

ОСНОВНОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ЭКЗАМЕН

Ю.Н. Медведев

ХИМИЯ

НОВЫЙ ПОЛНЫЙ

СПРАВОЧНИК

ДЛЯ ПОДГОТОВКИ

к ОГЭ

**НОВАЯ!
РЕДАКЦИЯ!**

Ю.Н. МЕДВЕДЕВ

ХИМИЯ

**НОВЫЙ ПОЛНЫЙ
СПРАВОЧНИК
для подготовки**

к ОГЭ

Москва
АСТ
2019

УДК 373:54(03)
ББК 24я2
М42

Медведев, Юрий Николаевич.

М42 Химия : Новый полный справочник для подготовки к ОГЭ / Ю.Н. Медведев. — Москва : Издательство АСТ, 2019. — 318, [2] с.: ил.

ISBN 978-5-17-115925-2

(Новый полный справочник для подготовки к ОГЭ)

ISBN 978-5-17-115926-9

(Самый популярный справочник для подготовки к ОГЭ)

Справочник содержит теоретический материал по курсу химии и тестовые задания, необходимые для подготовки к Государственной итоговой аттестации (ОГЭ) выпускников 9-х классов общеобразовательных учреждений.

Теория курса дана в краткой и доступной форме. Каждый раздел сопровождается примерами тестов. Они дают исчерпывающее представление о типах заданий экзаменационной работы и о степени их сложности. В конце пособия даны ответы на все задания, а также необходимые справочные таблицы.

Пособие может быть использовано учащимися для подготовки к ОГЭ и самоконтроля, а учителями — для подготовки учащихся основной школы к итоговой аттестации по химии.

Книга адресована учащимся, учителям и методистам.

УДК 373:54(03)

ББК 24я2

ISBN 978-5-17-115925-2

(Новый полный справочник для подготовки к ОГЭ)

ISBN 978-5-17-115926-9

(Самый популярный справочник для подготовки к ОГЭ)

© Медведев Ю.Н., 2019

© ООО «Издательство АСТ», 2019

Содержание

От автора.....	10
1.1. Строение атома. Строение электронных оболочек атомов первых 20 элементов Периодической системы Д.И. Менделеева	12
Ядро атома. Нуклоны. Изотопы	12
Электронные оболочки	15
Электронные конфигурации атомов	20
<i>Задания</i>	27
1.2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Физический смысл порядкового номера химического элемента.....	33
1.2.1. Группы и периоды Периодической системы.....	35
1.2.2. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в связи с положением в Периодической системе химических элементов.....	37
Изменение свойств элементов в главных подгруппах .	37
Изменение свойств элементов по периоду	39
<i>Задания</i>	44
1.3. Строение молекул. Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая	52
Ковалентная связь.....	52
Ионная связь	57
Металлическая связь.....	59
<i>Задания</i>	60

1.4. Валентность химических элементов. Степень окисления химических элементов	63
Задания	71
1.5. Чистые вещества и смеси	74
Задания	81
1.6. Простые и сложные вещества. Основные классы неорганических веществ. Номенклатура неорганических соединений	85
Оксиды	87
Гидроксиды.....	90
Кислоты	92
Соли	95
Задания.....	97
2.1. Химические реакции. Условия и признаки протекания химических реакций. Химические уравнения. Сохранение массы веществ при химических реакциях	101
Задания	104
2.2. Классификация химических реакций по различным признакам: числу и составу исходных и полученных веществ, изменению степеней окисления химических элементов, поглощению и выделению энергии	107
Классификация по числу и составу реагентов и конечных веществ	107

Классификация реакций по изменению степеней окисления химических элементов	110
Классификация реакций по тепловому эффекту	111
<i>Задания</i>	112
 2.3. Электролиты и неэлектролиты.	
Катионы и анионы	116
 2.4. Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей (средних)	116
Электролитическая диссоциация кислот	119
Электролитическая диссоциация оснований	119
Электролитическая диссоциация солей	120
Электролитическая диссоциация амфотерных гидроксидов	121
<i>Задания</i>	122
 2.5. Реакции ионного обмена и условия их осуществления	125
Примеры составления сокращённых ионных уравнений	125
Условия осуществления реакций ионного обмена	127
<i>Задания</i>	128
 2.6. Окислительно-восстановительные реакции.	
Окислители и восстановители	133
Классификация окислительно-восстановительных реакций	134
Типичные восстановители и окислители	135

Подбор коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций	136
<i>Задания</i>	138
3.1. Химические свойства простых веществ.....	143
3.1.1. Химические свойства простых веществ — металлов: щелочных и щёлочно-земельных металлов, алюминия, железа.....	143
Щелочные металлы	143
Щёлочно-земельные металлы	145
Алюминий.....	147
Железо.....	149
<i>Задания</i>	152
3.1.2. Химические свойства простых веществ — неметаллов: водорода, кислорода, галогенов, серы, азота, фосфора, углерода, кремния.....	158
Водород	158
Кислород	160
Галогены.....	162
Сера	167
Азот	169
Фосфор.....	170
Углерод и кремний	172
<i>Задания</i>	175
3.2. Химические свойства сложных веществ.....	178
3.2.1. Химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных	178
Основные оксиды	178

Кислотные оксиды.....	179
Амфотерные оксиды	180
Задания.....	181
3.2.2. Химические свойства оснований.....	187
Задания.....	189
3.2.3. Химические свойства кислот.....	193
Общие свойства кислот.....	194
Специфические свойства серной кислоты.....	196
Специфические свойства азотной кислоты	197
Специфические свойства ортофосфорной кислоты	198
Задания.....	199
3.2.4. Химические свойства солей (средних).....	205
Задания.....	209
3.3. Взаимосвязь различных классов неорганических веществ	213
Задания.....	215
4.1. Безопасное использование веществ в быту. Первая помощь при химических ожогах и отравлениях	220
Правила безопасной работы в школьной лаборатории	220
Правила поведения в химической лаборатории	222
Лабораторная посуда и оборудование.....	223
Разделение смесей и очистка веществ	226
Приготовление растворов	228
Безопасное использование веществ в быту	231
Советы по безопасности применения бытовой химии ..	231

Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия	233
Парниковый эффект	233
Разрушение озонового слоя	234
Кислотные осадки	235
Загрязнение гидросферы	235
<i>Задания</i>	237
 4.2. Определение характера среды растворов кислот и щелочей с помощью индикаторов. Качественные реакции на ионы в растворе (хлорид-, сульфат-, карбонат-ионы)	 243
Определение характера среды растворов кислот и щелочей с помощью индикаторов.....	243
Качественные реакции на ионы в растворе	248
<i>Задания</i>	249
 4.3. Качественные реакции на газообразные вещества (кислород, водород, углекислый газ, аммиак). Получение газообразных веществ.....	 255
Получение газообразных веществ	256
Качественные реакции на газообразные вещества	260
<i>Задания</i>	261
 4.4. Проведение расчётов на основе формул и уравнений реакций	 264
 4.4.1. Вычисления массовой доли химического элемента в веществе	 264
<i>Задания</i>	265

4.4.2. Вычисления массовой доли растворённого вещества в растворе.	268
<i>Задания.</i>	269
4.4.3. Вычисление количества вещества, массы или объёма вещества по количеству вещества, массе или объёму одного из реагентов или продуктов реакции	271
Вычисление количества вещества	271
Вычисление массы.	275
Вычисление объёма.	278
<i>Задания.</i>	283
Экспериментальные задания на ОГЭ	286
Инструкция по выполнению экспериментального задания	286
Образцы экспериментальных заданий	289
Ответы к экспериментальным заданиям	291
Критерии оценивания экспериментального задания 1Б	292
Ответы к заданиям	294
Приложения	303
Таблица растворимости неорганических веществ в воде (при комнатной температуре)	303
Электроотрицательность <i>s</i> - и <i>p</i> -элементов	304
Электрохимический ряд напряжений металлов	304
Некоторые важнейшие физические постоянные	305
Приставки при образовании кратных и дольных единиц	305
Электронные конфигурации атомов	306
Важнейшие кислотно-основные индикаторы	311
Геометрическое строение неорганических частиц.	312
Основные сведения по истории химии	313

От автора

Основное общее образование завершается Основным государственным экзаменом (ОГЭ) выпускников, в ходе которого проверяется соответствие их знаний требованиям Государственного образовательного стандарта. Итоговая аттестация выпускников 9-х классов общеобразовательных учреждений начиная с 2008 г. проводится в виде тестирования.

Требования к уровню подготовки выпускников по химии, указанные в Федеральном государственном образовательном стандарте общего образования, являются основой разработки контрольных измерительных материалов для итоговой аттестации. Согласно этим требованиям, обязательной для усвоения является определённая система знаний о неорганических и органических веществах, их составе, свойствах и применении. Эта система знаний, в основе которой лежат Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, составляет инвариантное ядро всех общеобразовательных программ по химии.

Цель справочного пособия состоит в том, чтобы систематизировать весь теоретический материал по химии, необходимый для успешного прохождения Государственной итоговой аттестации. Весь материал пособия, в том числе содержание, строится на основе Кодификатора элементов содержания по химии.

Выполнение практических заданий — тренировочных тестов — является одним из способов закрепления, систематизации и обобщения полученных знаний, а также способом самоконтроля имеющихся у выпускников знаний.

Тренировочные тестовые задания различны по своей форме и требуют для своего выполнения разных типов ответов.

Задания *части 1* соответствуют требованиям базового уровня подготовки выпускников. Они формулируются в виде короткого утверждения, окончанием которого является соответствующий вариант ответа. В каждом из заданий с выбором ответа предлагается четыре варианта ответа, только один из которых является верным.

Задания с кратким ответом имеют повышенный уровень сложности и поэтому содержат больший объём информации, которую нужно осмыслить и понять. Именно поэтому выполнение таких заданий потребует осуществления большего числа учебных действий, чем в случае выбора одного верного ответа. В ответе следует записать число или соответствующий набор цифр.

Задания *части 2* с развёрнутым ответом по своему содержанию соответствуют наиболее сложным заданиям традиционных письменных работ. Они предназначены для проверки владения умениями, которые отвечают наиболее высоким требованиям к уровню подготовки выпускников основной школы. Ответ предполагает запись необходимых уравнений реакций или произведённых расчётов при решении задачи.

Автор надеется, что пособие поможет выпускникам 9-х классов успешно подготовиться к экзамену по химии.

В связи с возможными изменениями в формате и количестве заданий рекомендуем в процессе подготовки к экзамену обращаться к материалам сайта официального разработчика экзаменационных заданий — Федерального института педагогических измерений: www.fipi.ru.

1.1. || Строение атома. Строение электронных оболочек атомов первых 20 элементов Периодической системы Д.И. Менделеева

Ядро атома. Нуклоны. Изотопы

Атом — мельчайшая частица химического элемента. В течение долгого времени атомы считались неделимыми, что и отражено в самом их названии («*атомос*» по-гречески означает «*неразрезаемый, неделимый*»). Экспериментальные исследования, проведённые в конце XIX — начале XX в. знаменитыми физиками В. Круксом, В.К. Рентгеном, А. Беккерелем, Дж. Томсоном, М. Кюри, П. Кюри, Э. Резерфордом и другими, с убедительностью доказали, что атом — сложная система, состоящая из более мелких частиц, первыми из которых были открыты электроны. В конце XIX в. было установлено, что некоторые вещества при сильном освещении испускают лучи, представлявшие собой поток отрицательно заряженных частиц, которые и были названы электронами (явление фотоэффекта). Позднее было установлено, что есть вещества, самопроизвольно испускающие не только электроны, но и другие частицы, причём не только при освещении, но и в темноте (явление радиоактивности).

По современным представлениям, в центре атома находится положительно заряженное атомное ядро, вокруг которого по сложным орбитам двигаются отрицательно заряженные электроны. Размеры ядра очень малы — ядро примерно в 100 000 раз меньше размеров самого атома. Практически вся масса атома сосредоточена в ядре, поскольку электроны имеют очень маленькую массу — они в 1837 раз легче атома водорода (самого лёгкого из атомов). Электрон — самая лёгкая из известных элементарных частиц, его масса всего

$9,11 \cdot 10^{-31}$ кг. Поскольку электрический заряд электрона (равный $1,60 \cdot 10^{-19}$ Кл) является наименьшим из всех известных зарядов, его называют **элементарным зарядом**. Так как все остальные заряды (отрицательные и положительные) кратны заряду электрона, их величину выражают в условных единицах, принимая абсолютный заряд электрона за единицу измерения. Условный заряд электрона при этом равен -1 , катиона кальция $+2$, сульфат-иона -2 и т.д.

Ядро атома состоит из протонов и нейтронов. Протоны и нейтроны объединяют одним названием — **нуклоны** («*нуклеос*» — по-гречески «*ядро*»). Протоны представляют собой положительно заряженные частицы с условным зарядом $+1$, нейтроны заряда не имеют. Следовательно, весь положительный заряд атомных ядер обусловлен присутствием в ядрах протонов. В целом атом электронейтрален, поскольку число протонов в ядре равно числу электронов в атоме. Общее число нуклонов в ядре (протонов и нейтронов) называют **массовым числом** атома: $A = Z + N$. Массовое число атома — величина всегда целая и близкая к значению его атомной массы (поскольку масса каждого нуклона, как это видно из таблицы 1, примерно равна 1 а.е.м.).

Таблица 1

Основные характеристики электронов и нуклонов

Частица	Заряд, Кл	Заряд, усл. ед.	Мас- совое число	Масса, кг	Масса, а.е.м.
Электрон e	$-1,60 \cdot 10^{-19}$	-1	0	$9,11 \cdot 10^{-31}$	$5,5 \cdot 10^{-4}$
Протон p	$+1,60 \cdot 10^{-19}$	$+1$	1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,0073
Нейтрон n	0	0	1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	1,0087

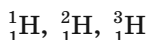
В соответствии с законом Г. Мозли (1913), заряд ядра численно равен порядковому номеру элемента в Перио-

дической системе элементов Д.И. Менделеева. Другими словами:

$$\begin{array}{ccccccc} \text{Порядковый} & = & \text{Заряд} & = & \text{Число} & = & \text{Число} \\ \text{номер} & & \text{ядра} & & \text{протонов} & & \text{электронов} \\ & & & & \text{в ядре} & & \text{в атоме} \end{array}$$

Так, все атомы натрия имеют заряд ядра +11 (т.е. содержат 11 протонов в ядре), так как порядковый номер натрия в Периодической системе равен 11. Все атомы хлора имеют заряд ядра +17 (т.е. содержат 17 протонов в ядре), так как порядковый номер хлора равен 17. Все атомы урана имеют заряд ядра +92, так как порядковый номер урана равен 92.

В то же время число нейтронов в ядрах атомов одного и того же элемента может быть различно. Так, в природе есть три разновидности атомов водорода. Ядро любого из атомов водорода содержит один протон, но разное число нейтронов. В ядрах атомов самой лёгкой разновидности водорода нейтронов нет, ядра двух других разновидностей содержат либо один, либо два нейтрона. Следовательно, существуют три разновидности атомов водорода — с массовым числом 1, массовым числом 2 и массовым числом 3. Это условно записывают следующим образом:



Слева внизу от символа элемента обозначают его порядковый номер в Периодической системе (заряд ядра или число протонов в ядре). Слева сверху указывают массовое число (сумму протонов и нейтронов в ядре).

Следовательно, атомы одного и того же элемента могут различаться по массе. Разновидности атомов одного и того же элемента, различающиеся по массе, называются **изотопами**. Так, для водорода существует три изотопа: ${}^1\text{H}$, ${}^2\text{H}$ и ${}^3\text{H}$. Только для водорода каждый изотоп имеет своё название — протий, дейтерий и тритий соответственно. Изотопы остальных элементов называют, прибавляя к названию элемента массовое число изотопа, например: ${}^{12}\text{C}$ — изотоп углерода-12, ${}^{235}\text{U}$ — изотоп урана-235 и т.д.

Всего известно около 2000 различных изотопов, причём в природе существует чуть более 250 из них, остальные получены искусственным путём. Все изотопы одного химического элемента имеют одинаковые свойства.

Наличие изотопов — одна из причин* дробных значений атомных масс элементов, приведённых в Периодической системе. Так, хлор в природе представлен смесью двух изотопов: ^{35}Cl (75% от числа всех атомов хлора) и ^{37}Cl (25%). Атомная масса элемента рассчитывается с учётом распространённости отдельных изотопов в природе и для хлора составляет: $A_r(\text{Cl}) = 35 \cdot 0,75 + 37 \cdot 0,25 \approx 35,5$.

Электронные оболочки

В соответствии с современными представлениями, электрон имеет двойственную природу, проявляя и свойства частицы, и свойства волны. Волна отличается от частицы тем, что её положение в пространстве в данный момент времени нельзя точно определить. В силу этого электрон может находиться в любой части околоядерного пространства, но вероятность его пребывания в разных частях этого пространства неодинакова. Состояние электрона в атоме характеризуют с помощью понятия атомной орбитали. **Атомная орбиталь** — это область пространства в атоме, в которой наиболее вероятно находится электрон**.

Каждая атомная орбиталь имеет определённую форму, орбитали разной симметрии обозначают буквами s , p , d и f .

s -Орбитали имеют форму сферы (шара), p -орбитали — форму объёмной восьмёрки, вытянутой вдоль соответствующей оси координат (рис. 1):

* Другая причина связана с так называемым **дефектом массы** при образовании ядра из отдельных нуклонов. Более подробно об этом говорится в старших классах на уроках физики.

** Более строгое определение атомной орбитали даётся в курсе химии высшей школы.

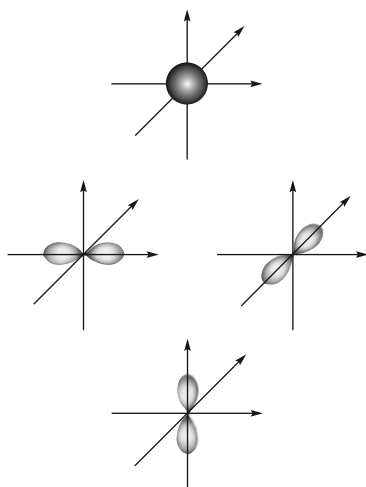


Рис. 1

d - и f -Орбитали имеют более сложную форму (рис. 2).

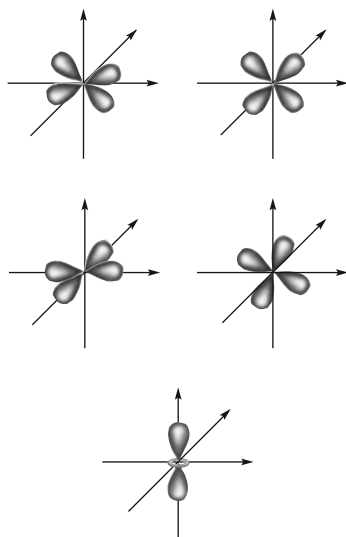


Рис. 2

Атомные орбитали группируются, образуя энергетические уровни и подуровни. Энергетические уровни обозначают числом ($n = 1, 2, 3, 4$ и т.д.) или буквой (K, L, M, N и т.д.).

Электроны на ближайшем к ядру энергетическом уровне ($n = 1$) обладают наименьшей энергией. По мере увеличения номера уровня запас энергии электронов возрастает. Наибольшей энергией обладают электроны на внешнем энергетическом уровне: поскольку они наименее связаны с ядром, то именно они принимают участие в образовании химических связей.

В каждом атоме существует бесконечное множество энергетических уровней, однако заполняются электронами только некоторые из них. Это связано с определённой ёмкостью каждого уровня. Так, первый энергетический уровень максимально может вместить только 2 электрона. На втором уровне максимально может находиться 8 электронов. На третьем — 18, на четвёртом — 32. Другими словами, максимальное число электронов на любом энергетическом уровне равно $2n^2$, где n — номер уровня. Следует запомнить также, что число электронов на внешнем уровне не может превышать восьми. Ниже мы выясним, почему каждый энергетический уровень имеет определённую ёмкость.

Каждый энергетический уровень состоит из нескольких подуровней. Подуровень объединяет орбитали одного вида, поэтому говорят о s -подуровне, p -подуровне, d -подуровне и т.д. Число подуровней в энергетическом уровне равно номеру этого уровня. Так, первый уровень состоит только из одного подуровня ($1s$ -подуровень), второй уровень — из двух подуровней ($2s$ и $2p$), третий — из трёх подуровней ($3s$, $3p$ и $3d$) и т.д. Следует запомнить, что любой s -подуровень состоит из одной s -орбитали, p -подуровень — из трёх p -орбиталей, d -подуровень — из пяти d -орбиталей. Для данного энергетического уровня энергия s -подуровня наименьшая, а энергия f -подуровня — наибольшая:

$$E_s < E_p < E_d < E_f$$

Всё сказанное поясняет следующая схема расположения энергетических уровней и подуровней (рис. 3).

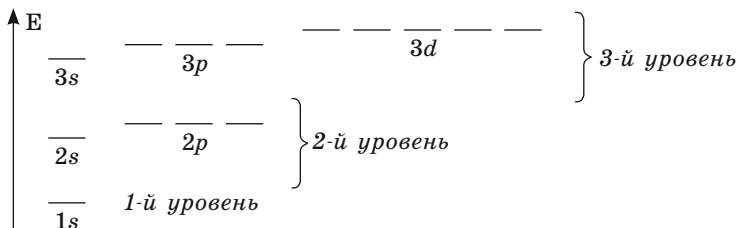


Рис. 3

Итак, первый энергетический уровень состоит из 1 атомной орбитали, второй энергетический уровень включает 4 атомные орбитали, третий — 9 атомных орбиталей, четвёртый — 16 атомных орбиталей.

Число электронов на каждой атомной орбитали ограничено. В соответствии с **принципом В. Паули**, на атомной орбитали не может находиться более двух электронов. Следовательно, первый энергетический уровень максимально вмещает только 2 электрона, второй уровень — максимально 8 электронов, третий уровень — 18 электронов, четвёртый уровень — 32 электрона.

Итог сказанному подведён в виде таблицы (табл. 2):

Таблица 2

Энергетический уровень (n)	Под-уровень	Число атомных орбиталей		Максимальное число электронов на уровне (2n ²)
		на под-уровне	на уровне (n ²)	
1	1s	1	1	2
2	2s	1	4	8
	2p	3		
3	3s	1	9	18
	3p	3		
	3d	5		
4	4s	1	16	32
	4p	3		
	4d	5		
	4f	7		

Для дальнейшего обсуждения вспомним принцип В. Паули. В соответствии с этим принципом, на одной атомной орбитали не может находиться более двух электронов. Более того, эти электроны должны различаться своим **спином**. Что же такое спин? На этот вопрос ответить очень сложно. Во многих пособиях спин (от англ. *spin* — вертеть[-ся]) связывают со способностью электрона вращаться вокруг своей оси (рис. 4).

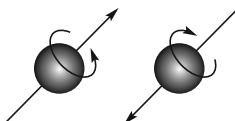


Рис. 4

Поскольку вращение возможно в двух направлениях, то электрон может иметь два различных значения спина.

Однако в действительности такого вращения не происходит. Строго говоря, спином называют **собственный момент импульса** элементарной частицы, имеющий сугубо квантовую природу и никак не связанный с движением частицы в пространстве. Спин — это внутренняя характеристика электрона, причём характеристика исключительно квантовая, не имеющая аналогий в классической механике, не имеющая наглядного толкования. Это неизменное, неустраняемое свойство электрона, такое же, как его масса и заряд. Не вдаваясь в подробности, на первых порах следует запомнить, что:

- электрон обладает спином;
- спин — важная характеристика электрона, не имеющая наглядного толкования;
- для электрона возможны два состояния, отличающиеся спином;
- поскольку спин — величина векторная, для условного обозначения спина используют стрелки, например:



— если два электрона занимают одну атомную орбиталь, они должны отличаться своим спином, что условно обозначают так:



Два электрона, находящиеся на одной атомной орбитали, называются спаренными. Они имеют противоположно направленные спины.

Электронные конфигурации атомов

Упрощённая схема строения атома, например натрия, может быть записана следующим образом (рис. 5).

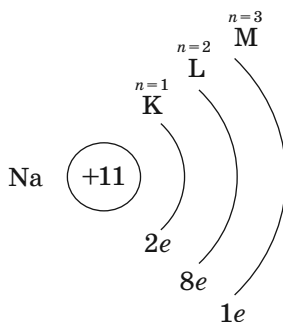


Рис. 5

В центре изображено ядро с указанием его заряда: +11, следовательно, в атоме натрия 11 электронов, они распределены по трём энергетическим уровням, изображённым в виде дуг. Обозначения уровней даны сверху схемы. Цифры под дугами показывают число электронов на данных уровнях. В атоме натрия на первом уровне находятся 2 электрона, на втором — 8 электронов и на третьем (внешнем) — 1 электрон.

При более подробном описании электронного строения атома принято записывать его электронную конфигурацию.

Электронная конфигурация показывает распределение электронов в атоме по энергетическим уровням,

подуровням и орбиталям. Электронная конфигурация составляется в соответствии с **принципом минимума энергии** — вначале электронами заполняются атомные орбитали с наименьшей энергией, расположенные ближе к ядру. Экспериментально установлено, что атомные орбитали заполняются электронами в следующем порядке:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s...$$

Обратите внимание: сначала заполняется $4s$ -атомная орбиталь и лишь затем — $3d$. Причины этого изучаются в старшей школе.

Составляя электронную формулу атома, сначала цифрой указывают номер энергетического уровня, затем буквой (s , p , d , f) обозначают подуровень и, наконец, указывают число электронов на данном подуровне (в виде верхнего индекса). Так, запись $1s^2$ означает, что на $1s$ -подуровне находятся два электрона.

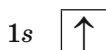
Для составления электронной формулы любого атома достаточно знать порядковый номер элемента в Периодической системе (это даёт число электронов в атоме), номер периода (указывает на число энергетических уровней, заполняющихся электронами) и приведённую выше последовательность заполнения атомных орбиталей электронами.

Рассмотрим электронное строение атомов первых четырёх периодов Периодической системы Д.И. Менделеева.

Первый период содержит 2 элемента — водород и гелий. Атом водорода имеет 1 электрон, располагающийся на $1s$ -подуровне, что записывается следующей электронной формулой:



Иногда используют так называемые графические электронные формулы, в которых каждая атомная орбиталь обозначается условно квадратиком, а каждый электрон — стрелкой. Для атома водорода графическая электронная формула выглядит так:



Атом гелия содержит 2 электрона, оба они размещаются на $1s$ -орбитали:



Или в графическом виде:



Обратите внимание на взаимное расположение стрелок: в соответствии с принципом В. Паули, 2 электрона, занимая одну атомную орбиталь, должны различаться своим спином.

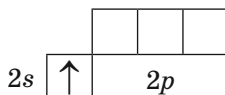
На этом первый уровень, максимально вмещающий 2 электрона, полностью заполнен. Именно поэтому первый период Периодической системы Д.И. Менделеева содержит только 2 элемента.

Второй период начинается элементом литием и заканчивается элементом неоном. Все электроны в атомах элементов второго периода располагаются на двух энергетических уровнях.

В атоме лития всего 3 электрона, два из них находятся на первом энергетическом уровне и занимают $1s$ -орбиталь, третий электрон, в соответствии с вышесказанным, находится на втором энергетическом уровне, занимая $2s$ -орбиталь. Электронная конфигурация атома лития:



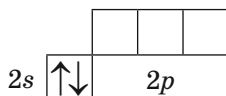
Строение внешнего электронного уровня можно записать в графическом виде:



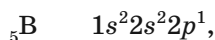
За литием в Периодической системе следует элемент бериллий. Электронная конфигурация атома бериллия:



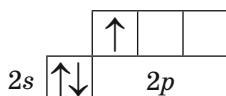
Строение внешнего электронного уровня можно записать в графическом виде:



На этом $2s$ -подуровень полностью заполнился. В атоме бора следующий электрон расположится на p -подуровне:

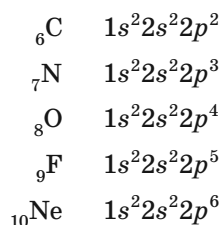


или в графическом виде:



В атомах следующих элементов (углерод, азот, кислород, фтор и неон) каждый последующий электрон также располагается на p -подуровне. Если элементы Li и Be относятся к s -элементам, то B, C, N, O, F и Ne — к p -элементам.

Электронные конфигурации атомов от углерода до неона таковы:

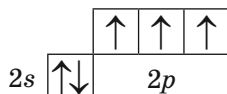


Изображая графическую электронную формулу атомов p -элементов, следует руководствоваться **правилом Хунда**, в соответствии с которым электроны так располагаются в пределах подуровня, чтобы суммарный спин был максимальным (т.е. число неспаренных электронов должно быть наибольшим). Так, для атома угле-

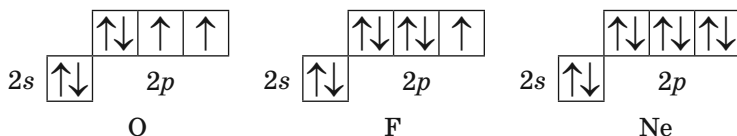
рода можно изобразить строение внешнего электронного уровня двумя способами:



Очевидно, что только вторая схема отвечает правилу Хунда. Аналогично, в атоме азота, находящемся в основном состоянии, имеется три неспаренных электрона:

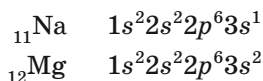


Начиная с атома кислорода, каждый следующий p -электрон попадает на атомную орбиталь, уже занятую одним электроном. Это приводит к спариванию электронов на p -орбиталях:



Таким образом, в атоме неона все электроны — спаренные. Кроме того, в атоме неона полностью завершён не только p -подуровень, но и весь второй энергетический уровень (8 электронов). Вот почему второй период Периодической системы Д.И. Менделеева содержит 8 элементов.

В третьем периоде Периодической системы Д.И. Менделеева расположены также 8 элементов, это s -элементы натрий и магний:



и p -элементы — алюминий, кремний, фосфор, сера, хлор и аргон:

$_{13}\text{Al}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
$_{14}\text{Si}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
$_{15}\text{P}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
$_{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
$_{17}\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
$_{18}\text{Ar}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Элементом аргоном третий период заканчивается.

Казалось бы, на третьем уровне остались вакантными $3d$ -орбитали, и именно они должны заполняться электронами после того, как в атоме аргона полностью заполнился $3p$ -подуровень. Однако после аргона в атомах калия и кальция начинают заполняться $4s$ -орбитали:

$_{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
$_{20}\text{Ca}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Таким образом, четвёртый период, как и другие периоды, начинается с s -элементов — калия и кальция, в атомах которых происходит заполнение электронами $4s$ -орбиталей. Это становится возможным с учётом того, что в атомах этих элементов энергия $4s$ -подуровня меньше энергии $3d$ -подуровня. И только после заполнения $4s$ -оболочки происходит заполнение вакантной $3d$ -оболочки. Первый $3d$ -электрон появляется в атоме скандия*:

$_{21}\text{Sc}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$
------------------	--------------------------------------

Скандий и последующие элементы называются **$3d$ -элементами**, всего их десять (так как на пяти d -орбиталях может максимально разместиться 10 элек-

* Обратите внимание, что заполняется сначала $4s$ -подуровень, а затем — $3d$, а записывается в электронной формуле сначала $3d$ -подуровень, а затем $4s$ (в порядке увеличения номера энергетического уровня).

тронов). *d*-Элементы наряду с *f*-элементами относятся к так называемым **переходным элементам**. Переходные элементы всегда располагаются в побочных подгруппах Периодической системы.

Приведём электронные конфигурации переходных элементов четвёртого периода:

$_{21}\text{Sc}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$
$_{22}\text{Ti}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$
$_{23}\text{V}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
$_{24}\text{Cr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{3d^5 4s^1}$
$_{25}\text{Mn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$
$_{26}\text{Fe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
$_{27}\text{Co}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$
$_{28}\text{Ni}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$
$_{29}\text{Cu}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{3d^{10} 4s^1}$
$_{30}\text{Zn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

Обратите внимание на электронные конфигурации атомов хрома и меди. Вместо конфигурации $3d^4 4s^2$ атом хрома имеет конфигурацию $3d^5 4s^1$. Это связано с переходом одного из $4s$ -электронов на $3d$ -подуровень, что объясняют повышенной устойчивостью наполовину заполненной *d*-оболочки. Аналогичный «провал электрона» имеет место и в атоме меди, что связано с повышенной устойчивостью полностью заполненной *d*-оболочки.

После заполнения $3d$ -подуровня происходит заполнение электронами $4p$ -подуровня. Электронные конфигурации остальных элементов четвёртого периода таковы:

$_{31}\text{Ga}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
$_{32}\text{Ge}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$
$_{33}\text{As}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
$_{34}\text{Se}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$
$_{35}\text{Br}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
$_{36}\text{Kr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

В атоме криптона заканчивается заполнение p -подуровня, криптон — последний элемент 4-го периода. Всего в 4-м периоде 18 химических элементов — 2 s -элемента, 10 d -элементов и 6 p -элементов.

Электроны, находящиеся на последнем энергетическом уровне, называются **внешними электронами**. Так, в атоме фосфора (элемент 3 периода) внешними являются $3s^23p^3$ -электроны, в атоме железа (элемент 4 периода) внешними являются $4s^2$ -электроны, в атоме брома (элемент 4 периода) внешними являются $4s^24p^5$ -электроны.

Электроны, которые могут принимать участие в образовании химических связей, называются **валентными электронами**. Для элементов главных подгрупп валентными являются внешние s - и p -электроны. Для элементов побочных подгрупп валентными являются внешние s - и предвнешние d -электроны. Так, валентными электронами являются:

- для атома фосфора — $3s^23p^3$ -электроны (5 валентных электронов);
- для атома железа — $3d^64s^2$ -электроны (8 валентных электронов);
- для атома брома — $4s^24p^5$ -электроны (7 валентных электронов).

Число валентных электронов в большинстве своём равно номеру группы, в которой располагается элемент в Периодической системе.

Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. Атомы химических элементов бора и алюминия имеют одинаковое число
 - 1) заполненных электронных слоёв
 - 2) протонов в ядре
 - 3) электронов во внешнем электронном слое
 - 4) электронов в атоме

2. Химическому элементу 3-го периода VA группы соответствует схема распределения электронов по слоям:
- 1) 2, 8, 5
 - 2) 2, 8, 3
 - 3) 2, 5
 - 4) 2, 3
3. Во 2-м периоде VIA группе Периодической системы находится химический элемент, схема строения атома которого:
- 1) $+6 \ 2\bar{e}, \ 4\bar{e}$
 - 2) $+12 \ 2\bar{e}, \ 8\bar{e}, \ 2\bar{e}$
 - 3) $+8 \ 2\bar{e}, \ 6\bar{e}$
 - 4) $+7 \ 2\bar{e}, \ 5\bar{e}$
4. Химическому элементу, степень окисления которого в водородном соединении равна -1 , соответствует схема распределения электронов в атоме:
- 1) $2\bar{e}, \ 8\bar{e}, \ 1\bar{e}$
 - 2) $2\bar{e}, \ 8\bar{e}, \ 4\bar{e}$
 - 3) $2\bar{e}, \ 8\bar{e}, \ 7\bar{e}$
 - 4) $2\bar{e}, \ 8\bar{e}, \ 8\bar{e}$
5. Химическому элементу, степень окисления которого в высшем оксиде $+6$, соответствует схема распределения электронов в атоме:
- 1) $2\bar{e}, \ 8\bar{e}, \ 6\bar{e}$
 - 2) $2\bar{e}, \ 8\bar{e}, \ 8\bar{e}, \ 2\bar{e}$
 - 3) $2\bar{e}, \ 8\bar{e}, \ 3\bar{e}$
 - 4) $2\bar{e}, \ 6\bar{e}$
6. По 5 электронов на внешнем электронном слое находится в атоме каждого из химических элементов в ряду:
- 1) Be, B, Li
 - 2) As, Se, Br
 - 3) C, Si, Al
 - 4) N, P, As

7. По 3 электрона находится во внешнем электронном слое атомов каждого из химических элементов в ряду:
- 1) Mg, Al, Ca
 - 2) B, Al, Ga
 - 3) Si, C, N
 - 4) N, P, S
8. Химический элемент, в атомах которого распределение электронов по слоям 2, 8, 6, образует высший оксид:
- 1) SeO_3
 - 2) SO_3
 - 3) N_2O_3
 - 4) P_2O_3
9. Химический элемент, в атомах которого распределение электронов по слоям 2, 8, 4, образует водородное соединение:
- 1) CH_4
 - 2) NH_3
 - 3) SiH_4
 - 4) H_2S
10. Четыре электронных слоя и 7 электронов во внешнем электронном слое имеет атом
- 1) углерода
 - 2) калия
 - 3) брома
 - 4) кремния
11. Четыре электрона находятся во внешнем электронном слое атомов каждого из химических элементов в ряду:
- 1) C, Si, Sn
 - 2) O, Cl, I
 - 3) N, C, S
 - 4) Mg, Be, Ca

12. Химический элемент расположен в 4-м периоде IА группы. Распределению электронов в атоме этого элемента соответствует ряд чисел:

- 1) 2, 8, 8, 2
- 2) 2, 8, 18, 1
- 3) 2, 8, 8, 1
- 4) 2, 8, 18, 2

13. Строение электронной оболочки атома магния отражает электронная формула

- 1) $1s^2 2s^2$
- 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
- 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- 4) $1s^2 2s^2 2p^2$

14. В атоме азота число заполняемых энергетических уровней и число внешних электронов соответственно равно

- 1) 2 и 3
- 2) 2 и 5
- 3) 3 и 7
- 4) 3 и 5

15. Число заполняемых энергетических уровней и число внешних электронов атома хлора соответственно равно

- 1) 4 и 6
- 2) 2 и 5
- 3) 3 и 7
- 4) 4 и 5

16. Число заполняемых энергетических уровней и число внешних электронов атома алюминия соответственно равно

- 1) 2 и 1
- 2) 2 и 3
- 3) 3 и 3
- 4) 3 и 2

17. Какой из частиц соответствует электронная конфигурация атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$?

- 1) Li^+
- 2) K^+
- 3) Cs^+
- 4) Na^+

18. Какой из частиц соответствует электронная конфигурация атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$?

- 1) N^{3-}
- 2) Cl^-
- 3) S^{+4}
- 4) Na^+

19. Восемь электронов на внешнем энергетическом уровне имеет ион

- 1) P^{3+}
- 2) S^{2-}
- 3) Cl^{5+}
- 4) H^+

20. Восьмизлектронную внешнюю оболочку имеет ион

- 1) N^{3-}
- 2) S^{4+}
- 3) Br^{5+}
- 4) N^{2+}

21. Число электронов в ионе железа Fe^{2+} равно

- 1) 54
- 2) 28
- 3) 58
- 4) 24

22. Число электронов в атоме аргона равно числу электронов в ионе

- 1) S^{2-}
- 3) Na^+
- 2) Al^{3+}
- 4) F^-

При выполнении заданий выберите правильные ответы. Установите соответствие.

23. Установите соответствие между формулой частицы и её электронным строением.

ФОРМУЛА
ЧАСТИЦЫ

ЭЛЕКТРОННОЕ
СТРОЕНИЕ

- А) Na^+
Б) Ar
В) S^{2-}
Г) N^{5+}

- 1) $1s^2$
2) $1s^2 2s^2$
3) $1s^2 2s^2 2p^3$
4) $1s^2 2s^2 2p^6$
5) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
6) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

А	Б	В	Г

24. Установите соответствие между формулой частицы и её электронным строением.

ФОРМУЛА
ЧАСТИЦЫ

ЭЛЕКТРОННОЕ
СТРОЕНИЕ

- А) Mg^{2+}
Б) Al
В) S^{4+}
Г) N^{3-}

- 1) $1s^2 2s^2$
2) $1s^2 2s^2 2p^1$
3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
4) $1s^2 2s^2 2p^6$
5) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
6) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

А	Б	В	Г

1.2. || Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Физический смысл порядкового номера химического элемента

Периодический закон — один из фундаментальных законов природы. Он был открыт великим русским учёным Д.И. Менделеевым в 1869 г. Дмитрий Иванович Менделеев пытался найти естественную классификацию химических элементов. В основу своих поисков учёный положил значения атомных масс элементов. Выбор атомной массы связан с тем, что в середине XIX в. это была единственная определяемая характеристика химического элемента (никаких представлений об атомных или ионных радиусах, энергии ионизации, сродстве к электрону, электроотрицательности в те времена не существовало).

Расположив 63 известных в то время химических элемента в порядке возрастания атомных масс, Д.И. Менделеев подметил определённую повторяемость свойств элементов. Периодический закон помог учёным понять, как устроен атом. В свою очередь, учение об атомном строении позволило уточнить формулировку Периодического закона. Оказалось, что основная характеристика химического элемента — не атомная масса, а заряд ядра атома, поэтому современная формулировка Периодического закона звучит так: «Свойства элементов, а также свойства образуемых ими соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов».

Графическим выражением Периодического закона является Периодическая система химических элементов, которую представляют обычно в виде таблицы. При разработке Периодической системы Д.И. Менделееву пришлось столкнуться с огромными трудностями. Так, в 1869 г. одни химические элементы были ещё не от-

крыты, свойства многих других были изучены явно недостаточно, атомные массы некоторых элементов были определены неправильно. На основании Периодического закона учёный исправил атомные массы некоторых элементов (бериллия, урана, индия и др.), предсказал существование нескольких неизвестных тогда элементов (скандия, германия, галлия и др.), детально описал свойства не только неоткрытых элементов, но и их важнейших соединений (оксидов, гидроксидов, солей). В течение последующих 15 лет все предсказанные Менделеевым элементы были открыты. Более того, оказалось, что многие свойства этих элементов были определены первооткрывателями неверно — предсказания Менделеева лучше соответствовали действительности. Открытие предвиденных Д.И. Менделеевым химических элементов привело к всеобщему признанию Периодического закона.

Каждый элемент в Периодической системе имеет своё место, определяемое номером группы и номером периода. Порядковый номер элемента в Периодической системе — наиболее важная характеристика элемента. Именно порядковый номер (или атомный номер) указывает на заряд ядра атома данного элемента, а следовательно, на число протонов в ядре и на число электронов в атоме.

Совпадение величины заряда ядра и атомного номера элемента в Периодической таблице Д.И. Менделеева было в 1913 г. экспериментально подтверждено Г. Мозли, изучавшим рентгеновские спектры различных элементов. Г. Мозли подтвердил, что Д.И. Менделеев правильно разместил элементы в Периодической системе даже в тех случаях, когда был нарушен принцип возрастания атомных масс (в случае аргона, кобальта, иода). Неосознанно Менделеев предугадал, что в соответствии с найденным им порядком расположения этих элементов происходит увеличение заряда ядер их атомов, тем самым незначительные отступления в Периодической системе были устранены.

1.2.1. Группы и периоды Периодической системы

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева состоит из вертикально расположенных колонок (групп элементов) и горизонтально расположенных рядов (периодов). В настоящее время известно множество модификаций Периодической таблицы элементов. В последнее время в соответствии с рекомендациями ИЮПАК начинает использоваться длиннопериодная Периодическая таблица, состоящая из 18 групп (рис. 6):

This is a long-periodic table of elements, organized into 18 groups. It includes the main groups (1-18) and the lanthanide and actinide series at the bottom. Each element cell contains its symbol, atomic number, and name in Russian.

Рис. 6

В этой таблице группы элементов обозначаются арабскими цифрами.

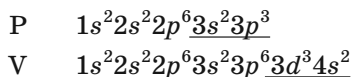
Большинство химиков продолжает пользоваться короткопериодной Периодической таблицей (рис. 7).

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА																				
ПЕРИОДЫ \ ГРУППЫ	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII												
I	1 H																		2 He	
II	2 Li	Be		B	C	N	O	F											10 Ne	
III	3 Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar											18 Ar	
IV	4 K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn							36 Kr	
	5 Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br												54 Xe	
6	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd									86 Rn	
V	7 Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I												118 Og	
8	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au								118 Og	
VI	9 Au	Hg	Pb	Tl	Pb	Bi	Po	At											118 Og	
VII	10 Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds									118 Og	
Высшие окислы		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄											
ЛАНТАНОИДЫ		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu					
АКТИНОИДЫ		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr					

Рис. 7

В короткопериодном варианте Периодическая таблица содержит 8 групп элементов, они обозначаются римскими цифрами. **Группами** называют вертикальные колонки Периодической системы. Группа состоит из двух **подгрупп** — главной и побочной. В последнее время вместо термина «главная подгруппа» используют термин «группа А» (с указанием номера группы), а вместо «побочной подгруппы» — «группа В». Так, пятую группу образуют элементы азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут (группа VA) и ванадий, ниобий, тантал (группа VB).

Атомы элементов, принадлежащих к одной группе, имеют, как правило, одинаковое число валентных электронов и, следовательно, — одинаковую высшую степень окисления. Так, электронные конфигурации атомов фосфора и ванадия таковы:



И атомы фосфора, и атомы ванадия содержат по 5 валентных электронов (они подчёркнуты). В атоме фосфора валентными являются 5 электронов внешнего уровня $3s^2 3p^3$. В атоме ванадия валентными являются внешние s - и предвнешние d -электроны $3d^3 4s^2$. За счёт пяти валентных электронов и фосфор, и ванадий проявляют высшую степень окисления +5, образуя высшие оксиды P_2O_5 и V_2O_5 . Различия в электронном строении атомов фосфора и ванадия, а также различия в валентных электронах обуславливают отнесение этих элементов к разным подгруппам — главной и побочной. Главные подгруппы образованы s - и p -элементами, побочные подгруппы — d - и f -элементами (переходными металлами).

Для d -элементов I и VIII групп число валентных электронов не совпадает с номером группы. Так, в IB группе расположены элементы медь и золото, для которых более характерна степень окисления не +1, а соответственно +2 и +3. В VIIIB группе есть элементы: кобальт, никель, палладий и др., — которые не проявляют высшей степени окисления +8.

Период — это горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов ядер атомов. В Периодической системе Д.И. Менделеева семь периодов, последний период незавершённый. Каждый период (кроме первого) начинается щелочным металлом и заканчивается инертным газом. Первый период содержит лишь 2 элемента (водород и гелий), второй и третий периоды — по 8 элементов. Первые три периода называют малыми периодами. В отличие от первых трёх периодов все последующие периоды называют большими, они содержат по 18 и более элементов.

Если порядковый номер указывает на общее число электронов в атоме элемента, то номер периода указывает на число энергетических уровней, на которых расположены электроны в этом атоме. Так, все 15 электронов в атоме фосфора (элемент № 15) расположены на трёх энергетических уровнях (так как фосфор — элемент третьего периода). Все 26 электронов в атоме железа (элемент № 26) расположены на четырёх энергетических уровнях (так как железо — элемент 4-го периода).

1.2.2. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в связи с положением в Периодической системе химических элементов

Изменение свойств элементов в главных подгруппах

В состав подгрупп входят химические элементы со сходными свойствами. Если число электронов на внешнем уровне одинаково для всех элементов одной подгруппы (оно равно номеру группы), то другие свойства элементов закономерно изменяются в подгруппе с увеличением зарядов ядер атомов. Так, сверху вниз возрастает число заполненных электронных слоёв, следовательно, возрастают атомные радиусы элементов. В силу этого возрастает лёгкость отдачи внешних электронов, уменьшается электроотрицательность элементов, усиливаются металлические свойства и, напротив, ослабевают неметаллические свойства простых веществ, образо-

ванных этими элементами. Соответственно, кислотные свойства оксидов и гидроксидов сверху вниз по подгруппе уменьшаются, а основные — усиливаются.

Так, для элементов IVA группы:

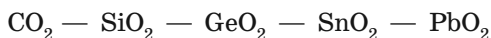


с увеличением заряда ядра от 6 до 82:

- возрастает атомный радиус от 0,77Å для углерода до 1,75Å для свинца;
- уменьшается энергия, необходимая для отрыва электрона из атома (энергия ионизации), от значения 11,3 эВ для углерода до 7,4 эВ для свинца;
- уменьшается электроотрицательность элементов от 2,5 для углерода до 1,5 для свинца.

Все эти данные свидетельствуют об ослаблении неметаллического характера элементов и усилении металлического характера. Действительно, углерод и кремний относятся к типичным неметаллам, в то время как простые вещества олово и свинец — металлы.

В ряду высших оксидов

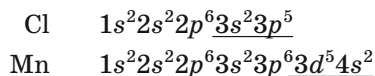


первые два проявляют исключительно кислотные свойства; оксид германия — амфотерный, с преобладанием кислотных свойств; оксид олова — амфотерный, с преобладанием основных свойств; оксид свинца — преимущественно проявляет основные свойства. Следовательно, происходит закономерное ослабление кислотных свойств оксидов (и гидроксидов) и усиление основных.

Свойства элементов главной и побочной подгрупп существенно различаются. В то же время, благодаря Периодической системе, мы находим много общего в свойствах всех элементов, образующих данную группу.

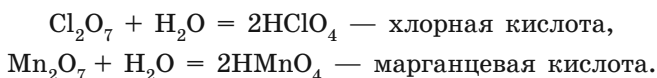
Так, в VII группе имеются два элемента — хлор (VIIA группа) и марганец (VIIB группа). Хлор образует простое вещество — неметалл, газообразный при обычных условиях, очень ядовитый. Марганец — типичный металл со всеми свойствами металлов (твёрдый, пластичный, электропроводный). Что же объединяет эти

несхожие элементы? Почему они находятся в одной группе Периодической системы? Всё дело в том, что и атомы хлора, и атомы марганца содержат по 7 валентных электронов:



Поэтому высшая степень окисления для этих элементов одна и та же, а именно +7.

Хлор и марганец образуют высшие оксиды одного состава: Cl_2O_7 и Mn_2O_7 . Оба эти оксида кислотные, энергично взаимодействуют с водой с образованием кислот одного и того же состава:



Оба оксида (и отвечающие им кислоты) — очень неустойчивы и являются сильнейшими окислителями.

И хлорная, и марганцевая кислоты относятся к наиболее сильным кислотам. При нейтрализации кислот получают одготипные соли — перхлораты и перманганаты, например KClO_4 и KMnO_4 . При небольшом нагревании обе соли легко разлагаются с выделением кислорода. Всё это и позволяет рассматривать элементы хлор и марганец в одной группе Периодической системы элементов Д.И. Менделеева.

Изменение свойств элементов по периоду

Рассмотрим свойства элементов второго периода:



Второй период, как и все остальные периоды, начинается с *s*-элемента, в данном случае с лития. Электронная конфигурация внешнего электронного уровня атома лития $2s^1$. Заканчивается второй период, как и все остальные периоды, *p*-элементом, в данном случае инертным газом неоном, внешняя электронная конфигурация которого $2s^2 2p^6$. С увеличением зарядов ядер

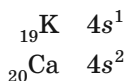
атомов по периоду происходит последовательное увеличение числа электронов на внешнем уровне — от 1 в атоме лития до 8 в атоме неона. Это приводит к уменьшению атомного радиуса от $1,59\text{\AA}$ в случае лития до $0,35\text{\AA}$ в случае неона. Следствием уменьшения атомных радиусов является ослабление металлических свойств простых веществ, образованных элементами второго периода, и усиление неметаллических. С уменьшением атомных радиусов увеличивается электроотрицательность элементов от 1,0 у лития до 4,1 у фтора. Всё это обуславливает ослабление основного характера оксидов и гидроксидов и усиление кислотных свойств оксидов и гидроксидов по периоду слева направо.

Так, первые два химических элемента второго периода — литий и бериллий — относятся к металлам, остальные элементы — к неметаллам. Оксид лития Li_2O обладает сильными основными свойствами, ему отвечает гидроксид LiOH — сильное основание, щёлочь. Следующий элемент — бериллий — образует оксид BeO и гидроксид $\text{Be}(\text{OH})_2$ — с амфотерными свойствами. Таким образом, основность оксида и гидроксида значительно уменьшается при переходе от Li к Be . Последующие элементы — бор, углерод и азот — образуют оксиды и гидроксиды кислотного характера, причём в ряду оксидов B_2O_3 — CO_2 — N_2O_5 или гидроксидов H_3BO_3 — H_2CO_3 — HNO_3 кислотность существенно возрастает. Если борная кислота относится к наиболее слабым кислотам, то азотная кислота — одна из сильнейших неорганических кислот.

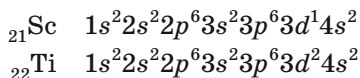
В третьем периоде характер изменения свойств элементов и их соединений в принципе такой же, поскольку аналогичны электронные конфигурации элементов третьего и второго периодов. Начинается третий период s -элементом — щелочным металлом натрием, образующим оксид Na_2O и гидроксид NaOH с сильными основными свойствами. Основность оксида и гидроксида магния (MgO и $\text{Mg}(\text{OH})_2$) существенно ниже, чем у соединений натрия — это связано с уменьшением атомного радиуса, увеличением электроотрицательности и

ослаблением металлических свойств элементов по периоду. Металлические свойства алюминия — первого *p*-элемента третьего периода — ещё более ослаблены по сравнению с магнием. Поэтому алюминий образует оксид Al_2O_3 и гидроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$, обладающие амфотерными свойствами. Следовательно, основной характер оксида и гидроксида алюминия ещё менее выражен, чем у соединений магния. Более того, сам факт амфотерности указывает на проявление слабых кислотных свойств у соединений алюминия. Кислотный характер оксидов и гидроксидов ещё более усиливается при переходе к следующим элементам третьего периода. Кремний, фосфор, сера и хлор образуют оксиды и гидроксиды с ярко выраженными кислотными свойствами, причём от кремния к хлору кислотность соединений существенно усиливается. Если кремниевая кислота H_4SiO_4 относится к слабым кислотам, то фосфорная H_3PO_4 — к кислотам средней силы, а серная H_2SO_4 и хлорная HClO_4 — к сильным кислотам. Завершается третий период инертным газом аргоном.

Рассмотренные тенденции в изменении свойств элементов и их соединений по периодам Периодической системы химических элементов сохраняются и в больших периодах, например в четвёртом. Однако в больших периодах есть и особенности в изменении свойств элементов. Так, четвёртый период начинается *s*-элементами калием и кальцием, атомы которых имеют на внешнем энергетическом уровне соответственно 1 и 2 электрона:



Если в малых периодах после *s*-элементов следуют *p*-элементы, то в больших периодах между *s*- и *p*-элементами вклинивается семейство *d*-элементов. В четвёртом периоде за элементом кальцием следуют 10 *d*-элементов, в атомах которых заполняется предвнешний $3d$ -подуровень:



$_{23}\text{V}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
$_{24}\text{Cr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
$_{25}\text{Mn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$
$_{26}\text{Fe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
$_{27}\text{Co}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$
$_{28}\text{Ni}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$
$_{29}\text{Cu}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
$_{30}\text{Zn}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

После заполнения $3d$ -подуровня происходит заполнение электронами $4p$ -подуровня. Электронные конфигурации p -элементов четвёртого периода таковы:

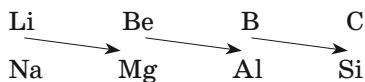
$_{31}\text{Ga}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
$_{32}\text{Ge}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$
$_{33}\text{As}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
$_{34}\text{Se}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$
$_{35}\text{Br}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
$_{36}\text{Kr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

Поскольку в атомах переходных элементов заполняется не внешний, а предвнешний подуровень (в то время как число электронов на внешнем уровне остаётся практически одинаковым), то свойства элементов при переходе от скандия к цинку меняются более плавно. Медленнее, чем во втором и третьем периодах, уменьшаются атомные радиусы, уменьшаются металлические свойства, возрастает электроотрицательность. Следует заметить, что если переходный элемент образует производные в нескольких степенях окисления, то с ростом степени окисления происходит закономерное уменьшение основных свойств оксидов и гидроксидов и усиление кислотных свойств.

Так, марганец образует оксиды MnO , Mn_2O_3 , MnO_2 , Mn_2O_7 . В этом ряду основность оксидов заметно уменьша-

ется. Оксиду марганца(II) отвечает основание $\text{Mn}(\text{OH})_2$, являющееся основанием средней силы, способным вытеснять, например, аммиак из его солей (так ведут себя гидроксиды щелочных и щёлочно-земельных металлов). Основность оксидов марганца(III) и (IV) заметно ниже. Оксид же марганца(VII) основных свойств практически не проявляет, он относится к кислотным оксидам, образующим с водой кислоту, в данном случае — марганцевую кислоту HMnO_4 . Таким образом, оксид марганца(II) MnO проявляет основные свойства, оксиды Mn_2O_3 и MnO_2 — амфотерные свойства, а оксид Mn_2O_7 — кислотные. Таков же характер изменения кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов в зависимости от степени окисления и для остальных переходных элементов.

В заключение раздела укажем, что химические элементы, расположенные в диагональном направлении Периодической системы, также иногда могут проявлять близость многих физических и химических свойств. Это явление носит название «диагонального сходства». Так, химические свойства лития и его соединений иногда оказываются гораздо ближе к свойствам магния, чем к свойствам остальных щелочных металлов. Аналогично, свойства бериллия гораздо ближе к свойствам алюминия, чем к свойствам щёлочно-земельных металлов, а свойства бора — ближе к свойствам кремния:



Диагональное сходство можно объяснить, если принять во внимание характер изменения атомных радиусов по группам и периодам: уменьшение радиусов в периодах (слева направо) приблизительно компенсируется увеличением радиусов в группах (сверху вниз). Тем самым оказываются весьма близки атомные радиусы лития и магния, бериллия и алюминия и др.

Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. Порядковый номер химического элемента в Периодической системе Д.И. Менделеева соответствует:
 - 1) числу электронов в атоме
 - 2) значению высшей валентности элемента по кислороду
 - 3) значению валентности в водородном соединении
 - 4) числу электронных слоёв в атоме
2. Номер группы в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева соответствует
 - 1) числу электронов в атоме
 - 2) значению высшей валентности элемента по кислороду
 - 3) числу электронов, недостающих до завершения внешнего электронного слоя
 - 4) числу электронных слоёв в атоме
3. Номер периода в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева равен числу
 - 1) электронов в атоме
 - 2) электронов во внешнем слое атомов
 - 3) недостающих электронов до завершения электронного слоя
 - 4) заполняемых электронных слоёв в атоме
4. В периоде с увеличением атомного номера химического элемента происходит
 - 1) уменьшение заряда ядра атома
 - 2) усиление металлических свойств
 - 3) уменьшение атомного радиуса
 - 4) уменьшение числа валентных электронов

5. Радиус атомов увеличивается в ряду элементов
 - 1) $H \rightarrow Li \rightarrow Na$
 - 2) $K \rightarrow Na \rightarrow Li$
 - 3) $Na \rightarrow Mg \rightarrow Al$
 - 4) $Be \rightarrow Ca \rightarrow Mg$

6. В главных подгруппах Периодической системы с увеличением заряда ядра атомов происходит
 - 1) усиление неметаллических свойств элементов
 - 2) уменьшение числа протонов в ядре
 - 3) увеличение радиуса атомов
 - 4) увеличение электроотрицательности

7. В главных подгруппах Периодической системы с увеличением заряда ядра атомов химических элементов
 - 1) усиливаются неметаллические свойства
 - 2) уменьшаются металлические свойства
 - 3) изменяется валентность в водородных соединениях
 - 4) остаётся постоянной высшая валентность

8. Неметаллические свойства усиливаются в ряду
 - 1) $N \rightarrow P \rightarrow As$
 - 2) $N \rightarrow C \rightarrow B$
 - 3) $N \rightarrow O \rightarrow F$
 - 4) $C \rightarrow Si \rightarrow Ge$

9. В порядке увеличения числа электронов на внешнем уровне элементы расположены в ряду:
 - 1) $Na \rightarrow Mg \rightarrow Al$
 - 2) $Cu \rightarrow Ag \rightarrow Au$
 - 3) $Be \rightarrow Mg \rightarrow Ca$
 - 4) $C \rightarrow N \rightarrow P$

10. Четыре электрона находятся во внешнем электронном слое атомов каждого из химических элементов в ряду

1) C, Si, Sn	3) N, C, S
2) O, Cl, I	4) Mg, Be, Ca

11. Химический элемент, схема строения электронных оболочек атома которого $2\bar{e}, 8\bar{e}, 7\bar{e}$, образует высший оксид состава
- 1) $\text{Э}_2\text{O}_7$
 - 2) $\text{Э}_2\text{O}$
 - 3) ЭO_2
 - 4) ЭO_3
12. Атомы химических элементов бора и алюминия имеют одинаковое число
- 1) заполненных электронных слоёв
 - 2) протонов
 - 3) электронов во внешнем электронном слое
 - 4) нейтронов
13. Изменение свойств от металлических к неметаллическим происходит в ряду
- 1) $\text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Si}$
 - 2) $\text{C} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{Li}$
 - 3) $\text{Be} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Ca}$
 - 4) $\text{P} \rightarrow \text{Si} \rightarrow \text{Al}$
14. Порядковый номер химического элемента в Периодической системе показывает
- 1) количество энергетических уровней
 - 2) число валентных электронов
 - 3) число протонов в ядре атома
 - 4) атомную массу
15. Номер периода в Периодической системе показывает
- 1) количество заполняемых энергетических уровней
 - 2) заряд атомного ядра
 - 3) число валентных электронов
 - 4) атомную массу элемента
16. Наименьший радиус атома имеет
- | | |
|-------|------|
| 1) C | 3) B |
| 2) Be | 4) N |

17. Одинаковую электронную конфигурацию имеют частицы Na^+ и

- | | |
|--------------------|---------------------|
| 1) S^{4+} | 3) Ca^{2+} |
| 2) Cl^- | 4) P^{5+} |

18. Наиболее сильные металлические свойства проявляет

- 1) стронций
- 2) магний
- 3) кальций
- 4) бериллий

19. Наиболее сильные неметаллические свойства проявляет

- 1) хлор
- 2) фосфор
- 3) кремний
- 4) сера

20. В каком ряду химические элементы расположены в порядке возрастания их атомного радиуса?

- 1) $\text{Na} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Al}$
- 2) $\text{Be} \rightarrow \text{B} \rightarrow \text{C}$
- 3) $\text{S} \rightarrow \text{Cl} \rightarrow \text{Ar}$
- 4) $\text{F} \rightarrow \text{O} \rightarrow \text{N}$

21. В порядке возрастания атомного радиуса химические элементы расположены в ряду:

- 1) $\text{B} \rightarrow \text{C} \rightarrow \text{N}$
- 2) $\text{Rb} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Na}$
- 3) $\text{O} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{Se}$
- 4) $\text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Si}$

22. Атому химического элемента, образующего высший оксид состава R_2O_7 , соответствует электронная конфигурация

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

- 3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
- 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$

23. Химический элемент образует высший оксид состава RO_3 . Какую электронную конфигурацию имеет внешний энергетический уровень его атома?

- $$\begin{array}{ll} 1) \quad ns^2np^4 & 3) \quad ns^2np^2 \\ 2) \quad ns^2np^3 & 4) \quad ns^2np^6 \end{array}$$

24. Наибольшей восстановительной активностью обладает

- 1) литий
- 2) бериллий
- 3) азот
- 4) сера

25. Наиболее энергично присоединяет электроны в химических реакциях атом

- 1) серы 3) селена
2) хлора 4) брома

26. В ряду химических элементов: Na — Mg — Al — Si

- 1) увеличивается число энергетических уровней в атомах
- 2) усиливаются металлические свойства элементов
- 3) уменьшается высшая степень окисления элементов
- 4) ослабевают металлические свойства элементов

При выполнении заданий выберите правильные ответы.

27. В ряду химических элементов Na — Mg — Al:

- 1) уменьшается заряд ядер атомов
- 2) увеличивается число электронов во внешнем электронном слое

- 3) уменьшается электроотрицательность
- 4) уменьшается радиус атомов
- 5) усиливаются металлические свойства

Ответ: _____ .

28. В ряду химических элементов Li — Be — B

- 1) увеличивается заряд ядер атомов
- 2) возрастают кислотные свойства образуемых гидроксидов
- 3) увеличивается число электронных уровней
- 4) уменьшается электроотрицательность
- 5) возрастает атомный радиус

Ответ: _____ .

29. В ряду химических элементов Be — Mg — Ca

- 1) увеличивается атомный радиус
- 2) возрастает высшая степень окисления
- 3) увеличивается значение электроотрицательности
- 4) увеличиваются основные свойства образуемых гидроксидов
- 5) уменьшается число электронов на внешнем уровне

Ответ: _____ .

30. В ряду химических элементов F — Cl — Br

- 1) уменьшается электроотрицательность
- 2) увеличивается сила образуемых кислородсодержащих кислот
- 3) увеличивается сила образуемых бескислородных кислот
- 4) уменьшается радиус атомов
- 5) увеличивается значение высшей степени окисления

Ответ: _____ .

31. В ряду химических элементов Na — K — Rb

- 1) возрастает высшая степень окисления
- 2) увеличивается атомный радиус

- 3) увеличивается значение электроотрицательности
 - 4) увеличиваются основные свойства образуемых гидроксидов
 - 5) уменьшается число электронов на внешнем уровне
- Ответ: _____ .

32. В ряду химических элементов Al — Si — P

- 1) увеличивается заряд ядер атомов
 - 2) возрастают кислотные свойства образуемых гидроксидов
 - 3) увеличивается число электронных уровней в атоме
 - 4) уменьшается электроотрицательность
 - 5) возрастает атомный радиус
- Ответ: _____ .

33. В ряду химических элементов O — S — Se

- 1) уменьшается радиус атомов
 - 2) увеличивается значение высшей степени окисления
 - 3) увеличивается сила кислот H_2E
 - 4) уменьшается электроотрицательность
 - 5) увеличивается число внешних электронов
- Ответ: _____ .

34. В ряду химических элементов N — P — As

- 1) уменьшается электроотрицательность
 - 2) увеличивается сила образуемых кислородсодержащих кислот
 - 3) уменьшаются основные свойства соединений H_3E
 - 4) уменьшается радиус атомов
 - 5) увеличивается значение высшей степени окисления
- Ответ: _____ .

35. В ряду химических элементов Si — P — S

- 1) уменьшается атомный радиус
- 2) уменьшается электроотрицательность

- 3) возрастает число валентных электронов
- 4) увеличивается число энергетических уровней
- 5) уменьшаются кислотные свойства образуемых гидроксидов

Ответ: _____ .

36. В ряду химических элементов Sr — Ba — Ra

- 1) увеличивается значение электроотрицательности
- 2) уменьшается число электронов на внешнем уровне
- 3) увеличивается атомный радиус
- 4) увеличиваются основные свойства образуемых гидроксидов
- 5) возрастает высшая степень окисления

Ответ: _____ .

37. В ряду химических элементов В — С — N

- 1) увеличивается заряд ядер атомов
- 2) возрастают кислотные свойства образуемых гидроксидов
- 3) увеличивается число электронных уровней
- 4) уменьшается электроотрицательность
- 5) возрастает атомный радиус

Ответ: _____ .

1.3. || Строение молекул. Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая

Под химической связью понимают взаимодействие, приводящее к образованию физически устойчивой двухатомной системы. Термин «физически устойчивая система» означает, что при образовании химической связи энергия выделяется, что схематически может быть изображено в виде диаграммы, изображённой на рисунке 8.

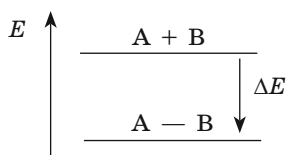


Рис. 8

Из диаграммы видно, что образование химической связи $A-B$ при взаимодействии двух атомов A и B сопровождается выделением энергии ΔE . Эту энергию называют энергией связи: чем больше энергия связи, тем прочнее молекула.

Химическая связь образуется за счёт валентных электронов. Валентными являются s - и p -электроны внешнего уровня (для непереходных элементов), а также d -электроны предвнешнего уровня (для переходных элементов).

Различают три основных типа химических связей: ковалентную, ионную и металлическую.

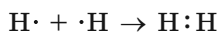
Ковалентная связь

Ковалентная связь осуществляется за счёт образования общих электронных пар. Ковалентная **неполярная** связь образуется между атомами одного и того же химического элемента, например в молекулах H_2 , O_2 , Cl_2 ,

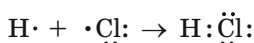
Na_2^* . Ковалентная **полярная** связь образуется между атомами (обычно неметаллов), отличающимися по электроотрицательности, например в молекулах HCl , H_2O , NH_3 , а также AlCl_3 , TiCl_4 и др.

Существуют два механизма образования ковалентной связи — обменный механизм (или механизм обобществления электронов) и донорно-акцепторный механизм.

В соответствии с первым механизмом ковалентная связь образуется при спаривании электронов, принадлежавших разным атомам. Так, при взаимодействии двух атомов водорода (электронная конфигурация $1s^1$) происходит образование общей электронной пары:



Аналогично, образование общей электронной пары происходит и при взаимодействии атомов водорода и хлора (конфигурация $3s^2 3p^5$):



В обоих случаях при сближении атомов происходит частичное перекрывание их электронных облаков, при этом в области между ядрами увеличивается плотность электронного заряда, что и приводит к образованию химической связи.

В соответствии с донорно-акцепторным механизмом образования ковалентной связи, у одного атома (донора) должна быть неподелённая электронная пара, которая взаимодействует с вакантной орбиталью другого атома (акцептора):



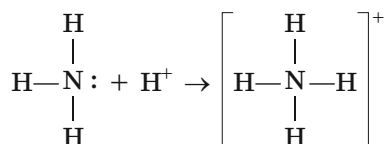
И в этом случае химическая связь обусловлена появлением общей электронной пары, которая до взаимодействия принадлежала одному из атомов.

* Да-да, существуют и молекулы Na_2 . В кристаллическом натрии реализуется металлическая кристаллическая решётка и металлическая связь. Но в газовой фазе возможно взаимодействие отдельных атомов натрия друг с другом с образованием двухатомных молекул. Химическая связь в такой молекуле ковалентная неполярная.

Нельзя говорить об особых донорно-акцепторных связях: и в первом случае, и во втором случае образуется ковалентная связь. Механизмы образования ковалентной связи различны, но природа связи одинакова во всех этих случаях.

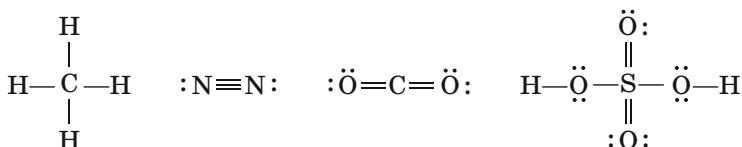
Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи реализуется во многих неорганических соединениях. Одна из связей образована по донорно-акцепторному механизму в ионе аммония NH_4^+ , ионе гидроксония H_3O^+ , молекулах озона O_3 и азотной кислоты.

Так, молекула аммиака взаимодействует с ионом водорода (протоном) с образованием иона аммония:



Одна из связей в ионе аммония образована по донорно-акцепторному механизму, но она ничем не отличается от остальных химических связей в этом ионе — ни длиной, ни прочностью (энергией).

Если между двумя атомами образовалась одна ковалентная связь (одна общая электронная пара), то она называется одинарной. Между двумя атомами могут возникать и кратные связи — двойные (две общие электронные пары) и тройные (три общие электронные пары). В структурных формулах одинарные связи изображаются одним валентным штрихом, двойные — двумя валентными штрихами, тройные — тремя. Ниже приведены структурные формулы некоторых молекул (с изображением неподелённых электронных пар, оставшихся на атомах после образования химических связей):



Среди ковалентных связей принято выделять, в соответствии с симметрией электронного облака, σ - и π -связи. σ -Связи образуются при перекрывании электронных облаков вдоль линии связи (рис. 9):

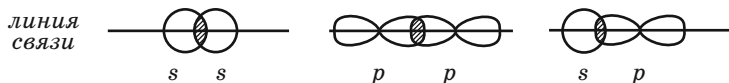


Рис. 9

π -Связи образуются при боковом перекрывании p -электронных облаков над и под линией связи (рис. 10):

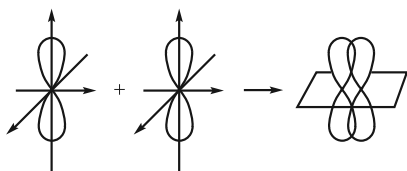


Рис. 10

Если между двумя атомами действует одинарная связь, то она относится всегда к σ -связям. В случае кратных связей между двумя атомами одна из них всегда σ -связь, остальные — π -связи. Так, в приведённых выше формулах π -связи имеются в молекулах азота (1σ и 2π), углекислого газа (2σ и 2π) и серной кислоты (6σ и 2π). В молекуле же метана все атомы связаны только σ -связями (4σ).

Основными характеристиками ковалентной связи являются длина и энергия. Под длиной связи понимают соответствующее межъядерное расстояние. Химическая связь тем прочнее, чем меньше её длина. Так, в ряду однотипных соединений $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$ происходит увеличение длины связи, вызванное увеличением размера атомов галогенов сверху вниз по подгруппе. Соответственно, в этом же ряду происходит и уменьшение прочности химической связи, уменьшение её энергии. Под энергией связи понимают энергию, ко-

торая выделяется при образовании химической связи. Энергию связи выражают обычно в кДж/моль. Энергия связи по модулю равна энергии диссоциации (т.е. разрыва) связи. Энергия связи также зависит от кратности — с увеличением кратности длина связи уменьшается, а прочность её возрастает. Основными свойствами ковалентной связи являются также её насыщенность и направленность в пространстве.

Особо рассмотрим образование химических связей в молекуле азотной кислоты HNO_3 .

Атом азота максимально может образовать четыре ковалентные связи — три по механизму спаривания электронов и одну по донорно-акцепторному механизму, что вытекает из его электронного строения (рис. 11).

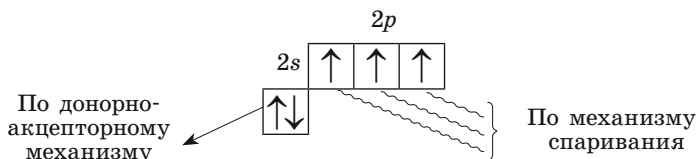


Рис. 11

Пять ковалентных связей атом азота, как известно, образовать не может из-за отсутствия вакантных (свободных) атомных орбиталей во втором энергетическом уровне.

Структурную формулу молекулы азотной кислоты с учётом четырёхковалентности азота можно изобразить двумя способами (рис. 12).

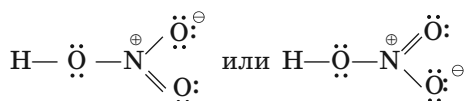


Рис. 12

Наличие формальных зарядов «+» и «-» связано с донорно-акцепторным механизмом образования одной из связей — электронная плотность от атома азота (донора) поступает на орбиталь атома кислорода (акцептора).

Если бы верны были изображённые нами формулы, то в молекуле азотной кислоты должны быть разные концевые связи NO — одна более короткая (двойная), другая — более длинная (одинарная). Однако экспериментальное исследование позволило установить равноценность этих двух концевых NO-связей. Их длина оказалась меньше, чем у одинарных связей, и больше, чем у двойных. Эту ситуацию можно объяснить, если предположить, что истинное строение молекулы азотной кислоты является промежуточным между приведёнными выше двумя так называемыми граничными (или предельными) структурами. Это возможно, если предположить, что в этой молекуле π -связь, в отличие от σ -связи, делокализована (как бы «размазана») по двум направлениям (более подробно с этой ситуацией вы будете знакомиться в старших классах при профильном изучении химии). В соответствии с этим предположением структурную формулу азотной кислоты изображают так (рис. 13):

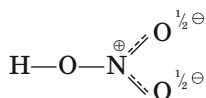


Рис. 13

Делокализована не только π -связь, но и формальный заряд на атомах кислорода. Говорят, что в молекуле азотной кислоты кратность концевых связей NO равна 1,5 (1σ и $0,5\pi$). Подобные «полуторные связи» известны во многих и неорганических, и органических молекулах.

Ионная связь

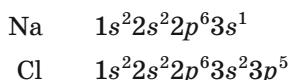
Химическая связь, осуществляемая за счёт электростатического взаимодействия разноимённо заряженных ионов, называется ионной.

Ионом называют заряженную частицу, которая образуется при присоединении электрона к атому или моле-

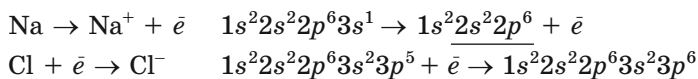
куле или при отдаче электрона атомом или молекулой.

Соединения с ионной связью образуются при взаимодействии атомов элементов, резко отличающихся по электроотрицательности, например — при взаимодействии щелочных или щёлочноземельных металлов с кислородом или галогенами.

Рассмотрим, например, взаимодействие атомов натрия и хлора. Электронные конфигурации этих атомов таковы:

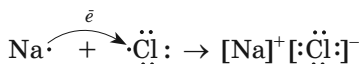


Видно, что это атомы с незавершёнными внешними электронными оболочками. Атому натрия до получения завершённого внешнего уровня легче отдать 1 электрон, чем принять недостающие 7. Атому хлора, наоборот, легче принять недостающий 8-й электрон, чем отдать 7 электронов. Это представлено схемами:



И в одном, и в другом случае получаются ионы с полностью завершённым 8-электронным внешним уровнем (подчёркнуто в формуле). Подобные частицы с полностью завершённым внешним уровнем обладают повышенной устойчивостью, это и является движущей силой образования ионных соединений.

Образовавшиеся ионы Na^+ и Cl^- взаимодействуют и объединяются в ионную молекулу:



Ионная связь присутствует в таких соединениях, как NaCl , KI , CsBr , CaO , BaF_2 и др.

Ионные молекулы существуют только в газовой фазе при высоких температурах. В твёрдом (кристаллическом состоянии) каждый положительно заряженный ион взаимодействует не с одним отрицательно заряженным ионом, а с множеством таких ионов. Это является след-

ствием ненаправленности и ненасыщаемости ионной связи. В результате такого взаимодействия образуются ионные кристаллы, характеризующиеся регулярным, упорядоченным расположением ионов в пространстве (в узлах так называемой кристаллической решётки). Так, в реальном кристалле поваренной соли каждый ион натрия окружён шестью хлорид-ионами, а каждый хлорид-ион — шестью ионами натрия.

Отметим, что в реальности 100%-ной ионной связи не существует. Даже в таком соединении, как CsF , степень ионности связи не превышает 92%, а в кристаллическом NaCl ещё меньше — всего 85%. Поэтому правильнее говорить о веществах с преимущественно ионным типом связи.

Металлическая связь

Металлическая связь — разновидность ненаправленной ковалентной связи. Она осуществляется между атомами с небольшим числом валентных электронов, слабо удерживаемых ядром, и большим числом вакантных валентных орбиталей. Металлическая связь существует в твёрдых металлах и их сплавах.

В атомах металлов на внешнем уровне находится большое число электронов (один-два, реже — три). В то же время имеется относительно большое число свободных орбиталей на внешнем уровне. Так, у атома лития на 1 внешний электрон приходится 3 вакантных орбитали, в атоме натрия — на 1 внешний электрон приходится 8 вакантных орбиталей. Валентные электроны слабо удерживаются ядром и способны свободно перемещаться в пределах всех свободных орбиталей. В результате при образовании кристаллической решётки валентные орбитали соседних атомов перекрываются и электроны свободно перемещаются с одной орбитали на другую в пределах всего кристалла, осуществляя тем самым химическую связь между всеми атомами металла. Так и образуется металлическая связь. Таким образом, твёрдый металл представляет собой «каркас»

из атомов и положительных ионов, находящихся в узлах кристаллической решётки и погружённых в «море» подвижных электронов. Как и другие виды химической связи, металлическая связь также имеет электростатическую природу.

С особенностями металлической связи связаны такие свойства металлов, как высокие электро- и теплопроводность, характерный металлический блеск, ковкость и пластичность.

Основное отличие металлической связи от ковалентной связано с ненаправленностью металлической связи и её меньшей прочностью.

Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. Какое из указанных веществ имеет ионную химическую связь?
 - 1) оксид кремния(IV)
 - 2) бромид калия
 - 3) магний
 - 4) сероводород

2. Ионная химическая связь реализуется в
 - 1) хлороводороде
 - 2) гидроксиде натрия
 - 3) оксиде углерода(II)
 - 4) оксиде углерода(IV)

3. Ионная химическая связь реализуется в
 - 1) кристаллической сере
 - 2) твёрдом иоде
 - 3) иодиде кальция
 - 4) оксиде фосфора(V)

4. Ковалентная полярная связь присутствует в молекуле
- 1) кислорода
 - 2) ромбической серы
 - 3) воды
 - 4) водорода
5. Ковалентная полярная связь имеется в молекуле
- 1) серной кислоты
 - 2) пластической серы
 - 3) хлора
 - 4) сульфида рубидия
6. Только ковалентные неполярные связи реализуются в
- 1) молекуле воды
 - 2) кристалле SiO_2
 - 3) кристалле кремния
 - 4) молекуле пероксида водорода
7. Ковалентная неполярная связь реализуется в
- 1) молекуле оксида углерода(IV)
 - 2) молекуле S_8
 - 3) кристаллическом льду
 - 4) молекуле NH_3
8. Химическая связь в кристалле хлорида натрия
- 1) ковалентная неполярная
 - 2) ковалентная полярная
 - 3) металлическая
 - 4) ионная
9. Химическая связь в молекуле углекислого газа
- 1) ковалентная неполярная
 - 2) ковалентная полярная
 - 3) металлическая
 - 4) ионная
10. Химическая связь в молекуле водорода
- 1) ковалентная неполярная
 - 2) ковалентная полярная
 - 3) металлическая
 - 4) ионная

11. Химическая связь в кристалле оксида кальция

- 1) ковалентная неполярная
- 2) ковалентная полярная
- 3) металлическая
- 4) ионная

12. Химические связи в молекуле этанола

- 1) ковалентные
- 2) водородные
- 3) металлические
- 4) ионные

13. Ковалентная неполярная связь реализуется в

- 1) молекуле оксида серы(IV)
- 2) фуллерене C_{60}
- 3) кристаллическом диоксиде углерода
- 4) молекуле CH_4

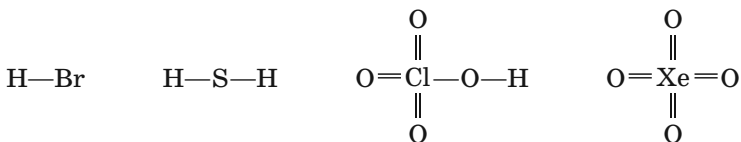
14. Ковалентная полярная связь реализуется в

- 1) фуллерене C_{60}
- 2) молекуле CS_2
- 3) металлической бронзе
- 4) молекуле N_2

1.4. || Валентность химических элементов. || Степень окисления || химических элементов

Валентность атома относится к основным химическим понятиям. Валентность характеризует способность атомов данного химического элемента к образованию химических связей. В разные исторические периоды развития химии это понятие имело различное содержание.

Ранее валентность определяли как число атомов одновалентного элемента, с которым соединяется один атом данного элемента. Так, водород считается типичным одновалентным элементом. В молекуле бромоводорода HBr атом брома соединяется с одним атомом водорода, а атом серы в молекуле сероводорода H_2S — с двумя атомами водорода. Следовательно, бром в HBr одновалентен, а сера в H_2S — двухвалентна. Значения валентности для различных элементов могут изменяться от одного до восьми. Так, в хлорной кислоте HClO_4 элемент водород — одновалентный, кислород — двухвалентный, хлор — семивалентный. В молекуле оксида ксенона XeO_4 валентность ксенона достигает значения восемь. Всё это наглядно демонстрируют следующие структурные формулы, в которых показан порядок связи атомов в молекуле друг с другом в соответствии с их валентностями (причём каждой единице валентности отвечает один валентный штрих):



Классическая теория не могла ответить на вопросы, почему водород — одновалентный элемент, а кислород — двухвалентный? Почему одни элементы проявляют во всех соединениях одну и ту же постоянную

валентность (Н, О, F, Са), а другие элементы — и их большинство — переменную валентность? Понять физический смысл валентности (и структурных формул) помогли современные теории строения атома и химической связи. С развитием этих теорий изменилось и само понятие валентности. В настоящее время под валентностью понимают число электронных пар, которыми данный атом связан с другими. Вот современное определение валентности:

Валентность (или ковалентность) определяется числом ковалентных связей, образуемых данным атомом в соединении.

Обратите внимание, валентность не имеет знака!

Валентные возможности атома определяются числом:

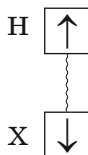
- неспаренных электронов;
- неподелённых электронных пар;
- вакантных валентных орбиталей.

Рассмотрим, например, валентные возможности атомов ряда элементов.

1. Водород. Атом водорода имеет единственный валентный электрон, что отражает электронная формула $1s^1$ или графическая формула

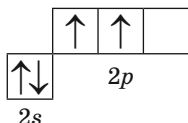


За счёт этого неспаренного электрона атом водорода может образовать только одну ковалентную связь с каким-либо другим атомом по механизму спаривания (или обобществления) электронов:

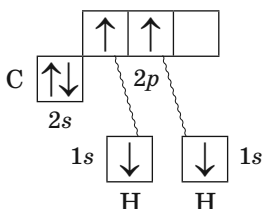


Другие валентные возможности у атома водорода отсутствуют. Поэтому водород проявляет единственную валентность, равную I.

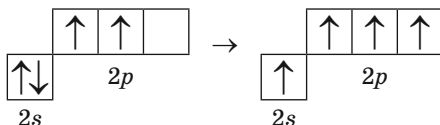
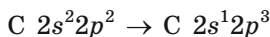
2. Углерод. Атом углерода, как элемент главной подгруппы IV группы, имеет четыре валентных электрона, что отражает электронная формула $2s^2 2p^2$ или графическая формула



Очевидно, что атом углерода может быть двухвалентным, образуя две ковалентные связи за счёт двух неспаренных электронов по механизму обобществления (спаривания) электронов. В частности, атом углерода проявляет валентность II в очень неустойчивых соединениях, например в карбене CH_2 :



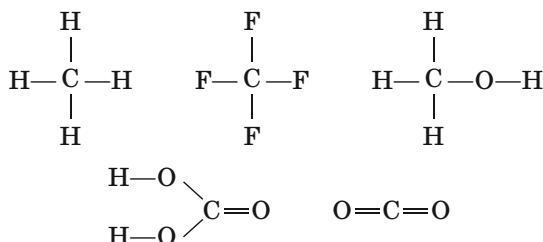
Однако наиболее многочисленны и устойчивы соединения углерода, в которых его валентность равна IV. Для образования четырёх ковалентных связей атом углерода переходит из основного в возбуждённое состояние, характеризующееся наличием четырёх неспаренных электронов:



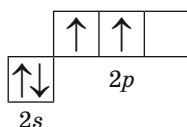
Переход в возбуждённое состояние связан с некоторыми энергетическими затратами (примерно 360 кДж/моль), однако эти затраты полностью окупаются при образовании 4 ковалентных связей. Так, при образовании 4 свя-

зей С—Н выделяется 1640 кДж/моль, при образовании четырёх связей С—F выделяется 1910 кДж/моль.

Валентность IV атом углерода имеет в соединениях: CH_4 , CF_4 , CO_2 , H_2CO_3 , CH_3OH и многих других:



Кроме валентности II и IV, углерод может проявлять и валентность III. Так, атом углерода образует три ковалентные связи в молекуле CO — в оксиде углерода(II). Это возможно за счёт одной вакантной атомной $2p$ -орбитали. Рассмотрим ещё раз электронную конфигурацию валентных электронов атома углерода в основном состоянии:



Атом углерода может образовать две ковалентные связи по механизму спаривания электронов (за счёт двух неспаренных электронов на p -подуровне) и ещё одну связь — по донорно-акцепторному механизму (является акцептором за счёт вакантной p -орбитали) (рис. 14).

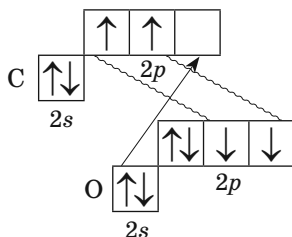


Рис. 14

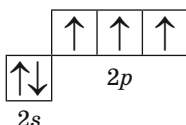
На этой схеме две ковалентные связи, обозначенные волнистыми линиями, образованы по механизму обобществления (за счёт двух неспаренных электронов атома углерода и двух неспаренных электронов атома кислорода), в то время как третья ковалентная связь, изображённая прямой стрелкой, образована по донорно-акцепторному механизму (атом кислорода — донор электронной пары, атом углерода — акцептор). Следовательно, валентность углерода в молекуле CO равна III. Отсюда становится понятной современная структурная формула молекулы CO, отражающая ковалентность углерода, равную III:



В этой формуле знаки « \ominus » и « \oplus » называются формальными зарядами, они показывают, что одна из связей образована по донорно-акцепторному механизму, причём электронная пара переходит с орбитали атома кислорода (поэтому на кислороде « \oplus ») на орбиталь углерода (поэтому на углероде « \ominus »).

Следовательно, атом углерода может проявлять валентности (ковалентности), равные II, III и IV (последняя наиболее характерна).

3. Азот. Элемент азот находится во втором периоде, в главной подгруппе V группы, следовательно, электронная конфигурация внешнего электронного уровня $2s^2 2p^3$, или



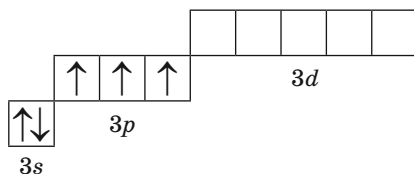
Имея 5 валентных электронов, атом азота не может проявлять высшую валентность, равную номеру группы, и вот почему.

За счёт трёх неспаренных p -электронов атом азота может образовать максимально три ковалентные связи по механизму обобществления электронов. Ещё одну связь, четвертую, атом азота может образовать по

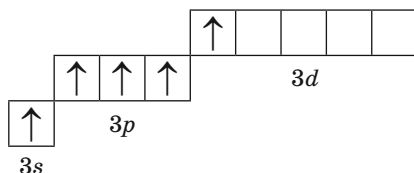
донорно-акцепторному механизму за счёт неподелённой $2s$ -электронной пары (являясь донором её). Поскольку во втором энергетическом (квантовом) слое нет вакантных орбиталей, то атом азота не может распарить $2s^2$ -электронную пару и повысить свои валентные возможности. Таким образом, атом азота может проявлять валентности I, II, III и IV, но не V! Азот не может быть пентавалентным! Даже в азотной кислоте и своём высшем оксиде атом азота образует только 4 ковалентные связи, являясь четырёхвалентным, что видно из следующих формул:



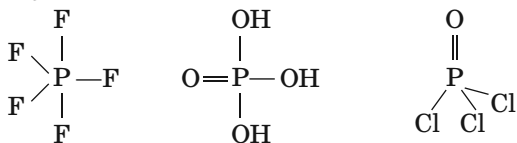
4. Фосфор. В отличие от атома азота, атом фосфора может увеличить свои валентные возможности. Элемент фосфор находится в третьем периоде, в главной подгруппе V группы. Электронная конфигурация его валентных электронов $3s^23p^3$, или



Являясь аналогом азота, фосфор также может проявлять валентности I, II, III и IV. Но так как для элементов третьего периода доступны вакантные $3d$ -орбитали, атом фосфора может перейти в возбуждённое состояние, переведя один из s -электронов на d -подуровень:



Таким образом, атом фосфора может образовать пять ковалентных связей по механизму спаривания электронов. Валентность V фосфор проявляет в молекулах PF_5 , H_3PO_4 , POCl_3 и др.:



Подведём итог. Поскольку существует два механизма образования ковалентной связи (механизм обобществления электронов и донорно-акцепторный механизм), то валентные возможности атомов зависят в первую очередь от числа неспаренных электронов в данном атоме, во вторую очередь — от наличия вакантных атомных орбиталей во внешнем уровне, в третью — от числа неподелённых электронных пар. Валентность элементов первого периода не может превышать I, валентность элементов второго периода не может превышать IV. В общем случае максимально возможная валентность атома химического элемента не может превышать полного числа валентных атомных орбиталей.

Рассмотрим теперь ещё одно понятие — степень окисления.

Степень окисления — это условный заряд атома в соединении в предположении, что все связи в этом соединении ионные (т.е. все связывающие электронные пары полностью смещены к атому более электроотрицательного элемента). В отличие от валентности, степень окисления имеет знак — она может быть отрицательной, нулевой или положительной.

Для подсчёта степеней окисления имеется ряд простых правил. Суть их в следующем:

1. Степень окисления элемента в составе простого вещества принимается равной нулю. Если вещество находится в атомарном состоянии, то степень окисления его атомов также равна нулю.

2. Ряд элементов проявляют в соединениях постоянную степень окисления. Среди них: фтор (–1), щелоч-

ные металлы (+1), щёлочно-земельные металлы, бериллий, магний и цинк (+2), алюминий (+3).

3. Кислород, как правило, проявляет степень окисления -2 , за исключением пероксидов H_2O_2 (-1) и фторида кислорода OF_2 ($+2$).

4. Водород в соединениях с металлами (в гидридах) проявляет степень окисления -1 , а в соединениях с неметаллами, как правило, $+1$ (кроме SiH_4 , B_2H_6).

5. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в молекуле должна быть равной нулю, а в сложном ионе — заряду этого иона.

Высшая положительная степень окисления равна, как правило, номеру группы элемента в Периодической системе. Так, сера (элемент VIA группы) проявляет высшую степень окисления $+6$, азот (элемент V группы) — высшую степень окисления $+5$, марганец — переходный элемент VIIБ группы — высшую степень окисления $+7$. Это правило не распространяется на элементы побочной подгруппы I группы, степени окисления которых обычно превышают $+1$, а также на элементы побочной подгруппы VIII группы. Также не проявляют своих высших степеней окисления, равных номеру группы, элементы кислород и фтор.

Низшая отрицательная степень окисления для элементов-неметаллов определяется вычитанием номера группы из числа 8. Так, сера (элемент VIA группы) проявляет низшую степень окисления -2 , азот (элемент V группы) — низшую степень окисления -3 .

На основании приведённых выше правил можно найти степень окисления элемента в любом веществе.

Пример. Найдите степень окисления серы в кислотах H_2SO_3 , $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$, $\text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$.

Очевидно, что степень окисления водорода равна $+1$, кислорода -2 . Обозначим степень окисления серы как q . Тогда можно записать:

$$2 \cdot (+1) + q + 3 \cdot (-2) = 0 \quad q = +4$$

$$2 \cdot (+1) + 2q + 5 \cdot (-2) = 0 \quad q = +4$$

$$2 \cdot (+1) + 3q + 10 \cdot (-2) = 0 \quad q = +6$$

Таким образом, в первых двух кислотах степень окисления серы одинакова и равна +4, в последней кислоте +6.

Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. Какую формулу имеет соединение, в котором степени окисления химических элементов равны -3 и $+1$?
 - 1) NF_3
 - 2) PH_3
 - 3) N_2O_3
 - 4) AlCl_3
2. Атом углерода проявляет валентность, не равную IV, в молекуле
 - 1) углекислого газа
 - 2) угарного газа
 - 3) метана
 - 4) угольной кислоты
3. Атом азота проявляет валентность, отличную от III, в молекуле
 - 1) HNO_3
 - 2) HNO_2
 - 3) N_2O_3
 - 4) NH_3
4. Валентность каждого из элементов равна II в веществе
 - 1) AlN
 - 2) H_2O_2
 - 3) H_2S
 - 4) MgS
5. Валентность каждого элемента равна 3 в веществе
 - 1) PH_3
 - 2) AlP
 - 3) SiC
 - 4) AlCl_3

6. Положительную степень окисления атом кислорода имеет в соединении
- | | |
|---------------------------|-------------------------|
| 1) H_2O | 3) F_2O |
| 2) H_2O_2 | 4) BaO_2 |
7. Степень окисления +4, а валентность IV атом углерода проявляет в соединении
- | | |
|------------------|----------------------------|
| 1) CH_4 | 3) H_2CO_3 |
| 2) CO | 4) Al_4C_3 |
8. Степень окисления -4, а валентность IV атом углерода имеет в соединении
- | | |
|------------------|----------------------------|
| 1) CO_2 | 3) H_2CO_3 |
| 2) CH_4 | 4) CCl_4 |
9. Максимально возможную степень окисления атом хлора проявляет в соединении
- | | |
|--------------------|--------------------------------|
| 1) ClO_3 | 3) NaClO_4 |
| 2) HClO_3 | 4) $\text{Ba}(\text{ClO}_2)_2$ |
10. Максимально возможную степень окисления атом серы проявляет в соединении
- | | |
|----------------------------|----------------------------|
| 1) H_2S | 3) K_2SO_3 |
| 2) H_2SO_4 | 4) SOCl_2 |
11. Степень окисления -2 атом серы проявляет в каждом из двух соединений:
- | | |
|---|---|
| 1) FeS_2 и H_2S | 3) SO_2 и H_2S |
| 2) H_2SO_4 и FeS | 4) CaS и H_2S |
12. Наименьшую степень окисления железо имеет в соединении
- | | |
|---------------------------------|-----------------------------|
| 1) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ | 3) K_2FeO_4 |
| 2) FeCO_3 | 4) FePO_4 |
13. Степень окисления +3 атом углерода имеет в соединении
- | | |
|-------------------------------------|--------------------|
| 1) H_2CO_3 | 3) BaCO_3 |
| 2) $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ | 4) KHCO_3 |

14. Степень окисления +2, а валентность IV атом углерода имеет в соединении

- | | |
|-------------------------------|--------------------|
| 1) COS | 3) CaC_2 |
| 2) $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ | 4) CHCl_3 |

15. Наибольшую степень окисления железо имеет в соединении

- | | |
|-------------------|-------------------------------|
| 1) FeS | 3) FePO_4 |
| 2) FeS_2 | 4) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ |

16. Одинаковую степень окисления атом углерода имеет в каждом из двух соединений

- 1) CaC_2 и CH_4
- 2) Al_4C_3 и CH_4
- 3) CH_3OH и CO
- 4) CS_2 и C_2N_2

17. Одну и ту же степень окисления атом хлора проявляет в соединениях:

- 1) Cl_2O и CaCl_2
- 2) ICl_3 и ClF_3
- 3) PCl_3 и SCl_4
- 4) KClO_4 и KCl

18. Свою максимальную степень окисления хлор проявляет в соединении

- | | |
|---------------------------|------------------------------|
| 1) NH_4Cl | 3) NH_4ClO_3 |
| 2) ClO_2 | 4) KClO_4 |

1.5. || Чистые вещества и смеси

В окружающем нас мире нет абсолютно чистых химических соединений. Обычно нас окружают смеси различных веществ. Так, смесями являются воздух, морская вода, газированные напитки, фруктовые соки, нефть, бензин, лекарства, молоко и даже оконное стекло и металлы.

Чистыми веществами называются вещества, которые физическими методами не разделяются на два или более других веществ и не изменяют своих физических свойств.

Постоянные физические свойства имеют только чистые вещества. Так, только чистая дистиллированная вода имеет $t_{\text{плавл}} = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$ и $t_{\text{кип}} = 100\text{ }^{\circ}\text{C}$. Если вы возьмёте морскую воду, то она замерзает при более низкой, а закипает при более высокой температуре, чем вода дистиллированная. Дело в том, что морская вода содержит множество других веществ (растворённых солей), т.е. она представляет собой **смесь различных веществ**, и состав этой смеси меняется в широких пределах. Так, вода Чёрного моря содержит больше растворённых солей по сравнению с водой Балтийского моря и поэтому кипит при более высокой температуре. Свойства смесей не являются постоянными. Так, нефть не имеет определённой температуры кипения и выкипает в широком интервале температур — от 40 до 450 $^{\circ}\text{C}$. Это связано с тем, что нефть — не индивидуальное вещество, а смесь тысяч различных веществ, каждое из которых характеризуется своими свойствами.

Смеси веществ делятся на **гомогенные (однородные)** и **гетерогенные (неоднородные)**. В **гомогенных смесях** составные части нельзя обнаружить ни визуально, ни с помощью оптических приборов, поскольку вещества находятся в раздробленном до молекулярного уровня состоянии. Гомогенными смесями являются смеси любых газов (например, воздух или азотноводородная смесь в синтезе аммиака), истинные растворы (раствор сахара или спирта в воде), а также сплавы.

В гетерогенных смесях либо визуально, либо с помощью оптических приборов можно различить включения или агрегаты разных веществ, разграниченные поверхностью раздела; каждая из этих областей называется фазой. Так, в граните можно невооружённым глазом заметить и красноватые зёрна полевого шпата, и тёмные чешуйки слюды, и бесцветные кристаллики кварца. Кажущееся нам однородным молоко под микроскопом ясно показывает свою сложную природу — в нём становятся видными мельчайшие капельки жира.

В таблице 3 приведены некоторые характерные примеры гомогенных и гетерогенных смесей.

Таблица 3

Примеры возможных смесей веществ в разных агрегатных состояниях

Агрегатное состояние составных частей	Гомогенная смесь	Гетерогенная смесь
Твёрдое — твёрдое	Сплавы (например, нихром, бронза, латунь)	Горные породы (например, гранит, глина, бокситы)
Твёрдое — жидкое	Жидкие растворы (например, водные растворы солей)	Суспензии или взвеси (например, частицы глины в воде)
Твёрдое — газообразное		Аэрозоли, в том числе дым, пыль, смог
Жидкое — жидкое	Жидкие растворы (например, уксус — раствор уксусной кислоты в воде)	Эмульсии (например, молоко — капли жидкого жира в воде)
Жидкое — газообразное	Жидкие растворы (например, раствор кислорода в воде)	Аэрозоли (в том числе туманы)
Газообразное — газообразное	Газовые растворы (например, воздух)	

С помощью физических методов разделения можно провести разделение смесей на их составные части, т.е. на чистые вещества. В таблице 4 приведены некоторые из известных физических методов разделения смесей веществ, используемых в химии и химической технологии.

Таблица 4
Методы разделения смесей веществ

Агрегатное состояние составных частей смеси	Физическое свойство, используемое для разделения	Метод разделения
Твёрдое — твёрдое	Плотность Смачиваемость Размер частиц Растворимость Магнетизм	Отстаивание, седиментация, пенная флотация, просеивание, экстракция, магнитная сепарация
Твёрдое — жидкое	Плотность Температура кипения жидкости Размер частиц Растворимость твёрдого вещества	Седиментация, декантация (сливание жидкости с осадка), центрифугирование Выпаривание, дистилляция, осушка Фильтрование Кристаллизация
Жидкое — жидкое	Плотность Температура кипения Растворимость	Отстаивание, центрифугирование Дистилляция Экстракция

Как видно, все эти способы основаны на различиях в физических свойствах компонентов смеси.

Отстаивание применяют для разделения неоднородной смеси двух нерастворимых веществ, обладающих различной плотностью. Частицы вещества с большей

плотностью постепенно оседают на дно, в то время как другое вещество собирается на поверхности или оказывается равномерно распределённым в толще воды. Отстаиванием можно разделить и две несмешивающиеся жидкости, например бензин и воду или воду и растительное масло. В лаборатории для этих целей используют делительную воронку.

Фильтрование используют для очистки жидкости от нерастворимых в ней веществ. Жидкость постепенно просачивается через фильтр, а частички примесей задерживаются на нём. В качестве фильтра используют фильтровальную бумагу, плотную ткань, специальные фильтровальные устройства.

Вам, конечно же, знакомы бытовые фильтры для очистки воды самой различной конструкции (рис. 15).



Рис. 15

Использование этих фильтров позволяет значительно улучшить качество водопроводной воды.

В химической лаборатории для фильтрования используют обычно стеклянные фильтровальные воронки (рис. 16).

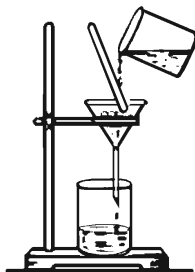


Рис. 16



Рис. 17

Фильтруемую смесь очень осторожно, по стеклянной палочке, выливают на фильтр, вставленный в фильтровальную воронку. Проходя через поры в фильтровальной бумаге, вода очищается от твёрдых частичек примесей.

Выпаривание применяют для выделения твёрдых веществ из раствора.

В процессе выпаривания жидкость помещают обычно в фарфоровую чашку (рис. 17), устанавливают её на кольце лабораторного штатива и нагревают до кипения на пламени горелки или на водяной бане. Часто выпаривание сочетают с **кристаллизацией**, основанной на различной растворимости веществ при разных температурах.

Дистилляция (ректификация) основана на различии в температурах кипения компонентов смеси. В лаборатории метод дистилляции используют для получения очищенной (дистиллированной) воды. Для этого воду перегоняют в установке, состоящей из нагреваемой колбы, снабжённой термометром, холодильника для конденсации водяных паров и приёмника очищенной воды (рис. 18).

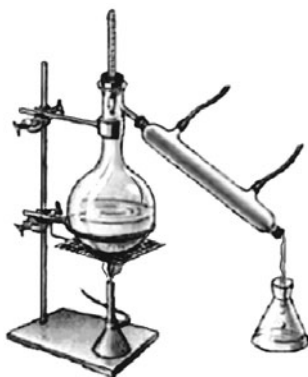


Рис. 18



Рис. 19

Отметим, что дистилляцию как способ разделения смесей, использовали уже алхимики в Средние века. Вот, к примеру, как выглядела алхимическая установка для перегонки жидкостей (рис. 19).

Основными частями этой установки являются также нагреваемый сосуд (перегонный куб), холодильник и приёмник.

Экстракцию применяют в тех случаях, когда вещество лучше растворяется в органических растворителях по сравнению с водой. Если долго встряхивать сосуд, в котором смешаны аптечная иодная настойка и бензол C_6H_6 , то через некоторое время окраска водного раствора иода побледнеет, а бензольный слой окрасится в фиолетовый слой, характерный для молекулярного иода. В данном опыте произошла экстракция иода из водной фазы в бензольную, так как растворимость иода в C_6H_6 значительно превышает растворимость иода в воде.

Методом экстракции извлекают различные ароматические, а также растительные масла из природного сырья.

Особым методом разделения компонентов, основанном на различной поглощаемости их определённым веществом (адсорбентом), является **хроматография**. С помощью хроматографии русский ботаник М.С. Цвет впервые выделил хлорофилл из зелёных частей растений. В промышленности и лабораториях в качестве адсорбента для хроматографии используют силикагель, уголь, оксид алюминия.

Современные хроматографы проводят химический анализ и разделение смесей в автоматическом режиме. На схеме приведена типичная хроматограмма промышленной пропан-бутановой смеси. Хроматограмма содержит несколько пиков, указывающих на присутствие в смеси пяти различных углеводородов — метана, этана, пропана, изобутана и бутана на рисунке (рис. 20).

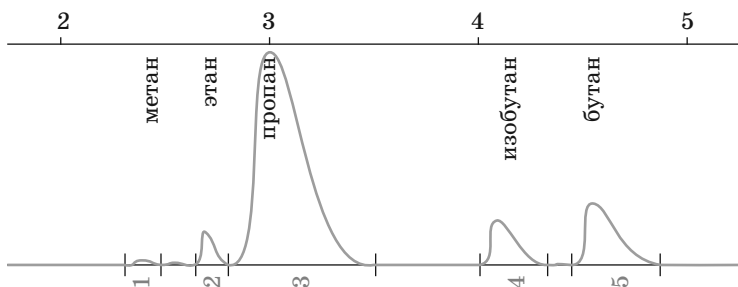


Рис. 20

Самый интенсивный пик отвечает пропану, — следовательно, его в смеси больше всего. Затем по убывающей следуют бутан, изобутан, этан и метан (метана в этой смеси меньше всего). Цифры сверху хроматограммы показывают время, через которое отдельные компоненты смеси выходят из хроматографа в процессе разделения. Видно, что метан выходит из хроматографа уже через 2,5 минуты (маленькие и симметричные молекулы метана очень плохо поглощаются поверхностью сорбента), бутан — только на пятой минуте (большие несимметричные молекулы бутана хорошо сорбируются). Это позволяет эффективно разделять подобные смеси газов.

В практике химических лабораторий, в фармакологии и в промышленности используют химические вещества различной степени очистки. Химики используют следующую классификацию веществ по степени их очистки:

- «техн.» — препарат технический, не прошедший необходимой очистки, содержание примесей в нём больше 2%;

- «ч.» — препарат категории «чистый», прошёл предварительную очистку, содержание примесей меньше 2%;
- «ч.д.а.» — препарат квалификации «чистый для анализа», содержание примесей до 1%;
- «х.ч.» — препарат «химически чистый», с наивысшей возможной степенью очистки при данном уровне развития науки и техники, содержание примесей, как правило, не превышает $10^{-1}\%$;
- «о.с.ч.» — препарат особой степени чистоты, содержание примесей в таких препаратах строго регламентируется и обычно не превышает $10^{-5}\%$.

Данные о содержании примесей приводятся на этикетке химического реактива.

На этикетке приводится также содержание в реактиве основных загрязнителей — нерастворимых и растворимых в воде, например для сульфата железа это — соединения мышьяка, меди, цинка и др.

В практике химических лабораторий используют обычно препараты категорий «ч.» и «ч.д.а.», химически чистые препараты стоят существенно дороже и применяются в специальных целях.

Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. Чистым веществом является
 - 1) минеральная вода
 - 2) морская вода
 - 3) дистиллированная вода
 - 4) родниковая вода

2. Чистым веществом является
 - 1) озонированный кислород
 - 2) воздух
 - 3) кислород
 - 4) газированная вода

3. К чистым веществам не относится
- 1) водород
 - 2) воздух
 - 3) серебро
 - 4) дистиллированная вода
4. К чистым веществам не относится
- 1) медь
 - 2) олово
 - 3) сталь
 - 4) цинк
5. Метод очистки веществ, основанный на их различной поглощаемости поверхностью некоторых веществ, называется
- 1) дистилляция
 - 2) сепарация
 - 3) центрифугирование
 - 4) хроматография
6. Верны ли следующие суждения о способах разделения смесей?
- А. Ректификация основана на различии в температурах кипения компонентов смеси.
- Б. Смесь железных опилок и серы можно разделить с помощью магнита.
- 1) верно только А
 - 2) верно только Б
 - 3) верны оба суждения
 - 4) оба суждения неверны
7. Для разделения смеси серы и железа необходимо
- 1) нагреть смесь до плавления серы и отфильтровать её
 - 2) использовать центрифугирование
 - 3) воспользоваться действием магнита
 - 4) окислить сначала железо кислородом
8. Для разделения смеси воды и керосина необходимо
- 1) нагреть смесь до полного выкипания воды
 - 2) использовать центрифугирование
 - 3) воспользоваться действием магнита
 - 4) использовать метод отстаивания

9. Для очистки воды от примесей речного песка можно воспользоваться
- 1) хроматографическим методом
 - 2) фильтрованием
 - 3) экстракцией
 - 4) пенной флотацией
10. Для разделения смеси SiO_2 и железа необходимо
- 1) нагреть смесь до плавления SiO_2 и отфильтровать его
 - 2) использовать центрифугирование
 - 3) воспользоваться действием магнита
 - 4) растворить сначала SiO_2 в воде
11. Для очистки воды от примесей сахара можно воспользоваться
- 1) выпариванием с последующей конденсацией водяных паров
 - 2) фильтрованием с последующей кристаллизацией
 - 3) центрифугированием
 - 4) пенной флотацией
12. Верны ли следующие суждения о способах разделения смесей?
- А. Отстаивание применяют для разделения неоднородной смеси двух нерастворимых веществ, обладающих различной плотностью.
- Б. Иод можно выделить из водной фазы экстракцией.
- 1) верно только А
 - 2) верно только Б
 - 3) верны оба суждения
 - 4) оба суждения неверны
13. Верны ли следующие суждения о способах разделения смесей?
- А. Фильтрование используют для очистки жидкости от нерастворимых в ней веществ.
- Б. Иод можно выделить из водной фазы центрифугированием.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба суждения
- 4) оба суждения неверны

14. Верны ли следующие суждения о способах разделения смесей?

- А. Фильтрацию используют для очистки жидкости от растворимых в ней веществ.
- Б. Смесь серной кислоты и воды можно разделить отстаиванием.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба суждения
- 4) оба суждения неверны

15. В отличие от железа сталь

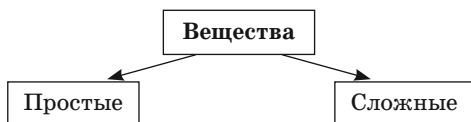
- 1) не притягивается к магниту
- 2) содержит несколько веществ
- 3) является простым веществом
- 4) является сложным веществом

1.6. Простые и сложные вещества.

Основные классы неорганических веществ. Номенклатура неорганических соединений

В настоящее время химикам известно более 15 миллионов веществ, как найденных в природе, так и полученных искусственным (синтетическим) путём. Без должной классификации изучать и использовать эти вещества практически невозможно. Под классификацией понимают объединение веществ в классы и группы по совокупности сходных характеристик, что позволяет систематизировать знания о веществах и облегчает изучение их свойств.

Все вещества делятся на простые и сложные:



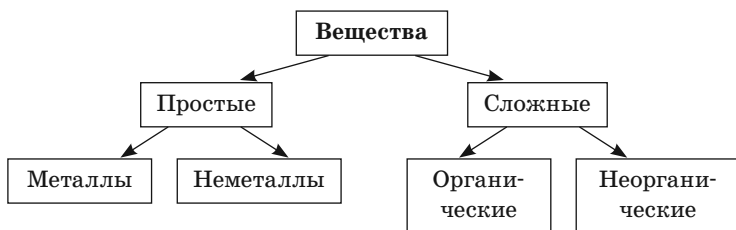
Простыми называют вещества, образованные атомами одного элемента, например водород H_2 , азот N_2 , железо Fe и т.д. Нельзя отождествлять понятия «простое вещество» и «химический элемент». Так, химических элементов на сегодня известно 118, в то время как простых веществ — около 450. Это связано с тем, что некоторые химические элементы образуют несколько простых веществ. Данное явление называется **аллотропией**. Причина аллотропии заключается или в различном составе молекул (например, O_2 и O_3), или в различном кристаллическом строении **аллотропных модификаций** (серое и белое олово).

Сложные вещества состоят из нескольких химических элементов, например вода H_2O — из двух элементов (водорода и кислорода), серная кислота H_2SO_4 — из трёх (водород, сера и кислород).

Простые вещества, в свою очередь, делятся на металлы и неметаллы.

Неметаллов известно всего 24. Это водород, инертные газы, углерод, азот, кислород, галогены, кремний, фосфор, сера, германий, мышьяк, селен, сурьма и теллур. Остальным элементам отвечают простые вещества — металлы. Деление на металлы и неметаллы условно. Так, в ряде учебных пособий германий и сурьма относятся к металлам, хотя большинство авторов не разделяют такую точку зрения. Свойства многих элементов являются промежуточными между свойствами типичных металлов и типичных неметаллов. Есть элементы, у которых одна аллотропная модификация проявляет отчётливые металлические свойства, а другая модификация проявляет скорее свойства неметалла (например, белое и серое олово).

Сложные вещества принято делить на неорганические и органические, хотя и здесь чёткой границы провести нельзя:

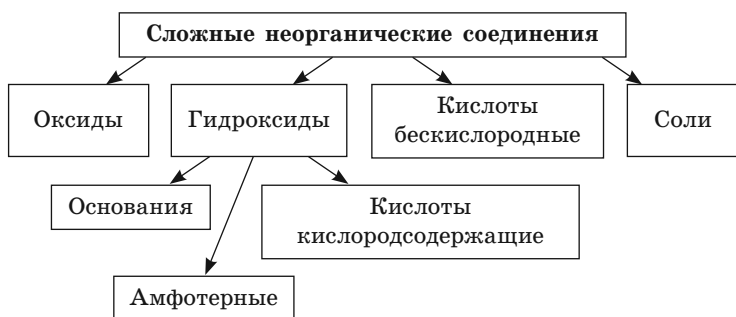


Сложные неорганические вещества принято делить на четыре важнейших класса (есть и другие классы соединений, но их не изучают в школе):



Данная классификация сложилась ещё в древности и пришла к нам практически без изменений из XIX в. Сегодня мы видим, что в этой классификации нет места амфотерным гидроксидам, изучение которых в XIX в.

только началось. Поэтому лучше использовать такую классификацию сложных неорганических веществ:



Разумеется, что и эта классификация несовершенна и не отражает всего многообразия неорганических веществ. Так, в старших классах вы узнаете, что аммиак NH_3 , не являясь гидроксидом, относится тем не менее к классу оснований.

Рассмотрим важнейшие классы неорганических веществ.

Оксиды

Оксидами называются сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых — кислород в степени окисления -2 . Последнее уточнение связано с тем, что существуют и аналогичные по составу **пероксиды**, содержащие кислород в степени окисления -1 . Сравните: $\text{H}_2\overset{-2}{\text{O}}$ — оксид водорода, $\text{H}_2\overset{-1}{\text{O}}_2$ — пероксид водорода.

Номенклатура оксидов. Названия оксидов состоят из слова «оксид» и названия элемента в родительном падеже (с указанием в скобках степени окисления элемента римскими цифрами):

CuO — оксид меди(II);
 Cu_2O — оксид меди(I);
 NO_2 — оксид азота(IV);
 N_2O_5 — оксид азота(V).

Иногда в литературе используют названия без указания степени окисления элемента, указывая, однако, число атомов кислорода, например:

CO — монооксид углерода;

CO₂ — диоксид углерода;

SO₃ — триоксид серы.

И наконец, в ряде случаев используют исторически сложившиеся, тривиальные названия, например:

H₂O — вода;

CO₂ — углекислый газ;

SO₂ — сернистый газ;

N₂O — закись азота (веселящий газ).

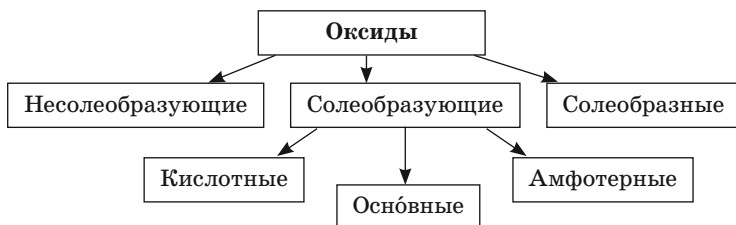
Классификация оксидов. Оксиды делятся на три группы: несолеобразующие, солеобразующие и солеобразные.

Несолеобразующие оксиды (к ним относятся CO, NO, N₂O) не взаимодействуют с водными растворами кислот и щелочей с образованием солей. Название «несолеобразующие» условно. Так, оксид углерода(II) не реагирует с водным раствором щёлочи при обычных условиях, однако реакция становится возможной с твёрдой щёлочью при сильном нагревании под давлением (при этом образуется соль муравьиной кислоты):

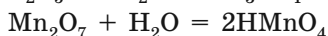
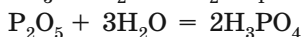
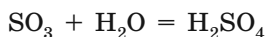


Несолеобразующие оксиды называют иногда безразличными оксидами.

Солеобразующие оксиды, в свою очередь, делят на кислотные, основные и амфотерные:



Кислотными называют оксиды, которым соответствуют кислоты. Кислотные оксиды реагируют с основаниями с образованием соли и воды. Это оксиды, образованные неметаллами или переходными металлами в высоких степенях окисления. К ним, например, относятся: CO_2 , SO_2 , SO_3 , P_2O_5 , SiO_2 , CrO_3 , Mn_2O_7 . Кислотные оксиды взаимодействуют с водой, образуя соответствующую кислоту (за исключением SiO_2):



Кислотные оксиды иногда называют кислотными ангидридами, так, SO_3 — ангидрид серной кислоты, P_2O_5 — ангидрид фосфорной кислоты и т.д.

Основными называют оксиды, которым соответствуют основания. Основные оксиды реагируют с кислотами с образованием соли и воды. Основные оксиды образуют только типичные (активные) металлы. Степень окисления металла в основных оксидах не превышает, как правило, +2. К основным принадлежат оксиды щелочных и щёлочно-земельных металлов, магния, таллия (I). В школьном курсе химии к основным оксидам относят и такие оксиды, как CuO , MnO , CrO , FeO . Строго говоря, все оксиды переходных элементов проявляют слабоамфотерные свойства, но, поскольку основные свойства CuO , MnO , CrO и FeO явно преобладают над кислотными, допустимо считать их оксидами основными.

Амфотерными называют оксиды, проявляющие химическую двойственность. Они сочетают в себе качества как кислотных оксидов (реагируя с основаниями), так и основных оксидов (реагируя с кислотами). Амфотерные свойства проявляют BeO , ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , SnO , SnO_2 , Sb_2O_3 , Fe_2O_3 и др.

К **солеобразным** (или **двойным**) оксидам относят оксиды, содержащие элемент в двух различных степенях окисления, например Fe_3O_4 , Pb_3O_4 и др. Так, минерал магнетит (железная окалина) Fe_3O_4 содержит катионы

железа в двух разных степенях окисления и может рассматриваться, во-первых, как двойной оксид $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$, или $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$, и, во-вторых, как солеобразное соединение $\text{Fe}^{\text{II}}(\text{Fe}^{\text{III}}\text{O}_2)_2$.

При взаимодействии с кислотами магнетит образует не одну, а две разные соли:



Аналогично свинцовый сурик Pb_3O_4 можно рассматривать как двойной оксид $(\text{Pb}^{\text{II}}_2\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$ или как соль $\text{Pb}^{\text{II}}_2(\text{Pb}^{\text{IV}}\text{O}_4)$.

Гидроксиды

Гидроксиды можно рассматривать как продукты взаимодействия оксидов с водой. Состав гидроксидов может быть выражен общей формулой $\text{ЭO}_n(\text{OH})_m$. Гидроксидами являются гидроксид натрия NaOH , гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$, гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$, гидроксид цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$, гидроксид серы(VI) $\text{SO}_2(\text{OH})_2$, гидроксид азота(V) $\text{NO}_2(\text{OH})$.

Гидроксиды можно классифицировать следующим образом:



Среди приведённых выше гидроксидов основаниями являются NaOH и $\text{Ca}(\text{OH})_2$, амфотерными гидроксидами — $\text{Al}(\text{OH})_3$ и $\text{Zn}(\text{OH})_2$, кислородсодержащими кислотами — $\text{SO}_2(\text{OH})_2$ и $\text{NO}_2(\text{OH})$.

Общепринято гидроксиды-основания и амфотерные гидроксиды называть именно гидроксидами, в то время как гидроксиды неметаллов, проявляющих кислотные свойства, относить к кислотам. В этой связи формулы гидроксидов неметаллов записывают так, как это

принято для кислот — на первом месте записывают атом водорода:

H_2SO_4 вместо $\text{SO}_2(\text{OH})_2$;

HNO_3 вместо $\text{NO}_2(\text{OH})$ и т.д.

С точки зрения теории электролитической диссоциации основания — сложные вещества, при диссоциации которых в водных растворах образуются в качестве анионов только гидроксид-ионы OH^- . Металлы, образующие основные оксиды, образуют и гидроксиды-основания. К хорошо растворимым в воде основаниям, проявляющим сильные основные свойства, относятся гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов (Na, K, Sr, Ba и др.). Гидроксиды других металлов практически нерастворимы (например, Cu, Mn и др.). Гидроксиды-основания реагируют с кислотами с образованием соли и воды (реакция нейтрализации).

К амфотерным гидроксидам относятся гидроксиды алюминия, цинка, бериллия, хрома(III), железа(III), сурьмы(III) и (V) и др.

Если элемент-металл проявляет несколько степеней окисления, то основные свойства гидроксидов с ростом степени окисления уменьшаются с одновременным увеличением кислотных свойств. Так, гидроксид хрома(II) $\text{Cr}(\text{OH})_2$ проявляет преимущественно основные свойства, гидроксид хрома(III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$ — амфотерные, гидроксид хрома(VI) $\text{CrO}_2(\text{OH})_2$ — сильные кислотные свойства.

Номенклатура гидроксидов. В соответствии с номенклатурными правилами при названии гидроксида после слова «гидроксид» следует указать элемент и его степень окисления (если элемент проявляет постоянную степень окисления, то её можно не указывать):

KOH — гидроксид калия;

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ — гидроксид кальция;

$\text{Cr}(\text{OH})_3$ — гидроксид хрома(III);

$\text{Sb}(\text{OH})_3$ — гидроксид сурьмы(III).

Классификация и номенклатура гидроксидов-кислот будет дана ниже.

Кислоты

Кислотой, в соответствии с теорией Аррениуса, называется вещество, при электролитической диссоциации которого в качестве катионов образуются только ионы водорода H^+ . До Аррениуса использовали и другое определение понятия «кислоты», согласно которому кислота — сложное вещество, состоящее из атомов водорода, способных замещаться на металл, и кислотного остатка.

Главным химическим свойством кислот является взаимодействие с основаниями — реакция нейтрализации, приводящая к образованию соли и воды.

Классификация кислот. Единой классификации кислот не существует.

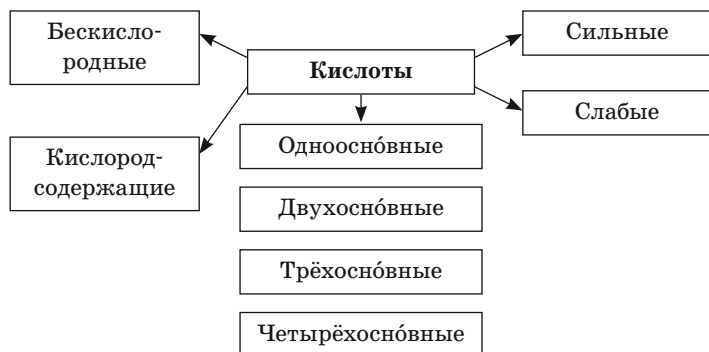
По своему составу кислоты делят на бескислородные и кислородсодержащие (кислородсодержащие кислоты можно рассматривать и как гидроксиды). Примерами бескислородных кислот являются хлороводородная HCl , сероводородная H_2S , фтороводородная HF . К кислородсодержащим кислотам (кислотным гидроксидам) относятся серная H_2SO_4 , азотная HNO_3 , ортофосфорная H_3PO_4 , хлорная $HClO_4$.

По количеству атомов водорода, способных замещаться на атомы металла, кислоты делят на одноосновные (HF , HCl , $HClO_4$), двухосновные (H_2S , H_2SO_4), трёхосновные (H_3PO_4), четырёхосновные (H_4SiO_4).

По силе кислоты делят на сильные, полностью диссоциирующие в разбавленных водных растворах, и слабые, диссоциация которых весьма мала. К сильным кислотам относится не так много кислот, это HCl , $HClO_4$, H_2SO_4 , HNO_3 , $HMnO_4$ и некоторые другие. Большинство остальных кислот — слабые.

Кислоты можно классифицировать по растворимости в воде (кремниевые кислоты, в отличие от остальных, в воде не растворяются) и по термической устойчивости (весьма неустойчивы угольная, сернистая, азотистая кислоты, в то время как серная и фосфорная устойчивы к нагреванию).

В общем виде классификацию кислот можно представить в следующем виде:



Номенклатура кислот. Названия кислот производятся от названия элементов, их образующих. Если элемент образует несколько кислородсодержащих кислот, это отражается в названии кислоты введением суффиксов *-оватая*, *-истая*, *-оватистая* (по мере уменьшения степени окисления элемента). В случае если одной степени окисления отвечает несколько кислот, то в название вводят префикс *ди-* (отражающий наличие двух атомов кислотообразователя) или *мета-*, *орто-* (если кислоты отличаются количеством связанной воды). Ниже приведены названия изучаемых в средней школе кислот (в скобках приведены тривиальные названия) (табл. 5):

Таблица 5

Кислоты

Формула кислоты	Название кислоты	Название аниона
HF	Фтороводородная (плавиковая)	Фторид
HCl	Хлороводородная (соляная)	Хлорид

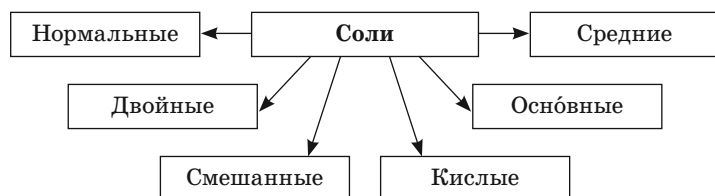
Окончание табл.

Формула кислоты	Название кислоты	Название аниона
HClO	Хлорноватистая	Гипохлорит
HClO_2	Хлористая	Хлорит
HClO_3	Хлорноватая	Хлорат
HClO_4	Хлорная	Перхлорат
HBr	Бромоводородная	Бромид
HI	Иодоводородная	Иодид
HMnO_4	Марганцевая	Перманганат
H_2S	Сероводородная	Сульфид
H_2SO_3	Сернистая	Сульфит
H_2SO_4	Серная	Сульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	Дисерная (пироксерная)	Дисульфат (пиросульфат)
H_2CrO_4	Хромовая	Хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромовая	Дихромат
HNO_2	Азотистая	Нитрит
HNO_3	Азотная	Нитрат
H_3PO_3	Фосфористая	Фосфит
HPO_3	Метафосфорная	Метафосфат
H_3PO_4	Ортофосфорная	Ортофосфат
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Дифосфорная (пирофосфорная)	Дифосфат (пирофосфат)
H_2CO_3	Угльная	Карбонат
CH_3COOH	Уксусная	Ацетат
H_2SiO_3	Метакремниевая	Метасиликат
H_4SiO_4	Ортокремниевая	Ортосиликат
H_3BO_3	Ортоборная	Ортоборат

Соли

Соли — это сложные вещества, состоящие из атомов металлов и кислотных остатков. Роль атомов металлов могут играть и другие катионы, например ионы аммония NH_4^+ . В соответствии с теорией электролитической диссоциации Аррениуса, соли — сложные вещества, при диссоциации которых образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков.

Классификация солей. С точки зрения соотношения катионов и анионов соли можно подразделить на нормальные, двойные и смешанные, а с точки зрения полноты замещения атомов водорода на металл или гидроксогрупп на кислотные остатки — на средние, кислые и основные:



Нормальные соли можно рассматривать как продукт нейтрализации одной кислоты одним основанием, другими словами, они содержат один катион и один анион. Примеры нормальных солей: NaCl , K_2SO_4 , K_2HPO_4 , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, FeS , NaHS , K_3PO_4 .

Двойные соли содержат два различных катиона и один анион, например: KMgCl_3 , $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ (минерал доломит), $\text{NH}_4\text{Al}(\text{SO}_4)_2$ (алюмоаммонийные квасцы).

Смешанные соли, напротив, содержат один катион и два различных аниона, т.е. являются солью двух кислот. Примерами смешанных солей могут служить $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$ (кальциевая соль хлорноватистой и хлороводородной кислот, хлорная известь), $\text{Cu}(\text{NO}_3)\text{Cl}$ (медная соль азотной и хлороводородной кислот), $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ (кальциевая соль ортофосфорной и фтороводородной кислот — минерал фторапатит).

Средние соли можно рассматривать как продукт полного замещения атомов водорода в молекулах кислот на атомы металла. На средние соли приходится подавляющее большинство всех солей. Примеры средних солей: CaF_2 , Na_2SO_4 , FeS , K_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$, $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$.

Кислые соли можно рассматривать как продукт неполного замещения атомов водорода в молекулах кислот на атомы металла. Примеры кислых солей: K_2HPO_4 , KH_2PO_4 , NaHS .

Основные соли можно рассматривать как продукт неполного замещения гидроксогрупп в основаниях на кислотные остатки. К основным солям принадлежит, например, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — минерал малахит.

Кроме указанных типов солей, иногда выделяют ещё одну группу — **комплексные соли**, например $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ и т.д. Однако знакомство с комплексными соединениями (в том числе солями) состоится лишь в старших классах профильной школы.

Номенклатура солей. Названия солей строятся из двух слов — названия аниона в именительном падеже и названия аниона в родительном падеже, например CaF_2 — фторид кальция. Для металлов с переменной степенью окисления её указывают в скобках после названия, например $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ — нитрат хрома(III).

Названия кислых солей начинаются с префикса «гидро-» (указание на атомы водорода). Если атомов водорода два, то говорят «дигидро-». Например, NaHCO_3 — гидрокарбонат натрия, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — дигидрофосфат кальция. Названия основных солей начинаются с префикса «гидроксо-», например $\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}_2$ — гидроксохлорид железа(III).

При необходимости назвать кристаллогидрат какой-либо соли к её названию следует добавить слово «гидрат», например $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ имеет название пентагидрат сульфата меди(II).

Названия кислотных остатков приведены в таблице 5.

Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. К кислотным оксидам относится
1) Al_2O_3 2) SO_3 3) MgO 4) Na_2O
2. К основным оксидам относится
1) ZnO 2) SO_2 3) CaO 4) Cr_2O_3
3. К амфотерным оксидам относится
1) CrO_3 3) CO_2
2) SO_3 4) Cr_2O_3
4. Основным оксидом является каждое из двух веществ:
1) FeO и MgO 3) Na_2O и SO_2
2) ZnO и Al_2O_3 4) CO_2 и SO_3
5. Кислотным оксидом является каждое из двух веществ:
1) SO_2 и MgO 3) Na_2O и CuO
2) CO_2 и N_2O_5 4) ZnO и SO_3
6. Кислотным и основным оксидом соответственно являются
1) SiO_2 и CaO 3) Na_2O и FeO
2) CO_2 и Al_2O_3 4) ZnO и SO_3
7. Только кислотные оксиды расположены в ряду?
1) CrO , SO_2 , Al_2O_3 3) CuO , SiO_2 , FeO
2) CO_2 , Mn_2O_7 , SO_3 4) Na_2O , CaO , Cr_2O_3
8. Амфотерным гидроксидом и кислотой соответственно являются
1) H_2SO_4 и Zn(OH)Cl 3) KHSO_4 и NaOH
2) Ca(OH)_2 и Be(OH)_2 4) Al(OH)_3 и HNO_3

9. Среди приведённых соединений:

- A) CrO B) Fe₂O₃ Д) RaO
B) SiO₂ Г) K₂O Е) Al₂O₃,

ОСНОВНЫМИ ОКСИДАМИ ЯВЛЯЮТСЯ

- 1) АВГ 3) АДГ
2) ВГД 4) БГЕ

10. Среди приведённых соединений:

- A) H₄C Г) HClO
Б) KHCO₃ Д) HI
В) H₂SO₄ Е) H₃N,

КИСЛОТАМИ ЯВЛЯЮТСЯ

- 1) АВГ 3) АДГ
2) ВГД 4) БГЕ

11. Среди приведённых соединений:

- A) $\text{Al}(\text{OH})_3$
B) H_2SO_4
B) $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- Г) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
Д) HClO_4
Е) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

амфотерными гидроксидами являются

- 1) АВГ 2) ВГД 3) АГД 4) БДЕ

12. Какие суждения об оксидах верны?

А. Кислотные оксиды взаимодействуют с щелочами.

Б. Основные оксиды образуют только металлы.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба суждения
- 4) оба суждения неверны

13. Какие суждения об оксидах верны?

А. Вещество состава CaO_2 относится к оксидам.

Б. Кислотные оксиды образуют как металлы, так и неметаллы.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба суждения
- 4) оба суждения неверны

14. Какие суждения об оксидах верны?

А. Фосфор образует только основные оксиды.

Б. Кислотные оксиды образуют только неметаллы.

1) верно только А

3) верны оба суждения

2) верно только Б

4) оба суждения неверны

При выполнении заданий выберите правильный ответ. Найдите соответствие.

15. Установите соответствие между химической формулой соединения и классом (группой) неорганических соединений.

ФОРМУЛА
СОЕДИНЕНИЯ

КЛАСС (ГРУППА)
НЕОРГАНИЧЕСКИХ
СОЕДИНЕНИЙ

А) NH_4ClO_3

1) средняя соль

Б) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$

2) кислотный оксид

В) H_4SiO_4

3) бескислородная кислота

Г) NO

4) основная соль

5) несолеобразующий оксид

6) кислородсодержащая
кислота

А	Б	В	Г

16. Установите соответствие между названием вещества и классом (группой) неорганических соединений, к которому оно принадлежит.

НАЗВАНИЕ
ВЕЩЕСТВА

КЛАСС (ГРУППА)
СОЕДИНЕНИЙ

А) гидрофосфат
калия

1) бескислородная кислота

2) щёлочь

Б) сероводородная
кислота

3) основная соль

- | | |
|-----------------------------|----------------------------------|
| В) ортофосфорная
кислота | 4) кислородсодержащая
кислота |
| Г) гидроксид
олова(II) | 5) амфотерный гидроксид |
| | 6) кислая соль |

А	Б	В	Г

17. Установите соответствие между формулой вещества и классом (группой) неорганических соединений.

ФОРМУЛА
ВЕЩЕСТВА

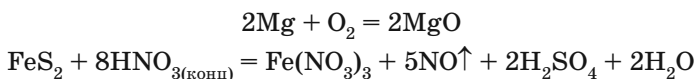
КЛАСС (ГРУППА)
НЕОРГАНИЧЕСКИХ
СОЕДИНЕНИЙ

- | | |
|-----------------------------------|-------------------------|
| А) RbOH | 1) амфотерный оксид |
| Б) MnO ₂ | 2) основной оксид |
| В) Al ₂ O ₃ | 3) соль |
| Г) K[Al(OH) ₄] | 4) щёлочь |
| | 5) амфотерный гидроксид |
| | 6) кислотный оксид |

А	Б	В	Г

2.1. || **Химические реакции.** **Условия и признаки протекания** **химических реакций.** **Химические уравнения.** **Сохранение массы веществ** **при химических реакциях**

Химическими реакциями называют процессы превращения одних веществ в другие. К химическим реакциям относятся сгорание топлива, коррозия металлов, выплавка металлов из руд, гниение, фотосинтез, промышленный синтез аммиака и пр. Каждой химической реакции соответствует химическое уравнение. **Химическое уравнение** — это условная запись химической реакции с помощью химических формул и коэффициентов, например:



Такая запись отражает не только качественную, но и количественную информацию о ходе реакции. Так, из первого уравнения мы видим, что магний взаимодействует с кислородом с образованием оксида магния(II). Это качественная информация. Мы видим также, что 2 моль атомов магния (48 г) взаимодействуют с 1 моль молекул кислорода (32 г) с образованием 2 моль оксида магния (80 г). Это количественная информация, содержащаяся в уравнении реакции.

Количественная информация основана на **законе сохранения массы веществ, участвующих в реакции** (М.В. Ломоносов, 1748, А. Лавуазье, 1789): «Масса веществ, участвующих в реакции, равна массе веществ, образующихся в ходе реакции». Объяснение этого закона даётся с позиций атомно-молекулярного учения: поскольку при химических реакциях атомы сохраняются, то масса атомов, вступивших в реакцию, равна массе атомов, содержащихся в продуктах реакции. На основании

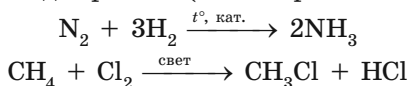
закона сохранения массы веществ можно проводить химические расчёты по уравнениям химических реакций.

Одни химические реакции могут протекать самопроизвольно, при простом контакте или смешивании веществ, а другие — только при определённых условиях.

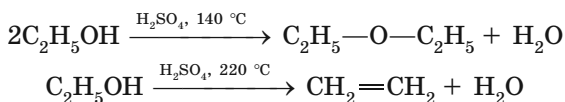
Условиями протекания химических реакций могут быть:

- нагревание веществ,
- облучение светом или ультрафиолетом,
- действие катализатора,
- механическое воздействие на систему,
- действие высокого давления,
- воздействие электрического тока,
- использование специфического растворителя и др.

В таких случаях необходимо указать условия проведения реакции над стрелкой (знаком равенства), например:

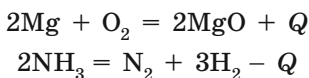


Особенно важно указывать условия протекания реакций в органической химии, так как одни и те же реагенты образуют различные продукты в разных условиях. Так, при дегидратации этилового спирта могут образоваться и этилен, и диэтиловый эфир:



В зависимости от условий, угарный газ CO и водород H₂ могут дать и метиловый спирт, и муравьиный альдегид, и синтетический бензин. Таких примеров можно привести достаточно много.

Если в ходе реакции выделяется (или поглощается) теплота, это отображается в уравнении химической реакции символом +Q (или –Q), например:



Уравнение химической реакции с указанием теплового эффекта этой реакции называется **термохимиче-**

ским уравнением. Термохимическими уравнениями являются следующие:

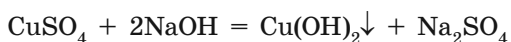


Из термохимического уравнения видно, что образование 2 моль хлороводорода из газообразных водорода и хлора сопровождается выделением 184 кДж теплоты (реакция экзотермическая). Отсюда можно заключить, что тепловой эффект образования HCl из простых веществ равен 92 кДж/моль. Напротив, образование оксида азота из простых веществ требует затрат энергии, этот процесс эндотермический.

О протекании химической реакции можно судить по ряду **признаков**, среди которых:

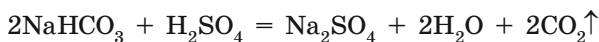
- выделение энергии (в виде теплоты или света),
- изменение окраски,
- выделение газа,
- появление запаха,
- образование осадка.

Так, при взаимодействии медного купороса и щёлочи:



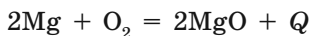
выпадает синий осадок гидроксида меди(II), указывая на факт прохождения химической реакции. Образование осадка отмечено в уравнении реакции стрелкой, направленной вниз.

При взаимодействии соды и серной кислоты происходит «вскипание» раствора, вызванное бурным выделением углекислого газа:



Выделение газа обозначено в уравнении стрелкой, направленной вверх.

При взаимодействии магния с кислородом



признаками реакции являются: образование белого порошка (MgO) и выделение энергии в виде яркого света.

Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. Сумма коэффициентов в уравнении реакции между оксидом натрия и оксидом фосфора(V) с образованием ортофосфата натрия равна
1) 6 2) 7 3) 9 4) 10
2. Сумма коэффициентов в уравнении реакции между натрием и водой равна
1) 6 2) 7 3) 8 4) 4
3. Сумма коэффициентов в уравнении реакции между алюминием и соляной кислотой равна
1) 8 2) 6 3) 14 4) 13
4. Сумма коэффициентов в уравнении реакции между кальцием и водой равна
1) 7 3) 5
2) 6 4) 4
5. Признаком химической реакции не является
1) выделение теплоты
2) изменение окраски
3) образование осадка
4) изменение объёма
6. Водород массой 2 г полностью провзаимодействовал с 16 г кислорода. На основании закона сохранения массы можно утверждать, что масса полученной при этом воды равна
1) 2 г 3) 18 г
2) 16 г 4) 14 г
7. Бром массой 80 г прореагировал с водородом массой 1 г. На основании закона сохранения массы веществ

можно утверждать, что масса полученного бромоводорода равна

- 1) 79 г
- 2) 1 г
- 3) 80 г
- 4) 81 г

8. В реакцию с кислородом вступил водород массой 4 г. При этом получилось 36 г воды. Масса прореагировавшего кислорода равна

- 1) 4 г
- 2) 36 г
- 3) 40 г
- 4) 32 г

9. Сумма коэффициентов в уравнении реакции алюминия с хлором равна

- | | |
|------|------|
| 1) 7 | 3) 3 |
| 2) 5 | 4) 4 |

10. Сумма коэффициентов в уравнении разложения пероксида водорода равна

- | | |
|------|------|
| 1) 6 | 3) 3 |
| 2) 5 | 4) 4 |

11. Сумма коэффициентов в уравнении реакции между диоксидом углерода и избытком гидроксида кальция равна

- | | |
|------|------|
| 1) 6 | 3) 3 |
| 2) 5 | 4) 4 |

12. Признаком химической реакции при взаимодействии растворов хлорида алюминия и аммиака является

- 1) выделение газа
- 2) изменение окраски раствора
- 3) образование осадка
- 4) выделение энергии в виде света

13. Признаком химической реакции при взаимодействии растворов хлорида железа(III) и едкого натра является
- 1) выделение газа
 - 2) изменение окраски раствора
 - 3) образование бурого осадка
 - 4) образование белого осадка
14. Признаком химической реакции при взаимодействии растворов карбоната калия и азотной кислоты является
- 1) выделение газа
 - 2) изменение окраски раствора
 - 3) образование белого осадка
 - 4) образование бурого осадка
15. Признаком химической реакции при взаимодействии растворов хлорида меди(II) и едкого натра является
- 1) выделение газа
 - 2) изменение окраски раствора
 - 3) образование белого осадка
 - 4) образование голубого осадка

2.2. Классификация химических реакций по различным признакам: числу и составу исходных и полученных веществ, изменению степеней окисления химических элементов, поглощению и выделению энергии

Между известными на сегодня 15 миллионами веществ возможны миллиарды самых различных химических реакций. Для того чтобы только записать все возможные уравнения реакций, не хватит человеческой жизни. А уж запомнить их невозможно даже современному компьютеру. С целью первоначального изучения химии полезно классифицировать эти всевозможные процессы. Огромное число химических реакций может быть разбито на несколько типов, которым присущи вполне определенные признаки.

В качестве классификационных признаков могут быть выбраны следующие:

1. Число и состав исходных веществ и продуктов реакции.
2. Изменение степеней окисления химических элементов в ходе реакции.
3. Знак теплового эффекта реакции.

Рассмотрим более подробно каждый из типов реакций.

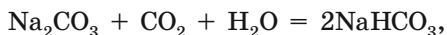
Классификация по числу и составу реагентов и конечных веществ

Реакции соединения. В ходе реакций соединения из нескольких более простых по составу реагирующих веществ получается одно, более сложное по составу, вещество:

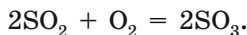


Как правило, эти реакции сопровождаются выделением теплоты, т.е. приводят к образованию более устойчивых соединений.

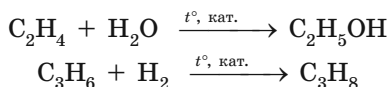
Реакции соединения простых веществ всегда носят окислительно-восстановительный характер. Реакции соединения, протекающие между сложными веществами, могут происходить как без изменения степеней окисления, например:



так и с изменением степеней окисления:



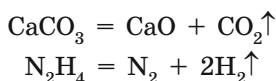
Реакции присоединения протекают и с участием органических соединений, например — реакции гидратации и гидрирования:



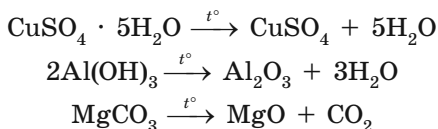
Реакции разложения. В ходе реакций разложения из одного более сложного по составу вещества образуются несколько более простых по составу соединений:



Продуктами разложения сложного вещества могут быть как простые, так и сложные вещества, например:

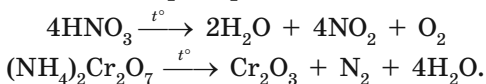


Из реакций разложения, протекающих без изменения степеней окисления, отметим разложение кристаллогидратов, гидроксидов, кислородсодержащих кислот и некоторых солей:

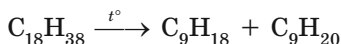


К реакциям разложения, происходящим с изменением степеней окисления, относится разложение оксидов,

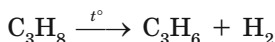
кислот и солей, образованных элементами в высших степенях окисления, например:



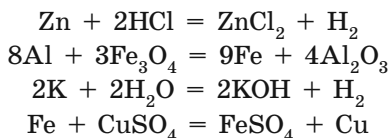
Реакции разложения существуют и в органической химии, среди них, например, реакции крекинга:



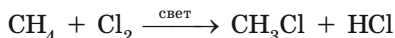
или дегидрирования:



Реакции замещения. Реакцией замещения называют взаимодействие простого вещества и сложного, в ходе которого атомы простого вещества замещают один из элементов, входящих в состав сложного вещества. Примеры таких реакций приведены ниже:

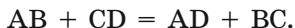


В органической химии реакции замещения имеют свою специфику, с которой вы познакомитесь в старших классах. Так, к реакциям замещения относится хлорирование метана:



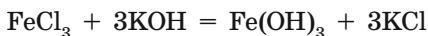
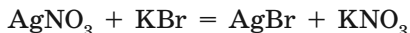
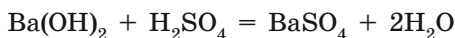
Практически все реакции замещения сопровождаются изменением степеней окисления элементов, т.е. являются окислительно-восстановительными.

Реакции обмена. Реакциями обмена принято называть реакции между двумя сложными веществами, в ходе которых сложные вещества обмениваются между собой своими составными частями:

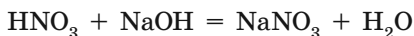


В отличие от реакций замещения, реакции обмена протекают без изменения степеней окисления элемен-

тов. Это наиболее распространённая группа реакций между сложными веществами — оксидами, основаниями, кислотами и солями, например:

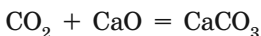
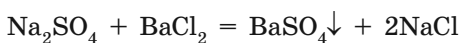


Частный случай реакций обмена — хорошо вам известная реакция нейтрализации:

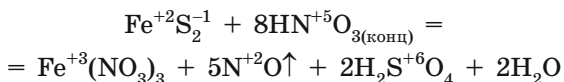
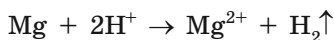


Классификация реакций по изменению степеней окисления химических элементов

В ходе химических реакций элементы могут как не изменять степени окисления, например:



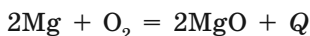
так и изменять их:



Реакции, протекающие с изменением степеней окисления, называют окислительно-восстановительными. Окислительно-восстановительные реакции чрезвычайно распространены как в живой природе, так и в промышленной химии. Выплавка и очистка металлов, фотографические процессы, реакция фотосинтеза, получение аммиака и неорганических кислот, производство медикаментов и строительных материалов, реакции горения, дыхания — вот далеко не полный список окислительно-восстановительных процессов, с которыми сталкивается человечество. Ниже мы ещё раз вернёмся к окислительно-восстановительным свойствам неорганических соединений.

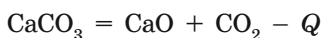
Классификация реакций по тепловому эффекту

В зависимости от теплового эффекта химические реакции подразделяются на экзотермические и эндотермические. Экзотермическими называют реакции, протекающие с выделением энергии, например:

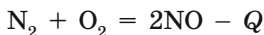


Примерами многочисленных экзотермических реакций являются: горение веществ на воздухе или в кислороде, взаимодействие металлов и неметаллов с галогенами, реакции нейтрализации, взаимодействие щелочных металлов с водой, взаимодействие активных металлов с кислотами и т. д.

Реакции, сопровождающиеся поглощением энергии, называют эндотермическими:



Как правило, реакции разложения протекают с поглощением энергии, а присоединения — с выделением энергии. Но и здесь есть свои исключения. Так, реакция взаимодействия азота и кислорода (реакция соединения) является эндотермической, а разложение перманганатов или хлоратов — реакции экзотермические:



Кроме рассмотренных признаков, химические реакции можно классифицировать:

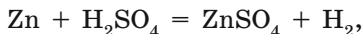
- по признаку обратимости (обратимые и необратимые химические процессы),
- по фазовым признакам (газовые, в растворе, твёрдофазные, гомогенные, гетерогенные),
- по необходимости использовать катализатор (каталитические и некаталитические) и по ряду других признаков.

Задания

Часть 1

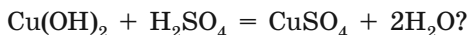
К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. Реакция, протекающая по уравнению



относится к реакциям

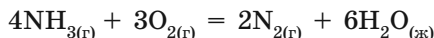
- 1) обмена
 - 2) соединения
 - 3) замещения
 - 4) разложения
2. Какому типу соответствует реакция, протекающая по уравнению



- 1) обмена
 - 2) соединения
 - 3) разложения
 - 4) замещения
3. Какое из приведённых уравнений соответствует реакции нейтрализации?

- 1) $\text{BaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
- 2) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaOH}$
- 3) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$
- 4) $3\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$

4. Окисление аммиака:



является реакцией

- 1) каталитической, эндотермической
- 2) каталитической, экзотермической
- 3) некаталитической, экзотермической
- 4) некаталитической, эндотермической

5. Взаимодействие водорода с хлором относится к реакциям

- 1) разложения, эндотермическим
- 2) обмена, экзотермическим
- 3) соединения, эндотермическим
- 4) соединения, экзотермическим

6. Взаимодействие кальция и соляной кислоты относится к реакциям

- 1) соединения, экзотермическим
- 2) замещения, экзотермическим
- 3) обмена, экзотермическим
- 4) замещения, эндотермическим

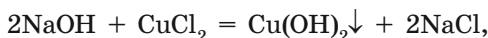
7. К практически необратимым реакциям относится взаимодействие между

- | | |
|-------------------|--------------|
| 1) N_2 и H_2 | 3) C и O_2 |
| 2) SO_2 и O_2 | 4) H_2 и S |

8. Какая из перечисленных реакций является окислительно-восстановительной?

- 1) $2Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3H_2O$
- 2) $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$
- 3) $NaOH + HI = NaI + H_2O$
- 4) $2Al + 3S = Al_2S_3$

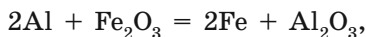
9. Реакция, уравнение которой



относится к реакциям

- | | |
|---------------|--------------|
| 1) разложения | 3) замещения |
| 2) соединения | 4) обмена |

10. Реакция, уравнение которой



относится к реакциям

- | | |
|---------------|--------------|
| 1) разложения | 3) замещения |
| 2) соединения | 4) обмена |

11. К реакциям ионного обмена относится реакция, уравнение которой

- 1) $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}$
- 3) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
- 4) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

12. К окислительно-восстановительным реакциям относится реакция, уравнение которой

- 1) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{SO}_3 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2$
- 3) $\text{Cu(OH)}_2 = \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $2\text{NaOH} + \text{CuCl}_2 = \text{Cu(OH)}_2\downarrow + 2\text{NaCl}$

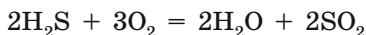
13. Взаимодействие гидроксида кальция с соляной кислотой относится к реакциям

- 1) соединения
- 2) обмена
- 3) разложения
- 4) замещения

14. Взаимодействие цинка с соляной кислотой относится к реакциям

- 1) замещения
- 2) соединения
- 3) разложения
- 4) обмена

15. Окисление сероводорода



является реакцией

- 1) окислительно-восстановительной, некаталитической, экзотермической
- 2) окислительно-восстановительной, каталитической, эндотермической
- 3) замещения, некаталитической, эндотермической
- 4) обмена, некаталитической, экзотермической

16. Серная кислота в растворе вступает в реакцию замещения с

- 1) железом
- 2) гидроксидом цинка
- 3) нитратом бария
- 4) оксидом меди(II)

17. Реакции нейтрализации соответствует уравнение:

- 1) $\text{BaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
- 2) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 + 2\text{NaCl}$
- 4) $\text{CuO} + \text{SO}_3 = \text{CuSO}_4$

18. Гидроксид калия вступает в реакцию нейтрализации с

- 1) оксидом серы(VI)
- 2) сульфатом меди(II)
- 3) азотной кислотой
- 4) хлоридом железа(III)

2.3. Электролиты и неэлектролиты.

Катионы и анионы

2.4. Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей (средних)

Уже в середине XIX в. было установлено, что есть вещества, водные растворы которых (или расплавы) проводят электрический ток, водные же растворы других веществ электрического тока не проводят. Соответственно эти различные вещества получили название электролитов и неэлектролитов.

Электролиты — вещества, водные растворы которых или расплавы проводят электрический ток. **Неэлектролиты** — вещества, водные растворы которых не проводят электрический ток.

К электролитам относятся соли, кислоты, основания. Так, типичными электролитами являются:

- кислоты (HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , CH_3COOH , HF и др.);
- основания (KOH , NaOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 , $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и др.);
- соли (NaCl , K_2SO_4 , $\text{Ca(NO}_3)_2$, CH_3COONa , NH_4Cl и др.).

Большинство органических веществ электролитами не являются. Так, не относятся к электролитам углеводороды, спирты, альдегиды, углеводы и др.

Электропроводность электролитов обусловлена присутствием в их растворах (или расплавах) ионов, которые и обеспечивают прохождение электрического тока. Для объяснения электропроводности водных растворов кислот, солей и оснований С. Аррениус выдвинул в 1887 г. **теорию электролитической диссоциации**.

В соответствии с этой теорией, электролиты при растворении в воде распадаются (диссоциируют) на ионы — положительно и отрицательно заряженные. Положительно заряженные ионы называются **катионами**, отрицательно заряженные — **анионами**.

В общем виде диссоциация электролита KatAn может быть записана так:



На самом деле в водных растворах катионы металлов и анионы кислотных остатков существуют в гидратированном виде. Например, состав гидратированных катионов алюминия может быть записан так: $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3+}$. Именно гидратация ионов является главной движущей силой механизма электролитической диссоциации, так как энергия гидратации ионов довольно высока и вполне достаточна для разрушения прочных кристаллических решёток твёрдых веществ. Однако в уравнениях реакций для простоты гидратные молекулы воды опускают и записывают просто Al^{3+} . Другой движущей силой процесса диссоциации является высокое значение диэлектрической константы воды: $\epsilon(\text{H}_2\text{O}) = 81$, т.е. вода в 81 раз ослабляет притяжение катионов и анионов по сравнению с вакуумом.

Наиболее легко диссоциируют вещества с ионным типом связи, это объясняется наличием уже имеющих ионов в узлах кристаллической решётки. Диссоциация веществ с сильно полярными ковалентными связями протекает сложнее: в этом случае распад на ионы полярной молекулы проходит через стадию перехода полярной структуры в ионную под действием молекул воды. Вещества с малополярными ковалентными связями и неполярными связями диссоциировать не могут и не относятся к электролитам. Так, в ряду $\text{NaF} - \text{HF} - \text{H}_2$ способность веществ к электролитической диссоциации уменьшается, что связано с переходом типа связи от ионной (во фториде натрия) к ковалентной полярной (во фтороводороде) и к ковалентной неполярной (в водороде).

Все электролиты можно разделить на сильные и слабые. **Сильные электролиты** в разбавленных водных растворах полностью диссоциируют на ионы. К сильным электролитам относятся все щёлочи, многие кислоты (такие, как HClO_4 , HClO_3 , HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , HMnO_4

и некоторые другие), а также практически все соли (даже если они малорастворимы, т.к. в водном растворе не существуют «молекулы» солей). **Слабые электролиты** лишь в малой степени диссоциируют на ионы. К слабым электролитам относятся вода, органические кислоты (уксусная, щавелевая, лимонная и т.д.), многие неорганические кислоты (сернистая, сероводородная, плавиковая, азотистая, хлорноватистая и др.). В отличие от сильных электролитов, диссоциация слабых электролитов обратима, что отражают в уравнениях диссоциации:



(сильный электролит, диссоциация полная),



(слабый электролит, диссоциация обратима).

Для количественной характеристики меры диссоциации электролита используют понятие степени диссоциации. **Степень диссоциации** равна отношению числа молекул, продиссоциировавших на ионы, к исходному числу растворённых молекул:

$$\alpha = \frac{N_{\text{дисс}}}{N_{\text{исх}}}$$

$$\alpha = \frac{N_{\text{дисс}}}{N_{\text{исх}}} \cdot 100\%$$

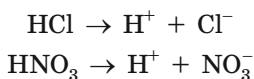
Таким образом, степень диссоциации может изменяться от 0 до 1 (или от 0 до 100%).

Степень диссоциации зависит от природы электролита, природы растворителя*, концентрации и температуры. Чем ниже концентрация электролита в растворе, тем больше степень его диссоциации. С ростом температуры степень диссоциации возрастает (так как диссоциация большинства электролитов — процесс эндотермический).

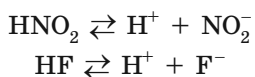
* Например, LiCl в воде — сильный электролит, а в спиртовом растворе — слабый.

Электролитическая диссоциация кислот

С точки зрения теории электролитической диссоциации кислоты — это сложные вещества, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только гидратированные ионы водорода H^+ и анионы кислотных остатков. Сильные кислоты диссоциируют практически полностью, например:



Диссоциация слабых кислот обратима:



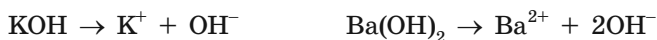
Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, по стадиям. Например, в случае слабой сероводородной кислоты можно записать:



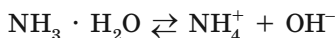
При этом степень диссоциации по каждой последующей ступени намного меньше, чем по предыдущей. Так, степень диссоциации сероводородной кислоты по первой ступени составляет всего 1% (т.е. из 100 молекул H_2S всего одна распадается на ионы). По второй ступени степень диссоциации ещё меньше и не превышает $10^{-7}\%$ (т.е. из 10 миллионов лишь один HS^- -ион распадается дальше на ионы, поэтому можно считать, что по второй стадии сероводород почти не диссоциирует).

Электролитическая диссоциация оснований

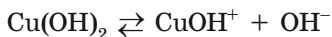
С точки зрения теории электролитической диссоциации основания — сложные вещества, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы OH^- . Сильные основания диссоциируют практически полностью:



Диссоциация слабых оснований обратима:



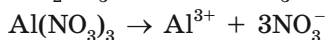
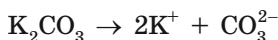
Многокислотные слабые основания диссоциируют ступенчато, по отдельным стадиям, например:



Как и в случае кислот, степень диссоциации по второй стадии намного меньше, чем по первой.

Электролитическая диссоциация солей

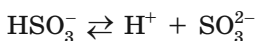
С точки зрения теории электролитической диссоциации соли — сложные вещества, при диссоциации которых образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков. Практически все соли относятся к сильным электролитам, полностью распадаясь в водных растворах на ионы:



Даже в случае таких малорастворимых солей, как AgCl или BaSO_4 (их растворимость мизерна и не превышает 10^{-5} моль/л), та часть их, которая перешла в раствор, полностью распадается на ионы:



Кислые и основные соли диссоциируют ступенчато. Так, гидросульфит натрия в водном растворе диссоциирует следующим образом:

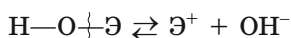


Диссоциация по первой стадии протекает полностью (сильный электролит, как и все соли), по второй стадии — обратимо (слабый электролит, как и все многоосновные кислоты).

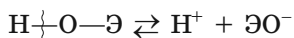
Электролитическая диссоциация амфотерных гидроксидов

Амфотерные гидроксиды могут одновременно диссоциировать и как основания, и как кислоты. Рассмотрим амфотерный гидроксид состава $\text{HO}\ddot{\text{O}}$, в котором при электролитической диссоциации может разрываться или $\text{O}-\ddot{\text{O}}$ -связь, или $\text{O}-\text{H}$ -связь. В первом случае гидроксид $\text{HO}\ddot{\text{O}}$ будет диссоциировать как основание, во втором случае — как кислота:

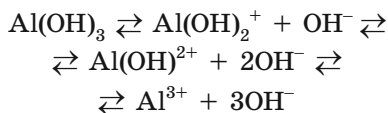
как основание:



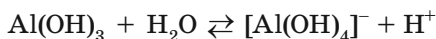
как кислота:



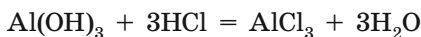
Так, гидроксид алюминия может диссоциировать и как основание:



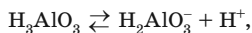
и как кислота*:



Взаимодействуя с кислотами, гидроксид алюминия образует соли катиона Al^{3+} , а при реакции с щелочами — соли гидроксоалюминат-иона $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$:



* Раньше процесс электролитической диссоциации по кислотному типу записывали так:



что на самом деле не отвечает действительности. Причины этого рассматриваются в старших классах при углублённом изучении химии.

Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. К неэлектролитам относится
 - 1) расплав карбоната натрия
 - 2) раствор этилового спирта
 - 3) раствор бромоводорода
 - 4) расплав хлорида калия

2. К электролитам относится
 - 1) C_2H_5OH
 - 2) $C_{12}H_{22}O_{11}$
 - 3) $Ca(OH)_2$
 - 4) CO

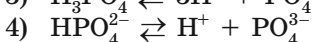
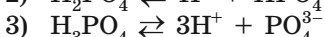
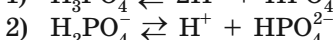
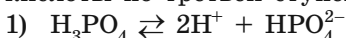
3. Хлорид-ионы образуются при электролитической диссоциации
 - 1) $KClO_4$
 - 2) $KClO_3$
 - 3) CH_3Cl
 - 4) KCl

4. Не является электролитом
 - 1) $Mg(OH)_2$
 - 2) NaOH
 - 3) CH_3OH
 - 4) HBr

5. Электролитической диссоциации ортофосфорной кислоты по второй ступени отвечает уравнение:
 - 1) $H_3PO_4 \rightleftharpoons 2H^+ + HPO_4^{2-}$
 - 2) $H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$
 - 3) $H_3PO_4 \rightleftharpoons 3H^+ + PO_4^{3-}$
 - 4) $HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}$

6. Не является электролитом
 - 1) уксус
 - 2) метан
 - 3) сода
 - 4) серная кислота

7. Электролитической диссоциации ортофосфорной кислоты по третьей ступени отвечает уравнение:



8. Не является электролитом

- 1) поваренная соль
- 2) щёлочь
- 3) соляная кислота
- 4) спирт

9. Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации сульфата алюминия равна

- 1) 6 2) 5 3) 3 4) 4

10. Сильным электролитом является

- 1) угольная кислота
- 2) сероводородная кислота
- 3) серная кислота
- 4) сахароза

11. Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации сульфата железа(II) равна

- 1) 5 2) 2 3) 3 4) 4

12. Слабым электролитом является

- 1) HCl 3) CH₃COOH
2) HNO₃ 4) CO

13. Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации сульфата железа(III) равна

- 1) 3 3) 5
2) 4 4) 6

14. К сильным электролитам не относится

- | | |
|--------|-----------------------------------|
| 1) HBr | 3) H ₂ S |
| 2) HCl | 4) H ₂ SO ₄ |

15. Наибольшее количество ионов образуется при электролитической диссоциации — 1 моль
- 1) хлороводорода
 - 2) хлорида кальция
 - 3) хлорида алюминия
 - 4) хлорида железа(II)
16. К слабым электролитам не относится
- 1) H_2S
 - 2) CH_3COOH
 - 3) H_2CO_3
 - 4) HI
17. Наибольшее количество ионов образуется при электролитической диссоциации — 1 моль
- 1) сульфата калия
 - 2) сульфата магния
 - 3) сульфата алюминия
 - 4) сульфата железа(II)
18. К электролитам относится
- 1) P_4
 - 2) S_8
 - 3) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
 - 4) CH_3COOH
19. Сульфид-ионы образуются при электролитической диссоциации
- 1) MgSO_4
 - 2) K_2SO_3
 - 3) H_2SO_3
 - 4) BaS
20. К электролитам относится
- 1) CH_3OH
 - 2) Fe
 - 3) FeCl_2
 - 4) Fe_2O_3
21. Наибольшая концентрация фосфат-ионов в растворе
- 1) K_3PO_4
 - 2) K_2HPO_4
 - 3) KH_2PO_4
 - 4) H_3PO_4

2.5. || Реакции ионного обмена и условия их осуществления

Так как электролиты в воде диссоциируют на ионы, то реакции между электролитами в растворе следует рассматривать как процесс взаимодействия соответствующих ионов. Вот почему в учебной литературе наряду с молекулярными уравнениями подобных реакций принято записывать ионные уравнения. Именно ионные уравнения реакций отражают суть тех изменений, которые происходят при взаимодействии веществ-электролитов.

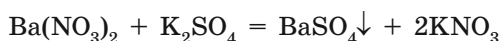
При написании уравнений реакций в ионном виде следует помнить, что хорошо растворимые сильные электролиты записывают как набор ионов, образовавшихся при их полной диссоциации, в то время как неэлектролиты и слабые электролиты (а также газы и осадки) записывают в молекулярном виде.

Алгоритм составления ионного уравнения реакции может быть таким:

1. Записать молекулярное уравнение реакции и расставить коэффициенты.
2. Переписать это уравнение, записывая хорошо растворимые сильные электролиты в виде соответствующих ионов, а слабые электролиты, нерастворимые вещества и газы — в молекулярном виде.
3. Сократить одинаковые ионы в левой и правой частях уравнения и записать сокращённое ионное уравнение.

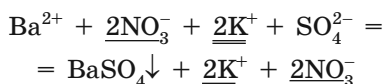
Примеры составления сокращённых ионных уравнений

1. Рассмотрим взаимодействие сульфата калия и нитрата бария. Молекулярное уравнение этой реакции выглядит так:

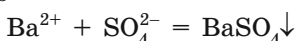


Все четыре соли являются сильными электролитами, даже нерастворимый сульфат бария. Но в соответ-

ствии с приведённым выше алгоритмом, сульфат бария (как нерастворимое вещество) запишем в молекулярном виде, в то время как все остальные соли представим в виде набора ионов, получающихся при их диссоциации:

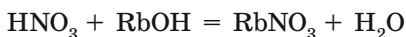


И в левой, и в правой частях уравнения есть одинаковые ионы (NO_3^- и K^+), сократим их:



Это и есть сокращённое ионное уравнение взаимодействия нитрата бария и сульфата калия. Видно, что сущность происходящей реакции заключается во взаимодействии ионов Ba^{2+} и SO_4^{2-} , приводящем к образованию осадка сульфата бария.

2. Молекулярное уравнение взаимодействия азотной кислоты с гидроксидом рубидия запишется так:



В этом уравнении участвуют три сильных, хорошо растворимых электролита (HNO_3 , RbOH и RbNO_3) и один очень слабый электролит (H_2O). В соответствии с алгоритмом формулу воды следует оставить в ионном уравнении, а вместо HNO_3 , RbOH и RbNO_3 записать набор ионов, образующихся при их полной диссоциации:



После сокращения одинаковых ионов (они подчеркнуты) получим сокращённое ионное уравнение:

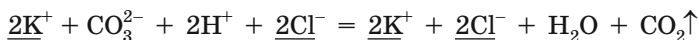


Таким образом, суть этой реакции состоит в связывании ионов H^+ и OH^- с образованием слабого электролита — молекул воды. Точно так же запишется краткое ионное уравнение любой химической реакции между сильной кислотой и щёлочью.

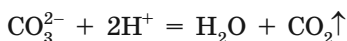
3. Запишем уравнение химической реакции между карбонатом калия и соляной кислотой:



В соответствии с алгоритмом формулы воды (слабого электролита) и углекислого газа оставим без изменений, в то время как формулы K_2CO_3 , HCl и KCl — сильных электролитов — запишем в виде набора ионов:



Сократив одинаковые ионы, получим:



Из этого сокращённого ионного уравнения следует, что взаимодействие карбонат-ионов с ионами водорода приводит к образованию молекул воды (слабого электролита) и молекул углекислого газа.

Условия осуществления реакций ионного обмена

Реакции в растворах электролитов идут практически до конца в том случае, если происходит связывание исходных ионов с образованием:

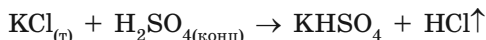
- слабого электролита,
- осадка малорастворимого вещества,
- газообразного продукта.

Именно эти примеры мы и рассмотрели выше. Если в ходе реакции связывания ионов не происходит, то такие реакции не идут. Примером неосуществимых **в растворе** реакций могут быть:



В то же время, изменив условия протекания, можно заставить идти и, казалось бы, неосуществимую химическую реакцию. Так, в последнем случае реакция в растворе невозможна (все четыре вещества — сильные электролиты, полностью диссоциирующие на ионы). Но если взять твёрдый хлорид калия и концентри-

рованную серную кислоту, реакция становится возможной:



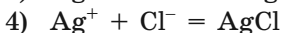
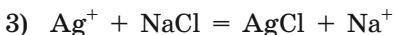
В этом случае газообразный хлороводород удаляется из сферы реакции, и равновесие полностью смещается вправо. Именно так и получают хлороводород в лабораторном практикуме.

Задания

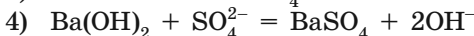
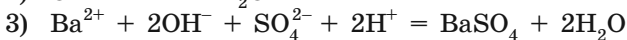
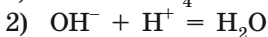
Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

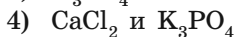
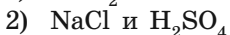
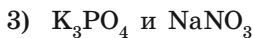
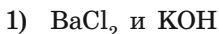
1. Реакции между нитратом бария и серной кислотой соответствует сокращённое ионное уравнение:
 - 1) $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4$
 - 2) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{HNO}_3$
 - 4) $\text{Ba}^{2+} + 2\text{NO}_3^- \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
2. Взаимодействию соляной кислоты и едкого натра отвечает краткое ионное уравнение:
 - 1) $\text{HCl} + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^-$
 - 2) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{H}^+ + \text{NaOH} = \text{H}_2\text{O} + \text{Na}^+$
 - 4) $\text{H}^+ + \text{Cl}^- + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^-$
3. Взаимодействию азотной кислоты и едкого кали отвечает краткое ионное уравнение:
 - 1) $\text{HNO}_3 + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_3^-$
 - 2) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{H}^+ + \text{KOH} = \text{H}_2\text{O} + \text{K}^+$
 - 4) $\text{H}^+ + \text{NO}_3^- + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_3^-$
4. Взаимодействию нитрата серебра и хлорида натрия отвечает краткое ионное уравнение:
 - 1) $\text{NO}_3^- + \text{Na}^+ = \text{NaNO}_3$
 - 2) $\text{AgNO}_3 + \text{Cl}^- = \text{AgCl} + \text{NO}_3^-$



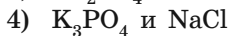
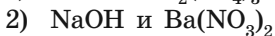
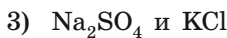
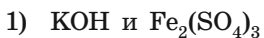
5. Взаимодействию серной кислоты и гидроксида бария отвечает краткое ионное уравнение:



6. В водном растворе практически полностью взаимодействуют вещества:



7. Практически полностью в водном растворе взаимодействуют вещества:



8. Практически полностью в водном растворе взаимодействуют вещества:

1) серная кислота и карбонат калия

2) серная кислота и нитрат калия

3) серная кислота и хлорид калия

4) серная кислота и нитрат магния

9. Практически полностью в водном растворе взаимодействуют вещества:

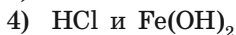
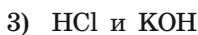
1) нитрат серебра и хлороводород

2) нитрат кальция и хлорид калия

3) хлороводород и нитрат натрия

4) хлороводород и нитрат калия

10. Краткое ионное уравнение $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ отвечает взаимодействию веществ:



11. Краткое ионное уравнение $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ отвечает взаимодействию веществ:

- 1) H_2S и KOH
- 2) H_2S и $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 3) HNO_3 и $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 4) HNO_3 и $\text{Zn}(\text{OH})_2$

12. Выпадение осадка наблюдается при сливании растворов

- 1) хлорида алюминия и гидроксида кальция
- 2) сульфата натрия и соляной кислоты
- 3) карбоната калия и азотной кислоты
- 4) гидроксида натрия и серной кислоты

13. Выделение газа наблюдается при сливании растворов

- 1) сульфата натрия и гидроксида бария
- 2) гидроксида натрия и соляной кислоты
- 3) карбоната калия и азотной кислоты
- 4) гидроксида меди(II) и азотной кислоты

14. Верны ли следующие утверждения о взаимодействии фосфата калия и серной кислоты в растворе?

- А. При взаимодействии реагентов выпадает осадок.
Б. Взаимодействие реагентов сопровождается выделением газа.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба утверждения
- 4) оба утверждения неверны

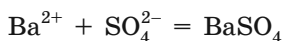
15. Сокращённое ионное уравнение



соответствует взаимодействию растворов веществ:

- 1) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ и KOH
- 2) FeSO_4 и LiOH
- 3) Na_2S и $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$
- 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и FeCl_3

16. Сокращённое ионное уравнение



соответствует взаимодействию веществ:

- 1) оксида бария и раствора серной кислоты
- 2) бария и раствора сульфата меди(II)
- 3) растворов нитрата бария и сульфата натрия
- 4) растворов гидроксида бария и серной кислоты

17. Сокращённое ионное уравнение



соответствует взаимодействию веществ:

- 1) гидроксида калия (р-р) и серной кислоты (р-р)
- 2) гидроксида цинка и азотной кислоты (р-р)
- 3) гидроксида бария (р-р) и серной кислоты (р-р)
- 4) соляной кислоты и гидроксида меди(II)

18. Сокращённому ионному уравнению



соответствует молекулярное уравнение

- 1) $\text{MgCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$
- 2) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{RbOH} + \text{HNO}_3 = \text{RbNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Sr}(\text{OH})_2 = \text{SrSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

При выполнении заданий выберите правильные ответы.

19. Практически необратимо протекает взаимодействие растворов

- 1) гидроксида бария и серной кислоты
- 2) сульфата натрия и азотной кислоты
- 3) нитрата бария и хлорида калия
- 4) карбоната калия и соляной кислоты

- 5) сульфата магния и нитрата натрия
- 6) хлорида алюминия и гидроксида калия

Ответ: _____ .

20. Осадок выпадает при добавлении серной кислоты к раствору

- 1) карбоната калия
- 2) нитрата меди(II)
- 3) гидроксида бария
- 4) хлорида кальция
- 5) нитрата свинца(II)
- 6) гидроксида натрия

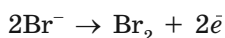
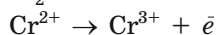
Ответ: _____ .

2.6. || Окислительно-восстановительные реакции.

|| Окислители и восстановители

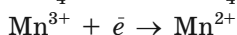
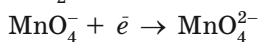
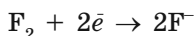
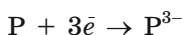
Окислительно-восстановительными называют реакции, протекающие с изменением степеней окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ. Именно окислительно-восстановительные реакции лежат в основе жизнедеятельности организма, с ними связаны процессы дыхания и обмена веществ в живых организмах, фотосинтез в растениях, их используют для получения металлов, кислот, солей и других ценных продуктов. Реакции электролиза и коррозии также относятся к окислительно-восстановительным. Наконец, эти реакции лежат в основе работы гальванических элементов, аккумуляторов и топливных элементов, превращающих химическую энергию в электрическую.

Окисление с точки зрения электронной теории — процесс отдачи электронов атомами, молекулами или ионами:



При окислении степень окисления элемента повышается.

Восстановление — процесс присоединения электрона атомом, молекулой или ионом:



При восстановлении степень окисления элемента понижается.

Восстановитель — элемент, отдающий электроны (или вещество, содержащее такой элемент). Восстановитель в ходе реакции окисляется.

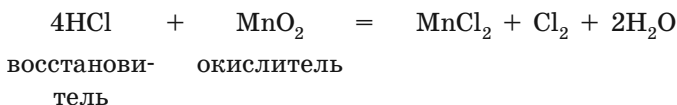
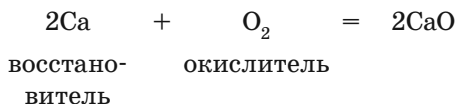
Окислитель — элемент, принимающий электроны (или вещество, содержащее такой элемент). Окислитель в ходе реакции восстанавливается.

Классификация

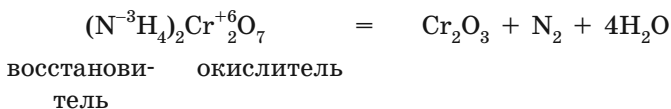
окислительно-восстановительных реакций

Все окислительно-восстановительные реакции принято делить на четыре типа.

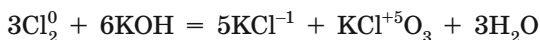
1. Реакции межмолекулярного окисления-восстановления. В подобных реакциях восстановитель и окислитель — разные химические элементы, находящиеся в разных реагентах, например:



2. Реакции внутримолекулярного окисления и восстановления. В этих реакциях окислитель и восстановитель — разные химические элементы, но входящие в состав одного вещества, например:

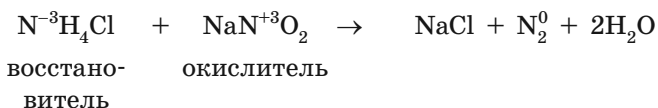


3. Реакции диспропорционирования. Так называются реакции, в которых и окислитель, и восстановитель — один и тот же химический элемент, входящий в состав одного вещества:



Здесь хлор в степени окисления 0 является и окислителем (понижая степень окисления до -1), и восстановителем (повышая степень окисления до $+5$). Недаром раньше подобные реакции называли реакциями самоокисления-самовосстановления.

4. Реакции сопропорционирования*. Реакции сопропорционирования являются обратными по отношению к реакциям диспропорционирования и являются частным случаем реакций межмолекулярного окисления-восстановления. Примером такой реакции может быть взаимодействие хлорида аммония и нитрита натрия, лежащее в основе лабораторного способа получения азота:



Типичные восстановители и окислители

К типичным восстановителям могут быть отнесены:

- простые вещества — металлы (наиболее сильные восстановители из них — щелочные и щёлочно-земельные);
- некоторые простые вещества — неметаллы (например, водород и углерод);
- производные элементов в низших или невысоких степенях окисления (например, H_2S , SO_2 , CO , CH_4 , HI , NH_3 , H_3PO_3 , SnCl_2 , FeCl_2);
- многие органические соединения (альдегиды, спирты, муравьиная и щавелевая кислоты, глюкоза).

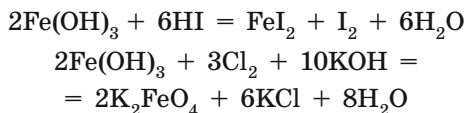
К типичным окислителям относятся:

- галогены;
- кислород O_2 , озон O_3 , пероксиды (H_2O_2);
- производные элементов в высшей или достаточно высокой степени окисления (например, KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HNO_3 , PbO_2);

* Реакции диспропорционирования и сопропорционирования иногда называют реакциями дисмутации и конмутации.

— кислородные соединения галогенов (Cl_2O , ClO_2 , KClO , KClO_3).

Очевидно, что элемент в высшей степени окисления может проявлять только окислительные свойства, в то время как элемент в низшей степени окисления — только восстановительные. Производные в промежуточной степени окисления могут быть как окислителями, так и восстановителями, например:

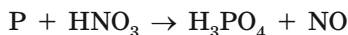


Видно, что в первой реакции железо(III) проявляет свойства окислителя и восстанавливается до железа(II), в то время как во второй — свойства восстановителя, окисляясь до железа(VI).

Подбор коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций

Для подбора коэффициентов в сложных уравнениях окислительно-восстановительных реакций на первых порах используют в основном метод электронного баланса. Его суть заключается в том, что число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем. Покажем на примере, как это можно сделать.

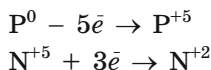
Пусть необходимо расставить коэффициенты в уравнении реакции, схема которой:



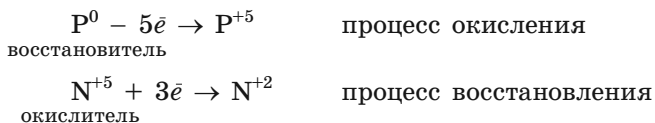
1. Находим элементы, изменившие степень окисления. В данном примере это фосфор и азот.

Элемент	Степень окисления в исходных веществах	Степень окисления в продуктах
P	0	+5
N	+5	+2

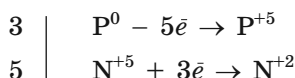
2. Атом фосфора в степени окисления 0 в ходе реакции превращается в фосфор в степени окисления +5, отдавая 5 электронов. Атом азота в степени окисления +5 превращается в азот в степени окисления +2, принимая 3 электрона. Сказанное кратко записываем в виде схемы:



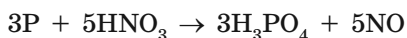
Следовательно, фосфор (0) — восстановитель, азот (+5) — окислитель:



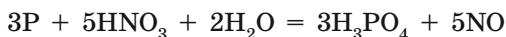
3. Для того чтобы число электронов, отданных фосфором(0), было бы равно числу электронов, принятых азотом(+5), необходимо всю первую строчку умножить на 3, а вторую на 5:



4. Найденные главные коэффициенты переносим в схему реакции:



5. Подсчёт числа атомов водорода показывает, что в левой части уравнения имеется 5 атомов водорода, а в правой — 9. Следовательно, в левую часть уравнения необходимо добавить 4 атома водорода. Сделать это можно, только добавив в левую часть 2 молекулы воды:



6. Окончательная проверка правильности расставленных коэффициентов проводится по числу атомов кислорода: и в левой части уравнения, и в правой части уравнения одинаковое число атомов кислорода (17), что говорит о правильности подбора коэффициентов.

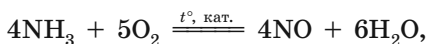
Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. К окислительно-восстановительным относится реакция:
 - 1) $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
 - 2) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$
 - 3) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - 4) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2. К окислительно-восстановительным относится реакция:
 - 1) $\text{Cl}_2\text{O} + \text{KOH} \rightarrow \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$
 - 2) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S}_3\text{O}_{10}$
 - 3) $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2$
 - 4) $\text{BaO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
3. В какой из представленных реакций сера является восстановителем?
 - 1) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
 - 2) $\text{S} + \text{Ca} \rightarrow \text{CaS}$
 - 3) $\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$
 - 4) $\text{H}_2\text{S} + \text{PbO} \rightarrow \text{PbS} + \text{H}_2\text{O}$
4. Окислительно-восстановительной является реакция, уравнение которой:
 - 1) $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2$
 - 2) $\text{BaSO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{BaO} + \text{SO}_2$
 - 3) $\text{CuCl}_2 + \text{Zn} = \text{ZnCl}_2 + \text{Cu}$
 - 4) $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu(OH)}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$
5. Окислительно-восстановительной не является реакция:
 - 1) $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$
 - 2) $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$
 - 3) $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
 - 4) $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$

6. Реакции, уравнение которой



соответствует схема превращения азота:

- 1) $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{-2}$
- 2) $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{+2}$
- 3) $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{-3}$
- 4) $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{+2}$

7. В какой реакции оксид серы(IV) является восстановителем?

- 1) $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$
- 4) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$

8. В реакции оксида хрома(III) с алюминием восстановительные свойства проявляет

- | | |
|---------------------|--------------------|
| 1) Cr^{+3} | 3) O^{-2} |
| 2) Al^0 | 4) Cr^0 |

9. Только восстановительные свойства проявляет

- 1) фосфор
- 2) бром
- 3) магний
- 4) сера

При выполнении заданий выберите правильные ответы. Установите соответствие.

10. К окислительно-восстановительным относятся реакции:

- 1) $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HClO}_4$
- 2) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{O}_2$
- 3) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$
- 4) $\text{MnO}_2 + \text{HF} \rightarrow \text{MnF}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{MnO}_2 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaMnO}_3$

Ответ: _____ .

11. Процессы окисления представлены схемами:

- 1) $\text{N}^{3-} \rightarrow \text{N}_2$
- 2) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl}^-$
- 3) $\text{O}_2 \rightarrow \text{O}^{2-}$
- 4) $\text{S}^{2-} \rightarrow \text{S}^{6+}$
- 5) $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^0$

Ответ: _____ .

12. Азотная кислота является окислителем в реакциях, схемы которых:

- 1) $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{HNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{HNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{HNO}_3 + \text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{CH}_3\text{COOH}$
- 5) $\text{HNO}_3 + \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2$

Ответ: _____ .

13. Серная кислота является окислителем в реакциях, схемы которых:

- 1) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
- 4) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{ZnS} \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S}$

Ответ: _____ .

14. Серная кислота является окислителем в реакциях, схемы которых:

- 1) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$
- 3) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeS} \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{S}$
- 4) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{HNO}_3$
- 5) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Ответ: _____ .

15. Одновременно и окислительные, и восстановительные свойства хлор проявляет в реакциях:

- 1) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{HCl}$
- 2) $\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl}$

- 3) $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{S}$
- 4) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$
- 5) $\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Ответ: _____ .

16. Фосфор проявляет свойства окислителя в реакциях:

- 1) $\text{O}_2 + \text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$
- 2) $\text{P} + \text{Mg} \rightarrow \text{Mg}_3\text{P}_2$
- 3) $\text{Al} + \text{P} \rightarrow \text{AlP}$
- 4) $\text{P} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_5$
- 5) $\text{P} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{PBr}_3$

Ответ: _____ .

17. Сероводород проявляет свойства окислителя в реакциях:

- 1) $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{S}$
- 2) $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$
- 3) $\text{H}_2\text{S} + \text{Fe} \rightarrow \text{H}_2 + \text{FeS}$
- 4) $\text{H}_2\text{S} + \text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2$
- 5) $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} + \text{S}$

Ответ: _____ .

18. Установите соответствие между уравнением реакции и веществом-окислителем, участвующим в данной реакции.

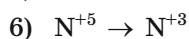
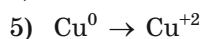
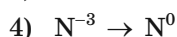
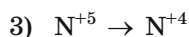
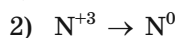
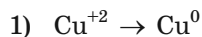
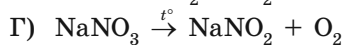
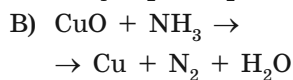
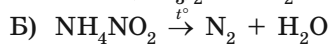
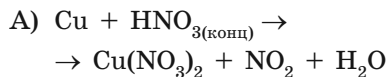
УРАВНЕНИЕ РЕАКЦИИ	ОКИСЛИТЕЛЬ
А) $2\text{NO} + 2\text{H}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1) H_2
Б) $\text{H}_2 + 2\text{K} = 2\text{KH}$	2) NO
В) $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	3) N_2
Г) $4\text{NH}_3 + 6\text{NO} = 5\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	4) NH_3
	5) O_2

А	Б	В	Г

19. Установите соответствие между схемой химической реакции и изменением степени окисления окислителя в ней.

СХЕМА РЕАКЦИИ

ИЗМЕНЕНИЕ
СТЕПЕНИ
ОКИСЛЕНИЯ
ОКИСЛИТЕЛЯ



А	Б	В	Г

3.1. || Химические свойства || простых веществ

3.1.1. Химические свойства простых веществ — металлов: щелочных и щёлочно-земельных металлов, алюминия, железа

Щелочные металлы

К щелочным металлам относят s -элементы главной подгруппы I группы: литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций. Франций — искусственно полученный радиоактивный элемент, практически не содержащийся в природе. Получен он в количестве нескольких атомных ядер, свойства его не столько изучены, сколько теоретически предсказаны на основании Периодического закона. В дальнейшем о франции мы говорить не будем.

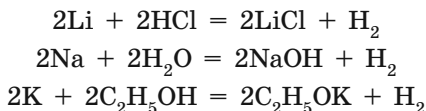
Электронные конфигурации атомов всех щелочных металлов однотипны — поверх электронной конфигурации инертного газа имеется один неспаренный электрон:

Li	$1s^2 2s^1$	или [He] $2s^1$
Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	или [Ne] $3s^1$
K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	или [Ar] $4s^1$
Rb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$	или [Kr] $5s^1$
Cs	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$	или [Xe] $6s^1$

Наличие одного валентного (внешнего) электрона объясняет существование единственной степени окисления щелочных металлов в соединениях, равной +1.

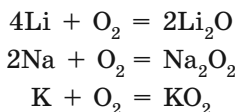
С увеличением радиуса атома от Li к Fr энергия ионизации атомов уменьшается, следовательно, наблюдаемая химическая активность металлов в этом ряду увеличивается. Щелочные металлы среди всех металлов обладают наибольшей химической активностью, являясь очень сильными восстановителями. Так, они вытес-

няют водород не только из кислот, но и из воды и даже из спиртов:

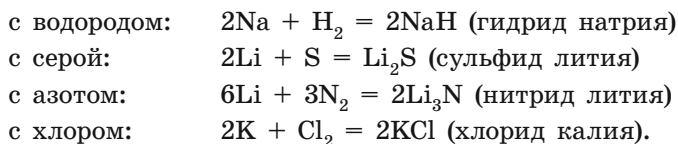


Литий взаимодействует с водой относительно спокойно, натрий — бурно, калий воспламеняется в контакте с водой, рубидий и цезий реагируют взрывообразно.

Все щелочные металлы довольно легко окисляются кислородом воздуха (поэтому хранят их или в керосине, или под слоем минерального масла, или в вакуумированных ампулах). Продукты взаимодействия щелочных металлов с кислородом различны. Если литий окисляется до оксида, то натрий образует в основном пероксид, а калий — надпероксид:



Пероксиды и надпероксиды щелочных металлов являются сильнейшими окислителями. Щелочные металлы реагируют практически со всеми неметаллами (исключая инертные газы). Вот примеры таких реакций:



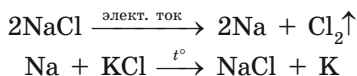
Важнейшими соединениями щелочных металлов являются:

NaCl — хлорид натрия, пищевая соль, минерал галит,
 $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — декагидрат сульфата натрия, минерал мирабилит или глауберова соль,
 Na_2CO_3 — карбонат натрия, кальцинированная сода,
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — декагидрат карбоната натрия, кристаллическая (стиральная) сода,
 NaHCO_3 — гидрокарбонат натрия, пищевая сода,

NaOH — гидроксид натрия, едкий натр, каустик,
 Na_2O_2 — пероксид натрия,
 KCl — хлорид калия,
 KOH — гидроксид калия, едкое кали,
 K_2CO_3 — карбонат калия, поташ,
 KNO_3 — нитрат калия, калиевая селитра.

Качественной реакцией на ионы щелочных металлов является окрашивание пламени: ионы лития окрашивают пламя в карминово-красный цвет, ионы натрия — в жёлтый, ионы калия — в фиолетовый.

Получают щелочные металлы электролизом расплавов хлоридов или гидроксидов, или вытеснением другими активными металлами:



Протекание последней реакции возможно из-за большей летучести калия по сравнению с натрием.

Щёлочно-земельные металлы

Главную подгруппу II группы Периодической системы образуют *s*-элементы бериллий, магний, кальций, стронций, барий и радий. Элементы кальций, стронций и барий получили историческое название «щёлочно-земельные металлы». Иногда это название не совсем оправданно переносят на все элементы IIА группы.

Электронные конфигурации атомов всех элементов IIА группы однотипны — поверх электронной конфигурации инертного газа имеются два внешних электрона:

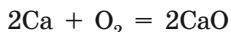
Be	$1s^2 2s^2$	или $[\text{He}] 2s^2$
Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	или $[\text{Ne}] 3s^2$
Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	или $[\text{Ar}] 4s^2$
Sr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$	или $[\text{Kr}] 5s^2$
Ba	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2$	или $[\text{Xe}] 6s^2$
Ra	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^2$	или $[\text{Ra}] 7s^2$

Наличие двух валентных (внешних) электронов объясняет существование единственной степени окисления этих элементов в соединениях, равной +2.

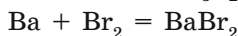
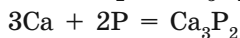
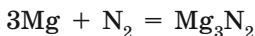
Поскольку заряд ядра в атомах этих элементов на единицу больше, чем в атомах щелочных металлов, то валентные электроны сильнее притягиваются к ядру, что приводит к некоторому увеличению энергии ионизации при переходе от щелочного металла к щёлочноземельному. Результатом этого является понижение химической активности при переходе от щелочных металлов к щёлочно-земельным.

С увеличением радиуса атома от Be к Ra энергия ионизации атомов уменьшается, следовательно, химическая активность металлов по подгруппе увеличивается. Наименее активен бериллий. Свойства бериллия сильно отличаются от свойств остальных элементов ПА группы, что связано с меньшим атомным радиусом его и более высоким значением энергии ионизации. Химические свойства бериллия гораздо ближе к свойствам алюминия, чем магния и кальция (диагональное сходство). Так, оксид и гидроксид бериллия проявляют амфотерные свойства, в отличие от оксидов и гидроксидов щёлочноземельных металлов.

На воздухе бериллий и магний вполне устойчивы, так как покрыты прочной оксидной плёнкой. При высокой температуре эти металлы взаимодействуют с кислородом, окисляясь до оксидов. Кальций и другие щёлочноземельные металлы, будучи более активными, окисляются кислородом уже на холоду:

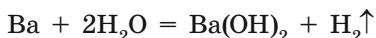


При нагревании все металлы ПА группы взаимодействуют с галогенами, серой, азотом, фосфором:

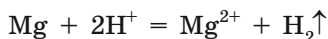


С водой бериллий не реагирует даже при температуре красного каления, в то время как магний взаимо-

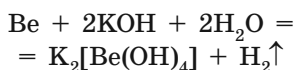
действует с горячей водой, а кальций и его аналоги — даже с холодной:



Все металлы IIА группы легко растворяются в кислотах, образуя соли:



Бериллий в силу амфотерности его оксида и гидроксида может взаимодействовать и с растворами щелочей с образованием гидроксобериллатов:



В ряду оксидов $\text{BeO} — \text{MgO} — \text{CaO} — \text{SrO} — \text{BaO} — \text{RaO}$ основность возрастает, такая же тенденция действует и в ряду гидроксидов. Если BeO и $\text{Be}(\text{OH})_2$ проявляют амфотерные свойства, то остальные оксиды и гидроксиды — исключительно основные. Гидроксиды кальция, стронция, бария и радия являются сильными основаниями и относятся к щелочам.

Важнейшими соединениями элементов IIА группы являются:

CaO — оксид кальция, негашёная известь,

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ — гидроксид кальция, гашёная известь,

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — дигидрат сульфата кальция, гипс.

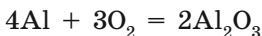
Алюминий

Алюминий — элемент IIIА группы, электронная конфигурация его атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$. Таким образом, на внешнем уровне атом алюминия содержит три валентных электрона. За счёт этих электронов типичная степень окисления алюминия +3.

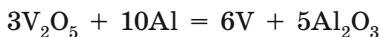
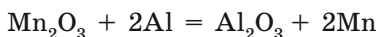
Химическая активность алюминия довольно высока, в ряду активности металлов он расположен непосредственно за щелочноземельными металлами и магнием. Проявляя сильные восстановительные свойства,

алюминий реагирует с неметаллами, кислотами, солями, а также растворами щелочей.

Кислородом алюминий окисляется с образованием оксида:

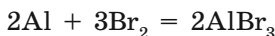


Из-за высокой теплоты образования Al_2O_3 металлический алюминий способен восстанавливать многие оксиды до свободных металлов:



Эта реакция (реакция алюминотермии) используется в промышленности при получении бария, стронция, ванадия, хрома, вольфрама и др.

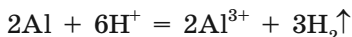
Галогены взаимодействуют с алюминием с образованием галогенидов, например:



Алюминий взаимодействует также с серой, фосфором, азотом, углеродом:

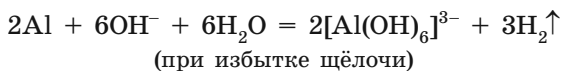
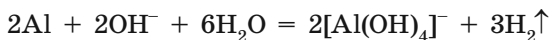


Кислоты взаимодействуют с алюминием с образованием солей:



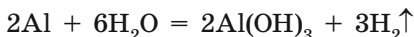
В то же время концентрированные серная и азотная кислоты без нагревания на алюминий не действуют (пассивация металла).

Алюминий может растворяться в растворах щелочей, образуя гидроксиалюминаты:

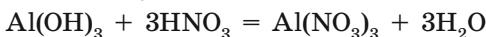
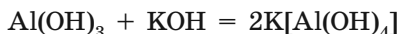
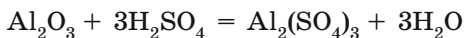
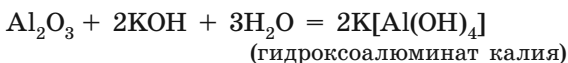
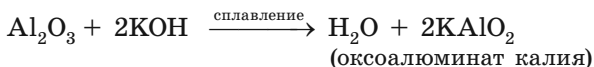


При удалении с алюминия прочной оксидной плёнки (например, при амальгамировании) активность алю-

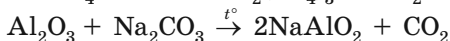
миния повышается настолько, что возможно его взаимодействие с водой:



Наиболее важное соединение алюминия — его оксид. И оксид, и гидроксид алюминия, проявляя амфотерные свойства, взаимодействуют как с кислотами, так и с щелочами:



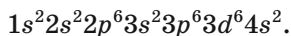
Оксид алюминия может взаимодействовать при высокой температуре и с некоторыми солями, например:



В первой реакции, взаимодействуя с кислой солью, оксид алюминия проявляет основные свойства, а во второй — кислотные.

Железо

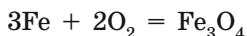
Железо — представитель переходных металлов — находится в побочной подгруппе VIII группы Периодической системы элементов Д.И. Менделеева. Электронная конфигурация его атома



Исходя из электронной конфигурации, можно сделать вывод, что для железа, за счёт отдачи внешних $4s^2$ -электронов, должны существовать производные в степени окисления +2. Это действительно так. Однако вспомним, что для переходных элементов в образовании

химических связей могут принимать участие не только внешние, но и предвнешние электроны с $3d$ -подуровня. В результате этого у железа есть и другая степень окисления, а именно $+3$. Получены также неустойчивые производные в степени окисления $+6$, например K_2FeO_4 — феррат(VI) калия.

С химической точки зрения железо — металл средней активности. Кислородом железо окисляется, в зависимости от температуры, с образованием оксидов FeO , Fe_3O_4 и Fe_2O_3 :

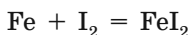
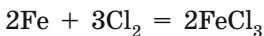


Оксид состава Fe_3O_4 можно рассматривать как двойной оксид, содержащий железо в двух степенях окисления: $FeO \cdot Fe_2O_3$, или как $Fe^{II}(Fe^{III}O_2)_2$. В природе Fe_3O_4 встречается в виде минерала магнетита (магнитного железняка).

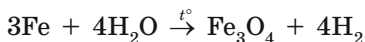
При нагревании железо реагирует с такими неметаллами, как сера, углерод, азот, фосфор, галогены, например:



Из галогенов фтор, хлор и бром окисляют железо до степени окисления $+3$, в то время как иод (слабый окислитель) — до степени окисления $+2$:



С водой железо реагирует при высоких температурах, образуя железную окалину и водород:

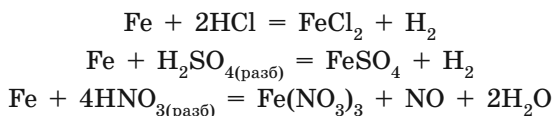


В присутствии кислорода железо медленно взаимодействует с водой, окисляясь до гидроксида железа(III) — процесс ржавления железа:



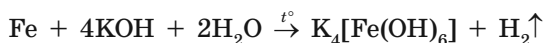
Железо легко взаимодействует с кислотами, образуя соли в степени окисления $+2$ (с кислотами-неокис-

лителями) или +3 (с кислотами-окислителями), например:

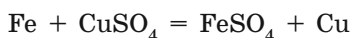


Концентрированными азотной и серной кислотами железо на холоду пассивируется, однако при нагревании возможны и эти реакции.

С водными растворами щелочей железо практически не реагирует, однако при длительном кипячении порошка железа с концентрированным раствором щёлочи без доступа воздуха возможна реакция:

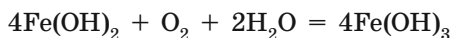


Железо может взаимодействовать и с солями, вытесняя из них менее активные металлы:

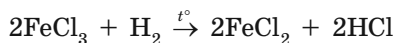


Железо образует два гидроксида*: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и $\text{Fe}(\text{OH})_3$. С точки зрения кислотно-основных свойств при переходе от $\text{Fe}(\text{OH})_2$ к $\text{Fe}(\text{OH})_3$ основной характер гидроксидов уменьшается. Если гидроксид железа(II) относится к основаниям, то гидроксид железа(III) — к амфотерным гидроксидам. Так, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ может растворяться и в кислотах, и в концентрированных растворах щелочей. Однако последняя реакция протекает в малой степени, свидетельствуя о преобладании основных свойств $\text{Fe}(\text{OH})_3$ над кислотными.

Соединения железа(II) легко окисляются до соединений железа(III), особенно в щелочной среде:



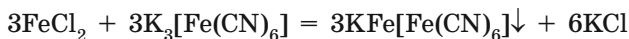
Наоборот, сильными восстановителями железо(III) может быть восстановлено до железа(II):



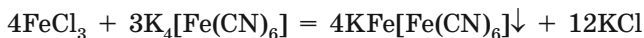
* Существует ещё мета-гидроксид железа состава $\text{FeO}(\text{OH})$, известный как минерал гётит.

Качественными реакциями на соли железа могут быть следующие:

на ионы Fe^{2+} :



на ионы Fe^{3+} :



В ходе первой реакции ионы Fe^{2+} реагируют с гексацианоферратом(III) калия («красной кровяной солью») с образованием тёмно-синего осадка «турбуллевой сини». В ходе второй реакции ионы Fe^{3+} образуют с гексацианоферратом(II) калия («жёлтой кровяной солью») тёмно-синий осадок «берлинской лазури». Кроме этого, ионы железа(III) можно обнаружить по появлению кроваво-красной окраски при взаимодействии с роданид-ионами:

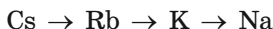


Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. В ряду элементов



увеличивается

- 1) число энергетических уровней
- 2) атомный радиус
- 3) число валентных электронов
- 4) электроотрицательность

2. В порядке усиления металлических свойств вещества расположены в ряду

- | | |
|---------------|---------------|
| 1) Na, Mg, Al | 3) Rb, Ca, Na |
| 2) Mg, Ca, Sr | 4) Ca, Mg, Be |

3. В каком ряду простые вещества расположены в порядке уменьшения металлических свойств?
- 1) Ba, Sr, Ca
 - 2) Na, K, Rb
 - 3) Mg, Ca, Sr
 - 4) Al, Mg, Na
4. Металлические свойства усиливаются в ряду веществ:
- 1) натрий — магний — алюминий
 - 2) рубидий — калий — натрий
 - 3) кальций — стронций — барий
 - 4) кальций — магний — бериллий
5. Верны ли следующие утверждения о щелочных металлах?
- А. Для щелочных металлов характерна степень окисления +1.
- Б. С неметаллами они образуют соединения, как правило, с ионной связью.
- 1) верно только А
 - 2) верно только Б
 - 3) верны оба утверждения
 - 4) оба утверждения неверны
6. Верны ли следующие утверждения о железе?
- А. Железо относится к *d*-элементам.
- Б. Для железа характерна степень окисления +8.
- 1) верно только А
 - 2) верно только Б
 - 3) верны оба утверждения
 - 4) оба утверждения неверны
7. Верны ли следующие утверждения о магнии?
- А. Во всех соединениях магний проявляет степень окисления +2.
- Б. Гидроксид магния проявляет основные свойства.
- 1) верно только А
 - 2) верно только Б

- 3) верны оба утверждения
 - 4) оба утверждения неверны
8. Какой из металлов не вытесняет водород из разбавленной серной кислоты?
- 1) железо
 - 2) натрий
 - 3) медь
 - 4) магний
9. Щёлочь образуется при взаимодействии с водой
- 1) магния
 - 2) алюминия
 - 3) бария
 - 4) железа
10. С водой не взаимодействует
- 1) бериллий
 - 2) магний
 - 3) железо
 - 4) натрий
11. Натрий реагирует с каждым из двух веществ:
- 1) вода и метан
 - 2) кислород и хлор
 - 3) аргон и водород
 - 4) гелий и хлороводород
12. Алюминий реагирует с каждым из двух веществ:
- 1) оксид железа(III) и водород
 - 2) вода и сульфат натрия
 - 3) гидроксид натрия и соляная кислота
 - 4) кислород и гидроксид цинка(II)
13. Какой из металлов можно использовать для вытеснения меди из раствора сульфата меди(II)?
- 1) серебро
 - 2) цинк
 - 3) платину
 - 4) цезий

14. Между какими веществами возможна химическая реакция?
- 1) Ag и H_2O
 - 2) Fe и Na_3PO_4
 - 3) Cu и $MgCl_2$
 - 4) Zn и $FeBr_2$
15. При обычных условиях практически осуществима реакция между железом и
- 1) серой (кр.)
 - 2) серной кислотой (конц.)
 - 3) нитратом магния (р-р)
 - 4) хлоридом меди(II) (р-р)
16. Алюминий образует сульфат алюминия при взаимодействии с
- 1) серой
 - 2) серной кислотой
 - 3) сернистой кислотой
 - 4) сероводородом
17. Натрий образует нитрат натрия при взаимодействии с
- 1) азотом
 - 2) аммиаком
 - 3) азотной кислотой
 - 4) оксидом азота(I)
18. Магний легко растворяется в
- 1) дистиллированной воде
 - 2) аммиачной воде
 - 3) растворе HCl
 - 4) растворе Na_2CO_3
19. С образованием соединения, содержащего ионы H^- , водород реагирует с
- 1) хлором
 - 2) серой
 - 3) натрием
 - 4) кислородом

При выполнении заданий выберите правильные ответы. Установите соответствие.

20. Железо может взаимодействовать с растворами:

- 1) сульфата натрия
- 2) сульфата меди(II)
- 3) хлорида кальция
- 4) серной кислоты
- 5) гидроксида кальция

Ответ: _____ .

21. Установите соответствие между металлом и электронным строением его атома.

МЕТАЛЛ

ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ

A) Na

1) $1s^2 2s^2 2p^1$

B) Ca

2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

B) Al

3) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Г) Fe

4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

5) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

6) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$

А	Б	В	Г

22. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакции.

ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА

ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ

A) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

1) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$

B) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

2) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\uparrow$

B) $\text{Al} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

3) NaOH

Г) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow$

4) Al_2O_3

5) $\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$

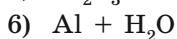
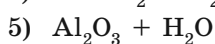
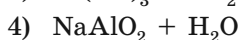
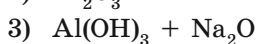
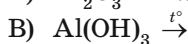
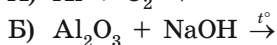
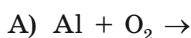
6) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

А	Б	В	Г

23. Установите соответствие между формулами исходных веществ и продуктов реакции.

ИСХОДНЫЕ
ВЕЩЕСТВА

ПРОДУКТЫ
РЕАКЦИИ

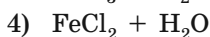
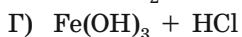
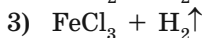
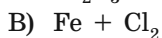
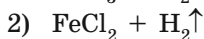
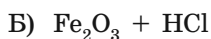
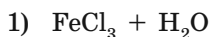
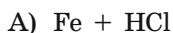


А	Б	В	Г

24. Установите соответствие между формулами исходных веществ и продуктов реакции.

ИСХОДНЫЕ
ВЕЩЕСТВА

ПРОДУКТЫ
РЕАКЦИИ



А	Б	В	Г

25. В ряду химических элементов $\text{Na} — \text{Mg} — \text{Al}$:

- 1) уменьшается заряд ядер атомов
- 2) увеличивается число электронов во внешнем электронном слое
- 3) уменьшается электроотрицательность
- 4) уменьшается радиус атомов
- 5) усиливаются металлические свойства

Ответ: _____ .

3.1.2. Химические свойства простых веществ — неметаллов: водорода, кислорода, галогенов, серы, азота, фосфора, углерода, кремния

В разделе приводятся необходимые сведения не только о свойствах простых веществ — неметаллов, но и о важнейших соединениях соответствующих элементов.

Водород

Водород — первый элемент в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, помещаемый обычно и в IA, и в VIIA группы. Электронная конфигурация атома водорода $1s^1$, аналогичную конфигурацию имеют атомы щелочных металлов (элементы IA группы). В то же время, поскольку первый электронный уровень может максимально вместить только два электрона, атому водорода не хватает до завершения внешнего уровня одного электрона. Это роднит водород с элементами галогенами (VIIA группа), атомам которых также недостаёт одного электрона до завершения внешнего уровня. Итак, водород может проявлять две степени окисления в своих соединениях: +1 (как щелочные металлы) и -1 (как галогены).

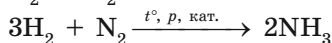
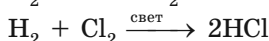
При обычных условиях водород довольно мало активен, что объясняется высокой прочностью его молекулы H_2 , энергия связи в которой 430 кДж/моль. Однако при

нагревании или в присутствии катализатора, ослабляющего связь в молекуле, химическая активность водорода усиливается.

Так, для водорода возможны реакции с простыми веществами:

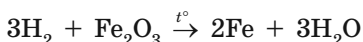
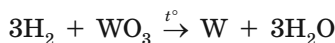
— с металлами: $2\text{Na} + \text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{NaH}$ (гидрид натрия)

— с неметаллами: $\text{H}_2 + \text{S} \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2\text{S}$

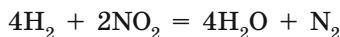


Реагирует водород и со сложными веществами:

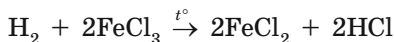
— с оксидами металлов:



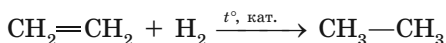
— с оксидами неметаллов:



— с некоторыми солями:

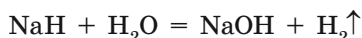


— с органическими веществами:

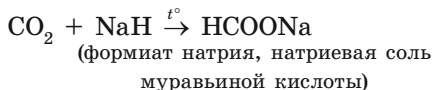
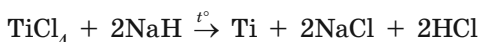


Среди рассмотренных примеров только при взаимодействии с металлами водород проявляет окислительные свойства, восстанавливаясь до степени окисления -1 . Более характерны для водорода восстановительные свойства, при этом водород окисляется до степени окисления $+1$.

Ещё более сильными восстановителями, чем сам водород, являются гидриды — соединения, содержащие водород в степени окисления -1 . Так, они бурно взаимодействуют с водой с выделением газообразного водорода:

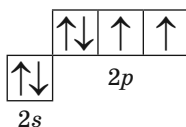


В промышленности гидриды используются в качестве мощных восстановителей для получения металлов и в других случаях, например:



Кислород

Кислород — химический элемент VIA группы. Электронная конфигурация его атома $1s^2 2s^2 2p^4$ или в графическом виде:



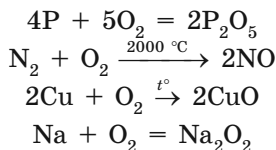
До завершения внешнего уровня атому кислорода не хватает двух электронов, поэтому типичная степень окисления кислорода -2 . Возможны также степени окисления -1 (в пероксидах H_2O_2 или BaO_2) и $+2$ (во фториде кислорода OF_2). Ковалентность атома кислорода в молекулярных соединениях равна двум, т.е. атом кислорода образует две связи за счёт двух неспаренных электронов. Используя донорно-акцепторный механизм, атом кислорода может дополнительно образовать ещё одну ковалентную связь, что и происходит в молекуле озона или в ионе гидроксония:



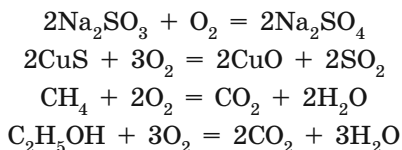
Элемент кислород образует два простых вещества — обычный кислород O_2 и озон O_3 . Рассмотрим вначале химические свойства обычного кислорода.

Благодаря высокой электроотрицательности кислород — довольно сильный окислитель, реагирует с большинством простых и сложных веществ.

Из простых веществ не окисляются кислородом только благородные металлы, галогены и инертные газы, в остальных случаях образуются оксиды или пероксиды, например:

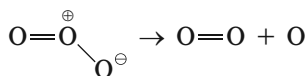


Кислород взаимодействует также со сложными веществами, как неорганическими, так и органическими, например:

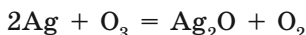


Во всех приведённых примерах кислород выступает как окислитель.

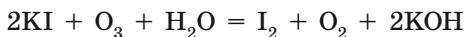
Озон — другая аллотропная модификация кислорода — является более сильным окислителем, чем обычный кислород. Это связано с лёгкостью разрыва одной из связей в молекуле O_3 с образованием атомарного кислорода:



Озон, в отличие от кислорода, окисляет металлическое серебро до оксида*:



Качественной реакцией на озон является выделение иода при пропускании газа через раствор иодида калия:



* Наряду с Ag_2O образуется AgO .

Галогены

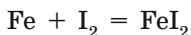
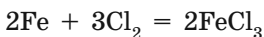
Галогены — элементы VIIA группы. К галогенам относятся фтор, хлор, бром, иод и астат. Астат — радиоактивный элемент, полученный искусственно, в природе практически не содержится. Многие свойства астата изучены недостаточно, поэтому в дальнейшем о химических свойствах астата мы говорить не будем.

Атомы галогенов характеризуются аналогией в строении внешней электронной оболочки: все галогены имеют внешнюю электронную конфигурацию ns^2np^5 . Сходство в строении внешней электронной оболочки объясняет и сходство свойств самих галогенов.

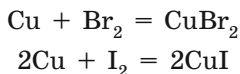
Так, все галогены — окислители. Атомы галогенов стремятся присоединить электрон до завершения внешнего энергетического уровня, поэтому все галогены образуют устойчивые производные в степени окисления -1 . Галогены, кроме фтора, образуют производные и в положительных степенях окисления: $+1$, $+3$, $+5$ и $+7$. Фтор является самым электроотрицательным элементом.

Молекулы галогенов двухатомны. В ряду простых веществ фтор — хлор — бром — иод температуры кипения и плавления возрастают: так, фтор и хлор являются газами, бром — летучей жидкостью, иод — кристаллическим телом. Отличительным свойством иода является его способность к сублимации (возгонке). Поскольку молекулы галогенов неполярны, галогены лучше растворяются в неполярных органических растворителях (C_6H_6 , CCl_4), чем в воде.

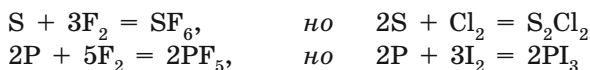
Окислительная способность простых веществ в ряду $F_2 — Cl_2 — Br_2 — I_2$ убывает. Так, хлор реагирует с железом с образованием трихлорида, а иод — с образованием диiodида железа:



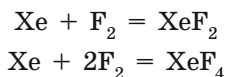
Аналогично медь окисляется хлором или бромом до степени окисления +2, а иодом — только до +1:



Неметаллы фтором окисляются, как правило, до высших степеней окисления. Сравните:



Фтор настолько сильный окислитель, что он способен окислять даже инертные (благородные) газы:

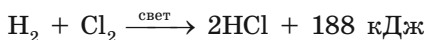


Непосредственно с галогенами не реагируют только кислород, азот, гелий, неон и аргон.

Отдельно рассмотрим взаимодействие галогенов с водородом. Фтор, как самый сильный окислитель, реагирует с водородом со взрывом при любых условиях, даже при низких температурах и в темноте:

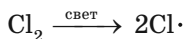


Взаимодействие хлора с водородом требует сильного освещения для своего начала:

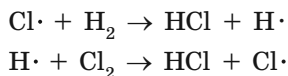


Эта реакция протекает по цепному радикальному механизму, который включает в себя три стадии:

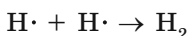
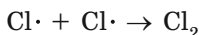
— инициализация цепи под действием кванта световой энергии:



— развитие цепи за счёт последовательно протекающих реакций:



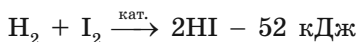
— обрыв цепи за счёт взаимодействия двух радикалов:



Взаимодействие брома с водородом происходит только при нагревании:



Взаимодействие иода с водородом относится к эндотермическим реакциям и, кроме нагревания, требует присутствия платины как катализатора:

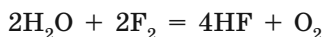


Эти факты также свидетельствуют о снижении химической активности и окислительной способности в ряду галогенов. Иод, как самый слабый окислитель среди галогенов, сам может быть окислен действием более сильных окислителей, например:

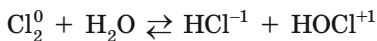


Кроме простых веществ, галогены активно взаимодействуют со сложными веществами.

При взаимодействии с водой фтор окисляет её до свободного кислорода:

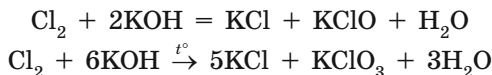


Взаимодействие с водой других галогенов протекает иначе. Так, при растворении хлора в воде («хлорная вода») происходит диспропорционирование хлора с понижением и повышением степени окисления:



При этом в растворе, наряду с растворёнными молекулами хлора, образуются две кислоты — хлороводородная и хлорноватистая. В соответствии с принципом Ле Шателье, для смещения равновесия вправо, в сторону диспропорционирования, необходимо образующиеся кислоты удалять из сферы реакции. Очевидно, это воз-

можно при добавлении в раствор щёлочи. Поэтому взаимодействие галогенов с щелочами носит практически необратимый характер:



На холоду хлор окисляется до степени окисления +1 с образованием гипохлорита калия, а при нагревании — до степени окисления +5 с образованием хлората калия.

Хлор образует следующие кислородсодержащие кислоты:

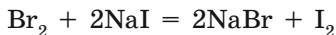
HCl^{+1}O — хлорноватистая (соли — гипохлориты),
 $\text{HCl}^{+3}\text{O}_2$ — хлористая (соли — хлориты),
 $\text{HCl}^{+5}\text{O}_3$ — хлорноватая (соли — хлораты),
 $\text{HCl}^{+7}\text{O}_4$ — хлорная (соли — перхлораты).

Все кислородсодержащие кислоты галогенов и их соли — сильные окислители. В ряду HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 сила кислот возрастает, а окислительная активность в водном растворе уменьшается.

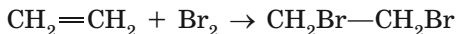
Характерным свойством солей кислородсодержащих кислот галогенов является лёгкость их разложения при нагревании. Так, хлорат калия (бертолетова соль) может разлагаться как с выделением кислорода, так и по иному пути:



Поскольку реакционная способность галогенов по ряду от F_2 до I_2 падает, то более активные галогены могут вытеснять менее активные из галогенидов:

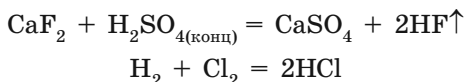


Галогены могут окислять не только неорганические, но и органические вещества, например:

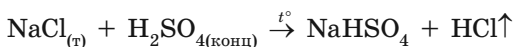


(обесцвечивание бромной воды является качественной реакцией на непредельные соединения).

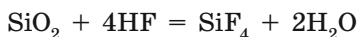
Важнейшими соединениями галогенов являются галогеноводороды HF, HCl, HBr и HI. Эти соединения хорошо растворимы в воде, водные растворы проявляют кислотные свойства. В указанном ряду кислотные свойства возрастают, фтороводородная (плавиковая) кислота HF относится к слабым кислотам, в то время как иодоводородная HI — одна из сильнейших кислот. В промышленности галогеноводороды получают по реакциям:



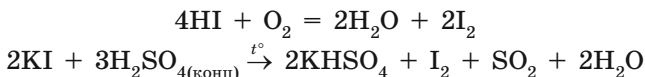
В лаборатории HCl получают действием концентрированной серной кислоты на твёрдый хлорид натрия:



Важным свойством плавиковой кислоты является её растворяющее действие на стекло, что связано реакцией с диоксидом кремния, входящим в состав стекла:



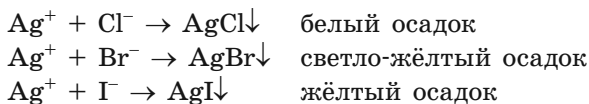
Поскольку в ряду $\text{F}_2 - \text{Cl}_2 - \text{Br}_2 - \text{I}_2$ окислительная активность галогенов убывает, то соответственно возрастает восстановительная активность в ряду соответствующих галогенид-ионов: $\text{F}^- - \text{Cl}^- - \text{Br}^- - \text{I}^-$. Так, фторид-ион нельзя окислить в водном растворе до свободного фтора ни одним окислителем, хлорид-ион окисляется только самыми сильными окислителями (HMnO_4 , $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HClO_3 и др.), в то время как иодид-ион окисляется даже слабыми окислителями, например кислородом воздуха или концентрированной серной кислотой:



Последняя реакция поясняет, почему в лаборатории нельзя получить HI действием серной кислоты на KI (по аналогии с HCl).

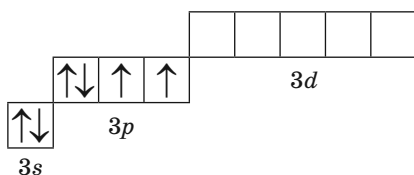
Качественной реакцией на галогенид-ионы (кроме F^-) является взаимодействие их с нитратом серебра, при

этом выпадают характерного вида творожистые осадки галогенидов серебра, окрашенные в соответствующие цвета:



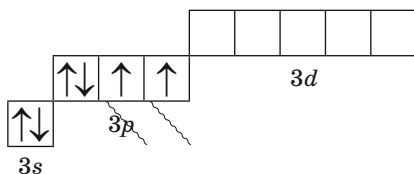
Сера

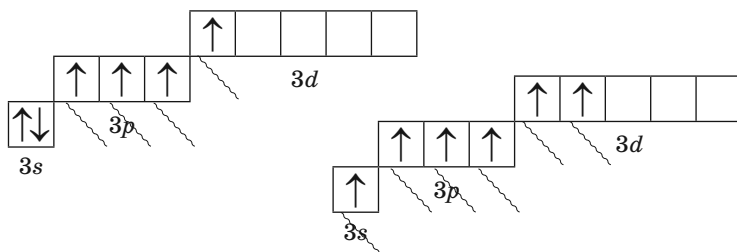
Сера — химический элемент VIA группы. Электронная конфигурация его атома $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^4$ или в графическом виде:



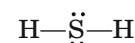
До завершения внешнего уровня (а на внешнем уровне не может быть больше восьми электронов) не хватает двух электронов, поэтому низшая степень окисления серы -2 . Высшая положительная степень окисления, получаемая при отдаче всех шести внешних электронов, равна $+6$ (совпадает с номером группы). Возможна также промежуточная степень окисления $+4$.

Ковалентность атома серы в молекулярных соединениях равна двум, четырём или шести (т.е. атом серы образует две, четыре или шесть связей за счёт двух, четырёх или шести неспаренных электронов). Это возможно, так как для элементов третьего периода доступны вакантные $3d$ -атомные орбитали:

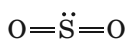




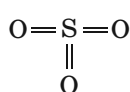
Ковалентности серы II, IV и VI реализуются, например, в соединениях:



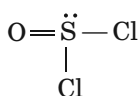
сероводород



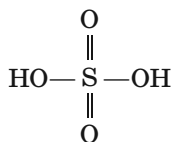
оксид серы(IV)



оксид серы(VI)



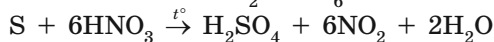
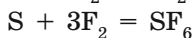
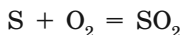
оксохлорид серы(IV)



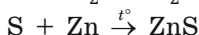
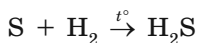
серная кислота

При обычных условиях сера малоактивна, но при нагревании её активность возрастает. Сера взаимодействует с неметаллами, металлами, сложными веществами, проявляя свойства и восстановителя (с более электроотрицательными элементами), и окислителя (с менее электроотрицательными элементами), например:

сера как восстановитель:



сера как окислитель:

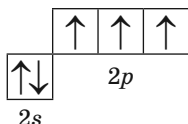


сера и окислитель, и восстановитель:



Азот

Азот — химический элемент VA группы. Электронная конфигурация его атома $1s^2 2s^2 2p^3$, или в графическом виде:



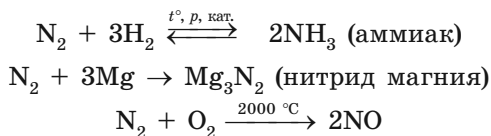
До завершения внешнего уровня не хватает трёх электронов, поэтому низшая степень окисления азота -3 (например, в аммиаке NH_3). Высшая степень окисления, получаемая за счёт отдачи пяти валентных электронов, равна $+5$ (например, в азотной кислоте HNO_3). Возможны также промежуточные степени окисления, например: -2 (в гидразине N_2H_4), $+1$ (в оксиде N_2O), $+2$ (в оксиде NO), $+3$ (в азотистой кислоте HNO_2), $+4$ (в оксиде NO_2).

Атом азота за счёт неспаренных электронов может образовывать одну ковалентную связь, две или три связи. Используя донорно-акцепторный механизм, атом азота может дополнительно образовать ещё одну ковалентную связь, что и происходит в ионе аммония или молекуле азотной кислоты. Таким образом, максимальная ковалентность азота равна четырём. Даже в азотной кислоте и своём высшем оксиде атом азота образует только четыре ковалентные связи, являясь четырёхвалентным, что видно из следующих формул:



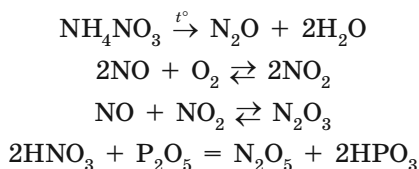
Как простое вещество азот состоит из двухатомных молекул N_2 . При обычных условиях азот обладает весьма низкой реакционной способностью. Это связано с высокой прочностью тройной связи в его молекуле: для разрыва тройной связи необходима энергия 945 кДж/моль . И даже при нагревании активность азота возрастает не-

значительно. Так, при нагревании азот взаимодействует с водородом, кислородом, активными металлами:

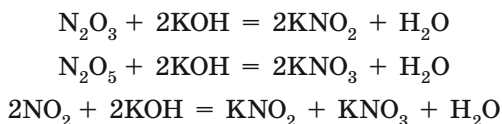


Если в первых двух реакциях азот — окислитель и восстанавливается до степени окисления -3 , то в последней реакции азот проявляет восстановительные свойства.

Если оксид азота(II) NO может быть получен прямым взаимодействием азота и кислорода, то остальные оксиды азота получают косвенным путём, например:



Оксиды азота N_2O_3 , NO_2 и N_2O_5 являются кислотными, взаимодействуют с водой с образованием кислот, а с щелочами — с образованием солей:



Оксиды NO и N_2O относят к несолеобразующим.

Важнейшие соединения азота — аммиак NH_3 , азотистая кислота HNO_2 , азотная кислота HNO_3 и их соли.

Фосфор

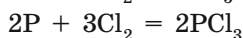
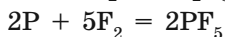
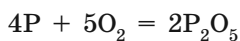
Как и азот, фосфор — элемент VA группы. Исходя из электронной конфигурации валентных электронов атома фосфора $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$, можно предположить, что низшая степень окисления фосфора -3 , а высшая $+5$. Таким образом, набор проявляемых степеней общий и для

азота, и для фосфора. Главное отличие атома фосфора от атома азота — наличие для элемента третьего периода вакантных $3d$ -орбиталей, за счёт которых атом фосфора может проявлять максимальную валентность V (в отличие от максимальной валентности азота IV).

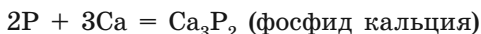
Элемент фосфор образует несколько простых веществ: белый фосфор, красный фосфор, чёрный фосфор. Известны и другие аллотропные модификации фосфора. Белый фосфор имеет молекулярное строение, его молекула состоит из четырёх атомов P_4 . Остальные модификации имеют атомные (координационные) решётки.

Наибольшей химической активностью обладает белый фосфор, он самовоспламеняется уже при 40°C , поэтому хранят его под водой.

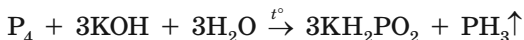
Фосфор в химических реакциях может быть как восстановителем:



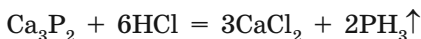
так и окислителем:



Когда необходимо показать, что в реакцию вступает именно белый фосфор, то уравнение реакции записывают с участием молекул P_4 . Так, при взаимодействии белого фосфора с горячим раствором щёлочи выделяется газ фосфин:



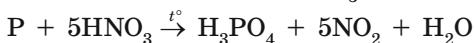
Наряду с фосфином в этой реакции образуется соль фосфорноватистой кислоты H_3PO_2 . Другим способом получения фосфина является гидролиз фосфидов в воде или в растворе кислоты:



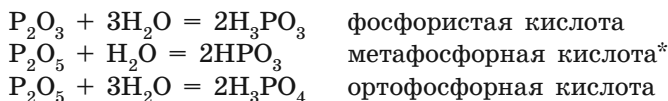
Напрямую фосфор с водородом практически не взаимодействует. Следует отметить, что, в отличие от ам-

миака, фосфин обладает лишь весьма малыми основными свойствами.

Фосфор легко окисляется сильными неорганическими окислителями, такими как HNO_3 или KMnO_4 :

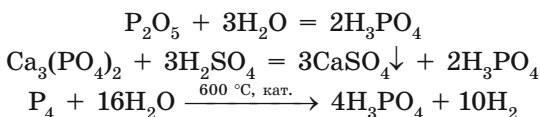


Фосфор образует два оксида: P_2O_3 и P_2O_5 . Оба оксида являются кислотными, взаимодействуя с водой, образуют соответствующие кислоты:



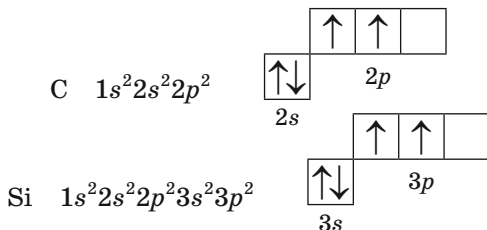
Ортофосфорная кислота при нагревании до 200°C превращается в дифосфорную (пирофосфорную) кислоту $\text{H}_4\text{P}_2^{+5}\text{O}_7$. И метафосфорная кислота, и дифосфорная кислота в растворе переходят в более устойчивую ортофосфорную кислоту.

Важнейшей кислотой фосфора является ортофосфорная. В промышленности её получают тремя различными методами:



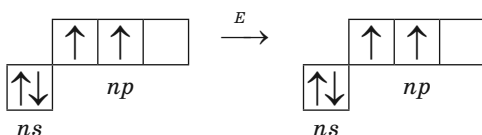
Углерод и кремний

Углерод и кремний — элементы IVA группы. Электронные конфигурации их атомов приведены ниже:



* Метафосфорная кислота — собирательное название различных кислот с общей формулой $\text{H}_n\text{P}_n\text{O}_{3n}$.

Из четырёх валентных электронов два — неспаренные, за счёт которых атомы углерода и кремния могут образовать две ковалентные связи. Но такое двухвалентное состояние для углерода и кремния нехарактерно. При небольших энергетических затратах происходит распаривание внешних ns^2 -электронов и перевод одного из них на вакантную p -орбиталь:



Затраты энергии, необходимые для возбуждения атома, с избытком компенсируются энергией, выделяющейся при образовании четырёх ковалентных связей. Валентность IV — наиболее характерна для углерода и кремния.

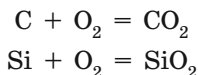
В своих соединениях углерод и кремний могут проявлять степени окисления от минимальной -4 до максимальной, равной номеру группы, $+4$. Вот примеры соединений углерода в различных степенях окисления:

- -4 метан CH_4 , карбид алюминия Al_4C_3 ,
- -2 хлорметан CH_3Cl ,
- -1 карбид кальция CaC_2 ,
- 0 дихлорметан CH_2Cl_2 , формальдегид HCHO ,
- $+2$ угарный газ CO , муравьиная кислота HCOOH ,
- $+3$ щавелевая кислота $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$,
- $+4$ углекислый газ CO_2 , карбонат кальция CaCO_3 .

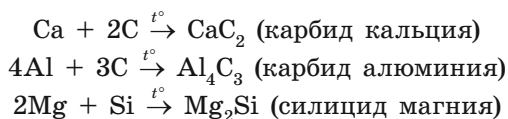
Из перечисленных выше соединений только в одном (CO) углерод образует три ковалентных связи, во всех других, несмотря на различную степень окисления, атом углерода четырёхвалентен, т.е. образует четыре ковалентные связи.

При обычных условиях и углерод, и кремний обладают малой реакционной способностью. Однако нагревание резко усиливает их химическую активность, углерод и кремний при нагревании реагируют со многими простыми и сложными веществами.

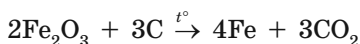
При нагревании с кислородом оба неметалла образуют оксиды, проявляя восстановительные свойства:



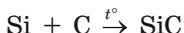
Окислительные свойства для углерода и кремния нехарактерны, эти элементы являются окислителями в реакциях с активными металлами:



Восстановительные свойства углерода и кремния при высокой температуре настолько велики, что углерод и кремний используют в промышленных методах получения металлов:



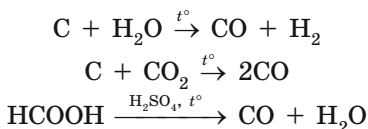
Углерод и кремний могут взаимодействовать друг с другом, образуя карбид кремния:



Карбид кремния под названием карборунд используется как эффективный абразивный материал.

Углерод и кремний образуют оксиды состава ЭО и ЭО₂. Оксиды в степени окисления +2 относятся к несолеобразующим, в степени окисления +4 — к кислотным.

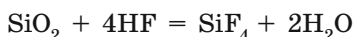
Оксид углерода(II) получают несколькими методами, например:



Оксид углерода(II) чрезвычайно токсичен, что отражено в его бытовом названии «угарный газ». Высокая восстановительная способность СО позволяет использовать его в металлургии при получении металлов из руд.

Оксидам углерода(IV) и кремния(IV) соответствуют кислоты: H_2CO_3 — угольная, H_2SiO_3 — метакремниевая, H_4SiO_4 — ортокремниевая. Поскольку диоксид кремния не взаимодействует с водой, кремниевые кислоты получают косвенно. Угольная кислота неустойчива и в момент получения разлагается на диоксид углерода и воду.

Интересной особенностью диоксида кремния является взаимодействие его с плавиковой кислотой:



Эта реакция лежит в основе «травления» стекла.

Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. Фосфор превращается в ортофосфорную кислоту при кипячении его с
 - 1) азотной кислотой
 - 2) соляной кислотой
 - 3) водой
 - 4) содой
2. Сера окисляется до серной кислоты при кипячении её с
 - 1) HCl
 - 2) H_2O
 - 3) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
 - 4) HNO_3
3. Возможно химическое взаимодействие между следующими веществами:
 - 1) Ne и Al
 - 2) H_2 и Cu
 - 3) P и Zn
 - 4) H_2 и Ag
4. С образованием соединения, содержащего ионы H^+ , водород реагирует с
 - 1) хлором
 - 2) серой
 - 3) натрием
 - 4) кислородом

5. Фосфор практически не реагирует с
- 1) водородом
 - 2) кислородом
 - 3) фтором
 - 4) хлором
6. Кислород непосредственно не взаимодействует с
- 1) хлором
 - 2) фосфором
 - 3) серой
 - 4) железом
7. Какой из химических элементов образует соединения состава KN_2EO_4 и K_3EO_4 ?
- 1) хлор
 - 2) сера
 - 3) азот
 - 4) фосфор
8. Элементы какой группы образуют оксиды с общей формулой R_2O_5 ?
- 1) IVA
 - 2) VA
 - 3) IIIA
 - 4) VIA
9. В ряду элементов:
- углерод → азот → кислород → фтор
- увеличивается
- 1) атомный радиус
 - 2) число неспаренных электронов в атоме
 - 3) число *s*-электронов в атоме
 - 4) электроотрицательность
10. У атомов химических элементов, расположенных в ряду:
- $\text{Si} - \text{P} - \text{S} - \text{Cl},$
- увеличивается
- 1) радиус
 - 2) окислительные свойства
 - 3) восстановительные свойства
 - 4) число неспаренных электронов
11. В соединениях фосфора с активными металлами его степень окисления равна
- 1) -3
 - 2) 0
 - 3) +3
 - 4) +5

12. Какое из водородных соединений проявляет наиболее сильные кислотные свойства?

- 1) PH_3 2) CH_4 3) H_2S 4) NH_3

13. Какой из химических элементов образует водородное соединение с ярко выраженными основными свойствами?

- 1) углерод 3) хлор
2) азот 4) сера

14. Верны ли следующие утверждения о свойствах хлора?

А. Хлор реагирует со щелочными металлами.

Б. Хлор **не реагирует** с алканами.

- 1) верно только А
2) верно только Б
3) верны оба утверждения
4) оба утверждения неверны

При выполнении заданий выберите правильные ответы.

15. Водород может взаимодействовать с:

- 1) раствором гидроксида натрия
2) этиленом
3) фосфорной кислотой
4) этаном
5) оксидом меди(II)

Ответ: _____ .

16. Углерод может взаимодействовать с:

- 1) магнием
2) соляной кислотой
3) концентрированной серной кислотой
4) метаном
5) аргоном

Ответ: _____ .

3.2. || Химические свойства сложных веществ

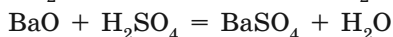
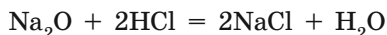
3.2.1. Химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных

Оксидами называют сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2 . Уточнение степени окисления кислорода связано с тем, что существуют и другие соединения, подпадающие под это определение, но не являющиеся оксидами. В качестве примера таких соединений укажем на пероксид водорода H_2O_2 , содержащий кислород в степени окисления -1 , и на более сложные соединения — надпероксид калия KO_2 и озонид калия KO_3 .

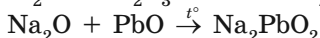
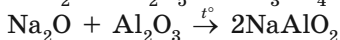
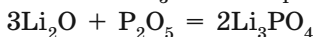
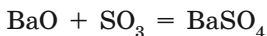
Оксиды делят на две группы — солеобразующие и несолеобразующие (безразличные). Среди солеобразующих выделяют основные, кислотные и амфотерные.

Основные оксиды

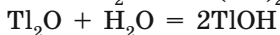
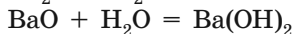
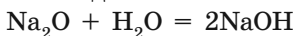
Все основные оксиды взаимодействуют с кислотами, образуя соли, например:



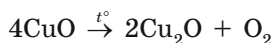
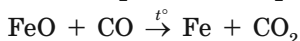
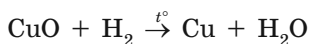
Основные оксиды реагируют с кислотными, а также с амфотерными оксидами с образованием солей:



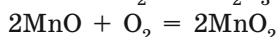
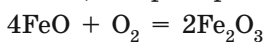
Оксиды щелочных и щёлочно-земельных металлов, а также таллия(I), взаимодействуют с водой с образованием растворимых в воде оснований — щелочей:



Некоторые из основных оксидов могут восстанавливаться под действием восстановителей или разлагаться при нагревании:

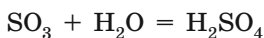
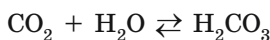
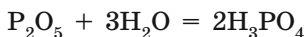


Под действием сильных окислителей некоторые из основных оксидов могут быть окислены до более высоких степеней окисления, например:



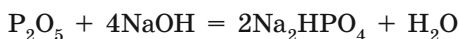
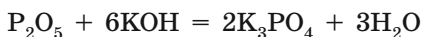
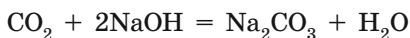
Кислотные оксиды

Кислотные оксиды взаимодействуют с водой с образованием соответствующих кислот:

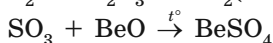
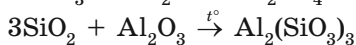
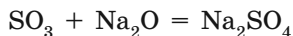
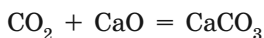


Как вы знаете, эта реакция невозможна для оксида кремния(IV).

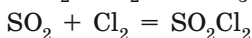
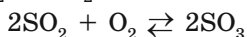
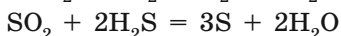
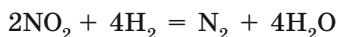
Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями, образуя соли:



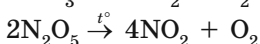
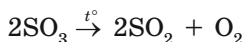
Кислотные оксиды могут взаимодействовать с основными и амфотерными оксидами с образованием солей:



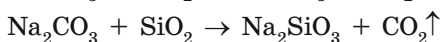
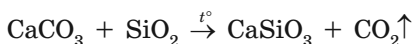
Некоторые из кислотных оксидов могут вступать в окислительно-восстановительные реакции, проявляя как окислительные, так и восстановительные свойства:



Некоторые из кислотных оксидов могут разлагаться при нагревании:

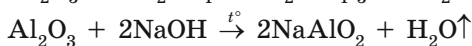
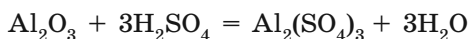


При нагревании некоторые кислотные оксиды вытесняют более летучие из их солей. Так, при производстве стекла протекает реакция:

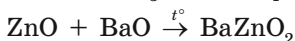
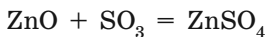


Амфотерные оксиды

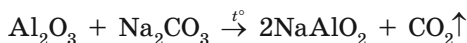
Амфотерные оксиды взаимодействуют как с кислотами, так и с щелочами с образованием солей:



Амфотерные оксиды могут взаимодействовать с кислотными и основными оксидами с образованием солей:

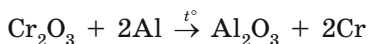
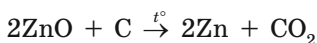


Некоторые из амфотерных оксидов при нагревании реагируют с солями:

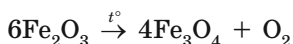


Амфотерные оксиды могут вступать в окислитель-

но-восстановительные реакции:



При нагревании некоторые амфотерные оксиды могут разлагаться:



Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. К кислотным оксидам относится
 - 1) оксид натрия
 - 2) оксид цинка
 - 3) оксид углерода(II)
 - 4) оксид серы(VI)

2. К кислотным оксидам относится каждое из двух веществ:
 - 1) CO_2 и CaO
 - 2) SO_2 и CO
 - 3) SO_2 и P_2O_5
 - 4) P_2O_5 и Al_2O_3

3. Оксид цинка взаимодействует с каждым из двух веществ:
 - 1) H_2O и Fe
 - 2) HNO_3 и C
 - 3) HCl и Cu
 - 4) NaOH и O_2

4. Оксид алюминия взаимодействует с каждым из двух веществ:
- 1) медью и азотной кислотой
 - 2) азотом и хлороводородом
 - 3) оксидом калия и оксидом серы(VI)
 - 4) гидроксидом кальция и сульфатом цинка
5. Оксид алюминия реагирует с каждым из двух веществ:
- 1) CO и CO_2
 - 2) H_2O и HCl
 - 3) CaO и HNO_3
 - 4) H_2SO_4 и H_2S
6. Оксид железа(II) реагирует с каждым из двух веществ:
- 1) водородом и серной кислотой
 - 2) гидроксидом калия и углекислым газом
 - 3) оксидом бария и азотом
 - 4) азотом и водородом
7. Оксид железа(III) не взаимодействует с
- 1) соляной кислотой
 - 2) водой
 - 3) гидроксидом натрия
 - 4) серной кислотой
8. И оксид алюминия, и оксид натрия реагируют с
- 1) водой
 - 2) соляной кислотой
 - 3) водородом
 - 4) гидроксидом калия
9. Две соли образуются при растворении в соляной кислоте оксида
- 1) Fe_2O_3
 - 2) Al_2O_3
 - 3) ZnO
 - 4) Fe_3O_4

10. Для растворения оксида кальция лучше всего использовать
- 1) воду
 - 2) соляную кислоту
 - 3) серную кислоту
 - 4) фосфорную кислоту
11. Оксид серы(IV) проявляет свойства
- 1) основного оксида
 - 2) амфотерного оксида
 - 3) кислотного оксида
 - 4) несолеобразующего оксида
12. Оксид магния взаимодействует с
- 1) кислородом
 - 2) соляной кислотой
 - 3) аммиаком
 - 4) оксидом железа(II)
13. Оксид цинка взаимодействует с
- 1) оксидом азота(II)
 - 2) гидроксидом алюминия
 - 3) кислородом
 - 4) азотной кислотой
14. Оксид меди(II) взаимодействует с
- 1) водородом
 - 2) гидроксидом цинка
 - 3) оксидом азота(I)
 - 4) хлоридом натрия
15. Оксид серы(IV) не взаимодействует с
- | | |
|-----------|-----------|
| 1) O_2 | 3) CO_2 |
| 2) H_2O | 4) $NaOH$ |
16. Оксид углерода(IV) реагирует с каждым из двух веществ:
- 1) водой и оксидом кальция
 - 2) кислородом и оксидом серы(VI)

- 3) сульфатом калия и гидроксидом натрия
 - 4) фосфорной кислотой и водородом
17. Оксид серы(IV) взаимодействует с каждым из двух веществ:
- 1) вода и хлороводород
 - 2) кислород и оксид магния
 - 3) оксид кальция и хлорид натрия
 - 4) вода и медь
18. Оксид серы(VI) взаимодействует с каждым из двух веществ:
- 1) вода и кислород
 - 2) оксид магния и азот
 - 3) оксид кальция и гидроксид калия
 - 4) гидроксид цинка и азот
19. При комнатной температуре взаимодействуют между собой
- | | |
|--|--|
| 1) SiO_2 и H_2O | 3) CO_2 и Ca(OH)_2 |
| 2) CO_2 и H_2SO_4 | 4) Na_2O и Ca(OH)_2 |
20. Оксид кальция взаимодействует с каждым из трёх веществ:
- 1) азот, вода, серная кислота
 - 2) соляная кислота, углекислый газ, вода
 - 3) оксид магния, оксид серы(IV), аммиак
 - 4) железо, азотная кислота, оксид фосфора(V)

При выполнении заданий выберите правильные ответы. Установите соответствие.

- 21. С оксидом углерода(IV) могут взаимодействовать:**
- 1) сульфат бария
 - 2) соляная кислота
 - 3) гидроксид бария

4) кислород

5) магний

Ответ: _____ .

22. Оксид серы(IV) взаимодействует с:

1) гидроксидом бария

2) фосфорной кислотой

3) кислородом

4) неоном

5) хлороводородом

Ответ: _____ .

23. Оксид кальция взаимодействует с каждым веществом в рядах:

1) Cu, Cu(OH)₂, CuCl₂

2) CO₂, H₂O, HCl

3) NH₃, H₂O, NH₄Cl

4) HNO₃, SiO₂, SO₃

5) MgO, H₂O, Fe(OH)₂

Ответ: _____ .

24. С оксидом цинка могут взаимодействовать:

1) серная кислота

2) хлорид меди(II)

3) гидроксид железа(III)

4) медь

5) оксид натрия

Ответ: _____ .

25. Оксид кальция взаимодействует с каждым из двух веществ:

1) водой и оксидом магния

2) водой и оксидом кремния(IV)

3) гидроксидом калия и соляной кислотой

4) хлоридом натрия и оксидом углерода(IV)

5) серной кислотой и оксидом фосфора(V)

Ответ: _____ .

26. Оксид алюминия может взаимодействовать с каждым из двух веществ:

- 1) гидроксидом натрия и серной кислотой
- 2) гидроксидом железа(II) и водой
- 3) соляной кислотой и хлоридом натрия
- 4) нитратом калия и оксидом углерода(IV)
- 5) оксидом серы(VI) и соляной кислотой

Ответ: _____ .

27. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ
А) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	1) CaCO_3
Б) $\text{CO}_2 + \text{CaO} \rightarrow$	2) $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
В) $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_{2(\text{изб})} \rightarrow$	3) $\text{Ca(HCO}_3)_2$
	4) $\text{Ca(HCO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
	5) $\text{CO} + \text{H}_2$
	6) H_2CO_3

А	Б	В

28. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ
А) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплавление}}$	1) NaAlO_2
Б) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	2) $\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
В) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\text{сплавление}}$	3) $\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2$
Г) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$	4) $\text{Na[Al(OH)}_4\text{]}$
	5) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
	6) $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2$

А	Б	В	Г

29. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ
А) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	1) $\text{CaSO}_3 + \text{H}_2$
Б) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	2) $\text{CaSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
В) $\text{SO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$	3) $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2$
Г) $\text{SO}_3 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$	4) $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
	5) H_2SO_3
	6) H_2SO_4

А	Б	В	Г

30. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ
А) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{сплавле́ние}}$	1) NaFeO_2
Б) $\text{Fe(OH)}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$	2) $\text{NaFeO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
В) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\text{сплавле́ние}}$	3) $\text{NaFeO}_2 + \text{CO}_2$
Г) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$	4) $\text{Na}_3[\text{Fe(OH)}_6]$
	5) $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
	6) $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2$

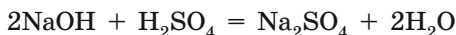
А	Б	В	Г

3.2.2. Химические свойства оснований

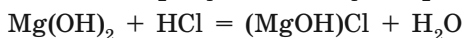
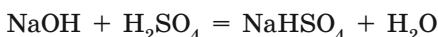
С точки зрения теории электролитической диссоциации основания — сложные вещества, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы. Основаниями в соответствии с этим определением являются гидроксиды металлов — щелочных, щёлочно-земельных и некоторых других в невысоких сте-

пенях окисления. Растворимые в воде основания изменяют окраску индикаторов: фенолфталеин становится малиновым, лакмус — синим, метилоранж — жёлтым.

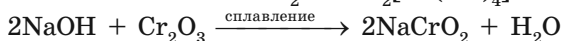
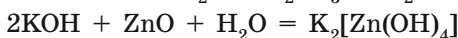
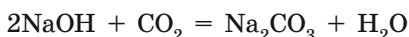
Все основания реагируют с кислотами с образованием солей (реакция нейтрализации):



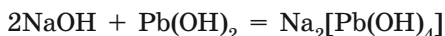
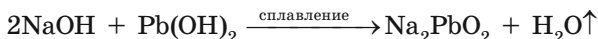
Наряду со средними солями в ходе этих реакций могут образовываться кислые или основные соли:



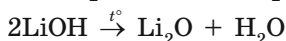
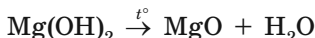
Основания реагируют с кислотными и амфотерными оксидами с образованием солей. В последнем случае в водном растворе образуются комплексные гидроксосоли, а при сплавлении реагентов — оксосоли,



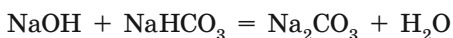
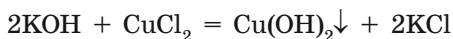
Основания реагируют с амфотерными гидроксидами с образованием солей. При сплавлении образуются оксосоли, в водном растворе — комплексные гидроксосоли:



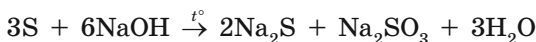
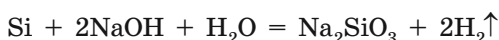
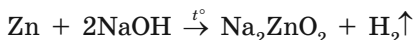
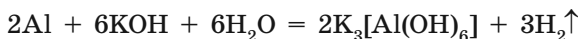
Нерастворимые в воде основания (а также гидроксид лития) разлагаются при нагревании с образованием соответствующего основного оксида и воды:



Щёлочи могут взаимодействовать с солями. Подобные реакции возможны, если в ходе их образуются осадок, газ или слабый электролит:



Следует также помнить, что щёлочи могут реагировать с некоторыми металлами и неметаллами (окислительно-восстановительные реакции). При этом происходит или выделение водорода (если электроотрицательность элемента меньше электроотрицательности водорода), или диспропорционирование (в противном случае):



Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. С раствором гидроксида калия реагирует каждое из двух веществ:
 - 1) оксид магния и гидроксид цинка
 - 2) оксид серы(VI) и азотная кислота
 - 3) сероводород и углерод
 - 4) хлороводородная кислота и водород
2. С раствором гидроксида калия реагирует
 - 1) SO_2
 - 2) C
 - 3) Na_2CO_3
 - 4) Na_3PO_4
3. С раствором гидроксида натрия реагирует
 - 1) P_2O_5
 - 2) K_2CO_3
 - 3) BaCO_3
 - 4) K_3PO_4

4. С раствором гидроксида калия не реагирует
- 1) P_2O_5
 - 2) H_3PO_4
 - 3) SO_2
 - 4) Na_2SO_3
5. С раствором гидроксида натрия не реагирует
- 1) CO_2
 - 2) H_2SO_3
 - 3) K_2SO_4
 - 4) $FeCl_2$
6. Гидроксид кальция реагирует с
- 1) углекислым газом
 - 2) кислородом
 - 3) водородом
 - 4) поваренной солью
7. Возможно взаимодействие между гидроксидом бария и
- 1) азотом
 - 2) кислородом
 - 3) сернистым газом
 - 4) хлоридом натрия
8. С гидроксидом бария реагирует каждое из двух веществ:
- 1) HCl и KCl
 - 2) H_2SO_4 и K_3PO_4
 - 3) H_2SO_4 и $NaOH$
 - 4) $NaCl$ и K_2SO_4
9. С гидроксидом рубидия реагирует каждое из двух веществ:
- 1) $CaCl_2$ и Na_2SO_4
 - 2) H_3PO_4 и $NaCl$
 - 3) Fe и K_3PO_4
 - 4) $FeCl_3$ и H_2SO_4
10. Гидроксид железа(II) реагирует с раствором
- 1) сульфата натрия
 - 2) карбоната калия
 - 3) хлорида кальция
 - 4) бромоводорода

11. Гидроксид железа(III) в отличие от гидроксида натрия

- 1) легко растворяется в H_2SO_4
- 2) разлагается при небольшом нагревании
- 3) взаимодействует с фосфорной кислотой
- 4) реагирует с алюминием

12. Гидроксид натрия реагирует с

- 1) MgO
- 2) $Ba(OH)_2$
- 3) H_2SO_4
- 4) O_2

13. Гидроксид кальция реагирует с

- 1) $Al(OH)_3$
- 2) CO
- 3) H_2
- 4) $Fe(OH)_2$

14. Гидроксид алюминия реагирует с

- 1) CO
- 2) $Ba(OH)_2$
- 3) H_2O
- 4) O_2

15. Гидроксид натрия не реагирует с

- | | |
|---------------|---------------|
| 1) $Al(OH)_3$ | 3) H_2SO_4 |
| 2) ZnO | 4) $Ba(OH)_2$ |

16. Гидроксид кальция реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) фосфат натрия и оксид серы(VI)
- 2) гидроксид натрия (р-р) и азотная кислота
- 3) хлорид бария и оксид углерода(II)
- 4) сульфат бария и гидроксид железа(III)

17. Как гидроксид алюминия, так и соляная кислота могут взаимодействовать с

- | | |
|----------|-----------|
| 1) CuO | 3) CO_2 |
| 2) KOH | 4) H_2S |

18. Гидроксид цинка реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) сульфат магния и оксид серы(IV)
- 2) гидроксид натрия (р-р) и азотная кислота
- 3) вода и хлорид меди(II)
- 4) сульфат кальция и гидроксид железа(II)

19. Гидроксид алюминия реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) гидроксид калия (р-р) и соляная кислота
- 2) сульфат цинка и оксид серы(VI)
- 3) водород и хлорид кальция
- 4) сульфат бария и гидроксид железа(III)

При выполнении заданий выберите правильные ответы. Установите соответствие.

20. И гидроксид калия, и гидроксид алюминия реагируют с

- | | |
|----------------------------|--------------------|
| 1) Zn | 4) FeCl_2 |
| 2) H_3PO_4 | 5) HCl |
| 3) NaOH | |

Ответ: _____ .

21. Гидроксид калия реагирует с

- 1) оксидом фосфора(V)
- 2) алюминием
- 3) серебром
- 4) оксидом кальция
- 5) нитратом натрия

Ответ: _____ .

22. Гидроксид натрия реагирует с

- | | |
|----------------------------|-------------------------------|
| 1) K_2CO_3 | 4) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ |
| 2) SO_3 | 5) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ |
| 3) Zn | |

Ответ: _____ .

23. И гидроксид калия, и хлорид бария реагируют с

- 1) Na_2SO_4
- 2) H_2SO_4
- 3) FePO_4
- 4) SiO_2
- 5) AgNO_3

Ответ: _____ .

24. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ
А) $\text{KOH} + \text{SO}_{3(\text{изб})} \rightarrow$	1) KHSO_4
Б) $\text{KOH}_{(\text{изб})} + \text{SO}_3 \rightarrow$	2) K_2SO_3
В) $\text{KOH} + \text{CO}_{2(\text{изб})} \rightarrow$	3) K_2CO_3 и H_2O
Г) $\text{KOH}_{(\text{изб})} + \text{CO}_2 \rightarrow$	4) K_2SO_4 и H_2O
	5) KHCO_3
	6) KHSO_3

А	Б	В	Г

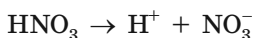
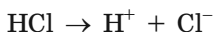
3.2.3. Химические свойства кислот

В соответствии с теорией электролитической диссоциации, кислоты — сложные вещества, при диссоциации которых образуются катионы водорода и анионы кислотных остатков. Кислоты делятся на бескислородные и кислородсодержащие (последние можно рассматривать как гидроксиды, проявляющие кислотные свойства).

Химические свойства кислот, как правило, делят на **общие** (характерные для всех кислот) и **специфические** (характерные для конкретной кислоты).

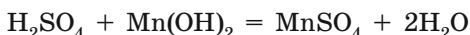
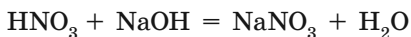
Общие свойства кислот

Общие свойства кислот связаны с наличием в их водных растворах гидратированных ионов водорода, образующихся в процессе электролитической диссоциации:

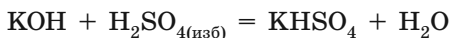


Так, все кислоты изменяют окраску индикаторов: лакмус приобретает красный цвет, метилоранж — розовый.

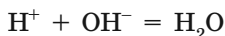
Все кислоты взаимодействуют с основаниями (растворимыми, нерастворимыми). Это — реакция нейтрализации:



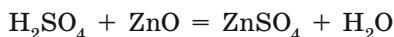
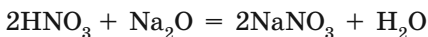
В ходе этих реакций возможно образование не только средних, но и кислых или основных солей:



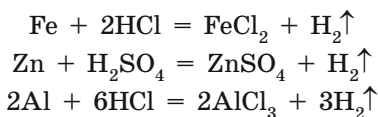
В случае нейтрализации сильной кислоты щелочью уравнение реакции нейтрализации запишется в кратком ионном виде как



Кислоты взаимодействуют с оксидами — основными и амфотерными. При этом образуются соль и вода:

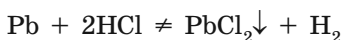


Кислоты взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений металлов до водорода, с образованием соли и водорода:

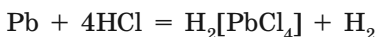


Взаимодействие с металлами азотной и концентрированной серной кислот будет рассмотрено в специфических свойствах кислот.

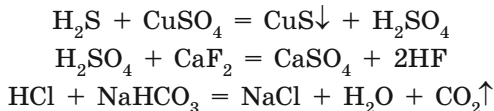
В некоторых случаях металлы не взаимодействуют с растворами кислот, хотя стоят в ряду активности металлов до водорода. Так, свинец не реагирует с разбавленной соляной кислотой, хотя растворяется в концентрированной. Это связано с тем, что образующийся в ходе реакции нерастворимый хлорид свинца покрывает металл плёнкой и защищает его от действия кислоты:



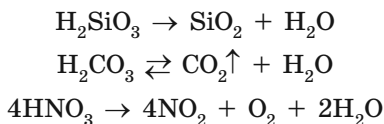
В случае концентрированной соляной кислоты происходит растворение хлорида свинца с образованием комплексного соединения, и реакция становится возможной:



Кислоты могут взаимодействовать с солями. Этот тип реакций возможен в случае выделения газа, образования осадка или слабого электролита:

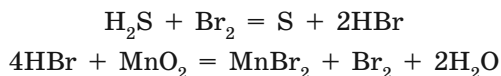


Некоторые кислоты могут разлагаться при нагревании, например:



В заключение укажем, что кислоты могут участвовать не только в кислотно-основных, но и в окислительно-восстановительных реакциях.

Так, кислоты, содержащие элемент в низшей степени окисления, могут проявлять восстановительные свойства:

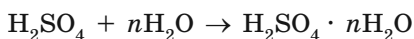


Напротив, кислоты, содержащие элемент в высшей степени окисления, могут проявлять окислительные свойства:



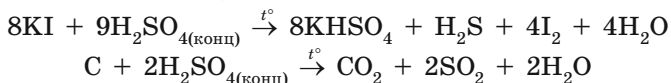
Специфические свойства серной кислоты

Концентрированная серная кислота обладает некоторыми специфическими свойствами. Так, она относится к эффективным водоотнимающим и осушающим средствам. Это свойство связано с образованием различных гидратов серной кислоты:



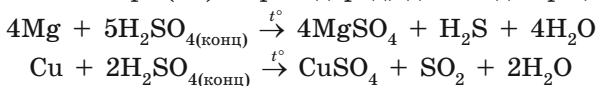
Поскольку образование гидратов связано с выделением значительного количества энергии, то при разбавлении серной кислоты следует соблюдать простое правило — приливать тонкой струйкой серную кислоту в воду при постоянном перемешивании, чтобы не допустить вскипания раствора.

Концентрированная серная кислота является довольно сильным окислителем, особенно при нагревании. Так, она окисляет бромид-, иодид-ионы, некоторые простые вещества (серу, уголь) и др.:



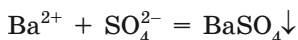
Концентрированная серная кислота может окислять некоторые малоактивные металлы, стоящие в ряду активности после водорода (Cu, Hg, Ag). Поскольку окис-

лителем в данном случае являются не ионы водорода H^+ (как в разбавленном растворе кислоты), а сера(VI), то в ходе реакции выделяется не водород, а продукты восстановления серы(VI): сероводород, диоксид серы, сера:



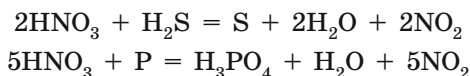
Концентрированная серная кислота не растворяет (пассивирует) такие металлы, как алюминий, железо, хром.

Качественной реакцией на серную кислоту и её соли является образование белого, нерастворимого в кислотах осадка при действии солей бария:



Специфические свойства азотной кислоты

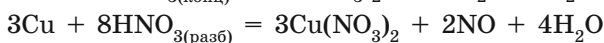
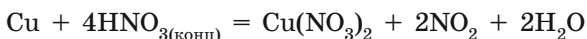
Азотная кислота, особенно концентрированная, проявляет сильные окислительные свойства. Так, она окисляет сульфиды, сульфиты, многие простые вещества (иод, углерод, фосфор, серу) и т.д.:



Азотная кислота (даже разбавленная) растворяет многие малоактивные металлы (медь, серебро, ртуть). Поскольку азотная кислота, даже разбавленная, является окислителем за счёт азота (V), то продуктом её восстановления являются различные соединения азота: NO_2 , NO , N_2O , N_2 , NH_4^+ . Водород, как правило, при взаимодействии металлов с азотной кислотой не выделяется. Состав продукта восстановления азотной кислоты зависит от концентрации азотной кислоты и активности металла. Схематически это может быть передано так:



Из схемы видно, что вероятность выделения NO_2 наибольшая в случае использования неактивного металла и концентрированной азотной кислоты. Напротив, образование ионов аммония возможно при растворении в очень разбавленной азотной кислоте активного металла:

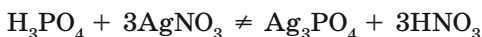


Концентрированная азотная кислота не растворяет (пассивирует) такие металлы, как алюминий, железо, хром.

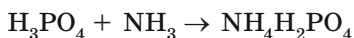
Специфические свойства ортофосфорной кислоты

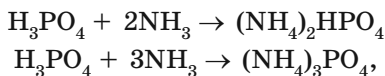
Ортофосфорную кислоту относят обычно к кислотам средней силы. Это связано с тем, что в разбавленных водных растворах степень её диссоциации по первой стадии достигает 30% (в то время как степень диссоциации слабых кислот не превышает 3—10%, а сильные кислоты диссоциируют практически нацело). По второй стадии степень диссоциации намного меньше, а по третьей — ничтожно мала. Результатом этого является исчезающе малая концентрация ионов PO_4^{3-} в растворе H_3PO_4 .

Так, при приливании раствора нитрата серебра к раствору H_3PO_4 никакого осадка фосфата серебра не образуется, хотя Ag_3PO_4 относится к практически нерастворимым солям:



Для проведения качественной реакции на фосфорную кислоту её водный раствор предварительно нейтрализуют раствором аммиака:





а затем уже добавляют нитрат серебра.

Другой особенностью ортофосфорной кислоты является поведение её при нагревании. При 200 °С ортофосфорная кислота, частично обезвоживаясь, превращается в дифосфорную (или пиропосфорную кислоту):



При дальнейшем нагревании пиропосфорная кислота переходит в метафосфорную кислоту, что упрощённо описывает уравнение реакции:



Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. С каждым из веществ, формулы которых BaCl_2 и CuO , будет взаимодействовать
 - 1) соляная кислота
 - 2) кремниевая кислота
 - 3) азотная кислота
 - 4) серная кислота
2. И с серебром, и с оксидом меди(II) будет реагировать
 - 1) соляная кислота
 - 2) фосфорная кислота
 - 3) азотная кислота
 - 4) угольная кислота

3. Электролитической диссоциации ортофосфорной кислоты по второй ступени отвечает уравнение:

- 1) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
- 2) $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
- 3) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
- 4) $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$

4. Электролитической диссоциации ортофосфорной кислоты по третьей ступени отвечает уравнение:

- 1) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
- 2) $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
- 3) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
- 4) $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$

5. Сероводородная кислота реагирует с каждым из веществ:

- 1) CuCl_2 и O_2
- 2) NaOH и NaCl
- 3) H_3PO_4 и KOH
- 4) NaOH и Al(OH)_3

6. Водный раствор серной кислоты реагирует с каждым из двух веществ:

- 1) с железом и оксидом углерода(II)
- 2) с цинком и оксидом натрия
- 3) с алюминием и хлоридом натрия
- 4) с медью и гидроксидом калия

7. Разбавленная соляная кислота реагирует с каждым из веществ:

- 1) Cu и KOH
- 2) Na_2CO_3 и Al(OH)_3
- 3) AlCl_3 и Ag
- 4) FeSO_4 и H_2SO_4

8. Концентрированная серная кислота при комнатной температуре не действует на

- 1) Na
- 2) Al

- 3) Zn
4) Mg
9. Водный раствор фосфорной кислоты реагирует с каждым из веществ:
1) Cu и Na_2CO_3
2) Na_2CO_3 и K
3) Ag и NaOH
4) K_2CO_3 и C
10. Концентрированная серная кислота при комнатной температуре не действует на
1) Mg
2) Na
3) Fe
4) K
11. Различить серную и соляную кислоты можно, если
1) поместить в них кусочек цинка
2) добавить раствор фенолфталеина
3) добавить раствор метилоранжа
4) прилить раствор нитрата бария
12. В отличие от серной кислоты угольная кислота
1) является сильной кислотой
2) не взаимодействует с NaOH
3) легко разлагается
4) взаимодействует с содой
13. Ни серная, ни фосфорная кислоты не реагируют с
1) KOH
2) Al
3) HCl
4) Na_2S
14. Уксусная кислота не взаимодействует с
1) оксидом кальция
2) гидроксидом натрия
3) оксидом серы(IV)
4) карбонатом натрия

15. Для серной кислоты справедливо высказывание:
- 1) плотность серной кислоты примерно равна 1 г/мл
 - 2) серная кислота — легкоподвижная жидкость
 - 3) растворение кислоты в воде сильно экзотермично
 - 4) серная кислота не действует на цинк и медь
16. Соляная кислота при обычных условиях взаимодействует с
- 1) сульфатом бария
 - 2) углеродом
 - 3) железом
 - 4) медью
17. Концентрированная азотная кислота при обычных условиях не взаимодействует с
- 1) магнием
 - 2) железом
 - 3) гидроксидом натрия
 - 4) оксидом магния
18. Концентрированная азотная кислота при обычных условиях не взаимодействует с
- 1) цинком
 - 2) гидроксидом алюминия
 - 3) оксидом кальция
 - 4) алюминием
19. Реакция нейтрализации происходит между
- 1) цинком и соляной кислотой
 - 2) серной кислотой и хлоридом бария
 - 3) гидроксидом кальция и азотной кислотой
 - 4) гидроксидом натрия и сульфатом меди
20. Раствор серной кислоты реагирует с каждым из двух веществ:
- 1) Na_2SO_3 и HNO_3
 - 2) FeO и NaNO_3
 - 3) Cu и $\text{Cu}(\text{OH})_2$
 - 4) Fe и Fe_2O_3

21. Разбавленная серная кислота может реагировать с каждым из двух веществ:

- 1) серой и оксидом железа(III)
- 2) оксидом цинка и оксидом кремния(IV)
- 3) гидроксидом калия и хлоридом натрия
- 4) нитратом кальция и гидроксидом меди(II)

22. Как гидроксид алюминия, так и соляная кислота могут взаимодействовать с

- 1) CuO
- 2) KOH
- 3) CO_2
- 4) H_2S

При выполнении заданий выберите правильные ответы. Установите соответствие.

23. Серная кислота реагирует с

- 1) хлороводородом
- 2) углекислым газом
- 3) оксидом углерода(II)
- 4) сульфидом натрия
- 5) ртутью

Ответ: _____ .

24. Азотная кислота реагирует с

- 1) Ag
- 2) Au
- 3) CO_2
- 4) FeS
- 5) SiO_2

Ответ: _____ .

25. И серная, и соляная кислоты реагируют с

- 1) Ag
- 2) CuS
- 3) K₂S
- 4) Al
- 5) BaCl₂

Ответ: _____ .

26. И серная кислота, и сульфат натрия реагируют с

- 1) гидроксидом калия
- 2) цинком
- 3) нитратом бария
- 4) гидроксидом железа(III)
- 5) хлоридом кальция

Ответ: _____ .

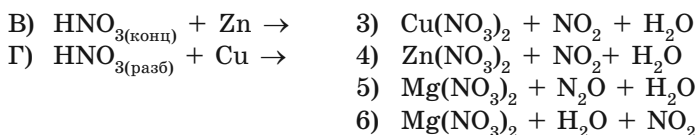
27. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ
А) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} + \text{Cu} \rightarrow$	1) $\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
Б) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})} + \text{Mg} \rightarrow$	2) $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
В) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} + \text{Zn} \rightarrow$	3) $\text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Г) $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})} + \text{Zn} \rightarrow$	4) $\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
	5) $\text{MgSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
	6) $\text{MgSO}_4 + \text{H}_2$

А	Б	В	Г

28. Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ
А) $\text{HNO}_{3(\text{конц})} + \text{Cu} \rightarrow$	1) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$
Б) $\text{HNO}_{3(\text{разб})} + \text{Mg} \rightarrow$	2) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

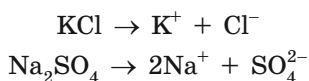


А	Б	В	Г

3.2.4. Химические свойства солей (средних)

Соли — сложные вещества, при диссоциации которых в водном растворе образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков. Химические свойства солей определяются природой катиона и аниона, из которых соль образована.

В водных растворах или расплавах соли диссоциируют на составляющие ионы:



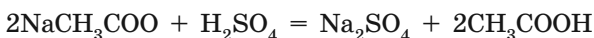
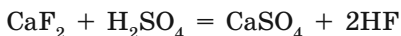
Как правило, соли являются сильными электролитами. Это справедливо и для таких солей, как BaSO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, CaF_2 , и других, относящихся к практически нерастворимым. На самом деле сульфат бария имеет небольшую растворимость в воде, равную 10^{-5} моль/л, или 0,23 мг на 100 мл воды. И тот сульфат бария, который перешёл в раствор, находится в полностью диссоциированном состоянии:



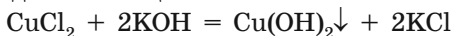
Если для всех кислот типичными были свойства, связанные с присутствием ионов H^+ в водном растворе, а для оснований — с ионами OH^- , то для солей таких типичных свойств нет: слишком различаются соли по своему качественному составу и химическому поведению. В то же время некоторые из реакций с участием солей мы выделим ниже.

1. Соли могут вступать в реакции ионного обмена с кислотами, основаниями и другими солями. Непременным условием возможности таких реакций является выделение газа, образование осадка или малодиссоциирующего соединения (слабого электролита). Рассмотрим примеры таких реакций:

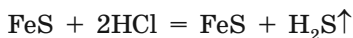
- вытеснение слабой кислоты из её соли под действием более сильной кислоты:



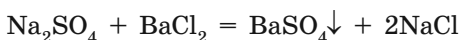
- образование осадка малорастворимого основания при действии щёлочи на соль:



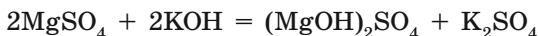
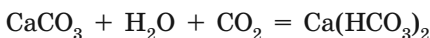
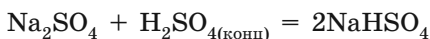
- выделение газообразного продукта в ходе реакции:



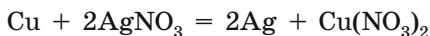
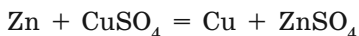
- образование осадка при взаимодействии двух солей:



В ряде случаев при взаимодействии солей с кислотами или основаниями могут получиться кислые или основные соли, например:



2. Соли могут вступать в реакции замещения с металлами. В ходе этих реакций более активный металл вытесняет менее активный из раствора его соли:



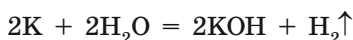
Для предсказания возможности таких реакций необходимо использовать ряд стандартных электродных потенциалов (ряд активности металлов), фрагмент которого приведён ниже:

усиление восстановительной активности металлов →						
Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Mn
Li^+	K^+	Ca^{2+}	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}	Mn^{2+}
-3,0	-2,9	-2,9	-2,7	-2,4	-1,7	-1,2
← усиление окислительной активности ионов						

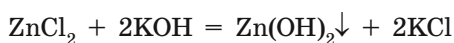
усиление восстановительной активности металлов →						
Zn	Fe	Pb	H_2	Cu	Ag	Au
Zn^{2+}	Fe^{2+}	Pb^{2+}	H^+	Cu^{2+}	Ag^+	Au^{3+}
-0,8	-0,4	-0,1	0	0,3	0,8	1,5
← усиление окислительной активности ионов						

В этом ряду металлы расположены в порядке уменьшения химической активности — от щелочных и щёлочно-земельных металлов к благородным и платиновым металлам. Так, металлический свинец может вытеснять из солей такие металлы, как медь, серебро, золото. В свою очередь, свинец может быть выделен из своих солей под действием магния, марганца, цинка.

Следует отметить, что не всегда возможна ожидаемая реакция вытеснения одного металла другим на основании положения этих металлов в ряду напряжений. Так, металлический калий при внесении в раствор хлорида цинка в первую очередь будет взаимодействовать с водой с образованием щёлочи:



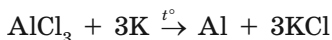
Образовавшаяся щёлочь с солью цинка даст осадок гидроксида цинка:



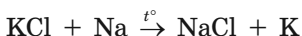
Таким образом, выделения цинка происходить не будет.

Реакции вытеснения одних металлов другими могут идти не только в растворе. Так, первый металлический

алюминий был получен вытеснением алюминия калием из расплавленного хлорида алюминия:

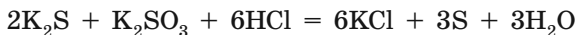
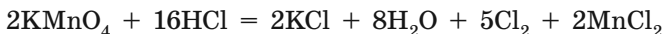
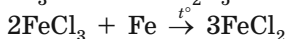
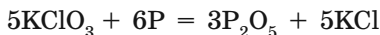


Металлический калий, в свою очередь, в промышленности получают взаимодействием хлорида калия и натрия:



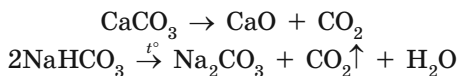
Эта примечательная реакция становится возможной при температуре выше 850 °С. Пусть вас не смущает, что в данном случае менее активный в стандартных условиях натрий вытесняет более активный калий из его соли. При 850 °С стандартный ряд активности металлов уже не работает. Дело в том, что металлический калий более летуч по сравнению с натрием, калий испаряется, уходит из сферы реакции, и равновесие смещается вправо, в сторону образования калия.

3. Соли могут участвовать в окислительно-восстановительных реакциях. Одни соли проявляют сильные восстановительные свойства, другие — окислительные. Сильными восстановителями являются SnCl_2 , CrCl_2 , FeCl_2 , CuCl , K_2S , K_2SO_3 и др. Окислительные свойства проявляют KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KNO_3 , KClO_3 и др. Примеры окислительно-восстановительных реакций с участием солей:



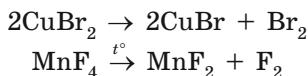
4. Некоторые соли (главным образом, соли кислотсодержащих кислот) **разлагаются при нагревании.** К таким солям относятся карбонаты, нитраты, перманганаты, хлораты, перхлораты, дихроматы и др.:



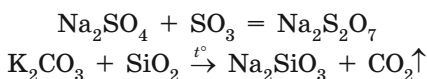


Если первые две реакции относятся к окислительно-восстановительным, то две последние происходят без изменения степеней окисления.

Разлагаются при нагревании и соли бескислородных кислот, например галогениды:



5. Некоторые соли могут взаимодействовать с кислотными оксидами:



В первой реакции при взаимодействии сульфата натрия и оксида серы(VI) образуется дисульфат (или пиросульфат) натрия — соль дисерной кислоты $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$, входящей в состав олеума. Во второй реакции диоксид кремния вытесняет более летучий диоксид углерода из силиката калия.

Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. С раствором нитрата меди(II) может взаимодействовать
 - 1) цинк
 - 2) гидроксид железа(III)
 - 3) оксид кремния(IV)
 - 4) углерод

2. Хлорид железа(II) в водном растворе может реагировать с
- | | |
|-----------|------------|
| 1) K_2S | 3) SiO_2 |
| 2) CO_2 | 4) Cu |
3. Нитрат меди(II) при нагревании переходит в
- | | |
|--------------|-----------------|
| 1) Cu | 3) $Cu(NO_2)_2$ |
| 2) Cu_3N_2 | 4) CuO |
4. Сульфат меди(II) в водном растворе не реагирует с
- | | |
|-----------------|---------------|
| 1) $Ba(NO_3)_2$ | 3) $NaOH$ |
| 2) Fe | 4) H_2SiO_3 |
5. При термическом разложении нитрата калия образуется
- | | | | |
|------------|-----------|-----------|--------|
| 1) KNO_2 | 2) K_2O | 3) K_3N | 4) K |
|------------|-----------|-----------|--------|
6. В отличие от сульфата натрия сульфат меди(II) реагирует с
- | | |
|-------------------|----------------------|
| 1) водой | 3) нитратом кальция |
| 2) хлоридом бария | 4) гидроксидом калия |
7. Не реагирует с разбавленной серной кислотой каждое из двух веществ:
- 1) сульфат натрия и хлорид бария
 - 2) хлорид натрия и хлорид калия
 - 3) карбонат калия и хлорид калия
 - 4) хлорид бария и нитрат калия
8. Сульфат натрия реагирует с
- | | |
|---------------|--------------|
| 1) KOH | 3) $NaCl$ |
| 2) $Ba(OH)_2$ | 4) H_2CO_3 |
9. Не реагирует с разбавленной азотной кислотой каждое из двух веществ:
- 1) Na_2CO_3 и $FeCl_2$
 - 2) $Al_2(SO_4)_3$ и K_2S
 - 3) $BaCl_2$ и $CaSO_4$
 - 4) Na_2S и K_2CO_3

10. Соль не образуется в ходе реакции

- 1) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
- 2) $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow$
- 3) $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow$
- 4) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow$

11. Хлорид меди(II) не реагирует с

- 1) H_2S
- 2) K_2S
- 3) H_2CO_3
- 4) AgNO_3

При выполнении заданий выберите правильные ответы. Установите соответствие.

12. Сульфат алюминия реагирует с

- 1) водой
- 2) серебром
- 3) нитратом калия
- 4) едким натром
- 5) серой

Ответ: _____ .

13. С раствором сульфата меди(II) реагируют:

- 1) соляная кислота
- 2) водород
- 3) алюминий
- 4) гидроксид бария
- 5) оксид кремния

Ответ: _____ .

14. Хлорид бария реагирует с

- 1) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- 2) AgNO_3
- 3) H_2CO_3
- 4) KNO_3
- 5) H_2SO_4

Ответ: _____ .

15. И гидроксид калия, и хлорид бария реагируют с

- 1) Na_2SO_4
- 2) H_2SO_4
- 3) FePO_4
- 4) SiO_2
- 5) AgNO_3

Ответ: _____ .

16. И серная кислота, и сульфат натрия реагируют с

- 1) гидроксидом калия
- 2) цинком
- 3) нитратом бария
- 4) гидроксидом железа(III)
- 5) хлоридом кальция

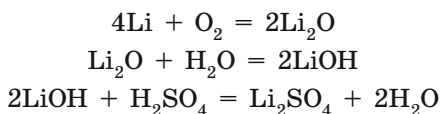
Ответ: _____ .

3.3. || Взаимосвязь различных классов неорганических веществ

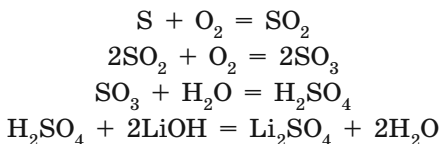
Между основными классами неорганических соединений — простыми веществами, оксидами, кислотами, основаниями и солями — существует генетическая связь, под которой подразумевается возможность их взаимного перехода.

Предположим, что из простого вещества необходимо получить соль — сульфат лития. Простым веществом может быть как литий, так и сера. Покажем это.

Металлический литий, взаимодействуя с кислородом, образует оксид, который под действием воды даёт гидроксид. Взаимодействие гидроксида лития с серной кислотой приводит к образованию соли — сульфата лития. Эти превращения отражены следующими химическими уравнениями:

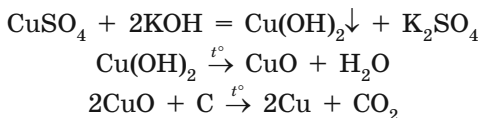


Эту же соль можно получить, исходя и из серы:



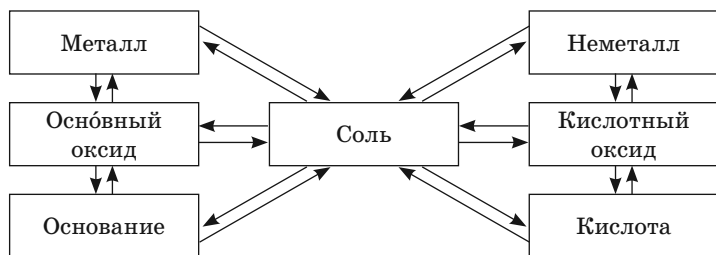
Таким образом, один и тот же продукт может быть получен различными путями.

Возможен и обратный переход — от солей к другим классам неорганических соединений. Так, исходя из сульфата меди(II), можно получить гидроксид меди(II), который при нагревании легко превращается в оксид меди(II). Последний при нагревании в атмосфере водорода или при прокаливании с углём превращается в металлическую медь:

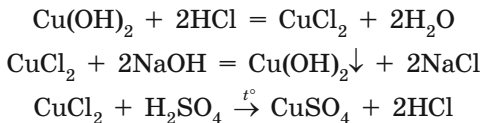


Итак, подобная связь между отдельными классами соединений, основанная на получении веществ одного класса из веществ другого класса, называется генетической.

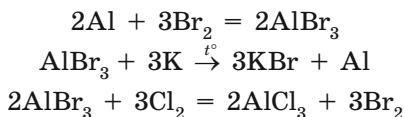
Генетическую связь можно представить следующей упрощённой схемой:



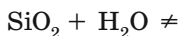
Обратите внимание, что стрелки на схеме направлены в обе стороны. Это, например, означает, что не только можно получить соль взаимодействием основания и кислоты, но и выделить из этой соли кислоту или основание:



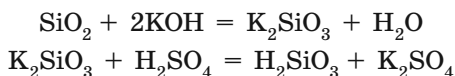
Или, если при взаимодействии металла и неметалла получается соль, то в определённых условиях из неё вновь можно выделить исходные простые вещества, например:



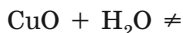
Следует иметь в виду, что довольно часто получение веществ в химии осуществляется не прямым, а косвенным методом. Так из кислотного оксида SiO_2 нельзя взаимодействием с водой получить соответствующую ему кислоту:



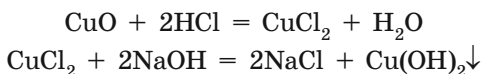
В этом случае сначала получают соль, а затем вытесняют из этой соли кислоту действием более сильной кислоты:



Или при получении гидроксида меди(II) из оксида нельзя использовать взаимодействие CuO с водой (эти вещества не взаимодействуют),



в этом случае необходимо осуществить реакции:



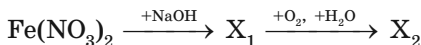
Знание генетической связи между различными классами неорганических соединений позволяет выбирать удобные методы синтеза необходимых веществ из доступных реагентов.

Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. В схеме превращений



веществом « X_2 » является

- | | |
|----------------------|----------------------------|
| 1) FeO | 3) Fe_2O_3 |
| 2) Fe(OH)_3 | 4) Fe(OH)_2 |

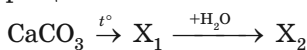
2. В схеме превращений



веществом « X » является

- | | |
|--------------------|----------------------|
| 1) FeSO_4 | 3) FeO |
| 2) FePO_4 | 4) Fe(OH)_3 |

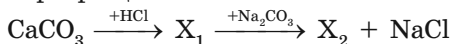
3. В схеме превращений



веществом «X₂» является

- | | |
|------------------------|---------------------------------------|
| 1) CaO | 3) Ca(HCO ₃) ₂ |
| 2) Ca(OH) ₂ | 4) CaH ₂ |

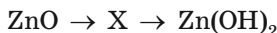
4. В схеме превращений



веществом «X₂» является

- | | |
|----------------------|------------------------|
| 1) CaCO ₃ | 3) CaO |
| 2) CaCl ₂ | 4) Ca(OH) ₂ |

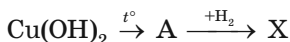
5. В схеме превращений



веществом «X» является

- | | |
|--|----------------------|
| 1) Zn ₃ (PO ₄) ₂ | 3) ZnCl ₂ |
| 2) ZnS | 4) ZnCO ₃ |

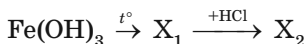
6. В схеме превращений



веществом «X» является

- | | | | |
|--------|-------|---------------------|----------------------|
| 1) CuO | 2) Cu | 3) CuH ₂ | 4) CuCl ₂ |
|--------|-------|---------------------|----------------------|

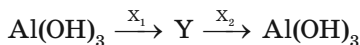
7. В схеме превращений



веществом «X₂» является

- | | | | |
|----------------------|----------------------|-----------------------------------|--------|
| 1) FeCl ₃ | 2) FeCl ₂ | 3) Fe ₂ O ₃ | 4) FeO |
|----------------------|----------------------|-----------------------------------|--------|

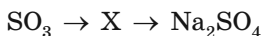
8. В схеме превращений



веществами «X₁» и «X₂» могут быть соответственно

- | | |
|---|---|
| 1) K ₂ SO ₄ и KOH | 3) Na ₂ SO ₄ и H ₂ SO ₄ |
| 2) NaCl и HCl | 4) HCl и NaOH |

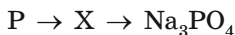
9. В схеме превращений



веществом «X» является

- | | |
|----------------------------|-------------------------|
| 1) BaSO_4 | 3) S |
| 2) H_2SO_4 | 4) H_2S |

10. В схеме превращений



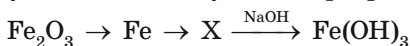
веществом «X» является

- | | | | |
|----------------------------|-------------------|---------------------------|----------------------------|
| 1) Ca_3P_2 | 2) PCl_3 | 3) P_2O_5 | 4) H_3PO_3 |
|----------------------------|-------------------|---------------------------|----------------------------|

Часть 2

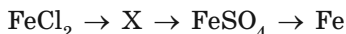
Дайте полный развёрнутый ответ на задания части 2.

11. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



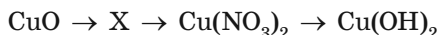
Для последнего превращения запишите уравнение реакции в сокращённом ионном виде.

12. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



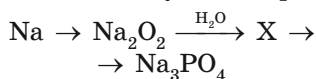
Для последнего превращения запишите уравнение реакции в сокращённом ионном виде.

13. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



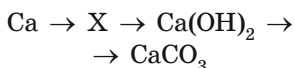
Для последнего превращения запишите уравнение реакции в сокращённом ионном виде.

14. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



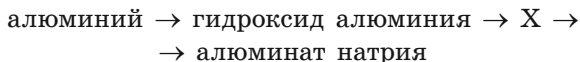
Для последнего превращения запишите уравнение реакции в сокращённом ионном виде.

15. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



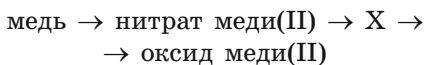
Для последнего превращения запишите уравнение реакции в сокращённом ионном виде.

16. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



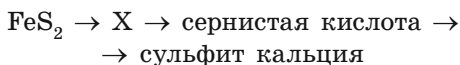
Для последнего превращения запишите уравнение реакции в сокращённом ионном виде.

17. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



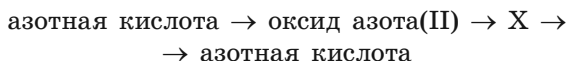
Для второго превращения запишите уравнение реакции в сокращённом ионном виде.

18. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



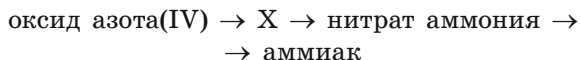
Для последнего превращения запишите уравнение реакции в сокращённом ионном виде.

- 19.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Для первого превращения запишите уравнение реакции в сокращённом ионном виде.

- 20.** Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Для второго превращения запишите уравнение реакции в сокращённом ионном виде.

4.1. | Безопасное использование веществ в быту. Первая помощь при химических ожогах и отравлениях

Правила безопасной работы в школьной лаборатории

Работа в химической лаборатории часто связана с использованием вредных, ядовитых или опасных в пожарном отношении соединений. Поэтому с самого начала вы должны безукоснительно соблюдать правила техники безопасности при работе в лаборатории — как при выполнении отдельных лабораторных опытов, так и при выполнении практических работ.

Прежде всего, никогда не работайте в химической лаборатории в одиночестве. Рядом обязательно должен быть человек, который при необходимости сможет оказать вам помощь. В то же время посторонние лица могут находиться в химическом кабинете только с разрешения учителя химии.

Во время работы учащиеся должны находиться в халатах, соблюдать чистоту и порядок на рабочем месте. В лаборатории работайте вдумчиво. Не приступайте к выполнению опыта, не уяснив, что и как нужно делать и к каким последствиям это может привести. До проведения эксперимента подробно по учебнику изучите порядок его проведения. Строго соблюдайте все указания учителя по безопасному обращению с реактивами, химической посудой, нагревательными приборами. Запрещается проводить опыты, не предусмотренные в данной работе.

Помните, что стеклянная посуда хрупкая. При небрежном обращении она может быть разбита, а осколки стекла могут поранить руки. В случае порезов немедленно обратитесь к учителю. Обо всех неполадках в ра-

боте оборудования сразу ставьте в известность учителя или лаборанта.

В химической лаборатории категорически запрещен приём пищи. Не пробуйте вещества на вкус. Знакомьтесь с запахом веществ осторожно, лёгким движением руки направляя воздух от сосуда к носу (рис. 21). Все работы, связанные с выделением вредных паров или газов, следует проводить только в вытяжном шкафу.



Рис. 21

Берите для опытов реактивы не больше того количества, которое указано в рекомендациях к опыту. Не следует излишки взятых веществ высыпать (или выливать) обратно в банки с реактивами. Никогда не прикасайтесь к реактивам рукой. Твёрдые вещества берите из банки ложкой, шпателем или сухой пробиркой. Жидкие вещества и растворы приливаются для опытов понемногу, по 1—2 мл. Слянка с жидкостью берётся таким образом, чтобы рука была сверху этикетки. Перемешивается жидкость с помощью стеклянной палочки.

При попадании на кожу растворов кислот или щелочей необходимо смыть их сильной струёй холодной воды, а затем обработать нейтрализующим раствором (2%-ным раствором соды или уксусной кислоты) и ополоснуть водой.

Запрещается выливать в канализацию использованные растворы, используйте для этого специальные ёмкости.

При проведении опытов с нагреванием помните, что зажигать спиртовку или газовую горелку разрешается только от спички. Наполняйте пробирки раствором не более чем на одну треть. Отверстие нагреваемой пробирки должно быть направлено в сторону от себя и соседей. Начинайте нагревание со слабого прогрева всей пробирки и только затем ведите дальнейший нагрев вещества. Не держите нагреваемую посуду руками — используйте для этой цели тигельные щипцы или пробиркодержатель.

Осторожно обращайтесь с огнем. Запрещается оставлять нагревательные приборы без присмотра. Если произошло возгорание, то позовите учителя. Вспыхнувшие реактивы засыпаются песком или накрываются влажным полотенцем. Вспыхнувшая одежда тушится с помощью одеяла, которое имеется в любой химической лаборатории.

После окончания опыта уберите рабочее место и вымойте посуду.

Все эти правила могут быть изложены и в шуточной форме, как это было сделано в одном из номеров журнала «Химия и жизнь». Прочитайте инструкцию, которая в запоминающейся форме регламентирует порядок работы в химической лаборатории.

Правила поведения в химической лаборатории

- ✓ Если вы откупорили что-либо — закупорьте!
- ✓ Если в руках у вас жидкое — не разлейте, порошок — не рассыпьте, газообразное — не выпустите наружу!
- ✓ Если включили — выключите!
- ✓ Если открыли — закройте!
- ✓ Если разобрали — соберите!
- ✓ Если не можете собрать — позовите на помощь!
- ✓ Если не разбирали, то и не вздумайте собирать!
- ✓ Если одолжили что-либо — верните!
- ✓ Если пользуетесь чем-нибудь — держите в чистоте и порядке!
- ✓ Если сдвинули что-нибудь — верните на место!
- ✓ Если не знаете, как это действует, не трогайте!
- ✓ Если не можете понять что-либо — почешите в затылке!
- ✓ Если вы всё же не поймёте, то и не пытайтесь!
- ✓ Если что-либо взорвалось, проверьте: осмотрите себя и убедитесь, что помощь не нужна!
- ✓ Если вы не усвоили этих правил, не входите в лабораторию!

Лабораторная посуда и оборудование

При выполнении химических опытов используется различная лабораторная посуда и специальное оборудование. Химическая посуда изготавливается обычно из специального стекла, устойчивого к перепадам температуры и действию агрессивных реагентов (кислот и щелочей). Используется также посуда, изготовленная из фарфора (и других огнеупорных материалов), а также из полимерных материалов (полиэтилена, тефлона и др.).

Пробирки используют для проведения экспериментов с небольшими количествами реактивов (рис. 22).

В пробирках проводят опыты как с сухими веществами, так и с водными растворами. В химических пробирках можно нагревать вещества.

Стаканы различной ёмкости обычно изготавливают из термостойкого стекла и используют, как правило, для вспомогательных работ (чаще с водными растворами) (рис. 23).



Рис. 22



Рис. 23

Колбы применяют при проведении самых различных экспериментов. Они бывают круглодонными, плоскодонными и коническими. Плоскодонные и конические колбы используют при перегонке жидкостей, для хранения растворов.

В ряде случаев используют **фарфоровую посуду**: стаканы, выпаривательные чашки, ступки для измельчения твёрдых веществ (рис. 24, 25).



Рис. 24



Рис. 25

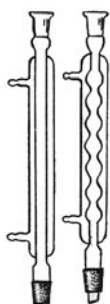


Рис. 26

Холодильники служат для охлаждения и конденсации паров, образующихся при кипении или перегонке жидкостей (рис. 26).

Стеклянные воронки используют в процессе переливания жидкостей из одного сосуда в другой, а также при фильтровании растворов (рис. 27).

Делительные воронки (рис. 28) применяют для разделения несмешивающихся жидкостей или проведения процесса экстракции. По конструкции делительные воронки близки к капельным воронкам, используемым для постепенного приливания жидкости к реакционной смеси.

Эксикаторы — ёмкости из толстостенного стекла, предназначенные для высушивания твёрдых веществ (рис. 29).

Эксикатор заряжается высушивающим веществом (например, плавленной щёлочью, концентрированной серной кислотой, фосфорным ангидридом).

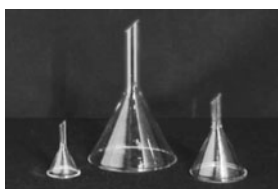


Рис. 27



Рис. 28



Рис. 29



Рис. 30



Рис. 31



Рис. 32

Мерные цилиндры и мензурки используют для отмеривания приблизительных объёмов жидкостей (рис. 30, 31). Для точного отмеривания объёма используют специальные химические пипетки и бюретки.

Мерные колбы предназначены для приготовления растворов с точной концентрацией. На их удлинённой шейке имеется кольцевая черта, отвечающая определённому объёму (рис. 32).

Вещества из реактивных склянок следует брать с помощью **шпателей** — лопаточек, сделанных из металла, фарфора, пластмассы (рис. 33).

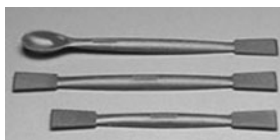


Рис. 33

Термометры (ртутные и спиртовые) используют для определения температуры растворов (рис. 34).

Для проведения экспериментов, связанных с нагреванием, используют следующие **нагревательные приборы**: спиртовки (рис. 35), газовые горелки (рис. 36), электрические нагреватели.



Рис. 34



Рис. 35



Рис. 36



Рис. 37

При работе с газовыми горелками необходимо особенно строго соблюдать правила техники безопасности. Органические вещества и растворители нельзя нагревать на открытом пламени, для их нагрева используют асбестированную сетку, электроплитку с закрытой спиралью или водяную баню.

Для надёжного закрепления деталей или узлов приборов используют лабораторные **штативы**, снабжённые зажимными «лапками», муфтами, кольцами (рис. 37).

В лабораторном практикуме 9 класса предусмотрены опыты по получению некоторых газов, а также по разделению (очистке) веществ с помощью некоторых простейших методов.

Разделение смесей и очистка веществ

Способы разделения смесей и очистки веществ основаны на различиях в физических свойствах компонентов смеси.

Отстаивание применяют для разделения неоднородной смеси двух нерастворимых веществ, обладающих различной плотностью. Частицы вещества с большей плотностью постепенно оседают на дно, в то время как другое вещество собирается на поверхности или оказывается равномерно распределённым в толще воды. Отстаиванием можно разделить и две несмешивающиеся жидкости, например бензин и воду или воду и растительное масло. В лаборатории для этих целей используют делительную воронку.

Фильтрование используют для очистки жидкости от нерастворимых в ней веществ (рис. 38).

Жидкость постепенно просачивается через фильтр, а частички примесей задерживаются на нём. В качестве фильтра используют фильтровальную бумагу, плотную ткань, специальные фильтровальные устройства.

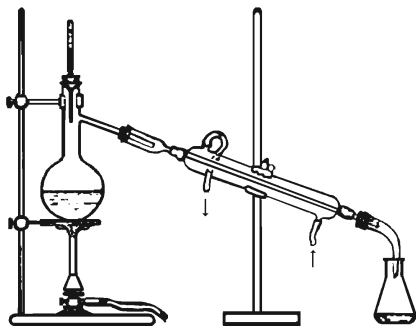


Рис. 38

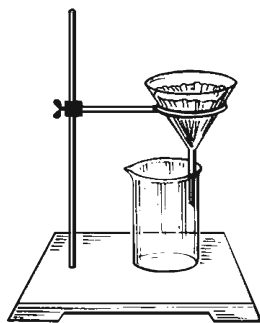


Рис. 39

Выпаривание применяют для выделения твёрдых веществ из раствора. Часто выпаривание сочетают с **кристаллизацией**, основанной на различной растворимости веществ при разных температурах.

Дистилляция (перегонка) основана на различии в температурах кипения компонентов смеси. Для разделения смесей методом перегонки используют простейшую установку, состоящую из круглодонной колбы с отводом (колбы Вюрца), термометра, нисходящего холодильника, аллонжа и приёмника (рис. 39).

Очистка жидкости достигается путём нагревания её до кипения с последующей конденсацией образовавшихся паров в виде дистиллята в стеклянном нисходящем холодильнике.

Экстракцию применяют в тех случаях, когда вещество лучше растворяется в органических растворителях по сравнению с водой. Если долго встряхивать сосуд, в котором смешаны аптечная иодная настойка и бензол C_6H_6 , то через некоторое время окраска водного раствора иода побледнеет, а бензольный слой окрасится в фиолетовый слой, характерный для молекулярного иода. В данном опыте произошла экстракция иода из водной фазы в бензольную, так как растворимость иода в C_6H_6 значительно превышает растворимость иода в воде. Для проведения процесса экстракции часто используют де-

лительную воронку, с помощью которой удобно разделять два слоя — органический и водный.

Возгонка (сублимация) — переход вещества из кристаллического состояния в парообразное (минуя жидкое). При охлаждении пары вновь конденсируются с образованием твёрдого сублимата. Этим способом хорошо очищаются вещества, летучесть которых заметно отличается от летучести примесей.

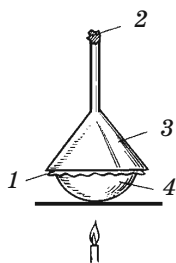


Рис. 40

Для возгонки используют фарфоровую чашку (4), в которую помещают очищаемое вещество, и стеклянную воронку (3), которой накрывают чашку. Отверстие воронки закрывают ватным тампоном (2), а между чашкой и воронкой помещают фильтровальную бумагу (1) с проделанными в ней несколькими отверстиями (рис. 40).

Таким образом в лаборатории можно очищать иод. Иод при нагревании испаряется из чашки и вновь оседает на холодных частях воронки.

Особым методом разделения компонентов, основанным на различной поглощаемости их определённым веществом (адсорбентом), является **хроматография**. С помощью хроматографии русский ботаник М.С. Цвет впервые выделил хлорофилл из зелёных частей растений. В промышленности и лабораториях в качестве адсорбента для хроматографии используют силикагель, уголь, оксид алюминия.

Приготовление растворов

Чаще всего в химической лаборатории приходится работать не с индивидуальными веществами (кислотами, основаниями, солями), а с их водными растворами. Не все вещества одинаково растворяются в воде. Для характеристики способности вещества растворяться используют понятие «растворимость». **Растворимость** численно равна массе вещества, которая максимально может раствориться в 100 г растворителя при данной температуре.

Растворимость веществ меняется в самых широких пределах. Есть вещества хорошо растворимые, к ним относятся серная кислота и спирт (смешиваются с водой в любых соотношениях), поваренная соль, селитра, сахара (растворимость сахарозы составляет 200 г на 100 г воды). Есть вещества малорастворимые, например гидроксид магния, гипс (0,2 г гипса на 100 г воды). Есть вещества практически нерастворимые, например мел, сульфат бария, хлорид серебра (растворимость AgCl составляет 0,15 мг на 100 г воды). В большинстве случаев растворимость веществ с ростом температуры возрастает. Однако растворимость гипса, гидроксида кальция и всех газов с ростом температуры уменьшается. **Насыщенный** называется раствор, в котором указанное вещество при данной температуре больше не растворяется. **Концентрированным** называется раствор, в котором содержание растворённого вещества довольно велико. Напротив, если содержание вещества в растворе мало, раствор называется **разбавленным**.

Для количественной характеристики содержания растворённого вещества в растворе обычно используют две величины — массовую долю и молярную концентрацию.

Массовая доля вещества X в растворе равна отношению массы растворённого вещества к массе всего раствора:

$$w = \frac{m(X)}{m(p-p)}, \quad w = \frac{m(X)}{m(p-p)} \cdot 100\%.$$

Массовая доля — величина безразмерная и выражается в долях от единицы или в процентах. Так, если 5 г KOH растворить в 70 г воды, то получится раствор с массовой долей щёлочи, равной:

$$w(\text{KOH}) = 5/75 = 0,067, \text{ или } 6,7\%.$$

Напомним, что в знаменателе стоит масса раствора, которая складывается из масс растворённого вещества и растворителя, в данном случае $m(p-p) = 5 + 70 = 75$ г.

Молярная концентрация равна отношению количества растворённого вещества к объёму раствора:

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(p-p)}$$

Молярная концентрация имеет размерность моль/л. Очень часто вместо моль/л используют краткое обозначение «М».

Так, если в 2 л раствора содержится 49 г серной кислоты (0,5 моль), такой раствор будет иметь молярную концентрацию, равную

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5/2 = 0,25 \text{ моль/л.}$$

На склянке с таким раствором должна быть этикетка:

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,25 \text{ моль/л}$$

или

$$0,25\text{M H}_2\text{SO}_4$$

При приготовлении заданного раствора поступают так.

Пример 1. Пусть необходимо приготовить 400 г раствора соли, массовая доля NaCl в котором равна 5%.

1. Рассчитаем, сколько надо взять воды и соли:

$$m(\text{NaCl}) = w(\text{NaCl}) \cdot m(\text{р-ра}) = 0,05 \cdot 400 = 20 \text{ г,}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{NaCl}) = 400 - 20 = 380 \text{ г.}$$

2. На весах отвешиваем 20 г соли и переносим её в стеклянный стакан. Мензуркой или мерным цилиндром отмериваем 380 мл дистиллированной воды, вливаем её в стакан с солью и перемешиваем стеклянной палочкой до полного растворения соли.

Пример 2. Пусть необходимо приготовить 0,5 л 0,2М раствора нитрата калия.

1. Рассчитаем, сколько надо взять соли:

$$n(\text{KNO}_3) = c(\text{KNO}_3) \cdot V = 0,2 \cdot 0,5 = 0,1 \text{ моль,}$$

$$m(\text{KNO}_3) = n(\text{KNO}_3) \cdot M = 0,1 \cdot 101 = 10,1 \text{ г.}$$

2. Взвешиваем на весах 10,1 г нитрата калия и количественно переносим соль в мерную колбу объёмом 500 мл.

3. Наливаем в колбу до половины дистиллированной воды и перемешиваем содержимое до полного растворения соли. После этого аккуратно доливаем в колбу дистиллированную воду до круговой метки на горле колбы. После этого закрываем колбу пробкой и перемешиваем раствор ещё раз.

Безопасное использование веществ в быту

Сам термин «бытовая химия» появился в 1933 г. И в этом же году появилось первое бытовое химическое моющее средство.

Первое синтетическое моющее средство изобрёл русский химик Григорий Петров в 1908 г. («контакт Петрова»). При серноокислотной очистке нефтепродуктов им получены сульфокислоты, действующие как расщепители жиров, что оказалось весьма ценным в промышленности, а затем и в быту. Моющие эффекты определённых синтетических поверхностно-активных веществ (ПАВ) были подмечены в 1913 г. бельгийским химиком А. Рейхлером и в 1916 г. немецким учёным Ф. Понтером.

Сегодня потенциально опасные химические вещества можно найти в каждом современном доме: стиральный порошок, отбеливатель тканей, чистящие и моющие средства, полироль, освежители воздуха, средства борьбы с насекомыми — всё это ежедневно используется для поддержания чистоты и порядка. Хотя современные производители непрерывно работают над увеличением безопасности бытовой химии, всегда требуется соблюдать меры осторожности при их использовании. От маленьких детей бытовую химию обязательно надо прятать в недоступное место.

Соблюдая меры предосторожности, можно обезопасить себя и близких от вредного действия химических веществ.

Советы по безопасности применения бытовой химии

- Обязательно читайте информацию на этикетке о правильном применении, хранении продукта и воздействии его на организм, и всегда следуйте инструкции.
- Держите купленные средства в подлинной упаковке с хорошо закрытой крышкой либо в специальном

контейнере с маркировкой для химических веществ. Это обезопасит от ошибки в дальнейшем их использовании и предотвратит выделение опасных испарений.

- Храните химикаты в темном прохладном месте, защищенном от света, вдали от нагревательных приборов.

- Всегда химикаты и чистящие средства должны быть надежно закрыты и находиться от детей вне досягаемости.

- Работайте с химическими веществами только в перчатках. Даже если средство имеет неагрессивный состав, его длительный контакт с вашей кожей и органами дыхания не пойдет вам на пользу.

- Будьте осторожны: попадание бытовых химических составов в глаза, их случайное или преднамеренное проглатывание может повлечь за собой серьезный вред здоровью.

- Не смешивайте товары бытовой химии друг с другом! Некоторые вещества при смешивании выделяют ядовитые газы!

- Внимательно относитесь к удалению чистящего средства с обрабатываемой поверхности. Многим из средств бытовой химии требуется многократное споласкивание, так как некоторые вещества, входящие в состав, способны прочно адсорбироваться на поверхности.

- Не используйте и не храните бытовую химию в непосредственной близости с пищевыми продуктами. Даже малые количества бытовой химии, попадая на пищевые продукты, а впоследствии и в организм человека, могут вызвать сильнейшее отравление.

- По истечении срока хранения пользоваться препаратами бытовой химии запрещено.

- После работы с химическими средствами обязательно проветрите помещение и вымойте руки.

Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия

Проблема химического загрязнения планеты стала глобальной экологической проблемой.

Специальная дисциплина — экологическая химия — исследует воздействие веществ на окружающую среду (воздух, воду, почву, живые организмы).

Парниковый эффект

Под парниковым эффектом понимают атмосферный процесс, при котором отражённый Землёй видимый свет пропускается, а инфракрасный — поглощается, что повышает температуру у поверхности Земли и наносит вред всей природе. Причина — избыток в атмосфере «парниковых» газов, среди которых важнейшие: углекислый газ, метан, оксиды азота.

Парниковому эффекту способствуют:

- использование горючих полезных ископаемых в промышленности — угля, нефти, природного газа, при сжигании которых в атмосферу выделяется огромное количество углекислого газа и других вредных соединений;
- транспорт — легковые и грузовые автомобили выделяют выхлопные газы, которые также загрязняют воздух и усиливают парниковый эффект;
- вырубка лесов, которые, поглощая углекислый газ, выделяют кислород;
- рост промышленного производства, которое всё интенсивнее загрязняет воздух парниковыми газами;
- разложение и горение мусора на полигонах, что способствует увеличению парниковых газов.

Если в 1890 г. средняя температура планеты составляла 14,5 °С, то в 1980 г. уже 15,2 °С. По прогнозам к 2030–50 г. температура вырастет ещё на 1,5–4,5 °С.

Последствия парникового эффекта. Таяние вечных снегов и подъём уровня океана на 1,5 м, затопление наиболее урожайных территорий, неустойчивая погода, ускорение темпов вымирания животных и растений, таяние вечной мерзлоты.

Способы решения проблемы. В первую очередь нужно прекратить вырубку лесов, сажать новые деревья и кустарники, поскольку они поглощают углекислый газ и вырабатывают кислород. Использование электромобилей сократит количество выхлопных газов. Также ведутся разработки альтернативного топлива, которое, к сожалению, медленными темпами внедряется в нашу повседневную жизнь.

Разрушение озонового слоя

Разрушение озонового слоя — процесс понижения количества озона O_3 в стратосфере на высоте примерно 25 км. Образование «озоновых дыр» вызывается в первую очередь фторхлоруглеродами (фреонами) и нитрозными газами. Некоторые виды фторхлоруглеродов использовались в качестве охладителей в холодильных установках и кондиционерах. Другие — применялись для производства поролонов и пенопластов — материалов, широко используемых во многих потребительских товарах, начиная от одноразовой пенопластовой посуды и заканчивая изоляционными материалами. Использовались фторхлоруглероды и в баллонах для распыления аэрозолей.

Когда фреоны поднимаются в верхние слои атмосферы, от них под действием ультрафиолетового излучения отщепляется атом хлора, который начинает одну за другой превращать молекулы озона O_3 в кислород O_2 . Хлор может находиться в атмосфере до 120 лет, и за это время способен разрушить до 100 тысяч молекул озона.

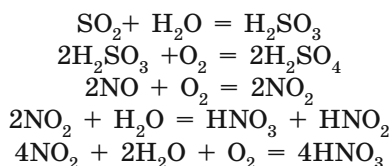
В 1987 г. был подписан протокол в Монреале, согласно которому установили контроль за использованием и производством фреонов, которое к 2010 году предполагалось завершить. Однако полное прекращение исполь-

зования фреонов до сих пор не осуществлено. Максимальная концентрация хлора в атмосфере отмечалась в 1993 г. С 1997 г. содержание озона в стратосфере постепенно стало увеличиваться.

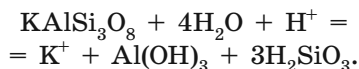
Кислотные осадки

Кислотные дожди — это атмосферные осадки, которые содержат кислоты, образовавшиеся из-за поглощения водяными облаками оксидов серы и азота. Источник загрязнения — промышленный выброс газов в металлургии, теплоэнергетике, авиации и автотранспорте.

Попавшие в атмосферу оксиды азота и серы взаимодействуют с водой с образованием кислот:



Кислотные осадки приводят к повреждению зелёных насаждений, коррозии металлов, порче памятников архитектуры, закислению почв и воды. Под действием кислотных дождей разрушаются строительные материалы (мрамор, известняк, силикаты), начинает разрушаться даже гранит:



Загрязнение гидросферы

Жизнь, как физико-химический процесс, протекает в водной среде. Животные и растения на 70–80% состоят из воды. Без воды невозможно было бы существование биосферы, поскольку круговорот веществ и энергии в биосфере возможен только с участием воды.

Потребление воды человечеством каждый год увеличивается, поскольку она служит одним из основных видов сырья для промышленности. Так, в металлургии для выплавки 1 т чугуна и переплавки его в сталь требуется до 300 м³ воды, для получения 1 т меди — 500 м³, 1 т никеля — до 4000 м³. На получение 1 т синтетического каучука расходуется 2100 м³ воды, 1 т капрона — вдвое больше.

С ростом промышленного производства загрязнение водных ресурсов возросло и стало непосредственной опасностью для человечества. Происходит загрязнение воды минеральными веществами, в первую очередь — солями тяжёлых металлов. Неграмотное использование минеральных удобрений приводит к загрязнению водоемов азотом и фосфором. Происходит и масштабное загрязнение органическими продуктами промышленного происхождения, пестицидами, поверхностно-активными веществами, нефтью и нефтепродуктами.

Кардинальным решением проблемы борьбы с загрязнением водной среды был бы полный переход на безопасные технологии, при которых исключался бы сброс каких-либо стоков, а также разработка технологий с минимальным потреблением воды.

Современная химическая технология переходит на промышленные процессы, в которых побочные продукты либо совсем не образуются, либо представляют собой безвредные вещества. Такое направление получило название «зелёная химия». К ней относят любое усовершенствование химических процессов, которое не оказывает негативного влияния на окружающую среду.

Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. Находясь в химической лаборатории, можно
 - 1) проводить опыты только с разрешения учителя
 - 2) проводить любые опыты, предупредив об этом одноклассников
 - 3) пробовать вещества на вкус
 - 4) зажигать спиртовку от другой горячей спиртовки.
2. При попадании на кожу рук раствора щёлочи необходимо
 - 1) нейтрализовать её раствором серной кислоты
 - 2) тщательно обработать кожу рук содой
 - 3) промыть кожу мылом
 - 4) смыть щёлочь большим количеством воды, а затем нейтрализовать раствором борной кислоты
3. В лабораторных условиях можно перелить из одного стакана в другой газ, который называется
 - 1) кислород
 - 2) оксид углерода(II)
 - 3) оксид углерода(IV)
 - 4) метан
4. Калий хранят под слоем керосина, потому что он
 - 1) мягкий, легко режется ножом
 - 2) быстро окисляется кислородом
 - 3) на воздухе испаряется
 - 4) взаимодействует с азотом воздуха
5. Веществом, неядовитым для человека, является
 - 1) N_2
 - 2) H_2S
 - 3) CO
 - 4) Cl_2

6. При работе с хлором соблюдают специальные меры безопасности, потому что он
- 1) летуч
 - 2) токсичен
 - 3) разъедает стекло
 - 4) образует взрывоопасные смеси с воздухом
7. Ядовитым газом является
- 1) Cl_2
 - 2) CO_2
 - 3) H_2
 - 4) N_2
8. Формула соединения углерода, проявляющего токсичные свойства,
- 1) NaHCO_3
 - 2) Na_2CO_3
 - 3) CaCO_3
 - 4) CO
9. Ядовитым является вещество, формула которого
- 1) $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 - 2) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
 - 3) Na_2CO_3
 - 4) HgCl_2
10. При растворении в 200 г воды 20 г сахарозы получится раствор с массовой долей растворённого вещества, равной
- 1) 9%
 - 2) 10%
 - 3) 20%
 - 4) 18%
11. При растворении 10 г соли в 10 г воды получится раствор с массовой долей растворённого вещества, равной
- 1) 50%
 - 2) 10%

3) 20%

4) 1%

12. Какое из веществ оказывает на организм человека наркотическое действие?

1) C_2H_5OH

2) $CH_3-C(=O)OH$

3) $H-C(=O)OH$

4) $C_6H_{12}O_6$

13. Верны ли следующие утверждения о свойствах концентрированной серной кислоты?

А. Серная кислота обугливает органические вещества, отнимая от них воду.

Б. Попадание кислоты на кожу приводит к тяжёлым ожогам.

1) верно только А

2) верно только Б

3) верны оба утверждения

4) оба утверждения неверны

14. Верны ли следующие утверждения о фосфоре?

А. Белый фосфор ядовит и даёт труднозаживающие ожоги.

Б. Фосфор — необходимый элемент в организме человека.

1) верно только А

2) верно только Б

3) верны оба утверждения

4) оба утверждения неверны

15. Взрывчатые смеси с воздухом образует
- 1) бром
 - 2) бромоводород
 - 3) тетрахлорид углерода
 - 4) ацетилен
16. Экологически чистым топливом является
- 1) водород
 - 2) нефть
 - 3) каменный уголь
 - 4) природный газ
17. Верны ли следующие утверждения о правилах безопасной работы в химической лаборатории?
- А. Мерный цилиндр нельзя использовать для нагревания раствора кислоты.
- Б. С разрешения учителя в школьной лаборатории можно работать одному.
- 1) верно только А
 - 2) верно только Б
 - 3) верны оба утверждения
 - 4) оба утверждения неверны
18. Верны ли следующие утверждения об обращении с растворами щелочей?
- А. При попадании раствора щёлочи на кожу рук его надо смыть водой, а затем обработать раствором борной кислоты.
- Б. При попадании раствора щёлочи на кожу рук его надо смыть раствором соды.
- 1) верно только А
 - 2) верно только Б
 - 3) верны оба утверждения
 - 4) оба утверждения неверны
19. Верны ли следующие утверждения об обращении с газами в процессе лабораторных опытов?

А. Прежде, чем поджечь водород, его необходимо проверить на чистоту.

Б. Получаемый из бертолетовой соли кислород нельзя определить по запаху.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба утверждения
- 4) оба утверждения неверны

20. Верны ли следующие утверждения о правилах безопасной работы в химической лаборатории?

А. В мензурке можно нагревать воду.

Б. Горящий натрий можно тушить водой.

- 1) верно только А
- 2) верно только Б
- 3) верны оба утверждения
- 4) оба утверждения неверны

Часть 2

Дайте полный развёрнутый ответ на задания части 2.

21. К 220 г раствора серной кислоты с массовой долей 95% добавили 120 г воды. Массовая доля кислоты в полученном растворе равна ____ %. (Запишите число с точностью до десятых.)

22. К 150 г раствора нитрата бария с массовой долей 5% добавили 120 г раствора той же соли с массовой долей 12%. Массовая доля соли в полученном растворе равна ____ %. (Запишите число с точностью до целых.)

23. К 250 г раствора азотной кислоты с массовой долей 20% добавили 120 г раствора той же кислоты с мас-

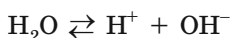
совой долей 15%. Массовая доля кислоты в полученном растворе равна ____ %. (Запишите число с точностью до десятых.)

24. Для получения 10%-ного раствора хлорида аммония необходимо к 200 г раствора с массовой долей 4% добавить твёрдую соль массой ____ г. (Запишите число с точностью до десятых.)

4.2. || Определение характера среды растворов кислот и щелочей с помощью индикаторов. Качественные реакции на ионы в растворе (хлорид-, сульфат-, карбонат-ионы)

Определение характера среды растворов кислот и щелочей с помощью индикаторов

Вода хоть и в очень малой степени, но подвергается электролитической диссоциации по схеме:



Поскольку количества образующихся ионов H^+ и OH^- равны друг другу:

$$c(\text{H}^+) = c(\text{OH}^-),$$

чистая вода имеет нейтральную среду.

При растворении в воде кислот среда становится кислой (кислотной), так как возрастает концентрация ионов водорода H^+ :

$$c(\text{H}^+) > c(\text{OH}^-)$$

При растворении в воде щелочей среда становится щелочной, т. к. возрастает концентрация гидроксид-ионов:

$$c(\text{H}^+) < c(\text{OH}^-)$$

На практике для характеристики степени кислотности раствора используют так называемый **водородный показатель**, или **pH**. Поясним, что это такое.

В результате точных измерений было найдено, что концентрация ионов водорода в чистой воде равна $c(\text{H}^+) = 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л. Это очень маленькая величина. Вы, должно быть, знаете, что в естественных науках для большего удобства вместо обычных масштабов (шкал, графиков) часто используют логарифмические, что позволя-

ет работать с несопоставимыми, казалось бы, величинами. Для удобства в химии используют не концентрацию ионов водорода, а отрицательный логарифм этой величины, называемый водородным показателем, или рН:

$$\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$$

Следовательно, вместо громоздкой записи

$$c(\text{H}^+) = 1 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}$$

можно кратко записать:

$$\text{pH} = 7,0,$$

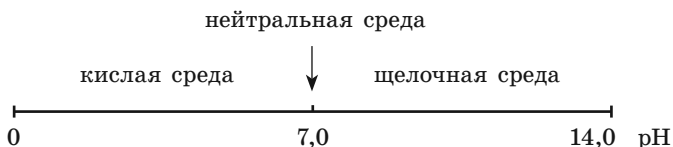
поскольку $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+) = -\lg (1 \cdot 10^{-7}) = 7,0$.

Итак, нейтральной среде соответствует значение $\text{pH} = 7,0$. В кислой среде $c(\text{H}^+) > 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л, следовательно, $\text{pH} < 7,0$. В щелочной среде $c(\text{H}^+) < 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л, следовательно, $\text{pH} > 7,0$. Всё это наглядно представлено в таблице 6.

Таблица 6

Среда раствора	Кислая	Нейтральная	Щелочная
$c(\text{H}^+)$	$> 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л	$= 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л	$< 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л
рН	$< 7,0$	$= 7,0$	$> 7,0$

Используемая на практике шкала рН растворов изменяется от 0 до 14,0.



Так, часто используемые в химической практике растворы кислот, оснований и солей имеют следующие значения рН (табл. 7).

Таблица 7

Вещество	с, М	pH
<i>Основания:</i>		
КОН	0,1	13,0
NH ₃	0,1	11,3
<i>Кислоты:</i>		
CH ₃ COOH	0,1	2,9
HCl	0,1	1,0
H ₂ S	0,1	4,1
H ₃ BO ₃	0,1	5,3
H ₃ PO ₄	0,1	1,5
H ₂ SO ₄	0,005	2,1
лимонная H ₃ C ₆ O ₇ H ₅	0,1	2,1
уксус столовый	6%	2,3
<i>Соли:</i>		
AlCl ₃	0,01	2,5
K ₂ CO ₃	0,1	11,5
KH ₂ PO ₄	0,1	4,7
NH ₄ Cl	0,1	4,6
NaHCO ₃	0,1	8,3
NaCH ₃ COO	0,1	8,9
Na ₂ SiO ₃	0,1	12,6
NaHSO ₄	0,1	1,4
NaH ₂ PO ₄	0,1	4,5
Na ₂ HPO ₄	0,1	9,2
Na ₃ PO ₄	0,1	12,04
<i>Соки:</i>		
апельсиновый	—	3,5
лимонный	—	2,1
томатный	—	4,1
яблочный	—	3,7

Вещество	с, М	рН
<i>Биологические жидкости:</i>		
желудочный сок		1,65
желчь		6,8
кровь		7,36
молоко		6,7
моча		5,8
пот		7,4
слезы		7,7
слюна		6,75
яичный белок		8,0
<i>Вода:</i>		
болотная		~4,0
дождевая		~6,0
морская		8,0
рудничная		~3,0

Для определения среды раствора используют кислотно-основные **индикаторы**. В практике школьных лабораторий широко используют фенолфталеин, лакмус и метиловый оранжевый, реже — так называемый универсальный индикатор. Упрощённо считают, что индикаторы принимают следующую окраску в зависимости от среды раствора (табл. 8).

Таблица 8

Индикатор	Кислая среда	Нейтральная среда	Щелочная среда
Лакмус	Розовый	Фиолетовый	Синий
Метилоранж	Красный	Оранжевый	Жёлтый
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый

Условность таблицы 8 в том, что каждый индикатор изменяет окраску не в одной определённой точке, а в некотором интервале значений рН. Так, метиловый оранжевый начинает изменять красную окраску при значении рН чуть более 3,0. При рН около 4,5 окраска

метилоранжа уже полностью жёлтая. В интервале рН от 3,0 до 4,5 окраска метилоранжа оранжевая — промежуточная между красной и жёлтой. Аналогично и другие индикаторы имеют свою область перехода окраски от одной к другой. Ниже приведены значения рН, при которых указанные индикаторы изменяют свою окраску (рис. 41).

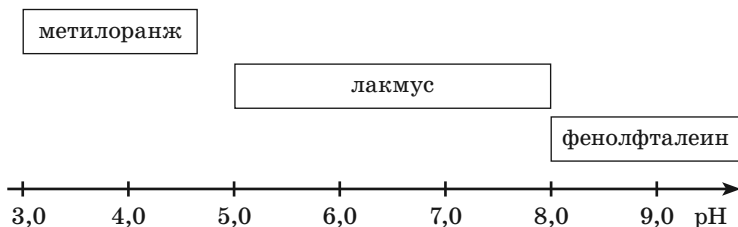


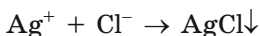
Рис. 41

Из этого рисунка видно, что, например, фенолфталеин имеет отчётливую малиновую окраску только в умеренно щелочной среде при $\text{pH} > 9,5$. В слабощелочной среде фенолфталеин остаётся бесцветным. Легко сообразить, что если метилоранж в каком-либо растворе принял жёлтую окраску, а лакмус ещё розовый, то величина рН раствора около 5,0. Если лакмус уже синий, а фенолфталеин ещё практически бесцветен, то рН раствора около 8,0. Чтобы избежать таких сложностей при определении рН, используют универсальный индикатор, который плавно меняет окраску на протяжении всей шкалы рН. Поэтому по универсальному индикатору можно определить не только среду раствора (кислую, нейтральную или щелочную), но и оценить примерное значение рН. Цветовая шкала окраски универсального индикатора со значениями рН нанесена на каждой коробочке с индикатором. Для определения рН стеклянной палочкой наносят каплю исследуемого раствора на полоску универсальной индикаторной бумаги и сравнивают полученную окраску со стандартной шкалой.

Качественные реакции на ионы в растворе

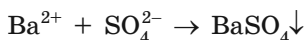
Качественными называют реакции, с помощью которых можно обнаружить данный ион (или вещество) в анализируемом растворе. Качественная реакция должна обязательно сопровождаться каким-либо эффектом — выпадением осадка, выделением газа, изменением цвета раствора. Программа 9 класса предусматривает знакомство с качественными реакциями на хлорид-, сульфат- и карбонат-ионы.

Определение хлорид-иона. Качественным реактивом на хлорид-ионы являются ионы серебра, при взаимодействии которых друг с другом выпадает белый творожистый осадок хлорида серебра:



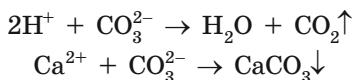
Осадок хлорида серебра не растворяется в минеральных кислотах, но растворяется в концентрированном растворе аммиака за счёт образования аммиачного комплекса.

Определение сульфат-иона. Качественным реактивом на сульфат-ионы являются ионы бария, образующие с сульфат-ионами нерастворимый в воде и минеральных кислотах белый мелкокристаллический осадок:



Указание на «нерастворимость в кислотах» очень важно. Так, ионы бария образуют белые осадки и с карбонат-ионами, и с фосфат-ионами, но оба осадка — и BaCO_3 , и $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ — растворяются в сильных минеральных кислотах (азотной, соляной).

Определение карбонат-ионов. Качественными реакциями на карбонат-ионы могут быть реакции с кислотами или с ионами кальция. В первом случае выделяется бесцветный газ, во втором случае — белый осадок, растворимый в кислотах:



Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. Различить растворы соляной и серной кислот можно, если добавить к ним раствор
 - 1) лакмуса
 - 2) нитрата бария
 - 3) фенолфталеина
 - 4) гидроксида калия
2. Ученик обнаружил на кухне две одинаковые банки. В одной из них находится поваренная соль (NaCl), а в другой — питьевая сода (NaHCO_3). Каким из предложенных способов ему следует воспользоваться, чтобы распознать содержимое банок?
 - 1) исследовать запахи веществ
 - 2) растворить вещества в воде
 - 3) добавить в вещества раствор уксусной кислоты
 - 4) добавить в вещества раствор иода
3. С помощью соляной кислоты можно распознать
 - 1) карбонат натрия
 - 2) хлорид натрия
 - 3) сульфат бария
 - 4) нитрат магния
4. С помощью раствора серной кислоты можно определить наличие в растворе ионов
 - 1) хлора
 - 2) натрия
 - 3) бария
 - 4) цинка
5. Для обнаружения в растворе хлорид-ионов используют раствор, содержащий ионы
 - 1) меди(II)
 - 2) бария
 - 3) серебра
 - 4) алюминия

6. Чтобы на кухне отличить питьевую соду от поваренной соли, необходимо
- 1) растворить вещества в воде
 - 2) добавить к каждому веществу нашатырный спирт
 - 3) добавить к каждому веществу несколько капель мыльного раствора
 - 4) прилить к каждому веществу уксус
7. Наличие в растворе ионов серебра можно установить в результате реакции с
- 1) NaNO_3
 - 2) BaCl_2
 - 3) FeCO_3
 - 4) CuSO_4
8. Наличие ионов бария в растворе можно доказать с помощью раствора
- 1) Na_2SO_4
 - 2) KNO_3
 - 3) NaOH
 - 4) HCl
9. Различить серную и соляную кислоты можно, если
- 1) поместить в них кусочек цинка
 - 2) добавить раствор фенолфталеина
 - 3) добавить раствор метилоранжа
 - 4) прилить раствор нитрата бария
10. Наличие в растворе карбонат-ионов можно установить в результате реакции с
- 1) соляной кислотой
 - 2) хлоридом калия
 - 3) сульфид-ионами
 - 4) фосфатом натрия
11. Различить растворы гидроксида кальция и гидроксида калия можно, если
- 1) добавить раствор фенолфталеина
 - 2) подействовать раствором хлорида меди(II)

- 3) добавить соляную кислоту
- 4) пропустить через них углекислый газ

12. При добавлении в раствор кислоты раствора соли выделяется газ, окрашивающий влажную синюю лакмусовую бумагу в красный цвет. Процессу образования газа соответствует левая часть краткого ионного уравнения:

- 1) $\text{Na}^0 + 2\text{H}^+ =$
- 2) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- =$
- 3) $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} =$
- 4) $2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} =$

13. При добавлении соляной кислоты к порошку соли белого цвета выделяется газ, от которого известковая вода мутнеет. Образованию газа соответствует левая часть краткого ионного уравнения:

- 1) $2\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} =$
- 2) $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- =$
- 3) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- =$
- 4) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} =$

14. Фенолфталеин останется бесцветным в растворе

- 1) едкого натра
- 2) серной кислоты
- 3) гидроксида калия
- 4) извести

15. Выделение газа наблюдается при сливании растворов

- 1) сульфата натрия и гидроксида бария
- 2) гидроксида натрия и соляной кислоты
- 3) карбоната калия и азотной кислоты
- 4) гидроксида меди(II) и азотной кислоты

16. Выпадение осадка наблюдается при сливании растворов

- 1) хлорида алюминия и гидроксида кальция
- 2) сульфата натрия и соляной кислоты
- 3) карбоната калия и азотной кислоты
- 4) гидроксида натрия и серной кислоты

17. Лакмус окрасится в красный цвет в растворе

- 1) гидроксида натрия
- 2) поваренной соли
- 3) спирта
- 4) азотной кислоты

18. Лакмус окрасится в синий цвет в растворе

- 1) гидроксида натрия
- 2) поваренной соли
- 3) спирта
- 4) азотной кислоты

19. Фенолфталеин окрасится в малиновый цвет в растворе

- 1) гидроксида натрия
- 2) серной кислоты
- 3) спирта
- 4) азотной кислоты

При выполнении заданий выберите правильные ответы.

20. Осадок выпадает при добавлении раствора серной кислоты к раствору

- 1) карбоната калия
- 2) нитрата меди(II)
- 3) гидроксида бария
- 4) хлорида кальция
- 5) нитрата свинца(II)
- 6) гидроксида натрия

Ответ: _____ .

21. Установите соответствие между двумя веществами и реактивом, с помощью которого можно различить эти вещества. К каждому элементу первого столбца подберите соответствующий элемент из второго столбца.

ВЕЩЕСТВА	РЕАКТИВ
А) $KCl_{(p-p)}$ и $KI_{(p-p)}$	1) $AgNO_{3(p-p)}$
Б) $Al(NO_3)_{3(p-p)}$ и $Al_2SO_{4(p-p)}$	2) $BaCl_{2(p-p)}$
В) $Al(OH)_{3(тв)}$ и $Mg(OH)_{2(тв)}$	3) $KOH_{(p-p)}$
	4) $NH_{3(p-p)}$

А	Б	В

22. Установите соответствие между двумя веществами и реактивом, с помощью которого можно различить эти вещества. К каждому элементу первого столбца подберите соответствующий элемент из второго столбца.

ВЕЩЕСТВА	РЕАКТИВ
А) $KI_{(p-p)}$ и $K_3PO_{4(p-p)}$	1) $CH_3COOH_{(p-p)}$
Б) $Fe(NO_3)_{3(p-p)}$ и $Fe_2(SO_4)_{2(p-p)}$	2) $NaOH_{(p-p)}$
В) $NaCl_{(p-p)}$ и $CaI_{2(p-p)}$	3) $AgNO_{3(p-p)}$
	4) $BaCl_{2(p-p)}$

А	Б	В

23. Установите соответствие между двумя веществами и реактивом, с помощью которого можно различить эти вещества. К каждому элементу первого столбца подберите соответствующий элемент из второго столбца.

ВЕЩЕСТВА	РЕАКТИВ
А) $AlCl_{3(p-p)}$ и $BaCl_{2(p-p)}$	1) $AgNO_{3(p-p)}$
Б) $CuCl_{2(p-p)}$ и $CuSO_{4(p-p)}$	2) фенолфталеин
В) $Al(OH)_{3(тв)}$ и $Ca_3(PO_4)_{2(тв)}$	3) KCl
	4) $NaOH_{(p-p)}$

А	Б	В

24. Установите соответствие между двумя веществами и реактивом, с помощью которого можно различить эти вещества. К каждому элементу первого столбца подберите соответствующий элемент из второго столбца.

ВЕЩЕСТВА

А) $\text{CuSO}_{4(\text{p-p})}$ и $\text{CuCl}_{2(\text{p-p})}$

Б) $\text{Na}_2\text{SO}_{4(\text{тв.})}$ и $\text{BaSO}_{4(\text{тв.})}$

В) $\text{NH}_{3(\text{p-p})}$ и $\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{p-p})}$

РЕАКТИВ

1) H_2O

2) фенолфталеин

3) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_{2(\text{p-p})}$

4) Cu

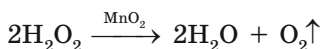
А	Б	В

4.3. Качественные реакции на газообразные вещества (кислород, водород, углекислый газ, аммиак). Получение газообразных веществ

Получение газообразных веществ

В соответствии с программой в основной школе учащиеся должны уметь получать газы: кислород, водород, углекислый газ и аммиак.

Получение кислорода. Все лабораторные способы получения кислорода основаны на разложении богатых кислородом сложных веществ, таких как пероксид водорода H_2O_2 , бертолетова соль KClO_3 , перманганат калия KMnO_4 и др. При получении кислорода из пероксида водорода раствор последнего по каплям приливают к порошкообразному диоксиду марганца MnO_2 (катализатор разложения):



Получение осуществляют в приборе, состоящем из круглодонной колбы с отводом (колбы Вюрца), капельной воронки, газоотводной трубки и сосуда-приёмника, в который поступает кислород (рис. 42).

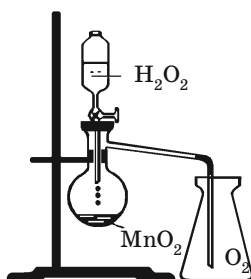


Рис. 42

Диоксид марганца помещают в колбу Вюрца и из капельной воронки постепенно добавляют раствор перок-

сида водорода. Выделяющийся кислород накапливается в колбе-приёмнике. Так как плотность кислорода немного больше плотности воздуха, его можно собирать в сосуд методом «вытеснения воздуха».

Получение кислорода разложением бертолетовой соли или перманганата калия осуществляют в следующем приборе (рис. 43).

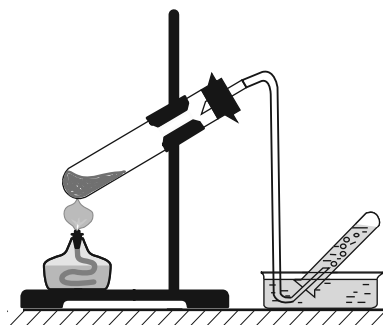
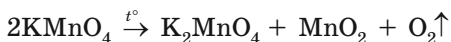
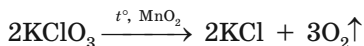
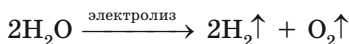


Рис. 43

Перманганат калия или бертолетову соль, смешанную с катализатором MnO_2 , помещают в химическую пробирку. В пробирку вставляют пробку с согнутой газотводной трубкой, конец которой опущен в кристаллизатор с водой. В кристаллизатор погружают перевернутый цилиндр, заполненный водой, так, чтобы выделяющийся кислород поступал бы в цилиндр, вытесняя постепенно из цилиндра воду. Этот способ собирания газов называется способом «вытеснения воды». При лёгком и весьма осторожном нагревании обе соли разлагаются с выделением кислорода:



При наличии электричества кислород может быть получен электролизом воды:



Электролизёр может быть любой конструкции, в простейшем случае это может быть U-образная трубка или даже обычный химический стакан (рис. 44).

Поскольку вода плохо проводит электрический ток, для увеличения электропроводности к ней добавляют немного щёлочи или серной кислоты. Кислород выделяется на аноде (положительном электроде).

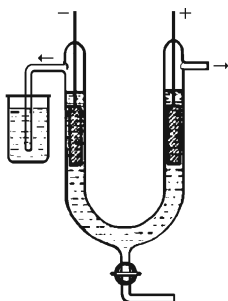
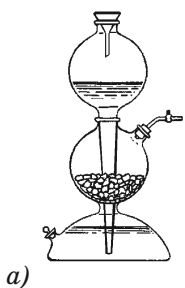


Рис. 44

Получение водорода. Для получения водорода в лаборатории используют различные способы — действие цинка на разбавленные соляную или серную кислоту, действие алюминия на раствор щёлочи, электролиз воды. Опыт по электролизу воды разобран выше (на аноде выделяется чистый кислород, а на катоде — водород).

Взаимодействие цинка с кислотами удобно проводить в аппарате Киппа (рис. 45, а, б):

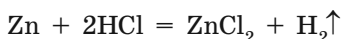


б)



Рис. 45

В среднюю часть аппарата Киппа помещают палочки плавленного цинка. В верхнюю часть через воронку наливают разбавленную соляную кислоту. Кислота по конической трубке поступает в нижний резервуар, заполняет его и входит в контакт с металлическим цинком. Интенсивно протекает реакция:



Образующийся водород выделяется из прибора через газовый кран в средней части прибора. Если водород не нужен, кран закрывают. Выделяющийся водород давит на раствор кислоты, вытесняя его из нижнего резервуара по центральной конической трубке в верхний резервуар. Цинк перестаёт контактировать с кислотой, и выделение водорода прекращается.

Для получения водорода в небольших количествах используют прибор Кирюшкина (рис. 46).

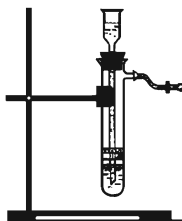


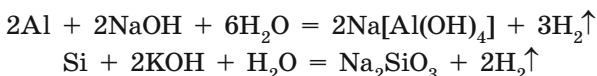
Рис. 46

Цинк в этом приборе помещается на резиновой кольцевой прокладке в нижней части широкой пробирки. Кислота заливается сверху через воронку, достающую до дна пробирки. Принцип действия прибора аналогичен рассмотренному выше.

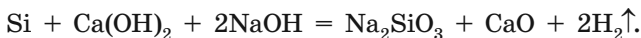
Вместо соляной кислоты можно также использовать разбавленную серную кислоту; однако если концентрация последней слишком высока, то выделяющийся газ легко загрязняется SO_2 и H_2S . При использовании не вполне чистого цинка образуются ещё и другие соединения, загрязняющие водород, например AsH_3 и PH_3 . Их присутствие и обуславливает неприятный запах получаемого этим способом водорода.

Для очистки водород пропускают через подкисленный раствор перманганата или дихромата калия, а затем через раствор КОН, а также через концентрированную серную кислоту или через слой силикагеля для освобождения от влаги.

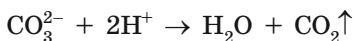
Водород можно получать также взаимодействием алюминия или кремния с растворами щелочей:



Эти реакции применяли раньше для получения водорода в полевых условиях (для наполнения аэростатов). Для получения 1 м³ водорода (при 0 °С и 760 мм рт. ст.) требуется только 0,81 кг алюминия или 0,63 кг кремния, по сравнению с 2,9 кг цинка или 2,5 кг железа. Вместо кремния также применяют ферросилиций (сплав железа с кремнием). Смесь ферросилиция и едкого натра, введенная в употребление незадолго до Первой мировой войны во французской армии под названием гидrogenита, обладает свойством после поджигания тлеть с энергичным выделением водорода по следующей реакции:



Получение углекислого газа. В лаборатории углекислый газ (оксид углерода(IV)) получают действием кислот на карбонаты:



Получение углекислого газа удобно проводить в аппарате Киппа. Для этого его заряжают небольшими кусочками мрамора и разбавленной соляной кислотой. При взаимодействии этих веществ протекает реакция:



Для получения небольших количеств углекислого газа можно использовать прибор Кирюшкина.

Поскольку углекислый газ относительно хорошо растворим в воде, его собирают только методом «вытеснения воздуха», так как плотность углекислого газа значительно больше плотности воздуха.

Получение аммиака. В лаборатории для получения аммиака используют свойство солей аммония разлагаться при действии щелочей с выделением NH_3 . Получение аммиака можно провести в следующем приборе (рис. 47).

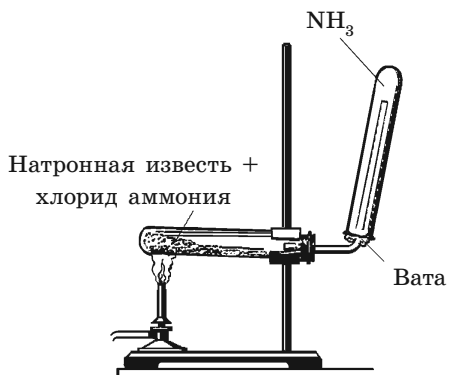
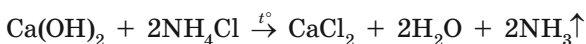


Рис. 47

В реакционной пробирке смешивают хлорид аммония и натронную известь или гидроксид кальция (натрия). При нагревании смеси протекает реакция:



Выделяющийся аммиак собирают в пробирку, закреплённую отверстием вниз (т.к. аммиак в 1,7 раз легче воздуха). Собирать аммиак методом «вытеснения воды» нельзя, т.к. аммиак очень хорошо растворяется в воде.

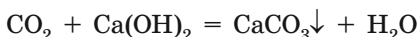
Обратите внимание, что реакционная пробирка слегка наклонена вправо. Это сделано для того, чтобы образующиеся в ходе реакции капельки воды не стекали в горячую (нагреваемую) часть пробирки и не вызвали бы её разрушение.

Качественные реакции на газообразные вещества

Качественная реакция на кислород известна вам из курса ботаники: кислород поддерживает горение. Вспыхивание тлеющей лучинки при внесении её в сосуд с газом может указывать на присутствии в сосуде чистого кислорода.

Качественной реакцией на водород является реакция его горения. Водородом заполняют маленькую пробирку, подносят её к пламени горелки. Водород моментально загорается голубоватым пламенем. Горение водорода сопровождается характерным звуком «ппахх». Поскольку водород образует с воздухом взрывоопасные смеси, перед использованием водорода следует проверять его на чистоту.

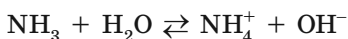
Качественная реакция на углекислый газ состоит во взаимодействии его с известковой или баритовой водой:



При пропускании CO_2 через известковую или баритовую воду образуется муть от выделяющегося мелкокристаллического осадка карбоната кальция или бария.

Поскольку углекислый газ относится к кислотным оксидам, то влажная синяя лакмусовая бумажка должна порозоветь в контакте с углекислым газом.

Качественная реакция на аммиак заключается в посинении влажной красной лакмусовой бумажки, что объясняется основными свойствами аммиака и щелочной средой его водного раствора:



Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. В лабораторных условиях можно перелить из одного стакана в другой газ
 - 1) кислород
 - 2) оксид углерода(II)
 - 3) оксид углерода(IV)
 - 4) метан

2. В опрокинутый вверх дном сосуд методом вытеснения воздуха можно собирать газ
- 1) водород
 - 2) хлороводород
 - 3) хлор
 - 4) озон
3. Газообразный хлороводород образуется при взаимодействии
- 1) $\text{KCl}_{(\text{тв})}$ и H_2O
 - 2) $\text{NaCl}_{(\text{тв})}$ и $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})}$
 - 3) $\text{HCl}_{(\text{р-р})}$ и $\text{AgNO}_{3(\text{р-р})}$
 - 4) $\text{BaCl}_{2(\text{р-р})}$ и $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{р-р})}$
4. Легче воздуха газообразный
- 1) метан
 - 2) озон
 - 3) оксид серы(IV)
 - 4) кислород
5. Разложением бертолетовой соли получают
- 1) калий
 - 2) хлор
 - 3) углекислый газ
 - 4) кислород
6. В лабораторных условиях водород получают взаимодействием
- 1) HCl и Cu
 - 2) HNO_3 и Fe
 - 3) Zn и HCl
 - 4) H_2SO_4 и Na
7. Качественной реакцией на углекислый газ является его взаимодействие с
- 1) KOH
 - 2) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 - 3) CuCl_2
 - 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

8. В лабораторных условиях водород получают взаимодействием

- | | |
|---------------------------------|--|
| 1) HNO_3 и Cu | 3) Zn и H_2SO_4 |
| 2) HCl и Ag | 4) HCl и Na |

9. В лабораторных условиях углекислый газ получают взаимодействием

- | | |
|-----------------------------------|--|
| 1) HCl и CuCO_3 | 3) CaCO_3 и HCl |
| 2) HNO_3 и CO | 4) H_2SO_4 и CaCO_3 |

10. В лабораторных условиях аммиак получают взаимодействием

- | | |
|---|---|
| 1) NH_4Cl и NaOH | 3) Zn и NH_4Cl |
| 2) NH_4Cl и Al(OH)_3 | 4) H_2SO_4 и NH_4Cl |

11. Качественной реакцией на углекислый газ является его взаимодействие с

- 1) NaOH
- 2) Al(OH)_3
- 3) ZnCl_2
- 4) Ba(OH)_2

12. Только методом вытеснения воздуха собирают газ

- | | |
|---------------|-------------|
| 1) аммиак | 3) кислород |
| 2) углекислый | 4) водород |

4.4. || Проведение расчётов на основе формул и уравнений реакций

4.4.1. Вычисления массовой доли химического элемента в веществе

При проведении различных расчётов в химии широко используют понятие «массовая доля». Это может быть массовая доля растворённого вещества в растворе, массовая доля металла в сплаве, массовая доля химического элемента в соединении. Массовая доля химического элемента в веществе равна отношению массы, приходящейся на данный элемент, к массе всего вещества:

$$w(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{(в-ва)}}}, \quad w(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{(р-р)}}} \cdot 100\%.$$

По определению, массовая доля элемента — величина безразмерная. Она меняется в пределах от 0 до 1 или от 0 до 100%.

Если взять не произвольную массу, а массу 1 моль (молярную массу) вещества, приведённые формулы запишутся по-другому:

$$w(X) = \frac{M(X)}{M_{\text{(в-ва)}}}, \quad w(X) = \frac{m(X)}{m_{\text{(р-р)}}} \cdot 100\%.$$

Так, для вещества $A_n B_m$ массовая доля элемента А составит:

$$w(A) = \frac{n \cdot M(A)}{M(A_n B_m)} \cdot 100\%.$$

Аналогично, массовая доля элемента В равна:

$$w(B) = \frac{m \cdot M(B)}{M(A_n B_m)} \cdot 100\%.$$

В качестве примера найдём массовую долю кислорода в воде, серной кислоте и этиловом спирте:

1) Вода H_2O :

$$w(\text{O}) = \frac{M(\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{16}{18} = 0,889 \text{ или } 88,9\%.$$

2) Серная кислота H_2SO_4 :

$$w(\text{O}) = \frac{4 \cdot M(\text{O})}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{4 \cdot 16}{98} = 0,653 \text{ или } 65,3\%.$$

3) Этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$:

$$w(\text{O}) = \frac{M(\text{O})}{M(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH})} = \frac{16}{46} = 0,348 \text{ или } 34,8\%.$$

Очевидно, что сумма массовых долей всех элементов в веществе равна единице или 100%.

Задания

Часть 1

К каждому из заданий части 1 даны 4 варианта ответа, из которых только один правильный.

1. Массовая доля кислорода в силикате магния равна
 - 1) 16%
 - 2) 24%
 - 3) 36%
 - 4) 48%
2. Массовая доля азота в нитрате алюминия равна
 - 1) 14,0%
 - 2) 19,7%
 - 3) 6,6%
 - 4) 21,3%
3. Массовая доля кислорода в нитрате алюминия равна
 - 1) 7,5%
 - 2) 22,5%
 - 3) 42,4%
 - 4) 67,6%

4. Массовая доля кислорода в нитрате железа(III) равна
- 1) 59,5%
 - 2) 6,6%
 - 3) 16,0%
 - 4) 56,1%
5. Массовая доля азота в нитрате железа(III) равна
- 1) 5,8%
 - 2) 17,4%
 - 3) 28,0%
 - 4) 59,5%
6. Массовая доля кислорода в сульфате алюминия равна
- 1) 4,7%
 - 2) 12,8%
 - 3) 56,1%
 - 4) 16,0%
7. Массовая доля железа в нитрате железа(III) равна
- 1) 46,2%
 - 2) 17,4%
 - 3) 23,1%
 - 4) 56,0%
8. Массовая доля кислорода в сульфате меди(II) равна
- 1) 10,0%
 - 2) 32,0%
 - 3) 16,0%
 - 4) 40,0%
9. Массовая доля кислорода в сульфате железа(III) равна
- 1) 4,0%
 - 2) 16,0%
 - 3) 48,0%
 - 4) 56,2%
10. Массовая доля серы в сульфате железа(III) равна
- 1) 24,0%
 - 2) 32,0%
 - 3) 8,0%
 - 4) 33,3%

11. Массовая доля серы в сульфате алюминия равна

- 1) 28,1%
- 2) 9,4%
- 3) 64,0%
- 4) 32,0%

12. Массовая доля водорода в этиловом спирте равна

- 1) 13,0%
- 2) 10,9%
- 3) 2,2%
- 4) 46,0%

13. Массовая доля углерода в этиловом спирте равна

- 1) 52,2%
- 2) 26,1%
- 3) 32,3%
- 4) 46,0%

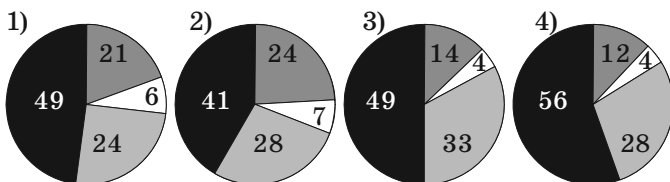
14. Массовая доля углерода в метиловом спирте равна

- 1) 37,5%
- 2) 18,7%
- 3) 16,0%
- 4) 32,0%

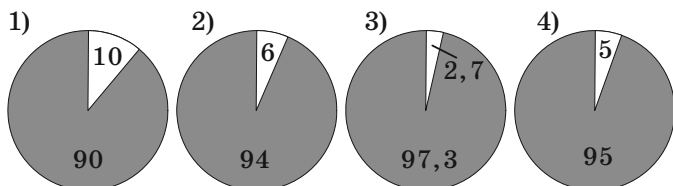
15. Массовая доля кислорода в этиловом спирте равна

- 1) 52,2%
- 2) 26,1%
- 3) 34,8%
- 4) 46,0%

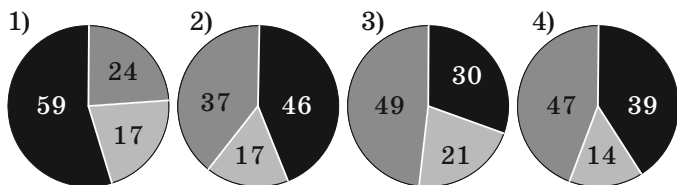
16. На какой диаграмме распределение массовых долей элементов соответствует количественному составу сульфата аммония:



17. На какой диаграмме распределение массовых долей элементов соответствует количественному составу плавиковой кислоты?



18. На какой диаграмме распределение массовых долей элементов соответствует составу нитрата калия?



4.4.2. Вычисления массовой доли растворённого вещества в растворе

По определению, массовая доля растворённого вещества равна отношению массы данного вещества к массе всего раствора:

$$w(X) = \frac{m_{(в-ва)}}{m_{(р-ра)}}, \quad w(X) = \frac{m_{(в-ва)}}{m_{(р-ра)}} \cdot 100\%.$$

В соответствии с приведёнными формулами, массовая доля растворённого вещества — величина безразмерная. Она меняется в пределах от 0 до 1 или от 0% до 100%.

Поскольку масса раствора складывается из массы растворённого вещества и массы растворителя:

$$m_{(р-ра)} = m(X) + m_{(р-теля)},$$

то расчётные формулы можно переписать в виде:

$$w(X) = \frac{m_{(в-ва)}}{m(X) + m_{(р-теля)}},$$

$$w(X) = \frac{m_{\text{(в-ва)}}}{m(X) + m_{\text{(р-теля)}}} \cdot 100\%.$$

Отметим, что в быту и разговорной речи часто используют фразы типа «Пятипроцентный уксус», «Двадцатипроцентная серная кислота», «Однопроцентный раствор сульфата меди». Однако в научной речи следует избегать таких устаревших оборотов и говорить правильно: «Раствор с массовой долей серной кислоты 20%», «раствор с массовой долей сульфата меди(II) 1%».

Задания

Часть 2

Дайте полный развёрнутый ответ на задание части 2.

1. Масса соли, которая вводится в организм при вливании 200 г физиологического раствора, с массовой долей поваренной соли 0,8%, равна ____ г. (Запишите число с точностью до десятых).
2. Какая масса азотной кислоты содержится в 1 л её раствора с массовой долей 20% и плотностью 1,05 г/мл?
 Ответ: _____ г. (Запишите число с точностью до десятых).
3. Какая масса карбоната натрия потребуется для приготовления 0,5 л раствора с массовой долей 15% и плотностью 1,13 г/мл?
 Ответ: _____ г. (Запишите число с точностью до десятых).
4. Смешали 120 г раствора серной кислоты с массовой долей 20% и 80 г 30%-ного раствора того же вещества. Массовая доля кислоты в полученном растворе равна ____ %. (Округлите ответ до целого значения.)

5. К 150 г раствора хлорида натрия с массовой долей 10% добавили 20 г этой же соли. Массовая доля хлорида натрия в образовавшемся растворе стала равна ____ %. (Округлите ответ до десятых.)
6. К 120 г раствора хлорида бария с массовой долей 15% добавили 60 г воды. Массовая доля хлорида бария в образовавшемся растворе стала равна ____ %. (Округлите ответ до целого значения.)
7. К 120 г раствора хлорида кальция с массовой долей 10% добавили 60 мл воды и 5 г этой же соли. Массовая доля хлорида кальция в образовавшемся растворе стала равна ____ %. (Округлите ответ до целого значения.)
8. Упарили 120 г раствора хлорида кальция с массовой долей 10% до тех пор, пока масса раствора не стала равна 95 г. Массовая доля хлорида кальция в образовавшемся растворе стала равна ____ %. (Округлите ответ до целого значения.)
9. Упарили 250,0 г раствора серной кислоты с массовой долей 35% до тех пор, пока масса раствора не стала равна 105 г. Массовая доля кислоты в образовавшемся растворе стала равна ____ %. (Округлите ответ до целого значения.)
10. Для того чтобы получить раствор с массовой долей хлорида калия 10%, необходимо в 250 г раствора с массовой долей соли 7% растворить дополнительно хлорид калия массой ____ г. (Округлите ответ до целого значения.)

4.4.3. Вычисление количества вещества, массы или объёма вещества по количеству вещества, массе или объёму одного из реагентов или продуктов реакции

Расчёты по уравнениям химических реакций занимают важное место при изучении химии. Все подобные расчёты основаны на законе сохранения массы веществ: в ходе химической реакции масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, полученных в ходе реакции. Этот закон объясняется исходя из атомно-молекулярного учения: в ходе реакций не изменяется общее число атомов каждого элемента, просто происходит перегруппировка атомов с образованием новых веществ.

Решение химических задач предполагает использование понятий «количество вещества» и «моль». Действительно, в химии взаимодействуют друг с другом не граммы и килограммы, а атомы и молекулы, число которых подсчитывают с использованием количества вещества, выражающегося в молях.

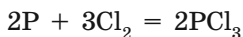
Разобьём задачи по уравнениям химических реакций на несколько типов.

Вычисление количества вещества

При решении любых подобных задач следует в первую очередь записать уравнение химической реакции и внимательно его прочитать.

К сожалению, многие школьники не могут читать уравнения реакций и не видят той информации, которая скрыта в них.

Пусть дано уравнение реакции:



Многие из вас читают уравнение химической реакции следующим образом:

«Два пэ плюс три хлор-два получается два пэ-хлор-три».

Прочитав уравнение таким образом, вы не сможете получить из него никакой полезной информации для решения задачи. Вы забыли о **количественных отношениях** между веществами — участниками реакции. Посмотрите, как можно (и нужно!) читать химические уравнения (отражая и качественную, и количественную информацию, заключающуюся в них):

«При взаимодействии фосфора с хлором образуется трихлорид фосфора» (качественная информация);

«При взаимодействии двух атомов фосфора с тремя молекулами хлора образуются две молекулы трихлорида фосфора» (количественная информация);

«При взаимодействии двух молей атомов фосфора с тремя молями молекул хлора образуются два моля трихлорида фосфора».

Вспомнив значения молярных масс реагентов и продукта реакции, прочитаем по-другому:

«При взаимодействии 62 г фосфора с 213 г хлора образуются 275 г трихлорида фосфора».

И наконец, учитывая то, что хлор при нормальных условиях — газ и что 1 моль газа занимает при н.у. объём 22,4 л, прочитаем:

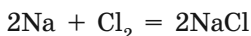
«При взаимодействии 62 г фосфора с 67,2 л хлора образуются 275 г трихлорида фосфора».

В таких суждениях содержится уже половина ответа к любой расчётной задаче. Покажем это на примерах.

Пример 1. Вычислите количество вещества натрия, которое без остатка прореагирует с хлором, объём которого при н.у. равен 8,96 л.

Решение.

Прежде всего запишем уравнение реакции и прочитаем его:



«При взаимодействии двух молей атомов натрия с одним молем молекул хлора образуются два моля хлорида натрия».

Итак, по уравнению реакции всегда 2 моль Na реагируют без остатка с 1 моль Cl_2 .

В условии задачи говорится, что объём хлора равен 8,96 л. Поэтому следующим действием будет нахождение количества вещества хлора. Между количеством вещества газа n , его объёмом V и молярным объёмом V_m существует простая зависимость:

$$n(\text{газа}) = \frac{V}{V_m}.$$

Поскольку молярный объём любого газа при н.у. составляет 22,4 л/моль, то формулу можно переписать в виде:

$$n(\text{газа}) = \frac{V}{22,4}.$$

В данном случае количество вещества хлора будет равно:

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{8,96 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,4 \text{ моль}.$$

Теперь следует найти количество вещества натрия, которое вступит в реакцию с указанным количеством хлора. Вспомним ещё раз, что по уравнению реакции всегда 2 моль Na реагируют без остатка с 1 моль Cl_2 . Составим пропорцию:

$$\begin{array}{l} 2 \text{ моль Na} — 1 \text{ моль Cl}_2, \\ x \text{ моль Na} — 0,4 \text{ моль Cl}_2. \end{array}$$

Решая эту пропорцию, находим количество вещества натрия:

$$n(\text{Na}) = \frac{2 \cdot 0,4}{1} = 0,8 \text{ моль}.$$

Эту величину можно было найти и по-другому. Количества веществ натрия и хлора относятся как их коэффициенты в уравнении реакции:

$$\frac{n(\text{Na})}{n(\text{Cl}_2)} = \frac{2}{1}.$$

Отсюда количество вещества натрия составит:

$$n(\text{Na}) = 2n(\text{Cl}_2) = 2 \cdot 0,4 = 0,8 \text{ моль.}$$

Итак, количество вещества натрия, которое полностью взаимодействует с 8,96 л хлора, равно 0,8 моль.

Ответ: $n(\text{Na}) = 0,8$ моль.

В кратком виде решение этой задачи можно записать так:

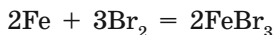
Дано: $V(\text{Cl}_2) = 8,96 \text{ л}$	Решение: $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$
Найти: $n(\text{Na})$ — ?	1) $n(\text{Cl}) = \frac{V(\text{Cl}_2)}{V_m} = \frac{8,96 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} =$ $= 0,4 \text{ моль}$
	2) $n(\text{Na}) = 2n(\text{Cl}_2) = 2 \cdot 0,4 =$ $= 0,8 \text{ моль.}$
	Ответ: $n(\text{Na}) = 0,8 \text{ моль.}$

Пример 2.

Вычислите количество вещества брома, необходимое для получения 17,76 г бромида железа(III).

Решение.

Запишем уравнение химической реакции получения бромида железа(III) из железа и брома и прочитаем его:



«При взаимодействии двух молей атомов железа с тремя молями молекул брома образуются два моля бромида железа(III)».

Для нахождения количества вещества бромида железа(III) вспомним, что для любого вещества его количество, масса и молярная масса связаны соотношением:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}.$$

Следовательно, количество вещества бромида железа(III) равно:

$$n(\text{FeBr}_3) = \frac{m(\text{FeBr}_3)}{M(\text{FeBr}_3)} = \frac{17,76 \text{ г}}{296 \text{ г/моль}} = 0,006 \text{ моль}.$$

Из уравнения реакции видим, что количества веществ брома и бромида железа(III), связаны соотношением:

$$\frac{n(\text{Fe})}{n(\text{FeBr}_3)} = \frac{3}{2},$$

откуда $n(\text{Br}_2) = 3n(\text{FeBr}_3)/2 = 3 \cdot 0,06/2 = 0,09 \text{ моль}$.

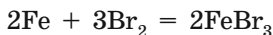
Ответ: $n(\text{Br}_2) = 0,09 \text{ моль}$.

В кратком виде решение этой задачи можно записать так:

Дано:
 $m(\text{FeBr}_3) = 17,76 \text{ г}$

Найти:
 $n(\text{Br}_2) — ?$

Решение:



$$\begin{aligned} 1) \quad n(\text{FeBr}_3) &= \frac{m(\text{FeBr}_3)}{M(\text{FeBr}_3)} = \\ &= \frac{17,76 \text{ г}}{296 \text{ г/моль}} = 0,06 \text{ моль}. \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 2) \quad n(\text{Br}_2) &= 3n(\text{FeBr}_3)/2 = \\ &= 3 \cdot 0,06/2 = 0,09 \text{ моль}. \end{aligned}$$

Ответ: $n(\text{Br}_2) = 0,09 \text{ моль}$.

Вычисление массы

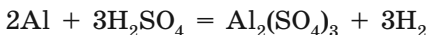
Подобные задачи совершенно аналогичны рассмотренным выше. Если решение предыдущих задач состояло из двух действий, то для нахождения массы вещества необходимо совершить третье действие. Покажем это на примерах.

Пример 3.

Рассчитайте массу сульфата алюминия, который может быть получен при растворении в серной кислоте 5,4 г алюминия.

Решение.

Как и ранее, сначала запишем уравнение химической реакции и прочитаем его:



«При взаимодействии двух молей алюминия с тремя молями серной кислоты образуются один моль сульфата алюминия и три моля водорода».

Для решения задачи наиболее важно, что всегда из 2 моль алюминия получается 1 моль сульфата алюминия.

Рассчитаем количество вещества алюминия:

$$\begin{aligned} n(\text{Al}) &= \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{5,4 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = \\ &= 0,2 \text{ моль.} \end{aligned}$$

Из уравнения реакции следует, что

$$n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{2} \cdot n(\text{Al}),$$

т.е. $n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{1}{2} n(\text{Al}) = 0,1 \text{ моль}$.

Зная количество вещества, можно рассчитать и массу сульфата алюминия:

$$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = n(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3),$$

$$m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,1 \text{ моль} \cdot 342 \text{ г/моль} = 34,2 \text{ г.}$$

Ответ: $m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 34,2 \text{ г}$.

Пример 4.

Какую массу диоксида марганца следует взять для получения 6,72 л хлора (н.у.)?

Решение.

Запишем уравнение химической реакции между диоксидом марганца и соляной кислотой и прочитаем записанное уравнение:



«При взаимодействии 1 моль диоксида марганца с 4 моль хлороводорода образуются 1 моль хлорида марганца, 2 моль воды и 1 моль газообразного хлора».

Для решения задачи необходима информация о том, что на 1 моль диоксида марганца всегда приходится 1 моль газообразного хлора, другими словами

$$n(\text{MnO}_2) = n(\text{Cl}_2).$$

Для нахождения количества вещества выделившегося хлора используем соотношение:

$$n(\text{газа}) = \frac{V}{22,4}.$$

В данном случае количество вещества хлора будет равно:

$$n(\text{Cl}_2) = \frac{6,72 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,3 \text{ моль}.$$

Из уравнения химической реакции следует, что

$$n(\text{MnO}_2) = n(\text{Cl}_2) = 0,3 \text{ моль}.$$

Зная количество вещества диоксида марганца, можно, используя величину молярной массы, рассчитать массу MnO_2 :

$$\begin{aligned} m(\text{MnO}_2) &= n(\text{MnO}_2) \cdot M(\text{MnO}_2), \\ m(\text{MnO}_2) &= 0,3 \text{ моль} \cdot 87 \text{ г/моль} = 26,1 \text{ г}. \end{aligned}$$

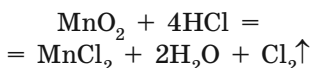
Ответ: $m(\text{MnO}_2) = 26,1 \text{ г}$.

В кратком виде решение этой задачи можно записать так:

Дано:
 $V(\text{Cl}_2) = 6,72 \text{ л}$

Найти:
 $m(\text{MnO}_2) — ?$

Решение:



$$1) \quad n(\text{Cl}_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{6,72 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = \\ = 0,3 \text{ моль.}$$

$$2) \quad n(\text{MnO}_2) = n(\text{Cl}_2) = 0,3 \text{ моль.}$$

$$3) \quad m(\text{MnO}_2) = n(\text{MnO}_2) \times \\ \times M(\text{MnO}_2) = 0,3 \cdot 87 = \\ = 26,1 \text{ г.}$$

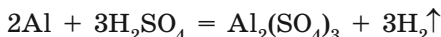
$$\text{Ответ: } n(\text{MnO}_2) = 26,1 \text{ г.}$$

Вычисление объёма

В данном разделе разберём два типа задач: в одних необходимо найти объём газообразного вещества, в других — объём раствора заданного вещества.

Пример 5. Найти объём (н.у.) водорода, который может быть получен при растворении 8,1 г алюминия в серной кислоте.

Решение. Запишем уравнение реакции между алюминием и серной кислотой и прочитаем его:



«При взаимодействии двух моль алюминия с тремя моль серной кислоты образуются один моль сульфата алюминия и три моль газообразного водорода».

Для решения задачи наиболее важно, что всегда из 2 моль алюминия получается 3 моль водорода, другими словами

$$n(\text{H}_2) = 3/2 \cdot n(\text{Al}).$$

Большая часть задачи уже решена. Осталось найти количества веществ алюминия и водорода. Используя

главное соотношение, связывающее массу вещества, его молярную массу и количество вещества, получим:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{8,1 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 0,3 \text{ моль.}$$

Из уравнения реакции следует:

$$n(\text{H}_2) = 3/2 \cdot n(\text{Al});$$

$$n(\text{H}_2) = 3/2 \cdot n(\text{Al}) = 3/2 \cdot 0,3 = 0,45 \text{ моль.}$$

Используя зависимость, связывающую объём газа, молярный объём и количество вещества, запишем:

$$V(\text{газа}) = n \cdot V_m;$$

$$\begin{aligned} V(\text{H}_2) &= n(\text{H}_2) \cdot V_m = 0,45 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} \\ &= 10,08 \text{ л.} \end{aligned}$$

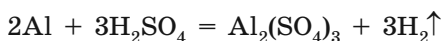
Ответ: $V(\text{H}_2) = 10,08 \text{ л.}$

В кратком виде решение этой задачи можно записать так:

Дано:
 $m(\text{Al}) = 8,1 \text{ г}$

Найти:
 $V(\text{H}_2) — ?$

Решение:



$$\begin{aligned} 1) \quad n(\text{Al}) &= \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{8,1 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = \\ &= 0,3 \text{ моль.} \end{aligned}$$

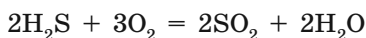
$$\begin{aligned} 2) \quad n(\text{H}_2) &= 3/2 \cdot n(\text{Al}) = \\ &= 3/2 \cdot 0,3 = 0,45 \text{ моль.} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 3) \quad V(\text{H}_2) &= n(\text{H}_2) \cdot V_m = \\ &= 0,45 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = \\ &= 10,08 \text{ л.} \end{aligned}$$

Ответ: $V(\text{H}_2) = 10,08 \text{ л.}$

Пример 6. Какой объём кислорода необходим для полного сжигания 10 л (н.у.) сероводорода?

Решение. Прежде всего запишем уравнение этой реакции:



Для решения следует использовать **закон объёмных отношений газов**:

«Объёмы газов, участвующих в химической реакции, относятся как коэффициенты в уравнении реакции».

Использование этого закона упрощает решение расчётных задач с участием газов. Действительно, в соответствии с законом объёмных отношений, объёмы кислорода и сероводорода соотносятся как:

$$\frac{V(\text{O}_2)}{V(\text{SO}_2)} = \frac{3}{2}.$$

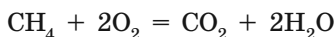
Отсюда объём кислорода равен:

$$V(\text{O}_2) = \frac{3V(\text{SO}_2)}{2} = \frac{3 \cdot 10}{2} = 15 \text{ л.}$$

Ответ: $V(\text{SO}_2) = 15 \text{ л.}$

Пример 7. Какой объём воздуха (н.у.) необходим для полного сгорания 5 л метана?

Решение. Эта задача содержит один усложняющий элемент по сравнению с предыдущей. Сначала запишем уравнение реакции:



На основании закона объёмных отношений газов можно записать, что объёмы кислорода и метана относятся как

$$\frac{V(\text{O}_2)}{V(\text{CH}_4)} = \frac{2}{1}.$$

Другими словами, объём кислорода вдвое превышает объём метана:

$$V(\text{O}_2) = 2V(\text{CH}_4) = 2 \cdot 5 = 10 \text{ л.}$$

Но это ещё не окончательный ответ, так как в задаче требуется найти объём не кислорода, а воздуха. Вспомним, что кислород составляет примерно $\frac{1}{5}$ часть воздуха. Следовательно объём воздуха, необходимого для

сжигания метана, будет в 5 раз больше, чем объём кислорода:

$$V(\text{возд.}) = 5V(\text{O}_2) = 5 \cdot 10 = 50 \text{ л.}$$

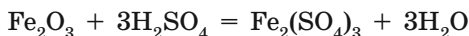
Более точный ответ можно найти, если вспомнить, что воздух содержит 21% кислорода по объёму. Тогда объём воздуха будет равен:

$$V(\text{возд.}) = V(\text{O}_2)/0,21 = 10/0,21 = 47,6 \text{ л.}$$

Ответ: $V(\text{возд.}) = 47,6 \text{ л}$ (или 50 л, в зависимости от способа решения задачи).

Пример 8. Какой объём 15%-ного раствора серной кислоты плотностью 1,1 г/мл необходим для взаимодействия с 32 г оксида железа(III)?

Решение. Как и ранее, составим уравнение реакции и прочитаем его:



«Один моль оксида железа взаимодействует с тремя молями серной кислоты с образованием одного моля сульфата железа и трёх молей воды».

В первом действии найдём количество вещества оксида железа:

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{32 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

Из уравнения реакции следует, что количество вещества серной кислоты (коэффициент 3) втрое больше количества вещества оксида железа(III) (коэффициент 1):

$$\begin{aligned} n(\text{H}_2\text{SO}_4) &= 3n(\text{Fe}_2\text{O}_3), \\ n(\text{H}_2\text{SO}_4) &= 3 \cdot 0,2 = 0,6 \text{ моль.} \end{aligned}$$

Следовательно, масса серной кислоты составит:

$$\begin{aligned} m(\text{H}_2\text{SO}_4) &= n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \\ &= 0,6 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 58,8 \text{ г.} \end{aligned}$$

Мы нашли массу серной кислоты, но в задаче использован раствор её. Массу раствора можно найти

из выражения для массовой доли растворённого вещества:

$$w(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m_{(\text{р-ра})}},$$

$$m_{(\text{р-ра})} = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{w(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{58,8 \text{ г}}{0,15} = 392 \text{ г}.$$

Зная массу раствора серной кислоты и его плотность, можно рассчитать объём раствора:

$$V_{(\text{р-ра})} = m_{(\text{р-ра})} / \rho = 392 / 1,1 = 356,4 \text{ мл}.$$

Ответ: $V_{(\text{р-ра } \text{H}_2\text{SO}_4)} = 356,4 \text{ мл}.$

В кратком виде решение этой задачи можно записать так:

Дано:

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 32 \text{ г}$$

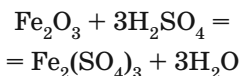
$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 15\%$$

$$\rho_{(\text{р-ра } \text{H}_2\text{SO}_4)} = 1,1 \text{ г/мл}$$

Найти:

$$V_{(\text{р-ра } \text{H}_2\text{SO}_4)} \text{ — ?}$$

Решение:



$$1) \quad n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)}{M(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{32 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}.$$

$$2) \quad n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 3n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 3 \cdot 0,2 = 0,6 \text{ моль}.$$

$$3) \quad m(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,6 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 58,8 \text{ г}.$$

$$4) \quad V_{(\text{р-ра})} = m_{(\text{р-ра})} / \rho = 392 / 1,1 = 356,4 \text{ мл}.$$

Ответ: $V_{(\text{р-ра } \text{H}_2\text{SO}_4)} = 356,4 \text{ мл}.$

В заключение этого раздела приведём ещё раз формулы, необходимые при решении задач.

Обозначения:

$n(X)$ — количество вещества X,

$m(X)$ — масса вещества X,

$M(X)$ — молярная масса вещества X,

$V(X)$ — объём газа X,

V_m — молярный объём газа,

$w(X)$ — массовая доля вещества X,

$m_{(p-pa\ X)}$ — масса раствора вещества X.

Расчётные формулы:

$$m(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$$

$$w(X) = \frac{m(X)}{m_{(p-pa)}}$$

$$m(X) = n(X) \cdot M(X)$$

$$m(X) = w(X) \cdot m_{(p-pa)}$$

$$n(\text{газа}) = \frac{V(\text{газа})}{V_m} = \frac{V(\text{газа})}{22,4}$$

$$m_{(p-pa)} = \frac{m(X)}{w(X)}$$

$$V(\text{газа}) = n(\text{газа}) \cdot V_m = n(\text{газа}) \cdot 22,4$$

Задания**Часть 2**

Дайте полный развёрнутый ответ на задание части 2.

1. К 200 г раствора серной кислоты с массовой долей 12,25% прилили избыток раствора нитрата бария. Определите массу выпавшего осадка.
2. Рассчитайте массу осадка, который выпадет при взаимодействии избытка карбоната калия с 17,4 г раствора нитрата бария с массовой долей последнего 15%.
3. В избытке соляной кислоты растворили 1,506 г руды, содержащей 77% карбоната железа(II). Определите объём углекислого газа, выделившегося при этом.

4. При взаимодействии 24 г руды, содержащей карбонат железа(II), с избытком соляной кислоты выделилось 4,48 л углекислого газа. Определите массовую долю карбоната железа в руде.
5. При взаимодействии избытка раствора карбоната калия с 10%-ным раствором нитрата бария выпало 3,94 г осадка. Определите массу взятого для опыта раствора нитрата бария.
6. При растворении в избытке разбавленной серной кислоты цинка, содержащего 4,5% нерастворимых примесей, выделилось 2,24 л (н.у.) водорода. Определите массу растворённого металла.
7. При растворении 10 г технического цинка в избытке разбавленной соляной кислоты выделилось 3,1 л (н.у.) водорода. Определите массовую долю примесей в этом образце цинка.
8. Рассчитайте массу осадка, который выпадет при сливании 500 г 2%-ного раствора иодида калия с избытком раствора нитрата свинца(II).
9. При растворении 160 г известняка в избытке азотной кислоты выделилось 34,27 л (н.у.) углекислого газа. Определите массовую долю примесей в данном образце известняка.
10. При взаимодействии 150 г раствора нитрата свинца(II) с небольшим избытком раствора иодида калия выпало 10,45 г осадка. Рассчитайте массовую долю нитрата свинца(II) в исходном растворе.
11. Какая масса соли образуется при взаимодействии 0,5 моль гидроксида кальция с избытком серной кислоты?
12. Какая масса серной кислоты потребуется для полного растворения 36 г магния?

13. Какой объём газа выделится при взаимодействии 128 г цинка с избытком раствора соляной кислоты?
14. Какой объём газа выделится при взаимодействии 25 г карбоната кальция с избытком раствора азотной кислоты?
15. Какая масса оксида меди(II) прореагировала с серной кислотой, если в результате реакции образовалась соль массой 20 г?
16. Какая масса оксида магния прореагировала с избытком соляной кислоты, если в результате реакции образовалась соль массой 47,5 г?
17. Какое количество вещества сульфата бария образуется при реакции 52 г хлорида бария с избытком серной кислоты?
18. Какое количество вещества хлорида серебра образуется при реакции 17 г нитрата серебра с избытком соляной кислоты?
19. Вычислите массу сульфата калия, образовавшегося при добавлении 65,3 г 15%-ного раствора серной кислоты к избытку раствора гидроксида калия.
20. Вычислите массу 20%-ного раствора азотной кислоты, который необходим для нейтрализации раствора, содержащего 80 г гидроксида натрия.
21. Вычислите массу осадка, образовавшегося при сливании 100 г 15%-ного раствора сульфата калия и 80 г 5%-ного раствора нитрата бария.

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ НА ОГЭ

Предполагается, что начиная с 2020 г. в ходе ОГЭ по химии в обязательном порядке будут проверяться экспериментальные навыки учащихся, т.е. одно из заданий станет экспериментальным.

Представление об особенностях экспериментальных заданий дают спецификация и демонстрационный вариант контрольных измерительных материалов для проведения государственной (итоговой) аттестации по химии (можно посмотреть на сайте ФИПИ (www.fipi.ru)).

Инструкция по выполнению экспериментального задания

1. Вы приступаете к выполнению эксперимента. Для этого получите лоток с лабораторным оборудованием и реактивами у дежурного организатора в аудитории.

2. Прочтите ещё раз текст к заданию и убедитесь, что на выданном лотке находятся необходимые реактивы.

3. Перед началом выполнения эксперимента осмотрите ёмкости с реактивами и определите способ работы с ними. При этом обратите внимание на рекомендации, которым Вы должны следовать.

- **В склянке находится пипетка.** Это означает, что отбор жидкости и переливание её в пробирку для проведения реакции необходимо проводить только с помощью пипетки. Для проведения опытов отбирают 7–10 капель реактива.

- **Пипетка в склянке с жидкостью отсутствует.** В этом случае переливание раствора осуществляют через край склянки, которую располагают так, чтобы при её наклоне этикетка оказалась сверху («этикетку — в ладонь!»). Склянку медленно наклоняют над пробиркой, пока нужный объём раствора не перельётся в неё. Объём перелитого раствора должен составлять 1–2 мл.

- **Для проведения опыта требуется порошкообразное (сыпучее) вещество.** Отбор порошкообразного вещества из ёмкости осуществляют только с помощью ложечки или шпателя.

4. При отборе исходного реактива взят его излишек. Возврат излишка реактива в исходную ёмкость категорически запрещён. Его помещают в отдельную, резервную пробирку.

5. Сосуд с исходным реактивом (жидкостью или порошком) обязательно закрывается крышкой (пробкой) от этой же ёмкости.

6. При растворении в воде порошкообразного вещества или при перемешивании реактивов следует слегка ударять пальцем по дну пробирки.

7. Для определения запаха вещества взмахом руки над горлышком сосуда с веществом направляют пары этого вещества на себя.

8. Для проведения нагревания пробирки с реактивами на пламени спиртовке необходимо:

- 1) снять колпачок спиртовки и поднести зажжённую спичку к её фитилю;

- 2) закрепить пробирку в пробиркодержателе на расстоянии 1–2 см от горлышка пробирки;

3) внести пробирку в пламя спиртовки и передвигать её в пламени вверх и вниз так, чтобы пробирка с жидкостью равномерно прогрелась;

4) далее следует нагревать только ту часть пробирки, где находятся вещества, при этом пробирку удерживать в слегка наклонном положении;

5) открытый конец пробирки следует отводить от себя и других лиц;

6) после нагревания жидкости пробиркодержатель с пробиркой поместить в штатив для пробирок;

7) фитиль спиртовки закрыть колпачком.

9. Если реактивы попали на рабочий стол, их удаляют с поверхности стола с помощью салфетки.

10. Если реактив попал на кожу или одежду, необходимо незамедлительно обратиться за помощью к эксперту-экзаменатору.

11. Вы готовы к выполнению эксперимента. Поднимите руку и пригласите организатора в аудитории, который пригласит экспертов-экзаменаторов для оценивания проводимого вами эксперимента.

12. Начинайте выполнять опыт. Записывайте в черновике свои наблюдения за изменениями, происходящими с веществами в ходе реакций.

Внимание: в случае ухудшения самочувствия перед началом опытов или во время их выполнения обязательно сообщите об этом организатору в аудитории.

13. Вы завершили эксперимент. Подробно опишите наблюдаемые изменения, которые происходили с веществами в каждой из двух проведённых вами реакций. Сделайте вывод о химических свойствах реагентов (кислотно-основных, окислительно-восстановительных) и классификационных признаках реакций.

Образцы экспериментальных заданий

ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Приступайте к выполнению экспериментальных заданий после выполнения всех предыдущих заданий. Прочитайте текст и выполните задания. Непосредственно эксперимент выполняйте только под наблюдением эксперта-экзаменатора.

1А. Вам выдан раствор хлорида магния, с которым предстоит провести две реакции, характеризующие химические свойства этого вещества.

Для выполнения задания используйте вещества только из следующего списка: сера, растворы серной кислоты, гидроксида калия, хлорида бария, нитрата серебра.

Запишите молекулярные уравнения планируемых реакций и укажите признаки их протекания.

1Б. Проведите запланированные опыты, характеризующие химические свойства хлорида магния.

2А. Вам выдан раствор хлорида аммония, с которым предстоит провести две реакции, характеризующие химические свойства этого вещества.

Для выполнения задания используйте вещества только из следующего списка: цинк, растворы серной кислоты, гидроксида калия, хлорида магния, нитрата серебра.

Запишите молекулярные уравнения планируемых реакций и укажите признаки их протекания.

2Б. Проведите запланированные опыты, характеризующие химические свойства хлорида аммония.

3А. Вам выдан раствор сульфата железа(II), с которым предстоит провести две реакции, характеризующие химические свойства этого вещества.

Для выполнения задания используйте вещества только из следующего списка: медь, растворы азотной кислоты, гидроксида натрия, хлорида бария, нитрата калия.

Запишите молекулярные уравнения планируемых реакций и укажите признаки их протекания.

3Б. Проведите запланированные опыты, характеризующие химические свойства сульфата железа(II).

4А. Вам выдан раствор гидроксида калия, с которым предстоит провести две реакции, характеризующие химические свойства этого вещества.

Для выполнения задания используйте вещества только из следующего списка: алюминий, растворы гидроксида натрия, нитрата калия, хлорида железа(III).

Запишите молекулярные уравнения планируемых реакций и укажите признаки их протекания.

4Б. Проведите запланированные опыты, характеризующие химические свойства гидроксида калия.

5А. Вам выдан раствор гидроксида калия, с которым предстоит провести две реакции, характеризующие химические свойства этого вещества.

Для выполнения задания используйте вещества только из следующего списка: оксид фосфора(V), растворы гидроксида натрия, нитрата бария, медного купороса.

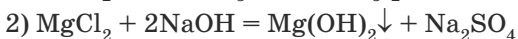
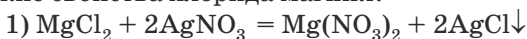
Запишите молекулярные уравнения планируемых реакций и укажите признаки их протекания.

5Б. Проведите запланированные опыты, характеризующие химические свойства гидроксида калия.

Ответы к экспериментальным заданиям

1А.

Составлены два уравнения, характеризующие химические свойства хлорида магния:



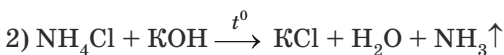
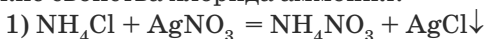
Указаны признаки протекания реакций:

3) Для первой реакции — выпадение белого творожистого осадка.

4) Для второй реакции — выпадение белого аморфного осадка.

2А

Составлены два уравнения, характеризующие химические свойства хлорида аммония:



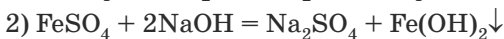
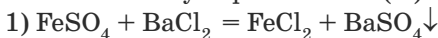
Указаны признаки протекания реакций:

3) Для первой реакции — выпадение белого творожистого осадка.

4) Для второй реакции — выделение бесцветного газа с резким запахом.

3А

Составлены два уравнения, характеризующие химические свойства сульфата железа(II):



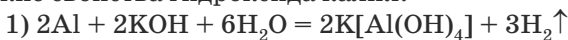
Указаны признаки протекания реакций:

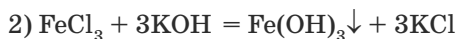
3) Для первой реакции — выпадение белого осадка

4) Для второй реакции — выделение зеленоватого, быстро темнеющего осадка.

4А

Составлены два уравнения, характеризующие химические свойства гидроксида калия:





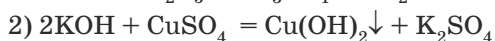
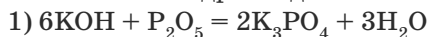
Указаны признаки протекания реакций:

3) Для первой реакции — растворение алюминия и выделение бесцветного газа.

4) Для второй реакции — выпадение бурого осадка.

5А

Составлены два уравнения, характеризующие химические свойства гидроксида калия:



Указаны признаки протекания реакций:

3) Для первой реакции — растворение оксида фосфора и выделение теплоты.

4) Для второй реакции — выпадение голубого осадка.

Критерии оценивания экспериментального задания 1Б

Содержание верного ответа и указания по оцениванию (допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла)	Баллы
<p>Проведены запланированные опыты, подтверждающие химические свойства сульфата магния:</p> <ul style="list-style-type: none"> • содержимое пробирки было разделено на две части для проведения опытов; • к одной части был добавлен раствор нитрата серебра; • к другой части добавлен раствор гидроксида натрия. <p>При этом при выполнении каждого из действий были соблюдены правила безопасного обращения с веществами и оборудованием: переливания реактивов; отбора и смешивания реактивов</p>	

Продолжение табл.

Содержание верного ответа и указания по оцениванию (допускаются иные формулировки ответа, не искажающие его смысла)	Баллы
Эксперимент проведён верно, с соблюдением правил техники безопасности	2
Эксперимент проведён верно, но были несуще- ственно нарушены правила техники безопасно- сти при отборе веществ или смешивании	1
Эксперимент проведён неверно и/или были существенно нарушены правила техники безо- пасности	0
Максимальный балл	2
<i>При существенном нарушении правил техники безопасности эксперт-наблюдатель обязан прекратить выполнение эксперимента учащимся</i>	

ОТВЕТЫ К ЗАДАНИЯМ

1.1. Строение атома. Строение электронных оболочек атомов первых 20 элементов Периодической системы Д.И. Менделеева

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
3	1	3	3	1	4	2	2	3	3
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
1	3	3	2	3	3	2	2	2	1
21	22	23	24						
4	1	4661	4364						

1.2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Физический смысл порядкового номера химического элемента

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1	2	4	3	1	3	4	3	1	1
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
1	3	1	3	1	4	4	1	1	4
21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
3	2	1	1	2	4	24	12	14	13
31	32	33	34	35	36	37			
24	12	34	13	13	34	12			

1.3. Строение молекул. Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
2	2	3	3	1	3	2	4	2	1
11	12	13	14						
4	1	2	2						

1.4. Валентность химических элементов. Степень окисления химических элементов

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

1.5. Чистые вещества и смеси

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
3	3	2	3	4	3	3	4	2	3
11	12	13	14	15					
1	3	1	4	2					

1.6. Простые и сложные вещества. Основные классы неорганических веществ. Номенклатура неорганических соединений

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
2	3	4	1	2	1	2	4	3	2
11	12	13	14	15	16	17			
1	3	2	4	1465	6145	4113			

2.1. Химические реакции. Условия и признаки протекания химических реакций. Химические уравнения. Сохранение массы веществ при химических реакциях

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1	2	4	3	4	3	4	4	1	2
11	12	13	14	15					
4	3	3	1	4					

2.2. Классификация химических реакций по различным признакам: числу и составу исходных и полученных веществ, изменению степеней окисления химических элементов, поглощению и выделению энергии

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

2.3. Электролиты и неэлектролиты. Катионы и анионы.

2.4. Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей (средних)

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
2	3	4	3	2	2	4	4	1	3
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
3	3	4	3	3	4	3	4	4	3
21									
1									

2.5. Реакции ионного обмена и условия их осуществления

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1	2	2	4	3	4	1	1	1	3
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
3	1	3	1	2	3	1	3	146	345

2.6. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1	4	1	3	2	4	4	2	3	23
11	12	13	14	15	16	17	18	19	
14	35	34	25	45	23	34	2152	3216	

3.1. Химические свойства простых веществ.

3.1.1. Химические свойства простых веществ-металлов: щелочных и щёлочно-земельных металлов, алюминия, железа

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
4	2	1	3	3	1	3	3	3	1
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
2	3	2	4	4	2	3	3	3	24
21	22	23	24	25					
5246	5624	2451	2151	24					

3.1.2. Химические свойства простых веществ-неметаллов: водорода, кислорода, галогенов, серы, азота, фосфора, углерода, кремния

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1	4	3	3	1	1	4	2	4	2
11	12	13	14	15	16				
1	3	2	1	25	13				

3.2. Химические свойства сложных веществ.

3.2.1. Химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
4	3	2	3	3	1	2	2	4	2
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
3	2	4	1	3	1	2	3	3	2
21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
35	13	24	15	25	15	612	2415	5624	2415

3.2.2. Химические свойства оснований

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
2	1	1	4	3	1	3	2	4	4
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
2	3	1	1	4	1	2	2	1	25
21	22	23	24						
12	23	25	1453						

3.2.3. Химические свойства кислот

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
4	3	2	4	1	2	2	2	2	3
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
4	3	3	3	3	3	2	4	3	4
21	22	23	24	25	26	27	28		
4	2	45	14	34	35	3641	3542		

3.2.4. Химические свойства солей

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
4	1	4	4	1	4	2	2	3	4
11	12	13	14	15	16				
3	14	34	25	25	35				

3.3. Взаимосвязь различных классов неорганических веществ

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
2	4	2	1	3	2	1	4	2	3

11. 1) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe}$
 2) $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$
 3) $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$
 4) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$
12. 1) $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$
 2) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{FeSO}_4 + \text{Mg} = \text{MgSO}_4 + \text{Fe}$
 4) $\text{Fe}^{2+} + \text{Mg} = \text{Mg}^{2+} + \text{Fe}$
13. 1) $\text{CuO} + \text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
 2) $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$
 4) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$
14. 1) $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$
 2) $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{NaOH} + \text{O}_2\uparrow$
 3) $3\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
 4) $3\text{OH}^- + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{PO}_4^{3-} + 3\text{H}_2\text{O}$
15. 1) $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$
 2) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$
 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
16. 1) $2\text{Al}_{(\text{амальгам.})} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\uparrow$
 2) $2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
 4) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{OH}^- + 3\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$
17. 1) $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$
 2) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3$
 3) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$

18. 1) $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2\uparrow$
 2) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$
 3) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaSO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 4) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{CaSO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
19. 1) $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
 2) $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2\uparrow$
 3) $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$
 4) $3\text{Cu} + 8\text{H}^+ + 2\text{NO}_3^- = 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
20. 1) $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$
 2) $\text{HNO}_3 + \text{NH}_3 = \text{NH}_4\text{NO}_3$
 3) $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{KOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3\uparrow$
 4) $\text{H}^+ + \text{NH}_3 = \text{NH}_4^+$

4.1. Правила безопасной работы в школьной лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование. Разделение смесей и очистка веществ. Приготовление растворов. Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
2	4	3	2	1	2	1	4	4	1
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
1	1	3	3	4	1	1	1	3	4
21	22	23	24						
61,5	8	18,4	13,3						

4.2. Определение характера среды растворов кислот и щелочей с помощью индикаторов. Качественные реакции на ионы в растворе (хлорид-, сульфат-, карбонат-ионы)

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
2	3	1	3	3	4	2	1	4	1

11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
4	3	4	2	3	1	4	1	1	345
21	22	23	24						
123	443	414	312						

4.3. Качественные реакции на газообразные вещества (кислород, водород, углекислый газ, аммиак). Получение газообразных веществ

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
3	1	2	1	4	3	4	3	3	1
11	12								
4	1								

4.4. Проведение расчётов на основе формул и уравнений реакций.

4.4.1. Вычисления массовой доли химического элемента в веществе.

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

4.4.2. Вычисления массовой доли растворённого вещества в растворе

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1,6	210	84,75	24	20,6	10	9	13	83	8

Приложения

**Таблица растворимости неорганических веществ
в воде (при комнатной температуре)**

Ионы	Br^-	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	CO_3^{2-}	Cl^-	F^-	I^-	NO_3^-	OH^-	PO_4^{3-}	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	SiO_3^{2-}
Ag^+	н	м	н	н	р	н	р	—	н	н	м	м	н
Al^{3+}	р	+	—	р	м	р	р	н	н	+	—	р	н
Ba^{2+}	р	р	н	р	м	р	р	р	н	р	м	н	н
Ca^{2+}	р	р	н	р	н	р	р	м	н	+	м	м	н
Cr^{3+}	р	+	—	р	м	р	р	н	н	+	—	р	н
Cu^{2+}	р	р	+	р	р	—	р	н	н	н	н	р	н
Fe^{2+}	р	р	н	р	м	р	р	н	н	н	м	р	н
Fe^{3+}	р	—	—	р	н	—	р	н	н	—	—	р	н
Hg^{2+}	м	р	—	р	+	н	р	—	н	н	—	+	н
K^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Li^+	р	р	р	р	н	р	р	р	м	р	р	р	р
Mg^{2+}	р	р	м	р	н	р	р	н	н	+	м	р	н
Mn^{2+}	р	р	н	р	р	р	р	н	н	н	н	р	н
NH_4^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	—
Na^+	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Pb^{2+}	м	р	н	м	м	н	р	н	н	н	н	н	н
Sn^{2+}	р	+	—	р	р	м	р	н	н	н	н	р	н
Sr^{2+}	р	р	н	р	н	р	р	р	н	р	н	н	н
Zn^{2+}	р	р	н	р	м	р	р	н	н	н	м	р	н

Обозначения:

- р — хорошо растворимый,
- м — малорастворимый,
- н — практически нерастворимый,
- +
- полностью реагирует с водой или не осаждается из водного раствора,
- — не существует.

Электроотрицательность *s*- и *p*-элементов

Период	Группа						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
1	H 2,10						
2	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10
3	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,47	P 2,10	S 2,60	Cl 2,83
4	K 0,91	Ca 1,04	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74
5	Rb 0,89	Sr 0,99	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21

Электрохимический ряд напряжений металлов

Усиление восстановительной активности металлов



Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Cr Zn Fe Ni

Li⁺ K⁺ Ba²⁺ Ca²⁺ Na⁺ Mg²⁺ Al³⁺ Mn²⁺ Cr²⁺ Zn²⁺ Fe²⁺ Ni²⁺



Усиление окислительной способности ионов

Усиление восстановительной активности металлов



Sn Pb H₂ Bi Cu Ag Hg Au

Sn²⁺ Pb²⁺ H⁺ Bi³⁺ Cu²⁺ Ag⁺ Hg²⁺ Au³⁺



Усиление окислительной способности ионов

Некоторые важнейшие физические постоянные

Константа		Значение
Газовая постоянная	R	$8,3144 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}$
Атомная единица массы	$a.e.m.$	$1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Элементарный заряд	\bar{e}	$1,60219 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$
Масса покоя электрона	m_e	$9,10953 \cdot 10^{-31} \text{ кг} =$ $= 5,48580 \cdot 10^{-4} \text{ а.е.м.}$
Масса покоя протона	m_p	$1,67264 \cdot 10^{-27} \text{ кг} =$ $= 1,007276 \text{ а.е.м.}$
Масса покоя нейтрона	m_n	$1,67495 \cdot 10^{-27} \text{ кг} =$ $= 1,008665 \text{ а.е.м.}$
Постоянная Авогадро	N_A	$6,02204 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Скорость света в вакууме	c	$2,9979 \cdot 10^8 \text{ м} \cdot \text{с}^{-1}$
Число Фарадея	F	$96485 \text{ Кл} \cdot \text{моль}^{-1}$
Молярный объём идеального газа при ст. усл.	V_m	$22,414 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1}$
Стандартное давление	p_0	$101325 \text{ Па} =$ $= 760 \text{ мм рт. ст.}$
Нормальная температура	T_0	$273,15 \text{ К}$

Приставки при образовании кратных и дольных единиц

Наименование	Русское обозначение	Множитель	Наименование	Русское обозначение	Множитель
Гига	Г	10^9	деци	д	10^{-1}
Мега	М	10^6	санتي	с	10^{-2}
Кило	к	10^3	милли	м	10^{-3}
Гекто	г	10^2	микро	мк	10^{-6}

Электронные конфигурации атомов

Z	Элемент	Электронная конфигурация
1	H	$1s^1$
2	He	$1s^2$
3	Li	$1s^2 2s^1$
4	Be	$1s^2 2s^2$
5	B	$1s^2 2s^2 2p^1$
6	C	$1s^2 2s^2 2p^2$
7	N	$1s^2 2s^2 2p^3$
8	O	$1s^2 2s^2 2p^4$
9	F	$1s^2 2s^2 2p^5$
10	Ne	$1s^2 2s^2 2p^6$
11	Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
12	Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
13	Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
14	Si	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
15	P	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
16	S	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
17	Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
18	Ar	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
19	K	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
20	Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
21	Sc	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$
22	Ti	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$
23	V	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
24	Cr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
25	Mn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$
26	Fe	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
27	Co	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2$
28	Ni	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$

Z	Элемент	Электронная конфигурация
29	Cu	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
30	Zn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
31	Ga	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
32	Ge	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$
33	As	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$
34	Se	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$
35	Br	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
36	Kr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
37	Rb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$
38	Sr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2$
39	Y	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^1 5s^2$
40	Zr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^2 5s^2$
41	Nb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^4 5s^1$
42	Mo	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^5 5s^1$
43	Tc	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^5 5s^2$
44	Ru	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^7 5s^1$
45	Rh	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^8 5s^1$
46	Pd	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^0$
47	Ag	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1$
48	Cd	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2$
49	In	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^1$
50	Sn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^2$
51	Sb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^3$
52	Te	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^4$
53	I	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$
54	Xe	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$
55	Cs	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^1$
56	Ba	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 6s^2$

Продолжение табл.

Z	Элемент	Электронная конфигурация
57	La	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$
58	Ce	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^2 5s^2 5p^6 6s^2$
59	Pr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^3 5s^2 5p^6 6s^2$
60	Nd	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^4 5s^2 5p^6 6s^2$
61	Pm	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^5 5s^2 5p^6 6s^2$
62	Sm	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^6 5s^2 5p^6 6s^2$
63	Eu	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^7 5s^2 5p^6 6s^2$
64	Gd	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^7 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$
65	Tb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^9 5s^2 5p^6 6s^2$
66	Dy	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{10} 5s^2 5p^6 6s^2$
67	Ho	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{11} 5s^2 5p^6 6s^2$
68	Er	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{12} 5s^2 5p^6 6s^2$
69	Tm	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{13} 5s^2 5p^6 6s^2$
70	Yb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 6s^2$
71	Lu	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^1 6s^2$
72	Hf	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^4 6s^2$
73	Ta	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^3 6s^2$
74	W	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^4 6s^2$
75	Re	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^5 6s^2$
76	Os	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^6 6s^2$
77	Ir	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^7 6s^2$
78	Pt	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^9 6s^1$
79	Au	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^1$
80	Hg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2$
81	Tl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^1$
82	Pb	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^2$

Продолжение табл.

Z	Элемент	Электронная конфигурация
83	Bi	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^3$
84	Po	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^4$
85	At	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^5$
86	Rn	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6$
87	Fr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^1$
88	Ra	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 7s^2$
89	Ac	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$
90	Th	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 6s^2 6p^6 6d^2 7s^2$
91	Pa	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^2 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$
92	U	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^3 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$
93	Np	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^4 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$
94	Pu	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^6 6s^2 6p^6 7s^2$
95	Am	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^7 6s^2 6p^6 7s^2$
96	Cm	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^7 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$
97	Bk	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^9 6s^2 6p^6 7s^2$
98	Cf	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{10} 6s^2 6p^6 7s^2$

Окончание табл.

Z	Элемент	Электронная конфигурация
99	Es	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{11} 6s^2 6p^6 7s^2$
100	Fm	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{12} 6s^2 6p^6 7s^2$
101	Md	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{13} 6s^2 6p^6 7s^2$
102	No	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 7s^2$
103	Lr	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^1 7s^2$
104	Rf	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^2 7s^2$
105	Db	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^3 7s^2$
106	Sg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^4 7s^2$
107	Bh	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^5 7s^2$
108	Hs	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^6 7s^2$
109	Mt	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^7 7s^2$
110	Ds	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^9 7s^1$
111	Rg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14} 5s^2 5p^6 5d^{10} 5f^{14} 6s^2 6p^6 6d^{10} 7s^1$

Важнейшие кислотно-основные индикаторы

Выполняя лабораторные работы по химии, вы использовали такие индикаторы, как лакмус, фенолфталеин и метилоранж. Однако есть и другие кислотно-основные индикаторы, с помощью которых можно определять среду раствора. Ниже приведены некоторые из них, с указанием изменения окраски и величины рН, при которой это изменение происходит.

Название индикатора	рН перехода	Изменение окраски
Тимоловый синий	1,2 – 2,8	красная – жёлтая
Метиловый фиолетовый	2,0 – 3,0	синяя – фиолетовая
Метиловый жёлтый	2,9 – 4,0	красная – жёлтая
Бромфеноловый синий	3,0 – 4,6	жёлтая – синяя
Конго красный	3,0 – 5,2	сине-фиолетовая – красная
Метиловый оранжевый	3,1 – 4,4	красная – оранжево-жёлтая
Метиловый красный	4,4 – 6,2	красная – жёлтая
Лакмус	4,4 – 6,4	красная – синяя
Бромтимоловый синий	6,0 – 7,6	жёлтая – синяя
Феноловый красный	6,8 – 8,0	жёлтая – красная
Крезоловый пурпурный	7,6 – 9,2	жёлтая – пурпурная
Тимоловый синий	8,0 – 9,6	жёлтая – синяя
Фенолфталеин	8,2 – 10,0	бесцв. – пурпурная
Тимолфталеин	9,4 – 10,6	бесцв. – синяя
Малахитовый зелёный	11,5 – 13,2	голубовато-зелёная – бесцв.
Индигокармин	11,6 – 14,0	синяя – жёлтая

Геометрическое строение неорганических частиц

В курсе химии доказывается, что строение молекул и их свойства взаимосвязаны. Вот почему при изучении химии следует уделять внимание геометрическому строению изучаемых частиц. В следующей таблице указана геометрия молекул и ионов, изучаемых в курсе основной школы.

Геометрия		Примеры молекул и ионов
Линейная	$B-A-D$	BeF_2 , BeH_2 , $MgCl_2$, CO_2 , N_2O , NO^{2+} , N_3^-
Угловая	$\begin{array}{c} A \\ B \quad \diagdown \quad \diagup \quad B \end{array}$	H_2O , $SnCl_2$, H_2S , OF_2 , SO_2 , NO_2 , NO_2^- , ClO_2^-
Плоская треугольная	$\begin{array}{c} B \\ \\ A \\ B \quad \diagdown \quad \diagup \quad B \end{array}$	SO_3 , NO_3^- , CO_3^{2-} , $COCl_2$, CH_3^+ , BF_3 , BH_3 , BO_3^{3-}
Треугольно- пирамидальная	$\begin{array}{c} A \\ B \quad \diagdown \quad \diagup \quad B \\ \\ B \end{array}$	NH_3 , PH_3 , H_3O^+ , SO_3^{2-} , ClO_3^-
Тетраэдри- ческая	$\begin{array}{c} B \\ \\ A \\ B \quad \diagdown \quad \diagup \quad B \\ \\ B \end{array}$	CH_4 , CCl_4 , NH_4^+ , PH_4^+ , PF_4^+ , BF_4^- , $[AlF_4]^-$, $[Al(OH)_4]^-$, PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , ClO_4^- , SiO_4^{4-}
Октаэдрическая	$\begin{array}{c} B \\ B \quad \diagdown \quad \diagup \quad B \\ \\ A \\ \\ B \end{array}$	SF_6 , $[AlF_6]^{3-}$, $[Cr(OH)_6]^{3-}$

Основные сведения по истории химии

Ниже приведены основные сведения по истории химии, которые помогут вам лучше понять, осмыслить и усвоить химическую науку. Обзор содержит сводку важнейших открытий в химии с древнейших времён до 1940 г. — именно в этом году учёные смогли синтезировать нептуний, первый трансурановый элемент.

Около 450 г. до н.э. Эмпедокл высказал мысль, что все вещи состоят из четырёх основных элементов: земли, воздуха, огня и воды, которые, взаимодействуя между собой, приводят к появлению бесконечного разнообразия окружающих нас веществ.

Около 440 г. до н.э. Левкипп и Демокрит предложили атомную гипотезу, согласно которой всё вокруг построено из мельчайших невидимых частиц — атомов.

Около 360 г. до н.э. Платон вводит термин «элемент» («стихия») и ведёт дискуссию про состав неживых и живых тел. В частности, Платон говорит, что мельчайшие частички каждого «элемента» имеют свою специфическую геометрическую форму.

Около 350 г. до н.э. Аристотель, развивая мысли Эмпедокла, предлагает идею о том, что все вещества являются комбинацией материи и формы. Он создаёт теорию пяти элементов: огня, воды, земли, воздуха и эфира. В западном мире эта теория была общепринятой на протяжении более 1000 лет.

Около 50 г. до н.э. Лукреций публикует свою поэму «О природе вещей», в которой содержится поэтическое описание идей древнегреческого атолизма.

Около 300 г. н.э. Зосима из Панополиса пишет самую старую из известных книг по алхимии, известную нам как «Энциклопедия Зосимы».

Около 815 г. Джабир ибн Хайян (известный также как Гебер), арабский алхимик, описал множество кислот (включая соляную, азотную, лимонную и уксусную). Его экспериментальный подход был основан на лаборатор-

ных исследованиях, что значительно отличалось от подхода его предшественников — древнегреческих и древнеегипетских алхимиков, чьи методы были чаще всего абстрактными, аллегорическими и путаными.

Около 900 г. Мухаммад ар-Рази (известный также как Разес), персидский химик, написал несколько трактатов по химии, содержавших описание дистилляции и экстракции. Он также разработал методы получения серной кислоты и экспериментально опроверг теорию Аристотеля про четыре классических элемента (стихии).

Около 1000 г. Аль-Бируни и Авиценна, персидские химики, ещё раз опровергли алхимические превращения и существование философского камня.

1267 г. Роджер Бэкон опубликовал сочинение («Opus Majus»), в котором среди других вещей содержится описание экспериментов с порохом и предложена ранняя форма научного метода.

Около 1530 г. Парацельс развивает учение о ятрохимии (медицинской химии), которая посвящена продлению жизни человека и которая стала основой для современной фармакологии.

1597 г. Андреас Либавий опубликовал прообраз химического учебника — книгу «Алхимия».

1605 г. Сэр Френсис Бэкон опубликовал книгу, в которой была изложена суть того, что позже стало называться «научным методом познания».

1615 г. Жан Бегуин опубликовал книгу «Tyrocinium Chymicum», по сути — учебник химии, в котором впервые было написано уравнение химической реакции.

1648 г. В книге «Ortus medicinae» Яна Баптиста ван Гельмонта приведены результаты множества химических экспериментов, в том числе и по исследованию газов. Ван Гельмонт впервые ввёл в химию термин «газ» (от нидерл. *gas*, восходит к др.-греч. *χᾶος*).

1660 г. Роберт Бойль публикует книгу «Химик-скептик» (The Sceptical Chymist) — трактат о различиях

между химией и алхимией. Книга также содержит идеи про атомы, молекулы и химические реакции. Именно эта книга считается началом современной химии.

1766 г. Генри Кавендиш открывает водород как газ без цвета и запаха, который образует с воздухом взрывоопасные смеси.

1773–1774 г.г. Карл Вильгельм Шееле и Джозеф Пристли, независимо друг от друга, открывают кислород. Пристли называет его «дефлогистированный воздух», а Шееле — «горящий воздух».

1778 г. Антуан-Лоран Лавуазье предложил название «кислород» и описал его важную роль в горении.

1787 г. Лавуазье опубликовал книгу *«Методы номенклатуры в химии»* — первую систему химической номенклатуры.

1789 г. Лавуазье публикует *«Элементарный трактат по химии»* — первый современный учебник химии, который включал первое описание закона сохранения массы, содержал основы стехиометрии и точных расчётов в химическом анализе.

1797 г. Жозеф Пруст открыл закон постоянства состава, который утверждает, что каждое вещество, независимо от способа получения, имеет один и тот же состав и одни и те же свойства.

1805 г. Жозеф Гей-Люссак показал, что вода образуется из двух объёмов водорода и одного объёма кислорода.

1808 г. Гей-Люссак описал и исследовал некоторые химические и физические свойства воздуха и других газов, экспериментально доказал законы Бойля—Мариотта и Шарля и показал взаимосвязь между плотностью и молекулярной массой газов.

1808 г. Джон Дальтон опубликовал *«Новую систему химической философии»* — книгу, которая содержала первое современное научное описание атомистической теории и полноценную формулировку закона кратных отношений.

1811 г. Амедео Авогадро открыл закон, согласно которому одинаковые объёмы различных газов при одинаковом давлении и температуре содержат одно и то же количество молекул.

1811 г. Русский химик Константин Кирхгоф открыл реакцию превращения крахмала в глюкозу в присутствии кислоты, количество которой в ходе реакции существенно не уменьшается. Тем самым было открыто явление катализа. Термин «катализатор» предложил Берцелиус в 1835 г.

1814 г. Йёнс-Якоб Берцелиус предложил систему символов химических элементов, основанную на обозначении элементов одной или двумя буквами латинского названия элемента.

1825 г. Фридрих Вёлер и Юстус Либих провели первое подтверждённое исследование и описание изомеров (название дал Берцелиус) на примере циановой и фульминовой кислот.

1827 г. Уильям Праут классифицировал биомолекулы на современные группы: углеводы, белки и липиды.

1828 г. Фридрих Вёлер синтезировал мочевины, показав таким образом, что органические соединения могут быть синтезированы из неорганических веществ.

1840 г. Герман Гесс открыл основной закон термохимии, согласно которому изменение энергии в химическом процессе зависит только от состояния реагентов и продуктов и не зависит от пути, по которому проходит реакция между этими веществами.

1847 г. Адольф Кольбе синтезировал уксусную кислоту из неорганических веществ, окончательно опровергнув теорию витализма.

1849 г. Луи Пастер показал, что рацемат винной кислоты является смесью право- и левовращающей винных кислот, тем самым объяснив природу оптического вращения и внося вклад в развитие стереохимии.

1856 г. Сэр Уильям Перкин синтезировал мовеин — первый синтетический краситель. Он был получен как

случайный побочный продукт при попытке синтеза хинина из каменноугольной смолы. Это исследование стало началом промышленного производства синтетических красителей — одной из главных областей промышленной химии.

1857 г. Фридрих Август Кекуле высказал предположение, что углерод в органических соединениях четырёхвалентный, т.е. формирует всегда четыре химических связи.

1859–1860 г.г. Густав Кирхгоф и Роберт Бунзен изобрели спектроскоп и заложили основы спектрального химического анализа, что позволило им открыть цезий и рубидий.

1860 г. Станислао Каниццарро составил таблицу атомных масс и представил её в 1860 г. на химическом конгрессе в Карлсруэ, закрыв тем самым споры про различия в атомных и молекулярных массах. Это позволило Менделееву начать работу над Периодической системой.

1861 г. Александр Михайлович Бутлеров 19 сентября 1861 г. в докладе «О химическом строении веществ» на химической секции Съезда немецких естествоиспытателей и врачей в Шпейере впервые ввёл термин «химическое строение». В том же докладе он заложил основы классической теории химического строения органических соединений.

1864 г. Като Гульдберг и Петер Вааге, опираясь на идеи Бертолле и Н. Бекетова, предложили закон действующих масс.

1865 г. Йоганн Лошмидт определил точное количество молекул в одном моле, которое позже было названо числом Авогадро.

1865 г. Фридрих Август Кекуле предложил структуру бензола, как кольца из шести атомов углерода с чередующимися одинарными и двойными связями.

1865 г. Адольф Байер начал работу над синтезом красителя индиго: его исследования изменили методы органического синтеза и сделали переворот в производстве синтетических красителей.

1869 г. Дмитрий Иванович Менделеев открыл Периодический закон и опубликовал первый вариант Периодической системы элементов. Менделеев не просто констатировал наличие взаимосвязи между атомными весами и свойствами элементов, но взял на себя смелость предсказать свойства нескольких неоткрытых ещё элементов. После того, как предсказания Менделеева блестяще подтвердились, Периодический закон стал считаться одним из фундаментальных законов природы.

1873 г. Якоб Вант-Гофф и Жозеф Ле Бель, независимо друг от друга создали тетраэдрическую модель атома углерода. Эта модель объяснила, в частности, результаты экспериментов Пастера по изучению оптических изомеров.

1884 г. Анри Ле Шателье предложил принцип, описывающий изменение химического равновесия в ответ на внешнее воздействие.

1887 г. Создание классической теории электролитической диссоциации Сванте Аррениусом и Вильгельмом Оствальдом.

1893 г. Швейцарский химик Альфред Вернер опубликовал статью «О строении неорганических соединений», в которой изложил основные положения созданной им координационной теории. Тем самым А.Вернер положил начало химии комплексных соединений.

1894–1898 г.г. Уильям Рамзай с сотрудниками открыл инертные газы, что позволило заполнить последние пропуски в Периодической системе элементов.

1897 г. Джозеф Томсон открыл электрон.

1898 г. Мария Склодовская-Кюри и Пьер Кюри из урановой руды выделили элементы радий и полоний.

1903 г. Михаил Семёнович Цвет заложил основы хроматографии — важнейшего аналитического метода.

1905 г. Фриц Габер и Карл Бош разработали процесс получения аммиака из азота и водорода. Это стало стимулом к развитию промышленной химии и повлияло на производство удобрений и взрывчатых веществ.

1907 г. Лео Бакеланд изобрел бакелит, одну из первых коммерческих пластмасс.

1911 г. Антониус Ван дер Брук высказал идею, что положение элемента в Периодической системе обуславливается не столько его атомной массой, сколько зарядом его ядра.

1913 г. Генри Мозли установил, что заряд ядра атома равен атомному номеру элемента в Периодической системе Д.И. Менделеева.

1916 г. Гильберт Льюис опубликовал книгу «Атом и молекула», в которой заложил основы теории валентных связей (правило октета).

1932 г. Лайнус Полинг и Роберт Малликен разработали концепцию электроотрицательности и оценили электроотрицательность различных элементов.

1937 г. Карло Перье и Эмилио Сегре выделили первый искусственно синтезированный элемент — технеций, заполнив этим одно из пустых мест в Периодической системе.

1940 г. Эдвин Макмиллан и Филипп Абельсон открыли нептуний — первый искусственно полученный трансурановый элемент.

Медведев Юрий Николаевич

ХИМИЯ

Новый полный справочник для подготовки к ОГЭ

Редакция «Образовательные проекты»

Ответственный редактор *Е.Н. Маталина*

Корректор *О.С. Ковальчук*

Компьютерная верстка *С.А. Смоленский*

Подписано в печать 10.07.2019. Формат 84×108 $\frac{1}{32}$. Усл. печ. л. 16,8.

Гарнитуры SchoolBook. Бумага газетная пухлая.

(Новый полный справочник для подготовки к ОГЭ)

Тираж 4000 экз. Заказ №

(Самый популярный справочник для подготовки к ОГЭ)

Тираж 5000 экз. Заказ №

Общероссийский классификатор продукции

ОК-005-93, том 2; 953005 — литература учебная

Произведено в Российской Федерации

Изготовлено в 2019 г. Изготовитель: ООО «Издательство АСТ»

Общероссийский классификатор продукции ОК-034-2014

(КПЕС 2008); 58.11.1 — книги, брошюры печатные

ООО «Издательство АСТ», 129085, г. Москва, Звёздный бульвар,
дом 21, строение 1, комната 705, пом. I, 7 этаж

Наш электронный адрес: www.ast.ru; e-mail: stelliferovskiy@ast.ru
www.book24.ru

«Баспа Аста» деген ООО

129085, Мәскеу қ., Звёздный бульвары, 21-үй, 1-құрылыс, 705-бөлме, I жай, 7-қабат

Біздің электрондық мекенжайымыз: www.ast.ru

E-mail: stelliferovskiy@ast.ru

Интернет-магазин: www.book24.ru Интернет-дүкен: www.book24.kz

Импортер в Республику Казахстан и Представитель по приему претензий
в Республике Казахстан — ТОО РДЦ Алматы, г. Алматы.

Қазақстан Республикасында дистрибьютор және өнім бойынша арыз-талаптарды
қабылдаушының өкілі «РДЦ-Алматы» ЖШС, Алматы қ., Домбровский көш., 3«а»,
литер Б, офис 1. Тел.: 8(727) 2 51 59 89,90,91,92, факс: 8 (727) 251 58 12 вн. 107;

E-mail: RDC-Almaty@eksmo.kz

Тауар белгісі: «АСТ». Өндірілген жылы: 2019. Өнімнің жарамдылық
мерзімі шектелмеген. Өндірген мемлекет: Ресей. Сертификация қарастырылмаған



По вопросам приобретения книг обращаться по адресу:

123317, г. Москва, Пресненская наб., д. 6, стр. 2, ДК «Империя», а/я № 5

ОСНОВНОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ЭКЗАМЕН

Вниманию выпускников 9 классов общеобразовательных организаций предлагается справочник, в котором представлен материал курса химии в объёме, проверяемом на основном государственном экзамене (ОГЭ).

В справочнике представлены следующие темы курса: «Вещество», «Химическая реакция», «Элементарные основы неорганической химии. Представления об органических веществах», «Методы познания веществ и химических явлений. Экспериментальные основы химии», «Химия и жизнь».

Теоретический материал изложен в краткой и доступной форме. Чёткость изложения и наглядность учебного материала позволят эффективно подготовиться к экзамену.

Пособие поможет выпускникам самостоятельно повторить и систематизировать материал школьного курса химии, познакомиться с формой экзаменационных тестовых заданий ОГЭ и самостоятельно решить типовые тренировочные задания.

Образцы заданий и ответы к ним, завершающие каждую тему, помогут объективно оценить свой уровень знаний.

Автор пособия – профессор Московского педагогического государственного университета, создатель популярных пособий для подготовки к основному государственному экзамену.



ISBN 978-5-17-115925-2



9 785171 1159252

WWW.AST.RU