Серия

• Высшее образование •

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Под редакцией
В.М. Таланова и Г.М. Житного

Рекомендовано Российской Академией Естествознания в качестве учебного пособия для студентов нехимических специальностей высших технических учебных заведений

Ростов-на-Дону
«Феникс»
2008

УДК 54(075.8)
ББК 24.я73
КТК 15
Л12

Рецензенты: доктор хим. наук, профессор *Гарькушин И.К.*, Самарский государственный технический университет; доктор техн. наук, профессор *Денисов В.В.*, Новочеркасская государственная мелиоративная академия

Составители: Аминов Т.Г., Великанова Л.Н., Ерейская Г.П., Демьян В.В., Житный Г.М., Иванов В.В., Коломоец В.П., Кирсанова А.И., Короленко П.В., Кутырев И.М., Новиков Е.И., Рыбянец К.А, Таланов В.М., Хентов В.Я., Шабельская Н.П.

Л12 Лабораторный практикум по общей и неорганической химии / Т.Г. Аминов [и др.]: под общей ред. В.М. Таланова, Г.М. Житного. — Ростов н/Д : Феникс, 2008. — 411 с. — (Высшее образование).

ISBN 978-5-222-13321-7

Настоящий практикум представляет собой практическое руководство к выполнению лабораторных работ по курсу общей и неорганической химии для студентов нехимических и химико-технологических специальностей технических университетов.

От аналогичных пособий данный практикум отличается наличием 3-й части «Прикладные вопросы химии», в которой представлены лабораторные работы прикладного характера по специальным вопросам химии, нетрадиционным подходом к изучению химии переходных элементов, широким выбором вопросов и задач к каждой лабораторной работе (что позволяет использовать данное пособие и в качестве задачника), подробными рекомендациями к составлению отчетов по каждому выполненному опыту, помогающими студенту грамотно интерпретировать результаты эксперимента.

Содержание практикума базируется на современных представлениях о строении вещества, Периодическом законе Д.И. Менделеева, а также на важнейших общих закономерностях протекания химических процессов.

ISBN 978-5-222-13321-7 УДК 54(075.8)
ББК 24.я73

© Коллектив авторов, 2008
© Оформление: ООО «Феникс», 2008

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие 6

Лабораторное оборудование и общие правила работы в химической лаборатории 9

ЧАСТЬ 1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ 29

Лабораторная работа № 1.
Химические превращения веществ 29

Лабораторная работа № 2.
Определение молярной массы эквивалента металла 32

Лабораторная работа № 3.
Кинетика химических реакций и катализ 39

Лабораторная работа № 4.
Химическое равновесие 49

Лабораторная работа № 5.
Приготовление растворов и определение их концентрации 60

Лабораторная работа № 6.
Тепловые эффекты химических реакций 68

Лабораторная работа № 7.
Криоскопия 73

Лабораторная работа № 8.
Ионное равновесие в растворах кислот и оснований 79

Лабораторная работа № 9.
Растворы электролитов и их свойства. Реакции ионного обмена 88

Лабораторная работа № 10.
Растворимость веществ. Гетерогенное равновесие в растворах электролитов 97

Лабораторная работа № 11.
Гидролиз солей 104

Лабораторная работа № 12.
Дисперсные системы и поверхностные явления 112

Лабораторная работа № 13.
Окислительно-восстановительные реакции 126

Лабораторная работа № 14.
ЭДС электрохимических цепей
и электродные потенциалы 138

Лабораторная работа № 15.
Комплексные соединения 151

**ЧАСТЬ 2. СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ
И ИХ СОЕДИНЕНИЙ** 162

Лабораторная работа № 16.
Периодический закон Д.И. Менделеева 162

Лабораторная работа № 17.
s-элементы I группы 171

Лабораторная работа № 18.
s-элементы II группы 175

Лабораторная работа № 19.
p-элементы III группы 186

Лабораторная работа № 20.
p-элементы IV группы 194

Лабораторная работа № 21.
p-элементы V группы 209

Лабораторная работа № 22.
p-элементы VI группы 228

Лабораторная работа № 23.
p-элементы VII группы 253

Лабораторная работа № 24.
d- элементы в нулевой степени окисления 266

Лабораторная работа № 25.
d- элементы в низких степенях
окисления (+1, +2, +3) 273

Лабораторная работа № 26.
d- элементы в высоких степенях
окисления (+4, +5, +6, +7) 286

Лабораторная работа № 27.
Окислительно-восстановительные реакции
в химии *d*-элементов 296

ЧАСТЬ 3. ПРИКЛАДНЫЕ ВОПРОСЫ ХИМИИ 316

Лабораторная работа № 28.
Контроль качества воды 316

Лабораторная работа № 29.
Коррозия металлов 327

Лабораторная работа № 30.
Защита металлов от коррозии 337

Лабораторная работа № 31.
Электролиз 343

Лабораторная работа № 32.
Химические источники тока 344

Лабораторная работа № 33.
Химические методы обработки поверхности металлов 345

Вопросы и задачи к разделу «Прикладные вопросы химии» 351

Приложение 361

ПРЕДИСЛОВИЕ

Настоящий лабораторный практикум написан коллективом авторов на основе многолетнего опыта работы кафедры общей и неорганической химии Южно-Российского государственного технического университета (Новочеркасского политехнического института). Он охватывает практически все разделы общей и неорганической химии, предусмотренные действующими учебными программами по данной дисциплине.

Практикум состоит из трех частей и приложения.

Первая часть содержит описания лабораторных работ по теоретическим основам химии. Эти работы обычно выполняются студентами как нехимических, так и химико-технологических специальностей технических университетов.

Вторая часть — «Свойства элементов и их соединений» — включает в себя лабораторные работы по описательной неорганической химии и предназначена в основном для студентов химико-технологических специальностей. В этом разделе химия непереходных элементов рассматривается традиционно по группам Периодической системы Д.И. Менделеева. Переходные элементы представлены в виде единого блока, и их свойства рассматриваются в зависимости от степеней окисления, проявляемых d-элементами. Такой подход к изучению химии d-элементов является принципиально новым. Он методически оправдан тем, что эти элементы проявляют значительное сходство свойств, которые закономерно изменяются в зависимости от степени окисления.

Третья часть — «Прикладные вопросы химии» — содержит лабораторные работы, являющиеся неотъем-

лемой составной частью специальных разделов химии, изучаемых студентами различных специализаций.

Описания лабораторных работ не содержат теоретической части, как это часто встречается в других аналогичных изданиях. В некоторых случаях в текст все же включены отдельные теоретические вопросы, если сущность выполняемого опыта не может быть до конца понята студентом или эти теоретические вопросы недостаточно освещены в учебной литературе. После каждой лабораторной работы (а в некоторых случаях, после нескольких работ, логически тесно связанных между собой) дается достаточно большой выбор теоретических вопросов и задач. Выполнение этих заданий, требующее серьезной работы с учебником, несомненно, будет способствовать углублению знаний студентов. Комбинируя теоретические вопросы с набором опытов, можно составлять индивидуальные задания, что должно стимулировать самостоятельную работу студентов. По усмотрению преподавателя вопросы и задачи по теории, а также предлагаемые во второй части практикума цепочки химических превращений могут быть использованы при проведении практических и семинарских занятий.

Существенной особенностью настоящего практикума является очень широкий выбор предлагаемых опытов, причем, наряду с широко известными и традиционно «кочующими» из одного практикума в другой, описан целый ряд оригинальных опытов. Это относится, прежде всего, к лабораторным работам по химии d-элементов и к 3-й части «Прикладные вопросы химии». Широкий ассортимент опытов позволяет выбрать те из них, которые в наибольшей степени соответствуют специальности студентов и материальным возможностям кафедры. Многие опыты имеют от 5 до 12 вариантов заданий, что дает возможность максимально индивидуализировать работу студента в лаборатории.

Как показывает практика, студенты, особенно первокурсники, часто испытывают определенные затрудне-

ния при составлении отчетов о лабораторных работах, поэтому практически к каждому опыту даются указания к составлению отчета, а также вопросы по теории, непосредственно связанные со спецификой выполняемого опыта. Это поможет студенту сформулировать выводы и обратить внимание на наиболее существенные явления.

Практикум имеет «Приложение», содержащее справочные данные, необходимые для составления отчетов, для ответов на теоретические вопросы и решения задач.

Лабораторные работы 4, 32 написаны Великановой Л.Н.; 24 — Ерейской Г.П.; раздел «Лабораторное оборудование и общие правила работы в химической лаборатории» и работы 3, 31 — Демьяном В.В.; 1, 15, 22, 26, 27 — Житным Г.М., 8,9 — Ивановым В.В., 5, 10 — Коломоец В.П.; 11, 19 — Кирсановой А.И.; 17,18 — Аминовым Т.Г.; 6, 7 — Новиковым Е.И.; 2,21,23 — Шабельской Н.П., 29 — Рыбянцом К.А.; 16, 20 — Талановым В.М., Аминовым Т.Г.; 33 — Хентовым В.Я.; 13 — Рыбянцом К.А., Короленко П.В.; 14 — Короленко П.В.; 28 — Коломоец В.П., Кутыревым И.М.; 30 — Коломоец В.П., Новиковым Е.И., Шабельской Н.П.; 25 — Житным Г.М. и Кирсановой А.И.; 12 — Ерейской Г.П. и Хентовым В.Я.

ЛАБОРАТОРНОЕ ОБОРУДОВАНИЕ И ОБЩИЕ ПРАВИЛА РАБОТЫ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Лабораторные работы являются одной из важных составных частей курса химии. Для их выполнения студенту, бывшему школьнику, впервые приступившему к самостоятельной работе в химической лаборатории, необходимо ознакомиться с лабораторным оборудованием, измерительными приборами, а также с техникой проведения и безопасности основных лабораторных операций. Неаккуратность, невнимательность, недостаточное знакомство с приборами, веществами и пренебрежение к технике безопасности могут повлечь за собой несчастные случаи.

В настоящее время химические лаборатории могут быть оснащены самым разнообразным оборудованием. В практикуме описано только то лабораторное оборудование, те приборы и приемы работы, которые используются при выполнении предлагаемых в нем работ.

1. Химическая посуда

Для проведения опытов в химических лабораториях применяют посуду, изготовленную из тонкостенного или толстостенного стекла. Она должна быть инертна к химическому воздействию, устойчива к изменениям температуры. При проведении реакций при повышенных температурах используют посуду, изготовленную из молибденового (до 400 °С), пирексного (до 600 °С) или кварцевого (до 1500 °С) стекла.

Химическая посуда, применяемая в лаборатории, может быть условно разделена на ряд групп: общего назначения, мерная, специального назначения.

1.1. Посуда общего назначения

К группе общего назначения относятся пробирки, воронки, стаканы, колбы (рис. 1).

Пробирки предназначены для проведения лабораторных работ и представляют собой сосуды цилиндрической формы с закругленным дном.

Воронки предназначены для переливания жидкостей и фильтрования.

Лабораторные стаканы представляют собой тонкостенные цилиндры различной емкости.

Колбы предназначены для проведения различных препаративных и аналитических работ. Они бывают круглодонные, плоскодонные, конические.

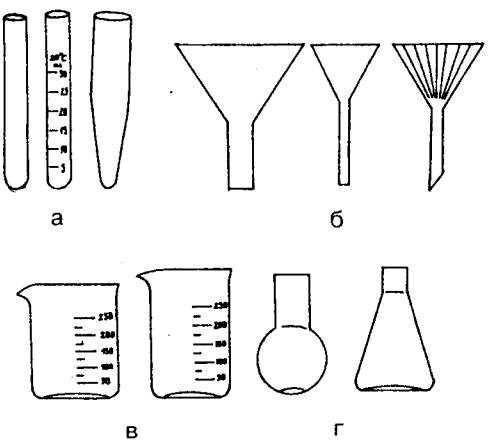


Рис. 1. Стеклянная посуда общего назначения: *а) пробирки; б) воронки; в) стаканы; г) колбы*

1.2. Мерная посуда

К этой группе относится посуда, употребляемая для грубого измерения объемов, — цилиндры, мензурки, а также посуда для точного измерения определенных объемов: мерные колбы, пипетки, бюретки (рис. 2).

Мерные цилиндры — сосуды цилиндрической формы с нанесенными на стенке делениями, указывающими объем в миллилитрах.

Мензурки — сосуды конической формы, на наружной поверхности которых, как и у мерных цилиндров, нанесены деления в миллилитрах.

Колбы мерные служат для приготовления растворов точной концентрации. Они имеют плоское дно и длинное узкое горло, на котором нанесена метка, указывающая уровень жидкости, при котором объем ее будет соответствовать указанному на колбе.

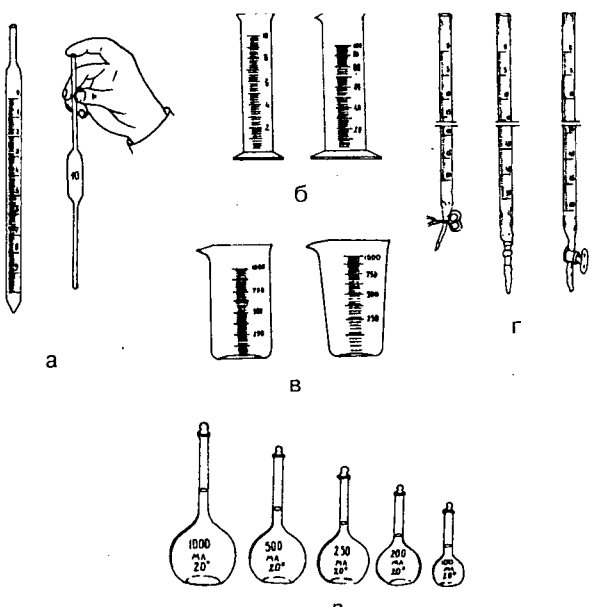


Рис. 2. Мерная химическая посуда из стекла: *а) пипетки; б) цилиндры; в) мензурки; г) бюретки; д) мерные колбы*

Пипетки предназначены для точного отмеривания определенного объема жидкости и представляют собой тонкую стеклянную трубку с оттянутым концом. На

верхней части пипетки нанесена метка, соответствующая уровню жидкости, при котором объем ее будет соответствовать указанному на пипетке. Пипетки, рассчитанные на объем 5—100 мл, имеют посередине расширение.

Бюретки применяют для отмеривания точных объемов жидкостей. Они представляют собой стеклянные трубки с нанесенными на них делениями. С их помощью можно измерять объемы жидкостей с точностью до 0,05 мл, а в микробюретках — до 0,005 мл.

1.3. Посуда специального назначения

К группе специального назначения относятся эксикаторы, капельницы, бюксы (рис. 3).

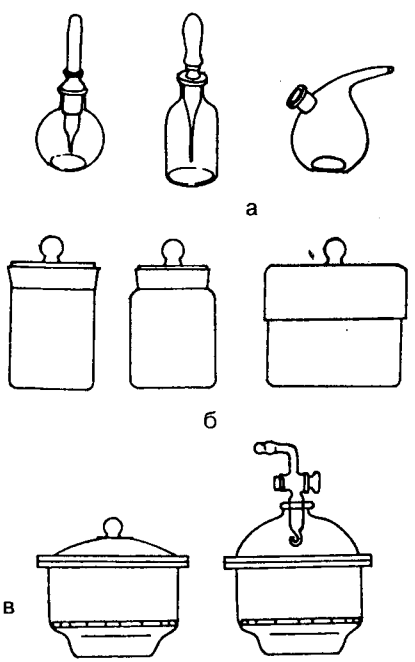


Рис. 3. Посуда специального назначения: *а) капельницы; б) бюксы; в) эксикаторы*

Эксикаторы применяют в лабораторной практике для высушивания и хранения веществ, легко поглощающих влагу из воздуха.

Капельницы предназначены для дозировки жидкостей, например, индикаторов. Они бывают с баллоном, с колпачком, с клювом.

Бюксы предназначены для взвешивания и хранения веществ.

1.4. Посуда из фарфора

Фарфоровые изделия по сравнению со стеклянными характеризуются большей химической и термической стойкостью. К ним можно отнести тигли, стаканы, чашки для выпаривания, ступки с пестиками, ложки, воронки Бюхнера (рис. 4).

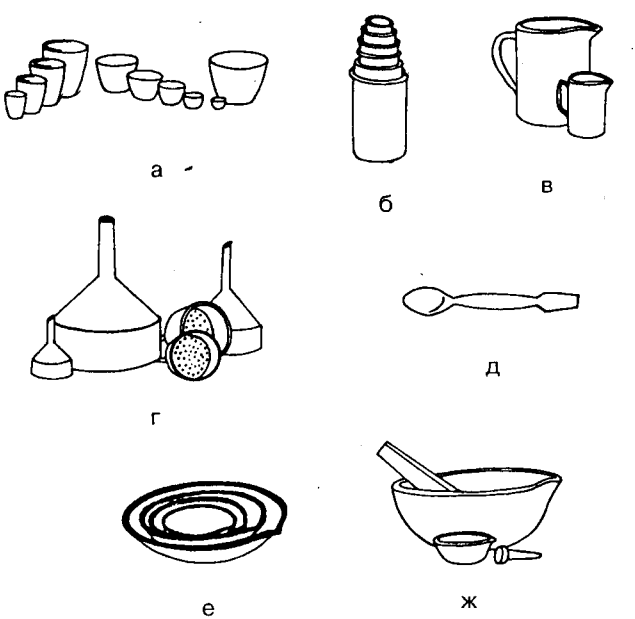


Рис. 4. Посуда из фарфора: *а) тигли; б) стаканы; в) кружки; г) воронки Бюхнера; д) ложка; е) чашки; ж) ступки с пестиками*

Тигли применяют для сушки и прокаливания твердых веществ.

Стаканы применяют для растворения, перемешивания и нагревания жидкостей.

Кружки с ручками и с носиком используют для разливки и приготовления растворов кислот, щелочей.

Чашки применяют для выпаривания жидкости до сухого остатка.

Ступки с пестиками используют для тонкого измельчения небольшого количества твердого вещества или тщательного перемешивания нескольких твердых порошкообразных веществ.

Ложки служат для отбора веществ при взвешивании, для снятия осадков с фильтров.

Воронки Бюхнера применяют при фильтровании растворов в горячем или холодном состоянии с применением вакуума.

2. Лабораторное оборудование

2.1. Нагревательные приборы

К числу нагревательных приборов, используемых при выполнении лабораторных работ в данном практикуме, относятся газовые горелки, электрические плитки, сушильные шкафы, муфельные печи, бани (рис. 5).

Газовые горелки применяют двух типов — Бунзена и Теклю. Последняя наиболее удобна в обращении. Ее конструкция позволяет регулировать поток воздуха и газа. Подачу газа регулируют винтом, а воздуха — диском. При закрытом диске получают коптящее пламя. Отворачивая диск, увеличивают приток воздуха и получают голубоватое, прозрачное и несветящееся пламя. Горелки Бунзена имеют регулировочную муфту с отверстием. Поворачивая ее, можно закрыть или открыть отверстие, имеющееся в нижней части горелки, и тем самым регулировать приток воздуха.

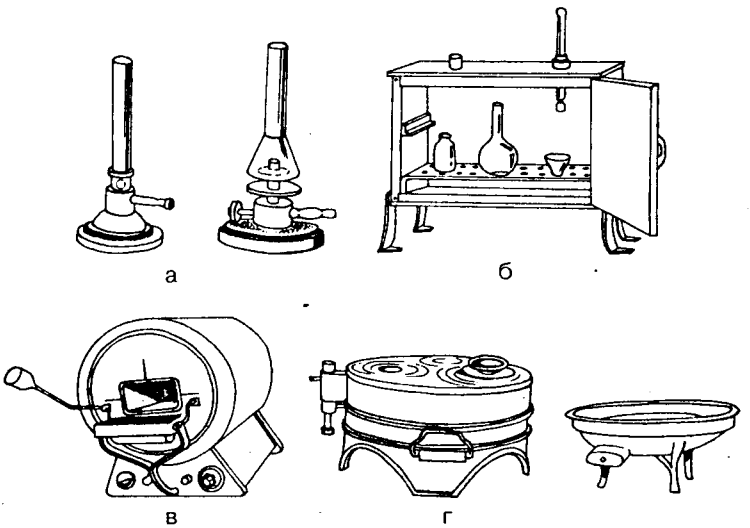


Рис. 5. Нагревательные приборы: *а) горелки; б) сушильный шкаф; в) муфельная печь; г) бани*

Электрические плитки применяют двух типов: с открытым или закрытым нагревательным элементом. Плитки с открытым элементом — спиралью — используют тогда, когда отсутствует опасность попадания на него нагреваемого вещества.

Сушильные шкафы предназначены для высушивания посуды и реактивов при температуре не более 150 °С.

Муфельные печи используют для прокаливания твердых веществ, сплавления и других работ, требующих применения высоких температур (500 °С и более).

Водяные бани используют для нагреваниия до 100 °С. Они представляют собой металлический сосуд, который закрывается сверху концентрическими, налегающими одно на другое кольцами. Для получения более высоких температур в баню заливают жидкости с большей температурой кипения (глицерин, парафин).

Песчаная баня может быть использована для нагревания до 200–300 °С. Нагревание песка производят пламенем газовой горелки или электроплиткой.

Термостаты предназначены для автоматического поддержания постоянной температуры при проведении опытов.

2.2. Электрические и электроизмерительные приборы

Мультиметры используют для измерения напряжения, сопротивления, силы тока. При замере той или иной физической величины необходимо следить за тем, чтобы значение измеряемой величины не выходило за указанный на шкале диапазон. При измерении постоянного напряжения и силы тока необходимо соблюдать полярность подключения.

Выпрямитель является источником постоянного напряжения и позволяет ступенчато или плавно изменять его. При подключении нагрузки необходимо соблюдать полярность.

pH-метры предназначены для определения *pH* растворов. Измерение основано на определении ЭДС электрохимической цепи, составленной из хлорсеребряного и стеклянного электродов, опущенных в исследуемый раствор. ЭДС цепи выводится на шкалу прибора в виде численных значений *pH* данного раствора. Так как *pH*-метры бывают различных модификаций, правила работы описаны в прилагаемой к конкретному прибору инструкции.

3. Основные приемы работы в химической лаборатории

3.1. Взвешивание

При взвешивании могут использоваться технохимические, аналитические и микровесы. Основное отличие этих весов состоит в точности взвешивания. Для вы-

полнения лабораторных работ студенты используют технохимические весы, которые позволяют взвешивать с точностью до 0,01 г.

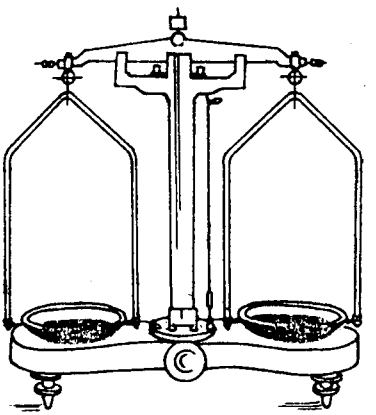


Рис. 6. Технохимические весы

Устройство технохимических весов. Основной частью весов (рис. 6) является коромысло. Посередине коромысла укреплена трехгранная призма из высококачественной стали, обращенная острием вниз. Этой призмой коромысло опирается на подушку, сделанную из того же материала. На концах коромысла находятся призмы, обращенные остриями вверх. На этих призмах лежат подушки, к которым на дужках подвешиваются чашки весов. В средней части коромысла укреплена стрелка, а на опорной колонке внизу имеется шкала с делениями.

При взвешивании на технохимических весах:

1. Проверьте правильность установки весов и определите их нулевую точку. Для определения нулевой точки поднимите коромысло весов при помощи арретира и наблюдайте за стрелкой. При открытом арретире стрелка исправных весов будет все время колебаться. *Совершенно недопус-*

тимо успокаивать ее рукой и подводить к нулевому делению. Если стрелка отклоняется не на одинаковое число делений от нулевой точки, то весы не отрегулированы, и нужно сообщить об этом преподавателю.

2. Взвешиваемый предмет всегда помещают на левую чашку весов, а гирьки — на правую. Никакие вещества, даже самые инертные, нельзя помещать непосредственно на чашку весов. Сначала взвешивают тару, в качестве которой используют часовое или предметное стекло, бюкс, бумажный фильтр, стакан и т.д., а затем тару с веществом. Нельзя ставить на весы нагретый предмет. От него поднимаются потоки теплого воздуха, что изменяет положение равновесия коромысла, и масса определяется неверно.
3. Для взвешивания используют стандартный набор гирь. Набор составлен таким образом, чтобы минимальным числом гирь можно было бы взвесить любую массу от 0,01 до 200 г с точностью до 0,01 г. Во избежание загрязнения гирь и изменения массы их следует брать только пинцетом.
4. При взвешивании на правую чашку весов кладут гирьку большей массы, чем предполагаемая масса взвешиваемого объекта. При накладывании и снятии гирь весы должны быть арретированы. Слегка приоткрывая арретир, определяют, действительно ли масса гири превышает массу предмета. Если это так, то, закрыв арретир, снимают гирьку, а на весы ставят следующую гирю меньшей массы. Вновь приоткрывают арретир: если мала, добавляют следующую за ней гирьку. Когда масса гирь начинает приближаться к массе объекта, арретир открывают полностью и наблюдают за стрелкой. Когда равновесие стрелки дос-

тигнуто, нужно закрыть арретир и сразу записать массу объекта в журнал. Взвешивание на технохимических весах считают законченным, если разновес в 0,01 г оказывается недостаточным, а 0,02 г — избыточным.

На аналитических демпферных весах десятые и сотые доли грамма нагружают при помощи особого механизма, управление которым осуществляют специальными дисками, расположенными справа на передней панели весов. Тысячные и десятитысячные доли грамма отсчитывают по положению стрелки на освещенной шкале, находящейся в нижней части весов между его чашками. Результат взвешивания на аналитических весах приводится с точностью до 0,0002 г.

3.2. Фильтрование

Фильтрование применяют для разделения твердой и жидкой фаз системы. В качестве фильтрующего материала используют бумагу, ткань, стекло различной пористости. Наименее плотные фильтры — быстро фильтрующие — предназначены для аморфных осадков. Фильтры средней плотности предназначены для кристаллических осадков, а наиболее плотные — для мелкокристаллических осадков. Для фильтрования наиболее часто используют простые и складчатые бумажные фильтры. У складчатого фильтра больше фильтрующая поверхность. Размер фильтра должен быть таким, чтобы верхний край его не доходил до края стеклянной воронки на 3–5 мм.

При фильтровании (рис. 7) воронку с фильтром укрепляют в кольце штатива, фарфоровом треугольнике, иногда вставляют непосредственно в горло колбы. Воронку устанавливают так, чтобы скошенный конец ее касался стенки сосуда, в который собирают фильтрат. Вливать смесь жидкости с твердым веществом следует по стеклянной палочке. Воронку нужно заполнять жид-

костью так, чтобы уровень ее был на 2–3 мм ниже края фильтра.

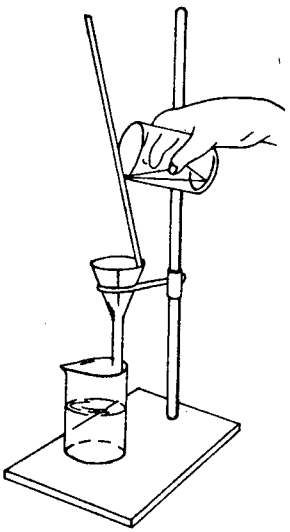


Рис. 7. Фильтрование осадков

3.3. Нагревание

Нагревание растворов или твердых веществ можно проводить в пробирке, стакане, круглодонной колбе. В качестве нагревателя используют газовые горелки, электроплитки, водяные и песчаные бани.

Нагревание в пробирке. В пробирку наливают 2–3 мл раствора и закрепляют в пробиркодержателе. Отверстие пробирки направляют в сторону от себя и окружающих. Равномерно нагревают на газовой горелке, перемещая заполненную часть пробирки вдоль пламени, не перегревая в одном месте.

Нагревание в стакане. Стакан должен быть наполнен раствором на 1/3–2/3 объема. Раствор перемешивают стеклянной палочкой. Перемешивание особенно важно, если нагревается раствор с осадком.

Нагревание в круглодонной колбе. Колбу укрепляют в штативе, зажав лапкой горло колбы или поставив на кольцо с железной сеткой. Наливают раствор (не более 2/3 объема колбы) и для равномерного кипения помещают в колбу кусочки пористой керамики или стеклянные капилляры.

3.4. Сушка

Сушка посуды. Химическая посуда никогда не вытирается изнутри, высушивание производится в сушильном шкафу. Мерную посуду, имеющую утолщенное дно, во избежание растрескивания никогда не сушат нагреванием. Ее сушат на специальных подставках.

Высушивание осадков. Сырой продукт отжимают между листами фильтровальной бумаги. Вначале его сушат на воздухе. Этот способ может быть применен к веществам негигроскопичным. Для ускорения процесс сушки проводят при повышенной температуре в сушильных шкафах. Этот метод рекомендуется только для устойчивых соединений с высокой температурой плавления. Вещество, помещенное в чашку Петри или бюкс, ставят на полку сушильного шкафа и включают обогрев, настроенный на нужную температуру. Гигроскопичные вещества сушат в эксикаторе. Осушаемое вещество в открытом сосуде ставят на вкладыш эксикатора. На дно эксикатора помещают поглотитель воды — безводный хлорид кальция, оксид фосфора (V).

3.5. Измерение температуры

Термометры используют для измерения температур в интервале 0–500 °С. Они представляют собой стеклянные трубки с капилляром внутри и с резервуаром, заполненным различными жидкостями в зависимости от соответствующего интервала измеряемых температур. Наибольшее применение нашли *ртутные* и *спиртовые* термометры.

При измерении температуры какой-либо жидкости термометр погружают в нее таким образом, чтобы он находился на одинаковом расстоянии от стенок сосуда и ни в коем случае не касался их. Резервуар термометра полностью погружают в жидкость. Термометр в жидкости держат до тех пор, пока не перестанет подниматься или опускаться столбик ртути или спирта.

Термисторы — это полупроводниковые приборы, которые способны изменять свою электропроводность при изменении температуры. При повышении температуры сопротивление термистора уменьшается. По калибровочной кривой к данному термистору определяют температуру среды.

3.6. Наполнение сосудов газом

Наполнение сосудов газом производят методом вытеснения воздуха (рис. 8). Пробирку-приемник закрепляют в штативе отверстием вверх для газов тяжелее воздуха (рис. 8, а) и отверстием вниз (рис. 8, б) — для газов легче воздуха. Газы с плотностью, близкой к плотности воздуха, и практически нерастворимые в воде собирают методом вытеснения воды (рис. 8, в).

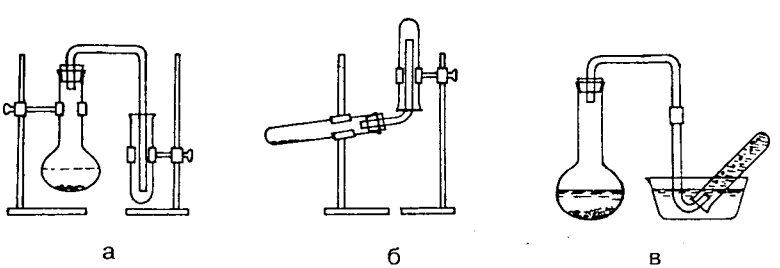


Рис. 8. Наполнение сосудов газом: *а) газ тяжелее воздуха; б) газ легче воздуха; в) плотности газа и воздуха близки*

3.7. Мытье посуды

Все опыты в химической лаборатории нужно проводить только в чистой посуде. Даже ничтожные количества загрязнений могут повлиять на ход химических процессов.

Обычно стеклянная посуда считается чистой, если при внимательном осмотре не обнаружено никаких загрязнений, а вода после ополаскивания образует на стенках сплошную тонкую пленку.

Мытье теплой водой целесообразно в тех случаях, когда химическая посуда не загрязнена жировыми и другими не растворяющимися в воде веществами.

Если на стенках посуды имеется налет каких-либо веществ, которые не отмываются водой, посуду вначале очищают ершом. Во избежание повреждений посуды при работе с ершом нужно следить, чтобы нижний конец его не ударялся о дно и стенки посуды. Хорошо вымытую посуду обязательно ополаскивают 2—3 раза дистиллированной водой для удаления солей, содержащихся в водопроводной воде.

Для мытья посуды моющими средствами можно использовать мыло, 10%-ный раствор ортофосфата натрия или соды. При мытье колб в них помещают кусочки чистой фильтровальной или другой мягкой бумаги. При встряхивании колбы бумага механически удаляет со стенок приставшие к ним загрязнения. Удаление загрязнений может быть достигнуто и химическим путем — промыванием посуды хромовой смесью (смесь концентрированной серной кислоты и хромового ангидрида). После промывания посуды хромовую смесь выливают обратно в предназначенную для нее склянку. Посуду тщательно моют водопроводной и ополаскивают дистиллированной водой. Иногда для мытья посуды используют спиртовый раствор щелочи. *Мыть посуду необходимо сразу после ее использования.*

4. Общие правила выполнения лабораторных работ

1. Работать в лаборатории можно только после разрешения преподавателя и под наблюдением лаборанта.
2. Опыты необходимо выполнять в соответствии с методическими указаниями к лабораторной работе.
3. В химической лаборатории рекомендуется работать в халате для защиты одежды от действия химических реактивов.
4. Студенту в лаборатории отводится рабочее место, и он обязан поддерживать его в чистоте и порядке. Не следует загромождать рабочее место предметами, не относящимися к выполняемой работе.
5. Все опыты следует проводить в чистой посуде, предварительно ополоснув ее дистиллированной водой. Исходный раствор берется в очень малом объеме (около 0,5 мл). Раствор, добавляемый к исходному, обычно вводится постепенно, по каплям. Кристаллические вещества добавляют на кончике микрошпателя. Запрещается брать разные реактивы одним и тем же микрошпателем. Перенося сухие вещества, не следует опускать конец микрошпателя глубоко в пробирку, а также касаться ее внутренних стенок во избежание загрязнения исходных реактивов. После каждой капли раствора или добавления кристаллического вещества содержимое пробирки перемешивают осторожным встряхиванием. Добавляемый раствор или кристаллическое вещество вводят до появления не исчезающих при перемешивании внешних проявлений реакции.
6. Результаты каждого проделанного опыта необходимо показать преподавателю и, получив от него разрешение, приступить к выполнению следующего опыта.

7. После каждого опыта содержимое пробирки следует вылить в раковину или (по указанию преподавателя) в специальный сосуд, предназначенный для сбора отработанных реактивов. Нельзя выбрасывать в раковину кусочки металлов и другие твердые вещества, оставшиеся после опытов.
8. Пробирку после выполнения опыта необходимо тщательно вымыть водопроводной водой с применением ершика, ополоснуть дистиллированной водой и только после этого использовать ее для следующего опыта.
9. Запрещается набирать растворы в пипетки, засасывая их ртом. Для этой цели применяют резиновую грушу или другие приспособления для отбора жидкостей.
10. Склянки с реактивами нужно закрывать пробками и ставить на место. Не следует путать пробки от разных склянок. Чтобы внутренняя сторона пробки оставалась чистой, пробку кладут на стол внешней поверхностью, которая не соприкасается с реактивами.
11. Во избежание загрязнения этикеток или их порчи при наливании растворов склянки необходимо держать этикеткой вверх. Избыток реактивов нельзя высыпать или сливать в склянку обратно. Нельзя пользоваться реактивами, если на склянке нет этикетки.
12. Все опыты с кислотами и щелочами следует проводить в вытяжном шкафу. Склянки с этими веществами из вытяжного шкафа выносить нельзя.
13. Для приготовления водных растворов и ополаскивания вымытой стеклянной посуды используют только дистиллированную воду.
14. Запрещается пробовать реактивы на вкус, а также пить воду из химической посуды.

5. Техника безопасности при работе в химической лаборатории

5.1. Техника безопасности при работе со стеклянной посудой

1. Посуду, имеющую трещины или отбитые края, нельзя использовать для выполнения лабораторных работ.
2. При работе со стеклянной посудой нельзя прилагать большое усилие при разъединении заклинивших шлифов, вынимании пробок, надевании резиновых шлангов.
3. Не допускается нагревание жидкостей в закрытых колбах, не имеющих сообщения с атмосферой.

5.2. Техника безопасности при работе с растворами кислот и щелочей

1. При приготовлении разбавленных растворов щелочей и кислот их необходимо приливать в воду тонкой струей при непрерывном перемешивании. Приливать воду в кислоту запрещается.
2. Если кислота или щелочь случайно пролиты, их вначале засыпают песком. Затем песок убирают, нейтрализуют кислоту раствором соды, а щелочь — слабым раствором уксусной кислоты. После этого место пролива промывают водой и вытирают насухо.
3. Отработанные кислоты и щелочи следует собирать в специальную посуду.
4. При ожоге кислотами обожженное место следует промыть большим количеством воды, затем обработать 2%-ным раствором гидрокарбоната натрия (пищевой соды), смазать вазелином и перевязать. При ожогах глаз — промыть их водой, 2%-ным раствором соды и обратиться к врачу.
5. При ожоге щелочью пораженное место следует промыть водой, а затем 2%-ным раствором ук-

сусной или борной кислоты, смазать вазелином или 5%-ным раствором перманганата калия и перевязать. При ожоге глаз промыть их 1%-ным раствором борной кислоты.

6. При термическом ожоге смочить пострадавший участок 10%-ным раствором перманганата калия, затем смазать мазью от ожогов, вазелином или раствором пищевой соды, перевязать.

5.3. Противопожарная техника и правила работы с газовыми горелками

1. Необходимо правильно зажигать газовую горелку. Вначале закрывают доступ воздуха в горелку, зажигают спичку, открывают газовый кран и по истечении 2–3 с подносят зажженную спичку к краю отверстия горелки. Увеличивая приток воздуха, получают несветящееся пламя. Если пламя проскакивает внутрь горелки, то следует немедленно закрыть кран для газа и сообщить об этом преподавателю или лаборанту.
2. При проведении опытов, в которых может произойти самовозгорание, необходимо иметь под руками песок или другие средства тушения огня.
3. В случае воспламенения горючих веществ нужно быстро погасить горелку, отставить сосуд с огнеопасным веществом и тушить пожар.
4. При появлении запаха газа в аудитории немедленно перекрыть газовый кран на вводе в лабораторию, открыть окна, покинуть аудиторию и проветрить помещение.

5.4. Техника безопасности при работе с электрооборудованием

1. Разрешается проводить все работы только с заземленными электроприборами.

2. Запрещается работать вблизи открытых токопроводящих частей оборудования.
3. Запрещается вешать на розетки, выключатели и электропровода различные вещи.
4. В случае перерыва в подаче тока все электроприборы и другое электрооборудование должны быть отключены.
5. При загорании проводов или электроприборов необходимо их немедленно обесточить и гасить огонь при помощи сухого углекислотного огнетушителя.

6. Требования к оформлению отчета о лабораторной работе

Результаты выполненной лабораторной работы следует оформлять в виде отчета. Содержание отчета должно представлять собой связанный и логически последовательный текст, содержащий ответы на все вопросы, поставленные в работе.

В отчете должно быть:

1. Название лабораторной работы и каждого опыта.
2. Дата выполнения лабораторной работы.
3. Описание последовательности и условий проведения опытов.
4. Рисунок или схема используемого прибора.
5. Уравнения всех происходящих в опытах реакций.
6. Описание признаков происходящих реакций: изменение окраски, выпадение осадка (цвет и внешний вид), выделение газов (цвет и запах) и т.д.
7. Расчеты, связанные с выполнением опытов.
8. Выводы по каждому опыту и работе в целом, отражающие сущность процессов или свойства веществ.

ЧАСТЬ 1.

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

Лабораторная работа № 1.
ХИМИЧЕСКИЕ ПРЕВРАЩЕНИЯ ВЕЩЕСТВ

Перед выполнением каждого опыта составьте уравнение изучаемой реакции, покажите его преподавателю и, получив его разрешение, приступайте к выполнению.

Опыт 1. Пользуясь растворами, имеющимися в лаборатории, получите нерастворимую соль в соответствии с ионно-молекулярным уравнением А.

В отчете:

- кратко опишите методику выполнения опыта, используя рациональные названия веществ и отметив наблюдаемые явления, например: «При добавлении раствора сульфата калия к раствору нитрата бария выпал осадок белого цвета»;
- напишите уравнение проделанной реакции в молекулярной форме и под формулой соли, выпавшей в осадок, укажите внешний вид осадка и название образовавшейся соли;
- напишите не менее трех уравнений, приводящих к образованию заданной нерастворимой соли с использованием других исходных веществ.

Опыт 2. Получите нерастворимое в воде основание Б. Исследуйте его кислотно-основные свойства, для чего

содержимое пробирки, где оно было получено, разделите на две части. На одну часть подействуйте разбавленным раствором сильной кислоты, а на другую — раствором щелочи.

В отчете:

- опишите явления, наблюдаемые при проведении опыта, и на основании этих наблюдений сделайте вывод о кислотно-основных свойствах полученного гидроксида;
- напишите уравнения всех проделанных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах; под формулами всех веществ (кроме воды) напишите их названия;
- формулы солей, образовавшихся в ходе проделанных реакций, изобразите графически.

Вариант	А	Б	В
1	$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$	$Ni(OH)_2$	$ZnCl_2 \rightarrow ZnCO_3 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2$
2	$Ag^{+} + Cl^{-} = AgCl$	$Pb(OH)_2$	$NiSO_4 \rightarrow Ni(OH)_2 \rightarrow NiCl_2 \rightarrow NiCO_3$
3	$Zn^{2+} + CO_3^{2-} = ZnCO_3$	$Fe(OH)_2$	$CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuSiO_3$
4	$Pb^{2+} + SO_4^{2-} = PbSO_4$	$Al(OH)_3$	$FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FePO_4$
5	$Ba^{2+} + CrO_4^{2-} = BaCrO_4$	$Cu(OH)_2$	$Bi(NO_3)_3 \rightarrow Bi(OH)_3 \rightarrow BiCl_3 \rightarrow BiPO_4$
6	$Pb^{2+} + 2I^{-} = PbI_2$	$Zn(OH)_2$	$CaCl_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow CaC_2O_4$
7	$Cu^{2+} + SiO_3^{2-} = CuSiO_3$	$Sn(OH)_2$	$CdSO_4 \rightarrow Cd(OH)_2 \rightarrow CdCl_2 \rightarrow CdS$
8	$Ni^{2+} + CO_3^{2-} = NiCO_3$	$Cr(OH)_3$	$Pb(NO_3)_2 \rightarrow Pb(OH)_2 \rightarrow Pb(CH_3COO)_2 \rightarrow PbS$
9	$Sr^{2+} + CO_3^{2-} = SrCO_3$	$Cd(OH)_2$	$CoSO_4 \rightarrow Co(OH)_2 \rightarrow Co(NO_3)_2 \rightarrow CoSiO_3$
10	$Co^{2+} + SiO_3^{2-} = CoSiO_3$	$Sb(OH)_3$	$SrCl_2 \rightarrow SrCO_3 \rightarrow Sr(NO_3)_2 \rightarrow SrSO_4$
11	$Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3$	$Bi(OH)_3$	$Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbCO_3 \rightarrow Pb(CH_3COO)_2 \rightarrow PbI_2$
12	$Pb^{2+} + 2Br^{-} = PbBr_2$	$Co(OH)_2$	$Bi(NO_3)_3 \rightarrow Bi(OH)_3 \rightarrow BiCl_3 \rightarrow Bi_2S_3$

Опыт 3. Проделайте реакции, соответствующие последовательным превращениям для перехода В.

В отчете:

- опишите проделанные реакции и наблюдения, зафиксированные в ходе выполнения опыта (изменение окраски, выпадение осадка и его внешний вид, выделение газа и т.д.);
- для каждой стадии перехода напишите уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Вопросы и задачи

Вариант	А	Б	В
1	H_3PO_4	$Fe(OH)_2$	ZnO (97)
2	H_2SO_4	$Ca(OH)_2$	Al_2O_3 (51)
3	H_3AsO_4	$Cu(OH)_2$	SnO (270)
4	H_2SO_3	$Fe(OH)_3$	Cr_2O_3 (76)
5	H_2CO_3	$Sr(OH)_2$	PbO (446)
6	H_2CrO_4	$La(OH)_3$	V_2O_3 (225)
7	H_3SbO_4	$Mn(OH)_2$	SnO (181)
8	H_2SeO_4	$Bi(OH)_3$	Nb_2O_3 (117)
9	H_2MoO_4	$Ga(OH)_3$	ZnO (194)
10	H_2WO_4	$Sc(OH)_3$	TiO_2 (200)
11	H_2SiO_3	$V(OH)_3$	As_2O_3 (198)
12	H_2TeO_4	$Cd(OH)_2$	SnO_2 (202)

1. Вычислите массовую долю (%) кислотообразующего элемента в кислоте А и металла в основании Б.
2. Напишите уравнения реакций получения всех возможных солей (средней, кислых, основных), которые могут получиться при взаимодействии кислоты А и основания Б.

3. Считая, что оксид В имеет амфотерные свойства, напишите уравнения реакций его взаимодействия с кислотой А и основанием Б. Вычислите массы (г) образующихся солей для обеих реакций, если в них участвует масса (г) исходного оксида, указанная в скобках. Принять, что в ходе реакций образуются средние соли.
4. Вычислите объем (л) (н.у.) газообразного кислорода при нормальных условиях, необходимый для получения указанной в скобках массы оксида В, получившегося в результате взаимодействия газообразного кислорода с соответствующим элементом при нормальных условиях.

Лабораторная работа № 2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА

Методика выполнения работы. Соберите установку, изображенную на рисунке 9. В один из отростков реакционного сосуда *3* (пробирка Оствальда) поместите исследуемый образец, в другой — налейте 3 мл раствора хлороводородной кислоты (1:2).

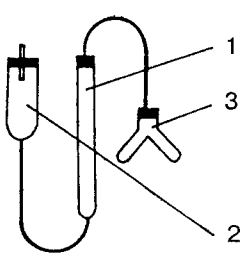


Рис. 9. Схема установки для определения эквивалентной массы

С помощью уравнительной склянки *2* установите уровень воды в бюретке *1* на начальной отметке (нулевое

или близкое к нему деление). Плотно присоедините реакционный сосуд и проверьте установку на герметичность. Для этого опустите уравнительную склянку 2 в крайнее нижнее положение и наблюдайте за уровнем воды в бюретке, который в течение 1–3 мин не должен изменяться. Если уровень медленно падает, то необходимо проверить все уплотнения и вновь испытать на герметичность.

Убедившись в герметичности установки, запишите начальный уровень воды в бюретке, соответствующий нижнему краю мениска, с точностью до 0,1 мл. При этом уравнительная склянка должна быть поднята и уровень воды в ней должен находиться на той же высоте, что и в бюретке. Затем наклоните реакционный сосуд так, чтобы кислота перелилась в отросток с металлом. Образующийся в процессе реакции водород вытесняет воду из бюретки, и уровень понижается.

Когда реакция закончится и прекратится понижение уровня воды в бюретке, дайте охладиться установке до комнатной температуры. Запишите конечный уровень воды в бюретке, уравняв давление в бюретке с атмосферным с помощью уравнительной склянки (уровни в бюретке и в уравнительной склянке должны быть одинаковыми).

Вычислите объем газа как разность между конечным и начальным уровнями воды в бюретке и заполните таблицу.

Результаты измерений

Измеряемая величина	Обозначение	Единица измерения	Численное значение
Масса вещества	m	г	
Объем выделившегося водорода	V	мл	
Атмосферное давление	P	мм рт. ст.	
Температура	t	°C	
Давление нас. водяного пара при температуре опыта*	p	мм рт. ст.	

*см. Приложение.

Опыт 1. *Идентификация металла по молярной массе эквивалента и валентности*

Взаимодействие металла М, имеющего отрицательный стандартный электродный потенциал, с хлороводородной кислотой протекает по уравнению: $M + nHCl = MCl_n + (n/2)H_2$. Измерив объем водорода, можно рассчитать молярную массу эквивалента металла, а зная его валентность — молярную массу. По значению молярной массы легко идентифицировать металл по Периодической таблице Д.И. Менделеева.

Получите у преподавателя образец металла (магний, алюминий, цинк) и выполните опыт по вышеописанной методике.

В отчете:

- опишите методику проведения опыта и изобразите схему установки;
- приведите объем водорода к нормальным условиям по формуле:

$$V^o = \frac{V(P-p)273}{760(273+t)},$$

где V^o — объем выделившегося водорода при нормальных условиях, мл; V — объем выделившегося водорода при условиях опыта, мл; P — атмосферное давление, мм рт. ст.; p — парциальное давление насыщенного водяного пара при температуре проведения опыта, мм рт. ст.; t — температура опыта, °С;

- вычислите молярную массу эквивалента металла из пропорции

$$m/M_э = V^o/V_э^o,$$

где $M_э$ — молярная масса эквивалента металла, г/моль; $V_э^o$ — объем эквивалента водорода, равный при нормальных условиях 11200 мл/моль;

- рассчитайте молярную массу металла по формуле: $A = M_э \cdot n$, где n — валентность металла;
- идентифицируйте металл по Периодической таблице Д. И. Менделеева;
- вычислите теоретическую молярную массу эквивалента идентифицированного металла $M_{э\,теор}$;
- оцените относительную погрешность опыта (в %) по формуле:

$$\varepsilon = \left| \frac{M_{э\,теор} - M_э}{M_{э\,теор}} \right| \cdot 100\%;$$

- сделайте вывод о возможных источниках ошибок в данном методе и оцените их вклад в полученные экспериментальные результаты.

Опыт 2. Определение количественного состава бинарного сплава

Бинарный сплав, образованный металлами M_1 и M_2, имеющими отрицательные электродные потенциалы, взаимодействуя с хлороводородной кислотой, будет растворяться по схеме:

$$M_1 + n_1HCl = M_1Cl_{n1} + (n_1/2)H_2;$$
$$M_2 + n_2HCl = M_2Cl_{n2} + (n_2/2)H_2,$$

где n_1 и n_2 — валентности металлов M_1 и M_2 соответственно.

Масса сплава, выделяющая при реакции с кислотой один молярный объем эквивалента водорода, называется *молярной массой эквивалента сплава* данного состава. Следует отметить, что понятие *эквивалент сплава* не имеет физического смысла.

Исходными данными в этом опыте являются качественный состав сплава и его масса.

Получите у преподавателя образец сплава и проведите опыт по вышеописанной методике. Результаты опыта занесите в таблицу.

В отчете:

- опишите методику проведения опыта и изобразите схему установки;
- приведите объем водорода к нормальным условиям (см. опыт 1);
- вычислите эквивалентную массу сплава из пропорции:

$$m_{\text{спл}} / M_{\text{Э спл}} = V^{o} / V_{\text{Э}}^{o},$$

где $m_{\text{спл}}$ — масса сплава, г; $M_{\text{Э спл}}$ — молярная масса эквивалента сплава, г/моль; $V_{\text{Э}}^{o}$ — молярный объем эквивалента водорода, равный при нормальных условиях 11200 мл/моль;

- рассчитайте массовую долю (%) компонента M_1 в сплаве, исходя из молярных масс эквивалентов металлов и сплава, по формуле:

$$\varepsilon = \left| \frac{M_{\text{Э теор}} - M_{\text{Э}}}{M_{\text{Э теор}}} \right| \cdot 100\%,$$

где $M_{\text{Э1}}$ и $M_{\text{Э2}}$ — молярные массы эквивалентов металлов M_1 и M_2 соответственно, рассчитанные из их молярных масс и валентностей, г/моль;

- вычислите массовую долю компонента M_2.

Вопросы и задачи

1. При восстановлении 12,8 г оксида получено 11,2 г металла. Чему равны молярные массы эквивалентов оксида и металла?
2. Оксид трехвалентного металла содержит 17,29% кислорода. Рассчитайте молярную массу эквивалентов металла и оксида. Какой это металл?
3. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла, если при взаимодействии 0,82 г его с кислотой выделилось 756 мл водорода, измеренного при

нормальных условиях. Какой это металл, если его валентность равна двум?

4. При взаимодействии 8,14 г оксида металла с серной кислотой образовалось 16,14 г его сульфата. Рассчитайте молярные массы эквивалентов металла, оксида и сульфата.
5. Рассчитайте молярную массу эквивалента элемента, если при разложении 1,56 г его гидрида получено 672 мл (н.у.) водорода. Чему равна его молярная масса, если валентность элемента равна трем?
6. Определите эквивалентное число и молярный объем эквивалента газообразного вещества в реакции $Na_2SO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + SO_{2(г)} + H_2O$, предварительно уравняв ее. Какое количество эквивалентов газообразного вещества содержится в 560 мл (н.у.) его объема?
7. Рассчитайте молярные массы эквивалентов исходных веществ в реакции $Ca(HCO_3)_2 + HCl = CaCl_2 + CO_2 + H_2O$, предварительно подобрав коэффициенты. Какое количество эквивалентов $Ca(HCO_3)_2$ содержится в 780 г его массы?
8. Одинаковая масса металла взаимодействует с 0,3 г кислорода и с 1,33 г одного из галогенов. Рассчитайте молярную массу эквивалента галогена. Какой это галоген?
9. Рассчитайте молярную массу эквивалента и процентный состав сплава Zn—Ca, если при растворении 0,5 г этого сплава в кислоте выделилось 224 мл (н.у.) водорода.
10. Чему равна эквивалентная масса Zn—Mg сплава, содержащего 25% цинка? Какой объем водорода (н.у.) выделится при полном растворении 0,7 г этого сплава в кислоте?
11. Определите эквивалентное число и молярный объем эквивалента газообразного вещества в реакции $CaF_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 + HF_{(г)}$, предвари-

тельно уравняв ее. Какое количество эквивалентов газообразного вещества содержится в 1120 мл (н.у.) его объема?

12. В реакции $H_3PO_4 + 2NaOH = Na_2HPO_4 + 2H_2O$ определите эквивалент и молярную массу эквивалента ортофосфорной кислоты. Рассчитайте массу прореагировавшей кислоты, если в результате реакции образовалось 40 г воды.
13. Элемент образует два оксида. Первый содержит 20,12%, а второй — 11,18% кислорода. Вычислите молярные массы эквивалента элемента в этих соединениях. Какой это элемент, если его валентность в первом оксиде равна двум?
14. Из 13,35 г хлорида металла получается 21,30 г его нитрата. Вычислите молярные массы эквивалентов металла, хлорида и нитрата.
15. Определите основность фосфористой кислоты H_3PO_3, если в реакции с 11,2 г гидроксида калия прореагировало 8,2 г кислоты. Напишите уравнение реакции взаимодействия фосфористой кислоты с гидроксидом калия в данном случае.
16. На восстановление 0,3 г оксида трехвалентного металла израсходовано 132,6 мл (н.у.) водорода. Рассчитайте молярную массу эквивалента и молярную массу этого металла. Какой это металл?
17. Сульфид четырехвалентного металла содержит 35% серы. Определите молярную массу эквивалента металла и сульфида, если молярная масса эквивалента серы равна 16 г/моль. Какой это металл?
18. Хлорид трехвалентного металла содержит 65,7% металла. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла и хлорида, если молярная масса эквивалента хлора равна 35,5 г/моль. Какой это металл?
19. При взаимодействии 9,72 г металла с водородом образуется 10,52 г его гидрида. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла и его гидрида.

20. При взаимодействии 11,2 г оксида некоторого металла с бромоводородной кислотой образовалось 33,6 г соли. Вычислите молярные массы эквивалентов этого металла и образовавшейся соли.
21. При термическом разложении 3,3 г водородного соединения образуется 2,58 г элемента. Рассчитайте молярную массу эквивалента элемента и определите, какой это элемент, если его валентность равна трем.
22. Рассчитайте молярную массу эквивалента Cd—Zn сплава, содержащего 18% кадмия. Какая масса этого сплава была растворена в кислоте, если при этом выделилось 600 мл (н.у.) водорода?
23. В реакции $H_3PO_4 + 2NaOH = Na_2HPO_4 + 2H_2O$ определите эквивалент и молярную массу эквивалента ортофосфорной кислоты. Рассчитайте массу прореагировавшей кислоты, если в результате реакции образовалось 40 г воды.
24. В реакции $Na_2CO_3 + 2H_2SO_4 = 2NaHSO_4 + CO_{2(г)} + H_2O$ определите эквивалент и молярную массу эквивалента Na_2CO_3 и H_2O. Рассчитайте массу прореагировавшей кислоты, если в результате реакции образовалось 120 г воды.

Лабораторная работа № 3. КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И КАТАЛИЗ

Скорость химических реакций зависит от ряда факторов, из которых важнейшими являются химическая природа реагирующих веществ, их концентрация, температура и присутствие катализатора.

Влияние концентрации и температуры реагирующих веществ на скорость химических превращений изучают в этой работе на примерах реакций:

I. $2KIO_3 + 5Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + 5Na_2SO_4 + I_2 + H_2O$;

II. $2KI + K_2S_2O_8 \rightarrow 2K_2SO_4 + I_2$.

Механизмы приведенных реакций многостадийны и в данной работе не приводятся.

В этих реакциях участвуют соединения, содержащие ионы йода, которые в результате реакции превращаются в молекулярный йод. Время от начала реакции до момента образования иода зависит от скорости реакций.

Реакции осуществляются при смешивании двух заранее приготовленных растворов: А — в стакане 1 и Б — в стакане 2.

Для реакции I: А: 0,03 моль/л раствора иодата калия;
Б: 1 литр раствора содержит 1,5 г сульфита натрия, 2 мл 96%-ной серной кислоты и 1 г крахмала.

Для реакции II: А: 0,2 моль/л раствора иодида калия;
Б: 1 литр раствора содержит 50 г персульфата калия, 3 г тиосульфата натрия и 1 г крахмала.

Опыт 1. *Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции*

По согласованию с преподавателем выберите изучаемую реакцию. В стаканах объемом 50 мл приготовьте растворы, указанные в таблице, разбавлением раствора А водой.

N замера	Объемы растворов, мл		Время появления синего окрашивания	1/*t*
	раствора А	воды	*t*,с	
1	2	3	4	5
1	10	0		
2	9	1		
3	8	2		
4	7	3		
5	6	4		
6	5	5		
7	4	6		
8	3	7		
9	2	8		
10	1	9		

В стакан с раствором А прилейте 10 мл раствора Б и по секундомеру зафиксируйте момент сливания. Перемешайте стеклянной палочкой и внимательно наблюдайте за раствором.

Зафиксируйте время появления синей окраски. Каждый замер выполните не менее трех раз. Результаты опытов запишите в таблицу (графа 4).

Время от момента сливания до появления синей окраски обратно пропорционально скорости реакции. Поэтому скорость реакции можно выразить обратной величиной времени протекания реакции $1/t$ (графа 5).

В отчете:

- кратко опишите методику выполнения опыта;
- зная исходную концентрацию раствора А, определите молярную концентрацию в каждом из приготовленных растворов (замеры 210);
- на миллиметровой бумаге постройте график зависимости «скорость реакции — концентрация раствора А», откладывая по оси абсцисс концентрацию раствора А;
- сделайте вывод о влиянии концентрации исходных веществ на скорость химической реакции.

Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции

Для изучения влияния температуры определите скорость реакции при комнатной температуре, а также при других фиксированных значениях, причем наивысшая температура не должна превышать 40 °С. Конкретные значения температуры, при которых проводится опыт, указываются преподавателем. Для выполнения опыта разбавьте исходный раствор А (опыт 1) приблизительно вдвое.

Для каждой температуры приготовьте стаканы с растворами А и Б по 10 мл раствора в каждом. Оба стакана поместите в термостат и выдержите при заданной тем-

пературе 10 минут, чтобы растворы приобрели необходимую температуру. По секундомеру или часам с точностью до секунды отметьте время сливания растворов А и Б. Зафиксируйте время появления синего окрашивания и запишите время течения реакции (время от момента сливания растворов до появления синего окрашивания).

В отчете:

- кратко опишите методику выполнения опыта;
- на миллиметровой бумаге постройте график зависимости в координатах «$1/t$ — температура», откладывая по оси абсцисс температуру;
- рассчитайте значение температурного коэффициента по формуле Вант–Гоффа из опытных данных;
- постройте график зависимости в координатах «$\lg(1/t)$ — $1/T$», откладывая по оси абсцисс величину, обратную значению абсолютной температуры, и определите энергию активации для данной реакции.

Опыт 3. Каталитическое разложение пероксида водорода в присутствии дихромат-иона

Пероксид водорода является неустойчивым соединением и самопроизвольно разлагается по уравнению: $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$.

В отсутствие катализатора эта реакция протекает медленно, но существенно ускоряется в присутствии различных катализаторов, например, дихромат-иона $Cr_2O_7^{2-}$.

Механизм каталитического разложения пероксида водорода в присутствии этого иона заключается в следующем. Разложение H_2O_2 под воздействием иона $Cr_2O_7^{2-}$ протекает в две стадии. На первой образуется неустойчивое перекисное соединение хрома по реакции:

$$2H_2O_2 + Cr_2O_7^{2-} = Cr_2O_9^{2} + 2H_2O.$$

Ион $Cr_2O_9^{2-}$ мгновенно разлагается:

$$Cr_2O_9^{2-} = Cr_2O_7^{2-} + O_2.$$

Складывая уравнения этих двух реакций, получаем уравнение реакции разложения пероксида водорода и убеждаемся в том, что в результате этого двухстадийного процесса катализатор регенерируется.

Из приведенных двух стадий первая является медленной, и поэтому именно она определяет скорость разложения пероксида водорода. С другой стороны, из уравнения этой стадии следует, что ее скорость зависит от концентрации дихромат-иона.

Сущность опыта состоит в экспериментальной проверке этого вывода. О скорости реакции разложения пероксида водорода судят по скорости выделения газообразного кислорода.

Опыт проводится на установке, описанной в лабораторной работе № 2. В один из отростков пробирки Оствальда залейте 5 мл 3%-ного раствора пероксида водорода, а в другой — 0,5 мл 1 моль/л раствора дихромата калия и 4,5 мл дистиллированной воды. Плотно закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, подсоединенной к бюретке, и убедитесь в герметичности установки. Запишите уровень воды в бюретке (он должен быть близок к нулевому делению). Наклонив пробирку Оствальда, перелейте один раствор к другому, одновременно включив секундомер. Через равные промежутки времени, например, через каждую минуту, записывайте объем выделившегося кислорода по показаниям бюретки до тех пор, пока он не приблизится к ее максимальному делению, после чего отсоедините пробирку от прибора.

Аналогично выполните этот опыт с другими концентрациями дихромата, заливая в пробирку Оствальда 1,0; 1,5; 2,0; 2,5 мл раствора и доводя объем в ней до 5 мл прибавлением соответствующего объема дистиллированной воды.

В отчете:

- кратко опишите методику выполнения опыта;
- результаты опыта представьте графически. Для этого по оси абсцисс отложите время в минутах, а по оси ординат — объем выделившегося кислорода в мл. На этот же график нанесите данные, полученные для различных концентраций дихромата калия. В результате Вы получите несколько линий с различным наклоном. На другом графике по оси абсцисс отложите относительные концентрации дихромата калия, численно равные взятому объему этого раствора, а по оси ординат — время, в течение которого выделился какой-нибудь определенный объем кислорода (например, 20 мл). Эти данные можно получить из первого графика;
- на основании графической обработки результатов сделайте вывод о влиянии концентрации катализатора на скорость реакции разложения пероксида водорода.

Опыт 4. Каталитическое действие ионов меди на реакцию окисления иодид-иона персульфатом

Реакция окисления иодид-иона персульфатом существенно ускоряется в присутствии ионов меди (II). Возможный механизм каталитического действия ионов Cu^{2+} заключается в том, что рассматриваемая реакция протекает в две стадии, на первой из которых в присутствии иодид-ионов образуется иодид меди (I):

$$2Cu^{2+} + 4I^- = 2CuI + I_2.$$

На второй стадии образовавшийся иодид меди (I) окисляется персульфатом:

$$2CuI + 2S_2O_8^{2-} = 2Cu^{2+} + + 4SO_4^{2-} + I_2.$$

Почленно сложив эти уравнения, приходим к реакции окисления иодид-ионов персульфатом с регенерацией ионов меди (II), играющих роль катализатора:

$$S_2O_8^{2-} + 2I^- = 2SO_4^{2-} + I_2.$$

Первая стадия, будучи медленной, определяет скорость всего процесса и, как показывает уравнение, зависит от концентрации ионов Cu^{2+}. Для экспериментальной проверки этого вывода проведите один из замеров опыта 1 для реакции II, добавляя в стакан 2 разное число капель (1,3,5,7) разбавленного раствора сульфата меди и каждый раз записывая время появления синего окрашивания после сливания содержимого стаканов 1 и 2.

В отчете:

— опишите кратко сущность и методику выполнения данного опыта;

— результаты замеров представьте графически в координатах «число капель раствора сульфата меди, добавленных к изучаемой системе — 1/t»;

— сделайте вывод о влиянии концентрации катализатора на скорость изучаемой реакции.

Опыт 5. Каталитическое разложение пероксида водорода в присутствии оксида марганца (IV) или оксида свинца (IV)

Налейте в пробирку 3%-ный раствор пероксида водорода, внимательно понаблюдайте за раствором в течение 1–2 минут, убедитесь в отсутствии признаков реакции разложения. Внесите в раствор крупинку оксида марганца (IV) (в присутствии этого соединения, играющего роль катализатора, пероксид водорода бурно разлагается с выделением газа). С помощью тлеющей лучинки убедитесь в том, что выделяющийся газ — кислород.

Повторите опыт, взяв вместо оксида марганца (IV) оксид свинца (IV).

В отчете:

— напишите уравнение разложения пероксида водорода. К какому типу окислительно-восстановительных реакций относится данная реакция?

– почему изученная реакция является примером гетерогенного, а не гомогенного катализа?

Опыт 6. Каталитическое разложение хлората калия

В сухую пробирку внесите 2–3 микрошпателя кристаллического хлората калия. Содержимое нагрейте до плавления. Соль расплавится, но видимых признаков разложения не наблюдается. Чтобы в этом убедиться, внесите в пробирку (не касаясь расплавленной соли) тлеющую лучинку. Внесите в расплав крупинку оксида свинца (IV) и снова нагрейте пробирку. Наблюдайте разложение хлората калия, сопровождающееся выделением газа. Природу газа установите с помощью тлеющей лучинки.

В отчете:

– напишите уравнение реакции разложения хлората калия, подобрав в нем коэффициенты методом электронного баланса;
– укажите тип проделанной окислительно-восстановительной реакции;
– почему разложение хлората калия в при сутствии оксида свинца (IV) является примером гетерогенного, а не гомогенного катализа?

Вопросы и задачи

1. В каком случае и почему при одинаковой концентрации кислот реакция пойдет быстрее, если в обоих случаях одинаковые по размеру куски карбоната кальция помещают в кислоту?

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + CO_2 + H_2O;$$

$$CaCO_3 + 2CH_3COOH = Ca(CH_3COO)_2 + CO_2 + H_2O.$$

2. Влияет ли объем реакционной системы (при одинаковых концентрациях реагентов) на скорость реакции?

3. Какие факторы влияют на константу скорости реакции?
4. Из уравнения Аррениуса и правила Вант–Гоффа выведите аналитическую зависимость температурного коэффициента скорости реакции от энергии активации.
5. Предложите объяснение зависимости числа активных молекул в системе от энергии активации реакции.
6. Существует ли взаимосвязь между энергией взаимодействующих частиц и скоростью химической реакции?
7. Для какой реакции — прямой или обратной — энергия активации больше, если обратная реакция протекает с поглощением теплоты?
8. Изменится ли значение константы скорости реакции при изменении концентрации реагирующих веществ?
9. Может ли при соотношении констант скоростей двух реакций $k_1 < k_2$ быть справедливым соотношение скоростей этих реакций $\upsilon_1 > \upsilon_2$?
10. Возможны ли реакции с энергией активации, равной нулю? Ответ мотивируйте.
11. Зависит ли константа скорости реакции от энергии активации? Ответ обоснуйте.
12. В чем отличие активных молекул от неактивных? Достаточно ли полным является следующий перечень свойств активных молекул: повышенная скорость движения молекул, повышенная их кинетическая энергия, электронное возбуждение? Всегда ли при столкновении активных молекул имеет место химическое взаимодействие?
13. Скорость химической реакции $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$ при концентрациях реагирующих веществ $C_{NO} = 0{,}5$ моль/л и $CO_2 = 0{,}2$ моль/л равна

$1{,}5 \cdot 10^{-3}$ моль/(л · с). Вычислите значение константы скорости.

14. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2,0. Определите, как изменится скорость этой реакции при повышении температуры от 50 до 100 °С.
15. Вычислите, на сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции возросла в 100 раз. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,0.
16. При взаимодействии газообразных веществ A и B протекает реакция $2A + B = 2C + D$. Через некоторое время после начала реакции концентрации веществ составили: $C_A = 2$ моль/л; $C_B = 1$ моль/л; $C_C = 1{,}6$ моль/л. Вычислите исходные концентрации веществ A и B.
17. Определите по уравнению Аррениуса энергию активации реакции, если при увеличении температуры с 300 до 800 К скорость реакции возросла в 1000 раз.
18. Как изменится скорость реакции $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$: а) при увеличении давления в системе в 3 раза; б) при увеличении объема системы в 3 раза; в) при повышении концентрации SO_2 в 3 раза, считая, что реакция является одностадийной?
19. Две реакции при 45 °С протекают с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент первой реакции равен двум, второй — трем. Найдите отношение скоростей этих реакций при 85 °С.
20. Для реакции $H_{2(г)} + I_{2(г)} = 2HI_{(г)}$ при некоторой температуре константа скорости равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ $C_{H_2} = 0{,}04$ моль/л; $C_{I_2} = 0{,}05$ моль/л. Вычислите скорость реакции в момент, когда концентрация водорода уменьшилась в 2 раза.
21. Энергия активации некоторой реакции в отсутствие катализатора равна 32,3 кДж/моль, а в

присутствии катализатора она равна 20,9 кДж/моль. Во сколько раз возрастет скорость этой реакции в присутствии катализатора при 25 °С?

22. Температурный коэффициент скорости одной реакции равен 3, другой — 4. При некоторой температуре константа скорости второй реакции в 3 раза выше константы скорости первой. На сколько градусов следует повысить температуру, чтобы константа скорости второй реакции в 5 раз превысила константу скорости первой?
23. Энергия активации одной реакции составляет 83,6 кДж/моль, второй — 16,5 кДж/моль. Для какой реакции и почему характерен более высокий температурный коэффициент? Определите численные значения этих коэффициентов.
24. Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества B в системе $A_{(г)} + 2B_{(г)} = AB_{2(г)}$, чтобы при уменьшении концентрации A в 2 раза скорость прямой реакции не изменилась?

Лабораторная работа № 4. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Опыт 1. *Влияние концентрации реагирующих веществ на состояние химического равновесия*

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

$$FeCl_3 + 3KNCS \rightleftarrows Fe(NCS)_3 + 3KCl.$$

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 пробирку добавьте 2–3 капли насыщенного раствора хлорида железа (III), во вторую — несколько кристаллов тиоцианата калия, в третью всыпьте немного кристаллов хлорида калия, встряхните. Сравните окраску растворов в этих пробирках с окраской контрольного раствора в четвертой пробирке.

В отчете:

- заполните таблицу и укажите направление смещения равновесия;

№ пробирки	Добавленный реагент	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия

- напишите выражение константы равновесия;
- как изменяется концентрация каждого компонента при добавлении: а) хлорида железа (III); б) тиоцианата калия; в) хлорида калия;
- согласуется ли смещение равновесия, установленное в опытах, с принципом Ле Шателье?

Опыт 2. Смещение равновесия в реакции гидролиза

В пробирку налейте 1–2 мл 0,2 моль/л раствора хлорида сурьмы (III) или хлорида висмута (III), затем по каплям, при постоянном встряхивании, добавляйте воду до появления осадков SbOCl или BiOCl. Убедитесь в том, что при добавлении к этому осадку разбавленной соляной кислоты осадок растворяется, а при добавлении воды осадок появляется вновь.

В отчете:

- в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнения реакций гидролиза;
- объясните наблюдаемые явления, учитывая смещение равновесия при приливании: а) H_2O; б) HCl.

Согласуются ли эти наблюдения с принципом Ле Шателье?

— напишите выражение для константы равновесия реакции гидролиза.

Опыт 3. Влияние температуры на состояние химического равновесия при гидролизе

К 3–5 мл 1моль/л раствора ацетата натрия добавьте 2–3 капли раствора фенолфталеина и нагрейте. Наблюдайте появление окраски, которая возникает вследствие гидролиза ацетата натрия. Охладите пробирку с раствором под струей водопроводной воды, отметьте ослабление (или полное исчезновение) окраски индикатора. Снова нагрейте пробирку и убедитесь в возвращении окраски.

В отчете:

— напишите уравнение гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде;

— экзотермической или эндотермической является реакция гидролиза? Дайте обоснованный ответ исходя из наблюдений.

Опыт 4. Влияние pH среды на состояние химического равновесия

К 1–2 мл 1 моль/л 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:

$$2CrO_4^{2-} + 2H^+ \rightleftarrows Cr_2O_7^{2-} + H_2O.$$

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

В отчете:

— напишите уравнение реакции взаимодействия дихромата калия с гидроксидом натрия в молекулярной и ионно-молекулярной формах;

– напишите выражение константы изученного равновесия и объясните свои наблюдения на основании принципа Ле Шателье.

Опыты 5–7. Ионное равновесие при комплексообразовании

Опыт 5. Равновесие в реакциях замещения лигандов

В пробирку налейте 1–2 мл раствора сульфата меди (II). Обратите внимание на цвет раствора, который обусловлен гидратированными катионами меди (II) $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$. Постепенно шпателем вносите в раствор небольшими пориями кристаллический хлорид натрия или калия. После внесения каждой порции, встряхивая пробирку, добейтесь полного растворения добавленной соли. Наблюдайте постепенный переход окраски от голубой к зеленой в результате ступенчатого замещения молекул воды во внутренней сфере на ионы хлора. Чисто зеленый цвет раствора указывает на то, что молекулы воды в аквакомплексе полностью замещены хлорид-ионами $[CuCl_4]^{2-}$.

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

В отчете:

– напишите уравнения ступенчатого замещения лигандов в ионной форме;
– напишите выражения для констант равновесия для каждой ступени;
– объясните наблюдаемые явления с точки зрения принципа Ле Шателье.

Опыт 6. Влияние температуры 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:

$$[Co(H_2O)_6]Cl_2 \rightleftarrows [Co(H_2O)_4Cl_2] + 2H_2O.$$

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

В отчете:

- на основании проделанного опыта объясните: эндотермической или экзотермической является реакция замещения лигандов в данном случае;
- напишите выражение для константы равновесия изученной реакции.

Опыт 7. Влияние органических растворителей на равновесие

В пробирку налейте 2 мл 0,01 моль/л раствора хлорида кобальта (II), 1 мл 0,2 моль/л серной кислоты и 1 мл насыщенного раствора тиоцианата аммония. Розовый раствор аквакомплекса кобальта (II) $[Co(H_2O)_6]^{2+}$ становится более интенсивно окрашенным вследствие образования смеси акватиоцианатных комплексных ионов. К раствору прилейте равный объем ацетона или спирта. Раствор приобретает ярко-голубую окраску, характерную для иона $[Co(NCS)_4]^{2-}$. Органический растворитель вызывает дегидратацию акваионов. Реакцию замещения лигандов при постепенном добавлении органического растворителя можно представить схемой:

$$[Co(H_2O)_6]^{2+} \overset{NCS^-}{\rightleftarrows} [Co(H_2O)_5(NCS)]^{+} \overset{NCS^-}{\rightleftarrows} [Co(H_2O)_4(NCS)_2] \overset{NCS^-}{\rightleftarrows}$$
$$\overset{NCS^-}{\rightleftarrows} [CoH_2O(NCS)_3]^{-} \overset{NCS^-}{\rightleftarrows} [Co(NCS)_4]^{2-}.$$

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

В отчете:

- в ионно-молекулярной форме напишите уравнения реакций ступенчатого замещения лигандов; обратите внимание на изменение координационного числа при переходе от аква- к тиоцианатным комплексам;
- напишите выражения констант равновесия для всех ступеней реакции замещения лигандов.

Опыты 8–9. Равновесия в гетерогенных системах

Опыт 8. Ионный обмен на катионите

Ионит, способный обменивать катионы (катионит), можно условно представить формулой $R^{n-}nKt^{+}$, где R — органическая смола, содержащая ионогенную группу. Если такой катионит в H^{+}-форме ($R^{n-}nH^{+}$) приходит в соприкосновение с раствором, содержащим, например, ионы Ca^{2+}, устанавливается равновесие:

$$2R^{n-}nH^{+} + nCa^{2+} \rightleftarrows (R^{n-})_2nCa^{2+} + 2nH^{+}.$$

При этом раствор обогащается ионами H^{+}.

Через колонку с катионитом в H^{+}-форме пропустите 0,1 моль/л раствор хлорида железа (III) со скоростью 0,5 мл/мин. Соберите бесцветную жидкость и определите присутствие Fe^{3+} и H^{+}-ионов. Качественной реакцией на ион Fe^{3+} является тиоцианат-ион, а ионы водорода обнаруживают кислотно-основным индикатором.

В отчете:

- напишите ионно-молекулярное уравнение проделанной реакции ионного обмена;
- чем ограничивается скорость пропускания раствора через слой ионита?
- как можно регенерировать катионит, т.е. возвратить его в исходную форму $R^{n-}nH^{+}$? Ответ дайте на основании принципа Ле Шателье.

Опыт 9. Ионный обмен на аниоците

Анионит можно представить формулой $R^{n+}nA^-$. Если анионит в ОН-форме, т.е. $R^{n+}nOH^-$, приходит в соприкосновение с раствором, содержащим, например, ионы Cl^-, устанавливается равновесие: $R^{n+}nOH^- + Cl^- \rightleftarrows R^{n+}nCl^- + OH^-$. При этом из раствора извлекаются ионы хлора.

Через колонку с анионитом в OH^--форме пропустите 0,1 моль/л раствор сульфата натрия. Соберите выходящую жидкость в колбу и качественными реакциями определите присутствие сульфат- и гидроксид-ионов.

В отчете:

- напишите уравнение проделанной реакции ионного обмена;
- предложите способ регенерации анионита, т.е. возвращения его в исходную OH^--форму.

Вопросы и задачи

1. На основании принципа Ле Шателье определите, в каком направлении сместится равновесие в системах:

$$CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \rightleftarrows CO_{2(г)} + H_{2(г)};\ \Delta H^0_{298} = -41{,}2 \text{ кДж},$$

$$H_{2(г)} + I_{2(г)} \rightleftarrows 2HI_{(г)};\ \Delta H^0_{298} = 51{,}9 \text{ кДж}, —$$

а) при понижении давления; б) при понижении температуры; в) при увеличении концентрации водорода.

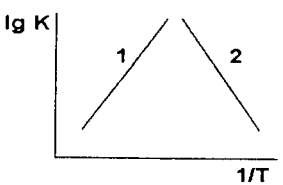
2. Пользуясь принципом Ле Шателье, укажите влияние температуры на равновесие реакции $CO_{(г)} + 1/2\ O_{2(г)} \rightleftarrows CO_{2(г)};\ \Delta H^0 = -283$ кДж.

Влияет ли изменение температуры на величину константы равновесия?

3. Какое влияние оказывает катализатор на состояние равновесия и скорость его установления? Приведите пример каталитического процесса.

4. Каковы признаки химического равновесия? Назовите факторы, смещающие равновесие и изменяющие константу равновесия, и факторы, позволяющие смещать равновесие, не изменяя константы равновесия.
5. Какие условия будут способствовать увеличению выхода аммиака в системе $N_{2(г)} + 3H_{2(г)} \rightleftarrows 2NH_{3(г)}$; $\Delta H^\circ = -92$ кДж?

   При каких температуре и давлении проводят этот синтез в промышленных реакторах?
6. На рисунке приведены зависимости логарифма константы равновесия от обратной температуры для двух реакций. Укажите, какая реакция: (1) или (2), — протекает с выделением теплоты, а какая — с поглощением.



7. В какую сторону сместится равновесие в системах

   $COCl_{2(г)} \rightleftarrows CO_{(г)} + Cl_{2(г)}$; $2CO_{2(г)} \rightleftarrows 2CO_{(г)} + O_{2(г)}$:

   а) при введении в равновесную систему оксида углерода (II); б) при уменьшении давления?
8. Одна из стадий получения серной кислоты описывается уравнением:

   $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2SO_{3(г)}$; $\Delta H^\circ = -196{,}6$ кДж.

   Объясните влияние давления и температуры на выход продуктов реакции.
9. В гомогенных газовых системах при $P, V, T = const$ установилось состояние равновесия с соответствующими значениями констант:

$$2CO_{2(г)} \rightleftarrows 2CO_{(г)} + O_{2(г)};\ K = 0{,}25;$$

$$2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2SO_{3(г)};\ K = 0{,}74;$$

$$2\ NH_{3(г)} + 3Cl_{2(г)} \rightleftarrows N_{2(г)} + 6HCl_{(г)};\ K = 1 \cdot 10^{-6}.$$

Определите, какие реагенты или продукты будут преобладать в равновесной смеси веществ. Как изменить давление в каждой системе, чтобы повысить выход продуктов реакции?

10. Всегда ли изменение давления приводит к смещению химического равновесия? Приведите примеры реакций.

11. Какое изменение температуры и давления способствует увеличению выхода продуктов реакции в системах:

$$2CO_{(г)} \rightleftarrows CO_{2(г)} + C_{(тв)};\ \Delta H^{\circ} = -\ 172{,}5\ кДж;$$

$$CO_{2(г)} + 2H_{2(г)} \rightleftarrows CH_3OH_{(г)};\ \Delta H^{\circ} = -\ 193{,}3\ кДж;$$

$$2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2NO_{2(г)};\ \Delta H^{\circ} = -\ 113{,}0\ кДж?$$

12. На основании принципа Ле Шателье определите, в каком направлении сместится равновесие: а) при повышении температуры; б) при повышении давления в системах:

$$4HCl_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2H_2O_{(г)} + 2Cl_{2(г)};\ \Delta H^{\circ} = -\ 114{,}5\ кДж;$$

$$CaCO_{3(т)} \rightleftarrows CaO_{(т)} + CO_{2(г)};\ \Delta H^{\circ} = 179\ кДж.$$

13. В каком направлении сместится равновесие в гомогенной газовой системе $2CO_{(г)} + 2H_{2(г)}\ CH_{4(г)} + CO_{2(г)}$, если концентрации всех реагирующих веществ уменьшить в 3 раза?

14. Химическое равновесие в системе:

$$COCl_{2(г)} \rightleftarrows CO_{(г)} + Cl_{2(г)}$$

установилось при концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $[COCl_2] = 10$; $[CO] = 2$, $[Cl_2] = 4$. В равновесной системе концентрацию хлора увеличили на 2 моль/л. Определите новые равновесные концентрации реагирующих веществ после смещения равновесия.

15. Исходные концентрации монооксида углерода и паров воды равны 0,08 моль/л. Вычислите равновесные концентрации оксида углерода, воды и водорода в гомогенной системе $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} \rightleftarrows CO_{2(г)} + H_{2(г)}$, если равновесная концентрация диоксида углерода равна 0,05 моль/л. Рассчитайте константу равновесия реакции.

16. Константа равновесия в гомогенной системе $H_{2(г)} + I_{2(г)} \rightleftarrows 2HI_{(г)}$ при 5000 °С равна 50,1. Вычислите количество иодоводорода (моль) в момент равновесия, если в реакции участвуют 6,80 моль иода и 5,94 моль водорода.

17. Вычислите константу равновесия гомогенной реакции: $2HBr_{(г)} \rightleftarrows H_{2(г)} + Br_{2(г)}$, если начальная концентрация бромоводорода была равна 0,809 моль/л, а к моменту равновесия прореагировало 5% исходного вещества.

18. При некоторой температуре состояние равновесия в системе $Fe_2O_{3(т)} + 3H_{2(г)} \rightleftarrows 2Fe_{(т)} + 3H_2O_{(г)}$ установилось при концентрациях водорода и воды соответственно 0,4 и 0,3 моль/л. После уменьшения концентрации водорода на 0,2 моль/л произошло смещение равновесия. Рассчитайте равновесные концентрации газообразных веществ во вновь установившемся состоянии равновесия, если константа равновесия $K = 0{,}125$.

19. Вычислите начальную и равновесную концентрации диазота в реакции $N_{2(г)} + 3H_{2\,(г)} \rightleftarrows 2NH_{3(г)}$, если равновесные концентрации водорода и аммиака составили соответственно 0,4 и 0,6 моль/л, а $K = 0{,}1$.

20. В каком направлении сместится равновесие в следующих системах:

а) $2SO_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftarrows 2SO_{3(г)}$; $\Delta H^\circ = -192{,}74$ кДж;

б) $N_2O_{4(г)} \rightleftarrows 2NO_{2(г)}$; $D H^\circ = 54{,}47$ кДж, —

а) при понижении температуры; б) при понижении давления?

21. В гомогенной системе установилось равновесие $CO_{2(г)} + H_{2(г)} \rightleftarrows CO_{(г)} + H_2O_{(г)}$ при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $[CO_2] = 5$; $[H_2] = 6$; $[CO] = 1$; $[H_2O] = 2$. Равновесие было нарушено из-за того, что концентрацию диоксида углерода уменьшили на 3 моль/л. Вычислите новые равновесные концентрации реагирующих веществ.

22. В гомогенной системе $6HF_{(г)} + N_{2(г)} \rightleftarrows 2NF_{3(г)} + 3H_{2(г)}$ установилось равновесие при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $[HF] = 0{,}01$; $[N_2] = 0{,}21$; $[H_2] = 0{,}94$. Определите равновесную концентрацию трифторида азота, если константа равновесия равна единице. Какие параметры нужно изменить, чтобы повысить его выход, если прямая реакция является эндотермической?

23. При $T = const$ в гомогенной системе $2H_2S_{(г)} + 3O_{2(г)} \rightleftarrows 2SO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$ установилось равновесие. Укажите, реагенты или продукты будут преобладать в равновесной смеси веществ, если константа равновесия $K = 3 \cdot 10^5$. Вычислите равновесную концентрацию диоксида серы, если равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции, равны: $[H_2S] = 0{,}02$; $[O_2] = 0{,}30$; $[H_2O] = 0{,}40$ (моль/л).

24. Определите равновесные концентрации реагирующих веществ в системе $Fe_{(т)} + H_2O_{(г)} \rightleftarrows FeO_{(т)} + H_{2(г)}$, если начальная концентрация паров воды была равна 0,5 моль/л, а константа равновесия K=163. Изменением каких параметров можно повысить выход продуктов реакции?

Лабораторная работа № 5. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ И ОПРЕДЕЛЕНИЕ ИХ КОНЦЕНТРАЦИИ

Опыт 1. Приготовление водного раствора из навески твердого вещества

Рассчитайте массу заданного вещества, необходимую для приготовления 100 мл 0,1 моль/л 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.

В отчете:

- кратко опишите методику приготовления раствора;
- по результатам взвешивания рассчитайте массу 10 мл приготовленного раствора и его плотность;
- рассчитайте массовую долю (в процентнтах) растворенного вещества.

Опыт 2. Приготовление раствора разбавлением более концентрированного раствора

Получите у преподавателя задание на приготовление раствора. Рассчитайте объем исходного раствора, необходимый для приготовления заданого объема раствора предложенной концентрации.

Исходный раствор осторожно с помощью воронки налейте в бюретку, закрепленную в штативе. Проверьте, чтобы в кончике бюретки не осталось пузырька воздуха. Установите уровень раствора на нулевой отметке шкалы. В мерную колбу нужного объема отмерьте из бюретки рассчитанный объем исходного раствора и долейте дистиллированной водой до метки. Закройте горлышко колбы пробкой и, переворачивая колбу, тщательно перемешайте раствор. Раствор сохраните для опыта 4.

В отчете:

- кратко опишите методику приготовления раствора;
- приведите расчет объема исходного раствора, необходимый для приготовления данного объема раствора заданной концентрации.

Опыт 3. Приготовление раствора серной кислоты с заданной массовой долей

Приготовление раствора серной кислоты с определенной массовой долей и плотностью представляет интерес при эксплуатации свинцовых аккумуляторов. Растворы получают разбавлением более концентрированных растворов, для которых установлена зависимость между массовой долей растворенного вещества и плотностью раствора.

С помощью ареометра определите плотность исходного раствора серной кислоты. Раствор налейте в цилиндр на 2/3 его объема, опустите туда ареометр. Следите, чтобы кислота не выливалась через край цилиндра. Ареометр должен свободно плавать в растворе. Деление шкалы ареометра, совпадающее с нижним краем мениска жидкости (когда ареометр не касается стенки цилиндра), соответствует плотности раствора. По таблице 12 Приложения найдите массовую долю серной кислоты, соответствующую измеренному значению плотности.

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: $\omega_x = \omega_1 + (\omega_2 - \omega_1)\cdot(\rho_x - \rho_1)/(\rho_2 - \rho_1)$, 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.

По заданию преподавателя рассчитайте объемы исходного раствора серной кислоты и воды, которые нужно взять для приготовления заданного объема раствора с предложенной массовой долей.

В химический стакан емкостью 0,2–0,4 л налейте дистиллированную воду в объеме, который получился при расчете. Растворы, используемые в аккумуляторах, не требуют высокой точности концентраций. Поэтому для измерения объемов воды и кислоты можно использовать мерные цилиндры и мензурки. Цилиндром отмерьте заданный объем исходного раствора серной кислоты и осторожно тонкой струйкой, помешивая жидкость в стакане стеклянной палочкой, прилейте к воде кислоту. Обратите внимание на разогревание раствора. Дайте полученному раствору остыть до комнатной температуры и измерьте ареометром его плотность. По таблице 12 Приложения определите массовую долю серной кислоты в приготовленном растворе, сравните с заданной.

В отчете:

— кратко опишите методику приготовления раствора, приведите все расчеты и определите относительную погрешность.

Опыты 4–5. Определение концентрации раствора

Опыт 4. Определение концентрации раствора методом титрования

Титрованием называют определение содержания вещества в анализируемом растворе путем прибавления к нему контролируемого количества реагента до точки эквивалентности, которая устанавливается, например, с помощью индикатора.

В этом опыте определите концентрацию раствора щелочи (кислоты), приготовленного в опыте 2, при помощи реакции нейтрализации в присутствии кислотно-основного индикатора метилового оранжевого. Индикатор будет сохранять первоначальную окраску, присущую кислоте или щелочи, в течение всего процесса титрования до момента нейтрализации. Добавление в точке эквивалентности хотя бы одной капли избыточного количества кислоты (щелочи) создает в растворе кислую (щелочную) среду, при этом изменится цвет индикатора. Для титрования используйте раствор кислоты (щелочи) с известной нормальной концентрацией.

Возьмите бюретку, ополосните титрующим раствором и укрепите в штативе. С помощью воронки заполните бюретку этим раствором на 2—3 см выше нулевой отметки. Снимите воронку, заполните раствором кончик бюретки. Убедитесь, что в нем не остались пузырьки воздуха. Установите уровень в бюретке на нулевом делении.

Перенесите из мерной колбы в коническую колбу для титрования точный объем приготовленного раствора. Для точного измерения объема используют пипетки. Сначала ее ополосните анализируемым раствором, набрав с помощью груши раствор немного выше метки. Раствор слейте в емкость для отходов. Снова наберите раствор немного выше метки, закройте отверстие пипетки указательным пальцем и, ослабляя нажим пальца, медленно выпускайте раствор из пипетки до тех пор, пока нижний край мениска жидкости не коснется метки. В этот момент нажимом пальца прекратите истечение раствора из пипетки, вытащите ее из мерной колбы и слейте отмеренный объем в заранее приготов-

Вопросы и задачи

1–5. Растворили Б г вещества А в В мл воды. Плотность приготовленного раствора равна Г г/мл. Рассчитайте массовую долю растворенного вещества, молярную, эквивалентную и моляльную концентрации раствора.

Задача	А	Б	В	Г
1	$AlCl_3$	11,1	100	1,09
2	$BaCl_2$	25,1	300	1,07
3	$CdSO_4$	47,6	250	1,17
4	K_2CO_3	57,9	425	1,11
5	$Cu(NO_3)_2$	27,5	660	1,04

6–10. Рассчитайте молярную, эквивалентную (нормальную) и моляльную концентрации раствора вещества А, массовая доля которого составляет Б, если его плотность равна В г/мл.

Задача	А	Б	В
6	$Al(NO_3)_3$	0,02	1,02
7	$CuSO_4$	0,10	1,11
8	$FeSO_4$	0,10	1,10
9	Na_2CO_3	0,06	1,06
10	H_2SO_4	0,44	1,34

11–15. Рассчитайте массовую долю раствора вещества А, полученного смешением Б мл раствора с молярной концентрацией В моль/л, плотностью Г г/мл и воды, взятой в объеме Д мл.

Задача	А	Б	В	Г	Д
11	NH_4Cl	600	5,21	1,07	250
12	KOH	550	4,23	1,19	300

Задача	А	Б	В	Г	Д
13	$NaNO_3$	900	2,69	1.14	500
14	$CuCl_2$	600	1,20	1,15	250
15	$AgNO_3$	40	3,47	1,47	40

16–20. Смешали Б мл раствора вещества А с молярной концентрацией В моль/л и Г мл раствора того же вещества с массовой долей Д и плотностью Е г/мл. Рассчитайте молярную концентрацию полученного раствора.

Задача	А	Б	В	Г	Д	Е
16	$CaCl_2$	1000	2,12	100	0,06	1,18
17	KCl	350	3,74	400	0,16	1,10
18	NaOH	320	7,58	400	0,14	1,15
19	$ZnSO_4$	150	2,56	200	0,16	1,19
20	NH_4NO_3	450	5,04	500	0.24	1,10

21–25. Рассчитайте массу вещества А, которую нужно взять для приготовления Б мл раствора с массовой долей В. Плотность такого раствора составляет Г г/мл.

Задача	А	Б	В	Г
21	KNO_3	280	0,16	1,10
22	$Ca(NO_3)_2$	1500	0,04	1,03
23	$NiSO_4$	1200	0,10	1,11
24	$Ca(NO_3)_2$	660	0,04	1,04
25	NaCl	257	0,10	1,07

Лабораторная работа № 6.
ТЕПЛОВЫЕ ЭФФЕКТЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Опыт 1. *Определение энтальпии реакции нейтрализации*

Опыт по определению теплового эффекта реакции нейтрализации проводится в калориметре, схема которого представлена на рисунке 10.

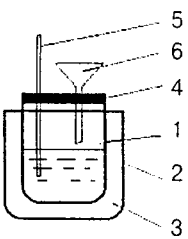


Рис. 10. Калориметр

Калориметр состоит из двух стеклянных стаканов — внутреннего 1 и наружного 2, между которыми имеется слой теплоизоляционного материала 3, препятствующего потерям тепла из стакана 1. Внутренний стакан закрывается крышкой 4, в которую вставлены прибор для измерения температуры 5 и воронка 6. Измерение температуры осуществляется термометром Бекмана или с помощью терморезистора с вторичным прибором — омметром. В этом случае необходимо иметь калибровочную кривую в координатах «электрическое сопротивление — температура» для интервала температур +10...+40 °С.

Реакция нейтрализации любой сильной кислоты любым сильным основанием выражается ионно-молекулярным уравнением:

$$H^+_{(р)} + OH^-_{(р)} = H_2O_{(ж)}.$$

В ходе этой реакции на 1 моль образующейся воды выделяется 55,64 кДж теплоты.

Сущность опыта заключается в том, чтобы с максимальной точностью измерить количество теплоты, выделившейся при нейтрализации известного количества сильной кислоты избытком сильного основания; пересчитать это количество теплоты на 1 моль воды и сопоставить полученное значение с известным.

Теплота Q, выделяющаяся в ходе реакции, расходуется на нагревание жидкости во внутреннем стакане калориметра $Q_ж$ и на нагрев самого этого стакана $Q_{ст}$, т.е. $Q = Q_ж + Q_{ст}$.

Количество теплоты, поглощенное стаканом и жидкостью в нем, соответственно равны: $Q_ж = c_ж \cdot m_ж \cdot \Delta t$ и $Q_{ст} = c_{ст} \cdot m_{ст} \cdot \Delta t$, где $c_ж$ и $c_{ст}$ — удельные теплоемкости соответственно жидкости и стакана (удельная теплоемкость стекла равна $0{,}75 \cdot 10^3$ Дж/кг · К, а удельную теплоемкость жидкости можно принять равной удельной теплоемкости воды, т.е. $4{,}18 \cdot 10^3$ Дж/кг · К); $m_{ст}$ и $m_ж$ — соответственно масса пустого стакана и масса жидкости в стакане (о массе стакана справьтесь у преподавателя); Δt — повышение температуры в ходе реакции, °С.

Таким образом, количество теплоты, выделившейся в ходе реакции, равно: $Q = (c_ж\, m_ж + c_{ст}\, m_{ст})\, \Delta t$.

Для выполнения опыта отмерьте мерным цилиндром 25—50 мл 1 моль/л раствора сильной кислоты (по указанию преподавателя) и, открыв крышку, влейте кислоту во внутренний стакан калориметра. Закройте стакан крышкой и проверьте, чтобы термометр или терморезистор были погружены в раствор. Через несколько минут, когда установится тепловое равновесие, запишите температуру кислоты в стакане с точностью до 0,1 °С.

Отмерьте другим мерным цилиндром 25—50 мл 2 моль/л раствора щелочи (NaOH или KOH) и аккуратно через воронку влейте его в калориметрический стакан. Осторожными круговыми движениями перемешайте содержимое калориметрического стакана, одновременно наблюдая за температурой. Запишите максимальную температуру жидкости после сливания растворов.

В отчете:

- приведите экспериментальные данные:
  масса стакана $m_{ст}$, кг;
  суммарный объем жидкости в стакане $V_{ж}$, мл;
  начальная температура t_1,°С;
  конечная температура t_2,°С;
  повышение температуры Δt,°С;
- приняв, что плотность жидкости в стакане равна плотности воды, рассчитайте количество теплоты Q, выделившейся в ходе реакции;
- зная объем взятой кислоты и ее концентрацию, определите количество воды (моль), образовавшейся в результате реакции (щелочь взята в избытке);
- пересчитайте количество выделившейся теплоты на один моль воды — это и будет тепловой эффект реакции нейтрализации ΔH, т.е. $\Delta H = -Q$;
- сравните полученное в опыте значение ΔH с теоретическим (−55,64 кДж/моль) и вычислите погрешность:

$$\varepsilon = \left| \frac{-55{,}64 - \Delta H}{-55{,}64} \right| \cdot 100\%.$$

Опыт 2. *Определение энтальпии растворения вещества*

Определение энтальпии растворения вещества производится на установке и по методике, описанных в опыте 1.

Для проведения опыта получите у преподавателя навеску вещества, запишите его формулу и массу (она должна быть в пределах 2–3 г).

Отмерьте мерным цилиндром 100 мл дистиллированной воды и перелейте ее во внутренний стакан калориметра. Убедитесь в том, что термометр или терморезистор погружены в жидкость. Через несколько минут, по установлении теплового равновесия, запишите начальную температуру t_1. Откройте крышку калориметра и

быстро всыпьте в воду навеску вещества. Закройте крышку и, перемешивая содержимое стакана осторожными круговыми движениями, наблюдайте за изменением температуры. Отметьте максимальную или минимальную температуру t_2 (в зависимости от того, является ли процесс растворения вещества экзотермическим или эндотермическим).

В отчете:

- приведите экспериментальные данные:
  масса стакана $m_{ст}$, кг;
  объем раствора в стакане $V_ж$, мл;
  начальная температура t_1, °С;
  конечная температура t_2, °С;
  повышение температуры Δt, °С;
- приняв, что плотность полученного раствора равна плотности воды, рассчитайте количество теплоты, выделившейся (или поглотившейся) при растворении, аналогично расчету в первом опыте;
- пересчитайте количество теплоты на 1 моль вещества (полученное значение будет искомой энтальпией растворения вещества, т.е. $\Delta H = -Q$).

Вопросы и задачи

1. Почему энтальпия нейтрализации сильной кислоты сильным основанием одинакова для всех сильных кислот и оснований?
2. Сколько выделится теплоты, если в результате реакции нейтрализации сильной кислоты щелочью образовалось m г воды? Стандартная энтальпия реакции нейтрализации равна 55,64 кДж/моль.

   m = а) 9; б) 1,8; в) 72; г) 4,5; д) 36; е) 27.
3. Гидроксидом калия нейтрализовали 9,8 г серной кислоты и 3,65 г соляной кислоты. Сколько тепла выделилось в каждом случае?

4. Почему значение теплового эффекта образования 1 моль воды в результате реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием больше, чем значение теплового эффекта при нейтрализации сильной кислоты слабым основанием?

5. Что называется стандартной энтальпией образования сложного вещества? Напишите термохимическое уравнение реакции, тепловой эффект которой соответствует стандартной энтальпии образования следующих веществ:

а) $N_2O_{5(т)}$; б) $Na_2SO_{4(т)}$; в) $H_2SO_{4(ж)}$;

г) $CO_{2(г)}$; д) $NaCl_{(т)}$; е) $Mn_2O_{7(ж)}$.

6. Что называется стандартной энтальпией разложения сложного вещества? Для веществ, указанных в предыдущем вопросе, напишите термохимическое уравнение реакции, тепловой эффект которой соответствует стандартной энтальпии разложения соответствующего вещества.

7–15. При образовании Б г вещества А из простых веществ при стандартных условиях выделилось В кДж тепла. Определите стандартную энтальпию образования вещества А.

№ зад.	7	8	9	10	11	12	13	14	15
А	Al_4C_3	BaF_2	SnO_2	FeS	CuO	$SnCl_4$	ZnO	Fe_2O_3	P_2O_5
Б	7,2	17,5	1,51	44,0	7,9	13,0	16,2	240,0	42,6
В	10,4	119,0	5,81	50,5	15,6	25,5	70,2	1236,0	447,6

16–24. Вычислите тепловые эффекты химических реакций при стандартных условиях:

№ зад.	Уравнение реакции
16	$4NH_{3(г)} + 5O_{2(г)} = 6H_2O_{(г)} + 4NO_{(г)}$
17	$2ZnS_{(т)} + 3O_{2(г)} = 2ZnO_{(т)} + 2SO_{2(г)}$
18	$4HCl_{(г)} + O_{2(г)} = 2H_2O_{(г)} + 2Cl_{2(г)}$

№ зад.	Уравнение реакции
19	$2NaHCO_{3(т)} = Na_2CO_{3(т)} + H_2O_{(г)} + CO_{2(г)}$
20	$Fe_3O_{4(т)} + H_{2(г)} = 3FeO_{(т)} + H_2O_{(г)}$
21	$2CO_{(г)} + SO_{2(г)} = S_{(т)} + 2CO_{2(г)}$
22	$CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$
23	$H_{2(г)} + CO_{2(г)} = H_2O_{(г)} + CO_{(г)}$
24	$CO_{(г)} + 3H_{2(г)} = CH_{4(г)} + H_2O_{(г)}$

Лабораторная работа № 7. КРИОСКОПИЯ

Замерзание чистого растворителя и раствора происходит по-разному.

При охлаждении чистого растворителя наблюдается постепенное падение температуры, пока не будет достигнута точка замерзания, после чего температура остается постоянной. Обычно жидкости, особенно вода, испытывают переохлаждение: температура опускается ниже температуры замерзания, иногда на несколько градусов, затем в некоторый момент начинается кристаллизация, и температура быстро поднимается до точки замерзания. Такая зависимость изображена на рисунке 11.

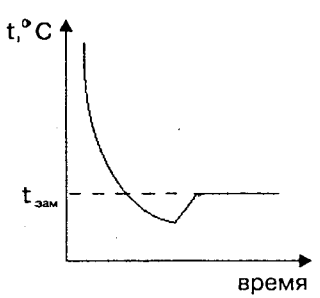


Рис. 11.

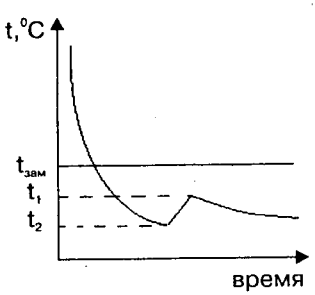


Рис. 12.

При охлаждении раствора происходит кристаллизация растворителя. Это увеличивает концентрацию раствора, и температура кристаллизации становится еще ниже. График охлаждения раствора представлен на рисунке 12.

Максимальная температура t_1, достигнутая после переохлаждения раствора (рис. 12), все же несколько ниже истинной температуры замерзания исходного раствора, так как выделившийся после переохлаждения лед вызвал увеличение концентрации раствора и, следовательно, понижение температуры его замерзания.

Методика выполнения работы. Соберите установку, схема которой изображена на рисунке 13.

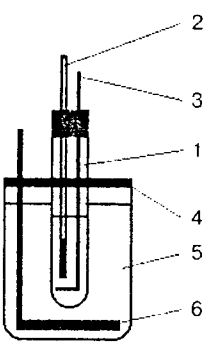


Рис. 13. Схема установки для определения температуры замерзания раствора: *1 — пробирка; 2 — прибор для измерения температуры; 3 — мешалка; 4 — крышка стакана; 5 — стакан; 6 — мешалка*

В пробирку 1 налейте заданный объем чистого растворителя или раствора и вставьте ее через отверстие крышки 4 в стакан 5, предварительно поместив туда охлаждающую смесь (3 части снега или толченого льда и одну часть хлорида натрия). В пробирку вставьте прибор 2 для измерения температуры. В качестве прибора для измерения температуры используйте термометр

Бекмана или терморезистор с вторичным прибором — омметром. В случае использования терморезистора с омметром необходимо иметь калибровочную кривую в координатах «электрическое сопротивление — температура» в интервале температур −7...+5 °С.

До начала опыта измерьте температуру охлаждающей смеси, которая должна быть в пределах от −5 до −7 °С. Указанное значение достигается изменением соотношения снега (льда) и соли.

Опыт 1. Определение температуры замерзания растворителя

Отмерьте пипеткой и налейте в пробирку 5 мл дистиллированной воды и поместите в нее прибор для измерения температуры. Вставьте пробирку в охлаждающую смесь. Наблюдайте понижение температуры растворителя, записывая каждые 10 с температуру и непрерывно перемешивая растворитель мешалкой.

Когда температура воды достигнет примерно −1 °С (достигнуто переохлаждение, рис. 11), начнут появляться первые кристаллы льда, и температура станет быстро подниматься, затем приостановится. Следует отметить эту температуру — температуру замерзания чистого растворителя.

Выньте пробирку из охлаждающей смеси, нагрейте рукой, чтобы растаял лед, и вновь повторите опыт по определению температуры замерзания чистого растворителя.

В отчете:

— на основании опытных данных постройте график в осях координат «время — температура».

Опыт 2. Определение температуры замерзания раствора

В пробирку налейте 5 мл дистиллированной воды и добавьте точно отмеренное пипеткой или взвешенное на аналитических весах количество вещества в соот-

ветствии с указанным преподавателем вариантом (см. таблицу).

Вариант	Вещество	Формула	Концентрация, моль/1000 г растворителя	Плотность раствора, г/см^3
1	этанол	C_2H_5OH	1,1	0,789
2	–"–	–"–	1,4	–"–
3	–"–	–"–	1,7	–"–
4	этиленгликоль	$C_2H_4(OH)_2$	1,1	1,114
5	–"–	–"–	1,4	–"–
6	–"–	–"–	1,8	–"–
7	сахароза	$C_{12}H_{22}O_{11}$	0,2	1,588
8	–"–	–"–	0,2	–"–
9	–"–	–"–	0,3	–"–
10	глицерин	$C_3H_5(OH)_3$	0,8	1,260
11	–"–	–"–	1,1	–"–
12	–"–	–"–	1,4	–"–

Тщательно перемешайте полученный раствор и вставьте пробирку в охлаждающую смесь. Наблюдайте понижение температуры замерзания раствора, фиксируя температуру каждые 10 секунд.

После наступления переохлаждения (необходимо зафиксировать эту температуру) при появлении первых кристаллов твердой фазы температура раствора начнет повышаться (за счет высвобождающейся теплоты кристаллизации) до точки замерзания раствора (рис. 12).

Выньте пробирку из охлаждающей смеси, нагрейте рукой до полного таяния льда и вновь повторите опыт по определению температуры замерзания раствора.

В отчете:

— на основании опытных данных постройте график в координатах «время — температура»;

— рассчитайте теоретическое понижение температуры замерзания данного раствора ($\Delta t_{теор.}$), сопоставьте его с опытным значением ($\Delta t_{оп.}$) и вычислите относительную погрешность по формуле:

$$\varepsilon = \left| \frac{(\Delta t_{теор.} - \Delta t_{оп.})}{\Delta t_{теор.}} \right| \cdot 100\%;$$

— полученные результаты занесите в таблицу:

Вещество	Концентрация, моль/кг	$\Delta t_{оп.}$, °C	$\Delta t_{теор.}$, °C	Относительная ошибка ε, %

Вопросы и задачи

1. Могут ли неограниченно долго сосуществовать друг с другом лед и вода при 0 °C? Ответ обоснуйте.
2. Почему зимой при посыпании солью дорог, покрытых льдом, последний тает?
3. Что выделяется в первую очередь в виде твердой фазы при замерзании разбавленного раствора: растворитель, растворенное вещество или раствор? Ответ обоснуйте.
4. Вычислите температуру кристаллизации 10%-ного раствора глицерина $C_3H_5(OH)_3$ в воде; криоскопическая константа воды равна 1,86.
5. Смешали равные массы диметилкетона $(CH_3)_2CO$ и гексана C_6H_{14} с одинаковым объемом воды. Какой из растворов замерзает при более низкой температуре?
6. На каком принципе основано действие охлаждающих смесей?
7. В чем заключается физический смысл криоскопической константы?
8. Чем можно объяснить то обстоятельство, что при растворении 1 г хлорида натрия в 100 г воды

температура замерзания раствора, определенная опытным путем, понижается на 0,617 °С, в то время как рассчитанная по закону Рауля составляет −0,318 °С?

9. Назовите условия, при которых начинает кипеть всякая жидкость.
10. В чем заключается физический смысл эбулиоскопической константы?
11. Попытайтесь объяснить понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения раствора с точки зрения принципа Ле Шателье на понятном примере.
12. Для растворов каких веществ Вант-Гофф ввел изотонический коэффициент? Почему растворы этих веществ не подчиняются законам Рауля?
13. Какова температура замерзания антифриза, приготовленного из 2 л этилового спирта и 8 л дистиллированной воды?
14. При какой температуре будет замерзать раствор, если в 200 г воды растворить 90 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$?
15. Определите, для какого из двух растворов температура замерзания будет ниже: для 1%-ного водного раствора этилового спирта или 10%-ного водного раствора глицерина?
16. Вычислите молярную массу вещества, если 2 г его растворены в 200 г воды и раствор замерзает при −0,54 °С.
17. В каком массовом соотношении должны быть в растворе метиловый спирт CH_3OH и вода, чтобы раствор замерзал при температуре −15 °С?
18. Раствор, содержащий 0,171 г серной кислоты в 1000 г воды, замерзает при −0,0054 °С. Криоскопическая константа воды равна 1,86. Определите изотонический коэффициент серной кислоты.

19. Сколько граммов глицерина $C_3H_5(OH)_3$ необходимо добавить в 1 кг воды, чтобы раствор не замерзал до −0,5 °С?
20. Водный раствор содержит 0,5% (масс.) мочевины $(NH_2)_2CO$ и 1% (масс.) глюкозы $C_6H_{12}O_6$. Какова его температура замерзания?
21. Какова массовая доля (%) этилацетата $C_4H_8O_2$ в водном растворе, если он замерзает при −2,365 °С?
22. Техническая уксусная кислота замерзает при 16,4 °С. Температура замерзания чистой уксусной кислоты равна 16,7 °С, ее криоскопическая константа равна 3,9. Считая примеси неэлектролитами, определите мольную долю их в технической уксусной кислоте.
23. Вычислите процентную концентрацию водного раствора мочевины $(NH_2)_2CO$, зная, что температура кристаллизации этого раствора равна −0,465 °С.
24. Сколько граммов фенола C_6H_5OH следует растворить в 125 г бензола, чтобы температура кристаллизации раствора была ниже температуры кристаллизации бензола на 1,7 градуса? Криоскопическая константа бензола равна 5,1.

Лабораторная работа № 8. ИОННОЕ РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ

***Опыт 1.** Определение pH индикаторным методом*

Для определения *pH* растворов используют кислотно-основные индикаторы, меняющие свою окраску в зависимости от концентрации ионов H^+ и OH^-. По химической природе кислотно-основные индикаторы являются слабыми органическими кислотами или основаниями. Предположим, что индикатор — слабая кис-

лота HInd. Тогда в растворе она диссоциирует по уравнению:

$$HInd \rightleftarrows H^+ + Ind^-,$$

где Ind^- — анион индикатора.

Недиссоциированные молекулы HInd и анионы индикатора Ind^- имеют разную окраску. При увеличении концентрации ионов H^+ равновесие диссоциации сдвигается влево и раствор приобретает окраску молекулярной формы HInd. При понижении концентрации H^+ ионное равновесие будет смещаться вправо, что приведет к окрашиванию раствора в цвет анионов Ind^-. Каждый индикатор меняет свою окраску в определенном интервале *pH*, который называется интервалом перехода. Внутри интервала перехода в растворе находятся обе формы индикатора, вследствие чего окраска обусловлена наложением двух цветов. Индикаторы, их интервалы перехода и окраски приведены в таблице.

Кислотно-основные индикаторы и их интервалы перехода

Индикатор	Интервал перехода	Изменение окраски
Метиловый фиолетовый	0,13 – 0,5	Желтая – зеленая
	1,0 – 1,5	Зеленая – голубая
	2,0 – 3,0	Голубая – фиолетовая
Тимоловый синий	1,2 – 2,8	Красная – желтая
Метиловый оранжевый (метилоранж)	3,0 – 4,4	Красная – желтая
Бромфеноловый синий	3,0 – 4,6	Желтая – синяя
Метиловый красный	4,4 – 6,2	Красная – желтая
Паранитрофенол	5,6 – 7,8	Бесцветная – желтая
Тимоловый синий	6,0 – 7,6	Желтая – синяя
Лакмус	5,8 – 8,0	Красная – синяя
Феноловый красный	6,8 – 8,4	Желтая – красная
Крезоловый красный	7,2 – 8,8	Желтая – красная

Индикатор	Интервал перехода	Изменение окраски
Тимоловый синий	8,0 – 9,6	Желтая – синяя
Фенолфталеин	8,2 – 10.0	Бесцветная – малиновая
Ализариновый желтый	10,0 – 11,0	Желтая – оранжевая
Индигокарминовый	11,6 – 14,0	Голубая – желтая

Методика выполнения опыта. Полученный у преподавателя раствор с неизвестным *pH* разлейте на 3–4 пробирки по 0,5–1,0 мл. Для грубого определения *pH* в одну из пробирок добавьте 3–5 капель лакмуса, интервал перехода которого лежит в пределах *pH* 5,8–8,0. Если окраска станет красной, то дальше следует использовать только те индикаторы, которые имеют интервалы перехода при $pH < 5{,}8$. Если окраска будет синей, нужно пробовать индикаторы с интервалами перехода при $pH > 8$.

Предположим, что лакмус показал кислую среду. Начните пробовать индикаторы, меняющие окраску в кислой среде, например, метиловый красный. Если при приливании его раствор стал красным, то его $pH \leq 4{,}4$. В другой пробирке пробуйте следующий индикатор — метилоранж. Если раствор окрасился в желтый цвет, то $pH = 4{,}4$. Если раствор стал красным, $pH \leq 3$. Дальше используйте метиловый фиолетовый. Если он окрасился в фиолетовый цвет — $pH = 3$; голубой — $2 > pH > 1{,}5$; зеленый — $1{,}0 > pH > 0{,}5$; желтый — $pH < 0{,}13$.

Исследование щелочных растворов начните с фенолового красного. Если в исследуемом растворе он окрасился в красный цвет, то $pH \geq 8{,}4$. Следующий индикатор — фенолфталеин. Если при приливании к раствору он окрасился в малиновый цвет, то $pH \geq 10$ и нужно испытывать индикаторы с еще более щелочным интервалом перехода, например, ализариновый желтый и индигокармин. Если ализарин окрасился в желто-ко-

ричневый цвет, а индигокарминовый — в голубой, делаем вывод, что $11,6 > pH > 11,0$.

Установленное значение *pH* или его интервал для исследуемого раствора сравните со значением *pH* по универсальному индикатору.

В отчете:

- опишите ход определения *pH* заданного раствора;
- результаты исследования представьте в виде таблицы:

Индикатор	Интервал перехода	Цвет индикатора в заданном растворе	*pH*

Опыт 2. Определение pH с помощью pH-метра

Определение *pH* основано на измерении ЭДС электрохимической цепи, составленной из хлорсеребряного (электрод сравнения) и стеклянного электродов. Потенциал хлорсеребряного электрода — величина постоянная, а потенциал стеклянного электрода зависит от концентрации ионов H^+. Шкала измерительного прибора градуирована в значениях *pH*. Так как *pH*-метры могут быть разных марок, порядок работы с ними дается в прилагаемом к прибору описании. Начинать измерения необходимо с ополаскивания исследуемым раствором стакана, в который заливается раствор, и электродов. Затем залейте раствор в стакан, опустите в него электроды и определите по шкале прибора значение *pH*. Аналогично определите *pH* всех заданных растворов. После окончания работы раствор вылейте, стакан и электроды ополосните дистиллированной водой. Результаты запишите в таблицу.

Кислота (или основание)	Молярная концентрация, моль/л	Концентрация ионов H^+ (или OH^-), моль/л	*pH* рассчитанный	*pH* опытный

В отчете:

- сравните рассчитанные и опытные значения *pH*;
- укажите, как меняется *pH* растворов исследованной кислоты (или основания) при разбавлении;
- на основании каких опытных данных можно сделать вывод о том, что исследованная кислота (или основание) является сильным или слабым электролитом?

Опыт 3. Изучение кислотности среды растворов сильных кислот и оснований

Объектом исследования являются разбавленные растворы кислот: хлороводородной, азотной, серной, — и оснований: гидроксидов натрия, калия и бария.

Получите у преподавателя раствор кислоты (щелочи) известной концентрации. Растворы более низких концентраций приготовьте из исходных методом разбавления, используя пипетки и мерные колбы на 50—100 мл. Рассчитайте теоретические значения *pH* этих растворов и экспериментально определите их *pH* индикаторным методом или с помощью *pH*-метра, руководствуясь методикой, описанной в опытах 1 и 2.

В отчете:

- сравните рассчитанные и опытные значения *pH*;
- укажите, как меняется *pH* растворов исследованной кислоты (или основания) при разбавлении;
- на основании каких опытных данных можно сделать вывод о том, что исследованная кислота (или основание) является сильным электролитом?

Опыт 4. Изучение ионного равновесия в растворах слабых кислот

Объектом исследования являются растворы слабых кислот, например, уксусной и муравьиной. Для заданных преподавателем концентраций кислоты рассчитайте теоретические значения *pH*, используя численное зна-

чение константы диссоциации заданной слабой кислоты (табл. 6 Приложения) и ее концентрацию.

Определите *pH* приготовленных растворов индикаторным методом или с помощью *pH*-метра, руководствуясь описаниями к опытам 1 и 2. Полученные результаты занесите в таблицу.

Молярная концентрация кислоты, моль/л	Концентрация ионов H^+ рассчитанная, моль/л	*pH* рассчитанный	Индикатор и его окраска	*pH* опытный	Концентрация ионов H^+ опытная, моль/л

В отчете:

- по измеренному *pH* и заданной молярной концентрации кислоты рассчитайте степень диссоциации исследованной кислоты для всех заданных концентраций;
- сделайте вывод о влиянии разбавления на степень диссоциации кислоты;
- рассчитайте константу диссоциации слабой кислоты для всех изученных концентраций;
- сделайте вывод о том, зависит ли константа диссоциации слабой кислоты от ее концентрации;
- вычислите среднее значение константы диссоциации и сравните его с табличным значением.

Опыт 5. Смещение равновесия диссоциации слабой кислоты в присутствии одноименного иона

Объектом исследования являются слабые кислоты (например, уксусная и муравьиная) и их соли.

Из исходного 0,1 моль/л раствора кислоты приготовьте методом разбавления раствор заданной концентрации. В другой колбе приготовьте тот же раствор с добавлением соли этой кислоты, указанной преподавателем концентрации. Для этого в мерную колбу внесите рассчитанную навеску соли, отмеренный пипеткой

объем 0,1 моль/л раствора кислоты и доведите объем раствора до метки дистиллированной водой.

Определите *pH* приготовленных растворов индикаторным методом или с помощью *pH*-метра, руководствуясь описаниями к опытам 2–3. Полученные результаты занесите в таблицу.

Состав раствора	Молярная концентрация кислоты, моль/л	Концентрация ионов H^+, моль/л	*pH* рассчитанный	*pH* опытный	Концентрация ионов H^+ (оп.), моль/л

В отчете:

- рассчитайте по значениям *pH* концентрацию ионов H^+ в обоих растворах; сравните теоретические и опытные значения;
- рассчитайте степень диссоциации кислоты: а) для раствора кислоты и б) для раствора кислоты в присутствии соли, содержащей одноименный ион;
- как влияет добавление одноименного иона на диссоциацию слабой кислоты?

Опыт 6. Качественное определение смещения ионного равновесия

В две пробирки налейте по 1–2 мл 0,1 моль/л раствора уксусной кислоты и по одной капле индикатора метилового оранжевого. Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, а в другую добавьте 1–2 микрошпателя кристаллического ацетата натрия. Сравните окраску растворов в обеих пробирках.

В две другие пробирки налейте по 1–2 мл 0,1 моль/л раствора аммиака и по одной капле фенолфталеина. В одну пробирку добавьте кристаллический хлорид аммония. Сравните окраску растворов в обеих пробирках.

В отчете:

- укажите изменение окраски индикаторов при добавлении ацетата натрия к раствору уксусной

кислоты и хлорида аммония к раствору аммиака; оцените приблизительно изменение *pH* растворов в обеих пробирках;

– напишите уравнения диссоциации слабого электролита: а) уксусной кислоты и б) водного аммиака, — и укажите, куда смещается равновесие диссоциации слабых кислот и оснований в присутствии сильного электролита с одноименным ионом.

Вопросы и задачи

1. Вода диссоциирует на ионы по уравнению: $H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-$. Как влияет на степень диссоциации изменение температуры, если энтальпия диссоциации больше нуля? Как меняется ионное произведение воды при нагревании?
2. Индикатор метиловый фиолетовый имеет интервал перехода окраски при *pH* 0,5 (желтый) — 1 (зеленый) — 2 (голубой) — 2,5 (фиолетовый). Каков *pH* раствора, если индикатор окрасил раствор в голубой цвет? Какова концентрация H^+ и OH^- в этом растворе?
3. При титровании раствор, к которому добавлен фенолфталеин, начинает окрашиваться в розовый цвет. Каков *pH* раствора, если интервал перехода фенолфталеина 8,2 (бесцветный) — 9,8 (красно-малиновый)? Какова концентрация ионов OH^-?
4. Предположим, что индикатор является слабой кислотой HInd, которая диссоциирует на ионы по уравнению: $HInd \rightleftarrows H^+ + Ind^-$. Куда сместится равновесие диссоциации в щелочном растворе? Окраска каких частиц — молекул HInd или анионов Ind^- — будет определять цвет раствора?
5. Ионное произведение воды при 25 °С равно $1{,}3 \cdot 10^{-14}$, а при 80 °С — $3{,}4 \cdot 10^{-13}$. Экзо- или эндотермическим процессом является диссоциация воды?

6. Предположим, что индикатор является слабым основанием IndOH, которое диссоциирует в воде по уравнению: $IndOH \rightleftarrows Ind^+ + OH^-$. Куда сместится равновесие диссоциации в щелочном растворе? Окраска каких частиц — молекул IndOH или катионов Ind^+ — будет определять цвет раствора?

7–11. Индикатор А имеет интервал перехода Б, изменение окраски указано в графе В. В какой цвет окрашивается индикатор в растворе Г?

№ задачи	А Индикатор	Б Интервал перехода	В Изменение окраски	Г Раствор
7	Тимоловый синий	1,2–2,8	Красная–желтая	10^{-3} моль/л HCl
8	Бромфеноловый синий	3,0–4,6	Желтая–синяя	0,1 моль/л HNO_3
9	Метиловый оранжевый	3,0–4,4	Красная–желтая	10^{-5} моль/л HCl
10	Феноловый красный	6,8–8.4	Желтая–красная	10^{-2} моль/л NaOH
11	Индигокарминовый	11,6–14,0	Синяя–желтая	10^{-4} моль/л KOH

12. В чем отличие константы диссоциации воды от ионного произведения воды? Каковы их значения при 298 К?

13–17. Имеется смесь двух кислот — сильной А и слабой Б, дающей при диссоциации ион В. Их концентрации указаны в скобках. Составьте уравнения диссоциации обеих кислот. Укажите, какие одинаковые ионы они дают в растворе. Вычислите концентрации обоих анионов и степень диссоциации слабой кислоты. Значения pK слабых кислот приведены в графе Г.

№ задачи	А Кислота	Б Кислота	В Анион	Г pK
13	HCl (0,1 моль/л)	CH_3COOH (0,2 моль/л)	CH_3COO^-	9,1
14	HBr (0,2 моль/л)	HCN (0,1 моль/л)	CN^-	9,3
15	HI (0,3 моль/л)	HN_3 (0,5 моль/л)	N_3^-	4,6
16	HNO_3 (0,01 моль/л)	HBO_2 (0,2 моль/л)	BO_2^-	9,1
17	$HClO_4$ (0,5 моль/л)	HNO_2 (0,02 моль/л)	NO_2^-	3,4

18–24. Основываясь на предположении о полной диссоциации сильных электролитов, определите значение pH раствора сильного электролита А концентрации Б. В какой цвет окрасит раствор индикатор В?

№ варианта	А Электролит	Б Концентрация, г/л	В Индикатор
18	H_2SO_4	9,6	Метиловый фиолетовый
19	NaOH	0,04	Феноловый красный
20	$Mg(OH)_2$	$9{,}3 \cdot 10^{-3}$	Фенолфталеин
21	HNO_3	2	Тимоловый синий
22	H_2SeO_4	0,5	Метиловый оранжевый
23	$Ba(OH)_2$	0,25	Ализариновый желтый

Лабораторная работа № 9. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ И ИХ СВОЙСТВА. РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

Опыт 1. *Определение кажущейся степени диссоциации сильных электролитов*

Определение кажущейся степени диссоциации сильного электролита в данном опыте основано на измерении температуры замерзания раствора известной концентрации.

Для приготовления указанного преподавателем раствора навеску соли $m_{соли}$, взвешенную на аналитических весах с точностью до 0,0001 г, растворите в 10 мл дистиллированной воды и рассчитайте моляльную концентрацию раствора C_m по формуле:

$$C_m = m_{соли} / (M_{соли} \cdot \rho_{воды} \cdot V_{воды}),$$

где $M_{соли}$ — молярная масса соли, $\rho_{воды}$ — плотность воды, которую можно принять равной 1 г/мл.

Вариант	Формула соли	Рекомендуемый интервал массы соли, г	Моляльная концентрация соли, моль/кг
1	KCl	0,373 – 1,112	0,5 – 1,5
2	NaCl	0,295 – 0,585	0,5 – 2,4
3	K_2SO_4	0,87 – 2,61	0,5 – 1,5
4	Na_2SO_4	0,71 – 2,84	0,5 – 2,0

Определите температуру замерзания приготовленного раствора ($t_{зам.}$ раствора) по методике, описанной в опыте 2 лабораторной работы № 7.

Проведите следующие расчеты:

– определите понижение температуры замерзания раствора по формуле:

$$\Delta t = t_{зам.воды} - t_{зам.раствора};$$

– вычислите величину изотонического коэффициента для раствора электролита по формуле:

$$i = \Delta t / (K_к C_m),$$

где $K_к = 1,86$ — криоскопическая константа воды;

– определите для заданного раствора кажущуюся степень диссоциации по формуле:

$$a = (i - 1)/(b - 1),$$

где b — число частиц, образующихся при полной диссоциации формульной единицы сильного электролита.

В отчете:

- приведите полученные экспериментальные и расчетные данные в форме таблицы:

Соль	$m_{соли}$, г	$V_{воды}$, мл	C_m, моль/кг	$t_{зам.воды}$, °C	$t_{зам.р\text{-}ра}$, °C	$\Delta t_{р\text{-}ра}$, °C	i	α

- объясните, почему полученная величина степени диссоциации сильного электролита отличается от 1;
- как влияет на кажущуюся степень диссоциации сильного электролита величина заряда иона?

Опыт 2. Реакции ионного обмена с образованием малорастворимого вещества

По заданию преподавателя выберите из таблицы произведений растворимости (табл. 8 Приложения) 3–4 малорастворимых соединения и получите их реакциями ионного обмена. Реакции проведите в пробирках, используя 0,1 моль/л растворы исходных реагентов. Отметьте цвет и внешний вид выпавших осадков.

В отчете:

- напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций и приведите значения произведений растворимости полученных малорастворимых веществ;
- под молекулярной формулой вещества, выпавшего в осадок, укажите его цвет и внешний вид;
- исходя из значения произведения растворимости осадка, рассчитайте стандартное изменение энергии Гиббса для проделанной реакции и докажите ее необратимость.

Опыт 3. *Реакции ионного обмена с образованием газообразного вещества*

Для каждой из заданных преподавателем реакций ионного обмена, сокращенные ионно-молекулярные уравнения которых представлены в таблице, напишите молекулярные уравнения. В пробирках проделайте эти реакции (для вариантов 1, 2, 4 и 8 опыт проводите под тягой!). Выделяющийся газообразный продукт идентифицируйте по цвету и запаху.

Вариант	Ионно-молекулярное уравнение реакции
1	$S^{2-} + 2H^+ = H_2S$
2	$FeS + 2H^+ = Fe^{2+} + H_2S$
3	$NH_4^+ + OH^- = H_2O + NH_3$
4	$SO_3^{2-} + 2H^+ = H_2O + SO_2$
5	$CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O + CO_2$
6	$Cl^- + H^+ = HCl$
7	$CO_3^{2-} + 2H^+ = H_2O + CO_2$
8	$Al_2S_3 + 6H^+ = 2Al^{3+} + 3H_2S$

В отчете:

- приведите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения проделанных реакций;
- объясните, почему выполненные реакции практически необратимы.

Опыты 4–6. *Реакции ионного обмена с образованием слабого электролита*

Опыт 4. *Растворение гидроксидов в кислотах*

По заданию преподавателя получите реакциями ионного обмена малорастворимые гидроксиды 2–3 металлов. Для этого в пробирках к растворам солей данных

металлов приливайте по каплям раствор щелочи до образования осадков, не исчезающих при перемешивании. Отметьте их цвет и внешний вид. Для реакций используйте 0,1 моль/л растворы солей и щелочи.

К образовавшимся осадкам по каплям приливайте 1 моль/л раствор азотной кислоты до полного растворения осадка после энергичного встряхивания пробирки.

В отчете:

- напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения гидроксидов и их растворения в кислоте. Под формулой гидроксида укажите его цвет и внешний вид;
- объясните, почему растворение полученного осадка в кислоте является реакцией ионного обмена;
- какой слабый электролит образуется в каждой из проведенных реакций? Приведите его константу диссоциации.

Опыт 5. Образование слабой кислоты

В пробирке к 0,1 моль/л раствору соляной кислоты прилейте 1–2 капли концентрированного раствора ацетата или формиата натрия. По запаху идентифицируйте один из продуктов реакции.

В отчете:

- напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения проделанной реакции;
- напишите выражение константы диссоциации образовавшегося в реакции слабого электролита и приведите ее численное значение.

Опыт 6. Образование слабого основания

В пробирку с 0,1 моль/л раствором гидроксида натрия или калия прилейте 1–2 капли насыщенного раствора хлорида аммония. По запаху идентифицируйте один из продуктов реакции.

В отчете:

- напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения проделанной реакции;
- напишите выражение константы диссоциации образовавшегося в реакции слабого электролита и приведите ее численное значение.

Вопросы и задачи

1. Как влияет концентрация раствора: а) сильного электролита: б) слабого электролита, — на степень его электролитической диссоциации? Где степень диссоциации электролита выше: в 1 моль/л или 0,1 моль/л растворах уксусной кислоты? Почему при увеличении концентрации раствора сильного электролита понижается его кажущаяся степень диссоциации?
2. Объясните, какие факторы влияют на температуру замерзания раствора электролита. У какого раствора электролита ниже температура замерзания: а) 0,5 моль/л раствора хлорида калия или хлорида кальция; б) 1 моль/л или 2 моль/л раствора серной кислоты?
3. Объясните, какими факторами может быть обусловлено изменение температуры кипения растворов электролитов. У какого раствора электролита выше температура кипения: а) 0,5 моль/л или 5 моль/л раствора хлорида натрия; б) 2 моль/л растворов бромида калия или хлорида цинка?
4. Как влияют температура и концентрация раствора электролита на осмотическое давление? У раствора какого электролита выше осмотическое давление: а) 1 моль/л хлорида натрия или 0,1 моль/л бромида калия; б) 2 моль/л или 0,5 моль/л уксусной кислоты? При какой температуре указанные растворы электролитов будут иметь более

высокое осмотическое давление: при 298 К или при 328 К?

5. Чем отличается механизм процесса растворения электролита от процесса растворения неэлектролита? Увеличиваются или уменьшаются энтальпия и энтропия системы при растворении в воде: а) кристаллического хлорида натрия; б) сахара; в) хлороводорода?
6. Напишите уравнения ступенчатой электролитической диссоциации многоосновной ортофосфорной кислоты и многокислотного основания гидроксида хрома (III). Для 1 моль/л раствора ортофосфорной кислоты вычислите концентрации всех ионов, образующихся при ее ступенчатой диссоциации, и расположите их в ряд в порядке уменьшения концентраций. Для расчета используйте табличные значения констант ступенчатой диссоциации.
7. Объясните, почему при взаимодействии растворов следующих веществ: а) хлорида гидроксобария и хлороводорода; б) гидросульфата натрия и гидроксида натрия; в) гидроксида натрия и хлороводорода, — реакции протекают практически до конца? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.
8. С помощью какого вещества: $Pb(NO_3)_2$, $AgNO_3$, $CoCl_2$, — возможно более полное удаление иона S^{2-} из раствора? Приведите уравнения всех реакций в ионно-молекулярной форме. При ответе используйте значения произведений растворимости.
9. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих в растворах между: а) сульфатом стронция и гидроксидом натрия; б) хлоридом кальция и карбонатом натрия. Подтвердите расчетом энергии Гиббса по

ионно-молекулярным уравнениям возможность протекания этих реакций в стандартных условиях.

10. Для каждого ионно-молекулярного уравнения реакций между: а) Pb^{2+} и I^-; б) Ba^{2+} и PO_4^{3-}; в) CH_3COO^- и H^+, — составьте по два молекулярных уравнения.
11. Определите, во сколько раз изменится концентрация водородных ионов при десятикратном разбавлении 0,1 моль/л раствора уксусной кислоты, если степень диссоциации при этом увеличится от 1,32% до 4,0%?
12. Вычислите молярную массу электролита AB_2, если раствор, содержащий 1,24 г этого вещества в 125 г воды, замерзает при −0,55 °С и степень электролитической диссоциации $\alpha = 0{,}91$. Криоскопическая константа воды равна 1,86.
13. Определите температуру кипения 0,1 моль/кг раствора сульфата меди (II), если кажущаяся степень диссоциации его равна 96%. Эбулиоскопическая константа воды равна 0,52.
14. Определите температуру замерзания водного раствора сульфата натрия плотностью 1,025 г/см^3, содержащего 0,0244 г соли в 50 мл раствора. Изотонический коэффициент принять равным 2,35. Криоскопическая константа воды равна 1,86.
15. Определите, сколько граммов сульфата калия должно быть растворено в 1 кг воды, чтобы данный раствор не замерзал до −4 °С? Криоскопическая константа воды равна 1,86, изотонический коэффициент считать равным 2,45.
16. При температуре 20 °С осмотическое давление 0,1 моль/л раствора сульфата цинка равно $3{,}4 \cdot 10^5$ Па. Определите изотонический коэффициент сульфата цинка в этом растворе и кажущуюся степень диссоциации.

17. Степень диссоциации ортофосфорной кислоты по первой ступени в 0,1 моль/л растворе при некоторой температуре равна 17%. Не учитывая диссоциацию по следующим ступеням, определите, чему равна концентрация водородных ионов в растворе и сколько частиц (молекул и ионов) содержится в 1 л такого раствора при данных условиях.

18. При смешивании водных растворов каких пар веществ: а) хлорида бария и сульфата калия; б) нитрата свинца (II) и хромата калия; в) сульфата калия и сульфата натрия; г) гидроксида кальция и хлороводородной кислоты; д) нитрата меди (II) и сульфата натрия, — химические реакции пойдут до конца? Почему? Составьте для них молекулярные и ионно-молекулярные уравнения.

19–21. При сливании 20 мл раствора вещества А концентрацией Б и 10 мл раствора вещества В концентрацией Г протекает реакция ионного обмена с образованием малорастворимого вещества. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции и определите массу той части малорастворимого вещества, которая при данных условиях будет находиться в осадке. Для расчета воспользуйтесь значениями произведений растворимости малорастворимых веществ при 25 °С.

Задача	А	Б	В	Г
19	$AgNO_3$	0,15 моль/л	H_2SO_4	0,15 моль/л
20	$Pb(NO_3)_2$	0,08 моль/л	HCl	0,32 моль/л
21	$CaCl_2$	0,07 моль/л	H_2SO_4	0,14 моль/л

22–24. Растворится ли малорастворимый в воде сульфид металла в 1 моль/л растворе соляной кислоты? Ответ дайте на основании расчета с учетом произведения растворимости сульфида металла

и константы диссоциации сероводородной кислоты по первой ступени. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения этой реакции.

Задача	22	23	24
Сульфид	MnS	CuS	FeS

Лабораторная работа № 10. РАСТВОРИМОСТЬ ВЕЩЕСТВ. ГЕТЕРОГЕННОЕ РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Опыт 1. Определение растворимости вещества методом взвешивания

В звесьте на технохимических весах 3–4 г растертого в порошок твердого вещества и поместите его в стаканчик. Добавьте 10 мл дистиллированной воды и нагрейте до полного растворения. Полученный прозрачный раствор охладите до комнатной температуры. Когда осадок выпадет на дно стакана и раствор станет совершенно прозрачным, измерьте температуру раствора, насыщенного при данной температуре.

Взвесьте чистый пустой бюкс, сухой пипеткой отмерьте в него 2 мл насыщенного раствора и еще раз взвесьте бюкс с раствором. Затем бюкс поместите в сушильный шкаф, нагретый до температуры 90 °С, и выдержите до полного испарения воды, затем просушите еще 15 мин при температуре 150 °С. После окончания термообработки возьмите бюкс пинцетом и перенесите в эксикатор. Через 20 мин взвесьте его еще раз. Результаты взвешивания запишите по следующей форме:

V — объем насыщенного раствора, перенесенного в бюкс, мл;

m_1 — масса пустого бюкса, г;

m_2 — масса бюкса с раствором, г;

m_3 — масса бюкса с высушенными кристаллами растворенного вещества, г;

$m_4 = m_2 - m_1$ — масса раствора в бюксе, г;

$m_5 = m_3 - m_1$ — масса кристаллов растворенного вещества после сушки и термообработки;

t — температура насыщенного раствора.

В отчете:

- рассчитайте: а) плотность насыщенного раствора при измеренной комнатной температуре по формуле $r = m_4/V$, г/мл; б) растворимость вещества S (моль/л) по формуле $S = m_5 \cdot 1000/(M \cdot V)$, где M — молярная масса вещества; в) массовую долю растворенного вещества (%) по формуле $\omega = m_5 \cdot 100/m_4$;
- г) растворимость вещества Р (г/100 г H_2O) при измеренной температуре t °С как отношение массы кристаллов к массе воды, в которой они были растворены, по формуле: $P = m_5 \cdot 100/(m_4 - m_5)$, г//100 г H_2O;
- сравните полученную растворимость P вещества со справочными данными (см. табл. 9 Приложения);
- рассчитайте относительную погрешность.

***Опыты 2–6.** Гетерогенное равновесие в растворах электролитов*

***Опыт 2.** Растворимость электролита в присутствии одноименных ионов*

В опыте изучается растворимость хорошо растворимой соли А в присутствии соединений Б и В, имеющих с А одноименные ионы. Варианты представлены в таблице.

Вариант	А	Б	В
1	NaCl	HCl	$NaNO_3$
2	K_2SO_4	H_2SO_4	KCl
3	$(NH_4)_2SO_4$	H_2SO_4	NH_4Cl
4	$MgCl_2$	NH_4Cl	$Mg(NO_3)_2$
5	Na_2SO_4	H_2SO_4	NaCl

В разных вариантах опыта используются заранее приготовленные насыщенные растворы солей и концентрированные растворы кислот. В две пробирки налейте по 1 мл насыщенного раствора вещества А. В одну пробирку добавьте такой же объем раствора Б, в другую — раствора В. Наблюдайте образование осадков.

В отчете:

- объясните влияние концентрации одноименных ионов на растворимость вещества А;
- приведите значения растворимости (г/100 г воды) использованных в опыте солей (см. табл. 9 Приложения).

Опыт 3. Растворимость малорастворимых электролитов

Налейте отдельно в три пробирки по 1 мл 1 моль/л растворов веществ А, Б и В заданного варианта. В каждую пробирку по каплям при перемешивании приливайте с помощью пипетки 0,1 моль/л раствор вещества Г до появления осадков. Капли сосчитайте и отметьте, в каком случае осадок образуется раньше. На основании этого визуального опыта качественно (больше или меньше) сравните растворимости образовавшихся малорастворимых соединений.

Вариант	А	Б	В	Г
1	NaCl	Na_2SO_4	K_2CrO_4	$Pb(NO_3)_2$
2	NaH_2PO_4	Na_2HPO_4	Na_3PO_4	$CaCl_2$
3	$Mn(NO_3)_2$	$Fe_2(SO_4)_3$	$CoCl_2$	NaOH
4	$SrCl_2$	$CaCl_2$	$BaCl_2$	Na_2SO_4
5	$NiSO_4$	$CuSO_4$	$ZnSO_4$	NaOH
6	$MgCl_2$	$CaCl_2$	$SrCl_2$	Na_2CO_3
7	$ZnSO_4$	$CdSO_4$	$Hg(NO_3)_2$	Na_2S
8	$MnSO_4$	$CoSO_4$	$NiSO_4$	Na_2S
9	$CaCl_2$	$SrCl_2$	$BaCl_2$	NaF

В отчете:

- составьте ионно-молекулярные уравнения реакций образования малорастворимых соединений;
- по значениям произведений растворимости (см. табл.8 Приложения) расположите полученные соединения в порядке уменьшения растворимости и сравните с результатами опыта;
- рассчитайте растворимость вышеперечисленных веществ в моль/л и г/л.

Опыт 4. Растворимость галогенидов серебра (I)

В отдельные пробирки налейте по 1 мл 0,5 моль/л растворов фторида, хлорида, бромида и иодида натрия, добавьте в каждую из них по капле раствора нитрата серебра (I). Что наблюдаете?

В отчете:

- напишите ионно-молекулярные уравнения выполненных реакций, опишите внешний вид образовавшихся осадков;
- по величинам произведений растворимости рассчитайте растворимости галогенидов серебра (I) в моль/л и г/л и расположите их в порядке уменьшения растворимости.

Опыт 5. Растворимость галогенидов свинца (II)

В стаканчик налейте по 5 мл 1 моль/л растворов нитрата свинца (II) и хлорида натрия. После отстаивания декантацией слейте в чистый стаканчик жидкость с осадка и разделите ее на три пробирки. Одну оставьте для дальнейшего опыта, в две другие по отдельности добавьте по 1 мл 1 моль/л растворов бромида и иодида калия. Обратите внимание на выпадение осадков бромида и иодида свинца.

Жидкость с осадка бромида свинца слейте в две пробирки. Одну оставьте для дальнейшего опыта, в другую добавьте 2 мл раствора иодида калия. Осадок какого

галогенида свинца образовался в пробирке? Дайте осадку отстояться и раствор слейте в пробирку.

В три пробирки с полученными ранее насыщенными растворами хлорида, бромида и иодида свинца (II) приливайте по каплям из пипетки 1 моль/л раствор фторида натрия до выпадения осадка. Где раньше наблюдается образование осадка и почему?

В отчете:

- напишите ионно-молекулярные уравнения реакций образования галогенидов свинца;
- объясните выпадение осадка фторида свинца из насыщенных растворов хлорида и бромида свинца при приливании к ним раствора фторида;
- приведите значения произведений растворимости галогенидов свинца, рассчитайте их растворимость в моль/л и г/л и расположите в порядке понижения растворимости.

Опыт 6. Растворимость сульфатов кальция, стронция и бария

В три колбочки налейте по 5 мл 0,01 моль/л растворов хлорида кальция, стронция и бария. В каждую колбочку из бюретки по каплям прилейте 0,01 моль/л раствор сульфата натрия до появления осадка. Запишите объемы пошедшего на это раствора.

В отчете:

- напишите ионно-молекулярные уравнения проведенных реакций;
- рассчитайте в каждом случае произведение концентраций катионов и сульфат-ионов в момент образования осадка;
- сравните эти величины с произведениями растворимости сульфатов кальция, стронция и бария; при расчете учтите изменение исходных концен-

траций ионов в результате увеличения объема при приливании раствора сульфата натрия;

– расположите изученные соединения в порядке уменьшения их растворимости. Какое место в этом ряду займет сульфат магния?

Опыт 7. Растворение осадков малорастворимых веществ при взаимодействии их с кислотами

В стаканчике получите осадок заданного малорастворимого соединения, сливая по 2 мл 0,5 моль/л растворов веществ А и Б. Дайте осадку отстояться, затем раствор осторожно слейте, осадок разделите на две пробирки. В первую пробирку прилейте 2 мл 2 моль/л раствора соляной кислоты, а в другую — 2 мл 2 моль/л раствора уксусной кислоты. Укажите, в каком случае осадок растворяется.

Вариант	А	Б
1	$CaCl_2$	Na_2CO_3
2	$Pb(NO_3)_2$	K_2CrO_4
3	$CaCl_2$	Na_2HPO_4
4	$FeCl_3$	NaOH
5	$CoSO_4$	NaOH
6	$MgCl_2$	Na_2CO_3
7	$BaCl_2$	Na_2SO_4
8	$BaCl_2$	Na_2CO_3
9	$FeCl_3$	Na_2S
10	$CuSO_4$	Na_2S
11	$MgCl_2$	NaOH
12	$Pb(NO_3)_2$	KBr

В отчете:

– составьте ионно-молекулярные уравнения реакций образования малорастворимых соединений и их взаимодействия с кислотами;

– объясните причину растворения или нерастворения полученных осадков в кислотах.

Опыт 8. Растворение малорастворимых веществ в результате образования комплексных соединений

В три пробирки налейте отдельно по 1 мл 0,5 моль/л растворов хлорида, бромида и иодида калия (или натрия) и добавьте в каждую по 3 капли раствора нитрата серебра. Отметьте внешний вид образовавшихся осадков. К содержимому пробирок поочередно по каплям при перемешивании прилейте из мерной пробирки 10%-ный раствор аммиака и запишите объемы, которые пошли на растворение осадков. Какой осадок не растворился?

В отчете:

– напишите ионно-молекулярные уравнения реакций образования галогенидов серебра и их растворения в водном растворе аммиака с образованием комплексного иона диаминсеребра (I) $[Ag(NH_3)_2]^+$;
– приведите значения произведений растворимости галогенидов серебра и константу нестойкости комплексного иона;
– объясните, почему бромид серебра растворяется в большем объеме раствора аммиака, чем хлорид, а иодид серебра нерастворим в аммиаке.

Вопросы и задачи

1–8. Пользуясь таблицей произведений растворимости (табл. 8 Приложения), рассчитайте, какой объем воды потребуется для растворения 0,01 г малорастворимой соли при 25 °С.

Задачи	Соль	Задачи	Соль
1	AgBr	5	CoS
2	BiI_3	6	$FeCO_3$
3	CaF_2	7	$PbSO_4$
4	$Ca_3(PO_4)_2$	8	$SrSO_4$

9–14. По значениям произведений растворимости определите, сколько граммов соли содержится при 25 °С в 100 л ее насыщенного раствора.

Задачи	Соль	Задачи	Соль
9	$ZnCO_3$	12	BaF_2
10	$AgBrO_3$	13	$Ca(OH)_2$
11	$AgIO_3$	14	$PbSO_4$

15–20. Вычислите растворимость (моль/л и г/л) малорастворимого соединения в воде при 25 °С (см. табл. 8 Приложения).

Задачи	Соль	Задачи	Соль
15	$ZnCO_3$	18	BaF_2
16	$AgBrO_3$	19	$Ca(OH)_2$
17	$AgIO_3$	20	$PbSO_4$

21–24. Вычислите растворимость при 25 °С (моль/л и г/л) малорастворимого соединения А в присутствии соединения Б концентрацией 0,1 моль/л (см. табл. 8 Приложения).

Задачи	А	Б	Задачи	А	Б
21	$AgIO_3$	KIO_3	23	$Ca(OH)_2$	NaOH
22	BaF_2	$BaCl_2$	24	$PbSO_4$	$Pb(NO_3)_2$

Лабораторная работа № 11.
ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Опыты 1–4. *Зависимость pH раствора от природы соли при гидролизе*

Опыт 1. Измерьте *pH* 0,1 моль/л растворов солей по одному из пунктов:

а) Na_2CO_3, Na_2S, Na_2SiO_3; б) $Ni(NO_3)_2$, $Al_2(SO_4)_3$, $ZnSO_4$.

В отчете:

- напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза солей, укажите, по какому иону (катиону или аниону) протекает гидролиз солей;
- рассчитайте *pH* и степень гидролиза 0,1 моль/л растворов исследованных солей, сравните экспериментальные и теоретические значения *pH*.

Опыт 2. pH растворов солей p-элементов II группы

Измерьте *pH* 0,1 моль/л растворов $MgCl_2$, $CaCl_2$, $SrCl_2$, $BaCl_2$.

В отчете:

- напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза указанных солей;
- рассчитайте значения *pH* 0,1 моль/л растворов этих солей, постройте графики: «*pH* — порядковый номер элемента» и сделайте вывод о влиянии природы катиона второй группы на степень гидролиза солей.

Опыт 3. pH растворов солей s- и d-элементов 4-го периода

Измерьте *pH* 0,1 моль/л растворов $Ca(NO_3)_2$ и $Zn(NO_3)_2$.

В отчете:

- напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза солей;
- рассчитайте значение *pH* и степень гидролиза 0,1 моль/л растворов $Ca(NO_3)_2$ и $Zn(NO_3)_2$, сравните экспериментальные и теоретические значения *pH* растворов, сделайте вывод о влиянии положения элемента в периодической системе на степень гидролиза его катиона.

Опыт 4. pH растворов солей s- и p-элементов 3-го периода

Измерьте *pH* 0,1 моль/л растворов NaCl, $MgCl_2$ и $AlCl_3$.

В отчете:

- напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза солей, рассчитайте значения *pH* и степень гидролиза 0,1 моль/л растворов $MgCl_2$ и $AlCl_3$;
- сравните экспериментальные и теоретические значения *pH* растворов, сделайте вывод об изменении степени гидролиза катионов в ряду Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+} и укажите причину полученной закономерности.

Опыты 5–7. Исследование влияния природы аниона на степень гидролиза солей

Опыт 5. Измерьте *pH* 0,1 моль/л растворов Na_2SO_4, Na_3PO_4, Na_2SiO_3.

В отчете:

- напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза солей Na_3PO_4, Na_2SiO_3;
- рассчитайте значения *pH* и степени гидролиза для 0,1 моль/л растворов Na_3PO_4, Na_2SiO_3;
- сравните экспериментальные и теоретические значения *pH* растворов и сделайте вывод о влиянии силы кислот, образуемых элементами одного и того же периода на степень гидролиза солей.

Опыт 6. Измерьте *pH* 0,1 моль/л растворов Na_2SiO_3 и Na_2CO_3.

В отчете:

- напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза солей;

— рассчитайте значения *pH* и степени гидролиза для 0,1 моль/л растворов Na_2CO_3 и Na_2SiO_3;
— сравните экспериментальные и теоретические значения *pH* растворов, сделайте вывод о влиянии силы кислот, образуемых элементами одной и той же группы, на степень гидролиза солей.

Опыт 7. Приготовьте 0,1 моль/л растворы солей Na_2SO_4 и Na_2SO_3 и измерьте *pH* этих растворов.

В отчете:

— укажите, в каком случае протекает гидролиз, напишите уравнения гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде;
— рассчитайте *pH* и степень гидролиза солей, сделайте вывод о влиянии степени окисления кислотообразующего элемента на степень гидролиза соли.

Опыт 8. Влияние температуры на степень гидролиза

К 1 мл 1 моль/л раствора ацетата натрия добавьте 1–3 капли фенолфталеина и нагрейте раствор до кипения. Наблюдайте изменение интенсивности окраски раствора при нагревании и охлаждении.

В отчете:

— напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнение гидролиза ацетата натрия, сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза.

Опыт 9. Совместный гидролиз двух солей

Слейте равные объемы концентрированных растворов одной из предложенных пар веществ: 1) $FeCl_3$ и Na_2CO_3; 2) Na_2S и $Cr_2(SO_4)_3$; 3) $AlCl_3$ и Na_2CO_3; 4) $CrCl_3$ и Na_2CO_3; 5) $Al_2(SO_4)_3$ и Na_2CO_3. Обратите внимание на образование осадка и выделение газа.

В отчете:

- напишите уравнения всех ступеней гидролиза для каждой соли и суммарное уравнение совместного гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде, имея в виду, что образовавшиеся в опыте осадки являются гидроксидами соответствующих металлов;
- сделайте вывод о причине совместного гидролиза солей.

Опыт 10. *Растворение металлов в продуктах гидролиза*

В одну пробирку налейте 3–4 мл концентрированного раствора хлорида алюминия, в другую — такой же объем концентрированного раствора карбоната натрия и опустите в первую кусочек цинка, а во вторую — кусочек алюминия. Осторожно, при постоянном встряхивании, нагрейте содержимое пробирок. Наблюдайте выделение газа.

В отчете:

- напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза указанных солей и уравнения взаимодействия металлов с продуктами гидролиза.

Опыт 11. *Влияние концентрации соли на степень гидролиза*

Измерьте *pH* растворов указанной преподавателем соли следующих концентраций (моль/л): 0,5; 0,1; 0,05; 0,001. Результаты опыта занесите в таблицу

Концентрация соли, моль/л	$pH_{экспер.}$	$pH_{теор.}$	$\alpha_{экспер.}$	$\alpha_{теор.}$

В отчете:

- напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции гидролиза заданной соли;

— рассчитайте теоретические значения *pH* растворов и степень гидролиза для всех заданных концентраций и внесите в таблицу;
— сделайте вывод о влиянии концентрации соли на степень гидролиза.

Вопросы и задачи

1. Объясните, в каких случаях при гидролизе образуются кислые, а в каких — основные соли. Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Какие факторы и как влияют на смещение равновесия гидролиза солей?
2. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза солей TlCl и $TlCl_3$. Какая из двух солей при постоянных температуре и концентрации в большей степени подвергается гидролизу? Почему?
3. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза солей K_2S и K_2Se. Которая из этих солей при одинаковых концентрациях и постоянной температуре в большей степени подвергается гидролизу? Почему?
4. К раствору $CrCl_3$ добавили: а) H_2O; б) $MgCl_2$; в) Na_2CO_3; г) $AlCl_3$; д) NaOH; е) HCl. В каких случаях и почему гидролиз хлорида хрома (III) усиливается? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.
5. Раствор соды Na_2CO_3 добавили к растворам $AlCl_3$, Na_2SiO_3, Na_3PO_4, $Cr_2(SO_4)_3$. В каких случаях и почему наблюдается выделение углекислого газа? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций совместного гидролиза.
6. Используя справочные данные, дайте обоснованный ответ: раствор какой соли: $AlCl_3$, $CrCl_3$, $FeCl_3$, $GaCl_3$, — будет иметь большее значение *pH*. Рас-

положите указанные соли в порядке возрастания *pH* их растворов (концентрации растворов и температура одинаковы).

7. Объясните, почему не удается приготовить водный раствор нитрата олова (II), однако можно приготовить раствор этой соли в разбавленной азотной кислоте? Какие реакции протекают при разбавлении этого раствора? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.
8. Определите, в каком случае и почему при сливании двух растворов происходит усиление гидролиза обеих солей: а) $Fe_2(SO_4)_3$ и $ZnCl_2$; б) $Cr(NO_3)_3$ и $MgCl_2$; в) $FeCl_3$ и Na_2SO_3.
9. Раствор Na_2CO_3 добавили к растворам: $AlCl_3$; Na_3PO_4; $Cr_2(SO_4)_3$. В каких случаях и почему наблюдается выпадение осадка? Каков состав этих осадков? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения совместного гидролиза.
10. 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 реакций гидролиза.
11. Не проводя расчета, используя справочные данные, определите, раствор какой соли — $Cu(NO_3)_2$, $Cr(NO_3)_3$, $Fe(NO_3)_2$ — будет иметь большее значение *pH*, если концентрации растворов одинаковы, а температура постоянна? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза.
12. Не проводя расчета, определите, в каком случае в растворах равной концентрации Rb_2CO_3 и $RbHCO_3$ степень гидролиза больше.
13. Растворы карбоната и нитрита натрия при 25 °С имеют *pH* = 9. Рассчитайте концентрации раство-

ров этих солей. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза.

14. К 0,1 моль/л раствору $AlCl_3$ добавили лакмус (интервал перехода 5,8–8,0). Какова окраска индикатора? Вывод подтвердите расчетом pH. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза.
15. Определите степень гидролиза (%) в 0,1 моль/л растворе гидросульфида натрия.
16. К 0,1 моль/л раствору KBrO добавили метилоранж (интервал перехода 3,0–4,4). Какова окраска индикатора? Вывод подтвердите расчетом *pH*. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза.
17. К 0,1 моль/л растворам NaH_2PO_4, Na_2HPO_4, Na_3PO_4 добавили лакмус (интервал перехода 5,8–8,0). Какой будет окраска каждого из растворов? Вывод подтвердите расчетом *pH*. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза.
18. Рассчитайте значение константы гидролиза $Nd(ClO_4)_3$, если в 17,54 мл 0,001 моль/л раствора этой соли содержится $4{,}94 \cdot 10^{-11}$ моль OH^-.
19. К 0,1 моль/л раствору Na_3PO_4 добавили фенолфталеин (интервал перехода 8,2–10,0). Какова окраска индикатора? Вывод подтвердите расчетом *pH*. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза.
20. Определите, чему равна молярная концентрация сульфата аммония, если *pH* водного раствора этой соли равен 5.
21. Определите *pH* 0,1 моль/л раствора соли $Cu(NO_3)_2$.
22. *pH* 0,1 моль/л раствора $Al_2(SO_4)_3$ равен 5. Рассчитайте степень гидролиза (%) этой соли.
23. В 144,12 мл 0,001 моль/л раствора $KAsO_2$ содержится $8{,}94 \cdot 10^{-12}$ моль H^+. Рассчитайте значение константы гидролиза.

24. Определите, чему равна молярная концентрация сульфата железа (II), если *pH* водного раствора этой соли равен 5.

Лабораторная работа № 12. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ И ПОВЕРХНОСТНЫЕ ЯВЛЕНИЯ

Дисперсные системы

Опыты 1–6. Получение коллоидных систем методом конденсации

Опыт 1. Получение золя гидроксида железа (III)

Нагрейте до кипения 100 мл дистиллированной воды и прилейте 2 мл 0,2%-ного раствора трихлорида железа. После 2–3 минут кипячения образуется золь гидроксида железа (III) красно-кирпичного цвета.

В отчете:

- напишите уравнение реакции гидролиза хлорида железа (III), учитывая, что при кипячении разбавленного раствора гидролиз идет до конца;
- составьте схему мицеллы полученного золя, если в адсорбционный слой входят преимущественно ионы Fe^{3+}, FeO^{+}, а в диффузионный — ионы Cl^{-}.

Опыт 2. Получение золя гидроксида марганца (IV)

В колбу налейте 50 мл 0,01 моль/л раствора перманганата калия и добавьте из бюретки по каплям 0,1%-ный раствор пероксида водорода до перехода розовой окраски раствора в бурую.

В отчете:

- напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции восстановления перманганата калия пероксидом водорода до диоксида марганца;
- приведите схему мицеллы золя диоксида марганца, учитывая, что ядро состоит из диоксида

марганца, в адсорбционный слой входят преимущественно ионы OH^-, образующиеся в результате реакции, а в диффузионный — ионы K^+.

Опыт 3. Получение золя иодида серебра (I)

При интенсивном перемешивании стеклянной палочкой смешайте в пробирке одинаковые объемы 0,02 моль/л растворов иодида калия и нитрата серебра (I). Наблюдайте образование золя иодида серебра (I) по опалесценции раствора. Проделайте аналогичный опыт, заменив иодид калия хлоридом и бромидом калия.

В отчете:

- напишите уравнения реакций образования хлорида, бромида и иодида серебра;
- приведите схемы мицелл золя иодида серебра, полученного при недостатке и избытке иодида калия; какой из полученных золей — хлоридный, бромидный или иодидный — наиболее устойчив? Есть ли зависимость между произведением растворимости вещества и способностью его образовывать золи?

Опыт 4. Получение золя берлинской лазури

К 10 мл 0,01 %-ного раствора гексацианоферрата (II) калия прибавьте 2–3 капли 1%-ного раствора хлорида железа (III). Получается синий золь, коллоидные частицы которого обладают отрицательным зарядом.

В отчете:

- напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакций получения берлинской лазури и приведите схему мицеллы, в состав ядра которой входит гексацианоферрат (II) железа (III), а в адсорбционный слой — ионы Fe^{3+}.

Опыт 5. Получение золя кремниевой кислоты

Растворимое стекло представляет собой смесь натриевых солей кремниевых кислот: Na_4SiO_4, Na_2SiO_3, $Na_2Si_2O_5$

и др. Гидролиз этих солей в водном растворе приводит к подщелачиванию среды. При нейтрализации избыточной щелочи соляной кислотой можно получить золь кремниевой кислоты. Для этого в пробирку внесите 2 мл концентрированной соляной кислоты и при энергичном перемешивании стеклянной палочкой прибавьте 2–4 капли растворимого стекла. Наблюдайте образование золя кремниевой кислоты.

В отчете:

– напишите уравнение реакции полного гидролиза метасиликата натрия Na_2SiO_3 и схему мицеллы, в ядро которой входит метакремниевая кислота, а в адсорбционный слой — метагидросиликат-ионы.

***Опыт 6.** Получение золя серы путем замены растворителя*

К 20 мл дистиллированной воды прилейте медленно по каплям 4 мл прозрачного раствора серы в этиловом спирте. Сера в воде нерастворима, поэтому ее молекулы конденсируются в коллоидные частицы. Заряд коллоидных частиц серы в воде отрицательный и обусловлен микропримесями, имеющимися в растворе после образования золя.

В отчете:

– опишите наблюдаемые изменения в системе.

***Опыты 7–10.** Получение коллоидных систем методом пептизации осадков*

***Опыт 7.** Получение золя сульфида меди (II)*

Получите осадок сульфида меди (II) путем сливания 0,1 моль/л растворов соли меди (II) и сульфида щелочного металла. Перенесите осадок на фильтр и промывайте дистиллированной водой до тех пор, пока вместо бесцветной жидкости не начнет вытекать темный раствор, представляющий собой золь сульфида меди (II).

Проделайте опыт дважды: приливанием соли меди (II) к раствору соли щелочного металла и наоборот.

В отчете:

— напишите формулы мицелл при избытке ионов меди и ионов HS^-; в последнем случае в адсорбционном слое находятся ионы HS^-;

— объясните причину пептизации осадка CuS.

Опыт 8. Получение золя гидроксида железа (III)

При сливании растворов хлорида железа (III) и карбоната аммония совместный гидролиз идет до конца, т.е. до образования гидроксида железа (III), который вначале выпадает в осадок, а затем при разбавлении пептизируется.

В отчете:

— напишите уравнение реакции совместного гидролиза двух солей и состав мицеллы коллоидной частицы, считая, что в избытке находятся ионы Fe^{3+}.

Опыт 9. Получение золя берлинской лазури

К 1 мл насыщенного раствора гексацианоферрата (II) калия прибавьте 4–5 капель концентрированного раствора хлорида железа (III) при помешивании до получения густой пасты. Образовавшуюся пасту размешайте в большом объеме воды и убедитесь в образовании стойкого золя синего цвета в результате пептизации осадка.

В отчете:

— напишите уравнение реакции образования гексацианоферрата (II) железа (III) в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 10. Получение золя гидроксида алюминия

К 20 мл 1%-ного раствора хлорида алюминия прибавьте по каплям 25%-ный раствор аммиака до образования осадка. Осадок перенесите на фильтр и отмойте

дистиллированной водой от ионов хлора (до отсутствия образования осадка хлорида серебра при добавлении нитрата серебра к фильтрату). Осадок с фильтра перенесите в стакан, добавьте 30 мл воды и кипятите с добавлением трех капель 0,1 моль/л соляной кислоты до перехода осадка в коллоидное состояние.

В отчете:

- напишите уравнение реакции осаждения гидроксида алюминия в молекулярной и ионной формах и формулу мицеллы золя гидроксида алюминия, учитывая условия образования золя.

Опыты 11–13. Электрические свойства коллоидных систем

Опыт 11. Определение знака заряда коллоидных частиц

Знак заряда коллоидных частиц определяется по характеру взаимодействия их с целлюлозой.

В водной среде капилляры целлюлозы заряжаются отрицательно, а находящаяся в них вода — положительно. Следовательно, вдоль полоски фильтровальной бумаги (целлюлоза) по ее капиллярам могут передвигаться частицы, имеющие тот же заряд, что и целлюлоза, т.е. отрицательно заряженные. Положительно заряженные частицы осаждаются на целлюлозе в самом начале пути. При исследовании бесцветного коллоидного раствора пропитанную раствором бумагу следует высушить и обработать реактивом, окрашивающим коллоидные частицы.

В стаканчик налейте 3–5 мл золя гидроксида железа (III), полученного в опыте 1, и опустите полоску фильтровальной бумаги, закрепив ее одним концом за край стакана. Через 10–15 мин посмотрите, поднимаются ли с водой коллоидные частицы. Если частицы имеют положительный заряд, они не поднимаются по волокнам целлюлозы и оседают на бумаге у поверхнос-

ти раствора. Отрицательно заряженные частицы поднимаются по полоске бумаги вместе с водой.

По другому методу капля коллоидного раствора наносится на кусочек фильтровальной бумаги. Если коллоидные частицы заряжены отрицательно, они распространяются вместе с водой по фильтровальной бумаге, образуя большое окрашенное пятно. Если частицы заряжены положительно, то в центре пятна образуется окрашенная зона, а вода распространяется намного дальше.

В отчете:

— приведите результаты экспериментального определения зарядов коллоидных частиц.

Опыт 12. Электрофорез

В *U*-образную трубку для электролиза налейте свежеприготовленный золь гидроксида железа (III) (см. опыт 1), опустите угольные электроды и включите постоянный электрический ток напряжением 220 В. При движении коллоидных частиц в электрическом поле они движутся к электроду противоположного знака. На поверхности электрода частицы теряют свой заряд и коагулируют. Через 2–3 минуты после включения тока в прикатодном пространстве наблюдается помутнение раствора вследствие образования осадка гидроксида железа (III).

В отчете:

— приведите схему установки для изучения электрофореза;

— опишите наблюдаемые явления;

— укажите заряд коллоидных частиц, если они двигались к катоду.

Опыт 13–15. Коагуляция золей

Опыт 13. Коагуляция золя гидроксида железа (III)

В три пробирки налейте по 3 мл золя гидроксида железа (III) (получение — см. опыт 1). Прилейте в про-

бирки по каплям 1 моль/л растворы солей: в первую — NaCl, во вторую — Na_2SO_4, в третью — Na_3PO_4. Определите число капель каждого раствора, которое требуется для начала процесса коагуляции (начала помутнения).

В отчете:

- сравните коагулирующее действие растворов солей; как влияет заряд анионов на скорость коагуляции коллоидов?

Опыт 14. Определение порога коагуляции золя гидроксида железа (III) и гидроксида алюминия

Минимальная концентрация электролита в растворе, вызывающая коагуляцию, называется *порогом коагуляции*. Порог коагуляции зависит от природы дисперсной фазы, ее концентрации, от скорости прибавления электролита, интенсивности перемешивания, присутствия в растворе примесей. В 10 пробирок налейте по 5 мл золя гидроксида железа (III) (получение — см. опыт 1). Исследуйте влияние объема приливаемого 0,02 моль/л раствора сульфата натрия на время начала помутнения золя. В первую пробирку прилейте из бюретки или пипетки 0,5 мл , во вторую — 1 мл , в третью — 1,5 мл и т.д. Через 5 минут отметьте, в какой пробирке наблюдается минимальное помутнение.

Аналогичный опыт проделайте с золем гидроксида алюминия (получение — см. опыт 10).

В отчете:

- рассчитайте порог коагуляции обоих золей, выражая его в миллимолях электролита на 100 мл золя;
- какой золь коагулирует быстрее? У какого золя ниже порог коагуляции?

Опыт 15. Взаимная коагуляция золей

Если смешать два золя с частицами противоположного заряда, то возможна их взаимная коагуляция. К золю кремниевой кислоты, полученному в опыте 5, прибавь-

те по каплям золь гидроксида железа (III), полученный в опыте 1. При этом протекает реакция образования малорастворимого соединения — метасиликата железа (III).

В отчете:

- напишите уравнение реакции получения метасиликата железа (III) из гидроксида железа (III) и кремниевой кислоты и объясните, почему происходит разрушение обоих золей.

Опыт 16–18. Получение гелей

Опыт 16. Получение геля кремниевой кислоты

В пробирку внесите 1 мл 2 моль/л раствора соляной кислоты и 2 мл 10%-ного раствора силиката натрия при непрерывном встряхивании. Образуется прозрачный золь кремниевой кислоты. В течение нескольких минут он превращается в гель. Пробирку необходимо быстро помыть, так как гель кремниевой кислоты постепенно превратится в ксерогель, который удалить из пробирки будет невозможно.

В отчете:

- опишите внешний вид полученного геля;
- напишите уравнение реакции между HCl и Na_2SiO_3, считая, что образуется метакремниевая кислота; объясните механизм превращения золя в гель. Чем отличается гель от золя?

Опыт 17. Получение геля гидроксида алюминия

Налейте в стаканчик 20 мл 10%-ного раствора сульфата алюминия и прилейте по каплям раствор щелочи до образования геля. Разделите гель на четыре пробирки и исследуйте его устойчивость по отношению к нагреванию, к растворам электролитов (HCl, $MgCl_2$, Na_3PO_4).

В отчете:

- объясните причины разрушения геля $Al(OH)_3$ при нагревании и при воздействии электролитов.

Поверхностные явления

Опыт 18. Адсорбция

В две конические колбочки налейте по 20 мл разбавленных растворов дихромата калия и фуксина. Всыпьте в каждую по 0,5 г активированного угля. Содержимое колбочек интенсивно встряхивайте в течение 2–3 минут, дайте отстояться и отфильтруйте. Наблюдайте изменение окраски растворов.

В отчете:

– опишите наблюдаемые явления и объясните причину изменения окраски растворов.

Опыт 19. Влияние поверхностно-активной среды на охрупчивание металла

Адсорбция на поверхности твердых тел поверхностно-активных веществ, согласно теории П.А. Ребиндера, приводит к снижению межфазного поверхностного натяжения и, как следствие, к адсорбционному понижению прочности. Жидкости, содержащие полярные молекулы, уменьшают прочность стали на 5–83%, вода и водные растворы — на 56–83%, вызывая ее хрупкое разрушение (охрупчивание). Если в качестве поверхностно-активной среды использовать металлическую ртуть, то она также способствует охрупчиванию металлов.

С помощью стеклянной палочки смочите среднюю часть металлической пластинки раствором соли ртути. Через 3–5 мин в результате реакции замещения на поверхности пластинки образуется пленка металлической ртути. Изогните пластинку под углом 90^0 на участке, покрытом ртутью, и выпрямите. Повторите изгибы до появления излома и посчитайте число изгибов пластинки. Аналогично испытайте на излом пластинку, не обработанную ртутью. Сравните полученные результаты.

В отчете:

– напишите уравнение реакции вытеснения ртути из раствора ее соли металлом пластинки;

- укажите, во сколько раз прочность на изгиб уменьшается при нанесении пленки поверхностно-активного вещества;
- сделайте вывод о влиянии поверхностно-активной среды на охрупчивание металла.

Опыт 20. Обезжиривание металлических и стеклянных поверхностей эмульсиями

Для приготовления эмульсии в 100 мл дистиллированной воды растворите 1 г поверхностно-активного вещества ОП–7 (оксоэтилированные алкилфенолы). К этому раствору при энергичном взбалтывании малыми порциями добавьте 40 мл гексана и взбалтывайте 5 мин. Полученная эмульсия не должна расслаиваться.

Две металлические пластинки на 2 мин поместите в загрязнитель, например, в машинное масло, затем оботрите фильтровальной бумагой.

Одну из пластинок опустите в стакан с эмульсией и протрите в эмульсии ватным тампоном. Окончательно промойте большим количеством воды.

Эффективность обезжиривания оцените методом смачивания поверхности металла водой. Обезжиренную и загрязненную пластинки погрузите в холодную дистиллированную воду, затем извлеките из воды так, чтобы контролируемая поверхность находилась в вертикальном положении. Если поверхность свободна от загрязнений, то водная пленка распределяется тонким ровным слоем и покрывает всю поверхность. При наличии на поверхности загрязнений минерального масла водяная пленка разрывается почти мгновенно.

В отчете:

- оцените меру загрязнения обезжиренной и загрязненной пластинок по времени разрыва пленки воды;
- сделайте вывод о влиянии поверхностно-активного вещества на эффективность очистки поверхности от масел.

Опыт 21. Определение температуры расслаивания растворов воды в углеводородах

При повышенных температурах вода в очень малых количествах растворяется в маслах. С понижением температуры она выделяется, образуя высокодисперсные эмульсии типа «вода в масле». Это служит причиной ухудшения электротехнических свойств трансформаторных масел, коррозии металлического оборудования, забивки фильтров трубопроводов, что особенно опасно для топливных систем самолетов при температурах ниже −40 °С.

Укрепите в зажиме штатива металлическое кольцо с асбестовой сеткой. На асбестовую сетку поместите стакан, на 2/3 заполненный водой. Доведите воду в стакане до слабого кипения. Пробирку наполовину наполните дистиллированной водой и прилейте такое количество углеводорода, чтобы на поверхности воды образовался слой толщиной 2–3 мм. Вставьте в пробирку термометр, опустите ее в стакан с нагретой водой и выдержите 15 мин. Вытащите пробирку с термометром и охладите ее под струей водопроводной воды. Зафиксируйте температуру расслаивания по появлению опалесценции. Повторите опыт с другими углеводородами.

В отчете:

- постройте график зависимости температуры расслаивания от числа углеродных атомов углеводорода;
- сделайте вывод о влиянии числа углеродных атомов в молекуле углеводорода на температуру расслаивания.

Опыт 22. Контроль гидрофильности и чистоты поверхности твердого тела по краевому углу смачивания

Краевой угол смачивания жидкостью поверхности твердого тела — это угол между плоскостью тела и касательной к поверхности капли в точке касания (рис. 14).

Значение этого угла зависит от состояния всех трех контактирующих фаз и определяет степень смачивания.

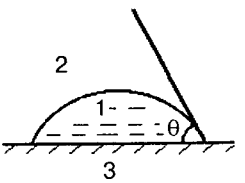


Рис. 14. Краевой угол смачивания θ жидкой каплей поверхности твердого тела: *1 — жидкость; 2 — газ; 3 — твердое тело*

Для идеально смачиваемых поверхностей жидкость растекается по поверхности твердого тела и $\theta = 0$, для несмачиваемых поверхностей угол может быть больше 90°.

На поверхность пластинок из фторопласта, стекла и металла нанесите с помощью капилляра по 5 капель 50%-ного водного раствора глицерина. Измерительным микроскопом определите высоту (h) и радиус (r) основания каждой капли. Рассчитайте краевой угол смачивания для трех поверхностей по формуле: $\cos\theta = (r^2 - h^2) / (r^2 + h^2)$.

Сравните величины краевых углов смачивания и сделайте вывод о гидрофильных или гидрофобных свойствах исследованных материалов.

Поверхности трех таких же пластинок покройте жировым слоем (см. опыт 20), нанесите капли 50%-ного водного раствора глицерина и определите величину краевого угла смачивания.

В отчете:

- сравните краевые углы смачивания для чистых и загрязненных поверхностей;
- сделайте вывод о возможности использования данного метода для оценки чистоты поверхностей в производственных условиях.

Вопросы и задачи

1–12. Напишите уравнения реакций ионного обмена, приводящих к получению золей соединений А и Б, в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Составьте формулы мицелл при избытке и недостатке одного из реагентов.

Вариант	Соединения А	Соединения Б	Вариант	Соединения А	Соединения Б
1	$Al(OH)_3$	As_2S_3	7	$Co(OH)_2$	NiS
2	$Ni(OH)_2$	Sb_2S_3	8	$Zn(OH)_2$	CoS
3	$Cu(OH)_2$	CdS	9	$Cr(OH)_3$	AgBr
4	$Ti(OH)_4$	SnS	10	$Bi(OH)_3$	Ag_2S
5	$Mn(OH)_2$	AgCl	11	$Cd(OH)_2$	ZnS
6	$Fe(OH)_3$	MnS	12	$Mg(OH)_2$	CuS

13. Какое влияние оказывают коллоидные примеси в воде на эксплуатацию водоводов, теплоэнергетического оборудования?
14. Способность образовывать золи возрастает в ряду AgCl–AgBr–AgI. Есть ли зависимость между произведением растворимости указанных галогенидов и способностью их образовывать коллоидные системы? Напишите схемы строения мицелл коллоидных частиц, полученных при недостатке и избытке иона-осадителя.
15. Как зависит порог коагуляции золя гидроксида алюминия от:
    - размеров ионов электролита при одинаковом заряде;
    - заряда ионов;
    - концентрации электролита;
    - интенсивности перемешивания;
    - температуры?

16. Объясните, как влияют примеси высокомолекулярных соединений на устойчивость коллоидных систем.
17. Какова прочность коллоидных частиц по сравнению с прочностью частиц с ковалентной и ионной химической связью?
18. Как объяснить, что в очень устойчивом золе, не поддававшемся всем попыткам коагулировать его, произошло осаждение твердой фазы после грозы?
19. Некоторые частицы, взвешенные в мутной речной воде, имеют коллоидные размеры. Каким образом этот факт позволяет объяснить появление и разрастание дельты рек при их впадении в океан?
20. Следует ли проводить интенсивное перемешивание воды в процессе водоочистки от коллоидных примесей при добавлении сульфата алюминия? Последний гидролизуется до конца с образованием гидроксида алюминия и способствует коагуляции коллоидных примесей в воде с образованием хлопьев и флокул. Что происходит при интенсивном перемешивании свежекоагулированных хлопьев и флокул?
21. Одним из важнейших условий сохранения чистоты окружающей среды является борьба с аэрозолями. Перечислите типы природных аэрозольных систем. Каким образом в промышленности очищают воздух от аэрозолей?
22. В чем сходство и различие адсорбентов и ионитов?
23. Объясните сущность явления адсорбционного понижения прочности твердых тел (эффекта П.А. Ребиндера).
24. Какие коллоидные системы склонны к переходу в гелеобразное состояние? Почему происходит структурирование золей и переход их в гель? Какие факторы влияют на устойчивость гелей?

Лабораторная работа № 13. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Общие замечания по выполнению работы

Окислительно-восстановительные реакции представляют собой процессы, сопровождающиеся переходом электронов от одних частиц к другим. Приобретение (потеря) электронов частицами вызывает глубокие изменения в их свойствах, в том числе и тех, которые легко обнаружить визуально.

Экспериментальная часть данной работы состоит в проведении окислительно-восстановительных реакций. Необходимая для этого информация приведена в таблице. Каждая реакция (опыт) пронумерована (см. колонку 1 таблицы на с. 127–134). Для проведения реакции требуется смешение в пробирке реагентов, молекулярные формулы которых даны в колонке 2. **Реагенты добавляют в той последовательности, в которой записаны их молекулярные формулы в колонке 2.** Дополнительные условия и пояснения, касающиеся того или иного опыта, приведены в колонке 3.

Реагенты используют в виде растворов [помечено индексом (р)]. Объемы добавляемых водных растворов должны быть примерно одинаковыми — от 0, 5 до 1,0 мл. Некоторые реагенты, помеченные индексом (к), вводят в твердом виде (немного кристаллов на кончике микрошпателя). Молекулярные Cl_2, Br_2, I_2 и H_2S вводят в виде их водных растворов.

В отчете:

— напишите порядок выполнения опыта с указанием внешнего вида и формы (раствор или твердое вещество) вводимых реагентов, например: «Приблизительно к 1 мл раствора $KMnO_4$ розового цвета добавили...» и т.п.), — и условий проведения реакции (нагревание, встряхивание содержимого и т.п.);

- подробно опишите наблюдаемые явления после смешивания реагентов (изменение окраски раствора, растворение или образование осадка, выделение газа и т.п.);
- напишите уравнение выполненной реакции в молекулярной форме. В левой части уравнения должны быть указаны формулы реагентов из колонки 2, в правой — формулы продуктов из колонки 3;
- приведите уравнения выполненных реакций в ионно-молекулярной (сокращенной ионной) форме;
- уравняйте схему окислительно-восстановительной реакции методом электронно-ионного баланса;
- для каждой выполненной реакции укажите окислитель и восстановитель;
- по значениям стандартных электродных потенциалов полуреакций рассчитайте разность потенциалов для каждой выполненной реакции, а также изменение энергии Гиббса реакции при стандартных условиях (по указанию преподавателя);
- сделайте вывод о том, какая из выполненных реакций наиболее полно протекает в прямом направлении.

Опыты 1–9. *Окислительно-восстановительные свойства простых веществ*

Номер опыта	Молекулярные формулы реагентов	Указания к проведению опыта	Молекулярные формулы продуктов
1	2	3	4
1	$Ni(OH)_{2(к)}$, $NaOH_{(р)}$, $Br_{2(р)}$	Осадок $Ni(OH)_2$ получают добавлением к 0,5 мл раствора соли никеля (II) раствора щелочи.	$Ni(OH)_{3(к)}$, $NaBr_{(р)}$

Номер опыта	Молекулярные формулы реагентов	Указания к проведению опыта	Молекулярные формулы продуктов
1	2	3	4
2	$Na_3[Cr(OH)_6]_{(р)}$	Раствор $Na_3[Cr(OH)_6]$ получают добавлением к 0,5 мл раствора соли хрома (III) конц. раствора щелочи до растворения вначале образующегося осадка	$Na_2CrO_{4(р)}$, $NaBr_{(р)}$, $Na_2SO_{4(р)}$, $H_2O_{(ж)}$
	$NaOH_{(р)}$, $Br_{2(р)}$	К раствору $Na_3[Cr(OH)_6]$ добавляют бромную воду	
3	$Na[Sn(OH)_3]_{(р)}$	Получают добавлением (при перемешивании) к раствору $SnCl_2$ конц. раствора NaOH до растворения полученного осадка; при добавлении очередной порции NaOH осадок не должен появляться	$Na_2[Sn(OH)_6]_{(р)}$, $NaI_{(р)}$
	$NaOH_{(р)}$ $I_{2(р)}$	К полученному раствору добавляют иодную воду	
4	$I_{2(р)}$ $Cl_{2(р)}$ $H_2O_{(ж)}$	К раствору иода в воде добавляют хлорную воду	$HIO_{3(р)}$, $HCl_{(р)}$
5	$Zn_{(к)}$ $HCl_{(р)}$	Для повышения скорости реакции пробирку можно подогреть	$ZnSO_{4(р)}$, $H_{2(г)}$
6	$CuSO_{4(р)}$		$FeSO_{4(р)}$, $Cu_{(т)}$
	$Fe_{(к)}$	Железный гвоздь зачистить наждачной бумагой	
7	$KMnO_{4(р)}$	В пробирку с 1 мл воды добавить 1 каплю раствора $KMnO_4$	$MnSO_{4(р)}$ $ZnSO_{4(р)}$, $K_2SO_{4(р)}$, $H_2O_{(ж)}$
	$H_2SO_{4(разб)}$, Zn		

Номер опыта	Молекулярные формулы реагентов	Указания к проведению опыта	Молекулярные формулы продуктов
1	2	3	4
8	Mg, O_2	Магниевую проволоку (стружку) зажимают в тигельных щипцах и нагревают в пламени горелки до начала реакции (избегать смотреть прямо на горящий магний, используйте защитные очки!)	MgO
9	$KI_{(р)}$ или $KBr_{(р)}$ $Cl_{2(р)}$		$KCl_{(р)}$, $I_{2(р)}$ или $Br_{2(р)}$

Какую роль, окислителя или восстановителя, выполняет простое вещество в заданной реакции?

Опыты 10–15. *Восстановительные свойства анионов, содержащих атомы р-элементов в отрицательной степени окисления*

Номер опыта	Молекулярные формулы реагентов	Указания к проведению опыта	Молекулярные формулы продуктов
1	2	3	4
10	$K_2Cr_2O_{7(к)}$	Кристаллы $K_2Cr_2O_7$ (осторожно, яд!) помещают на дно пробирки	$CrCl_{3(р)}$, $Cl_{2(г)}$, $KCl_{(р)}$, $H_2O_{(ж)}$
	$HCl_{(конц)}$	Концентрированную кислоту добавляют к кристаллам и осторожно нагревают. Тяга!	
11	$K_2Cr_2O_{7(р)}$, $H_2SO_{4\,(разб)}$, $H_2S_{(р)}$		$K_2SO_{4(р)}$, $Cr_2(SO_4)_{3(р)}$, $S_{(т)}$, $H_2O_{(ж)}$
12	$FeCl_{3(р)}$ $KI_{(р)}$		$FeCl_{2(р)}$, $I_{2(р)}$, $KCl_{(р)}$

Номер опыта	Молекулярные формулы реагентов	Указания к проведению опыта	Молекулярные формулы продуктов
13	$CuSO_{4(р)}$, $KI_{(р)}$		$CuI_{(к)}$, $I_{2(р)}$, $K_2SO_{4(р)}$
14	$I_{2(р)}$, $H_2S_{(р)}$		$S_{(т)}$, $HI_{(р)}$
15	$KMnO_{4(р)}$, $H_2S_{(р)}$	К розовому раствору $KMnO_4$ добавляют сероводородную воду	$MnO_{2(к)}$, $S_{(т)}$, $KOH_{(р)}$, $H_2O_{(ж)}$

***Опыты 16–28.** Окислительные свойства p- и d-элементов в высшей степени окисления*

Номер опыта	Молекулярные формулы реагентов	Указания к проведению опыта	Молекулярные формулы продуктов
1	2	3	4
16	$HNO_{3(конц)}$, Cu	Тяга! Защитные очки!	$Cu(NO_3)_{2(р)}$, $NO_{2(г)}$, $H_2O_{(ж)}$
17	$HNO_{3(конц)}$, Zn	Тяга! Защитные очки!	$Zn(NO_3)_{2(р)}$, $NO_{2(г)}$, $H_2O_{(ж)}$
18	$HNO_{3(разб)}$, Cu	Тяга! Защитные очки!	$Cu(NO_3)_{2(р)}$, $NO_{(г)}$, $H_2O_{(ж)}$
19	$HNO_{3(разб)}$, Zn	Тяга! Защитные очки!	$Zn(NO_3)_{2(р)}$, $N_2O_{(г)}$, $H_2O_{(ж)}$
20	Fe, $H_2SO_{4(разб)}$	Раствор можно подогреть. Защитные очки!	$FeSO_{4(р)}$, $H_{2(г)}$
21	Cu, $H_2SO_{4(конц)}$	Требуется подогревание. Осторожно! Защитные очки!	$CuSO_{4(р)}$, $SO_{2(г)}$, H_2O

Номер опыта	Молекулярные формулы реагентов	Указания к проведению опыта	Молекулярные формулы продуктов
1	2	3	4
22	$H_2SO_{4(конц)}$, Mg	Защитные очки!	$MgSO_{4(р)}$, $H_2S_{(р)}$, H_2O
23	$Na_3[Cr(OH)_6]_{(р)}$, $NaOH_{(р)}$, $PbO_{2(к)}$	$Na_3[Cr(OH)_6]$ получают так, как указано в опыте 2. Смесь подогревают.	$Na_2[Pb(OH)_4]_{(р)}$ $Na_2CrO_{4(р)}$, $H_2O_{(ж)}$
24	$PbO_{2(к)}$, $HNO_{3(конц)}$ $Mn(NO_3)_{2(р)}$	К PbO_2 добавить азотную кислоту. В смесь опустить стеклянную палочку, смоченную раствором $Mn(NO_3)_2$. Смесь нагревают.	$HMnO_{4(р)}$, $Pb(NO_3)_{2(р)}$, $H_2O_{(ж)}$
25	$PbO_{2(к)}$, $HCl_{(конц)}$	Порошок PbO_2 смачивают конц. HCl. Тяга!	$PbCl_{2(р)}$, $Cl_{2(р)}$, $H_2O_{(ж)}$
26	H_2O, $KMnO_{4(р)}$, $KI_{(р)}$	К воде добавляют 2 капли раствора $KMnO_4$	$MnO_{2(г)}$, $I_{2(к)}$, $KOH_{(р)}$
27	$K_2Cr_2O_{7(р)}$, $H_2SO_{4(разб)}$, $KI_{(р)}$	К 1 мл воды добавляют несколько капель раствора $K_2Cr_2O_7$ и подкисляют разбавленной H_2SO_4	I_2, $K_2SO_{4(р)}$, $Cr_2(SO_4)_{3(р)}$, $H_2O_{(ж)}$
28	$K_2Cr_2O_{7(р)}$, $HCl_{(разб)}$, $SnCl_{2(р)}$		$SnCl_{4(р)}$, $CrCl_{3(р)}$, $KCl_{(р)}$, $H_2O_{(ж)}$

Какое вещество (ион) в данной реакции является окислителем? Атом какого элемента входит в состав этого вещества в высшей степени окисления?

Опыты 29–41. *Окислительные и восстановительные свойства p- и d-элементов в промежуточных степенях окисления*

Номер опыта	Молекулярные формулы реагентов	Указания к проведению опыта	Молекулярные формулы продуктов
1	2	3	4
29	$Na[Sn(OH)_3]_{(р)}$, $NaOH_{(р)}$, $BiCl_{3(р)}$	Получение р-ра $Na[Sn(OH)_3]_{(р)}$ описано в прим. к опыту 3	Bi, NaCl, $Na_2[Sn(OH)_6]$
30	$SnCl_2$, $Zn_{(к)}$	Используют гранулу цинка	$ZnCl_{2(р)}$, $Sn_{(к)}$
31	H_2O, $Fe(CNS)_{3(р)}$	$Fe(SCN)_3$ получают добавлением к водному раствору KCNS 1 капли раствора $FeCl_3$	$Fe(CNS)_{2(р)}$, $Na_2SO_{4(р)}$, $HCNS_{(р)}$
	$Na_2SO_{3(р)}$	Добавляют в виде кристаллов	
32	$H_2S_{(р)}$, Na_2SO_3		$S_{(т)}$, $NaOH_{(р)}$, $H_2O_{(ж)}$
33	$KIO_{3(р)}$, $H_2SO_{4(разб)}$, $Na_2SO_{3(р)}$		$I_{2(к)}$, $K_2SO_{4(р)}$, $Na_2SO_{4(р)}$, H_2O
34	$KMnO_{4(р)}$, $H_2SO_{4(разб)}$	В воду добавляют 1 каплю $KMnO_4$ и подкисляют $H_2SO_{4(разб)}$	$MnSO_{4(р)}$, $Fe_2(SO_4)_{3(р)}$, $K_2SO_{4(р)}$, $H_2O_{(ж)}$
	$FeSO_{4(к)}$	Добавляют несколько кристалликов $FeSO_4$ или соли Мора	
35	$K_2Cr_2O_{7(р)}$, $H_2SO_{4(разб)}$, $FeSO_{4(к)}$		$Cr_2(SO_4)_{3(р)}$, $K_2SO_{4(р)}$, $Fe_2(SO_4)_{3(р)}$, $H_2O_{(ж)}$
36	$KMnO_{4(р)}$, KOH (избыток), $KNO_{2(к)}$		$K_2MnO_{4(р)}$, $KNO_{3(р)}$, $H_2O_{(ж)}$
37	$K_2Cr_2O_{7(р)}$, $HCl_{(разб)}$, $SnCl_2$		$SnCl_{4(р)}$, $CrCl_{3(р)}$, $KCl_{(р)}$, $H_2O_{(ж)}$

Номер опыта	Молекулярные формулы реагентов	Указания к проведению опыта	Молекулярные формулы продуктов
1	2	3	4
38	$MnO_{2(к)}$, $HCl_{(конц)}$	Тяга! Защитные очки! Требуется подогревание смеси	$MnCl_{2(р)}$, $Cl_{2(г)}$, $H_2O_{(ж)}$
39	$KMnO_{4(р)}$, $HCl_{(разб)}$, $SnCl_2$		$MnCl_{2(р)}$, $SnCl_4$, $KCl_{(р)}$, H_2O
40	$H_2O_{2(р)}$, $KI_{(р)}$	Осторожно!	$I_{2(р)}$, $KOH_{(р)}$
41	$KMnO_{4(р)}$, $H_2O_{2(р)}$	Осторожно!	$MnO_{2(к)}$, KOH, $O_{2(г)}$, H_2O

Какую роль — окислителя или восстановителя — выполняет в данной реакции частица, содержащая атом элемента в промежуточной степени окисления?

***Опыты 42–44.** Влияние pH среды на характер протекания окислительно-восстановительных процессов*

Номер опыта	Молекулярные формулы реагентов	Указания к проведению опыта	Молекулярные формулы продуктов
1	2	3	4
42	H_2O, $KMnO_{4(р)}$, $Na_2SO_{3(р)}$	К розовому раствору $KMnO_4$ добавляют порошок Na_2SO_3	$MnO_{2(к)}$, Na_2SO_4, KOH
43	$KMnO_{4(р)}$, $H_2SO_{4(разб)}$, $Na_2SO_{3(к)}$		$MnSO_{4(р)}$, $Na_2SO_{4(р)}$, H_2O, $K_2SO_{4(р)}$
44	$KMnO_{4(р)}$, $KOH_{(р)}$, $Na_2SO_{3(р)}$		$K_2MnO_{4(р)}$, $Na_2SO_{4(р)}$, H_2O

. Как характер среды: кислый, нейтральный и щелочной, — влияет на глубину восстановления перманганат-иона?

---

[1] В данном опыте иодид-ионы дополнительно катализируют параллельную реакцию: $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$.

Опыты 45–51. *Типы окислительно-восстановительных реакций*

Номер опыта	Молекулярные формулы реагентов	Указания к проведению опыта	Молекулярные формулы продуктов
1	2	3	4
45	$KIO_{3(р)}$, $H_2SO_{4(разб)}$, $KI_{(р)}$		$I_{2(к)}$, $K_2SO_{4(р)}$, $H_2O_{(ж)}$
46	$KMnO_{4(р)}$, KOH, $MnSO_{4(р)}$		$MnO_{2(к)}$, $K_2SO_{4(р)}$, H_2O
47	$I_{2(р)}$, $NaOH_{(р)}$	К иодной воде добавляют раствор NaOH	$NaI_{(р)}$, $NaIO_{(р)}$, H_2O
48	$Br_{2(р)}$, $NaOH_{(р)}$	К бромной воде добавляют раствор NaOH	NaBrO, NaBr, H_2O
49	$Pb(NO_3)_{2(к)}$	Тяга! Пробирку с солью закрепите в штативе и нагрейте. Кислород обнаружьте с помощью тлеющей лучинки	$PbO_{(к)}$, $NO_{2(г)}$, $O_{2(г)}$
50	$NaNO_{3(к)}$	Пробирку закрепите в штативе и нагревайте в пламени горелки	$NaNO_2$, $O_{2(г)}$
51	$(NH_4)_2Cr_2O_{7(к)}$	Тяга! Сухую соль помещают в тигель (фарфоровую чашку) и поджигают. Для надежного воспламенения порошок можно смочить парой капель ацетона	$Cr_2O_{3(к)}$, $N_{2(г)}$, $H_2O_{(ж)}$

К какому типу относится данная окислительно-восстановительная реакция: межмолекулярному, внутримолекулярному, дисмутации или конмутации? Ответ поясните.

Вопросы и задачи

1. Зависит ли окислительная способность реагента от: а) свойств реагента-восстановителя; б) условий проведения реакции?
2. Приведите примеры веществ, выполняющих функцию как окислителя, так и восстановителя. За счет атома какого элемента каждое из них проявляет эти свойства? Напишите полуреакции восстановления окислителя и окисления восстановителя в водном растворе. Приведите значения стандартных электродных потенциалов этих полуреакций.
3. Как изменяются окислительные и восстановительные свойства атомов элементов и простых веществ второго периода в ряду: литий, углерод, азот, кислород, фтор? Ответ обоснуйте на основании теории строения атома.
4. Как изменяются окислительные свойства простых веществ в ряду: фтор, хлор, бром, йод? Какой из них является наиболее сильным окислителем и почему? Сохраняется ли данная закономерность изменения окислительных свойств в водном растворе?
5. Что называют сопряженной окислительно-восстановительной парой? Определите сопряженные окислительно-восстановительные пары в реакциях: $Cl_2 + H_2O = HCl + HClO$ и $KI + H_2O_2 = I_2 + KOH$. Приведите значения стандартных электродных потенциалов для соответствующих полуреакций.
6. Приведите уравнения полуреакций и значения их стандартных потенциалов для следующих окислительно-восстановительных пар: $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$; $Fe^{3+} \rightarrow Fe^{2+}$; $ClO^- \rightarrow Cl^-$; $S^0 \rightarrow H_2S$. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций путем сочетания первой и второй, третьей и чет-

вертой пар. Укажите окислитель и восстановитель в этих реакциях.

7. В каких случаях веществам присущи только окислительные, только восстановительные или те и другие свойства? Приведите примеры.
8. Используя значения стандартных электродных потенциалов, объясните, почему в природе не встречаются соединения хрома (VI), в то время как соединения вольфрама (VI) встречаются в природе.
9. Какие элементы в форме простых веществ являются: а) более сильными восстановителями: натрий или медь, медь или золото; б) более сильными окислителями: кислород или фтор, хлор или йод? Напишите уравнения полуреакции окисления более сильного восстановителя и восстановления более сильного окислителя.
10. Как влияет энергия связи в молекулах вещества на их окислительно-восстановительную активность? Почему в ряду оксокислот от HClO к $HClO_4$ их окислительная активность уменьшается, хотя степень окисления хлора возрастает в том же направлении?
11. Чем обусловлено различие в окислительных свойствах азотной кислоты и ее солей? Приведите примеры реакций, в одной из которых в качестве окислителя используется кислота, а в другой — ее соль.
12. Между какими из указанных веществ могут протекать окислительно-восстановительные реакции: $KMnO_4$, $HNO_{3(конц)}$, Na_2SO_3, Zn, $FeSO_4$? Напишите уравнения этих реакций. Ответы обоснуйте.

13–18. Пользуясь таблицей стандартных электродных потенциалов, определите в каком направлении (прямом или обратном) должна протекать реакция, схема которой указана ниже. Для преобладающего направления реакции составьте полные

уравнения полуреакций, просуммируйте их и напишите уравнение в молекулярной форме. Вычислите разность потенциалов, изменение энергии Гиббса и константу равновесия для стандартных условий:

13. $Cr^{3+} + NO_3^- + H_2O \rightarrow Cr_2O_7^{2-} + NO + H^+$;
14. $Fe^{2+} + ClO_3^- + H^+ \rightarrow Fe^{3+} + Cl^- + H_2O$;
15. $IO_3^- + SO_3^{2-} + H^+ \rightarrow I_2 + SO_4^{2-} + H_2O$;
16. $MnO_4^- + Bi^{3+} + H_2O \rightarrow Mn^{2+} + BiO_3^- + H^+$;
17. $SO_4^{2-} + MnO_4^{2-} + H_2O \rightarrow S^{2-} + MnO_4^- + OH^-$;
18. $NO_3^- + Fe^{2+} + H^+ \rightarrow NO + Fe^{3+} + H_2O$.

19–24. Составьте полное уравнение окислительно-восстановительной реакции в ионно-молекулярной и молекулярной формах, протекающей в кислой среде, путем сочетания полуреакций, соответствующих парам А и Б. Для определения окислителя и восстановителя воспользуйтесь значениями стандартных электродных потенциалов. Для окислительно-восстановительной пары А составьте уравнения полуреакций в кислой и щелочной средах. Вычислите потенциалы обеих полуреакций, приняв концентрации ионов H^+ (или OH^-) равными 0,01 моль/л, а концентрации окислителя и восстановителя — 1 моль/л:

	А	Б
19.	ClO^-/Cl_2	Fe^{3+}/Fe^{2+}
20.	IO_3^-/HIO	Co^{3+}/Co^{2+}
21.	ClO_4^-/ClO_3^-	BrO^-/Br^-
22.	$Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$	Sn^{4+}/Sn^{2+}
23.	MnO_4^-/Mn^{2+}	PbO_2/Pb^{2+}
24.	MnO_2/Mn^{2+}	BrO_3^-/Br^-

Лабораторная работа № 14. ЭДС ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИХ ЦЕПЕЙ И ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ

Указания к определению ЭДС электрохимической цепи

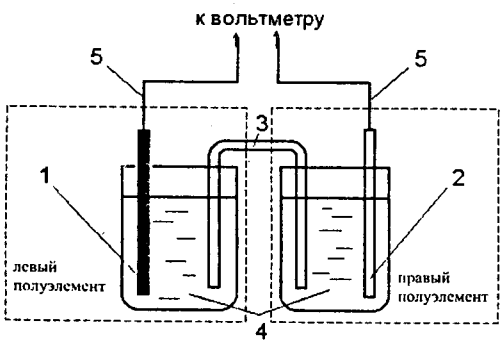


Рис. 15. Схема гальванического элемента: 1 и 2 — электроды; 3 — солевой мостик; 4 — растворы электролитов; 5 — проводники, присоединяемые к измерительному прибору

Собирают электрохимическую цепь из двух полуэлементов (рис. 15). В качестве солевого мостика между полуэлементами используют стеклянную трубку, наполненную насыщенным раствором хлорида калия, или полоску фильтровальной бумаги, смоченную этим же раствором. К электродам подсоединяют провода, идущие к цифровому вольтметру. Вольтметр должен показывать положительное значение. Если оно отрицательное, то нужно поменять местами провода, подходящие к клеммам вольтметра. Если показания вольтметра меняются во времени (монотонно уменьшаются или возрастают), то это означает, что не достигнуто равновесие в элементе, что препятствует определению ЭДС. Причиной изменяющихся показаний может быть также ненадежный контакт проводов с электродами и вольт-

метром (проверить!). Неизменное во времени показание вольтметра примите равным ЭДС данной цепи.

Указания по определению электродного потенциала

Для определения потенциала электрода следует измерить ЭДС элемента, в котором помимо исследуемого электрода (называемого также рабочим электродом) имеется второй электрод с известным электродным потенциалом (так называемый электрод сравнения). В качестве электродов сравнения используют электроды, электродные потенциалы которых стабильны во времени. Для электродов сравнения создают условия, при которых их потенциал не зависит от особенностей состава полуячейки с рабочим электродом. Согласно Международной конвенции:

$$E = \varepsilon_{п} - \varepsilon_{лев},$$

где E — ЭДС электрохимической цепи, В; $\varepsilon_{п}$ — электродный потенциал правого электрода (исследуемый электрод), В; $\varepsilon_{лев}$ — электродный потенциал левого электрода (электрод сравнения), В. В данной работе электродом сравнения является либо насыщенный хлорсеребряный электрод (= 0,222 В), либо насыщенный каломельный электрод (= 0,24 В). В хлорсеребряном электроде (обозначается как $Cl^-|$ AgCl, Ag) имеет место равновесие:

$$AgCl + e^- \rightleftarrows Ag + Cl^-,$$

а в каломельном электроде (обозначается как $Cl^-|$ Hg_2Cl_2, Hg)

$$Hg_2Cl_2 + 2e^- \rightleftarrows 2Hg + 2Cl^-.$$

Измерив ЭДС электрохимической цепи, составленной из рабочего электрода и электрода сравнения, можно рассчитать потенциал испытуемого электрода:

$$\varepsilon_{п} = E + \varepsilon_{лев}.$$

Опыт 1. *Определение электродного потенциала с разной концентрацией потенциалопределяющих ионов*

Для заданного преподавателем металлического электрода (см. таблицу) проведите измерения ЭДС в гальваническом элементе; в качестве второго полуэлемента используйте электрод сравнения (насыщенный хлорсеребряный или каломельный электроды). По экспериментальным данным рассчитайте потенциал исследуемого электрода.

Металл	Окислительно-восстановительная полуреакция
Zn	$Zn^{2+} + 2e^- \leftrightarrows Zn$
Cu	$Cu^{2+} + 2e^- \leftrightarrows Cu$
Sn	$Sn^{2+} + 2e^- \leftrightarrows Sn$
Cd	$Cd^{2+} + 2e^- \leftrightarrows Cd$
Pb	$Pb^{2+} + 2e^- \leftrightarrows Pb$
Fe	$Fe^{2+} + 2e^- \leftrightarrows Fe$

Зачистите электрод наждачной бумагой, ополосните его дистиллированной водой и промокните фильтровальной бумагой. В стеклянный стаканчик налейте приблизительно 20 мл раствора соли (0,1 моль/л) и погрузите в него заданный металлический электрод. Соедините полученный таким образом полуэлемент и хлорсеребряный электрод (хлорсеребряный электрод погружен в стаканчик с насыщенным раствором хлорида калия) солевым мостиком. Определите ЭДС собранной электрохимической цепи. Затем проведите аналогичные измерения с 0,1 моль/л и 0,01 моль/л растворами, приготовленными из исходного методом разбавления. Перед каждым измерением стаканчик и электрод ополаскивайте дистиллированной водой и используемым раствором электролита.

В отчете:

- по измеренным значениям ЭДС рассчитайте потенциалы электрода ($\varepsilon_{оп}$) при изученных концентрациях соли;
- по уравнению Нернста рассчитайте значения потенциалов электрода ($\varepsilon_{т}$) при тех же концентрациях соли;
- приведите схему электрохимической цепи;
- по полученным результатам составьте таблицу и сделайте вывод об изменении потенциала электрода при уменьшении концентрации потенциалопределяющих ионов [M^{z+}];

[M^{z+}], моль/л	E, В	$\varepsilon_{оп}$, В	$\varepsilon_{т}$, В
1 моль/л 0,1 моль/л 0,01 моль/л			

- сравните $\varepsilon_{оп}$ и $\varepsilon_{т}$ и объясните возможные причины их несовпадения.

Опыт 2. Определение ЭДС гальванического элемента, составленного из металлических электродов

Из заданных преподавателем двух полуэлементов (например, $Cu^{2+}|Cu$ и $Zn^{2+}|Zn$) с заданными растворами составьте гальванический элемент и измерьте его ЭДС (см. опыт 1).

В отчете:

- приведите схему гальванического элемента;
- напишите уравнения полуреакций, протекающих на положительном и отрицательном электродах, а также суммарное уравнение реакции;
- используя результаты, полученные в первом опыте, вычислите теоретическое значение ЭДС и сравните его с экспериментально установленным;

- по теоретической ЭДС вычислите стандартное изменение энергии Гиббса ΔG^{o} суммарной реакции, которая протекает в гальваническом элементе;
- вычислите константу равновесия суммарной токообразующей реакции при стандартных условиях;
- по значениям ΔG^{o} и константы равновесия установите, в каком направлении процесс идет самопроизвольно.

Опыт 3. Определение потенциалов окислительно-восстановительных систем

Редокс-электроды или окислительно-восстановительные электроды состоят из металла, инертного в химическом отношении и погруженного в раствор, содержащий окисленную и восстановленную форму окислительно-восстановительной системы. В качестве инертного металла обычно используется платина. Платиновый электрод, погруженный в раствор, приобретает потенциал, зависящий от природы и концентрации частиц (ионов) окисленной и восстановленной форм.

В таблице указаны варианты, а также концентрации и объемы растворов, которые нужно смешать для получения растворов, используемых для измерений.

Вариант	Окислительно-восстановительная система	Восстановленная форма		Окисленная форма		Объем H_2SO_4 (10 моль/л) V, мл
		V, мл	Концентрация, моль/л, формула	V, мл	Концентрация, моль/л, формула	
1	I_2/I^-	10	0,1 моль/л KI	10	$5\cdot10^{-4}$ моль/л I_2	–
2	Fe^{3+}/Fe^{2+}	10	0,1 моль/л $FeSO_4$	10	0,1 моль/л $Fe_2(SO_4)_3$	–
3	Sn^{4+}/Sn^{2+}	10	0,1 моль/л $SnCl_2$	10	0,1 моль/л $SnCl_4$	–

Вариант	Окислительно-восстановительная система	Восстановленная форма		Окисленная форма		Объем H_2SO_4 (10 моль/л) V, мл
		V, мл	Концентрация, моль/л, формула	V, мл	Концентрация, моль/л, формула	
4	$[Fe(CN)_6]^{3-}/[Fe(CN)_6]^{4-}$	10	0,1 моль/л $K_4[Fe(CN)]_6$	10	0,1 моль/л $K_3[Fe(CN)_6]$	–
5	MnO^{4-}/Mn^{2+}	10	0,01 моль/л $MnSO_4$	15	0,1 моль/л $KMnO_4$	4
6	$Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$	1	0,01 моль/л $Cr_2(SO_4)_3$	15	0,1 моль/л $K_2Cr_2O_7$	4
7	NO_3^-/NO_2^-	9	0,1 моль/л KNO_2	9	0,1 моль/л KNO_3	2
8	SO_4^{2-}/SO_3^{2-}	9	0,1 моль/л K_2SO_3	9	0,1 моль/л K_2SO_4	2

По указанию преподавателя приготовьте раствор (или воспользуйтесь готовым), содержащий заданную окисленную и восстановленную формы и опустите в него промытый дистиллированной водой и затем высушенный фильтровальной бумагой платиновый электрод. Из полученного полуэлемента и хлорсеребряного электрода составьте гальванический элемент и измерьте его ЭДС.

Элемент представьте в виде схемы $Pt|Ox, Red \parallel Cl^-|AgCl \mid Ag$, где Ox и Red — частицы окисленной и восстановленной форм соответственно.

В отчете:

- по измеренному значению ЭДС и потенциалу хлорсеребряного электрода рассчитайте опытное значение потенциала окислительно-восстановительного электрода;
- рассчитайте концентрации потенциалопределяющих ионов в электролите (так как для систем

MnO_4^-/Mn^{2+} и $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ расчет концентраций достаточно сложен, приводим их заранее вычисленные значения: окисленная форма — 0,08 моль/л; восстановленная форма — $5 \cdot 10^{-4}$ моль/л; $[H^+] = 1{,}0$ моль/л);

- по уравнению Нернста рассчитайте теоретическое значение потенциала электрода ($\varepsilon_т$), значение стандартного потенциала возьмите из приложения;
- сравните $\varepsilon_т$ с полученным на опыте потенциалом $\varepsilon_{оп}$ и объясните возможные причины отличия значений $\varepsilon_{оп}$ от $\varepsilon_т$.

Опыт 4. Система $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$

Целью опыта является исследование зависимости потенциала в системе $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \rightleftarrows 2Cr^{3+} + 7H_2O$ от концентрации ионов H^+ при постоянных концентрациях ионов $Cr_2O_7^{2-}$ и Cr^{3+}. Потенциал электрода рассчитывается по измеренной ЭДС цепи:

$$Pt|Cr_2O_7^{2-},Cr^{3+}\|Cl^-|AgCl|Ag.$$

Электролит исследуемого электрода получите смешиванием воды, раствора кислоты с концентрацией 1 моль/л H_2SO_4 и растворов $K_2Cr_2O_7$, (0,1 моль/л), $Cr_2(SO_4)_3$ (0,1 моль/л) в объемах, указанных в таблице.

Номер	$V(K_2Cr_2O_7)$ мл	$V(Cr_2(SO_4)_3)$, мл	$V(H_2SO_4)$, мл	$V(H_2O)$, мл	$[H+]$, моль/л	$\varepsilon_{оп}$, В	$\varepsilon_т$, В
1	5	5	0,5	9,5			
2	5	5	5	5			
3	5	5	10	–			

Составьте электрохимическую цепь и измерьте ЭДС для трех указанных в таблице растворов.

В отчете:

- по измеренным ЭДС рассчитайте опытные значения потенциала исследуемого электрода $\varepsilon_{оп}$;

- рассчитайте концентрации окисленной и восстановленной форм хрома; при этом учтите, что общий объем раствора равен 20 мл;
- рассчитайте концентрации ионов H^+ для исследованных растворов, учитывая, что при диссоциации молекулы серной кислоты образуется два иона H^+;
- рассчитайте по уравнению Нернста теоретический потенциал $\varepsilon_т$ окислительно-восстановительной системы для рассчитанных концентраций ионов H^+;
- постройте график зависимости потенциала от концентрации ионов H^+; как влияет повышение концентрации кислоты на потенциал исследуемой окислительно-восстановительной системы?

Опыт 5. Определение направления окислительно-восстановительной реакции, протекающей в гальваническом элементе

Объектами исследования являются системы, описанные в опыте 3. По заданию преподавателя соберите гальванический элемент из предлагаемых вариантов:

а) Pt | Fe^{3+}, Fe^{2+}‖ Sn^{4+},Sn^{2+} | Pt;

б) Pt | MnO_4^-, Mn^{2+}‖I_2, I^- | Pt;

в) Pt | MnO_4^-, Mn^{2+}‖ Sn^{4+}, Sn^{2+} | Pt;

г) Pt | $Cr_2O_7^{2-}$, Cr^{3+}‖Fe^{3+}, Fe^{2+} | Pt;

д) Pt | $Cr_2O_7^{2-}$, Cr^{3+}‖ I_2, I^- | Pt;

е) Pt | $Cr_2O_7^{2-}$, Cr^{3+}‖ SO_4^{2-}, SO_3^{2-} | Pt;

ж) Pt | MnO_4^-, Mn^{2+}‖ NO_3^-, NO_2^- | Pt;

з) Pt | MnO_4^-, Mn^{2+}‖ SO_4^{2-}, SO_3^{2-} | Pt.

Измерьте ЭДС собранного гальванического элемента.

В отчете:

- напишите уравнения равновесных реакций, протекающих на электродах в разомкнутом гальваническом элементе;
- составьте суммарные ионно-молекулярное и молекулярное уравнения реакции, протекающей

в замкнутом гальваническом элементе; укажите окислитель и восстановитель в данной реакции;

- по значению ЭДС рассчитайте изменение энергии Гиббса реакции, протекающей в гальваническом элементе, по формуле: $\Delta G^{\circ} = -zFE^{\circ}$, где z — общее число электронов, переходящих от восстановителя к окислителю в реакции; F — постоянная Фарадея, равная 96500 Кл/моль;
- подтверждает ли полученное значение изменения энергии Гиббса направление протекающей в элементе реакции?
- напишите выражение константы равновесия протекающей реакции и рассчитайте ее значение по величине ΔG°;
- рассчитайте концентрации потенциалопределяющих ионов в электролите (см. опыт 3) и теоретические значения электродных потенциалов и ЭДС;
- сравните полученные на опыте значения с теоретическими, объясните возможные причины их расхождения.

Вопросы и задачи

1–4. Напишите схему гальванического элемента, составленного из электродов А и Б, погруженных в растворы их солей указанных концентраций. Рассчитайте значения равновесных потенциалов обоих электродов и ЭДС элемента. Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах и суммарное уравнение токообразующей реакции.

Задача	А	Б
1	Cu 0,01 моль/л $CuSO_4$	Mg 0,3 моль/л $MgCl_2$
2	Zn 1,0 моль/л $ZnSO_4$	Hg 0,002 моль/л $Hg(NO_3)_2$
3	Sn 0,2 моль/л $SnCl_2$	Fe 0,5 моль/л $FeSO_4$
4	Ni 0,5 моль/л $NiCl_2$	Ag 0,03 моль/л $AgNO_3$

5. Напишите схему гальванического элемента для определения стандартного потенциала никеля в растворе, содержащем ионы никеля (II). В качестве электрода сравнения используйте стандартный водородный электрод. Напишите уравнения реакций, протекающих на обоих электродах (при равновесии). Укажите, в каком направлении во внешней цепи перемещаются электроны в случае ее замыкания.
6. ЭДС какого из элементов, составленных из указанных электродных пар, имеет наибольшее значение: 1) $Zn^{2+}|Zn$ и $Fe^{2+}|Fe$; 2)$Ni^{2+}|Ni$ и $Pb^{2+}|Pb$; 3) $Mg^{2+}|Mg$ и $Cd^{2+}|Cd$; 4) $Cr^{3+}|Cr$ и $Cu^{2+}|Cu$. Концентрации потенциалопределяющих ионов примите равными 1 моль/л.
7. Составьте схему гальванического элемента для определения электродного потенциала цинка (электрод сравнения — хлорсеребряный). Стандартный потенциал хлорсеребряного электрода 0,222 В. Напишите уравнения реакций, протекающих на обоих электродах. В каком направлении во внешней цепи перемещаются электроны?

8–12. Рассчитайте ЭДС электрохимической цепи, образованной электродами из одного и того же металла, погруженными в растворы разных концентраций.

Задачи	Металл	Соль	Концентрации соли, моль/л	
			C_1	C_2
8	Ag	$AgNO_3$	0,04	0,002
9	Ni	$NiSO_4$	1,0	0,006
10	Cd	$CdCl_2$	0,2	0,005
11	Cr	$CrCl_3$	0,03	0,004
12	Pb	$Pb(NO_3)_2$	0.5	0,001

Составьте схему этой концентрационной электрохимической цепи, напишите уравнения реакций, протекающих на электродах. Какой электрод заряжается отрицательно, какой — положительно? В каком направлении перемещаются электроны во внешней цепи?

13. Окислитель какой сопряженной пары — Fe^{3+}/Fe^{2+} или Hg^{2+}/Hg_2^{2+} — обладает более сильной окислительной способностью? В каком направлении пойдет реакция: $2Fe^{2+} + 2Hg^{2+} \rightleftarrows 2Fe^{3+} + 2Hg_2^{2+}$? Использовав стандартные потенциалы полуреакций, рассчитайте константу равновесия этой реакции.
14. По стандартным потенциалам полуреакций рассчитайте константы равновесия систем: $2Ag^+ + Zn \rightleftarrows 2Ag + Zn^{2+}$ и $2[Ag(CN)_2]^- + Zn \rightleftarrows 2Ag + [Zn(CN)_4]^{2-}$. В каком случае достигается более полное восстановление серебра цинком?
15. Можно ли окислить ионы Fe^{2+} до Fe^{3+} ионами Sn^{4+}? Ответ обоснуйте стандартными электродными потенциалами полуреакций. Приведите ионное уравнение возможной реакции и выражение константы равновесия. Рассчитайте константу равновесия этой реакции.
16. На основании стандартных электродных потенциалов пар $Fe^{3+}|Fe^{2+}$ и $I_2|I^-$ решите, будет ли протекать окислительно-восстановительная реакция при сливании растворов сульфата железа (III) и иодида калия? Будет ли протекать реакция, если иодид калия заменить бромидом калия? Напишите ионное уравнение возможной реакции. Рассчитайте для нее значение изменения энергии Гиббса в стандартных условиях.
17. Приведите значения стандартных потенциалов полуреакций:
    в кислой среде: $MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightleftarrows Mn^{2+} + 4H_2O$,
    $NO_3^- + 2H^+ + 2\bar{e} \rightleftarrows NO_2^- + H_2O$;

в нейтральной среде: $MnO_4^- + 2H_2O + 3\bar{e} \rightleftarrows MnO_2 + 4OH^-$,
$NO_3^- + H_2O + 2\bar{e} \rightleftarrows NO_2^- + 2OH^-$;

в щелочной среде: $MnO_4^- + \bar{e} \rightleftarrows MnO_4^{2-}$,
$NO_3^- + H_2O + 2\bar{e} \rightleftarrows NO_2^- + 2OH^-$.

По значениям ЭДС рассчитайте ΔG^o окислительно-восстановительной реакции, происходящей при сочетании указанных полуреакций для трех сред. На основании значений ΔG^o определите термодинамическую возможность окисления нитрита натрия перманганатом калия в кислой, нейтральной и щелочной средах.

18. Определите термодинамическую возможность окисления сульфита калия K_2SO_3 иодатом калия KIO_3 в кислой и щелочной средах. Для определения ΔG^o реакций воспользуйтесь значениями стандартных потенциалов полуреакций в двух средах:

кислая: $IO_3^- + 6H^+ + 6\bar{e} \rightleftarrows I^- + 3H_2O$,
$SO_4^{2-} + 2H^+ + 2\bar{e} \rightleftarrows SO_3^{2-} + H_2O$;

щелочная: $IO_3^- + 3H_2O + 6\bar{e} \rightleftarrows I^- + 6OH^-$,
$SO_4^{2-} + H_2O + 2\bar{e} \rightleftarrows SO_3^{2-} + 2OH^-$.

Напишите молекулярные уравнения реакций, если они возможны.

19. Для полуреакций:
а) $NO_2^- + 2H^+ + \bar{e} \rightleftarrows NO + H_2O$ и $I_2 + 2\bar{e} \rightleftarrows 2I^-$;
б) $NO_3^- + 2H^+ + 2\bar{e} \rightleftarrows NO_2^- + H_2O$ и $MnO_4^- + 8H^+ + 5\bar{e} \rightleftarrows Mn^{2+} + 4H_2O$, — приведите значения стандартных электродных потенциалов. Определите, какую роль — окислителя или восстановителя — играет нитрит калия в кислой среде при взаимодействии: а) с иодидом калия; б) с перманганатом калия. Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения этих реакций.

20. Рассчитайте значения равновесных потенциалов системы $MnO_4^- + H^+ + 5\bar{e} \rightleftarrows Mn^{2+} + 4H_2O$ при следу-

ющих концентрациях ионов H^+, моль/л: 1; 10^{-2}; 10^{-6}; 10^{-10}. Концентрации ионов MnO_4^- и Mn^{2+} примите равными 1 моль/л. Полученные результаты представьте в виде графика в координатах « — $[H^+]$». Как влияет концентрация ионов H^+ на потенциал этой системы?

21. Рассчитайте значения равновесных электродных потенциалов системы $BrO_3^- + 3H_2O + 6\bar{e} \rightleftarrows Br^- + 6OH^-$ при следующих значениях *pH*: 8; 10; 12; 14. Концентрации ионов Br^- и BrO_3^- примите равными 1 моль/л. По полученным значениям потенциала постройте график в координатах « — *pH*». Как меняется потенциал заданной системы с повышением концентрации ионов OH^-?

22. Воспользовавшись значениями стандартных электродных потенциалов соответствующих полуреакций, рассчитайте константы равновесия для следующих окислительно-восстановительных процессов: $Cu^{2+} + Zn \rightleftarrows Cu + Zn^{2+}$ и $[Cu(NH_3)_4]^{2+} + Zn \rightleftarrows Cu + [Zn(NH_3)_4]^{2+}$. В каком случае достигается более полное восстановление ионов меди цинком?

23. Воспользовавшись значениями стандартных электродных потенциалов полуреакций, рассчитайте константы равновесия систем: $Cu^{2+} + Fe \rightleftarrows Cu + Fe^{2+}$ и $3Cu^{2+} + 2Al \rightleftarrows 3Cu + 2Al^{3+}$. Какой металл — железо или алюминий — полнее восстанавливает ионы меди?

24. Рассчитайте значения равновесного потенциала системы $IO_3^- + 6H^+ + 6\bar{e} \rightleftarrows I^- + 3H_2O$ при следующих значениях *pH*: 1; 4; 7; 10. Концентрации ионов IO_3^- и I^- примите равными 1 моль/л. По рассчитанным значениям потенциалов постройте график в координатах «— pH». Как влияет повышение концентрации ионов H^+ на потенциал заданной системы?

25. Зависит ли электродный потенциал от природы растворителя?
26. Что является причиной возникновения скачка потенциала на границе электрод/раствор?

Лабораторная работа № 15. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Опыты 1–8. Образование осадка малорастворимого соединения и его растворение в избытке лиганда

Постепенно прибавляя раствор, содержащий лиганд A^{n-}, к раствору соли катиона K^{m+}, получите осадок малорастворимого соединения K_nA_m. Продолжайте постепенно прибавлять раствор, содержащий лиганд при постоянном встряхивании пробирки до полного растворения осадка за счет образования растворимого комплексного соединения.

Пользуясь таблицей произведений растворимости, выберите осадитель, способный разрушить полученный комплекс за счет перевода иона-комплексообразователя из комплекса в осадок. Экспериментально проверьте свой выбор.

№ опыта	K^{+m}	A^{-n}	КЧ	Константа нестойкости
1	Hg^{2+}	I^-	4	$1{,}5 \cdot 10^{-30}$
2	Cr^{3+}	OH^-	6	$4{,}8 \cdot 10^{-15}$
3	Hg^{2+}	Br^-	4	$1{,}0 \cdot 10^{-21}$
4	Al^{3+}	OH^-	4	$3{,}1 \cdot 10^{-33}$
5	Hg^{2+}	NCS^-	4	$6{,}2 \cdot 10^{-22}$
6	Zn^{2+}	OH^-	4	$2{,}3 \cdot 10^{-17}$
7	Cu^{2+}	$C_2O_4^{2-}$	2	$5{,}0 \cdot 10^{-11}$
8	Sn^{2+}	OH^-	3	$1{,}0 \cdot 10^{-12}$

В отчете:

- напишите в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнение реакции образования осадка $К_nА_m$; под формулой осадка укажите его внешний вид и название;
- составьте в ионно-молекулярной форме уравнение реакции растворения осадка в избытке лиганда; под формулой комплексного иона укажите его цвет и название; координационное число (КЧ) катиона комплексообразователя указано в таблице (см. ниже);
- в ионно-молекулярной форме напишите уравнение реакции разрушения полученного комплексного иона под воздействием выбранного осадителя; под формулой образовавшегося осадка укажите его внешний вид и название; объясните причину разрушения комплекса и перехода комплексообразователя в осадок, сопоставив численные значения константы нестойкости полученного комплекса и произведения растворимости образовавшегося осадка, воспользовавшись для этого справочными данными.

Опыты 9–13. *Растворение осадков в результате комплексообразования*

№ опыта	А	Б	КЧ
9	AgCl	NH_3	2
10	$Ni(OH)_2$	NH_3	6
11	AgBr	$Na_2S_2O_3$	2
12	$Cu(OH)_2$	NH_3	4
13	$Zn(OH)_2$	NH_3	4

Получите осадок малорастворимого соединения А. Постарайтесь как можно полнее слить жидкость с осадка. Постепенно, непрерывно встряхивая пробирку, до-

бавляйте раствор Б до полного растворения осадка в результате образования растворимого комплексного соединения.

Пользуясь данными таблицы 8 Приложения, выберите осадитель, способный разрушить полученный комплекс за счет перевода иона-комплексообразователя из комплекса в осадок. Экспериментально проверьте свой выбор.

В отчете:

— отразите те же пункты, что и для опытов 1–8.

Опыты 14–15. *Реакции замещения лиганда*

№ опыта	А	Б	КЧ
14	$CuSO_4$	NaCl или KCl	4
15	$CoCl_2$	KNCS или NH_4NCS	6

Простые металлические катионы в водном растворе всегда гидратированы, т.е. представляют собой аквакомплексы $[K(H_2O)_n]$, где n — характерное для данного катиона координационное число. Аквакомплексы отличаются малой устойчивостью, их константы нестойкости неизвестны и условно приняты равными единице.

Если к водному раствору, содержащему аквакомплекс, добавлять раствор, содержащий лиганд L, то протекает обратимая реакция замещения лиганда: $[K(H_2O)_n] + nL \rightleftarrows [KL_n] + nH_2O$. Когда устойчивости комплексов $[K(H_2O)_n]$ и $[KL_n]$ незначительно отличаются друг от друга, это равновесие можно смещать в ту или другую сторону либо увеличением концентрации лиганда, либо разбавлением раствора. Если окраски комплексов различны, то о направлении смещения равновесия можно судить по изменению окраски раствора.

К раствору А, окраска которого обусловлена аквакомплексом, добавьте шпателем небольшое количество кристаллического вещества Б при встряхивании про-

бирки до изменения окраски раствора, которая теперь определяется комплексом $[KL_n]$. В полученный раствор добавляйте постепенно по каплям при непрерывном перемешивании дистиллированную воду до возвращения первоначальной окраски.

В отчете:

- в ионно-молекулярной форме составьте уравнение для проделанного опыта; под формулами комплексных ионов укажите их окраску и название;
- объясните полученные результаты с позиций принципа Ле Шателье;
- в ионно-молекулярной форме напишите уравнения для каждой ступени последовательного замещения молекул воды в аквакомплексе добавляемым лигандом;
- что можно сказать об устойчивости комплекса $[KL_n]$ в водном растворе?

***Опыты 16–17.** Комплексные соединения в реакциях окисления-восстановления*

***Опыт 16.** К подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия добавляйте по каплям раствор гексацианоферрата (II) калия до обесцвечивания раствора перманганата*

По таблице 5 Приложения подберите другой окислитель для гексацианоферрат (II)-иона. Экспериментально проверьте свой выбор.

***Опыт 17.** Возьмите в пробирку немного раствора иодида калия, подкислите его соляной кислотой и добавьте несколько кристалликов гексацианоферрата (III) калия. Наблюдайте изменение окраски раствора за счет выделения свободного иода, наличие которого в продуктах реакции докажите известным способом.*

По таблице стандартных окислительно-восстановительных потенциалов подберите другой восстановитель для гексацианоферрата (III)-иона (табл. 5 Приложения). Экспериментально проверьте свой выбор.

В отчете:

- опишите наблюдаемые явления;
- составьте уравнения проделанных окислительно-восстановительных реакций, подобрав в них коэффициенты электронно-ионным способом;
- для каждой реакции укажите окислитель и восстановитель.

Примечание: в опыте 17 соляную кислоту в уравнение реакции не вводить.

***Опыты 18–24.** Образование нерастворимых гексацианоферратов*

№ опыта	А	Б
18	Fe^{2+}	$[Fe(CN)_6]^{3-}$
19	Cu^{2+}	$[Fe(CN)_6]^{4-}$
20	Fe^{3+}	$[Fe(CN)_6]^{4-}$
21	Mn^{2+}	$[Fe(CN)_6]^{3-}$
22	Co^{2+}	$[Fe(CN)_6]^{4-}$
23	Zn^{2+}	$[Fe(CN)_6]^{3-}$
24	Cd^{2+}	$[Fe(CN)_6]^{3-}$

Гексацианоферрат (II)-ион и гексацианоферрат (III)-ион с некоторыми катионами дают характерно окрашенные осадки. Эти реакции можно использовать для обнаружения соответствующих катионов в водном растворе.

Проделайте реакцию, прибавив к раствору соли катиона А несколько капель раствора, содержащего ани-

он Б. Раствор соли железа (II) надо готовить из кристаллической соли непосредственно перед опытом.

В отчете:

- в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнение проделанной реакции;
- под формулой образовавшегося осадка укажите его цвет и название.

Опыты 25–26. Двойные соли как частный случай комплексных соединений

Двойными называются соли, имеющие два различных катиона при одном анионе, например: $KCr(SO_4)_2$, $CaMg(CO_3)_2$ и т.д.

Иногда двойные соли рассматриваются как комплексные соединения, в которых один из катионов входит во внутреннюю сферу комплексного соединения, т.е. является *комплексообразователем*, а другой образует внешнюю сферу — $K[Cr(SO_4)_2]$.

Главной особенностью двойных солей, если их рассматривать как комплексные соединения, является очень малая устойчивость в водном растворе их внутренней сферы, т.е. двойные соли в водном растворе полностью и необратимо диссоциированы на образующие их ионы. Например: $K[Cr(SO_4)_2] = K^+ + Cr^{3+} + 2SO_4^{2-}$.

Цель опыта состоит в том, чтобы с помощью характерных реакций доказать полную диссоциацию двойных солей в водном растворе.

Опыт 25. Диссоциация железоаммониевых квасцов

Железоаммониевые квасцы, кристаллы которых имеют формулу $NH_4Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, представляют собой двойную соль. Экспериментально докажите, что в водном растворе это соединение диссоциирует на все составляющие его ионы. Для этого приготовьте около 5 мл растворов квасцов, растворив один микрошпатель кристаллических квасцов в соответствующем объеме дистиллированной воды, и разделите его на три части. В пер-

вой порции докажите присутствие ионов аммония. Для этого прибавьте раствор щелочи, нагрейте пробирку до появления запаха аммиака и посинения влажной лакмусовой бумажки, поднесенной к отверстию пробирки. Одновременно обратите внимание, что при прибавлении раствора щелочи к раствору квасцов выпал осадок (каков его состав, внешний вид?). Во второй порции докажите наличие катионов железа (III) добавлением раствора тиоцианата калия или аммония, а в третьей — наличие сульфат-ионов добавлением раствора соли бария.

В отчете:

- напишите уравнения всех проделанных реакций в ионно-молекулярной форме;
- ответьте на вопрос, поставленный в описании работы;
- напишите координационную формулу квасцов, рассматривая их как комплексное соединение, а также уравнение диссоциации этого соединения в водном растворе на основании проделанного опыта;
- приведите два химических названия железоаммониевых квасцов: одно — на основании номенклатуры солей, а другое — на основании номенклатуры комплексных соединений;
- сформулируйте различие между двойными солями и комплексными соединениями.

Опыт 26. Диссоциация соли Мора

Приготовьте в пробирке примерно 5 мл раствора соли Мора, добавив один микрошпатель этого соединения к соответствующему объему дистиллированной воды.

Соль Мора в кристаллическом состоянии имеет состав: $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$. Приготовленный раствор разделите на три части. В первой и второй порциях докажите наличие ионов аммония и сульфат-ионов так, как было описано в опыте 25. Обратите внимание на

осадок, который выпал в пробирке, когда к раствору соли Мора была добавлена щелочь. Что это за осадок? В третьей порции докажите наличие в растворе ионов железа (II) добавлением раствора гексацианоферрата (III) калия, с которым катионы железа (II) образуют нерастворимое комплексное соединение характерного синего цвета в результате обменной реакции. Традиционное название этого синего осадка — *турнбулева синь*.

В отчете:

- напишите уравнения всех проделанных реакций в ионно-молекулярной форме;
- ответьте на вопрос, поставленный в описании опыта;
- напишите координационную формулу соли Мора, рассматривая это соединение как комплексное, а также уравнение диссоциации соли Мора в водном растворе на основании проделанного опыта;
- приведите два химических названия соли Мора: одно — на основании номенклатуры солей, а другое — на основании номенклатуры комплексных соединений;
- приведите название турнбулевой сини в соответствии с правилами номенклатуры комплексных соединений;
- сформулируйте различие между двойными солями и комплексными соединениями, основываясь на результатах проделанного опыта.

Опыт 27. Внутрикомплексные соединения

Внутрикомплексными (или *хелатными*) называются такие комплексные соединения, в которых лиганды являются полидентатными, т.е. связаны с комплексообразователем более чем одной *s*-связью. Полидентатный лиганд образует с комплексообразователем циклическое соединение атомов — хелат. Типичным хелатным комплексом является диметилглиоксимат никеля (II).

К раствору соли никеля добавьте немного разбавленного раствора аммиака, а затем несколько капель спиртового раствора диметилглиоксима.

В отчете:

- ответьте на вопрос: «Известно, что хелатные комплексы отличаются повышенной устойчивостью; чем это можно объяснить?»
- приведите примеры других известных Вам внутрикомплексных соединений.

Опыт 28. Термическое разложение кристаллогидрата хлорида кобальта (II)

Гексагидрат хлорида кобальта (II) можно рассматривать как комплексное соединение — хлорид гексааквакобальта (II).

В сухую пробирку внесите несколько кристалликов гексагидрата хлорида кобальта (II). Обратите внимание на цвет кристаллов. Осторожно нагрейте соль в пробирке до изменения ее окраски, что обусловлено превращением хлорида гексааквакобальта (II) в тетрахлоркобальтат (II) кобальта (II) с отщеплением воды.

В отчете:

- напишите уравнение проделанной реакции с указанием под формулами веществ их окраски и названия;
- сформулируйте особенность термического разложения данной соли с точки зрения изменения ее состава и строения при нагревании.

Вопросы и задачи

1—6. Составьте формулы комплексных соединений исходя из данных таблицы. Ионы внешней сферы подберите произвольно. Назовите комплексные соединения. Напишите уравнения первичной диссоциации комплексного соединения и

выражение константы нестойкости комплексного иона.

№ задания	Комплексообразователь	Лиганды	КЧ
1	Co^{3+}	NH_3	6
2	Cd^{2+}	CN^-	4
3	Hg^{2+}	SCN^-	4
4	Fe^{3+}	F^-	6
5	Cd^{2+}	SO_3^{2-}	4
6	Hg^{2+}	NO_2^-	4

7–12. Произойдет ли реакция при прибавлении к раствору, содержащему комплексные ионы А, раствора, содержащего частицы Б? Ответ мотивируйте, основываясь на справочных данных по константам нестойкости (или устойчивости) комплексов (табл. 7 Приложения).

№ задания	А	Б
7	$[Fe(CN)_6]^{3-}$	Cd^{2+}
8	$[CdI_4]^{2-}$	CN^-
9	$[Co(NH_3)_6]^{3+}$	Ni^{2+}
10	$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$	NCS^-
11	$[AuBr_2]^-$	Cu^+
12	$[CdCl_4]^{2-}$	CN^-

13–24. Вычислите концентрацию C_1 (моль/л) свободных (не связанных в комплекс) ионов комплексообразователя в растворе комплекса А с концентрацией Б, а также концентрацию C_2 (моль/л) тех же ионов в том же растворе, но содержащем избыток лиганда с концентрацией В. Константа нестойкости комплекса приведена в графе Г.

Какая из концентраций (C_1 или C_2) больше и во сколько раз? Объясните полученный результат с точки зрения принципа Ле Шателье.

№ задания	А	Б, моль/л	В, моль/л	Г
13	$[Cu(S_2O_3)_2]^{2-}$	1,0	0,01	$5{,}9\,10^{-13}$
14	$[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$	0,01	0,1	$3{,}4\,10^{-14}$
15	$[Ag(NCS)_2]^-$	0,1	0,01	$5{,}9\,10^{-9}$
16	$[AgI_2]^-$	0,01	0,1	$1{,}8\,10^{-12}$
17	$[AgBr_2]^-$	0,1	0,1	$3{,}0\,10^{-13}$
18	$[Cu(NCS)_2]^-$	0,01	0,1	$8{,}0\,10^{-13}$
19	$[Ag(NH_3)_2]^+$	0,1	0,01	$6{,}2\,10^{-8}$
20	$[Cu(C_2O_4)_2]^{2-}$	0,01	0,1	$5{,}0\,10^{-11}$
21	$[Au(NCS_2]^-$	0,1	0,1	$7{,}7\,10^{-13}$
22	$[AgBr_2]^-$	0,01	0,1	$4{,}5\,10^{-8}$
23	$[Sn(OH)_3]^-$	0,1	0,01	$1{,}0\,10^{-12}$
24	$[Fe(C_2O_4)_2]^{2-}$	0,01	0,1	$6{,}0\,10^{-6}$

ЧАСТЬ 2.

СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

Лабораторная работа № 16. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Опыты 1–6. Кислотно-основный характер оксидов и гидроксидов элементов 3-го периода

Опыт 1. Поместите в две пробирки по 1 мл 0,5 моль/л раствора гидроксида натрия, добавьте в каждую пробирку по 1 капле раствора фенолфталеина. Что наблюдаете? Сделайте вывод, записав уравнение диссоциации щелочи в водном растворе. В одну пробирку добавьте 1 мл 0,5 моль/л раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? Сделайте вывод о характере гидроксида натрия.

Опыт 2. Поместите в пробирку небольшое количество оксида магния и прибавьте воды. Взболтайте содержимое пробирки. Есть ли видимые признаки взаимодействия оксида магния с водой? Проверьте реакцию среды с помощью фенолфталеина. Какова растворимость в воде оксида и гидроксида магния? Каков характер среды? Испытайте отношение MgO и $Mg(OH)_2$ к кислоте и щелочи, предварительно получив гидроксид магния по обменной реакции. Какие кислотно-основные свойства характерны для MgO и $Mg(OH)_2$?

Опыт 3. Поместите в пробирку немного оксида алюминия и добавьте воды. Испытайте реакцию среды фенолфталеином. Произошло ли растворение Al_2O_3 в воде?

Получите $Al(OH)_3$ при взаимодействии равных объемов растворов соли алюминия и гидроксида аммония. Полученный осадок гидроксида алюминия разделите на две пробирки. В одну добавьте раствор соляной кислоты, в другую — раствор щелочи до полного растворения осадка. Какие кислотно-основные свойства характерны для гидроксида алюминия? Составьте уравнения соответствующих реакций.

Опыт 4. Поместите в пробирку немного диоксида кремния. Добавьте 2–3 капли воды. Испытайте реакцию среды с помощью лакмуса. Произошло ли растворение в воде диоксида кремния? Испытайте отношение диоксида кремния к раствору щелочи. В тигель поместите немного SiO_2 (не более 0,5 г) и прилейте 3–4 мл концентрированного раствора щелочи (30%-ного), нагрейте в пламени горелки. При этом произойдет частичное растворение SiO_2 с образованием соли кремниевой кислоты. Составьте уравнение соответствующей реакции. Какими кислотно-основными свойствами обладает диоксид кремния?

Опыт 5. В пробирку поместите немного оксида фосфора (V). Добавьте воды. Наблюдается ли растворение? Испытайте реакцию среды лакмусом. Составьте уравнения реакции взаимодействия оксида фосфора (V) с водой с образованием мета- и ортофосфорной кислоты. Какими кислотно-основными свойствами обладает полученное вещество?

Опыт 6. В две пробирки налейте по 1 мл 0,5 моль/л раствора серной кислоты, добавьте в каждую пробирку по 1 капле индикатора — метилоранжа или лакмуса. Что наблюдаете? Напишите уравнение диссоциации кислоты в водном растворе. Затем в пробирку добавьте 1 мл 0,5 моль/л раствора щелочи. Что наблюдаете? Сделайте вывод о кислотно-основном характере гидроксида серы. Составьте уравнение протекающей реакции.

В отчете:

- ответьте на вопросы, поставленные в описании каждого опыта;
- сравните результаты всех шести опытов;
- сделайте обобщающий вывод о характере изменения кислотно-основных свойств гидроксидов элементов 3-го периода Периодической системы Д.М. Менделеева.

Опыты 7–9. *Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов группы IIA Периодической системы Д.И. Менделеева*

Опыт 7. В три сухие пробирки насыпьте по одному микрошпателю оксидов: магния, кальция и бария и прилейте к каждому из них по 2 мл воды. Одинакова ли растворимость в воде испытываемых оксидов? Составьте уравнения протекающих реакций.

Опыт 8. В пробирки с растворами гидроксидов (опыт 7) добавьте по две капли фенолфталеина. Что наблюдаете? Сделайте вывод о силе гидроксидов на основании интенсивности окраски индикатора. Составьте уравнения протекающих реакций.

Опыт 9. В пробирки с ранее полученными растворами (опыт 8) добавьте несколько капель 0,5 моль/л соляной кислоты до полного обесцвечивания индикатора и растворения осадка. Сделайте вывод о кислотно-основном характере гидроксидов. Составьте уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

В отчете:

- ответьте на вопросы, поставленные в описании каждого опыта;
- на основании опытов 7–9 сделайте вывод об изменении кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов элементов IIA группы Периодической системы Д.И. Менделеева.

Опыт 10. Кислотно-основные свойства гидроксидов элементов 4-го периода Периодической системы Д.И. Менделеева

Получите гидроксиды кальция, марганца (II), железа (II) и цинка из солей этих элементов действием раствора аммиака. Напишите уравнения реакций. Осадки каждого гидроксида разделите на две пробирки. В одну пробирку прилейте раствор кислоты, в другую — раствор щелочи. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксидов Ca (II), Mn (II), Fe (II) и Zn (II).

В отчете:

- составьте уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах;
- сформулируйте вывод о характере изменения кислотно-основных свойств гидроксидов элементов в периоде в зависимости от атомного номера.

Опыты 11–12. Восстановительная активность металлов в группах В Периодической системы Д.И. Менделеева

Опыт 11. Налейте в пробирку раствор соли кадмия. Опустите в раствор гранулу цинка. Что наблюдаете? Составьте уравнение реакции.

Опыт 12. Опустите в раствор соли серебра медную пластинку. Что наблюдаете? Составьте уравнение реакции. Какой вывод можно сделать о восстановительной активности цинка по сравнению с кадмием, о восстановительной активности меди по сравнению с серебром?

В отчете:

- ответьте на вопросы, поставленные в описании каждого опыта;
- на основании экспериментальных данных установите, как изменяется восстановительная активность металлов в побочных подгруппах с увеличением порядкового номера элемента.

Опыт 13–15. Влияние степени окисления элемента на кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов

Опыт 13. Свойства гидроксида марганца (II)

В пробирку налейте 1 мл раствора соли марганца (II) и прилейте такой же объем щелочи. Отметьте цвет осадка. Испытайте отношение осадка к избытку щелочи и кислоты, установите кислотно-основный характер гидроксида марганца, составьте уравнение реакций.

Опыт 14. Свойства гидроксида марганца (IV)

Получите осадок гидроксида мараганца (II) и прибавьте раствор пероксида водорода. Испытайте отношение гидроксида марганца (IV) к кислоте и щелочи, установив таким образом его кислотно-основный характер. Составьте уравнения реакций.

Опыт 15. Свойства гидроксида марганца (VII)

Получите соединение марганца (VII) окислением соединения мараганца (II) в кислой среде. Для этого в пробирку с кристаллами диоксида свинца прилейте 2–3 мл концентрированной азотной кислоты и смесь прокипятите. Затем прибавьте одну каплю раствора, содержащего катионы Mn (II). Полученную смесь снова прокипятите. Отметьте цвет полученного раствора, обусловленный перманганат-ионами. Обратите внимание, что образовавшийся марганец (VII) входит в состав аниона. О каких свойствах гидроксида марганца (VII) свидетельствует этот экспериментальный факт? Составьте уравнение реакции.

В отчете:

- ответьте на вопросы, поставленные в описании каждого опыта;
- составьте таблицу формул и свойств оксидов и гидроксидов марганца в различных степенях окисления;

— сделайте вывод о характере кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов одного и того же элемента в различных степенях окисления.

Вопросы и задачи

1. Какое из следующих двух веществ является: а) более сильной кислотой: $HClO_3$ или $HBrO_3$; б) более сильной кислотой: $HClO_4$ или H_2SO_4; в) более сильным основанием: NaOH или $Ca(OH)_2$; г) солью с большей долей ионности связи?
2. По какой причине элементы групп VB, VIB и VIIB Периодической системы Д.И. Менделеева не образуют простых анионов?
3. Приведите данные о растворимости гидроксидов Li, Na, Cs, Mg, Ca, Ba, Al, Ga и Tl (III) при комнатной температуре. Коррелирует ли растворимость гидроксидов этих металлов с ионным потенциалом (ионный потенциал — это отношение заряда иона к его орбитальному радиусу)? Если — да, постарайтесь пояснить эту закономерность, рассматривая степень ионности связи в соединениях MeOH (Me — металл). Можно ли предсказать растворимость $Cd(OH)_2$ на основании установленной закономерности?
4. Допустим, что элементы германий, технеций и астат еще не открыты. Попытайтесь предсказать температуру плавления, атомную массу и наиболее вероятную валентность этих элементов, учитывая их положение в периодической системе, а также пользуясь данными о соответствующих свойствах соседних с ними по таблице элементов. Проверьте правильность своих предсказаний, сопоставляя их с известными свойствами рассматриваемых элементов.
5. Найдите в справочнике температуры плавления следующего ряда солей: LiF, NaF, KF и RbF.

Постройте график зависимости этих величин от ионного радиуса катиона. Как можно объяснить вид полученного графика? Постройте аналогичный график для галидов щелочных металлов с одинаковым катионом, например, для ряда NaF, NaCl, NaBr и NaI. Объясните полученный график.

6. Попытайтесь объяснить различия температур плавления четырех веществ: NaCl, $MgCl_2$, $AlCl_3$ и $SiCl_4$, — основываясь на присущем им типе химической связи.
7. Как объяснить изменение силы кислот в ряду HF, HCl, HBr, HI?
8. В ряду $HgCl_2$, $HgBr_2$, HgI_2 растворимость солей в воде резко падает. Убедитесь в этом утверждении с помощью справочных данных. Фторид ртути (II) хорошо растворим, но сразу же гидролизуется с образованием фторида водорода и оксида ртути (II). Объясните эти факты.
9. Почему по химическим свойствам фосфор и мышьяк более похожи друг на друга по сравнению с азотом и фосфором? Приведите как можно больше примеров и наблюдений, подтверждающих это суждение.
10. Вычислите константы диссоциации в водных растворах HF, HCl, HBr и HI (при 25 °C) на основании следующих данных, приведенных в таблице:

HГ (Г– галоген)	ΔH° дис., кДж/моль	ΔS° дис., Дж/моль·К
HF	16,6	87,1
HCl	57,4	56,1
HBr	63,6	38,1
HI	59,0	13,4

С помощью полученных результатов сформулируйте вывод о зависимости величины константы диссоциации от природы галогена.

11. Приведите все возможные объяснения, почему теллуровая кислота имеет формулу H_6TeO_6, а не аналогичную серной.
12. В противоположность широко распространенным кислородным соединениям кремния, соединения его с серой в природе не встречаются. Почему?
13. Предскажите и обоснуйте изменение констант диссоциации в следующих рядах соединений:

    H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te;
    H_2SO_3, H_2SeO_3, H_2TeO_3;
    H_2SO_4, H_2SeO_4, H_2TeO_4;
    H_2S, H_2SO_3, H_2SO_4;
    H_2Se, H_2SeO_3 H_2SeO_4;
    H_2Te, H_2TeO_3, H_2TeO_4.

    Подтвердите свои предположения анализом справочных данных по константам диссоциации указанных соединений.
14. Как и почему изменяется устойчивость, окислительные и кислотные свойства в следующих рядах кислородных соединений галогенов:

    HClO, HBrO, HIO;
    $HClO_3$, $HBrO_3$,HIO_3;
    $HClO_4$, $HBrO_4$, HIO_4?

15. Найдите в справочнике и приведите стандартные электродные потенциалы системы $Me(OH)_3 + \bar{e} \rightleftarrows Me(OH)_2 + OH^-$ для Mn, Fe, Co и Ni. Как будут вести себя гидроксиды металлов по отношению к воде, находящейся в контакте с воздухом, если для процесса $O_2 + 2H_2O + 4\bar{e} \rightleftarrows 4OH^-$ стандартный электродный потенциал равен 0,401 В?
16. Почему при непосредственном взаимодействии хлора, брома и иода с железом образуются соединения с различным валентным состоянием железа: $FeCl_3$, $FeBr_2$ и FeI_2?

17. Как изменяется сила кислот и их устойчивость в ряду: хромовая, молибденовая, вольфрамовая? Объясните характер этого изменения на основе положения элементов в группе.
18. Как объяснить, что бериллий, магний и щелочноземельные металлы имеют более высокие температуры кипения и плавления, а также большую плотность, чем щелочные металлы?
19. Как можно объяснить, что ион Be^{2+} образует более прочные комплексные соединения, чем ионы остальных элементов второй группы? Приведите примеры комплексных соединений бериллия.
20. Как и почему изменяются термическая устойчивость, растворимость и кислотно-основные свойства в ряду гидроксидов металлов группы *IIA*?
21. Рассчитайте стандартную энергию Гиббса образования твердых монохлоридов элементов *IB* группы. По результатам расчета сделайте выводы: а) об изменении восстановительных свойств элементов в свободном виде; б) о химической активности металлов; в) о сравнительной устойчивости степени окисления (+1) для серебра и золота.
22. Перечислите факторы, влияющие на температуры плавления химических соединений. Температуры плавления галидов натрия (° С) приведены в таблице:

NaF	NaCl	NaBr	NaI
995	800	750	662

Чем можно объяснить снижение температур плавления в этом ряду?

23. Галиды меди (I) (ион Cu^+ имеет такой же радиус, как и Na^+) плавятся при более низкой температуре, но при переходе от CuCl к CuI температура плавления (° С) возрастает:

CuCl	CuBr	CuI
430	488	588

Как это объяснить? При объяснении в качестве рабочей гипотезы примите идею о поляризации ионов.

Лабораторная работа № 17. s-ЭЛЕМЕНТЫ I ГРУППЫ

Опыт 1. Взаимодействие металлов с водой

Кусочек очищенного исследуемого металла пинцетом поместите в фарфоровую чашку с водой, предварительно прибавьте несколько капель фенолфталеина. Наблюдайте происходящую реакцию. Если изучается взаимодействие с водой нескольких металлов, обратите внимание на различную скорость реакции, зависящую от активности металла. При проведении опыта соблюдайте осторожность, особенно если исследуемым металлом является калий, вспыхивающий при соприкосновении с водой.

В отчете:

- составьте уравнения реакций взаимодействия изученных металлов с водой;
- объясните, почему фенолфталеин окрашивается в соответствующий цвет;
- оцените химическую активность исследуемого металла по результатам наблюдений. Если в опыте использовалось несколько металлов, дайте сравнительную характеристику их химической активности;
- напишите уравнение горения калия, учитывая, что продуктом сгорания является надпероксид.

Опыт 2. Окраска пламени соединениями щелочных металлов

Очищенную платиновую или нихромовую проволоку с петелькой на конце внесите в пламя горелки. Если

пламя окрашивается, погрузите проволоку в концентрированную соляную кислоту. Промойте проволоку дистиллированной водой и снова внесите в пламя. Так повторяйте до тех пор, пока проволока не будет окрашивать пламя.

Подготовленной таким образом проволокой захватите кристаллик соли исследуемого металла и внесите в пламя горелки. Обратите внимание на окраску пламени.

Аналогичным образом исследуйте поочередно соединения других металлов. После каждого опыта проволоку надо очистить так, как было описано ранее. Начинать этот опыт следует с соединения калия, так как этот элемент слабо окрашивает пламя, а заканчивать — соединением натрия.

В отчете:

— результаты наблюдений сведите в таблицу:

Катион	Окраска пламени

— для чего можно использовать изученное явление?

Опыт 3. *Термическое разложение гидрокарбоната натрия*

В две сухие пробирки поместите приблизительно равные количества гидрокарбоната натрия (4—5 микрошпателей). Одну пробирку оставьте для сравнения, а вторую нагревайте в пламени горелки несколько минут, при этом обратите внимание на то, что при прокаливании гидрокарбоната образуются пары воды, конденсирующиеся на холодных частях пробирки в виде капелек.

После остывания второй пробирки в обе прилейте по 2—3 мл дистиллированной воды. Перемешивая стеклянной палочкой, добейтесь полного растворения солей в пробирках, после чего в обе добавьте по 1—2 капли фенолфталеина. В растворе какой соли среда является более щелочной?

В отчете:

- напишите уравнение реакции термического разложения гидрокарбоната натрия;
- объясните причину различной интенсивности окраски фенолфталеина в растворах карбоната и гидрокарбоната;
- в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнения гидролиза карбоната и гидрокарбоната натрия;
- вычислите и сопоставьте значения *pH* 0,1 моль/л растворов карбоната и гидрокарбоната натрия;
- по значениям стандартных термодинамических величин вычислите температуру, при которой начинается реакция термического разложения гидрокарбоната натрия.

Опыт 4. Гидролиз солей щелочных металлов

Приготовьте растворы солей: хлорида калия, сульфита натрия, нитрита калия, ацетата натрия, карбоната натрия, растворив один микрошпатель соответствующей соли в небольших, приблизительно равных, объемах дистиллированной воды. Добавьте в каждый раствор по две капли фенолфталеина. Отметьте появление окраски индикатора, а также различную ее интенсивность для солей разной природы.

В отчете:

- напишите уравнения гидролиза исследованных солей в молекулярной и ионно-молекулярной формах;
- рассчитайте *pH* 0,1 моль/л растворов изученных солей, использовав для расчета численные значения констант кислотности соответствующих кислотно-основных пар, взятых из справочной таблицы;
- на основании расчета объясните различную интенсивность окраски индикатора в растворах исследованных солей;

- расположите в ряд исследованные соли в порядке возрастания степени их гидролиза;
- какие соли щелочных металлов подвержены гидролизу?

Опыт 5. Малорастворимые соли натрия и калия

К раствору соли натрия добавьте приблизительно равный объем раствора гексагидроксостибата (V) калия. Если осадок сразу не образовался, потрите внутреннюю стенку пробирки стеклянной палочкой. Обратите внимание на внешний вид выпавшего осадка.

В другой пробирке к раствору соли калия, подкисленному уксусной кислотой, добавьте раствор гексанитрокобальтата (III) натрия.

В отчете:

- в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнения проделанных реакций, указав под формулами малорастворимых солей их окраску;
- сделайте общий вывод о растворимости в воде солей щелочных металлов.

Опыт 6. Малорастворимые соли лития

По таблице растворимости найдите малорастворимые соли лития и получите их обменными реакциями (табл. 8 Приложения). Если осадки образуются не сразу, потрите внутреннюю поверхность пробирки стеклянной палочкой. Если же и после этого осадки не образуются, то это означает, что произведение растворимости не было достигнуто и надо воспользоваться более концентрированными растворами.

В отчете:

- напишите уравнения проделанных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Укажите под формулами малорастворимых солей их окраску;

- из справочной таблицы выпишите численные значения произведений растворимости полученных солей, расположив их в ряд в порядке уменьшения растворимости;
- сделайте общий вывод о растворимости солей лития по сравнению с растворимостью солей других щелочных металлов.

Лабораторная работа № 18. s-ЭЛЕМЕНТЫ II ГРУППЫ

Опыт 1. Взаимодействие магния с водой

В две пробирки с водой внесите шпателем порошок металлического магния. Обратите внимание на отсутствие признаков реакции.

Одну пробирку нагрейте до кипения, убедитесь, что металл взаимодействует с горячей водой с выделением водорода. Когда пробирка остынет, добавьте в нее несколько капель фенолфталеина. Окрасился ли индикатор?

Во вторую пробирку добавьте шпателем кристаллический хлорид аммония, размешайте стеклянной палочкой. Взаимодействует ли магний с водой в присутствии катионов аммония? Каковы признаки протекания реакции?

В отчете:

- напишите уравнение реакции взаимодействия магния с водой;
- объясните, почему реакция ускоряется при нагревании и в присутствии катионов аммония;
- на основании наблюдений сделайте вывод о растворимости гидроксида магния. Что является признаком того, что гидроксид, хотя и слабо, но растворяется в воде? Какие факторы способствуют увеличению растворимости гидроксида магния?

Опыт 2. Горение магния и свойства его оксида и гидроксида

Кусочек магниевой проволоки или магниевую стружку захватите щипцами и внесите в пламя горелки. Как только металл загорится, удалите его из пламени и держите над фарфоровой чашкой. По окончании горения образовавшийся оксид сбросьте в чашку, прилейте в нее дистиллированной воды и размешайте стеклянной палочкой. Есть ли признаки взаимодействия оксида магния с водой? Прилейте в чашку несколько капель раствора фенолфталеина. Чем объяснить покраснение жидкости? Добавьте в чашку разбавленную соляную кислоту. Растворился ли осадок?

В отчете:

- опишите наблюдения и ответьте на поставленные вопросы;
- напишите уравнения реакций: а) горения магния; б) взаимодействия оксида магния с водой; в) растворения оксида и гидроксида магния в кислоте;
- кратко охарактеризуйте выявленные при проведении опыта физические и химические свойства магния, его оксида и гидроксида.

Опыт 3. Взаимодействие магния с кислотами

Исследуйте взаимодействие магниевой стружки или порошка с разбавленными растворами серной и азотной кислот. Обратите внимание на довольно бурное протекание реакций, в ходе которых раствор темнеет за счет механического дробления металла и частичного перехода его в мелкодисперсное состояние. Со временем помутнение исчезает, а раствор делается бесцветным и прозрачным.

Обратите также внимание на то, что при взаимодействии магния с разбавленной азотной кислотой выделяется бесцветный газ, не буреющий на воздухе.

В отчете:

- напишите уравнения проделанных реакций;
- охарактеризуйте химическую активность магния по отношению к сильным кислотам.

Опыт 4. Кислотно-основные свойства гидроксидов бериллия и магния

Используя растворы солей бериллия и магния, с помощью обменных реакций получите осадки их гидроксидов, зафиксировав их окраску. Исследуйте отношение полученных гидроксидов к разбавленным растворам кислот и к концентрированному раствору щелочи. Для этого к одной части суспензии исследуемого гидроксида прилейте разбавленный раствор кислоты, а к другой части — концентрированный раствор щелочи. Одинаково ли отношение гидроксидов к кислотам и щелочам?

В отчете:

- сопроводите наблюдения уравнениями проделанных реакций (в молекулярной и ионно-молекулярной формах);
- сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксидов бериллия и магния;
- как изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов *s*-элементов II группы с ростом порядкового номера элемента?

Опыт 5. Сравнение термической устойчивости карбонатов

В отдельные пробирки с газоотводными трубками насыпьте карбонаты магния, кальция и бария. Укрепите пробирки в штативе и прокалите содержимое пробирок в пламени горелки. Газообразные продукты отведите в стаканы с насыщенным раствором $Ca(OH)_2$. Запишите наблюдаемые явления, обратив внимание на скорость помутнения известковой воды.

В отчете:

- составьте уравнения реакций термического разложения изученных карбонатов;
- по стандартным энтальпиям образования соединений и их энтропиям вычислите температуру начала разложения каждого карбоната и сопоставьте полученные результаты расчета со скоростью помутнения известковой воды в опыте;
- объясните, как связана скорость помутнения с характеристиками химической связи металл–анион в карбонатах.

Опыт 6. Растворимость сульфатов

По таблице произведений растворимости определите, сульфаты каких *s*-элементов II группы малорастворимы в воде (табл. 8 Приложения). Получите эти соли, добавив в приблизительно равные объемы растворов солей кальция, стронция и бария одинаковые объемы раствора-осадителя. Обратите внимание на различную интенсивность помутнения растворов, что является следствием различной растворимости сульфатов.

Учтите, что осадок сульфата кальция может появиться не сразу, или вообще не появиться, если применялся раствор-осадитель слишком низкой концентрации.

В отчете:

- в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнения реакций образования нерастворимых сульфатов, указав цвет и внешний вид осадков;
- на основании наблюдений и справочных данных сделайте общий вывод об изменении растворимости сульфатов *s*-элементов II группы в зависимости от порядкового номера элемента.

Опыт 7. Малорастворимые соли слабых кислот

Обменными реакциями получите малорастворимые хроматы, карбонаты, оксалаты, ортофосфаты *s*-элемен-

тов II группы. Зафиксируйте их окраску. Выясните отношение полученных осадков к повышению кислотности среды. Для этого к осадкам добавьте разбавленный раствор соляной кислоты. Происходит ли растворение осадков в кислоте?

В отчете:

- в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнения реакций образования малорастворимых солей и их растворения в соляной кислоте;
- почему для выяснения растворимости осадков не следует применять серную кислоту?
- сделайте общий вывод о растворимости солей *s*-элементов II группы по сравнению с растворимостью солей щелочных металлов.

Опыт 8. Сравнительная растворимость карбонатов и гидрокарбонатов

В пробирке с отводной трубкой подействуйте разбавленной соляной кислотой на кусочки мрамора. Образующийся газообразный диоксид углерода с помощью отводной трубки пропускайте в «известковую воду» (насыщенный раствор гидроксида кальция). Обратите внимание на помутнение известковой воды за счет образования малорастворимого карбоната кальция. Продолжая пропускать в известковую воду диоксид углерода, наблюдайте исчезновение помутнения в результате превращения карбоната кальция в более растворимый гидрокарбонат.

В отчете:

- в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнения проделанных реакций;
- сделайте общий вывод о сравнительной растворимости карбонатов и гидрокарбонатов *s*-элементов II группы.

Вопросы и задачи по химии s-элементов

1. Постройте графики зависимости первого потенциала ионизации (I_1) и атомного радиуса ($r_{ат}$) от номера периода для *s*-элементов I группы и на их основании ответьте на следующие вопросы:
   а) чем объяснить восходящий характер одной кривой и нисходящий — другой?
   б) какой из атомов данной группы и почему наиболее легко переходит в состояние однозарядного катиона и какой — наименее?
   в) между какими элементами в наибольшей степени должна проявляться близость свойств?
2. В таблице приведены энтальпии образования (кДж/моль) оксидов $Me_2O_{(т)}$ и гидроксидов $MeOH_{(т)}$ *s*-элементов I группы:

ΔG°	Li	Na	K	Rb	Cs
Me_2O	–599	–418	–363	–330	–318
MeOH	–487	–426	–426	–414	–407

   Основный характер гидроксидов MeOH можно оценить величиной теплового эффекта реакции: $Me_2O_{(т)} + H_2O_{(ж)} = 2MeOH_{(т)}$. Вычислите тепловой эффект этой реакции для щелочных металлов, пользуясь данными таблицы. Как изменяется основный характер *s*-элементов I группы с ростом атомного номера?
3. В таблице приведены значения стандартных энтальпий образования галидов щелочных металлов (кДж/моль):

Металл \ Галоген	F	Cl	Br	I
Li	–609	–408	–350	–
Na	–569	–414	–363	–290
K	–563	–437	–393	–330

Металл \ Галоген	F	Cl	Br	I
Rb	–557	–440	–401	–
Cs	–551	–449	–408	–351

Постройте графики: а) зависимости стандартной энтальпии образования галидов лития от природы галогена; б) зависимости стандартной энтальпии образования фторидов от природы щелочного металла. Объясните ход кривых. Укажите: 1) галид лития, наиболее и наименее устойчивый в отношении распада на простые вещества; 2) фторид щелочного металла, наиболее и наименее устойчивый к разложению.

4. Выполните то же задание для галидов натрия и хлоридов металлов.
5. Выполните то же задание для галидов калия и бромидов металлов.
6. Выполните то же задание для галидов цезия и иодидов металлов. Численное значение стандартной энтальпии образования иодида лития приблизительно оцените экстраполяцией.
7. Приведите численные значения стандартных электродных потенциалов систем $Me^+/Me_{(т)}$ для щелочных металлов. Объясните, почему литий, который, в соответствии с его положением в Периодической системе, должен обладать наименьшей химической активностью, имеет наиболее отрицательный электродный потенциал и, следовательно, является наиболее сильным восстановителем?
8. Через водный раствор гидроксида калия пропускают следующие газообразные вещества: а) хлор; б) хлороводород; в) сероводород; г) диоксид углерода. Приведите формулы и названия продуктов реакции, образующихся в каждом случае.

9. Известно, что литий по многим физико-химическим свойствам имеет больше сходства с магнием, чем со своим аналогом по группе — натрием. Пользуясь справочной и учебной литературой, укажите возможно большее число отличий лития от натрия и сходства его с магнием.
10. Какие вещества образуются при сгорании каждого из щелочных металлов на воздухе? Как эти продукты реагируют: а) с водой; б) с серной кислотой?
11. С помощью метода молекулярных орбиталей рассмотрите образование химической связи в частицах Li_2^+, Li_2, Li_2^-. Как изменяется энергия и длина связи в этом ряду? Укажите магнитные свойства всех частиц.
12. Приведите формулы оксида, надпероксида и озонида калия, а также уравнения реакций этих соединений с водой и серной кислотой. Какова степень окисления кислорода в этих соединениях? Для каких щелочных металлов при взаимодействии их с кислородом наиболее характерно образование: а) оксида; б) озонида?
13. С кислородом *s*-элементы II группы образуют оксиды MeO и пероксиды MeO_2. В таблице приведены стандартные значения ΔG° образования кислородных соединений этих элементов (кДж/моль):

Кислородные соединения	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
$MeO_{(т)}$	–599	–602	–635	–591	–559
$MeO_{2(т)}$	–	–623	–651	–641	–636

На основании приведенных данных ответьте на следующие вопросы:

а) какие из *s*-элементов II группы преимущественно образуют: оксиды; пероксиды?

б) какой из элементов обладает наибольшим сродством к кислороду?

в) оцените методом экстраполяции стандартную энтальпию образования оксида и пероксида радия, построив для этого график зависимости $D G^{\circ}_{\text{обр}}$ оксидов от номера периода элемента.

14. Используя справочные данные, вычислите ΔG° для реакций термического разложения карбонатов *s*-элементов II группы по уравнению:

$$MeCO_{3(т)} = MeO_{(т)} + CO_{2(г)}.$$

Рассчитайте температуру начала термического разложения карбонатов и сделайте вывод об изменении их термической устойчивости в зависимости от атомного номера элемента.

15. Приведите значения первого (I_1) и второго (I_2) потенциалов ионизации для атомов Na и Mg. Установите, от какого из атомов (Na или Mg) труднее оторвать первый электрон, а от какого — второй электрон. Почему?

16. Пользуясь справочными данными, установите, какой из *s*-элементов II группы является наиболее сильным восстановителем в реакциях: а) с кислородом; б) с водой?

17–19. Укажите, какие свойства *s*-элементов II группы можно использовать для разделения следующих пар катионов при их совместном присутствии в водном растворе, приведя уравнения соответствующих реакций:

17. Be^{2+} и Mg^{2+};

18. Ba^{2+} и Sr^{2+};

19. Be^{2+} и Ca^{2+}.

20. По физико-химическим свойствам бериллий больше похож на алюминий, чем на свой аналог по группе — магний. Пользуясь справочной и учебной литературой, перечислите возможно большее число отличий бериллия от магния и сходства

бериллия с алюминием, подтверждающие проявление диагонального сходства в направлении бериллий → алюминий.

21. Составьте уравнения реакций между магнием и следующими веществами: а) разбавленная серная кислота; б) концентрированная серная кислота; в) разбавленная азотная кислота; г) концентрированный раствор сульфата аммония; д) горячая вода. Почему магний не реагирует с холодной водой?

22. Приведите численные значения стандартных электродных потенциалов систем $Me^{2+}/Me_{(т)}$ для *s*-элементов II группы и ответьте на следующие вопросы:

а) какова причина последовательного усиления восстановительной активности рассматриваемых металлов с точки зрения электронного строения их атомов?

б) стандартный электродный потенциал реакции восстановления воды $2H_2O + 2\bar{e} \rightleftarrows H_{2(г)} + 2OH^-$ при pH=7 равен −0,41 В. Какие из рассматриваемых металлов способны взаимодействовать с водой по реакции $Me_{(т)} + 2H_2O = Me(OH)_2 + H_{2(г)}$?

в) почему, несмотря на сильно отрицательное значение электродных потенциалов бериллия и магния, эти металлы в обычных условиях не взаимодействуют с водой?

23. Порошок магния сожгли на воздухе. Покажите расчетом, какого из возможных продуктов взаимодействия с составными частями воздуха термодинамически более выгодно при 450 °С. Составьте уравнения реакций между этими продуктами и: а) водой; б) разбавленной азотной кислотой.

24. При нагревании с графитом кальций и бериллий образуют карбиды, причем степень окисления углерода в карбиде кальция равна −1, а в карбиде бериллия она равна −4. Составьте уравнения реак-

ций получения соответствующих карбидов, а также реакций их взаимодействия с водой.

25–30. Напишите уравнения реакций для следующих переходов:

25. $NaCl \rightarrow Na \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaCl$;
26. $K \rightarrow KO_2 \rightarrow KOH \rightarrow KO_3 \rightarrow K_2SO_4$;
27. $Li \rightarrow Li_2O_2 \rightarrow Li_2SO_4 \rightarrow Li_2CO_3 \rightarrow LiHCO_3$;
28. $Cs_2O \rightarrow Cs_2CO_3 \rightarrow CsNO_3 \rightarrow Cs \rightarrow CsOH$;
29. $RbO_2 \rightarrow RbOH \rightarrow RbNO_3 \rightarrow Rb \rightarrow RbOH$;
30. $K \rightarrow KOH \rightarrow KHCO_3 \rightarrow K_2CO_3 \rightarrow KCl$.

31–38. Закончите уравнения реакций:

31. $RbO_2 + HCl \rightarrow$
32. $Li + H_2SO_{4(конц.)} \rightarrow$
33. $Na_2O_2 + H_2O \rightarrow$
34. $LiNO_3 \xrightarrow{\text{нагревание}}$
35. $Li + H_2O + CO_2 \rightarrow$
36. $Li_2O + Al_2O_3 \rightarrow$
37. $Li + HNO_{3(разб)} \rightarrow$
38. $Na_3N + H_2O \rightarrow$

39–45. Для следующих переходов напишите уравнения реакций:

39. $Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3$;
40. $MgCl_2 \rightarrow Mg \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgO$;
41. $BaO \rightarrow Ba(OH)_2 \rightarrow Ba \rightarrow Ba(NO_3)_2$;
42. $SrCO_3 \rightarrow SrO \rightarrow Sr(NO_3)_2 \rightarrow Sr(NO_2)_2$;
43. $Ba \rightarrow Ba(NO_3)_2 \rightarrow Ba(NO_2)_2 \rightarrow BaCO_3$;
44. $Mg \rightarrow MgCl_2 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgCO_3$.

45–50. Закончите уравнения реакций:

45. $BaO_2 + HNO_{3(разб.)} \rightarrow$
46. $Be + NaOH \rightarrow Na_2[Be(OH)_4]$
47. $Mg + HNO_{3(разб.)} \rightarrow$
48. $Ca + H_2SO_{4(конц)} \rightarrow$
49. $Mg + SiO_2 \rightarrow$
50. $Sr + H_2O \rightarrow$

Лабораторная работа № 19.
p-ЭЛЕМЕНТЫ III ГРУППЫ

Бор

Опыт 1. Получение борной кислоты

К горячему насыщенному раствору буры прибавьте 2–3 капли концентрированной серной кислоты. Охладите раствор до комнатной температуры. Отметьте выпадение кристаллов борной кислоты.

В отчете:

- напишите уравнение реакции получения борной кислоты в молекулярной и ионно-молекулярной формах;
- объясните, почему серная кислота вытеснила борную кислоту из ее соли.

Опыт 2. Гидролиз солей борной кислоты

Определите *pH* раствора буры заданной концентрации при помощи *pH*-метра или универсальной индикаторной бумаги.

В отчете:

- напишите уравнения реакций гидролиза буры по первой и второй ступенях в молекулярной и ионно-молекулярной формах, учитывая, что по первой ступени образуется ортоборная кислота и метаборат натрия, а по второй ступени — ортоборная кислота и гидроксид натрия;
- сделайте вывод о характере гидролиза солей борной кислоты.

Опыт 3. Получение «перлов» буры

Нагрейте в пламени горелки нихромовую или платиновую проволоку с ушком на конце и коснитесь ею кристалликов буры. Перенесите прилипшие кристаллы в пламя горелки и нагревайте их до образования прозрачной стек-

ловидной массы — «перла». «Перл» на проволочке охладите, смочите водой, влажным перлом коснитесь кристаллов одной из следующих солей: $Co(NO_3)_2$, $Cr_2(SO_4)_3$, $CuSO_4$, $NiSO_4$, $Fe_2(SO_4)_3$. Снова нагрейте проволоку в пламени горелки до получения однородной стекловидной массы. Охладите «перл» и отметьте его окраску.

В отчете:

- напишите уравнения реакций: а) обезвоживания буры; б) разложения при нагревании безводного тетрабората натрия на метаборат натрия и борный ангидрид; в) взаимодействия борного ангидрида с заданной солью с образованием соответствующего метабората.

Опыт 4. Кислотные свойства борной кислоты

Приготовьте раствор борной кислоты в дистиллированной воде при нагревании. Разлейте раствор по трем пробиркам. В первую добавьте раствор лакмуса и наблюдайте изменение окраски раствора. Во второй пробирке определите *pH* раствора при помощи универсальной индикаторной бумаги. В третью пробирку поместите кусочек магния и отметьте наблюдаемые явления.

В отчете:

- приведите значения *pH* приготовленного раствора борной кислоты;
- сделайте вывод о силе борной кислоты;
- составьте уравнение реакции взаимодействия борной кислоты с магнием, приняв, что в результате реакции образуется тетраборат магния.

Опыт 5. Окисление бора азотной кислотой (ТЯГА!)

В фарфоровую чашку поместите крупинку бора, добавьте концентрированную азотную кислоту и выпаривайте на водяной бане до начала образования кристаллов. Обратите внимание на выделение газа, отметив его запах и цвет.

В отчете:

— напишите уравнение реакции взаимодействия бора с концентрированной азотной кислотой, учитывая, что образуется ортоборная кислота.

Алюминий

Опыт 6. Действие воды на алюминий

Поверхность алюминия всегда покрыта тонкой, плотной оксидной пленкой, защищающей металл от взаимодействия с окружающей средой. При нарушении плотной структуры или при удалении защитной оксидной пленки химическая активность алюминия резко возрастает.

Алюминиевую проволоку очистите наждачной бумагой и опустите в пробирку с водой. Убедитесь, что алюминий не взаимодействует с водой. Опустите алюминиевую проволоку на несколько секунд в раствор нитрата ртути (II). Взаимодействие алюминия с солью ртути приводит к образованию амальгамы, вследствие чего нарушается плотная структура защитной оксидной пленки. Протрите обработанную поверхность алюминия фильтровальной бумагой и опустите в пробирку с водой. Отметьте выделение водорода и образование хлопьев гидроксида алюминия.

В отчете:

— напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с нитратом ртути (II) и с водой;

— объясните, почему после обработки поверхности алюминия солью ртути алюминий взаимодействует с водой;

— сделайте вывод о влиянии оксидной пленки на химическую активность алюминия.

Опыт 7. Действие кислот на алюминий

В три пробирки налейте по 2–3 мл 2 моль/л растворов соляной, серной и азотной кислот. Внесите в каж-

дую пробирку немного алюминиевых стружек. Опишите наблюдаемые явления.

В две пробирки налейте по 1 мл концентрированных серной и азотной кислот, внесите в каждую по кусочку алюминия. Взаимодействует ли алюминий с концентрированными кислотами?

В отчете:

- напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с разбавленными кислотами;
- объясните, почему алюминий не взаимодействует с концентрированными серной и азотной кислотами.

Опыт 8. Действие щелочи на алюминий

Поместите алюминий в 30%-ный раствор щелочи. Обратите внимание на выделение газа (какого?).

В отчете:

- составьте уравнения реакций (по стадиям) взаимодействия алюминия со щелочью: а) растворение поверхностной оксидной пленки в растворе щелочи, учитывая, что продуктом реакции является тетрагидроксоалюминат, растворимый в воде; б) взаимодействие алюминия с водой; в) растворение образовавшегося гидроксида алюминия в щелочи с образованием тетрагидроксоалюмината. Суммируя уравнения всех стадий, напишите суммарное уравнение взаимодействия алюминия со щелочью.

Опыт 9. Амфотерность гидроксида алюминия

К раствору соли алюминия прилейте по каплям разбавленный раствор щелочи до образования осадка. Раствор с осадком разделите на две пробирки. В одну пробирку налейте раствор кислоты, в другую — раствор щелочи. Отметьте растворение осадка в обеих пробирках.

В отчете:

- напишите уравнения реакций образования гидроксида алюминия и взаимодействия его с кислотой и со щелочью в молекулярной и ионно-молекулярной формах, учитывая, что при взаимодействии со щелочью образуется тетрагидроксоалюминат;
- сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида алюминия.

Опыты 10–12. Гидролиз солей алюминия

Опыт 10. Измерьте *pH* 0,1 моль/л раствора соли алюминия

В отчете:

- напишите уравнение реакции гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах;
- рассчитайте *pH* и степень гидролиза для 0,1 моль/л раствора исследованной соли.

Опыт 11. К 1 моль/л раствору сульфата алюминия прилейте насыщенный раствор карбоната натрия. Отметьте выделение пузырьков газа и образование осадка. Опытным путем, действуя на отдельные порции осадка кислотой и щелочью, убедитесь, что выпавший осадок является гидроксидом алюминия.

В отчете:

- напишите уравнения всех ступеней гидролиза для каждой соли и суммарное уравнение совместного гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах;
- сделайте вывод о причине полного гидролиза обеих солей.

Опыт 12. На крупинку сульфида алюминия подействуйте несколькими каплями воды. Наблюдайте происходящие изменения и по запаху определите выделяющийся газ.

В отчете:

- напишите уравнение реакции полного гидролиза сульфида алюминия в молекулярной и ионно-молекулярной формах;
- объясните причину невозможности получения сульфида алюминия в водном растворе обменной реакцией.

Опыты 13–14. Пассивирование алюминия

Опыт 13. Две алюминиевые пластинки очистите от загрязнений наждачной бумагой и промойте водой. Одну из них обработайте в 10%-ном растворе $K_2Cr_2O_7$ в течение 5 минут и промойте водой. Пластинки, каждую отдельно, поместите в пробирки с раствором соляной кислоты. Сравните действие соляной кислоты на алюминиевые пластинки.

В отчете:

- напишите уравнение реакции взаимодействия алюминия с соляной кислотой;
- объясните снижение интенсивности процесса растворения алюминия после обработки его раствором $K_2Cr_2O_7$.

Опыт 14. Две алюминиевых пластинки очистите от загрязнений наждачной бумагой и промойте водой. Одну из них высушите фильтровальной бумагой, погрузите на 30–60 с в концентрированную азотную кислоту и после этого тщательно промойте водой. Обе пластинки, каждую отдельно, поместите в пробирки с раствором $CuSO_4$.

В какой из пробирок алюминиевая пластинка раньше покрывается контактной медью?

В отчете:

- напишите уравнение реакции взаимодействия алюминия с сульфатом меди (II);

– сделайте вывод о влиянии на активность алюминия его предварительной обработки в концентрированной азотной кислоте.

Вопросы и задачи

1. На основании электронного строения атомов *p*-элементов III группы Периодической системы Д.И. Менделеева сравните окислительно-восстановительную способность простых элементов в виде простых веществ и кислотно-основные свойства их оксидов и гидроксидов.
2. Рассмотрите проявление диагонального сходства свойств бора и кремния на примерах оксидов, гидроксидов, галогенидов и гидридов.
3. Используя метод молекулярных орбиталей, объясните образование связи в молекуле B_2 и укажите ее магнитные свойства.
4. Укажите важнейшие природные соединения *p*-элементов III группы. Приведите способы получения соответствующих простых веществ.
5. По методу валентных связей опишите строение диборана B_2H_6. Почему при обычных условиях моноборан BH_3 не существует?
6. Объясните, за счет чего молекула BF_3 может присоединять к себе молекулы NH_3, H_2O, ионы F^-. Какая связь и по какому механизму при этом образуется?
7. Сульфид алюминия не может быть получен в растворе. Почему? Составьте уравнение реакции получения сульфида алюминия при действии водорода на безводный сульфат алюминия при нагревании, учитывая, что реакция протекает при высокой температуре и ее продуктами являются сульфид алюминия и пары воды.
8. Кислотные свойства борная кислота проявляет за счет взаимодействия с водой, которое приво-

дит к образованию иона $[B(OH)_4]^-$. Составьте уравнение этой реакции и объясните, что является причиной ее протекания.

9. Объясните, чем обусловлено образование димерных молекул Al_2Cl_6? При каких условиях димер диссоциирует с образованием $AlCl_3$?
10. Борная кислота со смесью спирта и концентрированной серной кислотой образует эфиры. Составьте уравнение реакции получения борноэтилового эфира и его графическую формулу.
11. Напишите уравнения реакций гидролиза $AlCl_3$ и BCl_3 в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Чем объясняется различие в гидролизе этих солей?
12. Комплексный ион $[Al(H_2O)_6]^{3+}$ при гидролизе солей алюминия ведет себя как слабая кислота. Покажите это на основании молекулярных и ионно-молекулярных уравнений трех ступеней гидролиза соли алюминия.
13. Рассчитайте количество теплоты, выделяющейся при сгорании одного моля диборана и одного моля этана. Объясните различие теплот сгорания этих веществ. Укажите практическое значение реакции сгорания бороводородов.
14. Увеличение *pH* раствора ортобората водорода приводит к полимеризации и образованию полиборатных ионов. Напишите уравнения реакции получения тетрабората натрия из ортоборной кислоты.

15–26. Составьте уравнения реакций, соответствующих переходам:

15. $Al_2S_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na[Al(OH)_4] \rightarrow Al_2(SO_4)_3$;
16. $B_2O_3 \rightarrow NaBO_2 \rightarrow Na_2B_4O_7 \rightarrow H_3BO_3$;
17. $Al_2O_3 \rightarrow Al \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na_3[Al(OH)_6]$;
18. $Ga_2O_3 \rightarrow Ga \rightarrow GaCl_3 \rightarrow Li[ClH_4]$;

19. $In \rightarrow In_2O_3 \rightarrow InCl_3 \rightarrow In[AlCl_4]_3$;
20. $Tl_2O \rightarrow TlOH \rightarrow TlCl \rightarrow K_3[TlCl_6]$;
21. $B_2O_3 \rightarrow B \rightarrow BCl_3 \rightarrow H_3BO_3$;
22. $Li[GaH_4] \rightarrow Ga \rightarrow Ga_2O_3 \rightarrow GaCl_3$;
23. $Tl \rightarrow Tl_2O_3 \rightarrow TlCl_3 \rightarrow K_3[TlCl_6]$;
24. $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow NaAlO_2 \rightarrow Al(NO_3)_3$;
25. $B \rightarrow B_2O_3 \rightarrow H_3BO_3 \rightarrow Na_2B_4O_7$.

Лабораторная работа № 20. *p*-ЭЛЕМЕНТЫ IV ГРУППЫ

Углерод

Опыт 1. *Получение и свойства диоксида углерода*

В пробирке с газоотводной трубкой получите диоксид углерода действием разбавленной соляной кислоты на кусочки мрамора. Обратите внимание на физические свойства выделяющегося газа (цвет, запах). Соберите газ в сухую пробирку. Как ее надо держать?

В пробирку с собранным диоксидом углерода опустите тлеющую лучинку. Поддерживает ли горение полученный газ?

Опустите конец отводной трубки до дна в другую пробирку, до половины заполненную дистиллированной водой, куда предварительно добавьте несколько капель раствора лакмуса. Некоторое время пропускайте газ через воду, наблюдая за изменением окраски лакмуса. Как и почему изменяется окраска индикатора?

В отчете:

- в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнения реакции получения диоксида углерода;
- опишите физические и химические свойства диоксида углерода, которые удалось установить в ходе проделанного опыта;

— в ионно-молекулярной форме напишите уравнение равновесия, устанавливающегося в водном растворе диоксида углерода; как смещается равновесие при добавлении в раствор: а) щелочи; б) кислоты? В каких формах присутствует диоксид углерода в растворе при изменении *pH*?

Опыты 2–4. Получение и свойства карбонатов и гидрокарбонатов

Опыт 2. Получение карбоната и гидрокарбоната кальция

В пробирку налейте известковую воду, представляющую собой насыщенный раствор гидроксида кальция, и пропустите через нее углекислый газ из аппарата Киппа до помутнения раствора вследствие образования карбоната кальция, а затем — его растворения.

В отчете:

— в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнения происходящих реакций;

— на основании проделанного опыта ответьте на вопрос: какая соль кальция имеют большую растворимость — карбонат или гидрокарбонат? Свой вывод подтвердите справочными данными о растворимости карбоната и гидрокарбоната кальция.

Опыт 3. Получение карбонатов некоторых d-элементов

К растворам солей двухзарядных кобальта, никеля, меди и марганца добавьте раствор карбоната натрия. Укажите цвета образовавшихся осадков. Испытайте отношение полученных осадков к разбавленному раствору соляной кислоты.

В отчете:

— приведите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения всех проведенных реакций, учитывая,

что из растворов солей кобальта (II) и меди (II) выпадают осадки гидроксокарбонатов;
- опишите цвет и структуру осадков;
- чем обусловлена окраска изученных карбонатов: катионом или анионом? Какую окраску имеют карбонат- и гидрокарбонат-ионы?

Опыт 4. Получение карбонатов s-элементов II группы

К растворам солей магния, кальция, стронция и бария прилейте раствор карбоната натрия до образования осадков карбонатов. Испытайте отношение полученных карбонатов к разбавленному раствору соляной кислоты.

В отчете:

- приведите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения проделанных реакций;
- опишите внешний вид осадков образовавшихся карбонатов, укажите величины их произведений растворимости;
- на основании проделанных опытов сделайте общий вывод о растворимости карбонатов в воде и разбавленных кислотах.

Опыт 5. Гидролиз карбонатов и силикатов щелочных металлов

В одну пробирку налейте несколько миллилитров раствора карбоната натрия, а в другую — приблизительно столько же силиката натрия. Оба раствора должны иметь одинаковую концентрацию. В пробирки добавьте по одной капле раствора фенолфталеина. Какую среду имеют оба раствора? В какой пробирке интенсивность окраски больше? Определите *pH* растворов с помощью универсального индикатора.

В отчете:

- напишите уравнения гидролиза обеих солей в молекулярной и ионно-молекулярной формах и на

их основе ответьте на вопросы, поставленные в описании опыта;

– сравните силу угольной и кремниевой кислот исходя из результатов проделанных опытов.

Кремний

Опыт 6. Получение геля кремниевой кислоты

В пробирку налейте 2–3 мл 10%-ного раствора силиката натрия. Добавьте к нему такой же объем концентрированной соляной кислоты и перемешайте раствор стеклянной палочкой. Происходит образование студенистого осадка — геля кремниевой кислоты.

В отчете:

– напишите уравнение реакции образования кремниевой кислоты при действии соляной кислоты на раствор силиката натрия.

Опыт 7. Сравнение свойств угольной и кремниевой кислот

Через раствор силиката натрия в пробирке пропустите углекислый газ из аппарата Киппа. Какое вещество выпало в осадок?

В отчете:

– напишите уравнение реакции. Какая из двух кислот — угольная или кремниевая — слабее? Почему? Ответ подтвердите, сравнив константы диссоциации этих кислот.

Опыт 8. Адсорбционные свойства силикагеля

Получите раствор гидроксида тетрааминмеди (II) (см. оп. 7, лаб. раб. 21). В этот раствор насыпьте измельченный силикагель. Смесь взболтайте. Опишите происходящее изменение цвета силикагеля и раствора. Слейте раствор. Силикагель промойте 2–3 раза водой и добавьте соляной кислоты. Что наблюдаете? Объясните происходящие процессы.

В отчете:

- напишите уравнение реакции получения раствора гидроксида тетраамминмеди (II);
- что представляет собой силикагель? Чем обусловлена адсорбционная активность этого вещества?

Опыт 9. Получение кремния, силицида магния и силанов

В фарфоровой ступке смешайте 0,22 г сухого мелкоистолченного кварцевого песка с 0,3 г порошкообразного магния и пересыпьте смесь в сухую тонкостенную пробирку. Закрепите ее вертикально в штативе, поставьте под нее чашку с песком и нагрейте до начала реакции, которая протекает настолько бурно, что пробирка может расплавиться. Остывшую пробирку разбейте, а кусочки черной массы небольшими порциями внесите в разбавленную соляную кислоту, налитую в фарфоровую чашку. Наблюдайте вспышки, сопровождаемые хлопками и появлением белого дыма. С оставшегося в чашке осадка слейте кислоту, промойте его водой и исследуйте на растворимость в щелочи.

В отчете:

- черная масса, образовавшаяся в результате опыта, представляет собой смесь элементарного кремния, силицида магния и оксида магния; напишите уравнения реакций образования этих веществ;
- напишите уравнения реакций взаимодействия оксида и силицида магния с соляной кислотой, приняв для простоты, что силицид магния взаимодействует с кислотой с образованием простейшего силана SiH_4;
- напишите уравнение реакции самовозгорания силана. Что представляет собой белый дым, образующийся при горении силана?
- напишите уравнения взаимодействия кремния с раствором щелочи.

Опыт 10. Получение нерастворимых силикатов

В небольшой стаканчик налейте 20%-ный раствор силиката натрия. Осторожно на дно в разные места опустите кристаллики сульфатов меди, никеля, хрома, марганца, железо-аммониевых квасцов. Через некоторое время над кристаллами появляются образования, напоминающие ветви деревьев. Причина — возникновение полупроницаемой пленки нерастворимого силиката. Вследствие осмоса вода проникает через полупроницаемую пленку, вызывая дальнейшее растворение соли и рост причудливых по форме осадков силикатов.

В отчете:

- в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнения образования силикатов, полученных в опыте. Для каждого силиката укажите его окраску. Чем обусловлена эта окраска — катионом или анионом?
- что можно сказать о растворимости силикатов *d*-элементов на основании проделанных опытов?

Опыт 11. Гидролиз стекла

Кусочек стекла разотрите в фарфоровой ступке с дистиллированной водой. Добавьте 2 капли раствора фенолфталеина. Чем объяснить появление окраски раствора?

В отчете:

- приведите примерный химический состав стекла;
- какое вещество подвергается гидролизу? Укажите *pH* раствора (больше или меньше 7). Напишите уравнение гидролиза;
- почему для наблюдения гидролиза стекло необходимо измельчить?

Опыт 12. Огнестойкость материалов, пропитанных силикатом натрия

Лоскут хлопчатобумажной ткани выдержите в 10%-ном растворе силиката натрия в течение 20–30 мин. Затем

его отожмите, высушите и проверьте на огнестойкость внесением в пламя горелки.

В отчете:

- сравните горючесть обычной ткани и ткани, пропитанной силикатом натрия.

Опыт 13. Схватывание цемента

В фарфоровой чашке смешайте цемент с водой до получения тестообразной массы. Смесь перенесите в металлическое кольцо на стекле и через час наблюдайте отвердевание массы.

В отчете:

- приведите примерный химический состав цемента в форме соединения оксидов различных элементов;
- какими химическими реакциями описывается процесс схватывания цемента? Напишите уравнения процессов гидратации тех оксидов, которые входят в состав цемента и способны взаимодействовать с водой. Перечислите отдельные стадии процесса схватывания цемента в их последовательности.

Олово и свинец

Опыт 14. Отношение олова к кислотам и щелочам

В пять пробирок поместите кусочки олова и прилейте концентрированный раствор щелочи, разбавленные и концентрированные кислоты — серную и соляную. При вялом течении реакций осторожно нагрейте пробирки. Какие газы выделяются? С помощью качественных реакций с сульфидом натрия установите, в каких пробирках в растворе находится катион олова (II).

В отчете:

- составьте уравнения всех проделанных реакций методом электронно-ионных полуреакций;
- почему олово взаимодействует с разбавленными серной и соляной кислотами очень вяло и только

при нагревании? Ответ дайте на основании значения стандартного электродного потенциала этого металла.

Опыт 15. Отношение свинца к кислотам и щелочам

В пять пробирок поместите кусочки свинца и прилейте раствор щелочи, концентрированные и разбавленные азотную и серную кислоты. Наблюдайте за процессами растворения. С помощью характерных реакций попытайтесь определить, в каких растворах имеются катионы свинца (II). Для этого используйте реакции иона свинца (II) с иодид- и сульфид-ионами.

В отчете:

- составьте молекулярные уравнения для всех проделанных реакций с помощью метода электронно-ионных полуреакций;
- почему свинец, несмотря на его отрицательный стандартный электродный потенциал, не взаимодействует с разбавленной серной и соляной кислотами?

Опыт 16. Амфотерность гидроксидов олова (II) и свинца (II)

Из солей олова (II) и свинца (II) обменными реакциями получите гидроксиды. Содержимое каждой пробирки разделите на две части и исследуйте кислотно-основные свойства полученных гидроксидов. Щелочной раствор тригидроксостанната (II) сохраните для опытов 20, 21.

В отчете:

- сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксидов олова (II) и свинца (II), напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, имея в виду, что при действии щелочи на осадки гидроксидов образуются растворимые гидроксокомплексы, в которых координационное число комплексообразователя равно четырем.

Опыт 17. Получение и свойства β-оловянной кислоты (тяга!)

В фарфоровой чашке к кусочку олова осторожно прилейте концентрированную азотную кислоту и подогрейте. Наблюдайте образование белого осадка β-оловянной кислоты. Содержимое чашки разбавьте водой и отделите осадок декантацией, разделив его на две части: к одной добавьте концентрированную соляную кислоту, а к другой — концентрированный раствор щелочи.

В отчете:

- укажите, растворяется ли β-оловянная кислота в растворах соляной кислоты и щелочи. Приведите уравнения соответствующих реакций.

Опыт 18. Получение α-оловянной кислоты

К 2–3 мл раствора хлорида олова (IV) по каплям прибавьте раствор аммиака до образования осадка. Разделите его на 4 пробирки. В двух пробирках проведите исследование кислотно-основных свойств гидроксида олова (IV). Содержимое третьей и четвертой пробирок нагрейте до кипения и снова испытайте кислотой и щелочью. Что наблюдаете?

В отчете:

- напишите уравнения проделанных реакций и укажите отличия в свойствах α- и β-оловянных кислот;
- что происходит при «старении» α-оловянной кислоты?

Опыты 19–21. Восстановительные свойства соединений олова (II)

Опыт 19. Взаимодействие хлорида олова (II) с солями железа (III) и ртути (II)

Выпишите из таблицы значения стандартных электродных потенциалов окислительно-восстановительных пар Sn^{4+}/Sn^{2+}, Fe^{3+}/Fe^{2+} и Hg^{2+}/Hg^{0}. Возможно ли

взаимодействие солей олова (II) и железа (III)? Проверьте свое заключение, прибавив к раствору хлорида олова (II) раствор хлорида железа (III). Повторите опыт в другой пробирке, заменив хлорид железа (III) на нитрат ртути (II), взяв его сначала с недостатком, а потом — с избытком.

В отчете:

- напишите уравнения всех проделанных реакций методом ионно-электронных полуреакций окисления и восстановления;
- основываясь на результатах опыта, определите роль олова (II) (окислитель или восстановитель) в выполненных реакциях.

Опыт 20. Взаимодействие тригидроксостанната (II) натрия с бромной водой

К раствору тригидроксостанната (II) натрия, полученному в опыте 16, прибавьте бромную воду. Наблюдайте и объясните обесцвечивание бромной воды.

В отчете:

- составьте уравнение проделанной окислительно-восстановительной реакции на основании уравнений полуреакций;
- определите роль иона тригидроксостанната (II) (окислитель или восстановитель).

Опыт 21. Взаимодействие тригидроксостанната (II) натрия с нитратом висмута

К раствору тригидроксостанната (II) прибавьте раствор нитрата висмута (III). Наблюдайте образование черного осадка металлического висмута.

В отчете:

- напишите уравнение проделанной окислительно-восстановительной реакции на основании уравнений полуреакций, учитывая, что в обеих реак-

циях (оп. 20 и 21) тригидроксостаннат (II) превращается в гексагидроксостаннат (IV);

- по результатам опытов 20 и 21 сделайте общий вывод о роли соединений олова (II) в окислительно-восстановительных реакциях. Подтвердите вывод взятым из таблицы 5 Приложения значением стандартного электродного потенциала пары $[Sn(OH)_6]^{2-}/[Sn(OH)_3]^-$.

Опыты 22–24. Окислительные свойства соединений свинца (IV)

Опыт 22. Взаимодействие оксида свинца (IV) с соляной кислотой

Изучите свойства диоксида свинца PbO_2. По значениям стандартных потенциалов окислительно-восстановительных систем PbO_2/Pb^{2+} и Cl_2/Cl^- определите роль PbO_2 в реакции диоксида свинца с концентрированной соляной кислотой (табл. 5 Приложения). Проводите эту реакцию под тягой. Какой газ выделяется?

В отчете:

- напишите молекулярное уравнение реакции на основе уравнений полуреакций, укажите роль PbO_2.

Опыт 23. Взаимодействие азотной кислоты с суриком

Изучите действие на сурик концентрированной и разбавленной азотной кислоты. Опишите наблюдаемые явления. Обратите внимание, что при взаимодействии концентрированной азотной кислоты с суриком выделяется газ — диоксид азота.

В отчете:

- укажите степени окисления свинца в Pb_3O_4. К какому классу соединений относится Pb_3O_4?
- в чем различие процессов взаимодействия концентрированной и разбавленной азотной кислоты с суриком? Напишите соответствующие уравнения реакций.

Опыт 24. Взаимодействие оксида свинца (IV) и сурика с солями марганца (II)

На оксид свинца (IV) или сурик подействуйте концентрированной азотной кислотой. Смесь прокипятите, а затем добавьте несколько капель раствора соли марганца (II) и снова прокипятите. Отметьте цвет раствора, обусловленный перманганат-ионом.

В отчете:

- напишите уравнение реакции, приведите стандартные электродные потенциалы полуреакций и определите направление окислительно-восстановительной реакции;
- сделайте обобщающий вывод о роли соединений свинца (IV) в окислительно-восстановительных реакциях.

Опыт 25. Малорастворимые соединения свинца (II)

С помощью обменных реакций получите малорастворимые соли свинца (II): хлорид, бромид, иодид, сульфат, карбонат. Укажите окраску каждой соли.

В отчете:

- составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения каждой малорастворимой соли;
- подтвердите малую растворимость полученных солей значениями их произведений растворимости.

Вопросы и задачи

1. С помощью метода молекулярных орбиталей составьте схему образования молекул CO и N_2. Сравните порядок, длину и энергию связей, энергию ионизации, стандартную энтропию, температуру плавления и кипения CO и N_2 и объясните особую близость их физических свойств.

2. С помощью метода молекулярных орбиталей составьте схему образования молекулы CN и ионов CN^- и CN^+. У какого молекулярного иона: CN^- или CN^+ межъядерное расстояние больше? Ответ обоснуйте исходя из схемы распределения электронов на молекулярных орбиталях этих частиц. Свой прогноз подтвердите справочными данными. Дайте мотивированный ответ на вопрос: как изменяется (увеличивается или уменьшается) энергия диссоциации частиц в ряду CN^-, CN, CN^+? Почему молекула CN легко превращается в ион CN^- и молекулу $(CN)_2$?
3. Температуры кипения и плавления элементов IV группы и некоторых их соединений приведены в таблице:

Элемент	Температура плавления, °C		Температура кипения, °C	
	Э	$ЭO_2$	$ЭF_4$	$ЭCl_4$
C	>3300	–72 (под	–182	–95 (возг.)
Si	1410	давл.)	57	–37 (возг.)
Ge	960	1730	83	705 (возг.)
Sn	232	1120	113 (разл.)	т. пл. 600
Pb	327	1130		(разл.)
		290 (разл.)		

Объясните, почему при переходе от элементарного углерода к кремнию имеет место такое заметное уменьшение температуры плавления? Какие изменения в структуре лежат в основе закономерного понижения температуры плавления от кремния к свинцу?

Постройте графики зависимостей температур кипения и плавления от заряда ядра элемента (порядкового номера элемента) для указанных четырех типов веществ. Какие кривые имеют аномальный ход? Объясните аномальное значение температуры плавления диоксида углерода.

Почему диоксид свинца термически менее стабилен, чем другие диоксиды?

4. Дихлорид углерода известен как короткоживущее промежуточное соединение. Какие элементы IV группы образуют устойчивые дихлориды и какова структура молекул этих соединений? Как меняется устойчивость этих соединений с увеличением порядкового номера элемента?
5. Энергия связей Э–Н (где Э — *p*-элемент IV группы) в гидридах и энергия связей Э–Э в соединениях $Э_2H_6$ имеет следующие значения:

Энергия связи	C	Si	Ge	Sn	Pb
$E_{(Э-H)}$, кДж/моль	413,8	317,7	288,4	250,8	204,8
$E_{(Э-Э)}$, кДж/моль	346,9	192,3	158,8	125,4	–

Отражают ли различия в энергиях связей экспериментально наблюдаемые различия в термической стабильности гидридов $ЭH_4$? Сколько атомов Э содержит известный высший член гомологического ряда $Э_nH_{2n+2}$ для каждого элемента? Можно ли сопоставить тенденцию к образованию цепей из одинаковых атомов Э–Э с величиной $E_{(Э-Э)}$? Какова относительная термическая стабильность соединений $Э_2H_6$?

6. Определите характер связей в кристаллических решетках кремния и германия, имеющих алмазоподобную структуру. Обладают ли эти вещества металлической проводимостью?
7. Какие соединения кремния с галогенами Вы знаете? Как они могут быть получены и какими обладают химическими и физическими свойствами? Что происходит при взаимодействии тетрафторида и тетрахлорида кремния с водой? Напишите уравнения соответствующих реакций.

8. С помощью справочной литературы сравните как можно большее число различных физических и химических свойств однотипных соединений углерода и кремния: CO_2 и SiO_2, CH_4 и SiH_4, C_2H_6 и Si_2H_6, CF_4 и SiF_4, CCl_4 и $SiCl_4$. Объясните причины существенного различия в свойствах указанных соединений с помощью концепции кайносимметрии.
9. Какое из двух соединений — хлорид олова (II) или хлорид олова (IV) — гидролизуется сильнее? Поясните, какой из гидроксидов олова обладает более выраженными кислотными свойствами: $Sn(OH)_2$ или $Sn(OH)_4$?
10. Какой из гидроксидов обладает более сильными основными свойствами: $Sn(OH)_2$ или $Pb(OH)_2$? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
11. В природе свинец, в основном, встречается в виде PbS, а олово — в виде SnO_2. Почему?
12. Будет ли взаимодействовать кремний с соляной и азотной кислотами, с гидроксидом натрия, с водой при стандартных условиях? Ответы подтвердите термодинамическими расчетами.

13–24. Напишите уравнения реакций для следующих переходов:

13. $CH_4 \rightarrow C \rightarrow CO_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CO_2$;
14. $Mg(HCO_3)_2 \rightarrow MgCO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CO \rightarrow HCN \rightarrow \rightarrow KCNS$;
15. $NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow CO_2 \rightarrow CO \rightarrow COCl_2 \rightarrow H_2CO_3$;
16. $Si \rightarrow SiS_2 \rightarrow Na_2SiS_3 \rightarrow SiS_2 \rightarrow SiCl_4 \rightarrow H_2SiO_3$;
17. $Si \rightarrow K_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow SiF_4 \rightarrow H_2SiF_6$;
18. $SiO_2 \rightarrow Si \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2SiO_3 \rightarrow SiO_2 \rightarrow SiF_4 \rightarrow \rightarrow H_2SiF_6$;
19. $Si \rightarrow Mg_2Si \rightarrow SiH_4 \rightarrow SiO_2 \rightarrow K_2SiO_3$;
20. $Pb \rightarrow Pb(NO_3)_2 \rightarrow Pb(OH)_2 \rightarrow [Pb(OH)_4]^{2-} \rightarrow PbCl_2$;
21. $PbS \rightarrow Pb \rightarrow PbO_2 \rightarrow PbCl_2 \rightarrow [PbCl_4]^{2-}$;

22. $Sn \rightarrow SnCl_2 \rightarrow SnCl_4 \rightarrow H_2SnO_3 \rightarrow [Sn(OH)_4]^{2-}$;
23. $SnO_2 \rightarrow Sn \rightarrow SnO \rightarrow SnO_2^{2-} \rightarrow SnCl_4$;
24. $Ge \rightarrow [Ge(OH)_6]^{2-} \rightarrow Ge^{4+} \rightarrow Ge(OH)_4 \rightarrow Ge(OH)_3Cl$.

Лабораторная работа № 21
p-ЭЛЕМЕНТЫ V ГРУППЫ

Азот

Опыт 1. Получение и свойства аммиака

Смешайте на бумаге сухую соль аммония и гидроксид кальция в отношении 1:1 (по объему), поместите смесь в сухую пробирку с отводной трубкой. Пробирку подогрейте. Газ соберите в сухую пробирку, надетую на газоотводную трубку (что легче: аммиак или воздух?). Пробирку, наполненную аммиаком, снимите с газоотводной трубки, заткните пробкой и опустите в емкость с водой. Под водой пробку осторожно выньте. Что наблюдается? Пробирку под водой закройте пробкой и переверните. В полученный раствор прилейте 1–2 капли раствора фенолфталеина. Объясните появление окраски.

В отчете:

- укажите установленные в данном опыте свойства аммиака: цвет, запах, растворимость в воде, *pH* полученного водного раствора;
- приведите схему равновесия, устанавливающегося в водном растворе аммиака;
- объясните причину высокой растворимости аммиака в воде; сколько приблизительно объемов аммиака растворяется в одном объеме воды?

Опыт 2. Смещение равновесия в системе аммиак — вода

В пробирку налейте 5–7 мл дистиллированной воды, добавьте 5–7 капель концентрированного раствора

аммиака. Раствор разделите на три пробирки и исследуйте его свойства. Одну пробирку нагрейте, в другую — добавьте раствор концентрированной (10 моль/л) щелочи. Обратите внимание на усиление запаха аммиака в обоих случаях. В третью пробирку добавьте 1–2 капли раствора фенолфталеина. Каков характер среды? К этому раствору добавьте несколько кристаллов хлорида аммония. Как изменяется окраска раствора?

В отчете:

- объясните влияние нагревания, добавления щелочи и хлорида аммония на состояние равновесия $NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$;
- какова константа диссоциации гидрата аммиака? Сильным или слабым основанием является это соединение?

Опыт 3. Образование солей аммония

Стакан смочите концентрированной соляной кислотой, избыток слейте осторожно в склянку. В тигель налейте немного концентрированного раствора аммиака и накройте его стаканом. Что наблюдается? Повторите тот же опыт, взяв вместо концентрированной соляной кислоты серную кислоту. Стакан при смачивании должен быть сухим! Почему нет дыма в стакане?

В отчете:

- опишите и объясните наблюдаемые явления;
- на основании электронного строения атомов объясните природу и механизм возникновения химической связи в образовавшемся катионе аммония.

Опыты 4, 5. Отношение солей аммония к нагреванию

Опыт 4. В сухие пробирки поместите: в одну — несколько кристаллов хлорида аммония, в другую —

карбоната аммония. Пробирки закрепите в штативе и нагрейте.

В отчете:

– объясните исчезновение соли в случае карбоната аммония и появление белого налета на стенках пробирки в случае хлорида аммония. Осталось ли что-нибудь на дне пробирки?

Опыт 5. Поместите в тигель несколько кристаллов сульфата или ортофосфата аммония и нагрейте. Какое вещество останется на дне тигля после нагревания?

В отчете:

– напишите уравнения проделанных реакций. Как разлагается при нагревании карбонат аммония? Какое влияние на характер разложения оказывает природа аниона? При разложении какой соли аммония выделяется не аммиак, а диазот? Какие соли аммония возгоняются при нагревании?

Опыт 6. Гидролиз солей аммония

С помощью универсальной индикаторной бумаги определите *pH* 0,5 моль/л растворов хлорида и сульфата аммония.

В отчете:

– напишите уравнения реакций гидролиза указанных солей в молекулярной и ионно-молекулярной формах;

– рассчитайте *pH* этих растворов и сравните теоретическое значение с опытным.

Опыт 7. Образование аммиачных комплексов

В две пробирки налейте по 1–2 мл растворов солей меди (II) и хрома (III). К ним по каплям приливайте разбавленный раствор аммиака до образования осадков гидроксидов. Затем прилейте концентрированный раствор аммиака до растворения осадков.

В отчете:

- напишите уравнения реакций, принимая во внимание, что координационное число меди (II) равно четырем, а хрома (III) — шести. Назовите полученные комплексные соединения. Какую роль в комплексных соединениях играет аммиак? Прочность аммиачных комплексов охарактеризуйте константами нестойкости.

Опыт 8. Образование азотистой кислоты и ее разложение (под тягой!)

В две пробирки налейте по 1–2 мл дистиллированной воды, насыпьте по 2–3 микрошпателя: в одну — нитрита, а в другую — нитрата калия. Встряхиванием добейтесь растворения солей. В каждую пробирку прилейте по 2 капли концентрированной серной кислоты. Обратите внимание на появление зеленоватой окраски раствора и бурых паров диоксида азота в пробирке, в которой образовалась азотистая кислота. В другой пробирке никаких изменений не происходит.

В отчете:

- опишите наблюдаемые явления;
- чем объяснить различную устойчивость азотистой и азотной кислот? Ответ обоснуйте особенностями строения молекул. Объясните, почему нитриты устойчивее азотистой кислоты. Опишите структуру молекулы HNO_2 и нитрит-иона.

Опыты 9–10. Окислительно-восстановительные свойства азотистой кислоты

Опыт 9. В двух пробирках приготовьте раствор нитрита натрия, прилейте разбавленную серную кислоту и добавьте: в одну — раствор иодида калия, в другую — раствор перманганата калия. Запишите изменение окраски. Для выяснения, какое вещество образовалось в первой пробирке, добавьте в нее раствор крахмала.

В отчете:

- напишите уравнения проделанных окислительно-восстановительных реакций, используя метод полуреакций;
- установите роль нитрит-иона в этих реакциях;
- приведите стандартные электродные потенциалы полуреакций и объясните, какие свойства — окислительные или восстановительные — присущи нитрит-иону? Обратите внимание на выделение из растворов газа в результате параллельно идущей реакции. Какой? Напишите ее уравнение.

Опыт 10. Для сравнения окислительной активности HNO_2 и NO_2^- проведите опыт окисления иодида калия в кислом и слабощелочном растворах. В пробирку с раствором нитрита натрия прилейте раствор иодида калия. Прошла ли реакция окисления иодид-иона? Теперь прилейте раствор иодида калия к раствору разбавленной серной кислоты. Выделился ли иод?

В отчете:

- напишите уравнение реакции взаимодействия нитрита натрия с серной кислотой и установите, в каком направлении смещается равновесие при подкислении раствора;
- сделайте вывод о том, что является окисляющим агентом в подкисленных растворах нитритов. Вывод подтвердите стандартными электродными потенциалами полуреакций восстановления нитрит-иона до NO в кислой и щелочной средах. Почему окислительная способность HNO_2 больше, чем NO_2^-?

Опыты 11–14. *Окислительные свойства азотной кислоты*

Опыт 11. Исследуйте взаимодействие концентрированной азотной кислоты с простыми веществами:

медью, серой и красным фосфором. Для этого в отдельных пробирках подействуйте концентрированной азотной кислотой на медь, серу и красный фосфор. Пробирки с серой и фосфором осторожно прокипятите. Запишите наблюдаемые явления. Образующийся газ идентифицируйте по цвету и запаху. В пробирках с серой и фосфором докажите наличие в растворах сульфат- и ортофосфат-ионов с помощью известных качественных реакций.

В отчете:

- опишите наблюдаемые явления, сопровождив их уравнениями соответствующих реакций;
- приведите значения стандартных электродных потенциалов полуреакций;
- на основании наблюдений и значений электродных потенциалов сделайте вывод о роли азотной кислоты в проделанных окислительно-восстановительных реакциях. Может ли азотная кислота быть восстановителем? Ответ обоснуйте.

Опыт 12. Исследуйте взаимодействие разбавленной (2 моль/л) азотной кислоты с медью и магнием. Пробирку с медью, если реакция идет медленно, подогрейте. Газ, выделяющийся при реакции кислоты с медью, соберите в пробирку над водой. Когда пробирка наполнится газом, закройте ее пальцем и вытащите из воды. Убедитесь, что газ в пробирке бесцветен. Откройте пробирку и наблюдайте побурение газа при его контакте с воздухом. По этим признакам идентифицируйте газ, выделяющийся при взаимодействии меди с разбавленной азотной кислотой.

В отчете:

- составьте уравнения реакций, учитывая, что магний восстанавливает нитрат-ион до иона NH_4^+, а медь — до NO;

— как влияет природа металла на глубину восстановления азотной кислоты?

Опыт 13. В пробирку налейте 1–2 мл концентрированной азотной кислоты, пробирку вертикально закрепите в штативе и подогрейте. В горячую кислоту осторожно опустите тлеющую лучинку. Почему лучинка вспыхнула?

В отчете:

— приведите уравнение реакции термического разложения азотной кислоты. Дайте объяснение слабой бурой окраски газообразной фазы в склянках с концентрированной азотной кислотой.

Опыт 14. В пробирке в 1–2 мл дистиллированной воды растворите несколько кристаллов соли железа (II), добавьте 2–3 капли концентрированной азотной кислоты. Раствор осторожно прокипятите 1–2 минуты. После охлаждения к раствору добавьте несколько капель тиоцианата калия. О присутствии каких ионов железа говорит появление красной окраски?

В отчете:

— напишите уравнения реакций.

Опыт 15. Термическое разложение нитратов

В сухих пробирках расплавьте небольшие порции нитратов калия и свинца (II). Выделяющийся в первой пробирке бесцветный газ испытайте тлеющей лучиной. После охлаждения к расплаву прилейте 2 мл дистиллированной воды и докажите присутствие в растворе нитрит-иона (см. оп. 9). Обратите внимание на цвет газа, выделяющегося во второй пробирке.

В отчете:

— напишите уравнения проделанных реакций, а также приведите уравнение термического разложения нитрата серебра (I);

– укажите, как влияет природа катиона на характер термического разложения нитратов?

Опыт 16. Гидролиз солей азотистой и азотной кислот

С помощью *pH*-метра или универсальной индикаторной бумаги определите *pH* 0,5 моль/л растворов нитрита и нитрата калия. Раствор соли азотистой кислоты должен быть свежеприготовленным.

В отчете:

– рассчитайте значение *pH* раствора нитрита калия и сравните со значением *pH*, определенным экспериментально. Определите, какая кислота сильнее — азотная или азотистая? Ответ дайте на основании строения молекул кислот.

Фосфор

Опыты 17, 18. Получение фосфорных кислот

Опыт 17. В фарфоровую чашку поместите 0,2 г красного фосфора. В вытяжном шкафу подожгите его сильно нагретой стеклянной палочкой или металлической проволокой. Чашку накройте стеклянной воронкой так, чтобы снизу был возможен приток воздуха. При горении фосфора на стенках воронки осаждаются белые кристаллы оксида фосфора (V). После окончания реакции воронку укрепите в штативе, под нее подставьте стаканчик или небольшую колбу и смойте кристаллы оксида дистиллированной водой. Раствор образовавшейся метафосфорной кислоты разлейте на две пробирки. В первую пробирку опустите лакмусовую бумажку и добавьте до нейтральной реакции раствор аммиака. Действием раствора нитрата серебра (I) докажите присутствие PO_3^--ионов (см. опыт 22). В другую пробирку добавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты и прокипятите смесь несколько раз. Полученный раствор нейтрализуйте аммиаком. Качественной реакцией с нитратом серебра докажите присутствие иона PO_4^{3-} (см. опыт 22).

В отчете:

- напишите уравнение реакции перехода метафосфорной кислоты в ортофосфорную при нагревании в кислой среде;
- приведите цепочку переходов фосфорных кислот;
- напишите уравнения реакций с нитратом серебра, с помощью которых можно отличить метафосфорную кислоту от ортофосфорной. Почему эти качественные реакции нужно проводить в нейтральной среде (см. оп. 22)?

Опыт 18. В маленькую колбу поместите 0,5 г ортофосфата кальция, прилейте разбавленный (1:1) раствор серной кислоты и нагрейте. Слейте раствор с осадка, разбавьте дистиллированной водой и сделайте пробу на присутствие ортофосфорной кислоты «молибденовой жидкостью». Выпадение желтого осадка укажет на наличие H_3PO_4 (см. опыт 22).

В отчете:

- напишите уравнения проделанных реакций.

Опыты 19, 20. Отношение солей ортофосфорной кислоты к нагреванию

Опыт 19. В фарфоровом тигле на пламени горелки сильно прокалите несколько кристаллов гидроортофосфата натрия. Образовавшийся пирофосфат натрия после охлаждения растворите в 2–3 мл дистиллированной воды. К полученному раствору прилейте раствор нитрата серебра (I). Каков состав выпавшего белого осадка?

В отчете:

- напишите уравнения проделанных реакций.

Опыт 20. В фарфоровом тигле прокалите несколько кристаллов дигидроортофосфата натрия. Сухой остаток растворите в 1–2 мл дистиллированной воды и прилейте

раствор нитрата серебра. Обратите внимание на выпадение белого осадка метафосфата серебра.

В отчете:

- укажите, как относятся к нагреванию одно- и двузамещенные соли ортофосфорной кислоты. Почему фосфаты не разлагаются при нагревании в отличие от солей азотной кислоты?

Опыты 21–23. Малорастворимые соли фосфорных кислот

Опыт 21. По таблице произведений растворимости найдите малорастворимые соли ортофосфорной кислоты и получите их реакциями ионного обмена (табл. 8 Приложения).

В отчете:

- напишите уравнения проделанных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах;
- опишите цвет и структуру полученных осадков;
- приведите значения произведений растворимости.

Опыт 22. В три пробирки налейте по 1 мл растворов мета-, орто- и пирофосфатов калия или натрия. Испытайте действие нитрата серебра (I) на растворы солей, обратите внимание на цвет выпавших осадков: белый — $AgPO_3$, желтый — Ag_3PO_4, белый — $Ag_4P_2O_7$ в нейтральной среде (опыты 17, 18). Данные реакции являются качественными при обнаружении ионов PO_3^-, PO_4^{3-}, $P_2O_7^{4-}$. Подействуйте на полученные осадки разбавленной азотной кислотой и обратите внимание на их растворение.

Качественной реакцией на ортофосфорную кислоту является также реакция с «молибденовой жидкостью», представляющей собой раствор молибдата аммония, подкисленный азотной кислотой.

К 1 мл раствора ортофосфорной кислоты прилейте 5–6 капель «молибденовой жидкости», слегка подогрейте. Обратите внимание на выпадение ярко-желтого осад-

ка кислого молибдофосфата аммония. Реакция идет по уравнению:

$$H_3PO_4 + 12(NH_4)_2MoO_4 + 21HNO_3 =$$
$$= (NH_4)_3H_4[P(Mo_2O_7)]_6 + 21NH_4NO_3 + 10H_2O.$$

В отчете:

- напишите уравнения проделанных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 23. Гидролиз солей ортофосфорной кислоты

С помощью универсальной индикаторной бумаги определите *pH* 0,5 моль/л растворов одно-, двух- и трехзамещенных солей ортофосфорной кислоты.

В отчете:

- напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза;
- рассчитайте значения *pH* этих растворов и сравните с полученными экспериментально.

Сурьма и висмут

Опыт 24. Взаимодействие сурьмы и висмута с азотной кислотой

В две пробирки поместите по кусочку металлических сурьмы и висмута. В пробирку с сурьмой прилейте 1 мл концентрированной, в пробирку с висмутом — 1 мл 1 моль/л азотной кислоты (концентрированная азотная кислота пассивирует висмут). Пробирки осторожно нагрейте. В пробирке с сурьмой наблюдайте выделение бурого газа и образование белого осадка ортосурьмяной кислоты. В пробирке с висмутом обратите внимание на выделение газа, который в верхних частях пробирки становится бурым. Слейте раствор с остатков висмута и добавьте к нему несколько капель сульфида натрия. Черный осадок сульфида висмута (III) укажет на присутствие ионов Bi^{3+}.

В отчете:

- напишите уравнения проведенных реакций, используя метод полуреакций;
- приведите уравнения реакций взаимодействия концентрированной азотной кислоты с фосфором и мышьяком. Какое изменение металлических свойств в ряду элементов VA группы иллюстрируют эти реакции?

Опыт 25. Получение и свойства гидроксидов сурьмы (III) и висмута (III)

Из растворов солей реакциями ионного обмена получите гидроксиды Sb (III) и Bi (III). Для исследования кислотно-основных свойств каждый из образовавшихся осадков разделите на две пробирки и добавьте в одну избыток соляной кислоты (1:3), в другую — избыток концентрированной (10 моль/л) щелочи.

В отчете:

- напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения всех проделанных реакций, учитывая, что продуктом взаимодействия гидроксида сурьмы (III) со щелочью является гидроксокомплекс с координационным числом, равным шести;
- укажите, как меняются кислотно-основные свойства в ряду гидроксидов As (III), Sb (III), Bi (III). Что собой представляют гидроксиды по составу и структуре? Каковы их произведения растворимости?

Опыты 26, 27. Гидролиз солей сурьмы (III) и висмута (III)

Опыт 26. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите *pH* растворов солей Sb (III) и Bi (III) одинаковой концентрации.

В отчете:

- напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах;

– рассчитайте *pH* указанных растворов и сравните с опытными значениями.

Опыт 27. К исследованным в опыте 26 растворам солей Sb (III) и Bi (III) прилейте дистиллированную воду до образования осадков.

В отчете:

– приведите уравнения гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном видах, учитывая, что осадки образуются на второй ступени гидролиза и представляют собой малорастворимые оксосоли. Как влияет на гидролиз разбавление?

Опыт 28. *Малорастворимые соли сурьмы (III) и висмута (III)*

По таблице произведений растворимости найдите малорастворимые соли Sb (III) и Bi (III) (табл. 8 Приложения). Получите их реакциями ионного обмена. Обратите внимание на цвет осадков.

В отчете:

– напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения проделанных реакций, приведите цвет и внешний вид малорастворимых солей;
– для каждой малорастворимой соли укажите значение произведения растворимости.

Опыт 29. *Образование комплексной соли висмута (III)*

К раствору соли Bi (III) прибавьте по каплям раствор иодида калия до образования черного осадка. Затем прилейте избыток иодида калия до растворения осадка и образования желто-оранжевого раствора тетраиодовисмутата (III) калия.

В отчете:

– напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах;

– приведите значения произведения растворимости иодида висмута (III) и константы нестойкости комплексного иона.

Опыт 30. Восстановительные свойства соединений висмута (III)

В фарфоровую чашку налейте 1–2 мл раствора нитрата висмута (III), 2–3 мл 30%-ного раствора гидроксида натрия и 1–2 мл бромной воды. Чашку нагрейте, поместив ее на асбестовой сетке над горелкой. Наблюдайте образование коричневого осадка висмутата натрия. Осадок отфильтруйте, промойте дистиллированной водой и оставьте для опыта 31.

В отчете:

– используя метод полуреакций, напишите уравнение проделанной окислительно-восстановительной реакции и определите в ней роль Bi^{3+}.

Опыт 31. Окислительные свойства соединений висмута (V)

В фарфоровую чашку налейте 3–4 мл 2 М раствора азотной кислоты, 2 капли раствора соли марганца (II), добавьте стеклянной палочкой небольшое количество висмутата натрия, полученного в опыте 30.

В отчете:

– с помощью метода полуреакций напишите уравнение проделанной окислительно-восстановительной реакции;

– объясните появление розово-малиновой окраски раствора. Ответ обоснуйте с помощью стандартных электродных потенциалов полуреакций.

Вопросы и задачи

1. По значениям ΔH° и ΔS°, взятым из таблиц, рассчитайте значения ΔG° образования оксидов азота N_2O, NO и NO_2 из простых веществ для темпе-

ратур 298, 1000, 2000 и 3000 К. При этом примите, что ΔH_1 и ΔS от температуры не зависят. Постройте график зависимости $\Delta G^\circ = f(T)$. Образование какого оксида и в каких условиях термодинамически возможно при непосредственном взаимодействии азота и кислорода? Как получают этот оксид в промышленности?

2. На основании строения молекулы аммиака объясните ее высокую полярность и способность образовывать донорно-акцепторные связи. Какие взаимодействия обусловливают: высокую растворимость аммиака в воде, относительно высокие температуры плавления и кипения его по сравнению с аналогами — водородными соединениями элементов V группы?
3. Термическое разложение нитрата аммония может протекать двумя путями: а) с образованием диазота; б) с образованием оксида азота (I). Рассчитайте ΔG° обеих реакций и установите, какой процесс наиболее вероятен.
4. По значениям ΔH° и ΔS°, взятым из справочника, рассчитайте ΔG° образования аммиака из простых веществ для 298, 1000, 2000 и 2500 К. Постройте график зависимости $\Delta G^\circ = f(T)$. Как влияет температура на величину ΔG? Как влияет температура и давление на состояние равновесия системы $N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3$? При каких условиях получают аммиак в промышленности?
5. Аммиак горит в хлоре и кислороде с образованием диазота. Какую роль он играет в этих реакциях: окислителя или восстановителя? Составьте выражения для констант равновесия обоих процессов. Рассчитайте для этих реакций ΔG° и значения констант равновесия. Какая из реакций протекает полнее?
6. Каково строение молекулы диоксида азота? Почему в атмосфере диоксида азота горят металлы

и неметаллы? Ответ подтвердите расчетом ΔG^o реакций горения магния и серы в NO_2 с образованием свободного азота.

7. Какие соединения из ряда N_2H_4, HN_3, NH_3 и NaN_3 при растворении в воде повышают *pH* раствора? Ответ обоснуйте. Рассчитайте *pH* 0,1 М растворов всех соединений данного ряда.
8. На основании строения молекулы HNO_3 и нитрат-иона объясните, почему окислительные свойства иона NO_3^- ярко выражены в азотной кислоте и значительно слабее проявляются у ее солей? Приведите примеры окисляющего действия азотной кислоты и нитрата калия.
9. Окисление аммиака кислородом может протекать двумя путями: а) с образованием оксида азота (II); б) с образованием диазота. Рассчитайте ΔG^o обоих процессов и определите, какой из них более вероятен. Каким образом достигают преимущественного образования оксида азота (II) при окислении аммиака в промышленности?
10. Каково строение молекулы гидразина? Объясните его склонность к образованию донорно-акцепторных связей, к взаимодействию с водой и кислотами. Почему водные растворы гидразина имеют pH>7? Приведите уравнение реакции горения гидразина и рассчитайте стандартное изменение энтальпии этого процесса. Обоснуйте применение гидразина в качестве ракетного топлива.
11. Напишите уравнения реакций термического разложения солей аммония: NH_4NO_2, NH_4NO_3, $(NH_4)_2SO_4$, $(NH_4)_2CO_3$, $(NH_4)_2Cr_2O_7$. Как зависит характер реакции разложения от природы аниона? Разложение каких из приведенных солей является реакцией внутримолекулярного окисления-восстановления? Для этих реакций составьте уравнения методом электронного баланса. Раз-

ложение каких солей представляет собой реакцию конмутации?

12. Каково строение молекулы оксида азота (IV)? Почему ее правильнее называть не молекулой, а радикалом? Как взаимодействует с водой оксид азота (IV)? К какому типу окислительно-восстановительных процессов относится эта реакция? Как протекает эта реакция в присутствии кислорода?

13. В таблице приведены значения температуры плавления ($T_{пл}$) и кипения ($T_{кип}$) водородных соединений азота, фосфора, мышьяка и сурьмы.

Температура	NH_3	PH_3	AsH_3	SbH_3
$T_{пл}$, K	195	139	157	185
$T_{кип}$, K	240	185	211	155

Постройте графики зависимости $T_{пл}$ и $T_{кип}$ водородных соединений $ЭH_3$ от номера периода, в котором находится элемент Э. С чем связано нарушение монотонности хода кривых для аммиака (температуры плавления и кипения как бы завышены)? Как меняется растворимость этих соединений в воде и почему?

14. Соединения As (V), Sb (V), Bi (V) являются окислителями. Как изменяется окислительная активность соединений в этом ряду? Объясните причину этой закономерности. Приведите примеры реакций.

15. Выпишите из таблицы стандартные энтальпии образования ΔH° водородных соединений *p*-элементов V группы. Постройте график $\Delta H^\circ = f(n)$, где n — номер периода, в котором находится элемент. Экстраполяцией определите ΔH° образования BiH_3. Как меняется устойчивость молекул в ряду NH_3, PH_3, AsH_3, SbH_3, BiH_3? Ответ подтвердите значениями энергии и длины связи Э–Н, взятыми из литературы.

16. Каково строение молекул водородных соединений $ЭH_3$ *p*-элементов V группы? Приведите значения валентных углов Н–Э–Н, дипольных моментов молекул. Постройте график $m_{ЭH} = f(n)$, где m — дипольный момент молекул; n — номер периода, в котором находится элемент Э. Экстраполяцией найдите m для BiH_3. Как в ряду NH_3, PH_3, AsH_3, SbH_3, BiH_3 изменяется склонность к образованию комплексных соединений и почему? Одинаково ли относятся соединения $ЭH_3$ к воде и кислотам? Ответ иллюстрируйте соответствующими уравнениями реакций.
17. Как меняется характер связи и кислотно-основные свойства галоидных соединений в ряду $NГ_3$, $PГ_3$, $AsГ_3$, $SbГ_3$, $BiГ_3$? Ответ обоснуйте значениями электроотрицательностей элементов. В качестве иллюстрации кислотно-основных свойств приведите уравнения реакций гидролиза трифторидов фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута.
18. Приведите аллотропические модификации фосфора и опишите их строение. Укажите межатомные расстояния, температуры плавления, значения стандартной энтальпии перехода из одной модификации в другую, условия перехода. Объясните различия в их устойчивости и химической активности.
19. Приведите значения первых энергий ионизации и радиусов атомов *p*-элементов V группы. Постройте графики зависимости этих величин от номера периода, в котором находится элемент. Обратите внимание на немонотонный характер изменения свойств элементов и объясните его. Как меняются металлические свойства элементов по группе? Подтвердите свой вывод уравнениями реакций взаимодействия фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута с азотной кислотой.

20. Каковы особенности структуры, условия образования и устойчивость фосфорных и полифосфорных кислот? Сравните силу ортофосфорной и дифосфорной кислот. Как относятся к прокаливанию кислые ортофосфаты? Напишите уравнения реакций, протекающих при прокаливании дигидроортофосфата натрия и гидроортофосфата кальция.

21. Фосфористая кислота в водном растворе существует в виде двух таутомерных форм: H_3PO_3 и $H_2(PO_3H)$. Каково пространственное строение этих молекул? Какие факты указывают на то, что более предпочтительной является вторая форма? Охарактеризуйте силу этой кислоты. Приведите уравнения реакций получения фосфористой кислоты.

22–24. Напишите уравнения реакций заданных переходов, укажите условия протекания процессов. Для окислительно-восстановительных реакций, протекающих в водных растворах, приведите электронно-ионные уравнения полуреакций и их стандартные электродные потенциалы:

22. $N_2 \rightarrow NH_3 \rightarrow NO \rightarrow N_2O_3 \rightarrow KNO_2 \rightarrow KNO_3$;
$NH_3 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow Pb(NO_3)_2 \xrightarrow{\text{нагревание}}$
$P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow HPO_3 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow (HPO_3)_2$;
$Sb \rightarrow H_3SbO_4 \rightarrow SbCl_3 \rightarrow Sb(OH)_3 \rightarrow Na[Sb(OH)_4]$.

23. $NH_3 \rightarrow N_2 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NO$;
$Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow P \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_2HPO_4 \xrightarrow{\text{нагревание}} \ldots\ldots$
$KBiO_3 \rightarrow BiCl_3 \rightarrow Bi \rightarrow Bi(NO_3)_3 \rightarrow BiONO_3 \rightarrow Bi(OH)_3$
$HNO_3 \rightarrow NH_3 \rightarrow NH_4OH\ (+CuCl_2) \rightarrow (+NH_3) \rightarrow \ldots\ldots$

24. $SbCl_3 \rightarrow SbOCl \rightarrow Sb(OH)_3 \rightarrow Sb(NO_3)_3 \rightarrow Sb \rightarrow$
$\rightarrow H_3SbO_4$;
$N_2 \rightarrow NO \rightarrow HNO_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 \xrightarrow{\text{нагревание}} \ldots$
$NH_3 \rightarrow HNO_3 \rightarrow NO_2 \rightarrow N_2O_4 \rightarrow NO_2(+KOH) \rightarrow \ldots\ldots$
$BiCl_3 \rightarrow Bi \rightarrow Bi(NO_3)_3 \rightarrow KBiO_3 \rightarrow Bi(NO_3)_3 \rightarrow Bi(OH)_3$.

Лабораторная работа № 22. *p*-ЭЛЕМЕНТЫ VI ГРУППЫ

Кислород. Пероксид водорода

Опыты 1–3. Получение кислорода и его свойства

Опыт 1. *Получение кислорода электролизом воды, окислительные свойства кислорода*

В данном опыте кислород получают с помощью прибора, называемого *электролизером*, заполненного водой, куда добавлена щелочь для повышения электропроводности. Через раствор пропускается постоянный электрический ток, при этом происходит электрохимическое разложение воды (электролиз). На отрицательном электроде прибора (катоде) выделяется газообразный водород, а на положительном электроде (аноде) — кислород.

Под руководством преподавателя ознакомьтесь с устройством электролизера. Предварительно подготовьте три пробирки, снабженные пробками, налейте в две из них приблизительно по 1 мл дистиллированной воды.

Включите электролизер. Наблюдайте выделение газообразных продуктов электролиза на электродах. Отводную трубку, отходящую от анодного пространства прибора, опустите поочередно в каждую пробирку до дна (или до поверхности воды) и заполните пробирки кислородом в течение нескольких минут. Заполнив пробирку газом, вытащите отводную трубку, быстро закройте пробирку пробкой, отставьте ее и заполняйте следующую.

Когда все три пробирки будут заполнены кислородом, выключите электролизер.

В первую пробирку (без воды) внесите тлеющую лучину — она ярко вспыхивает в атмосфере кислорода.

В железную ложечку положите маленький кусочек серы, нагрейте в пламени горелки и внесите серу во вторую пробирку. Наблюдайте горение серы в кислороде. Когда сера сгорит, закройте пробирку пробкой и

взболтайте содержащуюся в ней воду. Откройте пробирку и внесите в нее несколько капель раствора лакмуса. В какой цвет и почему окрасился индикатор?

В петельке, сделанной из тонкой проволоки, укрепите кусочек древесного угля, накалите его в пламени горелки и внесите в третью пробирку — уголь ярко вспыхивает. После сгорания угля пробирку закройте пробкой и испытайте раствором лакмуса так же, как в предыдущем случае. Обратите внимание на окраску лакмуса.

В отчете:

- приведите схему электролизера, обозначив его составные части;
- напишите электронные уравнения процессов, протекающих на электродах электролизера при электролизе воды, а также суммарное уравнение электролитического разложения воды;
- перечислите физические и химические свойства кислорода, которые удалось установить при выполнении опыта;
- напишите уравнения реакций горения серы и угля в кислороде, а также уравнения равновесий, устанавливающихся в водном растворе для продуктов сгорания;
- объясните причину изменения окраски индикатора;
- сформулируйте общий вывод об окислительных свойствах свободного кислорода.

Опыт 2. Получение кислорода термическим разложением перманганата калия

В сухую пробирку внесите 2 микрошпателя кристаллического перманганата калия, укрепите ее вертикально в штативе и нагрейте в пламени горелки. Через 1–2 минуты, когда воздух из пробирки будет вытеснен выделяющимся кислородом, докажите тлеющей лучиной наличие в ней кислорода.

В отчете:

- напишите уравнение реакции термического разложения перманганата калия, имея в виду, что, помимо кислорода, продуктами реакции являются манганат калия и оксид марганца (IV);
- укажите тип окислительно-восстановительной реакции разложения перманганата калия.

Опыт 3. Получение кислорода каталитическим разложением хлората калия

В сухую пробирку насыпьте 2–3 микрошпателя кристаллического хлората калия, укрепите ее вертикально в штативе. Нагревайте соль до полного ее расплавления, внесите в пробирку тлеющую лучинку, убедитесь в отсутствии кислорода в пробирке.

Отставьте горелку, внесите в пробирку один микрошпатель диоксида марганца и снова нагрейте ее содержимое. Через 1–2 мин тлеющей лучиной докажите наличие кислорода.

В отчете:

- опишите наблюдения, сделанные в ходе проведения опыта;
- напишите уравнения реакций термического разложения хлората калия: а) в отсутствие катализатора; б) в присутствии катализатора, роль которого играет диоксид марганца. Имейте в виду, что в первом случае хлорат калия разлагается на перхлорат и хлорид, а во втором случае — на хлорид калия и кислород;
- укажите, к какому типу окислительно-восстановительных реакций относится каждая из них.

Опыт 4. Получение озона и его окислительные свойства

Предварительно подготовьте две пробирки, в одну из которых влейте около 1 мл раствора иодида калия, а в другую — столько же раствора сульфата марганца (II).

В третью пробирку (сухую) внесите 3–4 микрошпателя кристаллического пероксодисульфата калия или аммония, прилейте около 0,5 мл концентрированной азотной кислоты, закрепите пробирку вертикально в штативе, закройте пробкой с отводной трубкой и осторожно нагревайте пламенем горелки. Пропускайте образующиеся газообразные продукты реакции сначала через раствор иодида калия, а затем — через раствор сульфата марганца (II). Внимательно наблюдайте и зафиксируйте происходящие при этом явления. Докажите соответствующей реакцией, что в первой пробирке образовался элементарный йод. Бурый осадок, появившийся во второй пробирке, представляет собой оксид марганца (IV).

В отчете:

- напишите уравнения реакций образования озона при взаимодействии пероксодисульфата с концентрированной азотной кислотой, учитывая, что наряду с озоном образуются оксид азота (IV), сульфат калия (или аммония) и серная кислота;
- напишите уравнения взаимодействия озона с иодидом калия и сульфатом марганца (II), подобрав в них коэффициенты на основании уравнений полуреакций;
- определите роль озона (окислитель или восстановитель) в обеих реакциях;
- сделайте общий вывод об окислительных свойствах озона. Какая аллотропическая модификация кислорода является более сильным окислителем — дикислород или трикислород (озон)?

Опыт 5. Каталитическое разложение пероксида водорода

Влейте в чистую пробирку примерно 0,5 мл 3%-ного раствора пероксида водорода. Обратите внимание: разлагается ли пероксид водорода? Внесите в пробирку

Опыт 8. Получение ромбической серы (α-серы)

Опыт проводите в вытяжном шкафу, вдали от открытого огня и электронагревательных приборов.

В пробирку налейте около 1 мл дисульфида углерода или бензола и небольшими порциями вносите в растворитель микрошпателем порошкообразную серу, тщательно перемешивая содержимое пробирки стеклянной палочкой после внесения каждой очередной порции. Серу вносите до получения насыщенного раствора, когда даже при перемешивании она перестанет растворяться. После отстаивания отберите на часовое стекло несколько капель раствора и оставьте для медленной кристаллизации, происходящей по мере естественного испарения растворителя.

Когда весь растворитель испарится, на стекле останутся кристаллы ромбической серы (α-серы). Внимательно рассмотрите кристаллы под микроскопом или с помощью лупы, отметьте их цвет, зарисуйте форму.

Опыт 9. Получение моноклинной серы (β-серы)

Маленький фарфоровый тигель заполните кусочками серы, поместите на фарфоровый треугольник, поставленный на кольцо штатива. Осторожно нагрейте тигель пламенем горелки до полного расплавления серы. Уберите горелку и наблюдайте за кристаллизацией серы на поверхности расплава по мере его охлаждения. Кристаллизация начинается у стенок тигля, постепенно перемещаясь к центру. Когда кристаллы покроют почти всю поверхность, захватите тигель щипцами (он горячий!) и быстро вылейте расплавленную серу в стакан с водой. Внимательно рассмотрите в лупу оставшиеся в тигле кристаллы моноклинной серы, запишите их цвет и зарисуйте форму. Наблюдайте постепенное изменение цвета кристаллов по мере их охлаждения, что связано с превращением призматической серы (устойчивой выше 92 °С) в октаэдрическую.

Несколько кристалликов моноклинной серы поместите на часовое стекло и разотрите в нескольких кап-

лях органического растворителя (дисульфида углерода или бензола). Дайте растворителю испариться и в микроскоп рассмотрите форму вновь образовавшихся кристаллов. К какой аллотропической модификации серы относятся эти кристаллы? Какая модификация серы наиболее устойчива при комнатной температуре?

В отчете:

- руководствуясь указаниями и вопросами, содержащимися в тексте работы, опишите наблюдения;
- отметьте растворимость элементарной серы в органических растворителях;
- на основании наблюдений и справочных данных составьте сводку аллотропических модификаций серы, указав температурные интервалы, в которых устойчивы эти модификации;
- объясните изменения вязкости расплавленной серы при постепенном повышении температуры.

***Опыты 10–12.** Окислительно-восстановительные свойства элементарной серы*

***Опыт 10.** Диспропорционирование серы*

Поместите в тигель 2–3 микрошпателя порошкообразной серы («серного цвета»), тигель установите на асбестовой сетке, помещенной на кольце штатива, прибавьте в тигель концентрированный раствор щелочи и кипятите примерно 10 мин. После охлаждения раствора докажите наличие в нем сульфид-ионов. Для этого на кусочек фильтровальной бумаги, предварительно смоченной раствором нитрата свинца (II), с помощью стеклянной палочки нанесите каплю раствора из тигля. Чем вызвано почернение бумаги? Составьте уравнение проделанной реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах, учитывая, что другим продуктом реакции является тиосульфат — ион SO_3S^{2-}. Какую роль — окислителя или восстановителя — играет сера

в этой реакции? К какому типу окислительно-восстановительных реакций относится реакция взаимодействия серы со щелочью?

Опыт 11. Окислительные свойства серы

Тщательно смешайте один микрошпатель цинковой пыли или порошка железа и два микрошпателя порошка серы. Смесь поместите на куске асбеста в виде горки. Сильно разогрейте в пламени горелки конец стеклянной палочки и прикоснитесь им к смеси цинка с серой. Наблюдайте вспышку. Рассмотрите продукт реакции, испытайте, растворяется ли он в воде или растворе сильной кислоты. Приведите уравнения проделанных реакций.

Какую роль играет сера в реакции взаимодействия с цинком? Найдите в справочнике численное значение стандартной энтальпии образования сульфида цинка или железа.

Опыт 12. Восстановительные свойства серы

В сухую пробирку внесите кусочек серы и прилейте около 0,5 мл концентрированной азотной кислоты. Прокипятите в течение 5 мин. Одним из продуктов реакции является газ, который Вы можете идентифицировать по цвету и запаху. Сера окисляется до серной кислоты, наличие которой в образовавшемся растворе докажите с помощью реакции, характерной для сульфат-иона.

Повторите опыт, заменив азотную кислоту концентрированной серной. В данной реакции как сера, так и серная кислота превращаются в один и тот же газообразный продукт, идентифицируемый по запаху.

Составьте уравнения проделанных реакций на основании электронно-ионных уравнений полуреакций. Уравнение реакции обнаружения сульфат-иона запишите в ионно-молекулярной форме.

Какова роль элементарной серы в каждой из проделанных реакций? К какому типу окислительно-восстановительных реакций принадлежит каждая из них?

В отчете:

- укажите, какую роль и почему может играть элементарная сера в реакциях окисления-восстановления;
- опишите проделанные реакции с учетом указаний, содержащихся в описании опытов, ответьте на поставленные вопросы;
- какая роль — окислителя или восстановителя — более характерна для элементарной серы?

Опыт 13. Получение и свойства сульфида водорода

Получите сульфид водорода действием разбавленной соляной кислоты на кусочки сульфида железа. Реакцию можно проводить в аппарате Киппа или в большой пробирке, снабженной газотводной трубкой с оттянутым концом.

Если опыт проводится в пробирке, поместите в нее несколько кусочков сульфида железа. Пробирку укрепите вертикально в штативе. Прилейте в нее около 5 мл раствора соляной кислоты и закройте пробкой с отводной трубкой, опущенной в пробирку с водой. Пропускайте газ в течение 2–3 мин через воду в пробирке, куда предварительно добавьте несколько капель раствора лакмуса. Через 1–2 мин воздух будет полностью вытеснен выделяющимся сульфидом водорода. Обратите внимание на изменение цвета лакмуса по мере растворения сульфида водорода в воде. Попутно обратите внимание на запах H_2S.

Поднесите к трубке, из которой выделяется сульфид водорода, зажженную спичку. Наблюдайте горение газа, обратите внимание на цвет пламени. Газообразный продукт сгорания определите по запаху (нюхать осторожно!). Поднесите к пламени горящего сульфида водорода синюю лакмусовую бумажку (или универсальную индикаторную бумагу), предварительно смоченную дистиллированной водой. Отметьте изменение цвета индикатора.

В отчете:

- в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнение реакции, с помощью которой был получен сульфид водорода;
- перечислите физические свойства сульфида водорода, которые удалось установить при выполнении опыта: агрегатное состояние, цвет, запах, растворимость в воде;
- напишите уравнение протолитического равновесия, которое устанавливается в водном растворе сульфида водорода («сероводородной воде»); на основании уравнений обеих ступеней протолиза сульфида водорода: а) объясните, почему сероводородная вода имеет кислую реакцию; б) укажите, какие частицы содержатся в сероводородной воде; в) объясните, как будут изменяться концентрации каждой частицы при подкислении и при подщелачивании сероводородной воды;
- напишите уравнение горения сульфида водорода при избытке и недостатке кислорода.

Опыт 14. Получение и свойства малорастворимых сульфидов

По обменной реакции между раствором соли соответствующего металла и раствором сульфида натрия (или аммония) получите нерастворимые сульфиды следующих элементов: Fe (II), Zn (II), Mn (II), Cd (II), Pb (II), Hg (II), Sb (III), Sn (IV). Обратите внимание на цвета образовавшихся сульфидов.

Все полученные осадки испытайте на растворимость в разбавленных сильных кислотах. Подействуйте на них разбавленной соляной кислотой (а в случае PbS — разбавленной HNO_3, почему?). Какие сульфиды растворяются в кислотах, а какие — нет?

Снова получите сульфиды сурьмы (III) и олова (IV). Прилейте к осадкам избыток сульфида натрия или аммония, наблюдайте растворение осадков за счет их пре-

вращения в растворимые в воде соединения, содержащие комплексные анионы: тритиостибат (III) и тритиостаннат (IV).

В отчете:

- на основании проделанных опытов и таблицы растворимости солей сделайте общий вывод о растворимости сульфидов;
- перечислите все хорошо растворимые в воде сульфиды;
- результаты опыта сведите в таблицу, приведя в графе «растворимость в кислоте» ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций; укажите цвет осадка;
- для сульфидов сурьмы (III) и олова (IV) в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнения реакции растворения в избытке сульфида натрия (или аммония);
- сопоставив значения произведений растворимости (ПР), сделайте вывод о том, как связана эта величина со способностью сульфидов растворяться в кислоте;
- какие сульфиды можно, а какие нельзя получить из растворов солей, действуя на них сероводородной водой или пропуская газообразный сульфид водорода через раствор соли. При этом для двухзарядных катионов протекает реакция:

$$Me^{2+} + H_2S \rightleftarrows MeS\downarrow + 2H^+.$$

Дайте мотивированный ответ.

Сульфид	Цвет	ПР	Растворимость в кислоте
MnS		$1{,}1 \cdot 10^{-13}$	
FeS		$3{,}4 \cdot 10^{-17}$	
ZnS		$7{,}9 \cdot 10^{-24}$	

Сульфид	Цвет	ПР	Растворимость в кислоте
CdS		$6{,}5 \cdot 10^{-28}$	
PbS		$8{,}7 \cdot 10^{-29}$	
HgS		$1{,}4 \cdot 10^{-45}$	
Sb_2S_2		$2{,}9 \cdot 10^{-59}$	

Опыт 15. *Восстановительные свойства сульфида водорода*

В две пробирки налейте приблизительно по 0,5 мл разбавленных растворов: в одну — перманганата калия (раствор должен быть розового цвета), а в другую — дихромата калия. Оба раствора подкислите разбавленной серной кислотой.

В каждую пробирку постепенно при постоянном перемешивании добавляйте сероводородную воду до изменения окраски раствора и появления свободной серы в виде помутнения.

Примите во внимание, что перманганат-ион превращается в катион марганца (II), а дихромат-ион — в катион хрома (III).

В отчете:

- составьте уравнения проделанных реакций, подобрав в них коэффициенты на основании электронно-ионных уравнений полуреакций. Запишите уравнение каждой суммарной ионно-молекулярной реакции. Укажите цвет продуктов реакции;
- укажите, какую роль в обоих случаях — окислителя или восстановителя — играет сульфид водорода;
- может ли сульфид водорода и соли сероводородной кислоты играть роль окислителя? Почему?

Опыт 16. *Получение диоксида серы и его растворение в воде (опыт проводить в вытяжном шкафу)*

В сухую пробирку внесите 2–3 микрошпателя кристаллического сульфита натрия, укрепите вертикально в штативе, прилейте около 1 мл разбавленного раствора серной кислоты и быстро закройте пробкой с отводной трубкой. Выделяющийся газ в течение нескольких минут пропускайте в пробирку с дистиллированной водой, попутно обратив внимание на запах выделяющегося газа (нюхать осторожно!).

Индикаторной бумагой определите характер среды в полученном водном растворе. Плотно закройте пробкой пробирку с этим раствором и сохраните его для последующих опытов.

В отчете:

- в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнение реакции получения диоксида серы;
- укажите физические свойства диоксида серы, установленные в ходе данного опыта: агрегатное состояние, цвет, запах, растворимость в воде;
- напишите уравнение протолиза растворенного в воде диоксида серы, рассматривая его как гидрат $SO_2 \cdot H_2O$; при составлении уравнения учтите характер среды раствора, установленный в опыте;
- перечислите, какие частицы, содержащие серу, имеются в растворе диоксида серы и какую роль — кислоты или основания — может играть каждая из них при протолизе;
- как изменяется концентрация каждой из содержащих серу частиц при: а) подкислении; б) подщелачивании раствора SO_2? Ответ дайте, основываясь на смещении соответствующих равновесий с точки зрения принципа Ле Шателье.

Опыт 17. Окислительно-восстановительные свойства диоксида серы

В данном опыте используется водный раствор диоксида серы, полученный в опыте 16. В уравнениях

реакций этот раствор для простоты обозначайте формулой SO_2.

В две пробирки налейте приблизительно по 0,5 мл раствора диоксида серы. В одну из них добавьте столько же свежеприготовленной сероводородной воды. Обратите внимание на помутнение раствора, происходящее в результате образования элементарной серы, являющейся (не считая воду) единственным продуктом данной реакции.

В другую пробирку с раствором SO_2 добавьте такой же объем иодной воды. Обратите внимание на ее обесцвечивание и на помутнение раствора.

В отчете:

- напишите уравнения проделанных реакций, сопроводив их электронно-ионными уравнениями полуреакций;
- определите роль диоксида серы (окислитель или восстановитель) в каждой реакции и объясните причину окислительно-восстановительной двойственности SO_2;
- к какому типу окислительно-восстановительных реакций относится каждая из проделанных?

Опыт 18. Окислительно-восстановительные свойства сульфит-иона

К подкисленному серной кислотой раствору перманганата калия добавьте один микрошпатель кристаллического сульфита натрия. Обратите внимание на обесцвечивание раствора.

В сухую пробирку внесите 2–3 микрошпателя кристаллического сульфита натрия и нагревайте в пламени горелки в течение 4–5 минут. После охлаждения растворите содержимое пробирки в дистиллированной воде. Полученный раствор разделите на две части. К одной добавьте раствор соли бария, а к другой — раствор нитрата свинца. По результатам этих опытов опре-

делите продукты термического разложения сульфита натрия.

В отчете:

- по степени окисления серы в сульфит-ионе определите, какую роль в окислительно-восстановительных реакциях он может играть;
- напишите уравнения обеих проделанных реакций, отметив сделанные в ходе опытов наблюдения, а также уравнения (в ионно-молекулярной форме) реакций, проделанных с целью идентификации продуктов термического разложения сульфита натрия;
- к какому типу окислительно-восстановительных реакций относится каждая?

Опыт 19. Малорастворимые сульфаты

По обменной реакции, действуя раствором сульфата натрия на раствор соли соответствующего элемента, получите следующие малорастворимые сульфаты: Ag_2SO_4, Hg_2SO_4, $PbSO_4$, $CaSO_4$, $SrSO_4$, $BaSO_4$. Обратите внимание на внешний вид полученных осадков.

В отчете:

- по результатам опыта заполните таблицу подобно тому, как это сделано для сульфата серебра;

Сульфат	Внешний вид осадка	ПР	Уравнение реакции
Ag_2SO_4	белый, крист.	$1{,}2 \cdot 10^{-5}$	$2AgNO_3 + Na_2SO_4 = Ag_2SO_4 + 2NaNO_3$ $2Ag^+ + SO_4^{2-} = Ag_2SO_4$
Hg_2SO_4		$6.2 \cdot 10^{-7}$	
$PbSO_4$		$1{,}7 \cdot 10^{-8}$	
$CaSO_4$		$3{,}7 \cdot 10^{-5}$	
$SrSO_4$		$2{,}1 \cdot 10^{-7}$	
$BaSO_4$		$1{,}8 \cdot 10^{-10}$	

— как изменяется растворимость сульфатов *s*-элементов второй группы с ростом порядкового номера элемента? Почему в справочнике отсутствуют данные по произведениям растворимости сульфатов бериллия и магния?

Опыт 20. *Окислительные свойства разбавленной серной кислоты*

В пять пробирок налейте приблизительно по 0,5 мл 1 моль/л раствора серной кислоты и в каждую внесите по кусочку следующих металлов: магния, цинка, железа, свинца и меди. Отметьте по выделению газообразного водорода, какие из металлов реагируют с кислотой, а какие не реагируют. Если реакция идет слишком медленно, слегка подогрейте пробирку в пламени горелки. Одинакова ли скорость взаимодействия металлов с кислотой? На какие металлы кислота не действует?

В отчете:

— для тех металлов, которые взаимодействуют с раствором серной кислоты, напишите уравнения реакций этого взаимодействия, сопроводив каждое уравнениями полуреакций окисления и восстановления;

— на основании составленных уравнений определите, за счет какого иона разбавленная серная кислота окисляет металлы;

— приведите значения стандартных электродных потенциалов указанных металлов, на основании которых объясните, почему с кислотой не взаимодействует медь, а также свинец, хотя стандартный электродный потенциал последнего отрицателен.

Опыт 21. *Окислительные свойства концентрированной серной кислоты*

В одну пробирку внести кусочек меди, во вторую — гранулу металлического цинка, в третью — кусочек

серы. Во все пробирки налейте по нескольку капель концентрированной серной кислоты. Внимательно наблюдайте за процессами, происходящими в каждой пробирке. Если реакции протекают медленно, осторожно подогрейте содержимое пробирки.

Определите в каждом случае продукты восстановления сульфат-иона, каковыми могут быть: а) диоксид серы, определяемый по характерному запаху и по изменению цвета увлажненной индикаторной бумажки, поднесенной к отверстию пробирки; б) свободная сера, обусловливающая помутнение содержимого пробирки; в) сульфид водорода, вызывающий почернение фильтровальной бумаги, смоченной раствором нитрата свинца, и имеющий характерный запах.

В отчете:

- опишите наблюдения, сделанные в ходе проведения каждой реакции;
- составьте полные уравнения каждой реакции, укажите окислитель и восстановитель, имея в виду, что при взаимодействии концентрированной серной кислоты с элементарной серой окислитель восстанавливается, а восстановитель окисляется до одного и того же продукта — диоксида серы;
- объясните, каким образом Вы идентифицировали продукты каждой реакции;
- сделайте общий вывод о роли концентрированной серной кислоты в проделанных окислительно-восстановительных реакциях.

Опыт 22. Дегидратирующие свойства концентрированной серной кислоты.

На несколько секунд опустите в кнцентрированную серную кислоту лучинку. Отметьте наблюдаемое.

Этот же опыт можно выполнить по-другому. В сухую пробирку всыпьте один микрошпатель сахара и

прилейте несколько капель концентрированной серной кислоты, обратите внимание на изменение цвета сахара.

В отчете:

- не составляя уравнений реакций, объясните наблюдения, имея в виду, что сахар является дисахаридом и отвечает формуле $C_{12}H_{22}O_{11}$, а древесина представляет собой полисахарид $C_nH_{2m}O_m$.

Опыт 23. Окислительные свойства пероксодисульфатов

В пробирку налейте около 0,5 мл раствора иодида калия, добавьте несколько кристалликов пероксодисульфата аммония или калия. Встряхните пробирку, наблюдайте за происходящим. Одним из продуктов реакции является элементарный йод. Докажите это.

В другую пробирку влейте немного раствора сульфата хрома (III), подкислите таким же объемом разбавленной серной кислоты, внесите 1–2 капли раствора нитрата серебра, играющего роль катализатора (в уравнении происходящей реакции это вещество не фигурирует). Раствор нагрейте, внесите в пробирку несколько кристалликов пероксодисульфата калия или аммония и снова нагревайте до изменения цвета раствора.

В отчете:

- опишите наблюдения и объясните их с помощью уравнений проделанных реакций; при составлении уравнений имейте в виду, что во второй реакции катионы хрома (III) превращаются в дихромат-ионы;
- какова роль пероксодисульфат-ионов в обеих реакциях?
- составьте графическую формулу пероксодисульфат-иона, выделите в ней атомную группировку, характерную для всех пероксосоединений;

- напишите уравнение полуреакции восстановления пероксодисульфат-иона, найдите в справочнике и выпишите значение стандартного окислительно-восстановительного потенциала этой полуреакции;
- что можно сказать об окислительных свойствах пероксодисульфат-иона?

Опыты 24–26. Получение и свойства тиосульфата натрия

Опыт 24. Получение тиосульфата натрия и его отношение к растворам сильных кислот

В фарфоровый тигель поместите 2–3 микрошпателя порошкообразной серы, смочите ее несколькими каплями этилового спирта, прилейте 2–3 мл свежеприготовленного концентрированного раствора сульфита натрия и кипятите в течение 5–10 мин. После полного охлаждения содержимого тигля осторожно слейте в пробирку раствор с осадка непрореагировавшей серы. К раствору прилейте немного разбавленной серной или соляной кислоты. Наблюдайте помутнение за счет выделения свободной серы и появления запаха диоксида серы.

Примечание: увлажнение порошка серы этиловым спиртом необходимо для улучшения смачиваемости серы. Если приливать раствор к сухой сере, то она всплывает на поверхность и взаимодействие ее с раствором сульфита натрия будет затруднено.

В отчете:

- напишите уравнение реакции взаимодействия серы с сульфитом натрия. Какую роль — окислителя или восстановителя — играет элементарная сера в этой реакции?
- объясните наблюдения, сделанные при прибавлении кислоты к раствору тиосульфата, приняв, что реакция протекает в две стадии: сначала

образуется тиосерная кислота, а затем происходит ее разложение;

- изобразите графическую формулу тиосерной кислоты, в которой укажите степень окисления для каждого атома серы.

Опыт 25. Восстановительные свойства тиосульфат-иона

Возьмите в пробирку около 0,5 мл свежеприготовленной хлорной воды и по каплям, каждый раз встряхивая пробирку, прибавляйте раствор тиосульфата натрия до полного исчезновения запаха хлора. В полученном растворе докажите наличие сульфат-ионов.

В другой пробирке аналогичным образом подействуйте тиосульфатом натрия на йодную воду до обесцвечивания последней. Определите, имеются ли сульфат-ионы в полученном растворе.

В отчете:

- напишите уравнения реакций взаимодействия тиосульфата с хлорной и йодной водой, имея в виду, что в первом случае тиосульфат-ион превращается в сульфат, а во втором — в тетратионат-ион;
- определите роль тиосульфат-иона (окислитель или восстановитель) в обеих реакциях;
- в чем разница взаимодействия тиосульфат-иона с сильными окислителями (хлор) и слабыми окислителями (йод)?

Опыт 26. Термическое разложение тиосульфата натрия

В сухую пробирку поместите несколько кристалликов кристаллогидрата тиосульфата натрия ($Na_2S_2O_3.5H_2O$). Закрепите пробирку вертикально в штативе и осторожно нагревайте в пламени горелки, внимательно наблюдая за всеми происходящими явлениями. Обратите внимание на то, что сначала кристаллогидрат плавится, потом теряет свою кристаллизационную воду, а при

более высоких температурах тиосульфат разлагается на сульфат, сульфид и элементарную серу.

После охлаждения пробирки добавьте в нее дистиллированную воду и, помешивая стеклянной палочкой, добейтесь возможно полного растворения компонентов смеси. Полностью ли растворился в воде продукт термического разложения тиосульфата? Какое вещество не перешло в раствор?

В полученном растворе известными реакциями докажите наличие сульфат- и сульфид-иона.

В отчете:

- опишите сделанные наблюдения;
- напишите уравнения реакций: а) дегидратации пентагидрата тиосульфата натрия; б) разложения безводного тиосульфата натрия;
- объясните, каким образом Вы идентифицировали продукты термического разложения тиосульфата натрия, сопроводив объяснения уравнениями соответствующих реакций.

Вопросы и задачи

1. В таблице приведены температуры плавления и кипения водородных соединений *p*-элементов VI группы.
   а) Постройте график зависимости температур плавления ($T_{пл}$) и кипения ($T_{кип}$) соединений $H_2Э$ от номера периода, в котором находится элемент (Э).
   б) Объясните, почему для воды характерны высокие температуры плавления и кипения по сравнению с таковыми для других однотипных соединений.
   в) Методом экстраполяции предскажите температуры плавления и кипения для водородного соединения полония.

г) Как и почему в указанном ряду соединений изменяются устойчивость и восстановительные свойства водородных соединений?

Температура	H_2O	H_2S	H_2Se	H_2Te	H_2Po
$T_{пл}$, °C	0	– 85	– 66	– 51	–
$T_{кип}$, °C	100	– 60	– 41	– 2	–

2. Показатели констант кислотности pK_A H_2S и HS^- соответственно равны 7,0 и 13,8. Определите молярную концентрацию (моль/л) гидросульфид- и сульфид-ионов в 0,1 моль/л растворе сероводорода при 25 °С. В форме каких частиц (H_2S, HS^-, S^{2-}) будет преимущественно существовать сера в водном растворе сероводорода при следующих значениях pH: 4; 9; 14,?
3. Постройте энергетическую диаграмму молекулярных орбиталей, приведите электронные конфигурации молекулы O_2 и частиц O_2^+, O_2^- и O_2^{2-}, вычислите кратность связи для всех вышеперечисленных частиц. Как будет изменяться энергия диссоциации и межъядерное расстояние в ряду частиц O_2^+; O_2; O_2^-? Каковы магнитные свойства каждой из этих частиц? Ответ мотивируйте на основании построенных энергетических диаграмм метода МО и рассчитанных кратностей связей.
4. Определите объем газа (н.у.), который образуется при взаимодействии избытка пероксида водорода в кислой среде с перманганат-ионами, содержащимися в 100 мл 0,45 моль/л раствора перманганата калия.
5. По значениям стандартных электродных потенциалов сопоставьте окислительные свойства O_2, O_3 и H_2O_2 в щелочной среде. Докажите, что иодид калия в щелочном растворе реагирует с озоном и

пероксидом водорода, но не реагирует с газообразным кислородом.

6. На основании расчета ΔG° определите, в каком направлении в закрытой системе при стандартных условиях будет протекать реакция $H_2S_{(г)} + SO_{2(г)} \rightleftarrows S_{(т)} + H_2O_{(г)}$. Найдите значение температуры равновероятного протекания прямой и обратной реакций. При каких температурах — выше или ниже рассчитанной — выход серы увеличивается?
7. Определите геометрическую форму и полярность молекул SO_2 и SO_3. Какая из молекул является более реакционноспособной? Является ли получение газообразного SO_3 из газообразных SO_2 и O_2 термодинамически выгодным процессом при: а) 298 К; б) 1500 К? На основании уравнения обратимой реакции и выполненного расчета укажите, как влияет увеличение давления в системе и повышение температуры на выход триоксида серы.
8. 10 мл 2 моль/л раствора сульфита натрия прокипятили с 1,0 г порошкообразной серы. Раствор отфильтровали от непрореагировавшей серы. Полученный раствор оттитровали раствором йода. Для титрования было израсходовано 100 мл 0,1 моль/л раствора йода. Вычислите массу непрореагировавшей серы.
9. При обжиге пирита FeS_2 в кислороде образуются оксид железа (III) и диоксид серы. При некоторой температуре в закрытой системе равновесная концентрация кислорода составила 1,52 моль/л, а диоксида серы — 3,27 моль/л. Рассчитайте значение константы равновесия.
10. На основании электронных уравнений подберите коэффициенты для следующих реакций, протекающих при сплавлении реагентов:
$K_2S_2O_8 + KOH + KNO_2 \rightarrow K_2SO_4 + KNO_3 + H_2O$;
$K_2S_2O_8 + KClO_3 \rightarrow K_2SO_4 + O_2 + ClO_2$.

Укажите окислитель и восстановитель в каждой реакции. Сделайте вывод о роли пероксодисульфатов в окислительно-восстановительных реакциях.

11. Определите значение объемной доли (%) сероводорода в техническом газе, если 5 л (н.у.) этого газа затрачено на реакцию с 0,048 моль дихромата калия в кислой среде, считая, что другие компоненты газа в реакцию не вступают.

12. Промышленное получение сероводорода основано на прямом синтезе из простых веществ: $H_{2(г)} + S_{(т)} \rightleftarrows H_2S_{(г)}$. Выделяется или поглощается теплота при протекании этой реакции? Как влияют термодинамические параметры (давление, температура, концентрации компонентов) на состояние равновесия? Предложите практический способ отделения газообразной непрореагировавшей серы от сероводорода на выходе из реактора.

13–24. Составьте уравнения реакций для осуществления следующих переходов. Укажите условия проведения реакций:

13. $S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow H_2S_2O_7 \rightarrow H_2SO_4$;
14. $H_2SO_4 \rightarrow SO_2 \rightarrow S \rightarrow Na_2SO_3S \rightarrow S \rightarrow Na_2S_3$;
15. $FeS \rightarrow H_2S \rightarrow NaHS \rightarrow Na_2S \rightarrow Na_2S_5 \rightarrow S$;
16. $FeSO_4 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2S_2O_7 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow NaHSO_4 \rightarrow Na_2SO_4$;
17. $H_2SO_4 \rightarrow H_2S_2O_8 \rightarrow SO_3 \rightarrow SO_2 \rightarrow S \rightarrow Na_2SO_3S$;
18. $SO_2 \rightarrow NaHSO_3 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow Na_2SO_3S \rightarrow S \rightarrow SCl_4$;
19. $H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow Na_2SO_3 \rightarrow Na_2S \rightarrow Na_2S_2 \rightarrow S$;
20. $H_2SO_4 \rightarrow SO_2 \rightarrow S \rightarrow H_2S \rightarrow NaHS \rightarrow Na_2S$;
21. $H_2S \rightarrow S \rightarrow Na_2SO_3S \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow Na_2S_2O_7 \rightarrow Na_2SO_4$;
22. $H_2SO_4 \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow SF_6 \rightarrow S \rightarrow H_2S$;
23. $SO_3 \rightarrow H_2S_2O_7 \rightarrow K_2S_2O_7 \rightarrow SO_3 \rightarrow KHSO_4$;
24. $K_2S \rightarrow K_2S_5 \rightarrow S \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow KHSO_3$.

Лабораторная работа № 23
p-ЭЛЕМЕНТЫ VII ГРУППЫ

Опыт 1. Получение и свойства хлора (тяга!)

По заданию преподавателя получите хлор действием одного из окислителей (диоксида марганца, диоксида свинца, перманганата калия, дихромата калия) на концентрированную соляную кислоту. В сухую пробирку насыпьте 1 микрошпатель порошка заданного преподавателем окислителя, прилейте 2–3 капли концентрированной соляной кислоты, закройте пробирку пробкой с отводной трубкой. Отметьте цвет и запах выделяющегося газа. Трубку опустите в пробирку, наполовину заполненную водой, и пропускайте хлор 2–3 минуты. Полученную хлорную воду оставьте для последующих опытов. Какова растворимость хлора в воде? Как взаимодействует хлор с водой?

В отчете:

- напишите уравнения реакций получения хлора и взаимодействия его с водой (гидролиз хлора);
- приведите сведения о растворимости хлора в воде.

Опыт 2. Получение и свойства брома и йода (тяга!)

Для получения брома и йода в две сухие пробирки поместите по одному микрошпателю диоксида марганца. В одну пробирку добавьте несколько кристаллов бромида калия, в другую — иодида калия. В обе пробирки прилейте по нескольку капель концентрированной серной кислоты. Обратите внимание на бурые пары брома и фиолетовые — йода. (Будьте осторожны с парами брома! При попадании их на кожу, промойте пораженное место водой и 2%-ным раствором гидрокарбоната натрия.)

В отчете:

- напишите уравнения проделанных реакций; на основании стандартных электродных потенциалов полуреакций укажите, какое соединение выступает в качестве окислителя.

Опыты 3–6. Окислительные свойства галогенов

Опыт 3. К хлорной воде, полученной в опыте 1, добавьте раствор лакмуса и наблюдайте переход окраски от фиолетовой до красной. Почему изменяется окраска раствора? Пробирке дайте постоять. Обратите внимание на исчезновение окраски. Объясните этот факт, принимая во внимание реакцию гидролиза хлора.

В отчете:

- опишите наблюдаемые явления;
- напишите уравнения реакции гидролиза хлора.

Опыт 4. В три пробирки налейте по 0,5 мл хлорной, бромной и иодной воды, добавьте в каждую по 1 мл сероводородной воды или раствора сульфида натрия. Обратите внимание на выделение мелкодисперсной серы при отстаивании.

В отчете:

- напишите уравнения реакций;
- по стандартным электродным потенциалам полуреакций рассчитайте ЭДС и ΔG° проделанных реакций. В каком случае реакция протекает полнее? Какой из изученных галогенов является более сильным окислителем?

Опыт 5. В две пробирки налейте по 1 мл бромной и иодной воды и по 1 мл свежеприготовленного раствора сульфита натрия. Обратите внимание на обесцвечивание растворов.

В отчете:

- напишите уравнения реакций.

Опыт 6. Налейте в две пробирки раствор хлорида натрия, в две другие — бромида калия, в третью пару — иодида калия. Испытайте действие бромной и иодной воды на хлорид натрия, хлорной и иодной воды — на бромид калия, хлорной и бромной воды — на иодид калия. Для обнаружения образующихся брома и йода

к растворам добавьте несколько капель органического растворителя. Отметьте изменение окраски растворителя при взбалтывании.

В отчете:

— составьте таблицу, в которой укажите, взаимодействует ли указанный галоген с соответствующим раствором:

Раствор NaCl		Раствор KBr		Раствор KI	
Br_2		Cl_2		Cl_2	
I_2		I_2		Br_2	

— на основании стандартных электродных потенциалов окислительно-восстановительных систем Cl_2/Cl^-, Br_2/Br^-, I_2/I^- обоснуйте результаты опыта. Расположите в ряд: галогены по возрастанию их окислительной способности, а галогенид-ионы — по возрастающей восстановительной способности;

— принимая во внимание тип и свойства химической связи в молекулах Cl_2, Br_2, I_2, объясните, почему они плохо растворяются в воде и хорошо — в органических растворителях?

Опыт 7. Растворимость йода

В пробирку поместите 1—2 кристалла йода, прилейте 0,5 мл воды и прокипятите. Обратите внимание на цвет раствора йода в воде. Какова растворимость йода в воде? Раствор слейте в другую пробирку, прилейте к нему несколько капель органического растворителя и энергично взболтайте. Обратите внимание на окраску водного и органического слоев.

К кристаллам йода, оставшимся в первой пробирке, прилейте 1 мл раствора иодида калия. Обратите внимание на цвет раствора.

В отчете:

— опишите наблюдаемые явления и на их основании ответьте, где растворимость йода больше:

а) в воде или в органических растворителях? б) в воде или в растворе иодида калия?

- напишите уравнение реакции растворения йода в растворе иодида калия с образованием комплексного соединения $K[I_3]$. Устойчив ли комплексный ион $[I_3]^-$?

Опыт 8. Получение хлороводорода (тяга!)

В пробирку насыпьте 2–3 микрошпателя кристаллического хлорида натрия, прилейте 0,5 мл концентрированной серной кислоты. Пробирку закройте пробкой с отводной трубкой и немного подогрейте. Обратите внимание на выделение белого «дыма» из трубочки. Почему хлороводород «дымит»?

Выделяющийся хлороводород соберите в сухую пробирку, опустив отводную трубку до дна. Пробирку, наполненную газом, закройте пробкой с короткой стеклянной трубочкой. Конец трубочки опустите в воду. Объясните подъем воды внутрь пробирки. Образовавшийся раствор соляной кислоты разделите на две пробирки. Одну часть используйте для определения *pH* раствора, другую — для реакции, которая докажет присутствие хлорид-иона.

В отчете:

- напишите уравнения проделанных реакций;
- по величине *pH* рассчитайте концентрацию полученного раствора соляной кислоты. Какова растворимость хлороводорода в воде?

Опыты 9, 10. Получение бромоводорода и йодоводорода (тяга!)

Опыт 9. В две пробирки насыпьте по одному микрошпателю бромида и иодида калия, прилейте по 3—4 капли концентрированной ортофосфорной кислоты (или 50%-ного раствора серной кислоты). Пробирки закройте пробками с отводными трубками. Выделяющиеся газы соберите

в две пробирки с небольшим количеством воды, опустив отводные трубки почти до самой поверхности воды. Какова растворимость в воде бромо- и йодоводорода? Определите *pH* полученных растворов и качественными реакциями докажите присутствие в них ионов Br^- и I^-.

В отчете:

- напишите уравнения проделанных реакций;
- объясните, почему для получения бромо- и йодоводорода можно использовать концентрированную ортофосфорную или 50%-ную серную кислоты и нельзя концентрированную серную кислоту? Как в промышленности получают бромо- и йодоводород?

Опыт 10. В сухой фарфоровой чашке смешайте 0,5 г кристаллического йода и 1,2 г красного фосфора. Смесь поместите в сухую пробирку, закройте пробкой с отводной трубкой, закрепите в штативе и слабо нагревайте 2–3 минуты. После остывания к образовавшемуся иодиду фосфора (III) прилейте 3–5 капель воды и опять слабо нагрейте. Какой газ выделяется из отводной трубки? Трубку опустите в пробирку с 2 мл воды, при этом конец трубки не должен касаться ее поверхности. Почему? Определите *pH* полученного раствора йодоводородной кислоты. Качественной реакцией докажите присутствие иодид-иона.

В отчете:

- опишите наблюдаемые явления;
- напишите уравнения выполненных реакций.

Опыт 11, 12. *Восстановительные свойства галогенид-ионов*

Опыт 11. В три пробирки насыпьте по одному микрошпателю диоксида марганца, добавьте по одному микрошпателю: в первую — хлорида, во вторую — бро-

мида и в третью — иодида калия. В каждую прилейте по 0,5 мл ортофосфорной кислоты. Обратите внимание на образование в соответствующих пробирках хлора, брома и йода.

В отчете:

- опишите наблюдаемые явления;
- напишите уравнения проделанных реакций на основании полуреакций окисления и восстановления;
- объясните результаты опытов на основании стандартных электродных потенциалов полуреакций;
- рассчитайте ЭДС и ΔG° реакций и укажите, какая из них в наибольшей степени сдвинута вправо. Какой галогенид-ион является наиболее сильным восстановителем?

Опыт 12. В три пробирки насыпьте по два-три микрошпателя: в первую — хлорида, во вторую — бромида, а в третью — иодида калия. В каждую пробирку добавьте по 2–3 капли концентрированной серной кислоты. Обратите внимание на выделение во всех трех пробирках соответствующих галогеноводородов в виде белого дыма. Через некоторое время в пробирке с бромидом калия появляются бурые пары брома, в пробирке с иодидом калия — фиолетовые пары йода. Серная кислота при этом восстанавливается тем глубже, чем более сильным восстановителем является галогенид-ион. По запаху и внешнему виду установите продукты восстановления серной кислоты в каждом случае.

В отчете:

- укажите, восстанавливает ли хлорид-ион серную кислоту;
- укажите, до каких продуктов произошло восстановление серной кислоты бромид- и иодид-ионами, и как эти продукты обнаружены;

– напишите уравнения выполненных реакций на основании полуреакций окисления и восстановления.

Опыт 13. Малорастворимые соли галогеноводородных кислот

Обменными реакциями из растворов солей получите: а) фториды магния, кальция, стронция и бария; б) хлориды, бромиды и иодиды серебра и свинца (II).

В отчете:

– напишите уравнения проделанных реакций;
– отметьте цвета осадков, приведите произведения растворимости полученных галогенидов;
– сделайте вывод о том, как меняется растворимость: а) фторидов щелочноземельных металлов по подгруппе; б) фторидов, хлоридов, бромидов и иодидов серебра и свинца (II) в зависимости от природы анионов. Попробуйте объяснить свои выводы.

Опыт 14–16. Получение и свойства гипохлорита, гипобромита и гипоиодита

Опыт 14. В три пробирки налейте по 2 мл хлорной, бромной и иодной воды. Медленно, по каплям, до исчезновения запаха хлора, цвета брома и иода прилейте раствор гидроксида натрия. Полученные растворы оставьте для опыта 15.

В отчете:

— напишите уравнения реакций и объясните, к какому типу окислительно-восстановительных процессов относятся эти реакции;
— по стандартным электродным потенциалам полуреакций рассчитайте ЭДС и ΔG° реакций. Как изменяются ΔG° при переходе от хлора к йоду?

Опыт 15. Два микрошпателя сульфата железа (II) растворите в воде и обменной реакцией получите гидроксид железа (II). Полученный гидроксид разделите на три пробирки и прилейте растворы гипохлорита, гипобромита и гипоиодита, полученные в опыте 14. Обратите внимание на цвета осадков в пробирках.

В отчете:

- напишите уравнения реакций, приведите значения стандартных электродных потенциалов полуреакций;
- какой из гипогалогенитов является наиболее сильным окислителем? Если гидроксид железа (III) не образуется в какой-нибудь пробирке, объясните этот факт.

Опыт 16. В две пробирки налейте бромной и иодной воды. К обоим растворам по каплям прилейте щелочь до обесцвечивания. Затем по каплям прилейте раствор серной кислоты (1:4) до появления окраски.

В отчете:

- напишите уравнения реакций и объясните, с чем связано исчезновение и появление окраски;
- объясните свои наблюдения с точки зрения принципа Ле Шателье.

Опыты 17–19. *Получение и свойства йодноватой кислоты*

Опыт 17. К 2 мл раствора иодида калия прилейте несколько капель органического растворителя и по каплям — хлорную воду до окрашивания растворителя выделяющимся йодом. Обратите внимание на то, что при отстаивании окраска йода исчезает вследствие окисления йода хлором с образованием йодноватой кислоты. Присутствие иона IO_3^- можно обнаружить качественной реакцией с ионом Ba^{2+}, в результате которой образуется осадок малорастворимого иодата бария.

В отчете:

- напишите уравнения реакций окисления иодид-иона и йода хлором;
- рассчитайте ЭДС и ΔG° этих реакций. Какая из них термодинамически более вероятна?

Опыт 18. Поместите один микрошпатель кристаллического йода в маленький стаканчик, прилейте 2 мл раствора гидроксида калия и нагревайте на водяной бане в течение 2–3 минут. Полученный раствор охладите (желательно водой со льдом), жидкость слейте, а выпавшие кристаллы иодата калия разделите на две части и используйте для исследования свойств. Одну часть оставьте для опыта 19, а к другой добавьте несколько капель серной кислоты (1:4) и свежеприготовленного раствора сульфита натрия. Наблюдайте образование йода и исчезновение его со временем вследствие дальнейшего его восстановления до иодид-иона, если сульфит натрия был взят в избытке.

В отчете:

- напишите уравнения реакций между иодатом калия и сульфитом натрия с восстановлением окислителя: а) до йода; б) до иодид-иона;
- укажите стандартные электродные потенциалы полуреакций, рассчитайте ЭДС и ΔG° реакций. Какая из них термодинамически более вероятна?

Опыт 19. Кристаллы иодата калия, полученные в опыте 18, растворите в 1 мл воды, добавьте несколько капель серной кислоты и 1 мл раствора иодида калия. Как изменился цвет раствора? Прилейте несколько капель органического растворителя. Какое вещество перешло в его слой из водного раствора?

В отчете:

- опишите наблюдаемые явления;
- напишите уравнение изученной реакции;

— как согласуется роль иодата калия в проделанной реакции со стандартным электродным потенциалом полуреакции? К какому типу относится проделанная окислительно-восстановительная реакция?

Опыты 20, 21. Свойства хлората калия

Опыт 20. В каждую из двух пробирок налейте равные объемы растворов хлората и иодида калия. Наблюдаются ли какие-нибудь изменения? В одну из пробирок добавьте серной кислоты. Об образовании какого галогена свидетельствует цвет раствора?

В отчете:

— напишите уравнение реакции и объясните, почему она прошла в кислой среде, а в нейтральной — нет.

Опыт 21. В сухую пробирку поместите один микрошпатель хлората калия и прилейте концентрированную соляную кислоту. Какой газ выделяется? Поднесите к отверстию пробирки полоску фильтровальной бумаги, смоченную раствором иодида калия. О чем говорит появление йода на бумаге?

В отчете:

— напишите уравнение реакции, приведите стандартные электродные потенциалы полуреакций;

— к какому типу относится окислительно-восстановительная реакция между хлоратом калия и соляной кислотой?

Вопросы и задачи

1. На основании строения молекулы $HClO_3$ и иона ClO_3^- объясните, почему хлораты — устойчивые соединения, а хлорноватая кислота нестабильна. В чем, в кислоте или в ее солях, ион ClO_3^- явля-

ется более сильным окислителем? Ответ обоснуйте, используя значения стандартных электродных потенциалов полуреакций пары ClO_3^-/Cl^- для кислой и нейтральной сред. Напишите уравнения реакций окисления сульфата железа (II) хлоратом калия в кислой и нейтральной средах. В каком случае реакция возможна?

2. Как и почему меняется окислительная активность в ряду HClO, HBrO, HIO? Ответ подтвердите сравнением стандартных электродных потенциалов полуреакций: $ГO^- + 2H^+ + 2\bar{e} \rightleftarrows Г^- + H_2O$, где Г — Cl, Br, I. Как меняется сила кислот в этом ряду? Напишите уравнения диссоциации хлорноватистой, бромноватистой и иодноватистой кислот, учитывая, что последняя диссоциирует двумя способами. Приведите константы диссоциации кислот.

3. Как изменяется энергия связи в ряду HF, HCl, HBr, HI? Ответ подтвердите сравнением значений энергий связи, взятыми из справочника. Как влияет энергия связи H–Г (Г — галоген) на силу галогеноводородных кислот? Предскажите силу кислоты HAt.

4. Как и почему меняется окислительная активность в ряду F_2, Cl_2, Br_2, I_2? Ответ подтвердите сравнением стандартных электродных потенциалов полуреакций: $Г_2 + 2\bar{e} \rightleftarrows 2Г^-$, где Г — галоген. Какие реакции произойдут при сливании растворов: а) бромной воды и нитрита калия; б) иодной воды и сероводорода; в) хлорной воды и сульфата железа (II)?

5. Как меняется устойчивость анионов в ряду ClO^-, ClO_2^-, ClO_3^-, ClO_4^-? Свой вывод обоснуйте строением анионов. Как меняется окислительная активность в этом ряду? Вывод подтвердите сравнением стандартных электродных потенциалов полуреакций, которые могут быть схематически записаны следующим образом:

$ClO^{n-} + 2nH^+ + 2n\bar{e} \rightleftarrows Cl^- + nH_2O$, где $n = 1, 2, 3, 4$.

6. Напишите формулы фторидов элементов III периода. Как меняются их кислотно-основные свойства от I до VII группы? Ответ подтвердите уравнениями реакций: а) гидролиза этих соединений; б) взаимодействия кислотных и основных фторидов.
7. Для Cl_2, Br_2 и I_2 напишите уравнения гидролиза и уравнения полуреакций гидролиза. По значениям стандартных электродных потенциалов определите ЭДС суммарных процессов, рассчитайте константы равновесия и напишите выражения констант. Как меняются константы гидролиза от хлора к брому и йоду? В каком случае концентрация образующихся кислот больше?
8. Рассмотрите влияние характера среды на состояние равновесия в системе $Br_2 + H_2O \rightleftarrows HBrO + HBr$. Напишите уравнение реакции взаимодействия брома со щелочью. Для обеих реакций напишите выражения констант равновесия и рассчитайте их по значениям стандартных электродных потенциалов полуреакций. Сделайте вывод о том, куда смещается равновесие при подщелачивании раствора. Согласуется ли Ваш вывод с принципом Ле-Шателье?
9. По значениям стандартных энтальпий образования ΔH°_f галогеноводородов постройте график в координатах ΔH°_f — атомный номер галогена. Сделайте вывод об устойчивости соединений в ряду HF, HCl, HBr, HI. Какая из галогеноводородных кислот является: а) наиболее сильной; б) наиболее слабой? Ответ обоснуйте и подтвердите справочными данными. Какая из этих кислот является наиболее сильным восстановителем? Ответ обоснуйте сравнением значений стандартных электродных потенциалов полуреакций.
10. По приведенным в таблице температурам плавления и кипения галогеноводородов постройте гра-

фики зависимости $T_{пл}$ и $T_{кип}$ от атомного номера галогена. Методом экстраполяции определите температуры плавления и кипения HAt.

Температура	HF	HCl	HBr	HI
$T_{пл}$	180	161	185	222
$T_{кип}$	292	189	206	238

С чем связано нарушение монотонности хода кривых для HF? Почему фтороводородная кислота является кислотой средней силы и как бы выпадает из ряда сильных галогеноводородных кислот?

11. Почему из всех галогенов только йод образует многоосновные кислородные кислоты? Укажите тип гибридизации атомных орбиталей галогенов в их высших кислородных кислотах.

12. Приведите уравнения реакций диспропорционирования Cl_2, HClO и $KClO_3$ и укажите условия их протекания. Приведите уравнения полуреакций и стандартные электродные потенциалы. Укажите, в каких степенях окисления элементы склонны к диспропорционированию.

13–24. Напишите уравнения реакций для заданного перехода, в необходимых случаях укажите условия протекания процессов. Для окислительно-восстановительных реакций приведите электронно-ионные уравнения полуреакций и их стандартные электродные потенциалы:

13. $Cl_2 \rightarrow KClO \rightarrow KClO_3 \rightarrow KCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow PCl_5$;
14. $KI \rightarrow I_2 \rightarrow HIO_4 \rightarrow KI \rightarrow K[I_3]$;
15. $SiO_2 \rightarrow SiF_4 \rightarrow HF \rightarrow KF \rightarrow F_2 \rightarrow SF$;
16. $PCl_3 \rightarrow HCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow KClO \rightarrow KClO_3 \rightarrow KClO_4$;
17. $I_2 \rightarrow HIO_4 \rightarrow HI \rightarrow I_2 \rightarrow PI_3 \rightarrow HI$;
18. $KF \rightarrow F_2 \rightarrow PF_5 \rightarrow HF \rightarrow SiF_4$;
19. $KClO_4 \rightarrow KCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow PCl_3 \rightarrow HCl \rightarrow KCl$;

20. $PBr_3 \rightarrow HBr \rightarrow Br_2 \rightarrow KBrO \rightarrow KBrO_3 \rightarrow KBr$;
21. $PCl_5 \rightarrow HCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow KClO_3 \rightarrow KCl \rightarrow HCl$;
22. $KClO_3 \rightarrow KCl \rightarrow KClO_4 \rightarrow KCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow PCl_3$;
23. $KBr \rightarrow Br_2 \rightarrow KBrO_3 \rightarrow KBr \rightarrow K_2[HgBr_4]$;
24. $ClF_5 \rightarrow HClO_3 \rightarrow Cl_2 \rightarrow HClO \rightarrow HCl \rightarrow Cl_2$.

Лабораторная работа № 24.
d-ЭЛЕМЕНТЫ В НУЛЕВОЙ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ

Опыты 1–3. *Пирометаллургические методы получения металлов*

Опыт 1. *Получение железа алюминотермическим методом*

Реакции получения металлов пирометаллургическими методами протекают при высоких температурах и с выделением тепла. Опыты следует проводить в защитных очках, используя поддон с песком.

Перемешайте в керамической ступке 3 г высокодисперсного порошка оксида железа (III) и 1 г алюминиевой пудры. Поместите смесь в трубочку с дном типа пробирки, свернутую из алюминиевой фольги. Трубочку закрепите в штативе и нагрейте в пламени горелки. Обратите внимание на бурное протекание реакции. После того как плав остынет, опишите внешний вид полученного продукта, поднесите к нему постоянный магнит и убедитесь, что Вы получили металлическое железо. Испытайте магнитом исходную смесь и убедитесь, что в ней отсутствует железо.

В отчете:

- опишите наблюдаемые явления;
- объясните различие в магнитных свойствах исходной смеси и продуктов реакции;
- напишите уравнение реакции восстановления железа из оксида и рассчитайте стандартное изменение энтальпии.

Опыт 2. Получение меди карботермическим методом

Смешайте примерно равные количества оксида меди (II) и порошка древесного угля, поместите смесь в пробирку и прокалите в пламени газовой горелки до изменения окраски содержимого пробирки.

В отчете:

- опишите наблюдаемые явления;
- напишите уравнение реакции восстановления оксида меди углеродом, рассчитайте энтальпию реакции и температуру начала реакции.

Опыт 3. Получение меди восстановлением водородом

В среднюю часть трубки диаметром 10–12 мм и длиной примерно 150 мм поместите один-два микрошпателя оксида меди (II), закрепите горизонтально в штативе и подсоедините к источнику газообразного водорода. Нагрейте оксид меди в пламени горелки и пропускайте ток водорода. Запишите наблюдаемые изменения.

В отчете:

- напишите уравнение реакции восстановления оксида меди;
- рассчитайте стандартное изменение энтальпии реакции; экзо- или эндотермической является данная реакция при стандартной температуре?

Опыты 4–5. Пиролитические методы получения металлов

Металлы могут быть получены пиролизом соединений с низкой энтальпией образования — оксидов, карбонилов, хлоридов, солей и т.д. Металлы при этом получают в виде порошков.

Опыт 4. Получение порошков металлов термическим разложением оксалатов

Поместите в пробирку 1–2 г оксалата *d*-элемента третьего периода, предложенного преподавателем,

и нагрейте в пламени горелки. Порошки меди и серебра устойчивы на воздухе, поэтому их можно получать в открытой пробирке. Порошок железа очень активен, и его следует получать в закрытой пробирке с газоотводной трубкой и гидрозатвором. Пробирку при нагревании следует держать в горизонтальном положении так, чтобы капельки конденсирующейся воды не попали в полученный порошок железа. После остывания капельки воды осторожно снимите со стенок пробирки фильтровальной бумагой. Металлические порошки получаются в ультрадисперсном состоянии (размер частиц 1–100 нм).

После полного остывания порошка железа высыпьте его на асбестовую сетку с высоты 25–30 см. Высокодисперсное железо пирофорно и самовозгорается на воздухе.

Поскольку образовавшийся углекислый газ заполняет нижнюю часть пробирки, можно отказаться от гидрозатвора. Слой углекислого газа тормозит доступ кислорода к поверхности частиц железа.

В отчете:

- опишите явления, происходящие при прокаливании оксалата;
- напишите уравнения реакций пиролиза оксалатов, исследованных в опыте;
- в случае проведения опыта с оксалатом железа напишите уравнение реакции горения железа на воздухе, учитывая, что оно окисляется до Fe_3O_4.

Опыт 5. Получение серебряного порошка термическим разложением соли

В сухую пробирку поместите микрошпатель нитрата серебра, укрепите в штативе и прокалите в пламени горелки под тягой. Наблюдайте термическое разложение нитрата серебра.

В отчете:

- опишите наблюдаемые в опыте явления;
- напишите уравнение реакции термического разложения нитрата серебра, учитывая, что нитрат-анион восстанавливается до оксида азота (IV).

Опыт 6. Гидрометаллургический метод получения металлов

По заданию преподавателя приготовьте в пробирке 3–5 мл насыщенного при комнатной температуре раствора соли *d*-элемента и внесите в раствор небольшими порциями порошок магния. Содержимое пробирки периодически встряхивайте. Образовавшийся порошок металла промойте водой, высушите между листами фильтровальной бумаги и обратите внимание на его внешний вид.

В отчете:

- опишите наблюдаемые явления;
- напишите уравнение протекающей реакции;
- рассчитайте стандартное изменение энтальпии реакции.

Опыт 7. Гидроэлектрометаллургический метод получения металлов

Соберите установку для электролиза, руководствуясь указаниями преподавателя.

В электролизер налейте раствор заданного преподавателем сульфата *d*-металла и опустите угольные электроды. По заданию преподавателя установите в цепи заданный ток и проведите электролиз до видимого образования металла на катоде. Обратите внимание на внешний вид металлического осадка на катоде.

В отчете:

- напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций, протекающих на катоде и аноде;

– какие *d*-металлы 4-го периода могут быть получены электролизом водных растворов и почему?

Опыт 8. Получение пористых металлов методом избирательного травления

Метод используется для получения высокодисперсных или пористых металлов. В пробирку с 2 мл 5 моль/л раствора щелочи опустите кусочек сплава никеля с цинком и слегка подогрейте в пламени горелки в течение 5–10 минут. Обратите внимание на выделяющийся водород. Перенесите содержимое пробирки на фильтр и отмойте порошок от продуктов реакции и избытка щелочи. Какой металл перешел в раствор?

В отчете:

– напишите уравнение растворения одного из металлов (какого?) в щелочи;
– предложите несколько бинарных сплавов, один из металлов которых можно получить аналогичным способом.

Опыт 9. Восстановительная активность d-металлов по отношению к воде и водным растворам кислот и щелочей

По заданию преподавателя исследуйте восстановительные свойства одного из *d*-металлов по отношению к воде, к водным растворам соляной, серной, азотной кислот различной концентрации и к щелочам при комнатной температуре и при нагревании. Прежде чем начинать исследование, рассмотрите теоретическую возможность этих взаимодействий на основании значений стандартных электродных потенциалов. Учтите возможность образования оксидных пленок на поверхности металла и его переход в пассивное состояние в некоторых растворах.

В отчете:

– напишите уравнения реакций, которые наблюдали;

- составьте уравнения полуреакций и приведите для них значения стандартных электродных потенциалов;
- рассчитайте стандартное изменение энергии Гиббса для проделанных реакций.

Опыт 10. Сравнение восстановительной активности металлов по группам

В пробирки с растворами нитратов кадмия и ртути (II) опустите цинковые пластинки. Что наблюдаете? Полученный порошок кадмия промойте горячей водой на фильтре, просушите на воздухе. Наблюдаются ли изменения внешнего вида порошка при хранении? Амальгамированную пластинку сдайте преподавателю для последующей утилизации ртути, а промывные воды слейте в склянку для жидких отходов.

В отчете:

- напишите уравнения реакций выделения металлов из растворов;
- приведите значения стандартных электродных потенциалов металлов изученной группы и сделайте вывод о зависимости восстановительной активности металлов данной группы от положения металла в группе.

Опыты 11–14. Восстановительная активность металлов по отношению к элементарным окислителям

Опыт 11. Взаимодействие с хлором (тяга!)

Порошок меди или железа в металлической ложке слегка подогрейте в пламени горелки и внесите в банку с хлором. Что наблюдаете?

В отчете:

- опишите свои наблюдения;
- напишите уравнение реакции взаимодействия металла с хлором;

– сопоставив стандартные энтальпии образования хлоридов $MeCl_2$ *d*-элементов 4-го периода, определите, какой из металлов является наиболее сильным восстановителем по отношению к элементарному хлору.

Опыт 12. Взаимодействие металлов с йодом (тяга!)
Смешайте один микрошпатель высокодисперсного порошка железа, цинка или меди с двумя микрошпателями кристаллического йода в керамической ступке. Что наблюдаете? Смесь перенесите в тигель и подогрейте в пламени горелки.

В отчете:

– опишите наблюдаемые явления;
– напишите уравнения проделанных реакций;
– для образовавшегося иодида выпишите из таблицы 4 Приложения численные значения стандартной энтальпии образования. Экзо- или эндотермической является проделанная реакция?

Опыт 13. Взаимодействие с кислородом
В опыте 4 был получен высокодисперсный порошок железа, который, обладая пирофорными свойствами, самовозгорается на воздухе. Компактные металлы при обычных условиях покрыты оксидной пленкой и с кислородом не взаимодействуют.

Возьмите железную, медную или цинковую проволоку и нагрейте в пламени газовой горелки. Что наблюдаете?

В отчете:

– опишите наблюдаемые явления;
– напишите уравнение реакции окисления металла;
– по значениям стандартных энтальпий образования оксидов определите, какой из *d*-элементов 4-го периода является наиболее сильным восстановителем по отношению к кислороду.

Опыт 14. Взаимодействие с серой

Пластинку или проволоку одного из *d*-элементов (Fe, Zn, Cu, Ag, Cd), по заданию преподавателя, опустите в раствор серы в хлорметане.

В отчете:

- опишите наблюдаемые внешние изменения металлов;
- напишите уравнения реакций взаимодействия металлов с серой;
- по значениям стандартных энтальпий образования сульфидов определите, какой из *d*-элементов 4-го периода является наиболее сильным восстановителем по отношению к сере.

Лабораторная работа № 25. *d*-ЭЛЕМЕНТЫ В НИЗКИХ СТЕПЕНЯХ ОКИСЛЕНИЯ (+1, +2, +3)

Опыты 1–4. Получение оксидов d-элементов

Опыт 1. Получение и свойства оксида меди (I)

В четыре пробирки поместите приблизительно по 1 мл раствора сульфата меди (II). В каждую пробирку поочередно добавьте по одному микрошпателю кристаллического сульфита натрия. Содержимое каждой пробирки осторожно прокипятите в течение одной-двух минут, оставьте на некоторое время для охлаждения и отстаивания. Обратите внимание на окраску образовавшегося оксида меди (I). Полученный оксид в каждой пробирке 3–4 раза промойте декантацией дистиллированной водой.

В первой пробирке к осадку оксида меди (I) добавьте разбавленной серной кислоты. Отметьте окраску полученного раствора и наличие красного мелкодисперсного осадка металлической меди.

Ко второй порции прилейте раствор разбавленной соляной кислоты. Зафиксируйте образование белого

осадка хлорида меди (I). При стоянии раствор постепенно голубеет в результате окисления меди (I) до меди (II) кислородом воздуха.

К третьей порции Cu_2O прибавьте концентрированную соляную кислоту до полного растворения оксида меди (I) и образования бесцветного раствора комплексного дихлорокупрата (I) водорода. Обратите внимание, что при стоянии полученного раствора на воздухе его цвет изменяется вследствие окисления дихлорокупрат (I)-иона до тетрахлорокупрат (II)-иона кислородом воздуха.

Четвертую порцию оксида меди (I) обработайте концентрированным раствором аммиака до полного растворения осадка Cu_2O. Растворение произошло за счет образования комплексного гидроксида диамминмеди (I), который при стоянии самопроизвольно окисляется кислородом воздуха до гидроксида тетраамминмеди (II), о чем свидетельствует изменение окраски раствора.

В отчете:

- опишите внешний вид полученного оксида меди (I);
- напишите уравнение реакции получения оксида меди (I), имея в виду, что катион меди (II) восстанавливается до малорастворимого оксида меди (I), а сульфит-анион окисляется до сульфат-аниона;
- опишите наблюдения при изучении химических свойств оксида меди (I), проиллюстрировав проделанные опыты уравнениями соответствующих реакций. В уравнениях укажите окраску растворов, содержащих комплексные ионы меди (I) и меди (II);
- какая степень окисления более характерна для меди? Дайте мотивированный ответ, основываясь на результатах проделанных опытов.

Опыт 2. *Получение и свойства оксида меди (II)*

Получите оксид меди (II) термическим разложением гидроксида меди (II). Для этого подействуйте разбав-

ленным раствором щелочи на раствор соли меди (II). Образовавшийся гидроксид вместе с маточным раствором осторожно, не доводя до кипения, нагрейте в пламени горелки до полного изменения цвета суспензии, происходящего вследствие термического распада гидроксида меди (II) до оксида. Обратите внимание на изменение окраски в ходе опыта. Какую окраску имеет оксид меди (II)?

Содержимое пробирки, где получен оксид меди (II), разделите на четыре части.

К первой порции добавьте разбавленный раствор сильной кислоты, ко второй — разбавленный раствор щелочи, к третьей — концентрированный раствор аммиака. Отметьте, в каком случае происходит растворение CuO. Признаком протекания реакции является окрашивание раствора.

К четвертой порции суспензии оксида меди (II) добавьте концентрированный (30–40%-ный) раствор щелочи и прокипятите содержимое пробирки в течение нескольких минут (соблюдайте осторожность! не допускайте бурного кипения, выброса жидкости из пробирки и попадания капель на кожу!). Отметьте окрашивание раствора за счет образования комплексных тетрагидроксокупрат (II)-ионов.

Характерной особенностью многих оксидов *d*-элементов является резкое уменьшение их химической активности при прокаливании. Чтобы в этом убедиться, поместите в сухую пробирку оксид меди (II), прокалите в течение нескольких минут, охладите пробирку и испытайте прокаленный CuO разбавленными растворами кислоты и щелочи, а также концентрированным раствором аммиака. Одинакова ли химическая активность свежеприготовленного и прокаленного оксида меди (II)?

В отчете:

— напишите в молекулярной и ионно-молекулярной формах уравнения выполненных реакций,

записав под формулами цвет окрашенных соединений, учитывая, что при взаимодействии CuO с раствором аммиака образуется растворимый гидроксид тетраамминмеди (II);

- сделайте вывод о кислотно-основных свойствах CuO, мотивированно указав, какая функция — кислотная или основная — более характерна для этого оксида;
- как влияет прокаливание оксида меди (II) на его химическую активность?
- на основании результатов опытов 1 и 2 опишите химические свойства оксидов меди (I) и меди (II).

Опыт 3. Получение оксидов при взаимодействии металлов с кислородом

Оксиды некоторых *d*-элементов можно получить при непосредственном взаимодействии металлов с кислородом воздуха. Получите этим способом оксиды меди (II) и цинка.

Предварительно зачищенную наждачной бумагой тонкую медную проволоку внесите в верхнюю часть пламени горелки. Наблюдайте почернение поверхности металла, а когда проволока раскалится докрасна, выньте ее из пламени и при охлаждении убедитесь в том, что та часть проволоки, которая находилась в пламени, полностью покрылась оксидом черного цвета.

Возьмите тигельными щипцами гранулу цинка или цинковую проволоку и внесите в верхнюю часть пламени горелки. Через некоторое время цинк загорается и горит с образованием оксида в виде белого дыма, состоящего из мелких частиц ZnO.

В отчете:

- опишите наблюдения, запишите уравнения соответствующих реакций;
- по численным значениям стандартных энтальпий образования оксидов меди (II) и цинка определите,

какой из оксидов является более устойчивым при термическом разложении на простые вещества.

Опыт 4. *Проявление амфотерности оксида железа (III) при сплавлении*

Некоторые оксиды *d*-элементов, являясь амфотерными, проявляют свои амфотерные свойства только в твердофазных реакциях при сплавлении их с веществами, имеющими основные свойства. Типичным примером может служить оксид железа (III).

В фарфоровый тигель внесите 2–3 микрошпателя декагидрата карбоната натрия и нагрейте соль до расплавления. В расплав внесите на кончике шпателя оксид железа (III). Обратите внимание на выделение газа и на окраску полученного плава. После охлаждения прилейте в тигель дистиллированной воды, перемешайте стеклянной палочкой. Отметьте наблюдаемые явления.

В отчете:

- составьте уравнения проделанной реакции, учитывая, что при сплавлении оксида железа (III) с карбонатом натрия образуется диоксоферрат (III) натрия и выделяется диоксид углерода;
- какие свойства — основные или кислотные — проявляет в данной реакции оксид железа (III)?
- какие свойства — основные или кислотные — преобладают у изучаемого оксида? Какие сделанные Вами наблюдения подтверждают Ваш вывод?

Опыты 5–7. *Получение и свойства гидроксидов d-элементов*

Опыт 5. *Кислотно-основные свойства гидроксидов d-элементов*

Получите и экспериментально определите кислотно-основные свойства гидроксидов следующих *d*-элементов:

- двухзарядных Mn^{2+}, Fe^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}, Cu^{2+}, Zn^{2+}, Cd^{2+};
- трехзарядных Cr^{3+} и Fe^{3+}.

Все рассматриваемые гидроксиды получают по обменным реакциям, приливая раствор щелочи к раствору соли соответствующего *d*-металла.

Поочередно (или избирательно по указанию преподавателя) получите гидроксиды вышеперечисленных *d*-элементов, прилив к раствору соли разбавленный (1 моль/л или 2 моль/л) раствор щелочи. Образовавшуюся суспензию гидроксида разделите на две части. К одной порции прибавьте при встряхивании разбавленный раствор сильной кислоты, а к другой — концентрированный (например, 6 моль/л) раствор щелочи. Изучив таким образом один за другим все полученные гидроксиды, выясните, какие из них растворяются только в кислоте, а какие — как в кислоте, так и в щелочи. Обратите внимание и запишите окраски исходных растворов, осадков, а также растворов, получившихся в результате растворения гидроксидов.

При выполнении этого опыта следует иметь в виду следующее:

а) соли железа (II), особенно в растворенном состоянии, быстро окисляются кислородом воздуха и всегда содержат примесь соединений железа (III). Поэтому во всех опытах с солями железа (II) следует пользоваться свежеприготовленным раствором. Для этого подходит двойная соль железа (II)-аммония (соль Мора), формула которой — $(NH_4)_2Fe(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$. Это соединение меньше всего подвержено окислению. Для приготовления раствора в пробирку берут один микрошпатель соли Мора и растворяют ее в 1–2 мл дистиллированной воды. В уравнениях реакций вместо формулы соли Мора используется формула сульфата железа (II);

б) чистый гидроксид железа (II) — соединение белого цвета, но на воздухе и даже под воздействием кислорода, растворенного в воде, быстро окисляется. Поэтому осадок $Fe(OH)_2$, полученный в

обычных лабораторных условиях, имеет зеленоватый цвет. Опыты, проводимые с этим гидроксидом, надо выполнять как можно быстрее. Чтобы убедиться в том, что полученный гидроксид железа (II) содержит примесь гидроксида железа (III), испытайте раствор, получившийся в результате растворения осадка в кислоте, на присутствие в нем ионов Fe^{2+} и Fe^{3+}. Для этого раствор разделите на две части, к одной из которых добавьте несколько капель раствора гексацианоферрата (III) калия (реактив для обнаружения ионов Fe^{2+}), а к другой — раствор гексацианоферрата (II) калия или раствор тиоцианата калия (реактивы для обнаружения ионов Fe^{3+}). Появление в обеих пробирках характерных окрасок свидетельствует о наличии ионов железа в соответствующих степенях окисления;

в) при получении гидроксида кобальта (II) сначала выпадает синий осадок основной соли, который при дальнейшем добавлении щелочи переходит в гидроксид розового цвета;

г) для получения гидроксида хрома (III) вместо раствора щелочи лучше воспользоваться водным раствором аммиака. Следует иметь в виду, что даже при осторожном приливании щелочи к раствору соли хрома (III) можно пропустить момент образования осадка гидроксида, так как он растворяется при незначительном избытке щелочи. Получив гидроксид хрома (III) действием водного раствора аммиака на раствор соли хрома (III), обратите внимание на его окраску и разделите на две части. Проведите испытание гидроксида на амфотерность. При составлении уравнения реакции получения гидроксида хрома (III) формулу водного аммиака записывайте в виде $NH_3 \cdot H_2O$.

В отчете:

- составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения проделанных реакций.

Опыт 6. Окисляемость гидроксидов некоторых d-элементов

Получите гидроксиды марганца (II), железа (II), кобальта (II) и никеля (II), оставьте их на некоторое время на воздухе, периодически перемешивая содержимое пробирок стеклянной палочкой, чтобы облегчить доступ кислорода воздуха к ним. Внимательно наблюдайте за изменением окраски осадков. Какой из гидроксидов окисляется быстрее всех? Для ускорения окисления к осадкам $Mn(OH)_2$, $Co(OH)_2$ и $Ni(OH)_2$ добавьте 3%-ный раствор пероксида водорода. Тот гидроксид, который не окислился пероксидом водорода (не изменил свой цвет), получите снова и добавьте к осадку более сильный окислитель — бромную воду. Обратите внимание на изменение цвета осадка.

При составлении уравнений реакций учтите, что $Fe(OH)_2$, $Co(OH)_2$ и $Ni(OH)_2$ окисляются соответственно до $Fe(OH)_3$, $Co(OH)_3$ и $Ni(OH)_3$, гидроксид марганца (II) — до гидроксида марганца (IV), который, отщепляя молекулу воды, превращается в метагидроксид марганца (IV), имеющий формулу $MnO(OH)_2$. Приведите его название.

В отчете:

- опишите наблюдения;
- напишите уравнения выполненных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах;
- расположите формулы гидроксидов в порядке уменьшения их окисляемости.

Опыт 7. Термическая устойчивость гидроксидов серебра (I), меди (II) и ртути (II)

В отдельных пробирках подействуйте раствором щелочи на растворы солей серебра (I), меди (II) и ртути (II). Гидроксиды серебра (I) и ртути (II) разлагаются в мо-

мент образования с отщеплением воды. Поэтому полученные осадки представляют собой не гидроксиды, а оксиды. Обратите внимание на их окраску.

Полученную суспензию гидроксида меди (II) нагрейте в пламени горелки. Как изменяется окраска осадка?

В отчете:

- изученные в опытах 6 и 7 свойства гидроксидов обобщите в виде таблицы. При заполнении таблицы учтите, что продуктом растворения гидроксидов в кислоте являются аквакомплексы, а в щелочи — гидроксокомплексы. Примите, что координационное число всех комплексообразователей равно четырем;
- напишите уравнения всех выполненных реакций. Уравнения обменных реакций представьте в молекулярной и ионно-молекулярной формах;
- мотивированно ответьте на вопрос: у какого из гидроксидов приведенных ниже пар основные свойства выражены сильнее: $Mn(OH)_2$ и $Mn(OH)_4$; $Fe(OH)_2$ и $Fe(OH)_3$; $Co(OH)_2$ и $Co(OH)_3$; $Ni(OH)_2$ и $Ni(OH)_3$?

Гидроксиды	Окраска	Кислотно-осн. характер	Продукт растворения в кислоте (состав и окр.)	Продукт растворения в щелочи (состав и окр.)	Окисляемость: кислородом воздуха, H_2O_2, Br_2
$Mn(OH)_2$					
$Fe(OH)_2$					
$Co(OH)_2$					
$Ni(OH)_2$					
$Cu(OH)_2$					
$Zn(OH)_2$					
$Cd(OH)_2$					
$Cr(OH)_3$					
$Fe(OH)_3$					

Опыт 8–11. Гидролиз солей d-элементов

Опыт 8. Гидролиз солей d-элементов, содержащих двухзарядные катионы

С помощью *pH*-метра или индикаторной бумаги измерьте *pH* 0,5 моль/л растворов $MnSO_4$, $NiSO_4$, $CoSO_4$, $CuSO_4$, $ZnSO_4$ и $FeSO_4$. Последний раствор должен быть свежеприготовленным.

В отчете:

- напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах;
- рассчитайте степень гидролиза и *pH* этих растворов, сравните *pH* со значениями, установленными экспериментально.

Опыт 9. Гидролиз солей d-элементов, содержащих трехзарядные катионы

С помощью *pH*-метра или индикаторной бумаги измерьте *pH* 0,5 моль/л растворов $Sc_2(SO_4)_3$, $Cr_2(SO_4)_3$ и $Fe_2(SO_4)_3$.

В отчете:

- напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах;
- рассчитайте степень гидролиза и *pH* этих растворов, сравните *pH* со значениями, установленными экспериментально;
- на основании результатов опытов 8 и 9 сделайте вывод о влиянии степени окисления ионов железа на степень гидролиза соответствующих солей.

Опыт 10. Гидролиз гексагидроксохромата (III) натрия

К 1 мл раствора сульфата хрома (III) добавьте водный раствор аммиака до образования осадка. Затем по каплям, встряхивая содержимое пробирки, прилейте раствор щелочи до полного растворения осадка. Отметьте цвет раствора. Полученный раствор вскипятите и обратите внимание на образование осадка.

В отчете:

- напишите уравнения реакций образования и гидролиза гексагидроксохромата (III) натрия в молекулярной и ионно-молекулярной формах, учитывая, что в комплексном анионе происходит замещение лиганда гидроксида на молекулы воды с образованием нейтрального комплекса — триакватригидроксохрома, который и выпадает в осадок.

Опыт 11. Гидролиз солей ртути

В одну пробирку поместите несколько кристаллов нитрата ртути (I), а в другую — нитрата ртути (II) и добавьте по нескольку капель дистиллированной воды. Отметьте помутнение растворов.

В отчете:

- напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей ртути, учитывая, что при гидролизе нитрата ртути (I) происходит образование основной соли Hg_2OHNO_3, а при гидролизе нитрата ртути (II) — оксосоли $HgO \cdot Hg(NO_3)_2$. Для какой соли степень гидролиза больше?

Опыт 12. Устойчивость комплексных соединений d-элементов в зависимости от типа лиганда

Налейте в пробирку 2–3 мл 0,5 моль/л раствора соли никеля (II) и прилейте 25%-ный раствор аммиака до изменения цвета раствора. Полученный раствор разделите на две пробирки. Одну оставьте для сравнения, а к другой приливайте 10%-ный раствор этилендиамина до изменения окраски. Сравните окраски аммиакатного и этилендиаминового комплексов.

В отчете:

- составьте в ионно-молекулярной форме уравнение реакции образования аммиакатного комплекса, учитывая, что имеет место реакция замещения лиганда в аквакомплексе; учтите, что

координационное число иона никеля (II) равно шести;

- в ионно-молекулярной форме составьте уравнение превращения аммиакатного комплекса в этилендиаминовый, учитывая, что молекула этилендиамина $H_2N{-}CH_2{-}CH_2{-}NH_2$ является бидентатным лигандом за счет неподеленных электронных пар азота, входящего в аминогруппы $-NH_2$;
- изобразите графическую формулу этилендиаминового комплекса;
- какой из комплексов и почему является более устойчивым — аммиакатный или этилендиаминовый? Приведите значения констант нестойкости этих комплексов.

Опыты 13–15. *Влияние комплексообразования на окислительно-восстановительные свойства d-элементов*

Опыт 13. *Изменение окислительной активности железа (III) за счет комплексообразования*

К 3–4 мл 0,5 моль/л раствора хлорида железа (III) прибавьте 0,5–1,0 мл 0,5 моль/л раствора иодида калия. Обратите внимание на изменение окраски раствора, связанное с образованием молекулярного йода. К 3–4 мл 0,5 моль/л раствора гексацианоферрата (III) калия добавьте 0,5–1,0 мл 0,5 моль/л раствора иодида калия. Наблюдается ли изменение окраски?

В отчете:

- составьте уравнение реакции между раствором хлорида железа (III) и иодида калия, приведите значения потенциалов полуреакций. Возможна ли аналогичная реакция между гексацианоферрат (III)-ионами и иодид-ионами? Приведите потенциалы соответствующих полуреакций;
- сравните значения потенциалов полуреакций восстановления свободных ионов железа (III) и связанных в цианидный комплекс и сделайте вывод

о влиянии комплексообразования на окислительные свойства железа (III).

Опыт 14. *Изменение восстановительных свойств меди (0) за счет комплексообразования*

В пробирку поместите 2–3 мл разбавленного раствора серной кислоты и опустите в него предварительно зачищенную наждачной бумагой медную проволоку. Убедитесь, что медь не реагирует с разбавленной серной кислотой даже при нагревании. Подтверждается ли это значением стандартного электродного потенциала Cu^{2+}/Cu? Вытащите из пробирки проволоку. К раствору кислоты добавьте 2–3 микрошпателя тиомочевины. После растворения тиомочевины снова опустите в пробирку медную проволоку. Есть ли признаки реакции на холоде? Нагрейте пробирку. Наблюдайте выделение пузырьков водорода на проволоке.

В отчете:

- составьте уравнение растворения меди в разбавленной серной кислоте с образованием тиомочевинного комплекса состава $[Cu((NH_2)_2CS)_2]^{2+}$;
- сделайте вывод, у какой полуреакции потенциал более отрицателен: $Cu^{2+}+2\bar{e} \rightleftarrows Cu$ или $Cu((NH_2)_2CS)_2]^{2+} + 2\bar{e} \rightleftarrows Cu+2(NH_2)_2CS$?

Опыт 15. *Изменение окислительных свойств серебра (I) за счет комплексообразования*

В две пробирки налейте по 2–3 мл 0,1 моль/л раствора нитрата серебра. В одну пробирку постепенно добавьте 3–4 мл насыщенного раствора иодида калия до полного растворения первоначально образовавшегося осадка иодида серебра. Опустите в обе пробирки медную проволоку. В какой пробирке реакция не идет?

В отчете:

- составьте уравнение реакции вытеснения серебра металлической медью, приведя потенциалы

соответствующих полуреакций. Почему не идет аналогичная реакция со связанными в иодидный комплекс ионами серебра?

– сделайте вывод о влиянии комплексообразования на окислительные свойства катиона серебра.

Лабораторная работа № 26. *d*-ЭЛЕМЕНТЫ В ВЫСОКИХ СТЕПЕНЯХ ОКИСЛЕНИЯ (+4, +5, +6, +7)

Опыт 1. Оксид и гидроксиды титана (IV)

Убедитесь в химической инертности оксида титана (IV). Для этого в три сухие пробирки внесите по одному микрошпателю TiO_2 и добавьте: в первую пробирку — дистиллированную воду, во вторую — раствор кислоты, в третью — раствор щелочи. Есть ли признаки реакции в пробирках? Поочередно нагрейте пробирки до кипения, обратите внимание на отсутствие взаимодействия при нагревании. В пробирку, куда была добавлена дистиллированная вода, внесите 2–3 капли нейтрального раствора лакмуса. Изменилась ли окраска индикатора?

Получите гидроксид титана (IV), добавляя по каплям при постоянном встряхивании раствор щелочи к раствору сульфата титана (IV) до выпадения осадка. Обратите внимание на его цвет. Состав осадка условно выражается формулой $Ti(OH)_4$ или H_4TiO_4, но в действительности это — гидратированный оксид неопределенного состава $xTiO_2 \cdot yH_2O$.

Суспензию $Ti(OH)_4$ разделите на три части. К одной порции добавьте при встряхивании 2 моль/л серную кислоту, к другой — 6 моль/л щелочь. В обоих ли случаях произошло растворение осадка?

Третью порцию суспензии $Ti(OH)_4$ прокипятите в течение 4–5 мин. После охлаждения разделите содержимое пробирки на две части и снова одну часть испытайте на растворимость в кислоте, а другую — в щелочи. Растворился ли осадок?

В отчете:

- сделайте вывод об отношении оксида титана (IV) к воде, кислотам и щелочам;
- напишите уравнение образования гидроксида титана (IV) (его также называют *ортотитановой*, или α-титановой, кислотой) в молекулярной и ионно-молекулярной формах;
- на основании наблюдений укажите, какие свойства — кислотные или основные — проявляет в данном опыте ортотитановая кислота;
- при кипячении ортотитановой кислоты она превращается в метатитановую H_2TiO_3 или $TiO(OH)_2$ (β-титановая кислота); сравните химическую активность двух разновидностей титановых кислот, приведите рациональное название $TiO(OH)_2$;
- обе разновидности гидроксида титана (IV) называют «кислотами»; насколько сильно выражены кислотные свойства этого гидроксида, судя по проделанному опыту?

Опыт 2. Оксид и гидроксиды ванадия (V)

В фарфоровый тигель, установленный на асбестовой сетке, внесите 2–3 микрошпателя метаванадата аммония и нагрейте, помешивая стеклянной палочкой. Обратите внимание на изменение окраски вещества по мере нагревания, а также на выделение газообразного аммиака, который можно обнаружить по запаху и по посинению влажной лакмусовой бумажки.

После охлаждения тигля полученный оксид ванадия (V) перенесите в три сухие пробирки, в одну из которых добавьте дистиллированной воды, в другую — 6 моль/л раствор щелочи, в третью — концентрированную серную кислоту. Все пробирки поочередно нагрейте, внимательно следя за происходящими изменениями.

Обратите внимание на то, что при контакте оксида ванадия (V) с водой появляется бледно-желтое окрашивание в результате образования метаванадиевой кислоты.

Докажите появление кислой среды в этом растворе с помощью индикатора. Растворяется ли оксид ванадия (V) в щелочи и кислоте?

Оксид ванадия (V) можно также получить действием кислот на растворы метаванадатов.

В раствор метаванадата натрия добавляйте разбавленный раствор соляной кислоты до образования осадка V_2O_5. Обратите внимание на цвет осадка и сравните его с цветом оксида ванадия (V), полученного ранее путем термического разложения метаванадата аммония.

В отчете:

- напишите уравнения реакций получения оксида ванадия (V) разложением метаванадата аммония и действием кислоты на метаванадат натрия;
- укажите цвет полученного оксида ванадия (V);
- напишите уравнения взаимодействия оксида ванадия (V) со щелочью и серной кислотой, имея в виду, что в первом случае образуется соответствующий метаванадат, а во втором — сульфат диоксованадия (V);
- основываясь на наблюдениях, сделайте вывод о кислотно-основных свойствах оксида ванадия (V) и метаванадиевой кислоты.

Опыт 3. Оксид хрома (VI) и хромовая кислота

Получите оксид хрома (VI), добавляя небольшими порциями кристаллы дихромата калия к концентрированной серной кислоте. Обратите внимание на изменение цвета кристаллов с оранжевого на темно-красный, характерный для оксида хрома (VI).

Для изучения свойств оксида хрома (VI) воспользуйтесь готовым веществом, получив его у лаборанта.

В сухую пробирку внесите один микрошпатель CrO_3 и добавьте дистиллированной воды. Оксид хрома (VI) не только хорошо растворяется в воде, но и химически взаимодействует с ней.

С помощью универсальной индикаторной бумаги или *pH*-метра убедитесь в том, что полученный раствор имеет сильно кислую реакцию.

В отчете:

- опишите внешний вид оксида хрома (VI);
- напишите уравнение реакции взаимодействия оксида хрома (VI) с водой с образованием хромовой кислоты;
- напишите уравнения ступенчатой диссоциации хромовой кислоты, для каждой ступени укажите значение константы диссоциации, на основании чего сделайте вывод о силе хромовой кислоты.

Опыт 4. Оксид марганца (VII) и марганцевая кислота

В чистую сухую фарфоровую чашечку поместите микрошпатель кристаллического перманганата калия. Добавьте к кристаллам по каплям из пипетки концентрированную серную кислоту, непрерывно перемешивая смесь стеклянной палочкой. Прекратите добавление кислоты, когда смесь превратится в однородную маслянистую жидкость зеленого цвета — это оксид марганца (VII).

Палочкой, которой производили перемешивание, перенесите каплю жидкого оксида мараганца (VII) в пробирку с дистиллированной водой. Обратите внимание на то, что вода мгновенно окрашивается в фиолетовый цвет. Это свидетельствует о том, что Mn_2O_7 взаимодействует с водой с образованием марганцевой кислоты, анион которой (перманганат-ион) имеет интенсивную фиолетовую окраску.

В отчете:

- напишите уравнения реакций образования оксида марганца (VII) и взаимодействия его с водой;
- выпишите из справочника константу кислотности марганцевой кислоты и на основании этого сделайте вывод о ее силе;

— что можно сказать об изменении кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов *d*-элементов в ряду Ti (IV), V (V), Cr (VI), Mn (VII)?

Опыт 5. Оксиды и гидроксиды Cr (VI), Mo (VI), W (VI)

Сравните кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов хрома (VI), молибдена (VI) и вольфрама (VI). Для этого дополнительно к опыту 3 проделайте опыты с гидроксидами молибдена (VI) и вольфрама (VI).

В пробирку с насыщенным раствором молибдата аммония постепенно добавляйте при встряхивании разбавленную серную кислоту до образования осадка, представляющего собой молибденовую кислоту H_2MoO_4. Обратите внимание на окраску осадка.

На одну часть осадка молибденовой кислоты подействуйте концентрированным раствором щелочи, а на другую — концентрированной серной кислотой. Если осадок растворяется слишком медленно, осторожно нагрейте пробирку.

Аналогичным образом получите вольфрамовую кислоту, действуя концентрированной серной кислотой на насыщенный раствор вольфрамата натрия. Полученную суспензию вольфрамовой кислоты разделите на три части: в двух пробирках испытайте ее на амфотерность, подействовав на осадок раствором щелочи и концентрированной соляной кислотой. В чем растворяется и в чем не растворяется вольфрамовая кислота?

Третью пробирку, содержащую вольфрамовую кислоту, осторожно нагрейте в пламени горелки. Наблюдайте изменение окраски осадка с белой на желтую. Это связано с превращением моногидрата вольфрамовой кислоты $H_2WO_4 \cdot H_2O$ (белый осадок) в безводную вольфрамовую кислоту H_2WO_4 (желтый осадок).

Получите и ознакомьтесь со свойствами оксида вольфрама (VI), для чего в тигель внесите 2 микрошпателя вольфрамата аммония и нагревайте до изменения цвета вещества. Попутно обратите внимание на выделение

газа, который вы можете идентифицировать по характерному запаху и по посинению лакмусовой бумажки, поднесенной к тиглю.

После остывания тигля рассмотрите образовавшийся оксид вольфрама (VI). Обычно он имеет светло-желтую окраску, но при нагревании становится оранжевым.

Шпателем внесите небольшими порциями полученный оксид в отдельные пробирки с дистиллированной водой, с концентрированной серной кислотой и концентрированным раствором щелочи. Пробирки слегка нагрейте. Выясните, растворяется ли оксид вольфрама (VI) в воде, щелочи и кислоте. На основании наблюдений сделайте вывод о кислотно-основных свойствах изучаемого оксида.

В отчете:

- напишите уравнения всех проделанных реакций; учтите, что при растворении оксида вольфрама (VI) в концентрированной соляной кислоте продуктом реакции является комплексное соединение — диоксотрихлоровольфрамат (VI) водорода;
- на основании наблюдений, сделанных при выполнении данного опыта и опыта 3, сопоставьте кислотно-основые свойства оксидов и гидроксидов хрома (VI), молибдена (VI) и вольфрама (VI). Расположите эти соединения в порядке уменьшения кислотных и усиления основных свойств отдельно для ряда оксидов и для ряда гидроксидов.

Опыт 6. *Кислотно-основные свойства гидроксидов ванадия (III), (IV), (V)*

Получите соль ванадия (III) путем восстановления метаванадата. Для этого к насыщенному раствору метаванадата натрия добавьте такой же объем концентрированной соляной кислоты и гранулу металлического олова. Осторожно нагревайте смесь. Сначала раствор

приобретет голубую окраску (это цвет катиона VO^{2+}), а потом — зеленую, характерную для катиона V^{3+}.

Полученный зеленый раствор хлорида ванадия (III) разделите на две части. К каждой порции постепенно приливайте раствор щелочи до выпадения гидроксида ванадия (III). Обратите внимание на его окраску. Исследуйте полученный гидроксид ванадия (III) на его отношение к кислотам и щелочам и сделайте заключение о кислотно-основных свойствах изученного гидроксида.

Получите соль ванадия (IV). Для этого к насыщенному раствору метаванадата натрия добавьте несколько капель концентрированной соляной кислоты, постоянно перемешивая раствор встряхиванием. Обратите внимание на изменение окраски раствора в результате превращения метаванадат-иона в сильно кислой среде в хлорид диоксованадия (V) $(VO_2)_2Cl_2$.

Внесите в пробирку на кончике шпателя кристаллический сульфит натрия. Перемешайте содержимое пробирки до появления голубой окраски раствора, характерной для VO^{2+}.

Из полученного раствора хлорида оксованадия (IV) осадите гидроксид ванадия (IV), прибавляя по каплям при постоянном перемешивании раствор щелочи до появления осадка.

Полученную суспензию гидроксида ванадия (IV) разделите на две части и испытайте на амфотерность. Сделайте вывод о кислотно-основном характере гидроксида ванадия (IV), основываясь на наблюдениях, сделанных в ходе выполнения опыта.

В отчете:

— напишите уравнения следующих реакций: а) ступенчатое восстановление метаванадат-иона в солянокислой среде металлическим оловом сначала до хлорида оксованадия (IV), а затем превращение последнего в хлорид ванадия (III). Все уравнения окислительно-восстановительных реакций составляйте на основе электронно-ионных полу-

реакций; б) получение гидроксида ванадия (III) из раствора хлорида ванадия (III); в) растворение гидроксида ванадия (III) в кислоте; г) переход метаванадат-иона в кислой среде в диоксованадат (V)-катион; д) восстановление хлорида диоксованадия (V) в солянокислой среде до хлорида оксованадия (IV) сульфитом натрия; е) получение гидроксида ванадия (IV) из раствора хлорида оксованадия (IV); ж) растворение гидроксида ванадия (IV) в щелочи и кислоте, имея в виду, что в первом случае получается $Na_2V_4O_9$, а во втором — соответствующая соль оксованадия (IV);

– сделайте вывод об изменении кислотно-основных свойств гидроксидов ванадия с увеличением степени окисления ванадия от III до V, обосновав свой вывод результатами настоящего опыта и опыта 2, в котором изучались свойства метаванадиевой кислоты.

Опыты 7, 8. Изополи- и гетерополисоединения d-элементов VB и VIB групп

Характерной особенностью соединений *d*-элементов VB и особенно VIB групп в их высших степенях окисления является их склонность к полимеризации с образованием полисоединений. Процессу полимеризации обычно способствует увеличение кислотности среды и повышение температуры. Простейшим примером этого явления служит полимеризация хромат-ионов при подкислении раствора с превращением их в дихромат-ионы $Cr_2O_7^{2-}$.

Если полимерное соединение содержит только атомы рассматриваемого элемента и кислорода, то оно носит название «изополисоединения»; если же в состав полимера входят и другие атомы (гетероатомы), то такое соединение называется «гетерополисоединением».

Опыт 7. Получение изополисоединения ванадия (V)

К насыщенному бесцветному раствору ванадата натрия добавьте сначала несколько капель разбавленной серной кислоты. Обратите внимание на появление жел-

той окраски раствора. К этому же раствору добавьте несколько капель концентрированной серной кислоты. Наблюдайте усиление интенсивности окраски в результате образования все более сложных по составу изополиванадат-ионов с увеличением кислотности среды.

В отчете:

- опишите Ваши наблюдения;
- считая, что в растворе ванадат-ион присутствует в ортоформе VO_4^{3-}, образование простейшего изополиванадат-иона в кислой среде можно представить уравнением:

$$3VO_4^{3-} + 6H^+ \rightarrow V_3O_9^{3-} + 3H_2O.$$

Напишите аналогичное уравнение для превращения $V_3O_9^{3-}$ в $V_6O_{17}^{4-}$ при дальнейшем увеличении кислотности раствора;

- ответьте, почему изученные в данном опыте полисоединения ванадия относятся к изополисоединениям?

Опыт 8. Получение гетерополисоединения молибдена (VI)

В пробирке к раствору гидроортофосфата натрия или калия добавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты, а затем — несколько капель насыщенного раствора молибдата аммония. Раствор слегка нагрейте. Обратите внимание на выпадение осадка желтого цвета, представляющего собой гетерополисоединение молибдена состава $(NH_4)_3[PMo_{12}O_{40}]\cdot 6H_2O$.

В отчете:

- опишите Ваши наблюдения;
- какой атом в полученном гетерополисоединении играет роль гетероатома? Атомы каких других элементов чаще всего входят в состав гетерополисоединений в качестве гетероатомов?

Опыты 9–11. Гидролиз соединений титана (IV)

Опыт 9. Гидролиз сульфата титана (IV)

Приготовьте смесь оксида титана (IV) и дисульфата калия в соотношении 1:5. Осторожно прокалите смесь в фарфоровом тигле. При этом пройдет реакция:

$$TiO_2 + 2K_2S_2O_7 = Ti(SO_4)_2 + 2K_2SO_4.$$

Смесь охладите и добавьте воды. Отметьте появление осадка.

В отчете:

— напишите уравнение гидролиза сульфата титана (IV) в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах иона Ti^{4+}.

Опыт 10. Гидролиз метатитаната (IV) натрия

В фарфоровый тигель поместите стехиометрическую смесь оксида титана (IV) и карбоната натрия и нагревайте в муфельной печи при 800 °С до получения прозрачного плава, представляющего собой метатитанат натрия. После охлаждения плав измельчите и добавьте воды. Отметьте помутнение раствора.

В отчете:

— напишите уравнения реакций получения и гидролиза метатитаната (IV) натрия, приняв, что гидролиз идет до конца с образованием метатитановой кислоты.

Опыт 11. Гидролиз хлорида титана (IV)

К подкисленному соляной кислотой раствору хлорида титана (IV) добавьте воды и прокипятите раствор. Отметьте выпадение осадка.

В отчете:

— напишите уравнения реакций гидролиза, учитывая, что первая стадия состоит в присоединении

двух молекул воды, за счет чего координационное число титана становится равным шести; образующийся диакватетрахлоротитан гидролизуется до диакватетрагидроксотитана.

Опыт 12. Гидролиз хлорида циркония (IV)

Под тягой поместите кристаллы хлорида циркония (IV) в фарфоровую чашку. Наблюдайте образование тумана.

В отчете:

- напишите уравнение реакции гидролиза хлорида циркония (IV) в молекулярном виде.

Опыт 13. Гидролиз хлорида ванадия (IV)

Под тягой откройте склянку с хлоридом ванадия (IV) и перенесите небольшое количество в фарфоровую чашку. Наблюдайте образование тумана.

В отчете:

- напишите молекулярное уравнение реакции гидролиза хлорида ванадия (IV) по первой ступени;
- сделайте вывод о кислотно-основных свойствах хлорида ванадия (IV).

Лабораторная работа № 27. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ В ХИМИИ *d*-ЭЛЕМЕНТОВ

Опыт 1. Последовательное восстановление соединений ванадия (V)

Многие *d*-элементы проявляют большое разнообразие степеней окисления. Это их свойство удобно наблюдать на примере последовательного восстановления соединений ванадия (V).

В сухую пробирку внесите один микрошпатель метаванадата аммония и добавьте несколько капель дистиллированной воды. Встряхивая пробирку, убедитесь в плохой растворимости метаванадата аммония в воде.

К водной суспензии NH_4VO_3 добавьте несколько капель концентрированной серной кислоты. Обратите внимание на превращение метаванадата аммония в оксид ванадия (V), который легко растворяется в кислоте с образованием желтого раствора. В зависимости от концентрации кислоты этот раствор представляет собой сложную систему, содержащую гидратированный оксид ванадия (V) $V_2O_5 \cdot nH_2O$ в коллоидной форме, метаванадиевую кислоту и сульфат диоксованадия (V). Для простоты примите, что образовавшийся желтый раствор содержит только последнее соединение.

Внесите в пробирку несколько гранул металлического цинка и наблюдайте изменение окраски раствора в результате восстановления соединений ванадия в следующей последовательности:

$$VO_2^+ \rightarrow VO^2 \rightarrow V^{3+} \rightarrow V^{2+}$$

(желтый, голубой, зеленый, фиолетовый).

Учтите, что в ходе первого из указанных превращений сначала появляется зеленая окраска, являющаяся результатом наложения желтой (непрореагировавшие катионы VO_2^+) на голубую (образовавшиеся катионы VO^{2+}).

Этот же опыт можно проводить, взяв в качестве исходного раствор метаванадата натрия.

Если превращения происходят слишком медленно, то необходимо нагревание.

Полученный в результате опыта фиолетовый раствор соли ванадия (II) плотно закройте пробкой и сохраните для последующих опытов.

В отчете:

— напишите уравнения следующих реакций:
а) действие серной кислоты на метаванадат аммония с образованием оксида ванадия (V);
б) растворения оксида ванадия (V) в серной кислоте с образованием сульфата диоксованадия (V);

в) последовательного восстановления соединений ванадия (V) металлическим цинком в кислой среде;

- составьте таблицу изменения цветов изученных в опыте соединений ванадия: оксид ванадия (V), метаванадат-ион, катионы: диоксованадий (V), оксованадий (IV), ванадий (III), ванадий (II);
- сделайте вывод об изменении окислительных и восстановительных свойств соединений ванадия в ряду:

$$VO_2^+ \rightarrow VO^{2+} \rightarrow V^{3+} \rightarrow V^{2+}.$$

Опыты 2–5. Изменение окислительно-восстановительных свойств пары M^{3+}/M^{2+} для d-элементов 3-го периода

Степени окисления 2+ и 3+ характерны для большинства *d*-элементов 3-го периода, но в водных растворах способны существовать далеко не все катионы M^{2+} и M^{3+}, что следует из таблицы электродных потенциалов e° (в скобках приведены рассчитанные значения).

В водном растворе не могут существовать катионы Sc^{2+} и Ti^{2+}, так как из-за слишком отрицательного значения потенциала эти ионы восстанавливают молекулы воды. Слишком высокое положительное значение потенциала для Mn^{3+}, Co^{3+}, Ni^{3+}, Cu^{3+} и Zn^{3+} делает невозможным существование в водном растворе трехзарядных катионов этих элементов, так как они окисляют молекулы воды.

Пара	e°, В	Пара	e°, В
Sc^{3+}/Sc^{2+}	(–2,6)	Fe^{3+}/Fe^{2+}	0,77
Ti^{3+}/Ti^{2+}	(–1,1)	Co^{3+}/Co^{2+}	1,93
V^{3+}/V^{2+}	–0,26	Ni^{3+}/Ni^{2+}	(4,2)
Cr^{3+}/Cr^{2+}	–0,41	Cu^{3+}/Cu^{2+}	(4,6)
Mn^{3+}/Mn^{2+}	1,60	Zn^{3+}/Zn^{2+}	(7,0)

Опыт 2. Восстановительные свойства катиона V^{2+}

К фиолетовому раствору сульфата ванадия (II), полученному в опыте 1, добавить раствор перманганата калия, встряхивая содержимое пробирки, до изменения цвета раствора. Не допускайте избытка добавляемого перманганата, так как в этом случае будет трудно судить по окраске раствора, до какого состояния окислился V^{2+}.

Судя по значению стандартного электродного потенциала пары V^{3+}/V^{2+} (см. табл.), катион V^{2+} является более сильным восстановителем. Докажите это, подействовав на отдельную порцию фиолетового раствора сульфата ванадия (II) менее сильным, чем перманганат-ион, окислителем, например раствором хлорида железа (III), который добавляйте осторожно до изменения окраски раствора.

Одинаковы ли продукты окисления V^{2+} перманганат-ионом и катионом железа (III), судя по окраске раствора?

В отчете:

- опишите Ваши наблюдения, составьте уравнения проделанных реакций;
- сделайте общий вывод о роли соединений ванадия (II) в окислительно-восстановительных реакциях.

Опыт 3. Получение соединений хрома (II) и изучение его восстановительных свойств

Налейте в пробирку раствор хлорида хрома (III), добавьте приблизительно такой же объем концентрированной соляной кислоты, перемешайте. Разделите содержимое пробирки на две части. Одну порцию оставьте в качестве контрольной, а ко второй добавьте несколько капель какой-нибудь органической жидкости (бензин, бензол, гексан и т.д.) так, чтобы на поверхности раствора образовался тонкий слой, предохраняющий содержимое пробирки от проникновения атмосферного кислорода.

Опустите в раствор две гранулы металлического цинка. Через некоторое время под действием водорода в момент его выделения хром (III) восстанавливается до хрома (II), о чем можно судить по изменению цвета, сравнив его с контрольным раствором.

Часть полученного раствора перенесите пипеткой, не захватывая органическую жидкость, в другую пробирку. Взбалтывая раствор, обратите внимание на постепенное возвращение первоначальной окраски, характерной для гидратированных катионов Cr^{3+} (сравните с контрольным раствором), что является результатом окисления катиона Cr^{2+} до Cr^{3+} кислородом воздуха.

На оставшуюся часть раствора хлорида хрома (II) подействуйте раствором хлорида железа (III). Убедитесь по изменению цвета раствора в окислении Cr^{2+} до Cr^{3+}.

В отчете:

- опишите Ваши наблюдения, составьте уравнения проделанных реакций;
- сделайте вывод о роли соединений хрома (II) в окислительно-восстановительных реакциях;
- растворы, содержащие гидратированные катионы Cr^{2+}, постепенно при отстаивании меняют окраску с голубой на фиолетовую даже в отсутствии кислорода. Объясните этот факт и составьте уравнение соответствующей реакции.

Опыт 4. Окислительно-восстановительные свойства пары Fe^{3+}/Fe^{2+}

С окислительными свойствами катиона Fe^{3+} Вы уже познакомились в опытах 2 (окисление V^{2+}) и 3 (окисление Cr^{2+}).

Принимая во внимание стандартный электродный потенциал пары Fe^{3+}/Fe^{2+} (см. приведенную выше таблицу потенциалов), найдите в таблице 5 Приложения не менее двух других восстановителей, способных восстановить Fe^{3+} до Fe^{2+}. Проверьте свой выбор экспери-

ментально. Наличие катиона Fe^{2+} в конечном растворе докажите с помощью известного реактива.

Восстановительные свойства катиона Fe^{2+} изучите, подействовав в отдельных пробирках свежеприготовленным раствором соли Мора на подкисленные серной кислотой растворы перманганата калия и дихромата калия.

В отчете:

- опишите Ваши наблюдения, составьте уравнения соответствующих реакций;
- основываясь на результатах проделанных опытов и принимая во внимание значение стандартного электродного потенциала пары Fe^{3+}/Fe^{2+}, укажите, какие свойства преобладают для данной пары: окислительные иона Fe^{3+} или восстановительные иона Fe^{2+}?
- приведите как можно больше известных Вам примеров того, что в обычных условиях трехвалентное состояние железа более характерно, чем двухвалентное.

Опыт 5. Окислительные свойства соединений никеля (III)

Стандартный электродный потенциал пары Ni^{3+}/Ni^{2+} настолько высок (см. приведенную выше таблицу потенциалов), что катионы Ni^{3+} не могут существовать в растворе, поскольку они окисляют воду.

Экспериментально проверьте это утверждение. Для этого сначала получите гидроксид никеля (II) действием щелочи на раствор соли никеля (II). Слейте жидкость с осадка и добавьте к нему бромной воды. Наблюдайте в результате окисления гидроксида никеля (II) бромом до гидроксида никеля (III) изменение окраски осадка от зеленой к черной.

К черному осадку постепенно, по каплям, добавляйте серную кислоту до полного растворения осадка. Попутно

обратите внимание на выделение кислорода и зеленый цвет раствора, характерный для гидратированных катионов Ni^{2+}.

В отчете:

- в молекулярной и ионно-молекулярной формах напишите уравнение реакции получения гидроксида никеля (II), указав под формулами окраску гидратированных катионов Ni^{2+} и гидроксида никеля (II);.
- составьте уравнение окисления бромом в щелочной среде гидроксида никеля (II) в гидроксид никеля (III), указав под формулой последнего его цвет;
- растворение гидроксида никеля (III) в кислоте можно представить в виде двух последовательных этапов: а) перехода катионов Ni^{3+} в раствор; б) мгновенного восстановления Ni^{3+} до Ni^{2+} молекулами воды, которые при этом окисляются до свободного кислорода;
- напишите уравнения реакций для указанных этапов;
- сделайте общий вывод об окислительных свойствах соединений никеля (III).

***Опыты 6–8.** Окислительные свойства соединений d-элементов в высших степенях окисления*

***Опыт 6.** Сравнение окислительной активности соединений Ti (IV), V (V), Cr (VI) и Mn (VII)*

В сухие пробирки внесите по одному микрошпателю следующих соединений: оксид титана (IV), оксид ванадия (V), дихромат калия, перманганат калия. На каждое соединение подействуйте несколькими каплями концентрированной соляной кислоты. Обратите внимание на отсутствие признаков реакции в пробирке с оксидом титана (IV). Оксид ванадия (V) не взаимодействует с HCl при низкой температуре, но при нагревании пробирки

появляется запах хлора (убедитесь в этом). Дихромат калия и перманганат калия взаимодействуют с концентрированной соляной кислотой без нагревания, но реакция с дихроматом калия протекает более спокойно.

В отчете:

- опишите Ваши наблюдения;
- сделайте общий вывод об изменении окислительной активности соединений в ряду Ti (IV), V (V), Cr (VI), Mn (VII);
- напишите уравнения проделанных реакций, учитывая, что оксид ванадия (V) восстанавливается до хлорида оксованадия (IV).

Опыт 7. Сравнение окислительной активности оксидов хрома (VI), молибдена (VI) и вольфрама (VI)

В три сухих и чистых фарфоровых тигля внесите по одному микрошпателю оксидов хрома (VI), молибдена (VI) и вольфрама (VI). Поместите тигли под вытяжной шкаф. Из капельницы приливайте по каплям этиловый спирт к оксиду хрома (VI). Наблюдайте, как после каждой капли спирт воспламеняется.

Проделайте тот же опыт с оксидами молибдена (VI) и вольфрама (VI). Убедитесь, что в этом случае спирт не воспламеняется.

В отчете:

- на основании проделанных опытов сделайте общий вывод об изменении окислительной активности соединений *d*-элементов в высшей степени окисления в пределах группы с увеличением атомного номера.

Опыт 8. Влияние среды на окислительную активность соединений d-элементов в высшей степени окисления

Подействуйте одним и тем же восстановителем (например кристаллическим сульфитом натрия) на раствор

перманганата калия. Для этого в три пробирки налейте раствор перманганата калия. В одной пробирке подкислите раствор серной кислотой, в другой создайте щелочную среду добавлением концентрированного раствора щелочи, а в третьей оставьте среду нейтральной. Во все три пробирки внесите по одному микрошпателю кристаллического сульфита натрия, встряхните. Обратите внимание на то, что, в зависимости от характера среды, перманганат-ион восстанавливается до различных соединений марганца: в кислой — до бесцветного катиона Mn^{2+}, в нейтральной — до оксида марганца (IV) (бурый осадок), а в щелочной — до зеленого манганат-иона.

Проделайте аналогичный опыт с соединениями хрома (VI). Для этого в одну пробирку влейте раствор дихромата калия и подкислите его серной кислотой, в другую — раствор хромата калия и создайте щелочную среду добавлением концентрированного раствора щелочи. В обе пробирки добавьте 1 микрошпатель восстановителя (например кристаллического сульфита натрия). Наблюдайте изменение цвета раствора в обеих пробирках. В кислой среде дихромат-ион восстановился до гидратированного катиона Cr^{3+}, а в щелочной среде хромат-ион превратился в гексагидроксохромат (III)-ион. Обратите внимание на то, что, хотя в обоих случаях произошло восстановление Cr (VI) до Cr (III), при этом растворы имели разные окраски.

В отчете:

- опишите проделанные опыты, сопроводив наблюдения уравнениями соответствующих реакций;
- выпишите из справочника значения стандартных электродных потенциалов для всех полуреакций, в которых участвуют соединения хрома и марганца с учетом характера среды;
- на основании значений стандартных электродных потенциалов укажите, как влияет характер среды на окислительную активность соединений

марганца (VII) и хрома (VI). Объясните с помощью уравнения Нернста, составленного для каждой рассматриваемой полуреакции, сформулированный вывод.

Опыты 9–12. *Окислительно-восстановительные свойства соединений d-элементов в промежуточной степени окисления*

Опыт 9. *Окисление катиона* Mn^{2+}

Катион Mn^{2+} в зависимости от применяемого окислителя может быть окислен до различных степеней окисления.

К раствору соли марганца (II) добавьте несколько капель раствора перманганата калия. Наблюдайте выпадение бурого осадка оксида марганца (IV). Характерной особенностью данной реакции является то, что катион Mn^{2+} окисляется, а перманганат-ион восстанавливается до одного и того же соединения — оксида марганца (IV).

Катион Mn^{2+} может быть окислен еще более глубоко — до перманганат-иона. Для этого в сухую пробирку внесите диоксид свинца на кончике микрошпателя, добавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты и очень малое количество раствора соли марганца (II) — столько, сколько его удерживается на чистой стеклянной палочке, смоченной раствором. Прокипятите содержимое пробирки. После того как непрореагировавший оксид свинца (IV) осядет на дно, обратите внимание на цвет раствора, обусловленный наличием в нем перманганат-ионов.

В отчете:

- укажите, какую роль в обеих проделанных реакциях играет катион Mn^{2+};
- напишите уравнения всех проделанных реакций, имея в виду, что во второй реакции образуется марганцевая кислота и соль свинца (II). В уравнениях под формулами соединений марганца укажите их окраску;

– приведите примеры реакций, в которых катион Mn^{2+} играет роль окислителя.

Опыт 10. Окислительно-восстановительные свойства оксида марганца (IV)

В сухую пробирку поместите 1 микрошпатель оксида марганца (IV) и прилейте к нему несколько капель концентрированной соляной кислоты. По внешнему виду и по запаху (нюхать осторожно!) идентифицируйте выделяющийся газ.

Изучите поведение оксида марганца (IV) в другой реакции: в чистый фарфоровый тигель внесите 1–2 гранулы кристаллического гидроксида натрия или гидроксида калия, добавьте 1 микрошпатель нитрата калия. Установите тигель в фарфоровый треугольник и в вытяжном шкафу нагрейте в пламени горелки до расплавления смеси. Не прекращая нагревания, осторожно внесите в расплав очень небольшое количество (на кончике микрошпателя) оксида марганца (IV). Продолжайте нагревание до затвердевания плава. Когда тигель полностью остынет, внимательно рассмотрите его содержимое. Зеленый цвет массы обусловлен наличием в ней манганата калия. Полученный манганат сохраните для последующих опытов.

В отчете:

– укажите, какую роль в каждой из проделанных реакций играет оксид марганца (IV);
– составьте уравнения обеих реакций, прокомментировав их наблюдениями, сделанными в ходе опыта. Примите во внимание, что нитрат-ион превращается в нитрит-ион.

Опыт 11. Окислительно-восстановительные свойства манганат-иона

Манганат калия, полученный в предыдущем опыте, растворите в воде. Раствор (обратите внимание на его окраску) разлейте в три пробирки.

В первую пробирку добавьте на кончике шпателя кристаллический сульфит натрия. Продукт превращения манганат-иона идентифицируйте по его внешнему виду.

Во вторую пробирку добавьте свежеприготовленную хлорную воду. По цвету раствора определите, во что превратился манганат-ион в данной реакции.

В третью пробирку добавьте несколько капель уксусной кислоты. Отметьте изменение цвета раствора и выпадение осадка. По этим признакам определите продукты диспропорционирования манганат-иона.

В отчете:

- определите роль манганат-иона в каждой из проделанных реакций;
- составьте уравнения реакций, учитывая, что в уравнении реакции диспропорционирования манганат-иона уксусная кислота не фигурирует. Объясните роль уксусной кислоты в этой реакции с точки зрения принципа Ле Шателье, рассматривая реакцию диспропорционирования как обратимую.

Опыт 12. Окислительно-восстановительные свойства соединений ртути

В пробирке к раствору нитрата ртути (II) по каплям добавляйте раствор хлорида олова (II). Обратите внимание на выпадение белого осадка хлорида ртути (I), который быстро темнеет в результате диспропорционирования на катионы Hg^{2+} и металлическую ртуть. Последняя образуется в виде мельчайших капелек и обусловливает потемнение осадка.

В отчете:

- напишите уравнения реакций: а) взаимодействия нитрата ртути (II) с хлоридом олова (II); б) диспропорционирования хлорида ртути (I) на хлорид ртути (II) и металлическую ртуть;
- укажите роль катионов (окислитель или восстановитель) Hg^{2+} и Hg_2^{2+} в этих реакциях;

– какой вывод можно сделать об устойчивости соединений ртути (I) на основании проделанных реакций?

Опыты 13–15. Твердофазные внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции в химии d-элементов

Опыт 13. Термическое разложение оксида хрома (VI)

В сухую пробирку из тугоплавкого стекла внесите 1 микрошпатель оксида хрома (VI). Укрепите пробирку вертикально в штативе и сильно нагревайте в пламени горелки. Обратите внимание на постепенное изменение цвета вещества. С помощью тлеющей лучинки докажите выделение кислорода.

В отчете:

– составьте уравнение проделанной реакции, приняв, что твердым продуктом реакции является оксид хрома (III), хотя в действительности твердый остаток представляет собой смесь различных смешанных оксидов, обычно нестехиометрического состава;

– почему данная реакция относится к типу внутримолекулярных окислительно-восстановительных реакций?

Опыт 14. Термическое разложение дихромата аммония

Поместите на асбестовую сетку в виде горки 1–2 г предварительно растертого в порошок дихромата аммония. Раскалите докрасна в пламени горелки железную проволоку и быстро коснитесь ею дихромата калия в центре горки. Уберите проволоку, как только начнется реакция разложения, которая сопровождается саморазогреванием и протекает довольно бурно.

В отчете:

– опишите наблюдения, составьте уравнение реакции термического разложения, продуктами ко-

торого являются оксид хрома (III), свободный азот и пары воды;

- почему данная реакция относится к типу внутримолекулярных окислительно-восстановительных реакций?

Опыт 15. Термическое разложение перманганата калия

В чистой сухой пробирке нагрейте 1–2 микрошпателя кристаллического перманганата калия до полного прекращения выделения кислорода, что можно установить с помощью тлеющей лучинки. После охлаждения пробирки добавьте к сухому остатку разбавленный раствор щелочи, перемешайте стеклянной палочкой. По цвету полученного раствора и по внешнему виду нерастворившейся части идентифицируйте продукты разложения.

В отчете:

- опишите наблюдения и составьте уравнение реакции термического разложения перманганата калия;
- объясните, каким образом Вы идентифицировали продукты разложения;
- почему для растворения одного из продуктов разложения применялся раствор щелочи, а не вода?
- почему данная реакция относится к типу внутримолекулярных окислительно-восстановительных реакций?

Вопросы и задачи по химии *d*-элементов

1. Постройте график зависимости первого ионизационного потенциала от порядкового номера для *d*-элементов IV периода. Объясните, почему монотонная зависимость нарушается при переходе от Cr к Mn и от Cu к Zn. Сделайте вывод об общей тенденции изменения первого ионизационного по-

тенциала с ростом порядкового номера *d*-элементов по периоду.

2. Постройте график зависимости стандартной энтальпии образования оксидов *d*-элементов IV периода от порядкового номера (для степеней окисления 2+ и 3+). Какие оксиды наиболее и наименее устойчивы при стандартных условиях? Определите, какие из оксидов можно восстановить до металла: а) магнием; б) алюминием; в) углеродом; г) водородом. Ответ дайте на основании расчета стандартного изменения энергии Гиббса соответствующих реакций.
3. Энергии электронного перехода $d^{10}s^1 \rightarrow d^9s^2$ для меди, серебра и золота составляют соответственно 262, 470, 180 кДж/моль. На основании этих данных определите, как изменяется устойчивость степени окисления 1+ в ряду Cu, Ag, Au.
4. На основании значений стандартных электродных потенциалов полуреакций $M^{n+} + n\bar{e} \rightleftarrows M$ (см. табл. 5 Приложения) определите, какие *d*-металлы можно получить электролизом водных растворов их солей. Катионы каких из рассмотренных *d*-элементов являются наиболее сильными окислителями? Какие из этих металлов являются сильными восстановителями?
5. Пользуясь таблицей 4 Приложения, выпишите значения стандартных энтальпий образования оксидов и хлоридов *d*-элементов IV периода. Определите, какой из *d*-элементов является наиболее сильным восстановителем по отношению к: а) кислороду; б) хлору. Какие из оксидов и хлоридов при термическом разложении их на простые вещества являются: а) наиболее прочными; б) наименее прочными?
6. К растворам, содержащим следующие пары катионов: Zn^{2+} и Cd^{2+}; Cr^{3+} и Hg^{2+}; Ag^{+} и Zn^{2+}, —

добавлена в избытке щелочь. Укажите, что будет содержаться в растворе и что — в осадке в каждом случае. Напишите уравнения всех происходящих реакций в ионно-молекулярной форме.

7. Имеются смеси следующих пар гидроксидов: $Co(OH)_2$ и $Zn(OH)_2$; $Ni(OH)_2$ и $Cr(OH)_3$; $Cd(OH)_2$ и $Zn(OH)_2$; $Fe(OH)_3$ и $Cr(OH)_3$. На каждую смесь подействовали избытком щелочи. Какой гидроксид из каждой пары и в какой форме перейдет в раствор? Какой гидроксид останется в осадке? Какова окраска раствора и осадка в каждом случае? Напишите уравнения всех происходящих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

8. Можно ли получить в водном растворе следующие соли: $TiCl_4$, $Ti(SO_4)_2$, $Zr(NO_3)_4$? Дайте обоснованный ответ, учитывая высокий формальный заряд катиона. Приведите уравнения соответствующих реакций.

9. При гидролизе сульфата хрома (III) могут образоваться: сульфат гидроксохрома (III), сульфат дигидроксохрома (III), гидроксид хрома (III). Напишите уравнения реакций, приводящих к образованию указанных продуктов при ступенчатом гидролизе исходной соли.

10. При добавлении к раствору сульфата хрома (III) сульфида натрия или карбоната натрия образуется осадок гидроксида хрома (III). Как он взаимодействует с растворами кислот и щелочей? При кипячении раствора, получившегося в результате растворения $Cr(OH)_3$ в избытке щелочи, вновь выпадает осадок гидроксида хрома (III). Приведите уравнения всех реакций, о которых идет речь в задании.

11—16. Рассчитайте значение *pH* гидратообразования, начиная с которого из раствора сульфата *d*-элемента с концентрацией *C* (таблица) при посте-

пенном добавлении раствора гидроксида натрия начнет выпадать осадок. Произведения растворимости соответствующих гидроксидов возьмите из таблицы 8 Приложения.

№ задачи	Раствор сульфата	*C*, моль/л
1	2	3
11	$CuSO_4$	0,1
12	$FeSO_4$	0,01
13	$MnSO_4$	0,001
14	$NiSO_4$	0,1
15	$CdSO_4$	0,01
16	$CoSO_4$	0,001

17–21. Вычислите *pH* насыщенного раствора гидроксида. Значения произведения растворимости гидроксидов приведены в таблице 8 Приложения.

Задача	17	18	19	20	21
Гидроксид	$Mn(OH)_2$	$Fe(OH)_2$	$Co(OH)_2$	$Ni(OH)_2$	$Cu(OH)_2$

22–33. Для комплексного иона, указанного в таблице:

а) составьте формулу комплексного иона по его названию, уравнение его полной диссоциации в водном растворе и выражение общей константы нестойкости;

б) определите геометрическую форму по методу валентных связей;

в) изобразите энергетическую диаграмму расщепления орбиталей в кристаллическом поле лигандов в соответствии с геометрической формой комплексного иона, установленной в пункте б). Распределите электроны по орбиталям (сила поля лигандов указана в таблице вариантов задач). Будут ли растворы, содержащие такие ионы, ок-

рашенными? Каковы магнитные свойства комплекса (диамагнитен, парамагнитен)?

Задача	Название иона	Сила поля лиганда
1	2	3
22	тетраиодокадмат (II)	сильное
23	гексааквамарганец (II)	слабое
24	тетрахлоротитанат (II)	слабое
25	тетрафторомолибдат (II)	сильное
26	гексахлоровольфрамат (IV)	слабое
27	тетрааминникель (II)	сильное
28	гексаакваниобий (III)	слабое
29	гексаамминтантал (II)	сильное
30	тетрафторокупрат (II)	сильное
31	тетрабромотитанат (II)	сильное
32	гексахлоровольфрамат (III)	слабое
33	тетраиодоферрат (II)	сильное

34–43. Составьте уравнения реакций, протекающих в водном растворе, для следующих превращений:

34. $[Cu(H_2O)_4]^{2+} \rightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+}$;
35. $[Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow [Fe(CN)_6]^{4-}$;
36. $[Ti(H_2O)_4]^{3+} \rightarrow [Ti(H_2O)_4]^{4+}$;
37. $[Fe(H_2O)_6]^{3+} \rightarrow [Fe(CN)_6]^{3-}$;
38. $[Co(SCN)_4]^{2-} \rightarrow [Co(H_2O)_4]^{2+}$;
39. $[CuBr_4]^{2-} \rightarrow [Cu(H_2O)_4]^{2+}$;
40. $Zn \rightarrow [Zn(OH)_4]^{2-}$;
41. $MnO_2 \rightarrow [MnF_6]^{2-}$;
42. $Ag \rightarrow [AgI_2]^{-}$;
43. $Ag_2O \rightarrow [AgBr_4]^{3-}$.

44–66. Составьте уравнения химических реакций, соответствующих следующим переходам:

44. $Ti \rightarrow TiO_2 \rightarrow Ti_2O_3 \rightarrow TiO_2 \rightarrow K_2TiO_3 \rightarrow H_4TiO_4 \rightarrow$ $\rightarrow TiOSO_4$;

45. $NH_4VO_3 \rightarrow VOCl_2 \rightarrow VO(OH)_2 \rightarrow VOSO_4 \rightarrow$ $\rightarrow V_2(SO_4)_3 \rightarrow Na_2V_4O_9$;

46. $Cr \rightarrow CrCl_2 \rightarrow CrCl_3 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow K_3[Cr(OH)_6] \rightarrow$ $\rightarrow K_2CrO_4 \rightarrow K_2Cr_2O_7 \rightarrow \rightarrow CrCl_3$;

47. $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+} \rightarrow CrO_2^- \rightarrow CrO_4^{2-}$;

48. $Cr^{3+} \rightarrow CrO_2^- \rightarrow CrO_4^{2-} \rightarrow Cr_2O_7^{2-}$;

49. $Cr \rightarrow Cr^{3+} \rightarrow CrO_4^{2-} \rightarrow Cr^{3+} \rightarrow CrO_2^-$;

50. $WO_3 \rightarrow W \rightarrow WO_3 \rightarrow Na_2WO_4 \rightarrow H_2WO_4 \rightarrow WO_3$;

51. $Mn_3O_4 \rightarrow Mn \rightarrow MnCl_2 \rightarrow Mn(OH)_2 \rightarrow Mn(OH)_4 \rightarrow$ $\rightarrow MnO_2 \rightarrow K_2MnO_4 \rightarrow \rightarrow KMnO_4$;

52. $MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+} \rightarrow (MnOH)^+ \rightarrow Mn^{2+} \rightarrow MnO_2 \rightarrow$ $\rightarrow MnO_4^{2-}$;

53. $MnO_4^- \rightarrow MnO_4^{2-} \rightarrow MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+} \rightarrow (MnOH)^+$;

54. $MnO_4^- \rightarrow MnO_2 \rightarrow Mn^{2+} \rightarrow MnO_4^-$;

55. $Mn \rightarrow Mn^{2+} \rightarrow MnO_2 \rightarrow Mn^{2+} \rightarrow (MnOH)^+$;

56. $FeS_2 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(CN)_2 \rightarrow$ $\rightarrow K_4[Fe(CN)]_6 \rightarrow K_3[Fe(CN)_6]$;

57. $Fe \rightarrow Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} \rightarrow (FeOH)^{2+} \rightarrow Fe^{3+} \rightarrow FeO_4^{2-}$;

58. $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow Fe(CN)_2 \rightarrow K_4[Fe(CN)_6] \rightarrow K_3[Fe(CN)_6]$;

59. $Co_2O_3 \rightarrow Co \rightarrow Co(NO_3)_2 \rightarrow Co(OH)_2 \rightarrow Co(OH)_3 \rightarrow$ $\rightarrow CoCl_2 \rightarrow CoCl_3$;

60. $CoO \rightarrow Co^{2+} \rightarrow Co^{3+} \rightarrow Co^{2+} \rightarrow Co$;

61. $NiO \rightarrow Ni \rightarrow Ni(NO_3)_2 \rightarrow Ni(OH)_2 \rightarrow Ni(OH)_3 \rightarrow$ $\rightarrow NiSO_4$;

62. $CuSO_4 \rightarrow Cu \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuCl_2 \rightarrow$ $\rightarrow CuCl \rightarrow H[CuCl_2]$;

63. $AgNO_3 \rightarrow Ag \rightarrow AgNO_3 \rightarrow Ag_2S \rightarrow$ $\rightarrow Na[Ag(CN)_2] \rightarrow Ag$;

64. $ZnO \rightarrow Zn \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4] \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow$
$\rightarrow [Zn(NH_3)_4]SO_4 \rightarrow ZnSO_4$;

65. $HgS \rightarrow Hg \rightarrow Hg(NO_3)_2 \rightarrow HgI_2 \rightarrow K_2[HgI_4] \rightarrow Hg$;

66. $CdO \rightarrow Cd \rightarrow Cd(NO_3)_2 \rightarrow Cd(OH)_2 \rightarrow$
$\rightarrow [Cd(NH_3)_4](OH)_2 \rightarrow CdCl_2$.

ЧАСТЬ 3.

ПРИКЛАДНЫЕ ВОПРОСЫ ХИМИИ

Лабораторная работа № 28. КОНТРОЛЬ КАЧЕСТВА ВОДЫ

Опыт 1. Качественный анализ воды на содержание катионов

Качество воды определяется содержанием ионов, обусловливающих жесткость воды Ca^{2+} и Mg^{2+}, а также ионов тяжелых металлов, например, Pb^{2+}, Hg^{2+}, Cr^{3+}, Fe^{3+}, наиболее часто встречающихся в стоках промышленных предприятий. Присутствуя в воде одновременно, они мешают обнаружению друг друга. Поэтому при анализе необходимо сначала избирательно выделить ионы из раствора в виде осадков малорастворимых соединений, затем растворить осадки и провести качественный анализ соответствующими реакциями. В таблице приведена последовательность избирательного осаждения некоторых ионов тяжелых металлов из водного раствора.

Ход анализа

К 3 мл анализируемой воды добавьте 5—8 капель 6 моль/л раствора соляной кислоты. Появление белого осадка говорит о наличии в воде ионов Pb^{2+} (осадок 1). Раствор 1 осторожно слейте с осадка и добавьте к нему 5—8 капель 1 моль/л раствора серной кислоты. Если

раствор мутнеет, добавьте еще 2 мл кислоты. Раствор хорошо перемешайте, дайте отстояться и через 4–5 мин осторожно слейте с осадка 2.

Раствор-осадитель	Ионы в осадке	Ионы, оставшиеся в растворе
6 моль/л HCl	хлорид Pb^{2+} (осадок 1)	Mg^{2+}, Ca^{2+}, Fe^{3+}, Cr^{3+}, Hg^{2+} (раствор 1)
1 моль/л H_2SO_4	сульфат Ca^{2+} (осадок 2)	Mg^{2+}, Fe^{3+}, Cr^{3+}, Hg^{2+} (раствор 2)
6 моль/л KOH+ $+H_2O_2$	гидроксид Fe^{3+}, оксид Hg^{2+} (осадок 3)	Mg^{2+}, CrO_4^{2-} (раствор 3)
25%-ный NH_3	гидроксид Fe^{3+} (осадок 4)	$[Hg(NH_3)_4]^{2+}$ (раствор 4)

Осадки 1 и 2 оставьте в пробирках для дальнейшей идентификации ионов, а к раствору 2 добавьте 2–3 мл 6 моль/л раствора щелочи до $pH>12$ (по индикаторной бумаге) и 1 мл 10%-ного раствора пероксида водорода. Раствор перемешайте и подогрейте до 60–80 °С в течение 2–3 мин. Если в растворе присутствуют ионы Cr^{3+}, то в результате действия пероксида водорода они окислятся до CrO_4^{2-}. В том случае, когда в анализируемой воде присутствуют ионы Fe^{3+} и Hg^{2+}, при действии щелочи они перейдут в осадок в виде гидроксида и оксида соответственно (осадок 3). Слейте раствор 3 с осадка 3 и сохраните его для анализа. К осадку 3 прилейте 2–3 мл 25%-ного раствора аммиака (тяга!) и хорошо перемешайте. Дайте отстояться и отделите раствор 4 от осадка 4, который представляет собой гидроксид железа (III). Осадки 1,2,4 и растворы 3,4 используйте для идентификации ионов.

Обнаружение ионов Pb^{2+}

К осадку 1 добавьте 2–3 мл дистиллированной воды и прокипятите 5 –10 мин. Так как хлорид свинца не-

много растворим в воде, то часть ионов Pb^{2+} перейдет в раствор. Горячий раствор отфильтруйте и к фильтрату добавьте 1–2 мл 0,5 моль/л раствора хромата калия. Выпадение желтого осадка хромата свинца, менее растворимого, чем хлорид свинца, является качественной реакцией на Pb^{2+}.

Обнаружение ионов Ca^{2+}

Возьмите платиновую проволочку, впаянную в стеклянную трубочку и имеющую на конце петельку. Петелькой наберите осадок 2 и внесите его в пламя горелки. Окрашивание пламени в кирпично-красный цвет говорит о присутствии ионов Ca^{2+}.

Обнаружение ионов Fe^{3+}

а) Буро-красный цвет осадка 4 указывает на наличие ионов Fe^{3+} в исследуемой воде.

б) Ионы Fe^{3+} можно обнаружить непосредственно в исходной воде. Для этого к 0,5 мл анализируемой воды прилейте 1 мл 0,5 моль/л раствора тиоцианата калия KNCS. Появление красной окраски свидетельствует о присутствии ионов Fe^{3+}.

Обнаружение ионов CrO_4^{2-}

К 1 мл раствора 3 прибавьте 3–4 капли 0,5 моль/л раствора ацетата свинца (II). Выпадение желтого осадка хромата свинца указывает на наличие ионов CrO_4^{2-} в растворе и, следовательно, ионов Cr^{3+} в исходной воде.

Обнаружение ионов Hg^{2+}

К 0,5 мл раствора 4 прилейте 0,5 мл 0,5 моль/л свежеприготовленного раствора хлорида олова (II). Сначала образуется белый осадок каломели Hg_2Cl_2, который при стоянии темнеет вследствие выделения металлической ртути.

Обнаружение ионов Mg^{2+}

К 1 мл раствора 3 прилейте 1–2 капли метилоранжа и по каплям — 20%-ный раствор соляной кислоты до

появления розовой окраски. Затем прибавьте 0,5–1,0 мл 10%-ного раствора гидроортофосфата натрия и, при постоянном перемешивании, — 10%-ный раствор аммиака. Через 5–10 мин в растворе появится белый осадок ортофосфата аммония-магния.

В отчете:

— укажите, какие катионы обнаружены в анализируемой воде; составьте уравнения реакций осаждения малорастворимых соединений и качественных реакций обнаружения катионов в воде.

***Опыт 2.** Качественный анализ воды на содержание анионов*

Обнаружение ионов SO_4^{2-}

К 3 мл анализируемой воды прилейте 2–3 капли 1 моль/л раствора соляной кислоты, нагрейте до кипения и прибавьте 0,5 мл раствора хлорида бария. Выпадение тяжелого белого осадка свидетельствует о наличии в воде ионов SO_4^{2-}.

Обнаружение ионов Cl^-

К 3 мл анализируемой воды прилейте по каплям 0,1 моль/л раствор нитрата серебра. Появление белого осадка хлорида серебра указывает на присутствие хлорид-ионов.

В отчете:

— укажите, какие анионы обнаружены в анализируемой воде; составьте уравнения реакций осаждения малорастворимых соединений и качественных реакций обнаружения анионов в воде.

***Опыты 3–4.** Определение жесткости воды*

***Опыт 3.** Определение общей жесткости воды*

Метод основан на свойстве ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} образовывать в щелочной среде с динатриевой солью этилендиаминтетрауксусной кислоты, называемой *трилоном Б*,

или *комплексоном III*, прочные комплексные соединения по уравнению:

$$Na_2H_2Y + Me^{2+} = Na_2MeY + 2H^+,$$

где Y — анион этилендиаминтетрауксусной кислоты.

Определение проводят титрованием пробы воды трилоном Б при $pH = 10$ в присутствии индикатора эриохрома черного Т. Необходимая щелочность среды ($pH = 10$) в титруемом растворе создается прибавлением к нему аммиачно-буферного раствора.

В коническую колбу отмерьте пипеткой необходимый объем анализируемой пробы воды. При этом суммарное количество вещества эквивалента ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} во взятом объеме не должно превышать 0,5 моль. Затем прилейте 5 мл аммиачно-буферной смеси и 0,1 г сухой смеси индикатора эриохрома черного Т с кристаллическим хлоридом натрия и сразу же титруйте при постоянном перемешивании раствором трилона Б с молярной концентрацией эквивалента, равной 0,05 моль/л до изменения окраски из красно-фиолетовой в голубую.

Нечеткое изменение окраски в точке эквивалентности указывает на присутствие ионов Cu^{2+} и Zn^{2+}. Их влияние устраняют путем добавления к отмеренной для титрования пробе воды 1–2 мл раствора Na_2S с массовой долей 2%, после чего проводят титрование, как указано выше.

Если титрование приобретает затяжной характер с неустойчивой и нечеткой окраской в точке эквивалентности, что наблюдается при высокой карбонатной щелочности воды (ионов HCO_3^- и CO_3^{2-}), ее влияние устраняют прибавлением к пробе воды 0,1 моль/л раствора HCl в количестве, израсходованном на титрование щелочности воды, а затем для удаления CO_2 кипятят в течение 5 мин или продувают раствор воздухом, и далее определяют общую жесткость, как указано выше.

В отчете:

— рассчитайте общую жесткость воды Ж (ммоль/л) по формуле:

$$Ж = \frac{C(\frac{1}{2}Na_2H_2Y) \cdot V(Na_2H_2Y) \cdot 1000}{a},$$

где $C(\frac{1}{2}Na_2H_2Y)$ — молярная концентрация эквивалента раствора трилона Б, моль/л; $V(Na_2H_2Y)$ — объем раствора трилона Б, израсходованного на титрование, мл; a — объем анализируемой пробы воды, мл.

Опыт 4. Определение карбонатной щелочности

Щелочностью называется содержание в воде веществ, вступающих в реакцию с сильными кислотами, т.е. с ионами водорода.

Различают три формы щелочности: свободную, карбонатную и общую.

Свободная щелочность обусловлена ионами OH^- и CO_3^{2-}. Ее определяют количеством кислоты, идущей на титрование воды до $pH = 8{,}3$.

Карбонатная щелочность зависит от наличия в воде только ионов угольной кислоты, т.е. карбонатных и гидрокарбонатных ионов, и определяется количеством кислоты, идущей на титрование воды до $pH \approx 4$, по уравнениям:

$$HCO_3^- + H^+ \rightleftarrows H_2CO_3 \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O;$$

$$CO_3^{2-} + 2H^+ \rightleftarrows H_2CO_3 \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O.$$

Общая щелочность обусловлена присутствием в воде анионов слабых кислот неорганического и органического происхождения, а также гидроксидных ионов.

Для определения щелочности природных вод широкое распространение получили следующие методы: прямого, обратного и потенциометрического титрования. Ниже рассмотрен метод прямого титрования.

В коническую колбу емкостью 250 мл отмерьте пипеткой 100 мл анализируемой пробы воды или меньший объем, разбавленный до 100 мл дистиллированной водой в зависимости от содержания ионов HCO_3^- и CO_3^{2-}. Затем добавьте 3–4 капли индикатора метилового оранжевого и титруйте при постоянном перемешивании раствором соляной кислоты 0,1 моль/л до перехода желтой окраски индикатора в оранжевую. Титрование повторите 2–3 раза.

В отчете:

– рассчитайте карбонатную щелочность воды X (ммоль/л) по формуле:

$$X = \frac{C_{HCl} \cdot V_{HCl} \cdot 1000}{a},$$

где C_{HCl} — молярная концентрация раствора соляной кислоты, моль/л; V_{HCl} — объем раствора соляной кислоты, израсходованной на титрование, мл; a — объем анализируемой воды, мл.

Опыт 5. Умягчение воды методом катионирования

Среди различных методов уменьшения жесткости воды наиболее эффективным является умягчение воды пропусканием ее через колонку с катионитом. В катионитах ионы Na^+ или H^+, входящие в состав ионогенных групп, замещаются на катионы Mg^{2+} и Ca^{2+} по схемам:

$$2R^{n-}nNa^+ + nCa^{2+} \rightleftarrows (R^{n-})_2nCa^{2+} + 2nNa^+;$$

$$2R^{n-}nH^+ + nCa^{2+} \rightleftarrows (R^{n-})_2nCa^{2+} + 2nH^+.$$

Обмен ионами происходит избирательно и в строго эквивалентных количествах.

Отмерьте мерным цилиндром 100 мл исследуемой воды и пропустите ее через колонку, заполненную катионитом. Скорость протекания воды регулируйте за-

жимом в нижней части колонки. Она не должна превышать 20–25 капель в минуту. Умягченную воду соберите в чистую коническую колбу и определите общую жесткость (опыт 2).

В отчете:

- сравните общую жесткость исходной воды и воды после катионирования;
- сделайте вывод об эффективности умягчения воды методом катионирования.

Опыт 6. *Определение растворенного в воде кислорода*

Для определения кислорода в воде обычно пользуются иодометрическим методом Винклера, дающим возможность определить кислород с пределом обнаружения 0,2–0,3 мг/л. Сущность метода заключается в том, что к анализируемой пробе добавляют раствор $MnCl_2$ или $MnSO_4$, затем наливают щелочной раствор KI, при этом образуется гидроксид марганца (II) согласно уравнению:

$$MnCl_2 + 2NaOH = Mn(OH)_2 + 2NaCl.$$

Гидроксид марганца (II) окисляется растворенным в воде кислородом и превращается в MnO_2:

$$2Mn(OH)_2 + O_2 = 2MnO_2 + 2H_2O.$$

Цвет осадка из белого становится бурым. Затем раствор подкисляют до кислотной среды, при этом протекает следующая реакция:

$$MnO_2 + 2H_2SO_4 + 2KI = I_2 + MnSO_4 + K_2SO_4 + 2H_2O.$$

Выделившийся йод оттитровывают тиосульфатом натрия в присутствии индикатора крахмала:

$$I_2 + 2N_2S_2O_3 = Na_2S_4O_6 + 2NaI.$$

В тарированную склянку емкостью 100–300 мл отбирают пробу воды так, чтобы под пробкой не было пузырьков воздуха. Для этого тарированную кислородную склянку с пробкой помещают в стакан или стеклянную банку, при этом высота их должна превышать высоту кислородной склянки на 3–5 см. Пробку открывают, и опускают на дно резиновую трубку, при помощи которой склянку наполняют исследуемой водой так, чтобы весь воздух из нее был вытеснен, а вода, перелившись через край склянки, должна заполнить стакан или стеклянную банку выше горла склянки на 2–3 см.

В кислородную склянку, заполненную доверху пробой, вводят пипеткой 1 мл раствора $MnCl_2$ или $MnSO_4$. Наполненную этим раствором пипетку надо погрузить до самого дна кислородной склянки, открыть верхний конец пипетки и по мере выливания раствора поднимать ее вверх. Затем другой пипеткой наливают 1 мл щелочного раствора KI. В этом случае конец пипетки погружают до половины склянки. Затем склянку осторожно закрывают пробкой так, чтобы под пробкой не оставалось пузырьков воздуха. При этом из склянки выливается 2 мл анализируемой воды, т.е. столько, сколько налили в склянку реактивов. На эту потерю вносят при расчете соответствующую поправку.

Закрытую пробкой склянку несколько раз переворачивают вверх дном и обратно для перемешивания ее содержимого. Дают осадку осесть на дне склянки, открывают склянку и наливают в нее пипеткой 3 мл раствора серной кислоты (1:1), снова закрывают и перемешивают ее содержимое. Выпавший осадок MnO_2 исчезает, а раствор от выделившегося йода приобретает желтый цвет. После этого содержимое склянки переносят в колбу и ополаскивают склянку дистиллированной водой, сливая ее в ту же колбу. Через 5 мин титруют выделившийся йод раствором тиосульфата натрия до светло-желтой окраски. Прибавляют 1–2 мл раство-

ра крахмала и продолжают титрование до исчезновение синей окраски.

В отчете:

– рассчитайте массу растворенного кислорода (мг/л) по формуле:

$$m(O_2) = \frac{C \cdot V \cdot 8 \cdot 1000}{V_{ск} - V_р},$$

где C — молярная концентрация раствора тиосульфата натрия, моль/л; V — объем раствора тиосульфата, израсходованного на титрование, мл; $V_{ск}$ — объем тарированной кислородной склянки, мл; $V_р$ — общий объем реактивов, прибавленных в кислородную склянку при фиксации кислорода, мл; число 8 — молярная масса эквивалента кислорода, г/моль.

Опыт 7. Определение окисляемости воды

Под окисляемостью воды понимают способность веществ, содержащихся в воде, реагировать с окислителями. Окисляемость характеризует степень загрязненности воды органическими веществами и играет роль при санитарной и технической оценке качества воды. Величина окисляемости показывает массу кислорода, необходимого для окисления веществ, содержащихся в 1 л исследуемой воды, и выражается в мг/л.

Для определения окисляемости природных вод предложено несколько методов, различающихся между собой веществами, использующимися в качестве окислителей, и условиями проведения реакции.

По природе окислителя различают перманганатную, бихроматную, иодатную, цериевую окисляемости, различные варианты которых преследуют цель достижения максимально возможной полноты окисления органических веществ и уменьшения влияния посторонних соединений.

Наиболее обширная информация по окисляемости поверхностных вод получена методами перманганатной

окисляемости в кислой среде и бихроматной окисляемости. Рассмотрим метод перманганатной окисляемости в кислой среде (метод Кубеля).

В подготовленную колбу емкостью 200–250 мл отмерьте 100 мл исследуемой воды, добавьте 10 мл раствора серной кислоты с $C(\frac{1}{2}H_2SO_4) = 8$ моль/л и 10 мл перманганата калия известной концентрации.

После появления интенсивной розовой окраски колбу закройте маленькой стеклянной воронкой, нагрейте до кипения и кипятите в течение 10 мин, наблюдая все время за окраской. Если окраска жидкости во время кипячения сильно ослабевает, то прибавляют еще несколько мл того же раствора перманганата калия и снова кипятят. Объем прибавленного раствора перманганата калия записывают в рабочий журнал.

Затем к горячему раствору (70–80 °С) прилейте 10 мл стандартного раствора щавелевой кислоты, взболтайте и дайте постоять, пока жидкость не обесцветится. Избыток прибавленного раствора щавелевой кислоты при нагревании (60–70 °С) оттитруйте тем же раствором перманганата калия до появления устойчивой слабо-розовой окраски. Объем раствора щавелевой кислоты и раствора перманганата калия также записывают в рабочий журнал.

В отчете:

– перманганатную окисляемость X в кислой среде (мг/л) вычислите по формуле:

$$X = \frac{\left[(V_1 + V_2)\cdot C(\frac{1}{5}KMnO_4) - V_3 \cdot C(\frac{1}{2}H_2C_2O_4)\right]\cdot 8 \cdot 1000}{a},$$

где V_1 — объем раствора $KMnO_4$, прилитого в начале нагревания, мл; V_2 — объем раствора $KMnO_4$, израсходованный на титрование избытка щавелевой кислоты, мл; $C(KMnO_4)$ — молярная концентрация эквивалента

раствора перманганата калия, моль/л; V_3 — объем раствора щавелевой кислоты, мл; $C(H_2C_2O_4)$ — молярная концентрация эквивалента стандартного раствора щавелевой кислоты, моль/л; a — объем исследуемой воды, взятый для определения окисляемости, мл; число 8 — молярная масса эквивалента кислорода, г/моль.

Лабораторная работа № 29
КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Опыт 1. Химическая коррозия металлов при высоких температурах

Зачистите до блеска наждачной бумагой поверхность стального и медного образцов. Охарактеризуйте внешний вид очищенной поверхности каждого образца.

С помощью пинцета или щипцов внесите образец в верхнюю часть пламени газовой горелки на 2–3 мин, затем охладите на воздухе и опишите внешний вид обожженной поверхности.

В отчете:

- приведите характеристику внешнего вида поверхности образцов до и после прокаливания;
- объясните причину изменения внешнего вида поверхности металлов;
- напишите уравнения реакций, протекающих при прокаливании образцов, приняв, что сталь окисляется кислородом воздуха до FeO, а медь — до CuO.

Опыты 2–3. Контактная коррозия металлов

Опыт 2. В пробирку налейте 1–2 мл 1 моль/л раствора серной кислоты. Поместите в пробирку гранулу цинка и погрузите очищенную от загрязнений медную проволоку так, чтобы она не касалась гранулы цинка. Заметьте, на каком металле выделяется водород.

Коснитесь медной проволокой поверхности цинка и наблюдайте за течением реакции. Запишите, на каком

металле в этом случае выделяется водород. Обратите внимание на более интенсивное выделение водорода при контакте меди и цинка.

В отчете:

- приведите описание происходящих явлений в каждом случае;
- напишите уравнения катодных и анодных процессов коррозии в обоих случаях;
- используя значения стандартных электродных потенциалов, объясните, почему процесс идет поразному в первом и во втором случаях.

Опыт 3. Поместите в две пробирки по грануле цинка и добавьте в каждую по 1–2 мл 0,05 моль/л раствора серной кислоты. В одну из пробирок прибавьте несколько капель раствора сульфата меди. Понаблюдайте в течение нескольких минут за явлениями, происходящими в пробирках, и подробно запишите наблюдаемое.

В отчете:

- опишите и объясните наблюдаемые явления, приведите уравнения катодных и анодных процессов коррозии в обеих пробирках;
- используя значения стандартных электродных потенциалов, объясните и подтвердите уравнением реакции образование бурой губки в пробирке с сульфатом меди.

Опыт 4. *Роль пассивных пленок при коррозии*

Своей коррозионной устойчивостью в обычных условиях алюминий обязан наличию на его поверхности плотной пленки оксида. Эта пленка, именуемая пассивной, сразу же образуется на поверхности при повреждении или снятии в результате механической или химической обработки. Но если создать условия, при которых не образуется плотная пассивная пленка, то

можно наблюдать коррозию алюминия как на воздухе, так и в воде. Одним из таких условий является образование на поверхности алюминия его сплава со ртутью — амальгамы алюминия.

Очистите наждачной бумагой поверхность алюминиевой проволоки, промойте водой и погрузите в пробирку с дистиллированной водой. Убедитесь, что алюминий не взаимодействует ни с кислородом воздуха, ни с водой.

Затем на несколько секунд опустите алюминиевую проволоку в пробирку с 10%-ным раствором щелочи, промойте дистиллированной водой и погрузите на несколько секунд в пробирку с раствором нитрата ртути (II). После этого промойте водой, просушите фильтровальной бумагой и оставьте на воздухе. Наблюдайте образование белых хлопьев на поверхности. Фильтровальной бумагой удалите белый налет оксида с поверхности проволоки и опустите ее в пробирку с водой. Наблюдайте взаимодействие алюминия с водой.

В отчете:

- отразите наблюдаемые явления, происходящие при обработке алюминия растворами щелочи и нитрата ртути;
- напишите уравнения всех реакций, протекающих при химической обработке алюминия в растворах щелочи и нитрата ртути (II);
- объясните причину коррозии алюминия;
- приведите электронные уравнения катодных и анодных реакций коррозии алюминия в воде.

Опыт 5. Влияние ионов хлора и брома на скорость коррозии

В три пробирки поместите по кусочку алюминия и добавьте в каждую по 1–2 мл сульфата меди.

Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, во вторую внесите микрошпатель кристаллического бро-

мида натрия, в третью — микрошпатель кристаллического хлорида натрия.

Наблюдайте в течение нескольких минут за происходящими явлениями и запишите наблюдения. Оцените интенсивность выделения водорода и количество образовавшейся медной губки на поверхности алюминия в каждом случае.

В отчете:

- приведите описание происходящих явлений в каждой пробирке и объясните наблюдаемые явления;
- напишите электронные уравнения анодной и катодной реакций коррозии алюминия в растворе сульфата меди, учитывая, что сульфат меди подвергается гидролизу;
- каково влияние добавок ионов хлора и брома на интенсивность коррозии?

Опыты 6–8. Количественная оценка коррозии в растворе кислоты

Коррозия активных металлов и сплавов (черные металлы, цинк и его сплавы и т.п.) в растворе кислоты протекает с водородной деполяризацией и описывается процессами:

анодный: $M - n\bar{e} = M^{n+}$;

катодный: $nH^+ + n\bar{e} = (n/2)H_2$.

Так как эти процессы взаимосвязаны, то количество растворившегося металла эквивалентно количеству выделившегося водорода, и по его объему можно судить о скорости коррозии металла.

Методика выполнения опытов. Схема установки для определения скорости коррозии представлена на рис. 16.

Она состоит из пробирки Оствальда *1*, микробюретки (1–2,5 мл) *2*, крана *3* и уравнительной склянки *4*. Указанные элементы прибора соединены резиновыми

шлангами *5* и закреплены в лабораторном штативе (на рисунке не показан).

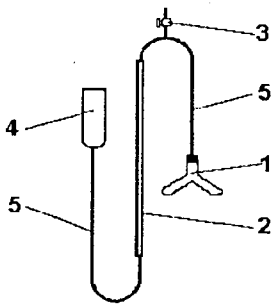


Рис. 16. Схема установки для определения скорости коррозии

Поверхность образца испытуемого металла или сплава очистите наждачной бумагой от окисных и других загрязнений, промойте водой и высушите фильтровальной бумагой.

Затем линейкой измерьте образец и запишите размеры. При этом во избежание загрязнения поверхности образца рекомендуется брать его пинцетом.

Поместите образец в один из отростков пробирки Оствальда, а в другой аккуратно по стенке налейте раствор кислоты и плотно присоедините пробирку к газоотводной трубке. Откройте кран для сообщения с атмосферой и с помощью уравнительной склянки установите уровень воды в микробюретке на нулевой отметке. Закройте кран и проверьте установку на герметичность. Для этого опустите уравнительную склянку в крайнее нижнее положение и наблюдайте за уровнем воды в бюретке, который в течение 1–3 минут не должен изменяться. Если уровень воды медленно падает, то проверьте все уплотнения, устраните пропуски, и вновь испытайте на герметичность. Убедившись в герметичности установки, запишите начальный уровень воды в бюретке. При этом уравнительная склянка должна быть

поднята, и уровень жидкости в ней должен находиться на той же высоте, что и в бюретке.

Затем наклоните пробирку Оствальда так, чтобы кислота перелилась в отросток с образцом и одновременно засеките время с точностью до минуты. Наблюдайте за падением уровня воды в бюретке вследствие вытеснения ее выделяющимся водородом.

После того как уровень воды в бюретке уменьшился примерно на 0,2–1,0 мл, измерьте точно уровень воды в бюретке (уровни в бюретке и уравнительной склянке должны быть одинаковыми) и одновременно заметьте время.

Измеряемая величина	Обозначение	Единица измерения	Численное значение
Температура	t	$^{\circ}$C	
Давление	P	мм рт. ст.	
Давление насыщ. водяного пара*	p	мм рт. ст.	
Площадь поверхности образца	S	$м^2$	
Время	τ	ч	
Объем выделившегося водорода	V	мл	

* См. Приложение.

Выполните следующие расчеты:

– приведите объем выделившегося водорода к нормальным условиям по формуле:

$$V^o = \frac{V(P-p)273}{(273+t)760},$$

где p –давление насыщенного водяного пара при температуре опыта, мм рт. ст.;

– вычислите объемный показатель коррозии K_V, $см^3/(м^2 \cdot ч)$:

$$K_V = V^o/(S \cdot t);$$

– вычислите массовый показатель коррозии металла K_m, г/(м^2·ч):

$$K_m = K_V M_э/11200,$$

где $M_э$ — эквивалентная масса металла, г/моль; 11200 — эквивалентный объем водорода при нормальных условиях, см^3/моль.

В отчете:

– дайте краткое описание методики проведения опыта;
– приведите рисунок установки и таблицу экспериментальных результатов;
– рассчитайте объемный и массовый показатели коррозии, напишите уравнения катодной и анодной реакций коррозии данного металла или сплава в растворе кислоты.

***Опыт 6.** Влияние природы и концентрации кислоты на скорость коррозии*

Получите у преподавателя два образца испытуемого металла (сталь, цинк, цинковый или магниевый сплав) и выполните работу по вышеописанной методике, используя в качестве коррозионной среды растворы разных кислот (соляной и серной) одинаковой (нормальной) концентрации или растворы одной и той же кислоты разной концентрации.

В отчете:

— объясните, как влияют природа и концентрация кислоты на скорость коррозии.

***Опыт 7.** Определение скорости коррозии металла, контактирующего с более электроположительным металлом*

Получите у преподавателя два образца. Первый образец — сталь, цинк, второй образец — биметалл — это

сталь, цинк, покрытые толстым слоем более электроположительного металла — олова, свинца, меди.

Проведите по вышеописанной методике коррозионные испытания каждого образца в отдельности в растворах кислоты одинаковой концентрации.

В отчете:

- отразите вышеописанные общие требования и сделайте вывод о влиянии на скорость коррозии более электроположительного металла;
- какую роль играет электроположительный металл в коррозионном процессе?

Опыт 8. Определение эффективности ингибитора кислотной коррозии

Получите у преподавателя два образца металла или сплава и выполните работу по вышеописанной методике, используя в качестве коррозионной среды: для первого образца — раствор чистой соляной или серной кислот, а для второго образца — раствор ингибированной кислоты той же концентрации. В качестве ингибитора (по указанию преподавателя) можно взять уротропин, бихромат калия и др.

Эффективность ингибитора оцените по значениям защитного эффекта $Z = (K_{m1} - K_{m2}) / K_{m1}$ и степени защиты $g = K_{m1} / K_{m2}$, где K_{m1} и K_{m2} — массовые показатели коррозии в чистой и ингибированной кислотах соответственно.

В отчете:

- сделайте вывод о защитных свойствах ингибитора.

Опыт 9. Роль металлических покрытий при коррозии

В две пробирки налейте 0,5 моль/л раствор серной кислоты и добавьте в каждую из них по 1–2 капли 0,5 моль/л раствора гексацианоферрата (III) калия — $K_3[Fe(CN)_6]$. Эта соль является специфическим реакти-

вом на ионы Fe^{2+}, в присутствии которых раствор окрашивается в интенсивно синий цвет.

В одну из пробирок внесите стальную пластинку, покрытую оловом, в другую — стальную пластинку, покрытую цинком. Понаблюдайте в течение нескольких минут за процессами, протекающими в пробирках, и подробно запишите наблюдаемое. Отметьте, в какой из пробирок наблюдается появление синего окрашивания раствора, или образуются локальные синие пятна на поверхности образца, свидетельствующие о наличии ионов Fe^{2+} в растворе, что является признаком коррозии железа.

В отчете:

- опишите наблюдаемые явления, приведите уравнения катодных и анодных реакций процесса коррозии в каждом случае. Какой металл разрушается — защищаемый или покрытие?
- какое из покрытий называется *анодным*, а какое — *катодным*?

Опыт 10. Измерение ЭДС контактной коррозии и определение преимущественного вида деполяризации

Сущность опыта заключается в том, что измеренное значение ЭДС контактной коррозии сравнивается с теоретически рассчитанной ЭДС, полагая, что коррозии подвергается более электроотрицательный металл, а на электроположительном металле протекает только разряд деполяризатора.

По заданию преподавателя измерьте ЭДС контактной коррозии предложенной пары металлов. Для этого в стакан вместимостью 50 мл налейте 25–30 мл раствора соляной кислоты или гидроксида натрия заданной концентрации и поместите в него данную пару электродов, токоотводы которых подключите к измерительному прибору, соблюдая полярность. Запишите показания прибора.

Проведите расчеты *pH* коррозионной среды:

$pH = -lgC_{HCl}$ (для раствора кислоты);
$pH = 14 + lgC_{NaOH}$ (для раствора щелочи);

– потенциала катодной реакции:

$e_{к1} = -0{,}059pH$ (с водородной деполяризацией);
$e_{к2} = 1{,}23 - 0{,}059pH$ (с кислородной деполяризацией);

– ЭДС коррозии:

$E_1 = e_{к1} - e_м$ (с водородной деполяризацией);
$E_2 = e_{к2} - e_м$ (с кислородной деполяризацией);

где $e_м$ — потенциал металла в растворе. Для количественной оценки вида деполяризации вместо $e_м$ используем значения стандартных потенциалов $e_м^\circ$, то есть:

$E_1 = e_{к1} - e_м^\circ$ (с водородной деполяризацией);
$E_2 = e_{к2} - e_м^\circ$ (с кислородной деполяризацией).

Рассчитанные и измеренные значения величин занесите в таблицу:

Состав коррозионной среды	*pH*	$e_{к1}$, В	$e_{к2}$, В	$e_м^\circ$, В	E_1, В	E_2, В	$E_{оп}$, В

Рассчитайте ΔE по формулам:

$\Delta E_1 = E_1 - E_{оп}$ (для водородной деполяризации);

$\Delta E_2 = E_2 - E_{оп}$ (для кислородной деполяризации).

Сравните ΔE_1 и ΔE_2 между собой и сделайте вывод о преимущественном виде деполяризации: если $\Delta E_1 > \Delta E_2$, то коррозия протекает преимущественно с водородной деполяризацией, и наоборот.

В отчете:

– приведите таблицу расчетных и опытных значений величин, а также все расчеты, и сделайте

обоснованный вывод о преимущественном виде деполяризации. Приведите электронные уравнения катодных и анодных реакций контактной коррозии.

Лабораторная работа № 30. ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ ОТ КОРРОЗИИ

Опыт 1. Катодная защита

В два стакана вместимостью 50–100 мл налейте по 30–50 мл 3%-ного раствора хлорида натрия, подкисленного соляной кислотой до $pH = 5{,}0 - 5{,}5$, и добавьте в каждый по 5–7 капель раствора гексацианоферрата (III) калия — реагента на ионы Fe^{2+}.

В один из стаканов поместите очищенную от загрязнений стальную пластинку, в другой — стальную пластинку и графитовый стержень. При этом во втором стакане стальную пластинку подключите к отрицательной клемме, а графитовый стержень — к положительной клемме источника постоянного тока напряжением 1,0–1,5 В. Наблюдайте за явлениями, происходящими в стаканах. По времени появления синего окрашивания на поверхности стальных образцов убедитесь, что катодно защищенный образец подвергается коррозии в гораздо меньшей степени, чем незащищенный.

В отчете:

- опишите наблюдаемые явления, происходящие на стальных пластинках в обоих стаканах;
- напишите уравнения катодного и анодного процессов, протекающих при катодной защите;
- составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии стали в подкисленном растворе NaCl, приняв, что коррозия протекает как с водородной, так и с кислородной деполяризацией;

- напишите ионно-молекулярное уравнение реакции обнаружения в растворе ионов железа (II) с помощью гексацианоферрата (III) калия;
- сделайте вывод об эффективности катодной защиты.

Опыт 2. Протекторная защита

В две пробирки налейте по 5–7 мл 1 моль/л раствора HCl и в каждую добавьте по 4–5 капель раствора гексацианоферрата (III) калия.

Опустите одновременно: в одну пробирку — очищенную от загрязнений стальную пластинку, в другую — стальную пластинку, склепанную с цинковой пластинкой. Наблюдайте за явлениями, происходящими на испытуемых образцах в обеих пробирках. Отметьте время появления на поверхности стальных пластинок синего окрашивания.

В отчете:

- напишите электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии стали в соляной кислоте;
- приведите уравнение реакции образования продукта коррозии железа — гексацианоферрата (III) железа (II);
- напишите уравнения реакций, протекающих на стали и на протекторе — цинке;
- объясните роль протектора — цинковой пластинки — в защите стали от коррозии.

Опыт 3. Оксидирование стали

В термостойкий стеклянный стакан объемом 100 мл налейте 30–50 мл предварительно подогретого до 50–60 °С раствора для оксидирования состава, г/л: NaOH — 600–700; $NaNO_3$ — 50–100; $NaNO_2$ — 200–250. Раствор нагрейте до температуры 135–145 °С.

Стальную пластинку очистите наждачной бумагой до блеска, промойте водой и погрузите в стакан для оксидирования.

Выдержите пластинку в растворе при указанной температуре в течение 15–20 мин. Затем пластинку извлеките, промойте горячей, затем холодной водой и высушите фильтровальной бумагой.

В отчете:

- опишите внешний вид оксидной пленки;
- напишите уравнения реакции образования оксидной пленки, учитывая, что железо окисляется до смешанного оксида Fe_3O_4.

Опыт 4. Анодирование алюминия

В процессе электрохимического оксидирования алюминия — анодирования — на его поверхности образуется коррозионностойкая пленка состава Al_2O_3. Она неоднородна по толщине и состоит из внутреннего плотного, так называемого барьерного, слоя толщиной до 0,3 мкм и внешнего пористого слоя, толщина которого гораздо больше толщины барьерного слоя. При заполнении пор антикоррозионные свойства пленки возрастают. Анодирование проводят в растворе серной кислоты. Алюминий является анодом, а катодом — свинец.

Поверхность алюминиевой пластинки зачистите наждачной бумагой до блеска, промойте водой и погрузите в электролизер, в который налит 20%-ный раствор серной кислоты. Электролизер подсоедините к регулируемому источнику постоянного тока и установите напряжение 10–12 В на электродах электролизера. Обратите внимание на выделение газов на электродах в процессе анодирования. Запишите наблюдаемые явления. Через 15–20 мин отключите источник тока, извлеките алюминиевый образец и промойте его водой. Опишите внешний вид анодированного алюминия. Уплотните пленку, выдержав анодированный образец последовательно в растворах 1 и 2 (таблица) при 70–80 °С в течение 10 мин. После обработки в растворе 1 образец промойте горячей водой и только после этого переносите в ра-

створ 2. В таблице приведены варианты растворов концентрации *C*.

Вариант	Раствор 1		Раствор 2		Цвет пленки
	Вещество	*C*, г/л	Вещество	*C*, г/л	
1	$K_4[Fe(CN)_6]$	40	$FeCl_3$	50	голубой
2	$K_3[Fe(CN)_6]$	40	$FeSO_4$	30	синий
3	$K_4[Fe(CN)_6]$	60	$CuSO_4$	60	коричневый
4	$K_2Cr_2O_7$	70	$Pb(CH_3COO)_2$	150	желтый
5	K_2CrO_4	10	$AgNO_3$	50	оранжевый
6	$Co(CH_3COO)_2$	70	$KMnO_4$	30	черный

В отчете:

- опишите явления, происходящие на электродах при анодировании алюминия, а также внешний вид и цвет пленки до и после уплотнения;
- напишите уравнения процессов, протекающих на электродах при анодировании алюминия;
- составьте уравнения реакций образования окрашивающих пленку соединений при ее уплотнении.

Опыт 5. Нанесение металлических покрытий

Электролитическое осаждение металлического покрытия осуществляется на установке, схема которой представлена на рисунке 17.

Электролизер представляет стеклянный стакан вместимостью 100–150 мл с пластмассовой крышкой, имеющей приспособление для крепления электродов и присоединения проводников. Катодом в электролизере является стальной образец, на который наносится покрытие, а анодом — пластины из наносимого металла.

По заданию преподавателя нанесите медное, никелевое или цинковое покрытия.

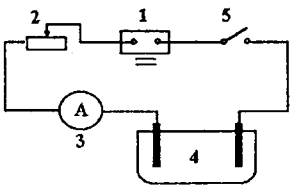


Рис. 17. Схема установки для электролиза: *1 — источник постоянного тока, 2 — реостат, 3 — амперметр, 4 — электролизер, 5 — выключатель*

В электролизер налейте 80–100 мл электролита для осаждения соответствующего металла. Измерьте габариты и вычислите площадь покрываемой поверхности стального образца. Образец зачистите наждачной бумагой до блеска, промойте водой, высушите фильтровальной бумагой и взвесьте с точностью до 0,001 г. Затем обезжирьте его, тщательно промойте водой, погрузите в 10%-ный раствор HCl на несколько секунд, вновь промойте водой и закрепите в крышке электролизера. Включите источник тока и при полностью введенном реостате погрузите электроды в электролизер, то есть загрузите его под током во избежание контактного осаждения металла. Постепенно выведите реостат, устанавливая в цепи рассчитанную силу тока, исходя из плотности тока, равной 100–150 А/м^2. Через 15–20 мин отключите ток, извлеките образец, промойте его водой, высушите фильтровальной бумагой и взвесьте. Результаты опыта занесите в таблицу:

Измеряемая величина	Размерность	Численное значение
Площадь поверхности образца	м^2	
Плотность тока	А/м^2	
Сила тока	А	
Масса образца до опыта	г	
Масса образца после опыта	г	
Изменение массы (привес)	г	

Оцените пористость покрытия методом наложения фильтровальной бумаги, смоченной в растворе гексацианоферрата (III) калия. Бумагу смочите в растворе: $K_3[Fe(CN)_6]$ — 10 г/л; NaCl — 20 г/л, — и приложите на покрытие. Через 5 мин бумагу снимите с образца и по числу синих точек, приходящихся на 1 см^2, оцените пористость покрытия.

В отчете:

- приведите и опишите электрическую схему установки и краткую методику нанесения металлического покрытия;
- приведите расчет площади покрываемой поверхности и силы тока;
- определите выход по току h при осаждении металла по формуле:

$$\eta = \frac{m_П}{m_Т} \cdot 100,$$

где $m_П$ — масса металла, высадившегося на образце (привес), г; $m_Т$ — теоретическая масса металла, рассчитанная по закону Фарадея, г:

$$m_Т = M_Э \cdot I \cdot t/F,$$

где $M_Э$ — эквивалентная масса осаждаемого металла, г/моль; I — сила тока, А; t — время электролиза, с; F — постоянная Фарадея, равная округленно 96500 Кл/моль;

- рассчитайте толщину δ (мкм) осажденного покрытия по формуле:

$$\delta = \Delta m/(S \cdot \rho),$$

где Δm — масса осадившегося металла (привес), г; S — площадь поверхности образца, м^2; ρ — плотность металла покрытия, г/см^3;

- опишите внешний вид осажденного покрытия и результаты испытания на пористость.

Лабораторная работа № 31
ЭЛЕКТРОЛИЗ

Опыт 1. Электролиз с нерастворимым анодом

Соберите установку для электролиза, схема которой приведена в лабораторной работе № 30.

В качестве источника тока могут быть использованы аккумулятор или выпрямитель с выходным напряжением 6–12 В. По заданию преподавателя в *U*-образный электролизер с графитовыми электродами налейте 50 мл одного из 0,5 моль/л растворов: иодида калия, сульфата меди (II), сульфата никеля (II), сульфата марганца (II), сульфата натрия, серной кислоты. Замкните электрическую цепь и установите с помощью реостата силу тока 0,3 А. Электролиз ведите 5–10 мин. Наблюдайте за изменениями, происходящими при электролизе вблизи анода и катода.

В отчете:

- напишите уравнения реакций, протекающих при электролизе на электродах и в растворе;
- приведите значения стандартных потенциалов электродных реакций и вычислите теоретическое напряжение разложения электролита, подвергшегося электролизу.

Опыт 2. Электролиз с растворимым анодом

Проведите электролиз 0,5 моль/л раствора серной кислоты, используя прибор и схему опыта 1, заменив нерастворимый графитовый анод на растворимый медный, никелевый или кадмиевый. Наблюдайте за процессами, протекающими на электродах.

В отчете:

- напишите уравнения реакций, протекающих на электродах при электролизе заданного раствора;

- на основании стандартных электродных потенциалов определите, какие процессы протекают на катоде и аноде;
- перечислите возможности практического использования электролиза с растворимым анодом.

Лабораторная работа № 32. ХИМИЧЕСКИЕ ИСТОЧНИКИ ТОКА

Опыт 1. Формирование активного слоя свинцовых электродов

Соберите установку (рис. 17), описанную в лабораторной работе № 30. В электролизер (стеклянный стакан вместимостью 100 мл) с крышкой, к которой прикреплены две свинцовые пластины размером 30×40 мм с токоотводами, налейте 50 мл раствора серной кислоты плотностью 1,25 г/мл и погрузите электроды. С помощью вольтметра убедитесь в отсутствии разности потенциалов между свинцовыми электродами. Подключите электроды к внешнему источнику постоянного тока. Полярность пластин не имеет значения. Проведите первый цикл формирования пластин в течение 15 минут при силе тока 0,6 А. Отключите внешний источник тока, замерьте вольтметром и запишите значение напряжения на электродах. Затем поменяйте полюса у пластин и проведите второй цикл формирования электродов в течение 15 минут при той же силе тока. Отключите внешний источник тока. Замерьте и запишите значение ЭДС на электродах.

В отчете:

- кратко опишите методику выполнения опыта;
- напишите электронные уравнения реакций на аноде и катоде при заряде и разряде свинцового аккумулятора;
- для заданной плотности кислоты рассчитайте теоретическое значение ЭДС и сравните его с измеренным.

Опыт 2. Определение разрядной емкости никель-кадмиевого аккумулятора

Возьмите никель-кадмиевый аккумулятор небольшой емкости. Вольтметром замерьте ЭДС. Соберите установку, схема которой описана в лабораторной работе «Защита металлов от коррозии». Положительный полюс аккумулятора подсоедините к отрицательной клемме, а отрицательный полюс — к положительной клемме внешнего источника напряжения. С помощью реостата установите разрядный ток, равный номинальной емкости аккумулятора. Через каждые 5 минут замеряйте и записывайте значения разрядного напряжения. Разряд проводите до напряжения 0,8 В.

В отчете:

- постройте кривую разряда, откладывая по оси абсцисс время разряда, а по оси ординат — разрядное напряжение;
- определите разрядную емкость аккумулятора, равную произведению разрядного тока на время разряда аккумулятора до напряжения 0,8 В;
- напишите электронные уравнения реакций, протекающих при разряде никель-кадмиевого аккумулятора.

Лабораторная работа № 33
ХИМИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ ОБРАБОТКИ ПОВЕРХНОСТИ МЕТАЛЛОВ

Химические реакции могут быть использованы для удаления оксидных пленок с поверхности металлов и тонкослойных металлических покрытий, травления поверхности металлов на заданную глубину, полирования поверхности металлов, нанесения на поверхность металла тонкослойных металлических покрытий.

Опыт 1. Удаление оксидных пленок с поверхности металла

Пластинки железа и меди размером 3×4 см поместите на 5 мин в муфельную печь, нагретую до 900 °С, подвесив образцы с помощью стальной или нихромовой проволоки. Можно также прокалить образцы в пламени газовой горелки. Наблюдайте образование оксидной пленки — при оксидировании изменяется цвет поверхности металла.

В два стакана налейте по 10–20 мл раствора состава: 2 моль/л соляная кислота — 100 мл, диметилформамид — 20 мл, салицилальанилин — 0,1 г. Поместите в каждый из стаканов окисленные железную и медную пластинки. Наблюдайте растворение оксидных пленок и изменение окраски растворов. Пластинки извлеките пинцетом и промойте дистиллированной водой. Определите визуально процент поверхности, свободной от оксидной пленки. Повторите операции обработки пластинок, выдерживая их в каждом опыте 5, 10, 15, 20 мин. Пластинки оставьте на воздухе. Наблюдайте окисление поверхности металлов кислородом воздуха.

В отчете:

- напишите уравнения реакций оксидирования, имея в виду, что оксидная пленка на поверхности железа имеет состав Fe_3O_4, на поверхности меди — CuO;
- постройте график зависимости величины поверхности, свободной от оксидной пленки, от времени обработки;
- укажите оптимальную длительность обработки, необходимую для полного снятия оксидной пленки;
- сравните скорость снятия оксидной пленки с поверхности железа и меди;
- напишите формулу комплексного соединения, полученного при взаимодействии оксидов железа и

меди с лигандом — салицилальанилином (СА), исходя из того, что координационные числа Fe (II) и Cu (II) равны 4, а лиганд является бидентатным;

— укажите, может ли салицилальанилин выполнять роль ингибитора коррозии.

Опыт 2. Удаление оловянного и цинкового покрытий с поверхности металла

Луженую медь и оцинкованное железо поместите в пробирки с растворами соляной и серной кислот. Наблюдайте растворение покрытий. После удаления покрытий промойте металлы проточной водой.

В отчете:

— напишите уравнения реакций, учитывая электрохимический механизм протекания процесса растворения металлических покрытий;

— охарактеризуйте поверхность после удаления покрытия.

Опыт 3. Травление поверхности металла

При химическом травлении металла с частично зачищенной поверхностью представляется возможным создавать определенный рельеф поверхности. Этим методом можно полностью удалить часть металла с диэлектрической подложки.

Обезжирьте гептаном или спиртом (используя ватный тампон и пинцет) медные и железные пластинки. Просушите и покройте их тонким слоем нитроцеллюлозного лака, оставив часть поверхности, свободной от лака. Просушите лаковое покрытие. В три стакана налейте: в первый — 10–20 мл 10%-ной азотной кислоты, во второй — концентрированный раствор хлорного железа и в третий — раствор, используемый в опыте 1. В каждый раствор погрузите подготовленный образец металла. Наблюдайте процесс травления. После трав-

ления промойте металлы проточной водой. Сравните внешний вид протравленной и непротравленной поверхности металла. Обработку металлов в азотной кислоте проводите в вытяжном шкафу!

В отчете:

- укажите, в каком растворе процесс травления идет быстрее;
- составьте уравнения реакций травления металлов в азотной кислоте и в растворе хлорного железа.

Опыты 4–6. Химическое полирование поверхности металла

При химическом полировании поверхность металла подвергается обработке в полирующих водных и водноорганических растворах кислот. При этом микровыступы, являющиеся активными центрами, растворяются. Одновременно поверхность приобретает зеркальный блеск (уменьшается светорассеивание) и покрывается оксидной пленкой. В каждом опыте контролируйте эффективность полирования с помощью микроскопа, рассматривая поверхность металла до и после химической обработки.

Опыт 4. Полирование алюминия

Для полирования используйте полученный у лаборанта раствор состава (г/л): ортофосфорная кислота — 77,5; серная кислота — 15,5; азотная кислота — 6; нитрат меди (II) — 0,5; борная кислота — 0,5; карбоксиметилцеллюлоза 0,83.

Полирование проводите в стакане при температуре в интервале 95 — 170 °С в течение 1–5 мин. После обработки образец тщательно промойте в горячей воде, а затем погрузите на 10–20 мин в 20–30%-ный раствор азотной кислоты (вытяжной шкаф!) для удаления слоя меди, образовавшегося при обработке в полирующем составе.

В отчете:

- охарактеризуйте поверхность металла до и после полирования;
- напишите уравнения реакций образования слоя меди и ее растворения в азотной кислоте.

Опыт 5. Полирование меди

Получите у лаборанта образцы меди для полирования и полировальный раствор, содержащий 10 мл концентрированной серной кислоты, 1 мл концентрированной соляной кислоты и 35 мл насыщенного раствора оксида хрома (VI). Обработку проводите в стакане при комнатной температуре в течение 5–10 мин. Затем образцы тщательно промойте и просушите с помощью фильтровальной бумаги.

В отчете:

- охарактеризуйте поверхность металла до и после полирования;
- напишите уравнение реакции взаимодействия меди с концентрированной серной кислотой.

Опыт 6. Полирование углеродистой стали

А. Для полирования используйте полученный у лаборанта раствор состава (мас.%): серная кислота — 20–23; азотная кислота — 8–9; плавиковая кислота — 4–5; поливиниловый спирт — 1–2 (раствор хранить в полиэтиленовом сосуде!). Налейте в стакан на одну треть раствор, подогрейте и выдержите стальной образец при температуре 30–40 °С в течение 2–3 мин (вытяжной шкаф!). Быстро промойте в стакане проточной водой.

Б. Для полирования используйте полученный у лаборанта раствор состава (г/л): концентрированная серная кислота — 350–430; концентрированная азотная кислота — 35–50; концентрированная соляная кислота — 20–40; краситель кислотный

оранжевый — 20–25. Налейте раствор в стакан, нагрейте до температуры 65–75 °С, образец обработайте в этом растворе в течение 2–10 мин. После обработки образец тщательно промойте в проточной воде.

В отчете:

- охарактеризуйте поверхность металла до и после полирования;
- составьте уравнения растворения железа в концентрированных серной и азотной кислотах;
- объясните, в чем состоит сущность процесса химического полирования металла.

Опыт 7. Химическое никелирование

Химическое никелирование удается осуществить в результате протекания окислительно-восстановительной реакции между ионами никеля (II) (окислитель) и гипофосфитом натрия NaH_2PO_2 (восстановитель), в результате которой на поверхности металла образуется слой металлического никеля. Наряду с восстановлением ионов никеля происходит выделение газообразного водорода и образование в растворе ионов $H_2PO_2^-$ и H^+. Поэтому кислотность раствора необходимо поддерживать в интервале $pH = 4{,}7 - 5{,}5$.

Налейте в стакан раствор для химического никелирования состава (г/л): ацетат никеля — 15; гипофосфит натрия — 30. Нагрейте его до 95–98 °С. Образцы (стальной или медный) зачистите наждачной бумагой до блеска, протравите в 2 моль/л растворе соляной кислоты, промойте проточной водой и погрузите в раствор для никелирования так, чтобы он не касался стенок стакана. Выдержите образец в растворе до прекращения выделения водорода, затем промойте водой и просушите фильтровальной бумагой.

В отчете:

- опишите внешний вид образцов до и после после никелирования;

— напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции между ацетатом никеля $Ni(CH_3COO)_2$ (окислитель) и гипофосфитом натрия NaH_2PO_2 (восстановитель);
— объясните, в чем сущность процесса химического никелирования поверхности металла.

Вопросы и задачи к разделу «Прикладные вопросы химии»

1. В 2,4 м^3 воды содержится 280 г $MgCl_2$. Вычислите жесткость этой воды.
2. Определите, сколько граммов $MgCO_3$ содержится в 1 м^3 воды, если жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна 2,0 ммоль/л.
3. Для полного устранения жесткости к 7 м^3 воды добавили 840 г $Ca(OH)_2$. Рассчитайте жесткость исходной воды.
4. На сколько понизилась жесткость воды, если к 9,4 м^3 ее добавлено 790 г $Ca(OH)_2$?
5. Для полного устранения жесткости к 5 м^3 воды добавили 740 г Na_2CO_3. Рассчитайте жесткость воды.
6. На сколько уменьшилась жесткость, если к 8 м^3 воды добавили 940 г Na_2CO_3?
7. Определите, сколько граммов $Ca(HCO_3)_2$ содержится в 3 м^3 воды, если жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна 2,8 ммоль/л.
8. Какую массу Na_3PO_4 необходимо прибавить к 1,5 м^3 воды, чтобы устранить жесткость, равную 2,2 ммоль/л?
9. Вычислите карбонатную жесткость воды, зная, что для реакции с гидрокарбонатом кальция, содержащемся в 150 мл воды, требуется 2,2 мл 0,1 моль/л раствора HCl.

10. В 2,2 м^3 воды содержится 240 г $CaSO_4$. Вычислите жесткость этой воды.
11. В одном литре воды содержится 36,47 мг ионов магния и 50,10 мг ионов кальция. Чему равна жесткость этой воды?
12. Вода, содержащая только сульфат магния, имеет жесткость 3,5 ммоль/л. Какая масса сульфата магния содержится в 300 л этой воды?
13. В растворе разбавленной серной кислоты находятся цинковая пластинка и цинковая пластинка, частично покрытая серебром. В каком случае процесс коррозии цинка происходит интенсивнее? Ответ мотивируйте, составив электронные уравнения соответствующих процессов.
14. Один образец технического цинка содержит примесь меди, а другой — примесь магния. Какой из этих образцов отличается большей устойчивостью к коррозии? На основании стандартных электродных потенциалов дайте мотивированный ответ, составив уравнения процессов коррозии в каждом случае.
15. Почему химически чистое железо в меньшей степени подвергается коррозии, чем техническое железо? Составьте уравнения процессов коррозии с водородной и с кислородной деполяризацией для чистого и технического железа.
16. Основываясь на значениях стандартного электродного потенциала свинца и потенциалов деполяризаторов, оцените, с каким видом деполяризации (водородной или кислородной) будет протекать коррозия свинца в растворе, *pH* которого равен 4.
17. Серебряная и кадмиевая пластинки находятся в контакте друг с другом. Какой из контактирующих металлов будет подвергаться коррозии? Напишите уравнения реакций катодного и анодно-

го процессов коррозии в кислой среде. Как изменится процесс коррозии, если серебряную пластинку заменить на цинковую?

18. Свинец находится в контакте с цинком. Как протекает коррозия этой пары в кислом и нейтральном растворах? Составьте электронные уравнения катодного и анодного процессов коррозии. Как изменится процесс коррозии, если цинк заменить медью?

19. Определите интервал *pH* раствора, в котором свинец будет подвергаться коррозии только с водородной деполяризацией.

20. Определите интервал *pH* раствора, в котором серебро будет подвергаться коррозии только с кислородной деполяризацией.

21. Используя значения потенциалов металла и деполяризаторов, оцените, с каким видом деполяризации (водородной или кислородной) будет протекать коррозия олова в растворе, *pH* которого равен 5.

22. Стальная пластинка длиной 3 см, шириной 2 см и толщиной 0,1 см подвергается коррозии в растворе кислоты. За 40 мин было собрано 2,45 $см^3$ водорода, измеренного при температуре 24 °С и давлении 740 мм рт.ст. Рассчитайте объемный и массовый показатели коррозии.

23. Контактный провод электрического транспорта представляет собой стальной провод, покрытый толстым слоем меди. Как будет протекать коррозия, если медный слой сотрется до стали? Напишите электронные уравнения процесса коррозии.

24. Телефонный кабель представляет собой многожильный медный провод (каждая жила изолирована), заключенный в свинцовую оболочку. Как будет протекать коррозия при повреждении свинцовой оболочки и изоляции отдельных жил?

Напишите электронные уравнения катодной и анодной реакций процесса коррозии.

25. ЭДС медно-окисного элемента, электролит которого насыщен цинкатом, равна 0,89 В. С помощью термодинамического расчета определите, какая из приведенных реакций является токообразующей:

$Zn + 2Cu(OH)_2 \rightarrow ZnO + Cu_2O + 2H_2O$;

$Zn + 2CuO \rightarrow ZnO + Cu_2O$;

$Zn + Cu(OH)_2 \rightarrow ZnO + Cu + H_2O$;

$Zn + CuO \rightarrow ZnO + Cu$;

$Zn + Cu_2O \rightarrow ZnO + 2Cu$.

26. Рассчитайте стандартную ЭДС элемента, в котором протекает реакция: $Zn + 2Ag^+ \rightarrow Zn^{2+} + 2Ag$.

27. Масса серебряного электрода серебряно-цинкового аккумулятора равна 4,3 г. Коэффициент использования серебра (в пересчете на изменение валентности, равное 2) составляет 60%. Какой разрядной емкостью обладает электрод?

28. ЭДС гальванического элемента, составленного из никелевого электрода, погруженного в раствор его соли с концентрацией ионов Ni^{2+}, равной 10^{-4} моль/л, и серебряного электрода, погруженного в раствор его соли, равна 1,108 В. Определите концентрацию ионов серебра в растворе.

29. Гальванический элемент составлен из железного электрода, погруженного в раствор его соли с концентрацией ионов Fe^{2+}, равной 0,001 моль/л, и медного электрода, погруженного в раствор его соли. Какая концентрация раствора соли меди должна быть, чтобы ЭДС элемента равнялась нулю?

30. Используя термодинамический расчет, определите, какая из перечисленных реакций протекает

в сухом марганцево-цинком элементе, ЭДС которого 1,45 В:

$Zn + MnO_2 + H_2O \rightarrow ZnO + Mn(OH)_2$;

$Zn + MnO_2 \rightarrow ZnO + MnO$;

$Zn + 2MnO_2 + 3H_2O \rightarrow ZnO + 2Mn(OH)_3$;

$Zn + 2MnO_2 + H_2O \rightarrow Zn(OH)_2 + Mn_2O_3$;

$Zn + 2MnO_2 \rightarrow ZnO + Mn_2O_3$.

31. В элементе $Zn/H_2SO_4/PbO_2$ электролитом служит 36%-ный раствор серной кислоты (467 г/л H_2SO_4) со специальными добавками. Суммарная реакция, протекающая при разряде, имеет вид: $Zn + PbO_2 + 2H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + PbSO_4 + 2H_2O$.

Рассчитайте необходимый объем кислоты для элемента емкостью 8,5 А · ч, если коэффициент использования H_2SO_4 при разряде составляет 44%.

32. Вычислите ЭДС гальванического элемента, образованного магнием и цинком, погруженными в растворы их солей с концентрациями ионов (моль/л): $[Mg^{2+}] = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$, $[Zn^{2+}] = 2{,}5 \cdot 10^{-2}$. Сравните полученное значение ЭДС с его значением при стандартных условиях и сделайте вывод о влиянии концентрации ионов на ЭДС системы.

33. Определите ЭДС полностью и частично заряженного серебряно-кадмиевого аккумулятора. Электрохимическая схема полностью заряженного аккумулятора:

$$Cd \,/\, 10 \text{ моль/л } KOH \,/\, AgO.$$

Потенциалопределяющая реакция на серебряном электроде:

$$2AgO + H_2O + 2\bar{e} \rightarrow Ag_2O + 2OH^-.$$

Электрохимическая схема частично заряженного аккумулятора:

$$Cd \,/\, 10 \text{ моль/л } KOH \,/\, Ag_2O.$$

Потенциалопределяющая реакция на серебряном электроде:

$$Ag_2O + H_2O + 2\bar{e} \rightarrow 2Ag + 2OH^-.$$

Потенциалопределяющая реакция на кадмиевом электроде в обоих случаях:

$$Cd + 2OH^- \rightarrow CdO + H_2O + 2\bar{e}.$$

34. Приведите электрохимическую схему, напишите уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из свинцовой и магниевой пластин, опущенных в растворы своих солей с концентрациями: $[Pb^{2+}] = 0{,}01$ моль/л; $[Mg^{2+}] = 0{,}001$ моль/л.
35. Приведите электрохимическую схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из кадмиевой и магниевой пластин, опущенных в растворы своих солей с концентрациями: $[Cd^{2+}] = 0{,}1$ моль/л; $[Mg^{2+}] = 0{,}005$ моль/л.
36. Приведите электрохимическую схему гальванического элемента, состоящего из цинкового и железного электродов, погруженных в растворы своих солей. Напишите электронные уравнения процессов, протекающих на аноде и катоде. Какая концентрация ионов железа (моль/л) должна быть, чтобы ЭДС элемента равнялась 1,5 В? Концентрация ионов цинка $[Zn^{2+}] = 0{,}001$ моль/л.
37. Приведите электрохимическую схему гальванического элемента, в основе работы которого лежит реакция:

$$Ni + Pb(NO_3)_2 \rightarrow Pb + Ni(NO_3)_2.$$

Напишите уравнения анодного и катодного процессов, протекающих в данном элементе.

Вычислите ЭДС этого элемента при концентрации ионов окисленной формы 0,01 моль/л, восстановленной — 0,001 моль/л.

38. Приведите электрохимическую схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из цинкового и магниевого электродов, опущенных в растворы своих солей с концентрациями: $[Zn^{2+}] = 0{,}1$ моль/л; $[Mg^{2+}] = 0{,}001$ моль/л.

39. Через раствор нитрата никеля (II) пропускали ток силой 2А в течение 3 ч. На сколько граммов за это время уменьшилась масса никелевого анода, если единственным процессом на нем является ионизация никеля?

40. Электролитическое рафинирование меди проводят в растворе сульфата меди (II) с растворимыми анодами. При рафинировании меди током 25 А на катоде выделилось 112 г меди за 4 ч. Рассчитайте выход по току.

41. Сколько алюминия можно получить при электролизе расплава фторида алюминия, если электролиз вести 1 час силой тока 10000 А при выходе по току 80%?

42. Растворы каких веществ Вы можете предложить для электролиза с целью получения водорода и кислорода? Какое количество электричества потребуется при этом для выделения при нормальных условиях: а) 200 л водорода; б) 200 л кислорода?

43. Растворы каких веществ можно подвергнуть электролизу для получения: а) кислорода; б) хлора? Рассчитайте объемы кислорода и хлора при нормальных условиях, выделяющиеся при электролизе выбранных растворов, если электролиз шел 3 часа при силе тока 6 А.

44. При электролизе раствора сульфата меди с нерастворимым анодом выделилось 448 л газа (н.у.). Определите массу вещества, выделившегося на катоде.
45. Какое количество электричества необходимо для выделения 10 г серебра из раствора нитрата серебра? Какой объем кислорода в литрах (н.у.) выделится при этом на аноде, если единственным процессом на нем является выделение кислорода?
46. Какое время должно быть затрачено на полное выделение меди током 0,3 А из 0,1 моль/л раствора сульфата меди (II), если объем раствора 0,5 л, а выход по току равен 100%?
47. При электролизе водного раствора сульфата цинка в течение 2 ч на катоде выделилось 6,5 г цинка. Определите силу тока в цепи, если выход по току цинка равен 95%.
48. При электролизе соли двухвалентного металла ток силой 0,5 А выделяется 0,55 г металла за 150 мин. Определите атомную массу и электрохимический эквивалент этого металла, принимая катодный выход по току 100%.
49. Ток проходит последовательно через раствор хлорида меди (II) и сульфата хрома (III). За некоторый промежуток времени в первом электролизере выделилось 3,18 г меди. Определите массу вещества, выделившегося на катоде во втором электролизере, если катодным процессом в обоих электролизерах считать только выделение соответствующего металла.
50. При электролизе раствора сульфата хрома (III) силой тока 0,5 А получили 30 г металла. Вычислите время электролиза и объем газообразного вещества, выделившегося при нормальных усло-

виях, на инертном аноде, если катодный выход по току равен 70%.

51. Какие типы химических реакций положены в основу химических методов обработки поверхности металлов для:

а) удаления оксидных пленок;

б) растворения металлических покрытий;

в) полирования поверхности металлов;

г) травления металлической поверхности;

д) химического нанесения металлических покрытий?

Приведите примеры и напишите уравнения соответствующих реакций.

52. В чем заключается физическая сущность химических методов полирования поверхности металлов?

53. Как химическим путем удалить оксидную пленку с поверхности меди, не затронув медь?

54. Как химическим путем удалить цинковое покрытие с поверхности железа, не затронув железа?

55. Как химическим путем удалить пленку алюминия с поверхности железа, не затронув железа?

56. Можно ли хранить в оцинкованном железном ведре водные растворы:

а) щелочей;

б) ортофосфата натрия;

в) карбоната натрия;

г) сульфата меди?

Напишите уравнения соответствующих реакций.

57. Стальной шарик, покрытый медью, опустили в концентрированную азотную кислоту. Опишите происходящие при этом процессы. Напишите уравнения происходящих реакций.

58. Стальной шарик, покрытый цинком, опустили в раствор щелочи. Опишите происходящие при этом процессы и напишите уравнения протекающих реакций.

59. Можно ли растворить в растворе хлорного железа: а) железо; б) кобальт; в) медь? Напишите уравнения соответствующих химических реакций.

ПРИЛОЖЕНИЕ

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	1	1 1,0079 H Водород										2 4,0026 He Гелий
2	2	3 6,94 Li Литий	4 9,01 Be Бериллий	5 10,81 B Бор	6 12,011 C Углерод	7 14,00 N Азот	8 15,999 O Кислород	9 18,998 F Фтор				10 20,179 Ne Неон
3	3	11 22,99 Na Натрий	12 24,3 Mg Магний	13 26,98 Al Алюминий	14 28,09 Si Кремний	15 30,97 P Фосфор	16 32,06 S Сера	17 35,45 Cl Хлор				18 39,95 Ar Аргон
4	4	19 39,098 K Калий	20 40,08 Ca Кальций	21 44,96 Sc Скандий	22 47,90 Ti Титан	23 50,94 V Ванадий	24 51,996 Cr Хром	25 54,94 Mn Марганец	26 55,85 Fe Железо	27 58,93 Co Кобальт	28 58,70 Ni Никель	
	5	29 63,55 Cu Медь	30 65,38 Zn Цинк	31 69,72 Ga Галлий	32 72,59 Ge Германий	33 74,922 As Мышьяк	34 78,96 Se Селен	35 79,904 Br Бром				36 83,80 Kr Криптон
5	6	37 85,47 Rb Рубидий	38 87,62 Sr Стронций	39 88,906 Y Иттрий	40 91,22 Zr Цирконий	41 92,906 Nb Ниобий	42 95,94 Mo Молибден	43 98,906 Tc Технеций	44 101,07 Ru Рутений	45 102,905 Rh Родий	46 106,4 Pd Палладий	
	7	47 107,868 Ag Серебро	48 112,41 Cd Кадмий	49 114,82 In Индий	50 118,69 Sn Олово	51 121,75 Sb Сурьма	52 127,60 Te Теллур	53 126,904 I Йод				54 131,30 Xe Ксенон
6	8	55 132,905 Cs Цезий	56 137,33 Ba Барий	57 *) 138,905 La Лантан	72 178,49 Hf Гафний	73 180,94 Ta Тантал	74 183,85 W Вольфрам	75 186,21 Re Рений	76 190,2 Os Осмий	77 192,22 Ir Иридий	78 195,09 Pt Платина	
	9	79 196,966 Au Золото	80 200,59 Hg Ртуть	81 204,37 Tl Таллий	82 207,2 Pb Свинец	83 208,98 Bi Висмут	84 209,0 Po Полоний	85 210,0 At Астат				86 222,0 Rn Радон
7	10	87 223,0 Fr Франций	88 226,025 Ra Радий	89 **) 227,0 Ac Актиний	104 261,1 Ku Курчатовий	105 259,9 Ns Нильсборий	106 263,1 Sg Сиборгий	107 262,1 Bh Борий	108 [265,1] Hs Гассий	109 [268] Mt Мейтнерий	. . .	

*) ЛАНТАНОИДЫ 58—71

58 140,1 Ce Церий	59 140,9 Pr Празеодим	60 144,2 Nd Неодим	61 146,9 Pm Прометий	62 150,4 Sm Самарий	63 152,0 Eu Европий	64 157,3 Gd Гадолиний	65 158,9 Tb Тербий	66 162,5 Dy Диспрозий	67 164,9 Ho Гольмий	68 167,3 Er Эрбий	69 168,9 Tm Тулий	70 173,0 Yb Иттербий	71 175,0 Lu Лютеций

**) АКТИНОИДЫ 90—103

90 232,0 Th Торий	91 231,0 Pa Протактиний	92 238,0 U Уран	93 237,0 Np Нептуний	94 244,1 Pu Плутоний	95 243,1 Am Америций	96 247,1 Cm Кюрий	97 247,1 Bk Берклий	98 251,1 Cf Калифорний	99 252,0 Es Эйнштейний	100 257,1 Fm Фермий	101 258,1 Md Менделевий	102 259,1 No Нобелий	103 260,1 Lr Лоуренсий

Атомные радиусы

Приводятся значения"металлических"радиусов атомов (нм), найденных путем деления пополам кратчайших межатомных расстояний в кристаллических структурах простых веществ с координационным числом 12. При других значениях координационного числа учитывается необходимая поправка. Подробные сведения можно найти в книге: *Боки Г.Б.* Кристаллохимия. М.: Наука, 1971.

Таблица 1

Периоды	Подгруппы																	
	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B			I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
1	(H)																H 0,046	He 0,122
2	Li 0,155	Be 0,113											B 0,091	C 0,077	N 0,071	O 0,066	F 0,071	Ne 0,160
3	Na 0,189	Mg 0,160											Al 0,143	Si 0,134	P 0,130	S 0,101	Cl 0,099	Ar 0,192
4	K 0,236	Ca 0,197	Sc 0,164	Ti 0,146	V 0,134	Cr 0,127	Mn 0,130	Fe 0,126	Co 0,125	Ni 0,124	Cu 0,128	Zn 0,139	Ga 0,139	Ge 0,139	As 0,148	Se 0,160	Br 0,114	Kr 0,198
5	Rb 0,248	Sr 0,215	Y 0,181	Zr 0,160	Nb 0,145	Mo 0,139	Tc 0,136	Ru 0,134	Rh 0,134	Pd 0,137	Ag 0,144	Cd 0,156	In 0,166	Sn 0,158	Sb 0,161	Te 0,170	I 0,133	Xe 0,218
6	Cs 0,268	Ba 0,221	La* 0,187	Hf 0,159	Ta 0,146	W 0,140	Re 0,137	Os 0,135	Ir 0,135	Pt 0,138	Au 0,144	Hg 0,160	Tl 0,171	Pb 0,175	Bi 0,182	Po 0,166	At	Rn
7	Fr 0,280	Ra 0,235	Ac** 0,203	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									

*Лантаноиды	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
	0,183	0,182	0,182		0,181	0,202	0,179	0,177	0,177	0,176	0,175	0,174	0,193	0,174

**Актиноиды	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
	0,180	0,162	0,153	0,150	0,162									

Ионные радиусы

Приводятся значения ионных радиусов (нм 10^{-1}) по Белову и Бокию, основанные на значении радиуса иона O^{2-}, равном 0,136 нм. Все значения относятся к координационному числу 6; при других координационных числах следует вводить соответствующие поправки. Для благородных газов указаны ван-дер-ваальсовские радиусы, равные половине кратчайшего межъядерного расстояния в твердом веществе. В скобках приведены значения, полученные на основе теоретического расчета. Для каждого элемента заряд указан в клеточке слева, ионный радиус — справа. Подробные сведения можно найти в книге: *Бокий Г.Б.* Кристаллохимия. М.: Наука, 1971.

Таблица 2

Периоды	Подгруппы																
	I A	II A	III B	IV B	V B	VI B	VII B	VIII B	I B	II B	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
1	(H)														H 1– 36 1+ 0	He 0 122
2	Li 1+ 68	Be 2+ 34									B 3+ 20	C 4+ 20 4– 260	N 5+ 15 3– 148	O 2– 136	F 1– 33	Ne 0 160
3	Na 1+ 98	Mg 2+ 74									Al 3+ 57	Si 4+ 39	P 5+ 35 3– 186	S 2– 82 6+(29)	Cl 1– 81 7+(26)	Ar 0 192
4	K 1+ 133	Ca 2+ 104	Sc 3+ 83	Ti 2+ 78 3+ 69 4+ 64	V 2+ 72 3+ 67 4+ 61 5+ 40	Cr 2+ 83 3+ 64 6+ 35	Mn 2+ 91 3+ 70 4+ 52 7+(46)	Fe 2+ 80 3+ 67	Co 2+ 78 3+ 64	Ni 2+ 74	Cu 1+ 98 2+ 80	Zn 2+ 83	Ga 3+ 62	Ge 2+ 65 4+ 44	As 3+ 69 5+(47) 3– 191	Se 2– 193 4+ 69 6+ 35	Br 1– 196 7+(39)	Kr 0 198
5	Rb 1+ 149	Sr 2+ 120	Y 3+ 96	Zr 4+ 82	Nb 4+ 67 5+ 66	Mo 4+ 68 6+ 65	Tc 7+ 56	Ru 4+ 62	Rh 3+ 75 4+ 65	Pd 4+ 64	Ag 1+ 113	Cd 2+ 99	In 1+ 136 3+ 92	Sn 2+ 102 4+ 67	Sb 3+ 90 5+ 62 3– 208	Te 2– 211 4+ 89 6+(56)	I 1– 22 7+(50)	Xe 0 218
6	Cs 1+ 165	Ba 2+ 138	La* 3+ 104 4+ 90	Hf 4+ 82	Ta 5+ 66	W 4+ 68 6+ 65	Re 6+ 52	Os 4+ 65	Ir 4+ 65	Pt 4+ 64	Au 1+137	Hg 2+ 112	Tl 1+ 136 3+ 105	Pb 2+ 126 4+ 76	Bi 3+ 120 5+ 74 3– 208	Po	At	Rn
7	Fr 1+	Ra 2+ 144	Ac** 3+ 111	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									

*Лантаноиды	Ce 3+ 102 4+ 88	Pr 3+ 100	Nd 3+ 99	Pm 3+(98)	Sm 3+ 97	Eu 3+ 97	Gd 3+ 94	Tb 3+ 89	Dy 3+ 88	Ho 3+ 86	Eb 3+ 85	Tm 3+ 85	Yb 3+ 81	Lu 3+ 80
**Актиноиды	Th 3+ 108 4+ 95	Pa 3+ 106 4+ 91	U 3+ 104 4+ 88	Np 3+ 102 4+ 86	Pu 3+ 101 4+ 85	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Таблица 3

Энергия ионизации, сродство к электрону атомов, электроотрицательность элементов

Приведены энергии ионизации (энтальпии отрыва электрона или положительной ионизации) для нейтральных атомов (I_1), однозарядных и двухзарядных катионов (I_2 и I_3 соответственно), сродство к электрону (энтальпия присоединения электрона или отрицательной ионизации A), электроотрицательность элементов χ. Значения, указанные в скобках, получены методом полуэмпирического расчета. Знак <—> означает отсутствие данных.

Элемент	Энергия ионизации, эВ			Сродство, эВ	χ
	I_1	I_2	I_3	A	
Ac	5,12	12,06	20,00	–	1,00
Ag	7,58	21,49	34,83	– 1,30	1,42
Al	5,99	18,83	28,45	– 1,46	1,47
Am	5,99	–	–	–	(1,2)
Ar	15,76	27,63	40,91	(0,37)	–
As	9,82	18,62	28,35	– 1,07	2,20
At	5,20	20,10	–	– 2,79	1,90
Au	9,23	20,50	30,50	– 2,31	1,42
B	8,30	25,16	37,93	– 0,30	2,01
Ba	5,21	10,00	35,84	(0,48)	0,97
Be	9,32	18,21	153,90	(– 0,38)	1,47
Bi	12,25	16,74	25,57	– 0,95	1,67
Bk	6.30	12,06	20,00	–	(1,2)
Br	11,84	21,80	35,90	– 3,37	2.74
C	11,26	24,38	47,88	– 1,27	2,50

Продолжение табл. 3

Элемент	Энергия ионизации, эВ			Сродство, эВ	χ
	I_1	I_2	I_3	A	
Ca	6,11	11,87	50,91	(1,93)	1,04
Cd	8,99	16,91	37,48	(0,27)	1,46
Ce	5,47	10,85	20,08	– 0,52	1,08
Cf	6,41	–	–	–	(1,2)
Cl	12.97	23,81	39,01	– 3,61	2,83
Cm	6,09	–	–	–	(1,2)
Co	7,87	17,06	33,50	– 0,94	1,70
Cr	6,77	16,50	30,96	– 0,98	1,56
Cs	3,89	25,10	34,60	– 0,39	0,86
Cu	7,73	20,29	36,83	– 1,23	1,75
Dy	5,93	11,67	22,80	– 0,52	1,10
Er	6.10	11,93	22,70	– 0,52	1,11
Es	6,52	–	–	–	(1,2)
Eu	5,66	11,25	24,70	– 0,52	1,01
F	17,42	34,99	62,66	– 3,49	4,10
Fe	7,89	16,18	30,65	– 0,58	1,64
Fm	6,64	–	–	–	(1,20)
Fr	3,98	–	–	–	0,86
Ga	6,00	20,51	30,71	– 0,39	1,82
Gd	6,16	12,10	20,60	– 0,52	1,11
Ge	7,90	15,93	34,20	– 1,74	2,02

Продолжение табл. 3

Элемент	Энергия ионизации, эВ			Сродство, эВ	χ
	I_1	I_2	I_3	A	
H	13,60	–	–	– 0,75	2,10
He	24,59	54,42	–	(0,22)	–
Hf	7,50	14,90	23,30	(0,63)	1,23
Hg	10,44	18,76	34,20	(0,19)	1,44
Ho	6,02	11,80	22,80	– 0,52	1,10
I	10,45	19,10	33,00	– 3,08	2,21
In	5,79	18,87	28,03	– 0,72	1,49
Ir	9,10	17,00	–	– 1,97	1,59
K	4,34	31,82	46,00	– 0,47	0,91
Kr	14,00	24,37	34,40	(0,42)	–
La	5,58	11,06	19,18	– 0,55	1,08
Li	5,39	75,64	122,42	– 0,59	0,97
Lu	5,43	13,90	20,96	– 0,52	1,14
Md	6,74	–	–	–	(1,20)
Mg	7,65	15,04	80,14	(0,22)	1,23
Mn	7,44	15,64	33,70	(0,97)	1,69
Mo	7,10	16,16	27,14	– 1,18	1,30
N	14,53	29,60	47,45	(0,21)	3,07
Na	5,14	47,30	71,65	– 0,34	1,01
Nb	6,88	14,32	25,05	– 1,13	1,23
Nd	5,49	10,72	22,10	– 0,52	1,07

Продолжение табл. 3

Элемент	Энергия ионизации, эВ			Сродство, эВ	χ
	I_1	I_2	I_3	A	
Ne	21,56	41,08	63,00	(0,22)	–
Ni	7,63	18,15	35,17	– 1,28	1,75
(No)	6,84	–	–	–	(1,20)
Np	6,20	–	–	–	1,22
O	13,62	35,12	54,90	– 1,47	3,50
Os	8,50	17,00	25,00	– 1,44	1,52
P	10,49	19,73	30,16	– 0,80	2,10
Pa	5,89	–	–	–	1,14
Pb	7,42	15,03	31,98	– 1,14	1,55
Pd	8,34	19,43	32,95	(– 1,02)	1,35
Pm	5,55	10,90	22,30	– 0,52	1,07
Po	8,43	19,40	27,30	– 1,87	1,76
Pr	5,42	10,55	21,63	– 0,52	1,07
Pt	8,90	18,56	–	– 2,13	1,44
Pu	6,06	–	–	–	1,22
Ra	5,28	10,15	–	–	0,97
Rb	4,18	27,50	40,00	(– 0,42)	0,89
Re	7,88	16,60	–	– 0,15	1,46
Rh	7,46	18,08	31,06	– 1,24	1,45
Rn	10,75	21,40	29,40	(0,42)	–
Ru	7,37	16,76	28,47	– 1,14	1,42
S	10,36	23,35	34,80	– 2,08	2,60

Окончание табл. 3

Элемент	Энергия ионизации, эВ			Сродство, эВ	χ
	I_1	I_2	I_3	A	
Sb	8,64	16,50	25,30	– 1,05	1,82
Sc	6,56	12,80	24,76	(0,73)	1,20
Se	9,75	21.19	32,00	– 2,02	2,48
Si	8.15	16,34	33,53	– 1,38	1,74
Sm	5,63	11,07	23,40	– 0,52	1,07
Sn	7,34	14,63	30,50	– 1,25	1,72
Sr	5,69	11,03	42,88	(1.51)	0,99
Ta	7,89	16,20	–	– 0,62	1,33
Tb	5,85	11,52	21,90	– 0,52	1,10
Tc	7,28	15,26	29,55	– 0,73	1,36
Te	9,01	18,60	28,00	– 1,96	2,01
Th	6,08	11,50	20,00	–	1,11
Ti	6,82	13,58	27,48	– 0,39	1,32
Tl	6,11	20,43	29,83	– 0,50	1,44
Tm	6,18	12,05	23,70	–	1,11
U	6,19	11,60	19,80	–	1,22
V	6,74	14,21	29,32	– 0,64	1,45
W	7,98	17,70	–	– 0,50	1,40
Xe	12,13	21,25	32,10	(0,45)	–
Y	6,22	12,24	20,52	(0,40)	1,11
Yb	6,25	12,18	25,50	– 0,52	1,06
Zn	9.39	17,96	39,72	(– 0,09)	1,66
Zr	6,84	13,13	22,98	– 0.45	1,22

Таблица 4

Термодинамические свойства простых веществ, соединений и ионов в водных растворах

В таблице указаны жидкое (ж), газообразное (г) состояние веществ, растворенные вещества (р), остальные вещества – твердые

Вещество	ΔH°_{298}, кДж/моль	ΔG°_{298}, кДж/моль	S°_{298}, Дж/(моль · К)
Ag	0	0	42,55
Ag_2O	– 31,3	–11,3	121,0
Al	0	0	28,35
Al_2O_3	–1676	–1582	50,92
As (серый)	0	0	36,6
AsH_3 (г)	66,4	68,9	223,0
Au	0	0	47,40
Au_2O_3	– 13,0	– 78,7	134,3
B	0	0	5,8
B_2O_3	–1254	–1193,7	88,74
Ba	0	0	67
Ba^{2+} (р)	– 538,9	– 561,0	9,6
$BaCO_3$	–1219	–1139	112
BaO	– 558,1	– 528,4	70,3
$Ba(OH)_2$	– 950	– 886	124,0
Be	0	0	9,5
$BeCO_3$	– 982	– 944,7	67,29

Продолжение табл. 4

Вещество	ΔH°_{298}, кДж/моль	ΔG°_{298}, кДж/моль	S°_{298}, Дж/(моль · К)
Bi	0	0	56,9
Bi^{3+} (р)	– 81,0	– 91,9	–175
$BiCl_3$	– 379,0	– 313,1	172,0
Br (г)	111,8	82,4	186,9
Br^- (р)	–131,2	– 107,1	83,3
Br_2 (г)	30,9	3,1	245,5
Br_2 (ж)	0	0	152,2
BrO^- (р)	– 40,2	–1,84	161,1
C (алмаз)	1,828	2,833	2,36
C (графит)	0	0	5,74
CBr_4 (г)	79,5	66,34	230,12
CCl_4 (г)	– 102,93	– 60,63	309,74
CCl_4 (ж)	– 135,44	– 64,7	214,6
CF_4 (г)	– 933,7	– 887,97	216,6
CO (г)	– 110,52	– 137,14	197,54
CO_2 (г)	–393	–394	214
CO_3^{2-} (р)	– 676,3	– 528,1	– 54,9
CH_4 (г)	– 75,85	– 50,85	186,27
C_2H_4 (г)	52,30	68,14	219,45
C_2H_6 (г)	– 84,67	– 32,93	229,49
CH_3COOH (ж)	– 484,09	– 389,36	159,83

Продолжение табл. 4

Вещество	ΔH°_{298}, кДж/моль	ΔG°_{298}, кДж/моль	S°_{298}, Дж/(моль · К)
CH_3COO^-(р)	– 485,64	– 369,37	87,58
Ca	0	0	41,63
Ca^{2+}(р)	– 542,96	– 553,0	55,2
$CaCO_3$	–1206,9	–1128,8	92,9
CaO	– 635,5	– 604,2	39,7
$Ca(OH)_2$	– 986,6	– 897,52	76,1
Cd	0	0	51,76
CdO	– 260,0	– 229,3	54,8
Cl (г)	121,3	105,3	165,1
Cl^-(р)	– 167,2	– 131,4	56,54
Cl_2(г)	0	0	222,9
ClO_3^-(р)	– 93,3	– 2,6	163,2
Co	0	0	30,04
$CoCl_2$	– 325,5	– 282,4	106,3
CoO	– 239,3	– 213,4	43,9
Co_3O_4	– 879	– 751,5	102,9
$Co(OH)_2$	– 541,0	– 456,1	82
Cr	0	0	23,6
Cr^{3+}(р)	– 236,1	– 223,2	– 215,6
$CrCl_3$	– 570,3	– 500,7	124,7
CrO_3	– 585,76	– 506,26	71,95

Продолжение табл. 4

Вещество	ΔH°_{298}, кДж/моль	ΔG°_{298}, кДж/моль	S°_{298}, Дж/(моль · К)
Cr_2O_3	– 1140,6	– 1059	81,2
$Cr_2O_7^{2-}$(р)	– 1491,9	– 1305,4	270,37
$Cr_2(SO_4)_3$	– 3308	– 2984	283
Cs	0	0	84,35
CsBr	– 394,6	– 383,3	121
CsCl	– 433,0	– 494,2	90,3
CsF	– 530,9	– 505,4	79
CsI	– 351,3	– 333,5	130,7
Cu	0	0	33,15
Cu^{2+}(р)	66,99	65,61	–92,3
CuCl	– 137,3	– 120,1	87,0
$CuCl_2$	– 215,6	– 171,4	108,1
CuI	– 68	– 69,7	96,7
$Cu(NO_3)_2$	– 305,34	– 117,15	192,46
CuO	– 162	– 129,4	42,63
Cu_2O	– 173,2	– 150,5	92,93
$Cu(OH)_2$	– 444,43	– 359,4	84
CuS	– 53,1	– 53,6	66,5
$CuSO_4$	– 770,9	– 661,8	109
F^-(р)	–329,11	–276,48	–9,6
F_2(г)	0	0	202,9

Продолжение табл. 4

Вещество	ΔH°_{298}, кДж/моль	ΔG°_{298}, кДж/моль	S°_{298}, Дж/(моль · К)
Fe	0	0	27,15
Fe^{2+}(р)	– 87,17	– 78,96	–130,96
Fe^{3+}(р)	– 46,39	– 4,52	–309,17
$FeBr_2$	– 251,4	– 239,6	140
$FeBr_3$	– 269	– 246	134
FeI_2	– 125,4	–249,5	157
$FeCl_2$	– 341,75	– 302,35	118,1
$FeCl_3$	– 396,23	– 340,16	145,6
FeO	– 264,3	– 243,3	60,75
Fe_3O_4	–1117	–1014	146
$Fe(OH)_2$	– 561,7	– 479,7	88
$Fe(OH)_3$	– 826,6	– 699,6	105
FeS	– 100,4	– 100,8	60,29
$FeSO_4$	– 929,47	– 825,54	121,04
$Fe_2(SO_4)_3$	– 2584	– 2253	232,8
Ge	0	0	31,3
GeO_2	– 554,7	– 500,8	55,27
H^+(р)	0	0	0
H_2(г)	0	0	130,52
HBr (г)	– 34,1	– 51,2	198,6
HBrO (р)	– 112,97	– 32,4	142,3

Продолжение табл. 4

Вещество	ΔH°_{298}, кДж/моль	ΔG°_{298}, кДж/моль	S°_{298}, Дж/(моль · К)
HCN (ж)	– 109,6	– 124,6	113,2
HCl (г)	– 91,3	– 94,79	186,3
HCl (р)	– 166,9	– 131,2	56,2
HClO (р)	– 124,3	– 79,6	129
HCOOH (р)	– 424,76	– 361,74	128,95
$HCOO^-$ (р)	– 426,22	– 551,54	90,81
HF (р)	– 320,08	– 296,86	–
HIO (р)	– 158,9	– 98,7	24,32
HIO_3	– 221,3	– 128,0	118,4
HNO_3 (ж)	– 174,1	– 80,3	156,6
H_2O (г)	– 241,82	– 228,61	188,72
H_2O (ж)	– 285,83	– 237,24	70,08
H_2O_2 (ж)	– 187,8	– 120,4	109,6
H_2S (г)	– 21	– 33,8	205,7
H_2Se	33	19,7	218,8
H_2SO_4 (ж)	– 814,2	– 690,3	156,9
I_2	0	0	116,15
I^- (р)	– 55,9	– 51,7	109,4
IO_3^- (р)	– 230,1	– 135,6	115,9
Ir	0	0	35,48
IrO_2	– 243	– 188,4	59

Продолжение табл. 4

Вещество	ΔH°_{298}, кДж/моль	ΔG°_{298}, кДж/моль	S°_{298}, Дж/(моль · К)
K^+(р)	– 251,92	– 281,3	102,5
KBr	– 392,5	– 378,8	95,89
$K_2Cr_2O_7$	– 2033,0	– 1866	291,2
KF	– 567,4	– 537,7	66,60
KI	– 327,6	– 324,1	110,79
KIO_3	– 508,4	– 423,5	151,46
KNO_2	– 370,3	– 218,6	117
KNO_3	– 493,2	– 393,1	132,93
KOH	– 425,8	– 380,2	79,32
K_2SO_4	– 1433,7	– 1316,4	175,7
La	0	0	57,3
La_2O_3	– 1793,1	– 1705,8	128,4
Mg	0	0	32,7
Mg^{2+}(р)	– 467	– 455,1	138
$MgCO_3$	– 1113	– 1029,3	65,7
MgO	– 601,8	– 569,6	26,9
$Mg(OH)_2$	– 924,7	– 833,7	63,14
$MgSO_4$	– 1301,4	– 1158,7	91,6
Mn	0	0	32
Mn^{2+}(р)	– 223,01	– 227,61	– 74,89
$MnCl_2$	– 481,2	– 440,4	113,2

Продолжение табл. 4

Вещество	ΔH°_{298}, кДж/моль	ΔG°_{298}, кДж/моль	S°_{298}, Дж/(моль · К)
MnO	– 335,1	– 363,3	61,5
Mn_2O_3	– 957,72	– 879,91	110,46
MnO_2	– 521,5	– 466,7	53,1
Mn_3O_4	– 1387,6	– 1282,9	154,8
$Mn(OH)_2$	– 700,0	– 618,7	94,9
MnO_4^-(р)	– 542,66	– 449,36	191,21
MnO_4^{2-}(р)	– 652	– 501	59
Mn_2O_7	– 728,43	– 543,92	–
$Mn(NO_3)_2$	– 695,2	–502,8	168,4
MnS	– 214,35	– 219,36	80,75
$MnSO_4$	– 1066,7	– 959,0	112,5
Mo	0	0	28,6
MoO_2	– 589,1	– 533,2	46,28
N_2(г)	0	0	199,9
N_2H_4 (ж)	50,6	149,2	121,4
NH_3(г)	– 46,19	– 16,71	192,6
NH_4^+(р)	– 132,4	– 79,5	114,4
NH_4CNS	– 82,0	–10,5	261,12
NH_4NO_3	– 365,4	– 183,8	151,0
$(NH_4)_2CrO_4$	– 1132,4	– 995,8	167,78
$(NH_4)_2Cr_2O_7$	– 1799,12	–	–

Продолжение табл. 4

Вещество	ΔH°_{298}, кДж/моль	ΔG°_{298}, кДж/моль	S°_{298}, Дж/(моль · К)
NO (г)	90,25	86,58	210,6
NO_2 (г)	33	51,5	240,2
NO_2^- (р)	– 104,6	– 37.2	140,2
NO_3^- (р)	– 207,5	– 111,7	147,3
Na	0	0	51,45
Na^+ (р)	– 239.9	– 262,13	58,91
NaBr	– 361,4	– 349,3	86,82
NaF	– 573,6	– 543,3	51,3
NaCN	– 89,8	– 80,4	113,5
NaCNS	– 410,0	– 362,4	113
$NaHCO_3$	– 947,7	– 851,9	102
NaI	– 287,9	– 284,6	98,5
$NaNO_2$	– 359	– 295	106
$NaNO_3$	– 466,7	– 365,9	116
NaOH	– 425,6	– 380,7	64,4
NaO_2	–260	– 217,6	115,9
Na_2CO_3	– 1131,0	– 1047,5	136,4
Na_2O	– 416,0	– 377,1	75,27
Na_2O_2	– 510,4	– 446,9	94,83
Na_2CrO_4	– 1333	– 1232	174,5
Na_2SO_3	– 1090	– 1002	146,0

Продолжение табл. 4

Вещество	ΔH°_{298}, кДж/моль	ΔG°_{298}, кДж/моль	S°_{298}, Дж/(моль · К)
Nb	0	0	36,6
Nb_2O_5	– 1898	– 1764	137,2
Ni	0	0	29,9
$NiCl_2$	– 304,2	– 258	98
NiO	– 239,7	– 211,6	37,99
$Ni(OH)_2$	– 543,5	– 458,3	80
$Ni(OH)_3$	– 673,23	– 541,83	81,59
O_2 (г)	0	0	205,04
OH^-(р)	– 230,19	– 157,42	– 10,86
P (белый)	0	0	41,1
PH_3 (г)	5,44	13,39	210,1
PO_4^{3-}(р)	– 1277,4	– 1018,8	– 220,29
Pb	0	0	64,8
$PbCl_2$	– 359,8	– 314,05	134,3
$Pb(NO_3)_2$	– 451,7	– 256,9	217,9
PbO	– 219,3	– 189,1	66,2
PbO_2	– 276,6	– 213,3	71,89
Pt	0	0	41,5
PtO_2	– 134	– 84	69,1
Re	0	0	36,5
ReO_2 (ж)	– 423,84	– 373.21	72,8

Продолжение табл. 4

Вещество	ΔH°_{298}, кДж/моль	ΔG°_{298}, кДж/моль	S°_{298}, Дж/(моль · К)
Re_2O_7	– 1272	– 1098	207,2
Ru	0	0	28,5
RuO_2	– 236,4	– 184,1	60,67
S (ромб)	0	0	31,9
S_2^-(р)	35,81	92,47	– 26,78
SO_2 (г)	–297	–300	248
SO_3^{2-}(р)	– 635,54	– 485,16	– 29,28
SO_4^{2-}(р)	– 910,85	– 744,93	20,08
Sb	0	0	45,69
SbH_3 (г)	145,1	147,7	232,67
$SbCl_3$	– 381,2	– 322,5	183
Sc	0	0	34,3
Sc_2O_3	– 1908,6	– 1917,5	77
Si	0	0	18,8
$SiCl_4$ (ж)	– 687,8	– 598,3	239,7
SiF_4 (г)	– 1614,9	– 1572,5	282,6
SiH_4 (г)	34,7	57,2	204,56
SiO_2 (кварц)	– 908,3	– 854,2	42,7
Sn (белое)	0	0	51,6
$SnCl_2$	– 330,95	– 288,40	131,80
$SnCl_4$ (ж)	– 528,9	– 457,7	258,99

Продолжение табл. 4

Вещество	ΔH°_{298}, кДж/моль	ΔG°_{298}, кДж/моль	S°_{298}, Дж/(моль · К)
Sr	0	0	53,1
Sr^{2+}(р)	– 545,5	– 557,3	– 26,3
$Sr(OH)_2$	– 959,4	– 870,3	86,6
Ta	0	0	41,5
Ta_2O_5	– 2045,14	– 1909,99	143,01
Tc	0	0	33,5
Tc_2O_7	– 1114,6	– 937,3	191,6
Te	0	0	49,56
TeO_2	– 51,0	– 57,3	371,9
Ti	0	0	30,6
$TiCl_3$	– 719,6	– 653,96	130,12
$TiCl_4$(ж)	– 804,2	– 737,4	252,4
TiO	– 526,3	– 496,93	34,79
Ti_2O_3	– 1520,5	– 1434,1	78,8
TiO_2(рутил)	– 944,75	– 889,49	50,33
$Ti(OH)_2$	– 1188,26	–	–
Tl	0	0	64,18
V	0	0	28,9
VCl_2	– 452,17	– 406,12	97,2
VCl_3	– 532,41	– 516,52	130,96
VO	– 431,8	– 402,6	33,6

Окончание табл. 4

Вещество	$'\Delta H^{\circ}_{298}$, кДж/моль	ΔG°_{298}, кДж/моль	S°_{298}, Дж/(моль · К)
V_2O_3	– 1219,1	– 1139,4	93,3
VO_2	– 726	–665	51,7
V_2O_5	– 1552	– 1421,2	130,96
W	0	0	32,7
WO_2	– 589,63	– 533,87	50,55
WO_3	– 842,7	– 763.9	75,94
Y	0	0	46,0
Y_2O_3	– 1904	– 1800	99,2
Zn	0	0	41,63
Zn^{2+}(р)	–152,42	– 147,21	–106,48
$ZnCl_2$	– 415,05	– 369,4	111,5
$Zn(NO_3)_2$	– 514,63	– 293,82	193,72
ZnO	– 350,6	– 320,7	43,64
$Zn(OH)_2$	– 645,4	– 555,9	76,99
ZnS	– 205,4	– 200,7	57,74
$ZnSO_4 \cdot 7H_2O$	– 3078,5	– 2563,9	388,7
$ZnSO_4$	– 981,36	– 870,12	110,54
Zr	0	0	39,0
ZrO_2	– 1100,6	– 1042,8	50,38

Продолжение табл. 5

Элемент	Электродная реакция	ε°,В
	$NaBiO_3 + 4H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrows BiO^+ + Na^+ + 2H_2O$	1,80
Водород	$2H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrows H_2$	0,00
	$2H_2O + 2\bar{e} \leftrightarrows H_2 + 2OH^-$	– 0,83
Вольфрам	$WO_4^{2-} + 8\,H^+ + 6\bar{e} \leftrightarrows W + 4\,H_2O$	0,05
	$WO_4^{2-} + 4\,H_2O + 6\bar{e} \leftrightarrows W + 8\,OH^-$	1,05
Гафний	$Hf^{4+} + 4\bar{e} \leftrightarrows Hf$	– 1,70
Германий	$Ge^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Ge$	0,00
	$H_2GeO_3 + 4\,H^+ + 4\bar{e} \leftrightarrows Ge + 3\,H_2O$	– 0,13
Железо	$Fe^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Fe$	– 0,44
	$Fe^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrows Fe$	– 0,04
	$Fe^{3+} + \bar{e} \leftrightarrows Fe^{2+}$	+ 0,77
	$Fe(OH)_3 + \bar{e} \leftrightarrows Fe(OH)_2 + OH^-$	– 0,56
	$[Fe(CN)_6]^{3-} + \bar{e} \leftrightarrows [Fe(CN)_6]^{4-}$	0,36
	$FeO_4^{2-} + 8\,H^+ + 3\bar{e} \leftrightarrows Fe^{3+} + 4\,H_2O$	1,70
Золото	$Au^+ + \bar{e} \leftrightarrows Au$	1,69
	$Au^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrows Au$	1,50
	$[Au(CN)_2]^- + \bar{e} \leftrightarrows Au + 2\,CN^-$	– 0,61
Йод	$I_2 + 2\bar{e} \leftrightarrows 2\,I^-$	0,54
	$2\,HIO + 2\,H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrows I_2 + 2\,H_2O$	1,45
	$2\,IO^- + 2\,H_2O + 2\bar{e} \leftrightarrows I_2 + 4\,OH^-$	0,45
	$HIO + H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrows I^- + H_2O$	0,99
	$IO^- + H_2O + 2\bar{e} \leftrightarrows I^- + 2\,OH^-$	0,49

Продолжение табл. 5

Элемент	Электродная реакция	ε°, В
	$IO_3^- + 5\,H^+ + 4\bar{e} \leftrightarrows HIO + 2\,H_2O$	1,14
	$IO_3^- + 2\,H_2O + 4\bar{e} \leftrightarrows IO^- + 4\,OH^-$	0,56
	$2\,IO_3^- + 12\,H^+ + 10\bar{e} \leftrightarrows I_2 + 6\,H_2O$	1,19
	$2\,IO_3^- + 6\,H_2O + 10\bar{e} \leftrightarrows I_2 + 12\,OH^-$	0,21
	$IO_3^- + 6\,H^+ + 6\bar{e} \leftrightarrows I^- + 3\,H_2O$	1,08
	$2\,IO_4^- + 16\,H^+ + 14\bar{e} \leftrightarrows I_2 + 8\,H_2O$	– 0,68
	$IO_3^- + 3\,H_2O + 6\bar{e} \leftrightarrows I^- + 6\,OH^-$	0,26
Иридий	$Ir_3^+ + 3\bar{e} \leftrightarrows Ir$	1,15
Иттрий	$Y_3^+ + 3\bar{e} \leftrightarrows Y$	– 2,37
Кадмий	$Cd^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Cd$	– 0,40
Калий	$K^+ + \bar{e} \leftrightarrows K$	– 2,92
Кальций	$Ca^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Ca$	– 2,87
Кислород	$O_2 + 2\,H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrows H_2O_2$	0,68
	$O_2 + 4\,H^+ + 4\bar{e} \leftrightarrows 2\,H_2O$	1,23
	$O_2 + 2\,H_2O + 4\bar{e} \leftrightarrows 4\,OH^-$	0,40
	$H_2O_2 + 2\,H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrows 2\,H_2O$	1,78
	$O_2 + H_2O + 2\bar{e} \leftrightarrows H_2O_2 + 2OH^-$	– 0,08
	$O_3 + 2H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrows O_2 + H_2O$	2,07
	$O_3 + H_2O + 2\bar{e} \leftrightarrows O2 + 2OH^-$	1,24
Кобальт	$Co^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Co$	– 0,28
	$Co^{3+} + \bar{e} \leftrightarrows Co^{2+}$	1,84
	$Co(OH)_3 + \bar{e} \leftrightarrows Co(OH)_2 + OH^-$	0,17

Продолжение табл. 5

Элемент	Электродная реакция	ε°, В
Кремний	$SiO_3^{2-} + 6\,H^+ + 4\bar{e} \leftrightarrows Si + 3\,H_2O$	– 0,45
	$SiO_3^{2-} + 3\,H_2O + 4\bar{e} \leftrightarrows Si + 6\,OH^-$	– 1,70
Лантан	$La^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrows La$	– 2,52
Литий	$Li^+ + \bar{e} \leftrightarrows Li$	– 3,04
Магний	$Mg^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Mg$	– 2,36
Марганец	$Mn^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Mn$	– 1,18
	$MnO_2 + 4H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrows Mn^{2+} + 2\,H_2O$	1,23
	$MnO_2 + 2\,H_2O + 2\bar{e} \leftrightarrows Mn(OH)_2 + 2\,OH^-$	– 0,04
	$MnO_4^- + \bar{e} \leftrightarrows MnO_4^{2-}$	0,56
	$MnO_4^- + 4\,H^+ + 3\bar{e} \leftrightarrows MnO_2 + 2\,H_2O$	1,69
	$MnO_4^- + 2H_2O + 3\bar{e} \leftrightarrows MnO_2 + 4\,OH^-$	0,60
	$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\bar{e} \leftrightarrows Mn^{2+} + 4\,H_2O$	1,51
	$MnO_4^- + 4\,H_2O + 5\bar{e} \leftrightarrows Mn^{2+} + 8\,OH^-$	0,39
	$MnO_4^{2-} + 4\,H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrows MnO_2 + 2\,H_2O$	2,26
	$MnO_4^{2-} + 2\,H_2O + 2\bar{e} \leftrightarrows MnO_2 + 4\,OH^-$	0,51
Медь	$Cu^+ + \bar{e} \leftrightarrows Cu$	0,52
	$Cu^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Cu$	0,34
	$Cu^{2+} + I^- + \bar{e} \leftrightarrows CuI$	0,86
	$Cu^{2+} + \bar{e} \leftrightarrows Cu^+$	0,15
	$[Cu(NH_3)_4]^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Cu + 4\,NH_3$	– 0,07
Молибден	$Mo^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrows Mo$	– 0,20
	$MoO_4^{2-} + 8\,H^+ + 6\bar{e} \leftrightarrows Mo + 4\,H_2O$	0,15

Продолжение табл. 5

Элемент	Электродная реакция	ε°, В
	$MoO_4^{2-} + 4\,H_2O + 6\bar{e} \leftrightarrows Mo + 8\,OH^-$	– 1,05
Мышьяк	$AsO_4^{3-} + 8\,H^+ + 5\bar{e} \leftrightarrows As + 4\,H_2O$	0,65
	$H_3AsO_4 + 3\,H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrows AsO^+ + 3\,H_2O$	0,55
	$AsO_4^{3-} + 2\,H_2O + 2\bar{e} \leftrightarrows AsO^{2-} + 4\,OH^-$	– 0,71
Никель	$Ni^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Ni$	– 0,25
	$[Ni(NH_3)_6]^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Ni + 6NH_3$	– 0,49
Ниобий	$Nb^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrows Nb$	– 1,10
Олово	$Sn^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Sn$	– 0,14
	$Sn^{4+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Sn^{2+}$	0,15
	$SnO_3^{2-} + 3\,H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrows HSnO_2^- + H_2O$	0,37
	$[Sn(OH)_6]^{2-} + 2\bar{e} \leftrightarrows [Sn(OH)_3]^- + 3\,OH^-$	– 0,96
Осмий	$Os^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Os$	0,85
Палладий	$Pd^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Pd$	0,99
Платина	$Pt^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Pt$	1,19
Рений	$Re^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrows R\bar{e}$	0,30
Родий	$Rh^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrows Rh$	0,80
Ртуть	$Hg^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Hg$	0,85
	$Hg_2^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows 2Hg$	0,79
Рубидий	$Rb^+ + \bar{e} \leftrightarrows Rb$	– 2,92
Рутений	$Ru^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Ru$	0,45
Свинец	$Pb^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Pb$	– 0,13
	$Pb^{4+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Pb^{2+}$	1,69

Продолжение табл. 5

Элемент	Электродная реакция	ε°, В
	$PbO_2 + 4\,H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrows Pb^{2+} + 2\,H_2O$	1,46
Сера	$S + 2\bar{e} \leftrightarrows S2^-$	– 0,48
	$S + 2\,H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrows H_2S$	0,14
	$SO_3^{2-} + 3\,H_2O + 4\bar{e} \leftrightarrows S + 6\,OH^-$	– 0,90
	$SO_4^{2-} + 2\,H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrows SO_3^{2-} + H_2O$	0,22
	$SO_4^{2-} + 4\,H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrows H_2SO_3 + H_2O$	0,14
	$SO_4^{2-} + H_2O + 2\bar{e} \leftrightarrows SO_3^{2-} + 2\,OH^-$	– 0,93
	$SO_4^{2-} + 8\,H^+ + 6\bar{e} \leftrightarrows S + 4\,H_2O$	0,36
	$SO_4^{2-} + 4\,H_2O + 6\bar{e} \leftrightarrows S + 8\,OH^-$	– 0,75
	$SO_4^{2-} + 10\,H^+ + 8\bar{e} \leftrightarrows H_2S + 4\,H_2O$	0,30
	$SO_4^{2-} + 4\,H_2O + 8\bar{e} \leftrightarrows S^{2-} + 8\,OH^-$	– 0,68
	$S_2O_8^{2-} + 2\bar{e} \leftrightarrows 2\,SO_4^{2-}$	2,01
Серебро	$Ag^+ + \bar{e} \leftrightarrows Ag$	0,80
	$[Ag(CN)]^{2-} + \bar{e} \leftrightarrows Ag + 2\,CN^-$	– 0,29
	$AgCl + \bar{e} \leftrightarrows Ag + Cl^-$	0,22
	$AgBr + \bar{e} \leftrightarrows Ag + Br^-$	0,07
	$AgI + \bar{e} \leftrightarrows Ag + I^-$	– 0,15
Скандий	$Sc^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrows Sc$	– 2,08
Стронций	$Sr^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Sr$	– 2,89
Сурьма	$Sb^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrows Sb$	0,24
	$Sb_2O_5 + 6\,H^+ + 4\bar{e} \leftrightarrows 2\,SbO^+ + 3\,H_2O$	0,58
Тантал	$Ta_2O_5 + 10\,H^+ + 10\bar{e} \leftrightarrows 2\,Ta + 5\,H_2O$	– 0,81

Продолжение табл. 5

Элемент	Электродная реакция	ε°, В
Технеций	$Tc^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Tc$	0,40
Титан	$Ti^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Ti$	– 0,63
Фосфор	$H_3PO_4 + 5\,H^+ + 5\bar{e} \leftrightarrows P + 4\,H_2O$	– 0,38
Фтор	$F_2 + 2\bar{e} \leftrightarrows 2\,F^-$	2,87
Хлор	$Cl_2 + 2\bar{e} \leftrightarrows 2\,Cl^-$	1,36
	$2\,HClO + 2\,H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrows Cl_2 + 2\,H_2O$	1,63
	$2\,ClO^- + 2\,H_2O + 2\bar{e} \leftrightarrows Cl_2 + 4\,OH^-$	0,40
	$HClO + H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrows Cl^- + H_2O$	1,50
	$ClO^- + H_2O + 2\bar{e} \leftrightarrows Cl^- + 2\,OH^-$	0,88
	$HClO_2 + 3\,H^+ + 4\bar{e} \leftrightarrows Cl^- + 2\,H_2O$	1,57
	$ClO_3^- + 6\,H^+ + 6\bar{e} \leftrightarrows Cl^- + 3\,H_2O$	1,45
	$ClO_3^- + 3\,H_2O + 6\bar{e} \leftrightarrows Cl^- + 6\,OH^-$	0,63
	$ClO_4^- + 2\,H^+ + 2\bar{e} \leftrightarrows ClO_3^- + H_2O$	1,19
	$ClO_4^- + 8\,H^+ + 8\bar{e} \leftrightarrows Cl^- + 4\,H_2O$	1,38
	$ClO_4^- + H_2O + 2\bar{e} \leftrightarrows ClO_3^- + 2\,OH^-$	0,36
Хром	$Cr^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Cr$	– 0,91
	$Cr^{3+} + 3\bar{e} \leftrightarrows Cr$	– 0,74
	$Cr^{3+} + \bar{e} \leftrightarrows Cr^{2+}$	– 0,41
	$CrO_4^{2-} + 8\,H^+ + 3\bar{e} \leftrightarrows Cr^{3+} + 4\,H_2O$	1,48
	$CrO_4^{2-} + 4\,H_2O + 3\bar{e} \leftrightarrows [Cr(OH)_6]^{3-} + 2\,OH^-$	– 0,13
	$Cr_2O_7^{2-} + 14\,H^+ + 6\bar{e} \leftrightarrows 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O$	1,33
Цезий	$Cs^+ + \bar{e} \leftrightarrows Cs$	– 2,92

Окончание табл. 5

Элемент	Электродная реакция	ε°, В
Цинк	$Zn^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Zn$	– 0,76
	$Zn(OH)_2 + 2\bar{e} \leftrightarrows Zn + 2\,OH^-$	– 1,25
	$[Zn(NH_4)]^{2+} + 2\bar{e} \leftrightarrows Zn + 4\,NH_3$	– 1,04
	$[Zn(CN)_4]^{2-} + 2\bar{e} \leftrightarrows Zn + 4\,CN^-$	– 1,26
Цирконий	$Zr^{4+} + 4\bar{e} \leftrightarrows Zr$	– 1,54

Таблица 6

Константы диссоциации слабых кислот (K_A) и оснований (K_O) в водных растворах при 25 °С

Обозначения: римской цифрой обозначена ступень диссоциации слабого электролита.

А. Константы диссоциации слабых кислот

Формула вещества		K_A	pK_A
CH_3COOH		$1{,}74 \cdot 10^{-5}$	4,76
HBO_2		$7{,}94 \cdot 10^{-10}$	9,10
$H_2B_4O_7$	I	$1{,}00 \cdot 10^{-4}$	4,00
	II	$1{,}00 \cdot 10^{-9}$	9,00
HBrO		$2{,}06 \cdot 10^{-9}$	8,69
$HBrO_3$		$2{,}00 \cdot 10^{-1}$	0,70
HCN		$4{,}93 \cdot 10^{-10}$	9,31
HCOOH		$1{,}78 \cdot 10^{-4}$	3,75
H_2CO_3	I II	$4{,}27 \cdot 10^{-7}$ $4{,}68 \cdot 10^{-11}$	6,37 10,33

Продолжение табл. 6

Формула вещества	K_A	pK_A
$HClO$	$2{,}82 \cdot 10^{-8}$	7,55
$H_2Cr_2O_7$	I $1{,}80 \cdot 10^{-1}$	0,74
	II $3{,}20 \cdot 10^{-7}$	6,49
HF	$6{,}67 \cdot 10^{-4}$	3,18
HIO	$2{,}29 \cdot 10^{-11}$	10,64
HN_3	$1{,}90 \cdot 10^{-5}$	4,72
HNO_2	$5{,}13 \cdot 10^{-4}$	3,29
H_2S	I $1{,}05 \cdot 10^{-7}$	6,98
	II $1{,}23 \cdot 10^{-13}$	12,91
H_2SO_3	II $6{,}31 \cdot 10^{-8}$	7,20
H_2SO_4	II $1{,}12 \cdot 10^{-2}$	1,95
H_2Se	I $1{,}55 \cdot 10^{-4}$	3,81
	II $1{,}00 \cdot 10^{-11}$	11,00
H_2SeO_3	I $2{,}45 \cdot 10^{-3}$	2,61
	II $4{,}79 \cdot 10^{-9}$	8,32
H_2SeO_4	II $2{,}14 \cdot 10^{-2}$	1,66
H_2SiO_3	I $2{,}20 \cdot 10^{-10}$ II $1{,}60 \cdot 10^{-12}$	9,66 11,80
H_2Te	I $2{,}20 \cdot 10^{-3}$ II $6{,}76 \cdot 10^{-13}$	2,64 12,17
H_2TeO_3	I $1{,}35 \cdot 10^{-4}$ II $2{,}00 \cdot 10^{-11}$	3,87 10,70

Продолжение табл. 6

Б. Константы диссоциации слабых оснований

Формула вещества		K_O	pK_O
$Al(OH)_3$	I	$7{,}41 \cdot 10^{-9}$	8,13
	II	$2{,}14 \cdot 10^{-9}$	8,67
	III	$1{,}05 \cdot 10^{-9}$	8,98
$Ba(OH)_2$	II	0,23	0,64
$Be(OH)_2$	I	$3{,}16 \cdot 10^{-7}$	6,50
	II	$5{,}10 \cdot 10^{-9}$	8,30
$Bi(OH)_3$	I	$3{,}24 \cdot 10^{-12}$	11,51
	II	$1{,}00 \cdot 10^{-12}$	12,00
	III	$3{,}72 \cdot 10^{-13}$	12,43
$Ca(OH)_2$	II	$5{,}89 \cdot 10^{-2}$	1,23
$Co(OH)_2$	I	$7{,}94 \cdot 10^{-5}$	4,10
	II	$7{,}94 \cdot 10^{-6}$	5,10
$Cr(OH)_2$	II	$3{,}98 \cdot 10^{-8}$	7,40
$Cr(OH)_3$	II	$3{,}55 \cdot 10^{-9}$	8,45
	III	$8{,}91 \cdot 10^{-11}$	10,05
$Cu(OH)_2$	I	$6{,}61 \cdot 10^{-8}$	7,18
	II	$2{,}19 \cdot 10^{-7}$	6,66
$Fe(OH)_2$	I	$1{,}20 \cdot 10^{-2}$	1,92
	II	$5{,}50 \cdot 10^{-8}$	7,26
$Fe(OH)_3$	I	$2{,}09 \cdot 10^{-11}$	10,32
	II	$1{,}82 \cdot 10^{-11}$	10,74

Окончание табл. 6

Формула вещества	K_O		pK_O
	III	$1{,}48 \cdot 10^{-12}$	11,83
$Ga(OH)_3$	I	$1{,}05 \cdot 10^{-10}$	9,98
	II	$3{,}24 \cdot 10^{-11}$	10,49
	III	$6.46 \cdot 10^{-12}$	11,19
$Mg(OH)_2$	II	$2{,}63 \cdot 10^{-3}$	2,58
$Mn(OH)_2$	II	$3.89 \cdot 10^{-4}$	3,41
NH_4OH		$1{,}73 \cdot 10^{-5}$	4,76
$Ni(OH)_2$	II	$8{,}32 \cdot 10^{-4}$	3,08
$Pb(OH)_2$	I	$5{,}01 \cdot 10^{-4}$	3,30
	II	$1{,}41 \cdot 10^{-8}$	7,85
$Sb(OH)_3$	I	$1{,}45 \cdot 10^{-13}$	12,84
$Sc(OH)_3$	I	$3{,}16 \cdot 10^{-8}$	7,50
	II	$5{,}01 \cdot 10^{-9}$	8,30
$Sn(OH)_2$	I	$3{,}46 \cdot 10^{-10}$	9,46
	II	$1{,}26 \cdot 10^{-12}$	11,90
	III	$4{,}07 \cdot 10^{-10}$	9,39
$Sn(OH)_4$	I	$1.66 \cdot 10^{-13}$	12,78
	II	$2{,}14 \cdot 10^{-14}$	13,67
$Sr(OH)_2$	II	$1{,}48 \cdot 10^{-1}$	0,83
$Zn(OH)_2$	I	$1{,}32 \cdot 10^{-5}$	4,88
	II	$4{,}90 \cdot 10^{-7}$	6,31

Таблица 7

Общие константы нестойкости некоторых комплексных ионов

Обозначение: *en* — молекула этилендиамина $H_2N{-}CH_2{-}{-}CH_2{-}NH_2$

Комплексный ион	K	pK	Комплексный ион	K	pK
$[AgBr_2]^-$	$7{,}8\cdot10^{-8}$	7,11	$[CuCl_2]^-$	$2{,}8\cdot10^{-6}$	5,55
$[AgI_2]^-$	$1{,}8\cdot10^{-12}$	11,74	$[CuI_2]^-$	$1{,}7\cdot10^{-9}$	8,77
$[Ag(NH_3)_2]^+$	$6{,}2\cdot10^{-8}$	7,21	$[Cu(C_2O_4)_2]^{2-}$	$5{,}0\cdot10^{-11}$	10,30
$[Ag(NCS)_2]^-$	$5{,}9\cdot10^{-9}$	8,23	$[Cu(NCS)_2]-$	$8{,}0\cdot10^{-13}$	12,10
$[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$	$3{,}4\cdot10^{-14}$	13,47	$[Cu(NCS)_4]^{2-}$	$3{,}0\cdot10^{-7}$	6.52
$[Al(OH)_4]^-$	$3{,}1\cdot10^{-33}$	32,51	$[Cu(NH_3)_4]^{2+}$	$2{,}1\cdot10^{-13}$	12,68
$[AuBr_2]^-$	$3{,}4\cdot10^{-13}$	12,47	$[Cu(S_2O_3)_2]^{2-}$	$5{,}3\cdot10^{-13}$	12,23
$[Au(NCS)_2]^-$	$7{,}7\cdot10^{-13}$	12,11	$[Cu(en)_2]^{2+}$	$7{,}7\cdot10^{-21}$	20,11
$[Be(OH)_4]^{2-}$	$3{,}8\cdot10^{-17}$	16,42	$[Fe(CN)_6]^{4-}$	$1{,}0\cdot10^{-24}$	24,00
$[BiI_4]^-$	$1{,}1\cdot10^{-15}$	14,96	$[Fe(CN)_6]^{3-}$	$1{,}0\cdot10^{-31}$	31,00
$[CdCl_4]^{2-}$	$1{,}3\cdot10^{-3}$	2,89	$[Fe(C_2O_4)_2]^{2-}$	$6{,}0\cdot10^{-6}$	5,22
$[Cd(CN)_4]^{2-}$	$1{,}4\cdot10^{-19}$	18,85	$[HgI_4]^{2-}$	$1{,}5\cdot10^{-30}$	29,82
$[CdI_4]^{2-}$	$8{,}0\cdot10^{-7}$	6,10	$[Hg(NCS)_4]^{2-}$	$6.2\cdot10^{-22}$	21,21
$[Co(NH3)_6]^{2+}$	$7{,}7\cdot10^{-6}$	5,11	$[Ni(NH_3)_6]^{2+}$	$1{,}9\cdot10^{-9}$	8,72
$[Co(en)_3]^{2+}$	$1{,}5\cdot10^{-14}$	13,83	$[Ni(en)_3]^{2+}$	$7{,}7\cdot10^{-20}$	19.11
$[Cr(OH)_6]^{3-}$	$4{,}8\cdot10^{-15}$	14,32	$[Sn(OH)_3]^-$	$1{,}2\cdot10^{-12}$	11,92
$[Cr(NH_3)_6]^{3+}$	$2{,}1\cdot10^{-13}$	12,67	$[Zn(OH)_4]^{2-}$	$2{,}3\cdot10^{-17}$	16,64
$[CuBr_2]^-$	$1{,}2\cdot10^{-6}$	5,92			

Таблица 8

Произведения растворимости (ПР) малорастворимых веществ в воде при 25 ° С

Формула вещества	ПР	Формула вещества	ПР
$AgBrO_3$	$5{,}5\cdot10^{-5}$	$Ba(OH)_2$	$5{,}0\cdot10^{-3}$
Ag_2CO_3	$8{,}2\cdot10^{-12}$	$Ba_3(PO_4)_2$	$6{,}0\cdot10^{-39}$
$AgCl$	$1{,}8\cdot10^{-10}$	$BaSO_4$	$1{,}1\cdot10^{-10}$
Ag_2CrO_4	$1{,}1\cdot10^{-12}$	$Be(OH)_2$	$8{,}0\cdot10^{-22}$
AgI	$8{,}3\cdot10^{-17}$	BiI_3	$8{,}1\cdot10^{-19}$
$AgIO_3$	$3{,}0\cdot10^{-8}$	$Bi(OH)_3$	$3{,}2\cdot10^{-32}$
Ag_2O	$1{,}6\cdot10^{-8}$	$BiPO_4$	$3{,}2\cdot10^{-23}$
Ag_2S	$6{,}3\cdot10^{-50}$	Bi_2S_3	$1{,}0\cdot10^{-97}$
Ag_2SO_4	$1{,}6\cdot10^{-5}$	$CaCO_3$	$4{,}8\cdot10^{-9}$
$Al(OH)_3$	$1{,}9\cdot10^{-33}$	CaF_2	$4{,}0\cdot10^{-11}$
$AlPO_4$	$5{,}7\cdot10^{-19}$	$CaHPO_4$	$2{,}7\cdot10^{-7}$
$AsOOH$	$6{,}0\cdot10^{-10}$	$Ca(H_2PO_4)_2$	$1{,}0\cdot10^{-3}$
$BaCO_3$	$5{,}1\cdot10^{-9}$	$Ca_3(PO_4)_2$	$1{,}0\cdot10^{-25}$
BaF_2	$1{,}7\cdot10^{-6}$	$Ca(OH)_2$	$5{,}5\cdot10^{-6}$
$BaIO_3\cdot H_2O$	$1{,}2\cdot10^{-9}$	$CaSO_4$	$9{,}1\cdot10^{-6}$
$CdCO_3$	$5{,}2\cdot10^{-12}$	$Mg(OH)_2$	$1{,}8\cdot10^{-11}$
$Cd(OH)_2$	$2{,}2\cdot10^{-14}$	$Mg_3(PO_4)_2$	$1{,}0\cdot10^{-13}$
CdS	$7{,}9\cdot10^{-27}$	MgS	$2{,}0\cdot10^{-15}$
$CoCO_3$	$1{,}4\cdot10^{-13}$	$MnCO_3$	$1{,}8\cdot10^{-11}$

Продолжение табл. 8

Формула вещества	ПР	Формула вещества	ПР
$Co(OH)_2$	$6{,}3 \cdot 10^{-15}$	$Mn(OH)_2$	$1{,}9 \cdot 10^{-13}$
CoS	$4{,}0 \cdot 10^{-21}$	MnS	$2{,}5 \cdot 10^{-10}$
$Cr(OH)_3$	$2{,}2 \cdot 10^{-20}$	$NiCO_3$	$1{,}3 \cdot 10^{-7}$
$CrPO_4$	$2{,}4 \cdot 10^{-23}$	$Ni(OH)_2$	$6{,}3 \cdot 10^{-18}$
$CuCO_3$	$2{,}5 \cdot 10^{-10}$	NiS	$3{,}2 \cdot 10^{-19}$
$Cu(OH)_2$	$2{,}2 \cdot 10^{-20}$	$PbBr_2$	$9{,}1 \cdot 10^{-6}$
$Cu_2(OH)_2CO_3$	$1{,}7 \cdot 10^{-34}$	$PbCl_2$	$1{,}6 \cdot 10^{-5}$
Cu_2S	$2.5 \cdot 10^{-48}$	$PbCO_3$	$7{,}5 \cdot 10^{-14}$
CuS	$6{,}3 \cdot 10^{-36}$	$PbCrO_4$	$1{,}8 \cdot 10^{-14}$
$FeCO_3$	$3.5 \cdot 10^{-4}$	PbF_2	$2{,}7 \cdot 10^{-8}$
$Fe(OH)_2$	$1.0 \cdot 10^{-15}$	$PbHPO_4$	$4.0 \cdot 10^{-12}$
$Fe(OH)_3$	$3{,}2 \cdot 10^{-38}$	PbI_2	$1{,}1 \cdot 10^{-9}$
FeS	$5.0 \cdot 10^{-18}$	$Pb(OH)_2$	$1{,}1 \cdot 10^{-20}$
$Ga(OH)_3$	$7{,}1 \cdot 10^{-36}$	$Pb_3(PO_4)_2$	$7{,}9 \cdot 10^{-43}$
HgS	$4{,}0 \cdot 10^{-3}$	PbS	$2{,}5 \cdot 10^{-27}$
Hg_2SO_4	$6.8 \cdot 10^{-7}$	$PbSO_4$	$1{,}6 \cdot 10^{-8}$
$KClO_4$	$1{,}0 \cdot 10^{-2}$	Sb_2O_3	$4{,}0 \cdot 10^{-42}$
KIO_4	$8{,}3 \cdot 10^{-4}$	Sb_2S_3	$1{,}6 \cdot 10^{-93}$
Li_2CO_3	$4.0 \cdot 10^{-3}$	SnI_2	$1{,}0 \cdot 10^{-4}$
LiF	$3{,}8 \cdot 10^{-3}$	$Sn(OH)_2$	$6{,}3 \cdot 10^{-27}$
LiOH	$4{,}0 \cdot 10^{-2}$	SnS	$1.0 \cdot 10^{-25}$

Окончание табл. 8

Формула вещества	ПР	Формула вещества	ПР
Li_3PO_4	$3{,}2 \cdot 10^{-9}$	$SrCO_3$	$1{,}1 \cdot 10^{-10}$
$MgCO_3$	$2{,}1 \cdot 10^{-5}$	SrF_2	$2{,}5 \cdot 10^{-9}$
MgF_2	$6{,}5 \cdot 10^{-9}$	$Sr(OH)_2$	$3{,}2 \cdot 10^{-4}$
$SrSO_4$	$3{,}2 \cdot 10^{-7}$	$Zn(OH)_2$	$7{,}1 \cdot 10^{-18}$
$TiO(OH)_2$	$1{,}0 \cdot 10^{-30}$	$Zn_3(PO_4)_2$	$9{,}1 \cdot 10^{-33}$
$Tl(OH)_3$	$1{,}5 \cdot 10^{-44}$	ZnS	$1{,}6 \cdot 10^{-24}$
$ZnCO_3$	$1{,}4 \cdot 10^{-11}$		

Таблица 9

Растворимость (Р) некоторых неорганических веществ в воде при 20 °С

Растворимость веществ приведена в г на 100 г воды

Формула вещества	Р	Формула вещества	Р
A gF	172,0	LiBr	160
$A l_2(SO_4)_3$	38,3	LiI	165
$BaCl_2$	36,2	LiOH	12,9 (25 ^{0}C)
$Ba(OH)_2$	3,89	LiBr	160
$Ca(HCO_3)_2$	16,6	LiI	165
$Ca(OH)_2$	0,155	LiOH	12,9 (25 ^{0}C)
$CdSO_4$	76,4	$MgCl_2$	54,8
$Cd(NO_3)_2$	149,4	$Mg(HCO_3)_2 \cdot 2H_2O$	19,0

Окончание табл. 9

Формула вещества	P	Формула вещества	P
CsOH	385,6 (15 °C)	$MgSO_4$	35,1
$CuSO_4$	20,5	NaCl	35,9
KCl	34,0	Na_2CrO_4	84.5 (25 °C)
KOH	112,4	NaOH	108,7
K_2SO_4	11,1	Na_3PO_4	14,5 (25 °C)
Li_2CO_3	1,27 (25 °C)	Na_2SO_4	19.2
LiCl	83,2	$(NH_4)_2SO_4$	75,4

Таблица 10

Растворимость неорганических веществ в воде при комнатной температуре

Ионы	Br^-	CH_3COO^-	CN^-	CO_3^{2-}	Cl^-	F^-	I^-	NO_3^-	OH^-	PO_4^{3-}	S^{2-}	SO_4^{2-}	CrO_4^{2-}
Ag^+	н	м	н	н	н	р	н	р	–	н	н	м	н
Al^{3+}	р	+	?	–	р	м	р	р	н	н	+	р	–
Ba^{2+}	р	р	р	н	р	м	р	р	р	н	р	н	н
Be^{2+}	р	+	?	н	р	р	р	р	н	н	+	р	–
Bi^{3+}	+	+	н	–	+	н	–	р	н	н	н	+	н
Ca^{2+}	р	р	р	н	р	н	р	р	м	н	р	м	м
Cd^{2+}	р	р	н	н	р	р	р	р	н	н	н	р	–
Co^{2+}	р	р	н	н	р	р	р	р	н	н	н	р	–
Cr^{3+}	р	+	н	–	р	м	н	р	н	н	–	р	р

Продолжение табл. 10

Ионы	Br^-	CH_3COO^-	CN^-	CO_3^{2-}	Cl^-	F^-	I^-	NO_3^-	OH^-	PO_4^{3-}	S^{2-}	SO_4^{2-}	CrO_4^{2-}
Cs^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	?
Cu^{2+}	р	р	н	–		р	–	р	н	н	н	р	н
Fe^{2+}	р	р	н	н	р	м	р	р	н	н	н	р	?
Fe^{3+}	р	–	н	–	р	н	–	р	н	н	+	р	?
Ga^{3+}	+	–	–	–	р	н	+	р	н	н	+	р	?
H^+	р	е	е	м	р	р	р	е	е	р	м	е	?
Hg^+	н	м	–	н	н	м	н	+	–	н	–	н	?
Hg^{2+}	м	р	р	–	р	+	н	+	–	н	н	+	н
In^{3+}	р	–	н	–	р	м	р	р	н	н	н	р	?
K^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
La^{3+}	р	р	–	н	р	н	р	р	н	н	н	м	?
Li^+	р	р	р	р	р	н	р	р	р	м	р	р	р
Mg^{2+}	р	р	р	м	р	м	р	р	н	н	н	р	р
Mn^{2+}	р	р	н	н	р	р	р	р	н	н	н	р	н
NH^{4+}	р	р	р	р	р	р	р	р	р	–	+	р	р
Na^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Ni^{2+}	р	р	н	н	р	р	р	р	н	н	н	р	?
Pb^{2+}	м	р	н	н	м	м	м	р	н	н	н	н	н
Pt^{2+}	н	?	н	–	н	–	н	–	н	–	н	–	?
Rb^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	?
Sc^{3+}	р	р	–	н		н	р	р	н	н	н	р	?

Окончание табл. 10

Ионы	Br^-	CH_3COO^-	CN^-	CO_3^{2-}	Cl^-	F^-	I^-	NO_3^-	OH^-	PO_4^{3-}	S^{2-}	SO_4^{2-}	CrO_4^{2-}
Sn^{2+}	+	+	–	–	+	р	м	+	н	н	н	р	–
Sr^{2+}	р	р	р	н	р	н	р	р	м	н	р	р	м
Tl^{3+}	м	р	р	м	м	р	н	р	р	н	н	м	?
Y^{3+}	р	р	–	н		м	р	р	н	н	н	р	?
Zn^{2+}	р	р	н	н	р	м	р	р	н	н	н	р	н

Таблица 11

Давление насыщенного водяного пара

t, °C	р, мм рт. ст.	р, кПа	t, °C	р, мм рт. ст.	р, кПа
10	9,21	1,227	26	25,21	3,360
11	9,84		27	26,74	
12	10,52	1,401	28	28,35	3,778
13	11,23		29	30,04	
14	11,99	1,597	30	31,82	4,241
15	12,79		31	33,70	
16	13,63	1,817	32	35,66	4,753
17	14,53		33	37,73	
18	15,48	2,062	34	39,90	5,318
19	16,48		35	42,81	
20	17,54	2,337	36	44,56	5,940
21	18,65		37	47,07	
22	19,83	2,642	38	49,69	6,623

Окончание табл. 11

t, °C	p, мм рт. ст.	p, кПа	t, °C	p, мм рт. ст.	p, кПа
23	21,07		39	52,44	
24	22,38	2,982	40	55,32	7,374
25	23,76	3,166	50	92,51	12,334

Таблица 12

Плотность водных растворов

Приведена плотность водных растворов (ρ) при различных значениях массовой доли (ω)

ω	ρ, г/л	ω	ρ, г/л	ω	ρ, г/л
$Al(NO_3)_3$ (18 °C)		$CaCl_2$ (20 °C)		0,044	1020,0
				0,064	1030,0
0,01	1006,5	0,01	1007,0	0,085	1040,0
0.02	1014,4	0,02	1014,8	0,105	1050,0
0,04	1030,5	0,04	1031,6	0,125	1060,0
0,06	1046,9	0,06	1048,6	0,145	1070,0
0,08	1063.8	0,08	1065,9	0,165	1080,0
0,10	1081,1	0,10	1083,5	0.184	1090,0
0,12	1098,9	0,12	1101,5	0,204	1100,0
0,14	1117,1	0,14	1119,8	0,223	1110.0
0,16	1135,7	0,16	1138,6	0,243	1120,0
0,18	1154,9	0,18	1157,8	0,262	1130,0
0,20	1174,5	0,20	1177,5	0,282	1140,0
0.24	1215,3	0,25	1228,4	0,301	1150,0

Продолжение табл. 12

ω	ρ, г/л	ω	ρ, г/л	ω	ρ, г/л
0,28	1258,2	0,28	1260,3	0,321	1160,0
0,30	1280,5	0,30	1281,6	0,342	1170,0
0,32	1303,6	0,35	1337,3	0,362	1180,0
		0,40	1395,7	0,383	1190,0
$Al_2(SO_4)_3$ (18 °C)		$CuSO_4$ (20 °C)		HNO_3 (20 °C)	
0,01	1009,0				
0,02	1019,0	0,01	1009,0	0,001	1000,0
0,04	1040,0	0,02	1019,0	0,040	1020,0
0,06	1061,0	0,04	1040,0	0,075	1040,0
0,08	1083,0	0,06	1062,0	0,110	1060,0
0,10	1105,0	0,08	1084,0	0,143	1080,0
0,12	1129,0	0,10	1107,0	0,176	1100,0
0,14	1152,0	0,12	1131,0	0,203	1120,0
0,16	1176,0	0,14	1155,0	0,240	1140,0
0,18	1201,0	0,16	1180,0	0,270	1160,0
0,20	1226,0	0,18	1206,0	0,300	1180,0
0,22	1252,0			0,329	1200,0
0,24	1278,0	HCl (20 °C)		0,359	1220,0
0,26	1306,0			0,390	1240,0
0,28	1333,0	0,004	1000,0	0,421	1260,0
		0,024	1010,0	0,453	1280,0

Продолжение табл. 12

ω	ρ, г/л	ω	ρ, г/л	ω	ρ, г/л
0,484	1300,0	H_2SO_4	(20 °C)	0,02	1014,0
0,517	1320,0			0,03	1022,0
0,550	1340,0	0,003	1000,0	0,04	1031,0
0,588	1360,0	0,032	1020,0	0,05	1039,0
0,627	1380,0	0,062	1040,0	0,06	1047,0
0,670	1400,0	0,091	1060,0	0,07	1056,0
0,716	1420,0	0,120	1080,0	0,08	1064,0
0,767	1440,0	0,147	1100,0	0,09	1073,0
0,824	1460,0	0,174	1120,0	0,10	1081,0
0,891	1480,0	0,201	1140,0		
0,967	1500,0	0,227	1160,0	NH_4Cl	(20 °C)
0,972	1502,0	0,252	1180,0		
0,977	1504,0	0,277	1200,0	0,01	1001,3
0,983	1506,0	0,302	1220,0	0,02	1004,5
0,988	1508,0	0,326	1240,0	0,04	1010,7
0,993	1510,0	0,350	1260,0	0,06	1016,3
0,998	1512,0	0,374	1280,0	0,08	1022,7
		0,397	1300,0	0,10	1028,6
H_3PO_4	(20 °C)	0,420	1320,0	0,12	1034,4
		0,442	1340,0	0,14	1040,1
0,01	1003,8			0,16	1045,7
0,02	1009,2	KCl	(20 °C)	0,18	1051,2

Продолжение табл. 12

ω	ρ, г/л
0,04	1020,0
0,06	1030,9
0,08	1042,0
0,10	1053,2
0,12	1064,7
0,14	1076,4
0,16	1088,4
0,18	1100,3
0,20	1113,4
0,24	1139,5
0,28	1166,5
0,30	1180,5
0,35	1216,0
0,40	1254,0
0,45	1293,0
0,50	1335,0
0,55	1379,0
0,60	1426,0
0,24	1180,4
0,26	1197,2
NaOH (20 °C)	

ω	ρ, г/л
0,01	1004,6
0,02	1011,0
0,04	1023,9
0,06	1036,9
0,08	1050,0
0,10	1063,3
0,12	1076,8
0,14	1090,5
0,16	1104,3
0,18	1118,5
0,20	1132,3
0,22	1147,4
0,24	1162,3
K_2SO_4 (20 °C)	
0,01	1006,0
0,256	1280,0
0,274	1300,0
0,293	1320,0
0,311	1340,0

ω	ρ, г/л
0,20	1056,7
0,22	1062,1
0,26	1072,6
NaCl (20 °C)	
0,01	1005,3
0,02	1012,5
0,04	1026,3
0,06	1041,8
0,08	1055,9
0,10	1070,7
0,12	1085,7
0,14	1100,9
0,16	1116,2
0,18	1131,9
0,20	1147,8
0,22	1164,0
0,06	1053,5
0,07	1062,9
0,08	1072,4
0,09	1081,9

Окончание табл. 12

ω	ρ, г/л	ω	ρ, г/л	ω	ρ, г/л
		0,331	1360,0		
0,002	1000,0	0,350	1380,0	$NiSO_4$ (18 °C)	
0,019	1020,0	0,370	1400,0		
0,037	1040,0	0,390	1420,0	0,01	1009,0
0,056	1060,0	0,410	1440,0	0,02	1020,0
0,074	1080,0	0,431	1460,0	0,04	1042,0
0,092	1100,0	0,452	1480,0	0.06	1063,0
0,110	1120,0			0,08	1085,0
0,123	1140,0	Na_2SO_4 (20 °C)		0,10	1109,0
0,146	1160,0			0,12	1133,0
0,164	1180,0	0,01	1007,9	0,14	1158,0
0,188	1200,0	0,02	1016,4	0,16	1183,0
0,201	1220,0	0,03	1025,6	0,18	1209,0
0,219	1240,0	0,04	1034,3		
0,237	1260,0	0,05	1044,1		

Таблица 13

Константы кислотности кислотно-основных пар

Элемент	Кислотно-основная пара	K_A	pK_A
Азот	NH_4^+ / NH_3	$6,3 \cdot 10^{-10}$	9,2
	HN_3 / N_3^-	$2,0 \cdot 10^{-5}$	4,7
	HNO_2 / NO_2^-	$5,0 \cdot 10^{-4}$	3,3

Продолжение табл. 1

Элемент	Кислотно-основная пара	K_A	pK_A
Алюминий	$Al^{3+} \cdot H_2O / AlOH^{2+}$	$1{,}0 \cdot 10^{-5}$	5,0
Барий	$Ba^{2+} \cdot H_2O / BaOH^{+}$	$6{,}3 \cdot 10^{-14}$	13,2
Бериллий	$Be^{2+} \cdot H_2O / BeOH^{+}$	$6{,}3 \cdot 10^{-4}$	3,2
Бор	HBO_2 / BO_2^-	$7{,}9 \cdot 10^{-10}$	9,1
Бром	$HBrO / BrO^-$	$3{,}2 \cdot 10^{-9}$	8,5
	$HBrO_3 / BrO_3^-$	$2{,}0 \cdot 10^{-1}$	0,7
Висмут	$Bi^{3+} \cdot H_2O / BiOH^{2+}$	$2{,}5 \cdot 10^{-2}$	1,6
Галлий	$Ga^{3+} \cdot H_2O / GaOH^{2+}$	$4{,}0 \cdot 10^{-3}$	2,4
Германий	$H_4GeO_4 / H3GeO_4^-$	$1{,}6 \cdot 10^{-9}$	8,8
	$H_3GeO_4^- / H_2GeO_4^{2-}$	$2{,}0 \cdot 10^{-13}$	12,7
Железо	$Fe^{2+} \cdot H_2O / FeOH^{+}$	$2{,}0 \cdot 10^{-6}$	5,7
	$Fe^{3+} \cdot H_2O / FeOH^{2+}$	$6{,}3 \cdot 10^{-3}$	2,2
Индий	$In^{3+} \cdot H_2O / InOH^{2+}$	$4{,}0 \cdot 10^{-5}$	4,4
	$InOH^{2+} / In(OH)^{2+}$	$1{,}2 \cdot 10^{-4}$	3,9
Йод	HIO / IO^-	$4{,}0 \cdot 10^{-13}$	12,4
	HIO_3 / IO_3^-	$1{,}6 \cdot 10^{-1}$	0,8
	$H_4IO_6^- / H_3IO_6^{2-}$	$5{,}0 \cdot 10^{-9}$	8,3
	$H_3IO_6^{2-} / H_2IO_6^{3-}$	$1{,}0 \cdot 10^{-15}$	15,0
Кадмий	$Cd^{2+} \cdot H_2O / CdOH^{+}$	$3{,}2 \cdot 10^{-9}$	8,5
Кальций	$Ca^{2+} \cdot H_2O / CaOH^{+}$	$2{,}5 \cdot 10^{-13}$	12,6
Кобальт	$Co^{2+} \cdot H_2O / CoOH^{+}$	$6{,}3 \cdot 10^{-13}$	12,2

Продолжение табл. 13

Элемент	Кислотно-основная пара	K_A	pK_A
	$Co^{3+} \cdot H_2O / CoOH^{2+}$	$1{,}6 \cdot 10^{-2}$	1,8
Лантан	$La^{3+} \cdot H_2O / LaOH^{2+}$	$4{,}0 \cdot 10^{-9}$	8,4
Литий	$Li^{+} \cdot H_2O / LiOH$	$1{,}6 \cdot 10^{-14}$	13,8
Магний	$Mg^{2+} \cdot H_2O / MgOH^{+}$	$3{,}2 \cdot 10^{-12}$	11,5
Марганец	$Mn^{2+} \cdot H_2O / MnOH^{+}$	$3{,}2 \cdot 10^{-10}$	9,5
Медь	$Cu^{2+} \cdot H_2O / CuOH^{+}$	$1{,}0 \cdot 10^{-8}$	8,0
Мышьяк	$H_3AsO_3 / H_2AsO_3^-$	$7{,}9 \cdot 10^{-9}$	8,1
	$H_2AsO_3^- / HAsO_3^{2-}$	$4{,}0 \cdot 10^{-14}$	13,4
	$H_3AsO_4 / H_2AsO_4^-$	$6{,}3 \cdot 10^{-3}$	2,2
	$H_2AsO_4^- / HAsO_4^{2-}$	$2{,}0 \cdot 10^{-8}$	7,7
	$HAsO_4^{2-} / AsO_4^{3-}$	$3{,}2 \cdot 10^{-12}$	11,5
Никель	$Ni^{2+} \cdot H_2O / NiOH^{+}$	$2{,}5 \cdot 10^{-11}$	10,6
Олово	$Sn^{2+} \cdot H_2O / SnOH^{+}$	$1{,}2 \cdot 10^{-9}$	8,9
	$Sn^{4+} \cdot H_2O / SnOH^{3+}$	$7{,}9 \cdot 10^{-3}$	2,1
Ртуть	$Hg^{2+} \cdot H_2O / HgOH^{+}$	$3{,}2 \cdot 10^{-3}$	2,5
Свинец	$Pb^{2+} \cdot H_2O / PbOH^{+}$	$6{,}3 \cdot 10^{-7}$	6,2
Селен	H_2Se / HSe^-	$2{,}5 \cdot 10^{-4}$	3,6
	HSe^- / Se^{2-}	$1{,}0 \cdot 10^{-15}$	15,0
	$H_2SeO_3 / HSeO_3^-$	$2{,}5 \cdot 10^{-3}$	2,6
	$HSeO_4^- / SeO_4^{2-}$	$1{,}0 \cdot 10^{-2}$	2,0
Сера	H_2S / HS^-	$1{,}0 \cdot 10^{-7}$	7,0
	HS^- / S^{2-}	$1{,}6 \cdot 10^{-14}$	13,8

Продолжение табл. 13

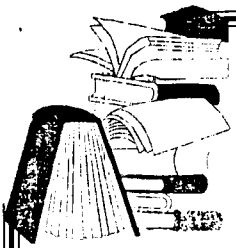
Элемент	Кислотно-основная пара	K_A	pK_A
	H_2SO_3 / HSO_3^-	$1{,}6 \cdot 10^{-2}$	1,8
	HSO_3^- / SO_3^{2-}	$6{,}3 \cdot 10^{-8}$	7,2
Скандий	$Sc^{3+} \cdot H_2O / Sc(OH)_2^{2+}$	$1{,}6 \cdot 10^{-6}$	5,8
Стронций	$Sr^{2+} \cdot H_2O / SrOH^+$	$6{,}3 \cdot 10^{-14}$	13.2
Теллур	H_2Te / HTe^-	$2{,}5 \cdot 10^{-3}$	2,6
	HTe^- / Te^{2-}	$1{,}6 \cdot 10^{-11}$	10,8
	$H_2TeO_3 / HTeO_3^-$	$2{,}5 \cdot 10^{-3}$	2,6
	$HTeO_3^- / TeO_3^{2-}$	$2{,}0 \cdot 10^{-8}$	7,7
	$H_2TeO_4 / HTeO_4^-$	$2{,}5 \cdot 10^{-8}$	7,6
Углерод	HCN / CN^-	$5{,}0 \cdot 10^{-10}$	9,3
	$HCNO / CNO^-$	$2{,}0 \cdot 10^{-4}$	3,7
	H_2CO_3 / HCO_3^-	$4{,}0 \cdot 10^{-7}$	6,4
	HCO_3^- / CO_3^{2-}	$5{,}0 \cdot 10^{-11}$	10,3
Фосфор	$H_3PO_3 / H_2PO_3^-$	$1{,}0 \cdot 10^{-2}$	2,0
	$H_2PO_3^- / HPO_3^{2-}$	$2{,}5 \cdot 10^{-7}$	6,6
	$H_3PO_4 / H_2PO_4^-$	$7{,}9 \cdot 10^{-3}$	2,1
	$H_2PO_4^- / HPO_4^{2-}$	$6{,}3 \cdot 10^{-8}$	7,2
	HPO_4^{2-} / PO_4^{3-}	$4{,}0 \cdot 10^{-13}$	12,4
Фтор	HF / F^-	$6{,}3 \cdot 10^{-4}$	3,2
Хлор	$HClO / ClO^-$	$3{,}2 \cdot 10^{-8}$	7,5
	$HClO_2 / ClO_2^-$	$1{,}0 \cdot 10^{-2}$	2,0
Хром	$Cr^{3+} \cdot H_2O / CrOH_2^+$	$1{,}6 \cdot 10^{-4}$	3,8

Окончание табл. 13

Элемент	Кислотно-основная пара	K_A	pK_A
	$CrOH^{2+} \cdot H_2O / Cr(OH)^{2+}$	$6{,}3 \cdot 10-7$	6,2
	$H_2CrO_4 / HCrO_4^-$	$2{,}0 \cdot 10-1$	– 0,7
	$HCrO_4^- / CrO_4^{2-}$	$3{,}2 \cdot 10-7$	6,5
Церий	$Ce^{3+} \cdot H_2O / CeOH^{2+}$	$2{,}5 \cdot 10-6$	5,6
Цинк	$Zn^{2+} \cdot H_2O / ZnOH^+$	$2{,}0 \cdot 10-6$	5,7
Органические кислоты			
Уксусная	CH_3COOH / CH_3COO^-	$1{,}0 \cdot 10^{-5}$	5,0
Бензойная	$C_6H_5COOH / C_6H_5COO^-$	$2{,}0 \cdot 10^{-5}$	4,7
Муравьиная	$HCOOH / HCOO^-$	$1{,}6 \cdot 10^{-4}$	3,8
Фенол	$C_6H_5OH / C_6H_5O^-$	$1{,}2 \cdot 10^{-10}$	9,9
Щавелевая	$H_2C_2O_4 / HC_2O_4^-$	$6{,}3 \cdot 10^{-2}$	1,2
	$HC_2O_4^- / C_2O_4^{2-}$	$5{,}0 \cdot 10^{-5}$	4,3

Список литературы

1. *Глинка Н.Л.* Общая химия. — М.: Интеграл-Пресс, 2003.
2. *Ахметов Н.С.* Общая и неорганическая химия. — М.: Высшая школа, 1998.
3. *Третьяков Ю.Д., Мартыненко Л.И., Григорьев А.Н., Цивадзе А.Ю.* Неорганическая химия. Химия элементов. Кн. 1, 2. — М.: Химия, 2001.
4. *Васильева З.Г., Грановская А.А., Таперова А.А.* Лабораторные работы по общей и неорганической химии. Под ред. Н.Н. Павлова, В.И. Фролова. — М., 2002.



Издательство

Феникс

Приглашаем к сотрудничеству
АВТОРОВ для издания:

- учебников для ПТУ, ссузов и вузов;
- научной и научно-популярной литературы по МЕДИЦИНЕ и ВЕТЕРИНАРИИ, ЮРИСПРУДЕНЦИИ и ЭКОНОМИКЕ, СОЦИАЛЬНЫМ и ЕСТЕСТВЕННЫМ НАУКАМ;
- литературы по ПРОГРАММИРОВАНИЮ и ВЫЧИСЛИТЕЛЬНОЙ ТЕХНИКЕ;
- ПРИКЛАДНОЙ и ТЕХНИЧЕСКОЙ литературы;
- литературы по СПОРТУ и БОЕВЫМ ИСКУССТВАМ;
- ДЕТСКОЙ и ПЕДАГОГИЧЕСКОЙ литературы;
- литературы по КУЛИНАРИИ и РУКОДЕЛИЮ.

ВЫСОКИЕ ГОНОРАРЫ !!!
ВСЕ финансовые ЗАТРАТЫ БЕРЕМ НА СЕБЯ
при принятии рукописи в производство!
ВЫПЛАЧИВАЕМ гонорар на 10 %
ВЫШЕ ЛЮБОГО РОССИЙСКОГО ИЗДАТЕЛЬСТВА!!!
Рукописи не рецензируются и не возвращаются!

ПОЧТОВЫЙ АДРЕС:
344082, г. Ростов-на-Дону, пер. Халтуринский, 80

ПРИЕМНАЯ
тел. 8 (863) 261-89-50;
e-mail: fenix@fiber.ru, fenix_office@mail.ru

ВЫПУСКАЮЩИЙ РЕДАКТОР
Маличенко Ирина Петровна
тел. 8 (863) 261-89-78; **e-mail:** kniga-05@mail.ru
imalichenko@list.ru

Торговый дом **Феникс**

ДЛЯ КРУПНО-ОПТОВЫХ ПОКУПАТЕЛЕЙ
344082, г. Ростов-на-Дону, пер. Халтуринский, 80

Начальник отдела оптовых продаж
Родионова Татьяна Александровна
Тел.: (863) 261-89-53, 261-89-54, 261-89-55, 261-89-56, 261-89-57,
факс 261-89-58; **e-mail:** torg@phoenixrostov.ru

Региональные представительства:

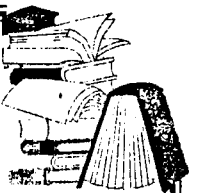
МОСКВА
ул. Космонавта Волкова, д. 25/2, 1-й этаж.
Тел.: (495)156-05-68, 450-08-35; e-mail: fenix-m@yandex.ru
Директор: **МОИСЕЕНКО Сергей Николаевич**

Шоссе Фрезер, 17, район метро «Авиамоторная».
Тел.: (495)517-32-95; тел/факс: (495) 789-83-17
e-mail: mosfen@pochta.ru, mosfen@bk.ru
Директор: **МЯЧИН Виталий Васильевич**

Торговый Дом «КноРус»
ул. Б. Переяславская, 46. Тел.: (495)680-02-07, 680-72-54, 680-91-06, 680-92-13; e-mail: phoenix@knorus.ru

САНКТ-ПЕТЕРБУРГ
198096, г. Санкт-Петербург, ул. Кронштадтская, 11, офис 17.
Тел.: (812) 335-34-84; e-mail: fnx.spb@mail.ru
Директор: **СТРЕЛЬНИКОВА Оксана Борисовна**

ЕКАТЕРИНБУРГ
620085, г. Екатеринбург, ул. Сухоложская, д. 8.
Тел.: (343) 255-11-27; e-mail: bookva@isnet.ru
Директор: **ПОДУНОВА Наталья Александровна**



Торговый дом Феникс

Региональные представительства:

ЧЕЛЯБИНСК
ООО «Интер-сервис ЛТД»,
454036, г. Челябинск, Свердловский тракт, 14.
Тел.: (351) 721-34-53; e-mail: zakup@intser.ru
Менеджер: **МОРОЗОВ Александр**

НОВОСИБИРСК
ООО «ТОП-Книга», г. Новосибирск, ул. Арбузова, 1/1.
Тел.: (3832) 36-10-28, доб. 1438; e-mail: phoenix@top-kniga.ru
Менеджер: **МИХАЙЛОВА Наталья Валерьевна**

УКРАИНА
ООО ИКЦ «Кредо», г. Донецк, ул. Куйбышева, 131.
Тел.: +38 (8062) 345-63-08, 348-37-91, 348-37-92,
345-36-52, 339-60-85, 348-37-86; e-mail: moiseenko@skif.net
МОИСЕЕНКО Владимир Вячеславович

НИЖНИЙ НОВГОРОД (Верхнее Поволжье)
Нижний Новгород, Мещерский бульвар 5, кв. 238.
Тел./факс: (8312)-77-48-70; e-mail: fenixn@rambler.ru
Директор: **КОЦУБА Вячеслав Вячеславович**

САМАРА (Нижнее Поволжье)
Самара, ул. Товарная, 7 «Е» (территория базы «Учебник»).
Тел.: (846)-951-24-76; e-mail: fenixma@mail.ru
Директор: **МИТРОХИН Андрей Михайлович**

КРАСНОДАР (Южный Федеральный Округ)
Краснодар, ул. им. Гудимы 61.
Тел.: (861)-274-30-11, 272-08-69; e-mail: yugkniga@mail.ru
Директор: **ЧЕРКАШИН Сергей Сергеевич**

Сайт ООО «Феникс»
http://www.phoenixrostov.ru

По вопросам издания книг:
e-mail: kniga-05@mail.ru

Серия
• Высшее образование •

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ
ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ
Под редакцией
В.М. Таланова и Г.М. Житного

Ответственный редактор Маличенко И.П.
Технический редактор Логвинова Г.А.
Корректор Подопригорина О.И.
Художник Тимофеева Е.В.

Сдано в набор 10.04.08. Подписано в печать 10.05.08.
Формат 84x108 $^1/_{32}$. Бумага типографская.
Гарнитура School.
Тираж 3000 экз. Заказ № 552.

ООО «Феникс»
344082, г. Ростов-на-Дону
пер. Халтуринский, 80
8 (863) 261-89-78
e-mail: kniga-05@mail.ru

Отпечатано с готовых диапозитивов в ЗАО «Книга».
344019, г. Ростов-на-Дону, ул. Советская, 57.
Качество печати соответствует предоставленным диапозитивам.