

ФЕДЕРАЛЬНАЯ АВИАЦИОННАЯ
СЛУЖБА РОССИИ
Академия Гражданской Aviации

ОБЩАЯ ХИМИЯ

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

*по изучению курса и контрольные задания
для студентов заочного факультета
специализации*

«Организация авиационной безопасности»

БИБЛИОТЕКА
ФАКУЛЬТЕТА
ЗАОЧНОГО ОБУЧЕНИЯ
ОЛ Академии ГА

Санкт-Петербург

2000

ФЕДЕРАЛЬНАЯ АВИАЦИОННАЯ
СЛУЖБА РОССИИ
Академия Гражданской Авиации

ОБЩАЯ ХИМИЯ

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

*по изучению курса и контрольные задания
для студентов заочного факультета
специализации
«Организация авиационной безопасности»*

Санкт-Петербург

2000

Одобрено и рекомендовано к изданию
Методическим советом Академии

Ш87(03)

ОБЩАЯ ХИМИЯ: Методические указания по изучению курса и контрольные задания/ Академия гражданской авиации, С.-Петербург, 2000.

Издаются в соответствии с программой курса. Содержат общие методические указания, перечень разделов и вопросов программы курса, перечень литературы для изучения дисциплины и задания к контрольной работе №1 «Общая химия».

Предназначены для студентов заочного факультета специализации «Организация авиационной безопасности»

Библ. 5 назв.

Составитель: проф. Арбузов В. И., доктор физ.-мат. наук

Рецензент: проф. Немилов С. В., доктор хим. наук

© Академия гражданской авиации, 2000

ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ИЗУЧЕНИЮ КУРСА

Курс состоит из двух частей: общей химии и неорганической химии. В первом семестре изучается общая химия, во втором – неорганическая. Настоящие методические указания охватывают лишь первую часть курса.

Учебная работа студента-заочника по изучению курса химии включает: самостоятельное изучение дисциплины по учебникам и учебным пособиям в соответствии с программой курса; решение задач, в том числе и задач контрольных работ; присутствие на установочных лекциях и консультациях в период экзаменационной сессии; выполнение лабораторных работ; сдача зачетов и экзаменов.

В силу специфики формы обучения основной упор в изучении дисциплины делается на самостоятельную работу студентов-заочников в течение всего учебного года. Для наиболее рациональной организации такой работы студенту следует руководствоваться следующими рекомендациями.

1. В связи со сложностью и большим объемом материала по курсу общей химии не следует откладывать начало его изучения на предсессионный период. Сразу по получении настоящих методических указаний взять в библиотеке по месту жительства или работы рекомендованную учебную литературу, по возможности не ограничивая себя одним учебником.

2. В соответствии с программой курса изучить теоретический материал, составляя краткий конспект по каждому рассматриваемому вопросу и воспроизводя его содержание по памяти. При этом особое внимание следует обратить на законы, описывающие количественные соотношения между элементами или веществами, вступающими в химическую реакцию и образующимися в ее ходе. Необходимо знать, кто и когда открыл тот или иной закон, в чем он проявляется, где и как он используется на практике.

3. Ознакомление с теоретическим материалом по соответствующим разделам курса должно обязательно подкрепляться решением типовых задач. В обоих случаях следует пользоваться периодической таблицей химических элементов. Необходимо знать ее структуру, принцип построения и все условные обозначения.

4. В ходе самостоятельного изучения курса общей химии в период между сессиями следует использовать любые возможности присутствия на лекциях или семинарских занятиях по курсу общей химии в высших учебных заведениях или учебно-консультационных пунктах, если таковые имеются по месту жительства. Если это доступно, может быть также полезен просмотр видеозаписей лекционных курсов по химии, которые готовятся ведущими вузами страны.

5. В сессионный период не следует допускать пропусков установочных лекций, лабораторных работ и консультаций.

Рекомендуемая литература

1. Глинка Н. Л. Общая химия. — Ленинград: Химия, 1983. — 704 с.

2. Коровин Н. В. Общая химия. — Москва: Высшая школа, 1998. — 605 с.

3. Киреев В. А. Курс физической химии. — Москва: Химия, 1975. — 776 с.

4. Гаршин А. П. Неорганическая химия в рисунках, схемах, таблицах, формулах, химических реакциях. — С.-Петербург: СПбГУ, 1998. — 252 с.

5. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии. Учебное пособие для вузов/ Под ред. В. А. Рабиновича и Х. М. Рубиной. Ленинград: Химия, 1985. — 264 с.

ПРОГРАММА

Введение

Классификация наук. Место химии в ряду естественных наук. Предмет химии и объекты изучения. Химическая наука — основа новых отраслей промышленности.

Раздел 1. Атомно-молекулярное учение

Основы атомно-молекулярного учения (атомы, молекулы, ионы). Химические элементы. Вещества. Аллотропия. Законы количественных отношений при химических превращениях. Валентность химических элементов

Классификация сложных веществ. Оксиды, основания, кислоты, соли, их химические свойства и способы получения.

Раздел 2. Периодический закон Д. И. Менделеева

Систематика химических элементов: исторический аспект. Структура периодической системы Д. И. Менделеева, ее роль в открытии новых элементов.

Строение периодической системы Д. И. Менделеева: периоды, группы элементов. Развитие периодического закона в связи со строением атома: радиоактивность, ядерная модель атома Резерфорда и ее противоречия, атомные спектры.

Квантовая теория света и строение атома по Бору. Электронное облако. Квантование движения электрона в атоме. Принцип Паули. s -, p -, d -, f -орбитали и максимальное число электронов на них.

Распределение электронов в атомах по орбиталиям. Электронная конфигурация атома и периодическая система элементов. Размеры атомов и ионов. Энергия ионизации и сродство к электрону. Строение атомного ядра, естественная и искусственная радиоактивность. Ядерные реакции.

Раздел 3. Химическая связь и строение молекул

Энергетический аспект образования химических связей. Ковалентная связь. Электроотрицательность атомов. Полярные и неполярные молекулы, их геометрия и свойства.

Способы образования ковалентной связи, ее насыщенность и направленность. Гибридизация атомных орбиталей. Типы и геометрия ковалентных молекул.

Ионная связь, ее ненаправленность и ненасыщаемость. Поляризуемость и поляризующая способность ионов в ионных соединениях, эффективные заряды ионов. Водородная и металлическая связь. Валентность и степень окисления элементов в свете строения вещества.

Раздел 4. Агрегатное состояние вещества и методы исследования его строения

Агрегатные состояния вещества: газы и плазма, кристаллическое и аморфное состояния твердых тел, жидкости. Методы исследования строения веществ.

Раздел 5. Основные закономерности протекания химических реакций

Гомогенные и гетерогенные химические реакции. Скорость химической реакции, ее зависимость от концентрации реагентов, их природы и температуры. Энергия активации химической реакции. Катализ.

Необратимые и обратимые реакции. Константа химического равновесия. Способы смещения химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Факторы, определяющие направленность химических реакций. Термодинамика химических превращений: внутренняя энергия, энтальпия, энтропия и энергия Гиббса.

Раздел 6. Вода. Растворы

Вода. Аномальные свойства воды. Растворы и способы выражения их состава. Насыщенные и пересыщенные растворы. Растворимость веществ в воде.

Раздел 7. Растворы электролитов

Электролиты и неэлектролиты. Теория электролитической диссоциации. Механизмы диссоциации электролитов.

Степень электролитической диссоциации. Сила электролитов. Константа диссоциации электролитов.

Свойства электролитов с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ионно-молекулярные уравнения химических реакций. Диссоциация воды. Водородный показатель.

Раздел 8 Окислительно-восстановительные реакции и основы электрохимии

Степени окисления элементов. Окислительно-восстановительные реакции. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие восстановители и окислители.

Химический источник электрической энергии. Гальванический элемент Якоби – Даниэля. ЭДС гальванического элемента. Электродные потенциалы. Ряд напряжений металлов.

Электролиз. Катодные и анодные процессы. Законы электролиза. Электролиз в промышленности.

Студентам заочного факультета в I семестре изучения химии необходимо выполнить контрольную работу №1 по общей химии.

Общие методические указания по подготовке, выполнению и оформлению контрольной работы

1. Прежде чем приступать к решению задачи по тому или иному разделу, следует внимательно ознакомиться с теоретическим материалом, а также с примерами решения типовых задач, используя рекомендованные учебники и учебные пособия, а также настоящие методические указания.

2. Задачи по определению количественных мер реагентов или продуктов реакции решаются путем составления пропорций. Для этого необходимо записать уравнение химической реакции с учетом соблюдения закона сохранения массы,

проявляющегося в правильной расстановке коэффициентов перед химическими формулами реагентов и продуктов реакции.

3. Во избежание ошибок при переводе встречающегося в условии задачи словесного обозначения химических соединений на язык химических формул следует пользоваться справочной и учебной литературой или приложениями к сборникам задач по химии.

4. При оформлении решения задачи записывается как ее номер и условие, так и подробный, с пояснениями ход решения задачи. При этом вначале в общем виде записывается математическое выражение закона, которое затем разрешается относительно искомой величины и лишь после этого в окончательную формулу подставляются все известные из условия данные и производится математический подсчет результата. Величины, имеющие размерность, при подстановке в формулы должны обязательно указываться как числом, так и размерностью, например, 5 г/моль. Если какие-то размерности при вычислениях сокращаются, это должно быть указано косыми черточками, перечеркивающими их.

5. В конце решения после слова «Ответ:» должен быть обязательно указан результат, выраженный числом и размерностью, если она имеется.

6. Выполненная работа представляется на кафедру физики не позднее, чем за 3 дня до проведения зачета или экзамена. Она должна быть оформлена в отдельной школьной тетради в клетку, на обложке которой указывается «Академия гражданской авиации. Ниже — Кафедра физики. Ниже — Контрольная работа №1 по общей химии, вариант № 5 (или любой другой). Ниже — Выполнил — студент группы хуз (оставляется место для подписи) Иванов П. Н. Ниже — Проверил — профессор (доцент, ст. преподаватель) (оставляется место для подписи) Фамилия И. О. Ниже — Оценка (оставляется место для оценки).» В тетрадь вкладывается карточка рецензента, заполненная со всеми необходимыми сведениями.

7. После проверки контрольной работы студент должен защитить ее, т. е. объяснить преподавателю ход решения за-

дач. Только после этого контрольная работа считается зачтенной, а студент допускается к сдаче зачета или экзамена. Если из-за большого числа ошибок или из-за неряшливого оформления работа не зачитывается, она должна быть доработана или переоформлена студентом в соответствии с указаниями преподавателя.

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Ниже приводится 20 вариантов контрольной работы, охватывающей все основные разделы курса общей химии. Каждый студент должен решить 10 задач своего варианта, который указан в номере задачи вторым числом после точки. Так, запись «Задача 3.5» означает третью задачу пятого варианта. Номер варианта студент определяет по пересечению строк (предпоследняя цифра шифра зачетной книжки) и столбцов (последняя цифра шифра) таблицы вариантов контрольной работы:

Таблица вариантов

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	0
0	1	11	1	11	1	11	1	11	1	11
1	2	12	2	12	2	12	2	12	2	12
2	3	13	3	13	3	13	3	13	3	13
						14	4	14	4	14
4	5	15	5	15	5	15	5	15	5	15
5	6	16	6	16	6	16	6	16	6	16
6	7	17	7	17	7	17	7	17	7	17
7	8	18	8	18	8	18	8	18	8	18
8	9	19	9	19	9	19	9	19	9	19
9	10	20	10	20	10	20	10	20	10	20

Так, студент, у которого номер шифра зачетной книжки заканчивается цифрами ...37, решает задачи 4 варианта (см. теневой путь поиска номера варианта в таблице).

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1. Химический элемент и простое вещество, сложное вещество и смесь

Под *химическим элементом* понимают совокупность атомов с одинаковым положительным зарядом ядра и с определенным набором свойств. Атомы одного и того же химического элемента, соединяясь, образуют *простое вещество*. При сочетании атомов разных химических элементов возникают *сложные вещества (химические соединения)* или *смеси*. Отличие химических соединений от смесей состоит в том, что:

- они обладают новыми свойствами, которых не было у простых веществ, из которых они были получены;
- их невозможно механически разделить на составные части;
- химические элементы в их составе могут быть только в строго определенных количественных соотношениях.

Некоторые химические элементы (*углерод, кислород, фосфор, сера*) способны существовать в виде нескольких простых веществ. Это явление носит название *аллотропии*, а разновидности простых веществ одного и того же химического элемента называются его *аллотропными модификациями (видоизменениями)*.

Задачи

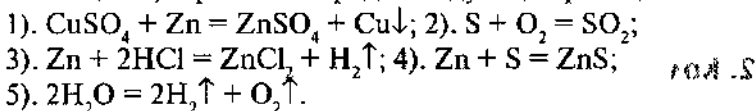
1.1. Чего больше существует в природе: химических элементов или простых веществ? Почему?

1.2. Верно ли утверждение, что сера и железо в состав сульфида железа входят как вещества? Если нет, то каков правильный ответ?

1.3. Назовите аллотропные модификации кислорода. Отличаются ли они по своим свойствам? Как?

1.4. Какая из аллотропных модификаций кислорода химически более активна и почему?

1.5. Простыми веществами или химическими элементами являются цинк, сера и кислород в следующих реакциях:



1.6. Можно ли из одного простого вещества получить другое простое вещество? Дать мотивированный ответ.

1.7. При сгорании некоторого вещества в кислороде получаются оксид серы (IV), азот и вода. Какие химические элементы образуют исходное вещество?

1.8. Указать, к простым или сложным веществам относятся: H_2O , Cl_2 , NaOH , O_2 , HNO_3 , Fe , S , ZnSO_4 , N_2 , AgCl , I_2 , Al_2O_3 , O_3 ?

1.9. Для каких химических элементов известны аллотропные модификации? Назовите эти модификации.

1.10. Возможен ли переход химического элемента из одной аллотропной модификации в другую? Привести примеры.

1.11. Какие химические элементы имеют в виду, когда говорят об алмазе, озоне?

1.12. Какие из веществ являются химическими соединениями, а какие — смесями:

а) почва; б) воздух; в) мел; г) серная кислота; д) вода?

1.13. Как доказать, что хлорид натрия относится к сложным веществам?

1.14. Назовите три аллотропные модификации углерода.

1.15. Как называются и чем отличаются друг от друга аллотропные модификации фосфора?

1.16. Как называются и чем отличаются друг от друга аллотропные модификации серы?

1.17. Указать, какое из утверждений верно и почему: в состав сульфата бария входят: а) простые вещества барий, сера, кислород; б) химические элементы барий, сера, кислород.

1.18. Сколько литров аммиака может быть получено из смеси 10 литров азота и 30 литров водорода?

1.19. Сколько литров водяного пара образуется из смеси 10 литров водорода и 4 литров кислорода? Какой газ и в каком объеме останется в избытке?

1.20. Сколько граммов сульфида цинка (ZnS) может образоваться из смеси 130 г цинка и 48 г серы?

2. Количественные меры вещества: атомные и молекулярные массы, моль. Закон Авогадро. Мольный объем газа

В настоящее время единицей измерения масс атомов и молекул является *атомная единица массы* (1 а. е. м. = $1,66 \cdot 10^{-27}$ кг), равная 1/12 части массы изотопа углерода ^{12}C . *Относительной атомной массой* элемента (или просто *атомной массой*) называют отношение массы его атома к 1/12 части массы атома ^{12}C . Соответственно, *относительной молекулярной массой* простого или сложного вещества (или просто *молекулярной массой*) называют отношение массы его молекулы к 1/12 части массы изотопа углерода ^{12}C .

Наряду с названными характеристиками в химии широко пользуются понятием *количества вещества*, единицей измерения которого служит *моль*. *Моль* — это количество вещества, которое содержит столько же молекул, атомов, ионов или других структурных единиц, сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода ^{12}C . В 1 моле вещества содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц (постоянная или число Авогадро, обозначается буквой N , имеет размерность моль⁻¹). Масса 1 моля вещества (*молярная или молярная масса*) численно равна его молярной массе, выраженной в граммах. Молярная масса выражается обычно в г/моль. Молярная масса M вещества равна отношению его массы m к количеству вещества ν , выраженному в молях:

$$M = m/\nu.$$

Рассмотрим решение задачи с использованием числа Авогадро.

Пример 1. Выразить массу одной молекулы CO_2 в граммах.

Решение. Относительная молекулярная масса диоксида углерода CO_2 равна 44. Это означает, что его молярная масса равна 44 г/моль. В 1 моле CO_2 содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ моле-

кул, откуда для массы одной молекулы можно записать соотношение:

$$m = M/N = 44 \text{ г/моль} / 6.02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 7.31 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

Ответ: Масса одной молекулы CO_2 равна $7.31 \cdot 10^{-23} \text{ г}$.

Для газов, кроме мольной массы, важную роль играет объем. Согласно закону Авогадро, в равных объемах любых газов при одной и той же температуре и при одном и том же давлении содержится одинаковое число молекул. Отсюда следует, что при одинаковых условиях 1 моль любого газа занимает один и тот же объем, называемый *мольным объемом*. При температуре 0°C и при давлении 101.325 кПа (нормальные условия) мольный объем любого газа равен 22.4 л.

Пример 2. Какой объем при нормальных условиях занимают 15 граммов диоксида углерода?

Решение. Объем 1 моля CO_2 при н. у. равен 22.4 л. Для определения искомого объема составим пропорцию, учитывая, что мольная масса CO_2 равна 44 г/моль:

44 г CO_2 занимают при н. у. объем в 22.4 л,

а 15 г CO_2 — — — — — х л,

откуда находим: $x = 15 \text{ г} \cdot 22.4 \text{ л} / 44 \text{ г} = 7.64 \text{ л}$.

Ответ: 15 г CO_2 при н. у. занимают объем в 7.64 л.

Задачи

2.1. Сопоставить числа молекул, содержащихся в 1 г NH_3 и в 1 г N_2 . В каком случае и во сколько раз молекул больше?

2.2. Чему равна масса одной молекулы диоксида серы SO_2 в граммах?

2.3. Одинаково ли число молекул в 0.001 кг H_2 и в 0.001 кг O_2 ? В 1 моле H_2 и в 1 моле O_2 ? В 1 л H_2 и в 1 л O_2 при одинаковых условиях?

2.4. Сколько молекул содержится в 1.00 мл водорода при нормальных условиях?

2.5. Какой объем при нормальных условиях занимают $27 \cdot 10^{21}$ молекул газа?

2.6. Найти отношение объемов кислорода, водорода и метана (CH_4) при нормальных условиях, если массы газов одинаковы.

2.7. Правильно ли утверждение, что 1 моль воды при нормальных условиях занимает 22.4 л? Если нет, то почему и каков правильный ответ?

2.8. Сколько молекул диоксида углерода (CO_2) находится в 1 л воздуха, если объемное содержание CO_2 составляет при нормальных условиях 0.03 %?

2.9. Сколько молей содержится в 1 м³ любого газа при нормальных условиях?

2.10. При взаимодействии NH_3 и Cl_2 образуются газообразный хлороводород (HCl) и азот. В каких объемных соотношениях взаимодействуют NH_3 и Cl_2 и каково отношение объемов получающихся газов?

2.11. Сколько граммов оксида ртути (HgO) требуется разложить, чтобы получить 10 молей кислорода?

2.12. Вычислите объем кислорода, образующегося при нормальных условиях при разложении 2 молей воды?

2.13. Сколько молей составляют: 0.8 кг CuO , 212 кг Na_2CO_3 , 8 г NaOH ?

2.14. Сколько молей кислорода образуется при разложении 490 г KClO_3 ?

2.15. Сколько граммов кислорода потребуется для сжигания 2 молей магния?

2.16. Сколько граммов цинка и серной кислоты надо взять для получения 4 молей водорода?

2.17. В каком количестве хлорида натрия содержится столько же натрия, сколько его находится в 5 молях Na_2SO_4 или в 2 молях NaNO_3 ?

2.18. Сколько граммов серы содержится в 2 молях сульфата железа FeSO_4 ?

2.19. Сколько граммов кислорода требуется для окисления 1 моля алюминия, цинка, магния?

2.20. Вычислите массу 3 молей соляной кислоты и 2 молей гидроксида натрия.

3. Эквивалент. Закон эквивалентов. Эквивалентная масса. Эквивалентный объем

Выше уже говорилось, что простые вещества (или химические соединения), вступающие в химические реакции друг с другом, а также продукты реакций находятся в строго определенных количественных соотношениях. Следствием этого факта было введение в научный и практический обиход понятия *эквивалент*. *Эквивалентом химического элемента (или молей эквивалентов)* называется такое его количество, которое может заместить или присоединить к себе в химических реакциях 1 моль атомов водорода или любого другого химического элемента, эквивалент которого известен. В соединениях HCl , H_2S , NH_3 , CH_4 эквиваленты хлора, серы, азота и углерода равны 1 молю, $1/2$ моля, $1/3$ моля и $1/4$ моля, соответственно. *Эквивалент (или моль эквивалентов) сложного вещества* — это такое его количество, которое взаимодействует без остатка с одним эквивалентом атомов водорода или с одним эквивалентом любого другого вещества.

Масса одного эквивалента (или моля эквивалентов) химического элемента или вещества называется их эквивалентной массой (или молярной массой эквивалентов). Единицей измерения эквивалентной массы служит г/моль. Эквивалентная масса химического элемента M_3 равна отношению мольной массы атомов M_A к его валентности B :

$$M_3 = M_A / B.$$

Так, эквивалентные массы хлора, серы, азота и углерода в приведенных выше соединениях равны 34.45 г/моль, $(32/2 = 16)$ г/моль, $(14/3 = 4.67)$ г/моль и $(12/4 = 3)$ г/моль.

Способ определения эквивалентной массы сложных соединений зависит от их класса. Так, эквивалентная масса $M_{3к}$ кислоты равна ее мольной массе M_x , деленной на основность O (число ионов водорода H^+ , которое кислота отдает в реак-

ши с основанием; основность HCl равна 1, H_2SO_4 — 2, H_3PO_4 — 3):

$$M_{\text{эк}} = M_k / O.$$

Эквивалентная масса $M_{\text{эк}}$ основания равна его мольной массе M_0 , отнесенной к валентности металла V_{Me} :

$$M_{\text{эк}} = M / V_{\text{Me}}$$

И наконец, эквивалентная масса $M_{\text{эк}}$ соли определяется как отношение ее мольной массы M_c к произведению валентности металла V_{Me} на число k его атомов в молекуле:

$$M_{\text{эк}} = M_c / V_{\text{Me}} k.$$

Многие элементы, соединяясь друг с другом, могут образовывать по несколько соединений (например, CO и CO_2). Отсюда следует, что эквивалент химического элемента и его эквивалентная масса могут различаться в зависимости от того, какое соединение было взято для их определения. Так, в случае приведенных выше моно- и диоксида углерода эквивалентные массы углерода равны, соответственно, $(12/2 = 6)$ г/моль и $(12/4 = 3)$ г/моль, поскольку мольная масса атомов углерода равна 12 г/моль, а его валентность равна 2 в случае монооксида углерода и 4 — в случае диоксида.

Кроме понятия эквивалентной массы, широко пользуются также понятием *эквивалентного объема*, под которым понимают объем, который занимает 1 эквивалент рассматриваемого газообразного вещества. Единицей измерения эквивалентного объема является л/моль. Поскольку 1 эквивалент водорода (атомарного) составляет половину 1 моля молекулярного водорода, становится понятно, что эквивалентный объем водорода при нормальных условиях равен половине мольного объема, т. е. 11,2 л/моль. Соответственно, эквивалентный объем кислорода равен 5,6 л/моль, так как эквивалент кислорода равен 1/4 моля, т. е. в 2 раза меньше эквивалента водорода.

Изучение количественных закономерностей химических реакций привело к установлению *закона эквивалентов*: *Массы m_1 и m_2 (или объемы V_1 и V_2) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их эквивалентным массам $M_{\text{эк}1}$ и $M_{\text{эк}2}$ (объемам V_1 и V_2).*

$$m_1/m_2 = M_{31}/M_{32}$$

Из этого уравнения легко получается соотношение

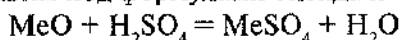
$$v_1 = m_1/M_{31} = m_2/M_{32} = v_2,$$

где v_1 и v_2 — количества эквивалентов реагентов. Как видим, количества эквивалентов реагирующих без остатка веществ равны между собой.

Рассмотрим для примера решение задач, в которых встречаются понятия, о которых только что шла речь.

Пример 1. Чему равна эквивалентная масса металла, если при взаимодействии 3 г его оксида с серной кислотой образовалось 9 г сульфата?

Решение. Составим уравнение реакции и — для наглядности — проставим под формулами оксида и сульфата их массы:



$$3 \text{ г} \qquad \qquad \qquad 9 \text{ г}$$

Эквивалентная масса металла равна отношению его мольной массы M_{Me} к валентности. Записав формулу оксида в виде MeO , мы тем самым определили, что валентность металла равна 2. Нам остается найти мольную массу металла. Для этого составим пропорцию:

3 г оксида так	относится к	9 г сульфата, как
мольная масса оксида	относится	к мольной массе
$(M_{\text{Me}} + 16)$ г/моль		$(M_{\text{Me}} + 96)$ г/моль
		сульфата.

Из этой пропорции получаем следующее равенство:

$$(M_{\text{Me}} + 16) \cdot 9 = (M_{\text{Me}} + 96) \cdot 3, \text{ откуда находим } M_{\text{Me}} = 24 \text{ г/моль.}$$

Деля эту величину на найденную валентность, находим, что эквивалентная масса металла $M_3 = 12$ г/моль.

Ответ: $M_3 = 12$ г/моль.

Примечание: Если бы мы записали формулу оксида в виде Me_2O , то формула сульфата должна была бы быть записана в виде Me_2SO_4 , что означало бы, что валентность металла равна 1. Прделав аналогичные математические выкладки, мы получили бы, что $M_{\text{Me}} = 12$ г/моль, а следовательно, $M_3 = 12$ г/моль, как и в первом случае.

Пример 2. При взаимодействии с водой некоторого количества металла с эквивалентной массой, равной 19.55 г/моль, выделилось 3 л водорода. Определить массу металла.

Решение. Поскольку эквивалентный объем водорода известен (11.2 л/моль), составим пропорцию:

19.55 г/моль металла эквивалентны 11.2 л/моль водорода,
а x г металла эквивалентны 3 л водорода,
откуда $x = 19.55 \text{ г/моль} \cdot 3 \text{ л} / 11.2 \text{ л/моль} = 5.24 \text{ г}$

Ответ: Масса металла равна 5.24 г

Задачи

3.1. При сгорании 5.00 г металла образуется 9.44 г его оксида. Определить эквивалентную массу металла.

3.2. Определить эквивалентные массы металла и серы, если 3.24 г металла образует 3.48 г оксида и 3.72 г сульфида.

3.3. Вычислить атомную массу двухвалентного металла и определить, какой это металл, если 8.34 г металла окисляются при нормальных условиях 0.680 л кислорода.

3.4. Для растворения 16.8 г металла потребовалось 14.7 г серной кислоты. Определить эквивалентную массу металла и объем выделившегося водорода (условия нормальные).

3.5. 1.60 г кальция и 2.61 г цинка вытесняют из кислоты одинаковые количества водорода. Вычислить эквивалентную массу цинка, зная, что эквивалентная масса кальция равна 20.0 г/моль.

3.6. На нейтрализацию 2.45 г кислоты идет 2.00 г гидроксида натрия. Определить эквивалентную массу кислоты.

3.7. Сколько эквивалентных масс содержится в молярной массе ортофосфорной кислоты?

3.8. Найти отношение между эквивалентными массами серы в следующих ее соединениях: SO_2 , SO_3 , H_2S .

3.9. Определить эквивалент серы в ее оксидах, содержащих 40 и 50 % серы.

3.10. На нейтрализацию 2.45 г кислоты израсходовано 2 г гидроксида натрия. Определить эквивалентную массу кислоты.

3.11. 1 г четырехвалентного элемента соединяется с 0.27 г кислорода. Определить, какой это элемент.

3.12. При сгорании 10.8 г металла расходуется 6.72 л кислорода при нормальных условиях. Определить эквивалентную массу металла.

3.13. Одно и то же количество металла соединяется с 4.8 г кислорода и с 48 г одного из галогенов. Какой это галоген?

3.14. При сгорании 5.4 г трехвалентного металла образовалось 10.2 г оксида. Какой взят металл?

3.15. 2.71 г хлорида трехвалентного металла взаимодействуют с 2 г гидроксида натрия. Назвать металл, входящий в состав соли.

3.16. Для растворения 5.4 г металла потребовалось 29.4 г серной кислоты. Определить эквивалентную массу металла и объем выделившегося при нормальных условиях водорода.

3.17. Определить валентность железа в хлоридах, если в одном содержится

34.5 % железа, а в другом — 44.1 %.

3.18. Одно и то же количество металла соединяется с 1 г кислорода и с 2 г другого элемента. Определить эквивалент этого элемента.

3.19. Определить эквивалент металла в следующих соединениях: Mn_2O_7 , $Mg_2P_2O_7$, CrO_3 , $Ba(OH)_2$, $Ca_3(PO_4)_2$.

3.20. При нагревании 5 г металла получено 5.4 г оксида. Определить эквивалент металла.

4. Вывод химических формул соединений. Расчеты по химическим формулам и уравнениям

Химическая формула соединения показывает, из каких химических элементов оно состоит и в каких количественных соотношениях входят в его состав атомы этих элементов. Различают понятия *молекулярной* и *простейшей* формул сложного

вещества. Наиболее полную информацию о составе молекулы химического соединения дает его *молекулярная формула*, в которой указано точное число атомов каждого вида (например, запись H_2SO_4 означает, что молекулу серной кислоты образуют 2 атома водорода, один атом серы и четыре атома кислорода). *Простейшая формула* выражает лишь наиболее простой атомный состав соединения, который соответствует отношениям масс атомов элементов, его образующих. Для вывода простейшей формулы химического соединения достаточно знать, из каких элементов состоит сложное вещество и каковы массы их атомов. Рассмотрим этот вопрос на конкретном примере.

Пример 1. Вывести простейшую формулу соединения, состоящего на 80 % из углерода и на 20 % из водорода

Решение. Обозначим число атомов углерода в формуле соединения через x , а число атомов водорода через y . Это означает, что формула соединения может быть записана как C_xH_y . Поскольку атомные массы углерода и водорода равны 12 и 1 а. е. м., соответственно, то можно считать, что масса атомов углерода в молекуле соединения будет относиться к массе атомов водорода, как $12x : 1y$. С другой стороны, по условию отношение этих масс равно $80 : 20$. Приравняв $12x : 1y$ к $80 : 20$, получаем соотношение $x : y = 80/12 : 20/1$, откуда следует, что $x : y = 1 : 3$. В общем виде этому соотношению числа атомов углерода и водорода могут отвечать соединения с формулами CH_3 , C_2H_6 , C_3H_9 и т. д. Простейшая же формула — CH_3 .

Ответ: Простейшая формула соединения — CH_3 .

Чтобы найти молекулярную формулу сложного вещества, надо знать его относительную молекулярную массу. Продемонстрируем, как устанавливается молекулярная формула химического соединения.

Пример 2. Найти молекулярную формулу соединения, молекулярная масса которого равна 98 и в котором водород составляет 3.06 %, фосфор — 31.63 % и кислород — 65.31 %.

Решение. Обозначим искомую формулу как $H_xP_yO_z$. Отношение масс атомов водорода, фосфора и кислорода в формуле $1x : 31y : 16z = 3.06/1 : 31.63/31 : 65.31/16$, откуда получаем: $x : y : z = 3 : 1 : 4$. Значит, формула искомого соединения — H_3PO_4 .
Ответ: Молекулярная формула соединения — H_3PO_4 .

Задачи

4.1. Найти простейшую формулу соединения, содержащего (по массе) 43.4 % натрия, 11.3 % углерода и 45.3 % кислорода.

4.2. Найти простейшую формулу вещества, в состав которого входят водород, углерод, кислород и азот в соотношении масс 1 : 3 : 4 : 7.

4.3. Найти простейшую формулу оксида ванадия, зная, что 2.73 г оксида содержат 1.53 г металла.

4.4. Вещество содержит по массе 26.53 % калия, 35.37 % хрома и 38.10 % кислорода. Найти его простейшую формулу.

4.5. При взрыве смеси, полученной из 1 объема некоторого газа и 2 объемов кислорода, образуется 2 объема CO_2 и 1 объем N_2 . Найти молекулярную формулу газа.

4.6. Вычислить массу азота, содержащегося в 1 кг калийной селитры KNO_3 , аммиачной селитры NH_4NO_3 и аммофоса $(NH_4)_2HPO_4$.

4.7. К раствору, содержащему 10 г H_2SO_4 , прибавили 9 г $NaOH$. Какое из веществ останется после реакции в избытке?

4.8. Раствор, содержащий 34.0 г $AgNO_3$, смешивают с раствором, содержащим такую же массу $NaCl$. Весь ли нитрат серебра вступит в реакцию? Сколько граммов $AgCl$ получилось в результате реакции?

4.9. К раствору, содержащему 0.20 моля $FeCl_3$, прибавили 0.24 моля $NaOH$. Сколько молей $Fe(OH)_3$ образовалось в результате реакции и сколько молей $FeCl_3$ осталось в растворе?

4.10. Сколько граммов $NaCl$ можно получить из 265 г Na_2CO_3 ?

4.11. Смешано 7.3 г HCl с 4.0 г NH_3 . Сколько граммов NH_4Cl образуется? Найти массу оставшегося после реакции газа.

4.12. К раствору, содержащему 6.8 г AlCl_3 , прилили раствор, содержащий 5.0 г KOH . Найти массу образовавшегося осадка.

4.13. При разложении CaCO_3 выделилось 11.2 л CO_2 . Чему равна масса KOH , необходимая для связывания выделившегося газа в карбонат?

4.14. Вычислить отношение масс элементов в оксиде железа Fe_2O_3 .

4.15. Вычислить массовые доли (в %) элементов в оксиде меди CuO .

4.16. Вывести формулу соединения, в котором массовые доли составляют: 1.58 % водорода, 22.22 % азота и 76.20 % кислорода.

4.17. Соединение состоит из 42.07 % натрия, 18.91 % фосфора и 39.02 % кислорода. Вывести его формулу.

4.18. Массовые доли магния, фосфора и кислорода в соли соответственно составляют 21.83, 27.85 и 50.32 %. Вывести формулу соли.

4.19. При обезвоживании 4.3 г кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ осталось 1.6 г вещества. Вывести формулу кристаллогидрата.

4.20. При соединении 6.2 г фосфора с кислородом получено 5.19 г оксида фосфора. Вывести его формулу.

5. Электронная структура атомов и периодическая система элементов

Как было установлено в первой половине XX века, состояние электрона в атоме (его энергия, форма, размер и ориентация орбиты при движении вокруг ядра, а также вращение электрона вокруг собственной оси) характеризуется определенными значениями четырех квантовых чисел — n , l , m и s .

Главное квантовое число n , принимающее целочисленные значения 1, 2, 3, и т. д., «задает» (квантует) энергию электрона в атоме ($E \sim n^2$) и размер электронного облака: с ростом n обе названные характеристики увеличиваются. Состояние электрона с определенным значением главного квантового числа называют *энергетическим уровнем*. При этом различают первый энергетический уровень ($n = 1$), второй ($n = 2$) и т. д. Электроны, отвечающие одинаковым значениям n , образуют электронные облака примерно одинаковых размеров, которые принято называть *электронными слоями* или *электронными оболочками*. В зависимости от величины n (1, 2, 3, 4, 5, 6, 7) различают слои (или оболочки), обозначаемые буквами K, L, M, N, O, P, Q .

Как и энергия электрона в атоме, форма его облака тоже не может быть любой: она определяется величиной *орбитального квантового числа* l . Число l может принимать значения от 0 до $n - 1$. Это значит, что при заданном значении главного квантового числа орбитальное квантовое число может принимать n разных значений, иначе говоря, возможно n различных вариантов формы электронного облака. Как оказалось, энергия электрона зависит не только от n , но и от l . По этой причине состояния электрона, отвечающие определенным значениям орбитального квантового числа, называют *энергетическими подуровнями*. Для электронов разных энергетических подуровней введены особые обозначения: s, p, d, f , которым отвечают значения l , равные, соответственно, 0, 1, 2, 3. Самой низкой энергией при заданном главном квантовом числе обладают s -электроны, затем следуют p -электроны, затем — d - и f -электроны. Состояния электрона с заданными значениями главного и орбитального квантовых чисел записывают следующим образом: $2p, 3d, 4f$. Считается, что электронное облако s -электронов имеет сферическую форму, у p -электронов — гантелевидную, у d - и f -электронов — еще более сложную. Форма электронного облака важна с точки зрения образования химических связей.

Ориентация электронного облака в пространстве квантуется *магнитным квантовым числом* m . Это квантовое число принимает все целочисленные значения в пределах от $-l$ до $+l$, т. е. при заданном l возможно $(2l + 1)$ значение m . С этим квантовым числом связывают магнитный момент, возникающий при орбитальном движении электрона в атоме. Состояния электрона с заданными значениями n , l и m называют *электронной орбиталью*. Для s -электронов $m = 0$, следовательно, нет никакого квантования ориентации сферически симметричного электронного облака в пространстве. Для p -электронов существует 3 различных ориентации облака, для d -электронов — 5, для f -электронов — 7. В многоэлектронных атомах энергия электрона зависит и от значения магнитного квантового числа.

✎ Наконец, *спиновое квантовое число* s принимает два значения $(+1/2$ и $-1/2)$ и квантует вращение электрона вокруг собственной оси в двух взаимно противоположных направлениях.

В соответствии с *принципом Паули*, у многоэлектронного атома не может быть двух электронов, у которых одинаковыми были бы все четыре квантовых числа. Это значит, что любая электронная орбиталь может быть занята только двумя электронами, спиновые квантовые числа которых имеют противоположные знаки. Два таких электрона называются *спаренными*, но на некоторых орбиталях могут располагаться *неспаренные электроны*. Орбиталь с двумя спаренными электронами, обладающими противоположно направленными спинами, обозначается клеточкой с двумя взаимно противоположными стрелками $\uparrow\downarrow$ внутри нее.

Порядок заполнения атомных орбиталей электронами подчиняется *правилам Клечковского*: заполнение происходит в порядке увеличения суммы $n + l$ (1-е правило), а при одинаковых значениях этой суммы — в порядке увеличения главного квантового числа n (2-е правило). При постоянном значении l (т. е. в пределах подуровня) электроны заполняют максимально возможное число орбиталей (*правило Хунда*). Это означает, что стабильным будет такое состояние атома, при котором сум-

марное значение спина максимально (т. е. когда спины всех электронов, находящихся на данном подуровне, параллельны). В соответствии с этими правилами, заполнение электронами электронных орбиталей многоэлектронных атомов происходит в следующем порядке: $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow \underline{3d} \rightarrow \underline{4p} \rightarrow 5s \rightarrow \underline{4d} \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow \underline{4f} \approx \underline{5d} \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow \underline{5f} \approx \underline{6d} \rightarrow 7p$. Одной и двумя чертами подчеркнуты случаи, когда в точном соответствии со 2-м правилом Клечковского заполняются сначала орбитали предыдущего уровня: $3d$, а не $4p$; $4d$, а не $5p$; $4f$, а не $5d$; $5f$, а не $6d$, хотя в двух последних случаях из-за близости энергий орбиталей $4f$ и $5d$, с одной стороны, и орбиталей $5f$ и $6d$, с другой стороны, заполнение f -орбиталей может приостанавливаться, и электронами могут заполняться d -орбитали. Это наблюдается, например, у гадолиния в ряду лантаноидов и для кюрия в ряду актиноидов. Отчасти это объясняется тем, что наибольшей стабильностью, а значит, меньшей энергией, отличаются состояния с полностью или наполовину (гадолиний и кюрий) заполненными атомными орбиталями. Именно этим объясняется инертность благородных газов, у которых полностью заполненными являются не только внутренние, но и внешние (валентные) орбитали. Максимальное число электронов на энергетическом уровне равно $2n^2$.

Электронная структура атома указывает последовательность заполнения атомных орбиталей по мере увеличения их энергии, а также число электронов на той или иной орбитали. Так, электронные структуры атомов азота, кислорода и фтора записываются, соответственно, следующим образом: $1s^2 2s^2 2p^3$, $1s^2 2s^2 2p^4$ и $1s^2 2s^2 2p^5$. У всех этих трех атомов имеется по два электрона (указывается верхним индексом после обозначения орбитали) на орбиталях $1s$ и $2s$, тогда как на орбитали $2p$ у азота 3 электрона, у кислорода — 4, а у фтора — 5. При ионизации (отрыв электрона от атома при сообщении последнему определенной энергии, называемой *энергией ионизации*) атом приобретает электронную конфигурацию своего предшественника, т. е. атома, расположенного в периодической системе на одну клеточку раньше. Энергия ионизации может быть определена

при облучении атомов ускоренными в электрическом поле внешними электронами. При этом наименьшая разность потенциалов, при которой осуществляется ионизация атома, называется *потенциалом ионизации*. Поскольку образовавшийся в результате ионизации атома ион будет сильнее удерживать своим электростатическим полем оставшиеся электроны, потенциал каждой последующей ионизации всегда больше. В ряду элементов одной группы потенциал ионизации падает с ростом порядкового номера элемента, что обусловлено увеличением радиусов атомов и ионов, а следовательно, уменьшением силы электростатического притягивания внешних электронов к ядрам атомов. Элементы с полностью или наполовину заполненными электронными подуровнями обладают повышенными потенциалами ионизации.

Рассмотрим примеры решения типовых задач по данному разделу.

Пример 1. Записать электронную формулу атома хлора.

Решение. Атом хлора занимает 17-ю клеточку таблицы Менделеева, значит, он имеет 17 электронов. Они распределяются следующим образом по орбиталиам: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

Ответ: Электронная формула атома хлора $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

Пример 2. Написать электронную формулу иона O^{2-} . Какому элементу она соответствует?

Решение. Порядковый номер атома кислорода — 8. Ему отвечает электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^4$. У иона O^{2-} на 2 электрона больше, чем у атома кислорода. Значит, электронная конфигурация иона O^{2-} будет следующей: $1s^2 2s^2 2p^6$, эта конфигурация соответствует заполненной конфигурации атома Ne.

Ответ: Электронная формула иона O^{2-} — $1s^2 2s^2 2p^6$, она соответствует электронной конфигурации атома Ne.

Пример 3. Определить максимально возможное число электронов на M -уровне.

и Решение. Обозначению M -уровень отвечает значение главного квантового числа $n = 3$. При данном значении n возможно 3 значения орбитального квантового числа l : 0, 1 и 2. Им отвечают 1, 3 и 5 орбиталей, соответственно, т. е. в совокупности 9 орбиталей. На каждой из них, в соответствии с принципом Паули, могут размещаться по 2 электрона, следовательно, всего на M -уровне может разместиться $2 \cdot 9 = 18$ электронов. В свою очередь $18 = 2 \cdot 9 = 2 \cdot 3^2 = 2 \cdot n^2$.

Ответ: Максимальное число электронов, которое может разместиться на M -уровне, равно 18 (или $2 \cdot n^2$).

Задачи

5.1. Сколько значений магнитного квантового числа возможно для электронов энергетического подуровня, орбитальное квантовое число которого $l = 2$? $l = 3$?

5.2. Записать электронные формулы атомов элементов с зарядом ядра:

а) 8; б) 13; в) 18; г) 23; д) 53; е) 63; ж) 83. Составить графические схемы заполнения электронами валентных орбиталей этих атомов.

5.3. Среди приведенных ниже электронных конфигураций указать невозможные и объяснить причину невозможности их реализации: а) $1p^3$; б) $3p^6$; в) $3s^2$; г) $2s^2$; д) $2d^6$; е) $5d^2$; ж) $3f^{12}$; з) $2p^4$; и) $3p^7$.

5.4. Сколько вакантных $3d$ -орбиталей имеют возбужденные атомы:

а) Cl; б) V; в) Mn?

5.5. Сколько неспаренных электронов содержат невозбужденные атомы:

а) B; б) S; в) As; г) Cr; д) Hg; е) Eu?

5.6. Составить электронно-графические схемы ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} . Чем объяснить особую устойчивость электронной конфигурации Fe^{3+} ?

5.7. Структура внешнего электронного слоя атома элемента выражается формулой: а) $5s^25p^4$; б) $3d^64s^1$. Определить порядковый номер и название элемента.

5.8. Электронная структура атома описывается формулой $1s^22s^22p^63s^23p^63d^64s^2$. Какой это элемент?

5.9. Написать электронные формулы ионов: а) Sn^{2+} ; б) Sn^{4+} ; в) Mn^{2+} ; г) Cu^{2+} ; д) Cr^{3+} ; е) S^{2-} .

5.10. У элементов каких периодов электроны внешнего слоя характеризуются значением $n + l = 5$?

5.11. Для атома углерода значения последовательных потенциалов ионизации составляют (в В): $I_1 = 11.3$; $I_2 = 24.4$; $I_3 = 47.9$; $I_4 = 64$; $I_5 = 392$. Объяснить:

а) ход изменения потенциалов ионизации; б) чем вызван резкий скачок при переходе от I_4 к I_5 ?

5.12. Указать особенности электронных конфигураций атомов меди и хрома. Сколько $4s$ -электронов содержат невозбужденные атомы этих элементов?

5.13. Энергии ионизации атомов благородных газов составляют (в В): He — 24.6; Ne — 21.6; Ar — 15.8; Kr — 14.0; Xe — 12.1; Rn — 10.8. Объяснить ход изменения энергии ионизации в этой группе.

5.14. Каково максимальное число электронов на 3- и 4-м энергетических уровнях? На каких подуровнях размещаются электроны в 3- и 4-м энергетических уровнях?

5.15. Дать мотивированный ответ, какой из подуровней заполняется электронами раньше: $5s$ или $4d$, $3d$ или $4s$?

5.16. Написать электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 21, 35, 43.

5.17. Написать электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 17, 29, 41.

5.18. Назвать элементы 4-, 5- и 6-го периодов, у атомов которых d -орбитали полностью заполнены электронами, и написать электронные формулы их атомов.

5.19. Каковы электронные структуры: а) атома железа и иона железа Fe^{3+} ;

б) Ni^0 , Ni^{2+} , Ni^{3+} ; в) Sn^{2+} , Sn^{4+} , Sn^{0} ?

5.20. Определить, пользуясь правилом Клечковского, последовательность заполнения электронных орбиталей, характеризующихся суммой $(n + l)$, равной: а) 5; б) 6; в) 7.

6. Химическая связь, ее типы и параметры

Многие свойства химических соединений определяются характером химических связей. При химических реакциях происходит разрыв одних химических связей и образование других, в результате чего реагенты превращаются в новые вещества. Важную роль в образовании химических связей между атомами одинаковых или разных элементов играют неспаренные электроны, находящиеся на внешних (валентных) энергетических уровнях атомов. При соединении атомов в молекулы электронная плотность перераспределяется. В зависимости от характера распределения электронной плотности в молекуле традиционно выделяют *ковалентную, ионную и металлическую связь*.

Одним из основных методов описания *ковалентной связи* между атомами является *метод валентных связей*. Суть его сводится к следующему. *Ковалентная связь между двумя атомами* осуществляется двумя электронами, принадлежащими разным атомам и обладающими противоположными спинами. Фактически ковалентная связь между атомами означает пространственное перекрытие их электронных облаков. Механизм образования такой связи называется *обменным* (атомы как бы обмениваются электронами). Если молекулу образуют два одинаковых атома, то электронная плотность симметрично распределяется между ними. В этом случае говорят о *неполярной ковалентной связи*. Такова, например, химическая связь в молекулах H_2 , Cl_2 , N_2 и т. д., т. е. в молекулах простых веществ. В отличие от этого при взаимодействии разных атомов электронная плотность в молекуле может быть смещена в сторону более *электроотрицательного* элемента, возникающая в этом случае связь называется *полярной ковалентной связью* (такая

связь существует, например, в молекуле HCl). Что же касается упомянутой *электроотрицательности*, то под нею понимают способность атомов притягивать к себе обобщенную электронную пару. У типичных металлов электроотрицательность минимальна, у типичных неметаллов — галогенов — она максимальна.

Ковалентная связь может образовываться как невозбужденными, так и возбужденными атомами, тогда кратность связи того или иного атома определяется числом его неспаренных внешних электронов. Так, невозбужденный атом хлора имеет только 1 неспаренный и 4 спаренных $3p$ -электрона, поэтому, например, в молекуле Cl_2 кратность связи равна 1. Однако у атома хлора есть пустая $3d$ -оболочка, в которую при возбуждении (т. е. сообщении атому некоторой энергии) могут быть переведены: 1 или 2 спаренных $3p$ -электрона и затем 1 из спаренных $3s$ -электронов (в таких случаях говорят о «распаривании» спаренных электронов). Получившиеся возбужденные атомы могут теперь отдать на образование химических связей 3, 5 или 7 электронов, соответственно. В ряде случаев ковалентная связь может образовываться по *донорно-акцепторному механизму*. Отличием этого механизма от обменного является то, что один атом предоставляет для образования ковалентной связи пару электронов (такой атом называют *донором*), а другой атом (он называется *акцептором*) — пустую квантовую орбиталь. По своим свойствам ковалентная связь, образованная по донорно-акцепторному механизму, ничем не отличается от связи, созданной по обменному механизму. В роли акцептора может выступать, например, ион водорода H^+ (иначе говоря, протон), а неподеленной парой электронов обладает атом азота в молекуле аммиака NH_3 , поэтому в результате их взаимодействия возникает ион аммония $(\text{NH}_4)^+$. См. также:

В образовании ковалентных связей могут принимать участие валентные электроны, т. е. внешние электроны у s - и p -элементов; у d -элементов — как внешние s -электроны, так и d -электроны предыдущего уровня; и наконец, у f -элементов —

внешние s -электроны, а также d - и f -электроны предшествующих уровней.

При взаимодействии типичных металлов (имеющих по одному или два электрона сверх заполненной оболочки предыдущего инертного газа) с типичными неметаллами (у которых недостает одного или двух электронов до оболочки следующего за ними инертного газа) имеет место ионизация атомов металлов ($\text{Na}^0 - e^- = \text{Na}^+$) и захват электронов атомами неметалла ($\text{Cl}^0 + e^- = \text{Cl}^-$). В результате оба атома превращаются в ионы (Na^+ и Cl^-), имеющие электронные оболочки благородных газов. За счет электростатического взаимодействия этих ионов возникает молекула (NaCl). Такая химическая связь называется *ионной*, она характерна прежде всего для кристаллов, образуемых щелочными или щелочно-земельными металлами с галогенами.

В ионных соединениях ионы оказывают друг на друга поляризующее действие, проявляющееся в смещении ядра одного иона и окружающих его электронов под действием электростатического поля другого иона. При этом различают понятия *поляризуемости ионов* (способности иона одного типа деформироваться под действием поля другого иона) и *поляризующего действия иона* (способность данного иона деформировать ион другого элемента). При прочих равных условиях поляризуемость анионов (отрицательно заряженных ионов) выше, чем таковая катионов (ионов с положительным зарядом), поскольку анионы по размеру обычно крупнее катионов. Поляризуемость ионов в ряду элементов одной группы возрастает с увеличением ионного радиуса, при одинаковом заряде и при одном и том же ионном радиусе она у ионов с 18 электронами во внешнем слое выше, чем у ионов с оболочкой благородных газов. Последние образуются при отдаче по одному или по два электрона атомами элементов главных подгрупп I и II групп таблицы Менделеева, т. е. это ионы щелочных и щелочно-земельных металлов. Элементы побочных подгрупп названных групп (Cu и Zn, Ag и Cd, Au и Hg), отдав при ионизации по одному или по два электрона, приобретают обо-

лочки никеля (Ni: [Ar]3s²3p⁶3d¹⁰), палладия (Pd: [Kr]4s²4p⁶4d¹⁰), платины (Pt: [Xe]5s²5p⁶5d¹⁰), имеющие сверхзаполненные оболочки атомов соответствующих благородных газов по 18 электронов во внешних электронных слоях. Что же касается поляризующего действия ионов в ионных соединениях, то оно возрастает с увеличением заряда иона и уменьшением его радиуса. Ионы, имеющие электронную конфигурацию благородных газов, оказывают меньшее поляризующее действие, чем ионы с незаполненными электронными конфигурациями (Ti²⁺, Fe²⁺, Rb²⁺ и т. д.). Наибольшее же поляризующее действие оказывают уже упоминавшиеся ионы с 18 электронами во внешних слоях.

Важными параметрами химической связи являются *энергия связи и ее кратность (или ковалентность)*. Под энергией связи понимают энергию, которую нужно затратить, чтобы разрушить молекулу. Кратность связи (ковалентность) — это число пар электронов, связывающих атомы в молекулу; чем ковалентность выше, тем больше энергия связи. В случае ионной связи энергия связи тем выше, чем больше заряды ионов и чем меньше их радиусы, т. е. чем выше напряженность электростатического поля, создаваемого каждым ионом. Механическая прочность, температура плавления кристаллов есть функция энергии связи: в ряду однотипных материалов рост энергии связи, наблюдаемый при переходе от одного вещества к другому, проявляется в увеличении названных характеристик.

А теперь рассмотрим решение некоторых типовых задач.

Пример 1. Объяснить с позиций метода валентных связей образование молекулы CO₂.

Решение. Атомы углерода и кислорода обладают следующими электронными конфигурациями: 1s²2s²2p² и 1s²2s²2p⁴. Это означает, что атом углерода имеет 2 неспаренных *p*-электрона и одну пустую *p*-орбиталь, а атом кислорода — 2 неспаренных и 2 спаренных *p*-электрона. Во внешних слоях этих атомов имеется соответственно по 4 и 6 электронов.

Образование молекулы CO_2 возможно при «распаривании» $2s$ -электронов атома углерода, который в возбужденном состоянии будет иметь 4 неспаренных электрона, один — на $2s$ -орбитали и 3 на $2p$ -орбитали. Каждый из атомов кислорода отдает по 2 p -электрона на образование ковалентных связей, в результате у возбужденного атома углерода образуется по 2 обобщенных электронных пары с каждым из атомов кислорода. В итоге кратность связи атома углерода будет равна 4, а у атомов кислорода — 2. С учетом обобщенных электронов у атома углерода и у каждого из атомов кислорода оказывается заполненная оболочка неона.

Пример 2. Объяснить образование из атомов калия и кислорода соединения с ионной связью K_2O .

Решение. При взаимодействии кислорода с калием два атома калия отдают по своему одному внешнему электрону, превращаясь в ионы K^+ с оболочкой Ar: $2\text{K}^0 - 2e = 2\text{K}^+$. В свою очередь атом кислорода захватывает эти два электрона на $2p$ -орбиталь, результатом чего является образование иона O^{2-} , имеющего оболочку Ne. $\text{O} + 2e = \text{O}^{2-}$. Взаимное электростатическое притяжение возникших ионов противоположных знаков имеет следствием образование ионного соединения K_2O .

Задачи

6.1. Указать тип химической связи в молекулах H_2 , Cl_2 , HCl . Привести схему перекрывания электронных облаков.

6.2. Как изменяется прочность связи в ряду: $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$? Указать причины этих изменений.

6.3. Описать с позиций метода валентных связей электронное строение молекулы BF_3 и иона $(\text{BF}_4)^-$.

6.4. Сравнить способы образования ковалентных связей в молекулах CH_4 , NH_3 и в ионе $(\text{NH}_4)^+$. Могут ли существовать ионы $(\text{CH}_5)^+$ и $(\text{NH}_5)^{2+}$?

6.5. Какой атом или ион служит донором электронной пары при образовании иона $(\text{BH}_4)^-$?

6.6. Объяснить с позиций метода валентных связей возможность образования молекулы C_2N_2 .

6.7. Описать электронное строение молекул CO и CN с позиций метода валентных связей. Какая из молекул характеризуется большей кратностью связи?

6.8. Почему не могут существовать устойчивые молекулы Be_2 и Ne_2 ?

6.9. Чему равна ковалентность углерода в молекуле CO?

6.10. Какова кратность связи в молекуле NO?

6.11. Температура плавления $CaCl_2$ — 780 °С, $CdCl_2$ — 560 °С; радиус иона Ca^{2+} равен 0.104 нм, иона Cd^{2+} — 0.099 нм. Объяснить различие температур плавления.

6.12. При переходе от CsF к CsI температура плавления кристаллов уменьшается. Объяснить наблюдаемый ход изменения температур плавления.

6.13. K_2CO_3 плавится при 890 °С без разложения, $AgCO_3$ разлагается уже при 220 °С. Объяснить указанное различие.

6.14. У какого из соединений — SrF_2 или PbF_2 — температура плавления выше?

6.15. Почему благородные газы в отличие от других газообразных веществ (N_2 , H_2 , Cl_2 , F_2 , O_2) существуют при обычных условиях в виде атомов, а не молекул?

6.16. Энергия связи молекул H_2 , O_2 и Cl_2 соответственно равны 430, 495 и 240 кДж/моль. Расположить их в ряд в порядке возрастания прочности.

6.17. Почему молекулы водорода имеют состав H_2 , а не H_3 , H_4 и т. д.; молекулы метана — CH_4 , а не CH_5 , CH_6 и т. д.; молекулы хлороводорода — HCl , а не HCl_2 , HCl_3 и т. д.?

6.18. Какая из связей наиболее полярна: H-F, H-Cl, H-I? К какому из атомов смещается электронное облако?

6.19. Изобразить электронными уравнениями процессы образования из атомов следующих соединений с ионной связью: $AlCl_3$, $MgBr_2$, Na_2S , CaF_2 .

6.20. Какие орбитали участвуют в образовании молекул Cl_2 , H_2 , O_2 и N_2 ? Сколько электронных пар участвует в образовании связей между атомами в названных молекулах?

7. Закономерности протекания химических реакций

Химические реакции подразделяются на *гомогенные* и *гетерогенные*. Первые протекают в системах, не имеющих границы раздела фаз (газы, жидкости), а вторые – в системах, обладающих такой границей, на которой свойства системы меняются скачкообразно. Одной из важнейших характеристик химической реакции является ее скорость. *Скоростью химической реакции называется количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося в ее ходе за единицу времени в единице объема системы (для гомогенной реакции) или на единице площади раздела фаз (для гетерогенных реакций)*. Количественно скорость реакции можно выразить как отношение изменения концентрации реагентов или продуктов реакции ΔC к интервалу времени Δt , за который произошли эти изменения: $v = \Delta C / \Delta t$. Скорость реакции является функцией природы реагентов, их концентрации, температуры. Зависимость скорости гетерогенной реакции $A + B = C$ от концентраций реагентов $[A]$ и $[B]$ определяется законом действия масс: *При постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагентов*. Математически закон действия масс выражается соотношением: $v = k[A]^m[B]^n$, где k – константа скорости реакции. Для реакции $A + 2B = AB_2$ ее скорость $v = k[A]^m[B]^n$.

При изменении температуры меняется как скорость реакции, так и ее константа, но таким образом, что отношение скорости реакции при температуре $(t + 10)^\circ\text{C}$ к скорости при температуре $t^\circ\text{C}$ равно отношению констант скорости реакции при тех же температурах: $v_{t+10} / v_t = k_{t+10} / k_t = \gamma$, где γ – *температурный коэффициент скорости реакции*, значение которого для большинства реакций находится в пределах от 2 до 4 (*правило Вант-Гоффа*). Если температура изменяется не на 10, а на $\Delta t^\circ\text{C}$, то правило приобретает несколько другой вид: $v_{t+\Delta t} / v_t = k_{t+\Delta t} / k_t = \gamma^{\Delta t/10}$.

В ходе реакции концентрации реагентов постепенно уменьшаются. Тогда, в соответствии с законом действия масс, уменьшается и скорость реакции. Иногда взаимодействие продуктов реакции приводит к образованию исходных веществ, вступивших в реакцию. В этих случаях говорят об *обратимых реакциях*. По мере истощения исходных веществ увеличивается концентрация продуктов реакции, значит, возрастает и скорость обратной реакции. Наконец наступает такой момент, когда скорости прямой и обратной реакций уравниваются, возникает состояние *химического равновесия*, при котором концентрации исходных веществ и продуктов реакции остаются неизменными. Если обратимая реакция (обозначим ее вместо знака равенства знаком \leftrightarrow) описывается выражением $A + D \leftrightarrow C + D$, то скорость прямой реакции $v_{\rightarrow} = k_{\rightarrow}[A][B]$, а скорость обратной реакции $v_{\leftarrow} = k_{\leftarrow}[C][D]$. В состоянии химического равновесия $v_{\rightarrow} = v_{\leftarrow}$, откуда следует, что отношение $[C][D] / [A][B]$, равное отношению $v_{\rightarrow} / v_{\leftarrow}$, есть величина постоянная, она обозначается буквой *K* и называется *константой химического равновесия реакции*. Для общего случая обратимой реакции, описываемой уравнением $mA + nB \leftrightarrow pC + qD$, константа равновесия реакции $K = [C]^p[D]^q / [A]^m[B]^n$.

Рассмотрим примеры решения типовых задач по данному разделу.

Пример 1. Как изменится скорость реакции $H_2 + Cl_2 = 2HCl$, если концентрация реагентов увеличится в 3 раза?

Решение. Запишем выражение для скорости реакции до и после изменения концентраций реагентов — $v_1 = k[H_2][Cl_2]$ и $v_2 = k[3H_2][3Cl_2]$ — и найдем отношение $v_2/v_1 = k[3H_2][3Cl_2] / k[H_2][Cl_2] = 9$.

Ответ: Скорость реакции возрастет в 9 раз.

Пример 2. При увеличении температуры на $50^\circ C$ скорость реакции возросла в 1024 раза. Найти температурный коэффициент реакции.

Решение. В соответствии с правилом Вант-Гоффа, $v_{t+\Delta t} / v_t = \gamma^{\Delta t/10}$. По условию задачи, отношение скоростей равно 1024, т. е. $\gamma^{\Delta t/10} = 1024$. Прологарифмировав это соотношение, получаем: $\lg 1024 = 3.0103 = (\Delta t/10) \lg \gamma = (50/10) \lg \gamma = 5 \lg \gamma$. Значит, $\lg \gamma = 3.0103/5 = 0.602$, откуда потенцированием находим величину $\gamma = 4$.

Ответ: Температурный коэффициент реакции $\gamma = 4$.

Пример 3. В состоянии равновесия обратимой реакции $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ концентрации веществ равны: $[N_2] = 1.5$ моль/л; $[H_2] = 4.5$ моль/л; $[NH_3] = 2$ моль/л. Чему равны исходные концентрации водорода и азота и константа химического равновесия?

Решение. Исходя из уравнения реакции, константа химического равновесия

$$K = [NH_3]^2 / [N_2] * [H_2]^3 = 2^2 / 1.5 * (4.5)^3 \approx 0.03.$$

Далее, из уравнения реакции следует, что 1 моль азота реагирует с 3 молями водорода. Это значит, что изменение концентрации водорода и изменение концентрации азота связаны соотношением: $\Delta[H_2] = 3\Delta[N_2]$. С другой стороны, из уравнения реакции следует, что $2\Delta[N_2] = [NH_3] = 2$ моль/л (по условию задачи). Откуда получаем: $\Delta[N_2] = 1$ моль/л, а $\Delta[H_2] = 3\Delta[N_2] = 3$ моль/л. Выразим теперь исходные концентрации азота и водорода через равновесные и через изменения концентраций: $[N_2]_{исх} - \Delta[N_2] = 1.5$ моль/л;

$$[H_2]_{исх} - \Delta[H_2] = 4.5 \text{ моль/л.}$$

Окончательно получаем: $[H_2]_{исх} = 4.5$ моль/л + 3 моль/л = 7.5 моль/л; $[N_2]_{исх} = 1.5$ моль/л + $\Delta[N_2] = 1.5$ моль/л + 1 моль/л = 2.5 моль/л.

Ответ: $[H_2]_{исх} = 7.5$ моль/л; $[N_2]_{исх} = 2.5$ моль/л; $K \approx 0.03$.

Задачи

7.1. Найти значение константы скорости реакции $A + B \rightarrow AB$, если при концентрациях веществ А и В, равных соответственно 0.05 и 0.01 моль/л, скорость реакции равна $5 \cdot 10^{-5}$ моль/(л*мин).

7.2. Во сколько раз изменится скорость реакции $2A + B \rightarrow A_2B$, если концентрацию вещества А увеличить в два раза, а концентрацию вещества В уменьшить в два раза?

7.3. В два сосуда одной и той же вместимости введены: в первый — 1 моль газа А и 2 моля газа В, во второй — 2 моля газа А и 1 моль газа В. Температура в обоих сосудах одинакова. Будет ли различаться скорость реакции между газами А и В в этих сосудах, если скорость реакции выражается: а) уравнением $v_1 = k_1[A][B]$; б) уравнением $v_2 = k_2[A]^2[B]$?

7.4. В системе $CO + Cl_2 = COCl_2$ концентрацию увеличили от 0.03 до 0.12 моль/л, а концентрацию хлора — от 0.02 до 0.06 моль/л. Во сколько раз возросла скорость прямой реакции?

7.5. Две реакции протекают при $25^\circ C$ с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2.0, а второй — 2.5. Найти отношение скоростей этих реакций при $95^\circ C$.

7.6. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на 30 градусов скорость реакции возрастает в 15.6 раза?

7.7. Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 2.3. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если повысить температуру на 25 градусов?

7.8. При некоторой температуре равновесие в системе $2NO_2 \leftrightarrow 2NO + O_2$ установилось при следующих концентрациях: $[NO_2] = 0.006$ моль/л; $[NO] = 0.024$ моль/л. Найти константу равновесия реакции и исходную концентрацию NO_2 .

7.9. Константа равновесия реакции $A(г) + B(г) \leftrightarrow C(г) + D(г)$ равна единице. Сколько процентов вещества А подвергнется превращению, если смешать 3 моля вещества А и 5 молей вещества В?

7.10. После смешивания газов А и В в системе $A(g) + B(g) \leftrightarrow C(g) + D(g)$ устанавливается равновесие при следующих концентрациях: $[B]=0.05$ моль/л; $[C]=0.02$ моль/л. Константа равновесия реакции равна $4 \cdot 10^{-2}$. Найти исходные концентрации веществ А и В.

7.11. В замкнутом сосуде протекает реакция $AB(g) \leftrightarrow A(g) + B(g)$. Константа равновесия реакции равна 0.04, а равновесная концентрация вещества В составляет 0.02 моль/л. Найти начальную концентрацию вещества АВ. Сколько процентов вещества АВ разложилось?

7.12. Константа равновесия реакции $A + B \leftrightarrow C + D$ равна единице. Начальная концентрация $[A]_0 = 0.02$ моль/л. Сколько процентов вещества А подвергается превращению, если начальные концентрации $[B]_0 = 0.02, 0.1$ и 0.2 моль/л?

7.13. Как зависит скорость химической реакции от концентрации реагирующих веществ? Написать математические выражения для скоростей реакций, протекающих по уравнениям:

а) $4NH_3 + 5O_2 = 4NO + 6H_2O$; б) $2H_2S + SO_2 = 3S + 2H_2O$;
в) $H_2 + Cl_2 = 2HCl$.

7.14. Как изменится скорость реакции $2NO + O_2 = 2NO_2$, если концентрации исходных веществ увеличить в 4 раза?

7.15. Как изменится скорость реакции, протекающей по уравнению $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$:

а) если увеличить концентрацию кислорода в 2 раза?

б) если, оставив концентрацию кислорода начальной, увеличить втрое концентрацию SO_2 ?

7.16. Во сколько раз необходимо увеличить для реакции

$2H_2S + SO_2 = 3S + 2H_2O$ концентрацию сероводорода или оксида серы (IV), чтобы в обоих случаях скорость реакции возросла в 9 раз?

7.17. Реакция между веществами А и В протекает по уравнению $A + 2B = C$. Начальная концентрация вещества А равна 0.3 моль/л, а вещества В — 0.5 моль/л. Константа скорости данной реакции 0.4. Вычислить начальную скорость реакции и

скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшилась на 0.1 моль/л.

7.18. Две реакции между простыми веществами протекают с такой скоростью, что за одну минуту образуется в первой реакции 6 г сероводорода, а во второй реакции 20 г иодоводорода. Какая из этих реакций протекает с большей скоростью?

7.19. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 64 раза, если температурный коэффициент реакции равен двум?

7.20. Скорость химической реакции при 40 °С равна 1 моль/(л·с). Вычислить скорость этой реакции при 80 °С, если температурный коэффициент реакции равен четырем.

8. Растворы и способы выражения их концентрации

Раствором называется однородная (гомогенная) система, состоящая из двух или более компонентов, относительные концентрации которых могут изменяться в широких пределах. Наиболее распространенными и важными для практического использования являются жидкие растворы. В случае растворов газов или твердых веществ жидкость является *растворителем*, а газы или твердые вещества — *растворенными веществами*. Отношение количества или массы растворенного вещества (или растворителя) к объему или массе раствора называется *концентрацией* растворенного вещества (или растворителя) в растворе. Наиболее употребительными понятиями, которые служат для выражения концентрации раствора, являются:

1. *Молярная концентрация (или молярность)* C_M — отношение имеющегося в растворе количества растворенного вещества, выраженного в молях, к объему раствора. C_M измеряется в моль/л. Раствор, содержащий в 1 литре n молей растворенного вещества, называется n -молярным и обозначается как nM раствор (например, 2M раствор NaCl).

2. *Эквивалентная (или нормальная) концентрация* C_n — отношение числа эквивалентов растворенного вещества к объему раствора. Раствор, в 1 литре которого имеется n эквивалентов растворенного вещества, называется n -нормальным (например, запись «2 н. раствор NaCl» означает, что $C_n(\text{NaCl}) = 2$ моль/л).

3. *Моляльная концентрация (или моляльность)* m — отношение числа молей растворенного вещества к массе растворителя, измеряется в моль/кг. Запись « $m(\text{NaCl}/\text{H}_2\text{O}) = 2$ моль/кг» означает, что в 1 кг H_2O растворено 2 моля NaCl.

4. *Массовая концентрация* — отношение массы растворенного вещества (или растворителя) к объему раствора, измеряется в $\text{кг}/\text{м}^3$, $\text{г}/\text{см}^3$, $\text{г}/\text{л}$ и т. п. единицах.

5-7. *Молярная, массовая или объемная доли* — отношение числа молей компонента раствора, его массы или объема к общему числу молей, к общей массе или к общему объему раствора, соответственно. Единицами измерения являются либо доли единицы, либо проценты, а также промилле (тысячная часть %) и миллионные и миллиардные доли (ppm и ppb — part per million и part per billion, т. е. 1 часть на миллион или миллиард).

Многие физические свойства жидкого раствора отличаются от таковых для растворителя. К числу таких свойств относится и плотность. С ростом массовой доли растворенного вещества плотность получаемого раствора увеличивается. Для одного и того же растворителя величина относительного увеличения плотности зависит от природы растворенного вещества. Данные о плотности наиболее распространенных растворов солей, кислот и оснований при комнатной температуре имеются в справочной литературе по химии.

Если в качестве реагентов выступают растворы, закон эквивалентов сводится к соотношению

$$C_{n1} V_1 = C_{n2} V_2,$$

в котором C_{n1} и C_{n2} — эквивалентные концентрации (нормальности), а V_1 и V_2 — объемы растворов веществ, принимающих участие в реакции. На основе закона эквивалентов можно оп-

ределять эквивалентную концентрацию одного из участвующих в реакции веществ, если известна названная характеристика другого реагента.

Теперь рассмотрим примеры решения задач по данному разделу.

Пример 1. Найти массовую долю азотной кислоты в растворе, в 1 л которого содержится 224 г HNO_3 ($\rho = 1.12$ г/мл).

Решение. Массовая доля растворенного вещества ω равна отношению его массы к общей массе раствора. Масса кислоты M_k известна, остается найти массу раствора M_p . Она равна произведению плотности раствора на его объем:

$M_p = \rho V = 1.12 \text{ г/мл} \cdot 1 \text{ л} = 1.12 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1120 \text{ г}$. Следовательно,

$$\omega = M_k / M_p = 224 \text{ г} / 1120 \text{ г} = 0.2 = 20 \%$$

Ответ: Массовая доля азотной кислоты в растворе $\omega = 0.2$.

Пример 2. Какой объем воды надо прибавить к 100 мл 20%-ного (по массе) раствора H_2SO_4 ($\rho = 1.14$ г/мл), чтобы получить 5 %-ный раствор?

Решение. Масса H_2SO_4 в обоих растворах одна и та же, различается лишь масса воды. Найдем массу кислоты. Она составляет 20 % от массы раствора M_p , т. е. $M_k = 0.2 M_p = 0.2 \rho V = 0.2 \cdot 1.14 \text{ г/мл} \cdot 100 \text{ мл} = 22.8 \text{ г}$. Масса воды в этом растворе равна $0.8 M_p = 91.2 \text{ г}$.

Теперь определим массу 5 %-ного раствора. Для этого составим пропорцию:

$$\begin{array}{l} 22.8 \text{ г} \text{ составляют} \quad 5 \% \text{ массы раствора, а} \\ x \text{ г} \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad 100 \%, \end{array}$$

откуда $x = 22.8 \text{ г} \cdot 100 \% / 5 \% = 456 \text{ г}$. Вычтя из этой величины массу кислоты (22.8 г) и массу воды в концентрированном растворе (91.2 г), находим массу воды Δm , которую необходимо прибавить к концентрированному раствору:

$\Delta m = 456 \text{ г} - 22.8 \text{ г} - 91.2 \text{ г} = 342 \text{ г}$. Откуда дополнительный объем воды

$$\Delta V = \Delta m / \rho_{\text{в}} = 342 \text{ г} / 1 \text{ г/мл} = 342 \text{ мл} (\rho_{\text{в}} - \text{плотность воды}).$$

Ответ: Дополнительный объем воды — 342 мл.

Пример 3. Какой объем 0.1 М раствора H_3PO_4 можно приготовить из 75 мл 0.75 н. раствора?

Решение. Определим сначала молярную концентрацию 0.75 н. раствора кислоты. В основе определения нормальной концентрации лежит количество эквивалентов растворенного вещества, которое равно отношению его массы к эквивалентной массе. Поскольку мы имеем дело с трехосновной кислотой, то ее эквивалентная масса в 3 раза меньше молярной массы. Это означает, что нормальная концентрация численно в 3 раза выше молярной, следовательно, $C_{\text{н}} = C_{\text{м}}/3 = 0.75/3$ моль/л = 0.25 моль/л. Чтобы из 0.25 М раствора получить 0.1 М раствор, надо объем увеличить в $0.25/0.1 = 2.5$ раза. Таким образом, искомый объем будет равен $75 \text{ мл} \cdot 2.5 = 187.5 \text{ мл}$.

Ответ: Объем 0.1 М раствора равен 187.5 мл.

Пример 4. В какой массе воды нужно растворить 25 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, чтобы получить 8 %-ный (по массе) раствор CuSO_4 ?

Решение. Найдем массу сухого сульфата и кристаллизационной воды в пятиводном сульфате меди. Молярная масса кристаллогидрата равна 249.7 г/моль, молярная масса безводного сульфата равна 159.6 г/моль. Для нахождения массы безводного сульфата меди в кристаллогидрате составим пропорцию:

25 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ отвечают молярной массе 249.7 г/моль,
 а x г CuSO_4 — 159.6 г/моль,
 откуда $x = 25 \text{ г} \cdot 159.6 \text{ г/моль} / 249.7 \text{ г/моль} = 15.98 \text{ г}$. Тогда масса воды в кристаллогидрате будет равна $25 \text{ г} - 15.98 \text{ г} = 9.02 \text{ г}$.

Масса воды в 8 %-ном (по массе) растворе CuSO_4 может быть найдена из пропорции:

8 % соответствуют 15.98 г,

а 92 % — y г,

откуда $y = 92\% \cdot 15.98 \text{ г} / 8\% = 183.77 \text{ г}$. Но в кристаллогидрате уже есть 9.02 г воды, следовательно, нужно взять $(183.77 \text{ г} - 9.02 \text{ г}) = 174.75 \text{ г}$ воды для приготовления нужного раствора.
Ответ: Требуемая масса воды 174.75 г.

Задачи

- 8.1. Сколько граммов Na_2SO_4 потребуется для приготовления 5 л 8%-ного (по массе) раствора ($\rho = 1.075 \text{ г/мл}$)?
- 8.2. 1 мл 25%-ного (по массе) раствора содержит 0.458 г растворенного вещества. Какова плотность этого раствора?
- 8.3. Из 400 г 50%-ного (по массе) раствора H_2SO_4 выпариванием удалили 100 г воды. Чему равна массовая доля H_2SO_4 в оставшемся растворе?
- 8.4. Определить массовую долю вещества в растворе, полученном смешением 300 г 25% -ного и 400 г 40 %-ного (по массе) растворов этого вещества.
- 8.5. Определить массовую долю CuSO_4 в растворе, полученном при растворении 50 г медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ в 450 г воды.
- 8.6. Сколько граммов $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ надо растворить в 800 г воды, чтобы получить 10 % -ный (по массе) раствор Na_2SO_4 ?
- 8.7. Найти массу NaNO_3 , необходимую для приготовления 300 мл 0.2 М раствора.
- 8.8. Сколько граммов Na_2CO_3 содержится в 500 мл 0.25 н. раствора?
- 8.9. В каком объеме 0.1 н. раствора содержится 8 г CuSO_4 ?
- 8.10. Плотность 40 %-ного (по массе) раствора HNO_3 равна 1.25 г/мл. Рассчитать молярность и моляльность этого раствора.
- 8.11. В 1 кг воды растворено 666 г КОН; плотность раствора равна 1.395 г/мл. Найти: а) массовую долю КОН; б) молярность; в) моляльность; г) мольные доли щелочи и воды.
- 8.12. Плотность 15 %-ного (по массе) раствора H_2SO_4 равна 1.105 г/мл. Вычислить: а) нормальность; б) молярность; в) моляльность раствора.

8.13. Имеется раствор, в 1 л которого содержится 18.9 г HNO_3 , и раствор, содержащий в 1 л 3.2 г NaOH . В каком объемном отношении нужно смешать эти растворы для получения раствора, имеющего нейтральную реакцию?

8.14. Какой объем 0.2 н. раствора щелочи потребуется для осаждения в виде $\text{Fe}(\text{OH})_3$ всего железа, содержащегося в 100 мл 0.5 н. раствора FeCl_3 ?

8.15. Для нейтрализации 20 мл 0.1 н. раствора кислоты потребовалось 8 мл раствора NaOH . Сколько граммов NaOH содержит 1 л этого раствора?

8.16. На нейтрализацию 40 мл раствора щелочи израсходовано 25 мл 0.5 н. раствора H_2SO_4 . Какова нормальность раствора щелочи? Какой объем 0.5 н. раствора HCl потребовался бы для этой же цели?

8.17. Для полного осаждения BaSO_4 из 100 г 15 % -ного (по массе) раствора BaCl_2 потребовалось 14.4 мл H_2SO_4 . Найти нормальность раствора H_2SO_4 .

8.18. 300 г раствора HCl нейтрализованы раствором гидроксида натрия. Раствор образовавшегося хлорида натрия выпарен, масса сухой соли оказалась равной 117 г. Определить массовую долю (в %) HCl в растворе.

8.19. Определить молярную и эквивалентную концентрацию 40 % -ного раствора азотной кислоты ($\rho = 1250 \text{ кг/м}^3$).

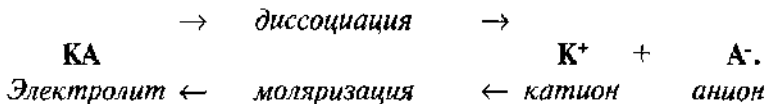
8.20. Определить эквивалентную концентрацию раствора азотной кислоты, если 500 мл его полностью нейтрализуют раствор, содержащий 4 г KOH ?

9. Растворы электролитов

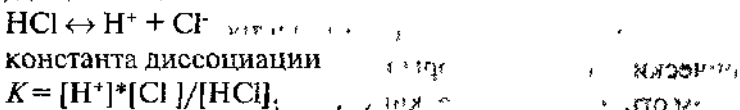
Твердые вещества, с точки зрения проводимости электрического тока их водными растворами, делятся на *электролиты* и *неэлектролиты*, растворы электролитов проводят электрический ток, а растворы неэлектролитов — нет. К электролитам относятся химические соединения с ионной или с сильнополярной ковалентной связью — кислоты, щелочи, соли.

Важно отметить, что в твердом состоянии электролиты электрического тока не проводят, плохо проводит электрический ток и вода. Поэтому тот факт, что водные растворы электролитов электропроводны, означает, что при образовании растворов с электролитами происходят какие-то изменения, обуславливающие возникновение электрической проводимости. Эти изменения сводятся к тому, что при растворении в воде электролиты распадаются (*диссоциируют*) на ионы: положительно заряженные *катионы* и отрицательно заряженные *анионы*. В растворе электролита ионы движутся хаотически, а при пропускании постоянного электрического тока через раствор *катионы* движутся к *катоде*, а *анионы* — к *аноду*.

Электролиты в растворах обычно не полностью диссоциируют на ионы, часть их существует в растворе в молекулярной форме. *Отношение числа молекул электролита, распавшихся в данном растворе на ионы, к общему числу его молекул в растворе называется степенью электролитической диссоциации*. Математически это выражается соотношением: $\alpha = \frac{N_{\text{дис}}}{N_{\text{общ}}}$. Если $\alpha = 0$, это означает, что вещество в растворе не диссоциирует на ионы. Если же для какого-то вещества $\alpha = 1$ (или 100%), то в растворе все его молекулы диссоциируют на ионы. В зависимости от величины α электролиты делятся на сильные ($\alpha > 0.3$), средние ($0.03 < \alpha < 0.3$) и слабые ($0 < \alpha < 0.03$). Отличие α от 1 отчасти объясняется тем, что процесс электролитической диссоциации обратим, в особенности это справедливо для слабых электролитов:



Равновесие, которое устанавливается в растворе слабого электролита, характеризуют *константой диссоциации*. Например, для диссоциации соляной кислоты



Величина K характеризует способность данного электролита диссоциировать на ионы: чем больше K , тем легче электролит распадается в растворе на ионы.

Константа и степень диссоциации связаны друг с другом следующим соотношением (закон разбавления Оствальда):

$$K = \alpha^2 C_m / (1 - \alpha),$$

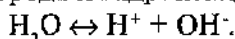
где C_m – молярная концентрация электролита в растворе. Если $K \ll 1$, выражение в знаменателе дроби приблизительно равно 1, тогда выражение закона разбавления Оствальда приобретает более простой вид:

$$K = \alpha^2 C_m.$$

Последнее соотношение позволяет сделать вывод, что при разбавлении раствора водой (т. е. уменьшении C_m) степень диссоциации электролита увеличивается.

Многоосновные кислоты и многокислотные основания диссоциируют ступенчато с отщеплением по одному иону H^+ или по одной OH^- -группе, соответственно, в каждой ступени диссоциации.

Вода относится к очень слабым электролитам. Она диссоциирует на ионы водорода и гидроксид-ионы:



Константа диссоциации воды:

$$K = [H^+][OH^-]/[H_2O].$$

Поскольку K очень мало, то концентрацию недиссоциированной воды в знаменателе этого выражения можно считать равной ее общей концентрации и тогда произведение $[H^+][OH^-]$ тоже будет постоянной величиной, которая получила название *ионного произведения воды*. В чистой воде при комнатной температуре концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов одинаковы и равны 10^{-7} моль/л. Это значит, что $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$. Вместо концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов на практике чаще пользуются так называемыми *водородным* и *гидроксильным* показателями:

$$pH = -\lg[H^+]; \quad pOH = -\lg[OH^-].$$

Прологарифмировав выражение $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$, получаем, что при $25^\circ C$

$$pH + pOH = 14.$$

В нейтральных растворах $pH = 7$, в кислых — $pH < 7$, в щелочных — $pH > 7$.

А теперь рассмотрим примеры решения типовых задач.

Пример 1. Степень диссоциации муравьиной кислоты $HCOOH$ в 0.2 н. растворе равна 0.03. Определить константу диссоциации кислоты.

Решение. Воспользуемся выражением закона разбавления Оствальда:

$K = \alpha^2 C_m / (1 - \alpha)$. В это выражение вместо C_m можно поставить нормальную концентрацию, поскольку муравьиная кислота относится к одноосновным кислотам. Следовательно $K = \alpha^2 C_n / (1 - \alpha) = 0.03^2 \cdot 0.2 / 1 - 0.03 = 18 \cdot 10^{-5} / 0.97 = 1.86 \cdot 10^{-4}$.

Ответ: $K = 1.86 \cdot 10^{-4}$.

Пример 2. Вычислить значения $[H^+]$, $[OH^-]$ и pOH для раствора муравьиной кислоты из предыдущего примера.

Решение. По закону разбавления Оствальда мы нашли величину $K = 1.86 \cdot 10^{-4}$, которая, с другой стороны, равна $[H^+][COOH^-] / [HCOOH]$. По условию задачи, $[HCOOH] = 0.2$ моль/л. Поэтому можно записать, что $[H^+][COOH^-] = 0.2 \cdot 1.86 \cdot 10^{-4} = 0.372 \cdot 10^{-4}$. Далее, поскольку концентрация ионов водорода $[H^+]$ при диссоциации молекул кислоты равна концентрации кислотного остатка $[COOH^-]$, то $[H^+]$ будет равна корню квадратному из $0.372 \cdot 10^{-4}$, т. е. $6.1 \cdot 10^{-3}$. Отсюда находим $pH = -\lg(6.1 \cdot 10^{-3}) = 2.21$. Поскольку $pH + pOH = 14$, то, зная pH , получаем $pOH = 14 - 2.21 = 11.79$. Наконец, из соотношения $pOH = -\lg[OH^-] = 11.79$ рассчитываем $[OH^-] = 10^{-11.79} = 10^{(12+0.21)} = 10^{0.21} \cdot 10^{-12} = 1.63 \cdot 10^{-12}$ (моль/л).

Ответ: $[H^+] = 6.1 \cdot 10^{-3}$ моль/л; $[OH^-] = 1.63 \cdot 10^{-12}$ моль/л; $pOH = 11.79$.

Задачи

9.1. Константа диссоциации масляной кислоты C_3H_7COOH равна $1.5 \cdot 10^{-5}$. Вычислить степень ее диссоциации в 0.005 M растворе.

9.2. Степень диссоциации угольной кислоты H_2CO_3 по первой ступени в 0.1 n. растворе равна $2.11 \cdot 10^{-3}$. Вычислить K_1 .

9.3. При какой концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты HNO_2 будет равна 0.2 ?

9.4. В 0.1 n. растворе степень диссоциации уксусной кислоты равна $1.32 \cdot 10^{-2}$. При какой концентрации азотистой кислоты HNO_2 ее степень диссоциации будет такой же?

9.5. Сколько воды нужно прибавить к 300 мл 0.2 M раствора уксусной кислоты, чтобы степень диссоциации кислоты удвоилась?

9.6. Чему равна концентрация ионов водорода H^+ в водном растворе муравьиной кислоты, если $\alpha = 0.03$?

9.7. Какие ионы содержатся в растворах: 1) едкого натра; 2) бромоводорода; 3) азотной кислоты; 4) сульфата меди?

9.8. Какие ионы образуются при диссоциации следующих кислот: HCl , HNO_3 , $HClO$, $HClO_4$?

9.9. Написать уравнение последовательной ступенчатой диссоциации серной кислоты H_2SO_4 , сернистой кислоты H_2SO_3 , фосфорной кислоты H_3PO_4 , сероводородной кислоты H_2S .

9.10. На какие ионы распадается при диссоциации каждое из перечисленных ниже веществ: сульфат калия, сульфат алюминия, фторид натрия, бромид кальция?

9.11. Найти молярную концентрацию ионов H^+ в водных растворах, в которых концентрация гидроксид-ионов (в моль/л) составляет: а) 10^{-4} ; б) $3.2 \cdot 10^{-6}$; в) $7.4 \cdot 10^{-11}$.

9.12. Найти молярную концентрацию ионов OH^- в водных растворах, в которых концентрация ионов водорода (в моль/л) равна: а) 10^{-3} ; б) $6.5 \cdot 10^{-8}$; в) $1.4 \cdot 10^{-12}$.

9.13. Вычислить pH растворов, в которых концентрация ионов H^+ (в моль/л) равна: а) $2 \cdot 10^{-7}$; б) $8.1 \cdot 10^{-3}$; в) $2.7 \cdot 10^{-10}$.

9.14. Вычислить рН растворов, в которых концентрация ионов OH^- (в моль/л) равна: а) $4.6 \cdot 10^{-4}$; б) $5 \cdot 10^{-6}$; в) $9.3 \cdot 10^{-9}$.

9.15. Определить $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ в растворе, рН которого равен 6.2.

9.16. Определить концентрацию ионов водорода в растворе, рН которого равен 3.

9.17. Определить концентрацию гидроксид-ионов в растворе, рН которого равен 11.

9.18. Концентрация ионов водорода в растворе равна $2 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Определить рН раствора.

9.19. Концентрация гидроксид-ионов в растворе составляет 10^{-5} моль/л. Определить концентрацию ионов H^+ и рН раствора.

9.20. Концентрация ионов водорода в растворе равна 10^{-4} моль/л. Определить концентрацию ионов OH^- в растворе.

10. Окислительно-восстановительные реакции

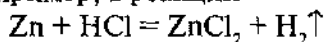
Для многих сложных веществ химические связи между атомами различных элементов несимметричны. Наиболее сильно неравномерность распределения электронов выражена в ионных соединениях, у которых валентные электроны почти полностью переходят от атома одного элемента к атому другого. Неравномерность распределения электронов между атомами в сложных соединениях называется *окисленностью*. Различают положительную и отрицательную окисленность. Первое понятие относится к элементам, электроны от которых смещаются к атомам других элементов; второе – характеризует элементы, к атомам которых смещаются электроны от первых. Число смещенных электронов называется *степенью окисления (окисленности)*.

Степень окисления элементов в простых веществах равна нулю, а в соединениях она может быть либо неизменной, либо различной в зависимости от типа соединения. Постоянную степень окисленности демонстрируют фтор (-1), щелочные (+1) и щелочно-земельные (+2) металлы. Степень окис-

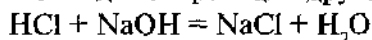
ления водорода в большинстве случаев равна +1, а в гидридах металлов (LiH) она принимает значение -1. Степень окисленности кислорода в большинстве соединений равна -2, в перекисных соединениях она равна -1, а во фториде кислорода (OF₂) - +2.

В любом соединении *сумма степеней окисления всех атомов равна нулю*. Пользуясь этим правилом и стандартными степенями окисленности водорода (+1), и кислорода (-2), можно определить степень окисления любого элемента. Степени окисления элементов, входящих в состав реагентов, могут либо изменяться в ходе реакции, либо оставаться неизменными.

Например, в реакции



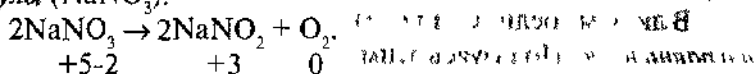
степень окисления цинка изменилась от 0 до +2, а водорода - от +1 до 0. В реакции другого типа



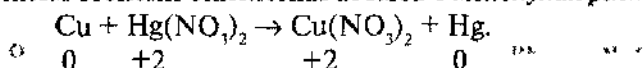
степени окисления всех элементов остались прежними.

Реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными реакциями. Процесс отдачи электронов атомом (молекулой, ионом), сопровождающийся повышением степени окисления, называется *окислением*. В отличие от этого процесс присоединения электронов атомом (молекулой, ионом), сопровождающийся понижением степени окисления, называется *восстановлением*. Вещество, в состав которого входит окисляющийся элемент (или сам этот элемент) называется *восстановителем*, а вещество, содержащее восстанавливающийся элемент (или сам этот элемент), - *окислителем*. Так, в реакции образования хлорида натрия натрий способствует восстановлению хлора, значит, он - восстановитель. В то же время хлор, способствуя окислению натрия, является окислителем. Число электронов, отдаваемых атомами (молекулами, ионами) восстановителя, равно числу электронов, присоединяемых атомами (молекулами, ионами) окислителя, что обеспечивает электронейтральность любого продукта окислительно-восстановительной реакции.

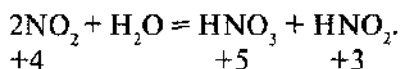
Среди окислительно-восстановительных реакций различают реакции трех типов. Во-первых, это реакции *внутримолекулярного окисления-восстановления*, которые идут с изменением степени окисления *сразу нескольких атомов одной молекулы* (NaNO_3):



Внизу под символами азота и кислорода указаны их степени окисления как в исходном нитрате натрия, так и в продуктах его разложения. Во-вторых, это реакции *межмолекулярного окисления-восстановления*, которые протекают с изменением степени окисления атомов *в молекулах разных веществ*:



Как следует из уравнения этой реакции, медь и ртуть действительно либо являются простыми веществами, либо входят в состав разных молекул. Наконец, в-третьих, это реакции *самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования)*:



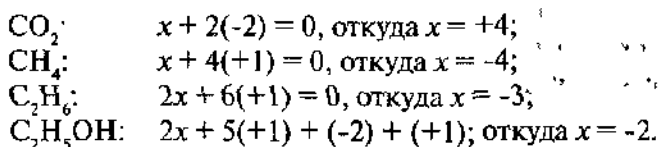
В таких реакциях атомы *одного и того же элемента* взаимодействуют друг с другом так, что одни из них окисляются, а другие — восстанавливаются (смотри уравнение реакции с указанными степенями окисления азота).

Рассмотрим решение задачи на определение степени окисленности элемента

Пример. Определить степень окисленности углерода в соединениях CO , CO_2 , CH_4 , C_2H_6 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

Решение. Обозначим степень окисления углерода в каждом соединении через x и учтем, что, во-первых, все соединения электронейтральны, и, во-вторых, то, что водород и кислород в данных соединениях демонстрируют их стандартные степени окисления





Задачи

10.1. Определить степень окисленности серы в следующих соединениях: SO_2 , H_2S , Na_2SO_3 , CS_2 , H_2SO_4 , As_2S_3 .

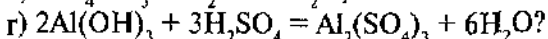
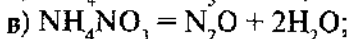
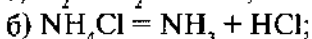
10.2. Определить степень окисленности хрома в следующих соединениях: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$, Cr_2O_3 , $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$.

10.3. Указать, какие из приведенных процессов представляют собой окисление и какие – восстановление: $\text{S} \rightarrow (\text{SO}_4)^{2-}$; $\text{S} \rightarrow \text{S}^{2-}$; $\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$; $\text{K} \rightarrow \text{K}^+$; $\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{Br}$; $\text{N} \rightarrow \text{NO}_2$.

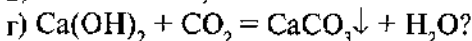
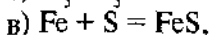
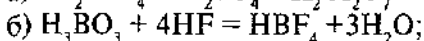
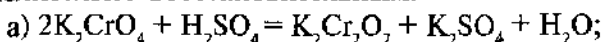
10.4. Какие из приведенных реакций представляют собой окисление и какие – восстановление: $2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2$; $\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}$; $\text{V}^{2+} \rightarrow \text{VO}^{3+}$; $\text{Cl}^- \rightarrow (\text{ClO}_3)^-$; $(\text{IO}_3)^- \rightarrow \text{I}_2$; $(\text{MnO}_4)^- \rightarrow (\text{MnO}_4)^{2-}$?

10.5. Указать, в каких из приведенных процессов происходит окисление азота и в каких – восстановление, как изменяется в каждом случае степень окисленности азота: $(\text{NH}_4)^+ \rightarrow \text{N}_2$; $(\text{NO}_2)^- \rightarrow \text{NO}$; $(\text{NO}_2) \rightarrow (\text{NO}_3)^-$; $\text{NO}_2 \rightarrow (\text{NO}_2)$.

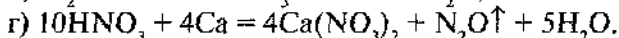
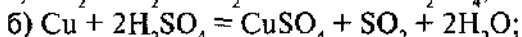
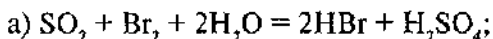
10.6. Какие из следующих реакций относятся к окислительно-восстановительным:



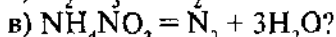
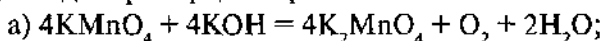
10.7. Какие из перечисленных ниже реакций относятся к окислительно-восстановительным:



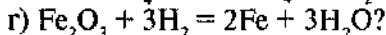
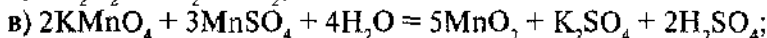
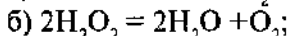
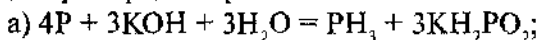
10.8. Для следующих реакций указать, какие вещества и за счет каких именно элементов играют роль окислителей и какие – восстановителей:



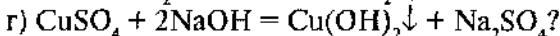
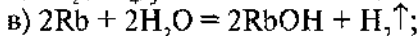
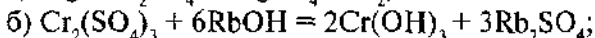
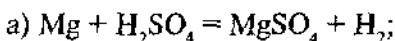
10.9. Какие из приведенных реакций относятся к реакциям межмолекулярного окисления-восстановления, к реакциям внутримолекулярного окисления-восстановления и к реакциям диспропорционирования:



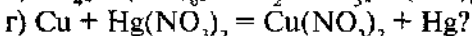
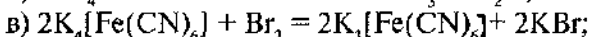
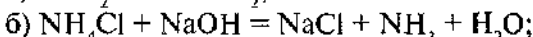
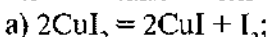
10.10. Какие из указанных реакций относятся к реакциям межмолекулярного окисления-восстановления, к реакциям внутримолекулярного окисления-восстановления и к реакциям диспропорционирования:



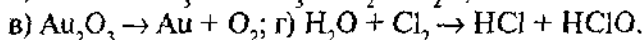
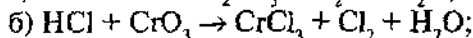
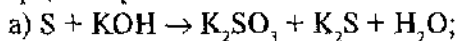
10.11. Какие из перечисленных ниже реакций относятся к окислительно-восстановительным:



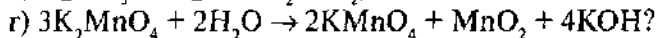
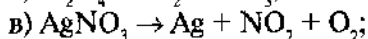
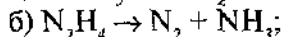
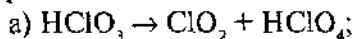
10.12. Можно ли следующие реакции отнести к окислительно-восстановительным:



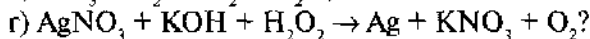
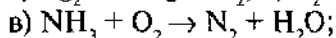
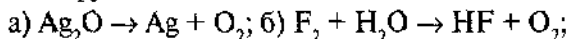
10.13. Среди приведенных реакций указать реакции диспропорционирования:



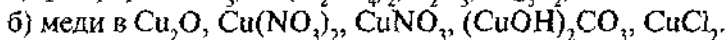
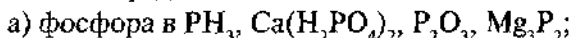
10.14. Какие реакции относятся к реакциям диспропорционирования:



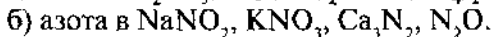
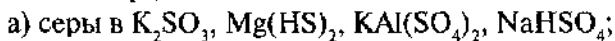
10.15. В каких из указанных превращений кислород выполняет функции восстановителя:



10.16. Определить степени окисления:

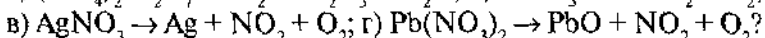
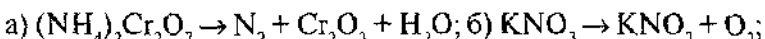


10.17. Определить степени окисления:

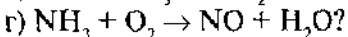
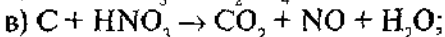
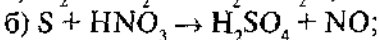
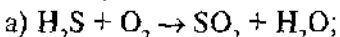


10.18. Каковы степень окисления и валентность углерода в следующих соединениях: CH_4 , CH_3Cl , CH_2Cl_2 , $CHCl_3$, CCl_4 ?

10.19. Какой атом или ион выполняет в приведенных реакциях функцию окислителя, а какой – функцию восстановителя:



10.20. Для каждой из реакций указать, какое вещество окисляется, а какое – восстанавливается:



Корректор и технический редактор Т. Н. Заграничная.

Подписано к печати 3.04.2000 г.

Формат бумаги 60 x 90^{1/16}. Бумага офсетная.

Тираж 700. Заказ 389.

Усл. печ. л. 3,5. Уч - изд. л. 3. С 56.

Отпечатано в тип. издательства «ТЕМА»

Лицензия ЛП № 000148 от 14.04.99 г.