

**Л. П. Ардашева
Т. Л. Луканина**

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ

Учебно-методическое пособие

**Санкт-Петербург
2025**

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«Санкт-Петербургский государственный университет
промышленных технологий и дизайна»
Высшая школа технологии и энергетики

Л. П. Ардашева
Т. Л. Луканина

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ

Учебно-методическое пособие

Рекомендовано Редакционно-издательским советом ВШТЭ СПбГУПТД

Санкт-Петербург
2025

УДК 54(075)

ББК 24я7

А 799

Рецензенты:

доктор химических наук, профессор, заведующий кафедрой неорганической химии
Российского государственного педагогического университета им. А. И. Герцена

Т. Б. Бойцова;

кандидат химических наук, доцент кафедры материаловедения и машиностроения Высшей
школы технологии и энергетики Санкт-Петербургского государственного университета
промышленных технологий и дизайна

А. Н. Евдокимов

Ардашева, Л. П.

А 799 Общая и неорганическая химия. Лабораторные работы по общей химии: учебно-методическое пособие / Л. П. Ардашева, Т. Л. Луканина. — СПб.: ВШТЭ СПбГУПТД, 2025. — 126 с.

Учебно-методическое пособие соответствует планам и программам дисциплины «Общая и неорганическая химия» для студентов, обучающихся по направлениям подготовки: 18.03.01 «Химическая технология», 29.03.03 «Технология полиграфического и упаковочного производства», 18.03.02 «Энерго- и ресурсосберегающие процессы в химической технологии, нефтехимии и биотехнологии».

Учебно-методическое пособие включает обширный теоретический материал по основным разделам общей и неорганической химии. Содержание базируется на современных представлениях о строении вещества, Периодическом законе Д. И. Менделеева, а также важнейших общих закономерностях протекания химических процессов. Все разделы общей химии сопровождаются описанием теоретических основ темы. В качестве закрепления материала предлагается проведение опытов, подтверждающих теоретический материал, которые завершаются контрольными вопросами для повторения. Большое внимание уделяется в пособии современной номенклатуре неорганических соединений, а также технике безопасности и приемам оказания первой помощи в чрезвычайных ситуациях, случающихся при проведении опытов.

Лабораторная часть пособия включает в себя опыты, лежащие в основе аналитических экспериментов по определению количественного состава вещества, характера среды при гидролизе, важнейшие качественные реакции на ионы, окислительно-восстановительные превращения, а также электрохимические процессы.

Учебно-методическое пособие предназначено для самостоятельной работы и проведения практических лабораторных занятий бакалавров всех форм обучения.

© ВШТЭ СПбГУПТД, 2025

© Ардашева Л. П., Луканина Т. Л., 2025

ОГЛАВЛЕНИЕ

1. ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ	6
1.1. Общие правила выполнения лабораторных работ.....	6
1.2. Техника безопасности работ со стеклянной посудой.....	7
1.3. Оказание первой медицинской помощи	7
1.4. Контрольные вопросы.....	9
2. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	9
2.1. Оксиды.....	10
2.2. Гидроксиды	12
2.3. Бескислородные кислоты	18
2.4. Соли	19
2.5. Кристаллогидраты солей	24
2.6. Галогенангидриды.....	24
2.7. Лабораторная работа «Оксиды»	26
опыт 1. СЖИГАНИЕ СЕРЫ. (ГРУППОВОЙ ОПЫТ).....	26
опыт 2. СВОЙСТВА КИСЛОТНЫХ ОКСИДОВ. (ГРУППОВОЙ ОПЫТ).....	26
опыт 3. СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ ОКСИДОВ. (ГРУППОВОЙ ОПЫТ)	26
опыт 4. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ ОКСИДОВ МЕТАЛЛОВ С ГИДРОКСИДАМИ	26
2.8. Лабораторная работа «Гидроксиды».....	26
опыт 1. РАСТВОРЕНИЕ МЕТАЛЛИЧЕСКОГО НАТРИЯ В ВОДЕ. (ГРУППОВОЙ ОПЫТ).....	26
опыт 2. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ СОЛЕЙ С ГИДРОКСИДАМИ МЕТАЛЛОВ	27
2.9. Лабораторная работа «Кислоты».....	27
опыт 1. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ СОЛЕЙ С КИСЛОТАМИ	27
опыт 2. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕТАЛЛОВ С КИСЛОТАМИ. (ПРОВОДИТЬ В ВЫТЯЖНОМ ШКАФУ)	27
2.10. Лабораторная работа «Соли»	27
опыт 1. РЕАКЦИЯ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ.....	27
опыт 2. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ СОЛЕЙ	27
опыт 3. ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ СОЛЕЙ С МЕТАЛЛАМИ	28
опыт 4. ПОЛУЧЕНИЕ УГЛЕКИСЛОГО ГАЗА. (ГРУППОВОЙ ОПЫТ).....	28
опыт 5. ПОЛУЧЕНИЕ ОСНОВНОЙ СОЛИ КОБАЛЬТА	28
опыт 6. ПОЛУЧЕНИЕ ОСНОВНОЙ СОЛИ МЕДИ	28
2.11. Контрольные вопросы	28
3. РАСТВОРЫ.....	29
4. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА	34
4.1. Приготовление растворов.....	37
4.2. Лабораторная работа «Растворы».....	39
опыт 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПЛОТНОСТИ РАСТВОРОВ С ПОМОЩЬЮ АРЕОМЕТРОВ	39
опыт 2. ПРИГОТОВЛЕНИЕ ВОДНОГО РАСТВОРА ИЗ НАВЕСКИ ТВЕРДОГО ВЕЩЕСТВА ..	40
опыт 3. ПРИГОТОВЛЕНИЕ ВОДНОГО РАСТВОРА ПУТЕМ РАЗБАВЛЕНИЯ	40
опыт 4. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ ПУТЕМ СМЕШЕНИЯ	41
4.3. Контрольные вопросы.....	42
5. Основные положения координационной теории	42
5.1. Номенклатура комплексных соединений	44
5.2. Равновесия в растворах комплексных соединений	48
5.3. Лабораторная работа «Координационные соединения»	48
опыт 1. ПОЛУЧЕНИЕ КОМПЛЕКСОВ НИКЕЛЯ И МЕДИ. (ВЫПОЛНЯТЬ В ВЫТЯЖНОМ ШКАФУ).....	48

ОПЫТ 2. ПОЛУЧЕНИЕ КОМПЛЕКСОВ СЕРЕБРА. (ВЫПОЛНЯТЬ В ВЫТЯЖНОМ ШКАФУ) ..	48
5.4. Качественные реакции на ионы железа	49
ОПЫТ 3. КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА ИОНЫ ЖЕЛЕЗА	49
ОПЫТ 4. ПОЛУЧЕНИЕ И ПРЕВРАЩЕНИЯ КОМПЛЕКСОВ КОБАЛЬТА	49
ОПЫТ 5. ПОЛУЧЕНИЕ И ПРЕВРАЩЕНИЯ КОМПЛЕКСОВ ЦИНКА	50
ОПЫТ 6. ОБРАЗОВАНИЕ И ПРЕВРАЩЕНИЕ КОМПЛЕКСНОГО СОЕДИНЕНИЯ РТУТИ (II) ..	50
5.5. Разрушение комплексов	50
ОПЫТ 7. РАЗРУШЕНИЕ АММИАЧНОГО КОМПЛЕКСА СЕРЕБРА В СИЛЬНОКИСЛОМ РАСТВОРЕ	50
5.6. Контрольные вопросы	50
6. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ	51
6.1. Лабораторная работа «Влияние концентрации реагирующих веществ на состояние химического равновесия»	55
ОПЫТ 1. СМЕЩЕНИЕ РАВНОВЕСИЯ В СИСТЕМЕ ПРИ ИЗМЕНЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИЙ КОМПОНЕНТОВ	55
ОПЫТ 2. СМЕЩЕНИЕ РАВНОВЕСИЯ ПРИ ГИДРОЛИЗЕ	55
ОПЫТ 3. ВЛИЯНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ НА СОСТОЯНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ ПРИ ГИДРОЛИЗЕ	55
ОПЫТ 4. ВЛИЯНИЕ PH СРЕДЫ НА СОСТОЯНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ	56
ОПЫТ 5. РАВНОВЕСИЕ В РЕАКЦИИ ЗАМЕЩЕНИЯ ЛИГАНДОВ	56
ОПЫТ 6. ВЛИЯНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ РЕАКЦИИ НА СОСТОЯНИЕ РАВНОВЕСИЯ ПРИ КОМПЛЕКСООБРАЗОВАНИИ	56
ОПЫТ 7. ВЛИЯНИЕ ОРГАНИЧЕСКИХ РАСТВОРИТЕЛЕЙ НА РАВНОВЕСИЕ	56
6.2. Контрольные вопросы	57
7. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА	57
7.1. Влияние различных факторов на скорость реакции	58
7.2. Катализ	63
7.3. Лабораторная работа «Скорость химической реакции»	65
ОПЫТ 1. ВЛИЯНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ	65
ОПЫТ 2. ВЛИЯНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОБРАЗОВАНИЯ ИОДА	67
ОПЫТ 3. ВЛИЯНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ	67
ОПЫТ 4. КАТАЛИТИЧЕСКОЕ ОКИСЛЕНИЕ ПЕРОКСИДА ВОДОРОДА	67
7.4. Контрольные вопросы	67
8. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ	68
8.1. Соль образована сильной кислотой и сильным основанием	69
8.2. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой	69
8.3. Соль образована сильной кислотой и слабым основанием	69
8.4. Соль образована слабой кислотой и слабым основанием	69
8.5. Константа и степень гидролиза	70
8.6. Гидролиз солей с многозарядными ионами	72
8.7. Гидролиз кислых и основных солей	75
8.8. Лабораторная работа «Гидролиз солей»	76
ОПЫТ 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ PH РАСТВОРОВ СОЛЕЙ С ИСПОЛЬЗОВАНИЕМ ИНДИКАТОРОВ	76
ОПЫТ 2. ГИДРОЛИЗ СРЕДНИХ И КИСЛЫХ СОЛЕЙ	76
ОПЫТ 3. ГИДРОЛИЗ КИСЛЫХ СОЛЕЙ	76
ОПЫТ 4. ОБРАЗОВАНИЕ МАЛОРАСТВОРИМЫХ СОЕДИНЕНИЙ ПРИ ГИДРОЛИЗЕ	77
ОПЫТ 5. ВЛИЯНИЕ ТЕМПЕРАТУРЫ НА СТЕПЕНЬ ГИДРОЛИЗА	77
ОПЫТ 6. ВЗАИМНОЕ УСИЛЕНИЕ ГИДРОЛИЗА	77
8.9. Контрольные вопросы	77

9. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.....	78
9.1. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций	79
9.2. Важнейшие окислители и восстановители	82
9.3. Лабораторная работа «Окислительно-восстановительные свойства соединений»	84
ОПЫТ 1. ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА АЛЮМИНИЯ	84
ОПЫТ 2. ВЫТЕСНЕНИЕ МЕТАЛЛОВ ИЗ РАСТВОРОВ ИХ СОЛЕЙ БОЛЕЕ АКТИВНЫМ МЕТАЛЛОМ.....	84
ОПЫТ 3. ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ХЛОРНОЙ И БРОМНОЙ ВОДЫ	85
ОПЫТ 4. ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СЕРОВОДОРОДА	85
ОПЫТ 5. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА НИТРИТА НАТРИЯ.....	85
ОПЫТ 6. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СУЛЬФИТА НАТРИЯ	85
ОПЫТ 7. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ПЕРОКСИДА ВОДОРОДА.....	85
ОПЫТ 8. ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ПЕРМАНГАНАТА КАЛИЯ В РАЗЛИЧНЫХ СРЕДАХ....	86
ОПЫТ 9. ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ	86
9.4. Контрольные вопросы.....	86
10. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ.....	86
10.1. Гальванический элемент.....	86
10.2. Электролиз	89
10.3. Лабораторная работа «Свойства металлов в зависимости от их положения в ряду стандартных электродных потенциалов»	92
ОПЫТ 1. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ.....	92
ОПЫТ 2. ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ	93
ОПЫТ 3. ФОРМИРОВАНИЕ ЗАЩИТНОЙ ОКСИДНОЙ ПЛЕНКИ НА ЖЕЛЕЗЕ (ПАССИВИРОВАНИЕ ЖЕЛЕЗА)	94
ОПЫТ 4. ВЛИЯНИЕ ИОНОВ Cl^- НА РАЗРУШЕНИЕ ЗАЩИТНОЙ ОКСИДНОЙ ПЛЕНКИ	94
10.4. Лабораторная работа «Электролиз водных растворов».....	94
ОПЫТ 1. ЭЛЕКТРОЛИЗ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ С ИНЕРТНЫМИ ЭЛЕКТРОДАМИ	94
ОПЫТ 2. ЭЛЕКТРОЛИЗ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ С РАСТВОРИМЫМИ ЭЛЕКТРОДАМИ	95
10.5. Контрольные вопросы	95
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК.....	97
ПРИЛОЖЕНИЯ	98
Фундаментальные физические постоянные	98
Переводные множители.....	98
Приставки СИ	98
Таблица 1 – Плотность водных растворов кислот при 15 °С.....	99
Таблица 2 – Плотность водных растворов щелочей при 15 °С	101
Таблица 3 – Константы диссоциации слабых кислот (K_a) и оснований (K_b).....	101
Таблица 4 – Стандартные электродные потенциалы некоторых окислительно-восстановительных систем в водных растворах	105
Таблица 5 – Стандартные электродные потенциалы металлов.....	122
Таблица 6 – Растворимость некоторых солей в воде при $t = 20\text{ }^\circ\text{C}$	124
Таблица 7 – Растворимость, осаждение и гидролиз (водный раствор, комнатная температура)	125
Таблица 8 – Периодическая система элементов Д. И. Менделеева	126

1. ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1.1. Общие правила выполнения лабораторных работ

Работать в лаборатории можно только под наблюдением преподавателя или лаборанта. Опыты должны быть выполнены строго в соответствии с методическими указаниями к лабораторной работе.

В химической лаборатории рекомендуется работать в халате для защиты одежды от действия химических реактивов. Студент обязан поддерживать свое рабочее место в чистоте и порядке и не загромождать его предметами, не относящимися к выполняемой работе.

Все опыты проводятся в чистой посуде. Жидкие растворы добавляются к исходному раствору по каплям. Кристаллические вещества берутся шпателем, совочком, ложечкой или сухой чистой пробиркой. После каждой капли раствора или добавления кристаллического вещества содержимое пробирки перемешивают осторожным встряхиванием или при необходимости чисто вымытой стеклянной палочкой. Добавляемый раствор или кристаллическое вещество вводят до появления не исчезающих при перемешивании проявлений реакции.

После каждого опыта содержимое пробирки следует вылить в раковину или (по указанию преподавателя) в специальный сосуд. ***Запрещается выбрасывать в раковину твердые вещества, в том числе кусочки металлов и индикаторные бумажки, оставшиеся после опыта.***

Пробирку после выполнения опыта необходимо тщательно вымыть с помощью ершика.

Для отбора жидкости в пипетки обязательно использовать резиновую (силиконовую) грушу или другие приспособления. Категорически запрещается набирать растворы в пипетки, засасывая их ртом.

Склянки с реактивами нужно закрывать пробками и ставить на место. Не следует путать пробки от разных склянок. Во избежание загрязнения как рабочего стола, так и реактивов пробку кладут на стол внешней стороной.

Избыток реактивов ***нельзя высыпать или сливать обратно в склянку. Нельзя пользоваться реактивами, если на склянках нет этикеток.*** Для предотвращения попадания реактивов на кожу руки следует держать склянку этикеткой в ладонь. Каплю, оставшуюся на горлышке, снимают краем той посуды, куда наливают жидкость.

Все опыты с кислотами, щелочами, едкими, ядовитыми, дурно пахнущими веществами следует проводить в вытяжном шкафу. Склянки с этими веществами из вытяжного шкафа выносить запрещается.

Для приготовления водных растворов использовать только дистиллированную воду. При этом всегда жидкость большей плотности вливается в жидкость с меньшей плотностью; кислоты всегда вливаются в воду.

Запрещается пробовать реактивы на вкус, а также пить воду из химической посуды.

Запрещается употреблять любые продукты питания в химической лаборатории.

При проведении опытов, в которых может произойти самовозгорание, необходимо иметь в ближайшей доступности песок или другие средства тушения огня. В случае воспламенения необходимо погасить спиртовку (горелку), отставить сосуд и тушить пожар, не устраивая и не поддаваясь панике.

1.2. Техника безопасности работ со стеклянной посудой

Посуду, имеющую трещины или отбитые края, запрещается использовать для выполнения лабораторных работ.

При работе со стеклянной посудой нельзя прилагать большое усилие при разъединении заклинивших шлифов, вынимании пробок, надевании резиновых (силиконовых) шлангов.

Осколки, образовавшиеся при случайном повреждении стеклянного сосуда, необходимо убрать с помощью щетки и совка.

При мытье посуды ершиками дно сосуда направляют только от себя или вниз.

Тонкостенную посуду следует закреплять в зажимах штативов или в пробиркодержателях осторожно, слегка поворачивая вокруг вертикальной оси или перемещая вверх-вниз.

Для нагревания жидкостей разрешается использовать только тонкостенные сосуды из термостойкого стекла. На открытом огне используются только круглодонные сосуды. Запрещается заполнять сосуд перед нагреванием жидкостью больше, чем на треть объема.

При нагревании стеклянных пластинок и небольших пробирок требуется сначала равномерно прогреть весь предмет, а затем нагревать только зону с реактивом.

Горло сосудов при нагревании следует направлять в сторону от работающих.

В течение всего процесса нагревания запрещается наклоняться над сосудами и заглядывать в них.

Недопустимо нагревать сосуды выше уровня жидкости, а также пустые сосуды с каплями влаги внутри.

1.3. Оказание первой медицинской помощи

Во всех случаях после оказания первой медицинской помощи следует обратиться в медицинское учреждение.

Отравление кислотами. При отравлении кислотами следует выпить 4-5 стаканов теплой воды и вызвать рвоту, затем выпить столько же взвеси оксида магния в воде и снова вызвать рвоту, после этого сделать еще два промывания желудка чистой теплой водой. Общий объем использованной жидкости не менее 6 л. При попадании внутрь концентрированных растворов кислот и при потере сознания запрещается вызывать искусственную рвоту, применять карбонаты и гидрокарбонаты как противоядие (вместо оксида магния). В этом случае срочно вызвать врача.

Отравление щелочами. При отравлении щелочами следует выпить 4-5 стаканов теплой воды и вызвать рвоту, затем выпить столько же водного

2 %-ного раствора уксусной кислоты. После этого сделать два промывания желудка чистой теплой водой.

Отравление фенолом. При отравлении фенолом следует выпить 4-5 стаканов теплой воды и вызвать рвоту, затем выпить столько же розового раствора перманганата калия и снова вызвать рвоту. Третье промывание делают водным 5 %-ным раствором этанола (объем не менее 1 л).

Отравление парами брома. При отравлении парами брома необходимо дать понюхать с ватного тампона нашатырный спирт (10 %-ный водный раствор аммиака), затем промыть слизистые оболочки носа и горла 2 %-ным водным раствором гидрокарбоната натрия (пищевой соды).

Отравление газами. При отравлении газами пострадавшего выносят на чистый воздух и обеспечивают ему покой, при тяжелых отравлениях дают кислород.

Термические ожоги. При любом ожоге запрещается пользоваться жирами для обработки обожженного участка. Запрещается также применять красящие вещества (растворы перманганата калия, бриллиантовой зелени, йодной настойки). Ожог первой степени обрабатывают этиловым спиртом или мазью от ожогов, накладывают сухую стерильную повязку и обращаются за медицинской помощью.

Иные виды поражения органов.

При попадании на кожу твердого едкого вещества главное – как можно быстрее удалить его стряхиванием или снятием пинцетом, сухой бумагой или стеклянной палочкой.

При попадании на кожу растворов кислот или щелочей стряхивают видимые капли и затем смывают широкой струей прохладной проточной воды. При ожогах негашеной известью (оксид кальция) запрещается пользоваться водой для удаления вещества: снимать известь с кожи следует пинцетом или тампоном, смоченным минеральным или растительным маслом.

После удаления с кожи поражающего вещества участок тела промывают 2 %-ным раствором уксусной кислоты (ожог щелочью) или 2 %-ным раствором гидрокарбоната натрия (ожог кислотой), затем ополаскивают водой и накладывают повязку с риванолом или фурацилином.

Йод и жидкий бром удаляют с кожи этиловым спиртом и накладывают примочку из 5 %-ного раствора гидрокарбоната натрия. В случае ожога бромом немедленно обратиться к врачу.

Инородные тела, попавшие в глаз, удаляют влажным ватным или марлевым тампоном. Затем промывают глаз водой не менее 7-10 мин. Для подачи воды можно пользоваться чайником или лабораторной промывалкой.

При попадании в глаз едких жидкостей его промывают водой не менее 7-10 мин, а затем 1 %-ным раствором борной кислоты или 2 %-ным раствором гидрокарбоната натрия в зависимости от характера попавшего в глаз вещества.

После заключительного промывания глаза чистой водой под веки необходимо ввести 2-3 капли 30 %-ного раствора альбумида и направить пострадавшего в медпункт.

Порезы и ушибы. Помощь при порезах и ушибах проводят следующим образом.

При порезе в первую очередь необходимо остановить кровотечение (наложение жгута, пережатие сосуда, давящая повязка).

Если рана загрязнена, грязь удаляют только вокруг, но ни в коем случае не из глубинных слоев раны. Кожу вокруг раны обеззараживают йодной настойкой или бриллиантовой зелени и обращаются в медпункт.

Если после наложения жгута кровотечение продолжается, на рану накладывают стерильный тампон, смоченный 3 %-ным раствором пероксида водорода, затем стерильную салфетку и туго бинтуют. Если повязка промокает от проступающей крови, то новую накладывают поверх старой.

Первая помощь при ушибах – покой. На область ушиба накладывают давящую повязку и охлаждающий компресс (например, лед в полиэтиленовом пакете). Ушибленную часть тела стараются приподнять.

При ушибах головы пострадавшему обеспечивают полный покой и вызывают «скорую помощь».

1.4. Контрольные вопросы

1. Какие из перечисленных газов являются токсичными: H_2 , CO , Cl_2 , H_2S , N_2 , O_2 , N_2O , NO , HCl , NH_3 ?
2. При приготовлении водных растворов кислот из концентрированных приливают воду к кислоте или кислоту к воде? Почему?
3. Концентрированные водные растворы аммиака, хлорная, бромная, сероводородная вода выделяют токсичные газы, поэтому с ними необходимо работать: а) на подносе; б) на лабораторном столе; в) под тягой; г) над раковиной?
4. В процессе работы с растворами кислот и оснований возможны случаи их разлива. Какие действия по ликвидации этого следует предпринять?

2. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Все вещества делятся на простые, состоящие из атомов одного элемента, и сложные, в состав которых входят атомы двух и более элементов. В свою очередь, сложные вещества принято делить на органические, к которым относят почти все соединения углерода (кроме простейших соединений, таких как CO , CO_2 , H_2CO_3 и ее соли, HCN и ее соли и т. п.), и неорганические (рис.1).

Среди основных классов неорганических соединений выделяют оксиды, гидроксиды, бескислородные кислоты, соли и галогенангидриды:

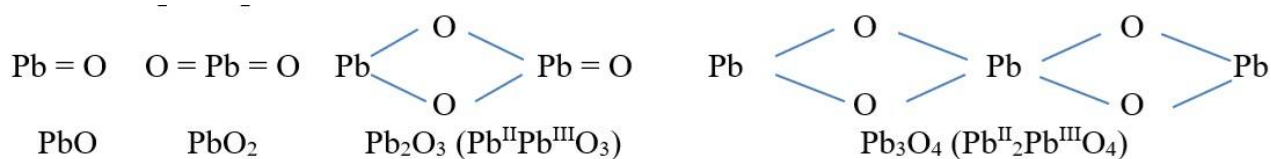


Рисунок 1 – Основные классы сложных неорганических соединений

2.1. Оксиды

Оксиды – бинарные соединения элементов с кислородом в степени окисления «-2». Каждый атом кислорода может образовывать две химические связи либо непосредственно с одним атомом элемента, либо, выступая в качестве «мостикового атома» между двумя атомами элемента.

Например:



PbO и PbO₂ – соответственно оксид свинца (II) и оксид свинца (IV) – являются настоящими оксидами, а называемые ранее смешанными оксидами:

Pb_2O_3 ($\text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$), Pb_3O_4 ($2\text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$) следует рассматривать как соли метасвинцовой (H_2PbO_3) и ортосвинцовой (H_4PbO_4) кислот. Метап्लомбат свинца (IV) и ортоп्लомбат свинца (IV), соответственно.

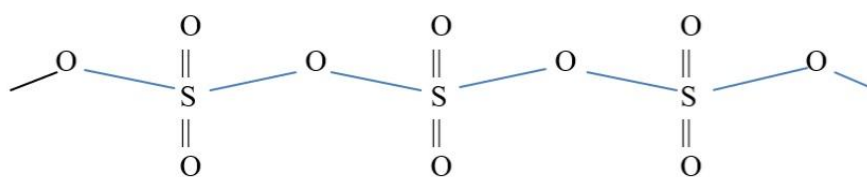
Оксиды характеризуются наличием *не более одного мостикового атома кислорода между двумя атомами химических элементов*. Это показывает, что бинарные соединения с кислородом, характеризующиеся наличием двух и более мостиковых атомов кислорода, к оксидам не относятся. В отличие от оксидов в пероксидах имеется кислородная группировка, которая содержит химическую связь между двумя атомами кислорода K_2O_2 , CaO_2 , например $(-\text{O}-\text{O}-)$. В связи с этим, несмотря на сходство молекулярных формул, CaO_2 относится к пероксидам, поскольку кальций находится в степени окисления + 2, а MnO_2 – к оксидам, так как марганец – в степени окисления + 4.

Названия оксидов и пероксидов образуют по общим для бинарных соединений правилам: Na_2O оксид натрия, Fe_2O_3 оксид железа (III), BaO_2 пероксид бария, H_2O_2 пероксид водорода.

В зависимости от способности оксидов к образованию солей они подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие (CO , NO) оксиды. Среди солеобразующих оксидов выделяют *основные, амфотерные и кислотные*.

Основные оксиды характеризуются преимущественно ионным типом химической связи Э–О. При нормальных условиях это твердые кристаллические вещества. Образованы наименее электроотрицательными элементами Периодической системы с относительно низкой степенью окисления (+1, +2), например, щелочными и щелочноземельными металлами.

Кислотные оксиды имеют преимущественно ковалентный характер связи Э–О и для них характерны менее прочные молекулярные кристаллические решетки с относительно низкими температурами кипения и плавления. Таким образом, типично кислотные оксиды при нормальных условиях являются газами: CO_2 , SO_2 , летучими жидкостями, или легкоплавкими твердыми веществами. В частности, жидкий и твердый SO_3 полимеризуется и образуются сдвоенные и строенные молекулы типа:



Кислотные оксиды образованы электроотрицательными химическими элементами с высокой степенью окисления.

Амфотерные оксиды характеризуются ионно-ковалентным характером химической связи Э–О и, в основном, образуют полимерные структуры. При нормальных условиях это твердые вещества. Образованию амфотерных оксидов способствует как промежуточное значение относительной электроотрицательности химического элемента, так и средние значения его степени окисления. Например, увеличение степени окисления $\text{Cr}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{Cr}^{6+}$ приводит к закономерному переходу от преимущественного основного оксида CrO к амфотерному Cr_2O_3 и кислотному CrO_3 .

На рисунке 2 приведены окраски некоторых оксидов металлов.

Ti_2O_7	Sc_2O_3	TiO_2	V_2O_5	CrO_3	Mn_2O_7	Fe_2O_3	Co_3O_4	PbO	CuO	ZnO
желтый	белый	белый	бежевый	красн	зелен	оранж	серый	желтый	корич	белый
Re_2O_7	Y_2O_3	ZrO_2	Nb_2O_5	Cr_2O_3	MnO_2	FeO	CoO	PbO_2	Cu_2O	CdO
желтый	белый	белый	белый	зелен	корич	корич	черный	корич	розов	корич
SnO	La_2O_3	HfO_2	Ta_2O_5	CrO	Mn_2O_3	Ni_2O_3	Ru_2O_3	Pb_3O_4	Ag_2O	HgO
белый	белый	белый	белый	корич	корич	зелен	серый	оранж	корич	оранж
SnO_2	RuO_4	OsO_4	WO_3	PtO_2	MnO	NiO	Ir_2O_3	Al_2O_3	Au_2O_3	PdO
белый	оранж	желтый	желтый	черный	зелен	зелен	черный	белый	корич	черный

Рисунок 2 – Окраски оксидов некоторых металлов

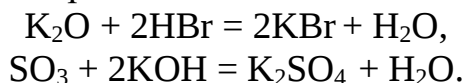
В соответствии с характером химической связи основные и кислотные оксиды взаимодействуют с водой с образованием соответствующих основных гидроксидов – оснований:



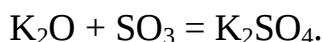
и кислотных гидроксидов – оксокислот:



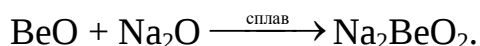
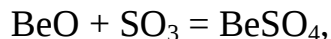
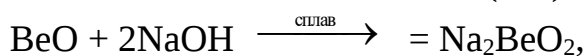
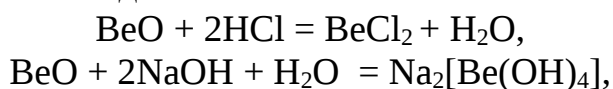
Взаимодействие основных оксидов с кислотами, а кислотных оксидов с основаниями сопровождается образованием соли и воды:



Кислотные и основные оксиды взаимодействуют между собой с образованием оксосолей:



Кислотно-основные свойства амфотерных оксидов выражены значительно слабее. С водой большинство амфотерных оксидов практически не взаимодействуют. Их кислотно-основная двойственность проявляется при взаимодействии с сильными основаниями и кислотами, а также с типично основными и кислотными оксидами:



Образование оксосолей (типа Na_2BeO_2) на основе амфотерных оксидов происходит только в расплавах. В водных растворах продуктами их взаимодействия с основаниями являются соли, содержащие в качестве аниона гидроксокомплексы.

2.2. Гидроксиды

Гидроксиды – сложные вещества, содержащие группировку OH^- , которая связана через атом кислорода одинарной химической связью с различными химическими элементами. Каждому оксиду соответствует свой гидроксид. В зависимости от характера химической связи Э–ОН гидроксиды подразделяют на основные, кислотные и амфотерные.

Значительная часть гидроксидов металлов – окрашенные вещества, которые приобретают цвет по истечении времени, в результате их частичного или полного разложения или окисления¹. Окраски некоторых представлены на рисунке 3.

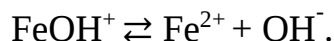
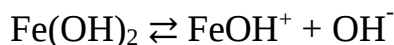
белый	белый	голуб	зелен	корич	розов	зелен	бежев	св.кор	белый	белый	белый	белый
Ca(OH) ₂	Mg(OH) ₂	Cu(OH) ₂	Fe(OH) ₂	Fe(OH) ₃	Co(OH) ₂	Ni(OH) ₂	Mn(OH) ₂	Cr(OH) ₃	AgOH	Zn(OH) ₂	Pb(OH) ₂	Al(OH) ₃

Рисунок 3 – Окраски некоторых гидроксидов металлов

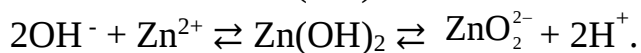
Основные гидроксиды: NaOH, TlOH, Mn(OH)₂, Mg(OH)₂, Ba(OH)₂, Cr(OH)₂ с преимущественно ионной связью. При растворении в воде гидроксиды диссоциируют на гидроксид-ионы и катионы металлов.

С учетом степени диссоциации различают *сильные основания* NaOH, Ba(OH)₂, диссоциирующие практически нацело $\text{Ba(OH)}_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$.

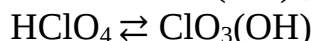
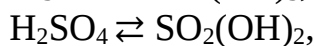
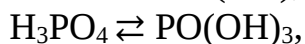
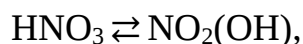
Основания *средней силы* TlOH, Mg(OH)₂, Cr(OH)₂ и *слабые основания* Cu(OH)₂, Fe(OH)₂, диссоциируют частично (обратимо) и ступенчато:



Амфотерные гидроксиды: Be(OH)₂, B(OH)₃, Zn(OH)₂, Fe(OH)₃, Al(OH)₃ с ионно-ковалентным типом связи, как правило, плохо растворимы в воде и проявляют как слабые основные, так и кислотные свойства:

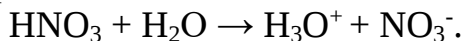


Кислотные гидроксиды:



преимущественно с ковалентной связью.

Оксокислоты (кислотные гидроксиды) в водных растворах диссоциируют с образованием ионов гидроксония H_3O^+ :

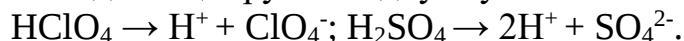


Эту реакцию, часто (упрощенно), изображают в виде диссоциации с образованием катионов водорода H^+ : $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$.

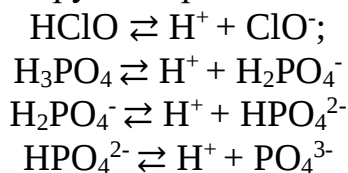
Подобно основаниям, кислотные гидроксиды по степени их диссоциации подразделяют на *сильные* HNO_3 , HClO_4 , H_2SO_4 , *средние* HAsO_3 , H_2SO_3 , HClO_2 и *слабые* HClO , H_5IO_6 кислоты.

¹ Гидроксид серебра – неорганическое соединение, белый аморфный осадок. Формула: AgOH. Вещество неустойчиво и при его получении в водной среде при помощи реакций обмена разлагается водой до оксида серебра (I)-коричневого цвета. Однако в безводном метаноле или этаноле гидроксид серебра устойчив. Химическая энциклопедия / Редкол: И. Л. Кнунянц и др. – М.: Советская энциклопедия, 1995. – Т. 4. – 639 с. – ISBN 5-82270-092-4.

Сильные кислоты диссоциируют в одну ступень и необратимо:

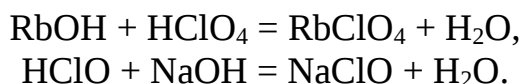


Слабые кислоты диссоциируют обратимо и ступенчато:

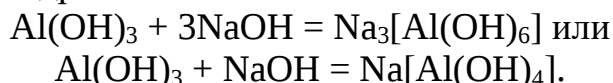


В зависимости от числа OH^- группировок, содержащихся в гидроксиде, кислотные гидроксиды подразделяют на одно- HNO_3 , двух- H_2SO_4 , трех- H_3PO_4 и много H_4SiO_4 , H_5IO_6 , H_6TeO_6 **основные кислоты**, а **основные гидроксиды** – на одно- NaOH , двух- Ca(OH)_2 , трех- Al(OH)_3 кислотные основания.

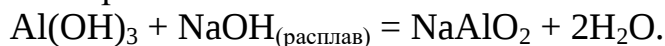
Образование в процессе диссоциации гидроксидов катионов водорода, или гидроксид-ионов определяет важнейшее химическое свойство гидроксидов – реакцию нейтрализации, приводящую к образованию воды и соли при взаимодействии оснований и кислот:



Подобно амфотерным оксидам металлов, взаимодействие с основаниями амфотерных гидроксидов в водных растворах приводит к образованию солей, содержащих не оксо-, а гидроксокомплексные анионы:



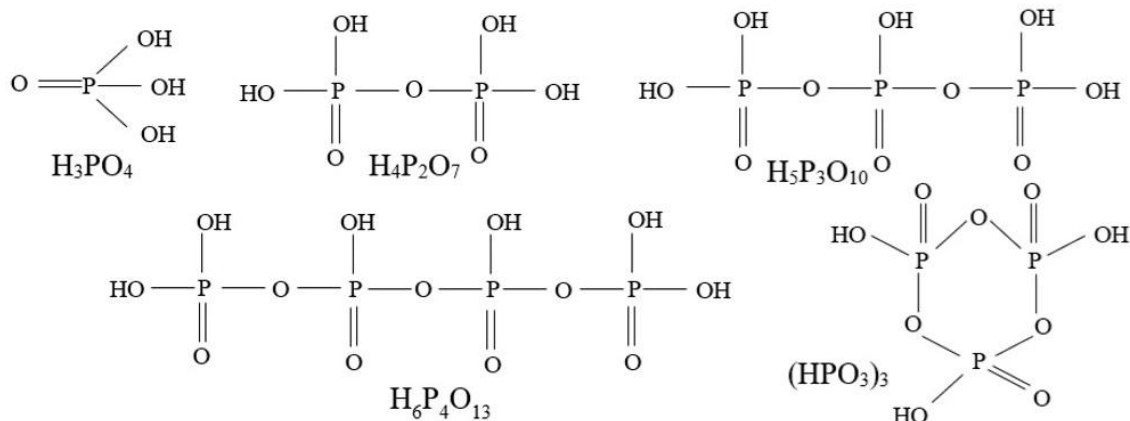
Образование же оксосолей происходит при взаимодействии амфотерных гидроксидов со щелочными расплавами:



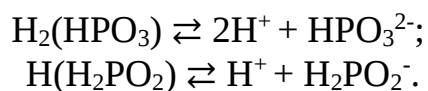
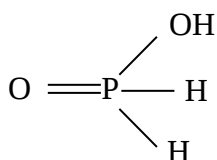
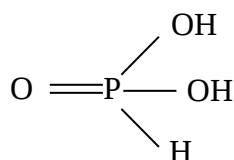
Число гидроксидных группировок в составе гидроксида определяется как степенью окисления элемента, так и его координационным числом, величина которого зависит от ионного радиуса элемента и радиуса, координированных к нему заместителей.

Между молекулами гидроксидов возможен процесс дегидратации, который приводит к образованию соединений, содержащих несколько атомов химического элемента (полиядерных гидроксидов).

Например, процессы дегидратации кислотного гидроксида фосфора (V) приводят к существованию разнообразных полиядерных фосфорных кислот:



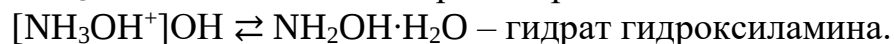
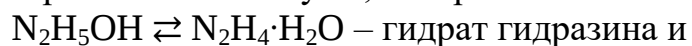
В составе оксокислот могут быть атомы водорода, непосредственно связанные с элементом – кислотообразователем. Так, в оксокислотах фосфора (III) $\text{H}_2(\text{HPO}_3)$ и фосфора (I) $\text{H}(\text{H}_2\text{PO}_2)$: один и два атома водорода соответственно не являются компонентом гидроксидной группы, а непосредственно координированы к атому фосфора. В результате этого в процессах кислотной диссоциации эти атомы водорода участия не принимают, и соответствующие кислоты являются двух- и одноосновными:



Систематическое название *основных и амфотерных гидроксидов* образуется из слова *гидроксид* и русского названия элемента в родительном падеже с указанием (для элемента с переменной степенью окисления) римскими цифрами в круглых скобках степени окисления элемента. Например, NaOH – гидроксид натрия, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гидроксид кальция, TlOH – гидроксид таллия (I), IOH – гидроксид иода (I), $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III).

Если в гидроксиде, наряду с гидроксидными группировками, содержатся оксидные O^{2-} группы, то в систематических названиях с помощью числовых приставок указывается число гидроксидных и через дефис – число оксидных группировок. Степень окисления элемента при этом не указывается, но для полиядерных гидроксидов с помощью численной приставки указывается число атомов элемента в гидроксиде: $\text{TiO}(\text{OH})_2$ – дигидроксид-оксид титана, $\text{BiO}(\text{OH})$ – гидроксид-оксид висмута, $\text{Fe}_2\text{O}_2(\text{OH})_2$ – дигидроксид-диоксид дижелеза.

Иногда в основных гидоксидах атомы металла заменяются на ион аммония $[\text{NH}_4^+]$, который выполняет роль металла. Основной формой существования аммиака в водном растворе являются его гидратированные молекулы, которые условно записывают в виде $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и называют *гидрат аммиака*. Водные растворы гидразина N_2H_4 ($[\text{N}_2\text{H}_5^+]$ – гидразиний катион) и гидроксилamina NH_2OH (NH_3OH^+ – катион гидроксилamмония) в водных растворах ведут себя подобно аммиаку. Они также, в основном, содержат гидратированные молекулы, которые называют:



Подобные гидроксиды являются слабыми электролитами.

Систематические названия *кислотных гидроксидов (оксокислот)* строятся по правилам номенклатуры для комплексных соединений. В то же время в русскоязычной химической практике укоренились и широко используются *традиционные названия* распространенных оксокислот (табл. 1, 2) – угольная, серная, фосфорная и т. д. Их применение допустимо для ограниченного круга действительно наиболее распространенных кислот, а в остальных случаях следует применять систематические названия.

Традиционное название оксокислоты состоит из двух слов: названия кислоты, выраженного прилагательным, и групповым словом, *кислота*.

Название кислоты (табл. 1) образуется из русского названия кислотообразующего элемента (если в названии элемента есть окончание «й», «о», «а», то оно опускается) с добавлением в зависимости от степени окисления элемента различных окончаний. По традиции H_2CO_3 называют угольной, а не углеродной кислотой.

Таблица 1 – Традиционные названия оксокислот *p*-элементов III-VI групп

Степень окисления	Окончание	Название кислоты
Высшая степень центрального атома		
B^{3+}	-ная	H_3BO_3 ортоборная, HBO_2 метаборная, $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ тетраборная
Al^{3+}	-евая	H_3AlO_3 ортоалюминиевая, HAlO_2 метаалюминиевая
C^{4+}	-ная	H_2CO_3 угольная
Si^{4+}	-евая	H_4SiO_4 ортокремниевая, H_2SiO_3 метакремниевая
Ge^{4+}	-евая	H_4GeO_4 ортогерманиевая, H_2GeO_3 метагерманиевая
Sn^{4+}	-янная	H_4SnO_4 ортооловянная, H_2SnO_3 метаоловянная
N^{5+}	-ная	HNO_3 азотная
P^{5+}	-ная	H_3PO_4 ортофосфорная, HPO_3 метафосфорная, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ дифосфорная, $\text{H}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$ трифосфорная
As^{5+}	-овая	H_3AsO_4 ортомышьяковая, HAsO_3 метамышьяковая
Sb^{5+}	-янная	H_3SbO_4 ортосурьмяная, HSbO_3 метасурьмяная
S^{6+}	-ная	H_2SO_4 серная, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ дисерная
Se^{6+}	-овая	H_2SeO_4 селеновая
Te^{6+}	-овая	H_6TeO_6 ортотеллуровая, H_2TeO_4 метателлуровая
N^{3+}	-истая	HNO_2 азотистая
P^{3+}	-истая	$\text{H}_2(\text{HPO}_3)$ фосфористая (фосфоновая)
As^{3+}	-овистая	H_3AsO_3 ортомышьяковистая, HAsO_2 метамышьяковистая
Высшая степень центрального атома		
Sb^{3+}	-янис-тая	H_3SbO_3 ортосурьмянистая, HSbO_2 метасурьмянистая
S^{4+}	-нистая	H_2SO_3 сернистая
Se^{4+}	-истая	H_2SeO_3 селенистая
Te^{4+}	-истая	H_2TeO_3 ортотеллуристая
N^{1+}	-нова-тистая	$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ азотноватистая
P^{1+}	-нова-тистая	$\text{H}(\text{H}_2\text{PO}_2)$ фосфорноватистая (фосфиновая)

Несмотря на то, что характерные степени окисления переходных *d*-элементов не подчиняются правилу «четности», высшая степень окисления *d*-металлов, образующих побочные подгруппы III-VII группы, также определяются номером группы *N*, и традиционные названия (табл. 2) их оксокислот образуются подобно *p*-элементам с помощью окончаний -овая, -евая: H_4TiO_4 титановая, H_3VO_4 ванадиевая, H_2CrO_4 хромовая, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ дихромовая, HMnO_4 марганцевая.

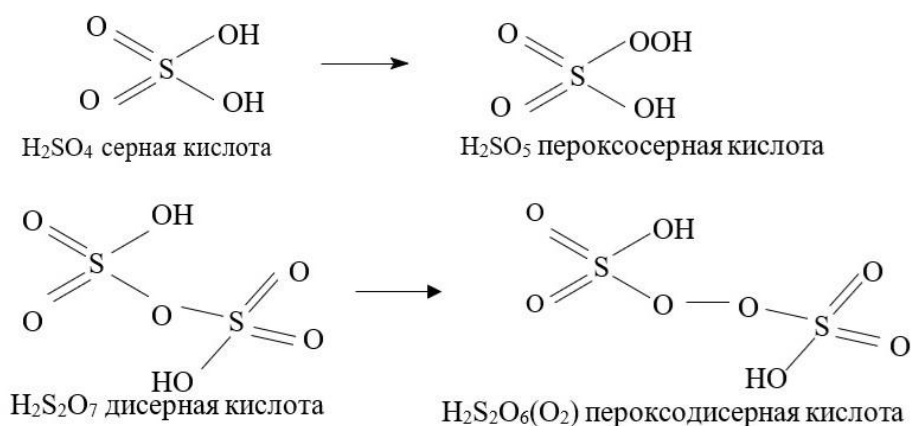
Кислотные гидроксиды, содержащие пероксидную группу $-\text{O}-\text{O}-$, получили групповое название *пероксокислоты*. Пероксидная группа в составе пероксокислот может замещать как атом кислорода в гидроксидной группировке, так и мостиковый кислородный атом, объединяющий атомы элемента кислотообразователя в полиядерных кислотных гидроксидах.

Таблица 2 – Традиционные названия оксокислот галогенов

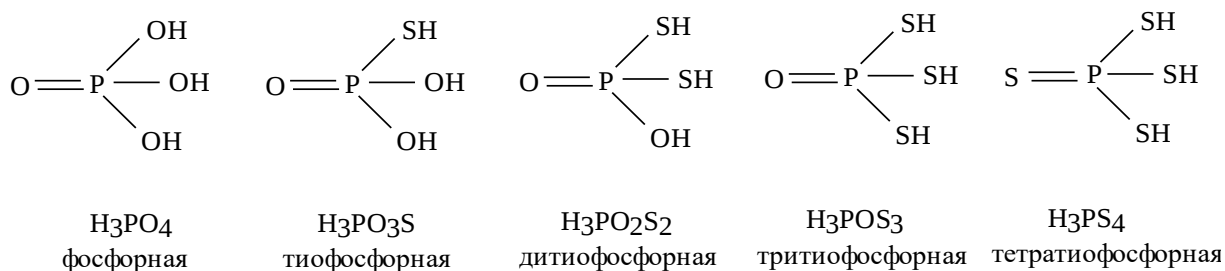
Степень окисления	Окончание	Название кислоты
Высшая степень центрального атома +7		
Cl ⁷⁺	-ная	HClO ₄ хлорная
Br ⁷⁺		HBrO ₄ бромная
I ⁷⁺		H ₅ IO ₆ ортоиодная, HIO ₄ метאיодная
Степень окисления элемента +5		
Cl ⁵⁺	-ватая	HClO ₃ хлорноватая
Br ⁵⁺		HBrO ₃ бромноватая
I ⁵⁺		HIO ₃ иодноватая
Степень окисления элемента +3		
Cl ³⁺	-истая	HClO ₂ хлористая
Br ³⁺		HBrO ₂ бромистая
I ³⁺		HIO ₂ иодистая
Степень окисления элемента +1		
Cl ¹⁺	-истая	HClO хлорноватистая
Br ¹⁺		HBrO бромноватистая
I ¹⁺		HIO иодноватистая

При записи формул пероксокислот рекомендуется пероксидную группу заключать в круглые скобки и записывать в правой части формулы. Традиционные названия пероксокислот образуются из названия соответствующей оксокислоты с добавлением приставки *пероксо-*.

При наличии в составе пероксокислоты нескольких пероксидных группировок их количество указывается численной приставкой: *ди-*, *три-*, *тетра-* и т. д. Например: HNO₂(O₂) пероксоазотная кислота, H₃PO₂(O₂)₂ дипероксофосфорная кислота.

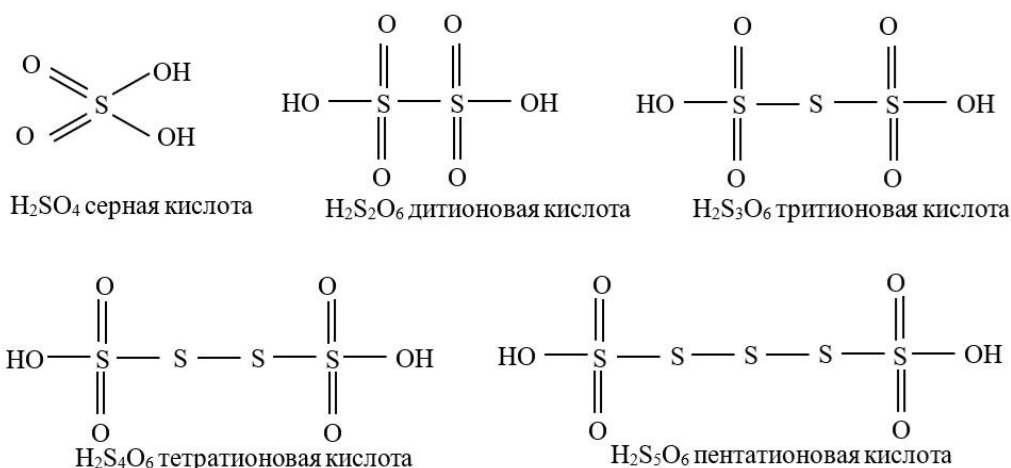


Оксокислоты, в которых часть или все атомы кислорода замещены на атомы серы, называют тиокислоты. При записи формул тиокислот рекомендуется серу помещать на последнее место справа – H₃PO₃S, H₃PO₂S₂, H₃POS₄, H₃PS₄:



Традиционные названия тиокислот образуются из названия соответствующей оксокислоты с добавлением приставки *тио-*; при замещении двух и более атомов кислорода на атомы серы их количество указывается численными приставками: *ди-*, *три-*, *тетра-* и т. д.

Оксокислоты общей формулы $\text{H}_2(\text{O}_3\text{S}-\text{S}_n-\text{SO}_3)$ ($n > 2$) называют *политионовыми*. Характерной особенностью их строения (за исключением $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6$) является наличие мостиковых атомов серы, объединяющих две структурные $\{\text{SO}_3\}$ -группировки:



В дитионовой кислоте две структурные группировки объединены непосредственно атомами серы – кислотообразователя $\text{H}_2(\text{O}_3\text{S}-\text{SO}_3)$. Традиционные названия политионовых кислот состоят из числовой приставки, указывающей общее количество атомов серы в составе и группового окончания –*тионовая кислота*.

Наиболее устойчивы политионовые кислоты с небольшим числом атомов серы в цепи ($n = 3 \div 6$). Политионовые кислоты устойчивы только в водных растворах, при концентрировании быстро разрушаются с выделением элементарной серы, диоксида серы и иногда – серной кислоты.

Кислые соли политионовых кислот – гидрополитионаты – не существуют. Политионат-ионы заметно более устойчивы, чем соответствующие им кислоты.

2.3. Бескислородные кислоты

Водные растворы водородных соединений халькогенов (H_2S , H_2Se , H_2Te) и галогенов (HF , HCl , HBr , HI), а также *псевдогалогенов* (HCN , HNCS , HCNO , HN_3), в которых роль электроотрицательных составляющих (анионов) играют группы атомов, обладающих галогенидоподобными свойствами, проявляют

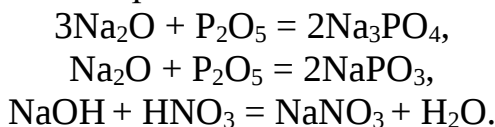
кислотные свойства и диссоциируют с образованием ионов гидроксония. Они образуют семейство *бескислородных кислот*.

Систематическое название бескислородных кислот образуется из русского названия элемента или специального названия псевдогалогенидной группировки с добавлением соединительной гласной – *о* и словосочетания *водородная кислота*. Например, HF фтороводородная кислота, H₂Te теллуроводородная кислота, HCN циановодородная кислота, HNCS тиоцианатоводородная кислота, HN₃ азидоводородная кислота.

Исторически для водных растворов ряда бескислородных кислот в химической практике применяют и тривиальные названия: HF плавиковая кислота, HCl соляная кислота, HCN синильная кислота, H₂S сероводородная вода.

2.4. Соли

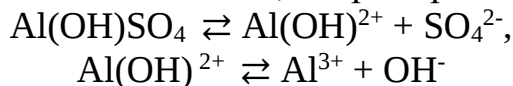
Соли являются одним из наиболее обширных по числу химических соединений классов неорганических соединений. Они образуются в результате самых разнообразных химических процессов и, в частности, являются продуктами кислотно-основных реакций:



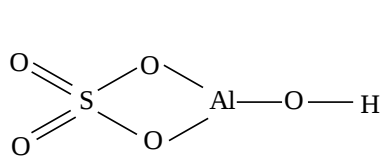
В составе солей выделяют катионную и анионную составляющие. Вследствие этого в расплавах и растворах соли подвергаются процессу электролитической диссоциации, приводящей к образованию катионов и анионов.

В зависимости от природы катиона и аниона выделяют:

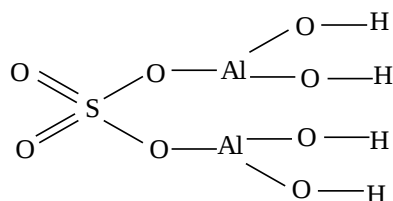
- **соли**, являющиеся продуктами полного замещения гидроксидных групп на кислотные остатки или атомов водорода на катионы металла (аммония), называются **средними**: NaNO₃, NaPO₃;
- **соли**, в состав катионов которых входят гидроксильные группировки (Al(OH)SO₄, (Al(OH)₂)₂SO₄, Al(OH)₂Cl) и способные проявлять основные свойства за счет образования OH⁻-ионов в результате процесса электролитической диссоциации катиона, например:



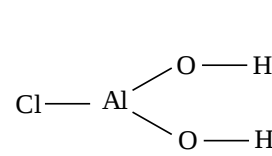
называются **основными**. Такие соли могут быть рассмотрены как продукты частичного замещения гидроксидных групп в основных гидроксидах на группировки, являющиеся кислотными остатками соответствующих оксо- или бескислородных кислот:



Al(OH)SO₄

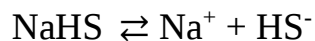


{Al(OH)₂}₂SO₄

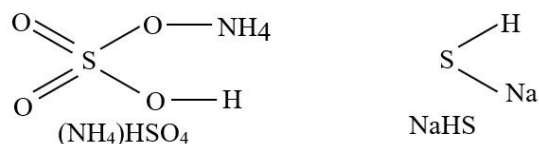


Al(OH)₂Cl

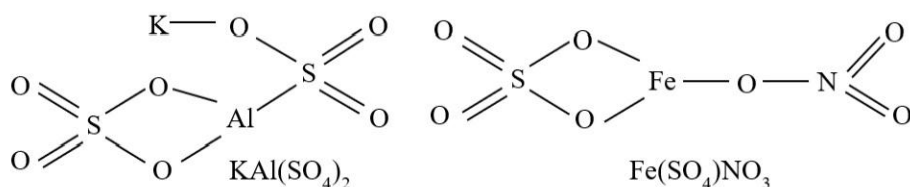
- **соли**, анионы которых содержат атомы водорода ((NH₄)HSO₄, NaHS) и способные проявлять кислотные свойства за счет образования ионов гидроксония при электролитической диссоциации аниона, например:



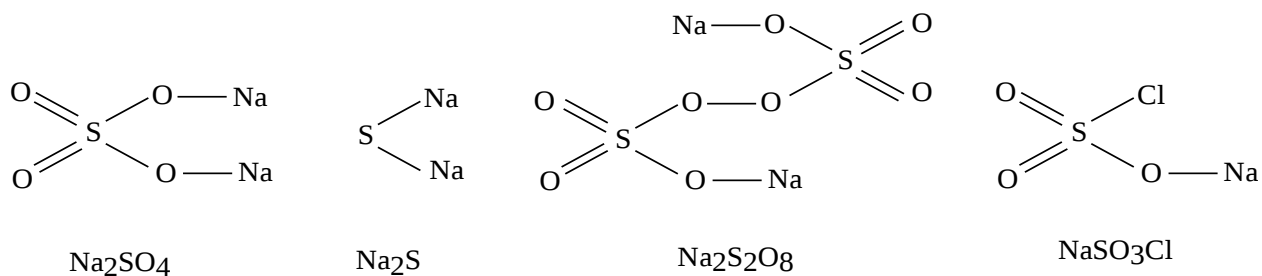
называются **кислыми**. Такие соли могут быть рассмотрены как продукты частичного замещения водорода в кислотах на катионы металла или аммония:



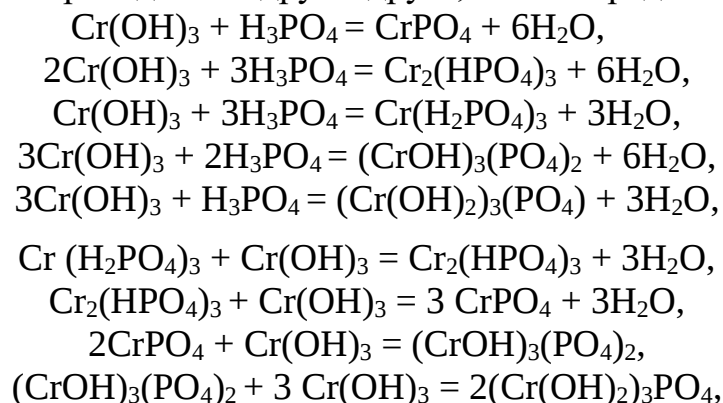
- **соли** со сложными катионами на основе двух разных ионов металла или иона аммония и металла (KAl[SO₄]₂, (NH₄)₂Fe(SO₄)₂) называются **двойными** солями, а **соли** со сложными анионами (Ca(ClO)Cl], Fe(SO₄)NO₃) – **смешанными** солями:

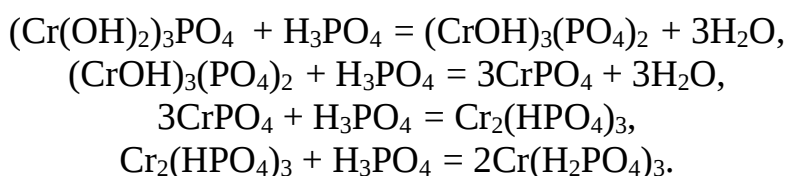


- в зависимости от того, анионы каких кислот входят в состав соли, выделяют: соли оксокислот и бескислородных кислот (Na₂SO₄ и Na₂S), а также соли различных замещенных оксокислот (Na₂S₂O₈, Na₂SO₃S, NaSO₃Cl и т. д.):



Кислые и основные соли образуются в результате реакции нейтрализации при различных соотношениях многоосновных кислот и многокислотных оснований и легко переходят как друг в друга, так и в средние соли:





Систематические названия средних солей бескислородных кислот образуют по общим правилам для бинарных соединений: Na_2S сульфид натрия, FeCl_3 хлорид железа (III) или трихлорид железа, $\text{Cu}(\text{CN})_2$ цианид меди(II), NH_4CNO цианат аммония, AgCNS тиоцианат серебра.

Систематические названия солей оксокислот (табл. 3) и их производных образуются по правилам номенклатуры для комплексных соединений. Как и для оксокислот, в химической практике для наиболее распространенных их солей широко используются традиционные названия.

Таблица 3 – Традиционные названия оксоанионов *p*-элементов III-VI групп

Степень окисления	Приставка/ Окончание	Анион, название иона
Высшая степень окисления элемента		
S ⁶⁺	/-am	SO ₄ ²⁻ сульфат-, S ₂ O ₇ ²⁻ дисульфат-
Se ⁶⁺		SeO ₄ ²⁻ селенат-
Te ⁶⁺		TeO ₆ ⁶⁻ ортотеллурам-, TeO ₄ ²⁻ метателлурам-
N ⁵⁺		NO ₃ ⁻ нитрат-
P ⁵⁺		PO ₄ ³⁻ ортофосфат-, PO ₃ ⁻ метафосфат-, P ₂ O ₇ ⁴⁻ дифосфат-, P ₃ O ₁₀ ⁵⁻ трифосфат-
As ⁵⁺		AsO ₄ ³⁻ ортоарсенат-, AsO ₃ ⁻ метаарсенат-
Sb ⁵⁺		SbO ₄ ³⁻ ортоантимонат-, (ортостибат-) SbO ₃ ⁻ метаантимонат-, (метастибат-)
Bi ⁵⁺		BiO ₃ ⁻ висмутат-
C ⁴⁺		CO ₃ ²⁻ карбонат-
Si ⁴⁺		SiO ₄ ⁴⁻ ортосиликат-, SiO ₃ ²⁻ метасиликат-
Ge ⁴⁺		GeO ₄ ⁴⁻ ортогерманат-, GeO ₃ ²⁻ метагерманат-
Sn ⁴⁺		SnO ₄ ⁴⁻ ортостаннат-, SnO ₃ ²⁻ метастаннат-
B ³⁺		BO ₃ ³⁻ ортоборат-, BO ₂ ⁻ метаборат-, B ₄ O ₇ ²⁻ тетраборат-
Al ³⁺		AlO ₃ ³⁻ ортоалюминат-, AlO ₂ ⁻ <u>мета</u> алюминат-
Степень окисления элемента 2		
S ⁴⁺	/-um	SO ₃ ²⁻ сульфит-, S ₂ O ₅ ²⁻ дисульфит-
Se ⁴⁺		SeO ₃ ²⁻ селенит-
Te ⁴⁺		TeO ₃ ²⁻ теллурит-
N ³⁺		NO ₂ ⁻ нитрит-
P ³⁺		PHO ₃ ²⁻ фосфит- (фосфонат-)
As ³⁺		AsO ₃ ³⁻ ортоарсенит-, AsO ₂ ⁻ <u>мета</u> арсенит-
Sb ³⁺		SbO ₃ ³⁻ ортоантимонит- (ортостбим-), SbO ₂ ⁻ <u>мета</u> антимонит- (метастибим-)
Степень окисления элемента 4		
N ⁺	гипо-/um	N ₂ O ₂ ²⁻ гипонитрит-
P ⁺		PH ₂ O ₂ ⁻ гипофосфит- (фосфинат-)

Традиционные названия солей состоят из названия аниона и катиона. Название анионов средних солей распространенных оксокислот строится из корней русских или латинских названий кислотообразующих элементов с

соответствующими окончаниями и приставками в зависимости от их степени окисления и через дефис групповым словом –ион. Для *p*-элементов III-VI групп в высшей степени окисления в названии анионов используют окончание –*ат*, в более низкой степени (2) – суффикс –*ит* и для N^+ и P^+ – приставку *гипо*- и окончание –*ит*.

Таблица 4 – Традиционные названия оксоанионов *p*-элементов VII группы

Приставка/ Окончание	Анион, название иона
Высшая степень окисления элемента	
<i>Пер</i> - / - <i>ат</i>	ClO_4^- перхлорат-, BrO_4^- пербромат-, IO_6^{5-} ортопериодат-, IO_4^- метапериодат-
Степень окисления элемента	
/ - <i>ат</i>	ClO_3^- хлорат-, BrO_3^- бромат-, IO_3^- иодат-
Степень окисления элемента	
/ - <i>ит</i>	ClO_2^- хлорит-, BrO_2^- бромит-, IO_2^- иодит-
Степень окисления элемента	
<i>Гипо</i> - / - <i>ит</i>	ClO^- гипохлорит-, BrO^- гипобромит-, IO^- гипоиодит-

Для галогенов (табл. 4) в степени окисления +7 в названии анионов используют приставку *пер*- и окончание –*ат*; для степеней окисления: +5 – окончание –*ат*, +3 – окончание –*ит* и для наиболее низкой +1 – приставку *гипо*- и окончание –*ит*.

Таблица 5 – Традиционные названия оксоанионов *d*-элементов

Группа	Ион	Анион, название иона
III	Sc^{3+}	ScO_2^- скандиат-,
IV	Ti^{4+} , Zr^{4+} , Hf^{4+}	TiO_4^{4-} ортотитанат-, TiO_3^{2-} метатитанат- ZrO_4^{4-} ортоцирконат-, ZrO_3^{2-} метацирконат- HfO_4^{4-} ортогафнииат-, HfO_3^{2-} метагафнииат-
V	V^{5+} , Nb^{5+} , Ta^{5+}	VO_3^- ванадат- NbO_3^- ниобат- TaO_3^- танталат-
VI	Cr^{6+} , Mo^{6+} , W^{6+}	CrO_4^{2-} хромат-, $Cr_2O_7^{2-}$ дихромат- MoO_4^{2-} молибдат- WO_4^{2-} вольфрамат-
	Cr^{3+}	CrO_2^- хромит-
VII	Mn^{7+} , Tc^{7+} , Re^{7+}	MnO_4^- перманганат- TcO_4^- пертехнециат- ReO_4^- перренат-
	Mn^{6+}	MnO_4^{2-} манганат-
	Mn^{4+}	MnO_4^{4-} ортоманганит-, MnO_3^{2-} метаманганит-
VIII	Fe^{6+} , Ru^{6+}	FeO_4^{2-} феррат- RuO_4^{2-} рутенат-
	Fe^{3+}	FeO_2^- феррит-
I	Cu^{3+}	CuO_2^- купрат-
II	Zn^{2+}	ZnO_2^{2-} цинкат--

Различные приставки мета-, орто-, ди-, три- и т. д., используемые в названии оксокислот для указания их формы, сохраняются и в названии анионов. Для оксоанионов, образованных *d*-элементами, в основном используются систематические названия и только для ограниченного круга анионов (табл. 5) в химической практике применяют традиционные названия.

В целом традиционное название средних солей оксокислот строится из названия аниона (групповое слово *-ион* опускается) и русского названия катиона в родительном падеже с указанием римскими цифрами в круглых скобках его степени окисления (если она может быть переменной): $\text{Fe}_2(\text{S}_2\text{O}_7)_3$ дисульфат железа (III), Na_3PO_4 ортофосфат натрия, $\text{Ba}_5(\text{IO}_6)_2$ ортопериодат бария, CoSeO_3 селенит кобальта (II), NaPH_2O_2 гипофосфит натрия, PbPbO_3 метаплюмбат свинца (II), KMnO_4 перманганат калия.

При традиционном названии двойных и смешанных солей, входящие в их состав катионы и анионы последовательно перечисляются: $\text{NaCr}(\text{SO}_4)_2$ сульфат хрома–натрия, $\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl}$ хлорид–гипохлорит кальция.

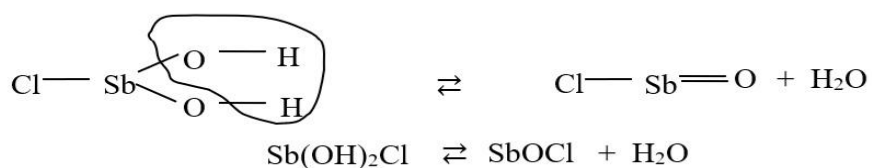
Традиционные названия солей замещенных оксокислот содержат специальные приставки, указывающие природу замещенной группировки: *пероксо-* для солей пероксокислот ($\text{KSO}_3(\text{O}_2)$ пероксосульфат калия, $\text{CaS}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$ пероксодисульфат кальция); *тио-* для солей тиокислот ($\text{Na}_3\text{PO}_3\text{S}$ тиофосфат натрия, CaSO_3S тиосульфат кальция, $\text{Na}_3\text{PO}_2\text{S}_2$ дитиофосфат натрия, K_3PS_4 тетратиофосфат калия).

В традиционных названиях солей политионовых кислот используют групповое название –*тионат* с указанием числовых приставок количества атомов серы: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_6$ дитионат натрия, $(\text{NH}_4)_2\text{S}_4\text{O}_6$ тетратионат аммония.

Кислые соли. Традиционные названия кислых солей образуются из названий соответствующих средних солей с добавлением к названию аниона приставки *гидро-* и числительного *ди-, три-, тетра-* и т. д., указывающего число незамещенных атомов водорода в кислотном остатке: KHSO_3 гидросульфит калия, $\text{Ni}(\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7)$ дигидродифосфат никеля (II), NaH_4IO_6 тетрагидроортопериодат натрия, $\text{Ca}(\text{HS})_2$ гидросульфид кальция. Несмотря на наличие в составе солей фосфористой H_2PHO_3 и фосфорноватистой HPH_2O_2 кислот атомов водорода – Na_2PHO_3 , NaPH_2O_2 , данные соли являются средними (фосфит и гипофосфит натрия), поскольку оставшиеся атомы водорода не замещаются на катионы металла или аммония.

Основные соли. Традиционные названия основных солей также образуются из названий средних солей с добавлением к названию аниона приставки *гидроксо-* и числительного *ди-, три-* и т. д., указывающего число незамещенных гидроксидных группировок в соответствующем основном гидроксиде: $(\text{CrOH})\text{NO}_3$ гидроксонитрат хрома (II), $(\text{Cr}(\text{OH})_2)_3\text{AsO}_4$ дигидроксоарсенат хрома (III), $(\text{ZnOH})\text{Cl}$ гидроксохлорид цинка.

Основные соли, содержащие две незамещенные гидроксидные группировки, могут подвергаться (подобно многокислотным основным гидроксидам) процессу дегидратации с образованием солей, содержащих оксокатионы:



Такие соли рекомендуется называть по типу соединений, содержащих оксидные O^{2-} ионы, например: $SbOCl$ хлорид-оксид сурьмы, $BiO(NO_3)$ нитрат-оксид висмута, UO_2SO_4 сульфат-диоксид урана.

Однако традиционно такие соединения часто рассматривают как соли, содержащие оксокатионы металлов, которые называют, добавляя окончание *-ил* к русскому или латинскому названию металла: SbO^+ антимонил (стибил), BiO^+ висмутил, CrO^+ хромил, UO_2^{2+} уранил. Вследствие этого в русскоязычной химической практике такие соли часто называют по типу средних солей, используя соответствующее название оксокатионов: $SbOCl$ хлорид антимонила (стибила), $BiO(NO_3)$ нитрат висмута, UO_2SO_4 сульфат уранила.

2.5. Кристаллогидраты солей

Названия кристаллогидратов солей состоят из группового слова *гидрат* с приставкой *ди-, три-, тетра-* и т. д., указывающей число молекул воды в составе соли, и традиционного или систематического названия соли: $Pb(BrO_3)_2 \cdot H_2O$ гидрат бромата свинца(II), $Mn(H_2PO_4)_2 \cdot 2H_2O$ дигидрат дигидроортофосфата марганца(II), $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ декагидрат карбоната натрия.

2.6. Галогенангидриды

Галогенангидридами называют сложные вещества, которые можно рассматривать как продукты полного замещения гидроксидных группировок в молекулах оксокислот атомами галогенов. Так, соединения PCl_3 , $POCl_3$, $NOCl$, SO_2Cl_2 могут рассматриваться как продукты замещения атомами хлора гидроксильных групп соответственно в молекулах фосфористой кислоты H_3PO_3 , ортофосфорной кислоты H_3PO_4 , азотистой кислоты HNO_2 и серной кислоты H_2SO_4 .

Галогенангидриды могут быть простыми, т. е. содержащими атомы одного галогена (например, PI_3 , PCl_5), и смешанными, т. е. содержащими атомы различных галогенов (например, PCl_2Br , $COClBr$).

Некоторые галогенангидриды следует рассматривать как производные кислот, не полученных в свободном состоянии. Так, кислоты H_5PO_5 не существует, однако соединение PCl_5 известно и может рассматриваться как хлорангидрид этой кислоты.

Таким образом, галогенангидриды являются конечным членом ряда последовательных превращений гидроксидных групп на атомы галогенов: *оксокислота* $\rightarrow$ *галогензамещенная оксокислота* $\rightarrow$ *галогенангидрид*.

Например, $POCl_3$ является конечным членом ряда последовательного превращения трех гидроксильных групп в ортофосфорной кислоте:

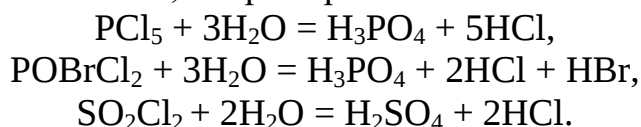


В химической практике для галогенангидридов используют несколько

методов построения названий:

- по правилам систематической номенклатуры для сложных соединений с использованием числовых приставок, указывающих количество электроотрицательных галогенидных и оксидных ионов галогенангидрида: PCl_3 трихлорид фосфора, PCl_5 пентахлорид фосфора, POCl_3 трихлорид-оксид фосфора, POBrCl_2 дихлорид-бромид-оксид фосфора;
- по правилам систематической номенклатуры для бинарных соединений с указанием по методу Штока римскими цифрами в круглых скобках степени окисления элемента: PCl_3 хлорид фосфора (III), PCl_5 хлорид фосфора(V);
- традиционные названия образуют с помощью числовых приставок, указывающих количество атомов галогенов, русского названия галогенов, окончания *–ангидрид* и названия кислоты в родительном падеже: PCl_3 трихлорангидрид фосфористой кислоты, POCl_3 трихлорангидрид фосфорной кислоты, POBrCl_2 дихлорбромангидрид фосфорной кислоты;
- для галогенангидридов серной и сернистой кислот допускается ограниченное использование специальных названий, в которых применяются специальные названия катионов SO_2^{2+} –*сульфурил* и SO^{2+} –*тионил*: SO_2Cl_2 сульфурилхлорид, SO_2FCl сульфурилфторидхлорид, SOBr_2 тионилбромид, SOF_2 тионилфторид.

Характерными свойствами галогенангидридов являются их легкоплавкость, летучесть и способность легко подвергаться гидролизу. Галогенангидриды дымят на воздухе, т. е. пары их взаимодействуют с парами воды, содержащимися в воздухе. Гидролиз типичных галогенангидридов протекает необратимо с образованием галогеноводородной и кислородсодержащей кислоты, например:



Следует отметить, что такие свойства характерны для галогенидов или оксогалогенидов элементов V-VII групп периодической системы. Галогениды элементов I и II групп, например, NaCl , BaBr_2 и т. п., подобных свойств не проявляют и относятся к типичным солям.

Существуют и галогениды, занимающие промежуточное положение. Это галогениды амфотерных элементов. Такие, например, соединения как SnCl_4 , AlCl_3 , AsCl_3 в зависимости от условий могут проявлять как свойства солей, так и свойства галогенангидридов. AsCl_3 – почти типичный галогенангидрид, так как металлические свойства у мышьяка выражены слабее, чем неметаллические. AlCl_3 – по свойствам стоит ближе к солям, чем к галогенангидридам, так как металлические свойства у алюминия выражены сильнее, чем неметаллические.

2.7. Лабораторная работа «Оксиды»

Опыт 1. Сжигание серы. (Групповой опыт)

Поместить в ложечку для сжигания кусочек серы величиной с горошину и поджечь ее в пламени спиртовки. Отметить цвет горящей серы. Внести горящую серу в пробирку и после окончания реакции влить ≈ 5 мл воды и 1-2 капли лакмуса. Отметить цвет индикатора. Обосновать наблюдения.

Опыт 2. Свойства кислотных оксидов. (Групповой опыт)

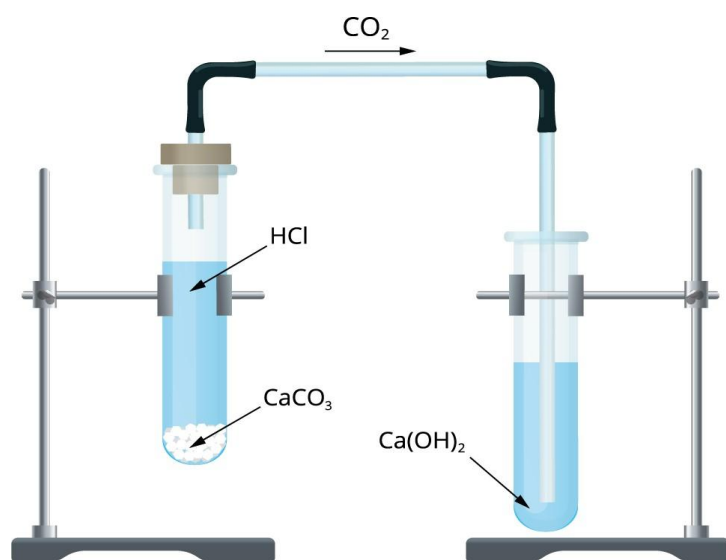


Рисунок 4 – Установка получения CO₂

В пробирку налить ≈ 3 мл воды и добавить 1-2 капли лакмуса. В результате взаимодействия карбоната кальция с соляной кислотой в аппарате, собранном по схеме (рис. 4), получить углекислый газ. Пропустить ток углекислого газа из аппарата через воду в пробирку и наблюдать изменение окраски индикатора или помутнение раствора гидроксида кальция, как на рисунке. Обосновать наблюдения, назвать химические соединения.

Опыт 3. Свойства основных оксидов. (Групповой опыт)

Поместить в ложечку для сжигания кусочек магниевой ленты или порошка магния и поджечь в пламени спиртовки. Продукт реакции перенести в пробирку, налить ≈ 5 мл воды и добавить 1–2 капли фенолфталеина. Отметить окраску индикатора. Обосновать наблюдения, назвать химические соединения.

Опыт 4. Взаимодействие оксидов металлов с гидроксидами

В две пробирки внести немного оксида цинка. В одну прилить ≈ 2 мл соляной кислоты, а в другую ≈ 2 мл концентрированного раствора гидроксида натрия. Наблюдать растворение осадка. Обосновать наблюдение. Назвать химические соединения.

2.8. Лабораторная работа «Гидроксиды»

Опыт 1. Растворение металлического натрия в воде. (Групповой опыт)

В фарфоровую чашку с водой прибавить 2 капли фенолфталеина и с помощью щипцов осторожно опустить маленький (величиной с горошину) кусочек натрия, предварительно очищенного от верхнего окисленного слоя и

осушенного фильтровальной бумагой. Отметить изменение цвета раствора и выделение газа. Обосновать наблюдения.

Опыт 2. Взаимодействие солей с гидроксидами металлов

В одну пробирку налить по ≈ 2 мл хлорида алюминия, а в другую столько же CrCl_3 . В каждую из пробирок по каплям добавить разбавленный раствор гидроксида натрия до образования осадков. Отметить цвет осадков и каждый осадок разделить на две пробирки. Одну часть каждого из осадков испытать действием соляной кислоты, а ко второй части прибавить избыток гидроксида натрия. Обосновать наблюдения. Назвать химические соединения.

2.9. Лабораторная работа «Кислоты»

Опыт 1. Взаимодействие солей с кислотами

В две пробирки поместить по несколько кристалликов ацетата натрия и сульфата натрия. Добавить разбавленной кислоты и отметить запах образующихся продуктов реакции. Обосновать наблюдение. Назвать химические соединения.

Опыт 2. Взаимодействие металлов с кислотами. (Проводить в вытяжном шкафу)

В три пробирки поместить по небольшому количеству цинка, меди и железа. Прибавить к каждому металлу по 1 мл разбавленной соляной кислоты. Отметить наблюдения. Кусочки металлов промыть. Прилить разбавленной серной кислоты. Отметить изменения. Снова промыть. Добавить разбавленной азотной кислоты. Провести наблюдения. Аналогично проделать опыты с концентрированной азотной и концентрированной серной кислотами. Если в ходе реакций металл полностью был израсходован, взять новый кусочек. Обосновать наблюдения. Назвать химические соединения.

2.10. Лабораторная работа «Соли»

Опыт 1. Реакция нейтрализации

В пробирку налить ≈ 3 мл разбавленной серной кислоты. Постепенно, по каплям добавлять разбавленный раствор гидроксида натрия, тщательно перемешивая стеклянной палочкой раствор. Контролировать протекание реакции по индикаторной бумажке: реакция считается законченной, когда pH среды = 7. После того как реакция закончится, каплю раствора перенести на часовое стекло и выпарить на спиртовке досуха. Что образуется? Обосновать изменение цвета индикаторной бумаги в ходе реакции. Назвать реакции и соли.

Опыт 2. Взаимодействие солей

В три пробирки налить $\approx$ по 2 мл раствора нитрата свинца (II) и добавить: в первую пробирку – раствор хлорида натрия, в во вторую – сульфата натрия, а в третью – сульфида натрия. Наблюдать и обосновать образование осадков. Назвать химические реакции и продукты реакций.

Опыт 3. Взаимодействие солей с металлами

В три пробирки налить по 2 мл растворов: в первую – сульфата меди (II), во вторую – сульфата натрия, в третью – ацетата свинца (II). В каждый раствор внести по грануле цинка. Что наблюдаете? Обосновать наблюдения. Назвать химические соединения.

Опыт 4. Получение углекислого газа. (Групповой опыт)

Налить в пробирку 2 мл карбоната кальция и пропустить углекислый газ. Углекислый газ получают с помощью аппарата Киппа, установки Кирюшкина (см. рис. 5). Установка с делительной воронкой и краном позволяет дозировать реагенты (рис. 6). Наблюдать последовательное образование и растворение осадка. Обосновать наблюдения. Назвать химические соединения.

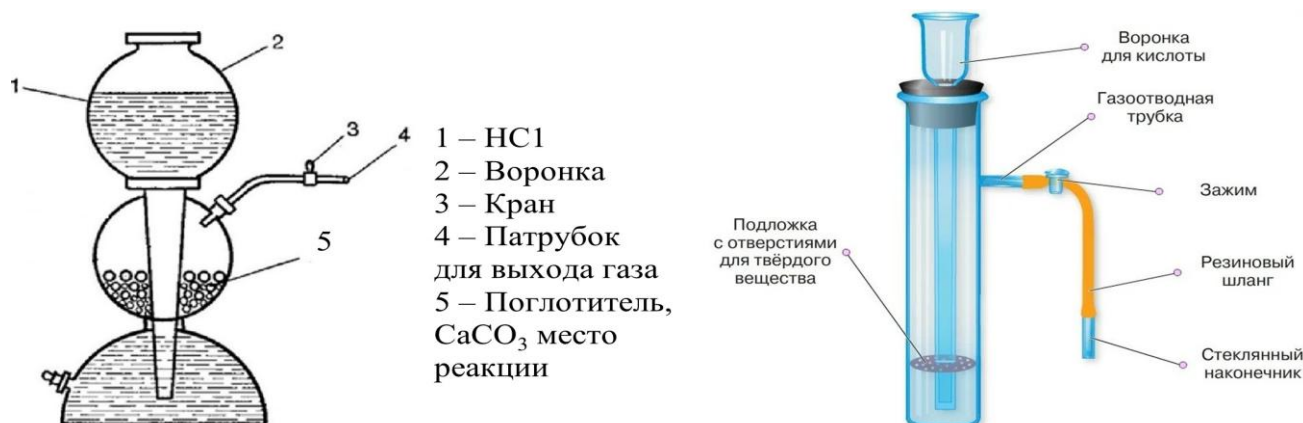


Рисунок 5 – Аппарат Киппа и установка Кирюшкина

Опыт 5. Получение основной соли кобальта

В пробирку налить ≈ 1 мл раствора хлорида кобальта (II) и по каплям добавлять разбавленный раствор гидроксида натрия. Наблюдать образование окрашенного осадка основной соли и изменение его цвета в избытке щелочи. Обосновать наблюдения. Назвать химические соединения.

Опыт 6. Получение основной соли меди

В пробирку с ≈ 1 мл раствора сульфата меди (II) по каплям добавлять раствор карбоната натрия и наблюдать образование осадка основной соли. Обосновать наблюдения.



Рисунок 6 – Делительная воронка с краном

2.11. Контрольные вопросы

1. Какие признаки положены в основу классификации оксидов?
2. Приведите примеры элементов, оксиды которых нельзя получить непосредственным взаимодействием с кислородом.

3. Как называются растворимые в воде основания? Как они получают?
4. Укажите способы получения нерастворимых в воде оснований?
5. Приведите примеры кислотных оксидов, которые при взаимодействии с водой образуют кислоты. Напишите уравнения соответствующих реакций.
6. Приведите примеры кислотных оксидов, которые непосредственно не взаимодействуют с водой.
7. Какие оксиды и гидроксиды называются амфотерными? Как доказать их амфотерность?
8. Какая реакция называется реакцией нейтрализации? Приведите несколько реакций такого типа.
9. Какие соединения называются галогенангидридами? Какие соединения образуются в результате их гидролиза? Приведите примеры.
10. Какие виды солей вам известны? Приведите примеры переходов одних солей в другие.
11. Объясните действие аппарата Кипа или установки, использующей колбу Бунзена и делительную воронку.
12. Напишите реакции получения углекислого газа, водорода, хлора, или других газов.

3. РАСТВОРЫ

Растворимость – максимальная масса вещества, которую можно растворить в 100 г растворителя при заданных термодинамических условиях.

Растворением называется процесс равномерного распределения молекул вещества между молекулами растворителя.

Если привести в соприкосновение два или несколько веществ, то может произойти либо механический процесс перемешивания, либо процесс образования растворов, либо химическая реакция.

Процессы, связанные с образованием растворов, хорошо известны из практики и играют важную роль в живой и неживой природе, а также технике, науке и быту. **Растворы** – гомогенные (однородные) системы переменного состава, находящиеся в состоянии химического равновесия и состоящие из двух или большего числа компонентов. Состав растворов можно изменять в определенных пределах без нарушения однородности. Как равновесные системы растворы обладают минимальной энергией Гиббса.

Растворы бывают *газообразными* (газовые смеси), *жидкими* и *твердыми*. Примером первых может быть воздух; морская вода – наиболее распространенный жидкий раствор различных солей и газов в воде. Многие металлические сплавы относятся к твердым растворам.

Обязательными компонентами раствора являются *растворитель* (среда) и *растворенное вещество* (одно или несколько), равномерно распределенное в растворителе в виде молекул, атомов или ионов. Эти понятия в известной степени условны. Под *растворителем* обычно понимают то вещество, которое находится в том же агрегатном состоянии, что и сам раствор. Если же оба компонента находятся в одинаковом агрегатном состоянии, то растворителем

считается то вещество, которого больше количественно, или то, которое замерзает первым.

Огромную важность имеют жидкие растворы. В них протекает большинство реакций. Среди жидких наибольшее значение имеют водные растворы. Исторически сложилось, что вода в любой, даже меньшей концентрации считается в растворе растворителем.

Образование раствора идет самопроизвольно и необратимо вплоть до состояния равновесия. Движущей силой процесса растворения является уменьшение свободной энергии Гиббса по сравнению со свободной энергией исходных компонентов: $\Delta G = \Sigma \Delta G_{(p-ра)} - \Sigma \Delta G_{(исх. ком.)} < 0$.

При растворении вещества одновременно идут несколько процессов:

- разрушение структуры растворяемого вещества;
- разрыв связей между молекулами растворителя;
- распределение частиц растворяемого вещества среди молекул растворителя (то есть процесс диффузии);
- взаимодействие частиц растворенного вещества с молекулами растворителя и образование новых связей между ними (то есть процесс сольватации, или в случае растворителя-воды – гидратации).

Все эти процессы связаны с изменением энергии системы растворитель – вещество: первые три требуют затраты определенной энергии ($\Delta H > 0$), а последний процесс – экзотермический ($\Delta H < 0$). Общий энергетический эффект растворения в зависимости от соотношения количества выделяемой и поглощаемой энергии может быть как положительным, так и отрицательным. Многие вещества, находящиеся в кристаллическом состоянии, растворяются в воде с поглощением теплоты. В то же время растворение в воде твердых NaOH, K₂CO₃ и CuSO₄ (безводный), многих жидкостей (H₂SO₄, HNO₃), а также большинства газов сопровождается экзотермическим эффектом. Поэтому нагревание различным образом влияет на растворимость веществ.

Растворение большинства кристаллов сопровождается увеличением энтропии системы, так как в результате равномерного распределения частиц одного вещества в другом резко увеличивается число микросостояний. Поэтому, несмотря на эндотермичность растворения большинства кристаллов, изменение свободной энергии Гиббса отрицательно и растворение протекает самопроизвольно.

При образовании растворов изменяется структура и свойства растворителя и растворенного вещества в результате происходящих взаимодействий. Это обусловлено тем, что в растворе действуют силы, вызывающие межмолекулярное, ион-дипольное, донорно-акцепторное взаимодействие и образование водородных связей. Структура разбавленных растворов близка к структуре растворителя, а структура концентрированных растворов – к структуре растворенного вещества.

Способность растворяться в данном растворителе – важное свойство вещества. Процесс растворения идет до тех пор, пока концентрация данного вещества в растворе не доходит до определенной величины, при которой наступает состояние равновесия.

Абсолютно нерастворимых веществ не существует. Каждой паре *растворитель – растворенное вещество* соответствует определенное равновесное состояние, зависящее как от природы растворителя и растворенного вещества, так и от внешних факторов (температуры и давления). Если количество вещества, переходящего в раствор за единицу времени (*скорость растворения*, v_p), равно количеству вещества, выделяющегося за то же самое время в твердую фазу (*скорость осаждения*, v_{oc}), то это означает, что произошло насыщение раствора. В этом случае образуется раствор, находящийся в состоянии динамического равновесия с избытком растворенного вещества и называемый насыщенным.

Насыщенный раствор содержит максимально возможную в данных условиях концентрацию растворенного вещества. В результате данное вещество не может больше растворяться при данных условиях ($\Delta G = 0$, $v_p = v_{oc}$). Концентрация насыщенного раствора при данной температуре – величина постоянная. Равновесное состояние может быть нарушено только в результате изменения температуры, давления или введения других веществ.

Ненасыщенный раствор. В этом случае концентрация растворенного вещества меньше, чем в насыщенном растворе. При тех же условиях в нем может раствориться еще некоторое количество вещества ($\Delta G > 0$, $v_p > v_{oc}$).

Пересыщенный раствор – раствор, содержащий растворенного вещества больше, чем должно быть в насыщенном растворе при тех же условиях. Пересыщенные растворы можно приготовить осторожным и медленным охлаждением насыщенных растворов, приготовленных при достаточно высокой температуре. К веществам, довольно легко образующим пересыщенные растворы, относятся двуводный ацетат натрия (CH_3COONa), глауберова соль ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), пятиводный тиосульфат натрия ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), бура ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) и др. Пересыщенные растворы являются нестабильными ($\Delta G < 0$), неравновесными системами, стремящимися перейти в состояние равновесия, то есть в насыщенный раствор. Достаточно перемешать такой раствор или бросить маленький кристалл этого же вещества (так называемую «затравку»), или просто случайно встряхнуть, чтобы вызвать кристаллизацию. В результате происходит выделение избытка растворенного вещества до тех пор, пока концентрация вещества не достигнет концентрации насыщенного раствора при данной температуре.

Растворимостью вещества называется его способность образовывать однородную систему с веществом, выполняющим функцию растворителя. *Мерой растворимости* при данных условиях служит концентрация его насыщенного раствора. Наиболее часто численно растворимость выражают через *коэффициент растворимости*, который показывает, сколько граммов безводного вещества насыщают при данных условиях 100 граммов растворителя.

По величине растворимости в данном растворителе условно все вещества делят на три группы: хорошо растворимые (более 1 г на 100 г растворителя), малорастворимые (от 0,01 до 1 г на 100 г растворителя), практически нерастворимые (менее 0,01 г на 100 г растворителя).

К сожалению, до настоящего времени нет единой теории, точно предсказывающей, как будет растворяться то или иное вещество в различных растворителях. Зависимость растворимости от природы растворителя и растворяемого вещества выражается обычно полуэмпирическим правилом *«подобное растворяется в подобном»*. Это правило можно интерпретировать следующим образом: вещества, состоящие из полярных частиц (с ковалентным полярным и ионным типом связи) лучше растворяются в полярных растворителях (вода, спирты, жидкий аммиак); вещества, состоящие из неполярных частиц, лучше растворяются в неполярных или малополярных растворителях (бензол, сероуглерод, хлороформ). Так, например, йод и эфир лучше растворяются в бензоле, чем в воде; а аммиак и спирты – в воде.

Растворимость твердых веществ в жидкостях зависит от природы растворяемого вещества и растворителя, а также от температуры и может изменяться в широких пределах. Некоторые данные по растворимости веществ в воде приведены в *Приложении* (табл. 6, 7). Растворение большинства твердых веществ – процесс эндотермический, поэтому согласно принципу Ле Шателье можно сделать вывод, что при повышении температуры их растворимость увеличивается. Однако на практике с повышением температуры растворимость у одних веществ (CsNO_3 , KNO_3) значительно увеличивается; у других (KCl , NH_4Cl) – умеренно изменяется, а у третьих (NaCl , K_2CrO_4) – практически не меняется. В то же время для веществ, растворяющихся с выделением тепла, зависимость растворимости от температуры носит более сложный характер.

Растворимость жидкостей в жидкостях. При смешивании жидкостей, между молекулами которых проявляются различной силы взаимодействия, возможны различные варианты их взаимной растворимости. Растворимость может быть *неограниченной*, когда обе жидкости смешиваются друг с другом в любых соотношениях (например, вода – этанол, вода – серная кислота, вода – глицерин). При *ограниченной* взаимной растворимости (вода – эфир, вода – анилин) при смешивании жидкостей наблюдается расслаивание – смесь распадается на два слоя, из которых один представляет насыщенный раствор первой жидкости во второй, а другой слой – насыщенный раствор второй жидкости в первой. Некоторые жидкости практически не растворяются друг в друге, например, вода – бензол.

Растворимость жидкости в жидкости обычно не зависит от давления и увеличивается с повышением температуры, достигая при определенном ее значении полной взаимной растворимости. Эта температура называется *критической температурой растворения*, начиная с которой, ограниченно смешивающиеся жидкости становятся неограниченно растворимыми друг в друге. Например, для системы вода – фенол такой температурой является $66,4^\circ\text{C}$.

Если в систему, состоящую из двух несмешивающихся жидкостей, ввести третье вещество, способное растворяться в каждой из этих жидкостей, то растворенное вещество будет распределяться между обеими жидкостями пропорционально своей растворимости в каждой из них. После установления равновесия отношение концентраций растворенного вещества в обеих жидкостях оказывается постоянным, независимо от общего количества

растворенного вещества. При постоянной температуре будет соблюдаться следующее равенство, получившее название *закона распределения*:

$$C_1/C_2 = K,$$

где C_1 и C_2 – концентрации растворенного вещества; K – постоянная величина, которая называется *коэффициент распределения*.

Так, например, коэффициент распределения йода между хлороформом и водой равен 130. То есть, если к воде, содержащей растворенный йод, добавить практически не смешивающийся с ней хлороформ, взболтать эту смесь и дать ей отстояться, то после установления равновесия концентрация йода в хлороформе будет в 130 раз больше, чем в воде. Таким путем с помощью хлороформа можно экстрагировать (извлечь) из воды большую часть растворенного в ней йода.

Растворимость газов в жидкостях обычно выражают числом объемов газа, растворяющегося в одном объеме жидкости. Эта величина носит название *коэффициента абсорбции*. Например, для кислорода при 25 °С коэффициент абсорбции равен 0,028 (28 мл молекулярного кислорода растворяется в 1 л воды).

Как известно, растворимость газа в жидкости возрастает с увеличением давления. Эту зависимость описывает *закон Генри*: масса газа, растворяющегося в данном объеме жидкости при постоянной температуре, прямо пропорционально его парциальному давлению:

$$C = k \cdot P,$$

где C – массовая концентрация газа в насыщенном растворе;

P – парциальное давление газа;

k – коэффициент пропорциональности (константа Генри).

Однако объем газа, растворяющегося в данном объеме жидкости, не зависит от его давления, так как пропорционально давлению увеличивается и плотность газа. Если над жидкостью находится смесь газов, то растворимость каждого из них определяется не общим давлением, а собственным парциальным давлением.

Закон Генри строго применим лишь для сравнительно разбавленных растворов, при невысоких давлениях и отсутствии химического взаимодействия растворяемого газа с растворителем. Так, этому закону не подчиняется растворимость NH_3 , HCl , Cl_2 и др. газов, обладающих вследствие взаимодействия с водой, аномально высокой растворимостью в ней. Например, в 1 л воды при н. у. ($T = 273 \text{ К}$, $P = 101,325 \text{ кПа}$) растворяется HCl – 505 л, H_2S – 4,67 л, CO_2 – 1,71 л.

При растворении газов в жидкостях тепло выделяется, поэтому в соответствии с принципом Ле-Шателье повышение температуры способствует уменьшению растворимости газов (кроме растворимости благородных газов в некоторых органических растворителях). При кипячении газ практически полностью удаляется из раствора. Исключение составляют так называемые азеотропные (нераздельно кипящие) растворы, в которых газ образует прочные соединения с растворителем (например, раствор HCl в воде).

Растворение газов в жидких металлах также в большинстве своем эндотермический процесс. Поэтому в процессе плавки в металле растворяется

большое количество газов, которые в ходе кристаллизации, протекающей при охлаждении, начинают выделяться, образуя в металле пузыри.

Наличие других веществ в растворителе влияет на растворимость в нем газов. Так, например, растворимость хлора в чистой воде в сравнении с растворимостью в насыщенном растворе поваренной соли больше в 10 раз. Понижение растворимости в присутствии солей называется *высаливанием* и объясняется сольватацией солей с уменьшением свободных молекул растворителя.

4. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА

Основной характеристикой любого раствора является его количественный состав, который выражается концентрацией.

Концентрацией раствора называется содержание растворенного вещества в определенных массе или объеме раствора или растворителя.

Растворы могут быть разбавленными или концентрированными. Растворы, содержащие растворенное вещество в количестве, соизмеримом с количеством растворителя, называют *концентрированными*. Растворы, содержащие количество растворенного вещества, несоизмеримое с количеством растворителя, называются *разбавленными* ($\approx 0,2$ г и меньше на 100 г растворителя). Граница между концентрированными и разбавленными растворами достаточно условна.

Содержание растворенного вещества в растворе может быть выражено либо безразмерными величинами – долями или процентами, либо величинами размерными. Наиболее часто используемые способы выражения концентрации следующие.

Массовая доля растворенного вещества (ω) – это безразмерная величина, равная отношению массы растворенного вещества к общей массе раствора:

$$\omega = m_{\text{в}} / m_{\text{р}} = m_{\text{в}} / \rho \cdot V_{\text{р}},$$

где $m_{\text{в}}$ – масса растворенного вещества (г);

$m_{\text{р}}$ – общая масса раствора (г);

$V_{\text{р}}$ – объем раствора (мл);

ρ – плотность раствора (г/мл).

Массовую долю растворенного вещества обычно выражают в долях единицы или в процентах (%). Этим способом выражения концентрации удобно пользоваться для определения массы растворенного вещества в данной массе раствора или в данном объеме с известной плотностью.

Пример 4.1. Найти массовую долю сульфата меди (II) в растворе, приготовленном из 25 г CuSO_4 и 300 г воды.

Решение. Используя предложенную выше формулу:

$$\omega_{\text{CuSO}_4} = \frac{m_{\text{CuSO}_4}}{m_{\text{CuSO}_4} + m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{25}{25+300} = 0,077 \text{ или } 7,7 \, \%.$$

Молярная концентрация (молярность) ($C_{\text{м}}$) – это величина, равная отношению количества растворенного вещества к объему раствора:

$$C_{\text{м}} = n/V = m/M \cdot V,$$

где n – количество растворенного вещества (моль);
 V – объем раствора (л);
 m – масса растворенного вещества (г);
 M – молярная масса растворенного вещества (г/моль).

Если объем измеряется в мл, то:

$$C_M = \frac{m \times 1000}{M \times V}.$$

Единицы измерения молярной концентрации – *моль/л*. Она показывает, сколько молей вещества содержится в 1 л раствора. Раствор, содержащий 1 моль растворенного вещества в одном литре раствора, называется *одномолярным*, и его концентрация обозначается: $C_M = 1$ моль/л или 1 М, или 1 м.

Пример 4.2. Рассчитать молярную концентрацию раствора, в 250 мл которого содержится $m = 0,5$ г ортофосфорной кислоты.

Решение. По формуле:

$$C_M = \frac{m \times 1000}{M \times V} = C_M = \frac{0,5 \times 1000}{98 \times 250} = 0,02 \text{ моль/л}.$$

Молярная концентрация широко применяется в химической практике. Растворы одинаковой молярной концентрации реагируют между собой в объемах, пропорциональных стехиометрическим коэффициентам в уравнениях реакций.

Молярная концентрация эквивалентов (эквивалентная концентрация, нормальная концентрация, нормальность) ($C_{ЭК}$ или C_N) – это величина, равная отношению количества эквивалентов вещества к объему раствора:

$$C_N = n_Э / V = m / M_Э \cdot V,$$

где $n_Э$ – количество эквивалентов вещества (моль-экв), $n_Э = m / M_Э$;

V – объем раствора (л);

m – масса растворенного вещества (г);

$M_Э$ – молярная масса эквивалента вещества или эквивалентная масса (молярная масса 1 моль эквивалента вещества) (г /моль-экв); $M_Э = M \cdot f$,
 где f^2 – фактор эквивалентности, равный отношению $M_Э / M$.

В реакциях, протекающих без изменения степеней окисления, молярная масса эквивалента определяется из уравнений: для кислот: $1/f$ – число протонов, участвующих в реакции (основность кислоты); для оснований: $1/f$ – число гидроксид-ионов, участвующих в реакции (кислотность основания); для солей: $1/f$ – произведение заряда катиона металла на число катионов этого металла. В окислительно-восстановительных реакциях: $1/f$ – число принятых или отданных электронов).

Если объем измеряется в мл, то:

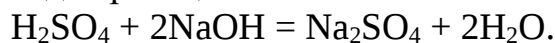
$$C_N = n_Э \cdot 1000 / V = m \cdot 10^3 / M_Э \cdot V = m \cdot 10^3 / f \cdot M \cdot V.$$

Размерность эквивалентной концентрации – *моль-экв/л; (экв/л)*. Она показывает, сколько моль эквивалентов вещества содержится в 1 л раствора.

² $1/f = z$ эквивалентное число.

Раствор, содержащий 1 моль эквивалентов вещества в одном литре раствора, называется *однонормальным*, и его концентрация обозначается: 1N, или 1Н, или 1н или $C_H = 1$ моль-экв/л.

Пример 4.3. Рассчитать C_H серной кислоты в растворе, в 100 мл которого содержится 9,8 г кислоты для реакции:

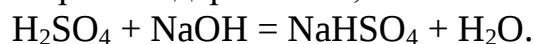


Решение.

В этой реакции для H_2SO_4 $1/f = 2$, поэтому: $M_э = M/2 = 98/2 = 49$ г/моль-экв.

$$C_H = n_3 \cdot 1000/V = (9,8 \cdot 1000)/(49 \cdot 100) = 2 \text{ моль-экв/л} = 2н.$$

Пример 4.4. Рассчитать молярную концентрацию эквивалентов серной кислоты в растворе, в 100 мл которого содержится 9,8 г кислоты для реакции:



Решение.

В этой реакции для H_2SO_4 $1/f = 1$, поэтому $M_э = M = 98$ г/моль-экв

$$C_H = n_3 \cdot 1000/V = (9,8 \cdot 1000)/(98 \cdot 100) = 1 \text{ моль-экв/л} = 1н.$$

Растворы одинаковой нормальности реагируют в равных объемах (следствие из закона эквивалентов). В общем случае, в химических реакциях объемы реагирующих веществ обратно пропорциональны их нормальностям:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{C_{H2}}{C_{H1}} \quad \text{или} \quad V_1 \cdot C_{H1} = V_2 \cdot C_{H2}.$$

На основании этих зависимостей можно не только вычислить объемы растворов, необходимые для проведения реакций, но и по объемам, затраченным на реакцию, рассчитывать их концентрацию.

Моляльная концентрация (моляльность) (C_m) – величина, равная отношению количества растворенного вещества к массе растворителя:

$$C_m = \frac{m}{M} \times \frac{1000}{m_{\text{ля}}},$$

где $m_{\text{р-ля}}$ – масса растворителя (г);

m – масса растворенного вещества (г);

M – молярная масса растворенного вещества (г/моль).

Моляльная концентрация выражается в *моль/кг* (растворителя).

Пример 4.5. Найти моляльность раствора, приготовленного из 25 г $CuSO_4$ и 300 г воды.

Решение. Используя предложенную выше формулу:

$$C_m = \frac{m}{M} \times \frac{1000}{m_{\text{ля}}} = \frac{25}{160} \times \frac{1000}{300} = 0,52 \text{ моль/кг}.$$

Мольная доля растворенного вещества (n_i) – безразмерная величина, равная отношению числа молей растворенного вещества к сумме чисел молей всех компонентов раствора. Для бинарного раствора она рассчитывается по формуле:

$$n_i = n_1/(n_1+n_2),$$

где n_i – мольная доля растворенного вещества или растворителя;

n_1 – число молей растворенного вещества;

n_2 – число молей растворителя.

Титр раствора (T) – соответствует числу граммов растворенного вещества в 1 мл раствора. Используется в количественном анализе:

$$T = \frac{m}{V},$$

где m – масса растворенного вещества (г);

V – объем раствора (мл).

Титр раствора выражается в г/мл.

Пример 4.6. Рассчитать титр 1,4 М раствора H_2SO_4 .

Решение. Так как в 1 л раствора содержится 1,4 моль вещества H_2SO_4 , то используя предложенную выше формулу:

$$T = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_p} = \frac{C_M \times M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_p} = \frac{1,4 \times 98}{1000} = 0,1373 \text{ г/мл.}$$

В международной системе единиц (СИ) приняты только массовая доля и молярная концентрация вещества в растворе. Однако в учебной, научной литературе и на практике широко используются и внесистемные способы выражения концентрации.

4.1. Приготовление растворов

Прежде чем готовить раствор заданной концентрации, следует представить себе, с какой степенью точности это необходимо делать. Это определяется областью использования раствора.

В лабораторной и технологической практике выбор способа выражения концентрации определяется не только удобством дальнейших расчетов, но и допускаемой погрешностью. Так, концентрацию раствора HCl , предназначенного для точных определений концентраций щелочей, лучше всего выразить в единицах нормальности и дать ее с относительной точностью порядка 0,2-0,3 %. Если же соляная кислота используется для создания не очень строго обозначенной кислотной среды, то ее концентрацию достаточно выразить с помощью плотности раствора с применением ареометра. Шкала ареометра позволяет определить плотность обычно с точностью до 0,005 г/мл, что соответствует погрешности примерно 1 %.

В некоторых случаях допустимо пользоваться еще менее точным способом выражения концентрации, оценивая ее величиной разбавления. Так, например, выражение «соляная кислота 1:3» означает, что один объем концентрированной соляной кислоты разбавлен тремя такими же объемами воды.

В зависимости от назначения раствора меняется и способ его приготовления, т. е. способ отбора рассчитанных количеств растворимого вещества и растворителя. Если растворяемое вещество находится в твердом состоянии, то рассчитанное его количество взвешивается на теххимических (точность взвешивания – 0,01 г) или аналитических (точность взвешивания – 0,0001 г) весах.

Выбор весов зависит от массы взвешиваемого вещества и требуемой точности. Так, при взвешивании 50 г и более всегда используются

технохимические весы. В этом случае допустимая ошибка во взвешивании в 0,01 г составит относительную погрешность лишь $0,01 \cdot 100/50 = 0,02 \%$. При взвешивании же 1 г и менее та же возможная ошибка в 0,01 г выразится относительной погрешностью в 50 раз большей и составит $0,01 \cdot 100/1 = 1 \%$.

Таким образом, для приготовления растворов с особой точностью требуется пользоваться аналитическими весами.

В промежуточных случаях, когда взвешивается 10–20 г вещества, выбор весов определяется заданной точностью раствора. Для приготовления растворов, концентрация которых должна быть выражена с точностью в 0,1–0,2 %, следует пользоваться аналитическими весами. Чем менее точна заданная концентрация раствора и чем больше масса взвешиваемого вещества, тем больше возможность использования технохимических весов.

Технохимическими весами пользуются также для приготовления растворов, концентрация которых вначале выражена приближенно, а затем определяется с большой степенью точности, например, методом титрования.

Воду, необходимую для получения заданного объема раствора, отмеряют при помощи мерного цилиндра подходящего объема. Это означает, что для объема в 10–20 мл следует воспользоваться мерным цилиндром вместимостью 25 мл, а не 100 мл и более, которые допускают большую погрешность при измерении сравнительно малых объемов. С другой стороны, не рекомендуется большой объем воды отмерять малым цилиндром в несколько приемов. Так, объем 75 мл лучше измерить мерным цилиндром на 100 мл, а не отмерять трехкратно цилиндром на 25 мл, так как, хотя точность отдельного измерения больше, допускаемая при этом погрешность может увеличиться из-за возможного суммирования ошибок отдельных измерений.

Для приготовления небольших объемов растворов со строго заданной процентной или молярной концентрацией масса воды, как и масса растворяемого вещества, определяется взвешиванием на технохимических или аналитических весах. Кроме того, соответствующие небольшие объемы воды могут отбираться с использованием пипеток.

Концентрация растворов, выраженная в единицах нормальности или молярности, определяется исходя из количества растворенного вещества, отвешенного на весах. В этом случае нет надобности отдельно отмерять или взвешивать воду, так как ее объем определяется вместимостью мерной колбы, взятой для приготовления раствора.

В тех случаях, когдаготавливаемыми растворами планируют пользоваться в течение длительного времени, следует учитывать их устойчивость во времени. Так, растворы восстановителей могут менять свою концентрацию, медленно окисляясь атмосферным кислородом. Щелочи в растворах поглощают атмосферный углекислый газ или взаимодействуют с оксидом кремния (IV), входящего в состав стекла посуды для хранения. Некоторые вещества неустойчивы к действию света или тепла. В большинстве своем концентрированные растворы проявляют большую устойчивость, чем разбавленные. Поэтому разбавленные растворы готовят из концентрированных непосредственно перед экспериментом.

Растворы определенной концентрации готовят следующими методами:

- 1) Из **фиксаналов** – растворением известной навески твердого вещества в определенной массе или объеме растворителя или раствора;
- 2) **Разбавлением концентрированных растворов.**

Фиксанал (стандарт-титр, первичный стандарт) – точно определенное количество вещества (твердое или раствор), содержащееся в ампуле и предназначенное для быстрого приготовления растворов с заранее известной концентрацией. Использование других методик такой точности не дает, так как большинство веществ, из которых готовят растворы, трудно получить химически чистыми. Например, серная кислота H_2SO_4 всегда содержит воду, гидроксид натрия $NaOH$ – гигроскопическую воду и некоторое количество Na_2CO_3 вследствие поглощения CO_2 из воздуха и т. д.

Приборы и реактивы. Аналитические и технохимические весы. Сушильный шкаф. Набор ареометров. Термометры (на 100 и 150 °С). Мензурки вместимостью 50, 25, 15 и 10 мл. Колбы конические на 50 мл. Колбы мерные на 50 и 100 мл. Колба плоскодонная на 250 мл. Бюкс диаметром 50 мл. Пипетки на 3 и 5 мл. Едкий натр. Растворы: серной кислоты (10-15 %-ный), гидроксида натрия (5 %-ный; 30 %-ный).

4.2. Лабораторная работа «Растворы»

Опыт 1. Определение плотности растворов с помощью ареометров

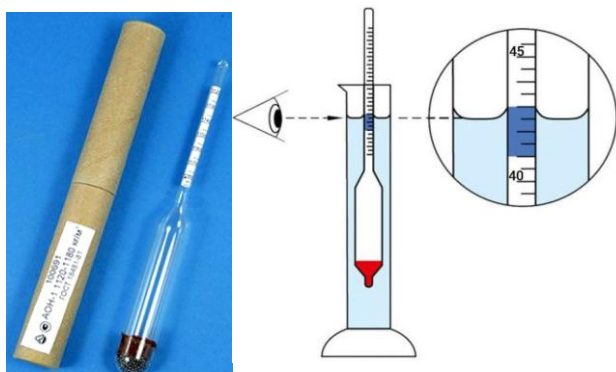


Рисунок 7 – Ареометр и работа с ним

Между плотностью раствора (ρ) и концентрацией растворенного вещества существует непосредственная зависимость. Для наиболее часто применяемых кислот, растворимых оснований и солей эта зависимость установлена и приводится в справочниках в виде таблиц (*Приложение*, табл. 1).

Благодаря этому определение концентрации растворенного вещества в пределах точности $\pm 0,5 \%$ может быть

приведено путем экспериментального измерения плотности раствора и нахождения концентрации вещества по табличным данным.

Плотность раствора определяют чаще всего с помощью ареометров (рис.7). Более точно концентрация растворенного вещества определяется методами аналитической химии.

Исследуемый раствор, заданный преподавателем, налейте в мерный цилиндр на 2/3 его высоты. Внимательно познакомьтесь с ценой деления шкалы ареометра и осторожно опустите его в цилиндр с раствором.

Ареометр не выпускайте из рук до тех пор, пока не станет очевидным, что он не утонет; при этом следите, чтобы ареометр не касался стенки и дна цилиндра (рис. 7). Отсчет производите по делению на шкале ареометра,

соответствующему нижнему краю мениска жидкости. При отсчете глаз наблюдателя должен быть на уровне мениска. Показание шкалы ареометра на уровне поверхности жидкости отвечает плотности этой жидкости.

С помощью ареометров плотность жидкости определяют с точностью до третьего десятичного знака.

По табличным данным (см. Приложение табл. 1, 2) найдите массовую долю, соответствующую измеренному значению плотности раствора. Если такого значения плотности нет, используйте два значения: больше и меньше измеренного, и методом интерполяции вычислите массовую долю.

Метод интерполяции состоит в том, что в узком интервале концентраций зависимость между плотностью и концентрацией считается линейной и массовую долю можно вычислить по формуле:

$$\omega_x = \omega_1 + \frac{(\omega_2 - \omega_1) \times (\rho_x - \rho_1)}{(\rho_2 - \rho_1)},$$

где ρ_x – измеренная плотность;

ρ_1 и ρ_2 – ближайшие табличные значения плотности;

ω_x , ω_1 и ω_2 – соответствующие им массовые доли растворенного вещества.

Рассчитайте также молярную концентрацию исследуемого раствора (стр. 34).

Опыт 2. Приготовление водного раствора из навески твердого вещества

Рассчитайте массу заданного вещества, необходимую для приготовления 100 мл 0,1 М раствора. На аналитических весах взвесьте необходимую массу заданного вещества на часовом стекле, предварительно взвесив его. Через воронку всыпьте вещество в мерную колбу, остатки вещества на стекле и в воронке смойте в колбу и долейте дистиллированной воды до 2/3 объема.

Перемешайте раствор круговым движением колбы до полного растворения вещества. Долейте воду до метки на горлышке колбы, последние порции воды добавляйте по каплям.

Плотно закройте горлышко пробкой и тщательно перемешайте раствор, переворачивая колбу вверх дном. Определите плотность приготовленного раствора (г/мл), для чего во взвешенный сухой бюкс отмерьте пипеткой 10 мл приготовленного раствора и взвесьте бюкс с раствором.

По результатам взвешивания определите массу 10 мл приготовленного раствора и его плотность. Рассчитайте массовую долю растворенного вещества.

Опыт 3. Приготовление водного раствора путем разбавления

Налить имеющуюся в лаборатории серную кислоту (10-15 %-ной кислоты) в стеклянный цилиндр и определить плотность ее ареометром. Какому содержанию H_2SO_4 (в %) соответствует найденная плотность? (Приложение, табл. 1).

Рассчитайте, какой объем этой кислоты нужно взять для приготовления 100 мл раствора серной кислоты заданной концентрации (0,1 М или 0,1 н по указанию преподавателя).

В мерную колбу вместимостью 100 мл примерно на $\frac{1}{4}$ ее объема налить из промывалки дистиллированную воду. Перемешивая жидкость круговым движением колбы влить в нее рассчитанный и отмеренный пипеткой (на 10-15 мл) объем концентрированной кислоты. Дождаться охлаждения раствора до комнатной температуры. Затем, добавляя воду, довести уровень жидкости в колбе до метки по нижнему мениску. Последние порции воды добавлять по каплям пипеткой. Плотнo закрыть колбу пробкой, перемешать несколько раз полученный раствор, перевертывая колбу вверх дном.

Записать в отчет проведенные для этого опыта расчеты.

Опыт 4. Приготовление раствора заданной концентрации путем смешения

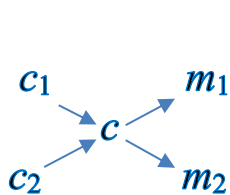
Приготовить 200 мл 10 %-ного раствора гидроксида натрия, имея в своем распоряжении 30 %-ный и 5 %-ный раствор NaOH (гидроксид натрия может быть заменен любым другим веществом по указанию преподавателя).

Выписать из табл. 2 *Приложения* плотности приготавливаемого и исходных растворов NaOH, зная их концентрации (%). Рассчитать объемы исходных 30 %-ного и 5 %-ного раствора двумя способами.

Первый способ расчета. Вычислить массу 200 мл подлежащего приготовлению 10 %-ного раствора и массу NaOH, содержащегося в нем. Обозначив через X мл объем 30 %-ного и через Y мл – 5 %-ного растворов, составить расчетные формулы для вычисления масс исходных растворов и масс NaOH, содержащегося в них.

Составить два уравнения с двумя неизвестными, приравняв в первом из них сумму масс исходных растворов массе приготавливаемого раствора, во втором – сумму масс NaOH в исходных растворах массе NaOH в приготавливаемом растворе. Решив систему составленных уравнений, найти значения X и Y , соответствующие объемам (в мл) 30 %-ного и 5 %-ного растворов, необходимые для приготовления 200 мл 10 %-ного раствора.

Второй способ расчета. Этот способ известен под названием «правило креста» из-за внешнего вида схематического оформления расчета:



где c – концентрация изготoвляемого раствора (%);

c_1 и c_2 – более высокая и более низкая концентрация исходных растворов (в случае чистой воды $c_2 = 0$), соответственно (%);

m_1 и m_2 – числа, которые показывают, в каких массовых соотношениях следует смешать исходные растворы более высокой и более низкой концентрации: $m_1 = c - c_2$; $m_2 = c_1 - c$.

Составить схему расчета по «**правилу креста**» и вычислить массы исходных 30 %-ного и 5 %-ного растворов. Пользуясь плотностями, найти объемы растворов (мл). Результаты расчетов, выполненных двумя способами, не должны отличаться более чем на ± 1 мл.

Отмерить вычисленные объемы исходных растворов, слить в колбу на 200 мл, закрыть колбу пробкой и тщательно перемешать раствор, перевернув колбу несколько раз вверх дном. Отлить часть раствора в цилиндр, измерить ареометром плотность приготoвленного раствора и по табл. 2 *Приложения* найти

его концентрацию NaOH в нем, найденную по таблице. Установить расхождение практически полученной концентрации с заданной.

Записать в отчет проведенные для этого опыта расчеты.

4.3. Контрольные вопросы

1. Что такое раствор? Какие типы растворов по агрегатному состоянию можно выделить?
2. Что считается растворителем? Что растворенным веществом?
3. Какие процессы протекают при растворении вещества?
4. Как изменяется структура растворителя и растворенного вещества при растворении?
5. Что такое растворимость? Что является количественной мерой растворимости?
6. Что называется насыщенным раствором?
7. Что такое ненасыщенный раствор?
8. Какой раствор называется пересыщенным? Как его можно приготовить?
9. От каких факторов зависит растворение твердого вещества в жидкости? Почему?
10. От каких факторов зависит растворение газа в жидкости? Почему?
11. От каких факторов зависит растворение жидкости в жидкости? Почему?
12. Что называется концентрацией раствора? Какими способами можно ее выразить? Охарактеризуйте каждый из них?
13. Сформулируйте правила приготовления жидких растворов?
14. Что такое ареометр? Каковы правила работы с ним?
15. Поясните, что такое «правило креста»? На примере покажите, как им пользоваться.

5. ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ КООРДИНАЦИОННОЙ ТЕОРИИ

Координационными соединения существуют как в кристаллическом состоянии, так и в растворе, и особенностью которых является наличие центрального атома (акцептора электронов), окруженного лигандами (донорами электронов).

В рамках координационной теории в сложном химическом соединении выделяют *центральный атом* или *ион*, выступающий в качестве координационного центра и называемый *комплексобразователем*, и непосредственно окружающие его химические частицы – *лиганды*.

Совокупность центрального атома (иона) комплексобразователя и лигандов составляет *внутреннюю координационную сферу* комплекса, которая представляет собой собственно *комплексную (координационную)* частицу, существующую при определенных условиях как единое целое.

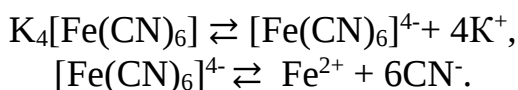
В зависимости от соотношения зарядов координационного центра и лигандов комплексная частица может быть как нейтральной, так и положительно или отрицательно заряженной.

Компенсация избыточного отрицательного или положительного заряда комплексной частицы происходит в результате электростатического

взаимодействия с противоположно заряженными катионами или анионами, которые образуют *внешнюю сферу* комплекса.

Внутреннюю сферу комплекса при записи химической формулы, как правило, отделяют от внешней *квадратными скобками*, например: $K_4[Fe(CN)_6]$, $[Co(NH_3)_5Cl]Cl_2$, $Na_2[SO_4]$, $[NH_4]Cl$. В формулах часто встречающихся солей, кислот квадратные скобки часто опускаются.

Диссоциация комплексных соединений на внутреннюю и внешнюю сферу, называемая *первичной диссоциацией*, протекает практически нацело по типу сильных электролитов, а *вторичная диссоциация* – образование в объеме раствора гидратированных компонентов внутренней сферы комплекса по типу слабых электролитов:

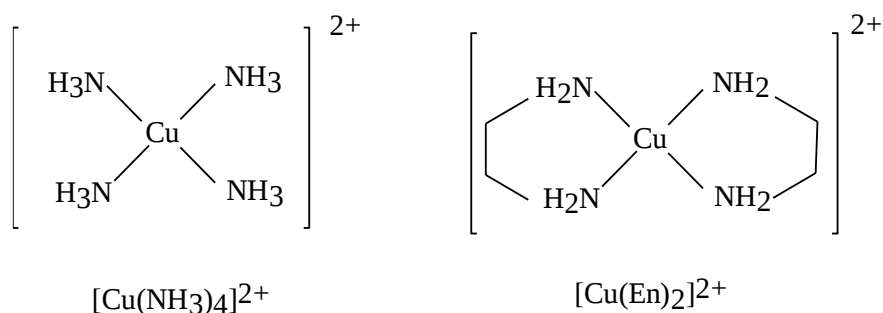


Количественный состав внутренней сферы комплекса определяется величиной *координационного числа* центрального атома (иона). Так, в $K[Ag(CN)_2]$, $Na_2[CO_3]$, $[NH_4]Cl$, $Ni(CO)_4$, PF_5 , $[Co(H_2O)_6]Cl_3$ координационные числа Ag^+ , C^{4+} , N^{3-} , Ni^0 , P^{5+} , Co^{3+} составляют: 2, 3, 4, 5 и 6.

Каждый из лигандов в этих комплексах занимает одно координационное место. Такие лиганды называются **монодентатными**.

Иногда один лиганд может занимать несколько координационных мест во внутренней сфере.

Например, в отличие от молекулы аммиака, способной образовывать только одну донорно-акцепторную связь с участием неподеленной пары электронов азота, этилендиамин $NH_2-CH_2-CH_2-NH_2$ (*En*) характеризуется наличием двух донорных атомов азота и может образовывать две связи с центральным ионом-комплексообразователем:



В результате этого каждая молекула этилендиамина занимает два координационных места во внутренней сфере комплекса. Такие лиганды, занимающие в координационной сфере центрального атома (иона) несколько координационных мест, называются *полидентатными* (*би-, три-, тетра-, пента-, гексадентатными*) лигандами.

Полидентатные лиганды, строение которых приводит к образованию циклов при их комплексообразовании, называются *хелатными* («хелат» – греч. – клешня) лигандами, а соответствующие комплексы на их основе *хелатными* комплексами.

Некоторые монодентатные лиганды типа NO_2^- , SCN^- , CN^- , CO , $(CH_3)_2SO$, $(NH_2)_2CO$, $(NH_2)_2CS$ содержат два различных донорных атома, способных к

донорно-акцепторному взаимодействию с координационным центром: $M \leftarrow NO_2$ и $M \leftarrow ONO$, $M \leftarrow SCN$ и $M \leftarrow NCS$, $M \leftarrow CN$ и $M \leftarrow NC$ и т. д. Такие лиганды называются *амбидентатными лигандами*.

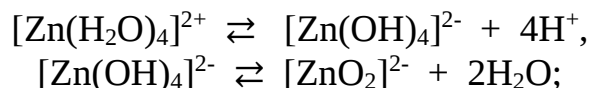
Амбидентатные лиганды часто выступают в качестве *мостиковых лигандов*, объединяющих два одинаковых или разных металлических координационных центра: $\{-Ag-CN-Ag-\}$, $\{-Pt-CO-Pt-\}$, $\{-Co-NOO-Fe-\}$.

Комплексные соединения, содержащие только один координационный центр, называются *моноядерными*, а несколько – *полиядерными* комплексами.

Наряду с полиядерными комплексами, объединение металлических центров в которых обеспечивается мостиковыми лигандами, существует большой круг полиядерных комплексов, характеризующихся образованием прочных связей непосредственно между металлическими центрами. Такие комплексные соединения называются *кластерными комплексами*.

В зависимости от заряда комплексы подразделяются на *катионные* ($[Co(NH_3)_6]^{3+}$, $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$), *нейтральные* ($[Ni(CO)_4]$, $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$), *анионные* ($[FeCl_6]^{3-}$, $[Hg(CN)_4]^{2-}$) и *катионно-анионные* ($[Cr(NH_3)_6][Cr(CN)_6]$, $[CuEn_2][Ag(CN)_2]_2$). По характеру лигандов комплексы подразделяются на *смешанно-лигандные* $[Cu(NH_3)(H_2O)Cl(NO_2)]$ и комплексы с *однородным лигандным окружением* центрального атома.

Среди наиболее часто встречающихся в химической практике комплексов с однородным лигандным окружением можно выделить: *аммиачные* и *аминные*, содержащие во внутренней сфере молекулы аммиака и органических аминов, *аква-*, *гидроксо-* и *оксокомплексы*, в качестве лигандов в которых выступают молекулы воды и продукты их кислотной диссоциации – гидроксидные OH^- и оксидные O^{2-} -ионы:



ацидокомплексы, содержащие во внутренней сфере разнообразны кислотные остатки: $[NiCl_4]^{2-}$, $[HgBr_4]^{2-}$, $[TiF_6]^{2-}$, $[Co(NO_2)_6]^{3-}$, $[Pd(CN)_4]^{2-}$, $[Fe(NCS)_6]^{2-}$.

5.1. Номенклатура комплексных соединений

При написании *формулы* комплекса с однородным составом внутренней сферы вначале записывается центральный атом, а затем лиганды с указанием их количества в виде нижних числовых индексов. Всю внутреннюю сферу заключают в квадратные скобки. В зависимости от того, является ли комплекс катионом или анионом, слева или справа от комплекса помещают внешнесферный ион: $Na[FeCl_4]$, $Ba_3[Co(CN)_6]_2$, $[Cu(NH_3)_4]SO_4$, $[Zn(H_2O)_4]NO_3$. Для нейтральных комплексов, а также распространенных солей и кислот допускается запись их формул без квадратных скобок: $Fe(CO)_5$, K_2SO_3 , $UO_2(NO_3)_2$.

Для смешанно-лигандного комплекса, содержащего лиганды с различным зарядом (L^+ , L , L^-), в формуле комплекса их располагают в следующем порядке $[M(L^+)(L)(L^-)]$, например, формула смешанно-лигандного комплекса железа (III) с NO^+ , NH_3 и Cl^- в качестве лигандов имеет вид: $[Fe(NO)(NH_3)_4Cl]SO_4$.

Лиганды, одинаковые по типу заряда, но разные по химическому составу записывают справа налево в порядке увеличения относительной электроотрицательности их первых элементов. Среди нейтральных лигандов H_2O и NH_3 первым (слева) во внутренней сфере комплекса рекомендуется записывать воду: $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_4(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_3$; среди отрицательных лигандов $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ и OH^- оксалатный лиганд рекомендуется записывать левее, чем гидроксильный: $\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)(\text{OH})_4]$. Если разные лиганды имеют совпадающий первый элемент в их формуле, то порядок их расположения во внутренней сфере комплекса определяется увеличением числа разных элементов в составе лиганда – вначале рекомендуется записывать одноэлементный лиганд, затем двух-, трех- и т. д., например: $[\text{Ru}(\text{N}_2)(\text{NH}_3)_4(\text{NH}_2\text{OH})_2]^{2+}$.

При сокращенном буквенном обозначении лигандов (этилендиамин – Еп, диметилглиоксим – DMG и др.) порядок их записи в формуле комплекса определяется теми же правилами, что и при использовании их химических формул.

Во избежание разночтений разные лиганды, входящие в состав смешанно-лигандных комплексов, отделяются друг от друга круглыми скобками. Для лигандов, которые при одинаковом составе могут иметь различный заряд, например: NO^+ , NO , NO^- или O_2^{2-} , O_2^- в формуле комплекса допускается указание их заряда с помощью правого верхнего индекса у обозначения лиганда: $[\text{Pd}\{\text{P}(\text{C}_6\text{H}_5)\}_2(\text{O}^\circ_2)]$, $[\text{Co}(\text{CN})_5(\text{O}_2^-)]^{4-}$.

Если в формуле комплексного соединения степень окисления центрального атома не очевидна, то она может быть указана в формуле комплекса с помощью правого верхнего индекса у символа центрального атома римскими цифрами: $[\text{Co}^{\text{III}}(\text{NH}_3)_6][\text{Cr}^{\text{III}}(\text{CN})_6]$.

Название комплексного соединения также состоит из названий лигандов и центрального атома внутренней сферы и названия внешнесферного катиона или аниона. Название *отрицательно заряженных лигандов* образуется из полного названия ионов с добавлением соединительной гласной –о:

Cl^- хлоро -	Br^- бromo-	I^- иодо-	O_2^- над- пероксо-	O_2^{2-} пероксо-	O^{2-} оксо-	N^{3-} нитридо-
OH^- гидроксо-	CN^- циано-	NH_2^- амидо-	NH_2^- имидо-	NCS^- тио- цианато-	S_2^{2-} ди- сульфидо-	H^- гидридо-
$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ тио- сульфато-	TeO_6^{6-} орто- теллурато-	ClO^- гипо- хлорито-	IO_5^{6-} орто- перiodато-	CO_3^{2-} карбо- нато-	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ ди- фосфато-	HSO_4^- гидро- сульфато-

Аналогично строятся названия лигандов органических кислот:

HCOO^- формиато-	CH_3COO^- ацетато-	$\text{HON}=\text{C}(\text{CH}_3)\text{C}(\text{CH}_3)=\text{NO}^-$ диметилглиоксимато
$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ оксалато-	$\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COO}^-$ глицинато-	$\{(\text{OOCCH}_2)_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{N}(\text{CH}_2\text{COOO})_2\}^{4-}$ этилендиаминтетраацетато-

По традиции лиганд S^{2-} называют *тио-*. Анионы углеводородов в качестве лигандов называют *без соединительной гласной –о*: CH_3^- - метил, $C_6H_5^-$ фенил, $C_5H_5^-$ цикlopентадиенил.

Если в качестве лигандов выступают *положительно заряженные частицы*, то в их названиях либо сохраняется окончание *–ий*, либо его добавляют: $N_2H_5^+$ – гидразиний, NO^+ – нитрозилий.

Катион H^+ по традиции называют *гидро-*.

Название нейтральных лигандов в составе внутренней сферы комплекса остается неизменным:

N_2 дiazот	SO_2 серы диоксид	N_2H_4 гидразин	$P(C_6H_5)$ три- фенилфосфин	O_2 дикислород
По традиции для ряда лигандов используют <i>специальные названия</i> :				
H_2O аква	NH_3 аммин	CO карбонил	CS тiо- карбонил	NO нитрозил

Для *амбидентатных лигандов*, способных координироваться к центральному атому различными донорными атомами, в названии лиганда через дефис рекомендуется указывать символ донорного атома химического элемента: CN- циано-N или циано-C, NCS- тиоцианато-N или тиоцианато-S. По традиции *нитрит-ион*, координированный через атом N, называют *нитро-*, а координированный через атом кислорода – *нитрито*.

Число одинаковых лигандов во внутренней сфере комплекса указывается приставками: *ди-*, *три-*, *тетра-* и т. д., которые записываются слитно с названием лиганда: $(H_2O)_4$ тетрааква-, $(Br^-)_3$ трибромо-, $(SO_4^{2-})_2$ дисульфато-, $(NH_3)_5$ пентааммин.

Если в названии самого сложного лиганда уже используется числовая приставка, например: O_2^0 дикислород, $NH_2CH_2CH_2NH_2$ этилендиамин, то для указания числа таких лигандов во внутренней сфере применяют умножающие приставки: 2 – *бис*, 3 – *трис*, 4 – *тетракис* и т. д., а название самого лиганда заключают в скобки: $(N_2)_2$ *бис(дiazот)*, $\{P(C_6H_5)_3\}_3$ *трис(трифенилфосфин)*. Название лиганда также заключается в скобки, если в его названии используются цифры или символы химических элементов: $\{C_6H_5N\}_2$ –(2,2'-бипиридил), NCS- (тиоцианато-N).

Название лиганда заключается также в скобки. Образующееся при названии внутренней сферы словосочетание может привести к неоднозначности в определении природы лиганда: $(N)_2$ ди(азот), что указывает на присутствие во внутренней сфере двух атомов азота, в отличие от (N_2) – diaзот для одной молекулы азота. Рекомендуется также выделять круглыми скобками названия лигандов с характеристическими приставками – пер-, тiо-, гидро-, орто-, мета-, и названия сложных органических лигандов.

Центральный атом (ион). Систематическое название центрального атома, указываемое после названия лигандов, зависит от заряда комплекса:

- для *нейтральных комплексов* применяют русское название элемента комплексообразователя в именительном падеже:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$ – трихлоротриамминкобальт,
 $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{C}_2\text{O}_4)\text{Cl}]$ – хлорооксалатотриаквахром,
 $[\text{Fe}(\text{NH}_3)_2(\text{NCS})_4]$ – тетра (тиоцианато-N) диамминжелезо,
 $[\text{MnH}(\text{CO})_5]$ – пентакарбонилгидромарганец,
 $[\text{Pt}\{\text{P}(\text{C}_3\text{H}_5)_3\}_2\text{Cl}_2]$ – дихлоробис(триэтилфосфин)платина,
 $[\text{SO}_2\text{Cl}_2]$ – дихлородиоксосера,
 $[\text{XeOF}_4]$ – тетрафторооксоксенон;

- для катионных комплексов русское название элемента комплексообразователя дается в родительном падеже с указанием римскими цифрами в круглых скобках его степени окисления:

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ – диамминсеребра (I),
 $[\text{Ru}(\text{NH}_3)_5(\text{N}_2)]^{2+}$ – (дiazот)пентаамминрутения (II),
 $[\text{UO}_2]^{2+}$ – диоксоурана (VI),
 $[\text{BrF}_2]^+$ – дифтороброма (III).

Для элементов с постоянной степенью окисления допускается применение названий элементов без указания его степени окисления:

$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{2+}$ – гидроксопентаакваалюминия;

- в анионных комплексах название элемента комплексообразователя образуется из корня латинского названия элемента с добавлением окончания – *ат* и указанием римскими цифрами в круглых скобках его степени окисления:

$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ – гексацианоферрат(II),
 $[\text{HgI}_4]^{2-}$ – тетраиодомеркурат (II),
 $[\text{Pt}(\text{NO}_2)_4\text{Cl}_2]^{2-}$ – дихлородинитроплатинат (IV),
 $[\text{SO}_4]^{2-}$ – тетраоксосульфат (VI),
 $[\text{PHO}_3]^{2-}$ – триоксогидрофосфат (III).

Для элементов с постоянной степенью окисления допускается название элемента без указания его степени окисления:

$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ – тетрагидроксоцинкат,
 $[\text{HF}_2]^-$ – дифторогидрогенат.

Полное название соединений с комплексным катионом или анионом включает также традиционное название внешнесферных ионов:

$[\text{Ir}(\text{NH}_3)_4(\text{NCS})_2]\text{ClO}_4$ – перхлорат ди(тиоцианато-S)тетраамминиридия (III),
 $(\text{NH}_4)_3[\text{Pt}(\text{NH}_3)(\text{NO}_2)_5]$ – пентанитроамминплатинат (IV) аммония,
 $\text{H}[\text{AuCl}_4]$ – тетрахлороаурат (III) водорода,
 $\text{Na}[\text{PH}_2\text{O}_2]$ – диоксодигидрофосфат (I) натрия,
 $(\text{KAl})[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексацианоферрат (II) алюминия-калия,
 $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6](\text{SO}_4)(\text{HSO}_4)$ – гидросульфат-сульфат гексаамминкобальта (III).

Полное название комплексов катион-анионного типа состоит из систематического названия комплексного аниона и комплексного катиона:

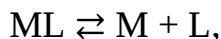
$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_4]$ – тетрахлороплатинат (II) тетраамминплатины (II),
 $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}_3][\text{Cr}(\text{CN})_6]_2$ – гексацианохромат(III) трихлоропентаамминкобальта (III).

Для различных геометрических цис-транс изомеров в формулах и названиях комплексов используют соответствующие *цис*- и *транс*- приставки: транс- $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ транс-дихлородиамминпалладий, транс- $[\text{CoEn}_2(\text{CN})_2]\text{Cl}$

хлорид транс-дицианобис(этилендиамин)кобальта (III), цис- $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_4\text{Cl}_2]$ цис-дихлоротетрагидроксохромат (III) натрия.

5.2. Равновесия в растворах комплексных соединений

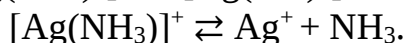
Диссоциация комплексных соединений – ступенчатый процесс. Комплекс и лиганды последовательно образуют ряд продуктов (для упрощения записи заряды ионов опущены):



.....



Например, комплекс диамминсеребра (I) диссоциирует по схеме:



Константы равновесия реакций диссоциации комплексов называются константами нестойкости (K_n). Ступенчатые константы нестойкости комплекса, образуемых при диссоциации, равны:

$$K_{n1} = \frac{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+][\text{NH}_3]}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)^+]} = 4,76 \cdot 10^{-4},$$

$$K_{n2} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)^+]} = 1,2 \cdot 10^{-4}.$$

Чем меньше концентрация продуктов диссоциации, тем устойчивее комплекс и тем меньше константа нестойкости.

Общая константа нестойкости представляет собой произведение всех ступенчатых констант нестойкости комплекса. На примере представленного комплекса можно записать:

$$K_n = K_{n1} \cdot K_{n2} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]} = 5,7 \cdot 10^{-8}.$$

5.3. Лабораторная работа «Координационные соединения»

Опыт 1. Получение комплексов никеля и меди. (Выполнять в вытяжном шкафу)

В одну пробирку налить ≈ 1 мл раствора хлорида никеля (II), во вторую столько же сульфата меди (II). В каждую из пробирок буквально по каплям добавлять концентрированный раствор аммиака, наблюдая образование осадков и их дальнейшее растворение. Отметить цвет образующихся растворов. Обосновать наблюдения. Назвать комплексы.

Опыт 2. Получение комплексов серебра. (Выполнять в вытяжном шкафу)

В две пробирки налить по 1 мл раствора нитрата серебра и в каждую прилить раствор хлорида натрия. Отметить цвет образовавшегося осадка. Дать осадку отстояться и с него слить раствор. К осадку в одной пробирке добавить раствор концентрированного аммиака, а в другой – концентрированной соляной

кислоты. Наблюдать растворение осадков. Обосновать наблюдения. Назвать комплексы.

5.4. Качественные реакции на ионы железа

Качественными называются такие реакции, которые позволяют идентифицировать определенные атомы, молекулы, функциональные группы и т. д. в исследуемом объекте. При этом происходит выделение газа, изменение цвета раствора, образование осадка, появление специфического запаха и др.

При определении катионов металлов часто используют характерные координационные соединения, или реакции, в результате которых такие соединения образуются и дают специфические окраски.

Например³, роданид калия дает с ионами железа (III) соединения кроваво-красного цвета (роданид железа (III)), а при избытке роданид-ионов, за счет вхождения их в координационную сферу Fe^{3+} – комплекс: $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3+}$.

Желтая кровяная соль $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ образует с ионами железа (III) соединения ярко-синего цвета – «Берлинская лазурь».

Красная кровяная соль $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – с ионами железа (II), образует идентичное соединение ярко-синего цвета – «Турнбулева синь».

В щелочной среде оба цианидных комплекса разлагаются.

Опыт 3. Качественные реакции на ионы железа

а) В одну пробирку налить 2 мл раствора хлорида железа (III), во вторую столько же гексацианоферрата (II) калия ($\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). В каждую из пробирок добавить раствор роданида калия (KCNS). Отметить цвета полученных растворов.

б) В третью пробирку налить 2 мл свежеприготовленного раствора сульфата железа (II), в четвертую столько же раствора гексацианоферрата (III) калия ($\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$). В каждую из этих двух пробирок добавить раствор гидроксида натрия. Отметить образование осадка в одной из пробирок.

Обосновать наблюдения. Назвать все комплексы железа.

Опыт 4. Получение и превращения комплексов кобальта

а) По несколько кристаллов кристаллогидрата $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ поместить в две пробирки. В одну налить воду, а в другую – концентрированную соляную кислоту. Отметить цвет растворов.

б) Стеклой палочкой, смоченной в водном растворе соли кобальта (розового цвета), сделать надпись на листке бумаги. Осторожно нагреть бумагу над пламенем спиртовки. Что наблюдается?

в) Несколько кристаллов $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ поместить в фарфоровую чашку и нагреть в пламени спиртовки. Что наблюдаете? Дать чашке остыть и налить несколько капель воды. Что наблюдаете? Обосновать наблюдения. Назвать комплексы кобальта.

³ Гольбрайх З. Е. Практикум по неорганической химии. – М.: Высшая школа, 1986. – 350 с. (см. с. 264).

Опыт 5. Получение и превращения комплексов цинка

К 2 мл раствора $ZnCl_2$ добавить раствор $NaOH$ и наблюдать образование осадка гидроксида и его последующее растворение. К полученному раствору добавить соляную кислоту и наблюдать обратный процесс перехода гидроксокомплекса цинка в аквакомплекс.

Опыт 6. Образование и превращение комплексного соединения ртути (II)

Прodelайте предварительный опыт: налейте в две пробирки по ~1 мл раствора нитрата ртути (II) и прибавьте в одну из них 1-2 капли раствора щелочи, а в другую – столько же раствора сероводородной воды. Отметьте цвет образующихся малорастворимых соединений HgO (продукт распада $Hg(OH)_2$) и HgS .

В пробирку с ~1 мл раствора нитрата ртути (II) добавьте по каплям раствор иодида калия. Отметьте цвет образующегося осадка и его последующее растворение после добавления избытка раствора иодида калия. Координационное число ртути (II) в образующемся комплексе равно 4.

Раствор с полученным комплексным соединением ртути (II), содержащий избыток иодида калия, разделите на две части. К одной из них добавьте несколько капель раствора щелочи, а к другой – сероводородной воды. Что наблюдается? Объясните полученные результаты, принимая, что произведение растворимости $Hg(OH)_2$ – величина порядка 10^{-26} , а $PP_{HgS} = 1,4 \cdot 10^{-45}$.

5.5. Разрушение комплексов

Опыт 7. Разрушение аммиачного комплекса серебра в сильноокислом растворе

Получите осадок $AgCl$, прибавив к ~1 мл раствора нитрата серебра 1-2 капли раствора хлорида натрия. Слейте жидкость из пробирки и к оставшемуся осадку добавьте раствор аммиака (лучше концентрированного) до его полного растворения. Почему растворился осадок? Затем в пробирку с растворенным осадком по каплям прибавляйте концентрированную азотную кислоту (3-5 капель). Что наблюдается? Почему?

5.6. Контрольные вопросы

1. Чем объясняется особая склонность d-элементов образовывать комплексные соединения?
2. Приведите систематические названия следующих комплексов, укажите внутреннюю и внешнюю сферу, определите степень окисления комплексообразователя и его координационное число. Напишите выражение для констант нестойкости:
 $Na[B(OH)_4]$, $Ca[Fe(CN)_6]$, $[Ag(NH_3)_2]Cl$, $[Cr(H_2O)_3(C_2O_4)Cl]$, $(NH_4)_2[HgI_4]$, $H[AuCl_4]$, $Al[Cr(CNS)_6]$, $Na_2[PtCl(OH)_5]$, $[CuEn_2](NO_3)_2$, $[Zn(H_2O)_4](ClO_4)_2$, $[Rh(NH_3)_4CO_3]NO_3$, $[Co(NH_3)_5NO_2]Cl_2$, $[Co(NH_3)_5(ONO)]Cl_2$, $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$, $Ni(CO)_4$.
3. Напишите формулы следующих соединений: гексафторофосфат (V) натрия, тетраоксомангант (VI) калия, трироданотриаквахром, тетрагидроксоцинкат

магния, гексафторохромат (III) гексааквахрома (III), тетратианоплатинат (II) тетраамминпалладия (II), сульфитодиамминпалладий, тринитродихлороакваиридат (III) калия.

6. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

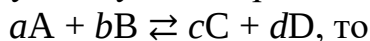
В результате самопроизвольного протекания химической реакции свободная энергия системы понижается и может достичь своего минимума еще до того, как реагенты будут израсходованы полностью. Тогда в системе должно установиться равновесие между исходными веществами и накопившимися продуктами реакции. Энергия Гиббса при этом не меняется, т. е. $\Delta G = 0$. В состоянии *химического равновесия* концентрации (или парциальные давления в случае газов) исходных веществ и продуктов не меняются во времени и называются равновесными концентрациями (или парциальными давлениями) веществ. Равновесные концентрации обычно обозначаются символом вещества в квадратных скобках.

Из термодинамики идеальных газов следует, что для одного моль идеального газа энергия Гиббса зависит от давления следующим образом:

$$\Delta G = \Delta G^{\circ} + RT \ln \frac{P}{P^{\circ}},$$

где ΔG° – энергия Гиббса при стандартном давлении P° .

Если несколько газов участвуют в обратимом процессе:



$$\Delta G = \Delta G^{\circ} + RT \ln \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b},$$

где p_C, p_D, p_A, p_B – парциальные давления газов; a, b, c, d – стехиометрические коэффициенты.

Термодинамическим условием наступления равновесия является $\Delta G = 0$, поэтому:

$$\ln K_p = -\frac{\Delta G^{\circ}}{RT},$$

где $K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b}$ – константа равновесия обратимого процесса, выраженного через равновесные парциальные давления.

Известно, что парциальные давления газов характеризуют их концентрации в равновесной смеси, и поэтому могут быть заменены ими:

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b},$$

где $[C], [D], [A], [B]$ – равновесные концентрации компонентов (моль/л).

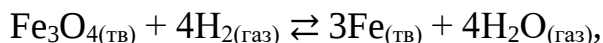
Частное от деления произведения равновесных концентраций продуктов реакции на произведение равновесных концентраций исходных веществ, взятых в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, является величиной, постоянной при данной температуре, и называется *константой равновесия*.

Связь между константами равновесия K_p и K_c можно выразить уравнением:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n},$$

где $\Delta n = (c + d) - (a + b)$ – изменение числа молей газообразных веществ в ходе реакции.

В выражение константы равновесия гетерогенной реакции входят только концентрации (парциальные давления) веществ, находящихся в газовой фазе, так как концентрации веществ, находящихся в конденсированной фазе, как правило, остаются постоянными.



при этом:

$$K = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^4}{[\text{H}_2]^4}.$$

Константа химического равновесия зависит от природы реагирующих веществ и от температуры и определяет глубину протекания процесса в момент достижения состояния равновесия. Чем больше константа равновесия, тем полнее прошло взаимодействие исходных веществ и в равновесной смеси больше продуктов реакции.

Константа равновесия при постоянной температуре зависит только от величины изменения стандартной свободной энергии процесса:

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K, \quad \Delta G^\circ = -2,3RT \lg K,$$

$$K = e^{\left(-\frac{\Delta G^\circ}{RT}\right)}, \quad K = 10^{\left(-\frac{\Delta G^\circ}{2,3RT}\right)}.$$

Таким образом, K можно рассчитать, пользуясь справочными данными значений термодинамических величин.

Пример 6.1. Стандартное изменение энергии Гиббса для реакции $A + B \rightleftharpoons AB$ при 298 К равно (–8 кДж/моль). Исходные концентрации веществ А и В равны 1 моль/л. Найти константу равновесия и равновесные концентрации веществ.

Решение. Для расчета равновесных концентраций первоначально рассчитаем константу равновесия процесса, используя формулу:

$$\lg K = -\frac{\Delta G^\circ}{2,3RT} = -\frac{-8 \cdot 10^3}{2,3 \cdot 8,31 \cdot 298} = 1,405, \text{ откуда } K = 25,4.$$

Вещество	$C_{\text{исх.}}$	ΔC	[...]
А	1,0	x	$1,0 - x$
В	1,0	x	$1,0 - x$
AB	0,0	x	x

Поскольку продукта реакции в начале процесса еще не существует, то можно считать, что его исходная концентрация равна 0 моль/л. Для решения составим таблицу исходных данных по концентрациям веществ, где $C_{\text{исх.}}$ – исходная концентрация вещества, ΔC – количество прореагировавшего вещества, а [...] – равновесная концентрация вещества.

Между концентрациями существует соотношение: $C_{\text{исх.}} = \Delta C + [\dots]$. Обозначим за « x » количество прореагировавшего вещества А, тогда, согласно

уравнению, можно выразить остальные виды концентраций и занести их в таблицу.

Подставив величины равновесных концентраций в выражение для константы равновесия:

$$K = [AB]/[A] \times [B] = \frac{x}{(1-x)^2} = 25,4,$$

получим уравнение: $25,4x^2 - 51,8x + 25,4 = 0$.

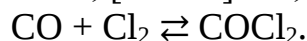
Используем формулу расчета корней квадратного уравнения:

$$x_{1,2} = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}.$$

Находим корни: $x_1 = 0,82$ и $x_2 = 1,22$.

Корень $x_2 = 1,22$ не удовлетворяет условию задачи (концентрации не могут оказаться отрицательными), поэтому равновесные концентрации веществ $[AB] = 0,82$ моль/л; $[A] = [B] = 0,18$ моль/л.

Пример 6.2. Вычислить начальные концентрации молекулярного хлора и оксида углерода (II), а также константу равновесия, если равновесные концентрации $[Cl_2] = 0,3$ моль/л; $[CO] = 0,2$ моль/л; $[COCl_2] = 1,5$ моль/л.



Решение. Поскольку продукта реакции перед ее началом не было, то можно считать его исходную концентрацию равной 0 моль/л.

Вещество	$C_{исх.}$	ΔC	[...]
CO	[...] + ΔC	1,5	0,3
Cl ₂	[...] + ΔC	1,5	0,2
COCl ₂	0,0	1,5	1,5

Концентрация прореагировавших веществ для данной реакции равна равновесной концентрации $[COCl_2]$, следовательно, исходные концентрации (моль/л) равны: $C_{исх.}(CO) = 0,2 + 1,5 = 1,7$; $C_{исх.}(Cl) = 0,3 + 1,5 = 1,8$.

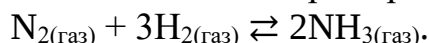
$$K = \frac{[COCl_2]}{[CO][Cl_2]} = \frac{1,5}{0,3 \cdot 0,2} = 25.$$

Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье

При внешнем воздействии на систему происходит смещение химического равновесия, т. е. изменяются равновесные концентрации исходных веществ и продуктов реакции. Если в результате внешнего воздействия увеличиваются концентрации продуктов реакции, то говорят о смещении равновесия вправо. Если вследствие внешнего взаимодействия увеличиваются равновесные концентрации исходных веществ, то говорят о смещении равновесия влево.

Характер смещения под влиянием внешних воздействий можно прогнозировать, применяя *принцип Ле-Шателье*: если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие, то равновесие смещается в таком направлении (протекает прямая или обратная реакция), которое ослабляет внешнее воздействие.

Рассмотрим принцип Ле-Шателье на примере реакции:



1. *Влияние концентраций* (парциальных давлений) компонентов системы. Если, например, в систему добавить азот, т. е. увеличить его концентрацию, то равновесие в системе нарушается. При этом ускорится прямая реакция, что приведет к увеличению концентрации продукта реакции – аммиака и уменьшению концентрации водорода, т. е. равновесие смещается вправо. Процесс будет протекать до тех пор, пока не установится новое равновесие. Новые равновесные концентрации всех компонентов будут такими, чтобы соотношение между ними, определяемое константой равновесия, оставалось постоянным. Если же в систему ввести дополнительное количество аммиака, то в соответствии с принципом Ле-Шателье равновесие сместится влево.

2. *Влияние общего давления* в системе. Если в результате реакции изменяется число молей газообразных веществ, то изменение общего давления в системе вызывает смещение равновесия. В соответствии с принципом Ле-Шателье увеличение общего давления в системе вызывает смещение равновесия в сторону уменьшения числа молей газообразных веществ, т. е. в сторону уменьшения давления. Для рассматриваемой реакции увеличение давления должно смещать равновесие вправо (слева 4 моль газов, справа – 2 моль).

3. *Влияние температуры*. С увеличением температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, т. е. реакции, протекание которой обеспечивает поглощение теплоты. Понижение температуры смещает равновесие в сторону экзотермической реакции, идущей с выделением теплоты. Рассматриваемая реакция синтеза аммиака – экзотермическая реакция ($\Delta H^\circ < 0$), поэтому повышение температуры приведет к смещению равновесия влево, в сторону обратной эндотермической реакции.

Пример 6.3. Равновесие обратимой реакции $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ установилось при следующих концентрациях (моль/л): $[\text{H}_2] = 0,2$; $[\text{I}_2] = 0,5$; $[\text{HI}] = 0,4$. Как изменяются равновесные концентрации веществ, если концентрацию водорода увеличили до 0,4 моль/л.

Решение. По правилу Ле-Шателье увеличение концентрации водорода приведет к смещению равновесия в сторону прямой реакции:

Вещество	$[\dots]_0$	$C_{\text{(после изменения)}}$	ΔC	$[\dots]_1$
H_2	0,2	0,4	x	$0,4 - x$
I_2	0,5	0,5	x	$0,5 - x$
HI	0,4	0,4	$2x$	$0,4 + 2x$

Следовательно, концентрации водорода и йода уменьшатся на одинаковое количество, т. е. на x моль/л, а концентрация HI, согласно уравнению реакции, увеличится на $2x$. Установится новое равновесие. Новые равновесные концентрации будут в (моль/л): $[\text{H}_2] = 0,4 - x$; $[\text{I}_2] = 0,5 - x$; $[\text{HI}] = 0,4 + 2x$.

Рассчитаем константу равновесия до смещения равновесия:

$$K = \frac{0,4^2}{0,2 \cdot 0,5} = 1,6.$$

С новыми равновесными концентрациями

$$\frac{(0,4 + 2x)^2}{(0,4 - x)(0,5 - x)} = 1,6$$

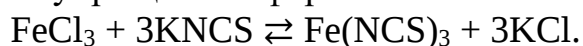
получаем квадратное уравнение: $2,4x^2 + 3,04x - 0,16 = 0$.

Находим корни этого уравнения: $x_1 = -1,3$ (не удовлетворяет условию задачи); $x_2 = 0,05$. Искомые равновесные концентрации: $[H_2] = 0,4 - 0,05 = 0,35$; $[I_2] = 0,5 - 0,05 = 0,45$; $[HI] = 0,4 + 2 \cdot 0,05 = 0,5$ моль/л.

6.1. Лабораторная работа «Влияние концентрации реагирующих веществ на состояние химического равновесия»

Опыт 1. Смещение равновесия в системе при изменении концентраций компонентов

Реакцию между хлоридом железа (III) и тиоцианатом калия можно выразить уравнением в упрощенной форме:



При смешивании растворов исходных веществ образуется красное малодиссоциирующее соединение – тиоцианат железа (III). По изменению интенсивности окраски раствора можно определить направление смещения равновесия при изменении концентрации какого-либо из реагирующих веществ.

В стаканчике смешайте по 5 мл разбавленных растворов хлорида железа (III) и тиоцианата калия.

Полученный окрашенный раствор разлейте поровну в четыре пробирки. В первую добавьте 2–3 капли насыщенного раствора хлорида железа (III), во вторую – несколько кристаллов тиоцианата калия, в третью – всыпьте немного кристалликов хлорида калия, встряхните.

Сравните окраску в этих пробирках с окраской раствора в контрольной четвертой пробирке:

№ пробирки	Добавленный реагент	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1.			
2.			

Заполните таблицу и укажите направление смещения равновесия. Напишите выражение константы равновесия.

Опыт 2. Смещение равновесия при гидролизе

В пробирку налейте 1 каплю раствора хлорида сурьмы (III), затем по каплям добавляйте воду до появления белого осадка $SbOCl$. Убедитесь в том, что при добавлении к этому осадку концентрированной соляной кислоты осадок растворяется, а при добавлении воды – появляется вновь.

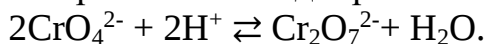
Опыт 3. Влияние температуры на состояние химического равновесия при гидролизе

К 1 мл раствора ацетата натрия добавьте 2–3 капли фенолфталеина и нагрейте. Наблюдайте появление окраски. Охладите пробирку с раствором под

струей холодной воды, отметьте ослабление (или полное исчезновение) окраски индикатора. Снова нагрейте пробирку и убедитесь в возвращении окраски.

Опыт 4. Влияние pH среды на состояние химического равновесия

К 1 мл раствора хромата калия добавить при встряхивании по каплям раствор серной кислоты до перехода желтой окраски в оранжевую, что обусловлено превращением хромат-иона в дихромат-ион:



При добавлении в полученный оранжевый нескольких капель раствора щелочи окраска вновь переходит в желтую.

Опыт 5. Равновесие в реакции замещения лигандов

В пробирку налейте 1–2 мл раствора CuSO_4 . Обратите внимание на цвет раствора, который обусловлен гидратированными катионами меди (II) $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$. Постепенно шпателем вносите в раствор небольшими порциями кристаллический NaCl .

После внесения каждой порции, встряхивая пробирку, добейтесь полного растворения добавляемой соли. Наблюдайте постепенный переход окраски от голубой к зеленой в результате ступенчатого замещения молекул воды во внутренней сфере комплекса на ионы хлора.

Чисто зеленый цвет указывает на то, что произошло полное замещение молекул воды с образованием $[\text{CuCl}_4]^{2-}$.

К образовавшемуся зеленому раствору постепенно при помешивании добавляйте дистиллированную воду. Наблюдайте возвращение голубой окраски.

Опыт 6. Влияние температуры реакции на состояние равновесия при комплексообразовании

Налейте раствор хлорида кобальта (II) в две пробирки. Одну из них нагрейте до 80 °С. Окраска переходит из розовой в сине-фиолетовую вследствие замещения молекул воды во внутренней координационной сфере на ионы хлора:



Охладите пробирку. Наблюдайте вновь появление розовой окраски. На фильтровальной бумаге стеклянной палочкой напишите розовым раствором хлорида кобальта какую-нибудь формулу. Осторожно подсушите бумагу над пламенем горелки. Наблюдайте проявление надписи.

Опыт 7. Влияние органических растворителей на равновесие

В пробирку налейте 2 мл раствора хлорида кобальта (II), 1 мл серной кислоты и 1 мл насыщенного раствора тиоционата аммония. Розовый раствор аквакомплекса кобальта (II) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ становится более интенсивно окрашенным вследствие образования смеси акватииоцианатных комплексных ионов. К раствору прилейте равный объем ацетона или спирта. Раствор приобретает ярко-голубую окраску, характерную для иона $[\text{Co}(\text{NCS})_4]^{2-}$. Органический растворитель вызывает дегидратацию акваионов. Реакцию

замещения лигандов при постепенном добавлении органического растворителя можно представить схемой:



В полученный голубой раствор добавьте воды, наблюдайте возвращение розовой окраски.

6.2. Контрольные вопросы

1. Каковы признаки химического равновесия? Назовите факторы, смещающие равновесие.
2. Всегда ли изменение давления приводит к смещению химического равновесия? Приведите примеры.
3. Какое влияние оказывает катализатор на состояние равновесия и скорость его установления? Приведите пример каталитического процесса.

7. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

Химической кинетикой называют учение о скорости химических реакций и зависимости ее от различных условий – природы и концентрации реагирующих веществ, температуры, присутствия катализаторов и др. Под *скоростью реакции* понимают изменение концентрации реагирующих веществ или продуктов реакции в единицу времени.

Если при неизменных объеме и температуре концентрация одного из реагирующих веществ уменьшилась от c_1 до c_2 за промежуток времени от τ_1 до τ_2 , то в соответствии с определением скорость реакции равна:

$$v = \pm \frac{c_2 - c_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau}$$

Знак определяется направлением изменения концентрации вещества: плюс означает ее увеличение (расчет по увеличивающейся концентрации продуктов реакции), а минус – уменьшение (расчет по уменьшающейся концентрации продуктов реакции).

Гомогенной реакцией называется реакция, протекающая в однородной среде (в одной фазе).

Гетерогенные реакции протекают на границе раздела фаз, например, твердой и жидкой, твердой и газообразной. Примером гомогенной реакции служит взаимодействие растворов серной кислоты и гидроксида натрия, образующих при сливании одну фазу (жидкую). Растворение цинка в соляной кислоте представляет собой гетерогенную реакцию, ибо протекает в двухфазной системе, у которой одна фаза – твердая (цинк), а вторая – жидкая (раствор кислоты).

Любая химическая реакция происходит в результате элементарных химических актов – превращений одной или нескольких находящихся в контакте частиц-реагентов (молекул, атомов, ионов) в частицы-продукты за очень короткий промежуток времени – порядка 10^{-13} секунды. Число частиц-реагентов, участвующих в элементарном химическом акте, называется *молекулярностью*

реакции. Если в элементарном акте участвует одна частица, то он – мономолекулярный, две – бимолекулярный, три – тримолекулярный. Вероятность одновременного взаимодействия четырех и более частиц очень мала, поэтому такие элементарные акты не существуют.

Простая (одностадийная) реакция состоит из одинаковых элементарных актов. В простой химической реакции реагенты непосредственно превращаются в конечные продукты без образования промежуточных частиц. В простой мономолекулярной реакции участвует единственная частица реагента: это реакции изомеризации ($A \Rightarrow B$) или разложения ($A \Rightarrow \text{продукты}$).

В простой бимолекулярной реакции взаимодействуют две одинаковые или две разные частицы-реагенты: это реакции соединения или обмена ($A + B \Rightarrow \text{продукты}$). В простой тримолекулярной реакции одновременно участвуют три частицы ($A + B + D \Rightarrow \text{продукты}$).

Под механизмом простой реакции подразумевают способ превращения реагентов в продукты в виде конкретной перестройки электронных оболочек взаимодействующих частиц. Простые реакции достаточно редки, большинство химических реакций являются сложными.

Сложная (многостадийная) реакция состоит из последовательности различных элементарных актов (обычных мономолекулярных и бимолекулярных). Сложные реакции чрезвычайно разнообразны, можно выделить: обратимые реакции ($A + B \rightleftharpoons C + D$), последовательные реакции ($A + B \rightarrow C \rightarrow \text{продукты}$), параллельные реакции ($C \leftarrow A + B \rightarrow D$), а также их комбинации. Механизм сложной реакции выражается в виде кинетической схемы, в которой экспериментально доказана каждая элементарная стадия и ее связь с другими стадиями процесса.

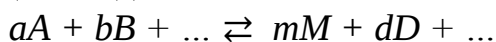
Скорости различных реакций могут значительно отличаться друг от друга. В некоторых реакциях образование продуктов и расходование реагентов происходят так быстро, что эти реакции могут рассматриваться как мгновенные. Примером такой реакции является взрыв. Практически мгновенными являются многие ионные реакции. В других случаях реакции протекают так медленно, что для их завершения требуются месяцы или даже годы. Так, например, реакция ферментации виноградного сока, в результате которой образуется вино, протекает в течение нескольких месяцев, а для полного завершения процессов брожения и получения высококачественного вина требуются долгие годы.

Скорость химической реакции зависит от: а) природы реагирующих веществ; б) условий, при которых протекает реакция (концентраций реагирующих веществ, температуры, давления для газов, облучения квантами света и др.; в) присутствия катализатора.

7.1. Влияние различных факторов на скорость реакции

Зависимость скорости реакции от концентрации определяется *законом действующих масс*: *скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.*

Так, для реакции общего вида:



зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ может быть представлена в виде для прямого и обратного процессов:

$$\vec{v} = \vec{k} \times C_A^a \times C_B^b, \quad \vec{v} = \vec{k} \times C_M^m \times C_D^d$$

где $\vec{k}$, $\vec{k}$ – коэффициенты пропорциональности, которые называются константами *скоростей прямой и обратной химических реакций*, a , b , m и d – экспериментально определяемые величины, постоянные числа, называемые показателями *порядка реакции по реагентам A, B, M и D*.

Суммы $a + b$ и $m + d$ называются суммарным (общим) порядком реакции. Порядок реакции устанавливается экспериментально, и он является одной из важнейших характеристик механизма протекания реакции. Порядок реакции может принимать целочисленные и дробные значения, а также может быть равен нулю. Так, если один из реагентов – твердое вещество, то скорость реакции не будет зависеть от общего количества данного вещества в системе (нулевой порядок по данному веществу).

Нужно также помнить, что порядок сложной реакции отображает механизм протекания химического процесса, в отличие от стехиометрических коэффициентов, отражающих соотношение числа молей реагирующих веществ.

Лишь для небольшого числа реакций, где реакция представляет элементарный акт, *показатели степеней* совпадают со стехиометрическими коэффициентами *уравнений*. Поэтому для простых реакций порядок совпадает с мономолекулярностью. Простая мономолекулярная реакция – это реакция первого порядка, простая бимолекулярная – реакция второго порядка, а простая тримолекулярная – реакция третьего порядка. Обратное утверждение в большинстве случаев неверно.

Если концентрации реагирующих веществ равны единице, то $v = k$, т. е. константа скорости численно равна скорости химической реакции.

Константа скорости зависит от температуры и природы реагирующих веществ, но не от их концентраций. В случае сложных реакций такой коэффициент пропорциональности может быть комбинацией нескольких констант скоростей отдельных элементарных стадий.

Зависимость типа строго справедлива для газов или жидких веществ (гомогенные системы) и не распространяется на реакции с участием твердых веществ (гетерогенные системы). Скорость гетерогенной реакции зависит также и от площади соприкосновения между реагирующими веществами. Всякое увеличение поверхности приводит к увеличению скорости реакции.

Так, для гомогенной реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O}_g = \text{CO}_2 + \text{H}_2$, выражение зависимости скорости прямой химической реакции от концентрации имеет вид:

$$v = k \cdot C_{\text{CO}} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}},$$

в то время как для гетерогенной реакции $\text{CO}_2 + \text{C(т.)} = 2 \text{CO}$,

соответствующее выражение $v = k \cdot C_{\text{CO}}$,

поскольку учитываются только вещества, находящиеся или в жидкой, или газовой фазе.

Скорость химической реакции возрастает в наибольшей степени при увеличении концентрации всех исходных веществ. Увеличение или уменьшение

давления газа во столько же раз, соответственно, уменьшает или увеличивает объем и, как следствие, во столько же раз увеличивает или уменьшает его концентрацию реагирующих веществ.

Пример 7.1. Реакция выражается уравнением $2A + B = 2C$. Начальная концентрация вещества А равна 0,3 моль/л, а вещества В 0,5 моль/л. Константа скорости реакции 0,8 л²/(моль⁻² · мин⁻¹). Рассчитайте начальную скорость прямой реакции и скорость по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшается на 0,1 моль.

Решение. По закону действующих масс скорость гомогенной химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов. Тогда скорость прямой химической реакции равна:

$$v = k \times C_A^2 \times C_B$$

Подставим в это выражение соответствующие значения указанных величин $v_1 = 0,8 \cdot (0,3)^2 \cdot 0,5 = 0,036$ (моль/(л·мин)).

Согласно условию задачи концентрация вещества А уменьшилась через некоторое время на 0,1 моль и, следовательно, достигла $C_{2A} = 0,3 - 0,1 = 0,2$ моль/л.

Согласно уравнению реакции на 2 моля вещества А расходуется 1 моль вещества В, тогда на 0,1 моля израсходованного вещества А приходится 0,05 моля вещества В. Тогда через некоторый момент времени концентрация вещества В уменьшилась на 0,05 моля и достигла $C_{2B} = 0,5 - 0,05 = 0,45$ моль/л.

Подставим в выражение для скорости реакции через некоторое время полученные значения концентраций исходных веществ:

$$v_2 = 0,8 \cdot (0,2)^2 \cdot 0,45 = 0,0144, \text{ моль/(л·мин)}.$$

Зависимость скорости реакции от температуры определяется эмпирическим *правилом Вант-Гоффа*, согласно которому при повышении температуры на каждые 10° скорость реакции возрастает в 2–4 раза.

$$v_2/v_1 = k_2/k_1 = \tau_2/\tau_1 = \gamma^{(t_2-t_1)/10},$$

где τ_1 и τ_2 – время, за которое протекает реакция при начальной и конечной температурах;

v_2 и k_2 – скорость и константа реакции при конечной температуре, до которой нагревалась или охлаждалась система реагирующих веществ;

v_1 и k_1 – скорость и константа реакции при начальной температуре;

γ – температурный коэффициент, число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на каждые 10 °С. Значения γ при обычных температурах лежат в пределах 2–4 для большинства реакций.

Для описания влияния температуры на скорость химической реакции используется теория активных соударений и уравнение Аррениуса:

$$k = k_o \times e^{\frac{E_a}{RT}},$$

В этом уравнении k_o – постоянная Аррениуса; E_a – энергия активации, константы, характеризующие конкретную реакцию и не зависящие от

температуры; T – абсолютная температура; K , R – универсальная газовая постоянная, Дж/моль · К.

Согласно теории, реагируют между собой не все частицы, а только те, которые обладают некоторой избыточной энергией по сравнению со средней энергией всех частиц при данной температуре. *Минимальная избыточная энергия по сравнению со средней энергией, которой должны обладать молекулы, чтобы реакция между ними стала возможной, называется энергией активации (E_a в уравнении Аррениуса).*

Уравнение Аррениуса представляет собой произведение предэкспоненциального множителя k_0 , связанного с общим числом столкновений между частицами реагентов в единицу времени, и члена $e^{-\frac{E_a}{RT}}$, определяющего долю частиц, имеющих энергию большую или равную энергии активации E_a . Увеличение константы скорости реакции с ростом температуры связано, таким образом, не с увеличением общего числа соударений, а с увеличением доли реагирующих частиц, имеющих энергию больше, чем энергия активации. Энергия активации не зависит от температуры, а член $e^{-\frac{E_a}{RT}}$ с ростом температуры возрастает.

Если энергия активации какой-либо реакции близка к нулю (например, реакция между радикалами), то константа скорости такой реакции практически не зависит от температуры и определяется лишь предэкспоненциальным множителем. Следует учитывать, что предэкспоненциальный множитель, кроме частоты соударений между частицами реагентов (Z), включает в себя так называемый стерический (пространственный) фактор (P), учитывающий вероятность благоприятной для взаимодействия ориентации частиц: $k_0 = Z \cdot P$. Стерический фактор может существенно отличаться от единицы.

Энергия активации – важнейшая характеристика химической реакции, определяемая природой химических веществ. Чем меньше энергия активации, тем больше константа скорости реакции. Реакции с энергией активации $E_a < 40$ кДж/моль считают быстрыми, их скорость при комнатной температуре высока (это, например, ионные реакции в растворах; реакции между радикалами в газовой фазе). Реакции с $E_a > 120$ кДж/моль считают медленными, их скорость при комнатной температуре очень низка.

Можно установить взаимосвязь между энергией активации реакции и температурным коэффициентом Вант-Гоффа. Логарифмируем уравнение Аррениуса:

$$\ln k = \ln k_0 - E_a/RT$$

и приведем его для двух температур.

$$\text{При температуре } T_1: \quad \ln k_1 = \ln k_0 - E_a/RT_1.$$

$$\text{При температуре } T_2: \quad \ln k_2 = \ln k_0 - E_a/RT_2.$$

Вычитая из второго уравнение первое, получаем:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right).$$

Подставим в полученное выражение величину $\frac{k_2}{k_1} = \gamma$.

Расчет при $T_1 = 300$ К показывает, что температурному коэффициенту $\gamma = 2-4$ соответствует энергия активации $E_a = 54-107$ кДж/моль. Таким образом, очевидно, что эмпирическое правило Вант-Гоффа выполняется для ограниченного круга реакций (не очень быстрых и не очень медленных), протекающих при температуре, близкой к комнатной.

Пример 7.2. Во сколько раз возрастет скорость химической реакции с энергией активации 100 кДж/моль при повышении температуры от 300 до 350 К?

Решение. Воспользуемся уравнением:

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{\Delta T}{T_2 \times T_1} \right) = \frac{100 \times 10^3}{8,31} \left(\frac{50}{300 \times 350} \right) = 5,73.$$

Поэтому

$$\frac{k_2}{k_1} = e^{5,73} = 308,$$

Таким образом скорость реакции возрастет в 308 раз.

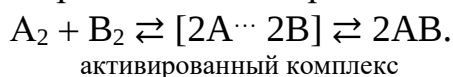
Пример 7.3. Известно, что скорость некоторой реакции при повышении температуры от 200 К до 300 К возросла в 10000 раз. Определите энергию активации этой реакции.

Решение. $\frac{k_2}{k_1} = 10000$. Воспользуемся уравнением, которое преобразуем к

виду:

$$E_a = \frac{R \cdot \ln \frac{k_2}{k_1} \cdot T_1 \cdot T_2}{\Delta T} = \frac{8,31 \cdot \ln 10000 \cdot 200 \cdot 300}{100} = 45900 \text{ Дж/моль} = 45 \text{ кДж/моль}$$

Преодоление энергетического барьера частицами исходных веществ связано с образованием активного комплекса, который затем превращается в продукты за счет разрыва старых связей и образования новых.



В переходном состоянии связи ослаблены и удлинены, что требует затрат энергии. Эти затраты покрываются за счет энергии столкновений частиц реагентов.

Разница между средней энергией молекул продуктов реакции и молекул исходных веществ ($E_{\text{кон.}} - E_{\text{нач.}}$) определяет тепловой эффект реакции ($\pm \Delta H$). Если $E_{\text{кон.}} < E_{\text{нач.}}$, то процесс будет экзотермическим, а если $E_{\text{кон.}} > E_{\text{нач.}}$, то эндотермическим (см. рис. 8).

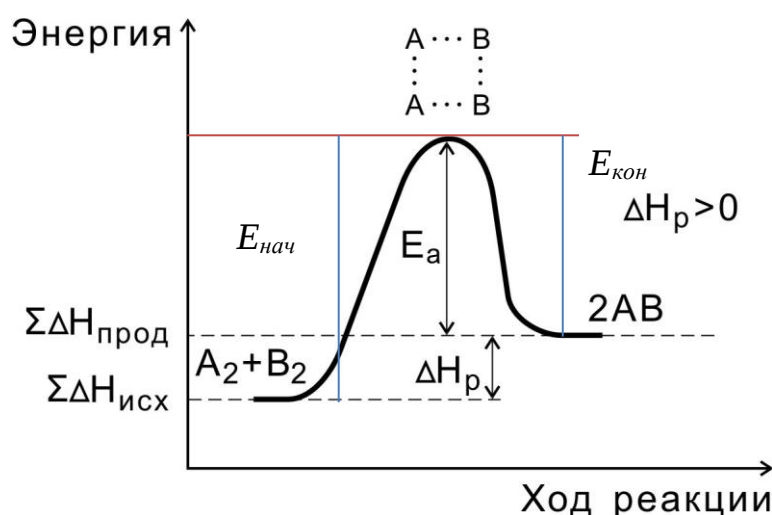


Рисунок 8 – Энергетическая диаграмма для экзотермической или эндотермической реакции

7.2. Катализ

Катализ – изменение скорости химической реакции под действием веществ, химический состав и количество которых в результате реакции остаются неизменными. Эти вещества получили название *катализаторов*.

Скорость химической реакции в присутствии катализаторов может увеличиваться или уменьшаться. В первом случае говорят о *положительном*, во втором – об *отрицательном* катализе. Отрицательный катализ часто называют *ингибированием*, а вещества, вызвавшие его – *ингибиторами*.

Катализаторы ускоряют процессы, протекающие без них с низкими (иногда близкими к нулю) скоростями, но принципиально осуществимые ($\Delta G < 0$). Нельзя подбором катализатора инициировать реакцию, для которой $\Delta G > 0$.

Катализаторам свойственны следующие особенности:

- катализатор не влияет на общую стехиометрию реакции;
- катализатор одинаково ускоряет прямую и обратную реакцию.

Поэтому он ускоряет момент достижения равновесия, но не смещает его;

- катализатор влияет на механизм реакции, открывая новый путь протекания реакции.

Энергия активации на этом новом пути оказывается ниже прежней (см. рис. 9).

Катализатор образует с реагентом промежуточные соединения, с участием которых возникают новые активированные комплексы (переходные состояния), и для их образования требуется меньше энергии, чем для образования активированных комплексов, возникающих без катализатора. Затем новые активированные комплексы распадаются с образованием продуктов реакции, высвобождая катализатор в неизменном виде;

- катализатор может увеличивать скорость одной реакции, но не увеличивать скорость другой, сходной с ней реакции;

- катализатор принимает химическое участие в реакции. Он расходуется на одной стадии и регенерирует на следующей стадии реакции.

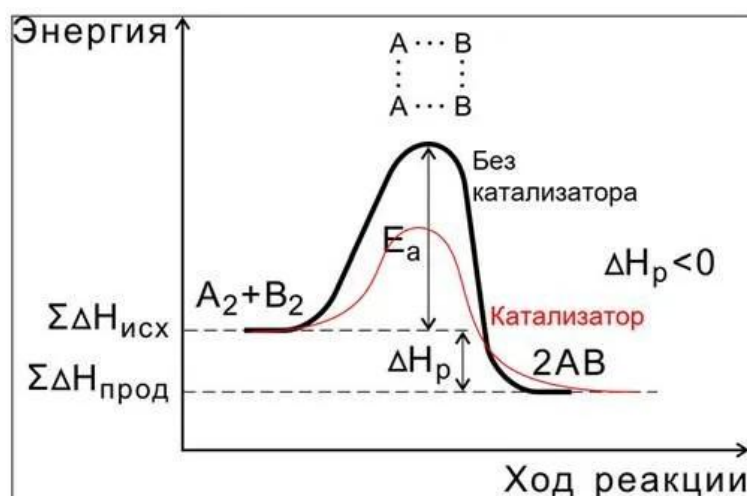


Рисунок 9 – Уменьшение энергии активации реакции с помощью катализатора

Таким образом, катализатор может использоваться повторно, не подвергаясь окончательному превращению. Однако, хотя катализатор не подвергается окончательному химическому превращению, он вполне может изменить свое физическое состояние.

Предполагается, что действие катализатора заключается в том, что он образует промежуточное соединение (*интермедиат*). Можно представить себе, что катализатор (C) вступает в реакцию с реагентом, называемым *субстратом* (S), в результате чего образуется промежуточное соединение CS. Затем это промежуточное соединение разлагается, образуя продукт P и прежний катализатор C:

Стадия 1 $C + S \rightarrow CS$ промежуточное соединение

Стадия 2 $CS \rightarrow P + C$

Таким образом, катализатор расходуется на первой стадии и регенерирует на второй стадии.

Теория промежуточного соединения может быть также применима и к реакциям, в которых участвуют два реагента:

Стадия 1 $A + C \rightarrow AC$ промежуточное соединение

Стадия 2 $AC + B \rightarrow AB + C$

Суммарная реакция $A + B \rightarrow AB$

Различают *гомогенный* и *гетерогенный* катализ. При *гомогенном* катализе катализатор и реагирующие вещества образуют одну фазу. При *гетерогенном* катализе катализатор находится в системе в виде самостоятельной фазы, отделенной от других частей системы поверхностью раздела, а сам катализ происходит на границе раздела двух фаз. Гетерогенными обычно являются твердые катализаторы, на поверхности которых реагируют газообразные или жидкие вещества. Механизм гетерогенных реакций очень сложен и зависит от конкретной реакции, но обязательно включает в себя стадии адсорбции реагентов и десорбции продуктов. Так как стадия адсорбции очень важна, то обычно используют гетерогенные катализаторы с развитой поверхностью.

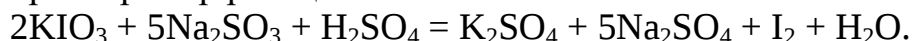
Катализ широко используется в химической промышленности и в смежных с ней отраслях для повышения производительности технологических процессов. Окисления SO_2 в SO_3 при получении серной кислоты, конверсия углеводородного сырья до водорода и оксида углерода (II), окисление аммиака при производстве азотной кислоты, гидрогенизация растительных масел и др. Иногда с целью замедления химических процессов, например, уменьшение скорости окислительных процессов в пищевых жирах, смазочных маслах, старения полимеров, используют ингибиторы.

Помимо технических систем, катализаторы играют важную роль и в природных, в частности, биологических системах. Значительное число биохимических реакций, протекающих в клетках растений, животных и человека, являются каталитическими. Катализаторы в этом случае называют обычно *ферментами*, а реакции с их участием – *ферментативными*.

7.3. Лабораторная работа «Скорость химической реакции»

Опыт 1. Влияние концентрации раствора на скорость химической реакции

Рассмотрим пример реакции:



Механизм данной реакции многостадийный и мы его не рассматриваем. В этой реакции иодид-ионы окисляются, и образуется молекулярный йод. Время от начала реакции до момента образования йода зависит от скорости реакции. Для реакции требуется раствор А (0,003 моль/л иодата калия) и раствор Б (1 литр раствора содержит 1,5 г сульфита натрия, 2 мл 96 %-ного раствора H_2SO_4 и 1 г крахмала).

В стакане объемом 50 мл приготовьте первый раствор (первый замер), разбавляя раствор А согласно ниже приведенной таблице.

В стакан с приготовленным раствором А добавить 10 мл раствора Б при перемешивании, заметить по секундомеру момент появления синего окрашивания, впишите в таблицу.

Расчет относительной концентрации раствора А для каждого опыта можно сосчитать по формуле, например:

$$C_{A1} \frac{V_{A1}}{V_{A1} + V_{\text{вода1}} + V_B} = \frac{10}{10 + 0 + 10} = 0,5$$

№ опы-та	Объем растворов V, мл			Относи- тельная концентрация, C_{Ai}	Время появле- ния синего окраши- вания, τ, с	1/τ, с ⁻¹
	Раствора А	Воды	Раствора Б			
1	10	0	10			
2	9	1	10			
3	8	2	10			
4	7	3	10			
5	6	4	10			
6	5	5	10			
7	4	6	10			
8	3	7	10			
9	2	8	10			
10	1	9	10			

Затем сделайте замер второй и т. д. Желательно по каждому пункту проводить замер не менее трех раз.

Скорость реакции выразите обратной величиной от времени $1/\tau$ и впишите в последнюю графу таблицы.

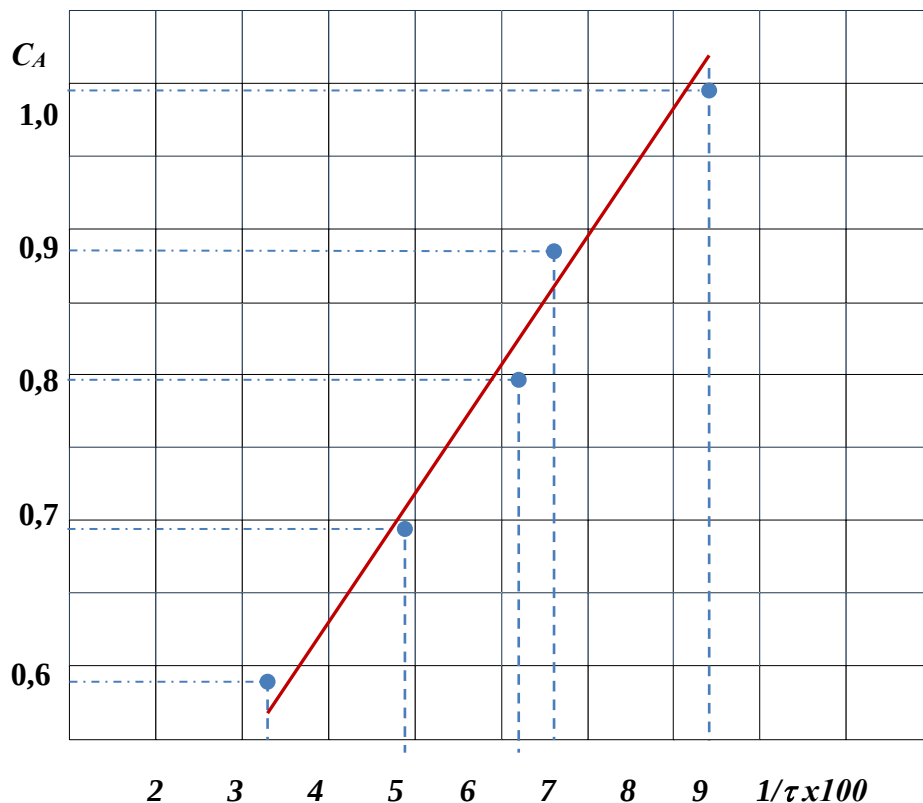


Рисунок 10 – Зависимость скорости реакции от концентрации реагента

На миллиметровой бумаге постройте график зависимости «скорость реакции – относительная концентрация раствора А», откладывая по оси абсцисс концентрацию раствора А (C_A).

Пример 7.4. Построение графика по данным таблицы, составленной на основе опытов.

Относительная концентрация CA_i	1,0	0,9	0,8	0,7	0,6
Относительная скорость $1/\tau$	0,083	0,067	0,062	0,051	0,034

По оси ординат откладываем значения относительной концентрации, по оси абсцисс – относительную скорость. График (рис.10) должен занимать все пространство осей координат. Деления на осях координат должны быть расположены через равные промежутки. Данные таблицы на графике не подписываются. Показаны только точки их построения. Далее проводится усредненная кривая линия от руки или прямая по линейке.

Сделайте вывод о влиянии концентрации исходных веществ на скорость химической реакции.

Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции образования иода

Рассмотрим реакцию из опыта 1.

Для этого нужно разбавить исходный раствор А в 2 раза, добавив к раствору равный объем воды.

а) Далее возьмите два стаканчика, в первый налейте раствор А, во второй такой же объем раствора Б, слейте вместе, тщательно перемешав. Заметьте по секундомеру время появления синего окрашивания. Это будет первое измерение при комнатной температуре.

б) Получите у преподавателя кипящую воду в широком стакане, который будет играть роль водяной бани. Возьмите снова два стаканчика, налейте раствор А и Б и одновременно поместите в стаканчики в стакан с горячей водой на 20-30 с, доведя в них температуру до величины на 10 °С выше комнатной. Вытащите стаканчики. Прилейте раствор Б к раствору А, перемешайте, отметьте появление синего окрашивания.

в) Сделайте еще одно измерение, подняв температуру еще на 10 °С (температура не должна превышать 40 °С!!).

Рассчитайте для всех трех экспериментов величину $1/\tau$. Постройте на миллиметровой бумаге график зависимости в координатах « $1/\tau$ – температура».

На основе опытных данных рассчитайте значение температурного коэффициента по формуле Вант-Гоффа.

Постройте график зависимости в координатах « $\lg(1/\tau) - 1/T$ », откладывая по оси абсцисс величину, обратную значению абсолютной температуры, и определите энергию активации для данной реакции. Полученная прямая будет отсекают на оси ординат величину $\lg A$, а тангенс угла ее наклона будет равен $(-E_a/R)$.

Опыт 3. Влияние температуры на скорость химической реакции

В две пробирки налейте по 2 мл раствора соляной кислоты. Одну из них нагрейте на спиртовке. И в горячий, и в холодный раствор поместите по грануле цинка. Качественно сравните скорость выделения пузырьков водорода. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от температуры.

Опыт 4. Каталитическое окисление пероксида водорода

а) Налейте в пробирку 3 %-ный раствор пероксида водорода, внимательно наблюдайте за раствором в течение 1-2 минут, убедитесь в отсутствии признаков реакции разложения. Внесите в пробирку небольшой кристаллик MnO_2 . С помощью тлеющей лучинки убедитесь, что выделяющийся газ – кислород.

б) Повторите опыт, взяв вместо оксида марганца (IV) PbO_2 .

7.4. Контрольные вопросы

1. Дайте определение средней и истинной скорости химического процесса.
2. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?

3. Влияет ли объем реакционной системы (при одинаковых концентрациях реагентов) на скорость реакции?
4. Какие факторы влияют на константу скорости реакции?
5. Существует ли взаимосвязь между энергией взаимодействующих частиц и скоростью химической реакции?
6. Для какой реакции – прямой или обратной – энергия активации больше, если обратная реакция протекает с поглощением теплоты?
7. Изменится ли значение константы скорости реакции при изменении концентрации реагирующих веществ?
8. Возможны ли реакции с энергией активации, равной нулю? Почему?
9. В чем отличие активных молекул от неактивных? Всегда ли при столкновении активных молекул происходит химическое взаимодействие?
10. Что такое катализ? Какие виды катализа существуют? Объяснить принцип действия катализатора.

8. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролиз («гидро» – вода, «лиз» – разложение) – взаимодействие вещества с водой без изменения степеней окисления элементов, образующих данную систему.

Гидролиз солей состоит из двух основных стадий: электролитической диссоциации соли на ионы и последующих поляризационных взаимодействий ионов с их гидратной оболочкой, что приводит к нарушению равновесия ионизации воды (изменение кислотности раствора).

Катионы и анионы в водном растворе окружены взаимодействующими с ними посредством различных межмолекулярных сил молекулами воды и являются гидратами. При этом вследствие сложных постоянных поляризационных взаимодействий между ионами и их гидратной оболочкой может изменяться характер и степень распада этой оболочки. Считается, что чем сильнее поляризующее действие ионов, тем в большей степени протекает гидролиз.

Схема гидролиза катионов можно представить в упрощенной форме:



Наиболее сильное поляризующее действие оказывают катионы с неблагородной газовой электронной оболочкой и многозарядные катионы.

Пример 8.1. Какой ион в большей степени подвергается гидролизу Fe^{2+} или Fe^{3+} ?

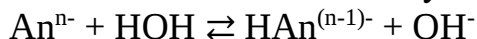
Решение. Электронная конфигурация предвнешнего слоя у этих ионов одинакова, но заряды, а значит и поляризующее действие на молекулы воды различно. Как известно, поляризующее действие катиона с большим зарядом сильнее, чем аналогичного с меньшим. Таким образом, гидролиз катиона Fe^{3+} протекает сильнее, чем для Fe^{2+} .

Гидратация аниона осуществляется за счет образования водородных связей между молекулами воды и электроотрицательными атомами аниона.

Чем слабее кислота, анион которой гидролизует, тем выше возможность перехода водородной связи молекулы воды с анионом в ковалентную. При этом

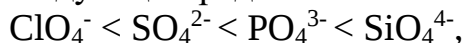
может произойти отрыв протона от молекулы воды и присоединение его к аниону.

Гидролиз аниона может быть записан в следующем упрощенном виде:



Чем больше заряд и меньше радиус аниона, тем более прочную водородную связь он образует с молекулами воды гидратной оболочки и, следовательно, в большей степени их ионизирует.

Например, по увеличению гидролиземости оксоанионы *p*-элементов III периода располагаются в следующий ряд:



а простые анионы *p*-элементов VI группы в ряд:



Таким образом, растворы солей могут иметь реакцию среды, отличную от нейтральной, в зависимости от природы катиона и аниона, входящего в состав соли. Возможность взаимодействия ионов с водой определяется образованием малодиссоциированных соединений. Следствием такого взаимодействия является смещение равновесия диссоциации воды



Реакция гидролиза, по сути, это реакция, обратная нейтрализации. Возможность гидролиза определяется силой кислоты и основания, образовавших исходную соль (см. Приложение, табл. 3, 7).

8.1. Соль образована сильной кислотой и сильным основанием

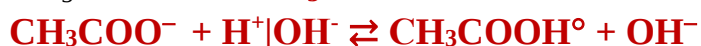
К такому типу солей относятся, например, NaClO_4 , KCl , RbNO_3 и др. В этом случае гидролиз не протекает. В результате реакции этих солей с водой слабый электролит не образуется. Раствор такой соли нейтрален ($\text{pH} = 7$).

8.2. Соль образована сильным основанием и слабой кислотой

Анион взаимодействует с молекулами воды, а катион не взаимодействует, в результате среда в растворе будет щелочной ($\text{pH} > 7$).

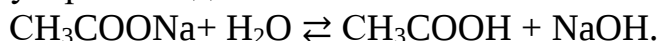


необратимо,



обратимо,

или в молекулярном виде:



8.3. Соль образована сильной кислотой и слабым основанием

Анион с водой не взаимодействует. Напротив, катион оказывает на воду сильное поляризующее действие. В растворе такой соли среда будет кислая ($\text{pH} < 7$).

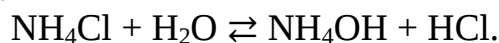


необратимо,



обратимо,

или в молекулярном виде:



8.4. Соль образована слабой кислотой и слабым основанием

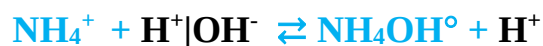
В данном случае гидролизуются как анион, так и катион соли.



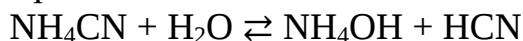
необратимо,



обратимо,



или суммарно в молекулярном виде:

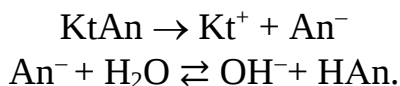


В этом случае формально реакция среды определяется силой слабых электролитов, образовавшихся в результате гидролиза.

Так, константа кислотности (K_a) = $K_{\text{HCN}} = 7,9 \cdot 10^{-10}$, а константа основности (K_b) = $K_{\text{NH}_4\text{OH}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Следовательно, гидроксид аммония – **более сильный электролит** и при диссоциации образует большее число гидроксид-ионов, чем – ионов водорода. Таким образом, среда в растворе цианида аммония слабо щелочная ($\text{pH} > 7$).

8.5. Константа и степень гидролиза

1. Пусть соль KtAn с молярной концентрацией C_M состоит из катиона сильного основания и аниона слабой кислоты. Она реагирует с водой по уравнению:



Равновесие характеризуется константой гидролиза соли:

$$K_\Gamma = \frac{[\text{HAn}] \times [\text{OH}^-]}{[\text{An}^-]} \times \frac{[\text{H}^+]}{[\text{H}^+]} = \frac{K_w}{K_a}.$$

Константа гидролиза соли тем больше, чем слабее образующая ее кислота. Степень гидролиза h – отношение числа частиц, подвергшихся гидролизу, к общему их числу:

Если соотношение $\frac{C_M}{K_\Gamma} \geq 100$, то $h = \sqrt{\frac{K_\Gamma}{C_M}},$

в противном случае $h = \frac{-K_\Gamma \pm \sqrt{K_\Gamma^2 + 4K_\Gamma \times C_M}}{2C_M}.$

Концентрация гидроксид-ионов в растворе равна: $[\text{OH}^-] = h \cdot C_M$.

Из уравнения гидролиза следует равенство концентраций продуктов гидролиза: $[\text{OH}^-] = [\text{HAn}]$. Заменяя концентрацию анионов соли равной ей молярной концентрацией раствора, получим:

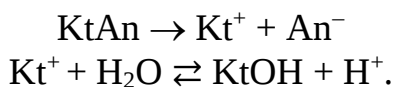
$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_\Gamma \times [\text{An}^-]} = \sqrt{K_\Gamma \times C_M} = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} \times C_M}.$$

Концентрация водородных ионов составит:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$$

Водородный показатель **pH** можно рассчитать: **pH = - lg[H⁺]**.

2. Пусть соль (KtAn) с концентрацией C_M состоит из катиона слабого основания KtOH и аниона сильной кислоты HAn . Такая соль гидролизуеться в соответствии с уравнением:



Константа гидролиза составляет:

$$K_{\Gamma} = \frac{[KtOH] \times [H^+]}{[Kt^+]} \times \frac{[OH^-]}{[OH^-]} = \frac{K_w}{K_b}.$$

Степень гидролиза связана с константой гидролиза соотношением:

$$h = \frac{-K_{\Gamma} \pm \sqrt{K_{\Gamma}^2 + 4K_{\Gamma} \times C_M}}{2C_M}$$

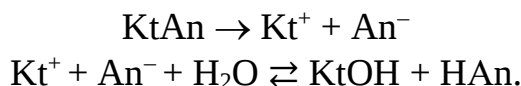
Если соотношение $\frac{C_M}{K_{\Gamma}} \geq 100$, то $h = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C_M}}$.

Концентрация ионов водорода составит:

$$[H^+] = \sqrt{K_{\Gamma} \times C_M} = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \times C_M}$$

Водородный показатель равен: $pH = -\lg[H^+]$.

3. Соль (KtAn) с молярной концентрацией C_C , образованная слабым основанием KtOH и слабой кислотой HAn, гидролизуеться в соответствии с уравнением:



Константу гидролиза можно вывести следующим образом:

$$K_{\Gamma} = \frac{[KtOH] \times [HAn]}{[Kt^+] \times [An^-]} \times \frac{[H^+][OH^-]}{[H^+][OH^-]} = \frac{K_w}{K_a \times K_b},$$

Степень гидролиза связана с константой гидролиза соотношением:

$$K_{\Gamma} = \frac{h^2}{(1-h)^2}.$$

Если $h \ll 1$, то

$$h = \sqrt{\frac{K_w}{K_a \times K_b}},$$

в противном случае

$$h = \frac{\sqrt{K_{\Gamma}}}{1 + \sqrt{K_{\Gamma}}}.$$

Для расчета концентрации ионов водорода пользуются приближенной формулой ⁴:

$$[H^+] = \sqrt{K_w \frac{K_a(HAn)}{K_b(KtOH)}}.$$

Водородный показатель равен: $pH = -\lg[H^+]$.

Степень гидролиза тем больше, чем меньше концентрация раствора. Изменение степени гидролиза с температурой определяется зависимостью константы гидролиза от температуры. В свою очередь, константа гидролиза зависит от температурной зависимости K_w и констант диссоциации слабых кислот и оснований, образующихся при гидролизе.

⁴ Гольбрайх З. Е. Практикум по неорганической химии. – М.: Высшая школа, 1986. – 350 с. (см. с.67).

Известно, что ионное произведение воды возрастает примерно в 70 раз с увеличением температуры от 25 до 100 °С, тогда как константы диссоциации кислот и оснований в этом температурном интервале, как правило, почти не изменяются. Таким образом, константы гидролиза и, следовательно, степени гидролиза будут значительно возрастать с нагреванием растворов.

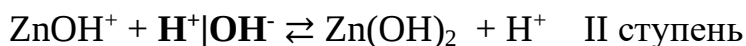
Для того чтобы избежать гидролиза, нужно пользоваться правилом Ле-Шателье, поскольку гидролиз – процесс обратимый. Чтобы сместить равновесие и подавить гидролиз в случае солей слабых оснований, нужно подкислить раствор; в случае солей слабых кислот – раствор требует подщелачивания. Поскольку разбавление способствует усилению гидролиза, то хранить растворы солей следует в концентрированном виде. Однако все эти правила не работают, если имеете дело с солями, образованными слабыми кислотами и слабыми основаниями.

8.6. Гидролиз солей с многозарядными ионами

Гидролиз многозарядных катионов может протекать ступенчато, например:



или в молекулярном виде: $\text{ZnCl}_2 + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{ZnOHCl} + \text{HCl}$.



или в молекулярном виде: $\text{ZnOHCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Zn(OH)}_2 + \text{HCl}$.

Также ступенчато может протекать гидролиз многозарядных анионов:



или в молекулярном виде:



Однако, если вторая ступень гидролиза много зарядного катиона сильно зависит от его концентрации или температурных условий реакции и, чаще всего, не протекает, то в случае многозарядных анионов для решения вопроса о прохождении второй ступени необходимо предварительно рассчитать константу гидролиза этой ступени и сравнить ее с константой диссоциации многозарядного аниона соответствующей ступени, поскольку, наряду с гидролизом, возможно и продолжение диссоциации образовавшейся частицы:



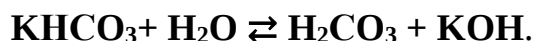
$\text{HCO}_3^- + \text{H}^+|\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$ II ступень гидролиза имеет константу:

$$K_r = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = \frac{K_w}{K_1} = \frac{10^{-14}}{10^{-7}} = 10^{-7}$$

$\text{H}^+|\text{CO}_3^{2-} + \text{H}^+|\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ а II ступень диссоциации:

$$K_2 = 10^{-11},$$

и поскольку константа гидролиза оказывается в данном случае выше, то идет гидролиз:



Тем не менее, не все кислые соли, образующиеся при гидролизе, ведут себя подобным образом.

Так, при гидролизе кислой соли $\text{KHSO}_3 + \text{H}^+|\text{OH}^- \rightleftharpoons \dots\dots\dots$
 $\text{HSO}_3^- + \text{H}^+|\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{OH}^-$ II ступень гидролиза имеет константу

$$K_r = \frac{[\text{HSO}_3^-][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{SO}_3]} = \frac{K_w}{K_1} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12}$$

$\text{H}^+|\text{SO}_3^{2-} + \text{H}^+|\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_3^{2-}$ а II ступень диссоциации
 $K_2 = 10^{-8}$

В данной соли константа гидролиза оказывается ниже на 4 порядка, чем при диссоциации второй ступени, а значит, среда оказывается кислой:

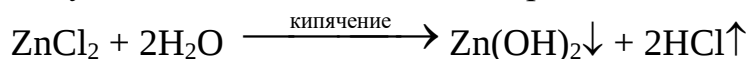


Образующиеся на I ступени гидролиза основные или кислотные остатки диссоциируют в меньшей степени, чем соответствующие им основания и кислоты, образующиеся на II ступени гидролиза. Следовательно, **наибольшая степень гидролиза вполне ожидаемо протекает ТОЛЬКО по I ступени!** Кроме того, протеканию гидролиза по II ступени препятствует накопление в растворе протонов (для катионов металлов) или гидроксид-ионов (для кислотных остатков).

Потому основными продуктами гидролиза с гидролизующимся многозарядным катионом, в основном, будут основные соли, а с гидролизующимся многозарядным анионом – кислые соли.

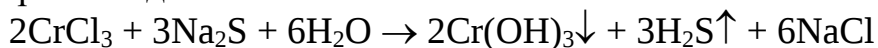
Протеканию гидролиза по II ступени может способствовать кипячение раствора. Так как гидролиз – эндотермический процесс, то нагревание раствора смещает равновесие процесса в сторону продуктов гидролиза.

Смещать равновесие в сторону гидролиза по II ступени будет удаление из раствора образующихся протонов или гидроксид-ионов. В некоторых случаях – это также кипячение. Для случая ZnCl_2 образующийся хлороводород, являясь летучим веществом, удаляется при кипячении из реакционной зоны.

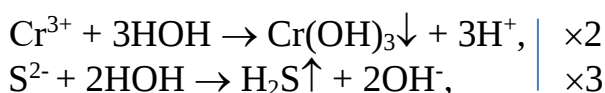


Если же к раствору соли слабого основания добавить соль, содержащую соль слабой кислоты, то ионы H^+ , образующиеся при гидролизе катиона, будут нейтрализоваться ионами OH^- , образующимися при гидролизе аниона, что приведет к взаимному усилению гидролиза обоих ионов. Уменьшение концентраций ионов H^+ и OH^- делает возможным протекание гидролиза по II и III ступеням, если при этом образуются нерастворимые или газообразные продукты реакции. Гидролиз в этом случае может протекать практически до конца.

Рассмотрим гидролиз смешанных солей. Например, при сливании растворов CrCl_3 и Na_2S в осадок выпадает не сульфид хрома (III), а Cr(OH)_3 . Данная реакция – сложный ступенчатый процесс. Запишем в упрощенной форме в молекулярном виде:



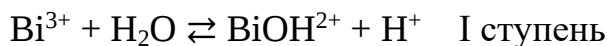
или ионном виде:



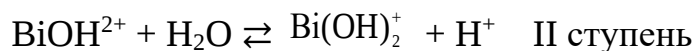
суммарно: $2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 12\text{НОН} \rightarrow 2\text{Cr}(\text{ОН})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow + 6\text{Н}^+ + 6\text{ОН}^-$,

сократим: $2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{НОН} \rightarrow 2\text{Cr}(\text{ОН})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$.

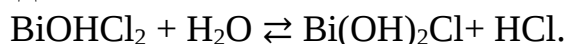
В некоторых случаях (соли Bi^{3+} , Sb^{3+} , Am^{3+} и др.) гидролиз протекает особым образом и заканчивается образованием малорастворимых в воде оксосолей:



или в молекулярном виде: $\text{BiCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BiOHCl}_2 + \text{HCl}$.



или в молекулярном виде:

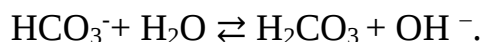
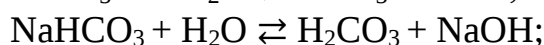
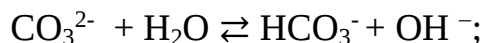
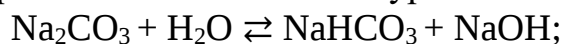


Далее проходит дегидратация гидроксоли с образованием оксосоединения:



Пример 8.2. Написать уравнения гидролиза карбоната натрия в молекулярной и ионной формах. Рассчитать константы гидролиза. Вычислить степень гидролиза соли в 0,025 М растворе. Рассчитать концентрацию ионов водорода и pH раствора.

Решение. Гидролиз соли описывается уравнениями:



Константы гидролиза равны соответственно:

$$K_{\Gamma 1} = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{OH}^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]} = \frac{K_w}{K_{a2}} = \frac{10^{-14}}{4,69 \times 10^{-11}} = 2,13 \times 10^{-4},$$

$$K_{\Gamma 1} = \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3][\text{OH}^-]}{[\text{HCO}_3^-]} = \frac{K_w}{K_{a1}} = \frac{10^{-14}}{4,45 \times 10^{-7}} = 2,25 \times 10^{-8}.$$

Из сравнения величин констант следует, что второй ступенью гидролиза можно пренебречь. Так как соотношение

$$\frac{C_M}{K_{\Gamma 1}} = \frac{0,025}{2,13 \times 10^{-4}} > 100,$$

то при расчете степени гидролиза используем выражение:

$$h = \sqrt{\frac{K_{\Gamma}}{C_M}} = \sqrt{\frac{2,13 \times 10^{-4}}{0,025}} = 0,0924.$$

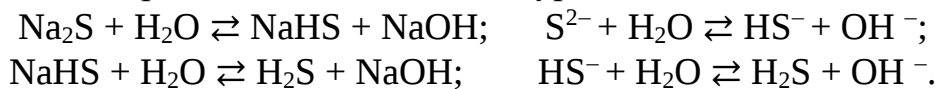
Концентрация ионов водорода составит, моль/л:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_w \times \frac{K_{a2}}{C_M}} = \sqrt{10^{-14} \times \frac{4,69 \times 10^{-11}}{0,025}} = 4,33 \times 10^{-12}.$$

Водородный показатель равен: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(4,33 \cdot 10^{-12}) = 11,36$.

Пример 8.3. Привести уравнения гидролиза сульфида натрия в молекулярной и ионной формах. Рассчитать константы гидролиза. Вычислить степень гидролиза соли в 0,1 М растворе. Рассчитать концентрацию ионов водорода и pH раствора.

Решение. Гидролиз соли описывается уравнениями:



Константы гидролиза соли равны соответственно:

$$K_{\Gamma 1} = \frac{[\text{HS}^-] \times [\text{OH}^-]}{[\text{S}^{2-}]} = \frac{K_w}{K_{a2}} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2,5 \times 10^{-13}} = 0,04$$

$$K_{\Gamma 2} = \frac{[\text{H}_2\text{S}^\circ] \times [\text{OH}^-]}{[\text{HS}^-]} = \frac{K_w}{K_{a1}} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,02 \times 10^{-7}} = 9,8 \times 10^{-8}$$

Второй ступенью гидролиза можно пренебречь ввиду малого значения $K_{\Gamma 2}$.

Так как степень гидролиза вычисляется по соотношению:

$$\frac{C_M}{K_{\Gamma 1}} = \frac{0,1}{0,04} < 100.$$

$$h = \frac{-K_{\Gamma 1} + \sqrt{K_{\Gamma 1}^2 + 4K_{\Gamma 1} \times C_M}}{2C_M} = \frac{-0,04 + \sqrt{0,04^2 + 4 \times 0,04 \times 0,1}}{2 \times 0,1} = 0,0463.$$

Концентрация гидроксид-ионов: $[\text{OH}^-] = h \cdot C_M = 0,463 \cdot 0,1 = 0,0463$ моль/л.

Концентрация ионов водорода при этом составит:

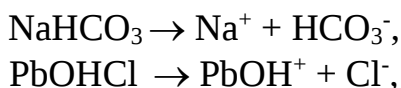
$$[\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 0,0463 = 2,16 \cdot 10^{-13} \text{ моль/л.}$$

Водородный показатель будет равен: $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(2,16 \cdot 10^{-13}) = 12,68$

8.7. Гидролиз кислых и основных солей

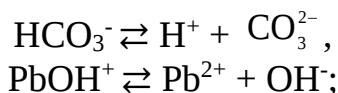
Рассматривая поведение кислых и основных солей в растворе, например, NaHCO_3 и PbOHCl следует учитывать следующие возможные процессы:

а) первичную диссоциацию соли на ионы:

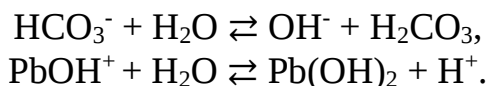


протекающую практически нацело;

б) вторичную диссоциацию ионов:



в) гидролиз ионов:



Процессы (а) определяют исходную концентрацию ионов солей в растворе; последняя будет, очевидно, равна концентрации соли – C , поскольку соли – сильные электролиты. Процессы (б) и (в) определяют равновесную концентрацию ионов солей в растворе, а также концентрацию ионов H^+ и OH^- . Чтобы формально указать тип среды раствора, нужно определить, какой из процессов преобладает: диссоциация или гидролиз. Для этой цели рассчитывают

K_{Γ} и сравнивают ее со константой диссоциации соответствующей ступени ($K_{\text{дi}}$) слабого электролита.

$$K_{\Gamma} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] / K_{\text{дi}}.$$

Подробный пример гидролиза таких солей рассмотрен на страницах 72-73.

Необходимо помнить, что индикаторами на характер среды являются метилоранж, фенолфталеин и лакмус. Экспериментально определить рН можно с помощью универсального индикатора по шкале кислотности, записать примерное значение рН.

Соли	Окраска индикатора		
	Сильное основание-слабая кислота	Слабое основание-сильная кислота	Сильное основание-сильная кислота
Метилоранж	Желтый	Красно-розовый	Оранжевый
Фенолфталеин	Малиновый	Бесцветный	Бесцветный
Лакмус	Синий	Красный	Фиолетовый
Универсальный индикатор рН	От желтого до синне-зеленого	От желтого до оранжево-красного	Желтый

8.8. Лабораторная работа «Гидролиз солей»

Опыт 1. Определение рН растворов солей с использованием индикаторов

Определить рН растворов различных солей (вместо цифр занести формулы солей, выданных лаборантом) и заполнить таблицу.

Написать уравнения гидролиза предлагаемых солей.

Индикаторы	Формулы солей, соответствующие варианту задания		
	1	2	3
Метилоранж			
Фенолфталеин			
Лакмус			
Универсальный индикатор			
Вывод (тип среды)			

Опыт 2. Гидролиз средних и кислых солей

В три разные пробирки налить по 1 мл растворов NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 и Na_3PO_4 . Определить реакцию среды в растворах с помощью универсального индикатора. Объяснить различия в значениях рН этих растворов. Написать уравнения всех реакций. (Дополнительно: рассчитать константы и степень гидролиза, рН раствора. Считать, что концентрации растворов солей 0,1 М. Сравнить с экспериментальными данными).

Опыт 3. Гидролиз кислых солей

В две разные пробирки налить по 1 мл растворов NaHCO_3 и NaHSO_3 . С помощью универсального индикатора определить реакцию среды. Объяснить различия в значениях рН этих растворов. Написать уравнения всех реакций. (Дополнительно: рассчитать константы и степень гидролиза, рН раствора.

Считать, что концентрации растворов солей 0,1 М. Сравнить с экспериментальными данными).

Опыт 4. Образование малорастворимых соединений при гидролизе

К 2 каплям раствора SbCl_3 прибавить по каплям воду до появления белого осадка, а затем концентрированную соляную кислоту до его полного растворения. Вновь добавить воду. Написать уравнения реакций. Каким образом можно подавить гидролиз?

Опыт 5. Влияние температуры на степень гидролиза

а) В пробирку налить 1 мл раствора CH_3COONa и 3 капли фенолфталеина. Заметить цвет индикатора. Пробирку нагреть до кипения раствора. Вновь отметить окраску индикатора. Оставить остывать на воздухе. Вновь отметить окраску индикатора. Каким образом нагревание влияет на процесс гидролиза? Написать уравнения реакции.

б) Налить в пробирку 1 мл раствора хлорида железа (III). Нагреть раствор до кипения. Что происходит? Объяснить результаты опыта, написать уравнение реакции гидролиза.

Опыт 6. Взаимное усиление гидролиза

Взять две пробирки. В обе налить по 1 мл сульфида натрия (Na_2S) и 1 мл хлорида хрома (III) (CrCl_3). Отметить цвет образовавшегося осадка. В первую пробирку добавить раствор HCl , а во вторую – раствор NaOH . В обоих случаях осадок должен раствориться. Написать уравнения реакций. Какой состав имеет образовавшийся осадок?

8.9. Контрольные вопросы

1. Объясните, в каких случаях при гидролизе образуются кислые, а в каких – основные соли? Приведите примеры.
2. Какие факторы и как влияют на смещение равновесия при гидролизе солей?
3. Определите, в каком случае и почему при сливании двух растворов происходит усиление гидролиза обеих солей: а) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ и ZnCl_2 ; б) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ и MnCl_2 ; в) FeCl_3 и Na_2SO_3 .
4. Какая из двух солей – MgCl_2 или ZnCl_2 – при постоянных температуре и концентрации в большей степени подвергается гидролизу? Почему? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза.
5. Не проводя расчета, определите, в каком случае в растворах равной концентрации Rb_2CO_3 и RbHCO_3 степень гидролиза больше.
6. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза солей K_2S и K_2Se . Какая из этих двух солей при одинаковых концентрации и температуре в большей степени подвергается гидролизу? Почему?
7. Раствор Na_2CO_3 добавили к растворам AlCl_3 ; Na_3PO_4 ; $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$. В каких случаях и почему наблюдается выпадение осадка? Каков состав этих осадков? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения совместного гидролиза.

9. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Степень окисления в соединениях – условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что все связи имеют ионный характер, т. е. это число электронов, смещенных от атома данного элемента к другим атомам (при положительной степени окисления) или от других атомов к атому иного элемента (при отрицательной степени окисления).

При вычислении степени окисления руководствуются рядом правил.

Степень окисления элемента в простом веществе, например, элемента водорода в простом веществе водороде H_2 или элемента углерода в простом веществе графите, равна нулю (H_2^0 и $C_{граф}^0$).

Степень окисления водорода в большинстве соединений, например, воде, аммиаке, серной кислоте, равна +1 (H_2O , NH_3 , H_2SO_4), и только в гидридах, например, гидридах лития, кальция, равна –1 (LiH , CaH_2).

Фтор наиболее электроотрицательный элемент и во всех соединениях имеет степень окисления «-1».

Степень окисления кислорода в большинстве его соединений, например, в оксиде углерода (IV) CO_2 , сульфате натрия Na_2SO_4 , формальдегиде $HCHO$, равна –2. Лишь в пероксидах H_2O_2 , Na_2O_2 , CaO_2 равна –1, надпероксидах NaO_2 , KO_2 равна –1/2, озонидах KO_3 равна –1/3 и +1 во фториде кислорода OF_2 .

Степень окисления элемента в бинарном ионном соединении равна заряду иона. Так, например, степени окисления элементов натрия и хлора в хлориде натрия +1 и –1 соответственно.

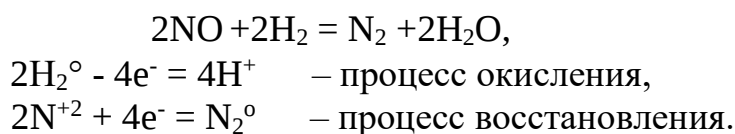
Алгебраическая сумма степеней окисления элемента в нейтральном соединении равна нулю, в ионе равна заряду иона.

Степень окисления – формальное понятие. Так, во всех органических соединениях C^4H_4 , C^2H_3Cl , $C^0H_2Cl_2$, $C^{+2}HCl_3$, $C^{+4}Cl_4$ углерод имеет разные степени окисления, но его валентность всегда равна четырем.

Окислительно-восстановительными называются реакции, при протекании которых изменяются степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ.

Потеря электрона атомом, сопровождающаяся повышением его степени окисления, называется окислением. Присоединение электронов атомом, сопровождающееся понижением его степени окисления, называется восстановлением. Вещество, в состав которого входит элемент, атомы которого понижают степень окисления, называется окислителем. Вещество, содержащее атом, повышающий степень окисления, называется восстановителем.

Окисление и восстановление – это два сопряженных друг с другом процесса.

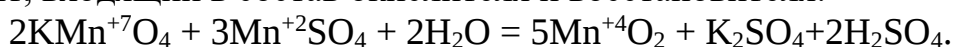


Два уравнения, описывающие сопряженные процессы окисления и восстановления суммарной окислительно-восстановительной реакции, называются **уравнениями полуреакций** (см. Приложение, табл. 4).

Очевидно, что в соответствии с законом сохранения зарядов, число электронов, присоединенных окислителем, должно быть равно числу электронов, отданных восстановителем.

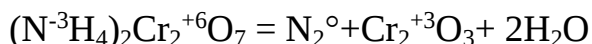
Если в роли окислителя и восстановителя выступают разные соединения, то такие реакции называются **реакциями межмолекулярного окисления-восстановления**: $2\text{Al}^0 + 3\text{S}^0 = \text{Al}_2^{+3}\text{S}_3$ (алюминий – восстановитель, сера – окислитель).

Особой разновидностью межмолекулярных окислительно-восстановительных реакций являются реакции **контрпропорционирования**, в которых носителем окислительно-восстановительных свойств является один элемент, входящий в состав окислителя и восстановителя:



В результате реакции Mn^{+7} , входящий в состав KMnO_4 , восстанавливается, а из Mn^{+2} из MnSO_4 окисляется до Mn^{+4} с образованием оксида марганца (IV).

Если окислитель и восстановитель входят в состав одного и того же соединения, то такие окислительно-восстановительные реакции называются **внутримолекулярными**.



В этом случае окисляющийся азот ($\text{N}^{+3} - 3\text{e}^- \rightarrow \text{N}^0$) и восстанавливающийся хром ($\text{Cr}^{+6} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^{+3}$) входят в состав одного соединения.

Особой разновидностью внутримолекулярных окислительно-восстановительных реакций являются реакции **диспропорционирования**, окислению и восстановлению подвергается один и тот же элемент:



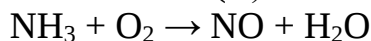
Для составления уравнения окислительно-восстановительной реакции необходимо знать окислительно-восстановительные свойства исходных веществ.

9.1. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций

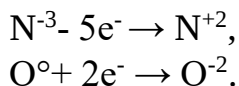
Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций (редокс) реакций: *ионно-электронного баланса* (для реакций, проходящих в водных растворах) и *электронного баланса* (для газообразных и твердых веществ).

Пример 9.1. Метод электронного баланса

Одна из стадий в производстве азотной кислоты – окисление аммиака кислородом с образованием оксида азота (II) и воды:

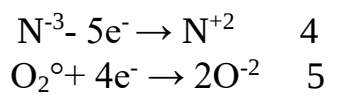


Составляем схему процессов окисления и восстановления:

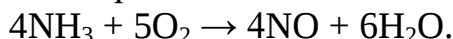


Учитывая, что в молекуле кислорода содержится два атома, вторую строчку можно переписать: $O_2^0 + 4e^- \rightarrow 2O^{-2}$.

Схема с учетом равенства отданных и принятых электронов может быть записана:



Из схемы реакции вытекает, что на каждые четыре молекулы восстановителя надо взять пять молекул окислителя. В результате процесса окисления образуется четыре атома N^{+2} и десять атомов O^{-2} . Уравнение реакции взаимодействия аммиака с кислородом в окончательной форме примет вид:

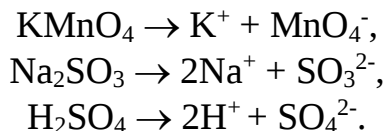


Коэффициенты в уравнении реакции можно проверить, руководствуясь тем, что общие числа атомов каждого элемента в левой и правой части равенства должны быть одинаковы.

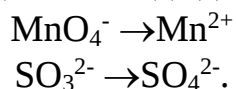
Пример 9.2. Метод полуреакций (ионно-электронного баланса)

Ионно-электронные схемы дают возможность уравнивать реакции, протекающие в растворах. При этом необходимость установления степеней окисления элементов отсутствует. Часто при уравнивании этим методом сначала и неизвестны продукты реакции – они выявляются в ходе самого уравнивания. Сильные электролиты записываются в ионном виде, не электролиты или слабые электролиты – в молекулярном.

Рассмотрим взаимодействие перманганата калия с сульфитом натрия в сернокислой среде, учитывая, что идет диссоциация сильных электролитов:



Известно, что в кислой перманганат-ион восстанавливается до катиона марганца (II), а сульфит-ион независимо от кислотности среды окисляется до сульфат-иона. Запишем эти процессы в виде двух полуреакций:

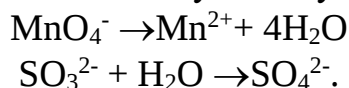


Цель дальнейших действий – это поставить знак равенства между правой и левой частями полуреакций. Это возможно только при условии полного совпадения в левой и правой частях каждой полуреакции видов элементов, числа их атомов и суммарных зарядов всех ионов. Чтобы добиться этого, используют дополнительные молекулы воды и ионы, обуславливающие реакцию среды.

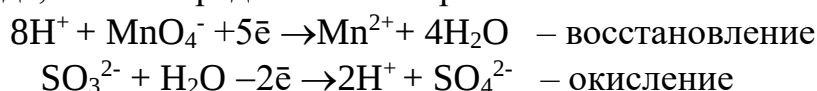
Обычно для кислой среды используют ионы водорода (H^+), для щелочной – гидроксид-ионы (OH^-), а для нейтральной – могут быть использованы как те, так и другие. Также необходимо соблюдать правило, согласно которому в одной полуреакции **не могут одновременно присутствовать** H^+ и OH^- .

Сравниваем количество центральных атомов ионов в обеих полуреакциях: слева и справа по одному атому марганца и также по одному атому серы.

Теперь в каждой полуреакции равное количество атомов серы и марганца, но количество атомов кислорода разное. Дополнительные атомы кислорода в полуреакциях в кислой среде вводятся добавлением молекул воды слева или справа. В первой полуреакции не хватает справа четырех атомов кислорода, поэтому добавляем четыре молекулы воды, а во второй реакции не хватает одного атома кислорода – добавляем одну молекулу воды:

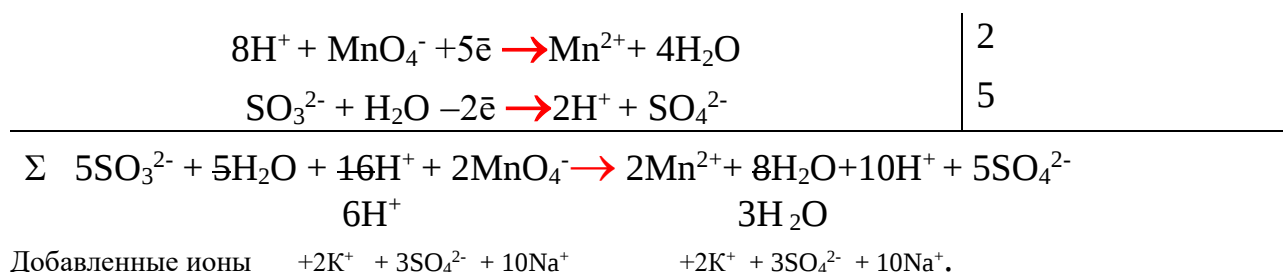


Однако сейчас появились дополнительные атомы водорода в обеих полуреакциях. Их число уравнивают добавлением эквивалентного количества атомов водорода, так как среда кислая в противоположных частях полуреакций:



Теперь уравнены все элементы, входящие в состав обеих полуреакций. Осталось уравнять заряды частиц. В первой полуреакции справа сумма зарядов всех частиц равна $7+$, а в правой $2+$. Равенства зарядов добиваемся добавлением в левой части уравнения пяти отрицательных зарядов в виде электронов. Аналогично в уравнении второй полуреакции слева необходимо вычесть два электрона.

Эти два процесса идут параллельно, поэтому количество отданных и присоединенных электронов должно быть одинаково. Для этого мы должны найти наименьшее общее кратное (для 5 и 2 – это будет 10), а затем первую полуреакцию домножить на 2, а вторую – на 5 и следующим действием сложить эти две полуреакции с учетом коэффициентов сначала слева, а затем справа:



Сократим подобные члены уравнения и добавим недостающие ионы к каждой частице в левой, а затем и в правой части уравнения.

В левой не хватает 2K^+ , 3SO_4^{2-} и 10Na^+ , чтобы получить целое число молекул перманганата калия, серной кислоты и сульфита натрия. То же добавляем и в правую часть.

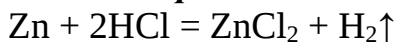
Затем это уравнение запишем в молекулярном виде с учетом всех ионов, задействованных в реакции, и расставим окончательно коэффициенты в уравнении.



Коэффициенты в уравнении реакции можно проверить, руководствуясь тем, что общие числа атомов каждого элемента в левой и правой части равенства должны быть одинаковы. Но чаще всего достаточно проверить соответствие атомов кислорода слева и справа.

9.2. Важнейшие окислители и восстановители

1) **Почти все кислоты** проявляют свойства окислителей за счет иона водорода при взаимодействии с сильными металлами-восстановителями, стоящими *в ряду напряжений до водорода*:



2) **Серная кислота** в разбавленных растворах – **окислитель** за счет H^+ , в концентрированных – за счет S^{+6} в сульфат-ионе.

Продукты восстановления концентрированной серной кислоты



Данная схема довольно условна, так как продукты восстановления зависят от концентрации кислоты и активности восстановителя. Чем сильнее восстановитель, тем глубже он восстанавливает окислитель. Также продукты восстановления зависят от количественных соотношений окислителя и восстановителя, температуры и др. факторов.

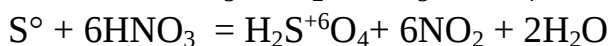
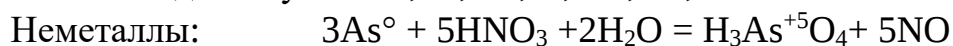
Соли серной кислоты в водных растворах окислительными свойствами не обладают.

3) **Азотная кислота** – сильный окислитель за счет иона NO_3^- , в котором азот имеет степень окисления N^{+5} .

Большая часть элементов окисляется азотной кислотой до высшей степени окисления за исключением фтора, хлора, кислорода.

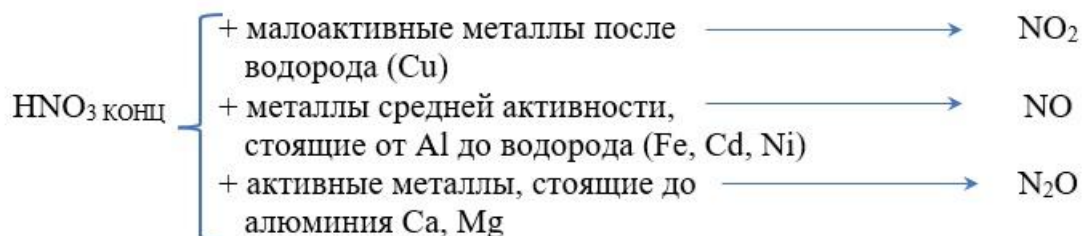
Продукты восстановления азотной кислоты зависят от силы восстановителя, температуры и концентрации кислоты.

Не взаимодействуют: Au, Pt, Os, Ir, Nb, Ta, W

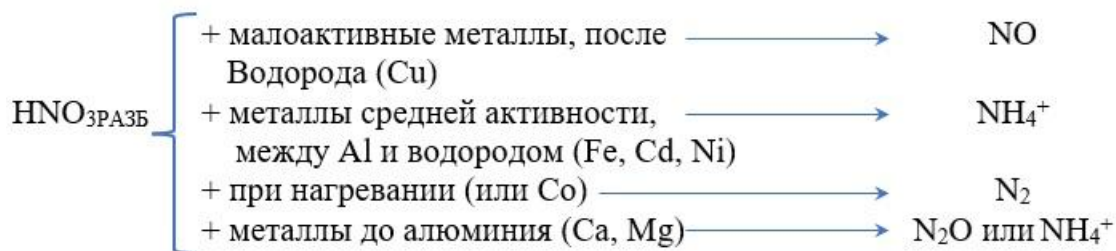


Fe, Al, Cr пассивируют в холодной $\text{HNO}_{3\text{конц}}$.

Продукты восстановления концентрированной азотной кислоты металлами



Продукты восстановления разбавленной азотной кислоты металлами



4) **Перманганат калия** – сильный окислитель. Продукты его восстановления зависят от характера среды. Наибольшая активность как окислителя в кислой среде.



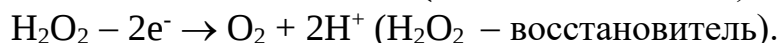
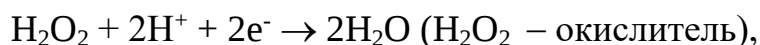
5) **Дихромат и хромат ионы** – наиболее сильные окислители в кислой среде



6) **Галогены** в свободном состоянии, как и другие неметаллы, проявляют окислительно-восстановительную двойственность (исключение составляет фтор), но окислительная функция у них выражена гораздо сильнее, чем восстановительная.

В ряду F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 окислительные свойства ослабевают, и, следовательно, возрастают восстановительные свойства сопряженных восстановителей (F^- , Cl^- , Br^- , I^-). Самый сильный окислитель среди галогенов – фтор, самый сильный восстановитель среди галогенид-ионов – I^- .

7) **Пероксид водорода** H_2O_2 обладает окислительно-восстановительной двойственностью:

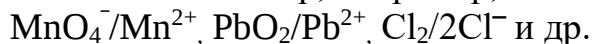


В кислой среде наиболее характерны окислительные свойства, в щелочной – восстановительные.

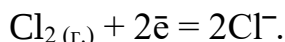
8) **Диоксид серы**, сульфиты, фосфористая кислота и др. обладают окислительно-восстановительной двойственностью за счет элементов в промежуточных степенях окисления S^{+4} и P^{+3} соответственно. Но тем не менее восстановительная функция этих соединений выражена более ярко.

9) **Металлы в свободном состоянии** – восстановители (Zn, Mg и т. д.). Ионы металлов могут быть окислителями, если степень окисления наивысшая (Fe^{+3} , Cu^{+2}), и могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность, если заряд иона металла соответствует промежуточной степени окисления (Fe^{+2} , Cu^{+}).

*Количественной характеристикой окислительной и восстановительной способности веществ в водном растворе служат **стандартные потенциалы** E° окислительно-восстановительных пар, например,*



Стандартные условия отвечают атмосферному давлению 101,3 кПа (1 атм), температуре 25 °С и концентрации, окисленной и восстановленной форм в растворе 1 моль/л. Значения E° различных пар окислитель/восстановитель приводятся в справочных таблицах. *Следует помнить, что в таблицах величина E° относится к процессу восстановления, например, $E^\circ_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} = 1,358 \text{ В}$ соответствует реакции:*



Окислительная способность проявляется в большей степени у того вещества, которое в роли окислителя при одинаковых условиях имеет более высокое значение $E^\circ_{\text{ок.}}$, а восстановительная – у того вещества, которое в роли восстановителя при одинаковых условиях имеет более низкое значение $E^\circ_{\text{вос.}}$. Для самопроизвольно протекающих окислительно-восстановительных реакций должен выполняться критерий: $\Delta E^\circ = (E^\circ_{\text{ок.}} - E^\circ_{\text{вос.}}) \gg 0$.

Если разность $(E^\circ_{\text{ок.}} - E^\circ_{\text{вос.}})$ больше 0,4 В, то ОВР протекает практически необратимо. Если же разность $(E^\circ_{\text{ок.}} - E^\circ_{\text{вос.}})$ находится в пределах от –0,4 В до +0,4 В, то в стандартных условиях реакция будет протекать в незначительной степени. Для практического осуществления таких реакций отходят от стандартных условий и применяют концентрированные растворы окислителей и восстановителей или твердые реагенты, повышают температуру.

9.3. Лабораторная работа «Окислительно-восстановительные свойства соединений»

Опыт 1. Восстановительные свойства алюминия

а) В пробирку опустить кусочек алюминия. Прилить к нему немного концентрированного раствора щелочи. После растворения поверхностной оксидной пленки наблюдать выделение пузырьков газа. Что это за газ?

б) В пробирку опустить кусочек алюминия. Прилить к нему немного разбавленного раствора соляной кислоты. После растворения поверхностной оксидной пленки наблюдать выделение пузырьков газа. Что это за газ?

Опыт 2. Вытеснение металлов из растворов их солей более активным металлом

Кусочек железной стружки, предварительно зачищенной наждачной бумагой, опустить в раствор сульфата меди (II). Через некоторое время наблюдать изменение цвета раствора и образование темно-красного осадка.

Опыт 3. Окислительные свойства хлорной и бромной воды

а) В пробирку поместите ~1 мл раствора KI, добавьте 6-8 капель хлороформа (или толуола) и 3-5 капель хлорной воды. Встряхните пробирку и дайте жидкостям расслоиться. Что наблюдается?

б) В две пробирки поместите по ~1 мл свежеприготовленного раствора соли Мора $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (раствор содержит ион Fe^{2+}). В первую пробирку внесите 2 капли раствора роданида аммония, во вторую – 4 капли хлорной воды и 2 капли того же раствора NH_4SCN . Чем объяснить появление более интенсивной окраски во второй пробирке?

в) В пробирке получить гидроксид никеля (II). Для этого к раствору соли никеля (II) добавить по каплям гидроксид натрия. Не допускать растворения осадка!!! Затем к осадку добавить бромной воды. Что происходит с осадком?

Опыт 4. Восстановительные свойства сероводорода

а) К ~1 мл раствора KMnO_4 добавьте 2-3 капли разбавленной серной кислоты и по каплям прибавляйте сероводородную воду до обесцвечивания раствора. Что происходит?

б) Прodelайте аналогичный опыт, взяв вместо окислителя KMnO_4 раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Опыт 5. Окислительно-восстановительные свойства нитрита натрия

а) В пробирку поместите ~1 мл раствора перманганата калия, подкислите его 3 каплями раствора серной кислоты и затем добавьте несколько капель раствора нитрита калия. Объясните обесцвечивание раствора.

б) Внесите в пробирку ~1 мл раствора иодида калия, 5 капель серной кислоты и немного раствора крахмала или органического растворителя (толуола, хлороформа). К этой смеси прибавьте 5 капель раствора нитрита калия.

Опыт 6. Окислительно-восстановительные свойства сульфита натрия

Внесите в две пробирки по ~1 мл раствора Na_2SO_3 . В первую добавьте 2-3 капли раствора серной кислоты и 2-3 капли раствора дихромата калия, перемешайте их. Во вторую пробирку добавьте 3-4 капли раствора серной кислоты и 2-3 капли насыщенного свежеприготовленного раствора сульфида натрия. Нагрейте пробирку на водяной бане. Отметьте изменения в пробирках.

Опыт 7. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода

а) К ~1 мл раствора иодида калия прибавьте 2-3 капли раствора серной кислоты и затем по каплям прибавляйте раствор пероксида водорода до появления желтой окраски. Для обнаружения в растворе йода внесите в пробирку несколько капель раствора крахмала.

б) К ~1 мл раствора перманганата калия прибавьте 2-3 капли раствора серной кислоты и затем по каплям раствор перекиси водорода до обесцвечивания раствора в пробирке. Испытайте тлеющей лучинкой выделяющийся газ. Какой это газ?

Опыт 8. Окислительные свойства перманганата калия в различных средах

В три пробирки поместите по ~1 мл раствора KMnO_4 . Затем в первую добавьте 2-3 капли раствора серной кислоты, во вторую – ничего не добавляйте, в третью – 2-3 капли раствора едкого натра. После этого в каждую пробирку добавляйте по каплям раствор Na_2SO_3 до изменения цвета раствора.

Опыт 9. Восстановительные свойства органических веществ

В пробирку внесите ~1 мл раствора дихромата калия и осторожно добавьте 2-3 капли концентрированной серной кислоты и затем 5-7 капель этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Наблюдайте изменение окраски раствора. Испытайте на запах образующийся ацетальдегид CH_3CHO .

9.4. Контрольные вопросы

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
2. Зависит ли окислительная способность реагента от: а) свойств реагента-восстановителя; б) условий проведения реакции? Приведите примеры.
3. Приведите примеры веществ, выполняющих функцию как окислителя, так и восстановителя. За счет каких атомов это становится возможным?
4. Как изменяются окислительные и восстановительные свойства атомов элементов и простых веществ в ряду: литий, углерод, азот, кислород, фтор? Ответ обоснуйте на теории строения атома.
5. Как изменяются окислительные свойства простых веществ в ряду: фтор, хлор, бром, иод? Какой из них является более сильным окислителем и почему? Сохраняется ли данная закономерность изменения окислительных свойств в водном растворе?
6. В каких случаях веществам присущи только окислительные или только восстановительные свойства? Приведите примеры.
7. Какие реакции называются реакциями диспропорционирования, а какие – контрпропорционирования? Приведите примеры таких реакций.

10. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

10.1. Гальванический элемент

При контакте металла с раствором, содержащим его ионы, на границе раздела фаз устанавливается равновесие: $\text{M}^{n+} + n\text{e}^- \rightleftharpoons \text{M}^0$, и, как следствие этого равновесия, между металлической пластинкой и электролитом возникает разность электрических потенциалов. Эта разность потенциалов φ называется **электродным потенциалом** (Приложение, табл. 5), а сама система, состоящая из пластины металла, погруженной в раствор его соли, – **электрохимическим полуэлементом**, или **металлическим электродом**.

Абсолютную величину электродного потенциала отдельного электрода измерить невозможно, но можно измерить его величину относительно другого электрода (электрода сравнения). Система, состоящая из двух электродов, растворы которых соединены солевым мостиком, а металлические пластинки проволокой, называется **гальваническим (электрохимическим) элементом** (рис.

11). В гальваническом элементе энергия химической реакции преобразуется в электрическую энергию.

Электродом в электрохимии считается система из двух токопроводящих тел: проводников I рода (твердое тело, переносчик электронов) и II рода (раствор, переносчик ионов). Электрод содержит окисленную и восстановленную формы реагента, способные переходить друг в друга, например, $\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightleftharpoons \text{Ag}^\circ$ ($\text{Ag}|\text{Ag}^+$ – серебряный электрод I рода).

Между растворами электролитов гальванического элемента устанавливают контакт с помощью пористой перегородки или электролитического мостика (ключа) – трубки, наполненной насыщенным раствором KCl или NH_4NO_3 . Пористая перегородка или электролитический ключ обеспечивают электрическую проводимость между электродными растворами, но препятствуют взаимной диффузии.

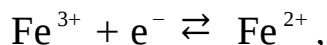
Для того чтобы электродные потенциалы различных процессов можно было сопоставлять, в качестве единого электрода сравнения был выбран *стандартный водородный электрод*, в котором устанавливается равновесие:



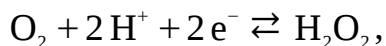
Потенциал стандартного водородного электрода при давлении 1 атм (101,3 кПа) и активности H^+ , равной 1 моль/л, принято считать равным нулю.

Электродные потенциалы металлов, определенные как разность потенциалов между ними и стандартным водородным электродом при температуре 298 К и концентрации катионов соли 1 моль/л, называются **стандартными электродными потенциалами** и обозначаются E° .

Для определения электродных потенциалов окислительно-восстановительных реакций, в которых происходит присоединение электронов с образованием иона металла в меньшей степени окисления, например:



или перенос электронов между молекулами и ионами, например:



собирается гальванический элемент из водородного электрода и электрохимической ячейки, в которой восстановленная и окисленная форма участников исследуемой окислительно-восстановительной реакции находятся в непосредственном контакте друг с другом и с инертным проводником (графит, платина), обеспечивающим переход электрона к водородному электроду (или наоборот).

Электродные потенциалы различных пар окислитель/восстановитель приведены в таблицах; они называются **стандартными потенциалами восстановления** реакций. В таблицах электродных потенциалов окисленные формы указаны в левой части реакции, а восстановленные – в правой.

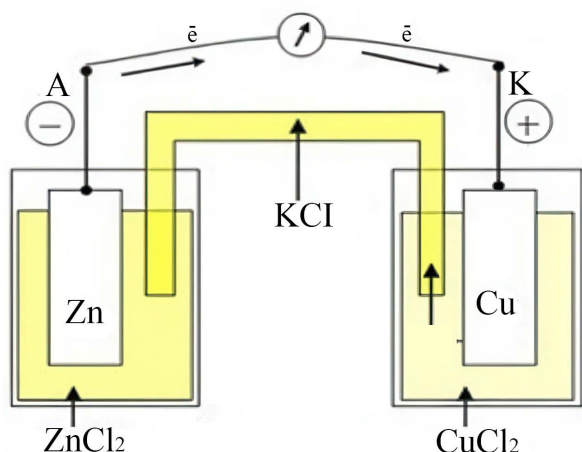


Рисунок 11 – Гальванический элемент, состоящий из медного и цинкового электродов, соединенных соевым мостиком

Стандартные электродные потенциалы позволяют рассчитать максимальное напряжение, которое можно получить в любом электрохимическом элементе, состоящем из двух различных электродов, при стандартных условиях. Разность потенциалов этих электродов E , достигаемая в отсутствие электрического тока, называется **электродвижущей силой (ЭДС) гальванического элемента**.

Например, если гальваническая ячейка состоит из цинкового и медного электродов (рис. 11), ЭДС этого гальванического элемента рассчитывается как

$$E^{\circ} = E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В},$$

а реакция, протекающая в этом гальваническом элементе, записывается:

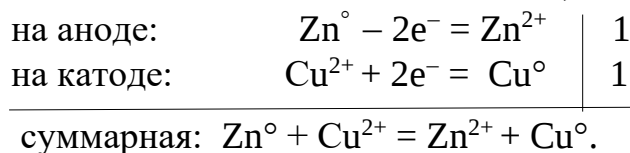
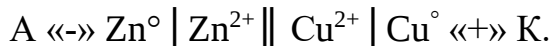


Схема гальванического элемента может быть составлена следующим образом:



Электродные потенциалы зависят от концентраций растворов, помещенных в электрохимические ячейки. Эта зависимость определяется **уравнением Нернста**:

$$E = E^{\circ} = \frac{2,3RT}{n_e F} \lg \frac{[\text{окисленная форма}]}{[\text{восстановленная форма}]},$$

где n_e – число электронов, участвующих в реакции,

F – постоянная Фарадея,

R – универсальная газовая постоянная,

T – абсолютная температура.

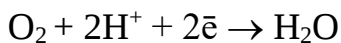
Если рассматриваются процессы при стандартной температуре, то уравнение имеет вид:

$$E = E^{\circ} = \frac{0,0592}{n_e} \lg \frac{[\text{окисленная форма}]}{[\text{восстановленная форма}]},$$

Если окисленная и восстановленная формы представляют собой пару ион – металл, то уравнение упрощается:

$$E = E^{\circ} = \frac{0,0592}{n_e} \lg [M^{n+}],$$

Если же уравнение рассматриваемой реакции включает ионы H^{+} или OH^{-} , то их концентрации должны быть учтены при расчете ее электрохимического потенциала. Например, для реакции



уравнение Нернста имеет вид:

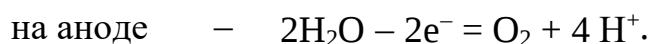
$$E = E^\circ = \frac{0,0592}{2} \lg \frac{[\text{H}^+]^2[\text{O}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]},$$

из которого видна зависимость φ от концентрации ионов водорода, а значит, и от pH раствора.

10.2. Электролиз

Электрохимические процессы могут протекать не только самопроизвольно, но и под действием электрического тока. Совокупность окислительно-восстановительных реакций, протекающих при прохождении постоянного электрического тока через электрохимическую систему, состоящую из двух электродов и раствора или расплава электролита, называется **электролизом**.

При электролизе водных растворов электролитов необходимо учитывать возможность разряда на электродах не только ионов электролита, но и молекул растворителя – воды:



Какие именно электрохимические процессы – разряд ионов электролита или молекул воды – будут протекать у электродов при электролизе, определяется значениями соответствующих электродных потенциалов. Из нескольких возможных процессов будет протекать тот, осуществление которого сопряжено с минимальной затратой энергии. На катоде восстанавливаются окисленные формы с наибольшим электродным потенциалом, на аноде окисляются восстановленные – с наименьшим.

Прохождению электрического тока через замкнутую электрохимическую систему всегда сопутствует изменение потенциалов электродов по сравнению с равновесным значением; это изменение называется **электродной поляризацией** или **перенапряжением**.

Опыт показывает, что при протекании различных электрохимических реакций с одной и той же скоростью на электродах наблюдается различная поляризация, зависящая от: 1) типа самой реакции, 2) от типа электрода.

Влияние природы электрохимической реакции. Любой электрохимический процесс включает в себя разряд частиц на электроде или ионизацию металлического электрода, т. е. стадию переноса заряда через границу раздела электрод–электролит. Приобретение или потеря частицей заряда часто сопровождается перестройкой ее структуры и изменением ее природы, что требует соответствующих затрат энергии.

Чем глубже эти изменения, тем больше должна быть энергия активации процесса, и тем больше затраты энергии необходимы для его осуществления, и тем, следовательно, более высоким будет перенапряжение. Например, процессы выделения кислорода и хлора из раствора соляной кислоты в стандартных условиях должны были бы с термодинамической точки зрения происходить в близких потенциалах: $E^\circ_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}} = 1,229 \text{ В}$, $E^\circ_{\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-} = 1,359 \text{ В}$.

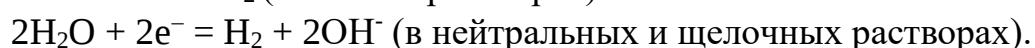
На самом деле выделение хлора протекает при очень небольшом смещении потенциала электрода в положительную область от стандартного значения (0,01-0,02 В), в то время как для реакции выделения кислорода в ряде случаев требуется смещение потенциала на 1,0 В от стандартного. Это связано с тем, что процесс окисления хлоридных ионов не сопровождается значительной перестройкой их структуры, а выделение кислорода требует разрыва прочных химических связей в молекуле H_2O . В результате перенапряжение выделения хлора значительно меньше перенапряжения выделения кислорода. Таким образом, если два процесса рассматривать как конкурирующие, то практически единственным продуктом реакции является хлор.

Влияние материала электрода на перенапряжение электрохимического процесса определяется тем, является электрод катализатором реакции или, наоборот, замедляет ее. Например, перенапряжение процесса выделения H_2 в зависимости от природы электрода при прочих равных условиях может изменяться от 0,1-0,2 В (Pt, Pd) до 1,2-1,6 (Zn, Cd, Hg, Pb). Лучшими катализаторами выделения O_2 являются оксиды IrO_2 и RuO_2 (величина перенапряжения не превышает 0,3 В). В то же время на большинстве металлических электродов выделение кислорода протекает с перенапряжением более 1,0 В.

Примеры определения продуктов электролиза. При определении продуктов электролиза различных соединений используются величины стандартных потенциалов электрохимических процессов с их участием (первое приближение, применяемое в том случае, если имеются данные только о качественном составе раствора или расплава) или величины равновесных потенциалов (более точное рассмотрение, возможное при наличии данных о концентрациях всех компонентов электролита).

В обоих случаях применение представлений о перенапряжении процессов (в первую очередь о перенапряжении процессов окисления или восстановления растворителя – воды) является обязательным условием получения правильных результатов, кроме того, при определении продуктов электролиза необходимо учитывать наличие или отсутствие мембраны между катодом или анодом и возможность протекания вторичных химических реакций в объеме электролита.

Рассмотрим более подробно процессы получения металлов. При электрохимическом получении металлов из водных растворов солей реакцией, конкурирующей с катодным восстановлением катионов металла, является реакция выделения водорода:



Как известно, равновесный потенциал, характеризующий эти процессы, зависит от pH: $E^\circ = -0,059 \text{ pH}$. Следовательно, все металлы, имеющие стандартные потенциалы $E^\circ_{\text{Mn}^+/\text{Mn}}$, более положительные, чем потенциал водородного электрода в данном растворе, будут выделяться на катоде при электролизе. При этом выделение металла будет единственным катодным процессом. В полной мере (вне зависимости от pH) последнее утверждение

относится к таким металлам, как Cu, Ag, Pd, Hg, т. е. металлам, имеющим положительный электродный потенциал.

Вследствие того, что перенапряжение восстановления металлов из их аквакомплексов не превышает несколько десятков милливольт, а перенапряжение выделения водорода на большинстве металлов имеет величину, близкую к 0^5 , становится возможным катодное выделение металлов, имеющих стандартные потенциалы, близкие к равновесному потенциалу водородного электрода, или более отрицательные – от свинца $E^\circ_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0,126 \text{ В}$ до марганца $E^\circ_{\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}} = -1,19 \text{ В}$. Однако при этом, в зависимости от pH раствора и концентрации соли, восстановление металла может происходить как единственная катодная реакция или совместно с выделением водорода.

Наконец, если металл имеет стандартный электродный потенциал более отрицательный, чем $-1,67 \text{ В}$ (алюминий), восстановление его акваионов становится невозможным. При столь отрицательных потенциалах выделение водорода на поверхности катода протекает с высокими скоростями и является единственной катодной реакцией. Получение активных металлов электрохимическими методами возможно только при использовании в качестве электролитов расплавов или неводных растворов их соединений.

Пример 10.1. Электролиз раствора ZnCl_2 ($C_{\text{м}} = 2 \text{ моль/л}$) при $\text{pH} = 5$ с инертными угольными электродами.

Решение. На катоде могут происходить две реакции: восстановление ионов цинка и выделение водорода. Рассчитаем равновесные потенциалы этих процессов:

$$E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} + \frac{0,059}{2} \lg[\text{Zn}^{2+}] = -0,76 + 0,03 \lg 2 = -0,75 \text{ В}$$
$$E^\circ_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,059 \text{pH} = -0,3 \text{ В}.$$

Из сравнения рассчитанных величин равновесных потенциалов можно сделать ошибочный вывод о том, что на катоде в данном случае должен был бы выделяться только водород. Ошибочность данного вывода является следствием неучтенного перенапряжения, которое по водороду составляет $\sim 1,0 \text{ В}$. В то же время перенапряжением по цинку можно пренебречь. Следовательно, на катоде в данных условиях преимущественно должен выделяться цинк.

Однако при сильном подкислении раствора вследствие увеличения равновесного потенциала пары $E^\circ_{2\text{H}^+/\text{H}_2}$ наряду с выделением цинка станет возможным протекание параллельной реакции выделения водорода.

На аноде возможно протекание двух процессов: выделение хлора и выделение кислорода: $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- = \text{Cl}_2$ и $2\text{H}_2\text{O} - 2\text{e}^- = \text{O}_2 + \text{OH}^-$.

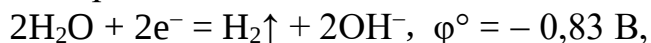
⁵ Так, перенапряжение выделения водорода на электроде – катализаторе из платины, покрытой платиновой чернью, равно 0 В , а на гладкой платине около $-0,09 \text{ В}$, на угольном электроде приблизительно $-0,6 \text{ В}$. Угай А. Я. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 2000. – 527 с.

10.3. Лабораторная работа «Свойства металлов в зависимости от их положения в ряду стандартных электродных потенциалов»

Стандартные электродные потенциалы металлов и водорода, расположенные в порядке их возрастания, составляют *ряд стандартных электродных потенциалов* металлов, или электрохимический *ряд напряжений металлов*.

Положение металла в ряду напряжений характеризует его способность к окислительно-восстановительным взаимодействиям в водных растворах при стандартных условиях, а именно:

- металлы, имеющие значения потенциалов меньше, чем у водорода, могут растворяться с выделением водорода в кислотах – не окислителях (HCl, разбавленная H₂SO₄);
- металлы, имеющие меньшее значение электродного потенциала, могут вытеснять металлы с большим значением электродного потенциала из растворов их солей;
- металлы, имеющие электродный потенциал меньше, чем потенциал реакции



в стандартных условиях могут растворяться в воде с выделением водорода.

Все эти утверждения справедливы только тогда, когда в результате взаимодействия металла с водой, кислотой или солью образуются растворимые в воде соединения. В противном случае пленка нерастворимого в воде продукта реакции, образующаяся на поверхности металла, препятствует его дальнейшему взаимодействию.

Химическая инертность поверхностного слоя иногда повышается под действием концентрированных окисляющих кислот (концентрированные H₂SO₄ или HNO₃), после чего активные металлы перестают вытеснять водород даже из растворов кислот – не окислителей.

В то же время в присутствии щелочи многие нерастворимые гидроксиды превращаются в растворимые гидроксокомплексы, например:



Кроме того, разрушающее действие на оксидные пленки оказывает ион Cl⁻, который замещает ион O₂⁻ в кристаллической решетке оксида, разрушая ее.

Опыт 1. Химические свойства металлов

а) *Взаимодействие металлов с водой.* Налейте в 5 пробирок по 2-3 мл дистиллированной воды и поместите в них пластинки цинка, алюминия, железа, свинца, меди, предварительно очищенные наждачной бумагой. Результаты наблюдений занесите в таблицу.

б) *Взаимодействие металлов с кислотой.* В 5 пробирок налейте по 2-3 мл 1 М раствора HCl и поместите в них пластинки цинка, алюминия, железа, свинца, меди, предварительно очищенные наждачной бумагой. Результаты наблюдений занесите в таблицу.

в) *Взаимодействие металлов с водой в присутствии щелочи.* В 5 пробирок налейте по 2-3 мл 1 М раствора KOH и поместите в них пластинки

цинка, алюминия, железа, свинца, меди, предварительно очищенные наждачной бумагой. Результаты наблюдений занесите в таблицу:

Реагент	Al	Zn	Fe	Pb	Cu
H ₂ O					
1 M HCl					
1M KOH					

Полученные результаты объясните с помощью ряда стандартных электродных потенциалов. Напишите уравнения реакций.

Опыт 2. Восстановительные свойства металлов

а) *Взаимодействие растворов солей с алюминием.* Налейте в отдельные пробирки по 2-3 мл 1 М растворимых солей цинка, железа (II), олова (II), свинца (II), меди (II), серебра и поместите в каждую из них предварительно зачищенные наждачной бумагой пластинки алюминия. Занесите результаты наблюдений в таблицу.

б) *Взаимодействие растворов солей с цинком.* Налейте в отдельные пробирки по 2-3 мл 1 М растворимых солей алюминия, железа (II), олова (II), свинца (II), меди (II), серебра и поместите в каждую из них предварительно зачищенные наждачной бумагой пластинки цинка. Занесите результаты наблюдений в таблицу.

в) *Взаимодействие растворов солей с железом.* Проведите опыт с растворами Al₂(SO₄)₃, ZnSO₄, SnSO₄, Pb(NO₃)₂, CuSO₄, AgNO₃ и железом. Занесите результаты наблюдений в таблицу.

г) *Взаимодействие растворов солей со свинцом.* Проведите опыт с растворами Al₂(SO₄)₃, ZnSO₄, FeSO₄, Pb(NO₃)₂, CuSO₄, AgNO₃ и свинцом. Занесите результаты наблюдений в таблицу.

д) *Взаимодействие растворов солей с медью.* Проведите опыт с растворами Al₂(SO₄)₃, ZnSO₄, FeSO₄, Pb(NO₃)₂, SnSO₄, AgNO₃ и медью. Занесите результаты наблюдений в таблицу.

Ион/ металл	Al	Zn	Fe	Pb	Cu
Al ³⁺					
Zn ²⁺					
Fe ²⁺					
Sn ²⁺					
Pb ²⁺					
Cu ²⁺					
Ag ⁺					

Напишите уравнения реакций.

На основании экспериментальных результатов расположите металлы в ряд таким образом, чтобы каждый предыдущий вытеснял последующие из растворов. В полученном ряду над каждым металлом напишите табличные значения стандартных электродных потенциалов. Соответствует ли положение металлов в экспериментальном ряду стандартным электродным потенциалам?

Опыт 3. Формирование защитной оксидной пленки на железе (пассивирование железа)

Возьмите две проволоочки железа примерно одинаковой длины. Одну проволоочку очистите наждачной бумагой, другую опустите на 1-2 мин в концентрированную азотную кислоту, после чего промойте дистиллированной водой. Налейте в две пробирки по 1 мл 1 М раствора серной кислоты и внесите в них предварительно подготовленные проволоочки.

Опишите наблюдения. Отличается ли взаимодействие проволоочек с серной кислотой? Напишите уравнения реакций.

Опыт 4. Влияние ионов Cl^- на разрушение защитной оксидной пленки

Возьмите два кусочка алюминиевой фольги примерно одинакового размера. Опустите одну из них в 1 М раствор CuCl_2 , а другую в 1 М раствор CuSO_4 .

Опишите наблюдения. Отличается ли взаимодействие алюминиевых пластинок в растворах хлорида и сульфата меди (II). Напишите уравнения реакций.

10.4. Лабораторная работа «Электролиз водных растворов»

Опыт 1. Электролиз водных растворов с инертными электродами

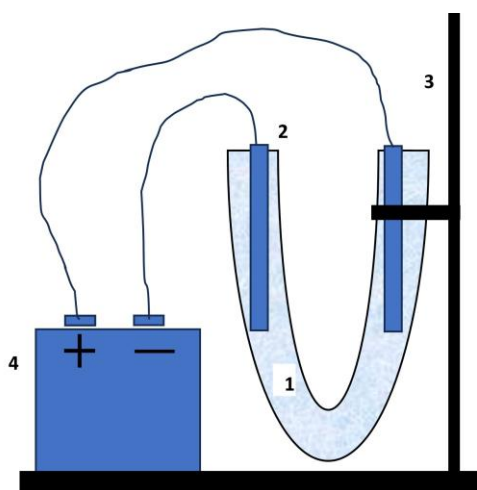


Рисунок 12 – Схема лабораторной установки. Электролизер

Описанные ниже опыты проводят в приборе (рис. 12). Электролизер – U-образная трубка (1), закрепленная в штативе (3). Electroды – графитовые стержни, вынутые из карандашей (2), или проволоочки из соответствующих металлов (металлические электроды), вставленные в каучуковые пробочки. Пробки вставляются в электролизер неплотно для выхода газообразных продуктов, батарейка (4).

Источник тока – батарейка или электроды присоединяют через выпрямитель тока к электрической сети (напряжение 24 В). Во всех опытах электролизер заполняют электролитом наполовину объема. Electroды перед каждым опытом промывают дистиллированной водой.

а) *Электролиз хлорида олова (II)*. Заполнить электролизер раствора хлорида олова (II). В оба колена электролизера опустить графитовые электроды и соединить их проводами с источником тока. Наблюдать на катоде появление блестящих кристалликов металлического олова. Окисление или восстановление олова происходит на катоде? Написать уравнение катодного процесса. Доказать образование свободного хлора на аноде, для чего через 4-5 мин пропускания электрического тока вынуть анод из электролизера, прибавить в анодное

пространство по 3-4 капли раствора иодида калия и крахмала и наблюдать появление синего окрашивания. Написать уравнение анодного процесса.

б) *Электролиз раствора иодида калия.* В пробирку налить на S ее объема раствора иодида калия и добавить 5-6 капель фенолфталеина и крахмала. Раствор перемешать и вылить в электролизер. Опустить в него графитовые стержни и присоединить их к источнику тока⁶.

Отметить изменение цвета раствора около катода и анода. Написать уравнения катодного и анодного процессов. Почему окрасились растворы в катодном и анодном пространствах? Окисление или восстановление иода произошло на аноде?

в) *Электролиз раствора сульфата натрия.* В стаканчике смешать приблизительно S объема пробирки раствора сульфата натрия с j объема пробирки раствора лакмуса и вылить полученный раствор в электролизер. Пропустить через раствор электрический ток и отметить изменение окраски в обоих коленах электролизера.

Написать уравнения катодного и анодного процессов. Какие вещества выделяются на катоде и аноде. Объяснить изменение окраски лакмуса в обоих пространствах электролизера.

Опыт 2. Электролиз водных растворов с растворимыми электродами

а) *Формирование растворимого медного электрода.* Налить в электролизер 0,5 н раствор сульфата меди (II), опустить в него графитовые электроды и пропустить через раствор электрический ток. Через несколько минут прекратить электролиз и отметить на катоде красный налет меди. Написать уравнения катодного и анодного процессов. Какой газ в небольших количествах выделяется на аноде? *Электролиз на медном электроде.* Поменять электроды по знаку. Вследствие чего анод, покрывшийся вначале медью, станет анодом. Снова пропустить электрический ток. Что происходит с медью на аноде? Какое вещество выделяется на катоде? Написать уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе сульфата меди (II) с медным анодом.

б) Провести аналогичный опыт с 0,5 н раствором сульфата никеля (II). Что выделяется на катоде? Написать уравнение катодного восстановления никеля. Какое вещество окисляется на аноде при электролизе сульфата никеля с угольным анодом? С никелевым анодом? Написать уравнения соответствующих анодных процессов.

10.5. Контрольные вопросы

1. Дайте определение электродного потенциала, стандартного электродного потенциала, электродвижущей силе.

⁶ По окончании опыта анод промыть сначала тиосульфатом натрия для более полного удаления с него иода, затем дистиллированной водой.

2. Что является причиной возникновения скачка потенциала в электрохимических системах? Удастся ли экспериментально определять его абсолютное и относительное значения?
3. Что такое гальванический элемент?
4. Как экспериментально определяют электродные потенциалы различных окислительно-восстановительных систем и какую информацию о системах они дают?
5. Химически чистый цинк почти не реагирует с хлороводородной кислотой. При добавлении к указанным веществам соли никеля происходит энергичное выделение водорода. Объясните эти явления.
6. Какую информацию содержит электрохимический ряд стандартных электродных потенциалов (ряд напряжений металлов)?
7. Как зависит электродный потенциал от концентрации?
8. Анализ уравнения Нернста. На основании уравнения выведите формулу для определения потенциала кислородного электрода в кислом (O_2/H_2O) и щелочном (O_2/OH^-) растворах.
9. Какую информацию об окислительно-восстановительной реакции, протекающей в гальваническом элементе, может дать измерение его ЭДС?
10. Что такое электролиз?
11. Чем отличается электролиз водных растворов электролитов от электролиза их расплавов? Какие ионы и молекулы, находящиеся в водных растворах солей, могут восстанавливаться на катоде и окисляться на аноде? Приведите примеры соответствующих реакций.
12. Если на электродах могут протекать несколько электрохимических процессов, то какой из них реализуется и что является критерием, определяющим его преимущество?

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Пресс, И. А. Основы общей химии / И. А. Пресс: учебное пособие. – Электрон. текстовые данные. СПб.: Химиздат, 2014 – 352 с. – Режим доступа: <http://www.iprbookshop.ru/22542> – ЭБС «IPRbooks». – Текст: электронный.
2. Барковский Е. В., Ткачев С. В., Петрушенко Л. Г. Общая химия: учебник для вузов. – Минск: Вышэйшая школа, 2013. – 640 с. – Режим доступа: <http://www.knigafund.ru/books/181004>, <http://www.iprbookshop.ru/35509>. – ЭБС «IPRbooks». – Текст: электронный.
3. Луканина Т. Л., Ардашева Л. П., Вахрушев А. Ю. Общая и неорганическая химия. Общая химия в комплексной химической переработке древесины. Классификация неорганических соединений. Строение вещества. Растворы: учебное пособие. – 2-е изд., доп. и испр. – СПб.: ВШТЭ СПбГУПТД, 2023. – 125 с. – Текст: непосредственный.
4. Луканина Т. Л., Ардашева Л. П. Общая и неорганическая химия. Основные закономерности химических процессов. Окислительно-восстановительные превращения. Основы электрохимии: учебное пособие. – 4-ое изд., доп. и испр. – СПб.: ВШТЭ СПбГУПТД, 2024. – 117 с. – Текст: непосредственный.
5. Луканина, Т. Л. Координационные соединения в комплексной химической переработке древесины / Т. Л. Луканина: учебное пособие. – 3-е изд., доп. и испр. / ГОУВПО СПбГТУРП. – СПб., 2021. – 118 с. – Режим доступа: http://nizrp.narod.ru/KOORD_REZ.htm. – Текст: электронный.
6. Овчинникова, Т. Т. и др. Равновесие в растворах электролитов / Т. Т. Овчинникова и др.: лабораторный практикум для студентов I курса. – СПб.: СПбГТУРП, 2010. – Текст: непосредственный.
7. Гольбрайх, З. Е. Практикум по неорганической химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высшая школа, 2008. – Текст: непосредственный.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Фундаментальные физические постоянные

Постоянная

Числовое значение

Скорость света в вакууме	$c = 2,99792458 \text{ м/с}$
Постоянная Планка	$h = 6,626176 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}$
Масса покоя электрона	$m_e = 9,109534 \cdot 10^{-31} \text{ кг}$
Масса покоя протона	$m_p = 1,6726485 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Масса покоя нейтрона	$m_n = 1,6749543 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Заряд электрона	$e^- = 1,6021892 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$
Атомная единица массы	$1 \text{ а.е.м.} = 1,6605655 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Постоянная Авогадро	$N_A = 6,022045 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Постоянная Фарадея	$F = 96484,56 \text{ Кл/моль}$
Молярная газовая постоянная	$R = 8,31441 \text{ Дж/(моль} \cdot \text{К)}$
Объем 1 моля идеального газа при нормальных условиях (0°C, 101,325 кПа)	$V_o = 22,41383 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль}$

Переводные множители

$$\begin{aligned}
 1 \text{ эВ} &= 1,60219 \cdot 10^{-19} \text{ Дж} = 96486 \text{ Дж/моль}; \\
 1 \text{ кал} &= 4,184 \text{ Дж}; \\
 1 \text{ атм} &= 750 \text{ мм рт. ст.} = 101325 \text{ Па} = 1,01 \cdot 10^5 \text{ Па}; \\
 1 \text{ D} &= 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}; \\
 \ln N &= 2,30259 \lg N; \\
 1 \text{ \AA} &= 10^{-10} \text{ м}; \\
 1 \text{ л} &= 1000 \text{ см}^3 = 1000 \text{ мл}
 \end{aligned}$$

Приставки СИ

Множи- тель	Наимено- вание	Обозначение		Множи- тель	Наимено- вание	Обозначение	
		рос- сийское	между- народное			рос- сийское	между- народное
10^1	дека	да	da	10^{-1}	деци	д	d
10^2	гекто	г	h	10^{-2}	санتي	с	c
10^3	кило	к	k	10^{-3}	милли	м	m
10^6	мега	М	M	10^{-6}	микро	мк	μ
10^9	гига	Г	G	10^{-9}	нано	н	n
10^{12}	тера	Т	T	10^{-12}	пико	п	p
10^{15}	пета	П	P	10^{-15}	фемто	ф	f
10^{18}	экса	Э	E	10^{-18}	атто	а	a
10^{21}	зетта	З	Z	10^{-21}	зепто	з	z
10^{24}	иотта	И	Y	10^{-24}	иокто	и	y

Таблица 1 – Плотность водных растворов кислот при 15 °С

ρ, г/см³	Мас. доли, %			ρ, г/см³	Мас. доли, %	
	HCl	HNO₃	H₂SO₄		HNO₃	H₂SO₄
1,005	1,15	1,00	0,83	1,225	36,03	30,48
1,010	2,14	1,90	1,57	1,230	36,78	31,11
1,015	3,12	2,80	2,30	1,235	37,53	31,70
1,020	4,13	3,70	3,03	1,240	38,29	32,28
1,025	5,15	4,60	3,76	1,245	39,05	32,86
1,030	6,15	5,50	4,49	1,250	39,82	33,43
1,035	7,15	6,38	5,23	1,255	40,58	34,00
1,040	8,16	7,26	5,96	1,260	41,34	34,57
1,045	9,13	8,13	6,67	1,265	42,10	35,14
1,050	10,17	8,99	7,37	1,270	42,87	35,71
1,055	11,18	9,84	8,07	1,275	43,64	36,29
1,060	12,19	10,68	8,77	1,280	44,41	36,87
1,065	13,19	11,51	9,47	1,285	45,18	37,45
1,070	14,17	12,33	10,19	1,290	45,95	38,03
1,075	15,16	13,15	10,90	1,295	46,72	38,61
1,080	16,15	13,95	11,60	1,300	47,49	39,19
1,085	17,13	14,74	12,30	1,305	48,26	39,77
1,090	18,11	15,53	12,99	1,310	49,07	40,35
1,095	19,06	16,32	13,67	1,315	49,89	40,93
1,100	20,01	17,11	14,33	1,320	50,71	41,50
1,105	20,97	17,97	15,03	1,325	51,53	42,08
1,110	21,92	18,67	15,71	1,330	52,37	42,66
1,115	22,86	19,45	16,36	1,335	53,22	43,07
1,120	23,82	20,23	17,01	1,340	54,07	43,20
1,125	24,78	21,00	17,66	1,345	54,93	44,28
1,130	25,75	21,77	18,31	1,350	55,79	44,82
1,135	26,70	22,54	18,96	1,355	56,66	45,35
1,140	27,66	23,31	19,61	1,360	57,57	45,88
1,145	28,61	24,08	20,26	1,365	58,48	46,41
1,150	29,57	24,84	20,91	1,370	59,39	46,94
1,155	30,55	25,60	21,55	1,375	60,30	47,47
1,160	31,52	26,36	22,19	1,380	61,27	48,00
1,165	32,49	27,12	22,83	1,385	62,24	48,53
1,170	33,46	27,88	23,47	1,390	63,23	49,06
1,175	34,42	28,63	24,12	1,395	64,25	49,59
1,180	35,39	29,38	24,76	1,400	65,30	50,11
1,185	36,31	30,13	25,40	1,405	66,40	50,63
1,190	37,23	30,38	26,04	1,410	67,50	51,15
1,195	38,16	31,62	26,68	1,415	68,83	51,66
1,200	39,11	32,36	27,32	1,420	69,80	52,15
1,205	-	33,09	27,95	1,425	70,98	52,63
1,210	-	33,82	28,58	1,430	72,17	53,11
1,215	-	34,55	28,84	1,435	73,39	53,59
1,220	-	35,28	29,21	1,440	74,68	54,07

Окончание табл. 1

ρ , г/см ³	Мас. доли, %		ρ , г/см ³	Мас. доли, %	ρ , г/см ³	Мас. доли, %
	HNO ₃	H ₂ SO ₄				
1,455	75,98	54,55	1,590	67,59	1,740	80,68
1,450	77,28	55,03	1,600	68,51	1,745	81,12
1,455	78,60	55,50	1,605	68,97	1,750	81,56
1,460	79,98	55,97	1,610	69,43	1,755	82,00
1,465	81,42	56,43	1,615	66,89	1,760	82,44
1,470	82,90	56,90	1,620	70,32	1,765	82,88
1,475	84,45	57,37	1,625	70,74	1,770	83,83
1,480	86,05	57,83	1,630	71,16	1,775	83,90
1,485	87,70	58,28	1,635	71,57	1,780	84,50
1,490	86,60	58,74	1,640	71,99	1,785	85,10
1,495	91,60	59,92	1,645	72,40	1,790	85,70
1,500	94,09	59,70	1,650	72,82	1,800	86,90
1,505	96,39	60,18	1,655	73,28	1,805	87,60
1,510	98,10	60,65	1,660	73,64	1,810	88,30
1,515	99,08	61,12	1,665	74,07	1,815	89,05
1,520	99,67	61,59	1,670	74,51	1,820	90,05
1,525	-	62,66	1,675	74,97	1,825	91,00
1,530	-	62,53	1,680	75,42	1,830	92,10
1,535	-	63,00	1,685	75,86	1,835	93,43
1,540	-	63,43	1,690	76,30	1,840	95,60
1,545	-	63,85	1,695	76,73	1,8405	96,95
1,550	-	64,26	1,700	77,17	1,841	97,00
1,555	-	64,67	1,705	77,60	1,8415	97,70
1,560	-	65,08	1,710	78,04	1,841	98,20
1,565	-	65,49	1,715	78,48	1,8405	98,70
1,570	-	65,90	1,720	78,92	1,840	99,20
1,575	-	66,30	1,725	79,36	1,8395	99,45
1,580	-	66,71	1,730	79,80	1,839	99,70
1,585	-	67,13	1,735	80,24	1,8305	99,95

Таблица 2 – Плотность водных растворов щелочей при 15 °С

ρ, г/см ³	Мас. доли, %		ρ, г/см ³	Мас. доли, %	
	КОН	NaOH		КОН	NaOH
1,007	0,9	0,61	1,263	28,0	23,67
1,014	1,7	1,20	1,274	28,9	24,81
1,022	2,6	2,00	1,285	29,8	25,80
1,029	3,5	2,71	1,297	30,7	26,83
1,037	4,5	3,35	1,308	31,8	27,80
1,044	5,6	4,00	1,320	32,7	28,83
1,052	6,4	4,64	1,332	33,7	29,93
1,060	7,4	5,29	1,345	34,9	31,22
1,067	8,2	5,87	1,357	35,9	32,47
1,075	9,2	6,55	1,370	36,9	33,69
1,083	10,1	7,31	1,383	37,8	34,96
1,091	10,9	8,00	1,397	38,9	36,25
1,100	12,0	8,68	1,410	39,9	37,47
1,108	12,9	9,42	1,424	40,9	38,80
1,116	13,8	10,06	1,438	42,1	39,99
1,125	14,8	10,97	1,453	43,4	41,41
1,134	15,7	11,84	1,468	44,6	42,83
1,142	16,5	12,64	1,483	45,8	44,88
1,152	17,6	13,55	1,498	47,1	46,15
1,162	18,6	14,37	1,514	48,3	47,60
1,171	19,5	15,13	1,530	49,4	49,02
1,180	20,5	15,91	1,546	50,6	-
1,190	21,4	16,77	1,563	51,9	-
1,200	22,4	17,67	1,580	53,2	-
1,231	25,1	20,59	1,597	54,4	-
1,241	26,1	21,42	1,615	55,9	-
1,252	27,0	22,64	1,634	57,5	-

**Таблица 3 – Константы диссоциации слабых кислот (K_a) и оснований (K_b)
в водных растворах при 25 °С**

Название	Формула вещества	K _a	pK _a = -lgK _a
Азидоводородная	HN ₃	1,90·10 ⁻⁵	4,72
Азотистая	HNO ₂	5,13·10 ⁻⁴	3,29
Азотная	HNO ₃	4,36·10	-1,64
Мета борная	HBO ₂	7,94·10 ⁻¹⁰	9,10
Орто борная	H ₃ BO ₃		
	I	5,83·10 ⁻¹⁰	9,23
	II	1,80·10 ⁻¹³	12,74
	III	1,60·10 ⁻¹⁴	13,80
Тетра борная	H ₂ B ₄ O ₇		
	I	1,00·10 ⁻⁴	4,00
	II	1,00·10 ⁻⁹	9,00
Бромная	HBrO ₄	≈ 10 ⁸	≈ -8,0
Бензойная	C ₆ H ₅ COOH	2,00·10 ⁻⁵	4,7

Продолжение табл. 3

Название	Формула вещества	K_a	$pK_a = -\lg K_a$
Бромноватая	HBrO ₃	$2,00 \cdot 10^{-1}$	0,70
Бромноватистая	HBrO	$2,06 \cdot 10^{-9}$	8,69
Бромоводородная	HBr	$1,00 \cdot 10^9$	-9,0
Вода	H ₂ O	$1,18 \cdot 10^{-16}$	15,76
ортоГерманиевая	H ₄ GeO ₄		
	I	$7,90 \cdot 10^{-10}$	9,10
	II	$2,00 \cdot 10^{-13}$	12,7
ортоИодная	H ₅ IO ₆		
	I	$2,45 \cdot 10^{-2}$	1,61
	II	$4,30 \cdot 10^{-9}$	8,33
	III	$1,00 \cdot 10^{-15}$	15,0
Иодноватая	HIO ₃	$1,70 \cdot 10^{-1}$	0,77
Иодноватистая	HIO	$2,29 \cdot 10^{-11}$	10,64
Иодоводородная	HI	$1,00 \cdot 10^{11}$	-11,0
метаКремниевая	H ₂ SiO ₃		
	I	$2,20 \cdot 10^{-10}$	9,66
	II	$1,60 \cdot 10^{-12}$	11,8
ортоКремниевая	H ₄ SiO ₄		
	I	$1,30 \cdot 10^{-10}$	9,90
	II	$1,60 \cdot 10^{-12}$	11,8
	III	$2,00 \cdot 10^{-14}$	13,7
Марганцевая	HMnO ₄	$\approx 10^8$	$\approx -8,0$
Марганцовистая	H ₂ MnO ₄		
	I	$\approx 10^{-1}$	$\approx 1,0$
	II	$7,10 \cdot 10^{-11}$	10,15
Метиловый спирт	CH ₃ OH	$3,20 \cdot 10^{-16}$	15,5
Молибденовая	H ₂ MoO ₄		
	I	$2,00 \cdot 10^{-1}$	0,70
	II	$1,00 \cdot 10^{-6}$	6,0
ортоМышьяковая	H ₃ AsO ₄		
	I	$5,60 \cdot 10^{-3}$	2,25
	II	$1,70 \cdot 10^{-7}$	6,77
	III	$2,95 \cdot 10^{-12}$	11,53
ортоМышьяковистая	H ₃ AsO ₃		
	I	$5,90 \cdot 10^{-10}$	9,23
Муравьиная	HCOOH	$1,78 \cdot 10^{-4}$	3,75
Пероксид водорода	H ₂ O ₂		
	I	$2,00 \cdot 10^{-12}$	11,70
Роданистоводородная	HSCN	≈ 10	$\approx -1,0$
Селенистая	H ₂ SeO ₃		
	I	$1,80 \cdot 10^{-3}$	2,75
	II	$3,20 \cdot 10^{-9}$	8,50
Селеноводородная	H ₂ Se		
	I	$1,55 \cdot 10^{-4}$	3,81
	II	$1,00 \cdot 10^{-11}$	11,00

Продолжение табл. 3

Название	Формула вещества	K_a	$pK_a = -\lg K_a$
Селеновая	H_2SeO_4		
	I	$1,00 \cdot 10^3$	3,0
	II	$1,20 \cdot 10^{-2}$	1,92
Серная	H_2SO_4		
	I	$1,00 \cdot 10^3$	-3,0
	II	$1,15 \cdot 10^{-2}$	1,94
Сернистая	H_2SO_3		
	I	$1,40 \cdot 10^{-2}$	1,85
	II	$6,20 \cdot 10^{-8}$	7,20
Сероводородная	H_2S		
	I	$1,05 \cdot 10^{-7}$	6,98
	II	$1,23 \cdot 10^{-13}$	12,91
Теллуристая	H_2TeO_3		
	I	$1,35 \cdot 10^{-4}$	3,87
	II	$2,00 \cdot 10^{-11}$	10,70
Теллуридоводородная	H_2Te		
	I	$2,20 \cdot 10^{-3}$	2,64
	II	$6,76 \cdot 10^{-13}$	12,17
ортоТеллуровая	H_6TeO_6		
	I	$2,45 \cdot 10^{-8}$	7,61
	II	$1,10 \cdot 10^{-11}$	10,95
Тиосерная	$H_2S_2O_3$		
	I	$2,50 \cdot 10^{-1}$	0,60
	II	$1,90 \cdot 10^{-2}$	1,72
Угольная	H_2CO_3		
	I	$4,27 \cdot 10^{-7}$	6,37
	II	$4,68 \cdot 10^{-11}$	10,33
Уксусная	CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
хлорУксусная	$CH_2ClCOOH$	$1,35 \cdot 10^{-3}$	2,87
дихлорУксусная	$CHCl_2COOH$	$4,45 \cdot 10^{-2}$	1,35
трихлорУксусная	CCl_3COOH	$2,2 \cdot 10^{-1}$	0,66
Фенол	C_6H_5OH	$1,2 \cdot 10^{-10}$	9,9
Фосфористая (фосфоновая)	H_2PNO_3		
	I	$3,10 \cdot 10^{-2}$	1,51
	II	$1,60 \cdot 10^{-7}$	6,79
диФосфорная	$H_4P_2O_7$		
	I	$1,20 \cdot 10^{-1}$	0,91
	II	$7,90 \cdot 10^{-3}$	2,10
ортоФосфорная	H_3PO_4		
	I	$7,10 \cdot 10^{-3}$	2,15
	II	$6,20 \cdot 10^{-8}$	7,21
	III	$5,00 \cdot 10^{-13}$	12,00
Фосфорноватистая (фосфиновая)	HPH_2O_3	$5,90 \cdot 10^{-2}$	1,23
Фтороводородная	HF	$6,67 \cdot 10^{-4}$	3,18
Хлорная	$HClO_4$	$\approx 10^8$	$\approx -8,0$
Хлорноватая	$HClO_3$	$\approx 10^3$	$\approx -3,0$

Название	Формула вещества	K_a	$pK_a = -\lg K_a$
Хлористая	HClO ₂	$1,10 \cdot 10^{-2}$	1,97
Хлорноватистая	HClO	$2,82 \cdot 10^{-8}$	7,55
Хромовая	H ₂ CrO ₄		
	I	$1,60 \cdot 10^{-1}$	0,80
	II	$3,20 \cdot 10^{-7}$	6,50
Циановая	HCNO	$2,0 \cdot 10^{-4}$	3,70
Циановодородная	HCN	$4,93 \cdot 10^{-10}$	9,31
Щавелевая	C ₂ H ₂ O ₄		
	I	$5,36 \cdot 10^{-2}$	1,27
	II	$5,42 \cdot 10^{-5}$	4,27
Этиловый спирт	C ₂ H ₅ OH	$3,16 \cdot 10^{-16}$	15,5
Алюминия гидроксид	Al(OH) ₃		
	I	$7,41 \cdot 10^{-9}$	8,13
	II	$2,14 \cdot 10^{-9}$	8,67
	III	$1,05 \cdot 10^{-9}$	8,98
Аммония гидроксид	NH ₄ OH	$1,73 \cdot 10^{-5}$	4,76
Бария гидроксид	Ba(OH) ₂		
	II	$2,30 \cdot 10^{-1}$	0,64
Бериллия гидроксид	Be(OH) ₂		
	I	$3,16 \cdot 10^{-7}$	6,50
	II	$5,10 \cdot 10^{-9}$	8,30
Висмута (III) гидроксид	Bi(OH) ₃		
	I	$3,24 \cdot 10^{-12}$	11,51
	II	$1,00 \cdot 10^{-12}$	12,00
	III	$3,72 \cdot 10^{-13}$	12,43
Галлия (III) гидроксид	Ga(OH) ₃		
	I	$1,05 \cdot 10^{-10}$	9,98
	II	$3,24 \cdot 10^{-11}$	10,49
	III	$6,46 \cdot 10^{-12}$	11,19
Гидразина раствор	N ₂ H ₄ +H ₂ O	$9,30 \cdot 10^{-7}$	6,03
Гидроксиламина раствор	NH ₂ OH+H ₂ O	$8,90 \cdot 10^{-9}$	8,05
Железа (II) гидроксид	Fe(OH) ₂		
	I	$1,20 \cdot 10^{-2}$	1,92
	II	$5,50 \cdot 10^{-8}$	7,26
Железа (III) гидроксид	Fe(OH) ₃		
	I	$2,09 \cdot 10^{-11}$	10,32
	II	$1,82 \cdot 10^{-11}$	10,74
	III	$1,48 \cdot 10^{-12}$	11,83
Кальция гидроксид	Ca(OH) ₂		
	II	$5,89 \cdot 10^{-2}$	1,23
Кобальта (II) гидроксид	Co(OH) ₂		
	I	$7,94 \cdot 10^{-5}$	4,10
	II	$7,94 \cdot 10^{-6}$	5,10
Лития гидроксид	LiOH	$6,81 \cdot 10^{-1}$	0,17
Магния гидроксид	Mg(OH) ₂		
	II	$2,63 \cdot 10^{-3}$	2,58

Название	Формула вещества	K_b	$pK_b = -\lg K_b$
Марганца (II) гидроксид	$Mn(OH)_2$ II	$3,89 \cdot 10^{-4}$	3,41
Меди (II) гидроксид	$Cu(OH)_2$ I	$6,61 \cdot 10^{-8}$	7,18
	II	$2,19 \cdot 10^{-7}$	6,66
Натрия гидроксид	NaOH	5,90	0,77
Никеля (II) гидроксид	$Ni(OH)_2$ II	$8,32 \cdot 10^{-4}$	3,08
Олова (II) гидроксид	$Sn(OH)_2$ I	$3,46 \cdot 10^{-10}$	9,46
	II	$1,26 \cdot 10^{-12}$	11,90
Олова (IV) гидроксид	$Sn(OH)_4$ I	$1,66 \cdot 10^{-13}$	12,78
	II	$2,14 \cdot 10^{-14}$	13,67
Свинца (II) гидроксид	$Pb(OH)_2$ I	$5,01 \cdot 10^{-4}$	3,30
	II	$1,41 \cdot 10^{-8}$	7,85
Серебра гидроксид	AgOH	$5,00 \cdot 10^{-3}$	2,30
Скандия (III) гидроксид	$Sc(OH)_3$ I	$3,16 \cdot 10^{-8}$	7,50
	II	$5,01 \cdot 10^{-9}$	8,30
	III	$4,07 \cdot 10^{-10}$	9,39
Стронция гидроксид	$Sr(OH)_2$ II	$1,48 \cdot 10^{-1}$	0,83
Сурьмы (III) гидроксид	$Sb(OH)_3$ I	$1,45 \cdot 10^{-13}$	12,84
Хрома (II) гидроксид	$Cr(OH)_2$ II	$3,98 \cdot 10^{-8}$	7,40
Хрома (III) гидроксид	$Cr(OH)_3$ II	$3,55 \cdot 10^{-9}$	8,45
	III	$8,91 \cdot 10^{-11}$	10,05
Цинка (II) гидроксид	$Zn(OH)_2$ I	$1,32 \cdot 10^{-5}$	4,88
	II	$4,90 \cdot 10^{-7}$	6,31

Таблица 4 – Стандартные электродные потенциалы некоторых окислительно-восстановительных систем в водных растворах

Элемент	Электродная реакция	$\varphi^0, В$
Азот	$3N_2 + 2 \bar{e} = 2 N^{3-}$	-3,400
	$3N_2 + 2 H^+ + 2 \bar{e} = 2 HN_3$	-3,100
	$N_2 + 4 H_2O + 2 \bar{e} = 2 NH_2OH + 2 OH^-$	-3,040
	$N_2 + 2 H_2O + 4 H^+ + 2 \bar{e} = 2 NH_3OH^+$	-1,871
	$N_2 + 4 H_2O + 4 \bar{e} = N_2H_4 + 4 OH^-$	-1,150
	$NO_3^- + H_2O + \bar{e} = NO_2 + 2 OH^-$	-0,860
	$N_2 + 8 H_2O + 6 \bar{e} = 2 NH_4OH + 6 OH^-$	-0,740
	$NO_2^- + H_2O + \bar{e} = NO + 2 OH^-$	-0,460

Элемент	Электродная реакция	$\varphi^\circ, \text{В}$
Азот	$\text{N}_{2(\text{r})} + 5 \text{H}^+ + 4 \bar{\text{e}} = \text{N}_2\text{H}_5^+$	-0,227
	$\text{NO}_3^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \bar{\text{e}} = \text{NO} + 4 \text{OH}^-$	-0,140
	$\text{NO}_3^- + 7 \text{H}_2\text{O} + 8 \bar{\text{e}} = \text{NH}_4\text{OH} + 9 \text{OH}^-$	-0,120
	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \bar{\text{e}} = \text{NO}_2^- + 2 \text{OH}^-$	-0,010
	$\text{N}_2 + 6 \text{H}^+ + 6 \bar{\text{e}} = 2 \text{NH}_3$	+0,057
	$\text{N}_2\text{H}_4 + 4 \text{H}_2\text{O} + 2 \bar{\text{e}} = 2 \text{NH}_4\text{OH} + 2 \text{OH}^-$	+0,100
	$\text{N}_{2(\text{r})} + 8 \text{H}^+ + 6 \bar{\text{e}} = 2 \text{NH}_4^+$	+0,272
	$2\text{NO}_2^- + 4 \text{H}_2\text{O} + 6 \bar{\text{e}} = \text{N}_2 + 8 \text{OH}^-$	+0,410
	$2\text{NO}_{2(\text{r})} + 4 \text{H}_2\text{O} + 8 \bar{\text{e}} = \text{N}_2 + 8 \text{OH}^-$	+0,530
	$\text{N}_2\text{O}_{(\text{r})} + 10 \text{H}^+ + 8 \bar{\text{e}} = 2 \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$	+0,644
	$\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + \bar{\text{e}} = \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,780
	$\text{NO} + 6 \text{H}^+ + 5 \bar{\text{e}} = \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$	+0,834
	$\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}} = \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	+0,840
	$2\text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \bar{\text{e}} = \text{N}_2 + 4 \text{OH}^-$	+0,850
	$\text{HNO}_2 + 7 \text{H}^+ + 6 \bar{\text{e}} = \text{NH}_4^+ + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,864
	$\text{NO}_3^- + 10 \text{H}^+ + 8 \bar{\text{e}} = \text{NH}_4^+ + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,870
	$2\text{NO}_{2(\text{r})} + 2 \bar{\text{e}} = 2 \text{NO}_2^-$	+0,880
	$\text{NO}_3^- + 3 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}} = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,940
	$\text{N}_2\text{O}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O} + 2 \bar{\text{e}} = \text{N}_2 + 2 \text{OH}^-$	+0,940
	$\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \bar{\text{e}} = \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,960
	$\text{NO}_2^- + 2 \text{H}^+ + \bar{\text{e}} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+0,990
	$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \bar{\text{e}} = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,000
	$\text{NO}_{2(\text{r})} + \text{H}^+ + \bar{\text{e}} = \text{HNO}_2$	+1,090
	$2 \text{NO}_3^- + 10 \text{H}^+ + 8 \bar{\text{e}} = \text{N}_2\text{O}_{(\text{r})} + 5 \text{H}_2\text{O}$	+1,120
	$2 \text{NO}_{2(\text{r})} + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}} = \text{N}_2\text{O}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}$	+1,231
	$2 \text{NO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 \bar{\text{e}} = \text{N}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$	+1,250
	$\text{N}_2\text{H}_5^+ + 3 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}} = 2 \text{NH}_4^+$	+1,270
	$2 \text{HNO}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \bar{\text{e}} = \text{N}_2\text{O}_{(\text{r})} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+1,302
Азот	$\text{NH}_3\text{OH}^+ + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}} = \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$	+1,344
	$2 \text{NO}_{2(\text{r})} + 8 \text{H}^+ + 8 \bar{\text{e}} = \text{N}_{2(\text{r})} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,360
	$2 \text{NH}_3\text{OH}^+ + \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}} = \text{N}_2\text{H}_5^+ + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,417
	$2 \text{HNO}_2 + 6 \text{H}^+ + 6 \bar{\text{e}} = \text{N}_{2(\text{r})} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,450
	$2 \text{NO}_2^- + 8 \text{H}^+ + 6 \bar{\text{e}} = \text{N}_{2(\text{r})} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,514
	$2 \text{NO}_{(\text{r})} + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}} = \text{N}_2\text{O}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}$	+1,600
	$2 \text{NO}_{(\text{r})} + 4 \text{H}^+ + 4 \bar{\text{e}} = \text{N}_{2(\text{r})} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,678
	$\text{N}_2\text{O}_{(\text{r})} + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}} = \text{N}_{2(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}$	+1,756
	$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \bar{\text{e}} = \text{N}_{2(\text{r})} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+2,650

Элемент	Электродная реакция	$\varphi^\circ, \text{В}$
Алюминий	$\text{AlO}_2^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- = \text{Al} + 4 \text{OH}^-$	-2,350
	$\text{H}_2\text{AlO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- = \text{Al} + 4 \text{OH}^-$	-2,330
	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{e}^- = \text{Al} + 3 \text{OH}^-$	-2,301
	$[\text{AlF}_6]^{3-} + 3 \text{e}^- = \text{Al} + 6 \text{F}^-$	-2,070
	$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Al}$	-1,663
	$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{Al} + 3 \text{H}_2\text{O}$	-1,470
	$\text{AlO}_2^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{Al} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-1,260
Барий	$\text{Ba}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ba}$	-2,905
Бериллий	$\text{Be}_2\text{O}_3^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- = 2 \text{Be} + 6 \text{OH}^-$	-2,630
	$\text{Be}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Be}$	-1,850
	$\text{Be}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Be} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-1,820
	$\text{BeO}_2^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Be} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,909
Бор	$[\text{BF}_4]^- + 3 \text{e}^- = \text{B} + 4 \text{F}^-$	-1,040
	$\text{HBO}_3 + 3 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{B} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,869
	$\text{BO}_3^{3-} + 6 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{B} + 3 \text{H}_2\text{O}$	-0,160
Бром	$2 \text{BrO}^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{Br}_2 + 4 \text{OH}^-$	+0,450
	$2 \text{BrO}_3^- + 6 \text{H}_2\text{O} + 10 \text{e}^- = \text{Br}_2 + 12 \text{OH}^-$	+0,500
	$\text{BrO}_3^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- = \text{BrO}^- + 4 \text{OH}^-$	+0,540
	$\text{BrO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{e}^- = \text{Br}^- + 6 \text{OH}^-$	+0,610
	$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{Br}^- + 2 \text{OH}^-$	+0,760
	$\text{Br}_3^- + 3 \text{e}^- = 3 \text{Br}^-$	+1,050
	$\text{Br}_{2(\text{ж})} + 2 \text{e}^- = 2 \text{Br}^-$	+1,066
	$\text{Br}_{2(\text{aq})} + 2 \text{e}^- = 2 \text{Br}^-$	+1,087
	$\text{HBrO} + \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Br}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,340
	$\text{BrO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = \text{Br}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$	+1,440
	$\text{BrO}_3^- + 5 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{HBrO} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,450
	$2 \text{BrO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 \text{e}^- = \text{Br}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$	+1,520
	$2 \text{HBrO} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Br}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,600
Ванадий	$\text{V}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{V}$	-1,175
	$\text{V}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{V}$	-0,830
	$\text{V}^{3+} + \text{e}^- = \text{V}^{2+}$	-0,255
	$\text{VO}^{2+} + 4 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{V} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,250
	$\text{V}_2\text{O}_5 + 10 \text{H}^+ + 10 \text{e}^- = 2 \text{V} + 5 \text{H}_2\text{O}$	-0,242
	$\text{VO}^{2+} + 2 \text{H}^+ + \text{e}^- = \text{V}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	+0,337

Элемент	Электродная реакция	φ° , В
Ванадий	$\text{VO}^{2+} + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{V}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,360
	$\text{VO}_2^+ + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{V}^{3+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,660
	$\text{V}_2\text{O}_5 + 6 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = 2 \text{VO}^{2+} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,957
	$\text{VO}_2^+ + 2 \text{H}^+ + \text{e}^- = \text{VO}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	+0,999
	$\text{VO}_4^{3-} + 6 \text{H}^+ + \text{e}^- = \text{VO}^{2+} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+1,030
	$\text{HVO}_3 + 3 \text{H}^+ + \text{e}^- = \text{VO}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,100
Висмут	$\text{Bi}(\text{OH})_3 + 2 \text{e}^- = \text{Bi} + 3 \text{OH}^-$	-0,460
	$\text{Bi}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{e}^- = 2 \text{Bi} + 6 \text{OH}^-$	-0,460
	$\text{BiOCl} + 2 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{Bi} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^-$	+0,158
	$[\text{BiCl}_4]^- + 3 \text{e}^- = \text{Bi} + 4 \text{Cl}^-$	+0,160
	$\text{Bi}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Bi}$	+0,215
	$\text{BiO}^+ + 2 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{Bi} + \text{H}_2\text{O}$	+0,320
	$\text{Bi}_2\text{O}_3 + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = 2 \text{Bi} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,371
	$\text{NaBiO}_3 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{BiO}^+ + \text{Na}^+ + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,800
Водород	$\text{H}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{H}^-$	-2,251
	$2\text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$	-0,828
	$\text{H}^+ (10^{-7}\text{M}) + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{H}_2 + \text{OH}^-$	-0,414
	$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2$	0,000
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{OH}^-$	+0,880
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = 2\text{H}_2\text{O}$	+1,776
Вольфрам	$2\text{WO}_3 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{W}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$	-0,029
	$\text{WO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = \text{W} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+0,050
	$\text{W}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{W}$	+0,100
	$\text{WO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{e}^- = \text{W} + 8 \text{OH}^-$	+1,050
Гафний	$\text{HfO}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- = \text{Hf} + 4 \text{OH}^-$	-2,500
	$\text{Hf}^{4+} + 4 \text{e}^- = \text{Hf}$	-1,550
	$\text{HfO}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{Hf} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-1,505
Германий	$\text{H}_2\text{GeO}_3 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Ge}^{2+} + 3 \text{H}_2\text{O}$	-0,363
	$\text{GeO}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{Ge} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,150
	$\text{H}_2\text{GeO}_3 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{Ge} + 3 \text{H}_2\text{O}$	-0,130
	$\text{GeO}_2 + 2 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{GeO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,118
	$\text{Ge}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ge}$	0,000
Железо	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} + 2 \text{e}^- = \text{Fe} + 6 \text{CN}^-$	-1,500

Элемент	Электродная реакция	$\varphi^\circ, \text{В}$
Железо	$\text{FeS} + 2 \text{e}^- = \text{Fe} + \text{S}^{2-}$	-0,950
	$\text{Fe(OH)}_2 + 2 \text{e}^- = \text{Fe} + 2 \text{OH}^-$	-0,877
	$\text{FeCO}_3 + 2 \text{e}^- = \text{Fe} + \text{CO}_3^{2-}$	-0,756
	$\text{Fe}_2\text{S}_3 + 2 \text{e}^- = 2 \text{FeS} + \text{S}^{2-}$	-0,670
	$\text{Fe(OH)}_3 + \text{e}^- = \text{Fe(OH)}_2 + \text{OH}^-$	-0,560
	$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Fe}$	-0,440
	$\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O} + \text{e}^- = \text{FeO} + 2 \text{H}^+$	-0,103
	$\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- = 3 \text{Fe} + 4 \text{H}_2\text{O}$	-0,085
	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = 2 \text{Fe(OH)}_2$	-0,057
	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = 2 \text{Fe} + 3 \text{H}_2\text{O}$	-0,051
	$\text{Fe(OH)}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Fe} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,047
	$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Fe}$	-0,037
	$\text{Fe(OH)}_3 + 3 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{Fe} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,059
	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = 2 \text{FeOH}^+ + \text{H}_2\text{O}$	+0,160
	$\text{Fe(OH)}_3 + \text{H}^+ + \text{e}^- = \text{Fe(OH)}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,271
	$[\text{Fe(CN)}_6]^{3-} + \text{e}^- = [\text{Fe(CN)}_6]^{4-}$	+0,360
	$[\text{FeF}_6]^{3-} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+} + 6 \text{F}^-$	+0,400
	$\text{FeO}_4^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- = \text{FeO(OH)} + 5 \text{OH}^-$	+0,720
	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- = \text{Fe}^{2+}$	+0,770
	$\text{Fe}_3\text{O}_4 + 8 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = 3 \text{Fe}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+0,980
	$\text{HFeO}_4^- + 7 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+2,070
	$\text{HFeO}_4^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{FeOOH} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+2,080
	$2 \text{HFeO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 5 \text{H}_2\text{O}$	+2,090
	$\text{FeO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{Fe}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+2,200
Золото	$[\text{Au(CN)}_2]^- + \text{e}^- = \text{Au} + 2 \text{CN}^-$	-0,610
	$[\text{AuBr}_4]^- + 3 \text{e}^- = \text{Au} + 4 \text{Br}^-$	+0,854
	$[\text{AuBr}_2]^- + \text{e}^- = \text{Au} + 2 \text{Br}^-$	+0,959
	$[\text{AuCl}_4]^- + 3 \text{e}^- = \text{Au} + 4 \text{Cl}^-$	+1,002
	$\text{Au}^{3+} + 2 \text{e}^- = \text{Au}^+$	+1,401
	$\text{Au(OH)}_3 + 3 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{Au} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+1,450
	$\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Au}$	+1,498
	$\text{Au}^+ + \text{e}^- = \text{Au}$	+1,692
Иод	$2 \text{IO}_4^- + 16 \text{H}^+ + 14 \text{e}^- = \text{I}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$	-0,680

Элемент	Электродная реакция	$\varphi^\circ, \text{В}$
Иод	$2 \text{IO}_3^- + 6 \text{H}_2\text{O} + 10 \text{e}^- = \text{I}_2 + 12 \text{OH}^-$	+0,210
	$\text{IO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{e}^- = \text{I}^- + 6 \text{OH}^-$	+0,250
	$2 \text{IO}^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{I}_2 + 4 \text{OH}^-$	+0,450
	$\text{IO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{I}^- + 2 \text{OH}^-$	+0,490
	$\text{I}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{I}^-$	+0,536
	$[\text{I}_3]^- + 2 \text{e}^- = 3 \text{I}^-$	+0,545
	$\text{IO}_3^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- = \text{IO}^- + 4 \text{OH}^-$	+0,560
	$\text{HIO} + \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$	+0,990
	$\text{IO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = \text{I}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$	+1,080
	$\text{IO}_3^- + 5 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{HIO} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,140
	$2 \text{IO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 \text{e}^- = \text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$	+1,190
	$2 \text{HIO} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{I}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,450
	$\text{H}_5\text{IO}_6 + \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{IO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,600
	$\text{IO}_4^- + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{IO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,640
Иридий	$\text{IrO}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{Ir} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,930
	$\text{Ir}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Ir}$	+1,150
Кадмий	$\text{CdS} + 2 \text{e}^- = \text{Cd} + \text{S}^{2-}$	-1,175
	$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} + 2 \text{e}^- = \text{Cd} + 4 \text{CN}^-$	-1,090
	$\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2 \text{e}^- = \text{Cd} + 2 \text{OH}^-$	-0,810
	$[\text{Cd}(\text{OH})_4]^{2-} + 2 \text{e}^- = \text{Cd} + 4 \text{OH}^-$	-0,658
	$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cd} + 4 \text{NH}_3$	-0,610
	$\text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cd}$	-0,403
	$\text{CdSO}_4 + 2 \text{e}^- = \text{Cd} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,246
	$\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Cd} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,005
	$\text{CdO} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Cd} + \text{H}_2\text{O}$	+0,063
Калий	$\text{K}^+ + \text{e}^- = \text{K}$	-2,924
Кальций	$\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{тв.})} + 2 \text{e}^- = \text{Ca} + 2 \text{OH}^-$	-3,018
	$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ca}$	-2,866
	$\text{Ca} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{CaH}_2$	+0,776
	$\text{CaO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Ca}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+2,224
Кислород	$\text{O}_2 + \text{e}^- = \text{O}_2^-$	-0,560
	$\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{OH}^-$	-0,076
	$\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- = 4 \text{OH}^-$	+0,401

Элемент	Электродная реакция	$\varphi^\circ, \text{В}$
Кислород	$\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_2$	+0,682
	$\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ (10^{-7} \text{М}) + 4 \text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,815
	$\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = 4 \text{OH}^- + 2 \text{Na}^+$	+1,204
	$\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,228
	$\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{O}_2 + 2 \text{OH}^-$	+1,247
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{OH}^-$	+1,360
	$\text{O}_3 + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = 3 \text{H}_2\text{O}$	+1,511
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,776
	$\text{O}_3 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+2,070
	$\text{O}_{(\text{г})} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2\text{O}$	+2,421
Кобальт	$\beta\text{-CoS} + 2 \text{e}^- = \text{Co} + \text{S}^{2-}$	-1,070
	$\alpha\text{-CoS} + 2 \text{e}^- = \text{Co} + \text{S}^{2-}$	-0,900
	$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{e}^- = [\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$	-0,830
	$\text{Co}(\text{OH})_2 + 2 \text{e}^- = \text{Co} + 2 \text{OH}^-$	-0,730
	$\text{CoCO}_3 + 2 \text{e}^- = \text{Co} + \text{CO}_3^{2-}$	-0,640
	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Co} + 6 \text{NH}_3$	-0,420
	$\text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Co}$	-0,277
	$\text{Co}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Co} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,095
	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} + \text{e}^- = [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	+0,108
	$\text{CoO} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Co} + \text{H}_2\text{O}$	+0,166
	$\text{Co}(\text{OH})_3 + \text{e}^- = \text{Co}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+0,170
	$\text{Co}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Co}$	+0,330
	$\text{Co}^{3+} + \text{e}^- = \text{Co}^{2+}$	+1,808
Кремний	$\text{SiO}_3^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- = \text{Si} + 6 \text{OH}^-$	-1,700
	$[\text{SiF}_6]^{2-} + 4 \text{e}^- = \text{Si} + 6 \text{F}^-$	-1,200
	$\text{SiO}_{2(\text{кварц})} + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{Si} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,857
	$\text{H}_2\text{SiO}_{3(\text{водн.})} + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{Si} + 3 \text{H}_2\text{O}$	-0,789
	$\text{SiO}_3^{2-} + 6 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{Si} + 3 \text{H}_2\text{O}$	-0,455
	$\text{Si} + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{SiH}_4$	+0,102
Ксенон	$\text{XeO}_3 + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = \text{Xe} + 3\text{H}_2\text{O}$	+2,100
	$\text{H}_4\text{XeO}_6 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{XeO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	+2,420
Литий	$\text{Li}^+ + \text{e}^- = \text{Li}$	-3,045
Магний	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2 \text{e}^- = \text{Mg} + 2 \text{OH}^-$	-2,690

Элемент	Электродный процесс	φ^0 , В
Магний	$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Mg}$	-2,363
	$\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Mg} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-1,862
Марганец	$\text{MnCO}_3 + 2 \text{e}^- = \text{Mn} + \text{CO}_3^{2-}$	-1,480
	$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Mn}$	-1,179
	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Mn} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,727
	$[\text{Mn}(\text{CN})_6]^{4-} + \text{e}^- = [\text{Mn}(\text{CN})_4]^{3-} + 2 \text{CN}^-$	-0,700
	$[\text{Mn}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{e}^- = [\text{Mn}(\text{CN})_6]^{4-}$	-0,220
	$\text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{e}^- = \text{Mn}(\text{OH})_2 + 2 \text{OH}^-$	-0,043
	$\text{MnO}(\text{OH}) + \text{H}_2\text{O} + \text{e}^- = \text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	+0,174
	$\text{MnO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 8 \text{OH}^-$	+0,390
	$\text{MnO}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^-$	+0,510
	$\text{MnO}_4^- + \text{e}^- = \text{MnO}_4^{2-}$	+0,564
	$\text{MnO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- = \text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^-$	+0,600
	$\text{MnO}_2 + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,228
	$\text{Mn}_2\text{O}_3 + 6 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = 2 \text{Mn}^{2+} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+1,443
	$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,507
	$\text{Mn}^{3+} + \text{e}^- = \text{Mn}^{2+}$	+1,509
	$\text{MnO}_4^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,692
	$\text{MnO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	+2,257
Медь	$\text{Cu}_2\text{S} + 2 \text{e}^- = 2 \text{Cu} + \text{S}^{2-}$	-0,890
	$\text{CuS} + 2 \text{e}^- = \text{Cu} + \text{S}^{2-}$	-0,710
	$[\text{Cu}(\text{CN})_2]^- + \text{e}^- = \text{Cu} + 2 \text{CN}^-$	-0,430
	$\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = 2 \text{Cu} + 2 \text{OH}^-$	-0,360
	$\text{CuS} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Cu} + \text{H}_2\text{S}$	-0,260
	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2 \text{e}^- = \text{Cu} + 2 \text{OH}^-$	-0,220
	$\text{CuI} + \text{e}^- = \text{Cu} + \text{I}^-$	-0,185
	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{e}^- = \text{Cu} + 2 \text{NH}_3$	-0,120
	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu} + 4 \text{NH}_3$	-0,070
	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + \text{e}^- = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+ + 2 \text{NH}_3$	-0,010
	$[\text{CuI}_2]^- + \text{e}^- = \text{Cu} + 2 \text{I}^-$	0,000
	$\text{CuBr} + \text{e}^- = \text{Cu} + \text{Br}^-$	+0,030
	$\text{CuCO}_3 + 2 \text{e}^- = \text{Cu} + \text{CO}_3^{2-}$	+0,053
	$\text{CuCl} + \text{e}^- = \text{Cu} + \text{Cl}^-$	+0,137

Элемент	Электродный процесс	φ^0 , В
Медь	$\text{Cu}^{2+} + e^- = \text{Cu}^+$	+0,153
	$\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} + 2 e^- = \text{Cu} + 2 \text{OH}^-$	+0,156
	$\text{CuCl}_2 + 2 e^- = \text{Cu} + 2 \text{Cl}^-$	+0,190
	$2 \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + 2 e^- = \text{Cu}_2\text{O} + 2 \text{H}^+$	+0,203
	$\text{Cu}^{2+} + 2 e^- = \text{Cu}$	+0,337
	$\text{Cu}^+ + e^- = \text{Cu}$	+0,520
	$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^- + e^- = \text{CuCl}$	+0,530
	$\text{CuO} + 2 \text{H}^+ + 2 e^- = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	+0,570
	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}^+ + 2 e^- = \text{Cu} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,609
	$\text{Cu}^{2+} + \text{Br}^- + e^- = \text{CuBr}$	+0,640
	$2 \text{CuO} + 2 \text{H}^+ + 2 e^- = \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	+0,669
	$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + e^- = \text{CuI}$	+0,840
	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{CN}^- + e^- = [\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$	+1,120
Молибден	$\text{H}_2\text{MoO}_4 + 2 \text{H}^+ + 2 e^- = \text{MoO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	-1,091
	$\text{MoO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O} + 6 e^- = \text{MoO}_2 + 8 \text{OH}^-$	-1,050
	$\text{Mo}^{3+} + 3 e^- = \text{Mo}$	-0,200
	$\text{MoO}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 e^- = \text{Mo} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,072
	$\text{MoO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 6 e^- = \text{Mo} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+0,154
	$\text{MoO}_3 + 2 \text{H}^+ + 2 e^- = \text{MoO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,320
	$\text{MoO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 e^- = \text{MoO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,606
Мышьяк	$\text{AsO}_4^{3-} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 e^- = \text{AsO}_2^- + 4 \text{OH}^-$	-0,710
	$\text{AsO}_2^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 e^- = \text{As} + 4 \text{OH}^-$	-0,680
	$\text{As} + 3 \text{H}^+ + 3 e^- = \text{AsH}_3$	-0,600
	$\text{HAsO}_2 + 3 \text{H}^+ + 3 e^- = \text{As} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,250
	$\text{As}_2\text{O}_3 + 6 \text{H}^+ + 6 e^- = 2 \text{As} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,234
	$\text{As}^{3+} + 3 e^- = \text{As}$	+0,300
	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 5 \text{H}^+ + 5 e^- = \text{As} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+0,370
	$\text{As}_2\text{O}_5 + 10 \text{H}^+ + 10 e^- = 2 \text{As} + 5 \text{H}_2\text{O}$	+0,429
	$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2 \text{H}^+ + 2 e^- = \text{HAsO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,560
	$\text{AsO}_4^{3-} + 8 \text{H}^+ + 5 e^- = \text{As} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+0,650
Натрий	$\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}$	-2,714
	$\text{Na}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 e^- = 4 \text{OH}^- + 2 \text{Na}^+$	+1,204
Никель	$\gamma\text{-NiS} + 2 e^- = \text{Ni} + \text{S}^{2-}$	-1,040

Элемент	Электродный процесс	φ^0 , В
Никель	$\alpha\text{-NiS} + 2 e^- = \text{Ni} + \text{S}^{2-}$	-0,830
	$\text{Ni(OH)}_2 + 2 e^- = \text{Ni} + 2 \text{OH}^-$	-0,720
	$[\text{Ni(NH}_3)_6]^{2+} + 2 e^- = \text{Ni} + 6 \text{NH}_3$	-0,490
	$\text{NiCO}_3 + 2 e^- = \text{Ni} + \text{CO}_3^{2-}$	-0,450
	$\text{Ni}^{2+} + 2 e^- = \text{Ni}$	-0,250
	$\text{Ni(OH)}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 e^- = \text{Ni} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,110
	$\text{NiO} + 2 \text{H}^+ + 2 e^- = \text{Ni} + \text{H}_2\text{O}$	+0,116
	$\text{Ni(OH)}_3 + e^- = \text{Ni(OH)}_2 + \text{OH}^-$	+0,490
Ниобий	$\text{Nb}^{3+} + 3 e^- = \text{Nb}$	-1,100
	$\text{Nb}_2\text{O}_5 + 10 \text{H}^+ + 10 e^- = 2 \text{Nb} + 5 \text{H}_2\text{O}$	-0,650
Олово	$[\text{Sn(OH)}_6]^{2-} + 2 e^- = \text{HSnO}_2^- + 3 \text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$	-0,960
	$\text{SnS} + 2 e^- = \text{Sn} + \text{S}^{2-}$	-0,940
	$[\text{Sn(OH)}_3]^- + 2 e^- = \text{Sn} + 3 \text{OH}^-$	-0,902
	$[\text{SnF}_6]^{2-} + 4 e^- = \text{Sn} + 6 \text{F}^-$	-0,250
	$[\text{SnCl}_3]^- + 2 e^- = \text{Sn} + 3 \text{Cl}^-$	-0,201
	$\text{Sn}^{2+} + 2 e^- = \text{Sn}$	-0,136
	$\text{SnO}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 e^- = \text{SnO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,108
	$\text{SnO}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 e^- = \text{Sn} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,106
	$\text{SnO} + 2 \text{H}^+ + 2 e^- = \text{Sn} + \text{H}_2\text{O}$	-0,104
	$\text{Sn(OH)}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 e^- = \text{Sn} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,091
	$\text{Sn}^{4+} + 4 e^- = \text{Sn}$	+0,100
	$[\text{SnCl}_6]^{2-} + 2 e^- = [\text{SnCl}_3]^- + 3 \text{Cl}^-$	+0,139
	$\text{Sn}^{4+} + 2 e^- = \text{Sn}^{2+}$	+0,151
Осмий	$\text{OsO}_4 + 8 \text{H}^+ + 8 e^- = \text{Os} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+0,850
	$\text{Os}^{2+} + 2 e^- = \text{Os}$	+0,850
Палладий	$\text{Pd(OH)}_2 + 2 e^- = \text{Pd} + 2 \text{OH}^-$	+0,070
	$[\text{PdCl}_4]^{2-} + 2 e^- = \text{Pd} + 4 \text{Cl}^-$	+0,591
	$[\text{PdI}_6]^{2-} + 2 e^- = [\text{PdI}_4]^{2-} + 2 \text{I}^-$	+0,623
	$\text{PdO} + 2 \text{H}^+ + 2 e^- = \text{Pd} + \text{H}_2\text{O}$	+0,896
	$[\text{PdCl}_6]^{2-} + 4 e^- = \text{Pd} + 6 \text{Cl}^-$	+0,960
	$\text{Pd}^{2+} + 2 e^- = \text{Pd}$	+0,987
	$[\text{PdBr}_6]^{2-} + 2 e^- = [\text{PdBr}_4]^{2-} + 2 \text{Br}^-$	+0,993
	$\text{PdO}_2 + 2 \text{H}^+ + 4 e^- = \text{PdO} + \text{H}_2\text{O}$	+1,283

Элемент	Электродный процесс	φ^0 , В
	$[\text{PdCl}_6]^{2-} + 2 \text{e}^- = [\text{PdCl}_4]^{2-} + 2 \text{Cl}^-$	+1,288
Платина	$\text{PtS} + 2 \text{e}^- = \text{Pt} + \text{S}^{2-}$	-0,950
	$\text{PtS}_2 + 2 \text{e}^- = \text{PtS} + \text{S}^{2-}$	-0,640
	$\text{Pt}(\text{OH})_2 + 2 \text{e}^- = \text{Pt} + 2 \text{OH}^-$	+0,150
	$[\text{PtI}_6]^{2-} + 2 \text{e}^- = [\text{PtI}_4]^{2-} + 2 \text{I}^-$	+0,393
	$[\text{PtBr}_4]^{2-} + 2 \text{e}^- = \text{Pt} + 4 \text{Br}^-$	+0,580
	$[\text{PtBr}_6]^{2-} + 2 \text{e}^- = [\text{PtBr}_4]^{2-} + 2 \text{Br}^-$	+0,590
	$[\text{PtCl}_6]^{2-} + 2 \text{e}^- = [\text{PtCl}_4]^{2-} + 2 \text{Cl}^-$	+0,720
	$\text{Pt}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Pt} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,980
	$\text{PtO}_2 + 2 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{Pt}(\text{OH})_2$	+1,045
	$\text{Pt}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Pt}$	+1,188
	$\text{PtO}_3 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{PtO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+1,700
Рений	$\text{ReO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- = + 4 \text{OH}^-$	-0,595
	$\text{ReO}_4^- + 4 \text{H}_2\text{O} + 7 \text{e}^- = \text{Re} + 8 \text{OH}^-$	-0,584
	$\text{ReO}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{Re} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,251
	$\text{Re}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Re}$	+0,300
	$\text{ReO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 7 \text{e}^- = \text{Re} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+0,370
	$\text{ReO}_4^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{ReO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,510
Родий	$\text{Rh}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Rh}$	+0,800
Ртуть	$\text{HgS} + 2 \text{e}^- = \text{Hg} + \text{S}^{2-}$	-0,690
	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} + 2 \text{e}^- = \text{Hg} + 4 \text{CN}^-$	-0,370
	$\text{Hg}_2\text{I}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{Hg} + 2 \text{I}^-$	-0,041
	$[\text{HgI}_4]^{2-} + 2 \text{e}^- = \text{Hg} + 4 \text{I}^-$	-0,040
	$\text{HgO}_{(\text{красная})} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{Hg} + 2 \text{OH}^-$	+0,098
	$\text{Hg}_2\text{Br}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{Hg} + 2 \text{Br}^-$	+0,140
	$[\text{HgBr}_4]^{2-} + 2 \text{e}^- = \text{Hg} + 4 \text{Br}^-$	+0,210
	$\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{Hg} + 2 \text{Cl}^-$	+0,270
	$[\text{HgCl}_4]^{2-} + 2 \text{e}^- = \text{Hg} + 4 \text{Cl}^-$	+0,480
	$\text{Hg}_2\text{SO}_4 + 2 \text{e}^- = 2 \text{Hg} + \text{SO}_4^{2-}$	+0,615
	$\text{Hg}_2^{2+} + 2 \text{e}^- = 2 \text{Hg}$	+0,790
	$\text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Hg}$	+0,850
	$2 \text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Hg}_2^{2+}$	+0,920
	$\text{HgO} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Hg} + \text{H}_2\text{O}$	+0,926

Элемент	Электродный процесс	φ^0 , В
Рубидий	$\text{Rb}^+ + \text{e}^- = \text{Rb}$	-2,920
Рутений	$\text{Ru}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ru}$	+0,450
Свинец	$\text{PbS} + 2 \text{e}^- = \text{Pb} + \text{S}^{2-}$	-0,930
	$\text{PbO} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{Pb} + 2 \text{OH}^-$	-0,580
	$[\text{Pb}(\text{OH})_3]^- + 2 \text{e}^- = \text{Pb} + 3 \text{OH}^-$	-0,540
	$\text{PbCO}_3 + 2 \text{e}^- = \text{Pb} + \text{CO}_3^{2-}$	-0,506
	$\text{PbI}_2 + 2 \text{e}^- = \text{Pb} + 2 \text{I}^-$	-0,365
	$\text{PbSO}_4 + 2 \text{e}^- = \text{Pb} + \text{SO}_4^{2-}$	-0,356
	$\text{PbF}_2 + 2 \text{e}^- = \text{Pb} + 2 \text{F}^-$	-0,350
	$\text{PbBr}_2 + 2 \text{e}^- = \text{Pb} + 2 \text{Br}^-$	-0,280
	$\text{PbCl}_2 + 2 \text{e}^- = \text{Pb} + 2 \text{Cl}^-$	-0,268
	$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Pb}$	-0,126
	$\text{PbO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{PbO}_2^{2-} + 2 \text{OH}^-$	+0,200
	$\text{PbO}_{2(\text{r})} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = [\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-}$	+0,210
	$\text{PbO}_{2(\text{r})} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{PbO} + 2 \text{OH}^-$	+0,247
	$\text{PbO} + 2 \text{e}^- = \text{Pb} + \text{H}_2\text{O}$	+0,248
	$\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Pb} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,277
	$\text{PbO}_{2(\text{r})} + 2 \text{e}^- = \text{PbO}_2^{2-}$	+0,280
	$\text{PbSO}_{4(\text{r})} + 8 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- = \text{PbS}_{(\text{r})} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+0,304
	$\text{Pb}^{4+} + 2 \text{e}^- = \text{Pb}$	+0,784
	$\text{Pb}_3\text{O}_4 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = 3 \text{PbO} + \text{H}_2\text{O}$	+0,972
	$\text{PbO}_{2(\text{r})} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,460
	$\text{PbO}_{2(\text{r})} + 4 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{e}^- = \text{PbSO}_{4(\text{r})} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,680
	$\text{Pb}^{4+} + 2 \text{e}^- = \text{Pb}^{2+}$	+1,800
	$\text{Pb}_3\text{O}_4 + 8 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = 3 \text{Pb}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+2,156
Селен	$\text{Se} + 2 \text{e}^- = \text{Se}^{2-}$	-0,920
	$\text{Se} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2\text{Se}_{(\text{aq})}$	-0,400
	$\text{SeO}_3^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- = \text{Se} + 6 \text{OH}^-$	-0,366
	$\text{Se} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2\text{Se}$	-0,082
	$\text{SeO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{SeO}_3^{2-} + 2 \text{OH}^-$	+0,050
	$\text{H}_2\text{SeO}_3 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{Se} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,741
	$\text{SeO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+1,150
Сера	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{SO}_3^{2-} + 2 \text{OH}^-$	-0,930

Элемент	Электродный процесс	φ^0 , В
Сера	$\text{SO}_3^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- = \text{S} + 6 \text{OH}^-$	-0,900
	$2 \text{SO}_4^{2-} + 5 \text{H}_2\text{O} + 8 \text{e}^- = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 10 \text{OH}^-$	-0,760
	$\text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{e}^- = \text{S} + 8 \text{OH}^-$	-0,750
	$\text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O} + 8 \text{e}^- = \text{S}^{2-} + 8 \text{OH}^-$	-0,680
	$2 \text{SO}_3^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6 \text{OH}^-$	-0,580
	$\text{S}_2^{2-} + 2 \text{e}^- = 2 \text{S}^{2-}$	-0,524
	$\text{S} + 2 \text{e}^- = \text{S}^{2-}$	-0,480
	$2 \text{S} + 2 \text{e}^- = \text{S}_2^{2-}$	-0,476
	$\text{S} + \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{HS}^-$	-0,065
	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- = 2 \text{S}^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,006
	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2 \text{e}^- = 2 \text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	+0,090
	$\text{SO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{S}^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+0,149
	$\text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+_{(\text{конц.})} + 2 \text{e}^- = \text{SO}_{2(\text{газ})} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,159
	$\text{S} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2\text{S}$	+0,170
	$\text{SO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	+0,170
	$\text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	+0,220
	$\text{SO}_3^{2-} + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = \text{S}^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,231
	$2 \text{SO}_4^{2-} + 10 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 5 \text{H}_2\text{O}$	+0,275
	$\text{SO}_4^{2-} + 10 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- = \text{H}_2\text{S} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+0,300
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{Fe}^{3+} + 8 \text{H}^+ + 7 \text{e}^- = \text{FeS}_{(\text{т})} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+0,331
	$\text{SO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = \text{S} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+0,360
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{Cu}^{2+} + 8 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- = \text{CuS}_{(\text{т})} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+0,419
	$\text{H}_2\text{SO}_3 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{S} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,449
	$\text{SO}_{2(\text{т})} + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{S} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,450
	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 6 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = 2 \text{S} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,500
	$\text{S}_2\text{O}_6^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{SO}_3$	+0,564
	$2 \text{SO}_3^{2-} + 6 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,705
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 \text{e}^- = 2 \text{SO}_4^{2-}$	+2,010
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = 2 \text{HSO}_4^-$	+2,123
Серебро	$\alpha\text{-Ag}_2\text{S} + 2 \text{e}^- = 2 \text{Ag} + \text{S}^{2-}$	-0,690
	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + \text{e}^- = \text{Ag} + 2 \text{CN}^-$	-0,290
	$\text{AgI} + \text{e}^- = \text{Ag} + \text{I}^-$	-0,150
	$\text{AgCN} + \text{e}^- = \text{Ag} + \text{CN}^-$	-0,040

Элемент	Электродный процесс	φ^0 , В
Серебро	$\text{Ag}_2\text{S} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = 2 \text{Ag} + \text{H}_2\text{S}$	-0,037
	$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} + \text{e}^- = \text{Ag} + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	+0,010
	$\text{AgBr} + \text{e}^- = \text{Ag} + \text{Br}^-$	+0,070
	$\text{AgCl} + \text{e}^- = \text{Ag} + \text{Cl}^-$	+0,220
	$\text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = 2 \text{Ag} + 2 \text{OH}^-$	+0,344
	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{e}^- = \text{Ag} + 2 \text{NH}_3$	+0,370
	$\text{AgOCN} + \text{e}^- = \text{Ag} + \text{OCN}^-$	+0,410
	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4 + 2 \text{e}^- = 2 \text{Ag} + \text{CrO}_4^{2-}$	+0,446
	$\text{Ag}_2\text{C}_2\text{O}_4 + 2 \text{e}^- = 2 \text{Ag} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	+0,472
	$\text{AgBrO}_3 + \text{e}^- = \text{Ag} + \text{BrO}_3^-$	+0,550
	$2\text{AgO} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{Ag}_2\text{O} + 2 \text{OH}^-$	+0,600
	$\text{AgCH}_3\text{COO} + \text{e}^- = \text{Ag} + \text{CH}_3\text{COO}^-$	+0,643
	$\text{AgF} + \text{e}^- = \text{Ag} + \text{F}^-$	+0,779
	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$	+0,797
	$\text{Ag}_2\text{O} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = 2 \text{Ag} + \text{H}_2\text{O}$	+1,173
	$2\text{AgO} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$	+1,398
	$\text{Ag}^{2+} + \text{e}^- = \text{Ag}^+$	+1,980
Скандий	$\text{Sc}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Sc}$	-2,080
Стронций	$\text{Sr}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Sr}$	-2,890
Сурьма	$\text{SbO}_2^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- = \text{Sb} + 4 \text{OH}^-$	-0,680
	$\text{Sb} + 3 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{SbH}_3$	-0,510
	$\text{SbO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{SbO}_2^- + 2 \text{OH}^-$	-0,430
	$\text{Sb}_2\text{O}_3 + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = 2 \text{Sb} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,152
	$\text{SbO}^+ + 2 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{Sb} + \text{H}_2\text{O}$	+0,210
	$\text{Sb}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Sb}$	+0,240
	$\text{SbO}_3^- + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{SbO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	+0,353
	$\text{SbO}_2^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{Sb} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,446
	$\text{Sb}_2\text{O}_5 + 6 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = 2 \text{SbO}^+ + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,580
	$\text{Sb}_2\text{O}_5 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{Sb}_2\text{O}_3 + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,671
Таллий	$\text{Tl}^+ + \text{e}^- = \text{Tl}$	-0,336
	$\text{Tl}^{3+} + 2 \text{e}^- = \text{Tl}^+$	+1,252
Тантал	$\text{Ta}_2\text{O}_5 + 10 \text{H}^+ + 10 \text{e}^- = 2 \text{Ta} + 5 \text{H}_2\text{O}$	-0,810
Теллур	$\text{Te} + 2 \text{e}^- = \text{Te}^{2-}$	-1,143

Элемент	Электродный процесс	φ^0 , В
Теллур	$\text{Te} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2\text{Te}$	-0,793
	$\text{TeO}_3^{2-} + 3 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- = \text{Te} + 6 \text{OH}^-$	-0,570
	$\text{TeO}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{Te} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,529
	$\text{TeO}_4^{2-} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{TeO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	+0,892
	$\text{H}_6\text{TeO}_6 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{TeO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,020
Технеций	$\text{Tc}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Tc}$	+0,400
	$\text{TcO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 7 \text{e}^- = \text{Tc} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+0,470
	$\text{TcO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{Tc}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+0,500
	$\text{TcO}_4^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{TcO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,770
Титан	$\text{Ti}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ti}$	-1,630
	$\text{TiO} + 2 \text{e}^- = \text{Ti} + \text{H}_2\text{O}$	-1,306
	$\text{Ti}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Ti}$	-1,230
	$[\text{TiF}_6]^{2-} + 4 \text{e}^- = \text{Ti} + 6 \text{F}^-$	-1,190
	$\text{TiO}^{2+} + 2 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{Ti} + \text{H}_2\text{O}$	-0,880
	$\text{TiO}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{Ti} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,860
	$\text{TiO}_{2(\text{рутил})} + 4 \text{H}^+ + \text{e}^- = \text{Ti}^{3+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,666
	$\text{TiO}_{2(\text{рутил})} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Ti}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,502
	$\text{Ti}^{3+} + \text{e}^- = \text{Ti}^{2+}$	-0,368
	$\text{TiO}^{2+} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Ti}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	-0,135
	$\text{TiO}^{2+} + 2 \text{H}^+ + \text{e}^- = \text{Ti}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$	+0,100
Углерод	$\text{HCOO}^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{HCHO} + 3 \text{OH}^-$	-1,070
	$2 \text{CO}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	-0,490
	$\text{CO}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{HCOOH}$	-0,200
	$\text{C}_{(\text{графит})} + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{CH}_4$	-0,132
	$\text{CO}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$	-0,120
	$\text{HCOOH} + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$	+0,145
	$\text{HCOO}^- + 3 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{HCHO} + \text{H}_2\text{O}$	+0,167
	$\text{CH}_3\text{CHO} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	+0,190
	$\text{CO}_3^{2-} + 6 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{HCHO} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,197
	$\text{HCOO}^- + 5 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$	+0,199
	$\text{CO}_3^{2-} + 8 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = \text{CH}_3\text{OH} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,209
	$\text{CO}_3^{2-} + 3 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O}$	+0,227
	$\text{HCHO} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{CH}_3\text{OH}$	+0,232

Элемент	Электродный процесс	φ^0 , В
Углерод	$2 \text{CO}_3^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{C}_2\text{O}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,441
	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{C}_2\text{H}_6 + \text{H}_2\text{O}$	+0,460
	$\text{CO}_3^{2-} + 6 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{C}_{(\text{графит})} + 3 \text{H}_2\text{O}$	+0,475
	$\text{CO} + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$	+0,497
	$\text{CH}_3\text{OH} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$	+0,590
Уран	$\text{U}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{U}$	-1,690
	$\text{U}^{4+} + \text{e}^- = \text{U}^{3+}$	-0,631
	$\text{UO}_2^{2+} + \text{e}^- = \text{UO}_2^+$	+0,062
	$\text{UO}_2^+ + 4 \text{H}^+ + \text{e}^- = \text{U}^{4+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,593
Фосфор	$\text{PH}_2\text{O}_2^- + \text{e}^- = \text{P}_{(\text{белый})} + 2 \text{OH}^-$	-1,820
	$\text{PH}_2\text{O}_2 + \text{e}^- = \text{P}_{(\text{красный})} + 2 \text{OH}^-$	-1,697
	$\text{PHO}_3^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{PH}_2\text{O}_2^- + 3 \text{OH}^-$	-1,570
	$\text{PO}_4^{3-} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{PHO}_3^{2-} + 3 \text{OH}^-$	-1,120
	$2 \text{H}_3\text{PO}_4 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6 + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,940
	$\text{P}_{(\text{красный})} + 3 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- = \text{PH}_3 + 3 \text{OH}^-$	-0,915
	$\text{P}_{(\text{белый})} + 3 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- = \text{PH}_3 + 3 \text{OH}^-$	-0,890
	$\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}^+ + \text{e}^- = 2 \text{P} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,510
	$\text{H}_3\text{PO}_3 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	-0,488
	$\text{H}_3\text{PO}_3 + 3 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{P}_{(\text{красный})} + 3 \text{H}_2\text{O}$	-0,454
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{P}_{(\text{белый})} + 4 \text{H}_2\text{O}$	-0,411
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{H}_3\text{PO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	-0,390
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 5 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{P}_{(\text{красный})} + 4 \text{H}_2\text{O}$	-0,383
	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	-0,276
	$\text{P} + 3 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{PH}_3$	+0,060
	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_3\text{PO}_3$	+0,380
Фтор	$\text{OF}_2 + 2 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = 2 \text{F}^- + \text{H}_2\text{O}$	+2,100
	$\text{F}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{F}^-$	+2,870
	$\text{F}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = 2 \text{HF} + \text{H}_2\text{O}$	+3,100
Хлор	$\text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{ClO}_2^- + 2 \text{OH}^-$	+0,268
	$\text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{ClO}_3^- + 2 \text{OH}^-$	+0,360
	$2 \text{ClO}^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{Cl}_2 + 4 \text{OH}^-$	+0,400
	$\text{ClO}_3^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- = \text{ClO}^- + 4 \text{OH}^-$	+0,475
	$2 \text{ClO}_3^- + 6 \text{H}_2\text{O} + 10 \text{e}^- = \text{Cl}_2 + 12 \text{OH}^-$	+0,476

Элемент	Электродный процесс	φ^0 , В
Хлор	$\text{ClO}_4^- + 4 \text{H}_2\text{O} + 8 \text{e}^- = \text{Cl}^- + 8 \text{OH}^-$	+0,560
	$\text{ClO}_3^- + 3 \text{H}_2\text{O} + 6 \text{e}^- = \text{Cl}^- + 6 \text{OH}^-$	+0,630
	$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{ClO}^- + 2 \text{OH}^-$	+0,681
	$\text{ClO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 5 \text{e}^- = \text{Cl}^- + 4 \text{OH}^-$	+0,850
	$\text{ClO}_2^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{Cl}^- + 2 \text{OH}^-$	+0,880
	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{Cl}^- + 2 \text{OH}^-$	+0,920
	$\text{ClO}_4^- + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,189
	$\text{Cl}_2\text{O} + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = 2\text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$	+1,351
	$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- = 2 \text{Cl}^-$	+1,359
	$\text{ClO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- = \text{Cl}^- + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,380
	$2 \text{ClO}_4^- + 16 \text{H}^+ + 14 \text{e}^- = \text{Cl}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$	+1,390
	$\text{ClO}_2 + 5 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{HCl} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,436
	$\text{ClO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$	+1,451
	$2 \text{ClO}_3^- + 12 \text{H}^+ + 10 \text{e}^- = \text{Cl}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$	+1,470
	$\text{HClO} + \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$	+1,500
	$\text{ClO}_2 + 4 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- = \text{Cl}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,510
	$2 \text{ClO}_2 + 8 \text{H}^+ + 8 \text{e}^- = \text{Cl}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,549
	$\text{HClO}_2 + 3 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{Cl}^- + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,570
	$2 \text{HClO} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,630
	$2 \text{HClO}_2 + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = \text{Cl}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,640
Хром	$\text{Cr}(\text{OH})_2 + 2 \text{e}^- = \text{Cr} + 2 \text{OH}^-$	-1,355
	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3 \text{e}^- = \text{Cr} + 3 \text{OH}^-$	-1,300
	$\text{CrO}_2^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- = \text{Cr} + 4 \text{OH}^-$	-1,200
	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{e}^- = \text{Cr}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-1,175
	$[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-} + \text{e}^- = \text{Cr}(\text{OH})_2 + 4 \text{OH}^-$	-1,057
	$\text{Cr}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cr}$	-0,913
	$\text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Cr}$	-0,744
	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{Cr} + 3 \text{H}_2\text{O}$	-0,654
	$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- = \text{Cr}^{2+}$	-0,407
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- = [\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-} + 2 \text{OH}^-$	-0,165
	$\text{CrO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5 \text{OH}^-$	-0,125
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 12 \text{e}^- = 2 \text{Cr} + 7 \text{H}_2\text{O}$	+0,249
	$\text{CrO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = \text{Cr} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+0,366

Элемент	Электродный процесс	φ^0 , В
Хром	$\text{CrO}_4^{2-} + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{CrO}_2^- + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,945
	$\text{CrO}_2^- + 4 \text{H}^+ + \text{e}^- = \text{Cr}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+1,188
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- = 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$	+1,333
	$\text{CrO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- = \text{Cr}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O}$	+1,477
Цезий	$\text{Cs}^+ + \text{e}^- = \text{Cs}$	-2,920
Цинк	$\text{ZnS} + 2 \text{e}^- = \text{Zn} + \text{S}^{2-}$	-1,405
	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} + 2 \text{e}^- = \text{Zn} + 4 \text{CN}^-$	-1,260
	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2 \text{e}^- = \text{Zn} + 2 \text{OH}^-$	-1,245
	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2 \text{e}^- = \text{Zn} + 4 \text{OH}^-$	-1,220
	$\text{ZnO}_2^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{Zn} + 4 \text{OH}^-$	-1,216
	$\text{ZnCO}_3 + 2 \text{e}^- = \text{Zn} + \text{CO}_3^{2-}$	-1,060
	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Zn} + 4 \text{NH}_3$	-1,040
	$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Zn}$	-0,736
	$\text{ZnO}_2^{2-} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{Zn} + 2 \text{H}_2\text{O}$	+0,441
Цирконий	$\text{ZrO}^{2+} + 2 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{Zr} + \text{H}_2\text{O}$	-1,570
	$\text{Zr}^{4+} + 4 \text{e}^- = \text{Zr}$	-1,450
	$\text{ZrO}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = \text{Zr} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-1,430
Лантаноиды	$\text{La}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{La}$	-2,522
	$\text{Ce}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Ce}$	-2,488
	$\text{Pr}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Pr}$	-2,462
	$\text{Pm}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Pm}$	-2,423
	$\text{Sm}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Sm}$	-3,121
	$\text{Eu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Eu}$	-3,395

Таблица 5 - Стандартные электродные потенциалы металлов

Электродный процесс	φ^0 , В	Электродный процесс	φ^0 , В
$\text{Eu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Eu}$	-3,395	$\text{Cr}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cr}$	-0,913
$\text{Sm}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Sm}$	-3,121	$\text{V}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{V}$	-0,876
$\text{Li}^+ + \text{e}^- = \text{Li}$	-3,040	$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Zn}$	-0,762
$\text{Rb}^+ + \text{e}^- = \text{Rb}$	-2,982	$\text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Cr}$	-0,744
$\text{K}^+ + \text{e}^- = \text{K}$	-2,931	$\text{Ga}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Ga}$	-0,549
$\text{Cs}^+ + \text{e}^- = \text{Cs}$	-2,919	$\text{Ga}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ga}$	-0,456
$\text{Ra}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ra}$	-2,916	$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Fe}$	-0,447

Электродный процесс	φ^0 , В	Электродный процесс	φ^0 , В
$\text{Ba}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ba}$	-2,912	$\text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cd}$	-0,403
$\text{Sr}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Sr}$	-2,888	$\text{In}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{In}$	-0,338
$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ca}$	-2,868	$\text{Tl}^+ + \text{e}^- = \text{Tl}$	-0,336
$\text{Na}^+ + \text{e}^- = \text{Na}$	-2,714	$\text{Mn}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Mn}$	-0,283
$\text{Ac}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Ac}$	-2,602	$\text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Co}$	-0,280
$\text{La}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{La}$	-2,522	$\text{In}^+ + \text{e}^- = \text{In}$	-0,251
$\text{Ce}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Ce}$	-2,488	$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ni}$	-0,250
$\text{Pr}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Pr}$	-2,462	$\text{Mo}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Mo}$	-0,201
$\text{Pm}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Pm}$	-2,423	$\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Sn}$	-0,138
$\text{Y}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Y}$	-2,372	$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Pb}$	-0,126
$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Mg}$	-2,363	$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Fe}$	-0,037
$\text{Sc}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Sc}$	-2,077	$2\text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2$	0,000
$\text{Be}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Be}$	-1,847	$\text{Ge}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ge}$	0,000
$\text{U}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{U}$	-1,789	$\text{Sn}^{4+} + 4 \text{e}^- = \text{Sn}$	+0,007
$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Al}$	-1,662	$\text{W}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{W}$	+0,100
$\text{Ti}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ti}$	-1,632	$\text{Bi}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Bi}$	+0,215
$\text{Hf}^{4+} + 4 \text{e}^- = \text{Hf}$	-1,550	$\text{Sb}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Sb}$	+0,241
$\text{Zr}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Zr}$	-1,529	$\text{Re}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Re}$	+0,300
$\text{U}^{4+} + 4 \text{e}^- = \text{U}$	-1,501	$\text{As}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{As}$	+0,302
$\text{Zr}^{4+} + 4 \text{e}^- = \text{Zr}$	-1,450	$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$	+0,342
$\text{Ti}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Ti}$	-1,370	$\text{Te}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Te}$	+0,400
$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Mn}$	-1,185	$\text{Tc}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Tc}$	+0,402
$\text{V}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{V}$	-1,175	$\text{Co}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Co}$	+0,418
$\text{Nb}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{nb}$	-1,099	$\text{Cu}^+ + \text{e}^- = \text{Cu}$	+0,521
$\text{Ti}^{4+} + 4 \text{e}^- = \text{Ti}$	-0,920	$\text{Rh}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Rh}$	+0,601
$\text{Tl}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Tl}$	+0,742	$\text{Pd}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Pd}$	+0,987
$\text{Pb}^{4+} + 4 \text{e}^- = \text{Pb}$	+0,784	$\text{Ir}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Ir}$	+1,156
$\text{Hg}_2^{2+} + 2 \text{e}^- = 2 \text{Hg}$	+0,788	$\text{Pt}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Pt}$	+1,188
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$	+0,799	$\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Au}$	+1,498
$\text{Rh}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Rh}$	+0,802	$\text{Au}^+ + \text{e}^- = \text{Au}$	+1,691
$\text{Hg}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Hg}$	+0,851		

Таблица 6 – Растворимость некоторых солей в воде при t = 20 °C

Катион/ анион	OH⁻	Cl⁻	Br⁻	I⁻	NO₃⁻	SO₄²⁻	CO₃²⁻	CrO₄²⁻
K⁺	142,9	33,0	65,9	137,5	30,3	11,11	108,0	63,1
Na⁺	116,4	35,9	88,8	177,9	84,0	16,83	19,39	61,2
Li⁺	12,04	77,8	168,7	161,5	71,4	35,6	1,3	111,6
Ag⁺	0,01	1,3·10 ⁻⁵	10 ⁻⁵	3,5·10 ⁻⁷	213	5,5·10 ⁻¹	3	2,5·10 ⁻⁴
Ba²⁺	3,7	37,2	103,6	201	8,74	2,3·10 ⁻⁴	2,3·10 ⁻⁴	3,5·10 ⁻⁴
Sr²⁺	0,77	51,1	96,5	169,2	66,3	11	0,0011	0,12
Ca²⁺	0,17	73,2	143,3	200,0	121,8	0,2	0,0013	0,4
Mg²⁺	1	55,8	103,1	148,2	74,3	35,4	0,1	73,0
Zn²⁺	5·10 ⁻⁴	204	478	419	117,8	53,1	4	-
Pb²⁺	0,01	1,49	598	0,08	51,7	4,1·10 ⁻⁴	4·10 ⁻⁴	2·10 ⁻⁵

Таблица 7 – Растворимость, осаждение и гидролиз (водный раствор, комнатная температура)

Ионы	Ag ⁺	Al ³⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Cr ³⁺	Cu ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	K ⁺	Mg ²⁺	Mn ²⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺	Pb ²⁺	Sr ²⁺	Zn ²⁺
Br ⁻	H ↓	P +/-	P -/-	P -/-	P +/-	P +/-	P +/-	P +/-	P -/-	P -/-	P +/-	P +/-	P -/-	M ↓↓	P -/-	P +/-
CO ₃ ²⁻	H ↓	НП	H ↓	H ↓	НП	HГ (CuOH) ₂ CO ₃ ↓ CO ₂ ↑	HГ (FeOH) ₂ CO ₃ ↓ CO ₂ ↑	НП	P -/+	M ↓↓	HГ (MnOH) ₂ CO ₃ ↓ CO ₂ ↑	P +/+	P -/+	HГ (PbOH) ₂ CO ₃ ↓ CO ₂ ↑	H ↓	HГ (ZnOH) ₂ CO ₃ ↓ CO ₂ ↑
Cl ⁻	H ↓	P +/-	P -/-	P -/-	P +/-	P +/-	P +/-	P +/-	P -/-	P -/-	P +/-	P +/-	P -/-	M ↓↓	P -/-	P +/-
F ⁻	P -/+	M ↓↓	M ↓	H ↓	M ↓	P +/+	M ↓	H ↓	P -/+	H ↓	P +/+	P +/+	P -/+	M ↓	H ↓	M ↓
I ⁻	H ↓	P +/-	P -/-	P -/-	H ↓	НП	P +/-	НП	P -/-	P -/-	P +/-	P +/-	P -/-	M ↓	P -/-	P +/-
NO ₃ ⁻	P -/-	P +/-	P -/-	P -/-	P +/-	P +/-	P +/-	P +/-	P -/-	P -/-	P +/-	P +/-	P -/-	P +/-	P -/-	P +/-
OH ⁻	НП	H ↓	P	M ↓↓	H ↓	H ↓	H ↓	H ↓	P	H ↓	H ↓	P NH ₃ ·H ₂ O	P	H ↓	M ↓↓	H ↓
PO ₄ ³⁻	H ↓	H ↓	H ↓	H ↓	H ↓	H ↓	H ↓	H ↓	P -/+	H ↓	H ↓	НП	P -/+	H ↓	H ↓	H ↓
S ²⁻	H ↓	HГ Al(OH) ₃ ↓ H ₂ S↑	P -/+	M ↓↓	HГ Cr(OH) ₃ ↓ H ₂ S↑	H ↓	H ↓	НП	P -/+	H ↓	H ↓	HГ NH ₄ HS NH ₃ ·H ₂ O	P -/+	H ↓	P -/+	H ↓
SO ₄ ²⁻	M ↓↓	P +/-	H ↓	M ↓↓	P +/-	P +/-	P +/-	P +/-	P -/-	P -/-	P +/-	P +/-	P -/-	H ↓	M ↓	P +/-

P – хорошо растворимое вещество (> 0,1 моль/л); M – малорастворимое вещество (0,1 – 0,001 моль/л); H – практически нерастворимое вещество (< 0,001 моль/л); НП – вещество не получено (не существует); HГ - соль подвергается необратимому гидролизу (продукты указаны); «+/-» гидролиз соли по катиону; «-/+» гидролиз соли по аниону; «+/+» гидролиз соли по катиону;

«-/-» гидролиз отсутствует;

↓ – выпадение осадка; ↓↓ – выпадение осадка из концентрированного раствора; ↑ – выделение газа.

Таблица 8 – Периодическая система элементов Д. И. Менделеева

		ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА						VII		VIII		 Периодический закон открыт Д. И. МЕНДЕЛЕЕВЫМ в 1869 году					
I		II		III		IV		V		VI				(H) 2		He 2	
1	H ВОДОРОД 1,00794																
2	Li ЛИТИЙ 6,94,	Be БЕРИЛЛИЙ 9,01218	5	B БОР 10,81	6	C УГЛЕРОД 12,011	7	N АЗОТ 14,0067	8	O КИСЛОРОД 15,999,	9	F ФТОР 18,998403	10	Ne НЕОН 20,17,			
3	Na НАТРИЙ 22,98977	Mg МАГНИЙ 24,305	11	Al АЛЮМИНИЙ 26,98154	12	Si КРЕМНИЙ 28,085,	13	P ФОСФОР 30,97376	14	S СЕРА 32,06	15	Cl ХЛОР 35,453	16	Ar АРГОН 39,94,			
4	K КАЛИЙ 39,098,	Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	19	Sc СКАНДИЙ 44,9559	20	Ti ТИТАН 47,90	21	V ВАНАДИЙ 50,9415	22	Cr ХРОМ 51,996	23	Mn МАРГАНЕЦ 54,9380	24	Fe ЖЕЛЕЗО 55,84,	25	Co КОБАЛЬТ 58,9332	
	29	Cu МЕДЬ 63,54,	30	Zn ЦИНК 65,38	31	Ga ГАЛЛИЙ 69,72	32	Ge ГЕРМАНИЙ 72,5,	33	As МЫШЬЯК 74,9216	34	Se СЕЛЕН 78,9,	35	Br БРОМ 79,904	36	Kr КРИПТОН 83,80	
5	Rb РУБИДИЙ 85,467,	Sr СТРОНЦИЙ 87,62	37	Y ИТТРИЙ 88,9059	38	Zr ЦИРКОНИЙ 91,22	39	Nb НИОБИЙ 92,9064	40	Mo МОЛИБДЕН 95,94	41	Tc ТЕХНЕЦИЙ 98,9062	42	Ru РУТЕНИЙ 101,0,	43	Rh РОДИЙ 102,9055	
	47	Ag СЕРЕБРО 107,8682	48	Cd КАДМИЙ 112,41	49	In ИНДИЙ 114,82	50	Sn ОЛОВО 118,6,	51	Sb СУРЬМА 121,7,	52	Te ТЕЛЛУР 127,6,	53	I ИОД 126,9045	54	Xe КСЕНОН 131,30	
6	Cs ЦЕЗИЙ 132,9054	Ba БАРИЙ 137,33	55	La-Lu * 57-71	56	Hf ГАФИЙ 178,4,	57	Ta ТАНТАЛ 180,947,	58	W ВОЛЬФРАМ 183,8,	59	Re РЕНИЙ 186,207	60	Os ОСМИЙ 190,2	61	Ir ИРИДИЙ 192,2,	
	79	Au ЗОЛОТО 196,9665	80	Hg РУТУТЬ 200,5,	81	Tl ТАЛЛИЙ 204,3,	82	Pb СВИНЕЦ 207,2	83	Bi ВИСМУТ 208,9804	84	Po ПОЛОНИЙ [209]	85	At АСТАТ [210]	86	Rn РАДОН [222]	
7	Fr ФРАНЦИЙ [223]	Ra РАДИЙ 226,0254	87	Ac-(Lr) ** 89-103	88	Ku КУРЧАТОВИЙ [261]	89	Ns НИЛЬСБОРИЙ [261]	90								
- s-элементы - p-элементы - d-элементы - f-элементы Атомные массы приведены по Международной таблице 1981 года. Точность последней значащей цифры ±1 или ±3, если она выделена мелким шрифтом. В квадратных скобках приведены массовые числа наиболее устойчивых изотопов.																	
* лантаноиды																	
La 57 ЛАНТАН 138,905,	Ce 58 ЦЕРИЙ 140,12	Pr 59 ПРАЗЕОДИМ 140,9077	Nd 60 НЕОДИМ 144,2,	Pm 61 ПРОМЕТИЙ [145]	Sm 62 САМАРИЙ 150,4	Eu 63 ЕВРОПИЙ 151,96	Gd 64 ГАДОЛИНИЙ 157,2,	Tb 65 ТЕРБИЙ 158,9254	Dy 66 ДИСПРОЗИЙ 162,5,	Ho 67 ГОЛЬМИЙ 164,9304	Er 68 ЭРБИЙ 167,2,	Tm 69 ТУЛИЙ 168,9342	Yb 70 ИТТЕРБИЙ 173,0,	Lu 71 ЛЮТЕЦИЙ 174,967			
** актиноиды																	
Ac 89 АКТИНИЙ [227]	Th 90 ТОРИЙ 232,0381	Pa 91 ПРОТАКТИНИЙ 231,0359	U 92 УРАН 238,02,	Np 93 НЕПТУНИЙ 237,0482	Pu 94 ПЛУТОНИЙ [244]	Am 95 АМЕРИЦИЙ [243]	Cm 96 КЮРИЙ [247]	Bk 97 БЕРКЛИЙ [247]	Cf 98 КАЛИФОРНИЙ [251]	Es 99 ЭЙНШТЕЙНИЙ [254]	Fm 100 ФЕРМИЙ [257]	Md 101 МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	(No) 102 НОБЕЛИЙ [255]	(Lr) 103 ЛОУРЕНСИЙ [256]			

Учебное издание

**Ардашева Людмила Петровна
Луканина Татьяна Львовна**

**Общая и неорганическая химия
Лабораторные работы по общей химии**

Учебно-методическое пособие

Редактор и корректор М. Д. Баранова
Техн. редактор Д. А. Романова

Темплан 2023 г., поз. 5023

Подписано к печати 10.04.2025.	Формат 60x84/16.	Бумага тип № 1.
Печать офсетная.	Печ. л. 8.	Уч.-изд. л. 8.
Тираж 50 экз.	Изд. № 35.	Цена «С».
		Заказ №

Ризограф Высшей школы технологии и энергетики СПбГУПТД,
198095, Санкт-Петербург, ул. Ивана Черных, 4.