

ХИМИЯ

*Методические указания для самостоятельной работы
студентов бакалавриата направления 05.03.06*

**САНКТ-ПЕТЕРБУРГ
2015**

Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
Национальный минерально-сырьевой университет «Горный»

Кафедра общей и физической химии

ХИМИЯ

*Методические указания для самостоятельной работы
студентов бакалавриата направления 05.03.06*

САНКТ-ПЕТЕРБУРГ
2015

УДК 541.1.076 (073)

ХИМИЯ: Методические указания для самостоятельной работы / Национальный минерально-сырьевой университет «Горный». Сост.: *И.В. Берлинский, Т.Е. Литвинова*. СПб, 2015. 59 с.

Изложены общие требования к самостоятельной работе, общие сведения о лабораторном практикуме и темах практических занятий, приводятся примеры решения задач и задания для самостоятельной работы студентов.

Методические указания предназначены для студентов бакалавриата направления 05.03.06 «Экология и природопользование» по профилю «Природопользование».

Научный редактор проф. *О.В. Черемисина*

1. ОБЩИЕ ТРЕБОВАНИЯ К САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЕ

Цель дисциплины «Химия» расширение и углубление знаний в области общей, химии в качестве естественнонаучной дисциплины, совершенно необходимых для последующего логического перехода к изучению цикла профессиональных дисциплин по направлению 05.03.06 «Экология и природопользование» по профилю «Природопользование». В результате изучения теоретического курса и прохождения лабораторного практикума по общей химии *задачей дисциплины* является получение студентом необходимого объема знаний в области общей химии, научиться применять эти знания для решения практических задач.

При изучении дисциплины «Химия» необходимо руководствоваться непосредственными **междисциплинарными связями** с такими учебными предметами как:

«Неорганическая химия», «Физическая и коллоидная химия», «Органическая химия», «Общая экология», «Геохимия окружающей среды и ландшафтоведение», «Природопользование», «Теоретические основы защиты окружающей среды»; «Основы металлургии», «Утилизация отходов производства и потребления», «Безопасность хранения и захоронения отходов», «Геоэкология».

Содержание дисциплины «Общая химия» распределяется между лекционной и практической частями на основе принципа дополнительности: лекции и лабораторные занятия не дублируют друг друга.

Лабораторные работы включают в себя выполнение учебного лабораторного эксперимента для приобретения опыта планирования, постановки и обработки данных химического эксперимента, а также дискуссии по проблемным вопросам, самостоятельное комментирование студентами рассматриваемых вопросов.

Итоговая форма контроля учебной дисциплины – зачет, к которому допускаются студенты, выполнившие все виды

самостоятельной подготовки и отчитавшиеся по ним перед преподавателем.

2. ТЕМЫ ЛЕКЦИЙ

№ п/п	Наименование раздела дисциплины; содержание раздела
1.	Строение вещества. Принцип неопределенностей Гейзенберга. Уравнение Шредингера. Квантовые числа электронов. Заполнение орбиталей в многоэлектронном атоме. Периодичность изменения свойств элементов. Энергия кристаллической решетки. Метод валентных связей. Теория гибридизации. Понятие о методе молекулярных орбиталей. Межмолекулярное взаимодействие.
2.	Комплексные соединения. Строение, номенклатура, классификация и практическое значение. Теория кристаллического поля, спектральные и магнитные свойства комплексных соединений.
3.	Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления элементов. Типы окислителей и восстановителей. Составление уравнений методом ионно-электронного баланса. Окислительные свойства марганца (VII) и хрома (VI).
4.	Общие закономерности химических процессов. Стехиометрические законы. Гомогенные и гетерогенные химические системы. Основные типы химических реакций.
5.	Скорость химических реакций, химическое равновесие. Понятие о скорости химической реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов. Закон действующих масс. Константа скорости, порядок реакции. Реакции обратимые и необратимые. Химическое равновесие. Константа равновесия. Влияние внешних факторов на равновесие, правило Ле-Шателье.
6.	Растворы. Образование, строение и классификация растворов. Способы выражения концентрации растворов. Коллигативные свойства растворов.
7.	Равновесия в растворах электролитов. Теория

№ п/п	Наименование раздела дисциплины; содержание раздела
	электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты, константа и степень диссоциации. Закон разведения Оствальда. Водородный показатель. Расчет pH в растворах сильных и слабых кислот и оснований. Гидролиз солей. Буферные растворы. Равновесие в насыщенных растворах. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков. Расчет растворимости. Растворимость гидроксидов, pH гидратообразования.

3. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

3.1 ПРАВИЛА ВЫПОЛНЕНИЯ И ОФОРМЛЕНИЯ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

В начале семестра студенты получают у преподавателя график выполнения лабораторных работ (или могут ознакомиться с ним на доске объявлений кафедры общей и физической химии). Студенты должны приходить на лабораторную работу заранее подготовленными: иметь при себе методические указания к лабораторной работе и бланк протокола лабораторной работы. Протокол заполняется студентом в ходе выполнения лабораторного практикума. Содержание протокола имеется в методических указаниях к лабораторной работе.

Перед выполнением лабораторной работы студенты должны получить к ней допуск. Для допуска требуется знание теоретических основ выполняемой работы в пределах данных методических указаний, хода ее выполнения, порядка записи и обработки результатов измерений и вычисления погрешностей, наличие протокола ведения эксперимента, содержащего необходимые исходные данные и таблицы для записи экспериментальных данных.

Для выполнения экспериментов после получения допуска студент получает от преподавателя индивидуальное задание. Полученные результаты эксперимента должны быть сразу занесены в протокол. Он должен быть выполнен по возможности аккуратно, в протокол необходимо занести используемое оборудование, реактивы, все экспериментальные данные, концентрации

использованных растворов и др. В конце работы экспериментальные данные предъявляются преподавателю. Протокол является неотъемлемой частью отчета и должен быть подписан преподавателем с указанием даты выполнения работы. Исправления, подтирки, корректор в протоколе не допускаются. Новые измерения должны заноситься ниже прежних и опять подписываться преподавателем. Отчет без подписанного протокола на проверку не принимается, а лабораторная работа выполняется вновь.

Отчет по лабораторной работе вместе с черновиком сдается преподавателю не позднее начала следующей лабораторной работы. Отчет должен быть оформлен в соответствии с индивидуальным заданием согласно методическим указаниям к конкретной работе.

Преподаватель проверяет отчет и может возратить его для исправления ошибок либо для переделки лабораторной работы. Возврат отчета на исправление допускается не более двух раз и только в течение месяца со дня выполнения работы. По истечении этого срока, если отчет не принят, работа подлежит переделке с новым персональным заданием. Принятый отчет подлежит защите. На защите требуется знание теоретического материала по данной работе и хода эксперимента.

3.2. ТЕМЫ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

№	Тема лабораторной работы
1	Техника безопасности в лаборатории
2	Исследование комплексных соединений
3	Исследование окислительно-восстановительных реакций
4	Определение эквивалентной массы металла
5	Исследование скорости химических реакций и химического равновесия
6	Приготовление раствора и определение его концентрации
7	Исследование реакций в растворах электролитов
8	Исследование гидролиза солей

4. ПРАКТИЧЕСКИЕ ЗАНЯТИЯ (СЕМИНАРЫ)

4.1. ПОДГОТОВКА К СЕМИНАРАМ

Целью семинарских занятий ставится приобретение навыков выполнения основных химических расчетов. Для подготовки к практическим занятиям рекомендуется ознакомиться с материалом соответствующего практического занятия по конспектам лекций, учебникам и учебным пособиям. На практические занятия следует приносить конспекты лекций, **методические указания для самостоятельной работы**, средства вычислительной техники.

4.2. ТЕМЫ СЕМИНАРОВ

№	Тема семинара
1.	Расчеты по химической формуле вещества и уравнениям реакций
2.	Составление окислительно-восстановительных реакций
3.	Расчеты с использованием концентрации раствора
4.	Расчет pH в растворах электролитов

5. ОБЩИЙ ПЛАН ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ И СЕМИНАРОВ

№	Семинары
1.	Расчеты по химической формуле вещества и уравнениям реакций
2.	Расчеты по химической формуле вещества и уравнениям реакций
3.	Составление окислительно-восстановительных реакций
4.	Расчеты с использованием концентрации раствора
5.	Расчеты с использованием концентрации раствора и понятия pH
6.	Расчет pH в растворах электролитов
7.	Контрольная работа
8.	Зачетное
дата	Лабораторные работы
1.	Техника безопасности, проверка остаточных знаний
2.	Определение химического эквивалента металла

3.	Исследование свойств комплексных соединений
4.	Исследование окислительно-восстановительных реакций
5.	Приготовление раствора и определение его концентрации
6.	Исследование скорости химической реакции и химического равновесия
7.	Исследование реакций в растворах электролитов
8.	Исследование гидролиза солей
9.	Защита лабораторных работ

6. КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА

6.1. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Контрольная работа выполняется в часы аудиторных занятий. Вариант контрольной работы состоит из четырех заданий.

1. Уравнять окислительно-восстановительную реакцию методом ионно-электронного баланса.

2. Решить задачу с использованием расчетов по уравнению реакции.

3. Выполнить расчет концентрации раствора с учетом протекания химической реакции.

4. Вычислить pH раствора.

На выполнение контрольной работы отводится два академических часа. Контрольная работа должна быть датирована, подписана студентом и представлена преподавателю для проверки. Если работа не зачтена, то нужно исправить решение в соответствии с указаниями преподавателя, и подать работу на повторную проверку. Исправления следует выполнять в конце работы под заголовком «Работа над ошибками», указывая номер исправляемого задания. Неправильно выполненное задание контрольной работы подлежит переписке в часы консультаций преподавателя после сдачи работы над ошибками.

6.2. ПРИМЕР ЗАДАНИЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Уравнять реакцию: $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{O}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

2. 10 г порошка латуни (сплав меди с цинком) обработали избытком соляной кислоты и получили 1,3 л водорода, измеренного при 18⁰С и 90000 Па. Каков процентный состав сплава?

3. Какое количество миллилитров 0,5 н. раствора сульфата натрия надо прилить к 100 мл 16 % раствора хлорида бария плотностью 1,156 г/см³, чтобы полностью осадить сульфат-ион?

4. Определить pH раствора после смешивания 200 мл 0,5 н. раствора серной кислоты и 300 мл раствора едкого натра с концентрацией 0,3 моль/л.

7. ДОМАШНИЕ ЗАДАНИЯ

7.1. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

В процессе изучения дисциплины студент должен выполнить 5 домашних заданий. Номер варианта домашнего задания и сроки сдачи определяются преподавателем. График выполнения домашних заданий студент получает у лектора потока в начале семестра.

Решения задач должны быть кратко и точно обоснованы. При решении задач следует приводить весь ход решения и математические преобразования. Каждая работа аккуратно оформляется. Для замечаний преподавателя нужно оставить достаточно широкие поля (не менее трех сантиметров). Обязательно дать номер варианта, номер задачи, полное и краткое условия задачи. Задачи приводятся в том порядке, в котором они указаны в задании. Работы должны быть датированы, подписаны студентом и представлены преподавателю для проверки.

Если домашняя работа не зачтена, то нужно исправить решение в соответствии с указаниями преподавателя, и подать работу на повторную проверку. Исправления следует выполнять в конце работы под заголовком «Работа над ошибками», указывая номер исправляемого задания.

7.2. ТЕМЫ ДОМАШНИХ ЗАДАНИЙ

№	Тема
1.	Номенклатура и реакции обмена
2.	Окислительно-восстановительные реакции
3.	Общие законы химии

По химическим свойствам гидроксиды делят на щелочные, основные и амфотерные гидроксиды.

КИСЛОТЫ

Кислотами называют вещества, состоящие из отрицательного иона кислотного остатка и положительного иона водорода (одного или нескольких). Общую формулу кислоты можно записать следующим образом H_xAn , где x – модуль заряда аниона кислотного остатка An^{x-} . С точки зрения теории электролитической диссоциации к кислотам относятся вещества, способные диссоциировать в растворе с образованием ионов водорода.

По наличию атома кислорода в кислотном остатке различают бескислородные кислоты (HCl , H_2S) и кислородсодержащие (HNO_3 , H_2SO_4).

По числу атомов водорода в молекуле кислоты, способных замещаться металлами, различают кислоты одноосновные (HCl , HNO_3), двухосновные (H_2S , H_2SO_4), трехосновные (H_3PO_4) и т. д.

Все кислоты взаимодействуют с гидроксидами металлов и с активными металлами с образованием солей:

При составлении названия кислот используется *корень русского названия* элемента, образующего кислоту (центрального атома), с добавлением суффикса, окончания или приставки в зависимости от состава кислоты и степени окисления центрального атома.

Бескислородные кислоты.

При составлении названия кислоты используют схему: *элементоводородная кислота*, например: HCl – хлороводородная кислота (соляная), H_2S – сероводородная кислота, H_2Te – теллуrowодородная кислота.

Кислородсодержащие кислоты.

Центральный атом имеет максимальную степень окисления (высшие кислоты) – используют окончание **–ная** или **–вая**, например: HNO_3 – азотная кислота, H_2SO_4 – серная кислота, H_2CrO_4 – хромовая кислота.

Центральный атом имеет минимальную положительную степень окисления – используют суффикс **–ист**, например: HNO_2 – азотистая кислота, H_2SO_3 – сернистая кислота.

Для обозначения степеней окисления атомов галогенов используют суффиксы:

–н(ая) → –оват(ая) → –ист(ая) → –оватист(ая)
→ степень окисления понижается →:

$\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$ (хлорная) → $\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$ (хлорноватая) → $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$
(хлористая) → HCl^{+1}O (хлорноватистая)

Приставку **орто**– и **мета**– используют для обозначения кислот, образованных элементом с одинаковой степенью окисления, но различающихся основностью: H_3PO_4 – ортофосфорная кислота, HPO_3 – метафосфорная кислота.

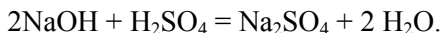
Приставку **тио**– используют для обозначения кислот, в молекуле которых атом кислорода замещен на серу со степенью окисления -2: $\text{H}_2\text{SO}_3\text{S}$ ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$) – тиосерная кислота, H_2CS_3 – тритиоугольная кислота.

Приставку **ди**– используют для обозначения кислот с двумя атомами, образующими кислотный остаток: $\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$ – дифосфорная кислота, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – дихромовая кислота.

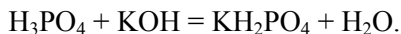
СОЛИ

Солями называют сложные вещества, состоящие из катиона металла и аниона кислотного остатка. Общую формулу соли можно записать как Me_xAn_y , где x и y – наименьшие целые числа, кратные заряду катиона и аниона соответственно. Соли можно рассматривать и как продукты полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металлов или гидроксогрупп в молекуле гидроксида металла кислотными остатками.

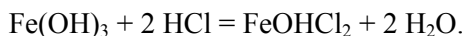
При полном замещении (нейтрализации) образуются средние соли:



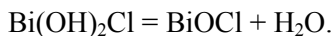
При неполной нейтрализации многоосновной кислоты гидроксидом металла образуются кислые соли:



При неполной нейтрализации гидроксида металла кислотой образуются основные соли:



Разновидностью основных солей являются оксосоли, образующиеся при отщеплении молекулы воды от основной соли:



В ряде случаев образуются двойные соли, имеющие два разных катиона металла и один кислотный остаток, например $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$.

Названия солей составляют из названия кислотного остатка и названия металла в родительном падеже, в скобках указывают степень окисления металла, если их несколько, например, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат железа (III), NaCl – хлорид натрия. Название аниона соли дают исходя из латинского корня кислотообразующего элемента, с добавлением приставки или суффикса в зависимости от наличия кислорода в кислотном остатке, степени окисления кислотообразующего элемента и состава кислотного остатка.

Бескислородные кислоты (кислотные остатки).

К латинскому корню кислотообразующего элемента добавляют суффикс **–ид**: Cl^- – хлорид, NaCl – хлорид натрия; S^{2-} – сульфид, NiS – сульфид никеля (II).

Кислородсодержащие кислоты (кислотные остатки).

Кислотообразующий элемент находится в высшей степени окисления – латинскому корню кислотообразующего элемента добавляют суффикс **–ат**:

SO_4^{2-} – сульфат, K_2SO_4 – сульфат калия; NO_3^- – нитрат, NH_4NO_3 – нитрат аммония; CrO_4^{2-} – хромат, BaCrO_4 – хромат бария.

Кислотообразующий элемент находится в низшей степени окисления – латинскому корню кислотообразующего элемента добавляют суффикс **–ит**:

SO_3^{2-} – сульфит, BaSO_3 – сульфит бария; NO_2^- – нитрит, NaNO_3 – нитрит натрия; CrO_2^- – хромит, KCrO_2 – хромит калия.

Для обозначения анионов орто- и метакислот сохраняют приставки орто- и мета-:

PO_4^{3-} – ортофосфат, Na_3PO_4 – ортофосфат натрия;

PO_3^- – метафосфат, NaPO_3 – метафосфат натрия;

Для обозначения кислотных остатков тиокислот сохраняют приставку тио–:

SSO_3^{2-} ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) – тиосульфат, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ – тиосульфат натрия.

Если кислотный остаток содержит два атома кислотообразующего элемента, то к названию аниона добавляют приставку ди–: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ – дихромат, $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – дихромат натрия.

Для обозначения степеней окисления атомов галогенов используют приставки и суффиксы:

пер–....–ат → –ат → –ит → гипо–.....–ит

→ степень окисления понижается →

$\text{Cl}^{+7}\text{O}_4^-$ (перхлорат) → $\text{Cl}^{+5}\text{O}_3^-$ (хлорат) → $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2^-$ (хлорит) → Cl^{+1}O^- (гипохлорит)

Для названия анионов кислых солей используют приставку гидро–, количество атомов водорода в составе соли указывают греческими числительными (ди, три, тетра и т. д.):

HCO_3^- – гидрокарбонат, NaHCO_3 – гидрокарбонат натрия, $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ – гидрокарбонат бария; H_2PO_4^- – дигидроортофосфат, KH_2PO_4 – дигидроортофосфат калия.

Для названия катионов основных солей используют приставку гидроксо–, количество гидроксогрупп в составе соли указывают греческими числительными (ди, три, тетра и т. д.):

FeOHCl – хлорид гидроксожелеза (II); $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$ – сульфат гидроксоникеля; $\text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ – нитрат дигидроксоалюминия.

Для названия катионов оксосолей используют корень латинского названия металла с добавлением суффикса –ил:

BiO^+ – висмутил, BiOCl – хлорид висмутила;

UO_2^{2+} – уранил, UO_2Cl_2 – хлорид уранила.

Название двойным солям дают руководствуясь вышеперечисленными правилами, называя сначала анион, а затем катионы в направлении справа налево:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат алюминия, калия.

7.3.2. СОСТАВЛЕНИЕ ИОННЫХ УРАВНЕНИЙ РЕАКЦИЙ ОБМЕНА

К сильным электролитам относят:

- кислоты: азотную HNO_3 , серную H_2SO_4 , соляную HCl , бромисто- и йодистоводородные HBr и HI , хлорную HClO_4 ;
- гидроксиды щелочных металлов, стронция и бария;
- соли.

Остальные электролиты являются слабыми. Мало диссоциированными соединениями являются также комплексные ионы в растворе.

Правила написания молекулярно-ионных уравнений реакций в растворах электролитов.

1. Сильные электролиты записывают в диссоциированной форме, в виде отдельных составляющих их ионов.

2. Слабые электролиты, сложные ионы, в том числе и комплексные, а также малорастворимые соединения и газы записывают в молекулярной, недиссоциированной форме.

3. Одинаковые ионы в левой и правой частях уравнения сокращают, подобно правилам алгебры.

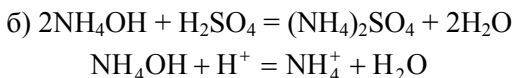
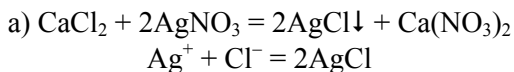
Условия протекания реакций в растворах электролитов.

1. Образование или растворение малорастворимого соединения, выпадающего в осадок. Растворимость соединений определяют по таблицам растворимости.

2. Образование или разрушение мало диссоциированного соединения, иона или комплекса.

3. Выделение или растворение газа.

Примеры написания уравнений реакций:



7.3.3. ЗАДАЧИ ДЛЯ РЕШЕНИЯ

7.3.3.1. ПО НАЗВАНИЮ ВЕЩЕСТВА НАПИСАТЬ ЕГО ФОРМУЛУ

- | | |
|-----------------------------|---------------------------|
| 1. Азотистая кислота. | 16. Нитрит калия. |
| 2. Азотная кислота. | 17. Оксалат аммония. |
| 3. Ацетат свинца (II). | 18. Перманганат калия. |
| 4. Бромид алюминия. | 19. Перманганат магния. |
| 5. Бромид кобальта (II). | 20. Сернистая кислота. |
| 6. Бромноватистая кислота. | 21. Сульфат железа (III). |
| 7. Бромоводородная кислота. | 22. Сульфат ртути (II). |
| 8. Висмутат натрия. | 23. Сульфид свинца (II). |
| 9. Гидрокарбонат калия. | 24. Тиосульфат натрия. |
| 10. Гидроксид алюминия. | 25. Угольная кислота. |
| 11. Гидросульфид натрия. | 26. Иодид сурьмы. |
| 12. Дихромат аммония. | 27. Метаалюминат натрия. |
| 13. Дихромат калия. | 28. Молибдат аммония. |
| 14. Дихромовая кислота. | 29. Ниобат калия. |
| 15. Иодид кобальта (II). | 30. Нитрат бария |

7.3.3.2. НАЗВАТЬ СОЕДИНЕНИЯ

- | | | |
|---|--------------------------------------|--|
| 31. $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ | 41. CoI_2 | 51. HPO_3 |
| 32. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ | 42. CrOHSO_4 | 52. K_2CO_3 |
| 33. BaCr_2O_7 | 43. CuCl_2 | 53. K_2CrO_4 |
| 34. BaSO_4 | 44. FeCl_3 | 54. K_2MnO_4 |
| 35. BiCl_3 | 45. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ | 55. KCN |
| 36. CaC_2O_4 | 46. H_2SnO_3 | 56. KCNS |
| 37. CdI_2 | 47. H_3PO_3 | 57. KCrO_2 |
| 38. CH_3COOH | 48. HClO | 58. KMnO_4 |
| 39. $\text{Co}(\text{NO}_3)_3$ | 49. HgSO_4 | 59. KNO_2 |
| 40. CoBr_2 | 50. HNO_2 | 60. $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ |

7.3.3.3. НАПИСАТЬ В МОЛЕКУЛЯРНОЙ И ИОННО-МОЛЕКУЛЯРНОЙ ФОРМАХ УРАВНЕНИЯ РЕАКЦИЙ

61. Нитрат свинца (II) + иодид калия.
62. Сульфид калия + серная кислота.
63. Карбонат калия + соляная кислота.
64. Сульфат меди (II) + гидроксид натрия.

65. Карбонат кальция + соляная кислота.
66. Сульфит натрия + серная кислота.
67. Бромид алюминия + нитрат серебра.
68. Сульфид натрия + серная кислота.
69. Сульфид железа (II) + соляная кислота.
70. Формиат калия + азотная кислота.
71. Хлорид аммония + гидроксид кальция.
72. Соляная кислота + гидроксид бария.
73. Плавиковая кислота + гидроксид калия.
74. Гидроксид железа (III) + азотная кислота.
75. Уксусная кислота + гидроксид аммония.
76. Азотистая кислота + гидроксид аммония.
77. Сероводород + гидроксид аммония.
78. Гидрокарбонат натрия + соляная кислота.
79. Хлорид железа (III) + гидроксид калия.
80. Ацетат свинца + сульфат натрия.
81. Гидросульфат калия + серная кислота.
82. Нитрат цинка + избыток гидроксида натрия.
83. Гидроксид кальция + оксид углерода (IV).
84. Нитрат бария + сульфат натрия.
85. Хлорид бария + сульфат алюминия.
86. Нитрат свинца + сульфат железа (III).
87. Сульфат хрома (III) + гидроксид аммония.
88. Карбонат натрия + ортофосфорная кислота.
89. Нитрат дигидроксовисмута + азотная кислота.
90. Хлорид гидроксомагния + соляная кислота.

**7.3.3.4. ЗАКОНЧИТЬ И УРАВНЯТЬ РЕАКЦИЮ; УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ
ПРЕДСТАВИТЬ В МОЛЕКУЛЯРНОЙ И ИОННОЙ ФОРМАХ**

- | | |
|---|--|
| 91. $\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \dots$ | 106. $\text{HCOOK} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$ |
| 92. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$ | 107. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \dots$ |
| 93. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{AgNO}_3 = \dots$ | 108. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} = \dots$ |
| 94. $\text{AlBr}_3 + \text{AgNO}_3 = \dots$ | 109. $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} = \dots$ |
| 95. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 = \dots$ | 110. $\text{CuSO}_4 + \text{NH}_4\text{OH} = \dots$ |
| 96. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \dots$ | 111. $\text{HF} + \text{KOH} = \dots$ |
| 97. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \dots$ | 112. $\text{KOH} + \text{HCN} = \dots$ |
| 98. $\text{BaCl}_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = \dots$ | 113. $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \dots$ |

- | | |
|---|--|
| 99. $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_3\text{PO}_4 = \dots$ | 114. $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$ |
| 100. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \dots$ | 115. $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$ |
| 101. $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$ | 116. $\text{NaHPO}_4 + \text{NaOH} = \dots$ |
| 102. $\text{CaCO}_3 + \text{CH}_3\text{COOH} = \dots$ | 117. $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$ |
| 103. $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{S} = \dots$ | 118. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \dots$ |
| 104. $\text{CdCl}_2 + \text{H}_2\text{S} = \dots$ | 119. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Sr}(\text{OH})_2 = \dots$ |
| 105. $\text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$ | 120. $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{KOH} = \dots$ |

7.4. ОБЩИЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

7.4.1. КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

Математически понятие «моль» определяет формула

$$n = \frac{N}{N_a},$$

где N – число структурных единиц, шт., N_a – число Авогадро, т.е. количество атомов в 1/12 массы атома углерода, $N_a = 6,02 \cdot 10^{23}$ шт.

Масса одного моля вещества получила название молярная масса. Размерность молярной массы – г/моль. Для атомов и простых ионов и радикалов молярная масса численно совпадает с его относительной атомной массой.

Для молекул, а так же для сложных ионов и радикалов молярная масса численно совпадает с относительной молекулярной массой и вычисляется по уравнению.

$$M = \sum v_i M_i$$

v_i – стехиометрический индекс в формуле вещества; M_i – молярная масса атома элемента, входящего в соединение.

Связь массы и количества вещества определяется формулой

$$n = \frac{m}{M}$$

Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Пример. В молекуле HCl эквивалент хлора = 1

В молекуле H_2S эквивалент серы = 1/2

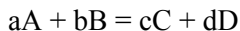
В молекуле NH_3 эквивалент азота = 1/3

Таким образом, эквивалент элемента можно представить, как величину, обратную валентности.

Эквивалентной массой $\mathcal{E}_M$ называется масса одного эквивалента вещества, т.е. масса вещества и количество эквивалентов связаны уравнением:

$$n_э = \frac{m}{\mathcal{E}_M}.$$

Эквивалент (эквивалентную массу) можно вычислить по составу соединения данного элемента с любым другим, эквивалент (эквивалентная масса) которого известны пользуясь законом эквивалентов: вещества взаимодействуют друг с другом в эквивалентных количествах. Например, для реакции:



$$n_э(A) = n_э(B) = n_э(C) = n_э(D) \text{ или}$$

$$\frac{m(A)}{\mathcal{E}_M(A)} = \frac{m(B)}{\mathcal{E}_M(B)} = \frac{m(C)}{\mathcal{E}_M(C)} = \frac{m(D)}{\mathcal{E}_M(D)}.$$

Отсюда следует другая формулировка закона эквивалентов: массы взаимодействующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам, например,

$$\frac{m_A}{m_B} = \frac{\mathcal{E}_M(A)}{\mathcal{E}_M(B)}.$$

На основе закона эквивалентов можно вывести общую формулу для вычисления эквивалентных масс веществ:

$$\mathcal{E}_M = \frac{M}{Z},$$

M – молярная масса элемента, оксида, кислоты, основания или соли, г/моль;

Z – степень окисления элемента в продукте реакции,
 произведение числа атомов элемента и степени окисления
 элемента в оксидах,
 основность кислоты,
 кислотность основания,
 произведение числа атомов металла и степени окисления
 металла в соли.

Если известны эквивалентные массы элементов, входящих в состав соединения, то его эквивалентную массу можно вычислит по уравнению

$$\mathcal{E}_M = \sum \mathcal{E}_{M_i}$$

7.4.2 ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 1. Определить массовую долю алюминия в его оксиде и вычислить, сколько алюминия теоретически можно выделить из боксита массой 15 т с содержанием Al_2O_3 87 %.

Решение. Найдем молярную массу Al_2O_3 :

$$M_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = 2M_{(\text{Al})} + 3M_{(\text{O})} = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102 \text{ г/моль}.$$

Примем количество вещества Al_2O_3 равным 1 моль, тогда количество вещества алюминия будет равно 2 моль. Масса оксида алюминия составит 102 г, а масса алюминия составит $2 \cdot 27 = 54$ г.

Вычислим массовую долю алюминия в его оксиде:

$$\omega_{(\text{Al})} = \frac{m_{(\text{Al})}}{m_{(\text{Al}_2\text{O}_3)}} 100\% = \frac{54}{102} \cdot 100 = 52,9 \text{ \%}.$$

Вычислим массу чистого Al_2O_3 в боксите:

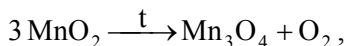
$$m_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{\omega_{(\text{Al}_2\text{O}_3)}}{100} m_{\text{боксит}} = \frac{87}{100} \cdot 15 = 13,05 \text{ т}.$$

Масса алюминия, которую можно получить из боксита:

$$m_{(\text{Al})} = \frac{\omega_{(\text{Al})}}{100} m_{(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{52,9}{100} \cdot 13,05 = 6,9 \text{ т}.$$

Пример 2. Оксид марганца (IV) при прокаливании теряет кислород, образуя Mn_3O_4 . Какой объем кислорода при температуре $27^\circ C$ и давлении 1,1 атм. выделится из 0,58 кг MnO_2 ?

Решение. Запишем уравнение реакции разложения:



из которого следует, что 3 моль MnO_2 дают 1 моль кислорода.

Найдем количество вещества MnO_2 :

$$n_{(MnO_2)} = \frac{m_{(MnO_2)}}{M_{(MnO_2)}} = \frac{580}{87} = 6,67 \text{ моль},$$

следовательно, образуется

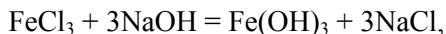
$$n_{(O_2)} = \frac{n_{(MnO_2)}}{3} = \frac{6,67}{3} = 2,223 \text{ моль}.$$

Учитывая, что 1 атм. = 101325 Па, по уравнению Менделеева-Клапейрона получим:

$$V_{(O_2)} = \frac{nRT}{P} = \frac{2,223 \cdot 8,31 \cdot 300}{1,1 \cdot 101325} = 0,05 \text{ м}^3.$$

Пример 3. К раствору, содержащему 0,2 моль хлорного железа ($FeCl_3$) прибавили 0,24 моль гидроксида натрия. Какое количество гидроксида железа при этом получилось?

Решение. Составим уравнение реакции:



из которого следует, что 1 моль $FeCl_3$ взаимодействует с 3 моль $NaOH$, следовательно, для реакции с 0,2 моль хлорного железа требуется гидроксида натрия: $0,2 \cdot 3 = 0,6$ моль.

По условию задачи, количество вещества $NaOH$ составляет 0,24 моль, т. е. он в недостатке. Дальнейший расчет ведем по гидроксиду натрия.

Составим пропорцию:

3 моль NaOH – 1 моль FeCl₃

0,24 моль NaOH – x моль FeCl₃,

из которой вычислим количество вещества гидроксида железа (III):

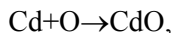
$$n_{\text{Fe(OH)}_3} = \frac{0,24 \cdot 1}{3} = 0,08 \text{ моль.}$$

Пример 4. При окислении 2,81 г кадмия получено 3,21 г оксида кадмия. Вычислить эквивалентную массу кадмия и определить его валентность.

Решение. По массе кадмия и массе его оксида найдем массу кислорода:

$$m_{\text{(O)}} = m_{\text{(CdO)}} - m_{\text{(Cd)}} = 3,21 - 2,81 = 0,4 \text{ г.}$$

Образование оксида кадмия можно записать в виде схемы реакции



для которой составим пропорцию согласно закону эквивалентов:

$$\frac{m_{\text{(Cd)}}}{m_{\text{(O)}}} = \frac{\mathfrak{E}_{\text{(Cd)}}}{\mathfrak{E}_{\text{(O)}}}$$

откуда

$$\mathfrak{E}_{\text{(Cd)}} = \mathfrak{E}_{\text{(O)}} \frac{m_{\text{(Cd)}}}{m_{\text{(O)}}} = 8 \cdot \frac{2,81}{0,4} = 56,2 \text{ г/моль.}$$

Сравнивая численные значения эквивалентной массы и молярной массы кадмия, находим:

$$\frac{M_{\text{(Cd)}}}{\mathfrak{E}_{\text{(Cd)}}} = \frac{112,4}{56,2} = 2,$$

следовательно, валентность кадмия равна 2.

7.4.3. ЗАДАЧИ ДЛЯ РЕШЕНИЯ

7.4.3.1. ВЫПОЛНИТЬ РАСЧЕТЫ ПО ХИМИЧЕСКОЙ ФОРМУЛЕ ВЕЩЕСТВА

121. Состав минерала гематита выражается соотношением $m_{(\text{Fe})}:m_{(\text{O})} = 7:3$. Сколько граммов железа можно получить из 50 г этого минерала?

122. В промышленном масштабе оксид кадмия получают сжиганием кадмия в избытке сухого воздуха. Определить количественный состав оксида кадмия и вывести его формулу, если при сжигании 2,1 г кадмия получается 2,4 г оксида.

123. Криолит имеет состав $\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$. Вычислить массовую долю фтористого алюминия в криолите.

124. Дать название соединения и рассчитать процентное содержание в нем хрома и оксида хрома (VI): $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

125. Для анализа хлорида меди и определения его количественного состава в раствор, содержащий 0,4 г хлорида меди, влили раствор нитрата серебра. Образовался осадок хлорида серебра массой 0,849 г. Определить количественный состав и вывести формулу хлорида меди.

126. После предварительной очистки боксита был получен безводный продукт, состоящий в основном из оксида алюминия и содержащий 0,3 % оксида кремния (IV) и 0,048 % оксида железа (III). Каково процентное содержание кремния и железа в данном продукте?

127. Сколько марганца можно выделить методом алюмотермии из 20 кг пиролюзита, содержащего 87 % оксида марганца (IV)?

128. Дать химическое название минерала и рассчитать массовую долю хлора в карналлите $\text{KMnCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

129. Дать название соединения и рассчитать массовую долю никеля в $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$.

130. Сколько концентрата с содержанием меди 60 % можно получить из 1 т руды, содержащей 3 % халькозина (Cu_2S) и 2 % ковеллина (CuS)?

131. Дать химическое название минерала и рассчитать процентное содержание меди в хризокolle $\text{CuSiO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

132. Какую массу железа можно получить из 2 т железной руды, содержащей 94 % Fe_3O_4 .

133. Какую массу алюминия можно получить из одной тонны нефелина NaAlSiO_4 ?

134. Составить формулу дигидроксосульфата железа (III) и рассчитать процентное содержание в нем оксида серы (VI).

135. KHSO_4 можно представить себе как бы составленным из K_2O и SO_3 . Найти процентное содержание оксида серы (VI) в этом соединении и назвать его.

136. Написать формулу сульфата железа (III) и рассчитать содержание железа в этом соединении.

137. Определить, сколько серебра и оксида серебра можно получить из 10 кг хлорида серебра.

138. Вычислить содержание оксида меди (II) и назвать соединение: $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.

139. Дать химическое название и рассчитать процентное содержание хлора в $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

140. Дать название соединения и рассчитать процентное содержание в нем никеля: $(\text{NiOH})_3(\text{PO}_4)$.

141. Дать систематическое название соединения $\text{CePO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ и вычислить а) массовую долю церия и б) массовую долю оксида церия (III).

142. Вычислить массовую долю оксида железа (III) в фосфате железа (III).

143. Какую массу оксида церия (III) теоретически можно выделить из его фосфата массой 200 кг?

144. Вычислить массовую долю оксида висмута (III) в нитрате висмута (III).

145. Какую массу оксида алюминия можно теоретически получить из 389 кг хлорида алюминия?

146. Вычислить массовую долю натрия в сульфате натрия.

147. Вычислить массовую долю бария в ортофосфате бария.

148. Какую массу оксида алюминия можно теоретически получить из 230 г карналлита ($\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$)?

149. Какую массу фторида натрия можно теоретически получить из 230 т карналлита ($\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$)?

150. Вычислить массовую долю фтора в гексафторсиликате натрия.

**7.4.3.2. ВЫПОЛНИТЬ РАСЧЕТЫ С ИСПОЛЬЗОВАНИЕМ ЗАКОНА
ЭКВИВАЛЕНТОВ**

151. В результате реакции 4,45 г металла с водородом образовалось 5,1 г гидроксида этого металла. Определить эквивалентную массу металла.

152. При взаимодействии 0,385 г металла с хлором образовалось 1,12 г хлорида этого металла. Вычислить эквивалентную массу данного металла.

153. Для реакции 0,44 г металла с бромом потребовалось 3,91 г брома. Определить эквивалентную массу металла.

154. Определить эквивалентную массу двухвалентного металла и назвать его, если для полного сгорания 3,2 г металла потребовалось 0,26 л кислорода, измеренных при нормальных условиях.

155. При пропускании сероводорода через раствор, содержащий 7,32 г хлорида двухвалентного металла, было получено 6,133 г его сульфида. Определить эквивалентную массу металла.

156. При разложении 4,932 г оксида металла получено 0,25 л кислорода (н. у.). Определить эквивалентную массу металла.

157. При взаимодействии пластинки металла массой 10,2 г с раствором сульфата меди (II) масса пластинки увеличилась на 1,41 г. Вычислить эквивалентную массу металла.

158. В оксиде свинца содержится 7,14 % (мас.) кислорода. Определить эквивалентную массу свинца.

159. Соединение металла с галогеном содержит 64,5 % (масс.) галогена, оксид того же металла содержит 15,4 % (масс.) кислорода. Определить эквивалентную массу галогена и назвать его.

160. На восстановление 6,33 г оксида металла израсходовано 0,636 л водорода (н. у.). Определить эквивалентную массу металла.

161. 2 г некоторого металла соединяются с 1,39 г серы или с 6,95 г брома. Вычислить эквивалентную массу металла.

162. 0,321 г алюминия и 1,168 г цинка вытесняют из кислоты одинаковое количество водорода. Найти эквивалентную массу цинка, если эквивалентная масса алюминия равна 8,99 г/экв.

163. Сколько литров водорода (н. у.) потребуется для восстановления 112 г оксида металла, содержащего 71,43 % металла? Какова эквивалентная масса металла?

164. Вычислить молярную и эквивалентную массу двухвалентного металла, если 2,2 г его вытесняют из кислоты 0,81 л водорода при 22°C и 102,9 кПа. Определить металл.

165. Вычислить эквивалентную массу кислоты, если на нейтрализацию 0,234 г ее потребовалось 28,9 мл раствора гидроксида натрия концентрацией 0,1 моль/л.

166. На нейтрализацию 2 г основания потребовалось 3,04 г соляной кислоты. Вычислить эквивалентную массу основания.

167. В технике оксид меди получают прокаливанием меди при недостатке воздуха. Определить эквивалентную массу меди, если при прокаливании 8 г меди получается 9 г оксида меди.

168. Минерал халькозин (медный блеск) содержит 20 % серы. Определить эквивалентную массу металла и формулу халькозина.

169. Одним из способов получения металлов является восстановление их оксидов водородом. Рассчитать эквивалентную массу металла, если известно, что на восстановление 3,4 г оксида металла потребовалось столько водорода, сколько его выделяется при реакции 6,54 г цинка с кислотой.

170. Вычислить эквивалентную массу металла, если из 4,93 г хлорида металла по реакции с нитратом серебра получилось 8,61 г хлорида серебра.

171. В азотной кислоте растворили 0,58 г меди. Полученную соль прокалили, в результате получили 0,726 г оксида меди. Вычислить эквивалентную массу меди.

172. 1,02 г металла растворили в кислоте. При этом выделилось 0,94 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Вычислить эквивалентную массу металла.

173. Одной из операций при получении стали бессемеровским методом является соединение основных оксидов

металлов с оксидом кремния (IV) по уравнению: $\text{MnO} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{MnSiO}_3$. При использовании 100 г шлака, содержащего 25 % оксида кремния (IV), эквивалентная масса которого 15 г/моль, образовалось 109,2 г силиката марганца. Рассчитать эквивалентную массу силиката марганца.

174. Для восстановления 15,9 г хлорида железа было израсходовано 2,8 л водорода (н.у.). Рассчитать эквивалентную массу хлорида железа.

175. При сгорании 5,0 г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определить эквивалентную массу металла.

176. 1,0 г некоторого металла соединяется с 8,89 г брома или с 1,78 г серы. Найти эквивалентные массы брома и металла, зная, что эквивалентная масса серы равна 16,0 г/экв.

177. Из 0,493 г хлорида металла после обработки нитратом серебра образовалось 0,861 г хлорида серебра. Вычислить эквивалентную массу металла.

178. Металл образует два хлорида с содержанием хлора 37,45 и 54,51 %. Вычислить эквиваленты металла в каждом соединении, приняв эквивалентную массу хлора равной 35,5 г/экв.

179. При взаимодействии 0,8 г гидразина и 2,45 г серной кислоты образовалось 3,25 г соли. Вычислить эквивалентные массы гидразина и образовавшейся соли.

180. На нейтрализацию 2,45 г кислоты идет 2,0 г гидроксида натрия. Определить эквивалентную массу кислоты.

7.4.3.3. РЕШИТЬ ЗАДАЧУ С ИСПОЛЬЗОВАНИЕМ РАСЧЕТОВ ПО УРАВНЕНИЮ РЕАКЦИИ

181. При синтезе аммиака израсходовано 22,4 мл азота (н. у.). Сколько аммиака может быть при этом теоретически получено?

182. При сжигании 3 кг каменного угля получили 5,3 м³ CO₂ (н. у.). Какова массовая доля углерода в данном образце каменного угля?

183. Какой объем воздуха (н. у.) потребуется для обжига пирита по реакции $4 \text{FeS}_2 + 11 \text{O}_2 = 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 8 \text{SO}_2$, чтобы получить 1000 м³ оксида серы (IV). Объемная доля кислорода в воздухе 21 %.

184. Вычислить, какой объем воздуха (н. у.) потребуется для обжига 2 т пирита, содержащего 92 % FeS_2 . Объемное содержание кислорода в воздухе – 21 %.

185. Какая масса раствора серной кислоты концентрацией 70 % потребуется для получения ортофосфорной кислоты из 200 кг по реакции $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaSO}_4$, фосфорита содержащего 70 % $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?

186. Для получения оксида магния из металлического магния потребовалось 5 л воздуха, измеренных при температуре 27°C и давлении 1,3 атм. В воздухе содержится 21 % кислорода. Сколько оксида магния можно при этом получить?

187. Основной минерал, содержащий олово – касситерит (SnO_2). Металлическое олово из него получают восстановлением коксом. При этом выделяется оксид углерода (IV). Какой объем оксида углерода выделится при восстановлении 3,02 кг касситерита, если процесс вести при температуре 127°C и давлении 1,5 атм?

188. Какой объем печных газов (25°C , 760 мм. рт. ст.), содержащих объемную долю сернистого газа (оксид серы (IV)) 10 %, получается при обжиге 1 т серного колчедана, содержащего 45 % серы, если при этом 1,6 % серы не сгорает?

189. При прокаливании доломита $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ образуется углекислый газ. Рассчитать объем углекислого газа, если процесс протекает при температуре 227°C и давлении 1,4 атм.

190. При действии воды на карбид кальция образовалось 50 л ацетилена, измеренных при температуре 17°C и давлении 1,5 атм. Какова масса полученного ацетилена?

191. При обжиге известняка образуются негашеная известь (CaO) и углекислый газ. Сколько известняка, содержащего 92 % карбоната кальция, потребуется для получения 112 л углекислого газа, измеренного при температуре 127°C и давлении 11 атм.?

192. Для производства серной кислоты взяли 224 л сернистого газа, измеренного при температуре 37°C и давлении 1,8 атм. Сколько серной кислоты при этом получится, если выход готового продукта составляет 80 % от теоретического?

193. При коррозии железа выделилось 0,422 л водорода, измеренного при 7°C и давлении 741 мм рт. ст. Определить, какое

количество железа прокорродировало, если первоначально образуется соединение железа (II).

194. Какой объем углекислого газа необходимо отвести из печи при обжиге 1 т кальцита CaCO_3 при 800°C и давлении 800 мм рт. ст?

195. Какой объем сернистого газа может быть получен при обжиге 1 т хвостов флотации сульфидных руд, содержащих 70 % пирита, если газ собирают в емкости под давлением 2 атм. при температуре 30°C ? Реакция обжига пирита: $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$.

196. Сульфид натрия получают в промышленности по реакции: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{C} = \text{Na}_2\text{S} + 2\text{CO}_2$. Какой объем углекислого газа следует отвести из печи при получении 1 т сульфида натрия с содержанием чистого вещества 68 % при 1200°C и давлении 820 мм рт. ст.?

197. Горячий КОН реагирует с хлором по реакции: $6\text{KOH} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 5\text{KCl} + \text{KClO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$. Сколько КОН потребуется для взаимодействия с 0,8 л хлора (7°C и 98,64 кПа)?

198. При прокаливании пирита (FeS_2) массой 20 т был получен оксид серы (IV) объемом 7000 м^3 (н.у.). Определить чистоту пирита и объем воздуха, необходимый для обжига пирита?

199. Сколько граммов кальция вступило в реакцию с водой, если объем выделившегося водорода при 25°C и 99,3 кПа равен 480 мл?

200. В электрической печи из 20 кг технического оксида кальция было получено 16 кг карбида кальция по реакции: $\text{CaO} + 3\text{C} = \text{CaC}_2 + \text{CO}$. Определить массовую долю примесей в оксиде кальция и теоретический объем CO при температуре 546°C и давлении 101,3 кПа, а также массу необходимого углерода.

201. Хлороводород, образовавшийся при действии серной кислоты на 19 г безводного хлорида магния, пропустили в раствор, содержащий 10 г гидроксида калия. Раствор выпарили. Какое вещество, и в каком количестве при этом получилось?

202. При действии на 5,1 г плотного известняка избытком соляной кислоты выделилось 1,12 л CO_2 (н.у.). Сколько процентов карбоната кальция содержится в данном известняке?

203. Для получения оксида магния из металлического магния потребовалось 5 л воздуха, измеренных при температуре 27°C и давлении 1,3 атм. В воздухе содержится 21 % кислорода. Сколько оксида магния можно при этом получить?

204. Составить уравнение реакции горения сероуглерода и вычислить измеренный при 100°C и 780 мм рт. ст. объем газообразных продуктов, которые получаются сжиганием 25 г CS₂.

205. Какая масса известняка, содержащего 90 % карбоната кальция, потребуется для получения 7 т негашеной извести (CaO)?

206. Какое вещество, и в каком количестве останется в избытке после смешения растворов, содержащих 15 г хлорида бария и 11 г сульфата натрия?

207. Смешаны два раствора, содержащие 8,55 г нитрата свинца (II) и 3,75 г соляной кислоты. Какое вещество, и в каком количестве останется в избытке?

208. Какое вещество, и в каком количестве останется в избытке в результате реакции между 14 г оксида кальция и 32 г азотной кислоты?

209. Какое вещество, и в каком количестве останется в избытке в результате реакции между 4 г оксида магния и 10 г серной кислоты?

210. Смешаны растворы, содержащие 17 г нитрата серебра и 15,9 г хлорида кальция. Какое вещество, и в каком количестве останется в избытке?

7.5. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

7.5.1. КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

Окислительно-восстановительными называются химические реакции, сопровождающиеся изменением степени окисления атомов элементов.

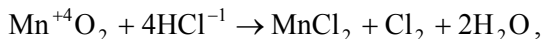
Окислением называется процесс отдачи электронов, а *восстановлением* процесс принятия электронов. Окисление и восстановление взаимосвязаны.

Окислителем называется вещество, атомы которого принимают электроны, при этом он восстанавливается.

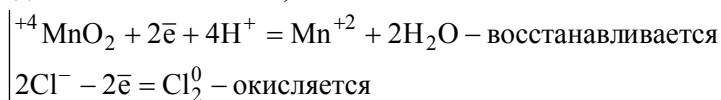
Восстановителем называется вещество, атомы которого отдают электроны, при этом он окисляется.

Все окислительно-восстановительные реакции классифицируют следующим образом:

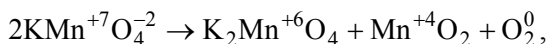
1. Межмолекулярные реакции. Это реакции, в которых окислитель и восстановитель являются различными веществами.



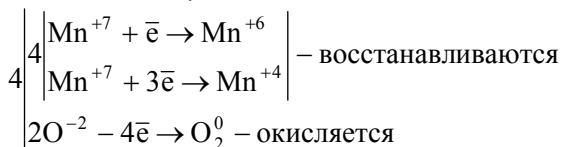
где Mn^{+4} – окислитель, Cl^{-1} – восстановитель.



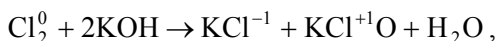
2. Реакции внутримолекулярного окисления. Это реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов различных элементов одного и того же вещества.



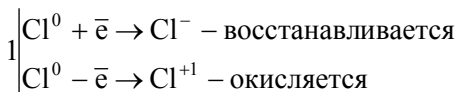
где Mn^{+7} – окислитель, а O^{-2} – восстановитель.



3. Реакции диспропорционирования. В этих реакциях и окислителем и восстановителем является элемент находящийся в промежуточной степени окисления в составе одного и того же вещества.



где Cl_2^0 – окислитель и восстановитель.

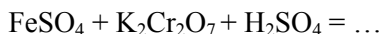


О возможности того или иного вещества проявлять окислительные, восстановительные или двойственные свойства можно судить по степени окисления элементов, выполняющих эти функции.

Элементы в своей высшей степени окисления проявляют только окислительные свойства, а в низшей степени окисления проявляют только восстановительные свойства. Элементы, имеющие промежуточную степень окисления, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

7.5.2. ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

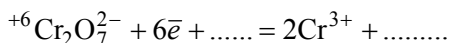
Пример 5. Составить электронную схему и закончить уравнение реакции:



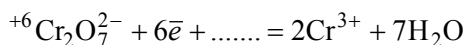
Решение. 1. Степени окисления изменяются у железа Fe^{+2} и хрома Cr^{+6} . Окислителем является Cr^{+6} в составе дихромат-иона. В кислой среде хром восстанавливается до катиона Cr^{3+} . Восстановителем является катион железа Fe^{+2} . Железо окисляется до катиона Fe^{3+} .

2. Составляют полу-реакцию восстановления хрома.

2.1. Записывают исходный ион, продукт реакции и электроны, принимающие участие в реакции восстановления хрома



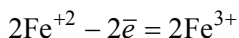
2.2. Из кислорода в составе дихромат-иона образуют воду и уравнивают кислород



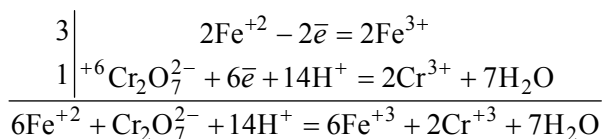
2.3. Реакция протекает в кислой среде, поэтому для баланса по водороду используют катионы H^{+} :



3. Составляют полу-реакцию окисления железа. В сернокислой среде продуктом окисления железа будет сульфат железа (III). Поэтому расчет ведут на два иона железа

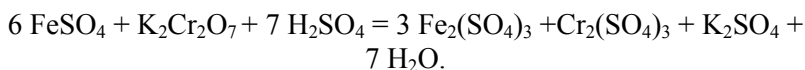


4. Окончательно с учетом баланса электронов



Результатом является сокращенное ионное уравнение с «готовыми» коэффициентами реакций.

5. Составляют молекулярное уравнение реакции

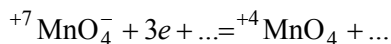


Пример 6. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \dots$

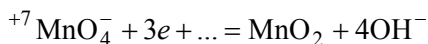
Решение. 1. Окислителем является марганец (VII) в составе перманганат-иона ${}^{+7}\text{MnO}_4^-$. В нейтральной среде перманганат-ион восстанавливается до оксида марганца (IV) – MnO_2 . Восстановителем является сера (IV) в составе сульфит-иона ${}^{+4}\text{SO}_3^{2-}$, которая окислится до серы (VI) в составе сульфат-иона ${}^{+6}\text{SO}_4^{2-}$.

2. Составляют полу-реакцию восстановления марганца

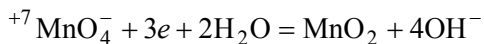
2.1. Записывают исходный ион, продукт реакции и электроны, принимающие участие в реакции



2.2. Из кислорода в составе перманганат-иона образуют гидроксил-ион и уравнивают кислород перманганат-иона и гидроксил-иона

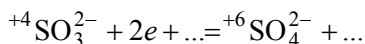


2.3. В нейтральной среде водород берут от молекулы воды и уравнивают полу-реакцию

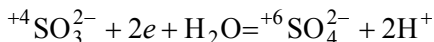


3. Составляют полу-реакцию восстановления сульфит-иона

3.1. Записывают исходный ион, продукт реакции и электроны, принимающие участие в реакции

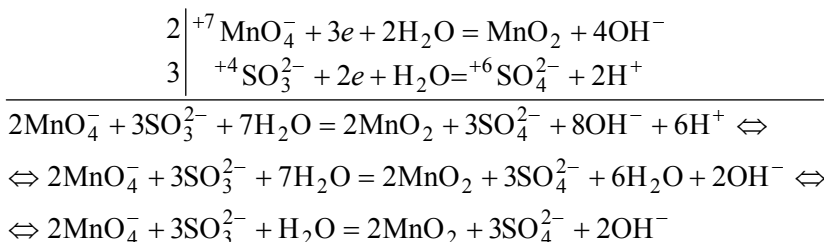


3.2. Кислород для баланса берут от молекулы воды; «лишние» атомы водорода образуют катионы водорода.



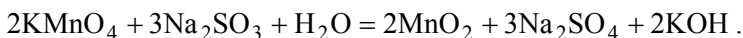
Примечание: в нейтральной среде в качестве продуктов реакции можно образовать как H^+ , так и OH^- .

4. Суммируют полу-реакции с учетом баланса электронов



и получают сокращенное ионное уравнение.

5. Составляют молекулярное уравнение реакции

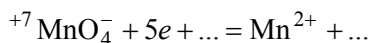


Пример 7. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$

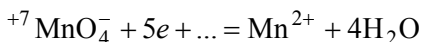
1. Окислителем является марганец (VII) в составе перманганат-иона $^{+7}\text{MnO}_4^-$. В кислой среде перманганат-ион восстанавливается до катиона марганца (II) – Mn^{2+} . Восстановителем является сера (IV) в составе сульфит-иона $^{+4}\text{SO}_3^{2-}$, которая окислится до серы (VI) в составе сульфат-иона $^{+6}\text{SO}_4^{2-}$.

2. Составляют полу-реакцию восстановления марганца

2.1. Записывают исходный ион, продукт реакции и электроны, принимающие участие в реакции



2.2. Из кислорода в составе перманганат-иона образуют воду и уравнивают кислород перманганат-иона и гидроксил-иона

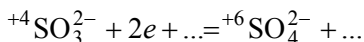


2.3. В кислой среде водород берут в виде катиона H^+ и уравнивают полу-реакцию

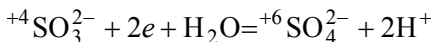


3. Составляют полу-реакцию восстановления сульфит-иона

3.1. Записывают исходный ион, продукт реакции и электроны, принимающие участие в реакции

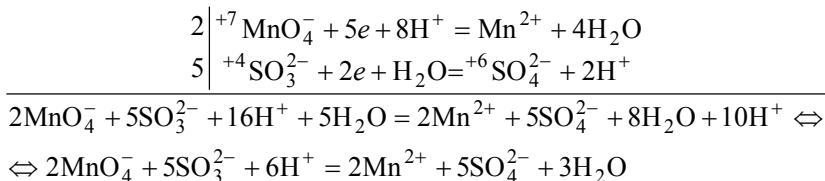


3.2. Кислород для баланса берут от молекулы воды; «лишние» атомы водорода образуют катионы водорода:



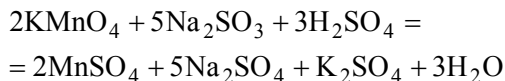
Примечание: в кислой среде в качестве продуктов реакции можно образовать H^+ , либо H_2O .

4. Суммируют полу-реакции с учетом баланса электронов



и получают сокращенное ионное уравнение.

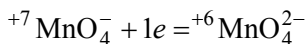
5. Составляют молекулярное уравнение реакции



Пример 8. $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} = \dots$

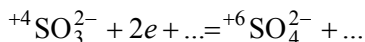
1. Окислителем является марганец (VII) в составе перманганат-иона $^{+7}\text{MnO}_4^-$, который в щелочной среде восстанавливается манганат-иона $^{+6}\text{MnO}_4^{2-}$. Восстановителем является сера (IV) в составе сульфит-иона $^{+4}\text{SO}_3^{2-}$, которая окислится до серы (VI) в составе сульфат-иона $^{+6}\text{SO}_4^{2-}$.

2. Составляют полу-реакцию восстановления марганца



3. Составляют полу-реакцию восстановления сульфит-иона

3.1. Записывают исходный ион, продукт реакции и электроны, принимающие участие в реакции

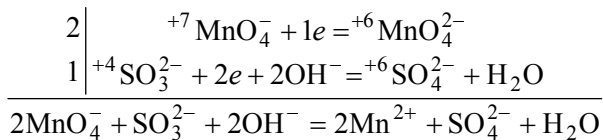


3.2. Кислород для баланса берут от гидроксил-иона; атомы водорода образуют воду:



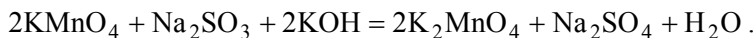
В щелочной среде в качестве продуктов реакции можно образовать OH^- , либо H_2O .

4. Суммируют полу-реакции с учетом баланса электронов



и получают сокращенное ионное уравнение.

5. Составляют молекулярное уравнение реакции



7.5.3. ЗАДАЧИ ДЛЯ РЕШЕНИЯ

7.5.3.1. УРАВНЯТЬ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНУЮ РЕАКЦИЮ МЕТОДОМ ПОЛУ-РЕАКЦИЙ

- 211. $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \dots$
- 212. $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
- 213. $\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{MnO}_2 + \text{KCl} + \dots$
- 214. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2 = \text{KMnO}_4 + \dots$
- 215. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{O}_2 + \dots$
- 216. $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \dots$
- 217. $\text{FeSO}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{KCl} + \dots$
- 218. $\text{CuCl}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{CuCl} + \dots$
- 219. $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
- 220. $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$
- 221. $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 = \dots$
- 222. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{HIO}_3 = \text{I}_2 + \dots$
- 223. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
- 224. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{SO}_2 + \dots$
- 225. $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \dots$
- 226. $\text{HBr} + \text{HBrO}_3 = \text{Br}_2 + \dots$
- 227. $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O}_2 = \text{HCl} + \dots$
- 228. $\text{HgI}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \dots$
- 229. $\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + \dots$
- 230. $\text{H}_2\text{MnO}_4 = \text{HMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \dots$
- 231. $\text{MnSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HMnO}_4 + \dots$
- 232. $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{KClO}_3 + \dots$
- 233. $\text{MnSO}_4 + \text{NaBiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} = \dots$
- 234. $\text{MnSO}_4 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 = \text{HMnO}_4 + \dots$
- 235. $\text{Ca}(\text{ClO}_2)_2 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$
- 236. $\text{NaClO} + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})} = \dots$
- 237. $\text{NaClO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \dots$
- 238. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CrO}_4 + \dots$
- 239. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 = \text{MnO}_2 + \dots$
- 240. $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \dots$

7.5.3.2. НАПИСАТЬ УРАВНЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ И РАССТАВИТЬ КОЭФФИЦИЕНТЫ, ПОЛЬЗУЯСЬ МЕТОДОМ ПОЛУ-РЕАКЦИЙ В СЕРНОКИСЛОЙ СРЕДЕ

241. Перманганатом калия и сульфитом калия
242. Перманганатом калия и нитритом калия
243. Перманганатом калия и гидросульфитом калия
244. Перманганатом калия и сульфитом железа (II)
245. Перманганатом калия и сульфитом олова (II)
246. Перманганатом калия и пероксидом водорода
247. Перманганатом калия и сульфидом калия
248. Перманганатом калия и сероводородом
249. Перманганатом калия и соляной кислотой (конц.)
250. Перманганатом калия и бромистоводородной кислотой
251. Перманганатом калия и иодидом калия
252. Перманганатом калия и бромидом калия
253. Перманганатом калия и хлоридом олова (II)
254. Перманганатом калия и нитритом калия
255. Дихроматом калия и сульфитом калия
256. Дихроматом калия и нитритом калия
257. Дихроматом калия и сульфатом железа (II)
258. Дихроматом калия и сульфатом олова (II)
259. Дихроматом калия и пероксидом водорода
260. Дихроматом калия и сульфидом натрия
261. Дихроматом калия и диоксидом серы
262. Дихроматом калия и бромистоводородной кислотой
263. Дихроматом калия и иодистоводородной кислотой
264. Дихроматом калия и бромидом калия
265. Дихроматом калия и иодидом калия
266. Хроматом калия и сульфитом калия
267. Хроматом калия и нитритом калия
268. Манганатом калия и иодидом калия
269. Манганатом калия и бромидом калия
270. Хлоратом калия и сульфатом олова (II)

7.6. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ

7.6.1. КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

Массовая доля:

$$\omega = \frac{m_{\text{р.в}}}{m_{\text{р-р}}} \cdot 100, \%$$

Массовая концентрация, выраженная в граммах на литр:

$$C = \frac{m_{\text{р.в}}}{V_{\text{р-р}}}$$

Молярная концентрация или молярность:

$$C_M = \frac{n_{\text{р.в.}}}{V_{\text{р-р}}} = \frac{m_{\text{р.в.}}}{M_{\text{в}} \cdot V_{\text{р-р}}}$$

Моляльная концентрация или моляльность:

$$C_m = \frac{n_{\text{р.в}}}{m_{\text{р-ль}}} = \frac{m_{\text{р.в}}}{M_{\text{р.в.}} \cdot m_{\text{р-ль}}}$$

Мольная доля:

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$$

Нормальная концентрация или нормальность:

$$C_N = \frac{n_{\text{э, р.в.}}}{V_{\text{р-р}}} = \frac{m_{\text{р.в}}}{\mathcal{E}_M \cdot V_{\text{р-р}}} z = zC_M$$

где $m_{\text{р.в}}$ - масса растворенного вещества; $M_{\text{р.в.}}$ - молярная масса растворенного вещества; $\mathcal{E}_M$ - эквивалентная масса растворенного вещества; $n_{\text{р.в}}$ - количество растворенного вещества, моль; $n_{\text{э, р.в.}}$ - количество эквивалентов растворенного вещества; $m_{\text{р-р}}$ - масса раствора; $V_{\text{р-р}}$ - объем раствора; $m_{\text{р-ль}}$ - масса растворителя, кг; z - количество обменных эквивалентов растворенного вещества, содержащееся в одном его моле.

Для кислот z соответствует основности кислоты, т. е. числу атомов водорода в составе кислоты, обмениваемых в данной реакции на металл или нейтрализуемых основанием.

Для оснований z соответствует кислотности основания, т.е. числу гидроксильных групп в составе основания, обмениваемых на кислотный остаток или нейтрализуемых кислотой.

Для солей z рассчитывают как произведение числа атомов и степени окисления металла в составе соли.

Для окислителей и восстановителей в окислительно-восстановительных реакциях z – изменение их степени окисления в ходе реакции.

Некоторые соотношения между различными способами выражения концентрации раствора:

$$C_M = \frac{\omega_{\%} \cdot 10 \cdot d_{p-p}}{M_{p.v.}};$$

$$C_m = \frac{\omega_{\%} \cdot 1000}{M_{p.v.} (100 - \omega_{\%})};$$

$$x = \frac{\omega_{\%}}{M_{p.v.} \left(\frac{\omega_{\%}}{M_{p.v.}} + \frac{100 - \omega_{\%}}{M_{p-ля}} \right)}.$$

7.6.2. ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 9. Выразить концентрацию раствора, содержащего массовую долю серной кислоты 30 % плотностью 1,218 г/см³ всеми возможными способами.

Решение. 1. Рассчитать массовую концентрацию раствора:

$$C = \omega_{\%} \cdot 10 \cdot d_{p-p} = 30 \cdot 10 \cdot 1,218 = 365,4 \text{ г/л}$$

2. Рассчитать молярную концентрацию раствора:

$$C_M = \frac{C}{M_{\text{р.в.}}} = \frac{365,4}{98} = 3,73 \text{ моль/л}$$

3. Рассчитать нормальную концентрацию раствора:

$$C_N = zC_M = 2 \cdot 3,73 = 7,46 \text{ экв./л}$$

4. Рассчитать моляльную концентрацию раствора:

$$C_m = \frac{\omega_{\%} / M_{\text{р.в.}}}{100 - \omega_{\%}} \cdot 1000 = \frac{30/98}{100 - 30} \cdot 1000 = 4,37 \text{ моль/кг}$$

5. Рассчитать молярную долю растворенного вещества

$$x = \frac{\frac{\omega_{\%} / M_{\text{р.в.}}}{M_{\text{р.в.}}} + \frac{100 - \omega_{\%}}{M_{\text{р-ля}}}}{\frac{30/98}{98} + \frac{100 - 30}{18}} \cdot 100\% = \frac{30/98}{98 + \frac{100 - 30}{18}} \cdot 100 = 7,3 \%$$

Пример 10. Какой объем раствора серной кислоты концентрацией 10 % ($d = 1,066 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 200 мл 1 н. раствора?

Решение. Найдем массу серной кислоты, содержащейся в 200 мл 1 н. раствора. Для этого вычислим молярную концентрацию раствора:

$$C_M = \frac{C_N}{z} = \frac{1}{2} = 0,5 \text{ моль/л},$$

количество вещества серной кислоты

$$n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = C_{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} V_{\text{р-р}(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 0,5 \cdot 0,2 = 0,1 \text{ моль}$$

и ее массу

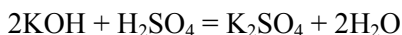
$$m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} M_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 0,1 \cdot 98 = 9,8 \text{ г}.$$

Вычислим объем 10 % раствора:

$$V_{\text{р-р}} = \frac{m_{\text{р-р}}}{d_{\text{р-р}}} = \frac{m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} 100\%}{\omega_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} d_{\text{р-р}}} = \frac{9,8 \cdot 100}{10 \cdot 1,066} = 91,9 \text{ см}^3.$$

Пример 11. Какой объем раствора серной кислоты концентрацией 0,42 моль/л потребуется для нейтрализации 20 мл раствора гидроксида калия концентрацией 6 % ($d = 1,053 \text{ г/см}^3$)?

Решение. Составим уравнение реакции:



Найдем количество вещества KOH

$$n_{(\text{KOH})} = \frac{m_{(\text{KOH})}}{M_{(\text{KOH})}} = \frac{\omega m_{\text{р-р}}}{100 M_{(\text{KOH})}} = \frac{\omega d V_{\text{р-р}}}{100 M_{(\text{KOH})}} = \frac{6 \cdot 1,053 \cdot 20}{100 \cdot 56} = 0,02 \text{ моль.}$$

По уравнению реакции на 2 моль KOH приходится 1 моль H_2SO_4 , следовательно, для реакции с 0,02 моль гидроксида калия требуется 0,01 моль серной кислоты.

Найдем объем раствора серной кислоты:

$$V_{\text{р-р}} = \frac{n_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}}{C_{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}} = \frac{0,01}{0,42} = 0,0238 \text{ л} = 23,8 \text{ мл.}$$

7.6.3. ЗАДАЧИ ДЛЯ РЕШЕНИЯ

7.6.3.1. ВЫРАЗИТЬ КОНЦЕНТРАЦИЮ ЗАДАННОГО РАСТВОРА ВСЕМИ ВОЗМОЖНЫМИ СПОСОБАМИ

№	Вещество	Массовая доля, %	Плотность раствора, г/см^3
271.	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	1	1,009
272.	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	2	1,014
273.	AlCl_3	1,5	1,011
274.	BaCl_2	26	1,279
275.	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	12	1,108
276.	CaCl_2	22	1,205
277.	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	2	1,014
278.	CdCl_2	8	1,072
279.	CrCl_3	3	1,026

№	Вещество	Массовая доля, %	Плотность раствора, г/см ³
280.	Cr ₂ (SO ₄) ₃	12	1,126
281.	CuSO ₄	14	1,155
282.	CuCl ₂	2	1,017
283.	FeSO ₄	2	1,018
284.	Fe ₂ (SO ₄) ₃	12	1,103
285.	Fe(NO ₃) ₃	1	1,007
286.	H ₂ SO ₄	15	1,102
287.	H ₃ PO ₄	24	1,140
288.	HCl	1	1,003
289.	Hg(NO ₃) ₂	7	1,050
290.	K ₂ Cr ₂ O ₇	5	1,034
291.	KMnO ₄	4	1,027
292.	KOH	17	1,157
293.	MgCl ₂	2	1,015
294.	Mg(NO ₃) ₂	2	1,013
295.	Na ₂ CO ₃	4	1,040
296.	NaBr	26	1,239
297.	NaCl	5	1,034
298.	NaOH	13	1,142
299.	NH ₄ OH,	9	0,961
300.	ZnSO ₄	8	1,084

7.6.3.2. ВЫПОЛНИТЬ РАСЧЕТ ПРИГОТОВЛЕНИЯ РАСТВОРА.

301. Какой объем 88 % раствора серной кислоты плотностью 1,8 г/см³ надо взять, чтобы приготовить 2 л этой же кислоты концентрацией 2,36 моль/л?

302. Требуется приготовить 500 мл 15 % раствора едкого кали плотностью 1,14 г/см³. Какое количество миллилитров 12-ти нормального раствора едкого кали (KOH) надо для этого взять?

303. Какое количество воды надо добавить к 200 мл 52 % раствора едкого натра, плотность которого 1,53 г/см³, чтобы получить раствор с концентрацией 2,78 моль/л?

304. Какой объем воды (мл) надо прилить к 118 г раствора серной кислоты концентрацией 3,03 моль/л плотностью 1,18 г/см³,

чтобы получить раствор с массовой долей серной кислоты 12 % плотностью 1,080 г/см³?

305. Какое количество воды надо добавить к 150 г раствора хлорида бария в воде, концентрация которого 2,313 экв./л плотностью 1,203 г/см³, с тем, чтобы получить раствор с массовой долей хлорида бария 8 % плотностью 1,072 г/см³?

306. Какой объем (мл) раствора с мольной долей фосфорной кислоты 1 % плотностью 1,025 г/см³ надо взять, чтобы получить 200 г раствора с массовой долей фосфорной кислоты 2,6 %?

307. Какой объем (мл) раствора хлорида калия концентрацией 2,25 моль/л надо взять, чтобы приготовить 1,5 л раствора с массовой долей хлорида калия 6 %, плотностью 1,04 г/см³?

308. Какой объем раствора с массовой долей соляной кислоты 38 % и плотностью 1,189 г/см³ потребуется для приготовления 250 мл раствора соляной кислоты концентрацией 0,08 экв./л?

309. Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 98 % плотностью 1,837 г/см³ надо взять для приготовления 500 мл раствора серной кислоты концентрацией 0,1 экв./л?

310. Какой объем раствора фосфорной кислоты концентрацией 3 экв./л надо взять для приготовления 1 л раствора фосфорной кислоты концентрацией 0,5 моль/л?

311. Какой объем раствора карбоната натрия концентрацией 2,0 экв./л требуется для приготовления 500 мл раствора концентрацией 0,5 экв./л?

312. Какой объем воды надо прибавить к 300 мл раствора с массовой долей гидроксида калия 25 % плотностью 1,236 г/см³, чтобы получить раствор с массовой долей гидроксида калия 8 %?

313. Какой объем воды надо прибавить к 100 мл раствора с массовой долей серной кислоты 48 % плотностью 1,376 г/см³, чтобы получить раствор серной кислоты концентрацией 0,5 экв./л?

314. Какой объем раствора с массовой долей хлорида натрия 4,5 % плотностью 1,029 г/см³ можно получить из 200 мл раствора хлорида натрия концентрацией 1,0 экв./л?

315. Какую массу сульфата натрия надо прибавить к 1 л раствора 10 % плотностью $1,09 \text{ г/см}^3$, чтобы получить раствор с массовой долей сульфата натрия 15 %?

316. Какой объем воды надо прибавить к 200 мл раствора 32 % плотностью $1,193 \text{ г/см}^3$ чтобы получить раствор с массовой долей азотной кислоты 10 %?

317. Какой объем раствора с массовой долей соляной кислоты 36 % плотностью $1,179 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления 1 л раствора соляной кислоты концентрацией 0,5 экв./л?

318. Какой объем воды надо добавить к 50 мл 2 н. раствора, чтобы получить 0,25 н. раствор?

319. Какую массу хлорида аммония надо добавить к 5 л раствора с молярной концентрацией 1,92 моль/л плотностью $1,027 \text{ г/см}^3$ чтобы получить раствор с массовой долей хлорида аммония 20 %?

320. Какую массу гидроксида натрия надо взять для приготовления двух литров раствора с массовой долей гидроксида натрия 10 % плотностью $1,090 \text{ г/см}^3$?

321. Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 60 % плотностью $1,503 \text{ г/см}^3$ требуется для приготовления 10 литров раствора концентрацией 0,1 экв./л?

322. Сколько воды надо испарить, чтобы из 10 л 0,25 М раствора ортофосфорной кислоты получить 6 М раствор?

323. Какой объем раствора с массовой долей карбоната натрия 10 % плотностью $1,105 \text{ г/см}^3$ требуется для приготовления 5 л раствора с массовой долей 2 % плотностью $1,02 \text{ г/см}^3$?

324. Сколько граммов медного купороса (пентагидрата сульфата меди (II)) надо взять для приготовления одного литра 2 н. раствора?

325. Вычислить массовую долю соляной кислоты в растворе, если к 100 мл раствора соляной кислоты с массовой долей 36 % и плотностью $1,179 \text{ г/см}^3$ прибавили 200 мл воды.

326. Сколько граммов азотной кислоты содержится в 1 л раствора с массовой долей азотной кислоты 36 % плотностью $1,221 \text{ г/см}^3$?

327. Вычислить массовую долю гидроксида калия в растворе, если к 500 мл раствора с массовой долей гидроксида калия 30 % плотностью $1,288 \text{ г/см}^3$ прибавили 500 мл воды.

328. Какая масса сульфита натрия потребуется для приготовления 5 л раствора с массовой долей 8 % плотностью $1,075 \text{ г/см}^3$?

329. Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 30 % плотностью $1,12 \text{ г/см}^3$ потребуется для приготовления 2 л раствора концентрацией 0,4 экв./л?

330. Какой объем воды следует взять для растворения 16 г CH_3OH для получения раствора метанола с мольной долей 0,02?

7.6.3.3. ВЫПОЛНИТЬ РАСЧЕТ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА С УЧЕТОМ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

331. Для осаждения в виде хлорида всего серебра, содержащегося в 100 мл раствора нитрата серебра, потребовалось 50 мл 0,2 н. раствора соляной кислоты. Какова нормальность раствора нитрата серебра, какая масса хлорида серебра выпала в осадок?

332. На нейтрализацию 31 мл 0,16 н. раствора щелочи требуется 217 мл раствора серной кислоты. Чему равна нормальность раствора серной кислоты?

333. Какой объем 0,3 н. раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора содержащего 0,32 г гидроксида натрия в 40 мл?

334. На нейтрализацию одного литра раствора, содержащего 1,4 г гидроксида калия, требуется 50 мл раствора кислоты. Вычислить нормальность раствора кислоты.

335. Какая масса азотной кислоты содержалась в растворе, если на нейтрализацию его потребовалось 35 мл 0,4 н. раствора гидроксида натрия?

336. Сколько миллилитров 1 н. раствора едкого натра потребуется для полной нейтрализации 300 мл 0,1 М раствора серной кислоты?

337. Сколько миллилитров 0,1 н. едкого натра (NaOH) потребуется для осаждения меди в виде гидроксида из 20 мл раствора сульфата меди, в 1 л которого содержится 10 г меди?

338. Сколько миллилитров 10 % соляной кислоты плотностью $1,047 \text{ г/см}^3$ потребуется для нейтрализации раствора, содержащего 8,5 г гидроксида бария?

339. Сколько миллилитров раствора соды, содержащего в 1 л 21,2 г соли, надо добавить к 30 мл 0,2 н. раствора хлорида кальция для полного осаждения кальция в виде карбоната?

340. Сколько граммов гидроксида железа выпадет в осадок, если к 500 мл 0,2 н. раствора хлорида железа (III) добавить избыток щелочи?

341. На нейтрализацию 20 мл раствора едкого кали потребовалось 13 мл 0,2 н. раствора кислоты. Сколько граммов едкого кали содержится в 1 л раствора?

342. Сколько миллилитров раствора нитрата серебра, содержащего 5 г/л серебра, надо добавить к 10 мл 0,2 н. раствора хлорида натрия, чтобы полностью удалить из раствора ионы хлора?

343. Сколько миллилитров 2 н. серной кислоты потребуется для превращения 1,56 г гидроксида алюминия в сульфат алюминия?

344. Сколько граммов карбоната кальция можно растворить в 100 мл 20 % соляной кислоты плотностью $1,1 \text{ г/см}^3$? Вычислить объем, который займет выделившийся газ при нормальных условиях.

345. К 5 г цинка прибавили 100 мл 10,2 % соляной кислоты (плотность раствора $1,05 \text{ г/см}^3$). Какое вещество, и в каком количестве осталось в избытке? Вычислить объем выделившегося водорода при 20°C и 750 мм рт. ст.

346. На нейтрализацию 20 мл 5,66 % раствора гидроксида калия плотностью $1,053 \text{ г/см}^3$ пошло 12,1 мл раствора серной кислоты плотностью $1,052 \text{ г/см}^3$. Определить концентрацию (%) раствора серной кислоты.

347. Какое количество миллилитров 0,5 н. раствора сульфата натрия надо прилить к 100 мл 16 % раствора хлорида бария плотностью $1,156 \text{ г/см}^3$, чтобы полностью осадить сульфат-ион?

348. На нейтрализацию 50 мл раствора фосфорной кислоты плотностью $1,01 \text{ г/см}^3$ израсходовано 31,2 г 1 н. раствора гидроксида

натрия плотностью $1,04 \text{ г/см}^3$. Определить концентрацию (%) фосфорной кислоты.

349. Для нейтрализации 20 мл 0,1 н. раствора кислоты потребовалось 8 мл раствора гидроксида натрия. Сколько граммов NaOH содержит 1 л этого раствора?

350. Какой объем 0,2 н. раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора, содержащего 0,51 г гидроксида калия в 30 мл?

351. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 150 мл 0,4 н. раствора соляной кислоты прибавить 250 мл 0,2 н. раствора гидроксида натрия?

352. Определить эквивалентную массу кислоты, если на нейтрализацию раствора, содержащего 0,63 г кислоты, израсходовано 20 мл 0,5 н. раствора щелочи.

353. На нейтрализацию раствора, содержащего 4,05 г кислоты, израсходовано 40 мл раствора едкого натра (NaOH) концентрацией 10 % плотностью $1,109 \text{ г/см}^3$. Определить эквивалентную массу кислоты.

354. На нейтрализацию 10 мл раствора серной кислоты концентрацией 22 % плотностью $1,155 \text{ г/см}^3$ потребовалось 50 мл раствора щелочи концентрацией 41,6 г/л. Определить из этих данных эквивалентную массу щелочи.

355. Сколько известняка с содержанием карбоната кальция 70 % потребуется для полной нейтрализации 10 л серной кислоты, концентрацией 5 г/л?

356. К раствору объемом 30 мл, содержащему 10 г серной кислоты в 100 мл раствора, прибавили 40 мл раствора NaOH, содержащего 9 г гидроксида натрия в 100 мл раствора. Найти молярную концентрацию того вещества, которое останется в избытке.

357. Смешали раствор нитрата серебра, концентрацией 1 % плотностью $1,01 \text{ г/см}^3$ и раствор соляной кислоты концентрацией 5 % (плотность $1,02 \text{ г/см}^3$) в соотношении 3:4. Рассчитать молярную концентрацию нитрат-иона в полученном растворе.

358. Какой объем раствора серной кислоты концентрацией 10 % (плотность 1,07 г/см³) потребуется для полной нейтрализации 0,5 л раствора NaOH концентрацией 16 г/л?

359. Из раствора нитрата серебра концентрацией 2 % (плотность 1,015 г/см³) по реакции с хлоридом натрия образуется 14,35 г. хлорида серебра. Вычислить исходный объем раствора нитрата серебра.

360. Сколько миллилитров 0,5 н. раствора сульфата натрия нужно прилить к 100 мл раствора хлорида бария концентрацией 16 % (плотность 1,156 г/см³), чтобы полностью осадить сульфат-ионы?

7.7. PH РАСТВОРОВ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ

7.7.1. КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

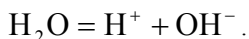
Для характеристики кислотно-основных свойств растворов используют водородный показатель pH, равный отрицательному значению десятичного логарифма концентрации ионов водорода.

$$pH = -\lg[H^+].$$

Аналогично рассчитывают гидроксильный показатель pOH, равный отрицательному значению десятичного логарифма активности ионов гидроксила:

$$pOH = -\lg[OH^-].$$

Активности ионов водорода и гидроксила связаны между собой равновесием диссоциации воды:



Константу этого равновесия называют ионным произведением воды.

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \text{ при } 25^\circ C$$

или в логарифмической форме:

$$pK_w = 14 = pH + pOH.$$

В чистой воде (нейтральная среда) $\text{pH} = \text{pOH} = 7$; в кислой среде $\text{pH} < 7$; в щелочной среде $\text{pH} > 7$.

Для сильных кислот

$$[\text{H}^+] = xC_m^{\text{H}_x\text{An}}; \text{pH} = -\lg[\text{H}^+].$$

Для щелочей

$$[\text{OH}^-] = xC_m^{\text{Me}(\text{OH})_x};$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \lg(xC_m^{\text{Me}(\text{OH})_x}).$$

Для слабых кислот:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_d C}, \text{pH} = -\lg[\text{H}^+].$$

Для слабых оснований:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_d C}, \text{pH} = 14 - \text{pOH}.$$

C – концентрация слабого электролита, моль/л K_d – первая константа диссоциации (приводится в справочниках).

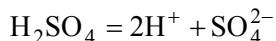
7.7.2. ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Пример 12. Вычислить pH раствора серной кислоты концентрацией 0,3 % ($d = 1,0 \text{ г/см}^3$).

Решение. Перейдем к моляльной концентрации серной кислоты. Для этого выделим мысленно 100 г раствора, тогда масса серной кислоты составит 0,3 г, а масса воды – 99,7 г.

$$C_{m(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{m_{(\text{H}_2\text{SO}_4)}}{M_{(\text{H}_2\text{SO}_4)} m_{(\text{H}_2\text{O})}} = \frac{0,3}{98 \cdot 0,0997} = 0,031 \text{ моль/кг}.$$

По уравнению диссоциации:



из 1 моль серной кислоты образуется 2 моль H^+ , следовательно,

$$[\text{H}^+] = 2C_{m(\text{H}_2\text{SO}_4)} = 2 \cdot 0,031 = 0,062 \text{ моль/кг.}$$

Вычислим значение pH:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 0,062 = 1,21.$$

Пример 13. Вычислить pH раствора гидроксида бария концентрацией 0,0068 экв/л.

Решение. По уравнению диссоциации:



из 1 моль гидроксида бария образуется 2 моль гидроксил-ионов:

$$[\text{OH}^-] = 2C_{M(\text{Ba}(\text{OH})_2)} = C_{N(\text{Ba}(\text{OH})_2)} = 0,0068 \text{ моль/кг.}$$

Найдем значение pOH:

$$\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 0,0068 = 2,17$$

и вычислим pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,17 = 11,83.$$

Пример 14. Найти pH раствора борной кислоты с мольной долей 0,0025 ($d = 1,0 \text{ г/см}^3$).

Решение. выделим мысленно 1 кг раствора.

$$m_{\text{p-p}} = m_{(\text{H}_2\text{O})} + m_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} = n_{(\text{H}_2\text{O})}M_{(\text{H}_2\text{O})} + n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}M_{(\text{H}_3\text{BO}_3)},$$

$$x_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} = \frac{n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}}{n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} + n_{(\text{H}_2\text{O})}} \Rightarrow$$

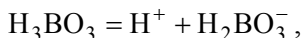
$$n_{(\text{H}_2\text{O})} = n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} \frac{1 - x_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}}{x_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}} = n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} \frac{1 - 0,0025}{0,0025} = 399n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)},$$

$$m_{\text{p-p}} = 399n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}M_{(\text{H}_2\text{O})} + n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}M_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}.$$

$$n_{(\text{H}_3\text{BO}_3)} = \frac{m_{\text{p-p}}}{399M_{(\text{H}_2\text{O})} + M_{(\text{H}_3\text{BO}_3)}} = \frac{1000}{399 \cdot 18 + 61,8} = 0,138 \text{ моль.}$$

Так как плотность раствора равна 1 г/см^3 , то его объем соответствует 1 л и молярная концентрация численно равна количеству вещества борной кислоты, т. е. $C_{M(\text{H}_3\text{BO}_3)} = 0,138 \text{ моль/л}$.

Диссоциация борной кислоты по первой ступени протекает по реакции:



для которой константа диссоциации $K_{d1} = 7,1 \cdot 10^{-10}$. Второй и третьей степенями диссоциации борной кислоты пренебрегаем.

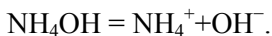
pH раствора борной кислоты:

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_{d1(\text{H}_3\text{BO}_3)} C_{M(\text{H}_3\text{BO}_3)}} = \sqrt{7,1 \cdot 10^{-10} \cdot 0,138} = 9,9 \cdot 10^{-6},$$

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg(9,9 \cdot 10^{-6}) = 5.$$

Пример 15. Найти pH раствора гидроксида аммония, концентрацией 0,5 моль/л; $K_{d(\text{NH}_4\text{OH})} = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

Решение: Диссоциация гидроксида аммония протекает по реакции:



В растворе присутствуют OH-группы, следовательно вычисляем $[\text{OH}^-]$ по уравнению:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_{d(\text{NH}_4\text{OH})} C_{M(\text{NH}_4\text{OH})}} = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 0,5} = 2,99 \cdot 10^{-3}.$$

Далее вычисляем pH:

$$\text{pH} = 14 + \lg[\text{OH}^-] = 14 + \lg(2,99 \cdot 10^{-3}) = 11,32.$$

7.7.3. ЗАДАЧИ ДЛЯ РЕШЕНИЯ

7.7.3.1. ВЫЧИСЛИТЬ pH РАСТВОРА СИЛЬНОГО ЭЛЕКТРОЛИТА

№	Электролит	Концентрация раствора	d раствора, г/см^3
361.	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	0,07 %	1,00
362.	H_2SO_4	0,01 % (мольн.)	1,0

№	Электролит	Концентрация раствора	d раствора, г/см ³
363.	Sr(OH) ₂	$5 \cdot 10^{-4}$ н.	1,0
364.	KOH	0,577 %	1,003
365.	H ₂ SO ₄	$5 \cdot 10^{-4}$ М	1,0
366.	KOH	0,001 н.	1,0
367.	NaOH	$2,5 \cdot 10^{-3}$ М	1,0
368.	HCl	0,3 %	1,0
369.	KOH	5,8 г/л	1,004
370.	H ₂ SO ₄	0,05 г/л	1,0
371.	KOH	0,6 г/л	1,0
372.	NaOH	0,5 %	1,0
373.	HCl	0,01 н.	1,0
374.	Ca(OH) ₂	0,02 н.	1,0
375.	KOH	4 г/л	1,0
376.	NaOH	5 г/л	1,0
377.	HCl	0,006 М	1,0
378.	LiOH	0,8 г/л	1,0
379.	RbOH	1 %	1,0
380.	CsOH	0,5 %	1,0
381.	HCl	0,02 % (мольн.)	1,0
382.	H ₂ SO ₄	0,6 %	1,003
383.	H ₂ SO ₄	0,3 %	1,001
384.	HNO ₃	0,05 г/л	1,0
385.	H ₂ SO ₄	0,03 н.	1,0
386.	Ca(OH) ₂	0,03 %	1,00
387.	HCl	0,2 %	1,0
388.	Ba(OH) ₂	0,1 г/л	1,0
389.	Sr(OH) ₂	0,02 н.	1,0
390.	Ca(OH) ₂	0,09 г/л	1,0

**7.7.3.2. ОПРЕДЕЛИТЬ pH И СТЕПЕНЬ ДИССОЦИИИ
ПРЕДЛОЖЕННОГО РАСТВОРА СЛАБОГО ЭЛЕКТРОЛИТА ПРИ ТЕМПЕРАТУРЕ
25°C:**

№ задачи	Электролит	Концентрация раствора	d р-ра, г/см ³	K_d
391.	NH ₄ OH	2 %	0,989	$1,77 \cdot 10^{-5}$
392.	CH ₃ COOH	0,12 %	1,0	$1,75 \cdot 10^{-5}$
393.	HCOOH	4,5 %	1,01	$1,77 \cdot 10^{-4}$
394.	NH ₄ OH	2,35 %	0,988	$1,77 \cdot 10^{-5}$
395.	C ₆ H ₅ OH	5 %	1,02	$1,01 \cdot 10^{-10}$
396.	HCOOH	0,5 %	-	$1,77 \cdot 10^{-4}$
397.	CH ₃ COOH	0,65 %	-	$1,75 \cdot 10^{-5}$
398.	HNO ₂	0,8 %	-	$6,9 \cdot 10^{-4}$
399.	HCN	2,7 %	1,01	$5,01 \cdot 10^{-10}$
400.	C ₆ H ₅ OH	9,4 г/л	-	$1,01 \cdot 10^{-10}$
401.	NH ₄ OH	0,1 %	-	$1,77 \cdot 10^{-5}$
402.	HCN	8 %	1,04	$5,01 \cdot 10^{-10}$
403.	HCOOH	2,3 %	1,005	$1,77 \cdot 10^{-4}$
404.	CH ₃ COOH	1 %	-	$1,75 \cdot 10^{-5}$
405.	NH ₄ OH	0,34 %	1,0	$1,77 \cdot 10^{-5}$
406.	HCOOH	3 %	1,007	$1,77 \cdot 10^{-4}$
407.	H ₂ S	0,32 н.		$1,10 \cdot 10^{-7}$ $3,60 \cdot 10^{-12}$
408.	NH ₄ OH	0,5 %	1,0	$1,77 \cdot 10^{-5}$
409.	H ₃ PO ₄	1 %	1,005	$7,11 \cdot 10^{-3}$ $6,34 \cdot 10^{-8}$ $4,26 \cdot 10^{-12}$
410.	N ₂ H ₅ OH	0,5 %		$1,7 \cdot 10^{-6}$
411.	HCOOH	4 %	1,01	$1,77 \cdot 10^{-4}$
412.	HNO ₂	2 %	1,01	$6,9 \cdot 10^{-4}$
413.	HBO ₂	5 %	1,03	$7,5 \cdot 10^{-10}$
414.	HBrO	0,1 %	1,0	$2,2 \cdot 10^{-9}$
415.	H ₂ SO ₃	10 г/л	1,04	$1,4 \cdot 10^{-2}$ $6,2 \cdot 10^{-8}$
416.	C ₆ H ₅ OH	6,5 г/л		$1,01 \cdot 10^{-10}$

№ задачи	Электролит	Концентрация раствора	d р-ра, г/см ³	K_d
417.	H ₂ S	10 г/л		$1,10 \cdot 10^{-7}$ $3,60 \cdot 10^{-12}$
418.	H ₂ CO ₃	8 %	1,05	$4,45 \cdot 10^{-7}$ $4,69 \cdot 10^{-11}$
419.	HF	6 %	1,03	$6,2 \cdot 10^{-4}$
420.	H ₃ BO ₃	1,5 %	1,01	$5,83 \cdot 10^{-10}$ $1,8 \cdot 10^{-13}$ $1,6 \cdot 10^{-14}$

421. Смешали 10 л соляной кислоты концентрацией 3,65 г/л и 15 л гидроксида натрия концентрацией 2 г/л. Определить pH полученного раствора.

422. Смешали 40 м³ раствора с pH = 6,7 и 2000 л раствора с pH = 8,3. Определить pH раствора после смешивания.

423. Определить pH раствора, если к 40 л раствора с pH=6,7, добавили 2 л раствора с pH = 8,3.

424. Смешали 2 л серной кислоты концентрацией 0,01 моль/л и 3 л щелочи с pH=12,5. Определить pH полученного раствора.

425. Определить объем раствора с pH = 11,3, если после добавления к нему 0,2 л раствора с pH=2,9 и 0,5 л раствора с pH = 3,5 образовался раствор с pH = 4,1.

426. Определить объем раствора с pH=2,14, если после добавления к нему 1,75 л раствора с pH = 11,85 образовался раствор с pH=10,23.

427. Смешали 0,2 л 0,5 н. HCl и 0,3 л 0,3 М NaOH. Определить pH раствора после смешивания.

428. Определить объем раствора с pH=10,13, если после добавления к нему 30 л раствора с pH = 9,76 образовался раствор с pH=9,92

429. Определить объем раствора с pH=3,4, если после добавления к нему 9,8 л раствора с pH = 9,8 образовался раствор с pH=4,6.

430. Определить pH раствора после смешивания 200 мл 0,5 н. раствора серной кислоты и 300 мл раствора едкого натра с концентрацией 0,3 моль/л.

431. Смешали 100 мл 0,015 н. раствора и 100 мл 0,09 н. раствора серной кислоты. Рассчитать pH полученного раствора.

432. Смешали 20 мл 0,5 н. раствора соляной кислоты и 10 мл 0,2 н. раствора гидроксида бария. Найти pH полученного раствора.

433. К 100 мл 0,2 % раствора едкого натра (NaOH) прибавили 200 мл 0,1 % раствора NaOH. Рассчитать pH полученного раствора.

434. К 200 мл 0,7 н. раствора серной кислоты прибавили 300 г воды. Рассчитать конечную концентрацию серной кислоты и определить pH раствора.

435. Смешали 54 мл 0,5 % раствора NaOH и 10 мл 0,2 % раствора NaOH. Рассчитать концентрацию полученного раствора и определить его pH.

436. Какое значение pH получится в растворе, если к 500 мл 0,3 % раствора КОН прибавить 500 мл воды?

437. Смешали 4 мл 0,46 % серной кислоты и 200 мл серной кислоты, концентрацией 0,001 моль/л. Рассчитать pH полученного раствора.

438. Смешали 8 л раствора соляной кислоты концентрацией 0,04 моль/л и 11 л раствора ее же концентрацией 2 г/л. Рассчитать pH полученного раствора.

439. К раствору объемом 30 мл, содержащему 0,109 г серной кислоты в 100 мл раствора, прибавили 40 мл раствора NaOH, содержащего 0,098 г гидроксида натрия в 100 мл раствора. Найти концентрацию (в моль/л) того вещества, которое останется в избытке, и вычислить pH полученного раствора.

440. Смешали 10 мл 0,12 % раствора HCl и 10 мл 0,076 % раствора HCl. Рассчитать процентную концентрацию и pH полученного раствора.

441. К 10 мл 6 % раствора соляной кислоты плотностью 1,03 г/см³ прибавили 10 мл 1 % раствора гидроксида бария плотностью 1,0 г/см³. Вычислить pH образующегося раствора.

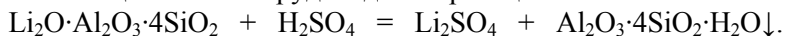
442. Найти pH раствора гидроксида бария концентрацией 0,1 моль/л, если к 1 л этого раствора добавили 7,1 г сульфата натрия.

443. Найти pH раствора серной кислоты концентрацией 0,1 моль/л, если к 1 л этого раствора добавили 7,1 г хлорида бария.

444. Найти pH раствора после выщелачивания боксита по следующим данным: масса руды 1 т; $\omega(\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 80\%$; $V(\text{NaOH})=3,1 \text{ м}^3$; $\omega(\text{NaOH})=15\%$.

445. Найти pH 10 % раствора соляной кислоты ($d = 1,047 \text{ г/мл}$) при условии, что к 20 л этого раствора прибавили 5 м^3 воды, содержащей гидроксид кальция концентрацией 0,02 экв/л.

446. Выщелачивание руды идет по реакции:



Определить pH раствора после выщелачивания по следующим данным: масса руды = 1 т; $\omega(\text{Li}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{SiO}_2)=70\%$; $V(\text{H}_2\text{SO}_4)=4 \text{ м}^3$; $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)=5\%$ ($d=1,032 \text{ г/мл}$).

447. Найти pH раствора после выщелачивания руды при следующих условиях: масса руды – 1 т, в ней содержится 6 % $\text{Cu}_4(\text{SO}_4)(\text{OH})_6$; $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)=3\%$, $d=1,03 \text{ г/мл}$, $V(\text{H}_2\text{SO}_4)=3 \text{ м}^3$.

448. Рассчитайте pH раствора, полученного при разбавлении 20 л 10 % соляной кислоты ($d=1,047 \text{ г/мл}$) пятью кубометрами воды.

449. Рассчитать pH раствора азотнокислых стоков, если 10 л 5 % азотной кислоты сброшены в резервуар емкостью 5 м^3 .

450. Найти pH раствора соляной кислоты, если к 100 мл этого раствора, содержащего 5 мг HCl, прибавили 5 мг нитрата свинца (II).

451. Определите pH 10 м³ раствора, содержащего по 50 г серной и дихромовой кислот.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. *Дибров И.А.* Неорганическая химия // СПб.: Изд. «Лань», 2011.
2. Краткий справочник физико-химических величин / Ред. Равдель А.А., Пономарева А.М. СПб: Специальная литература, 2009.
3. *Николаева Р.Б.* Неорганическая химия Часть 2. Химия элементов и их соединений: Учебн. пособие / Р.Б. Николаева, С.В. Сайкова. // 3-е изд. Красноярск, 2007, 117 с.
4. *Никольский А.Б.* Химия: Учебник для ВУЗов / А.Б. Никольский, А.В. Суворов. // СПб.: Химиздат, 2009, 512 с.
5. *Семенов И.Н.* Химия / И.Н. Семенов, И.А. Перфилова. // СПб.: Химиздат, 2008, 656 с.

СОДЕРЖАНИЕ

1. Общие требования к самостоятельной работе	3
2. Темы лекций	4
3. Лабораторный практикум	5
3.1 Правила выполнения и оформления лабораторных работ	5
3.2. Темы лабораторных работ	6
4. Практические занятия (семинары)	7
4.1. Подготовка к семинарам	7
4.2. Темы семинаров	7
5. Общий план лабораторных работ и семинаров	7
6. Контрольная работа	8
6.1. Общие методические указания	8
6.2. Пример задания контрольной работы	8
7. Домашние задания	9
7.1. Общие методические указания	9
7.2. Темы домашних заданий	9
7.3. Номенклатура и реакции обмена	10
7.4. Общие законы химии	18
7.5. Окислительно-восстановительные реакции	30
7.6. Концентрация растворов	38
7.7. pH растворов кислот и оснований	49
Библиографический список	58

ХИМИЯ

Методические указания для самостоятельной работы студентов бакалавриата направления 05.03.06

Составители: *И.В. Берлинский, Т.Е. Литвинова*

Печатается с оригинал-макета, подготовленного кафедрой
общей и физической химии

Ответственный за выпуск *Т.Е. Литвинова*

Лицензия ИД № 06517 от 09.01.2002

Подписано к печати 21.08.2015. Формат 60×84/16.
Усл. печ. л. 3,4. Усл.кр.-отт. 3,4. Уч.-изд.л. 2,6. Тираж 30 экз. Заказ 727. С 213.

Национальный минерально-сырьевой университет «Горный»
РИЦ Национального минерально-сырьевого университета «Горный»
Адрес университета и РИЦ: 199106 Санкт-Петербург, 21-я линия, 2