

МЕЖДУНАРОДНЫЙ ИНСТИТУТ "ИНФО-РУТЕНИЯ"  
ЗАО "ЦИТОО"

*Н.Ф. Стась, В.Н. Лисецкий*

# **Химия**

**Практикум**  
для студентов заочной  
(дистанционной) формы обучения

Москва 2004

ББК 241  
УДК 54  
С 77

Стась Н.Ф., Лисецкий В.Н. Химия: Практикум - М.: ЦИТОО, 2004, - 128 с

Практикум содержит примеры решения задач и задачи для самостоятельного решения при выполнении контрольных заданий, а также методические указания по выполнению наиболее распространенных при изучении химии лабораторных работ с кратким теоретическим введением к каждой работе; приложение содержит справочный материал, необходимый при выполнении контрольных и лабораторных работ.

Предназначен для студентов заочной (дистанционной) формы обучения.

Подготовлено и издается по заказу  
Международного института "ИНФО-Рутения" и ЗАО "ЦИТОО"

Издается в авторской редакции.

Подписано в печать 22.12.2004.	Сдано в производство 22.12.2004.
Формат бумаги 60 × 90/16	Бум. множ. Гарнигура Times.
Усл.печ.л. 8,25 Уч.изд.л. 8,0	Тем. план 2004 г.
Тираж 300	Заказ № 1803

ООП ЦИТОО, 115211, Москва, ул. Борисовские пруды, д. 8, к. 2.

© Стась Н.Ф., Лисецкий В.Н., 1997  
© Институт новых форм обучения, 1997

## ПРЕДИСЛОВИЕ

Настоящее пособие входит в учебно-методический комплекс по химии для студентов заочного отделения машиностроительных и энергетических направлений и специальностей. Оно содержит рабочую программу дисциплины, учебное пособие по теоретическим вопросам (Савельев Г.Г., Смолова Л.М. Химия.- М.: 1997.- 160 с.) и этот практикум.

Основная цель практикума — закрепление и углубление теоретических знаний, решение задач и упражнений и приобретение элементарных навыков химического эксперимента. Содержание практикума, соответствующее содержанию учебного пособия "Химия", способствует достижению этих целей.

Практикум состоит из введения, двух основных частей и приложения.

Во введении даются подробные рекомендации о том, в какой последовательности и с помощью каких средств изучать химию.

Первую часть составляют задачи и упражнения для контрольных работ, примеры их решения (примеры имеются также в пособии "Химия") и таблица 100 вариантов двух контрольных работ по 12 заданий в каждой.

Вторая часть является лабораторным практикумом. В нем содержатся методические указания к выполнению 12 наиболее распространенных работ по общей химии. Учебным планом обычно предусматривается выполнение 4-8 работ, поэтому имеется возможность выбора.

В приложении содержится справочный материал, необходимый для решения задач и выполнения лабораторных работ.

В обсуждении содержания практикума участвовали преподаватели кафедры общей и неорганической химии Гомского политехнического университета. Наиболее ценные предложения по содержанию и проведению лабораторных работ внесли доценты А.А.Васильев, Г.Ф.Иванов, В.М.Икрин. Студенты А.Воловоденко, С.Проданов, А.Зуев, А.Симагин, Л.Дьяконова прорешали задачи. Мы благодарны всем им, а также рецензентам.

Замечания и предложения по содержанию и использованию практикума и других компонентов методического обеспечения просим направлять по адресу

634004, Гомск, пр. Ленина, 30, ГПУ, кафедра общей и неорганической химии

E-Mail [root@onch.chtd.ipu.ru](mailto:root@onch.chtd.ipu.ru)

***Авторы***

## ВВЕДЕНИЕ

### Порядок изучения химии

Химия считается сложной для изучения дисциплиной, и это действительно так. Ее сложность объясняется тем, что химические явления и процессы осуществляются на атомно-молекулярном уровне, недоступном непосредственному наблюдению. Пониманию глубинных причин свойств химических соединений и закономерностей химических реакций способствует физическая химия, однако ее изучение студентами нехимических специальностей не предусмотрено. Дополнительные сложности вызывает своеобразная символика и терминология химии, низкий уровень преподавания химии в школах, разрыв во времени между окончанием школы и поступлением в вуз у большинства студентов заочной формы обучения.

Дистанционное образование, открытое в ведущих вузах России, учитывает эти трудности и дает возможности для их успешного преодоления. Комплекс учебных пособий и технических средств для изучения химии включает рабочую программу дисциплины, учебное пособие, практикум, хрестоматию, справочник, видеофильмы и полностью автоматизированную (компьютерную) обучающую систему. Однако никакая, даже самая современная, система сама по себе не может вложить в человека знания и умения. Необходимы его личное желание, настойчивость, целеустремленность и огромная работа по приобретению знаний. Приобретение знаний — это наиболее тяжелый вид человеческой деятельности.

Изучение химии должно происходить в две ступени. На первой ступени необходимо восстановить знания химической терминологии и символики, основных понятий и законов, изучаемых в школе. Однако для этого не требуются школьные учебники по химии. Как показывает анализ школьных учебников и программ по химии, изучение основных химических понятий и законов химии в школе проводится неполно и непоследовательно. Поэтому изучение химии в вузе начинается с **основных понятий и законов химии**. Этому вопросу посвящены: первый из обязательных разделов рабочей программы, первая глава учебного пособия Савельева Г.Г. и Смоловой Л.М. и первая глава данного пособия. По этой части химии имеется материал в хрестоматии и справочной книге, видеолекция и несколько тем автоматизированной обучающей системы (АОС).

На всем пути изучения химии, и ее первой главы в том числе, не-

обходимо постоянно иметь перед собой периодическую систему химических элементов Д.И.Менделеева. Периодическая система — это краткая химическая энциклопедия, хотя на первый взгляд это не очевидно. Но постепенно приходит убеждение, что это действительно так и есть.

Весь мир состоит из атомов химических элементов, символы (обозначения) которых приведены в клетках периодической системы. Под символами указаны их названия. Для многих элементов буквенный символ согласуется с русским названием элемента, например для натрия (Na), калия (K), алюминия (Al), а для других — не согласуется: кислород (O), водород (H), железо (Fe). Это связано с тем, что символы химических элементов — это одна или две первые буквы не русского, а латинского названия элемента. Поэтому для понимания обозначений химических элементов необходимо ознакомиться с соответствующей таблицей справочника, где приведены русские и латинские, а также английские, немецкие и французские названия химических элементов.

Из символов элементов составляются формулы соединений, если известна их валентность. Большинство элементов имеют два или несколько (до восьми) значений валентности, поэтому в названиях соединений валентность таких элементов указывается. Для элементов с постоянной валентностью она в названиях не указывается, т.к. равна номеру группы в периодической системе, где этот элемент находится. Технику составления формул соединений студентам помогает освоить соответствующая тема АОС.

Важнейшим понятием химии является мера количества вещества моль. В уравнении любой химической реакции коэффициент перед веществом указывает его количество, т.е. число моль, а поскольку масса одного моль вещества (молярная масса) легко находится с помощью периодической системы элементов (это относительная молекулярная масса, но выраженная в граммах), то по уравнениям реакций можно рассчитать массы реагирующих веществ, а для газов и объемы, т.к. объем одного моль любого газа при нормальных условиях (молярный объем) практически одинаков (22,4 л).

Однако расчеты по уравнениям реакций будут безошибочными при условии, если коэффициенты перед веществами подобраны правильно, т.е. если в уравнении реакции соблюдается закон сохранения массы реагирующих веществ, если число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения реакции одинаково. Уравнения ре-

акций в смысле подбора коэффициентов перед веществами бывают и простыми и очень сложными. Наиболее трудная задача — подбор коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, поэтому тема "Окислительно-восстановительные реакции" изучаются позже, в пятой главе, т.е. после накопления студентами некоторого химического опыта.

Изучение основных классов неорганических соединений — оксидов, гидроксидов-оснований, гидроксидов-кислот и солей также является обязательной частью первой ступени усвоения химических знаний. При изучении соединений Д.И.Менделеев — великий ученый и не менее великий педагог — придерживался последовательности: состав - строение - свойства - получение - применение, которая и в наше время наиболее целесообразна. Поэтому рассмотрение каждого класса веществ необходимо начинать с состава, т.е. с формул. Но свойства зависят не только от состава, но и от строения вещества, что особенно ярко проявляется у гидроксидов: как основания, так и кислоты являются гидроксидами — соединениями оксидов с водой, но из-за различия в строении они так сильно отличаются по свойствам, что в сущности являются соединениями различных классов.

Изучение теории должно сопровождаться решением количественных, т.е. расчетных задач и задач качественных, т.е. упражнений. В химии, как и во многих других дисциплинах, умение решать задачи ценится выше и является более весомым критерием при выставлении оценки, чем поверхностное знание теории. Но решение задач без знания теории невозможно. Поэтому изучение теории и решение задач — это две стороны одного и того же процесса изучения дисциплины.

В учебном пособии "Химия" каждая порция теоретического материала сопровождается решением одной-двух задач. Эти решения надо внимательно изучить, полностью понять и даже продублировать, после чего решать самостоятельно задачи, которые приведены в настоящем пособии.

Следует иметь в виду, что к главе "Основные понятия и законы химии" в данном пособии относятся 60 задач, а в контрольной работе их только четыре. Необходимо преодолеть соблазн решить любой ценой только эти четыре задачи, т.к. в этом случае тема останется не усвоенной. Необходимо прорешать хотя бы третью часть предлагаемых задач, чтобы быть уверенным в полном усвоении главы. Пропускать можно задачи только однотипные, решаемые по одним и тем же законам. При этом задачи контрольной работы должны быть среди ре-

шенных, и они являются кратким отчетом студента о том, что глава проработана и тема "Основные понятия и законы химии" усвоена.

При изучении химии часто требуется консультация, а вначале даже помощь "живого" преподавателя, когда автоматизированные средства помочь уже не могут. Центры дистанционного обучения в состоянии организовать консультации преподавателя для каждого студента, диалог студента и преподавателя с помощью новейших средств связи, когда преподаватель и студент не только слышат, но и видят друг друга.

Прочные знания материала первой главы являются основой дальнейшего изучения химии. Порядок изучения каждой из пяти последующих глав должен быть в основном таким же, как и первой, т.е. небольшие, но тематически законченные порции теоретического материала должны закрепляться в сознании задачами и упражнениями. Особое внимание необходимо обратить на главные понятия и закономерности второй ступени изучения химии.

В главе "Строение вещества" необходимо уяснить, что определяющей характеристикой атома является заряд его ядра, который равен числу содержащихся в нем протонов. Заряду ядра равны число электронов в атоме и порядковый номер элемента в периодической системе, а от порядкового номера зависят период и группа, в которых находится элемент и его химические свойства. Изучающий химию вновь выходит на периодический закон и периодическую систему, обнаруживая глубинные причины периодичности, связанные с закономерностями строения атомов.

Электроны в многоэлектронных атомах распределены по энергетическим уровням и подуровням, причем в химических процессах, сопровождающихся разрывом и образованием химических связей, участвуют главным образом внешние (валентные) электроны. Валентные электроны подразделяются на спаренные и неспаренные. Спаренные образуют химические связи в обязательном порядке, а неспаренные, если есть условия (свободные орбитали на этом же энергетическом уровне) для их расспаривания. Таким образом, переменная валентность, присущая многим химическим элементам, определяется возможностью расспаривания спаренных валентных электронов.

Химическая связь между атомами возникает самопроизвольно, т.к. валентные электроны в соединениях имеют меньшую энергию, чем в отдельных атомах. Поэтому при образовании связи всегда выделяется энергия, что подтверждается расчетами и экспериментами.



График понижения энергии электронов при образовании молекулы водорода является классическим, он приводится во всех учебных пособиях по химии и каждый студент должен уметь изображать его принципиальный вид. Многообразие геометрических форм молекул и кристаллических решеток твердых соединений наглядно объясняет теория гибридизации. Четыре основных типа гибридизации орбиталей при образовании химических связей необходимо не только запомнить, но и привести примеры молекул и их условные рисунки. Формы молекул искажаются и изменяются при наличии несвязывающих гибридных орбиталей, что объясняется с помощью двух-трех правил довольно несложной теории отталкивания электронных пар валентных оболочек (ОЭПВО). Остальные теоретические вопросы этой главы относительно просты.

По главе "Строение вещества" расчетных задач нет, все задачи качественные. В данном пособии к ним относятся №№ 61-130, и только четыре входят в контрольную работу. Естественно, что решение только четырех задач не гарантирует прочного усвоения знаний - необходимо прорешать не менее 20-25 задач, пропуская лишь самые простые и однотипные. Решению задач и усвоению теоретического материала поможет просмотр видеолекции и проработка АОС по этой теме, а также консультация преподавателя при личной встрече или по новейшим средствам связи.

Последние четыре задачи первой контрольной работы относятся к главе "Закономерности химических процессов", куда входят вопросы термодинамики, направления реакций, химической кинетики и химического равновесия. При изучении этой главы нельзя смешивать понятия и закономерности химической термодинамики, которая изучает тепловые эффекты и направление реакций, с понятиями и законами химической кинетики, которая изучает скорость и механизмы реакций. И только при изучении химического равновесия можно и необходимо рассматривать его как с позиций химической термодинамики, так и с позиций химической кинетики.

При решении задач этой главы, чтобы не повторять ошибок многих студентов, рекомендуется иметь в виду следующее:

1) Энтальпия образования, энтропия и энергия Гиббса образования вещества (справочные характеристики) относятся к одному моль вещества, поэтому при вычислении тепловых эффектов, энтропий и энергии Гиббса реакции необходимо учитывать коэффициенты перед веществами в уравнениях реакций.

2) Термодинамическая устойчивость вещества означает невозможность разложения его на простые вещества, но оно может разлагаться с образованием нового еще более устойчивого вещества.

3) Закон действующих масс описывает как скорость реакций, так и химическое равновесие, но его математическое выражение для скорости реакции (кинетическое уравнение реакции) и для химического равновесия (константа химического равновесия) совершенно разные.

4) В законе действующих масс для скорости реакции порядок простых (элементарных) реакций равен коэффициентам перед реагентами в уравнениях реакций, а в сложных реакциях — не равен и определяется опытным путем.

5) Катализаторы ускоряют в одинаковое число раз и прямую, и обратную реакции, поэтому они не изменяют состояния химического равновесия обратимых процессов, но ускоряют достижение этого состояния.

Четвертая глава "Растворы" рассматривает растворимость веществ и способы выражения концентрации растворов, свойства разбавленных растворов неэлектролитов, теорию электролитической диссоциации и свойства растворов электролитов, гидролиз солей и другие ионообменные реакции в растворах электролитов.

С теоретической точки зрения, здесь важно понять, что растворение является своеобразным химическим процессом, при котором растворимое вещество и растворитель взаимодействуют между собой с образованием соединений неопределенного состава, свойства которых очень близки свойствам исходного перед растворением вещества. Поэтому уравнения реакций для процессов растворения неэлектролитов вообще не записывают, а для растворения электролитов записывают упрощенные (без участия растворителя) схемы электролитической диссоциации. Исключение составляет гидролиз солей при их растворении, для которого надо уметь записывать и молекулярные, и ионные реакции. Реакции в растворах электролитов протекают между ионами, поэтому их, как и реакции гидролиза, записывают как в молекулярном, так и в ионном виде.

С практической точки зрения, по главе "Растворы" необходимо освоить технику различных расчетов, связанных с определением концентрации растворов и с приготовлением растворов заданной концентрации, со свойствами растворов неэлектролитов и электролитов (температура замерзания и кипения, давление пара над растворами, осмос, водородный показатель, степень электролитической диссоциа-

ции, закон разбавления Оствальда), проводить расчеты по уравнениям реакций в растворах. Примеры наиболее распространенных задач приведены в пособии "Химия" и в данном пособии, с этих расчетов (4 задачи) начинается выполнение второй контрольной работы, им посвящено несколько тем АОСа.

Окислительно-восстановительные химические реакции уже давно используются в гальванических элементах и при электролизе, они вызывают коррозию металлов. Этим вопросам посвящена пятая глава программы и учебных пособий дистанционного обучения "Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы".

Наиболее трудная проблема — запись уравнений окислительно-восстановительных реакций и расстановка в них коэффициентов перед реагентами и продуктами. Умение уравнивать такие реакции приходит не сразу, а после тренировок, после самостоятельного подбора коэффициентов в 15-20 реакциях при условии, что степени окисления элементов в соединениях (они равны их валентности) определяются безошибочно.

Расчетные задачи этой главы на определение электродвижущей силы гальванических элементов и расчеты по электролизу особых трудностей у студентов не вызывают. Четыре задачи этой главы входят во вторую контрольную работу.

Последняя, шестая глава "Специальные вопросы химии" включает темы, специфические для студентов энергетических и машиностроительных специальностей (комплексные соединения, конструкционные материалы, химия воды и топлива, химия и экология). Теоретические и практические проблемы, обсуждаемые в этой главе, решаются на основе знаний и умений, полученных при изучении предыдущих общехимических вопросов.

Изучение теории и решение задач не исчерпывает всей технологии изучения химии. Химия — экспериментально-теоретическая дисциплина и при ее изучении обязателен лабораторный практикум. Лабораторная работа — это учебный эксперимент, в ходе которого подтверждаются теоретические законы и их следствия, приобретаются первичные навыки научного эксперимента: сборка простейших установок, умение наблюдать реакцию, проводить обработку опытных данных, делать выводы. В лабораторных работах студенты непосредственно работают с химическими веществами, видят ход реакций. В настоящем пособии даны методические указания по выполнению 12 лабораторных работ, среди которых к обязательным по выполнению

следует отнести работы 4 (скорость химической реакции), 5 (приготовление растворов), 6 (определение концентрации растворов), 8 (гидролиз солей), 9 (окислительно-восстановительные реакции) и 11 (коррозия металлов).

## ЧАСТЬ I. Выполнение контрольных заданий

### Общие указания

При изучении химии решение задач является обязательным условием овладения основами этой трудной многогранной дисциплины. В процессе решения задач появляется интерес к предмету и стимул для самостоятельной работы над учебным материалом, происходит углубление и расширение, уточнение и закрепление химических знаний. При решении задач у студента воспитывается трудолюбие и целеустремленность, упорство и настойчивость в достижении поставленной цели. Общепринято считать, что мерой усвоения дисциплины является не столько пересказ учебника, сколько умение использовать полученные знания при решении различных задач.

Студенты энергетических и машиностроительных специальностей выполняют две контрольные работы, каждая из которых состоит из 12 задач и упражнений. В первую работу входит материал первых трех глав программы (основные понятия и законы химии, строение вещества, закономерности химических процессов), а во вторую — трех остальных (растворы, электрохимические процессы, специальные вопросы химии).

Контрольная работа является как средством закрепления теоретических знаний, так и формой отчетности студента перед вузом, поэтому выполнять работу следует после изучения определенной части теоретического материала. Уяснив содержание задачи и определив, к какому теоретическому материалу она относится, составляют план решения, выбирают необходимые для решения формулы, уравнения и справочные данные. План решения коротко, но четко и понятно описывает, что является теоретическим обоснованием решения. В самом решении необходимо приводить всю его последовательность, даже самые простые действия, поясняя, что именно рассчитывается каждым действием и обязательно указывая единицы измерения (размерность) получаемых в каждом действии величин. Ответ должен быть записан после решения отдельной строкой. Примеры решения задач приводятся в конце глав, а также в учебном пособии "Химия" (Савельев Г.Г., Смолова Л.М.).

Контрольная работа должна быть аккуратно оформлена: писать надо четко и ясно (еще лучше — представить в отпечатанном виде), для замечаний рецензента оставлять достаточно широкие поля, задачи необходимо решать в том порядке, в каком они указаны в задании,

условия переписывать полностью.

В случае затруднений при решении задач можно обращаться за консультацией к преподавателю по согласованным каналам и средствам связи.

Не следует присылать одновременно обе контрольные работы, а вначале только первую. Если она не зачтена, ее следует вынолнить повторно с учетом замечаний преподавателя и выслать на проверку вместе с незачтенной работой. Повторные правильные решения следует выполнять в конце тетради, а не в рецензированном тексте. При выполнении второй работы не следует повторять ошибок предыдущей.

В некоторых вузах студенты заочного отделения изучают химию в течение двух семестров. В этом случае первая контрольная работа выполняется в первом семестре, а вторая — во втором.

Работа должна быть датирована и подписана студентом. *Каждый студент выполняет вариант контрольных работ, обозначенный двумя последними цифрами номера его студенческого билета.* Таблица вариантов контрольных работ приведена в конце первой части. *Контрольная работа, выполненная не по своему варианту, преподавателем не рецензируется и не зачитывается.*

## **ГЛАВА I. Основные понятия и законы химии**

*Химические элементы и их соединения Атомная, молекулярная и молярная массы Основные газовые законы в химии. Валентность и составление формул веществ Эквиваленты и закон эквивалентов Стехиометрические расчеты Основные классы неорганических веществ*

1. Что называется химическим элементом? Как обозначаются химические элементы? Написать русские и латинские названия химических элементов, обозначаемых символами: Al, At, Be, Bi, Fe, Ra, Cu, Se.

2. Дать определения понятий "простое вещество" и "сложное вещество". Написать формулы данных веществ и указать, какие из них являются простыми, а какие — сложными: вода, хлор, фосфор, метан, аммиак, серная кислота.

3. Дать краткое изложение атомно-молекулярного учения, привести определение понятий "атом" и "молекула" Какие эксперимен-

тальные факты свидетельствуют о реальном существовании атомов и молекул?

4. Основой атомно-молекулярного учения являются законы сохранения массы при химических реакциях, постоянства состава химических соединений, кратных и объемных отношений и закон Авогадро. Привести формулировки этих законов и проиллюстрировать их примерами.

5. Привести примеры веществ с молекулярной и немолекулярной структурой. Написать формулы данных веществ и указать, какие из них являются формулами молекул, а какие — формульными единицами: оксид углерода (II), сульфат натрия, сахар, оксид кальция.

6. Дать определение понятий "относительная молекулярная масса", "моль", и "молярная масса". Определить молярные массы оксида кальция, карбоната кальция, гидроксида кальция.

7. Чему равны для азота: а) масса одной молекулы; б) молекулярная масса; в) молярная масса? Сколько молекул содержится в одном, четырнадцати и двадцати восьми граммах этого вещества?

8. Чему равна масса одной молекулы воды? Какое время потребовалось бы для того, чтобы пересчитать все молекулы, содержащиеся в одной капле воды (0,1г), если отсчитывать по одной молекуле в секунду? Ответ выразить в годах, считая в году 365 суток.

9. Какое количество вещества составляют: а) 1 г водорода; б) 4 г гидроксида натрия; в) 135 г алюминия?

10. Чему равны массы (в кг) следующих количеств веществ: а) 1000 моль водорода; б) 10 моль хлорида натрия; в) 200 моль аммиака?

11. Даны 50 моль магния, 10 моль брома и 0,1 моль перманганата калия. Чему равны их массы?

12. Сопоставить теоретически число молекул, содержащихся в 1 кг гидроксида калия и в 1 кг гидроксида натрия. Где и во сколько раз число молекул больше? Теоретический ответ подтвердить расчетами.

13. Чему равна масса азота, содержащаяся в нитрате натрия и в нитрате аммония, взятых по 5 моль?

14. Абсолютная масса молекулы серы при комнатной температуре равна  $4,25 \cdot 10^{-22}$  г. Из какого числа атомов состоит молекула серы?

15. Абсолютная масса молекулы озона равна  $8 \cdot 10^{-23}$  г. Из какого числа атомов состоит эта молекула?

16. Некоторый газ массой 82,8 г занимает объем 32,7 л при  $13^{\circ}\text{C}$  и

давлении 104 кПа. Определить молярную массу газа.

17. В стальном баллоне емкостью 25 л находится водород при  $15^{\circ}\text{C}$  под давлением 810,4 кПа. Определить массу водорода.

18. Масса 1 л азота при давлении 100 кПа равна 1 г. До какой температуры нагреет азот?

19. Какие условия для газов называются нормальными условиями? Объем некоторого газа при  $17^{\circ}\text{C}$  и 104 кПа равен 480 л. Привести объем газа к нормальным условиям.

20. В реальных процессах участвуют, как правило, не отдельные газы, а их смеси. Какое давление газов в смесях называется парциальным давлением и как оно связано с составом смеси? В сухом воздухе объемные доли газов следующие:  $\text{N}_2$  - 78,1%,  $\text{O}_2$  - 20,9%,  $\text{Ar}$  - 0,93%,  $\text{CO}_2$  - 0,03%. Общее давление 101325 Па. Определить парциальные давления газов в воздухе.

21. 250 мл водорода находятся над водой при  $26^{\circ}\text{C}$  и давлении 98,7 кПа. Давление насыщенного пара воды при этой температуре составляет 3,4 кПа. Вычислить объем водорода при н. у. и его массу.

22. Некоторый газ массой 2,5 г занимает при н. у. объем 2 л. Чему равны: а) молекулярная масса газа; б) молярная масса; в) абсолютная масса одной молекулы этого газа?

23. При некоторой температуре плотность паров серы по кислороду равна 8. Из скольких атомов состоит молекула серы при этой температуре?

24. Какое свойство химического элемента называется его валентностью? Привести примеры элементов постоянной валентности, равной единице, двум и трем, и формулы соответствующих соединений. Привести примеры элементов переменной валентности и формулы соответствующих соединений.

25. Определить валентность азота в соединениях:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{Na}_3\text{N}$ .

26. Как связана максимальная валентность химического элемента с его положением в периодической системе? Привести примеры соединений германия, фосфора, селена и хлора, в которых эти элементы проявляют максимальную валентность.

27. Руководствуясь положением элементов в периодической системе, написать формулы соединений алюминия с водородом, кислородом, азотом, углеродом, серой и фтором.

28. Написать формулы оксидов азота(I, II, III, IV, V), марганца(II, III, IV, VI, VII) и олова(II, VI).



29. Написать графические (структурные) формулы  $Al_2O_3$ ,  $HNO_3$ ,  $CaSO_4$ ,  $SO_2Cl_2$ ,  $NaHCO_3$ . Отражает ли графическая формула пространственное строение молекулы или элементарной кристаллической решетки вещества? Какую полезную информацию дает графическая формула?

30. Показать с помощью графических формул валентность элементов в соединениях  $SO_3$ ,  $HClO_4$ ,  $Ca(NO_3)_2$ ,  $Ba(OH)_2$ ,  $Fe(OH)_2NO_3$ . Отражают ли графические формулы пространственное расположение атомов в соединениях?

31. Привести определения понятий "эквивалент", "эквивалентная масса" и "молярная масса эквивалентов" для химического элемента. Каким соотношением связаны эквивалентная масса, валентность и атомная масса элемента? Привести примеры.

32. Что является эквивалентом хрома в оксидах  $CrO$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $CrO_3$ ? Чему равны эквивалентные массы и молярные массы эквивалентов хрома в этих соединениях? Ответ привести в форме таблицы:

Вещество	Эквивалент хрома	Эквивалентная масса хрома	Молярная масса эквивалентов хрома

33. Привести формулировку и математическое выражение закона эквивалентов. При окислении 16,74 г двухвалентного металла образовалось 21,54 г оксида. Чему равны эквивалентная и атомная массы металла? Какой это металл?

34. Медь образует два оксида, массовые доли кислорода в которых составляют 11,18% и 20,11%. Определить эквивалентные массы и валентность меди в оксидах и написать формулы оксидов.

35. Хлор образует четыре соединения с фтором, массовая доля которого в первом соединении составляет 34,89%, во втором - 61,65%, в третьем - 72,82% и в четвертом - 78,96%. Определить эквивалентные массы и валентность хлора во всех соединениях и написать их формулы.

36. Из простого вещества (металла) с удельной теплоемкостью 0,281 Дж/(г·К) массой 0,6 г было получено 0,9 г оксида. Чему равна атомная масса металла, какой это металл, чему равна погрешность в определении атомной массы?

37. При термоллизе (термоллиз — разложение веществ при нагре-

вании) водородного соединения неисть этого элемента было получено 5,40 г простого вещества этого элемента и 14,78 л водорода (при 327° С и 101325 Па). Удельная теплоемкость простого вещества равна 0,90 Дж/г. К. Определить эквивалентную массу, валентность и атомную массу элемента и найти его в периодической системе.

38. Написать уравнения реакций гидроксида железа(III) с соляной кислотой, при которых образуются следующие соединения железа: а) хлорид дигидроксожелеза (III); б) хлорид гидроксожелеза(III); в) хлорид железа (III). Определить эквивалентную массу  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  в каждой реакции.

39. На нейтрализацию 1,00 г щелочи израсходовано 2,14 г  $\text{HCl}$ . Определить эквивалентную массу щелочи.

40. 14,0 г  $\text{KOH}$  прореагировали с 24,5 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Чему равна эквивалентная масса  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в этой реакции? Какая соль — средняя или кислая образовалась?

41. Определить массовые доли железа и кислорода в оксидах железа(II) и железа(III).

42. Вывести формулу соединения, содержащего 80% углерода и 20% водорода, относительная плотность которого по водороду равна 15.

43. Массовые доли углерода и водорода в двух соединениях одинаковы: углерода - 92,3%, водорода - 7,7%. Массы 1 л паров этих веществ при н. у. составляют 1,17 г и 3,51 г. Определить формулы соединений.

44. Какой объем углекислого газа, приведенного к нормальным условиям, может выделиться при прокаливании 920 г природного минерала доломита  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$  в идеальном случае, когда доломит не содержит примесей?

45. К раствору, содержащему 10 г серной кислоты, прибавили 9 г гидроксида натрия. Какой (кислой, щелочной или нейтральной) будет среда раствора?

46. Партня природного известняка содержит 85 %  $\text{CaCO}_3$ , остальное примеси. Какая масса известняка потребуется для получения 571,2 л  $\text{CO}_2$  (н. у.) по реакции с соляной кислотой?

47. Какой объем воздуха потребуется для сжигания 1 м<sup>3</sup> (н. у.) газа, имеющего следующий состав по объему: 50 %  $\text{H}_2$ , 35 %  $\text{CH}_4$ , 8 %  $\text{CO}$ , 2 %  $\text{C}_2\text{H}_4$  и 5 % негорючих примесей? Объемную долю кислорода в воздухе принять приблизительно равной 21%.

48. Чему равно содержание примесей (в масс. %) в техническом

цинке, если его масса 20,4 г вытесняет из кислоты, взятой в избытке, 6,27 л водорода (н.у.)?

49. При сжигании 3 кг каменного угля получено 5,3 м<sup>3</sup> CO<sub>2</sub> (н. у.). Чему равно содержание углерода (в масс. %) в угле?

50. При обработке раствором гидроксида натрия 3,9 г смеси алюминия с его оксидом выделилось 840 мл газа, измеренного при н. у. Определить состав смеси, ответ выразить в масс. % .

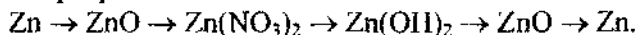
51. Среди оксидов BaO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> найти основной, кислотный и амфотерный. Показать основность, кислотность и амфотерность соответствующих оксидов уравнениями реакций.

52. Оксиды CaO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> и P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> по внешнему виду неразличимы. Как можно их отличить при помощи химических реакций?

53. Как можно разделить смеси оксидов и гидроксидов: а) BaO и MgO; б) CdO и ZnO; в) CO и CO<sub>2</sub>; г) Al(OH)<sub>3</sub> и La(OH)<sub>3</sub>?

54. Написать уравнения реакций получения хлорида магния действием: а) кислоты на металл; б) кислоты на оксид; в) кислоты на основание; г) соли на соль.

55. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



56. Написать уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



57. С каким из веществ из числа N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub>, CaO, AgNO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, может реагировать соляная кислота? Написать уравнения реакций.

58. Какие из указанных газов вступают в химические реакции с растворами щелочей: HCl, H<sub>2</sub>S, NH<sub>3</sub>, CCl<sub>4</sub>, SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>? Написать уравнения реакций.

59. Написать формулы всех возможных кальциевых солей соляной, азотной и серной кислот и их названия.

60. Как называются соли KAl(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> и FeSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O? Каковы формулы веществ, имеющих названия: а) сульфит стронция, б) сульфат дигидроксоалюминия, в) гидрокарбонат магния, г) ортомышьяковая кислота?

### Примеры решения задач

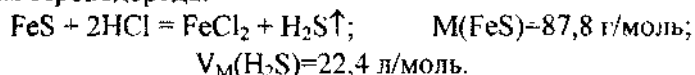
**Пример 1.** Сероводород получают из сульфида железа (II) при

его взаимодействии с соляной кислотой. Чему равен выход этой реакции в одном из опытов, когда из 0,5 кг FeS было получено 112 л H<sub>2</sub>S (объем измерен при н.у.)?

**План решения.** По уравнению реакции вычислим объем сероводорода, который можно получить теоретически, а затем найдем выход реакции — отношение практически полученного объема к теоретическому.

**Решение.**

1) Записываем уравнение реакции, молярную массу FeS и молярный объем сероводорода:



2) Находим количество сульфида железа (II), затраченного в реакции:

$$n(\text{FeS}) = \frac{m(\text{FeS})}{M(\text{FeS})} = \frac{500 \text{ г}}{87,8 \text{ г/моль}} = 5,7 \text{ моль}.$$

3) По уравнению реакции из одного моль FeS образуется один моль H<sub>2</sub>S, следовательно, из 5,7 моль сульфида железа (II) образуется такое же количество сероводорода. Для газов, объем которых измерен при нормальных условиях, количество вещества рассчитывается делением его объема на молярный объем ( $n = \frac{V}{V_M}$ ), из чего следует:

$$V(\text{H}_2\text{S}) = nV_M = 5,7 \text{ моль} \cdot 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} = 127,6 \text{ л}.$$

4) Полученная величина является теоретическим объемом сероводорода. Выходом реакции ( $\eta$ ) называется отношение практически получаемой массы, объема или количества к теоретической:

$$\eta = \frac{112 \text{ л}}{127,6 \text{ л}} = 0,878 = 87,8\%.$$

*Ответ.* Выход реакции равен 87,8%.

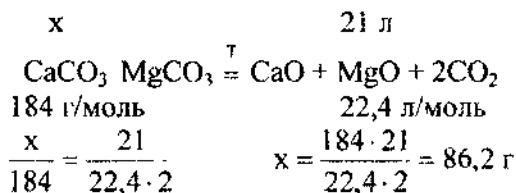
**Пример 2.** При прокаливании природного соединения доломита CaCO<sub>3</sub>, MgCO<sub>3</sub> массой 100 г выделился углекислый газ, объем которого после приведения к нормальным условиям составил 21 л. Определить содержание примесей в доломите, ответ выразить в масс. %.

**План решения.** По уравнению реакции найдем массу доломита, при разложении которой образуется данный объем CO<sub>2</sub>. Она получится меньше 100 г, т.к. по условию задачи доломит содержит приме-

си. По разности найдем сначала массу, а затем массовую долю примесей.

**Решение.**

1) Находим молярную массу доломита (184 г/моль), записываем уравнение реакции и рассчитываем по нему массу разложившегося доломита:



2) Содержание примесей по массе и в массовых процентах равно:

$$\begin{aligned} m_{(\text{примеси})} &= 100 \text{ г} - 86,2 \text{ г} = 13,8 \text{ г}, \\ \omega_{(\text{примеси})} &= \frac{13,8}{100} \cdot 100 = 13,8\%. \end{aligned}$$

*Ответ* Содержание примесей в доломите равно 13,8%.

**Пример 3.** Вычислить атомную массу двухвалентного металла и определить, какой это металл, если на окисление 8,34 г этого металла затрачивается 0,68 л кислорода, измеренного при нормальных условиях.

**План решения.** Эту задачу можно решить двумя способами — по уравнению реакции и по закону эквивалентов. По первому способу решение задачи начинается с определения массы кислорода (при нормальных условиях молярный объем газа равен 22,4 л/моль), затем вычисляется масса образовавшегося оксида (сложением масс металла и кислорода). После этого записывается уравнение реакции, в которых неизвестный металл и его атомная масса обозначаются символами Me и x, и по уравнению реакции вычисляется искомая величина.

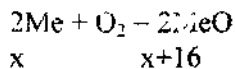
**Решение.**

1) Находим массу кислорода  $m(\text{O}_2)$  и массу образовавшегося оксида  $m(\text{MeO})$ :

$$m(\text{O}_2) = \frac{0,68 \text{ л} \cdot 32 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,97 \text{ г}; \quad m(\text{MeO}) = 8,34 \text{ г} + 0,97 \text{ г} = 9,31 \text{ г}.$$

2) Записываем уравнение реакции, проставляя в нем массы и молярные массы взаимодействующих веществ, обозначив символом "x" неизвестную величину - молярную массу атомов металла:





x

x+16

Составляем и решаем пропорцию:  $\frac{8,34 \cdot 2}{x} = \frac{9,31 \cdot 2}{x+16}$

$$(x + 16) 8,34 \cdot 2 = x 9,31 \cdot 2; \quad 8,34x + 133,44 = 9,31x;$$

$$0,97x = 133,44; \quad x = 137,52.$$

3) В периодической системе находим двухвалентный металл с близкой атомной массой (137,33) - это барий.

*Ответ.* Атомная масса металла 137,33 (Ba).

## ГЛАВА 2. Строение вещества

*Строение атомов химических элементов Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева Химическая связь и строение молекул Межмолекулярное взаимодействие Агрегатное состояние вещества*

61. Привести основные характеристики протонов, нейтронов и электронов. Какое отношение имеют эти элементарные частицы к атомам?

62. Описать способ вычисления атомной массы химического элемента по его изотопному составу. Вычислить атомную массу хлора, имеющего два изотопа:  $^{35}\text{Cl}$  (75,53%) и  $^{37}\text{Cl}$  (24,47%).

63. Какие реакции называются ядерными, чем они отличаются от химических? Привести уравнения ядерных реакций, протекающих на Солнце и примеры ядерных реакций, осуществленных на Земле.

64. Самой тяжелой галоген астат (At) был получен в 1940 году при облучении изотопа  $^{209}\text{Bi}$  альфа-частицами. Какой изотоп асата образуется в этой ядерной реакции, если возбужденное ядро атома висмута (после поглощения альфа-частицы) выбрасывает два нейтрона? Написать уравнение этой ядерной реакции.

65. Как получают спектры химических элементов? Показать схему возникновения спектра водорода. О чём свидетельствует линейчатый вид спектров химических элементов?

66. К электронам в атомах относятся: 1) принцип квантования и дискретности энергии; 2) корпускулярно-волновая двойственность; 3) принцип неопределенности. Кратко описать эти закономерности и основной вывод относительно состояния электронов в атомах, который из них следует.

67. Объяснить физический смысл понятия "атомная орбиталь". Показать АО азота в виде граничных поверхностей электронных облаков.

68. Какие характеристики электронов в атомах определяются с помощью квантовых чисел? Как называются, обозначаются и какие имеют значения квантовые числа?

69. Что в атоме называют энергетическим уровнем и энергетическим подуровнем? Чему равно число энергетических подуровней для данного энергетического уровня? Каким значением главного квантового числа характеризуется энергетический уровень, если он расщеп-

лен на 4 подуровня”

70. Какие квантовые числа определяют размер, форму и ориентацию в пространстве электронного облака?

71. Для атома фосфора: а) написать полную электронную формулу; б) валентные электроны показать электронно-графическим способом; в) определить число неспаренных электронов в нормальном состоянии и возможное число неспаренных электронов в возбужденном состоянии; г) для всех валентных электронов определить и составить таблицу квантовых чисел.

72. См. задание в задаче 71 для атома алюминия.

73. См. задание в задаче 71 для атома кремния.

74. См. задание в задаче 71 для атома хлора.

75. См. задание в задаче 71 для атома ванадия.

76. Привести современную формулировку периодического закона и данную Д.И.Менделеевым. Когда и почему произошло изменение формулировки периодического закона?

77. Какой физический смысл имеет порядковый номер химического элемента и почему химические свойства элемента определяются его порядковым номером в периодической системе?

78. Описать структуру периодической системы. Объяснить, что определяет число и емкость периодов, групп и подгрупп.

79. Что общего у элементов одного периода и одной группы? Чем отличаются элементы, находящиеся в одной группе, но в разных подгруппах? Что общего у элементов одного семейства, на какие семейства подразделяются все химические элементы?

80. Показать, сколько элементов должен содержать 7 период при условии его завершения. Какой порядковый номер должен иметь элемент, заканчивающий 7 период, и аналогом какого элемента он должен быть?

81. Почему водород помещают в I или в VII группу, а гелий в II или в VIII группу периодической системы? Какое обоснование можно дать тому и другому варианту?

82. Как можно по известному порядковому номеру элемента определить его место в периодической системе? Какую информацию о химических свойствах элемента дает знание его места в периодической системе? Показать на примере элементов с порядковыми номерами 20 и 34.

83. Порядковые номера химических элементов 19 и 35. Не пользуясь периодической системой, определить период, группу и под-



группу, в которых находится каждый элемент. Какая взаимосвязь между химическими свойствами элементов и их положением в таблице Менделеева?

84. Как изменяются размеры атомов внутри периода, при переходе от одного периода к другому и в пределах одной группы? Какие элементы имеют минимальное и максимальное значения размера атома? Как отражается изменение размера атомов на свойствах элементов?

85. Как изменяется с увеличением порядкового номера химических элементов их ионизационный потенциал и как это изменение отражается на свойствах элементов?

86. Что характеризует ионизационный потенциал и энергия ионизации элемента? Вычислить энергию ионизации лития, потенциал ионизации которого равен 5,19 эВ. Вычислить ионизационный потенциал кислорода, энергия ионизации которого равна 1313,0 кДж/моль. Почему ионизационный потенциал кислорода значительно выше лития? Какие выводы о свойствах элементов можно сделать на основании значений их ионизационных потенциалов?

87. Почему разница в значениях первого и второго ионизационных потенциалов у атомов лития (5,4 эВ и 75,6 эВ) больше, чем у атома бериллия (9,3 эВ и 18,2 эВ)?

88. Чем отличаются типичные металлы от неметаллов, а амфотерные металлы от типичных металлов? Почему и как изменяются металлические свойства с увеличением порядкового номера элементов? Привести примеры неметаллов, типичных и амфотерных металлов.

89. Как изменяются металлические свойства химических элементов внутри периода, при переходе от одного периода к другому и в пределах одной группы? Чем объясняется такое изменение металлических свойств?

90. Какая характеристика химического элемента называется его относительной электроотрицательностью и как она изменяется с увеличением порядкового номера элементов? Какие элементы имеют минимальное и максимальное значение этой величины?

91. Определить тип химической связи в веществах: водородород, никель, оксид кремния, оксид магния, нитрат калия, фтор. Ответ мотивировать.

92. Объяснить закономерность в изменении длины связи в молекулах  $\text{HF}$  (0,092 нм),  $\text{HCl}$  (0,128 нм),  $\text{HBr}$  (0,142 нм),  $\text{HI}$  (0,162 нм).

93. Объяснить закономерность в изменении длины связи между

атомами углерода в молекулах  $C_2H_6$  (0,154нм),  $C_2H_4$  (0,135нм),  $C_2H_2$  (0,120нм).

94. Объяснить закономерность в изменении энергии связи С-Э (кДж/моль) в ряду молекул  $CF_4$  (434,7),  $CCl_4$  (292,6),  $CBr_4$  (238,3),  $CI_4$  (179,7).

95. Какая характеристика химической связи называется валентным углом? Привести примеры молекул с различной величиной валентного угла.

96. Изложить основные положения метода ВС. Рассмотреть в рамках метода ВС образование молекул  $Cl_2$ ,  $HCl$  и  $HNO_3$ . Определить в молекуле  $HNO_3$  для азота стехиометрическую валентность и степень окисления, электронную валентность и кратность связей атома азота с атомами кислорода.

97. Используя метод ВС, объяснить, почему у большинства р-элементов с переменной валентностью ее значения различаются на два. Рассмотреть валентные возможности фтора и хлора и предсказать состав четырех соединений, которые образуются при взаимодействии этих веществ.

98. Чем объясняется способность многих элементов к образованию числа связей, превышающего число неспаренных электронов в их атомах? Какое состояние атома называют основным и возбужденным? В основном или возбужденном состоянии находятся атомы фосфора и серы при образовании молекул  $PCl_3$  и  $PCl_5$ ,  $H_2S$  и  $SO_3$ ?

99. Привести примеры образования ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму. Как в этом случае изменяется стехиометрическая валентность, степень окисления и электронная валентность элемента, который является донором или акцептором?

100. Энергия связи между атомами углерода равна: в молекуле  $C_2H_6$  326,0 кДж/моль, в молекуле  $C_2H_4$  585,2 кДж/моль, в молекуле бензола 501,6 кДж/моль. Объяснить эти данные в рамках метода ВС.

101. В рамках метода МО объяснить образование молекул  $F_2$ ,  $O_2$  и  $CO$ . Построить энергетические диаграммы и написать электронные формулы этих молекул, определить магнитные свойства и кратность (порядок) связей. В какую сторону (увеличения или уменьшения) изменяется энергия связей при отрыве электрона от каждой молекулы?

102. Используя метод МО, объяснить образование молекул  $N_2$ ,  $O_2$  и  $NO$ . Построить энергетические диаграммы и написать электронные формулы этих молекул, определить магнитные свойства и кратность (порядок) связей. Увеличивается или уменьшается энергия связей при

отрыве электрона от каждой молекулы?

103. Используя метод МО, объяснить, почему ионизационные потенциалы атомов водорода (13,6 эВ), углерода (11,3 эВ) и азота (14,5 эВ) ниже, чем молекул  $H_2$  (15,4 эВ),  $C_2$  (12,0 эВ) и  $N_2$  (15,6 эВ)?

104. Используя метод МО, объяснить, почему ионизационные потенциалы атомов кислорода (13,6 эВ) и фтора (17,4 эВ) выше, чем молекул  $O_2$  (12,2 эВ) и  $F_2$  (15,8 эВ)?

105. Объяснить в рамках метода МО опытные данные по длине и энергии связи в ряду частиц:

	$O_2$	$O_2^+$	$O_2^-$	$O_2^{2-}$
$r_{св}, \text{нм}$	0,121	0,112	0,13	0,142
$E_{св}, \text{кДж/моль}$	493	628	407	203

106. Чем было вызвано появление теории гибридизации, когда и кем она была разработана, каковы ее основные положения? Перечислить основные типы гибридизации с участием s-, p- и d - орбиталей, указать геометрическую форму частиц (когда все гибридные орбитали связывающие), привести примеры.

107. Чем определяется пространственное положение гибридных орбиталей и под каким углом по отношению друг к другу они располагаются в случае  $sp$ -,  $sp^2$ -,  $sp^3$ -,  $sp^3d^2$  - гибридизации? Привести примеры соответствующих молекул.

108. Какой тип гибридизации АО центрального атома осуществляется при образовании анионов:  $CO_3^{2-}$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $NO_3^-$ ? Какую геометрическую форму они имеют?

109. Какие геометрические конфигурации молекул возможны в случае  $sp^3$ -,  $sp^3d$ - и  $sp^3d^2$ - гибридизации АО центрального атома

- в отсутствие несвязывающих орбиталей (неподеленных электронных пар);
- при наличии одной несвязывающей орбитали (неподеленной электронной пары);
- при наличии двух несвязывающих орбиталей (неподеленных электронных пар)? Ответ иллюстрировать примерами и схематическими рисунками молекул.

110. Как и почему изменяется пространственная конфигурация частиц при переходе от  $BF_3$  к  $BF_4^-$ , от  $NH_3$  к  $NH_4^+$  и от  $H_2O$  к  $H_3O^+$ ?

111. Какова физическая сущность явления, которое называется поляризацией химической связи? Расположить данные ковалентные связи в порядке увеличения их полярности и указать, к какому атому

смещено электронное облако связывающих электронов: N—H (в  $\text{NH}_3$ ), H—S (в  $\text{H}_2\text{S}$ ), Li—H (в гидриде лития), H—O (в  $\text{H}_2\text{O}$ ), H—I (в иодоводороде).

112. Электрический дипольный момент является одной из характеристик полярности связи. От чего зависит его величина, в каких единицах он измеряется? Как определяется дипольный момент молекулы, если известны дипольные моменты ее связей? Привести примеры.

113. Объяснить, какое значение имеет электроотрицательность элементов при образовании связей между ними. В чем выражается электроотрицательность? По разности электроотрицательностей атомов определить степень ионности связей в хлоридах элементов третьего периода ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{SiCl}_4$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{SCl}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ). Какие из этих связей можно считать ионными?

114. Что называется поляризующим действием данного иона и его собственной поляризуемостью? В какой зависимости находятся эти свойства от величины заряда иона и его радиуса? Какие из ионов имеют большую поляризующую способность:  $\text{Ba}^{2+}$  или  $\text{Be}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$  или  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{K}^+$  или  $\text{Ag}^+$ ? Поляризуемость какого иона больше:  $\text{F}^-$  или  $\text{I}^-$ ,  $\text{S}^{2-}$  или  $\text{Te}^{2-}$ ?

115. Привести примеры веществ с металлической связью. Чем отличается эта связь от ковалентной и ионной? Как теория металлической связи объясняет пластичность, электропроводность и теплопроводность металлов и уменьшение их электропроводности при повышении температуры?

116. Описать механизм образования межмолекулярных водородных связей. Среди молекул  $\text{H}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HF}$  указать такие, между которыми возможно образование водородных связей.

117. Если сравнить температуру кипения галогеноводородов  $\text{HF}$  ( $+19,5^\circ\text{C}$ ),  $\text{HCl}$  ( $-85,1^\circ\text{C}$ ),  $\text{HBr}$  ( $-66,8^\circ\text{C}$ ),  $\text{HI}$  ( $-35,4^\circ\text{C}$ ), то видна аномалия в поведении фтороводорода. Объяснить эту аномалию с позиций строения вещества.

118. Аммиак хорошо растворяется в воде (52,6 г  $\text{NH}_3$  в 100 г воды при  $20^\circ\text{C}$ ), а фосфин  $\text{PH}_3$  практически не растворяется. Объяснить с позиций строения вещества различную растворимость этих однопипных веществ.

119. Серная кислота растворяется в воде неограниченно, а хлороводород обладает ограниченной растворимостью, что не позволяет

получать соляную кислоту с концентрацией выше 37%. Объяснить это различие.

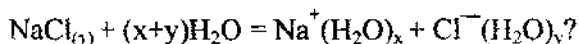
120. Какие три вида взаимодействия называются вандерваальсовским взаимодействием? Привести примеры всех видов вандерваальсовского взаимодействия и физико-химических процессов, протекание которых объясняется этим взаимодействием.

121. Какова природа сил Ван-дер-Ваальса? Какой вид взаимодействия между частицами приводит к переходу в конденсированное состояние  $\text{Ne}$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{BF}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ?

122. За счет каких взаимодействий может осуществляться притяжение между молекулами  $\text{H}_2$  и  $\text{O}_2$ ;  $\text{H}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{H}_2\text{O}$  и  $\text{NH}_3$ ;  $\text{HCl}$  и  $\text{HCl}$ ? Ответ мотивировать.

123. Температуры кипения  $\text{BF}_3$ ,  $\text{BCl}_3$ ,  $\text{BBr}_3$  и  $\text{BI}_3$  соответственно равны 172, 286, 364, 483К. Объяснить наблюдаемую закономерность.

124. Какой вид межмолекулярного взаимодействия описывается схемой:



При протекании какого физико-химического процесса происходит это взаимодействие?

125. При растворении аммиака в воде образуется гидрат аммиака  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ; при разбавлении серной кислоты водой образуются гидраты серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ; при кристаллизации сульфата меди (II) из раствора образуется кристаллогидрат  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ; атомы благородных газов при низких температурах образуют с водой соединения — клатраты, например  $\text{Ar} \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ . Объяснить природу взаимодействий, приводящих к образованию этих соединений.

126. В каких агрегатных состояниях может находиться вещество? Какова последовательность перехода из одного агрегатного состояния в другое при повышении температуры? Каковы отличительные признаки каждого агрегатного состояния?

127. Чем различаются между собой твердое кристаллическое и аморфное состояния? Как классифицируются кристаллические вещества по типу химической связи между частицами? Ответ иллюстрировать примерами.

128. Провести классификацию данных кристаллических веществ по типу связи между частицами: поваренная соль, алмаз, кремнезем ( $\text{SiO}_2$ ), железо, "сухой лед" (твердый  $\text{CO}_2$ ), графит.

129. Среди твердых веществ встречаются соединения постоянно-

го (далтонида) и переменного (бертоллида) состава. Привести примеры тех и других и объяснить причины существования бертоллидов.

130. Какие кристаллы называются идеальными? Какими видами дефектов отличаются реальные кристаллы от идеальных? Как влияют дефекты на физические и химические свойства твердых веществ?

### ГЛАВА 3. Закономерности химических процессов

*Тепловые эффекты реакций Направление химических реакций Химическая кинетика Химическое равновесие.*

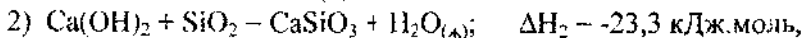
131. Какая характеристика вещества называется стандартной энтальпией образования? При взаимодействии 10 г серы с достаточным количеством кислорода выделилось 92,8 кДж теплоты. Вычислить стандартную энтальпию образования диоксида серы.

132. При взаимодействии 2,24 л водорода с кислородом выделилось 28,6 кДж теплоты. Определить энтальпию образования воды, сравнить со справочными данными. В каком агрегатном состоянии образовалась вода в этом опыте?

133. Какое количество и какая масса алюминия и какое количество и какой объем кислорода (при н. у.) участвовали в реакции, в ходе которой выделилось 838 кДж, если энтальпия образования оксида алюминия равна -1676,0 кДж/моль?

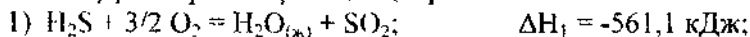
134. На разложение некоторого количества оксида меди(II) было затрачено 12,8 кДж теплоты, при этом образовалось 5,0 г меди. Определить энтальпию образования CuO.

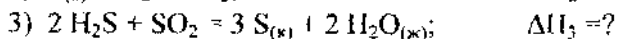
135. Записать формулировку закона Гесса и его следствия и пояснить их на конкретном примере. Исходя из двух термохимических уравнений



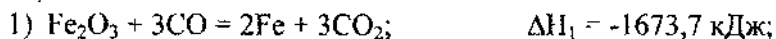
и не используя справочных данных, определить тепловой эффект реакции:  $\text{CaO} + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3$ .

136. Какие уравнения называются термохимическими, какие математические операции можно проводить с термохимическими уравнениями? Исходя из термохимических уравнений 1 и 2, вычислить тепловой эффект третьей реакции (справочником не пользоваться):



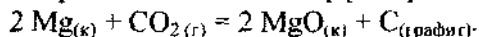


137. Определить энтальпию образования оксида железа(III), исходя из трех термохимических уравнений (справочником не пользоваться):



138. Как формулируется основной закон термохимии и его следствие, как записывается следствие в математическом виде? Записать термохимическое уравнение реакции горения метана, вычислить тепловой эффект реакции, а также количество теплоты, выделяющейся при сгорании 1 м<sup>3</sup> метана (объем измерен при н. у.).

139. Известно, что активные металлы могут гореть в атмосфере углекислого газа. Определить тепловой эффект реакции:



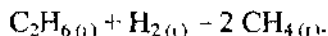
Рассчитать, сколько выделяется теплоты при сгорании 1 кг магния по этой реакции.

140. Записать термохимическое уравнение реакции кальция с водой (ж), вычислить тепловой эффект реакции и определить, сколько теплоты выделяется или поглощается при получении 1 м<sup>3</sup> (н. у.) водорода по этой реакции.

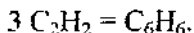
141. Записать термохимическое уравнение реакции горения ацетилена, определить ее тепловой эффект и вычислить количество теплоты, которое может выделиться при сгорании 1 м<sup>3</sup> ацетилена (объем измеряется при н. у.).

142. Записать термохимическое уравнение реакции горения этанола, определить тепловой эффект реакции и количество теплоты, выделяющейся при сгорании 1 кг C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH.

143. Какая характеристика вещества называется стандартной энтальпией (теплотой) сгорания? Используя стандартные энтальпии сгорания этана, метана и водорода, определить тепловой эффект реакции



144. По стандартным энтальпиям сгорания бензола (-3268 кДж/моль) и ацетилена (-1301 кДж/моль) вычислить тепловой эффект реакции

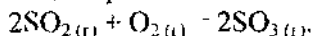


145. Дать определение понятия "теплотворная способность топ-

лива". Исходя из энтальпий (теплов) сгорания метана и водорода, вычислять теплотворную способность газа, содержащего 60%  $H_2$  и 40%  $CH_4$  (проценты объемные).

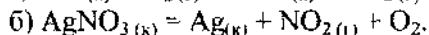
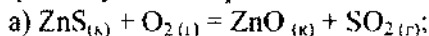
146. Что понимается под энтальпийным и энтропийным факторами химического процесса? Какая характеристика учитывает эти два противоположных фактора, влияющих на возможность и направление самопроизвольного протекания реакции?

147. Критерием возможности самопроизвольного протекания химических реакций в изолированной системе является изменение энтропии, а в неизолированной — изменение энергии Гиббса. Провести соответствующие расчеты для реакции

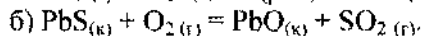
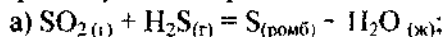


Сделать вывод о возможности ее самопроизвольного протекания в прямом направлении при стандартных условиях в изолированной и неизолированной системах.

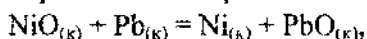
148. Определить расчетами возможность или невозможность самопроизвольного протекания в изолированной и неизолированной системе при стандартных условиях реакций:



149. Определить расчетами возможность или невозможность самопроизвольного протекания в изолированной и неизолированной системе при стандартных условиях реакций :

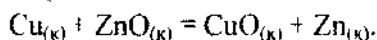


150. Рассчитать энергию Гиббса при  $527^\circ C$  для реакции

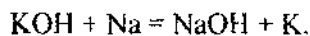


и сделать вывод о возможности и направлении ее самопроизвольного протекания в неизолированной системе.

151. Установить, возможна или невозможна при  $127^\circ C$  в неизолированной системе реакция:



152. Один из промышленных методов получения калия основан на проведении реакции:

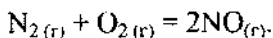


Доказать расчетом, что эта реакция возможна при  $450^\circ C$  (термодинамические характеристики веществ брать стандартные).

153. Оксид азота (II), необходимый для производства азотной кислоты и азотных удобрений, заманчиво получать из азота и кислорода

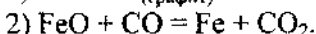


воздуха по реакции



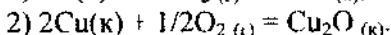
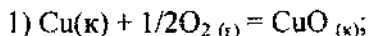
Рассчитать, при какой температуре эта реакция возможна и оценить техническую осуществимость проведения этой реакции.

154. Восстанавливать железо из оксида железа (II) можно углеродом или оксидом углерода (II):

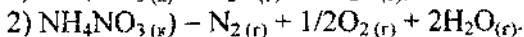
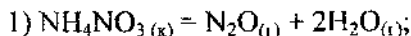


Какая из этих реакций более вероятна при стандартной температуре и при  $1000^\circ\text{C}$ ?

155. Рассчитать, какая из двух реакций окисления меди более вероятна при  $300^\circ\text{C}$ :

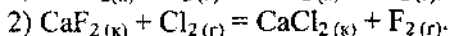
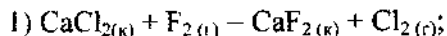


156. Разложение нитрата аммония при нагревании возможно по двум направлениям:



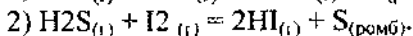
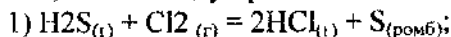
Какое направление наиболее термодинамически вероятно при  $227^\circ\text{C}$ ?

157. Предсказать, какая из двух реакций возможна, а какая невозможна при  $27^\circ\text{C}$ :



Проверить предсказание расчетами.

158. Предсказать, какая из двух реакций более вероятна при  $27^\circ\text{C}$ :



Проверить предсказание расчетами.

159. Химические соединения подразделяются на термодинамически устойчивые и термодинамически неустойчивые. По какому признаку проводится такое разделение? Почему термодинамически неустойчивые вещества существуют и как их получают? Привести примеры.

160. Пероксид водорода — термодинамически устойчивое (по какому признаку?) вещество, но несмотря на это оно при комнатной температуре разлагается. Почему?

161. Почему в химической кинетике проводится классификация реакций на простые и сложные? Привести примеры простых моно-,

би- и тримолекулярных реакций. Привести примеры сложных последовательных, параллельных и цепных реакций. Можно ли по стехиометрическому уравнению определить, простая или сложная эта реакция?

162. Записать кинетические уравнения элементарных газовых реакций и определить изменение скоростей этих реакций при увеличении давления в 2 раза:

- 1)  $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$ ;
- 2)  $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$ ;
- 3)  $2\text{NO} + \text{H}_2 = \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ .

163. Записать кинетические уравнения элементарных газовых реакций и определить изменение скоростей этих реакций при увеличении давления в 3 раза:

- 1)  $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$ ;
- 2)  $\text{H}_2 + \text{OH} = \text{H}_2\text{O} + \text{H}$ ;
- 3)  $\text{Cl}_2 = 2\text{Cl}$ .

164. В газовой фазе оксид азота (II) и водород при 1000 К реагируют по уравнению:  $2\text{H}_2 + 2\text{NO} = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ . Опытные данные по влиянию концентрации реагирующих веществ на скорость реакции следующие:

Концентрация NO (моль/л):	0,12	0,12	0,12	0,02	0,04	0,06
Концентрация H <sub>2</sub> (моль/л):	0,02	0,04	0,06	0,12	0,12	0,12
Скорость (усл. ед.):	2	4	6	3	1,2	2,7

Определить порядок реакции по водороду и оксиду азота (II), записать кинетическое уравнение реакции.

165. Для реакции:  $2\text{Co}^{3+} + \text{Tl}^+ = 2\text{Co}^{2+} + \text{Tl}^{3+}$  получена в опытах следующая зависимость скорости реакции от концентрации ионов в растворе:

Концентрация Co <sup>3+</sup> (моль/л):	0,1	0,3	0,4	0,3	0,3
Концентрация Tl <sup>+</sup> (моль/л):	0,1	0,1	0,1	0,2	0,3
Скорость (усл. ед.):	1	3	4	6	9

Вывести кинетическое уравнение данной реакции

166. Реакция  $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$  имеет второй порядок по NO и первый по O<sub>2</sub>. Скорость этой реакции при концентрациях оксида азота (II) 0,3 моль/л и кислорода 0,15 моль/л составляет  $1,2 \cdot 10^{-3}$  моль/л·с. Определить численное значение и единицу измерения константа скорости реакции.

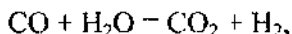
167. Что показывает температурный коэффициент скорости хи-

мической реакции? Во сколько раз увеличится константа скорости реакции при повышении температуры на  $40^{\circ}$ , если ее температурный коэффициент равен трем? Как при этом изменится скорость реакции?

168. Сформулировать правило Вант-Гоффа. Определить, на сколько градусов следует повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 50 раз, если температурный коэффициент скорости реакции равен 1,8.

169. Температурный коэффициент скорости одной реакции равен 3, а второй - 4. При некоторой температуре константы скоростей реакций одинаковы. На сколько следует повысить температуру, чтобы константа скорости второй реакции превысила константу скорости первой реакции в 5 раз?

170. Как записывается в обычном и логарифмическом виде и что определяет уравнение Аррениуса? Определить энергию активации реакции:



константа скорости которой при 288 К и 313 К равна  $3,1 \cdot 10^{-4}$  и  $8,2 \cdot 10^{-3}$ .

171. Объяснить физико-химический смысл понятия "энергия активации химической реакции". Константа скорости реакции  $2\text{HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$  при 673 К равна  $2,2 \cdot 10^{-4}$ , а при 973 К равна 8,33. Определить энергию активации этой реакции.

172. Разложение озона на кислород согласно уравнению:  $2\text{O}_3 \rightarrow 3\text{O}_2$  характеризуется энергией активации 100 кДж/моль. Чему равна константа скорости этой реакции при  $100^{\circ}\text{C}$ , если при  $0^{\circ}\text{C}$  она равна  $2 \cdot 10^{-2}$ ?

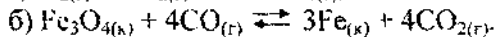
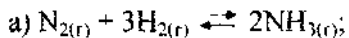
173. Реакция  $2\text{NO} \rightarrow \text{N}_2 + \text{O}_2$  характеризуется высоким значением энергии активации (290 кДж/моль), а реакция  $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$  низким (10 кДж/моль). Как изменяются скорости этих реакций при повышении температуры на  $10^{\circ}$ , например от  $27^{\circ}\text{C}$  до  $37^{\circ}\text{C}$ ? Согласуется ли это изменение скоростей реакций с правилом Вант-Гоффа?

174. Энергия активации для реакции  $2\text{HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$  равна 184 кДж/моль (без катализатора) и 107 кДж/моль (в присутствии катализатора — золота). Во сколько раз увеличивается скорость реакции в присутствии катализатора при одной и той же температуре, например при 400 К?

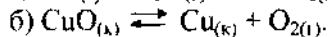
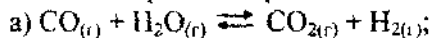
175. Привести примеры химических производств с применением катализаторов. С какой целью в этих производствах используются ка-

ализаторы? Реакция  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$  имеет энергию активации 200 кДж/моль без катализатора и 100 кДж/моль в присутствии ванадиевого катализатора. Во сколько раз увеличивается константа скорости этой реакции в присутствии катализатора при температуре 400 К?

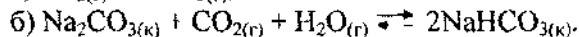
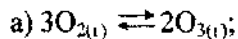
176. Какое состояние обратимой реакции называется состоянием химического равновесия с позиций химической термодинамики и химической кинетики? Записать выражение закона действующих масс через равновесные концентрации и равновесные давления газов для обратимых реакций:



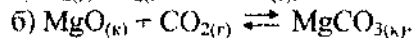
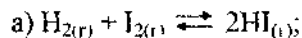
177. Какое состояние обратимой реакции называется состоянием химического равновесия, каковы его признаки? Записать выражение закона действующих масс через равновесные концентрации и парциальные давления газов для обратимых реакций:



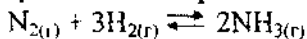
178. Чем отличается истинное химическое равновесие от ложного? Привести примеры истинных и ложных равновесий. Записать выражение для расчета константы равновесия через равновесные концентрации и равновесные парциальные давления газов для обратимых реакций:



179. Какие факторы влияют на величину константы химического равновесия? Записать выражения для расчета константы равновесия концентрации и равновесные парциальные давления газов для обратимых реакций:

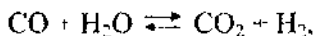


180. При состоянии равновесия обратимой реакции



равновесные концентрации азота, водорода и аммиака равны 3,9 и 4 моль/л. Определить константу равновесия и исходные концентрации азота и водорода.

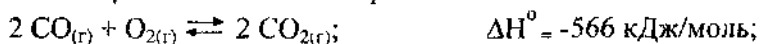
181. Исходные концентрации оксида углерода(II) и паров воды равны и составляют 0,03 моль/л. Определить равновесные концентрации CO, H<sub>2</sub>O и H<sub>2</sub> в системе



если равновесная концентрация  $\text{CO}_2$  равна 0,01 моль/л. Вычислить константу равновесия.

182. Для реакции  $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{Br}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{HBr}_{(\text{r})}$  константа равновесия при некоторой температуре равна единице. Определить состав (в объемных процентах) равновесной реакционной смеси, если исходная смесь содержала 3 моль  $\text{H}_2$  и 2 моль  $\text{Br}_2$ .

183. Какая закономерность описывает на качественном уровне влияние внешних воздействий на смещение химического равновесия? В каком направлении сместятся равновесия



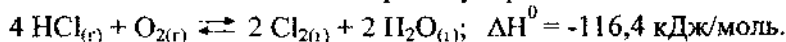
а) при понижении температуры; б) при повышении давления?

184. Промышленное получение аммиака проводится по обратимой реакции:



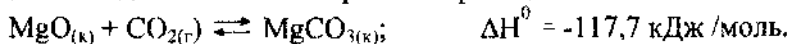
Рассмотреть влияние всех возможных внешних воздействий на направление смещения равновесия этой реакции: а) повышение и понижение температуры; б) повышение и понижение давления; в) повышение и понижение концентрации азота, водорода, аммиака; г) введение катализатора; д) введение сорбента — поглотителя аммиака, водорода, азота; е) введение инертного газа.

185. Какие воздействия на обратимую реакцию



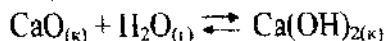
приведут к смещению ее равновесия: а) в сторону исходных веществ; б) в сторону продуктов реакции?

186. Углекислый газ, выдыхаемый человеком в замкнутых помещениях (космические станции, подводные лодки и т. п.), можно поглощать оксидом магния по обратимой реакции



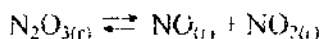
При каких условиях оксид магния будет поглощать  $\text{CO}_2$ , а при каких будет идти регенерация (восстановление) поглотителя?

187. По термодинамическим данным вычислить константу химического равновесия реакции



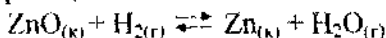
при 300 и 1000 К и сделать вывод о влиянии температуры на ее величину. Согласуются ли результаты расчетов с принципом Ле-Шателье?

188. По термодинамическим данным вычислить константу химического равновесия реакции



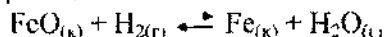
при 0°C и 100°C и сделать вывод о влиянии температуры на состояние равновесия. Согласуется ли он с принципом Ле-Шателье?

189. По термодинамическим данным вычислить константу химического равновесия реакции



при 300 К и 1000 К и сделать вывод о влиянии температуры на состояние равновесия. Согласуется ли он с принципом Ле-Шателье?

190. По термодинамическим данным вычислить константу химического равновесия реакции



при 500 К и 1000 К и сделать вывод о влиянии температуры на состояние равновесия. Согласуется ли он с принципом Ле-Шателье?

### Примеры решения задач

**Пример 4.** При горении кальция в избытке кислорода выделилось 12710 кДж теплоты. Чему равна масса сгоревшего металла, если энтальпия образования оксида кальция равна -635,5 кДж/моль?

**План решения.** По определению, энтальпией образования вещества называется тепловой эффект образования одного моль этого вещества из простых веществ при стандартных условиях, поэтому задача решается в одном действии.

**Решение.**

1) Из уравнения реакции ( $\text{Ca} + 0,5 \text{O}_2 = \text{CaO}$ ) видно, что на образование одного моль оксида кальция расходуется один моль атомов, т.е. 40 г кальция, а теплоты при этом, по условию реакции, выделяется 635,5 кДж (энтальпия образования CaO). Массу сгоревшего кальция находим по пропорции:

при сгорании 40 г кальция выделяется 635,5 кДж

$$\begin{aligned} x & \text{ — } 12710 \\ x & = \frac{12710 \text{ кДж} \cdot 40 \text{ г}}{635,5 \text{ кДж}} = 800 \text{ г} \end{aligned}$$

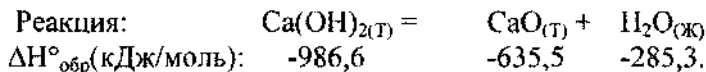
*Ответ.* 800 г.

**Пример 5.** Вычислить тепловой эффект реакции разложения гидроксида кальция на оксиды и определить, сколько теплоты выделяется или поглощается при получении 1 кг жидкой воды по этой реакции.

**План решения.** По уравнению реакции находим ее тепловой эффект и пересчитываем его на один килограмм получаемой воды.

**Решение.**

1) Записываем уравнение реакции и энтальпии образования веществ:



2) Тепловой эффект реакции находим по следствию закона Гесса (тепловой эффект реакции равен сумме энтальпий образования продуктов за вычетом энтальпий образования реагентов):

$$\Delta H^\circ = (-635,5) + (-285,3) - (-986,6) = -920,8 + 986,6 = 65,8 \text{ кДж/моль.}$$

3) Находим молярную массу  $\text{Ca(OH)}_2$  (74 г/моль) и его количество в одном килограмме вещества:

$$n(\text{Ca(OH)}_2) = \frac{m}{M} = \frac{1000 \text{ г}}{74 \text{ г / моль}} = 13,5 \text{ моль.}$$

4) Вычисляем поглощаемую (положительное значение теплового эффекта, найденного во втором действии, означает, что реакция эндотермическая) теплоту (Q):

$$Q = n \Delta H^\circ = 13,5 \text{ моль} \cdot 65,8 \text{ кДж/моль} = 889,2 \text{ кДж.}$$

*Ответ.* Тепловой эффект реакции равен 65,8 кДж/моль. Теплоты поглощается 889,2 кДж.

**Пример 6.** При 353 К реакция заканчивается за 20 с. Сколько времени длится реакция при 293 К, если температурный коэффициент этой реакции равен 2,5.

**План решения.** Задачу решаем, используя правило Вант-Гоффа: при повышении температуры на каждые десять градусов скорость реакций увеличивается в 2-4 раза (в данном случае в 2,5 раза).

**Решение.**

Между скоростью протекания химических реакций и их продолжительностью существует обратно пропорциональная зависимость

$$\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \frac{\tau_1}{\tau_2},$$

где  $\tau_1$  и  $\tau_2$  – время протекания реакции при температурах  $T_1$  и  $T_2$ .

Правило Вант-Гоффа в данном случае можно записать в виде:

$$\frac{\tau_1}{\tau_2} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

откуда  $\tau_1 = \tau_2 \gamma^{10} = 20 \cdot 2,5 \gamma^{10} = 20 \cdot 2,5^9$ ;

$\lg \tau_1 = \lg 20 + 6 \lg 2,5 = 1,3010 + 6 \cdot 0,3979 = 3,6884$ ;  $\tau_1 = 4879$  с = 1 ч 21 мин 19 с.

*Ответ.* При 293 К реакция заканчивается за 1 ч 21 мин 19 с.

**Пример 7.** При синтезе аммиака  $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$  равновесие установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л):  $C(N_2) = 2,5$ ;  $C(H_2) = 1,8$ ;  $C(NH_3) = 3,6$ . Рассчитать константу равновесия этой реакции и исходные концентрации азота и водорода.

**План решения.** Константа равновесия обратимых реакций и равновесные концентрации веществ связаны законом действующих масс для химического равновесия, а исходные концентрации реагентов равны сумме равновесных и израсходованных концентраций.

**Решение.**

1) Определяем константу равновесия  $K$  этой реакции:

$$K = \frac{c^2(NH_3)}{c(N_2)c^3(H_2)} = \frac{(3,6)^2}{2,5(1,8)^3} = 0,89.$$

2) Исходные концентрации азота и водорода находим на основе уравнения реакции. На образование 2 моль  $NH_3$  расходуется 1 моль азота, а на образование 3,6 моль аммиака потребовалось  $3,6/2 = 1,8$  моля азота. Учитывая равновесную концентрацию азота, находим его первоначальную концентрацию:

$$c_{\text{исх}}(N_2) = 2,5 + 1,8 = 4,3 \text{ моль/л.}$$

3) На образование 2 моль  $NH_3$  необходимо израсходовать 3 моль водорода, а для получения 3,6 моль аммиака требуется  $3 \cdot 3,6/2 = 5,4$  моль;  $c_{\text{исх}}(H_2) = 1,8 + 5,4 = 7,2$  моль/л.

*Ответ.* Реакция начиналась при концентрациях (моль/л):

$$c(N_2) = 4,3; \quad c(H_2) = 7,2.$$

#### ГЛАВА 4. Растворы

*Способы выражения концентрации растворов  
Растворимость веществ. Свойства растворов  
неэлектролитов. Свойства растворов электролитов.  
Ионообменные реакции в растворах. Гидролиз солей.*

191. Назвать наиболее распространенные способы выражения



концентрации растворов. Дать определение способа, который называется "массовая доля растворенного вещества", и привести примеры. Какой объем воды и какая масса гидроксида калия потребуются для приготовления 10 л раствора с массовой долей 40% , если плотность этого раствора равна 1,40?

192. Какой объем (измеренный при н.у.) хлороводорода и какой объем воды потребуются для получения раствора соляной кислоты с массовой долей HCl 30% , если плотность этого раствора равна 1,15?

193. Назвать наиболее распространенные способы выражения концентрации растворов. Дать определение способов, которые называются "молярная концентрация растворенного вещества" и "молярная концентрация эквивалентов растворенного вещества" и привести примеры. В растворе серной кислоты объемом 500 мл содержится 196г  $H_2SO_4$ . Определить молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалентов растворенного вещества.

194. Какая масса сульфата алюминия потребуется для приготовления двух литров децимолярного раствора? Чему будет равна молярная концентрация эквивалентов  $Al_2(SO_4)_3$  в этом растворе?

195. Молярная концентрация  $NH_3$  в концентрированном растворе аммиака, полученном при 15°C, равна 18. Какой объем  $NH_3$ , измеренный при н. у., затрачивается на приготовление 1л такого раствора?

196. Назвать наиболее распространенные способы выражения концентрации растворов. Дать определение способа, который называется "моляльность". В 5л воды растворено 460 г глицерина  $C_3H_5(OH)_3$ . Чему равна моляльность раствора?

197. Назвать наиболее распространенные способы выражения концентрации растворов. Дать определение способа, который называется титром. Определить титр растворенного вещества: а) в 0,1 М растворе соляной кислоты; б) в 0,1 н. растворе серной кислоты; в) в растворе азотной кислоты с массовой долей  $HNO_3$  31,5% ( $\rho = 1,19$ ).

198. Назвать наиболее распространенные способы выражения концентрации растворов. Дать определение способа, который называется мольной (молярной) долей вещества в растворе. Определить мольные доли компонентов в водном растворе глюкозы, массовая доля  $C_6H_{12}O_6$  в котором равна 18%.

199. Определить молярную и эквивалентную концентрации, моляльность, титр и мольную долю растворенного вещества для раствора азотной кислоты с массовой долей  $HNO_3$  36% и плотностью 1,22.

200. Какую массу 20% раствора гидроксида калия надо добавить

к 1 кг 50% раствора, чтобы получить раствор с массовой долей KOH 25%?

201. Рассчитать, какой объем раствора серной кислоты с массовой долей  $H_2SO_4$  11,6% (плотность 1,38) и какой объем воды требуется для приготовления 250 мл десятимолярного раствора.

202. Для нейтрализации 50 мл раствора серной кислоты израсходовано 25 мл раствора щелочи с эквивалентной концентрацией 0,4 н. Определить эквивалентную концентрацию раствора серной кислоты.

203. Для нейтрализации 20 мл раствора щелочи, титр которого равен 0,012, израсходовано 24 мл раствора кислоты, молярная концентрация эквивалентов которого равна 0,25 н. Определить эквивалентную массу щелочи. Какая это щелочь?

204. Какой объем двумолярного раствора серной кислоты требуется для реакции с 650 мл 20% раствора  $K_2CO_3$  ( $\rho=1,189$ ), какой газ выделится при этом и чему будет равен его объем при н.у.?

205. Для осаждения сульфата бария из 100 мл 15% раствора  $BaCl_2$  потребовалось 14,4 мл раствора серной кислоты. Рассчитать молярную и эквивалентную концентрации и титр  $H_2SO_4$  в растворе.

206. Определить растворимость хлорида натрия при 25 °С, если при этой температуре для насыщения воды массой 25 г требуется 8,75 г соли.

207. Растворимость нитрата калия в воде при 20 °С равна 31,6 г в 100 г воды. Чему равна массовая доля  $KNO_3$  в насыщенном при этой температуре растворе?

208. Растворимость нитрата калия в воде при 35 °С равна 55, а при 75 °С - 150 г в 100 г воды. Какие массы  $KNO_3$  потребуются для приготовления насыщенных при этих температурах растворов массой 60 г?

209. Растворимость карбоната калия при 100 °С равна 155, а при 0 °С -- 111 г в 100 г воды. Определить массу  $K_2CO_3$ , кристаллизующегося из 770 г насыщенного при 100 °С раствора при охлаждении его до 0 °С.

210. Нитрат свинца (II) растворили в 200 мл воды при 60 °С до получения насыщенного раствора, а затем раствор охладили до 10 °С. Определить массу выпавшей в осадок соли, если растворимость  $Pb(NO_3)_2$  при указанных температурах равна соответственно 90 и 46 г в 100 г воды.

211. При  $20^{\circ}\text{C}$  и давлении  $101325\text{ Па}$  в одном литре воды растворяется  $2,91\text{ л}$  сероводорода. Вычислить массовую долю  $\text{H}_2\text{S}$  в насыщенном растворе сероводородной кислоты при  $20^{\circ}\text{C}$ ?

212. При  $20^{\circ}\text{C}$  и давлении  $101325\text{ Па}$  в одном литре воды растворяется  $0,878$  диоксида углерода. Под каким давлением должен находиться  $\text{CO}_2$ , чтобы при растворении его в воде получился раствор с массовой долей диоксида углерода  $1\%$ ?

213. Известно, что при  $42^{\circ}\text{C}$  давление водяного пара равно  $8199,325\text{ Па}$ . Как изменится давление, если при этой температуре в  $540\text{ мл}$  воды растворить  $36\text{ г}$  глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ?

214. Давление пара над раствором  $10,5\text{ г}$  неэлектролита в  $200\text{ г}$  ацетона равно  $21854,40\text{ Па}$ . Давление пара чистого ацетона  $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$  при этой температуре равно  $23939,35\text{ Па}$ . Определить молекулярную массу неэлектролита.

215. При какой температуре замерзает водный раствор этилового спирта, если массовая доля  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  в нем равна  $25\%$ ?

216. При какой температуре кипит водный раствор глюкозы, если массовая доля  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  в нем равна  $10\%$ ?

217. При растворении  $1,6\text{ г}$  неэлектролита в  $250\text{ мл}$  воды был получен раствор, который замерзает при температуре  $-0,2^{\circ}\text{C}$ . Определить молярную массу растворенного вещества?

218. В одном литре воды растворено  $27\text{ г}$  неэлектролита. Раствор закипает при  $100,78^{\circ}\text{C}$ . Определить молярную массу растворенного вещества.

219. Раствор, содержащий  $0,81\text{ г}$  серы в  $100\text{ г}$  бензола кипит при температуре на  $0,081^{\circ}$  выше, чем чистый бензол. Из скольких атомов состоит молекула серы в растворе бензола?

220. Вычислить массу этиленгликоля  $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$ , которую необходимо прибавить на каждый литр воды для приготовления антифриза с температурой замерзания  $-15^{\circ}\text{C}$ .

221. Определить осмотическое давление при  $20^{\circ}\text{C}$  водного раствора сахара с массовой долей  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$   $4\%$  и плотностью  $1,014$ . Ответ выразить в  $\text{Па}$  и  $\text{атм}$ .

222. Определить температуру, при которой равно  $607950\text{ Па}$  осмотическое давление раствора, содержащего  $45\text{ г}$  глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  в одном литре воды.

223. Какие вещества называются электролитами? По какому признаку, согласно теории электролитической диссоциации, вещества

относятся к классам кислот, оснований и солей? Почему кислые и основные соли часто называют промежуточными соединениями?

224. Дать названия, привести определения и обозначения величин, которые применяются для количественной характеристики процесса электролитической диссоциации. Какая из них является постоянной величиной при различных концентрациях раствора?

225. Для всех данных веществ написать упрощенные уравнения электролитической диссоциации и выражения для расчета константы диссоциации; для одного из веществ (по выбору) написать полное уравнение диссоциации:  $K_2SO_4$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $H_3PO_4$ ,  $KHCO_3$ ,  $Fe(OH)Cl_2$ ,  $Zn(OH)_2$ .

226. Какой смысл имеет понятие "сила кислоты"? Как связана сила кислот с составом и строением их молекул? Какая кислота сильнее:  $HNO_2$  или  $HNO_3$ ?  $H_2SO_4$  или  $H_2SeO_4$ ?  $HPO_3$  или  $H_3PO_4$ ? Написать схемы диссоциации всех кислот.

227. Как зависит от состава веществ сила оснований? Какие основания называются щелочами? Как изменяется сила оснований в ряду  $LiOH - NaOH - KOH - RbOH - CsOH$ ? Какое основание сильнее: а)  $Fe(OH)_2$  или  $Fe(OH)_3$ ? б)  $Ca(OH)_2$  или  $Zn(OH)_2$ ?

228. Степень диссоциации уксусной кислоты  $CH_3COOH$  в одномолярном, децимолярном и сантимольярном растворах соответственно равна 0,42%, 1,33%, 4,22%. Вычислить константу диссоциации и сделать вывод.

229. Константа диссоциации сернистой кислоты по первой ступени равна  $1,3 \cdot 10^{-2}$ , а по второй  $0,6 \cdot 10^{-7}$ . Чему равны степени диссоциации  $\alpha_1$  и  $\alpha_2$  в децимолярном растворе?

230. Гидроксид аммония  $NH_4OH$  — слабое основание, константа его диссоциации  $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$ . При разбавлении растворов слабых электролитов степень их диссоциации увеличивается (закон разбавления Оствальда). Во сколько раз увеличивается степень диссоциации  $NH_4OH$  при разбавлении его одномолярного раствора в 100 раз?

231. Почему определяемая по свойствам растворов сильных электролитов степень электролитической диссоциации называется кажущейся? Раствор хлорида калия, молярность которого равна единице, замерзает при температуре  $-3,36^\circ C$ . Определить изотонический коэффициент и кажущуюся степень диссоциации растворенного вещества?

232. Раствор электролита с концентрацией 0,04 моль/л имеет ос-

мотическое давление при 0 °С, равное 217,8 кПа. Степень диссоциации растворенного вещества равна 70%. Определить, на сколько ионов диссоциирует растворенное вещество и привести примеры таких веществ.

233. Вычислить pH и pOH растворов, молярная концентрация ионов  $H^+$  в которых равна: а)  $10^{-4}$ ; б)  $10^{-11}$ ; в)  $4 \cdot 10^{-6}$ ; г)  $1,78 \cdot 10^{-7}$ ; д)  $4,92 \cdot 10^{-3}$ .

234. Определить концентрацию ионов  $H^+$  и  $OH^-$  в растворах, водородный показатель которых равен : а) 3,2; б) 5,8; в) 9,1; г) 11,4.

235. Как рассчитывается и какой физико-химический смысл имеет произведение растворимости вещества? При 20 °С в одном литре воды растворяется 6,5 мг ортофосфата серебра  $Ag_3PO_4$ . Вычислить произведение растворимости этого вещества.

236. Произведение растворимости гидроксида цинка равно  $4,0 \cdot 10^{-16}$ . Чему равны концентрации ионов  $Zn^{2+}$  и  $OH^-$  в насыщенном растворе этого вещества?

237. Произведение растворимости бромида серебра(I) равно  $6,3 \cdot 10^{-13}$ . Какой объем воды потребуется для растворения 1 г этого вещества?

238. Произведение растворимости сульфида магния равно  $2 \cdot 10^{-15}$ . Выпадет ли осадок  $MgS$  при смешивании одинаковых объемов раствора нитрата магния с эквивалентной концентрацией 0,004 н. и раствора сульфида натрия с эквивалентной концентрацией 0,0006 н.?

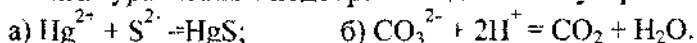
239. Закончить молекулярные и написать ионные уравнения :



240. Закончить молекулярные и написать ионные уравнения :



241. К ионным уравнениям подобрать по два молекулярных :



242. Дать определение химическому процессу, который называется гидролизом солей. Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза данных солей, указать в каждом случае тип гидролиза и характер среды раствора:  $K_2CO_3$ ,  $NaAlO_2$ ,  $(NH_4)_2SO_4$ ,  $Cr_2S_7$ .

243. Объяснить гидролиз солей с позиций химической термодинамики. Какая соль и почему гидролизуется полнее: а)  $KF$  или  $KNO_2$ ;

б)  $\text{CH}_3\text{COONa}$  или  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ? Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза данных солей, указать характер среды их растворов

244 Объяснить гидролиз с позиций строения вещества. Как зависит гидролизуемость соли от радиуса, заряда, поляризующего действия и поляризуемости катиона и аниона? Какая соль и почему гидролизуется полнее: а)  $\text{FeCl}_2$  или  $\text{FeCl}_3$ , б)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  или  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ? Написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза данных солей, указать характер среды их растворов.

245 Для каких солей гидролиз проходит ступенями? Чем определяется их число и как изменяется полнота гидролиза от первой ступени к последней? Привести примеры солей, гидролиз которых проходит в две и три ступени, написать уравнения их гидролиза.

246 Какой физико-химический смысл имеет константа гидролиза ( $K_f$ ) и как она зависит от природы соли, концентрации раствора и температуры? Написать уравнения гидролиза и выражения для константы гидролиза нитрата аммония и нитрита калия.

247 Расположить перечисленные ниже соли в порядке возрастания степени их гидролиза в растворах одинаковой концентрации при одной и той же температуре:  $\text{NaNO}_2$ ,  $\text{NaCN}$ ,  $\text{NaClO}$ ,  $\text{NaClO}_2$ . Ответ мотивировать, написать молекулярные и ионные уравнения гидролиза.

248. Какие из пар солей взаимно усиливают гидролиз: а)  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  и  $\text{ZnCl}_2$ , б)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; в)  $\text{AlCl}_3$  и  $\text{FeCl}_3$ ; г)  $\text{K}_2\text{S}$  и  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ? Объяснить причину взаимного усиления гидролиза, написать уравнения реакций.

249. Написать уравнение и вычислить константу гидролиза нитрита аммония. Определить степень гидролиза в 1%-ом растворе. Можно ли считать гидролиз этого вещества необратимым процессом? Какова среда раствора этой соли?

250. Написать уравнения и вычислить константы гидролиза  $\text{K}_2\text{SO}_4$  по обеим ступеням. Определить степень гидролиза по первой и по второй ступени в 1M растворе. Вычислить водородный показатель раствора. Есть ли необходимость при вычислении pH учитывать вклад второй ступени гидролиза?

### Примеры решения задач

**Пример 8.** В 200 мл воды растворили 50 г сахара. Чему равна

массовая доля сахара в полученном растворе?

**План решения.** По определению, массовая доля растворенного вещества  $\omega(B)$  связана с массой этого вещества  $m(B)$  и массой раствора  $m$  соотношением:

$$\omega(B) = \frac{m(B)}{m} \cdot 100,$$

поэтому необходимо найти массу растворителя и раствора, а затем массовую долю растворенного вещества.

**Решение.**

1) Находим массу воды, зная, что ее плотность  $\rho=1$  г/мл:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \rho(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г / мл} \cdot 200 \text{ мл} = 200 \text{ г}.$$

2) Находим массу раствора, суммируя массу растворителя (воды) и растворенного вещества (сахара):

$$m = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{сахар}) = 200 + 50 = 250 \text{ г}.$$

3) Вычисляем массовую долю сахара в растворе:

$$\omega(\text{сахар}) = \frac{50}{250} \cdot 100 = 20\%.$$

*Ответ.* 20%.

**Пример 9.** Какую массу нитрата натрия необходимо растворить в одном литре воды, чтобы получить раствор с массовой долей вещества 20%?

**План решения.** По определению массовой долей называется отношение массы растворенного вещества к массе раствора, выраженное в процентах. В этой задаче массовая доля известна, а массу растворенного вещества обозначим  $x$ .

**Решение.** Масса одного литра воды равна 1 кг, а масса раствора будет равна  $(1+x)$  кг. Составляем и решаем пропорцию:

$$\begin{array}{ll} (1+x) \text{ кг раствора} & \text{— } 100\% \\ x \text{ кг NaNO}_3 & \text{— } 20\% \end{array}$$
$$\frac{1+x}{x} = \frac{100}{20} \quad x = 0,25.$$

*Ответ* Необходимо растворить 0,25 кг (250 г)  $\text{NaNO}_3$ .

**Пример 10.** При какой приблизительно температуре кипит водный раствор глюкозы, если массовая доля  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  в нем равна 10%?

**План решения.** Растворы, содержащие нелетучие растворенные вещества, кипят при более высокой, чем вода ( $100^\circ\text{C}$ ), температуре.

Повышение температуры кипения раствора ( $\Delta T_{\text{кип}}$ ), согласно второму закону Рауля, пропорционально моляльности ( $C_m$ ) раствора:

$$\Delta T_{\text{кип}} = K_b \cdot C_m,$$

где  $K_b$  - эбулиоскопическая постоянная растворителя, равная для воды 0,52. Вычисленная по этой формуле величина является приближительной, т.к. законы Рауля справедливы только для очень разбавленных растворов неэлектролитов. Таким образом, в этой задаче необходимо от массовой доли перейти к моляльности, а затем найти  $\Delta T_{\text{кип}}$ .

### Решение.

1) Принимаем массу раствора произвольно 1 кг (1000 г); тогда масса глюкозы в нем составит 100 г (1000·0,1), а масса воды 900 г или 0,9 кг. Молярная масса глюкозы в одном килограмме раствора (или в 0,9 кг воды) составляет 0,56 (100·180) моль.

2) Находим моляльность раствора:

$$C_m = \frac{n(C_6H_{12}O_6)}{V(H_2O)} = \frac{0,56}{0,9} = 0,62 \text{ моль кг } H_2O.$$

3) Вычисляем повышение температуры кипения раствора:

$$\Delta T_{\text{кип}} = 0,52 \cdot 0,62 = 0,32^\circ$$

4) Находим температуру кипения раствора:

$$T_{\text{кип}} = T_{\text{кип}}(H_2O) + \Delta T_{\text{кип}} = 100^\circ + 0,32^\circ = 100,32^\circ C.$$

*Ответ* Раствор кипит при  $T \approx 100,32^\circ C$ .

**Пример 11.** Определить pH децимолярного раствора уксусной кислоты  $CH_3COOH$ , константа диссоциации которой  $K_1 = 1,75 \cdot 10^{-5}$ .

**План решения.** Водородный показатель раствора связан с молярной концентрацией в нем катионов водорода соотношением:

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

Концентрация катионов водорода в растворе одноосновной слабой кислоты равна произведению молярной концентрации кислоты и степени ее диссоциации:

$$[H^+] = \alpha [CH_3COOH],$$

а степень диссоциации связана с константой диссоциации законом разбавления Оствальда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_1}{[CH_3COOH]}}$$

Таким образом, сначала найдем степень диссоциации, затем концентрацию ионов водорода и после этого - искомую величину.



**Решение.**

1) Определяем степень электролитической диссоциации  $\text{CH}_3\text{COOH}$ :

$$\alpha = \sqrt{\frac{1,75 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-4}} = 1,32 \cdot 10^{-2}.$$

2) Находим концентрацию ионов водорода:

$$[\text{H}^+] = 1,32 \cdot 10^{-2} \cdot 0,1 = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

3) Вычисляем водородный показатель раствора:

$$\text{pH} = -\lg 1,32 \cdot 10^{-3} = -(\lg 1,32 + \lg 10^{-3}) = 2,88 \approx 2,9.$$

*Ответ.*  $\text{pH} \approx 2,9$ .

**Пример 12.** При растворении 4,0 г некоторого вещества — неэлектролита в 100 г воды получен раствор, замерзающий при температуре  $-1,5^\circ\text{C}$ . Криоскопическая постоянная воды равна 1,86 град/моль. Определить молярную массу растворенного неэлектролита.

**План решения.** 1) Понижение температуры замерзания раствора по сравнению с температурой замерзания растворителя равно, согласно второму закону Рауля, произведению криоскопической постоянной растворителя и моляльности раствора ( $\Delta T_{\text{зам}} = K_k \cdot C_m$ ). В данном случае  $\Delta T_{\text{зам}}$  составляет 1,5 град, т.к. вода замерзает при  $0^\circ\text{C}$ , поэтому вначале найдем моляльность раствора, а затем искомую величину, исходя из того, что моляльностью называется концентрация раствора, показывающая количество растворенного вещества в одном килограмме растворителя.

**Решение.**

1) Находим моляльность раствора:

$$C_m = \frac{\Delta T_{\text{зам}}}{K_k} = \frac{1,5}{1,86} = 0,8 \text{ моль/кг } \text{H}_2\text{O}.$$

2) Определяем массу растворенного вещества в одном килограмме воды, она составляет (устное вычисление) 40 г.

3) Для определения молярной массы растворенного вещества рассуждаем так:

$$\begin{array}{ll} 40 \text{ г составляет} & \text{— } 0,8 \text{ моля} \\ M & \text{— } 1 \text{ моль} \end{array}$$

Составляем и решаем пропорцию:  $\frac{40}{M} = \frac{0,8}{1}$ ;  $M = 50$ .

*Ответ* Молярная масса раствора, это не мекролита равна 50 г/моль.

**Пример 13.** Давление пара водного раствора  $\text{NaNO}_3$  ( $\omega$  - 8%) равно 2268,8 Па при 20°C. Давление паров воды при этой температуре равно 2337,8 Па. Определить кажущуюся степень диссоциации нитрата натрия в этом растворе.

**План решения.** В решении этой сложной задачи используется первый закон Рауля для растворов электролитов, способ выражения концентрации, называемый мольной долей, и формула, связывающая степень диссоциации электролита с изотоническим коэффициентом.

**Решение.**

1) Понижение давления пара раствора ( $\Delta P$ ) равно разности давлений 2337,8 Па и 2268,8 Па, т.е. 69,0 Па. По первому закону Рауля для электролитов оно связано с мольной долей растворенного вещества соотношением:

$$\Delta P = iP(\text{H}_2\text{O}) \cdot N(\text{NaNO}_3) = iP(\text{H}_2\text{O}) \frac{n(\text{NaNO}_3)}{n(\text{NaNO}_3) + n(\text{H}_2\text{O})},$$

где  $P(\text{H}_2\text{O})$  — давление пара чистой воды,  $N(\text{NaNO}_3)$  — мольная доля нитрата натрия,  $n(\text{NaNO}_3)$  и  $n(\text{H}_2\text{O})$  — количества (моль) нитрата натрия и воды в растворе,  $i$  — изотонический коэффициент.

Для дальнейшего решения необходимы молярные массы  $\text{NaNO}_3$  (85 г/моль) и  $\text{H}_2\text{O}$  (18 г/моль); ход решения будет следующим:

2) Принимаем массу раствора произвольно 100 г, тогда масса нитрата натрия будет равна 8 г, масса воды 92 г, а их количества равны:

$$n(\text{NaNO}_3) = \frac{8}{85} = 0,094 \text{ моль}; \quad n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{92}{18} = 5,111 \text{ моль}.$$

3) Из формулы, приведенной в первом действии, выражаем и вычисляем изотонический коэффициент:

$$i = \frac{\Delta P \{n(\text{NaNO}_3) + n(\text{H}_2\text{O})\}}{P(\text{H}_2\text{O}) \cdot n(\text{NaNO}_3)} = \frac{69,0(0,094 + 5,111)}{2337,8 \cdot 0,094} = 1,63.$$

4) Кажущаяся степень диссоциации сильного электролита ( $\alpha$ ) и изотонический коэффициент раствора связаны соотношением:

$$\alpha = \frac{i-1}{n-1},$$

где  $n$  — число ионов, на которое распадается одна формульная

единица ("молекула") вещества — для  $\text{NaNO}_3$  она равна 2 ( $\text{NaNO}_3 \cdot \text{Na}^+ + \text{NO}_3^-$ ). Следовательно:

$$\alpha = \frac{1,63 - 1}{2 - 1} = 0,63 \text{ или } 63\%.$$

*Ответ:* Кажущаяся степень диссоциации  $\text{NaNO}_3$  равна 63%.

## ГЛАВА 5. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы

*Степень окисления. Восстановители и окислители Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций Электродные потенциалы металлов. Ряд напряжений металлов Формула Нернста. Химические источники энергии. Электролиз. Электрохимическая коррозия металлов*

251. Определить степень окисления фосфора в соединениях и ионах:  $\text{PH}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{P}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HPO}_3$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{HPO}_4^{2-}$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ .

252. Определить степень окисления хлора в соединениях и ионах:  $\text{HCl}$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{ClF}_3$ ,  $\text{ClF}_7$ ,  $\text{ClO}^-$ ,  $\text{ClO}_2^-$ ,  $\text{ClO}_3^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .

253. Определить степень окисления серы в соединениях и ионах:  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Mg}(\text{HS})_2$ ,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SF}_6$ .

254. Определить степень окисления железа в соединениях и ионах:  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{FeOHSO}_4$ ,  $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$ ,  $\text{BaFeO}_4$ ,  $\text{NaFeO}_2$ ,  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ .

255. Определить степень окисления меди в соединениях и ионах:  $\text{CuO}$ ,  $\text{Cu}_2\text{O}$ ,  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CuCl}_4^{2-}$ ,  $\text{K}_2\text{CuO}_2$ ,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

256. Среди данных веществ найти окислитель, восстановитель и вещество с окислительно-восстановительной двойственностью, ответ мотивировать и иллюстрировать примерами:  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Mn}$ ,  $\text{KMnO}_4$ .

257. Условие см. в задаче 256:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

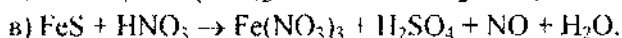
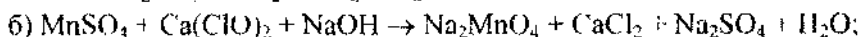
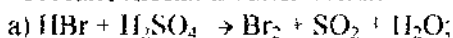
258. Условие см. в задаче 256:  $\text{KI}$ ,  $\text{HIO}_4$ ,  $\text{I}_2$ .

259. Условие см. в задаче 256:  $\text{Pb}$ ,  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .

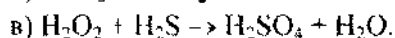
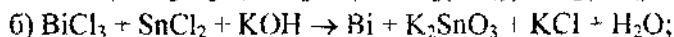
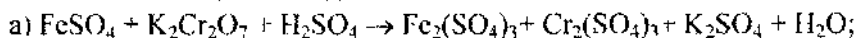
260. Условие см. в задаче 256:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{KNO}_3$ .

261. Для каждой из данных окислительно-восстановительных реакций: 1) определить ее тип; 2) указать восстановитель и окислитель;

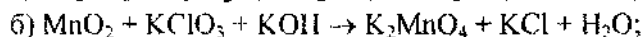
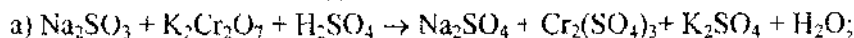
3) подобрать коэффициенты методом баланса по степеням окисления;  
4) то же методом полуреакций; 5) вычислить эквивалентные массы восстановителя и окислителя;



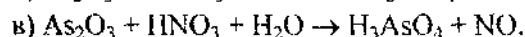
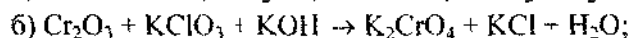
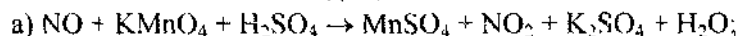
262. Условие см. в задаче 261:



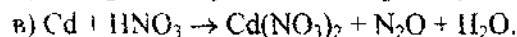
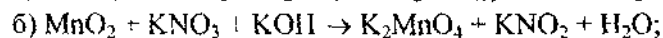
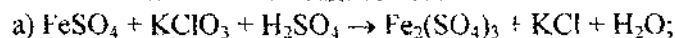
263. Условие см. в задаче 261:



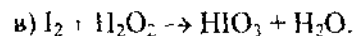
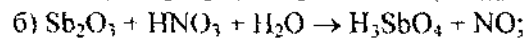
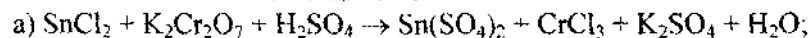
264. Условие см. в задаче 261:



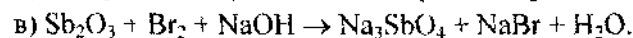
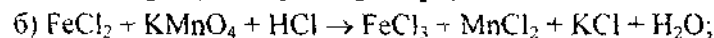
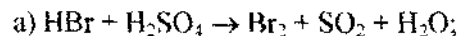
265. Условие см. в задаче 261:



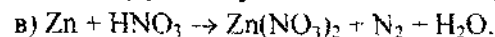
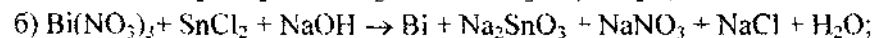
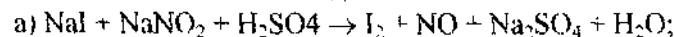
266. Условие см. в задаче 261:



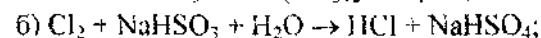
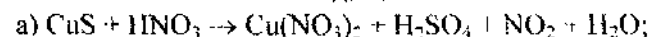
267. Условие см. в задаче 261:

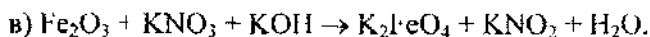


268. Условие см. в задаче 261:

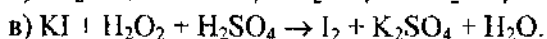
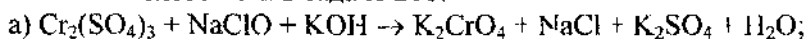


269. Условие см. в задаче 261:





270. Условие см. в задаче 261:



271. Почему при контакте металла с раствором его соли на его поверхности возникает электрический заряд? Как он называется и от каких условий зависит его знак и величина?

272. По какому принципу расположены металлы в ряду напряжений и какими свойствами обладает этот ряд? Будет ли кадмий вытеснять магний, медь, цинк и серебро из растворов их солей? Какие из металлов вытесняют кадмий из раствора его соли?

273. По какому принципу расположены металлы в ряду напряжений и какими свойствами обладает этот ряд? Будет ли восстанавливаться: а) магний из растворов солей железом; б) водород из раствора соляной кислоты металлами Cu, Mn, Ag?

274. При какой концентрации ионов серебра (моль/л) потенциал серебряного электрода составит 95% от величины его стандартного электродного потенциала?

275. При какой концентрации ионов палладия (моль/л)  $\text{Pd}^{2+}$  потенциал палладиевого электрода будет на 0,01 В меньше его стандартного потенциала?

276. Составить таблицу электродных потенциалов алюминия в растворах с концентрацией  $\text{Al}^{3+}$ : 1; 0,1; 0,01; 0,001; 0,0001 моль/л и начертить кривую зависимости электродного потенциала от концентрации ионов.

277. Составить таблицу электродных потенциалов никеля в растворах с концентрацией  $\text{Ni}^{2+}$ : 1; 0,1; 0,01; 0,0001; 0,00001 моль/л и начертить кривую зависимости электродного потенциала от концентрации ионов.

278. Вычислить, как изменится электродный потенциал цинка, если концентрация раствора  $\text{ZnSO}_4$ , в который погружена цинковая пластинка, уменьшится от 0,1 до 0,01 н.

279. Описать устройство и назначение стандартного водородного электрода. Найти концентрацию ионов водорода в растворе, в котором потенциал водородного электрода равен -0,236 В.

280. При какой концентрации ионов меди  $\text{Cu}^{2+}$  (моль/л) потенциал медного электрода равен стандартному потенциалу водородного

электрода?

281. Привести примеры химических реакций, которые можно положить в основу работы гальванических элементов. Для одного примера написать электрохимическую схему элемента и уравнения реакций на электродах.

282. Для данного гальванического элемента написать схемы электродных процессов и уравнение токообразующей реакции в общем виде (ионном и молекулярном), вычислить ЭДС при указанных в схеме концентрациях и температуре:

(-)Zn | 0,01 н. ZnSO<sub>4</sub> || 0,1 н. AgNO<sub>3</sub> | Ag(-) при 27 °С.

283. Условие в задаче № 282:

(-)Mg | 0,2 н. Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> || 0,03 н. SnSO<sub>4</sub> | Sn(+) при 17 °С.

284. Условие в задаче № 282:

(-)Fe | 0,03 н. Fe(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> || 0,1 н. Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> | Pb(+) при 37 °С.

285. Условия в задаче № 282:

(-)Mn | 0,01 н. MnCl<sub>2</sub> || 0,5 н. CdCl<sub>2</sub> | Cd(+) при 25 °С.

286. Условие в задаче № 282:

(-)Ni | 0,04 н. NiCl<sub>2</sub> || 0,08 н. CuCl<sub>2</sub> | Cu(+) при 65 °С.

287. Условие в задаче № 282:

(-)Cd | 0,06 н. Cd(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> || 0,05 н. AgNO<sub>3</sub> | Ag(+) при 57 °С.

288. Условие в задаче № 282:

(-)Al | 0,3 н. Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> || 0,3 н. Bi(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> | Bi(+) при 33 °С.

289. Условие в задаче № 716:

(-)Ca | 0,5 н. CaCl<sub>2</sub> || 0,02 н. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> | H<sub>2</sub>(Pt)(+) при 20 °С.

290. Условие в задаче № 282:

(-)Li | 0,1 н. Li<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> || 0,1 н. AgNO<sub>3</sub> | Ag(+) при 0 °С.

291. Составить схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь является анодом, а во втором - катодом. Вычислить ЭДС этих элементов при стандартных условиях.

292. Вычислить ЭДС концентрационного элемента, составленного из двух водородных электродов, погруженных в растворы кислот с pH = 2 и pH = 4.

293. Какие устройства называются концентрационными элементами? Чему равна ЭДС концентрационного элемента, в котором медные электроды находятся в растворах сульфата меди с массовой долей CuSO<sub>4</sub> 0,1% и 5,0%?

294. Какие устройства называются топливными элементами? Привести электрохимическую схему водород-кислородного топлив-

ного элемента. Какие химические реакции являются источником электроэнергии в этом элементе?

295. Какие устройства называются аккумуляторами? Какие реакции протекают в автомобильных свинцовых аккумуляторах при их заряде и разряде?

296. Дать определение электролиза. Изобразить устройство для его осуществления и подписать его основные элементы. Охарактеризовать катодные и анодные процессы при электролизе. Привести пример электролиза.

297. Кратко описать и объяснить последовательность восстановления катионов и окисления анионов при электролизе расплавов и водных растворов электролитов.

298. Какими законами и какими формулами выражается количественная характеристика электролиза? Привести пример электролиза и его количественного расчета.

299. Электролиз раствора сульфата меди (II) проводился 12 часов при силе тока 20 А. Выход по току составил 90% . Написать уравнения электродных процессов и общей реакции, вычислить массу выделившейся меди.

300. Что происходит на электродах (инертных) и в электролите при электролизе раствора сульфата цинка? Определить массу цинка, которая выделяется при электролизе в течение 10 часов при силе тока 50 А, если выход по току равен 50%.

301. Через раствор сульфата железа (II) пропускали ток силой 20 А в течение 5 часов. Написать уравнения реакций на инертных электродах и общей реакции, определить массу полученного железа, если его выход по току равен 70 % .

302. При электролизе раствора сульфата меди (II) на аноде выделилось 5,64 л кислорода, измеренного при н. у. Написать уравнения электродных процессов и общей реакции, вычислить массу выделившейся на катоде меди, приняв выход по току 100%.

303. Электролиз раствора сульфата цинка проводился в электролизере с нерастворимым анодом в течение 6,7 часов. Выделилось 5,6 л кислорода, измеренного при н. у. Вычислить силу тока и массу выделившегося на катоде цинка, если выход по току составил 70 % .

304. Электролиз раствора сульфата калия проводили на графитовых электродах в течение 10 часов при силе тока 26,8 А. Составить уравнения процессов на электродах и в растворе, вычислить объем выделившихся на электродах веществ (при н. у.), приняв их выход по

току 100%.

305. Какие реакции протекают при электролизе с инертными электродами водного раствора KOH? Какие вещества и в каком объеме (при н. у.) можно получить при электролизе этого раствора, если пропустить ток силой 13,4 А в течение 2 часов (выход по току 100%)?

306. Какие реакции протекают при электролизе с инертными электродами водного раствора сульфата натрия? Какая масса  $H_2SO_4$  образуется около анода, если на аноде выделяется 11,2 л кислорода, измеренного при н. у.? Какой продукт выделяется на катоде, чему равны его масса и объем при н. у.?

307. Через раствор, содержащий 1 моль  $FeSO_4$ , 0,5 моль  $AlCl_3$ , 1 моль  $Na_2SO_4$  и 2 моль  $Cu(NO_3)_2$ , пропускали ток силой 15 А в течение 300 часов. Какие процессы происходили на электродах? Вычислить массу выделившихся на катоде веществ.

308. Какой металл выделился на катоде при электролизе в течение 1 часа при силе тока 1 А, если в растворе была соль двухвалентного металла, а масса катода увеличилась на 2,219 г?

309. За 3 мин. электролиза током 10 А на катоде выделилось 0,554 г металла, а на аноде 209 мл  $Cl_2$  (н. у.). Какое соединение находилось в растворе?

310. При прохождении через раствор соли трехвалентного металла тока силой 1,5 А в течение 30 мин. на катоде выделилось 1,071 г металла. Определить, какой это металл, если его выход по току равен 100%.

311. За 10 мин электролиза раствора платиновой соли током 5 А выделилось 1,517 г платины (выход по току 100%). Определить эквивалентную массу платины.

312. Сколько кулонов электричества прошло через электролизер с раствором  $AgNO_3$ , если масса анода, изготовленного из серебра, уменьшилась на 2,3 г?

313. Какое время нужно проводить электролиз раствора  $Cr_2(SO_4)_3$  при силе тока 1,5 А для того, чтобы нарастить на изношенную цилиндрическую деталь длиной 100 и диаметром 50 мм слой хрома толщиной 0,05 мм, если выход хрома по току равен 90%?

314. Золочение изделий часто проводят электролизом. Какое время нужно вести электролиз соединения золота при силе тока 0,5 А, чтобы толщина слоя золота на изделии площадью  $2\text{ см}^2$  была равна 8 мкм? Какое соединение золота лучше взять? Золото будет выделяться на катоде или на аноде?



315. Неочищенная медь содержит примеси цинка и серебра. Как можно очистить эту медь с помощью электролиза? Что произойдет с примесями при электролитическом рафинировании меди?

316. На какие виды подразделяется коррозия в зависимости от механизма процесса и формы коррозионных разрушений? На каждый вид коррозии привести примеры. Какое значение имеет коррозия? Какая коррозия называется химической, а какая — электрохимической? В каких единицах измеряется скорость коррозии?

317. В три стальные бочки помещены: в первую - насыщенный кислородом керосин, во вторую - чистая родниковая вода, в третью - концентрированный раствор соды. Какая бочка быстрее прокорродирует? Какие виды коррозии наблюдаются в каждом случае? Ответ мотивировать, написать уравнения реакций.

318. Отверстия в медном самоваре и железном котелке запаяли оловом. Через некоторое время котелок прохудился, а самовар нет. Почему? Ответ иллюстрировать схемами коррозионных процессов и уравнениями реакций.

319. Для придания красивого внешнего вида и защиты от коррозии железо обычно покрывают цинком, оловом, хромом, кадмием, никелем. Какое покрытие наиболее надежно защищает железо от коррозии? Ответ мотивировать. Расположить металлы в порядке убывания защитного эффекта.

320. Алюминий склепан с медью. Какой из металлов будет подвергаться коррозии, если эта пара попадет в кислотную среду? Составить схему образующегося при этом гальванического элемента. Подсчитать ЭДС (напряжение) и энергию Гиббса этого элемента при стандартных условиях.

321. Изделия из стали содержат вкрапления графита. Нарисовать схему микрогальванического элемента, который образуется при работе изделия во влажной кислой среде.

322. Железное изделие покрыто никелем. Какое это покрытие — анодное или катодное? Написать уравнения катодных и анодных процессов во влажном воздухе и в растворе соляной кислоты при нарушении целостности покрытия.

323. Железный гвоздь поместили в разбавленный раствор серной кислоты, в результате началось медленное выделение пузырьков газа с поверхности. После добавления сульфата меди газ стал выделяться быстрее, а после добавления фосфорной кислоты выделение газа прекратилось. Объяснить наблюдаемое явление.

324. Электрик подключил к открытым алюминиевым проводам два объекта: один алюминиевым кабелем, а другой — медным, через некоторое время обнаружил, что медный кабель в месте контакта с алюминиевым проводом прокорродировал. Как объяснить этот факт? Составить схему коррозионно-гальванической пары.

325. Две железные пластинки покрасили в серебристый цвет: одну краской с алюминиевой пудрой, а другую — с цинковой. При испытаниях на коррозионную устойчивость выяснилось, что краска с цинковой пудрой — лучше. Почему? Составить схемы коррозионно-гальванических элементов, которые образуются при нарушении покрытия.

326. Известно, что покрытие цинком очень эффективно защищает железо от коррозии. Почему же ведра и тазы оцинковывают, а более дорогое изделие — автомат Калашникова воронят? Какая защита стали от коррозии называется воронением?

327. Чем отличается защита от коррозии с помощью пассиваторов от защиты с помощью ингибиторов? Привести примеры пассивирования поверхности и примеры ингибиторов коррозии?

328. Почему в железной бочке можно хранить концентрированную и нельзя хранить разбавленную серную кислоту? Почему никель устойчив в щелочных растворах?

329. Для электрохимической защиты от коррозии используют протекторную защиту и катодную защиту. Объяснить, чем определяется выбор металла для протектора в первом случае и какова роль электрического тока от внешнего источника во втором случае?

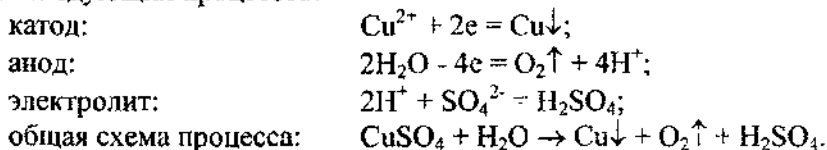
330. Зачем при растворении ржавчины с железных изделий соляной кислотой в раствор добавляют уротропин? Написать уравнения реакций.

### Примеры решения задач

**Пример 14.** Электролиз раствора сульфата меди (II) проводился 6 ч при силе тока 100 А. Выход по току составил 80%. Чему равна масса образовавшейся меди, на каком электроде она выделилась?

**План решения.** При электролизе водных растворов солей наблюдается следующая закономерность: на катоде восстанавливаются все малоактивные и среднеактивные металлы, т.е. металлы, которые в ряду напряжений находятся правее алюминия и титана; на аноде окисляются только простые анионы, а при наличии солей со сложны-

ми анионами ( $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  и т.п.) происходит окисление воды. Следовательно, электролиз раствора  $\text{CuSO}_4$  представляет совокупность следующих процессов:



Таким образом, медь выделяется на катоде.

### Решение.

1) Расчетную (теоретическую) массу меди находим по соотношению, которое является математическим выражением законов электролиза, установленных Фарадеем:

$$m(\text{Cu}) = \frac{M_{\text{эк}}(\text{Cu}) \cdot I \cdot \tau}{F},$$

где  $M_{\text{эк}}(\text{Cu})$  — молярная масса эквивалентов меди, равная половине молярной массы ее атомов, т.е. округленно 32 г/моль;  $I$  — сила тока (100 А),  $\tau$  — время электролиза, равное  $6 \cdot 3600 = 21600$  с,  $F$  — постоянная Фарадея (96500 кл/моль);

$$m(\text{Cu}) = \frac{32 \cdot 100 \cdot 21600}{96500} = 716,3 \text{ г.}$$

2) Реально полученную практическую массу меди находим умножением расчетной на выход по току:

$$m_{\text{пр}}(\text{Cu}) = 716,3 \cdot 0,8 = 573 \text{ г.}$$

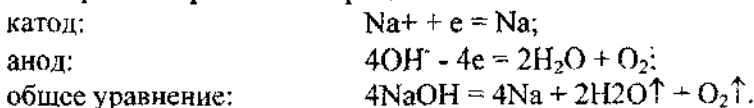
*Ответ.* Медь выделяется на катоде. Масса меди равна 573 г.

**Пример 15.** Определить время, необходимое для получения 1 кг металлического натрия при электролизе расплава  $\text{NaOH}$  при силе тока 2500 А, если выход по току равен 35%.

**План решения.** Сначала запишем схему процессов при электролизе расплавленного гидроксида натрия, а затем проведем вычисления по законам электролиза Фарадея.

### Решение.

1) В расплаве гидроксид натрия диссоциирован:  $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ . При электролизе происходят процессы:



2) Из законов электролиза Фарадея выражаем и вычисляем время

электролиза, теоретически необходимое для получения 1 кг (1000 г) натрия, молярная масса эквивалентов которого равна молярной массе атомов, т.е. 23 г/моль:

$$m = \frac{M_{\text{эк}}(\text{Na})I\tau}{F}; \quad \tau = \frac{mF}{M_{\text{эк}}(\text{Na})I} = \frac{1000 \cdot 96500}{23 \cdot 2500} = 1678 \text{ с.}$$

3) С учетом выхода по току необходимо затратить время:

$$\tau = \frac{1678 \cdot 100}{35} = 4795 \text{ с} = 1 \text{ ч } 20 \text{ мин.}$$

*Ответ.* Необходимо затратить 1 ч 20 мин.

**Пример 16.** В электролизер залили 1 кг 10%-го раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и вели электролиз в течение пяти часов при силе тока 100 А. Какой стала концентрация раствора по окончании электролиза?

**План решения.** При электролизе раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  происходит разложение воды на водород и кислород, поэтому концентрация сульфата натрия увеличивается. Следовательно, необходимо найти массу разложившейся воды, после чего можно определить искомую величину.

**Решение.**

1) Вычисляем массу разложившейся воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{M_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{O})I\tau}{F} = \frac{9 \cdot 100 \cdot 3600 \cdot 5}{96500} = 201,5 \text{ г.}$$

2) В растворе, залитом в электролизер, находилось 100 г  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и 900 г воды; после проведения электролиза масса воды стала равной  $900 - 201,5 = 698,5$  г, а общая масса раствора  $698,5 + 100 = 798,5$  г.

3) Находим новую концентрацию (массовую долю) сульфата натрия:

$$\omega(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{100}{798,5} = 0,125 \text{ или } 12,5\%.$$

*Ответ.* По окончании электролиза  $\omega = 12,5\%$ .

## ГЛАВА 6. Специальные вопросы химии

*Комплексные соединения Неметаллы, металлы и конструкционные материалы Вода и водоподготовка. Химия топлива. Химия и экология.*

331. Для комплексных соединений  $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$ ,  $[\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ ,

$[\text{Co}(\text{NO}_2)_3(\text{NH}_3)_3]$  указать комплексообразователь, его степень окисления и координационное число. Определить заряды комплексов. Соединения назвать.

332. По данным названиям написать формулы комплексных соединений, указать комплексообразователь, его степень окисления и координационное число, определить заряд комплекса: тетрахлоороплатинат (II) аммония; нитрат пентааминроданокобальта (III); гексабромоплатинат (IV) тетрааквацинк (II).

333. Среди данных комплексных соединений найти: а) катионное, б) анионное, в) соль, г) кислоту, д) основание, е) аквакомплексное, ж) аминоккомплексное, з) ацидокомплексное, и) смешанное; все соединения назвать:  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}](\text{NO}_3)_2$ ;  $\text{H}[\text{AuCl}_4]$ ;  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ ;  $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4$ .

334. Из сочетания частиц  $\text{Co}^{3+}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{K}^+$  можно составить формулы семи комплексных соединений? Написать эти формулы, соединения назвать.

335. В растворе находится соединение состава  $\text{PtCl}_4 \cdot 3\text{NH}_3$ . Для осаждения хлора на один моль этого соединения затрачивается 1 моль нитрата серебра. Написать координационную формулу соединения, его название и уравнение реакции с нитратом серебра.

336. Используя электростатическую теорию, объяснить, какой комплекс прочнее:

- а)  $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$  или  $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$ ;
- б)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$  или  $[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$ ;
- в)  $\text{TiF}_6^{2-}$  или  $\text{ZrF}_6^{2-}$ ?

337. Используя метод ВС, объяснить образование, электронную структуру и геометрическое строение комплекса  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ , парамагнетизм которого соответствует наличию двух неспаренных электронов.

338. Ион  $[\text{NiCl}_4]^{2-}$  парамагнитен, т.к. имеет два неспаренных электрона. а ион  $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$  диамагнитен. Каков тип гибридизации орбиталей комплексообразователя в каждом комплексе и каково их пространственно-геометрическое строение?

339. В рамках теории кристаллического поля показать, как происходит расщепление d-орбиталей иона  $\text{Cr}^{3+}$  и "заселение" их электронами в комплексном соединении  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$ . Обладает ли это соединение магнитными свойствами, имеет ли окраску?

340. Используя теорию кристаллического поля, объяснить, поче-

му все комплексные соединения хрома (+3) окрашены, а цинка (+2) бесцветны?

341. Исходя из электронного строения атомов, объяснить более высокую химическую активность ка. ия, рубидия и цезия в сравнении с литием и натрием и кальция, стронция и бария в сравнении с бериллием и магнием. Ответ иллюстрировать уравнениями реакций.

342. Самым экологически чистым топливом является водород, однако возникают проблемы с его перевозкой и хранением. Фирма "Даймлер-Бенц" в качестве "бензобака" для своих опытных автомобилей использует мегаллический литий. Написать уравнения реакций заправки, опорожнения такого "бензобака" и горения топлива.

343. Внутри клапанов мощных автомобильных двигателей находится полость, заполненная натрием. Зачем это сделано, почему используется натрий?

344. В медицине и технике широко используется гипс в качестве вяжущего материала. Написать уравнения реакций затвердсвания гипса и рассчитать объем воды, необходимый для образования 1,74 кг продукта реакции.

345. В вакуумной технике в качестве вещества, поглощающего кислород (геттера) используют барий. Какая масса бария потребуется для поглощения всего кислорода из кинескопа объемом 11,2 л. если он заполнен воздухом при н.у.?

346. Почему алюминий устойчив в воде, но активно взаимодействует с водными растворами  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ? Написать уравнения соответствующих реакций.

347. Для осветления мутной известковой воды в нее добавляют одновременно сульфат алюминия и гидрокарбонат кальция. Почему при этом происходит осветление воды?

348. Описать строение и свойства, получение и применение графита, алмаза и карбидов

349. Описать, иллюстрируя уравнениями реакций, взаимодействие с металлами азотной фосфорной и серной кислот. Какое практическое значение имеют эти взаимодействия?

350. Написать формулы следующих соединений и определить в них степень окисления р-элемента седьмой группы: иодоводород, бромид серебра, хлорная кислота, хлорат калия, итиохлорит кальция, хлороводородная кислота.

351. Какие элементы относятся к семейству d-элементов? Почему их нет в 1-м, 2-м и 3-м периодах? Почему все d-элементы являются

ся металлами?

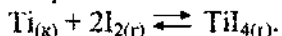
352. Как изменяются важнейшие химические и физические свойства d-металлов по периодам и по группам?

353. В каком виде находятся в природе титан, ванадий, хром и марганец и как их получают из природных веществ?

354. Записать в виде соответствующих химических уравнений все возможные пути получения железа из его соединений. Можно ли получить железо электролизом растворов его солей?

355. Написать уравнения реакций, в которых оксид железа (III) и оксид марганца (IV) являются окислителями и восстановителями.

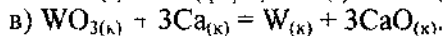
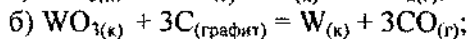
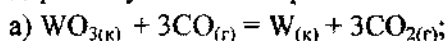
356. Определить расчетом примерные интервалы температур протекания прямой и обратной реакций в системе:



Как называется способ очистки титана и других металлов, основанный на этой и подобных реакциях?

357. Медь очищают от примесей электролизом. Описать этот процесс. Что происходит при этом с примесями цинка и серебра, если они содержатся в меди? Сколько времени потребуется для получения 100 кг чистой меди, если электролиз вести при силе тока 1000А (выход по току принять равным 100%)?

358. Рассчитать, какие из данных реакций могут происходить при стандартных условиях и при 1000°C:



359. Описать пирометаллургический, гидromеталлургический и электрометаллургический методы получения металлов; привести примеры получения d-металлов этими способами.

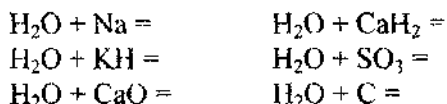
360. Какие химические элементы называются редкоземельными элементами (РЗЭ)? Почему они очень близки по своим свойствам? Как получают, разделяют и где используют РЗЭ?

361. Описать состав и строение молекул воды. Чему равны в ней массовые доли водорода и кислорода? Каков механизм образования химических связей в молекуле  $\text{H}_2\text{O}$ ? Почему она полярная, чему равен ее дипольный момент?

362. Почему вода способна растворять очень многие вещества? Почему растворение веществ в воде сопровождается тепловыми и другими явлениями, характерными для химических реакций?

363. Охарактеризовать химические свойства воды. Закончить

уравнения реакций:



364. Охарактеризовать состав примесей природных вод. С какой целью производится водоподготовка природных вод и из каких основных операций она состоит?

365. Как в процессе водоподготовки производится ее осветление и обескремнивание?

366. Почему нежелательно присутствие кислорода в воде, используемой для технических целей? Какими методами производится удаление кислорода и других растворенных газов из воды?

367. Присутствие каких примесей в воде характеризуется ее жесткостью? В чем состоит различие между временной и постоянной жесткостью? Какими методами производится удаление из воды солей жесткости?

368. В каких единицах измеряется жесткость воды? При кипячении 200мл воды, содержащей гидрокарбонат кальция, выпал осадок массой 3,2мг. Чему равна жесткость этой воды?

369. Чему равна временная жесткость воды, если на реакцию с гидрокарбонатом, содержащимся в 100 мл этой воды, потребовалось 4,7 мл децинормального раствора соляной кислоты?

370. Какую массу соды требуется добавить к 1 м<sup>3</sup> воды для устранения общей жесткости, равной 5,3 мг-экв/л?

371. К основным видам топлива относятся каменный уголь, торф, нефть и природный газ. Дать краткое описание основных видов топлива, указав их состав, достоинства и недостатки.

372. Ископаемый уголь используется непосредственно как топливо, а также для переработки в более ценные виды топлива. Какие виды топлива и каким образом получают из ископаемых углей?

373. Нефть и природный газ используются как топливо и как сырье для получения разнообразных химических продуктов. Какие вещества входят в состав нефти и природного газа? Какие химические продукты из них получают?

374. Какая характеристика топлива называется его теплотворной способностью? Чему равна теплотворная способность дров, торфа бурого угля, антрацита, нефти и природного газа?

375. Какой объем воздуха, содержащего 21% кислорода, необхо-



дим для сжигания одной тонны каменного угля, содержащего 80% углерода?

376. При сжигании угля массой 6 г получено 10 л диоксида углерода. Чему равно содержание углерода в данном угле?

377. Сколько тепла выделяется при сгорании одного м<sup>3</sup> чистого водорода? метана? оксида углерода (II)?

378. Как получают генераторный воздушный газ? Какой объем воздуха (21% O<sub>2</sub>, н.у.) теоретически необходим для превращения одной тонны кокса в генераторный воздушный газ? Вычислить объем получающейся смеси газов, ее состав в объемных процентах и теплотворную способность.

379. Как получают генераторный водяной газ? Вычислить теоретический состав водяного газа и его теплотворную способность.

380. Генераторный водяной газ содержит 40% CO, 48% H<sub>2</sub>, 6% CO<sub>2</sub>, 5% N<sub>2</sub> и 1% CH<sub>4</sub>. Какой теоретический объем воздуха (21% O<sub>2</sub>, н.у.) необходим для сжигания 1 м<sup>3</sup> такого газа? Каким будет общий объем газа и его состав в объемных процентах после сжигания, если считать, что пары воды конденсируются в жидкость?

381. В результате каких химических процессов в верхних слоях атмосферы образуется озоновый слой? Какое значение для Земли имеет озоновый слой в её атмосфере? Какие атмосферные загрязнения вызывают разрушение защитного озонового слоя Земли? Как взаимодействует озон с фреонами, оксидами азота, оксидом углерода (II)?

382. Почему непрерывно возрастает содержание углекислого газа в атмосфере? Почему для нашей планеты опасно накопление в воздухе CO<sub>2</sub>? Что является причиной неуклонного возрастания содержания угарного газа (CO) в атмосфере? Чем опасно это вещество? Почему окисление этого вещества до диоксида углерода происходит в атмосфере крайне медленно?

383. Какое газообразное соединение серы, выбрасываемое в атмосферу в огромных количествах, нарушает экологическое равновесие в природе? Какие производства выбрасывают в атмосферу наибольшее количество этого вещества?

384. Почему диоксид серы, выбрасываемый в атмосферу, пагубно действует на металлы и строительные конструкции? Почему он снижает продуктивность сельхозкультур и уменьшает количество рыбы в озёрах и реках?

385. Какова причина выпадения "кислотных дождей"? Чем опас-

ны "кислотные дожди"?

386. Какая "тройка металлов" наиболее опасна для человека и окружающей среды, что является источником загрязнения этими металлами почвы, воды или воздуха?

387. Как происходит круговорот азота в природе?

388. Как происходит круговорот кислорода в природе?

389. Как происходит круговорот углерода в природе?

390. Почему решение многих экологических проблем учёные связывают с решением проблемы водородной энергетики?

### Примеры решения задач

**Пример 17.** Рассчитать, возможно ли получение железа при стандартных условиях и при 1500 К по реакции:  $\text{FeO} + \text{C} = \text{Fe} + \text{CO}$ .

**План решения.** Реакция возможна, если ее энергия Гиббса отрицательна, поэтому необходимо по справочным данным рассчитать тепловой эффект и изменение энтропии реакции, а затем энергию Гиббса по соотношению:  $\Delta G_1^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$ .

**Решение.**

1) По следствию закона Гесса находим тепловой эффект реакции:

$$\Delta H^0 = -110,5 - (-264,8) = 154,3 \text{ кДж}$$

2) Находим изменение энтропии:

$$\Delta S^0 = (27,3 + 197,5) - (60,8 + 5,7) = 158,3 \text{ Дж/К.}$$

3) Вычисляем энергию Гиббса при заданных температурах:

$$\Delta G_{298}^0 = 154,3 - 298 \cdot 158,3 \cdot 10^{-3} = 107,1 \text{ кДж;}$$

$$\Delta G_{1500}^0 = 154,3 - 1500 \cdot 158,3 \cdot 10^{-3} = -83,1 \text{ кДж.}$$

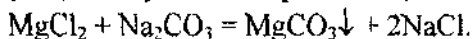
**Ответ.** Возможно при 1500 К.

**Пример 18.** Рассчитать временную, постоянную и общую жесткость воды, если для ее устранения по известково-содовому методу к 50 л воды добавлено 7,4 г  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и 5,3 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

**План решения.** При добавлении этих реагентов к воде  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  устраняет временную жесткость:



а сода — постоянную (после удаления временной):



**Решение.**

1) Находим молярную массу эквивалентов  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и временную

жесткость.

$$M_{\text{эк}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{M(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{2} = \frac{74}{2} = 37;$$

$$J_{\text{вр}} = \frac{m(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{M_{\text{эк}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot V(\text{H}_2\text{O})} = \frac{7,400}{37 \cdot 50} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л} = 4 \text{ ммоль/л.}$$

2) Находим молярную массу эквивалента  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и постоянную жесткость:

$$M_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{2} = \frac{106}{2} = 53;$$

$$J_{\text{пост}} = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot V(\text{H}_2\text{O})} = \frac{5,3}{53 \cdot 50} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л} = 2 \text{ ммоль/л.}$$

3) Общая жесткость воды равна сумме постоянной и временной жесткости:

$$J_{\text{общ}} = J_{\text{вр}} + J_{\text{пост}} = 4 + 2 = 6 \text{ ммоль/л.}$$

*Ответ* Временная, постоянная и общая жесткость равны соответственно 4, 2 и 6 ммоль/л.

## ВАРИАНТЫ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

№ варианта	№ к/р	Номера задач											
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>	<b>7</b>	<b>8</b>	<b>9</b>	<b>10</b>	<b>11</b>	<b>12</b>	<b>13</b>	<b>14</b>
01	I	1	40	46	51	67	76	115	121	133	146	168	177
	II	200	222	230	233	261	285	304	316	340	343	366	381
02	I	2	39	47	52	68	77	114	122	134	147	169	178
	II	201	221	231	234	262	286	305	317	339	344	367	382
03	I	3	38	48	53	69	78	113	123	135	148	170	179
	II	202	220	232	235	263	287	306	318	338	345	368	383
04	I	4	37	49	54	70	79	112	124	136	149	171	180
	II	203	219	223	236	264	288	307	319	337	346	369	384
05	I	5	36	50	55	71	80	111	125	137	150	172	181
	II	204	218	224	237	265	289	308	320	336	347	370	385
06	I	6	35	41	56	72	81	110	126	138	151	173	182
	II	205	217	225	238	266	290	309	321	335	348	371	386

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
07	I	7	34	42	57	73	82	109	127	139	152	174	183
	II	206	216	226	239	267	291	310	322	334	349	372	387
08	I	8	33	43	58	74	83	108	128	140	153	175	184
	II	207	215	227	240	268	292	296	323	333	350	373	388
09	I	9	32	44	59	75	84	107	129	141	154	161	185
	II	208	214	228	241	269	293	311	324	332	351	374	389
10	I	10	31	45	60	61	85	106	130	142	155	162	186
	II	209	213	229	242	270	294	312	325	321	352	375	390
11	I	11	30	41	56	62	86	105	116	143	156	163	187
	II	210	222	230	243	251	295	313	326	340	353	376	381
12	I	12	29	42	57	63	87	104	117	144	157	164	188
	II	211	221	231	244	252	271	314	327	339	354	377	382
13	I	13	28	43	58	64	88	103	118	145	158	165	189
	II	212	220	232	245	253	272	315	328	338	355	378	383
14	I	14	27	44	59	65	89	102	119	131	159	166	190
	II	191	219	223	246	254	273	299	329	337	356	379	384
15	I	15	26	45	60	66	90	101	120	132	160	167	176
	II	192	218	224	247	255	274	297	330	336	357	380	385
16	I	16	25	46	51	68	76	100	121	133	147	168	177
	II	193	217	225	248	256	275	298	316	335	358	361	386
17	I	17	24	47	52	69	77	99	122	134	148	169	178
	II	194	216	226	249	257	276	300	317	334	359	362	387
18	I	18	40	48	53	70	78	98	123	135	149	170	179
	II	195	215	227	250	258	277	301	318	333	360	363	388
19	I	19	39	49	54	71	79	97	124	136	150	171	180
	II	196	214	228	233	259	278	302	319	332	341	364	389
20	I	20	38	50	55	72	80	96	125	137	151	172	181
	II	197	213	229	234	260	279	303	320	331	342	365	390
21	I	21	87	44	51	73	81	95	126	138	152	173	182
	II	198	222	230	235	261	280	304	321	340	343	366	381
22	I	22	36	45	52	74	82	94	127	139	153	174	183
	II	199	221	231	236	262	281	305	322	339	344	367	382
23	I	23	35	46	53	75	83	93	128	140	154	175	184
	II	200	220	232	237	263	282	306	323	338	345	368	383
24	I	1	34	47	54	61	84	92	129	141	155	161	185
	II	201	219	223	238	264	283	307	324	337	346	369	384
25	I	2	33	48	55	62	85	91	130	142	156	162	186
	II	202	218	224	239	265	284	308	325	336	347	370	385

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
26	I	3	32	49	56	63	86	115	116	143	157	163	187
	II	203	217	225	240	266	285	309	326	335	348	371	386
27	I	4	31	50	57	64	87	114	117	144	158	164	188
	II	204	216	226	241	267	286	310	327	334	349	372	387
28	I	5	30	41	58	65	88	113	118	145	159	165	189
	II	205	215	227	242	268	287	311	328	333	350	373	388
29	I	6	29	42	59	66	89	112	119	131	160	166	190
	II	206	214	228	243	269	288	312	329	332	351	374	389
30	I	7	28	43	60	67	90	111	120	132	148	167	181
	II	207	213	229	244	270	289	313	330	331	352	375	390
31	I	8	27	41	54	69	76	110	121	133	149	168	182
	II	208	222	230	245	251	290	314	316	340	353	376	381
32	I	9	26	42	55	70	77	109	122	134	150	169	183
	II	209	221	231	246	252	291	315	317	339	354	377	382
33	I	10	25	43	56	71	78	108	123	135	151	170	184
	II	210	220	232	247	253	292	296	318	338	355	378	383
34	I	11	24	44	57	72	79	107	124	136	152	171	185
	II	211	219	230	248	254	293	297	319	337	356	379	384
35	I	12	40	45	58	73	80	106	125	137	153	172	186
	II	212	218	231	249	255	294	298	320	336	357	380	385
36	I	13	39	46	59	74	81	105	126	138	154	173	187
	II	191	217	232	250	256	295	299	321	335	358	361	386
37	I	14	38	47	60	75	82	104	127	139	155	174	188
	II	192	216	223	233	257	271	300	322	334	359	362	387
38	I	15	37	48	51	61	83	103	128	140	156	175	189
	II	193	215	224	234	258	272	301	323	333	360	363	388
39	I	16	36	49	52	62	84	102	129	141	157	161	190
	II	194	214	225	235	259	273	302	324	332	341	364	389
40	I	17	35	50	53	63	85	101	130	142	158	162	176
	II	195	213	226	236	260	274	303	325	331	342	365	390
41	I	18	34	41	58	64	86	100	116	143	159	163	177
	II	196	222	227	237	261	275	304	326	340	343	366	381
42	I	19	33	42	59	65	87	99	117	144	160	164	178
	II	197	221	228	238	262	276	305	327	339	344	367	382
43	I	20	32	43	60	66	88	98	118	145	150	165	179
	II	198	220	229	239	263	277	306	328	338	345	368	383
44	I	21	31	44	51	67	89	97	119	131	151	166	180
	II	199	219	230	240	264	288	307	329	337	346	369	384

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
45	I	22	30	45	52	68	90	96	120	132	152	167	181
	II	200	218	231	241	265	289	308	330	336	347	370	385
46	I	23	29	46	53	70	76	95	121	133	153	168	182
	II	201	217	232	242	266	290	309	316	335	348	371	386
47	I	1	28	47	54	71	77	94	122	134	154	169	183
	II	202	216	223	243	267	291	310	317	334	349	372	387
48	I	2	27	48	55	72	78	93	123	135	155	170	184
	II	203	215	224	244	268	292	311	318	33	350	373	388
49	I	3	26	49	56	73	79	92	124	136	156	171	185
	II	204	214	225	245	269	293	312	319	332	351	374	389
50	I	4	25	50	57	74	80	91	125	137	157	172	186
	II	205	213	226	246	270	294	313	320	331	352	375	390
51	I	5	24	48	51	75	81	115	126	138	158	173	187
	II	206	222	227	247	251	295	314	321	340	353	376	381
52	I	6	40	49	52	61	82	114	127	139	159	174	188
	II	207	221	228	248	252	271	315	322	339	354	377	382
53	I	7	39	50	53	62	83	113	128	140	160	175	189
	II	208	220	229	249	253	272	296	323	338	355	378	383
54	I	8	38	41	54	63	84	112	129	141	146	171	190
	II	209	219	230	250	254	273	297	324	337	356	379	384
55	I	9	37	42	55	64	85	111	130	142	147	172	176
	II	210	218	231	233	255	274	298	325	337	357	380	385
56	I	10	36	43	56	65	86	110	116	143	148	173	177
	II	211	217	232	234	256	275	299	326	335	358	361	386
57	I	11	35	44	57	66	87	109	117	144	149	174	178
	II	212	216	223	235	257	276	300	327	334	359	362	387
58	I	12	34	45	58	67	88	108	118	145	150	175	179
	II	191	215	224	236	258	277	301	328	333	360	363	388
59	I	13	33	46	59	68	89	107	119	131	151	161	180
	II	192	214	225	237	259	278	302	329	332	341	364	389
60	I	14	32	47	60	69	90	106	120	132	152	162	181
	II	193	213	226	238	260	279	303	330	331	342	365	390
61	I	15	31	41	56	70	79	105	121	133	153	163	182
	II	194	222	227	239	261	280	304	316	340	343	366	381
62	I	16	30	42	58	71	80	104	122	134	154	164	183
	II	195	221	228	240	262	281	305	317	339	344	367	382
63	I	17	29	43	60	72	81	103	123	135	155	165	184
	II	196	220	229	241	263	282	306	318	338	345	368	383

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
64	I	18	28	44	51	73	82	102	124	136	156	166	185
	II	197	219	230	242	264	283	307	319	337	346	369	384
65	I	19	27	45	52	74	83	101	125	137	157	167	186
	II	198	218	231	243	265	284	308	320	336	347	370	385
66	I	20	26	46	53	75	84	100	126	138	158	168	187
	II	199	217	232	244	266	285	309	321	335	348	371	386
67	I	21	25	47	54	62	85	99	127	139	159	169	188
	II	200	216	223	245	267	286	310	322	334	349	372	387
68	I	22	24	48	55	63	86	98	128	140	160	170	189
	II	201	215	224	246	268	287	311	323	333	350	373	388
69	I	23	40	49	57	64	87	97	129	141	147	171	190
	II	202	214	225	247	269	288	312	324	332	351	374	389
70	I	1	39	50	59	65	88	96	130	142	148	172	176
	II	203	213	226	248	270	289	313	325	331	352	375	390
71	I	2	38	41	52	66	89	95	116	143	149	173	177
	II	204	222	227	249	251	290	314	326	340	353	376	381
72	I	3	37	42	53	67	90	94	117	144	150	174	178
	II	205	221	228	250	252	291	315	327	339	354	377	382
73	I	4	36	43	54	68	76	93	118	145	151	175	179
	II	206	220	229	233	253	292	296	328	338	355	378	383
74	I	5	35	44	55	69	77	92	119	131	152	161	182
	II	207	219	230	234	254	293	297	329	337	356	379	384
75	I	6	34	45	56	70	78	91	120	132	153	162	183
	II	208	218	231	235	255	294	298	330	336	357	380	385
76	I	7	33	46	57	71	79	115	121	133	154	163	184
	II	209	217	232	236	256	295	299	316	335	358	361	386
77	I	8	32	47	58	72	80	114	122	134	155	164	185
	II	210	216	224	237	257	271	300	317	334	359	362	387
78	I	9	31	48	59	73	81	113	123	135	156	165	186
	II	211	215	225	238	258	272	301	318	333	360	363	388
79	I	10	30	49	60	74	82	112	124	136	157	166	187
	II	212	214	226	239	259	273	302	319	332	341	364	389
80	I	11	29	50	51	75	83	111	125	137	158	167	188
	II	191	213	227	240	260	274	303	320	331	342	365	390
81	I	12	28	41	56	61	84	110	126	138	159	168	189
	II	192	222	228	241	261	275	304	321	340	343	366	381
82	I	13	27	42	57	62	85	109	127	139	160	169	190
	II	193	221	229	242	262	276	305	322	339	344	367	382

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
83	I	14	26	43	58	63	86	108	128	140	159	170	176
	II	194	220	230	243	263	277	306	323	338	345	368	383
84	I	15	25	44	59	64	87	107	129	141	158	171	177
	II	195	219	231	244	264	278	307	324	337	346	369	384
85	I	16	24	45	60	65	88	106	130	142	157	172	178
	II	196	218	232	245	265	279	308	325	336	347	370	385
86	I	17	40	46	51	66	89	105	116	143	156	173	179
	II	197	217	223	246	266	280	309	326	335	348	371	386
87	I	18	39	47	52	67	90	104	117	144	155	174	180
	II	198	216	225	247	267	281	310	327	334	349	372	387
88	I	19	38	48	53	68	77	103	118	145	154	175	181
	II	199	215	226	248	268	282	311	328	333	350	373	388
89	I	20	37	49	54	69	78	102	119	131	153	161	184
	II	200	214	227	249	269	283	312	329	332	351	374	389
90	I	21	36	50	55	70	79	101	120	132	152	162	186
	II	201	213	228	250	270	284	313	330	331	352	375	390
91	I	22	35	41	60	71	80	100	121	133	151	163	185
	II	202	222	229	233	251	285	314	316	340	353	376	381
92	I	23	34	42	59	72	81	99	122	134	150	164	187
	II	202	221	230	235	252	286	315	317	339	354	377	382
93	I	6	33	43	58	73	82	98	123	135	149	165	188
	II	204	220	231	237	253	287	296	318	338	355	378	383
94	I	7	32	44	57	74	83	97	124	136	148	166	189
	II	205	219	232	239	254	288	297	319	337	356	379	384
95	I	8	31	45	56	75	84	96	125	137	147	167	190
	II	206	218	223	241	255	289	298	320	336	357	380	385
96	I	9	30	46	55	65	85	95	126	138	146	168	176
	II	207	217	224	243	256	290	299	321	335	358	361	386
97	I	10	29	47	54	66	86	94	127	139	153	169	177
	II	208	216	228	245	257	291	300	322	334	359	362	387
98	I	11	28	48	53	67	87	93	128	140	154	170	178
	II	209	215	229	247	258	292	301	323	333	360	363	388
99	I	12	27	49	52	68	88	92	129	141	155	170	179
	II	210	214	230	249	259	293	302	324	332	341	364	389
100	I	13	26	50	51	69	89	91	130	142	156	171	180
	II	211	213	232	250	260	294	303	325	331	342	365	390



## Часть II. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

### ТЕХНИКА ВЫПОЛНЕНИЯ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

Химия — экспериментально-теоретическая наука, поэтому выполнение лабораторного практикума является обязательным элементом учебного процесса. При выполнении лабораторных работ приобретаются навыки научного эксперимента и развивается исследовательский подход к изучению дисциплины. При проведении лабораторных работ необходимо соблюдать общие правила работы в химических лабораториях и правила техники безопасности.

**Общие правила.** В лабораторных работах по химии используются едкие, агрессивные и ядовитые вещества. Поэтому любые действия с химическими веществами требуют осторожности и внимания. В то же время необходимо усвоить, что работа в химической лаборатории совершенно безопасна при строгом соблюдении правил и требований техники безопасности. При выполнении лабораторных работ необходимо соблюдать следующие общие ПРАВИЛА:

1. Содержать рабочее место в чистоте и порядке.
2. Приступать к выполнению опыта лишь тогда, когда отчетливо выяснены цель и задачи его, когда обдуманы отдельные этапы выполнения опыта.
3. Каждая из работ, каждый отдельный опыт должны выполняться тщательно, аккуратно, без торопливости.
4. Необходимо соблюдать все требования, содержащиеся в методических указаниях к лабораторным работам.
5. После использования реактива его необходимо сразу ставить на место, чтобы не создавать беспорядка на рабочем месте и не перепутать реактивы при расстановке их в конце занятия.
6. В лаборатории необходимо соблюдать тишину, запрещается есть, пить и заниматься посторонними делами.
7. После окончания работы нужно вымыть руки.

**Техника безопасности.** Среди химических реагентов имеются ядовитые вещества, оказывающие токсическое воздействие на организм человека в целом (мышьяк, сурьма, свинец, ртуть и их соединения, циановодородная кислота и ее соли, галогены, сероводород, оксид углерода (II), аммиак, оксиды азота), и агрессивные вещества, оказывающие локальные воздействия на кожу (кислоты и щелочи). При работе с ними необходимо соблюдать следующие ПРАВИЛА по

технике безопасности:

1. Все опыты с ядовитыми и сильно пахнущими веществами, а также нагревание и выпаривание растворов производить только в вытяжном шкафу.

2. Не наклоняться над сосудом с кипящей жидкостью. Нагреваемую пробирку держать отверстием в сторону, а не к себе или соседу, так как может произойти выброс жидкости. Прогреть все содержимое пробирки, а не только снизу.

3. Нюхать вещество следует, не вдыхая пары полной грудью, а направляя их к себе движением руки.

4. Работы с кислотами и щелочами проводить так, чтобы реактивы не попадали на одежду, лицо, руки. Наливая раствор в пробирку, ее надо держать на некотором расстоянии от себя.

5. При обращении с неизвестными или недостаточно изученными веществами необходимо проявлять повышенную осторожность. Ни в коем случае нельзя пробовать вещество на вкус!

6. Необходимо тотчас же убрать все пролитое, разбитое и просыпанное на столах или на полу в лаборатории. В случае, если кислота прольется на пол, ее тут же следует засыпать песком, собрать его и вынести из помещения. Облитое место нужно вымыть раствором соды.

7. Забор ядовитых и едких жидкостей в пипетки производить не ртом, а при помощи резиновой груши.

8. При измельчении сухих щелочей следует надевать предохранительные очки. Брать твердую щелочь только пинцетом или щипцами.

9. Нельзя употреблять для опытов вещества из склянок и банок без этикеток и с неразборчивыми надписями.

10. При приготовлении растворов серной кислоты кислоту нужно лить в воду, а не наоборот, так как вследствие сильного местного разогревания возможно разбрызгивание концентрированной кислоты. При этом надо пользоваться тонкостенной склянкой или фарфоровой посудой.

11. Никаких веществ из лаборатории нельзя брать домой.

12. Металлическая ртуть и ее пары — сильный яд. Поэтому ртуть, пролитая при поломке приборов и термометров, должна быть тщательно собрана. Собирают ртуть с помощью амальгамированных пластинок из меди или белой жести.

13. В каждой химической лаборатории имеется аптечка. Надо уметь оказывать первую помощь пострадавшим, когда это необходи-

МО:

Происшествие	Первая помощь
<i>ОЖОГИ</i>	
Ожоги огнем, паром, горячими предметами	
I-й степени (краснота)	Наложить вату, смоченную этиловым спиртом. Повторить смазывание.
II-й степени (пузыри)	То же. Обрабатывать 5%-м раствором $KMnO_4$ или 5%-м раствором таннина.
III-й степени (разрушение тканей)	Покрывать рану стерильной повязкой и вызвать врача.
Ожоги кислотами (серной, азотной, фосфорной), хлором или бромом	Промыть ожог большим количеством воды, затем 5%-м раствором гидрокарбоната натрия.
Ожоги щелочами	Промыть обильно водой.
Ожоги глаз	При ожоге кислотами промыть 3%-м раствором $Na_2CO_3$ . При ожоге щелочами применять 2%-й раствор борной кислоты.
<i>ОТРАВЛЕНИЯ</i>	
Попадание едких веществ в рот и пищеварительные органы	При попадании кислот пить кашицу из оксида магния. При попадании щелочей пить раствор лимонной кислоты или очень разбавленной уксусной кислоты.
Отравление твердыми или жидкими веществами	Вызвать рвоту, выпив 1%-й раствор сульфата меди(II).
Отравление газами	Пострадавшего немедленно вывести на свежий воздух.

14. При порезах стеклом рану нужно продезинфицировать раствором перманганата калия или спиртом, смазать йодом и перевязать бинтом.

15. После оказания первой помощи пострадавшего необходимо направить к врачу.

16. В целях противопожарной безопасности химическая лабора-

тория снабжена огнетушителями, ящиками с песком, асбестовыми одеялами. Необходимо знать, где находятся противопожарные средства и порядок срочной эвакуации из лаборатории при пожаре.

**Оформление отчета.** При выполнении лабораторной работы каждый студент пишет отчет по работе. Занести надо вести так, чтобы они кратко и логично описывали работу, используемые приборы и реактивы. В отчете должны быть отражено следующее: 1) название работы и дата ее выполнения; 2) цель работы в целом и каждого отдельного опыта (это могут быть: получение вещества, исследование его свойств и др.); 3) схема установки и ее описание; 4) порядок выполнения работы (ход работы); 5) таблица экспериментальных данных; 6) вычисление искомой величины; 7) расчет ошибки опыта; 8) выводы.

## Работа 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ $\text{CO}_2$

**Введение.** По закону Авогадро, равные объемы газов, взятых при одинаковой температуре и одинаковом давлении, содержат равное число молекул. Отсюда следует, что массы равных объемов двух газов относятся друг к другу, как их молекулярные, или численно равные им молярные массы:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

где  $m_1$  и  $m_2$  — массы газов;  $M_1$  и  $M_2$  — молярные массы этих газов.

Отношение массы данного газа к массе того же объема другого газа, взятого при той же температуре и том же давлении, называется относительной плотностью первого газа по второму. Например, масса 1 л диоксида углерода равна 1,98 г, а масса 1 л водорода при тех же условиях — 0,09 г, откуда плотность  $\text{CO}_2$  по водороду составит:  $1,98/0,09 = 22$ .

Обозначим относительную плотность газа буквой  $D$ . Тогда:

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}, \text{ откуда } M_1 = D \cdot M_2,$$

т. е. молярная масса газа равна его плотности по отношению ко второму газу, умноженной на молярную массу второго газа.

Чаще всего плотности различных газов определяют по отношению к водороду — самому легкому из всех газов. Поскольку молярная масса водорода равна 2, то в этом случае уравнение для расчета

молярных масс газов имеет вид:

$$M = 2D_{H_2}.$$

Иногда также молярную массу газа вычисляют исходя из его плотности по воздуху. Хотя воздух представляет собой смесь нескольких газов, известна его средняя молярная масса, равная 29 г/моль. В этом случае уравнение для расчета молярных масс газов имеет вид:

$$M_{CO_2} = 29D_{возд}.$$

Молярную массу газа можно определить также через молярный объем, равный 22,4 л/моль. Для этого находят объем, занимаемый при нормальных условиях определенной массой данного газообразного вещества, а затем вычисляют массу 22,4 л этого вещества. Полученная величина является его молярной массой.

Измерения объемов газов обычно проводят при условиях, отличающихся от нормальных. Для приведения объема газа к н. у. используют уравнение Клапейрона:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0},$$

где  $V$  — объем газа при давлении  $P$  и температуре  $T$ ;  $V_0$  — объем газа при нормальном давлении  $P_0$  (101325 Па) и температуре  $T_0$  (273 К).

Молярную массу газа можно также вычислить по уравнению состояния идеального газа — уравнению Клапейрона-Менделеева.

$$PV = \frac{m}{M} RT,$$

где  $P$  — давление газа (Па);  $V$  — его объем ( $m^3$ );  $m$  — масса (г);  $M$  — молярная масса (г/моль);  $T$  — абсолютная температура (К);  $R$  — молярная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль К).

*Цель работы.* Определить молярную массу диоксида углерода.

*Ход работы.* 1. Сухую колбу плотно закрыть пробкой и отметить чертой уровень, до которого пробка вошла в горло колбы. Взвесить колбу с пробкой с точностью до 0,02 г ( $m_1$ ).

2. Наполнить колбу диоксидом углерода из аппарата Киппа. Газ следует пропускать в колбу медленно, чтобы можно было считать пузырьки в промывных склянках.

3. Через 5 мин, не закрывая крана у аппарата Киппа, медленно вынуть газоотводную трубку из колбы и тотчас закрыть колбу пробкой.

4. Взвесить колбу с диоксидом углерода на тех же весах и с той

же точностью, что и колбу с воздухом ( $m_2$ ).

5. Измерить рабочий объем колбы  $V_1$ , для чего наполнить колбу дистиллированной водой до черты на шейке колбы и замерить объем воды, вылив ее в мерный цилиндр.

6. Записать атмосферное давление и температуру, при которых проводится опыт, а также уравнение получения  $\text{CO}_2$  при взаимодействии мрамора с соляной кислотой.

7. Вычислить объем газа  $V_0$  при нормальных условиях по уравнению Клапейрона.

8. Вычислить массу воздуха ( $m_3$ ) в объеме колбы, учитывая, что при  $0^\circ\text{C}$  и  $101,3$  кПа масса 1 л воздуха равна  $1,293$  г.

9. Найти массу пустой (без воздуха) колбы с пробкой  $m_4 = m_1 - m_3$ .

10. Найти массу диоксида углерода в объеме колбы  $m_5 = m_2 - m_4$ .

11. Определить относительную плотность диоксида углерода по воздуху  $D_{\text{возд}} = \frac{m_5}{m_3}$ .

12. Вычислить молярную массу  $\text{CO}_2$  тремя способами:

а) по воздуху:  $M_{\text{CO}_2} = 29D_{\text{возд}}$ ;

б) по закону Авогадро:  $M_{\text{CO}_2} = \frac{22,4m_5}{V_0}$ ;

в) по уравнению Клапейрона-Менделеева:  $M_{\text{CO}_2} = \frac{m_5RT}{pV}$ , и ее среднее значение с точностью до одного знака после запятой.

13. Определить погрешность опыта, сравнивая среднее опытное значение с теоретической величиной ( $44,0$  г/моль), и сделать вывод.

## Работа 2. УСТАНОВЛЕНИЕ ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВА

*Введение.* Формула химического соединения показывает, из каких элементов состоит данное вещество и сколько атомов каждого элемента входит в состав его молекулы. Массовые соотношения элементов в молекулах можно представить как отношение произведений соответствующих атомных масс на число атомов каждого элемента в молекуле. Поэтому можно записать:

$$m_1 : m_2 : m_3 = xA_1 : yA_2 : zA_3,$$

где  $m_1, m_2, m_3$  — содержания элементов в данном соединении (%);  $x, y, z$  — число атомов соответствующих элементов в молекуле;  $A_1, A_2, A_3$  — атомные массы элементов.

Из этого уравнения следует:

$$x : y : z = \frac{m_1}{A_1} : \frac{m_2}{A_2} : \frac{m_3}{A_3},$$

что позволяет находить отношения между числами атомов в молекуле.

**Пример.** Вещество содержит 32,43% натрия, 22,55% серы и 45,02% кислорода. Соотношение чисел атомов в формуле данного соединения выражается числами.

$$x : y : z = \frac{32,43}{23} : \frac{22,55}{32} : \frac{45,02}{16} = 1,41 : 0,705 : 2,82.$$

Если самое меньшее число (0,705) принять за единицу, то

$$x : y : z = 2 : 1 : 4.$$

Следовательно, формула соединения  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Эта формула будет простейшей, поскольку полученное соотношение может быть выражено также и числами, кратными найденным.

Для установления истинной формулы необходимо знать молекулярную массу соединения; это позволяет найти истинное соотношение атомов в молекулах. Так, например, бензол содержит 92,3% углерода и 7,7% водорода. Найденная из этого состава простейшая формула  $\text{CH}$ . Но в действительности молекулярная масса бензола, определяемая по плотности его пара, равна не 13 (12+1), а 78. Следовательно, истинная формула бензола  $\text{C}_6\text{H}_6$ .

**Кристаллогидратами** называются кристаллические вещества, включающие молекулы воды, например гипс  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , медный купорос  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  и т.д. Кристаллогидраты при нагревании теряют кристаллизационную воду, переходя в безводные соли. Пользуясь этим, можно определить содержание воды в кристаллогидрате, а затем, зная формулу безводной соли, рассчитать число молекул воды, присоединяющихся к одной молекуле безводной соли.

*Целью работы* является установление содержания воды в кристаллогидрате.

#### *Ход работы*

1. Во взвешенный сухой тигель насыпать 0,5 - 1 г кристаллогидрата медного купороса.

2. Тигель с кристаллогидратом взвесить на технохимических весах с точностью до 0,01 г.

3. Поместить тигель в нагретую песочную баню и выдержать 20-30 мин.

4. Перенести щипцами тигель в эксикатор и охладить.
5. Взвесить охлажденный тигель.
6. Повторить прокаливание тигля, снова охладить его в эксикаторе и взвесить. Если вес изменился не более чем на 0,01 г, прокаливание прекратить.
7. По результатам последнего взвешивания заполнить таблицу результатов опыта:

Масса тигля, г	Масса тигля с кристаллогидратом, г	Масса кристаллогидрата, г	Масса безводной соли, г	Масса воды, г

8. Рассчитать число молей воды, приходящихся на один моль  $\text{CuSO}_4$ , и записать формулу медного купороса, определенную опытным путем.

9. Определить погрешность опыта, исходя из того, что идеальная формула медного купороса  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

В отчете описать опыт, привести таблицу результатов и все вычисления и сделать вывод.

### Работа 3. ТЕПЛОТА ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

*Введение:* Все химические реакции и физико-химические процессы (растворение, плавление, испарение, гидратация, сорбция и др.) сопровождаются поглощением или выделением тепловой энергии. Реакции, идущие с выделением тепла, называются экзотермическими, а с поглощением тепла — эндотермическими. Количество выделенного или поглощенного тепла при протекании реакции называется ее тепловым эффектом.

Экспериментальное определение тепловых эффектов химических и физико-химических процессов проводят в специальных приборах — калориметрах. Калориметр (см. рис.) представляет собой сосуд, снабженный теплоизолирующей рубашкой для уменьшения теплообмена с окружающей средой, термометром и мешалкой. Простейший калориметр состоит из двух стаканов: наружного (1) и внутреннего (2) — собственно калориметра, установленного на теплоизолирующей подставке (3) и снабженного крышкой (4) с отверстиями для



термометра(5), мешалки(6). Чтобы свести потери тепла к минимуму, внутренний стакан не должен касаться стенок внешнего.

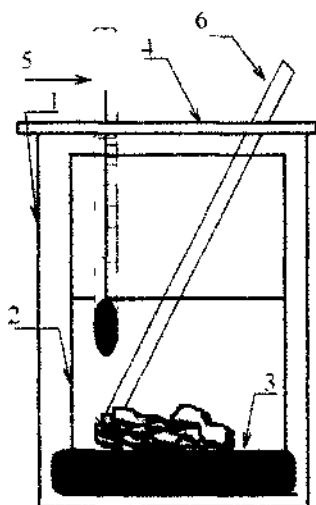


Рис. Схема простейшего калориметра:

1) наружный стакан; 2) внутренний стакан; 3) теплоизолирующая подставка; 4) крышка; 5) термометр; 6) мешалка

Количество теплоты, выделившейся или поглотившейся в ходе процесса, определяется по известной формуле

$$Q = K \cdot \Delta T, \quad (1)$$

где:  $K$  - теплоемкость калориметрической системы,  $\Delta T$  - изменение температуры в ходе процесса.

По физическому смыслу теплоемкость калориметрической системы есть количество теплоты, необходимое для нагрева всех ее частей на один градус. Она складывается из теплоемкости реакционной смеси (раствора) ( $C_p \cdot m_p$ ) и теплоемкости внутреннего стакана ( $C_k \cdot m_k$ ):

$$K = C_p \cdot m_p + C_k \cdot m_k. \quad (2)$$

Поскольку концентрация раствора мала, удельную теплоемкость раствора примем равной теплоемкости воды, т.е. 4,18 кДж/кг, масса раствора известна и теплоемкость раствора легко может быть вычислена. Теплоемкость калориметра предстоит измерить. Поэтому данная работа выполняется в два этапа:

1. Определение теплоемкости калориметра.
2. Определение тепловых эффектов реакций и физико-химических процессов.

*Цель работы* Освоить методику и определить с помощью простейшего калориметра тепловой эффект химической реакции или физико-химического процесса растворения вещества.

### **Опыт 1. Определение теплоемкости калориметра**

1. Записать температуру пустого калориметра ( $T_1$ ).
2. В отдельный стакан набрать с помощью мерного цилиндра 100мл нагретой до 45-55° С воды, температуру измерить с точностью до 0,1°С и записать ( $T_2$ ). Быстро вылить нагретую воду во внутренний стакан калориметра. Постоянно перемешивая, через каждую минуту замерять температуру воды в калориметре и показания термометра

заносят в таблицу:

Время, мин	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
T, °C											

В ходе измерений наблюдается 3 периода:

1. Температура в калориметре быстро уменьшается — нагревается внутренний стакан калориметра.

2. Температура стабилизируется - наступает тепловое равновесие.

3. Температура медленно уменьшается за счет рассеивания тепла.

Для расчетов теплоемкости брать температуру второго периода, остающуюся постоянной в течение 2-3мин (равновесная температура  $\theta$ ).

Количество теплоты, сообщенное калориметрической системе нагретой водой, определяется по уравнению:

$$Q = C_{H_2O} \cdot m_{H_2O} \cdot (T_2 - \theta). \quad (3)$$

Количество теплоты, поглощенное калориметром, определяется по уравнению:

$$Q = K(\theta - T_1). \quad (4)$$

Поскольку левые части уравнений (3) и (4) равны, то приравняем правые части и получаем формулу для расчета теплоемкости калориметра:

$$K = \frac{C_{H_2O} \cdot m_{H_2O} \cdot (T_2 - \theta)}{\theta - T_1} = \frac{4.18 \cdot 100 \cdot (T_2 - \theta)}{\theta - T_1}. \quad (5)$$

Определяемая по формуле (5) величина K выражается в Дж/град.

После того, как определена теплоемкость калориметра, можно переходить к определению тепловых эффектов реакций и физико-химических процессов.

### **Опыт 2. Определение теплоты растворения вещества**

Растворение веществ представляет собой сложное физико-химическое явление, зависящее от природы растворяемого вещества и растворителя, от температуры и концентрации образующегося раствора. При растворении соли в воде происходят два процесса: эндотермический, связанный с разрушением кристаллической решетки, и экзотермический, обусловленный взаимодействием частиц растворенного вещества и воды с образованием гидратов. В зависимости от

того, какой из этих процессов преобладает, тепловой эффект растворения может быть величиной или положительной, или отрицательной. Количество теплоты, поглощающейся (или выделяющейся) при растворении одного моль вещества, называется теплотой растворения данного вещества. Процесс растворения сопровождается значительным возрастанием энтропии системы, так как в результате равномерного распределения частиц одного вещества, растворяющегося в другом, резко увеличивается число микросостояний системы. Поэтому, несмотря на эндотермичность растворения большинства солей, свободная энергия Гиббса ( $\Delta G^\circ$ ) процесса отрицательна и процесс растворения протекает самопроизвольно.

*Ход работы.* Во внутренний стакан калориметра залить 100мл воды, измерить температуру воды и занести показание в тетрадь. Взять навеску 10г сухой, хорошо растертой соли с точностью до 0,01г. Соль быстро всыпать во внутренний стакан и, непрерывно перемешивая, с интервалом в 30 сек измерять температуру и показания термометра заносить в таблицу. Для расчетов брать температуру второго периода. Количество теплоты определяется по уравнению:

$$Q = (C_{H_2O} \cdot m_{p-ра} + K)\Delta T, \quad (6)$$

где  $\Delta T$  — изменение температуры в ходе опыта,  $m_{p-ра}$  — масса раствора 110г (100г воды и 10г соли). Полученную величину привести к одному моль соли по уравнению:

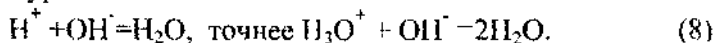
$$\Delta H = \frac{Q \cdot M}{m}, \quad (7)$$

где  $m$  — навеска вещества,  $M$  — молярная масса вещества.

Сравнить полученную опытную величину с табличной и вычислить погрешность опыта.

### **Опыт 3. Определение теплоты нейтрализации**

Теплотой нейтрализации называется теплота, выделяющаяся при взаимодействии одного моль сильной кислоты и одного моль сильного основания - щелочи. Процесс нейтрализации в ионной форме записывается уравнением:



Для определения теплоты нейтрализации во внутренний стакан калориметра залить 50мл 2н. раствора щелочи, измерить температуру и быстро прилить 50мл 2н. раствора кислоты. Перемешав, с интервалом в 15 секунд измерять температуру и показания заносить в табли-

цу. Расчет количества теплоты вести по уравнению (6), исходя из того, что объем раствора в калориметре равен 100 мл; для расчетов брать наибольшее значение температуры. Массы щелочи и кислоты, взятых для измерения, определяются по формуле:

$$m = C_{\text{эк}} \cdot V, \quad (9)$$

где  $C_{\text{эк}}$  — эквивалентная концентрация,  $V$  — объем раствора в л.

Вычислив количество теплоты, привести его к одному моль вещества по уравнению (7). Желательно провести несколько опытов с различными щелочами ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ) и кислотами ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) и убедиться, что во всех опытах теплота нейтрализации практически одинакова (57,36 кДж), т.к. все реакции выражаются одним и тем же ионным уравнением (8).

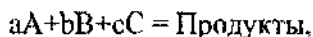
#### Работа 4. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

*Введение.* Химические реакции очень сильно отличаются по скорости протекания. Например, взаимодействие водорода с хлором на свету происходит мгновенно (взрыв), а коррозия металлов длится годами. Скорость химических реакций изучает химическая кинетика.

В химической кинетике реакции подразделяются на простые и сложные. Простые реакции протекают без образования промежуточных соединений (в одну стадию), а сложные — через один или несколько промежуточных продуктов (в две или несколько стадий). Каждая стадия сложной реакции может рассматриваться как простая реакция.

Среди последовательных стадий сложной реакции всегда имеется одна стадия, которая ограничивает скорость протекания всей реакции в целом. Эта стадия называется "лимитирующей стадией" сложной химической реакции. Скорости всех других последовательных стадий равны скорости лимитирующей стадии и, следовательно, равны между собой.

Скорость реакции зависит от концентрации реагирующих веществ, эта зависимость устанавливается законом действующих масс. Согласно этому закону, для реакции, имеющей химическое уравнение:



скорость реакции определяется выражением:

$$v = k[A]^{p_1}[B]^{p_2}[C]^{p_3},$$

в котором  $[A]$ ,  $[B]$ ,  $[C]$  — молярные концентрации реагентов, показав-

тези степени  $p_1$ ,  $p_2$  и  $p_3$  носят название "частный порядок реакции" по отношению к веществам А, В и С соответственно,  $k$  — константа скорости реакции.

Сумма частных порядков реакции  $p_1 + p_2 + p_3 = p$  представляет собой важную величину, называемую "общий порядок реакции". Существуют реакции с  $p=0$  (реакции нулевого порядка), с  $p=1$  (реакции первого порядка), с  $p=2$  (второго порядка) и с  $p=3$  (третьего порядка); в некоторых случаях, порядок реакции может быть выражен не целым, а дробным числом.

Для простых реакций частные порядки совпадают с коэффициентами в химическом уравнении реакции перед реагентами, а общий порядок равен сумме всех коэффициентов в левой части уравнения реакции. Для сложной реакции, как правило, порядок не совпадает с коэффициентами перед реагентами, но совпадает с порядком ее лимитирующей стадии.

Для того, чтобы иметь возможность участвовать в химической реакции, молекулам необходима некоторая избыточная энергия по сравнению со средней энергией молекул при данной температуре. Эта избыточная энергия называется энергией активации реакции; она обозначается  $E_a$  и измеряется в кДж/моль.

Константа скорости реакции и ее энергия активации связаны уравнением Аррениуса:

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

Энергия активации  $E_a$  и множитель А (его называют предэкспоненциальным множителем) являются постоянными величинами, характеризующими данную реакцию; в отличие от константы скорости  $k$ , они не зависят от температуры.

Энергию активации можно найти, если измерить константу скорости реакции при двух температурах  $T_1$  и  $T_2$ . При вычислении энергии активации потребуются не абсолютные значения константы скорости, а их отношение ( $k_2:k_1$ ). Это то же самое, что отношение скоростей реакции при двух температурах ( $V_2:V_1$ ) или отношение времени протекания реакции при  $T_1$  к ее времени при  $T_2$  ( $\tau_1:\tau_2$ ), т.к. все эти отношения равны между собой:

$$k_2:k_1 = V_2:V_1 = \tau_1:\tau_2.$$

Формулу для вычисления  $E_a$  можно легко получить, если записать уравнение Аррениуса два раза — для температур  $T_1$  и  $T_2$  :

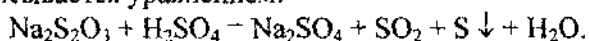
$$k_1 = Ae^{\frac{E_a}{RT_1}} \quad \text{и} \quad k_2 = Ae^{\frac{E_a}{RT_2}},$$

и разделить второе уравнение на первое. После некоторых преобразований получается формула:

$$E_a = \frac{2,3RT_1T_2}{T_2 - T_1} \cdot \lg \frac{\tau_1}{\tau_2}.$$

*Целью работы* является экспериментальное определение кинетических параметров химической реакции: порядка реакции и энергии активации.

*Ход опыта.* В данной работе исследуется окислительно-восстановительная реакция между тиосульфатом натрия и серной кислотой. Реакция описывается уравнением:



Один из продуктов реакции, — сера по ходу реакции образуется в виде очень мелких, невидимых вначале, т.н. коллоидных частиц, взвешенных в воде. Когда количество серы возрастает, ее частицы начинают соединяться между собой (коагулировать) и становятся заметными благодаря тому, что рассеивают свет. Рассеяние света коллоидными частицами серы наблюдается в виде голубоватого окрашивания раствора, напоминающего слабое свечение. Это явление называется "опалесценцией". При проведении эксперимента необходимо измерять промежуток времени между двумя моментами: моментом начала реакции и моментом, когда становится видимой опалесценция; этот промежуток принимается за время протекания реакции ( $\tau$ ). Величина, обратная времени протекания реакции, представляет собой величину, пропорциональную скорости реакции ( $V$ ); единица ее измерения -  $\text{с}^{-1}$  (далее для краткости будем называть ее скоростью реакции).

Чтобы выполнить работу, необходимо провести две серии измерений. Первая серия выполняется при различных концентрациях тиосульфата натрия, в то время как концентрация серной кислоты берется одинаковой для всех измерений в этой серии. Эта серия дает скорость реакции как функцию концентрации тиосульфата натрия:

$$V = f([\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]).$$

Во второй серии переменной величиной является концентрация серной кислоты, в то время как концентрация тиосульфата натрия поддерживается постоянной. Это определяет скорость как функцию концентрации серной кислоты:

$$V = f([\text{H}_2\text{SO}_4]).$$

Объединив измеренные таким образом две зависимости скорости от концентраций реагентов, получают уравнение, связывающее скорость реакции с обеими переменными — концентрациями реагентов. Это и будет уравнение закона действующих масс:

$$v = k[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]^{p_1}[\text{H}_2\text{SO}_4]^{p_2}.$$

Неизвестными величинами, которые нужно определить, являются показатели степени  $p_1$  и  $p_2$ , т. е. порядок реакции по тиосульфату натрия и серной кислоте. Их установление является содержанием первого опыта.

### *Опыт 1а. Определение частного порядка по $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$*

Из шпателя с реактивами взять растворы тиосульфата натрия, серной кислоты и дистиллированную воду. Первая серия измерений проводится следующим образом:

1. В четырех отдельных пробирках готовятся четыре раствора тиосульфата натрия с различными концентрациями. В первую пробирку просто наливается определенное количество (скажем 12 капель) раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  из капельницы. Во вторую пробирку набирается две трети от количества раствора, взятого в первую пробирку, в третью пробирку — половина этого количества, а в четвертую — третья часть. Если в первой пробирке было 12 капель, то во 2-й, 3-й и 4-й будет, соответственно 8, 6 и 4 капли. После этого растворы 2, 3 и 4 разбавляются водой до объема 1-го раствора (до 12 капель). Если теперь принять концентрацию разбавленного раствора (4-го) за единицу, то остальные будут иметь концентрации 1,5; 2 и 3.

2. Приготовленные пробирки с растворами тиосульфата натрия берутся по очереди для проведения реакции с серной кислотой. В каждую из них добавляется одна капля серной кислоты. Каждый раз по секундомеру отмечается время начала реакции и время ее окончания (одинаковую интенсивность опалесценции).

3. Вычисляются относительные значения скорости реакции и заполняется таблица:

Номер раствора	1	2	3	4
Концентрация, С	3	2	1,5	1
Время реакции, $\tau$				
Скорость реакции, $V=1/\tau$				

4. Строится график зависимости скорости реакции от концентрации  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , по виду которого устанавливается частный порядок реакции по  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  ( $p_1$ ). Если зависимость линейна и прямая линия проходит параллельно оси абсцисс, т.е. порядок реакции нулевой, а если прямая наклонена к оси абсцисс, то  $p_1=1$ . Если зависимость  $V = f(C)$  нелинейна ( $p_1 \neq 1$ ), то строится график в координатах  $\lg V - \lg C$  и  $p_1$  находят как тангенс угла наклона полученной прямой к оси абсцисс.

### ***Опыт 1б. Определение частного порядка по $\text{H}_2\text{SO}_4$***

1. Готовятся три пробирки с растворами  $\text{H}_2\text{SO}_4$  разной концентрации; для этого в первую пробирку наливается 1 капля раствора серной кислоты, во вторую 2 капли, а в третью 3 капли; после этого в каждую из пробирок добавляется дистиллированная вода так, чтобы объемы растворов во всех трех пробирках были одинаковыми — по 8 капель.

2. Раствор тиосульфата натрия берется теперь в количестве 4-х капель, одинаковом для всех измерений этой серии. Чтобы результат опыта был более точным, четыре капли раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  должны быть помещены в отдельную пробирку, а затем к ним прилит раствор серной кислоты из одной из 4-х заранее приготовленных пробирок. Измерения проводятся таким же образом, как и в первой серии; затем также заполняется таблица и строится график. Вид полученного графика позволяет определить частный порядок реакции по серной кислоте ( $p_2$ ). Зная оба частных порядка, можно найти общий порядок реакции.

Для того, чтобы объяснить результаты, полученные при проведении опытов, нужно знать механизм изучаемой реакции, т.е. последовательность ее элементарных стадий. Попробуйте составить такой механизм для реакции между тиосульфатом натрия и серной кислотой, который не противоречил бы полученным Вами значениям  $p_1$  и  $p_2$ . В предложенном механизме отметьте лимитирующую стадию.

### ***Опыт 2. Определение энергии активации***

В данном опыте определяется энергия активации реакции между серной кислотой и тиосульфатом натрия. Для этого время ее протекания измеряется при 3-4 разных температурах, но при одинаковых начальных концентрациях реагентов. Измерения проводятся следующим образом:

1. В четырех пробирках готовятся одинаковые объемы раствора



$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  одной и той же концентрации. Рекомендуется в каждой из 4-х пробирок к 2-м каплям раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , взятого из шпателя с реактивами, добавить 10 капель дистиллированной воды.

2. В первой из пробирок реакция проводится при обычной температуре. Для этого пробирку перед началом реакции помещают на 3-5 мин в термостат, имеющий комнатную температуру, так чтобы раствор в пробирке принял температуру термостата. В качестве термостата используется химический стакан с водой; температура воды в термостате контролируется термометром. После того как температура установилась, в пробирку добавляется одна капля раствора серной кислоты и измеряется время реакции.

3. Температура термостата повышается на 10 градусов. Для этого в него приливается необходимое количество горячей воды. Вторая пробирка с  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  термостатируется в течение 5 мин при новой температуре и в ней так же проводится реакция с 1 каплей серной кислоты. Таким же образом с интервалом в  $10^\circ\text{C}$  проводятся измерения в 3-й и 4-й пробирках. Данные заносятся в таблицу:

Номер пробирки	1	2	3	4
Температура, К				
Время реакции $\tau$ , сек.				

4. Для каждой пары из двух соседних температур,  $T$  и  $T+10^\circ\text{C}$ , вычислить отношение соответствующих этим температурам времен протекания реакции:  $\frac{\tau(T)}{\tau(T+10)}$ .

5. Для каждого десятиградусного температурного интервала по формуле, выведенной выше для энергии активации, вычислить соответствующее значение  $E_a$ . После этого определить среднее значение  $E_a$  для всех 3-х интервалов.

6. Определить ошибку опыта, сравнив найденное значение энергии активации с известным в литературе ( $50\text{ кДж/моль}$ ), и сделать вывод.

## Работа 5. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ

*Введение.* В химической практике а также в быту часто возникает необходимость в приготовлении растворов различной концентрации.

Способов приготовления растворов много, но каждый из них обладает своими преимуществами и недостатками. Например, приготовление раствора по "правилу креста" не требует сложных расчетов, но довольно велика относительная погрешность приготовления (до 10%). Можно приготовить раствор с помощью фиксаля — это герметично запаиваемая стеклянная ампула с точно взятой навеской сухого вещества или точным объемом кислоты. В этом случае достигается самая высокая точность приготовления, но из-за высокой стоимости фиксаля растворы на их основе готовят в редких случаях.

Наиболее оптимальным является способ, когда более концентрированный раствор разбавляют водой до заданной концентрации. Этот способ достаточно прост, позволяет готовить растворы с довольно высокой точностью (ошибка менее 1%).

Для приготовления раствора необходимо знание различных способов выражения концентрации и умение переходить от одного способа к другому.

Наиболее распространено пять способов выражения концентрации растворов:

- 1) Массовая доля растворенного вещества — масса растворенного вещества, содержащаяся в 100 массовых частях раствора;
- 2) Молярная концентрация — количество (моль) вещества в одном литре раствора;
- 3) Молярная концентрация эквивалента (эквивалентная) — количество эквивалентных масс вещества в одном литре раствора;
- 4) Моляльность — количество вещества в одном килограмме растворителя;
- 5) Титр — масса растворенного вещества в 1 мл ( $\text{см}^3$ ) раствора.

При переходе от массовых концентраций (массовая доля, моляльность) к объемным (остальные) необходимо знать плотность раствора, которая определяется опытным путем с помощью ареометра и имеется в химических справочниках.

Ареометр — это прибор для измерения плотности жидкостей. Он представляет собой запаянную стеклянную трубку с грузом на одном из ее концов и со шкалой. Шкала градуирована в единицах плотности (кг/л или г/мл). Когда ареометр погружен в жидкость, то уровень ее поверхности совпадает с тем делением на шкале, которое указывает плотность этой жидкости.

*Цели работы:* 1) Определить с помощью ареометра плотность раствора и массовую долю растворенного вещества. 2) Приготовить

раствор заданной эквивалентной концентрации.

### **Опыт 1. Определение плотности раствора с помощью ареометра**

Получить раствор гидроксида натрия и налить его в цилиндр емкостью 250 мл. В раствор осторожно опустить ареометр. Записать показания ареометра (во время наблюдения ареометр не должен касаться стенок цилиндра). По таблице плотности растворов (см. приложение) определить массовую долю растворенного вещества в исследуемом растворе. Если показания ареометра не совпадают с табличными данными, то массовую долю определяют методом интерполяции. Метод интерполяции заключается в определении промежуточного, между табличными, значения.

Предположим, что при помощи ареометра определена плотность раствора гидроксида натрия 1,125. Расчет проводят в следующем порядке:

1) По таблице плотностей находят меньшее и большее значения массовой доли NaOH и плотности растворов: меньшее значение  $\omega = 16\%$ , меньшее значение плотности = 1,112 г/мл, большее значение  $\omega = 18\%$ , большее значение плотности = 1,127 г/мл.

2) Находят разность между табличными значениями плотностей и концентраций:

$$\begin{aligned} 1,127 - 1,112 &= 0,015 \text{ (г/мл)}, \\ 18 - 16 &= 2 \text{ (\%)}. \end{aligned}$$

3) Находят разность между значением плотности, определенной ареометром, и меньшим табличным:  $1,125 - 1,112 = 0,013$  (г/мл).

4) Составляют пропорцию и решают ее:

$$\begin{array}{rcl} 2 \text{ (\%)} & - & 0,015 \text{ (г/мл)} \\ x & - & 0,013 \text{ (г/мл)} \\ x & = & \frac{0,013 \cdot 2}{0,015} = 1,7\%. \end{array}$$

5) Найденное число прибавляют к меньшему табличному значению массовой доли и получают массовую долю NaOH в растворе с плотностью 1,125:

$$16 + 1,7 = 17,7 \text{ \%}.$$

### **Опыт 2. Приготовление раствора заданной концентрации**

Обычно дается задание приготовить 250 мл раствора NaOH с эк-

вивалентной концентрацией около 0,1 н. Раствор готовят в стеклянных мерных колбах, разбавляя раствор первого опыта водой.

*Ход опыта.* 1. Вычислить объемы раствора щелочи и воды, необходимые для приготовления заданного раствора.

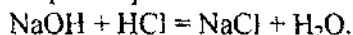
2. Мерным цилиндром отмерить необходимый объем исходного раствора NaOH. Вылить щелочь в мерную колбу. Цилиндр ополоснуть дистиллированной водой, слить ее в ту же колбу.

3. Содержимое колбы разбавить до метки водой. Разбавление вначале можно вести быстро, но когда уровень жидкости будет ниже метки на 0,5 - 1 см, добавлять воду следует по каплям, лучше всего с помощью капельницы. Разбавление можно считать законченным, когда нижний уровень мениска жидкости коснется метки на колбе.

4. Закрыть колбу пробкой и перемешать раствор, многократно переворачивая колбу. Приготовленный раствор следует сохранить для выполнения следующей лабораторной работы.

## Работа 6. ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА

*Введение.* Наиболее доступным и точным методом экспериментального определения концентрации растворов является титрование. Это метод количественного химического анализа, основанный на измерении объема раствора с известной концентрацией, затраченного на реакцию с раствором вещества неизвестной концентрации, которую нужно измерить. В зависимости от типа реакции, лежащей в основе процесса титрования, различают кислотно-основное титрование, окислительно-восстановительное и т.д. В нашем случае для определения концентрации NaOH наиболее приемлемым является кислотно-основное титрование раствором кислоты:



К реакции, лежащей в основе титрования, можно применить закон эквивалентов:

$$\frac{m(\text{NaOH})}{m(\text{HCl})} = \frac{M_{\text{эк}}(\text{NaOH})}{M_{\text{эк}}(\text{HCl})}.$$

Если концентрация растворов является эквивалентной концентрацией ( $C_{\text{эк}}$ ), то масса вещества ( $m$ ) в объеме раствора ( $V$ ) равна:

$$m = C_{\text{эк}} M_{\text{эк}} \cdot V$$

и выражение закона эквивалентов принимает вид:

$$V(\text{NaOH}) \cdot C_{\text{эк}}(\text{NaOH}) = V(\text{HCl}) \cdot C_{\text{эк}}(\text{HCl}).$$

Таким образом, для определения эквивалентной концентрации

щелочи необходимо знать концентрацию кислоты и объемы растворов кислоты и щелочи, вступивших в реакцию.

*Цель работы* Определить методом титрования концентрацию раствора гидроксида натрия, приготовленного в предыдущей работе.

*Ход опыта.* 1. В мерную бюретку, закрепленную в штативе, налить раствор кислоты (соляной или серной) с эквивалентной концентрацией 0,1 моль/л (0,1 н.).

2. В три конические колбы набрать с помощью мерной пипетки по 10 мл раствора NaOH; добавить в каждую колбу по 1 капле индикатора — метилоранжа.

3. Из бюретки медленно (по каплям) прибавлять раствор кислоты к раствору щелочи до изменения окраски индикатора.

4. По окончании титрования записать объем кислоты, пошедшей на титрование.

5. Опыт повторить еще 2 раза, каждый раз предварительно доливая раствор кислоты в бюретку до нулевого деления.

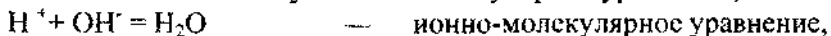
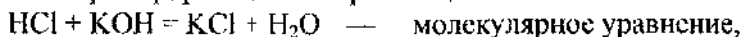
6. Рассчитать средний объем кислоты, пошедшей на титрование, и эквивалентную концентрацию щелочи.

7. Рассчитать молярную концентрацию и титр раствора.

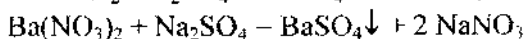
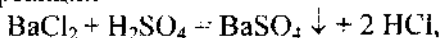
8. Сопоставить значения концентрации приготовленного раствора с заданным значением. Рассчитать ошибку, допущенную при приготовлении раствора, в выводе указать возможные причины ошибки опыта.

## Работа 7. ИОННЫЕ РЕАКЦИИ

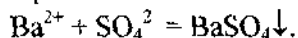
*Введение.* В растворах электролитов реакции протекают между ионами. поэтому сущность протекающих процессов наиболее полно выражается при записи их в ионно-молекулярном виде. В таких уравнениях слабые электролиты, малорастворимые соединения и газы записываются в молекулярной форме, а сильные электролиты — в виде ионов. Например, реакция нейтрализации может быть записана так:



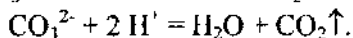
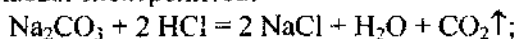
из которого следует, что сущность этого процесса сводится к образованию из ионов водорода и гидроксид-ионов слабого электролита — воды. Уравнения реакций



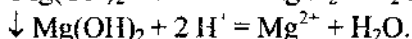
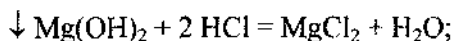
сводятся к одному и тому же процессу образования малорастворимого вещества — сульфата бария:



Эти примеры показывают, что обменные реакции в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов, приводящего к образованию малорастворимых веществ (осадка или газов) или молекул слабых электролитов:



В тех случаях, когда малорастворимые вещества или слабые электролиты имеются как среди исходных веществ, так и среди продуктов реакции, равновесие смещается в сторону образования наименее растворимых или наименее диссоциированных веществ. Например,



В этой реакции равновесие сильно смещено в сторону образования более слабого электролита — воды:  $K_d(\text{H}_2\text{O}) = 1,8 \cdot 10^{-16}$ , тогда как  $\text{PR}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 5,5 \cdot 10^{-12}$ .

Образование и растворение осадков можно объяснить, пользуясь величинами произведения растворимости (ПР). Осадок выпадает, когда произведение концентраций ионов превышает ПР; осадок растворяется, если произведение концентраций ионов не достигает величины ПР.

*Цели работы:* 1) Провести некоторые необратимые и обратимые реакции в водных растворах и выразить их молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями. 2) Изучить влияние условий реагирования на состояние равновесия ионно-молекулярных реакций.

### **Опыт 1. Получение малорастворимых солей**

а) В две пробирки внести по 2-3 капли растворов нитрата свинца(II) и прилить в одну иодида калия, в другую — хлорида натрия. Описать ход опыта и его результаты, записать уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

б) Пользуясь таблицей растворимости, подобрать реактивы, с помощью которых можно получить следующие вещества: сульфид свинца, хромат бария, хлорид серебра.

В пробирках смешать по несколько капель отобранных реактивов

и наблюдать образование осадков. Составить уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме и отметить окраску образовавшихся осадков.

### **Опыт 2. Получение малорастворимых гидроксидов**

а) *Неамфотерные гидроксиды (основания)* В три пробирки внести по 2-3 капли растворов солей хлорида магния, сульфата меди(II) и нитрата висмута(III); в каждую добавить гидроксид натрия до выпадения осадка. Описать опыт, отметить цвет и зернистость полученных гидроксидов, написать уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

б) *Амфотерные гидроксиды (амфолиты)* Налить 1/4 часть пробирки раствора хлорида хрома  $\text{CrCl}_3$ , добавить раствор гидроксида натрия  $\text{NaOH}$  по каплям до выпадения осадка. Осадок разделить на две части, затем в одну пробирку с осадком прилить избыток щелочи, в другую — избыток соляной кислоты. Составить уравнения реакций получения гидроксида хрома(III) и его взаимодействия с  $\text{HCl}$  и  $\text{NaOH}$ . Повторить и описать опыты с сульфатом алюминия и сульфатом цинка.

### **Опыт 3. Ионные реакции с образованием газообразных продуктов**

В пробирку налить несколько капель хлорида аммония, добавить раствор  $\text{NaOH}$  и пробирку нагреть на спиртовке, не доводя до кипения. Определить выделяющийся газ по запаху, написать уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

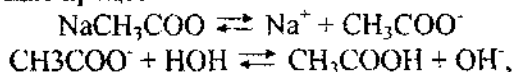
### **Опыт 4. Получение и растворение малорастворимых веществ**

В одну пробирку налить 5-6 капель сульфата железа(II), а во вторую — столько же сульфата меди(II). В обе пробирки добавить несколько капель раствора сульфида натрия до получения осадков. К полученным осадкам  $\text{FeS}$  и  $\text{CuS}$  прилить соляную кислоту. Какой из осадков растворился в кислоте? Составить ионно-молекулярные уравнения реакций. Объяснить различие в растворимости осадков, используя значения произведений растворимости сульфида железа ( $5 \cdot 10^{-18}$ ) и сульфида меди ( $6,3 \cdot 10^{-36}$ ). Написать уравнения реакций.

## **Работа 8. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ**

*Введение.* При растворении солей в воде, наряду с процессами электролитической диссоциации с образованием гидратированных

ионов, протекает реакция взаимодействия ионов соли с их гидратной оболочкой. Такой процесс называется гидролизом. В результате гидролиза смещается равновесие электролитической диссоциации воды, приводящее к изменению pH среды, которое можно определить с помощью индикаторов. Например, при растворении ацетата натрия протекают следующие процессы:



и среда становится щелочной. Изменение pH при растворении соли в воде является одним из основных признаков, указывающих на протекание гидролиза.

Гидролиз можно рассматривать как результат поляризационного взаимодействия ионов с их гидратной оболочкой. При этом, чем сильнее поляризующее действие ионов и больше их поляризуемость, тем в большей степени протекает гидролиз. Сильное поляризующее действие оказывают небольшие по размеру многозарядные ионы; как правило, это катионы слабых оснований. Сильно поляризуются большие по размерам и имеющие большой заряд анионы — анионы слабых кислот.

Различают несколько вариантов гидролиза.

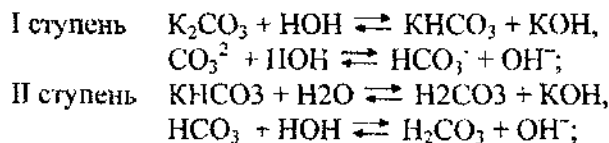
1) Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой, практически не подвергается гидролизу. Растворы таких солей ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{KNO}_3$  и др.) имеют нейтральную среду ( $\text{pH} \approx 7$ ).

2) Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой, гидролизуеться по аниону, т.к. анион образует с ионами водорода слабодиссоциирующую кислоту:



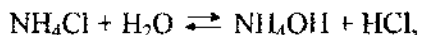
Среда в этом случае щелочная ( $\text{pH} > 7$ ).

Соли, образованные многоосновными кислотами, гидролизуются ступенчато:



причем гидролиз идет в основном по первой ступени.

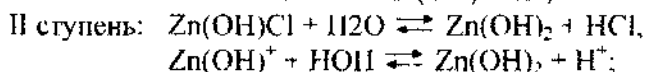
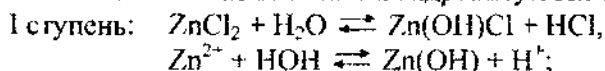
3) Соли, образованные слабым основанием и сильной кислотой, гидролизуются по катиону, т.к. катион образует с ионами  $\text{OH}^-$  слабодиссоциирующее основание:





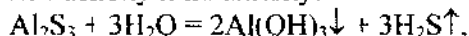
или в ионном виде.  $\text{NH}_4^+ + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$ , среда в этом случае кислая ( $\text{pH} < 7$ ).

Соли многокислотных оснований гидролизуются степенчато:



причем, гидролиз идет в основном по первой ступени.

4) Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой, гидролизуются и по катиону и по аниону:



pH среды зависит при этом от силы образующихся слабых кислот и оснований (обычно pH составляет 6-8). Такие соли гидролизуются в большей степени, иногда гидролиз происходит практически необратимо, если выделяется газ или осадок, или образуются газ и осадок одновременно.

*Цели работы* 1) Провести гидролиз некоторых солей 2) Изучить влияние состава солей и внешних условий на полную их гидролиза.

### **Опыт 1. Реакция среды растворов различных солей**

На полоску универсальной индикаторной бумаги нанести по одной капле растворов  $\text{KCl}$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Сделать вывод, в каком случае протекает гидролиз, приблизительно определить pH растворов, занести результаты в таблицу:

№	Формула соли	Цвет индикатора	pH	Среда	Уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде
1	$\text{KCl}$				
2	$\text{ZnSO}_4$				
3	$\text{Na}_2\text{CO}_3$				

### **Опыт 2. Изучение влияния заряда на поляризующее действие катионов**

С помощью универсальной индикаторной бумаги сравнить pH растворов  $\text{FeSO}_4$  и  $\text{FeCl}_3$  одинаковой концентрации. Какая из двух солей гидролизуеться сильнее и почему? Записать уравнения гидролиза этих солей.

### **Опыт 3. Сравнение полиризуемости анионов**

С помощью универсальной индикаторной бумаги сравнить рН растворов  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Написать ионно-молекулярные уравнения гидролиза. По величине рН указать, в каком из двух растворов больше: а) степень гидролиза; б) концентрация  $\text{OH}^-$  ионов. Какой анион -  $\text{CO}_3^{2-}$  или  $\text{SO}_3^{2-}$  - обладает большей полиризуемостью?

### **Опыт 4. Изучение влияния условий проведения гидролиза на полноту его протекания**

а) Влияние концентрации. В пробирку налить 2-3 капли раствора хлорида сурьмы (+3). Проверить с помощью индикаторной бумаги среду (рН). Содержимое пробирки разбавить водой. Что наблюдаете? Записать уравнения гидролиза соли по I и II ступеням.

б) Влияние температуры. В пробирку налить раствор  $\text{FeCl}_3$  и прокипятить на спиртовке. Что наблюдается? Написать уравнения гидролиза по всем ступеням, имея в виду, что вторая и третья ступени гидролиза возможны при нагревании.

## **Работа 9. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ**

**Введение.** Окислительно-восстановительными называются химические реакции, сопровождающиеся изменением степеней окисления элементов. Окислением называется процесс повышения, а восстановлением — понижения степени окисления. Атом, молекула или ион, в которых степень окисления элемента повышается, называется восстановителем, а в которых понижается — окислителем.

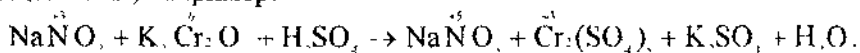
Окислителями являются неметаллы (галогены, кислород, сера), молекулы или ионы, в которых центральный атом имеет высшую степень окисления ( $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$ ), катионы малоактивных металлов ( $\text{Au}^{3+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ) и водорода ( $\text{H}^+$ ).

Восстановителями являются металлы, некоторые неметаллы (водород, углерод, кремний), ионы и молекулы, в которых имеется атом в низшей степени окисления ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ).

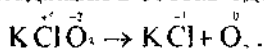
Вещества, содержащие атомы в промежуточной степени окисления, могут быть как окислителями, так и восстановителями, в зависимости от "партнера" по реакции и условий ее протекания. О таких веществах говорят, что они обладают окислительно-восстановительной двойственностью; к ним относятся нитриты, сульфиты и др.

Все окислительно-восстановительные реакции можно разделить на четыре группы:

1) Реакции межмолекулярного окисления-восстановления; это реакции, в которых окислитель и восстановитель являются разными веществами, например:



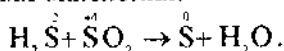
2) Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления; это реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов разных элементов, входящих в состав одного и того же вещества:



3) Реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления); это реакции, в которых происходит увеличение и уменьшение степени окисления одного и того же элемента:



4) Реакции контрдиспропорционирования — это реакции, в которых участвуют два вещества, содержащих атомы одного и того же элемента в разных степенях окисления:



Нахождение стехиометрических коэффициентов в реакциях окисления-восстановления проводят двумя методами:

1. Метод баланса степеней окисления (электронного баланса). Например для схемы реакции

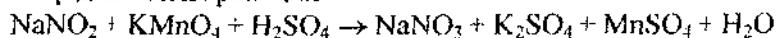
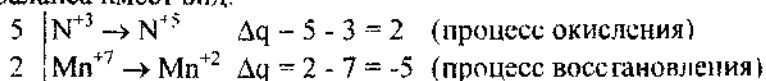


схема баланса имеет вид:

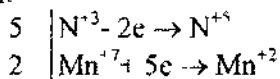


Цифры 5 и 2 — множители, которые являются коэффициентами при формулах восстановителя (нитрита натрия) и окислителя (перманганата калия). Подставив их в левую и правую части схемы и учитывая, что на связь с  $\text{K}^+$  и  $\text{Mn}^{2+}$  расходуется 3 моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , получим уравнение:



Согласно электронной теории окислительно-восстановительных реакций изменение степеней окисления обусловлено отдачей электронов восстановителем и присоединением их окислителем. Поэтому сущность окислительно-восстановительных процессов обычно выражают электронными схемами. Для данной реакции электронные

схемы имеют вид:



2. Метод полуреакций, который используется для реакций в растворах электролитов, основан на составлении уравнений двух полуреакций (отдельно для процессов окисления и восстановления) с их последующим суммированием. В уравнениях полуреакций должны выполняться законы сохранения вещества (сумма атомов в левой и правой частях должна быть одинаковой) и сохранения заряда (суммарный заряд всех частиц в левой и правой части должен быть одинаковым).

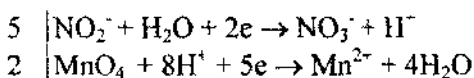
Например, для схемы реакции



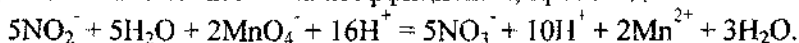
следует вначале составить ионную схему:



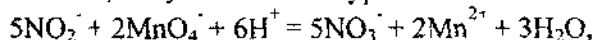
а затем записать полуреакции отдельно для процессов окисления и восстановления:



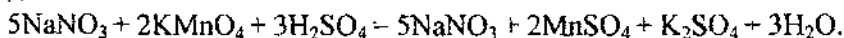
Помножив полуреакцию окисления на коэффициент 5, а полуреакцию восстановления -- на коэффициент 2, производят их сложение:



Сократив подобные, получают ионное уравнение:



в соответствии с которым молекулярное уравнение реакции имеет вид:



*Целью работы* является практическое ознакомление с наиболее распространенными окислителями и восстановителями, с некоторыми типами окислительно-восстановительных реакций, с методами составления уравнений окислительно-восстановительных реакций

### **Опыт 1. Кислород воздуха- распространенный окислитель**

Взять две пробирки, в одну поместить микрошпатель сульфата железа (II), в другую 2-3 капли раствора сульфата марганца (II). Сульфат железа растворить в воде, затем в обе пробирки ввести раствор щелочи KOH. Встряхивая пробирки, наблюдать потемнение осадков.

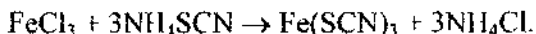
Составить уравнения реакций получения гидроксида железа (II) и марганца (II), их последующего окисления кислородом воздуха (в присутствии воды в качестве среды) до  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  и  $\text{Mn}(\text{OH})_4$ . Отметить цвет  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  и  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  и  $\text{Mn}(\text{OH})_4$ . Сделать вывод об окислительной активности кислорода. Какова роль  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  и  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  в этих реакциях?

### **Опыт 2. Окислительные свойства дихромата калия**

В пробирку поместить 2-3 капли дихромата калия  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , добавить 7-8 капель серной кислоты, внести в подкисленный раствор один микрошпатель кристаллического сульфата железа (II), размешать. Наблюдать изменение окраски при протекании реакции. Записать схему реакции, учитывая, что продуктами является сульфат хрома (III), сульфат железа (III), сульфат калия и вода. Определить тип окислительно-восстановительной реакции, расставить коэффициенты.

### **Опыт 3. Окислительные свойства ионов металлов в высших степенях окисления**

а) *Ион  $\text{Fe}^{3+}$  - окислитель.* В пробирку поместить 2-3 капли раствора хлорида олова (II) и добавить одну каплю раствора  $\text{FeCl}_3$ . Добавить к продуктам реакции одну каплю роданида аммония  $\text{NH}_4\text{SCN}$ . При появлении красного окрашивания раствора добавить еще две-три капли хлорида олова (II). Протекающие реакции записать последовательно: сначала окисление хлорида олова (II) до хлорида олова (IV), затем, если реакция прошла не до конца, записать уравнение качественной реакции на ион  $\text{Fe}^{3+}$ :



В случае, если  $\text{Fe}^{3+}$  окислился полностью, красная окраска раствора исчезает. Определить, к какому типу относятся проведенные реакции.

б) *Ион  $\text{V}^{5+}$  — окислитель.* В пробирку поместить 2-3 капли хлорида олова (II), добавить по каплям щелочи  $\text{NaOH}$  сначала недостаток, в результате чего в пробирке образуется белый осадок гидроксида олова (II)  $\text{Sn}(\text{OH})_2$ , а затем избыток щелочи до полного его растворения по схеме:



Является ли данная реакция окислительно-восстановительной? К образовавшемуся тетрагидроксостаннату (IV) натрия добавить 3-4

капли нитрата висмута (III). Происходит окислительно-восстановительная реакция, уравнение которой записать самостоятельно, учитывая, что в результате реакции образуется гексагидроксоаннат (VI) натрия, висмут (в виде осадка черного цвета), нитрат натрия и вода. Подобрать стехиометрические коэффициенты. К какому типу относится реакция? Указать в ней окислитель и восстановитель.

#### **Опыт 4. Термическое разложение дихромата аммония**

В фарфоровую чашку поместить немного кристаллического дихромата аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Зажженной спичкой прикоснуться к его поверхности. Что наблюдается в ходе реакции разложения? Описать ход реакции. Записать схему реакции, учитывая, что продуктами разложения является оксид хрома (III), свободный азот и вода. Уравнять реакцию. Каков тип реакции? Какое природное явление напоминает эта реакция в уменьшенном масштабе?

#### **Опыт 5. Влияние среды на окислительные свойства перманганата калия**

Перманганат — ион  $\text{MnO}_4^-$  является сильным окислителем, использование его широко практикуется в химии. В зависимости от среды восстановление перманганат-иона происходит различно:

а) Восстановление  $\text{MnO}_4^-$  в кислой среде.

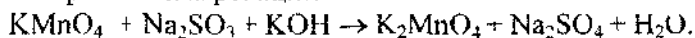
В пробирку поместить 3-4 капли перманганата калия, добавить 5-10 капель раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , а затем внести 1 микрошпатель кристаллического сульфита натрия. Что наблюдается при этом? Записать уравнение реакции самостоятельно, учитывая, что продуктами являются сульфат марганца (II), сульфат натрия, сульфат калия и вода. К какому типу окислительно-восстановительных процессов относится эта реакция? Подобрать в ней коэффициенты.

б) Восстановление  $\text{MnO}_4^-$  в нейтральной среде.

Опыт проводится аналогично описанному в пункте а), только, вместо раствора серной кислоты, в качестве среды в пробирку прибавить 5-10 капель воды. При добавлении к нейтральному раствору одного микрошпателя кристаллического сульфита натрия в растворе образуется коричневый осадок диоксида марганца  $\text{MnO}_2$ , сульфит натрия окисляется до сульфата натрия. Написать уравнение реакции и подобрать коэффициенты самостоятельно.

в) Окислительные свойства  $\text{MnO}_4^-$  в сильно щелочной среде.

Порядок проведения опыта аналогичен описанному в опыте 5а к раствору перманганата калия добавить 5-10 капель концентрированной щелочи KOH, затем всыпать 1 микрошпатель кристаллического сульфита натрия. Схема реакции.



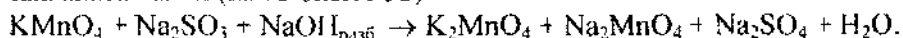
Подобрать стехиометрические коэффициенты самостоятельно.

*Примечание* Если добавляется щелочь NaOH, то в качестве продуктов образуются одновременно манганат натрия и манганат калия.

В отчете описать опыт, отметить окраску продукта реакции -- манганата калия, привести уравнение реакции.

г) Окислительные свойства перманганата калия в слабо щелочной среде.

При использовании в качестве среды разбавленного раствора щелочи и последующем действии сульфита натрия реакция протекает по схеме, описанной в опыте 5б. Только в самый первый момент может наблюдаться зеленое окрашивание раствора вследствие образования манганата калия (как в опыте 5в):



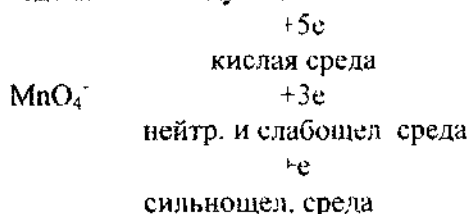
Но вскоре цвет раствора начинает меняться, так как образующийся манганат — ион в нейтральной и слабощелочной средах является нестабильным:



так что конечным продуктом восстановления перманганат-иона в нейтральных и слабощелочных растворах является оксид марганца (IV).

Подобрать коэффициенты к обеим схемам окислительно-восстановительных реакций. К каким типам они относятся?

Вывод о влиянии среды на окислительные свойства перманганата калия рекомендуется сделать по следующей схеме:



Записать против каждой стрелки соответствующий продукт (по опытам 5а, б, в, г) с указанием его окраски. В какой среде перманганат-ион восстанавливается максимально, а в какой — минимально?

## Работа 10. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

*Введение.* Гальванический элемент — это химический источник электроэнергии, в котором энергия химической реакции преобразуется в электрическую энергию.

Гальванический элемент состоит из двух электродов — катода и анода, погруженных в раствор электролитов (электролитами обычно являются соли тех металлов, из которых изготовлены электроды). Электрический контакт между растворами электролитов осуществляется с помощью пористой перегородки или электролитического мостика, который изготавливается из U-образной стеклянной трубки, заполненной раствором электролита. Такой "мостик" проводит ток благодаря наличию ионов, однако препятствует смешиванию электролитов.

Работа гальванического элемента основана на протекающей в нем окислительно-восстановительной реакции, причем процессы окисления и восстановления разделены — они протекают на разных электродах: окисление на аноде, а восстановление на катоде. Электроны движутся во внешней цепи от анода к катоду.

Главной характеристикой гальванического элемента является его электродвижущая сила (ЭДС). ЭДС — это разность потенциалов электродов в состоянии, когда сила тока равна нулю, т.е. когда между электродами и растворами солей устанавливается химическое равновесие:

$$\text{ЭДС} = \varphi_{\text{кат}}^0 - \varphi_{\text{ан}}^0$$

Обычно для создания гальванического элемента берут два разных металла, расположенных далеко друг от друга в ряду напряжений, чтобы получить наибольшую ЭДС.

Для примера рассмотрим серебряно-магнийевый гальванический элемент. Найдём в ряду напряжений эти металлы и их стандартные электродные потенциалы:  $\varphi^0(\text{Ag}) = 0,80 \text{ В}$ ,  $\varphi^0(\text{Mg}) = -2,36 \text{ В}$ . Магний — более активный металл, он при работе гальванического элемента окисляется ( $\text{Mg} - 2e = \text{Mg}^+$ ), т.е. является анодом. На серебряном электроде происходит восстановление катионов серебра из раствора ( $\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$ ), т.е. серебряный электрод является катодом. Электрохимическая схема гальванического элемента и его токообразующая реакция (в ионном виде) запишутся так:





Электродвижущая сила серебряно-магниевого гальванического элемента при стандартных условиях равна:

$$\text{ЭДС} = 0,80 - (-2,36) = 3,16 \text{ В.}$$

При работе гальванического элемента в нестандартных условиях вначале необходимо рассчитать электродный потенциал металла по формуле Нернста:

$$\varphi(\text{Me}) = \varphi^\circ(\text{Me}) + \frac{2,3 \cdot R \cdot T}{n \cdot F} \lg[\text{Me}^{n+}],$$

где  $\varphi^\circ(\text{Me})$  — стандартный электродный потенциал;  $T$  — температура;  $n$  — число электронов;  $[\text{Me}^{n+}]$  — молярная концентрация катионов металла в растворе электролита;  $R$  — универсальная молярная постоянная;  $F$  — постоянная Фарадея.

При стандартной температуре (298 К), пользуются упрощенным вариантом формулы Нернста:

$$\varphi(\text{Me}) = \varphi^\circ(\text{Me}) + \frac{0,059}{n} \lg[\text{Me}^{n+}]$$

*Цель работы.* 1) Изучить электрохимическую активность некоторых металлов. 2) Собрать гальванический элемент и определить его ЭДС.

### ***Опыт 1. Исследование электрохимической активности металлов***

Приготовить шесть пробирок. Налить в них по 10 капель солей магния, цинка, железа (II), олова (II), свинца (II), меди (II). Опустить в пробирки по кусочку магниевой стружки, исключая первую пробирку. Отметить изменения, наблюдаемые в пробирках, написать уравнения реакций.

Продолжить опыт, опуская цинк, железо, олово, свинец и медь во все пробирки, кроме тех, в которых содержится раствор соли того же самого металла. Описать наблюдения и записать уравнения наблюдаемых реакций.

Обобщить опытные данные и занести их в таблицу, поставив "—" под ионами металлов в тех случаях, когда эти металлы вытеснялись из их солей в свободном состоянии, и "0", когда вытеснение не происходило.

Способность металлов восстанавливать друг друга  
из растворов их солей

Ионы металла в р-ре	$Mg^{2+}$	$Zn^{2+}$	$Fe^{2+}$	$Sn^{2+}$	$Pb^{2+}$	$Cu^{2+}$
Металл						
Mg	■					
Zn		■				
Fe			■			
Sn				■		
Pb					■	
Cu						■

В выводе охарактеризовать восстановительную способность изученных металлов и расположить их в ряд по уменьшению этой способности.

### Опыт 2. Работы гальванического элемента и измерение его ЭДС

Собрать гальванический элемент, электродами которого служат цинк и медь. Для этого взять два химических стакана и заполнить их растворами с известной концентрацией — один сульфатом цинка, а другой — сульфатом меди и соединить их электролитическим мостиком (заполнить раствором сульфата натрия). В первый стакан опустить цинковый электрод, во второй — медный. Подключить к клеммам вольтметр и измерить напряжение на электродах. В отчете отразить следующее: 1) зарисовать собранный гальванический элемент; 2) записать его в виде электрохимической схемы; 3) написать электронные схемы анодного и катодного процессов и общую токообразующую реакцию; 4) вычислить теоретическое значение ЭДС, сравнить его с измеренным и рассчитать ошибку; 5) в выводе объяснить, почему измеренное значение ЭДС отличается от теоретического.

## Работа 11. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

**Введение** Коррозией называется разрушение металлов вследствие химического воздействия внешней среды; при этом металлы окисляются и теряют присущие ему свойства. Коррозия приводит к большим материальным потерям, происходящим в результате разрушения трубопроводов, цистерн, металлических частей машин, корпусов судов,

морских сооружений и т.п. Безвозвратные потери металлов от коррозии составляют 8-10% от ежегодного их выпуска.

По механизму протекания коррозия подразделяется на два типа:

1) химическую, которая наблюдается при взаимодействии металлов с сухими газами и жидкостями-неэлектролитами;

2) электрохимическую, которая наблюдается при взаимодействии металлов с растворами электролитов: вода обычная и морская, растворы солей, кислот и щелочей, влажные газы (во влажных газах и в воздухе содержатся пары воды, которые адсорбируются на поверхности металлов, образуя тонкую невидимую пленку жидкой воды, в которой растворяются кислород,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{NO}_2$  и другие газы, присутствующие в атмосфере; таким образом, во влажном воздухе на металл действует раствор электролита).

Электрохимическая коррозия является следствием возникновения коррозионных гальванических микроэлементов, состоящих из катодных и анодных участков. Появление катодных и анодных участков на поверхности металла происходит по следующим причинам:

- неоднородность поверхности металла вследствие включений иной природы, ударов и изгибов, накопления примесей на границах зрен, участков с разной степенью термической и механической обработки и т.п.;

- неоднородность жидкой фазы, в которой происходит коррозия, из-за различия концентрации ионов, pH среды, неравномерного доступа кислорода или других окислителей;

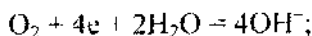
- различие внешних условий - температуры, давления, воздействия электрического поля и т.п.

При возникновении коррозионной гальванической пары процесс электрохимической коррозии состоит из следующих стадий:

1) Окисление той части металла, которая имеет меньшее значение электродного потенциала. 2) Перенос заряда электронами по металлу от анодного к катодному участку. 3) Перенос заряда ионами в среде электролита, выполняющего роль внутренней цепи. 4) Восстановление окислителя на катодном участке поверхности.

При электрохимической коррозии наиболее распространенными окислителями являются:

- растворенный в воде и щелочных растворах кислород, восстанавливающийся по схеме:

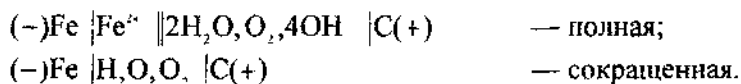


- катионы водорода в кислых растворах (кислород в кислой среде

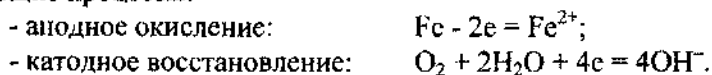
не растворяется), восстанавливающиеся по схеме:  $2\text{H}^+ + 2\text{e} = \text{H}_2$ .

Катодные и анодные участки в металлах чередуются и имеют очень малые размеры, т.е. речь идет о микроанодах и микрокатодах и, соответственно, о коррозионных микроэлементах. Таким образом, электрохимическая коррозия заключается в работе огромного числа микрогальванических элементов, при которой происходит анодное окисление металлов.

Коррозионный гальванический элемент, в отличие от обычного, является короткозамкнутым микроэлементом. Форма его записи не отличается от обычного элемента, но для сокращения в ней не указывают окисленную форму. Например, коррозия железа в контакте с углеродом (обычная углеродистая сталь) во влажной атмосфере происходит в результате возникновения микрогальванических элементов, анодным участком которых является металл, а катодом — включения углерода. Полная и сокращенная форма записи такого элемента имеют вид:



При работе этого элемента, т.е. при коррозии железа идут следующие процессы:



Металлы защищают от коррозии легированием (введением других металлов, способствующих повышению устойчивости против коррозии), нанесением защитных покрытий, введением в состав электролитов веществ, замедляющих коррозию (ингибиторов), с помощью протектора и др.

*Цель работы.* Исследовать влияние природы металла, среды и внешних условий на процессы химической и электрохимической коррозии металлов и ознакомиться со способами их защиты от коррозии.

### **Опыт 1. Химическая и электрохимическая коррозия цинка**

В пробирку с 8-10 каплями раствора серной кислоты опустить гранулу цинка. Отметить образование пузырьков газа на поверхности гранулы. Записать реакцию взаимодействия цинка с кислотой. В ту же пробирку опустить медную проволоку и коснуться ею гранулы цинка. Что изменилось в процессе? Какую функцию выполняет медная проволока?

Записать схему коррозионного медно-цинкового гальванического элемента; написать схемы анодного и катодного процессов при его работе.

### ***Опыт 2. Влияние концентрации окислителя на скорость коррозии***

В пробирку с 5 каплями серной кислоты добавить 5 капель воды, т.е. разбавить раствор (уменьшить концентрацию  $H_2SO_4$ ) в два раза. Прodelать опыт, аналогичный опыту 1. Сделать вывод о влиянии концентрации  $H^+$ -ионов на скорость коррозии.

### ***Опыт 3. Влияние природы защитного покрытия на коррозионные процессы***

Две пробирки наполнить на 1/2 их объема дистиллированной водой. Добавить в каждую из них по 2-3 капли раствора серной кислоты и 2-3 капли раствора гексацианоферрата (III) калия  $K_3[Fe(CN)_6]$ . Последний является качественным реактивом на  $Fe^{2+}$ , с которым он дает интенсивное синее окрашивание. В одну пробирку опустить полоску оцинкованного железа, в другую — полоску луженого железа. Отметить, в какой пробирке появляется синее окрашивание по краям пластинки. Составить схемы коррозионных гальванических элементов и уравнения анодных и катодных процессов. Объяснить причину окрашивания растворов в синий цвет. Какую роль выполняет серная кислота? Какое из покрытий является катодным, а какое — анодным? В выводе указать, какое из двух покрытий и почему защищает железо от коррозии, а какое и почему не защищает.

### ***Опыт 4. Защита металла от коррозии с помощью протектора***

В две пробирки с разбавленным раствором уксусной кислоты прибавить несколько капель раствора KI. В одну из них опустить пластинку свинца, а в другую — пластинку свинца с зажатой в ней гранулой цинка. Отметить, в какой пробирке раньше появляется малорастворимое соединение  $PbI_2$ . Учитывая, что качественным реактивом на катион является раствор KI, объяснить причину появления катиона  $Pb^{2+}$  в растворе, написать уравнение взаимодействия свинца с уксусной кислотой, схему коррозионного гальванического элемента, схемы анодного и катодного процессов. В выводе указать, какую роль выполняет прижатая к свинцу гранула цинка в процессе его коррозии.

### ***Опыт 5. Сравнение коррозии железа и нержавеющей стали***

В химическом машиностроении широко применяется нержавеющая сталь X18H19T, в состав которой входит 18% хрома, 9% никеля, около 1% титана, остальное — железо. На поверхности этой стали образуется тонкая пленка сложного оксида  $\text{NiO Cr}_2\text{O}_3$  со структурой шпиннели, обладающая высокой устойчивостью к действию воды и кислот.

В две пробирки с серной кислотой опустить: в одну — полоску обычной стали, в другую — нержавеющей. Сравнить скорость коррозии.

### ***Опыт 6. Защита металла от коррозии химическим пассивированием***

Очистить наждачной бумагой две стальные проволочки (разогнутые канцелярские скрепки). Одну из них опустить в пробирку с концентрированным раствором азотной кислоты. Записать наблюдения. Ополоснуть проволоку водой и вновь опустить в пробирку с азотной кислотой. Промыть пассивированную проволоку и опустить в пробирку с разбавленной серной кислотой. Для сравнения опустить вторую необработанную проволоку в раствор серной кислоты. Сравнить скорость выделения водорода в обоих случаях. В выводе отметить роль оксидной пленки, образованной в результате обработки азотной кислотой.

### ***Опыт 7. Защита металла от коррозии пленкой оксида, полученной при термообработке***

Очистить наждачной бумагой две стальные проволочки. Одну из них нагреть в пламени спиртовки до появления цветов побежалости, т.е. до появления оксидной пленки цвета "воронова крыла". Эта операция в технике получила название "воронение". Опустить обе проволоки в пробирки с раствором сульфата меди (II). Описать наблюдения и составить уравнения реакции железа с раствором  $\text{CuSO}_4$ . По скорости появления меди на поверхности проволоки оценить защитные свойства оксидной пленки, полученной при воронении.

### ***Опыт 8. Коррозия алюминия при удалении с него защитной оксидной пленки***

Некоторые активные металлы, например Al, Cr, Mn, устойчивы к коррозии из-за существования на их поверхности защитных оксидных

пленок. При нарушении прочности оксидной пленки такие металлы активно реагируют с окислителями. Разрушить оксидную пленку на поверхности алюминия можно, обработав ее раствором какой-либо соли ртути. Ионы ртути из раствора частично восстанавливаются, и образовавшаяся металлическая ртуть растворяет участки поверхностного слоя алюминия, образуя амальгаму алюминия (раствор алюминия в ртути). Эти участки приобретают положительный электрический потенциал по отношению к чистому алюминию. Таким образом образуется коррозионная гальваническая пара, в которой анодом служит алюминий, а катодом амальгама алюминия. В результате происходит интенсивная коррозия алюминия, которую можно наблюдать как в воде, так и на воздухе. При действии воды наблюдается выделение водорода, а на воздухе образуется рыхлый слой оксида алюминия.

*Ход опыта.* Полоску алюминиевой фольги (или алюминиевую проволоку) на несколько секунд поместить в раствор соли ртути (хлорида или нитрата), затем сполоснуть водой и просушить с помощью фильтровальной бумаги.

Наблюдать, как происходит коррозия алюминия на воздухе. Затем опустить полоску в воду и наблюдать за процессом коррозии алюминия в воде.

В отчете записать уравнения реакций: 1) взаимодействия алюминия с солью ртути; 2) окисления алюминия на воздухе; 3) взаимодействия алюминия с водой.

## Работа 12. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

*Введение.* Жесткость воды обусловлена содержанием в ней растворимых солей кальция, магния, железа: нитратов, хлоридов, гидрокарбонатов и др. Различают жесткость постоянную и временную. Временная жесткость обусловлена содержанием гидрокарбонатов:  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ , постоянная — содержанием хлоридов, нитратов, сульфатов этих металлов:  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  и др. Сумма постоянной и временной жесткости составляет общую жесткость:

$$J_{\text{общ.}} = J_{\text{пост.}} + J_{\text{врем.}}$$

Жесткость воды оценивается числом миллимоль эквивалентов ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ , содержащихся в одном литре воды. Единица жесткости — ммоль/л. Для определения величины одного ммоль ионов

кальция и магния используются соотношения:

$$M_{\text{эк}}(\text{Ca}^{2+}) = \frac{Ar(\text{Ca})}{\nu} = \frac{40,08}{2} = 20,04;$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Mg}^{2+}) = \frac{Ar(\text{Mg})}{\nu} = \frac{24,31}{2} = 12,15,$$

где  $\nu$  — стехиометрическая валентность кальция и магния, равная двум.

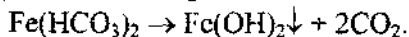
Из этих соотношений следует, что 1 ммоль  $\text{Ca}^{2+} \approx 20$  мг ионов  $\text{Ca}^{2+}$ , 1 ммоль  $\text{Mg}^{2+} \approx 12$  мг ионов  $\text{Mg}^{2+}$ . Классификация степени жесткости приведена в таблице I.

**Таблица 1**

Число ммоль/л ионов $\text{Mg}^{2+}$ и $\text{Ca}^{2+}$	Характеристика жесткости воды
< 4	Мягкая
4 ÷ 8	Умеренно-жесткая
8 ÷ 12	Жесткая
> 12	Очень жесткая

Присутствие солей кальция и магния в значительных количествах делает воду непригодной для многих технических целей, поэтому снижение жесткости или ее устранение (умягчение воды) является важной задачей. Устранение жесткости производится тремя способами: физическим, химическим и физико-химическим. Сущность этих методов заключается в удалении из воды катионов металлов.

**Физический** способ основан на термическом разложении солей:

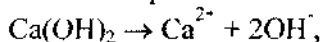


Таким образом, после выпадения осадков содержание ионов  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$  в воде уменьшается. Этот способ пригоден лишь для устранения временной жесткости воды, т.к. сульфаты, нитраты, и хлориды этих металлов при нагревании и кипячении воды остаются в растворе. В промышленных масштабах этот метод применяется в тех случаях, когда вода должна подогреваться, согласно технологии, в других аппаратах.

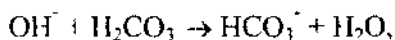
**Химический** способ основан на удалении из воды ионов кальция, магния, железа за счет перевода их в труднорастворимые соединения: карбонаты, гидроксиды, тетрабораты и др. Для этого к жесткой воде



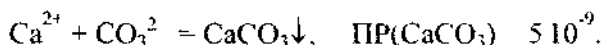
добавляют реагенты — осадители. Обычно добавляют гашеную известь  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . В результате электролитической диссоциации извести.



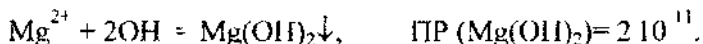
возрастает рН раствора (воды), что приводит к смещению углекислотного равновесия.



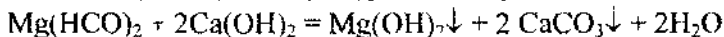
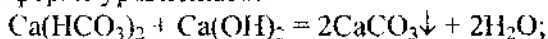
в сторону образования карбонат-ионов, в результате чего достигается произведение растворимости карбоната кальция и он выпадает в осадок:



Кроме того, при увеличении концентрации  $\text{OH}^-$  достигается произведение растворимости гидроксида магния и он также выпадает в осадок:



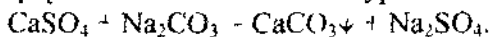
Реакции, протекающие при введении извести, можно записать в молекулярной форме уравнениями



Метод известкования непригоден для снижения постоянной жесткости. Для этих целей необходимо вводить хорошо растворимую соль, содержащую карбонат-ионы. Обычно для устранения постоянной жесткости в воду добавляют соду  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , которая, диссоциируя, дает ионы  $\text{CO}_3^{2-}$ , которые связывают катионы кальция (магния):



В молекулярной форме это можно записать уравнением:



Сравнение значений произведения растворимости сульфата кальция ( $6 \cdot 10^{-6}$ ) и карбоната кальция ( $5 \cdot 10^{-9}$ ) показывает, что связывание ионов кальция в виде  $\text{CaCO}_3$  является более прочным. Учитывая, что ортофосфаты еще менее растворимы, чем карбонаты, более полного устранения жесткости можно достичь с помощью реагента-осадителя  $\text{Na}_3\text{PO}_4$

$3\text{CaSO}_4 + 2\text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{ПР}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 1 \cdot 10^{-29}$   
Этот процесс используют для "доумягчения" воды после применения извести и соды

Химические методы умягчения воды громоздки, связаны со зна-

чительным расходом реагентов, поэтому в последние годы широкое распространение получил метод ионного обмена.

**Физико-химический** способ умягчения воды основан на использовании ионообменных смол (ионообменников), в которых ионы натрия или водорода, закрепленные на твердой полимерной матрице, способны замещаться на катионы  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ , содержащиеся в природной воде:



Через колонку, заполненную гранулами катионита, сверху подают жесткую воду, которая, проходя слой катионита, обменивает катионы, в результате чего снижается как временная, так и постоянная жесткость.

Оценка жесткости воды и категории жесткости, согласно табл.1, производится, если известны значения хотя бы одного из экспериментальных данных:

- 1) Масса содержащихся в воде солей.
- 2) Объем реактива, пошедшего на титрование воды.
- 3) Количество или масса реагента, необходимого для устранения жесткости.

Рассмотрим на примерах расчет жесткости воды с использованием этих данных.

**Пример 1.** Вычислить временную жесткость, если в 1 л воды содержится 60,12 мг ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и 28,37 мг ионов  $\text{Mg}^{2+}$ .

**Решение.**

Число ммоль эквивалентов  $\text{Ca}^{2+}$  вычисляем из соотношения:

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ ммоль } \text{Ca}^{2+} & \text{—} & 20,04 \text{ мг } \text{Ca}^{2+} \\ x & \text{—} & 60,12 \text{ мг } \text{Ca}^{2+} \end{array}$$

$$x = \frac{60,12}{20,04} = 3 \text{ ммоль.}$$

Число ммоль эквивалентов  $\text{Mg}^{2+}$  определяем аналогично:

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ ммоль } \text{Mg}^{2+} & \text{—} & 12,15 \text{ мг } \text{Mg} \\ x & \text{—} & 28,37 \text{ мг } \text{Mg} \end{array}$$

$$x = \frac{28,37}{12,15} = 2,5 \text{ ммоль.}$$

Общее число ммоль эквивалентов ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  составляет в

расчете на 1 л воды:

$$Ж = 3 + 2,5 = 5,5 \text{ ммоль/л.}$$

Следовательно, согласно табл. 1, вода умеренно жесткая.

**Пример 2.** Определить временную жесткость воды, если на титрование 100 мл воды, содержащей гидрокарбонат магния, израсходовано  $8 \cdot 10^{-3}$  л 0,1 н. раствора HCl.

**Решение.**

При титровании жесткой воды соляной кислотой происходит следующая химическая реакция:



В соответствии с законом эквивалентов, количества эквивалентов всех участвующих в химической реакции веществ должны быть одинаковыми, следовательно:

$$C_{\text{ж}}(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{H}_2\text{O}) = C_{\text{н}}(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}),$$

где  $V(\text{H}_2\text{O})$  — объем титруемой жесткой воды,  $V(\text{HCl})$  — объем раствора HCl, израсходованный на титрование,  $C_{\text{ж}}(\text{HCl})$  — эквивалентная концентрация (нормальность) HCl;  $C_{\text{н}}(\text{H}_2\text{O})$  — эквивалентная концентрация солей жесткости в воде.

Из этой формулы:

$$C_{\text{ж}}(\text{H}_2\text{O}) = \frac{8 \cdot 10^{-3} \cdot 0,1}{0,1} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ моль / л} = 8 \text{ ммоль / л,}$$

следовательно, вода жесткая.

*Цель работы:* экспериментально определить жесткость водопроводной воды.

### **Опыт 1. Определение временной жесткости**

Сущность метода определения временной жесткости воды: титрование исследуемого образца воды 0,1 н. раствором соляной кислоты (в присутствии индикатора метилоранжа), при котором протекают реакции:



*Ход опыта 1.* В большой химический стакан налить воду из водопроводного крана, дать отстояться 10 минут.

2. Отмерить мерной пипеткой 50 мл исследуемой воды. Операцию повторить три раза, набрав по 50 мл воды в три конические кол-

бы.

3. Добавить в каждую колбу по 2-3 капли метилоранжа.

4. Заправить бюретку 0,1 н. раствором HCl. Для этой цели ополоснуть ее раствором кислоты и заполнить им до верхнего (нулевого) деления бюретки, предварительно заполнив титрованным раствором нижний оттянутый конец бюретки. В момент отсчета показания бюретки глаза экспериментатора должны находиться на уровне мениска. Перед каждым титрованием бюретку заполнять кислотой до нулевого значения.

5. Провести три титрования жесткой воды соляной кислотой до исчезновения желтой окраски и появления оранжевого (но не розового!) цвета раствора. Для этого в колбу для титрования медленно (по капле !) вводить раствор из бюретки, нажимая на бусинку в резиновой грубочке бюретки большим и указательным пальцами левой руки, а правой непрерывно перемешивая содержимое колбы. При появлении оранжевого цвета индикатора титрование прекратить и записать объем пошедшей на титрование кислоты. Результаты занести в таблицу 2.

**Таблица 2**

№ опыта	Объем жесткой воды $V(H_2O)$ , мл	Объем раствора кислоты, мл	Средний объем кислоты $V(HCl)$ , мл

6) Определить временную жесткость воды, пользуясь примером 2, и сделать вывод о том, к какой категории жесткости она относится.

### **Опыт 2. Определение общей жесткости**

В настоящее время общую жесткость воды определяют комплексометрическим методом с применением реактива ЭДТА (этилендиамминтетрауксусная кислота).

Заполнить бюретку раствором ЭДТА (0,02 н.). Отмерить пипеткой указанный преподавателем объем анализируемой воды и перенести ее в коническую колбу для титрования. Долить дистиллированной воды до общего объема 100 мл. Добавить 5 мл буферного раствора ( $NH_4OH + NH_4Cl$ ) для поддержания pH в интервале 9-10 и 2-3 капли индикатора эриохрома черного, при котором раствор окрасится в красный цвет. Перемешать раствор и сразу титровать из бюретки раствором ЭДТА до перехода красной окраски в синюю.

Титрование повторить три раза, как в предыдущем опыте. Результаты записать в таблицу 3, которая по форме подобна таблице 2.

Рассчитать общую жесткость по такой же формуле, что и временную, только вместо объема и эквивалентной концентрации соляной кислоты брать объем ЭДТА и ее концентрацию.

Постоянную жесткость определить из соотношения:

$$J_{\text{пост}} = J_{\text{общ}} - J_{\text{врем}}$$

Сделать вывод по работе, указав категорию жесткости воды.

### ПРИЛОЖЕНИЕ

#### I. Периодическая система элементов ДИ. Менделеева

Период	I			II			III			IV			V			VI			VII			VIII																																															
	A	B	C	A	B	C	A	B	C	A	B	C	A	B	C	A	B	C	A	B	C	A	B	C																																													
1	3 Li 7	4 Be 9	5 B 11	6 C 12	7 N 14	8 O 16	9 F 19	10 Ne 20	11 Na 23	12 Mg 24	13 Al 27	14 Si 28	15 P 31	16 S 32	17 Cl 35,5	18 Ar 39,9	19 K 39,1	20 Ca 40,1	21 Sc 44,9	22 Ti 47,9	23 V 50,9	24 Cr 52,0	25 Mn 54,9	26 Fe 55,8	27 Co 58,9	28 Ni 58,7	29 Cu 63,5	30 Zn 65,4	31 Ga 69,7	32 Ge 72,6	33 As 74,9	34 Se 78,9	35 Br 79,9	36 Kr 83,8	37 Rb 85,4	38 Sr 87,6	39 Y 88,9	40 Zr 91,2	41 Nb 92,9	42 Mo 95,9	43 Tc 98,9	44 Ru 101,1	45 Rh 102,9	46 Pd 106,4	47 Ag 107,9	48 Cd 112,4	49 In 114,8	50 Sn 118,7	51 Sb 121,7	52 Te 127,6	53 I 126,9	54 Xe 131,3	55 Cs 132,9	56 Ba 137,3	57 La 138,9	58 Ce 140,1	59 Pr 140,9	60 Nd 144,2	61 Pm 144,9	62 Sm 150,4	63 Eu 151,9	64 Gd 157,2	65 Tb 158,9	66 Dy 162,5	67 Ho 164,9	68 Er 167,2	69 Tm 168,9	70 Yb 173,0	71 Lu 175,0

#### \* ЛАНТАНОИДЫ

72 Hf 178,5	73 Ta 180,9	74 W 183,8	75 Re 186,2	76 Os 190,2	77 Ir 192,2	78 Pt 195,0	79 Au 196,9	80 Hg 200,6	81 Tl 204,4	82 Pb 207,2	83 Bi 208,98	84 Po 209	85 At 210	86 Rn 222	87 Fr 223	88 Ra 226	89 Ac 227	90 Th 232	91 Pa 231	92 U 238	93 Np 237	94 Pu 244	95 Am 243	96 Cm 247	97 Bk 247	98 Cf 251	99 Es 252	100 Fm 257	101 Md 288	102 No 289	103 Lr 260
----------------	----------------	---------------	----------------	----------------	----------------	----------------	----------------	----------------	----------------	----------------	-----------------	--------------	--------------	--------------	--------------	--------------	--------------	--------------	--------------	-------------	--------------	--------------	--------------	--------------	--------------	--------------	--------------	---------------	---------------	---------------	---------------

#### \* АКТИНОИДЫ

92 U 238,0	93 Np 237,0	94 Pu 244,0	95 Am 243,0	96 Cm 247,0	97 Bk 247,0	98 Cf 251,0	99 Es 252,0	100 Fm 257,0	101 Md 288,0	102 No 289,0	103 Lr 260,0
---------------	----------------	----------------	----------------	----------------	----------------	----------------	----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------

## 2. Электрохимический ряд напряжений металлов

$\frac{\text{Li}}{\text{Li}^+}$	$\frac{\text{K}}{\text{K}^+}$	$\frac{\text{Ba}}{\text{Ba}^{2+}}$	$\frac{\text{Ca}}{\text{Ca}^{2+}}$	$\frac{\text{Na}}{\text{Na}^+}$	$\frac{\text{Mg}}{\text{Mg}^{2+}}$	$\frac{\text{Be}}{\text{Be}^{2+}}$	$\frac{\text{Al}}{\text{Al}^{3+}}$
-3,04	-2,92	-2,91	-2,87	-2,81	-2,36	-1,85	-1,66
$\frac{\text{Mn}}{\text{Mn}^{2+}}$	$\frac{\text{Zn}}{\text{Zn}^{2+}}$	$\frac{\text{Cr}}{\text{Cr}^{3+}}$	$\frac{\text{Fe}}{\text{Fe}^{2+}}$	$\frac{\text{Cd}}{\text{Cd}^{2+}}$	$\frac{\text{Co}}{\text{Co}^{2+}}$	$\frac{\text{Ni}}{\text{Ni}^{2+}}$	$\frac{\text{Sn}}{\text{Sn}^{2+}}$
-1,18	-0,76	-0,91	-0,44	-0,40	-0,28	-0,25	-0,14
$\frac{\text{Pb}}{\text{Pb}^{2+}}$	$\frac{\text{H}_2}{2\text{H}^+}$	$\frac{\text{Bi}}{\text{Bi}^{3+}}$	$\frac{\text{Cu}}{\text{Cu}^{2+}}$	$\frac{\text{Ag}}{\text{Ag}^+}$	$\frac{\text{Hg}}{\text{Hg}^{2+}}$	$\frac{\text{Pt}}{\text{Pt}^{2+}}$	$\frac{\text{Au}}{\text{Au}^{3+}}$
-0,13	0,00	0,22	0,34	0,80	0,85	1,19	1,50

## 3. Термодинамические константы некоторых веществ

Элемент	Вещество	$\Delta H^\circ_{\text{обр}}$ кДж/моль	$\Delta G^\circ_{\text{обр}}$ кДж/моль	$S^\circ$ , Дж/моль К
Азот	$\text{N}_{2(\text{г})}$	0	0	191,5
	$\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})}$	82,0	104,2	219,9
	$\text{NO}_{(\text{г})}$	90,2	86,6	210,6
	$\text{N}_2\text{O}_{3(\text{г})}$	83,3	140,6	307
	$\text{NO}_{2(\text{г})}$	33,5	51,5	240,2
	$\text{NH}_4\text{NO}_{3(\text{к})}$	-365,4	-183,8	151,0
Алюминий	$\text{Al}(\text{к})$	0	0	28,4
	$\text{Al}_2\text{O}_3(\text{к})$	-1676	-1582	50,9
Водород	$\text{H}_{2(\text{г})}$	0	0	130,5
	$\text{H}_2\text{O}(\text{г})$	-241,8	-228,6	188,7
	$\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$	-285,3	-237,2	70,1
	$\text{H}_2\text{O}_2(\text{ж})$	-187,8	-120,4	109,5
Вольфрам	$\text{W}(\text{к})$	0	0	32,7
	$\text{WO}_3(\text{к})$	-842,7	-763,9	75,9
Железо	$\text{Fe}(\text{к})$	0	0	27,3
	$\text{FeO}(\text{к})$	-264,8	-244,3	60,8
Иод	$\text{I}_2(\text{к})$	0	0	116,2
	$\text{I}_2(\text{г})$	62,4	19,4	260,6

	HI(г)	26,6	1,8	206,5
Калий	K(к)	0	0	71,5
	KOH(к)	-425,8	-380,2	79,3
Кальций	Ca(к)	0	0	41,6
	CaO(к)	-635,5	-604,2	39,7
	Ca(OH) <sub>2</sub> (к)	-986,6	-896,8	76,1
	CaF <sub>2</sub> (к)	-1214,6	-1161,9	68,9
	CaCl <sub>2</sub> (к)	-795	-750,2	113,6
Кислород	O <sub>2</sub> (г)	0	0	205,0
	O <sub>3</sub> (г)	142,3	162,7	238,8
Магний	Mg(к)	0	0	32,7
	MgO(к)	-601,8	-569,6	26,9
	MgCO <sub>3</sub> (к)	-1113	-1029,3	65,7
Медь	Cu(к)	0	0	33,2
	CuO(к)	-162	-129,4	42,6
	Cu <sub>2</sub> O(к)	-173,2	-150,5	92,9
	CuCl <sub>2</sub> (к)	-215,6	-171,4	108,1
Натрий	Na(к)	0	0	51,4
	NaOH(к)	-425,6	-380,7	64,4
Никель	Ni(к)	0	0	29,9
	NiO(к)	-239,7	-211,6	38,0
Свинец	Pb(к)	0	0	64,8
	PbO(к)	-219,3	-189,1	66,2
	PbS(к)	-100,4	-98,8	91,2
Сера	S(к, ромб.)	0	0	31,9
	SO <sub>2</sub> (г)	-296,9	-300,2	248,1
	SO <sub>3</sub> (г)	-396,1	-370	256,4
	H <sub>2</sub> S(г)	-21	-33,8	205,7
Серебро	Ag(к)	0	0	42,6
	Ag <sub>2</sub> O(к)	-31,1	-11,3	121,0
	AgNO <sub>3</sub> (к)	-124,5	-33,6	140,9
Титан	Ti(к)	0	0	30,6
	TiO <sub>2</sub> (к, ру- тил)	-943,9	-888,6	50,3
	Ti <sub>4</sub> (к)	-386,6	-381,6	246



Углерод	C(к, гра- фит)	0	0	5,7
	C(к, алмаз)	1,8	2,8	2,4
	CO(г)	-110,5	-137,1	197,5
	CO <sub>2</sub> (г)	-393,5	-394,4	213,7
	CH <sub>4</sub> (г)	-74,9	-50,8	186,2
	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (г)	226,8	209,2	200,8
	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (л)	-84,7	-32,9	229,5
	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (ж)	49,0	124,5	173,2
	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH(ж)	-227,6	-174,8	160,7
Фтор	F <sub>2</sub> (г)	0	0	202,9
Хлор	Cl <sub>2</sub> (л)	0	0	222,9
	HCl(г)	-91,8	-94,8	186,8
Цинк	Zn(к)	0	0	41,6
	ZnO(к)	-350,6	-320,7	43,6
	ZnS(к)	-205,4	-200,7	57,7

#### 4. Общая характеристика растворимости кислот, оснований и солей в воде

Н-нерастворимые (< 0,01 г/л); М — малорастворимые (0,01-10 г/л); Р- растворимые (> 10 г/л); — разлагаются водой или не существуют

Ионы	H <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup> K <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>
OH <sup>-</sup>		Р	Р	—	Н	М	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Р	Р	М	М	М	-
Cl <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
Br <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
I <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Н	Р	Н	—	Р	Р
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
S <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	Н	—	Р	Р	Н	Н	Н	Н	—	—
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	М	Р	М	М	—	—	Н	—	—	—
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	М	Р	М	Н	Р	Р	Н	Р	Р	Р
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	—	Р	Р	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	—	—
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Н	—	Р	—	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	—	—
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н

#### 5. Теплота растворения ( $\Delta H_p^\circ$ ) некоторых веществ в воде

Вещество	NH <sub>4</sub> Cl	NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	NaCl	NaNO <sub>3</sub>	KOH	NaOH	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH
$\Delta H_p^\circ$ , кДж/моль	148	25,7	5,0	21,3	-53,9	-42,4	-96,8	-11,2

### 6. Плотность водных растворов кислот, щелочей, солей

ρ, г/мл	Массовая доля, %							
	HCl	HNO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	NaOH	NaCl	NaNO <sub>3</sub>	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
1,000	0,360	0,330	0,261	0,296	0,159	0,196	—	—
1,025	5,407	4,883	4,000	4,296	2,39	2,93	3,70	4,00
1,050	10,52	9,259	7,706	9,426	4,65	5,66	7,21	6,78
1,075	15,48	13,48	11,26	13,76	6,92	8,35	10,6	10,5
1,100	20,39	17,57	14,73	17,86	9,19	11,03	14,0	14,1
1,125	25,22	21,59	18,09	21,79	11,46	13,65	17,1	17,9
1,150	30,14	25,47	21,38	25,56	13,73	16,3	20,2	20,9
1,175	35,20	29,25	24,58	29,23	15,99	18,9	23,4	24,0
1,200	40,44	32,94	27,72	32,75	18,25	21,4	26,2	27,5
1,225		36,70	30,79	36,17	20,53	23,9		30,0
1,250		40,58	33,82	39,48	22,81	26,3		32,7
1,275		44,48	36,78	42,73	25,10	28,8		35,2
1,300		48,42	39,67	45,88	27,40	31,2		37,3
1,325		52,55	42,51	48,89	29,72	33,5		39,4
1,350		56,95	45,26	51,84	32,09	35,8		41,5
1,375		61,68	47,92	54,72	34,51	38,1		43,6
1,400		66,97	50,49	57,54	36,99	40,4		45,8
1,425		72,86	53,01	60,29	39,50	42,6		
1,450		79,43	55,45	62,98	42,07	44,8		
1,475		87,28	57,84	65,58	44,69	47,0		
1,500		96,73	60,16	68,07	47,33	49,1		
1,525			62,45	70,50	50,05	51,2		
1,550			64,71	72,90				
1,575			66,91	75,30				
1,600			69,09	77,63				
1,625			71,25	79,84				
1,650			73,37	82,08				
1,675			75,49	84,25				
1,700			77,63	86,38				
1,725			79,81	88,48				

1,750			82,09	90,52			
1,775			84,61	92,58			
1,800			87,69	94,58			
1,835			95,72	97,32			
1,870				100,0			

### 7. Криоскопические ( $K_k$ ) и эбулиоскопические ( $K_e$ ) константы некоторых растворителей

Растворитель	Ацетон	Бензол	Вода	Этиловый спирт
$K_k$ , град/моль	2,4	5,7	1,85	43,72
$K_e$ , град/моль	1,48	2,57	0,52	26,14

### 8. Фундаментальные химические постоянные

Атомная единица массы	$1 \text{ а.е.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Заряд электрона	$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$
Масса электрона	$m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ кг}$
Масса протона	$m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Масса нейтрона	$m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Молярная газовая постоянная	$R = 8,3144 \text{ Дж/моль К}$
Молярный объем идеального газа	$V_0 = 22,414 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль}$
Постоянная Планка	$h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Дж с}$
Постоянная Авогадро	$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Постоянная Фарадея	$F = 96484,56 \text{ Кл/моль}$
Постоянная Больцмана	$k = 1,381 \cdot 10^{-23} \text{ Дж/К}$

### 9. Переводные множители

1 кал = 4,184 Дж
1 эВ = $1,6022 \cdot 10^{-19}$ Дж = 96486 Дж/моль
1 кВт ч = $3,6 \cdot 10^6$ Дж = $3,6 \cdot 10^3$ кДж
1 атм = 760 мм рт. ст. = 101325 Па = 101,325 кПа
1 мм рт. ст. = 133,322 Па
1 Д (Дебай) = $3,33 \cdot 10^{-3}$ Кл м
$\ln N - 2,303 \lg N$
$1 \text{ м}^3 = 10^3 \text{ л} = 10^6 \text{ мл}$

1 К = 1°С

273,16 К – 0°С

1 час = 60 мин = 3600 с

## 10. Список литературы

### *а) Учебники и учебные пособия*

1. Савельев Г.Г., Смолова Л.М. Химия: Учеб.пособ.-М.: Высшая школа, 1997.-160 с.
2. Коровин Н.В. и др. Курс общей химии: Учебник.-М.: Высшая школа, 1990.
3. Фролов В.В. Химия: Учеб. пособ.-М.: Высшая школа, 1986.- 543 с.
4. Глинка Н.Л. Общая химия: Учеб.пособ. - Л.: Химия, 1988.- 704 с.
5. Химия: Справ. изд./Под ред. В. Шретера: Пер. с нем. - М.: Химия, 1989. - 648 с.

### *б) Сборники задач и упражнений*

1. Абкин Г.Л. Задачи и упражнения по общей химии.-М.: Высшая школа, 1971. -264 с.
2. Будруджак П. Задачи по химии: Пер. с рум.-М.: Мир,1989. - 340 с.
3. Витинг Л.М., Резницкий Л.А. Задачи и упражнения по общей химии.- М.: Изд-во МГУ ,1995. - 219 с.
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии.-Л.: Химия, 1988. - 271 с.
5. Гольбрайх З.Е. Сборник задач и упражнений по химии.-М.: Высшая школа, 1984. - 224 с.
6. Зайцев О.С. Задачи упражнения и вопросы по химии.-М.: Химия, 1996. - 432 с.
7. Лидин Р.А., Молочко В.А., Андреева Л.Л. Задачи по неорганической химии.-М.: Высшая школа, 1990. - 318 с.
8. Любимова Н.Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии.-М.: Высшая школа,1990. - 351 с.
9. Романцева Л.М., Лесцинская З.Л., Суханова В.А. Сборник задач и упражнений по общей химии.-М.: Высшая школа, 1991. - 287 с.
10. Свиридов В.В. и др. Задачи, вопросы и упражнения по общей и неорганической химии.-Минск: Университетское изд-во,1991.-349 с.

*в) Лабораторные практикумы*

1. Ахметов Н.С. и др. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии. - М.: Высшая школа, 1988, - 302 с.
2. Васильева З.Г. и др. Лабораторные работы по общей и неорганической химии. М.: Высшая школа, 1986. - 286 с.
3. Гольбрайх З.Е. Практикум по неорганической химии. М.: Высшая школа, 1986. - 349 с.
4. Практикум по неорганической химии/Пол ред. В.П. Зломанова - М.: Изд-во МГУ. 1994. - 318 с.
5. Практикум по неорганической химии/Под ред. А.Ф. Воробьева, С.И. Дракина - М.: Химия, 1984. - 246 с.