

**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
УНИВЕРСИТЕТ ИТМО**

Е.И. Белкина, К.П. Чуглова

**ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ,
СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ
СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ
Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА**

Учебно-методическое пособие

 **УНИВЕРСИТЕТ ИТМО**

Санкт-Петербург

2015

УДК 541

Белкина Е.И., Чуглова К.П. Основные понятия и законы химии, строение атома и Периодическая система элементов Д.И. Менделеева: Учеб.-метод. пособие. – СПб.: Университет ИТМО; ИХиБТ, 2015. – 42 с.

Содержит краткие методические указания к выполнению домашнего задания № 1, вопросы и задачи по темам «Основные понятия и законы химии», «Классы неорганических соединений», «Строение атома и Периодическая система элементов Д.И. Менделеева», «Способы выражения концентрации растворов», примеры решения задач.

Пособие предназначено для студентов первого курса направлений 16.03.03, 23.03.03, 15.03.04, 15.03.02, 14.03.01, 18.03.02, 12.03.01, 12.03.02, 12.03.03, 12.03.05, 11.03.03, 27.03.04, 15.03.06, 16.03.01, 09.03.02.

Рецензент: кандидат хим. наук, доц. А.Н. Бландов

**Рекомендовано к печати редакционно-издательским советом
Института холода и биотехнологий**



Университет ИТМО – ведущий вуз России в области информационных и фотонных технологий, один из немногих российских вузов, получивших в 2009 году статус национального исследовательского университета. С 2013 года Университет ИТМО – участник программы повышения конкурентоспособности российских университетов среди ведущих мировых научно-образовательных центров, известной как проект «5 – 100». Цель Университета ИТМО – становление исследовательского университета мирового уровня, предпринимательского по типу, ориентированного на интернационализацию всех направлений деятельности.

© Санкт-Петербургский национальный исследовательский университет информационных технологий, механики и оптики, 2015

© Белкина Е.И., Чуглова К.П., 2015

ВВЕДЕНИЕ

Выполнение домашнего задания является важной и обязательной частью обучения студентов. Домашнее задание является индивидуальным. Каждый студент выполняет тот вариант контрольного задания, который совпадает с его порядковым номером в классном журнале. Номера вариантов задач приведены в конце методического пособия.

Домашнее задание выполняется в отдельной тонкой тетради. В нем указывается номер варианта, номера задач и переписываются их условия. Решения задач и ответы на вопросы должны быть кратко и четко обоснованы. При выполнении задания нужно приводить алгоритм решения и математических преобразований. Домашнее задание должно быть аккуратно оформлено. В тетради должны оставаться поля. Небрежно оформленные работы, чтение которых затруднено, к проверке не принимаются. Домашнее задание выдается преподавателем заблаговременно за несколько недель до срока его сдачи. Выполнять задание следует с момента его получения по мере прохождения учебного материала. Это дает возможность проконсультироваться у преподавателя и внести исправления до срока сдачи домашнего задания. Студенты, не получившие у преподавателя зачет по домашнему заданию (заданием), не допускаются к контрольной работе.

При выполнении задания рекомендуется пользоваться учебником Н.Л. Глинки «Задачи и упражнения по общей химии».

1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1.1. Примеры решения задач

Относительной атомной массой A_r химического элемента называется величина, равная отношению средней массы атома изотопического состава элемента к 1 а.е.м.

В настоящее время по своей величине 1 а.е.м. принята равной 1/12 части от массы атома изотопа углерода ^{12}C :

$$1 \text{ а.е.м.} = m_0(\text{C})/12 = 1,9952 \cdot 10^{-26}/12 = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$$

Справочные значения относительных атомных масс приведены в Периодической системе химических элементов Д.И.Менделеева.

Относительной молекулярной массой M_r вещества называется величина, равная отношению средней массы молекулы изотопического состава вещества к 1 а.е.м.

Величину относительной атомной массы определяют как сумму атомных масс всех атомов, входящих в состав молекулы.

Например, относительная молекулярная масса серной кислоты равна:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 2 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$$

Моль – это такое количество вещества, в котором содержится столько структурных единиц вещества (атомов, молекул, ионов и др.), сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода ^{12}C .

1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц. Это число или постоянная Авогадро ($N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$).

Количество вещества (ν) можно определить по формуле:

$$\nu = N/N_A, \text{ моль}$$

N – число структурных единиц;

N_A – число Авогадро

Масса 1 моля вещества, выраженная в граммах, называется его молярной массой (M). Величина молярной массы вещества численно совпадает с величиной относительной молекулярной массы. Например, $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$; $M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}$.

При известных величинах массы (m) и молярной массы (M) количество вещества (ν) определяется из соотношения:

$$\nu = m/M, \text{ моль}$$

Для газов количество вещества можно определить по формуле:

$$\nu = V/V_M$$

V – объем газа, л

V_M – молярный объем газа, л/моль (при нормальных условиях молярный объем любого газа составляет 22,4 л).

Уравнение состояния идеального газа (уравнение Клапейрона–Менделеева):

$$pV = m/MRT = \nu RT$$

m – масса газа, г

M – молярная масса газа, г/моль

$R = 8,31$ Дж/мольК – универсальная газовая постоянная

T – температура, К

ν – количество вещества, моль

При выполнении стехиометрических расчетов используются количественные соотношения между химическими элементами, входящими в состав молекул соединений, а также между веществами, участвующими в химических реакциях. В основе этих соотношений лежат стехиометрические законы: закон сохранения массы вещества, закон постоянства состава, закон кратных отношений, закон объемных отношений, закон Авогадро, закон эквивалентов.

Пример 1. Определите относительную плотность оксида углерода (IV) по кислороду.

Решение. Согласно второму следствию из закона Авогадро для определения относительной плотности одного газа по другому нужно найти отношение масс равных объемов этих газов при одинаковых условиях. Тогда относительная плотность CO_2 по воздуху будет равна

$$D_{\text{возд.}}(\text{CO}_2) = M(\text{CO}_2)/M(\text{возд.}) = 44/29 = 1,5172$$

$D_{\text{возд.}}(\text{CO}_2)$ – плотность оксида углерода (IV) по воздуху;

$M(\text{CO}_2)$ – молярная масса CO_2 , г/моль;

$M(\text{возд.})$ – молярная масса воздуха.

Пример 2. Определите, какой объем при н.у. ($T = 273\text{K}$, $p = 101,3$ кПа) занимает 140 г кислорода?

Решение. Сначала определим количество вещества кислорода

$$\nu(\text{O}_2) = m(\text{O}_2)/M(\text{O}_2) = 140/32 = 4,375 \text{ моль}$$

Тогда объем кислорода при н.у. будет равен

$$V(\text{O}_2) = \nu(\text{O}_2) \cdot V_M = 4,375 \cdot 22,4 = 98 \text{ л.}$$

Пример 3. Определите абсолютную массу молекулы азотной кислоты.

Решение. Молярная масса азотной кислоты $M(\text{HNO}_3) = 63$ г/моль. Моль любого вещества содержит $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ молекул, следовательно, масса одной молекулы азотной кислоты будет равна $m = M/N_A = 63 / 6,02 \cdot 10^{23} = 1,05 \cdot 10^{-22}$ г.

Пример 4. При 17°C и давлении 104 кПа масса 624 мл газа равна 1,56 г. Вычислить молярную массу газа.

Решение. Из уравнения Клапейрона–Менделеева выразим молярную массу газа:

$$M = mR'T/p \cdot V$$

Подставим в это выражение данные задачи и определим молярную массу газа:

$$M = 1,56 \cdot 8,31 \cdot (17 + 273) / (104 \cdot 0,624) = 58 \text{ г/моль.}$$

1.2. Задачи домашнего задания

1. Вычислите массовое отношение углерода и кислорода в оксиде углерода (IV), (II).

2. Некоторый газ находится при нормальных условиях. При какой температуре (давление считаем постоянным) его концентрация уменьшится вдвое?

3. Будет ли подниматься в воздухе шар-зонд, наполненный: а) метаном, б) этаном. Массой оболочки пренебречь.

4. Вычислите число молекул в 1 мг воздуха при нормальных условиях.

5. В каких из нижеперечисленных веществах в одинаковых объемах и условиях содержится одинаковое число атомов и сколько их: H_2O ; H_2 ; He ; O_2 ; O_3 ; CaO ?

6. Какова формула оксида азота, если отношение масс азота и кислорода в нем составляет 7:4?

7. Определите отношение масс элементов в молекуле серной кислоты.

8. Вычислите абсолютную массу молекулы серной кислоты.

9. Выразите в молях: а) $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул C_2H_2 ; б) $1,8 \cdot 10^{24}$ атомов азота; в) $3,01 \cdot 10^{23}$ молекул NH_3 . Чему равна молярная масса указанных веществ?

10 – 22. Вычислить: а) объем указанного числа молей газов; б) число молекул, содержащихся в указанном числе молей газов;

в) массу одной молекулы газа в граммах; г) массу указанного числа молей газа в граммах.

10. 0,1 моль аргона Ar.
11. 20,0 моль хлора Cl₂.
12. 0,5 моль азота N₂.
13. 0,75 моль углекислого газа CO₂.
14. 1,0 моль сернистого газа SO₂.
15. 30,0 моль аммиака NH₃.
16. 25,0 моль фтора F₂.
17. 4,0 моль оксида углерода (II) CO.
18. 1,5 моль оксида азота (I) N₂O.
19. 0,5 моль кислорода O₂.
20. 25,0 моль сероводорода H₂S.
21. 7,5 моль селеноводорода H₂Se.
22. Масса 0,5 л азота (при нормальных условиях) равна 0,625 г.

Исходя из этих данных докажите, что молекула азота двухатомна.

23. Сколько молекул аргона и сколько молекул кислорода содержится в 1 мл воздуха при нормальных условиях? Объемная доля кислорода в воздухе 21 %, аргона 0,9 %.

24. Определите массу кислорода (объем 5 л) при температуре 28 °С и давлении 720 мм рт. ст. и при нормальных условиях.

25. Масса газа, заключенного в объеме 4 л, при нормальных условиях составляет 5 г. Определите относительную молекулярную массу газа.

26. При температуре ниже 1000 °С пары фосфора имеют плотность по воздуху 4,272. Из скольких атомов состоит молекула фосфора при этой температуре? Вычислите среднюю массу этой молекулы в граммах.

27. Некоторый газ массой 0,111 г при температуре 17 °С и давлении 104 кПа занимает объем 26 мл. Вычислите молярную массу газа.

28. После взрыва 20 мл смеси водорода с кислородом осталось 3,2 мл кислорода. Найдите объем водорода и кислорода в исходной смеси. Сколько процентов (по объему) приходилось на долю водорода и кислорода в первоначальном объеме, если уравнение реакции $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$.

29. Взяты равные массы кислорода, водорода и метана при одинаковых условиях. Найти отношение объемов взятых газов.

30. При прохождении смеси равных объемов SO_2 и O_2 через контактный аппарат 90 % молекул SO_2 превращается в SO_3 . Определить состав (в процентах по объему) газовой смеси, выходящей из контактного аппарата.

2. РАСЧЕТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ

2.1. Примеры решения задач

В уравнении химической реакции каждая формула изображает один моль соответствующего вещества. Поэтому, зная молярные массы участвующих в реакции веществ, можно по уравнению реакции найти соотношение между массами веществ, вступающих в реакцию и образующихся в результате ее протекания. Если в реакции участвуют вещества в газообразном состоянии, то уравнение реакции позволяет найти их объемные соотношения.

Пример 1. Напишите уравнение нейтрализации серной кислоты гидроксидом натрия, если на 0,98 г серной кислоты израсходовано 0,40 г гидроксида натрия.

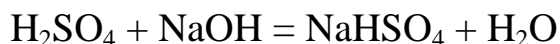
Решение. Найдем количество серной кислоты, участвующее в реакции нейтрализации:

$$\nu = m(\text{H}_2\text{SO}_4)/M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,98/98 = 0,1 \text{ моль}$$

Найдем количество гидроксида натрия, участвующее в реакции нейтрализации:

$$\nu = m(\text{NaOH})/M(\text{NaOH}) = 0,4/40 = 0,1 \text{ моль}$$

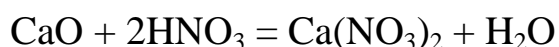
Отношение $\nu(\text{H}_2\text{SO}_4):\nu(\text{NaOH}) = 1:1$, в этом случае получим следующее уравнение нейтрализации серной кислоты гидроксидом натрия:



В результате реакции получили кислую соль – гидросульфат натрия.

Пример 2. Определите массу нитрата кальция, образовавшегося при взаимодействии 12 г оксида кальция с водным раствором, содержащим 12 г азотной кислоты.

Решение. Составим уравнение реакции оксида кальция с азотной кислотой:



Оксид и кислота взаимодействуют в соотношении 1:2. Рассчитаем количества этих веществ исходя из условия задачи:

$$\nu(\text{CaO}) = m(\text{CaO})/M(\text{CaO}) = 12/56 = 0,21 \text{ моль,}$$

$$\nu(\text{HNO}_3) = m(\text{HNO}_3)/M(\text{HNO}_3) = 12/63 = 0,19 \text{ моль.}$$

Итак, соотношение между количеством веществ реагентов

$$\nu(\text{CaO}) : \nu(\text{HNO}_3) = 0,21 : 0,19 = 1 : 0,9$$

не соответствует стехиометрическому. Видно, что кислота взята в недостатке, а оксид кальция – в избытке, следовательно, массу продукта $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ следует рассчитывать по кислоте. Из уравнения реакции видно, что количество нитрата кальция в 2 раза меньше количества азотной кислоты, следовательно:

$$\nu(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = \nu(\text{HNO}_3)/2 = 0,19/2 = 0,095 \text{ моль.}$$

Масса образовавшегося нитрата кальция равна:

$$m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = \nu(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) \cdot M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 0,095 \cdot 164 = 15,6 \text{ г.}$$

2.2. Задачи домашнего задания

31. Напишите уравнение нейтрализации фосфористой кислоты H_3PO_3 гидроксидом калия, если на 0,943 г фосфористой кислоты израсходовано 1,291 г гидроксида калия.

32. Напишите уравнение нейтрализации теллуровой кислоты H_2TeO_4 гидроксидом калия, если на 19,36 г теллуровой кислоты израсходовано 5,60 г гидроксида калия.

33. Напишите уравнение химической реакции, если на взаимодействие 21,8 г сульфата дигидроксоалюминия $[\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$ израсходовано 19,6 г серной кислоты.

34. Напишите уравнение химической реакции, если на нейтрализацию 0,370 г гидроксида кальция израсходовано 0,315 г азотной кислоты.

35. Напишите уравнение химической реакции, если на взаимодействие с 9,80 г гидроксида меди (II) израсходовано 6,30 г азотной кислоты.

36. Напишите уравнение химической реакции, если на взаимодействие с 9,90 г $\text{Zn}(\text{OH})_2$ вступило 6,30 г азотной кислоты.

37. Напишите уравнение нейтрализации фосфористой кислоты гидроксидом натрия, если на взаимодействие с 1,255 г H_3PO_3 израсходовано 1,224 гидроксида натрия.

38. Напишите уравнение реакции нейтрализации фосфорноватистой кислоты гидроксидом натрия, если на взаимодействие с 7,330 г H_3PO_2 израсходовано 4,444 г гидроксида натрия.

39. Напишите уравнение реакции нейтрализации серной кислоты гидроксидом калия, если на взаимодействие с 4,90 г серной кислоты израсходовано 2,80 г гидроксида калия.

40. Напишите уравнение реакции нейтрализации ортофосфорной кислоты гидроксидом натрия, если на взаимодействие с 9,797 г H_3PO_4 израсходовано 7,998 г гидроксида натрия.

41. Напишите уравнение химической реакции, если на нейтрализацию 8,30 г гидроксида железа (III) израсходовали 5,84 г хлороводорода.

42. Какой объем хлороводорода, взятый при нормальных условиях, необходим для нейтрализации раствора, содержащего 20 г гидроксида калия?

43. Напишите уравнение химической реакции, если на взаимодействие с 1,355 г хлорида железа (III) израсходован 1 г гидроксида натрия.

44. Сколько литров воздуха, объемная доля кислорода в котором 21 %, потребуется для сжигания: а) 30 г углерода, б) 62 г фосфора, в) 128 г серы?

45. При пропускании 600 л смеси азота с кислородом через нагретую сетку из меди образовалось 31,8 г оксида меди (II). Каковы массовая и объемная доля кислорода в смеси?

46. При разложении 1,5 г известняка хлороводородной кислотой получено 210 мл оксида углерода (IV) (при н.у.). Вычислите массовую долю CaCO_3 (в процентах) в известняке.

47. При термическом разложении 120 г порошка, содержащего оксид ртути (II), выделилось 5,6 л кислорода (н.у.). Определить степень чистоты оксида ртути (II).

48. После добавления BaCl_2 в раствор, содержащий 1 г смеси K_2SO_4 и Na_2SO_4 , образовалось 1,491 г BaSO_4 . В каком молярном соотношении смешаны K_2SO_4 и Na_2SO_4 ?

49. После растворения сплава меди с серебром массой 3,0 г в концентрированной азотной кислоте образовалась смесь нитратов массой 7,34 г. Определить массовый состав сплава (массовые доли металлов).

50. Массовые доли цинка и кадмия в их сплаве составляют 90 и 10 % соответственно. Какая масса этого сплава потребуется на взаимодействие с соляной кислотой для получения водорода объемом 100 л (н.у.)?

51. Какой объем CO_2 (н.у.) должен выделиться при прокаливании: а) известняка массой 100 кг; б) доломита $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ массой 0,92 кг?

52. Определите массовую долю примеси (%) в техническом цинке, если его навеска массой 20,4 г вытесняет из раствора хлороводородной кислоты, взятой в избытке, водород объемом 6,272 л (н.у.).

53. К раствору серной кислоты прибавлен гидроксид натрия, в результате чего образовались NaHSO_4 массой 3,60 г и Na_2SO_4 массой 2,84 г. Определите массу серной кислоты, находившейся в растворе, и прибавленного гидроксида натрия.

54. Какую массу H_2SO_4 и NaOH содержали растворы, после смешения которых образовались соли NaHSO_4 и Na_2SO_4 массой, равной соответственно 5,4 и 4,26 г?

55. При прокаливании доломита $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ массой 200 кг выделился оксид углерода (IV) объемом 42 м³ (н.у.). Определите массовую долю примесей в доломите.

56. Алюминий массой 100 г полностью сгорает в кислороде объемом 70 л (н.у.). Какой из реагентов остается в избытке?

57. Для получения в лаборатории оксида углерода (IV) по реакции между CaCO_3 и HCl было взято 50 г мрамора, содержащего 96 % CaCO_3 . Вычислите объем оксида углерода (IV) (н.у.), который при этом получится.

58. Карбонат кальция разлагается при нагревании на CO_2 и CaO . Какая масса природного известняка, содержащего 90 % CaCO_3 , потребуется для получения 7,0 г негашеной извести?

59. Определите процентный состав смеси, состоящей из алюминия, магния и песка, если известно, что при обработке 2,5 г смеси раствором гидроксида натрия выделяется 1,12 л водорода, а при обработке такого же количества смеси раствором хлороводородной кислоты выделяется 2,24 л водорода.

60. При синтезе аммиака по реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ израсходовано 21,3 м³ азота (н.у.). Сколько кубометров аммиака получено, если выход составляет 30 % от теоретического?

61. Вычислите, какой объем воздуха (н.у.) потребуется для сжигания FeS_2 , чтобы получилось 1000 м³ оксида серы (IV). Продуктом окисления железа является Fe_2O_3 . Объемное содержание кислорода в воздухе принять равным 20 %.

62. При взаимодействии 1 г технического цинка со щелочью выделилось 0,15 л водорода (н.у.). Сколько процентов примеси содержал технический цинк?

63. При растворении в соляной кислоте 2,5 г смеси магния с оксидом магния выделилось 800 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Сколько процентов магния и оксида магния содержалось в смеси?

64. При сжигании 3 кг каменного угля получено 5,3 м³ CO_2 (н.у.). Сколько процентов углерода содержал каменный уголь?

65. Сколько литров водорода (н.у.) потребуется для восстановления 150 г MoO_3 до металла?

66. Сколько тонн извести можно получить при разложении 20 т известняка, содержащего 92 % CaCO_3 ?

67. Сколько тонн железа можно получить из 1200 т железной руды, содержащей 80 % Fe_3O_4 ?

68. Какое количество цинка и 20 %-й H_2SO_4 потребуется для получения 56 л водорода (н.у.)?

69. Какое количество AgNO_3 способно прореагировать с 27,0 г $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$? Сколько AgCl образуется при этом?

70. Какое вещество и в каком количестве останется в избытке после смешения растворов, содержащих 15 г CaCl_2 и 14 г Na_3PO_4 ?

71. К 13,34 г хлористого алюминия, содержащегося в растворе, прибавили 16 г NaOH . Какое количество первоначально образующегося гидроксида алюминия перешло в раствор?

72. При пропускании 2 м³ воздуха через раствор Ca(OH)_2 образовалось 3 г CaCO_3 . Определить объемную долю CO_2 в воздухе.

73. На 25 г технического алюминия подействовали избытком раствора гидроксида калия. При этом выделилось 28,8 л водорода (н.у.). Определить массовую долю алюминия.

74. При сгорании 3 г газа образовалось 8,8 г оксида углерода (IV) и 5,4 г воды. Найти молекулярную формулу газа, если масса 1 л газа при н.у. равна 1,34 г. Сколько литров кислорода при нормальных условиях пошло на сжигание этого газа?

75. Через раствор, содержащий 8 г гидроксида натрия, пропущено 8,96 л сероводорода (н.у.). Какая соль при этом образовалась? Какова масса образовавшейся соли?

76. Через раствор, содержащий 4 г гидроксида натрия, пропустили 11,2 л оксида углерода (IV) (н.у.). Какая соль при этом образовалась? Какова масса образовавшейся соли?

77. Хлороводород, полученный при взаимодействии 400 г NaCl с концентрированной серной кислотой, растворили в 1 л воды. Определить массовую долю хлороводорода в полученном растворе.

78. При взаимодействии 8 г смеси магния и оксида магния с хлороводородной кислотой выделилось 5,6 л водорода (н.у.). Определить процентный состав смеси.

79. 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?

80. Определите, какое вещество и в каком количестве останется в избытке, если смешать растворы, содержащие 11,2 г KOH и 7,5 г HCl.

81. Определите, какое вещество и в каком количестве останется в избытке в результате реакции между 4 г MgO и 9 г H_2SO_4 .

82. Определите, какое вещество и в каком количестве останется в избытке в результате реакции между 14 г CaO и 32 г HNO_3 .

83. Смешаны растворы, содержащие 17 г AgNO_3 и 15,9 г CaCl_2 . Какое вещество и в каком количестве останется в избытке после реакции?

84. Смешаны два раствора, содержащие 8,55 г $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и 3,75 г HCl. Какое вещество и в каком количестве останется после реакции?

85. Вычислите, какое вещество и в каком количестве останется в избытке после смешения растворов, содержащих 15 г BaCl_2 и 11 г Na_2SO_4 ?

86. Вычислите, какое вещество и в каком количестве находится в недостатке, если смешаны растворы, содержащие 2 г КОН и 2 г HNO₃?

87. При пропускании над катализатором смеси, состоящей из 10 молей SO₂ и 15 молей O₂, образовалось 8 молей SO₃. Сколько молей SO₂ и O₂ не вступило в реакцию?

88. Сколько граммов NaCl можно получить из 165 г Na₂CO₃?

89. Определите массу NaOH, которая может заменить 700 г КОН.

90. Какой массе оксида железа (III) соответствует 1 кг железного купороса FeSO₄ · 7 H₂O?

3. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

3.1. Примеры решения задач

К основным классам неорганических соединений относятся: оксиды (основные, кислотные, амфотерные), гидроксиды (основания и амфотерные гидроксиды), кислоты и соли.

Оксиды – сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления – 2.

Основными называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с кислотами и кислотными оксидами. Основным оксидам отвечают основания. Например, оксиду кальция CaO отвечает гидроксид кальция Ca(OH)₂, оксиду калия K₂O – гидроксид калия КОН.

Кислотными называются оксиды, которые образуют соли при взаимодействии с основаниями или основными оксидами. Присоединяя прямо или косвенно воду, кислотные оксиды образуют кислоты, например, оксид серы (VI) – серную кислоту H₂SO₄, оксид азота (V) – азотную кислоту HNO₃. Кислотные оксиды могут быть

получены путем отнятия воды от соответствующих кислот, поэтому их называют также ангидридами кислот.

Амфотерными называются оксиды, которые образуют соли как с кислотами, так и с основаниями. Амфотерным оксидам отвечают амфотерные гидроксиды. К амфотерным оксидам относятся, например, ZnO , Al_2O_3 , SnO , SnO_2 , Cr_2O_3 , BeO .

Основания – химические соединения, при электролитической диссоциации которых в растворе или расплаве в качестве отрицательно заряженных ионов (анионов) образуются только гидроксид-ионы (OH^-). К ним относят соединения металлов $Me(OH)_n$, где n – степень окисления металла (+1, +2), и некоторые другие неорганические соединения (NH_3 , NH_2OH , N_2H_4).

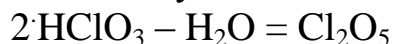
Амфотерными гидроксидами (амфолитами) называются гидроксиды, способные проявлять свойства кислоты или основания в зависимости от природы другого реагента. К ним относятся гидроксиды металлов в промежуточных степенях окисления от +2 до +4.

Кислоты – химические соединения, при электролитической диссоциации которых в качестве положительно заряженных ионов (катионов) образуются только ионы водорода H^+ . Кислотам соответствуют оксиды неметаллов и металлов в высоких степенях окисления от +5 до +7.

Солями называются продукты полного или частичного замещения катионов водорода кислоты катионами металлов или другими положительно заряженными группами атомов. В зависимости от состава различают следующие типы солей: средние, кислые, основные, двойные и смешанные. Если водород кислоты, способный к замещению, полностью замещен, то соль называется средней или нормальной. Например: Na_2SO_4 , K_3PO_4 . Если не все атомы водорода в молекуле кислоты замещены атомами металла, то соль называется кислой. Например: $CaHPO_4$, $KHSO_4$. Если гидроксид-ионы основания не полностью замещены анионами кислотного остатка, то соль называется основной. Например: $(FeOH)_2SO_4$, $CaOHCl$. Если в молекуле кислоты катионы водорода замещены катионами разных металлов, то такие соли называются двойными. Например: Na_2KPO_4 , $KCr(SO_4)_2$. Соли, образованные одним металлом и двумя кислотами, называются смешанными. Например: $PbClF$ – свинцовая соль фтороводородной и соляной кислот.

Пример 1. Приведите формулу оксида, соответствующего хлорноватой кислоте HClO_3 .

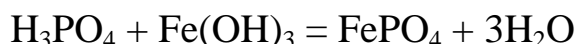
Решение. В состав оксида входит два элемента (металл или неметалл и кислород). Для определения формулы оксида, соответствующего данной кислоте, нужно из формулы кислоты вычесть молекулу воды H_2O , при этом мы избавимся от атомов водорода. В состав молекулы хлорноватой кислоты входит один атом водорода, а в состав молекулы воды – два. Поэтому:



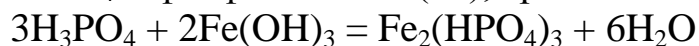
Таким образом, хлорноватой кислоте соответствует оксид хлора (V).

Пример 2. Приведите реакции получения всех возможных солей при взаимодействии фосфорной кислоты и гидроксида железа (III), дайте названия полученным солям, кислые и основные соли переведите в средние.

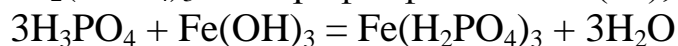
Решение. При взаимодействии данных кислоты и гидроксида могут быть получены: средняя соль, две кислые соли и две основные соли, в зависимости от количественного соотношения реагентов.



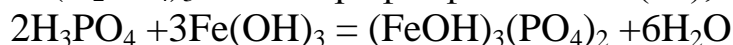
FePO_4 – фосфат железа (III), средняя соль



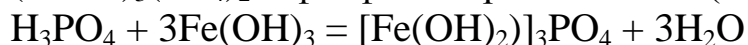
$\text{Fe}_2(\text{HPO}_4)_3$ – гидрофосфат железа (III), кислая соль



$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$ – дигидрофосфат железа (III), кислая соль

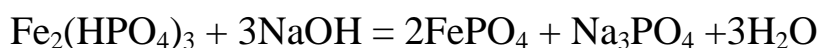


$(\text{FeOH})_3(\text{PO}_4)_2$ – фосфат гидроксожелеза (III), основная соль



$[\text{Fe}(\text{OH})_2]_3\text{PO}_4$ – фосфат дигидроксожелеза (III), основная соль

Для перевода кислой соли в среднюю нужно добавить основание:

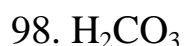
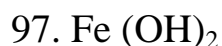
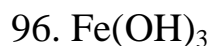
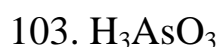
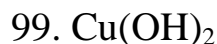
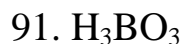


Для перевода основной соли в среднюю нужно добавить кислоту:

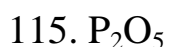
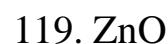
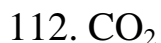
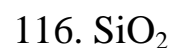
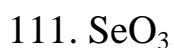
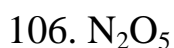


3.2. Задачи домашнего задания

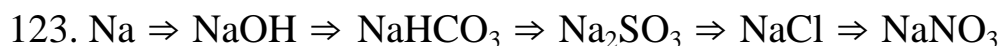
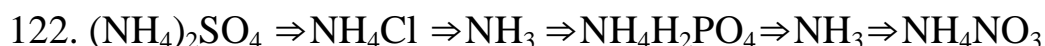
91 – 105. Приведите формулы оксидов, соответствующих указанным соединениям:



106 – 120. Приведите формулы кислот (или гидроксидов), соответствующих указанным оксидам:



121 – 150. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения; дайте названия полученным веществам:



124. $\text{KOH} \Rightarrow \text{KHCO}_3 \Rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \Rightarrow \text{KHCO}_3 \Rightarrow \text{CO}_2 \Rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
125. $\text{SiO}_2 \Rightarrow \text{K}_2\text{SiO}_3 \Rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \Rightarrow \text{SiO}_2 \Rightarrow \text{CaSiO}_3 \Rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
126. $\text{CaO} \Rightarrow \text{CaCl}_2 \Rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \Rightarrow \text{CO}_2 \Rightarrow \text{NaHCO}_3 \Rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$
127. $\text{Cu} \Rightarrow \text{CuSO}_4 \Rightarrow \text{CuCO}_3 \Rightarrow \text{CuO} \Rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \Rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4$
128. $\text{KAlO}_2 \Rightarrow \text{K}_2[\text{Al}(\text{OH})_4] \Rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \Rightarrow \text{NaAlO}_2 \Rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \Rightarrow$
 $\Rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$
129. $\text{Zn}(\text{OH})_2 \Rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 \Rightarrow \text{ZnCl}_2 \Rightarrow \text{K}_2[\text{Al}(\text{OH})_4] \Rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 \Rightarrow$
 $\Rightarrow \text{ZnSO}_4$
130. $\text{H}_3\text{PO}_4 \Rightarrow \text{NH}_2\text{HPO}_4 \Rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \Rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 \Rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \Rightarrow \text{CaSO}_4$
131. $\text{B}_2\text{O}_3 \Rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 \Rightarrow \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \Rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 \Rightarrow \text{HBO}_2 \Rightarrow \text{B}_2\text{O}_3$
132. $\text{SnCl}_2 \Rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2 \Rightarrow \text{K}_2\text{SnO}_2 \Rightarrow \text{SnSO}_4 \Rightarrow (\text{SnOH})_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{SnSO}_4$
133. $\text{FeCl}_3 \Rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \Rightarrow \text{FeOHSO}_4 \Rightarrow \text{Fe}(\text{HSO}_4)_3 \Rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \Rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
134. $\text{Mg} \Rightarrow \text{MgO} \Rightarrow \text{MgCl}_2 \Rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \Rightarrow \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 \Rightarrow \text{MgCO}_3$
135. $\text{P} \Rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \Rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \Rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \Rightarrow (\text{CaOH})_3\text{PO}_4 \Rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
136. $\text{Cr}_2\text{O}_3 \Rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \Rightarrow \text{CrOHSO}_4 \Rightarrow \text{Cr}(\text{HSO}_4)_3 \Rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \Rightarrow$
 $\Rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$
137. $\text{ZnO} \Rightarrow \text{ZnSO}_4 \Rightarrow \text{Zn}(\text{HSO}_4)_2 \Rightarrow (\text{ZnOH})_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \Rightarrow$
 $\Rightarrow \text{ZnSO}_4$
138. $\text{Na}_2\text{SO}_3 \Rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{NaOH} \Rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \Rightarrow \text{SiO}_2 \Rightarrow \text{CaSiO}_3$
139. $\text{BaCO}_3 \Rightarrow \text{Ba}(\text{HCO}_3)_2 \Rightarrow \text{BaCO}_3 \Rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \Rightarrow \text{HNO}_3 \Rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
140. $\text{Ca} \Rightarrow \text{CaO} \Rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \Rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \Rightarrow \text{CaHPO}_4$

141. $\text{Cu} \Rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \Rightarrow \text{CuOHCl} \Rightarrow \text{CuCl}_2 \Rightarrow \text{CuOHCl} \Rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$
142. $\text{Zn} \Rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \Rightarrow \text{ZnCl}_2 \Rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 \Rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \Rightarrow \text{ZnO}$
143. $\text{N}_2 \Rightarrow \text{NH}_3 \Rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 \Rightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 \Rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \Rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
144. $\text{Al} \Rightarrow \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] \Rightarrow \text{KAlO}_2 \Rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \Rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \Rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
145. $\text{Fe} \Rightarrow \text{FeCl}_2 \Rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \Rightarrow \text{Fe}(\text{HSO}_4)_2 \Rightarrow (\text{FeOH})_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$
146. $\text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{NaHSO}_4 \Rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \Rightarrow \text{NaHCO}_3 \Rightarrow \text{CO}_2$
147. $\text{S} \Rightarrow \text{SO}_2 \Rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2 \Rightarrow \text{CaSO}_3 \Rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_3)_2 \Rightarrow \text{SO}_2$
148. $\text{CuSO}_4 \Rightarrow \text{CuS} \Rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \Rightarrow \text{Cu}(\text{HSO}_4)_2 \Rightarrow \text{CuSO}_4 \Rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
149. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \Rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \Rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \Rightarrow \text{CaHPO}_4 \Rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \Rightarrow$
 $\Rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
150. $\text{Cr} \Rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \Rightarrow \text{Na}_2[\text{Cr}(\text{OH})_4] \Rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \Rightarrow \text{Cr}(\text{HSO}_4)_3 \Rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3$
- 151 – 180. Напишите уравнения реакций получения всех возможных солей при взаимодействии указанных кислот и оснований. Дайте названия полученным солям, приведите их графические формулы, кислые и основные соли переведите в средние:
151. Серная кислота + гидроксид железа (III).
152. Щавелевая кислота + гидроксид бария.
153. Сернистая кислота + гидроксид цинка.
154. Молибденовая кислота + гидроксид магния.
155. Селеновая кислота + гидроксид кальция.
156. Селенистая кислота + гидроксид бария.
157. Азотная кислота + гидроксид висмута (III).
158. Ортомышьяковая кислота + гидроксид кальция.

159. Двухромовая кислота + гидроксид стронция.
160. Хромовая кислота + гидроксид висмута (III).
161. Серная кислота + гидроксид бериллия.
162. Ортофосфорная кислота + гидроксид никеля (II).
163. Вольфрамовая кислота + гидроксид бария.
164. Кремниевая кислота + гидроксид магния.
165. Марганцовистая кислота + гидроксид хрома (III).
166. Угольная кислота + гидроксид висмута (III).
167. Молибденовая кислота + гидроксид цинка.
168. Ортомышьяковая кислота + гидроксид бария.
169. Ортомышьяковистая кислота + гидроксид калия.
170. Двухромовая кислота + гидроксид алюминия.
171. Марганцовистая кислота + гидроксид кальция.
172. Двухфосфорная кислота + гидроксид натрия.
173. Хромовая кислота + гидроксид магния.
174. Ортофосфорная кислота + гидроксид цинка.
175. Угольная кислота + гидроксид бария.
176. Серная кислота + гидроксид хрома (III).
177. Хлороводородная кислота + гидроксид алюминия.
178. Сернистая кислота + гидроксид никеля.
179. Серная кислота + гидроксид хрома (III).
180. Метафосфорная кислота + гидроксид алюминия.

4. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

4.1. Примеры решения задач

Любое устойчивое состояние электрона в атоме характеризуется определенными значениями квантовых чисел n , l , m_l , m_s , где:

n – главное квантовое число, характеризующее энергию электрона в атоме; оно определяет число энергетических уровней ($n = 1, 2, 3, 4, \dots$), численно равно номеру периода, в котором находится элемент в Периодической системе Д.И. Менделеева;

l – орбитальное квантовое число, характеризующее форму электронного облака; определяет число энергетических подуровней на данном уровне ($l = 0, 1, 2, 3, \dots, n-1$), здесь:

$l=0$: s-подуровень (орбиталь – сфера);

$l=1$: p-подуровень (орбиталь – гантель);

$l=2$: d-подуровень (орбиталь – двойная гантель);

$l=3$; f-подуровень (орбиталь – тройная гантель);

m_l – магнитное квантовое число, характеризующее положение электронного облака в пространстве; определяет число электронных орбиталей на электронном подуровне ($m_l = -l \dots 0 \dots +l$);

m_s – спиновое квантовое число, характеризующее магнитный момент, который возникает при вращении электрона вокруг своей оси ($m_s = +1/2$ или $-1/2$).

При формировании энергетических уровней соблюдаются следующие правила:

1. Принцип наименьшего запаса энергии: устойчивому состоянию атома отвечает такое распределение электронов по атомным орбиталям, при котором энергия атома минимальна (такое состояние атома называется нормальным). Поэтому атомные (электронные) орбитали заполняются в порядке возрастания их энергий.

2. Принцип Паули: в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел. Следовательно, на каждой орбитали может находиться не более двух электронов с противоположными спинами.

3. Правило Клечковского: при увеличении заряда ядра атома последовательное заполнение электронных орбиталей происходит от орбиталей с меньшим значением суммы главного и орбитального

квантовых чисел $(n + l)$ к орбиталям с большим значением этой суммы. При одинаковых значениях суммы $(n + l)$ заполнение орбиталей происходит последовательно в направлении возрастания значения главного квантового числа n . Например, орбитали атома $4p$, $5s$ и $3d$ будут заполняться в такой последовательности: сначала $3d$, затем $4p$ и далее $5s$ -орбиталь, т.е. в порядке увеличения n , так как сумма $(n + l)$ для этих орбиталей одинакова и равна 5. В соответствии с правилом Клечковского последовательность заполнения орбиталей будет следующей:

$1s < 2s, 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d < 4f < 6p < 7s$ и т.д.

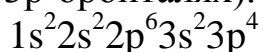
4. Правило Гунда: устойчивому состоянию атома соответствует такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина атома максимально. Орбитали данного подуровня заполняются сначала по одному электрону с одинаковыми спинами, а затем по второму электрону с противоположными спинами.

В атомах химических элементов первому энергетическому уровню соответствует одна s -орбиталь, на которой могут находиться два s -электрона. Второй уровень имеет одну s -орбиталь и три p -орбитали; третий уровень, помимо одной s -орбитали и трех p -орбиталей, имеет пять d -орбиталей. Каждую орбиталь могут занимать два электрона. Следовательно, максимальное число электронов, которые могут поместиться на первом уровне, составляет 2, на втором уровне – 8 (2 – на одной s -орбитали и 6 – на трех p -орбиталях), на третьем уровне – 18 (2 – на s -орбитали, 6 – на p -орбиталях и 10 – на d -орбиталях).

Атом каждого элемента в Периодической системе Д.И. Менделеева отличается от предыдущего тем, что заряд его ядра увеличивается на единицу, а следовательно, на электронной оболочке на один электрон становится больше. В зависимости от того, на какой орбитали находится этот последний электрон, химические элементы можно разделить на электронные семейства: s , p , d , f . К s -элементам относят элементы главных подгрупп I и II групп Периодической системы Д.И. Менделеева, а также гелий. К p -элементам относят элементы главных подгрупп III-VIII групп Периодической системы, к d - и f -элементам относят химические элементы побочных подгрупп Периодической системы.

Пример 1. Составить электронную формулу атома серы в нормальном состоянии. К какому электронному семейству относится этот элемент?

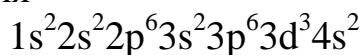
Решение. Принадлежность элемента к тому или иному электронному семейству можно определить по электронной конфигурации (электронной формуле), которая показывает расположение электронов на электронных уровнях и орбиталях атомов. Записать такую формулу можно с помощью Периодической системы Д.И. Менделеева. Например, сера – химический элемент № 16, расположенный в третьем периоде главной подгруппы VI группы. Следовательно, ядро ее атома имеет заряд +16, на электронной оболочке располагаются 16 электронов: на первом уровне – 2 электрона на 1s-орбитали, на втором уровне – 8 электронов (2 – на 2s-орбитали и 6 – на 2p-орбиталях) и на третьем уровне – 6 электронов в соответствии с номером группы (2 – на 3s-орбитали и оставшиеся 4 – на 3p-орбиталях). Отсюда электронная формула атома серы



Сера – это p-элемент, так как последний электрон в ее атоме располагается на 3p-орбитали.

Пример 2. Составить электронную формулу атома ванадия в нормальном состоянии. К какому электронному семейству относится этот элемент?

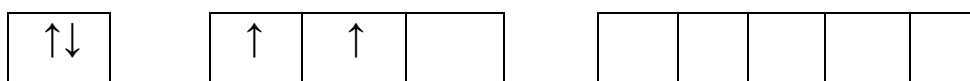
Решение. Для элементов побочных подгрупп следует учитывать тот факт, что у атомов этих элементов заполняется не внешний уровень (на нем, как правило, будут находиться 2 s-электрона), а d-орбитали предвнешнего уровня (на них могут разместиться 10 электронов). Рассмотрим строение электронной оболочки элемента № 23 – ванадия, расположенного в четвертом периоде побочной подгруппы V группы Периодической системы Д.И. Менделеева. Следовательно, ядро атома ванадия имеет заряд +23, на электронной оболочке находятся 23 электрона: на первом уровне – 2 электрона (на 1s-орбитали), на втором уровне – 8 электронов (2 – на 2s-орбитали и 6 на 2p-орбиталях), на внешнем (четвертом) – 2s-электрона, как у элементов побочной подгруппы, а остальные 11 электронов – на третьем уровне (2 – на 3s-орбитали, 6 – на 3p-орбиталях и оставшиеся 3 – на 3d-орбиталях). Отсюда электронная формула атома ванадия



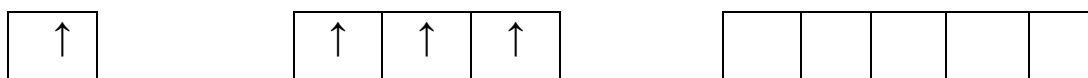
Ванадий – это d-элемент, так как последний электрон в его атоме располагается на 3d-орбитали.

Пример 3. Составить электронную и электронно-графическую формулы атома кремния и определить его валентность в нормальном и возбужденном состояниях.

Составляем электронную формулу атома кремния в нормальном состоянии: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. Валентными орбиталями в этом атоме являются орбитали внешнего (третьего) электронного уровня, т. е. 3s, 3p и незаполненные 3d-орбитали. Электронно-графическая формула заполнения электронами этих орбиталей имеет следующий вид:



При затрате некоторой энергии один из трех s-электронов атома кремния может быть переведен на вакантную 3p-орбиталь, при этом энергия атома возрастает. Возбужденному состоянию атома кремния соответствует электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$ и электронно-графическая формула:



В нормальном состоянии атом кремния имеет два неспаренных электрона, его валентность равна двум; в возбужденном состоянии – четыре неспаренных электрона, валентность равна четырем.

4.2. Задачи домашнего задания

181. Почему относительные атомные массы большинства элементов имеют дробные значения? Привести не менее трех примеров.

182. Относительная атомная масса бора 10,81. Бор состоит из двух изотопов ${}^1_5\text{B}$ и ${}^{11}_5\text{B}$. Определите массовую долю изотопа ${}^{11}_5\text{B}$ в природной смеси.

183. Определите среднюю относительную атомную массу магния, если массовые доли его изотопов ${}^{24}_{12}\text{Mg}$; ${}^{25}_{12}\text{Mg}$; ${}^{26}_{12}\text{Mg}$ в земной коре составляют соответственно 78,60; 10,11; 11,29 %.

184. Какое состояние атома называется нормальным и возбужденным? Поясните на примерах атомов марганца и хлора.

185. Какие характеристики атомов отражают главное и орбитальное квантовые числа? Привести примеры для атомов азота и серы.

186. Какие характеристики атомов отражают магнитное и спиновое квантовые числа? Привести примеры для атомов марганца и магния.

187. Значение главного квантового числа 4. Какое количество электронов может разместиться на этом уровне? Сколько подуровней займут электроны?

188. Сколько орбиталей должно быть у подуровня со значением орбитального квантового числа 4? Сколько электронов может разместиться на таком подуровне?

189–191. Среди приведенных ниже конфигураций выберите невозможные и объясните причину невозможности их реализации:

189	190	191
$1p^1, 2s^2, 4s^3,$ $3f^{14}, 4d^8$	$2p^5, 2s^4, 3d^7,$ $5p^8, 5f^1$	$2d^2, 3f^4, 4p^6,$ $5p^{10}, 4d^{12}$

192. Какие комбинации « n » и « l » возможны для суммы $n + l$, равной: а) 5; б) 6? Какие это орбитали? Привести примеры атомов, имеющих эти орбитали.

193. Определите по правилу Клечковского последовательность заполнения орбиталей, которые характеризуются суммой $n + l = 6$ и $n + l = 7$. Какие это орбитали? Приведите пример атома, имеющего одну из найденных орбиталей.

194. Перечислите правила заполнения электронных оболочек в атоме. Как они реализуются в атоме марганца?

195. Укажите особенности электронного строения атомов серебра и молибдена.

196. Объясните на основании правила Клечковского, почему заполнение электронами подуровня $4s$ происходит раньше, чем подуровня $3d$.

197. У каких нейтральных атомов 3d подуровня на внешней электронной орбитали находится по 1 электрону и почему?

198. Какие особенности строения электронных орбиталей характерны для металлов и неметаллов?

199–202. Охарактеризуйте значениями всех квантовых чисел состояние электронов предвнешнего и внешнего уровня в атомах:

199	200	201	202
Mn и Br	Fe и Kr	Nb и Sb	V и As

203–210. Составьте электронные и электронно-графические формулы атомов и ионов. Для ионов составьте соответствующие соединения с кислородом и водородом и укажите их характер.

203	204	205	206	207	208	209	210
Mn	K	Zn	Cd	Hf	Pb	Ti	Ge
Cr ²⁺	Ba ²⁺	S ²⁻	Bi ³⁺	Se ²⁻	Ti ⁴⁺	P ³⁻	Br ⁻

211–215. Структура валентного слоя атома элемента выражается нижеприведенной формулой. Определите порядковый номер элемента, его положение в Периодической системе, напишите полную формулу строения электронной оболочки. Какие свойства (металлические, неметаллические) проявляет элемент?

211	212	213	214	215
3d ⁸ 4s ²	3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	4f ⁷ 5s ² 5p ⁶ 6s ²	4d ² 5s ²	5d ³ 6s ²

216. Почему ниобий и сурьма, расположенные в одной группе, имеют различное строение электронных оболочек?

217. Почему молибден и селен, расположенные в одной группе, проявляют различные свойства?

218. На основании положения в Периодической системе хрома и селена и строения их электронных оболочек составьте формулы высших оксидов элементов и определите их характер.

219. Какие из элементов вставной декады 4-го периода имеют наиболее устойчивые конфигурации d-подуровня?

220. Укажите, какие элементы 4-го и 5-го периодов, расположенные в III группе, являются электронными аналогами. Ответ подтвердите электронными формулами элементов. Определите характер высших оксидов этих элементов.

221. Приведите электронные формулы двух элементов, принадлежащих к s- и d-семейству. Какие оксиды могут образовывать эти элементы?

222. Приведите электронные формулы двух элементов, принадлежащих к p- и f-семейству. Какие свойства могут проявлять эти элементы?

223. Приведите электронные формулы элементов 2-го периода, способных давать газообразные соединения с водородом. Какие свойства проявляют водные растворы этих соединений?

224. Приведите электронные формулы атомов свинца и висмута. Почему элементы проявляют металлические свойства?

225. Укажите самый активный металл и самый активный неметалл. Приведите их электронные формулы.

226. В чем сущность закона периодичности? Как закон отражается в Периодической системе? Ответ проиллюстрируйте примерами.

227. В чем причина периодичности свойств химических элементов?

228–232. Определите место элемента в Периодической системе (период, группа), его свойства с позиций строения атома, а также формулу и характер его высшего оксида, если порядковый номер элемента следующий:

228	229	230	231	232
54	53	52	51	50

233–236. Исходя из положения элемента в Периодической таблице и строения атома определите его свойства. Порядковый номер элемента следующий:

233	234	235	236
37	56	57	81

237. Пользуясь значениями потенциалов ионизации, расположите элементы в ряд по возрастанию неметаллических свойств:

Элемент	Li	Cs	Au	Cu
Потенциал ионизации, эВ	5,4	3,9	9,2	7,7

238. Энергия ионизации атомов благородных газов составляет (в электронвольтах): He – 24,6; Ne – 21,6; Ar – 15,8; Kr – 14,0; Xe – 12,1; Rn – 10,8. Объясните ход изменения энергии ионизации в этой группе.

239. Определите порядковый номер элемента, находящегося в 4-м периоде, 4-м ряду, VII группе, напишите электронную формулу атома и охарактеризуйте его свойства.

240. Исходя из строения атома объясните, почему у атомов серы и хлора переменная валентность, а у атомов кислорода и фтора постоянная.

5. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

5.1. Примеры решения задач

Концентрацией раствора называется содержание растворенного вещества в определенной массе или известном объеме раствора или растворителя.

В неорганической химии для бинарных растворов чаще всего используются следующие способы выражения концентрации растворенного вещества:

1. Процентная концентрация (массовая доля) ω – показывает число граммов растворенного вещества, которое содержится в 100 г раствора (%).

$$\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} 100$$

$m_{\text{в-ва}}$ – масса растворенного вещества, г;

$m_{\text{р-ра}}$ – масса раствора, г.

2. Молярная концентрация C_M – показывает число моль растворенного вещества, которое содержится в 1 л раствора (моль/л).

$$C_M = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} V_{\text{р-ра}}}$$

$M_{\text{в-ва}}$ – молярная масса растворенного вещества, г/моль;

V – объем раствора, л.

3. Молярная концентрация эквивалента C_H – показывает число эквивалентов растворенного вещества, которое содержится в 1 л раствора (моль/л).

$$C_H = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}}^{\text{э}} V_{\text{р-ра}}}$$

$M_{\text{в-ва}}^{\text{э}}$ – молярная масса эквивалента растворенного вещества, г/моль.

4. Моляльная концентрация C_m – показывает число моль растворенного вещества, которое содержится в 1 кг растворителя (моль/кг).

$$C_m = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} m_{\text{р-ля}}}$$

$m_{\text{р-ля}}$ – масса растворителя, кг.

5. Молярная доля растворенного вещества N_2 – это отношение количества растворенного вещества к общему количеству растворенного вещества и растворителя в растворе.

$$N_2 = \frac{\nu_2}{\nu_1 + \nu_2}$$

ν_1 – количество растворителя, моль;

ν_2 – количество растворенного вещества, моль.

Формулы перехода от одних выражений концентраций к другим:

$$C_M = \frac{10\omega\rho}{M_{B-BA}}$$

ρ – плотность раствора, г/мл

$$C_H = \frac{10\omega\rho}{M_{B-BA}^{\ominus}}$$

$$C_m = \frac{\omega \cdot 1000}{M_{B-BA}(100 - \omega)}$$

Пример 1. Смешали 350 г 18 %-го раствора H_2SO_4 и 500 г 45 %-го раствора. Чему равна массовая доля H_2SO_4 в полученном растворе?

Решение: Вычислим массы H_2SO_4 в 18 %-м и 45 %-м растворах:

$$m_{H_2SO_4,1} = \frac{m_{p1} \cdot \omega_1}{100} = \frac{350 \cdot 18}{100} = 63 \text{ г},$$

$$m_{H_2SO_4,2} = \frac{m_{p2} \cdot \omega_2}{100} = \frac{500 \cdot 45}{100} = 225 \text{ г},$$

где $m_{H_2SO_4,1}$, $m_{H_2SO_4,2}$ – массы H_2SO_4 в 18 %-м и 45 %-м растворах, соответственно, m_{p1} , m_{p2} – массы 18 %-го и 45 %-го растворов, а ω_1 и ω_2 – массовые доли H_2SO_4 в соответствующих растворах.

Масса раствора, полученного после смешения 18 %-го и 45 %-го растворов H_2SO_4 , и масса H_2SO_4 в этом растворе определяются по следующим формулам:

$$m_p = m_{p1} + m_{p2} = 350 + 500 = 850 \text{ г},$$

$$m_{H_2SO_4} = m_{H_2SO_4,1} + m_{H_2SO_4,2} = 63 + 225 = 288 \text{ г}.$$

Тогда массовая доля H_2SO_4 в полученном растворе будет равна:

$$\omega = \frac{m_{H_2SO_4} \cdot 100}{m_p} = \frac{288 \cdot 100}{850} = 33,9 \text{ \%}.$$

Ответ: массовая доля равна 33,9 %.

Пример 2. Плотность 32 %-го раствора серной кислоты равна $\rho = 1,235$ г/мл. Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, моляльную концентрацию этого раствора и мольную долю растворенного вещества.

Решение: Масса одного литра раствора равна:

$$m_p = 1000 \cdot \rho.$$

Масса растворённого вещества равна:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot m_p}{100} = \frac{\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 1000 \cdot \rho}{100} = 10 \cdot \omega(\text{H}_2\text{SO}_4).$$

Найдём молярную массу и молярную массу эквивалента серной кислоты, учитывая, что число эквивалентности равно 2.

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2,02 + 32,06 + 4 \cdot 16,00 = 98,08 = 98,1 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1},$$

$$M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = \frac{1}{2} \cdot (2,02 + 32,06 + 4 \cdot 16,00) = 49,0 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}.$$

Считая, что объём раствора равен 1 л, рассчитаем молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента по формулам:

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V_p} = \frac{10 \cdot \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{10 \cdot 32 \cdot 1,235}{98,1} = 4,03 \text{ моль/л},$$

$$c\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) \cdot V_p} = \frac{10 \cdot \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho}{M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right)} = \frac{10 \cdot 32 \cdot 1,235}{49,0} = 8,07 \text{ моль/л}.$$

При расчёте моляльной концентрации считаем, что масса растворённого вещества равна $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)$, а масса растворителя – $(100 - \omega(\text{H}_2\text{SO}_4)) \cdot 10^{-3}$ кг. Тогда моляльная концентрация рассчитывается по следующей формуле:

$$c_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot m_s} = \frac{\omega(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot (100 - \omega(\text{H}_2\text{SO}_4)) \cdot 10^{-3}} =$$

$$= \frac{1000 \cdot 32}{98,1 \cdot 68} = 4,80 \text{ моль} \cdot \text{кг}^{-1},$$

где m_s – масса растворителя, в данном случае воды.

В 100 г 32 %-го раствора серной кислоты содержится 32 г серной кислоты и 68 г воды. Найдем количество кислоты и количество воды в этом растворе:

$$\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{H}_2\text{SO}_4)/M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 32:98 = 0,33 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O})/M(\text{H}_2\text{O}) = 68:18 = 3,78 \text{ моль}$$

Найдем мольную долю серной кислоты в растворе:

$$N(\text{H}_2\text{SO}_4) = \nu(\text{H}_2\text{SO}_4)/(\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) + \nu(\text{H}_2\text{O})) = 0,33:(0,33 + 3,78) = 0,08$$

Ответ: $c_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 4,03 \text{ моль/л}$, $c_n(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 8,07 \text{ моль/л}$,
 $c_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 4,80 \text{ моль/кг}$, $N = 0,08$.

Пример 3. Какой объем 30 %-го по массе раствора HNO_3 ($\rho = 1,180 \text{ г/мл}$) и воды нужно взять для приготовления 1 л 10 %-го раствора HNO_3 ($\rho = 1,054 \text{ г/мл}$)?

Решение.

Найдем массу 10 %-го раствора:

$$m_{\text{р-ра}} = V_{\text{р-ра}} \cdot \rho = 1000 \cdot 1,054 = 1054 \text{ г}$$

Найдем массу растворенного вещества (HNO_3) в 10 %-м растворе:

$$m_{\text{в-ва}} = m_{\text{р-ра}} \cdot \omega/100 = 1054 \cdot 10/100 = 105,4 \text{ г.}$$

Масса 30 %-го раствора, в которой содержится 105,4 г растворенного вещества, будет равна:

$$m_{1\text{р-ра}} = m_{\text{в-ва}} \cdot 100/\omega_1 = 105,4 \cdot 100/30 = 351,33 \text{ г.}$$

Объем 30 %-го раствора будет равен:

$$V_1 = m_{1\text{р-ра}}/\rho_1 = 351,33:1,18 = 297,7 \text{ мл.}$$

Ответ: 297,7 мл.

Пример 4. К 90 г 6 %-го раствора поваренной соли прилили 300 см³ воды. Каково процентное содержание поваренной соли в полученном растворе?

Решение.

Найдем массу растворенного вещества (NaCl) в исходном растворе:

$$m_{\text{в-ва}} = m_{1\text{р-ра}} \cdot \omega_1 / 100 = 90 \cdot 6 / 100 = 5,4 \text{ г}$$

Найдем массу нового раствора после добавления воды, учитывая, что плотность воды равна 1 г/мл:

$$m_{2\text{р-ра}} = m_{1\text{р-ра}} + m_{\text{воды}} = 90 + 300 \cdot 1 = 390 \text{ г}$$

Содержание соли в полученном растворе будет равно:

$$\omega_2 = m_{\text{в-ва}} \cdot 100 / m_{2\text{р-ра}} = 5,4 \cdot 100 / 390 = 1,38 \%$$

Ответ: 1,38 %.

5.2. Задачи домашнего задания

241. В 200 мл воды ($\rho = 1,00$ г/мл) растворили чайную ложку (9 г) поваренной соли NaCl. Найти массовую долю NaCl в полученном растворе.

242. Сколько граммов 35 %-го раствора CaCl₂ необходимо добавить к 200 мл воды ($\rho = 1,0$ г/мл), чтобы получить 10 %-й раствор?

243. К 150 г 15 %-го раствора сахара добавили 160 мл воды. Каково процентное содержание сахара в полученном растворе?

244. К 200 г 40 %-го раствора уксусной кислоты добавили 250 мл воды. Каково процентное содержание уксусной кислоты в полученном растворе?

245. Какую массу сахара и какой объем воды нужно взять для приготовления 250 г раствора с массовой долей сахара 6 %.

246. К 80 г 30 %-го раствора щелочи добавили 450 мл воды. Каково процентное содержание щелочи во вновь полученном растворе?

247. К 120 г 1 %-го раствора сахара прибавили 4 г сахара. Каково процентное содержание сахара во вновь полученном растворе?

248. Определите массу соли, которую нужно добавить к 80 г раствора с массовой долей соли 15 %, чтобы получить раствор с массовой долей этой соли 25 %.

249. Определите массу воды, которую нужно добавить к 60 г раствора с массовой долей соли 5 %, чтобы получить раствор с массовой долей соли 3 %.

250. Как приготовить 140 г 8 %-го раствора карбоната калия разбавлением 20 %-го раствора?

251. Как приготовить 400 г 4 %-го раствора хлорида калия разбавлением 32 %-го раствора?

252. Из 200 г 18 %-го раствора LiCl выпарили 30 г воды. Чему равна массовая доля LiCl в полученном растворе?

253. Из 500 г 37 %-го раствора при охлаждении выделилось 5,0 г растворённого вещества. Чему равна массовая доля этого вещества в оставшемся растворе?

254. К 180,0 г 22 %-го раствора KOH добавили 20,0 г твёрдого KOH. Найти массовую долю гидроксида калия в полученном растворе.

255. Смешали 200 г 20 %-го раствора LiCl и 150 г 38 %-го раствора. Чему равна массовая доля LiCl в полученном растворе?

256. Смешали 320 г 22 %-го раствора H₂SO₄ и 500 г 45 %-го раствора. Чему равна массовая доля H₂SO₄ в полученном растворе?

257. Смешали 800 г 50 %-го раствора LiBr и 200 г 18 %-го раствора. Чему равна массовая доля LiBr в полученном растворе?

258. Плотность 22 %-го раствора серной кислоты равна $\rho = 1,155$ г/мл. Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента в растворе и мольную долю H₂SO₄.

259. Плотность 20 %-го раствора азотной кислоты равна $\rho = 1,115$ г/мл. Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и молярную концентрацию раствора азотной кислоты.

260. Массовая доля KOH в исследуемом растворе равна 16 % ($\rho = 1,147$ г/мл). Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, молярную концентрацию в растворе и мольную долю KOH.

261. Плотность 18 %-го раствора соляной кислоты равна $\rho = 1,088$ г/мл. Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и молярную концентрацию раствора HCl.

262. Раствор серной кислоты, молярная концентрация которого равна 1,088 моль/л, имеет плотность 1,066 г/мл. Рассчитайте массовую и мольную доли H₂SO₄ в этом растворе.

263. Массовая доля NaOH в растворе равна 10 % ($\rho = 1,109$ г/мл). Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и моляльную концентрацию раствора NaOH.

264. Сколько граммов AgNO_3 нужно взять для приготовления 0,5 л раствора нитрата серебра, молярная концентрация которого равна 0,1 моль/л.

265. Вычислите массу хлорида натрия, необходимую для приготовления 400 мл раствора, молярная концентрация которого равна 0,1 моль/л.

266. Молярная концентрация раствора гидроксида натрия равна 1,222 моль/л, а плотность – 1,050 г/мл. Сколько граммов растворённого вещества содержится в 400 мл этого раствора? Рассчитайте массовую долю NaOH в этом растворе и моляльную концентрацию гидроксида натрия.

267. Массовая доля Na_2CO_3 в растворе при 20 °С равна 8,35 %, а плотность равна 1,085 г/мл. Рассчитайте молярную и моляльную концентрации этого раствора.

268. Вычислите массу хлорида натрия, необходимого для приготовления 350 мл раствора, в котором концентрация хлорида натрия равна 0,5 моль/л.

269. Вычислите молярную массу вещества, если известно, что в 36 л раствора с молярной концентрацией 9 моль/л было растворено 1440г вещества.

270. Молярная концентрация раствора азотной кислоты равна 1,997 моль/л, а плотность – 1,065 г/мл. Сколько граммов растворённого вещества содержится в 700 мл этого раствора? Рассчитайте массовую и молярную доли HNO_3 в этом растворе.

ВАРИАНТЫ ДОМАШНЕГО ЗАДАНИЯ

№ вар.	Номера задач									
01	1	31	61	91	106	121	151	181	211	241
02	2	32	62	92	107	122	152	182	212	242
03	3	33	63	93	108	123	153	183	213	243
04	4	34	64	94	109	124	154	184	214	244
05	5	35	65	95	110	125	155	185	215	245
06	6	36	66	96	111	126	156	186	216	246
07	7	37	67	97	112	127	157	187	217	247
08	8	38	68	98	113	128	158	188	218	248
09	9	39	69	99	114	129	159	189	219	249
10	10	40	70	100	115	130	160	190	220	250
11	11	41	71	101	116	131	161	191	221	251
12	12	42	72	102	117	132	162	192	222	252
13	13	43	73	103	118	133	163	193	223	253
14	14	44	74	104	119	134	164	194	224	254
15	15	45	75	105	120	135	165	195	225	255
16	16	46	76	91	106	136	166	196	226	256
17	17	47	77	92	107	137	167	197	227	257
18	18	48	78	93	108	138	168	198	228	258
19	19	49	79	94	109	139	169	199	229	259
20	20	50	80	95	110	140	170	200	230	260
21	21	51	81	96	111	141	171	201	231	261
22	22	52	82	97	112	142	172	202	232	262
23	23	53	83	98	113	143	173	203	233	263
24	24	54	84	99	114	144	174	204	234	264
25	25	55	85	100	115	145	175	205	235	265
26	26	56	86	101	116	146	176	206	236	266
27	27	57	87	102	117	147	177	207	237	267
28	28	58	88	103	118	148	178	208	238	268
29	29	59	89	104	119	149	179	209	239	269
30	30	60	90	105	120	150	180	210	240	270

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

1. **Глинка Н.Л.** Задачи и упражнения по общей химии. – М.: КноРус, 2014. – 240 с.
2. **Коровин Н.В.** Общая химия. – М.: Академия, 2014. – 496 с.

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	3
1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ	4
1.1. Примеры решения задач.....	4
1.2. Задачи домашнего задания.....	6
2. РАСЧЕТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ.....	8
2.1. Примеры решения задач.....	8
2.2. Задачи домашнего задания.....	9
3. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ	15
3.1. Примеры решения задач.....	15
3.2. Задачи домашнего задания.....	18
4. СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА	22
4.1. Примеры решения задач.....	22
4.2. Задачи домашнего задания.....	25
5. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ	29
5.1. Примеры решения задач.....	29
5.2. Задачи домашнего задания.....	34
ВАРИАНТЫ ДОМАШНЕГО ЗАДАНИЯ.....	37
СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ	38

Белкина Елена Ильинична
Чуглова Клавдия Петровна

**ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ,
СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ
СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ
Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА**

Учебно-методическое пособие

Ответственный редактор
Т.Г. Смирнова

Титульный редактор
Р.А. Сафарова

Компьютерная верстка
Н.В. Гуральник

Дизайн обложки
Н.А. Потехина

*Печатается
в авторской редакции*

Подписано в печать 10.04.2015. Формат 60×84 1/16
Усл. печ. л. 2,56. Печ. л. 2,75. Уч.-изд. л. 2,38
Тираж 100 экз. Заказ № С 25

Университет ИТМО. 197101, Санкт-Петербург, Кронверкский пр., 49

Издательско-информационный комплекс
191002, Санкт-Петербург, ул. Ломоносова, 9