(\text{CuSO}_4)} + m_{(\text{H}_2\text{O})} = 50 + 450 = 500 \text{ г}$$

Можно вычислить массовую долю безводного сульфата меди:

$$\omega = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100\% = \frac{31,92 \cdot 100}{500} = 6,38\%$$

Ответ: массовая доля сульфата меди в растворе равна 6,38%.

6. Уравнение реакции взаимодействия хлороводорода и оксида марганца (IV) имеет вид:



Расчеты ведут по хлороводороду, взятому в недостатке. Из уравнения химической реакции следует, что из 4 молей хлороводорода образуется 1 моль хлора, тогда из 2 молей хлороводорода – 0,5 моль хлора.

Молярный объем газа равен $V_M = 22,4 \text{ л}$. Объем хлора, который образуется по реакции, составит:

$$V_{(\text{Cl})_2} = n \cdot V_M = 0,5 \cdot 22,4 = 11,2 \text{ л}$$

Ответ: выделится 11,2 л хлора.

7. Рассчитывают количества вещества кристаллогидрата цинка сульфата, молярная масса которого равна:

$$M_{(\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})} = 287,54 \text{ г/моль}$$

$$n_{(\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})} = \frac{m}{M} = \frac{3,33}{287,54} = 0,012 \text{ моль}$$

Можно записать:

$$n_{(\text{ZnSO}_4)} = n_{(\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O})} = 0,012 \text{ моль}$$

Запишем уравнение электролитической диссоциации сульфата цинка:



Как следует из приведенного уравнения:

$$n_{(\text{ZnSO}_4)} = n_{(\text{Zn}^{2+})} = n_{(\text{SO}_4^{2-})}$$

После подстановки количества вещества ZnSO_4 получаем:

$$n_{(\text{Zn}^{2+})} = 0,012 \text{ моль}$$

$$n_{(\text{SO}_4^{2-})} = 0,012 \text{ моль}$$

Молярные концентрации обоих ионов в растворе составят:

$$C_{\text{M}(\text{Zn}^{2+})} = \frac{n}{V} = \frac{0,012 \text{ моль}}{0,5 \text{ л}} = 0,024 \text{ моль/л}$$

$$C_{\text{M}(\text{SO}_4^{2-})} = \frac{n}{V} = \frac{0,012 \text{ моль}}{0,5 \text{ л}} = 0,024 \text{ моль/л}$$

Ответ: молярные концентрации каждого иона в растворе 0,024 моль/л

8. Массовая доля вещества в растворе вычисляется по формуле:

$$\omega = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \quad (1)$$

Исходя из формулы (1), можно рассчитать массу вещества:

$$m_{(\text{CuSO}_4)} = \omega \cdot m_{\text{раствора}} = 0,12 \cdot 100 = 12 \text{ г}$$

Рассчитывают количество вещества сульфата меди:

$$n_{(\text{CuSO}_4)} = \frac{m}{M} = \frac{12\text{г}}{159,6\text{г/моль}} = 0,075\text{моль}$$

Вычисляют объем раствора с учетом его плотности 1,131 г/мл:

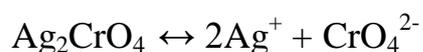
$$V_{\text{раствора}} = \frac{m_{\text{раствора}}}{\rho} = \frac{100}{1,131} = 88,42\text{мл}$$

Можно рассчитать молярную концентрацию раствора сульфата меди:

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{0,075\text{ моль}}{0,08842\text{ л}} = 0,85\text{ моль/л}$$

Ответ: молярная концентрация сульфата меди 0,85 моль/л.

9. Уравнение диссоциации трудно растворимого электролита имеет вид:



Молярная масса хромата серебра Ag_2CrO_4 равна:

$$M_{(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)} = 331,74\text{ г/моль}$$

Рассчитывают количество вещества Ag_2CrO_4 :

$$n_{(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)} = \frac{m}{M} = \frac{0,0166\text{г}}{331,74\text{г/моль}} = 0,00005\text{моль}$$

Из уравнения реакции следует, что 2 моль ионов серебра образуется из 1 моль хромата серебра. Следовательно, из 0,00005 моль хромата серебра образуется 0,0001 моль ионов серебра:

$$n_{(\text{Ag}^+)} = 2n_{(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)} = 2 \cdot 0,00005 = 0,0001\text{ моль}$$

В то же время количество хромат-ионов будет равным количеству хромата серебра:

$$n_{(\text{CrO}_4)} = n_{(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)} = 0,00005\text{ моль}$$

Затем можно вычислить молярную концентрацию ионов электролита:

$$C_{m(\text{Ag}^+)} = \frac{n}{V} = \frac{0,0001\text{ моль}}{0,5\text{ л}} = 0,0002\text{ моль/л}$$

$$C_{m(\text{CrO}_4)} = \frac{n}{V} = \frac{0,00005\text{ моль}}{0,5\text{ л}} = 0,0001\text{ моль/л}$$

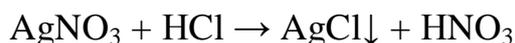
Известно, что произведение растворимости трудно растворимого электролита равно произведению молярных концентраций ионов электролита в его

насыщенном растворе. В нашем случае произведение растворимости хромата серебра будет равно:

$$PP_{(Ag_2CrO_4)} = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}] = [0,0002]^2 \cdot [0,0001] = 4 \cdot 10^{-12}$$

Ответ: произведение растворимости соли Ag_2CrO_4 равно $4 \cdot 10^{-12}$.

10. Записывают реакцию образования осадка хлорида серебра:



Рассчитывают объем раствора, получившийся при смешении растворов соляной кислоты и нитрата серебра:

$$V_{\text{раствора}} = 50 \text{ мл} + 450 \text{ мл} = 500 \text{ мл}$$

Концентрация исходных растворов в результате увеличения объема раствора изменится и составит:

$$C_{M(HCl)} = \frac{50 \cdot 0,001}{500} = 0,0001 = 1 \cdot 10^{-4} \text{ моль / л}$$

$$C_{M(AgNO_3)} = \frac{45 \cdot 0,0001}{500} = 0,00009 = 9 \cdot 10^{-5} \text{ моль / л}$$

Молярная концентрация ионов Ag^+ равна концентрации $AgNO_3$, а молярная концентрация ионов Cl^- равна концентрации кислоты HCl :

$$C_{M(Ag^+)} = C_{M(AgNO_3)} = 9 \cdot 10^{-5} \text{ моль / л}$$

$$C_{M(Cl^-)} = C_{M(HCl)} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ моль / л}$$

Хлорид серебра осаждается в том случае, если произведение концентраций ионов хлора и серебра в насыщенном растворе превышает произведение растворимости осадка. Вычисляют произведение молярных концентраций ионов:

$$[Ag^+] \cdot [Cl^-] = 9 \cdot 10^{-5} \cdot 1 \cdot 10^{-4} = 9 \cdot 10^{-9}$$

Из справочной таблицы берут данные о произведении растворимости $AgCl$: $PP_{(AgCl)} = 1,8 \cdot 10^{-10}$.

Как видно, $[Ag^+] \cdot [Cl^-] > PP_{(AgCl)}$, следовательно, осадок $AgCl$ выпадет.

Ответ: да.

ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. К водному раствору смесей солей добавили раствор аммиака, получился раствор синего цвета и выпал бурый осадок. При добавлении к такому же раствору калия йодида слой хлороформа окрасился в фиолетовый цвет. Какие соли находились в растворе?

2. К бесцветному раствору соли добавили избыток раствора гидроксида калия, образовался белый осадок, который растворился в избытке щелочи. При добавлении к раствору соли избытка концентрированного раствора аммиака наблюдался тот же эффект. С раствором нитрата серебра выпал белый творожистый осадок, не растворимый в азотной кислоте. Какая соль была в исходном растворе?

3. К бесцветному раствору соли добавили раствор йодида калия, образовался красный осадок, который растворился в избытке раствора йодида калия. При добавлении к исходному раствору соли щелочи выпал осадок желтого цвета. Какая соль находилась в растворе?

4. К бесцветному раствору соли добавили избыток раствора гидроксида натрия, образовался белый осадок, который полностью растворился в избытке щелочи. При добавлении к этому же раствору соли концентрированного раствора аммиака образовался осадок, не растворимый в избытке реактива. Какие катионы могут находиться в исходном растворе соли?

5. К раствору соли, окрашенному в розовый цвет, добавили разведенной соляной кислоты. При этом выделился газ, который при пропускании через раствор бромида натрия вызвал пожелтение хлороформного слоя. Какая соль была в растворе?

6. К бесцветному раствору соли добавили разведенной соляной кислоты, раствор перманганата калия и хлороформ. Выделился газ, который обесцвечивает влажную красную лакмусовую бумажку. Хлороформный слой окрасился в желтый цвет. Какая соль присутствует в растворе?

7. К бесцветному раствору солей добавили концентрированный раствор аммиака, образовался белый осадок, который отфильтровали. Осадок на

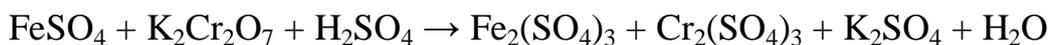
фильтре растворился при добавлении раствора щелочи. К фильтрату прибавили раствор сульфида натрия, выпал белый осадок, растворимый в разведенной соляной кислоте. Какие катионы могут находиться в исходном растворе солей?

8. Какую массу железа можно получить из 2 т железной руды, содержащей 94% (по массе) Fe_2O_3 ?

9. К раствору, содержащему 0,2 моля FeCl_3 , прибавили 0,24 моля NaOH . Сколько молей $\text{Fe}(\text{OH})_3$ образовалось в результате реакции и сколько молей FeCl_3 осталось в растворе?

10. Напишите уравнения реакций следующих превращений: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Fe}(\text{OH})_4]$.

11. Методом электронного баланса составьте уравнение реакции:



12. Рассчитать массу кристаллогидрата $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, полученного растворением 10 г меди в азотной кислоте и последующим выпариванием раствора.

13. К 150 г раствора H_2O_2 прибавили диоксида марганца. Выделившийся кислород при нормальных условиях занял объем 10^{-3} м^3 . Вычислите массовую долю H_2O_2 в исходном растворе.

14. В 250 мл растворено 50 г кристаллогидрата $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O}$. Вычислите массовую долю кристаллогидрата и безводного сульфата железа(II) в растворе.

15. Рассчитайте молярную концентрацию раствора хлорида железа(II) с массовой долей, равной 10% ($\rho = 1,092 \text{ г/мл}$).

16. Рассчитайте, какой объем раствора хлорида алюминия с массовой долей 0,16 ($\rho = 1,149 \text{ г/мл}$) потребуется для приготовления 500 мл раствора с молярной концентрацией, равной 0,1 моль/л.

17. Найти массу серебра, находящегося в виде ионов в 1 л насыщенного раствора бромида серебра.

18. Во сколько раз растворимость (в моль/л) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ в воде больше растворимости $\text{Fe}(\text{OH})_3$ при 25°C ?

19. Образуется ли осадок сульфата серебра, если к 0,02 моль/л раствору нитрата серебра добавить равный объем 2 моль/л раствора серной кислоты?

20. Во сколько раз уменьшится концентрация ионов серебра в насыщенном растворе хлорида серебра, если прибавить к нему столько соляной кислоты, чтобы концентрация ионов хлора в растворе стала равной 0,03 моль/л

ОТВЕТЫ К ЗАДАЧАМ

1. Сульфат меди(II) CuSO_4 и хлорид железа(III) FeCl_3 .
2. Хлорид цинка ZnCl_2 .
3. Нитрат ртути(II) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$.
4. Катионы алюминия Al^{3+} .
5. Перманганат калия KMnO_4 .
6. Бромид натрия.
7. Катионы алюминия Al^{3+} и цинка Zn^{2+} .
8. 1315 кг.
9. 0,08 моля $\text{Fe}(\text{OH})_3$; осталось 0,12 моля FeCl_3 .
10. Уравнения реакций следующих превращений: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Fe}(\text{OH})_4]$.
 $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$
 $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}[\text{Fe}(\text{OH})_4]$
11. Схема реакции:
$$\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$

| | | | | |
|--|--|---|--|---|
| $2\text{Fe}^{2+} - 2e^- \rightarrow 2\text{Fe}^{3+}$ | | 6 | | 3 |
| $2\text{Cr}^{6+} + 6e^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}$ | | 2 | | 1 |

Уравнение реакции:
 $6\text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 7\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$
12. 38 г.
13. 2,02%.
14. 16,7% кристаллогидрата; 9,1% безводной соли.
15. 0,86 моль/л.
16. 36,28 мл.
17. $8,36 \cdot 10^{-5}$ г.
18. В 32500 раз.
19. Да.
20. В 2230 раз.

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

Основная

1. Глинка Н.Л. Общая химия : учебник / Н.А. Глинка. – М. : КНОРУС, 2013. – 752 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия : учебное пособие / Н.Л. Глинка. – М. : КНОРУС, 2018. – 750 с.
3. Попков В.А., Пузаков С.А. Общая химия : учебник / В.А. Попков, С.А. Пузаков. – М. : ГЭОТАР-Медиа, 2010. – 976 с.

Дополнительная

1. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов: / под ред. В.А. Рабиновича и Х.М. Рубиной. – М. : Интеграл-Пресс, 2011. – 240 с.
2. Государственная фармакопея Российской Федерации. Том 1 [Электронный ресурс]. – XIV изд. – М. : Научный центр экспертизы средств медицинского применения, 2018. – Режим доступа: <http://www.femb.ru/femb>.
3. Машковский М.Д. Лекарственные средства. 16 издание / М.Д. Машковский. – М. : Новая волна, 2017. – 1216 с.
4. Ленский А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию: учебное пособие для студентов медицинских вузов: / А.С. Ленский. – М. : Высшая школа, 1989. – 256 с.
5. Харитонов Ю.А. Аналитическая химия. Том 1 / Ю.А. Харитонов. – М. : ГЭОТАР-Медиа, 2014. – 559 с.

Учебное издание

Тыжигирова Валентина Викторовна

ХИМИЯ d-ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Учебное пособие