

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ Федеральное государственное автономное
образовательное учреждение высшего образования
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ»**

Методические указания для обучающихся по организации и проведению практических
занятий по дисциплине
Дополнительные главы химии редких и редкоземельных элементов

Направление подготовки 04.04.01 Химия
Направленность (профиль)
Химия современных материалов и технологий

Ставрополь, 2026

Содержание

Введение	4
1 Основные приемы работы в химической лаборатории.....	5
1.1 Подготовка к проведению химического эксперимента	5
1.2 Правила безопасности при работе в лаборатории	7
1.3 Оказание первой медицинской помощи.....	8
1.4 Оформление рабочего журнала	10
2 Лабораторные работы	13
2.1 Лабораторная работа № 1. Водород.....	13
2.2 Лабораторная работа № 2. Щелочные и щелочноземельные металлы	16
2.3 Лабораторная работа № 3. Бор. Алюминий	23
2.4 Лабораторная работа № 4. Углерод. Кремний. Олово. Свинец	27
Список использованных источников.....	37
Приложение А (<i>справочное</i>) Наименования неорганических веществ.....	40
Приложение Б (<i>справочное</i>) Свойства некоторых кислот и оснований.....	47

Введение

Методические указания предназначены для выполнения практических работ при изучении дисциплины «Дополнительные главы неорганическая химия». В методических указаниях приводятся лабораторные работы по изучению свойств химических элементов I A – IV A групп периодической системы Д.И. Менделеева. Также приведены правила обращения с химической посудой и реактивами при выполнении химического эксперимента, которые позволят сформировать безопасные и комфортные условия труда на рабочем месте, в том числе с помощью средств защиты.

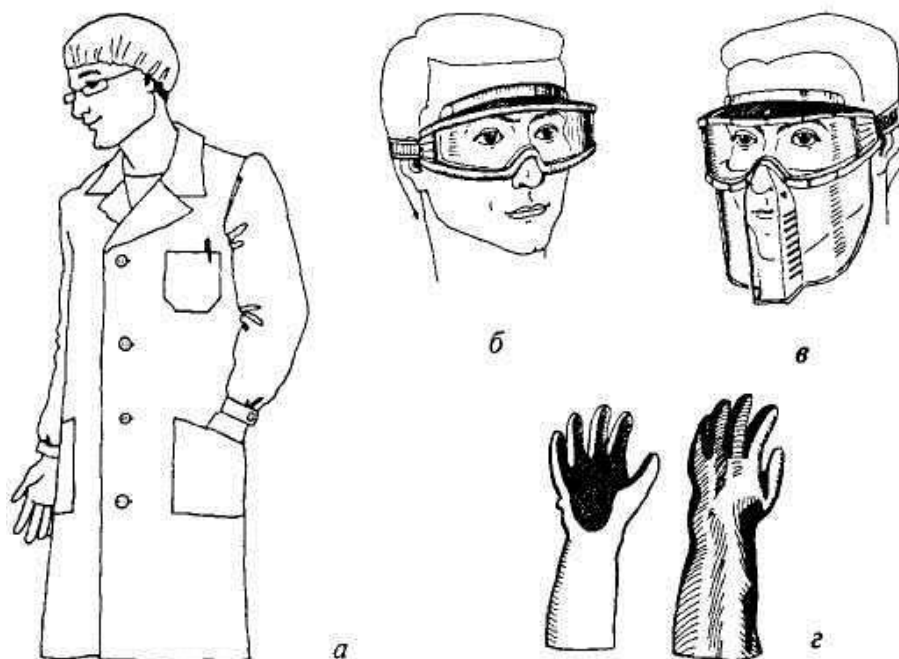
Приведены правила оказания первой медицинской помощи при возникновении чрезвычайной ситуации и рассмотрены методы защиты в условиях чрезвычайных ситуаций.

При выполнении химического эксперимента обучающиеся приобретут навыки систематизации, анализа результатов наблюдений и измерений, а также получат навыки выполнения расчетов при изучении свойств веществ и материалов. Выполнение лабораторных работ по дисциплине «Неорганическая химия» способствует выработке навыков самостоятельной работы с химическими веществами, соблюдения норм техники безопасности и интерпретации собственных результатов с выполнением расчетно-теоретических работ с использованием теоретических основ традиционных и новых разделов химии.

Основные приемы работы в химической лаборатории

Проведение химического эксперимента связано с повышенной опасностью, поэтому работать в лаборатории можно только после основательной предварительной подготовки. Необходимо детально изучить по руководству к практическим занятиям описания опытов и синтезов, ознакомиться по учебникам и справочным пособиям со свойствами изучаемых и используемых веществ, с теоретическим материалом по данной теме, произвести необходимые расчеты и оформить рабочий журнал. Особое внимание следует уделить безопасности выполнения химического эксперимента. Только наличие оформленного рабочего журнала, твердых знаний по методикам проведения опытов и синтезов, а также по химическим и физическим свойствам получаемых и используемых веществ являются основанием для допуска студента к выполнению практической работы.

Опыты и синтезы проводятся в студенческой химической лаборатории, оборудованной вытяжными шкафами и лабораторными столами. Студенту отводится постоянное рабочее место (рабочий стол), которое он поддерживает в полной чистоте и порядке. На рабочем столе во время занятий могут находиться только необходимые для работы в данное время предметы.



а - халат, шапочка; *б* - очки; *в* - маска; *г* - перчатки

Рисунок 1- Индивидуальные средства защиты

Все работы, за небольшим исключением, выполняются студентом индивидуально.

При проведении опытов необходимо обезопасить себя от случайного попадания химических веществ (рисунок 1). Для этого служит длинный, ниже колен, рабочий халат из хлопковой или хлопчатобумажной ткани, застегивающийся спереди. В кармане халата всегда должно быть маленькое чистое сухое полотенце или платок для быстрого удаления попавших на кожу твердых и жидких реагентов. При работе с особо опасными веществами дополнительно надевают длинный, до пола, фартук из поливинилхлорида и нарукавники. Для защиты лица и глаз используют защитные маски и защитные очки, для защиты рук – специальные защитные перчатки, а для защиты дыхательных путей при измельчении веществ – респираторы. Волосы должны быть тщательно убраны под шапочку (платочек) или надежно закреплены и не свисать по сторонам. Не рекомендуется приходить в лабораторию в легко воспламеняющейся одежде из синтетики.

При работе необходимо строго соблюдать все правила безопасности.

Правила безопасности при работе в лаборатории

При работе в лаборатории следует соблюдать ряд правил.

1. Вся работа должна быть предварительно тщательно спланирована студентом и одобрена преподавателем. Любое действие, особенно выполняемое впервые, обязательно согласуйте с преподавателем или лаборантом.
2. В лаборатории можно находиться только в рабочем халате из хлопковой или хлопчатобумажной ткани (**но не из синтетической ткани!**).
3. Принимать пищу в лаборатории запрещается. Перед выходом из лаборатории тщательно мойте руки с мылом.
4. Не рекомендуется без необходимости покидать свое рабочее место.
5. Эксперименты проводите в защитных очках или маске.
6. Все опыты с ядовитыми, едкими, пахучими веществами выполняйте только в вытяжном шкафу.
7. С едкими веществами работайте в очках (маске) и защитных перчатках.
8. Выделяющиеся при реакции газы и пары не нюхайте и не вдыхайте.
9. Концентрированные растворы (в первую очередь кислот) при разбавлении водой всегда приливайте к воде, а не наоборот.
10. Химические реактивы берите шпателем, ложечкой или пинцетом (**но не руками!**).
11. При отборе жидкостей пипетками пользуйтесь специальными грушами (пипетаторами или дозаторами).
12. Все необходимые для работы вещества и растворы готовьте до начала эксперимента.
13. Перед проведением опыта или синтеза проверяйте работу оборудования.
14. К синтезу приступайте только после одобрения преподавателем качества сборки прибора и проверки правильности подготовки исходных реагентов.
15. При проведении синтеза не оставляйте прибор без присмотра.

16. Все химические опыты и синтезы выполняйте стоя, не сидите возле работающего прибора.

17. При нагревании пробирок не направляйте отверстие пробирки на себя или соседа.

18. Не наклоняйтесь над приборами, в которых идет синтез, упаривание, сплавление, фильтрование под пониженным давлением.

19. Опасные продукты реакции сливайте только в соответствующие банки в вытяжном шкафу или нейтрализуйте.

20. Неизрасходованные реактивы ни в коем случае не высыпайте (не выливайте) обратно в материальные склянки, а сдавайте лаборанту.

Выполнение этих несложных правил должно вас обезопасить, но если несчастный случай все же произошел, то необходимо уметь оказать первую помощь, а затем обратиться к врачу.

Оказание первой медицинской помощи

При возникновении внештатной ситуации следует определить тип повреждения и причину его возникновения.

Термический ожог. Если ожог слабый и на очень небольшом участке – наложите повязку из спиртового раствора танина. Можно смазать пораженный участок мазью от ожога. Места большого ожога закройте стерильным бинтом и обратитесь к врачу. В этом случае не применяйте мазей и масла. Не вскрывайте пузыри.

Химический ожог кожи. Обожженный участок промойте сильной струей воды, после этого – при ожогах щелочами – 3% раствором борной кислоты, а при ожогах кислотами – 3% раствором гидрокарбоната натрия. Ожоги от брома промойте 3% раствором тиосульфата натрия или соды.

При попадании на кожу концентрированной серной кислоты или оксида

фосфора (V) немедленно удалите их сухой тканью и лишь затем промойте сильной струей воды.

Ожог глаз. Многократно промойте струей воды комнатной температуры! Для этого в случае необходимости откройте глаза чистыми руками! Промывайте так, чтобы вода стекала от носа наружу. Завяжите глаз платком и сразу же обратитесь к врачу. Не применяйте никаких нейтрализующих жидкостей!

Ожог рта, желудка. Выпейте большое количество воды! При попадании кислот пейте взвесь мела, а при попадании щелочей – разбавленный раствор пищевого уксуса (**не эссенции!**) или лимонной кислоты.

Отравление газами и парами. Пострадавшего немедленно выведите на свежий воздух, создайте покой! Не допускайте вдыхания паров воды! Искусственное дыхание только в случае необходимости. Внимание! Проводящий искусственное дыхание должен стараться не вдыхать ядовитый газ!

Отравление ядами. Тотчас выпейте насыщенный раствор поваренной соли! Вызовите сильную рвоту, чтобы удалить яд из желудка. Немедленно вызовите врача.

Порез. Нельзя промывать рану водой и накладывать вату! Края раны обработайте антисептиком (3% раствором перекиси водорода и 5% настойкой йода) и закройте стерильным пластырем или бинтом. При попадании инородных тел или тяжелых ранениях вызовите врача. При повреждении артерии наложите жгут на конечность с запиской о времени наложения жгута и тотчас вызовите врача.

Травма глаз и век. Пострадавший должен находиться в положении лежа. Накройте глаз чистой салфеткой. Зафиксируйте салфетку легкой повязкой и обязательно прикройте этой же повязкой второй глаз для прекращения движения глазных яблок. Немедленно обратитесь к врачу!

Оформление рабочего журнала

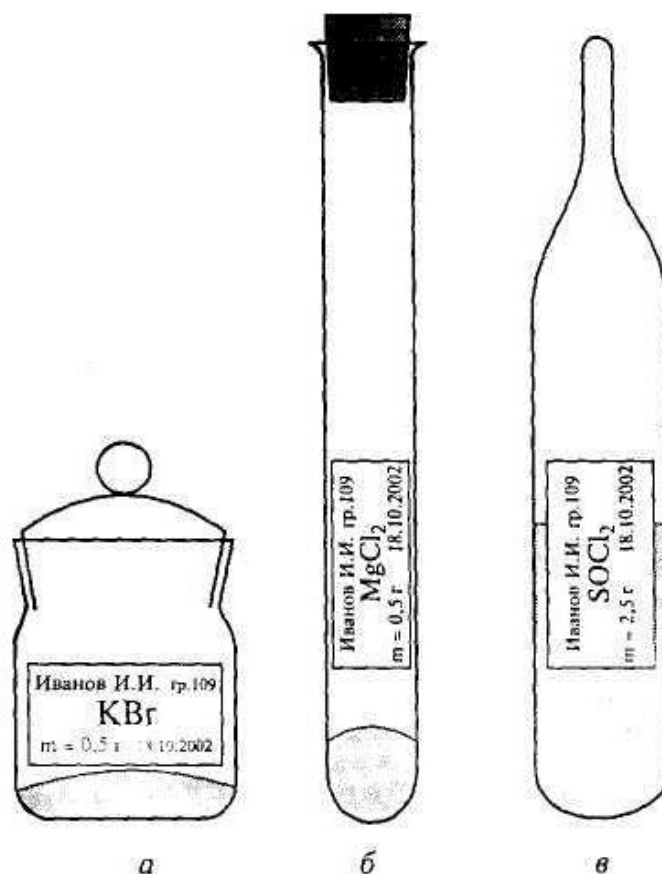
При работе в лаборатории (практикуме) необходимо вести рабочий журнал, фиксируя в нем все операции и наблюдения при выполнении опытов и синтезов. Результаты взвешивания, измерения объема, определения температуры, pH сразу заносятся в рабочий журнал. Использование черновиков не допускается. В журнале фиксируются реальные режимы проведения опытов и синтезов. Особое внимание следует уделить описанию наблюдаемых явлений, таких как изменение окраски, выделение газов или выпадение осадков. Кристаллические вещества рекомендуется рассмотреть под микроскопом и отметить (зарисовать) их форму.

Для рабочего журнала лучше всего использовать в разворот тетрадь в клетку формата А4. Записи в журнале следует делать синей или чёрной ручкой, аккуратно и лаконично.

В журнале обязательно надо указать тему, название опыта или синтеза и дату его проведения. Названия пунктов из примеров, такие как «план работы, уравнения реакций, вопросы, наблюдения, отчет о работе, ответы на вопросы» можно не давать. Рабочий журнал должен содержать два основных раздела: план работы и наблюдения, отчет о проделанной работе, выводы и ответы на вопросы.

Первый раздел заполняется дома и отражает подготовленность студента к занятиям. В этот раздел входят:

- а) полные схемы всех приборов (эти схемы с целью экономии места иногда целесообразно помещать во втором разделе);
- б) уравнения всех химических реакций;
- в) расчеты исходных количеств веществ и теоретического выхода;
- г) физико-химические свойства исходных и синтезируемых веществ (строение, агрегатное состояние, цвет, температура плавления и/или кипения, плотность, растворимость и другие);



а – бюкс; б – пробирка; в – запаянная ампула

Рисунок 2 – Примеры выдаваемых препаратов

д) план работы – перечень последовательных операций (для синтезов – постадийный план) с указанием условий и количеств реагирующих веществ.

Вторая часть журнала является отчетом о проделанной работе и должна содержать следующие сведения:

- а) результаты взвешивания и измерения объема;
- б) реальные режимы синтеза (температура, время, скорость смешения (прибавления) реагентов, скорость пропускания газа и так далее);
- в) наблюдаемые изменения при проведении опыта или синтеза (изменение окраски, выделение бесцветного или окрашенного газа, кипение, возгонка, выпадение или растворение осадка с указанием его цвета);
- г) результаты идентификации получаемых веществ: характерная окраска, форма кристаллов, характерные химические реакции, температуры кипения и/или

плавления и другие свойства;

д) расчет практического выхода в процентах (для синтезов);

е) краткие выводы, объяснение наблюдаемых явлений и ответы на вопросы заданий.

Пункты а) – г) журнала следует заполнять непосредственно в процессе выполнения задания в практикуме; пункты д) – е) – по завершении экспериментальной задачи.

К отчету по синтезу приложите полученный препарат, помещенный в бюкс (рисунок 2 а), пробирку (рисунок 2 б) или запаянный в ампулу (рисунок 2 в) и наклейте этикетку со своей фамилией, инициалами, номер группы, формулой и/или названием полученного вещества, его массой и датой проведения опыта. Для жидких веществ укажите температуры кипения.

Лабораторные работы

1.1 Лабораторная работа № 1. Элементы IA,IIA подгруппы, химия простых и сложных соединений. Способы получения. Применение.

Работа с водородом требует большой осторожности! Водород горюч и в смеси с кислородом или воздухом образует взрывчатую смесь. Все опыты в атмосфере водорода разрешается проводить только в присутствии преподавателя! Надевать очки или маску.

Если водород необходимо нагревать в приборе или поджечь при выходе из него, следует до опыта вытеснить из прибора весь воздух, затем проверить водород на чистоту (**в присутствии преподавателя!**). Для этого приготовить 2 пробирки. Надеть на газоотводную трубку сухую пробирку, через 5-10 с медленно снять ее, закрыв отверстие пробирки большим пальцем, и поставить на ее место вторую. Поднести заполненную водородом пробирку, перевернутую вверх дном, к пламени горелки. Отняв палец, поджечь водород. Производить, меняя пробирку, проверку чистоты выделяющегося водорода до тех пор, пока собранный газ не будет загораться почти без звука.

Только убедившись в чистоте выделяющегося водорода, можно поджечь его горячей лучинкой у отверстия прибора, из которого он выделяется, или начать нагревание прибора (в присутствии преподавателя!).

При проведении реакций в атмосфере водорода в нагреваемом приборе разрешается прекращать поступление тока водорода только тогда, когда нагреваемая реакционная часть прибора примет температуру, близкую к комнатной.

Опыт № 1. Гремучая смесь

Заполнить водородом из аппарата Кипа (с помощью газоотводной трубки) обычную консервную банку с отрезанным дном таким образом, чтобы водород

вытеснил из банки весь воздух и начал снизу выходить в атмосферу. Поджигают водород у отверстия, которое пробито верхней частью банки. Водорода должно быть по объему не меньше 4 %, но не больше 95 %. Что наблюдается? Объяснить происходящее явление. Написать уравнение реакции.

Опыт № 2. Получение водорода

а) действие металла на кислоту

Поместить в пробирку 5-8 кусочков гранулированного цинка, прилить 5 мл 10 %-го раствора соляной кислоты и закрыть отверстие пробирки пробкой с газоотводной трубкой, оттянутой вверх. *Проверить водород на чистоту.*

Убедившись в чистоте выделяющегося водорода (в присутствии преподавателя), поджечь его горячей лучинкой у отверстия газоотводной трубки. Опрокинуть над пламенем водорода холодную стеклянную воронку. Что наблюдается? Написать уравнение реакции в молекулярной и электронно-ионной формах.

б) действие алюминия на щелочь

Опыт проводить в вытяжном шкафу, надеть очки!

Положить в пробирку несколько кусочков алюминия, прилить к ним 2-3 мл 20 %-го раствора гидроксида натрия. Если реакция идет плохо, осторожно подогреть. Определить, какой газ выделяется.

Написать уравнение реакции в молекулярной и электронно-ионной формах.

в) действие металла на воду

1. Заполнить пробирку до краев водой. Закрыв отверстие большим пальцем, опрокинуть ее в кристаллизатор с водой и в таком положении закрепить в лапке штатива. Завернуть несколько кусочков металлического кальция в фильтровальную бумагу и быстро при помощи щипцов подвести металл под пробирку. Определить, какой газ выделяется. Написать уравнение реакции в молекулярной и электронно-ионной формах.

2. На дно сухой пробирки насыпать небольшое количество влажного речного

песка, следя за тем, чтобы стенки пробирки оставались сухими. Закрепить пробирку в штативе так, чтобы дно было немного ниже отверстия. Сделав из узкой полоски бумаги желобок, насыпать порошок восстановленного железа в среднюю часть пробирки. Закрыть пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Сильно нагреть пробирку пламенем горелки в том месте, где лежит железо. Пламенем второй горелки осторожно нагреть влажный песок. Собрать выделяющийся газ над водой и испытать его воспламеняемость. Написать уравнение реакции в молекулярной и электронно-ионной формах.

Опыт № 3. Пероксид водорода

а) получение пероксида водорода

В колбу емкостью 50 мл налить 20 мл 5 %-го раствора серной кислоты и охладить ее до 0 °С. Взбалтывая содержимое колбы в течение 5-10 мин, всыпать в нее небольшими порциями около 1г пероксида бария. Полученный раствор пероксида бария отфильтровать от осадка. Изучить свойства пероксида водорода.

б) свойства пероксида водорода

1. В пробирку с раствором с пероксидом водорода внести оксид марганца (IV). Какой газ выделяется? Какую роль играет оксид марганца (IV)? Написать уравнение реакции.

2. К раствору пероксида водорода прилить несколько капель раствора йодида калия. Что наблюдается? Разбавить раствор водой и внести в него 1-2 капли раствора крахмала. Что происходит? Написать уравнение реакции в молекулярной и электронно-ионной формах.

3. Получить осадок сульфида свинца взаимодействием растворов соли свинца и сульфида аммония. Небольшое количество осадка, промытого водой путем декантации, обработать раствором пероксида водорода. Почему изменился цвет осадка? Написать уравнения реакций. Какие свойства проявляет пероксид водорода в этой и предыдущей реакциях?

4. К раствору перманганата калия, подкисленному серной кислотой, прилить

раствор пероксида водорода. Что наблюдается? Написать уравнение реакции в молекулярной и электронно-ионной формах. На какие свойства пероксида водорода указывает эта реакция?

1.2 Лабораторная работа № 2. Элементы IIIA, IVA подгруппы, химия простых и сложных соединений. Способы получения. Применение.

Щелочные металлы.

Опыт № 1. Свойства щелочных металлов

При работе с металлическим натрием, а также и с другими щелочными металлами необходимо остерегаться воды. Из керосина металлы вынимать только пинцетом, ни в коем случае не брать руками! Обрезки щелочных металлов, а также неиспользованный металл сдавать лаборанту. Не бросать обрезки металлов в банки с мусором и в раковины!

а) взаимодействие щелочных металлов с водой

Работать под тягой, в очках или защитной маске!

Наполнить кристаллизатор водой и поставить его под тягу. Сделать маленькую (2 на 2 см) коробочку из фильтровальной бумаги и положить в нее кусочек очищенного лития размером несколько меньше горошины. При полуспушенном окне тяги осторожно поместить коробочку с литием в кристаллизатор с водой. Наблюдать происходящее явление. Испытать действие образовавшегося раствора на фенолфталеин. Аналогичные опыты проделать с натрием и калием. Написать уравнения реакций. Сопоставить химическую активность изученных щелочных металлов. От чего она зависит? Почему литий возглавляет ряд напряжений металлов?

Опыт № 2. Оксиды, гидроксиды щелочных металлов

а) получение оксидов лития, натрия и калия

Опыт проводить под тягой!

На крышку тигля положить маленький кусочек металлического натрия или калия, нагреть крышку снизу и, когда металл расплавится, поджечь его сверху пламенем горелки (**опустить окно тяги!**). Когда весь металл сгорит, охладить полученное вещество и растворить его в 2-3 мл дистиллированной воды (*осторожно, может остаться несгоревший щелочной металл!*). К полученному раствору прилить раствор йодида калия, подкисленный разбавленным раствором серной кислоты, и 2-3 капли крахмального клейстера. Что наблюдается? Какие вещества образуются при горении натрия и калия на воздухе? Как получить оксиды этих металлов?

Проделать аналогичный опыт с металлическим литием. Что образуется в этом случае? Как получить пероксид лития? Какие продукты образуются при взаимодействии с кислородом воздуха рубидия и цезия?

Почему при горении щелочных металлов на воздухе одни из них образуют оксиды, а другие – пероксиды? Как изменяется (от лития к цезию) устойчивость оксидов и пероксидов щелочных металлов при нагревании? Почему образование пероксидов, а также озонидов наиболее характерно для щелочных металлов?

б) гидроксиды щелочных металлов

Как изменяется растворимость гидроксидов щелочных металлов в ряду литий – цезий? Каким образом получают гидроксиды щелочных металлов в промышленности?

в) получение гидроксида натрия из карбоната натрия

Растворить в 100 мл воды 14 г безводного карбоната натрия. Раствор перелить в круглодонную колбу емкостью 250-300 мл. На дно колбы положить кусочки битого фарфора (зачем?). Закрепить колбу в штативе таким образом, чтобы между сеткой и дном оставалось небольшое пространство. Нагреть раствор в колбе до кипения и прибавить к нему небольшими порциями 8-10 г измельченной

гашеной извести. Вставить в горло колбы воронку (для чего?) и кипятить раствор в течение часа, добавляя время от времени воду для сохранения постоянного объема. После охлаждения профильтровать раствор, измерить его объем и плотность. Сдать раствор щелочи лаборанту.

Познакомиться с величинами растворимости карбоната и гидроксида кальция. Написать уравнения реакций. Объяснить течение этого процесса в сторону образования гидроксида натрия. Можно ли этим способом получить раствор гидроксида натрия высокой концентрации? Применим ли аналогичный метод для получения гидроксида калия?

Опыт № 3. Соли щелочных металлов

а) получение гидрокарбоната натрия

На холоду 50 мл 10 %-го раствора аммиака насытить хлоридом натрия. Профильтровать раствор, налить в колбу и закрыть ее неплотно корковой пробкой с газоотводной трубкой, доходящей почти до дна. Пропускать через полученный раствор диоксид углерода (из баллона или аппарата Киппа) до тех пор, пока не прекратится выделение осадка. Отделить кристаллы на воронке Бюхнера, промыть их этиловым спиртом и высушить при комнатной температуре на воздухе. Написать уравнения реакций.

Познакомиться с величинами растворимости солей, которые могут образоваться в аммиачном растворе хлорида натрия, насыщенном диоксидом углерода. Объяснить последовательность процессов, происходящих в этой реакционной смеси.

Небольшое количество соли растворить в дистиллированной воде и проверить действие раствора на лакмус, фенолфталеин и универсальный индикатор. Объяснить наблюдаемые явления.

б) получение карбоната натрия

На дно фарфорового тигля поместить около 0,5 г гидрокарбоната натрия и прокалить его на газовой горелке в течение 20 – 30 мин.

Полученное после прокаливания вещество (каков его состав?) растворить в воде и испытать его отношение к индикаторам: фенолфталеину, метилроту, универсальному индикатору. Что наблюдается?

Какая соль сильнее гидролизуется: карбонат или гидрокарбонат натрия? Почему?

Написать формулы веществ, известных под названиями: сода кристаллическая, сода кальцинированная, сода двууглекислая, сода каустическая.

в) карбонат лития

К 2-3 мл насыщенного раствора сульфата или хлорида лития прилить насыщенный раствор карбоната натрия. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Ознакомиться с растворимостью в воде карбонатов щелочных металлов.

г) малорастворимые соли натрия и калия

1. К 0,5 мл нейтрального раствора какой-либо соли натрия прибавить несколько капель цинкуранилацетата. Отметить цвет выпавшего осадка. Написать уравнение реакции.

2. К 1 мл насыщенного нейтрального раствора какой-либо соли калия прилить раствор гидротартрата натрия или перхлората натрия. Если осадок сразу же не выпадет, ускорить появление осадка трением стеклянной палочки о внутренние стенки пробирки. Написать уравнение реакции.

Какие малорастворимые соли натрия и калия еще известны? Какие реакции используются в промышленности для разделения щелочных металлов?

д) окраска пламени солями лития, натрия, калия

В бесцветное пламя горелки внести платиновую или нихромовую проволоку. Если пламя при этом окрашивается, то следует промыть проволоку чистой соляной кислотой и прокалить в пламени горелки до получения бесцветного пламени. Опустить платиновую проволоку в раствор хлорида калия и внести в бесцветное пламя горелки. Что наблюдается? Прodelать аналогичные опыты с растворами хлоридов натрия и лития.

Щелочноземельные металлы.

Бериллий. Магний.

Опыт № 4. Свойства магния

1. Как взаимодействует магний с разбавленными и концентрированными кислотами? Написать уравнения реакций магния с азотной, серной и уксусной кислотами.

2. Зажать тигельными щипцами небольшую ленту магния (1-2 см длиной) и сжечь ее на воздухе над фарфоровой чашкой. К полученному веществу прилить несколько капель концентрированного раствора щелочи и понюхать выделяющийся газ. С какими составными частями воздуха вступает во взаимодействие магний?

3. Налить в 2 пробирки по 2-3 мл воды и положить по кусочку магния. В одну из пробирок добавить небольшое количество (0,5-1 г) хлорида аммония. Что при этом происходит? Нагреть растворы до кипения. Объяснить происходящие явления. Написать уравнения реакций. Почему в присутствии ионов аммония магний активнее взаимодействует с водой?

Опыт № 5. Соединения бериллия и магния

Соединения бериллия ядовиты. После работы с ними необходимо вымыть руки. Все остатки соединений бериллия сдавать лаборанту!

а) получение и свойства гидроксида бериллия

К 4-5 мл 3 %-го раствора сульфата бериллия приливать по каплям 10 %-й раствор аммиака до полного выпадения осадка. Испытать отношение гидроксида бериллия к 10 %-м растворам гидроксида натрия (использовать минимальное количество щелочи) и кислот. Прокипятить полученный щелочной раствор гидроксида бериллия. Что при этом выпадет в осадок? Почему при охлаждении

осадок не исчезает?

Как можно объяснить, что при нагревании водного раствора бериллата щелочного металла выпадает гидроксид бериллия, а при нагревании водного раствора хлорида или сульфата бериллия осадка гидроксида бериллия не образуется?

Написать уравнения реакций и объяснить происходящие процессы. Чему равно координационное число бериллия в бериллате натрия? Какой тип гибридизации орбиталей осуществляется при образовании бериллат-иона, какой пространственной конфигурации это соответствует?

б) получение и свойства гидроксида магния

Получить в пробирке гидроксид магния действием раствора щелочи на раствор какой-нибудь соли магния. Разлить содержимое пробирки на 3 части и испытать отношение гидроксида магния к 10%-м растворам кислот, щелочи и хлорида аммония. Написать уравнения реакций. Можно ли полностью осадить гидроксид магния, если вместо гидроксида натрия использовать раствор аммиака? К какому типу гидроксидов относится гидроксиды бериллия и магния? Написать уравнения их диссоциации.

в) основной карбонат бериллия

К 4-5 мл сульфата бериллия прилить по каплям насыщенный раствор карбоната аммония. Объяснить выпадение осадка при кипячении раствора.

г) основной карбонат магния (белая магнезия)

К нагретому до 50 °С раствору сульфата или хлорида магния (4-5 мл) приливать раствор карбоната до полного осаждения. Каков состав полученного вещества? Отфильтровать выпавший осадок, промыть водой и вместе с фильтром высушить на воздухе. Каков его состав? Нагреть фильтрат до кипения. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Какие реакции последовательно протекают в растворах солей бериллия и магния при действии на них карбонат-ионов? В результате каких процессов образуются гидроксо-ионы бериллия и магния? Как можно получить нормальный карбонат магния?

д) получение оксоацетата бериллия

Опыт проводить под тягой!

Получить основной карбонат или гидроксид бериллия. Осадок отфильтровать на бумажном фильтре, промыть водой, а затем с помощью стеклянной палочки перенести в фарфоровую чашку. Поставить чашку на кипящую водяную баню. Когда карбонат бериллия нагреется, приливать к нему по каплям предварительно вымороженную, ледяную уксусную кислоту до тех пор, пока не прекратится выделение диоксида углерода (на 1 г карбоната 2 мл уксусной кислоты). Раствор упарить досуха и повторить обработку остатка уксусной кислотой. Охладить чашку с полученным веществом в бане со снегом. Перекристаллизовать препарат из хлороформа. Нерастворившееся в хлороформе вещество отфильтровать через сухой фильтр (почему?). Фильтрат перелить в фарфоровую чашку и оставить под тягой до полного испарения хлороформа. Рассмотреть форму полученных кристаллов под микроскопом. Каковы состав и строение оксоацетата бериллия? Написать уравнение реакции.

ж) возгонка оксоацетата бериллия

Опыт проводить под тягой!

Небольшое количество кристаллов оксоацетата бериллия поместить в узкую пробирку. Слегка наклонив пробирку отверстием вниз, осторожно нагреть её в пламени горелки. Что происходит? Каков состав вещества, оседающего на стенках пробирки? Посмотреть под микроскопом кристаллы осаждённого и возогнанного оксоацетата бериллия. Для чего может быть использовано это соединение в технологии бериллия?

Кальций. Стронций. Барий.

Как могут быть получены оксиды, пероксиды и гидроксиды щелочноземельных металлов? Какие технические названия носят растворы гидроксидов кальция и бария? Как изменяются растворимость, основные свойства и термическая устойчивость гидроксидов в ряду кальция – стронция – бария?

Укажите наименее растворимые соли кальция, стронция, бария. Как доказать(опытным путем), какая из солей кальция наименее растворима? Как относится оксалат кальция к уксусной и хлороводородной кислотам? Каким образом и почему изменяется термическая устойчивость карбонатов, сульфатов и нитратов щелочноземельных металлов в ряду кальция – стронция – бария? Какие продукты, если нагреть кристаллогидрат сульфата кальция, постепенно повышая температуру?

1.3 Лабораторная работа № 3. Элементы VA, VIA подгруппы, химия простых и сложных соединений. Способы получения. Применение.

Опыт № 1. Получение и свойства бора

а) получение аморфного бора из буры

Взвесить 15 г буры. Третью часть ее перенести в железный тигель (тигель предварительно воронят) и нагревать до полного удаления влаги. После того как масса перестанет вспучиваться, всыпать в тот же тигель небольшими порциями остальную буру и снова прокалить. Раскаленный тигель охладить снаружи в холодной воде, извлечь стекловидную массу и быстро растереть ее в порошок. Приготовить 8 г смеси из обезвоженной буры и порошка магния в весовых отношениях 2:1. тщательно перемешав, внести смесь в тигель и засыпать сверху порошком сплавленной буры. Тигель закрыть крышкой и сильно прокалить на газовой горелке. Написать уравнения реакций. Полученное вещество извлечь из тигля и небольшими порциями всыпать в стакан с 50 мл 10 %-го раствора хлороводородной кислоты (**под тягой!**). Какие газообразные продукты при этом образуются? Отмыть бор от хлороводородной кислоты водой и высушить его в сушильном шкафу. Написать уравнения реакций.

б) свойства бора

Поместить в тигель небольшое количество бора. Опустить тигель в

раскаленную тигельную печь. Что происходит? Написать уравнение реакции. Как относится бор к действию кислот и щелочей?

Опыт № 2. Борная кислота

а) получение борной кислоты из буры

Растворить при нагревании в стакане 12 г буры в 25 мл воды. Какова реакция раствора на лакмус и чем она обусловлена? Написать уравнения реакций гидролиза буры в молекулярной и ионной формах. Как можно усилить гидролиз буры? Рассчитать количество 25 %-го раствора хлороводородной кислоты, необходимое для получения борной кислоты из 12 г буры. Отмерить вычисленное количество кислоты, взяв небольшой избыток (10 %), и прилить к горячему раствору буры. Дать раствору медленно остыть. Выделившиеся кристаллы отфильтровать на воронке Бюхнера, отжать между листами фильтрованной бумаги и перекристаллизовать из горячей воды, руководствуясь таблицей растворимости. Определить выход продукта в процентах.

б) свойства борной кислоты

1. Рассмотреть (под микроскопом) и зарисовать форму кристаллов борной кислоты.
2. Приготовить 2-3 мл насыщенного раствора борной кислоты, определить рН раствора, пользуясь универсальным индикатором.
3. Поместить раствор борной кислоты в фарфоровую чашку, упарить на водяной бане почти досуха, добавить немного метилового спирта и поджечь выделяющиеся пары. Чем обусловлена окраска пламени?
4. На часовое стекло налить каплю концентрированного раствора серной кислоты, каплю глицерина и присыпать небольшое количество буры. Осторожно перемешать смесь ушком нихромовой проволоки и внести в пламя горелки. Как окрашивается пламя? Написать уравнение реакции.
5. Небольшое количество борной кислоты поместить в железный тигель и нагреть пламенем газовой горелки. Что происходит при нагревании борной

кислоты? Написать уравнение реакции. Когда масса начнет вспучиваться, прикоснуться к ней стеклянной палочкой и потянуть. Что происходит?

Опыт № 3. Триоксид бора

а) получение и свойства триоксида бора

Около 5 г чистой борной кислоты насыпать в железный тигель (лучше пользоваться платиновым тиглем; почему?). Закрыть тигель крышкой, прокалить в муфельной печи при 800 °С до полного удаления воды. Какие реакции происходят при этом? Для извлечения триоксида бора следует погрузить нижнюю часть раскаленного тигля в холодную воду. Извлеченную массу перенести в хорошо закрывающуюся склянку.

Для испытания вязкости триоксида бора небольшое количество борной кислоты поместить в железный тигель, нагреть тигель и, когда масса начнет вспучиваться, подцепить часть ее стеклянной палочкой и потянуть. Что наблюдается?

Часть полученного триоксида бора обработать в пробирке водой и определить рН раствора. Написать уравнения реакций.

Опыт № 4. Окрашенные перлы буры

Нагреть в ушке нихромовой проволоки небольшое количество буры в пламени горелки. После прекращения выделения воды (как это установить?) слегка охладить полученный сплав и опустить в кристаллический нитрат кобальта. Вновь нагреть массу до плавления (в пламени горелки). Какую окраску приобрело вещество после охлаждения? Объяснить происходящие явления. Написать уравнения реакций.

Алюминий.

Опыт № 5. Свойства алюминия

Где находится алюминий в ряду напряжений металлов? Как он относится к разбавленным и концентрированным растворам кислот (хлороводородной, серной, азотной) на холоде и при нагревании, взаимодействует ли он с растворами щелочей? Напишите уравнения реакций.

а) отношение алюминия к кислороду и воде

Две алюминиевые пластинки очистить от оксида алюминия наждачной бумагой, а затем от жира промыванием в небольшом количестве спирта. Пластинки поместить в фарфоровую чашку, находящуюся в кювете с высокими бортами, и налить на них несколько капель раствора нитрата ртути (II). Через 5 мин промыть пластинки водой, одну из них положить на часовое стекло и оставить на воздухе, другую опустить в стакан с водой. Наблюдать происходящие явления и объяснить их, написать уравнения реакций.

Опыт № 6. Соединения алюминия

Гидроксид алюминия

Получить гидроксид алюминия (какие для этого можно использовать способы?). Промыть осадок методом декантации и подействовать на него:

- а) раствором серной кислоты;
- б) избытком раствора аммиака. Что наблюдается?

Написать уравнения реакций. Каким путем можно получить алюминат натрия в твердом виде?

1.4 Лабораторная работа № 4. Элементы VIIA, VIIIA подгруппы, химия простых и сложных соединений. Способы получения. Применение.

Кислородные соединения углерода.

Опыт № 1. Получение оксида углерода (IV) и изучение его свойств

Зарядить аппарат Киппа для получения диоксида углерода. Наполнить 3 сухие конические колбы диоксидом углерода (как убедиться в этом?). Сделать пламя горелки маленьким и вылить на него содержимое одной из колб. Что наблюдается?

Во вторую колбу при помощи пинцета или щипцов быстро внести ленту горящего магния. Что происходит? Написать уравнение реакции.

В третью колбу внести ложечку с зажженным на воздухе красным фосфором (**осторожно, под тягой!**). Объяснить наблюдаемые явления.

Пропустить ток диоксида углерода через дистиллированную воду в течение 3-5 мин. Испытать раствор индикаторами. Какие процессы происходят при взаимодействии диоксида углерода с водой? Какие ионы присутствуют в полученном растворе? Написать уравнения реакций. Ознакомиться с константами диссоциации угольной кислоты.

Опыт № 2. Соли угольной кислоты

1. Налить в пробирку 2-3 мл 1 н раствора гидроксида натрия и пропускать через него диоксид углерода до тех пор, пока раствор не сделается почти нейтральным. Нагреть полученный раствор. Какой газ выделяется? Испытать после этого действие раствора на индикаторы. Написать уравнения проведенных реакций и объяснить различие в действии полученных растворов на индикаторы. Какая соль сильнее гидролизуется: карбонат или гидрокарбонат натрия? Почему?

2. Испытать отношение карбонатов различных металлов к нагреванию, для

этого прокалить в тиглях следующие соли: основной карбонат меди, карбонаты магния, кальция, натрия, гидрокарбонат натрия. Что наблюдается? Написать уравнения реакций. Объяснить причины различия термической устойчивости изученных карбонатов.

Опыт № 3. Получение оксида углерода (II) и изучение его свойств

Монооксид углерода - сильный яд! Опыты проводить только под тягой, стекло опустить!

1. Собрать прибор (рисунок 3). В колбу Вюрца емкостью 100 мл налить 20 мл концентрированного раствора серной кислоты, в капельную воронку - 15 мл муравьиной кислоты, в первую промывалку - небольшое количество концентрированного раствора серной кислоты (счетчик пузырьков), вторую промывалку оставить пустой. Вместо муравьиной кислоты для получения монооксида углерода может быть использована щавелевая кислота. В этом случае капельную воронку заменить открытой длинной трубкой, доходящей почти до дна колбы Вюрца. В первую промывалку налить 10%-й раствор гидроксида натрия (зачем?), во вторую - концентрированный раствор серной кислоты.

В среднюю часть трубки из тугоплавкого стекла поместить 0,2 г оксида меди (II). В кристаллизатор налить воду.

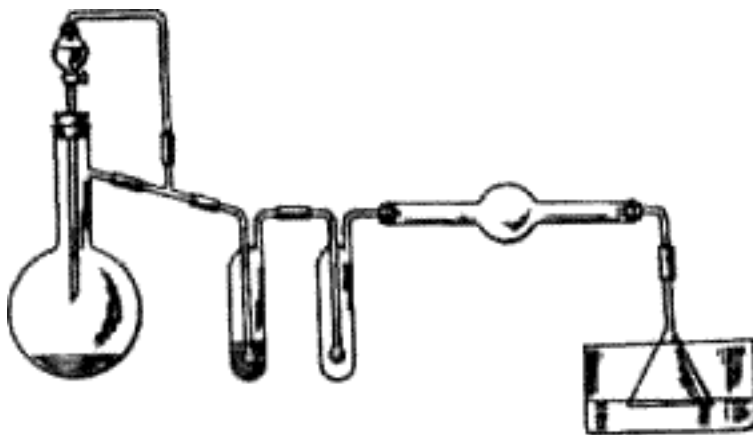


Рисунок 3 - Прибор для получения оксида углерода (II) и изучения его свойств

Осторожно нагреть до 60 °С колбу с серной кислотой и по каплям добавлять к ней муравьиную кислоту. В случае использования щавелевой кислоты нагревание реакционной смеси в колбе Вюрца следует проводить на песчаной бане до начала энергичного выделения газа. Выделяющийся газ собрать над водой в небольшую баночку и испытать горячей лучинкой. Что наблюдается?

2. Вытеснив воздух полностью из прибора (как в этом убедиться?), нагреть пламенем горелки в токе монооксида углерода ту часть трубки, где лежит оксид меди(II). Как изменяется цвет? Испытать действие выходящего газа на известковую воду. На какие свойства монооксида углерода указывает этот опыт?

3. Отставить ванну с водой, снять в конце прибора резиновую трубку с изогнутым стеклянным концом и пропустить монооксид углерода через аммиачные растворы нитрата серебра и хлорида меди (I), налитые в пробирки. Что происходит? Одинаковые ли свойства проявляет монооксид углерода в этих реакциях? Как доказать, что при нагревании образовавшегося комплексного соединения меди (I) будет выделяться монооксид углерода?

По окончании опытов охладить прибор в токе монооксида углерода. Отсоединить тугоплавкую трубку, извлечь полученный препарат и сдать его преподавателю.

Кремний.

Опыт № 4. Получение и свойства кремния

а) получение аморфного кремния

Опыт проводить под тягой!

Смешать 1 г сухого тонкоизмельченного в чугунной ступке кварцевого песка с 1,5 г порошкообразного магния. Смесь высыпать в пробирку, закрепленную в лапке штатива над листом железа или асбеста. Прогреть пробирку сначала по всей длине, а затем сильно накаливать ее дно. Что наблюдается?

Разбив пробирку, перенести продукт прокаливания небольшими порциями в

стакан с 20 мл 24 %-го раствора хлороводородной кислоты. Какой газ выделяется при этом? Чем объясняются наблюдаемые вспышки? Написать уравнения реакций. Отфильтровать кремний, собравшийся на дне стакана.

б) свойства кремния

Небольшое количество полученного кремния обработать в пробирке 20 %-м раствором гидроксида натрия. Что происходит? Написать уравнение реакции. Испытать отношение кремния к кислотам. Оставшийся препарат сохранить для последующих опытов.

Опыт № 5. Кислородные соединения кремния

а) гидролиз силиката натрия

Растворить в горячей воде несколько кристаллов силиката натрия и в случае необходимости профильтровать раствор. Испытать действие раствора на фенолфталеин. Объяснить изменение окраски индикатора.

Разлить раствор в 3 пробирки. В первую пробирку прилить разбавленную хлороводородную кислоту. Что происходит? Написать уравнение гидролиза силиката натрия. Во вторую пробирку добавить немного сухого хлорида аммония. Содержимое пробирки хорошо перемешать. Каков состав выпавшего осадка? Написать уравнение реакции. Через раствор в третьей пробирке пропустить ток диоксида углерода. Что наблюдается? Написать уравнение реакции.

б) получение «неорганического сада»

Для этого прилить в стакан 30-50 мл раствора «жидкого» стекла и поместить в раствор кристаллы солей кобальта, железа (II), алюминия, никеля и кальция. Что наблюдается?

в) гидролиз стекла

Нагреть часть стеклянной трубки до размягчения и быстро опустить конец в стакан с водой. Слить воду, перенести мелкие осколки стекла в фарфоровую ступку и растереть их в порошок. Прилить 2-3 капли раствора фенолфталеина. Объяснить появление окраски.

Как получается стекло в промышленности? Какие существуют сорта стекла? Каково агрегатное состояние стекла? Какой состав имеет техническое растворимое стекло?

г) гидрогель кремниевой кислоты

Налить в пробирку 5 мл концентрированного раствора растворимого стекла, быстро прилить к нему 3 мл 24 %-го раствора хлороводородной кислоты и перемешать стеклянной палочкой. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Как объяснить образование геля?

д) гидрозоль кремниевой кислоты

К 6 мл 30 % раствора хлороводородной кислоты прилить 1 мл растворимого стекла. Почему в данном случае не происходит образования геля? Проходит ли полученный кислый раствор через фильтр? Нагреть раствор почти до кипения, а затем охладить. Что происходит? Как можно отделить золь кремниевой кислоты от электролитов, находящихся в растворе?

Опыт № 6. Кремнефтороводородная кислота

а) получение кремнефтороводородной кислоты

Собрать прибор (рисунок 4). Смешать 2 г сухого кварцевого песка с 2 г фторида кальция. Перенести смесь в колбу Вюрца и добавить 15 мл 96 % раствора серной кислоты. Закрыть колбу пробкой. Воронка должна касаться поверхности воды в стакане. Нагреть колбу. Что при этом наблюдается? Какой газ выделяется из под воронки? Какое вещество выпадает в осадок? Что находится в растворе? Написать уравнения реакций. Раствор сохранить.

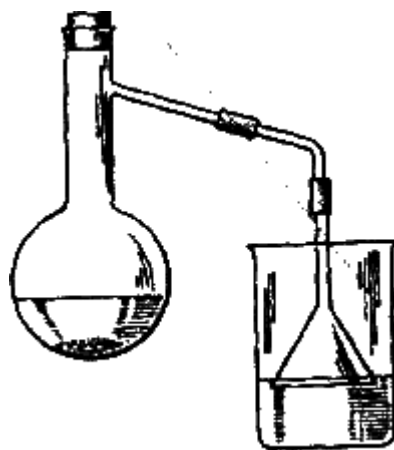


Рисунок 4 - Прибор для получения кремнефтороводородной кислоты

б) свойства кремнефтороводородной кислоты

1. Испытать действие раствора кремнефтороводородной кислоты на различные индикаторы. Изучить взаимодействие данного раствора с металлами: цинком и магнием.

2. К растворам хлоридов калия и кальция, налитым в 2 пробирки, прилить понемногу раствора кремнефтороводородной кислоты и раствора ацетата натрия. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

Олово, свинец.

Опыт № 7. Получение и свойства олова

Написать уравнения реакций, происходящих при взаимодействии олова с азотной, серной и хлороводородной кислотами в различных условиях (температура, концентрация). Растворяется ли олово в растворах щелочей?

а) крупнокристаллическое олово

Налить в стакан концентрированный раствор хлорида олова (II), подкисленный соляной кислотой, и осторожно (пипеткой) прилить дистиллированную воду таким образом, чтобы образовались два слоя (можно изменить последовательность сливания растворов). Погрузить в стакан оловянную

пластинку, часть ее должна выступать из раствора хлорида олова(II) и находиться в воде. Объяснить наблюдаемое явление.

б) получение олова восстановлением цинком

В раствор хлорида олова (II) опустить пластинку металлического цинка. Что происходит? Написать уравнение реакции.

Опыт № 8. Соединения олова

а) гидроксиды олова (II) и (IV)

В отдельных пробирках получить гидроксиды олова (II) и (IV) из растворов хлоридов олова. Чем следует осаждать гидроксиды олова? Проявляют ли гидроксиды олова амфотерные свойства? Какие соединения олова называются α - и β -оловянными кислотами? Как они получают? Написать уравнения реакций.

б) тетрагидроксостаннат(II) натрия

К раствору хлорида олова (II) прилить небольшими порциями избыток раствора гидроксида натрия. Объяснить наблюдаемые явления.

Осадить гидроксид висмута, внести его в раствор комплексной соли олова (II). Что происходит? Написать уравнения реакций. На какие свойства соединений олова (II) указывает эта реакция?

Приготовить раствор тетрагидроксостанната(II) натрия, разбавить его водой и оставить до следующего занятия. Что происходит? Как получить станнит натрия. Существует ли он в водных растворах? Напишите уравнения реакций.

в) свойства хлорида олова (II)

1. Познакомиться со способами получения хлоридов олова (II) и (IV). Какое из этих соединений должно гидролизироваться в большей степени?

2. Налить в 2 пробирки по 1-2 мл раствора хлорида олова (II). В первую пробирку прилить немного бромной воды. Как меняется цвет раствора? Во вторую пробирку добавить немного сернистой кислоты. Что наблюдается? Написать уравнения реакций. На какие свойства соединений олова (II) указывают эти

реакции?

г) сульфиды олова (II) и (IV)

В хлороводородные растворы хлоридов олова (II) и (IV) в отдельных пробирках пропустить ток сероводорода. Какой цвет имеют выпадающие из раствора осадки сульфидов? Написать уравнения реакций.

Чем можно объяснить различное действие сульфида и полисульфида аммония на сульфид олова (II) и сульфид олова (IV)?

Свинец.

Соединения свинца ядовиты, поэтому после проведения опытов надо тщательно вымыть руки теплой водой с мылом.

Опыт № 9. Получение и свойства свинца

а) получение свинца вытеснением цинком

Налить в пробирку несколько миллилитров раствора ацетата свинца и опустить в него гранулу цинка. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. В каких кислотах лучше всего растворяется свинец?

Опыт № 10. Оксиды и гидроксиды свинца

Какой состав имеют глет, массикот, оксид свинца (IV) и сурик? В каких условиях они образуются? Какое строение они имеют? Какие степени окисления имеет свинец в этих оксидах?

1. Взять 3 пробирки, в одну из них поместить небольшое количество оксида свинца (II), во вторую - оксида свинца (IV), в третью - сурик. В каждую пробирку налить 3-5 мл концентрированной хлороводородной кислоты. Перемешать

содержимое пробирок и нагреть. Что наблюдается? Какой газ выделяется? Написать уравнения реакций. Какие свойства проявляют в этой реакции оксид свинца (IV) и сурик?

2. Сделать аналогичный опыт, заменив хлороводородную кислоту 10%-м раствором азотной кислоты. Написать уравнения реакций.

3. В 0,1 н. раствор сульфата марганца, подкисленный 10%-м раствором серной кислоты, внести 0,5 г оксида свинца (IV) и нагреть. Дать осадку отстояться. Чем обусловлено изменение окраски раствора? Написать уравнение реакции. Будет ли происходить аналогичная реакция с оксидом свинца (II) и суриком?

а) гидроксиды свинца (II) и (IV)

Какими свойствами обладают гидроксиды свинца (II) и (IV)? Написать формулы комплексных плюмбатов натрия, образующихся в водных растворах. Какой состав имеют плюмбаты полученные сплавлением оксидов свинца со щелочью?

Опыт № 11. Соли свинца и их свойства

а) иодид свинца

К раствору ацетата свинца в пробирке прилить раствор йодида калия. Что наблюдается? Отлить часть раствора с осадком (около 1 мл) в стакан, добавить 10-15 мл воды, подкисленной уксусной кислотой, и нагреть. Какой цвет полученного раствора? Охладить раствор. Объяснить наблюдаемые явления. Сравнить растворимость в воде йодида и хлорида свинца. Как она меняется с температурой?

б) основной карбонат свинца (свинцовые белила)

Растворить 1 г ацетата свинца в 6 мл воды, в приготовленный раствор внести при помешивании небольшими порциями 0,5 г оксида свинца (II) и нагреть. Что происходит?

Через полученный раствор основного ацетата свинца пропустить ток диоксида углерода. Каков состав вещества, выпадающего в осадок? Написать уравнения реакций.

Какой состав имеют цинковые и титановые белила? Какие белила обладают лучшими качествами - лучшей кроющей способностью и неизменностью цвета при длительном нахождении на воздухе?

В каких условиях получают средний карбонат свинца (сравнить с карбонатом магния)?

в) сульфид свинца

Получить сульфид свинца осаждением его из водного раствора ацетата свинца, слить раствор с осадка и обработать осадок разбавленным раствором азотной кислоты. Что получается? Написать уравнения реакций и объяснить их течение.

Прилить к осадку сульфида свинца, находящемуся в пробирке, пероксид водорода и сильно встряхнуть. Какие изменения при этом наблюдаются? Написать уравнение реакции. Почему во всех реакциях используют раствор ацетата свинца, а не какую-либо другую соль?

Список использованных источников

1 Практикум по неорганической химии [Текст] : учеб. пособие для вузов / [В. А. Алешин и др.]; под ред. Ю. Д. Третьякова. - М. : Академия, 2004. - 384 с. - (Высшее профессиональное образование). - Авт. указаны на обороте тит. л. - Библиогр.: с. 378. - ISBN 5-7695-1568-6.

2 Неорганическая химия [Текст] : в 3 т.: учебник / под ред. Ю. Д. Третьякова . - 2-е изд., испр. - М. : Академия, 2008. - (Высшее профессиональное образование), Т. 1 : Физико-химические основы неорганической химии. - , 2008. - 235 с. : ил - ISBN 978-5-7695-5240-3.

3 Неорганическая химия [Текст] : в 3 т.: учебник / под ред. Ю. Д. Третьякова . - М. : Академия, 2004. - (Высшее профессиональное образование), Т. 2 : Химия непереходных элементов. - , 2004. - 367 с. : ил - ISBN 5- 7695-1436-1.

4 Неорганическая химия [Текст] : учебник: в 3 т. / под ред. Ю. Д. Третьякова . - М. : Академия, 2007. - (Высшее профессиональное образование), Т. 3, кн. 1 : Химия переходных элементов. - , 2007. - 350 с. : ил - ISBN 5-7695-2532-0.

5 Неорганическая химия [Текст] : учебник: в 3 т. / под ред. Ю. Д. Третьякова . - М. : Академия, 2007. - (Высшее профессиональное образование), Т. 3, кн. 2 : Химия переходных элементов. - , 2007. - 400 с. : ил - ISBN 5-7695-2533-9.

6 Неорганическая химия. Химия элементов [Текст] : в 2 кн.: учеб. для вузов / Ю. Д. Третьяков [и др.] . - М. : Химия, 2001, Кн. 1 : . - 472 с. : ил. - Библиогр.: с. 472. - ISBN 5-7245-1213-0.

7 Неорганическая химия. Химия элементов [Текст] : в 2 кн.: учеб. для вузов / Ю. Д. Третьяков [и др.] . - М. : Химия, 2001. Кн. 2 : . - Библиогр.: с. 1055. - ISBN 5-7245-1214-9.

8 Воскресенский, П. И. Техника лабораторных работ [Текст] /

П. И. Воскресенский.- 10-е изд., стер. - М. : Химия, 1973. - 288 с. : ил.

9 Рачинский, Ф. Ю. Техника лабораторных работ [Текст] / Ф. Ю. Рачинский, М. Ф. Рачинская; под ред. Д. П. Добычина. - Л. : Химия, 1982. - 432 с. - Библиогр.: с. 416-418. - Предм. указ.: с. 419-431.

10 Техника лабораторных работ по учебной практике: лабораторный практикум [Электронный ресурс] / Л.Б. Кашеварова, Н.Р.Стрельцова, Т.П. Павлова, В.А. Моско – Казань: КГТУ, 2009.

11 Берлин, А. Я. Техника лабораторной работы в органической химии [Текст] / А. Я. Берлин.- 3-е изд., испр. и доп. - М. : Химия, 1973. - 368 с. : ил. - Предм. указ.: с. 355-368.

12 Коровин, Н. В. Лабораторные работы по химии [Текст] : учеб. пособие для вузов / Н. В. Коровин, Э. И. Мингулина, Н. Г. Рыжова ; под ред. Н. В. Коровина.- 2-е изд., перераб. и доп. - М. : Высш. шк., 1998. - 256 с. : ил.. - Библиогр.: с. 236. - Прил.: с. 237-254.

13 Руководство к лабораторным работам по общей химии [Текст] : учеб. пособие для студентов нехим. специальностей вузов / А. Ф. Богоявленский . - М. : Высш. шк., 1972. - 192 с. : ил.. - Прил.: с. 169-187.

14 Герчук, М. П. Руководство к практическим занятиям по неорганической химии [Текст] : учеб. пособие для кооп. ин-тов / М. П. Герчук. - М. : Изд-во Центросоюза, 1962. - 196 с. : ил.

15 Лабораторный практикум по общей химии [Текст] : полумикрометод: учеб. пособие для нехим. и хим.-технол. специальностей вузов / [З. Г. Васильева и др.].- 4-е стер. изд. - М. : Химия, 1971. - 309 с. : ил. - Прил.: с. 297-308.

16 Архипов, Б.Н. Лабораторные работы по неорганической, органической химии и техническому анализу [Текст] / Б.Н. Архипов .- 2-е изд., испр. и доп. - М. : Высш. шк., 1967. - 264 с. : ил.

17 Справочник по химии [Текст] : пособие для учащихся / П. И. Воскресенский [и др.] .- 3-е изд., перераб. и доп. - М. : Просвещение, 1974. – 288 с. - Прил.: с. 266-279. - Предм. указ.: с. 280-287.

18 Руководство к практическим занятиям по технологии неорганических

веществ [Текст] : учеб. пособие для хим.-технол. специальностей вузов / М. Е. Позин [и др.]; под общ. ред. М. Е. Позина.- 2-е изд., перераб. и доп. - Л. : Госхимиздат, 1963. - 376 с. : ил. - Прил.: с. 370-376.

19 Леснова, Е. В. Практикум по неорганическому синтезу. [Текст] : учеб. пособие для хим. и хим.-технол. техникумов / Е. В. Леснова.- 2-е изд., перераб. и доп. - М. : Высш. шк., 1977. - 168 с. : ил.

20 Методические указания к выполнению лабораторных работ по неорганической химии [Электронный ресурс] / Издательство МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2009.

21 Сборник контрольных вопросов и задач для защиты лабораторных работ по курсу химии: методические указания [Электронный ресурс] / Издательство МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2009.

22 Карякин, Ю. В. Чистые химические вещества [Текст] : рук. по приготовлению неорганических реактивов и препаратов в лаб. условиях / Ю. В. Карякин, И. И. Ангелов.- 4-е изд., перераб. и доп. - М. : Химия, 1974. - 408 с. : ил.

23 Практикум по общей и неорганической химии [Текст] : учеб. пособие для вузов / Л. Ю. Аликберова [и др.]. - М. : Владос, 2004. - 320 с. - (Практикум для вузов). - Прил.: с. 293-310. - Библиогр.: с. 311. - ISBN 5-691-01143-X.

24 Коттон, Ф. Современная неорганическая химия [Текст] / Ф. Коттон, Дж. Уилкинсон. - М. : Мир, 1969 Т. 1 : Общая теория / пер. с англ. С. С. Чуранова ; под ред. К. В. Астахова. - 1969. - 224 с.: ил. - Библиогр.: с. 221-223. Т. 2 : Химия непереходных элементов : пер. с англ. Е. К. Ивановой, Г. В. Прохоровой, С. С. Чуранова; под ред. К. В. Астахова. - 1969. - 494 с.: ил. - Библиогр.: с. 487. Т.3 : Химия переходных элементов : пер. с англ. М.Н. Варгафтика; под ред. М.Е. Дяткиной. - 1969. - 592 с.: ил. - Предм. указ.: с. 577-588.

25 Вредные химические вещества. Неорганические соединения элементов I-IV групп [Текст] : справочник / под ред. В. А. Филова . - Л. : Химия, 1988. - 512 с. - Прил.: с. 456-499. - Библиогр.: с. 500-501.

Приложение А

(справочное)

Наименования неорганических веществ

Таблица А.1 – Систематические и традиционные названия некоторых неорганических кислот и солей

Формула	Кислоты		Соли
	Систематическое название	Традиционное название	Традиционное название
$B(OH)_3$ (H_3BO_3)	Тригидроксид бора	Борная (ортоборная)	Бораты (ортобораты)
$H_2CO_3^*$	Триоксокарбонат (VI) водорода	Угольная	Карбонаты
$H_2SiO_3^*$	Триоксосиликат (VI) водорода	Метакремниевая	Метасиликаты
$H_4SiO_4^*$	Тетраоксосиликат (VI) водорода	Ортокремниевая	Ортосиликаты
HNO_2	Диоксонитрат (III) водорода	Азотистая	Нитриты
HNO_3	Триоксонитрат (V) водорода	Азотная	Нитраты
HPO_3	Триоксофосфат (V) водорода	Метафосфорная	Метафосфаты
H_3PO_4	Тетраоксофосфат (V) водорода	Ортофосфорная	Ортофосфаты
$H_4P_2O_7$	Гептаоксодифосфат (V) водорода	Пирофосфорная	Дифосфаты
$H_3AsO_4^*$	Тетраоксоарсенат (V) водорода	Мышьяковая	Арсенаты
H_2O_2	Диоксид диводорода	Пероксид водорода	Пероксиды

Продолжение таблицы А.1

Формула	Кислоты		Соли
	Систематическое название	Традиционное название	Традиционное название
H_2S	Сульфид водорода	Сероводородная	Сульфиды
H_2SO_3^*	Триоксосульфат (IV) водорода	Сернистая	Сульфиты
H_2SO_4	Тетраоксосульфат (VI) водорода	Серная	Сульфаты
$\text{H}_2\text{SO}_3\text{S}$	Триоксодисульфат (II) водорода	Тиосерная	Тиосульфаты
HF	Фторид водорода	Фтороводородная	Фториды
HCl	Хлорид водорода	Хлороводородная	Хлориды
HClO^*	Оксохлорат (I) водорода	Хлорноватистая	Гипохлориты
HClO_2^*	Диоксохлорат (III) водорода	Хлористая	Хлориты
HClO_3^*	Триоксохлорат (V) водорода	Хлорноватая	Хлораты
HClO_4	Тетраоксохлорат (VII) водорода	Хлорная	Перхлораты
HBr	Бромид водорода	Бромоводородная	Бромиды
HBrO^*	Оксобромат (I) водорода	Бромноватистая	Гипобромиты
HBrO_3^*	Триоксобромат (V) водорода	Бромноватая	Броматы
HBrO_4^*	Тетраоксобромат (VII) водорода	Бромная	Перброматы
HI	Иодид водорода	Иодоводородная	Иодиды
HIO^*	Оксоиодат (I) водорода	Иодноватистая	Гипоиодиды
HIO_3	Триоксоиодат (V) водорода	Иодноватая	Иодаты

Продолжение таблицы А.1

Формула	Кислоты		Соли
	Систематическое название	Традиционное название	Традиционное название
H_5IO_6	Гексаоксоиодат (VII) водорода	Ортопериодная	Ортопериодаты
H_2CrO_4^*	Тетраоксохромат (VI) водорода	Хромовая	Хроматы
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7^*$	Гептаоксодихромат (VI) водорода	Дихромовая	Дихроматы
HMnO_4^*	Тетраоксоманганат (VII) водорода	Марганцовая	Перманганаты
*В свободном виде не выделена			

Таблица А.2 – Тривиальные названия и формулы некоторых неорганических веществ

Тривиальное название	Формула
Аммонийная селитра	NH_4NO_3
Алюмокалиевые квасцы	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
Английская соль	$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Баритовые белила	Ba SO_4
Белая сажа	$\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
Белый графит	$\text{BN}_{(\text{гекс})}$
Берлинская лазурь	$\text{KFe(III)[Fe(CN)}_6]$
Бертолетова соль	KClO_3
Болотный (рудничный) газ	CH_4
Боразон	$\text{BN}_{(\text{куб})}$
Бура ювелирная	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
Веселящий газ	N_2O

Продолжение таблицы А.2

Тривиальное название	Формула
Гашеная (едкая) известь, пушонка	Ca(OH)_2
Гипс (другие формы: алебастр, мариенглас)	$\text{Ca SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Глауберова соль	$\text{Na}_2 \text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Глинозем (другие формы: корунд, алунд)	Al_2O_3
Двойной суперфосфат	$\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$
Едкий барит	Ba(OH)_2
Едкий натр	NaOH
Едкое кали, калиевый щелок	KOH
Железный купорос	$\text{Fe SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Железокалиевые квасцы	$\text{KFe(SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
Желтая кровяная соль	$\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
Жженая (негашеная) известь, известковая земля	CaO
Жженая магнезия	MgO
Жженный (строительный) гипс	$2\text{Ca SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Известковая (норвежская) селитра	$\text{Ca(NO}_3)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Индийская (калийная) селитра	KNO_3
Каломель	Hg_2Cl_2
Кальцинированная сода	Na_2CO_3
Каменная (поваренная) соль	NaCl
Карборунд	SiC
Каустик, каустическая сода	NaOH
Киноварь	HgS
Красная кровяная соль	$\text{K}_3[\text{Fe(CN)}_6]$
Красный сурик	Pb_3O_4
Кремнезем	SiO_2
Кристаллическая сода	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Медный купорос	$\text{Cu SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Продолжение таблицы А.2

Тривиальное название	Формула
Медная лазурь	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{CuCO}_3$
Мел (другие формы: мрамор, известняк)	CaCO_3
Натронная (чилийская) селитра	NaNO_3
Нашатырный спирт	NH_4OH
Нашатырь	NH_4Cl
Питьевая сода	NaHCO_3
Поташ	K_2CO_3
Пруссеновская лазурь	$\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$
Свинцовые белила	$\text{Pb}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{PbCO}_3$
Свинцовый купорос	PbSO_4
Сернистый газ	SO_2
Силикагель	$\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} (n \leq 6)$
Сулема	HgCl_2
Сурик	Pb_3O_4
Сусальное золото	SnS_2 (тонкие пластины)
Сухой лед	CO_2
Турнбулева синь	$\text{KFe(II)[Fe(CN)}_6]$
Угарный газ	CO
Углекислый газ	CO_2
Фреон – 12	CF_2Cl_2
Фосген	COCl_2
Хлорное железо	$\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
Хромовый купорос	$\text{CrSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Хромокалиевые квасцы	$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
Хромпик	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Цементит	Fe_3C
Цинковый купорос	$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

Таблица А.3 – Технические названия некоторых дисперсных систем (смесей, растворов)

Техническое название	Состав
Аммиачная вода	Водный раствор NH_3
Баритовая вода	Насыщенный водный раствор $\text{Ba}(\text{OH})_2$
Белильная (хлорная) известь	Смесь $\text{Ca}(\text{OCl})_2$, CaCl_2 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$
Бордосская жидкость	Раствор CuSO_4 в известковом молоке
Бромная вода	Водный раствор Br_2 (содержит HBrO и HBr)
Водяной газ	Смесь CO и H_2
Генераторный газ	Смесь CO (25% об.), N_2 (70% об.) и CO_2 (4% об.)
Гидравлический гипс	Смесь CaSO_4 и CaO
Гипсовая вода	Насыщенный раствор CaSO_4
Гремучий газ	Смесь H_2 (2/3 объема) и O_2 (1/3 объема)
Жидкое стекло	Щелочной водный раствор Na_2SiO_3 и K_2SiO_3
Известка	Смесь $\text{Ca}(\text{OH})_2$, песка и воды
Известковая вода	Насыщенный водный раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$
Известковое молоко	Суспензия $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в известковой воде
Известь венская	Смесь CaO и MgO
Иодная настойка	Раствор, содержащий 5 г I_2 , 2 г KI , 50 мл 96%-ного раствора этилового спирта на каждые 50 мл воды
Купоросное масло	Концентрированный раствор H_2SO_4
Ляпис	Смесь AgNO_3 и KNO_3
Олеум	Раствор SO_3 в H_2SO_4 (содержит $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$)
Пергидроль	30%-ный водный раствор H_2O_2
Плавиковая кислота	Концентрированный водный раствор HF
Свинцовый уксус	Водный раствор $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
Серая известь	Неочищенный $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
Сероводородная вода	Насыщенный водный раствор H_2S

Продолжение таблицы А.3

Техническое название	Состав
Синильная кислота	Водный раствор HCN
Соляная кислота	35 – 36%-ный водный раствор HCl
Термит	Смесь порошкообразных Al и Fe_3O_4
Уксус	3 – 7%-ный водный раствор уксусной кислоты
Уксусная эссенция	80%-ный водный раствор CH_3COOH
Формалин	37%-ный водный раствор формальдегида HCHO
Хлорная вода	Водный раствор Cl_2 (содержит HClO и HCl)
Хромовая смесь	Смесь концентрированной H_2SO_4 (1/2 объема) и насыщенного водного раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (1/2 объема)
Царская водка	Смесь концентрированной HNO_3 (1/4 объема) и соляной кислоты (3/4 объема)

Приложение Б

(справочное)

Свойства некоторых кислот и оснований

Таблица Б.1 - Константы диссоциации (K_d) кислот и оснований

Кислота	K_d	Основание	K_d
CH ₃ COOH	$1,75 \cdot 10^{-5}$	NH ₄ OH	$1,77 \cdot 10^{-5}$
H ₂ CO ₃ K ₁	$4,45 \cdot 10^{-7}$	Cu(OH) ₂ K ₂	$3,4 \cdot 10^{-7}$
	$4,8 \cdot 10^{-11}$	Zn(OH) ₂ K ₂	$1,5 \cdot 10^{-9}$
H ₂ S K ₁	$1,1 \cdot 10^{-7}$	Al(OH) ₃ K ₃	$1,4 \cdot 10^{-9}$
	$2,5 \cdot 10^{-13}$	Ni(OH) ₂ K ₂	$2,5 \cdot 10^{-5}$
H ₂ SiO ₃ K ₁	$2,2 \cdot 10^{-10}$	Fe(OH) ₃ K ₃	$1,4 \cdot 10^{-12}$
	$1,6 \cdot 10^{-22}$	Fe(OH) ₂ K ₂	$1,3 \cdot 10^{-4}$
HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$	Ba(OH) ₂ K ₂	$2,3 \cdot 10^{-1}$
H ₃ BO ₃ K ₁	$7,1 \cdot 10^{-10}$	Cd(OH) ₂ K ₂	$5,0 \cdot 10^{-3}$
H ₃ PO ₄ K ₁	$7,1 \cdot 10^{-3}$	Co(OH) ₂ K ₂	$4,0 \cdot 10^{-5}$
	$6,2 \cdot 10^{-8}$	Mg(OH) ₂ K ₂	$2,5 \cdot 10^{-3}$
	$5,0 \cdot 10^{-13}$	Mn(OH) ₂ K ₂	$5,0 \cdot 10^{-4}$
HNO ₂	$4,0 \cdot 10^{-4}$	Pb(OH) ₂ K ₂	$3,0 \cdot 10^{-8}$
H ₂ SO ₃ K ₁	$1,6 \cdot 10^{-2}$	AgOH	$5,0 \cdot 10^{-3}$
	$6,2 \cdot 10^{-8}$	Be(OH) ₂ K ₂	$5 \cdot 10^{-11}$
H ₂ C ₂ O ₄ K ₁	$5,9 \cdot 10^{-2}$	Sr(OH) ₂ K ₂	$1,5 \cdot 10^{-1}$
	$6,4 \cdot 10^{-5}$	Ca(OH) ₂ K ₂	$4,0 \cdot 10^{-2}$
H ₃ AsO ₄ K ₁	$5,3 \cdot 10^{-3}$	LiOH	$6,8 \cdot 10^{-1}$
HClO	$2,9 \cdot 10^{-8}$		
HClO ₂	$1,1 \cdot 10^{-2}$		
HJO ₃	$2,3 \cdot 10^{-11}$		

**МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ Федеральное государственное автономное
образовательное учреждение высшего образования
«СЕВЕРО-КАВКАЗСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ
УНИВЕРСИТЕТ»**

Методические указания для обучающихся по организации и проведению самостоятельной работы
по дисциплине

Дополнительные главы химии редких и редкоземельных элементов

Направление подготовки 04.04.01 Химия
Направленность (профиль)
Химия современных материалов и технологий

Ставрополь, 2026

Методические рекомендации предназначены для организации практической и самостоятельной работы студентам направления подготовки 04.04.01, включают порядок выполнения, оформления и защиты самостоятельной работы, перечень задач по дисциплине, примеры решения типовых задач.

Выполнение практической и самостоятельной работы является неотъемлемой частью подготовки студентов.

Методические указания составлены в соответствии с требованиями ФГОС и программой дисциплины.

Содержание

1. Формулировка задания и его объем	5
2. Общие требования к написанию к оформлению самостоятельной работы.....	5
3. Рекомендации по организации выполнения самостоятельной работы	6
3.1 Индивидуальные задания.	6
4. Список рекомендуемой литературы.....	30
Приложения	32

Химия, Неорганическая химия является одной из естественнонаучных дисциплин, изучающих материальный мир, законы его развития, химическую форму движения материи.

Одним из основных видов учебных занятий студентов – самостоятельная работа над учебным материалом, которая складывается из изучения дисциплины по учебникам и учебным пособиям; выполнения контрольного задания; индивидуальных консультаций (очные и письменные); защита лабораторного практикума; сдачи экзамена по дисциплине и др.

Дисциплина химического профиля необходима для формирования химических умений, логического химического мышления.

В самостоятельной работе предусматривается выполнение заданий, которые позволяют оценить теоретическую и практическую подготовку студента по дисциплине.

1. Формулировка задания и его объем

Выполнение самостоятельной работы является одним из этапов изучения данной дисциплины и выполняется студентами по индивидуальному заданию. Вариант выбирается по последним двум цифрам зачетной книжки. Если две цифры превышают 30, то вариант выбирается из суммы двух последних цифр. Исходные данные для решения задач представлены в таблице 1 (приложение А).

Самостоятельная работа выполняется с целью закрепления, систематизации и углубления теоретических знаний, выработки умения применять практические знания при проведении научного эксперимента, логического химического мышления, осмысление материала лабораторного практикума.

Самостоятельная работа предусматривает решение 12 задач и выполняется по следующим темам: 1. Моль. Эквиваленты и эквивалентные массы простых и сложных веществ. Закон эквивалентов. 2. Строение атома и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь. 3. Энергетика химических процессов (Химическое сродство). 4. Химическая кинетика и химическое равновесие. 5. Способы выражения концентрации растворов. 6. Свойство растворов. 7. Ионно-молекулярные (ионные) реакции обмена. 8. Гидролиз солей. 9. Окислительно-восстановительные реакции.

Рекомендуемый объем работы составляет 10-12 страниц рукописного текста.

2. Общие требования к написанию и оформлению самостоятельной работы

1. Самостоятельная работа выполняется в обычной ученической тетради (12 или 18 листов) или на листах формата А 4.

2. На титульном листе указываются: наименование вуза (первая страница данного МУ), кафедра (химия), предмет (химия), вариант самостоятельной работы, номер зачетной книжки с указанием специальности, ФИО студента и ведущего преподавателя, дата выполнения работы.

3. На каждой странице тетради оставлять широкие поля: 5 - 6 клеток или 3 см для замечаний преподавателя; писать четко и ясно, номера и условия задач переписывать в том порядке, в каком они указаны в задании.

4. Нумерация страниц ведется арабскими цифрами сверху, по центру, начиная с титульного листа и далее последовательно до последней страницы. На титульном листе номер страниц не ставится.

5. Для решения задач записать данные (если это требуется в соответствии с условием задач). Охарактеризовать закон, метод, дать пояснение к применяемой формуле или решению задач. Решение задач должно быть подробным с проведением всех расчетов, формул и пояснений к ней, графических изображений электронных формул.

При положительном заключении работы студент допускается к защите. Порядок защиты следующий: студент обязан изложить сущность теоретического материала, расчетные формулы и определения к ним, основные понятия и определения по строению вещества.

Работа должна включать:

1. Титульный лист.
2. Расчеты теоретических задач.
3. Роспись электронных конфигураций атомов элементов.
4. Список используемой литературы.

Расчетную часть студент проводит с подробным изложением основных законов химии, закономерностей протекания химических реакций, термодинамической вероятности протекания реакций, подбора коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях, электрохимических процессов, возможных методов умягчения воды, способов выражения концентраций, растворов электролитов и вопросы дисциплины химии, связанные с ее применением в строительстве.

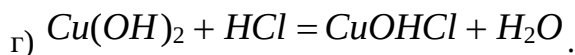
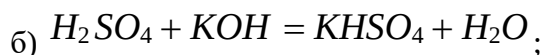
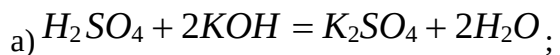
3 Рекомендации по организации самостоятельной работы.

3.1 Индивидуальные задания

Моль. Эквиваленты и эквивалентные массы простых и сложных веществ. Закон эквивалентов

1. Вычислите эквивалент H_3PO_4 , при реакциях обмена, в результате которых образуются кислые и средние соли.

2. Найдите эквивалент H_2SO_4 и $Cu(OH)_2$ в следующих реакциях:



3. Определите эквивалент и эквивалентную массу фосфора, кислорода и брома в соединениях PH_3 , H_2O , HBr .

4. В какой массе $NaOH$ содержится столько же эквивалентов, сколько в $140 \text{ г } KOH$?

Ответ: 100 г .

5. Из $1,35 \text{ г}$ оксида металла получается $3,15 \text{ г}$ его нитрата. Вычислите эквивалентную массу этого металла. Ответ: $32,5 \text{ г / моль}$.

6. Олово образует два оксида. Первый содержит $78,8 \%$, второй - $88,2 \%$ олова. Вычислите эквивалент олова в этих оксидах. Ответ: $29,7 ; 59,3 \text{ г / моль}$.

7. Из $1,35 \text{ г}$ оксида металла получается $2,85 \text{ г}$ сульфата этого же металла MeSO_4 . Вычислите эквивалент металла. Ответ: 28 г / моль .

8. Из $1,3 \text{ г}$ гидроксида металла получается $2,85 \text{ г}$ его сульфата. Вычислите эквивалентную массу этого металла. Ответ: 9 г / моль .

9. Оксид трехвалентного элемента содержит $31,58 \%$ кислорода. Вычислите эквивалентную, мольную и атомную массы этого элемента.

10. Чему равен при н.у. эквивалентный объем водорода. Вычислите эквивалентную массу металла, если на восстановление $1,017 \text{ г}$ его оксида израсходовалось $0,28 \text{ л}$ водорода (н.у.). Ответ: $32,68 \text{ г / моль}$.

11. Один оксид марганца содержит $22,56 \%$ кислорода, а другой $50,50 \%$. Вычислите эквиваленты марганца в этих оксидах и составьте их формулы.

12. Выразите в молях: а) $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул C_2H_2 ; б) $1,80 \cdot 10^{24}$ атомов азота; в) $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул NH_3 . Какова мольная масса указанных веществ?

13. Вычислить эквивалент и эквивалентную массу H_3PO_4 в реакциях образования: а) гидрофосфата, б) дигидрофосфата; в) ортофосфата натрия.

14. В $2,48 \text{ г}$ оксида одновалентного металла содержится $1,84 \text{ г}$ металла. Вычислите эквивалентные массы металла и его оксида. Чему равна мольная и атомная масса этого металла?

15. Чему равен при н.у. эквивалентный объем кислорода? На сжигание $1,5 \text{ г}$ двухвалентного металла требуется $0,69 \text{ л}$ кислорода (н.у.). Вычислите эквивалентную массу, мольную массу и атомную массу этого металла.

Ответ: $12,17 \text{ г / моль} ; 24,35 \text{ г / моль} ; 12,17 \text{ г / моль}$.

16. Из $3,31 \text{ г}$ нитрата металла получается $2,78 \text{ г}$ его хлорида. Вычислите эквивалентную массу этого металла. Ответ: $103,6 \text{ г / моль}$.

17. Напишите уравнения реакций $Fe(OH)_3$ с хлороводородной (HCl) кислотой, при которых образуются следующие соединения железа: а) хлорид дигидроксожелеза (III); б) дихлорид гидроксожелеза (III); в) хлорид железа (III). Вычислите эквивалент и эквивалентную массу $Fe(OH)_3$ в каждой из этих реакций?

18. При восстановлении $1,2 \text{ г}$ оксида металла водородом образовалось $0,27 \text{ г}$ воды. Вычислите эквивалент оксида и эквивалент металла.

Ответ: $40,00 \text{ г/моль}$; 32 г/моль .

19. Избытком гидроксида калия действовали на растворы:

а) дигидрофосфата калия; б) нитрата дигидроксовисмута (III). Напишите уравнения реакций этих веществ с KOH и определите их эквиваленты и эквивалентные массы.

20. Вещество содержит $39,0 \text{ г}$ серы, эквивалент которой $16,0 \text{ г/моль}$ и мышьяк. Вычислите эквивалент и валентность мышьяка, составьте формулу этого вещества. Ответ: $25,03 \text{ г/моль}$; -3 ; As_2S_3 .

21. В каком количестве $Cr(OH)_3$ содержится столько же эквивалентов, сколько в $174,96 \text{ г}$ $Mg(OH)_2$?
 Ответ: $207,14 \text{ г}$.

22. Избытком хлороводородной (соляной) кислоты действовали на растворы: а) гидрокарбоната кальция; б) дихлорида гидроксоалюминия. Напишите уравнения реакций этих веществ с HCl и определите их эквиваленты и эквивалентные массы.

23. При окислении $16,74 \text{ г}$ двухвалентного металла образовалось $21,54 \text{ г}$ оксида. Вычислите эквивалентные массы металла и его оксида. Чему равны мольная и атомная массы металла?

Ответ: $27,9 \text{ г/моль}$; $35,9 \text{ г/моль}$; $55,8 \text{ г/моль}$; $27,9 \text{ а.е.м.}$

24. При взаимодействии $3,24 \text{ г}$ трехвалентного металла с кислотой выделяется $4,03 \text{ л}$ водорода ($n.u.$). Вычислите эквивалентную, мольную и атомную массы металла.

25. Исходя из мольной массы углерода и воды, определите абсолютную массу атома углерода и молекулы воды в граммах.

Ответ: $2,0 \cdot 10^{-23} \text{ г}$; $3,0 \cdot 10^{-23} \text{ г}$.

26. На нейтрализацию $9,797 \text{ г}$ фосфорной кислоты израсходовано $7,889 \text{ г}$ $NaOH$. Вычислите эквивалент, эквивалентную массу и основность H_3PO_4 в этой реакции. На

основании расчета напишите уравнение реакции.

Ответ: 0,5 моль, 49 г/моль, 2.

27. На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты H_3PO_3 израсходовано 1,291 г KOH . Вычислите эквивалент, эквивалентную массу и основность кислоты. На основании расчета напишите уравнение реакции.

Ответ: 0,5 моль, 41 г/моль, 2.

28. Одна и та же масса металла, измеренного при н.у. соединяется с 1,591 г галогена и с 70,2 см³ кислорода, измеренного при н.у. Вычислите эквивалент галогена. Ответ: 126,9 г/моль.

29. На нейтрализацию 1,125 г щавелевой кислоты потребовалось 1 г $NaOH$. Определите эквивалент кислоты. Ответ: 45 г/моль.

30. Одно и то же количество металла соединяется с 0,6 г кислорода и 9,534 г галогена. Рассчитайте эквивалент галогена. Ответ: 127,1 г/моль.

Строение атома и периодическая система химических элементов

Д. И. Менделеева. Химическая связь

31. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 40 и 51. Покажите распределение электронов этих атомов по квантовым ячейкам, к какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

32. Для атома с электронной структурой $1s^2 2s^2 2p^5$ впишите в таблицу значения четырех квантовых чисел: n , l , m_l , m_s определяющие каждый из электронов в нормальном состоянии (таблица 1).

Таблица 1 - Распределение электронов с помощью 4-х квантовых чисел

Квантовые числа	Номер электрона								
	1	2	3	4	5	6	7	8	9
n									
l									
m_l									
m_s									

33. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 39 и 53. Распределите электроны этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

34. Сколько свободных d -орбиталей содержится в атомах Sc , Ti , V ? Напишите электронные формулы атомов этих элементов, применив правила Клечковского.

35. Энергетическое состояние внешнего электрона атома описывается следующими значениями квантовых чисел: $n = 4$, $l = 0$, $m_l = 0$, $m_s = \frac{1}{2}$. Атомы, каких элементов имеют такой электрон? Составьте электронные формулы атомов этих элементов, применив правила Клечковского.

36. Какое максимальное число электронов могут занимать s -, p -, d - и f -орбитали данного энергетического уровня? Почему? Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 52.

37. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: $4s$ или $3d$; $6s$ или $4p$? Почему? Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 56.

38. Как зависит энергия электрона в атоме от орбитального квантового числа (l) при постоянном значении главного квантового числа (n): увеличивается, уменьшается с ростом l или остается неизменной. Ответ мотивируйте.

39. Какие орбитали атома заполняются электронами раньше: $4d$ или $5s$; $6s$ или $5p$? Почему? Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 75.

40. Сколько атомных орбиталей содержится на подуровне, для которого: $l = 0$; $l = 1$; $l = 2$. Объясните.

41. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 35 и 73. Сколько свободных d -орбиталей у атомов последнего элемента?

42. Какое максимальное число электронов может содержаться на энергетическом уровне: $n = 2$, $n = 3$, $n = 4$, $n = 5$?

43. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 49 и 75. Чему равен суммарный спин p -электронов у атомов первого и d -электронов у атомов второго элемента?

44. Сколько и какие значения может принимать магнитное квантовое число m_l при орбитальном числе $l = 0, 1, 2, 3$? Какие элементы в периодической системе называют s -, p -, d -, f -элементами? Приведите примеры.

45. Какие значения могут принимать квантовые числа n, l, m_l, m_s , характеризующие состояние электронов в атоме? Какие значения они принимают для внешних электронов атома магния?

46. Какие из электронных формул, отражающих строение невозбужденного атома некоторого элемента неверны: а) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$ или $1s^2 2s^2 2p^6$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2$? Почему? Атомам каких элементов отвечают правильно составленные электронные формулы?

47. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 42 и 33, учитывая, что у первого происходит «проскок» одного $5s$ -электрона на $4d$ -подуровень. Чему равен суммарный спин d -электронов у атомов первого и p -электронов у атомов второго элементов?

48. Квантовые числа для электронов внешнего энергетического уровня атомов некоторого элемента имеют следующие значения: $n = 4, l = 0, m_l = 0, m_s = +\frac{1}{2}$. Напишите

электронную формулу атома этого элемента и определите, сколько свободных $3d$ -орбиталей он содержит.

49. В чем заключается принцип Паули? Может ли быть на каком-нибудь подуровне атома p^7 или d^{12} электронов? Почему? Составьте электронную формулу атома элемента с порядковым номером 82 и укажите его валентные электроны.

50. Назовите электронную конфигурацию атомов, пользуясь электронными формулами для элементов с порядковыми номерами 12, 25, 45.

51. Пользуясь правилом Гунда, распределите электроны по энергетическим ячейкам, соответствующим внешнему энергетическому состоянию, для атомов элементов с порядковыми номерами 26, 49, 74.

52. Напишите все квантовые числа для электронов атомов: а) лития, бериллия, углерода; б) азота, кислорода, фтора.

53. Напишите значения квантовых чисел m_l и m_s для тех четырнадцати электронов, для которых главное и орбитальное числа соответственно равны 4 и 3.

54. Определите по правилу Клечковского порядок заполнения электронами подуровней в атомах элементов, если их суммы $(n + l)$ соответственно равны 4; 5; 6.

55. Сколько свободных f -орбиталей содержится в атомах элементов с порядковыми номерами 61, 62, 91, 92? Пользуясь правилом Гунда, распределите электроны по энергетическим ячейкам для атомов этих элементов.

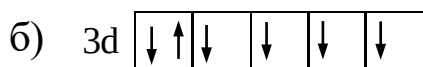
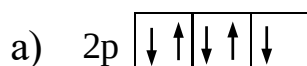
56. В атомах каких элементов IV периода наибольшее число не спаренных d -электронов? Представьте структуру d -подуровней атомов этих элементов.

57. Напишите электронные формулы атомов элементов и назовите их, если значения квантовых чисел (n, l, m_l, m_s) электронов наружного электронного слоя следующие: а) 1, 0, 0, $+\frac{1}{2}$; 2, 0, 0, $-\frac{1}{2}$; б) 3, 1, -1, $-\frac{1}{2}$; 3, 1, 0, $-\frac{1}{2}$; 3, 1, +1, $-\frac{1}{2}$.

58. Составьте электронные формулы еще не открытых элементов $N_{108, 113}$, укажите, какое место они займут в периодической системе Д. И. Менделеева.

59. Охарактеризуйте квантовыми числами следующие состояния электронов:

60. Напишите электронные формулы атомов элементов и назовите их, если значения



квантовых чисел (n, l, m_l, m_s) электронов наружного (последнего) и предпоследнего электронных слоев следующие:

а) 6, 0, 0, $+\frac{1}{2}$; 6, 0, 0, $-\frac{1}{2}$; 6, 1, -1, $+\frac{1}{2}$;

б) 3, 2, -2, $+\frac{1}{2}$; 3, 2, -1, $+\frac{1}{2}$; 4, 0, 0, $\pm\frac{1}{2}$.

61. Что такое энергия ионизации? В каких единицах она выражается? Как измеряется восстановительная активность s - и p -элементов в группах периодической системы с увеличением порядкового номера? Почему?

62. Исходя из величин потенциалов ионизации, укажите, какой из приведенных элементов: Be , Mg , Ca , Sr , Ba — проявляет наиболее ярко выраженные металлические свойства? Почему?

63. Что такое электроотрицательность? Как изменяется электроотрицательность P - элементов в периоде и группе периодической системы с увеличением порядкового номера элемента? Почему?

64. Что такое сродство к электрону? В каких единицах оно выражается? Как изменяется окислительная активность неметаллов в периоде и группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Ответ мотивируйте строением атома соответствующего элемента.

65. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода в периодической системе, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется кислотно-основной характер этих соединений при переходе от натрия к хлору? Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксидов алюминия. Какие из элементов четвертого периода ванадий или мышьяк обладают более выраженными металлическими свойствами? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом? Ответ мотивируйте, исходя из строения атома данных элементов.

66. Марганец образует соединения, в которых он проявляет степень окисления $+2, +3, +4, +6, +7$. Составьте формулы его оксидов, гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида марганца (IV).

67. У какого элемента четвертого периода хрома или селена сильнее выражены металлические свойства? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом? Ответ мотивируйте строением атомов хрома и селена.

68. Какую низшую степень окисления проявляют хлор, сера, азот и углерод? Почему? Составьте формулы соединений алюминия с данными элементами, в этой степени окисления. Как называются соответствующие соединения?

69. У какого из P -элементов пятой группы периодической системы фосфора, или сурьмы, сильнее выражены неметаллические свойства? Какое из водородных соединений данных элементов более сильный восстановитель? Ответ мотивируйте строением атомов этих элементов.

70. Исходя из положения металла в периодической системе, дайте мотивированный ответ на вопрос: какой из двух гидроксидов является более сильным основанием: $Ba(OH)_2$ или $Mg(OH)_2$; $Ca(OH)_2$ или $Fe(OH)_2$; $Cd(OH)_2$ или $Sr(OH)_2$?

71. Какова современная формулировка периодического закона? Объясните, почему в периодической системе элементов аргон, кобальт, теллур и торий помещены соответственно перед калием, никелем, иодом и протактинием, хотя и имеют большую атомную массу?

72. Атомы каких элементов четвертого периода периодической системы образуют оксиды, отвечающие их высшей степени окисления O_2O_5 ? Какой из них дает газообразные соединения с водородом? Составьте формулы кислот, отвечающих этим оксидам, и изобразите их графически.

73. Каков характер изменения свойств элементов в V периоде периодической системы? Каков порядок заполнения электронных оболочек атомов элементов этого периода?

74. Какое положение занимает химический элемент хлор в периодической системе элементов Д. И. Менделеева? Какие степени окисления характерны для хлора? Как изменяются кислотные, окислительно-восстановительные свойства и термические свойства (устойчивость) в ряду кислородсодержащих кислот хлора?

75. Какие водородные соединения образуют P-элементы второго периода? Как изменяются прочность и кислотные свойства этих соединений в периоде слева направо?

76. Какую химическую связь называют ковалентной? Как метод валентных связей (BC) объясняет строение молекулы воды?

77. Какая ковалентная связь называется неполярной и какая полярной? Что служит количественной мерой полярности ковалентной связи? Составьте электронные схемы строения молекул N_2 , H_2O , HI . Какие из них являются диполями?

78. Какой способ образования ковалентной связи называется донорно-акцепторным? Какие химические связи имеются в ионах NH_4^+ и BF_4^- ? Укажите донор и акцептор.

79. Какая ковалентная связь называется σ -связью и какая π -связью? Разберите на примере строения молекулы азота.

80. Какая химическая связь называется ионной? Каков механизм ее образования? Какие свойства ионной связи отличают ее от ковалентной? Приведите два примера типичных ионных соединений. Напишите уравнения превращения соответствующих ионов в нейтральные атомы.

81. Как изменяются в периоде слева направо и в группе сверху вниз атомные радиусы элементов: а) уменьшаются; б) увеличиваются; в) остаются неизменными? Ответ мотивируйте.

82. Как изменяется электроотрицательность атомов элементов при переходе в периоде слева направо и в группе сверху вниз: а) уменьшается; б) увеличивается; в) остается неизменным? Ответ мотивируйте.

83. Исходя из значений энергии ионизации, укажите, какой из элементов проявляет наиболее выраженные металлические свойства: Li , Na , K , Rb , Cs .

84. Исходя из величин электроотрицательности, укажите, какой из элементов обладает наибольшей способностью принимать электроны: F , Cl , Br , I ?

85. Какое из приведенных газообразных водородных соединений наиболее прочно и какое наименее прочно: NH_3 , PH_3 , AsH_3 , SbH_3 , BiH_3 ?

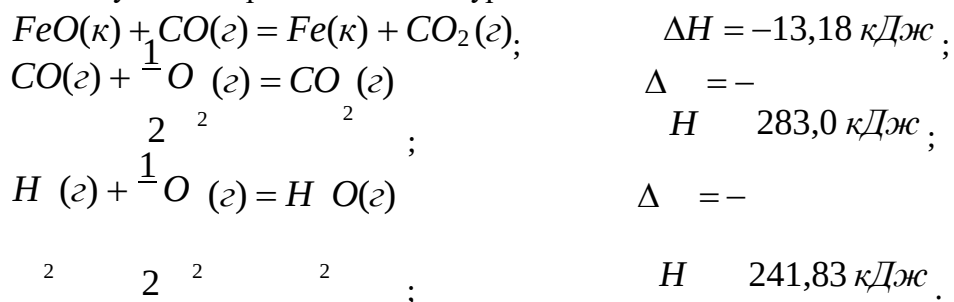
Энергетика химических процессов

(Химическое сродство)

86. Вычислите, какое количество теплоты выделится при восстановлении Fe_2O_3 металлическим алюминием, если было получено $335,1 \text{ г}$ железа.

87. Газообразный этиловый спирт C_2H_5OH можно получить при взаимодействии этилена C_2H_4 и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. Ответ: $-45,67 \text{ кДж}$.

88. Вычислить тепловой эффект реакции восстановления оксида железа (II) водородом, исходя из следующих термохимических уравнений:



Ответ: $+27,99 \text{ кДж}$.

89. Найти изменение внутренней энергии при испарении 75 г этилового спирта при температуре кипения, если удельная теплота его испарения равна $857,7 \text{ Дж/г}$, а удельный объем пара при температуре кипения равен $607 \text{ см}^3/\text{г}$. Объемом жидкости пренебречь.

Ответ: $59,72 \text{ кДж}$.

90. При взаимодействии газообразных сероводорода и диоксида углерода образуются пары воды и сероуглерода $CS_2(\text{г})$. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

Ответ: $65,43 \text{ кДж}$.

91. Напишите термохимическое уравнение реакции между $CO(\text{г})$ и водородом, в результате которого образуются $CH_4(\text{г})$ и $H_2O(\text{г})$. Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено $67,2 \text{ л}$ метана в пересчете на нормальные условия? Ответ: $+618,48 \text{ кДж}$.

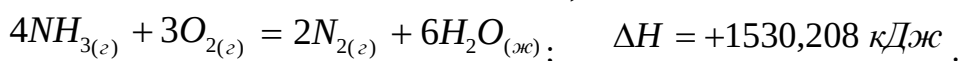
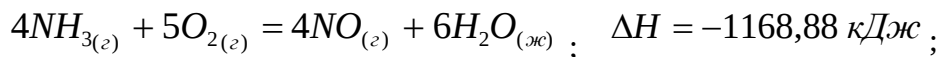
92. Растворение моля безводной соли Na_2CO_3 в достаточно большом количестве воды сопровождается выделением $25,10 \text{ кДж}$ теплоты, тогда так при растворении кристаллогидрата $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ поглощается $66,94 \text{ кДж}$ теплоты. Вычислить теплоту гидратации Na_2CO_3 (теплоту образования кристаллогидрата).
 Ответ: $-92,04 \text{ кДж}$.

93. При взаимодействии газообразных метана и сероводорода образуются сероуглерод $CS_2(g)$ и водород. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

Ответ: $+230,43 \text{ кДж}$.

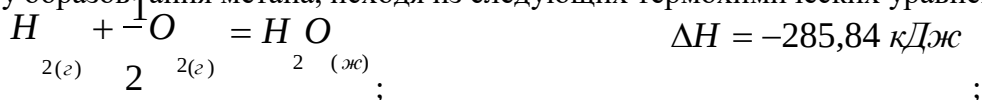
94. Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразных аммиака и хлорида водорода. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. Сколько теплоты выделится, если в реакции было израсходовано 10 л аммиака в пересчете на нормальные условия?
 Ответ: $+78,97 \text{ кДж}$.

95. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования NO ? Вычислите теплоту образования NO , исходя из следующих термохимических уравнений:



Ответ: $90,37 \text{ кДж}$.

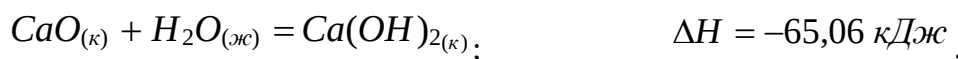
96. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования метана? Вычислите теплоту образования метана, исходя из следующих термохимических уравнений:



Ответ: $-74,88 \text{ кДж}$.

97. Тепловой эффект какой реакции равен теплоте образования гидроксида кальция? Вычислите теплоту образования гидроксида кальция, исходя из следующих термохимических уравнений:





Ответ: $-986,50 \text{ кДж} / \text{моль}$.

98. Тепловой эффект реакции сгорания жидкого бензола с образованием паров воды и оксида углерода (IV) равен $-3135,58 \text{ кДж}$. Составьте термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования $C_6H_{6(jc)}$. Ответ: $+49,03 \text{ кДж}$.

99. При взаимодействии трех молей гемииоксида азота N_2O с аммиаком образуются азот и пары воды. Тепловой эффект реакции равен $-877,76 \text{ кДж}$. Вычислите теплоту образования $N_2O_{(z)}$. Ответ: $+81,55 \text{ кДж}$.

100. Вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании 165 л (н.у.) ацетилена C_2H_2 , если продуктами сгорания являются оксид углерода (IV) и пары воды? Ответ: $+9248,8 \text{ кДж}$.

101. Реакция горения метилового спирта выражается термохимическим уравнением:

$$\underset{3}{CH_3} \underset{(ж)}{OH} + \frac{3}{2} \underset{2(z)}{O} = \underset{2(z)}{CO} + 2 \underset{2(jc)}{H_2O} ; \Delta H = ?$$

Вычислите тепловой эффект этой реакции, если известно, что молярная теплота парообразования $CH_3OH_{(ж)}$ равна $+37,4 \text{ кДж}$.

102. При сгорании $11,5 \text{ г}$ жидкого этилового спирта (C_2H_5OH) выделилось $308,71 \text{ кДж}$ теплоты. Напишите термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и оксид углерода (IV). Вычислите теплоту образования $C_2H_5OH_{(ж)}$. Ответ: $-277,67 \text{ кДж}$.

103. Вычислите тепловой эффект реакции и напишите термохимическое уравнение горения 1 моль этана $C_2H_6(z)$, в результате которого образуются пары воды и оксид углерода (IV). Сколько теплоты выделится при сгорании 1 м^3 этана в пересчете на нормальные условия.

Ответ: $63742,86 \text{ кДж}$.

104. При взаимодействии $6,3 \text{ г}$ железа с серой выделилось $11,31 \text{ кДж}$ теплоты. Вычислите теплоту образования сульфида железа (II) FeS .

Ответ: $-100,26 \text{ кДж}$.

105. При сгорании 1 л ацетилена (н.у.) выделяется $56,053 \text{ кДж}$ теплоты. Напишите

термохимическое уравнение реакции, в результате которой образуются пары воды и оксид углерода (IV). Вычислите теплоту образования $\text{C}_2\text{H}_2(\text{г})$.

Ответ:

$+ 226,75 \text{ кДж}$.

106. При получении эквивалентной массы гидроксида кальция из $\text{CaO}_{(\text{к})}$ и $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ выделяется $32,53 \text{ кДж}$ теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и

вычислите теплоту образования оксида кальция.

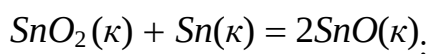
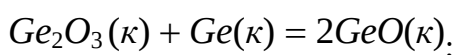
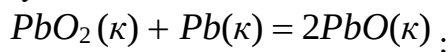
Ответ:

$- 635,6 \text{ кДж}$.

107. Подсчитав ΔG° реакции: $\text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{NO}_2$. Определите, возможна ли такая? $\Delta G(\text{NH}_4\text{NO}_2) = -256,04 \text{ кДж}$.

108. Пользуясь значениями ΔG° реагирующих веществ, рассчитайте ΔG° реакции и определите возможность ее протекания: $\text{PbO}(\text{к}) + \text{C}(\text{к}) = \text{CO}(\text{г}) + \text{Pb}(\text{к})$.

109. На основании значений ΔG°_{298} приведенных ниже оксидов германия, олова и свинца, укажите, какие из них являются окислителями, какие восстановителями.



$$\Delta G^\circ_{298}(\text{SnO}_2(\text{к})) = -519,65 \text{ кДж/ моль},$$

$$\Delta G^\circ_{298}(\text{SnO}(\text{к})) = -257,32 \text{ кДж/ моль}.$$

110. Реакция горения бензола выражается $\Delta G^\circ_{298}(\text{SnO}_2(\text{к})) = -519,65 \text{ кДж}$ термохимическим уравнением:



Вычислите тепловой эффект этой реакции; если известно, что молярная теплота парообразования бензола равна $+ 33,9 \text{ кДж}$.

111. Вычислить ΔH° , ΔS° , ΔG°_T реакции, протекающей по уравнению: $\text{TiO}_2(\text{к}) + 2\text{C}(\text{к}) = \text{Ti}(\text{к}) + 2\text{CO}(\text{г})$.

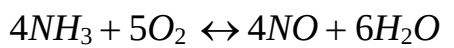
Возможна ли реакция восстановления TiO_2 углеродом при температурах 1000 и 3000K ?

Таблица 2 – Стандартные теплоты (энтальпии) образования ΔH°_{298} некоторых веществ

Вещество	Состояние	ΔH°_{298} , кДж / моль	Вещество	Состояние	ΔH°_{298} , кДж / моль
1	2	3	4	5	6
C_2H_2	г	+ 226,75	CO	г	-110,52
CS_2	г	+115,28	CH_3OH	г	- 210,17
NO	г	+ 90,37	C_2H_5OH	г	- 235,31
C_6H_6	г	+ 82,93	H_2O	г	- 241,83
C_2H_4	г	+ 52,28	H_2O	ж	- 285,84
H_2S	г	- 20,15	NH_4Cl	к	- 315,39
NH_3	г	- 46,19	CO_2	г	- 393,51
CH_4	г	- 74,85	Fe_2O_3	к	- 882,10
C_2H_6	г	- 84,67	$Ca(OH)_2$	к	- 986,50
HCl	г	- 92,31	Al_2O_3	к	- 669,80

Химическая кинетика и химическое равновесие

112. Окисление аммиака идет по уравнению:



Через некоторое время после начала реакции концентрации реагирующих веществ были (моль / л): $[NH_3] = 0,9$; $[O_2] = 2,0$; $[NO] = 0,3$. Вычислите концентрацию $[H_2O]$ в этот

момент и начальные концентрации $[NH_3]$ и $[O_2]$.

Ответ:

0,45 моль / л; 1,2 моль / л; 2,375 моль / л.

113. При 393 K реакция заканчивается за 25 минут. Через сколько времени эта реакция закончится при 443 K , если температурный коэффициент скорости реакции равен 2,5?

Ответ: 15,3 с.

114. Реакция протекает по уравнению $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$. Как изменится скорость реакции, если концентрацию $[N_2]$ увеличить в 3 раза, а $[H_2]$ в 5 раз.

Ответ: в 375 раз.

115. Константа скорости реакции $A + 2B \leftrightarrow C$ равна $0,6 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$. Начальная концентрация: $[A] = 5 \text{ моль} / \text{л}$, $[B] = 3 \text{ моль} / \text{л}$. Какова стала концентрация вещества A и

скорость реакции, если в результате реакции $[B] = 1 \text{ моль} / \text{л}$.
 Ответ: $4 \text{ моль} / \text{л}$, $2,4 \text{ моль} / \text{л} \cdot \text{с}$.

116. Константа равновесия реакции $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ равна 0,1. Равновесные концентрации: $[H_2] = 3 \text{ моль} / \text{л}$, $[NH_3] = 9 \text{ моль} / \text{л}$. Рассчитайте исходную и равновесную концентрацию $[N_2]$.

Ответ: $34,5 \text{ моль} / \text{л}$, $30 \text{ моль} / \text{л}$.

117. Разложение N_2O протекает по уравнению $2N_2O = 2N_2 + O_2$. Константа скорости данной реакции $5 \cdot 10^{-4} \text{ л} \cdot \text{мин}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}$. Начальная концентрация $[N_2O] = 6 \text{ моль} / \text{л}$. Определите скорость реакции в начальный момент когда разложится 50 % N_2O .

Ответ: $0,018 \text{ моль} / \text{л} \cdot \text{мин}$, $0,0045 \text{ моль} / \text{л} \cdot \text{мин}$.

118. Константа равновесия гомогенной системы $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ при некоторой температуре равна 0,1. Равновесие концентрации водорода и аммиака соответственно равны 0,2 и $0,08 \text{ моль} / \text{л}$. Вычислите равновесную и исходную концентрации азота. Ответ: $8 \text{ моль} / \text{л}$, $8,04 \text{ моль} / \text{л}$.

119. Равновесие в системе $2Cl_{2(г)} + 2H_2O_{(г)} = 4HCl_{(г)} + O_{2(г)}$ установилось при следующих концентрациях ($\text{моль} / \text{л}$): $[Cl_2] = 0,8$, $[H_2O] = 2,2$, $[HCl] = 1,1$, $[O_2] = 1,6$. Вычислить константу равновесия и исходные концентрации $[Cl_2]$ и $[H_2O]$.
 Ответ: $0,75 \text{ моль} / \text{л}$.

120. В каком направлении будет смещаться равновесие реакции $2Cl_{2(г)} + 2H_2O_{(г)} = 4HCl_{(г)} + O_{2(г)}$ при уменьшении объема в три раза?

121. На сколько нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 50 раз? Температурный коэффициент равен 2,3.

Ответ: $47^\circ C$.

122. Определить температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении

температуры на 45°C реакция замедлилась в 30 раз.

Ответ: 2,13.

123. На сколько нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 50 раз? Температурный коэффициент равен 2,3.

Ответ: 47°C.

124. Реакция протекает по уравнению $2A = B$. Исходная концентрация вещества $[A] = 0,5 \text{ моль / л}$. Константа равновесия реакции $0,5 \text{ моль / л}$. Найдите равновесие концентрации вещества.

Ответ: 0,067 моль / л; 0,366 моль / л.

Способы выражения концентраций растворов

125. Вычислить молярную и нормальную концентрации 20 % – го раствора хлорида кальция, плотность которого $1,178 \text{ г / см}^3$.

Ответ: 2,1 M, 4,2 н.

126. Чему равна нормальность 30 % – го раствора NaOH, плотность которого $1,328 \text{ г / см}^3$? К 1 л этого раствора прибавили 5 л воды. Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.

Ответ: 9,96 н.; 7,3 %.

127. Вычислите нормальную и молярную концентрацию 20,8 % – го раствора HNO_3 , плотность которого $1,12 \text{ г / см}^3$. Сколько граммов кислоты содержится в 4 л этого раствора?
 Ответ: 3,7 н., 4,17 м, 931,8 г.

128. К 3 л 10 % – го раствора HNO_3 плотностью $1,054 \text{ г / см}^3$ прибавили 5 л 2 % – го раствора той же кислоты плотностью $1,009 \text{ г / см}^3$. Вычислите процентную и молярную концентрацию полученного раствора, объем которого равен 8 л.
 Ответ: 5 %, 0,82 M.

129. Вычислите молярную, эквивалентную и молярную концентрации 16 % – го раствора хлорида алюминия (AlCl_3) плотностью $1,149 \text{ г / см}^3$.

Ответ: $1,38 M$, $4,14 H$, $1,43 m$.

130. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 75 см^3 $0,3 \text{ н.}$ раствора H_2SO_4 прибавить 125 см^3 $0,2 \text{ н.}$ раствора KOH ?

Ответ: $0,14 \text{ г KOH}$.

131. Для осаждения в виде AgCl всего серебра, содержащегося в 100 см^3 раствора AgNO_3 , потребовалось 50 см^3 $0,2 \text{ н.}$ раствора HCl . Какова нормальность раствора AgNO_3 ? Какая масса AgCl выпала в осадок?

Ответ: $0,1 \text{ н.}; 1,435 \text{ г}$.

132. Какой объем $20,01\% - \text{го}$ раствора HCl (плотность $1,1 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 1 л $10,17\% - \text{го}$ раствора ($\rho = 1,050 \text{ г/см}^3$).

Ответ: $488,88 \text{ см}^3$.

133. Смешали 10 см^3 $10\% - \text{го}$ раствора HNO_3 ($\rho = 1,056 \text{ г/см}^3$) и 100 см^3 $30\% - \text{го}$ раствора HNO_3 ($\rho = 1,184 \text{ г/см}^3$). Вычислите процентную концентрацию полученного раствора.

Ответ: $28,38\%$.

134. Какой объем $50\% - \text{го}$ раствора KOH ($\rho = 1,538 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 3 л $6\% - \text{го}$ раствора ($\rho = 1,048 \text{ г/см}^3$)?

Ответ: $245,5 \text{ см}^3$.

135. Какой объем $10\% - \text{го}$ раствора карбоната натрия ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 5 л $2\% - \text{го}$ раствора ($\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$).

Ответ: $923,1 \text{ см}^3$.

136. На нейтрализацию 31 см^3 $0,16 \text{ н.}$ раствора щелочи требуется 217 см^3 раствора H_2SO_4 . Чему равны нормальность и титр раствора H_2SO_4 ?

Ответ: $0,023 \text{ н.}, 1,127 \text{ г/см}^3$.

137. Какой объем $0,3 \text{ н.}$ раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора, содержащего $0,32 \text{ г NaOH}$ в 40 см^3 ?

Ответ: $26,6 \text{ см}^3$.

138. На нейтрализацию 1 л раствора, содержащего 1,4 г KOH , требуется 50 см³ раствора кислоты. Вычислите нормальность раствора кислоты.
 Ответ: 0,53 н.

139. Какая масса HNO_3 содержалась в растворе, если на нейтрализацию его потребовалось 35 см³ 0,4 н. раствора $NaOH$? Каков титр раствора $NaOH$?
 Ответ: 0,882 г, 0,016 г/см³.

140. Какую массу $NaNO_3$ нужно растворить в 400 г воды, чтобы приготовить 20 %-ый раствор?
 Ответ: 100 г.

141. Смешали 300 г 20 %-го раствора и 500 г 40 %-го раствора $NaCl$. Чему равна процентная концентрация полученного раствора?
 Ответ: 32,5 %.

142. Смешали 247 г 62 %-го и 145 г 18 %-го раствора серной кислоты. Какова процентная концентрация полученного раствора?
 Ответ: 42,75 %.

143. Из 700 г 60 %-го раствора серной кислоты выпариванием удалили 200 г воды. Чему равна процентная концентрация оставшегося раствора?
 Ответ: 84 %.

144. Из 10 кг 20 %-го раствора при охлаждении выделилось 400 г соли. Чему равна процентная концентрация охлажденного раствора?
 Ответ: 16,7 %.

145. Вычислите степень диссоциации HNO_2 в ее 0,01 М растворе и концентрацию ионов водорода в растворе, если $K_D = 4,6 \cdot 10^{-4}$.

146. В 6 л насыщенного раствора $PbSO_4$ содержится 0,186 г иона свинца (II). Вычислите произведение растворимости.
 Ответ: $2,25 \cdot 10^{-8}$.

147. Определите константу диссоциации кислоты, если водородный показатель в 0,08 н. растворе одноосновной кислоты равен $pH = 2,4$.

148. В $0,5 \text{ л}$ раствора содержится 2 г неэлектролита, и этот раствор при $t = 0^\circ\text{C}$ имеет осмотическое давление, равное $0,51 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Определите молекулярную массу растворенного вещества.

149. Концентрация насыщенного при $t = 20^\circ\text{C}$ раствора сероводородной кислоты составляет $0,13 \text{ моль/л}$. Константа диссоциации по первой ступени $K_{\text{Д}_1} = 1 \cdot 10^{-7}$.

Определите концентрации ионов $[H^+]_{\text{и}}$ $[HS^-]$.

150. Произведение растворимости иодида серебра AgI $8,5 \cdot 10^{-7}$. Образуется ли осадок, если смешать равные объемы $0,02 \text{ н.}$ раствора KJ и $0,04 \text{ н.}$ раствора $AgNO_3$?

151. Определите pH $0,001 \text{ М}$ раствора KOH , считая диссоциацию полной.

152. Определите pH раствора в 3 л которого содержится $0,81 \cdot 10^{-3} \text{ г}$ — ионов $[OH]^-$.

153. Какое количество нитрата серебра ($AgNO_3$) содержалось в растворе, если из этого раствора было вытеснено медью $4,32 \text{ г}$ серебра.

154. Из 3 л 50% — го раствора едкого калия, плотность которого равна $1,51 \text{ г/см}^3$, нужно приготовить 10% раствор ($\rho = 1,09 \text{ г/см}^3$). Сколько воды нужно взять для приготовления указанного раствора?

155. Константа диссоциации сероводородной кислоты по первой ступени $K_{\text{Д}_1} = 9 \cdot 10^{-8}$.
Определить концентрацию водородных ионов в $0,1 \text{ н.}$ растворе H_2S .

156. При $t = 20^\circ\text{C}$ в 1 л насыщенного раствора иодида серебра AgI содержится $0,044 \text{ г}$ соли. Вычислите произведение растворимости.

157. Сколько граммов $CaCl_2$ потребуется для приготовления 2 л 20% — го раствора, плотность равна $1,177 \text{ г/см}^3$.
Ответ: $470,8 \text{ г}$.

158. Степень диссоциации H_3PO_4 по первой ступени в $0,1 \text{ М}$ растворе равна $0,17$ не учитывая диссоциацию по следующим ступеням, вычислите концентрацию водородных ионов $[H^+]$ в растворе.

159. Растворимость $BaCO_3$ растворимости карбоната бария.

равна $8,9 \cdot 10^{-5}$ моль/ л .
Вычислите
произведение

160. Концентрация ионов водорода в растворе равно $2,5 \cdot 10^{-5}$ г-ион/л, определите pH и pOH .

161. К 780 мл 20 %-го раствора $NaOH$ ($\rho = 1,225$ г/мл) прибавили 140 мл 10 %-го раствора $NaOH$ ($\rho_1 = 1,1152$ г/мл). Определить процентную концентрацию полученного раствора. Ответ: 18,596 %.

162. Вычислите степень диссоциации α и $[H^+]$ в 0,1 М растворе хлорноватистой кислоты, если $K_d = 5 \cdot 10^{-8}$.

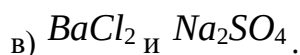
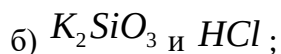
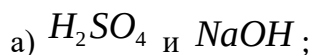
163. Вычислите молярную концентрацию раствора K_2SO_4 , в 0,02 л которого содержится 17,4 г растворенного вещества.

164. Степень диссоциации 0,1 н. раствора NH_4OH равна 1,3 % (0,013). Сколько растворенных частиц (молекул и ионов) содержится в 1 л такого раствора?

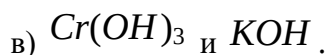
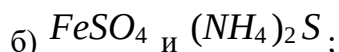
165. Произведение растворимости PbI_2 равно $8,7 \cdot 10^{-6}$. Вычислите концентрацию ионов $[Pb^{2+}]$ и ионов $[I^-]$ в насыщенном растворе PbI_2 .

Ионно-молекулярные (ионные) реакции обмена

166. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах, посчитайте сумму стехиометрических коэффициентов в сокращенных уравнениях между:



167. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах, посчитайте сумму стехиометрических коэффициентов в молекулярных уравнениях между:



168. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих при смешивании растворов, чему равна сумма стехиометрических коэффициентов в полном и сокращенном ионных уравнениях следующих веществ:

- а) $AgNO_3 + FeCl_3$;
- б) $CaCO_3 + HCl$;
- в) $Na_3PO_4 + Ba(NO_3)_2$.

169. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия:

- а) хлорида бария и сульфата алюминия;
- б) ацетата калия и серной кислоты;
- в) хлорида аммония и едкого кали (при нагревании).

170. Смешивают попарно растворы:

- а) $Cu(NO_3)_2 + Na_2SO_4 \rightarrow$;
- б) $BaCl_2 + K_2SO_4 \rightarrow$;
- в) $Ca(OH)_2 + HCl \rightarrow$;
- г) $K_2Cr_2O_7 + K_2SO_4 \rightarrow$;
- д) $K_2Cr_2O_7 + CaCl_2 \rightarrow$.

В каких из приведенных случаев реакции пойдут до конца? Составьте для них молекулярные и ионные уравнения, чему равна сумма коэффициентов в полных ионных уравнениях.

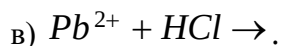
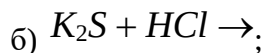
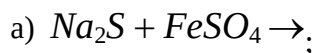
171. Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций, протекающих в растворах между следующими веществами:

- а) дигидрофосфатом калия и едким кали;
- б) карбонатом кальция и соляной кислотой;
- в) гидроксидом олова (II) и едким натром.

172. Составьте молекулярные и ионные уравнения, протекающие в растворах следующих веществ:

- а) $MgCl_2 + Na_2CO_3 \rightarrow$;
- б) $CH_3COOK + H_2SO_4 \rightarrow$;
- в) $MgCO_3 + HCl \rightarrow$.

173. Составьте уравнения реакций, протекающих в растворах при взаимодействии следующих веществ:



Уравнения реакций напишите в молекулярной и ионной формах.

Гидролиз солей

174. Почему раствор соды Na_2CO_3 имеет щелочную реакцию, а раствор хлорида цинка - кислоту? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций гидролиза.

175. Казеиновый клей в порошке, поступающий в торговую сеть, кроме органического вещества казеина содержит гидроксид кальция, карбонат натрия, сульфат меди (II) и фторид натрия. Напишите полные и сокращенные ионные уравнения реакций, которые происходят между входящими в клей минеральными веществами при растворении его в воде. Напишите возможные реакции гидролиза.

176. К раствору $FeCl_3$ добавили следующие вещества: а) HCl ;

б) KOH ; в) $ZnCl_2$; г) Na_2CO_3 . В каких случаях гидролиз хлорида железа (III) усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

177. К раствору Na_2CO_3 ; добавили следующие вещества: а) HCl ;

б) $NaOH$; в) $Cu(NO_3)_2$; г) K_2S . В каких случаях гидролиз карбоната натрия усилится? Почему? Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

178. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей: CH_3COOK , $ZnSO_4$, $Al(NO_3)_3$. Какое значение $pH (> 7 <)$ имеют растворы этих солей? В какой цвет окрасится лакмус?

179. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу: Na_2CO_3 или Na_2SO_3 ; $FeCl_3$ или $FeCl_2$? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

180. При смешивании растворов $Al_2(SO_4)_3$ и Na_2CO_3 каждая из взятых солей гидролизуется необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения происходящего совместного гидролиза.

Окислительно-восстановительные реакции

181. Исходя из степени окисления элементов в молекулах реагирующих веществ соединений, определите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем. На основании электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции:

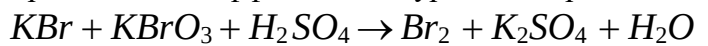


182. Почему азотистая кислота может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Какое свойство проявляет нитрит калия в данной реакции?

Напишите уравнения окислительно-восстановительной реакции, составив электронный баланс:



183. Исходя из степени окисления хлора в соединениях HCl , $HClO_3$, $HClO_4$, определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



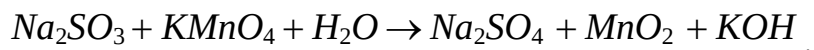
184. Реакции выражаются схемами:



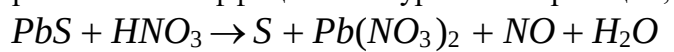
Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое восстановителем, какое вещество окисляется, какое восстанавливается.

185. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс окисления или восстановления происходит при следующих превращениях: $As^{-3} \rightarrow As^{+5}$; $N^{+3} \rightarrow N^{-3}$; $S^{-2} \rightarrow S^0$.

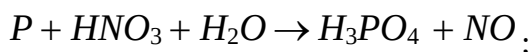
На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

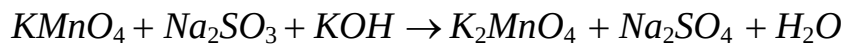


186. Исходя из степени окисления фосфора в соединениях PH_3 , H_3PO_3 , H_3PO_4 , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:

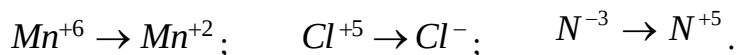


187. См. условие задачи 215.



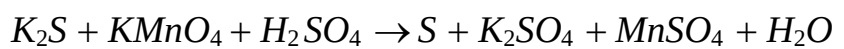
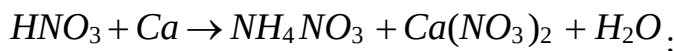


188. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс окисления или восстановления происходит при следующих превращениях:



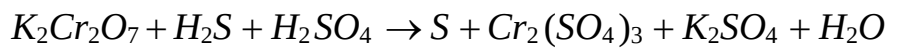
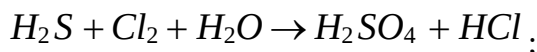
На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в реакции, идущей по схеме: $Cu_2O + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$.

189. См. условие задачи 219.

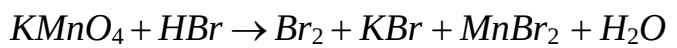
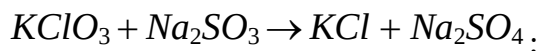


190. Исходя из степени окисления хрома, йода и серы в соединениях $K_2Cr_2O_7$, KCl , H_2SO_3 , определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $NaCrO_2 + PbO_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + Na_2PbO_2 + H_2O$.

191. См. условие задачи 219.

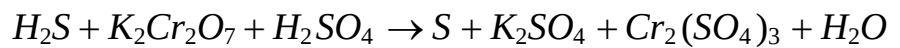


192. См. условие задачи 219.



193. Напишите уравнения взаимодействия, подберите коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях между веществами: а) сульфид калия и азотная кислота, при этом выделяется элементарная сера и оксид азота (II); б) иодид калия и пероксид водорода, при этом образуется молекулярный йод и едкое кали.

194. Напишите окислительно-восстановительную реакцию, составьте электронные уравнения, определите эквивалент восстановителя:



195. Определите эквивалент окислителя, написав окислительно-восстановительную реакцию, подберите коэффициенты составлением электронных уравнений: $NaCrO_2 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$.

Список рекомендуемой литературы**5.1 Основная**

1. Неорганическая химия: в 3-х т. / Под ред. Ю. Д. Третьякова. Т. 2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. заведений / А. А. Дроздов, В. П. Зломанов, Г. Н. Мазо, Ф. М. Спиридонов – М.: Издательский центр «Академия», 2004. – 368 с.
2. Глинка Н. Л. Общая химия: Учебное пособие для вузов / Под ред. А. И. Ермакова – Издание 30-е, исправленное – М.: Интеграл-Пресс, 2003. – 728 с.
3. Задачи и упражнения по общей химии / Под ред. Коровина Н. В. – М.: Высшая школа, 2003. – 225 с.
4. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие для вузов / Под ред. В. А. Рабиновича и Х. М. Рубиной. При участии Т. Е. Алексеевой, Н. Б. Платуновой, В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной, Т. Е. Хрипуновой. – М.: Интеграл – Пресс, 2002. – 240 с.
5. Коровин Н. В., Мигулина Э. И., Рыжова Н. Г. Лабораторные работы по химии. – М.: Высшая школа, 2001.
6. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия: Учебное пособие для вузов. – 3-е изд., перераб. и доп. – М.: Высшая школа, 1998.-743 с.
7. Коровин Н. В. Общая химия: Учебник для технических направл. и спец. вузов. – М.: Высшая школа, 1998. – 559 с.
8. Угай Я. А. Общая и неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1997. 520 с.
9. Гольбрайх З. Е., Маслов Е. И. Сборник задач и упражнений по химии. – М.: Высшая школа, 1997. – 384 с.
10. Практикум по неорганической химии / Под ред. профессора В. П. Зломанова – М.: Издательство МГУ, 1994. – 320 с.

5.2 Дополнительная

1. Карапетьянц М. Х., Дракин С. И. Общая и неорганическая химия: Учебник для вузов. – 4-е изд., стер. – М.: Химия, 2000, 592 с.
2. Лидин Л. А., Аликберова Л. Ю., Логинова Г. П. Неорганическая химия в вопросах. – М.: Химия. 1991.
3. Романцева Л. М., Лещинская З. Л., Суханова В. А. Сборник задач и упражнений по общей химии. – М.: Высшая школа, 1991.
4. Степин Б. Д. Применение международной системы единиц физических величин в химии. – М.: Высшая школа, 1990.
5. Ленский А.С. Введение в биорганическую и биофизическую химию. – М.: Высшая школа, 1989. – 256 с.

6. Зубович И. А. Неорганическая химия. – М.: Высшая школа, 1989. – 432 с.
7. Васильева З. Г., Грановская А. А., Таперова А. А. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. – Ленинград: Химия, 1986. – 288 с.
8. Лидин Р. А., Молочко В. А., Андреева Л. Л. Основы номенклатуры неорганических веществ. – М.: Химия, 1983.

Таблица А2 - Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева

периоды	г р у п п ы										элементов									
ряды	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII												
I	1 Водород 1,00797																	2 Гелий 4,00226		
II	3 Литий 6,939	4 Бериллий 9,0122	5 Бор 10,811	6 Углерод 12,01115	7 Азот 14,0067	8 Кислород 15,9994	9 Фтор 18,9984											10 Неон 20,183		
III	11 Натрий 22,9898	12 Магний 24,312	13 Алюминий 26,9815	14 Кремний 28,086	15 Фосфор 30,9738	16 Сера 32,064	17 Хлор 35,453											18 Аргон 39,948		
IV	19 Калий 39,102	20 Кальций 40,08	21 Скандий 44,956	22 Титан 47,90	23 Ванадий 50,942	24 Хром 51,996	25 Марганец 54,938	26 Железо 55,847	27 Кобальт 58,9332	28 Никель 58,71										
5	29 Медь 63,546	30 Цинк 65,37	31 Галлий 69,72	32 Германий 72,59	33 Мышьяк 74,9216	34 Селен 78,96	35 Бром 79,904											36 Криптон 83,80		
6	37 Рубидий 85,47	38 Стронций 87,62	39 Итрий 88,905	40 Цирконий 91,22	41 Ниобий 92,906	42 Молибден 95,94	43 Технеций [99]											44 Родий 101,07	45 Палладий 106,4	
7	47 Серебро 107,868	48 Кадмий 112,40	49 Индий 114,82	50 Олово 118,69	51 Сурьма 121,75	52 Теллур 127,60	53 Йод 126,9044											54 Ксенон 131,30		
8	55 Цезий 132,905	56 Барий 137,34	57 Лантан 138,81	58 Гафний 178,49	59 Тантал 180,948	60 Вольфрам 183,85	61 Рений 186,2											76 Иридий 192,2	77 Платина 195,09	
9	81 Таллий 204,37	82 Свинец 207,19	83 Висмут 208,980	84 Полоний [210]	85 Астат [210]	86 Радон [222]														
10	87 Франций [223]	88 Радий [226]	89 Актиний [227]	90 Торий [231]	91 Протактиний [231]	92 Уран [238,03]	93 Нептуний [237]	94 Плутоний [242]	95 Америций [243]	96 Кюрий [247]	97 Берклий [247]	98 Калифорний [249]	99 Эйнштейний [254]	100 Фермий [256]	101 Менделевий [256]	102 Нобелий [259]	103 Лоуренсий [262]	104 Дармштадтий [265]	105 Дубний [268]	106 Ливерморий [270]
высшие окислы	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄												
летучие водородные соединения				RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR													
лантаноиды*	58 Церий 140,12	59 Прометий 144,24	60 Неодим 144,24	61 Самарий 150,35	62 Европий 151,96	63 Гадолиний 157,25	64 Тербий 158,924	65 Диспрозий 162,50	66 Гольмий 164,930	67 Эрбий 167,26	68 Тулий 168,934	69 Иттербий 173,04	70 Лютеций 174,97							
актиноиды**	88 Торий 232,038	89 Протактиний [231]	90 Уран [238,03]	91 Нептуний [237]	92 Плутоний [242]	93 Америций [243]	94 Кюрий [247]	95 Берклий [247]	96 Калифорний [249]	97 Эйнштейний [254]	98 Фермий [256]	99 Менделевий [256]	100 Нобелий [259]	101 Лоуренсий [262]	102 Дармштадтий [265]	103 Ливерморий [270]	104 Дубний [268]	105 Дубний [268]	106 Ливерморий [270]	107 Теннессиум [289]

Таблица А3 – Таблица растворимости неорганических веществ в воде при комнатной температуре

Ионы	Br ⁻	CH ₃ COO ⁻	CN ⁻	CO ₃ ²⁻	Cl ⁻	F ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	OH ⁻	PO ₄ ³⁻	S ²⁻	SO ₄ ²⁻
Ag ⁺	н	м	н	н	н	р	н	р	--	н	н	м
Al ³⁺	р	+	?	--	р	м	р	р	н	н	+	р
Ba ²⁺	р	р	р	н	р	м	р	р	р	н	р	н
Be ²⁺	р	+	?	+	р	р	р	р	н	н	+	р
Ca ²⁺	р	р	р	н	р	н	р	р	м	н	м	м
Cd ²⁺	р	р	м	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Co ²⁺	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Cr ³⁺	р	+	н	--	р	м	н	р	н	н	+	р
Cs ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Cu ²⁺	р	р	н	+	р	р	--	р	н	н	н	р
Fe ²⁺	р	р	н	+	р	м	р	р	н	н	н	р
Fe ³⁺	р	--	--	--	р	н	--	р	н	н	--	р
Hg ²⁺	м	р	р	--	р	+	н	+	--	н	н	+
Hg ₂ ²⁺	н	м	--	н	н	м	н	+	--	н	--	н
K ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Li ⁺	р	р	р	р	р	н	р	р	р	м	р	р
Mg ²⁺	р	р	р	м	р	н	р	р	н	н	н	р
Mn ²⁺	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
NH ₄ ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	--	+	р
Na ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Ni ²⁺	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Pb ²⁺	м	р	н	+	м	м	м	р	н	н	н	н
Rb ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Sn ²⁺	+	+	--	--	+	р	м	+	н	н	н	р
Sr ²⁺	р	р	р	н	р	н	р	р	м	н	р	н
Tl ⁺	м	р	р	р	м	р	н	р	р	м	н	м
Zn ²⁺	р	р	н	+	р	м	р	р	н	н	н	р

Продолжение таблицы А3

Ион	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CH ₃ COO ⁻
H ⁺	-	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P
NH ₄ ⁺	-	P	P	P	P	-	P	P	P	P	P	-	P
Na/K ⁺	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Mg ²⁺	M	H	P	P	P	P	H	P	P	H	H	H	P
Ca ²⁺	M	H	P	P	P	M	H	M	P	H	H	H	P
Ba ²⁺	P	M	P	P	P	P	H	H	P	H	H	H	P
Al ³⁺	H	M	P	P	P	-	-	P	P	H	-	H	M
Cr ³⁺	H	H	P	P	P	-	-	P	P	H	-	H	P
Zn ²⁺	H	M	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Mn ²⁺	H	M	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Co/Ni ²⁺	H	P	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Fe ²⁺	H	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Fe ³⁺	H	H	P	P	P	-	-	P	P	H	H	H	P
Cd ²⁺	H	P	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Hg ²⁺	-	-	P	M	H	H	H	P	P	H	H	-	P
Cu ²⁺	H	H	P	P	P	H	H	P	P	H	H	H	P
Ag ⁺	-	P	H	H	H	H	H	M	P	H	H	H	P
Sn ²⁺	H	P	P	P	P	H	-	P	-	H	-	-	P
Pb ²⁺	H	H	M	M	H	H	H	H	P	H	H	H	P
Ион	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CH ₃ COO ⁻

Обозначения: р – хорошо растворимый, м – малорастворимый, н – практически нерастворимый, + - полностью реагирует с водой или не осаждается из водного раствора, -- - не существует, ? - данные о растворимости отсутствуют.

Таблица А4 – Стандартные электродные потенциалы (φ°) некоторых металлов (ряд напряжений)

ЭЛЕКТРОД	φ° , В	ЭЛЕКТРОД	φ° , В
Li^+ / Li	-3,045	Cd^{+2} / Cd	-0,403
Rb^+ / Rb	-2,925	Co^{+2} / Co	-0,277
K^+ / K	-2,924	Ni^{+2} / Ni	-0,25
Cs^+ / Cs	-2,923	Sn^{+2} / Sn	-0,136
Ba^{+2} / Ba	-2,90	Pb^{+2} / Pb	-0,127
Ca^{+2} / Ca	-2,87	Fe^{+2} / Fe	-0,037
Na^+ / Na	-2,714	$2H^+ / H$	-0,000
Mg^{+2} / Mg	-2,37	Sb^{+3} / Sb	+0,20
Al^{+3} / Al	-1,70	Bi^{+3} / Bi	+0,215
Ti^{+2} / Ti	-1,603	Cu^{+2} / Cu	+0,34
Zr^{+4} / Zr	-1,58	Cu^+ / Cu	+0,52
Mn^{+2} / Mn	-1,18	Hg^{+2} / Hg	+0,79
V^{+2} / V	-1,18	Ag^+ / Ag	+0,80
Cr^{+2} / Cr	-0,913	Hg^{+2} / Hg	+0,85
Zn^{+2} / Zn	-0,763	Pt^{+2} / Pt	+1,19
Cr^{+3} / Cr	-0,74	Au^{+3} / Au	+1,50
Fe^{+2} / Fe	-0,44	Au^+ / Au	+1,70

Таблица А5 – Физические величины, используемые при решении задач

Наименование величин	Единицы измерения	Обозначение	Форма записи
Количество вещества	<i>моль</i>	ν (<i>ню</i>)	$\nu(H_2S) = 1,6 \text{ моль}$
Масса вещества	<i>мг, г, кг</i>	m	$m(CaO) = 1,6 \text{ кг}$ $m(CaO) = 0,5 \text{ г}$
Молярная масса	<i>г / моль, кг / моль</i>	M	$M(CO_2) = 44 \text{ г / моль}$ $M(Ca) = 40 \text{ кг / моль}$
Молярный объем	<i>л / моль, м³ / моль</i>	V_m	$V_m = 22,4 \text{ л / моль} = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 / \text{моль}$
Объем вещества раствора	<i>л, м³, мл</i> <i>г / мл, г / см³,</i>	V	$V(H_2) = 10 \text{ л}$ $V(HCl) = 0,2 \text{ м}^3$
Плотность вещества, раствора	<i>кг / м³</i>	ρ (<i>ро</i>)	$\rho(H_2O) = 1 \text{ г / мл}$ $\rho(KOH) = 1062 \text{ кг / м}^3$
Относительная плотность	безразмерная	D	$D_{H_2} = 22$
Относительная атомная масса	безразмерная	A_r	$A_r(Ca) = 40$ $A_r(C) = 12$
Относительная молекулярная масса	безразмерная	M_r	$M_r(CaO) = 56$ $M_r(O_2) = 32$
Массовая доля растворенного вещества, элемента в соединении	безразмерная или в %	ω (<i>омега</i>)	$\omega(KOH) = 0,45$ $\omega(C) = 80\%$
Выход вещества Объемная доля	безразмерная или в %	η (<i>эта</i>) ϕ (<i>фи</i>)	$\eta(NH_3) = 25\%$ $\phi(CH_4) = 0,98 \text{ или } 98\%$

Таблица А6 – Физические постоянные, используемые при решении задач

Абсолютный нуль температуры $273, ^\circ C$	Постоянная Авогадро, $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$	Постоянная Фарадея, $9,65 \cdot 10^4 \text{ Кл} \cdot \text{моль}^{-1}$
Нормальная атмосфера 760 мм рт. ст. или 101325 Па	Универсальная газовая постоянная $8,31 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$ или $0,082 \text{ л} \cdot \text{атм} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{град}^{-1}$	Стандартный молярный объем идеального газа при н.у. ($0^\circ C, 1 \text{ атм}$) $22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \cdot \text{моль}^{-1}$

Таблица А7 – Константы и степени диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролиты	Формула	Числовые значения констант диссоциации	Степень диссоциации в 0,1 н. растворе, %
1	2	3	4
Азотистая кислота	HNO_2	$K = 4,0 \cdot 10^{-4}$	6,4
Аммиак (гидроксид)	NH_4OH	$K = 1,8 \cdot 10^{-5}$	1,3
Муравьиная кислота	$HCOOH$	$K = 1,76 \cdot 10^{-4}$	4,2
Борная кислота	H_3BO_3	$K_1 = 5,8 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_3 = 1,6 \cdot 10^{-14}$	0,007
Фосфорная кислота	H_3PO_4	$K_1 = 7,7 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 2,2 \cdot 10^{-13}$	27
Сернистая кислота	H_2SO_3	$K_1 = 1,7 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$	20,0
Сероводородная кислота	H_2S	$K_1 = 5,7 \cdot 10^{-8}$ $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-15}$	0,07
Циановодородная кислота	HCN	$K = 7,2 \cdot 10^{-10}$	0,09
Угольная кислота	H_2CO_3	$K_1 = 4,3 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 5,6 \cdot 10^{-11}$	0,17
Уксусная кислота	CH_3COOH	$K = 1,75 \cdot 10^{-5}$	1,3
Фтороводородная кислота	HF	$K = 7,2 \cdot 10^{-4}$	8,5
Хлорноватистая кислота	$HClO$	$K = 3,0 \cdot 10^{-8}$	0,05

Таблица А8 – Названия соединений

Техническое название	Название по номенклатуре	Химические Формулы
Бишофит	Хлорид магния 6-ти водный	$MgCl_2 \cdot 6H_2O$
Мочевина	Карбомит	$CO(NH_2)_2$
Каустический магнезит	Оксид магния (II)	MgO
Литопон (белая краска)	Сульфид цинка	ZnS
Магнезит	Карбонат магния	$MgCO_3$
Оконное стекло	Силикат натрия	Na_2SiO_3
Поташ	Карбонат калия	K_2CO_3
Свинцовые белила	Основной карбонат свинца (II)	$Pb_3(OH)_2(CO_3)_2$
Фибролитовая плита	Фторид натрия	NaF