

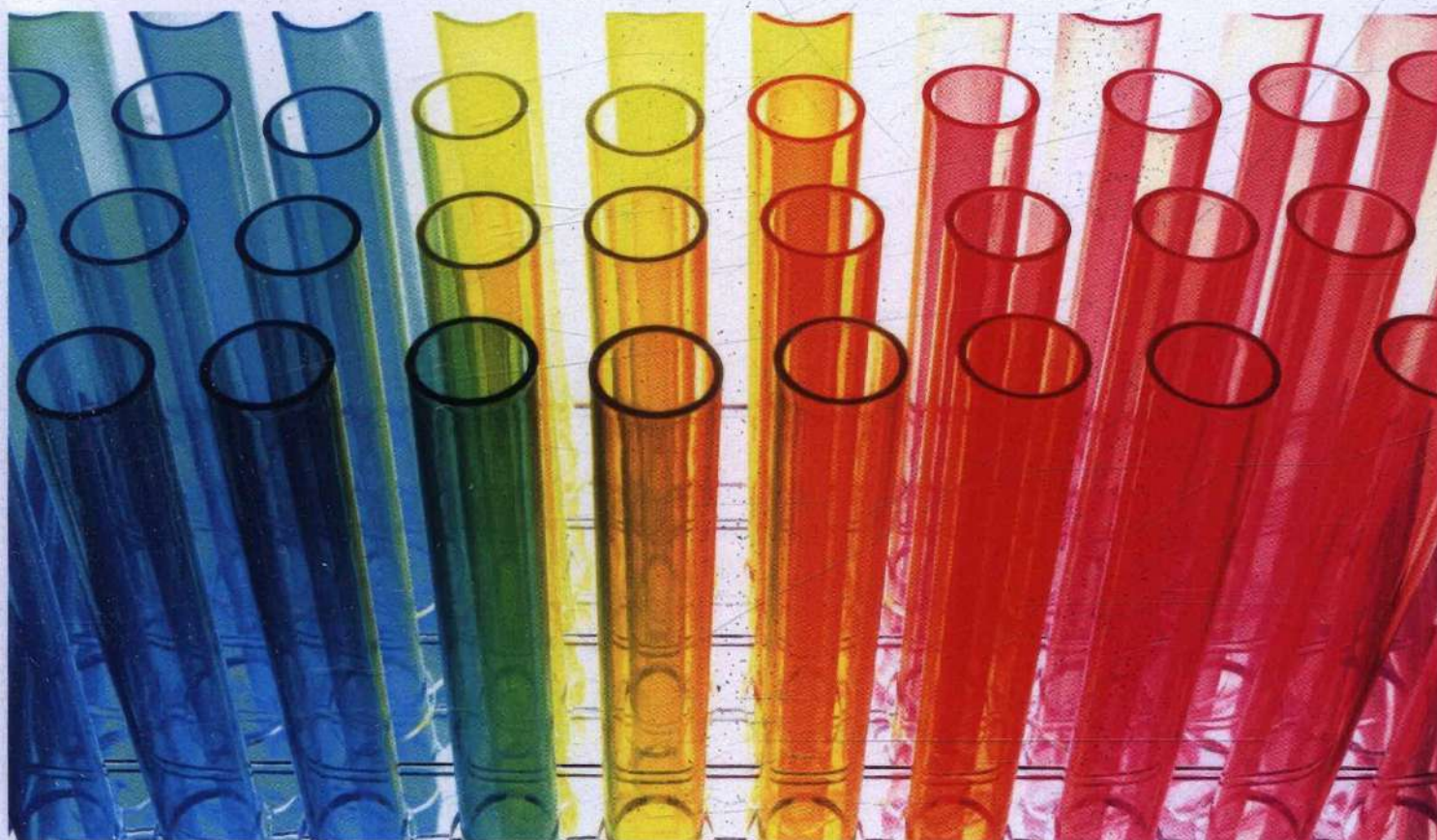


Н. Ш. Мифтахова, Т. П. Петрова

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ В НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

ТЕОРИЯ И ПРАКТИКА

Учебно-методическое пособие



2019

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение высшего образования
«Казанский национальный исследовательский
технологический университет»

Н. Ш. Мифтахова, Т. П. Петрова

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ
В НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ
ТЕОРИЯ И ПРАКТИКА

Учебно-методическое пособие

Под редакцией проф. А. М. Кузнецова

Казань
Издательство КНИТУ
2019



УДК 546(07)
ББК Г117я7
М68

*Печатается по решению редакционно-издательского совета
Казанского национального исследовательского технологического университета*

Рецензенты:

*д-р пед. наук, профессор С. И. Гильманишина
канд. техн. наук, доцент Г. Г. Хисамеев*

Мифтахова Н. Ш.

М68 Химические реакции в неорганической химии. Теория и практика : учебно-методическое пособие / Н. Ш. Мифтахова, Т. П. Петрова; Минобрнауки России, Казан. нац. исслед. технол. ун-т. – Казань : Изд-во КНИТУ, 2019. – 168 с.

ISBN 978-5-7882-2574-6

Изложены теоретические основы химических реакций, протекающих без изменения и с изменением степеней окисления элементов, осуществлены их практическое решение и экспериментальная проверка. Рассмотрены классификация и номенклатура неорганических соединений, используемых в химических реакциях. Приведены описания лабораторных работ с организационными и методическими рекомендациями для их выполнения. Предложен комплекс заданий для самостоятельной работы студентов.

Предназначено для студентов, обучающихся по химико-технологическим направлениям подготовки и специальностям.

Подготовлено на кафедре неорганической химии.

**УДК 546(07)
ББК Г117я7**

ISBN 978-5-7882-2574-6

© Мифтахова Н. Ш., Петрова Т. П., 2019

© Казанский национальный исследовательский
технологический университет, 2019



ВВЕДЕНИЕ

Учебно-методическое пособие «Химические реакции в неорганической химии. Теория и практика» предназначено для изучения основных классов неорганических соединений и их преобразований в реакциях, протекающих без изменения и с изменением степеней окисления элементов в ходе реакции. К ним относятся реакции гидролиза и окислительно-восстановительные реакции. Изучение этих типов реакций предшествует разделам по химии элементов и становится неотъемлемой частью структуры неорганической химии.

Настоящее пособие ориентировано на теоретические и лабораторные формы обучения химии. Глава 1 «Организационные и методические рекомендации при лабораторной форме обучения химическим дисциплинам» содержит введение в химический эксперимент. Кратко изложенные вопросы, касающиеся организации лабораторных работ, техники безопасности при выполнении химических опытов, основных операций в химическом эксперименте и использования при этом необходимой химической посуды и реактивов, адаптируют студентов к учебной деятельности в химических вузах. В главе 2 кратко изложены сведения об основных классах неорганических соединений (оксидах, кислотах, основаниях, солях), о номенклатуре, свойствах и лабораторных способах их получения, которые актуализируют у студентов знания химии школьной программы.

В главе 3 рассмотрены теоретические представления о процессе гидролиза как реакции обменного разложения между веществом и водой, дано определение гидролиза ионных соединений (солей) и ковалентных соединений; рассмотрены поляризующее воздействие катиона и аниона на молекулы воды, степень гидролиза и константа гидролиза.

С целью глубокого усвоения теоретического материала приведены примеры составления уравнений гидролиза солей, в состав которых входят катионы и анионы различной поляризующей силы; примеры расчетов констант гидролиза, степени гидролиза, pH раствора; рассмотрены условия смещения равновесия гидролиза.

Для изучения главы 4 по окислительно-восстановительным реакциям приведены определения окислительно-восстановительных

реакций, по процессам окисления, восстановления – понятия «окислитель» и «восстановитель». Рассмотрены методы составления окислительно-восстановительных реакций – метод электронного баланса, метод полуреакций (ионно-электронный метод), и на конкретных примерах показано использование этих методов. В обоснование выбора направления и возможности протекания окислительно-восстановительных реакций привлечены электродные (окислительно-восстановительные) потенциалы, показан расчет электродвижущей силы и энергии Гиббса процесса.

Неотъемлемой частью изучения раздела по химическим реакциям в неорганической химии является эксперимент. В настоящем пособии изложен подробный алгоритм выполнения лабораторных работ: по получению химических соединений различных классов в условиях лаборатории; по качественному и количественному определению среды растворов ионных и ковалентных соединений в результате их гидролиза; по окислительно-восстановительным реакциям с участием наиболее распространенных окислителей и восстановителей.

В приложение включены табл. П1 – П4 с данными, необходимыми при изучении гидролиза неорганических соединений и окислительно-восстановительных реакций: константы диссоциации некоторых кислот и оснований, растворимость неорганических веществ в воде, стандартные электродные потенциалы некоторых окислительно-восстановительных систем в водных растворах. Кроме того, в приложении имеются длиннопериодная и короткопериодная таблицы Д.И. Менделеева с названиями 118 элементов, утвержденными ИЮПАК (табл. П5 – П6). В табл. П7 приложения приведены номера заданий для самостоятельной работы студентов.

В пособии используются единицы физических величин в соответствии с Международной системой единиц (СИ) и номенклатура химических соединений в соответствии с Международной системой ИУПАК (ИЮПАК).

Учебное пособие предназначено для студентов 1 курса, изучающих химию в технологических университетах и вузах.



Глава 1

ОРГАНИЗАЦИОННЫЕ И МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПРИ ЛАБОРАТОРНОЙ ФОРМЕ ОБУЧЕНИЯ ХИМИЧЕСКИМ ДИСЦИПЛИНАМ

1.1. Правила выполнения, оформления и защиты лабораторных работ

Лабораторные работы являются важной формой обучения химии студентов химико-технологических направлений подготовки. Они осуществляют связь теории с наглядным экспериментом, способствуя глубокому познанию свойств веществ и установлению кислотно-основных и окислительно-восстановительных закономерностей при химических превращениях неорганических соединений.

Лабораторные работы позволяют студентам приобрести начальные экспериментальные химические навыки: ознакомиться с устройством химических лабораторий, лабораторным оборудованием, техникой безопасности при выполнении химических опытов, основными операциями, производимыми с химическими веществами, способами хранения реактивов, визуальным распознаванием классов неорганических соединений.

В учебно-методическом пособии по химическим реакциям в неорганической химии тематика лабораторных работ совпадает с темами изучаемого теоретического материала по реакциям ионного обмена, гидролиза и окислительно-восстановительным реакциям.

Правила выполнения лабораторных работ. В соответствии с правилами работы в химической лаборатории к выполнению опытов допускаются студенты, прошедшие инструктаж по технике безопасности и порядку работы в химической лаборатории, ознакомившиеся с содержанием предстоящей лабораторной работы и оформившие предварительные записи в лабораторной тетради.

Подготовка к лабораторной работе осуществляется самостоятельно и заранее. Для этого студенту необходимо:

- 1) внимательно ознакомиться с содержанием предстоящей лабораторной работы;
- 2) предварительно изучить соответствующие разделы теоретического курса, связанные с содержанием лабораторной работы;

3) заранее оформить экспериментальную часть лабораторной работы, оставив место для записей соответствующих наблюдений и выводов во время проведения работы.

Правила оформления лабораторных работ. Учебным документом, подтверждающим выполнение студентом лабораторных работ, является должным образом оформленная лабораторная тетрадь. При оформлении лабораторной тетради следует придерживаться следующих правил:

1) На обложке лабораторной тетради указываются название дисциплины, факультет, курс обучения, номер группы, фамилия (полностью), имя и отчество (инициалы) студента.

2) При оформлении лабораторной работы указываются название и дата выполнения работы, цель, оборудование и реактивы, приводятся краткие теоретические сведения.

3) В лабораторной тетради фиксируются все операции и наблюдения при выполнении опытов. Все записи выполняются аккуратно, лаконично и кратко, четким почерком.

4) Работа, не связанная с проведением только пробирочных опытов, должна состоять из двух разделов – практической и теоретической. Теоретический раздел составляется дома и отражает подготовленность студента к эксперименту. В этот раздел включаются:

а) схемы установок;

б) уравнения реакций, отражающих изучаемый химический процесс;

в) расчетные формулы и решение задач, результаты которых используются при проведении эксперимента;

г) перечень последовательных операций с указанием используемых химических веществ и условий проведения эксперимента (агрегатное состояние вещества, цвет, растворимость, форма кристаллов, масса, температура, время и т.д.).

5) Практический раздел является отчетом о ходе выполнения работы, оформляется непосредственно в процессе выполнения эксперимента и включает:

а) таблицы, графики;

б) результаты взвешивания и измерения объемов веществ;

в) реальные режимы проведения процесса (температура, время, скорость и т.д.);

г) результаты расчетов по формулам;



д) наблюдаемые изменения с веществами (изменение окраски, выпадение осадка, выделение газа и т.д.);

е) расчет практического выхода вещества (при необходимости);

ж) выводы по результатам эксперимента, подтвержденные соответствующим теоретическим материалом.

б) Лабораторная работа, состоящая из пробирочных опытов, оформляется следующим образом:

а) название опыта, раскрывающее его содержание;

б) уравнение реакции с указанием состояния исходных веществ и продуктов реакции (агрегатное состояние, цвет, запах, форма кристаллов, визуальные изменения, температура, изменение цвета индикатора и т.д.), краткий вывод, объясняющий наблюдения по опыту;

в) название следующего опыта с выполнением вышеизложенных пунктов а и б;

г) общий вывод по всем проведенным опытам;

д) ответы на задания и вопросы для самостоятельной работы студентов по изученной теме.

Правила оформления решения задач. При выполнении некоторых лабораторных работ необходимо предварительное решение задач. Например, этого требует выполнение лабораторной работы по приготовлению растворов с заданной концентрацией растворенного вещества. Нередко в этой форме учения студентов выявляются недостатки в оформлении верно решенных задач, что снижает оценку их работы. При оформлении решения задач следует соблюдать следующие правила:

1) Написать кратко условие задачи, используя символы; обозначения данных и искомых величин с указанием их размерностей в системе СИ.

2) Вначале написать формулы, уравнения реакций, необходимые для проведения дальнейших вычислений.

3) Показывать по пунктам все этапы вычислений, поскольку оценивается не только окончательный ответ к задаче, но и алгоритм вычислений.

4) На каждом этапе вычисления показывать не только подстановку в формулы чисел из условия задачи, но и их последовательное преобразование до момента окончания вычисления, при этом полученный результат при необходимости сопровождать размерностью в системе СИ.

5) Проверить, является ли численный ответ к задаче разумным в отношении порядка величины и размерности, в случае несоответствия вновь проверить вычисления.

6) При поэтапном оформлении решения задачи с подробными вычислениями для преподавателя предоставляется возможность:

- в случае правильного результата оценить оригинальность алгоритма решения;

- в случае неправильного результата указать этап, на котором допущена ошибка в вычислении при правильно выбранном алгоритме решения, при этом положительная оценка за алгоритм вычислений сохраняется.

7) При необходимости решение задачи сопровождать таблицами, диаграммами, графиками, соблюдая масштабы и единицы измерения на осях в системе СИ.

Ответ по решенной задаче выделить отдельным пунктом, сопроводив необходимым коротким комментарием.

Правила защиты лабораторных работ. После выполнения лабораторной работы следует:

1) Оформленную в лабораторной тетради работу защитить у преподавателя, ответив на ряд вопросов по технике проведения лабораторной работы, обосновав выполнение опытов и подтвердив выводы теоретическим материалом.

2) Каждая лабораторная работа должна быть сдана в определенный срок, указанный в календарном плане, и оценена преподавателем соответствующими баллами.

3) Лабораторная работа, выполненная и оформленная в срок, но вовремя не защищенная без уважительной причины, оценивается в два раза меньшими баллами.

4) В случае пропуска лабораторной работы по уважительной причине студент обязан выполнить ее в другое учебное время по договоренности с преподавателем, а в случае пропуска по неуважительной причине – дополнительное время на выполнение работы не выделяется, и она оцениванию не подлежит.

Лабораторная часть изучения определенных тем химической дисциплины считается выполненной, если студент отработал и защитил все лабораторные работы, набрав при этом минимально необходимую сумму баллов.



1.2. Техника безопасности при выполнении лабораторных работ в химической лаборатории

Общие правила поведения в химической лаборатории. При работе в химической лаборатории необходимо соблюдать общепринятые правила поведения.

1. В лаборатории следует находиться в рабочем халате из хлопчатобумажной ткани. Халат должен быть подобран по размеру и обязательно застегнут. Волосы и детали одежды должны быть зафиксированы так, чтобы они не мешали работе.

2. Каждый студент во время работы должен находиться на своем рабочем месте, оборудованном специальным штативом, в котором в склянках с пипеткой имеются реактивы индивидуального пользования (разбавленные растворы кислот и щелочей, растворы солей, индикаторы). Рабочее место закрепляется за ним на все время лабораторных занятий.

3. При выполнении лабораторных работ следует соблюдать все меры предосторожности, обращая внимание на специальные знаки (например, ТЯГА!), последовательность смешивания химических веществ в необходимых количественных соотношениях, указанных в руководстве. Запрещается проводить эксперимент, не предусмотренный данной лабораторной работой.

4. Не рекомендуется уносить на свои рабочие места реактивы, предназначенные для общего пользования и размещенные на специально отведенном столе. Не следует вынимать склянки с растворами кислот и щелочей из поддонов в вытяжном шкафу.

5. Категорически запрещается работать с веществами без этикеток.

6. Случайно пролитые на стол реактивы необходимо нейтрализовать и лишь после этого проводить уборку. Осколки разбитого стекла необходимо собирать с помощью щетки и совка. В случае большого объема разлитой жидкости все стадии дезактивации осуществляются только лаборантом или другим сотрудником кафедры, курирующим проведение лабораторной работы.

7. Нельзя трогать, включать и выключать без разрешения преподавателя рубильники и электрические приборы, включать газовые горелки без присмотра дежурного лаборанта.



8. Горелку с «проскочившим» к ее основанию пламенем или «оторвавшимся» пламенем следует немедленно погасить и дать ей охладиться. Категорически запрещается оставлять без надзора горящие газовые горелки на лабораторных столах.

9. Запрещается прием пищи в лаборатории. Перед выходом из лаборатории необходимо тщательно вымыть руки с мылом.

Правила безопасного выполнения лабораторных работ в химической лаборатории. Для безопасного выполнения лабораторных опытов следует соблюдать правила работы с химическим оборудованием, посудой и реактивами.

1. На открытом огне можно нагревать вещества только в тонкостенной термостойкой химической посуде (пробирках, круглодонных колбах) и в специальной фарфоровой посуде (чашках для выпаривания, тиглях). Стаканы, плоскодонные колбы следует нагревать только на асбестированной сетке.

2. При нагревании растворов в пробирке не направлять отверстие пробирки на себя и находящихся рядом студентов. При этом пробирку следует держать наклонно, что образует большую поверхность испарения, и, следовательно, кипение идет более равномерно.

3. Растворение твердых веществ с нагреванием или выпаривание растворов следует проводить в фарфоровой чашке, прокаливание сухих веществ – в тигле; при этом чашку или тигель необходимо поместить соответственно на кольцо штатива с асбестированной сеткой или фарфоровый треугольник.

4. Горячие чашки или тигли нельзя ставить на стол, поэтому их следует оставить на некоторое время для остывания на кольце штатива.

5. Нельзя вливать воду в раскаленную чашку или тигель, так как они могут лопнуть. Стекланную посуду (пробирки, колбы) с горячей водой или раствором можно осторожно охладить в струе холодной воды под краном, при этом струя должна омывать только заполненную жидкостью часть посуды.

6. Нельзя сушить пробирку в пламени горелки: капли воды будут скатываться на горячую поверхность, и пробирка может лопнуть. При необходимости мокрую пробирку можно высушить с помощью фильтровальной бумаги, свернутой в трубочку.

7. Химические реактивы следует брать шпателем или ложечкой. Нельзя пробовать их на вкус. Реактив, взятый в избытке и полностью не израсходованный, воспрещается выливать (высыпать) обратно в склянку с реактивом.



8. Отбор жидкостей необходимо проводить пипетками.

9. При разбавлении концентрированной серной кислоты, а также других кислот водой, необходимо вливать кислоту в воду, а не наоборот. При этом обязательно следует надеть очки.

10. Все опыты с ядовитыми, едкими, пахучими, токсичными, летучими, неприятно пахнущими веществами, а также упаривание кислот и кислых растворов производить только в вытяжном шкафу при включенной вытяжной вентиляции. При этом необходимо работать в очках и защитных перчатках.

11. Опыты с летучими, легковоспламеняющимися веществами и водородом необходимо проводить вдали от огня.

12. При необходимости идентификации выделяющегося газа по запаху, следует это осуществлять легким движением руки, направляя струю воздуха от отверстия сосуда к себе, и осторожно понюхать.

13. Опасные реагенты (бром, йод и др.), а также кислотные остатки необходимо сливать в специальные фарфоровые кружки в вытяжном шкафу.

Первая помощь при несчастных случаях в химической лаборатории. При работе в химической лаборатории к наиболее вероятным случаям, требующим неотложной медицинской помощи, относятся ожоги кислотами, щелочами, горячими предметами, вдыхание отравляющих газов, порезы рук стеклом и др. В особо серьезных случаях необходимо немедленно обратиться к врачу.

Для оказания немедленной помощи в лаборатории имеется аптечка. Основные правила помощи сводятся к следующему:

1. При попадании на кожу рук и лица концентрированных кислот (азотной, соляной и других, кроме серной) следует тщательно промыть обожженное место сильной струей воды, затем 2 – 3 % раствором гидрокарбоната натрия (чайной соды). В случае поражения серной кислотой с кожи удалить следы кислоты хлопчатобумажной тканью, только после этого промыть водой и раствором соды. На подсушенную кожу нанести синтомициновую эмульсию или компресс из бинта, смоченного спиртом.

2. При ожоге кожи растворами щелочей необходимо тщательно промыть обожженный участок кожи сильной струей воды до тех пор, пока кожа не перестанет быть скользкой на ощупь, затем промыть 3 % раствором борной кислоты или 1 % раствором уксусной (лимонной) кислоты.



3. При попадании брызг растворов кислоты, щелочи или другого реактива в глаза следует промыть их большим количеством воды комнатной температуры и немедленно обратиться к врачу.

4. При небольшом термическом ожоге кожи необходимо пораженный участок охладить проточной водой в течение 10 – 15 мин, затем нанести синтомициновую эмульсию или компресс из бинта, смоченного спиртом. При поражении значительного участка кожи его нужно закрыть стерильной повязкой и обратиться к врачу.

5. При отравлении вредными газами и парами (хлор, сероводород, аммиак, оксиды азота и др.) пострадавшего необходимо немедленно вывести на свежий воздух и обратиться к врачу.

6. При ранении стеклом необходимо убедиться в отсутствии в ране осколков стекла, промыть кожу вокруг раны и саму рану 3 % раствором пероксида водорода и забинтовать.

1.3. Химическая посуда и реактивы в химическом эксперименте

Для выполнения эксперимента в химической лаборатории необходимо владеть техникой проведения лабораторных работ с использованием оборудования, химической посуды и реактивов. Ознакомление студентов с некоторыми видами химической посуды и правилами работы с ней, методами очистки веществ и подготовки посуды к эксперименту, основными операциями химического эксперимента является частью учебного процесса по химии.

Стеклопосуда общего назначения. Посуда общего назначения должна быть устойчива по отношению ко многим химическим реактивам и выдерживать нагревание. Поэтому ее изготавливают из особых сортов стекла, обладающих химической и термической стойкостью. На термостойкой посуде ставится специальное клеймо (рис. 1.1).

Пробирки – узкие цилиндрические сосуды с закругленным дном. Основное предназначение пробирок – проведение опытов с небольшими количествами веществ. Кристаллические вещества вносят в пробирку, не касаясь стенок, стеклянными лопаточками, жидкие вещества – пипетками. Общий объем веществ не должен превышать 1/2 объема пробирки, иначе создаются неудобства при перемешивании. Для перемешивания содержимого пробирки ее берут за верхний конец большим и указательным пальцами левой руки, а указательным



пальцем правой руки наносят слабые удары. Не разрешается закрывать отверстие пробирки пальцем, иначе можно внести загрязнения в реактивы и получить химический ожог пальца.



Рис. 1.1. Посуда общего назначения

Стаканы – цилиндры различной емкости от 50 мл до 2 л. Они бывают тонкостенными и толстостенными. Тонкостенные стаканы с носиком и без носика термически устойчивы. Толстостенные стаканы термически неустойчивы. Тонкостенные стаканы используют при взвешивании веществ, приготовлении и фильтровании растворов, их нагревании и т.д.

Пипетки – узкие трубки с оттянутым носиком с одного конца и гладко отшлифованные с другого. Пипетки без деления используют для переноса жидкостей из общей склянки в пробирку, стакан или другую посуду. Пипетку опускают в жидкость, не касаясь дна склянки, закрывают верхнее отверстие указательным пальцем. Вынимают пипетку с жидкостью из склянки и ослабляют нажим указательного пальца над заранее подготовленной посудой.

Примечание. Для каждого раствора следует использовать одну и ту же предназначенную только для этого раствора пипетку, оставляя ее в течение рабочего времени в склянке с используемым раствором.



Колбы бывают плоскодонные круглые, круглодонные, плоскодонные конические (Эрленмейера), толстостенные. Емкость колб различная – от 50 мл до нескольких литров. *Плоскодонные круглые колбы* применяют для лабораторных работ и кратковременного хранения растворов. *Круглодонные колбы* прочнее плоскодонных и лучше выдерживают нагревание. Их устанавливают на специальных подставках из дерева, резины и других материалов. *Плоскодонные конические колбы* (Эрленмейера) с носиком и без него, с притертой пробкой и без нее используют для титрования и кратковременного хранения растворов.

Химическая стеклянная воронка имеет конусообразную форму со срезанным концом. Она служит для переливания, фильтрования жидкостей, переноса порошкообразного вещества в колбу. Для этого воронку устанавливают в кольцо штатива или фарфоровый треугольник, который кладут на кольцо штатива.

Бюксы – стеклянные сосуды (стаканчики) с притертой крышкой. Применяются для хранения и взвешивания в небольших количествах жидких и твердых веществ, отличающихся гигроскопичностью и летучестью.

Часовое стекло – специальная вспомогательная лабораторная посуда выпукло-вогнутой формы. Применяется для исследования полученных при синтезе неагрессивных твердых веществ. Им накрывают химические стаканы при проведении синтезов, используют в качестве емкости при взвешивании небольших количеств реагентов.

Стеклянная мерная посуда. *Мерные цилиндры* на наружной стенке имеют деления, указывающие их объем (рис. 1.2). Они служат для отмеривания жидкостей с небольшой точностью.

Мерные колбы с длинным узким горлом и притертой стеклянной пробкой служат для приготовления растворов заданной концентрации. На горле колбы имеется кольцевая метка. Объем колб от 25 мл до 1 л.

Мерные пипетки – стеклянные градуированные трубки или трубки с кольцевой меткой (пипетки Мора), служащие для отбора строго заданного объема жидкости.

Бюретка – стеклянная градуированная трубка с краном. В другом типе бюреток вместо крана нижний конец ее соединен резиновым шлангом со стеклянной трубкой с оттянутым концом. Резиновый шланг имеет зажим или внутри бусинку для сливания жидкости из бюретки. Применяют при титровании и для измерения точных объемов.





Рис. 1.2. Мерная посуда

Для работы бюретку устанавливают строго вертикально в штативе. Жидкость наливают через воронку выше метки «0». Затем воронку убирают, открывают кран или зажим и устанавливают уровень жидкости точно на метке «0». Во время работы бюретку сверху закрывают стаканчиком. Уровень бесцветной жидкости в мерной посуде отмеривают по нижней точке мениска (искривленной поверхности жидкости), а окрашенной и непрозрачной – по верхней. Положение мениска устанавливается на уровне глаз.

Посуда специального назначения. Посуда специального назначения используется для получения газов (аппарат Киппа), пропускания их через жидкости (склянка Вульфа), осушки веществ (эксикатор), промывания осадка на фильтре и ополаскивания химической посуды (промывалка) (рис. 1.3).

Аппарат Киппа служит для получения водорода, углекислого газа, сероводорода:

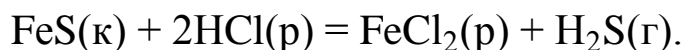
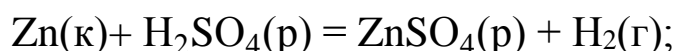




Рис. 1.3. Посуда специального назначения

Для получения водорода используют разбавленный раствор серной кислоты и цинк. Гранулы цинка помещают на вкладыш 5 (из резины или винипласта) через боковой тубус. Гранулы цинка не должны проваливаться через отверстия вкладыша. Объем твердого реагента не должен превышать $2/5$ объема реактора 4. Нижний тубус служит для слива отработанной кислоты. В процессе работы его закрывают пробкой 6.

Заполнение аппарата Киппа разбавленной серной кислотой проводят следующим образом. Вставляют пробку 3 в тубус реактора 4, открывают кран отводной трубки 2 и наливают раствор серной кислоты через воронку 1 до середины объема реактора 4. Водород собирают через отводную трубку 2 и используют для нужных целей. По окончании сбора газа закрывают кран отводной трубки 2. Некоторое время цинк продолжает взаимодействовать с кислотой, и образующийся газ вытесняет кислоту через нижнюю часть аппарата в воронку 1. Контакт цинка и кислоты прекращается, процесс выделения водорода останавливается. При последующем использовании аппарата открывают кран отводной трубки 2. Кислота вытекает из воронки 1, соприкасается с цинком, и начинается реакция.

При получении углекислого газа на вкладыш помещают кусочки мрамора CaCO_3 , через воронку заливают разбавленный раствор

соляной кислоты HCl . Не следует использовать серную кислоту, так как образующийся сульфат кальция плохо растворяется и засоряет аппарат.

При получении сероводорода используют сульфиды металлов и разбавленный раствор соляной кислоты. Воронку *1* закрывают жидкостным затвором с нейтрализующим раствором во избежание попадания резко пахнущего сероводорода в атмосферу.

Примечание. В аппарате Киппа нельзя использовать порошкообразные твердые реагенты, так как бурное выделение газа может привести к выбросу кислоты и газа через воронку *1*.

Эксикатор применяют для высушивания и хранения веществ, легко поглощающих влагу воздуха. Этот прибор изготавливают из толстого стекла. Дно эксикатора заполняют осушителем *4* (веществом, поглощающим влагу) – безводным хлоридом кальция CaCl_2 , силикагелем $(\text{SiO}_2)_n$ или концентрированной (95 – 96 %) серной кислотой H_2SO_4 . Над узкой частью корпуса *2* помещают фарфоровую подставку с отверстиями *3*, на которую ставится посуда с осушаемым веществом. Шлифы по краям корпуса эксикатора и крышки *1* должны быть смазаны вазелином или специальной смазкой. Открывают эксикатор, не поднимая крышку, скользящим движением руки. Закрывают прибор, притирая крышку к корпусу. Переноса эксикатор с места на место, крышку эксикатора придерживают рукой. Особо тщательно притирают крышку, если в эксикатор помещают горячее вещество. Под давлением горячего воздуха крышка эксикатора может приподняться, соскользнуть и разбиться.

Склянка Вульфа – прибор для промывания газов, а также для предотвращения попадания воды из водоструйного насоса в колбу Бунзена при резком падении давления в водопроводной сети. Склянка Вульфа имеет два отростка, в каждый из которых вставляют с помощью пробки стеклянную трубку. Трубку, доходящую почти до дна, соединяют резиновой трубкой с водоструйным насосом. Другую трубку, на 3 – 4 см опущенную в склянку, соединяют с колбой Бунзена.

Промывалка – цилиндрическая емкость из пластика, с крышкой, в которую вставлена длинная, доходящая почти до дна трубка, изогнутая под острым углом. Сжимая рукой промывалку, выдавливают через трубку необходимое количество дистиллированной воды для ополаскивания химической посуды, промывания осадка на фильтре и т.д.



Фарфоровая посуда. Видов фарфоровой посуды значительно меньше, чем стеклянной (рис. 1.4).



Рис. 1.4. Фарфоровая посуда

Стаканы с носиком и без носика, с ручкой и без нее бывают тех же объемов, что и стеклянные стаканы.

Чашки для выпаривания и нагревания жидкостей имеют диаметр от 3 до 50 см, покрыты глазурью внутри и частично или полностью снаружи. При работе их заполняют жидкостью на $\frac{2}{3}$ объема. Следует избегать резкого охлаждения нагретой чашки, иначе она лопнет.

Тигли – сосуды для прокаливания, сплавления и сжигания твердых веществ, бывают различной емкости с крышками и без них.

Воронка Бюхнера имеет сетчатое дно. Ее используют вместе с колбой Бунзена для быстрого фильтрования при пониженном давлении. Размер воронки должен соответствовать количеству осадка, а не фильтруемого раствора.

Фарфоровые ступки и пестики к ним применяют для измельчения не очень крупных кусков вещества, твердость которого меньше твердости фарфора. Чистую ступку на $\frac{1}{3}$ заполняют измельчаемым веществом и его растирают медленным круговым движением пестика без сильного нажима. Для измельчения очень твердых веществ используют агатовые или чугунные ступки.

Реактивы. Это химические вещества, используемые в лабораторном эксперименте для выполнения аналитических, научно-исследовательских и синтетических работ. Качество химических реактивов регламентируется стандартами и техническими условиями. В зависимости от содержания основного вещества и примесей для химических реактивов установлены квалификации: «чистый» (ч),



«чистый для анализа» (ч.д.а.), «химически чистый» (х.ч.) и «особо чистый» (ос.ч.).

Содержание основного вещества в реактиве квалификации «чистый» составляет более 98 %, квалификации «чистый для анализа» – 99 %, квалификации «химически чистый» – 99,9 %. Вещества особой чистоты делятся на три класса – «А», «В», «С», а классы делятся на подклассы. В зависимости от класса и подкласса содержание примесей может варьироваться от 10^{-1} до 10^{-10} %.

Реактивы квалификации «чистый» могут применяться в разнообразных лабораторных работах как учебного, так и производственного характера. Реактивы «чистый для анализа» предназначены для аналитических работ, реактивы квалификации «химически чистый» – для ответственных научных исследований, препараты квалификации «особо чистый» – лишь для специальных целей.

Упаковка и хранение реактивов. В зависимости от свойств, назначения, стоимости и т.д. реактивы расфасовывают и хранят при различных условиях. Каждый реактив снабжается этикеткой с названием вещества, его химической формулой и информацией о классе чистоты, содержании основного вещества и основных примесей. На этикетке указывается масса реактива. У реактива с ядовитыми, огнеопасными и взрывчатыми свойствами на этикетках имеются надписи определенного цвета: «Огнеопасно» – (красная), «Яд» – (желтая), «Взрывоопасно» – (голубая), «Беречь от воды» – (зеленая). Запрещается хранить и использовать реактивы без этикеток или надписей.

В лаборатории хранят небольшие запасы химических веществ, их держат в банках с пришлифованными стеклянными пробками (если это не щелочи) или пластмассовыми крышками.

Реактивы, изменяющиеся под действием света (соли серебра, растворы манганата (VII) калия, тиосульфата натрия, пероксида водорода и др.), хранят в желтых или темных склянках. Реактивы, которые разрушают стекло (например, фтороводородная (плавиковая) кислота), хранят в полиэтиленовых сосудах. Небольшие объемы кислот и щелочей хранят в вытяжном шкафу. Не разрешается хранить вместе реактивы, которые могут взаимодействовать между собой, а горючие жидкости – рядом с нагревательными приборами. Последние хранят в железном ящике с плотно закрывающейся крышкой.



Правила обращения с реактивами. Реактив из банки берут чистой сухой ложкой, шпателем, совочком, лопаточкой, изготовленными из фарфора, пластмассы, стекла или металла.

Если твердый реактив при хранении слежался, то банку, закрытую пробкой, встряхивают до рассыпания реактива. В противном случае банку открывают и разрыхляют верхний слой фарфоровым шпателем (но не металлическим).

Жидкие реактивы небольшого объема набирают из склянки пипеткой, большого объема – пипеткой с грушей либо переливают через воронку. При этом склянку держат этикеткой кверху, чтобы не испортить этикетку от случайного попадания на нее жидкости.

Как твердые, так и жидкие реактивы берут из общей посуды небольшими порциями. Рассыпанный реактив осторожно собирают в отдельную посуду и используют только для неответственных работ. Неосторожно разлитый концентрированный раствор щелочи или кислоты удаляют с помощью песка и нейтрализующих средств.

Для сохранения чистоты реактивов пробки от банок и склянок с реактивами кладут, переворачивая, на стол рядом с соответствующей посудой, стараясь не перепутать их. Определяя реактив на запах, склянку следует держать левой рукой на небольшом расстоянии от лица, помахивая правой рукой над открытым горлышком в направлении к себе.

1.4. Основные операции в химическом эксперименте

Химический эксперимент предполагает проведение таких операций и процедур, как взвешивание, растворение, нагревание, охлаждение и очистка веществ; фильтрование и упаривание растворов, кристаллизация вещества из раствора, отделение кристаллов от раствора и высушивание кристаллов; мытье, сушка и хранение посуды и др.

Взвешивание химических веществ. В химических лабораториях в ходе проведения большинства опытов используют электронные лабораторные весы с точностью взвешивания $\pm 0,01$ г или $\pm 0,001$ г (прецизионные весы) (рис. 1.5). Для более точных взвешиваний используют аналитические весы, точность взвешивания которых составляет $\pm 0,0001$ г.



Примечание. Взвешиваемое вещество непосредственно на весы не кладут.

Для взвешивания сыпучих веществ используют стаканы, бюксы, часовые стекла и др. Все летучие, пахучие, ядовитые жидкости и твердые вещества взвешивают в бюксах в вытяжном шкафу. Взвешиваемое вещество не насыпают в посуду над весами во избежание их загрязнения. При попадании химического вещества на весы следует их выключить и протереть, только затем продолжить взвешивание.



*Рис. 1.5. Весы
электронные лабораторные*

Нагревание веществ в химической посуде. Нагревание жидких и твердых веществ возможно проводить в стеклянной, фарфоровой посуде различной конфигурации.

Нагревать жидкие вещества в *пробирке* следует осторожно. При этом пробирку зажимают в верхней ее части специальным держателем и прогревают равномерно, перемещая в пламени горелки. Помните, что при нагревании дна пробирки может произойти внезапный выброс ее содержимого. Поэтому открытый конец пробирки направляют в сторону от себя и соседей по лабораторному столу. Когда жидкость начинает закипать, пробирку следует на некоторое время отвести от пламени. Горячую пробирку нельзя подставлять под струю холодной воды, так как стекло может лопнуть. Если температура проведения опыта не превышает 100 °С, то содержимое пробирки следует нагреть, опуская ее в горячую воду.

При нагревании *стаканы* с жидкостью (раствором) ставят на асбестированную сетку, положенную на треногу или кольцо штатива. На открытом пламени нагревать стакан нельзя, так как стекло лопается. Оставленная в стакане при нагревании жидкости стеклянная палочка также может привести к его разрушению.

Перед тем как снять горячий стакан с сетки, следует убавить пламя горелки. Стакан можно взять либо маленьким полотенцем, либо



резиновыми держателями, надетыми на большой и указательный пальцы. Недопустимо снимать горячий стакан пинцетом и тигельными щипцами.

Очистка химических веществ. В химической лаборатории используют вещества (воду, соли, кислоты и др.), в которых содержание примесей должно быть ограничено. Водопроводная вода содержит растворенные газы (кислород, азот, углекислый газ); катионы Ca^{2+} , Mg^{2+} и анионы SO_4^{2-} , HCO_3^- , Cl^- ; органические вещества и др. Соли в зависимости от степени чистоты содержат различные примеси: катионы K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Pb^{2+} , Fe^{3+} , анионы Cl^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} и др.

Для очистки химических веществ применяют разные способы. На различии температур кипения жидкостей основан метод дистилляции. При дистилляции или перегонке разделение смесей на компоненты происходит путем испарения низкокипящих компонентов и конденсации образующихся паров.

Для очистки кристаллических веществ от примесей используют метод кристаллизации, основанный на свойстве кристаллических веществ изменять свою растворимость в зависимости от температуры.

Дистилляция. Получение дистиллированной воды. Вода, освобожденная от растворенных в ней примесей, называется дистиллированной.

Прибор для перегонки воды (рис. 1.6) собирают следующим образом: в колбу 1 на 2/3 ее объема наливают водопроводную воду. К штативу с помощью муфты прикрепляют кольцо с асбестированной сеткой, учитывая высоту пламени горелки, размещенной под сеткой.

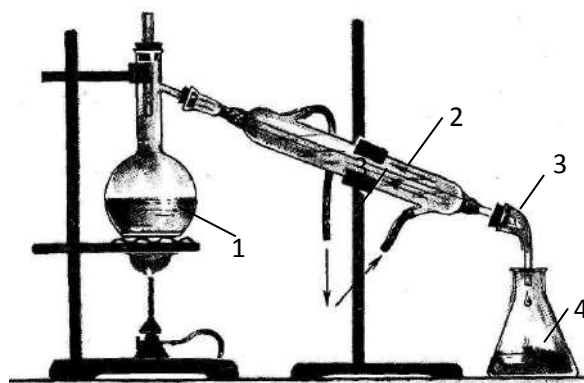


Рис. 1.6. Прибор для дистилляции: 1 – колба; 2 – холодильник; 3 – аллонж; 4 – колба-приемник



Колбу 1 ставят на сетку и закрепляют ее лапкой к штативу. Холодильник 2 соединяют с колбой 1 и с помощью аллонжа 3 – с колбой-приемником 4 для стекания дистиллята (холодильник – прибор для охлаждения и конденсации паров, образующихся при кипячении очищаемой жидкости, состоит из двух трубок, вставленных одна в другую: внутренняя трубка называется форштосом, наружная – муфтой). На верхний отвод холодильника надевают резиновую трубку, конец которой опускают в раковину; нижний отвод холодильника соединяют резиновой трубкой с водопроводным краном. Осторожно несильной струей пропускают через муфту холодную воду для охлаждения паров, поступающих из колбы в форштос, при этом в холодильник проточная вода должна поступать снизу вверх.

При работе с прибором для перегонки необходимо учитывать следующее:

1) для равномерного кипения жидкости в колбу бросают несколько «кипелок» – стеклянных капилляров, запаянных с одного конца, или маленьких кусочков фарфора;

2) при надевании резиновых трубок на отводы холодильника их концы смачивают водой, глицерином или вазелином;

3) муфта холодильника должна быть постоянно заполнена водой, иначе форштос может лопнуть;

4) перегонку прекращают, когда водопроводная вода в колбе выкипит на $\frac{2}{3}$ ее объема;

5) для очистки водопроводной воды от органических примесей в нее добавляют KMnO_4 до малинового окрашивания.

Перекристаллизация веществ. В основе метода перекристаллизации лежит различие в растворимости основного вещества и примесей. В большинстве случаев растворимость кристаллических веществ с повышением температуры увеличивается, причем для основного вещества и примесей температура, при которой образуется насыщенный раствор, неодинакова. Это позволяет, охлаждая горячие растворы, отделить основное вещество от примесей.

При перекристаллизации значение имеет скорость охлаждения насыщенного раствора. В случае быстрого охлаждения образуются мелкие кристаллы, а в случае медленного – более крупные. Перекристаллизация вещества предполагает проведение следующих операций: растворение вещества, фильтрование раствора, упаривание раствора, кристаллизация вещества из раствора, отделение кристаллов от раствора, высушивание кристаллов.

Для проведения работы необходимо иметь: два химических стакана, емкость которых зависит от количества вещества, предназначенного для перекристаллизации; стеклянную воронку; стеклянную палочку; промывалку; штатив; кольцо; асбестированную сетку; фарфоровую чашку для выпаривания; фарфоровую воронку Бюхнера; колбу Бунзена; фильтровальную бумагу; ножницы.

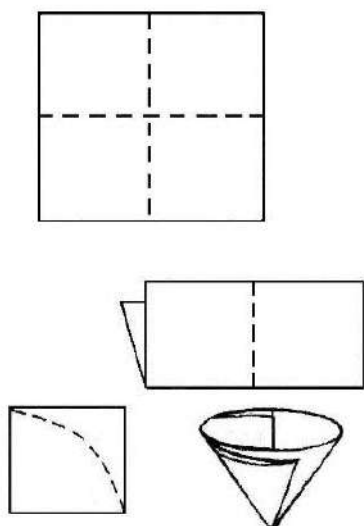
В химический стакан на $\frac{1}{3}$ его объема наливают дистиллированную воду, нагревают ее на газовой горелке до $50 - 60\text{ }^{\circ}\text{C}$ и вносят небольшими порциями кристаллическое вещество до получения насыщенного раствора. Насыщенный раствор содержит максимальное количество растворенного вещества при данной температуре. Его готовят, учитывая растворимость вещества. Значения растворимости приведены в химическом справочнике.

Если приготовленный раствор непрозрачный или содержит механические примеси, его фильтруют. Готовят фильтр, как показано на рис. 1.7. Края фильтра не должны доходить до края воронки на 0,5 см. Фильтр вставляют в воронку и для плотного прилегания к ней его смачивают водой из промывалки. Фильтруемый раствор осторожно переливают в воронку порциями по стеклянной палочке, прижимая ее к воронке. Во избежание разбрызгивания фильтруемого раствора кончик трубки воронки должен касаться внутренней стенки сосуда с фильтратом. Фильтрат – это отфильтрованный раствор. Уровень раствора не должен доходить до края фильтра, иначе раствор может просочиться между стенкой воронки и фильтром.

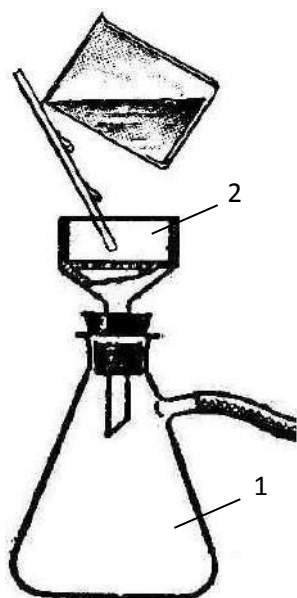
С целью экономии времени фильтрование больших объемов растворов целесообразно проводить под вакуумом. Для этого собирают прибор, состоящий из воронки Бюхнера, колбы Бунзена, предохранительной склянки Вульфа и водоструйного вакуумного насоса (рис. 1.7).

Воронку Бюхнера на резиновой пробке вставляют в колбу Бунзена. На дно воронки кладут два бумажных фильтра, вырезанные из фильтровальной бумаги, диаметр которых примерно на 1 мм меньше внутреннего диаметра воронки. Колбу Бунзена с помощью вакуумной резиновой трубки соединяют с предохранительной склянкой Вульфа, а склянку – с вакуум-насосом. Фильтр должен плотно прилегать к дну воронки, поэтому его перед фильтрованием смачивают дистиллированной водой и включают насос. Вначале наливают большую часть жидкости на фильтр, затем взбалтывают оставшуюся жидкость с осадком и выливают ее на воронку. Фильтрование продол-

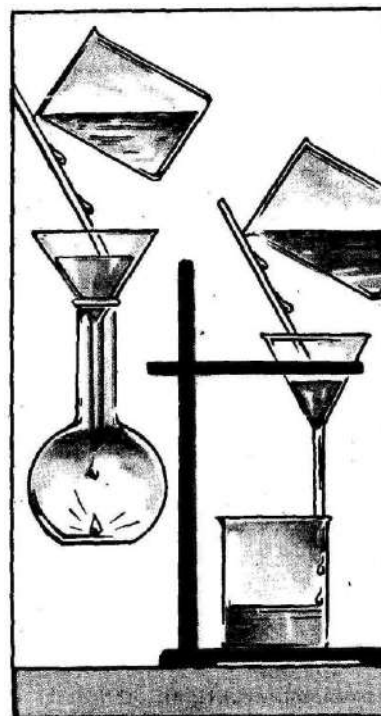




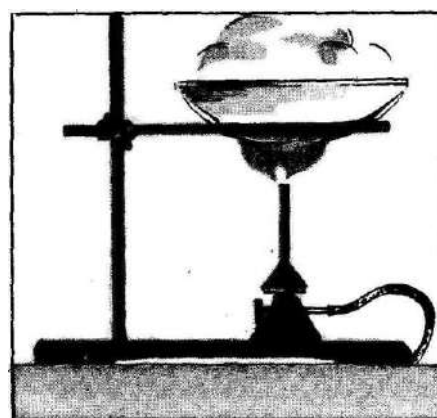
Приготовление фильтра



Фильтрация под вакуумом
(колба Бунзена 1 с воронкой
Бюхнера 2)



Фильтрация при
обычном давлении



Упаривание раствора

Рис. 1.7. Перекристаллизация химических веществ

жают до тех пор, пока жидкость не перестанет капать. Выключают водоструйный насос, предварительно отсоединив колбу Бунзена от предохранительной склянки.

Отфильтрованный раствор в колбе Бунзена не должен доходить до отростка, соединяющего колбу с предохранительной склянкой. Если



фильтрата набралось много, отсоединяют колбу Бунзена от предохранительной склянки и переливают фильтрат в чашку для упаривания. Затем колбу снова соединяют с предохранительной склянкой и продолжают фильтрование.

Чашку с отфильтрованным раствором помещают на кольцо штатива с асбестированной сеткой и нагревают.

Примечание. Асбестированная сетка необходима, иначе чашка может лопнуть.

Упаривание раствора прекращают, когда на стенках чашки появляются кристаллы. После охлаждения чашки выпавшие кристаллы отделяют от раствора на воронке Бюхнера. Воронку Бюхнера вынимают из колбы, переворачивают и легким постукиванием по дну воронки осадок выбивают на лист фильтровальной бумаги. Кристаллы высушивают на воздухе либо в сушильном шкафу.

При работе с прибором для перекристаллизации используют только проверенные колбы Бунзена: колбу закрывают пробкой, заворачивают в полотенце и подсоединяют к водоструйному насосу на 15 – 20 мин; тщательно подбирают резиновую пробку, чтобы достаточно долго сохранить вакуум.

Мытье, сушка и хранение посуды. Выбор метода мытья посуды зависит от свойств загрязняющих веществ. Если посуда загрязнена веществами, растворимыми в воде, то их удаляют с помощью волосяного ерша, стеклянной палочки с резиновым наконечником, промывая водопроводной, лучше горячей водой. Пользоваться ершами нужно осторожно, так как ими можно пробить дно и стенки посуды. После водопроводной воды посуду ополаскивают 3 – 4 раза дистиллированной водой. Чтобы убедиться в чистоте посуды, ее переворачивают. Если вода стекает равномерной пленкой и не образуются отдельные капли на стенках, то посуда вымыта чисто.

Другой метод – очистка посуды растворением загрязнений в органических растворителях или растворах моющих средств. К последним относятся растворы карбоната натрия Na_2CO_3 , гидрокарбоната натрия NaHCO_3 , фосфата натрия Na_3PO_4 . Органическими растворителями могут служить спирт, ацетон, эфир, бензин, бензол и др. Растворитель или моющий раствор наливают в грязную посуду приблизительно на 1/4 ее объема и интенсивно встряхивают. При необходимости используют ерши. Затем посуду многократно промывают водопроводной, 3 – 4 раза дистиллированной водой и проверяют на чистоту, как описано выше.



Химическим методом очистки является мытье посуды растворами азотной, серной, соляной кислот, щелочей. Используют и окислители, например хромовую смесь (смесь в равных объемах насыщенного раствора дихромата (VI) калия $K_2Cr_2O_7$ и концентрированной серной кислоты). В предварительно промытую водой или моющим средством посуду, из которой достаточно полно удалена вода, наливают хромовую смесь на $1/3 - 1/4$ объема посуды. Осторожно вращая, смачивают внутренние стенки посуды, затем выливают хромовую смесь в тот же сосуд, в котором ее хранят. После этого дают постоять 2 – 3 мин и тщательно промывают водопроводной (15 – 20 раз), затем дистиллированной (3 – 4 раза) водой. Обработку посуды хромовой смесью проводят в вытяжном шкафу в защитных перчатках, очках.

Вымытую посуду высушивают на доске с колышками или на решетках при комнатной температуре. Тонкостенную посуду, кроме того, сушат в сушильном шкафу при температуре около $100\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Стекланную посуду хранят в закрытых шкафах, ящиках стола отдельно от фарфоровой посуды и металлических предметов. Пробирки хранят в специальных деревянных и пластмассовых штативах.

Химическая посуда должна быть чистой до и после проведенной работы. Нельзя оставлять после себя грязную посуду на лабораторных столах. Ее следует мыть сразу после исследований. Это неукоснительное требование к химику!



Глава 2

ВВЕДЕНИЕ В КЛАСС НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Важнейшие понятия:

1. Классификация неорганических соединений. Номенклатура неорганических соединений. Оксиды неметаллов, оксиды металлов, амфотерные оксиды, несолеобразующие оксиды. Кислоты, кислотные остатки, основность кислоты, сильные и слабые кислоты. Основания, щелочи, амфотерные гидроксиды, кислотность основания. Соли средние, кислые, основные, двойные. Кристаллогидраты солей.
2. Химические свойства оксидов, кислот, оснований.
3. Способы получения оксидов, кислот, оснований, солей.
4. Ионные реакции. Молекулярная и ионная формы уравнения реакции. Полное и сокращенное ионное уравнение. Реагенты, продукты реакции. Слабый, малодиссоциированный электролит.

2.1. КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И ИХ НОМЕНКЛАТУРА

Классификацию неорганических соединений можно представить схемой (рис. 2.1).

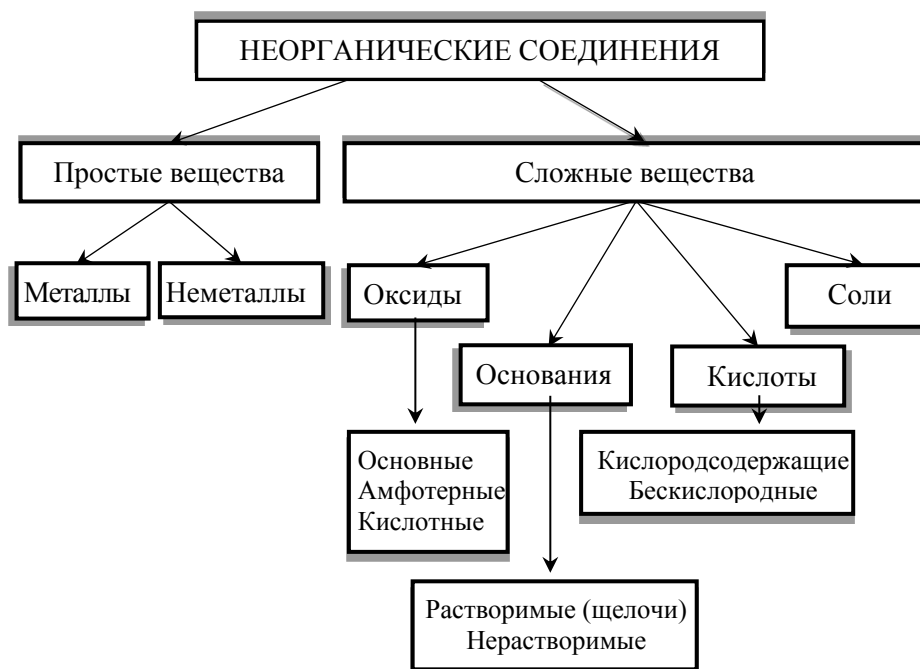


Рис. 2.1. Классификация неорганических соединений



Химические соединения, образованные атомами одного элемента, называются *простыми веществами*; химические соединения, образованные атомами разных элементов, – *сложными веществами*.

Оксиды – соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород. В оксидах кислород имеет степень окисления –2. По правилам международной номенклатуры ИЮПАК названия оксидов составляют из слова «оксид» и русского названия элемента с указанием римской цифрой степени его окисления, например: NO₂ – оксид азота (IV), N₂O₅ – оксид азота (V), FeO – оксид железа (II), Fe₂O₃ – оксид железа (III).

Оксиды неметаллов и некоторых металлов, проявляющих высокие степени окисления (например, Mn⁺⁷, Cr⁺⁶), которым соответствуют кислоты, называются *кислотными оксидами*. *Оксиды металлов*, которым соответствуют основания, называются *основными оксидами*. Оксиды металлов, проявляющие в зависимости от условий основные или кислотные свойства, называются *амфотерными* (от греческого amphoteros – оба) (табл. 2.1).

Таблица 2.1

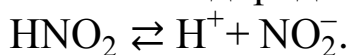
Формулы основных, кислотных и амфотерных оксидов элементов 2 и 3 периодов в состоянии с высшей степенью окисления

Период	Группа						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
2	Li ₂ O Основ- ный	BeO Амфо- терный	B ₂ O ₃ Кислот- ный	CO ₂ Кислот- ный	N ₂ O ₅ Кислот- ный	–	–
3	Na ₂ O Основ- ный	MgO Основ- ный	Al ₂ O ₃ Амфо- терный	SiO ₂ Кислот- ный	P ₂ O ₅ Кислот- ный	SO ₃ Кислот- ный	Cl ₂ O ₇ Кислот- ный

Кислотные, основные и амфотерные оксиды *солеобразующие*. Им соответствуют соли, образующиеся при взаимодействии оксидов с кислотами и щелочами. Оксиды, которым не соответствуют соли, называются *несолеобразующими* (безразличными или индифферентными), например CO, NO, N₂O. Оксидам независимо от их взаимодействия с водой соответствуют кислоты или основания.



Кислотами называют вещества, диссоциирующие в водном растворе с образованием катионов водорода:



Анион, образующийся при диссоциации кислоты, называют *кислотным остатком*. Образование кислот наиболее характерно для неметаллических элементов. При этом существуют кислородсодержащие (например, HNO_2 , H_2SO_4 , HMnO_4) и бескислородные (например, HF , HCl , H_2S) кислоты. Кислотные остатки кислородсодержащих кислот содержат атом неметаллического элемента в положительной степени окисления. Бескислородные кислоты содержат атом неметаллического элемента в отрицательной степени окисления.

В соответствии с рекомендациями ИЮПАК традиционные названия кислородсодержащих кислот элементов в высшей степени окисления составляют из русского названия этого элемента, оканчивающегося на *-ная*, *-евая* или *-овая*, например H_2SO_4 – серная кислота, H_2SiO_3 – кремниевая кислота, HMnO_4 – марганцовая кислота. При меньшей степени окисления элемента, образующего кислоту, название кислоты оканчивается на *-истая*, например H_2SO_3 – сернистая кислота, HNO_2 – азотистая кислота. Если элемент в одной и той же степени окисления образует несколько кислот с разным числом атомов кислорода, то при меньшем числе атомов кислорода добавляется приставка *мета-*, при большем числе – *орто-*, например, H_2SiO_3 – метакремниевая кислота, H_4SiO_4 – ортокремниевая кислота (табл. 2.2).

Названия бескислородных кислот происходят от названия неметаллов с добавлением слова «водородная», например: HF – фтороводородная кислота, HCl – хлороводородная кислота, HI – йодоводородная кислота, HBr – бромоводородная кислота, H_2S – сероводородная кислота, H_2Se – селеноводородная кислота.

Название кислотного остатка составляют из латинского названия неметалла, и оно оканчивается на *-ид*, если кислота бескислородная, на *-ат* – если кислородсодержащая кислота образована неметаллом в высшей степени окисления, и на *-ит* – если кислота образована неметаллом в промежуточной степени окисления.

Использование традиционных названий кислот и их кислотных остатков рекомендовано правилами ИЮПАК для ограниченного числа распространенных кислородсодержащих кислот и их кислотных остатков (табл. 2.2).



**Названия наиболее распространенных кислот
и их кислотных остатков**

Кислота		Кислотный остаток	
Формула	Название	Формула	Название
HF	Фтороводородная (плавиковая)	F ⁻	Фторид-ион
HCl	Хлороводородная (соляная)	Cl ⁻	Хлорид-ион
HBr	Бромоводородная	Br ⁻	Бромид-ион
HI	Иодоводородная	I ⁻	Йодид-ион
HCN	Циановодородная (синильная)	CN ⁻	Цианид-ион
H ₂ S	Сероводородная	HS ⁻	Гидросульфид-ион
		S ²⁻	Сульфид-ион
HMnO ₄	Марганцовая	MnO ₄ ⁻	Перманганат-ион
HNO ₃	Азотная	NO ₃ ⁻	Нитрат-ион
HNO ₂	Азотистая	NO ₂ ⁻	Нитрит-ион
HCIO	Хлорноватистая	ClO ⁻	Гипохлорит-ион
HClO ₂	Хлористая	ClO ₂ ⁻	Хлорит-ион
HClO ₃	Хлорноватая	ClO ₃ ⁻	Хлорат-ион
HClO ₄	Хлорная	ClO ₄ ⁻	Перхлорат-ион
H ₂ SO ₄	Серная	HSO ₄ ⁻	Гидросульфат-ион
		SO ₄ ²⁻	Сульфат-ион
H ₂ SO ₃	Сернистая	HSO ₃ ⁻	Гидросульфит-ион
		SO ₃ ²⁻	Сульфит-ион
H ₂ CO ₃	Угльная	HCO ₃ ⁻	Гидрокарбонат-ион
		CO ₃ ²⁻	Карбонат-ион
H ₂ SiO ₃	Кремниевая (мета)	HSiO ₃ ⁻	Гидросиликат-ион
		SiO ₃ ²⁻	Силикат-ион (мета)
H ₄ SiO ₄	Кремниевая (орто)	SiO ₄ ⁴⁻	Силикат-ион (орто)
H ₂ CrO ₄	Хромовая	HCrO ₄ ⁻	Гидрохромат-ион
		CrO ₄ ²⁻	Хромат-ион
H ₃ PO ₄	Фосфорная (орто)	H ₂ PO ₄ ⁻	Дигидрофосфат-ион
		HPO ₄ ²⁻	Гидрофосфат-ион
		PO ₄ ³⁻	Фосфат-ион (орто)



Основность кислоты определяется числом катионов водорода, способных к отщеплению в водном растворе. Существуют одно- и многоосновные кислоты. К одноосновным относят кислоты: HF, HCl, HI, HBr, HNO₃; к двухосновным – H₂[HPO₃], H₂S, H₂SO₄, H₂CO₃; к трехосновным – H₃PO₄.

Кислоты разделяют на сильные и слабые. *Сильные кислоты* характеризуются большой степенью диссоциации (распад на ионы) и являются сильными электролитами, например HCl, HNO₃, H₂SO₄ и др. Для *слабых кислот* характерна малая степень диссоциации, и они относятся к слабым электролитам, например HF, HNO₂, H₂SO₃, H₂S, HCN и др.

При концентрации вещества в растворе 0,1 М степень диссоциации сильных электролитов составляет $\alpha > 30 \%$, электролитов средней силы – $5\% < \alpha < 30 \%$, слабых электролитов – $\alpha < 5 \%$.

Основаниями называют вещества, диссоциирующие в водных растворах с образованием гидроксид-ионов:



По правилам международной номенклатуры названия оснований составляют из слова «гидроксид» и русского названия металлического элемента с указанием его степени окисления: KOH – гидроксид калия, Fe(OH)₂ – гидроксид железа (II), Fe(OH)₃ – гидроксид железа (III).

Растворимые в воде основания называются *щелочами*. В воде растворяются гидроксиды щелочных металлов (Li, Na, K, Rb, Cs) и щелочноземельных металлов (Ca, Sr, Ba). В растворах щелочей достаточно высокая концентрация гидроксид-ионов OH⁻, поэтому они относятся к сильным электролитам и сильным основаниям, например LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂.

Гидроксид магния малорастворимое основание, гидроксиды остальных металлов не растворяются в воде. Гидроксиды, которые в зависимости от условий проявляют основные или кислотные свойства, называются *амфотерными*. Ими являются Al(OH)₃, Cr(OH)₃, Zn(OH)₂, Be(OH)₂, Pb(OH)₂.

Кислотность основания определяется числом гидроксид-анионов в формуле основания. Существуют одно- и многокислотные основания. Например, NaOH – однокислотное основание, Ba(OH)₂ – двухкислотное основание, Al(OH)₃ – трехкислотное основание.



Солями называют вещества, диссоциирующие в водном растворе на катионы металла (или аммония NH_4^+) и анионы кислотного остатка. Водные растворы солей являются сильными электролитами.

В зависимости от состава различают средние (нормальные), кислые, основные соли, а также двойные соли и кристаллогидраты солей.

Соли, как и кислоты, имеют традиционные названия. По рекомендации ИЮПАК они используются для ограниченного числа распространенных солей. Названия средних солей составляют из традиционного названия аниона в именительном падеже и названия катиона в родительном падеже. Если один и тот же металлический элемент проявляет различную степень окисления, то ее указывают римской цифрой в скобках после названия металла, например: FeSO_4 – сульфат железа (II), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат железа (III).

В названиях кислых солей используется приставка *гидро-*, указывающая на наличие атомов водорода в анионе (*гидро-*, *дигидро-*). Например: Na_2HPO_4 – гидрофосфат натрия, NaH_2PO_4 – дигидрофосфат натрия. В названиях основных солей используется приставка *гидроксо-*, например: FeOHCl_2 – гидроксохлорид железа (III), $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – дигидроксохлорид железа (III).

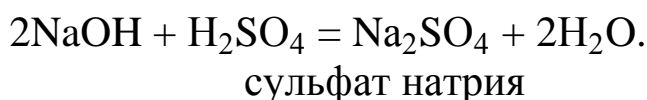
Наряду с традиционными названиями солей используют их систематические названия, полностью отражающие состав химического соединения (табл. 2.3).

Таблица 2.3

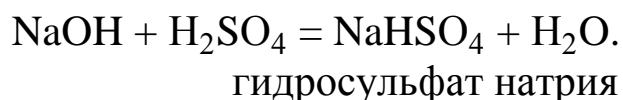
Традиционные и систематические названия солей

Формула	Традиционное название	Систематическое название
NaClO	Гипохлорит натрия	Оксохлорат (I) натрия
KMnO_4	Перманганат калия	Тетраоксоманганат (VII) калия
$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	Нитрат цинка	Триоксонитрат (V) цинка
$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	Сульфат хрома (III)	Тетраоксосульфат (VI) хрома (III)
$\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$	Фосфат бария	Тетраоксофосфат (V) бария

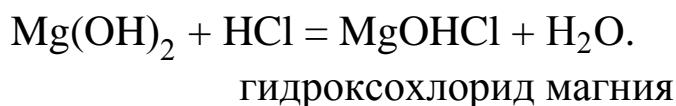
Средние соли получают при полной нейтрализации кислоты основанием:



Кислые соли получают при недостатке основания в реакции нейтрализации:

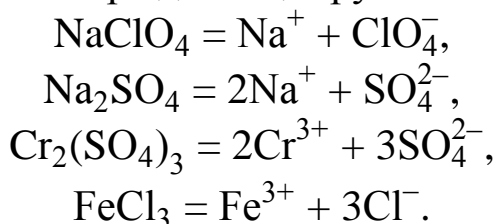


Основные соли получают при недостатке кислоты в реакции нейтрализации:

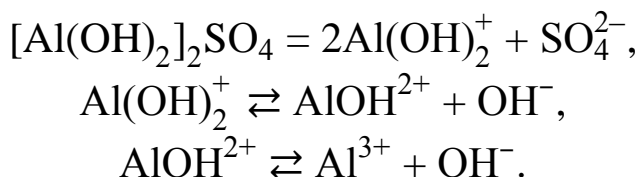
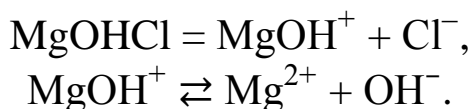
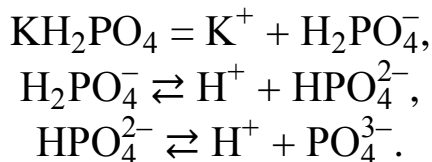
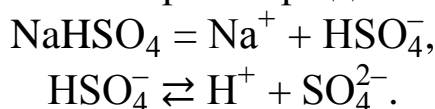


В зависимости от типа солей диссоциация в водных растворах протекает полностью или ступенчато.

Средние соли в растворе диссоциируют полностью:



Кислые и основные соли в растворе диссоциируют ступенчато:



Двойные соли содержат анионы одного и того же кислотного остатка и катионы разных металлов:

$\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ – доломит;
 $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ – сильвинит.

Традиционные названия двойных солей составляют из названия аниона в именительном падеже и названия катионов в родительном падеже:



$\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ – карбонат магния-кальция;

$\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ – хлорид натрия-калия.

Кристаллогидраты солей содержат в своем составе определенное число молей кристаллизационной воды:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – медный купорос;

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – железный купорос;

$\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – железоаммонийные квасцы.

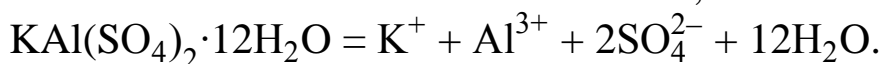
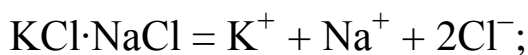
Названия кристаллогидратов солей состоят из слова «гидрат» (с приставкой, соответствующей числу молей воды) и традиционного или систематического названия соли:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – пентагидрат сульфата меди (II);

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – гептагидрат сульфата железа (II);

$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – додекагидрат сульфата железа (II)-аммония.

Двойные соли и кристаллогидраты в растворе диссоциируют полностью:



2.2. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ, КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ, СОЛЕЙ

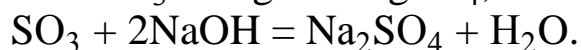
Оксиды проявляют кислотные и основные свойства при взаимодействии с химическими веществами, обладающими противоположными свойствами.

Большинство кислотных оксидов взаимодействуют:

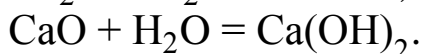
– с водой, образуя кислоту:



– с основными оксидами и щелочами, образуя соль:

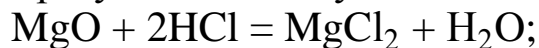


Основные оксиды щелочных и щелочно-земельных металлов взаимодействуют с водой, образуя щелочи:

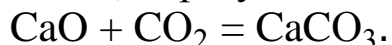


Основные оксиды взаимодействуют:

– с кислотами, образуя соль и воду:

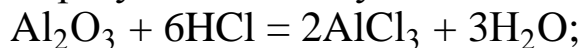


– с кислотными оксидами, образуя соль:

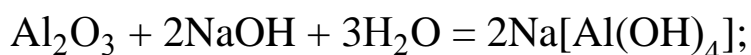


Амфотерные оксиды в воде не растворяются. Они взаимодействуют:

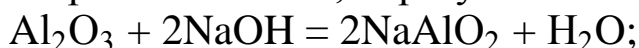
– с кислотами, образуя соль и воду:



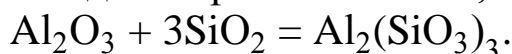
– с растворами щелочей при нагревании, образуя комплексное соединение:



– со щелочами при сплавлении, образуя соль:

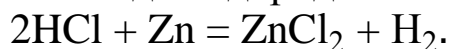


– с кислотными оксидами при сплавлении, образуя соль:

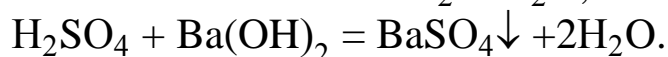
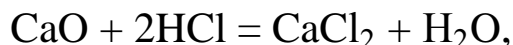


Кислоты обладают свойствами, которые проявляются в кислом вкусе, способности проводить электрический ток, изменять цвет индикаторов. Например, лакмус в растворах кислот окрашивается в красный цвет. Кроме того, за счет катионов водорода H^+ кислоты участвуют в окислительно-восстановительных и кислотно-основных взаимодействиях.

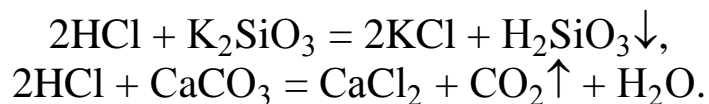
Кислоты HCl , H_2SO_4 (разб.) взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода:



Кислоты взаимодействуют с основными оксидами и основаниями, образуя соль и воду:

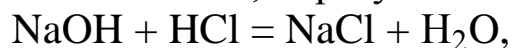


Кислоты взаимодействуют с солями, если в результате реакции образуется вещество в виде осадка, газа или малодиссоциированного продукта:



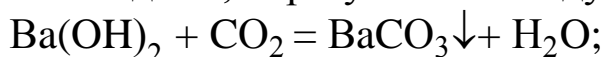
Растворимые в воде *основания* мыльные на ощупь, проводят электрический ток, изменяют цвет индикаторов. Лакмус в растворах щелочей окрашивается в синий цвет.

Основания проявляют характерные для них химические свойства. Они взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду:

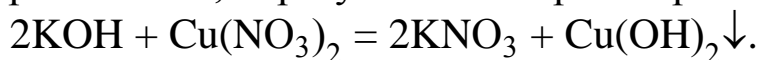


Щелочи взаимодействуют:

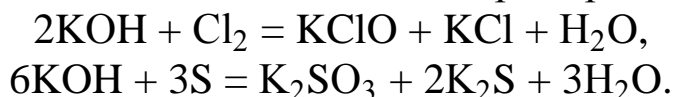
– с кислотными оксидами, образуя соль и воду:



– с растворами солей, образуя соль и нерастворимое основание:



Характерной особенностью щелочей является их взаимодействие с простыми веществами – неметаллами, например с галогенами, серой:

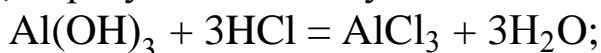


Нерастворимые основания при нагревании разлагаются на оксид и воду:

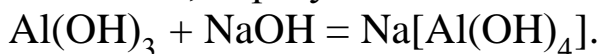


Амфотерные гидроксиды взаимодействуют:

– с кислотами, образуя соль и воду:

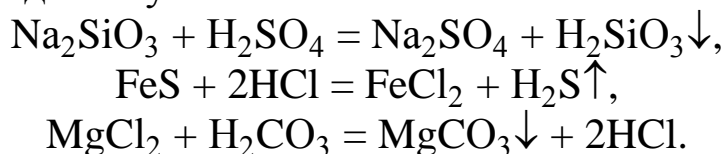


– с растворами щелочей, образуя комплексное соединение:



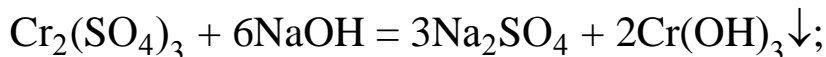
Соли взаимодействуют с кислотами и щелочами, а также между собой, если в результате реакции образуется вещество в виде осадка, газа или малодиссоциированного продукта. Кроме того, растворы солей взаимодействуют с металлами, а кристаллы солей разлагаются при прокаливании.

Соли взаимодействуют с кислотами:

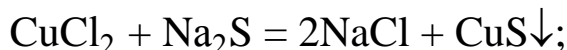


Растворы солей взаимодействуют

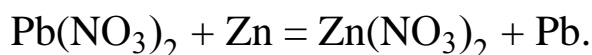
– со щелочами:



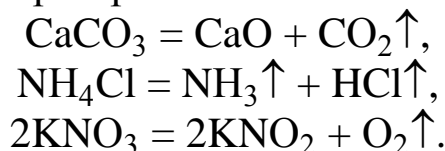
– между собой:



– с металлами:



Соли разлагаются при прокаливании:



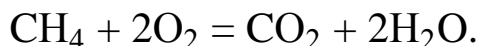
2.3. ОСНОВНЫЕ СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ ОКСИДОВ, КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ, СОЛЕЙ

К способам получения *оксидов* относятся:

1) Взаимодействие простых веществ с кислородом:



2) Горение сложных веществ, например



3) Разложение солей, оснований и кислот при нагревании:

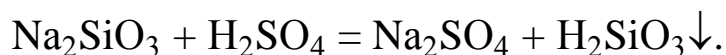


Способами получения *кислот* являются:

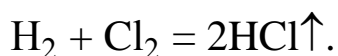
1) Взаимодействие оксидов неметаллов с водой (за исключением SiO_2):



2) Взаимодействие кислот с солями, образованными слабой кислотой:



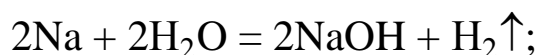
3) Взаимодействие неметаллов с водородом с последующим растворением водородного соединения в воде:



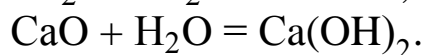
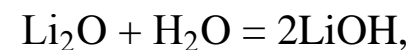
При получении *оснований* разделяют:

1) Получение растворимых оснований:

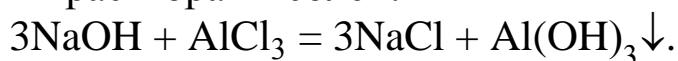
– взаимодействие щелочных и щелочно-земельных металлов с водой:



– взаимодействие оксидов щелочных и щелочно-земельных металлов с водой:

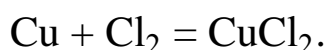
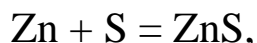


2) Получение нерастворимых оснований взаимодействием щелочей с водными растворами солей:

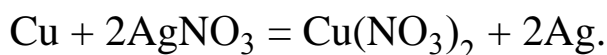
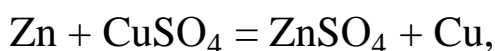
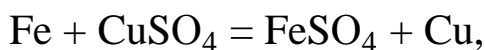


Соли являются продуктом взаимодействия неорганических соединений противоположных свойств между собой. К образованию соли приводят:

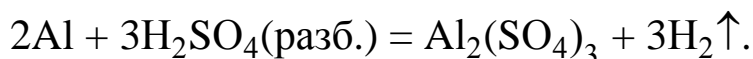
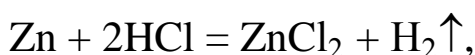
1) Взаимодействие металлов с неметаллами:



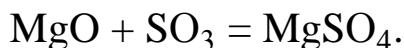
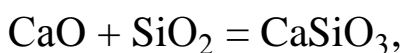
2) Взаимодействие металлов с растворами солей менее активного металла:



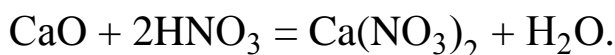
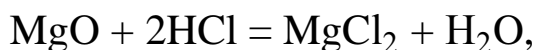
3) Взаимодействие металлов с кислотами:



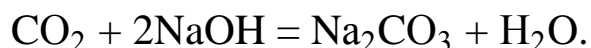
4) Взаимодействие основных оксидов с кислотными оксидами:



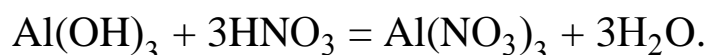
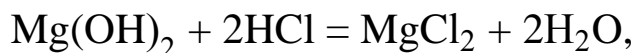
5) Взаимодействие основных оксидов с кислотами:



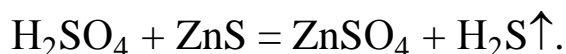
6) Взаимодействие кислотных оксидов со щелочами:



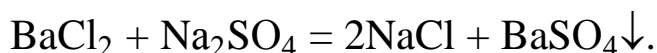
7) Взаимодействие оснований с кислотами:



8) Взаимодействие кислот с солями более слабой кислоты:



9) Взаимодействие растворов двух солей с образованием нерастворимой соли:



2.4. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

Химические реакции условно разделяют на реакции с изменением и без изменения степени окисления элементов. Реакции без изменения степени окисления преимущественно протекают в газовых и жидких растворах с участием ионов.

В водном растворе вещества (электролиты) диссоциируют на ионы. Реакции между ионами называют *ионными реакциями*. Ионные реакции протекают в прямом направлении при условии образования газа, осадка или слабого (малодиссоциированного) электролита. Обязательным условием протекания реакции ионного обмена является $\Delta G < 0$. Реакции ионного обмена отражают двумя формами химических уравнений – молекулярной и ионной (полной и сокращенной). Сильные электролиты (соли, сильные кислоты, сильные основания) записывают в ионных уравнениях в виде ионов, на которые они диссоциируют. Нерастворимые в воде вещества, растворимые, но слабые электролиты, неэлектролиты (оксиды, газообразные вещества) включают в уравнения реакций в виде молекул. Агрегатные состояния веществ указывают рядом с их формулами в скобках: *твердое* (т) или *кристаллическое* (к), *жидкое* (ж), *газообразное* (г). При указании растворенного вещества используют запись (р), например NaCl(р).

Примеры, демонстрирующие условия протекания ионных реакций:

1) Реакции, протекающие с *образованием осадка*:

$\text{AgNO}_3(\text{р}) + \text{NaCl}(\text{р}) = \text{NaNO}_3(\text{р}) + \text{AgCl}(\text{к})$ (молекулярное уравнение),

$\text{Ag}^+(\text{р}) + \text{NO}_3^-(\text{р}) + \text{Na}^+(\text{р}) + \text{Cl}^-(\text{р}) = \text{Na}^+(\text{р}) + \text{NO}_3^-(\text{р}) + \text{AgCl}(\text{к})$ (полное ионное уравнение),

$\text{Ag}^+(\text{р}) + \text{Cl}^-(\text{р}) = \text{AgCl}(\text{к})$ (сокращенное ионное уравнение).

Сокращенное ионное уравнение отражает сущность химической реакции, заключающейся во взаимодействии ионов Ag^+ и Cl^- и образовании нерастворимого вещества AgCl.

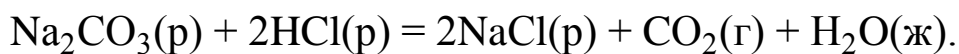
Для термодинамического обоснования протекания реакции рассчитывают стандартную энергию Гиббса химической реакции, используя стандартные энергии Гиббса образования ($\Delta G_{\text{обр}}^0$ 298) ионов $\text{Ag}^+(\text{р})$, $\text{Cl}^-(\text{р})$ и вещества AgCl(к):

$\text{Ag}^+(\text{р}) + \text{Cl}^-(\text{р}) = \text{AgCl}(\text{к}), \Delta G_{\text{реакц } 298}^0 = -55,52 \text{ кДж.}$

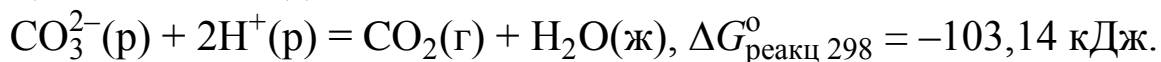


Значение $\Delta G_{\text{реакц}}^{\circ} < 0$ свидетельствует о смещении химического равновесия в сторону образования хлорида серебра.

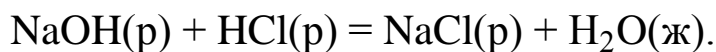
2) Реакции, протекающие с образованием газообразного вещества:



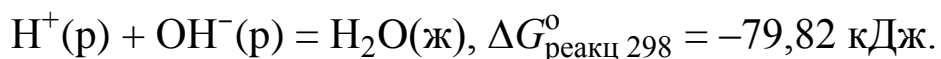
Сокращенное ионное уравнение отражает сущность химической реакции и имеет вид



3) Реакции, протекающие с образованием слабого (малодиссоциированного) электролита, например реакция нейтрализации



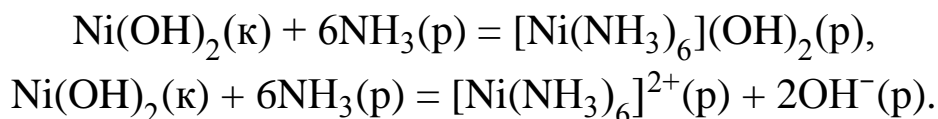
Сущность реакции нейтрализации отражается сокращенным ионным уравнением между ионами водорода и гидроксид-ионами:



Из рассчитанного значения стандартной энергии Гиббса реакции $\Delta G_{\text{реакц}}^{\circ} < 0$ следует, что химическое равновесие смещено в прямом направлении.

Реакции нейтрализации между сильными основаниями и кислотами протекают аналогично рассмотренному процессу. При этом значение стандартной энергии Гиббса для реакций такого типа одинаково.

Реакции комплексообразования также относят к реакциям образования малодиссоциированных электролитов, например

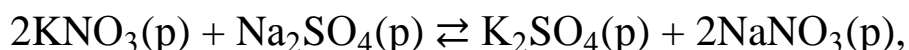


Продуктом взаимодействия гидроксида никеля (II) и раствора аммиака является малодиссоциированный комплексный ион $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$. Константа устойчивости комплекса $K_{\text{уст}} = 1,02 \cdot 10^8$. Таким образом, в

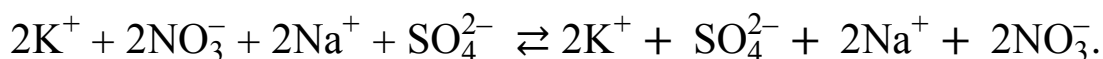


данном процессе выполняется условие практически необратимости его протекания, а именно образование устойчивого малодиссоциированного комплексного иона.

4) *Реакция ионного обмена не протекает*, если при смешивании водных растворов веществ не образуется газ, осадок или слабый (малодиссоциированный) электролит. К примеру, при смешивании полностью диссоциированных на ионы двух солей KNO_3 и Na_2SO_4 образуются растворимые продукты реакции, что отражается как *молекулярным уравнением*



так и *полным ионным уравнением*



Левая и правая части уравнения содержат одни и те же ионы, что свидетельствует о невозможности протекания реакции ионного обмена в растворе солей KNO_3 и Na_2SO_4 .

2.5. ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАНИЙ

Пример 1. Составьте формулы оксидов элементов 2 и 3 периодов при условии, что элементы находятся в состоянии с высшей степенью окисления.

Решение. В состав оксидов входят атомы *s*- и *p*-элементов соответствующего периода и атомы кислорода. Высшая положительная степень окисления *s*- или *p*-элемента численно совпадает с номером группы периодической таблицы, в которой находится элемент. Например, у азота она равна +5, так как азот – элемент V группы. Степень окисления кислорода в оксидах равна –2. Находят наименьшее общее кратное чисел 5 и 2, которое равно 10. Поделив наименьшее общее кратное на число 5, находят индекс для азота – он равен 2. Поделив наименьшее общее кратное на число 2, находят индекс для кислорода – он равен 5. Составляют формулу оксида азота (V) в виде N_2O_5 . Эта формула отвечает условию, по которому сумма степеней окисления атомов всех элементов в соединении равна нулю.



Формулы оксидов элементов 2 и 3 периодов в состоянии с высшей степенью окисления представлены в табл. 2.1.

Пример 2. Напишите формулы оксида серы (IV), оксида серы (VI), оксида железа (II), оксида железа (III).

Решение. Один и тот же элемент может проявлять разные степени окисления и образовывать несколько оксидов. Чтобы их различить, при написании названия оксида в скобках указывают римской цифрой степень окисления элемента. Значит, оксид серы (IV) – SO_2 , оксид серы (VI) – SO_3 , оксид железа (II) – FeO , оксид железа (III) – Fe_2O_3 .

Пример 3. Напишите формулы сульфата хрома (III) и сульфата хрома (II); хлорида меди (II) и хлорида меди (I); сульфита железа (III) и сульфита железа (II).

Решение. В состав солей входят катионы металла и анионы кислотного остатка. При написании формулы соли учитывают положительный заряд катиона металла и отрицательный заряд аниона кислотного остатка. При этом сумма положительных и отрицательных зарядов всех катионов и анионов должна быть равной нулю.

Сульфатами называют соли серной кислоты, которые содержат в своем составе сульфат-ионы SO_4^{2-} (см. табл. 2.2). В названии «сульфат хрома (III)» римской цифрой (III) указан заряд катиона хрома, равный $3+$. Заряд кислотного остатка SO_4^{2-} равен $2-$. Соблюдая условие равенства числа положительных зарядов числу отрицательных зарядов, составляют формулу соли: $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$. В отличие от сульфата хрома (III) в сульфате хрома (II) заряд катиона хрома равен $2+$. Отсюда формула соли: CrSO_4 .

Хлоридами называют соли хлороводородной кислоты, в состав которых входят хлорид-ионы Cl^- (см. табл. 2.2). В хлориде меди (II) заряд катиона меди указан римской цифрой (II) и равен $2+$. Заряд кислотного остатка Cl^- равен $1-$. Равенство числа положительных и числа отрицательных зарядов ионов соблюдается в формуле соли CuCl_2 . В отличие от хлорида меди (II) в хлориде меди (I) заряд катиона меди равен $1+$. Отсюда формула соли CuCl , в которой сумма положительного заряда катиона и отрицательного заряда аниона равна нулю.

Сульфитами называют соли сернистой кислоты, в состав которых входят сульфит-ионы SO_3^{2-} (см. табл. 2.2). В сульфите железа (III) заряд



катиона железа указан римской цифрой (III) и равен 3+. Заряд кислотного остатка SO_3^{2-} равен 2-. Соблюдая условие, что сумма зарядов катионов железа и сульфит-ионов должна быть равной нулю, составляют формулу соли: $\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$. В сульфите железа (II) заряд катиона железа равен 2+. С учетом заряда кислотного остатка (2-) составляют формулу соли: FeSO_3 .

Пример 4. Напишите формулы гидроксида меди (I) и гидроксида меди (II).

Решение. Гидроксиды металлов состоят из катиона металла и гидроксид-ионов OH^- , заряд которых равен 1-. В гидроксиде металла сумма зарядов катиона и всех гидроксид-ионов должна быть равной нулю.

При написании формулы гидроксида меди (I) учитывают заряд катиона меди 1+, указанный римской цифрой (I). Для того чтобы сумма зарядов катиона меди (I) и гидроксид-иона была равна нулю, следует написать формулу гидроксида в виде CuOH . В гидроксиде меди (II) заряд катиона меди равен 2+, заряд гидроксид-иона равен 1-. Сумма зарядов катиона меди и гидроксид-ионов будет равна нулю в гидроксиде, формула которого $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Пример 5. Назовите соединения: NaNO_3 , KNO_2 , Ag_2S , CuCl , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, FeCO_3 .

Решение. При составлении традиционных названий солей придерживаются правил наименования солей с использованием названий кислотных остатков (см. табл. 2.2). Названия представленных солей следующие:

NaNO_3 – нитрат натрия;

KNO_2 – нитрит калия;

Ag_2S – сульфид серебра (I);

CuCl – хлорид меди (I);

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ – фосфат кальция;

FeCO_3 – карбонат железа (II).

Степени окисления s-элементов главных подгрупп I и II групп в названиях солей не указывают, так как они проявляют единственную положительную степень окисления, равную номеру группы.

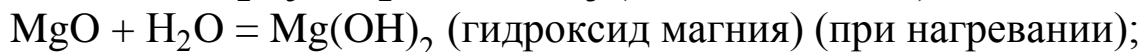
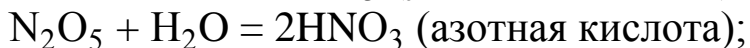
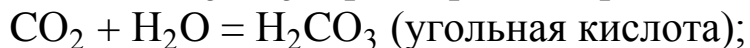


Пример 6. Составьте уравнения взаимодействия с водой оксидов элементов второго и третьего периодов.

Решение

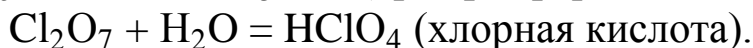
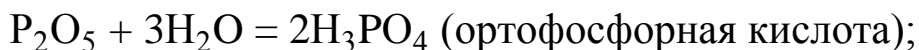


BeO – амфотерный оксид, с водой не взаимодействует, однако ему соответствует основание — гидроксид бериллия $\text{Be}(\text{OH})_2$;



Al_2O_3 – амфотерный оксид, с водой не взаимодействует, однако ему соответствует основание – гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$;

SiO_2 – кислотный оксид, с водой не взаимодействует, однако ему соответствуют кислоты: ортокремниевая H_4SiO_4 и метакремниевая H_2SiO_3 ;

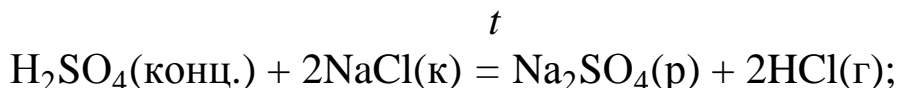


Примечание. Оксидам CO , N_2O , NO не соответствуют ни кислоты, ни основания.

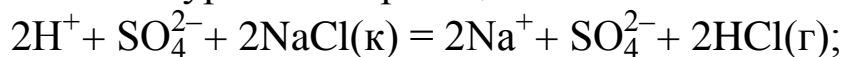
Пример 7. С какими из приведенных веществ: H_3PO_4 , $\text{NaCl}(\text{к})$, CO_2 , BaSO_4 , Fe_2O_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, N_2O_5 возможно взаимодействие серной кислоты? При ответе составьте молекулярные и полные ионные уравнения реакций. Сущность реакций покажите сокращенными ионными уравнениями. При необходимости используйте табл. ПЗ растворимости некоторых неорганических веществ в воде.

Решение. Взаимодействие серной кислоты возможно: а) с кристаллами соли хлорида натрия; б) с оксидом железа (III); в) с амфотерным гидроксидом алюминия.

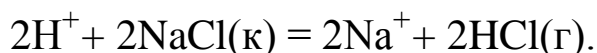
а) Молекулярное уравнение реакции взаимодействия кислоты с кристаллами соли:



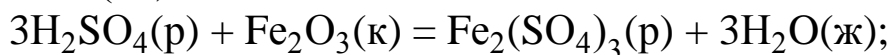
– полное ионное уравнение реакции:



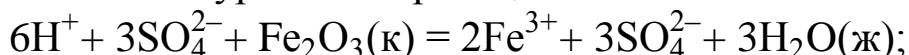
– сокращенное ионное уравнение реакции отражает сущность химической реакции, которая заключается во взаимодействии катионов водорода H^+ с кристаллическим хлоридом натрия с образованием газообразного вещества HCl :



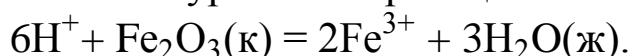
б) Молекулярное уравнение реакции взаимодействия кислоты с оксидом железа (III):



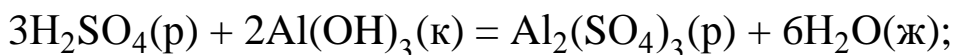
– полное ионное уравнение реакции:



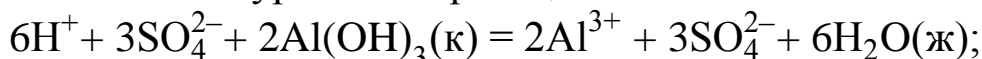
– сокращенное ионное уравнение реакции:



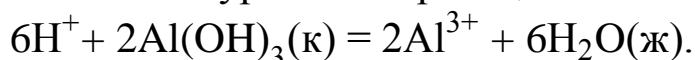
в) Молекулярное уравнение реакции взаимодействия кислоты с гидроксидом алюминия:



– полное ионное уравнение реакции:



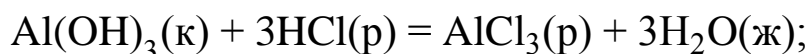
– сокращенное ионное уравнение реакции:



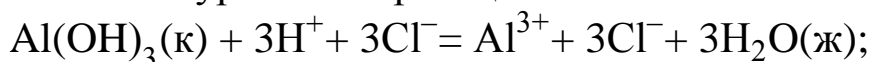
Пример 8. С какими из приведенных веществ: HCl , $NaOH$, $AlCl_3$, $CuSO_4$, Fe_2O_3 , $BaSO_4$, HNO_3 возможно взаимодействие гидроксида алюминия? При ответе составьте молекулярные и полные ионные уравнения реакций. Сущность реакций покажите сокращенными ионными уравнениями. При необходимости используйте табл. ПЗ растворимости некоторых неорганических веществ в воде.

Решение. Взаимодействие амфотерного гидроксида алюминия возможно: а) с соляной кислотой; б) с раствором гидроксида натрия; в) с азотной кислотой.

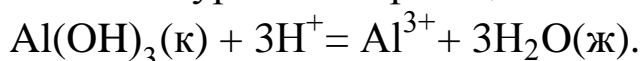
а) Молекулярное уравнение взаимодействия гидроксида алюминия с соляной кислотой:



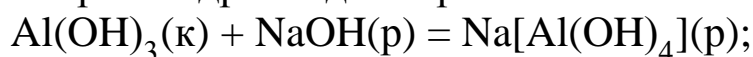
– полное ионное уравнение реакции:



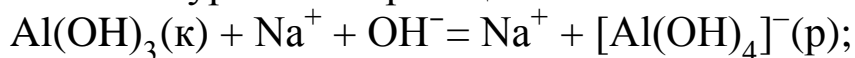
– сокращенное ионное уравнение реакции:



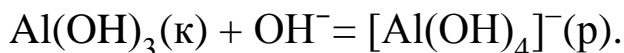
б) Молекулярное уравнение реакции взаимодействия гидроксида алюминия с раствором гидроксида натрия:



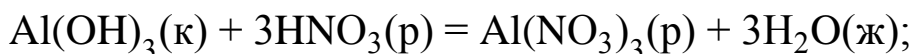
– полное ионное уравнение реакции:



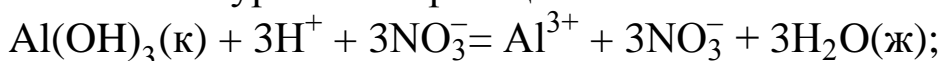
– сокращенное ионное уравнение отражает сущность реакции – образование малодиссоциированного комплекса $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$:



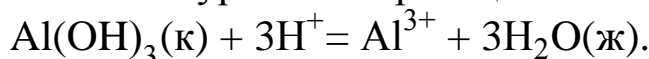
в) Молекулярное уравнение взаимодействия гидроксида алюминия с азотной кислотой:



– полное ионное уравнение реакции:



– сокращенное ионное уравнение реакции:

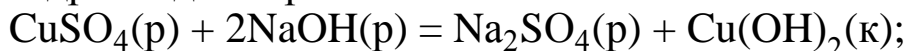


Пример 9. С какими из следующих веществ: BaSO_4 , HCl , FeO , CO_2 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, NaOH , Na_3PO_4 возможно взаимодействие сульфата меди (II)? При ответе составьте молекулярные и полные ионные уравнения реакций. Сущность реакций покажите сокращенными ионными уравнениями. При необходимости используйте табл. ПЗ растворимости некоторых неорганических веществ в воде.

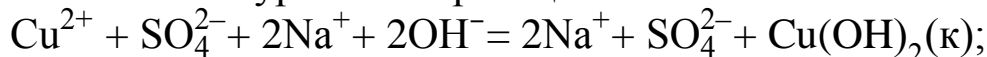
Решение. Взаимодействие раствора сульфата меди (II) возможно:

а) с раствором гидроксида натрия; б) с раствором фосфата натрия.

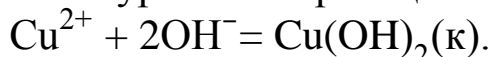
а) Молекулярное уравнение взаимодействия сульфата меди (II) с раствором гидроксида натрия:



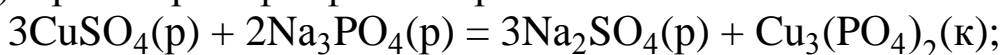
– полное ионное уравнение реакции:



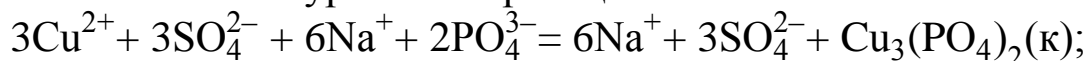
– сокращенное ионное уравнение реакции:



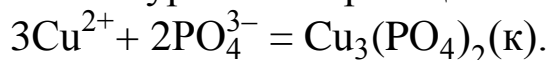
б) Молекулярное уравнение реакции взаимодействия сульфата меди (II) с раствором фосфата натрия:



– полное ионное уравнение реакции:



– сокращенное ионное уравнение реакции:



2.6. ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Составьте формулы оксидов марганца и дайте им названия, если степени окисления марганца: +2, +3, +4, +6, +7.
2. Составьте формулы оксидов азота и дайте им названия, если степени окисления азота: +2, +4, +5.
3. Атомы каких элементов образуют основные оксиды, а каких – кислотные оксиды? Приведите уравнения реакций, подтверждающих основные свойства оксида бария, кислотные свойства оксида фосфора (V).
4. Составьте формулы гидроксидов кобальта и дайте им названия, если степени окисления кобальта: +2, +3.
5. Составьте формулы гидроксидов (оснований и кислот), соответствующих оксиду натрия, оксиду кальция, оксиду хрома (VI), оксиду азота (V), и приведите их названия.
6. С какими из приведенных веществ: Li_2O , SO_3 , CaO , H_2SO_4 , LiOH , CuO , ZnO , NaCl , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, N_2O_5 возможно взаимодействие раствора гидроксида натрия? При ответе составьте молекулярные и полные ионные уравнения реакций. Сущность реакций покажите сокращенными ионными уравнениями. При необходимости используйте табл. ПЗ растворимости некоторых неорганических веществ в воде.
7. Приведите формулы и традиционные названия известных Вам кислот азота и их кислотных остатков.
8. Приведите формулы и традиционные названия известных Вам кислот хлора и их кислотных остатков.
9. В каком случае название кислотного остатка оканчивается на *-ид*, *-ат* и на *-ит*. Ответ продемонстрируйте на примерах кислот серы и их кислотных остатков.
10. Возможно ли получить метакремниевую кислоту, используя раствор силиката натрия и углекислый газ? Подтвердите ответ соответствующими уравнениями реакций. Предложите способ получения углекислого газа в лаборатории.
11. С какими из приведенных веществ: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, KNO_3 , Al_2O_3 , SO_3 , AgNO_3 , NO , NO_2 , H_2SO_4 возможно взаимодействие соляной кислоты? При ответе составьте молекулярные и полные ионные уравнения реакций. Сущность реакций покажите сокращенными



ионными уравнениями. При необходимости используйте табл. ПЗ растворимости некоторых неорганических веществ в воде.

12. Какие газообразные вещества образуются при действии соляной кислоты на карбонат кальция, на цинк? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
13. Приведите уравнения реакций получения основных солей при взаимодействии гидроксида железа (III) и азотной кислоты. Как называются эти соли?
14. Приведите уравнения реакций получения кислых солей при взаимодействии ортофосфорной кислоты и гидроксида натрия. Как называются эти соли?
15. Приведите уравнения реакций получения сульфата бария, хлорида свинца (II), карбоната кальция, фосфата хрома (III). Покажите сущность этих реакций записью сокращенных ионных уравнений.
16. Разделите на основные классы неорганических соединений следующие вещества: $\text{Mn}(\text{OH})_2$, MnO , H_3AsO_4 , AlOHCl_2 , KH_2PO_4 , CuOH . Приведите названия этих соединений.
17. Составьте уравнения диссоциации BaOHCl , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 и назовите эти соли.
18. Составьте уравнения электролитической диссоциации следующих соединений: HClO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2S , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, NaOH , HCl . Назовите каждое из приведенных соединений.
19. Составьте молекулярные и полные ионные уравнения реакций между растворами: а) гидроксида калия и серной кислоты; б) нитрата серебра и бромида натрия; в) сульфата никеля и нитрата бария. Покажите сущность этих реакций записью сокращенных ионных уравнений. Растворимость некоторых неорганических веществ в воде приведена в табл. ПЗ.
20. Составьте молекулярные и полные ионные уравнения реакций между: а) раствором силиката натрия и соляной кислотой; б) сульфидом цинка и серной кислотой; в) раствором карбоната натрия и нитратом бария; г) кристаллами карбоната натрия и соляной кислотой; д) раствором нитрата серебра (I) и цинком. Покажите сущность реакций сокращенными ионными уравнениями реакций. Растворимость некоторых неорганических веществ в воде приведена в табл. ПЗ.



21. Напишите уравнения реакций, на основании которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$.
22. Напишите уравнения реакций, на основании которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.
23. Предложите реакции с использованием оксида фосфора (V) для осуществления следующих превращений:
оксид \rightarrow кислота \rightarrow кислая соль \rightarrow средняя соль.
24. Предложите реакции с использованием оксида цинка для осуществления следующих превращений:
оксид \rightarrow средняя соль \rightarrow основание \rightarrow основная соль \rightarrow средняя соль.
25. Напишите уравнения реакций, на основании которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2$.
26. Напишите уравнения реакций, на основании которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{P} \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
27. Напишите уравнения реакций, на основании которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$.
28. Напишите уравнения реакций, на основании которых можно осуществить следующие превращения:
олово \rightarrow хлорид олова (II) \rightarrow гидроксохлорид олова (II) \rightarrow гидроксид олова (II) \rightarrow нитрат олова (II).
29. Напишите уравнения реакций, на основании которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuSO}_4$.
30. Напишите уравнения реакций, на основании которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{KHS} \rightarrow \text{K}_2\text{S}$.



2.7. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

Получение оксидов, кислот, оснований и солей в лабораторных условиях

Цель работы: изучение некоторых способов получения оксидов, кислот, оснований и солей в лабораторных условиях, а также проведение реакций, подтверждающих химические свойства веществ.

Оборудование и реактивы: газовая горелка, штатив, держатель, газоотводные трубки, пробирки, химические стаканы, пипетки, стеклянные палочки, растворы кислот, оснований, солей, индикаторы.

Опыт 1. Получение основного оксида и его взаимодействие с водой.

На дно пробирки с газоотводной трубкой насыпьте карбонат кальция CaCO_3 . Укрепите пробирку в штативе и прокалите в пламени горелки. Газообразный продукт отведите в стакан с водой и сохраните для следующего опыта. Охладите пробирку и ее содержимое растворите в воде. Проверьте среду полученного раствора в пробирке индикатором – фенолфталеином.

На основании проделанного опыта:

- 1) Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций.
- 2) Сделайте вывод о том, какими свойствами – кислотными или основными – обладает полученный оксид кальция CaO .

Опыт 2. Получение кислотного оксида и его взаимодействие с водой.

В стакан с растворенным в воде газообразным продуктом, полученным при разложении карбоната кальция CaCO_3 в предыдущем опыте 1, внесите несколько капель индикатора – лакмуса и установите среду раствора.

На основании проделанного опыта подтвердите уравнением реакции химические (кислотные или основные) свойства полученного оксида углерода (IV) CO_2 .

Опыт 3. Получение метакремниевой кислоты в виде геля.

Пипеткой заполните пробирку на 1/4 объема концентрированным раствором силиката натрия Na_2SiO_3 (растворимого стекла). Затем, перемешивая стеклянной палочкой, прилейте раствор соляной кислоты HCl . Пробирку с содержимым поставьте в штатив и наблюдайте образование студенистого осадка.

На основании проделанного опыта:

1) Составьте молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения реакции.

Примечание. Формула метакремниевой кислоты H_2SiO_3 условная. В действительности состав кремниевых кислот сложный и выражается общей формулой $\text{SiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$.

2) Объясните результат опыта.

Опыт 4. Получение и термическое разложение гидроксида меди (II).

Пипеткой заполните пробирку на 1/4 объема раствором соли меди (II), например CuSO_4 , и прилейте раствор щелочи до образования густого осадка гидроксида меди (II). Отметьте цвет осадка $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Поместив пробирку в держатель, осторожно нагрейте содержимое. Наблюдайте за изменением цвета осадка.

На основании проделанного опыта:

1) Составьте молекулярные, полное и сокращенное ионные уравнения реакций.

2) Сделайте вывод о разложении $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Опыт 5. Получение амфотерных оснований и их кислотно-основные свойства.

Пипеткой заполните пробирку на 1/4 объема раствором соли алюминия (например, AlCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ или $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$). Другой пипеткой к раствору соли прилейте водный раствор аммиака ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) до образования осадка. Полученный осадок разделите на две пробирки. В одну из них при взбалтывании прибавьте разбавленный раствор соляной кислоты HCl до полного растворения осадка, во вторую – концентрированный раствор щелочи, также до полного растворения осадка. Отметьте наличие или отсутствие окраски у соединений алюминия.

На основании проделанного опыта:

1) Составьте молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций.

2) Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Повторите предыдущий опыт, используя соль хрома (III), например CrCl_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ или $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$. Прилейте в раствор соли разбавленный раствор щелочи (NaOH или KOH) до образования осадка.



Полученный осадок разделите на две пробирки. В одну из них при взбалтывании прибавьте разбавленный раствор соляной кислоты HCl до полного растворения осадка, во вторую – концентрированный раствор щелочи, также до полного растворения осадка. Отметьте окраску используемого для опыта раствора соли и продуктов реакций.

На основании проделанного опыта:

- 1) Составьте молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций.
- 2) Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида хрома (III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

Опыт 6. Получение солей реакцией обмена.

Возьмите две пробирки. Одну из них на $1/4$ объема пипеткой наполните раствором хлорида натрия NaCl , другую – раствором иодида калия KI . В обе пробирки чистой пипеткой прилейте раствор нитрата свинца (II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ до образования осадков. Отметьте цвет осадков.

На основании проделанного опыта составьте молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций.

Опыт 7. Получение средней соли и перевод ее в кислую соль.

Пипеткой наполните одну треть пробирки известковой водой (раствором гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$). Конец отводной трубки аппарата Киппа опустите в раствор и пропустите через него углекислый газ CO_2 , полученный в аппарате. Наблюдайте за появлением осадка в пробирке. После появления нерастворимой соли продолжайте пропускать углекислый газ через раствор до образования растворимой соли. Признаком этого будет осветление раствора.

На основании проделанного опыта:

- 1) Составьте молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций, интерпретирующие наблюдаемое.
- 2) Приведите названия продуктов реакций и сделайте вывод о различии в растворимости средних и кислых солей.



Глава 3

РЕАКЦИИ БЕЗ ИЗМЕНЕНИЯ СТЕПЕНЕЙ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ. ГИДРОЛИЗ

Важнейшие понятия:

1. Гидролиз ионных соединений (солей). Поляризующее воздействие катиона и аниона на молекулы воды. Степень гидролиза, константа гидролиза.
2. Гидролиз ковалентных соединений. Необратимый гидролиз.
3. Смещение равновесия гидролиза. Обратимый гидролиз.

Гидролизом называют реакцию обменного разложения между веществом и водой (греческое «гидро» – вода, «лизис» – разложение). Гидролиз приводит к смещению равновесия диссоциации воды, в результате чего в растворе возникает кислая, щелочная или почти нейтральная среда.

3.1. ГИДРОЛИЗ ИОННЫХ СОЕДИНЕНИЙ (СОЛЕЙ)

Под *гидролизом соли* понимают взаимодействие ионов соли с водой, в результате которого образуются малодиссоциированные или малорастворимые соединения. Результат гидролиза соли зависит от природы составляющих ее катионов и анионов. Гидролиз соли вызывают те ионы, которые способны оказывать *поляризующее действие* на молекулы воды, входящие в гидратную оболочку иона. Поляризующее действие зависит от заряда и радиуса иона. Чем больше заряд и меньше радиус, тем значительнее поляризующее действие иона. При поляризации молекул воды многозарядными ионами происходит деформация молекул, а именно отрыв ионами от молекул воды протона H^+ или гидроксид-иона OH^- . Электростатическое взаимодействие H^+ с анионом соли, OH^- – с катионом соли приводит к превращению ионов соли в малодиссоциированные частицы. При этом в результате деформации молекул воды в растворе появляется избыток соответственно ионов OH^- , которые придают раствору щелочной характер ($pH > 7$), или избыток ионов H^+ , придающих раствору кислый характер ($pH < 7$).



Классификация ионов по их способности к гидролизу приведена в табл. 3.1.

Таблица 3.1

Классификация ионов по их способности к гидролизу

Среднеполяризующие ионы, вызывающие гидролиз		Слабополяризующие ионы, не вызывающие гидролиза	
Катионы слабых оснований	Анионы слабых кислот	Катионы сильных оснований	Анионы сильных кислот
Катионы <i>s</i> -элементов II группы: Be^{2+} , Mg^{2+}	Однозарядные: F^- , NO_2^- , CN^- , ClO^- CH_3COO^-	Катионы щелочных металлов: Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+	Однозарядные: Cl^- , Br^- , I^- , NO_3^- , SCN^- , ClO_3^- , ClO_4^-
Двух- и трехзарядные катионы <i>p</i> - и <i>d</i> -элементов	Двухзарядные: S^{2-} , Se^{2-} , Te^{2-} , SO_3^{2-} , SeO_3^{2-} , TeO_3^{2-} CO_3^{2-} , SiO_3^{2-}	Катионы щелочно-земельных металлов: Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}	Двухзарядные: SO_4^{2-}
NH_4^+	Трехзарядные: PO_4^{3-} , AsO_4^{3-}	—	—

Примечание. Константы диссоциации (ионизации) кислот (K_a) и оснований (K_b), по которым оценивают силу кислоты или основания, представлены в табл. П1, П2

Из данных, представленных в табл. 3.1, следует:

1. Гидролиз вызывают многозарядные катионы слабых оснований, поляризующие молекулы воды; однозарядные слабополяризующие катионы сильных оснований гидролиз не вызывают. Так, среднеполяризующие катионы Zn^{2+} слабого основания $\text{Zn}(\text{OH})_2$ вступают в гидролитическое взаимодействие с водой. Однозарядные слабополяризующие катионы Na^+ сильного основания NaOH гидролиз не вызывают.



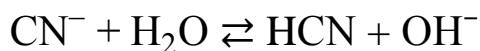
2. К анионам, вызывающим гидролиз, относятся многозарядные кислотные остатки слабых кислот, которые оказывают поляризующее действие на молекулы воды. Однозарядные слабополяризующие кислотные остатки сильных кислот гидролиз не вызывают. Так, среднеполяризующий карбонат-ион CO_3^{2-} (кислотный остаток слабой угольной кислоты H_2CO_3) способен вызвать гидролиз, тогда как слабополяризующий однозарядный хлорид-ион Cl^- (кислотный остаток сильной хлороводородной кислоты HCl) гидролиз не вызывает.

Глубину протекания гидролиза соли (по катиону или аниону) показывает *степень гидролиза* β , представляющая собой отношение концентрации гидролизованной соли $c_{\text{гидр}}$ к исходной концентрации c растворенной соли:

$$\beta = \frac{c_{\text{гидр}}}{c} \text{ (в долях).}$$

Степень гидролиза, как правило, невелика. Причина низкой степени гидролиза в том, что вода как участник гидролиза является малодиссоциированным веществом. Это смещает равновесие гидролиза в сторону исходных веществ. Так, в 0,1 М растворе NH_4Cl при 25 °С степень гидролиза составляет примерно 10^{-4} , т.е. в растворе гидролизован лишь один из 10000 катионов NH_4^+ .

Количественной характеристикой гидролиза служит и *константа гидролиза* $K_{\text{гидр}}$. К примеру, обратимый процесс взаимодействия среднеполяризующего цианид-иона с водой



характеризуется константой равновесия

$$K_c = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-][\text{H}_2\text{O}]}.$$

Концентрация воды $[\text{H}_2\text{O}]$ в разбавленных растворах величина постоянная, поэтому ее объединяют в левой части уравнения с константой K_c :

$$K_c [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}.$$



Произведение $K_c [\text{H}_2\text{O}]$ представляет собой новую постоянную величину и называется *константой гидролиза* $K_{\text{гидр}}$. Выражение константы гидролиза по аниону приобретает вид:

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}.$$

Из ионного произведения воды

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ (при } 25^\circ\text{C)}$$

следует, что концентрация гидроксид-ионов $[\text{OH}^-] = K_{\text{H}_2\text{O}}/[\text{H}^+]$. Подставив $[\text{OH}^-]$ в выражение константы гидролиза, получают

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{HCN}]K_{\text{H}_2\text{O}}}{[\text{CN}^-][\text{H}^+]}.$$

С учетом выражения константы диссоциации цианистоводородной кислоты K_a

$$\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-, \quad K_a = \frac{[\text{CN}^-][\text{H}^+]}{[\text{HCN}]}$$

составляют уравнение для расчета константы гидролиза по аниону:

$$K_{\text{гидр}}(\text{по аниону}) = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_a}.$$

Уравнение для расчета константы гидролиза по катиону имеет аналогичный вид с той лишь разницей, что включает значение константы диссоциации соответствующего основания K_b :

$$K_{\text{гидр}}(\text{по катиону}) = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_b}.$$

Константа гидролиза по катиону (или аниону) тем больше, чем меньше константа диссоциации основания K_b (или кислоты K_a).

При одновременном гидролизе соли по катиону и аниону константу гидролиза рассчитывают по формуле

$$K_{\text{гидр}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_a \cdot K_b}.$$



Многозарядные катионы и анионы подвергаются гидролизу по стадиям (ступенчато). В случае трехзарядного катиона или аниона константу гидролиза соли (по катиону или аниону) рассчитывают, используя следующие уравнения:

– I ступень гидролиза

$$K_{\text{гидр1}} (\text{по катиону}) = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{b3}}}, \quad K_{\text{гидр1}} (\text{по аниону}) = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{a3}}};$$

– II ступень гидролиза

$$K_{\text{гидр2}} (\text{по катиону}) = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{b2}}}, \quad K_{\text{гидр2}} (\text{по аниону}) = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{a2}}};$$

– III ступень гидролиза

$$K_{\text{гидр3}} (\text{по катиону}) = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{b1}}}, \quad K_{\text{гидр3}} (\text{по аниону}) = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{a1}}},$$

где $K_{\text{b1}}, K_{\text{b2}}, K_{\text{b3}}$ и $K_{\text{a1}}, K_{\text{a2}}, K_{\text{a3}}$ – ступенчатые константы диссоциации соответственно основания и кислоты. Поскольку $K_{\text{b3}} < K_{\text{b2}} < K_{\text{b1}}$ и $K_{\text{a3}} < K_{\text{a2}} < K_{\text{a1}}$, то константа гидролиза по первой ступени значительно выше константы гидролиза по последней ступени, поэтому последней ступенью гидролиза пренебрегают.

Величина константы гидролиза так же, как и величина константы равновесия любой реакции, не зависит от концентрации растворенного вещества, но зависит от температуры.

Константа гидролиза соли $K_{\text{гидр}}$ связана со степенью гидролиза β следующим уравнением:

$$K_{\text{гидр}} = C_{\text{соли}} \beta^2.$$

Отсюда

$$\beta = \sqrt{\frac{K_{\text{гидр}}}{C_{\text{соли}}}}.$$

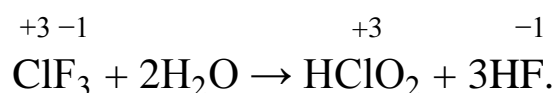
Из уравнения следует, что, при понижении концентрации соли, т.е. при разбавлении раствора, степень гидролиза возрастает.

Примечание. Гидролиз – сложный химический процесс, в котором первая ступень гидролиза в зависимости от условий (концентрация, температура) сопровождается реакцией полимеризации с образованием многоядерных комплексов, например $[\text{Cr}_2(\text{OH})_2]^{4+}$, $[\text{Fe}_3(\text{OH})_2]^{4+}$, $[\text{Al}_6(\text{OH})_{15}]^{3+}$, $[\text{Be}_3(\text{OH})_4]^{2+}$ и т.д.



3.2. ГИДРОЛИЗ КОВАЛЕНТНЫХ СОЕДИНЕНИЙ

Ковалентные соединения состоят из атомов неметаллов, объединенных ковалентной связью. В водном растворе они практически не распадаются на ионы и подвергаются *необратимому гидролизу* с образованием кислот. Так, гидролиз фторида хлора (III) приводит к образованию хлористой и фтороводородной кислот:



В результате образования двух кислот в растворе создается кислая среда.

3.3. СМЕЩЕНИЕ РАВНОВЕСИЯ ГИДРОЛИЗА

Обратимому гидролизу подвергаются соли слабых оснований и сильных кислот, а также соли сильных оснований и слабых кислот. *Смещение равновесия гидролиза* подобных солей возможно при следующих воздействиях на их растворы:

1) Степень гидролиза возрастает с разбавлением раствора (с уменьшением концентрации соли или с увеличением концентрации воды), что следует из представленной ранее зависимости

$$\beta = \sqrt{\frac{K_{\text{гидр}}}{c_{\text{соли}}}}.$$

Например, уменьшение концентрации раствора Na_2CO_3 от 0,1 до 0,001 моль/л при 25 °С приводит к увеличению степени гидролиза от 0,029 до 0,34.

2) Степень гидролиза возрастает с повышением температуры раствора, что связано с эндотермическим процессом диссоциации воды. Повышение температуры приводит к увеличению константы диссоциации воды и ионного произведения воды $K_{\text{H}_2\text{O}}$ (табл. 3.2) и, следовательно, к увеличению константы гидролиза. С ростом константы гидролиза увеличивается степень гидролиза. Например,



степень гидролиза 0,01 М раствора CrCl_3 при 25, 50 и 100 °С составляет соответственно 0,094, 0,17 и 0,4.

Таблица 3.2

Ионное произведение воды $K_{\text{H}_2\text{O}}$ при различной температуре

$t, ^\circ\text{C}$	$K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot 10^{14}$	$t, ^\circ\text{C}$	$K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot 10^{14}$	$t, ^\circ\text{C}$	$K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot 10^{14}$
0	0,1139	22	0,802	45	4,018
5	0,1846	23	0,868	50	5,474
10	0,2920	24	0,948	55	7,297
15	0,4505	25	1,008	60	9,614
18	0,5702	30	1,469	100	59,0
20	0,6809	35	2,089		
21	0,742	40	2,919		

3) В соответствии с принципом Ле Шателье степень гидролиза возрастает при добавлении в раствор разноименных ионов: а) при добавлении гидроксид-ионов OH^- в кислый раствор соли ($\text{pH} < 7$); б) при добавлении ионов водорода H^+ в щелочной раствор соли ($\text{pH} > 7$).

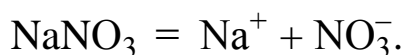
4) В соответствии с принципом Ле Шателье степень гидролиза уменьшается при добавлении в раствор одноименных ионов: а) при добавлении гидроксид-ионов OH^- в щелочной раствор соли; б) при добавлении ионов водорода H^+ в кислый раствор соли.

3.4. ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАНИЙ

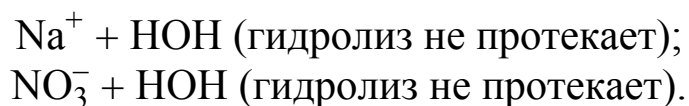
Пример 1. Покажите отсутствие гидролиза в растворе NaNO_3 . Подтвердите ответ характеристикой среды раствора и значением pH.

Решение. Соль NaNO_3 , образованная сильным основанием NaOH и сильной кислотой HNO_3 , содержит в своем составе однозарядные слабополяризующие катион и анион. Составляют уравнения электролитической диссоциации соли и взаимодействия образующихся ионов с водой.

Электролитическая диссоциация соли NaNO_3 на ионы протекает полностью:



Взаимодействие ионов с водой: Na^+ – слабополяризуемый катион сильного основания и NO_3^- – слабополяризуемый анион сильной кислоты слабо воздействуют на молекулы воды (H_2O) и не вызывают гидролиза:

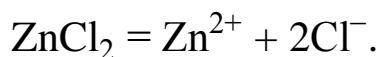


Соль сильного основания и сильной кислоты гидролизу не подвергается. Изменение среды раствора практически не происходит ($\text{pH} \approx 7$).

Пример 2. Составьте уравнения гидролиза хлорида цинка (II) ZnCl_2 в ионной и молекулярной форме. Определите характер среды и значение pH (больше или меньше 7) в растворе соли.

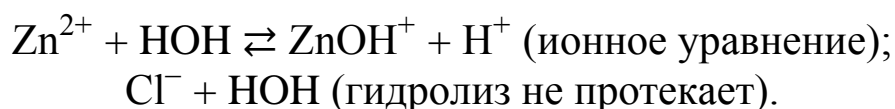
Решение. Соль ZnCl_2 , образованная слабым основанием $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и сильной кислотой HCl , содержит в своем составе многозарядный среднеполяризуемый катион и однозарядный слабополяризуемый анион.

Электролитическая диссоциация соли ZnCl_2 :



Взаимодействие ионов с водой: Zn^{2+} – среднеполяризуемый катион слабого основания вызывает гидролиз, Cl^- – слабополяризуемый анион сильной кислоты не вызывает гидролиза:

I степень гидролиза:



Гидролиз соли:



Вторая степень гидролиза практически не протекает, так как $K_{\text{гидр}2} \ll K_{\text{гидр}1}$. При гидролизе соли слабого основания и сильной кислоты в растворе накапливаются катионы водорода H^+ , т.е. создается кислая среда, $\text{pH} < 7$.



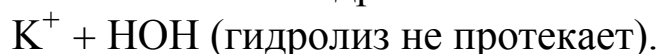
Пример 3. Составьте уравнения гидролиза фосфата (V) калия K_3PO_4 в ионной и молекулярной форме. Определите характер среды и значение pH (больше или меньше 7) в растворе соли.

Решение. Соль K_3PO_4 , образованная сильным основанием КОН и слабой кислотой H_3PO_4 , содержит в своем составе однозарядный слабополяризующий катион и многозарядный среднеполяризующий анион.

Электролитическая диссоциация соли K_3PO_4 :

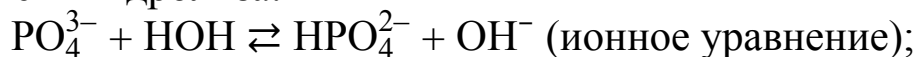


Взаимодействие ионов с водой: K^+ – слабополяризующий катион сильного основания не вызывает гидролиза:

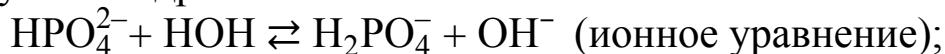


PO_4^{3-} – среднеполяризующий анион слабой кислоты вызывает гидролиз по нескольким ступеням:

I ступень гидролиза:



II ступень гидролиза:



III ступень гидролиза практически не протекает, так как $K_{гидр3} \ll K_{гидр1}$.

При гидролизе соли сильного основания и слабой кислоты в растворе накапливаются гидроксид-ионы OH^- , т.е. создается щелочная среда, $pH > 7$.

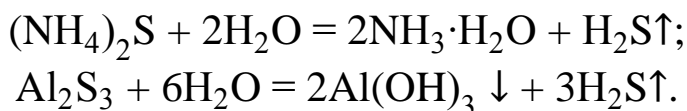
Пример 4. Составьте уравнения гидролиза ацетата аммония CH_3COONH_4 , сульфида аммония $(NH_4)_2S$, сульфида алюминия Al_2S_3 . Выскажите предположение о полноте протекания гидролиза, характере среды и значении pH.

Решение. Соли CH_3COONH_4 , $(NH_4)_2S$, Al_2S_3 образованы катионами слабых оснований и анионами слабых кислот. При взаимодействии ионов соли с водой гидролиз одновременно протекает

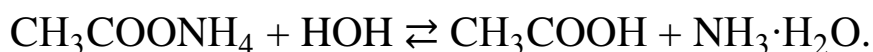


по катиону и аниону. В подобном случае степень гидролиза зависит от продуктов реакции гидролиза.

Гидролиз протекает *необратимо* в том случае, когда в результате гидролиза образуется нерастворимое или газообразное вещество. Так, соли $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, Al_2S_3 подвергаются практически полному гидролизу, и этот процесс необратим. Например, степень гидролиза соли $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ составляет 0,99:



Гидролиз протекает *обратимо* в том случае, если в результате гидролиза не образуется нерастворимое или газообразное вещество. Например, гидролиз соли $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ протекает обратимо, и степень ее гидролиза $\beta = 0,5$:



Характер среды растворов подобных солей зависит от силы образующихся в результате гидролиза кислоты и основания. При этом значения рН растворов могут быть больше 7, меньше 7 или близкими к 7. Для определения характера среды раствора сравнивают значения констант ионизации кислоты и основания:

- 1) при $K_a > K_b$ среда раствора слабокислая;
- 2) при $K_a < K_b$ среда раствора слабощелочная;
- 3) при $K_a \approx K_b$ среда раствора близка к нейтральной.

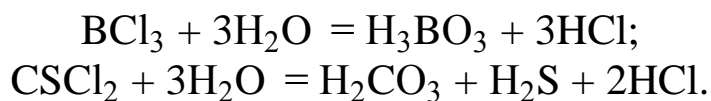
Например, продуктами гидролиза соли $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ являются слабые электролиты: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, имеющий значение $K_b(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$, и H_2S со значением $K_{a1}(\text{H}_2\text{S}) = 1,0 \cdot 10^{-7}$. Водный раствор кислоты H_2S – более слабый электролит, чем водный раствор аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, поэтому среда раствора – слабощелочная.

Пример 5. Составьте уравнения гидролиза трихлорида бора BCl_3 и сульфидодихлорида углерода (IV) CSCl_2 . Дайте характеристику среды раствора соединений.

Решение. Соединения BCl_3 и CSCl_2 состоят из атомов неметаллов, объединенных ковалентной связью. Ковалентное соединение, не распадаясь в растворе на ионы и не изменяя степени окисления элементов, подвергается полному и необратимому гидролизу с



образованием двух или трех кислот в зависимости от состава соединения. Отсюда в растворе создается кислая среда:



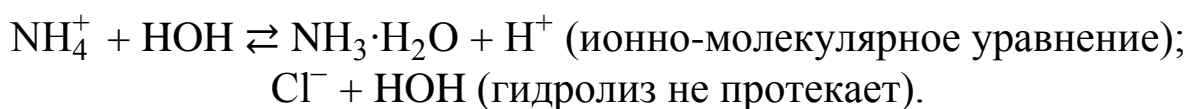
Пример 6. Составьте уравнения гидролиза хлорида аммония NH_4Cl в ионной и молекулярной форме и выражение константы гидролиза этой соли.

Решение. Соль NH_4Cl , образованная слабым основанием $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и сильной кислотой HCl , содержит в своем составе среднеполяризуемый катион и слабополяризуемый анион.

Электролитическая диссоциация хлорида аммония:



Взаимодействие ионов с водой: NH_4^+ – среднеполяризуемый катион вызывает гидролиз, Cl^- – слабополяризуемый анион не вызывает гидролиза:



Гидролиз соли:



Выражение константы гидролиза хлорида аммония сводится к выражению константы гидролиза по катиону NH_4^+ :

$$K_{\text{гидр}}(\text{NH}_4^+) = \frac{[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}] [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}.$$

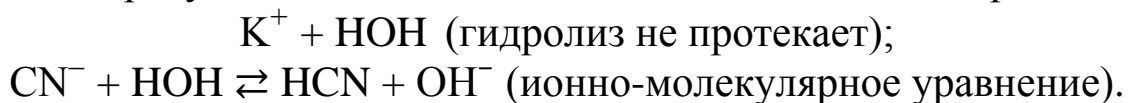
Пример 7. Составьте уравнения гидролиза цианида калия KCN в ионной и молекулярной форме и выражение константы гидролиза этой соли.

Решение. Соль KCN , образованная сильным основанием KOH и слабой кислотой HCN , содержит в своем составе слабополяризуемый катион и среднеполяризуемый анион.

Электролитическая диссоциация цианида калия:



Взаимодействие ионов с водой: K^+ – слабополяризующий катион сильного основания не вызывает гидролиза, CN^- – среднеполяризующий анион слабой кислоты вызывает гидролиз:



Гидролиз соли:



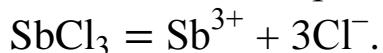
Выражение константы гидролиза цианида калия сводится к выражению константы гидролиза по аниону CN^- :

$$K_{\text{гидр}}(CN^-) = \frac{[HCN][OH^-]}{[CN^-]}.$$

Пример 8. Составьте уравнения гидролиза хлорида сурьмы (III) при условии постепенного его разбавления до выпадения белого осадка оксохлорида сурьмы (III).

Решение. Соль $SbCl_3$, образованная слабым основанием $Sb(OH)_3$ и сильной кислотой HCl , содержит в своем составе среднеполяризующий катион и слабополяризующий анион.

Электролитическая диссоциация хлорида сурьмы (III):

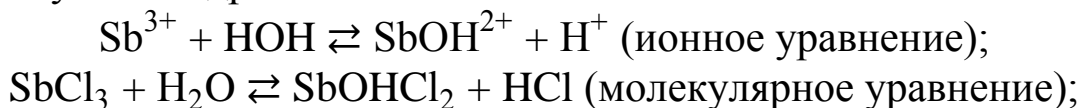


Взаимодействие ионов с водой: Cl^- – однозарядный анион сильной кислоты не вызывает гидролиза:

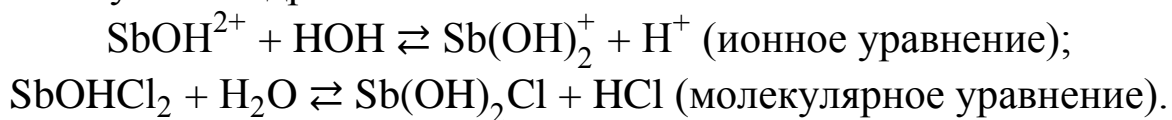


Sb^{3+} – многозарядный катион слабого основания вызывает гидролиз по нескольким ступеням:

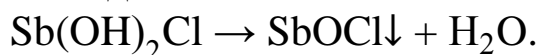
I ступень гидролиза:



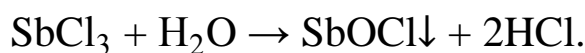
II ступень гидролиза:



Образование нерастворимого оксохлорида сурьмы (III) вследствие отщепления воды:

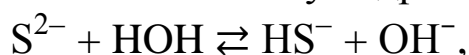


Таким образом, при разбавлении раствора хлорида сурьмы (III) гидролиз соли протекает по двум ступеням с дальнейшим отщеплением воды и образованием осадка оксохлорида сурьмы (III):



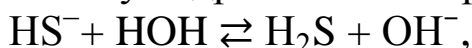
Пример 9. Рассчитайте константу гидролиза, вызываемого сульфид-анионом S^{2-} , по первой и второй ступеням. Какая ступень гидролиза практически не протекает? Значения констант диссоциации сероводородной кислоты K_{a1} и K_{a2} приведены в табл. П1.

Решение. Рассчитывают константу гидролиза по первой ступени:



$$K_{\text{гидр1}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{a2}} = \frac{10^{-14}}{2,5 \cdot 10^{-13}} = 4 \cdot 10^{-2}.$$

Рассчитывают константу гидролиза по второй ступени:

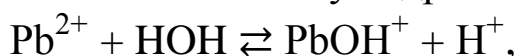


$$K_{\text{гидр2}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{a1}} = \frac{10^{-14}}{1,0 \cdot 10^{-7}} = 1 \cdot 10^{-7}.$$

Значение $K_{\text{гидр2}} \ll K_{\text{гидр1}}$, следовательно, вторая ступень гидролиза практически не протекает.

Пример 10. Рассчитайте константу гидролиза, вызываемого катионом свинца Pb^{2+} , по первой и второй ступеням. Какая ступень гидролиза практически не протекает? Значения констант диссоциации гидроксида свинца K_{b1} и K_{b2} приведены в табл. П2.

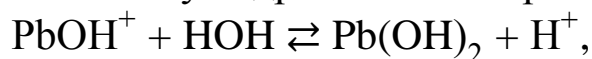
Решение. Рассчитывают константу гидролиза по первой ступени:



$$K_{\text{гидр1}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{b2}} = \frac{10^{-14}}{3,0 \cdot 10^{-8}} = 3,3 \cdot 10^{-7}.$$



Рассчитывают константу гидролиза по второй ступени:



$$K_{\text{гидр}2} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{b}1}} = \frac{10^{-14}}{9,55 \cdot 10^{-4}} = 1 \cdot 10^{-11}.$$

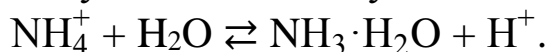
Значение $K_{\text{гидр}2} \ll K_{\text{гидр}1}$, следовательно, вторая ступень гидролиза практически не протекает.

Пример 11. Рассчитайте константу гидролиза NH_4Cl в 0,2 М растворе, pH которого равен 4.

Решение. В водном растворе соль NH_4Cl полностью диссоциирует на ионы:



Соль образована среднеполяризующим катионом слабого основания и слабополяризующим анионом сильной кислоты, следовательно, гидролизуется по катиону:



Возможны два варианта расчета константы гидролиза $K_{\text{гидр}}$ по катиону NH_4^+ .

Вариант 1. Составляют выражение константы гидролиза:

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}.$$

В выражение константы гидролиза входят $[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]$, $[\text{H}^+]$ и $[\text{NH}_4^+]$. Согласно уравнению гидролиза NH_4^+ и условию задачи

$$[\text{H}^+] = [\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}] = 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

При условии, что степень гидролиза катиона NH_4^+ незначительна равновесная концентрация

$$[\text{NH}_4^+] = C(\text{NH}_4\text{Cl}) = 0,2 \text{ моль/л.}$$

Тогда

$$K_{\text{гидр}} = \frac{10^{-4} \cdot 10^{-4}}{0,2} = 5 \cdot 10^{-8}.$$



Вариант 2. Для расчета константы гидролиза $K_{\text{гидр}}$ используют формулу, которая связывает константу гидролиза со степенью гидролиза β . Степень гидролиза β – отношение концентрации гидролизованной соли $C_{\text{гидр}}$ к исходной концентрации растворенной соли C :

$$\beta = \frac{c_{\text{гидр}}}{c}; \quad \beta = \sqrt{\frac{K_{\text{гидр}}}{C(\text{соли})}}.$$

Согласно уравнению гидролиза NH_4^+ и условию задачи концентрация гидролизованной соли

$$C_{\text{гидр}}(\text{NH}_4\text{Cl}) = [\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Тогда

$$\beta = \frac{c_{\text{гидр}}}{c} = \frac{10^{-4}}{0,2} = 5 \cdot 10^{-4};$$

$$5 \cdot 10^{-4} = \sqrt{\frac{K_{\text{гидр}}}{0,2}}, \quad (5 \cdot 10^{-4})^2 = \frac{K_{\text{гидр}}}{0,2}.$$

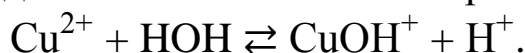
Отсюда

$$K_{\text{гидр}} = 25 \cdot 10^{-8} \cdot 0,2 = 5 \cdot 10^{-8}.$$

$$\text{Ответ: } K_{\text{гидр}} = 5 \cdot 10^{-8}.$$

Пример 12. Рассчитайте pH 0,1 М раствора сульфата меди CuSO_4 .

Решение. Соль CuSO_4 образована слабым основанием $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и сильной кислотой H_2SO_4 , значит, гидролиз соли обуславливается гидролизом двухзарядного катиона Cu^{2+} по первой ступени:



Избыток катионов H^+ , образующихся в растворе, определяют ее кислую среду. Для вычисления концентрации $[\text{H}^+]$ составляют выражение константы гидролиза

$$K_{\text{гидр1}} = \frac{[\text{CuOH}^+][\text{H}^+]}{[\text{Cu}^{2+}]}$$

и рассчитывают ее значение:

$$K_{\text{гидр1}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{b2}}} = \frac{10^{-14}}{3,4 \cdot 10^{-7}} = 2,9 \cdot 10^{-8},$$

где $K_{\text{b2}}(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 3,4 \cdot 10^{-7}$ представлена в табл. П2.



В выражение константы гидролиза входят $[\text{CuOH}^+]$, $[\text{H}^+]$ и $[\text{Cu}^{2+}]$. Из уравнения гидролиза Cu^{2+} следует, что $[\text{CuOH}^+] = [\text{H}^+]$. С учетом незначительной константы гидролиза соли допускают, что $[\text{Cu}^{2+}] \approx C_{\text{соли}}$. Тогда

$$K_{\text{гидр1}} = \frac{[\text{H}^+]^2}{C_{\text{соли}}},$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{гидр1}} \cdot C_{\text{соли}}} = \sqrt{2,9 \cdot 10^{-8} \cdot 0,1} = 5,4 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Водородный показатель pH рассчитывают по формуле:

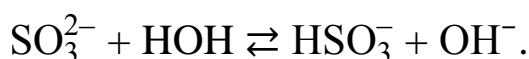
$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(5,4 \cdot 10^{-5}) = 4,27.$$

При расчете pH раствора соли CuSO_4 второй ступенью гидролиза пренебрегают, поскольку $K_{\text{гидр2}} \ll K_{\text{гидр1}}$.

Ответ: в 0,1 М растворе CuSO_4 pH = 4,27.

Пример 13. Рассчитайте pH 0,1 М раствора сульфита натрия Na_2SO_3 .

Решение. Соль Na_2SO_3 образована сильным основанием NaOH и слабой кислотой H_2SO_3 , значит, гидролиз соли обуславливается гидролизом двухзарядного аниона SO_3^{2-} по первой ступени:



В растворе создается щелочная среда за счет избытка ионов OH^- . Для вычисления концентрации $[\text{OH}^-]$ составляют выражение константы гидролиза

$$K_{\text{гидр1}} = \frac{[\text{HSO}_3^-][\text{OH}^-]}{[\text{SO}_3^{2-}]}$$

и рассчитывают ее значение:

$$K_{\text{гидр1}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{a2}}} = \frac{10^{-14}}{6,2 \cdot 10^{-8}} = 1,6 \cdot 10^{-7},$$

где $K_{\text{a2}}(\text{H}_2\text{SO}_3) = 6,2 \cdot 10^{-8}$ представлена в табл. П1.



В выражение константы гидролиза входят $[\text{HSO}_3^-]$, $[\text{OH}^-]$ и $[\text{SO}_3^{2-}]$. Из уравнения гидролиза SO_3^{2-} следует, что $[\text{HSO}_3^-] = [\text{OH}^-]$. С учетом незначительной константы гидролиза соли допускают, что $[\text{SO}_3^{2-}] \approx C_{\text{соли}}$. Тогда

$$K_{\text{гидр1}} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_{\text{соли}}},$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{гидр1}} \cdot C_{\text{соли}}} = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-7} \cdot 0,1} = 1,26 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л},$$

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg(1,26 \cdot 10^{-4}) = 3,9.$$

Водородный показатель pH рассчитывают по формуле:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,9 = 10,1.$$

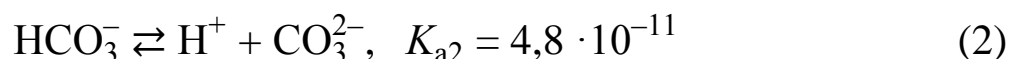
Ответ: в 0,1 М растворе Na_2SO_3 $\text{pH} = 10,1$.

Пример 14. Рассчитайте pH 0,05 М раствора гидрокарбоната натрия NaHCO_3 .

Решение. В водном растворе соль NaHCO_3 полностью диссоциирует на ионы:



В свою очередь анионы HCO_3^- также подвергаются диссоциации (см. табл. П1):



Для определения возможности гидролиза анионов HCO_3^- рассчитывают константу гидролиза по уравнению:



$$K_{\text{гидр2}}(\text{по аниону}) = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{a1}} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{4,5 \cdot 10^{-7}} = 2,2 \cdot 10^{-8},$$

где $K_{a1}(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4,5 \cdot 10^{-7}$ представлена в табл. П1.

Значение константы гидролиза $K_{\text{гидр2}}$ больше значения константы ионизации K_{a2} ($K_{\text{гидр2}} \gg K_{a2}$), что указывает на преимущественное



протекание процесса гидролиза HCO_3^- , определяющего щелочную среду раствора.

Для вычисления $[\text{OH}^-]$ в соответствии с уравнением (3) составляют выражение константы гидролиза

$$K_{\text{гидр2}} = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3][\text{OH}^-]}{[\text{HCO}_3^-]}.$$

В выражение константы гидролиза входят $[\text{H}_2\text{CO}_3]$, $[\text{OH}^-]$ и $[\text{HCO}_3^-]$. Из уравнения гидролиза HCO_3^- следует, что $[\text{H}_2\text{CO}_3] = [\text{OH}^-]$. С учетом незначительной константы гидролиза соли допускают, что $[\text{HCO}_3^-] \approx C_{\text{соли}}$. Тогда

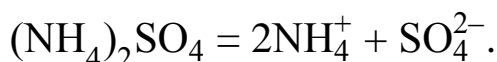
$$K_{\text{гидр2}} = \frac{[\text{OH}^-]^2}{C_{\text{соли}}},$$
$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{гидр2}} \cdot C_{\text{соли}}} = \sqrt{2,2 \cdot 10^{-8} \cdot 0,05} = 3,3 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л};$$

$$\text{pOH} = -\lg(3,3 \cdot 10^{-5}) = 4,48 \text{ и } \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 9,52.$$

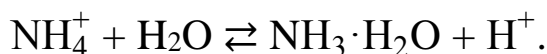
Ответ: в 0,05 М растворе NaHCO_3 $\text{pH} = 9,52$.

Пример 15. Рассчитайте концентрацию катионов водорода в 0,1 М растворе сульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

Решение. В водном растворе соль $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ полностью диссоциирует на ионы:



Соль образована среднеполяризующим катионом слабого основания и слабополяризующим анионом сильной кислоты, следовательно, гидролизуеться по катиону:



В растворе создается кислая среда за счет избытка катионов водорода H^+ . Расчет концентрации $[\text{H}^+]$ возможен по двум вариантам.

Вариант 1. Рассчитывают константу гидролиза:

$$K_{\text{гидр}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{b}}} = \frac{10^{-14}}{1,76 \cdot 10^{-5}} = 5,68 \cdot 10^{-10},$$

где $K_{\text{b}}(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1,76 \cdot 10^{-5}$ представлена в табл. П2.



Составляют выражение константы гидролиза

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

В выражение константы гидролиза входят $[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]$, $[\text{H}^+]$ и $[\text{NH}_4^+]$. Из уравнения гидролиза катиона NH_4^+ следует, что $[\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+]$; из уравнения диссоциации соли следует:

$$C(\text{NH}_4^+) = 2 \cdot C((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ моль/л}$$

С учетом незначительной константы гидролиза соли допускают, что $[\text{NH}_4^+]$ или $C(\text{NH}_4^+) \approx 2C_{\text{соли}}$. Тогда

$$K_{\text{гидр}} = \frac{[\text{H}^+]^2}{2C_{\text{соли}}}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{\text{гидр}} \cdot 2C_{\text{соли}}} = \sqrt{5,68 \cdot 10^{-10} \cdot 0,2} = 1,06 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

$$\text{Ответ: } [\text{H}^+] = 1,06 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Вариант 2. Расчет концентрации $[\text{H}^+]$ проводят с учетом степени гидролиза соли $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (β), т.е. с учетом степени гидролиза катионов NH_4^+ .

Степень гидролиза NH_4^+ (β) вычисляют, используя полученные в *варианте 1* значения константы гидролиза NH_4^+ и концентрации $C(\text{NH}_4^+)$, а именно:

$$K_{\text{гидр}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{K_{\text{b}}} = \frac{10^{-14}}{1,76 \cdot 10^{-5}} = 5,68 \cdot 10^{-10},$$

$$C(\text{NH}_4^+) = 2 \cdot C((\text{NH}_4)_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ моль/л;}$$

$$\beta = \sqrt{\frac{K_{\text{гидр}}}{C(\text{NH}_4^+)}} = \sqrt{\frac{5,68 \cdot 10^{-10}}{0,2}} = 5,3 \cdot 10^{-5}.$$

Степень гидролиза β связана с концентрацией гидролизованной соли $c_{\text{гидр}}$ соотношением:

$$\beta = \frac{c_{\text{гидр}}}{c}.$$

Концентрация $[\text{H}^+]$ соответствует концентрации гидролизованной соли $c_{\text{гидр}}$. В этом случае справедливы соотношения:

$$c_{\text{гидр}} = c \cdot \beta; \quad [\text{H}^+] = c_{\text{гидр}} = c \cdot \beta.$$



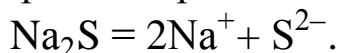
Тогда

$$[\text{H}^+] = C(\text{NH}_4^+) \cdot \beta = 0,2 \cdot 5,3 \cdot 10^{-5} = 1,06 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

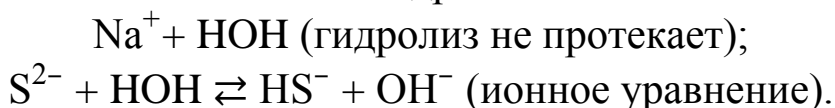
$$\text{Ответ: } [\text{H}^+] = 1,06 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Пример 16. Что следует прилить к раствору сульфида натрия Na_2S для уменьшения степени гидролиза соли: 1) раствор кислоты; 2) раствор щелочи?

Решение. Составляют уравнения гидролиза сульфида натрия в ионной и молекулярной форме и определяют характер среды раствора.



Взаимодействие ионов с водой: Na^+ – слабополяризующий катион сильного основания не вызывает гидролиза; S^{2-} – среднеполяризующий анион слабой кислоты вызывает гидролиз:



Гидролиз соли:

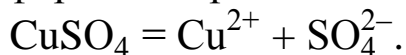


Второй ступенью гидролиза соли пренебрегают, поскольку $K_{\text{гидр}2} \ll K_{\text{гидр}1}$.

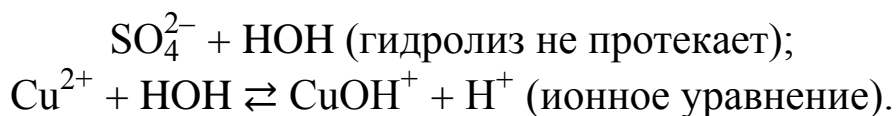
При гидролизе соли сильного основания и слабой кислоты в растворе появляется избыток гидроксид-ионов, и возникает *щелочная среда*. Для уменьшения степени гидролиза сульфида натрия к щелочному раствору соли следует прилить раствор щелочи, так как в соответствии с принципом Ле Шателье увеличение концентрации гидроксид-ионов OH^- сместит химическое равновесие влево (в сторону образования негидролизированных анионов S^{2-}).

Пример 17. Что следует прилить к раствору сульфата меди CuSO_4 для увеличения степени гидролиза соли: 1) раствор кислоты; 2) раствор щелочи?

Решение. Составляют уравнения гидролиза сульфата меди в ионной и молекулярной форме и определяют характер среды раствора.



Взаимодействие ионов с водой: SO_4^{2-} – слабополяризующий анион сильной кислоты не вызывает гидролиза; Cu^{2+} – среднеполяризующий катион слабого основания вызывает гидролиз:



Гидролиз соли:

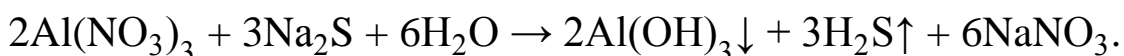


Второй ступенью гидролиза пренебрегают, поскольку $K_{\text{гидр}2} \ll K_{\text{гидр}1}$.

При гидролизе соли слабого основания и сильной кислоты в растворе накапливается избыток H^+ , возникает *кислая среда*. Для увеличения степени гидролиза сульфата меди к кислому раствору соли следует прилить раствор щелочи, так как в соответствии с принципом Ле Шателье уменьшение концентрации ионов водорода H^+ в результате их нейтрализации гидроксид-ионами OH^- сместит химическое равновесие вправо (в сторону образования малодиссоциированного продукта гидролиза CuOH^+).

Пример 18. Какие продукты образуются при сливании растворов нитрата алюминия и сульфида натрия? Возможно ли образование осадка Al_2S_3 по обменной реакции между этими солями в водном растворе?

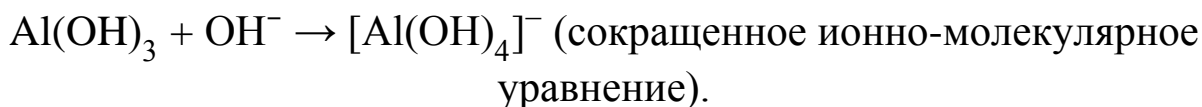
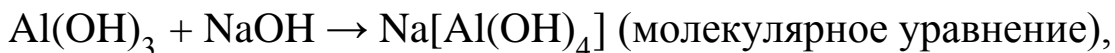
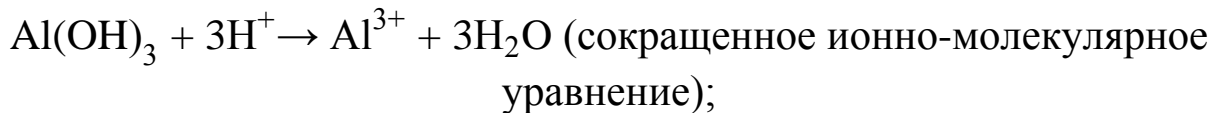
Решение. При сливании растворов $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и Na_2S образование осадка Al_2S_3 невозможно, так как эта соль слабого основания и слабой кислоты в водном растворе подвергается гидролизу как по катиону Al^{3+} , так и по аниону S^{2-} . Образующиеся при гидролизе катиона Al^{3+} ионы H^+ усиливают гидролиз аниона S^{2-} ; ионы OH^- , образующиеся при гидролизе S^{2-} , усиливают гидролиз Al^{3+} . При этом образуется осадок гидроксида алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ и газообразный сероводород H_2S . Данный процесс отражают следующей записью уравнения гидролиза:



Экспериментальное доказательство того, что в осадок выпадает $\text{Al}(\text{OH})_3$, а не Al_2S_3 , заключается в проверке амфотерных свойств



гидроксида алюминия и записи уравнений реакций в молекулярной и сокращенной ионной форме:



3.5. ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Выполните задания А, Б, В в вариантах, представленных в табл. 3.3:

Задание А. Ответьте на следующие вопросы:

- какая среда (кислая, нейтральная, щелочная) растворов представленных солей? Подтвердите ответ уравнениями гидролиза в ионной и молекулярной форме;
- приведите выражение константы (констант) гидролиза для гидролизующего иона по одной (или нескольким) ступени;
- рассчитайте константу (константы) гидролиза, используя ионное произведение воды и константы диссоциации кислот или оснований;
- в случае многоступенчатого гидролиза иона сравните глубину протекания гидролиза по этим ступеням и сделайте вывод относительно того, какой ступенью практически ограничивается гидролиз иона.

Задание Б. Составьте уравнения гидролиза двух соединений. Какой из процессов обратим и почему?

Задание В. Какие продукты образуются при сливании растворов двух солей? Приведите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, подтверждающие амфотерность полученного основания.



Варианты заданий А, Б, В

Вариант	Задание А		Задание Б		Задание В
1	2	3	4	5	6
1	Сульфид натрия	Сульфат цинка	AlCl_3	BCl_3	AlCl_3 и Na_2S
2	Нитрат свинца	Нитрат натрия	FeCl_3	PCl_3	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2S
3	Цианид калия	Сульфат меди	CrCl_3	ICl	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и Na_2CO_3
4	Сульфит натрия	Сульфид аммония	AlI_3	PI_3	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ и K_2CO_3
5	Карбонат натрия	Сульфат никеля (II)	FeBr_3	BBr_3	AlCl_3 и K_2S
6	Сульфид стронция	Нитрат цинка	ZnCl_2	SiCl_4	AlCl_3 и Na_2CO_3
7	Сульфид натрия	Сульфат железа (III)	CuBr_2	PBr_5	CrCl_3 и K_2S
8	Сульфат марганца	Сульфат алюминия	MnCl_2	PCl_5	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ и Na_2S
9	Хлорид магния	Нитрат кобальта (II)	Na_3PO_4	B_2S_3	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2CO_3
10	Селенид натрия	Хлорид аммония	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	SiS_2	BeCl_2 и Na_2S
11	Хлорид марганца	Нитрат калия	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	SF_4	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и Na_2S
12	Иодид калия	Цианид калия	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$	ClF_5	AlCl_3 и Na_2CO_3
13	Гипохлорит калия	Перхлорат калия	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	CS_2	CrCl_3 и Na_2S
14	Сульфат марганца	Хлорат калия	ZnSO_4	COCl_2	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и K_2S
15	Нитрит натрия	Хлорид калия	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	POCl_3	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и Na_2S



1	2	3	4	5	6
16	Сульфат железа (II)	Сульфат калия	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$	Cl_3N	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2S
17	Хлорид алюминия	Нитрат марганца (II)	AlI_3	CS_2	AlCl_3 и Na_2S
18	Хлорид железа (III)	Нитрат алюминия	MnCl_2	B_2S_3	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ и K_2CO_3
19	Сульфат цинка	Бромид меди (II)	ZnCl_2	PI_3	BeCl_2 и Na_2S
20	Фосфат натрия	Сульфат железа (III)	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	ICl	AlCl_3 и Na_2CO_3
21	Сульфит натрия	Сульфат никеля (II)	ZnCl_2	PBr_5	AlCl_3 и K_2S
22	Сульфид аммония	Карбонат натрия	AlI_3	PI_3	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2S
23	Сульфат алюминия	Сульфид стронция	CuBr_2	BBr_3	AlCl_3 и Na_2CO_3
24	Нитрат цинка	Хлорид хрома	Na_3PO_4	PCl_5	BeCl_2 и Na_2S
25	Сульфат марганца	Нитрат калия	FeBr_3	B_2S_3	CrCl_3 и K_2S
26	Хлорат калия	Сульфат железа (III)	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	SiS_2	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ и K_2CO_3
27	Хлорид магния	Иодид калия	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	SiCl_4	AlCl_3 и Na_2CO_3
28	Цианид калия	Нитрат кобальта (II)	$\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$	ICl	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и Na_2S
29	Сульфат железа (II)	Селенид натрия	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	POCl_3	$\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ и Na_2S
30	Перхлорат калия	Бромид меди (II)	ZnSO_4	SF_4	$\text{Be}(\text{NO}_3)_2$ и K_2S

2. Составив выражения констант гидролиза по катиону или аниону, рассчитайте их значения по первой ступени гидролиза, используя ионное произведение воды и константы диссоциации кислот (см. табл. П1) или оснований (см. табл. П2). Какой из



ионов в каждой из приведенных пар имеет большее значение константы гидролиза? Полученный результат объясните исходя из представлений о поляризующем действии иона:

1	Mg ²⁺ и Ca ²⁺	6	SO ₄ ²⁻ и PO ₄ ³⁻	11	Pb ²⁺ и Cr ³⁺
2	Mn ²⁺ и Cu ²⁺	7	Ca ²⁺ и Ba ²⁺	12	CN ⁻ и SCN ⁻
3	Cr ³⁺ и Mn ²⁺	8	Zn ²⁺ и Cr ³⁺	13	Al ³⁺ и Ba ²⁺
4	Ca ²⁺ и Fe ²⁺	9	Mg ²⁺ и Ba ²⁺	14	Li ⁺ и Cu ²⁺
5	Fe ²⁺ и Fe ³⁺	10	S ²⁻ и Te ²⁻	15	Sr ²⁺ и Zn ²⁺

3. Составьте уравнения гидролиза солей Na₂SO₃ и (NH₄)₂SO₃ в ионной и молекулярной форме. Определите, раствор какого соединения – Na₂SO₃ или (NH₄)₂SO₃ – при одинаковых условиях будет более щелочным. Для этого: а) рассчитайте pH 0,1 М раствора Na₂SO₃ с учетом того, что гидролиз аниона ограничивается первой ступенью; б) для раствора (NH₄)₂SO₃ сопоставьте константы ионизации слабого основания NH₃·H₂O и слабой кислоты H₂SO₃.

Ответ: в 0,1 М растворе Na₂SO₃ pH = 10,1; K_{b1} < K_{a1}.

4. Рассчитайте pH 0,1 М раствора FeSO₄ и 0,1 М раствора Fe₂(SO₄)₃ с учетом того, что гидролиз катионов Fe²⁺ и Fe³⁺ ограничивается первой ступенью. Раствор какого соединения – FeSO₄ или Fe₂(SO₄)₃ – при одинаковых условиях будет более кислым?

Ответ: в 0,1 М растворе FeSO₄ pH = 5,55;
в 0,1 М растворе Fe₂(SO₄)₃ pH = 1,57.

5. При гидролизе каких соединений возможно образование HCN? Ответ подтвердите уравнениями реакций гидролиза соответствующих соединений.



6. Выполняется с использованием табл. 3.4. Составьте уравнения гидролиза соли в ионной и молекулярной форме. Рассчитайте константу гидролиза (по катиону или аниону) и pH раствора соли (концентрация соли 0,1 М) с учетом того, что гидролиз многозарядного катиона или аниона протекает в значительной степени по первой ступени. Что следует прилить к раствору соли (кислоту или щелочь) для усиления и ослабления ее гидролиза? Ответ обоснуйте.

Таблица 3.4

Варианты задания

Вариант	Соль	Вариант	Соль	Вариант	Соль
1	Na_2S	11	ZnSO_4	21	NH_4I
2	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	12	NaNO_2	22	FeCl_3
3	KCN	13	CuSO_4	23	Na_3PO_4
4	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	14	NH_4Cl	24	MnSO_4
5	Li_2CO_3	15	NiSO_4	25	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
6	CuCl_2	16	NH_4SCN	26	NiCl_2
7	CrCl_3	17	FeSO_4	27	Na_2CO_3
8	Li_2SO_3	18	$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$	28	KNO_2
9	MnCl_2	19	NH_4Br	29	MgCl_2
10	AlCl_3	20	Na_2SO_3	30	CuBr_2

7. Составьте уравнения гидролиза солей Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 в ионной и молекулярной форме. Какая среда (кислая, нейтральная, щелочная) растворов представленных солей? Для объяснения значения pH в растворе соли NaH_2PO_4 следует:
- составить уравнение гидролиза дигидрофосфат-иона H_2PO_4^- и рассчитать константу гидролиза;
 - составить уравнение диссоциации дигидрофосфат-иона H_2PO_4^- и привести значение константы ионизации K_{a2} ;
 - сравнить значения $K_{\text{гидр}}$ и K_{a2} и сделать вывод, какой процесс – гидролиз иона H_2PO_4^- или диссоциация иона H_2PO_4^- – в водном растворе протекает в большей степени.



8. Рассчитайте pH раствора, содержащего: 1) 0,1 М гидросульфита калия KHSO_3 ; 2) 0,2 М гидросульфида натрия NaHS ; 3) 0,1 М раствора дигидрофосфата натрия NaH_2PO_4 .

Ответ: 1) $\text{pH} = 4,1$; 2) $\text{pH} = 10,15$; 3) $\text{pH} = 4,1$.

9. Вычислите для 0,1 М раствора цианида натрия NaCN : а) константу гидролиза $K_{\text{гидр}}$; б) степень гидролиза β ; в) pH раствора. ($K_a(\text{HCN}) = 5 \cdot 10^{-10}$).

Ответ: а) $K_{\text{гидр}} = 2 \cdot 10^{-5}$; б) $\beta = 1,41 \cdot 10^{-2}$; в) $\text{pH} = 11,15$.

3.6. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

Гидролиз. Качественное и количественное определение pH растворов

Цель работы: изучение влияния природы химической (ионной или ковалентной) связи соединения, природы катиона и аниона в составе соли на продукты гидролиза соединения; изучение условий смещения равновесия гидролиза соли (концентрация, температура, pH раствора), взаимного усиления гидролиза солей.

Оборудование и реактивы: pH-метр, газовая горелка, держатель, химические стаканы, пробирки, пипетки, стеклянная лопаточка, индикаторы, универсальная индикаторная бумага, растворы солей, разбавленные растворы соляной и азотной кислот, концентрированный и разбавленный раствор щелочи.

Для определения характера среды водного раствора соли ($\text{pH} < 7$, $\text{pH} > 7$, $\text{pH} \approx 7$) применяют растворы индикаторов. *Индикаторы* – слабые органические кислоты или основания, окраска которых определяется их формой – молекулярной или ионной. Содержание молекулярной и ионной форм индикатора изменяется в зависимости от значения pH исследуемого раствора. Так, индикатор фенолфталеин (слабая кислота), находясь в кислом растворе в виде недиссоциированных молекул, не имеет окраски; в щелочном растворе химическое равновесие диссоциации фенолфталеина смещается в сторону образования ионов фенолфталеина, которые имеют малиновую окраску.



Для каждого индикатора существует свой диапазон рН, в котором происходит наблюдаемое изменение окраски индикатора (табл. 3.5). В этом диапазоне в соизмеримом соотношении существуют обе формы индикатора, и их изменение зависит от конкретного значения рН исследуемого раствора. За пределами этого диапазона окраска индикатора остается постоянной (характерной либо для молекулярной, либо для ионной формы) вне зависимости от значения рН раствора. В этом случае делают общее заключение: в исследуемом растворе $\text{pH} < 7$ или $\text{pH} > 7$.

Таблица 3.5

Окраска индикатора при различных значениях рН раствора

Индикатор	Диапазон рН изменения окраски индикатора	Окраска индикатора в исследуемом растворе	
		более кислом, рН <	более щелочном, рН >
Метиловый оранжевый	3,1 – 4,4	< 3,1 красная	> 4,4 желтая
Метиловый красный	4,2 – 6,2	< 4,2 красная	> 6,2 желтая
Лакмус	5,0 – 8,0	< 5,0 красная	> 8,0 синяя
Фенолфта- леин	8,0–10,0	< 8,0 бесцветная	> 10,0 малиновая

С учетом того что у каждого индикатора есть своя область изменения окраски, их использование при определении среды раствора должно быть избирательным. Например, метиловый оранжевый (метилоранж) не позволяет отличить слабокислую среду от нейтральной и щелочной, поскольку он становится желтым при $\text{pH} > 4,4$, т.е. и при $\text{pH} = 5,0$ (слабокислая среда), и при $\text{pH} = 7$ (нейтральная среда), и при $\text{pH} > 7$ (щелочная среда). Фенолфталеином нельзя отличить кислый ($\text{pH} < 7$) от нейтрального раствора ($\text{pH} = 7$), так как он остается бесцветным при $\text{pH} \leq 8$. Фенолфталеин приобретает малиновую окраску в сильнощелочной среде (при $\text{pH} > 10$). Из представленных индикаторов лакмус может быть использован при исследовании растворов солей, имеющих как кислую, так и щелочную среду.



Для определения характера среды раствора в широком интервале значений рН применяют универсальные индикаторы, состоящие из смеси индикаторов. Полоски бумаги, пропитанные универсальным индикатором, называют *универсальной индикаторной бумагой*. Индикаторная бумага позволяет определить характер среды раствора до целочисленных значений или десятых долей рН по эталонной цветовой шкале, прилагаемой к индикаторной бумаге. Для этого полоску индикаторной бумаги одну секунду смачивают в исследуемом растворе, затем вынимают из раствора и сразу сравнивают цвет полоски с эталонной цветовой шкалой.

Опыт 1. Наблюдение окраски индикаторов в различных средах.

Заполните три чистые пробирки на 1/4 объема дистиллированной водой и внесите 2 – 3 капли лакмуса в первую пробирку, 2 – 3 капли метилоранжа во вторую пробирку, 2 – 3 капли фенолфталеина в третью пробирку. Наблюдайте за окраской индикаторов в воде (*нейтральная среда*) и занесите результаты наблюдений в табл. 3.6.

Пипеткой заполните следующие три чистые пробирки на 1/4 объема разбавленным раствором соляной кислоты HCl (или любой другой кислоты, например HNO_3 , H_2SO_4). Внесите в каждую из этих пробирок последовательно по 2 – 3 капли лакмуса, метилоранжа, фенолфталеина и наблюдайте за окраской индикаторов в *кислой* среде. Результаты наблюдений занесите в табл. 3.6.

Пипеткой заполните три чистые пробирки на 1/4 объема концентрированным раствором щелочи (например, NaOH или KOH). Внесите в каждую из этих пробирок последовательно по 2 – 3 капли лакмуса, метилоранжа, фенолфталеина и наблюдайте за окраской индикаторов в *щелочной* среде. Результаты наблюдений занесите в табл. 3.6.

Таблица 3.6

Окраска индикатора в различных средах

Индикатор	Окраска индикатора		
	Среда		
	Нейтральная	Кислая	Щелочная
Лакмус			
Метилоранж			
Фенолфталеин			



Рассчитайте рН:

- 1) 0,1 М раствора хлороводородной кислоты HCl ;
- 2) 0,1 М раствора гидроксида калия KOH или гидроксида натрия NaOH .

Сделайте вывод:

- 1) о возможности изменения окраски метилоранжа в красный цвет в растворе 0,1 М HCl ;
- 2) о возможности изменения окраски фенолфталеина в малиновый цвет в растворе 0,1 М KOH или 0,1 М NaOH .

Опыт 2. Влияние природы (поляризующего действия) катиона на гидролиз соли.

Пипеткой заполните первую пробирку на 1/4 объема раствором хлорида магния MgCl_2 , вторую пробирку – другой пипеткой на 1/4 объема раствором хлорида бария BaCl_2 . Добавьте в обе пробирки по 2 – 3 капли лакмуса или нанесите одну каплю исследуемого раствора на полоску универсальной индикаторной бумаги.

На основании сделанных опытов:

- 1) Составьте уравнения реакций гидролиза солей в ионной и молекулярной форме.
- 2) Сделайте вывод о характере среды и значении рН (больше, меньше или равно 7) в растворах солей.
- 3) Рассчитайте константы гидролиза катионов по первой ступени, используя ионное произведение воды при 25 °С и константы диссоциации оснований (см. табл. П2). Какой из ионов имеет меньшее значение константы гидролиза и практически гидролизу не подвергается? Полученный результат объясните, исходя из представлений о поляризующем действии иона.

Опыт 3. Определение характера среды растворов солей, гидролизующихся по катиону.

Пипеткой заполните первую пробирку на 1/4 объема раствором сульфата цинка ZnSO_4 , вторую пробирку – другой пипеткой на 1/4 объема раствором сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Добавьте в обе пробирки по 2 – 3 капли лакмуса или нанесите одну каплю исследуемого раствора на полоску универсальной индикаторной бумаги.



На основании проделанных опытов:

1) Составьте уравнения реакций гидролиза в ионной и молекулярной форме с учетом того, что последняя стадия гидролиза практически не протекает.

2) Сделайте вывод о характере среды и значении рН (больше, меньше или равно 7) в растворах солей.

3) Рассчитайте константы гидролиза катионов по первой ступени, используя ионное произведение воды при 25 °С и константы диссоциации оснований (см. табл. П2). Какой из ионов имеет меньшее значение константы гидролиза? Полученный результат объясните исходя из представлений о поляризующем действии иона.

Опыт 4. Влияние природы (поляризующего действия) аниона на гидролиз соли.

Пипеткой заполните первую пробирку на 1/4 объема раствором хлорида натрия NaCl , вторую пробирку – другой пипеткой на 1/4 объема раствором фосфата натрия Na_3PO_4 . Добавьте в обе пробирки по 2 – 3 капли лакмуса или нанесите одну каплю исследуемого раствора на полоску универсальной индикаторной бумаги.

На основании проделанных опытов:

1) Составьте уравнения реакций гидролиза в ионной и молекулярной форме.

2) Сделайте вывод о характере среды и значении рН (больше, меньше или равно 7) в растворах солей.

3) Рассчитайте константы гидролиза иона PO_4^{3-} по трем ступеням, используя ионное произведение воды при 25 °С и константы диссоциации кислоты (см. табл. П1). Сделайте вывод, какая ступень гидролиза практически не протекает и проверьте соответствие составленных по ступеням уравнений гидролиза фосфат-иона этому выводу.

Опыт 5. Определение характера среды растворов солей, гидролизующихся по аниону.

Пипеткой заполните первую пробирку на 1/4 объема раствором карбоната натрия Na_2CO_3 , вторую пробирку – другой пипеткой на 1/4 объема раствором фосфата натрия Na_3PO_4 . Добавьте в обе пробирки по 2 – 3 капли лакмуса или нанесите одну каплю исследуемого раствора на полоску универсальной индикаторной бумаги.



На основании проделанных опытов:

1) Составьте уравнения реакций гидролиза в ионной и молекулярной форме с учетом того, что последняя стадия гидролиза практически не протекает.

2) Сделайте вывод о характере среды и значении рН (больше, меньше или равно 7) в растворах солей.

3) Рассчитайте константы гидролиза аниона CO_3^{2-} , используя ионное произведение воды при 25 °С и константы диссоциации кислоты (см. табл. П1). Сделайте вывод, какая ступень гидролиза практически не протекает.

Опыт 6. Сравнение гидролиза 0,1 М растворов фосфата натрия, гидрофосфата натрия, дигидрофосфата натрия. Определение рН растворов на рН-метре.

Для точного определения водородного показателя растворов (рН) используют специальные приборы – рН-метры (рис. 3.1). В лабораторных работах используют рН-метры марки рН-150М со стеклянным электродом ЭС-10601/7, предварительно отградуированным по стандартным буферным растворам с точностью до $\pm 0,05$ единиц рН. Действие рН-метра основано на измерении величины ЭДС электродной системы, которая пропорциональна активности ионов водорода (рН) в растворе. Электродная система состоит из вспомогательного хлоридсеребряного электрода и измерительного стеклянного электрода, представляющего собой трубку, конец которой сделан в виде шарика. Ионы натрия, входящие в состав стекла шарика, обмениваются на ионы водорода из раствора. При этом на поверхности электрода возникает некоторая разность потенциалов, которая зависит от рН раствора.



Рис. 3.1. Лабораторный рН-метр



Для проведения опыта в три химических стакана, каждый емкостью 50 мл, наливают примерно по 30 мл 0,1 М раствора: 1) дигидрофосфата натрия NaH_2PO_4 ; 2) гидрофосфата натрия Na_2HPO_4 ; 3) фосфата натрия Na_3PO_4 . Измерение pH растворов проводят в указанной последовательности, помещая в стакан с исследуемым раствором хлоридсеребряный и стеклянный электроды. Предварительно со стеклянного электрода легким прикосновением фильтровальной бумаги удаляют капли оставшейся дистиллированной воды и затем погружают его в раствор так, чтобы стеклянный шарик электрода полностью находился в растворе. Отсчет pH по шкале прибора проводят после того, как показания примут установившееся значение в течение 2 – 3 мин.

По окончании каждого измерения электроды вынимают из исследуемого раствора и промывают их в стакане с дистиллированной водой до тех пор, пока показание прибора не станет равным значению pH дистиллированной воды. Затем повторяют измерения с раствором другой соли и т.д. По завершении всех измерений электроды промывают и помещают в стакан с дистиллированной водой.

Примечание. Электроды не должны длительное время оставаться сухими, так как прибор будет давать неверные показания.

На основании проведенных измерений pH растворов:

1) Сделайте вывод, в растворе какой соли концентрация гидроксид-ионов наибольшая.

2) Составьте уравнения гидролиза солей Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 в ионной и молекулярной форме с учетом того, что последняя стадия гидролиза практически не протекает.

3) Вычислите теоретическое значение pH 0,1 М раствора Na_3PO_4 с учетом того, что гидролиз в значительной степени протекает по первой ступени (см. решение примера 13 на с. 69), и сравните с экспериментальным значением pH по шкале pH-метра.

4) Для объяснения значения pH в растворе соли NaH_2PO_4 следует:
а) составить уравнение гидролиза дигидрофосфат-иона H_2PO_4^- и рассчитать константу гидролиза $K_{\text{гидр3}}$; б) составить уравнение диссоциации дигидрофосфат-иона H_2PO_4^- и привести значение константы ионизации K_{a2} ; в) сравнить значения $K_{\text{гидр3}}$ и K_{a2} и сделать вывод, какой процесс – гидролиз иона H_2PO_4^- или диссоциация иона



H_2PO_4^- в водном растворе – протекает в большей степени; г) рассчитать рН исследуемого 0,1 М раствора NaH_2PO_4 и сравнить с экспериментально наблюдаемым по шкале рН-метра значением (см. решение примера 14 на с. 70).

Опыт 7. Влияние одноименных ионов на смещение равновесия гидролиза.

Стеклянной лопаточкой внесите в пробирку кристаллический нитрат свинца (II) и растворите соль в воде. Наблюдайте за помутнением раствора в результате образования малорастворимой основной соли. Пипеткой добавьте в пробирку несколько капель азотной кислоты HNO_3 до осветления раствора.

На основании проделанного опыта:

1) Составьте уравнения гидролиза в ионной и молекулярной форме.

2) Рассчитайте константы гидролиза по катиону по первой и второй ступеням, используя ионное произведение воды при 25 °С и константы диссоциации основания (см. табл. П2). Какой ступенью практически ограничивается гидролиз?

3) Используя принцип Ле Шателье, сделайте вывод о влиянии ионов H^+ на смещение равновесия гидролиза.

Опыт 8. Влияние разбавления раствора на смещение равновесия гидролиза.

Пипеткой внесите в пробирку несколько капель концентрированного раствора хлорида сурьмы (III) SbCl_3 и приливайте в раствор воду до появления осадка. Затем другой пипеткой к осадку прилейте соляную кислоту HCl .

На основании проделанного опыта:

1) Составьте уравнения гидролиза SbCl_3 в ионной и молекулярной форме (см. решение примера 8 на с. 65).

2) Объясните образование и растворение осадка оксохлорида сурьмы (III) SbOCl .

3) Используя принцип Ле Шателье, сделайте вывод о влиянии ионов H^+ на смещение равновесия гидролиза.



Опыт 9. Влияние нагревания на гидролиз ацетата натрия.

Пипеткой заполните две пробирки на 1/4 объема раствором ацетата натрия CH_3COONa . В каждую пробирку внесите по 2 – 3 капли фенолфталеина. Первую пробирку оставьте как контрольную, вторую закрепите в держателе и на газовой горелке нагрейте до кипения. Будьте внимательны, так как нагревание небольшого объема раствора может привести к быстрому его закипанию и выбросу. Сравните окраску фенолфталеина во второй пробирке после нагревания с окраской в контрольной пробирке. После нагревания осторожно охладите пробирку, так как при быстром охлаждении под струей холодной воды пробирка может лопнуть. Запишите изменение окраски раствора после охлаждения.

На основании сделанных опытов:

- 1) Составьте уравнения гидролиза ацетата натрия в ионной и молекулярной форме.
- 2) По изменению окраски раствора при его нагревании сделайте вывод об изменении концентрации ионов OH^- в растворе и направлении смещения химического равновесия.
- 3) По изменению окраски раствора при охлаждении сделайте вывод, в каком (прямом или обратном) направлении смещается химическое равновесие.
- 4) Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза. Ответ обоснуйте.

Опыт 10. Влияние нагревания на гидролиз хлорида железа (III).

Пипеткой заполните пробирку на 1/4 объема раствором хлорида железа (III), закрепите в держателе и нагрейте на газовой горелке до кипения. Наблюдайте за изменением окраски раствора соли и его помутнением. Напишите уравнения гидролиза хлорида железа (III) в ионной и молекулярной форме. По результатам наблюдений сделайте вывод о влиянии температуры на гидролиз соли.

Опыт 11. Взаимодействие растворов солей, усиливающих гидролиз друг друга.

Пипеткой заполните пробирку на 1/4 объема раствором хлорида алюминия. К этому раствору другой пипеткой прибавьте раствор карбоната натрия до образования осадка и выделения газа.



Экспериментально докажите, что при смешении растворов образовался гидроксид алюминия. Для этого осадок амфотерного гидроксида алюминия разделите на две порции, перенеся половину осадка в другую пробирку. В одну порцию осадка пипеткой прилейте раствор соляной кислоты (или любой другой кислоты), в другую порцию прилейте концентрированный раствор щелочи до растворения осадка.

На основании проделанных опытов:

1) Составьте уравнение реакции взаимодействия хлорида алюминия и карбоната натрия и объясните, почему в результате реакции не образовался карбонат алюминия.

2) Сделайте вывод о полноте протекания гидролиза. Ответ обоснуйте.

3) Приведите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, доказывающие образование амфотерного гидроксида алюминия.

Опыт 12. Гидролиз ковалентных соединений.

Откройте склянку с хлоридом фосфора (III) PCl_3 или хлоридом олова (IV) SnCl_4 . Наблюдайте появление белого дыма и объясните это с позиции гидролиза ковалентных соединений. Составьте уравнения гидролиза, предварительно обсудив полноту протекания реакций.



Глава 4

РЕАКЦИИ С ИЗМЕНЕНИЕМ СТЕПЕНЕЙ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Важнейшие понятия:

1. Степень окисления элемента. Зависимость степеней окисления элементов от их положения в Периодической системе Д.И. Менделеева.
2. Окислительно-восстановительные реакции. Процесс окисления, процесс восстановления, окислитель, восстановитель. Типы окислительно-восстановительных реакций.
3. Методы составления окислительно-восстановительных реакций: метод электронного баланса, ионно-электронный метод (метод полуреакций).
4. Направление окислительно-восстановительных реакций. Электродные (окислительно-восстановительные) потенциалы. Уравнение Нернста. Электродвижущая сила, энергия Гиббса процесса.

Реакции, протекающие с изменением степеней окисления элементов в соединениях, называют *окислительно-восстановительными*. Изменение степеней окисления связано с переходом электронов или атомов от одних частиц к другим.

4.1. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТА

Степень окисления – это условный заряд (отрицательный или положительный), который присваивается атомам элементов в соединении из предположения, что соединение состоит из одноатомных ионов. В формулах соединений степени окисления обозначают арабскими цифрами со знаком «+» или «–» над символами элементов, например, $\overset{+2}{\text{Ba}}\overset{-1}{\text{O}}_2$. В отличие от степени окисления заряд иона «+» или «–» указывают после соответствующей цифры, например Ca^{2+} , Al^{3+} . В случае однозарядных ионов при обозначении заряда цифру 1 не указывают, например K^+ , F^- .

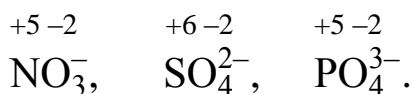
При использовании степеней окисления придерживаются следующих правил:

- 1) Степень окисления элемента в простом веществе равна нулю. Так, в веществах O_2 , H_2 , Cl_2 , Fe , Na и других элементы имеют нулевую степень окисления.



2) В молекуле сложного вещества алгебраическая сумма степеней окисления атомов всех элементов равна нулю.

3) В сложном ионе алгебраическая сумма степеней окисления атомов всех элементов равна заряду иона, например:



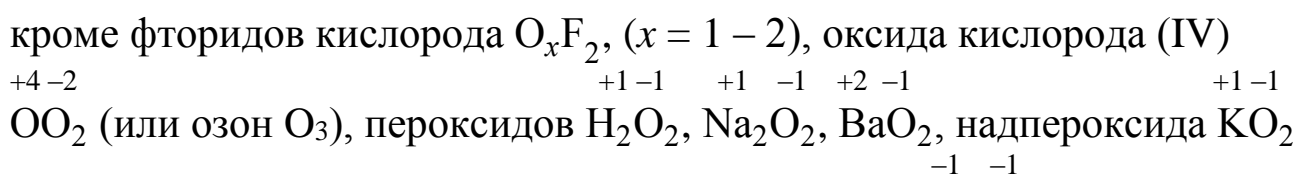
4) Степень окисления *s*-элементов I группы (Li, Na, K и др.) равна +1, *s*-элементов II группы (Be, Mg, Ca и др.) равна +2.

5) В короткопериодном варианте таблицы Периодической системы Д.И. Менделеева высшая положительная степень окисления *s*- и *p*-элементов, а также *d*-элементов III – VIII групп численно совпадает с номером группы (№); низшая отрицательная степень окисления неметаллического элемента численно равна разности (№ группы – 8).

6) Степень окисления наиболее электроотрицательного элемента фтора в соединениях всегда равна –1.

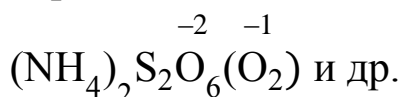
7) Степень окисления элемента водорода в соединениях равна +1, кроме гидридов $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}, \overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-1}{\text{H}_2}, \overset{+4}{\text{Si}}\overset{-1}{\text{H}_4}$ и др.

8) Степень окисления элемента кислорода в соединениях равна –2, кроме фторидов кислорода O_xF_2 , ($x = 1 - 2$), оксида кислорода (IV)



и соединений, содержащих группировку атомов $(\overset{-2}{\text{O}}-\overset{-1}{\text{O}})^{2-}$, т.е.

пероксокислот и их солей, например: $\text{H}_2\text{SO}_3(\text{O}_2)$, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$,



9) В соединениях неметаллов элемент с большей электроотрицательностью χ имеет отрицательную степень окисления. Например, в соединении CH_4 углерод – более электроотрицательный элемент, $\chi(\text{C}) = 2,5$, по сравнению с водородом, $\chi(\text{H}) = 2,1$, поэтому степень окисления углерода равна –4, а степень окисления водорода равна +1. В соединении SiH_4 степень окисления кремния равна +4, степень окисления водорода равна –1, поскольку $\chi(\text{Si}) = 1,8$ и $\chi(\text{H}) = 2,1$.

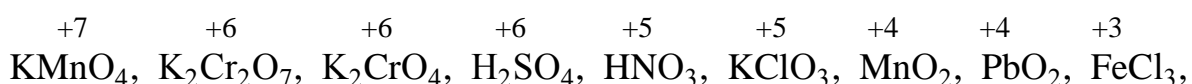


4.2. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Процессы окисления и восстановления. Окислители и восстановители. В окислительно-восстановительных реакциях протекают одновременно два процесса: окисление и восстановление с участием восстановителя и окислителя. *Окисление* – процесс отдачи электронов, *восстановление* – процесс присоединения электронов.

Окислитель – химическое соединение, принимающее электроны в процессе реакции. В результате у какого-либо элемента в составе соединения степень окисления понижается (при этом окислитель восстанавливается). *Восстановитель* – химическое соединение, отдающее электроны в процессе реакции. В результате у какого-либо элемента в составе соединения степень окисления повышается (при этом восстановитель окисляется).

Типичными окислителями являются соединения с элементом в состоянии с высокой положительной степенью окисления, например:

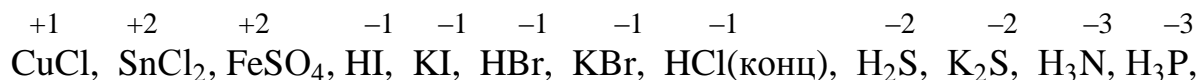


а также F_2 и др. Соединения, содержащие элемент в состоянии

с высшей степенью окисления, например KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 ,

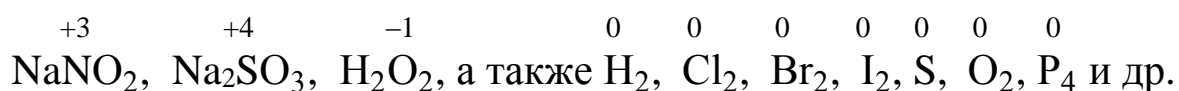
H_2SO_4 , HNO_3 , PbO_2 проявляют только окислительные свойства.

Типичными восстановителями являются соединения с элементом в состоянии с низкой степенью окисления, например:



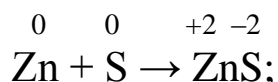
а также металлы, водород, углерод и др.

Двойственные свойства – *окислительные и восстановительные* – проявляют соединения за счет элемента, находящегося в состоянии с промежуточной степенью окисления, например:

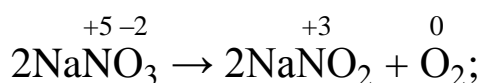


Типы окислительно-восстановительных реакций. Различают три типа окислительно-восстановительных реакций:

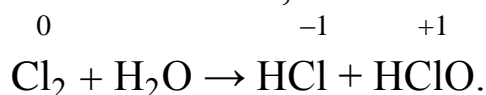
1) *межмолекулярное окисление-восстановление* – реакции, в которых изменяются степени окисления элементов в составе разных веществ, например:



2) *внутримолекулярное окисление-восстановление* – реакции, в которых изменяются степени окисления разных элементов в составе одного вещества, например:



3) *самоокисление-самовосстановление (диспропорционирование)* – реакции, в которых степень окисления одного и того же элемента в составе одного вещества и повышается, и понижается, например:



4.3. МЕТОДЫ СОСТАВЛЕНИЯ УРАВНЕНИЙ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций используют два метода:

1) *Метод электронного баланса* для реакций между твердыми, жидкими и газообразными веществами. Метод основан на использовании степеней окисления элементов и составлении электронного баланса, в котором:

– у элемента-окислителя, принимающего электроны, понижается степень окисления;

– у элемента-восстановителя, отдающего электроны, повышается степень окисления.

2) *Ионно-электронный метод (метод полуреакций)* для реакций в водных растворах. Метод основан на составлении уравнений полуреакций:

– для процесса окисления ионов или молекул восстановителя, т.е. для процесса потери электронов восстановителем;



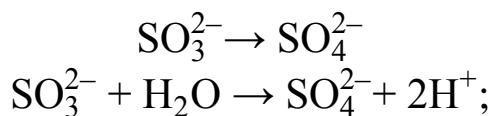
– для процесса восстановления ионов или молекул окислителя, т.е. для процесса присоединения электронов окислителем.

Затем полуреакции суммируются с соблюдением баланса атомов и зарядов.

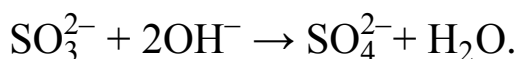
Правила уравнивания числа атомов водорода и кислорода в уравнениях полуреакций в различных средах. При составлении полуреакций для баланса атомов водорода и кислорода придерживаются следующих правил:

1) Число атомов кислорода в левой части полуреакции меньше чем в правой. Для достижения баланса по атомам кислорода:

а) в кислой и нейтральной среде в левую часть полуреакции добавляют молекулы H_2O , например:

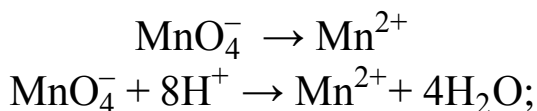


б) в щелочной среде в левую часть полуреакции добавляют гидроксид ионы OH^- в расчете на один недостающий моль атомов кислорода 2 моль гидроксид-ионов, в правую часть добавляют молекулы H_2O , например:

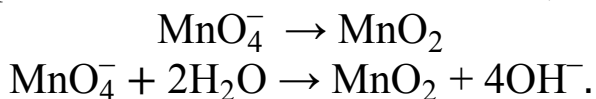


2) Число атомов кислорода в левой части полуреакции больше чем в правой. Для достижения баланса по атомам кислорода:

а) в кислой среде в левую часть полуреакции добавляют катионы водорода H^+ в расчете на 1 моль атомов кислорода 2 моль катионов H^+ , в правую часть добавляют молекулы H_2O , например:



б) в нейтральной и щелочной среде в левую часть полуреакции добавляют молекулы воды в расчете на один избыточный моль атомов кислорода 1 моль H_2O . Для баланса атомов водорода и кислорода в правую часть полуреакции добавляют OH^- -ионы, например:

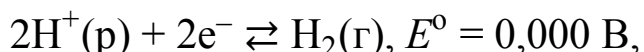


4.4. НАПРАВЛЕНИЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Окислительно-восстановительные потенциалы. Для количественной характеристики окислительно-восстановительной способности веществ, находящихся в растворе, используют *электродные потенциалы* E . Сущность возникновения электродного потенциала заключается в следующем. При погружении металла в раствор, содержащий его ионы, устанавливается равновесие:



и между металлом и раствором возникает разность потенциалов, называемая *электродным потенциалом*. Абсолютное значение электродного потенциала окислительно-восстановительной системы определить невозможно. На практике электродные потенциалы измеряют относительно электрода сравнения. Одним из таких электродов сравнения служит *стандартный водородный электрод*



для которого разность потенциалов между электродом и раствором условно принимают равной нулю при давлении водорода 1 атм и активности H^{+} , равной единице ($a \approx c = 1$ моль/л).

Наряду с электродным потенциалом используют понятие *окислительно-восстановительный потенциал*. Он относится к системе, содержащей вещества, в состав которых входит один и тот же элемент, но в разных степенях окисления, например $Cr_2O_7^{2-}$ и Cr^{3+} , Fe^{2+} и Fe^{3+} , Sn^{2+} и Sn^{4+} и др. Если платиновую пластинку поместить в такой раствор и измерить скачок потенциала, возникающий на границе платина – раствор, относительно стандартного водородного электрода, то он будет соответствовать окислительно-восстановительному потенциалу системы.

Величину E° называют *стандартным электродным* или *стандартным окислительно-восстановительным потенциалом*, если активность окисленной и восстановленной формы вещества в растворе равна 1 моль/л; в случае разбавленных растворов активность вещества равна его концентрации (моль/л); температура раствора 298,15 К; давление газового компонента составляет $1 \cdot 10^5$ Па. Стандартные



электродные потенциалы окислительно-восстановительных систем являются величинами постоянными, и их значения приводятся в справочниках.

Зависимость электродных потенциалов E от концентрации (строого активности) окисленной и восстановленной формы вещества и температуры раствора выражается *уравнением Нернста*:

$$E = E^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{c_{\text{окисл}}^x}{c_{\text{восст}}^y},$$

где E° – стандартный электродный потенциал процесса; R – молярная газовая постоянная; T – абсолютная температура; n – число молей электронов, участвующих в процессе восстановления; F – постоянная Фарадея; $c_{\text{окисл}}$ и $c_{\text{восст}}$ – концентрации соответственно окисленной и восстановленной форм вещества (x и y – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции).

После подстановки значений R , T , F и использования коэффициента 2,303 при переходе от натурального к десятичному логарифму уравнение Нернста принимает вид

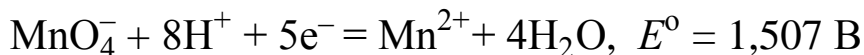
$$E = E^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{c_{\text{окисл}}^x}{c_{\text{восст}}^y}.$$

Выбор направления протекания полуреакций. Значения стандартных электродных потенциалов полуреакций восстановления (E° , В) приведены в справочных таблицах (табл. П4). Для конкретной системы принято обозначение стандартного электродного потенциала в виде $E^{\circ}_{\text{окисл/восст}}$. Например, для полуреакции восстановления ионов MnO_4^- до Mn^{2+} стандартный электродный потенциал обозначают $E^{\circ}_{\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}}$.

Для полуреакций, электродный потенциал которых зависит от pH, в справочных таблицах приведены потенциалы для *стандартной кислой среды* с концентрацией $[\text{H}^+] = 1$ моль/л, т.е. имеющей $\text{pH} = 0$, а также для *стандартной щелочной среды* с концентрацией $[\text{OH}^-] = 1$ моль/л и $\text{pH} = 14$. Например, для тетраоксоманганат (VII)-иона приведены две полуреакции восстановления в различных средах:



1) стандартная кислая среда ($[H^+] = 1$ моль/л, $pH = 0$)



2) стандартная щелочная среда ($[OH^-] = 1$ моль/л, $pH = 14$)



При других значениях pH электродный потенциал полуреакции рассчитывают, используя уравнение

$$E = E^0 - \frac{0,059 \cdot v}{n} (pH),$$

где v – стехиометрический коэффициент для ионов H^+ в полуреакции восстановления. Например, $v = 8$ в полуреакции восстановления MnO_4^- в кислой среде (см. также решение примера 5 на с. 109).

Окислительная способность системы, представленной полуреакцией восстановления, возрастает с увеличением значения стандартного электродного потенциала. Из приведенных значений стандартных электродных потенциалов двух полуреакций восстановления следует, что тетраоксоманганат (VII)-ион проявляет большую окислительную способность в кислой среде.

При сравнении значений E^0 двух различных систем окислитель находится в той полуреакции, для которой значение стандартного электродного потенциала более положительно. Протекание этой полуреакции – окислителя в прямом направлении – указывают стрелкой слева направо (\rightarrow). Протекание другой полуреакции – восстановителя в обратном направлении – указывают стрелкой справа налево (\leftarrow).

Затем уравнивают число молей присоединяемых электронов и число молей отдаваемых электронов, тем самым подбирают коэффициенты для слагаемых в полуреакциях. С учетом направления протекания полуреакций и коэффициентов в них суммируют полуреакции и получают уравнение окислительно-восстановительной реакции. При этом сокращают одинаковые слагаемые (число молей электронов, ионов, молекул).

На основе полученного уравнения реакции делают вывод о направлении ее протекания.



Электродвижущая сила окислительно-восстановительного процесса и ее взаимосвязь с энергией Гиббса. Электродвижущая сила (ЭДС) окислительно-восстановительного процесса равна

$$E_{\text{реакц}}^{\circ} = E_{\text{окисл}}^{\circ} - E_{\text{восст}}^{\circ},$$

где $E_{\text{реакц}}^{\circ}$ – ЭДС процесса.

Реакция термодинамически возможна и самопроизвольно протекает в прямом направлении, если энергия Гиббса $\Delta G < 0$. Стандартная энергия Гиббса и электродвижущая сила окислительно-восстановительного процесса $E_{\text{реакц}}^{\circ}$ связаны уравнением

$$\Delta G^{\circ} = -nFE_{\text{реакц}}^{\circ},$$

где ΔG° в Дж; $E_{\text{реакц}}^{\circ}$ в В; n – число молей электронов, присоединяемых или отдаваемых в реакции; F – постоянная Фарадея, равная ≈ 96500 Кл/моль. Из уравнения следует, что окислительно-восстановительная реакция *термодинамически возможна* при $E_{\text{реакц}}^{\circ} > 0$, и возможность ее протекания возрастает с *увеличением* ЭДС окислительно-восстановительного процесса.

4.5. ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАНИЙ

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций и подбор коэффициентов методом электронного баланса

Пример 1. Определите степени окисления элементов в соединениях и ионах: а) KNO_2 ; б) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; в) $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$; г) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$; д) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$; е) NH_4^+ .

Решение

а) Соединение KNO_2 .

В соединениях степень окисления калия равна +1, степень окисления кислорода –2. Степень окисления азота принимают за x . С учетом того, что сумма произведений степеней окисления элементов на число их атомов в соединении равна нулю, составляют уравнение и вычисляют x :

$$1 \cdot (+1) + x + 2 \cdot (-2) = 0, \quad x = +3.$$



б) Соединение $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

Принимают за x степень окисления атома хрома, которая является и зарядом катиона хрома. Составляют уравнение с учетом того, что заряд кислотного остатка SO_4^{2-} двухосновной серной кислоты H_2SO_4 равен $2-$, а сумма зарядов катионов и анионов соли равна нулю:

$$2 \cdot x + 3 \cdot (2-) = 0, \quad x = 3+ \text{ (заряд катиона хрома)}$$

или $x = +3$ (степень окисления элемента хрома).

в) Соединение $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$.

Составляют уравнение с учетом того, что заряд гидроксид-иона $(\text{OH})^-$ отрицательный и равен единице, заряд катиона калия положительный и равен единице, заряд катиона цинка принимают за x :

$$2 \cdot (1+) + x + 4 \cdot (1-) = 0, \quad x = 2+ \text{ (заряд катиона цинка)}$$

или $x = +2$ (степень окисления элемента цинка).

г) Соединение $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$.

Молекула аммиака – нейтральная частица; в хлорид-ионе Cl^- степень окисления элемента хлора -1 . Степень окисления платины принимают за x и составляют уравнение, из которого определяют значение x :

$$x + 6 \cdot 0 + 4 \cdot (-1) = 0, \quad x = +4.$$

д) Ион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.

Степень окисления кислорода равна -2 , степень окисления хрома принимают за x . С учетом того, что в сложном ионе сумма произведений степеней окисления элементов на число их атомов равна заряду иона, составляют уравнение и вычисляют x :

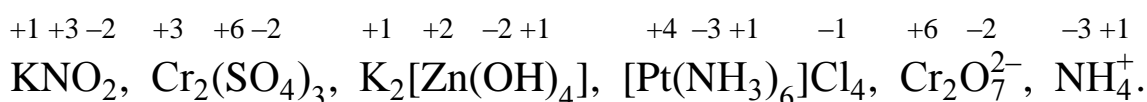
$$2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = 2-, \quad x = +6.$$

е) Ион NH_4^+ .

Степень окисления водорода $+1$, степень окисления азота принимают за x . С учетом того, что в данном ионе сумма произведений степеней окисления элементов на число их атомов равна заряду иона, составляют уравнение и рассчитывают x :

$$x + 4 \cdot (+1) = 1+, \quad x = -3.$$

Ответ представляют формулами соединений и ионов, в которых степени окисления обозначают над символами элементов:



Пример 2. Из приведенного набора химических соединений: K_2MnO_4 , $(NH_4)_2S$, Cl_2 , NaI , $NaBiO_3$, MnO_2 , $NaClO$, H_2SeO_4 , SO_2 , H_2Se , PbO_2 , Na_2SO_3 , H_3PO_3 , BaO_2 , H_2 – выберите те, которые могут проявлять:

- а) только окислительные свойства;
- б) только восстановительные свойства;
- в) как окислительные, так и восстановительные свойства.

Решение. В соответствии со степенями окисления элементов определяют окислительно-восстановительные свойства соединений:

а) $NaBiO_3$, H_2SeO_4 , PbO_2 – химические соединения, проявляющие только окислительные свойства, поскольку в их состав входят элементы в высшей положительной степени окисления;

б) $(NH_4)_2S$, NaI , H_2Se , Na_2SO_3 – химические соединения, проявляющие только восстановительные свойства, поскольку в их состав входят элементы в низшей отрицательной степени окисления;

в) K_2MnO_4 , Cl_2 , MnO_2 , $NaClO$, SO_2 , H_3PO_3 , BaO_2 , H_2 – химические соединения, проявляющие как окислительные, так и восстановительные свойства, поскольку в их составе имеются элементы в промежуточной степени окисления.

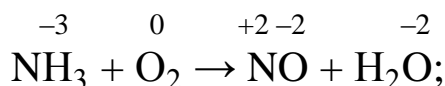
Пример 3. Составив электронный баланс, определите коэффициенты в уравнении реакции. Укажите тип окислительно-восстановительной реакции:

- 1) $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$;
- 2) $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$;
- 3) $Na_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_4 + Na_2S$;
- 4) $KMnO_4 + HCl(конц) \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + H_2O$.

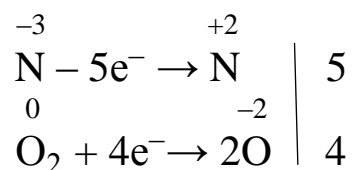
Решение

1) При составлении уравнения реакции придерживаются определенной последовательности действий:

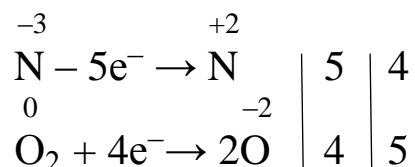
– в схеме окисления аммиака отмечают элементы, у которых в ходе реакции изменились степени окисления:



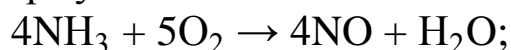
– составляют электронный баланс, в котором в соответствии с изменением степеней окисления элементов определяют число электронов, принимаемых окислителем и отдаваемых восстановителем, при этом соблюдают баланс по атомам кислорода:



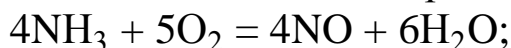
– для числа принимаемых и числа отдаваемых электронов находят наименьшее общее кратное, равное 20; делят 20 на 5 и 4 и определяют коэффициенты для восстановителя и окислителя (это цифры 4 и 5, стоящие за второй вертикальной чертой):



– коэффициенты 4 и 5, называемые основными стехиометрическими коэффициентами, переносят в схему реакции, записывая их перед формулами окислителя и восстановителя:



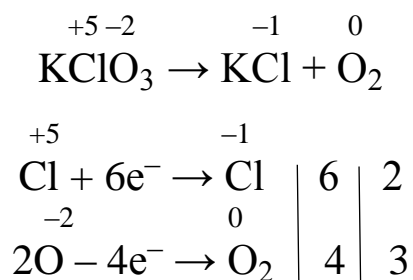
– уравнивают число молей атомов водорода:



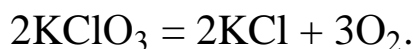
– проверяют правильность подбора коэффициентов, подсчитав число молей атомов кислорода в левой и правой частях уравнения.

Данная реакция относится к типу *межмолекулярного окисления-восстановления*, так как она протекает с изменением степеней окисления элементов в разных химических соединениях.

2) Разложение хлората (V) калия:

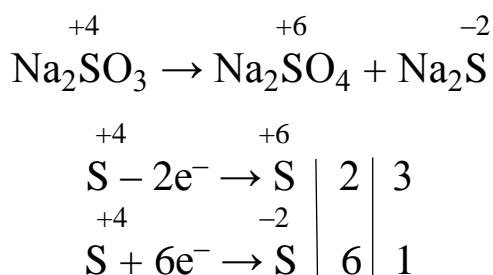


Расставив основные стехиометрические коэффициенты 2 и 3 в уравнении реакции, получают



Данная реакция относится к типу *внутримолекулярного окисления-восстановления*, так как она протекает с изменением степеней окисления разных элементов одного соединения.

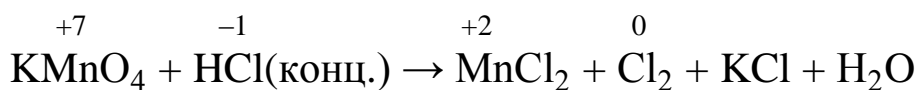
3) Термическое разложение сульфата (IV) натрия представляет собой тип реакции *самоокисления-самовосстановления*, или *диспропорционирования*:



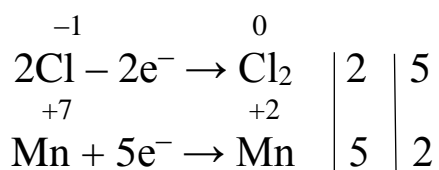
При диспропорционировании Na_2SO_3 образуется 3 моль продукта окисления – Na_2SO_4 и 1 моль продукта восстановления – Na_2S , что определяет суммарный коэффициент 4 перед Na_2SO_3 в уравнении реакции



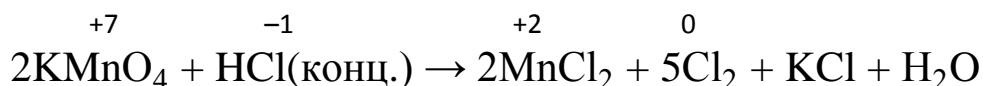
4) В случае уравнения реакции получения хлора в химической лаборатории



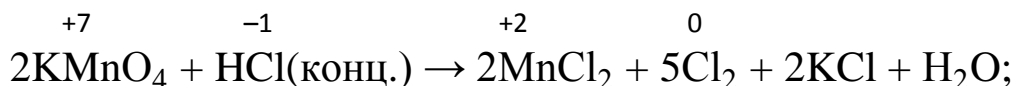
– составляют электронный баланс, в котором окислитель, принимая электроны, понижает степень окисления; восстановитель, отдавая электроны, повышает степень окисления, при этом соблюдают баланс по атомам хлора; затем определяют коэффициенты для восстановителя и окислителя:



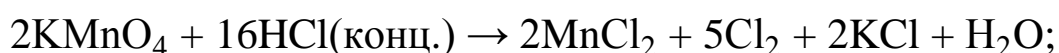
– после использования основных стехиометрических коэффициентов (чисел 5 и 2)



уравнивают число молей атомов элементов, не изменяющих степень окисления (в данном примере – атомов калия):



– концентрированная соляная кислота является восстановителем, затрачиваемым на получение Cl_2 и на образование солей (MnCl_2 и KCl), поэтому число молей HCl определяют после подсчета общего числа молей атомов хлора в правой части схемы реакции



– после уравнивания числа молей атомов водорода получают



и проверяют правильность подбора всех коэффициентов по равенству числа молей атомов кислорода в обеих частях уравнения реакции.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом полуреакций

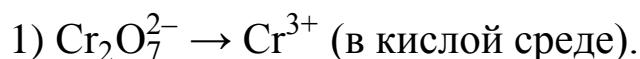
Пример 1. Используя ионно-электронный метод (полуреакций), составьте полуреакции на основе следующих схем:

- 1) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$ (в кислой среде);
- 2) $\text{MnO}_4^{2-} \rightarrow \text{MnO}_2$ (в нейтральной среде);
- 3) $\text{IO}_3^- \rightarrow \text{I}^-$ (в нейтральной среде);
- 4) $\text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$.

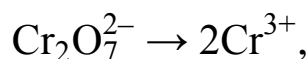
Решение. В каждой полуреакции различают окисленную форму, содержащую элемент, находящийся в более высокой степени окисления (левая часть полуреакции), и восстановленную форму,



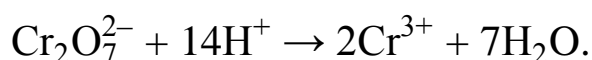
содержащую элемент в более низкой степени окисления (правая часть полуреакции).



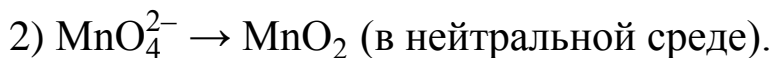
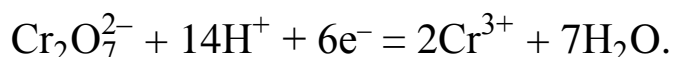
Составляют полуреакцию восстановления ионов $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ до ионов Cr^{3+} в кислой среде. Предварительно уравнивают число атомов хрома:



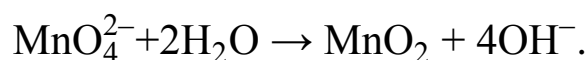
затем в левую часть полуреакции вводят 14 моль ионов H^+ для связывания 7 моль атомов кислорода в 7 моль H_2O (см. правила на с. 94):



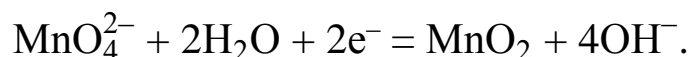
Кроме того, для баланса зарядов добавляют 6 моль электронов к левой части полуреакции. Получают сбалансированное уравнение полуреакции:



Полуреакцию составляют для нейтральной среды с учетом того, что число атомов кислорода в левой части полуреакции больше, чем в правой. Поэтому в левую часть полуреакции добавляют молекулы воды с расчетом на один моль избыточных атомов кислорода один моль H_2O (см. правила на с. 94). Для баланса атомов кислорода и водорода в правую часть полуреакции добавляют гидроксид-ионы OH^- :



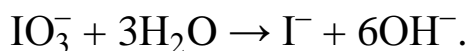
Затем для баланса зарядов добавляют 2 моль электронов к левой части полуреакции и получают сбалансированную полуреакцию:



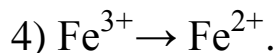
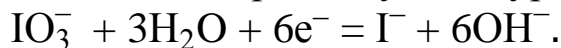
Полуреакцию составляют для нейтральной среды с учетом несбалансированности атомов кислорода. Для этого в левую часть полуреакции вводят молекулы воды с расчетом на 1 моль атомов



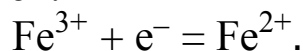
кислорода 1 моль H_2O (см. правила на с. 94) и для баланса атомов водорода и кислорода в правую часть полуреакции добавляют гидроксид-ионы OH^- :



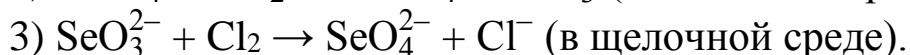
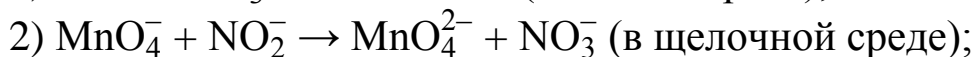
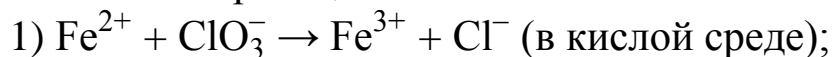
Для баланса зарядов добавляют 6 моль электронов к левой части полуреакции. Получают сбалансированную полуреакцию:



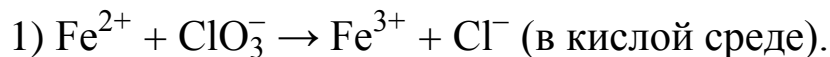
Для сохранения баланса по зарядам в левую часть полуреакции добавляют 1 моль электронов:



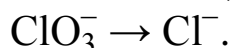
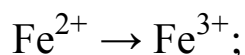
Пример 2. Используя ионно-электронный метод (полуреакций), закончите схемы реакций:



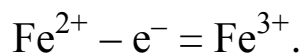
Решение



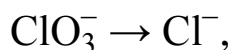
Составляют несбалансированные две полуреакции:



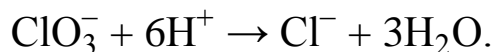
Первая полуреакция не сбалансирована по зарядам, поэтому в левой части полуреакции вычитают 1 моль электронов:



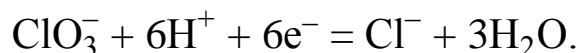
Вторая полуреакция, протекающая в кислой среде, не сбалансирована по атомам кислорода:



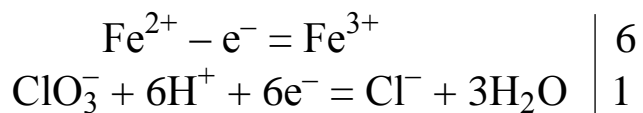
поэтому в левую часть полуреакции вводят 6 моль ионов H^+ для связывания 3 моль атомов кислорода в 3 моль H_2O :



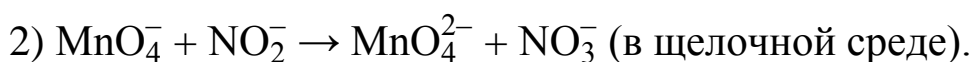
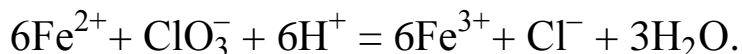
Кроме того, с целью сохранения баланса по зарядам в левую часть второй полуреакции добавляют 6 моль электронов:



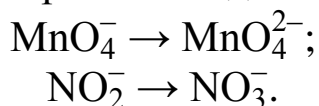
Общее число молей электронов, отдаваемых восстановителем, должно быть равно числу молей электронов, присоединяемых окислителем. Отсюда находят коэффициенты для восстановителя и для окислителя (числа 6 и 1):



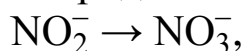
Суммируют левые и правые части полуреакций, предварительно умножив их на коэффициенты 6 и 1, и получают ионное уравнение окислительно-восстановительного процесса:



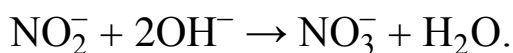
Составляют несбалансированные две полуреакции:



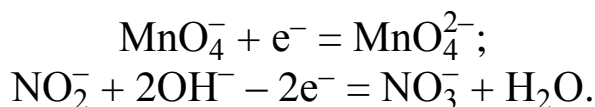
Вторая полуреакция, протекающая в щелочной среде, не сбалансирована по атомам кислорода:



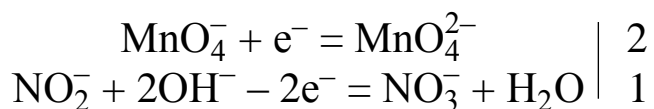
поэтому в левую часть полуреакции добавляют гидроксид-ионы OH^- в расчете на один недостающий моль атомов кислорода 2 моль OH^- (см. правила на с. 94). Для баланса атомов водорода и кислорода в правую часть полуреакции вводят молекулы H_2O :



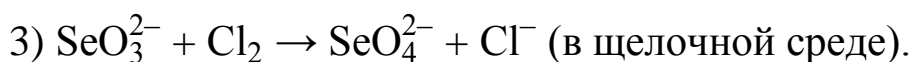
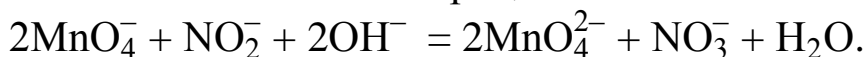
Для сохранения баланса по зарядам в первую полуреакцию добавляют 1 моль электронов, во второй полуреакции вычитают 2 моль электронов:



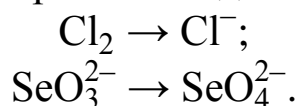
Общее число молей электронов, отдаваемых восстановителем, должно быть равно числу молей электронов, присоединяемых окислителем. Отсюда находят коэффициенты для окислителя и для восстановителя (числа 2 и 1):



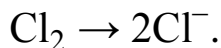
Суммируют левые и правые части полуреакций, предварительно умножив их на коэффициенты, и получают ионное уравнение окислительно-восстановительного процесса:



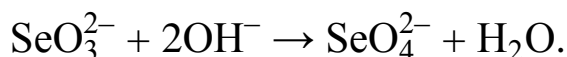
Составляют несбалансированные две полуреакции:



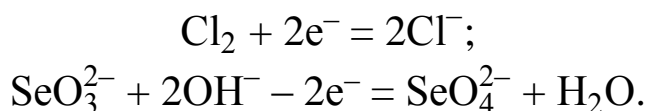
В первой полуреакции коэффициентом 2 уравнивают число атомов хлора:



Во второй полуреакции, протекающей в щелочной среде, уравнивают число атомов кислорода. С этой целью в левую часть полуреакции добавляют гидроксид-ионы OH^- . Для баланса атомов водорода и кислорода в правую часть полуреакции добавляют молекулы H_2O :

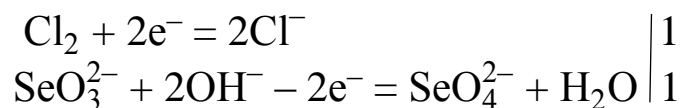


Затем для сохранения баланса по зарядам в первую полуреакцию добавляют 2 моль электронов, во второй полуреакции вычитают 2 моль электронов:

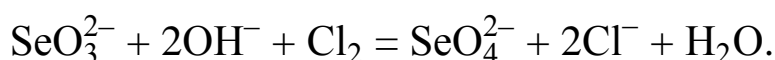


Общее число молей электронов, отдаваемых восстановителем, должно быть равно числу молей электронов, присоединяемых окислителем. Отсюда находят коэффициенты для окислителя и восстановителя (числа 1 и 1):



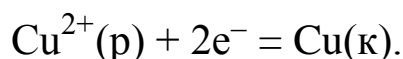


Суммируют левые и правые части полуреакций с учетом коэффициентов и получают ионное уравнение окислительно-восстановительного процесса:



Определение направления окислительно-восстановительных реакций с использованием стандартных электродных потенциалов полуреакций

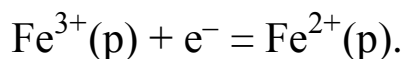
Пример 1. Составьте уравнение Нернста для расчета потенциала медного электрода в растворе собственных ионов при $T = 298 \text{ K}$:



Решение. С учетом того что концентрация восстановленной формы (медная пластина) – величина постоянная и принимается равной единице, а концентрация окисленной формы меди обозначена как $[\text{Cu}^{2+}]$, уравнение Нернста принимает вид

$$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg [\text{Cu}^{2+}].$$

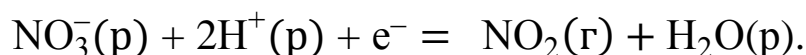
Пример 2. Составьте уравнение Нернста для расчета электродного потенциала при $T = 298 \text{ K}$ реакции



Решение. Для данной реакции уравнение Нернста имеет вид

$$E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = E_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}}^0 + \frac{0,059}{1} \lg \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}.$$

Пример 3. Составьте уравнение Нернста для расчета электродного потенциала при $T = 298 \text{ K}$ реакции



Решение. Составляют уравнение Нернста с учетом того, что окисленная форма (левая часть уравнения) содержит протоны, а восстановленная форма (правая часть уравнения) – молекулы воды, активность которых принимают равной единице:

$$\begin{aligned} E_{\text{NO}_3^-/\text{NO}_2} &= E_{\text{NO}_3^-/\text{NO}_2}^0 + \frac{0,059}{1} \lg \frac{[\text{NO}_3^-][\text{H}^+]^2}{[\text{NO}_2]} = \\ &= E_{\text{NO}_3^-/\text{NO}_2}^0 + \frac{0,059}{1} \lg \frac{[\text{NO}_3^-]}{[\text{NO}_2]} + \frac{2 \cdot 0,059}{1} \lg [\text{H}^+] = \\ &= E_{\text{NO}_3^-/\text{NO}_2}^0 + 0,059 \lg \frac{[\text{NO}_3^-]}{[\text{NO}_2]} - 0,118 \text{ pH}. \end{aligned}$$

Пример 4. Вычислите потенциал цинкового электрода в растворе сульфата цинка при $T = 298 \text{ K}$, если концентрация ионов Zn^{2+} равна $0,001 \text{ моль/л}$.

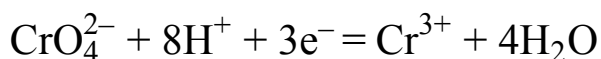
Решение. Составляют уравнение Нернста для цинкового электрода:

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg [\text{Zn}^{2+}].$$

Стандартный электродный потенциал цинкового электрода $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}$ (см. табл. П4), тогда

$$\begin{aligned} E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} &= -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 0,001 = -0,76 + 0,0295 \cdot (-3) = \\ &= -0,76 - 0,0885 = -0,848 \text{ В}. \end{aligned}$$

Пример 5. Вычислите электродный потенциал системы



при $\text{pH} = 3$ и равенстве активностей окисленной и восстановленной форм.

Решение. Составляют уравнение Нернста для данной системы:

$$\begin{aligned} E_{\text{CrO}_4^{2-}/\text{Cr}^{3+}} &= E_{\text{CrO}_4^{2-}/\text{Cr}^{3+}}^0 + \frac{0,059}{3} \lg \frac{[\text{CrO}_4^{2-}][\text{H}^+]^8}{[\text{Cr}^{3+}]} = \\ &= E_{\text{CrO}_4^{2-}/\text{Cr}^{3+}}^0 + \frac{0,059}{3} \lg \frac{[\text{CrO}_4^{2-}]}{[\text{Cr}^{3+}]} + \frac{8 \cdot 0,059}{3} \lg [\text{H}^+] = \end{aligned}$$



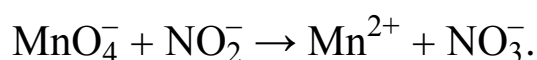
$$= E_{\text{CrO}_4^{2-}/\text{Cr}^{3+}}^0 + 0,020 \lg \frac{[\text{CrO}_4^{2-}]}{[\text{Cr}^{3+}]} - 0,157 \text{ pH}.$$

Стандартный электродный потенциал системы $E_{\text{CrO}_4^{2-}/\text{Cr}^{3+}}^0 = 1,477 \text{ В}$ (см. табл. П4), тогда с учетом равенства активностей окисленной и восстановленной форм

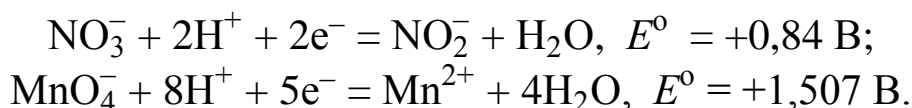
$$E_{\text{CrO}_4^{2-}/\text{Cr}^{3+}} = 1,477 + 0,020 \lg 1 - 0,157 \cdot 3 = 1,006 \text{ В}.$$

Пример 6. Используя стандартные электродные потенциалы полуреакций (см. табл. П4), обоснуйте возможность окисления ионов NO_2^- в ионы NO_3^- ионами MnO_4^- в кислой среде.

Решение. Составляют схему реакции в ионной форме с учетом того, что ионы MnO_4^- в кислой среде восстанавливаются до ионов Mn^{2+} :

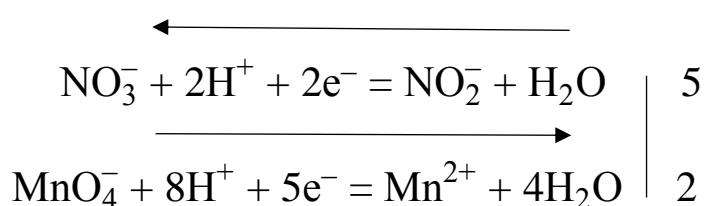


Приводят полуреакции с окислителем MnO_4^- и восстановителем NO_2^- в кислой среде и значения их стандартных электродных потенциалов (см. табл. П4). В таблицах полуреакции представлены как процессы восстановления:

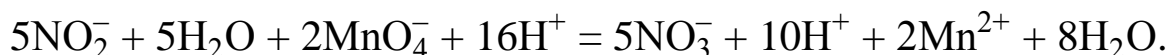


Значение стандартного электродного потенциала второй полуреакции по сравнению с первой более положительно. Следовательно, в данном примере вторая полуреакция выступает в качестве окислителя (протекает слева направо \rightarrow), а первая полуреакция в качестве восстановителя (протекает справа налево \leftarrow).

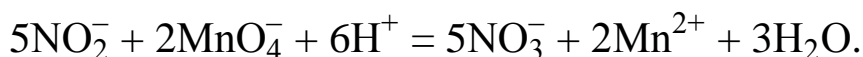
В окислительно-восстановительном процессе число молей присоединяемых электронов равно числу молей отдаваемых электронов. Для сохранения электронного баланса слагаемые первой полуреакции умножают на коэффициент 5, а слагаемые второй полуреакции – на коэффициент 2. Концы стрелок указывают на продукты реакции:



Суммирование этих полуреакций с учетом коэффициентов (5 и 2) дает уравнение окислительно-восстановительного процесса:



После сокращения одинаковых ионов и молекул (H^+ и H_2O) в левой и правой частях уравнения получают



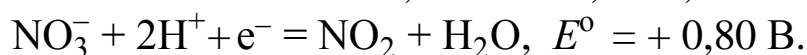
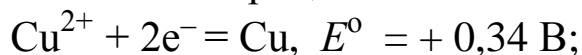
Таким образом, возможно окисление ионов NO_2^- в ионы NO_3^- ионами MnO_4^- в кислой среде.

Пример 7. Используя стандартные электродные потенциалы полуреакций, определите, возможно ли взаимодействие меди с концентрированным раствором азотной кислоты.

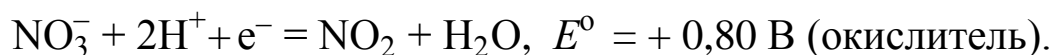
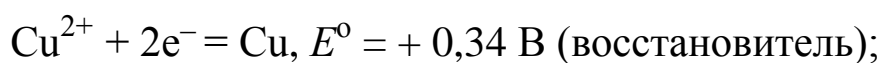
Решение. Составляют в молекулярной форме схему реакции меди с концентрированным раствором азотной кислоты:



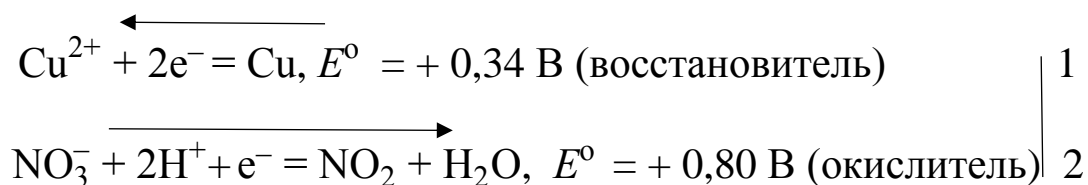
Приводят две полуреакции с участием: 1) меди Cu и ионов Cu^{2+} ; 2) нитрат-ионов NO_3^- и NO_2 в кислой среде, а также значения их стандартных электродных потенциалов (см. табл. П4). В таблицах полуреакции представлены как процессы восстановления:



Стандартный электродный потенциал полуреакции $E^\circ_{\text{NO}_3^-/\text{NO}_2} > E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}$, следовательно, первая полуреакция является восстановителем и протекает в обратном направлении, вторая – окислителем и протекает в прямом направлении:



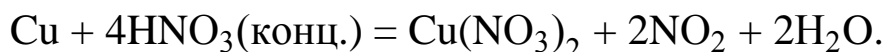
В рассматриваемом окислительно-восстановительном процессе число молей присоединяемых электронов должно быть равным числу молей отдаваемых электронов. Для сохранения электронного баланса слагаемые первой полуреакции оставляют с единичными коэффициентами, а слагаемые второй полуреакции умножают на коэффициент 2. Стрелки указывают на продукты реакции:



При суммировании полуреакций с учетом коэффициентов (1 и 2) получают уравнение в ионной форме:



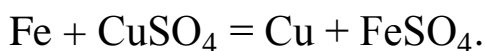
Затем переходят от ионной к молекулярной форме уравнения:



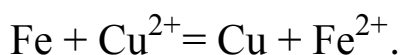
Таким образом, на основании значений стандартных электродных потенциалов делают вывод о возможности взаимодействия меди с концентрированным раствором азотной кислоты.

Пример 8. Используя стандартные электродные потенциалы полуреакций, определите, что произойдет с железной пластинкой при погружении ее в водный раствор сульфата меди. Ответ подтвердите расчетом электродвижущей силы $E_{\text{реакц}}^0$ и стандартной энергии Гиббса ΔG^0 окислительно-восстановительной реакции.

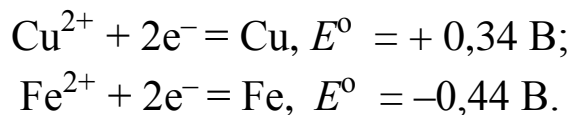
Решение. Составляют в молекулярной форме уравнение реакции, протекание которой возможно при погружении железной пластинки в раствор сульфата меди:



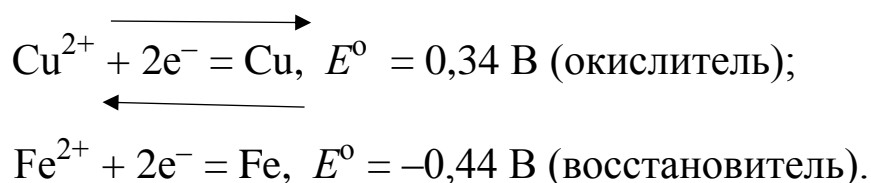
Составляют схему реакции в ионной форме:



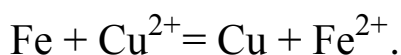
Приводят полуреакции с участием окислителя Cu^{2+} и восстановителя Fe и значения их стандартных электродных потенциалов (см. табл. П4). В таблицах полуреакции представлены как процессы восстановления:



Стандартный электродный потенциал полуреакции $E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} > E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}$. Следовательно, первая полуреакция является окислителем и протекает в прямом направлении, вторая – восстановителем и протекает в обратном направлении:



В рассматриваемом окислительно-восстановительном процессе число молей присоединяемых электронов (2e^-) равно числу молей отдаваемых электронов (2e^-). При суммировании полуреакций с учетом коэффициентов (1 и 1) получают уравнение



Электродвижущая сила $E^\circ_{\text{реакц}}$ окислительно-восстановительного процесса:

$$\begin{aligned}E^\circ_{\text{реакц}} &= E^\circ_{\text{окисл}} - E^\circ_{\text{восст}}, \\ E^\circ_{\text{реакц}} &= E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^\circ_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}} = +0,34 - (-0,44) = 0,78 \text{ В}.\end{aligned}$$

Тогда

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ_{\text{реакц}} = -2 \cdot 96500 \cdot 0,78 = -150540 \text{ Дж} = -150,5 \text{ кДж}.$$

Согласно рассчитанным величинам $-E^\circ_{\text{реакц}} > 0$, $\Delta G^\circ < 0$ – железная пластинка, погруженная в водный раствор сульфата меди, покроется медью.

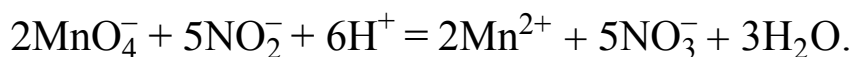


Пример 9. Используя стандартные электродные потенциалы полуреакций окислителя и восстановителя, рассчитайте электродвижущую силу $E_{\text{реакц}}^{\circ}$ реакции

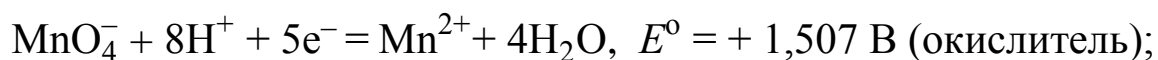


на основании чего сделайте вывод о возможности (или невозможности) при стандартных условиях самопроизвольного протекания реакции в прямом направлении. Ответ подтвердите вычислением изменения стандартной энергии Гиббса ΔG° окислительно-восстановительной реакции.

Решение. Составляют уравнение реакции в сокращенной ионной форме:



Приводят полуреакции с участием иона окислителя MnO_4^- и иона восстановителя NO_2^- в кислой среде и значения их стандартных электродных потенциалов (см. табл. П4):



Определяют число молей (n) присоединяемых электронов окислителем, которое должно быть равным числу молей (n) отдаваемых электронов восстановителем в реакции. Отсюда число n есть наименьшее общее кратное чисел 5 и 2 в полуреакциях, т.е. $n = 10$.

Рассчитывают электродвижущую силу $E_{\text{реакц}}^{\circ}$ окислительно-восстановительного процесса:

$$E_{\text{реакц}}^{\circ} = E_{\text{окисл}}^{\circ} - E_{\text{восст}}^{\circ},$$

$$E_{\text{реакц}}^{\circ} = E_{\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}}^{\circ} - E_{\text{NO}_3^-/\text{NO}_2^-}^{\circ} = +1,507 - (+0,84) = 0,667 \text{ В}.$$

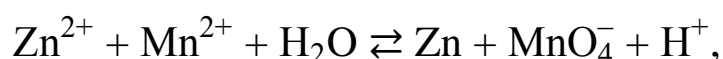
Тогда

$$\Delta G^{\circ} = -nFE_{\text{реакц}}^{\circ} = -10 \cdot 96500 \cdot 0,667 = -643655 \text{ Дж} = -643,66 \text{ кДж}.$$

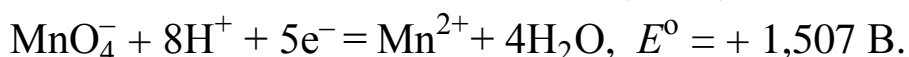
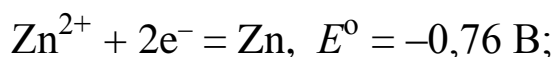


Рассчитанное значение $\Delta G^0 \ll 0$, и, следовательно, окислительно-восстановительная реакция при стандартных условиях самопроизвольно протекает в прямом направлении.

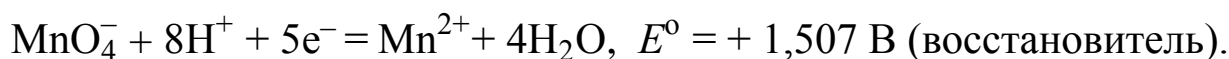
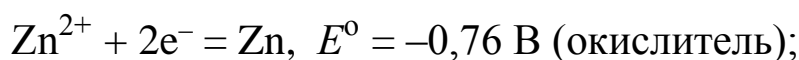
Пример 10. Определите, возможно ли при стандартных условиях самопроизвольное протекание в прямом направлении реакции



если



Решение. В соответствии с представленной реакцией ионы Zn^{2+} должны быть окислителями, а ионы Mn^{2+} – восстановителями. Согласно этому предположению обозначают полуреакцию – окислитель и полуреакцию – восстановитель:



Реакция при стандартных условиях самопроизвольно протекает в прямом направлении при условии, что $\Delta G^0 < 0$, $E_{\text{реакц}}^0 > 0$.

Рассчитывают ЭДС реакции:

$$E_{\text{реакц}}^0 = E_{\text{окисл}}^0 - E_{\text{восст}}^0 = -0,76 - (+1,507) = -2,27 \text{ В},$$

т.е. $E_{\text{реакц}}^0 < 0$, значит, $\Delta G^0 > 0$. Отсюда следует, что самопроизвольное протекание реакции в прямом направлении невозможно.



4.6. ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Выполните задания А, Б, В в каждом из вариантов, представленных в табл. 4.1:

Задание А. Определите степени окисления элементов в соединениях.

Задание Б. В приведенных схемах уравняйте число атомов и определите:

- на сколько единиц повысилась (или понизилась) степень окисления элементов;
- какой элемент окисляется;
- какой элемент восстанавливается.

Задание В. Для представленных схем составьте соответствующие полуреакции восстановления.

Таблица 4.1

Варианты заданий А, Б, В

Вариант	Задание А		Задание Б	Задание В
1	2	3	4	5
1	Cr ₂ O ₃ Cr(OH) ₃ Cr ₂ (SO ₄) ₃	Fe(CrO ₂) ₂ K ₃ [CrCl ₆] (NH ₄) ₂ Cr ₂ O ₇	$\begin{matrix} 0 & +1 \\ \text{H}_2 & \rightarrow \text{H} \end{matrix}$ $\begin{matrix} +1 & -1 \\ \text{H} & \rightarrow \text{H} \end{matrix}$	Кислая среда MnO ₂ → Mn ²⁺ BrO ₃ ⁻ → Br ⁻
2	MnO ₂ MnS MnSO ₄	H ₂ MnO ₄ KMnO ₄ [Mn(H ₂ O) ₆]Cl ₂	$\begin{matrix} -2 & -2 \\ \text{O}_2^{2-} & \rightarrow \text{O} \end{matrix}$ $\begin{matrix} 0 \\ \text{O}_2^{2-} & \rightarrow \text{O}_2 \end{matrix}$	Кислая среда Cr ₂ O ₇ ²⁻ → Cr ³⁺ Br ₂ → Br ⁻
3	Cl ₂ ClF CaClOCl	[Pt(NH ₃) ₂ Cl ₄] K[CrO ₃ Cl] Ca(ClO ₃) ₂	$\begin{matrix} -1 \\ \text{I} & \rightarrow \text{I}_2 \end{matrix}$ $\begin{matrix} +5 & -1 \\ \text{I} & \rightarrow \text{I} \end{matrix}$	Кислая среда SiO ₃ ²⁻ → Si HNO ₂ → NO
4	KNO ₂ N ₂ H ₄ NH ₂ OH	(NH ₄) ₂ SO ₄ NH ₄ H ₂ PO ₄ [Cu(NH ₃) ₂]Cl	$\begin{matrix} -2 & -2 \\ \text{S} & \rightarrow \text{S}_2^{2-} \end{matrix}$ $\begin{matrix} -2 & +6 \\ \text{S} & \rightarrow \text{S} \end{matrix}$	Нейтральная среда Cl ₂ → Cl ⁻ IO ₃ ⁻ → I ₂
5	H ₂ S ₂ CaSO ₄ Na ₂ SO ₃ (NH ₄) ₂ S	Na ₂ SO ₃ S Na ₃ [Ag(SO ₃ S) ₂] ⁻²	$\begin{matrix} -2 & +4 \\ \text{S}_2^{2-} & \rightarrow \text{S} \end{matrix}$ $\begin{matrix} +6 & -2 \\ \text{S} & \rightarrow \text{S} \end{matrix}$	Нейтральная среда ClO ₃ ⁻ → ClO ₂ IO ₃ ⁻ → I ⁻



1	2	3	4	5
6	O ₂ K ₂ O ₂ KO ₂	[Co(H ₂ O) ₆]Cl ₂ Na ₂ O ₂ BaO ₂	$\begin{matrix} +5 & -3 \\ \text{N} \rightarrow \text{N} \\ & 0 \end{matrix}$ $\text{N}_2^{4-} \rightarrow \text{N}_2$	Кислая среда H ₂ O ₂ → H ₂ O Нейтральная среда N ₂ → N ₂ H ₄
7	P ₄ Ca ₃ P ₂ H ₃ P	(NH ₄) ₂ HPO ₄ Na ₃ [PS ₃] H ₃ PO ₂	$\begin{matrix} -1 & -3 \\ \text{N} \rightarrow \text{N} \\ +5 & 0 \\ \text{N} \rightarrow \text{N}_2 \end{matrix}$	Кислая среда MnO ₄ ⁻ → Mn ²⁺ H ⁺ → H ₂
8	Au ₂ O ₃ Au(OH) ₃ AuCl ₃	H ₂ [AuOCl ₃] Na[Au(CN) ₂] H[AuCl ₄]	$\begin{matrix} & 0 \\ \text{N}_2^{4-} \rightarrow \text{N}_2 \\ -3 & \\ \text{N} \rightarrow \text{N}_2^{4-} \end{matrix}$	S ₂ O ₈ ²⁻ → SO ₄ ²⁻ Hg ₂ ²⁺ → Hg
9	FeS FeS ₂ K ₂ FeO ₄	Fe ₂ (SO ₄) ₃ Fe(FeO ₂) ₂ K ₃ [Fe(CN) ₆]	$\begin{matrix} +5 & 0 \\ \text{N} \rightarrow \text{N}_2 \\ -3 & +5 \\ \text{N} \rightarrow \text{N} \end{matrix}$	Кислая среда S → H ₂ S MnO ₄ ⁻ → MnO ₄ ²⁻
10	AgIO ₃ Ag ₂ O AgI	AgNO ₃ [Ag(NH ₃) ₂]OH Na[Ag(CN) ₂]	$\begin{matrix} 0 & -3 \\ \text{P}_4 \rightarrow \text{P} \\ +3 & -3 \\ \text{P} \rightarrow \text{P} \end{matrix}$	Кислая среда CrO ₄ ²⁻ → Cr ³⁺ Нейтральная среда MoO ₄ ²⁻ → Mo
11	HgS HgCl ₂ HgO	Hg ₂ (NO ₃) ₂ K ₂ [HgI ₄] HgNH ₂ Cl	$\begin{matrix} +1 & -1 \\ \text{Br} \rightarrow \text{Br} \\ 0 & +5 \\ \text{Br}_2 \rightarrow \text{Br} \end{matrix}$	Кислая среда MnO ₄ ⁻ → MnO ₂ SO ₃ ²⁻ → S
12	SO ₂ Sb ₂ S ₅ SF ₆	NH ₄ HSO ₄ SO ₂ Cl ₂ KCrF ₇	$\begin{matrix} & +2 \\ \text{Hg}_2^{2+} \rightarrow \text{Hg} \\ 0 & \\ \text{Hg} \rightarrow \text{Hg}_2^{2+} \end{matrix}$	Кислая среда H ₃ PO ₄ → H ₃ PO ₃ TiO ²⁺ → Ti ³⁺
13	Mg ₃ N ₂ Cl ₃ N KNH ₂	[Co(NH ₃) ₆]Cl ₃ [N ₂ H ₆]SO ₄ NH ₄ NO ₂	$\begin{matrix} 0 & -1 \\ \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl} \\ +7 & -1 \\ \text{Cl} \rightarrow \text{Cl} \end{matrix}$	Нейтральная среда CrO ₄ ²⁻ → Cr(OH) ₃ Hg ²⁺ → Hg ₂ ²⁺
14	PbO ₂ PbF ₄ Pb ₂ PbO ₄	Pb(CH ₃ COO) ₂ K ₂ [Pb(OH) ₄] Pb(HSO ₄) ₂	$\begin{matrix} +1 & +5 \\ \text{Cl} \rightarrow \text{Cl} \\ -1 & \\ \text{Cl} \rightarrow \text{Cl}_2 \end{matrix}$	Нейтральная среда BrO ⁻ → Br ⁻ Кислая среда SO ₄ ²⁻ → S ²⁻
15	Al ₄ C ₃ HCN Hg(CN) ₂	(NH ₄) ₂ CO ₃ NH ₄ NCS Na[Cu(CN) ₂]	$\begin{matrix} +5 & 0 \\ \text{P} \rightarrow \text{P}_4 \\ 0 & -3 \\ \text{P}_4 \rightarrow \text{P} \end{matrix}$	Кислая среда PbO ₂ → Pb ²⁺ Нейтральная среда P → H ₃ P



1	2	3	4	5
16	K ₂ CrO ₄ Cr ₂ O ₃ CrF ₆	K ₃ [Cr(OH) ₆] CrO ₂ Cl ₂ [Cr(H ₂ O) ₆]Cl ₃	$\begin{matrix} +5 & -3 \\ \text{As} \rightarrow \text{As} \end{matrix}$ $\begin{matrix} -3 & 0 \\ \text{As} \rightarrow \text{As} \end{matrix}$	Кислая среда MnO ₂ → Mn ²⁺ F ₂ → F ⁻
17	As ₂ O ₃ H ₃ As As ₂ S ₃	(NH ₄) ₃ AsO ₄ Na ₃ [AsS ₄] NaAsO ₂	$\begin{matrix} +7 & +2 \\ \text{Mn} \rightarrow \text{Mn} \end{matrix}$ $\begin{matrix} +6 & +4 \\ \text{Mn} \rightarrow \text{Mn} \end{matrix}$	Кислая среда O ₂ → H ₂ O F ₂ → HF(p)
18	SiH ₄ SiS ₂ CaCN ₂	H ₂ [SiF ₆] CaSiO ₃ Mg ₂ Si	$\begin{matrix} +2 & +1 \\ \text{Cu} \rightarrow \text{Cu} \end{matrix}$ $\begin{matrix} +6 & +3 \\ \text{Cr} \rightarrow \text{Cr} \end{matrix}$	Нейтральная среда O ₂ → 4OH ⁻ Кислая среда H ₃ PO ₄ → H ₃ PO ₂
19	FeCl ₂ Fe(OH) ₃ KFeO ₂	K ₃ [Fe(CN) ₆] Fe(NO ₃) ₃ (NH ₄) ₂ Fe(SO ₄) ₂	$\begin{matrix} +6 & +2 \\ \text{Fe} \rightarrow \text{Fe} \end{matrix}$ $\begin{matrix} +3 & +6 \\ \text{Fe} \rightarrow \text{Fe} \end{matrix}$	Кислая среда BiO ⁺ → Bi Нейтральная среда SiO ₃ ²⁻ → Si
20	B ₂ O ₃ H ₃ BO ₃ BN	Na ₂ B ₄ O ₇ Na[BH ₄] Na[BF ₄]	$\begin{matrix} +4 & +2 \\ \text{Pb} \rightarrow \text{Pb} \end{matrix}$ $\begin{matrix} & +5 \\ \text{N}_2^{4-} \rightarrow \text{N} \end{matrix}$	Нейтральная среда ClO ⁻ → Cl ₂ Кислая среда SO ₄ ²⁻ → S
21	KH AlF ₃ ClOF ₄ ⁻	K[H(NO ₃) ₂] Ca(ClO)Cl KClF ₂	$\begin{matrix} 0 & +6 \\ \text{Fe} \rightarrow \text{Fe} \end{matrix}$ $\begin{matrix} 0 & -2 \\ \text{O}_2 \rightarrow \text{O} \end{matrix}$	Нейтральная среда AlO ₂ ⁻ → Al Кислая среда BO ₃ ³⁻ → B
22	CaH ₂ As ₂ O ₃ SO ₃ S ²⁻	K ₂ FeO ₄ Hg(CN) ₂ Ba(ClO ₃) ₂	$\begin{matrix} 0 & +1 \\ \text{I}_2 \rightarrow \text{I} \end{matrix}$ $\begin{matrix} 0 & -2 \\ \text{S} \rightarrow \text{S} \end{matrix}$	Нейтральная среда WO ₄ ²⁻ → W Кислая среда FeO ₄ ²⁻ → Fe ³⁺
23	Cr ₂ O ₃ KNH ₂ WF ₈ ²⁻	H ₃ BO ₃ Pb(HSO ₄) ₂ I(NO ₃) ₃	$\begin{matrix} & 0 \\ \text{S}_2^{2-} \rightarrow \text{S} \end{matrix}$ $\begin{matrix} 0 & -3 \\ \text{N}_2 \rightarrow \text{N} \end{matrix}$	Кислая среда O ₃ → O ₂ Нейтральная среда AsO ₄ ³⁻ → AsO ₂ ⁻



1	2	3	4	5
24	MnO ₂ NaNN ₂ HSO ₄ ⁻	Fe(OH) ₃ H(SO ₃ F) [Mg(NH ₃) ₆]Cl ₂	$\begin{matrix} -1 & 0 \\ \text{N} \rightarrow \text{N}_2 \end{matrix}$ $\begin{matrix} +1 & +5 \\ \text{Cl} \rightarrow \text{Cl} \end{matrix}$	Кислая среда SnO ₂ → Sn OsO ₄ → Os
25	Cl ₂ SO ₂ HPO ₄ ²⁻	CaCN ₂ Cr ₂ (SO ₄) ₃ FeCr ₂ O ₄	$\begin{matrix} 0 & -3 \\ \text{N}_2 \rightarrow \text{N} \end{matrix}$ $\begin{matrix} +5 & 0 \\ \text{P} \rightarrow \text{P}_4 \end{matrix}$	Нейтральная среда SO ₄ ²⁻ → SO ₃ ²⁻ SbO ₂ ⁻ → Sb
26	KNO ₂ HgO ReOF ₄	BeSiS ₃ K[CrO ₃ Cl] [Mn(OH ₂) ₆] ²⁺	$\begin{matrix} +5 & 0 \\ \text{N} \rightarrow \text{N}_2 \end{matrix}$ $\begin{matrix} -3 & 0 \\ \text{As} \rightarrow \text{As} \end{matrix}$	Кислая среда SO ₄ ²⁻ → SO ₃ ²⁻ SbO ₂ ⁻ → Sb
27	H ₂ S ₂ CrF ₆ H ₃ AsO ₃	Ba ₃ XeO ₆ NH ₄ SbS ₂ [OsO ₄ F ₂] ²⁻	$\begin{matrix} -3 & +5 \\ \text{P} \rightarrow \text{P} \end{matrix}$ $\begin{matrix} 0 & +3 \\ \text{Au} \rightarrow \text{Au} \end{matrix}$	Нейтральная среда TeO ₃ ²⁻ → Te NO ₃ ⁻ → NO ₂ ⁻
28	K ₂ O ₂ AgI SiO ₃ ²⁻	K[OsO ₃ N] H ₂ SnCl ₆ (CuOH) ₂ CO ₃	$\begin{matrix} -1 & 0 \\ \text{Br} \rightarrow \text{Br}_2 \end{matrix}$ $\begin{matrix} +4 & +6 \\ \text{Mn} \rightarrow \text{Mn} \end{matrix}$	Кислая среда TeO ₄ ²⁻ → TeO ₃ ²⁻ NO ₃ ⁻ → NH ₄ ⁺
29	AuCl ₃ P ₄ O ₁₀ H ₃ O ⁺	Cu(NN ₂) ₂ Na ₂ H ₂ P ₂ O ₇ AlOHSO ₄	Hg ₂ ²⁺ → Hg ⁰ $\begin{matrix} +4 & +2 \\ \text{Pb} \rightarrow \text{Pb} \end{matrix}$	Кислая среда NO ₃ ⁻ → HNO ₂ WO ₄ ²⁻ → W
30	BaO ₂ SiC FH ₂ ⁺	Ba ₅ (IO ₆) ₂ Co ₂ (CO) ₈ [VO(OH ₂) ₅] ²⁺	$\begin{matrix} -1 & +1 \\ \text{Cl} \rightarrow \text{Cl} \end{matrix}$ $\begin{matrix} & +5 \\ \text{N}_2^{4-} \rightarrow \text{N} \end{matrix}$	Кислая среда Mn ₂ O ₃ → Mn ²⁺ O ₂ → H ₂ O ₂

2. Составив электронный баланс, определите и расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, представленных в табл. 4.2. Укажите вещество – окислитель, вещество – восстановитель, а также тип окислительно-восстановительной реакции (межмолекулярная, внутримолекулярная реакция, диспропорционирование).



Варианты задания

Вариант	Задание
1	2
1	$\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{O}$
2	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{P}_4 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{P} + \text{KH}_2\text{PO}_2$
3	$\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
4	$\text{Hg}(\text{изб}) + \text{HNO}_3(\text{разб}) \rightarrow \text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
5	$\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$ $\text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{P} + \text{H}_3\text{PO}_4$
6	$\text{Bi}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaBiO}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{BaFeO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{BaO} + \text{O}_2$ $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Bi}_2\text{O}_5 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
7	$\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
8	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KClO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{CO}_2$ $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \text{SO}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
9	$\text{As}_2\text{O}_3 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{As} + \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_2 + \text{O}_2$ $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
10	$\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_4$



1	2
11	$\text{NH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{N}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaClO} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO}_3$
12	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ $\text{H}_2[\text{IrCl}_6] + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Ir}_2\text{S}_3 + \text{S} + \text{HCl}$ $\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{NO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
13	$\text{CrCl}_3 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Pt} + \text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2[\text{PtCl}_6] + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$
14	$\text{H}_3\text{P} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Pt} + \text{KCN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2[\text{Pt}(\text{CN})_4] + \text{KOH} + \text{H}_2$ $\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
15	$\text{CaClOCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{NaBr} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH}$ $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2[\text{PtCl}_6] + \text{KOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Pt} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
16	$\text{As}_2\text{S}_5 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{NO}_2 + \text{O}_2$ $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$
17	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 +$ $+ \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{HgO} + \text{NO}_2$ $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
18	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
19	$\text{HgCl}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$ $\text{H}_2[\text{PtCl}_6] + \text{Zn} \rightarrow \text{Pt} + \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$ $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Se} + \text{H}_2\text{O}$
20	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{CO}_2$ $\text{H}_2[\text{PtCl}_6] + \text{SnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Pt} + \text{H}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + \text{HCl}$ $\text{FeSO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
21	$\text{HNO}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{SnCl}_4 + \text{SnO}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{W} + \text{HF} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{WF}_8 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



1	2
22	$\text{CrCl}_2 + \text{O}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Sb}_2\text{S}_5 + \text{HCl} \rightarrow \text{SbCl}_3 + \text{H}_2\text{S} + \text{S}$ $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
23	$\text{Bi} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{CrO}_2 + \text{N}_2 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
24	$\text{As} + \text{NaOCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{KBiO}_3 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
25	$\text{Se} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{PbS} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
26	$\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl} + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaI} \rightarrow \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$
27	$\text{Si} + \text{HF} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2[\text{SiF}_6] + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{K}_2\text{S} + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + \text{S} + \text{H}_2$ $\text{Al} + \text{HNO}_3 (\text{оч. разб.}) \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
28	$\text{HNO}_3 (\text{конц.}) + \text{HCl} (\text{конц.}) \rightarrow \text{NO} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{BrF} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaF} + \text{NaBr} + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cd} + \text{NaCN} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4] + \text{NaOH}$
29	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Ca}(\text{ClO})_2 \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe} + \text{KOH} + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{FeO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CoF}_3 + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_3 + \text{NF}_3 + \text{O}_2$
30	$\text{SiO}_2 + \text{C} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SiCl}_4 + \text{CO}$ $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + \text{NN}_4\text{Cl} + \text{NH}_3$ $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$

3. На основе значений стандартных электродных потенциалов полуреакций вычислите изменение стандартной энергии Гиббса реакции (табл. 4.3). Укажите, возможно ли при стандартных условиях самопроизвольное протекание реакции в прямом направлении.



Варианты задания

Вариант	Задание
1	2
1	$\text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ + \text{ClO}_3^- \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}, E^0 = +0,771 \text{ В};$ $\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}, E^0 = +1,45 \text{ В}$
2	$\text{N}_2 + \text{I}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_4\text{N}_2 + \text{I}_2 + \text{OH}^-$ $\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = \text{H}_4\text{N}_2 + 4\text{OH}^-, E^0 = -1,15 \text{ В};$ $\text{I}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-, E^0 = +0,536 \text{ В}$
3	$\text{CO} + \text{H}^+ + \text{IO}_3^- \rightarrow \text{I}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}, E^0 = -0,12 \text{ В};$ $2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}, E^0 = +1,19 \text{ В}$
4	$\text{O}_2 + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ + \text{MnO}_4^-$ $\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_2, E^0 = +0,682 \text{ В};$ $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}, E^0 = +1,507 \text{ В}$
5	$\text{Zn}^{2+} + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Zn} + \text{MnO}_4^- + \text{H}^+$ $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}, E^0 = -0,763 \text{ В};$ $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}, E^0 = +1,507 \text{ В}$
6	$\text{S} + \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{S}^{2-} + \text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ $\text{S} + 2\text{e}^- = \text{S}^{2-}, E^0 = -0,46 \text{ В};$ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}, E^0 = +1,36 \text{ В}$
7	$\text{Cr}^{3+} + \text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+$ $\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Al}, E^0 = -1,66 \text{ В};$ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}, E^0 = +1,36 \text{ В}$
8	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{I}_2 \rightarrow \text{IO}_3^- + \text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}, E^0 = +1,19 \text{ В};$ $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}, E^0 = +1,776 \text{ В}$
9	$\text{Hg}_2^{2+} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Hg} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+$ $\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- = 2\text{Hg}, E^0 = +0,788 \text{ В};$ $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}, E^0 = +0,957 \text{ В}$
10	$\text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}, E^0 = +0,771 \text{ В};$ $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}, E^0 = +1,228 \text{ В}$



1	2
11	$\text{SeO}_3^{2-} + \text{OH}^- + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SeO}_4^{2-} + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SeO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{SeO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-, E^0 = + 0,05 \text{ B};$ $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{Cl}^-, E^0 = + 1,359 \text{ B}$
12	$\text{O}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_3 + \text{I}^- + \text{H}^+$ $\text{I}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-, E^0 = + 0,536 \text{ B};$ $\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}, E^0 = + 2,07 \text{ B}$
13	$\text{Cd}^{2+} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cd} + \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ $\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cd}, E^0 = -0,403 \text{ B};$ $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}, E^0 = + 0,957 \text{ B}$
14	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- + \text{Br}_2 \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-, E^0 = -0,13 \text{ B};$ $\text{Br}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{Br}^-, E^0 = + 1,065 \text{ B}$
15	$\text{MnO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + \text{OH}^- \rightarrow \text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-, \varphi^0 = - 0,93 \text{ B}$ $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-, E^0 = + 0,60 \text{ B}$
16	$\text{Br}^- + \text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Br}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{Br}^-, E^0 = + 1,065 \text{ B};$ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}, E^0 = + 1,36 \text{ B}$
17	$\text{Se} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{I}^- + \text{H}^+$ $\text{I}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-, E^0 = + 0,536 \text{ B};$ $\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}, E^0 = -0,741 \text{ B}$
18	$\text{Mn}^{2+} + \text{S}_2\text{O}_8^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_4^- + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+$ $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}, E^0 = + 1,507 \text{ B};$ $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- = 2\text{SO}_4^{2-}, E^0 = + 2,010 \text{ B}$
19	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}^+ + \text{Ni} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{Ni}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{H}_3\text{PO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}, E^0 = -0,39 \text{ B};$ $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ni}, E^0 = -0,25$
20	$\text{PbO}_2 + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{Cl}^-, E^0 = + 1,359 \text{ B};$ $\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}, E^0 = + 1,455 \text{ B}$
21	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{NO}_2^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}, E^0 = + 1,36 \text{ B}$ $\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}, E^0 = + 0,84 \text{ B}$



1	2
22	$\text{Fe}^{3+} + \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}^+$ $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}, E^0 = +0,771 \text{ В}$ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}, E^0 = +1,36 \text{ В}$
23	$\text{NO}_3^- + \text{P} + \text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO} + \text{H}_3\text{PO}_4$ $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}, E^0 = 0,96 \text{ В}$ $\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{P} + 4\text{H}_2\text{O}, E^0 = -0,383 \text{ В}$
24	$\text{MnO}_4^- + \text{NO}_2^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$ $\text{MnO}_4^- + \text{e}^- = \text{MnO}_4^{2-}, E^0 = 0,558 \text{ В}$ $\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-, E^0 = +0,01 \text{ В}$
25	$\text{MnO}_2 + \text{H}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}, E^0 = +1,23 \text{ В}$ $\text{I}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-, E^0 = +0,536 \text{ В}$
26	$\text{ClO}^- + \text{OH}^- + \text{I}_2 \rightarrow \text{Cl}^- + \text{IO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\text{e}^- = \text{I}_2 + 12\text{OH}^-, E^0 = +0,21 \text{ В}$ $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-, E^0 = +0,89 \text{ В}$
27	$\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{NO}_3^- + \text{OH}^-$ $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-, E^0 = +0,60 \text{ В}$ $\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-, E^0 = +0,01 \text{ В}$
28	$\text{ClO}_3^- + \text{H}^+ + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{Fe}^{3+}$ $\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}, E^0 = +1,45 \text{ В}$ $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}, E^0 = +0,771 \text{ В}$
29	$\text{BrO}_3^- + \text{H}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$ $\text{I}_2 + 2\text{e}^- = 2\text{I}^-, E^0 = +0,536 \text{ В}$ $2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}, E^0 = +1,52 \text{ В}$
30	$\text{Zn} + \text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Zn}(\text{CN})_4^{2-} + \text{H}_2 + \text{OH}^-$ $\text{Zn}(\text{CN})_4^{2-} + 2\text{e}^- = \text{Zn} + 4\text{CN}^-, E^0 = -1,26 \text{ В}$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-, E^0 = -0,828 \text{ В}$

4. Используя стандартные электродные потенциалы полуреакций (см. табл. П4), рассчитайте потенциал металлического электрода при $T = 298 \text{ К}$ в водном растворе собственных ионов при заданной концентрации окисленной формы (табл. 4.4).



Варианты задания

Вариант	Система	$c_{\text{окисл}}$
1	$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Fe}$	0,01
2	$\text{In}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{In}$	0,01
3	$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cd}$	0,05
4	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Co}$	0,03
5	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$	0,001
6	$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ni}$	0,002
7	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}$	0,03
8	$\text{Pd}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pd}$	0,02
9	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}$	0,008
10	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$	0,05
11	$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Cr}$	0,04
12	$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Mn}$	0,01
13	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Fe}$	0,001
14	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}$	0,07
15	$\text{Bi}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Bi}$	0,05

5. Используя стандартные электродные потенциалы полуреакций (см. табл. П4), рассчитайте электродный потенциал системы ($T = 298 \text{ K}$) при заданной концентрации окисленной и восстановленной форм и значении pH (табл. 4.5).

Таблица 4.5

Варианты задания

Вариант	Система	$c_{\text{окисл}}$	$c_{\text{восст}}$	pH
1	2	3	4	5
1	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,0001	0,0001	4
2	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\text{e}^- = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,05	0,05	5
3	$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,03	0,03	2
5	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,005	0,005	6
6	$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\text{e}^- = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,001	0,001	1
7	$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	0,07	0,07	3
8	$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	0,01	0,01	2
9	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	0,02	0,02	1



1	2	3	4	5
10	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{H}_3\text{PO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,04	0,04	3
11	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,015	0,015	2
12	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	0,02	0,02	1
13	$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\text{e}^- = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	0,04	0,04	5
14	$\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,002	0,002	6
15	$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	0,008	0,008	4

6. Используя стандартные электродные потенциалы полуреакций (см. табл. П4), определите, в каком водном растворе опущенная в него пластинка металла покроеется другим металлом. Ответ подтвердите расчетом электродвижущей силы $E_{\text{реакц}}^{\circ}$ и стандартной энергии Гиббса ΔG° окислительно-восстановительного процесса (табл. 4.6).

Таблица 4.6

Варианты задания

Вариант	Вещества
1	2
1	Серебро в растворе нитрата ртути (II)
2	Медь в растворе нитрата серебра (I)
3	Кобальт в растворе хлорида магния
4	Цинк в растворе нитрата свинца (II)
5	Железо в растворе сульфата меди (II)
6	Никель в растворе сульфата марганца (II)
7	Цинк в растворе сульфата меди (II)
8	Цинк в растворе хлорида хрома (III)
9	Кадмий в растворе сульфата железа (II)
10	Кобальт в растворе сульфата кадмия (II)
11	Висмут в растворе сульфата меди (II)
12	Серебро в растворе хлорида палладия (II)
13	Марганец в растворе хлорида хрома (III)
14	Никель в растворе сульфата железа (II)
15	Кобальт в растворе сульфата марганца (II)
16	Железо в растворе нитрата меди (II)
17	Цинк в растворе сульфата хрома (III)



1	2
18	Кобальт в растворе нитрата кадмия (II)
19	Марганец в растворе бромиды хрома (III)
20	Кобальт в растворе нитрата марганца (II)
21	Никель в растворе хлорида марганца (II)
22	Цинк в растворе нитрата меди (II)
23	Кадмий в растворе нитрата железа (II)
24	Никель в растворе бромиды железа (II)
25	Серебро в растворе нитрата палладия (II)
26	Цинк в растворе нитрата серебра (I)
27	Кадмий в растворе хлорида железа (II)
28	Никель в растворе нитрата железа (II)
29	Марганец в растворе нитрата хрома (III)
30	Кобальт в растворе нитрата магния

7. Используя стандартные электродные потенциалы полуреакций (см. табл. П4), определите, происходит ли при стандартных условиях химическое взаимодействие соответствующих веществ (табл. 4.7). При составлении уравнений в молекулярной форме следует учесть, что кислая среда создается добавлением серной кислоты.

Таблица 4.7

Варианты задания

Вариант	Вещества в стандартных условиях	
	Стандартная среда раствора	Вещества
1	2	3
1	Кислая	Тетраоксоманганат (VII) калия, пероксид водорода
2	—	Хлорная вода, фторид калия
3	Кислая	Нитрат (III) натрия, йодид калия
4	—	Сульфат железа (III), йодид калия
5	Кислая	Тетраоксоманганат (VII) калия, сульфат железа (II)



1	2	3
6	—	Хлорид железа (III), хлорид олова (II)
7	Кислая	Дихромат (VI) калия, сульфат (IV) натрия
8	—	Сульфат железа (III), бромид натрия
9	Щелочная	Оксохлорат (VII) калия, бромид натрия
10	—	Бромная вода, хлорид натрия
11	Кислая	Сульфат железа (III), сульфат марганца (II)
12	—	Хлорид железа (III), хлорид кобальта (II)
13	—	Хлорид олова (IV), хлорида железа (II)
14	Кислая	Тетраоксоманганат (VII) калия, хлороводородная кислота
15	—	Сернистая кислота, водный раствор сероводорода
16	Кислая	Дихромат (VI) калия, сульфат железа (II)
17	Кислая	Дихромат (VI) калия, хлорид железа (III)
18	Кислая	Сульфат (IV) натрия, сероводород
19	Щелочная	Тетраоксоманганат (VII) калия, сульфат (IV) натрия
20	Щелочная	Тетраоксоманганат (VII) калия, нитрат (III) натрия
21	—	Хлорид железа (III), бромид калия
22	Щелочная	Оксохлорат (VII) калия, йодид калия
23	Кислая	Йодид калия, пероксид водорода
24	—	Тетраоксоманганат (VI) калия, хлорная вода
25	Кислая	Тетраоксоманганат (VI) калия, сульфат (IV) натрия
26	—	Хлорид таллия (III), хлорид олова (II)
27	Кислая	Тетраоксоманганат (VI) калия, сероводород
28	Щелочная	Тетраоксоманганат (VII) калия, сульфат (IV) натрия
29	Щелочная	Нитрат (III) натрия, йодид калия
30	Кислая	Тетраоксоманганат (VI) калия, фторид натрия



4.7. ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

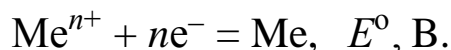
Окислительно-восстановительные реакции с участием наиболее распространенных окислителей и восстановителей в лабораторном эксперименте

Цель работы: практическое ознакомление с наиболее распространенными окислителями и восстановителями, процессами окисления и восстановления, различными типами окислительно-восстановительных реакций; освоение методик составления уравнений, определения стехиометрических коэффициентов в них и направления протекания окислительно-восстановительных реакций.

Оборудование и реактивы: газовая горелка, электролизер, штатив, чашка с песком, медно-цинковый гальванический элемент, держатель, пинцет, ножик, кристаллизатор, пробирки, пипетки, фильтровальная бумага, наждачная бумага, щелочные металлы (натрий, калий), цинковая пластинка, хлорная вода, растворы кислот, щелочей и пероксида водорода, индикаторы, бензол, древесный уголь, кристаллы и растворы солей, используемых в химической лаборатории как окислители и восстановители.

Окислительные и восстановительные свойства простых веществ

В химических реакциях металлы (Me) выступают как *восстановители*. Высокая восстановительная активность металла характеризуется малым значением стандартного электродного потенциала E^0 системы

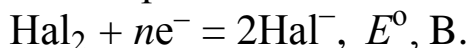


Значения E^0 некоторых металлов, которые следует учитывать при экспериментальном изучении восстановительной активности металлов:

Система					
Me^{n+}/Me	K^+/K	Na^+/Na	Zn^{2+}/Zn	Fe^{2+}/Fe	Cu^{2+}/Cu
$E^0, \text{В}$	-2,924	-2,714	-0,76	-0,44	0,34
Восстановительная активность уменьшается					



Неметаллы, кроме фтора, проявляют как *окислительные*, так и *восстановительные* свойства. Окислительная активность неметаллов наглядно прослеживается на примере галогенов (Hal_2). Высокая окислительная активность галогена характеризуется большим значением стандартного электродного потенциала E° системы:



Значения E° для ряда галогенов:

	Система				
	$\text{Hal}_2/2\text{Hal}^-$	$\text{F}_2/2\text{F}^-$	$\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-$	$\text{Br}_2/2\text{Br}^-$	$\text{I}_2/2\text{I}^-$
$E^\circ, \text{В}$		2,87	1,359	1,065	0,536

Окислительная активность уменьшается

Опыт 1. Сравнение восстановительной активности щелочных металлов натрия и калия (Тяга! Опыт проводится демонстрационно для всей группы студентов).

В кристаллизатор с дистиллированной водой добавляют несколько капель фенолфталеина. Из емкости для хранения щелочного металла пинцетом берут кусочек натрия, промокают фильтровальной бумагой, очищают ножом поверхность металла от продуктов окисления. Вносят очищенный кусочек металла в кристаллизатор с водой. Наблюдают за ходом опыта и объясняют окрашивание раствора в кристаллизаторе в малиновый цвет.

Повторяют опыт, взяв щелочной металл калий. Сопоставляют восстановительную активность по отношению к воде щелочных металлов.

Опыт 2. Сравнение восстановительной активности цинка, железа и меди.

Пипеткой заполните одну пробирку на 1/3 объема раствором сульфата меди (II) CuSO_4 , другую – раствором сульфата цинка ZnSO_4 . Две железные пластинки зачистите мелкой наждачной бумагой, промойте водопроводной, затем дистиллированной водой и опустите в пробирку с разбавленным раствором соляной кислоты HCl на 30 – 60 с.



Затем пластинки снова промойте водопроводной и дистиллированной водой. Одну подготовленную пластинку опустите в раствор сульфата меди, другую – в раствор сульфата цинка. Наблюдайте за поверхностью железной пластинки в каждом растворе.

Добавьте в каждую из пробирок по 2 – 3 капли раствора гексацианоферрата (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$. Интенсивное окрашивание раствора в синий цвет свидетельствует о наличии ионов Fe^{2+} . С раствором какой соли взаимодействует железо?

На основании сделанных опытов 1 и 2:

1) Составьте уравнения проведенных реакций в молекулярной форме. К каждому уравнению реакции приведите электронный баланс, расставьте стехиометрические коэффициенты и укажите вещество – окислитель, вещество – восстановитель.

2) Подтвердите возможность протекания реакций с использованием значений стандартных электродных потенциалов соответствующих полуреакций (см. табл. П4). Укажите направление протекания полуреакций. Составьте полное ионное уравнение реакций.

3) Сделайте вывод об изменении восстановительной активности в ряду металлов, использованных при проведении данных опытов.

4) Опишите наблюдаемые вами признаки протекания проведенных реакций.

Опыт 3. Окислительная активность хлора (Тяга!).

Пипеткой заполните пробирку на 1/3 объема раствором йодида калия KI (или йодида натрия) и к раствору прилейте хлорную воду (Cl_2). Отметьте изменение окраски раствора.

Для доказательства образования йода добавьте в пробирку несколько капель бензола, энергично встряхните содержимое пробирки и наблюдайте за появлением розового «бензольного кольца», содержащего йод. После проведения опыта содержимое пробирки вылейте в специальную кружку для йодных остатков в вытяжном шкафу.

На основании сделанного опыта:

1) Составьте уравнение проведенной реакции в молекулярной форме. К уравнению реакции приведите электронный баланс, расставьте стехиометрические коэффициенты и укажите вещество – окислитель, вещество – восстановитель.



2) Подтвердите возможность протекания реакции с использованием значений стандартных электродных потенциалов соответствующих полуреакций (см. табл. П4). Укажите направление протекания полуреакций. Составьте полное ионное уравнение реакции.

3) Опишите наблюдаемые вами признаки протекания проведенной реакции.

Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления

Опыт 4. Термическое разложение дихромата (VI) аммония (Тяга!).

В сухую пробирку насыпьте 3 – 4 лопаточки оранжевых кристаллов дихромата (VI) аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Пробирку закрепите в держателе и внесите ее в верхнюю часть пламени горелки наклонно, отверстием в сторону от себя и других работающих рядом. Вначале прогрейте несколько раз всю пробирку, затем – дно пробирки с солью до начала реакции. Уберите пробирку из пламени горелки и наблюдайте за самопроизвольным протеканием реакции. Обратите внимание на вулканообразное протекание реакции, цвет и агрегатное состояние полученных продуктов.

Опыт 5. Термическое разложение нитрата (V) натрия (Тяга! Опыт проводится демонстрационно для всей группы студентов).

В сухую пробирку насыпают 3 – 4 лопаточки селитры NaNO_3 [нитрат (V) натрия], укрепляют ее в штативе вертикально (над чашкой с песком) и нагревают дно пробирки с селитрой. Обратите внимание на расплавление соли и образование в расплаве пузырьков газа. В пробирку бросают кусочек раскаленного древесного угля. После его сгорания бросают туда же кусочек серы. Наблюдайте за воспламенением серы и ярким пламенем его сгорания.

На основании сделанных опытов 4 и 5:

1) Составьте уравнения проведенных реакций в молекулярной форме. К каждому уравнению реакции приведите электронный баланс, расставьте стехиометрические коэффициенты и укажите элемент – окислитель, элемент – восстановитель. Объясните принадлежность реакций термического разложения солей $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и NaNO_3 к реакциям внутримолекулярного окисления – восстановления.



2) Опишите наблюдаемые вами признаки протекания проведенных реакций.

Реакции диспропорционирования (самоокисления – самовосстановления)

Опыт 6. Термическое разложение сульфата (IV) натрия (Тяга!).

В сухую пробирку насыпьте 3 – 4 лопаточки сульфата (IV) натрия Na_2SO_3 , закрепите пробирку наклонно в штативе и нагревайте 5 – 6 мин. Пробирку остудите, растворите содержимое в дистиллированной воде и добавьте несколько капель раствора сульфата меди (II) CuSO_4 . Образовавшийся черный осадок представляет собой сульфид меди (II) CuS .

На основании проделанного опыта:

1) Составьте уравнения проведенных реакций в молекулярной форме. К соответствующему уравнению реакции приведите электронный баланс, расставьте стехиометрические коэффициенты и укажите вещество, проявляющее и окислительные, и восстановительные свойства.

2) Объясните принадлежность реакции термического разложения соли Na_2SO_3 к реакциям диспропорционирования.

3) Опишите наблюдаемые вами признаки протекания проведенных реакций.

Окислительные свойства соединений, содержащих атомы элементов в высшей положительной степени окисления

К подобным окислителям относятся KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 .

В окислительно-восстановительных реакциях с участием окислителя KMnO_4 происходит восстановление тетраоксоманганат (VII)-иона MnO_4^- . Продукты восстановления MnO_4^- зависят от среды раствора – кислой, нейтральной, щелочной. В различной среде образуются продукты с разной степенью окисления марганца (+2, +4, +6), различающиеся по составу и цвету (табл. 4.8).



Таблица 4.8

**Продукты восстановления тетраоксоманганат (VII)-иона
в зависимости от среды раствора**

Окисленная форма	Среда раствора	Восстановленная форма
$\overset{+7}{\text{MnO}_4^-}$	<p align="center">Кислая</p> <p align="center">Нейтральная или щелочная ($\text{pH} \geq 7$)</p> <p align="center">Сильнощелочная ($\text{pH} \geq 14$) при недостатке восстановителя</p>	<p align="center">$\overset{+2}{\text{Mn}}$</p> <p align="center">$\overset{+4}{\text{MnO}_2}$</p> <p align="center">$\overset{+6}{\text{MnO}_4^{2-}}$</p>

В окислительно-восстановительных реакциях в кислой среде дихромат (VI) калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и хромат (VI) калия K_2CrO_4 проявляют окислительные свойства, восстанавливаясь до соединений хрома (III). В нейтральной и слабощелочной среде хромат-ион CrO_4^{2-} восстанавливается до гидроксида хрома (III), в сильнощелочной – до гидроксокомплексов Cr (III) (табл. 4.9).

Таблица 4.9

**Продукты восстановления дихромат (VI)- и хромат (VI)-ионов
в зависимости от среды раствора**

Окисленная форма	Среда раствора	Восстановленная форма
<p align="center">$\overset{+6}{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}},$</p> <p align="center">$\overset{+6}{\text{или CrO}_4^{2-}}$</p> <p align="center">$\overset{+6}{\text{CrO}_4^{2-}}$</p>	<p align="center">Кислая</p> <p align="center">Нейтральная и слабощелочная</p> <p align="center">Щелочная</p>	<p align="center">$\overset{+3}{\text{Cr}}$</p> <p align="center">$\overset{+3}{\text{Cr(OH)}_3}$</p> <p align="center">$\overset{+3}{\text{Cr(OH)}_4^-}$</p>



Опыт 7. Окислительные свойства тетраоксоманганата (VII) калия.

В три отдельные пробирки пипеткой внесите по 2 – 3 капли раствора тетраоксоманганата (VII) калия KMnO_4 . В первую пробирку добавьте разбавленной серной кислоты H_2SO_4 , во вторую – дистиллированную воду, в третью – концентрированный раствор щелочи. Отметьте окраску растворов в пробирках. Затем в каждую пробирку пипеткой прилейте раствор сульфата (IV) натрия Na_2SO_3 [или нитрата (III) натрия NaNO_2] и наблюдайте за изменением содержимых пробирок (например, изменение окраски раствора, выпадение осадка).

Опыт 8. Окислительные свойства дихромата (VI) калия (Тяга!).

Пипеткой заполните пробирку на 1/4 объема раствором дихромата (VI) калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Отметьте окраску раствора в пробирке. В пробирку добавьте такой же объем разбавленной серной кислоты H_2SO_4 и прилейте свежеприготовленный раствор сульфата железа (II) FeSO_4 . (Для приготовления раствора сульфата железа (II) в отдельную пробирку внесите на кончике микрошпателя кристаллы FeSO_4 и добавьте дистиллированной воды до полного их растворения.) Наблюдайте за изменением окраски раствора.

На основании сделанных опытов 7 и 8:

1) Составьте уравнения проведенных реакций в молекулярной форме. К уравнениям реакций приведите электронный баланс, расставьте стехиометрические коэффициенты и укажите вещество – окислитель, вещество – восстановитель.

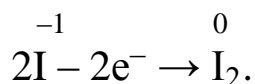
2) Подтвердите возможность протекания реакций с использованием значений стандартных электродных потенциалов соответствующих полуреакций (см. табл. П4). Укажите направление протекания полуреакций. Составьте полные ионные уравнения реакции.

3) Опишите наблюдаемые вами признаки протекания проведенных реакций.



Восстановительные свойства соединений, содержащих атомы элементов в отрицательной степени окисления

Одним из таких веществ, широко используемых в лабораторном практикуме, является йодид калия KI. В окислительно-восстановительных реакциях йодид-ион окисляется до простого вещества йода:



Опыт 9. Восстановительные свойства йодида калия.

Пипеткой заполните пробирку на 1/4 объема раствором хлорида железа (III) FeCl₃. Другой пипеткой добавьте раствор йодида калия KI. Отметьте изменение окраски раствора в пробирке. Докажите образование йода, прилив в раствор несколько капель бензола и наблюдая за появлением розового «бензольного кольца», содержащего йод. После проведения опыта содержимое пробирки вылейте в специальную кружку для йодных остатков в вытяжном шкафу.

На основании сделанного опыта:

1) Составьте уравнение проведенной реакции в молекулярной форме. К уравнению реакции приведите электронный баланс, расставьте стехиометрические коэффициенты и укажите вещество – окислитель, вещество – восстановитель.

2) Подтвердите возможность протекания реакции с использованием значений стандартных электродных потенциалов соответствующих полуреакций (см. табл. П4). Укажите направление протекания полуреакций. Составьте полное ионное уравнение реакции.

3) Опишите наблюдаемые вами признаки протекания проведенной реакции.

Окислительно-восстановительные свойства соединений, содержащих атомы элементов в промежуточной степени окисления

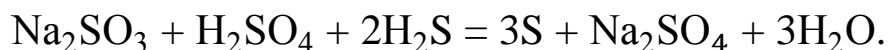
К соединениям, проявляющим и окислительные, и восстановительные свойства, а также способным к диспропорционированию, относятся Na₂SO₃, NaNO₂, H₂O₂ (табл. 4.10).



**Окислительно-восстановительные свойства некоторых ионов,
содержащих элемент в промежуточной степени окисления**

Ион	Окисленная форма	Восстановленная форма
⁺⁴ SO ₃ ²⁻	⁺⁶ SO ₄ ²⁻	⁰ ⁻² S, S
⁺³ NO ₂ ⁻	⁺⁵ NO ₃ ⁻	⁺² NO
⁻¹ O ₂ ⁻	⁰ O ₂	⁻² H ₂ O

Однако окислительно-восстановительный потенциал сульфат (IV)-иона $E_{\text{SO}_3^{2-}/\text{S}}^0 = 0,45 \text{ В}$ свидетельствует о его слабых окислительных свойствах. В лабораторном практикуме имеется незначительное число веществ, способных восстановить сульфат (IV)-ион. К ним относится сероводород, использование которого в лабораторном практикуме ограничено из-за его высокой токсичности:



Опыт 10. Восстановительные свойства сульфата (IV) натрия.

Пипеткой заполните пробирку на 1/4 объема раствором хлорида железа (III) FeCl₃ и отметьте окраску раствора. Добавьте в пробирку пипеткой такой же объем раствора сульфата (IV) натрия Na₂SO₃. Наблюдайте за изменением окраски раствора.

Опыт 11. Диспропорционирование сульфата (IV) натрия.

Реакция диспропорционирования сульфата (IV) натрия Na₂SO₃ описана в опыте 6 «Термическое разложение сульфата (IV) натрия».

На основании проделанных опытов 10 и 11:

1) Составьте уравнения проведенных реакций в молекулярной форме. К каждому уравнению реакции приведите электронный баланс, расставьте стехиометрические коэффициенты и укажите вещество – окислитель, вещество – восстановитель.

2) Для опыта 10 подтвердите возможность протекания реакции с использованием значений стандартных электродных потенциалов соответствующих полуреакций (см. табл. П4). Укажите направление протекания полуреакций. Составьте полное ионное уравнение реакции.



3) По полученным продуктам реакций сделайте вывод о восстановительных свойствах Na_2SO_3 , а также о способности соли диспропорционировать.

4) Опишите наблюдаемые вами признаки протекания проведенных реакций.

Опыт 12. Окислительные свойства нитрата (III) натрия (Тяга!).

Пипеткой заполните пробирку на 1/4 объема раствором нитрата (III) натрия NaNO_2 , добавьте такой же объем разбавленного раствора серной кислоты H_2SO_4 . Отметьте окраску раствора. Затем пипеткой прилейте раствор йодида калия KI . Отметьте изменение окраски раствора в пробирке. Наблюдайте за образованием пузырьков газа в объеме раствора.

Докажите образование йода, прилив в раствор несколько капель бензола и наблюдая появление розового «бензольного кольца», содержащего йод. После проведения опыта содержимое пробирки вылейте в специальную кружку для йодных остатков в вытяжном шкафу.

Опыт 13. Восстановительные свойства нитрата (III) натрия.

Пипеткой внесите в пробирку 2 – 3 капли раствора тетраоксоманганата (VII) калия KMnO_4 , добавьте раствор разбавленной серной кислоты H_2SO_4 . Отметьте окраску раствора. Затем в пробирку прилейте раствор нитрата (III) натрия NaNO_2 и наблюдайте за изменением окраски раствора.

На основании сделанных опытов 12 и 13:

1) Составьте уравнения проведенных реакций в молекулярной форме. К каждому уравнению реакции приведите электронный баланс, расставьте стехиометрические коэффициенты и укажите вещество – окислитель, вещество – восстановитель.

2) Подтвердите возможность протекания реакций с использованием значений стандартных электродных потенциалов соответствующих полуреакций (см. табл. П4). Укажите направление протекания полуреакций. Составьте полное ионное уравнение реакций.

3) По полученным продуктам реакций сделайте вывод об окислительных и восстановительных свойствах NaNO_2 .

4) Опишите наблюдаемые вами признаки протекания проведенных реакций.



Опыт 14. Окислительные свойства пероксида водорода.

Пипеткой заполните пробирку на 1/4 объема раствором соли хрома (III) [например, CrCl_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ или $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$] и добавьте избыток раствора щелочи (NaOH или KOH) до растворения образовавшегося осадка $\text{Cr}(\text{OH})_3$. Затем прилейте раствор пероксида водорода H_2O_2 до изменения окраски раствора в пробирке.

Опыт 15. Восстановительные свойства пероксида водорода.

Пипеткой заполните пробирку на 1/4 объема раствором дихромата (VI) калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и добавьте такой же объем разбавленного раствора серной кислоты H_2SO_4 . Отметьте окраску раствора. Затем прилейте раствор пероксида водорода H_2O_2 до изменения окраски раствора в пробирке.

Опыт 16. Диспропорционирование пероксида водорода (Тяга!

Опыт проводится демонстрационно для всей группы студентов).

Пипеткой заполняют пробирку на 1/3 объема раствором пероксида водорода H_2O_2 и вносят в раствор на кончике шпателя оксид марганца (IV) MnO_2 . Наблюдают за выделением пузырьков газа. Вносят в пробирку тлеющую лучинку. Что с ней происходит?

На основании проделанных опытов 14 – 16:

1) Составьте уравнения проведенных реакций в молекулярной форме. К каждому уравнению реакции приведите электронный баланс, расставьте стехиометрические коэффициенты и укажите вещество – окислитель, вещество – восстановитель.

2) Для опытов 15, 16 подтвердите возможность протекания реакций с использованием значений стандартных электродных потенциалов соответствующих полуреакций (см. табл. П4). Укажите направление протекания полуреакций. Составьте полное ионное уравнение реакций.

3) По полученным продуктам реакций сделайте вывод об окислительных и восстановительных свойствах H_2O_2 , а также о способности диспропорционировать.

4) Опишите наблюдаемые вами признаки протекания проведенных реакций.



Электрохимическое окисление – восстановление

Опыт 17. Электролиз йодида калия.

В электролизер в форме U-образной стеклянной трубки налейте раствор йодида калия. В оба отверстия трубки вставьте графитовые электроды и присоедините их к источнику постоянного тока. В околокатодное пространство прилейте несколько капель фенолфталеина. Электролиз проводите до изменения окраски растворов в приэлектродных пространствах. По изменению окраски раствора йодида калия и фенолфталеина сделайте вывод о продуктах электролиза.

Опыт 18. Медно-цинковый гальванический элемент.

Соберите гальванический элемент. Для этого два стакана наполните равными объемами 1 М растворов сульфата меди CuSO_4 и сульфата цинка ZnSO_4 . Для замыкания внутренней цепи растворы соедините жидкостным мостиком, заполненным насыщенным раствором хлорида калия в смеси с агар-агаром. Пластины меди и цинка, присоединенные к гальванометру, опустите соответственно в растворы CuSO_4 и ZnSO_4 , чтобы замкнуть внешнюю цепь. Наблюдайте за отклонением стрелки гальванометра.

На основании сделанных опытов 17 и 18:

1) Составьте уравнения реакций, протекающих на катоде и аноде при электролизе раствора йодида калия, с учетом того, что на катоде протекает процесс восстановления молекул воды, на аноде – процесс окисления йодид-ионов.

2) Составьте полное уравнение реакции в ионной и молекулярной форме и расставьте стехиометрические коэффициенты.

3) Зарисуйте схему медно-цинкового гальванического элемента. Укажите стрелками направление перехода электронов во внешней цепи и сульфат-ионов – во внутренней цепи.

4) Составьте уравнения полуреакций с участием цинковой и медной пластин и приведите значения стандартных электродных потенциалов этих полуреакций (см. табл. П4). Укажите направление протекания полуреакций и составьте полное ионное уравнение реакции.



5). Рассчитайте электродвижущую силу $E_{\text{реакц}}^{\circ}$ окислительно-восстановительного процесса в медно-цинковом гальваническом элементе.

6) Опишите наблюдаемые вами признаки протекания проведенных реакций.

Руководствуясь следующими вопросами, напишите выводы по проделанной лабораторной работе:

1. Какие использованные вами химические вещества проявляют только окислительные, только восстановительные свойства, а какие вещества проявляют и окислительные, и восстановительные свойства? Приведите обоснованный ответ.

2. К какому типу относятся проведенные вами окислительно-восстановительные реакции? В чем основное различие разных типов реакций?

Для проверки знаний по разделам «Реакции без изменения степеней окисления элементов. Гидролиз» и «Реакции с изменением степеней окисления элементов» каждый студент выполняет ряд заданий, соответствующий его порядковому номеру в алфавитном списке группы (табл. П7).



ЛИТЕРАТУРА

1. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов. – СПб.: Лань, 2014. – 752 с.
2. Ахметов, Н.С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии / Н.С. Ахметов, М.К. Азизова, Л.И. Бадыгина. – СПб.: Лань, 2014. – 368 с.
3. Воскресенский, П.И. Техника лабораторных работ / П.И. Воскресенский. – М.: Химия, 1973. – 717 с.
4. Химия / А.А. Гуров [и др.]. – М.: Изд-во МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2004. – 777 с.
5. Карякин, Ю.В. Чистые химические реактивы / Ю.В. Карякин, И.И. Ангелов. – М.: Химия, 1974. – 407 с.
6. Неорганическая химия: в 3 т. Т. 1. Физико-химические основы неорганической химии / под ред. Ю.Д. Третьякова. – М.: АКАДЕМА, 2004. – 234 с.
7. Общая и неорганическая химия: в 2 т. Т. 1–2. / А.Ф. Воробьев [и др.]. – М.: ИКЦ «Академкнига», 2004.
8. Практикум по неорганической химии / под ред. А.Ф. Воробьева, С.И. Дракина. – М.: ТИД «Альянс», 2004. – 249 с.
9. Семенов, И.Н. Химия / И.Н. Семенов, И.Л. Перфилова. – СПб.: Химиздат, 2000. – 655 с.
10. Справочник по электрохимии / под ред. А. М. Сухотина. – Л.: Химия, 1981. – 488 с.
11. Турьян, Я.И. Окислительно-восстановительные реакции и потенциалы в аналитической химии / Я.И. Турьян. – М.: Химия, 1989. – 243 с.
12. Housecroft, Catherine E. Inorganic Chemistry / Catherine E. Housecroft and Alan G. Sharpe. – Pearson Education Limited, 2012. – 1213 p.



ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица П1

**Константы диссоциации некоторых кислот K_a
при температуре 298 К**

Название	Формула	K_a	$pK_a = -\lg K_a$
1	2	3	4
Азотистая	HNO_2	$6,9 \cdot 10^{-4}$	3,16
Азотная	HNO_3	$4,36 \cdot 10$	-1,64
Борная	H_3BO_3	$7,1 \cdot 10^{-10}$	9,15
Бромная	HBrO_4	$\sim 10^8$	-8
Бромноватая	HBrO_3	$2,0 \cdot 10^{-1}$	0,70
Бромноватистая	HBrO	$2,2 \cdot 10^{-9}$	8,66
Бромоводородная	HBr	$1 \cdot 10^9$	-9,0
Германиевая, орто	H_4GeO_4		
K_1		$7,9 \cdot 10^{-10}$	9,10
K_2		$2,0 \cdot 10^{-13}$	12,7
Йодная	H_5IO_6		
K_1		$2,8 \cdot 10^{-2}$	1,55
Йодноватая	HIO_3	$1,7 \cdot 10^{-1}$	0,77
Йодноватистая	HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$	10,64
Йодоводородная	HI	$1 \cdot 10^{11}$	-11,0
Кремниевая, орто	H_4SiO_4		
K_1		$1,3 \cdot 10^{-10}$	9,9
K_2		$1,6 \cdot 10^{-12}$	11,8
K_3		$2,0 \cdot 10^{-14}$	13,7
Марганцовая	HMnO_4	$2 \cdot 10^2$	-2,3
Марганцовистая	H_2MnO_4		
K_1		$\sim 10^{-1}$	~ 1
K_2		$7,1 \cdot 10^{-11}$	10,15
Мышьяковая	H_3AsO_4		
K_1		$5,6 \cdot 10^{-3}$	2,25
K_2		$1,7 \cdot 10^{-7}$	6,77
K_3		$2,95 \cdot 10^{-12}$	11,53
Мышьяковистая	H_3AsO_3	$5,9 \cdot 10^{-10}$	9,23
Роданистоводородная	HSCN	$1,4 \cdot 10^{-1}$	0,85



1	2	3	4
Селенистая	H_2SeO_3		
K_1		$1,8 \cdot 10^{-3}$	2,75
K_2		$3,2 \cdot 10^{-9}$	8,50
Селенистоводородная	H_2Se		
K_1		$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
K_2		$1,0 \cdot 10^{-11}$	11,0
Селеновая	H_2SeO_4		
K_1		$1 \cdot 10^3$	–3
K_2		$1,2 \cdot 10^{-2}$	1,92
Серная	H_2SO_4		
K_1		$1 \cdot 10^3$	–3
K_2		$1,15 \cdot 10^{-2}$	1,94
Сернистая	H_2SO_3		
K_1		$1,4 \cdot 10^{-2}$	1,85
K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,20
Сероводородная	H_2S		
K_1		$1,0 \cdot 10^{-7}$	6,99
K_2		$2,5 \cdot 10^{-13}$	12,60
Теллуристая	H_2TeO_3		
K_1		$2,7 \cdot 10^{-3}$	2,57
K_2		$1,8 \cdot 10^{-8}$	7,74
Теллуровая	H_6TeO_6		
K_1		$2,45 \cdot 10^{-8}$	7,61
K_2		$1,1 \cdot 10^{-11}$	10,95
Теллуроводородная	H_2Te		
K_1		$2,3 \cdot 10^{-3}$	2,64
K_2		$6,9 \cdot 10^{-13}$	12,16
Тиосерная	$\text{H}_2\text{SO}_3\text{S}$		
K_1		$2,5 \cdot 10^{-1}$	0,60
K_2		$1,9 \cdot 10^{-2}$	1,72
Угольная	$\text{CO}_2(\text{p}) + \text{H}_2\text{O}$		
K_1		$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35



1	2	3	4
K_2		$4,8 \cdot 10^{-11}$	10,32
Уксусная	CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
Фосфористая	H_3PO_3		
K_1		$1,6 \cdot 10^{-2}$	1,80
K_2		$6,3 \cdot 10^{-7}$	6,2
Фосфорная, орто	H_3PO_4		
K_1		$7,1 \cdot 10^{-3}$	2,15
K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
K_3		$5,0 \cdot 10^{-13}$	12,3
Фтороводородная	HF	$6,2 \cdot 10^{-4}$	3,21
Хлорноватистая	HClO	$2,95 \cdot 10^{-8}$	7,53
Хлористая	HClO_2	$1,1 \cdot 10^{-2}$	1,97
Хлорноватая	HClO_3	10	–1
Хлорная	HClO_4	$\sim 10^8$	~ -8
Хлороводородная	HCl	10^7	–7
Хромовая	H_2CrO_4		
K_1		$1,6 \cdot 10^{-1}$	0,80
K_2		$3,2 \cdot 10^{-7}$	6,50
Цианистоводородная	HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$	9,30

Примечание. Кислоты, имеющие по первой ступени диссоциации $K_a \geq 10^8$, относят к *очень сильным* кислотам, $K_a = 10^{-1} - 10^3$ – к *сильным* кислотам; $K_a = 10^{-2} - 10^{-3}$ – к кислотам *средней силы*, $K_a = 10^{-4} - 10^{-7}$ – к *слабым* кислотам, $K_a = 10^{-8} - 10^{-11}$ – к *очень слабым* кислотам



**Константы диссоциации некоторых оснований K_b
при температуре 298 К**

Название	Формула	K_b	$pK_b = -\lg K_b$
Алюминия гидроксид K_3	$Al(OH)_3$	$1,38 \cdot 10^{-9}$	8,86
Аммиака раствор	$NH_3 + H_2O$	$1,76 \cdot 10^{-5}$	4,75
Бария гидроксид K_2	$Ba(OH)_2$	$2,3 \cdot 10^{-1}$	0,64
Железа (II) гидроксид K_2	$Fe(OH)_2$	$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
Железа (III) гидроксид K_2	$Fe(OH)_3$	$1,82 \cdot 10^{-11}$	10,74
K_3		$1,35 \cdot 10^{-12}$	11,87
Кальция гидроксид K_2	$Ca(OH)_2$	$4,0 \cdot 10^{-2}$	1,40
Лития гидроксид	$LiOH$	$6,8 \cdot 10^{-1}$	0,17
Магния (II) гидроксид K_2	$Mg(OH)_2$	$2,5 \cdot 10^{-3}$	2,60
Марганца (II) гидроксид K_2	$Mn(OH)_2$	$5,0 \cdot 10^{-4}$	3,30
Меди (II) гидроксид K_2	$Cu(OH)_2$	$3,4 \cdot 10^{-7}$	6,47
Натрия гидроксид	$NaOH$	5,9	-0,77
Никеля гидроксид K_2	$Ni(OH)_2$	$8,32 \cdot 10^{-4}$	3,08
Свинца (II) гидроксид K_1	$Pb(OH)_2$	$9,55 \cdot 10^{-4}$	3,02
K_2		$3,0 \cdot 10^{-8}$	7,52
Серебра гидроксид	$AgOH$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	2,30
Хрома (III) гидроксид K_3	$Cr(OH)_3$	$1,02 \cdot 10^{-10}$	9,99
Цинка гидроксид K_2	$Zn(OH)_2$	$4,0 \cdot 10^{-5}$	4,4

Примечание. Основания со значением $K_b > 1 \cdot 10^{-2}$ относят к сильным основаниям (гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов)



**Растворимость неорганических веществ в воде
при температуре 298 К**

Ионы	CH_3COO^-	CN^-	CO_3^{2-}	Cl^-	F^-	NO_3^-	OH^-	PO_4^{3-}	S^{2-}	SO_4^{2-}
Ag^+	м	т	т	т	р	р	—	т	т	м
Al^{3+}	м	—	—	р	м	р	т	т	—	р
Ba^{2+}	р	р	н	р	м	р	р	т	р	т
Be^{2+}	м	—	—	р	р	р	т	т	—	р
Ca^{2+}	р	р	т	р	т	р	м	т	р	м
Cd^{2+}	р	м	т	р	р	р	т	т	т	р
Co^{2+}	р	т	т	р	р	р	т	т	т	р
Cr^{3+}	—	т	—	р	м	р	т	т	—	р
Cs^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Cu^{2+}	р	т	т	р	р	р	т	т	т	р
Fe^{2+}	р	т	т	р	м	р	т	т	т	р
Fe^{3+}	—	т	—	р	т	р	т	т	—	р
H^+	р	р	м	р	р	р	р	р	м	р
Hg^{2+}	р	р	—	р	—	р	—	т	т	р
K^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Li^+	р	р	р	р	т	р	р	м	р	р
Mg^{2+}	р	т	м	р	м	р	т	т	т	р
Mn^{2+}	р	т	т	р	р	р	т	т	т	р
NH_4^+	р	р	р	р	р	р	р	р	—	р
Na^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Ni^{2+}	р	т	т	р	р	р	т	т	т	р
Pb^{2+}	р	т	т	м	м	р	т	т	т	т
Zn^{2+}	р	т	т	р	м	р	т	т	т	р

Условные обозначения: р – растворимые в воде (более 1 г в 100 г воды); м – малорастворимые (от 0,01 до 1 г в 100 г воды); т – труднорастворимые (меньше 0,001 г в 100 г воды); «—» – вещество не существует или полностью гидролизуется



**Стандартные электродные потенциалы (E°) некоторых
окислительно-восстановительных систем в водных растворах
при температуре 298 К
(по отношению к стандартному водородному электроду)**

Уравнение процесса	E° , В
А з о т	
$\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = \text{N}_2\text{H}_4 + 4\text{OH}^-$	-1,15
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^- = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,80
$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\text{e}^- = \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	0,87
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,96
$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	0,94
$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	0,01
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{NO} + 4\text{OH}^-$	-0,14
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	0,84
$\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^- = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	1,202
$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + \text{e}^- = \text{NO} + 2\text{OH}^-$	0,46
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \text{e}^- = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	0,98
$\text{NO}_2 + \text{H}^+ + \text{e}^- = \text{HNO}_2$	1,09
А к т и н и й	
$\text{Ac}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Ac}$	-2,13
А л ю м и н и й	
$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35
$\text{AlF}_6^{3-} + 3\text{e}^- = \text{Al} + 6\text{F}^-$	-2,07
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Al}$	-1,66
Б а р и й	
$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ba}$	-2,91
Б е р и л л и й	
$\text{Be}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Be}$	-1,97
Б о р	
$\text{BF}_4^- + 3\text{e}^- = \text{B} + 4\text{F}^-$	-1,284
$\text{BO}_3^{3-} + 6\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{B} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,165



Уравнение процесса	E^0 , В
Б р о м	
$\text{Br}_2 + 2e^- = 2\text{Br}^-$	1,065
$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	0,76
$2\text{BrO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- = \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,52
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e^- = \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,44
В а н а д и й	
$\text{V}^{2+} + 2e^- = \text{V}$	-1,18
В и с м у т	
$\text{Bi}^{3+} + 3e^- = \text{Bi}$	0,317
$\text{BiO}^+ + 2\text{H}^+ + 3e^- = \text{Bi} + \text{H}_2\text{O}$	0,32
В о д о р о д	
$\text{H}_2 + 2e^- = 2\text{H}^-$	-2,25
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,828
$2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$	0,000
В о л ь ф р а м	
$\text{WO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6e^- = \text{W} + 8\text{OH}^-$	-1,074
$\text{WO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6e^- = \text{W} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,049
Г а л л и й	
$\text{Ga}^{3+} + 3e^- = \text{Ga}$	-0,529
Г а ф н и й	
$\text{Hf}^{4+} + 4e^- = \text{Hf}$	-1,70
Г е р м а н и й	
$\text{H}_2\text{GeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4e^- = \text{Ge} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,13
Ж е л е з о	
$\text{Fe}^{2+} + 2e^- = \text{Fe}$	-0,44
$\text{Fe}^{3+} + 3e^- = \text{Fe}$	-0,037



Уравнение процесса	E° , В
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^{-} = \text{Fe}^{2+}$	0,771
$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^{+} + 3\text{e}^{-} = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,9
З о л о т о	
$\text{AuCl}_4^{-} + 3\text{e}^{-} = \text{Au} + 4\text{Cl}^{-}$	1,00
$\text{Au}(\text{CN})_2^{-} + \text{e}^{-} = \text{Au} + 2\text{CN}^{-}$	-0,61
$\text{Au}^{+} + \text{e}^{-} = \text{Au}$	1,83
$\text{Au}^{3+} + 2\text{e}^{-} = \text{Au}^{+}$	1,36
И н д и й	
$\text{In}^{3+} + 3\text{e}^{-} = \text{In}$	-0,34
Й о д	
$\text{I}_2 + 2\text{e}^{-} = 2\text{I}^{-}$	0,536
$2\text{IO}_3^{-} + 12\text{H}^{+} + 10\text{e}^{-} = \text{I}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1,195
$\text{IO}_3^{-} + 6\text{H}^{+} + 6\text{e}^{-} = \text{I}^{-} + 3\text{H}_2\text{O}$	1,085
$2\text{IO}_3^{-} + 6\text{H}_2\text{O} + 10\text{e}^{-} = \text{I}_2 + 12\text{OH}^{-}$	0,21
$\text{IO}_3^{-} + 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^{-} = \text{I}^{-} + 6\text{OH}^{-}$	0,26
К а д м и й	
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^{-} = \text{Cd}$	-0,403
К а л и й	
$\text{K}^{+} + \text{e}^{-} = \text{K}$	-2,924
К а л ь ц и й	
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^{-} = \text{Ca}$	-2,84
К и с л о р о д	
$\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^{-} = 4\text{OH}^{-}$	0,401
$\text{O}_2 + 2\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} = \text{H}_2\text{O}_2$	0,682
$\text{O}_2 + 4\text{H}^{+} + 4\text{e}^{-} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,228
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} = 2\text{H}_2\text{O}$	1,776
$\text{O}_3 + 2\text{H}^{+} + 2\text{e}^{-} = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2,005



Уравнение процесса	E^0 , В
К о б а л ь т	
$\text{Co}^{2+} + 2e^- = \text{Co}$	-0,28
$\text{Co}^{3+} + e^- = \text{Co}^{2+}$	1,95
$\text{Co}^{3+} + 3e^- = \text{Co}$	0,46
К р е м н и й	
$\text{SiO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4e^- = \text{Si} + 6\text{OH}^-$	-1,69
$\text{SiF}_6^{2-} + 4e^- = \text{Si} + 6\text{F}^-$	-1,37
$\text{SiO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4e^- = \text{Si} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,455
Л и т и й	
$\text{Li}^+ + e^- = \text{Li}$	-3,045
М а г н и й	
$\text{Mg}^{2+} + 2e^- = \text{Mg}$	-2,356
М а р г а н е ц	
$\text{Mn}^{2+} + 2e^- = \text{Mn}$	-1,18
$\text{Mn}^{3+} + e^- = \text{Mn}^{2+}$	1,51
$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,62
$\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	2,27
$\text{MnO}_4^- + e^- = \text{MnO}_4^{2-}$	0,558
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	0,60
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,23
$2\text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{Mn}_2\text{O}_3 + 2\text{OH}^-$	0,15
$2\text{MnO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,98
$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + e^- = \text{Mn}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,95
$\text{Mn}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ + 2e^- = 2\text{Mn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$	1,48
$\text{Mn}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} + 2e^- =$ $= 2\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^-$	-0,25
$\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2e^- = \text{Mn} + 2\text{OH}^-$	-1,56
$\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^-$	-0,05
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,507



Уравнение процесса	E^0 , В
$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1,692
М е д ь	
$\text{Cu}(\text{CN})_2^- + \text{e}^- = \text{Cu} + 2\text{CN}^-$	-0,44
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu} + 4\text{NH}_3$	-0,07
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_2^+ + \text{e}^- = \text{Cu} + 2\text{NH}_3$	-0,12
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cu}$	0,34
$\text{Cu}^+ + \text{e}^- = \text{Cu}$	0,52
$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- = \text{Cu}^+$	0,153
$\text{Cu}^{2+} + \text{Br}^- + \text{e}^- = \text{CuBr}$	0,654
$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + \text{e}^- = \text{CuI}$	0,861
$\text{Cu}_2\text{O} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = 2\text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	0,471
$2\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{Cu}_2\text{O} + 2\text{H}^+$	0,203
М о л и б д е н	
$\text{MoO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- = \text{Mo} + 8\text{OH}^-$	-0,913
$\text{Mo}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Mo}$	-0,20
М ы ш ь я к	
$\text{AsO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{AsO}_2^- + 4\text{OH}^-$	-0,71
Н а т р и й	
$\text{Na}^+ + \text{e}^- = \text{Na}$	-2,714
Н и к е л ь	
$\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Ni}$	-0,25
О л о в о	
$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}$	-0,136
$\text{Sn}^{4+} + 4\text{e}^- = \text{Sn}$	0,01
$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- = \text{Sn}^{2+}$	0,151
$\text{SnO}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,106



Уравнение процесса	E^0 , В
О с м и й	
$\text{OsO}_4 + 8\text{H}^+ + 8\text{e}^- = \text{Os} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,85
П а л л а д и й	
$\text{Pd}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pd}$	0,915
П л а т и н а	
$\text{PtCl}_4^{2-} + 2\text{e}^- = \text{Pt} + 4\text{Cl}^-$	0,758
Р т у т ь	
$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- = 2\text{Hg}$	0,796
$2\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Hg}_2^{2+}$	0,911
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Hg}$	0,854
Р у б и д и й	
$\text{Rb}^+ + \text{e}^- = \text{Rb}$	-2,925
С в и н е ц	
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Pb}$	-0,125
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	1,468
С е л е н	
$\text{SeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = \text{Se} + 6\text{OH}^-$	-0,366
$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{Se} + 3\text{H}_2\text{O}$	-0,741
$\text{SeO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{SeO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	0,031
С е р а	
$\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,45
$\text{HSO}_3^- + 5\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,00
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- = \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,936
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- = \text{S} + 8\text{OH}^-$	-0,75
$\text{S} + 2\text{e}^- = \text{S}^{2-}$	-0,447
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 8\text{e}^- = \text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,149



Уравнение процесса	E° , В
$\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{S}^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,231
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{S}(\text{p})$	0,141
$\text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{S}(\text{r})$	0,174
$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- = \text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,500
$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	0,22
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	0,172
$\text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 6\text{e}^- = \text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,357
$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e}^- = \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	0,311
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	0,138
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- = 2\text{SO}_4^{2-}$	2,010
С е р е б р о	
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$	0,799
С к а н д и й	
$\text{Sc}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sc}$	-2,08
С т р о н ц и й	
$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Sr}$	-2,888
С у р ь м а	
$\text{SbO}_2^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{Sb} + 2\text{H}_2\text{O}$	0,446
$\text{SbO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{Sb} + 4\text{OH}^-$	-0,675
Т а л л и й	
$\text{Tl}^+ + \text{e}^- = \text{Tl}$	-0,336
$\text{Tl}^{3+} + 2\text{e}^- = \text{Tl}^+$	1,252
Т е л л у р	
$\text{TeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- = \text{Te} + 6\text{OH}^-$	-0,415
$\text{TeO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{TeO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	0,892



Уравнение процесса	E^0 , В
Т и т а н	
$\text{Ti}^{2+} + 2e^- = \text{Ti}$	-1,63
$\text{Ti}^{3+} + 3e^- = \text{Ti}$	-1,21
$\text{Ti}^{4+} + 4e^- = \text{Ti}$	-0,88
$\text{Ti}^{4+} + e^- = \text{Ti}^{3+}$	-0,04
$\text{Ti}^{3+} + e^- = \text{Ti}^{2+}$	-0,369
$\text{TiF}_6^{2-} + 4e^- = \text{Ti} + 6\text{F}^-$	-1,19
У г л е р о д	
$\text{CO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 4e^- = \text{C} + 3\text{H}_2\text{O}$	0,475
$\text{CO}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,106
Ф о с ф о р	
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{H}^+ + 5e^- = \text{P} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,383
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{H}^+ + 4e^- = \text{H}_3\text{PO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,39
$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,28
$\text{P} + 3\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{PH}_3 + 3\text{OH}^-$	-0,89
Ф т о р	
$\text{F}_2 + 2e^- = 2\text{F}^-$	2,87
$\text{F}_2 + 2\text{H}^+ + 2e^- = 2\text{HF(p)}$	3,06
Х л о р	
$\text{Cl}_2 + 2e^- = 2\text{Cl}^-$	1,359
$2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{Cl}_2 + 4\text{OH}^-$	0,421
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	0,89
$\text{ClO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- = \text{Cl}^- + 4\text{OH}^-$	0,77
$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6e^- = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	0,622
$\text{ClO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 8e^- = \text{Cl}^- + 8\text{OH}^-$	0,56
$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2e^- = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	1,50
$\text{HClO}_2 + 3\text{H}^+ + 4e^- = \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$	1,584
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6e^- = \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	1,45



Уравнение процесса	E^0 , В
$\text{ClO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^- = \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1,175
$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + \text{e}^- = \text{ClO}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,481
$\text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ + 8\text{e}^- = \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$	1,388
Х р о м	
$\text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Cr}$	-0,91
$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- = \text{Cr}$	-0,744
$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- = \text{Cr}^{2+}$	-0,424
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1,36
$\text{CrO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{e}^- = \text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,477
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,11
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- = \text{Cr}(\text{OH})_4^- + 4\text{OH}^-$	-0,13
Ц е з и й	
$\text{Cs}^+ + \text{e} = \text{Cs}$	-2,923
Ц и н к	
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- = \text{Zn}$	-0,76
Ц и р к о н и й	
$\text{Zr}^{4+} + 4\text{e}^- = \text{Zr}$	-1,55



IUPAC Periodic Table

1 H hydrogen 1.00794 (1.008)										
3 Li lithium 6.94 (6.939, 6.941)	4 Be beryllium 9.012	<div>Key:</div> <div><div>atomic number</div><div>Symbol</div><div>relative atomic weight</div><div>standard atomic weight</div></div>								
11 Na sodium 22.990	12 Mg magnesium 24.305 (24.304, 24.307)	3	4	5	6	7	8	9		
19 K potassium 39.098	20 Ca calcium 40.078(4)	21 Sc scandium 44.956	22 Ti titanium 47.867	23 V vanadium 50.942	24 Cr chromium 51.996	25 Mn manganese 54.938	26 Fe iron 55.845(2)	27 Co cobalt 58.933		
37 Rb rubidium 85.468	38 Sr strontium 87.62	39 Y yttrium 88.906	40 Zr zirconium 91.224(2)	41 Nb niobium 92.906	42 Mo molybdenum 95.95	43 Tc technetium	44 Ru ruthenium 101.07(2)	45 Rh rhodium 102.91		
55 Cs caesium 132.91	56 Ba barium 137.33	57-71 lanthanoids	72 Hf hafnium 178.49(2)	73 Ta tantalum 180.95	74 W tungsten 183.84	75 Re rhenium 186.21	76 Os osmium 190.23(2)	77 Ir iridium 192.22		
87 Fr francium	88 Ra radium	89-103 actinoids	104 Rf rutherfordium	105 Db dubnium	106 Sg seaborgium	107 Bh bohrium	108 Hs hassium	109 Mt meitnerium		



57 La lanthanum 138.91	58 Ce cerium 140.12	59 Pr praseodymium 140.91	60 Nd neodymium 144.24	61 Pm promethium	62 Sm samarium 150.36(5)
89 Ac actinium 227.03	90 Th thorium 232.04	91 Pa protactinium 231.04	92 U uranium 238.03	93 Np neptunium	94 Pu plutonium

For notes and updates to this table, see www.iupac.org. This version is dated
Copyright © 2018 IUPAC, the International Union of Pure and Applied Chemistry

Periodic table of elements [электронный ресурс]: <https://iupac.org/what-we-do/periodic-table-of-elements/> [доступно на 27.12.2018]).



ad 1 December 2018.
industry.



Периодическая система

		Г				
		I	II	III	IV	V
п е р и о д ы	1	1 H 1,008 Водород				
	2	3 Li 6,94 Литий	4 Be 9,01 Бериллий	5 10,81 B Бор	6 12,01 C Углерод	7 14,00 N Азот
	3	11 Na 22,99 Натрий	12 Mg 24,31 Магний	13 26,98 Al Алюминий	14 28,09 Si Кремний	15 30,97 P Фосфор
	4	19 K 39,10 Калий	20 Ca 40,08 Кальций	21 Sc 44,96 Скандий	22 Ti 47,90 Титан	23 V 50,94 Ванадий
		29 63,55 Cu Медь	30 65,39 Zn Цинк	31 69,72 Ga Галлий	32 72,59 Ge Германий	33 74,92 As Мышьяк
	5	37 Rb 85,47 Рубидий	38 Sr 87,62 Стронций	39 Y 88,91 Иттрий	40 Zr 91,22 Цирконий	41 Nb 92,91 Ниобий
		47 107,87 Ag Серебро	48 112,41 Cd Кадмий	49 114,82 In Индий	50 118,69 Sn Олово	51 121,75 Sb Сурьма
	6	55 Cs 132,91 Цезий	56 Ba 137,33 Барий	57 La* 138,91 Лантан	72 Hf 178,49 Гафний	73 Ta 180,95 Тантал
		79 196,97 Au Золото	80 200,59 Hg Ртуть	81 204,38 Tl Таллий	82 207,2 Pb Свинец	83 208,98 Bi Висмут
	7	87 Fr [223] Франций	88 Ra 226 Радий	89 Ac** [227] Актиний	104 Rf [261] Резерфордий	105 Db [262] Дубний
		111 [280] Rg Рентгений	112 [285] Cn Коперниций	113 [286] Nh Нихоний	114 [289] Fl Флеровий	115 [290] Mc Московский

* Ланта

58 Ce 140 Церий	59 Pr 141 Празеодим	60 Nd 144 Неодим	61 Pm [145] Прометий	62 Sm 150 Самарий	63 Eu 152 Европий	64 Gd 157 Гадолиний
------------------------------	----------------------------------	-------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	--------------------------------	----------------------------------

** АКТИ

90 Th 232 Торий	91 Pa 231 Протактиний	92 U 238 Уран	93 Np 237 Нептуний	94 Pu [244] Плутоний	95 Am [243] Америций	96 Cm [247] Кюрий
------------------------------	------------------------------------	----------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------



химических элементов Д. И. Менделеева

г р у п п ы					
VI	VII	VIII			
	(H)				2 He 4,00 Гелий
8 16,00 O Кислород	9 19,00 F Фтор				10 Ne 20,18 Неон
16 32,06 S Сера	17 35,45 Cl Хлор				18 Ar 39,95 Аргон
24 Cr 52,00 Хром	25 Mn 54,94 Марганец	26 Fe 55,85 Железо	27 Co 58,93 Кобальт	28 Ni 58,69 Никель	
34 78,96 Se Селен	35 79,90 Br Бром				36 Kr 83,80 Криптон
42 Mo 95,94 Молибден	43 Tc 98,91 Технеций	44 Ru 101,07 Рутений	45 Rh 102,91 Родий	46 Pd 106,42 Палладий	
52 127,60 Te Теллур	53 126,90 I Иод				54 Xe 131,29 Ксенон
74 W 183,85 Вольфрам	75 Re 186,21 Рений	76 Os 190,2 Осмий	77 Ir 192,22 Иридий	78 Pt 195,08 Платина	
84 [209] Po Полоний	85 [210] At Астат				86 Rn [222] Радон
106 Sg [266] Сиборгий	107 Bh [264] Борий	108 Hs [269] Хассий	109 Mt [268] Мейтнерий	110 Ds [271] Дармштадтий	
116 [293] Lv Ливерморий	117 [294] Ts Теннесий				118 Og [294] Оганесон

f-элементы

65 Tb 159 Тербий	66 Dy 162,5 Диспрозий	67 Ho 165 Гольмий	68 Er 167 Эрбий	69 Tm 169 Тулий	70 Yb 173 Иттербий	71 Lu 175 Лютеций
-------------------------------	------------------------------------	--------------------------------	------------------------------	------------------------------	---------------------------------	--------------------------------

d-элементы

97 Bk [247] Берклий	98 Cf [251] Калифорний	99 Es [252] Эйнштейний	100 Fm [257] Фермий	101 Md [258] Менделеев	102 No [259] Нобелий	103 Lr [262] Лоуренсий
----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------



НОМЕРА ЗАДАНИЙ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ СТУДЕНТОВ

№ по спис- ку	Раздел									
	Гидролиз			Окислительно-восстановительные реакции						
	С. 75, №1, т. 3.3	С. 77, № 2	С. 79, № 6, т. 3.4	С. 116, №1, т. 4.1	С. 119, №2, т. 4.2	С. 122, №3, т. 4.3	С. 125, №4	С. 126, №5	С. 127, №6	С. 128, №7, т. 4.4
1	1	1	1	1	1	1	1	1	1	1
2	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
3	3	3	3	3	3	3	3	3	3	3
4	4	4	4	4	4	4	4	4	4	4
5	5	5	5	5	5	5	5	5	5	5
6	6	6	6	6	6	6	6	6	6	6
7	7	7	7	7	7	7	7	7	7	7
8	8	8	8	8	8	8	8	8	8	8
9	9	9	9	9	9	9	9	9	9	9
10	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
11	11	11	11	11	11	11	11	11	11	11
12	12	12	12	12	12	12	12	12	12	12
13	13	13	13	13	13	13	13	13	13	13
14	14	14	14	14	14	14	14	14	14	14
15	15	15	15	15	15	15	15	15	15	15
16	16	1	16	16	16	16	1	1	16	16
17	17	2	17	17	17	17	2	2	17	17
18	18	3	18	18	18	18	3	3	18	18
19	19	4	19	19	19	19	4	4	19	19
20	20	5	20	20	20	20	5	5	20	20
21	21	6	21	21	21	21	6	6	21	21
22	22	7	22	22	22	22	7	7	22	22
23	23	8	23	23	23	23	8	8	23	23
24	24	9	24	24	24	24	9	9	24	24
25	25	10	25	25	25	25	10	10	25	25
26	26	11	26	26	26	26	11	11	26	26
27	27	12	27	27	27	27	12	12	27	27
28	28	13	28	28	28	28	13	13	28	28
29	29	14	29	29	29	29	14	14	29	29
30	30	15	30	30	30	30	15	15	30	30



ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

Бумага универсальная индикаторная 82

Вещества

– простые 28, 29

– сложные 28, 29

Водородный показатель 69, 70

Восстановитель 92, 93, 130, 137

Восстановление 92

Гидролиз 54

– ионных соединений 54

– ковалентных соединений 59

– необратимый 59, 63

– обратимый 59, 63

– соли 54

– – по аниону 56

– – по катиону 55

– – по катиону и аниону 74

Индикатор 80, 81, 82

Ионное произведение воды 57, 60

Ионы

– поляризующее действие 54

– вызывающие гидролиз 55, 56

– не вызывающие гидролиз 55

– слабополяризующие 55

– среднеполяризующие 55

Кислотность основания 32

Кислотные остатки 30, 31

Кислоты 30, 31, 36, 38

– бескислородные 30

– двухосновные 32

– кислородсодержащие 30

– одноосновные 32

– сильные 32, 40



- слабые 32
- трехосновные 32

Константа

- гидролиза 56, 57, 58
- диссоциации (ионизации) кислоты 57, 58
- диссоциации (ионизации) основания 57, 58

Кристаллогидраты 35

Метод составления окислительно-восстановительных реакций 93

- ионно-электронный (полуреакций) 93, 94
- электронного баланса 93

Направление протекания полуреакции 95, 96, 108

Окисление 92

Окислитель 92, 93, 134

Оксиды 28, 29, 35, 38

- амфотерные 28, 29, 36
- кислотные 29, 35
- металлов 29
- неметаллов 29
- несолеобразующие 29
- основные 29, 35
- солеобразующие 29

Основания (гидроксиды) 32, 35, 36, 38

- амфотерные 32, 37
- нерастворимые 32, 37, 39
- растворимые 32, 37, 38

Основность кислоты 32

Постоянная Фарадея 96, 98

Потенциал 95

- стандартный электродный 95
- электродный (окислительно-восстановительный) 95

Принцип Ле Шателье 60, 73, 74

Реакции

- внутримолекулярные 93, 102, 133
- ионного обмена 40, 42



- межмолекулярные 93, 101
- окислительно-восстановительные 90, 92, 93
- самоокисления-самовосстановления
(диспропорционирования) 93, 102, 134, 138, 140

Смещение равновесия 59, 87

Соли 33, 37, 38, 39, 40

- двойные 34
- кислые 33, 34
- основные 33, 34
- средние 33, 34, 37

Среда раствора 61, 62, 63, 135

- стандартная кислая 96, 97
- стандартная щелочная 96, 97

Стадии (ступени) гидролиза 58, 61, 62

Стандартный водородный электрод 95

Степень

- гидролиза 56, 58, 59, 60, 63
- диссоциации 32
- окисления элемента 90

Стехиометрические коэффициенты 101, 102, 103

Уравнение Нернста 96, 108, 109

Химическая номенклатура ИЮПАК 29, 30, 32, 33

Химическое уравнение

- молекулярное 40
- полное ионное 40
- сокращенное ионное 40, 41

Щелочи 32, 37

Электродвижущая сила процесса 98

Электролит

- слабый 32, 40
- сильный 32, 40

Электроотрицательность 91

Энергия Гиббса процесса 98



СОДЕРЖАНИЕ

Введение	3
Глава 1. ОРГАНИЗАЦИОННЫЕ И МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПРИ ЛАБОРАТОРНОЙ ФОРМЕ ОБУЧЕНИЯ ХИМИЧЕСКИМ ДИСЦИПЛИНАМ	5
1.1. Правила выполнения, оформления и защиты лабораторных работ.....	5
1.2. Техника безопасности при выполнении лабораторных работ в химической лаборатории.....	9
1.3. Химическая посуда и реактивы в химическом эксперименте.....	12
1.4. Основные операции в химическом эксперименте.....	20
Глава 2. ВВЕДЕНИЕ В КЛАСС НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	28
2.1. Классификация неорганических соединений и их номенклатура.....	28
2.2. Химические свойства оксидов, кислот, оснований, солей.....	35
2.3. Основные способы получения оксидов, кислот, оснований, солей.....	38
2.4. Реакции ионного обмена.....	40
2.5. Примеры решения заданий.....	42
2.6. Вопросы и задания для самостоятельной работы.....	48
2.7. Лабораторная работа. Получение оксидов, кислот, оснований и солей в лабораторных условиях.....	51
Глава 3. РЕАКЦИИ БЕЗ ИЗМЕНЕНИЯ СТЕПЕНЕЙ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ. ГИДРОЛИЗ.....	54
3.1. Гидролиз ионных соединений (солей).....	54
3.2. Гидролиз ковалентных соединений.....	59
3.3. Смещение равновесия гидролиза.....	59
3.4. Примеры решения заданий.....	60
3.5. Вопросы и задания для самостоятельной работы.....	75
3.6. Лабораторная работа. Гидролиз. Качественное и количественное определение рН растворов	80



Глава 4. РЕАКЦИИ С ИЗМЕНЕНИЕМ СТЕПЕНЕЙ ОКИСЛЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ	90
4.1. Степень окисления элемента.....	90
4.2. Окислительно-восстановительные реакции.....	92
4.3. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.....	93
4.4. Направление окислительно-восстановительных реакций.....	95
4.5. Примеры решения заданий	98
4.6. Вопросы и задания для самостоятельной работы.....	116
4.7. Лабораторная работа. Окислительно-восстановительные реакции с участием наиболее распространенных окислителей и восстановителей в лабораторном эксперименте.....	130
Литература	143
Приложение	144
Предметный указатель	163



УЧЕБНОЕ ИЗДАНИЕ

*Нурия Шайхулисламовна Мифтахова
Тамара Петровна Петрова*

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ
В НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ
ТЕОРИЯ И ПРАКТИКА

Редактор Л. Г. Шевчук

Подписано в печать 17.05.2019

Бумага офсетная
10,5 уч.-изд. л.

Печать ризографическая
Тираж 150 экз.

Формат 60×84 1/16
9,76 усл. печ. л.
Заказ

Издательство Казанского национального исследовательского
технологического университета

Отпечатано в офсетной лаборатории Казанского национального
исследовательского технологического университета

420015, Казань, К. Маркса, 68

