

О. И. Сечко

ХИМИЯ

ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ

В двух частях

Часть I

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ
ХИМИЯ



И.О. Сечко

ХИМИЯ

ДИДАКТИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ

В 2-х частях

Часть 1
ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ
ХИМИЯ

УДК 54(075.4)
ББК 24.1я727
С28

Рекомендовано ученым советом
химического факультета
30 июня 2010 г., протокол № 10

Рецензенты:
профессор кафедры общей химии
и методики преподавания химии БГУ *И. Е. Шиманович*;
учитель высшей категории *С. Г. Мельникова*

Сечко, О. И.
С28 Химия : дидактические материалы. В 2 ч. Ч. 1. Общая и не-
органическая химия / О. И. Сечко. – Минск : БГУ, 2012. – 135 с.
ISBN 978-985-518-616-9.

В пособии приведены текстовые задания, тесты и задачи, которые ох-
ватывают практически все содержание учебного материала по школьным
курсам общей и неорганической химии, необходимого для подготовки к
вступительным испытаниям.

Предназначено для абитуриентов БГУ.

УДК 54(075.4)
ББК 24.1я727

ISBN 978-985-518-616-9 (ч. 1)
ISBN 978-985-518-637-4

© Сечко О. И., 2012
© БГУ, 2012

ПРЕДИСЛОВИЕ

Издание предназначено для оказания помощи абитуриентам в подготовке к вступительным испытаниям по химии, на которых будет учитываться знание классов органических и неорганических веществ, конкретных соединений, умение раскрывать зависимость свойств веществ от состава и строения, выполнять типовые расчеты и решать составленные на их основе задачи.

Данное пособие включает 11 тем, которые соответствуют основным разделам школьных курсов общей и неорганической химии, приложения (тесты и решения к ним). Однако изложенный теоретический материал не заменяет содержания школьного учебника. Автор исходил из представления о том, что пособие должно реализовать свойственные ему специфические функции проверки знаний и в то же время являться одним из средств обучения.

К каждой теме подобран дидактический материал: краткий перечень изучаемых понятий, задачи и задания текстового характера, тесты, образцы решения задач. Число заданий к теме зависит от ее содержания и специфики.

С помощью пособия абитуриенты имеют возможность самостоятельно обобщить, углубить и расширить представление о предмете, развить умение решать расчетные задачи, выполнять тестовые задания и химические превращения, подготовиться к успешной сдаче экзамена.

Преподаватели могут воспользоваться заданиями различных форм и уровней для организации самостоятельной работы на занятиях и для осуществления тематического контроля. Кроме того, материалы пособия можно применить как задания обучающего характера с использованием устных форм работы.

В этом случае учащимся рекомендуется мотивировать выбор правильного ответа.

Перечни вопросов, предусмотренных программой по химии, приводятся перед каждой темой.

При выполнении заданий следует использовать округленные целые числа значений относительных атомных масс элементов (кроме хлора, для которого $A_r = 35,5$). Постоянная Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹, атомная единица массы (а. е. м.) = $1,66 \cdot 10^{-24}$ г.

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Т е м а 1. ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ

Содержание темы

Предмет химии. Явления химические и физические. Основные понятия химии. Атом. Химический элемент. Молекула. Ион. Простые и сложные вещества. Явления аллотропии. Химические формулы. Молекулярное и немолекулярное строение вещества. Относительная атомная и молекулярная, формульная массы. Моль – единица количества вещества. Молярная масса. Закон сохранения массы. Закон Авогадро.

Понятия, определения, формулы

1. Атом – мельчайшая химически неделимая электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

2. Химический элемент – вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра.

3. Относительная атомная масса элементов – физическая величина, которая показывает, во сколько раз средняя масса атомов данного химического элемента больше $1/12$ части массы атома углерода ($A_r(C) = 12$).

4. Понятие «простое вещество» отличается от понятия «химический элемент» тем, что простое вещество имеет определенный химический состав, строение, физические и химические свойства.

5. Простых веществ неметаллов в природе больше, чем химических элементов, так как один химический элемент может образовать два и больше простых вещества – аллотропные модификации.

6. Молекула – наименьшая частица вещества, способная существовать самостоятельно и сохраняющая его химические свойства.

7. Формульная единица – группа атомов, которая составляет простейшую химическую формулу вещества немолекулярного строения.

8. Относительная молекулярная (формульная) масса – физическая величина, равная отношению средней массы структурной единицы данного химического вещества к $1/12$ части массы атома углерода.

9. Химическое вещество – устойчивая совокупность частиц (атомов, молекул, ионов), обладающая определенными физическими и химическими свойствами. Вещество характеризуется составом, строением, физическими и химическими свойствами.

10. Вещества имеют молекулярное или немолекулярное (атомное, ионное) строение.

11. Закон постоянства состава: всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, имеет постоянный качественный и количественный состав.

12. Моль – единица химического количества вещества, физическая величина, пропорциональная числу элементарных структурных единиц, составляющих данную порцию вещества.

13. Число (постоянная) Авогадро (N_A): $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц (структурных единиц) в 1 моль вещества.

14. Молярная масса (M) – масса 1 моль ($6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц) вещества равна отношению массы вещества (г, кг) к его химическому количеству (моль):

$$M = m(X)/n(X).$$

15. Закон Авогадро: в равных объемах различных газов при одинаковых условиях находится одинаковое число молекул.

16. Молярный объем (V_m) – объем, занимаемый 1 моль газообразного вещества при нормальных условиях (н. у.), равен $22,4 \text{ дм}^3$.

17. Плотность газа – отношение массы газа к его объему (отношение молярной массы газа к молярному объему):

$$\rho = M/V_m, \text{ или } m/V.$$

18. Относительная плотность одного газа по другому (D) определяется как отношение массы одного газа к массе другого газа такого же объема или отношение их молярных масс.

19. Соотношения между величинами:

а) $n = m/M$; $n = V/V_m$; $n = N/N_A$;

б) $m_1/m_2 = V/V_m$; $m/M = N/N_A$; $V/V_m = N/N_A$;

в) $D_{A/B} = m_A/m_B$; $D_{A/B} = M_A/M_B$.

20. Химическая реакция – это процесс превращения одних веществ в другие без изменения общего числа и природы атомов, из которых эти вещества состоят.

21. Закон сохранения массы веществ: масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции.

22. Закон объемных отношений Гей-Люссака: объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам образующихся газообразных продуктов как небольшие числа (химические количества).

Вопросы, задания

1. Определите, легче или тяжелее воздуха аммиак? Ответ подтвердите расчетом.

2. Сформулируйте законы Авогадро и Гей-Люссака.

3. Приведите примеры, отражающие сущность закона постоянства состава веществ, закона сохранения массы веществ в химических реакциях.

4. Какой объем кислорода необходим для полного сгорания сероводорода химическим количеством 1 моль?

5. Какой объем займут молекулы кислорода в количестве $1,2 \cdot 10^{24}$?

6. Какая масса водорода содержит столько же молекул, сколько их находится в углекислом газе массой 88 г?

7. Составьте формулу молекулы газообразного соединения углерода и кислорода, в котором отношение масс элементов 3 : 8.

8. Какова масса смеси CO_2 , CO , H_2 , O_2 объемом 1 дм^3 , если газы взяты в равных объемных долях?

9. К смеси водорода и азота, содержащей по 50 % газов, добавили такой же объем кислорода. Как изменится плотность полученной смеси по воздуху?

10. Какой объем занимает смесь гелия и аммиака, масса которой 100 г, а массовые доли газов равны?

11. Определите массу (г) одной молекулы воды.

12. Укажите отличия понятий «нуклид» и «химический элемент».

13. Какое из веществ, формулы которых CO_2 и N_2 , содержит наибольшее число атомов в объеме, равном 1 дм^3 ? Ответ подтвердите расчетами.

14. В оксиде трехвалентного химического элемента массовая доля кислорода равна 47,06 %. Определите химическую формулу оксида.

15. В каких объемных отношениях реагируют сероводород и кислород в реакции полного сгорания сероводорода?

16. Определите относительную плотность по кислороду следующих газов: сероводорода, аммиака, водорода.

17. Рассчитайте молярную массу (г/моль) некоторого вещества, если масса 5 молекул его равна $5,897 \cdot 10^{-22}$ г.

18. К смеси оксидов углерода(II) и (IV) объемом 40 дм^3 (н. у.) добавили 40 дм^3 кислорода и смесь сожгли. После реакции объем (н. у.) стал равен 65 дм^3 . Определите объем CO_2 в первоначальной смеси оксидов углерода.

19. В плотно закрытом сосуде, заполненном воздухом, прокалили железо до получения железной окалины. Как изменится давление в сосуде по окончании реакции?

20. Определите химическую формулу простого газообразного вещества, если известно, что масса одной молекулы его равна $5,32 \cdot 10^{-23}$ г.

21. Метан объемом 3 дм^3 сожгли на воздухе. Какой объем воздуха понадобился для проведения данной реакции?

22. Легче или тяжелее воздуха смесь газов, в которой на один объем кислорода приходится 2 объема аммиака? Ответ подтвердите расчетами.

23. Установите формулу вещества, в котором отношения масс кальция, водорода, фосфора и кислорода соответственно равны $20 : 1 : 31 : 64$.

24. В каком объеме сероводорода содержится столько же атомов водорода и серы в сумме, сколько всего атомов насчитывается в азотной кислоте массой 126 г ?

25. Соотношение молярных масс высших хлорида и оксида элемента IVA группы соответственно равно $17 : 6$. Установите формулы данных соединений.

Тестовые задания

1. Относительная атомная масса имеет размерность:

- а) г; в) г/моль;
б) а. е. м.; г) величина безразмерная.

2. Масса ионов выражается в единицах:

- а) г, кг; б) моль, г/моль; в) см^3 , кг; г) дм^3 , г.

3. Для понятия «химический элемент» наиболее справедливо утверждение:

- а) вид атомов;
б) вид атомов с одинаковой массой;

в) вид атомов с одинаковым зарядом ядра;
г) электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и электронов.

4. Укажите неверное утверждение:

- а) молекулы азота; в) молекулы воды;
б) ионы метана; г) атомы натрия.

5. Структуру простого вещества не могут составлять частицы:

- а) молекулы; в) только ионы;
б) атомы; г) ионы и атомы.

6. Масса атома фтора равна:

- а) $19 \cdot 10^{23}$; в) 19 г;
б) $3,152 \cdot 10^{-23}$ г; г) 19.

7. Масса 1 моль атомов меди примерно равна:

- а) 64 а. е. м.; в) $1,06 \cdot 10^{-22}$ г;
б) 64 г; г) 64.

8. Масса молекулы одного из веществ, образованных атомами кислорода, равна $7,97 \cdot 10^{23}$. Формула вещества:

- а) O; б) O₈; в) O₂; г) O₃.

9. В результате химической реакции изменяется:

- а) масса атомов;
б) число атомов;
в) суммарная масса исходных веществ и продуктов реакции;
г) природа исходных веществ.

10. Сероводород химическим количеством 2 моль при нормальных условиях занимает объем:

- а) 34 см³; б) 68 дм³; в) 44,8 дм³; г) 22,4 см³.

11. Для реакции с алюминием химическим количеством 1,6 моль требуется кислорода (моль):

- а) 1,2; б) 1,5; в) 1,4; г) 1,6.

12. Отношения объемов исходного вещества и продукта реакции (при н. у.) в реакции, схема которой $C + CO_2 \rightarrow$, равны:

- а) 1 : 3; б) 2 : 3; в) 1 : 1; г) 1 : 2.

13. Формула вещества, в котором массовые доли (%) соответственно равны Н – 1,20; Cl – 42; О – 56,8:

- а) HClO ; б) HClO_2 ; в) HClO_3 ; г) HClO_4 .

14. Объемное соотношение между кислородом и водородом в смеси, содержащей равные массы этих веществ, имеет вид:

- а) 12 : 2; б) 1 : 14; в) 16 : 8; г) 1 : 16.

15. Соотношение числа атомов углерода и кислорода в смеси, состоящей из оксидов углерода(II) и (IV), с относительной плотностью по водороду 16 равно:

- а) 2 : 3,5; в) 5,1 : 6,2;
б) 1 : 1,25; г) 6 : 5,1.

16. В оксиде железа массовая доля железа в 1,174 раза больше массовой доли кислорода. Формула оксида железа:

- а) FeO ; в) FeO_3 ;
б) Fe_3O_4 ; г) Fe_2O_3 .

17. При нормальных условиях большее число атомов содержится:

- а) 6,9 см³ воды; в) 16,8 дм³ азота;
б) 117,1 см³ водорода; г) 15,8 дм³ озона.

18. Если плотность газа (н. у.) равна 2,053 г/дм³, то его относительная плотность по гелию равна:

- а) 22; б) 16; в) 2,45; г) 11,5.

19. Отношение объемов исходных веществ и продуктов реакции (н. у.) в реакции, схема которой $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$, соответственно равно:

- а) 2 : 2 : 3 : 4; в) 2 : 7 : 4;
б) 2 : 7 : 4 : 6; г) 2 : 5 : 4 : 6.

20. Объемное соотношение между оксидом серы(IV) и кислородом в смеси, содержащей равные массы этих веществ, соответственно равно:

- а) 2 : 1; в) 1 : 2;
б) 7 : 18; г) 2 : 16.

Задачи

1. Определите массовую долю хлорида калия (%) в образце, состоящем из хлорида калия и хлорида натрия, соотношение химических количеств которых равно 1 : 4.

Ответ: 24 %.

2. Смесь содержит равные числа молекул этанола и уксусной кислоты. Рассчитайте массовые доли веществ в такой смеси.

Ответ: 43 %, 57 %.

3. Смесь кристаллогидрата сульфата меди ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) и сульфата железа ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) содержит 41,59 % воды по массе. Рассчитайте массовые доли кристаллогидратов в смеси.

Ответ: 41,25 %, 58,75 %.

4. Во сколько раз плотность воды в жидком состоянии больше, чем в парообразном?

Ответ: в 1250 раз.

5. Масса молекулы при некоторых условиях равна $4,25 \cdot 10^{-22}$ г. Найдите молярную массу серы и число атомов в ее молекуле.

Ответ: 256 г/моль.

6. В газовой смеси кислорода и углекислого газа их объемы относятся соответственно как 3 : 1. К этой смеси добавили неизвестный газ объемом, равным объему углекислого газа, при этом молярная масса смеси уменьшилась на 1,4 единицы. Укажите молярную массу неизвестного газа.

Ответ: 28.

7. В газовой смеси метана и угарного газа число атомов углерода в три раза больше числа атомов кислорода. К этой смеси добавили неизвестный газ объемом, равным объему метана, при этом плотность смеси возросла на 48 %. Определите молярную массу добавленного газа.

Ответ: 44.

8. Какая масса алюминия (г) вступит в реакцию с гидроксидом, полученным при растворении натрия массой 2,3 г в воде?

Ответ: 0,89 г.

9. Раствор хлорида железа(II) массой 200 г нагрели с избытком щелочи. В результате выпал осадок массой 18 г. Определите массовую долю соли в первоначальном растворе.

Ответ: 0,16.

10. Имеется смесь алкана и кислорода с относительной плотностью по гелию 8,335. После полного сгорания алкана и приведения полученной смеси к нормальным условиям получили смесь газов с относительной плотностью по гелию 9,5. Укажите число электронов в молекуле алкана.

Ответ: 26.

Тема 2. СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Содержание темы

Строение атома. Состав атомных ядер. Физический смысл порядкового номера химического элемента. Электронное строение атома. Понятие об электронном облаке. Атомная орбиталь. Энергетический уровень и подуровень, *s*-, *p*-, *d*-орбитали в атоме. Строение электронных оболочек атомов на примере элементов 1, 2, 3-го периодов периодической системы. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева на основе учения о строении атомов. Структура периодической системы. Изменение свойств атомов химических элементов (радиус, электроотрицательность) и их соединений по группам и периодам периодической системы.

Понятия, определения, формулы

1. Атом – мельчайшая химически неделимая электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

2. Большинство химических элементов имеют по два и более изотопов – атомов с различным массовым числом за счет разного количества нейтронов в ядре атома.

3. Электроны в атоме при движении занимают определенную область околоядерного пространства. Атомная орбиталь имеет определенные размеры и форму.

4. Энергетические характеристики состояния электронов: энергетический уровень (совокупность электронов с близкими значениями энергий), энергетический подуровень, спин.

5. Распределение электронов в атоме в основном состоянии определяется минимумом энергии; на каждой орбитали максимально может находиться не более двух электронов; электроны в пределах одного уровня стремятся занять максимальное число орбиталей.

6. Распределение электронов на уровне в возбужденном состоянии определяется максимумом энергии – электроны в атоме стремятся занять максимальное число орбиталей.

7. Число энергетических уровней в атоме определяется номером периода, в котором находится элемент. Число орбиталей на энергетическом уровне равно n^2 . Число электронов на энергетическом уровне равно $2n^2$, где n – номер уровня.

8. Периодическая система химических элементов – графическое выражение периодического закона.

9. Периодическая система состоит из периодов (малые и большие) и групп (А и В).

10. Атомный номер элемента указывает на число протонов и электронов в атоме.

11. Номер группы показывает число электронов на внешнем энергетическом уровне элементов групп А.

12. Металлические свойства атомов химических элементов в периодах убывают слева направо в связи с возрастанием числа электронов на внешнем энергетическом уровне; в группах – усиливаются сверху вниз в связи с возрастанием атомных радиусов.

13. Кислотные свойства кислородных соединений элементов в периодах увеличиваются, а основные свойства их соединений убывают слева направо в связи с возрастанием неметаллических свойств элементов.

14. Кислотные свойства водородных соединений неметаллов в периодах усиливаются, а основные свойства их соединений убывают слева направо.

15. Основные свойства соединений металлов в группах усиливаются с возрастанием атомного номера элемента, сверху вниз, в связи с возрастанием атомного радиуса.

Вопросы, задания

1. Составьте электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня атома химического элемента с наиболее выраженными неметаллическими свойствами.

2. Состав вещества выражается формулой $H_4P_2O_7$. Определите число протонов в данном веществе массой 35,6 г.

3. Из перечисленных элементов: V, Mg, Ca, Mn, Fe, Sc, K, Be – выпишите символы элементов, принадлежащих к группам В.

4. Чем нуклид хлора 35 отличается от нуклида хлора 37?

5. Атомный номер элемента 33. Массовое число одного из нуклидов равно 74. Определите число электронов, протонов и нейтронов в атоме.

6. Укажите число спаренных и неспаренных электронов в атоме химического элемента с атомным номером 29.

7. Составьте электронные формулы элементов: магния, аргона, мышьяка, брома.

8. Расположите Cu, O, Mg, S, Ca, Al, C, Ba в порядке возрастания металлических свойств.

9. Сколько видов молекул воды может быть получено, если в состав входят атомы ^1H , ^3T и ^{18}O ?

10. Массовые числа атомов двух элементов равны 40, но атомы имеют совершенно разные строение и свойства. Приведите примеры возможных элементов.

11. В оксиде некоторого элемента ЭO_2 массовая доля кислорода составляет 72,72 %. Укажите формулу оксида.

12. Почему элементы VIIA группы называют инертными газами?

13. Составьте формулу высшего оксида элемента с конфигурацией внешнего энергетического уровня $\dots 5s^2 5p^5$, укажите его характер.

14. Определите число полностью завершённых электронных уровней в атоме элемента с атомным номером 34.

15. Из предложенных элементов: N, P, Ca, Xe, K – выберите символы атомов элементов, у которых завершён: а) внешний энергетический уровень; б) предвнешний энергетический уровень.

16. Сколько полностью завершённых энергетических уровней в атоме химического элемента с атомным номером 28?

17. Определите число полностью заполненных атомных орбиталей в атоме химического элемента с атомным номером 24.

18. Составьте электронные схемы строения атомов элементов с атомными номерами 24, 38, 36, 40.

19. Природный неон содержит два изотопа ^{20}Ne и ^{21}Ne . Определите молярную долю каждого изотопа неона (%).

20. Массовое число нуклида в 2,2 раза больше его протонного числа. Число нейтронов равно 12. Определите химический элемент.

21. Вычислите относительные молекулярные массы всех возможных молекул хлороводорода, в состав которых входят ^1H , ^2D , ^{35}Cl , ^{37}Cl .

22. Найдите в периодической системе металл, которого требуется наименьшая масса для получения 1 дм³ водорода в реакции с соляной кислотой.

23. Вещество А образовано химическим элементом, конфигурация которого $1s^2 2s^2 2p^1$, и кислородом. В соединении данный элемент проявляет высшую степень окисления. Если возможно химическое взаимодействие, составьте уравнения соответствующих реакций с водой, растворами серной кислоты и гидроксида натрия.

24. Укажите последовательность цифр, соответствующих полному правильному ответу. Характеристика атомов мышьяка:

- 1) имеют заряд ядра +33;
- 2) представлены только одним нуклидом;
- 3) электроны распределены по трем электронным уровням;
- 4) конфигурация внешнего энергетического уровня $4s^2 4p^3$;

- 5) на внешнем энергетическом уровне три неспаренных электрона;
6) легче атома серы.

Тестовые задания

1. Атом состоит:
а) из атомного ядра и нуклонов; в) атомного ядра и электронов;
б) протонов и нейтронов; г) нуклидов.
2. Число валентных электронов у атома элемента с атомным номером 15 равно:
а) 6; б) 5; в) 2; г) 12.
3. Сколько электронных орбиталей содержится на третьем энергетическом уровне?
а) 4; б) 6; в) 9; г) 8.
4. Максимальное число электронов на энергетическом уровне можно определить по формуле:
а) $N = n^2$; в) $N = A - 2$;
б) $N = 2n^2$; г) $N = 2n$.
5. Больше всего электронов на внешнем энергетическом уровне в атоме:
а) кислорода; в) гелия;
б) лития; г) хлора.
6. Верным является утверждение «В одном периоде находятся элементы...»:
а) с одинаковым радиусом атомов;
б) со схожими химическими свойствами;
в) с одинаковым числом энергетических уровней;
г) с одинаковым числом валентных электронов.
7. Элемент, конфигурация внешнего энергетического уровня которого $4s^1$, в периодической системе расположен:
а) в 4-м периоде, группе IVA;
б) 4-м периоде, группе IIIA;
в) 3-м периоде, группе IVB;
г) 4-м периоде, группе IA.
8. При характеристике элемента хлора допущена ошибка в записи:
а) имеются атомы хлора с массовым числом 35;
б) заряд ядра атома хлора +17;

- в) электронная схема атома хлора: $_{17}\text{Cl } 2e, 8e, 7e$;
г) электронная конфигурация атома хлора: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

9. Максимальное число орбиталей на энергетическом уровне можно определить по формуле:

- а) $N = n^2$; в) $N = A - 2$;
б) $N = 2n^2$; г) $N = Z$.

10. Число полностью заполненных энергетических уровней в атоме селена:

- а) такое же, как в атоме серы;
б) большее, чем в атоме калия;
в) меньшее, чем в атоме магния;
г) такое же, как в атоме кальция.

11. Верным является утверждение:

- а) большинство элементов периодической системы – металлы;
б) все без исключения элементы в периодической системе расположены в порядке возрастания относительных атомных масс;
в) группы А в периодической системе составляют только элементы неметаллы;
г) в группах В с возрастанием атомного номера металлические свойства ослабевают.

12. При характеристике элемента фосфора допущена ошибка в записи:

- а) существуют атомы фосфора с массовым числом 30;
б) заряд ядра атома фосфора +15;
в) электронная схема атома фосфора: $_{11}\text{P } 2e, 8e, 6e$;
г) электронная конфигурация атома фосфора: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

13. Больше протонов содержится в ядре атома нуклида:

- а) ^{40}K ; б) ^{40}Ca ; в) ^{40}Ag ; г) ^{39}K .

14. Элементы гелий и азот имеют одинаковое число:

- а) электронов на внешнем энергетическом уровне;
б) завершенных энергетических уровней;
в) валентных электронов;
г) протонов в ядре.

15. Символы элементов *s*-, *p*-, *d*-семейств соответственно указаны в ряду:

- а) He, P, Fe; в) Al, Br, C;
б) Na, N, O; г) K, Ca, Mn.

16. С увеличением атомного номера элемента в группах А периодической системы:

- а) возрастает число электронов на внешнем энергетическом уровне;
- б) усиливаются неметаллические свойства;
- в) усиливаются кислотные свойства оксидов;
- г) возрастает радиус атома.

17. Укажите электронную конфигурацию валентных электронов атома элемента с наименее выраженными металлическими свойствами:

- а) $3s^23p^5$;
- б) $3s^23p^1$;
- в) $4s^2$;
- г) $2s^22p^2$.

18. Возбужденному состоянию атома хлора соответствует электронная конфигурация:

- а) $1s^22s^22p^63s^23p^53d^0$;
- б) $1s^22s^22p^63s^23p^33d^2$;
- в) $1s^22s^22p^6$;
- г) $1s^22s^22p^63s^23p^4$.

19. Формула водородного соединения элемента с электронной конфигурацией атома $1s^22s^22p^63s^23p^4$ – это:

- а) RH_4 ;
- б) RH_3 ;
- в) RH ;
- г) RH_2 .

20. Элементы марганец и йод имеют одинаковое число:

- а) электронов на внешнем энергетическом уровне;
- б) завершенных энергетических уровней;
- в) валентных электронов;
- г) протонов в ядре.

Задачи

1. Некоторый химический элемент, имеющий одинаковую валентность с магнием, образует оксид, массовая доля кислорода в котором 12,46 %. Укажите химический элемент.

Ответ: Cd.

2. Металл массой 0,9 кг проявляет в соединениях с кислородом степень окисления +3, вытесняет из соляной кислоты водород объемом 1,12 м³. Укажите металл.

Ответ: Al.

3. При взаимодействии кислорода с металлом массой 5,6 г, находящимся в одной группе с калием, образуется оксид массой 12 г. Определите металл.

Ответ: Li.

4. Молярная масса сульфата металла со степенью окисления +1 на 8 единиц больше молярной массы его йодида. Определите металл.

Ответ: К.

5. При нагревании оксида некоторого металла массой 4,8 г в токе водорода получена вода массой 1,62 г. Установите металл, если степень окисления его в оксида равна +3.

Ответ: Fe_2O_3 .

6. Определите формулу вещества, состоящего из атомов серы, хлора и кислорода, если известно, что массовая доля хлора в нем 59,66 %, а масса атомов серы в два раза больше массы атомов кислорода.

Ответ: SOCl_2

7. Относительные плотности по воздуху паров хлорида и бромида одного и того же химического элемента равны соответственно 5,31 и 11,45. Установите химический элемент.

Ответ: С.

8. Бинарное соединение железа с кислородом массой 3,222 г реагирует с алюминием массой 1 г. Установите формулу соединения железа.

Ответ: Fe_3O_4 .

9. При нагревании вещества массой 1,225 г получен хлорид калия массой 0,745 г и кислород. Установите формулу вещества.

Ответ: KClO_3 .

10. В результате обжига на воздухе сульфида молибдена массой 8 г получили оксид молибдена MoO_3 массой 7,2 г. Установите формулу исходного сульфида.

Ответ: MoS_2 .

Т е м а 3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

Содержание темы

Природа и типы химической связи. Ковалентная связь (полярная и неполярная). Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Валентность. Степень окисления. Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь. Примеры веществ со связями различных типов.

Понятия, определения, формулы

1. Химическая связь – это взаимодействие, которое организует отдельные атомы в молекулы, кристаллы и др. Типы химической связи: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая.

2. Механизм образования ковалентной неполярной связи – обменный; ковалентной полярной связи – обменный, донорно-акцепторный.

3. Ковалентная связь бывает одинарная, двойная, тройная; σ -связь, π -связь. Химическая связь характеризуется длиной, энергией, направленностью, полярностью.

4. Кристаллические структуры, построенные из атомов, связанных друг с другом ковалентными связями, называются атомными кристаллами. Атомные кристаллы могут образовывать как простые (алмаз, кремний и др.), так и сложные (оксид кремния, карборунд) вещества.

5. Молекулы простых веществ образуются за счет только ковалентной неполярной связи, молекулы сложных веществ могут быть образованы ковалентной полярной и неполярной связью.

6. Молекулы могут быть полярными (образованы ковалентной полярной связью) и неполярными (образованы ковалентной полярной и ковалентной неполярной связью).

7. Валентность химического элемента определяется числом ковалентных связей, которыми данный атом связан с другими атомами. Степень окисления – условный заряд атома в химическом соединении – количественно определяется числом валентных электронов, смещенных от данного элемента в химическом соединении (положительная степень окисления) или к нему (отрицательная степень окисления).

8. Ионная связь, осуществляемая за счет электростатического взаимодействия противоположно заряженных ионов, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов, приводит к образованию ионных кристаллов.

9. Межмолекулярное взаимодействие приводит к образованию молекулярных кристаллов. Они могут быть образованы как полярными, так и неполярными молекулами.

10. Химическая связь между атомами в металлическом кристалле, образованная посредством обобществления электронов, называется металлической связью.

Вопросы, задания

1. Расположите химические элементы кислород, фосфор, стронций, азот, скандий в порядке убывания их электроотрицательности. Объясните причины разной электроотрицательности атомов данных элементов.

2. Расположите ионы F^- , Cl^- , I^- , S^{2-} , N^{3-} , Br^- в порядке возрастания их восстановительных свойств. Приведите два примера окислительно-восстановительных реакций, доказывающих восстановительные свойства ионов.

3. Элемент находится в 4-м периоде, VIA группе. Составьте электронную формулу атома элемента, формулу высшего оксида и гидроксида, уравнения химических реакций, доказывающих характер оксида и гидроксида (основный, кислотный или амфотерный).

4. Объясните причину изменения металлических свойств у атомов элементов 3-го периода и IIA группы.

5. Расположите гидроксиды $Si(OH)_4$, KOH, $Al(OH)_3$, $Ca(OH)_2$, LiOH, $Mg(OH)_2$ по возрастанию их основных свойств.

6. Расположите формулы веществ O_2 , HCl, N_2 , CaO, $CuSO_4$, NH_3 , C, Na в следующем порядке: образованные ковалентной полярной, неполярной, ионной связью. Составьте схемы образования структурных единиц трех веществ с разными типами связей.

7. Расположите соединения кислород, хлороводород, йодоводород, сероводород, фтороводород в порядке уменьшения полярности химической связи в их молекулах.

8. Приведите примеры веществ, в которых не совпадают валентность и степени окисления элементов.

9. Укажите элемент, который может образовать два простых вещества.

10. Определите валентность и степень окисления азота в ионе аммония.

11. Определите тип связи и степени окисления элементов в соединениях, формулы которых K_2CO_3 , $NaNO_2$, $Cu(NO_3)_2$.

12. Кислород получают из жидкого воздуха. В каком порядке происходит испарение газов азота, углекислого газа и кислорода, входящих в состав воздуха?

13. Какой тип кристаллической решетки должно иметь вещество, состав которого выражается формулой SiC?

14. Почему при н. у. молекула азота химически более устойчива, чем молекула хлора?

15. Почему при обычных условиях бутан ($M_r = 58$) является газом, а вода ($M_r = 18$) – жидкостью?

16. Кристалл какого вещества более прочный – алмаза или кремния? Почему?

17. Укажите три вещества, между молекулами которых возможны водородные связи.

18. Определите степени окисления атомов химических элементов в веществах, формулы которых KMnO_4 , H_2SeO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, MgS .

19. Приведите примеры двух веществ, в которых степени окисления элементов не равны валентности (по модулю).

20. Составьте такие схемы электронного строения ионов некоторых элементов, которые соответствуют: а) конфигурации атома неона; б) конфигурации атома аргона.

21. Почему агрегатное состояние сероводорода отличается от агрегатного состояния сульфида натрия?

22. Составьте электронные схемы строения ионов алюминия, селена (заряд 2–), кальция, фосфора (заряд 3–).

23. Определите тип гибридизации атомных орбиталей бора в молекуле BF_3 . Каково пространственное строение этой молекулы?

Тестовые задания

1. Атом, который практически не образует химическую связь, имеет на внешнем энергетическом уровне электронов:

- а) 1; б) 8; в) 3; г) 4.

2. Атомная кристаллическая решетка:

- а) у оксида кремния(IV); в) железа;
б) иода; г) магния.

3. Водородная связь может образовываться между молекулами:

- а) метана; в) хлора;
б) водорода; г) воды.

4. В молекуле аммиака связь:

- а) ионная; в) ковалентная неполярная;
б) ковалентная полярная; г) водородная.

5. Молекулярное строение имеет вещество:

- а) P_2O_3 ; в) CaO ;
б) С (алмаз); г) SiO_2 .

6. Кратные химические связи присутствуют в молекулах: 1) азота; 2) хлора; 3) кислорода; 4) углекислого газа; 5) водорода; 6) хлороводорода:

- а) 1, 2, 4; б) 1, 3, 4; в) 2, 4, 6; г) 2, 3, 5.

7. Число σ -связей в молекуле азота равно:
а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.
8. Высшая степень окисления у азота в соединении:
а) N_2H_4 ; б) NH_3 ; в) HNO_3 ; г) K_3N .
9. Укажите сумму степеней окисления всех атомов серы в формульных единицах соединений пирита, киновари, мирабилита, гипса:
а) +4; б) +8; в) +6; г) +10.
10. В молекуле серной кислоты связи:
а) ионные;
б) ковалентные полярные;
в) ковалентные неполярные;
г) водородные.
11. Атомное строение имеет соединение:
а) P_2O_3 ; б) CO_2 ; в) CaO ; г) SiO_2 .
12. Кратные химические связи имеются в молекулах: 1) хлора; 2) белого фосфора; 3) кислорода; 4) углекислого газа; 5) азота; 6) сернистого газа:
а) 1, 2, 4; в) 2, 4, 6;
б) 3, 4, 5, 6; г) 2, 3, 5.
13. Низшая степень окисления фосфора проявляется в соединении:
а) PH_3 ; б) P_2O_3 ; в) HPO_3 ; г) K_3P .
14. В ряду HF , HCl , HBr непрерывно уменьшаются: 1) кислотные свойства; 2) температура кипения веществ; 3) полярность связи в молекуле; 4) кратность связи:
а) 1, 3; б) 3, 4; в) 2, 4; г) 3.
15. Укажите названия соединений, в которых валентность и степень окисления азота (по модулю) совпадают: 1) аммиак; 2) азотная кислота; 3) азотистая кислота; 4) сульфат аммония:
а) 1, 2; б) 2, 3, 4; в) 3, 4; г) 1, 3.
16. Энергия связи в молекуле брома равна 193 кДж/моль. Укажите значения энергии связи (кДж/моль) в молекулах йода и водорода соответственно:
а) 314 и 150; в) 151 и 436;
б) 178 и 149; г) 297 и 434.
17. Ковалентная связь образована перекрыванием только p -орбиталей атомов в молекуле:
а) HCl ; б) H_2 ; в) Cl_2 ; г) NH_3 .

18. Прочность связей в ряду $N-N$, $N=N$, $N\equiv N$:

- а) не изменяется;
- б) увеличивается;
- в) уменьшается;
- г) сначала увеличивается, а затем уменьшается.

19. Степень окисления серы +4 в веществах ряда:

- а) H_2SO_4 , SO_2 , H_2S ;
- б) SO_3 , H_2SO_4 , S_8 ;
- в) SO_3 , Na_2SO_4 , BaS ;
- г) SO_2 , H_2SO_3 , $NaHSO_3$.

20. Формулы веществ с ионной, ковалентной полярной, ковалентной неполярной связью последовательно записаны в ряду:

- а) KCl , CO_2 , H_2O ;
- б) Ca_3N_2 , SCl_4 , S_8 ;
- в) CO_2 , HBr , KI ;
- г) $AlCl_3$, I_2 , H_2SO_4 .

Задачи

1. Энергия связи в молекуле хлора равна 242 кДж/моль. Укажите количество энергии (кДж), которая выделится при образовании хлора массой 200 г из соответствующих атомов.

2. Энергия связи фтора равна 159 кДж/моль. Энергия сродства к электрону атомарного фтора равна 338 кДж/моль. Укажите количество энергии (кДж), которая выделится при превращении в ионы фтора всех молекул фтора массой 19 г.

3. Энергия связи в молекуле кислорода равна 494 кДж/моль. Энергия ионизации атомарного кислорода равна 1314 кДж/моль. Укажите количество энергии (кДж), которую необходимо затратить для превращения в ионы O^+ всех молекул кислорода массой 16 г.

4. Некоторое вещество, образованное ковалентной полярной и ковалентной неполярной связью, реагируя с хлором, образует азот и хлороводород. Объемы вступающего в реакцию хлороводорода и образующегося азота относятся как 2 : 1. Определите молекулярную формулу образующегося вещества.

5. Массовая доля кислорода в оксиде металла со степенью окисления +3 равна 47,1 %. Определите металл и охарактеризуйте свойства его оксида и гидроксида.

6. Три химических элемента А, В, С находятся в разных периодах и группах периодической системы химических элементов. В состав ядра химического элемента А входит 29 протонов и 35 нейтронов, в свободном состоянии элемент образует вещество с металлической связью. А и В могут образовать оксиды, причем А проявляет переменную валентность. При взаимодействии высшего оксида элемента А

с простым веществом С с ковалентной неполярной связью может быть получено простое вещество. Укажите химические элементы.

7. При взаимодействии металла массой 19,5 г с соляной кислотой образовалось 0,25 моль водорода. Степень окисления металла в соединении равна +1. Определите металл.

8. Энергия химической связи в молекуле хлора равна 242 кДж. Какое количество энергии необходимо затратить на разрыв химических связей в хлоре порцией 21,3 г?

9. Укажите последовательность цифр, соответствующих полному правильному ответу:

- 1) ковалентная неполярная связь может иметь кратность, равную 1, 2, 3;
- 2) ковалентная полярная связь образуется между атомами типичных металлов и неметаллов;
- 3) для соединений с ионной связью характерно образование ионных кристаллов;
- 4) вещества, образованные молекулами с ковалентной неполярной связью, при нормальных условиях всегда твердые, кристаллические;
- 5) большинство органических веществ имеет атомное строение;
- 6) химическая связь характеризуется энергией (кДж).

10. Вычислите теплоту образования сульфида цинка, если известно, что при полном взаимодействии серы массой 6,4 г с цинком выделилось 40,2 кДж теплоты.

Т е м а 4. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

Содержание темы

Классификация химических реакций по разным признакам. Химические реакции соединения, разложения, замещения, обмена. Окислительно-восстановительные реакции. Тепловой эффект химических реакций. Термохимические уравнения.

Скорость химических реакций. Зависимость скорости от природы и концентрации реагирующих веществ, температуры. Понятие о катализаторах. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие и условия, которые влияют на смещение химического равновесия.

Понятия, определения, формулы

1. Химическая реакция – это превращение одних веществ в другие. Химические реакции классифицируются по различным признакам: изменению степени окисления, числу и составу исходных

веществ и продуктов реакций, необходимости применения катализатора, выделению или поглощению теплоты, обратимости и необратимости протекающих процессов.

2. Процесс сообщения дополнительной энергии частицам для превращения их в активные, способные к началу реакции называется активацией, а полученная энергия – энергией активации. Энергия активации реакции ($E_{\text{акт}}$) – это энергия, которую необходимо сообщить частицам, чтобы их столкновение привело к химической реакции.

3. Протекание любой химической реакции сопровождается тепловым эффектом: выделением (экзотермические) или поглощением (эндотермические) теплоты. Исходные вещества представляют собой неустойчивые переходные комплексы (соединения), которые распадаются с образованием конечных продуктов реакции. Если при распаде переходного комплекса образуется больше энергии, чем было затрачено на активацию, реакция является *экзотермической*, если меньше – *эндотермической*. Тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояний реагирующих веществ, промежуточные стадии процесса значения не имеют.

4. Скорость гомогенных химических реакций измеряется изменением концентрации исходных веществ в единицу времени и зависит от природы, концентрации реагирующих веществ, температуры, применения катализатора.

5. Скорость химических реакций типа $aA + B = C$ определяется по формуле:

а) $v = -\Delta c(A)/\Delta t$ (моль/дм³ · с) – по изменению концентрации исходных веществ;

б) $v = +\Delta c(C)/\Delta t$ (моль/дм³ · с) – по изменению концентрации продуктов реакции.

6. Зависимость скорости одностадийных химических реакций от концентрации выражается формулой: $v = k c^a(A) \cdot c(B)$.

7. Катализаторы – вещества, которые изменяют скорость химической реакции за счет изменения энергии активации, но сами при этом не расходуются. Катализатор ускоряет реакцию, понижая $E_{\text{акт}}$ (положительный катализ). Ингибитор замедляет реакцию, увеличивая $E_{\text{акт}}$ (отрицательный катализ). Гомогенный катализ имеет место, когда реагирующие вещества и катализатор образуют однофазную систему. Гетерогенный катализ – реагирующие вещества и катализатор образуют систему, состоящую из разных фаз.

8. Обратимые химические реакции протекают в противоположных направлениях, при выравнивании скоростей прямой и обратной реакций наступает состояние химического равновесия.

9. Химическое равновесие смещается вправо или влево под воздействием температуры, давления, изменения концентрации исходных веществ или продуктов реакции.

10. Скорость химической реакции прямо пропорциональна концентрации исходных веществ, следовательно, концентрации исходных веществ и продуктов реакции в состоянии химического равновесия не будут изменяться со временем. Эти концентрации называют равновесными.

Для обратимой реакции $aA + bB \leftrightarrow dD$ в состоянии равновесия

$$v_1 = k_1 c^a(A) \cdot c^b(B),$$

а скорость обратной реакции равна

$$v_2 = k_2 c^d(D).$$

Поскольку в состоянии равновесия $v_1 = v_2$, то равны и правые части уравнений:

$$k_1 c^a(A) \cdot c^b(B) = k_2 c^d(D).$$

Отсюда

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{c^d(D)}{c^a(D) \cdot c^b(B)}.$$

Поскольку константы скоростей прямой и обратной реакций величины постоянные, то их отношение в состоянии равновесия также величина постоянная и называется константой равновесия (K):

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{c^d(D)}{c^a(D) \cdot c^b(B)}.$$

Численное значение константы равновесия характеризует выход продуктов реакции. Чем больше константа равновесия, тем больше выход продуктов реакции, тем полнее исходные вещества превращаются в продукты реакции.

11. Передача электронов от атомов одного элемента к атомам другого элемента характеризует окислительно-восстановительные реакции, которые классифицируются на внутримолекулярные, межмолекулярные, диспропорционирования, компрпропорционирования.

Вопросы, задания

1. Охарактеризуйте реакцию, уравнение которой $H_2CO_3 = H_2O + CO_2 + Q$, по всем возможным признакам.

2. Термохимическое уравнение реакции горения угля $C + O_2 = CO_2 + 396 \text{ кДж}$. Какое количество теплоты выделится при сгорании 2 кг угля?

3. Какие условия необходимо создать для ускорения реакции обжига известняка?

4. В какую сторону сместится химическое равновесие в реакции, уравнение которой $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$, при уменьшении давления в системе?

5. Расставьте коэффициенты в уравнении химической реакции $Cl_2 + KOH = KCl + KClO_3 + H_2O$, используя метод электронного баланса. Укажите окислитель и восстановитель.

6. Какой объем кислорода необходим для окисления 40 дм^3 метана до углекислого газа и воды?

7. Концентрация вещества А до начала реакции $A + B = C$ была равна $0,4 \text{ моль/дм}^3$. Через 1 минуту после начала реакции она составила $0,2 \text{ моль/дм}^3$. Определите скорость химической реакции ($\text{моль/дм}^3 \cdot \text{с}$).

8. Приведите доказательства того, что реакция, схема которой $NO + Cl_2 = NOCl$, относится к окислительно-восстановительным. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, определив их методом электронного баланса.

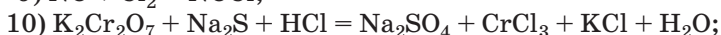
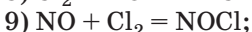
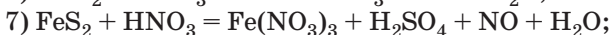
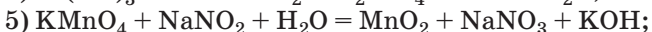
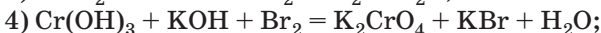
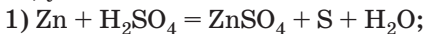
9. Хватит ли кислорода воздуха объемом 200 дм^3 для полного окисления сероводорода до оксида серы(IV) объемом 40 дм^3 ?

10. Как повлияет уменьшение температуры на смещение химического равновесия в реакции $SO_2 + O_2 \leftrightarrow SO_3 + Q$?

11. Укажите формулу соединения, которое образуется при восстановлении серы в реакции взаимодействия концентрированной серной кислоты с медью.

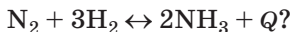
12. На разложение карбоната кальция массой 680 г требуется $1067,6 \text{ кДж}$. Составьте термохимическое уравнение реакции.

13. Расставьте коэффициенты, применяя метод электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель в уравнениях реакций:



- 11) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \dots$;
- 12) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 13) $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \dots = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \dots$;
- 14) $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$;
- 15) $\text{Al} + \text{HNO}_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 16) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

14. Какие условия необходимо создать для увеличения выхода аммиака в реакции:

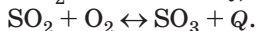
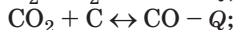
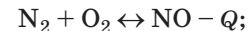


15. Расположите формулы веществ K_2MnO_4 , MnO_2 , KMnO_4 , Mn_2O_3 , MnCl_2 в порядке возрастания степени окисления марганца.

16. На взаимодействие с магнием массой 4,8 г затрачена азотная кислота химическим количеством 0,5 моль. Укажите продукт восстановления азота.

17. Определите число электронов, которое передаст окислителю восстановитель в химической реакции полного сгорания аммиака химическим количеством 0,3 моль в присутствии катализатора.

18. Для каких реакций, схемы которых приведены ниже, уменьшение объема сосуда, в котором протекает реакция, приведет к смещению равновесия в том же направлении, что и при понижении температуры?



Тестовые задания

1. К химическим реакциям не относится явление:

- а) горение природного газа;
- б) сгорание бензина в двигателях машин;
- в) образование инея на деревьях;
- г) образование воды при разложении малахита.

2. В химических реакциях изменяются:

- а) молекулы;
- б) атомы;
- в) масса атомов;
- г) число атомов.

3. Условием, необходимым для протекания реакции горения природного газа, является:

- а) проведение реакции в запаянном сосуде;
- б) нагревание газа на воздухе для начала реакции;
- в) нагревание газа в атмосфере гелия;
- г) присутствие воды.

4. При помощи условного обозначения ↓ в уравнениях химических реакций показывают:

- а) образование газа;
- б) образование растворов;
- в) растворение газов в воде;
- г) образование осадка.

5. Уравнение химической реакции соединения записано в ряду:

- а) $3\text{FeO} + 2\text{Al} = 3\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$;
- б) $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$;
- в) $2\text{Zn} + \text{O}_2 = 2\text{ZnO}$;
- г) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{Mg} = 2\text{Cr} + 3\text{MgO}$.

6. Уравнение химической реакции разложения записано в ряду:

- а) $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$;
- б) $2\text{SO}_3 = 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$;
- в) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{Mg} = 2\text{Cr} + 3\text{MgO}$;
- г) $\text{AlCl}_3 + \text{Na}_3\text{PO}_4 = \text{AlPO}_4 + 3\text{NaCl}$.

7. Уравнение химической реакции замещения записано в ряду:

- а) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$;
- б) $2\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{FeO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$;
- в) $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$;
- г) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$.

8. Формула вещества X в реакции, схема которой $\text{CH}_4 + \text{O}_2 = \text{X} + \text{H}_2\text{O}$, и сумма коэффициентов в уравнении химической реакции:

- а) CH, 3; б) CO₂, 6; в) CO, 5; г) C, 6.

9. Какой объем (дм³) водорода образуется в реакции алюминия с соляной кислотой химическим количеством 3 моль?

- а) 10,4; б) 11,2; в) 22,4; г) 33,6.

10. К реакциям, протекающим без изменения степеней окисления элементов, относятся:

- а) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ и $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$;
- б) $2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$ и $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ и $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$;
- г) $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ и $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$.

11. Химическая реакция $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ относится к реакциям:

- а) окислительно-восстановительным, разложения;
- б) без изменения степени окисления, обмена;
- в) экзотермическим, гетерогенным;
- г) соединения, гомогенным.

12. Химическая реакция $2\text{Na} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2$ относится к реакциям:

- а) окислительно-восстановительным, замещения;
- б) без изменения степени окисления, обмена;
- в) эндотермическим, гетерогенным;
- г) гомогенным, разложения.

13. К реакциям, протекающим с изменением степеней окисления атомов элементов, относятся:

- а) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ и $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$;
- б) $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ и $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ и $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$;
- г) $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ и $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$.

14. Химическая реакция между веществами в растворе, уравнение которой $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$, относится к реакциям:

- а) гомогенным, без изменения степеней окисления атомов элементов, обмена;
- б) разложения, каталитическим, эндотермическим;
- в) окислительно-восстановительным, гомогенным, экзотермическим;
- г) эндотермическим, замещения, гомогенным.

15. К реакциям компропорционирования относится реакция, схема которой:

- а) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} = \text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{FeS} + \text{O}_2 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$;
- г) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$.

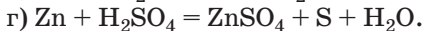
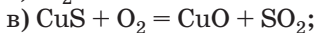
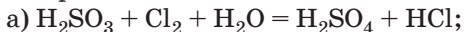
16. Укажите пару уравнений реакций, которые относятся к окислительно-восстановительным:

- а) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$; $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$;
- б) $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$; $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$;
- в) $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$; $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$;
- г) $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$; $2\text{HCl} + \text{K}_2\text{CO}_3 = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$.

17. Химическая реакция, уравнение которой $2\text{KClO}_3 \xrightarrow{\text{MnO}_2} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2 - Q$, относится к реакциям:

- а) гомогенным, окисления, обмена;
- б) разложения, каталитическим, эндотермическим;
- в) окислительно-восстановительным, гомогенным, экзотермическим;
- г) эндотермическим, замещения, гомогенным.

18. К реакциям диспропорционирования относится реакция, схема которой:



19. Тепловой эффект химических реакций измеряют:

а) в кДж/моль; в) моль/кДж;

б) моль/с; г) кДж.

20. Количество теплоты (кДж), которое выделится при взаимодействии 6,4 г серы с цинком, равно 40,2. Тепловой эффект химической реакции (Дж/моль) равен:

а) 180,8; б) -117,9; в) -361,6; г) 201.

Задачи

1. Составьте термохимическое уравнение реакции образования оксида магния из простых веществ, если известно, что при сжигании магния массой 6 г выделяется 150,3 кДж теплоты.

2. Взаимодействие хлора с водородом протекает согласно следующему термохимическому уравнению:



Вычислите, какой объем хлора (н. у.) потребуется для сжигания в нем такого объема водорода (н. у.), чтобы выделилось 923 кДж теплоты.

3. При наступлении равновесия в системе синтеза аммиака концентрации веществ имели значения: водорода 0,5 моль/дм³, азота 1,5 моль/дм³, аммиака 1 моль/дм³. Рассчитайте исходные концентрации этих веществ.

Ответ: $c(\text{N}_2) = 2 \text{ моль/дм}^3$, $c(\text{H}_2) = 2 \text{ моль/дм}^3$.

4. Две различные химические реакции протекают с выделением водорода. За 1 минуту в одной из них образуется водород объемом 2,24 дм³ (н. у.), а в другой – 2 г водорода. Во сколько раз скорость одной реакции больше скорости другой?

Ответ: в 10 раз.

5. Вычислите значение константы равновесия для реакции $\text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{г})$, если равновесные концентрации равны: $c(\text{N}_2) = 0,01 \text{ моль/дм}^3$, $c(\text{H}_2) = 0,02 \text{ моль/дм}^3$, $c(\text{NH}_3) = 0,02 \text{ моль/дм}^3$.

6. Смесь азота и водорода пропустили над катализатором, в результате реакции образовалось 1,2 моль аммиака и в смеси осталось

0,4 моль азота и 0,6 моль водорода. Определите химическое количество азота и водорода в первоначальной смеси.

Ответ: 1 моль; 2,4 моль.

7. В системе $A + 2B \leftrightarrow C - Q$, где все вещества газообразные, установилось химическое равновесие. Во сколько раз увеличится скорость прямой реакции, если давление в системе увеличить в три раза?

Ответ: в 27 раз.

8. В трех замкнутых сосудах одинакового объема проводят независимо друг от друга реакции. Через 30 с после начала реакции получено: 1) в первом 11,1 г хлороводорода; 2) во втором 16,2 г бромоводорода; 3) в третьем сосуде 19,2 г йодоводорода. Укажите номер сосуда, в котором реакция протекает с наибольшей скоростью.

Ответ: 1.

9. Реакция при температуре 50 °С протекает за 200 с. Температурный коэффициент равен 2. Сколько времени будет длиться эта реакция при температуре 70 °С?

Ответ: 50 с.

10. Как и во сколько раз изменится скорость прямой реакции $N_2 + 3H_2 = 2NH_3 + Q$, если при постоянной температуре уменьшить в 4 раза давление газовой смеси?

Ответ: уменьшится в 256 раз.

Т е м а 5. ХИМИЯ РАСТВОРОВ

Содержание темы

Р а с т в о р ы. Растворимость веществ. Зависимость растворимости веществ от природы, температуры и давления. Способы выражения состава раствора: массовая доля, молярная концентрация растворенного вещества.

Э л е к т р о л и т ы и н е э л е к т р о л и т ы. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты. Химические свойства кислот, солей и оснований в свете теории электролитической диссоциации. Реакции ионного обмена и условия их необратимости. Ионные уравнения реакций.

О к с и д ы. Классификация оксидов. Способы получения и свойства оксидов.

О с н о в а н и я. Щелочи и нерастворимые основания. Способы получения и химические свойства.

К и с л о т ы. Классификация кислот. Способы получения и общие химические свойства кислот.

С о л и. Состав солей и их названия. Химические свойства солей. Получение средних солей.

Взаимосвязь между отдельными классами неорганических соединений.

Понятия, определения, формулы

1. Растворы – гомогенные (однородные) системы переменного состава, которые состоят из одного или двух компонентов.

2. Растворение – физико-химический процесс.

3. Тепловой эффект растворения равен разности между количеством теплоты, потраченной на разрыв связей между частицами растворяемого вещества, и количеством теплоты, выделившейся при взаимодействии частиц растворенного вещества и растворителя.

4. Кристаллы, в образовании которых участвуют молекулы воды как самостоятельные единицы, называются кристаллогидратами.

5. Коэффициент растворимости (s) показывает массу вещества (г), которая образует насыщенный раствор в 100 г воды при данной температуре.

6. Электролитическая диссоциация – распад электролитов в растворах и расплавах на ионы.

7. Реакции ионного обмена в растворах электролитов протекают только в том случае, если образуются *труднорастворимые* вещества (осадки), *газообразные* или *малодиссоциированные* вещества.

8. Ионы обуславливают свойства электролитов: ионы водорода – свойства кислот, гидроксид-ионы – свойства щелочей, катионы металлов и анионы кислотных остатков – свойства солей. Водородный показатель (рН) численно равен десятичному логарифму молярной концентрации иона водорода, взятого с противоположным знаком $pH = -\lg c(H^+)$.

9. Свойства кислот с точки зрения теории электролитической диссоциации обусловлены катионами водорода H^+ .

Обнаружить ионы водорода в растворе кислоты можно при помощи индикаторов. Лакмус в растворах кислот меняет фиолетовый цвет на красный, метилоранж – на малиновый.

Химические свойства кислот

Реагент	Молекулярное уравнение	Ионное уравнение
Металлы	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$	$2\text{H}^+ + \text{Zn}^0 = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$
Основные оксиды	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}^+ + \text{CuO} = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
Щелочи	$\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
Нерастворимые основания	$2\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}^+ + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
Соли	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Наиболее значимые для человека неорганические кислоты: H_2SO_4 – серная, HCl – соляная (хлороводородная), HNO_3 – азотная, H_3PO_4 – фосфорная.

10. Амфотерные соединения

Амфотерные оксиды	$\text{ZnO}, \text{Al}_2\text{O}_3, \text{Cr}_2\text{O}_3$	Реагируют как с кислотами, так и со щелочами
Амфотерные гидроксиды	$\text{Zn}(\text{OH})_2, \text{Al}(\text{OH})_3, \text{Cr}(\text{OH})_3$	

11. Свойства щелочей с точки зрения теории электролитической диссоциации обусловлены гидроксид-ионами OH^- .

Основания, растворимые в воде, как известно, называют щелочами. При электролитической диссоциации они образуют отрицательно заряженные гидроксид-ионы OH^- .

Присутствие щелочей в растворах обнаруживается при помощи индикаторов. Фенолфталеин в растворах щелочей – малиновый, лакмус – синий, метилоранж – желтый. Щелочи очень активные вещества, они вступают в химические реакции со многими простыми и сложными веществами. Рассмотрим некоторые из таких реакций.

Химические свойства щелочей

Реагент	Молекулярное уравнение	Ионное уравнение
Кислотный оксид	$2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
Соль	$2\text{KOH} + \text{CuCl}_2 = \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{KCl}$	$2\text{OH}^- + \text{Cu}^{2+} = \text{Cu}(\text{OH})_2$
Кислота	$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$

Свойства щелочей обусловлены гидроксид-ионами OH^- .

12. Соли – сложные вещества, состоящие из атомов металлов и кислотных остатков. Соли – это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков.

Свойства солей с точки зрения теории электролитической диссоциации обусловлены образующими их катионами металлов и анионами кислотных остатков.

Химические свойства солей

Реагент	Молекулярное уравнение	Ионное уравнение
Металл	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+} + \text{Fe}^0 = \text{Cu}^0 + \text{Fe}^{2+}$
Кислота	$\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 = 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Соль	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{NaCl}$	$\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$
Щелочь	$\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe(OH)}_3 + 3\text{NaCl}$	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe(OH)}_3$

Гидролиз солей – это обменное взаимодействие ионов солей с водой, приводящее к образованию слабого электролита.

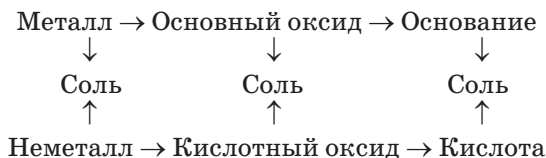
13. Массовая доля вещества в растворе показывает отношение массы растворенного вещества к массе раствора: $w = m_{(\text{в-ва})}/m_{(\text{р-ра})}$, молярная концентрация вещества в растворе показывает отношение химического количества вещества в растворе к объему раствора: $c = n/V$, выражается в моль/дм³; массовая концентрация показывает отношение массы вещества к объему раствора: $T = m/V$ и выражается в г/см³.

14. Соотношение между массой и объемом раствора выражается формулой

$$m = \rho \cdot V.$$

15. Степень диссоциации $\alpha = \frac{n_d}{n_o}$, где n_d – количество (моль) диссоциированных частиц; n_o – общее количество (моль) частиц.

16. Между простыми и сложными неорганическими веществами существует взаимосвязь:



Вопросы, задания

1. Классифицируйте вещества, запишите их формулы в соответствующие графы таблицы: NaOH , HCl , Al_2O_3 , SO_2 , CaSO_4 , NaNO_3 , Li_2O , H_2SO_4 , HNO_3 , Na_2CO_3 , KOH , Zn(OH)_2 , KCl , CuO , H_2CO_3 , AgCl , Al(OH)_3 , H_2S , P_2O_5 , Fe(OH)_2 , ZnO :

Класс веществ	Свойство	Формула вещества
Оксиды	основные	
	кислотные	
	амфотерные	
Кислоты	бескислородные	
	кислородсодержащие	
Гидроксиды	щелочи	
	нерастворимые в воде	
	амфотерные гидроксиды	
Соли	растворимые	
	малорастворимые	
	нерастворимые	

2. Назовите вещества, формулы которых:

1) K_2SO_4 , H_3PO_4 , MgO , Ba(OH)_2 , MgCl_2 , H_2SO_4 ;

2) HNO_3 , Ag_2O , Na_3PO_4 , Ca(OH)_2 , $\text{Zn(NO}_3)_2$, H_2CO_3 ;

3) Al(OH)_3 , ZnSO_4 , Na_2O , KOH , H_3PO_4 , KNO_3 .

3. С какими из перечисленных веществ, формулы которых CaO , Zn , SO_3 , Al_2O_3 , Cu , P_2O_5 , реагирует соляная кислота? Составьте уравнения соответствующих реакций.

4. С какими из перечисленных веществ – оксид серы(IV), азотная кислота, оксид бария, магний – будет вступать в реакцию гидроксид натрия? Составьте соответствующие уравнения реакций, укажите их тип.

5. С какими из перечисленных веществ – вода, оксид кальция, гидроксид калия, соляная кислота – будет вступать в реакцию оксид углерода(IV)? Составьте соответствующие уравнения реакций, укажите их тип.

6. Составьте по 2 уравнения химических реакций, с помощью которых можно получить каждую из солей: K_2SO_4 , CuCl_2 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

7. Докажите с помощью соответствующих уравнений реакций, что гидроксид цинка является амфотерным, а оксид серы(VI) – кислотным оксидом.

8. Составьте уравнения практически осуществимых реакций:

- 1) $\text{CuCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
- 2) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 3) $\text{CO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
- 4) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NaCl} \rightarrow$
- 5) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 6) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ag} \rightarrow$
- 7) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow$
- 8) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$

9. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

- 1) $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$;
- 2) $\text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuCl}_2$;
- 3) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$;
- 4) $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4$;
- 5) $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{ZnO}$;
- 6) $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$.

10. Какие из веществ, формулы которых CH_3OH , HCl , CaOHCl , NaOH , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, H_2SO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, при диссоциации образуют гидроксид-ионы?

11. С какими из веществ: серная кислота, азотная кислота, фосфат натрия, нитрат калия, карбонат калия – взаимодействует хлорид кальция? Составьте уравнения реакций.

12. Составьте молекулярные и сокращенные ионные уравнения химических реакций, при помощи которых могут образоваться нерастворимые соединения, содержащие следующие ионы: SO_4^{2-} , Cl^- , OH^- , Ca^{2+} .

13. Составьте графические формулы солей, образованных кальцием и остатками фосфорной и серной кислот.

14. Составьте уравнения четырех химических реакций с участием серной кислоты, при которых образуются газ, осадок, вода; газ и вода. Уравнения составьте в молекулярном и ионном виде.

15. Больше или меньше 7 будет pH в водном растворе оксида фосфора(V)?

16. Определите, какая среда будет в растворах солей: карбоната натрия, хлорида алюминия, силиката калия, хлорида лития. Составьте уравнения соответствующих реакций.

17. Какие из веществ, формулы которых CH_4 , HCl , NaOH , HNO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2S , CO , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, при диссоциации образуют ионы водорода?

Тестовые задания

1. Массовая доля серной кислоты в растворе, полученном прибавлением H_2SO_4 массой 100 г к раствору массой 600 г с массовой долей серной кислоты 0,1, равна:

- а) 0,123; б) 0,421; в) 0,228; г) 0,058.

2. Масса серной кислоты (г) в растворе объемом $0,4 \text{ дм}^3$ с молярной концентрацией $0,2 \text{ моль/дм}^3$ равна:

- а) 0,91; б) 1,62; в) 9,32; г) 7,84.

3. Масса гидроксида натрия (г) в растворе объемом $0,2 \text{ дм}^3$ с молярной концентрацией $0,2 \text{ моль/дм}^3$ равна:

- а) 0,9; б) 1,6; в) 1,3; г) 2,5.

4. Электролитическая диссоциация — это процесс:

- а) физический; в) химический;
б) физико-химический; г) механический.

5. К электролитам относятся все вещества ряда:

- а) железная окалина, железный купорос, преципитат;
б) гематит, медный купорос, сода кристаллическая;
в) сода кристаллическая, глауберова соль, медный купорос;
г) магнетит, кремнезем, цинковая обманка.

6. Атомы одного и того же элемента отличаются от ионов:

- а) зарядом ядра; в) по массе;
б) зарядом всей частицы; г) химическим символом.

7. Атомы одного и того же элемента не отличаются от ионов:

- а) зарядом ядра; в) свойствами;
б) зарядом всей частицы; г) числом электронов.

8. Степень диссоциации слабых электролитов не зависит:

- а) от разбавления раствора;
б) нагревания раствора;
в) добавления в раствор вещества;
г) окраски раствора.

9. Степень диссоциации слабого электролита можно увеличить:

- а) при разбавлении раствора;
б) выпаривании раствора;
в) добавлении в раствор вещества;
г) охлаждении раствора.

10. Формулы только сильных электролитов записаны в ряду:

- а) H_2 , H_2SO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$; в) NaCl , K_3PO_3 , K_2CO_3 ;
б) HNO_2 , H_2O , KCl ; г) CO_2 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, KI .

11. С образованием ионов водорода диссоциируют оба вещества:

- а) NaCl , KOH ; в) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, H_3PO_4 ;
б) KHSO_4 , HCl ; г) HNO_3 , H_2O ;

12. С образованием гидроксид-ионов диссоциируют оба вещества:

- а) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, KOH ; в) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
б) KHSO_4 , HClO ; г) KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

13. Одинаковое число катионов образуется при диссоциации 1 моль обоих веществ в паре:

- а) KNO_3 и K_2CO_3 ; в) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и H_2SO_3 ;
б) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и Na_2S ; г) HCl и KNO_3 .

14. Слабыми электролитами являются оба вещества ряда:

- а) CuSO_4 , H_3PO_4 ; в) HF , H_2S ;
б) CaCl_2 , H_2O ; г) MgSO_4 , CuSO_4 .

15. Примерно 1 моль ионов водорода образуется при диссоциации 1 моль вещества, формула которого:

- а) K_2HPO_4 ; в) CuOHCl ;
б) KHSO_4 ; г) NaHCO_3 .

16. Степень диссоциации сульфата алюминия равна 0,98. Число анионов в растворе, содержащем соль химическим количеством 0,2 моль, равно:

- а) $2,5 \cdot 10^{23}$; в) $6,02 \cdot 10^{23}$;
б) $3,54 \cdot 10^{23}$; г) $2,28 \cdot 10^{23}$.

17. Формула вещества, при растворении в воде которого химическим количеством 2 моль образуется $6,02 \cdot 10^{24}$ ионов:

- а) FeCl_3 ; в) Na_3PO_4 ;
б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; г) HCl .

18. В растворе фосфата натрия массой 300 г с массовой долей вещества 0,2 число катионов равно:

- а) $1,09 \cdot 10^{23}$; в) $1,99 \cdot 10^{24}$;
б) $6,6 \cdot 10^{23}$; г) $1,09 \cdot 10^{22}$.

19. Укажите концентрацию ионов водорода и определите характер среды в растворе при $\text{pH} = 2$:

- а) $6,02 \cdot 10^2$; щелочная; в) $6,02 \cdot 10^{23}$; щелочная;
б) $1 \cdot 10^{-2}$; кислая; г) $1 \cdot 10^{-8}$; кислая.

20. Укажите концентрацию ионов водорода и определите характер среды в растворе при $\text{pH} = 8$:

- а) $6,02 \cdot 10^8$; щелочная; в) $6,02 \cdot 10^{23}$; кислая;
б) 10^6 ; кислая; г) $1 \cdot 10^{-8}$; щелочная.

Задачи

1. Плотность раствора с массовой долей серной кислоты 15 % равна $1,105 \text{ г/см}^3$. Вычислите молярную концентрацию вещества в растворе.

Ответ: $1,7 \text{ моль/дм}^3$.

2. Вычислите химическое количество гептагидрата сульфата железа(II), которое необходимо взять для приготовления раствора сульфата железа(II) объемом 200 см^3 с массовой долей соли 5,55 % и плотностью $1,0 \text{ г/см}^3$.

Ответ: $0,073 \text{ моль}$.

3. Какой объем раствора азотной кислоты ($\rho = 1,25 \text{ г/см}^3$) с массовой долей 40 % необходимо добавить к раствору объемом 500 см^3 с молярной концентрацией $0,2 \text{ моль/дм}^3$, чтобы получить раствор с массовой концентрацией кислоты $0,02 \text{ г/см}^3$?

Ответ: $7,7 \text{ см}^3$.

4. Вычислите объем (н. у.) оксида серы(IV), из которого можно получить раствор серной кислоты объемом 400 см^3 с массовой долей кислоты 0,2 ($\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$).

Ответ: 21 дм^3 .

5. Сплав равных по массе меди и цинка общей массой 6 г поместили в соляную кислоту массой 250 г с массовой долей хлороводорода 15 %. Рассчитайте массовые доли всех веществ в получившемся растворе.

Ответ: 13 % HCl ; 2,48 % ZnCl_2 .

6. Смешали раствор объемом 40 см^3 с молярной концентрацией карбоната натрия $0,25 \text{ моль/дм}^3$ и раствор массой 40 г с массовой долей серной кислоты 15 %. Определите объем (н. у.) выделившегося газа и характер среды в оставшемся растворе.

Ответ: $0,224 \text{ дм}^3 \text{ CO}_2$; $\text{pH} < 7$.

7. Какой массы гексагидрат хлорида кальция необходимо добавить к раствору карбоната натрия объемом 47 см^3 ($\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$) с массовой долей соли 25 %, чтобы получить раствор, в котором массовая доля карбоната натрия равна 10 % ?

Ответ: 17,72 г.

8. Раствор серной кислоты, взятый объемом $0,5 \text{ дм}^3$, имеет молярную концентрацию $0,02 \text{ моль/дм}^3$ ($\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$). Чему равна массовая доля кислоты в этом растворе? Какая масса раствора гидроксида натрия ($w = 0,15$) понадобится для нейтрализации всей кислоты?

Ответ: 0,178; 522,7 г.

9. К раствору серной кислоты массой 125,44 г с массовой долей кислоты 25 % прилили раствор гидроксида натрия массой 64 г с массовой долей щелочи 20 %. Вещества полностью прореагировали. Определите формулу образовавшейся соли.

Ответ: NaHCO_3 .

10. В воде объемом 1000 см^3 растворили 10 дм^3 хлороводорода. Чему равна массовая доля хлороводорода и молярная концентрация соляной кислоты.

Ответ: 1,6 % .

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

НЕМЕТАЛЛЫ

Понятия, определения, формулы

1. К неметаллам относятся водород и элементы IIIA–VIIA групп, расположенные в правой верхней части периодической системы.

2. У атомов неметаллов на внешнем энергетическом уровне (электронном слое) содержится от 4 до 8 электронов (за исключением водорода, бора и гелия).

3. Атомы неметаллов в соединениях с водородом и металлами проявляют отрицательные степени окисления от 1 до 4 (кроме SiH_4), с кислородом – положительные (кроме OF_2 , O_2F_2).

4. Некоторые элементы неметаллы образуют несколько аллотропных модификаций (C – алмаз, графит, карбин, фуллерен; O – озон, кислород; P – фосфор белый, красный, черный и т. д.); простые вещества неметаллы существуют в твердом, жидком и газообразном состоянии.

5. В химических реакциях с простыми веществами неметаллы выступают как окислители (по отношению к металлам, водороду и другим менее электроотрицательным неметаллам) и как восстановители (по отношению к более электроотрицательным неметаллам); в реакциях со сложными веществами они также проявляют двойственные свойства.

6. Водородные соединения неметаллов проявляют основной (NH_3 , PH_3), амфотерный (H_2O) и кислотный (HCl , H_2S) характер.

7. Разновидности оксидов неметаллов: несолеобразующие (NO , CO , N_2O); кислотные (Cl_2O_7 , Cl_2O_5 , SO_2 , SO_3 , N_2O_5 , P_2O_5 , CO_2 , SiO_2), которым соответствуют кислоты (HClO_4 , HClO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2CO_3 , H_2SiO_3).

8. За счет ионов водорода кислоты взаимодействуют с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями, солями, образованными более слабыми кислотами. Особыми окислительными свойствами обладают концентрированная серная кислота (за счет S^{+6}) и азотная кислота (за счет N^{+5}).

9. Двух- и трехосновные кислоты, образованные неметаллами, могут образовывать средние (K_2SO_4 , Na_3PO_4) и кислые ($KHSO_4$, NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4) соли.

10. Неметаллы и их соединения играют огромную роль в природе, технике, промышленности, сельском хозяйстве, повседневной жизни людей.

Т е м а 6. ВОДОРОД. ЭЛЕМЕНТЫ VIIA ГРУППЫ

Содержание темы

Водород, его физические и химические свойства. Получение водорода в лаборатории, его использование. Галогены, их сравнительная характеристика на основе положения в периодической системе и строения атома. Химические свойства на примере хлора. Соляная кислота и ее соли. Качественная реакция на хлорид-ион.

Вопросы, задания

1. Из формул CaI_2 , Br_2O_3 , KOH , NH_4Cl , HNO_3 , $KClO_3$, $Al(NO_3)_3$, $HClO_3$ выберите вещества, образованные только неметаллами.

2. Укажите, в каких соединениях галогены находятся в восстановленной форме.

3. Как изменяется сила галогеноводородных кислот в ряду $HF - HCl - HBr - HI$?

4. Водородные соединения галогенов проявляют восстановительные свойства. Как изменяется восстановительная способность галогенов в водородных соединениях с возрастанием зарядов ядер их атомов? Ответ обоснуйте.

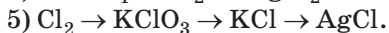
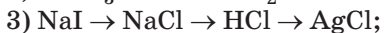
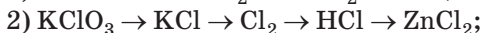
5. С какими из веществ – Zn , $NaOH$, Cu , Fe , K_2CO_3 , $AgNO_3$, Al – соляная кислота будет проявлять окислительные свойства? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

6. Составьте уравнения химических реакций получения хлора. Укажите окислитель и восстановитель.

7. Составьте формулы веществ и уравнения возможных реакций между ними, пользуясь ионами H^+ , Ba^{2+} , Br^+ , OH^- , Cl^- , SO_4^{2-} , Ca^{2+} , I^+ , NO_3^- , Ag^+ , F^+ .

8. Какие из предложенных галогенсодержащих солей подвергаются при нагревании разложению: CaCl_2 , $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$, NaCl , KClO_3 , CuOHCl , HgI_2 , K_3BrO_4 , NH_4Cl , BaCl_2 , NH_4Br . Составьте уравнения соответствующих реакций.

9. Осуществите химические превращения согласно схемам:



10. Укажите последовательность цифр, соответствующих полному правильному ответу:

1) к галогенам относятся: хлор, бром, сера;

2) реакция хлора с водой относится к реакциям диспропорционирования;

3) реакция соляной кислоты с перманганатом калия применяется для получения хлора в лаборатории;

4) вода горит во фторе;

5) соляная кислота проявляет окислительные свойства в реакциях с металлами;

6) соляная кислота вытесняет серную кислоту из сульфатов.

Тестовые задания

1. Формулы соединений, в которых водород проявляет степень окисления -1 , записаны в ряду:

а) NaN , H_2O_2 ; б) SiH_4 , KH ; в) LiH , H_2 ; г) H_2O , CaH .

2. В отличие от гидрид-иона катион водорода:

а) не содержит электронов;

б) проявляет восстановительные свойства;

в) содержит два электрона;

г) имеет завершенный внешний уровень.

3. Окислительные свойства водород проявляет в реакциях:

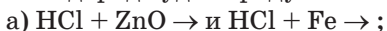
а) с натрием и хлором;

в) литием и кальцием;

б) серой и углеродом;

г) кислородом и калием.

4. Водород будет продуктом обеих реакций, схемы которых:



- б) $\text{CH}_4 \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{O} + \text{Ca} \rightarrow$;
 в) $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaOH} + \text{Al} \rightarrow$;
 г) $\text{KOH} + \text{Zn} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow$.

5. Электронные конфигурации s^2p^5 и s^2p^2 соответствуют атомам элементов групп:

- а) VA, VIA; б) VIIA, IVA; в) IVA, VA; г) VIA, IVA.

6. Электронная конфигурация иона брома:

- а) $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^5$;
 б) $1s^22s^22p^63s^23p^6$;
 в) $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^6$;
 г) $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}$.

7. Как изменяется степень окисления хлора в реакции, схема которой $\text{Al} + \text{Cl}_2 \rightarrow$:

- а) от 0 до +1; в) -1 до 0;
 б) -1 до +1; г) 0 до -1.

8. Если относительная плотность паров йода по воздуху равна 8,75, то формула йода:

- а) I ; б) I_2 ; в) I_4 ; г) I_8 .

9. Формула соединения, раствор которого не содержит ионы хлора:

- а) CuCl_2 ; б) FeCl_3 ; в) KClO ; г) KCl .

10. Степени окисления хлора в соединениях могут быть равны:

- а) -1, +1, +3, +6, +7; в) +1, +2, +3, +4, +5;
 б) -1, +2, +3, +5, +6; г) -1, +1, +3, +5, +7.

11. Осадки можно получить в результате реакции нитрата серебра со всеми веществами ряда:

- а) H_2S , KNO_3 , Na_2CO_3 ; в) CaCl_2 , H_2S , CuO ;
 б) HNO_3 , AlCl_3 , SO_3 ; г) KI , CaCl_2 , NaBr .

12. Хлороводород в лаборатории получают при помощи химической реакции, схема которой:

- а) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow$; в) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
 б) $\text{NaCl}_{(\text{ТВ})} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow$; г) $\text{HClO} \rightarrow$.

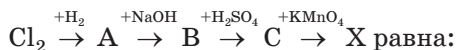
13. Сумма коэффициентов в уравнении химической реакции, схема которой $\text{MnO}_2 + \text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$, равна:

- а) 19; б) 10; в) 9; г) 7.

14. Ряд веществ, которые взаимодействуют с соляной кислотой с образованием солей, это:

- а) азотная кислота, гидроксид натрия, карбонат кальция;
- б) медь, гидроксид кальция, оксид цинка;
- в) перманганат калия, гидроксид алюминия, железо;
- г) серебро, карбонат калия, сульфид натрия.

15. Молярная масса (г/моль) вещества X в схеме превращений



- а) 73;
- б) 71;
- в) 36,5;
- г) 142.

16. В промышленности хлор получают в процессе электролиза раствора хлорида натрия. Какие еще вещества образуются при этом?

- а) кислород, гидроксид натрия;
- б) водород, кислород;
- в) натрий, водород;
- г) водород, гидроксид натрия.

17. Какое из веществ не содержит хлор:

- а) нашатырь;
- б) сильвинит;
- в) поташ;
- г) калийная соль.

18. Степень окисления хлора +1 в веществе:

- а) NaCl;
- б) NaClO;
- в) KClO₃;
- г) Cl₂.

19. Хлор не является окислителем в следующей реакции:

- а) $\text{Cl}_2 + \text{Cu} = \text{CuCl}_2$;
- б) $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2 = 4\text{HCl} + \text{O}_2$;
- в) $2\text{KCl} + \text{F}_2 = 2\text{KF} + \text{Cl}_2$;
- г) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$.

20. Выберите продукт реакции $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow$:

- а) FeCl₃;
- б) FeCl₂;
- в) FeCl;
- г) FeCl₃.

Задачи

1. Водород, полученный при пропускании паров воды над раскаленным углем массой 2,4 г, смешали с хлором объемом 6,72 дм³ (н. у.) и взорвали. Определите объем полученного газа.

Ответ: 8,96 дм³.

2. На нейтрализацию соляной кислоты массой 200 г с массовой долей HCl, равной 0,2, затрачено 40 г раствора гидроксида натрия с массовой долей вещества 0,05. Какое значение pH в растворе (< 7 или > 7)?

Ответ: pH < 7.

3. Смесь меди и железа массой 24 г полностью прореагировала с хлором. Для этой цели понадобился хлор объемом 11,2 дм³. Чему равны массы металлов в смеси?

Ответ: $m(\text{Cu}) = 12,8 \text{ г}$, $m(\text{Fe}) = 11,2 \text{ г}$.

4. При термическом разложении бертолетовой соли собранного газа хватило на сжигание метана, объем которого 44,8 дм³ (н. у.). Какая масса соли была подвергнута разложению, если известно, что разложилось 70 % соли.

Ответ: 228,6 г.

5. При обработке избытком хлорной воды смеси FeBr_3 и CuBr_2 масса сухого остатка, полученного после выпаривания раствора и прокаливания, уменьшилась в 1,2 раза по сравнению с массой исходной смеси солей. Вычислите массовые доли веществ в конечной смеси.

Ответ: 75,6 % CuCl_2 .

6. Смесь водорода и хлора объемом 70 дм³ (н. у.) взорвали. После реакции остался газ, которым можно восстановить медь из оксида меди(II) массой 71,4 г. Определите объем смеси газов после взрыва и объем каждого газа в смеси до реакции.

Ответ: 70 дм³; 25 дм³ Cl_2 ; 45 дм³ H_2 .

7. В соляной кислоте массой 200 г с массовой долей хлороводорода 0,1 растворили цинк массой 60 г. Чему равна массовая доля соли в растворе, полученном после реакции?

Ответ: 0,186.

8. На 70,5 г смеси карбоната магния, сульфида цинка и хлорида калия подействовали избытком соляной кислоты. При этом выделилось 13,44 дм³ (н. у.) газов, при взаимодействии которых с оксидом серы(IV) выделилось 19,2 г осадка. Определите состав исходной смеси по массе (г).

Ответ: 16,8 г MgCO_3 ; 38,8 г ZnS ; 14,9 г KCl .

9. В растворе фтороводородной кислоты число непродиссоциировавших молекул в два раза больше суммы чисел ионов водорода и фторид-ионов. Укажите pH раствора, если исходная концентрация кислоты равна 0,05 моль/дм³.

Ответ: 2.

10. Вычислите объем газообразного продукта гидролиза соли, полученной при смешивании растворов: карбоната натрия объемом 200 см³ с молярной концентрацией 0,3 моль/дм³ и хлорида хрома(III) объемом 0,4 дм³ с молярной концентрацией 0,1.

Ответ: 1,344 дм³.

Тема 7. ЭЛЕМЕНТЫ VIA ГРУППЫ

Содержание темы

Общая характеристика элементов VIA группы. Кислород, его физические и химические свойства. Аллотропия. Получение кислорода в лаборатории.

Сера, ее физические и химические свойства. Серная кислота, получение и свойства. Соли серной кислоты. Качественная реакция на сульфат-ион.

Вода. Физические и химические свойства воды. Понятие о жесткости воды.

Вопросы, задания

1. Из формул BCl_3 , KOH , NH_4Cl , HNO_3 , SiF_4 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, H_2SeO_3 выберите вещества, в состав которых входят элементы VIA группы.

2. Составьте уравнения химических реакций, в которых можно получить: оксид магния, оксид азота(IV), оксид фосфора(III), пероксид калия, пероксид водорода.

3. В подводных лодках для регенерации воздуха применяют пероксиды и надпероксиды щелочных металлов. Составьте уравнение химической реакции пероксида калия с углекислым газом.

4. Вода может гореть во фторе с образованием кислорода. Составьте уравнение химической реакции, укажите окислитель и восстановитель.

5. Составьте уравнения химических реакций, при помощи которых можно осуществить следующие химические превращения: $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4$.

6. Охарактеризуйте химические свойства разбавленной серной кислоты. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

7. Составьте формулы веществ и уравнения возможных реакций между ними, пользуясь ионами Ba^{2+} , OH^- , SO_4^{2-} , Ca^{2+} , SO_3^{2-} , H^+ .

8. Укажите соединения, в которых атом серы имеет степень окисления +6: сероводород, серная кислота, сернистый газ, гидросульфат калия, сульфит натрия.

9. Какие из металлов: Na, Cu, Fe, Hg, Al, Zn, Sn, Ag – при обычных условиях взаимодействуют с серной кислотой с образованием: а) сероводорода; б) сернистого газа; в) не взаимодействуют.

10. Какие из предложенных солей подвергаются при нагревании разложению или обжигу: CaSO_3 , CuS , CaSO_4 , NaHSO_3 , KHSO_3 , $(\text{CuOH})_2\text{SO}_3$, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, K_2SO_4 , NH_4HSO_3 , BaS , NH_4HSO_4 ? Составьте уравнения соответствующих реакций.

Тестовые задания

1. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атомов неметаллов VIA группы:

- а) $\dots s^2 p^4$; б) $\dots s^2 p^1$; в) $\dots s^2$; г) $\dots s^2 p^3$.

2. Неметаллические свойства элементов в VIA группе с возрастанием заряда ядра атома:

- а) возрастают; в) сначала возрастают, а затем убывают;
б) не изменяются; г) убывают.

3. Аллотропные модификации кислорода:

- а) графит и алмаз; в) кислород и карбин;
б) кислород и озон; г) озон и фуллерен.

4. Кислород в лабораторных условиях можно получить из каждого вещества ряда:

- а) HgO , CaO , Na_2O ; в) KMnO_4 , NO , HClO ;
б) KClO_3 , H_2O_2 , H_2O ; г) H_2SO_4 , CuO , Al_2O_3 .

5. Степень окисления кислорода -2 во всех соединениях ряда:

- а) O_2 , H_2O , HClO ; в) O_3 , Al_2O_3 , CuO ;
б) H_2SO_4 , HNO_3 , HIO_4 ; г) HClO_3 , H_2O_2 , CO_2 .

6. Атому кислорода, иону серы S^{2-} соответствуют электронные конфигурации внешнего электронного уровня:

- а) $\dots 2s^2 p^4$; $\dots 2s^2 2p^6$; в) $\dots 2s^2 2p^4$; $\dots 3s^2 3p^6$;
б) $\dots 3s^2 p^4$; $\dots 3s^2 3p^6$; г) $\dots 3s^2 p^6$; $\dots 2s^2 2p^4$.

7. Возможные степени окисления кислорода указаны в ряду:

- а) -2 , -1 , 0 , $+4$, $+7$; в) -2 , -1 , 0 , $+1$, $+2$;
б) -2 , 0 , $+4$, $+2$; г) -3 , -2 , 0 , $+2$, $+4$.

8. Возможные степени окисления серы указаны в ряду:

- а) -2 , 0 , $+4$, $+7$; в) -2 , 0 , $+4$, $+6$;
б) -2 , 0 , $+4$, $+2$; г) -3 , -2 , 0 , $+2$.

9. Сера взаимодействует со всеми веществами ряда:

- а) H_2O , Mg , NaOH ; в) Mg , O_2 , H_2 ;
б) HCl , O_2 , H_2S ; г) Au , HCl , Na .

10. Относительная плотность по водороду некоторого водородного соединения одного из элементов VIA группы больше в 29 раз относительной плотности аммиака по воздуху. Формула соединения:

- а) H_2Se ; б) H_2S ; в) H_2Te ; г) H_2O .

Задачи

1. При одинаковых условиях объем каждого из двух газов – кислорода и озона – составляет $0,639 \text{ дм}^3$. Во сколько раз число атомов одного газа больше числа атомов другого в заданном объеме?

Ответ: 1,5.

2. Смесь, состоящую из 7,56 г железа и 4 г серы, нагрели, затем охладили и обработали соляной кислотой. Определите объем каждого газообразного вещества (н. у.), которые при этом должны были выделиться.

Ответ: $0,244 \text{ дм}^3 \text{ H}_2$; $2,8 \text{ дм}^3 \text{ H}_2\text{S}$.

3. Смешали два раствора: сульфата меди объемом $0,5 \text{ дм}^3$ с молярной концентрацией соли $0,2 \text{ моль/дм}^3$ и гидроксида натрия массой 200 г с массовой долей щелочи 0,02. Определите число катионов в растворе после реакции.

Ответ: $0,3 \cdot 10^{23}$.

4. Рассчитайте молярную концентрацию катионов в растворе хлорида меди(II) объемом 2 дм^3 с молярной концентрацией вещества $0,01 \text{ моль/дм}^3$ на момент, когда по первой ступени гидролизуется 62 % соли.

Ответ: $0,0038 \text{ моль/дм}^3$.

5. Сколько грамм оксида серы(VI) необходимо добавить в раствор серной кислоты массой 150 г с массовой долей кислоты 82 %, чтобы получить олеум с массовой долей оксида серы(VI) 12 %.

Ответ: 187,5 г.

6. К раствору сульфата неизвестного трехвалентного металла массой 4 г прибавили гидроксид калия до образования осадка, масса которого составила 2,14 г. Определите, какой металл входил в состав сульфата.

Ответ: Fe.

7. Смесь сероводорода с кислородом объемом $0,4 \text{ дм}^3$ (н. у.), где кислород взят в недостатке, взорвали. После взрыва объем смеси сократился до $0,1 \text{ дм}^3$ (н. у.). Определите состав газов в первоначальной смеси.

Ответ: $0,187 \text{ дм}^3 \text{ H}_2\text{S}$; $0,213 \text{ дм}^3 \text{ O}_2$.

8. В раствор серной кислоты объемом 70 см^3 (плотность $1,09 \text{ г/см}^3$) внесли кусочек цинка массой 11 г. После прекращения реакции 2,9075 г цинка осталось неизрасходованным. Определите массовую долю серной кислоты в первоначальном растворе.

Ответ: 16 %.

9. Определите pH среды и массу осадка после реакции сульфата меди(II), который содержится в растворе массой 220 г с массовой долей соли 0,25, с гидроксидом натрия, раствор которого имеет массу 200 г, а массовая доля щелочи равна 0,2.

Ответ: 33,7 г; pH > 7.

10. К раствору смеси сульфида, сульфата и хлорида натрия, содержащему 25 г солей, добавили избыток хлорида меди(II) до образования осадка, масса которого оказалась равна 9,6 г. С хлоридом бария исходная смесь солей образует осадок, масса которого 9,32 г. Определите массы солей в исходной смеси.

Ответ: 7,8 г CuS; 5,68 г Na₂SO₄; 11,52 г NaCl.

Т е м а 8. ЭЛЕМЕНТЫ VA ГРУППЫ

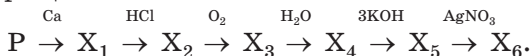
Содержание темы

Общая характеристика элементов VA группы периодической системы. Фосфор. Оксид фосфора(V), фосфорная кислота и ее соли. Качественная реакция на фосфат-ион. Азот, его физические и химические свойства. Аммиак, получение, физические и химические свойства. Азотная кислота, ее получение, окислительные свойства на примере взаимодействия с медью. Нитраты.

Вопросы, задания

1. Приведите примеры формул трех азотных удобрений.
2. Составьте уравнения реакций разбавленной серной кислоты с алюминием, гидроксидом калия, карбонатом натрия; концентрированной серной кислоты с серебром.
3. Допишите уравнение реакции окисления аммиака $\text{NH}_3 + \text{O}_2 = \dots$ Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.
4. Составьте формулы одной кислой и одной средней солей ортофосфорной кислоты.
5. Определите массовую долю кислоты в растворе, полученном при растворении хлороводорода объемом 20 дм³ в 200 см³ воды.
6. Охарактеризуйте свойства высшего оксида элемента, имеющего электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня $\dots 4s^2 4p^3$.

7. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



8. Составьте графические формулы солей, которые может образовывать фосфорная кислота в реакции с гидроксидом натрия.

9. Расположите соединения: хлорид аммония, азотную кислоту, оксид азота(IV) – в порядке возрастания степени окисления азота.

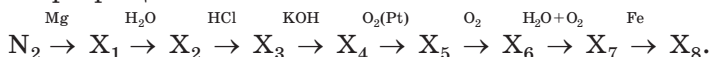
10. Составьте уравнения химических реакций, лежащих в основе производства азотной кислоты.

11. Составьте уравнения химических реакций, характеризующих отношение азотной (разбавленной и концентрированной) кислоты к меди, цинку, алюминию.

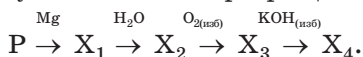
12. Для осуществления химических превращений по схеме $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2$ потребуется последовательно применить реактивы:

- а) O_2 ; г) $\text{O}_2(\text{Pt})$;
- б) Ca ; д) Cu ;
- в) H_2O , O_2 ; е) NaCl .

13. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



14. Молярная масса (г/моль) фосфорсодержащего вещества X_4 , образующегося в результате схемы превращений:



15. Вещества хлорид аммония, нитрат меди, азотную кислоту, фосфат натрия можно распознать при помощи одного реактива. Укажите его формулу.

Тестовые задания

1. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атомов неметаллов VA группы:

- а) $\dots s^2 p^2$; в) $\dots s^2$;
- б) $\dots s^2 p^1$; г) $\dots s^2 p^3$.

2. Какое из физических свойств не характерно для азота:

- а) находится в газообразном состоянии;
- б) хорошо растворим в воде;
- в) немного легче воздуха;
- г) не имеет запаха.

3. В молекуле азота следующие связи:
- ковалентные полярные 2 σ -связи и 1 π -связь;
 - водородная и ковалентная полярная;
 - ковалентные неполярные 1 σ -связь и 2 π -связи;
 - ионная и ковалентная полярная.
4. Электронная конфигурация атома фосфора в возбужденном состоянии:
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$;
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^1$;
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$;
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^4 3d^0$.
5. Относительная плотность аммиака по кислороду равна:
- 0,17;
 - 0,34;
 - 0,35;
 - 0,53.
6. Степени окисления атомов элементов в NH_4NO_3 соответственно равны:
- +3, +1, +5, -2;
 - 3, +1, +3, -2;
 - 3, +1, +3, +2;
 - 3, +1, +5, -2.
7. Относительная плотность паров фосфора по воздуху равна 2,138, следовательно, формула молекулы фосфора:
- P_4 ;
 - P_2 ;
 - P_8 ;
 - P_6 .
8. Для аммиака характерны химические свойства:
- окисляется кислородом, окисляет металлы;
 - взаимодействует с металлами, водой;
 - окисляется оксидами металлов, кислородом;
 - взаимодействует с кислотами, водородом.
9. Валентность и степень окисления азота в азотной кислоте соответственно равны:
- III, +5;
 - IV, +5;
 - V, +5;
 - IV, +4.
10. Ионная кристаллическая решетка лежит в основе строения веществ, формулы которых:
- Mg_3N_2 , NH_4OH ;
 - PCl_3 , Na_3P ;
 - NH_3 , AlN ;
 - NaNO_3 , Na_3N .
11. Азот может быть и окислителем, и восстановителем в каждом из веществ пары, формулы которых:
- N_2 , N_2O ;
 - HNO_3 , NO ;
 - NH_3 , N_2 ;
 - NO_2 , KNO_3 .
12. Продуктами взаимодействия концентрированной азотной кислоты с металлами являются:
- оксид металла и водород;
 - соль азотной кислоты и водород;
 - соль азотной кислоты, вода, продукты восстановления N^{+5} ;
 - оксид металла, водород, продукты восстановления N^{+5} .

13. Разложение нитрата калия и нитрата меди(II) сходно выделением ... и отличается тем, что при разложении нитрата меди(II) не образуется...:

- а) кислорода, оксид меди(II);
- б) оксида азота(IV), соль;
- в) кислорода, соль;
- г) оксида азота(II), оксид меди(II).

14. Растворением в воде оксидов P_2O_5 , N_2O_5 , N_2O_3 можно получить соответствующие кислоты:

- а) H_3PO_3 , HNO_3 , HNO_2 ;
- б) H_3PO_4 , HNO_2 , HNO_3 ;
- в) HPO_3 , H_3NO_3 , HNO_2 ;
- г) H_3PO_4 , HNO_3 , HNO_2 .

15. Чистый металл образуется в реакции разложения соли:

- а) KNO_3 ;
- б) NH_4NO_3 ;
- в) $Au(NO_3)_3$;
- г) $NaNO_3$.

16. Молярная масса вещества X в схеме $P \rightarrow P_2O_5 \xrightarrow{+H_2O} X$ равна:

- а) 106 г;
- б) 98 г/моль;
- в) 96 г;
- г) 49 г/моль.

17. В растворе нитрата железа(III) массой 200 г с массовой долей растворенного вещества 0,241 число нитрат-ионов равно:

- а) $6,02 \cdot 10^{23}$;
- б) $12,04 \cdot 10^{24}$;
- в) $3,01 \cdot 10^{23}$;
- г) $1,204 \cdot 10^{23}$.

18. Азотную кислоту в промышленности получают по схеме:

- а) $N_2 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3$;
- б) $NH_3 \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3$;
- в) $NH_3 \rightarrow NO \rightarrow NO_2 \rightarrow HNO_3$;
- г) $KNO_3 \rightarrow HNO_3$.

19. Дигидрофосфат калия получается в реакции, схема которой:

- а) $2KOH + H_3PO_4 \rightarrow$;
- б) $KOH + H_3PO_4 \rightarrow$;
- в) $3KOH + H_3PO_4 \rightarrow$;
- г) $4KOH + H_3PO_4 \rightarrow$.

20. Укажите ряд формул веществ, при взаимодействии с которыми возможно последовательно осуществить следующие превращения:



- а) HCl , H_2SO_4 , H_2O , O_2 , O_3 ;
- б) H_2O , HCl , KOH , O_2 , H_2O ;
- в) HCl , H_2SO_4 , $NaOH$, O_2 , O_2 ;
- г) H_2SO_4 , H_2SO_4 , O_2 , O_2 , H_2O .

Задачи

1. Смесь нитратов калия и меди(II) массой 65,74 г прокалили до постоянной массы. Выделившиеся газы пропустили через 100 г воды, при этом $2,912 \text{ дм}^3$ (н. у.) газа не поглотилось водой. Определите массу нитрата меди(II) в исходной смеси и массовую долю вещества (%) в образовавшемся растворе.

Ответ: 59,175 г $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; 28 % HNO_3 .

2. К раствору, содержащему 22,4 г гидроксида калия, прибавили раствор, содержащий 29,4 г фосфорной кислоты. Определите, какие соли и в каком количестве при этом образовались.

Ответ: K_2HPO_4 – 0,1 моль; KH_2PO_4 – 0,3 моль.

3. При термическом разложении кристаллогидрата нитрата щелочного металла выделился газ объемом $4,48 \text{ дм}^3$ (н. у.). Массовая доля кислорода в составе нитрата равна 47,52 %. Определите массу разложившегося нитрата.

Ответ: $40,4 \text{ г } \text{KNO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

4. Смешали два газа: аммиак объемом 40 дм^3 и кислород таким же объемом (н. у.). Смесь пропустили над разогретой платиной. Определите объемные доли газов в смеси после реакции (%).

Ответ: 20 % NH_3 и 80 % NO .

5. Смесь равных количеств нитратов натрия и аммония прокалили до постоянной массы и получили твердый остаток массой 2,76 г. Определите массу исходной смеси.

Ответ: 6,6 г.

6. При термическом разложении нитрата меди масса твердого остатка составила 22 % от массы исходного вещества. Какая доля исходного вещества разложилась (%)?

Ответ: 51,7 %.

7. В растворе фосфорной кислоты массой 120 г с массовой долей кислоты 0,2 растворили оксид фосфора(V) массой 100 г. Вычислите массовую долю кислоты в полученном растворе (%).

Ответ: 34,57 %.

8. Фосфор в промышленности получают из фосфата кальция при реакции с песком и коксом. Составьте уравнение химической реакции и рассчитайте выход фосфора (%) от теоретически возможного, если из 200 кг фосфата кальция при последующих превращениях получено 120 кг фосфорной кислоты.

Ответ: 97,4 %.

9. При нагревании смеси нитрата свинца(II), карбоната кальция и нитрата калия получено 51,34 г смеси твердых оксидов и выделилось 17,92 дм³ (н. у.) газов, среди которых объемная доля углекислого газа равна 25 %. Найдите массу исходной смеси.

Ответ: 109,9 г.

10. На нейтрализацию раствора смеси серной и азотной кислот израсходовано 3,63 г гидроксида натрия. При обработке такого же раствора хлоридом бария выпал осадок массой 9,32 г. Определите массу азотной кислоты в исходном растворе.

Ответ: 0,63.

11. Смесь нитратов натрия и серебра прокалили. При обработке твердого остатка водой объемом 124,2 см³ часть остатка растворилась, и был получен 10%-ный раствор с плотностью 1,07 г/см³. Масса нерастворимого в воде вещества составила 7,2 г. Определите суммарный объем газов (н. у.), выделившихся при прокаливании нитратов.

Ответ: 6,72 дм³.

12. Смесь двух металлов, нерастворимых в воде, растворили в разбавленной азотной кислоте. В полученный раствор сначала добавили раствор сульфата натрия, в результате реакции выпал белый осадок массой 30,3 г. Оставшийся раствор голубого цвета выпарили. Сухую соль прокалили и получили порошок черного цвета массой 16 г. Определите состав исходной смеси. Вычислите массу раствора азотной кислоты с массовой долей кислоты 0,2, понадобившейся для растворения смеси.

Ответ: 20,7 г Pb и 12,8 г Cu; 50,4 г HNO₃.

Т е м а 9. ЭЛЕМЕНТЫ IVA ГРУППЫ

Содержание темы

Общая характеристика элементов IVA группы периодической системы. Оксид кремния(IV) и кремниевая кислота. Силикаты.

Углерод, его аллотропные формы. Оксид углерода(II) и углерода(IV), их химические свойства. Угольная кислота. Карбонаты и гидрокарбонаты, их свойства. Качественная реакция на карбонат-ион.

Вопросы, задания

1. Приведите примеры формул трех соединений углерода, используемых в быту.

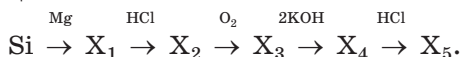
2. Составьте уравнения реакций углекислого газа с магнием, гидроксидом калия, карбонатом натрия.

3. Допишите уравнение реакции окисления бутена $C_4H_8 + O_2 = \dots$ Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.

4. Составьте формулы одной кислой и одной средней солей угольной кислоты.

5. Охарактеризуйте свойства высшего оксида элемента, имеющего электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня $\dots 3s^2 3p^2$.

6. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:

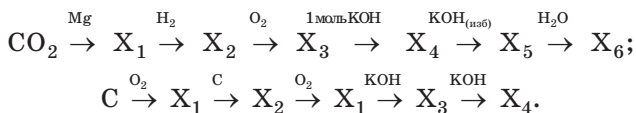


7. Составьте графические формулы аллотропных модификаций углерода.

8. Составьте уравнения химических реакций, лежащих в основе производства стекла.

9. Предложите план распознавания веществ: карбоната калия, карбоната кальция, гидрокарбоната кальция, угольной кислоты, силиката натрия. Составьте уравнения химических реакций в молекулярном и ионном виде.

10. Составьте уравнения реакций, позволяющих осуществить следующие превращения:



11. Укажите последовательность цифр, соответствующих полному правильному ответу:

- 1) оксид кремния имеет атомное строение;
- 2) кремниевую кислоту можно получить взаимодействием оксида кремния с водой;
- 3) в основе кристалла горного хрусталя находится оксид кремния;
- 4) силикат натрия – это «жидкое стекло»;
- 5) кремниевая кислота вытесняет угольную кислоту из растворов ее солей.

Тестовые задания

1. Электронная конфигурация атома углерода в возбужденном состоянии:

- а) $1s^2 2s^1 2p^6$; в) $1s^2 2s^1 2p^3$;
б) $1s^2 2s^2 2p^2$; г) $1s^2 2s^2 2p^4$.

2. Масса (г) атома кремния равна:

- а) $4,65 \cdot 10^{-23}$; б) $1,66 \cdot 10^{-23}$; в) 28; г) $2,05 \cdot 10^{-22}$.

3. Названия веществ, в состав которых входят элементы IVA группы, записаны в ряду:

- а) сода, поваренная соль, песок;
б) мел, сода, поташ;
в) углекислый газ, сода, медный купорос;
г) известняк, мрамор, вода.

4. Молекула оксида углерода(IV) имеет форму:

- а) угловую; в) тетраэдрическую;
б) плоскую; г) линейную.

5. При взаимодействии углерода и кремния с кислородом образуются:

- а) два газа;
б) жидкость и твердое вещество;
в) газ и твердое вещество;
г) два твердых вещества.

6. Аллотропные модификации углерода указаны в ряду:

- а) озон, графит, алмаз;
б) карбин, фуллерен, алмаз;
в) алмаз, графит, карбид;
г) карбин, графит, озон.

7. Углерод проявляет свойства восстановителя при взаимодействии:

- а) с H_2 ; б) Mg ; в) Na ; г) CO_2 .

8. Оксид углерода(IV) взаимодействует при н. у.:

- а) с HNO_3 ; б) $CaSO_4$; в) KOH ; г) $Al(OH)_3$.

9. Укажите название материала, который образуется при сплавлении оксида кремния с содой и известняком:

- а) фарфор; в) керамика;
б) стекло; г) оконное стекло.

10. Углерод проявляет свойства окислителя при взаимодействии:

- а) с HNO_3 ; б) CuO ; в) Na ; г) CO_2 .

11. Гореть в углекислом газе может вещество, формула которого:

- а) K_2CO_3 ; б) C_2H_2 ; в) Mg ; г) K_2O_2 .

12. Сумма коэффициентов в реакции травления оксида кремния(IV) плавиковой кислотой равна:

- а) 8; б) 16; в) 10; г) 6.

13. Формуле CO_2 соответствуют все названия ряда:

- а) сухой лед, угарный газ, углекислый газ;
б) углекислый газ, сухой лед, оксид углерода(IV);
в) метан, углекислый газ, угарный газ;
г) силан, угарный газ, оксид углерода(IV).

14. Относительная плотность водородного соединения углерода C_2H_4 по кислороду равна:

- а) 2,00; б) 0,621; в) 0,875; г) 1,22.

15. Оксид углерода(IV) можно получить при взаимодействии следующей пары веществ:

- а) $\text{C} + \text{O}_2$ и $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}$;
б) $\text{CO} + \text{O}_2$ и $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{BaCl}_2$;
в) $\text{HCl} + \text{CaCO}_3$ и $\text{C} + \text{O}_2$;
г) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HClCH}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

16. Из карбоната кальция можно получить гидрокарбонат кальция при взаимодействии:

- а) с NaOH ; б) CO_2 , H_2O ; в) HCl ; г) NaHCO_3 .

17. Кремний встречается в природе в виде:

- а) простого вещества и силиката натрия;
б) водородного соединения и оксида;
в) оксида и силиката алюминия;
г) кремниевой кислоты и силицида магния.

18. Некоторое водородное соединение углерода имеет относительную плотность по H_2 равную 21. Формула соединения:

- а) C_2H_4 ; б) CH_4 ; в) C_2H_6 ; г) C_3H_6 .

19. Кремниевую кислоту можно получить только в реакции:

- а) $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; в) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{NaOH}$;
б) $\text{CaSiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; г) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl}$.

20. Ряд соединений углерода, которые проявляют восстановительные свойства:

- а) CO , CO_2 , CaCO_3 ; в) Na_2CO_3 , CO , C ;
б) CH_4 , CO , C ; г) CO_2 , CH_4 , CCl_4 .

Задачи

1. Смесь угарного и углекислого газов объемом 15 дм^3 (н. у.) пропустили через раствор известковой воды. После реакции объем смеси уменьшился на 60 %. Определите массу выпавшего осадка.

Ответ: 40 г.

2. Рассчитайте массу осадка, который образуется при смешивании растворов карбоната натрия массой 200 г с массовой долей соли 0,1 и хлорида кальция массой 100 г с массовой долей 0,2.

Ответ: 18,9 г.

3. Смесь газов, состоящую из 80 дм^3 оксидов (н. у.) углерода(II) и углерода(IV) и 80 дм^3 (н. у.) кислорода, взорвали. После приведения смеси газов к нормальным условиям ее объем стал 140 дм^3 . Определите объемную долю оксида углерода(II) в первоначальной смеси.

Ответ: 0,5.

4. Десять моль смеси газов оксидов углерода(II) и (IV), относительная плотность которой по водороду равна 19,6, пропустили над раскаленным углем. Определите, какие качественные и количественные изменения произошли с системой после приведения ее к нормальным условиям.

Ответ: после реакции в смеси не будет CO_2 .

5. Смесь, состоящую из 72 г оксида кремния и 57,6 г магния, сначала прокалили, а затем обработали полученную массу соляной кислотой. При этом выделился водород объемом $13,44 \text{ дм}^3$ (н. у.). Определите массу образовавшегося кремния.

Ответ: 25,5 г.

6. Смешали раствор объемом 40 см^3 с молярной концентрацией карбоната натрия $0,25 \text{ моль/дм}^3$ с раствором массой 40 г с массовой долей серной кислоты 15 %. Определите объем (н. у.) выделившегося газа и характер среды в оставшемся растворе.

Ответ: $0,224 \text{ дм}^3$; $\text{pH} > 7$.

7. Какой массы гексагидрат хлорида кальция необходимо добавить к раствору карбоната натрия объемом 47 см^3 (плотность $1,08 \text{ г/см}^3$) с массовой долей соли 25 %, чтобы получить раствор, в котором массовая доля карбоната натрия равна 10 %?

Ответ: 76,14 г.

8. Плотность по водороду смеси метана, углекислого газа и водорода равна 7,6. Для полного сгорания некоторого объема этой смеси необходимо 2,8 объема кислорода. Вычислите объемный состав этой смеси (%).

Ответ: 23,5 %, 30 %, 47,5 %.

9. Относительная молекулярная масса оксида четырехвалентного элемента относится к массе его водородного соединения как 11 : 4. Определите название элемента.

Ответ: Углерод.

10. Масса углекислого газа, пропущенного через раствор гидроксида натрия, в 1,36 раза меньше массы щелочи. В каком молярном соотношении находятся соединения натрия в полученном растворе.

Ответ: 1 : 1.

МЕТАЛЛЫ

Понятия, определения, формулы

1. К металлам относятся элементы групп IA–IIIA (кроме бора) и всех групп В периодической системы химических элементов.

2. У атомов металлов на внешнем энергетическом уровне (электронном слое) находятся от 1 до 4 электронов.

3. Металлы как простые вещества в основе строения имеют металлическую связь. Металлические кристаллы образованы атом-ионами и делокализованными (обобществленными) электронами внешнего энергетического уровня.

4. Ионы металлов в соединениях с водородом, кислородом и другими неметаллами имеют положительные заряды (степени окисления).

5. Металлы как простые вещества при нормальных условиях существуют в твердом и жидком (ртуть) состоянии.

6. В химических реакциях с простыми и сложными веществами металлы обычно выступают как восстановители.

7. Металлы в положительных степенях окисления в химических реакциях могут быть окислителями по отношению к атомам других металлов, водороду, оксиду углерода(II), углероду и др. Сравнительная активность атомов и ионов металлов отражается электрохимическим рядом напряжений металлов, где металлы расположены по возрастанию величины их электродных потенциалов.

8. Металлы групп В характеризуются внутренней застройкой $3d$ -орбиталей. Большинство из них имеют характерный металлический блеск. Элементы и их соединения обладают рядом характерных свойств: переменным состоянием окисления, способностью к образованию комплексных ионов, образованию окрашенных соединений.

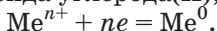
9. Металлы характеризуются высокими температурами плавления (Fe – 1535 °C, Cr – 1857 °C, Cu – 1083 °C) и кипения. Такие свойства d -элементов, как твердость, высокие температуры плавления

ния и кипения, объясняются металлическими связями. Прочность этих связей обусловлена способностью *d*-элементов предоставлять на образование химической связи электроны как с внешнего, так и с предшествующего ему энергетического уровня.

10. Металлы первого переходного ряда используют для образования связей одновременно *3d*- и *4s*-электроны. Атомы *d*-элементов 4-го периода имеют сравнительно малые радиусы, которые незначительно изменяются в ряду от элемента с атомным номером 21 к элементу с атомным номером 30.

11. Оксиды и гидроксиды металлов групп А имеют основной и амфотерный характер. Соединения металлов групп В проявляют основные (FeO , CuO , CrO , MnO), амфотерные (Fe_2O_3 , Cr_2O_3), кислотные (CrO_3 , MnO_3 , Mn_2O_7) свойства в зависимости от степени окисления металлов в соединениях.

12. Получение металлов из соединений сводится к восстановлению их ионов при помощи электрического тока (электролиз растворов и расплавов), водорода, оксида углерода(II), металлотермии:



13. Металлы в природе встречаются в виде оксидных, сульфидных, карбонатных руд, силикатов, растворов соединений, в самородном виде.

Т е м а 10. МЕТАЛЛЫ ГРУПП А

Содержание темы

Металлы групп А, положение в периодической системе. Особенности электронного строения атомов. Понятие об электрохимическом ряде напряжений металлов. Характерные физические и химические свойства на примере щелочных металлов, щелочно-земельных металлов и алюминия. Соединения металлов и их свойства. Применение металлов. Характер изменения свойств металлов по группам и периодам периодической системы. Закономерности изменения свойств оксидов и гидроксидов металлов на примере элементов IIА группы и элементов 3-го периода.

Вопросы, задания

1. Укажите число нейтронов в нуклиде ^{23}Na .
2. Составьте план разделения смеси, состоящей из железа, меди и цинка. Если вы используете химические реакции, составьте их уравнения.

3. Какой из металлов – натрий или железо – обладает более выраженными металлическими свойствами? Приведите объяснения на основании сравнения электронного строения атомов этих элементов.

4. Почему большинство соединений металлов – это твердые кристаллические вещества?

5. Составьте в молекулярном и ионном виде уравнение химической реакции взаимодействия сульфата алюминия с избытком гидроксида натрия.

6. Составьте электронографические формулы атомов элементов ПА группы 3-го и 4-го периодов.

7. Какой тип химической связи и какие физические свойства присущи соединению, образованному калием и водородом?

8. Почему щелочные металлы хранят под слоем керосина, а алюминий можно сохранять на воздухе?

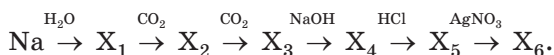
9. Охарактеризуйте оксид и гидроксид кальция по плану: состав, строение, физические свойства, химические свойства, получение, применение.

10. Смесь порошков алюминия и меди массой 2 г обработали избытком соляной кислоты, в результате реакции выделился газ объемом 1,25 дм³ (н. у.). Определите массовую долю меди в смеси.

11. При растворении натрия массой 6,9 г в воде массой 90 г выделился газ. Рассчитайте объем газа и массовую долю вещества в растворе.

12. Почему части алюминиевых конструкций нельзя соединять при помощи медных заклепок?

13. Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить следующие химические превращения:



14. Определите формулу гидрида одновалентного металла, в котором массовая доля водорода равна 2,5 %.

15. Укажите последовательность цифр, соответствующих полному правильному ответу.

А. Оксид алюминия:

- 1) хорошо растворяется в воде;
- 2) растворяется в кислотах и щелочах;
- 3) в природе встречается в составе боксита;
- 4) является исходным веществом для получения алюминия;
- 5) образуется в реакции алюминия с водой;
- 6) обладает химическими свойствами, аналогичными свойствам оксида кальция.

Б. Щелочные металлы:

- 1) являются s-элементами;
- 2) в реакциях проявляют окислительные свойства;
- 3) образуют соединения, которые обладают кислотными свойствами;
- 4) при взаимодействии с водой образуют щелочи;
- 5) имеют однозарядные катионы;
- 6) получают электролизом расплавов солей или гидроксидов.

16. Укажите формулы веществ и условия, при помощи которых возможно последовательно осуществить следующие превращения:



Тестовые задания

1. Укажите электронную конфигурацию атома металла:

- а) $1s^2 2s^2 2p^6$; в) $1s^2 2s^2 2p^4$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

2. Электронная конфигурация иона натрия:

- а) $1s^2 2s^2 2p^5$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; г) $1s^2 2s^2 2p^6$.

3. Окислительные свойства проявляют:

- а) Na и Mg; в) Ca^{2+} и K^+ ;
б) Ca и Ba^{2+} ; г) F и Fr.

4. В группе IA периодической системы химических элементов радиус атомов с увеличением заряда ядра атома:

- а) увеличивается;
б) уменьшается;
в) не изменяется.

5. Формула негашеной извести:

- а) CaH_2 ; б) CaO; в) CaCO_3 ; г) $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

6. При действии соляной кислоты на карбонаты s-металлов выделяется:

- а) сажа; в) кислород;
б) угарный газ; г) углекислый газ.

7. Между какими из попарно взятых веществ не произойдет химическая реакция:

- а) NaOH и CuCl_2 ; в) KOH и Na_2CO_3 ;
б) K и H_2O ; г) Ca и P.

8. У атомов металлов IIА группы периодической системы одинаковое число:

- а) электронов на внешнем энергетическом уровне;
б) нейтронов в ядре;
в) протонов в ядре;
г) заполненных энергетических подуровней.

9. Водород выделяется в реакциях:

- а) $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow$ и $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow$;
 б) $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ и $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \rightarrow$;
 в) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ и $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
 г) $\text{Ca}_3\text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ и $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.

10. В реакциях с водородом натрий и кальций образуют соединения:

- а) газообразные при н. у.;
б) твердые молекулярные;
в) твердые ионные;
г) жидкие молекулярные.

11. Укажите пару схем реакций, в результате которых возможно получение металлов:

- а) $\text{NaCl} + \text{Cu} \rightarrow \text{и} \text{CuO} + \text{K} \rightarrow$;
 б) $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{и} \text{K}_2\text{O} + \text{H}_2 \rightarrow$;
 в) $\text{CuO} + \text{CO} \rightarrow \text{и} \text{FeO} + \text{Al} \rightarrow$;
 г) $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{и} \text{NaCl} + \text{H}_2$.

12. В схеме превращений $\text{Al} \rightarrow \text{Na}_3\text{Al}(\text{OH})_6 \rightarrow \text{NaCl}$ на 1-м и 2-м этапах соответственно используют:

- а) Na_2O , Cl_2 ; в) $\text{NaOH}_{(\text{p-p})}$, HCl ;
б) Na , HCl ; г) NaOH , NaCl .

13. Укажите формулу вещества, которое образуется в реакции хлорида алюминия с избытком раствора гидроксида калия:

- а) KAlO_2 ; в) Al_2O_3 ;
б) $\text{Al}(\text{OH})_3$; г) $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.

14. При полном термическом разложении нитрата щелочного металла масса навески соли уменьшилась на 18,82 %. Формула нитрата:

- а) KNO_3 ; б) CsNO_3 ;
в) NaNO_3 ; г) LiNO_3 .

15. Алюминий не взаимодействует без нагревания с концентрированной азотной кислотой, так же как и металлы ряда:

- а) К и Mg; в) Ag и Na;
б) Ca и Ag; г) Fe и Cr.

а) KAlO_2 ; в) Al_2O_3 ;
б) $\text{Al}(\text{OH})_3$; г) $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.

$$\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2:$$

а) Cl_2 , H_2S , NaOH , Cl_2 ; в) Cl_2 , K_2S , H_2O , HCl ;
б) HCl , H_2S , NaOH , NaCl ; г) HCl , Na_2S , KOH , Cl_2 .

a) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; б) CsNO_3 ;
в) NaNO_3 ; г) LiNO_3 .

а) CO_2 , C_2H_2 ; в) CO , CH_4 ;
б) C_2H_2 , CH_4 ; г) CO_2 , CO .

$$\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{A} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{C} \rightarrow \text{D} \rightarrow \text{Ca:}$$

а) K_2CO_3 ; H_2O , CO_2 ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; нагревание; Na ;
 б) NaHCO_3 ; H_2O ; HCl ; нагревание; HNO_3 ;
 в) K_2CO_3 ; нагревание; CO_2 ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; Al ;
 г) Li_2CO_3 ; нагревание; NaOH ; H_2SO_4 ; Al .

1. Смесь алюминия и кальция массой 18,8 г прокалили без доступа воздуха с избытком порошка графита. Продукт реакции обработали раствором соляной кислоты, при этом выделилось 11,2 дм³ газа (н. у.). Определите массовую долю алюминия в смеси (%).

67

2. Определите массу вещества С, полученного в результате последовательного ряда превращений:

$\overset{\text{НСI}}{\text{Al}} \rightarrow \overset{\text{ЗКОН}}{\text{A}} \xrightarrow{t} \text{B} \rightarrow \text{C}$, если известно, что взята навеска технического алюминия массой 84,375 г, где массовая доля примесей равна 0,2.

Ответ: 127,5 г.

3. В реакции с водой сплава натрия и калия массой 17 г выделилось 6,72 дм³ водорода (н. у.). Установите молярное соотношение между натрием и калием в сплаве.

Ответ: 2 : 3.

4. Неизвестный щелочно-земельный металл массой 6,165 г прореагировал при повышенной температуре с водородом. Образовавшееся вещество растворили в 100 г воды, а затем непрореагировавшую воду выпарили. Масса сухого остатка 7,695 г. Назовите металл.

Ответ: Барий.

5. При частичном разложении 59,2 г нитрата магния образовалось 37,6 г сухого остатка. Определите массовую долю разложившейся соли (%).

Ответ: 50 %.

6. При действии соляной кислоты на смесь магния и карбоната магния выделилось 20,16 дм³ смеси газов (н. у.). После сжигания газа и конденсации водяных паров объем газов уменьшился до 11,2 дм³ (н. у.). Определите массовую долю магния как элемента в смеси (%).

Ответ: 41,86 %.

7. Вычислите объем газа (н. у.), который выделится при взаимодействии алюминия массой 4,05 г с раствором гидроксида калия массой 105 г с массовой долей щелочи 40 %.

Ответ: 50,4 дм³.

8. К раствору хлорида алюминия массой 50 г с массовой долей соли 4 % прибавили раствор гидроксида натрия массой 50 г с массовой долей щелочи 4 %. Образовавшийся осадок отфильтровали и прокалили. Определите массу осадка.

Ответ: 0,51 г.

9. При растворении смеси алюминиевых и железных опилок массой 13,9 г в растворе соляной кислоты выделилось 7,84 дм³ водорода (н. у.). Вычислите массу алюминия в смеси.

Ответ: 2,7 г.

10. Определите, в каком весовом соотношении следует взять две навески алюминиевых стружек, чтобы при внесении одной в раствор щелочи, а другой в раствор соляной кислоты выделились равные объемы газов.

Ответ: 1 : 1.

Тема 11. МЕТАЛЛЫ ГРУПП В

Содержание темы

Металлы групп В, положение в периодической системе. Особенности электронного строения атомов. Понятие об электрохимическом ряде напряжений металлов. Характерные физические и химические свойства металлов и их соединений. Получение и применение металлов. Характер изменения свойств металлов по группам периодической системы. Закономерности изменения свойств оксидов и гидроксидов металлов групп В в зависимости от степени окисления металлов в соединениях.

Вопросы, задания

1. Составьте уравнения возможных химических реакций железа со следующими веществами: кислород, хлор, медь, сульфат меди(II), гидроксид натрия, соляная кислота.

2. Составьте план разделения смеси, состоящей из железа, меди и цинка. Если вы используете химические реакции, составьте их уравнения.

3. Составьте электронографические формулы хрома и марганца. Составьте формулы высших оксидов этих элементов. Соответствует ли высшая степень окисления атомов этих элементов номерам групп, в которых они находятся?

4. Какие свойства придает стальным изделиям насыщение их поверхности другими металлами или неметаллами: а) алюминием (алитирование); б) хромом (хромирование); в) кремнием (силицирование); г) азотом (азотирование)?

5. Объясните и подтвердите уравнениями химических реакций зависимость характера оксидов и гидроксидов хрома от степени окисления его атомов в соединениях.

6. Имеются одинаковые по размеру пластинки: стальная, медная, алюминиевая, серебряная, хромовая. Используя ваши знания химических свойств этих металлов, предложите план их распознавания.

7. Рассчитайте молярную концентрацию катионов в растворе хлорида меди(II) объемом 2 дм^3 с молярной концентрацией $0,01 \text{ моль/дм}^3$ на момент, когда по первой ступени гидролизуется 62 % соли.

8. Составьте уравнения химических реакций и укажите условия их протекания, позволяющие последовательно осуществить следующие превращения:



9. Составьте цепочку химических превращений соединений железа, химические реакции которой можно осуществить при помощи реактивов: HCl , $\text{NaOH}_{(\text{p-p})}$, нагревание, C .

10. Предложите план распознавания растворов следующих соединений металлов групп В: сульфата железа(II), сульфата меди(II), сульфата железа(III), сульфата цинка.

11. Составьте цепочку химических превращений соединений хрома, химические реакции которой можно осуществить при помощи реактивов: Cl_2 , $\text{NaOH}_{(\text{изб})}$, Zn , NaOH , нагревание, H_2 или Al .

12. Составьте уравнение химической реакции по схеме, укажите окислитель и восстановитель:



13. В раствор сульфата меди(II) погрузили серебряную и железную пластинки. Через некоторое время их вынули, просушили и взвесили. Масса какой из пластинок изменилась? Как?

14. В каком соотношении по массе следует внести ртуть в пробирки с разбавленной азотной кислотой и концентрированной серной кислотой, чтобы выделились в обоих случаях одинаковые объемы газов?

15. Укажите последовательность цифр, соответствующих полному правильному ответу:

- 1) коррозия железа усиливается при контакте с цинком;
- 2) в реакциях с галогенами хром образует соединения со степенью окисления +3;
- 3) восстановительные свойства у металлов групп В выражены больше, чем у щелочных;
- 4) металлы групп В получают только электролизом;
- 5) массовая доля примесей в чугуна большая, чем в сталях;
- 6) коррозия железа усиливается при контакте с медью.

16. Укажите сумму молярных масс веществ, при взаимодействии с которыми возможно последовательно осуществить превращения:



Тестовые задания

1. Число протонов в ядре нуклида ^{56}Fe :

- а) 56; б) 30; в) 26; г) 28.

2. По убыванию числа электронов на внешнем энергетическом уровне атомов металлы расположены в ряду:

- а) Pb , Ca , Al ; в) Cu , Al , Na ;
б) Mn , K , Ba ; г) Sn , Al , Mg .

3. Высшая степень окисления элемента с электронной конфигурацией атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ равна:

- а) +2; б) +3; в) +5; г) +7.

4. В контакте с медью реакция цинка с серной кислотой:

- а) ускоряется;
б) замедляется;
в) протекает так же, как и вне контакта с медью;
г) сначала ускоряется, затем резко замедляется.

5. В контакте с магнием реакция цинка с серной кислотой:

- а) ускоряется;
б) замедляется;
в) проходит так же, как и вне контакта с магнием;
г) сначала ускоряется, затем резко замедляется.

6. Формулы обоих веществ, не обладающих амфотерными свойствами, указаны в ряду:

- а) ZnO и FeO ; в) CaO и Mn_2O_7 ;
б) BeO и MnO_2 ; г) $Al(OH)_3$ и $Cr(OH)_3$.

7. При добавлении к меди горячей концентрированной серной кислоты происходит:

- а) выделение водорода;
б) выделение сероводорода;
в) отсутствие взаимодействия;
г) выделения оксида серы(IV) .

8. Верным утверждением является:

- а) основной характер оксидов и гидроксидов металлов усиливается по периоду справа налево;
б) для *s*- и *p*-элементов основной характер гидроксидов ослабляется по группе сверху вниз;
в) общность химических свойств металлов объясняется схожестью строения их атомов;
г) для металлов с переменной валентностью с увеличением степени окисления металла ослабевает кислотный характер соответствующих оксидов и гидроксидов.

9. Хром при комнатной температуре не вступает в реакцию с концентрированными серной и азотной кислотами:

- а) из-за принадлежности к *d*-элементам;
б) поскольку он самый твердый металл;
в) из-за образования на поверхности плотной пленки оксида металла;
г) так как имеет пять изотопов.

10. Железо не взаимодействует без нагревания с концентрированной серной кислотой, так же как и металлы ряда:

- а) К и Mg; б) Ca и Ag; в) Al и Na; г) Al и Cr.

11. Высшая степень окисления элемента с электронной конфигурацией атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$ равна:

- а) +2; б) +3; в) +5; г) +4.

12. В результате электролиза отдельно водных растворов NaCl и CuCl₂ соответственно образуются:

- а) NaOH, O₂, Cl₂; CuO, O₂, Cl₂;
б) Na, H₂; Cu(OH)₂, H₂;
в) NaOH, H₂, Cl₂; Cu, O₂, H₂;
г) NaOH, H₂, Cl₂; Cu, Cl₂.

13. В каком соотношении по массе следует внести медь в пробирки с разбавленной азотной кислотой и концентрированной серной кислотой, чтобы выделились в обоих случаях одинаковые объемы газов?

- а) 1 : 1; б) 2 : 3; в) 3 : 2; г) 1 : 3.

14. Сумма коэффициентов в уравнении реакции превращения свежеполученного гидроксида железа(II) в гидроксид железа(III) на воздухе равна:

- а) 10; б) 11; в) 9; г) 7.

15. Для полного перевода в раствор образца сплава, состоящего из алюминия, железа и меди, следует использовать разбавленный раствор кислоты:

- а) уксусной; в) соляной;
б) серной; г) азотной.

16. Соединение железа(II) может быть получено в реакции:

- а) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t}$; в) $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t}$;
б) $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{t}$; г) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.

17. Гидроксид железа(III) образуется в результате взаимодействия веществ:

- а) Fe(OH)₂ и H₂O₂; в) Fe и H₂O;
б) Fe₂O₃ и H₂O; г) Fe₃O₄ и H₂.

18. Формулы возможного вещества А в схеме превращений

$\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{A} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3$ записаны в ряду:

- а) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ или $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$;
- б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ или Fe ;
- в) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ или FeCl_3 ;
- г) FeCl_3 или Fe_2O_3 .

19. В химических реакциях атомы металлов:

- а) обычно окисляются до катионов;
- б) всегда проявляют окислительные свойства;
- в) не участвуют в окислительно-восстановительных процессах;
- г) всегда восстанавливаются до анионов.

20. KMnO_4 восстанавливается: 1) в нейтральной среде; 2) щелочной среде; 3) кислой среде:

- а) до 1) Mn^{2+} ; 2) MnO ; 3) Mn^{4+} ;
- б) 1) MnO_2 ; 2) MnO ; 3) Mn^{2+} ;
- в) 1) Mn^{2-} ; 2) MnO_2 ; 3) MnO_4^{2-} ;
- г) 1) MnO_2 ; 2) MnO_4^{2-} ; 3) Mn^{2+} .

Задачи

1. При обработке холодной азотной кислотой смеси меди и алюминия массой 3 г выделяется такой же объем газа, как и при действии соляной кислоты на такую же массу смеси. Определите массовую долю алюминия в смеси.

Ответ: 0,22.

2. Железную пластинку массой 10 г некоторое время выдержали в растворе массой 312,5 г с массовой долей сульфата меди(II) 15 %, после чего масса пластинки стала равной 11,6 г. Определите массовую долю сульфата меди после реакции.

Ответ: 4,78 %.

3. В 500 см³ раствора содержится сульфат железа(III) массой 14 г. Вычислите молярную концентрацию ионов железа в растворе.

Ответ: 0,14 моль/дм³.

4. Для полного хлорирования смеси железа и меди массой 3 г израсходовано 1,12 дм³ хлора (н. у.). Определите, сколько по массе (г) серной кислоты с массовой долей 83,3 % потребовалось для реакции на холоде с 3 г аналогичной смеси металлов.

Ответ: 4,75 г.

5. Сплав феррованадий содержит железо с массовой долей 55 % и ванадий с массовой долей 45 %. Вычислите, какую массу феррованадия надо добавить к стали массой 350 кг, чтобы увеличить массовую долю ванадия в ней с 0,2 до 0,8 %.

Ответ: 4,75 кг.

6. При действии водного раствора аммиака на раствор, содержащий хлорид железа массой 8,125 г, получили гидроксид железа массой 5,35 г. Определите формулу хлорида железа.

Ответ: FeCl_3 .

7. К смеси железа и сульфида железа(II) прибавили избыток соляной кислоты и собрали смесь газов, в которой объемная доля газа из реакции железа на 20 % больше, чем из другой реакции, а общее число молекул газа равно $6,02 \cdot 10^{23}$. Определите массовую долю металла в исходной смеси (%).

Ответ: 49 %.

8. При прокаливании смеси, содержащей равные количества нитрата, оксида и фторида двухвалентного *d*-металла, масса смеси уменьшилась на 10,8 г. Определите массу исходной смеси и формулу металла. Массовая доля металла в первоначальной смеси 51,89 %.

Ответ: 37 г; Cu.

9. При взаимодействии 72,8 г смеси неизвестного металла, проявляющего в соединениях степень окисления +2, и его карбоната с соляной кислотой выделилось $8,96 \text{ дм}^3$ газов (н. у.). После сжигания смеси газов и конденсации водяных паров объем газов уменьшился до $6,72 \text{ дм}^3$. Укажите металл.

Ответ: Ba.

10. При взаимодействии металла и его карбоната с избытком соляной кислоты образовалась газовая смесь плотностью $0,839 \text{ г/дм}^3$ (н. у.). Определите металл, если он проявляет в соединениях степень окисления +2, а массы металла и его карбоната относятся как 1 : 1,38.

Ответ: Fe.

ПРИЛОЖЕНИЕ

ТЕСТ 1

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
<i>Вариант А</i>		
1	Укажите верное сочетание	1) молекула воздуха 2) атом малахита 3) молекула поваренной соли 4) атом углерода
2	Тяжелее воздуха газ (н. у.)	1) азот 2) водород 3) угарный 4) углекислый
3	Кальций относится к семейству элементов	1) <i>s</i> 2) <i>p</i> 3) <i>d</i> 4) <i>f</i>
4	Число молекул, содержащихся в водороде массой 20 г, равно	1) $6,02 \cdot 10^{23}$ 2) $6,02 \cdot 10^{24}$ 3) $1,24 \cdot 10^{24}$ 4) $1,24 \cdot 10^{32}$
5	Число полностью незаполненных орбиталей в атоме углерода равно	1) 4 2) 2 3) 1 4) 3
6	Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$ соответствует атому элемента	1) селена 2) серы 3) сурьмы 4) мышьяка
7	В основе строения простого вещества кремния находится кристаллическая решетка	1) атомная 2) ионная 3) металлическая 4) молекулярная
8	Формулы всех веществ, образованных ковалентной полярной связью, записаны в ряду	1) HCl, CuO, KNO ₃ 2) H ₂ S, HI, SO ₂ 3) N ₂ , H ₂ O, NaI 4) HI, CaS, HBr
9	Степень окисления азота(III) в соединении	1) азот 2) нитрат натрия 3) нитрит калия 4) хлорид аммония

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
<i>Вариант А</i>		
10	Высшим оксидам элементов с атомными номерами 17 и 35 соответствует формула ..., а характер высших оксидов ...	1) R_2O , кислотный 2) R_2O_7 , кислотный 3) RO , основной 4) R_2O_5 , амфотерный
11	Степень окисления и валентность атома кислорода в пероксиде водорода соответственно равны	1) +1, 2 2) 2, -2 3) 2, +2 4) -1, 2
12	Массовая доля серной кислоты в растворе, приготовленном из 50 г кислоты и 200 г воды, равна	1) 0,1 2) 0,2 3) 0,3 4) 0,4
13	Доказать наличие хлорид-ионов в растворе можно при помощи	1) серной кислоты 2) азотной кислоты 3) нитрата бария 4) нитрата серебра
14	Элементом сере, азоту, углероду соответствуют высшие оксиды, формулы которых записаны в ряду	1) SO_2 , NO , CO_2 2) SO_3 , N_2O_5 , CO_2 3) SO_2 , N_2O , CO 4) SO_3 , N_2O_3 , CO_2
15	Разбавленная серная кислота проявляет окислительные свойства в реакции с	1) хлоридом бария 2) гидроксидом натрия 3) карбонатом калия 4) цинком
16	В реакцию с раствором карбоната натрия вступят оба вещества, формулы которых записаны в ряду	1) HCl , Na_2SO_4 2) K_2S , $CaCl_2$ 3) HNO_3 , $BaCl_2$ 4) $NaNO_3$, CO_2
17	Восстановление азота отражает схема	1) $NH_3 \rightarrow N_2$ 2) $NO_3 \rightarrow N_2$ 3) $N_2 \rightarrow NO$ 4) $NH_4^+ \rightarrow NH_3$
18	Гидроксид алюминия взаимодействует с гидроксидом натрия и соляной кислотой, проявляя свойства	1) основные 2) кислотные 3) амфотерные 4) восстановительные
19	Оксид азота(IV) выделяется при разложении вещества, формула которого	1) NH_4NO_3 2) KNO_3 3) NH_4NO_2 4) HNO_3

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант А		
20	Гидроксид натрия и водород образуются в реакции, схема которой	1) $\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 2) $\text{Na}_3\text{N} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ 3) $\text{Na} + \text{HCl} \rightarrow$ 4) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
21	При повышении температуры скорость химической реакции с образованием оксида $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} - Q$	1) возрастет 2) уменьшится 3) сначала возрастет, а потом уменьшится 4) не изменится
22	Для смещения химического равновесия вправо в реакции, схема которой $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3 + Q$, необходимо	1) повысить температуру 2) понизить давление 3) повысить давление 4) увеличить концентрацию аммиака
23	Относительная плотность водородного соединения некоторого двухвалентного элемента по водороду равна 17. Формула соединения	1) H_2S 2) H_2Te 3) H_2Se 4) $\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$
24	Атомы <i>d</i> -элементов в химических реакциях проявляют свойства	1) только восстановительные 2) только окислительные 3) окислительные и восстановительные 4) не участвуют в окислительно-восстановительных процессах
25	Схеме превращения $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{SO}_2$ соответствует химическая реакция, схема которой	1) $\text{MgSO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$ 2) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{p-p})} + \text{NaOH} \rightarrow$ 3) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} + \text{Na} \rightarrow$ 4) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} + \text{Cu} \rightarrow$
26	Азотная концентрированная кислота взаимодействует со всеми веществами ряда	1) натрия карбонат, кальция сульфат, гидроксид железа(II) 2) медь, сульфид калия, серебро 3) золото, гидроксид натрия, хлорид кальция 4) гидроксид меди(II), цинк, хлорид кальция
Вариант В		
1	Укажите коэффициент, который должен быть поставлен возле формулы окислителя в реакции, схема которой $\text{Mg} + \text{HNO}_{2(\text{p-p})} = \text{N}_2 + \dots + \dots$	12

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант В		
2	Какая масса алюминия вступит в реакцию с раствором, полученным при растворении натрия массой 2,3 г в воде?	0,89 г
3	Конечным продуктом (X_4) в схеме превращений $\text{CH}_4 \xrightarrow{\text{O}_2} \text{X}_1 \xrightarrow{\text{KOH}} \text{X}_2 \xrightarrow{\text{KOH}} \text{X}_3 \xrightarrow{\text{CaCl}_2} \text{X}_4$ является соединение углерода, формула которого	CaCO_3
4	Какой объем (дм^3 , н. у.) аммиака надо пропустить в раствор HNO_3 объемом 75 см^3 ($w = 46\%$, $\rho = 1,29 \text{ г/см}^3$), чтобы массовые доли соли и кислоты стали равными?	$6,94 \text{ дм}^3$

Решения

Вариант А

1. Анализ вариантов ответов показывает, что неверными будут ответы 1, 2, 3 по следующим причинам:

1) воздух представляет собой смесь газов (азот, кислород, углекислый газ, инертные газы);

2) малахит – это сложное вещество, состоящее из атомов углерода, кислорода, водорода и ионов меди;

3) поваренная соль является ионным соединением, образованным ионами натрия и ионами хлора.

Верным будет ответ 4, так как атомы химического элемента углерода могут входить в состав как простых, так и сложных веществ.

Ответ: 4.

2. Чтобы определить, какой из указанных газов тяжелее воздуха, сравним молярные массы предложенных газов с молярной массой воздуха, которая равна 29 г/моль :

$$M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{CO}) = 28 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}.$$

Наибольшая молярная масса у углекислого газа, следовательно, он тяжелее воздуха. Правильный ответ – углекислый газ (CO_2).

Ответ: 4.

3. Электронная конфигурация атома кальция $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. На внешнем энергетическом уровне находятся только s -электроны, следовательно, кальций относят к s -элементам.

Ответ: 1.

4. Вычислим химическое количество вещества водорода по формуле $n = m/M$. Так, $M(H_2) = 2$ г/моль, тогда $n = 20 : 2 = 10$ моль. 1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц (N_A). По формуле $N_0 = N_A \cdot n$ определим число молекул: $6,02 \cdot 10^{23} \cdot 10 = 6,02 \cdot 10^{24}$ (молекул).

Ответ: 2.

5. В атоме углерода шесть электронов находятся на двух энергетических уровнях. На первом энергетическом уровне на одной s -орбитали находятся два электрона – $1s^2$.

На втором энергетическом уровне – два подуровня: s - и p -подуровни. Сначала электроны заполняют $2s$ -орбиталь ($2s^2$), а затем $2p$.

Подуровень p состоит из трех атомных орбиталей. Существует правило, что электроны одного подуровня сначала заполняют орбитали по одному. Два p -электрона по одному заполняют две p -орбитали ($2p^2$). Таким образом, в атоме углерода одна p -орбиталь не заполнена полностью.

Ответ: 3.

6. Электронная конфигурация показывает, что электроны расположены на четырех энергетических уровнях, следовательно, элемент находится в 4-м периоде. На внешнем энергетическом уровне пять электронов ($\dots 4s^2 4p^3$), что указывает на нахождение элемента в VA группе. Данная электронная конфигурация соответствует атому мышьяка.

Ответ: 4.

7. С помощью ковалентной связи образуются не только молекулы. Некоторые простые и сложные вещества построены из атомов, связанных друг с другом ковалентными связями, и образуют кристаллические структуры – атомные кристаллические решетки. Подобное строение имеет оксид кремния (кварц), где каждый атом кремния связан четырьмя ковалентными связями с атомами кислорода.

Ответ: 1.

8. Ковалентной полярной связью чаще всего связываются в молекулы атомы неметаллов с различными электроотрицательностями, т. е. атомы разных элементов.

Общая электронная пара смещается в сторону атомов с большей электроотрицательностью. Неравномерное распределение электронной плотности между атомами элементов в таких молекулах определяет полярность связи.

Атомами разных неметаллов образованы молекулы веществ, формулы которых указаны во втором ряду.

Ответ: 2.

9. Определим степень окисления азота в каждом из предложенных веществ:



Степень окисления азота -3 в хлориде аммония. Ион аммония образован по донорно-акцепторному механизму, поэтому степень окисления азота в данном ионе такая же, как в аммиаке.

Ответ: 4.

10. Элементы с атомными номерами 17 и 35 находятся в VIIA группе. На внешнем энергетическом уровне в атомах элементов имеется по 7 электронов, значит, данные элементы являются неметаллами. Следовательно, формула высших оксидов будет R_2O_7 , а характер их соединений – кислотный.

Ответ: 2.

11. Степень окисления кислорода в пероксиде водорода определяется числом ковалентных полярных связей и направлением их смещения. В данном соединении каждый атом кислорода связан с одним атомом водорода одной ковалентной полярной связью, а друг с другом – неполярной. Так как атомы кислорода более электроотрицательны, чем водорода, общая электронная пара смещена в сторону атома кислорода и, следовательно, степень окисления кислорода равна -1 : $\text{H} \rightarrow \text{O} - \text{O} \rightarrow \text{H}$.

Величина валентности атомов определяется числом связей, которыми атомы элемента связаны с другими атомами. У каждого атома кислорода имеются две ковалентные связи, следовательно, валентность кислорода равна двум.

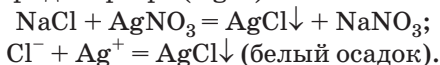
Ответ: 4.

12. Масса раствора: $m_{(\text{р-ра})} = 50 + 200 = 250$ г. Массовую долю вещества в растворе определяем по формуле $w = m_{(\text{в-ва})} : m_{(\text{р-ра})}$. В данном случае известны массы вещества и раствора. Подставляем данные в формулу и определяем массовую долю вещества в растворе: $w = 50 : 250 = 0,2$.

Ответ: 2.

13. Наличие ионов хлора в растворе можно определить при помощи ионов серебра. Растворимая соль серебра AgNO_3 является реак-

тивом для определения ионов хлора. В результате реакции выпадает белый осадок хлорида серебра (AgCl):



Ответ: 4.

14. Исходя из положения элементов в периодической системе химических элементов, необходимо проанализировать строение их атомов и отметить высшую степень окисления атомов.

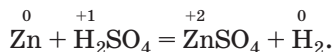
Сера – элемент VIA группы. Высшая степень окисления серы равна +6. Формула высшего оксида серы SO_3 .

Азот – элемент VA группы. Высшая степень окисления равна +5. Формула высшего оксида азота N_2O_5 .

Углерод – элемент IVA группы. Высшая степень окисления углерода в соединениях с кислородом равна +4. Формула высшего оксида углерода CO_2 .

Ответ: 2.

15. Только по отношению к цинку разбавленная серная кислота является окислителем. В реакции с цинком ионы водорода из раствора серной кислоты восстанавливаются, а атомы цинка окисляются:



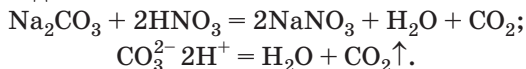
Со всеми остальными из указанных веществ серная кислота вступает в реакции ионного обмена.

Ответ: 4.

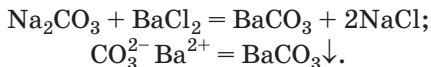
16. Реакции между растворами электролитов протекают до конца только в случае образования газов, осадков или малодиссоциированного вещества – воды. Рассмотрим последовательно все предложенные варианты.

Только при взаимодействии карбоната натрия с азотной кислотой и хлоридом бария реакции идут до конца.

В реакции карбоната натрия с азотной кислотой образуется углекислый газ и вода:

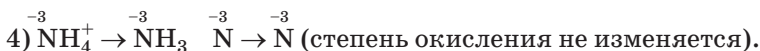
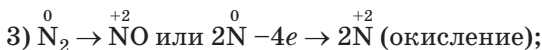
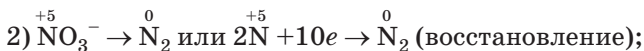
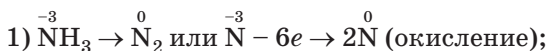


В реакции карбоната натрия с хлоридом бария образуется осадок BaCO_3 :



Ответ: 3.

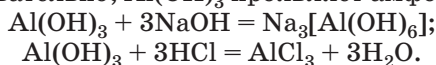
17. Для выполнения данного задания сравним степень окисления атомов азота в исходном веществе и в ионе в продуктах реакции:



Восстановление – это процесс присоединения электронов. Следовательно, восстановление азота отражает схема $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{N}_2$.

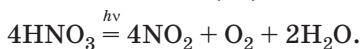
Ответ: 2.

18. Способность вещества взаимодействовать и с кислотами, и с основаниями называется амфотерностью. В реакции с гидроксидом натрия Al(OH)_3 проявляет кислотные свойства, а в реакции с HCl – основные, следовательно, Al(OH)_3 проявляет амфотерные свойства:



Ответ: 3.

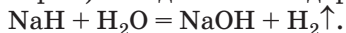
19. Все предложенные в ответах вещества разлагаются под действием температуры или света. Только при разложении азотной кислоты на свету выделяется оксид азота(IV):



Ответ: 4.

20. Анализ предлагаемых химических реакций показывает, что в реакции нитрида натрия с водой образуются гидроксид натрия и аммиак, в реакции натрия с соляной кислотой образуются хлорид натрия и водород, в реакции оксида натрия с водой образуется гидроксид натрия.

Только при взаимодействии гидрида натрия с водой образуется щелочь (гидроксид натрия) и выделяется водород:



Ответ: 1.

21. При протекании эндотермических химических реакций (с поглощением теплоты) увеличение температуры в реакционной системе всегда будет способствовать увеличению скорости химических реакций. Так как рассматриваемая реакция эндотермическая, то при увеличении температуры в реакционной системе возрастет скорость протекания данной реакции.

Ответ: 1.

22. Согласно принципу Ле Шателье в обратимых реакциях химическое равновесие смещается в направлении уменьшения воздействия фактора: температуры, давления, концентрации. В данной химической реакции отмечаем изменение объема с 4 объемов (1 + 3) исходных веществ до 2 объемов продукта реакции, т. е. реакция протекает с уменьшением объема системы. В этом случае повышение давления позволит сместить равновесие в системе вправо.

Ответ: 3.

23. Определяем по формуле $D^X_{\text{H}_2} = M_X/M_{\text{H}_2}$ молярную массу вещества $M = 17 \cdot 2 = 34$ г/моль. Следовательно, относительная молекулярная масса вещества равна 34. В таком случае она складывается из относительной массы водорода и неизвестного элемента. $34 = 2 \cdot 1 + M_r$; $M_r = 32$. Относительная атомная масса элемента равна 32, что соответствует относительной атомной массе серы. Этот элемент – сера. Следовательно, искомое соединение H_2S .

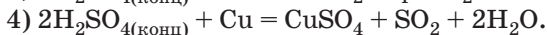
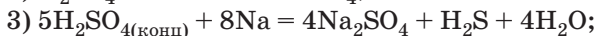
Ответ: 1.

24. К d -элементам относятся элементы групп В периодической системы. Простые вещества, образованные атомами данных элементов, относятся к металлам. Все металлы в химических реакциях с простыми и сложными веществами проявляют восстановительные свойства.

Ответ: 1.

25. В данном случае желательно записать уравнения химических реакций исходя из указанных схем:

1) $\text{MgSO}_4 + \text{HCl} \rightarrow$ реакция не идет, так как соляная кислота не вытесняет более сильную серную кислоту из солей:

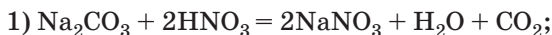


Схеме превращения $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{SO}_2$ соответствует реакция взаимодействия серной кислоты с металлической медью:

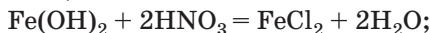


Ответ: 4.

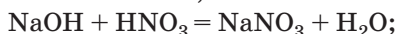
26. Выбирая правильный ответ при наличии такого значительного числа фактов, можно использовать следующую методику. Рекомендуется составить схемы всех заданных процессов; проанализировать их и отметить практически осуществимые или, наоборот, практически неосуществимые, как будет показано ниже:



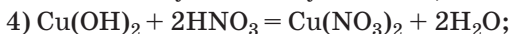
$\text{CaSO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ реакция не идет, так как соль CaSO_4 образована более сильной серной кислотой и азотная кислота не может вытеснить ее из солей;



3) $\text{Au} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ реакция не идет, так как золото обладает очень низкой химической активностью;



$\text{CaCl}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ реакция не идет, так как азотная кислота не вытесняет соляную кислоту из солей;

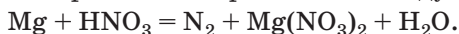


$\text{CaCl}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ реакция не идет, так как азотная кислота не вытесняет соляную кислоту из солей.

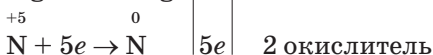
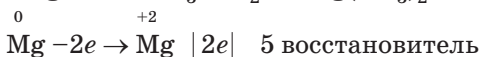
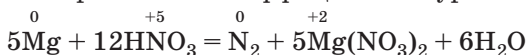
Ответ: 2.

Вариант В

1. Окислительно-восстановительная реакция магния с азотной разбавленной кислотой протекает с образованием следующих продуктов:



Определим степени окисления элементов, составим электронный баланс и расставим коэффициенты в уравнении:



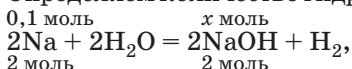
Окислителем в данной реакции является азотная кислота, так как N восстановился до N_2 .

Ответ: 12.

2. Значения молярных масс: $M(\text{Al}) = 27$ г/моль; $M(\text{Na}) = 23$ г/моль; $M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль.

Определяем химическое количество натрия, вступившего в реакцию с водой: $n(\text{Na}) = 2,3 \text{ г} : 23 \text{ г/моль} = 0,1 \text{ моль}$.

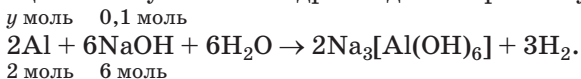
Определяем количество гидроксида натрия по уравнению реакции:



$$x = 0,1 \text{ моль.}$$

Следовательно, в реакции образовалось 0,1 моль NaOH.

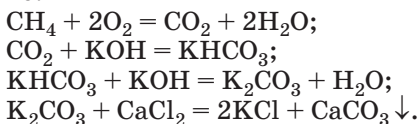
Определяем химическое количество алюминия, вступившего в реакцию с полученным гидроксидом натрия по уравнению:



Отсюда $y = 0,033$ моль. Масса алюминия: $m = n \cdot M$; $m = 0,033 \text{ моль} \times 27 \text{ г/моль} = 0,89 \text{ г.}$

Ответ: 0,89 г.

3. Составим уравнения химических реакций по предложенной схеме:



Ответ: CaCO_3 .

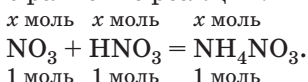
4. Значения молярных масс: $M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль}$, $M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80 \text{ г/моль}$.

Из условия задачи следует, что для реакции с аммиаком азотная кислота взята с избытком.

Определим химическое количество азотной кислоты:

$$n(\text{HNO}_3) = \frac{75 \cdot 1,29 \cdot 0,46}{63} = 0,7 \text{ моль.}$$

Уравнение реакции:



Пусть x моль HNO_3 вступило в химическую реакцию, тогда x моль соли образовалось и x моль NH_3 поглотилось.

Тогда химическое количество не прореагировавшей азотной кислоты равно $(0,7 - x)$ моль.

Если в образовавшемся растворе массовые доли веществ равны, то и массы их также равны:

$$(0,7 - x) \cdot 63 = 80x,$$

$$x = 0,31 \text{ моль.}$$

$$V(\text{NH}_3) = 0,31 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ моль} = 6,94 \text{ дм}^3.$$

Ответ: $6,94 \text{ дм}^3$.

ТЕСТ 2

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
<i>Вариант А</i>		
1	Формулу CaCO_3 соотносят с природными соединениями кальция, указанными в ряду	1) мел, мрамор, известняк 2) алмаз, пирит, кальцит 3) гранит, мрамор, малахит 4) кварц, фосфорит, халькопирит
2	Символы только элементов групп В указаны в ряду	1) Na, Fe, H 2) Cu, Ca, Al 3) Zn, Ag, Mn 4) S, Au, Ba
3	Металлические свойства атомов элементов группы IА	1) уменьшаются с возрастанием порядкового номера 2) сначала убывают сверху вниз, а затем возрастают 3) с увеличением заряда ядра атома не изменяются 4) с увеличением радиуса атома возрастают
4	Водный раствор газа ... будет иметь щелочную реакцию	1) хлороводорода 2) аммиака 3) хлора 4) углекислого газа
5	Формула соединения, в котором атомы азота проявляют степень окисления –2	1) NH_3 2) NO 3) N_2H_4 4) NO_2
6	В молекуле сероводорода связь	1) ковалентная неполярная 2) ковалентная полярная 3) ионная 4) водородная
7	Скорость гомогенных химических реакций определяется	1) массой реагирующих веществ 2) по изменению концентрации исходных веществ и продуктов реакции в единицу времени 3) объемом продуктов реакции 4) по изменению температуры в процессе реакции

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант А		
8	При нагревании разлагается кислота, формула которой	1) HCl 2) HF 3) H_3PO_4 4) H_2SiO_3
9	Формула соединения азота, которое является продуктом реакции разложения нитрата железа(III) при нагревании	1) NH_3 2) NO 3) N_2O_3 4) NO_2
10	Атому с атомным номером 33 соответствует конфигурация внешнего энергетического уровня	1) $...3s^23p^6$ 2) $...4s^24p^5$ 3) $...4s^24p^3$ 4) $...5s^25p^3$
11	Число молекул кислорода равно $1,8 \cdot 10^{24}$ имеет массу (г)	1) 45 2) 32 3) 64 4) 96
12	Продуктами реакции разложения бертолетовой соли являются	1) хлор и оксид калия 2) калий и оксид хлора(I) 3) хлорид калия и кислород 4) оксид калия и оксид хлора(III)
13	С образованием осадка реагируют между собой в растворе ионы	1) SO_4^{2-} и H^+ 2) Cu^{2+} и S^{2-} 3) H^+ и S^{2-} 4) H^+ и OH^-
14	Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня $...2s^12p^3$ соответствует возбужденному состоянию атома	1) азота 2) углерода 3) бора 4) кремния
15	Доказать кислотный характер SO_3 можно в реакциях с веществами, формулы которых записаны в ряду	1) $CaCl_2$, NaOH 2) H_2O , KNO_3 3) $FeCl_2$, KI 4) H_2O , KOH
16	В химических реакциях только окислителями являются все вещества ряда	1) нитрит натрия, перманганат калия, кислород 2) азотная кислота, серная кислота, фтор 3) йод, кислород, хлороводород 4) цинк, азотная кислота, йодоводород

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант А		
17	Хлор взаимодействует со всеми веществами, формулы которых записаны в ряду	1) Na, H ₂ O, H ₂ 2) F ₂ , HI, CaF ₂ 3) NaF, AlI ₃ , H ₂ O 4) Zn, BaO, N ₂
18	При растворении в воде массой 200 г натрия массой 10 г масса образовавшегося раствора будет	1) больше 210 г 2) равна 210 г 3) меньше 200 г 4) меньше 210 г
19	Сместить химическое равновесие вправо в системе: N ₂ + 3H ₂ ↔ 2NH ₃ + Q можно при	1) повышении температуры, понижении давления 2) повышении температуры и давления 3) понижении давления и температуры 4) повышении давления и понижении температуры
20	Железо взаимодействует на холоде с кислотами, формулы которых	1) HCl, HNO _{3(разб)} , H ₂ SO _{4(конц)} 2) H ₃ PO ₄ , H ₂ CO ₃ , HNO _{3(конц)} 3) HNO _{3(конц)} , H ₂ SO _{4(разб)} , HCl 4) HCl, HNO _{3(разб)} , H ₂ SO _{4(разб)}
21	Распознать в растворах анионы серной, соляной и фосфорной кислот можно соответственно реактивами	1) лакмус, нитрат серебра, хлорид бария 2) хлорид бария, нитрат серебра 3) нитрат серебра, гидроксид натрия, метилоранж 4) хлорид бария, фенолфталин, нитрат серебра
22	В растворе, содержащем 0,3 моль нитрата железа(III), число анионов равно	1) $1,8 \cdot 10^{23}$ 2) $1,8 \cdot 10^{24}$ 3) $5,4 \cdot 10^{23}$ 4) $8,0 \cdot 10^{24}$
23	Оксиды и гидроксиды некоторых металлов растворяются и в кислоте, и в щелочи. Формулы этих соединений записаны в ряду	1) CaO, NaOH 2) FeO, KOH 3) Mn ₂ O ₇ , Cu(OH) ₂ 4) ZnO, Al(OH) ₃
24	Валентность и степень окисления не совпадают по величине у атомов одного из элементов во всех соединениях, формулы которых записаны в ряду	1) CaO, HNO ₃ , HI 2) NH ₄ Cl, O ₂ , HNO ₃ 3) N ₂ , H ₂ O, BaSO ₄ 4) AlCl ₃ , SO ₂ , HCl

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант А		
25	рН раствора после смешивания двух растворов: одного – содержащего гидроксид натрия количеством 3 моль, второго – соляной кислоты количеством 2 моль	1) равно 7 2) > 7 3) < 7 4) сначала > 7, а через некоторое время < 7
26	В воде массой 295 г растворили медный купорос массой 25 г. Массовая доля сульфата меди(II) в растворе равна	1) 0,03 2) 0,06 3) 0,05 4) 0,01
Вариант В		
1	В реакции неизвестного щелочного металла массой 8,28 г с азотом получено 9,96 г нитрида металла. Определите неизвестный металл	Натрий
2	Используя метод электронного баланса, составьте уравнение химической реакции по схеме $\text{Al} + \text{HNO}_{3(\text{разб})} = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \dots + \text{H}_2\text{O}$ и укажите коэффициент перед формулой окислителя	30
3	Укажите формулу вещества X в схемах превращений: $\text{C}_2\text{X}_2 + \text{X}_2 = \text{C}_2\text{X}_4$; $\text{NO} + \text{NO}_2 + 3\text{X}_2 = \text{N}_2 + 3\text{X}_2\text{O}$; $\text{CuO} + \text{X}_2 = \text{Cu} + \text{X}_2\text{O}$	H_2
4	Определите молярную концентрацию сульфат-ионов в растворе сульфата алюминия объемом 0,5 дм ³ , если известно, что масса соли в растворе равна 68,4 г	1,2

Решения

Вариант А

1. Карбонат кальция в природе встречается в виде мела, мрамора, известняка. Во всех случаях записывается формула CaCO_3 .

Ответ: 1.

2. Для выполнения задания необходимо воспользоваться периодической системой химических элементов. В ней и найдем правильный ответ. Это элементы, символы которых Zn, Ag, Mn.

Ответ: 3.

3. В любой группе периодической системы химических элементов с возрастанием атомного номера элемента (сверху вниз) увеличивается радиус атома, а следовательно, и способность отдавать электроны при химических реакциях. Поэтому металлические свойства атомов элементов в группе, а также простых веществ металлов возрастают.

Ответ: 4.

4. Для ответа на вопрос проводится анализ результатов растворения в воде каждого из предложенных газов:

1) хлороводород при растворении в воде диссоциирует с образованием ионов водорода, которые обуславливают кислую среду (соляная кислота): $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$;

2) аммиак взаимодействует с водой с образованием гидроксида аммония:

$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$; $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ (щелочная среда);

3) хлор на холоде вступает в химическое взаимодействие с водой: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HClO} + \text{HCl}$ (кислая среда);

4) оксид углерода(IV) также взаимодействует с водой с образованием непрочной угольной кислоты:

$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ (кислая среда).

Ответ: 2.

5. Определяется степень окисления азота во всех соединениях:

$\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3$, $\overset{+2}{\text{N}}\text{O}$, $\overset{-2}{\text{N}}_2\text{H}_4$, $\overset{+4}{\text{N}}\text{O}_2$.

Степень окисления азота -2 проявляется в соединении, формула которого: N_2H_4 . Для того чтобы в этом убедиться, следует записать структурную формулу вещества и проанализировать химические связи.

Атомы азота связаны между собой ковалентной неполярной связью, а с атомами водорода – ковалентной полярной. Поэтому валентность азота в соединении равна 3, а степень окисления -2 .

Ответ: 3.

6. Формула сероводорода H_2S . Структурная формула молекулы $\text{H} \rightarrow \text{S} \leftarrow \text{H}$. Поскольку электроотрицательность атомов серы больше электроотрицательности атомов водорода, общие электронные пары смещены к атому серы, что обуславливает полярность связи. Таким образом, атомы этих неметаллов связаны между собой ковалентной полярной связью.

Ответ: 2.

7. Скорость гомогенной реакции $A + B = AB$ определяется по формулам: $v = -\Delta c_A / \Delta t$ или $v = \Delta c_{AB} / \Delta t$, т. е. по изменению концентрации исходных веществ и продуктов реакции в единицу времени.

Ответ: 2.

8. При нагревании разлагаются слабые кислоты, такие как угольная, сернистая, кремниевая.

В данном случае это кремниевая кислота: $H_2SiO_3 \xrightarrow{t} H_2O + SiO_2$.

Ответ: 4.

9. При ответе на данный вопрос следует помнить, что разложение нитратов при нагревании находится в зависимости от химической активности металла, входящего в состав соли.

Процесс разложения нитратов при нагревании с учетом вытеснительного ряда металлов можно записать так:

- металлы, входящие в состав солей, находятся левее Mg: разлагаются с образованием $MeNO_2$ и O_2 ;

- металлы, входящие в состав солей, находятся между Mg и Cu: разлагаются с образованием MeO , NO_2 и O_2 ;

- металлы, входящие в состав солей, находятся левее Cu: разлагаются с образованием Me , NO_2 , O_2 .

Согласно уравнению реакции $2Fe(NO_3)_3 = Fe_2O_3 + 2NO_2 + O_2$ нитрат железа(III) разлагается с образованием NO_2 .

Ответ: 4.

10. Химический элемент, расположенный в периодической системе химических элементов под атомным номером 33, – это мышьяк. Он находится в 4-м периоде, VA группе. Следовательно, все 33 электрона распределены по четырем энергетическим уровням, а на внешнем четвертом уровне находится пять электронов. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня мышьяка $...4s^2 4p^3$.

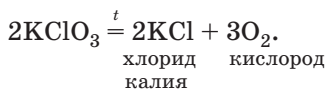
Ответ: 3.

11. Молярная масса кислорода равна 32 г/моль. 1 моль кислорода содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Следовательно, $1,8 \cdot 10^{24}$ молекул соответствует 3 моль кислорода ($1,8 \cdot 10^{24} / 6,02 \cdot 10^{23} = 3$). Масса кислорода химическим количеством 3 моль равна 96 г:

$$m = n \cdot M, m = 3 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 96 \text{ г}.$$

Ответ: 4.

12. Разложение бертолетовой соли при нагревании протекает по уравнению:



Ответ: 3.

13. Для ответа на вопрос тестового задания необходимо воспользоваться таблицей растворимости веществ. По таблице растворимости веществ находится та пара ионов, которая при взаимодействии образует осадок, это ионы меди и серы: $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS} \downarrow$.

Ответ: 2.

14. Возбужденное состояние атома – это результат перехода электронов на том же энергетическом уровне с орбиталей одного подуровня на другой. Атомы элемента, которые в возбужденном состоянии имеют электронную конфигурацию $\dots 2s^1 2p^3$, в основном состоянии имеют электронную конфигурацию $\dots 2s^2 2p^2$, т. е. четыре электрона на внешнем энергетическом уровне.

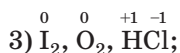
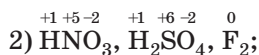
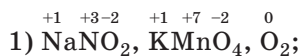
Следовательно, искомый элемент находится в периодической системе во 2-м периоде и в IVA группе, его атомный номер 6. Этот химический элемент – углерод.

Ответ: 2.

15. Кислотные оксиды взаимодействуют с водой, щелочами, основными оксидами. Из предложенных наборов веществ данному утверждению соответствуют вещества, формулы которых записаны под номером четыре. Это вода и гидроксид калия.

Ответ: 4.

16. Для сравнения окислительных свойств атомов различных веществ необходимо определить степени окисления атомов элементов:



Если атомы элемента проявляют высшую степень окисления, то, естественно, при взаимодействии с другими веществами они будут только восстанавливаться, являясь окислителями.

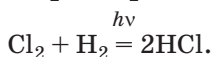
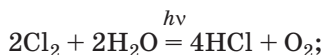
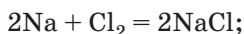
Атомы азота в нитрите натрия имеют степень окисления +3 и могут проявлять и восстановительные, и окислительные свойства (ответ под номером один).

Вещества, указанные в ответе под номером два, состоят из атомов элементов, проявляющих свои высшие степени окисления (это азотная и серная кислоты), следовательно, в химических реакциях с другими веществами они будут только окислителями.

Фтор, как самый электроотрицательный элемент, проявляет только окислительные свойства. Следовательно, ответом будет ряд веществ под номером два.

Ответ: 2.

17. Хлор взаимодействует с металлами, некоторыми неметаллами, щелочами, солями галогеноводородных кислот, водой. Анализ формул веществ позволяет сделать вывод, что хлор взаимодействует со всеми веществами первого ряда, что можно подтвердить уравнениями реакций:



Ответ: 1.

18. При ответе на этот вопрос необходимо учитывать, что натрий при растворении в воде вступает с ней в химическое взаимодействие и при этом выделяется водород: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$.

Сумма масс исходных веществ: $200 + 10 = 210$ г. Масса конечного раствора будет меньше, чем 210 г, так как уменьшится за счет массы выделившегося водорода.

Ответ: 4.

19. Предложенная химическая реакция является гомогенной, обратимой, экзотермической, протекает с уменьшением объема реакционной смеси. При выяснении условий смещения химического равновесия в данной системе следует руководствоваться принципом Ле Шателье, согласно которому: «Если на равновесную систему оказывается внешнее воздействие, то равновесие смещается в сторону той реакции, которая противодействует этому воздействию».

Если давление в системе повышается, то равновесие смещается в сторону той реакции, при протекании которой объем газов уменьшается. Так как в данной реакции из 4 объемов газов ($1 + 3$) образуются 2 объема, то повышение давления приведет к смещению равновесия вправо.

При охлаждении системы равновесие смещается в сторону экзотермической реакции. Реакция получения аммиака является экзотермической, поэтому понижение температуры в системе приводит также к смещению равновесия вправо.

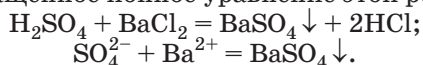
Ответ: 4.

20. Анализ предложенных ответов показывает, что рассматривается взаимодействие железа с концентрированными и разбавленными кислотами. Из них две концентрированные кислоты – серная и азотная – на холоду на поверхности железа образуют прочную оксидную пленку оксида железа(III), которая препятствует дальнейшему протеканию реакций (пассивирует). Поэтому из предложенных вариантов ответов выбираются те, в которых отсутствуют формулы концентрированных серной или азотной кислоты. Это вещества под номером 4.

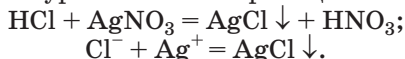
Ответ: 4.

21. Для ответа на этот вопрос необходимо знать качественные реакции на предложенные ионы.

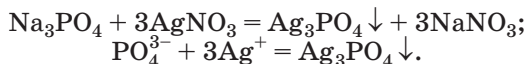
Реактивом на сульфат-ион является катион бария, с которым образуется белый осадок. Для проведения реакции необходимо взять любую растворимую соль бария. Чаще всего этим реактивом является хлорид бария. При помощи этой реакции сульфат-ионы можно обнаружить в растворах серной кислоты и ее солей. Составим молекулярное и сокращенное ионное уравнение этой реакции:



Реактивом на хлорид-ионы, которые образуются при диссоциации хлороводорода, является катион серебра, с которым хлорид-ионы образуют белый осадок, нерастворимый в азотной кислоте. Для проведения реакции, как правило, берут растворимую соль – нитрат серебра. При помощи этой реакции можно обнаружить хлорид-ионы в соляной кислоте и растворах ее солей. Составим молекулярное и сокращенное ионное уравнения этой реакции:



Реактивом на фосфат-ион является также катион серебра, с которым фосфат-ионы образуют желтый осадок. Для проведения реакции необходимо взять растворимую соль – нитрат серебра. Обнаружить фосфат-ионы при помощи этой реакции можно в растворах фосфатов. Составим молекулярное и сокращенное ионное уравнения этой реакции:



Правильному ответу соответствует перечень реактивов под номером два.
Ответ: 2.

22. Для определения ответа на данный вопрос производится следующий расчет. По уравнению диссоциации $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 = \text{Fe}^{3+} + 3\text{NO}_3^-$ предложенной соли видно, что нитрат железа(III) количеством 1 моль образует в растворе нитрат-ионы количеством 3 моль.

Следовательно, при диссоциации соли количеством 0,3 моль будет образовываться нитрат-ионов 0,9 моль. По формуле $N = n \cdot N_A$ определяем число ионов в растворе: $N = 0,9 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 5,4 \cdot 10^{23}$.

Ответ: 3.

23. Способность оксидов и гидроксидов металлов взаимодействовать и с кислотами, и с основаниями в химии называется амфотерностью. К элементам, соединения которых проявляют амфотерные свойства, относятся алюминий, олово, свинец, цинк, хром и др.

Следовательно, правильный ответ – это оксид цинка и гидроксид алюминия.

Ответ: 4.

24. Прежде следует уточнить понятия «валентность» и «степень окисления». Величина валентности атомов элементов равна числу ковалентных связей, которыми атомы данного элемента связаны с другими атомами. Ковалентные связи могут быть образованы как с помощью одноэлектронной орбитали каждого атома (обменный механизм образования связи), так и с помощью целой пары электронов или свободной орбитали (донорно-акцепторный механизм). Степень окисления – это условный заряд атома в химическом соединении, который количественно определяется числом валентных электронов, смещенных к более электроотрицательному элементу. В простых веществах степени окисления элементов равны нулю, так как не наблюдается смещения электронных пар. В этом случае валентность и степень окисления по величине не совпадают.

Не совпадает валентность элемента и степень окисления при донорно-акцепторном механизме образования ковалентной связи, где пару электронов предоставляет атом одного элемента – донора.

Необходимо записать последовательно формулы веществ каждого ряда, указать степень окисления атомов элементов и их валентность. Несоответствие этих величин станет очевидным:

+2(II) -2(II) +1(I) +5(V) -2(II) +1(I) -1(I)

1) Ca O, H N O₃, H I;

-3(IV) +1(I) -1(I) 0(II) +1(I) +5(IV) -2(II)

2) N H₄ Cl, O₂, H N O₃;

0(III) +1(I) -2(II) +2(II) +6(VI) -2(II)

3) N₂, H₂ O, Ba S O₄;

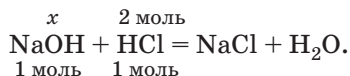
+3(III) -1(I) +4(IV) -2(II) +1(I) -1(I)

4) Al Cl₃, S, O₂, H Cl.

Очевидно, что ответом будут формулы веществ, записанных в ряду под номером два.

Ответ: 2.

25. По уравнению реакции определяется, которое из исходных веществ взято в избытке:



Как видно из уравнения реакции, количество щелочи равно 2 моль, а по условию задачи дано 3 моль, следовательно, гидроксид натрия был взят в избытке. Наличие в растворе гидроксид-ионов, которые остаются в избытке после реакции, обуславливает щелочную среду. В этом случае pH раствора > 7 .

Ответ: 2.

26. Масса полученного раствора 320 г (295 + 25). Проводим расчет по формуле и определяем массу сульфата меди(II) в кристаллогидрате $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ массой 25 г:

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 160 \text{ г/моль} + (5 \cdot 18) \text{ г/моль} = 250 \text{ г/моль};$$

$$250 \text{ ----- } 160$$

$$25 \text{ ----- } x$$

$$x = 16 \text{ г};$$

$$m(\text{CuSO}_4) = 16 \text{ г}.$$

Следовательно, кристаллогидрат массой 25 г содержит сульфат меди(II) массой 16 г.

Массовая доля сульфата меди(II) в растворе:

$$\omega(\text{CuSO}_4) = 16 : 320 = 0,05.$$

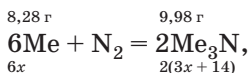
Ответ: 3.

Вариант В

1. В условии задачи указано, что продуктом реакции явился нитрид щелочного металла. Как известно, щелочные металлы имеют постоянную валентность, равную единице, и формула нитрида в общем виде будет Me_3N .

Относительную атомную массу металла примем за x .

Составим уравнение реакции и рассчитаем молярную массу металла:



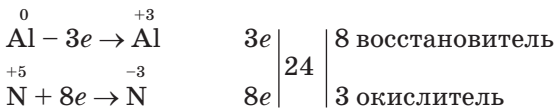
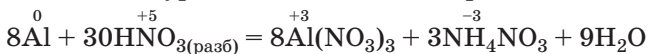
$$\frac{8,28}{6x} = \frac{9,98}{2(3x + 14)},$$

$$x = 23.$$

Следовательно, элемент натрий.

Ответ: Натрий.

2. Составим уравнение химической реакции:



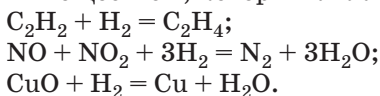
Коэффициент перед формулой окислителя 30.

Ответ: 30.

3. Определить формулу вещества X можно, проведя анализ всех трех уравнений реакций. В первой реакции этим веществом может быть галоген или водород.

Для протекания второй реакции вещество должно обладать восстановительными свойствами, так как оксиды азота восстанавливаются до простого вещества. Этим веществом может быть водород.

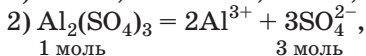
Восстановить медь из оксида возможно в реакции только с одним простым газообразным веществом, которым является водород:



Ответ: H₂.

4. Необходимо сначала определить химическое количество вещества сульфата алюминия в растворе, затем по уравнению диссоциации соли – количество сульфат-ионов и, наконец, концентрацию их в растворе объемом 0,5 дм³.

1) $n = 64,8 : 342 = 0,2$ моль;



$n(\text{SO}_4^{2-}) = 0,6$ моль;

3) $c = n/V; c(\text{SO}_4^{2-}) = 0,6 \text{ моль} : 0,5 \text{ дм}^3 = 1,2 \text{ моль/дм}^3.$

Ответ: 1,2.

ТЕСТ 3

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант А		
1	Теорию электролитической диссоциации создал ученый	1) Шееле 2) Аррениус 3) Ломоносов 4) Бекетов

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант А		
2	Растворимость газов в воде увеличивается при	1) увеличении температуры 2) понижении температуры 3) освещении 4) понижении давления
3	Некоторые атомы калия не отличаются от атомов аргона	1) числом электронов в атоме 2) числом протонов в ядре 3) числом нейтронов 4) массовым числом
4	Масса 10 молекул некоторого вещества равна $16,3 \cdot 10^{-22}$ г. Молярная масса вещества равна (г/моль)	1) 49 2) 102 3) 98 4) 64
5	Формулы веществ немолекулярного строения записаны в ряду	1) HCl, CuO, HNO ₃ 2) BaO, HI, H ₂ 3) K ₃ N, SO ₂ , FeO 4) C, NaH, SiO ₂
6	Массовая доля железа в железном купоросе равна	1) 0,25 2) 0,2 3) 0,12 4) 0,04
7	pH > 7 в растворе	1) NaHSO ₄ 2) CaOHCl 3) CuOHCl 4) KNO ₃
8	Основный оксид образуется в реакции, схема которой	1) $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow$ 2) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow$ 3) $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow$ 4) $\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow$
9	Два оксида образуются при разложении соли, формула которой	1) KNO ₃ 2) Hg(NO ₃) ₂ 3) NH ₄ NO ₂ 4) Cu(NO ₃) ₂
10	Разбавленная серная кислота взаимодействует со всеми веществами ряда	1) CaO, Cu, NaOH 2) Na ₂ CO ₃ , ZnO, Al 3) CaSO ₄ , Fe, KNO ₃ 4) Zn, CuO, Ag

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант А		
11	К раствору гидроксида натрия объемом 0,5 дм ³ с молярной концентрацией 2 моль/дм ³ прибавили 0,3 дм ³ воды. Молярная концентрация полученного раствора равна	1) 1,25 2) 1,57 3) 1,76 4) 1,82
12	Электронные конфигурации $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ и $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$ соответствуют атомам элементов	1) Ba и Cl 2) Sr и I 3) Ca и F 4) Ca и Br
13	Продуктами реакции концентрированной азотной кислоты и калия являются	1) водород, нитрат калия 2) нитрат калия, нитрат аммония, вода 3) нитрат калия, оксид азота(I), вода 4) нитрат аммония, гидроксид калия, вода
14	В водном растворе реагируют между собой обе пары веществ в ряду	1) сульфат натрия и карбонат калия; хлорид аммония и гидроксид натрия 2) хлорид кальция и карбонат калия; сульфат алюминия и азотная кислота 3) сульфат калия и хлорид бария; гидроксид натрия и соляная кислота 4) нитрат лития и сульфат аммония; сульфид алюминия и вода
15	В раствор сульфата меди(II) погружены серебряная, цинковая и железная пластинки. Красный налет образуется на пластинке (пластинках)	1) серебряной и цинковой 2) только цинковой 3) железной и серебряной 4) цинковой и железной
16	Продуктом восстановления серы в реакции концентрированной серной кислоты с магнием является	1) SO ₂ 2) SO ₃ 3) H ₂ S 4) S
17	Укажите ряд веществ, образованных ковалентной связью только по обменному механизму	1) HCl, CaO, NH ₄ HSO ₄ 2) NH ₄ OH, H ₂ , KCl 3) O ₂ , NH ₃ , Na ₂ S 4) N ₂ , NH ₃ , CH ₄

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант А		
18	С водой с образованием гидроксидов взаимодействует следующая пара веществ	1) Na и NH ₃ 2) KН и Cu 3) SnO и Cs 4) Al и SiO ₂
19	Сместить химическое равновесие в системе $\text{CO}_{(г)} + 2\text{H}_{2(г)} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(г)} + Q$ вправо можно при	1) повышении температуры 2) уменьшении концентрации водорода 3) повышении давления 4) уменьшении концентрации CO
20	pH раствора после нейтрализации серной кислоты избытком гидроксида натрия	1) > 7 2) < 7 3) = 7 4) сначала > 7, а со временем < 7
21	Степень окисления азота в ряду $\text{N}_2 \rightarrow \text{NO} \rightarrow \text{NO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3$	1) возрастает 2) убывает 3) сначала (до NO) возрастает, затем убывает 4) не изменяется
22	Число ступеней диссоциации гидро-сульфата натрия равно	1) 1 2) 2 3) 3 4) нет оснований для ответа
23	При взаимодействии азота объемом 4,48 дм ³ с кислородом поглотилось 36,16 кДж теплоты. Тепловой эффект реакции равен (кДж)	1) 76,2 2) 48,4 3) 24,2 4) 72,32
24	Оксид элемента с электронной конфигурацией атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ будет взаимодействовать со всеми веществами, формулы которых указаны в ряду	1) O ₂ , HCl, Na ₂ S 2) KOH, HNO ₃ , H ₂ O 3) H ₂ O, Cu, H ₂ SO ₄ 4) NaOH, NO, CaI ₂
25	Восстановление железа из красного железняка в доменном процессе происходит по схеме	$\begin{array}{ccccccc} & +2 & & +3 & & 0 & \\ 1) & \text{Fe} & \rightarrow & \text{Fe} & \rightarrow & \text{Fe} & \\ & +3 & & 0 & & +3 & +2 & 0 \\ 2) & \text{Fe} & \rightarrow & \text{Fe} & \rightarrow & \text{Fe}, & \text{Fe} & \rightarrow & \text{Fe} \\ & +3 & & +3 & & +2 & & +2 & 0 \\ 3) & \text{Fe} & \rightarrow & \text{Fe}, & \text{Fe} & \rightarrow & \text{Fe} & \rightarrow & \text{Fe} \\ & 0 & & +3 & & 0 & & & \\ 4) & \text{Fe} & \rightarrow & \text{Fe} & \rightarrow & \text{Fe} & & & \end{array}$
26	Условия и ряд веществ, при помощи которых возможно последовательно осуществить следующие превращения: $\text{HgO} \rightarrow \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl}$	1) t, Na ₂ SO ₃ , BaCl ₂ 2) H ₂ , Na ₂ S, CaCl ₂ 3) t, Na ₂ SO ₃ , HCl 4) Cu, Na ₂ S, KCl

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант В		
1	Укажите сумму коэффициентов в уравнении химической реакции, схема которой: $\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{HI} + \text{H}_2\text{O}$	11
2	Запишите формулу исходного вещества в схеме превращений: $\text{X}_1 \xrightarrow{+\text{C}} \text{X}_2 \xrightarrow{+\text{O}_2} \text{X}_1 \xrightarrow{+\text{Mg}} \text{X}_3 \xrightarrow{+\text{Al}} \text{X}_4 \xrightarrow{+\text{H}_2\text{O}} \text{CH}_4$	CO_2
3	Определите формулу гидроксида двухвалентного металла, если известно, что в реакции данного гидроксида массой 16,24 г с соляной кислотой получен хлорид массой 26,6 г. В ответе укажите молярную массу неизвестного гидроксида	58
4	При восстановлении оксида некоторого металла массой 5 г получено 3,995 г металла, а при окислении этого же металла массой 1,27 г образовался оксид массой 1,590 г. Определите название металла, а в ответе укажите символ этого металла	Cu

Решения

Вариант А

1. Теория электролитической диссоциации была создана шведским ученым Сванте Аррениусом.

Ответ: 2.

2. Растворимость газообразных веществ в воде зависит от таких факторов, как природа растворяемого вещества, давление, температура. При повышении давления объем растворяемых газообразных веществ будет возрастать, а при понижении – уменьшаться.

Растворимость газов в жидкостях с повышением температуры уменьшается, а с ее понижением увеличивается.

Ответ: 2.

3. Число протонов и электронов в атоме любого элемента равно атомному номеру элемента. Поэтому, естественно, данные характеристики у атомов двух различных элементов будут разные.

В природе большинство элементов состоит из нескольких нуклидов, отличающихся друг от друга массовыми числами. Их называют изотопами. Наличие изотопов обусловлено тем, что в ядрах атомов при одном и том же числе протонов может быть разное число нейтронов.

Атомы различных элементов при небольшой разнице в числе протонов могут иметь одинаковые массовые числа за счет изотопов. Так, у калия и аргона существуют нуклиды, имеющие одинаковое массовое число при различном числе протонов, электронов и нейтронов: ${}^{40}_{19}\text{K}$ и ${}^{40}_{18}\text{Ar}$. Некоторые атомы калия не отличаются от атомов аргона массовым числом.

Ответ: 4.

4. Для решения используем общую формулу $N_A = N_0 \cdot M/m$, где N_A число Авогадро $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

Молярная масса вещества равна $M = N_A \cdot m/N_0$;

$$M = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 1,6 \cdot 10^{-22} / 10 = 98 \text{ г/моль.}$$

Ответ: 3.

5. В основе строения веществ находятся ионная, ковалентная (атомная), металлическая и водородная связи. Ковалентная связь может быть в основе строения как веществ атомного, так и молекулярного строения.

Для ответа на поставленный вопрос необходимо провести анализ предложенных вариантов формул веществ в целях выяснения наличия типа химической связи. Как известно, ионная связь характерна для соединений, содержащих металлы. В каждом ряду имеется по одной-две формулы ионных соединений. Это соединения немолекулярные.

В первом ряду одно вещество молекулярного строения – HNO_3 .

Во втором – это H_2 , а в третьем – SO_2 .

Только в четвертом ряду записаны формулы всех веществ немолекулярного строения.

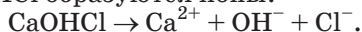
Ответ: 4.

6. Массовая доля железа в железном купоросе $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ определяется по формуле: $w = m(\text{Э})/m_{(\text{Б-ВА})}$.

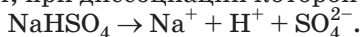
$$M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 278 \text{ г/моль, тогда } w(\text{Fe}) = 56/278 = 0,2.$$

Ответ: 2.

7. Растворы веществ, имеющие щелочную реакцию, т. е. $\text{pH} > 7$, содержат гидроксид-ионы. Из всех предложенных вариантов ответов правильным будет ответ под номером два, так как при диссоциации основной соли CaOHCl образуются ионы:



В ответе под номером один приведена формула кислой соли – гидросульфата натрия, при диссоциации которой образуются ионы:



В растворе этой соли будут содержаться ионы водорода, которые обуславливают кислую реакцию раствора, $\text{pH} < 7$.

В ответе под номером три приведена формула основной соли – гидроксохлорида меди, при диссоциации которой образуются ионы:



В ответе под номером четыре приведена формула средней соли – нитрата калия, при диссоциации которой образуются ионы:



В растворах этих солей не будут содержаться ни ионы водорода, ни гидроксид-ионы, следовательно, реакция раствора будет нейтральной, $\text{pH} = 7$.

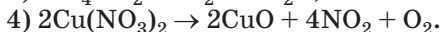
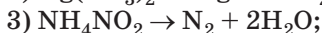
Ответ: 2.

8. Согласно определению понятия «основные оксиды» к ним относятся оксиды металлов, которым соответствуют основания.

В данном случае оксидом металла является только оксид кальция – CaO .

Ответ: 1.

9. Для выбора ответа на данное тестовое задание сравним уравнения реакций разложения предложенных нитратов:



Анализ показывает, что при разложении только нитрата меди(II) образуются два оксида – оксид меди(II) и оксид азота(IV).

Ответ: 4.

10. Разбавленная серная кислота взаимодействует с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до водорода, основными и амфотерными оксидами, основаниями, солями.

Если реакция протекает в растворе, то продуктом ее должны быть газ, осадок или вода.

Анализ предложенных ответов дает возможность исключить ответы под номерами один и четыре, так как в них содержатся металлы (медь и серебро), стоящие в электрохимическом ряду напряжений после водорода.

Вещества, формулы которых приведены под номером три, а именно сульфат кальция и нитрат калия, не взаимодействуют с разбавленной серной кислотой. В первом случае – так как сульфат кальция нерас-

творимая соль своей же кислоты, а с нитратом калия реакция не идет согласно теории электролитической диссоциации.

Правильным будет ответ под номером два, так как здесь записаны формулы соли, образованной более слабой кислотой, амфотерного оксида, металла, стоящего в электрохимическом ряду напряжений до водорода.

Ответ: 2.

11. Для ответа на этот вопрос произведем следующие расчеты:

Вычислим химическое количество вещества в исходном растворе по формуле $c = n/V$:

$$n = c \cdot V; n = 2 \cdot 0,5 = 1 \text{ моль.}$$

Объем раствора после добавления воды:

$$V_{(\text{р-ра})} = 0,5 + 0,3 = 0,8 \text{ дм}^3.$$

Молярная концентрация гидроксида натрия в полученном растворе:

$$c = 1/0,8 = 1,25 \text{ моль/дм}^3.$$

Ответ: 1.

12. По конфигурации внешнего энергетического уровня атома $...4s^2$ определим положение элемента в периодической системе: номер уровня указывает на номер периода, в котором находится элемент (четвертый) и число электронов – на номер группы А (вторая). Таким образом, этот элемент – кальций. Тем же способом определим и второй элемент, местоположение которого в периодической системе элементов – 4-й период, VIIA группа. В ответе четыре записаны символы этих элементов.

Ответ: 4.

13. Составим уравнение реакции взаимодействия азотной концентрированной кислоты с калием, исходя из знаний о продуктах реакции щелочного металла и азотной концентрированной кислоты:

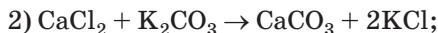


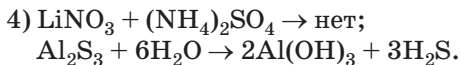
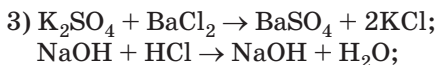
Следовательно, продуктами данной реакции являются соль (нитрат калия), оксид азота(I) и вода.

Ответ: 3.

14. При выборе ответа в тестовых заданиях такого вида желательно составить краткие схемы уравнений реакций и проанализировать их с позиции теории электролитической диссоциации.

Результатом такого анализа и будет правильный ответ.



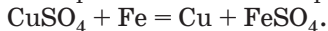
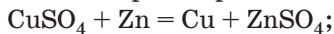


Ответ: 3.

15. При ответе на данный вопрос следует исходить из знаний о закономерностях электрохимического ряда напряжений металлов. В данном ряду металлы расположены в порядке уменьшения их восстановительной способности в водных растворах.

Местоположение металлов, о которых идет речь в задании, можно условно представить следующим образом: ... Zn, Fe ... (H₂) Cu ... Ag.

В данном случае в раствор соли меди погружена одна пластинка из менее активного металла (серебра), атомы которого не могут вытеснить медь из раствора ее соли. Две другие пластинки – цинковая и железная – образованы более активными металлами, чем медь, а поэтому будут вытеснять ее из раствора соли по реакциям:



Следовательно, красный налет меди образуется на двух пластинках из трех предложенных, а именно цинковой и железной.

Ответ: 4.

16. В реакциях с металлами серной концентрированной кислоты окислительные свойства проявляет сера, имеющая степень окисления +6. В зависимости от активности металлов сера может восстановиться до различных соединений, например SO₂, S, H₂S. Магний – активный металл, в его реакции с концентрированной серной кислотой выделяется сероводород:



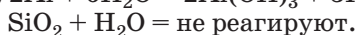
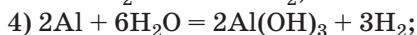
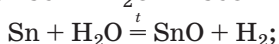
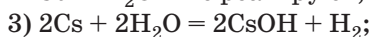
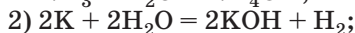
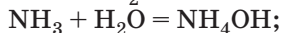
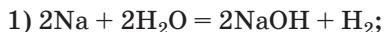
Ответ: 3.

17. Различают два основных механизма образования ковалентной связи: обменный и донорно-акцепторный. Механизм образования ковалентной связи за счет обобществления неспаренных электронов двух взаимодействующих атомов называется обменным. Образование ковалентной связи возможно и при взаимодействии атомов, один из которых имеет пару неподеленных электронов, а другой – свободную орбиталь. В этом случае атом, имеющий неподеленную пару электронов (донор), предоставляет ее в общее пользование акцептору и она становится связывающей парой. Такой механизм образования ковалентной связи получил название донорно-акцепторного. Он имеет место при образовании иона аммония (азот – донор, водород – акцептор), иона гидроксония (кислород – донор, водород – акцептор) и др.

Проведем анализ формул веществ, представленных для ответа. Как можно заметить, в рядах веществ встречаются соединения с ионной связью. Таким образом, для ответа выбираем тот ряд, в котором отсутствуют формулы веществ, содержащие металл и ионы аммония. Это четвертый ряд.

Ответ: 4.

18. Составим уравнения реакций веществ с водой, исходя из знаний об их химических свойствах:



Как видно из уравнений реакций, только два вещества, указанных под первым номером, взаимодействуют с водой с образованием гидроксид-ионов (основания).

Ответ: 1.

19. На смещение химического равновесия влияют такие факторы, как изменение концентрации исходных веществ или продуктов реакции, давления, температуры. Предложенная реакция относится к гомогенным экзотермическим, протекающим с уменьшением объема реакционной системы, так как из трех объемов газов ($\text{CO} + 2\text{H}_2$) образуется один объем (CH_3OH).

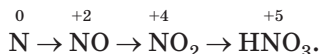
Согласно принципу Ле Шателье в данном случае повышение давления приведет к смещению химического равновесия вправо, поэтому можно увеличить давление в системе, тем самым повысив концентрации реагентов.

Ответ: 3.

20. Анализ содержания задания показывает, что среда раствора (кислая или щелочная) зависит от того, какое вещество останется в растворе в избытке после реакции нейтрализации. В задании указано, что гидроксид натрия дается в избытке. Следовательно, кислота в растворе будет нейтрализована полностью, а избыток гидроксида натрия определит щелочную среду раствора. Величина pH характеризует кислотность или щелочность раствора. При $\text{pH} = 7$ среда раствора нейтральная, если $\text{pH} < 7$ – кислая, $\text{pH} > 7$ – щелочная. В нашем случае среда щелочная, следовательно, $\text{pH} > 7$.

Ответ: 1.

21. Определим степени окисления элементов в предложенном ряду:



Анализ изменения степени окисления в этих соединениях показывает, что степень окисления азота возрастает от 0 до +5.

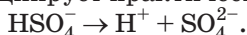
Ответ: 1.

22. Прежде определяем, что данная соль относится к кислым солям, образована ионами натрия и остатком сильной серной кислоты. Диссоциация соли в растворе протекает по стадиям:

- сначала диссоциирует по первой ступени:



- затем по второй, так как HSO_4^- является остатком сильной серной кислоты и диссоциирует практически полностью:



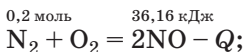
Ответ: 2.

23. Правильным ответом на данный вопрос будет результат следующих вычислений:

- рассчитаем химическое количество азота, вступившего в реакцию:

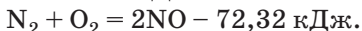
$$n = 4,48 / 22,4 = 0,2 \text{ моль};$$

- по уравнению реакции определим, сколько теплоты поглотится при окислении азота количеством 1 моль в данной реакции:



1 моль

$$Q = 72,32 \text{ кДж};$$



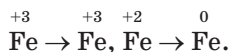
Ответ: 4.

24. Сначала следует определить, атомам какого элемента соответствует запись электронной конфигурации строения электронных оболочек атома. Элемент находится в 3-м периоде (внешний энергетический уровень третий), IIIA группе (три электрона на внешнем энергетическом уровне). Этот элемент – алюминий.

Далее, основываясь на знаниях о том, что соединения алюминия относят к амфотерным, последовательно анализируется каждое из веществ в пункте и фиксируется результат анализа. Алюминий взаимодействует с растворами щелочи KOH, азотной кислоты и водой. Выбираем формулы ответа под номером два.

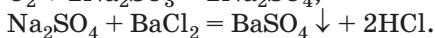
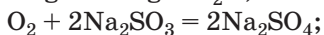
Ответ: 2.

25. Формула соединения железа, входящего в состав красного железняка Fe_2O_3 . Степень окисления железа в нем равна +3. Процесс восстановления заключается в уменьшении степени окисления железа в соединениях. Данному утверждению соответствует схема:



Ответ: 3.

26. Составим уравнения реакций согласно предложенной схеме химических превращений:

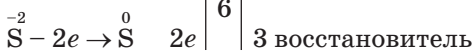
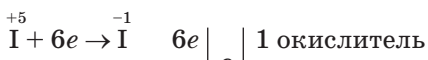
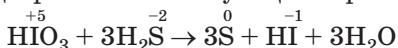


Соотнесем исходные вещества в уравнениях реакций с перечнем, записанным в ответах, и отметим, что совпадение будет в ответе 1.

Ответ: 1.

Вариант В

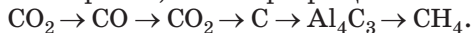
1. Запишем уравнение реакции, расставим степени окисления элементов, составим электронный баланс по предложенной схеме и подберем соответствующие варианты:



Сумма коэффициентов в уравнении реакции равна: $1 + 3 + 3 + 1 + 3 = 11$.

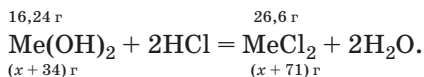
Ответ: 11.

2. Анализ схемы превращений показывает, что она составлена на основании соединений углерода. Конечный продукт – метан – получают в лаборатории из карбида алюминия (X_4) в реакции с водой. Следовательно, вещество X_3 – это углерод, который, взаимодействуя с алюминием, образует карбид алюминия. Углерод восстанавливается магнием из оксида углерода(IV), который, в свою очередь, образуется из оксида углерода(II). Таким образом, схема превращений выглядит так:



Ответ: CO_2 .

3. Составим уравнение реакции, указав массы веществ и их условные молярные массы. Обозначим молярную массу металла x , тогда молярная масса гидроксида металла равна $x + 17 \cdot 2$, а молярная масса хлорида равна $x + 35,5 \cdot 2$:



Далее решаем пропорцию:

$$\frac{16,24}{x + 34} = \frac{26,6}{x + 71},$$

$$x = 24.$$

Следовательно, молярная масса металла – 24 г/моль. Этот металл – магний.

Далее определяем молярную массу гидроксида магния:

$$M(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 24 + 17 \cdot 2 = 58 \text{ г/моль}.$$

Ответ: 58 г/моль.

4. В условии задачи не указана валентность металла, но сказано, что образован оксид данного металла.

Массовые отношения элементов в соединениях – это величина постоянная для данного конкретного соединения. Рассчитаем отношение кислорода к единице массы металла для обоих случаев:

$$\text{а) } m(\text{Me}) : m(\text{O}) = 3,995 : (5,0 - 3,995) = 1 : 0,252;$$

$$\text{б) } m(\text{Me}) : m(\text{O}) = 1,27 : (1,590 - 1,270) = 1 : 0,252.$$

Обозначим валентность неизвестного металла n , тогда формула оксида будет Me_2O_n . Массовые отношения кислорода и металла (обозначим его молярную массу в оксиде через x) будут: $m(\text{O}) : m(\text{Me}) = 16n : 2x$, так как отношение $m(\text{Me}) : m(\text{O}) = 1 : 0,252$, то следующие, подставив его в первое выражение, получим, что $x = 8n : 0,252$.

Методом подстановки в данное выражение значения валентности от 1 до 7 получим предполагаемые молярные массы неизвестного металла.

Получаем, что x может быть равен: 31,7; 63,5; 95,2; 127,0; 158,7; 190,5; 222,2.

Наиболее реальным из этого ряда чисел является 63,5 – медь, что и проверяем, исходя из данных по условию задания: $63,5 : 16 = 1 : 0,252$.

Ответ: Cu.

ТЕСТ 4

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант А		
1	В общем виде состав оксидов можно выразить формулой	1) H_2 2) $\text{Э}_x\text{O}_y$ 3) $\text{H}_x\text{ЭO}_y$ 4) MeO

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант А		
2	Доказать наличие катионов водорода в растворах кислот можно действием	1) солей 2) других кислот 3) фенолфталеина 4) лакмуса
3	Замедлить протекание коррозии изделия из железа можно при	1) нагревании 2) добавлении кислоты 3) применении водоотталкивающих смазок 4) повышении влажности среды, в которой находится изделие из железа
4	Кислород не окисляет, а озон окисляет вещество	1) магний 2) медь 3) серебро 4) цинк
5	$12,04 \cdot 10^{23}$ молекул CO займут объем (н. у., дм^3) равный	1) 22,4 2) 33,6 3) 44,8 4) 11,2
6	Формулы только амфотерных оксидов записаны в ряду	1) ZnO , SO_2 , BaO 2) Al_2O_3 , CO , H_2O 3) ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 4) PbO , CuO , SnO
7	В атоме натрия число заполненных энергетических уровней равно	1) 1 2) 2 3) 3 4) ни одного
8	Атомы углерода в аллотропных модификациях связаны между собой связью	1) ковалентной неполярной 2) ионной 3) ковалентной полярной 4) металлической
9	Металлические свойства атомов элементов в группах А сверху вниз	1) убывают 2) возрастают 3) сначала убывают, а потом возрастают 4) не изменяются
10	Формулы только жидких веществ молекулярного строения указаны в ряду	1) H_2SO_4 , H_2S 2) H_2O , Br_2 3) NH_3 , CuO 4) SiO_2 , H_3PO_4

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант А		
11	Реакция $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2 + Q$ относится к реакциям	1) гомогенным, окислительно-восстановительным 2) ионного обмена, экзотермическим 3) гетерогенным, окислительно-восстановительным 4) соединения, эндотермическим
12	Элементам с атомными номерами 11, 7, 17 соответствуют высшие оксиды	1) Na_2O , NO , Cl_2O_3 2) Na_2O , N_2O_5 , Cl_2O_5 3) Na_2O , N_2O_3 , Cl_2O 4) Na_2O , N_2O_5 , Cl_2O_7
13	Углекислый газ взаимодействует со всеми веществами ряда	1) H_2O , CuSO_4 , HCl 2) AgNO_3 , CaO , NaCl 3) KOH , BaO , C 4) Al_2O_3 , HNO_3 , LiOH
14	Число σ -связей в молекуле серной кислоты равно	1) 2 2) 4 3) 6 4) 8
15	Укажите символ элемента, атомы которого являются окислителем в реакции: $\text{KNO}_3 + \text{C} \rightarrow$	1) С 2) О 3) К 4) N
16	Схеме превращения $\overset{+2}{\text{Cu}} \rightarrow \overset{0}{\text{Cu}}$ соответствует уравнение реакции	1) $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \overset{t}{\text{CuO}} + \text{H}_2\text{O}$ 2) $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ 3) $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ 4) $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
17	Какие ионы могут существовать в щелочной среде?	1) K^+ 2) H_3O^+ 3) AlOH^{2+} 4) Cu^{2+}
18	Серная кислота и ее соли с образованием осадка взаимодействуют с обоими веществами, формулы которых указаны в ряду	1) CaCl_2 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 2) CuCl_2 , Na_2CO_3 3) BaCl_2 , NaCl 4) KNO_3 , ZnS

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант А		
19	Степень окисления хлора в ряду $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3$	1) увеличивается 2) уменьшается 3) сначала уменьшается (до HCl), а затем возрастает 4) не изменяется
20	Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов с переменной валентностью групп В с возрастанием степени окисления металла изменяются от... до...	1) основных, амфотерных 2) кислотных, основных 3) амфотерных, кислотных 4) основных, кислотных
21	Повышение давления будет смещать равновесие в том же направлении, что и понижение температуры в реакции, уравнение которой	1) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} - Q$ 2) $\text{C} + \text{CO}_2 \leftrightarrow 2\text{CO} - Q$ 3) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3 + Q$ 4) $\text{CaCO}_3 \leftrightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2 - Q$
22	При пропускании избытка оксида углерода(IV) через раствор гидроксида кальция протекают реакции по схеме	1) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$ 2) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{CO} \rightarrow \text{CaCO}_3$ 3) $\text{CO}_2 \rightarrow (\text{CaHCO}_3)_2 \rightarrow \text{CO}_2$ 4) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
23	Водородное соединение элемента, имеющего электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня $...3s^23p^4$, в реакции с избытком гидроксида натрия образует	1) NaHSO_3 2) Na_2S 3) NaHS 4) Na_2SO_3
24	Укажите ряд, в котором последовательно указаны формулы: высшего оксида, летучего водородного соединения, гидрата высшего оксида элемента с атомным номером 15	1) P_2O_3 , PH_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ 2) P_2O_5 , PH_3 , H_3PO_3 3) P_2O_3 , PH_3 , H_3PO_4 4) P_2O_5 , PH_3 , H_3PO_4
25	Концентрация вещества А в реакции, схема которой $\text{A} + \text{B} = \text{AB}$, в начале реакции равна $0,2 \text{ моль/дм}^3$. Через 20 с после начала реакции концентрация стала $0,02 \text{ моль/дм}^3$. Скорость химической реакции ($\text{моль/дм}^3 \cdot \text{с}$) равна	1) 0,009 2) 0,090 3) 0,018 4) 0,001

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант А		
26	В растворе которого из веществ при одинаковой концентрации число ионов водорода наибольшее?	1) K_2HPO_4 2) $KHCO_3$ 3) $KHSO_4$ 4) $KHSO_3$
Вариант В		
1	Укажите молярную массу твердого вещества X_5 , образующегося в процессе химических превращений по схеме: $Fe \xrightarrow{+Cl_2} X_1 \xrightarrow{+KOH} X_2 \xrightarrow{t} X_3 \xrightarrow{+CO} X_4 \xrightarrow{+HCl} X_5$	127
2	Допишите уравнение $KClO_3 + FeSO_4 + H_2SO_4 =$ $= Fe_2(SO_4)_3 + KCl + \dots$ и укажите сумму коэффициентов перед формулами исходных веществ	10
3	Хлорид натрия массой 200 г нагрели с избытком концентрированной серной кислоты. Полученный газ полностью поглотился раствором гидроксида натрия массой 280 г (раствор 1), который потом разбавили водой до 2000 см ³ . Для полной нейтрализации полученного раствора объемом 50 см ³ потребовался дополнительно раствор гидроксида натрия массой 25 г с массовой долей щелочи 0,1 (раствор 2). Рассчитайте массовую долю гидроксида натрия в первом растворе щелочи	0,13
4	Медную пластинку массой 200 г погрузили на некоторое время в раствор нитрата ртути(II). После чего пластинку вынули, высушили и взвесили. Масса ее стала равна 240 г. Затем пластинку прокалили до приобретения первоначального цвета. Определите конечную массу пластинки	181,44

Решения

Вариант А

1. К оксидам относятся вещества, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород. Данному определению подходит формула $\text{Э}_x\text{O}_y$.

Ответ: 2.

2. Для определения среды раствора (кислой или щелочной), которую обуславливают ионы водорода или гидроксид-ионы, в химии пользуются специальными веществами – индикаторами.

При диссоциации кислоты в растворах образуются ионы водорода, которые и обуславливают кислую среду. Обнаружить ионы водорода в растворе можно по изменению окраски таких индикаторов, как лакмус и метилоранж, соответственно в красный и малиновый цвет. Фенолфталеин окраску в кислой среде не изменяет.

Ответ: 4.

3. Под коррозией понимается разрушение металлов в процессе их взаимодействия с компонентами окружающей среды. В зависимости от состава окружающей среды различают коррозию химическую и электрохимическую.

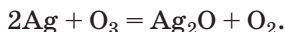
Химическая коррозия протекает в том случае, если в составе среды, окружающей металлические изделия, имеются вещества (O_2 , O_3 , NO_2 , H_2O и т. д.), способные окислить атомы железа, особенно при нагревании.

Если в процессе коррозии участвуют растворы электролитов, например кислот, солей, щелочей, то происходит электрохимическая коррозия. Процесс электрохимической коррозии может протекать в присутствии кислорода и паров воды (атмосферная коррозия).

Способом борьбы с коррозией железного изделия из предложенных вариантов следует считать способ, указанный под номером три: применение водоотталкивающих смазок.

Ответ: 3.

4. Аллотропная модификация кислорода озон O_3 отличается от кислорода O_2 не только количественным составом, но и более высокой химической активностью. Доказательством этого отличия является способность озона окислять такой малоактивный металл, как серебро:



Ответ: 3.

5. Числу молекул CO $12,04 \cdot 10^{23}$ соответствует количество вещества, равное 2 моль. Учитывая, что 1 моль любого газа (при н. у.) занимает объем 22,4 дм³, 2 моль займут объем 44,8 дм³.

Ответ: 3.

6. К амфотерным оксидам относятся те, которые проявляют как основные, так и кислотные свойства в реакциях с кислотами и основаниями. Это оксиды таких металлов, как алюминий, цинк, хром, олово, свинец, железо. Формулы оксидов цинка, алюминия и хрома записаны под номером три.

Ответ: 3.

7. Электронная конфигурация атомов натрия $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Анализ показывает, что из трех энергетических уровней заполнено два – первый и второй, которые содержат число электронов, соответствующее максимально возможному: 2 и 8. Внешний (третий) уровень не заполнен.

Ответ: 2.

8. Атомы углерода (неметалла) способны образовать четыре простых вещества: алмаз, графит, карбин, фуллерен. Во всех веществах связь ковалентная неполярная.

Ответ: 1.

9. В группах периодической системы атомный радиус элементов возрастает сверху вниз, т. е. с возрастанием заряда ядра атома. Чем больше атомный радиус элемента, тем больше его способность при образовании простых и сложных веществ отдавать электроны, т. е. металличность.

Ответ: 2.

10. Прежде всего можно выделить формулы газообразных веществ, основываясь на конкретных знаниях. Такими веществами являются H₂S и NH₃. Следовательно, ответы под номерами один и три выпадают из последующего анализа.

Известно, что SiO₂ и H₃PO₄ – твердые вещества.

Вода и бром, указанные под номером два, относят к веществам молекулярного строения, и они, как известно, жидкости.

Ответ: 2.

11. Анализ агрегатного состояния веществ в реакции обжига сульфида цинка показывает, что она относится к гетерогенным, так как сульфид цинка является твердым веществом, а кислород – газ, и между реагентами, находящимися в различных агрегатных состояниях, существует граница раздела.

На основе сравнения степени окисления серы до реакции (–2) и после реакции (+4), а также кислорода (соответственно 0 и –2) делается вывод, что реакция является окислительно-восстановительной.

Ответ: 3.

12. Определяем по периодической системе химических элементов, о каких элементах идет речь. Это натрий, азот, хлор.

Под атомным номером 11 в периодической системе в IA группе находится элемент натрий. Электронная конфигурация атома натрия $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Степень окисления натрия равна числу электронов на внешнем энергетическом уровне, т. е. 1. Формула оксида Na_2O .

Атомному номеру 7 в периодической системе в VA группе соответствует элемент азот. Электронная конфигурация атома азота $1s^2 2s^2 2p^3$. Высшая степень окисления равна числу электронов на внешнем энергетическом уровне, т. е. +5. Формула оксида N_2O_5 .

Под атомным номером 17 в периодической системе в VIIA группе находится элемент хлор. Электронная конфигурация атома хлора $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Высшая степень окисления хлора равна числу электронов на внешнем энергетическом уровне, т. е. 7. Формула оксида Cl_2O_7 .

Ответ: 4.

13. Углекислый газ – оксид углерода(IV), кислотный оксид. Он взаимодействует с основными оксидами, основаниями, водой. Для него также возможна реакция с раскаленным коксом. Всем этим условиям удовлетворяет запись под номером три.

Ответ: 3.

14. Составьте структурную формулу серной кислоты.

Все одинарные связи, как известно, являются ковалентными σ -связями.

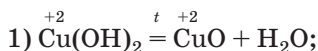
В случае двойных связей одна связь является σ -связью, а вторая π -связью. Число σ -связей в молекуле равно 6.

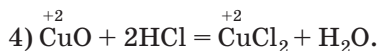
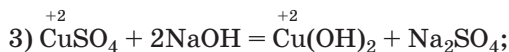
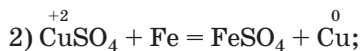
Ответ: 3.

15. Анализ степеней окисления атомов элементов в формулах исходных веществ показывает, что только один элемент – азот – в составе нитрата калия проявляет высшую степень окисления +5, следовательно, соединение азота в окислительно-восстановительной реакции будет являться окислителем. Ответом будет символ N.

Ответ: 4.

16. Расставим степени окисления меди во всех уравнениях реакций:





Анализ степеней окисления показывает, что только в ответе два предлагается уравнение реакции, в которой степень окисления меди изменяется от +2 до 0.

Ответ: 2.

17. Согласно теории электролитической диссоциации ионы в растворах могут связываться между собой с образованием осадков, газов или воды. Степень диссоциации в растворах сильных электролитов приближается к 1 (100 %), т. е. практически отсутствует связывание ионов.

Составим уравнения связывания ионов OH^- с ионами в предложенных растворах:



Как видно из приведенных уравнений, правильным будет ответ под номером один.

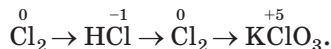
Ответ: 1.

18. Растворимые соли бария используются для качественного обнаружения серной кислоты и ее солей в водных растворах, так как в результате реакции образуется белый осадок.

Выбираем номер ответа, в котором записаны формулы тех растворимых солей, которые содержат ионы кальция и бария: CaCl_2 , $\text{Ba(NO}_3)_2$. Это будет ответ под номером один.

Ответ: 1.

19. Расставим степени окисления хлора в предложенном ряду его соединений и проанализируем характер их изменения:



Как видно из значений степени окисления атомов хлора, она сначала уменьшается до HCl , а затем возрастает.

Ответ: 3.

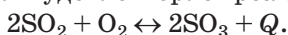
20. У металлов групп В с переменной валентностью кислотно-основный характер оксидов и гидроксидов изменяется от основного (металл в низшей степени окисления) через амфотерный (металл в

промежуточной степени окисления) до кислотного (металл в высшей степени окисления).

Ответ: 4.

21. Необходимо выбрать уравнение реакции, которая протекает с уменьшением объема реакционной системы, а также с выделением теплоты. Для такой реакции повышение давления и понижение температуры будут способствовать смещению химического равновесия вправо согласно принципу Ле Шателье.

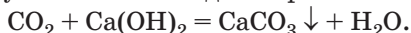
Данным требованиям удовлетворяет реакция под номером три:



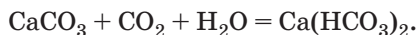
Ответ: 3.

22. Составим уравнения химических реакций, которые протекают при пропускании избытка CO_2 через раствор гидроксида кальция.

Вначале образуется белый осадок карбоната кальция:



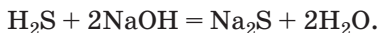
При дальнейшем пропускании избытка углекислого газа происходит растворение осадка с образованием кислой соли – гидрокарбоната кальция:



Таким образом, данным превращениям соответствует схема в ответе под номером четыре.

Ответ: 4.

23. Определим по строению внешнего энергетического уровня положение элемента в периодической системе химических элементов. Третий энергетический уровень указывает на то, что элемент находится в 3-м периоде; число электронов, равное 6, указывает на VIA группу. Следовательно, искомый элемент – сера. Формула летучего водородного соединения – H_2S . Сероводород проявляет слабый кислотный характер при растворении в воде и взаимодействии со щелочами. С избытком гидроксида натрия образует среднюю соль – сульфид натрия:



Ответ: 2.

24. Атомный номер 15 соответствует химическому элементу фосфору, который в периодической системе химических элементов находится в 3-м периоде, VA группе. На внешнем энергетическом уровне фосфора 5 электронов, следовательно, высшая степень окисления фосфора в соединениях с кислородом равна +5, а в соединении с водородом –3.

Данному утверждению соответствуют формулы всех соединений, записанные в четвертом ряду: $P_2O_5^{+5}$, RH_3^{-3} , $H_3PO_4^{+5}$.

Ответ: 4.

25. Вычисления проводим по формуле $v = \frac{\Delta c}{\Delta t(c)}$.

$$v = \frac{0,2 - 0,02}{20} = \frac{0,18}{20} = 0,009 \text{ (моль/дм}^3 \cdot \text{с)}.$$

Ответ: 2.

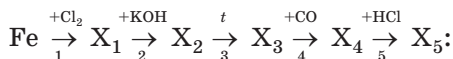
26. Из формул четырех кислых солей выбираем ту, которая образована более сильной кислотой. Анализ состава солей показывает, что только одна из них образована сильной серной кислотой, которая в водных растворах диссоциирует практически полностью. В растворе кислой соли этой кислоты в сравнении с другими солями при одинаковой концентрации число ионов водорода будет наибольшее.

Ионы HPO_4^{2-} практически не диссоциируют. Не диссоциируют также ионы HCO_3^- и HSO_3^- , будучи ионами слабых и нестойких кислот, таких как сернистая и угольная.

Ответ: 3.

Вариант В

1. Для определения вещества X_5 , образующегося в процессе химических превращений, необходимо составить уравнения реакций по схеме:

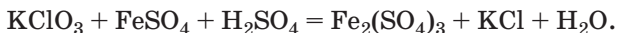


- 1) $2Fe + 3Cl_2 = 2FeCl_3$;
- 2) $FeCl_3 + 3KOH = Fe(OH)_3 \downarrow + 3KCl$;
- 3) $2Fe(OH)_3 \xrightarrow{t} Fe_2O_3 + 3H_2O$;
- 4) $Fe_2O_3 + CO \xrightarrow{t} 2FeO + CO_2$;
- 5) $FeO + 2HCl = FeCl_2 + H_2O$.

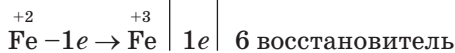
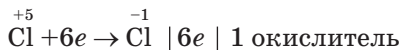
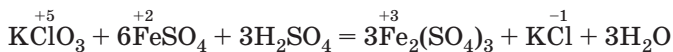
Таким образом, конечный продукт – это $FeCl_2$, молярная масса которого равна 127 г/моль.

Ответ: 127 г/моль.

2. Анализ продуктов реакции показывает, что формула недописанного вещества – это H_2O . Запишем уравнение реакции полностью:



Чтобы указать сумму коэффициентов перед формулами исходных веществ, необходимо составить электронный баланс и расставить коэффициенты в уравнении реакции:



Сумма коэффициентов перед формулами исходных веществ:
 $1 + 6 + 3 = 10$.

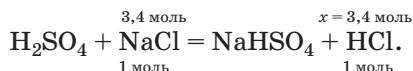
Ответ: 10.

3. Обозначим массовую долю гидроксида натрия в первом растворе через x . Тогда в этом растворе масса щелочи равна $280x$, а количество:
 $n_1(\text{NaOH}) = 280x : 40 = 7x$.

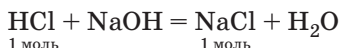
Количество щелочи в растворе с массовой долей 10 % после разбавления равно $n_2(\text{NaOH}) = 2,5$ моль.

В растворе щелочи массой 25 г гидроксида натрия 2,5 г. Общий объем раствора 2000 см^3 (в 40 раз больше, чем в 50 см^3). Следовательно, в нем было в 40 раз больше щелочи: $2,5 \cdot 40 = 100$ г, или 2,5 моль ($100 : 40$).

Количество хлороводорода, выделенного из хлорида натрия массой 200 г ($n(\text{NaCl}) = 200 : 58,5$), равно 3,4 моль:



При полной нейтрализации кислоты количеством 3,4 моль согласно реакции:



затрачено 3,4 моль щелочи, которая была растворена в первом и втором растворе. Отсюда

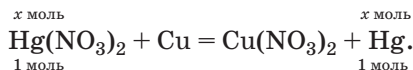
$$n(\text{HCl}) = n_1(\text{NaOH}) + n_2(\text{NaOH}),$$

$3,4 = 7x + 2,5$, где $x = 0,13$. Следовательно, массовая доля гидроксида в первом растворе равна 0,13.

Ответ: 0,13.

4. В результате реакции замещения меди на ртуть на пластинке $\Delta m = 240 - 200 = 40$ г.

Рассчитаем химическое количество ртути, осевшей на пластинке:



Масса пластинки увеличилась на 40 г (240 – 200) за счет разницы молярных масс металлов:

$$\Delta M (\text{металлов}) = 137 \text{ г/моль} (201 - 64).$$

По формуле $n = \Delta m / \Delta M$ рассчитаем количество меди, ушедшей в раствор:

$$n = 40 : 137 = 0,29 \text{ моль}.$$

Масса меди, ушедшей в раствор, равна 18,56 г:

$$m(\text{Cu}) = 64 \cdot 0,29 = 18,56 \text{ г}.$$

Конечная масса пластинки: $200 - 18,56 = 181,44 \text{ г}$, так как согласно условиям задачи при нагревании пластинки после реакции ртути на ней не осталось.

Ответ: 181,44 г.

ТЕСТ 5

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант А		
1	Фосфор в промышленности получают	1) окислением фосфина 2) восстановлением фосфата кальция 3) восстановлением оксида фосфора 4) окислением фосфида кальция
2	К способу получения металлов под названием алюминотермия относится реакция, схема которой	1) $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow$ 2) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na} \rightarrow$ 3) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al} \rightarrow$ 4) $\text{NaOH} + \text{Al} \rightarrow$
3	Соляная кислота с образованием осадка реагирует с веществом, формула которого	1) Na_2CO_3 2) Zn 3) AgNO_3 4) KOH
4	Какому из металлов групп А соответствует описание: мягкий, серого цвета, легко режется ножом, имеет металлический блеск на свежем срезе, легче воды, относительная атомная масса больше 7?	1) Al 2) K 3) Ca 4) Na
5	Формулы только несолеобразующих оксидов записаны в ряду	1) CaO , ZnO , CO 2) N_2O_5 , Na_2O , BaO 3) CO_2 , NO , Na_2O_2 4) NO , CO , N_2O

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант А		
6	Гидраты высших оксидов с общей формулой $\text{Э}(\text{ОН})_2$ соответствуют элементам с атомными номерами	1) 20 и 38 2) 19 и 55 3) 4 и 17 4) 56 и 37
7	Относительную плотность по гелию (н. у.), равную 11, имеет	1) азот 2) водород 3) угарный газ 4) углекислый газ
8	Число молекул, равное $9,03 \cdot 10^{23}$, содержится в серной кислоте массой (г)	1) 98 2) 49 3) 147 4) 196
9	Число неспаренных электронов на внешнем энергетическом уровне у атома элемента с атомным номером 15 равно	1) 2 2) 3 3) 4 4) 1
10	Число электронов, участвующих в образовании химических связей в молекуле азотной кислоты, равно	1) 8 2) 9 3) 12 4) 10
11	К веществам немолекулярного строения относятся все вещества ряда	1) графит, вода, аммиак 2) цинк, красный фосфор, поваренная соль 3) магний, азотная кислота, углекислый газ 4) серная кислота, алмаз, железо
12	Окислительные свойства сера проявляет при взаимодействии с	1) O_2 2) Cl_2 3) HNO_3 _(конц) 4) Mg
13	Электропроводность растворов зависит от	1) природы растворенного вещества и растворителя 2) степени разбавления раствора и объема сосуда, в котором находится раствор 3) наличия примесей и повышения температуры раствора 4) увеличения давления и постоянного перемешивания раствора

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант А		
14	Схема окислительно-восстановительной гомогенной реакции соединения	1) $\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow$ 2) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow$ 3) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow$ 4) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow$
15	На скорость гомогенных химических реакций между газами не влияет	1) давление 2) катализатор 3) объем реакционного сосуда 4) температура
16	Наибольшее число катионов при одинаковой молярной концентрации образуется в растворе вещества, формула которого	1) NaNO_3 2) K_3PO_4 3) CaCl_2 4) Li_2SO_4
17	Азот является окислителем в реакции, схема которой	1) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow$ 2) $\text{NH}_3 + \text{CuO} \rightarrow$ 3) $\text{N}_2 + \text{Mg} \rightarrow$ 4) $\text{HNO}_3 + \text{Na} \rightarrow$
18	В порядке возрастания кислотных свойств оксиды расположены в ряду	1) Ag_2O , Al_2O_3 , MgO 2) SO_2 , SiO_2 , CuO 3) ZnO , CaO , BaO 4) Na_2O , Al_2O_3 , SiO_2
19	При взаимодействии гидроксида натрия с избытком серной кислоты образуется	1) смесь сульфата натрия и сульфита натрия 2) сульфат натрия 3) гидросульфат натрия 4) смесь гидросульфата натрия и сульфата натрия
20	Азотная концентрированная кислота взаимодействует со всеми веществами в ряду	1) бензол, оксид кальция, медь 2) хлорид натрия, гидроксид калия, сульфат кальция 3) сульфат алюминия, гидроксид бария, ртуть 4) золото, гидроксид алюминия, карбонат натрия
21	При медленном прибавлении избытка раствора гидроксида натрия к раствору хлорида цинка наблюдается	1) появление окраски раствора 2) образование устойчивого белого осадка 3) выделение газа 4) образование белого осадка и его последующее растворение

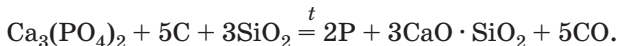
№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант А		
22	Серную кислоту в промышленности получают по схеме	1) $S \rightarrow SO_3 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow H_2SO_4$ 2) $H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$ 3) $FeS_2 \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$ 4) $S \rightarrow H_2S \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4$
23	Кремниевую кислоту из оксида кремния можно получить минимально в ... стадии	1) три 2) две 3) одну 4) четыре
24	Восстановительные свойства углерод проявляет со всеми веществами, формулы которых указаны в ряду	1) Al_2O_3 , Na, HCl 2) O_2 , CO_2 , Fe_2O_3 3) MgO, CH_4 , H_2 4) Zn, H_2SO_4 , CuO
25	Наиболее подвержены электрохимической коррозии изделия из металла, электронная формула атомов которого	1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 d^{10} 4s^2$ 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$ 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
26	Продуктами электролиза раствора гидроксида натрия являются вещества	1) гидроксид натрия, кислород, водород 2) гидроксид натрия, водород, хлор 3) хлор, кислород, водород 4) натрий, водород, кислород
Вариант В		
1	Масса исходного вещества в схеме $+H_2SO_4(разв) + H_2S + O_2 + O_2 + 1 \text{ моль KOH}$ $S \rightarrow X_1 \rightarrow X_2 \rightarrow X_3 \rightarrow X_4 \rightarrow X_5$ равна 12,8 г. Масса продукта конечной реакции, содержащего серу, равна	489,6
2	Укажите суммарное число молей атомов в составе продуктов реакции, протекающей по уравнению: $KI + H_2SO_4 = KHSO_4 + I_2 +$ $+ H_2S + H_2O$	79
3	Определите массовую долю соли, которая образуется, если к раствору фосфорной кислоты массой 0,5 кг с массовой долей растворенного вещества 0,8 добавить раствор гидроксида натрия объемом $0,5 \text{ дм}^3$ (плотность $1,226 \text{ г/см}^3$) с массовой долей гидроксида натрия 0,2	0,33

№ п/п	Содержание задания	Вариант ответа
Вариант В		
4	В каком молярном отношении необходимо взять хлорид натрия и хлорид калия, чтобы при получении из них хлорида серебра масса последнего на 130 % превысила массу исходной соли?	3 : 1

Решения

Вариант А

1. Фосфор может быть получен в любой из предложенных реакций, однако для промышленных целей необходимо выбирать то соединение и ту реакцию, которые позволят получать большое количество фосфора из доступных природных соединений. В природе фосфор встречается в виде фосфорита, основу которого составляет фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Восстанавливают фосфор коксом:



Ответ: 2.

2. Аллюминотермия – это реакция восстановления металлов из их оксидов алюминием при нагревании. Реакция является окислительно-восстановительной, алюминий выступает восстановителем.

Ответ: 3.

3. Реактивом на хлорид-анион является катион серебра, который входит в состав растворимой соли – нитрата серебра. Данные вещества в растворах реагируют с образованием белого осадка AgCl .

Ответ: 3.

4. Подобному описанию соответствует один из щелочных металлов – натрий. Только два металла имеют плотность меньше 1 г/см^3 (плотности воды) – это литий и натрий. Относительная атомная масса лития равна семи, следовательно, этот металл – натрий.

Ответ: 4.

5. К несолеобразующим оксидам относятся оксиды неметаллов с низшей валентностью, которым не соответствуют ни кислоты, ни основания. Они не реагируют ни с водой, ни с кислотами, ни со щелочами. К таким оксидам в данном случае относятся NO , CO , N_2O .

Ответ: 4.

6. При ответе на данный вопрос можно рядом с указанными атомными номерами элементов поставить соответствующий элементу символ:

- 1) 20 и 38 Ca и Sr;
- 2) 19 и 62 K и Cs;
- 3) 4 и 17 Be и Cl;
- 4) 56 и 17 Ba и Rb.

Анализ характеристик элементов, их положения в периодической системе химических элементов позволяет определить, что все шесть элементов, записанные во втором, третьем, четвертом рядах, не могут иметь отношения к ответу, так как валентность обоих элементов в данных рядах не равна двум (калий, хлор, рубидий – одновалентны).

Кальций (20) и стронций (38) – элементы-металлы, расположены в IIА группе. Формулы их высших гидроксидов $\text{Э}(\text{OH})_2$.

Ответ: 1.

7. Необходимо рассчитать относительную плотность по гелию каждого из газов по формуле $D_{\text{газа/He}} = M_{\text{газа}}/M_{\text{He}}$ и затем сравнить результаты расчетов:

$$\begin{aligned}D_{\text{N}_2/\text{He}} &= 28/4 = 7; \\D_{\text{H}_2/\text{He}} &= 2/4 = 0,5; \\D_{\text{CO}/\text{He}} &= 28/4 = 7; \\D_{\text{CO}_2/\text{He}} &= 44/4 = 11.\end{aligned}$$

Анализ результатов вычислений показывает, что правильным ответом будет углекислый газ.

Ответ: 4.

8. Вычисляем химическое количество серной кислоты:

$$n = N/N_A; n = 9,03 \cdot 10^{23} / 6,02 \cdot 10^{23} = 1,5 \text{ моль.}$$

Далее вычисляем массу серной кислоты:

$$m = n \cdot M; m = 1,5 \cdot 98 = 147 \text{ г.}$$

Ответ: 3.

9. Элемент с атомным номером 15 имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$, находится в 3-м периоде, VA группе. Это элемент фосфор.

На внешнем энергетическом уровне у атома пять электронов, из них два электрона спаренных ($3s^2$) и три p -электрона неспаренных: $3p^x$, $3p^y$, $3p^z$, так как электроны одного подуровня сначала заполняют орбитали по одному.

Ответ: 2.

10. Для того чтобы определить число электронов, участвующих в образовании химических связей в молекуле азотной кислоты, необходимо прежде составить графическую формулу кислоты и проанализировать ее с позиций понятия «химическая связь». В молекуле атом азота соединен с тремя атомами кислорода. Три связи с двумя атомами кислорода являются двухэлектронными, а одна связь с третьим атомом кислорода образована по донорно-акцепторному механизму за счет неподеленной $2s^2$ -пары электронов атома азота. Таким образом, в молекуле азотной кислоты атом азота образует четыре химических связи с атомами кислорода, а атом водорода – одну связь с атомом кислорода. Всего на образование химических связей в молекуле азотной кислоты затрачено десять электронов.

Ответ: 4.

11. К веществам немолекулярного строения относятся вещества, имеющие в основе строения атомные (графит, алмаз, красный фосфор), металлические (цинк, магний, железо) и ионные (поваренная соль) кристаллические решетки. Следовательно, во втором ряду записаны названия вещества немолекулярного строения: цинк (металлическая кристаллическая решетка), красный фосфор (атомная кристаллическая решетка), поваренная соль (ионная кристаллическая решетка).

Ответ: 2.

12. При ответе на вопрос следует обратиться к ряду электроотрицательностей элементов. Кислород, хлор и азот более электроотрицательные элементы, чем сера. Соответственно сильными окислителями являются: азотная кислота (за счет N^{+5}), кислород, хлор. Их окислительные свойства проявляются более сильно, чем у серы при взаимодействии со всеми металлами, а в данном случае с магнием. Восстановительные свойства магния как активного металла проявляются в его способности восстановить атомы серы до S^{-2} в сульфиде магния. Сера проявляет окислительные свойства только по отношению к магнию.

Ответ: 4.

13. Электропроводность растворов обусловлена диссоциацией ионных и ковалентных соединений в водных растворах. Большую роль в процессе диссоциации играют диполи воды. Таким образом, электропроводность растворов зависит от природы растворенного вещества и растворителя.

Ответ: 1.

14. В данном случае прежде необходимо из предложенных вариантов выбрать схему реакции соединения, протекающую между веществами в одном агрегатном состоянии и с изменением степеней окисления элементов.

Реакция $\text{Cu}_{(\text{тв})}$ с $\text{O}_{2(\text{газ})}$ относится к гетерогенным, как и реакция серы с кислородом. Реакция оксида кальция с углекислым газом также относится к гетерогенным реакциям, но протекает без изменения степени окисления. Следовательно, правильным ответом будет ответ 3: два газа – водород и хлор – вступают в окислительно-восстановительную реакцию соединения.

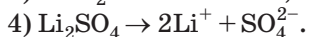
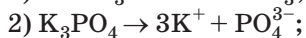
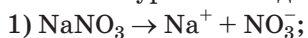
Ответ: 3.

15. На скорость химических реакций между газами оказывают влияние такие факторы, как давление в реакционной системе, концентрация исходных веществ, повышение или понижение температуры. В данном случае объем сосуда, в котором находится реакционная смесь, влияния на скорость реакции не имеет.

Ответ: 3.

16. Поиск ответа на вопрос заключается, прежде всего, в определении количества катионов, которое образуется при диссоциации каждого из веществ химическим количеством 1 моль.

Составим уравнения диссоциации солей:



Из уравнений диссоциации видно, что наибольшее количество катионов образуется при диссоциации фосфата калия количеством 1 моль. Следовательно, в соответствии с закономерностью $N_A = N_0/n$, где большее количество, там большее число частиц.

Ответ: 2.

17. В тестовом задании предложены четыре схемы окислительно-восстановительных реакций с участием азота. В начале следует определить продукты реакций, которые могут быть получены в каждом случае. Для этого сравним степени окисления азота в веществах до и после реакции. Если изменение степени окисления заключается в уменьшении степени окисления, то азот проявляет окислительные свойства.

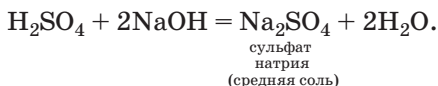
В данном случае азот является окислителем в реакции с магнием, в результате которой образуется нитрид магния.

Ответ: 3.

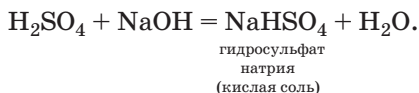
18. В ряду из трех названных оксидов изменение свойств от основных к кислотным происходит через амфотерные свойства, которые выражены у оксидов алюминия, цинка, олова, свинца. Выбираем ряды, начинающиеся основными оксидами (1, 4), вторым в ряду должен быть амфотерный оксид (1, 4), а завершит ряд кислотный оксид (оксид кремния в 4-м ряду).

Ответ: 4.

19. Реакция между гидроксидом натрия и серной кислотой относится к реакциям нейтрализации. От того, в каком соотношении взаимодействуют эти вещества, зависит состав образующихся солей. Уравнение реакции полной нейтрализации серной кислоты гидроксидом натрия показывает, что на 1 моль кислоты требуется гидроксид натрия химическим количеством 2 моль (или избыток):



Если же серная кислота взята в избытке, то происходит образование кислой соли, как продукта неполной нейтрализации кислоты щелочью: на 1 моль кислоты требуется только 1 моль гидроксида натрия, а избыток серной кислоты останется не нейтрализованным:



Ответ: 3.

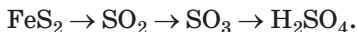
20. Анализ свойств азотной концентрированной кислоты показывает, что она взаимодействует как с неорганическими, так и с органическими веществами. Однако ни в концентрированном, ни в разбавленном виде эта кислота не может взаимодействовать с солями серной кислоты, так как не может вытеснить из солей более сильную серную кислоту. Поэтому для правильного ответа на данный вопрос не подходят те ряды, где указаны сульфаты. Не взаимодействует с азотной кислотой и золото.

Ответ: 1.

21. При добавлении гидроксида натрия к любой растворимой соли цинка на первом этапе образуется белый слизистый осадок гидроксида цинка. Однако последующие порции щелочи взаимодействуют с амфотерным гидроксидом цинка, растворяя его с образованием тетрагидроксоцинката натрия.

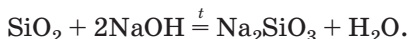
Ответ: 4.

22. В промышленности серную кислоту получают окислением природного соединения серы – пирита, в котором сера имеет степень окисления –1 в результате ряда химических превращений, которые указаны в схеме 3:

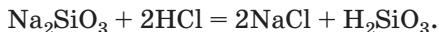


Ответ: 3.

23. При ответе на этот вопрос необходимо учитывать, что оксид кремния с водой не взаимодействует. Получают соответствующую ему кремниевую кислоту в реакции обмена из растворимых солей более сильными кислотами. Например, соляной кислотой. Таким образом, чтобы получить кремниевую кислоту, сначала необходимо провести реакцию оксида кремния(IV) с твердой щелочью при нагревании, получив растворимую соль:



Затем в реакции обмена с сильной кислотой получается кремниевая кислота:



Таким образом, получение кремниевой кислоты из оксида кремния(IV) возможно с минимальным числом реакций – двух.

Ответ: 2.

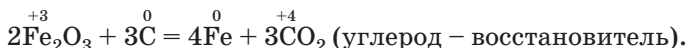
24. Составим последовательно уравнения химических реакций веществ различных рядов с углеродом и проведем анализ изменения степени окисления углерода, выявив, в каком случае углерод проявляет только восстановительные свойства:

1) Al_2O_3 и C не реагируют;



HCl и C не реагируют;

2) $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 \quad \begin{matrix} 0 & 0 & +4 & -2 \end{matrix}$ (углерод – восстановитель);



Во всех трех реакциях с веществами второго ряда углерод проявляет восстановительные свойства. В таком случае можно не анализировать вещества третьего и четвертого рядов.

Ответ: 2.

25. Определяем, атомам каких элементов соответствуют предложенные в ответе электронные формулы: 1) алюминий; 2) цинк; 3) хром; 4) железо.

Изделия из цинка, хрома, алюминия покрыты плотной оксидной пленкой, которая препятствует дальнейшему разрушению металла. Изделия из железа при наличии влаги подвергаются электрохимической коррозии больше других металлов.

Ответ: 4.

26. Уравнение электролиза раствора хлорида натрия:

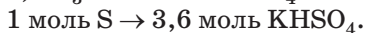
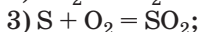
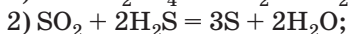
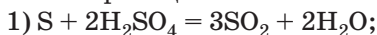


Таким образом, продуктами электролиза будут гидроксид натрия, водород, хлор.

Ответ: 2.

Вариант В

1. Масса продукта конечной реакции, содержащего серу, вычисляется по расчетам, произведенным по схеме превращений. Составим уравнения реакций по схеме:

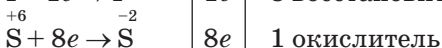


$$n(\text{S}) = 0,4(12,8 : 32), \text{ следовательно, } n(\text{KHSO}_4) = 3,6.$$

$$m(\text{KHSO}_4) = 3,6 \cdot 136 = 489,6 \text{ г.}$$

Ответ: 489,6 г.

2. Чтобы указать суммарное число атомов в составе продуктов реакции, протекающей по уравнению $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{KHSO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$, необходимо расставить коэффициенты в уравнении реакции, составив электронный баланс:



Количество атомов в правой части уравнения равно:

$$8 \cdot 7 + 8 + 3 + 4 \cdot 3 = 79.$$

Ответ: 79.

3. Для решения задачи произведем следующие расчеты:

1) узнаем массу и количество исходных веществ:

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 400 \text{ г } (0,5 \cdot 0,8 \cdot 1000),$$

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 400 : 98 = 4 \text{ моль},$$

$$m \text{ раствора } (\text{NaOH}) = 613 \text{ г } (500 \text{ см}^3 \cdot 1,226 \text{ г/см}^3),$$

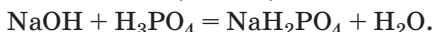
$$n(\text{NaOH}) 613 \cdot 0,2 : 40 = 3 \text{ моль};$$

2) определяем состав и массу соли, образовавшейся в результате реакции:

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) : n(\text{NaOH}) = 4 : 3.$$

Уравнение реакции:

$$3 \text{ моль} \quad 4 \text{ моль (избыток)} \quad x \text{ моль}$$



$$1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль} \quad 1 \text{ моль}$$

Следовательно, дигидрофосфата натрия образовалось 3 моль.

Масса соли: 360 г ($3 \cdot 120$).

Массовая доля соли:

$$\omega(\text{NaH}_2\text{PO}_4) = 360 / 500 + 613 = 0,33.$$

Ответ: 0,33.

4. Допустим, что количество хлорида натрия – x моль, а количество хлорида калия – y моль.

Тогда масса хлорида натрия 58,5 x г, а масса хлорида калия 74,5 y г.

Допустим, что масса смеси равна a (г), а масса хлорида серебра b (г).

Тогда $a - 100 \%$,

$$b - (100 + 130) \%,$$

$$b = (100 + 130) \cdot a / 100 = 2,3a,$$

$$n(\text{KCl} + \text{NaCl}) = n(\text{AgCl}),$$

$$58,5 \cdot x + 74,5 \cdot y = a,$$

$$143,5 \cdot (x + y) = 2,3a.$$

Для решения системы уравнений второе из них путем деления на 2,3 представим в виде:

$$143,5 / 2,3(x + y) = a, \text{ или } 62,3913(x + y) = a,$$

и приравняем друг другу равные a левые части полученного уравнения и первого уравнения исходной системы:

$$58,5x + 74,5y = 62,39(x + y),$$

откуда, разделив обе части уравнения на 62,39, найдем

$$58,5/62,39x + 74,5/62,39y = x + y,$$

$$\text{или } 0,93763x + 1,194y = x + y.$$

Разделим обе части полученного уравнения на y и перенесем свободные члены в правую часть, а неизвестные – в левую:

$$(1 - 0,93763) \cdot x/y = 1,19 - 1,0062 \cdot x/y = 0,194,$$

откуда $x/y = 3/1$.

Ответ: 3 : 1.

ЛИТЕРАТУРА

Введение в неорганическую химию / сост. С. С. Бердоносов. – М. : Мир, 1994.

Волков, А. И. Химия. Тестовые задания / А. И. Волков, О. Н. Комшилова. – Минск : Новое знание, 2007.

Врублевский, А. И. Сборник конкурсных задач и упражнений по общей и неорганической химии / А. И. Врублевский. – Минск : Красико-Принт, 2002.

Врублевский, А. И. Тестовый тренажер по химии / А. И. Врублевский, Н. М. Кузьменок. – Минск : Красико-Принт, 2008.

Егоров, А. С. Все типы расчетных задач по химии для подготовки к ЕГЭ / А. С. Егоров. – Ростов н/Д : Феникс, 2008.

Егоров, А. С. Химия. Пособие-репетитор для поступающих в вузы / А. С. Егоров. – 7-е изд. – Ростов н/Д : Феникс, 2003.

Канапш, В. А. Химия. Тестовый тренажер / В. А. Канапш. – Минск : Аверсэв, 2008.

Кузьменко, Н. Е. Начала химии. Современный курс для поступающих в вузы / Н. Е. Кузьменко, В. В. Еремин, В. А. Попков. – М. : Экзамен, 1999.

Семенов, И. Н. Задачи по химии повышенной сложности (для абитуриентов) / И. Н. Семенов. – Л. : Изд-во Ленингр. ун-та, 1991. – Вып. 1–4.

Сечко, О. И. Химия. Пособие для подготовки к экзамену и централизованному тестированию / О. И. Сечко, Е. И. Шарапа. – Минск : Аверсэв, 2006.

Хвалюк, В. Н. Сборник задач по химии. 10 класс / В. Н. Хвалюк, В. И. Резяпкин. – Минск : Нар. асвета, 2002.

Химия : учеб. пособие для 10 кл. / под ред. И. Е. Шимановича. – Минск : Нар. асвета, 2001.

Химия. Тематические тесты, задачи и упражнения / В. Н. Бурдь [и др.]. – Минск : Аверсэв, 2009.

Централизованное тестирование. Химия : сб. тестов / УО РИКЗ. – Минск : Аверсэв, 2006–2010.

Шарапа, Е. И. Сборник задач по химии : учеб. пособие для 11 кл. / Е. И. Шарапа, А. П. Ельницкий. – Минск : Нар. асвета, 2003.

Шарапа, Е. И. Химия. 10–11 классы. Тесты и проверочные работы / Е. И. Шарапа, Г. С. Романовец, О. И. Сечко. – Минск : Аверсэв, 2004.

СОДЕРЖАНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ	3
ОБЩАЯ ХИМИЯ	
Т е м а 1. Основные химические понятия	5
Т е м а 2. Строение атома. Периодический закон и периодическая система химических элементов	12
Т е м а 3. Химическая связь. Строение вещества	18
Т е м а 4. Химические реакции	24
Т е м а 5. Химия растворов	32
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	
НЕМЕТАЛЛЫ	42
Т е м а 6. Водород. Элементы VIIA группы	43
Т е м а 7. Элементы VIA группы	48
Т е м а 8. Элементы VA группы	52
Т е м а 9. Элементы IVA группы	57
МЕТАЛЛЫ	62
Т е м а 10. Металлы групп А	63
Т е м а 11. Металлы групп В	69
ПРИЛОЖЕНИЕ	75
Тест 1	75
Тест 2	86
Тест 3	97
Тест 4	109
Тест 5	121
ЛИТЕРАТУРА	134

Учебное издание

Сечко Ольга Ивановна

ХИМИЯ
ДИДАКТИЧЕСКИЕ
МАТЕРИАЛЫ

В ДВУХ ЧАСТЯХ

Часть 1

ОБЩАЯ
И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ
ХИМИЯ

Редактор С. П. Гринкевич

Художник обложки Т. Ю. Таран

Технический редактор Т. К. Раманович

Компьютерная верстка О. Н. Сырель

Корректор В. И. Богданович

Подписано в печать 17.01.2012. Формат 60×84/16.
Бумага офсетная. Печать офсетная. Усл. печ. л. 7,9.
Уч.-изд. л. 8,1. Тираж 150 экз. Заказ 129.

Белорусский государственный университет.
ЛИ № 02330/0494425 от 08.04.2009.
Пр. Независимости, 4, 220030, Минск.

Республиканское унитарное предприятие
«Издательский центр Белорусского государственного университета».
ЛП № 02330/0494178 от 03.04.2009.
Ул. Красноармейская, 6, 220030, Минск.