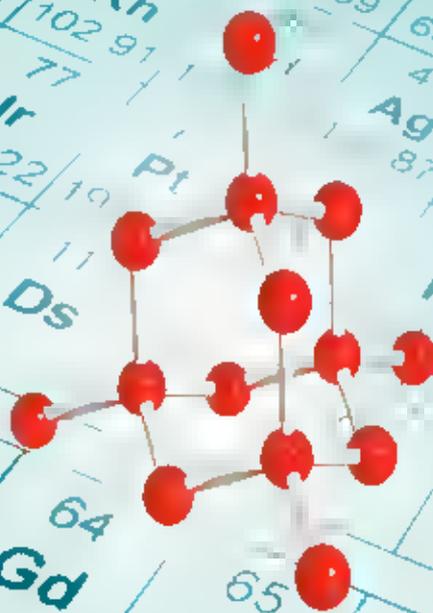


# ХИМИЯ

8



# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ Э								
	1	2	3	4	5	6	7	8	9
1	<b>1A</b> 1 <b>H</b> водород 1,00794								
2	<b>2A</b> 3 <b>Li</b> ЛИТИЙ 6,941	4 <b>Be</b> БЕРИЛЛИЙ 9,0122							
3	11 <b>Na</b> НАТРИЙ 22,9898	12 <b>Mg</b> МАГНИЙ 24,305							
4	19 <b>K</b> КАЛИЙ 39,0983	20 <b>Ca</b> КАЛЬЦИЙ 40,078	<b>IIIB</b> 21 <b>Sc</b> СКАНДИЙ 44,956	<b>IVB</b> 22 <b>Ti</b> ТИТАН 47,867	<b>VB</b> 23 <b>V</b> ВАНАДИЙ 50,942	<b>VIB</b> 24 <b>Cr</b> ХРОМ 51,996	<b>VII B</b> 25 <b>Mn</b> МАРГАНЕЦ 54,938	26 <b>Fe</b> ЖЕЛЕЗО 55,845	<b>VIII</b> 27 <b>Co</b> КОБАЛЬТ 58,933
5	37 <b>Rb</b> РУБИДИЙ 85,468	38 <b>Sr</b> СТРОНЦИЙ 87,62	39 <b>Y</b> ИТРИЙ 88,906	40 <b>Zr</b> ЦИРКОНИЙ 91,224	41 <b>Nb</b> НИОБИЙ 92,906	42 <b>Mo</b> МОЛИБДЕН 95,94	43 <b>Tc</b> ТЕХНЕЦИЙ [98]	44 <b>Ru</b> РУТЕНИЙ 101,07	45 <b>Rh</b> РОДИЙ 102,906
6	55 <b>Cs</b> ЦЕЗИЙ 132,905	56 <b>Ba</b> БАРИЙ 137,327	57 <b>La</b> ЛАНТАН 138,905	72 <b>Hf</b> ГАФНИЙ 178,49	73 <b>Ta</b> ТАНТАЛ 180,948	74 <b>W</b> ВОЛЬФРАМ 183,84	75 <b>Re</b> РЕНИЙ 186,207	76 <b>Os</b> ОСМИЙ 190,23	77 <b>Ir</b> ИРИДИЙ 192,217
7	87 <b>Fr</b> ФРАНЦИЙ [223]	88 <b>Ra</b> РАДИЙ [226]	89 <b>Ac</b> АКТИНИЙ [227]	104 <b>Rf</b> РЕЗЕРФОДИЙ [261]	105 <b>Db</b> ДУБИЙ [262]	106 <b>Sg</b> СЯБОРГИЙ [266]	107 <b>Bh</b> БОРИЙ [271]	108 <b>Hs</b> ХАССИЙ [277]	109 <b>Mt</b> МЕЙТТЕРИЙ [268]

Атомный номер

Символ  
элемента

Название  
элемента

Относительная  
атомная масса

## ЛАНТАНИДЫ

58 <b>Ce</b> ЦЕРИЙ 140,116	59 <b>Pr</b> ПРАЗЕОДИМ 140,907	60 <b>Nd</b> НЕОДИМ 144,242	61 <b>Pm</b> ПРОМЕТИЙ [145]	62 <b>Sm</b> САМАРИЙ 150,36
-------------------------------------	---	--------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------

## АКТИНИДЫ

90 <b>Th</b> ТОРИЙ 232,038	91 <b>Pa</b> ПРОТАКТИНИЙ 231,035	92 <b>U</b> УРАН 238,029	93 <b>Np</b> НЕПУНИЙ [237]	94 <b>Pu</b> ПЛУТОНИЙ [239]
-------------------------------------	---	-----------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------

# КИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

## ЛЕМЕНТОВ

10	11	12	13	14	15	16	17	18	
								VIIIA 2 <b>He</b> ГЕЛИЙ 4,0026	
<sup>0</sup> <b>Ca</b> КАЛЬЦИЙ 40,078			III A 5 <b>B</b> БОР 10,811	IV A 6 <b>C</b> УГЛЕРОД 12,011	V A 7 <b>N</b> АЗОТ 14,007	VIA 8 <b>O</b> КИСЛОРОД 15,9994	VII A 9 <b>F</b> ФТОР 18,9984	10 <b>Ne</b> НЕОН 20,1797	
			13 <b>Al</b> АЛЮМИНИЙ 26,9815	14 <b>Si</b> КРЕМНИЙ 28,086	15 <b>P</b> ФОСФОР 30,9738	16 <b>S</b> СЕРА 32,066	17 <b>Cl</b> ХЛОР 35,453	18 <b>Ar</b> АРГОН 39,948	
		IV B	IV B						
28 <b>Ni</b> НИКЕЛЬ 58,693	29 <b>Cu</b> МЕДЬ 63,546	30 <b>Zn</b> ЦИНК 65,408	31 <b>Ga</b> ГАЛЛИЙ 69,723	32 <b>Ge</b> ГЕРМАНИЙ 72,64	33 <b>As</b> МЫШЬЯК 74,922	34 <b>Se</b> СЕЛЕН 78,96	35 <b>Br</b> БРОМ 79,904	36 <b>Kr</b> КРИПТОН 83,798	
46 <b>Pd</b> ПАЛЛАДИЙ 106,42	47 <b>Ag</b> СЕРЕБРО 107,868	48 <b>Cd</b> КАДМИЙ 112,412	49 <b>In</b> ИНДИЙ 114,812	50 <b>Sn</b> ОЛОВО 118,71	51 <b>Sb</b> СУРЬМА 121,76	52 <b>Te</b> ТЕЛЛУР 127,60	53 <b>I</b> ИОД 126,904	54 <b>Xe</b> КСЕНОН 131,29	
78 <b>Pt</b> ПЛАТИНА 195,085	79 <b>Au</b> ЗОЛОТО 196,967	80 <b>Hg</b> РУТУТЬ 200,59	81 <b>Tl</b> ТАЛЛИЙ 204,383	82 <b>Pb</b> СВИНЕЦ 207,2	83 <b>Bi</b> ВИСМУТ 208,980	84 <b>Po</b> ПОЛОНИЙ [209]	85 <b>At</b> АСТАТ [211]	86 <b>Rn</b> РАДОН [222]	
110 <b>Ds</b> ДАРМШТАДТИЙ [271]	111 <b>Rg</b> РЕНТГЕНИЙ [282]	112 <b>Cn</b> КОПЕРНИЦИЙ [285]	113 <b>Nh</b> НИХОНИЙ [286]	114 <b>Fl</b> ФЛЁРОВИЙ [289]	115 <b>Mc</b> МОСКОВИЙ [289]	116 <b>Lv</b> ЛИБЕРМОРИЙ [293]	117 <b>Ts</b> ТЕННЕСИЙ [294]	118 <b>Og</b> ОГАНЕСОН [294]	
63 <b>Eu</b> ЕВРОПИЙ 151,964	64 <b>Gd</b> ГАДОЛИНИЙ 157,25	65 <b>Tb</b> ТЕРБИЙ 158,925	66 <b>Dy</b> ДИСПРОЗИЙ 162,50	67 <b>Ho</b> ГОЛЬМИЙ 164,93	68 <b>Er</b> ЭРБИЙ 167,26	69 <b>Tm</b> ТУЛИЙ 168,934	70 <b>Yb</b> ИТТЕРБИЙ 173,04	71 <b>Lu</b> ЛУТЕЦИЙ 174,967	
95 <b>Am</b> АМЕРИЦИЙ [243]	96 <b>Cm</b> КУРИЙ [247]	97 <b>Bk</b> БЕРКЛИЙ [247]	98 <b>Cf</b> КАЛИФОРНИЙ [249]	99 <b>Es</b> ЭЙНШТЕЙНИЙ [252]	100 <b>Fm</b> ФЕРМИЙ [257]	101 <b>Md</b> МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	102 <b>No</b> НОБЕЛИЙ [259]	103 <b>Lr</b> ЛОУРЕНСИЙ [262]	

# ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ КИСЛОТ, ОС

АНИОНЫ	КАТИОНЫ									
	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>
I <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Р	Р
Br <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
Cl <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р	Р
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Н	М	Р	М	Р	Н	Р	Р
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Н	Н	Р	Н	М	Н	Н	Н
F <sup>-</sup>	Р	Р	М	Н	Р	Р	Н	Н	М	М
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	-	-
HCOO <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н
S <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	М	Р	Н	-	Н	Н	Н
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Н	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н
OH <sup>-</sup>	Р	Р	Р	М	Р	-	Н	Н	Н	Н
	<i>Сильные основания</i>				<i>Слабые осн</i>					

**Р** – растворимые

**Н** – нерастворимые

**М** – ма

## Ряд активности металлов

Восстановительные свойства

←	K	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Ni	Sn
	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>

Окислительные свойства ус

# ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

Zn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	H <sup>+</sup>	
Р	—	Н	Р	Р	—	Р	Сильные кислоты
Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
М	Н	—	—	—	—	Р	Слабые кислоты
Р	Р	—	М	Р	М	Р	
—	—	—	—	—	—	Р	
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	
Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р	
Н	Н	Н	—	—	—	Р	
Н	Н	Н	—	—	Н	М	
Н	Н	—	—	—	—	Н	
Н	Н	—	Н	Н	Н		
Основания						H <sub>2</sub> O	

растворимые



— не существуют или разлагаются водой

## металлов

растворимость усиливается

Pb (H <sub>2</sub> )	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
Pb <sup>2+</sup> (H <sub>2</sub> )	Cu <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Pt <sup>2+</sup>	Au <sup>3+</sup>

растворимость усиливается →



# ХИМИЯ

Учебное пособие для 8 класса учреждений образования, реализующих образовательные программы общего среднего образования, с русским языком обучения и воспитания

Под редакцией И. Е. Шимановича

*Допущено  
Министерством образования  
Республики Беларусь*

2-е издание, пересмотренное

Минск  
«Адукацыя і выхаванне»  
2024

*Правообладатель Адукацыя і выхаванне*

УДК 54(075.3=161.1)  
ББК 24я721  
Х46

Авторы:

И. Е. Шиманович, В. А. Красицкий, О. И. Сечко, В. Н. Хвалюк

Рецензенты:

кафедра химии биологического факультета учреждения образования «Гомельский государственный университет имени Франциска Скорины» (кандидат химических наук, доцент, заведующий кафедрой *Н. И. Дроздова*); старший преподаватель кафедры педагогики и предметных методик государственного учреждения образования «Минский областной институт развития образования» *Е. Н. Власовец*

ISBN 978-985-03-4091-7

© Оформление. Республиканское унитарное предприятие «Издательство “Адукацыя і выхаванне”», 2024

## СОДЕРЖАНИЕ

Как работать с учебным пособием .....	6
---------------------------------------	---

### ГЛАВА 1

#### ОСНОВНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ВЕЩЕСТВА

§ 1. Атом, химический элемент, молекула. Простые и сложные вещества	8
§ 2. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса	12
§ 3. Химические реакции .....	16
§ 4. Типы химических реакций .....	20
§ 5. Химическое количество вещества .....	23
§ 6. Молярная масса. Молярный объем газов .....	28
§ 7. Вычисление химического количества вещества по его массе и массы вещества по его химическому количеству .....	32
§ 8. Вычисление химического количества газа по его объему и объема газа по его химическому количеству .....	35
<b>Практическая работа 1. Химическое количество вещества</b> .....	39
§ 9. Количественные расчеты по уравнениям химических реакций .....	40
§ 10. Расчет массы (объема) образующихся веществ (продуктов) по массе (объему) исходных веществ (реагентов) .....	44
§ 11. Расчет массы (объема) исходных веществ (реагентов) по массе (объему) образующихся веществ (продуктов) .....	47

### ГЛАВА 2

#### ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

§ 12. Оксиды. Состав и классификация оксидов .....	52
§ 13. Химические свойства кислотных оксидов .....	56
§ 14. Химические свойства основных оксидов .....	59
§ 15. Получение и применение оксидов .....	63
§ 16. Кислоты. Состав и классификация кислот .....	67
§ 17. Химические свойства кислот. Изменение окраски индикаторов. Взаимодействие с металлами .....	71
§ 18. Химические свойства кислот. Взаимодействие с основными оксидами и основаниями. Реакции с солями .....	74
§ 19. Получение и применение кислот .....	79
§ 20. Основания .....	83
§ 21. Химические свойства оснований .....	86
§ 22. Получение и применение оснований .....	91
<b>Лабораторный опыт 1. Получение нерастворимого основания</b> .....	93
§ 23. Соли. Состав и классификация солей .....	94

§ 24. Химические свойства солей .....	97
<b>Лабораторный опыт 2. Взаимодействие растворов солей</b> <i>с металлами</i> .....	101
§ 25. Получение и применение солей .....	102
<b>Практическая работа 2. Химические свойства солей</b> .....	108
§ 26. Взаимосвязь между основными классами неорганических веществ ...	109
§ 27. Решение расчетных задач по теме «Основные классы неорганических соединений» .....	113

### ГЛАВА 3

#### ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

§ 28. Систематизация химических элементов .....	120
§ 29. Понятие об амфотерности .....	124
<b>Лабораторный опыт 3. Получение гидроксида цинка (алюминия)</b> <i>и изучение его амфотерных свойств</i> .....	126
§ 30. Естественные семейства элементов .....	127
§ 31. Периодический закон Д. И. Менделеева .....	132
§ 32. Периодическая система химических элементов .....	136

### ГЛАВА 4

#### СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧНОСТЬ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ АТОМОВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

§ 33. Строение атома. Атомный номер химического элемента .....	142
§ 34. Массовое число атома .....	145
§ 35. Изотопы. Явление радиоактивности .....	148
§ 36. Состояние электронов в атоме. Электронное облако. Атомная орбиталь .....	150
§ 37. Электронное строение атомов .....	154
§ 38. Электронные конфигурации атомов .....	158
§ 39. Периодичность изменения свойств атомов химических элементов ...	162
§ 40. Характеристика химического элемента по его положению в периодической системе .....	167
<b>Практическая работа 3. Изучение кислотно-основных свойств гидроксидов элементов 3-го периода</b> .....	171

### ГЛАВА 5

#### ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

§ 41. Природа химической связи .....	174
§ 42. Ковалентная связь .....	176

§ 43. Одинарные и кратные связи .....	179
§ 44. неполярная и полярная ковалентная связь. Электрoотрицательность .....	181
<b>Лабораторный опыт 4. Составление моделей молекул</b> .....	184
§ 45. Ионная связь .....	185
§ 46. Металлическая связь. Межмолекулярное взаимодействие .....	188
§ 47. Кристаллическое состояние вещества .....	193

## ГЛАВА 6

### ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

§ 48. Степень окисления .....	200
§ 49. Процессы окисления и восстановления .....	203
§ 50. Окислительно-восстановительные реакции .....	207
§ 51. Представление о методе электронного баланса .....	211
<b>Практическая работа 4. Решение экспериментальных задач</b> .....	214
§ 52. Окислительно-восстановительные реакции вокруг нас .....	216
<b>Предметный указатель</b> .....	221
<b>Ответы</b> .....	224
<i>Приложение 1</i> .....	228
<i>Приложение 2</i> .....	229

## КАК РАБОТАТЬ С УЧЕБНЫМ ПОСОБИЕМ

*Дорогие восьмиклассники!* В этом учебном году на уроках химии вы научитесь проводить расчеты по формулам веществ и уравнениям химических реакций, познакомитесь с периодическим законом и системой химических элементов, получите начальное представление о строении атомов и химической связи.

Успешное усвоение учебного материала зависит не только от вашего внимания на уроках, но и от умения пользоваться учебным пособием, самостоятельно работать с ним.

У вас в руках учебное пособие «Химия». Полистайте его, ознакомьтесь с содержанием. Весь материал учебного пособия разделен на главы и параграфы. Приведенные в них многочисленные рисунки, схемы и таблицы помогут вам нагляднее представить то, о чем идет речь в тексте учебного пособия.

В тексте параграфов определения понятий, которые нужно запомнить, выделены вертикальной красной линией **I** и **черным полужирным курсивом**, химические формулы, символы и уравнения реакций — **жирным шрифтом**. Понятия, которые понадобятся вам для понимания и объяснения изучаемого материала, отмечены **синим цветом**, их определения выделены **курсивом**. Правила обозначены вертикальной линией синего цвета **I**.

В конце параграфов имеются выводы, приведенные на цветном фоне.

Вопросы и задания в конце параграфа предназначены для закрепления изученного материала. Ответы на все расчетные задачи вы найдете в конце учебного пособия.

Не забывайте пользоваться предметным указателем. С его помощью вам будет легче найти материал, который следует изучить или повторить.

В *Приложениях 1–2* размещены материалы, которые расширят ваши представления о способах решения задач по химии.

В учебном пособии вы встретите следующие условные обозначения:

 — для любознательных;



— домашний эксперимент.

Дополнительные материалы к учебному пособию можно найти на сайте <http://eior.by> (Единый информационно-образовательный ресурс), выбрав в меню «8 класс» → «Химия», а также отсканировав QR-код.



Помните! Приобретенные знания пригодятся вам не только для успешного изучения химии в старших классах, но и в повседневной жизни, в будущей трудовой деятельности.

*Желаем вам успехов!*

# Глава 1

## Основные характеристики вещества



В первой главе вы вспомните основные понятия химии, а также познакомитесь с новыми — химическим количеством, молярной массой и молярным объемом. Узнаете смысл некоторых постоянных, с помощью которых вы сможете проводить самые разнообразные количественные расчеты по химии

## § 1. Атом, химический элемент, молекула. Простые и сложные вещества

Все окружающие нас физические тела состоят из веществ. А из чего же состоят сами вещества? Что изменяется, а что остается неизменным при превращении одних веществ в другие?

Из курса химии 7-го класса вы уже знаете, что существуют очень маленькие частицы, которые в процессе химических превращений не разрушаются и не возникают вновь, а лишь переходят из одних веществ в другие. Такие *мельчайшие, химически неделимые частицы называют атомами*.

Определенный вид атомов называют **химическим элементом**. В настоящее время известно 118 химических элементов, каждый из которых имеет свое собственное название, а также условное обозначение — химический символ (знак). Названия и символы всех известных химических элементов приведены на форзаце 1 учебного пособия в периодической системе химических элементов.

Отдельные атомы могут объединяться между собой, образуя **молекулы** — *наименьшие частицы вещества, способные существовать самостоятельно и сохраняющие его химические свойства*.

Молекулы таких веществ, как кислород  $O_2$ , водород  $H_2$ , азот  $N_2$ , состоят из двух атомов. Молекула белого фосфора  $P_4$  содержит четыре атома, а серы  $S_8$  — восемь.



Известно очень много веществ, которые имеют немолекулярное строение. Они представляют собой твердые кристаллические вещества, построенные не из молекул, а из атомов. Это, например, простые вещества железо, графит, алмаз.



Железо



Графит



Алмаз

Вещества, состоящие из атомов одного вида, называются **простыми веществами**, например кислород  $O_2$ , белый фосфор  $P_4$ , азот  $N_2$ , медь  $Cu$ , железо  $Fe$ .

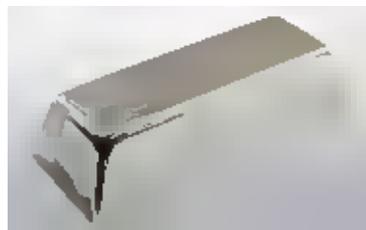
Простые вещества делятся на металлы (например, медь  $Cu$ , серебро  $Ag$ ) и неметаллы (например, кремний  $Si$ , сера  $S$ ) (рис. 1).

Если *вещество состоит из атомов разных химических элементов, то его называют **сложным веществом***.

Из известных в настоящее время веществ подавляющее большинство являются сложными. Сложные вещества делятся на неорганические (например, вода  $H_2O$ , хлорид натрия  $NaCl$ , серная кислота  $H_2SO_4$ ) и органические (например, глюкоза, лимонная кислота, аспирин).

Как вам известно, каждое вещество обладает определенным качественным и количественным составом, который химики выражают с помощью химических формул (например, азотная кислота  $HNO_3$ , азот  $N_2$ , карбонат кальция  $CaCO_3$ , оксид серы(VI)  $SO_3$ , железо  $Fe$ ).

Качественный состав веществ выражается с помощью символов химических элементов, а количественный — с помощью индексов, которые записываются справа и ниже символа элемента. Например, формула простого вещества кислорода  $O_2$  (читается «о-два») показывает его качественный состав (состоит только из атомов кислорода) и количественный состав (молекула состоит из двух атомов кислорода). Формула сложного вещества метана  $CH_4$  («це-аш-четыре») показывает, что оно состоит из атомов углерода и водорода (качественный состав), а его



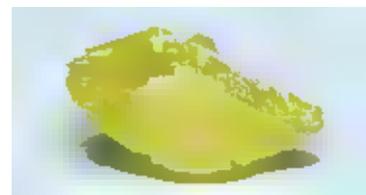
Серебро



Медь



Кремний



Сера

Рис. 1. Простые вещества металлы и неметаллы

молекула состоит из пяти атомов — одного атома углерода и четырех атомов водорода (количественный состав).

Таким образом, **химическая формула** — это условная запись состава вещества с помощью химических символов и индексов.



Для записи формул сложных веществ, кроме химических знаков и индексов, химики условились использовать и другие символы — круглые и квадратные скобки, точку, например:  $\text{K}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ ,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

Порядок записи символов химических элементов в формулах сложных веществ не является случайным. Он определяется принадлежностью этих веществ к определенным классам соединений. Так, например, формулы неорганических кислот начинаются с символа водорода **H**, после чего записываются кислотные остатки **HCl**, **HNO<sub>3</sub>**, **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**.

В формуле любого основания на первом месте указывается символ металла, а потом гидроксогруппы **OH**, например: гидроксид натрия **NaOH**, гидроксид магния **Mg(OH)<sub>2</sub>**, гидроксид железа(III) **Fe(OH)<sub>3</sub>**.

Формулы солей также начинаются с символа металла, после чего записываются кислотные остатки **NaCl**, **K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**, **Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>**.

Как вы уже знаете, атомы или группы атомов соединяются между собой в соответствии с их **валентностью** — численной характеристикой способности атомов данного элемента соединяться с другими атомами.

Валентность I во всех своих соединениях проявляют атомы **H**, атомы щелочных металлов **Li**, **Na**, **K**, а также некоторых других элементов. Валентность атомов **O**, как правило, равна II.

Для правильного составления формул веществ следует знать валентности (их принято записывать с помощью римских цифр над символом химического элемента) входящих в их состав атомов или групп атомов (кислотных остатков и гидроксильных групп).



При этом необходимо соблюдать простое правило: в химической формуле бинарного соединения общее число единиц валентности одного элемента всегда равно общему числу единиц валентности второго элемента. Например, в **Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** общее число единиц валентности двух атомов алюминия равно 6 (2 × III) и общее число единиц валентности трех атомов кислорода также равно 6 (3 × II).

Для более сложных по составу веществ (например, солей кислородсодержащих кислот и оснований) общее число единиц валентности атомов металла должно быть равно общему числу единиц валентности кислотных остатков или групп **ОН**. Например, в  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  общее число единиц валентности кальция равно 6 ( $3 \times \text{II}$ ) и общее число валентностей кислотных остатков  $\text{PO}_4$  также равно 6 ( $2 \times \text{III}$ ).

*Атомы — мельчайшие, химически неделимые частицы.*

*Химический элемент — определенный вид атомов.*

*Молекула — наименьшая частица вещества, способная существовать самостоятельно и сохраняющая его химические свойства.*

*Химическая формула — это условная запись состава вещества с помощью химических символов и индексов.*

*Простые вещества образованы атомами одного химического элемента, а сложные — атомами разных элементов.*

### Вопросы и задания

1. Приведите примеры трех физических тел, которые:
  - а) состоят из одного вещества;
  - б) состоят из нескольких веществ.
2. Расположите следующие объекты в порядке увеличения их размеров: горошина, песчинка, атом кислорода, мячик для настольного тенниса, молекула воды, вишня.
3. Приведите химические знаки и названия химических элементов, имеющих следующее произношение:
  - а) аргентум; б) купрум; в) феррум; г) эн; д) пэ; е) аш.
4. Прочитайте вслух химические знаки следующих химических элементов и назовите их: Cl, H, Na, Ag, Hg, Zn, S, O.
5. Приведите примеры молекул, каждая из которых состоит из:
  - а) двух атомов; б) трех атомов; в) четырех атомов.
6. Выпишите из приведенного списка по отдельности формулы простых и сложных веществ и назовите их:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{O}_2$ , Cu, NaCl,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{O}_3$ , NaOH, CuO.
7. Укажите валентность атомов каждого химического элемента в соединениях:
  - а)  $\text{SO}_3$ ; б)  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ; в)  $\text{MgCl}_2$ ; г)  $\text{Na}_2\text{O}$ ; д)  $\text{P}_2\text{O}_5$ ; е) KCl.
8. Составьте формулы бинарных соединений, в состав которых входят атомы с указанной валентностью: а) S(IV) и O(II); б) Al(III) и S(II); в) Zn(II) и Cl(I); г) Fe(III) и O(II); д) P(V) и O(II).

## § 2. Относительная атомная масса. Относительная молекулярная масса

Атомы, являющиеся мельчайшими химически неделимыми частицами, имеют очень маленькую массу. Например, масса самого легкого атома (водорода **H**) составляет 0,0000000000000000000000000000001661 кг (или  $1,661 \cdot 10^{-27}$  кг), а масса самого тяжелого атома (оганесона **Og**) примерно в 300 раз больше. Пользоваться такими величинами масс при проведении химических расчетов очень неудобно.

Химики еще в начале XIX в. стали выражать массу атомов не в килограммах или граммах, а в специальных относительных единицах.



В детском мультфильме «38 попугаев» слоненок, мартышка и попугай задумали измерить рост (т. е. фактически длину) удава, но не знали, как это сделать. Очевидно, что рулетки у них не было, да и основ измерений физических величин они не знали. Идею подсказал попугай — измерять длину «в попугаях». Длина удава оказалась равной 38 попугаям и еще полкрылышка. Это не что иное, как пример использования относительных единиц для измерения физической величины (в данном случае — длины).

В качестве такой единицы в настоящее время используют  $\frac{1}{12}$  часть массы атома углерода.

Каждый химический элемент характеризуется физической величиной, которую называют *относительной атомной массой* и обозначают символом  $A_r$ .

**Относительная атомная масса ( $A_r$ )** — это физическая величина, которая показывает, во сколько раз масса атома данного химического элемента больше  $\frac{1}{12}$  части массы атома углерода.

Значения относительных атомных масс приведены на форзаце 1 учебного пособия в периодической системе химических элементов. При проведении химических расчетов мы будем пользоваться значениями этих величин, округленными до целых (кроме хлора Cl). Например, относительные атомные массы водорода (1,00794), кислорода (15,9994) и железа (55,845) будем принимать равными соответственно 1, 16 и 56. Что касается относительной атомной массы хлора, равной 35,453, то при расчетах будем округлять ее до значения 35,5.

6 <b>C</b> УГЛЕРОД 12,011
------------------------------------

С помощью величины  $A_r$  можно легко сравнивать массы атомов между собой. Например, атом кислорода в 16 раз тяжелее атома водорода:

$$\frac{A_r(\text{O})}{A_r(\text{H})} = \frac{16}{1} = 16,$$

а атом серы в 2 раза тяжелее атома кислорода:

$$\frac{A_r(\text{S})}{A_r(\text{O})} = \frac{32}{16} = 2.$$

Молекулы, как и атомы, имеют очень маленькую массу, величину которой использовать при химических расчетах неудобно. Вместо нее при расчетах обычно используется физическая величина, называемая *относительной молекулярной массой*, которая обозначается  $M_r$ .

**Относительная молекулярная масса ( $M_r$ )** — это физическая величина, которая показывает, во сколько раз масса одной молекулы вещества больше  $\frac{1}{12}$  части массы атома углерода.

Величину  $M_r$  можно рассчитать как сумму величин  $A_r$  всех атомов с учетом их числа в молекуле. Например, молекула серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  состоит из 7 атомов — 2 атомов водорода **H**, 1 атома серы **S** и 4 атомов кислорода **O**, поэтому:

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

#### Массовая доля атомов химического элемента в сложном веществе

Исходя из химической формулы сложного вещества, в нем можно рассчитать массовую долю атомов каждого химического элемента.

**Массовая доля ( $w$ ) атомов химического элемента в веществе** показывает, какая часть относительной молекулярной массы вещества приходится на атомы данного элемента.

В общем виде формулу для расчета массовой доли атомов элемента **A** в сложном веществе  $\text{A}_x\text{B}_y$  можно представить следующим образом:

$$w(\text{A}) = \frac{A_r(\text{A}) \cdot x}{M_r(\text{A}_x\text{B}_y)},$$

где  $w$  («дабл-ю») — массовая доля элемента **A**;

$A_r(\text{A})$  — относительная атомная масса элемента **A**;

$x, y$  — числа атомов элементов **A** и **B** в формуле вещества;

$M_r(\text{A}_x\text{B}_y)$  — относительная молекулярная масса вещества  $\text{A}_x\text{B}_y$ .

Массовую долю выражают в долях единицы, например 0,07; 0,26. Значение массовой доли можно выразить и в процентах. Для этого значение в долях нужно умножить на 100, например  $w(O) = 0,26$ , или 26 %.

**Пример.** Определите массовые доли элементов в фосфорной кислоте  $H_3PO_4$ .

Дано:  $H_3PO_4$

$w(H) — ?$

$w(P) — ?$

$w(O) — ?$

Решение

1. Вычислим относительную молекулярную массу  $H_3PO_4$ :

$$M_r(H_3PO_4) = 3 \cdot A_r(H) + 1 \cdot A_r(P) + 4 \cdot A_r(O) = 3 \cdot 1 + 1 \cdot 31 + 4 \cdot 16 = 98.$$

2. Рассчитаем массовые доли атомов каждого элемента:

$$w(H) = \frac{3 \cdot A_r(H)}{M_r(H_3PO_4)} = \frac{3}{98} = 0,031, \text{ или } 3,1 \%;$$

$$w(P) = \frac{1 \cdot A_r(P)}{M_r(H_3PO_4)} = \frac{31}{98} = 0,316, \text{ или } 31,6 \%;$$

$$w(O) = \frac{4 \cdot A_r(O)}{M_r(H_3PO_4)} = \frac{64}{98} = 0,653, \text{ или } 65,3 \%.$$

Ответ:  $w(H) = 3,1 \%$ ;  $w(P) = 31,6 \%$ ;  $w(O) = 65,3 \%$ .

Обратите внимание на то, что  $w(H) + w(P) + w(O) = 1$ , или 100 %.

Масса любого сложного вещества равна сумме масс входящих в его состав атомов. Очевидно, что общая масса атомов каждого элемента составляет определенную долю от общей массы всего вещества или, другими словами, определенную массовую долю. Она показывает, какую часть от общей массы вещества составляет масса атомов данного элемента.

*Относительная атомная масса ( $A_r$ ) — это физическая величина, которая показывает, во сколько раз масса атома данного химического элемента больше  $\frac{1}{12}$  части массы атома углерода.*

*Относительная молекулярная масса ( $M_r$ ) — это физическая величина, которая показывает, во сколько раз масса одной молекулы вещества больше  $\frac{1}{12}$  части массы атома углерода.*

*Массовая доля ( $w$ ) атомов химического элемента в веществе показывает, какая часть относительной молекулярной массы вещества приходится на атомы данного элемента.*

### Вопросы и задания

1. Назовите химический элемент, атом которого имеет наименьшую массу.
2. Почему химики при проведении расчетов используют относительные атомные и относительные молекулярные массы?
3. Приведите пример измерения чего-либо в относительных единицах.
4. Что принято в настоящее время в качестве относительной единицы массы для измерения масс атомов?
5. Какая молекула имеет бóльшую массу —  $\text{HNO}_3$  или  $\text{H}_3\text{PO}_4$  — и во сколько раз?
6. Вычислите относительную молекулярную массу следующих веществ:  $\text{P}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .
7. Масса атома какого химического элемента в 32 раза больше  $\frac{1}{12}$  части массы атома углерода?
8. Чему равны массовые доли азота в следующих веществах:  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ? В каком из этих веществ массовая доля азота наименьшая?
9. В Столбцовском районе Минской области расположено Околовское месторождение железной руды. В ней содержатся минералы магнетит  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  и гематит  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , из которых в промышленности получают железо. В каком из этих веществ массовая доля железа наибольшая?

### Готовимся к олимпиадам

Известно, что масса атома углерода равна  $1,993 \cdot 10^{-26}$  кг, следовательно,  $\frac{1}{12}$  часть этой массы равна  $\frac{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{12} = 1,661 \cdot 10^{-27}$  кг.

Поскольку масса атома кислорода равна  $26,58 \cdot 10^{-27}$  кг, его относительная атомная масса  $A_r(\text{O})$  составляет:

$$A_r(\text{O}) = \frac{m_a(\text{O})}{\frac{1}{12} m_a(\text{C})} = \frac{26,58 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,661 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 16.$$

Исходя из того, что масса молекулы серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  составляет  $162,8 \cdot 10^{-27}$  кг, ее относительная молекулярная масса равна:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{162,8 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,661 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 98.$$

1. Вычислите массу: а) одного атома золота; б) трех атомов брома; в) семи атомов свинца; г) одной молекулы фосфорной кислоты; д) пяти молекул глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

### § 3. Химические реакции

В окружающем нас мире одни вещества превращаются в другие. Это происходит не только в химических лабораториях или на промышленных предприятиях, но и в недрах Земли, на ее поверхности, в океанах, в атмосфере. *Процессы превращения одних веществ в другие называют химическими реакциями.* В ходе химических реакций одни вещества разрушаются, другие — образуются, но атомы, из которых они построены, не изменяются.

Изучение химических превращений, условий их протекания, состава и свойств веществ — основная задача химии, одной из важнейших областей науки и практической деятельности человека.

Отличить химические реакции от других процессов можно по ряду характерных признаков: изменению цвета, выделению газа, образованию или исчезновению осадка, излучению света, выделению теплоты и появлению запаха (рис. 2).

Суть любой химической реакции отображается условной записью, которая называется **уравнением химической реакции** или просто **химическим уравнением**. Условной она называется потому, что химики договорились (условились) при записи уравнений использовать определенные символы — формулы веществ, знаки «+» и «=», стрелки вверх «↑» (для обозначения газов) и вниз «↓» (для обозначения осадков нерастворимых веществ), например:

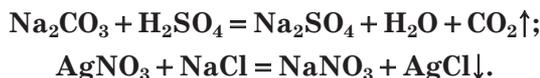
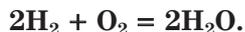


Рис. 2. Признаки химических реакций: 1 — выделение газа; 2 — излучение света и выделение теплоты; 3 — образование осадка; 4 — изменение цвета

Часто используются и некоторые другие символы:  $t$  — нагревание,  $p$  — повышенное давление,  $\zeta$  — электрический ток,  $h\nu$  — облучение, свет.

Уравнение химической реакции подобно математическому уравнению и состоит из двух частей (левой и правой), соединенных знаком равенства. В левой части уравнения записываются формулы веществ, вступающих в реакцию (реагентов), а в правой — формулы образующихся веществ (продуктов), соединенные знаком «+». Например, уравнение реакции горения водорода в кислороде имеет вид:



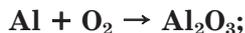
Из этого уравнения следует, что две молекулы водорода реагируют с одной молекулой кислорода с образованием двух молекул воды. Числа, стоящие в химическом уравнении перед формулами веществ, называют **коэффициентами**. Коэффициент 1 в уравнениях реакций обычно не записывается.

Для составления уравнений химических реакций необходимо соблюдать следующий порядок действий:

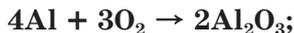
- а) составить схему реакции. В ее левой части нужно записать формулы исходных веществ и соединить их знаком «+», в правой части — формулы продуктов реакции, которые также соединить знаком «+». Затем между левой и правой частями схемы нужно поставить стрелку «→»;
- б) перед формулами веществ расставить коэффициенты, т. е. уравнивать числа атомов каждого химического элемента в обеих частях схемы;
- в) заменить в схеме реакции стрелку на знак равенства «=».

**Пример 1.** В результате взаимодействия алюминия с кислородом образуется оксид алюминия. Составьте соответствующее уравнение реакции.

- а) Составим схему реакции:



- б) расставим коэффициенты:



- в) заменим в схеме реакции стрелку на знак равно «=»:



**Пример 2.** Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

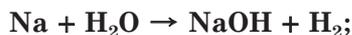


Укажем над стрелками номера превращений:

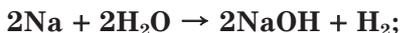


### Превращение 1:

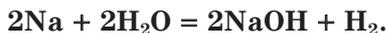
а) составим схему реакции:



б) расставим коэффициенты:

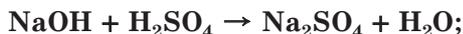


в) заменим в схеме реакции стрелку на знак равно «=»:

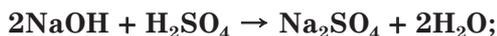


### Превращение 2:

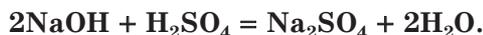
а) составим схему реакции:



б) расставим коэффициенты:



в) заменим в схеме реакции стрелку на знак равно «=»:



Вещества реагируют друг с другом в результате соприкосновения их частиц. Для выполнения этого условия твердые вещества предварительно измельчают, а смеси реагирующих веществ перемешивают. Протеканию реакций способствуют также нагревание, повышение давления, облучение светом, использование катализаторов.



Некоторые химические реакции названы именами ученых, которые их открыли. Это, например, реакция Н. А. Прилежаева. Николай Александрович Прилежаев (1877–1944) являлся одним из организаторов химического факультета БГУ, возглавлял Институт химии АН БССР. Он был основателем белорусской школы химиков-органиков.

*Химические реакции — это превращения одних веществ в другие.  
Химическое уравнение — условная запись химической реакции.*

### Вопросы и задания

1. Укажите, в каких случаях протекает химическая реакция, и поясните, почему:
  - а) образование опилок при распиле древесины;
  - б) горение бенгальского огня;
  - в) почернение серебряной цепочки со временем.
2. Приведите три примера процессов из повседневной жизни, в ходе которых протекают химические реакции.
3. Как называются и что показывают числа, которые стоят перед формулами веществ в уравнениях химических реакций?
4. Чем схема химической реакции отличается от уравнения химической реакции? Запишите по одному примеру схемы и уравнения химической реакции.
5. Расставьте коэффициенты в следующих схемах химических реакций:
  - а)  $\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3$ ;
  - б)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - в)  $\text{HgO} \rightarrow \text{Hg} + \text{O}_2$ ;
  - г)  $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$ ;
  - д)  $\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - е)  $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ .
6. Составьте уравнение реакции алюминия с серной кислотой, в результате которой образуется сульфат алюминия и выделяется водород.
7. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
  - а)  $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2$ ;
  - б)  $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ .

### Готовимся к олимпиадам

1. Масса десяти молекул вещества равна  $2,99 \cdot 10^{-22}$  г. Рассчитайте относительную молекулярную массу этого вещества.

## § 4. Типы химических реакций

Изучая химию в 7-м классе, вы познакомились с различными реакциями, характеризующими химические свойства кислорода, водорода, воды, а также кислот и оснований. Давайте вспомним, как в ходе этих реакций изменялись состав и число исходных веществ.

Реакции, в которых из одного исходного вещества (обязательно сложного) образуются несколько новых (простых или сложных) веществ, относят к **реакциям разложения**, например (рис. 3):

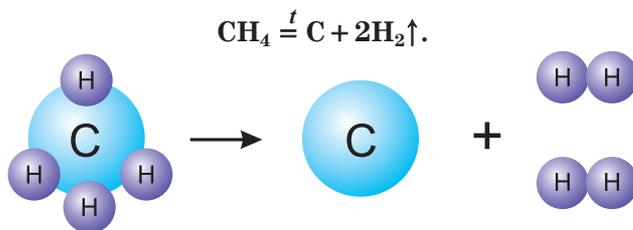


Рис. 3. Модель реакции разложения

В результате этой реакции разложения из одного сложного вещества метана  $\text{CH}_4$  образуются два простых вещества — углерод и водород.

Продуктами реакций разложения могут быть также и сложные вещества. Примером такой реакции является образование оксида кальция  $\text{CaO}$  и оксида углерода(IV) в результате прокалывания карбоната кальция  $\text{CaCO}_3$ :



К **реакциям соединения** относят реакции, в которых из нескольких веществ (простых или сложных) образуется только одно (обязательно сложное) вещество, например (рис. 4):

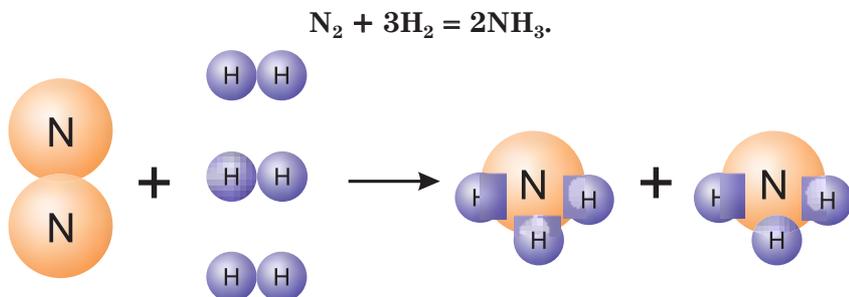


Рис. 4. Модель реакции соединения

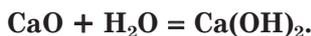
К реакциям соединения относится также взаимодействие кислорода с простыми веществами с образованием оксидов, с которыми вы познакомились в 7-м классе.

В реакции соединения вступают и сложные вещества. Например, вода соединяется с оксидом углерода(IV) с образованием угольной кислоты:



Этим объясняется кисловатый привкус газированной воды, которую получают, насыщая воду углекислым газом.

Другой пример таких реакций — соединение оксида кальция с водой:



При этом оксид кальция  $\text{CaO}$  превращается в гидроксид кальция — важный строительный материал.

Реакции, в ходе которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе, относят к **реакциям замещения**. В таких реакциях реагентами являются одно простое и одно сложное вещества, а продуктами — новое простое и новое сложное вещества, например (рис. 5):

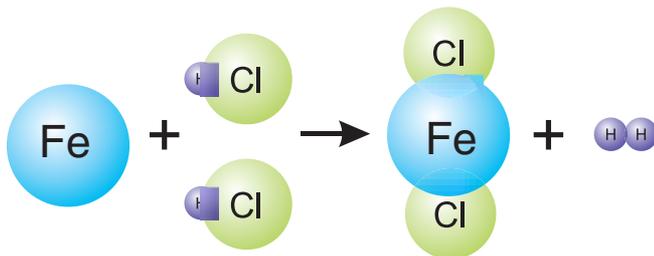
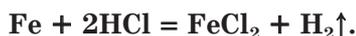
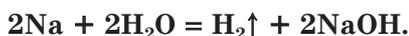


Рис. 5. Модель реакции замещения

В ходе этой реакции атомы простого вещества железа  $\text{Fe}$  замещают атомы водорода  $\text{H}$  в сложном веществе  $\text{HCl}$ . Продуктами реакции являются новое простое вещество водород  $\text{H}_2$  и новое сложное вещество — соль  $\text{FeCl}_2$  — хлорид железа(II).

Примерами реакций замещения являются также реакции активных металлов, например натрия с водой:



При этом атомы простого вещества натрия  $\text{Na}$  замещают в молекулах воды атомы водорода  $\text{H}$ , в результате чего образуются новое простое вещество водород  $\text{H}_2$  и новое сложное вещество — гидроксид натрия  $\text{NaOH}$ .

К очень важным реакциям замещения относится уже знакомая вам реакция водорода с оксидами металлов, например с оксидом меди(II):



Такие реакции позволяют получать некоторые металлы из их оксидов.

Если в ходе химической реакции сложные вещества обмениваются своими составными частями, то такие реакции относят к **реакциям обмена**, например (рис. 6):

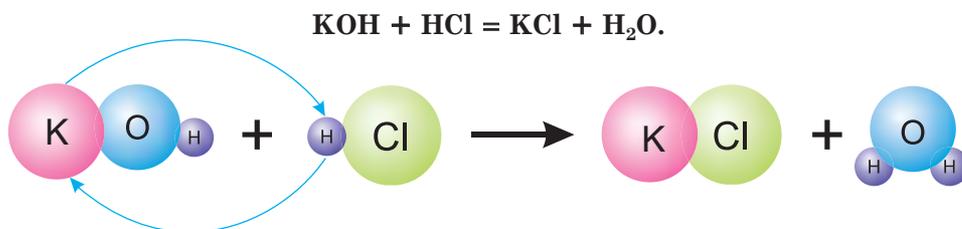


Рис. 6. Модель реакции обмена

Вспомним, что такая реакция между основанием и кислотой с образованием соли и воды в химии называется **реакцией нейтрализации**.

К реакциям обмена относится также взаимодействие солей с кислотами или с основаниями, реакции солей друг с другом. Подробнее эти процессы будут рассмотрены в одной из следующих глав.

При дальнейшем изучении химии вы познакомитесь и с другими типами химических реакций.

*В зависимости от числа и состава исходных веществ и конечных веществ различают четыре типа реакций: соединения, разложения, замещения и обмена.*

### Вопросы и задания

1. Назовите две химические реакции, которые происходят в природе, и попробуйте определить их тип.
2. Полистайте ваше учебное пособие и попробуйте найти в других параграфах примеры уравнений реакций:
  - а) соединения; б) разложения; в) замещения; г) обмена.
3. Составьте уравнения химических реакций между приведенными веществами и укажите тип каждой из них:
  - а) цинком и соляной кислотой; б) серой и кислородом; в) гидроксидом калия и серной кислотой.

4. Расставьте коэффициенты в следующих схемах химических реакций, укажите их тип:
- а)  $P + Cl_2 \rightarrow PCl_5$ ;                      в)  $Al + CuCl_2 \rightarrow Cu \downarrow + AlCl_3$ ;  
б)  $Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + H_2O$ ;        г)  $MgSO_4 + KOH \rightarrow Mg(OH)_2 \downarrow + K_2SO_4$ .
5. Замените знаки вопросов на формулы необходимых веществ и расставьте коэффициенты в полученных схемах химических реакций, для каждой реакции укажите ее тип:
- а)  $? + O_2 \rightarrow H_2O$ ;                      в)  $Zn + ? \rightarrow ZnSO_4 + H_2 \uparrow$ ;  
б)  $Cu + O_2 \rightarrow ?$ ;                        г)  $Fe_2O_3 + H_2 \rightarrow Fe + ?$ .
6. Укажите продукты реакций следующих веществ и составьте соответствующие уравнения химических реакций:
- а)  $H_2SO_4 + Fe \rightarrow$ ;                      г)  $K_2O + H_2O \rightarrow$ ;  
б)  $HCl + Ca(OH)_2 \rightarrow$ ;                д)  $C + O_2 \rightarrow$ ;  
в)  $CuO + H_2 \rightarrow$ ;                        е)  $NaOH + HNO_3 \rightarrow$ .
7. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
- а)  $Ca \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2$ ;            б)  $HCl \rightarrow H_2 \rightarrow H_2O$ .

### Готовимся к олимпиадам

1. В газообразной смеси кислорода и азота их объемные доли были одинаковыми. К порции этой смеси объемом  $240 \text{ дм}^3$  (н. у.) добавили углекислый газ объемом  $100 \text{ дм}^3$  (н. у.). Во сколько раз уменьшилась объемная доля кислорода в полученной смеси?

## § 5. Химическое количество вещества

В химических лабораториях или на химических предприятиях мы имеем дело не с отдельными атомами и молекулами, из которых состоят вещества, а с порциями этих веществ. Их массы составляют от нескольких граммов до нескольких тонн.

Если необходимо взять порцию твердого вещества определенной массы, то для этого можно использовать весы (рис. 7). Если вещество жидкое, то его определенную порцию удобно



Рис. 7. Взвешивание



Мензурка

Мерный цилиндр

Мерная колба

Рис. 8. Мерная посуда

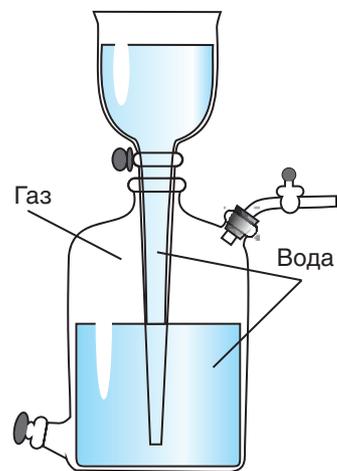


Рис. 9. Газометр

отмерить с помощью мензурки, мерного цилиндра или мерной колбы (рис. 8). Для того чтобы взять порцию газообразного вещества определенного объема, применяют специальные мерные емкости — газометры (рис. 9). Следовательно, **объем** и **масса** — это величины, характеризующие данную порцию вещества.

В химии для характеристики порции вещества, кроме его массы и объема, используют особую величину — **количество вещества (химическое количество вещества)**. Эта физическая величина является одной из семи основных величин Международной системы единиц (СИ).

**Химическое количество вещества — физическая величина, пропорциональная числу частиц (атомов или молекул), содержащихся в данной порции вещества.**

Каждую физическую величину обозначают символом, принятым в Международной системе единиц. Например, массу обозначают символом  $m$ , объем —  $V$ . Для обозначения химического количества вещества принят символ  $n$ .

При записи химического количества вещества его химическая формула указывается в круглых скобках после символа  $n$ . Например, запись  $n(\text{H}_2\text{O})$  означает, что нас интересует химическое количество молекул воды в некоторой порции, а  $n(\text{Fe})$  — химическое количество атомов железа в порции (навеске) этого металла.

Каждая из основных физических величин имеет свою единицу. Например, единица длины — *метр* (сокращенно м), массы — *килограмм* (кг), времени — *секунда* (с). Единицей химического количества вещества является *моль*.



Однокоренные термины «молекула» и «моль» произошли от одного и того же латинского слова «*moles*». Оно имеет, по крайней мере, два значения — «*масса*» или «*кучка*». От этого слова произошли два термина: молекула — «*маленькая масса*» и моль — «*большая масса*». Автором термина «моль» является известный немецкий химик и физик Вильгельм Оствальд.

### Моль — единица химического количества вещества

Как уже было сказано, химическое количество вещества пропорционально числу содержащихся в нем частиц (атомов или молекул). Если число частиц в порции вещества составляет  $6,02 \cdot 10^{23}$ , его химическое количество равно 1 моль.

**1 моль — порция вещества, которая содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  частиц (атомов или молекул).**

Сокращенное обозначение единицы химического количества записывается так же, как и полное, — «моль». Поэтому если слово «моль» стоит после числа, то оно не склоняется, так же, как и другие сокращенные единицы величин: 3 кг, 5 дм<sup>3</sup>, 8 моль. При чтении вслух и при записи числительного буквами слово «*моль*» изменяется: три килограмма, пять литров, восемь молей.

### Постоянная Авогадро

Установлено, что в порции любого вещества X химическим количеством 1 моль содержится  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомов или молекул. Например, если такие вещества, как медь и графит, состоят из атомов, то в их порциях, равных 1 моль, содержится по  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомов. Если же вещества состоят из молекул, например вода H<sub>2</sub>O, углекислый газ CO<sub>2</sub>, глюкоза C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>, то их порции химическим количеством 1 моль содержат по  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул.

Химическое количество вещества  $n(X)$  всегда пропорционально числу содержащихся в нем частиц  $N(X)$ . Если, например, число частиц вещества увеличить в 2 раза, то во столько же раз увеличится его химическое количество. Отсюда следует, что *отношение числа частиц  $N(X)$*

в порции вещества к его химическому количеству  $n(X)$  есть величина постоянная. Она обозначается  $N_A$  и называется **постоянной Авогадро**. Это одна из важнейших универсальных констант в естествознании:

$$N_A = \frac{N(X)}{n(X)} = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Единица в числителе дроби ( $\frac{1}{\text{моль}}$ ) фактически означает атом или молекулу вещества.

Используя постоянную Авогадро и химическое количество вещества, можно рассчитать число содержащихся в нем частиц (атомов или молекул):

$$N(X) = n(X) \cdot N_A.$$

Например, в порции воды химическим количеством 5 моль число молекул  $\text{H}_2\text{O}$  равно:

$$N(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2\text{O}) \cdot N_A = 5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} = 3,01 \cdot 10^{24}.$$

И наоборот, зная число частиц  $N(X)$  вещества в любой его порции, мы можем рассчитать химическое количество  $n(X)$  вещества в ней:

$$n(X) = \frac{N(X)}{N_A}.$$

Например, химическое количество серной кислоты в ее порции, содержащей  $3,01 \cdot 10^{23}$  молекул  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , равно:

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{N(\text{H}_2\text{SO}_4)}{N_A} = \frac{3,01 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 0,5 \text{ моль}.$$

Если известно химическое количество молекул вещества, можно рассчитать общее химическое количество содержащихся в нем атомов.

**Пример.** В порции азотной кислоты  $\text{HNO}_3$  химическое количество ее молекул равно 0,7 моль. Рассчитайте общее химическое количество атомов всех элементов в этой порции кислоты.

Решение

1) Найдем, как связано соотношение числа атомов и числа молекул, в которых они содержатся, с соотношением химических количеств этих частиц. Для этого сначала выразим число атомов и число образованных ими молекул через их химические количества:

$$N(\text{атомов}) = n(\text{атомов}) \cdot N_A; \quad N(\text{молекул}) = n(\text{молекул}) \cdot N_A.$$

Запишем соотношение числа атомов и числа молекул:

$$\frac{N(\text{атомов})}{N(\text{молекул})} = \frac{n(\text{атомов}) \cdot N_A}{n(\text{молекул}) \cdot N_A} = \frac{n(\text{атомов})}{n(\text{молекул})}.$$

Из этого выражения видно, что числа атомов и образованных ими молекул соотносятся так же, как химические количества этих частиц. Другими словами, во сколько раз число атомов больше числа образованных ими молекул, во столько же раз химическое количество атомов больше химического количества молекул, в которых они содержатся.

2) Рассчитаем общее химическое количество атомов всех элементов в указанной порции азотной кислоты. Из формулы  $\text{HNO}_3$  видно, что в одной молекуле этого вещества содержится 5 атомов, т. е. в азотной кислоте общее число атомов в 5 раз больше числа молекул. Следовательно, в этом веществе общее химическое количество атомов **H**, **N** и **O** в 5 раз больше химического количества молекул:

$$n_{\text{общ.}} (\text{атомов}) = 5 \cdot n(\text{молекул}) = 5 \cdot 0,7 \text{ моль} = 3,5 \text{ моль}.$$

*Химическое количество вещества — физическая величина, пропорциональная числу частиц (атомов или молекул), содержащихся в данной порции вещества.*

*1 моль — порция вещества, которая содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  частиц (атомов или молекул).*

*Отношение числа частиц в любой порции вещества к его химическому количеству — величина постоянная и равная  $6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ . Она называется постоянной Авогадро и обозначается  $N_A$ .*

### Вопросы и задания

1. Назовите любые три физические величины и соответствующие им единицы. Что является единицей химического количества вещества?
2. Что означают следующие записи:  
а)  $m(\text{CuO})$ ; б)  $V(\text{N}_2)$ ; в)  $n(\text{HCl})$ ?
3. Укажите численное значение и единицу постоянной Авогадро.
4. Имеются три порции веществ: первая содержит 1 моль воды, вторая — 1 моль кислорода, а третья — 1 моль водорода. Что общего у этих трех порций и чем они различаются?
5. Как изменится химическое количество вещества в порции, если число его молекул увеличить в 5 раз?
6. Рассчитайте относительную молекулярную массу: а) оксида серы(VI); б) метана; в) угольной кислоты; г) озона.
7. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



8. В порции фосфорной кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_4$  химическое количество ее молекул равно 1,25 моль. Рассчитайте общее химическое количество атомов всех элементов в этой порции кислоты.
9. В некоторой порции серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  общее химическое количество всех атомов, содержащихся в ее молекулах, равно 28,7 моль. Чему равно химическое количество атомов кислорода в этой порции?

### Готовимся к олимпиадам

1. В неизвестном веществе массовые доли натрия, серы и кислорода равны соответственно 36,5 %, 25,4 % и 38,1 %. Определите химическую формулу этого вещества.

## § 6. Молярная масса. Молярный объем газов

Если химическое количество одного и того же вещества в двух его порциях одинаково, то одинаковым является и число содержащихся в них частиц (атомов или молекул). Из этого следует, что эти порции имеют также и одинаковую массу, поскольку состоят из одинакового числа одних и тех же частиц.

Будет ли это справедливым в том случае, если вещества будут разные, а их химическое количество в каждой порции по-прежнему будет одинаковым?

### Молярная масса

Из предыдущего параграфа вам известно, что при увеличении числа частиц в порции вещества, например в 3 раза, его химическое количество увеличивается во столько же раз. А что произойдет с массой порции при таком увеличении? Поскольку число частиц в порции увеличилось в 3 раза, то и ее масса также станет в три раза больше. Отсюда следует, что отношение массы порции вещества к его химическому количеству также есть некоторая постоянная для данного вещества величина. Эта величина получила название **молярная масса** вещества и обозначается символом ***M***.

**Молярная масса вещества — это величина, равная отношению массы любой порции этого вещества к его химическому количеству.**

Для любой порции вещества **X** массой  $m(\text{X})$ , в которой химическое количество вещества равно  $n(\text{X})$ , можем записать:

$$M(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{n(\text{X})}.$$

Единицей массы в Международной системе единиц (СИ) является кг, а химического количества — моль. Поэтому основной единицей молярной массы в СИ является  $\frac{\text{кг}}{\text{моль}}$ . Химики чаще пользуются единицей  $\frac{\text{г}}{\text{моль}}$ , которая в 1000 раз меньше основной ( $1 \frac{\text{кг}}{\text{моль}} = 1 \cdot 10^3 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$ ).

Числовое значение молярной массы, выраженной в г/моль, совпадает с числовым значением относительной атомной или относительной молекулярной массы. Это справедливо для любых веществ — простых и сложных. Например, для простого вещества углерода:  $A_r(\text{C}) = 12$  и  $M(\text{C}) = 12$  г/моль. Для сложного вещества воды:  $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$  и  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$  г/моль. Для оксида натрия  $M_r(\text{Na}_2\text{O}) = 62$  и  $M(\text{Na}_2\text{O}) = 62$  г/моль.

### Молярный объем газов

Отличие газообразных веществ от твердых и жидких заключается в том, что среднее расстояние между частицами в них гораздо больше размеров самих частиц (рис. 10). Поэтому объем газа при неизменных условиях (давление, температура) определяется только числом частиц в его порции и почти не зависит от размера самих частиц газа. Это значит, что если мы возьмем две порции разных газов, содержащих одинаковое число частиц (а следовательно, и одинаковое их химическое количество в каждой порции), то объемы этих порций будут равными.

Если химическое количество газа увеличить, например, в 5 раз, то во столько же раз возрастет и число его молекул. Объем данного газа (при неизменных температуре и давлении) также увеличится в 5 раз. Получается, что отношение объема порции любого газа к

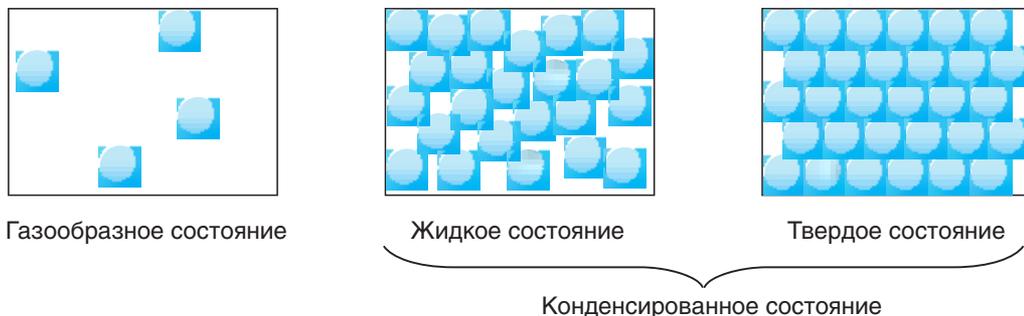


Рис. 10. Схема газообразного и конденсированного состояния веществ

его химическому количеству в этой же порции всегда будет постоянной величиной. Величина этого отношения будет одинакова для любых порций любых газов, однако она зависит от внешних условий. Эта постоянная (при заданных температуре и давлении) величина получила название **молярный объем газа** и обозначается символом  $V_m$ . Если химическую формулу газа обозначить как  $X$ , то для любой его порции химическим количеством  $n(X)$ , занимающей объем  $V(X)$ , можем записать:

$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)}.$$

Эта величина позволяет связать между собой параметры (объем, массу, химическое количество) газов, и мы будем в дальнейшем использовать ее при проведении химических расчетов.

Поскольку объем газа, в отличие от его химического количества, зависит от внешних условий (температуры и давления), величина  $V_m$  также зависит от этих внешних условий. Экспериментально установлено, что при нормальных условиях (кратко н. у.) — температуре  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  и давлении  $101\,325\text{ Па}$  ( $101,325\text{ кПа}$ ) любой газ химическим количеством  $1$  моль занимает объем, равный  $22,4\text{ дм}^3$ . Отсюда следует, что при н. у. **молярный объем** любого газа равен  **$22,4\text{ дм}^3/\text{моль}$** :

$$V_m = \frac{V(X)}{n(X)} = \frac{22,4\text{ дм}^3}{1\text{ моль}} = 22,4\text{ дм}^3/\text{моль}.$$

*Молярная масса вещества ( $M$ ) — это величина, равная отношению массы любой порции этого вещества к его химическому количеству в ней.*

*Молярные массы веществ численно равны их относительным молекулярным массам  $M_r$ .*

*Температура  $0\text{ }^{\circ}\text{C}$  и давление  $101,325\text{ кПа}$  называют нормальными условиями и кратко обозначают н. у.*

*Для любой порции любого газа при заданных условиях (температуре и давлении) отношение объема к химическому количеству газа есть величина постоянная. Она называется молярным объемом газа и обозначается  $V_m$ .*

*При н. у. величина  $V_m$  для любого газа равна  $22,4\text{ дм}^3/\text{моль}$ .*

### Вопросы и задания

1. Какой физический смысл имеет молярная масса вещества?
2. Рассчитайте молярную массу:
  - а) озона  $O_3$ ;
  - б) азота  $N_2$ ;
  - в) фосфорной кислоты  $H_3PO_4$ ;
  - г) оксида алюминия  $Al_2O_3$ .
3. Может ли у разных веществ быть одинаковая молярная масса? Приведите примеры таких веществ.
4. Масса порции некоторого вещества равна 144 г, а химическое количество вещества в ней составляет 0,75 моль. Рассчитайте молярную массу этого вещества.
5. Что такое молярный объем газа? Зависит ли эта величина от внешних условий (температуры и давления)?
6. Какой объем при н. у. занимает кислород химическим количеством 10 моль?
7. ОАО «Крион» (г. Минск) является специализированным предприятием по выпуску продуктов разделения воздуха: кислорода, азота, аргона, а также пищевых и технических газовых смесей. Пищевые газовые смеси используются для увеличения срока годности продуктов. В одной из таких смесей объемом  $432 \text{ дм}^3$  (н. у.) содержатся азот (пищевая добавка E941) объемом  $259,2 \text{ дм}^3$  (н. у.) и углекислый газ (пищевая добавка E290). Во сколько раз в этой смеси объемная доля углекислого газа меньше объемной доли азота?
8. Сера образует два соединения с кислородом — оксид серы(IV) и оксид серы(VI). Рассчитайте, во сколько раз различаются молярные массы указанных веществ.
9. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



### Готовимся к олимпиадам

1. Рассчитайте массу воды, в которой общее число атомов водорода и кислорода равно общему числу атомов в порции фосфора массой 18,6 г.

## § 7. Вычисление химического количества вещества по его массе и массы вещества по его химическому количеству

Для того чтобы количественно охарактеризовать **порцию вещества X**, важно знать либо его массу  $m(X)$ , либо химическое количество  $n(X)$  в этой порции. Для любого вещества с молярной массой  $M(X)$  эти две величины связаны между собой простыми соотношениями:

$$n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}; \quad m(X) = n(X) \cdot M(X).$$

Вы уже знаете, что молярная масса вещества  $M(X)$ , выраженная в г/моль, численно равна относительной молекулярной или относительной атомной массе.

Рассмотрим примеры расчетов, основанных на взаимосвязи химического количества веществ и их массы.

**Пример 1.** В стакане содержится вода массой 250 г. Рассчитайте химическое количество воды в указанной ее порции.

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Решение

1. Для расчета химического количества воды воспользуемся формулой:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})}.$$

2. Рассчитаем относительную молекулярную массу  $\text{H}_2\text{O}$ :

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18.$$

Следовательно, молярная масса  $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$ .

3. Подставим известные величины в формулу и проведем вычисление:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{250 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 13,9 \text{ моль}.$$

Ответ:  $n(\text{H}_2\text{O}) = 13,9 \text{ моль}$ .

**Пример 2.** Для проведения одного из химических анализов используется раствор, в котором химическое количество серной кислоты  $H_2SO_4$  равно 0,25 моль. Рассчитайте массу серной кислоты, которая содержится в этом растворе.

Дано:

$$n(H_2SO_4) = 0,25 \text{ моль}$$

$$m(H_2SO_4) = ?$$

Решение

1. Для расчета массы серной кислоты воспользуемся формулой:

$$m(H_2SO_4) = n(H_2SO_4) \cdot M(H_2SO_4).$$

2. Рассчитаем относительную молекулярную массу  $H_2SO_4$ :

$$M_r(H_2SO_4) = 2 \cdot A_r(H) + A_r(S) + 4 \cdot A_r(O) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98.$$

Следовательно, молярная масса  $M(H_2SO_4) = 98 \text{ г/моль}$ .

3. Подставим известные величины в формулу и проведем вычисление:

$$m(H_2SO_4) = n(H_2SO_4) \cdot M(H_2SO_4) = 0,25 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 24,5 \text{ г}.$$

Ответ:  $m(H_2SO_4) = 24,5 \text{ г}$ .

Расчет химического количества вещества по его массе может понадобиться и в более сложных химических задачах. В этом случае, исходя из данных задачи, сначала следует рассчитать массу вещества, а затем — его химическое количество.

**Пример 3.** Для консервирования овощей в домашнем хозяйстве используется смесь поваренной соли  $NaCl$  и воды. В этой смеси массовая доля  $NaCl$  равна 12,5 %. Рассчитайте химическое количество поваренной соли, содержащейся в смеси для консервирования массой 2,56 кг.

Дано:

$$m(NaCl + H_2O) = 2,56 \text{ кг}$$

$$w(NaCl) = 12,5 \%$$

$$n(NaCl) = ?$$

Решение

1. Из курса химии 7-го класса известно, что массовая доля вещества в смеси равна отношению массы этого вещества к массе смеси:

$$w(NaCl) = \frac{m(NaCl)}{m(NaCl + H_2O)}.$$

2. Выразим из этой формулы массу  $NaCl$ , подставим известные величины из условия задачи и проведем вычисления:

$$m(NaCl) = w(NaCl) \cdot m(NaCl + H_2O) = 0,125 \cdot 2,56 \text{ кг} = 0,32 \text{ кг} = 320 \text{ г}.$$

3. Для расчета химического количества NaCl воспользуемся формулой:

$$n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})}.$$

4. Рассчитаем молярную массу NaCl:

$$M_r(\text{NaCl}) = A_r(\text{Na}) + A_r(\text{Cl}) = 23 + 35,5 = 58,5.$$

Следовательно, молярная масса  $M(\text{NaCl}) = 58,5$  г/моль.

5. Подставим известные величины в формулу и проведем вычисления:

$$n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = \frac{320 \text{ г}}{58,5 \text{ г/моль}} = 5,47 \text{ моль}.$$

Ответ:  $n(\text{NaCl}) = 5,47$  моль.

### Вопросы и задания

- Рассчитайте химическое количество:
  - $\text{H}_2\text{O}$  в навеске массой 14,8 кг;
  - $\text{Na}_2\text{O}$  в навеске массой 280 г;
  - $\text{FeO}$  в навеске массой 850 мг.
- Чему равна масса (г) порции, содержащей:
  - 4,5 моль  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;
  - 1,84 моль  $\text{NaOH}$ ;
  - 0,024 моль  $\text{FeCl}_3$ ;
  - 88 моль  $\text{CaCO}_3$ ?
- Массовая доля азотной кислоты в растворе равна 25 %. Рассчитайте химическое количество азотной кислоты, которая содержится в таком растворе массой 6,3 кг.
- Воздух представляет собой смесь газов, но при проведении некоторых расчетов его удобно представлять одним газом, имеющим относительную молекулярную массу, равную 29. При н. у. в комнате размером 3 м × 4 м × 3 м содержится воздух химическим количеством примерно 1600 моль. Рассчитайте массу воздуха в этой комнате при н. у.
- Какая порция имеет большую массу:
  - 2 моль  $\text{SO}_3$  или 3 моль  $\text{SO}_2$ ;
  - 4 моль  $\text{H}_2\text{O}$  или 3 моль  $\text{CO}_2$ ?
- Чему равна массовая доля азотной кислоты в смеси, содержащей 12 моль воды и 5 моль азотной кислоты?
- В каждый из трех стаканов с чаем добавили по 2 чайные ложки сахара  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . Рассчитайте общее химическое количество сахара, добавленного в чай, приняв, что масса сахара в каждой ложке была равна 3,42 г.

### Готовимся к олимпиадам

1. В крови человека объемом  $1 \text{ дм}^3$  содержится хлорид натрия  $\text{NaCl}$  массой  $9 \text{ г}$ . Приняв, что у взрослого человека объем крови равен  $5 \text{ дм}^3$ , рассчитайте химическое количество хлорида натрия, содержащегося в крови человека.

## § 8. Вычисление химического количества газа по его объему и объема газа по его химическому количеству

К характеристикам порции вещества, кроме массы, химического количества и числа частиц, относится и ее объем. Для твердых или жидких веществ объем их порций, в отличие от газов, практически не зависит от внешних условий (давления и температуры).

Совершенно иная ситуация у веществ, находящихся в газообразном состоянии. Как вы уже знаете (см. § 6), при определенных внешних условиях объем порции газа не зависит от того, какой это газ, а определяется только числом частиц в этой порции. Число частиц, как вы уже знаете, характеризуют с помощью химического количества вещества. Это позволяет рассчитывать химическое количество газа по его объему и объем газа по его химическому количеству:

$$n(\text{X}) = \frac{V(\text{X})}{V_m}; \quad V(\text{X}) = n(\text{X}) \cdot V_m.$$

Рассмотрим конкретные примеры.

**Пример 1.** *Рассчитайте химическое количество метана  $\text{CH}_4$  в его порции объемом  $100 \text{ дм}^3$  (н. у.).*

Дано:

$$V(\text{CH}_4) = 100 \text{ дм}^3$$

$$n(\text{CH}_4) = ?$$

Решение

1. Для расчета химического количества  $\text{CH}_4$  воспользуемся формулой:

$$n(\text{CH}_4) = \frac{V(\text{CH}_4)}{V_m},$$

где  $V_m = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}$  — молярный объем любого газа при н. у.

2. Подставим известные величины в формулу и проведем вычисление:

$$n(\text{CH}_4) = \frac{V(\text{CH}_4)}{V_m} = \frac{100 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 4,46 \text{ моль}.$$

Ответ:  $n(\text{CH}_4) = 4,46 \text{ моль}$ .

Расчет химического количества газа по его объему может понадобиться при вычислении массы порции газа. Это легко сделать, поскольку мы уже знаем (см. § 6), как с помощью химического количества вещества (независимо от его агрегатного состояния) рассчитать массу порции. При расчетах, связанных с воздухом, следует помнить, что средняя молярная масса воздуха при н. у. равна 29 г/моль, а 21 % его объема составляет кислород  $O_2$ , 78 % — азот  $N_2$  и 1 % — остальные газы.

**Пример 2.** Какой объем (н. у.) занимает аммиак  $NH_3$  химическим количеством 0,35 моль?

Дано: $n(NH_3) = 0,35$ моль $V(NH_3) = ?$	Решение 1. Для расчета объема аммиака воспользуемся формулой: $V(NH_3) = n(NH_3) \cdot V_m,$ где $V_m = 22,4$ дм <sup>3</sup> /моль — молярный объем газа при н. у.
---	---

2. Подставим известные величины в формулу и проведем вычисление:

$$V(NH_3) = n(NH_3) \cdot V_m = 0,35 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 7,84 \text{ дм}^3.$$

Ответ:  $V(NH_3) = 7,84$  дм<sup>3</sup>.

**Пример 3.** При полной заправке стандартный стальной баллон содержит кислород объемом 6 м<sup>3</sup> (н. у.). Рассчитайте массу этой порции кислорода.

Дано: $V(O_2) = 6$ м <sup>3</sup> = $= 6 \cdot 10^3$ дм <sup>3</sup> $m(O_2) = ?$	Решение 1. Для расчета массы кислорода нам понадобится сначала вычислить его химическое количество. Для этого воспользуемся формулой: $n(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_m},$
--	--

где  $V_m = 22,4$  дм<sup>3</sup>/моль — молярный объем любого газа при н. у.

2. Подставим известные величины в формулу и проведем вычисление:

$$n(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_m} = \frac{6 \cdot 10^3 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 268 \text{ моль}.$$

3. Массу кислорода рассчитаем по формуле:

$$m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2).$$

4. Для определения молярной массы  $\text{O}_2$  следует рассчитать его относительную молекулярную массу:

$$M_r(\text{O}_2) = 2 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 16 = 32.$$

Следовательно, молярная масса кислорода  $M(\text{O}_2) = 32$  г/моль.

5. Подставим известные величины в формулу и проведем вычисление:

$$m(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) = 268 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 8,58 \cdot 10^3 \text{ г} = 8,58 \text{ кг}.$$

Ответ:  $m(\text{O}_2) = 8,58$  кг.

**Пример 4.** Газовая смесь состоит из водорода  $\text{H}_2$  химическим количеством 3,8 моль и азота  $\text{N}_2$  химическим количеством 0,7 моль. Рассчитайте объем этой газовой смеси при н. у.

Дано:

$$n(\text{H}_2) = 3,8 \text{ моль}$$

$$n(\text{N}_2) = 0,7 \text{ моль}$$

$$V(\text{H}_2 + \text{N}_2) = ?$$

Решение

1. Для расчета объема газовой смеси воспользуемся формулой:

$$V(\text{H}_2 + \text{N}_2) = n(\text{H}_2 + \text{N}_2) \cdot V_m,$$

где  $V_m = 22,4$  дм<sup>3</sup>/моль — молярный объем любого газа при н. у.

2. Химическое количество газов в смеси равно сумме химических количеств компонентов:

$$n(\text{H}_2 + \text{N}_2) = n(\text{H}_2) + n(\text{N}_2) = 3,8 \text{ моль} + 0,7 \text{ моль} = 4,5 \text{ моль}.$$

3. Подставим известные величины в формулу и проведем вычисление:

$$V(\text{H}_2 + \text{N}_2) = n(\text{H}_2 + \text{N}_2) \cdot V_m = 4,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 101 \text{ дм}^3.$$

Ответ:  $V(\text{H}_2 + \text{N}_2) = 101$  дм<sup>3</sup>.

Теперь вы знаете, что при заданных условиях определенную порцию вещества **X** (с известным качественным и количественным составом) можно охарактеризовать разными физическими величинами: массой  $m(\mathbf{X})$ , объемом  $V(\mathbf{X})$ , числом частиц  $N(\mathbf{X})$  и химическим количеством  $n(\mathbf{X})$ .

Причем, зная лишь одну из этих величин, можно легко рассчитать все остальные.

Для этого следует воспользоваться известными константами ( $N_A$  и  $V_m$ ) и знакомыми вам формулами:

$$m(X) = n(X) \cdot M(X); \quad V(X) = n(X) \cdot V_m; \quad N(X) = n(X) \cdot N_A.$$

Взаимосвязь между всеми указанными характеристиками веществ отражена в таблице.

Химическое количество вещества	Характеристики вещества		
	в любом агрегатном состоянии		в газообразном состоянии (н. у.)
1 моль	$M$ (г/моль)	$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ ( $\frac{\text{частиц}}{\text{моль}}$ )	$V_m = 22,4$ ( $\frac{\text{дм}^3}{\text{моль}}$ )
$n$ моль	$m$ (г)	$N$ (частиц)	$V$ (дм <sup>3</sup> )

### Вопросы и задания

- Рассчитайте объем (н. у.) следующих порций газов:
  - 5,6 моль  $\text{CO}_2$ ;
  - 2,4 моль  $\text{NH}_3$ ;
  - 0,08 моль  $\text{O}_3$ ;
  - 12,8 моль  $\text{N}_2$ .
- Чему равно химическое количество:
  - аммиака  $\text{NH}_3$  в его порции объемом 112 дм<sup>3</sup> (н. у.);
  - сернистого газа  $\text{SO}_2$  в его порции объемом 280 см<sup>3</sup> (н. у.)?
- Газовая смесь состоит из кислорода объемом 16,8 дм<sup>3</sup> (н. у.) и озона объемом 2,8 дм<sup>3</sup> (н. у.). Рассчитайте химическое количество атомов кислорода в этой смеси.
- Газовая смесь состоит из азота массой 120 г и кислорода массой 140 г. Рассчитайте объем этой газовой смеси при н. у.
- Составьте уравнения реакций: а) водорода с оксидом меди(II); б) воды с натрием.
- Массовая доля кислорода в смеси с азотом равна 20,8 %. Какой объем (н. у.) кислорода содержится в такой смеси массой 12,6 кг?

### Готовимся к олимпиадам

- Рассчитайте объем (н. у.) углекислого газа, который нужно добавить к водороду объемом 280 дм<sup>3</sup> (н. у.) для получения смеси с массовой долей простого вещества, равной 5 %.

## Практическая работа 1

### *Химическое количество вещества*

Цель работы: закрепить знания по теме «Химическое количество вещества», умения обращаться с оборудованием и реактивами, производить расчеты с использованием понятия «моль».

Оборудование и реактивы: мерный цилиндр, химические стаканы, весы, шпатель, измерительная линейка; вода, карбонат натрия (или другое твердое вещество по выбору учителя).

*Соблюдайте правила безопасного поведения!*

Выполнение работы

**Задание 1. Определение химического количества и объема жидкого вещества (воды)**

*а) Определение химического количества жидкого вещества (воды)*

Отмерьте при помощи мерного цилиндра воду объемом 10; 36; 45 см<sup>3</sup> (по указанию учителя). Из химического стакана или колбы налейте воду в цилиндр и следите за наполнением до нужного объема (по нижнему уровню жидкости). Рассчитайте химическое количество воды в этой порции.

*б) Расчет объема воды определенного химического количества*

Рассчитайте массу воды химическим количеством 1; 1,5; 2,5 моль (по указанию учителя). Учтявая, что плотность воды равна 1 г/см<sup>3</sup>, найдите объем вашей порции воды.

Отмерьте мерным цилиндром данный объем воды.

**Задание 2. Определение химического количества и массы газообразного вещества**

*а) Определение химического количества газообразного вещества*

Измерьте линейкой длину (мм) ребра указанного куба (1, 2 или 3 на рисунке 11) и примите условно, что эта величина выражена в дециметрах (дм).

Определите объем куба по известной вам формуле  $V = a^3$ .

Предположите, что куб заполнен азотом N<sub>2</sub> при н. у. Рассчитайте химическое количество азота N<sub>2</sub> в кубе.

*б) Расчет массы определенного химического количества газообразного вещества*

Рассчитайте массу (г) азота в кубе.

*Дополнительное задание.* Сделайте подобные вычисления для углекислого газа CO<sub>2</sub> и сероводорода H<sub>2</sub>S.

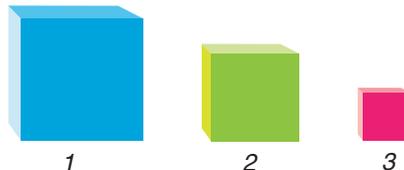


Рис. 11. Модели кубов разного объема

**Задание 3. Определение массы и взвешивание твердого вещества**

а) *Расчет массы определенного химического количества твердого вещества*

Рассчитайте массу соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (или другого вещества по указанию учителя) химическим количеством 0,02; 0,03; 0,05 моль.

б) *Взвешивание твердого вещества*

Приведите весы с пустым стаканом на левой чаше в равновесие. На правую чашу весов поставьте разновесы, соответствующие рассчитанной массе вещества. Небольшими порциями насыпьте в стакан вещество до уравнивания чаш весов.

Оформите отчет о проделанной работе.

**Домашний эксперимент**

1. Измерьте (в метрах) длину, ширину и высоту вашей комнаты. Рассчитайте ее объем ( $\text{м}^3$ ), перемножив найденные параметры. Рассчитайте объем, химическое количество и число молекул кислорода в вашей комнате, если известно, что его объемная доля в воздухе составляет 21 %.

2. Растворите чайную ложку сахара в стакане воды. Примите, что масса сахара ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) равна 3,42 г, а масса воды — 180 г. Рассчитайте общее число молекул всех веществ в приготовленном растворе.

## § 9. Количественные расчеты по уравнениям химических реакций

Из предыдущих параграфов вы узнали, как связаны между собой важнейшие характеристики порции любого вещества — его масса, химическое количество вещества и число его частиц, а если оно газообразное, то и объем.

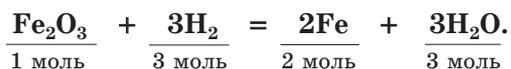
Химия как наука изучает не только вещества, но и их превращения, то есть химические реакции. Какие расчеты можно проводить на основании уравнений химических реакций?

Например, нужно получить новое вещество (продукт) определенной массы или объема. По уравнению реакции можно рассчитать, сколько для этого следует взять исходных веществ (реагентов). И наоборот: если есть определенная порция исходных веществ (реагентов), то необходимо рассчитать, сколько нового вещества (продукта) можно получить из них.

Основой для проведения подобных расчетов в химии является уравнение химической реакции. Как мы уже знаем, коэффициенты в урав-

нении химической реакции показывают соотношение между числом частиц (атомов или молекул), участвующих в реакции. Кроме того, они также показывают соотношение между химическими количествами всех участвующих в реакции веществ. Это мы будем использовать при решении химических задач, в которых необходимо провести расчеты по уравнению реакции.

Для примера рассмотрим уравнение химической реакции между оксидом железа(III) и водородом:



Из этого уравнения видно, что оксид железа(III) химическим количеством 1 моль реагирует с водородом, химическое количество которого равно 3 моль. При этом образуется железо и вода, химические количества которых равны соответственно 2 моль и 3 моль.

А как быть, если для реакции мы возьмем не 1 моль, а 6 моль  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  или любое другое его химическое количество? В этом случае используют математическую пропорцию. Поскольку химическое количество  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  мы увеличили в 6 раз (с 1 моль до 6 моль), то и все остальные химические количества также увеличатся в 6 раз. В этом случае для реакции необходимо 3 моль  $\cdot$  6 = 18 моль  $\text{H}_2$ , а в результате реакции образуется 2 моль  $\cdot$  6 = 12 моль  $\text{Fe}$  и 3 моль  $\cdot$  6 = 18 моль  $\text{H}_2\text{O}$ . Такой же подход можно применить и для любого другого химического количества  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

Сравнивая коэффициенты перед формулами разных веществ в приведенном уравнении, мы можем сделать следующие выводы.

1. Поскольку коэффициент перед  $\text{H}_2$  (он равен 3) в 3 раза больше коэффициента перед  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  (он равен 1), то химическое количество  $\text{H}_2$ , необходимого для реакции с  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , всегда будет в 3 раза больше взятого химического количества  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Математически это можно записать в виде уравнения  $n(\text{H}_2) = 3 \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3)$ . И наоборот, химическое количество  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  будет всегда в 3 раза меньше взятого химического количества водорода, или в математической форме  $n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{n(\text{H}_2)}{3}$ .

2. Химическое количество образующегося  $\text{Fe}$  всегда будет в 2 раза больше химического количества взятого для реакции  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , или в математической форме:  $n(\text{Fe}) = 2 \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3)$ . И наоборот:  $n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{1}{2} n(\text{Fe})$ .

3. Химическое количество образующейся  $\text{H}_2\text{O}$  всегда будет равно химическому количеству прореагировавшего  $\text{H}_2$ , или  $n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{H}_2)$ .

Соответственно, в данном случае справедливо и обратное утверждение,  $n(\text{H}_2) = n(\text{H}_2\text{O})$ .

При решении задач может понадобиться одно или несколько таких соотношений. С их помощью мы сможем легко рассчитать химическое количество любого вещества, его массу и число частиц, а для газов — еще и объем.

Очень важно не забыть, что перед выполнением расчетов по уравнению химической реакции в нем обязательно следует расставить коэффициенты. Если они не расставлены или расставлены неверно, то приведенные выше соотношения между количествами веществ также будут неверными. Даже при правильной последовательности математических действий это приведет к неверному конечному результату.

Итак, для решения химической задачи следует:

- 1) проанализировать условие задачи и установить, нужно ли для ответа на поставленный вопрос использовать расчет по уравнению химической реакции;
- 2) если такой расчет необходим, то из условия задачи необходимо понять, какие вещества являются реагентами, а какие — продуктами;
- 3) исходя из природы веществ и приведенных внешних условий следует установить, какая химическая реакция протекает между этими веществами;
- 4) составить схему протекающей химической реакции;
- 5) расставить коэффициенты в схеме, превратив ее в уравнение химической реакции;
- 6) исходя из коэффициентов в уравнении реакции, установить математическую зависимость между химическими количествами веществ, о которых идет речь в задаче;
- 7) провести необходимые математические расчеты.

В заключение отметим, что при решении задач по уравнениям химических реакций наряду с соотношениями химических количеств веществ можно использовать и соотношения их масс, а также соотношение массы одного вещества и объема другого вещества. Это значит, например, что по массе одного вещества можно рассчитать массу или объем другого вещества (и наоборот), не используя соотношения их химических количеств. Такие примеры решений задач приведены в *Приложениях 1 и 2*.

### Вопросы и задания

1. При проведении расчетов чаще всего химики используют молярную массу, выраженную в г/моль. Но в некоторых случаях для этих целей удобнее использовать и другие единицы. Чему равна молярная масса серной кислоты, выраженная в: а) кг/моль; б) мг/моль; в) т/моль?
2. Рассчитайте химическое количество воды, образующейся в результате сгорания водорода в кислороде химическим количеством 5 моль.
3. Какие из приведенных расчетных формул верные:

а)  $n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2)}$ ;

д)  $n(\text{CH}_4) = \frac{m(\text{CH}_4)}{M(\text{H}_2)}$ ;

б)  $m(\text{P}_4) = n(\text{P}_4) \cdot M(\text{P})$ ;

е)  $m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Fe}_2\text{O}_3)$ ;

в)  $n(\text{CO}_2) = \frac{m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2)}$ ;

ж)  $M(\text{CuO}) = \frac{m(\text{Cu})}{n(\text{O}_2)}$ ;

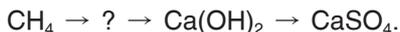
г)  $V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m$ ;

з)  $V(\text{C}) = n(\text{C}) \cdot V_m$ ?

4. При сгорании водорода в кислороде образуется вода. Какое химическое количество:
  - а) кислорода необходимо для полного сжигания водорода химическим количеством 8 моль;
  - б) водорода вступило в реакцию, если образовалась вода химическим количеством 12 моль;
  - в) воды образуется, если в реакцию вступит кислород химическим количеством 9 моль;
  - г) водорода вступило в реакцию, если израсходовался кислород химическим количеством 6 моль?
5. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



6. Дополните схему и составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



### Готовимся к олимпиадам

1. Рассчитайте химическое количество азотной кислоты, необходимой для полной нейтрализации смеси KOH и NaOH общей массой 20 г, в которой массовая доля вещества с меньшей молярной массой равна 16 %.

## § 10. Расчет массы (объема) образующихся веществ (продуктов) по массе (объему) исходных веществ (реагентов)

В этом параграфе мы рассмотрим, как можно по химическому уравнению рассчитать массу (или объем) продукта реакции, исходя из массы (или объема) реагента.

Для расчета массы (объема) как продукта, так и реагента необходимо знать химическое количество каждого из них. Математическую связь между химическим количеством реагента и химическим количеством продукта можно установить из уравнения реакции. Как это делать, мы уже знаем из предыдущего параграфа.

**Пример 1.** *Рассчитайте массу железной окалины  $Fe_3O_4$ , которая образуется при полном сгорании железа массой 8,4 г в кислороде.*

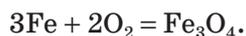
Дано:

$$m(Fe) = 8,4 \text{ г}$$

$$m(Fe_3O_4) = ?$$

Решение

1. Запишем уравнение протекающей химической реакции:



2. Химическое количество вступившего в реакцию железа равно:

$$n(Fe) = \frac{m(Fe)}{M(Fe)} = \frac{8,4 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,15 \text{ моль}.$$

3. Из уравнения реакции следует, что из 3 моль Fe образуется 1 моль  $Fe_3O_4$ . Это означает, что химическое количество образовавшегося  $Fe_3O_4$  в 3 раза меньше химического количества, вступившего в реакцию Fe. В математической форме это можно записать так:  $n(Fe_3O_4) = \frac{n(Fe)}{3}$ .

Химическое количество образовавшегося  $Fe_3O_4$  равно:

$$n(Fe_3O_4) = \frac{n(Fe)}{3} = \frac{0,15 \text{ моль}}{3} = 0,05 \text{ моль}.$$

4. Массу  $Fe_3O_4$  рассчитаем по формуле:

$$m(Fe_3O_4) = n(Fe_3O_4) \cdot M(Fe_3O_4).$$

5. Для определения молярной массы  $Fe_3O_4$  произведем соответствующие расчеты:

$$M_r(Fe_3O_4) = 3 \cdot A_r(Fe) + 4 \cdot A_r(O) = 3 \cdot 56 + 4 \cdot 16 = 232.$$

Следовательно,  $M(Fe_3O_4) = 232 \text{ г/моль}$ .

6. Масса образовавшегося  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  равна:

$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = n(\text{Fe}_3\text{O}_4) \cdot M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 0,05 \text{ моль} \cdot 232 \text{ г/моль} = 11,6 \text{ г.}$$

Ответ:  $m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 11,6 \text{ г.}$

Другой способ решения этой задачи приведен в *Приложении 1*.

Если реагент и продукт являются газами, то коэффициенты в уравнении химической реакции показывают не только соотношение их химических количеств, но и соотношение их объемов. Это упрощает проведение расчетов в таком случае. Вычисления можно также проводить и как в примере 1, с той лишь разницей, что химическое количество газа следует рассчитать с помощью молярного объема газа  $V_m$ . Такое решение также является верным, но включает большее количество вычислений.

**Пример 2.** *Рассчитайте объем (н. у.) углекислого газа, образующегося при полном сгорании угарного газа в кислороде объемом  $212 \text{ дм}^3$  (н. у.).*

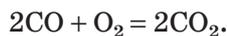
Дано:

$$V(\text{O}_2) = 212 \text{ дм}^3$$

$$V(\text{CO}_2) = ?$$

Решение

1. Запишем уравнение протекающей химической реакции:



2. Как реагент ( $\text{O}_2$ ), так и продукт ( $\text{CO}_2$ ) при н. у. являются газами. В этом случае коэффициенты в уравнении химической реакции показывают соотношение их объемов. Из уравнения химической реакции следует, что из 1 объема  $\text{O}_2$  образуется 2 объема  $\text{CO}_2$ . Это означает, что объем образовавшегося  $\text{CO}_2$  в 2 раза больше объема, вступившего в реакцию  $\text{O}_2$ . В математической форме это можно записать так:

$$V(\text{CO}_2) = 2 \cdot V(\text{O}_2).$$

Следовательно, объем образовавшегося  $\text{CO}_2$  равен:

$$V(\text{CO}_2) = 2 \cdot V(\text{O}_2) = 2 \cdot 212 \text{ дм}^3 = 424 \text{ дм}^3.$$

Ответ:  $V(\text{CO}_2) = 424 \text{ дм}^3.$

Если реагентом является газ, то для расчета его химического количества следует использовать молярный объем газов  $V_m$ .

**Пример 3.** *Для получения вольфрама оксид вольфрама(VI) нагревают в токе водорода. Рассчитайте массу вольфрама, который образуется при пропускании водорода объемом  $16,8 \text{ дм}^3$  (н. у.) над оксидом вольфрама(VI).*

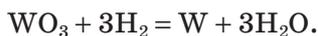
Дано:

$$V(\text{H}_2) = 16,8 \text{ дм}^3$$

$$m(\text{W}) = ?$$

Решение

1. Запишем уравнение протекающей химической реакции:



2. Химическое количество вступившего в реакцию  $\text{H}_2$  равно:

$$n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} = \frac{16,8 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 0,75 \text{ моль}.$$

3. Из уравнения химической реакции следует, что химическое количество образовавшегося  $\text{W}$  в 3 раза меньше химического количества вступившего в реакцию  $\text{H}_2$ . В математической форме это можно записать так:

$$n(\text{W}) = \frac{n(\text{H}_2)}{3}.$$

Следовательно, химическое количество образовавшегося  $\text{W}$  равно:

$$n(\text{W}) = \frac{n(\text{H}_2)}{3} = \frac{0,75 \text{ моль}}{3} = 0,25 \text{ моль}.$$

4. Рассчитаем массу образовавшегося вольфрама:

$$m(\text{W}) = n(\text{W}) \cdot M(\text{W}) = 0,25 \text{ моль} \cdot 184 \text{ г/моль} = 46 \text{ г}.$$

Ответ:  $m(\text{W}) = 46 \text{ г}$ .

Другой способ решения этой задачи приведен в *Приложении 2*.

### Вопросы и задания

1. Рассчитайте массу хлорида натрия, который образуется в результате реакции натрия массой 55,2 г с хлором  $\text{Cl}_2$ .
2. Гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , широко использующийся в строительстве, получают реакцией оксида кальция с водой. Рассчитайте массу указанного гидроксида, который можно получить, исходя из оксида кальция массой 280 г.
3. Объем кислорода, прореагировавшего с магнием, равен 56 дм<sup>3</sup> (н. у.). Рассчитайте массу образовавшегося оксида магния.
4. Гидроксид натрия массой 46 г нейтрализовали соляной кислотой. Рассчитайте массы каждого из продуктов данной реакции.
5. При нагревании оксида меди(I) в кислороде образуется оксид меди(II). Рассчитайте массу продукта данной реакции, если объем прореагировавшего кислорода равен 67,2 дм<sup>3</sup> (н. у.).
6. Масса азота, прореагировавшего с водородом, равна 560 г. Рассчитайте объем (н. у.) образовавшегося аммиака  $\text{NH}_3$ .

7. Рассчитайте объем (н. у.) углекислого газа, который образуется при полном сгорании метана объемом  $6,72 \text{ м}^3$  (н. у.) в кислороде.
8. Смесь магния и цинка, в которой их химические количества были равны соответственно  $0,25$  моль и  $0,5$  моль, растворили в соляной кислоте. Рассчитайте общую массу образовавшихся солей и объем выделившегося водорода.
9. В былые времена для получения водорода в промышленных масштабах пары воды пропускали над раскаленными чугунами стружками (сплав железа и углерода). Продуктами этой реакции были железная окалина  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  и водород  $\text{H}_2$ . Рассчитайте массу железной окислы и объем (н. у.) водорода, которые образуются при пропускании паров воды над раскаленными чугунами стружками, в состав которых входит железо массой  $420 \text{ г}$ .

### Готовимся к олимпиадам

1. В большей части нефти, добываемой из месторождений на территории Республики Беларусь, массовая доля серы составляет не более  $0,6 \%$ . Это является одним из показателей высокого качества нефти. Рассчитайте объем (н. у.) оксида серы(IV), который можно получить из серы, содержащейся в нефти массой  $2 \text{ т}$ .

## § 11. Расчет массы (объема) исходных веществ (реагентов) по массе (объему) образующихся веществ (продуктов)

Как рассчитать массу (объем) продукта реакции, мы узнали из предыдущего параграфа. В этом параграфе мы узнаем, как решить обратную задачу — по массе (объему) продукта реакции рассчитать массу (объем) реагентов.

Такие расчеты ничем не отличаются от уже рассмотренных нами. Отличие состоит лишь в том, что из уравнения химической реакции нам необходимо получить зависимость химического количества (объема) реагентов от химического количества (объема) продуктов реакции.

**Пример 1.** *Алюминий в промышленности получают из оксида алюминия. Под действием электрического тока при высокой температуре он разлагается на алюминий и кислород. Рассчитайте массу оксида алюминия, которая необходима для получения алюминия массой  $540 \text{ кг}$ .*

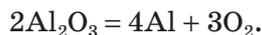
Дано:

$$m(\text{Al}) = 540 \text{ кг} = 540 \cdot 10^3 \text{ г}$$

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) - ?$$

Решение

1. Запишем уравнение протекающей химической реакции:



2. Химическое количество продукта реакции равно:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{540 \cdot 10^3 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 20 \cdot 10^3 \text{ моль.}$$

3. Из уравнения химической реакции следует, что 4 моль Al образуются из 2 моль  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Это означает, что химическое количество исходного  $\text{Al}_2\text{O}_3$  в 2 раза меньше химического количества образовавшегося Al.

В математической форме это можно записать так:  $n(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{n(\text{Al})}{2}$ .

Следовательно, химическое количество  $\text{Al}_2\text{O}_3$  равно:

$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{n(\text{Al})}{2} = \frac{20 \cdot 10^3 \text{ моль}}{2} = 1 \cdot 10^4 \text{ моль.}$$

4. Определим молярную массу  $\text{Al}_2\text{O}_3$ :

$$M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \cdot A_r(\text{Al}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102.$$

Следовательно,  $M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ г/моль}$ .

5. Рассчитаем массу оксида алюминия:

$$\begin{aligned} m(\text{Al}_2\text{O}_3) &= n(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 1 \cdot 10^4 \text{ моль} \cdot 102 \text{ г/моль} = \\ &= 1,02 \cdot 10^6 \text{ г} = 1020 \text{ кг.} \end{aligned}$$

Ответ:  $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 1020 \text{ кг}$ .

Как мы уже знаем, если реагент и продукт являются газами, то удобнее пользоваться их объемным соотношением в ходе реакции. Это упрощает расчеты.

**Пример 2.** При полном сгорании аммиака  $\text{NH}_3$  в кислороде  $\text{O}_2$  образуются азот  $\text{N}_2$  и вода  $\text{H}_2\text{O}$ . Рассчитайте объем (н. у.) кислорода, который был израсходован для сжигания аммиака, если при этом образовался азот объемом  $120 \text{ дм}^3$  (н. у.).

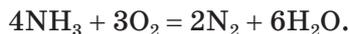
Дано:

$$V(\text{N}_2) = 120 \text{ дм}^3$$

$$V(\text{O}_2) = ?$$

Решение

1. Запишем уравнение протекающей реакции:



2. Из уравнения химической реакции следует, что если в реакцию вступит 3 объема  $\text{O}_2$ , то образуется 2 объема  $\text{N}_2$ . Это означает, что объем вступившего в реакцию  $\text{O}_2$  в  $\frac{3}{2}$  раза больше объема образовавшегося  $\text{N}_2$ .

Математически это можно записать так:

$$V(\text{O}_2) = \frac{3}{2} V(\text{N}_2).$$

В соответствии с этим объем  $O_2$ , затраченного на сжигание аммиака, равен:

$$V(O_2) = \frac{3}{2} \cdot V(N_2) = \frac{3}{2} \cdot 120 \text{ дм}^3 = 180 \text{ дм}^3.$$

Ответ:  $V(O_2) = 180 \text{ дм}^3$ .

Если продуктом реакции является газ, то для расчета его химического количества следует использовать молярный объем газов  $V_m$ .

**Пример 3.** В виде простого вещества кислород впервые был получен при нагревании оксида ртути(II). Рассчитайте массу оксида ртути(II), необходимого для получения кислорода объемом  $560 \text{ см}^3$  (н. у.).

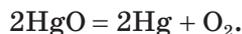
Дано:

$$V(O_2) = 560 \text{ см}^3 = 0,560 \text{ дм}^3$$

$m(\text{HgO})$  — ?

Решение

1. Запишем уравнение протекающей химической реакции:



2. Химическое количество образовавшегося  $O_2$  равно:

$$n(O_2) = \frac{V(O_2)}{V_m} = \frac{0,56 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 0,025 \text{ моль}.$$

3. Из уравнения химической реакции следует, что 1 моль  $O_2$  образуется из 2 моль  $\text{HgO}$ . Это означает, что химическое количество вступившего в реакцию  $\text{HgO}$  в 2 раза больше химического количества образовавшегося  $O_2$ . Математически это можно записать так:

$$n(\text{HgO}) = 2 \cdot n(O_2).$$

В соответствии с этим химическое количество  $\text{HgO}$  равно:

$$n(\text{HgO}) = 2 \cdot n(O_2) = 2 \cdot 0,025 \text{ моль} = 0,05 \text{ моль}.$$

4. Массу  $\text{HgO}$  рассчитаем по формуле:

$$m(\text{HgO}) = n(\text{HgO}) \cdot M(\text{HgO}).$$

Поскольку  $M_r(\text{HgO}) = A_r(\text{Hg}) + A_r(\text{O}) = 201 + 16 = 217$ ,

$$M(\text{HgO}) = 217 \text{ г/моль}.$$

Следовательно, масса  $\text{HgO}$  равна:

$$m(\text{HgO}) = n(\text{HgO}) \cdot M(\text{HgO}) = 0,05 \text{ моль} \cdot 217 \text{ г/моль} = 10,85 \text{ г}.$$

Ответ:  $m(\text{HgO}) = 10,85 \text{ г}$ .

Если среди продуктов реакции есть твердые вещества и газы, то для нахождения их масс (объемов) следует использовать молярную массу (для твердых веществ) и молярный объем газа (для газообразных веществ).

Мы познакомились только с некоторыми из способов проведения расчетов по уравнениям химических реакций, но существуют и другие. Обратите внимание на главное — любые подобные расчеты основаны на использовании коэффициентов из уравнения химической реакции. Поэтому для правильного проведения таких расчетов следует хорошо понимать смысл, который они имеют в уравнении химической реакции.

### Вопросы и задания

1. Рассчитайте массу натрия, при взаимодействии которого с водой образуется гидроксид натрия массой 100 г.
2. В результате сгорания железа в кислороде образовалась железная окалина  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  массой 34,8 г. Рассчитайте массу железа и объем кислорода, вступивших в указанную химическую реакцию.
3. Рассчитайте объем кислорода, прореагировавшего с фосфором, если в результате реакции образовался оксид фосфора(V) массой 35,5 г.
4. В результате сгорания угарного газа  $\text{CO}$  в кислороде образовался углекислый газ массой 110 г. Рассчитайте общий объем прореагировавших  $\text{CO}$  и  $\text{O}_2$ .
5. При нагревании оксида азота(I) протекает реакция его разложения на простые вещества. Рассчитайте объем (н. у.) оксида азота(I), который вступил в реакцию, если при этом образовался кислород объемом 5,6  $\text{дм}^3$  (н. у.).
6. Аммиак  $\text{NH}_3$  в промышленных условиях получают реакцией азота с водородом. Рассчитайте объемы (н. у.) указанных реагентов, необходимых для получения аммиака массой 51 кг.
7. При полном сгорании в кислороде смеси углерода и серы образовалась газовая смесь объемом 33,6  $\text{дм}^3$  (н. у.), в которой объемные доли газов одинаковы. Рассчитайте массу сгоревшей смеси углерода и серы.

### Готовимся к олимпиадам

1. Смесь водорода и кислорода общим объемом 400  $\text{дм}^3$  (н. у.) подожгли. Объем водорода, оставшегося после окончания реакции, составил 100  $\text{дм}^3$  (н. у.). Рассчитайте объемную долю кислорода в исходной газовой смеси.

# Глава 2

## Важнейшие классы неорганических соединений



Во второй главе вы продолжите знакомство с основными классами неорганических соединений — оксидами, кислотами, основаниями и солями. Вы узнаете о составе, строении, физических и химических свойствах этих веществ, об их практическом применении

## § 12. Оксиды.

### Состав и классификация оксидов

Вещества этого класса широко распространены на нашей планете. Моря и океаны, окутывающие Землю, состоят из воды — оксида водорода  $\text{H}_2\text{O}$ , а пустыни покрыты слоем песка, содержащего оксид кремния(IV)  $\text{SiO}_2$ .

Оксиды входят в состав многих горных пород и минералов и находят широкое практическое применение.

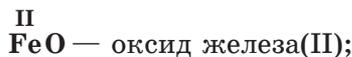
#### Состав оксидов

Из курса химии 7-го класса вам уже известно, что **оксиды** — это сложные вещества, состоящие из атомов двух химических элементов, один из которых кислород. Общая химическая формула оксидов —  $\text{Э}_x\text{O}_y$ , где Э — символ химического элемента, O — символ кислорода.

В химических формулах оксидов на первом месте принято записывать символ элемента, образующего оксид, а на втором — символ кислорода, например:



Название любого оксида состоит из двух слов, первое из которых слово «оксид», а второе — название элемента в родительном падеже. Примеры:  $\text{Na}_2\text{O}$  — оксид натрия,  $\text{Al}_2\text{O}_3$  — оксид алюминия. Если элемент Э проявляет переменную валентность, то ее значение указывается римской цифрой в скобках после названия элемента, например:



Количественный состав каждого оксида определяется значениями валентности содержащихся в нем элемента (Э) и кислорода.

Поскольку валентность атомов кислорода в оксидах всегда равна II, а валентность атомов других элементов (Э) принимает значения от I до VIII, состав оксидов выражается следующими формулами:

Валентность элемента Э	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Общие формулы оксидов	I II $\text{Э}_2\text{O}$	II II $\text{ЭO}$	III II $\text{Э}_2\text{O}_3$	IV II $\text{ЭO}_2$	V II $\text{Э}_2\text{O}_5$	VI II $\text{ЭO}_3$	VII II $\text{Э}_2\text{O}_7$	VIII II $\text{ЭO}_4$
Примеры оксидов	$\text{H}_2\text{O}$ $\text{Li}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{O}$ $\text{K}_2\text{O}$ $\text{Ag}_2\text{O}$	$\text{MgO}$ $\text{CaO}$ $\text{ZnO}$ $\text{CuO}$ $\text{FeO}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$ $\text{Fe}_2\text{O}_3$	$\text{CO}_2$ $\text{SiO}_2$	$\text{P}_2\text{O}_5$	$\text{SO}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$	$\text{OsO}_4$ оксид осмия

При комнатной температуре оксиды неметаллов — жидкие, газообразные или твердые вещества. Что касается оксидов металлов, то большинство из них представляют собой твердые тугоплавкие вещества. Многие из оксидов окрашены в различные цвета (рис. 12).

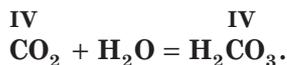


Рис. 12. Окраска различных оксидов

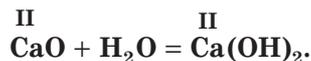
Классификация оксидов

Поскольку оксидов известно много, возникает необходимость классификации этих веществ по их химическим свойствам, т. е. по способности превращаться в другие вещества.

Оксиды могут реагировать с водой, превращаясь при этом в соединения двух типов — кислоты и основания. Так, например, оксид углерода(IV)  $\text{CO}_2$  в реакции с водой образует кислоту  $\text{H}_2\text{CO}_3$ :



Оксид кальция  $\text{CaO}$ , реагируя с водой, превращается в основание  $\text{Ca(OH)}_2$ :



Иначе говоря, оксиду углерода(IV) соответствует кислота, а оксиду кальция соответствует основание.

Следовательно, оксиды можно разделить на две большие группы — кислотные и основные оксиды.

К **кислотным** относятся оксиды, которым соответствуют кислоты. Наряду с  $\text{CO}_2$  кислотными являются также оксиды  $\text{SO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_3$  и некоторые другие. Всем им соответствуют кислоты.

Кислотный оксид	IV $\text{SO}_2$	V $\text{P}_2\text{O}_5$	VI $\text{SO}_3$	VII $\text{Cl}_2\text{O}_7$
Кислота	IV $\text{H}_2\text{SO}_3$	V $\text{H}_3\text{PO}_4$	VI $\text{H}_2\text{SO}_4$	VII $\text{HClO}_4$

В состав большинства кислотных оксидов входят атомы неметаллов, валентность которых равна IV, V, VI, VII.

К **основным** относятся оксиды, которым соответствуют основания. Кроме  $\text{CaO}$  основными являются также оксиды  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{CuO}$  и ряд других. Хотя некоторые из них (например,  $\text{FeO}$  и  $\text{CuO}$ ) не реагируют с водой, всем основным оксидам соответствуют основания.

Основный оксид	I $\text{Na}_2\text{O}$	I $\text{K}_2\text{O}$	II $\text{FeO}$	II $\text{CuO}$
Основание	I $\text{NaOH}$	I $\text{KOH}$	II $\text{Fe(OH)}_2$	II $\text{Cu(OH)}_2$

В состав большинства основных оксидов входят атомы металлов, валентность которых равна I и II.

*Оксиды — сложные вещества, состоящие из атомов двух химических элементов, один из которых кислород.*

*Оксиды подразделяются на две большие группы — кислотные и основные оксиды.*

*К кислотным относятся оксиды, которым соответствуют кислоты.*

*К основным относятся оксиды, которым соответствуют основания.*

### Вопросы и задания

1. Какие вещества называются оксидами? Чему равна валентность атомов кислорода в оксидах?
2. Каковы общие формулы оксидов, в которых валентность элементов Э принимает значения от I до VIII? Приведите по одному примеру соответствующих оксидов.
3. Составьте формулы оксидов, образованных атомами элементов: Zn(II), B(III), Si(IV), P(V), S(IV). Назовите эти оксиды.
4. Запишите формулы двух кислотных оксидов. Составьте уравнение реакции одного из них с водой.
5. Запишите формулы двух основных оксидов. Составьте уравнение реакции одного из них с водой.
6. Найдите общую массу смеси оксидов магния и алюминия, если их химические количества в этой смеси равны соответственно 0,25 моль и 0,6 моль.
7. В смеси содержатся кислород массой 4,8 г и оксид серы(IV) массой 16 г. Рассчитайте объем (н. у.) данной смеси.
8. В оксиде Э<sub>2</sub>O<sub>3</sub> массовая доля кислорода равна 30 %. Определите химический элемент Э.

### Готовимся к олимпиадам

1. Объем неизвестного газообразного оксида состава ЭO<sub>2</sub> равен 3,36 дм<sup>3</sup> (н. у.), а его масса составляет 6,6 г. Определите элемент, об оксиде которого идет речь.

## § 13. Химические свойства кислотных оксидов

Для веществ каждого класса характерны специфические, т. е. присущие только им, химические свойства. Давайте поближе познакомимся с химическими свойствами кислотных оксидов и узнаем, с чем реагируют эти вещества и что при этом образуется.

### Химические свойства кислотных оксидов

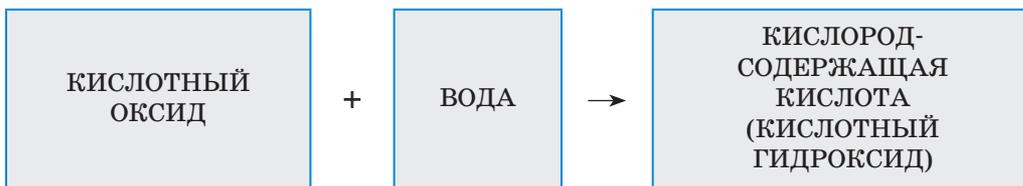
#### 1. Взаимодействие с водой

Из курса химии 7-го класса вы уже знаете, что продукты взаимодействия оксидов с водой называются гидроксидами:

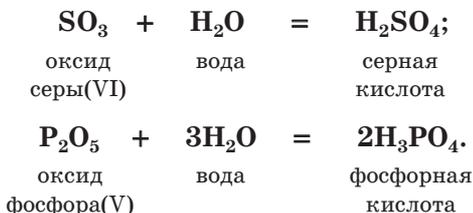


Поскольку оксиды, вступающие в эту реакцию, делятся на кислотные и основные, то и образующиеся из них гидроксиды также делятся на кислотные и основные.

Кислотные оксиды (кроме  $\text{SiO}_2$  и некоторых других) реагируют с водой, образуя кислотные гидроксиды, которые являются кислородсодержащими кислотами:



Например:



Таким образом, каждому кислотному оксиду соответствует кислородсодержащая кислота. Несмотря на то что оксид кремния  $\text{SiO}_2$ , в отличие от других кислотных оксидов, с водой не реагирует, ему тоже соответствует кислота —  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ . Ее получают другими способами.

## 2. Взаимодействие со щелочами

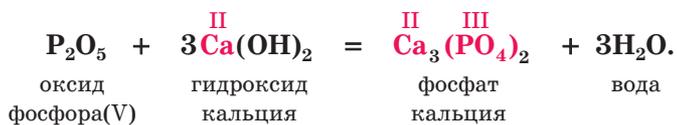
Все кислотные оксиды реагируют со щелочами согласно общей схеме:



В образующейся соли валентность металла такая же, как и в исходной щелочи. В состав соли входит остаток кислоты, которая соответствует данному кислотному оксиду. Например, если в реакцию вступает кислотный оксид  $\text{CO}_2$ , которому соответствует кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , то в состав образующейся соли входит остаток этой кислоты, т. е.  $\text{CO}_3$ . Его валентность, как вы уже знаете, равна II:



Если же в реакцию вступает кислотный оксид  $\text{P}_2\text{O}_5$ , которому соответствует кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , то в состав образующейся соли входит остаток этой кислоты, т. е.  $\text{PO}_4$  с валентностью, равной III:



Поскольку все кислотные оксиды реагируют со щелочами с образованием солей и воды, этим оксидам можно дать другое определение.

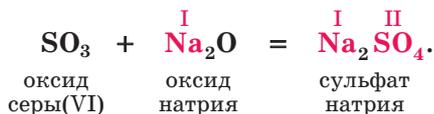
**Кислотными называются оксиды, реагирующие со щелочами с образованием солей и воды.**

## 3. Реакции с основными оксидами

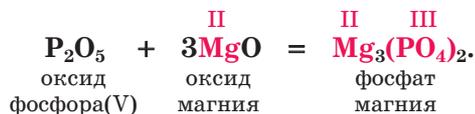
Кислотные оксиды реагируют с основными оксидами с образованием солей согласно общей схеме:



В образующейся соли валентность металла такая же, как и в исходном основном оксиде. Следует запомнить, что в состав соли входит остаток той кислоты, которая соответствует кислотному оксиду, вступающему в реакцию. Например, если в реакцию вступает кислотный оксид  $\text{SO}_3$ , которому соответствует кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , то в состав образующейся соли входит остаток этой кислоты, т. е.  $\text{SO}_4$ . Его валентность, как вы уже знаете, равна II:



Если же в реакцию вступает кислотный оксид  $\text{P}_2\text{O}_5$ , которому соответствует кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , то в составе образующейся соли будет остаток этой кислоты, т. е.  $\text{PO}_4$  с валентностью, равной III:



Таким образом, к важнейшим химическим свойствам кислотных оксидов относится их взаимодействие с водой, со щелочами и с основными оксидами.

*Кислотные оксиды (кроме  $\text{SiO}_2$ ) реагируют с водой с образованием кислородсодержащих кислот (кислотных гидроксидов).*

*Все кислотные оксиды реагируют со щелочами с образованием солей и воды.*

*Все кислотные оксиды реагируют с основными оксидами с образованием солей.*

### Вопросы и задания

1. Запишите химические формулы четырех известных вам кислотных оксидов. Объясните, почему они относятся к этой группе оксидов.
2. Как в общем виде называются продукты реакций кислотных оксидов с водой? К какому классу неорганических веществ они относятся? Приведите три примера. Все ли кислотные оксиды реагируют с водой?
3. В каком из кислотных оксидов —  $\text{SO}_2$  или  $\text{SO}_3$  — массовая доля серы наибольшая? Напишите уравнение реакции этого оксида с водой.
4. Рассчитайте массу оксида фосфора(V), при взаимодействии которого с водой образуется соответствующая кислота массой 78,4 г.

5. Рассчитайте массу серной кислоты, образовавшейся в результате реакции соответствующего ей кислотного оксида массой 36 г с водой.
6. Какие вещества образуются при взаимодействии кислотных оксидов со щелочами? Запишите три уравнения соответствующих реакций и назовите образующиеся вещества.
7. Рассчитайте объем углекислого газа, прореагировавшего с гидроксидом калия, если масса образовавшейся соли равна 103,5 г. Как она называется?
8. Порцию оксида серы(VI) массой 24 г ввели в реакцию с гидроксидом натрия. Рассчитайте массу образовавшейся соли и назовите ее.
9. В результате взаимодействия кислотного и основного оксидов образовалась соль фосфат магния массой 91,7 г. Рассчитайте массы прореагировавших оксидов.

### Готовимся к олимпиадам

1. В смеси оксида фосфора(V) и оксида серы(VI) общей массой 19,1 г химическое количество оксида с большей молярной массой равно 0,05 моль. Рассчитайте массу гидроксида калия, который полностью прореагирует с указанной смесью оксидов.

## § 14. Химические свойства основных оксидов

Из предыдущего параграфа вы узнали, с чем реагируют кислотные оксиды и какие вещества при этом образуются. Сейчас вы познакомитесь с важнейшими химическими свойствами основных оксидов.

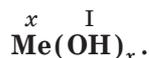
### 1. Взаимодействие с водой

Вам уже известно, что в результате реакций основных оксидов с водой образуются основные гидроксиды, которые иначе называются основаниями:

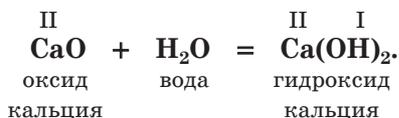
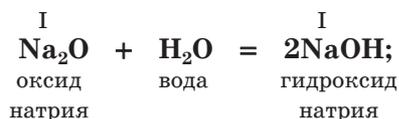


К таким основным оксидам относятся оксиды  $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{BaO}$  и некоторые другие.

При написании уравнений соответствующих реакций следует помнить, что валентность металла в образующемся основании равна его валентности в исходном оксиде. Напомним, что в формуле любого основания число групп  $\text{OH}$ , связанных с атомом металла, равно его валентности:



Напишем уравнения реакций, протекающих по приведенной схеме:



Оснóвные оксиды, образованные такими металлами, как, например, **Сu** и **Fe**, с водой не реагируют. Соответствующие им основания получают другими способами, с которыми вы познакомитесь позже.

## 2. Взаимодействие с кислотами

Практически все оснóвные оксиды реагируют с кислотами с образованием солей и воды по общей схеме:



Следует помнить, что в образующейся соли валентность металла такая же, как в исходном оксиде, а валентность кислотного остатка такая же, как в исходной кислоте.

Приведем примеры уравнений реакций, протекающих в соответствии с этой схемой:



Поскольку оснóвные оксиды реагируют с кислотами с образованием солей и воды, этим оксидам можно дать другое определение.

**Оснóвными называются оксиды, реагирующие с кислотами с образованием солей и воды.**

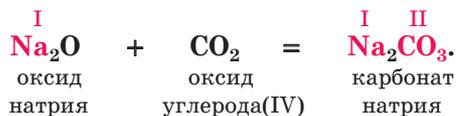
## 3. Взаимодействие с кислотными оксидами

Основные оксиды реагируют с кислотными оксидами с образованием солей согласно общей схеме:

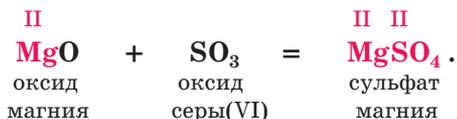


Следует запомнить, что в образующейся соли валентность металла такая же, как и в исходном основном оксиде. В состав соли входит остаток той кислоты, которая соответствует кислотному оксиду, вступающему в реакцию.

Например, если в реакцию вступает кислотный оксид  $\text{CO}_2$ , которому соответствует кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , то в состав соли будет входить остаток этой кислоты, т. е.  $\text{CO}_3$ . Его валентность, как вы уже знаете, равна II:



Если же в реакцию вступает кислотный оксид  $\text{SO}_3$ , которому соответствует кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , то в составе образующейся соли будет остаток этой кислоты, т. е.  $\text{SO}_4$  с валентностью, равной II (рис. 13):



Поскольку рассмотренные нами кислотные и основные оксиды в результате различных реакций образуют соли, их называют **солеобразующими**. Существует, однако, небольшая группа оксидов, которые не образуют солей и называются **несолеобразующими**. Это оксиды

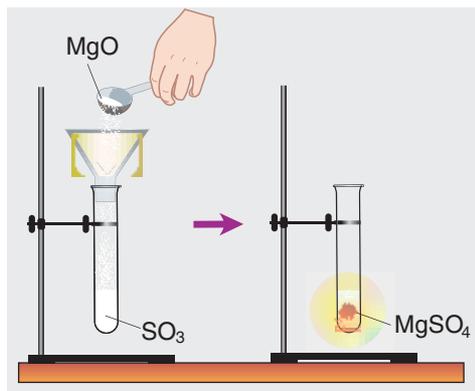


Рис. 13. Реакция оксида магния с оксидом серы(VI)

*Основные оксиды  $Li_2O$ ,  $Na_2O$ ,  $K_2O$ ,  $CaO$ ,  $BaO$  реагируют с водой с образованием оснований (основных гидроксидов).*

*Основные оксиды  $CuO$  и  $FeO$  с водой не реагируют.*

*Практически все основные оксиды реагируют с кислотами с образованием солей и воды.*

*Основные оксиды реагируют с кислотными оксидами с образованием солей.*

*Кислотные и основные оксиды являются солеобразующими. Несолеобразующие оксиды —  $CO$ ,  $N_2O$ ,  $NO$ .*

### Вопросы и задания

1. Запишите химические формулы четырех известных вам основных оксидов. Объясните, почему они относятся к этой группе оксидов.
2. Как в общем виде называются продукты реакций основных оксидов с водой? К какому классу неорганических веществ они относятся? Все ли основные оксиды реагируют с водой?
3. В каком из основных оксидов —  $K_2O$  или  $CaO$  — массовая доля кислорода наибольшая? Напишите уравнение реакции этого оксида с водой.
4. Рассчитайте массу оксида калия, при взаимодействии которого с водой образуется соответствующее основание массой 42 г.
5. Рассчитайте массу гидроксида кальция, который образуется при взаимодействии соответствующего основного оксида массой 112 г с водой.
6. Какие вещества образуются при взаимодействии основных оксидов с кислотами? Запишите три уравнения соответствующих реакций и назовите образующиеся вещества.
7. Рассчитайте массу азотной кислоты, прореагировавшей с основным оксидом, если в результате реакции образовался нитрат калия массой 40,4 г.
8. Какие вещества образуются при взаимодействии основных оксидов с кислотными оксидами? Запишите три уравнения соответствующих реакций и назовите образующиеся вещества.
9. Найдите объем (н. у.) углекислого газа, который прореагирует с оксидом кальция массой 14 г, и рассчитайте массу образующейся при этом соли.
10. Рассчитайте массы оксида калия и оксида фосфора(V), при взаимодействии которых образуется соль массой 42,4 г.

### Готовимся к олимпиадам

1. Масса смеси оксидов натрия и магния равна 40 г, а массовая доля вещества с меньшей молярной массой в этой смеси равна 22,5 %. Рассчитайте массу азотной кислоты, которая прореагирует с указанной смесью оксидов, и массу смеси солей, которые образуются в результате реакций.

## § 15. Получение и применение оксидов

Некоторые оксиды, например  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , встречаются в природе, другие — получают искусственно с помощью химических реакций. Важнейшие из них — взаимодействие простых и сложных веществ с кислородом (окисление), разложение некоторых сложных веществ при нагревании. Рассмотрим эти реакции.

### 1. Взаимодействие простых веществ с кислородом

Некоторые оксиды образуются в результате сжигания в кислороде (или в воздухе) соответствующих простых веществ. Так можно получить оксиды фосфора(V) (рис. 14), магния, углерода(IV), серы(IV) и ряда других элементов:

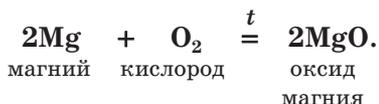
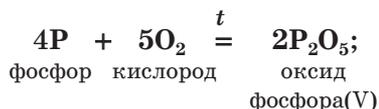
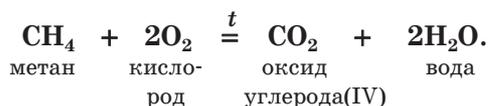
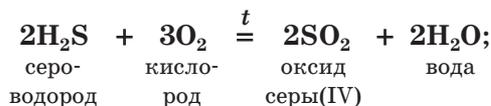


Рис. 14. Горение фосфора в кислороде

### 2. Взаимодействие сложных веществ с кислородом

Оксиды также можно получать сжиганием в кислороде и некоторых сложных веществ, например:



### 3. Разложение некоторых солей при нагревании



Применение оксидов

Один из наиболее широко используемых оксидов — вода  $\text{H}_2\text{O}$ , о применении которой в быту, технике и промышленности вы уже знаете.

Разнообразное применение находят и некоторые другие оксиды (рис. 15). Так, например, из оксида железа(III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , входящего в состав железных руд, в промышленности получают железо, а из оксида алюминия  $\text{Al}_2\text{O}_3$  — алюминий. Оксид алюминия применяют также для изготовления искусственных драгоценных камней — рубина и сапфира. Мелкие кристаллы этого оксида применяются в производстве наждачной бумаги.

Оксид углерода(IV)  $\text{CO}_2$  (углекислый газ) используют в пищевой промышленности для изготовления газированных напитков, для увеличения срока хранения фруктов и овощей (пищевая добавка E290). Поскольку это вещество не горит и не поддерживает горения, им наполняют углекислотные огнетушители. В Беларуси хладоновые и углекислотные огнетушители «Иней» производят на Витебском предприятии «Пожтехника». Их используют для тушения пожаров при возгорании твердых материалов — пластика, бумаги, ткани, кожи, металлов.



Рис. 15. Применение оксидов



Впервые газированную воду приготовил в 1767 г. английский химик, первооткрыватель кислорода Дж. Пристли. Он оставил на некоторое время открытый сосуд с холодной водой в емкости с углекислым газом. Небольшое количество этого газа растворилось в воде, придав ей хорошо знакомый нам вкус газировки.

Твердый оксид углерода(IV)  $\text{CO}_2$  под названием «сухой лед» применяют для сильного охлаждения различных материалов до температуры  $-78^\circ\text{C}$ .

Достаточно широко используется и оксид серы(IV)  $\text{SO}_2$  (сернистый газ). Он находит применение для дезинфекции складских помещений, уничтожения вредных насекомых и бактерий, для отбеливания бумаги.

Оксид кремния(IV)  $\text{SiO}_2$  используется в производстве стекла, полудрагоценных камней и украшений (кристаллы Сваровски).

В Республике Беларусь старейшим предприятием по производству стекла и изделий из хрусталя является стеклозавод «Неман» (г. Березовка Гродненской области). В настоящее время на этом предприятии кроме посуды из стекла и хрусталя производится изоляционное штапельное стекловолокно высокого качества «НЕМАН+». Основным сырьем для его производства являются кварцевый песок и стеклобой.

Оксид кремния(IV) применяется также для изготовления цемента — важнейшего строительного материала. В нашей стране его производят на предприятиях холдинга «Белорусская цементная компания» — ОАО «Белорусский цементный завод», ОАО «Кричевцементошифер» и ОАО «Красносельскстройматериалы».

Оксид кальция  $\text{CaO}$  под названием «негашеная известь» применяют для изготовления различных строительных материалов.

Оксиды некоторых других металлов находят применение в производстве красок. Так, например, оксид железа(III)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  используют для изготовления краски коричневого цвета, оксид хрома(III)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  — зеленого, оксид цинка  $\text{ZnO}$  и оксид титана(IV)  $\text{TiO}_2$  — белого цветов.

### Оксиды в природе

Оксиды широко распространены в природе. Они содержатся в атмосфере, гидросфере и литосфере нашей планеты.

Самым распространенным оксидом в атмосфере и гидросфере является вода  $\text{H}_2\text{O}$ , а в литосфере — оксид кремния(IV)  $\text{SiO}_2$ , встречающийся



Рис. 16. Оксид кремния в природе: 1 — кристаллический кварц; 2 — кварцевый песок

в виде красивых кристаллов кварца и кварцевого песка (рис. 16). Он используется в производстве стекла, керамических изделий и как строительный материал.

В воздухе содержится небольшое количество оксида углерода(IV) (углекислого газа). Вместе с водой он участвует в процессе фотосинтеза, в результате которого зеленые растения выделяют в окружающую среду кислород.

Наибольшее количество оксидов встречается в литосфере. Они входят в состав почвы, горных пород, руд и минералов.

*Оксиды образуются при взаимодействии кислорода с простыми и сложными веществами, а также в результате разложения некоторых солей при их нагревании.*

*Оксиды находят широкое практическое применение в промышленности и в быту.*

*Оксиды — вода  $H_2O$  и углекислый газ  $CO_2$  — участвуют в процессе фотосинтеза.*

### Вопросы и задания

1. Какие оксиды образуются при горении в кислороде простых веществ — серы, углерода и кальция? Напишите уравнения соответствующих реакций.
2. Напишите уравнения реакций образования оксидов при горении в кислороде следующих сложных веществ:  $PH_3$ ,  $SiH_4$ . В образующихся оксидах валентность фосфора равна V, а валентность кремния — IV.
3. При нагревании какой соли образуются основной и кислотный оксиды  $CaO$  и  $CO_2$ ? Напишите уравнение реакции.
4. Что такое «сухой лед»? Какова его химическая формула?

5. Какой оксид используется при изготовлении украшений — кристаллов Сваровски?
6. Какой оксид наиболее распространен в атмосфере и гидросфере, а какой — в литосфере?
7. Рассчитайте массу фосфора и объем (н. у.) кислорода, при взаимодействии которых образуется оксид фосфора(V) массой 28,4 г.
8. Почему при горении природного газа в кухне повышается влажность воздуха? Рассчитайте массу воды (г), образующейся при сгорании в кислороде метана объемом 56 дм<sup>3</sup> (н. у.).

### Готовимся к олимпиадам

1. Где находит применение оксид состава ЭО<sub>2</sub>, в котором массовая доля атомов Э составляет 27,3 %?

## § 16. Кислоты. Состав и классификация кислот

Другой очень важный класс неорганических веществ — **кислоты**. Это название происходит от слова «кислый», поскольку практически все вещества этого класса обладают знакомым вам кислым вкусом. Они встречаются в природе, находят применение в быту, используются в промышленности для получения различных веществ.

### Состав и физические свойства кислот

Вы уже знаете, что **кислоты** — *сложные вещества, в молекулах которых содержатся атомы водорода, способные замещаться атомами металлов, и кислотные остатки*.

Примеры кислот: **HCl**, **HNO<sub>3</sub>**, **H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>**, **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**, **H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>**. Число атомов водорода в молекулах кислот чаще всего принимает значения от 1 до 3 и называется **основностью кислот**.

Названия важнейших кислот и их кислотных остатков приведены в таблице 1.

Таблица 1. Названия важнейших кислот и кислотных остатков

Название кислоты	Формула кислоты	Формула и валентность кислотного остатка	Название кислотного остатка
Соляная (хлороводородная)	HCl	Cl(I)	хлорид
Сероводородная	H <sub>2</sub> S	S(II)	сульфид

Продолжение таблицы

Название кислоты	Формула кислоты	Формула и валентность кислотного остатка	Название кислотного остатка
Азотная	$\text{HNO}_3$	$\text{NO}_3$ (I)	нитрат
Серная	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$\text{SO}_4$ (II)	сульфат
Сернистая	$\text{H}_2\text{SO}_3$	$\text{SO}_3$ (II)	сульфит
Угльная	$\text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{CO}_3$ (II)	карбонат
Кремниевая	$\text{H}_2\text{SiO}_3$	$\text{SiO}_3$ (II)	силикат
Фосфорная	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\text{PO}_4$ (III)	фосфат

Обратите внимание на то, что названия остатков бескислородных кислот заканчиваются суффиксом **-ид**. В названиях остатков кислородсодержащих кислот присутствуют суффиксы **-ат** или **-ит**.

Напомним, что *все кислородсодержащие кислоты относятся к **кислотным гидроксидам***. В чистом виде они представляют собой бесцветные жидкости (рис. 17).



Рис. 17. Внешний вид некоторых кислот

### Классификация кислот

Поскольку число известных кислот огромно, их классифицируют по следующим признакам.

*По числу атомов водорода, способных замещаться на металл (т. е. по основности)*, кислоты делятся на:

- **одноосновные** — с **одним** атомом водорода в молекулах, например  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ;

- **двухосновные** — с двумя атомами водорода в молекулах, например  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ;

- **трехосновные** — с тремя атомами водорода в молекулах, например  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

По наличию или отсутствию атомов кислорода в молекулах различают кислоты:

- **бескислородные** —  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ . Их общая формула —  $\text{H}_x\text{Э}$ ;

- **кислородсодержащие** —  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Общая формула таких кислот —  $\text{H}_x\text{ЭO}_y$ .

По растворимости в воде кислоты делятся на растворимые и нерастворимые. Большинство кислот хорошо растворяются в воде. К нерастворимым относится кислота  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ .



По летучести (способности испаряться) кислоты можно разделить на нелетучие и летучие. Нелетучие кислоты —  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Как правило, сами эти кислоты и их водные растворы не имеют запаха. Летучие кислоты —  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_3$ . Их растворы обладают специфическим запахом.

### Кислоты в природе

Кислоты довольно широко распространены в природе. До сих пор вы наиболее часто сталкивались с ними, употребляя в пищу различные продукты кислого вкуса — фрукты, кефир, квашеную капусту и маринованные овощи, в которых содержатся различные кислоты. Наиболее часто они образуются в растениях и содержатся в их плодах или листьях, которые мы употребляем в пищу. В разных растениях образуются разные кислоты: в лимонах преобладает лимонная, в яблоках — яблочная, а в щавеле — щавелевая. Известны также природные кислоты, которые содержатся в организмах некоторых насекомых, например муравьев (муравьиная кислота).



Некоторые моллюски или пауки используют кислоты, образующиеся в их организмах, для нападения или обороны. Например, серная кислота содержится в секрете слюнных желез брюхоногих моллюсков семейства кассис. Охотясь на морских ежах, они «впрыскивают» своим жертвам смертельную дозу серной кислоты. Едкий секрет, содержащий уксусную кислоту (концентрация около 80 %), «выстреливают» в случае опасности субтропические паукообразные телифоны.

Молочная кислота, придающая кислый вкус кефиру, образуется при скисании молока или капусты, а уксусная кислота — при скисании вина. Все эти кислоты относятся к органическим кислотам, с которыми вы познакомитесь позже.

Неорганические кислоты, которые вы изучаете сейчас, также встречаются в природе. Например, сероводородная  $\text{H}_2\text{S}$  и угольная  $\text{H}_2\text{CO}_3$  кислоты содержатся в водах некоторых минеральных источников. Соляная кислота  $\text{HCl}$  входит в состав желудочного сока человека. Азотная  $\text{HNO}_3$  и серная  $\text{H}_2\text{SO}_4$  кислоты в небольших количествах образуются в атмосфере и могут встречаться в дождевой воде (кислотные дожди).

*Кислоты — сложные вещества, в молекулах которых содержатся атомы водорода, способные замещаться атомами металлов, и кислотные остатки.*

*Кислоты классифицируются по числу атомов водорода, способных замещаться на металл (т. е. по основности), по наличию или отсутствию в них атомов кислорода.*

*Кислоты широко распространены в природе.*

### Вопросы и задания

1. Какие вещества называются кислотами? Напишите формулы пяти известных вам кислот и назовите их.
2. Как по формуле кислоты можно определить валентность кислотного остатка? Чему равна валентность остатков серной, фосфорной, соляной и угольной кислот? Как называются соли, содержащие эти кислотные остатки?
3. Что такое основность кислоты? Какие из предложенных кислот —  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HCl}$  — являются одноосновными, двухосновными, трехосновными?
4. Приведите примеры одной нерастворимой в воде и трех растворимых в воде кислот. Для выполнения задания можете воспользоваться таблицей растворимости, приведенной на форзаце учебного пособия.
5. Газировку получают, пропуская под большим давлением углекислый газ в чистую питьевую воду. При этом часть растворенного газа реагирует с водой. Какая кислота при этом образуется?
6. Рассчитайте химическое количество кремниевой кислоты, если ее масса равна массе азотной кислоты химическим количеством 2 моль.
7. Найдите химическое количество фосфорной кислоты, которую нужно добавить к воде массой 36 г для получения смеси (раствора) общей массой 55,6 г.

8. Рассчитайте массу смеси серной и азотной кислот, химические количества которых равны соответственно 0,2 моль и 0,3 моль.
9. Масса смеси серной и азотной кислот равна 32,2 г. Чему равны массы каждой из кислот, если их химические количества одинаковы?

### Готовимся к олимпиадам

1. В молекуле известной вам кислородсодержащей кислоты содержатся 2 атома водорода, а его массовая доля составляет 3,23 %. Определите, о какой кислоте идет речь.

## § 17. Химические свойства кислот. Изменение окраски индикаторов. Взаимодействие с металлами

Поскольку в состав любой кислоты входят атомы **H**, способные замещаться атомами металлов, все кислоты в водных растворах проявляют схожие химические свойства, называемые **кислотными**. Знание этих свойств очень важно для дальнейшего изучения химии, поэтому познакомимся с ними более подробно и систематизируем наши знания.

### 1. Изменение окраски индикаторов

Вы уже знаете, что для доказательства наличия кислоты или щёлочи в растворе можно использовать особые вещества — **индикаторы** — лакмус, метилоранж и фенолфталеин.



Слово «индикатор» происходит от латинского «*indicatio*», что значит «определяю, указываю». Индикаторы — сложные органические вещества. Некоторые из них имеют природное происхождение. Например, лакмус содержится в некоторых видах лишайников, из которых его и добывают. В качестве индикаторов в домашних условиях можно использовать соки некоторых ягод (черника, черноплодная рябина, ежевика) и овощей (краснокочанная капуста).

Так, например, в растворах кислот фиолетовая окраска лакмуса и оранжевая окраска метилоранжа изменяются на красную. Фенолфталеин в присутствии кислот остается бесцветным.

### 2. Взаимодействие с металлами

Из курса химии 7-го класса вам известно, что кислоты в водных растворах реагируют с металлами. В результате этих реакций образуются сложные вещества — соли и выделяется простое вещество — водород.



В такие реакции вступают как бескислородные, так и кислородсодержащие кислоты (кроме  $\text{HNO}_3$ ), например (рис. 18):

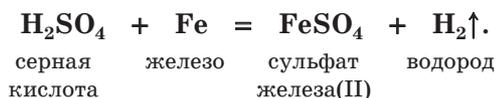
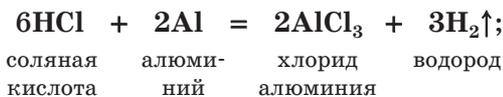
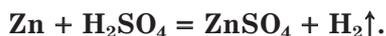
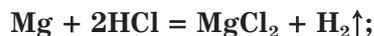


Рис. 18. Реакции кислот с металлами: 1 — соляной кислоты с алюминием; 2 — серной кислоты с железом

Принципиальная возможность и интенсивность протекания таких реакций определяется положением металлов в ряду, который называется **рядом активности металлов**:



Металлы, находящиеся в данном ряду левее водорода  $\text{H}_2$ , вытесняют этот газ из растворов кислот (кроме  $\text{HNO}_3$ ). Например, магний Mg и цинк Zn, расположенные левее  $\text{H}_2$ , вытесняют его из растворов  $\text{HCl}$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :



Чем левее в ряду расположен металл, тем выше его химическая активность и тем интенсивнее он реагирует с растворами кислот. В соответствии с этим из двух металлов — **Al** и **Fe** — более активным является алюминий **Al**. Если же сравнить химическую активность **Mg** и **Zn**, то более активным является магний **Mg**.

Металлы, стоящие в указанном ряду правее **H<sub>2</sub>**, например **Cu** и **Ag**, не вытесняют водород из кислот:



Поскольку в ходе рассмотренных реакций атомы металлов замещают (вытесняют) атомы водорода в молекулах кислот, эти реакции относятся к **реакциям замещения**.

*Кислоты изменяют окраску некоторых индикаторов.  
Металлы, находящиеся в ряду активности левее H<sub>2</sub>, вытесняют водород из растворов кислот (кроме HNO<sub>3</sub>).*

### Вопросы и задания

1. Из предложенного списка веществ выберите те, которые реагируют с соляной кислотой: **Cu**, **Al**, **M**, **S**, **Au**. Напишите уравнения соответствующих реакций и назовите их продукты.
2. Напишите уравнения реакций, протекающих в растворе между соляной кислотой и железом; серной кислотой и алюминием. К каким классам относятся продукты этих реакций? Назовите их.
3. В двух одинаковых склянках без этикеток находятся бесцветные жидкости, одна из которых вода, а другая — раствор серной кислоты. Какими способами можно распознать, в какой из склянок находится кислота? Обоснуйте предложенные вами способы и напишите соответствующие уравнения реакций.
4. Водный раствор серной кислоты используется в автомобильных аккумуляторах. Автолюбитель Василий решил сохранить этот раствор в плотно закрытой железной канистре. Подумайте, какими могут быть неприятные последствия этого «эксперимента». О каком свойстве кислот Василий совсем забыл?
5. Рассчитайте массу серной кислоты, которая в водном растворе прореагирует с железом массой 11,2 г.
6. Найдите объем (н. у.) водорода, который выделится в результате реакции соляной кислоты с алюминием массой 5,4 г.

### Готовимся к олимпиадам

1. Смесь меди и железа общей массой 160 г обработали раствором серной кислоты, в результате чего выделился газ объемом 44,8 дм<sup>3</sup> (н. у.). Рассчитайте массовую долю меди в указанной смеси и массу прореагировавшей серной кислоты.

## § 18. Химические свойства кислот. Взаимодействие с основными оксидами и основаниями. Реакции с солями

Кислоты, являющиеся химически активными веществами, реагируют не только с простыми веществами-металлами. Они вступают в реакции и с различными сложными соединениями — основными оксидами, основаниями, солями. Познакомимся с этими процессами поближе.

### 1. Реакции с основными оксидами

Изучив ранее химические свойства основных оксидов, вы узнали, что они реагируют с кислотами с образованием солей и воды. Зная это, вы можете утверждать, что кислоты реагируют с основными оксидами, образуя те же продукты, т. е. соли и воду:



Приведем примеры уравнений реакций, протекающих в соответствии с этой схемой (рис. 19):

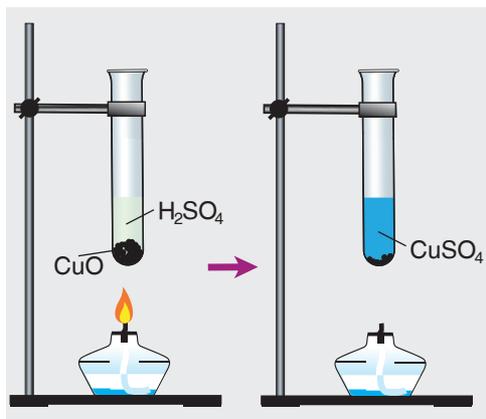
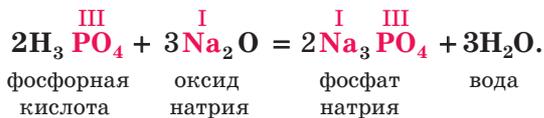
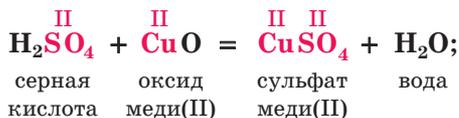


Рис. 19. Реакция серной кислоты с оксидом меди(II)



Обратите внимание на то, что в образующейся соли валентность металла такая же, как в исходном оксиде, а валентность кислотного остатка такая же, как в исходной кислоте.

Рассмотренные реакции относятся к **реакциям обмена**, поскольку в

процессе взаимодействия исходные сложные вещества обмениваются своими составными частями.

## 2. Взаимодействие с основаниями

Из курса химии 7-го класса вам известно, что основания реагируют с кислотами с образованием солей и воды. А что же тогда образуется при взаимодействии кислот с основаниями? Правильно, те же самые продукты — соли и вода! Мы еще раз убеждаемся, что состав конечных веществ не зависит от того, в каком порядке смешиваются исходные вещества. Итак, запомните схему, согласно которой кислоты реагируют с основаниями:



Отметим, что в образующейся соли валентность металла такая же, как в исходном основании, а валентность кислотного остатка такая же, как в исходной кислоте.

Кислоты реагируют как с нерастворимыми (рис. 20), так и с растворимыми основаниями, например:

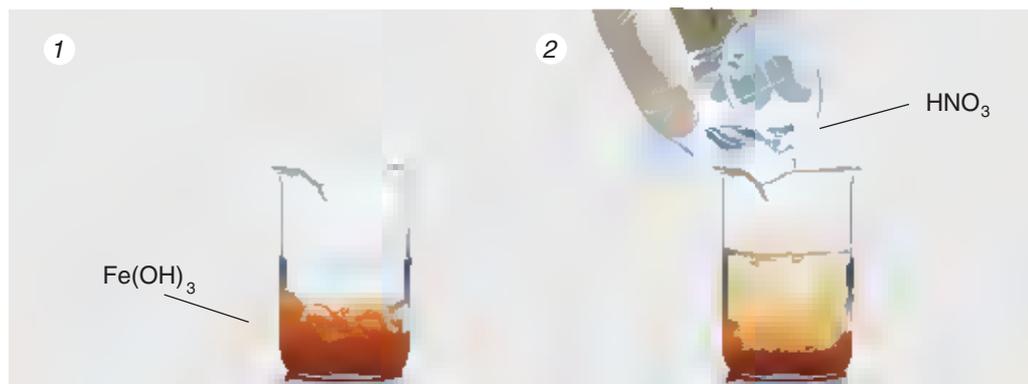


Рис. 20. 1 — гидроксид железа(III); 2 — реакция азотной кислоты с гидроксидом железа(III)

Реакции этого типа, как и реакции кислот с основными оксидами, относятся к **реакциям обмена**.

Напомним, что реакции *растворимых оснований с кислотами называются реакциями нейтрализации*. На практике они используются в случае аварий, связанных с выбросом кислот. Их нейтрализуют растворами щелочей.

### 3. Взаимодействие с солями.

Еще один класс сложных веществ, с которыми кислоты могут вступать в химическое взаимодействие, — соли. Реакции этого типа идут согласно общей схеме:



Однако сразу заметим, что кислота реагирует в растворе с солью лишь в том случае, если в результате реакции выделяется газ (↑) или образуется нерастворимое вещество, выпадающее в осадок (↓) (рис. 21). Примеры таких реакций:

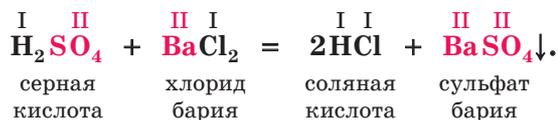
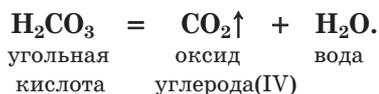


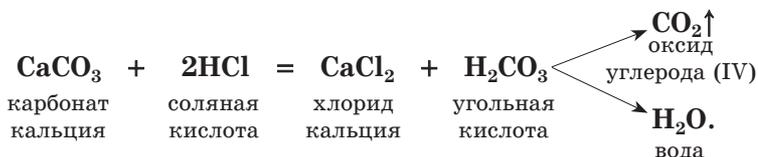
Рис. 21. Реакции: 1 — соляной кислоты с сульфидом калия; 2 — серной кислоты с хлоридом бария

Очевидно, что реакции этого типа, как и двух предыдущих, относятся к **реакциям обмена**.

Известно несколько кислот, которые достаточно легко разлагаются на соответствующий кислотный оксид и воду. К таким кислотам относятся, например, угольная  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , сернистая  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и кремниевая  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  кислоты. Угольная кислота разлагается на кислотный оксид  $\text{CO}_2$  и воду уже при комнатной температуре:



По этой причине в результате реакции карбоната кальция с соляной кислотой вместе с хлоридом кальция образуются углекислый газ и вода:



Кремниевая кислота разлагается на кислотный оксид и воду при нагревании.

Одним из направлений практического использования реакций кислот с солями в сельском хозяйстве Республики Беларусь является раскисление почв. Почвы с повышенным содержанием кислот малопригодны для выращивания сельскохозяйственных культур. Для уменьшения содержания кислот в почве вносят доломит — природную смесь карбонатов кальция и магния. Эти соли реагируют с кислотами, содержащимися в почвах, плодородность которых из-за этого повышается.

*Кислоты реагируют с основными оксидами и основаниями с образованием соли и воды.*

*Кислоты реагируют с солями с образованием новой кислоты и новой соли при условии, что в результате реакции образуется осадок или выделяется газ.*

*Некоторые неустойчивые кислоты разлагаются на кислотный оксид и воду.*

### Вопросы и задания

1. Из предложенного списка веществ выберите те, которые реагируют с соляной кислотой:  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{P}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ . Напишите уравнения соответствующих реакций и назовите их продукты.
2. Напишите уравнения реакций, протекающих в растворе между соляной кислотой и оксидом кальция; азотной кислотой и гидроксидом магния; серной кислотой и карбонатом калия. К какому типу реакций они относятся? Назовите образующиеся вещества.
3. Какая реакция называется реакцией нейтрализации? Приведите примеры кислот и оснований, которые могут реагировать между собой. Напишите уравнения соответствующих реакций.
4. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить последовательные превращения:
  - а) оксид фосфора(V)  $\rightarrow$  фосфорная кислота  $\rightarrow$  фосфат цинка;
  - б) оксид серы(VI)  $\rightarrow$  серная кислота  $\rightarrow$  водород  $\rightarrow$  вода.
5. В двух одинаковых склянках без этикеток находятся бесцветные жидкости, одна из которых — вода, а другая — соляная кислота. С помощью какого из предложенных веществ —  $\text{Cu}$  или  $\text{CaCO}_3$  — можно распознать, в какой из склянок находится кислота? Обоснуйте ваш выбор и напишите соответствующее уравнение реакции.
6. Соляная кислота входит в состав некоторых средств бытовой химии для снятия налета ржавчины с поверхности ванн, раковин, унитазов. Приняв условно, что одним из компонентов ржавчины является гидроксид железа(III), составьте уравнение его реакции с указанной кислотой.
7. Рассчитайте массу азотной кислоты, которая прореагирует с оксидом кальция массой 14 г.
8. В результате реакции карбоната кальция с соляной кислотой выделился газ объемом 6,72 дм<sup>3</sup> (н. у.). Рассчитайте химическое количество прореагировавшей кислоты и массу образовавшейся соли.
9. Рассчитайте массу гидроксида натрия, необходимого для нейтрализации серной кислоты, содержащейся в растворе массой 200 г, в котором массовая доля  $\text{H}_2\text{SO}_4$  равна 9,8 %.



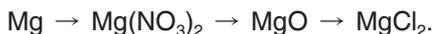
### Домашний эксперимент

Как вам уже известно, в рассоле квашеной капусты, как и в кефире, содержится молочная кислота. По своим свойствам она схожа со многими другими кислотами: изменяет окраску индикаторов, взаимодействует с некоторыми солями. Исследуем это в домашних условиях. В 7-м классе вы исследовали индикаторные свойства черничного сока, краснокочанной капусты, лепестков фиалки. Воспользуемся ими и расширим наш эксперимент реакцией кислоты с солью.

Возьмите три стакана и налейте в них по 1–2 см<sup>3</sup> рассола квашеной капусты (или кефира). Затем в первый стакан прилейте немного черничного сока, во второй — насыпьте поваренную соль на кончике ножа. В третий стакан внесите столько же питьевой соды (соль угольной кислоты). Какие изменения вы наблюдаете? О чем они свидетельствуют? Расскажите о вашем исследовании одноклассникам и учителю.

### Готовимся к олимпиадам

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



## § 19. Получение и применение кислот

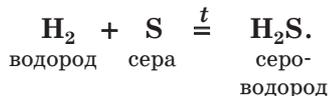
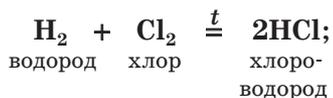
Практически все важнейшие кислоты в промышленности получают с помощью различных химических реакций. Познакомимся со способами получения кислот поближе.

### Получение кислот

Для получения неорганических кислот используют реакции различных типов. Рассмотрим важнейшие из них.

1. Взаимодействие некоторых простых веществ металлов с водородом

Так, например, при сжигании водорода в хлоре образуется хлороводород, а при пропускании водорода над нагретой серой получается сероводород:



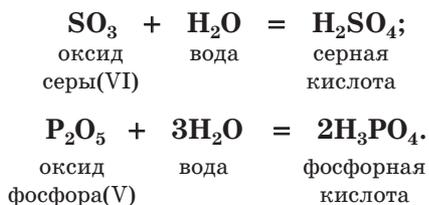
Образующиеся газообразные продукты реакций —  $\text{HCl}$  и  $\text{H}_2\text{S}$  — растворяются в воде и получают соответствующие бескислородные кислоты — соляную (хлороводородную)  $\text{HCl}$  и сероводородную  $\text{H}_2\text{S}$ .

К какому типу относятся рассмотренные здесь реакции?

2. Взаимодействие кислотных оксидов с водой

Вы уже знаете, что кислотные оксиды, кроме  $\text{SiO}_2$ , реагируют с водой с образованием кислот. Это свойство кислотных оксидов используют

для получения некоторых кислородсодержащих кислот, например серной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и фосфорной  $\text{H}_3\text{PO}_4$ :



В Беларуси азотная кислота производится на ОАО «Гродно Азот». Серную и фосфорную кислоты изготавливают на ОАО «Гомельский химический завод».

### Применение кислот

Кислоты широко используются в следующих сферах деятельности человека — в быту, в различных отраслях промышленности, в медицине.

Некоторые кислоты мы с вами можем найти дома. Например, в каждой кухне есть уксус — водный раствор уксусной кислоты или порошок лимонной кислоты, использующиеся для приготовления пищи (рис. 22).



Рис. 22. Применение кислот

В промышленности наиболее широко используются серная, азотная, соляная и фосфорная кислоты. Например, серную кислоту применяют для производства минеральных удобрений, моющих средств, для очистки нефтепродуктов. Растворы этой кислоты используются для заправки автомобильных электроаккумуляторов.

Азотная кислота применяется для получения минеральных удобрений, взрывчатых веществ, красителей, некоторых лекарств. Она также используется для определения содержания золота в ювелирных сплавах.

Соляную кислоту широко применяют для очистки поверхности металлов, в производстве лекарств, пластмасс, различных солей. Она входит в состав средств для очистки раковин, ванн и другого сантехнического оборудования от известкового налета и ржавчины.

Фосфорная кислота является исходным веществом для получения ценных минеральных удобрений, применяется для защиты железных изделий от ржавления. Она также используется в качестве регулятора кислотности при изготовлении ряда пищевых продуктов.

Угольная кислота содержится во всех газированных водах и напитках. Их изготавливают, под давлением насыщая соответствующие жидкости углекислым газом. При этом он частично реагирует с водой, образуя угольную кислоту.

### Меры предосторожности при работе с кислотами

Кислоты — едкие вещества. Особенно опасны серная, азотная и соляная кислоты — они разрушают кожу, бумагу, древесину, ткани. Попадание этих кислот на кожу или в глаза может привести к болезненным химическим ожогам. Поэтому обращаться с кислотами нужно очень осторожно. При работе с ними следует надевать средства защиты — специальные халаты, перчатки, очки.

Следует помнить, что смешивание кислот с водой сопровождается выделением теплоты. Оно может быть настолько сильным, что содержащаяся в растворе вода почти мгновенно закипает, разбрызгивая во все стороны капли едкой жидкости. Происходит это при *неправильном разбавлении, когда воду вливают в сосуд с кислотой*. Дело в том, что вода значительно легче кислоты и не успевает равномерно смешаться с ней. Оставаясь сверху, первая же порция добавленной воды от соприкосновения с кислотой быстро нагревается и бурно закипает. Чтобы этого не случилось, при разбавлении кислот, особенно серной, их следует тонкой струйкой медленно вливать в воду при постоянном перемешивании

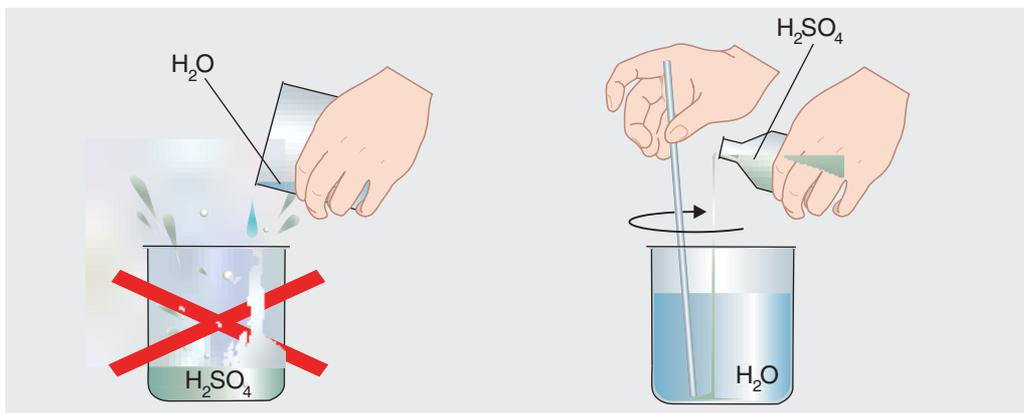


Рис. 23. Приготовление водного раствора серной кислоты

стеклянной палочкой (рис. 23). В этом случае более тяжелая кислота, опускаясь вниз, равномерно смешивается с водой. Выделяющаяся теплота также равномерно распределяется по всему раствору, который, как правило, лишь нагревается, но не закипает и не разбрызгивается.

При попадании на кожу или в глаза кислоту необходимо немедленно смыть большим количеством проточной воды, а затем промыть пораженный участок раствором пищевой соды. В случае необходимости следует обратиться к врачу.

*Для получения кислот используют реакции:*

- *водорода с некоторыми неметаллами (хлор и сера);*
- *кислотных оксидов с водой.*

*Кислоты находят широкое применение в промышленности и в быту.*

*Кислоты — едкие вещества, обращаться с ними следует осторожно.*

### Вопросы и задания

1. Перечислите известные вам способы получения кислот.
2. Как получают соляную и сероводородную кислоты из простых веществ? Напишите уравнения соответствующих реакций. К реакциям какого типа они относятся?
3. Из предложенного перечня оксидов —  $\text{MgO}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CO}_2$  — выберите вещества, реагирующие с водой с образованием кислот. Составьте уравнения соответствующих реакций.

4. Какие кислоты наиболее широко используются в промышленности?
5. Какие меры предосторожности нужно соблюдать при работе с кислотами? Что нужно делать, если кислота попала на одежду, на кожу или в глаза?
6. Рассчитайте общий объем (н. у.) водорода и хлора, необходимый для получения хлороводорода массой 109,5 г.
7. Рассчитайте массу фосфорной кислоты, которая образуется при взаимодействии оксида фосфора(V) химическим количеством 0,25 моль с водой.
8. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:  
а)  $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Mg_3(PO_4)_2$ ; б)  $SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow H_2 \rightarrow H_2S \rightarrow K_2S$ .

### Готовимся к олимпиадам

1. Общее химическое количество оксида серы(VI) и оксида фосфора(V) в их смеси равно 0,3 моль. В результате реакций этих оксидов с водой образовалась смесь кислот массой 34,3 г. Рассчитайте массовую долю серной кислоты в этой смеси.

## § 20. Основания

Вы уже знаете, что существует целый класс сложных неорганических веществ, в состав которых входят атомы металлов и группы  $OH$ . Все вещества этого класса реагируют с кислотами с образованием солей, т. е. являются как бы «основой» солей. Поэтому класс таких веществ получил название «основания». Таким образом, **основания** — *сложные вещества, состоящие из атомов металлов и гидроксогрупп  $OH$* .

### Состав оснований

Состав всех оснований можно выразить одной общей формулой —  $Me(OH)_x$ , где  $Me$  — символ металла, а подстрочный индекс  $x$  — число групп  $OH$ , соединенных с одним его атомом. Чаще всего это число принимает значения от 1 до 3, например:  $KOH$ ,  $Mg(OH)_2$ ,  $Al(OH)_3$ .

Группа  $OH$  называется **гидроксогруппой**. Слово *гидроксо* состоит из первых частей латинских названий элементов водорода (*Hydrogenium*) и кислорода (*Oxygenium*), атомы которых образуют эту группу.

Валентность гидроксогруппы  $OH$  всегда равна I:  $\overset{I}{OH}$ . Вследствие этого в формуле любого основания число групп  $OH$  всегда численно равно валентности связанного с ними атома металла:



Название любого основания состоит из слова «гидроксид» и русского названия металла в родительном падеже, например:  $\text{NaOH}$  — гидроксид натрия. Если металл проявляет переменную валентность, то ее значение указывается римской цифрой в скобках после названия металла, например:

$\overset{\text{II}}{\text{Fe}}(\text{OH})_2$  — гидроксид железа(II);

$\overset{\text{III}}{\text{Fe}}(\text{OH})_3$  — гидроксид железа(III).

Напомним, что основания  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  относятся к основным гидроксидам.

### Классификация оснований

По растворимости в воде основания делятся на две группы:

- *растворимые основания*, к которым относятся  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Они имеют общее название — **щёлочи**. При комнатной температуре это — твердые вещества белого цвета (рис. 24, 1).

- *нерастворимые основания*, например,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  и некоторые другие. Они также представляют собой твердые вещества, многие из которых окрашены в разные цвета (рис. 24, 2).

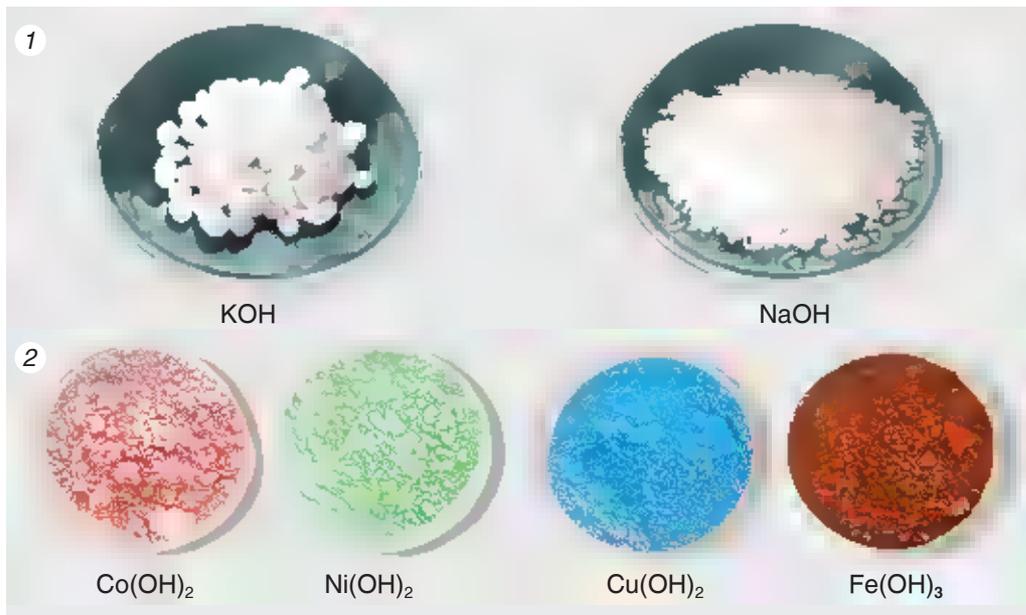


Рис. 24. Внешний вид некоторых оснований: щелочей (1) и нерастворимых оснований (2)



Термин «щёлочь» происходит от старорусского слово «щёлок». Так называли жидкость, которая получается при кипячении смеси воды с золой растений. Один из компонентов золы реагирует с водой и превращается в гидроксид калия  $\text{KOH}$ . Вещество, содержащееся в щёлоке, назвали «щёлочь». Впоследствии этот термин стали использовать и для других растворимых в воде оснований.

### Меры предосторожности при работе со щелочами

Щёлочи — едкие вещества. Не случайно в старых названиях щелочей присутствует слово «едкий». Например, гидроксид натрия  $\text{NaOH}$  иногда называют «едкий натр», а гидроксид калия  $\text{KOH}$  — «едкое кали». Контакт щёлочи с кожей может привести к болезненным химическим ожогам, а попадание щелочей в глаза — к слепоте. Поэтому обращаться со щелочами нужно очень осторожно. При работе с ними следует надевать средства защиты — халаты, перчатки и очки.

Следует помнить, что растворение твердых щелочей в воде сопровождается выделением теплоты. Оно может быть настолько сильным, что содержащаяся в растворе вода может закипеть, разбрызгивая во все стороны капли едкой жидкости. Чтобы этого не случилось, для приготовления раствора щёлочи ее вносят в воду небольшими порциями при постоянном перемешивании жидкости стеклянной палочкой. Выделяющаяся при этом теплота равномерно распределяется по всему раствору. Он при этом, как правило, лишь нагревается, но не закипает и не разбрызгивается.

При попадании щёлочи на кожу или в глаза ее необходимо немедленно смыть большим количеством воды, а затем промыть пораженный участок специально приготовленным разбавленным раствором уксусной или борной кислоты. В случае необходимости следует обратиться к врачу.

*Основания — сложные вещества, состоящие из атомов металлов и гидроксогрупп  $\text{OH}$ .*

*Основания классифицируются по растворимости в воде. Растворимые основания называются щелочами.*

*Щёлочи — едкие вещества. Обращаться с ними следует очень осторожно.*

### Вопросы и задания

1. Какие вещества называются основаниями? Какова их общая формула?
2. Напишите химические формулы пяти оснований и назовите их.
3. Чем определяется число гидроксогрупп  $\text{OH}$  в формуле основания? Могут ли атомы одного и того же металла соединяться с разным числом групп  $\text{OH}$ ? Чем различаются названия таких оснований? Приведите соответствующий пример.
4. Какие основания называются щелочами? Приведите примеры четырех щелочей и назовите их.
5. Молярная масса неизвестного основания  $\text{Me}(\text{OH})_3$  равна 107 г/моль. Определите его химическую формулу.
6. В смеси гидроксидов натрия и магния их химические количества равны соответственно 0,25 моль и 0,15 моль. Рассчитайте массовую долю  $\text{NaOH}$  в указанной смеси оснований.
7. Какие правила техники безопасности следует соблюдать при работе со щелочами? Что нужно делать, если раствор щёлочи попал на кожу или в глаза?
8. Средство для промывания кухонной канализации представляет собой раствор основания. Какое из предложенных оснований может содержаться в этом растворе:  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NaOH}$ ? Обоснуйте ваш выбор.
9. Найдите массу смеси гидроксида натрия и гидроксида кальция, в которой их химические количества равны соответственно 0,3 моль и 0,4 моль.
10. Химическое количество гидроксида калия составляет 0,4 моль. Найдите химическое количество гидроксида натрия, который нужно добавить к исходному  $\text{KOH}$ , чтобы масса полученной смеси веществ была равна 46,4 г.
11. Рассчитайте массу гидроксида магния, который нужно добавить к гидроксиду кальция массой 14,8 г, чтобы общее химическое количество оснований в смеси было равно 0,45 моль.

### Готовимся к олимпиадам

1. Смесь оксида и гидроксида магния прокалили до прекращения реакции и получили твердый остаток, масса которого на 23,2 % меньше массы исходной смеси. Рассчитайте массовую долю оксида магния в исходной смеси.

## § 21. Химические свойства оснований

Поскольку в состав любого основания входят гидроксогруппы  $\text{OH}$ , связанные с атомом металла, все основания проявляют схожие химические свойства, называемые **основными**. Знание этих свойств очень важно для дальнейшего изучения химии, поэтому познакомимся с ними более подробно и систематизируем наши знания.

### 1. Изменение окраски индикаторов

Вы уже знаете, что индикаторы в присутствии растворимых оснований, т. е. щелочей, изменяют свою окраску: лакмус — с фиолетовой на синюю, метилоранж — с оранжевой на желтую, а бесцветный фенолфталеин окрашивается в малиновый цвет.

### 2. Взаимодействие с кислотами

Практически все основания реагируют с кислотами с образованием солей и воды по общей схеме:



Запомните, что в образующейся соли валентность металла такая же, как в исходном основании, а валентность кислотного остатка такая же, как в исходной кислоте.

Примеры реакций, протекающих в соответствии с указанной схемой:



Напомним, что *реакция между щёлочью и кислотой, в результате которой образуется нейтральный раствор*, называется **реакцией нейтрализации**.

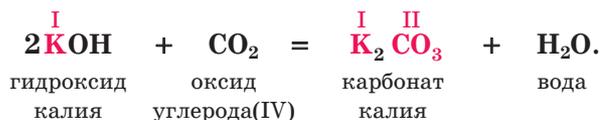
### 3. Взаимодействие с кислотными оксидами

Большинство оснований, в том числе все щёлочи, реагируют с кислотными оксидами по общей схеме:

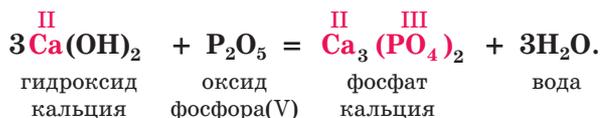


Запомните, что в образующейся соли валентность металла такая же, как и в исходном основании. Кроме того, в состав соли входит остаток той кислоты, которая соответствует кислотному оксиду, вступающему в реакцию. Например, если в реакцию вступает кислотный

оксид  $\text{CO}_2$ , которому соответствует кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , то в состав соли будет входить остаток этой кислоты, т. е.  $\text{CO}_3$ . Его валентность, как вы уже знаете, равна II:



Если же в реакцию вступает кислотный оксид  $\text{P}_2\text{O}_5$ , которому соответствует кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , то в составе образующейся соли будет остаток этой кислоты, т. е.  $\text{PO}_4$  с валентностью, равной III:



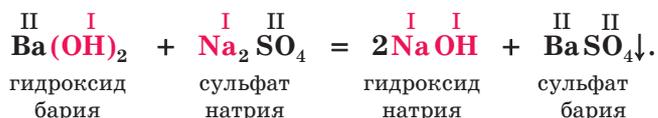
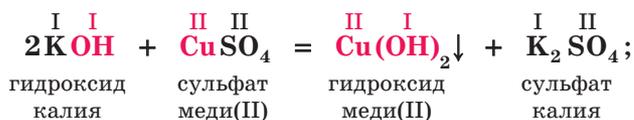
#### 4. Взаимодействие с солями

*Растворимые основания реагируют с растворимыми солями по общей схеме:*



Реакции этого типа относятся к реакциям обмена, поскольку в процессе взаимодействия исходные вещества — щёлочь и растворимая соль — обмениваются своими составными частями. При этом валентность атомов металлов и кислотных остатков не изменяется.

В результате таких реакций выпадает осадок (↓) нового основания (рис. 25) или новой соли:



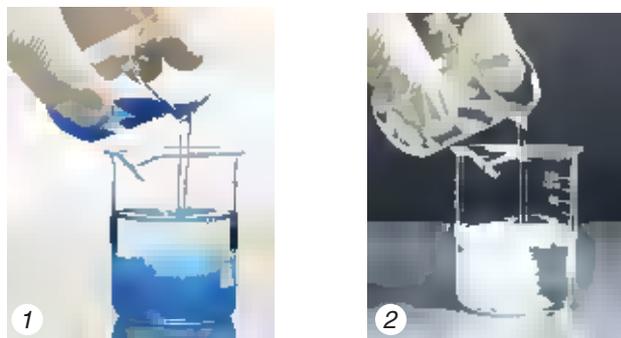


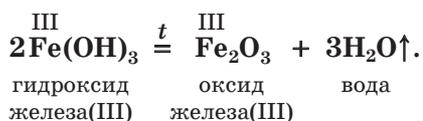
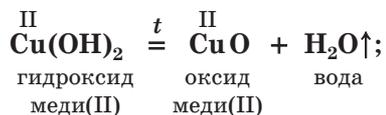
Рис. 25. Образование осадков: 1 — гидроксида меди(II), 2 — сульфата бария

### 5. Разложение при нагревании

Все нерастворимые основания при нагревании разлагаются по общей схеме:



В ходе таких реакций валентность атомов металла не изменяется:



*В растворах щелочей индикаторы изменяют свою окраску. Основания реагируют с кислотами с образованием соли и воды. Основания реагируют с кислотными оксидами, образуя соль и воду.*

*Растворимые основания реагируют с растворимыми солями с образованием новых оснований и новых солей.*

*Нерастворимые основания разлагаются при нагревании.*

### Вопросы и задания

1. Почему основания проявляют ряд общих химических свойств, называемых основными?
2. Какова окраска индикаторов в растворах щелочей?
3. Напишите уравнения реакций в растворах между веществами: гидроксидом кальция и азотной кислотой; гидроксидом магния и соляной кислотой; гидроксидом калия и фосфорной кислотой. Назовите продукты этих реакций.
4. Какие реакции относятся к реакциям нейтрализации? Почему они так называются? Напишите уравнения реакций нейтрализации, в результате которых образуются соли: хлорид натрия; нитрат кальция; сульфат калия.
5. Напишите уравнения реакций в растворах между веществами: гидроксидом кальция и оксидом углерода(IV); гидроксидом калия и оксидом фосфора(V); гидроксидом натрия и оксидом серы(VI). Назовите образующиеся вещества.
6. Напишите уравнения реакций в растворах между веществами: гидроксидом калия и нитратом меди(II); гидроксидом натрия и сульфатом железа(III); гидроксидом кальция и хлоридом алюминия. Назовите продукты этих реакций.
7. Из предложенного перечня выберите формулы оснований, которые разлагаются при нагревании: KOH, Fe(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, NaOH, Mg(OH)<sub>2</sub>. Напишите уравнения возможных реакций, назовите их продукты.
8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить последовательные превращения:
  - а) оксид натрия → гидроксид натрия → карбонат натрия;
  - б) кальций → оксид кальция → гидроксид кальция → фосфат кальция;
  - в) углерод → оксид углерода(IV) → угольная кислота → карбонат калия.
9. Рассчитайте массу сульфата железа(III) и массу гидроксида калия, при взаимодействии которых образуется нерастворимое основание массой 85,6 г.
10. Рассчитайте массу фосфорной кислоты, которая прореагирует с гидроксидом натрия массой 24 г.
11. Углекислый газ прореагировал со щёлочью, в результате чего образовался карбонат натрия массой 21,2 г. Найдите объем исходного углекислого газа и массу прореагировавшей с ним щёлочи.

### Готовимся к олимпиадам

1. К раствору, содержащему гидроксид натрия массой 20 г, добавили раствор, в котором химическое количество серной кислоты составляло 0,2 моль. В какой цвет окрасится метилоранж в полученном растворе? Почему?



### Домашний эксперимент

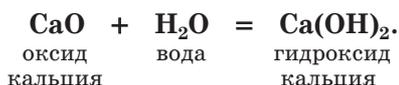
Известно, что растворы щелочей такие же скользкие, как и мыло. Значит ли это, что мыло реагирует с водой с образованием щёлочи? Чтобы ответить на этот вопрос, растворите немного мыла в теплой воде и в полученный раствор добавьте несколько капель домашнего индикатора — черничного сока или сока краснокочанной капусты. Что вы наблюдаете? О чем это свидетельствует?

## § 22. Получение и применение оснований

Растворимые и нерастворимые основания отличаются между собой по некоторым свойствам, эти вещества получают разными способами.

### Получение щелочей

Как вы уже знаете, щёлочи можно получить в результате реакций оксидов активных металлов с водой:



Для получения гидроксидов натрия и калия через водные растворы **KCl** и **NaCl** пропускают электрический ток:

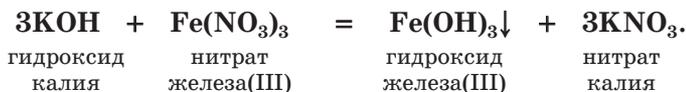


Такое разложение веществ под действием электрического тока называется электролизом.

В Республике Беларусь гидроксид калия этим способом получают в цеху мембранного электролиза ОАО «Беларуськалий». Это самая передовая на данный момент технология электролиза в мире. Она отличается более низким потреблением электроэнергии, простым и безопасным режимом работы установки и отсутствием вредных выбросов в окружающую среду.

### Получение нерастворимых оснований

Нерастворимые основания получают взаимодействием растворимых оснований (щелочей) с растворимыми солями, например:



Образующиеся нерастворимые основания выделяются из растворов в виде осадков.

### Применение оснований

Из всех оснований наиболее широкое применение находят щёлочи. Раствор одной из них вы наверняка сможете найти дома. Это средство бытовой химии (рис. 26) используют для промывания кухонной канализации. Содержащаяся в нем щёлочь растворяет остатки жира и жирной пищи, которые мешают стоку воды.

В последнее время в быту получили широкое распространение щелочные гели — густые жидкости, содержащие гидроксид натрия. Они предназначены для быстрого удаления остатков пригоревшего жира с поверхности кухонных плит и микроволновых печей.

В гораздо большем объеме гидроксид натрия применяется в химической промышленности. Его используют в производстве мыла, жидких моющих средств, бумаги, искусственных волокон, различных солей и некоторых лекарств.

Другое основание, которое используется в больших масштабах, — гидроксид кальция  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Под названием «известь» или «известка» он широко применяется в строительстве для побелки стен и потолков. Это основание входит в состав строительных смесей для штукатурки, его часто добавляют в цементные растворы для увеличения прочности бетонных и железобетонных конструкций.

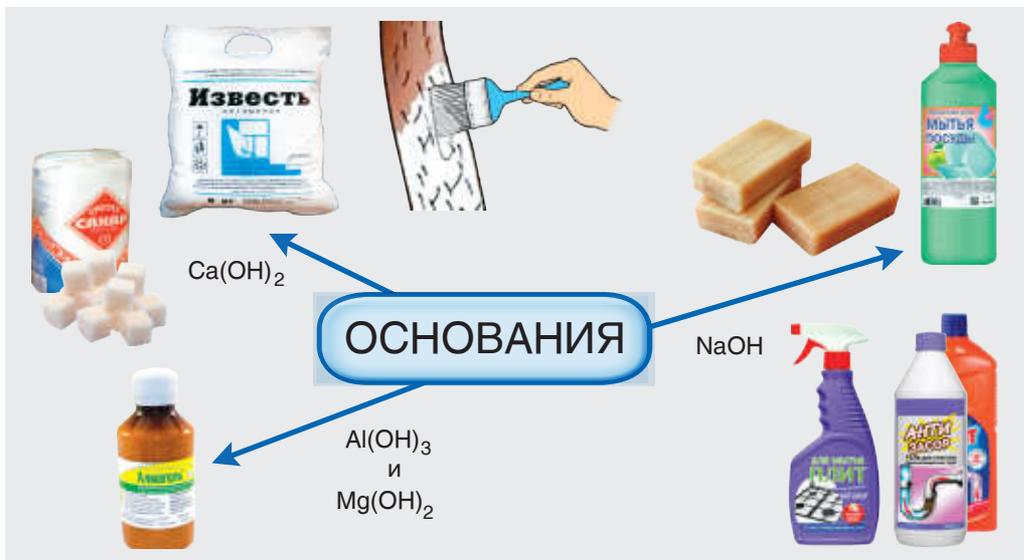


Рис. 26. Применение оснований

Большие количества гидроксида кальция используются в производстве сахара из сахарной свеклы.

Практическое применение находят также гидроксиды алюминия  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и магния  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ . Они являются компонентами медицинского препарата «Алмагель», который принимают внутрь при заболеваниях пищеварительной системы.

## Лабораторный опыт 1

### *Получение нерастворимого основания*

Налейте в пробирку раствор сульфата меди(II) объемом 1–2 см<sup>3</sup> и добавьте к нему примерно такой же объем раствора гидроксида натрия. Что наблюдается в пробирке? Каков цвет выпавшего осадка?

Напишите уравнение протекающей реакции и укажите ее тип.

*Гидроксид кальция получают реакцией оксида кальция с водой.  
Нерастворимые основания получают в результате взаимодействия щелочей с растворимыми солями.  
Щёлочи находят широкое практическое применение.*

### Вопросы и задания

1. Перечислите известные вам способы получения оснований. Реакции каких типов лежат в их основе?
2. Напишите уравнения реакций металлов с водой, в результате которых образуются гидроксиды натрия и кальция и выделяется водород.
3. Оксиды каких металлов реагируют с водой с образованием щелочей? Напишите три уравнения соответствующих реакций.
4. Как получают нерастворимые основания? Напишите по два уравнения реакций получения нерастворимых оснований — гидроксида магния и гидроксида железа(III).
5. Для чего используется гидроксид натрия в быту? На чем основано его применение? Каково промышленное применение гидроксида натрия? Какие ценные материалы и вещества получают на его основе?
6. Где находит применение гидроксид кальция? Получение какого важного продукта питания связано с использованием гидроксида кальция?
7. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить последовательные превращения:
  - а) калий → гидроксид калия → гидроксид меди(II) → оксид меди(II);
  - б) гидроксид железа(III) → вода → гидроксид кальция → нитрат кальция.

8. Натрий прореагировал с водой, в результате чего образовалась щёлочь массой 16 г. Рассчитайте исходную массу натрия и объем (н. у.) выделившегося водорода.
9. Химическое количество оксида кальция, вступившего в реакцию с водой, равно 0,75 моль. Рассчитайте массы прореагировавшей воды и полученного гидроксида кальция.
10. Рассчитайте массу хлорида железа(III), при взаимодействии которого с гидроксидом натрия получится гидроксид железа(III) химическим количеством 0,4 моль.
11. Кусочек калия растворили в воде, а к полученной щёлочи добавили раствор хлорида меди(II). При этом образовался осадок массой 1,96 г. Рассчитайте исходную массу калия.

### Готовимся к олимпиадам

1. В результате нагревания порции гидроксида железа(III) некоторая его часть разложилась на соответствующий оксид и воду. Масса образовавшегося твердого остатка оказалась на 15,7 % меньше массы исходного гидроксида. Рассчитайте, какая часть этого вещества разложилась.

## § 23. Соли. Состав и классификация солей

При изучении химических свойств оксидов, кислот и оснований вы узнали, что эти вещества в результате различных реакций превращаются в соли — наиболее многочисленный класс неорганических веществ.

### Состав солей

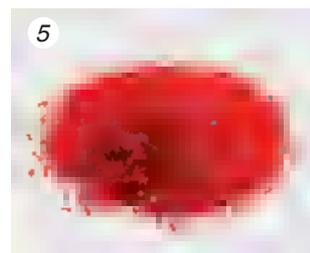
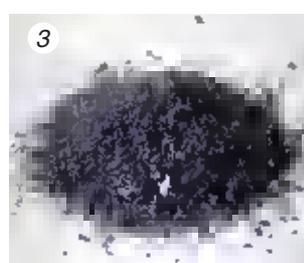
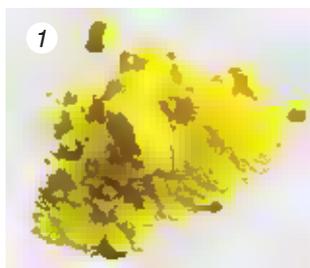
Из курса химии 7-го класса вы уже знаете, что **соли** — это сложные вещества, состоящие из атомов металлов и кислотных остатков. Поскольку разных металлов и кислотных остатков известно много, число образуемых ими солей очень велико.

Вспомним правила составления формул солей и их названий.

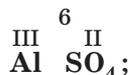
Состав каждой соли определяется значениями валентности содержащихся в ней металла и кислотного остатка. Для составления формулы соли, например сульфата алюминия, нужно сделать следующее:

а) написать рядом символ металла алюминия **Al** и формулу кислотного остатка **SO<sub>4</sub>** и указать сверху римскими цифрами значения их валентности (III и II):



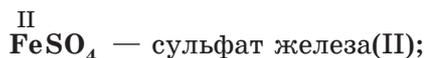


б) найти наименьшее общее кратное (НОК) этих значений (6) и записать его величину посередине над римскими цифрами:



в) найти индексы для атомов металла и кислотного остатка, поочередно разделив НОК на значения их валентности: индекс для  $\text{Al} = 6 : \text{III} = 2$ ; индекс для  $\text{SO}_4 = 6 : \text{II} = 3$ . Следовательно, формула сульфата алюминия —  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

Название любой соли состоит из двух слов — названия кислотного остатка (в именительном падеже) и названия металла (в родительном падеже). Например:  $\text{AlCl}_3$  — хлорид алюминия;  $\text{BaSO}_4$  — сульфат бария;  $\text{K}_2\text{CO}_3$  — карбонат калия;  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  — нитрат магния. Если металл проявляет переменную валентность, то ее значения указываются римской цифрой в скобках после названия металла, например:



При комнатной температуре соли — твердые кристаллические вещества самой разнообразной окраски (рис. 27).

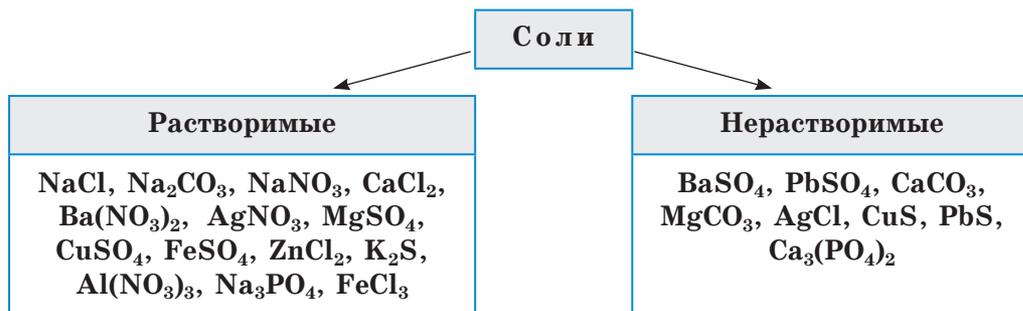
Рис. 27. Внешний вид некоторых солей:  
1 —  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ , 2 —  $\text{KNO}_3$ ,  
3 —  $\text{KMnO}_4$ , 4 —  $\text{NaCl}$ ,  
5 —  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , 6 —  $\text{CuCl}_2$



Ученые предполагают, что слово «соль» происходит от слова «солнце». Дело в том, что под воздействием теплых солнечных лучей вода некоторых озер постепенно испаряется, оставляя на дне твердое белое вещество, которое прочно вошло в нашу жизнь под названием «соль». Позже это слово стали использовать во множественном числе для обозначения целого класса однотипных веществ, которые вы сейчас изучаете.

### Классификация солей

По способности растворяться в воде все соли делятся на две большие группы — **растворимые** и **нерастворимые**. Примеры солей каждой из этих групп приведены на следующей схеме:



Существуют и другие способы классификации солей, с которыми вы познакомитесь позже.

Информация о растворимости солей в воде приведена на форзаце 2 учебного пособия.

*Соли — сложные вещества, состоящие из атомов металлов и кислотных остатков.*

*Все соли — твердые кристаллические вещества.*

*По растворимости в воде соли подразделяются на растворимые и нерастворимые.*

### Вопросы и задания

1. Какие вещества называются солями? Напишите формулы пяти известных вам солей и назовите их.
2. Составьте химические формулы солей: нитрат железа(II); карбонат калия; хлорид алюминия; сульфат железа(III); фосфат калия; карбонат магния; силикат натрия.

3. Напишите формулы и названия солей, в состав которых входят:
  - а) атомы магния и остатки фосфорной кислоты;
  - б) атомы цинка и остатки азотной кислоты;
  - в) атомы алюминия и остатки соляной кислоты;
  - г) атомы железа(II) и остатки серной кислоты;
  - д) атомы натрия и остатки кремниевой кислоты.
4. Выберите смесь солей, которую можно полностью растворить в воде:
  - а)  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CaCl}_2$ ;
  - б)  $\text{KCl}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{MgSO}_4$ ;
  - в)  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{BaSO}_4$ ;
  - г)  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{NaCl}$ .
5. Рассчитайте массу смеси нитрата натрия и карбоната цинка, в которой их химические количества равны соответственно 0,4 моль и 1,2 моль.
6. Найдите химическое количество хлорида натрия, который нужно добавить к нитрату калия массой 55 г для получения смеси общей массой 78,4 г.
7. Чему равна масса сульфата алюминия, в котором химическое количество атомов кислорода составляет 1,2 моль?
8. Рассчитайте общее химическое количество карбоната калия и нитрата магния в их смеси, если массы указанных солей равны соответственно 13,8 г и 29,6 г.

### Готовимся к олимпиадам

1. В оксиде неизвестного трехвалентного металла массовая доля металла составляет 52,9 %. Найдите массовую долю этого же металла в его нитрате.

## § 24. Химические свойства солей

Для большинства солей характерны реакции замещения и обмена, а для некоторых еще и реакции разложения. Познакомимся поближе с этими реакциями.

### 1. Реакции с металлами

Соли в растворах реагируют с металлами по общей схеме:



При этом всегда более активный металл, расположенный в ряду активности левее, вытесняет из соли менее активный металл, который расположен в этом ряду правее (см. форзац 2).

Примеры реакций:

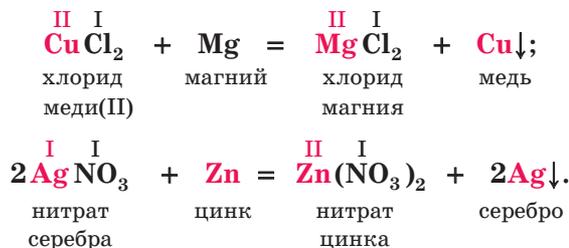


Рис. 28. «Серебрение» монеты

(рис. 28). Этот блеск никак не связан с серебром, он обусловлен выделением блестящей ртути:



Следует помнить, что ртуть и ее соли ядовиты! Поэтому данный опыт нельзя пытаться выполнить самостоятельно!

Следует помнить, что активные металлы (**Li, Na, K, Ca, Sr, Ba**), которые при комнатной температуре реагируют с водой, нельзя использовать для вытеснения менее активных металлов из растворов их солей. Причина в том, что активный металл одновременно реагирует и с солью менее активного металла, и с водой, образуя сложную смесь продуктов.

## 2. Реакции с кислотами

Вы изучили химические свойства кислот и уже знаете, что в водных растворах они реагируют с солями, образуя новые кислоты и новые соли. Если кислоты реагируют с солями, то, несомненно, будет правильным сказать, что соли реагируют с кислотами.

Итак, в водных растворах соли реагируют с кислотами по общей схеме:



В ходе реакций этого типа валентность атомов металлов и кислотных остатков не изменяется.

Эти реакции протекают, если одно из образующихся веществ выпадает в осадок или выделяется из раствора в виде газа (см. рис. 21), например:



Реакции этого типа относятся к **реакциям обмена**, поскольку участвующие в них исходные вещества обмениваются своими составными частями.

### 3. Реакции со щелочами

Изучив химические свойства оснований, вы узнали, что основания (щёлочи) реагируют с растворимыми солями, образуя новые основания и новые соли. Соответственно, эти же продукты образуются и при взаимодействии солей с основаниями.

Итак, растворимые соли реагируют со щелочами по общей схеме:



В ходе таких реакций обмена валентность атомов металлов, гидроксогрупп и кислотных остатков не изменяется!

Эти процессы протекают, если хотя бы один из продуктов реакций нерастворим в воде, например:

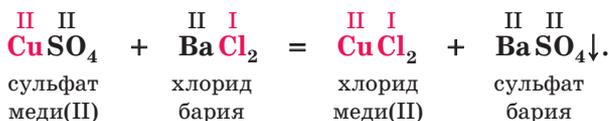
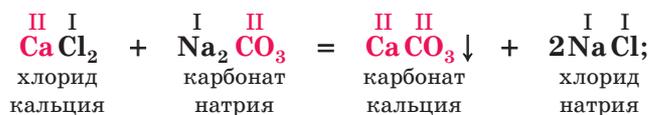


## 4. Реакции с другими солями

Соли в водных растворах вступают в реакции обмена с другими солями по общей схеме:

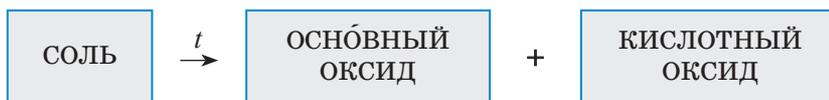


Эти реакции возможны, если обе исходные соли растворимы и хотя бы одна новая соль является нерастворимой в воде. В ходе таких реакций валентность атомов металлов и кислотных остатков не изменяется. Примеры превращений:

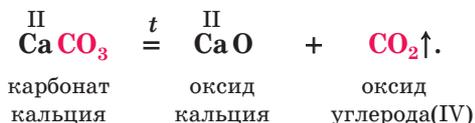


## 5. Разложение при нагревании

Соли некоторых кислородсодержащих кислот разлагаются при нагревании с образованием основного и кислотного оксидов по общей схеме:



В ходе таких реакций всегда образуется газообразный кислотный оксид. Он соответствует той кислоте, остаток которой содержится в соли. Поскольку угольной кислоте  $\text{H}_2\text{CO}_3$  соответствует кислотный оксид  $\text{CO}_2$ , то при разложении многих солей указанной кислоты образуется этот оксид:



*Для большинства солей характерны реакции замещения и обмена, некоторые соли разлагаются при нагревании.*

*Соли реагируют с металлами с образованием новой соли и нового металла.*

*Соли реагируют с кислотами с образованием новой соли и новой кислоты.*

*Соли реагируют со щелочами, образуя новую соль и новое основание.*

*Соли вступают в реакции с другими солями, образуя новые соли.*

## Лабораторный опыт 2

### *Взаимодействие растворов солей с металлами*

Налейте в пробирку раствор хлорида меди(II) объемом 1–2 см<sup>3</sup> и внесите в нее одну гранулу цинка. Что наблюдается примерно через 2–3 минуты? Напишите уравнение протекающей реакции и определите ее тип.

### Вопросы и задания

1. Какие типы реакций характерны для большинства солей? Напишите по 2 уравнения реакций каждого из указанных вами типов.
2. Какие из металлов — Zn, Au, Fe, Hg, Mg, Al, Ag — вытесняют медь из сульфата меди в водном растворе? Напишите уравнения всех возможных реакций, назовите вещества.
3. В растворе содержатся нитраты натрия, кальция, меди(II) и серебра. В этот раствор добавляли цинк до завершения возможных реакций. Какие вещества содержатся в образовавшемся растворе? Обоснуйте свой ответ.
4. В одном из стаканов находится раствор карбоната калия, а в другом — раствор хлорида бария. В каждый из стаканов прилили раствор серной кислоты. Какие изменения должны при этом произойти? Напишите уравнения соответствующих реакций, назовите их продукты.
5. Используя сведения о растворимости солей (§ 23), объясните, почему в растворе:
  - а) карбонат натрия реагирует с хлоридом кальция, но не реагирует с хлоридом калия;
  - б) хлорид натрия реагирует с нитратом серебра, но не реагирует с нитратом кальция;
  - в) фосфат натрия реагирует с нитратом магния, но не реагирует с нитратом натрия.
 Напишите уравнения возможных реакций, назовите образующиеся вещества.

6. Напишите уравнения реакций между веществами:
  - а) хлоридом меди(II) и гидроксидом калия;
  - б) гидроксидом натрия и сульфатом железа(III);
  - в) гидроксидом кальция и нитратом магния;
  - г) сульфатом натрия и гидроксидом бария.
7. Представьте, что в одном из стаканов находится раствор нитрата калия, а в другом — раствор нитрата кальция. Раствор какой из солей — NaCl или  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  — нужно добавить в каждый из стаканов, чтобы распознать их содержимое? Объясните свой выбор. Напишите уравнение соответствующей реакции, назовите ее продукты.
8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить последовательные превращения:
  - а) сульфат меди(II)  $\rightarrow$  гидроксид меди(II)  $\rightarrow$  нитрат меди(II)  $\rightarrow$  медь  $\rightarrow$  оксид меди(II);
  - б) карбонат кальция  $\rightarrow$  углекислый газ  $\rightarrow$  карбонат калия  $\rightarrow$  нитрат калия.
9. Рассчитайте массу алюминия, который прореагирует с хлоридом меди(II) массой 32,4 г.
10. Найдите объем (н. у.) углекислого газа, который выделится при растворении в соляной кислоте карбоната кальция массой 15 г.
11. В смеси содержатся хлорид железа(III) массой 32,5 г и сульфат магния массой 30 г. Рассчитайте химическое количество и массу гидроксида калия, который может прореагировать с указанной смесью солей.

### Готовимся к олимпиадам

1. Порцию медного купороса растворили в воде. К приготовленному раствору добавили раствор гидроксида калия, взятый в избытке, в результате чего образовался осадок массой 36 г. Рассчитайте массу исходного медного купороса.

## § 25. Получение и применение солей

Многие из солей, находящих практическое применение, получают на химических предприятиях. Для этого используют различные реакции, в том числе и те, с которыми вы познакомились при изучении химических свойств оксидов, кислот, оснований и солей. Важнейшими способами получения солей являются следующие:

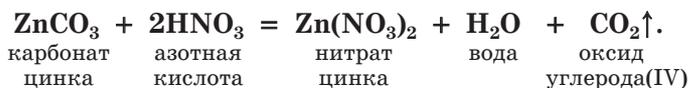
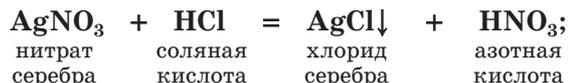
### 1. Взаимодействие металлов с неметаллами

Многие металлы вступают в химические реакции с наиболее активными неметаллами — фтором  $\text{F}_2$ , хлором  $\text{Cl}_2$ , бромом  $\text{Br}_2$ , иодом  $\text{I}_2$ , а также с серой  $\text{S}$ . При этом образуются соли соответствующих бескислородных кислот. Например, в результате реакций металлов с хлором образуются **хлориды** — соли хлороводородной (соляной) кислоты:



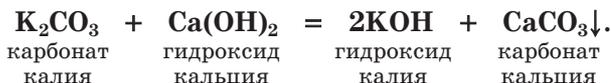
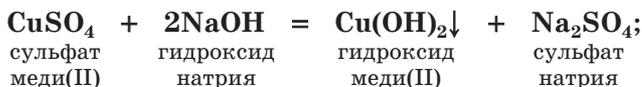
## 5. Взаимодействие солей с кислотами

Соли образуются также в результате взаимодействия солей с кислотами, если один из продуктов реакции выделяется в виде осадка или газа:



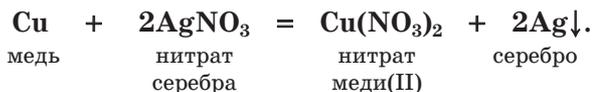
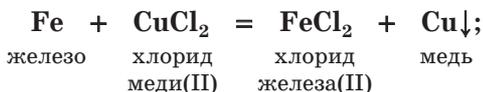
## 6. Взаимодействие солей со щелочами

Одним из способов получения солей является взаимодействие солей со щелочами. При этом один или оба продукта реакции выделяются в виде осадка:



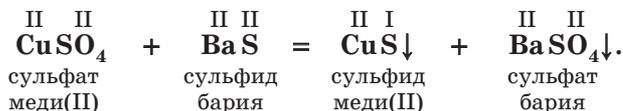
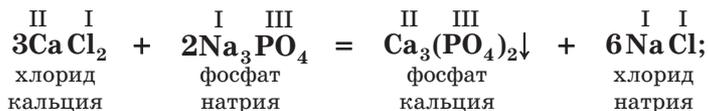
## 7. Взаимодействие солей с металлами

Соли образуются также в результате взаимодействия металлов с солями. При этом более активные металлы вытесняют менее активные металлы из их солей:



## 8. Взаимодействие солей с солями

Многие соли получают взаимодействием других солей в водных растворах. При этом одна или обе новые соли выделяются в виде осадка:



### Соли в природе и в повседневной жизни человека

Соли широко распространены в природе. Огромное их количество содержится в гидросфере, т. е. в жидкой оболочке нашей планеты — в воде океанов и морей. Вы наверняка знаете, что морская вода горьковатая на вкус. Это объясняется наличием в ней растворенных солей. Особенно много их в воде Мертвого моря. Представьте, что в 1 л такой воды содержится около 350 г солей! Общая же масса солей, растворенных в воде всех морей и океанов нашей планеты, огромна и равна примерно  $5 \cdot 10^{19}$  кг. Приблизительно  $\frac{3}{4}$  этой массы приходится на хлорид натрия NaCl, а оставшуюся четверть составляют соли калия, кальция, магния, железа и других металлов. Вода океанов и морей содержит соли, в состав которых входят атомы большинства известных химических элементов.

Хлорид натрия и хлорид калия в виде горной породы сильвинита (рис. 29) содержатся и в твердой оболочке нашей планеты — в земной коре. В некоторых ее участках, расположенных не очень далеко от поверхности, этих солей особенно много. Такие участки суши называются месторождениями. Одно из крупнейших в мире месторождений сильвинита (Старобинское) находится на территории Республики Беларусь (Солигорский район Минской области). Совсем недавно в Гомельской области (г. Петриков) был открыт новый горно-обогатительный комбинат на базе местных месторождений сильвинита.

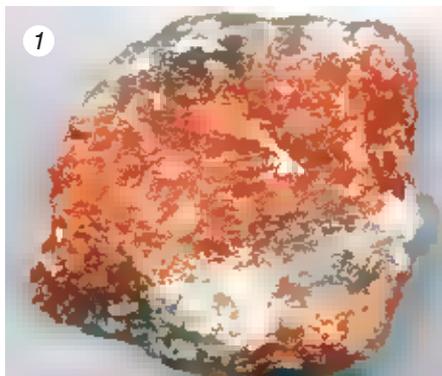


Рис. 29. Соли — горные породы: 1 — сильвинит, 2 — известняк, 3 — кальцит

К важнейшим природным солям относятся также карбонат кальция  $\text{CaCO}_3$ , фосфат кальция  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  и сульфат кальция  $\text{CaSO}_4$ . Месторождения карбоната кальция в виде известняка и мела представляют собой огромные залежи этих горных пород, находящиеся в толще земной коры на относительно небольшой глубине. На территории Республики Беларусь есть несколько таких месторождений, крупнейшие из которых расположены на востоке Могилевской области (Кричевский и Костюковичский районы), на юге Брестской области (Малоритский район) и в Гродненской области (пос. Красносельский).

Большое число солей используется нами в повседневной жизни. Самая главная соль, которую мы используем в быту, — поваренная, или кухонная соль  $\text{NaCl}$ . Она не только сохраняет пищу и улучшает ее вкус, но и участвует в важных процессах в организме, поддерживающих нашу жизнь. В сутки организму взрослого человека требуется от 6 до 9 г этой соли. В Республике Беларусь поваренная соль производится на предприятиях ОАО «Мозырьсоль» (г. Мозырь, Гомельская область) и ОАО «Беларуськалий» (г. Солигорск, Минская область).

Многие соли используются в медицине. Например, для диагностики заболеваний пищеварительного тракта применяют соль сульфат бария  $\text{BaSO}_4$ . При большой потере крови или сильном обезвоживании в организм пациента вводят раствор хлорида натрия  $\text{NaCl}$ , называемый физиологическим раствором. В качестве антисептического средства используются разбавленные растворы соли перманганата калия  $\text{KMnO}_4$ .

*Соли получают, используя различные реакции с участием металлов, оксидов, кислот, оснований и солей.*

*Важнейшими способами получения солей являются реакции:*

- металлов с неметаллами;
- основных оксидов с кислотными оксидами;
- кислотных оксидов со щелочами;
- основных оксидов с кислотами;
- солей с кислотами;
- солей со щелочами;
- солей с металлами;
- солей с солями.

*Соли широко распространены в природе. Соли применяются в промышленности и в быту.*

### Вопросы и задания

1. Перечислите известные вам способы получения солей. Реакции каких типов лежат в их основе?
2. Можно ли одну и ту же соль получить несколькими разными способами? Чем это объясняется? Напишите уравнения пяти разных реакций получения соли хлорида магния  $MgCl_2$ .
3. Как, используя серную кислоту, можно разными способами получить соль сульфат железа(II)  $FeSO_4$ ? Составьте уравнения четырех возможных реакций получения.
4. Как, используя гидроксид натрия, можно двумя разными способами получить соль фосфат натрия  $Na_3PO_4$ ? Напишите уравнения соответствующих реакций.
5. Составьте уравнения возможных реакций обмена, в результате которых образуется соль карбонат бария  $BaCO_3$ .
6. Напишите уравнения реакций и назовите соли, образующиеся при взаимодействии веществ:
  - а) оксида алюминия и азотной кислоты;
  - б) оксида фосфора(V) и гидроксида кальция;
  - в) гидроксида натрия и оксида углерода(IV);
  - г) серной кислоты и оксида магния;
  - д) гидроксида калия и нитрата железа(II).
7. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить последовательные превращения:
  - а)  $CaCl_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow HNO_3 \rightarrow KNO_3$ ;
  - б)  $P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow Mg_3(PO_4)_2$ ;
  - в)  $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow FeCO_3 \rightarrow FeSO_4 \rightarrow Fe(OH)_2$ .
8. Перечислите важнейшие природные соли. С какими из них вы сталкиваетесь практически ежедневно? Какая соль входит в состав школьного мела?
9. Рассчитайте массы сульфата натрия  $Na_2SO_4$  и нитрата бария  $Ba(NO_3)_2$ , при взаимодействии которых образуется сульфат бария массой 93,2 г.
10. Рассчитайте массы серной кислоты и оксида железа(III), при взаимодействии которых образуется соль химическим количеством 0,2 моль.
11. Химическое количество хлорида железа(III), вступившего в реакцию обмена с нитратом серебра  $AgNO_3$ , равно 0,08 моль. Рассчитайте массу прореагировавшего нитрата серебра и химическое количество образовавшегося хлорида серебра  $AgCl$ .

### Готовимся к олимпиадам

1. В смеси сульфата меди(II) с нитратом магния общей массой 67,8 г массовая доля  $CuSO_4$  равна 23,6 %. Рассчитайте массу гидроксида натрия, который прореагирует с указанной смесью солей.

## Практическая работа 2

### *Химические свойства солей*

Цель работы: экспериментально исследовать химические свойства солей на примере их реакций с металлами, кислотами, щелочами и другими солями. Дать объяснения наблюдаемым явлениям.

Оборудование и реактивы: штатив для пробирок, пробирки. Растворы сульфата меди(II), хлорида кальция, хлорида натрия, карбоната натрия; соляная кислота, карбонат кальция (мел), вода, железо.

*Соблюдайте правила безопасного поведения!*

#### Выполнение работы

**Опыт 1. Взаимодействие солей с металлами.** Налейте в пробирку раствор сульфата меди(II) объемом 2–3 см<sup>3</sup> и осторожно опустите в пробирку очищенный от смазки небольшой железный гвоздь или канцелярскую скрепку. Через 3 минуты извлеките гвоздь (скрепку) из раствора и обратите внимание на цвет металла, осевшего на его поверхности.

Составьте уравнение реакции, сделайте вывод о возможности взаимодействия растворов солей с металлами. Как вы считаете, можно ли использовать для реакции вместо железа металл серебро?

**Опыт 2. Взаимодействие солей с кислотами.** Положите в пробирку небольшой кусочек мела (в основе мела — соль карбонат кальция) и прилейте к нему соляную кислоту объемом 2–3 см<sup>3</sup>. Определите признак химической реакции. Почему возможно ее протекание?

Составьте уравнение реакции, сделайте вывод о возможности реакций солей с кислотами. Как вы считаете, можно ли использовать для этой реакции сульфат кальция?

**Опыт 3. Взаимодействие солей со щелочами.** К раствору соли сульфат меди(II) объемом 1–2 см<sup>3</sup> прилейте раствор гидроксида натрия (или другой щелочи) примерно такого же объема. Обратите внимание, что исходные вещества должны быть растворимы, а продукт (продукты) реакции иметь вид осадка. Составьте уравнение реакции, сделайте вывод о возможности реакции солей со щелочами.

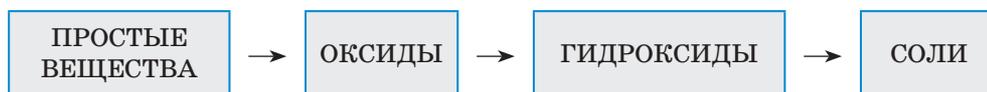
**Опыт 4. Взаимодействие солей с другими солями.** Для изучения данного свойства солей нам понадобятся две растворимые соли. Смешаем в пробирке растворы: хлорида кальция и карбоната натрия объемом по 1–2 см<sup>3</sup>. Какой признак указывает на то, что реакция произошла?

Составьте уравнение реакции, сделайте вывод о возможности взаимодействия солей с другими солями. Проверьте, возможна ли реакция между хлоридом натрия и карбонатом калия.

Оформите отчет о проделанной работе.

## § 26. Взаимосвязь между основными классами неорганических веществ

Вы уже знаете, что многие простые вещества — металлы и неметаллы — соединяются с кислородом, образуя основные и кислотные оксиды. Например, металл кальций образует основной оксид  $\text{CaO}$ , а неметалл фосфор — кислотный оксид  $\text{P}_2\text{O}_5$ . Вам также известно, что основные и кислотные оксиды, присоединяя воду, превращаются в гидраты оксидов, или гидроксиды, которые делятся на основания и кислородсодержащие кислоты. Так, вышеуказанный оксид кальция в результате гидратации образует гидроксид — основание  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , а оксид фосфора(V) превращается в гидроксид, являющийся кислотой  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Гидроксиды же, реагируя с другими веществами, образуют соли. Последовательность всех перечисленных превращений можно изобразить в виде общей схемы, в которой переходы от веществ одних классов к веществам других классов условно обозначены стрелками:

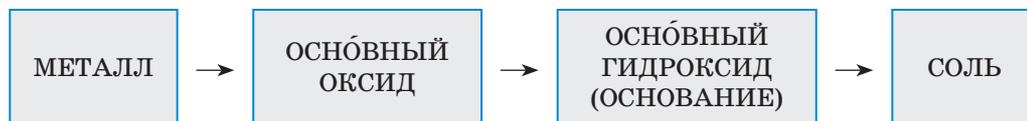


Из этой схемы видно, что простые вещества, оксиды, гидроксиды и соли, последовательно «порождая» друг друга, образуют ряд взаимосвязанных между собой веществ.

Известны два типа таких рядов — ряды взаимосвязи металлов и их соединений и ряды взаимосвязи неметаллов и их соединений.

### Ряды взаимосвязи металлов и их соединений

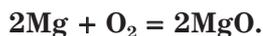
Каждый такой ряд состоит из металла, его основного оксида, основания и любой соли этого же металла:



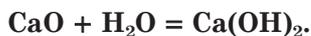
Приведем примеры таких рядов:



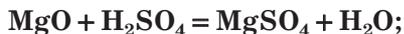
Для перехода от металлов к основным оксидам во всех этих рядах используются реакции соединения с кислородом, например:



Переход от основных оксидов к основаниям в первых двух рядах осуществляется путем известной вам реакции гидратации, например:



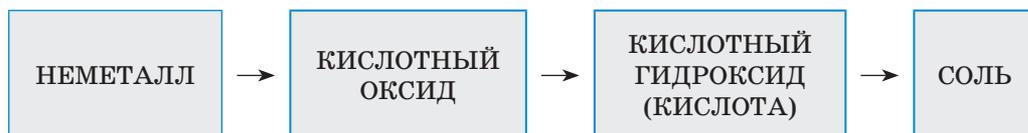
Что касается последних двух рядов, то содержащиеся в них оксиды  $\text{MgO}$  и  $\text{FeO}$  с водой не реагируют. В таких случаях для получения оснований эти оксиды сначала превращают в соли, а их — в основания (в соответствующих рядах это обозначается символом  $\rightarrow \text{соль} \rightarrow$ ). Например, для осуществления перехода от оксида  $\text{MgO}$  к гидроксиду  $\text{Mg(OH)}_2$  используют последовательные реакции:



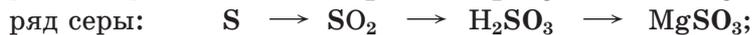
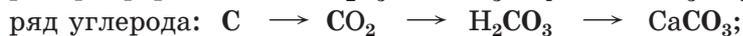
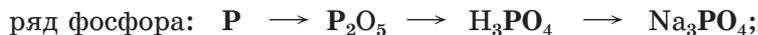
Переходы от оснований к солям осуществляются уже известными вам реакциями. Так, растворимые основания (щёлочи), находящиеся в первых двух рядах, превращаются в соли под действием кислот, кислотных оксидов или солей. Нерастворимые основания из последних двух рядов образуют соли под действием кислот.

#### Ряды взаимосвязи неметаллов и их соединений

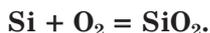
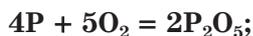
Каждый такой ряд состоит из неметалла, кислотного оксида, соответствующей кислоты и соли, содержащей анионы этой кислоты:



Приведем примеры таких рядов:



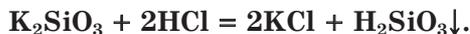
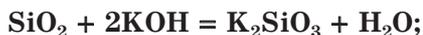
Для перехода от неметаллов к кислотным оксидам во всех этих рядах используются реакции соединения с кислородом, например:



Переход от кислотных оксидов к кислотам в первых трех рядах осуществляется путем известной вам реакции гидратации, например:



Однако вы знаете, что содержащийся в последнем ряду оксид  $\text{SiO}_2$  с водой не реагирует. В этом случае его сначала превращают в соответствующую соль, из которой затем получают нужную кислоту (в ряду кремния это отмечено символом  $\rightarrow \text{соль} \rightarrow$ ):



Переходы от кислот к солям могут осуществляться известными вам реакциями с основными оксидами, основаниями или солями.

Общая схема, отображающая взаимосвязь оксидов, кислот, оснований и солей, изображена на рисунке 30.

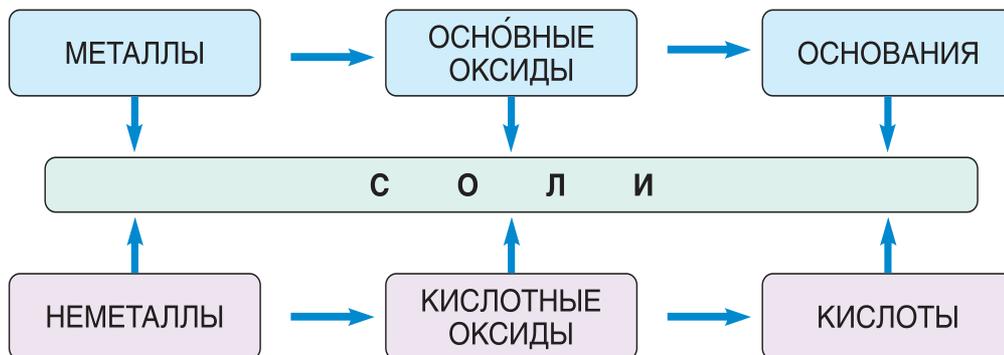


Рис. 30. Схема взаимодействия сложных веществ с образованием солей

*Простые вещества, оксиды, основания и соли химически взаимосвязаны между собой.*

*Различают два типа рядов взаимосвязанных веществ:*

*1) металл → основной оксид → основание → соль;*

*2) неметалл → кислотный оксид → кислота → соль.*

*Сложные вещества, принадлежащие к одному ряду, друг с другом не реагируют.*

*Сложные вещества, принадлежащие к рядам разных типов, реагируют между собой с образованием солей.*

### Вопросы и задания

1. Какие из предложенных оксидов — CO, K<sub>2</sub>O, SO<sub>3</sub>, FeO, CO<sub>2</sub> — реагируют с водой; с серной кислотой? Напишите уравнения соответствующих реакций и назовите их продукты.
2. Какие из предложенных оксидов — NO, CaO, SO<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>O, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> — реагируют с оксидом серы(VI); с гидроксидом калия? Напишите уравнения соответствующих реакций и назовите их продукты.
3. С помощью каких химических реакций можно получить гидроксид магния Mg(OH)<sub>2</sub>, имея в своем распоряжении магний и другие необходимые реактивы? Напишите уравнения этих реакций и назовите их продукты.
4. С помощью каких химических реакций можно получить кремниевую кислоту H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, имея в своем распоряжении кремний и другие необходимые реактивы? Напишите уравнения этих реакций и назовите их продукты.
5. Напишите по одному уравнению реакций кислоты с металлом, основным оксидом и основанием. Постарайтесь в каждом примере использовать разные кислоты и разные металлы. Назовите продукты реакций.
6. С какими из предложенных веществ — Hg, Ca(OH)<sub>2</sub>, HCl, Mg, K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, NaCl — реагирует в водном растворе соль нитрат меди(II) Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>? Напишите уравнения соответствующих реакций и назовите их продукты.
7. Напишите уравнения трех реакций, с помощью которых можно получить соль сульфат цинка.
8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых карбонат железа(II) FeCO<sub>3</sub> можно превратить в гидроксид железа(II). Назовите продукты реакций.
9. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
  - a) Na → Na<sub>2</sub>O → NaOH → Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>;
  - б) Zn → ZnO → ZnSO<sub>4</sub> → Zn(OH)<sub>2</sub> → ZnCl<sub>2</sub>;
  - в) S → SO<sub>2</sub> → H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> → K<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>;
  - г) Si → SiO<sub>2</sub> → K<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> → H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> → Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>;
  - д) FeO → FeSO<sub>4</sub> → Fe(OH)<sub>2</sub> → FeCl<sub>2</sub> → Fe(OH)<sub>2</sub>;
  - е) CuCO<sub>3</sub> → CuCl<sub>2</sub> → Cu(OH)<sub>2</sub> → CuO → CuSO<sub>4</sub> → Cu.

10. В результате взаимодействия карбоната натрия и гидроксида бария образовался осадок массой 19,7 г. Вычислите его химическое количество и массу второго продукта реакции.
11. В смеси гидроксидов натрия и магния общей массой 13,8 г химическое количество NaOH равно 0,2 моль. Рассчитайте общую массу солей, образующихся в результате растворения указанной смеси в соляной кислоте.

### Готовимся к олимпиадам

1. Для полного растворения смеси оксида меди(II) и оксида железа(III) общей массой 32 г потребовалась азотная кислота химическим количеством 1 моль. Рассчитайте массовую долю оксида меди(II) в исходной смеси.

## § 27. Решение расчетных задач по теме «Основные классы неорганических соединений»

В предыдущей главе вы познакомились с количественными расчетами по уравнениям реакций. Теперь вам предстоит закрепить свои навыки решения расчетных задач на примерах уравнений реакций с участием оксидов, кислот, оснований и солей.

**Пример 1.** *Алюминий массой 21,6 г сожгли в кислороде. Рассчитайте массу образовавшегося оксида алюминия.*

Дано:

$$m(\text{Al}) = 21,6 \text{ г}$$

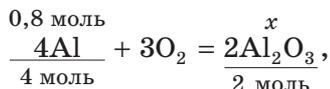
$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = ?$$

Решение

1. Рассчитаем химическое количество исходного алюминия:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{21,6 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 0,8 \text{ моль.}$$

2. Зная химическое количество алюминия, по уравнению реакции найдем химическое количество ( $x$ ) образовавшегося оксида:



откуда получим:  $x = \frac{0,8 \text{ моль} \cdot 2 \text{ моль}}{4 \text{ моль}} = 0,4 \text{ моль}$ . Это —  $n(\text{Al}_2\text{O}_3)$ .

3. Исходя из химического количества оксида алюминия, рассчитаем его массу:

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = n(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 0,4 \text{ моль} \cdot 102 \text{ г/моль} = 40,8 \text{ г.}$$

Ответ:  $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 40,8 \text{ г}$ .

**Пример 2.** Оксид железа(III) прореагировал с водородом объемом 53,76 дм<sup>3</sup> (н. у.). Рассчитайте массу образовавшегося железа.

Дано:

$$V(\text{H}_2) = 53,76 \text{ дм}^3 \text{ (н. у.)}$$

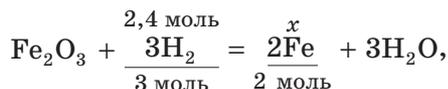
$$m(\text{Fe}) = ?$$

Решение

1. Рассчитаем химическое количество прореагировавшего водорода:

$$n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} = \frac{53,76 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 2,4 \text{ моль.}$$

2. Зная химическое количество водорода, по уравнению реакции найдем химическое количество ( $x$ ) образовавшегося железа:



откуда получим:  $x = \frac{2,4 \text{ моль} \cdot 2 \text{ моль}}{3 \text{ моль}} = 1,6 \text{ моль}$ . Это —  $n(\text{Fe})$ .

3. Исходя из химического количества железа, рассчитаем его массу:

$$m(\text{Fe}) = n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = 1,6 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 89,6 \text{ г.}$$

Ответ:  $m(\text{Fe}) = 89,6 \text{ г}$ .

**Пример 3.** Рассчитайте объем (н. у.) метана, при сгорании которого в кислороде образуется вода массой 25,2 г.

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 25,2 \text{ г}$$

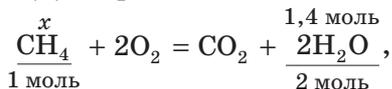
$$V(\text{CH}_4) \text{ (н. у.)} = ?$$

Решение

1. Рассчитаем химическое количество образующейся воды:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{25,2 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 1,4 \text{ моль.}$$

2. Зная химическое количество воды, по уравнению реакции найдем химическое количество ( $x$ ) сгорающего метана:



откуда получим:  $x = \frac{1,4 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 0,7 \text{ моль}$ . Это —  $n(\text{CH}_4)$ .

3. Исходя из химического количества метана, рассчитаем его объем (н. у.):

$$V(\text{CH}_4) = n(\text{CH}_4) \cdot V_m = 0,7 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 15,68 \text{ дм}^3.$$

Ответ:  $V(\text{CH}_4) = 15,68 \text{ дм}^3$ .

**Пример 4.** *Рассчитайте объем (н. у.) кислорода, необходимого для полного сгорания водорода объемом 6,72 дм<sup>3</sup> (н. у.).*

Дано:

$$V(\text{H}_2) = 6,72 \text{ дм}^3 \text{ (н. у.)}$$

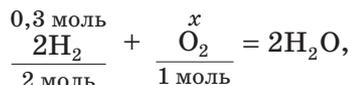
$$V(\text{O}_2) \text{ (н. у.)} = ?$$

Решение

1. Рассчитаем химическое количество исходного водорода:

$$n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} = \frac{6,72 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 0,3 \text{ моль.}$$

2. Зная химическое количество водорода, по уравнению реакции найдем химическое количество ( $x$ ) реагирующего с ним кислорода:



откуда получим:  $x = \frac{0,3 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 0,15 \text{ моль}$ . Это —  $n(\text{O}_2)$ .

3. Исходя из химического количества кислорода, рассчитаем его объем (н. у.):

$$V(\text{O}_2) = n(\text{O}_2) \cdot V_m = 0,15 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 3,36 \text{ дм}^3.$$

Ответ:  $V(\text{O}_2) = 3,36 \text{ дм}^3$ .

**Пример 5.** *Рассчитайте объем (н. у.) углекислого газа и массу оксида кальция, которые образуются при нагревании карбоната кальция массой 125 г.*

Дано:

$$m(\text{CaCO}_3) = 125 \text{ г}$$

$$V(\text{CO}_2) \text{ (н. у.)} = ?$$

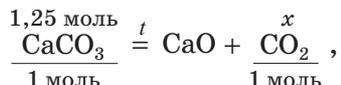
$$m(\text{CaO}) = ?$$

Решение

1. Рассчитаем химическое количество исходного карбоната кальция:

$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = \frac{125 \text{ г}}{100 \text{ г/моль}} = 1,25 \text{ моль.}$$

2. Зная химическое количество карбоната кальция, по уравнению реакции найдем химическое количество ( $x$ ) образующегося углекислого газа:

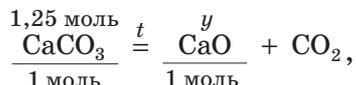


откуда получим:  $x = \frac{1,25 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 1,25 \text{ моль}$ . Это —  $n(\text{CO}_2)$ .

3. Исходя из химического количества оксида углерода(IV), рассчитаем его объем (н. у.):

$$V(\text{CO}_2) = n(\text{CO}_2) \cdot V_m = 1,25 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 28 \text{ дм}^3.$$

4. Зная химическое количество карбоната кальция, по уравнению реакции найдем химическое количество ( $y$ ) образующегося оксида кальция:



откуда получим:  $x = \frac{1,25 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 1,25 \text{ моль}$ . Это —  $n(\text{CaO})$ .

5. Исходя из химического количества оксида кальция, рассчитаем его массу:

$$m(\text{CaO}) = n(\text{CaO}) \cdot M(\text{CaO}) = 1,25 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 70 \text{ г}.$$

Ответ:  $V(\text{CO}_2) = 28 \text{ дм}^3$ ;  $m(\text{CaO}) = 70 \text{ г}$ .

**Пример 6.** В смеси цинка с алюминием массовая доля цинка составляла 82,8 %. Эту смесь массой 15,7 г растворили в соляной кислоте. Рассчитайте объем (н. у.) выделившегося при этом водорода.

Дано:

$$m(\text{смеси}) = 15,7 \text{ г}$$

$$w(\text{Zn}) = 82,8 \%$$

$$V(\text{H}_2) \text{ (н. у.)} = ?$$

Решение

1. Рассчитаем массу цинка в исходной смеси металлов:

$$m(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{m(\text{смеси})};$$

$$m(\text{Zn}) = w(\text{Zn}) \cdot m(\text{смеси}) = 0,828 \cdot 15,7 \text{ г} = 13 \text{ г}.$$

2. Вычислим массу алюминия в исходной смеси:

$$m(\text{Al}) = m(\text{смеси}) - m(\text{Zn}) = 15,7 - 13 = 2,7 \text{ г}.$$

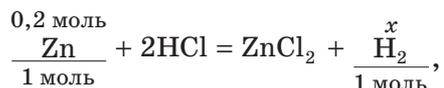
3. Найдем химическое количество исходного цинка:

$$n(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{M(\text{Zn})} = \frac{13 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}.$$

4. Рассчитаем химическое количество исходного алюминия:

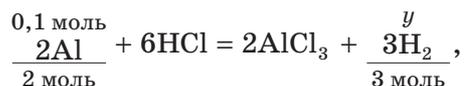
$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{2,7 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 0,1 \text{ моль}.$$

5. Зная химическое количество цинка, по уравнению реакции найдем химическое количество ( $x$ ) вытесненного им водорода:



откуда получим:  $x = \frac{0,2 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 0,2 \text{ моль}$ . Это —  $n_1(\text{H}_2)$ .

6. Зная химическое количество алюминия, по уравнению реакции определим химическое количество ( $y$ ) вытесненного им водорода:



откуда получим:  $y = \frac{0,1 \text{ моль} \cdot 3 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 0,15 \text{ моль}$ . Это —  $n_2(\text{H}_2)$ .

7. Вычислим общее химическое количество водорода, выделившегося в результате обеих реакций:

$$n_{\text{общ}}(\text{H}_2) = n_1(\text{H}_2) + n_2(\text{H}_2) = 0,2 \text{ моль} + 0,15 \text{ моль} = 0,35 \text{ моль}.$$

8. Зная общее химическое количество водорода, рассчитаем его общий объем:

$$V_{\text{общ}}(\text{H}_2) = n_{\text{общ}}(\text{H}_2) \cdot V_m = 0,35 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 7,84 \text{ дм}^3.$$

Ответ:  $V_{\text{общ}}(\text{H}_2) = 7,84 \text{ дм}^3$ .

### Вопросы и задания

1. Хлор объемом  $16,8 \text{ дм}^3$  (н. у.) прореагировал с алюминием. Рассчитайте массу продукта реакции.
2. В результате реакции оксида меди(II) с водородом была получена медь массой  $48 \text{ г}$ . Рассчитайте объем (н. у.) прореагировавшего водорода.
3. В результате сгорания метана в кислороде был получен углекислый газ объемом  $5,6 \text{ дм}^3$  (н. у.). Рассчитайте массу воды, образовавшейся в результате данной реакции.
4. Рассчитайте объемы (н. у.) водорода и кислорода, при взаимодействии которых образуется вода массой  $45 \text{ г}$ .
5. В результате сгорания фосфора в кислороде образовался оксид фосфора(V) массой  $56,8 \text{ г}$ . Вычислите массу фосфора и объем (н. у.) кислорода, вступивших в реакцию.

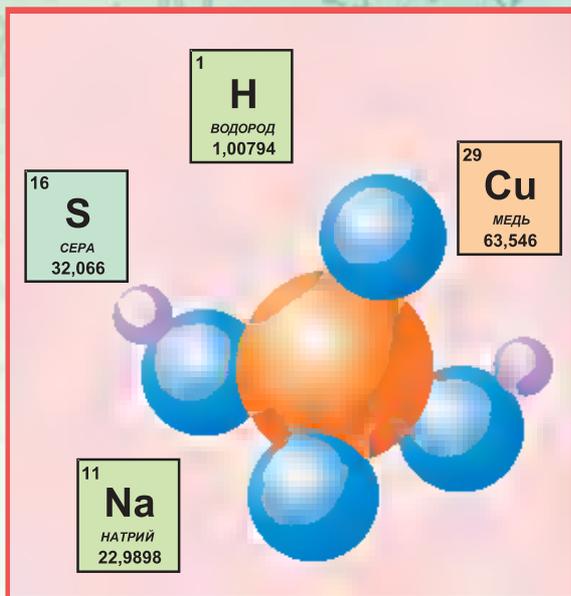
6. В результате реакции сульфата железа(III) с гидроксидом калия образовался гидроксид железа(III) химическим количеством 0,04 моль. Найдите массу прореагировавшей щёлочи.
7. Кальций массой 52 г прореагировал с водой. Рассчитайте массу образовавшегося гидроксида и объем (н. у.) выделившегося газа.
8. В результате реакции алюминия с серной кислотой выделился газ объемом 6,72 дм<sup>3</sup> (н. у.). Вычислите массу образовавшейся при этом соли.
9. Одним из продуктов реакции нейтрализации является фосфат калия массой 63,6 г. Найдите химические количества веществ, вступивших в данную реакцию.
10. Найдите объем (н. у.) газообразного кислотного оксида и массу щёлочи, при взаимодействии которых образуется карбонат калия массой 41,4 г.
11. В результате взаимодействия двух солей образовались сульфат бария массой 23,3 г и хлорид натрия. Чему равна его масса?

#### Готовимся к олимпиадам

1. В результате нагревания гидроксида неизвестного металла образовалось твердое вещество черного цвета. Его ввели в реакцию с водородом и получили металл красноватого цвета массой 19,2 г. Определите неизвестный металл и массу исходного гидроксида.

# Глава 3

## Периодический закон и периодическая система химических элементов



В третьей главе вы познакомитесь со систематизацией химических элементов. Узнаете историю открытия важнейшего закона природы — периодического закона Д. И. Менделеева. Научитесь пользоваться периодической системой химических элементов

## § 28. Систематизация химических элементов

В начале XVIII в. ученые знали около полутора десятка химических элементов. Это девять «элементов древности» (золото **Au**, серебро **Ag**, ртуть **Hg**, олово **Sn**, свинец **Pb**, медь **Cu**, железо **Fe**, сера **S** и углерод **C** (рис. 31)) и еще пять элементов, открытых алхимиками в Средние века (цинк **Zn**, мышьяк **As**, сурьма **Sb**, висмут **Bi** и фосфор **P**).

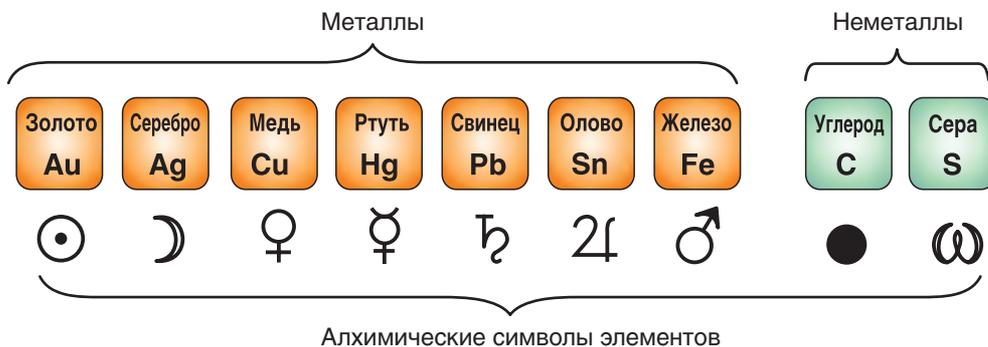


Рис. 31. Химические элементы древности



Рис. 32. Открытие фосфора

Фосфор является первым элементом, у которого точно известно имя первооткрывателя. Им был немецкий алхимик Хённог Бранд, открывший фосфор в 1669 г. (рис. 32).

Поскольку к середине XIX в. было открыто еще около 50 новых элементов, возникла необходимость в их систематизации, т. е. приведении в определенный порядок, систему.

Одной из первых попыток систематизации химических элементов было их разделение на две группы — **металлы** и **неметаллы**, основанное на различии свойств простых веществ.

Вспомним свойства простых веществ металлов и неметаллов. **Металлы** (рис. 33) хорошо проводят электрический ток и теплоту, имеют характер-

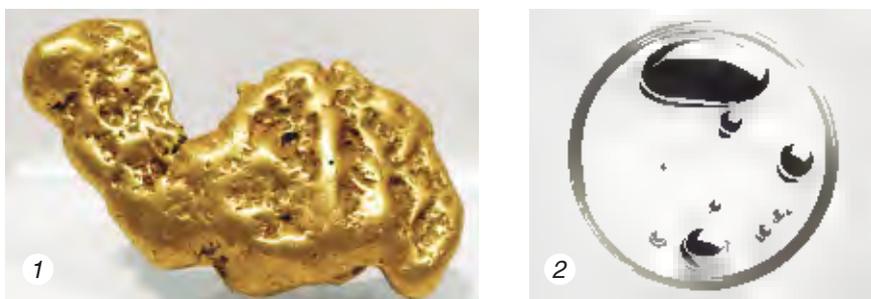


Рис. 33. Образцы металлов, встречающихся в природе: 1 — золото, 2 — ртуть

ный металлический блеск. Многие из них пластичны, т. е. легко расплющиваются, вытягиваются, поддаются обработке, особенно в нагретом состоянии. Все металлы при комнатной температуре (кроме ртути) — твердые кристаллические вещества.



Новое направление производственной деятельности Гомельского производственного объединения «Кристалл» — изготовление мерных слитков из золота. Министерство финансов продает их субъектам хозяйствования, банкам и другим кредитно-финансовым организациям Республики Беларусь. Это серьезный вклад в импортозамещение, потому что ранее золотые слитки поставлялись в Беларусь из стран Западной Европы.

**Неметаллы** (рис. 34), как правило, плохие проводники тока, не обладают металлическим блеском и пластичностью. При н. у. простые вещества неметаллы могут быть твердыми (сера, фосфор), жидкими (бром), газообразными (кислород, азот).

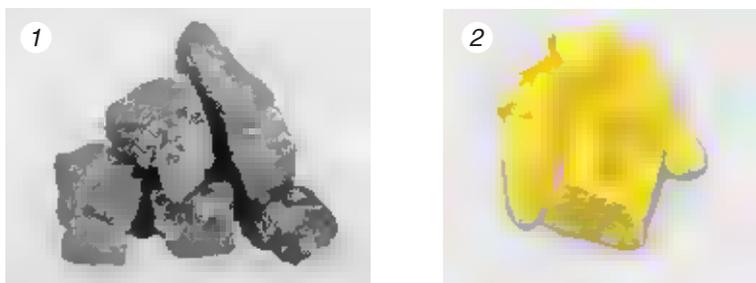


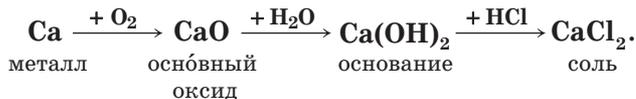
Рис. 34. Образцы неметаллов, встречающихся в природе: 1 — графит, 2 — сера

Эти две группы простых веществ существенно различаются и по химическим свойствам.

Металлы взаимодействуют с кислородом и другими неметаллами, кислотами, солями, но газообразных соединений не образуют.

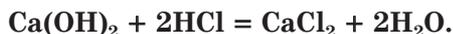
Неметаллы, реагируя с водородом, обычно образуют газообразные соединения. При взаимодействии с кислородом неметаллы образуют оксиды, находящиеся при н. у. в различных агрегатных состояниях, например  $\text{NO}$  — газ,  $\text{H}_2\text{O}$  — жидкость,  $\text{P}_2\text{O}_5$  — твердое вещество. С разбавленными кислотами большинство неметаллов не реагирует.

Оксиды и гидроксиды типичных металлов обладают основными свойствами:



Как доказать, что оксид, соответствующий металлу, является основным и его гидроксид проявляет свойства оснований?

Доказательством основных свойств гидроксидов металлов является их способность реагировать с кислотами с образованием солей и воды:



Основные свойства гидроксидов металлов легко доказать и с помощью индикаторов, например фенолфталеина по его характерной малиновой окраске в щелочной среде (рис. 35).

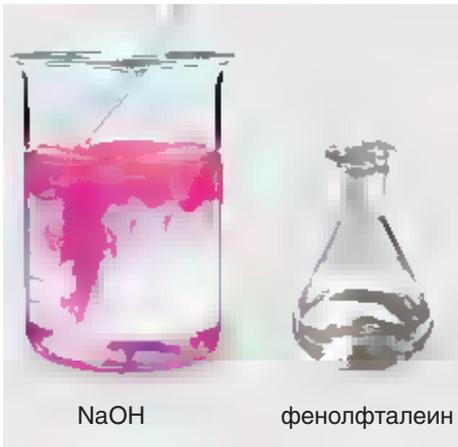
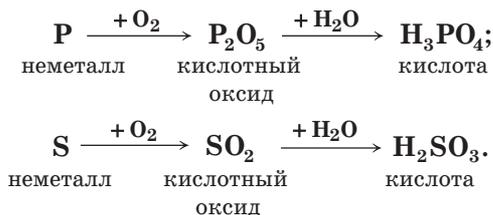


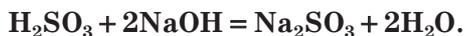
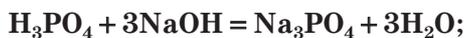
Рис. 35. Окраска фенолфталеина в щелочной среде

Не все основные оксиды взаимодействуют с водой, однако каждому из них соответствует гидроксид, проявляющий свойства основания.

Кислородные соединения неметаллов обычно являются кислотными оксидами, а их гидроксиды — кислотами:



Доказательством кислотных свойств гидроксидов неметаллов является их способность реагировать со щелочами с образованием солей и воды:



Кислотные свойства гидроксидов неметаллов легко доказать и с помощью индикаторов (лакмуса, метилоранжа или универсальной индикаторной бумаги) по их характерной красной окраске в кислой среде (рис. 36).



Рис. 36. Окраска индикаторов в кислой среде

*Простейшая классификация химических элементов — деление их на металлы и неметаллы.*

*Простые вещества металлы и неметаллы отличаются друг от друга по физическим и химическим свойствам.*

*Оксиды и гидроксиды типичных металлов обычно проявляют основные свойства.*

*Оксиды и гидроксиды неметаллов обычно обладают кислотными свойствами.*

### Вопросы и задания

1. Назовите основные признаки, по которым химические элементы объединяются в группы металлов и неметаллов.
2. О каких простых веществах (металлах или неметаллах) идет речь в утверждениях:
  - а) газообразное, бесцветное;
  - б) твердое, желтого цвета, легкоплавкое;
  - в) твердое, имеет характерный блеск, проводит электрический ток?
3. Вставьте пропущенные слова в характеристику оксида натрия: белое твердое вещество, в воде растворяется с образованием ..., с кислотами образует ... и воду, проявляет ... свойства.

4. Охарактеризуйте оксид серы(VI), вставляя пропущенные слова в описание его свойств: поглощает влагу из воздуха, хорошо растворяется в воде с образованием ..., со щелочами образует ... и ..., с соляной кислотой ... реагирует. Обладает ... свойствами.
5. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
  - а)  $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$ ;
  - б)  $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .
6. На сколько увеличится масса сосуда, если находящийся в нем гидроксид натрия поглотит углекислый газ, объем которого  $11,2 \text{ дм}^3$  (н. у.)?
7. Рассчитайте химическое количество воды, необходимой для реакции с оксидом фосфора(V) массой  $7,1 \text{ г}$ , если при этом образуется фосфорная кислота.

### Готовимся к олимпиадам

1. В образце руды массой  $200 \text{ г}$  находится минерал плавиковый шпат  $\text{CaF}_2$  — сырье для получения фтора. Массовая доля  $\text{CaF}_2$  в руде равна  $78 \%$ . Вычислите массу фтора, содержащегося в этом образце руды.

## § 29. Понятие об амфотерности

Еще в XIX в. было известно, что оксиды и гидроксиды некоторых металлов реагируют и с кислотами, и со щелочами, т. е. проявляют как основные, так и кислотные свойства. Например, осадки гидроксидов цинка  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  и алюминия  $\text{Al}(\text{OH})_3$  растворяются и в соляной кислоте (т. е. ведут себя как основания), и в растворах щелочей (т. е. ведут себя как кислоты). Такая способность оксидов и гидроксидов металлов проявлять двойственность химических свойств была названа **амфотерностью**, а сами эти вещества — **амфотерными соединениями**.

**Амфотерность — это способность оксидов и гидроксидов некоторых металлов проявлять как основные, так и кислотные свойства.**



Слово «амфотерный» происходит от древнегреческого «амфотерос» — двойственный (и тот и другой). Это же происхождение имеет и название древнегреческого сосуда с двумя ручками — амфора. В древности амфоры были самыми распространенными сосудами для хранения и транспортировки различных жидкостей, в основном оливкового масла и вина, а также сыпучих продуктов и зерна.



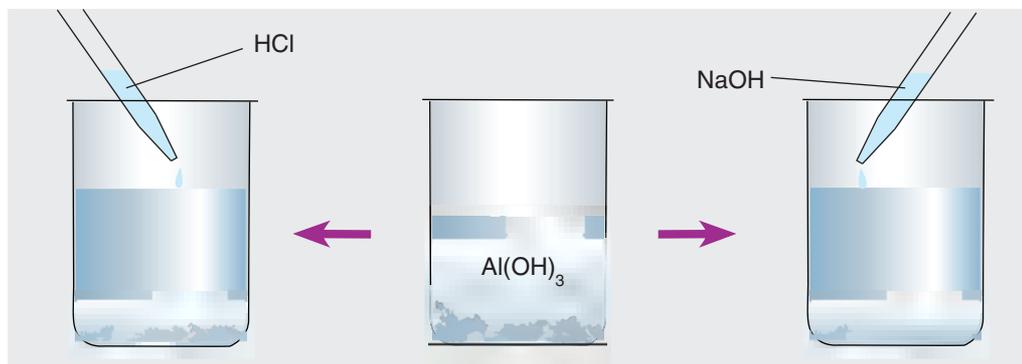
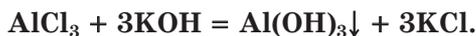
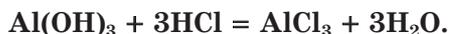


Рис. 37. Амфотерные свойства гидроксида алюминия

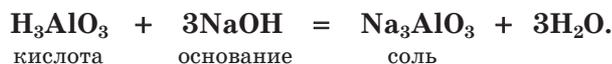
Рассмотрим поведение нерастворимого в воде гидроксида алюминия  $\text{Al}(\text{OH})_3$ . Получим его, осторожно приливая раствор щёлочи к раствору соли алюминия:



Разделим полученный осадок  $\text{Al}(\text{OH})_3$  на две части. К первой части прильём раствор кислоты — осадок растворяется, т. е.  $\text{Al}(\text{OH})_3$  ведет себя как **основание** (рис. 37):



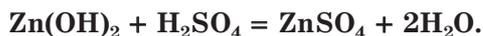
Ко второй части прильём раствор щёлочи — осадок также растворяется, т. е. гидроксид алюминия проявляет **кислотные свойства**. В этом случае гидроксид алюминия  $\text{Al}(\text{OH})_3$  можно условно представить как кислоту  $\text{H}_3\text{AlO}_3$ :



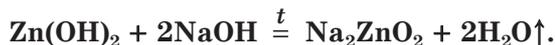
На самом деле реакция протекает по уравнению:



Амфотерными свойствами обладают гидроксиды и некоторых других металлов, например цинка —  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ :



При нагревании смеси гидроксида цинка с твердой щёлочью NaOH образуются соль  $\text{Na}_2\text{ZnO}_2$  и пары воды:



Следовательно, амфотерные гидроксиды реагируют как с кислотами, так и со щелочами.

Получим на практике гидроксид цинка и исследуем его амфотерные свойства.

### Лабораторный опыт 3

#### *Получение гидроксида цинка (алюминия) и изучение его амфотерных свойств*

В две пробирки налейте раствор соли цинка (алюминия) объемом примерно по 1 см<sup>3</sup>. Затем в каждую пробирку добавьте примерно такой же объем раствора гидроксида натрия до получения белого осадка гидроксида цинка (гидроксида алюминия). Составьте уравнение реакции.

В первую пробирку с осадком гидроксида цинка (гидроксида алюминия) добавьте по каплям соляную кислоту, встряхивая пробирку для более полного растворения осадка. В данной реакции амфотерный гидроксид проявляет **свойства основания**. Составьте уравнение реакции.

Во вторую пробирку с осадком добавьте избыток раствора гидроксида натрия и тщательно перемешайте. В растворе щёлочи осадок гидроксида цинка (гидроксида алюминия) растворится. Следовательно, в реакциях со щелочами амфотерный гидроксид проявляет **кислотные свойства**.

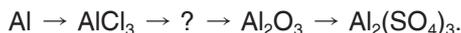
Полученные результаты свидетельствуют, что гидроксид цинка (гидроксид алюминия) обладает **амфотерными свойствами**.

Амфотерным гидроксидам соответствуют **амфотерные оксиды**, также способные реагировать как с кислотами, так и со щелочами.

*Гидроксиды и оксиды некоторых металлов способны реагировать как с кислотами, так и со щелочами, т. е. обладают амфотерными свойствами.*

### Вопросы и задания

1. Дайте определение понятиям «оксиды», «гидроксиды», «кислоты», «основания».
2. Какие свойства проявляет гидроксид цинка при взаимодействии с соляной кислотой; с гидроксидом калия? Напишите уравнения этих реакций.
3. Гидроксид бериллия проявляет амфотерные свойства, аналогичные свойствам гидроксида цинка. Составьте уравнения реакций  $\text{Be}(\text{OH})_2$  с серной кислотой и гидроксидом натрия.
4. В колбе находится раствор, содержащий сульфат цинка химическим количеством 0,2 моль. Рассчитайте химическое количество и массу гидроксида калия, который необходимо добавить в колбу для получения амфотерного гидроксида цинка.
5. В результате реакции гидроксида цинка с твердой щёлочью КОН образовалась вода массой 45 г. Рассчитайте массу другого продукта реакции.
6. Дополните схему и составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



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



### Готовимся к олимпиадам

1. При нагревании смеси гидроксида калия и гидроксида алюминия образуются вода и соль, в которой массовые доли калия, алюминия и кислорода равны соответственно 39,80 %, 27,55 % и 32,65 %. Определите химическую формулу этой соли.

## § 30. Естественные семейства элементов

Из большого числа известных химических элементов ученые стали выделять группы элементов, особенно близких по свойствам их простых веществ. Такие группы элементов называли **естественными семействами**.

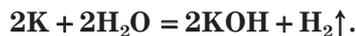
### Щелочные металлы

В одно семейство были объединены элементы, простые вещества которых обладают наиболее ярко выраженными металлическими свойствами: литий **Li**, натрий **Na**, калий **K**, рубидий **Rb**, цезий **Cs**.



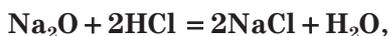
Рис. 38. Реакция калия с водой

Их назвали **щелочными металлами**, так как они энергично взаимодействуют с водой с образованием **щелочей** (рис. 38):



Щелочные металлы энергично реагируют также с кислородом  $\text{O}_2$ , хлором  $\text{Cl}_2$ , серой  $\text{S}$  и другими неметаллами.

Весьма близки по свойствам и их соединения: оксиды, которые проявляют основные свойства — реагируют с водой и кислотами:



и гидроксиды, являющиеся щелочами. Как это можно доказать? В соединениях щелочных металлов эти элементы одновалентны.

В таблице 2 приведены некоторые физические свойства простых веществ этих элементов и формулы некоторых их соединений.

Таблица 2. Физические свойства щелочных металлов и их соединения

Название химического элемента	Простые вещества				Формулы соединений		
	Формула	Агрегатное состояние (при н. у.)	Температура плавления, °С	Плотность, г/см <sup>3</sup>	Оксид	Основание	Соль (хлорид)
Литий	Li	Твердое	181	0,53	$\text{Li}_2\text{O}$	LiOH	LiCl
Натрий	Na	Твердое	98	0,97	$\text{Na}_2\text{O}$	NaOH	NaCl
Калий	K	Твердое	64	0,86	$\text{K}_2\text{O}$	KOH	KCl
Рубидий	Rb	Твердое	39	1,53	$\text{Rb}_2\text{O}$	RbOH	RbCl
Цезий	Cs	Твердое	29	1,87	$\text{Cs}_2\text{O}$	CsOH	CsCl

Щелочные металлы мягкие, они легко режутся ножом (рис. 39), легкие, пластичные, легкоплавкие, хорошо проводят электрический ток, обладают металлическим блеском.

Соединения щелочных металлов (оксиды, гидроксиды и др.) имеют сходный состав и проявляют подобные свойства.

Таким образом, можно сделать вывод о сходстве щелочных металлов на основе сходства физических и химических свойств их простых веществ и однотипных соединений.

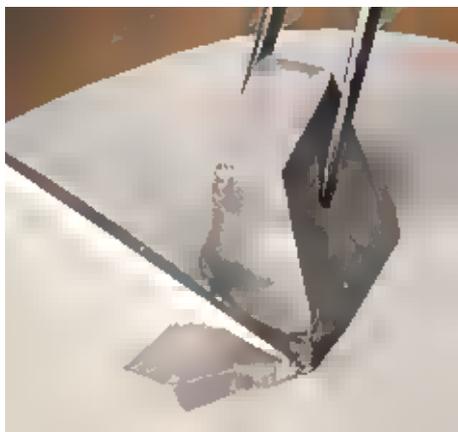
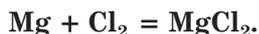


Рис. 39. Разрезание натрия ножом

### Галогены

Естественным семейством элементов, у простых веществ которых наиболее ярко проявляются неметаллические свойства, является группа **галогенов** (фтор **F**, хлор **Cl**, бром **Br**, иод **I**). Молекулы простых веществ галогенов двухатомны: **F<sub>2</sub>**, **Cl<sub>2</sub>**, **Br<sub>2</sub>**, **I<sub>2</sub>**. Окраска простых веществ-галогенов при комнатной температуре показана на рисунке 40, а физические свойства и формулы некоторых их соединений приведены в таблице 3.

Простые вещества этих элементов активно реагируют с металлами с образованием солей:



Отсюда и название этого семейства «галогены», что в переводе с греческого языка означает «рождающие соли».

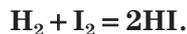
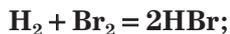
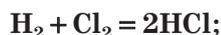
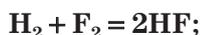


Рис. 40. Окраска простых веществ-галогенов: 1 — фтора, 2 — хлора, 3 — брома, 4 — иода

Таблица 3. Физические свойства галогенов и их некоторые соединения

Название химического элемента	Простые вещества				Формулы соединений	
	Формула	Агрегатное состояние (при н. у.)	Цвет	Температура кипения, °С	Кислоты	Примеры солей
Фтор	F <sub>2</sub>	Газ	Желтоватый	-188	HF	CaF <sub>2</sub>
Хлор	Cl <sub>2</sub>	Газ	Желто-зеленый	-34	HCl	NaCl
Бром	Br <sub>2</sub>	Жидкость	Коричнево-бурый	59	HBr	MgBr <sub>2</sub>
Иод	I <sub>2</sub>	Твердое вещество	Темно-серый	184	HI	KI

Еще одно характерное химическое свойство галогенов — взаимодействие с водородом. При этом образуются вещества, которые называются **галогеноводороды**:



Водные растворы галогеноводородов — **кислоты**.

Щелочные металлы и галогены обладают во многом противоположными свойствами. **Щелочные металлы** являются *типичными металлами*, а **галогены** — *типичными неметаллами*.

Известны и другие естественные семейства химических элементов с близкими свойствами. Например, в конце XIX в. были открыты элементы: гелий **He**, неон **Ne**, аргон **Ar**, криптон **Kr**, ксенон **Xe**. Их простые

вещества отличаются исключительной инертностью и не образуют соединений ни с металлами, ни с водородом. Поэтому их называли **инертными** или **благородными газами**.

Таким образом, некоторые элементы можно отнести к тому или иному естественному семейству. Простые вещества и однотипные соединения элементов одного семейства проявляют подобные свойства.

Однако обнаружение естественных семейств элементов еще не решило главной проблемы систематизации элементов — нахождения взаимосвязи между ними.

Эту задачу сумел решить великий русский ученый Дмитрий Иванович Менделеев.

*Группы химических элементов, простые вещества и однотипные соединения которых обладают близкими свойствами, составляют семейства сходных элементов или естественные семейства элементов.*

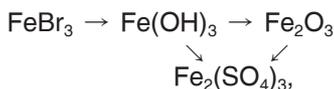
*Группа щелочных металлов составляет естественное семейство типичных металлов.*

*Группа галогенов составляет естественное семейство типичных неметаллов.*

### Вопросы и задания

1. На примере группы щелочных металлов и группы галогенов устно опишите свойства: а) типичных металлов; б) типичных неметаллов.
2. Пользуясь таблицей 2, сравните физические свойства щелочных металлов и выявите закономерности изменения физических свойств этих веществ с увеличением относительной атомной массы элементов. Выполните аналогичные задания для галогенов (табл. 3).
3. Рассчитайте массовые доли кальция и брома в соединении  $\text{CaBr}_2$ .
4. Вам известно название солей соляной кислоты. Назовите по аналогии соли других галогеноводородных кислот:  $\text{CaF}_2$ ,  $\text{AlI}_3$ ,  $\text{MgBr}_2$ ,  $\text{KF}$ ,  $\text{FeBr}_3$ . Составьте уравнения возможных реакций получения этих солей.
5. Укажите основные отличия в свойствах простых веществ лития и фтора, натрия и хлора.
6. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
  - а)  $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$ ;
  - б)  $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{BaSO}_3$ .

7. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения согласно приведенной схеме:



назовите все указанные соединения.

8. При взаимодействии натрия с водой выделился газ объемом 44,8 дм<sup>3</sup> (н. у.). Рассчитайте массу натрия, вступившего в реакцию.

### Готовимся к олимпиадам

1. Дана схема превращений:



Определите элемент Э, если известно, что масса его соли ЭCl<sub>2</sub> химическим количеством 0,5 моль равна 104 г. Составьте уравнения всех химических превращений.

## § 31. Периодический закон Д. И. Менделеева

По мере возрастания числа известных химических элементов ученые разных стран пытались их систематизировать. Так, А. Шанкуртуа во Франции, Д. Ньюлендс в Англии, Л. Мейер в Германии в качестве основы для систематизации химических элементов выбрали главную на то время их количественную характеристику — атомную массу. В отличие от своих предшественников профессор Петербургского университета Д. И. Менделеев придавал большое значение не только атомной массе, но и химическим свойствам простых веществ и соединений элементов.

Расположив химические элементы в порядке возрастания их относительных атомных масс, Д. И. Менделеев установил, что через определенное число элементов наблюдается проявление сходных свойств образуемых ими простых и сложных веществ. Так, через семь элементов после лития **Li** появляется щелочной металл натрий **Na**, а еще через семь — следующий щелочной металл — калий **K**.

Точно такую же повторяемость свойств он обнаружил и у галогенов: через семь элементов после фтора **F** идет галоген хлор **Cl**.

Литий и натрий — типичные металлы, а хлор и фтор — типичные неметаллы. А как изменяются свойства атомов элементов и их соединений в промежутке между ними? Для ответа на вопрос составим таблицу 4. Запишем символы всех элементов от лития до фтора, а также от натрия до хлора в порядке возрастания их относительных атомных

масс. Эту характеристику элементов запишем внизу под их символами. Там же укажем формулу **высшего оксида** (т. е. оксида, в котором валентность элемента максимальна) и соответствующего ему гидроксида. Гидроксиды бериллия и алюминия являются амфотерными соединениями и поэтому в таблице записаны и в форме кислот, и в форме оснований.

Таблица 4. Оксиды и гидроксиды элементов в рядах от Li до Ne и от Na до Ar

Химический знак элемента	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Относительная атомная масса	7	9	11	12	14	16	19	20
Высший оксид	Li <sub>2</sub> O	BeO	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	—	—	—
Основание	LiOH	Be(OH) <sub>2</sub>	—	—	—	—	—	—
Кислота	—	H <sub>2</sub> BeO <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HNO <sub>3</sub>	—	—	—
Химический знак элемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Относительная атомная масса	23	24	27	28	31	32	35,5	40
Высший оксид	Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	—
Основание	NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	—	—	—	—	—
Кислота	—	—	H <sub>3</sub> AlO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HClO <sub>4</sub>	—
Общая формула высшего оксида	Э <sub>2</sub> O	ЭO	Э <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	ЭO <sub>2</sub>	Э <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	ЭO <sub>3</sub>	Э <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	—

Добавим в таблицу два элемента (в соответствии с их атомными массами), открытых позже, — неон **Ne** после фтора **F**, аргон **Ar** после хлора **Cl**. Как мы уже знаем, это неметаллы, у которых простые вещества химически малоактивны.

Первый ряд элементов начинается литием **Li**, высшая валентность которого равна I. Литий — активный металл, а его гидроксид **LiOH** является основанием. У следующего за литием элемента бериллия **Be** высшая валентность равна II. По сравнению с литием металлические свойства бериллия выражены слабее. Его гидроксид проявляет амфотерные свойства. Далее за бериллием следует элемент бор **B**, который является уже неметаллом. Его высшая валентность равна III, а гидроксид бора относится к кислотам. У следующего элемента — углерода **C** — высшая валентность равна IV, его неметаллические свойства выражены сильнее, чем у бора. Гидроксид углерода — угольная кислота, у которой кислотные свойства проявляются в большей степени, чем у борной кислоты. Такой же характер изменения высшей валентности, свойств простых веществ и гидроксидов можно проследить и в следующем ряду элементов, который начинается натрием и заканчивается аргоном. После аргона располагается еще один ряд элементов, который также начинается щелочным металлом, и в этом ряду также наблюдается постепенное изменение свойств от металлических к неметаллическим. Проанализировав сказанное, можно сделать следующий вывод: в рассмотренных рядах элементов в направлении слева направо:

- 1) металлические свойства постепенно ослабевают, а неметаллические усиливаются;
- 2) высшая валентность постепенно возрастает на единицу;
- 3) свойства высших гидроксидов (оснований или кислот) постепенно изменяются от основных к кислотным.

Таким образом, в рядах химических элементов по мере увеличения относительной атомной массы их свойства повторяются через определенное число элементов, т. е. изменяются периодически.

Эту закономерность Д. И. Менделеев сформулировал в 1869 г. в виде **периодического закона**: *«Свойства простых тел (простых веществ), а также состав и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины их атомных весов (масс)»*.

*Периодический закон является одним из важнейших законов природы. Он позволяет обобщать и систематизировать сведения о химических элементах и их соединениях, находить общие закономерности в их составе, строении и свойствах.*

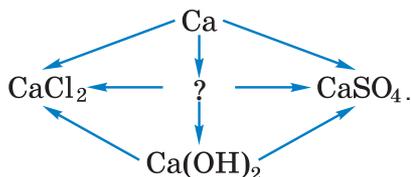
*Периодический закон имеет большое значение для химии и других естественных наук.*

### Вопросы и задания

1. Какие характеристики химических элементов Д. И. Менделеев взял за основу их систематизации?
2. Почему закон, открытый Д. И. Менделеевым, носит название периодического? Каков смысл этого названия?
3. Химический элемент цезий Cs сходен с элементом натрием Na, а селен Se — с серой S. Напишите формулы оксидов, гидроксидов и солей, в состав которых входят эти элементы.
4. Какой оксид, по вашему мнению, обладает более выраженными кислотными свойствами:  $\text{SiO}_2$  или  $\text{P}_2\text{O}_5$ ?
5. Составьте уравнения реакций между кислотами  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  и основаниями  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ . Назовите все образующиеся соединения.
6. При нагревании смеси оксида алюминия с оксидом калия образуется соль состава  $\text{KAlO}_2$ . Составьте уравнение реакции и рассчитайте массу образовавшейся соли, если химическое количество прореагировавшего оксида алюминия равно: а) 0,2 моль; б) 0,5 моль.
7. В каком из амфотерных оксидов —  $\text{ZnO}$  или  $\text{Al}_2\text{O}_3$  — массовая доля металла больше? Составьте уравнения реакций этого оксида с твердым гидроксидом калия; с азотной кислотой.
8. Высший оксид фосфора массой 35,5 г прореагировал с водой. Рассчитайте химическое количество и массу продукта реакции.

### Готовимся к олимпиадам

1. Дополните схему и составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения согласно приведенной схеме:



## § 32. Периодическая система химических элементов

Опираясь на периодический закон, Д. И. Менделеев разработал естественную классификацию химических элементов — **периодическую систему химических элементов**. Ее графическим изображением является таблица, которая так и называется — **таблица периодической системы химических элементов**. Один из первых ее вариантов, опубликованный в 1906 г., представлен на рисунке 41.

В настоящее время известно более 700 различных вариантов таблицы, но наиболее широко используется таблица, представленная на форзаце 1 учебного пособия. Она признана Международным союзом химиков в качестве официальной.

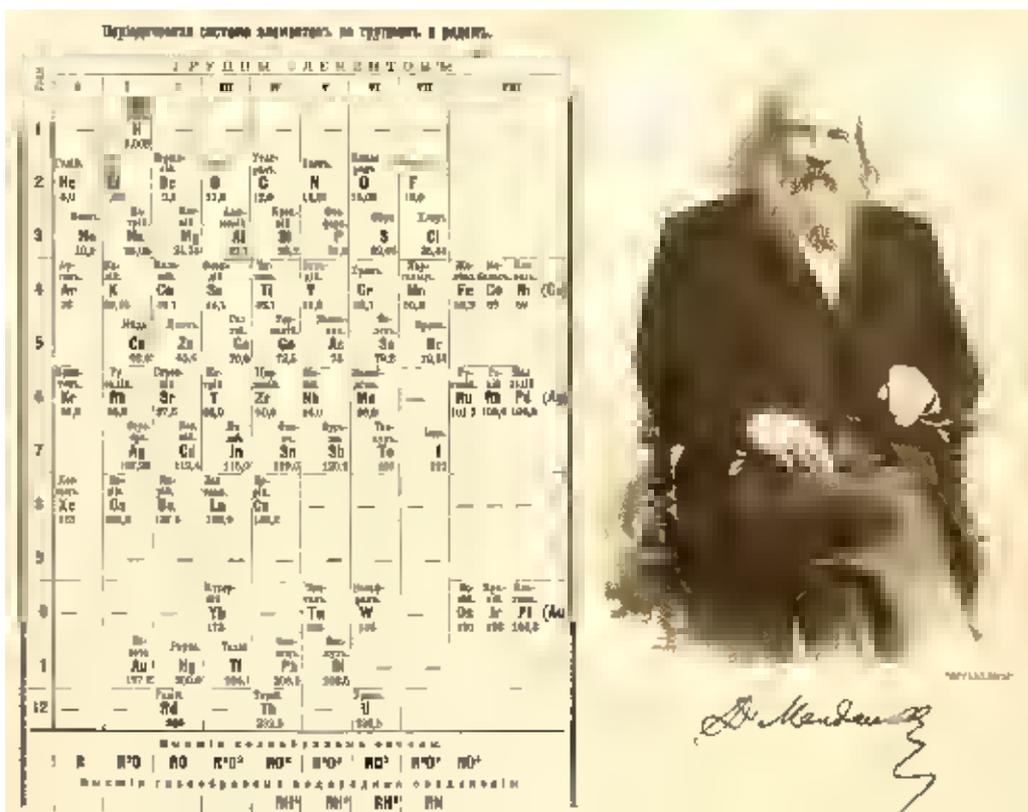


Рис. 41. Один из первых вариантов таблицы периодической системы химических элементов



4-й период — 18 элементов	} Большие периоды
5-й период — 18 элементов	
6-й период — 32 элемента	
7-й период — 32 элемента	

Первые три периода называются **малыми периодами**. Самый первый период состоит только из двух химических элементов — водорода **H** и гелия **He**, причем водород не относится к щелочным металлам. Остальные четыре периода называются **большими**. В них также, как во 2-м и в 3-м периодах, наблюдается постепенное *ослабление металлических* и *усиление неметаллических* свойств атомов и простых веществ элементов, только переход идет от щелочного металла к благородному газу через большее число элементов, более плавно.

### Группы

**Группа** — вертикальный ряд химических элементов в периодической системе, атомы которых обладают сходными свойствами.

Всего в таблице восемнадцать групп, пронумерованных арабскими цифрами. Кроме того, группы имеют традиционную нумерацию римскими цифрами, сохранившуюся со времен Д. И. Менделеева: от I до VIII с добавлением латинских букв А или В.

**А-группы** часто называют главными. Они включают все элементы первых трех (малых) периодов, а также нижестоящие элементы больших периодов. В этих группах находятся как металлы, так и неметаллы. В настоящее время известны 95 металлов и 23 неметалла. Граница между металлами и неметаллами обычно выделяется жирной ломаной линией. Эта граница достаточно условна, так как некоторые элементы, находящиеся возле нее, могут проявлять как металлические, так и неметаллические свойства.

Некоторые главные группы имеют свои собственные названия. Так, например, **IA-группа** — это группа щелочных металлов + водород **H**, **IIA-группа** — группа щелочноземельных металлов + бериллий **Be** и магний **Mg**, **VIIA-группа** — группа галогенов, **VIIA-группа** — группа благородных газов и т. д.

Между элементами групп IIA и IIIA располагаются переходные элементы **В-группы**. Простые вещества элементов этих групп являются металлами. В-группы иногда называют побочными.

В каждой группе находятся элементы (**Э**) со сходными химическими свойствами их простых веществ. Римские цифры номера группы указы-

вают, как правило, высшую, т. е. максимальную, валентность элементов в соединениях с кислородом (табл. 5).

Таблица 5. Максимальные валентности и формулы высших оксидов элементов А-групп

Номер группы	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Максимальная валентность	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Общая формула высшего оксида	$\text{Э}_2\text{O}$	$\text{ЭO}$	$\text{Э}_2\text{O}_3$	$\text{ЭO}_2$	$\text{Э}_2\text{O}_5$	$\text{ЭO}_3$	$\text{Э}_2\text{O}_7$	$\text{ЭO}_4$
Пример	$\text{K}_2\text{O}$	$\text{BaO}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{SiO}_2$	$\text{P}_2\text{O}_5$	$\text{SO}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$	$\text{XeO}_4$

Причину периодичности в изменении свойств химических элементов можно объяснить только на основе знаний о строении атомов. Это хорошо понимал и сам Д. И. Менделеев, предполагая, что атомы являются сложными образованиями, а познание их структуры позволит физически обосновать открытую им периодическую систему химических элементов.

*Графическим изображением периодического закона является таблица периодической системы элементов.*

*Каждый химический элемент имеет свой атомный номер, находится в определенном периоде и в определенной группе таблицы.*

*Период — горизонтальный ряд химических элементов, начинающийся щелочным металлом (или водородом) и заканчивающийся благородным газом.*

*Группа — вертикальный ряд химических элементов со сходными свойствами их атомов.*

### Вопросы и упражнения

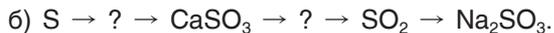
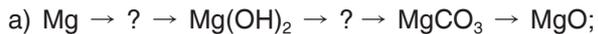
1. Как Д. И. Менделеев назвал разработанную им естественную классификацию химических элементов?
2. Назовите основные структурные единицы периодической системы элементов.

3. Что такое период? Что общего у больших и малых периодов и чем они различаются? Какие свойства гидроксидов химических элементов закономерно изменяются в периодах с увеличением атомного номера?
4. Дайте определение понятия «группа». Укажите различие между группами А и В.
5. Простое вещество какого химического элемента из каждой пары имеет более ярко выраженные металлические свойства: а) К или Са; б) Mg или Al; в) Cs или Pb?
6. Простое вещество какого химического элемента из каждой пары имеет более ярко выраженные неметаллические свойства: а) S или Cl; б) С или N; в) Se или Br?
7. Разделите указанные элементы на металлы и неметаллы, укажите их положение в периодической системе (группа, период, атомный номер): кислород, натрий, серебро, неон, ртуть, бром, золото, ксенон, хром.
8. Заполните в тетради таблицу.

Символ элемента	Атомный номер	Относительная атомная масса	Номер и тип группы	Номер периода	Формула высшего оксида	Формула гидроксида
Ca						
	13					
		32				
			VA	2		
						КОН
					P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	

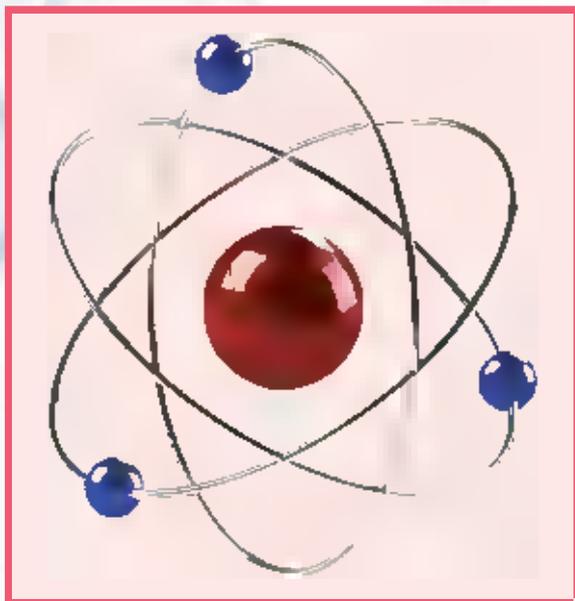
### Готовимся к олимпиадам

1. Дополните схемы, составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



# Глава 4

## Строение атома и периодичность изменения свойств атомов химических элементов и их соединений



В четвертой главе вы познакомитесь со строением атома, состоянием электронов в атоме. Узнаете, что такое радиоактивность, научитесь характеризовать химический элемент по строению его атома и положению в периодической системе химических элементов

## § 33. Строение атома.

### Атомный номер химического элемента

До середины XIX в. атом считался элементарной, т. е. неделимой частицей. Но уже к концу этого века появились неоспоримые доказательства сложности строения атома.

В 1896 г. французский ученый Анри Беккерель открыл явление **радиоактивности** — самопроизвольного распада атомов некоторых элементов с испусканием невидимых глазу лучей. В 1897 г. английский физик Дж. Дж. Томсон установил наличие в атоме **электронов** — *отрицательно заряженных частиц*. Эти открытия свидетельствовали о том, что атом имеет сложное строение.

#### Ядерная модель строения атома

На основе своих знаменитых опытов по рассеянию  $\alpha$ -лучей (они рассматриваются в школьном курсе физики) английский ученый Эрнест Резерфорд в 1911 г. предложил схему строения атома, получившую название ядерной (планетарной) модели атома.

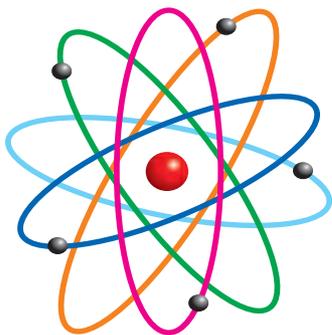


Рис. 43. Ядерная модель атома по Резерфорду

Согласно этой модели, атом состоит из положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных электронов. Почти вся масса атома (более 99,96 %) сосредоточена в его ядре, диаметр которого в несколько десятков тысяч раз меньше диаметра всего атома.

На рисунке 43 показана модель атома по Резерфорду. Конечно, показанное здесь соотношение размеров атома и его ядра не соответствует их реальному соотношению. Например, размеры атома водорода и его ядра различаются примерно в 50 000 раз. Для наглядности это различие можно представить, сравнив мысленно шарик диаметром 1 мм и шар диаметром 50 м.

Из курса химии 7-го класса вы уже знаете одно определение **атома** как *мельчайшей, химически неделимой частицы*. Теперь можно дать еще одно определение этого понятия.

**Атом — электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.**

Позже было установлено, что ядро атома также имеет сложное строение. Оно состоит из частиц двух типов: **протонов** и **нейтронов**.

Протон (p) и нейтрон (n) имеют практически одинаковую массу, равную примерно  $\frac{1}{12}$  части массы атома углерода. Соответственно, относительные массы протона и нейтрона также практически одинаковы и приблизительно равны 1. Протон имеет заряд 1+, а нейтрон электронейтрален.

Заряд электрона  $e^-$  равен 1-, а масса примерно в 1840 раз меньше массы протона.

Основные характеристики частиц, входящих в состав атома, приведены в таблице 6.

Таблица 6. Основные характеристики частиц, входящих в состав атома

Частица	Символ	Относительная масса	Относительный заряд
Протон	p	$\approx 1$	1+
Нейтрон	n	$\approx 1$	0
Электрон	$e^-$	$\approx \frac{1}{1840}$	1-

### Физический смысл атомного номера элемента

В начале XX в. было установлено, что **атомный (порядковый) номер элемента в периодической системе численно равен заряду ядра его атома. Именно в этом заключается физический смысл атомного номера элемента.**

Заряд ядра определяется числом содержащихся в нем протонов. Поскольку атом в целом электронейтрален, очевидно, что число протонов в его ядре равно числу электронов:

Атомный номер элемента	=	Заряд ядра атома	=	Число протонов в ядре	=	Число электронов в атоме
------------------------	---	------------------	---	-----------------------	---	--------------------------

Например, атомный номер водорода равен 1. Следовательно, заряд ядра его атома равен 1+ (т. е. содержит только один протон), и вокруг ядра вращается один электрон с зарядом 1-.

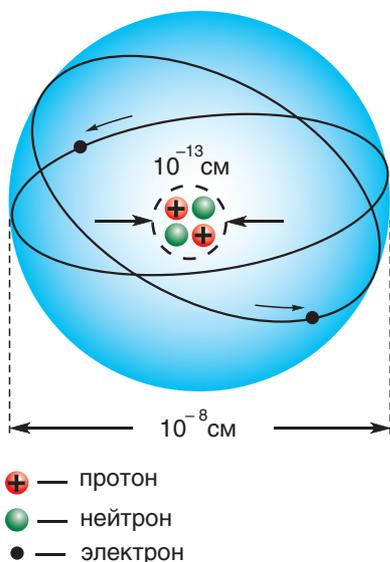


Рис. 44. Модель атома гелия

Атомный номер следующего элемента гелия **He** равен 2. Это означает, что заряд ядра его атома равен 2+ (т. е. ядро содержит 2 протона) и общее число электронов в атоме также равно двум (рис. 44).

По мере увеличения атомных номеров элементов в ядрах атомов постепенно возрастает число протонов, вследствие чего увеличивается положительный заряд ядер.

Таким образом, можно заключить, что **заряд ядра атома** является главной характеристикой элемента, определяя его положение в периодической системе, а следовательно, все свойства атомов этого элемента и его соединений.

Поэтому современная формулировка периодического закона звучит так.

**Свойства атомов химических элементов, а также состав и свойства образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер.**

Периодический закон дал импульс к изучению внутреннего строения веществ, в том числе и строения атома. В свою очередь, теория строения атома способствовала пониманию сущности периодического закона и периодической системы химических элементов, наполнила их современным содержанием и определила пути дальнейшего развития.

*Атом — электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.*

*Вся масса атома сосредоточена в его ядре.*

*Заряд ядра атома является главной характеристикой химического элемента, определяя все основные свойства атомов этого элемента.*

*Атомный номер химического элемента равен заряду ядра его атома, числу протонов в ядре и числу электронов в этом атоме.*

### Вопросы и задания

1. В чем принципиальное отличие современной формулировки периодического закона от формулировки, данной Д. И. Менделеевым?
2. Чему равны заряд ядра и число электронов у атомов следующих элементов: N, Al, Fe, Br, Au?
3. В ядрах атомов химических элементов содержится соответственно 8, 12, 29, 47 и 80 протонов. Назовите эти элементы. Укажите номера периодов и групп периодической системы, в которых они находятся.
4. Укажите число протонов и электронов для атомов элементов, находящихся соответственно в: а) третьем периоде и IVA-группе; б) четвертом периоде и VIIA-группе; в) пятом периоде и IB-группе.
5. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
  - а)  $S \rightarrow H_2S \rightarrow Na_2S \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow K_2SO_3$ ;
  - б)  $Cl_2 \rightarrow HCl \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3$ .

### Готовимся к олимпиадам

1. Определите число атомов в образце меди объемом  $10 \text{ см}^3$ , если плотность этого металла равна  $8,96 \text{ г/см}^3$ .

## § 34. Массовое число атома

Почему же главной характеристикой элемента является заряд ядра его атомов, а не относительная атомная масса? Д. И. Менделеев, размещая химические элементы в периодической системе, вынужден был расположить некоторые из них не в порядке возрастания атомных масс. Так элемент иод **I** с атомной массой, равной  $126,9$ , размещается после теллура **Te**, у которого атомная масса равна  $127,6$ . Аргон **Ar** с атомной массой  $39,95$  был помещен в таблице перед калием, атомная масса которого составляет  $39,1$ . Располагая перечисленные элементы в указанном порядке, Д. И. Менделеев руководствовался тем, что элементы с похожими свойствами простых веществ должны располагаться в одной группе. Элемент иод оказался в одной группе с другими галогенами — хлором и бромом, а теллур — в одной группе со схожими элементами — серой и селеном. Точно так же калий оказался в одной группе с другими щелочными металлами — литием и натрием.

### Массовое число

Исследованиями начала XX в. было установлено, что атомы одного и того же элемента могут иметь разные массы. Это объясняется тем, что в их ядрах с одним и тем же числом протонов может находиться

разное число нейтронов. Общее число протонов ( $Z$ ) и нейтронов ( $N$ ) в ядре называется **массовым числом атома** ( $A$ ):

$$A = Z + N.$$

**Массовое число** практически определяет массу ядра, и, следовательно, массу всего атома, т. к. масса электронов составляет ничтожную часть общей массы атома.

Число протонов в ядре  $Z$ , равное атомному номеру элемента, и массовое число  $A$  указывают числовыми индексами слева от символа химического элемента —  ${}^A_Z\text{Э}$ , например:



Число нейтронов  $N$  в ядре любого атома легко подсчитать по разности  $N = A - Z$ . Так, в ядре атома серы  ${}^{35}\text{S}$  находится 19 нейтронов ( $35 - 16 = 19$ ), в ядре атома калия  ${}^{40}\text{K}$  их число равно 21 ( $40 - 19 = 21$ ), а в ядре атома урана  ${}^{238}\text{U}$  содержится 146 нейтронов ( $238 - 92 = 146$ ).

#### Относительная атомная масса элемента

В природе большинство химических элементов существуют в виде смеси атомов с разными значениями их массовых чисел. Например, элемент литий  $\text{Li}$  представлен атомами двух видов —  ${}^6\text{Li}$  и  ${}^7\text{Li}$ . Массы этих атомов равны соответственно  $9,985 \cdot 10^{-27}$  кг и  $1,165 \cdot 10^{-26}$  кг.

Исходя из того, что в природной смеси на один атом  ${}^6\text{Li}$  приходится 12 атомов  ${}^7\text{Li}$ , рассчитаем усредненную массу одного атома лития:

$$\begin{aligned} m_a(\text{Li}) &= \frac{1 \cdot m_a({}^6\text{Li}) + 12 \cdot m_a({}^7\text{Li})}{1 + 12} = \\ &= \frac{1 \cdot 9,985 \cdot 10^{-27} \text{ кг} + 12 \cdot 1,165 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{1 + 12} = 1,152 \cdot 10^{-26} \text{ кг}. \end{aligned}$$

Полученная величина, отнесенная к  $\frac{1}{12}$  части массы атома  ${}^{12}\text{C}$ , представляет собой относительную атомную массу элемента лития  $\text{Li}$  (6,94), приведенную в периодической системе:

$$A_r(\text{Li}) = \frac{m_a(\text{Li})}{\frac{1}{12}m_a(\text{C})} = \frac{1,152 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 6,94.$$

Таким образом, **относительная атомная масса** элемента — физическая величина, которая показывает, во сколько раз усредненная масса атомов данного химического элемента больше  $\frac{1}{12}$  части массы атома углерода —  ${}^{12}\text{C}$ .

*Массовым числом называется общее число протонов и нейтронов в ядре атома.*

*Относительная атомная масса элемента — физическая величина, показывающая, во сколько раз усредненная масса его атомов больше  $\frac{1}{12}$  части массы атома углерода —12.*

### Вопросы и задания

1. Приведите символы атомов цинка, ядра которых содержат 34, 36, 38, 40 нейтронов.
2. В природе водород чаще всего существует в виде двух типов атомов — водорода-1 и водорода-2, а кислород — в виде трех —  $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$ ,  $^{18}\text{O}$ . Посчитайте все возможные значения относительной молекулярной массы воды, образованной этими атомами.
3. Определите атомный номер элемента, если массовое число одного из его атомов равно 26, а число нейтронов — 14.
4. Чему равно число нейтронов в ядрах следующих атомов:



5. Используя периодическую систему химических элементов, определите число протонов, нейтронов и электронов в атомах фтора, иода, кальция, натрия, золота, принимая величину массового числа равной округленному значению относительной атомной массы элемента.
6. Укажите химические символы, число протонов и массовое число атомов, которые содержат: а) 4 электрона и 5 нейтронов; б) 12 электронов и 13 нейтронов; в) 20 электронов и 20 нейтронов.
7. Алюминий массой 10,8 г растворили в соляной кислоте. Рассчитайте массу образовавшейся соли и объем выделившегося водорода.
8. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
  - а)  $\text{K}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3$ ;
  - б)  $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

### Готовимся к олимпиадам

1. В природной смеси хлор представлен двумя видами атомов Cl–35 и Cl–37, относительные атомные массы которых равны соответственно 34,969 и 36,966. Рассчитайте мольную долю Cl–37 в природной смеси атомов хлора.

## § 35. Изотопы. Явление радиоактивности

### Изотопы

В начале XX в. было доказано, что большинство химических элементов в природе существует в виде атомов нескольких типов. Так, например, природный литий ( $Z = 3$ ) представляет собой смесь атомов, в ядрах которых вместе с тремя протонами содержатся по 3 и по 4 нейтрона. Массовые числа таких атомов равны, соответственно, 6 и 7:  ${}^6_3\text{Li}$ ,  ${}^7_3\text{Li}$  (рис. 45). Такие атомы назвали **изотопами**.

**Изотопами называются атомы, имеющие одинаковое число протонов в ядре, но различные массовые числа.**

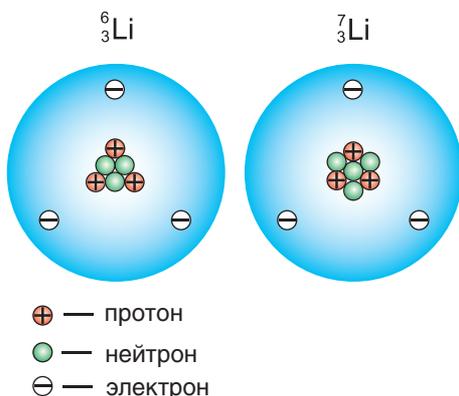


Рис. 45. Модели изотопов лития

надлежат одному и тому же элементу. Следовательно, и химические свойства изотопов данного элемента также будут одинаковыми.

Теперь мы можем дать более точное определение химического элемента.

**Химический элемент — вид атомов с одинаковым зарядом ядер.**

Следовательно, все атомы с одинаковым зарядом ядер их атомов (т. е. изотопы) принадлежат одному и тому же элементу.

### Явление радиоактивности

По устойчивости атомных ядер все атомы можно разделить на два типа: стабильные и нестабильные. Само название «стабильный» говорит об устойчивости ядер атомов данного типа, т. е. их способности

Например, атомы  ${}^6_3\text{Li}$ ,  ${}^7_3\text{Li}$  — изотопы лития, а атомы  ${}^1_1\text{H}$ ,  ${}^2_1\text{H}$ ,  ${}^3_1\text{H}$  — это изотопы водорода, у которых есть даже собственные названия — протий, дейтерий, тритий. Другими словами, **изотопы** — это атомы одного и того же элемента, в ядрах которых содержится разное число нейтронов.

Слово «изотопы» в переводе с греческого означает «занимающие одно место». Изотопы любого элемента действительно занимают одно место в периодической системе, так как при-

существовать сколь угодно долго. Большинство атомов, входящих в состав окружающих нас веществ, являются стабильными. Это водород-1, кислород-16, углерод-12, литий-6, литий-7 и др.

Устойчивость ядра зависит только от соотношения чисел протонов и нейтронов. Если это соотношение находится за определенными пределами, ядро (а вместе с ним и атом) становится неустойчивым. Оно самопроизвольно распадается, превращаясь в ядра атомов других элементов. При этом происходит испускание различных частиц.

Радиоактивность — это самопроизвольное превращение неустойчивых атомных ядер в другие ядра. При этом происходит испускание различных частиц.

Например, ядра атомов радия-226 (или  $^{226}\text{Ra}$ ) распадаются на ядра атомов радона-222 (или  $^{222}\text{Rn}$ ) и ядра атомов гелия-4 (или  $^4\text{He}$ ) (рис. 46):

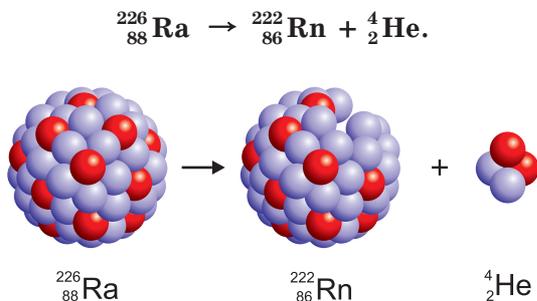


Рис. 46. Схема распада ядра атома радия

Атомы, способные к радиоактивному распаду, называются **радиоизотопами**. Например, уран-238, йод-131, стронций-90, цезий-137 — радиоизотопы. Один из радиоизотопов урана входит в состав ядерного топлива, используемого на Белорусской атомной электростанции (Островецкий район Гродненской области).



В Республике Беларусь на базе Минского городского онкологического диспансера организована работа одного из лучших в Европе отделений ядерной медицины. В этом отделении используются самые современные методы диагностики и лечения с использованием радиоактивных изотопов иода, стронция, кислорода.

Более подробно о различных типах радиоизотопов, о радиоактивном излучении, о его воздействии на живые объекты, а также о способах защиты от радиации вы узнаете из курса физики.

*Атомы, которые различаются только числом нейтронов в ядрах их атомов при одинаковом числе протонов, называются изотопами.*

*Химический элемент — вид атомов с одинаковым положительным зарядом ядра.*

### Вопросы и задания

1. Чем схожи и чем различаются между собой изотопы водорода?
2. Могут ли у разных химических элементов быть одинаковые заряды атомных ядер? А одинаковые массы? Почему?
3. Определите состав атомных ядер изотопов:  
а)  ${}_{20}^{40}\text{Ca}$ ;  ${}_{20}^{42}\text{Ca}$ ;  ${}_{20}^{44}\text{Ca}$ ; б)  ${}_{16}^{32}\text{S}$ ;  ${}_{16}^{34}\text{S}$ ;  ${}_{16}^{35}\text{S}$ .
4. Чем отличается радиоизотоп от стабильного атома того же элемента?
5. Гидроксид натрия массой 24 г полностью прореагировал с сульфатом железа(III). Рассчитайте химическое количество и массу каждого из продуктов данной реакции.
6. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
 $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ;  
 $\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaCl}$ .

### Готовимся к олимпиадам

1. Период полураспада радиоизотопа — время, в течение которого распадается половина первоначального количества его ядер. У радиоактивного иода-131 период полураспада составляет 8 суток. Рассчитайте долю ядер этого изотопа, которые распадаются за время, равное 24 суткам.

## § 36. Состояние электронов в атоме. Электронное облако. Атомная орбиталь.

При химических реакциях атомы не исчезают и не возникают вновь. Они просто переходят из одних веществ в другие, но их ядра остаются неизменными. Свойства атомов одного и того же элемента сильно различаются в зависимости от того, в каком веществе они находятся. Так свойства атомов серы в простом веществе отличаются от свойств атомов этого же элемента в серной кислоте. Свойства атомов натрия в простом веществе и в любой его соли также совершенно различны.



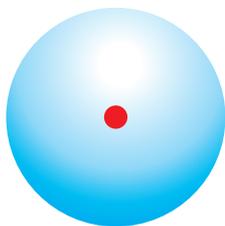


Рис. 48. Орбиталь электрона в атоме водорода

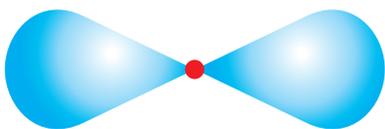


Рис. 49. Форма одной из орбиталей в многоэлектронном атоме

Орбитали, в зависимости от энергии электронов, имеют различные формы и размеры. Так, орбиталь единственного электрона атома водорода имеет сферическую (шарообразную) форму (рис. 48). Такие орбитали обозначаются буквой *s*, а электроны, которые занимают эти орбитали, называются **s-электронами**. Атомные орбитали в атомах других элементов могут иметь и другую, например гантелеобразную, форму (рис. 49). Такие орбитали обозначают буквой *p*, а находящиеся на них электроны называют **p-электронами**.

Графически орбиталь изображают в виде клеточки (квантовой ячейки), а электрон — в виде стрелки. Так, орбиталь атома водорода с его единственным электроном можно изобразить следующим образом:



Кроме движения вокруг ядра, каждый электрон характеризуется **спином** (от англ. *spin* — вращение). Упрощенно спин можно представить как вращение электрона вокруг собственной оси по часовой или против часовой стрелки.

*На одной орбитали может находиться не более двух электронов, имеющих противоположные спины:*



Такое их состояние в атоме *более устойчиво*, т. е. энергетически более выгодно, чем состояние с одинаковыми спинами:



Два электрона, находящиеся на одной орбитали, называются **спаренными**. Если же на орбитали находится один электрон, то его называют **неспаренным**.

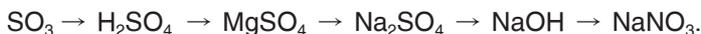
*Электронное облако — это модель движения электрона вокруг ядра. Орбиталь — это область околоядерного пространства, в которой вероятность нахождения электрона равна примерно 90 %.*

*В зависимости от энергии электронов орбитали имеют различные формы и размеры.*

*На одной орбитали может находиться не более двух электронов, у которых спины противоположны.*

### Вопросы и задания

1. Как современная атомная теория описывает состояние электрона в атоме?
2. Что такое электронное облако?
3. Что представляет собой атомная орбиталь.
4. Объясните различие между спаренными и неспаренными электронами.
5. Запишите в тетради следующие предложения и вставьте пропущенные цифры или слова. В ядре атома хлора находятся ... протонов. Вокруг этого ядра движутся 17 ... . Ядро атома серы-34 состоит из ... протонов и ... нейтронов.
6. Водород объемом 8,96 дм<sup>3</sup> (н. у.) сожгли в кислороде. Рассчитайте химическое количество, массу и число молекул образовавшейся воды.
7. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



8. Заполните в тетради таблицу:

Символ нуклида	Атомный номер элемента	Заряд ядра атома	Число в ядре		Число электронов вокруг ядра
			протонов	нейтронов	
<sup>40</sup> K					
		17+		20	
				38	32
<sup>15</sup> P				16	
	16			18	
			8	10	

### Готовимся к олимпиадам

1. В образце одного из металлов химическим количеством 0,1 моль химическое количество электронов равно 2,7 моль. Определите металл.

## § 37. Электронное строение атомов

Как вам уже известно из параграфа 33, атом состоит из положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных электронов. Ядро находится в центре атома, а электроны, движущиеся вокруг атомного ядра, образуют **электронную оболочку**. При этом одни электроны размещаются ближе к ядру, другие — дальше от ядра. Так образуются как бы слои из электронов, которые так и называются — **электронные слои**.

### Энергетические уровни

Электроны в атоме различаются своей энергией. Чем выше энергия электрона, тем дальше он находится от ядра и тем больше размер электронного облака (орбитали). Соответственно, чем меньше энергия электрона, тем ближе он находится к ядру и тем меньше размер его электронного облака. Если у нескольких электронов значения энергии оказываются близкими, они образуют один **электронный слой**, или **энергетический уровень**.

**Энергетический уровень (электронный слой) — это совокупность электронов с близкими значениями энергий.**

*Число энергетических уровней в атоме, на которых находятся электроны, равно номеру периода, в котором располагается химический элемент в периодической системе.*

Например, в атоме натрия — элемента 3-го периода — электроны распределены на трех энергетических уровнях, которые схематически изображаются в виде

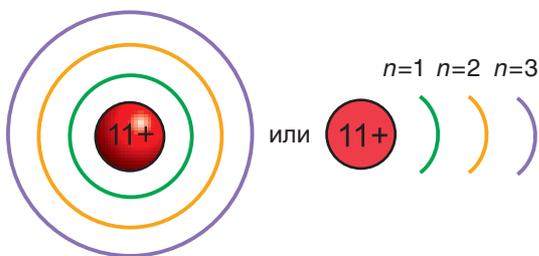


Рис. 50. Схема энергетических уровней в атоме натрия

трех concentрических окружностей или их частей — дуг (рис. 50). Каждый уровень имеет свой порядковый номер  $n$  ( $n = 1, 2, 3, \dots$ ). Если в такой схеме под каждой дугой указано число электронов на соответствующем энергетическом уровне, она называется **электронной схемой атома**.

### Энергетические подуровни

Электроны одного и того же энергетического уровня могут немного различаться значениями энергии и иметь разную форму атомных орбиталей. В соответствии с этим энергетические уровни могут подразделяться на **энергетические подуровни**, в каждом из которых все электроны обладают одинаковой энергией и одинаковой формой атомных орбиталей.

**Энергетический подуровень — это совокупность электронов с одинаковой энергией и одинаковой формой атомных орбиталей.**

Энергетические подуровни обозначаются буквами  $s, p, d, f, \dots$

Число подуровней на данном энергетическом уровне равно его номеру.

Первый энергетический уровень ( $n = 1$ ) состоит из одного подуровня ( $s$ ), второй ( $n = 2$ ) — из двух ( $s, p$ ), третий ( $n = 3$ ) — из трех ( $s, p, d$ ) и т. д.

Каждый подуровень, в свою очередь, состоит из определенного числа атомных орбиталей. Так,  $s$ -подуровень состоит из одной орбитали,  $p$ -подуровень — из трех,  $d$ -подуровень — из пяти орбиталей (рис. 51).

Орбитали электронов, находящиеся на  $s$ -подуровнях, шарообразные, на  $p$ -подуровнях — гантелеобразные (рис. 52).

Для того чтобы различать энергетические подуровни разных энергетических уровней, их обозначают двумя знаками — цифрой и буквой, например:  $1s, 2p, 3d$ . Цифра соответствует номеру энергетического уровня, а буква — типу энергетического подуровня.

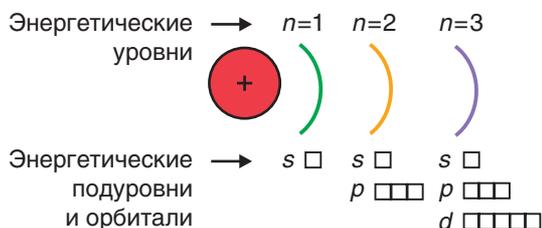


Рис. 51. Энергетические уровни, энергетические подуровни и атомные орбитали

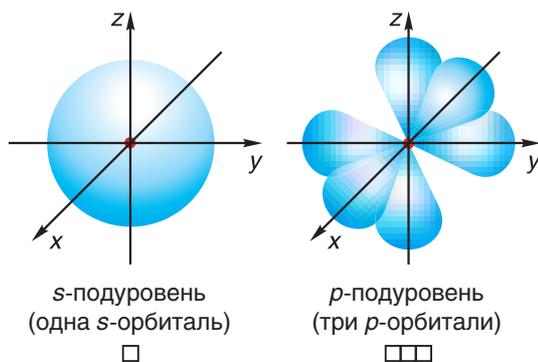


Рис. 52. Геометрическая форма и пространственное расположение  $s$ - и  $p$ -орбиталей

В каждой орбитали может находиться один (**неспаренный**) или два (**спаренных**) электрона. В соответствии с этим, на первом энергетическом уровне, содержащем только одну орбиталь, максимальное число электронов равно двум; на втором уровне, состоящем из 4-х орбиталей, максимальное число электронов равно 8. Поскольку третий энергетический уровень включает в себя 9 орбиталей, максимальное число электронов на нем равно 18.

Обобщим сведения об электронном строении атомов элементов первых трех периодов в виде таблицы 7.

Таблица 7. Электронное строение атомов элементов 1-го, 2-го и 3-го периодов

Энергетический уровень, $n$	Число подуровней	Тип подуровня	Число орбиталей, $N(\text{орб.})$		Максимальное число электронов, $N(\text{эл.})$	
			на подуровне	на уровне	на подуровне	на уровне
1	1	$1s$	1	1	2	2
2	2	$2s$	1	4	2	8
		$2p$	3		6	
3	3	$3s$	1	9	2	18
		$3p$	3		6	
		$3d$	5		10	

Если на данном энергетическом уровне содержится максимально возможное число электронов, он считается **завершенным**. *Энергетический уровень, электроны которого максимально удалены от ядра и наиболее слабо связаны с ним, называется **внешним**.*

Электроны внешних уровней связаны с ядром слабее, чем остальные, и поэтому более подвижны. Они определяют химические свойства данного атома, т. е. его способность взаимодействовать с другими атомами. В атомах элементов А-групп такие электроны называют **валентными**.

*Совокупность электронов с близкими значениями энергий называется электронным слоем или энергетическим уровнем.*

*Число энергетических уровней в атоме химического элемента равно номеру периода, в котором он находится.*

*Энергетические уровни подразделяются на энергетические подуровни.*

*Энергетический подуровень — совокупность электронов с одинаковой энергией и одинаковой формой атомных орбиталей.*

*Число подуровней, из которых состоит данный энергетический уровень, равно его номеру.*

*Каждый s-подуровень состоит из одной орбитали, p-подуровень — из трех орбиталей, d-подуровень — из пяти орбиталей.*

*Электроны внешнего уровня называются валентными.*

### Вопросы и задания

1. Дайте определение понятий: «энергетический уровень», «энергетический подуровень».
2. Почему первый период содержит только два химических элемента, а второй — восемь?
3. Определите число энергетических уровней в атомах кислорода и фосфора.
4. Чем определяется число подуровней на энергетическом уровне?
5. Сколько орбиталей имеется на s-, p- и d-подуровнях? Чему равно максимальное число электронов на каждом из этих подуровней?
6. Сколько электронов может находиться на одной орбитали?
7. Натрий массой 34,5 г полностью прореагировал с хлором. Рассчитайте массу образовавшегося хлорида натрия.
8. В результате реакции водорода с оксидом железа(III) образовалось железо массой 22,4 г. Рассчитайте химическое количество и объем прореагировавшего водорода, а также массу образовавшейся воды.
9. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
  - а)  $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4$ ;
  - б)  $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2$ .

### Готовимся к олимпиадам

1. В смеси магния и алюминия их химические количества одинаковы. Порцию этой смеси массой 10,2 г растворили в соляной кислоте. Рассчитайте объем (н. у.) выделившегося водорода.

## § 38. Электронные конфигурации атомов

Общее число электронов в атоме определяется зарядом его ядра, который численно равен атомному номеру элемента в периодической системе. Электроны в зависимости от их энергии распределяются в атоме по энергетическим уровням и подуровням, каждый из которых состоит из определенного числа орбиталей.

Распределение электронов в атомах выражается с помощью **электронных конфигураций**. Например, у водорода, элемента с атомным номером 1, электронная конфигурация —  $1s^1$ . Цифрой слева записывается номер энергетического уровня, затем следует буква, обозначающая подуровень, и, наконец, цифра вверху справа указывает число электронов на этом подуровне.

Схематически электронное строение атомов изображается с помощью **электронно-графических схем**, в которых орбитали представляются в виде клеток, а электроны — в виде стрелок. Например, электронно-графическая схема атома водорода с электронной конфигурацией  $1s^1$  изображается так:

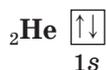


При составлении электронных конфигураций атомов необходимо соблюдать ряд правил.

*Энергетические подуровни заполняются электронами в порядке увеличения их энергии. Для атомов элементов первых трех периодов этот порядок следующий:  $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p$ .*

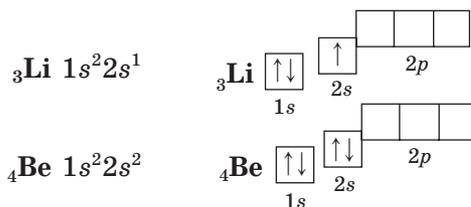
*На каждой орбитали может находиться не более двух электронов с противоположными спинами.*

В соответствии с этим электронно-графическая схема атома гелия с электронной конфигурацией  $1s^2$  имеет вид:

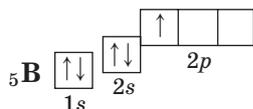


Поскольку на первом энергетическом уровне могут находиться только два электрона, то этот уровень в атоме гелия является завершенным и, следовательно, очень устойчивым.

У атомов элементов 2-го периода заполняется второй энергетический уровень, на котором может находиться не более 8 электронов. Сначала электроны заполняют  $2s$ -орбиталь (у атомов лития и бериллия):



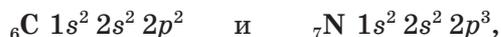
Поскольку  $2s$ -орбиталь заполнена, то у атома бора  ${}_5\text{B}$  пятый электрон занимает одну из трех  $2p$ -орбиталей. Электронная конфигурация атома бора:  ${}_5\text{B } 1s^2 2s^2 2p^1$ , а его электронно-графическая схема имеет вид:



Обратите внимание, что на приведенных схемах подуровень  $2p$  изображен вплотную к подуровню  $2s$ , но несколько выше его. Так отображается его принадлежность к одному и тому же уровню (второму) и более высокое значение энергии.

*В пределах одного подуровня электроны «стремятся» занять максимальное число орбиталей. Это значит, что в каждую пустую орбиталь сначала «попадает» по одному электрону.*

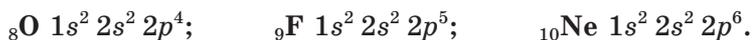
В соответствии с этим электронные конфигурации атомов углерода и азота записываются так:



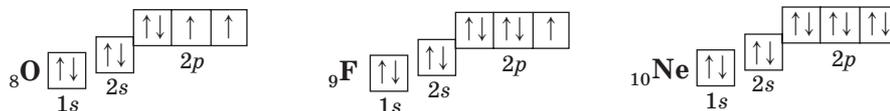
а их электронно-графические схемы имеют вид:



Когда на всех орбиталях данного подуровня оказывается по одному электрону, в каждую из них постепенно добавляется еще один электрон. Поэтому электронные конфигурации атомов кислорода  $\text{O}$ , фтора  $\text{F}$  и неона  $\text{Ne}$  имеют вид:

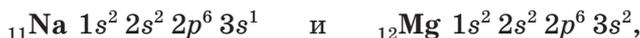


Соответствующие им электронно-графические схемы выглядят так:

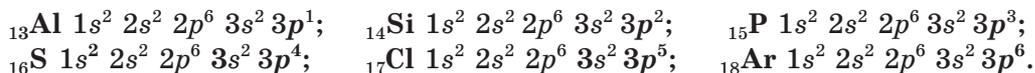


Поскольку в атоме неона **Ne** внешний энергетический уровень с электронной конфигурацией  $2s^2 2p^6$  оказывается полностью завершенным, он является очень устойчивым.

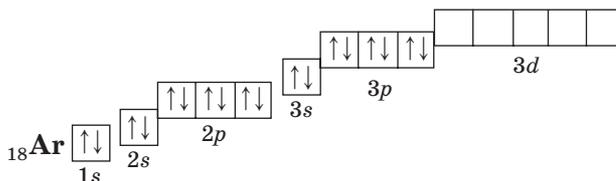
В атомах элементов 3-го периода начинает формироваться третий энергетический уровень. Сначала электронами заполняется  $3s$ -подуровень у натрия **Na** и магния **Mg**:



а затем в атомах алюминия **Al**, кремния **Si**, фосфора **P**, серы **S**, хлора **Cl** и аргона **Ar** происходит постепенное заполнение  $3p$ -подуровня:



Электронно-графическая схема атома аргона **Ar**:



Из рассмотренных примеров видно, что на внешних энергетических уровнях атомов может находиться не более восьми электронов. Поскольку в атоме аргона на внешнем (третьем) энергетическом уровне находится 8 электронов, он является завершенным. Заполнение третьего энергетического уровня до 18 электронов происходит в атомах элементов четвертого периода, где этот уровень уже не является внешним.

Строение атомов химических элементов определяется их положением в периодической системе (рис. 53). Как вы уже знаете, число энергетических уровней, занятых электронами в атоме, равно номеру периода, в котором находится химический элемент в периодической системе. Что касается числа электронов на внешнем энергетическом уровне атома, то оно определяется номером группы, в которой располагается соответствующий элемент. Именно поэтому на внешних энергетических уровнях атомов элементов одной группы содержится одинаковое число электронов. Так, в атомах лития **Li** и натрия **Na** на внешних уровнях имеется по одному

Периоды	Главные группы (А-группы)							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 1 							He 2 
2	Li 3 	Be 4 	B 5 	C 6 	N 7 	O 8 	F 9 	Ne 10 
3	Na 11 	Mg 12 	Al 13 	Si 14 	P 15 	S 16 	Cl 17 	Ar 18 

Рис. 53. Электронное строение атомов элементов первых трех периодов периодической системы

электрону, в атомах бериллия **Be** и магния **Mg** — по два, в атомах бора **B** и алюминия **Al** — по три и т. д. У атомов благородных газов неона **Ne** и аргона **Ar** число электронов на внешних энергетических уровнях равно 8.

Как видно из этого рисунка на примере элементов 2-го и 3-го периодов, по мере монотонного увеличения зарядов атомных ядер число электронов на внешних энергетических уровнях атомов увеличивается от одного до восьми, т. е. повторяется **периодически**. Поскольку число электронов на внешних уровнях определяет химические свойства атомов, они также по мере увеличения атомных номеров элементов изменяются **периодически**.

*Распределение электронов по энергетическим уровням, подуровням и орбиталям отображают с помощью электронных конфигураций, электронно-графических схем, а также электронных схем атомов.*

*Периодическая повторяемость свойств атомов химических элементов объясняется периодическим повторением строения их внешних энергетических уровней.*

### Вопросы и задания

1. Назовите химические элементы, в атомах которых электроны распределяются по энергетическим уровням следующим образом:  
а) 2, 8, 1; б) 2, 1; в) 2, 8, 4; г) 2, 3; д) 2, 8, 8; е) 2, 8.
2. Сколько подуровней имеется в энергетических уровнях с  $n = 1, 2, 3, 4$ ? Как обозначаются эти подуровни? Каково максимальное число электронов на каждом подуровне и уровне?
3. В каком порядке подуровни заполняются электронами? Чем определяется этот порядок?
4. Составьте электронные схемы, электронные конфигурации и электронно-графические схемы атомов: В, F, Al, Si, Cl.
5. Сколько электронов находится на внешнем энергетическом уровне атомов лития, углерода, магния, серы, аргона? Сколько из них спаренных и неспаренных?
6. В результате реакции натрия с водой образовался раствор массой 125 г с массовой долей гидроксида натрия, равной 6,4 %. Рассчитайте массу прореагировавшего натрия и объем выделившегося водорода.
7. Составьте уравнения, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
а) магний  $\rightarrow$  оксид магния  $\rightarrow$  нитрат магния  $\rightarrow$  гидроксид магния;  
б) серная кислота  $\rightarrow$  сульфат меди(II)  $\rightarrow$  медь  $\rightarrow$  оксид меди(II).

### Готовимся к олимпиадам

1. У атомов двух элементов электронные конфигурации имеют вид:  $1s^22s^22p^63s^23p^1$  и  $1s^22s^22p^4$ . Простые вещества, образованные атомами этих элементов, вступили в химическое взаимодействие. Составьте уравнение соответствующей химической реакции.

## § 39. Периодичность изменения свойств атомов химических элементов

Зная закономерности изменения электронного строения атомов, можно объяснить причины и характер изменения их свойств, а также физических и химических свойств образуемых ими простых и сложных веществ.

В § 31 мы уже говорили о периодическом характере изменения металлических и неметаллических свойств атомов элементов, их валентностей в высших оксидах. Было установлено, что в ряду от щелочного металла до благородного газа кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов также изменяются периодически. Тогда изменения этих свойств рассматривались в связи с изменением относительной атомной массы.

Сейчас мы уже можем дать объяснение этим закономерностям на основе сведений об электронном строении атомов. Но прежде рассмотрим одну из важнейших характеристик атома — его размер.

### Размер атома

С точки зрения современной науки атом не имеет строго определенных границ, поскольку электронные облака составляющих его электронов также не имеют точных размеров. Условно форму атома считают шарообразной, и поэтому характеристикой его размера является **радиус атома**. Самым маленьким является атом гелия **He**, а самым большим — атом франция **Fr**, элемента IA-группы. Их радиусы различаются почти в 7 раз.

Радиус атома в основном определяется зарядом его ядра, количеством энергетических уровней и числом электронов на внешнем уровне. У элементов A-групп с увеличением порядкового номера растет число энергетических уровней и, следовательно, увеличиваются радиусы атомов (рис. 54).

Периоды	Главные группы (A-группы)							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 							He 
2	Li 	Be 	B 	C 	N 	O 	F 	Ne 
3	Na 	Mg 	Al 	Si 	P 	S 	Cl 	Ar 
4	K 	Ca 	Ga 	Ge 	As 	Se 	Br 	Kr 

Рис. 54. Изменение размеров атомов по периодам и группам периодической системы

При переходе от элемента VIIIA-группы к щелочному металлу следующего периода радиус атома щелочного металла заметно увеличивается, так как появляется новый энергетический уровень.

В периоде по мере увеличения заряда ядер атомов элементов притяжение электронов, находящихся на одном и том же внешнем уровне, к ядру усиливается. Происходит своего рода «сжатие» атомов, и их радиусы уменьшаются.

### Металлические и неметаллические свойства простых веществ

У атомов металлов малых периодов (1–3) на внешнем энергетическом уровне находится от 1 до 3 электронов, а у неметаллов — от 4 до 8. Исключение составляют атомы водорода — 1 электрон и бора — 3 электрона.

Зная характер изменения радиусов атомов по группам и периодам, а также их электронную структуру, можно объяснить причину изменения металлических и неметаллических свойств атомов элементов, точнее их простых веществ.

Проявление металлических свойств определяется прежде всего способностью атомов данного элемента отдавать электроны с внешнего энергетического уровня. Именно наличием у металлов относительно свободных электронов обусловлена их высокая электропроводность.

И наоборот, способность атомов данного элемента присоединять электроны определяет неметаллические свойства его простого вещества.

Усиление металлических свойств щелочных металлов с возрастанием атомного номера элемента связано прежде всего с увеличением радиусов их атомов, т. е. с ростом числа энергетических уровней. Электрон на внешнем энергетическом уровне у этих атомов все слабее связан с ядром и поэтому легче отрывается. Одновременно усиливаются основные свойства оксидов и гидроксидов этих элементов, поскольку они определяются металлическими свойствами.

В противоположность этому неметаллические свойства атомов элементов группы галогенов ослабевают с увеличением заряда ядер их атомов, так как растет число энергетических уровней. Внешний уровень находится все дальше от ядра, и поэтому электроны, находящиеся на этом уровне, слабее связаны с ядром. Кислотные свойства у оксидов и гидроксидов этих элементов также ослабляются.

Таким образом, **в главных группах (А-группах)** периодической системы с ростом зарядов ядер атомов химических элементов усиливаются металлические свойства их простых веществ и, соответственно,

ослабевают неметаллические. Это особенно наглядно проявляется в IVA-группе. В ней свойства простых веществ химических элементов меняются от неметаллических (у углерода C и кремния Si) к металлическим (у олова Sn и свинца Pb).

**В малых периодах** с ростом зарядов ядер атомов увеличивается и число электронов на внешнем уровне. Они сильнее притягиваются к ядру, и поэтому атомам все труднее отдавать электроны и легче присоединять их. По этой причине в периоде у атомов химических элементов ослабевают металлические и усиливаются неметаллические свойства. Соответственно, в периоде с ростом заряда ядер атомов свойства оксидов и гидроксидов изменяются от основных к кислотным.

Закономерности изменения различных характеристик химических элементов в малых периодах и A-группах периодической системы на примере 3-го периода и IVA-группы показаны в таблицах 8 и 9.

Таблица 8. Изменение различных характеристик атомов элементов 3-го периода

Номер группы	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Символ элемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Заряд ядра атома	11+	12+	13+	14+	15+	16+	17+	18+
Относительная атомная масса	23	24	27	28	31	32	35,5	40
Число электронов на внешнем уровне	1	2	3	4	5	6	7	8
Валентность в высших оксидах	I	II	III	IV	V	VI	VII	—
Относительные размеры атома								
Металлические свойства								
Неметаллические свойства								

Таблица 9. Изменение различных характеристик атомов элементов IVA-группы

Номер периода	Символ элемента	Заряд ядра атома	Число энергетических уровней	Число электронов на внешнем уровне	Относительные размеры атомов	Металлические свойства	Неметаллические свойства
1	—	—	—	—	—	—	—
2	C	6+	2	4	○		
3	Si	14+	3	4	○		
4	Ge	32+	4	4	○		
5	Sn	50+	5	4	○		
6	Pb	82+	6	4	○		

*Размер атома определяется зарядом его ядра, количеством энергетических уровней и числом электронов на внешнем уровне.*

*С ростом зарядов ядер атомов элементов их радиусы уменьшаются в периодах и увеличиваются в главных группах.*

*В A-группах периодической системы с ростом зарядов ядер атомов химических элементов металлические свойства их простых веществ усиливаются, а неметаллические ослабевают.*

*В периодах с ростом зарядов ядер атомов химических элементов ослабевают металлические свойства их простых веществ и усиливаются неметаллические.*

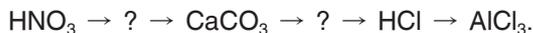
### Вопросы и задания

1. Составьте перечень всех неметаллов и металлов элементов первых трех периодов. У атомов каких из этих элементов наиболее ярко проявляются металлические и у каких — неметаллические свойства?
2. Укажите признаки, по которым элементы объединяются в группы и периоды.

3. По положению элементов в периодической системе определите, какой элемент имеет больший радиус атома:
  - а) бор или кислород;
  - б) бериллий или кальций;
  - в) фтор или бром.Ответ поясните.
4. Как изменяются свойства высших оксидов и соответствующих им гидроксидов в группах и периодах?
5. В паре элементов выберите элемент, у атомов которого неметаллические свойства выражены сильнее:
  - а) кремний или фосфор;
  - б) иод или бром;
  - в) фосфор или азот.
6. Составьте электронно-графические схемы атомов алюминия, серы и фосфора.
7. Определите химические элементы по электронным конфигурациям их атомов: а)  $1s^22s^22p^2$ ; б)  $1s^22s^22p^63s^1$ ; в)  $1s^22s^22p^63s^23p^5$ . Изобразите электронно-графические схемы этих атомов. Укажите номер периода и номер группы, в которых они находятся.
8. Расположите следующие элементы в порядке усиления металлических свойств их простых веществ: а) Al, Na, Mg; б) Ba, Sr, Ca. Дайте объяснение.
9. Расположите следующие элементы в порядке усиления неметаллических свойств их простых веществ: а) Te, S, Se; б) Cl, F, Br. Дайте объяснение.
10. В результате реакции нейтрализации образовался сульфат натрия массой 42,6 г. Рассчитайте химические количества и массы прореагировавших веществ.

### Готовимся к олимпиадам

1. Дополните схему и составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



## § 40. Характеристика химического элемента по его положению в периодической системе

Периодическая система химических элементов позволяет понять не только общие закономерности изменения свойств простых и сложных веществ по группам и периодам. Прежде всего система является основным руководством, в котором содержатся сведения о каждом химическом элементе, строении его атомов, физических и химических свойствах простых и сложных веществ. Именно поэтому таблица периодической

системы является основой любого учебника и справочного пособия по химии.

Для того чтобы извлечь максимальную информацию о конкретном элементе, его описание необходимо проводить по определенному плану.

Рассмотрим этот план в общем виде.

**1. Общие сведения об элементе:**

- а) название;
- б) химический символ;
- в) относительная атомная масса.

**2. Положение химического элемента в периодической системе:**

- а) атомный (порядковый) номер элемента;
- б) номер периода, большой или малый период;
- в) номер группы, группа А или В.

**3. Строение атома элемента:**

- а) заряд ядра;
- б) число протонов, нейтронов;
- в) общее число электронов и число энергетических уровней в атоме;
- г) распределение электронов по энергетическим уровням;
- д) электронная конфигурация атома;
- е) число электронов на внешнем уровне, заверченный или незаверченный уровень.

**4. Состав и свойства простого вещества этого элемента:**

- а) металл — неметалл;
- б) формула простого вещества;
- в) агрегатное состояние при обычных условиях.

**5. Валентность элемента в высших оксидах.**

**6. Формулы высших оксидов и соответствующих им гидроксидов (оснований или кислот). Характеристика кислотно-основных свойств этих соединений.**

Согласно приведенному плану охарактеризуем два химических элемента — магний и серу — на основании их положения в периодической таблице.

**Магний**

1. Название химического элемента — магний, химический знак — Mg, относительная атомная масса — 24.

2. Атомный (порядковый) номер в периодической системе — 12. Элемент 3-го, малого периода, IА-группы.

3. Заряд ядра атома магния  $12+$ , следовательно, в ядре атома  $^{24}\text{Mg}$  содержится 12 протонов и 12 нейтронов. Поскольку **Mg** находится в 3-м периоде, эти электроны размещаются на трех энергетических уровнях.

Электронная конфигурация атома магния —  $_{12}\text{Mg } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ .

На внешнем (незавершенном) энергетическом уровне находятся два электрона.

4. Так как на внешнем энергетическом уровне у атома магния 2 электрона, этот элемент относится к металлам. Его простое вещество при обычных условиях находится в твердом агрегатном состоянии. Формула простого вещества — **Mg**.

5. Валентность магния в высшем оксиде равна II.

6. Формула высшего оксида — **MgO**. Так как магний является типичным металлом, его оксид принадлежит к основным оксидам. Гидроксид, соответствующий ему, представляет собой основание — **Mg(OH)<sub>2</sub>**.

### Сера

1. Название химического элемента — сера, химический знак — **S**, относительная атомная масса — 32.

2. Атомный (порядковый) номер в периодической системе — 16, элемент 3-го, малого периода, VIA-группы.

3. Заряд ядра атома серы равен  $16+$ ; ядро содержит 16 протонов, следовательно, в ядре атома  $^{32}\text{S}$  содержится 16 протонов и 16 нейтронов, а вокруг ядра движутся 16 электронов. Поскольку **S** находится в 3-м периоде, эти электроны размещаются на трех энергетических уровнях.

Электронная конфигурация атома серы —  $_{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ .

На внешнем (незавершенном) энергетическом уровне находятся 6 электронов.

4. Так как на внешнем энергетическом уровне у атома серы 6 электронов, то этот элемент относится к неметаллам. Его простое вещество при комнатной температуре находится в твердом агрегатном состоянии. Формула простого вещества — **S<sub>8</sub>**.

5. Валентность серы в высшем оксиде равна VI, так как это элемент VIA-группы.

6. Формула высшего оксида — **SO<sub>3</sub>**. Он принадлежит к кислотным оксидам. Гидроксид, соответствующий этому оксиду, представляет собой кислоту — **H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**.

*Периодический закон и построенная на его основе периодическая система дают возможность систематизировать, описывать химические элементы, простые и сложные вещества на их основе, что облегчает изучение химии.*

*Периодическая система позволяет предсказывать существование новых химических элементов, прогнозировать их свойства, а также свойства самых разнообразных соединений и материалов на их основе.*

### Вопросы и задания

1. Дайте современную формулировку периодического закона. Каков его физический смысл?
2. Охарактеризуйте согласно приведенному плану следующие химические элементы: а) литий; б) азот; в) алюминий; г) фосфор.
3. Что означают понятия «металлические» и «неметаллические» свойства элемента? Как изменяются эти свойства у атомов различных элементов по группам и периодам периодической системы?
4. В каждой паре укажите оксид с более выраженными основными свойствами: а) BeO или MgO; б) CaO или BaO; в) Li<sub>2</sub>O или Na<sub>2</sub>O; г) K<sub>2</sub>O или MgO. Объясните свой выбор.
5. В каждой паре укажите оксид с более сильно выраженными кислотными свойствами: а) CO<sub>2</sub> или SiO<sub>2</sub>; б) Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> или P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>; в) P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> или SO<sub>3</sub>; г) SO<sub>3</sub> или SeO<sub>3</sub>. Объясните свой выбор.
6. Заполните таблицу в тетради:

Символ элемента	Название элемента	Период	Группа	Атомный номер	Число валентных электронов	Формула высшего оксида
Ca						
	Иод					
		3				Э <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
		2	IVA			
				17		

7. Определите элемент 3-го периода, формула высшего оксида которого — Э<sub>2</sub>O<sub>5</sub>. Составьте формулу его гидроксида. Какие свойства (кислотные или основные) проявляет этот гидроксид?

8. Кальций массой 12 г сожгли в кислороде и образовавшийся оксид обработали водой. Рассчитайте массу вещества, полученного в результате второй реакции.
9. Назовите химические элементы, в атомах которых число электронов составляет: 10; 14; 19. Охарактеризуйте их положение в периодической системе. Какие свойства характерны для простых веществ этих элементов?

### Готовимся к олимпиадам

1. В результате взаимодействия щелочного металла массой 5,6 г с водой выделился газ массой 0,8 г. Определите этот металл.

## Практическая работа 3

### *Изучение кислотно-основных свойств гидроксидов элементов 3-го периода*

Цель работы: исследовать зависимость кислотно-основных свойств гидроксидов, образованных химическими элементами 3-го периода, от положения этих элементов в периодической системе.

Оборудование и реактивы: штатив для пробирок, пробирки. Растворы гидроксида натрия, хлорида (или сульфата) магния, хлорида (или сульфата) алюминия, серной кислоты, лакмуса, хлороводородная (соляная) кислота.

*Соблюдайте правила безопасного поведения!*

#### Выполнение работы

**Задание 1. Исследование свойств гидроксидов элементов IA- и IIA-групп — натрия и магния.**

В две пробирки налейте растворы: в первую — гидроксида натрия, во вторую — хлорида (или сульфата) магния. В пробирку с раствором соли магния осторожно, по каплям добавьте раствор щёлочи до появления белого осадка гидроксида магния. Составьте уравнение соответствующей реакции.

В первую пробирку с раствором щёлочи добавьте 2–3 капли раствора индикатора и обратите внимание на изменение его цвета. К содержимому обеих пробирок небольшими порциями прибавляйте соляную кислоту.

Результаты исследования занесите в таблицу, указав признаки химических реакций. Составьте уравнения реакций. Сделайте вывод о кислотно-основном характере гидроксидов натрия и магния.

**Задание 2. Исследование свойств гидроксида элемента IIIA-группы — алюминия**

Вам выдан раствор соли хлорида алюминия (или сульфата алюминия). Воспользуйтесь знаниями и умениями, полученными ранее (лабораторный опыт 3) о получении гидроксида алюминия и доказательстве его амфотерных свойств. Проведите исследование по плану:

*1) Получение гидроксида алюминия*

Составьте уравнение реакции. Укажите признаки реакции.

*2) Изучение амфотерных свойств гидроксида алюминия*

а) взаимодействие с кислотой; б) взаимодействие со щёлочью.

Результаты исследования занесите в таблицу, указав признаки химических реакций. Составьте уравнения реакций. Сделайте вывод о кислотно-основном характере гидроксида алюминия.

**Задание 3. Исследование свойств гидроксида элемента VIA-группы — серы**

К раствору серной кислоты объемом 1–2 см<sup>3</sup> добавьте 2–3 капли индикатора. Отметьте изменение его окраски. Затем осторожно, по каплям прилейте раствор щёлочи до полной нейтрализации кислоты, о чем будет свидетельствовать восстановление цвета индикатора до исходного.

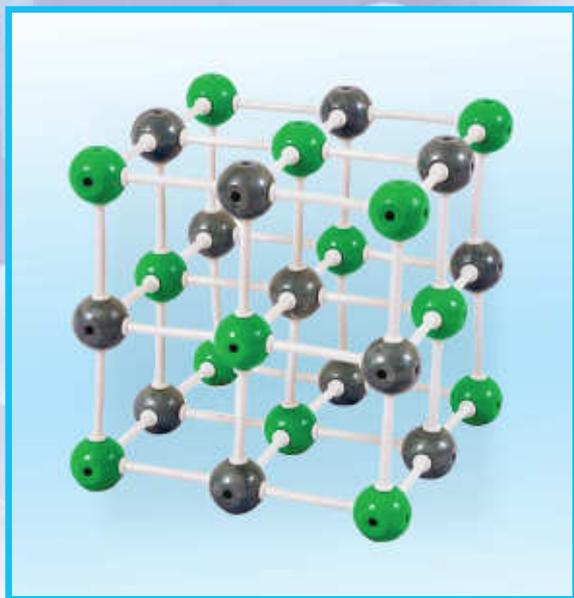
Результаты исследования занесите в таблицу, указав признаки химических реакций. Составьте уравнение реакции. Сделайте вывод о кислотно-основном характере гидроксида серы(VI).

	NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Индикатор		—	—	
HCl				—
NaOH	—	—		
Свойства гидроксида (основные, кислотные, амфотерные)				

Проведите анализ результатов работы по таблице. Сделайте вывод о зависимости кислотно-основных свойств гидроксидов элементов 3-го периода от их положения в периодической системе. Оформите отчет о проделанной работе.

# Глава 5

## Химическая связь



В пятой главе вам предстоит узнать, почему атомы соединяются друг с другом, какова природа такого взаимодействия. Вы изучите различные типы химической связи, познакомитесь с кристаллическим строением вещества и факторами, влияющими на физические свойства таких веществ

## § 41. Природа химической связи

Совсем немного химических элементов существуют в природе в форме одиночных атомов. Это элементы VIIIА-группы — гелий **He**, неон **Ne**, аргон **Ar** и др. Их простые вещества, называемые благородными газами, состоят из отдельных атомов.

Что касается других элементов, то их атомы, соединяясь друг с другом в определенных соотношениях, образуют молекулы или кристаллы различных простых и сложных веществ. Число атомов, входящих в состав одной молекулы, может быть равно двум (**O<sub>2</sub>**, **HCl**), трем (**O<sub>3</sub>**, **CO<sub>2</sub>**), четырем (**P<sub>4</sub>**, **NH<sub>3</sub>**) и т. д. Оно может достигать даже нескольких сотен и тысяч.

Почему же атомам выгодно соединяться (*связываться*) друг с другом? Какие силы удерживают их вместе?

Атомы химических элементов в том или ином веществе удерживаются вместе благодаря наличию между ними химической связи.

**Химическая связь — это взаимодействие, которое связывает отдельные атомы в более сложные системы (молекулы, кристаллы).**

По современным представлениям химическая связь имеет электростатическую природу, т. е. определяется действием сил притяжения частиц с разноименными зарядами и отталкивания частиц с одноименными зарядами.

В изолированном атоме электроны притягиваются только к его ядру.

При сближении двух атомов одновременно начинают действовать силы притяжения и отталкивания. Отрицательно заряженные электроны первого атома притягиваются к положительно заряженному ядру

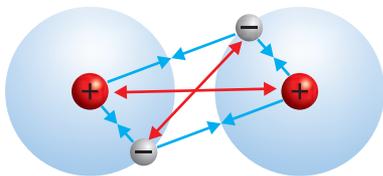


Рис. 55. Схема притяжения и отталкивания заряженных частиц при образовании молекулы водорода **H<sub>2</sub>** (синие стрелки — силы притяжения, красные — силы отталкивания)

другого атома, и наоборот — электроны другого атома притягиваются к ядру первого атома. В то же время отрицательно заряженные электроны одного атома начинают отталкиваться от электронов другого атома. Это же происходит и с положительно заряженными атомными ядрами (рис. 55). Если силы притяжения оказываются больше сил отталкивания, между атомами возникает взаимодействие, которое называется химической связью.

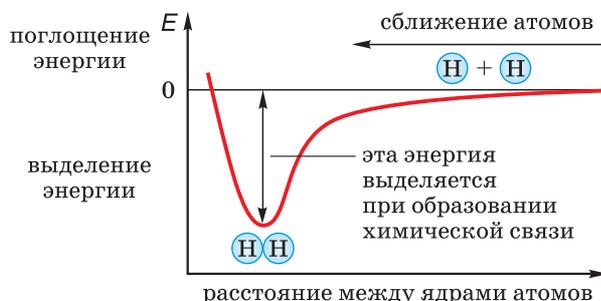


Рис. 56. Изменение энергии в системе двух атомов водорода при образовании между ними химической связи

В процессе образования химической связи энергия системы из двух или большего числа атомов понижается и оказывается меньше общей энергии изолированных атомов (рис. 56). Следовательно, образование химической связи всегда сопровождается выделением энергии. Стремление атомов к понижению своей энергии, т. е. к достижению более устойчивого, стабильного состояния и является основной причиной образования химической связи между двумя или более атомами.

Среди атомов различных химических элементов наиболее стабильным электронным строением обладают атомы благородных газов. У атомов гелия на внешнем энергетическом уровне находится по два электрона. У атомов остальных элементов VIIIA-группы — по восемь электронов. Следовательно, у атомов благородных газов внешний энергетический уровень завершен. Это и является причиной их инертности (в переводе с латинского языка — бездеятельности). При нормальных условиях атомы элементов VIIIA-группы практически не взаимодействуют с другими атомами и не образуют химических соединений. Их молекулы одноатомны.

При образовании химической связи атомы химических элементов стремятся приобрести электронное строение атомов ближайшего благородного газа, так как оно является наиболее стабильным.

Различают три основных типа химической связи: **ковалентную**, **ионную** и **металлическую**, с которыми вы познакомитесь в следующих параграфах.

*Химическая связь — это взаимодействие, которое связывает атомы в молекулы и кристаллы.*

*Природа химической связи — электростатическая, т. е. определяется действием сил притяжения и отталкивания электронов и ядер взаимодействующих атомов.*

*Образование химической связи всегда сопровождается выделением энергии.*

*В результате образования химической связи между атомами каждый из них приобретает устойчивую электронную конфигурацию ближайшего благородного газа.*

### Вопросы и задания

1. Что представляет собой химическая связь? Какова ее природа?
2. Какие условия возникновения химической связи вам известны?
3. Объясните причины образования химической связи между двумя атомами.
4. Почему молекулы благородных газов одноатомны?
5. Напишите электронные конфигурации атомов гелия, бериллия, фтора, кремния, аргона и составьте их электронно-графические схемы. Для каждого из них укажите число электронов на внешнем энергетическом уровне и число электронов, недостающих до его завершения.
6. Рассчитайте массу воды, в которой число молекул такое же, как в порции углекислого газа объемом 16,8 дм<sup>3</sup> (н. у.).
7. Образец смеси оксида кальция с карбонатом кальция общей массой 8 г обработали избытком соляной кислоты. В результате реакции выделился газ объемом 1120 см<sup>3</sup> (н. у.). Рассчитайте массовую долю оксида кальция в смеси.
8. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
  - а)  $\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$ ;
  - б)  $\text{CH}_4 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$ .

### Готовимся к олимпиадам

1. В сплаве натрия с калием массовая доля натрия равна 80,5 %. Образец этого сплава массой 20 г растворили в воде массой 150 г. Рассчитайте массовые доли растворенных веществ в образовавшемся растворе.

## § 42. Ковалентная связь

Рассмотрим образование химической связи в молекуле водорода  $\text{H}_2$ . У каждого атома водорода с электронной конфигурацией  $1s^1$  имеется один энергетический уровень, на котором находится один неспаренный электрон:



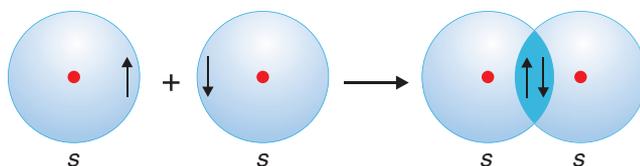


Рис. 57. Модель перекрывания электронных облаков двух атомов водорода

До завершения этого уровня (т. е. до формирования устойчивой электронной конфигурации ближайшего благородного газа — гелия **He**) атом **H** не хватает одного электрона.

При сближении двух атомов водорода положительно заряженное ядро каждого из них притягивает к себе отрицательно заряженное электронное облако другого атома. В результате облака обоих атомов проникают друг в друга или перекрываются, как показано на рисунке 57. При этом между ядрами возникает область повышенного отрицательного заряда, в которой находятся два электрона. Так между атомами водорода образуется **общая электронная пара**, которая принадлежит обоим атомам одновременно (рис. 57). Эта общая пара электронов и представляет собой одну ковалентную связь.

Общая пара электронов представляет собой одну ковалентную связь.

**Ковалентная связь — это химическая связь, возникающая в результате образования между атомами общих электронных пар.**



Приставка *ко-* придает слову смысл обобществления, совместного владения. *Ковалентная* — связь, обобществляющая валентные электроны атомов.

В результате образования между атомами общей электронной пары внешний уровень каждого из них оказывается завершенным и поэтому устойчивым.

Если электроны атомов водорода обозначить точками, то образование общей электронной пары в молекуле водорода можно изобразить так:



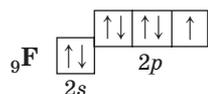
Формулы, в которых все электроны внешних энергетических уровней атомов изображаются в виде точек, называют **электронными формулами**.

Общая электронная пара обычно изображается в виде черточки между символами атомов, например:



Такие формулы, в которых черточка обозначает общую пару электронов, т. е. одну ковалентную связь, называют **графическими** или **структурными формулами** молекул.

Рассмотрим образование ковалентной связи между двумя атомами фтора в молекуле  $\text{F}_2$ . У атома фтора с электронной конфигурацией  $1s^2 2s^2 2p^5$  на внешнем энергетическом уровне имеется семь электронов, один из которых — неспаренный:



Поскольку этот электрон находится на  $p$ -подуровне, его электронное облако имеет вид объемной «восьмерки». При сближении двух атомов фтора  $p$ -электронные облака их неспаренных электронов перекрываются и между атомами  $\text{F}$  образуется общая электронная пара, или ковалентная связь (рис. 58):

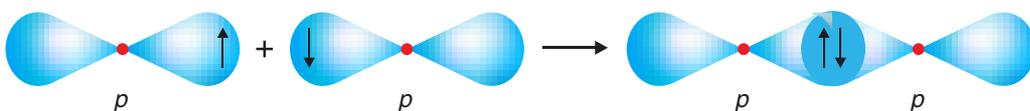
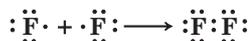


Рис. 58. Схема перекрывания  $p$ -электронных облаков при образовании молекулы фтора

С помощью электронных формул этот процесс изображается так:



Поскольку между атомами фтора образуется одна общая электронная пара, они связаны одной ковалентной связью:

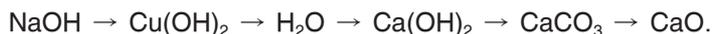


*Ковалентная связь — это химическая связь, возникающая за счет образования между атомами общих электронных пар.*

*Общая электронная пара, связывающая атомы, принадлежит каждому из них.*

### Вопросы и задания

1. Дайте определение ковалентной связи. Что является ее характерной особенностью?
2. Составьте электронные схемы образования ковалентной связи в молекулах  $F_2$  и  $Cl_2$ .
3. Почему молекула хлора двухатомна? Как в ней осуществляется связь между атомами хлора?
4. Что такое область повышенной электронной плотности? Какова ее роль при образовании ковалентной связи?
5. Сколько электронных пар и неспаренных электронов имеется в атоме фтора, в атоме кислорода?
6. Рассчитайте массу гидроксида натрия, необходимого для нейтрализации смеси серной и азотной кислот общей массой 42 г, в которой массовая доля  $HNO_3$  равна 30 %.
7. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



### Готовимся к олимпиадам

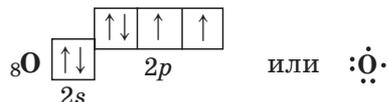
1. Составьте структурные формулы молекул воды и серной кислоты.

## § 43. Одинарные и кратные связи

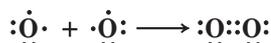
Если между двумя атомами имеется одна общая электронная пара, они связаны одной ковалентной связью. Такая связь называется **одинарной**. Если же между атомами образовались две или три общие электронные пары, эти атомы связаны соответственно двумя или тремя ковалентными связями. В таких случаях говорят о **кратности связи**, понимая под этим термином число общих электронных пар между атомами. Если ковалентная связь между атомами возникает за счет образования двух общих электронных пар, ее кратность равна двум. Такую связь называют **двойной**. Соответственно, при наличии между атомами трех общих пар электронов говорят о кратности связи, равной трем, т. е. о **тройной** ковалентной связи.

Рассмотрим образование ковалентных связей в молекуле кислорода  $O_2$ . У каждого атома O с электронной конфигурацией  $1s^2 2s^2 2p^4$  на внешнем

энергетическом уровне имеется по шесть электронов, два из которых неспаренные:



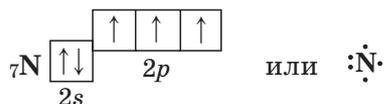
Для формирования устойчивых внешних восьмиэлектронных энергетических уровней при образовании молекулы  $\text{O}_2$  два атома кислорода обобществляют уже не одну, а две пары электронов:



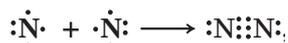
Соответственно, в молекуле  $\text{O}_2$  атомы кислорода связаны двойной ковалентной связью:



Познакомимся с образованием ковалентных связей в молекуле азота  $\text{N}_2$ . У каждого атома  $\text{N}$  с электронной конфигурацией  $1s^2 2s^2 2p^3$  на внешнем энергетическом уровне имеется по пять электронов, три из которых неспаренные:



Для формирования устойчивых внешних восьмиэлектронных энергетических уровней при образовании молекулы  $\text{N}_2$  два атома азота обобществляют три пары электронов:

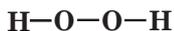


Это значит, что в молекуле  $\text{N}_2$  атомы азота связаны тройной ковалентной связью:



Чем больше общих электронных пар связывают два атома между собой, тем меньше расстояние между их ядрами и тем прочнее образовавшаяся химическая связь в молекуле.

Например, связь между атомами кислорода в молекуле  $\text{O}=\text{O}$ , образованная двумя электронными парами, более короткая и более прочная, чем в молекуле пероксида водорода, в которой атомы кислорода связаны одной парой электронов:



*Ковалентная связь, образованная одной электронной парой, называется одинарной, двумя парами — двойной, а тремя общими электронными парами — тройной связью.*

### Вопросы и задания

1. В чем состоит различие между одинарными и кратными ковалентными связями?
2. В какой из молекул —  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{O}_2$  или  $\text{N}_2$  — химическая связь более прочная?
3. При высоких температурах существуют молекулы  $\text{S}_2$ . Нарисуйте структурную формулу такой молекулы.
4. Учитывая, что радиус атома водорода меньше радиуса атома брома, определите, в какой из молекул —  $\text{H}_2$  или  $\text{Br}_2$  — расстояние между ядрами атомов больше.
5. Порцию оксида серы(VI) массой 16 г внесли в воду массой 84 г. Рассчитайте массовую долю растворенного вещества в образовавшемся растворе.
6. Рассчитайте объем (н. у.) кислорода, необходимого для полного сгорания смеси алюминия и магния общей массой 36 г, в которой массовая доля магния равна 40 %.
7. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



### Готовимся к олимпиадам

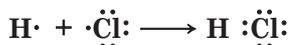
1. Чему равно число химических связей, образованных атомом селена в молекуле селеновой кислоты  $\text{H}_2\text{SeO}_4$ .

## § 44. неполярная и полярная ковалентная связь. Электроотрицательность

*В двухатомных молекулах, состоящих из атомов одного и того же элемента, общая электронная пара располагается симметрично между ядрами. Она принадлежит обоим атомам в одинаковой степени. Такая ковалентная связь называется **неполярной**. Она возникает между атомами одного и того же неметалла. Например, неполярными являются ковалентные связи в молекулах простых веществ  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{P}_4$ ,  $\text{S}_8$  и др.*

Однако ковалентная связь может образоваться и между атомами разных неметаллов, как, например, в молекуле хлороводорода  $\text{HCl}$ . В атоме водорода ( $1s^1$ ) имеется один неспаренный электрон, а у атома хлора ( $2s^2 2p^5$ ) на внешнем энергетическом уровне находятся семь электронов,

шесть из которых спаренные и один — неспаренный. При сближении атомов H и Cl облако неспаренного *s*-электрона водорода перекрывается с облаком неспаренного *p*-электрона атома хлора и между атомами образуется общая пара электронов, т. е. одна ковалентная связь. В результате этого внешние энергетические уровни обоих атомов оказываются завершенными: у атома H на внешнем уровне теперь два электрона, а у атома Cl — восемь:



Как видно из этой схемы, в молекуле HCl общая электронная пара располагается не посередине между ядрами атомов, как в молекуле H<sub>2</sub>, а смещена в сторону атома хлора. Следовательно, атомы разных элементов обладают различной способностью притягивать к себе общие электронные пары.

### Электроотрицательность

Для характеристики способности атомов притягивать общие электронные пары используется понятие **электроотрицательность**.

**Электроотрицательность (ЭО) — условная величина, характеризующая способность атомов химического элемента притягивать к себе общие электронные пары.**

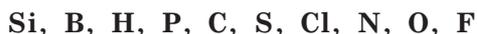
Величина электроотрицательности может служить характеристикой *металличности* или *неметалличности* атомов химических элементов. *Наибольшей* электроотрицательностью обладают атомы самого активного неметалла — фтора F, расположенного в верхней правой части периодической системы. *Наименьшей* электроотрицательностью обладают атомы самого активного металла — франция Fr, который находится в нижней левой части периодической системы. Поэтому для элементов A-групп справедливы следующие правила:

*чем выше и правее расположен элемент в периодической системе, тем больше его ЭО и тем сильнее у его атомов выражены неметаллические свойства;*

*чем ниже и левее расположен элемент в периодической системе, тем меньше его ЭО и тем сильнее у его атомов выражены металлические свойства.*

Другими словами можно сказать, что в периодах в направлении слева направо ЭО увеличивается, а в A-группах в направлении сверху вниз ЭО уменьшается. Это связано с увеличением или ослаблением притяжения электронов внешнего слоя к ядру атома.

Неметаллы первых трех периодов в порядке увеличения электроотрицательности их атомов располагаются в следующий ряд:



Увеличение электроотрицательности



Если ковалентная связь возникла между атомами неметаллов с разными значениями ЭО, то общая электронная пара всегда смещена в сторону более электроотрицательного атома. Например, в молекуле  $\text{HCl}$  общая электронная пара смещена к атому хлора, так как его ЭО больше, чем у атома водорода. В результате такого смещения электронов на одном атоме возникает частичный (т. е. меньше 1) отрицательный заряд  $\delta^-$ , а на другом — такой же по величине, но положительный заряд  $\delta^+$ :



Стрелка показывает направление смещения общей электронной пары, а частичный заряд обозначается буквой греческого алфавита « $\delta$ » (дельта).

#### Ковалентная полярная связь

Образование частичных зарядов на атомах  $\text{H}$  и  $\text{Cl}$  приводит к возникновению двух полюсов в молекуле  $\text{HCl}$  — положительного и отрицательного. Поэтому такую молекулу называют **полярной молекулой** или **диполем** (два полюса) и условно изображают так (рис. 59):

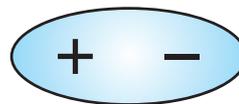
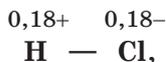


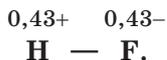
Рис. 59. Диполь

*Ковалентная связь между атомами элементов-неметаллов с различной электроотрицательностью называется **полярной**.*

Чем выше ЭО одного элемента и чем ниже другого, тем сильнее смещена общая пара электронов к одному из атомов и тем полярнее химическая связь между ними. Значения зарядов  $\delta^+$  и  $\delta^-$  можно рассматривать как **меру полярности связи**: чем больше частичные заряды на атомах, тем больше полярность. Например, частичные заряды в молекуле  $\text{HCl}$ :



а в молекуле  $\text{HF}$ :



Следовательно, ковалентная связь  $\text{H—F}$  более полярна, чем связь  $\text{H—Cl}$ .

Если молекула образована только двумя атомами, то полярность ковалентной связи одновременно указывает и на полярность всей молекулы.

## Лабораторный опыт 4

### Составление моделей молекул

1. Из полученных моделей атомов выберите шарики, имеющие указанные цвета:

5 белых шариков — модели атомов водорода;

3 красных шарика — модели атомов кислорода;

1 зеленый шарик — модель атома хлора.

2. Сконструируйте из этих шариков модели молекул следующих веществ:

а) водорода; б) хлороводорода; в) воды; г) кислорода

(Если в школе нет готовых моделей, изготовьте их дома из пластилина разного цвета. Попробуйте сделать шарики, различающиеся не только по цвету, но и по величине, учитывая, что атомы имеют различные размеры (см. рис. 54 на с. 163). Для соединения шариков можно воспользоваться спичками, зубочистками.)

*Электроотрицательность элемента — условная величина, характеризующая способность его атомов притягивать к себе общие электронные пары.*

*С ростом атомных номеров элементов ЭО увеличивается в периодах слева направо, а в главных группах убывает сверху вниз.*

*Ковалентная связь между атомами неметаллов с одинаковой ЭО называется неполярной.*

*Ковалентная связь между атомами неметаллов с разной ЭО называется полярной.*

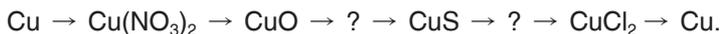
### Вопросы и задания

1. Назовите две разновидности ковалентной связи. Что общего между ними и чем они различаются?
2. Как изменяется величина электроотрицательности элементов по периодам и группам периодической системы? С чем это связано?
3. Между атомами каких элементов образуется ковалентная полярная связь? Приведите примеры.

- Укажите, в каких из приведенных соединений ковалентные связи полярные, а в каких — неполярные:  $F_2$ ,  $CO$ ,  $O_2$ ,  $SO_2$ ,  $N_2$ ,  $HBr$ ,  $P_4$ ,  $H_2S$ . В формулах соединений с полярными связями обозначьте знаки частичных зарядов атомов.
- В какой из двух молекул ковалентная связь более полярна: а)  $HBr$  или  $HF$ ; б)  $HF$  или  $HI$ ? Расположите все четыре молекулы в порядке возрастания полярности связей в них.
- Рассчитайте объем (н. у.) водорода, который выделится в результате растворения алюминия массой 13,5 г в соляной кислоте.
- Структурная формула молекулы воды:  $H-O-H$ . Составьте электронную формулу молекулы этого вещества. Укажите над каждым символом знак частичного заряда атома.
- Изобразите электронные формулы молекул  $H_2O$ ,  $NH_3$ ,  $CH_4$ ,  $OF_2$ . Укажите полярные связи в молекулах и знаки частичных зарядов атомов.
- Напишите электронные и структурные формулы следующих молекул:  $H_2S$ ,  $HF$ .

### Готовимся к олимпиадам

1. Дополните схему и составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

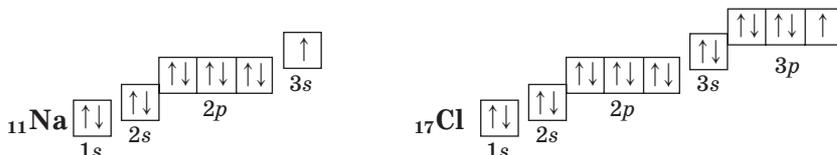


## § 45. Ионная связь

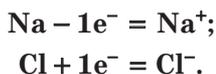
Если во взаимодействие вступают атомы неметаллов с разными, но не очень сильно различающимися значениями ЭО, то общая электронная пара смещается к атому с большей ЭО лишь частично, и между этими атомами образуется ковалентная полярная связь. Если же взаимодействуют атомы металла и неметалла, то из-за большого различия их электроотрицательности общая электронная пара сильно смещается к атому с большей ЭО. В этом случае можно говорить о полном переходе электрона от атома металла к атому неметалла.

### Ионная связь

Рассмотрим в качестве примера образование хлорида натрия  $NaCl$ . У атома щелочного металла натрия  $Na$  на внешнем энергетическом уровне находится один электрон, а у атома галогена хлора  $Cl$  — семь электронов:

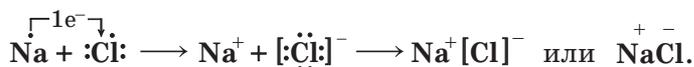


Взаимодействие этих атомов происходит за счет перехода единственного электрона атома натрия на внешний энергетический уровень атома хлора. Атом натрия, потеряв один электрон, превращается в частицу с зарядом  $1+$ . И наоборот, атом хлора превращается в частицу с зарядом  $1-$ :



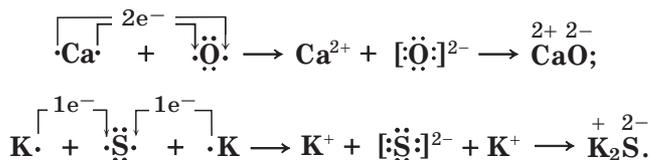
**Заряженные частицы, которые образуются из атомов в результате отдачи или присоединения электронов, называются ионами. Положительно заряженные ионы — катионы, отрицательно заряженные — анионы.**

Противоположно заряженные ионы притягиваются друг к другу за счет сил электростатического взаимодействия. Так возникает ионная связь. Схематически такое взаимодействие можно представить так:



Соединения с ионной связью называются **ионными**. Они образуются в результате взаимодействия атомов элементов, сильно различающихся по величине электроотрицательности. В частности, к ионным относятся соединения типичных металлов IA- и IIA-групп с типичными неметаллами VIIA- и VIA-групп, например: LiF, KCl, CaO, K<sub>2</sub>O, K<sub>2</sub>S. Как правило, это основные оксиды, основания и соли.

Схематически образование таких ионных соединений можно представить следующим образом:



С помощью ионной связи образуются и такие соединения, в которых имеются сложные ионы ( $\text{OH}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{NH}_4^+$  и др.), например NaOH или KNO<sub>3</sub>.

**Химическая связь, которая осуществляется за счет притяжения противоположно заряженных ионов, называется ионной.**

Ионные соединения — это твердые кристаллические вещества с высокими температурами плавления. Каждое из них представляет собой гигантскую группу (ассоциацию) ионов с противоположными зарядами,

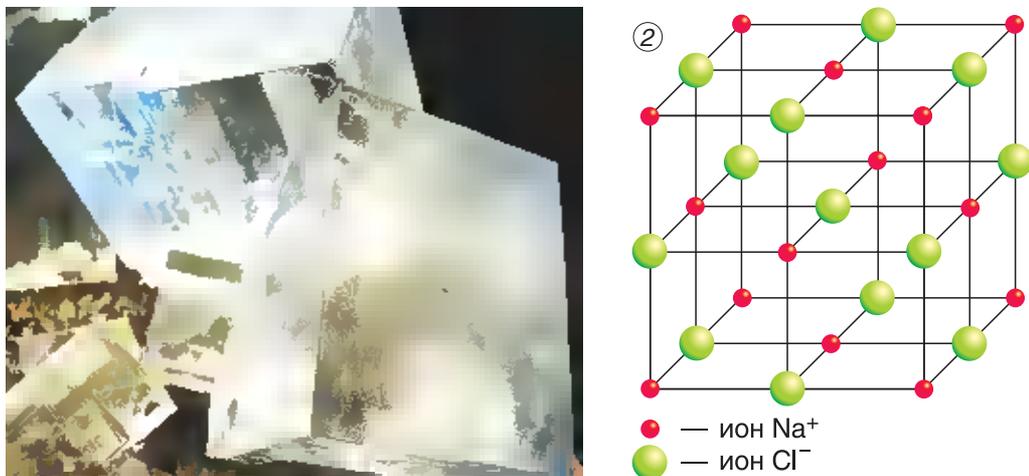
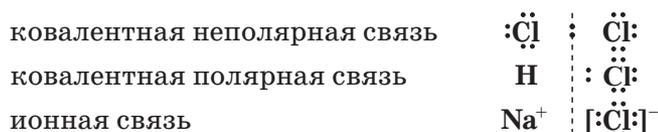


Рис. 60. Кристаллы  $\text{NaCl}$ : 1 — внешний вид; 2 — модель строения

расположенных в строго определенном порядке. Например, в кристаллах хлорида натрия  $\text{NaCl}$  (рис. 60, 1) каждый катион натрия со всех сторон окружен анионами хлора, и наоборот — каждый анион хлора со всех сторон окружен катионами натрия (рис. 60, 2).

Ионную связь можно рассматривать как предельный случай ковалентной полярной связи. Схематически смещение общих электронных пар от одного атома к другому при образовании различных типов химической связи можно представить следующим образом:



При образовании любой из этих связей у атомов элементов происходит завершение внешнего электронного слоя.

Химическая формула ионного соединения отражает простейшее (наименьшее) соотношение между числами ионов в кристалле.

*Ионная связь — это химическая связь, осуществляемая за счет электростатического взаимодействия противоположно заряженных ионов.*

*Ионная связь возникает между атомами элементов, которые сильно отличаются по величине электроотрицательности.*

### Вопросы и задания

1. Что общего и какие отличия имеются между ковалентной и ионной связью?
2. Составьте схемы образования ионов  $Mg^{2+}$ ,  $Al^{3+}$ ,  $S^{2-}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $I^-$  из соответствующих атомов.
3. Какой тип химической связи в следующих веществах:  $KI$ ,  $SO_2$ ,  $N_2$ ,  $BaF_2$ ,  $CCl_4$ ,  $NaBr$ ?
4. Изобразите схемы образования ионной связи при взаимодействии атомов:  
а)  $Mg$  и  $O$ ;    б)  $Li$  и  $S$ ;    в)  $K$  и  $F$ .
5. Завершите схемы образования ионов:  
а)  $Al - 3e^- \rightarrow \dots$ ;  
б)  $F + 1e^- \rightarrow \dots$ ;  
в)  $Ca - 2e^- \rightarrow \dots$ ;  
г)  $S + 2e^- \rightarrow \dots$ .
6. Почему молекулы  $Cl_2$  и  $I_2$  неполярны, а молекула  $HCl$  полярная?
7. Среди указанных формул веществ определите вещества с ионными, полярными и неполярными ковалентными связями:  $HBr$ ,  $H_2S$ ,  $MgCl_2$ ,  $SiH_4$ ,  $CO_2$ ,  $O_2$ ,  $NaI$ ,  $BaBr_2$ ,  $I_2$ .
8. Рассчитайте объем воздуха, необходимый для полного сгорания метана  $CH_4$  объемом  $28 \text{ дм}^3$  (н. у.). Объемная доля кислорода в воздухе равна 21 %.
9. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



### Готовимся к олимпиадам

1. Какие типы химических связей в хлориде аммония?

## § 46. Металлическая связь. Межмолекулярное взаимодействие

### Металлическая связь

Все металлы, кроме ртути  $Hg$ , при комнатной температуре — твердые кристаллические вещества. В атомах большинства металлов на внешних энергетических уровнях содержится небольшое число электронов (чаще всего 1 или 2). Они слабо связаны с ядрами и поэтому относительно легко отрываются от атомов. При этом образуются положительно заряженные ионы металла и электроны, например:



Ионы металла занимают строго определенные положения, а электроны перемещаются по всему объему кристалла металла. Совокупность таких «свободных» электронов получила название **электронного газа**. Благодаря относительно свободному перемещению электронов металлы обладают *высокой электрической проводимостью* и *теплопроводностью*.

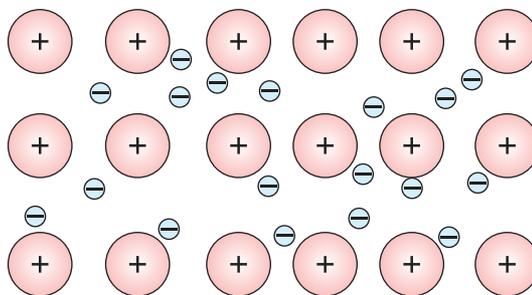


Рис. 61. Условная схема строения кристалла металла

Условно кристалл металла можно представить как ассоциацию положительно заряженных ионов, связанных друг с другом электронным газом (рис. 61).

Следовательно, для металлов характерна химическая связь, которая также основана на обобществлении валентных электронов. Только в этом случае электроны принадлежат не двум, а *всем атомам* в кристалле металла.

**Металлическая связь — это взаимодействие между свободными электронами и ионами металлов, удерживающее эти частицы в кристалле.**

### Межмолекулярное взаимодействие

Несмотря на то что молекулы в целом электронейтральны, они способны притягиваться друг к другу. Такое притяжение называется **межмолекулярным взаимодействием**.

Межмолекулярное взаимодействие, как и химическая связь между атомами, имеет электростатическую природу. Однако, в отличие от химической связи, межмолекулярное взаимодействие относительно слабое.

Взаимодействие между молекулами возможно потому, что большинство из них являются *полярными* и представляют собой **диполи**. В каждом диполе имеются центры положительного и отрицательного зарядов, расположенные на определенном расстоянии друг от друга. Схематически взаимодействие диполей изображено на рисунке 62.

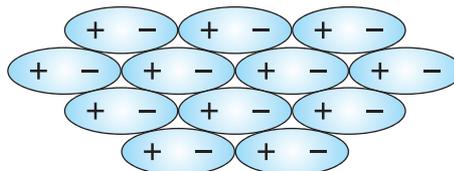


Рис. 62. Схема взаимодействия диполей



Неполярными являются молекулы простых веществ ( $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{P}_4$  и т. п.), а также молекулы ряда сложных веществ ( $\text{CH}_4$ ,  $\text{SiF}_4$ ,  $\text{CO}_2$  и т. п.) с симметричным расположением атомов. Но даже такие молекулы в результате взаимного влияния друг на друга на очень короткое время могут становиться полярными (временными диполями). Поэтому они также могут притягиваться друг к другу. Однако по сравнению с ковалентной связью это притяжение намного слабее, и молекулы непрочно связаны между собой. Именно поэтому вещества, состоящие из молекул, плавятся и кипят при относительно низких температурах.

Сила межмолекулярного взаимодействия зависит в основном от полярности и массы молекул. Чем более полярными являются молекулы и чем больше их масса, тем сильнее они притягиваются друг к другу и тем выше температуры плавления и кипения веществ. Так, например, из-за большей массы молекул кислород кипит при более высокой температуре, чем азот, что используется при получении этих газов из воздуха на специальных предприятиях.



Единственным в Республике Беларусь специализированным предприятием по выпуску продуктов разделения воздуха является ОАО «КРИОН» (г. Минск). Его строительство началось в 1953 г., а первые производственные мощности были введены в действие уже в 1956 г. В 2020 г., когда Беларусь столкнулась с пандемией коронавирусной инфекции, «КРИОН» был единственным производителем кислорода, использовавшегося в медицинских учреждениях. По поручению Совета Министров Республики Беларусь в 2022 г. ОАО «КРИОН» приступило к строительству криогенных резервуаров общей вместимостью 500 м<sup>3</sup>. В итоге предприятие получит возможность поддерживать страховой запас жидкого кислорода на случай, если в нем внезапно возникнут значительные потребности.

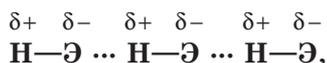
Зависимость температур кипения веществ от массы их молекул лежит в основе и другого очень важного технологического процесса — перегонки нефти. Она состоит из множества углеводородов, молекулы которых различаются своими массами. Углеводороды с большей массой молекул кипят при более высокой температуре, чем углеводороды с меньшей массой молекул. Поэтому по мере нагревания нефти из нее постепенно «выкипают» отдельные фракции — бензин, керосин и др.



Республика Беларусь является одной из высокоразвитых стран в области переработки нефти. В нашей стране работают два крупнейших нефтеперерабатывающих предприятия — в Новополоцке и Мозыре.

### Понятие о водородной связи

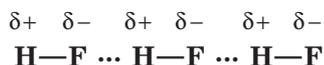
Одной из разновидностей межмолекулярного взаимодействия является **водородная связь**. Она образуется между молекулами, в которых атомы водорода соединены с атомами элементов Э с очень высокой электроотрицательностью (фтор, кислород, азот):



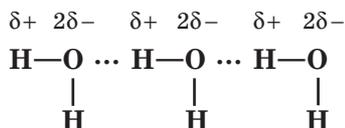
где «...» — условное обозначение водородной связи.

Образование водородной связи объясняется особенностями строения атома водорода. Из-за отсутствия у него внутренних электронных слоев атомы других элементов из соседних молекул приближаются к нему очень близко. Это приводит к притяжению атома водорода одной молекулы к атомам **F**, **O** или **N** другой молекулы.

Рассмотрим образование водородной связи между молекулами **HF**, в каждой из которых на атоме водорода имеется частичный положительный заряд  $\delta+$ , а на атоме **F** — частичный отрицательный заряд  $\delta-$ .



Водородные связи образуются также и между молекулами воды.



Наличие водородных связей существенно влияет на ряд физических свойств веществ (плотность, температуры кипения, плавления и др.). Из-за наличия водородных связей между молекулами **HF**, **H<sub>2</sub>O** или **NH<sub>3</sub>** эти вещества имеют аномально высокие температуры плавления и кипения. Именно благодаря образованию водородных связей между молекулами **H<sub>2</sub>O** лед не тонет в воде: плотность льда на 9 % меньше плотности жидкой воды. В кристаллах льда и снега каждый атом кислорода в молекулах **H<sub>2</sub>O** связан с четырьмя атомами водорода двумя ковалентными

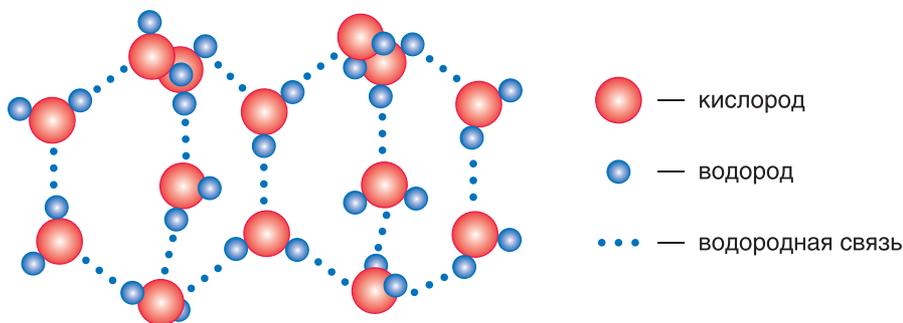


Рис. 63. Структура льда

и двумя водородными связями. В результате образуется ажурная, с большими пустотами структура льда (рис. 63).

Водородная связь играет огромную роль в природе, определяя строение и свойства воды, белков, углеводов, нуклеиновых кислот и многих других веществ, без которых невозможна жизнь на Земле.

*Металлическая связь — это связь в металлах между положительно заряженными ионами посредством обобществленных электронов. Металлическая связь характерна для металлов и их сплавов.*

*Молекулы могут притягиваться друг к другу за счет электростатических сил. Такое взаимодействие называется межмолекулярным.*

*Одной из разновидностей межмолекулярного взаимодействия является водородная связь.*

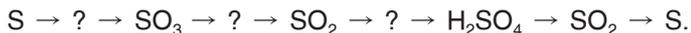
### Вопросы и задания

1. Что общего и какие отличия между ковалентной и металлической связью? Какие особенности у металлической связи?
2. Почему в металлах возможно образование «электронного газа», а в неметаллах — нет?
3. Рассчитайте, во сколько раз различаются массовые доли серы в оксиде серы(VI) и в кислоте, соответствующей этому оксиду.
4. Дайте объяснение сути межмолекулярного взаимодействия.
5. Напишите уравнения реакций воды с:
  - а) сернистым газом  $\text{SO}_2$ ;
  - б) кальцием  $\text{Ca}$ ;
  - в) негашеной известью  $\text{CaO}$ .
6. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



### Готовимся к олимпиадам

1. Дополните схему и составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



## § 47. Кристаллическое состояние вещества

Связываясь друг с другом, атомы могут образовывать вещества как **молекулярного**, так и **немолекулярного строения**. Химические формулы простых и сложных веществ молекулярного строения называются **молекулярными**. Они показывают число атомов в молекуле любого из таких веществ. Например, формула простого вещества кислорода  $O_2$  показывает, что его молекула состоит из двух атомов. Из формулы сложного вещества метана  $CH_4$  следует, что в состав его молекулы входит один атом углерода и четыре атома водорода.

Химическая формула простого вещества немoleкулярного строения представляет собой символ соответствующего химического элемента. Так, формула простого вещества железа — **Fe**, кремния — **Si**, алюминия — **Al**.

Что касается сложных веществ немoleкулярного строения, то их формулы показывают наименьшее соотношение чисел атомов разных химических элементов в этих веществах. Такие формулы называются простейшими. Например, простейшая формула кварца — главной составной части песка — **SiO<sub>2</sub>**. Из этой формулы следует, что в этом веществе на каждый атом кремния приходится два атома кислорода, т. е. минимальное соотношение чисел атомов кремния и кислорода равно 1 : 2. Простейшая формула **Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>** показывает, что в этом веществе минимальное соотношение между числами атомов алюминия и кислорода равно 2 : 3.

*Группа атомов, состав которой соответствует простейшей формуле данного вещества, называется его **формульной единицей**.*

Вещества немoleкулярного строения также характеризуются величиной, подобной относительной молекулярной массе, которая называется **относительной формульной массой**. Она обозначается и рассчитывается так же, как и относительная молекулярная масса. Например, относительная формульная масса вещества немoleкулярного строения **Ca(OH)<sub>2</sub>** равна:

$$M_r(\text{Ca}(\text{OH})_2) = A_r(\text{Ca}) + 2 \cdot A_r(\text{O}) + 2 \cdot A_r(\text{H}) = 40 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 74.$$

Кристаллическое состояние вещества

Большинство твердых веществ имеет кристаллическое строение, т. е. представляет собой кристаллы, в которых частицы (атомы, ионы, молекулы) расположены в строго определенном порядке.

Например, при образовании кристалла  $\text{NaCl}$  ионы  $\text{Na}^+$  и  $\text{Cl}^-$  располагаются в пространстве строго упорядоченно и таким образом, что каждый ион натрия оказывается окруженным шестью ионами хлора, и наоборот, каждый ион хлора окружен шестью ионами натрия (рис. 64).

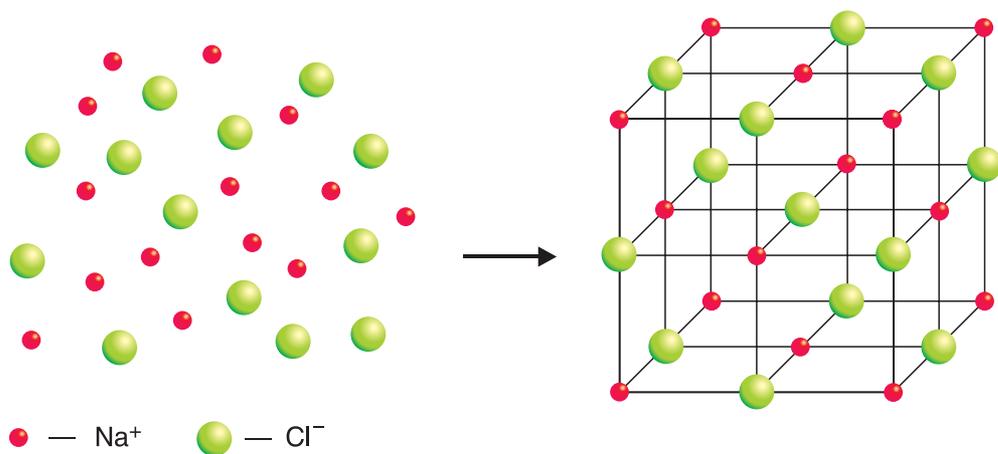


Рис. 64. Схема образования ионного кристалла хлорида натрия  $\text{NaCl}$

Модель для описания такой структуры называется **кристаллической решеткой**. На рисунке 64 справа изображена кристаллическая решетка  $\text{NaCl}$ . Места, в которых располагаются частицы, называют **узлами решетки**.

В зависимости от природы частиц, образующих кристалл, и характера связи между ними различают четыре основных типа кристаллических решеток — **атомную**, **ионную**, **металлическую** и **молекулярную**.

Атомные кристаллы

В узлах атомной кристаллической решетки находятся атомы одного и того же или различных элементов, соединенные между собой ковалентными связями. Как правило, это атомы неметаллов. Например,

в кристалле алмаза (рис. 65) каждый из атомов углерода занимает строго определенное место и связан четырьмя ковалентными связями с другими атомами.

Примерами веществ с таким строением являются кварц  $\text{SiO}_2$ , карборунд  $\text{SiC}$ . Вещества немолькулярного строения с атомной кристаллической решеткой характеризуются высокой прочностью и твердостью, а также высокими температурами плавления и кипения. Так, например, алмаз является самым твердым природным веществом, а температура плавления графита выше  $4000^\circ\text{C}$ .

### Ионные кристаллы

Вы уже знаете, что ионные кристаллы состоят из положительно и отрицательно заряженных ионов, связанных между собой электростатическими силами притяжения. Ионы могут быть простыми, например в кристалле  $\text{NaCl}$ , и сложными, например в кристалле сульфата кальция  $\text{CaSO}_4$ . Его можно представить как обычный ионный кристалл, в узлах которого находятся ионы  $\text{Ca}^{2+}$  и сложные ионы  $\text{SO}_4^{2-}$  (рис. 66).

Связи между ионами в кристалле прочные. Поэтому ионные соединения обладают большой твердостью, для них характерны высокие температуры плавления и кипения.

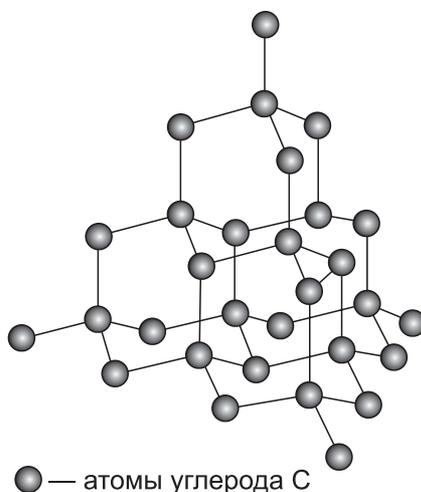


Рис. 65. Фрагмент кристаллической решетки алмаза

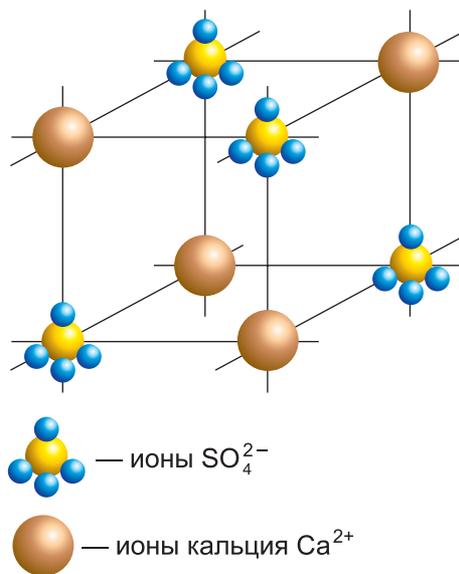


Рис. 66. Фрагмент кристаллической решетки сульфата кальция  $\text{CaSO}_4$

Металлические кристаллы

Металлические кристаллы состоят из положительно заряженных ионов металла, между которыми относительно свободно перемещаются валентные электроны. Такие кристаллы характерны для простых веществ — металлов, а также для их сплавов. На рисунке 67 показан фрагмент кристаллической решетки натрия.

Большинство металлов имеют относительно высокие температуры плавления — от нескольких сотен до 2–3 тысяч градусов. Однако существуют металлы (например, цезий, галлий), у которых температура плавления чуть выше обычной комнатной.

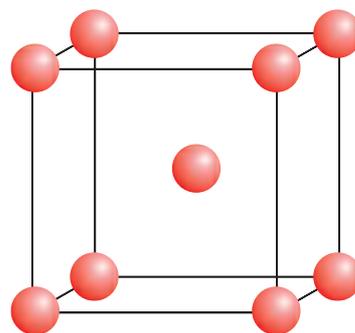


Рис. 67. Фрагмент кристаллической решетки натрия Na

Молекулярные кристаллы

Вещества молекулярного строения, существующие при комнатной температуре в газообразном и жидком агрегатных состояниях, при очень сильном охлаждении затвердевают, образуя кристаллы. Они состоят из молекул, связанных между собой слабыми силами межмолекулярного взаимодействия. Кристаллические решетки веществ молекулярного строения называются молекулярными. На рисунке 68 показан фрагмент кристаллической решетки иода  $I_2$ .

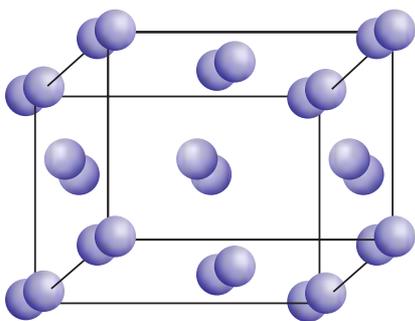


Рис. 68. Фрагмент кристаллической решетки иода  $I_2$

В отличие от ионных кристаллов молекулярные кристаллы обычно имеют небольшую прочность, малую твердость, невысокие температуры плавления и кипения. Межмолекулярное взаимодействие в большинстве таких кристаллов слабое, вследствие чего молекулы при комнатной температуре могут отрываться от кристалла и переходить в газообразное состояние. По этой причине многие вещества с молекулярным строением, как, например, ванилин, при комнатной температуре обладают запахом.



Молекулярные вещества обладают запахом только в том случае, если они способны возбуждать обонятельные нервные окончания в нашем носу. К таким веществам относится, например, газ сероводород  $\text{H}_2\text{S}$ , отвратительно пахнущий «тухлыми яйцами». Коварство этого яда в том, что человек довольно быстро теряет способность ощущать запах сероводорода («принюхивается» к нему). Это опасно, так как сероводород очень ядовит. В то же время минеральная вода, содержащая мизерные количества сероводорода, является целебной и используется для лечения некоторых заболеваний. Например, в Республиканском центре медицинской реабилитации и бальнеолечения в Минске пациентам назначаются сероводородные минерально-жемчужные ванны на минеральной воде из собственных скважин.

В заключение приведем примеры веществ молекулярного и немолекулярного строения (табл. 10).

Таблица 10. Вещества молекулярного и немолекулярного строения

ВЕЩЕСТВА			
МОЛЕКУЛЯРНОГО СТРОЕНИЯ	НЕМОЛЕКУЛЯРНОГО СТРОЕНИЯ		
с молекулярной кристаллической решеткой	с атомной кристаллической решеткой	с ионной кристаллической решеткой	с металлической кристаллической решеткой
He, Ne, Ar, Kr, $\text{H}_2$ , $\text{O}_2$ , $\text{O}_3$ , $\text{N}_2$ , $\text{Cl}_2$ , $\text{Br}_2$ , $\text{I}_2$ , $\text{P}_4$ , $\text{S}_8$ , $\text{CO}$ , $\text{CO}_2$ , $\text{H}_2\text{S}$ , $\text{SO}_2$ , $\text{SO}_3$ , $\text{H}_2\text{O}$ , $\text{H}_2\text{O}_2$ , $\text{CH}_4$ , $\text{NH}_3$ , $\text{HCl}$ , $\text{HNO}_3$ , $\text{H}_2\text{SO}_4$ , $\text{H}_3\text{PO}_4$	C (алмаз), C (графит), Si, $\text{SiO}_2$ , SiC	$\text{Na}_2\text{O}$ , CaO, BaO, LiOH, NaOH, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , NaCl, KI, $\text{Li}_2\text{SO}_4$ , $\text{CaCO}_3$ , $\text{BaBr}_2$ , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$	Li, Na, K, Mg, Ca, Ba, Zn, Fe, Al, Ag, Au, Hg и другие металлы

*Большинство твердых веществ имеет кристаллическое строение. Кристаллы — твердые тела, построенные из молекул, атомов или ионов, закономерно расположенных в пространстве.*

*Существуют вещества как молекулярного, так и немолекулярного строения.*

*Различают четыре основных типа кристаллических решеток — атомную, ионную, металлическую и молекулярную.*

### Вопросы и задания

1. Что такое кристаллическое состояние вещества?
2. Что представляют собой атомные кристаллы? Почему вещества с атомными кристаллическими решетками имеют высокие температуры плавления и кипения?
3. Какие физические свойства характерны для веществ со следующими кристаллическими решетками: а) атомной; б) ионной; в) металлической; г) молекулярной?
4. В чем состоит различие ионных, атомных и металлических решеток? Как это сказывается на различии в свойствах веществ с соответствующим типом решетки?
5. Что выражает химическая формула вещества: а) молекулярного строения; б) атомного кристаллического строения; в) ионного кристаллического строения?
6. По каким признакам можно отнести к веществам молекулярного строения: а) ванилин; б) лед; в) иод?
7. «Сухой лед» ( $\text{CO}_2$ ) — белое твердое вещество — «исчезает» без остатка при комнатной температуре. Объясните, что при этом происходит. Какой тип кристаллической решетки у этого вещества?
8. В результате реакции замещения образовались водород объемом  $16,8 \text{ дм}^3$  (н. у.) и хлорид магния. Рассчитайте химические количества и массы прореагировавших веществ.
9. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



### Готовимся к олимпиадам

1. Из перечисленных веществ выберите те, которые имеют молекулярное строение: оксид фосфора (V), серная кислота, оксид кремния (IV), сульфат алюминия, аммиак, нитрат аммония, фосфид натрия.

# Глава 6

## Окислительно-восстановительные реакции



В шестой главе вы познакомитесь с окислительно-восстановительными процессами, происходящими в природе, в живых организмах, в лабораториях и промышленности

## § 48. Степень окисления

При образовании химической связи валентные электроны в большинстве случаев смещаются от одного атома к другому. При этом атомы приобретают частичный положительный заряд  $\delta+$  и частичный отрицательный заряд  $\delta-$ . Для характеристики такого состояния атомов в химических соединениях условились эти заряды считать не частичными, а целыми. Чтобы не путать такой условный заряд с реальным, его назвали степенью окисления.

При определении степени окисления атомов в веществе допускают, что все электроны, участвующие в образовании химических связей, полностью смещаются к атомам более электроотрицательного элемента и, следовательно, что вещество состоит из положительно и отрицательно заряженных ионов.

**Степень окисления — это условный заряд атома в химическом соединении, если предполагать, что оно состоит из ионов.**

Эта характеристика может иметь положительное, отрицательное и нулевое значение. Его записывают со знаком плюс или минус перед арабской цифрой над символом элемента. Например, запись



означает, что степень окисления атомов меди в данном соединении равна +2, а хлора — -1.

Степень окисления является положительной у атомов, которые отдают свои электроны другим атомам. Например, только положительные степени окисления характерны для атомов металлов во всех сложных веществах. Щелочные металлы (**Li, Na, K, Rb, Cs, Fr**) всегда имеют постоянную степень окисления +1. Элементы IIА-группы во всех своих соединениях проявляют постоянную степень окисления +2, а алюминий — +3.

Степень окисления водорода в соединениях с неметаллами в большинстве случаев равна +1.

Отрицательные степени окисления имеют атомы, которые принимают электроны от других атомов. Например, фтор в соединениях всегда проявляет степень окисления -1, а степень окисления кислорода в большинстве соединений равна -2.

В бинарных ионных соединениях степени окисления ионов численно равны величинам их зарядов. Например, в хлориде натрия **NaCl** заряд

иона натрия равен  $1+$  и степень окисления  $+1$ . Заряд иона хлора  $1-$  и степень окисления хлора  $-1$ :



Для определения степени окисления атомов в соединениях с ковалентной полярной связью допускают, что общие электронные пары полностью смещаются к атомам элементов с большей электроотрицательностью. Например, в молекуле хлороводорода  $\text{HCl}$  хлор является более электроотрицательным элементом, и поэтому степень окисления его атомов равна  $-1$ , а степень окисления атомов водорода —  $+1$ :



В простых веществах степени окисления атомов равны нулю, так как общие электронные пары не смещены и располагаются симметрично между атомами, например  $\overset{0}{\text{O}}_2$ ,  $\overset{0}{\text{H}}_2$ ,  $\overset{0}{\text{N}}_2$ ,  $\overset{0}{\text{P}}_4$  и т. д.

При вычислении степеней окисления следует помнить, что любое вещество является электронейтральным, поэтому алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в веществе равна нулю.

Для определения степени окисления атомов в сложном веществе необходимо сделать следующее:

1. Записать формулу соединения, например:



2. Над символом элемента с постоянной степенью окисления записать ее значение:



3. Вычислить неизвестную степень окисления атомов другого элемента в соответствии с тем, что алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов равна нулю:

$$2 \cdot (+3) + 3 \cdot x = 0, \text{ откуда } x = -2.$$

**Пример 1.** Определить степень окисления атомов железа ( $x$ ) в его оксиде  $\overset{x}{\text{Fe}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3$ :

$$2 \cdot x + 3 \cdot (-2) = 0, \text{ откуда } x = +3.$$

**Пример 2.** Определить степень окисления атомов серы ( $x$ ) в серной кислоте  $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{x}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$ :

$$2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0, \text{ откуда } x = +6.$$

**Пример 3.** *Определить степень окисления атомов фосфора ( $x$ ) в фосфате кальция  $\text{Ca}_3(\overset{+2}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}_4})_2$ :*

$$3 \cdot (+2) + 2 \cdot x + 8 \cdot (-2) = 0, \text{ откуда } x = +5.$$

Атомы многих элементов могут иметь несколько значений степеней окисления. Например, сера в соединениях  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$  проявляет степени окисления, равные соответственно  $-2$ ,  $+4$  и  $+6$ . Степени окисления атомов азота в соединениях  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$  равны соответственно  $+5$ ,  $+4$ ,  $+3$ ,  $+2$ ,  $+1$ ,  $-3$ .

Как правило, высшая положительная степень окисления атомов металла или неметалла численно равна номеру группы, в которой он располагается в периодической системе.

Низшая отрицательная степень окисления атомов неметаллов (элементов IVA–VIIA-групп) численно равна разности:

$$\text{№ группы} - 8.$$

Поэтому, например, у атомов серы (элемента VIA-группы) высшая положительная степень окисления равна  $+6$ , а низшая  $-2$ . У атомов азота (элемента VA-группы) высшая положительная степень окисления равна  $+5$ , а низшая —  $-3$ .

У металлов низшая степень окисления равна  $0$ , так как атомы этих элементов не могут присоединять электроны и проявлять отрицательные степени окисления.

Если атомы какого-нибудь элемента проявляют несколько положительных степеней окисления, то они обычно указываются в конце названий соединений римской цифрой в скобках:  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  — гидроксид железа(III) и  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  — гидроксид железа(II).

*Степень окисления — это условный заряд атома в химическом соединении, если предполагать, что оно состоит из ионов.*

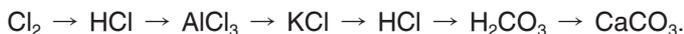
*Степень окисления элемента характеризует состояние его атомов в веществе.*

*Степень окисления элемента может принимать целочисленные положительные или отрицательные значения, а также быть равной нулю.*

*Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в сложном веществе равна нулю.*

### Вопросы и задания

1. Сформулируйте определение степени окисления.
2. Как вы думаете, почему степени окисления атомов элементов в простых веществах принимают равными нулю?
3. Определите степени окисления атомов элементов в химических соединениях:  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{MgBr}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{CaSiO}_3$ .
4. Укажите значения высшей и низшей степени окисления атомов следующих элементов: Mg, P, Br, Al, Si, Na, C, Se. Напишите формулы высших оксидов этих элементов.
5. Расположите соединения хлора в порядке увеличения степени окисления его атомов: а)  $\text{Cl}_2$ ; б)  $\text{Cl}_2\text{O}$ ; в)  $\text{HCl}$ ; г)  $\text{ClO}_2$ ; д)  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .
6. Составьте формулу соединения кальция с азотом, если степень окисления атомов азота равна  $-3$ . Рассчитайте массу кальция и объем (н. у.) азота, при взаимодействии которых образуется продукт реакции массой 29,6 г.
7. Составьте формулы следующих соединений: сульфида магния, фторида серы(VI), оксида серы(IV), оксида серы(VI). Какие степени окисления проявляют атомы серы в этих соединениях?
8. Составьте формулы шести солей, образованных ионами металлов  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  и ионами кислотных остатков  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ . Назовите эти соединения и укажите степени окисления атомов всех элементов, входящих в их состав.
9. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

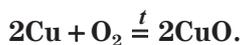


### Готовимся к олимпиадам

1. Определите степени окисления атомов всех элементов в следующих веществах: медный купорос, перманганат калия, гидрофосфат натрия, хлорид аммония, пероксид натрия, тетрагидроксоцинкат кальция.

## § 49. Процессы окисления и восстановления

Нагреем небольшую медную пластинку в пламени спиртовки. Через некоторое время на ее поверхности образуется черный налет оксида меди(II)  $\text{CuO}$  (рис. 69):



Оксиды образуются при взаимодействии с кислородом

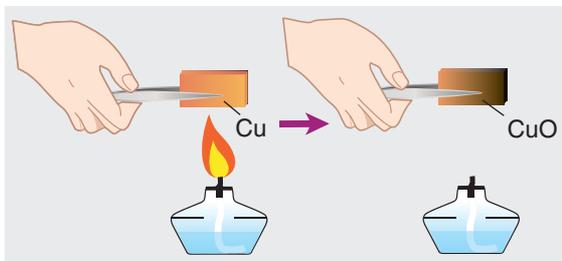


Рис. 69. Образование оксида меди(II) на медной пластинке

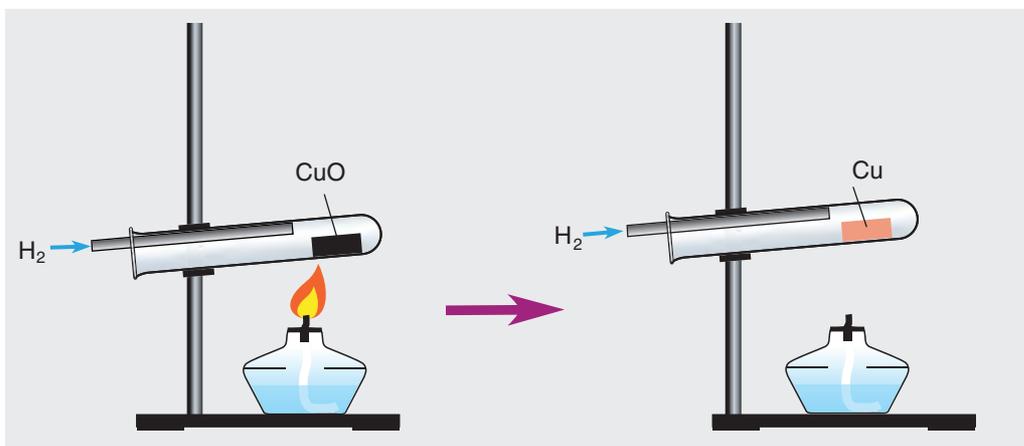
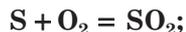
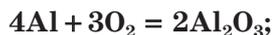


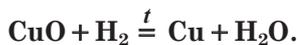
Рис. 70. Образование меди из оксида меди(II)

из других металлов, некоторых неметаллов и сложных веществ, например:

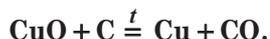
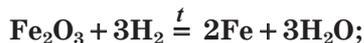


Поскольку в ходе таких реакций образуются оксиды (прежнее название — окислы), эти реакции получили название реакций окисления.

Если при нагревании пропустить водород над почерневшей медной пластинкой, то ее цвет изменится на красноватый — цвет простого вещества меди (рис. 70):



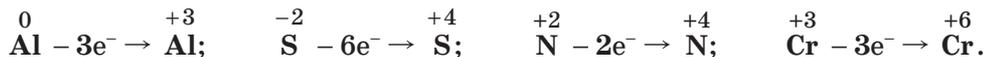
В ходе этой реакции водород отнимает от оксида меди кислород, как бы «возрождая», восстанавливая медь. Такие процессы получения металлов из их оксидов получили название реакций восстановления:



В начале XX в. были разработаны основы **электронной теории** процессов окисления и восстановления. В ее основе лежит представление о том, что эти процессы осуществляются за счет перехода электронов от

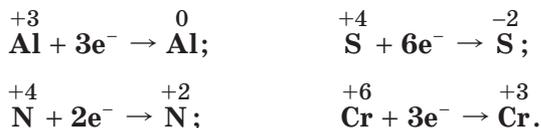
одних атомов к другим, в результате чего изменяются их степени окисления. Главными положениями этой теории являются следующие:

1. **Окисление** — процесс отдачи электронов ( $-e^-$ ), приводящий к увеличению степеней окисления атомов, например:



Атом, отдающий электроны, называется **восстановителем**. Вещество, в состав которого входят такие атомы или ионы, также называется восстановителем. Типичными восстановителями являются простые вещества металлы, атомы которых в ходе реакций всегда отдают электроны. К восстановителям относятся также водород  $\text{H}_2$ , углерод  $\text{C}$ , кремний  $\text{Si}$  и другие вещества.

2. **Восстановление** — процесс приема электронов ( $+e^-$ ), приводящий к уменьшению степеней окисления атомов, например:



Атом, принимающий электроны, называется **окислителем**. Вещество, в состав которого входят такие атомы или ионы, также называется окислителем. К окислителям относятся многие простые вещества-неметаллы (например,  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{S}$ ), некоторые сложные вещества, атомы которых присоединяют электроны.

В ходе процессов окисления и восстановления степени окисления атомов изменяются в соответствии со схемой:



3. Процессы окисления и восстановления всегда осуществляются одновременно. Если в ходе химической реакции атомы одного из элементов отдают электроны, то атомы другого элемента их принимают. Это значит, что одно из исходных веществ является восстановителем, а другое — окислителем.

*Восстановитель, отдавая электроны, восстанавливает другие атомы, но сам при этом окисляется.*

*Окислитель, принимая электроны, окисляет другие атомы, но сам при этом восстанавливается.*

Проанализируем конкретные превращения:

а)  $\overset{0}{\text{Cu}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Cu}}\overset{-2}{\text{O}}$ . Из схемы видно, что степень окисления изменилась у атомов меди. Поскольку она увеличилась (от 0 до +2), произошло окис-

ление:  $\overset{0}{\text{Cu}} - 2\text{e}^- \rightarrow \overset{+2}{\text{Cu}}$ . Атом  $\overset{0}{\text{Cu}}$  является восстановителем;

б)  $\overset{+3}{\text{Fe}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3 \rightarrow \overset{0}{\text{Fe}}$ . Из схемы видно, что степень окисления изменилась у атомов железа. Поскольку она уменьшилась (от +3 до 0), произошло

восстановление:  $\overset{+3}{\text{Fe}} + 3\text{e}^- \rightarrow \overset{0}{\text{Fe}}$ . Атом  $\overset{+3}{\text{Fe}}$  в степени окисления +3 является окислителем.

*Окисление — процесс отдачи, а восстановление — процесс приема электронов.*

*Процессы окисления и восстановления всегда осуществляются одновременно.*

*Восстановитель, отдавая электроны, восстанавливает другие атомы, но сам при этом окисляется.*

*Окислитель, принимая электроны, окисляет другие атомы, но сам при этом восстанавливается.*

## Вопросы и задания

1. Какие процессы называются окислением, а какие — восстановлением? Приведите соответствующие примеры.

2. Составьте схемы следующих превращений:  $\overset{+4}{\text{S}} \rightarrow \overset{0}{\text{S}}$ ;  $\overset{+2}{\text{Fe}} \rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}}$ ;  $\overset{-3}{\text{P}} \rightarrow \overset{+3}{\text{P}}$ ;  
 $\overset{+2}{\text{Mn}} \rightarrow \overset{+7}{\text{Mn}}$ ;  $\overset{0}{\text{N}} \rightarrow \overset{-3}{\text{N}}$ ;  $\overset{+4}{\text{C}} \rightarrow \overset{+2}{\text{C}}$ ;  $\overset{+1}{\text{H}} \rightarrow \overset{-1}{\text{H}}$ .

Какие из них относятся к процессам окисления, а какие — к процессам восстановления?

3. Какие вещества называются восстановителями? Приведите примеры нескольких восстановителей.

4. Какие вещества называются окислителями? Приведите примеры известных вам окислителей.

5. По образцам, приведенным в тексте параграфа, проанализируйте следующие превращения:
- а)  $P \rightarrow H_3PO_4$ ; б)  $CO_2 \rightarrow CO$ ; в)  $FeCl_2 \rightarrow FeCl_3$ .
6. В результате реакции магния с фосфором образовалось вещество, в котором степень окисления атомов фосфора равна  $-3$ . Рассчитайте химическое количество и массу фосфора, прореагировавшего с магнием массой  $14,4$  г.
7. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



### Готовимся к олимпиадам

1. Железо массой  $11,2$  г полностью прореагировало с хлором, в результате чего образовалось новое вещество массой  $32,5$  г. Определите степень окисления атомов железа в этом веществе.

## § 50. Окислительно-восстановительные реакции

Среди огромного разнообразия химических превращений в отдельную группу можно выделить реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов. В ходе таких реакций одни атомы отдают электроны, а другие — их принимают, т. е. одновременно происходят процессы окисления и восстановления.

Опустим железную пластинку в раствор хлорида меди(II). Через некоторое время пластинка покроется рыхлым слоем мелкодисперсной меди (рис. 71):

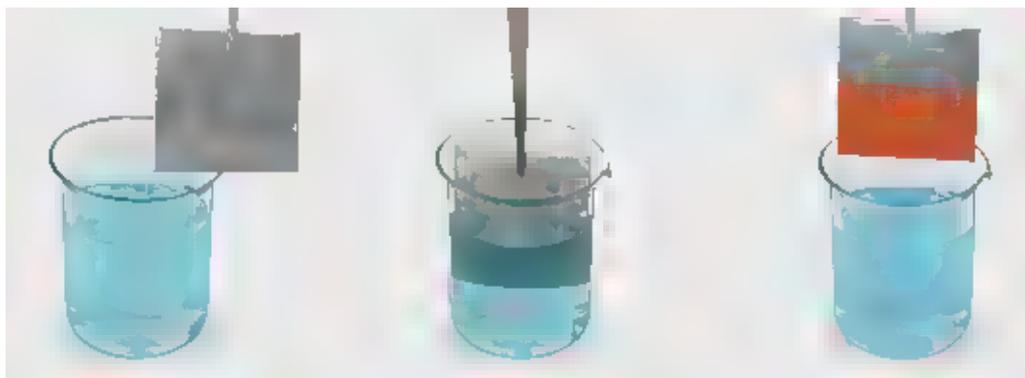
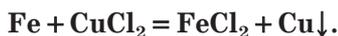
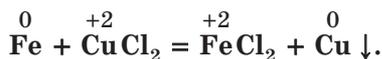


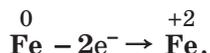
Рис. 71. Реакция железа с хлоридом меди(II) в растворе

Определим степени окисления атомов химических элементов в реагирующих веществах и в продуктах реакции:



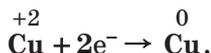
В результате этого процесса изменяются степени окисления атомов железа и меди, а степень окисления атомов хлора остается постоянной.

Атомы железа отдают электроны, и степень их окисления возрастает от 0 до +2:



Как вы уже знаете, процесс отдачи электронов называется окислением. Значит, в рассматриваемом процессе происходит окисление атомов железа, которые выступают в роли восстановителей. Восстановителем в данной реакции является и вещество, содержащее атомы железа, — металлическое железо.

В то же время атомы меди со степенью окисления +2 принимают электроны от атомов железа, превращаясь в атомы меди со степенью окисления, равной 0:



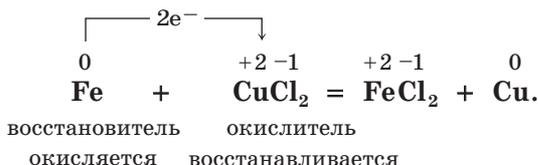
Следовательно, происходит восстановление атомов  $\text{Cu}^{+2}$ , которые выступают в роли окислителей. Поскольку эти атомы содержатся в веществе  $\text{CuCl}_2$ , оно также является окислителем.



Вещества, проявляющие окислительные свойства, применяются в медицине и в промышленности, в сельском хозяйстве и в быту, в других областях деятельности человека. К таким веществам относится, например, пероксид водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$ , который продается в аптеках под названием «перекись водорода». Этот препарат применяется в медицине как кровоостанавливающее и дезинфицирующее средство, а в косметологии — как составная часть некоторых изделий. В Республике Беларусь растворы этого вещества производят на предприятиях РУП «Белмедпрепараты».

Сильным окислителем, также находящим широкое практическое применение, является перманганат калия  $\text{KMnO}_4$  («марганцовка»). В частности, слабые водные растворы этого вещества используются в медицине в качестве антисептика. В Беларуси препарат выпускается на ОАО «Борисовский завод медицинских препаратов».

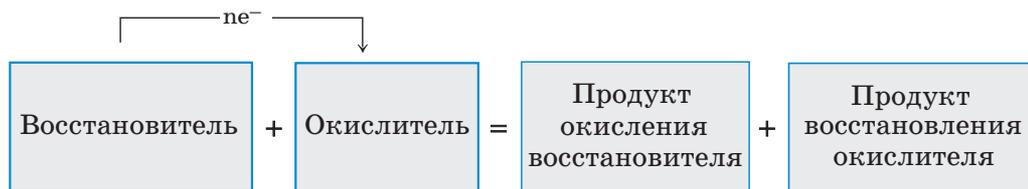
Как вы уже знаете, процессы окисления и восстановления всегда протекают одновременно: одно вещество, отдавая электроны, окисляется, а другое, принимая их, восстанавливается:



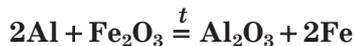
В результате перехода электронов от одних атомов к другим их степени окисления изменяются. Такие процессы называются **окислительно-восстановительными реакциями (ОВР)**.

**К окислительно-восстановительным относятся реакции, в ходе которых происходит изменение степеней окисления атомов.**

Общая схема любой окислительно-восстановительной реакции может быть записана так:

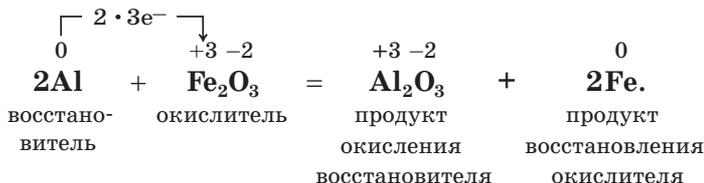


Например, в реакции



восстановителями являются атомы алюминия, а окислителями — атомы железа, входящие в состав оксида железа(III).

Схематически эту реакцию можно представить следующим образом:





Аналогичным образом можно представить и другие окислительно-восстановительные процессы, например реакцию магния с серной кислотой (рис. 72):

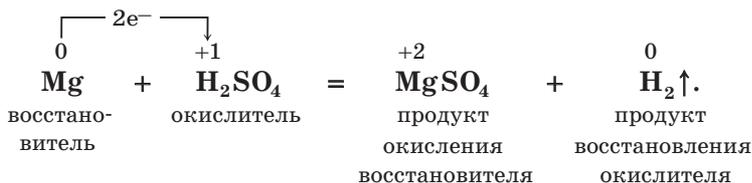


Рис. 72. Реакция магния с серной кислотой

Из рассмотренных выше примеров видно, что в ходе любой окислительно-восстановительной реакции общее число электронов, отданных восстановителем, всегда равно общему числу электронов, принятых окислителем.

Окислительно-восстановительных реакций известно очень много, но их объединяет общий отличительный признак — изменение степеней окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

*Реакции, которые протекают с изменением степеней окисления атомов, называются окислительно-восстановительными.*

*В окислительно-восстановительных реакциях общее число электронов, отданных восстановителем, всегда равно общему числу электронов, принятых окислителем.*

### Вопросы и задания

- В чем заключается сущность процессов окисления и восстановления с точки зрения электронной теории? Как изменяются степени окисления атомов при их окислении; при восстановлении?
- Какие из приведенных схем отражают процессы окисления, а какие — восстановления:
 

а) $\overset{+5}{\text{N}} \rightarrow \overset{+2}{\text{N}}$ ;	в) $\overset{0}{\text{P}} \rightarrow \overset{+5}{\text{P}}$ ;
б) $\overset{+2}{\text{Fe}} \rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}}$ ;	г) $\overset{+7}{\text{Mn}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Mn}}$ ?
- Какие реакции относятся к окислительно-восстановительным? Рассмотрите с точки зрения окисления-восстановления реакцию цинка с соляной кислотой. Что в данной реакции является окислителем, а что — восстановителем? Атомы какого элемента при этом окисляются, а какого — восстанавливаются?

4. Из приведенных ниже уравнений выберите уравнения окислительно-восстановительных реакций:
- а)  $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ ;
  - б)  $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$ ;
  - в)  $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} = \text{AgCl} + \text{KNO}_3$ ;
  - г)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} = \text{Cu} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ .
5. Составьте уравнения реакций между простыми веществами:
- а) цинком и серой;
  - б) водородом и хлором;
  - в) алюминием и иодом.
- Составьте схемы перехода электронов от атомов-восстановителей к атомам-окислителям.
6. Запишите уравнения реакций металлов с кислотами:
- а) алюминия с серной кислотой;
  - б) железа с соляной кислотой.
- Составьте схемы перехода электронов от восстановителя к окислителю.

### Готовимся к олимпиадам

1. Сколько окислительно-восстановительных реакций можно провести, имея в своем распоряжении следующие вещества: Mg, Al, O<sub>2</sub>, HCl, H<sub>2</sub>, CuSO<sub>4</sub>? Составьте уравнения этих реакций и определите в каждой из них восстановитель и окислитель.

## § 51. Представление о методе электронного баланса

Как вам уже известно, в ходе любой окислительно-восстановительной реакции общее число электронов, отданных восстановителем, всегда равно общему числу электронов, принятых окислителем:

$$N(e^-)_{\text{отд.}} = N(e^-)_{\text{прин.}}$$

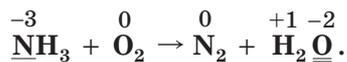
Это равенство, называемое электронным балансом, лежит в основе метода расстановки коэффициентов в уравнениях ОВР, который называется методом электронного баланса. Рассмотрим его на следующем примере.

**Пример.** Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме:



Выполнение:

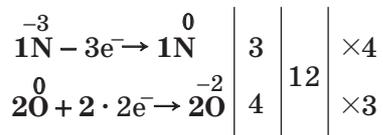
1. Расставим степени окисления атомов в формулах всех веществ и подчеркнем символы элементов, у атомов которых изменились степени окисления:



2. Определим атомы-восстановители и атомы-окислители в данной ОВР. Поскольку в ходе реакции степень окисления атомов азота повышается, они окисляются, отдавая электроны, и являются восстановителями. В то же время степень окисления атомов кислорода понижается, следовательно, они восстанавливаются, присоединяя электроны, и являются окислителями.

3. Составим схему электронного баланса. Для этого запишем одно под другим уравнения процессов окисления атомов азота и восстановления атомов кислорода.

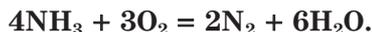
Обратите внимание на то, что в этих уравнениях число атомов каждого элемента такое же, как в формуле соответствующего исходного вещества. Учитывая, что в молекуле  $\text{NH}_3$  один атом азота, а в молекуле  $\text{O}_2$  два атома кислорода, схема электронного баланса имеет вид:



Из этих уравнений видно, что один атом азота отдает 3 электрона, а два атома кислорода принимают 4 электрона. Эти числа (3 и 4) записываются напротив соответствующих уравнений за первой вертикальной чертой. Далее находится наименьшее общее кратное (наименьшее целое число, которое одновременно без остатка делится на каждое из указанных чисел) указанных чисел — число 12, которое записывается посередине за второй вертикальной чертой. После этого наименьшее кратное поочередно делится на число электронов, отданных одним атомом азота, т. е. на 3 ( $12 : 3 = 4$ ), и на число электронов, принятых двумя атомами кислорода, т. е. на 4 ( $12 : 4 = 3$ ). Полученные цифры — 4 и 3 — записываются напротив соответствующих уравнений за третьей вертикальной чертой. Они представляют собой множители, показывающие, на сколько нужно умножить числа атомов в записанных уравнениях

окисления и восстановления для достижения электронного баланса. Получается, что число 1, записанное перед символами N, нужно умножить на 4 ( $1 \cdot 4 = 4$  атома N), а число 2, записанное перед символами O, нужно умножить на 3 ( $2 \cdot 3 = 6$  атомов O). Таким образом, получается электронный баланс: число электронов (12), отданных четырьмя атомами азота, равно числу электронов (12), принятых шестью атомами кислорода.

4. Учитывая, что в обеих частях уравнения должно быть по четыре атома азота и по шесть атомов кислорода, расставим соответствующие коэффициенты перед формулами веществ в исходной схеме реакции и получим искомое уравнение:



Таким образом, метод электронного баланса позволяет найти коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, к которым относится большинство химических превращений. Метод подбора коэффициентов, знакомый вам из курса химии 7-го класса, для этих целей неприемлем и используется в основном для составления уравнений простейших реакций.

### Вопросы и задания

1. Определите степени окисления атомов химических элементов в следующих соединениях:  $\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{FeBr}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{CaCr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .
2. Какие реакции называются окислительно-восстановительными? Приведите примеры известных вам реакций данного типа. Какие из них вы наблюдаете в повседневной жизни?
3. Выберите схемы окислительно-восстановительных реакций:
  - а)  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ ;
  - б)  $\text{CO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{FeO}$ ;
  - в)  $\text{AgNO}_3 + \text{Zn} \rightarrow \text{Ag} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ;
  - г)  $\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{CO}_2$ .
4. Дополните схемы следующих превращений, указав в каждой из них число отданных или принятых электронов:
 

+4	+6	+3	+2	+5	-3	+4	+6
S	→ S;	Fe	→ Fe;	P	→ P;	Mn	→ Mn;
+3	0	+4	-4	0	+1		
Al	→ Al;	C	→ C;	H	→ H.		

 Какие из них отображают процессы окисления; процессы восстановления?

5. В каком из предложенных рядов атомы серы последовательно окисляются; последовательно восстанавливаются; сначала окисляются, а затем восстанавливаются; сначала восстанавливаются, а затем окисляются:
- а)  $S \rightarrow SO_3 \rightarrow SO_2 \rightarrow K_2S$ ;  
 б)  $H_2S \rightarrow S \rightarrow SO_2 \rightarrow CaSO_4$ ;  
 в)  $H_2SO_4 \rightarrow S \rightarrow SO_2 \rightarrow ZnSO_4$ ;  
 г)  $K_2SO_4 \rightarrow K_2SO_3 \rightarrow K_2S \rightarrow S$ ?
- Ответ поясните.
6. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель для каждой из ОВР:
- а)  $P + KClO_3 \rightarrow P_2O_5 + KCl$ ;  
 б)  $C + HNO_3 \rightarrow CO_2 + NO_2 + H_2O$ ;  
 в)  $H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$ ;  
 г)  $Cr(OH)_3 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$ .
7. Укажите сумму всех коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме:



### Готовимся к олимпиадам

1. При смешивании растворов перманганата калия (марганцовки) и пероксида водорода  $H_2O_2$  протекает окислительно-восстановительная реакция, продуктами которой являются кислород, оксид марганца(IV), гидроксид калия и вода. Составьте уравнение этой реакции, расставив в нем коэффициенты методом электронного баланса. Какое из исходных веществ является восстановителем, а какое — окислителем? Рассчитайте химическое количество восстановителя, если масса прореагировавшего с ним окислителя равна 31,6 г.

## Практическая работа 4

### Решение экспериментальных задач

Цель работы: обобщить и закрепить знания о строении и свойствах веществ, научиться применять на практике знания о взаимных превращениях неорганических веществ.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, растворы гидроксида натрия, серной кислоты, хлорида бария; соляная кислота, вода, оксид кремния(IV), хлорид натрия, железо, цинк, сера.

*Соблюдайте правила безопасного поведения!*

## Выполнение работы

**Задача 1.** Рассмотрите образцы выданных вам веществ с различными типами химических связей:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{Fe}$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$  (в воздухе). Обратите внимание на агрегатное состояние веществ. Разделите образцы на группы:

- а) образованные ионной связью;
- б) образованные металлической связью;
- в) образованные ковалентной связью (полярной и неполярной).

Объясните зависимость агрегатного состояния веществ от типа химической связи и кристалла.

**Задача 2.** Проведите химические реакции, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

- а) железо  $\rightarrow$  сульфат железа(II)  $\rightarrow$  хлорид железа(II);
- б) цинк  $\rightarrow$  хлорид цинка  $\rightarrow$  гидроксид цинка.

Укажите признаки химических реакций. Составьте уравнения реакций. В окислительно-восстановительных реакциях укажите окислитель и восстановитель, укажите число электронов, участвующих в окислительно-восстановительном процессе.

**Задача 3.** Накипь на дне и стенках чайника состоит в основном из карбонатов кальция и магния. Состав ржавчины, которая образуется на железе под воздействием веществ окружающей среды, условно выражается формулой  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .

а) Какую химическую реакцию можно использовать для очистки чайника от накипи? Проведите реакцию, используя выданные реактивы. Укажите признаки химической реакции. Составьте уравнения реакций.

б) С помощью какой химической реакции возможно удаление ржавчины с железных изделий? Проведите реакцию, используя выданные реактивы. Укажите признаки химической реакции. Составьте уравнение реакции.

Проанализируйте результаты работы. Сделайте общий вывод. Оформите отчет о проделанной работе.

## § 52. Окислительно-восстановительные реакции вокруг нас

Окислительно-восстановительные реакции постоянно происходят в окружающем мире. Они лежат в основе таких процессов, как обмен веществ в живых организмах, фотосинтез, дыхание, гниение, горение. Благодаря окислительно-восстановительным реакциям осуществляются круговорот химических элементов и пищевые цепочки в природе, происходит усвоение растениями питательных веществ из почвы.

Окислительно-восстановительные реакции широко используются человеком в практической деятельности. Они применяются для получения металлов, большинства важнейших неорганических и органических веществ (серной, азотной, уксусной кислот, щелочей, аммиака, спиртов и др.).

Рассмотрим более подробно некоторые из этих процессов.

Природный круговорот кислорода является основным процессом, связывающим воедино атмосферу, земную кору и воду. Растения, поглощая углекислый газ, в результате фотосинтеза выделяют кислород (рис. 73):

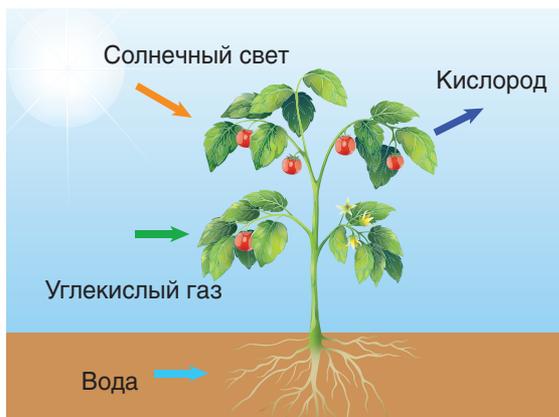
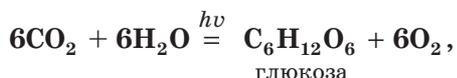


Рис. 73. Образование кислорода в результате фотосинтеза

который затем расходуется при дыхании людей и животных, при горении и гниении органических веществ, в самых различных промышленных процессах. Все эти процессы являются окислительно-восстановительными, и в них кислород выступает в качестве окислителя. При этом образуется оксид углерода  $\text{CO}_2$ , который снова поступает в атмосферу.

Особая роль принадлежит процессам горения. Начиная



Рис. 74. Окислительно-восстановительные реакции вокруг нас

с каменного века, огонь служил человеку источником тепла и энергии. Дрова, уголь, торф и в наше время являются важнейшими природными энергоносителями. В XX в. этот ряд дополнили нефть и природный газ. Продукты нефтепереработки (керосин, бензин, мазут и др.) служат основным видом топлива для самолетов, автомобилей, кораблей, локомотивов (рис. 74). Процессы горения этих видов топлива также являются окислительно-восстановительными реакциями. В результате их протекания кислород окисляет углерод, водород и другие, входящие в их состав элементы, до оксидов — CO<sub>2</sub>, CO, O<sub>2</sub> и др.

Использование энергии современного ракетного топлива также основано на окислительно-восстановительных процессах. Они протекают при смешивании окислителей (например, жидкого кислорода, азотной кислоты) и восстановителей (жидкий водород, керосин, различные органические соединения).

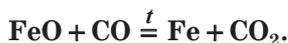
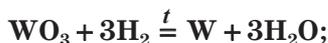
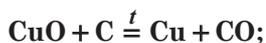


Рис. 75. Металлургия Древнего Египта

Источником энергии (прежде всего электрической) могут служить не только процессы горения, но и другие окислительно-восстановительные реакции. Более подробно о них вы узнаете позже. А пока мы только напомним о том, что вам уже хорошо известно из повседневной жизни — об автомобильных аккумуляторах и о самых разнообразных электрических батареях, которые используются в быту. Это примеры практиче-

ского использования энергии окислительно-восстановительных реакций для получения электрической энергии.

Важнейшие области современной промышленности также основаны на использовании окислительно-восстановительных процессов. Уже в глубокой древности человек мог получать металлы из руд (рис. 75). Руды представляют собой горные породы, содержащие оксиды и другие соединения различных металлов. Чтобы выделить из руд металлы в свободном состоянии, их необходимо восстановить с помощью различных восстановителей. В качестве такого восстановителя вначале использовали древесный уголь  $C$ , а затем, по мере развития металлургии, и другие вещества, такие как  $CO$  и  $H_2$  (рис. 76):



Процессы восстановления металлов из руд можно представить в виде общей схемы:



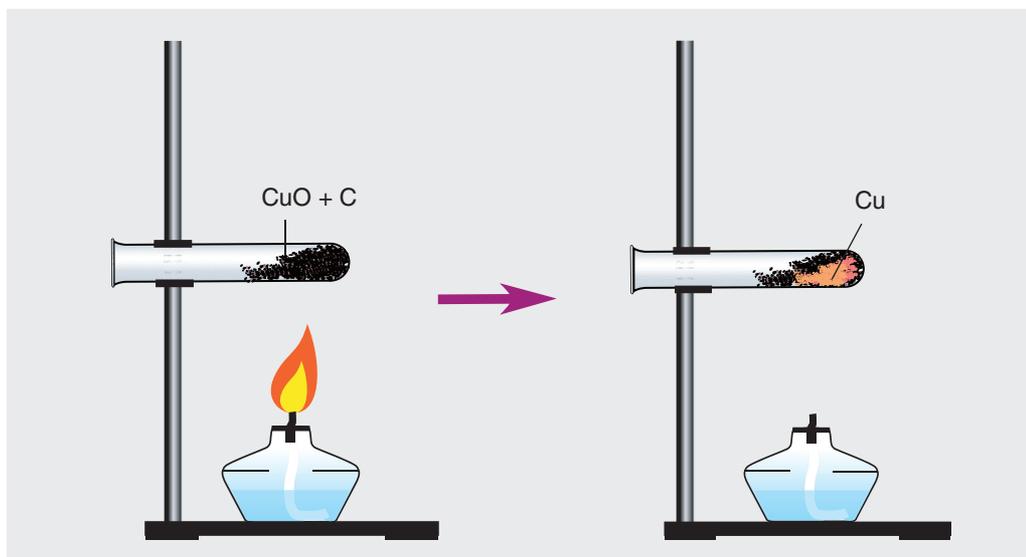


Рис. 76. Восстановление меди из ее оксида углеродом

В XX в. широкое распространение получила электрометаллургия, где в качестве восстановителя для получения металлов используется электрический ток.

Практически все важнейшие химические производства основаны на окислительно-восстановительных реакциях. Это, например, промышленное получение важнейших кислот — серной, азотной и соляной, щелочей, аммиака, самых разных неорганических и органических соединений. О химических основах этих производств вы узнаете позже.

Существует множество областей промышленности, которые не являются химическими, но так или иначе связаны с использованием химических процессов, прежде всего окислительно-восстановительных. Это предприятия, перерабатывающие сельскохозяйственное сырье, текстильные и кожевенные, парфюмерные и фармацевтические производства и т. д.

Окислительно-восстановительные процессы не только помогают человеку во многих видах его деятельности, но и часто усложняют его жизнь. В курсе химии 9-го класса вы познакомитесь с процессами коррозии металлов — их разрушением под воздействием окружающей среды.

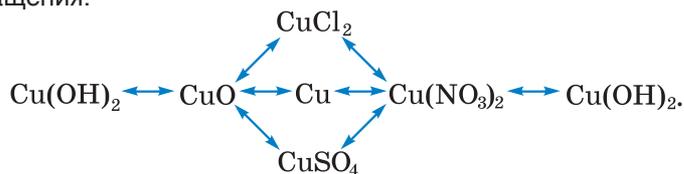
Процессы окисления являются причиной порчи продуктов питания, плодов и овощей, различных видов изделий. Человек научился бороться с этими вредными явлениями, прежде всего устраняя причины таких вредных воздействий, используя самые разнообразные защитные меры, в том числе и различные химические процессы. Обо всем этом вы узнаете в процессе дальнейшего изучения химии.

### Вопросы и задания

1. Приведите примеры различных окислительно-восстановительных процессов, которые вы наблюдаете в повседневной жизни.
2. Какие окислительно-восстановительные реакции используются в промышленности?
3. Приведите примеры окислительно-восстановительных реакций, которые наносят вред различным объектам в окружающем мире, в быту.
4. Привычные нам батарейки содержат токсичные «тяжелые» металлы — кадмий, свинец, ртуть, никель, цинк. При неправильной утилизации отработанных батареек эти металлы попадают в почву и грунтовые воды. Одна батарейка загрязняет около 1 кв. метра почвы и примерно 400 л воды. Из природных объектов указанные металлы попадают в организмы людей, причиняя вред здоровью. В Республике Беларусь большое внимание уделяется сбору и безопасной утилизации отработанных элементов питания. В общественных местах устанавливаются специальные контейнеры для сбора батареек, откуда они поступают на переработку. В нашей стране ее осуществляет ОАО «БелВТИ», расположенное на территории Минского областного технопарка. Специальную технологию для этого разработали ученые Белорусского национального технического университета. Посмотрите, сколько и каких батареек есть у вас дома. Учитывая вышеприведенную информацию, рассчитайте примерные площадь почвы и объем воды, которые могут быть загрязнены вашими батарейками при попадании их в окружающую среду. Какой вывод вы сделали для себя, оценив полученные результаты?

### Готовимся к олимпиадам

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



Какие из этих реакций относятся к окислительно-восстановительным?

## ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

### А

- Амфотерное соединение 124
- Амфотерность 124
- Атом 8, 142
  - строение 142
  - ядерная модель 142
- Атомная орбиталь 151
- Атомный номер 143

### Б

- Благородные газы 131

### В

- Валентность 10
- Вещества
  - неорганические 9
  - органические 9
  - простые 9
  - сложные 9
- Вода 64
- Водородная связь 191
- Восстановитель 205
- Восстановление 205

### Г

- Галогеноводороды 130
- Галогены 129
- Гидроксиды 56, 109
- Гидроксогруппа 83
- Группы химических элементов 138

### Д

- Диполь 183

### З

- Заряд ядра атома 143, 144

### И

- Изотопы 148
- Индикаторы 71, 122, 123
- Ионы 186

### К

- Кислоты 67
  - бескислородные 69
  - двухосновные 69
  - кислородсодержащие 69
  - одноосновные 68
  - трехосновные 69
- Кристаллическая решетка 194
- Кристаллы
  - атомные 194
  - ионные 195
  - металлические 196
  - молекулярные 196

### Л

- Лакмус 123

### М

- Массовая доля атомов 13
- Массовое число атома 145
- Межмолекулярное взаимодействие 189
- Метилоранж 123
- Метод электронного баланса 211
- Молекула 8
- Молярная масса 28
- Молярный объем 29

**Н**

Нейтроны 143

**О**

Окисление 205

Окислитель 205

Окислительно-восстановительные реакции 209

Оксиды 52

- амфотерные 126
- кислотные 54, 56
- основные 54, 59

Основания 83

- нерастворимые 84
- растворимые 84

Основность кислот 67

Относительная атомная масса 12

Относительная молекулярная масса 13

**П**

Периодическая система химических элементов 136

Периодический закон 132, 134, 144

Периоды 137

Постоянная Авогадро 25, 26

Природа химической связи 174

Протоны 143

**Р**

Радиоактивность 150

Радиоизотопы 149

**С**

Систематизация химических элементов 120

Соединения ионные 195

Соли 94

- нерастворимые 96
- растворимые 96

Степень окисления 200

**Т**

Типы химических реакций 19

- химической связи 175

**Ф**

Фенолфталеин 122

Формулы графические 178

- структурные 178

Формульная единица 193

**Х**

Химическая связь 174

- двойная 179
- ионная 185, 186
- ковалентная 176
- кратная 179
- металлическая 188, 189
- неполярная 181
- одинарная 179
- полярная 183
- тройная 179

Химическая формула 10

Химические реакции 16

Химический элемент 8, 148

Химическое количество вещества 24

- уравнение 16

Химическая связь 174

**Щ**

Щелочные металлы 127, 128

Щёлочи 84

**Э**

Электронная оболочка 154

– формула 177

Электронное облако 151

Электронные конфигурации 158

Электронный слой 154

Электроны 142, 151, 152, 154, 156

– валентные 156

– неспаренные 156

– спаренные 156

Электроотрицательность 182

Энергетические подуровни 155

– уровни 154

**Я**

Ядро атома 142, 144

## ОТВЕТЫ

§ 2. 5:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , в 1,56 раза. 6: 124; 36,5; 80; 62. 7: S. 8: Азота в NO — 46,7 %; в  $\text{N}_2\text{O}_3$  — 36,8 %; в  $\text{NH}_3$  — 82,4 %; в  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  — 35 %. Наименьшая в  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ . 9: В  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  — 72,4 %.

**Готовимся к олимпиадам:** а)  $3,272 \cdot 10^{-22}$  г; б)  $3,987 \cdot 10^{-22}$  г; в)  $2,407 \cdot 10^{-21}$  г; г)  $1,628 \cdot 10^{-22}$  г; д)  $1,495 \cdot 10^{-21}$  г.

§ 3. **Готовимся к олимпиадам:** 18.

§ 4. **Готовимся к олимпиадам:** в 1,417 раза.

§ 5. 5: увеличится в 5 раз. 6: а) 80; б) 16; в) 62; г) 48. 8: 10 моль. 9: 16,4 моль.

**Готовимся к олимпиадам:**  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ .

§ 6. 4: 192 г/моль. 6: 224  $\text{дм}^3$ . 7: в 1,5 раза. 8: в 1,25 раза.

**Готовимся к олимпиадам:** 3,6 г.

§ 7. 1: а) 822,22 моль; б) 4,52 моль; в) 0,012 моль. 2: а) 441 г; б) 73,6 г; в) 3,9 г; г) 8800 г. 3: 25 моль. 4:  $\approx 46,4$  кг. 5: а) 3 моль  $\text{SO}_2$ ; б) 3 моль  $\text{CO}_2$ . 6: 59,3 %. 7: 0,06 моль.

**Готовимся к олимпиадам:** 0,769 моль.

§ 8. 1: а) 125,44  $\text{дм}^3$ ; б) 53,76  $\text{дм}^3$ ; в) 1,79  $\text{дм}^3$ ; г) 286,72  $\text{дм}^3$ . 2: а) 5 моль; б) 0,0125 моль. 3: 1,875 моль. 4: 194  $\text{дм}^3$ . 6: 1834,56  $\text{дм}^3$ .

**Готовимся к олимпиадам:** 241,82  $\text{дм}^3$ .

§ 9. 1: а) 0,098 кг/моль; б) 98 000 мг/моль; в)  $9,8 \cdot 10^{-5}$  т/моль. 2: 10 моль. 3: в; г. 4: а) 4 моль; б) 12 моль; в) 18 моль; г) 12 моль.

**Готовимся к олимпиадам:** 0,38 моль.

§ 10. 1: 140,4 г. 2: 370 г. 3: 200 г. 4:  $\text{NaCl}$  — 67,28 г;  $\text{H}_2\text{O}$  — 20,7 г. 5: 960 г. 6: 896  $\text{дм}^3$ . 7: 6,72  $\text{дм}^3$ . 8: 91,75 г; 16,8  $\text{дм}^3$ . 9.  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  — 580 г;  $\text{H}_2$  — 224  $\text{дм}^3$ .

**Готовимся к олимпиадам:** 8400  $\text{дм}^3$ .

§ 11. 1: 57,5 г. 2: 25,2 г; 6,72  $\text{дм}^3$ . 3: 14  $\text{дм}^3$ . 4: 84  $\text{дм}^3$ . 5: 11,2  $\text{дм}^3$ . 6:  $\text{N}_2$  — 33,6  $\text{м}^3$ ;  $\text{H}_2$  — 100,8  $\text{м}^3$ . 7: 33 г.

**Готовимся к олимпиадам:** 25 %.

- § 12. 6: 71,2 г. 7: 8,96 дм<sup>3</sup>. 8: Fe.  
**Готовимся к олимпиадам:** С.
- § 13. 3: в SO<sub>2</sub> — 50 %. 4: 56,8 г. 5: 44,1 г. 7: 16,8 дм<sup>3</sup>. 8: 42,6 г. 9: MgO — 42 г;  
 P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> — 49,7 г.  
**Готовимся к олимпиадам:** 33,6 г.
- § 14. 3: в CaO. 4: 35,25 г. 5: 148 г. 7: 25,2 г. 9: 5,6 дм<sup>3</sup>; 25 г. 10: K<sub>2</sub>O —  
 28,2 г; P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> — 14,2 г.  
**Готовимся к олимпиадам:** 91,35 г; 118,3 г.
- § 15. 7: 12,4 г; 11,2 дм<sup>3</sup>. 8: 90 г.  
**Готовимся к олимпиадам:** CO<sub>2</sub>.
- § 16. 6: 1,62 моль. 7: 0,2 моль. 8: 38,5 г. 9: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> — 19,6 г; HNO<sub>3</sub> — 12,6 г.  
**Готовимся к олимпиадам:** H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.
- § 17. 5: 19,6 г. 6: 6,72 дм<sup>3</sup>.  
**Готовимся к олимпиадам:** 30 %; 196 г.
- § 18. 7: 31,5 г. 8: 0,6 моль; 33,3 г. 9: 16 г.
- § 19. 6: 67,2 дм<sup>3</sup>. 7: 49 г.  
**Готовимся к олимпиадам:** 71,4 %.
- § 20. 5: Fe(OH)<sub>3</sub>. 6: 53,48 %. 9: 41,6 г. 10: 0,6 моль. 11: 14,5 г.  
**Готовимся к олимпиадам:** 25,24 %.
- § 21. 9: Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> — 160 г; KOH — 134,4 г. 10: 19,6 г. 11: 4,48 дм<sup>3</sup>; 16 г.  
**Готовимся к олимпиадам:** В желтый цвет (щелочная среда).
- § 22. 8: 9,2 г; 4,48 дм<sup>3</sup>. 9: H<sub>2</sub>O — 13,5 г; Ca(OH)<sub>2</sub> — 55,5 г. 10: 65 г.  
 11: 1,56 г.  
**Готовимся к олимпиадам:** 62,16 %.
- § 23. 5: 184 г. 6: 0,4 моль. 7: 34,2 г. 8: 0,3 моль.  
**Готовимся к олимпиадам:** 12,7 %.
- § 24. 9: 4,32 г. 10: 3,36 дм<sup>3</sup>. 11: 1,1 моль; 61,6 г.  
**Готовимся к олимпиадам:** 91,75 г.

§ 25. 9:  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  — 56,8 г;  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  — 104,4 г. 10:  $\text{H}_2\text{SO}_4$  — 58,8 г;  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  — 32 г. 11:  $\text{AgNO}_3$  — 40,8 г;  $\text{AgCl}$  — 0,24 моль.

Готовимся к олимпиадам: 36 г.

§ 26. 10: 0,1 моль; 8 г. 11: 21,2 г.

Готовимся к олимпиадам: 50 %.

§ 27. 1: 66,75 г. 2: 16,8 дм<sup>3</sup>. 3: 9 г. 4:  $\text{H}_2$  — 56 дм<sup>3</sup>,  $\text{O}_2$  — 28 дм<sup>3</sup>.  
5: P — 24,8 г;  $\text{O}_2$  — 22,4 дм<sup>3</sup>. 6: 6,72 г. 7: 96,2 г; 29,12 дм<sup>3</sup>. 8: 34,2 г.  
9: KOH — 0,9 моль;  $\text{H}_3\text{PO}_4$  — 0,3 моль. 10:  $\text{CO}_2$  — 6,72 дм<sup>3</sup>;  
KOH — 33,6 г. 11: 11,7 г.

Готовимся к олимпиадам: Cu; 29,4 г.

§ 28. 6: 22 г. 7: 0,15 моль.

Готовимся к олимпиадам: 76 г.

§ 29. 4: 0,4 моль; 22,4 г. 5: 218,75 г.

Готовимся к олимпиадам:  $\text{KAlO}_2$ .

§ 30. 8: 92 г.

Готовимся к олимпиадам: Ba.

§ 31. 6: а) 39,2 г; б) 98 г. 8: 0,5 моль; 49 г.

§ 33. Готовимся к олимпиадам:  $8,428 \cdot 10^{23}$ .

§ 34. 7: 53,4 г; 13,44 дм<sup>3</sup>.

Готовимся к олимпиадам: 24,2 %.

§ 35. 5:  $n(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 0,2$  моль;  $m(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 21,4$  г;  $n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,3$  моль;  
 $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 42,6$  г.

Готовимся к олимпиадам: 0,875.

§ 36. 6: 0,4 моль; 7,2 г;  $2,408 \cdot 10^{23}$  молекул.

Готовимся к олимпиадам: Co.

§ 37. 7: 87,75 г. 8: 0,6 моль; 13,44 дм<sup>3</sup>; 10,8 г.

Готовимся к олимпиадам: 11,2 дм<sup>3</sup>.

§ 38. 6: 4,6 г; 2,24 дм<sup>3</sup>.

§ 39. 10:  $n(\text{NaOH}) = 0,6$  моль;  $m(\text{NaOH}) = 24$  г;  $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,3$  моль;  
 $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 29,4$  г.

§ 40. 8: 22,2 г.

Готовимся к олимпиадам: Li.

§ 41. 6: 13,5 г. 7: 37,5 %.

Готовимся к олимпиадам: 16,55 %; 3,31 %.

§ 42. 6: 32 г.

§ 43. 5: 19,6 % . 6: 20,16 дм<sup>3</sup>.

§ 44. 6: 16,8 дм<sup>3</sup>.

§ 45. 8: 266,7 дм<sup>3</sup>.

§ 46. 3: в 1,2 раза.

§ 47. 8:  $n(\text{HCl}) = 1,5$  моль;  $m(\text{HCl}) = 54,75$  г;  $n(\text{Mg}) = 0,75$  моль;  $m(\text{Mg}) = 18$  г.

§ 48. 6: 4,48 дм<sup>3</sup>; 24 г.

§ 49. 6: 0,4 моль; 12,4 г.

Готовимся к олимпиадам: Fe<sup>+3</sup>.

§ 51. Готовимся к олимпиадам: 0,3 моль.

**Пример решения задачи, основанного на соотношении масс исходного вещества и продукта реакции.**

*Рассчитайте массу железной окалины  $Fe_3O_4$ , которая образуется при полном сгорании в кислороде железа массой 8,4 г.*

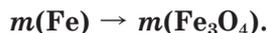
Дано:

$$m(Fe) = 8,4 \text{ г}$$

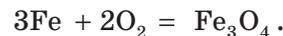
$$m(Fe_3O_4) - ?$$

Решение

1. Из условия задачи следует, что, зная массу исходного вещества (железа), нужно рассчитать массу продукта реакции (железной окалины):



2. Составим уравнение протекающей химической реакции, в котором подчеркнем формулы указанных веществ ( $Fe$  и  $Fe_3O_4$ ):

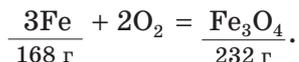


3. Рассчитаем их массы по химическим количествам (т. е. по коэффициентам), указанным в уравнении:

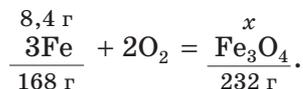
$$m(Fe) = n(Fe) \cdot M(Fe) = 3 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 168 \text{ г};$$

$$m(Fe_3O_4) = n(Fe_3O_4) \cdot M(Fe_3O_4) = 1 \text{ моль} \cdot 232 \text{ г/моль} = 232 \text{ г}.$$

Подпишем найденные значения под формулами  $Fe$  и  $Fe_3O_4$ :



4. Массу железа (8,4 г), указанную в условии задачи, запишем над символом  $Fe$ . Искомую массу железной окалины обозначим через  $x$  и запишем над формулой  $Fe_3O_4$ :



5. Составим пропорцию, из которой найдем числовое значение переменной  $x$ :

$$\frac{8,4 \text{ г}}{168 \text{ г}} = \frac{x}{232 \text{ г}}, \text{ откуда получим: } x = \frac{8,4 \text{ г} \cdot 232 \text{ г}}{168 \text{ г}} = 11,6 \text{ г}.$$

Ответ:  $m(Fe_3O_4) = 11,6 \text{ г}$ .

## Приложение 2

**Пример решения задачи, основанного на соотношении объема исходного газообразного вещества и массы продукта реакции.**

Для получения вольфрама оксид вольфрама(VI) нагревают в токе водорода. Рассчитайте массу вольфрама, который образуется при пропускании водорода объемом  $16,8 \text{ дм}^3$  (н. у.) над оксидом вольфрама(VI).

Дано:

$$V(\text{H}_2) = 16,8 \text{ дм}^3$$

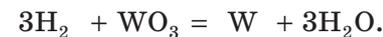
$$m(\text{W}) = ?$$

Решение

1. Из условия задачи следует, что, зная объем исходного вещества (водорода), нужно рассчитать массу продукта реакции (вольфрама):



2. Составим уравнение протекающей химической реакции, в котором подчеркнем формулы указанных веществ ( $\text{H}_2$  и  $\text{WO}_3$ ):

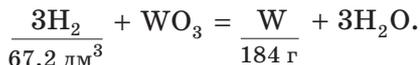


3. Рассчитаем объем (н. у.) водорода и массу вольфрама по химическим количествам (т. е. по коэффициентам), указанным в уравнении:

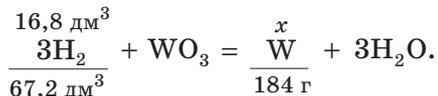
$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_m = 3 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 67,2 \text{ дм}^3;$$

$$m(\text{W}) = n(\text{W}) \cdot M(\text{W}) = 1 \text{ моль} \cdot 184 \text{ г/моль} = 184 \text{ г}.$$

Подпишем найденные значения под формулами Fe и  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ :



4. Объем водорода ( $16,8 \text{ дм}^3$ ), указанный в условии задачи, запишем над формулой  $\text{H}_2$ . Искомую массу вольфрама обозначим через  $x$  и запишем ее над символом W:



5. Составим пропорцию, из которой найдем числовое значение переменной  $x$ :

$$\frac{16,8 \text{ дм}^3}{67,2 \text{ дм}^3} = \frac{x}{184 \text{ г}}, \text{ откуда получим: } x = \frac{16,8 \text{ дм}^3 \cdot 184 \text{ г}}{67,2 \text{ дм}^3} = 46 \text{ г}.$$

Ответ:  $m(\text{W}) = 46 \text{ г}$ .

Учебное издание

**Шиманович** Игорь Евгеньевич  
**Красицкий** Василий Анатольевич  
**Сечко** Ольга Ивановна  
**Хвалюк** Виктор Николаевич

## **ХИМИЯ**

Учебное пособие для **8** класса учреждений образования,  
реализующих образовательные программы общего среднего  
образования, с русским языком обучения и воспитания

2-е издание, пересмотренное

Зав. редакцией *Г. А. Бабаева*. Редактор *А. М. Гаврилова*.  
Художники *А. А. Ламанова, А. П. Маковцов*.

Художественные редакторы *Е. А. Ждановская, З. П. Болтикова*.

Техническое редактирование и компьютерная верстка *Е. Ю. Агафоновой*.

Корректор *О. С. Козицкая*.

Подписано в печать 31.05.2024. Формат 70 × 90<sup>1</sup>/<sub>16</sub>. Бумага офсетная. Печать офсетная.

Усл. печ. л. 16,97+0,29 форз. Уч.-изд. л. 12,00+0,48 форз. Тираж 116 500 экз.

Заказ .

Республиканское унитарное предприятие «Издательство “Адукацыя і выхаванне”».  
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя, распространителя  
печатных изданий № 1/19 от 02.08.2013.

Ул. Буденного, 21, 220070, Минск, Республика Беларусь.

Открытое акционерное общество «Полиграфкомбинат им. Я. Коласа».  
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,  
распространителя печатных изданий № 2/3 от 04.10.2013.

Ул. Корженевского, 20, 220024, Минск, Республика Беларусь.

---

(Название учреждения образования)

Учебный год	Имя и фамилия учащегося	Состояние учебного пособия при получении	Оценка учащемуся за пользование учебным пособием
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			

**Химия** : учебное пособие для 8-го класса учреждений  
Х46 образования, реализующих образовательные программы общего среднего образования, с русским языком обучения и воспитания / И. Е. Шиманович [и др.] ; под ред. И. Е. Шимановича. — 2-е издание, пересмотренное. — Минск : Адукацыя і выхаванне, 2024. — 232 с. : ил.

ISBN 978-985-03-4091-7.

Первое издание учебного пособия вышло в 2018 г. в издательстве «Народная асвета».

УДК 54(075.3 = 161.1)  
ББК 24я721

Учебное издание

**Шиманович** Игорь Евгеньевич  
**Красицкий** Василий Анатольевич  
**Сечко** Ольга Ивановна  
**Хвалюк** Виктор Николаевич

## **ХИМИЯ**

Учебное пособие для **8** класса учреждений образования,  
реализующих образовательные программы общего среднего  
образования, с русским языком обучения и воспитания

2-е издание, пересмотренное

Зав. редакцией *Г. А. Бабаева*. Редактор *А. М. Гаврилова*.  
Художники *А. А. Ламанова, А. П. Маковцов*.

Художественные редакторы *Е. А. Ждановская, З. П. Болтикова*.

Техническое редактирование и компьютерная верстка *Е. Ю. Агафоновой*.

Корректор *О. С. Козицкая*.

Подписано в печать 31.05.2024. Формат  $70 \times 90^{1/16}$ . Бумага офсетная. Печать офсетная.

Усл. печ. л. 16,97+0,29 форз. Уч.-изд. л. 12,00+0,48 форз. Тираж 116 500 экз.

Заказ .

Республиканское унитарное предприятие «Издательство «Адукацыя і выхаванне»».  
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя, распространителя  
печатных изданий № 1/19 от 02.08.2013.

Ул. Буденного, 21, 220070, Минск, Республика Беларусь.

Открытое акционерное общество «Полиграфкомбинат им. Я. Коласа».  
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя,  
распространителя печатных изданий № 2/3 от 04.10.2013.

Ул. Корженевского, 20, 220024, Минск, Республика Беларусь.

*Правообладатель Адукацыя і выхаванне*