

Министерство образования Республики Беларусь
Учреждение образования
«Могилевский государственный университет продовольствия»
Кафедра химии

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания к выполнению курсовой работы

для студентов
специальности 1–48 01 02 Химическая технология органических веществ,
материалов и изделий
специализации 1–48 01 02 02 Технология химических волокон
дневной и заочной форм обучения

Могилев
2015

УДК 543
ББК 24.4

Рассмотрено и рекомендовано к изданию
на заседании кафедры химии
Протокол № 5 от 20.11.2014 г.

Составители:

к.х.н., доцент Ясинецкий В. В.,
к.х.н., доцент Матвейчук Ю. В.

Рецензент

к.х.н., доцент Огородников В. А.

ДК 543
ББК 24.4

© Учреждение образования
«Могилевский государственный
университет продовольствия», 2015

Учебное издание

Составители:

Ясинецкий Валерий Владимирович
Матвейчук Юлия Владимировна

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания

Редактор *А. А. Щербакова*
Технический редактор *Н.Г.Тверская*

Подписано в печать 08.01.2015. Формат 60×84 1/16.
Бумага офсетная. Гарнитура Таймс. Ризография.
Уч.-изд. л. 1,6. Усл. печ. л.2,1.
Тираж 64 экз. Заказ 2.

Учреждение образования

«Могилевский государственный университет продовольствия».
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,
распространителя печатных изданий № 1/272 от 04.04.2014.
Пр-т Шмидта, 3, 212027, Могилев.

Отпечатано в учреждении образования

«Могилевский государственный университет продовольствия».
Пр-т Шмидта, 3, 212027, Могилев.

Содержание

Введение	4
1 Рекомендуемая схема выполнения курсовой работы	4
2 Примерные варианты заданий	5
3 Прогнозирование валентных возможностей и степеней окисления элементов	6
3.1 Металлы, неметаллы в Периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Электронное строение атомов	6
3.2 Характерные степени окисления элементов	9
3.3 Относительная устойчивость степеней окисления элементов	10
3.4 Примеры соединений элементов в заданных степенях окисления	11
3.5 Номенклатура неорганических соединений (основные сведения)	13
4 Свойства элементов и их соединений. Общие рекомендации	16
5 Краткая характеристика химических свойств элементов и их соединений	19
5.1 Химические свойства простых веществ	19
5.2 Химические свойства оксидов	22
5.3 Химические свойства оснований	23
5.4 Химические свойства кислот	24
5.5 Химические свойства солей	25
Список использованных источников	28
Приложение А	29
Приложение Б	36

Введение

Целью выполнения курсовой работы является закрепление теоретических и практических навыков по учебной дисциплине «Неорганическая химия», а также развитие творческих способностей и аналитического мышления у студентов.

Курсовая работа выполняется на листах формата А4 и подшивается в скоросшиватель. Примерный объем работы 15–20 машинописных листов (формата А4). Курсовая работа оформляется в соответствии с СТП СМК 4.2.3-01-2011 «Общие требования и правила оформления учебной текстовой документации». В конце работы приводится список литературы, используемой для ее написания. Варианты заданий к выполнению курсовой работы выдаются руководителем работы.

В методических указаниях приведены Приложение А, где содержится краткая справочная информация, а также Приложение Б с примером оформления титульного листа курсовой работы.

1 Рекомендуемая схема выполнения курсовой работы

При выполнении курсовой работы *рекомендуется* придерживаться следующей схемы ответа:

1 Охарактеризовать положение элемента (или группы элементов) в периодической таблице: период, группа, подгруппа, семейство. Определить, металлом или неметаллом является заданный элемент.

2 Написать сокращенную электронную и электронно-графическую формулы атома и на их основании охарактеризовать его валентные возможности (образование связей в основном и возбужденном состояниях, по обменному и донорно-акцепторному механизму, в представлениях метода валентных связей).

С учетом числа и полярности образованных связей охарактеризовать возможные степени окисления элемента в соединениях. Отметить наиболее характерные и устойчивые степени окисления. Для группы элементов дать сравнительную характеристику изменения устойчивых степеней окисления.

3 На основании пункта 2 привести для выбранных элементов примеры соединений, в которых проявляются предсказанные степени окисления; классифицировать эти соединения: оксиды, гидроксиды, кислоты, основания, соли, комплексы, ангидриды. Охарактеризовать кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства выбранных примеров соединений: качественно – исходя из общих закономерностей, и количественно – с помощью справочных величин. Для группы однотипных соединений привести сравнительную характеристику их химических свойств.

Для *важнейших* соединений отметить специфические (отличительные) физико-химические свойства.

4 Привести примеры реакций, ионно-молекулярных (в том числе уравнения гидролиза солей) и окислительно-восстановительных, в которых проявляются свойства, отмеченные в пункте 3. Определить, какие из приведенных реакций (обменных) относятся к практически необратимым и какие процессы являются равновесными; для последних рассчитать константу равновесия.

5 Базируясь на свойствах *классов* неорганических соединений и данных пунктах 3 и 4, привести схемы возможных способов получения заданного вещества или путей превращения его в другие продукты. После обсуждения вариантов с преподавателем написать уравнения реакций, рассчитать материальный баланс, предложить варианты увеличения выхода продуктов.

Для *важнейших* неорганических веществ дать краткую характеристику промышленного их получения и применения в различных отраслях.

6 Дать краткую экологическую характеристику важнейших неорганических веществ и химических производств.

После выполнения заданий пунктов 1, 2, 3 результаты представить преподавателю на рецензию и для конкретизации заданий пунктов 4, 5, 6.

Все приведенные в курсовой работе окислительно-восстановительные реакции должны быть уравнены с помощью метода полуреакций, обменные реакции (в том числе реакции гидролиза) необходимо приводить в молекулярном, полном и сокращенном ионном видах.

2 Примерные варианты выбора элементов

Таблица 1– Примерные варианты выбора элементов

1) Cl, S, Pb	10) Be, Se, Mn	19) N, I, V	28) P, N, Au
2) Cr, Se, I	11) Mg, Si, Ag	20) Cl, Bi, Ni	29) S, Cl, Cu
3) B, Te, Fe	12) Cl, Sb, Cu	21) B, Br, Cd	30) Te, Si, Au
4) Cl, Bi, W	13) I, Zn, Ni	22) S, Zn, Ca	31) Cl, As, Bi
5) N, B, Ni	14) Br, Ti, Te	23) P, Cl, Co	32) N, I, Cr
6) P, S, Co	15) N, Be, Cu	24) Sb, B, Fe	33) B, Br, Ag
7) B, Se, V	16) As, Br, Cr	25) S, As, Cr	34) Se, P, Zn
8) As, I, Au	17) S, Al, Cd	26) P, Ba, Co	35) Ni, Te, Mg
9) Zn, Sb, Cr	18) Si, Te, Fe	27) N, Si, Pb	36) N, Si, Al

Примерные варианты выбора элементов могут быть изменены преподавателем при выдаче задания к выполнению курсовой работы.

3 Прогнозирование валентных возможностей и степеней окисления элементов

3.1 Металлы, неметаллы в Периодической системе элементов Д.И. Менделеева. Электронное строение атомов

Для определения, к металлам или неметаллам относится заданный элемент, следует вспомнить, что к металлам относятся все элементы **побочных** подгрупп (т.е. d-, f- семейств), а также главных подгрупп I-II групп (s-семейство); из p-элементов (главных подгрупп III-VII групп) к металлам относятся элементы, расположенные ниже «диагонали» В-Si-As-Te-At (кроме Ge).

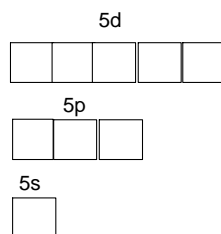
Пример 1. Определить, к металлам или неметаллам относятся Sb, В, Р, Ве, V.

Решение: из заданных элементов ванадий (V) – в побочной подгруппе, поэтому – металл. К металлам также относятся бериллий (Be) – как s-элемент, и сурьма (Sb) – как p-элемент, расположенный ниже «диагонали». К неметаллам относятся p-элементы бор и фосфор (первый расположен на «диагонали», а второй – выше нее).

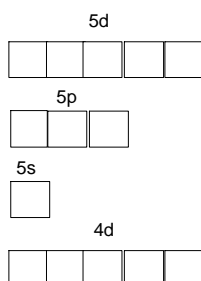
Валентные орбитали и валентные электроны атомов определяют, основываясь на том, что структура таблицы элементов строго согласуется с электронным строением атомов. Так, для атомов элементов **главных** подгрупп к валентным относятся s-, p- электроны и орбитали **внешнего** уровня (для которого **n** – главное квантовое число, равно номеру периода).

Для элементов **побочных** подгрупп валентными, кроме внешних, могут быть также орбитали предвнешнего подуровня (d-, f-). Обратите внимание, что валентность за счет орбиталей и электронов **предвнешнего** уровня проявляется обычно после того, как в образовании связей уже задействованы внешние s-электроны.

Пример 2. Для олова, элемента 5 периода, валентными оказываются орбитали 5 электронного уровня:

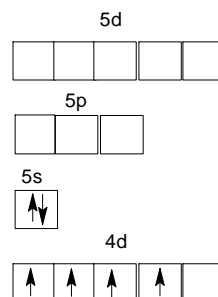
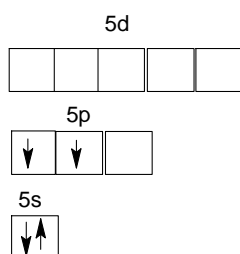
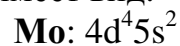
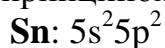


Для молибдена, также элемента 5 периода, валентными оказываются орбитали внешнего 5 уровня (s-, p-, d-), а также предвнешнего 4d-подуровня:

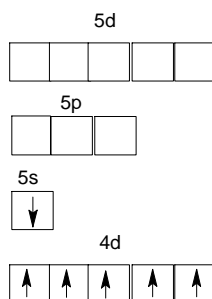
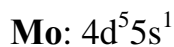


Число валентных электронов равно номеру группы, в которой расположен элемент. Так, у атома олова (IV группа) их четыре, у атома молибдена (VI группа) – шесть. Для молибдена, элемента **побочной** подгруппы, распределение отличается тем, что **на внешнем** уровне расположены **только два** из шести электронов (на 5s-подуровне), а остальные – на предвнешнем 4d.

Распределение валентных электронов по валентным орбиталям (в соответствии с принципом Паули и правилом Гунда) имеет вид:

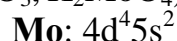
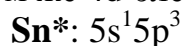


У атомов элементов побочных подгрупп нередко имеет место «проскок электрона» – переход одного из электронов на подуровень с меньшей энергией: у d-элементов – s-электронов внешнего уровня на предвнешний d-подуровень; у f-элементов – с d- на f-подуровень, поэтому действительную электронную структуру валентного уровня для элементов *побочных* подгрупп лучше уточнить по таблице элементов. У атома молибдена электронная структура имеет вид:



Валентные возможности атомов s- и p-элементов определяются, прежде всего, неспаренными электронами **внешнего** валентного уровня, а d-элементов – электронами внешнего s-подуровня и предвнешнего d-подуровня. У атома олова

их два, у атома молибдена их нет. Вследствие этого невозбужденный атом олова по обменному механизму может образовать две ковалентные связи (например, SnCl_2 , SnO и др.), атом молибдена – ни одной. При возбуждении атомов число неспаренных электронов и валентные возможности атомов увеличиваются. Атом олова в возбужденном состоянии может образовать по обменному механизму четыре связи. При возбуждении атома молибдена распариваются $5s$ -электроны, и с их участием он способен образовать две ковалентные связи (MoCl_2 , MoO), с учетом же $4d$ -электронов – до шести (MoO_3 , K_2MoO_4):



Донорно-акцепторные свойства атомов (ионов или молекул) учитываются, чаще всего, при образовании *координационных (комплексных) соединений*. При этом следует помнить, что в образовании комплексов в качестве центрального атома – **акцептора** электронных пар, участвуют **катионы металлов; неметаллы** (их анионы или сложные молекулы) участвуют в качестве лигандов – **доноров** электронных пар. Применительно к центральному атому различают внешне- и внутриорбитальные комплексы (последние возможны только для металлов побочных подгрупп, кроме I-II групп, Cu, Zn и др.; подробнее смотрите конспект лекций «Теоретические основы химии, тема «Комплексные соединения»).

Характерные для заданного металла комплексные соединения с различными лигандами можно определить с помощью справочника (таблица «Константы нестойкости»). Там же можно уточнить координационное число центрального атома с различными лигандами (по числу констант нестойкости), а также получить информацию о прочности комплексов. Например, для комплекса олова(II) с хлорид-ионами в справочниках приводятся четыре константы нестойкости (K_{1-4}), поэтому координационное число Sn(II) в хлоридном комплексе равно 4; для гидроксокомплекса олова (IV) приводятся шесть констант нестойкости, K_{1-6} , следовательно, координационное число олова в таком комплексе равно 6.

3.2 Характерные степени окисления элементов

При составлении формул (и названий) соединений основных классов чаще используют степени окисления элементов, а не их валентности (эти характеристики элемента *не следует взаимозаменять*, подробнее смотрите конспект лекций «Теоретические основы химии», тема «Химическая связь»).

Прогнозируя возможные степени окисления элементов, следует вспомнить, что в простых веществах степени окисления элементов равны нулю. Далее, элементам – *неметаллам* в соединениях свойственны и положительные, и отрицательные степени окисления; для *металлов* характерны только положительные степени окисления (смотрите конспект лекций «Теоретические основы химии», тема «Окислительно-восстановительные свойства веществ. Окислительно-восстановительные реакции»).

В *главных* подгруппах довольно часто выполняется простая закономерность: для элементов *четных* групп характерны *четные* степени окисления, а для *нечетных* групп – *нечетные* (эта закономерность коррелирует с числом неспаренных электронов на валентном уровне атомов, в основном и в возбужденных состояниях). Например, для олова – металла четной, IV группы, характерны степени окисления «0», «+2» и «+4»; для йода – неметалла нечетной, VII группы, – «-1», «0», «+1», «+3», «+5», «+7».

Для элементов *побочных* подгрупп закономерности более сложные. Однако, и для них некоторые степени окисления часто прогнозируются довольно надежно. Так, для большинства этих металлов характерна низшая положительная степень окисления «+2», вследствие того, что на внешнем валентном s-подуровне их атомов чаще всего два электрона.

Высшая степень окисления большинства элементов равна номеру группы. Из металлов в эту закономерность не вписываются d-элементы VIII группы: из девяти металлов «триад» степень окисления «+8» известна только для рутения и осмия. Другие степени окисления металлов побочных подгрупп можно уточнить с помощью справочника (смотрите, например, таблицы электродных потенциалов). Для f-элементов наиболее характерны степени окисления «+3» и «+4».

Для всех металлов низшей является степень окисления «ноль»: для неметаллов низшие степени окисления отрицательны и равны (N группы – 8): Γ^{-1} , S^{-2} , N^{-3} и т. д. Из этой закономерности выпадают: элемент первого периода – водород (H^{-1}) и бор. Малый радиус атомов бора не позволяет удержать пять дополнительных электронов, а только три, поэтому низшая степень окисления бора – B^{-3} .

Учитывая изложенное выше, для молибдена, например, можно предсказать степени окисления «0», «+2» и «+6». Другие степени окисления найдем в справочнике – этому металлу свойственна также степень окисления «+4».

Следует помнить, что:

– элементы в высших степенях окисления (Cl^{+7} , Cr^{+6} , Mo^{+6} и т.д.) могут быть **только окислителями**;

– элементы в промежуточных степенях окисления (P^0 , Cl^{+5} , Mn^{+4} , N^{+3} и т.д.) могут быть **как окислителями, так и восстановителями**. Для фтора – самого электроотрицательного элемента – положительные степени окисления невозможны, и поэтому для него высшей является степень окисления «ноль», также как и для кислорода (кроме соединений с фтором, например, OF_2).

– элементы в низших степенях окисления (Cl^{-1} , Cr^0 , S^{-2} , N^{-3} и т.д.) могут быть **только восстановителями**.

3.3 Относительная устойчивость степеней окисления элементов

Для *s-металлов* (главные подгруппы I и II групп) положительная степень окисления – единственная – равная номеру группы, и для этих элементов – это самая устойчивая степень окисления. По этой причине катионы щелочных и щелочноземельных металлов восстанавливаются только сильнейшими восстановителями. Даже вода по сравнению с ними – более сильный окислитель, поэтому ни один из них не восстанавливается из водных растворов.

Для *p-элементов* (главные подгруппы III – VII групп) высшая степень окисления элемента равна номеру группы; относительная устойчивость высшей степени окисления уменьшается с увеличением номера периода. Наиболее отчетливо эта закономерность выражена в IV группе: например, для **верхнего** в подгруппе углерода степень окисления (+4) **устойчива**, для самого **нижнего** в подгруппе – свинца – это **наименее устойчивая** степень окисления.

Из последней закономерности вытекает полезное для химии следствие: соединения углерода (+4) не проявляют заметных окислительных свойств, а углерод (0) – простое вещество и углерод (+2) – например, оксид углерода, относятся к сильнейшим восстановителям. Соединения свинца (+4), напротив – одни из сильнейших окислителей. В V группе к сильнейшим окислителям относятся соединения висмута (+5), а в VI – селена (+6). (Однако, существует зависимость окислительно-восстановительных свойств веществ от pH).

Для элементов **побочных** подгрупп **закономерность обратная**. Например, в VI группе степень окисления (+6) наименее устойчива для хрома, в VII группе – для марганца. Вследствие этого соединения хрома (+6) и марганца (+7) – сильнейшие окислители (также сильно зависят от pH).

В заключение этой части работы рекомендуется сопоставить ваши ответы с информацией по тем же элементам, имеющейся в учебной литературе. Например, при описании по приведенной выше схеме азота – неметалла V (нечетной) группы мы получили бы следующий набор «характерных степеней окисления»: (-3), (-1), 0, (+1), (+3), (+5). Сверяя эти данные с приведенными в литературе, убедимся, что все эти степени окисления азоту действительно свойственны. В то же время обнаружим, что для азота известны и другие степени окисления, четные, причем, в

соединениях совсем не экзотических: NO, NO₂, N₂H₄. Напротив, для серы – элемента VI (четной) группы оказывается не совсем характерна (хотя известна) степень окисления (+2). Кроме этого имеются другие особенности в степенях окисления (смотрите, например, полисульфиды, тионаты).

3.4 Примеры соединений элементов в заданных степенях окисления

Примеры соединений рекомендуется выбирать, ориентируясь на основные классы неорганических соединений: оксиды, гидроксиды (основания и оксокислоты), соли (средние, кислые, основные), комплексные соединения. При этом основной базой «конструирования» формул и названий веществ должны быть определенные в подразделе 3.2 степени окисления элементов.

Например, определив для свинца, марганца и фосфора характерные степени окисления, соответственно: Pb⁰, Pb⁺², Pb⁺⁴; Mn⁰, Mn⁺², Mn⁺⁴, Mn⁺⁶, Mn⁺⁷; P⁻³, P⁰, P⁺¹, P⁺³, P⁺⁵, запишем, в каких соединениях эти степени окисления могут реализоваться.

Простые вещества. Свинец и марганец – металлы, причем свинец *амфотерный* металл; фосфор – неметалл (смотрите конспект лекций «Теоретические основы химии», тема «Металлы и неметаллы в таблице элементов»).

Оксиды. В соответствии с определенными ранее степенями окисления свинец может образовать два оксида: PbO, PbO₂. Так как свинец – амфотерен, его оксиды также амфотерны. При этом уточним следующее:

а) с увеличением степени окисления элемента уменьшаются основные и увеличиваются кислотные свойства его оксидов и гидроксидов;

б) даже если оксид образован металлом, то при степени окисления элемента (+4) и более преобладают кислотные свойства его оксида.

Поэтому PbO – амфотерный оксид с преобладанием основных свойств, а PbO₂ – с преобладанием кислотных. А тогда, кроме типичных PbO и PbO₂, следует ожидать так называемых «смешанных оксидов» типа xPbO·yPbO₂. Последние, по сути, должны относиться к метасолям амфотерных металлов. Действительно, в литературе найдем еще два «оксида» свинца, которые записывают как: Pb₂O₃ и Pb₃O₄ или PbO·PbO₂ и 2PbO·PbO₂.

Марганцу в степенях окисления (+2), (+4), (+6) и (+7) соответствуют оксиды MnO, MnO₂, MnO₃ и Mn₂O₇. В соответствии с закономерностью, отмеченной выше, MnO – основной оксид, MnO₂ – амфотерный, MnO₃ и Mn₂O₇ – кислотные оксиды. В таком случае подобно свинцу следует ожидать образование «смешанных оксидов». Действительно, в литературе приведены, например, Mn₂O₃, Mn₃O₄.

Фосфору в степенях окисления (+1), (+3) и (+5) должны соответствовать оксиды P₂O, P₂O₃ и P₂O₅. Однако первый из них в учебной литературе не упоминается (в отличие от «родственного» ему N₂O). Оксиды P₂O₃ и P₂O₅ – типичные кислотные, т.к. образованы неметаллом.

Гидроксиды (гидратные формы оксидов). При написании формул и классификации гидроксидов элементов следует помнить, что:

а) основным оксидам соответствуют гидроксиды – основания с общей формулой $Me(OH)_x$, где x – степень окисления металла;

б) кислотным оксидам соответствуют гидроксиды – оксокислоты с общей формулой H_xEO_y .

Так, основному оксиду MnO соответствует основание $Mn(OH)_2$. Кислотным оксидам MnO_3 и Mn_2O_7 соответствуют оксокислоты: H_2MnO_4 и $HMnO_4$.

Для амфотерных оксидов PbO и PbO_2 гидроксиды можно записать в двух формах: как оснований – $Pb(OH)_2$, $Pb(OH)_4$ и как оксокислот – H_2PbO_2 , H_4PbO_4 .

Оксокислоты (мета- или орто-) различаются степенью гидратации соответствующего оксида: при минимальной его гидратации (один моль H_2O на один моль оксида) образуются метакислоты, при большей гидратации – ортокислоты.

Например, для PbO_2 минимально гидратированной формой (на один моль PbO_2 – один моль H_2O) будет метасвинцовая кислота H_2PbO_3 , более гидратированной формой – ортосвинцовая кислота H_4PbO_4 .

Образование ортокислот характерно для неметаллов «диагонали»: B , Si , As^{+3} , As^{+5} , Te^{+6} , а также для P^{+5} и I^{+7} . Максимальной гидратации кислотного оксида должна соответствовать формула H_xEO_x , где x – степень окисления элемента-кислотообразователя. Для неметаллов вариант максимальной гидратации реализуется только для B^{+3} (H_3BO_3 – ортоборная кислота), для Si^{+4} (H_4SiO_4 – ортокремневая кислота), для As^{+3} (H_3AsO_3 – ортомышьяковистая кислота) и Te^{+6} (H_6TeO_6 – ортотеллуровая кислота).

В других ортокислотах максимальная гидратация оксида не достигается: H_3PO_4 – ортофосфорная, H_3AsO_4 – ортомышьяковая, H_5IO_6 – ортойодная. Степень гидратации оксида при образовании ортокислоты можно определить также по числу констант диссоциации. Например, для ортойодной кислоты в справочных таблицах приводятся пять констант ступенчатой диссоциации, что соответствует формуле H_5IO_6 , а не H_7IO_7 .

Для фосфора (+5) и его оксида P_2O_5 минимально гидратированной формой (на один моль P_2O_5 – один моль H_2O) будет метафосфорная кислота HPO_3 . Более гидратированной формой (на один моль P_2O_5 – 2 моль H_2O) будет ортофосфорная кислота H_3PO_4 .

Для оксокислот фосфора (+3) и (+1) имеются существенные отличия. Так, для оксида P_2O_3 минимально гидратированной формой (на один моль P_2O_3 – один моль H_2O) могла бы быть метафосфористая кислота HPO_2 , а более гидратированной формой (на один моль P_2O_3 – 2 моль H_2O) – ортофосфористая кислота H_3PO_3 . Однако известна только одна из них – H_3PO_3 – фосфористая кислота. Для фосфора (+1) известна только H_3PO_2 – фосфорноватистая кислота.

Поликислоты характерны для серы, фосфора и хрома (+6). Причем, если сера и хром образуют поликислоты *цепочечного* строения, то фосфор (+5) – и *цепочечного*, и *циклического* строения. Образование, например тетрафосфорной кислоты можно представить как поликонденсацию четырех молекул H_3PO_4 с отщеплением трех молекул H_2O , т.е. $(4\text{H}_3\text{PO}_4 - 3\text{H}_2\text{O}) \Rightarrow \text{H}_6\text{P}_4\text{O}_{13}$; соответственно для трисерной кислоты $(3\text{H}_2\text{SO}_4 - 2\text{H}_2\text{O}) \Rightarrow \text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$.

Полисерные и полихромовые кислоты можно представить и так: $x\text{SO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $(\text{CrO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})_x$ где x – степень полимеризации. Поликислоты фосфора *циклической* структуры удобно представить как $(\text{HPO}_3)_x$, где x – степень полимеризации. Например, при $x = 4$ получим $\text{H}_4\text{P}_4\text{O}_{12}$ – тетраметафосфорная кислота.

Гидроксиды – основания различают по растворимости и по их диссоциации в растворах (смотрите конспект лекций «Теоретические основы химии», тема «Сильные и слабые электролиты»). Из приведенных выше оснований $\text{Mn}(\text{OH})_2$ и $\text{Pb}(\text{OH})_2$ – оба слабые и малорастворимые; для $\text{Pb}(\text{OH})_2$ $\text{ПР} = 5 \cdot 10^{-16}$, для $\text{Mn}(\text{OH})_2$ $\text{ПР} = 6 \cdot 10^{-13}$; $\text{Mn}(\text{OH})_2$ – проявляет только основные свойства; $\text{Pb}(\text{OH})_2$ амфотерен.

Кислоты различают сильные и слабые. Диссоциация слабых кислот характеризуется константой диссоциации. Из приведенных выше кислот к сильным относится HMnO_4 , к слабым – H_3PO_4 , H_3PO_3 и H_3PO_2 (для H_3PO_4 $K_1 = 7 \cdot 10^{-3}$, $K_2 = 6 \cdot 10^{-8}$, $K_3 = 5 \cdot 10^{-13}$, для H_3PO_3 $K_1 = 3 \cdot 10^{-2}$, $K_2 = 2 \cdot 10^{-7}$, для H_3PO_2 $K = 6 \cdot 10^{-2}$). **Обратите внимание** на особенности основности: H_3PO_4 , H_3PO_3 и H_3PO_2 .

Соли различают по растворимости (большинство солей – электролиты сильные). Например, соль $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ малорастворима ($\text{ПР} = 10^{-29}$) и в ее растворе устанавливается гетерогенное равновесие (смотрите конспект лекций «Теоретические основы химии», тема «Гетерогенные равновесия в растворах электролитов. Произведение растворимости»). Соль CaCl_2 растворима в воде и в справочной литературе в таблице «Произведение растворимости малорастворимых в воде электролитов» для нее значения ПР нет.

3.5 Номенклатура неорганических соединений (основные сведения)

Все вещества делятся на простые и сложные, органические и неорганические. *Простыми* называют вещества, состоящие из атомов одного элемента, а *сложными* – состоящие из атомов нескольких элементов. Простые вещества подразделяют на *металлы* и *неметаллы*.

Сложные вещества включают бинарные соединения (т.е. состоящие из двух элементов): *оксиды*, *галогениды*, *халькогениды*, *гидриды* и др.) и т. н. многоэлементные соединения: *гидроксиды*, *комплексные* соединения, *гидраты*.

Огромное число химических соединений неизбежно требует систематизации их формул и названий – химической номенклатуры. Наиболее часто используется *международная (ИЮПАК) номенклатура*.

По правилам ИЮПАК каждое вещество получает *систематическое* название, соответствующее химической формуле соединения. Например: SO_2 –

оксид серы (IV), [диоксид серы]; CuCl_2 – хлорид меди (II), [дихлорид меди]; $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – гидроксид хрома (III), [тригидроксид хрома].

Для многих наиболее распространенных соединений допускается использование *традиционной номенклатуры*, а также *тривиальных* названий. *Простые* вещества называют, как правило, по названию соответствующего элемента, например: калий (K), железо (Fe), хлор (Cl_2), азот (N_2). Для углерода и кислорода, имеющих *аллотропные* модификации, необходимо уточнять, о какой из них идет речь: алмаз, графит, кумулен, карбин, графен, фуллерен; озон (O_3).

Оксиды – это бинарные соединения элементов с *кислородом*, причем, степень окисления кислорода в этих соединениях равна (-2). Тогда формулу оксида какого-либо элемента (Э) при заданной его степени окисления (+n) можно записать так: $\text{Э}_2\text{O}_n$, например: K_2O , VO , As_2O_3 , SO_2 , WO_3 и т.д. Систематические (и несистемные) названия этих оксидов: оксид калия [окись калия], оксид ванадия (II) [окись ванадия], оксид мышьяка (III) [полутораокись мышьяка или мышьяковистый ангидрид], оксид серы (VI) [трехокись серы или серный ангидрид], оксид вольфрама (VI) [трехокись вольфрама]. В круглых скобках римской цифрой указывают степень окисления элемента, если для него возможны *несколько* их значений.

Обратите внимание, что оксиды *неметаллов* – *кислотные* (или *несолеобразующие*: N_2O , NO , CO), а оксиды *металлов* – *основные* (или *амфотерные*, кислотные, при степени окисления больше +4); причем, если элемент может образовать несколько оксидов, то чем больше степень окисления элемента, тем более кислотным является его оксид, например: 1) оксиды SeO_2 и SeO_3 – оба кислотные, т.к. образованы неметаллом; более кислотным из них является SeO_3 , т.к. степень окисления селена в нем большая; 2) в ряду оксидов марганца: MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , MnO_3 , Mn_2O_7 – свойства меняются от основных (MnO) через амфотерные (Mn_2O_3 , MnO_2) к кислотным (MnO_3 , Mn_2O_7).

Амфотерные оксиды образуют: Be , Zn , Al , Sn , Pb , $\text{Cr}(\text{III})$ и некоторые другие металлы.

Пероксиды (*перекиси*) – это бинарные соединения элементов с кислородом, содержащие группу $-\text{O}-\text{O}-$; связь $\text{O}-\text{O}$ в этих соединениях неполярная, поэтому степень окисления кислорода в них равна (-1): H_2O_2 – пероксид водорода (перекись водорода), Na_2O_2 – пероксид натрия, BaO_2 – пероксид бария.

Гидроксиды – это неорганические соединения, содержащие группы $-\text{OH}$, соединенные с атомами различных элементов. Если эти элементы – металлы, то общую формулу таких гидроксидов можно написать так: $\text{Э}(\text{OH})_n$, где n – число гидроксильных групп в молекуле, равное степени окисления металла, например: KOH , $\text{V}(\text{OH})_2$; гидроксиды металлов относят к *основаниям*, причем, растворимые гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (s-элементов I и II групп, кроме Be и Mg) называют *щелочами*. Систематические названия гидроксидов металлов: KOH – гидроксид калия, $\text{V}(\text{OH})_2$ – гидроксид ванадия (II), $\text{Al}(\text{OH})_3$ –

гидроксид алюминия: алюминий проявляет единственную степень окисления (+3), поэтому ее не указывают; для ванадия их может быть несколько.

Гидроксиды неметаллов – это *оксокислоты* (или кислородсодержащие кислоты). Формулы таких кислот легко «сконструировать», мысленно добавив H_2O к формуле соответствующего оксида, например: кислота, соответствующая оксиду серы (IV): $SO_2 \cdot H_2O \rightarrow H_2SO_3$, соответствующая оксиду йода (VII): $I_2O_5 \cdot H_2O \rightarrow H_2I_2O_6 \rightarrow$ (делим на 2) $\rightarrow HIO_3$. Таким приемом получают формулы *минимально гидратированных* форм оксидов – *метакислот*.

Пример 3. «Сконструировать» кислоты кремния (мета-, ортоформы).

Решение.



Амфотерные гидроксиды (амфолиты) – это гидратные формы амфотерных оксидов, которые в зависимости от условий могут вести себя и как *основания*, и как *кислоты*; химические формулы амфолитов можно написать и как для оснований, $\text{Э}(\text{OH})_n$, например: $\text{Cr}(\text{OH})_3$, и как для соответствующей кислоты, например: $H_3\text{CrO}_3$ (максимально гидратированная форма – ортохромистая кислота), HCrO_2 (минимально гидратированная форма – метакромистая кислота, ее формула легко получается из $H_3\text{CrO}_3$ «вычитанием» H_2O).

Систематические названия оксокислот: в названии *аниона* кислотного остатка сначала указываются атомы кислорода («оксо»), затем кислотообразующий элемент (его латинский корень с добавлением суффикса «ат»), затем в скобках указывают степени окисления кислотообразующего элемента. Например: HIO – оксойодат(I) водорода, HClO_4 – тетраоксохлорат(VII) водорода, H_2TeO_4 – тетраоксотеллулат(IV) водорода. *Традиционные* названия тех же кислот: иодноватистая, хлорная, теллуристая.

Соли представляют собой продукты замещения: а) атомов водорода в кислоте на атомы металла или б) гидроксогрупп в основании на анионы кислоты; при *полном* таком замещении образуются *средние* соли; если замещение *неполное*, то в случаях (а) образуются *кислые*, а в случаях (б) *основные* соли. Очевидно, что неполное замещение атомов водорода возможно только для *многоосновных* кислот, также как неполное замещение гидроксогрупп – только для *многокислотных* оснований (причем, слабых: гидроксиды щелочноземельных металлов, например, основных солей не образуют).

Пример 4. Средние соли: KNO_3 , Na_3PO_4 , CuCl_2 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; кислые соли: KHS , NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 ; основные соли: $(\text{CuOH})\text{Cl}$, $(\text{FeOH})\text{SO}_4$, $(\text{Fe}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$.

Особенностью *амфотерных* гидроксидов является то, что они могут образовать соли, в которых *металл* гидроксида будет или *катионом*, или войдет в состав *аниона*.

Пример 5. $\text{Cr}(\text{OH})_3$ может образовать соли типа CrCl_3 , $(\text{CrOH})\text{Cl}_2$ или типа NaCrO_2 . Кислые соли амфотерными гидроксидами не образуются.

Систематическое (и тривиальное) название солей полностью определяется систематическим (или тривиальным) названием гидроксида и кислоты, которыми эти соли образованы, например: KNO_3 – триоксонитрат (V) калия, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – тетраоксосульфат (VI) железа(III), K_2HPO_4 – тетраоксофосфат (V) водорода-калия, $(\text{FeOH})\text{SO}_4$ – тетраоксосульфат (VI) гидроксиджелеза (III). Традиционные названия тех же солей: нитрат калия, сульфат железа (III), гидрофосфат калия, сульфат гидроксожелеза (III).

Бескислородные кислоты образуются галогенами (F, Cl, Br, I) и халькогенами (S, Se, Te): HF, HCl, HBr, HI; H_2S , H_2Se , H_2Te . Анионы этих кислот содержат атомы неметаллов в *низших* степенях окисления, поэтому в *систематических* названиях этих анионов к названию элемента добавляют суффикс «ид»: HF – *фторид* водорода, H_2Te – *теллурид* водорода и т.д. *Традиционные* названия тех же кислот: *фтороводородная*, *теллуридоводородная*.

Согласно номенклатуре бескислородных кислот строятся названия их солей: CaF_2 – *фторид* кальция, Cr_2S_3 – *сульфид* хрома (III), Na_2Te – *теллурид* натрия, $\text{Ca}(\text{HTe})_2$ – теллурид водорода-кальция или гидротеллурид кальция.

4 Свойства элементов и их соединений. Общие рекомендации

Характеристику химических свойств элемента (или группы элементов) следует начинать с описания положения элемента в периодической таблице (отметить период, группу, подгруппу – главная или побочная); определить, *металлом* или *неметаллом* (типичным или амфотерным) является заданный элемент; определить характерные для него степени окисления (высшая, низшая, промежуточная степень окисления). С помощью сокращенной электронной формулы атома и электронно-графической схемы валентного уровня охарактеризовать его валентные возможности.

Зная систему *классов* неорганических соединений, привести примеры соединений, в которых заданный элемент проявляет характерные для него степени окисления (простые вещества и сложные: оксиды, основания, кислоты, соли). После такого анализа значительно облегчается характеристика химических свойств элемента, т.к. это будут реакции его (в виде простого вещества) с другими простыми или сложными веществами, в результате чего должны образоваться «предсказанные» выше оксиды, гидроксиды и т. д.

Приступая к описанию свойств *простых* веществ, необходимо учесть, что

все реакции с их участием – это *окислительно-восстановительные* реакции, в которых металлы могут только окисляться, а неметаллы могут как окисляться, так и восстанавливаться, т.к. для металлов степень окисления «ноль» является низшей степенью окисления, а для неметаллов – промежуточной.

Пример 6. Охарактеризовать важнейшие химические свойства иода.

Решение: иод (I) – это элемент 5 периода VII группы главной подгруппы, неметалл (смотрите «диагональ»), галоген; электронная формула валентного уровня, исходя из положения иода в таблице элементов: $5s^25p^5$.

Неметаллы в соединениях могут иметь как отрицательные, так и положительные степени окисления, поэтому для иода (р-элемента *нечетной* группы) характерны следующие степени окисления: низшая (N группы – 8) = 7 – 8 = -1, высшая (N группы) = +7, промежуточная: 0, +1, +3, +5 – нечетные от -1 до +7. В каких соединениях реализуются такие степени окисления?

Степень окисления «ноль» йод имеет в простом веществе, I_2 ; положительные степени окисления – в оксосодинениях: *оксидах* – I_2O , I_2O_3 , I_2O_5 , I_2O_7 – не все они устойчивы, но по природе – кислотные, и поэтому соответствующие им гидратные формы (*гидроксиды*) относятся к *оксокислотам*: $HIIO$ – иодноватистая кислота, $HIIO_2$ – иодистая кислота, $HIIO_3$ – иодноватая кислота, $HIIO_4$ – иодная кислота; этим кислотам соответствуют *соли*: KIO – гипоиодит калия, KIO_2 – иодит калия, KIO_3 – иодат калия, KIO_4 – периодат калия.

Отрицательные степени окисления элементы проявляют в соединениях с более электроположительными элементами, прежде всего – с металлами и водородом. Соединения с *водородом* известны для всех неметаллов (кроме инертных газов), и для иода – это HI – иодоводород, в водных растворах – кислота (по аналогии с хлороводородом), причем более сильная, чем соляная кислота (периодичность изменения свойств); *соли* иодоводородной кислоты – иодиды, например: KI – иодид калия, FeI_2 – иодид железа (II).

Для характеристики химических свойств иода необходимо рассмотреть реакции его с другими веществами, в результате которых образуются:

$I_2 + \dots \rightarrow HI$, $I_2 + \dots \rightarrow KI$, $I_2 + O_2 \rightarrow I_2O_x$ (с кислородом ни один из галогенов практически не взаимодействует),

$I_2 + \dots \rightarrow HIIO$, $I_2 + \dots \rightarrow HIIO_3$, $I_2 + \dots \rightarrow KIO$ и т.д.

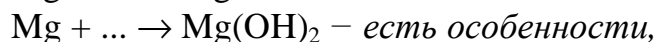
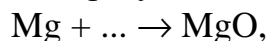
На последнем этапе полезно использовать знания о химических свойствах классов неорганических соединений.

Пример 7. Охарактеризовать химические свойства магния.

Решение: магний (Mg) – элемент 3 периода II группы главной подгруппы, металл (в I и II группах неметаллов нет, кроме водорода), не амфотерный. Электронное строение валентного уровня: $2s^22p^2$. Характерные степени окисления: «ноль» (в простом веществе, Mg) и +2: в *оксиде* (MgO) – основной оксид, *гидроксиде* (основании $Mg(OH)_2$) и *солях*.

Вследствие того, что $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – слабое двухкислотное основание, для магния возможны как *средние* соли, например, MgCl_2 – хлорид магния, так и *основные*, например, $(\text{MgOH})\text{Cl}$ – хлорид гидроксомагния. Со слабыми многоосновными кислотами магний может образовать кислые соли, например, MgHPO_4 – гидрофосфат магния.

Характеризуя химические свойства магния, необходимо рассмотреть реакции, в результате которых образуются указанные выше вещества, например:



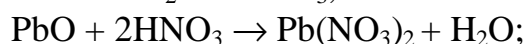
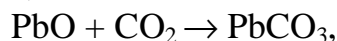
Помните, что далеко не всякое превращение можно реализовать в одну стадию. Например, Mg не реагирует ни с водой, ни со щелочами, поэтому получить $\text{Mg}(\text{OH})_2$ можно, превратив магний сначала в соль.

Характеристику химических свойств заданного *сложного* вещества (или группы однотипных соединений) рекомендуется начать с их *химической классификации*, сначала «укрупненно»: оксид, основание и т.д., а затем – более детально: электролит или нет, сильный или слабый и т.д.; после этого охарактеризовать окислительно-восстановительные возможности вещества (по степеням окисления элементов). Привести примеры реакций, обменных и окислительно-восстановительных, в которых проявляются свойства, характерные для данного класса веществ (смотрите конспект лекций «Теоретические основы химии», темы: «Ионно-молекулярные (обменные) реакции в растворах электролитов», «Окислительно-восстановительные свойства веществ. Окислительно-восстановительные реакции», «Гидролиз солей»). При этом можно отметить и отличительные свойства, характерные только для заданного соединения, например, *качественные* реакции.

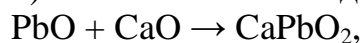
Пример 8. Охарактеризовать важнейшие химические свойства PbO .

Решение. PbO – оксид свинца(II), амфотерный (как большинство оксидов металлов III–VI групп главных подгрупп), в воде практически не растворим. Степень окисления свинца в PbO , равная (+2), – это *промежуточная степень* окисления, поэтому в окислительно-восстановительных реакциях она может как увеличиваться (до +4), так и уменьшаться (до «ноля»). Характерные реакции амфотерного оксида PbO :

а) С кислотными оксидами и кислотами:

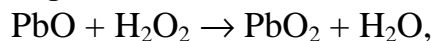


б) С основными оксидами и щелочами:



$\text{PbO} + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (реакции с образованием метасолей протекают при повышенной температуре);

в) Окислительно-восстановительные свойства PbO можно проиллюстрировать в реакциях с типичными окислителями и восстановителями, например:



$\text{PbO} + \text{C} \rightarrow \text{Pb} + \text{CO}$ (углерод очень часто применяют для восстановления металлов из их оксидов, реакция протекает при высокой температуре).

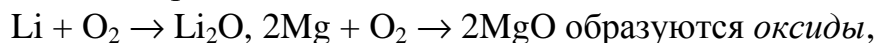
5 Краткая характеристика химических свойств элементов и их соединений

5.1 Химические свойства простых веществ

Образование сложных веществ из простых обязательно сопровождается изменением степеней окисления элементов, поэтому все реакции с участием простых веществ относятся к окислительно-восстановительным; причем, вследствие того, что степень окисления элементов в простых веществах равна «нулю», и является низшей для металлов и промежуточной – для неметаллов, *металлы* в этих реакциях могут только *окисляться*, в то время как *неметаллы* могут как *окисляться*, так и *восстанавливаться*.

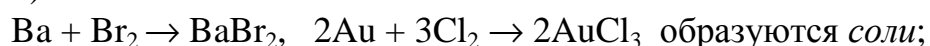
Пример 9. Реакции типичных металлов с типичными неметаллами:

а) С кислородом:

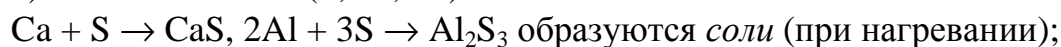


С кислородом практически *не взаимодействуют «благородные металлы»*: Au, Pt, Rh и др.

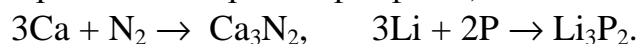
б) С галогенами:



в) С халькогенами (S, Se, Te):

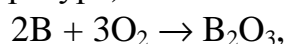


г) С азотом, фосфором стехиометрически реагируют наиболее типичные металлы (щелочные, щелочноземельные) – образуются неэлектролиты («ангидриды» – нитриды, фосфиды):



Пример 10. Реакции неметаллов с неметаллами:

а) С кислородом (большинство реакций протекает при повышенной температуре):



$\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$ образуются оксиды; причем, *галогены и азот* с кислородом

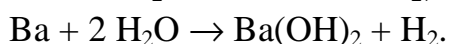
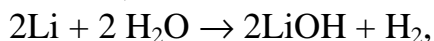
практически не взаимодействуют (последний – только в электрическом разряде, и то незначительно);

б) С галогенами:

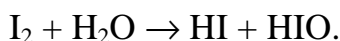
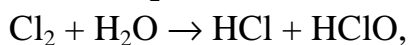


Пример 11. Реакции простых веществ со сложными веществами:

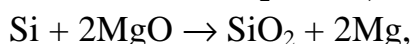
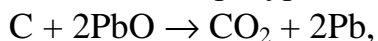
а) С водой: из металлов с водой реагируют, восстанавливая водород, *щелочные и щелочноземельные металлы*:



из неметаллов с водой реагируют, диспропорционируя, только *галогены* (особенность F_2 – он окисляет кислород из воды):

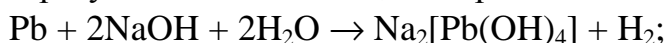


б) С оксидами: простые вещества реагируют с оксидами, если при этом образуется более прочный оксид; наибольшее сродство к кислороду имеют алюминий, кремний, углерод – именно они чаще всего применяются для восстановления других элементов из их оксидов (реакции протекают при повышенной температуре):

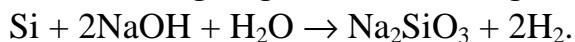


в) С основаниями (щелочами): из металлов реагируют только *амфотерные* (Be, Zn, Al, Sn, Pb, Cr и др.), восстанавливая водород и образуя соли, в состав которых входят в качестве *аниона*:

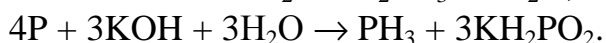
$Pb + 2NaOH \rightarrow Na_2PbO_2 + H_2$ (сплавнение); в водных растворах щелочей чаще образуются не метасоли, а гидроксокомплексы:



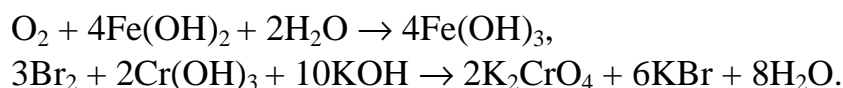
подобно амфотерным металлам реагирует со щелочами кремний:



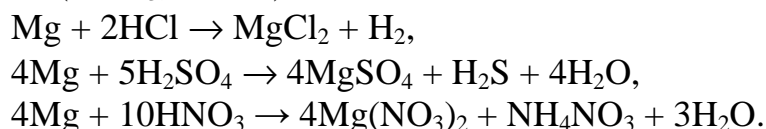
Из остальных неметаллов со щелочами взаимодействуют, диспропорционируя, галогены (фтор отличается – он окисляет кислород) и халькогены, а также фосфор:



Если основание содержит катион, способный легко окисляться (Fe^{2+} , Mn^{2+} и т. д.), то в реакциях с ними неметаллы (галогены, кислород) только восстанавливаются:



г) С кислотами: металлы могут окисляться кислотами двояко: или ионами H^+ (если металл в ряду напряжений расположен до водорода), или анионом кислоты (HNO_3 , H_2SO_4):



Наиболее вероятные продукты восстановления серной и азотной кислот металлами (в зависимости от концентрации кислоты и положения металла в ряду напряжений) приведены в таблице 2.

Неметаллы, если и реагируют с кислотами, то окисляют или восстанавливают их анионы:

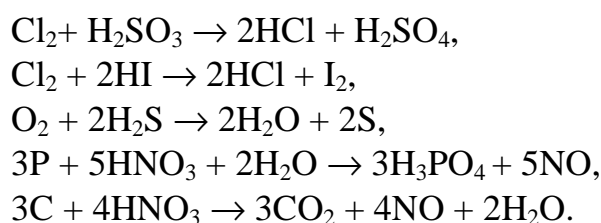
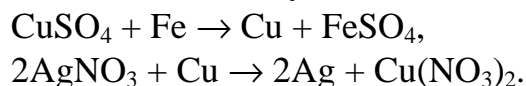


Таблица 2 – Продукты восстановления серной и азотной кислот

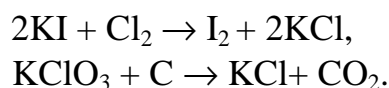
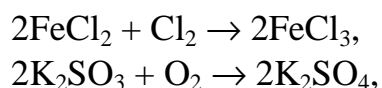
Кислоты	Положение металла в электрохимическом ряду		
	от Li до Zn	от Zn до H	от H до Ag
HNO_3 разб.	NH_4NO_3	$\text{NO}, (\text{N}_2, \text{N}_2\text{O})$	NO
HNO_3 конц.	N_2O	$(\text{NO}), \text{NO}_2$	NO_2
H_2SO_4 разб.	$\text{H}_2, \text{H}_2\text{S}$	H_2	не реагирует.
H_2SO_4 конц.	$\text{S}, (\text{H}_2\text{S})$	SO_2, S	SO_2

д) С солями: металлы, расположенные в ряду напряжений левее, способны восстанавливать последующие металлы из растворов их солей:



При этом следует иметь в виду, что катионы щелочных и щелочноземельных металлов не восстанавливаются в водных растворах; не рекомендуется также в качестве примеров рассматривать реакции этих металлов (простых веществ) с водными растворами других солей, т.к. многие из этих реакций протекают сложно.

Неметаллы способны окислять (реже – восстанавливать) как катионы, так и анионы многих солей, например:

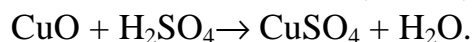
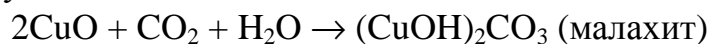


5.2 Химические свойства оксидов

Кислотно-основные свойства. Различают основные, амфотерные и кислотные оксиды. Основные оксиды образуют типичные металлы, в первую очередь – щелочные и щелочноземельные, а амфотерные оксиды – амфотерные металлы (смотрите выше); кислотные оксиды образуют неметаллы, а также некоторые металлы переменной валентности, если они имеют в оксиде степень окисления большую, чем (+4): CrO_3 , Mn_2O_7 и т. п.

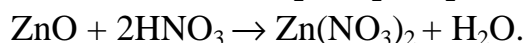
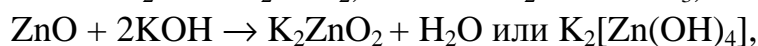
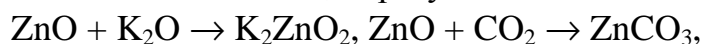
Пример 12. Химические свойства оксидов.

а) Основные оксиды реагируют с кислотными оксидами и с кислотами, образуя соли:



б) Кислотные оксиды реагируют с основными (смотрите выше) и с основаниями, образуя соли: $\text{SiO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ – на этой реакции основаны «вяжущие» свойства гашеной извести, $\text{Ca}(\text{OH})_2$;

в) Амфотерные оксиды реагируют с основными и кислотными оксидами, с основаниями и кислотами, образуя соли:



г) С водой реагируют, образуя соответствующие гидроксиды:

– из основных оксидов – только оксиды щелочных и щелочноземельных металлов, например: $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH}$, $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$;

– кислотные оксиды образуют оксокислоты (многие из которых нестойкие и поэтому реакции их гидратации обратимы):



Иногда гидратация кислотных оксидов сопровождается диспропорционированием: $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$.

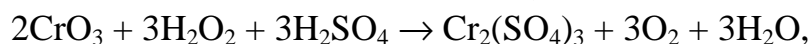
д) С солями:

$\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$ – эта реакция лежит в основе производства стекла (приведенные реакции протекают при высокой температуре).

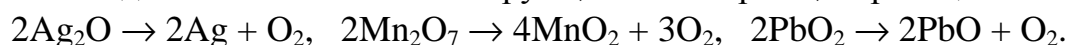
Окислительно-восстановительные свойства оксидов. Вследствие того, что кислород в оксидах имеет низшую степень окисления, которая для него наиболее устойчива, окислительно-восстановительные свойства оксидов определяются,

главным образом, свойствами второго элемента (металла или неметалла), образовавшего оксид. Среди оксидов есть как сильнейшие окислители (PbO_2 , CrO_3 , Mn_2O_7 , SO_3), так сильные восстановители (CO , SnO , P_2O_3 и др.).

Пример 13. Окислительно-восстановительные свойства оксидов.



Внутримолекулярное окисление кислорода (-2) в оксидах известно для высших оксидов d-металлов I и VIII групп, а также хрома, марганца и свинца:



5.3 Химические свойства оснований

Пример 14. Химические свойства оснований.

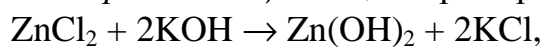
а) Реакции с простыми веществами. Все эти реакции относятся к окислительно-восстановительным – смотрите пункт 5.1 «Химические свойства простых веществ».

б) Реакции с оксидами, кислотными и амфотерными, – чаще обменные – смотрите пункт 5.2 «Химические свойства оксидов».

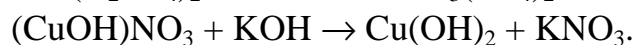
в) Реакции с кислотами – это реакции *нейтрализации*. Нередко в качестве разновидности таких реакций рассматривают взаимодействие щелочей с *амфотерными* основаниями:

$\text{KOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{KAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ – здесь необходимо отметить, что метасоли (KAlO_2) образуются обычно *при сплавлении*, а в растворах чаще получаются *гидросокомплексы*: $\text{KOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

г) Реакции с солями – это чаще всего обменные реакции, которые, как известно, протекают, если их продуктами являются *слабые электролиты или малорастворимые вещества*, например:



$\text{ZnCl}_2 + 4\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ (при сплавлении) или в растворе $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 2\text{KCl}$,



д) Термическое разложение (дегидратация) оснований – характерно для *слабых* оснований, например:

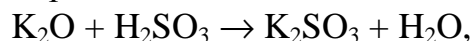


5.4 Химические свойства кислот

Пример 15. Химические свойства кислот.

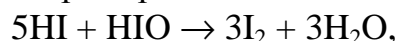
а) Реакции кислот с простыми веществами – только окислительно-восстановительные. Обратите внимание, что *оксокислоты* (особенно в концентрированных растворах) окислителями являются чаще за счет *анионов*, а не ионов водорода; например, во всех реакциях с участием HNO_3 восстановлением водорода можно пренебречь; подробнее – смотрите пункт 5.1 «Химические свойства простых веществ».

б) Реакции кислот с оксидами, как отмечалось ранее, могут быть и кислотного-основного типа, и окислительно-восстановительными; причем, с кислотными оксидами они – обязательно окислительно-восстановительного типа, например:



$2\text{CrO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$; более подробно – смотрите пункт 5.2 «Химические свойства оксидов».

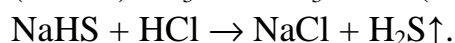
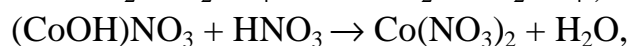
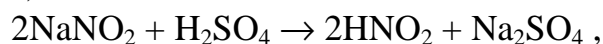
в) Реакции кислот с кислотами – только окислительно-восстановительного типа, например:



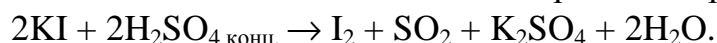
$2\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ – продуктами подобных реакций чаще всего бывают неметаллы – простые вещества;

$2\text{HCl} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ – смесь концентрированных соляной и азотной кислот (3:1) называют «царской водкой».

г) Реакции с солями – чаще *обменные*:



Окислительно-восстановительные реакции протекают реже, например:



д) Термическое разложение оксокислот – может быть двух типов:

– *дегидратация* (подобно гидроксидам – слабым основаниям), например:

$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, если ангидрид кислоты нелетуч, то при пиролизе оксокислот происходит поликонденсация, например: $2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ – дифосфорная кислота;

– *внутримолекулярное окисление-восстановление*, например:

$4\text{HNO}_3 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ – это превращение инициируется на свету, поэтому растворы азотной кислоты при длительном хранении приобретают желтую окраску (из-за NO_2) и без нагревания.

5.5 Химические свойства солей

Пример 16. Химические свойства солей.

а) Реакции с простыми веществами, с оксидами, основаниями – смотрите пункты 5.1 «Химические свойства простых веществ», 5.2 «Химические свойства оксидов», 5.3 «Химические свойства оснований».

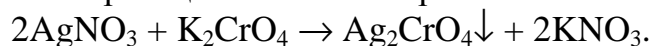
г) Реакции с кислотами – смотрите пункт 5.3 «Химические свойства оснований». Обменные реакции солей с кислотами идут при условии, что хотя бы один из продуктов является *слабым* электролитом или *малорастворимым* веществом, например:

$2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$ – в *растворе* такая реакция обмена не идет, т.к. продукты – сильные хорошо растворимые вещества;

$2\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{HNO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ эта реакция идет, т.к. HNO_2 – *слабая* кислота;

$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$ – реакция идет за счет образования *малорастворимой* соли.

д) Реакции солей с солями – чаще это *обменные* реакции. Причем, учитывая, что продуктами обмена здесь будут новые соли, очевидно, что условием протекания реакций является образование *малорастворимых* солей, например:



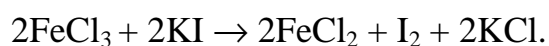
Возможны случаи, когда обмен солей ионами сопровождается еще и реакцией нейтрализации:

$(\text{CoOH})\text{NO}_3 + \text{NaHS} \rightarrow \text{CoS}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{NaNO}_3$ – здесь кроме малорастворимой соли (CoS) образуется еще и *слабый* электролит (H_2O).

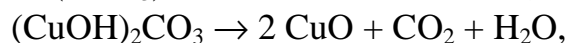
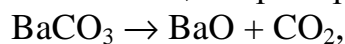
Возможны и реакции комплексообразования, например:



Окислительно-восстановительные реакции встречаются реже, например:

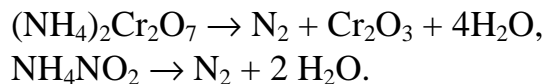


е) Термическое разложение солей – может быть как обменного, так и окислительно-восстановительного типа; разложение без изменения степеней окисления элементов свойственно *карбонатам* (кроме солей щелочных металлов) и солям *аммония*, например:

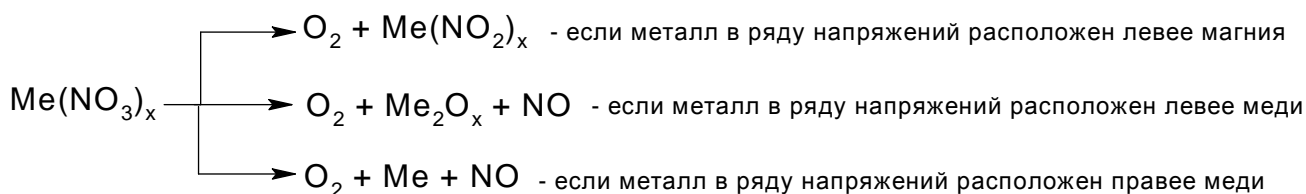


обратите внимание, что аммонийные соли *летучих* кислот разлагаются полностью, а *нелетучих* – до кислых солей; если же анион соли способен окислить аммонийный азот(-3), то термическое разложение соли сопровождается

внутримолекулярным окислением-восстановлением (при этом азот(-3) окисляется обычно до степени окисления «ноль»), например:



Особенностью термического разложения *нитратов* является то, что одним из продуктов всегда является молекулярный кислород (чем обусловлено применение нитратов в качестве окислителей в зажигательных и взрывчатых смесях); при этом природа остальных продуктов разложения соли зависит от природы катиона – металла:



Соответствие варианта разложения нитрата с положением металла в электрохимическом ряду – удачное совпадение. Строгой корреляции здесь быть не может, т.к. электрохимический ряд применим *только для водных растворов*.

Аналогично (с выделением O_2) разлагаются *перманганаты* и *хлораты*, например, «бертолетова соль», KClO_3 :



Сульфиты и фосфиты при нагревании *диспропорционируют*, например:



Пример 17. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно получить хлорид магния.

Решение. Классифицируем заданное вещество: MgCl_2 – соль, образованная слабым основанием, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, и сильной кислотой HCl , хорошо растворима в воде (смотрите таблицу растворимости), *гидролизуется* в водном растворе.

Варианты получения:

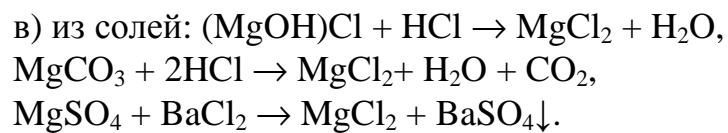
- 1) из простого вещества, металлического магния;
- 2) из сложных веществ, содержащих магний: оксида, гидроксида, соли.

1) Реакциями простого вещества (Mg):

- а) $\text{Mg} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2$,
- б) $\text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$,
- в) $\text{Mg} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{Cu}$.

2) Реакциями сложных веществ, содержащих магний:

- а) из оксида: $\text{MgO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- б) из гидроксида: $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,



Заданное вещество, MgCl_2 , – *сильный хорошо растворимый электролит* и поэтому не может быть продуктом, обуславливающим обменное взаимодействие с другими реагентами. Во всех приведенных обменных реакциях *анионы*, связанные с магнием, подобраны так, чтобы в продуктах реакции именно они вошли в состав слабых электролитов или малорастворимых веществ – это *общий прием* при решении задач такого типа.

Список использованных источников

- 1 Ясинецкий, В.В. Теоретические основы химии: конспект лекций для студентов химико-технологических специальностей / В.В. Ясинецкий. – Могилев: МГУП, 2010. – 176 с.
- 2 Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учебник для студентов вузов / Н. С. Ахметов. – 7-е изд., стер. – М.: Высшая школа, 2006. – 743 с.
- 3 Глинка, Н. Л. Общая химия: учебное пособие для вузов / Н.Л. Глинка. – изд., стер. – М.: КНОРУС, 2013. – 749 с.
- 4 Суворов, А. В. Общая химия: учебное пособие для вузов / А.В. Суворов, А.Б. Никольский. – 2-е изд., испр. – СПб: Химия, 1995. – 624 с.
- 5 Коттон, Ф. Основы неорганической химии / Ф. Коттон, Дж. Уилкинсон. – М.: Мир, 1979. – 645 с.
- 6 Некрасов, Б.В. Основы общей химии: в 2 т. / Б.В. Некрасов.– СПб.: Лань, 2003. – Т.2.– 688 с.
- 7 Глинка, Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка. – М.: КНОРУС, 2012. – 240 с.
- 8 Рабинович, В.А. Краткий химический справочник / В.А. Рабинович, З.Я. Хавин; под ред. А.А. Потехина, А.И. Ефимова.– изд. 4-е. – СПб.: Химия, 1994. – 432 с.
- 9 Лурье, Ю.Ю. Справочник по аналитической химии / Ю.Ю. Лурье.– 6-е изд. – М.: Химия, 1989. – 448 с.
- 10 Поляченко, Л.Д. Основные классы неорганических соединений: методические указания и задания к самостоятельной работе по курсу общей и неорганической химии для студентов технологических специальностей / Л.Д. Поляченко, О.Г. Поляченко. – Могилев: МГУП, 2013. – 24 с.
- 11 Общие требования и правила оформления текстовых документов: СТП СМК 4.2.3.-01-2011. – Могилев: МГУП, 2011.

Приложение А

Таблица А.1 – Константы ионизации (диссоциации) некоторых кислот и оснований

Название	Формула	Степень ионизации	Кд
Азотистая кислота	HNO_2		$6,9 \cdot 10^{-4}$
Азидоводородная кислота	HN_3		$2,6 \cdot 10^{-4}$
Азотноватистая кислота	$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$	I	$6,2 \cdot 10^{-8}$
		II	$2,9 \cdot 10^{-12}$
Борная (мета) кислота	HBO_2		$7,5 \cdot 10^{-10}$
Борная (орто) кислота	H_3BO_3	I	$7,1 \cdot 10^{-10}$
		II	$1,8 \cdot 10^{-13}$
		III	$1,6 \cdot 10^{-14}$
Борная (тетра) кислота	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	I	$1,8 \cdot 10^{-4}$
		II	$2,0 \cdot 10^{-8}$
Бромноватистая кислота	HBrO		$2,2 \cdot 10^{-9}$
Бромноватая кислота	HBrO_3		$2,0 \cdot 10^{-1}$
Ванадиевая (орто) кислота	H_3VO_4	I	$1,8 \cdot 10^{-4}$
		II	$3,2 \cdot 10^{-10}$
		III	$4,60 \cdot 10^{-15}$
Вольфрамовая кислота	H_2WO_4	I	$6,3 \cdot 10^{-3}$
		II	$2,0 \cdot 10^{-4}$
Дихромовая кислота	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	II	$2,3 \cdot 10^{-2}$
Иодноватистая кислота	HIO		$2,3 \cdot 10^{-11}$
Иодная (орто) кислота	H_5IO_6	I	$2,45 \cdot 10^{-2}$
		II	$4,3 \cdot 10^{-9}$
		III	$1,0 \cdot 10^{-15}$
Иодноватая кислота	HIO_3		$1,7 \cdot 10^{-1}$
Иодноватистая кислота	HIO_2		$2,3 \cdot 10^{-11}$
Кремниевая (мета) кислота	H_2SiO_3	I	$2,2 \cdot 10^{-10}$
		II	$1,6 \cdot 10^{-12}$
Кремниевая (орто) кислота	H_4SiO_4	I	$1,3 \cdot 10^{-10}$
		II	$1,6 \cdot 10^{-12}$
		III	$2,0 \cdot 10^{-14}$
Марганцовистая кислота	H_2MnO_4	I	$1 \cdot 10^{-1}$
		II	$7,1 \cdot 10^{-11}$
Молибденовая кислота	H_2MoO_4	I	$2,9 \cdot 10^{-3}$
		II	$1,4 \cdot 10^{-4}$
Мышьяковая (орто) кислота	H_3AsO_4	I	$6,0 \cdot 10^{-3}$
		II	$1,05 \cdot 10^{-7}$
		III	$3,9 \cdot 10^{-12}$

Продолжение таблицы А.1

Мышьяковистая (орто) кислота	H_3AsO_3	I	$6,0 \cdot 10^{-10}$
		II	$1,7 \cdot 10^{-14}$
Пероксид водорода	H_2O_2		$2,0 \cdot 10^{-12}$
Роданистоводородная кислота	$HSCN$		10
Селеновая кислота	H_2SeO_4	II	$1,2 \cdot 10^{-2}$
Селенистая кислота	H_2SeO_3	I	$1,8 \cdot 10^{-3}$
		II	$3,2 \cdot 10^{-9}$
Селеноводородная кислота	H_2Se	I	$1,3 \cdot 10^{-4}$
		II	$1,0 \cdot 10^{-11}$
Серная кислота	H_2SO_4	II	$1,15 \cdot 10^{-2}$
Сернистая кислота	H_2SO_3	I	$1,4 \cdot 10^{-2}$
		II	$6,2 \cdot 10^{-8}$
Сероводородная кислота	H_2S	I	$1,0 \cdot 10^{-7}$
		II	$2,5 \cdot 10^{-13}$
Синильная кислота	HCN		$5,0 \cdot 10^{-10}$
Сурьмяная (орто) кислота	H_3SbO_4	I	$4 \cdot 10^{-5}$
Сурьмянистая (мета) кислота	$HSbO_2$		$1 \cdot 10^{-11}$
Тиосерная кислота	$H_2S_2O_3$	I	$2,2 \cdot 10^{-1}$
		II	$2,8 \cdot 10^{-2}$
Теллуристая кислота	H_2TeO_3	I	$3 \cdot 10^{-3}$
		II	$2 \cdot 10^{-8}$
Теллуровая кислота	H_2TeO_4	I	$2,3 \cdot 10^{-8}$
		II	$6,5 \cdot 10^{-12}$
Теллуrowодородная кислота	H_2Te		$1,0 \cdot 10^{-3}$
Угольная кислота	H_2CO_3	I	$4,5 \cdot 10^{-7}$
		II	$4,8 \cdot 10^{-11}$
Фосфористая кислота	H_3PO_3	I	$37,1 \cdot 10^{-2}$
		II	$1,6 \cdot 10^{-7}$
Фосфорная (орто) кислота	H_3PO_4	I	$7,1 \cdot 10^{-3}$
		II	$6,2 \cdot 10^{-8}$
		III	$5,0 \cdot 10^{-13}$
Фосфорноватистая кислота	H_3PO_2		$5,9 \cdot 10^{-2}$
Фтороводородная кислота	HF		$6,2 \cdot 10^{-4}$
Хлорноватистая кислота	$HClO$		$2,95 \cdot 10^{-8}$
Хлористая кислота	$HClO_2$		$1,1 \cdot 10^{-2}$
Хромовая кислота	H_2CrO_4	I	$1,6 \cdot 10^{-1}$
		II	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Гидрат аммиака	NH_3+H_2O	I	$1,8 \cdot 10^{-5}$
Гидрат гидразина	$N_2H_4+H_2O$	I	$9,3 \cdot 10^{-7}$
Гидрат гидроксилamina	NH_2OH+H_2O	I	$8,9 \cdot 10^{-9}$

Таблица А.2 – Произведение растворимости (Пр) *некоторых* малорастворимых соединений

Соединение	Пр	Соединение	Пр
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	FeS ₂	$6,3 \cdot 10^{-31}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	Hg ₂ Cl ₂	$1,3 \cdot 10^{-18}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	HgS черн.	$1,6 \cdot 10^{-52}$
Ag ₂ SO ₄	$1,6 \cdot 10^{-5}$	Mg(OH) ₂	$6,0 \cdot 10^{-10}$
Ag ₂ S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	MgCO ₃	$8,8 \cdot 10^{-5}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	Mg ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-13}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	MnCO ₃	$2,0 \cdot 10^{-11}$
Al(OH) ₃	$1,0 \cdot 10^{-32}$	Mn(OH) ₂	$1,9 \cdot 10^{-13}$
AlPO ₄	$5,75 \cdot 10^{-19}$	BiOCl	$7,0 \cdot 10^{-9}$
BaF ₂	$1,1 \cdot 10^{-6}$	CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$
BaCO ₃	$5,1 \cdot 10^{-9}$	CaC ₂ O ₄	$2,6 \cdot 10^{-9}$
BaC ₂ O ₄	$1,1 \cdot 10^{-7}$	CaSO ₄	$9,1 \cdot 10^{-6}$
Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6,0 \cdot 10^{-39}$	Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,0 \cdot 10^{-29}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	Ca(OH) ₂	$5,5 \cdot 10^{-6}$
Be(OH) ₂	$6,3 \cdot 10^{-22}$	CdCO ₃	$1,0 \cdot 10^{-12}$
Bi ₂ S ₃	$1,0 \cdot 10^{-97}$	CdS	$7,93 \cdot 10^{-27}$
Cu ₂ S	$2,5 \cdot 10^{-48}$	Cd(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-14}$
FeC ₂ O ₄	$2,0 \cdot 10^{-7}$	CoCO ₃	$1,0 \cdot 10^{-10}$
FeCO ₃	$3,5 \cdot 10^{-11}$	Co(OH) ₂	$6,3 \cdot 10^{-15}$
FePO ₄	$1,3 \cdot 10^{-22}$	Co(OH) ₃	$4,0 \cdot 10^{-45}$
Fe(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-15}$	CoS	$4,0 \cdot 10^{-21}$
Fe(OH) ₃	$3,2 \cdot 10^{-38}$	Cr(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-31}$
FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$	CrPO ₄	$1,0 \cdot 10^{-17}$
CuI	$1,1 \cdot 10^{-12}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
CuCO ₃	$2,5 \cdot 10^{-10}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-20}$	PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
(CuOH) ₂ CO ₃	$1,7 \cdot 10^{-34}$	Pb(OH) ₂	$5,0 \cdot 10^{-16}$
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	Sb ₂ S ₃	$1,0 \cdot 10^{-30}$
Ni(C ₄ H ₇ O ₂ N ₂) ₂	$2,3 \cdot 10^{-25}$	SbO(OH)	$1,0 \cdot 10^{-17}$
Ni(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-15}$	SnS	$1,0 \cdot 10^{-27}$
NiCO ₃	$1,7 \cdot 10^{-7}$	Sn(OH) ₂	$6,3 \cdot 10^{-27}$
NiS	$1,0 \cdot 10^{-24}$	ZnCO ₃	$1,5 \cdot 10^{-11}$
NiC ₂ O ₄	$4,0 \cdot 10^{-10}$	Zn(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-18}$
PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$	ZnS сфалерит	$1,6 \cdot 10^{-24}$
PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$	ZnS вюрцит	$2,5 \cdot 10^{-22}$
PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$	Zn ₃ (PO ₄) ₂	$9,1 \cdot 10^{-33}$

Таблица А.3 – Нормальные электродные потенциалы (E^0) по отношению к потенциалу водородного электрода при температуре 25⁰С

Элемент	Электродный процесс	E^0 , В
Азот	$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,94
	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightarrow \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,87
	$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,80
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	-0,01
	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+0,98
	$2\text{HNO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,29
Алюминий	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Al}$	-1,66
Барий	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ba}$	-2,91
Бериллий	$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Be}$	-1,97
Бор	$\text{H}_3\text{BO}_3 + 3\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{B} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,87
	$\text{BF}_4^- + 3\bar{e} \rightarrow \text{B} + 4\text{F}^-$	-1,04
Бром	$\text{Br}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Br}^-$	+1,09
	$\text{HBrO} + \text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,34
	$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	+0,76
	$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} \rightarrow \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,52
	$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
	$2\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\bar{e} \rightarrow \text{Br}_2 + 12\text{OH}^-$	+0,50
	$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} \rightarrow \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	+0,61
Ванадий	$\text{V}^{3+} + \bar{e} \rightarrow \text{V}^{2+}$	-0,26
	$\text{V}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{V}$	-1,18
	$\text{V}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{V}$	-0,87
Висмут	$\text{BiO}^+ + 2\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{Bi} + \text{H}_2\text{O}$	+0,32
	$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Bi}$	+0,22
	$\text{BiO}_3^- + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{BiO}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	>+1,80
Водород	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$	0,00
	$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,83
Железо	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}$	-0,47
	$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	+0,77
	$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Fe}$	-0,06
	$\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow 3\text{Fe}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,21
Золото	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Au}$	+1,50
	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Au}^+$	+1,41
	$[\text{AuCl}]_4^- + 3\bar{e} \rightarrow \text{Au} + 4\text{Cl}^-$	+1,00
	$[\text{AuCl}]_2^- + \bar{e} \rightarrow \text{Au} + 2\text{Cl}^-$	+1,15
Иод	$\text{I}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{I}^-$	+0,54
	$2\text{HIO} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,45

Продолжение таблицы А.3

	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,08
	$2\text{IO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{I}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,45
	$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} \rightarrow \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	+0,26
	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\bar{e} \rightarrow \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,19
	$2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\bar{e} \rightarrow \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	+0,21
Кадмий	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cd}$	-0,40
Кальций	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ca}$	-2,79
Кислород	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^-$	+0,87
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightarrow 4\text{OH}^-$	+0,40
	$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68
	$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,10
	$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	+2,07
Кобальт	$\text{Co}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Co}$	+0,46
	$\text{Co}^{2+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Co}$	-0,29
	$\text{Co}^{3+} + \bar{e} \rightarrow \text{Co}^{2+}$	+1,95
	$\text{Co}(\text{OH})_3 + \bar{e} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+0,17
Кремний	$\text{Si} + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightarrow \text{SiH}_4$	+0,10
	$\text{SiF}_6^{2-} + 4\bar{e} \rightarrow \text{Si} + 6\text{F}^-$	-1,2
	$\text{SiO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightarrow \text{Si} + 6\text{OH}^-$	-1,7
Марганец	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}$	-1,17
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51
	$\text{MnO}_4^- + \bar{e} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	+0,56
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2\downarrow + 4\text{OH}^-$	+0,60
	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,69
	$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
	$\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	+2,26
	$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2\downarrow + 4\text{OH}^-$	+0,60
Медь	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}$	+0,34
	$\text{Cu}^{2+} + \bar{e} \rightarrow \text{Cu}^+$	+0,16
	$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + \bar{e} \rightarrow \text{CuI}$	+0,86
	$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^- + \bar{e} \rightarrow \text{CuCl}$	+0,54
	$\text{Cu}^{2+} + \text{Br}^- + \bar{e} \rightarrow \text{CuBr}$	+0,64
Мышьяк	$\text{As} + 3\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{AsH}_3$	-0,60
	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{HAsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,56
	$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,71
	$\text{HAsO}_2 + 3\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{As} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,23
	$\text{AsO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{As} + 4\text{OH}^-$	-0,68
Никель	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}$	-0,23

Продолжение таблицы А.3

	$\text{NiO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \bar{e} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,68
Олово	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Sn}$	-0,14
	$\text{Sn}^{4+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Sn}^{2+}$	+0,15
Платина	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pt}$	$\approx +1,2$
	$[\text{PtCl}_4]^{2-} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pt} + 4\text{Cl}^-$	+0,73
	$[\text{PtCl}_6]^{2-} + 2\bar{e} \rightarrow \text{PtCl}_4^{2-} + 2\text{Cl}^-$	+0,72
Ртуть	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Hg}$	+0,85
	$2\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Hg}_2^{2+}$	+0,91
Свинец	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}$	-0,13
	$\text{Pb}^{4+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}^{2+}$	+1,66
	$\text{PbO}_2 \downarrow + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,46
Селен	$\text{Se} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{Se}$	-0,40
	$\text{SeO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+1,15
	$\text{SeO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{SeO}_3^{2-} + 2 \text{OH}^-$	+0,05
Сера	$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,31
	$\text{S} + 2\bar{e} \rightarrow \text{S}^{2-}$	-0,46
	$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$	+0,14
	$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,17
	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,36
	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	+0,09
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,00
Серебро	$\text{Ag}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ag}$	+0,80
Сурьма	$\text{Sb}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Sb}$	+0,20
	$\text{Sb} + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{SbH}_3$	-0,51
	$\text{SbO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{SbO}_3^- + 2 \text{OH}^-$	-0,43
Теллур	$\text{Te} + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{Te}$	-0,51
	$\text{TeO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{TeO}_3^{2-} + 2 \text{OH}^-$	+0,4
	$\text{TeO}_3^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightarrow \text{Te} + 6 \text{OH}^-$	-0,57
Титан	$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ti}$	-1,63
	$\text{Ti}^{4+} + 4\bar{e} \rightarrow \text{Ti}$	-0,88
	$\text{Ti}^{4+} + \bar{e} \rightarrow \text{Ti}^{3+}$	+0,09
	$\text{Ti}^{3+} + \bar{e} \rightarrow \text{Ti}^{2+}$	-0,37
Фосфор	$\text{P} + 3\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{PH}_3$	+0,06
	$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{PH}_3 + 3 \text{OH}^-$	-0,89
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5 \bar{e} \rightarrow \text{P} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,41
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{H}^+ + 4 \bar{e} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,39
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2 \bar{e} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
	$\text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2 \bar{e} \rightarrow \text{HPO}_3^{2-} + 3 \text{OH}^-$	-1,12
	$\text{H}_3\text{PO}_3 + 2\text{H}^+ + 2 \bar{e} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0,50

Продолжение таблицы А.3

	$\text{HPO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_2^- + 3\text{OH}^-$	-1,57
Фтор	$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{F}^-$	+2,77
Хлор	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$	+1,36
	$2\text{HClO} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,63
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,50
	$2\text{ClO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,47
	$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	+0,62
	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
	$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,40
	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0,88
Хром	$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^{2+}$	-0,41
	$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$	-0,74
	$\text{Cr}^{2+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cr}$	-0,91
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + 4\text{OH}^-$	-0,13
Цинк	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$	-0,76

Таблица А.4 – Константы нестойкости (логарифмы констант нестойкости, взятые с обратным знаком, рК) комплексных ионов

Лиганды	NH_3	F^-	Cl^-	Br^-	I^-	OH^-	NO_2^-	SCN^-	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	CN^-	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Металл											
Ag^+ (рК ₁₋₂)	7	–	5	7	12	4	3	8	13	20	–
Co^{2+} (рК ₁₋₆)	5	–	–	–	–	10 ₁₋₃	–	2,5 ₁₋₃	–	19	10 ₁₋₃
Co^{3+} (рК ₁₋₆)	35	–	–	–	–	–	?	–	–	64	–
Cu^{2+} (рК ₁₋₄)	12	–	–	–	–	15	–	7	12 ₁₋₂	–	10 ₁₋₂
Cd^{2+} (рК ₁₋₄)	7	–	3 ₁₋₆	–	6 ₁₋₆	–	–	–	–	–	–
Fe^{2+} (рК ₁₋₆)	–	–	–	–	–	10 ₁₋₂	–	–	–	37	5 ₁₋₃
Fe^{3+} (рК ₁₋₆)	–	16	–	–	–	31 ₁₋₂	–	5 ₁₋₄	–	44	20 ₁₋₃
Hg^{2+} (рК ₁₋₄)	19	–	15	21	–	–	14	5	32 ₁₋₃	41 ₁₋₆	–
Mn^{2+} (рК ₁₋₆)	9	–	–	–	–	–	–	–	–	–	5 ₁₋₂
Ni^{2+} (рК ₁₋₆)	8	–	–	–	–	11 ₁₋₃	–	–	–	31 ₁₋₄	–
Zn^{2+} (рК ₁₋₄)	9	–	–	–	–	18	–	3	5 ₁₋₂	20	8 ₁₋₃
Pb^{2+} (рК ₁₋₃)	–	–	2	3	4	14	–	2	–	–	7 ₁₋₂
Sn^{2+} (рК ₁₋₃)	–	–	2	2	–	25	–	–	–	–	–
Cr^{3+} (рК ₁₋₄)	?	–	–	–	–	30	–	6	–	–	15 ₁₋₃
Al^{3+} (рК ₁₋₆)	–	21	–	–	–	33 ₁₋₄	–	–	–	–	–
Be^{2+} (рК ₁₋₄)	–	–	–	–	–	15	–	–	–	–	–
Bi^{3+} (рК ₁₋₆)	–	–	6	9	19	–	–	4	–	–	–

Приложение Б

Министерство образования Республики Беларусь

Учреждение образования
«Могилевский государственный университет продовольствия»

Кафедра химии

ХРОМ. БАРИЙ. МЫШЬЯК

Курсовая работа

по дисциплине «Неорганическая химия»

специальность 1–48 01 02 Химическая технология органических веществ,
материалов и изделий

специализация 1–48 01 02 02 Технология химических волокон

Проверил
к.х.н., доцент
_____ Ясинецкий В. В.
« ____ » _____ 2015 г

Выполнил
студент группы ТХВ-141
_____ Иванов А. А.
« ____ » _____ 2015 г

Могилев 2015

Рисунок А.1 – Пример оформления титульного листа курсовой работы