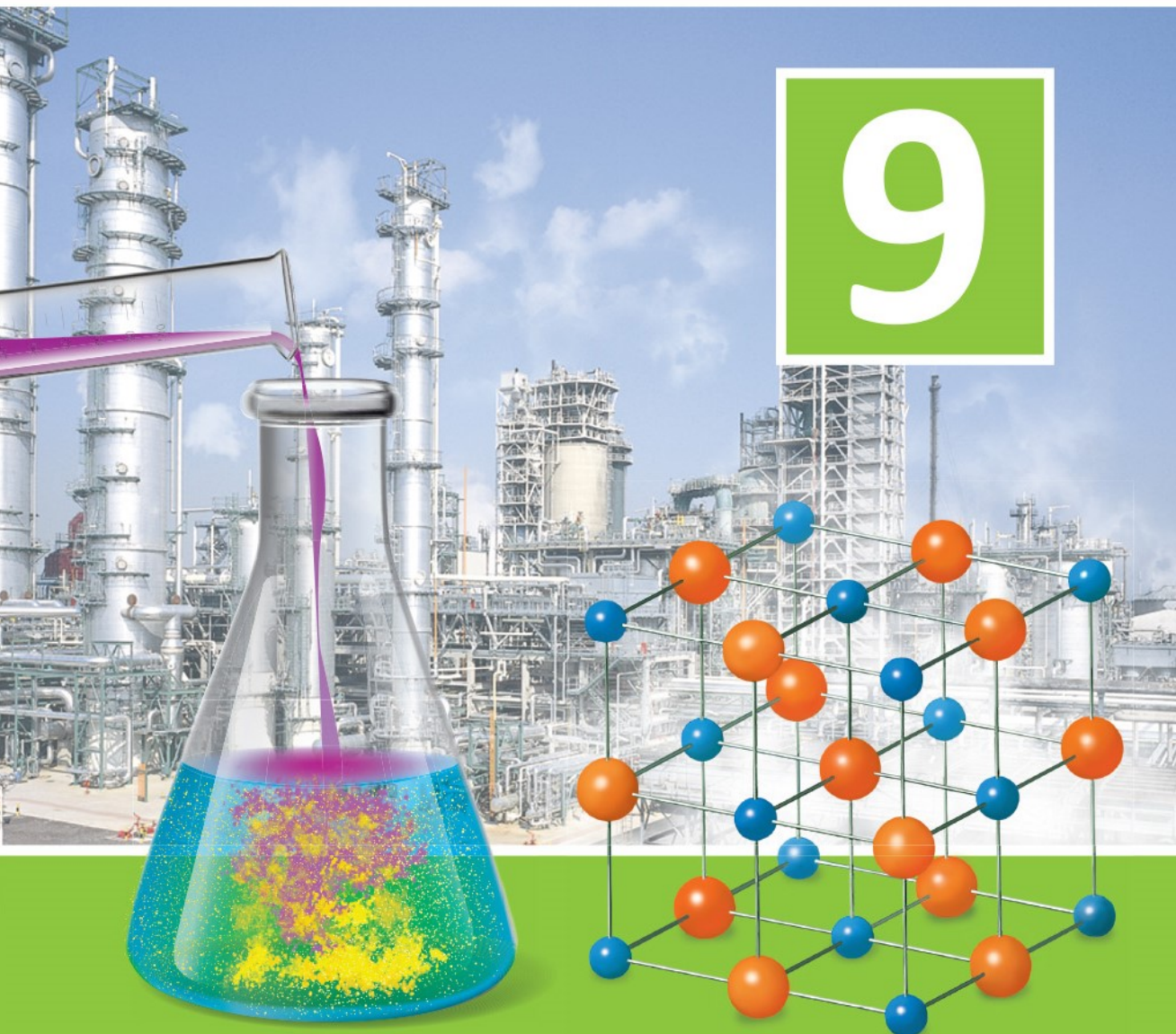


ХИМИЯ

9



ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

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

Атомный номер

Символ
элемента

Название
элемента

Относительная
атомная масса

ЛАНТАНИДЫ

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

АКТИНИДЫ

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

СКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ЭЛЕМЕНТОВ

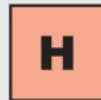
		10	11	12	13	14	15	16	17	18	
										VIIIA	
										2 He ГЕЛИЙ 4,0026	
20 Ca КАЛЬЦИЙ 40,078				IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA			
		5 B БОР 10,811	6 C УГЛЕРОД 12,011	7 N АЗОТ 14,007	8 O КИСЛОРОД 15,9994	9 F ФТОР 18,9984	10 Ne НЕОН 20,1797				
		13 Al АЛЮМИНИЙ 26,9815	14 Si КРЕМНИЙ 28,086	15 P ФОСФОР 30,9738	16 S СЕРА 32,066	17 Cl ХЛОР 35,453			18 Ar АРГОН 39,948		
		IB	IIB								
28 Ni НИКЕЛЬ 58,693	29 Cu МЕДЬ 63,546	30 Zn ЦИНК 65,409	31 Ga ГАЛЛИЙ 69,723	32 Ge ГЕРМАНИЙ 72,64	33 As МЫШЬЯК 74,922	34 Se СЕЛЕН 78,96	35 Br БРОМ 79,904	36 Kr КРИПТОН 83,798			
46 Pd ПАЛЛАДИЙ 106,42	47 Ag СЕРЕБРО 107,868	48 Cd КАДМИЙ 112,412	49 In ИНДИЙ 114,812	50 Sn ОЛОВО 118,71	51 Sb СУРЬМА 121,76	52 Te ТЕЛЛУР 127,60	53 I ИОД 126,904		54 Xe КСЕНОН 131,29		
78 Pt ПЛАТИНА 195,085	79 Au ЗОЛОТО 196,967	80 Hg РТУТЬ 200,59	81 Tl ТАЛЛИЙ 204,383	82 Pb СВИНЕЦ 207,2	83 Bi ВИСМУТ 208,980	84 Po ПОЛОНИЙ [209]	85 At АСТАТ [211]	86 Rn РАДОН [222]			
110 Ds ДАРМШТАДИЙ [271]	111 Rg РЕНТГЕНИЙ [282]	112 Cn КОПЕРНИЦИЙ [285]	113 Nh НИХОНИЙ [286]	114 Fl ФЛЁРОВИЙ [289]	115 Mc МОСКОВИЙ [289]	116 Lv ЛИВЕРМОРИЙ [293]	117 Ts ТЕННЕССИН [294]	118 Og ОГАНЕСОН [294]			
63 Eu ЕВРОПИЙ 151,964	64 Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	65 Tb ТЕРБИЙ 158,925	66 Dy ДИСПРОЗИЙ 162,50	67 Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	68 Er ЭРБИЙ 167,26	69 Tm ТУЛИЙ 168,934	70 Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	71 Lu ЛЮТЕЦИЙ 174,967			
95 Am АМЕРИЦИЙ [243]	96 Cm КЮРИЙ [247]	97 Bk БЕРКЛИЙ [247]	98 Cf КАЛИФОРНИЙ [249]	99 Es ЭЙНШТЕЙНИЙ [252]	100 Fm ФЕРМИЙ [257]	101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ [258]	102 No НОБЕЛИЙ [259]	103 Lr ЛОУРЕНСИЙ [262]			

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ КИС

АНИОНЫ	КА								
	K ⁺	Na ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	NH ₄ ⁺	Ag ⁺	Mg ²⁺	Pb ²⁺	Li ⁺
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	М	Р
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Н	М	Р	М	Р	Н	Р
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Н	Н	Р	Н	М	Н	Р
F ⁻	Р	Р	М	Н	Р	Р	Н	Н	Р
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р
HCOO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	М	Р	Н	—	Н	Р
SiO ₃ ²⁻	Р	Р	Н	Н	—	Н	Н	Н	Р
OH ⁻	Р	Р	Р	М	Р	—	Н	Н	Р
	<i>Сильные основания</i>								



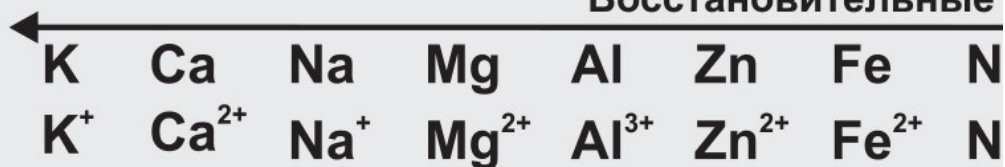
— растворимые



— нерастворимые

Ряд активно

Восстановительные



Окислительные сво

ЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

Т И О Н Ы								
Mn ²⁺	Fe ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺	H ⁺
Р	Р	Р	–	Н	Р	Р	–	Р
Р	Р	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	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Н	Н	М	Н	–	–	–	–	Р
М	М	Р	Р	–	М	Р	М	Р
–	–	–	–	–	–	–	–	Р
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р
Н	Н	Н	Н	Н	–	–	–	Р
Н	Н	Н	Н	Н	–	–	Н	М
Н	Н	Н	Н	–	–	–	–	Н
Н	Н	Н	Н	–	Н	Н	Н	H ₂ O
Слабые основания								

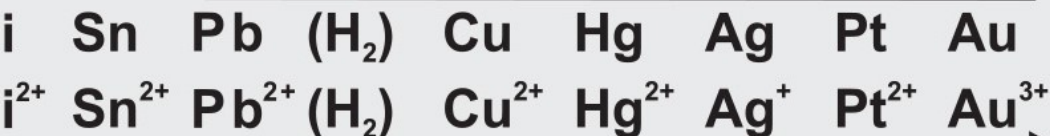
Сильные кислоты

Слабые кислоты

М – малорастворимые **–** – не существуют или разлагаются водой

СТИ МЕТАЛЛОВ

Свойства усиливаются



Свойства усиливаются →

ХИМИЯ

Учебное пособие для **9** 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, переработанное

Минск
«Адукацыя і выхаванне»
2025

Правообладатель Адукацыя і выхаванне

УДК 54(075.3=161.1)
ББК 24я721
Х46

Авторы:

И. Е. Шиманович, Е. И. Василевская, А. В. Зураев, В. А. Красицкий, О. И. Сечко

Рецензенты:

кафедра химии и методики преподавания химии факультета естествознания учреждения образования «Белорусский государственный педагогический университет имени Максима Танка» (кандидат химических наук, доцент, заведующий кафедрой *А. Л. Козлова-Козыревская*); учитель химии квалификационной категории «учитель-методист» государственного учреждения образования «Средняя школа № 20 г. Барановичи»
С. В. Оберган

Химия : учебное пособие для 9-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, переработанное. — Минск : Адукацыя і выхаванне, 2025. — 288 с. : ил.

ISBN 978-985-34-0189-9.

Первое издание учебного пособия вышло в 2019 г. в издательстве «Народная асвета».

УДК 54(075.3=161.1)
ББК 24я721

ISBN 978-985-34-0189-9

© Оформление. Республиканское унитарное предприятие «Издательство “Адукацыя і выхаванне”», 2025

СОДЕРЖАНИЕ

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

ГЛАВА 1

ПОВТОРЕНИЕ ОСНОВНЫХ ВОПРОСОВ КУРСА ХИМИИ VIII КЛАССА

§ 1. Основные классы неорганических веществ	8
§ 2. Строение атома и периодический закон	14
§ 3. Химическая связь	21

ГЛАВА 2

РАСТВОРЫ. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

§ 4. Растворы как смеси веществ	27
§ 5. Качественные характеристики состава растворов	34
§ 6. Количественные характеристики состава растворов. Массовая доля растворенного вещества	39
Практическая работа 1. Приготовление раствора с заданной массовой долей растворенного вещества	44
§ 7. Электролитическая диссоциация веществ в растворах	45
§ 8. Электролитическая диссоциация кислот, оснований и солей	50
§ 9. Реакции ионного обмена	56
Практическая работа 2. Реакции ионного обмена между растворами электролитов	61
§ 10. Химические свойства кислот, оснований, солей с точки зрения теории электролитической диссоциации	62
§ 11. Вода и растворы в жизнедеятельности человека	67

ГЛАВА 3

НЕМЕТАЛЛЫ

§ 12. Общая характеристика неметаллов	73
§ 13. Простые вещества неметаллы	77
§ 14. Водород	82

§ 15. Галогены	87
§ 16. Хлороводород. Соляная кислота	91
§ 17. Хлориды. Применение соляной кислоты и хлоридов	97
Лабораторный опыт 1. Качественная реакция на хлорид-ионы	99
§ 18. Кислород — химический элемент и простое вещество	102
§ 19. Кислород в природе. Получение и применение кислорода	106
§ 20. Сера — химический элемент и простое вещество	109
§ 21. Сероводород	114
§ 22. Оксид серы(IV) и оксид серы(VI)	117
§ 23. Серная кислота	120
§ 24. Химические реакции, лежащие в основе получения серной кислоты. Понятие о практическом выходе продукта реакции	125
§ 25. Сульфаты — соли серной кислоты. Применение серной кислоты и сульфатов	131
Лабораторный опыт 2. Качественная реакция на сульфат-ионы	132
§ 26. Азот — химический элемент и простое вещество	135
§ 27. Аммиак	139
§ 28. Соли аммония. Применение аммиака и солей аммония	144
Лабораторный опыт 3. Качественная реакция на ионы аммония	145
§ 29. Азотная кислота	147
§ 30. Нитраты. Применение азотной кислоты и нитратов	151
§ 31. Фосфор. Химический элемент и простое вещество	155
§ 32. Кислородсодержащие соединения фосфора	161
§ 33. Минеральные удобрения	163
§ 34. Углерод — химический элемент и простое вещество	169
§ 35. Оксиды углерода	175
§ 36. Угольная кислота и ее соли	180
Лабораторный опыт 4. Качественная реакция на карбонат-ионы	181
§ 37. Кремний — химический элемент и простое вещество	185
§ 38. Оксид кремния(IV). Кремниевая кислота и ее соли	189
§ 39. Строительные материалы на основе природных оксидов и солей	194
Практическая работа 3. Решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы»	198

ГЛАВА 4 МЕТАЛЛЫ

§ 40. Металлы. Общая характеристика элементов	200
§ 41. Простые вещества металлы. Физические свойства металлов. Сплавы металлов	203
§ 42. Общие химические свойства металлов	213
§ 43. Щелочные металлы: строение атомов, физические и химические свойства простых веществ	218
§ 44. Важнейшие соединения натрия и калия, их применение и биологическая роль	224
§ 45. Электролиз расплавов солей	229
§ 46. Магний и щёлочноземельные металлы: строение атомов, физи- ческие и химические свойства простых веществ	233
§ 47. Важнейшие соединения магния и кальция	239
§ 48. Качественное обнаружение ионов кальция и бария в растворах. Жесткость природной воды	246
Лабораторный опыт 5. Качественные реакции на ионы кальция и бария	247
§ 49. Алюминий. Общая характеристика элемента. Физические и химические свойства алюминия, его получение и применение . . .	251
§ 50. Оксид и гидроксид алюминия. Соли алюминия	257
§ 51. Железо, его физические и химические свойства. Понятие о коррозии железа	263
§ 52. Важнейшие соединения железа: оксиды, гидроксиды, соли. Качественные реакции на ионы железа	268
Лабораторный опыт 6. Получение и окисление гидроксида железа(II)	273
Практическая работа 4. Решение экспериментальных задач по теме «Металлы»	275
§ 53. Получение железа. Применение железа и его сплавов	276
Ответы	283
Предметный указатель	286

КАК РАБОТАТЬ С УЧЕБНЫМ ПОСОБИЕМ

Дорогие девятиклассники!

Ваши знания, полученные при изучении химии в 7-м и 8-м классах, в этом учебном году значительно расширятся и пополнятся новыми и интересными сведениями и фактами, важными правилами и теориями. В курсе химии 9-го класса вы узнаете много нового о растворах и о процессах, происходящих при растворении веществ в воде. Вы поймете, что такое электролиты и чем они отличаются от неэлектролитов. Вам предстоит также познакомиться с важнейшими неметаллами и металлами, с физическими и химическими свойствами образуемых ими простых и сложных веществ, с их практическим применением.

Материал учебного пособия разделен на главы и параграфы. В тексте параграфов определения понятий, которые нужно запомнить, выделены вертикальной красной линией ■ и **черным полужирным курсивом**, химические формулы, символы и уравнения реакций — **полужирным шрифтом**. Понятия, которые понадобятся вам для понимания и объяснения изучаемого материала, отмечены **синим** цветом, их определения выделены **курсивом**. Правила обозначены вертикальной линией синего цвета ■. В конце параграфов имеются выводы, приведенные на цветном фоне.

В конце каждого параграфа приведены **Вопросы и задания** для закрепления изученного материала. Задачи более высокого уровня сложности представлены в рубрике **«Готовимся к олимпиадам»**. Ответы на все расчетные задания вы найдете в конце учебного пособия.

Предлагаемые в учебном пособии **Комплексные задания** направлены на анализ и оценку информации, на применение знаний для решения практических задач.

После некоторых параграфов имеется рубрика **«Темы для проектной деятельности»**. Работа над проектом предусматривает необходимость находить, интерпретировать и критически оценивать полученную информацию, проводить химические эксперименты, а также способствует формированию экологической культуры и ответственного отношения к своему здоровью.

В учебном пособии приводятся многочисленные иллюстрации, отображающие внешний вид веществ и материалов, различных объектов, а также схемы, показывающие суть химических превращений веществ и их практическое применение. Материал обобщающего и систематизирующего характера представлен в виде таблиц. Числовые данные, приве-

денные в таблицах, носят справочный характер и, как правило, не предназначены для запоминания.

Кроме основного текста, в параграфах имеется рубрика «Для любознательных». В ней приводятся интересные факты из истории развития химии, о становлении и развитии химической науки и промышленности в Республике Беларусь, о свойствах различных веществ и их практическом использовании.

Изучение учебного предмета «Химия» предусматривает выполнение лабораторных опытов и практических работ. Инструкции, необходимые для их выполнения, приведены в учебном пособии. Экспериментальные задания из рубрики «**Домашний эксперимент**» вы сможете выполнить дома самостоятельно. При выполнении эксперимента необходимо соблюдать правила безопасного обращения с веществами.

Не забывайте пользоваться предметным указателем, с помощью которого вы сможете быстро отыскать необходимую информацию.

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 «9 класс» → «Химия», а также отсканировав QR-код.



Надеемся, что знания, приобретенные в этом учебном году, будут основой для успешного изучения химии и других естественных наук в старших классах и пригодятся вам в повседневной жизни, в будущей трудовой деятельности.

Желаем вам успехов!

1

Глава

ПОВТОРЕНИЕ ОСНОВНЫХ ВОПРОСОВ КУРСА ХИМИИ VIII КЛАССА

§ 1. Основные классы неорганических веществ

Все известные неорганические вещества можно разделить на отдельные группы или классы соединений. Такое деление называется классификацией. Вещества одного и того же класса обладают схожими свойствами или признаками. Чаще всего неорганические вещества классифицируются по составу, по строению и по химическим свойствам.

Общая схема классификации неорганических веществ представлена

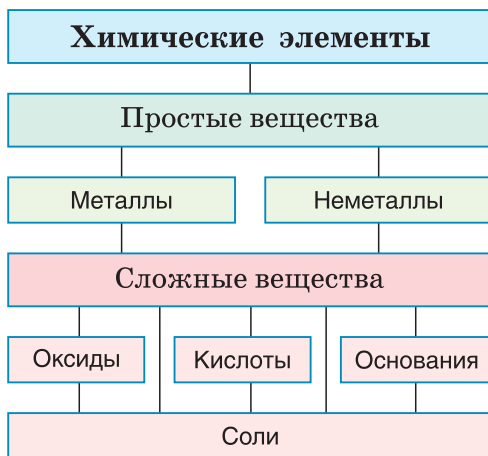


Рис. 1. Общая схема классификации неорганических веществ

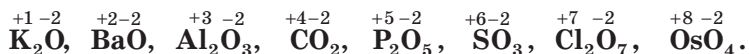
на рисунке 1. Как вы уже знаете, к простым веществам относятся металлы и неметаллы.

Сложные неорганические вещества, различающиеся по качественному составу и по химическим свойствам, подразделяются на несколько классов. Важнейшими из них являются оксиды, кислоты, основания и соли.

Рассмотрим более подробно важнейшие классы сложных неорганических веществ.

Оксиды — сложные вещества, в состав которых входят атомы двух химических элементов, один из которых кислород.

Степень окисления атомов кислорода в оксидах равна -2 :



Название оксида состоит из слова «оксид» и названия второго элемента в родительном падеже, например:

H_2O — оксид водорода, CaO — оксид кальция.

Напомним, что на начальном этапе изучения химии при знакомстве с понятием «валентность» ее значения мы выражали римскими цифрами, записанными над символами элементов. В 8-м классе вы познакомились с более универсальной характеристикой атомов — степенью окисления. Ее числовые значения в названиях сложных веществ мы будем обозначать римскими цифрами, записанными в скобках после названий химических элементов, например: $\overset{+2}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}$ — оксид углерода(II), $\overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}_2$ — оксид углерода(IV).

По способности реагировать с кислотами и основаниями (щелочами) с образованием солей все оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие. К солеобразующим относятся основные, кислотные и амфотерные оксиды, принципиальное отличие между которыми заключается в их отношении к кислотам и щелочам.

Важнейшие химические свойства оксидов представлены в таблице 1.

Таблица 1. Важнейшие химические свойства оксидов

Вещества, с которыми реагируют основные оксиды	Продукты реакций	Примеры
Кислоты	Соли и вода	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Кислотные оксиды	Соли	$\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$
Вода (реагирует с оксидами только щелочных и щёлочноземельных металлов)	Основания (щёлочи)	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$
Вещества, с которыми реагируют кислотные оксиды	Продукты реакций	Примеры
Щёлочи	Соли и вода	$\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Основные оксиды	Соли	$\text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_3$
Вода (реагирует со всеми кислотными оксидами, кроме SiO_2)	Кислородсодержащие кислоты	$\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$

Окончание таблицы

Вещества, с которыми реагируют амфотерные оксиды	Продукты реакций	Примеры
Кислоты	Соли и вода	$\text{ZnO} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Кислотные оксиды	Соли	$\text{ZnO} + \text{SO}_3 = \text{ZnSO}_4$
Расплавленные щёлочи	Соли и вода	$\text{ZnO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Оснóвные оксиды	Соли	$\text{ZnO} + \text{K}_2\text{O} = \text{K}_2\text{ZnO}_2$

Кислоты — сложные вещества, в молекулах которых атомы водорода, способные замещаться атомами металлов, соединены с кислотными остатками.

По составу неорганические кислоты делятся на кислородсодержащие (H_2SO_4 — серная, H_3PO_4 — фосфорная, HNO_3 — азотная) и бескислородные (HCl — хлороводородная, H_2S — сероводородная). Хлороводородную кислоту часто называют соляной.

Почти все кислоты — вещества молекулярного строения. Большинство кислот хорошо растворимы в воде. К нерастворимым относится, например, кремниевая кислота H_2SiO_3 .

Важнейшие химические свойства кислот проявляются в их реакциях с металлами, оснóвными оксидами, основаниями и солями. Соответствующая информация о химических свойствах кислот приведена в таблице 2.

Таблица 2. Важнейшие химические свойства кислот

Вещества, с которыми реагируют кислоты	Продукты реакций	Примеры
Металлы, расположенные в ряду активности до водорода	Соли и водород	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
Оснóвные оксиды	Соли и вода	$2\text{HBr} + \text{FeO} = \text{FeBr}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Основания	Соли и вода	$\text{H}_2\text{S} + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
Соли	Новые соли и кислоты	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}$

Основания — сложные вещества, состоящие из атомов металлов и гидроксогрупп **ОН**.

Названия оснований состоят из двух слов, первое из которых — «гидроксид», а второе — название металла в родительном падеже, например:

NaOH — гидроксид натрия, **Zn(OH)₂** — гидроксид цинка.

Если металл может находиться в разных степенях окисления и образует несколько оснований, то в скобках римской цифрой указывается степень окисления атомов металла в данном основании, например:

$\overset{+2}{\text{Fe}}(\text{OH})_2$ — гидроксид железа(II), $\overset{+3}{\text{Fe}}(\text{OH})_3$ — гидроксид железа(III). Все основания — твердые вещества немолекулярного строения. Гидроксиды щелочных и щёлочноземельных металлов, например **NaOH**, **KOH**, **Sr(OH)₂**, **Ba(OH)₂**, растворимы в воде и имеют общее название — щёлочи.

Важнейшие химические свойства оснований проявляются в их реакциях с кислотами, кислотными оксидами, солями, а также в их отношении к нагреванию. Соответствующая информация о химических свойствах оснований приведена в таблице 3.

Таблица 3. Важнейшие химические свойства оснований

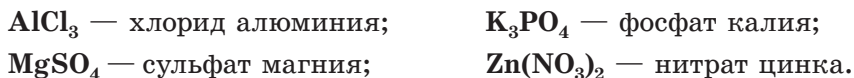
Вещества, с которыми реагируют основания	Продукты реакций	Примеры
Кислоты	Соли и вода	$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
Кислотные оксиды	Соли и вода	$2\text{KOH} + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Соли	Новые соли и основания	$3\text{NaOH} + \text{FeCl}_3 = 3\text{NaCl} + \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$

Малорастворимые и нерастворимые основания при нагревании разлагаются на соответствующий оксид металла и воду:



Соли — сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов и кислотные остатки.

Название любой соли состоит из двух слов, первое из которых — название кислотного остатка в именительном падеже, а второе — название металла в родительном падеже. Примеры названий солей:



Если металл может находиться в разных степенях окисления и образует несколько солей, то в скобках указывается степень окисления атомов металла в данной соли, например: FeSO_4^{+2} — сульфат железа(II), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3^{+3}$ — сульфат железа(III).

Все соли — твердые кристаллические вещества немолекулярного строения, большинство из них хорошо растворимы в воде.

Важнейшие химические свойства солей — их взаимодействие с металлами, кислотами, щелочами, другими солями. Соответствующая информация о химических свойствах солей приведена в таблице 4.

Таблица 4. Важнейшие химические свойства солей

Вещества, с которыми реагируют соли	Продукты реакций	Примеры
Металлы	Новые металлы и соли	$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{Cu} \downarrow + \text{FeSO}_4$
Кислоты	Новые соли и кислоты	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl}$
Основания (щёлочи)	Новые основания и соли	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{KNO}_3$
Соли	Новые соли	$\text{ZnSO}_4 + \text{CaCl}_2 = \text{CaSO}_4 \downarrow + \text{ZnCl}_2$

Напоминаем, что для реакций солей с металлами справедливо следующее правило:

более активный металл, расположенный в ряду активности левее, вытесняет из раствора соли менее активный металл, который располагается в этом ряду правее.

Соответственно, менее активный металл не может вытеснить более активный из раствора его соли:



Вопросы и задания

1. Чем различаются между собой: а) простые и сложные вещества; б) вещества молекулярного и немолекулярного строения? Приведите по три примера соответствующих веществ.
2. По каким признакам оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные? Приведите по два примера оксидов каждого типа, назовите их.
3. Охарактеризуйте важнейшие химические свойства основных оксидов. Составьте уравнения реакций: а) оксида натрия с водой; б) оксида железа(II) с соляной кислотой; в) оксида кальция с оксидом углерода(IV). Назовите образующиеся вещества.
4. Охарактеризуйте важнейшие химические свойства кислотных оксидов. Составьте уравнения реакций: а) оксида азота(V) с водой; б) оксида углерода(IV) с гидроксидом натрия; в) оксида серы(VI) с оксидом натрия; г) оксида кальция с оксидом фосфора(V). Назовите образующиеся вещества.
5. Охарактеризуйте важнейшие химические свойства кислот. Составьте уравнения реакций: а) серной кислоты с алюминием; б) соляной кислоты с оксидом стронция; в) фосфорной кислоты с карбонатом калия; г) азотной кислоты с гидроксидом кальция. Назовите образующиеся вещества.
6. Охарактеризуйте важнейшие химические свойства оснований. Составьте уравнения реакций: а) гидроксида меди(II) с азотной кислотой; б) гидроксида кальция с оксидом азота(V); в) гидроксида лития с сульфатом железа(III); г) термического разложения гидроксида хрома(III). Назовите образующиеся вещества.
7. Охарактеризуйте важнейшие химические свойства солей. Составьте уравнения реакций: а) нитрата ртути(II) с цинком; б) карбоната бария с азотной кислотой; в) сульфата алюминия с гидроксидом калия; г) карбоната натрия с нитратом серебра; д) термического разложения карбоната бария. Назовите образующиеся вещества.
8. Смесь порошков меди и цинка общей массой 19,4 г внесли в соляную кислоту (избыток). В результате реакции выделился газ объемом 4,48 дм³ (н. у.). Рассчитайте массовую долю меди в исходной смеси.

§ 2. Строение атома и периодический закон

Вам уже хорошо известно, что вещества состоят из атомов — мельчайших, химически неделимых частиц, не исчезающих и не возникающих при химических реакциях. Современное физическое определение атома следующее.

Атом — *электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.*

Ядро атома имеет сложное строение. Оно состоит из протонов и нейтронов. Поскольку атом в целом электронейтрален, число протонов в его ядре равно общему числу электронов в атоме. Основные характеристики электронов, протонов и нейтронов приведены в таблице 5.

Таблица 5. Основные характеристики частиц, входящих в состав атома

Частица	Символ	Относительная масса	Относительный заряд
Протон	p	≈ 1	1+
Нейтрон	n	≈ 1	0
Электрон	e ⁻	$\approx \frac{1}{1840}$	1-

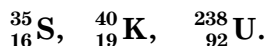
Заряд ядра атома является главной характеристикой элемента, определяя его положение в периодической системе, а следовательно, все свойства атомов этого элемента и его соединений.

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 определяет массу ядра и, следовательно, массу всего атома, т. к. масса электронов составляет ничтожную часть общей массы атома.

Число протонов Z , равное атомному номеру элемента, и массовое число A указывают числовыми индексами слева от символа химического элемента — ${}^A_Z\text{Э}$, например:



Большинство химических элементов в природе существует в виде атомов нескольких типов, например: $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$. Такие *атомы, имеющие одинаковое число протонов в ядре, но различные массовые числа, называются изотопами*.

Изотопы любого элемента занимают одно место в периодической системе, т. к. ядра их атомов имеют одинаковый положительный заряд. Следовательно, можно дать более точное определение химического элемента.

Химический элемент — вид атомов с одинаковым зарядом ядра.

Поскольку большинство химических элементов в природе существует в виде смеси нескольких изотопов с разными массовыми числами, то относительная атомная масса данного элемента является усредненной величиной относительных атомных масс его изотопов.

Все изменения, происходящие с атомами в ходе химических реакций, являются результатом изменения их электронного строения.

Электроны в атоме находятся в постоянном движении вокруг ядра. Поскольку у такого движения отсутствует определенная траектория, для его описания используется своеобразная модель движения электрона вокруг ядра — электронное облако (рис. 2). Электронное облако не имеет четких границ, поэтому его обычно ограничивают условной поверхностью, которая охватывает не менее 90 % облака. Такую область околоядерного пространства, в которой наиболее вероятно нахождение данного электрона, называют атомной орбиталью.

Орбитали в зависимости от энергии электрона имеют различные размеры и формы (рис. 3).

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.

Электроны, обладая различной энергией, по-разному располагаются в атоме. Электроны с большей энергией находятся дальше от ядра, и наоборот, электроны,

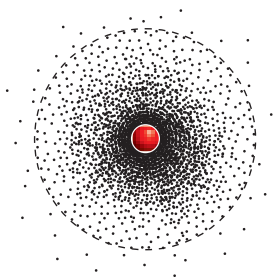


Рис. 2. Схема электронного облака

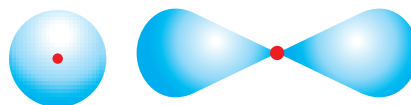


Рис. 3. Формы атомных орбиталей в многоэлектронном атоме

обладающие меньшей энергией, движутся в основном вблизи ядра. Так образуются как бы слои из электронов с близкими значениями энергий, или энергетические уровни.

Число энергетических уровней в атоме, на которых находятся электроны, равно номеру периода, в котором располагается химический элемент в периодической системе.

Каждый энергетический уровень имеет свой порядковый номер n ($n = 1, 2, 3...$).

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. Энергетические подуровни обозначаются буквами s, p, d, f .

Число подуровней на данном энергетическом уровне равно номеру этого уровня.

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) подуровней.

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. Общая схема распределения электронов по энергетическим уровням, подуровням и орбиталям представлена на рисунке 4. Энергетические уровни условно изображены пронумерованными дугами разных цветов.

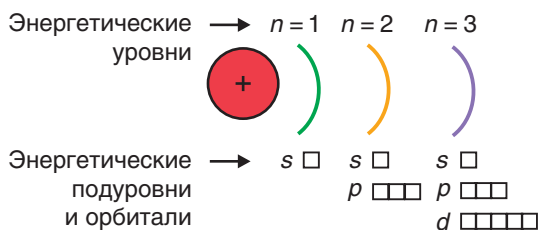


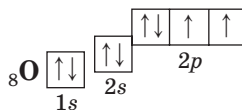
Рис. 4. Энергетические уровни, энергетические подуровни и атомные орбитали

Электроны в зависимости от их энергии распределяются по энергетическим уровням и подуровням в строго определенном порядке. Это распределение выражается с помощью **электронных конфигураций**. Например, у кислорода — элемента с атомным номером 8 — электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^4$. В этой записи строчной цифрой записывается номер энергетического уровня, затем следует латинская буква, обозначающая тип подуровня (s, p, d, \dots). 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:

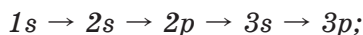


а у атома кислорода с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^4$ она имеет вид:



При составлении электронных конфигураций и электронно-графических схем атомов необходимо соблюдать ряд правил:

а) энергетические подуровни заполняются электронами в порядке увеличения их энергии. Для атомов элементов первых трех периодов этот порядок следующий:



б) на каждой орбитали может находиться не более двух электронов с противоположными спинами:



в) если на энергетическом подуровне имеется несколько орбиталей, то на каждой из них сначала располагается по одному электрону. Когда все орбитали подуровня оказываются занятыми, в каждую из них добавляется по второму электрону с противоположным спином.

Покажем это на примере размещения электронов на трех орбиталях p -подуровня (рис. 5).


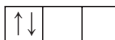


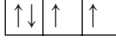

Число электронов	Порядок размещения электронов	
	Правильно	Неправильно
2		
3		
4		

Рис. 5. Порядок размещения электронов на трех орбиталях p -подуровня

Электроны внешнего энергетического уровня связаны с ядром слабее, чем остальные, поэтому более подвижны. Они определяют химические свойства данного атома. Такие электроны называют валентными. У атомов элементов А-групп число валентных электронов равно номеру группы, обозначенному римской цифрой. Таким образом, можно сделать вывод: свойства атомов химических элементов каждой группы периодически повторяются потому, что периодически повторяется строение их внешних энергетических уровней.

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.

С точки зрения современной науки атом не имеет определенных границ, поэтому условно его форму считают шарообразной, а характеристикой его размера является радиус атома. Радиус атома в основном определяется зарядом его ядра, количеством энергетических уровней и числом электронов на внешнем энергетическом уровне. У атомов элементов А-групп с увеличением атомного номера растет число энергетических уровней и, следовательно, увеличиваются радиусы атомов (табл. 6). В периодах по мере возрастания атомных номеров элементов заряды ядер их атомов увеличиваются, вследствие чего ядра все сильнее притягивают к себе электроны внешнего энергетического уровня.

Происходит своеобразное «сжатие» атомов, и их радиусы уменьшаются (табл. 7, с. 20).

Таблица 6. Изменение различных характеристик атомов элементов IVA-группы

Номер периода	Символ элемента	Заряд ядра атома	Число энергетических уровней	Число электронов на внешнем энергетическом уровне	Относительные размеры атомов	Металлические свойства	Неметаллические свойства	Кислотные свойства гидроксидов	Основные свойства гидроксидов
1	—	—	—	—	—	—	—	—	—
2	C	6+	2	4	○	Усиливаются ↓	Ослабевают ↓	Ослабевают ↓	Усиливаются ↓
3	Si	14+	3	4	○				
4	Ge	32+	4	4	○				
5	Sn	50+	5	4	○				
6	Pb	82+	6	4	○				

Характер изменения радиусов атомов в группах и периодах определяет закономерности изменения металлических и неметаллических свойств атомов элементов, точнее, их простых веществ.











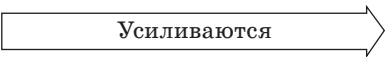

Усиление металлических свойств атомов элементов в группах с возрастанием атомного номера элемента связано прежде всего с увеличением радиусов их атомов, т. е. с ростом числа энергетических уровней. Одновременно усиливаются основные свойства оксидов и гидроксидов этих элементов.

В противоположность этому неметаллические свойства атомов элементов А-групп с увеличением зарядов их ядер ослабевают, т. к. растет число энергетических уровней. Кислотные свойства оксидов и гидроксидов этих элементов также ослабевают (табл. 6).

В малых периодах с ростом зарядов ядер атомов увеличивается и число электронов на внешнем энергетическом 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. Аналогично в периоде с ростом зарядов ядер атомов свойства оксидов и гидроксидов изменяются от основных к кислотным (табл. 7).

Таблица 7. Изменение различных характеристик атомов элементов III периода

Номер группы	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Символ элемента	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Заряд ядра	11+	12+	13+	14+	15+	16+	17+	18+
Число электронов на внешнем энергетическом уровне	1	2	3	4	5	6	7	8
Степень окисления в высших оксидах	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	—
Относительные размеры атомов								
Металлические свойства								
Неметаллические свойства								
Кислотные свойства гидроксидов								
Основные свойства гидроксидов								

Вопросы и задания

1. В ядрах атомов химических элементов содержится соответственно 9, 24, 38, 78 и 86 протонов. Назовите эти элементы. Укажите их «адреса» в периодической системе элементов.
2. Определите атомный номер элемента, у которого массовое число атома равно 26, а число нейтронов в ядре — 14.
3. Укажите состав атомных ядер изотопов: а) ${}^{24}_{12}\text{Mg}$; ${}^{25}_{12}\text{Mg}$; ${}^{27}_{12}\text{Mg}$; б) ${}^{16}_8\text{O}$; ${}^{17}_8\text{O}$; ${}^{18}_8\text{O}$.
4. Как современная атомная теория описывает состояние электрона в атоме?
5. Составьте электронные схемы атомов азота, магния, алюминия, фосфора, аргона.

6. Что является причиной периодичности свойств атомов химических элементов?
7. Как изменяются свойства высших оксидов и соответствующих им гидроксидов в группах и периодах? Составьте их формулы для элементов IVA-группы и третьего периода.
8. Напишите уравнения реакций высших оксидов калия, кальция, фосфора и углерода с водой.

§ 3. Химическая связь

Практически все вещества представляют собой соединения, состоящие из атомов двух или большего числа химических элементов. Исключение составляют благородные газы — элементы VIIA-группы. Их простые вещества состоят из одноатомных молекул. У атомов этих элементов на внешнем энергетическом уровне находится максимально возможное число электронов — 2 у атома гелия **He** и по 8 у атомов остальных элементов. Такой энергетический уровень называется *завершенным* и считается самым устойчивым.

У атомов остальных элементов внешние энергетические уровни являются незавершенными, поэтому в процессе химического взаимодействия атомы стремятся их завершить, т. е. приобрести электронное строение атома ближайшего благородного газа. Такое взаимодействие, т. е. соединение атомов между собой, называется *химической связью*.

Химическая связь — это взаимодействие, которое связывает отдельные атомы в более сложные системы (молекулы, атомные кристаллы и др.).

Из курса химии 8-го класса вам уже известно, что химическая связь имеет электростатическую природу, т. е. определяется лишь силами притяжения частиц с разноименными зарядами и отталкивания частиц с одинаковыми зарядами. При образовании химической связи всегда выделяется энергия.

В зависимости от способа достижения атомами устойчивого электронного состояния различают три типа химической связи: ковалентную, ионную и металлическую.

Ковалентная связь

Ковалентная связь возникает между атомами неметаллов. Рассмотрим образование ковалентной связи между двумя атомами фтора в молекуле F_2 . У атома фтора с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^5$

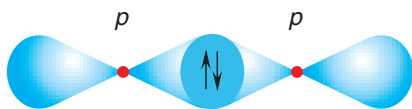
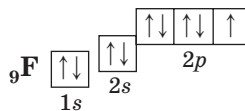


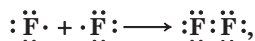
Рис. 6. Модель перекрывания p -электронных облаков двух атомов фтора

на внешнем энергетическом уровне имеется семь электронов, один из них — неспаренный:



Поскольку этот электрон находится на p -подуровне, его электронное облако имеет форму объемной «восьмерки». При сближении двух атомов фтора p -электронные облака их неспаренных электронов перекрываются и между атомами F образуется общая электронная пара, или ковалентная связь (рис. 6).

Схема образования молекулы фтора с помощью электронных формул:



а структурная формула молекулы имеет вид:

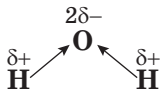


Ковалентная связь — это связь, возникающая в результате образования общих электронных пар между двумя атомами.

При взаимодействии атомов одного и того же химического элемента общая электронная пара располагается симметрично между обоими ядрами. Такая ковалентная связь называется неполярной. Она присуща молекулам простых веществ H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , S_8 , P_4 и др. Молекулы с неполярными ковалентными связями называют неполярными молекулами.

Взаимодействующие атомы могут иметь разные значения электроотрицательности. В этом случае общая электронная пара связи смещается в сторону атома более электроотрицательного элемента. Ковалентную связь, образованную таким образом, называют полярной. Чем больше разность значений электроотрицательности обоих атомов, тем более полярной является химическая связь между ними.

Примером молекул с ковалентной полярной связью является молекула воды. В ней общие электронные пары связей $H-O$ смещены к атому более электроотрицательного кислорода. За счет этого на атомах H возникает частичный положительный заряд δ^+ , а на атоме O — вдвое больший частичный отрицательный заряд $2\delta^-$.



Поскольку из-за углового строения молекула воды имеет два противоположно заряженных полюса, она является полярной молекулой, или диполем. Молекулу воды часто изображают или в виде шаростержневой модели, или в виде диполя (рис. 7).

Если атомы соединены между собой одной общей электронной парой, то такая ковалентная связь называется одинарной. Но между двумя атомами может возникать и большее число связей. В таких случаях говорят о кратности связи, понимая под этим термином число электронных пар, участвующих в образовании ковалентной связи. Например, в молекуле кислорода O_2 атомы связаны между собой двойной ковалентной связью:



а в молекуле азота N_2 атомы связаны между собой тройной ковалентной связью:



Кристаллические структуры, состоящие из атомов, связанных друг с другом ковалентными связями, называются атомными кристаллами или веществами с атомной кристаллической решеткой. Примерами являются алмаз C , кварц SiO_2 , карборунд SiC (рис. 8) и др. Это вещества немолекулярного строения, для которых характерна высокая прочность и твердость, высокие температуры плавления и кипения. Они нерастворимы в воде, не имеют запаха. Другие твердые вещества с ковалентными связями представляют собой молекулярные кристаллы, т. е. являются соединениями с молекулярной кристаллической решеткой.

Ионная связь

При значительном различии электроотрицательностей атомов, например, натрия и хлора образующаяся между ними общая электронная пара практически полностью смещается в сторону более электроотрицательного атома Cl . В этом случае можно говорить о полном переходе

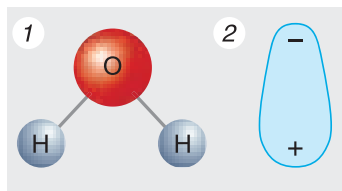


Рис. 7. Молекула воды: 1 — шаростержневая модель, 2 — диполь

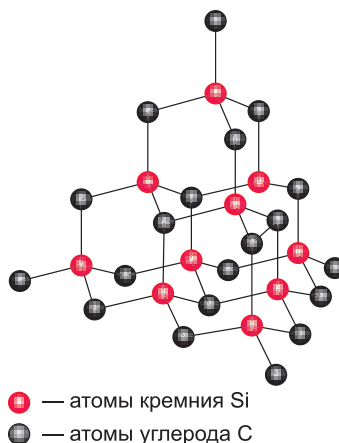
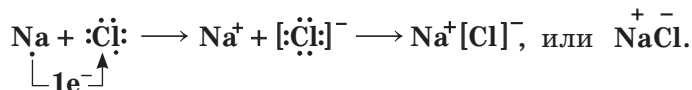


Рис. 8. Модель кристаллической структуры карборунда

электрона от атома металла к атому неметалла. Атом натрия в результате потери электрона превращается в ион Na^+ , а атом хлора, присоединив электрон, превращается в ион Cl^- . Эти противоположно заряженные ионы притягиваются друг к другу, и между ними возникает химическая связь, которая называется ионной связью.

Ионная связь — это химическая связь, которая осуществляется за счет притяжения противоположно заряженных ионов.

Схема такого взаимодействия вам уже знакома:



Все ионные соединения являются твердыми веществами с ионной кристаллической решеткой, в узлах которой расположены положительно и отрицательно заряженные ионы.

Каждый ион окружен определенным числом ионов противоположного заряда, и они все вместе образуют ионный кристалл. Химическая формула ионного соединения отображает простейшее (наименьшее) соотношение между числами ионов во всем кристалле и в каждой формульной единице этого вещества. Примерами ионных соединений могут служить оксиды металлов (Al_2O_3 , CuO), щёлочи (KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$), соли (CaCl_2 , Na_2SO_4). Как правило, они являются твердыми тугоплавкими веществами, не имеющими запаха.

Металлическая связь

Как следует из самого названия, металлическая связь характерна для простых веществ металлов, у которых на внешнем энергетическом уровне находится небольшое число валентных электронов. Эти электроны отрываются и свободно перемещаются по всему кристаллу металла:



Совокупность таких электронов называют «электронным газом». Именно эти электроны обуславливают высокую электропроводность и теплопроводность металлов, а также такие механические свойства, как ковкость и пластичность.

При обычных условиях все металлы (исключая ртуть Hg) являются твердыми кристаллическими веществами. В узлах кристаллической решетки металлов находятся положительно заряженные ионы, между которыми перемещаются свободные электроны.

За счет электростатического притяжения между положительно заряженными ионами металла и отрицательно заряженными свободными электронами возникает прочная химическая связь, называемая металлической. Поскольку электроны, участвующие в ее образовании, являются общими сразу для всех атомов в кристалле металла, можно сказать, что металлическая связь является коллективной связью (рис. 9).

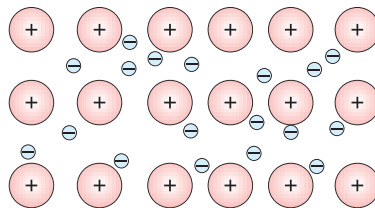


Рис. 9. Схема строения кристалла металла

Металлическая связь — это связь между положительно заряженными ионами металлов посредством обобществленных электронов.

Обобщающая информация о рассмотренных типах химической связи приведена в таблице 8.

Таблица 8. Типы химической связи

Типы связей	Особенности связей	Примеры
Ковалентная связь — связь, возникающая в результате образования общих электронных пар. Если связь образована одной общей парой, то такая связь считается одинарной, двумя — двойной, тремя — тройной	Неполярная связь — общая электронная пара располагается на одинаковом расстоянии от центров атомов: $\text{H} \cdot + \cdot \text{H} \rightarrow \text{H} : \text{H}$	Образуется между атомами с одинаковой электроотрицательностью. Например: H_2 , N_2 , P_4 , O_3
	Полярная связь — общая электронная пара смещена к одному из атомов, что приводит к образованию частичного положительного (δ^+) и частичного отрицательного (δ^-) зарядов: $\text{H} \cdot + \cdot \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}} : \rightarrow \text{H} : \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}, \text{ или } \overset{\delta^+}{\text{H}} \rightarrow \overset{\delta^-}{\text{Cl}}$	Образуется между атомами с разной электроотрицательностью. Например: HCl , NH_3 , SO_2
Ионная связь — это химическая связь, которая осуществляется за счет притяжения противоположно заряженных ионов	В результате полного перехода электронов от атомов металла к атомам неметалла образуются катионы и анионы, которые притягиваются друг к другу: $\text{Na} + \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}} : \rightarrow \text{Na}^+ + [\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}} :]^- \rightarrow \underset{\uparrow}{\text{1e}^-} \rightarrow \text{Na}^+ [\text{Cl}]^-, \text{ или } \overset{+}{\text{Na}} \overset{-}{\text{Cl}}$	Образуется между атомами со значительно отличающейся электроотрицательностью, например между атомами металлов и неметаллов: NaCl , KF , BaO

Окончание таблицы

Типы связей	Особенности связей	Примеры
Металлическая связь — это связь между положительно заряженными ионами металлов посредством обобщенных электронов	В упрощенном виде можно считать, что в узлах кристаллической решетки находятся катионы металлов, между которыми перемещаются свободные электроны	Образуется между атомами металлов: Na, Cu, Fe

Межмолекулярное взаимодействие

Большинство молекул являются полярными и представляют собой диполи, которые способны притягиваться друг к другу. Такое притяжение называют межмолекулярным взаимодействием. Межмолекулярное взаимодействие, как и химическая связь, имеет электростатическую природу. Однако, в отличие от химической связи, оно гораздо слабее. Одной из разновидностей межмолекулярного взаимодействия является водородная связь.

При обычных условиях вещества молекулярного строения находятся в газообразном, жидком или твердом агрегатных состояниях. Многие из таких веществ имеют запах, т. к. их молекулы даже при обычных условиях могут отрываться от кристаллов и переходить в газообразное состояние.

Вопросы и задания

1. Какие вещества существуют в форме свободных атомов? Объясните причину такого явления.
2. Почему большинство атомов в природе существует в виде различных соединений?
3. Что представляет собой химическая связь? Каковы ее природа и условия образования?
4. Укажите основные типы химической связи. Что общего и каковы различия между ними?
5. Дайте определение ковалентной связи. Составьте электронные схемы образования ковалентной связи в молекулах Cl_2 , O_2 и N_2 .
6. Изобразите электронные и структурные формулы молекул H_2O , CH_4 , NH_3 , HBr .
7. Дайте определение ионной связи. Какие общие черты и какие различия имеются у ковалентной и ионной связи?
8. Из предложенного перечня выберите формулы веществ с ионной, ковалентной полярной и ковалентной неполярной связью: BaCl_2 , H_2S , N_2 , HBr , CO_2 , Cl_2 , NaI .

2

Глава

РАСТВОРЫ. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

§ 4. Растворы как смеси веществ

В природе, в повседневной жизни, в промышленности мы встречаемся с многокомпонентными системами, которые называются смесями веществ. С некоторыми из них вы познакомились, изучая химию, физику и биологию.

Мы часто говорим: пена, эмульсия, раствор, аэрозоль (рис. 10). Что же это такое? Это смеси веществ, которые бывают неоднородными и однородными. Они состоят из веществ, находящихся как в одинаковом, так и в разных агрегатных состояниях — твердом (т), жидком (ж) и газообразном (г). Познакомимся с некоторыми неоднородными смесями (табл. 9).

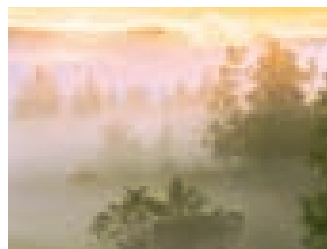


Рис. 10. Аэрозоль — туман

Таблица 9. Неоднородные смеси

Смеси	Агрегатное состояние компонентов. Примеры смесей
Твердые смеси	т-т: (гранит, полевой шпат, слюда, почва); т-г: (пемза, пенопласт)
Суспензии	ж-т: в жидкости распределены частицы твердого вещества (взвесь мела, песка или глины в воде)
Эмульсии	ж-ж: в жидкости распределены мелкие капельки другой, не смешивающейся с первой, жидкости (молоко, майонез)
Пены	ж-г: в жидкости распределены пузырьки газа (пена шампуня, мыла)
Аэрозоли	г-т: в газообразном веществе распределены частички твердого вещества (дым, смог, краски в аэрозольной упаковке); г-ж: в газообразном веществе распределены частички жидкого вещества (туман)

Однородными называют такие смеси, в которых частицы нельзя обнаружить ни визуально, ни с помощью оптических приборов. Однородные смеси обычно называют растворами, т. к. в любой части своего объема имеют одинаковый состав. Растворы могут быть жидкие (водные и неводные), газообразные (газовые смеси), твердые (сплавы некоторых металлов). В газообразных растворах (смесь газов) наблюдается неограниченная взаимная растворимость газов друг в друге, например воздух является смесью азота, кислорода, благородных и углекислого газов.

Любой раствор содержит не менее двух компонентов, один из которых растворитель, а другой — растворенное вещество. Количественное соотношение растворителя и растворенного вещества в растворах может изменяться в широком интервале значений.

Растворы — это однородные устойчивые системы, состоящие из двух или более компонентов.

Самый универсальный и самый распространенный в природе, быту и промышленности растворитель — это вода. В ней растворяются различные твердые, жидкие и газообразные вещества. Водные растворы всегда прозрачны и могут долго храниться в закрытых сосудах, если растворенные вещества не разлагаются. Растворы некоторых веществ имеют окраску (рис. 11).

С чем же связана способность воды растворять различные вещества? В чем заключаются особенности воды как растворителя? Для ответа на эти вопросы вспомним, что молекулы воды являются диполями.

Как же происходит процесс растворения? При растворении твердых веществ в воде (если они растворимы) легко заметить, как постепенно происходит уменьшение количества твердого вещества, часто вплоть до его полного перехода в раствор. Интересно наблюдать растворение, если в воду опустить 1–2 кристаллика марганцовки (рис. 12).



Рис. 11. Образцы растворов различных веществ: 1 — сульфата меди(II), 2 — нитрата никеля(II), 3 — хлорида железа(III)



Рис. 12. Растворение перманганата калия в воде

Заметно, как от кристалликов отделяются окрашенные струйки, а сами кристаллики уменьшаются в размере. Очевидно, что растворяемое вещество разрушилось и его частицы распределились по всему объему раствора.

Какова же роль воды в процессе растворения? Она заключается в том, что молекулы воды, взаимодействуя с растворяемым веществом, «отрывают» от него отдельные частицы и распределяют их по всему объему раствора.

Молекулы воды образуют с частицами растворенного вещества достаточно прочные связи, способствуя тем самым разрушению структуры вещества (рис. 13).

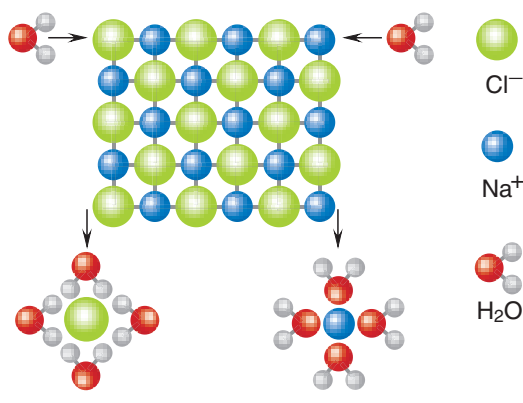


Рис. 13. Схема разрушения кристалла хлорида натрия под действием молекул воды

Иногда молекулы воды связаны с частицами растворенных веществ настолько прочно, что связи между ними не разрушаются даже при выделении этих веществ из растворов. Например, при осторожном выпаривании раствора сульфата меди(II) эта соль выделяется в виде кристаллического вещества, содержащего молекулы воды. Его состав выражается формулой $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, из которой следует, что в этом веществе молярное соотношение соли и воды равно 1 : 5. Такие твердые кристаллические вещества, в состав которых входят молекулы воды, называются кристаллогидратами. Многие из них имеют тривиальные (исторические) названия, например: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — медный купорос, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — кристаллическая сода. Точка в этих формулах является не знаком умножения, а символом того, что соль и вода не просто смешаны, а химически связаны друг с другом.

Все ли вещества одинаково растворяются в воде? Все ли способны образовать растворы? Со времен алхимии известно «золотое правило» — подобное растворяется в подобном. Это значит, что процесс растворения зависит прежде всего от природы растворяемого вещества и растворителя. Поскольку вода является полярным растворителем, то в ней лучше

растворяются вещества с ковалентными полярными или ионными связями. Следовательно, разные вещества растворяются в воде далеко не одинаково. Способность веществ растворяться, в том числе и в воде, называют растворимостью.

Растворимость — максимальная масса вещества (в граммах), которое можно растворить при данной температуре в растворителе, в том числе и в воде, массой 100 г.

По способности растворяться все вещества делятся на три группы: а) хорошо растворимые; б) малорастворимые; в) нерастворимые. На форзаце 2 учебного пособия приведена таблица растворимости различных неорганических веществ в воде. Внимательно рассмотрите таблицу и качественно охарактеризуйте растворимость известных вам веществ: гидроксида натрия NaOH , хлорида натрия NaCl , серной кислоты H_2SO_4 , карбоната кальция CaCO_3 , сульфата кальция CaSO_4 .

Известно, что растворимость большинства веществ далеко не безгранична. Многие хорошо растворимые вещества имеют предел растворимости. Например, при $20\text{ }^\circ\text{C}$ в воде массой 100 г можно растворить сахар массой не более 215 г или поваренную соль массой 36 г.



Своеобразным рекордсменом по растворимости в воде является хлорид сурьмы(III) SbCl_3 — вещество, известное средневековым алхимикам как сурьянное масло. При обычных условиях в 100 г воды можно растворить почти 1000 г SbCl_3 . Еще один впечатляющий пример — фторид цезия CsF : при $0\text{ }^\circ\text{C}$ в 100 г воды растворяется около 530 г этого вещества.

Разрушение структуры вещества при его растворении связано с разрывом химических связей между отдельными частицами вещества. Естественно, что для разрыва связей необходимо затратить энергию. Поэтому не удивительно, что при растворении некоторых веществ температура раствора понижается. В этом можно убедиться, растворив в воде нитрат аммония NH_4NO_3 или хлорид кальция CaCl_2 . Прикоснувшись к стакану с приготовленным раствором, мы почувствуем холод.



Первые рецепты приготовления охлаждающих смесей еще в XVIII в. предложил российский ученый Товий Ловиц. Он нашел, что смесь из 3 частей снега и 4 частей кристаллического хлорида кальция дает понижение температуры до $-50\text{ }^\circ\text{C}$.

Однако существует немало веществ, при растворении которых выделяется теплота. Например, при растворении в воде серной кислоты H_2SO_4 выделяется столько теплоты, что вода может закипеть. Вам известно, что выделение энергии (в том числе и теплоты) происходит при образовании химических связей. Очевидно, что при растворении происходит образование химических связей между частицами растворяемого вещества и молекулами воды.

Факторы, влияющие на растворимость веществ

Растворимость большинства твердых веществ в воде существенно зависит от температуры: как правило, с повышением температуры она увеличивается. Поэтому на практике для увеличения растворимости часто рекомендуют подогреть раствор. Влияние температуры на растворимость твердых веществ удобно выражать в виде графиков (рис. 14).

На горизонтальной оси указаны значения температур, при которых образуется насыщенный раствор вещества. На вертикальной — максимальные массы веществ, которые растворяются в 100 г воды при указанных температурах. Эти графики, которые называют **кривыми растворимости**, показывают, как изменяется растворимость некоторых твердых веществ с изменением температуры. По кривым растворимости можно определить растворимость вещества при различной температуре, выбрав соответствующую точку. Например, растворимость нитрата калия KNO_3 при 60°C составляет 110 г в воде массой 100 г. Растворимость жидкостей также обычно увеличивается с повышением температуры. Что касается газов, то в отличие от твердых и жидких веществ их растворимость

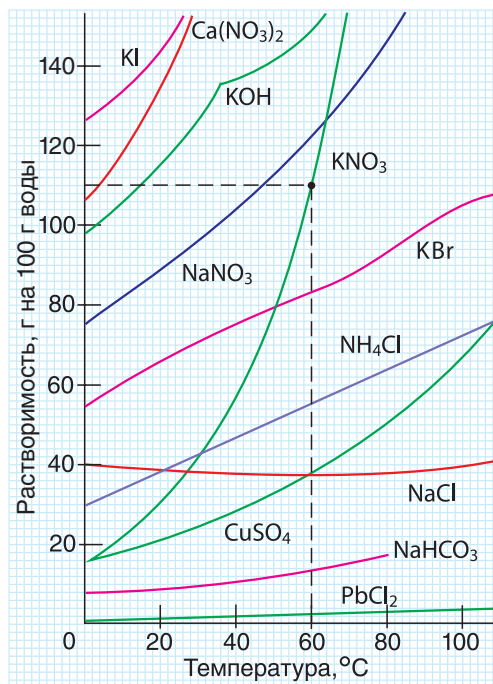


Рис. 14. Зависимость растворимости твердых веществ от температуры

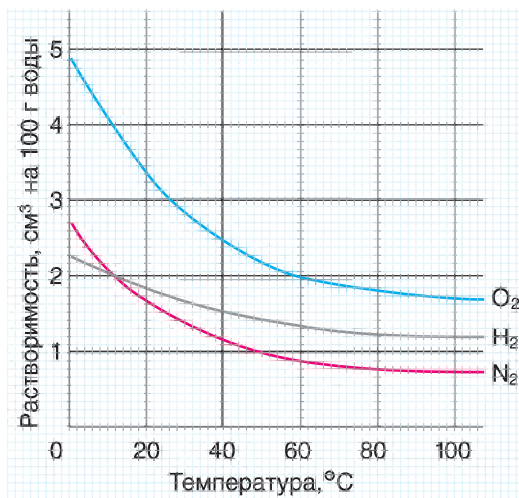


Рис. 15. Зависимость растворимости газов от температуры

ль газ растворяют в воде при повышенном давлении. Когда вы открываете бутылку с газированной водой, давление уменьшается, растворимость углекислого газа уменьшается, и он выделяется в виде пузырьков. Таким образом, растворимость веществ в воде зависит от их химической природы, температуры и давления (для газов).

Скорость растворения твердых веществ в воде зависит от степени их измельчения. Если взять для растворения большие кристаллы, например, медного купороса и порошок этого вещества точно такой же массы, то на практике можно легко убедиться, что порошок растворится быстрее. Площадь поверхности соприкосновения порошка с водой гораздо больше, чем у кристаллов, и растворение порошка происходит быстрее. Поэтому на практике для ускорения процесса растворения растворяемые вещества измельчают. Результатом растворения веществ в воде является образование растворов.

Общая масса раствора представляет собой сумму масс его компонентов:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{растворителя}) + m(\text{растворенного вещества}).$$

Среди жидких растворов различают водные и неводные растворы, т. е. однородные системы, у которых растворителем является вода или какой-нибудь другой жидкий растворитель (например, спирт, ацетон или бензин).

с повышением температуры уменьшается (рис. 15).

В этом мы ежедневно убеждаемся при кипячении воды: вместе с парами воды выделяются пузырьки растворенных газов — кислорода, углекислого газа. В воде, лишенной растворенного кислорода, невозможна жизнь животных и растений.

Давление практически не оказывает влияния на растворимость твердых и жидких веществ, а растворимость газов в воде при повышении давления возрастает. Это свойство газов используют при приготовлении газированных напитков: углекис-

По способности растворяться все вещества делятся на: а) хорошо растворимые; б) малорастворимые; в) нерастворимые.

Растворимость веществ зависит от природы растворителя, природы растворяемого вещества, температуры и давления (для газов).

Однородные устойчивые системы, состоящие из двух или более компонентов, называют растворами.

Основными компонентами раствора являются растворитель и растворенное вещество.

Вопросы и задания

1. Приведите примеры использования воды как растворителя: а) в быту; б) в медицине.
2. Перечислите факторы, которые влияют на растворимость веществ в воде. Приведите соответствующие примеры.
3. Запишите формулы веществ: сульфат кальция, нитрат меди(II), фосфат магния, хлорид железа(II), гидроксид натрия, гидроксид железа(II), гидроксид кальция, серная кислота, кремниевая кислота. Распределите указанные вещества по группам: а) растворимые; б) нерастворимые; в) малорастворимые.
4. В воде объемом 1 дм^3 растворили кислород объемом $0,112\text{ дм}^3$ (н. у.). Определите массу приготовленного раствора.
5. Количество теплоты, поглощающейся при разрыве связей между частицами некоторого вещества, больше количества теплоты, которая выделяется при образовании связей между этими частицами и молекулами воды. Исходя из этого, объясните, как протекает процесс растворения данного вещества — с выделением теплоты или с ее поглощением.
6. Почему процесс выделения газа из газированной воды усиливается при ее нагревании и открывании бутылки?
7. Пользуясь графиком, приведенным на рисунке 14 (с. 31), определите максимальную массу нитрата калия, который можно растворить в воде массой 200 г при температуре $10\text{ }^\circ\text{C}$. Какую максимальную массу хлорида натрия можно растворить в воде такой же массы при данных условиях?
8. Масса раствора хлорида калия была равна 300 г . После полного выпаривания воды из этого раствора образовался сухой остаток массой 40 г . Рассчитайте массу воды в исходном растворе.

Готовимся к олимпиадам

1. Пищевая сода интенсивно реагирует с уксусной кислотой CH_3COOH , образуя соль ацетат натрия, который используется для изготовления согревающих «солевых грелок». Если из раствора этого вещества выпарить часть воды и приготовленный насыщенный раствор осторожно охладить, можно получить пересыщенный раствор. Он даже при незначительном механическом воздействии мгновенно кристаллизуется, превращаясь в смесь кристаллов. Этот процесс сопровождается выделением теплоты — от 264 до 289 кДж/кг. Объясните описанные процессы.



Домашний эксперимент

Сравните растворимость веществ, которые используются в быту: поваренная соль, сахар, питьевая сода. Экспериментально докажите, что их растворимость повышается при повышении температуры. О методике проведения и результатах исследования расскажите на уроке.

§ 5. Качественные характеристики состава растворов

Важнейшей особенностью растворов является то, что их состав может изменяться в достаточно широком интервале. Например, можно приготовить несколько растворов поваренной соли, в которых на 100 г воды будут приходиться разные массы NaCl .

Насыщенные и ненасыщенные растворы

Приготовим несколько растворов сульфата меди(II). Из графика, представленного на рисунке 14 (с. 31), следует, что при 20 °С растворимость CuSO_4 равна 20 г. Это — максимальная масса данной соли, которую при указанной температуре можно растворить в воде массой 100 г. Возьмем стакан с водой, масса которой равна 100 г, и три порции сульфата меди(II) массой по 10 г. Внесем в стакан первую порцию соли и после перемешивания смеси получим прозрачный раствор. Очевидно, что в этом растворе вода «не насытилась» сульфатом меди(II) и может растворить недостающие 10 г этой соли. Такой раствор называется ненасыщенным.

Раствор, в котором при данной температуре еще может раствориться дополнительное количество данного вещества, называется ненасыщенным.

Внесем в приготовленный ненасыщенный раствор вторую порцию CuSO_4 массой 10 г. При перемешивании эта соль растворится, и в стакане образуется новый раствор, в котором вода уже «насытилась» солью. Такой раствор называется насыщенным. Если к нему при той же температуре добавить третью порцию CuSO_4 , то она не растворится даже при длительном перемешивании и останется на дне стакана в виде слоя кристаллов (рис. 16).

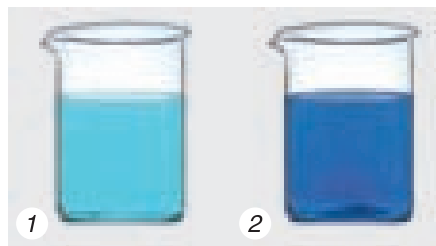


Рис. 16. Растворы сульфата меди(II):
1 — ненасыщенный,
2 — насыщенный

Раствор, в котором данное вещество при данной температуре больше не растворяется, называется насыщенным.

Поскольку твердые вещества различаются по своей растворимости, в их насыщенных растворах на одну и ту же массу воды приходится разные массы этих веществ. Рассмотрим это на примерах двух твердых веществ — фторида кальция и хлорида кальция. Хотя фторид кальция CaF_2 считается практически нерастворимым, все же некоторая, совершенно незначительная часть этой соли при контакте с водой переходит в раствор. При температуре $20\text{ }^\circ\text{C}$ в воде массой 100 г максимально растворяется 0,0016 г данной соли, и такой раствор уже является насыщенным. А вот хлорида кальция CaCl_2 в таких же условиях для образования насыщенного раствора требуется 74,5 г.

Вследствие разной растворимости газов в воде их содержание в насыщенных растворах может сильно различаться. Так, например, для получения насыщенных при $0\text{ }^\circ\text{C}$ растворов в воде массой 100 г можно растворить аммиак NH_3 массой 87,5 г, а кислород O_2 — массой всего лишь 0,007 г.

Некоторые жидкие вещества растворяются в воде неограниченно, т. е. смешиваются с водой в любых соотношениях. К ним можно отнести уксусную кислоту, спирт, серную кислоту. Понятно, что такие вещества не образуют насыщенные растворы.

Понятия «насыщенный» и «ненасыщенный» растворы тесно связаны с температурой. Один и тот же раствор при одной температуре может быть ненасыщенным, а при другой — насыщенным. Это относится к водным растворам твердых веществ, а также жидких и газообразных.

Обратимся к рисунку 14 (с. 31), на котором изображены кривые растворимости твердых веществ. Обратите внимание, что кривая линия, показывающая зависимость растворимости поваренной соли от температуры, почти горизонтальна. Следовательно, изменение температуры незначительно влияет на растворимость NaCl . В то же время кривая растворимости нитрата натрия при повышении температуры резко поднимается вверх. Следовательно, насыщенный раствор NaNO_3 , приготовленный, например, при 10°C , при повышении температуры станет ненасыщенным, и в нем можно будет растворить дополнительное количество указанной соли.

Насыщенный раствор можно превратить в ненасыщенный не только нагреванием, но и добавлением воды. И наоборот, ненасыщенные растворы можно перевести в насыщенные:

- а) охлаждением;
- б) выпариванием воды из раствора;
- в) растворением дополнительного количества вещества.

Разбавленные и концентрированные растворы

Для качественной характеристики растворов широко используются также понятия «концентрированный раствор» и «разбавленный раствор» (рис. 17).

Раствор, в котором содержание растворенного вещества намного больше содержания растворителя, называется концентрированным.

Слово «концентрация» в переводе с латинского означает «сосредоточение».

Концентрированным является, например, раствор, приготовленный растворением сахара массой 102 г в воде массой 100 г.

Раствор, в котором содержание растворенного вещества намного меньше содержания растворителя, называется разбавленным.

В обычной жизни, как и в химической лаборатории, часто возникает необходимость изменения содержания растворенного вещества (как уменьшения,

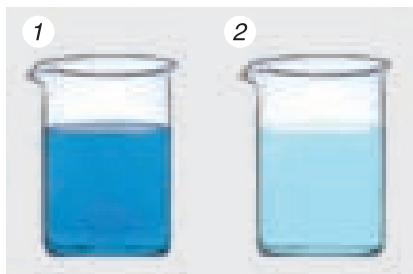


Рис. 17. Растворы: 1 — концентрированный, 2 — разбавленный

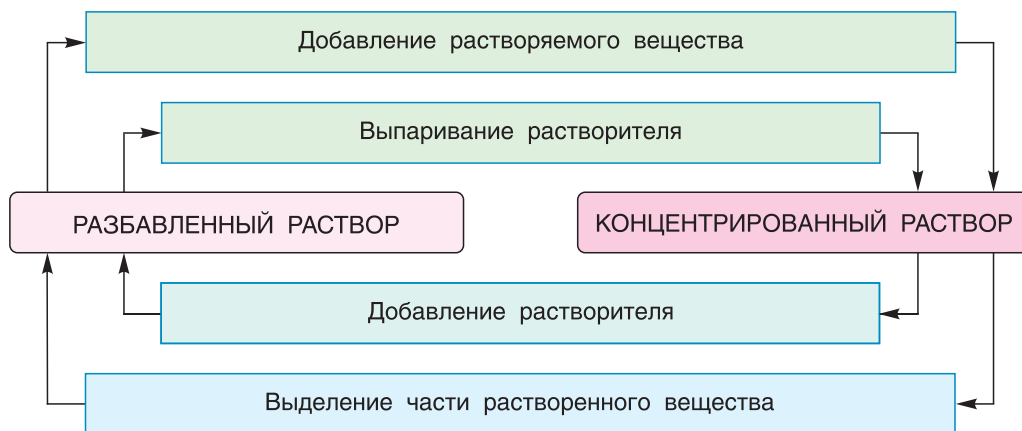


Рис. 18. Способы изменения содержания растворенного вещества в растворе

так и увеличения) в растворе. Этого можно достичь четырьмя способами, показанными на рисунке 18.

Труднее всего осуществить удаление части растворенного вещества. Но если сильно охладить концентрированный раствор, то часть растворенного вещества может выпасть в осадок из-за уменьшения растворимости этого вещества при более низкой температуре.

Концентрированный раствор может быть как насыщенным, так и ненасыщенным. Рассмотрим это на примере растворов сахара, растворимость которого при 20 °С равна 204 г на 100 г воды. Если в первой порции воды массой 100 г при указанной температуре растворить сахар массой 204 г, а во второй — массой 150 г, то приготовленные растворы будут концентрированными, но первый из них будет насыщенным, а второй — ненасыщенным. С другой стороны, насыщенный раствор может быть как концентрированным, так и разбавленным. Убедимся в этом на примерах растворов нитрата аммония и сульфата кальция, растворимость которых при 20 °С равна 191 г и 0,2 г на 100 г воды. Если в одной порции воды массой 100 г при указанной температуре растворить нитрат аммония массой 191 г, а в другой — сульфат кальция массой 0,2 г, то приготовленные растворы будут насыщенными, но первый из них будет концентрированным, а второй — разбавленным.

Растворы находят широкое практическое применение во всех сферах деятельности человека, в том числе в промышленности и в сельском хозяйстве, в медицине и в быту. При использовании растворов важно знать

не только их качественные, но и количественные характеристики, о которых мы расскажем в следующем параграфе.

Растворы бывают насыщенными и ненасыщенными.

Раствор, в котором содержание растворенного вещества намного больше содержания растворителя, называется концентрированным.

Раствор, в котором содержание растворенного вещества намного меньше содержания растворителя, называется разбавленным.

Вопросы и задания

1. Какие растворы называются концентрированными? Приведите примеры таких растворов. Каким способом можно изменить содержание растворенного вещества в таких растворах?
2. Укажите два способа превращения насыщенного раствора в раствор ненасыщенный.
3. К разбавленному раствору поваренной соли в воде при постоянной температуре добавляли соль до тех пор, пока она не перестала растворяться. Дайте характеристику приготовленному раствору.
4. Насыщенный при 60 °С раствор соли охладили до начала выпадения кристаллов. Насыщенным или ненасыщенным является раствор над образовавшимися кристаллами?
5. Как вы понимаете выражение «Вещество неограниченно растворяется в воде»? Можно ли приготовить насыщенный раствор уксуса в воде?
6. Найдите правильные ответы к утверждению: «К насыщенному при 20 °С раствору соли добавили: 1) воду, 2) соль». При этом:
 - а) увеличилась масса растворителя;
 - б) увеличилась масса раствора;
 - в) увеличилась масса растворенного вещества;
 - г) раствор стал ненасыщенным.
7. Растворимость хлорида марганца(II) при 20 °С равна 73,9 г на 100 г воды. Рассчитайте массу раствора данной соли, насыщенного при указанной температуре, если для его приготовления была использована вода массой 250 г.
8. Используя информацию из рисунка 14 (с. 31), определите, является ли насыщенным раствор нитрата натрия, приготовленный растворением 60 г этой соли в воде массой 100 г при 30 °С.

Готовимся к олимпиадам

1. Рассчитайте массу осадка, который выделится из насыщенного при 70 °С раствора нитрата калия массой 250 г при охлаждении его до 20 °С. Для решения задачи воспользуйтесь информацией из рисунка 14 (с. 31).

§ 6. Количественные характеристики состава растворов. Массовая доля растворенного вещества

Мы познакомились с качественными характеристиками жидких растворов. Однако понятий «насыщенный» или «ненасыщенный», «разбавленный» или «концентрированный» недостаточно для точной характеристики состава растворов.

При использовании растворов в химических лабораториях, в медицине, на производстве, в быту всегда необходимо представлять конкретно, сколько растворенного вещества находится в данной порции раствора.

Массовая доля растворенного вещества

Точный количественный состав растворов можно выразить разными способами. Одним из наиболее распространенных способов является определение массовой доли растворенного вещества.

Массовая доля растворенного вещества — это величина, равная отношению массы растворенного вещества к массе раствора.

$$w(\text{в-ва}) = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})},$$

где: $w(\text{в-ва})$ — массовая доля растворенного вещества;

$m(\text{в-ва})$ — масса растворенного вещества;

$m(\text{р-ра})$ — масса раствора.

Из курса химии 7-го класса вам уже знакомо понятие «массовая доля компонента смеси». Массовая доля растворенного вещества также является отношением однотипных величин, поэтому не имеет размерности. Она обычно выражается в долях единицы или в процентах, показывая, какую долю от общей массы раствора составляет масса растворенного вещества.

Например, если в растворе массой 200 г содержится соль нитрат калия KNO_3 массой 40 г, то массовая доля растворенного вещества в таком растворе равна:

$$w(\text{KNO}_3) = \frac{40 \text{ г}}{200 \text{ г}} = 0,2, \text{ или } 20 \text{ \%}.$$

Фактически массовая доля (в %) показывает массу (г) растворенного вещества, содержащегося в растворе массой 100 г.

Например, если в водном растворе серной кислоты H_2SO_4 ее массовая доля равна 40 %, то это означает, что в растворе массой 100 г содержится кислота массой 40 г и вода массой 60 г ($100 \text{ г} - 40 \text{ г} = 60 \text{ г}$).

Так как масса раствора равна сумме масс растворителя $m(\text{р-ля})$ и растворенного вещества $m(\text{в-ва})$, то формулу для расчета массовой доли можно записать более детально:

$$w(\text{в-ва}) = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ля}) + m(\text{в-ва})}.$$



Количественный состав растворов выражается не только величиной массовой доли растворенного вещества, но и многими другими способами. Например, для выражения состава жидких и газообразных растворов часто используют молярную концентрацию растворенного вещества. Она обозначается буквой c и представляет собой отношение химического количества растворенного вещества к объему раствора: $c(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{V(\text{р-ра})}$. Единица молярной концентрации — моль/дм³.

Рассмотрим несколько примеров расчетов с использованием массовой доли растворенного вещества.

Пример 1. В растворе массой 500 г содержится нитрат натрия NaNO_3 массой 25 г. Определите массовую долю нитрата натрия в этом растворе.

Дано:

$$m(\text{р-ра}) = 500 \text{ г}$$

$$m(\text{NaNO}_3) = 25 \text{ г}$$

$$w(\text{NaNO}_3) = ?$$

Решение

Способ 1

Вычислим массовую долю нитрата натрия в растворе:

$$w(\text{NaNO}_3) = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{m(\text{р-ра})} = \frac{25 \text{ г}}{500 \text{ г}} = 0,05, \text{ или } 5 \text{ \%}.$$

Способ 2

Определим массу растворенного вещества в растворе массой 100 г на основе рассуждения:

в растворе массой 500 г содержится NaNO_3 массой 25 г,

в растворе массой 100 г содержится NaNO_3 массой x ,

$$\frac{500}{100} = \frac{25}{x}; \quad 500 \cdot x = 25 \cdot 100, \text{ откуда } x = 5 \text{ г}.$$

Масса растворенного вещества (г), содержащегося в растворе массой 100 г, соответствует массовой доле этого вещества (в %). Следовательно, $w(\text{NaNO}_3) = 5 \%$.

Ответ: массовая доля нитрата натрия в растворе равна 5 %.

Пример 2. В воде массой 40 г растворили сахар массой 10 г. Определите массовую долю сахара в образовавшемся растворе.

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 40 \text{ г}$$

$$m(\text{сахара}) = 10 \text{ г}$$

$$w(\text{сахара}) \text{ — ?}$$

Решение

1. Рассчитаем массу приготовленного раствора:

$$\begin{aligned} m(\text{р-ра}) &= m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{сахара}) = \\ &= 40 \text{ г} + 10 \text{ г} = 50 \text{ г}. \end{aligned}$$

2. Вычислим массовую долю сахара в растворе:

$$w(\text{сахара}) = \frac{m(\text{сахара})}{m(\text{р-ра})} = \frac{10 \text{ г}}{50 \text{ г}} = 0,2, \text{ или } 20 \%.$$

Ответ: $w(\text{сахара}) = 20 \%$.

Пример 3. Рассчитайте массы хлорида калия и воды, необходимые для приготовления раствора массой 300 г с массовой долей растворенного вещества, равной 10 %.

Дано:

$$m(\text{р-ра}) = 300 \text{ г}$$

$$w(\text{KCl}) = 10 \%, \text{ или } 0,1$$

$$m(\text{KCl}) \text{ — ?}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) \text{ — ?}$$

Решение:

Способ 1

1. Вычислим массу соли KCl, необходимую для приготовления раствора:

$$w(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{m(\text{р-ра})}; m(\text{KCl}) = w(\text{KCl}) \cdot m(\text{р-ра});$$

$$m(\text{KCl}) = 0,1 \cdot 300 \text{ г} = 30 \text{ г}.$$

2. Рассчитаем массу воды, необходимую для приготовления раствора:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{KCl}) = 300 \text{ г} - 30 \text{ г} = 270 \text{ г}.$$

Способ 2

1. Поскольку массовая доля растворенного вещества равна 10 %, в растворе массой 100 г содержится растворенное вещество массой 10 г. Исходя из этого составим пропорцию:

в растворе массой 100 г содержится KCl массой 10 г,

в растворе массой 300 г содержится KCl массой x ,

$$\frac{100}{300} = \frac{10}{x}; 100 \cdot x = 300 \cdot 10, \text{ откуда } x = 30 \text{ г (KCl)}.$$

2. Вычислим массу воды, необходимую для приготовления раствора:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{KCl}) = 300 \text{ г} - 30 \text{ г} = 270 \text{ г}.$$

Ответ: для приготовления раствора массой 300 г с массовой долей хлорида калия KCl, равной 10 %, необходимо взять соль массой 30 г и воду массой 270 г.

Пример 4. *Рассчитайте массу воды, которую необходимо добавить к раствору гидроксида калия массой 200 г с массовой долей растворенного вещества, равной 12 %, для приготовления нового раствора, в котором массовая доля растворенного вещества составит 5 %.*

Дано:

$$m_1(\text{р-ра}) = 200 \text{ г}$$

$$w_1(\text{KOH}) = 12 \%, \text{ или } 0,12$$

$$w_2(\text{KOH}) = 5 \%, \text{ или } 0,05$$

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

Решение

1. Вычислим массу KOH, содержащегося в первом растворе:

$$m(\text{KOH}) = m_1(\text{р-ра}) \cdot w_1(\text{KOH}) = \\ = 200 \text{ г} \cdot 0,12 = 24 \text{ г}.$$

2. Поскольку эта же масса KOH (24 г) будет содержаться и во втором растворе, вычислим массу этого раствора:

$$m_2(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{KOH})}{w_2(\text{KOH})} = \frac{24 \text{ г}}{0,05} = 480 \text{ г}.$$

3. Рассчитаем массу воды, которую необходимо добавить к первому раствору для приготовления второго раствора массой 480 г:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_2(\text{р-ра}) - m_1(\text{р-ра}) = 480 \text{ г} - 200 \text{ г} = 280 \text{ г}.$$

Ответ: для приготовления второго раствора с массовой долей KOH, равной 5 %, к исходному раствору необходимо добавить воду массой 280 г.



Крупнейшим производителем стерильных растворов в Беларуси является ОАО «Несвижский завод медицинских препаратов». В ассортименте предприятия около 40 наименований лекарственных средств, содержащих растворы глюкозы, хлорида калия, гидрокарбоната натрия и другие. Предприятие имеет современное, полностью автоматизированное производство, которое соответствует мировым стандартам и по технологии, и по качеству.

Массовая доля растворенного вещества — это величина, равная отношению массы растворенного вещества к массе раствора.

Массовая доля (в %) соответствует массе (г) растворенного вещества, содержащегося в растворе массой 100 г.

Вопросы и задания

1. Для чего нужны точные количественные характеристики состава растворов? Что показывает массовая доля растворенного вещества?
2. Для подкормки растений их периодически поливают растворами азотных удобрений, например натриевой селитры (нитрата натрия). Для приготовления такого раствора в одном ведре воды (10 дм^3) необходимо растворить одну столовую ложку (17 г) селитры. Рассчитайте массовую долю соли в таком растворе.
3. Для приготовления рассола для маринования огурцов требуется раствор поваренной соли с массовой долей NaCl , равной 7 %. Рассчитайте объем воды и массу поваренной соли, необходимые для приготовления рассола на 2 трехлитровые банки огурцов, если на одну банку требуется примерно 1,7 кг рассола.
4. При выпаривании раствора фосфата калия массой 150 г получили твердый остаток массой 30 г. Чему была равна массовая доля K_3PO_4 в растворе?
5. Рассчитайте массу уксусной кислоты, содержащейся в столовом уксусе массой 500 г, если массовая доля кислоты в нем равна 9 %.
6. К раствору массой 150 г с массовой долей нитрата натрия, равной 0,2, добавили сухой NaNO_3 массой 35 г. Рассчитайте массовую долю (%) нитрата натрия в приготовленном растворе.
7. К раствору сульфата натрия массой 200 г с массовой долей соли, равной 0,225, добавили воду массой 250 г. Чему равна массовая доля сульфата натрия в новом растворе?
8. Из раствора сульфата меди(II) массой 340 г с массовой долей соли, равной 12 %, выпарили воду массой 140 г. Чему равна массовая доля соли (%) в новом растворе?

Готовимся к олимпиадам

1. В воде объемом 700 см^3 растворили медный купорос массой 25 г. Объем раствора существенно не изменился. Рассчитайте: а) массовую долю сульфата меди(II); б) молярную концентрацию сульфата меди(II); в) массу воды в растворе.

Практическая работа 1

Приготовление раствора с заданной массовой долей растворенного вещества

Цель работы: познакомиться со способом приготовления раствора с заданной массовой долей растворенного вещества; закрепить знания о количественном выражении состава растворов; повторить основные правила поведения и работы в химической лаборатории.

Оборудование и реактивы: весы и разновесы, мерный цилиндр, колба; вода, вещества, указанные в карточках с заданиями (по выбору учителя).

Соблюдайте правила безопасного поведения!

Выполнение работы

Получите карточку с заданием, внимательно прочитайте ее содержание.

Задание 1. Приготовление раствора с заданной массовой долей растворенного вещества.

а) Рассчитайте массы вещества и воды, необходимые для приготовления раствора с заданной массой и массовой долей растворенного вещества.

б) Взвесьте вещество и аккуратно внесите его в колбу.

в) Отмерьте мерным цилиндром нужный объем воды, ориентируясь по нижнему мениску жидкости. Поскольку плотность воды равна 1 г/см^3 , то объем воды (см^3) численно равен ее массе.

г) Отмеренную порцию воды прилейте в колбу с веществом и перемешайте до его полного растворения.

Задание 2. Разбавление приготовленного раствора.

а) Отмерьте мерным цилиндром воду объемом 30 см^3 (это будет 30 г) и прилейте ее к ранее приготовленному раствору. Увеличилась или уменьшилась при этом массовая доля растворенного вещества в растворе?

б) Рассчитайте массовую долю растворенного вещества в растворе после его разбавления.

Задание 3. Увеличение массовой доли растворенного вещества.

а) Взвесьте дополнительную порцию вещества.

б) Аккуратно внесите ее в колбу с ранее приготовленным раствором. Содержимое колбы перемешайте до полного растворения добавленного вещества. Как изменилась массовая доля вещества в растворе?

Подтвердите ваше утверждение расчетом.

§ 7. Электролитическая диссоциация веществ в растворах

Еще в начале XIX в. ученые сделали важное наблюдение: электрический ток проводят не только металлы, но и растворы многих веществ, например уксусной кислоты, поваренной соли и др.

Электролиты и неэлектролиты

Электропроводность раствора можно установить с помощью прибора, изображенного на рисунке 19.

При погружении электродов в дистиллированную воду лампочка не загорается. Чистая вода не проводит электрический ток. Не проводит ток и сухая поваренная соль NaCl , если в нее погрузить электроды. Водный раствор или расплав этой же соли проводят электрический ток. Можно сделать вывод, что в растворе или расплаве имеются носители электрического тока — заряженные частицы.

Вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток, называются электролитами.

К электролитам относятся вещества с ионным типом связи: соли (NaCl , KNO_3 , AlBr_3 и др.) и основания (NaOH , KOH , Ba(OH)_2 , LiOH и др.).

Электролитами являются и многие кислоты (HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , HI и др.) — вещества с ковалентными полярными связями.

Вещества, водные растворы или расплавы которых не проводят электрический ток, называются неэлектролитами.

К неэлектролитам относится большинство органических веществ, например сахара, спирт, глицерин и др. В водных растворах этих веществ нет носителей электрического тока — заряженных частиц.

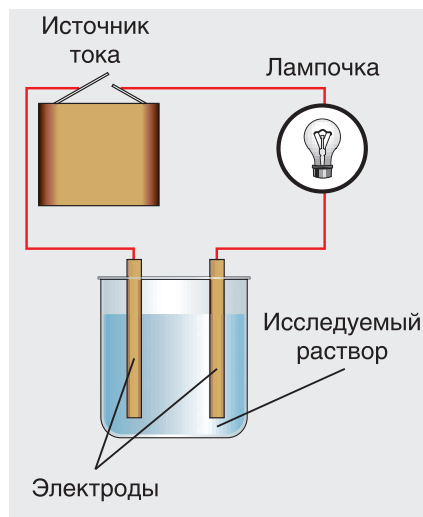


Рис. 19. Схема прибора для изучения электропроводности растворов

Почему растворы электролитов проводят электрический ток? Для ответа на этот вопрос шведский ученый Сванте Аррениус в 1887 г. детально изучил поведение веществ в водных растворах и выдвинул теорию, которая получила название «теория электролитической диссоциации». Термин «диссоциация» происходит от латинского слова *dissociatio* — разъединение, распад.

Сущность теории электролитической диссоциации можно выразить следующим положением.

Электролиты в растворах и расплавах диссоциируют (распадаются) на разноименно заряженные частицы — ионы.

Диссоциация электролитов с ионным и ковалентным типами химической связи протекает по-разному.

Диссоциация соединений с ионным типом связи

В узлах кристаллических решеток ионных соединений находятся положительно и отрицательно заряженные ионы. Диссоциацию электролитов этого типа рассмотрим на примере диссоциации хлорида натрия NaCl . Она осуществляется за счет взаимодействия полярных молекул воды с ионами Na^+ и Cl^- , содержащимися в кристалле соли (рис. 20):

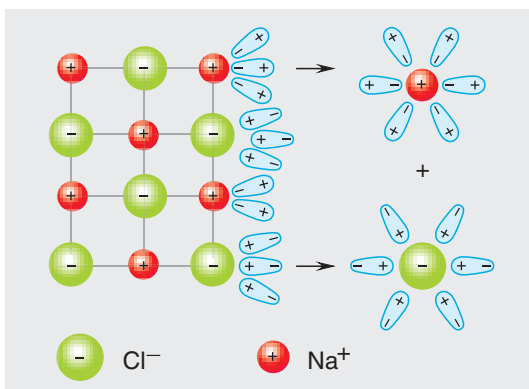


Рис. 20. Схема электролитической диссоциации хлорида натрия

Особенностью диссоциации ионных соединений является то, что в этих веществах имеются уже готовые ионы, и диполям воды остается только разрушить ионный кристалл.

К электролитам с ионным типом связи относятся также и основания. Например, растворимые в воде основания, называемые щелочами, под воздействием диполей воды диссоциируют на ионы металла и гидроксид-ионы:



Диссоциация соединений с ковалентным полярным типом связи

Кислоты относятся к веществам, в молекулах которых атомы связаны ковалентными полярными связями, и готовых ионов в этих молекулах нет. Говоря об электролитах с таким типом связи, мы будем иметь в виду только растворимые кислоты. В качестве примера рассмотрим диссоциацию молекул HCl . Диполи воды притягиваются к разноименно заряженным концам этой полярной молекулы, а затем разрывают ее с образованием ионов H^+ и Cl^- :



Схематически это изображено на рисунке 21.

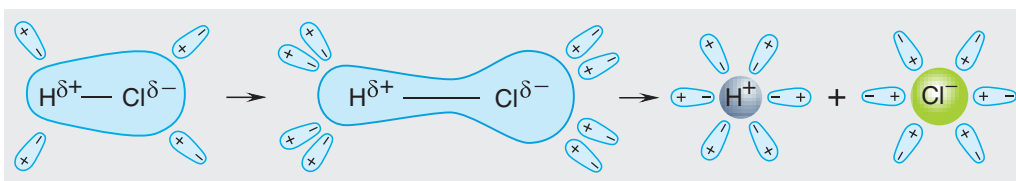


Рис. 21. Схема электролитической диссоциации хлороводорода

При диссоциации электролитов образуются как **простые ионы**, состоящие из одного атома (K^+ , Na^+ , Mg^{2+} , Cl^- , S^{2-} и др.), так и **сложные ионы**, состоящие из нескольких атомов (NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} и др.). Обратите внимание: заряд иона и степень окисления атома записываются по-разному! При обозначении заряда иона справа сверху от его формулы сначала записывают цифру, а потом знак + или -.



Для обозначения заряженных частиц С. А. Аррениус использовал термин «ион», предложенный ранее Майклом Фарадеем. Слово «ион» в переводе с греческого означает «движущийся, идущий, странствующий». В растворах ионы непрерывно перемещаются («странствуют») в различных направлениях.

В электрическом поле ионы перемещаются к разноименно заряженным электродам. *Положительно заряженные ионы направляются к отрицательно заряженному катоду, и их называют катионами. Отрицательно заряженные ионы называют анионами, т. к. они*

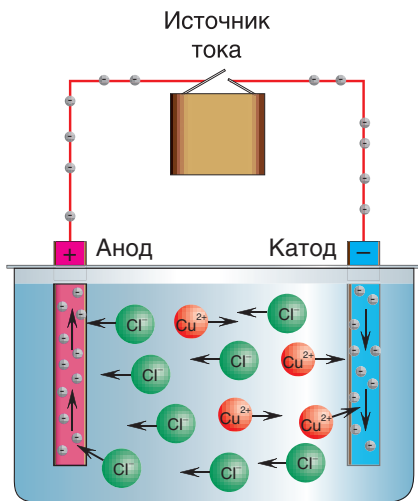


Рис. 22. Движение ионов в электрическом поле

ра (17). Это различие в числе электронов является причиной того, что свойства катионов натрия отличаются от свойств атомов натрия, а свойства анионов хлора отличаются от свойств атомов хлора.

Сравним свойства атомов и ионов натрия (табл. 10).

Таблица 10. Отличия атомов натрия Na^0 от катионов Na^+

Атомы Na^0	Катионы Na^+
1. Содержат по 1 электрону на внешнем (третьем) энергетическом уровне, энергетический уровень не завершен	1. Не содержат электронов на третьем энергетическом уровне; второй (внешний) энергетический уровень завершен
2. Не имеют заряда, т. е. являются электронейтральными	2. Имеют заряд $1+$
3. Входят в состав простого вещества Na — металла	3. Входят в состав сложных веществ — ионных соединений
4. Активно реагируют с водой с образованием щёлочи	4. Не взаимодействуют с водой

перемещаются к положительно заряженному аноду (рис. 22).

В растворе любого электролита общий заряд всех катионов равен по величине и противоположен по знаку общему заряду всех анионов.

Как вы уже знаете, при растворении поваренной соли в воде содержащиеся в ее кристаллах ионы натрия и хлора переходят в раствор:



Поскольку заряд катиона натрия равен $1+$, число содержащихся в нем электронов (10) на один меньше, чем в атоме натрия (11). Из-за того, что заряд аниона хлора равен $1-$, число электронов в нем (18) на один больше, чем в атоме хлора (17).

Теперь сравним свойства атомов и анионов хлора (табл. 11).

Таблица 11. Отличия атомов хлора Cl^0 от анионов хлора Cl^-

Атомы Cl^0	Анионы Cl^-
1. Содержат по 7 электронов на внешнем (третьем) энергетическом уровне; энергетический уровень не завершен	1. Содержат по 8 электронов на внешнем (третьем) энергетическом уровне; энергетический уровень завершен
2. Не имеют заряда, т. е. являются электронейтральными	2. Имеют заряд 1^-
3. Входят в состав простого газообразного токсичного вещества Cl_2	3. Входят в состав сложных веществ — ионных соединений. Не имеют цвета, запаха, не являются токсичными
4. Реагируют с водой с образованием новых веществ	4. Не взаимодействуют с водой

Поскольку на внешних энергетических уровнях катионов натрия и анионов хлора содержится по 8 электронов, эти уровни являются завершенными и устойчивыми. По этой причине химическая активность указанных ионов намного ниже, чем у атомов Na^0 и Cl^0 , у которых внешние энергетические уровни не завершены.

Электролиты — это вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток.

Электропроводность растворов и расплавов электролитов объясняется электролитической диссоциацией веществ на ионы.

Ионы отличаются от атомов и молекул по строению и свойствам.

Вопросы и задания

1. Объясните процесс диссоциации ионных соединений. Чем он отличается от диссоциации веществ с ковалентной полярной связью?
2. Составьте уравнения диссоциации соединений: NaCl , KNO_3 , HI , Ca(OH)_2 , H_2S , Sr(OH)_2 . Распределите их на 2 группы: а) ионные соединения; б) ковалентные соединения.
3. Какие из указанных ионов — Ba^{2+} , Li^+ , Sr^{2+} , Mn^{2+} , Pb^{2+} , PO_4^{3-} , F^- — являются катионами, а какие — анионами?

4. Чему равно химическое количество катионов калия, образующихся в результате электролитической диссоциации карбоната калия химическим количеством 2,7 моль?
5. Составьте формулы веществ: хлорида магния, сульфата железа(III), нитрата натрия. Расположите их по: а) возрастанию общего числа ионов; б) убыванию числа анионов, образующихся в результате их диссоциации.
6. Расположите формулы веществ FeCl_3 , KNO_3 , H_2SO_4 в порядке уменьшения химического количества ионов, образующихся в процессе диссоциации этих веществ химическим количеством 2 моль.
7. В процессе диссоциации иодида металла химическим количеством 1 моль образовалось 2 моль иодид-ионов. Определите заряд иона металла.
8. Определите общее число электронов в сульфат-ионе (SO_4^{2-}).

Готовимся к олимпиадам

1. Определите, о каком веществе идет речь в утверждении: «Это бесцветный газ с резким неприятным запахом, в его молекуле массовые доли серы и кислорода одинаковы, а водный раствор этого вещества проводит электрический ток». Составьте уравнение реакции. Объясните описанные факты.

§ 8. Электролитическая диссоциация кислот, оснований и солей

Вы уже знаете, что неорганические вещества делятся на основные классы — оксиды, кислоты, основания, соли. Как ведут себя в водных растворах вещества этих классов? Основные оксиды активных металлов взаимодействуют с водой с образованием щелочей. Кислотные оксиды в результате растворения в воде образуют кислоты. Таким образом, основные и кислотные оксиды не являются электролитами и при контакте с водой не распадаются на ионы, а реагируют с ней. Электролитами являются кислоты, щёлочи и соли.

Сильные и слабые электролиты

Электролиты различаются между собой по способности диссоциировать на ионы, или, как говорят, по своей силе. Одни из них распадаются на ионы полностью, а другие — не полностью, т. е. частично. Полнота распада зависит от природы и концентрации электролита, от температуры раствора.

*Электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на ионы полностью или почти полностью, называются **сильными электролитами**.*

К сильным электролитам относятся соли и щёлочи — вещества с ионной связью, а также некоторые кислоты с ковалентной полярной связью. Это, например, серная, соляная и азотная кислоты, которые так и называют — сильные кислоты.

В растворах сильных электролитов практически отсутствует процесс обратного объединения ионов, поэтому диссоциацию таких электролитов записывают в виде уравнений со стрелкой в одном направлении:



*Электролиты, которые в водных растворах распадаются частично, называются **слабыми электролитами**.* К ним относятся некоторые неорганические кислоты (сероводородная кислота H_2S , угольная кислота H_2CO_3 , плавиковая кислота HF) и все органические кислоты. Очень слабым электролитом является вода: из каждого миллиарда ее молекул при 10°C только одна распадается на ионы.

Диссоциация кислот

Кислоты диссоциируют в водных растворах на ионы водорода H^+ и анионы кислотных остатков:



Как вы уже знаете, молекулы кислот могут содержать разное количество атомов водорода. Число атомов водорода в молекуле кислоты, способное замещаться атомами металла с образованием соли, определяет основность этой кислоты. Так, например, HCl и HNO_3 — одноосновные кислоты, H_2SO_4 и H_2CO_3 — двухосновные кислоты, H_3PO_4 — трехосновная кислота.

При диссоциации сильных многоосновных кислот в разбавленных растворах от каждой молекулы кислоты отщепляются практически все атомы водорода, которые превращаются в ионы H^+ . Диссоциацию таких кислот выражают одним уравнением:



Из него следует, что в растворе серной кислоты все ее молекулы практически полностью распадаются на ионы. Обратный процесс соединения ионов в молекулы не протекает. Что же касается слабых многоосновных кислот (H_2S , H_2CO_3 , H_3PO_4), то в их растворах диссоциации подвергается лишь часть молекул, от каждой из которых атомы водорода отрываются

не в одну, а в несколько ступеней. Их число равно основности кислоты. Это значит, что слабые двухосновные кислоты могут диссоциировать по двум, а трехосновные — по трем ступеням. Каждой ступени соответствует свое уравнение диссоциации со стрелками в двух направлениях (\rightleftharpoons). Эти стрелки показывают, что в растворах слабых кислот непрерывно протекают два противоположных процесса — распад молекул на ионы (диссоциация) и обратный процесс объединения ионов в молекулы (ассоциация).

Несмотря на то, что для слабых многоосновных кислот в принципе возможна диссоциация по нескольким ступеням, в наибольшей степени они диссоциируют по первой ступени. Рассмотрим это на примере слабой угольной кислоты. Поскольку она является двухосновной, ее молекулы могут диссоциировать по двум ступеням:



На первой ступени ион H^+ отщепляется от электронейтральной молекулы H_2CO_3 , а на второй — от отрицательно заряженного иона HCO_3^- . Понятно, что во втором случае из-за притяжения противоположно заряженных ионов HCO_3^- и H^+ диссоциация протекает намного слабее.

Таким образом, можно сказать, что диссоциация слабых кислот, как и других слабых электролитов, — процесс обратимый. Она усиливается по мере разбавления растворов, т. к. при этом расстояние между ионами увеличивается и вероятность их встречи и соединения в молекулы слабого электролита уменьшается.

Водные растворы кислот обладают рядом общих свойств: у них кислый вкус, они одинаково изменяют окраску индикаторов, вступают в схожие химические реакции с металлами, основными оксидами, основаниями. Причина этого в том, что в растворах всех кислот присутствуют ионы H^+ . Растворы, которые содержат ионы водорода, принято называть кислыми или говорить, что у этих растворов кислотный характер (кислая среда). Чем больше ионов водорода находится в растворе, тем выше кислотность среды.

У газа хлороводорода HCl , как и у безводной серной кислоты, кислотные свойства отсутствуют. Эти свойства проявляются только в водных растворах указанных веществ, т. к. в процессе их диссоциации образуются ионы водорода, которые и определяют кислотный характер растворов. Следовательно, можно дать такое определение кислот.

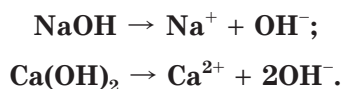
Кислоты — это электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов образуются только ионы водорода.



В автомобильных аккумуляторах в качестве электролита используется раствор серной кислоты с массовой долей, равной 36 %.

Диссоциация оснований

Растворимые в воде основания называются щелочами. Являясь сильными электролитами, в водных растворах они диссоциируют на катионы металлов и гидроксид-ионы:



Растворы всех щелочей одинаково изменяют окраску индикаторов, вступают в схожие химические реакции. Причина этого — присутствие в растворах щелочей гидроксид-ионов OH^- . Поэтому можно дать такое определение оснований.

Основания — это электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.

Растворы, которые содержат гидроксид-ионы, принято называть щелочными или говорить, что они имеют основной характер (щелочную среду). Чем больше гидроксид-ионов находится в растворе, тем выше щелочность среды.

Вместе с тем и кислоты, и основания обладают индивидуальными свойствами, зависящими от природы аниона или катиона соответственно. Некоторые свойства серной кислоты и ее солей (например, образование осадка с раствором хлорида бария) обусловлены свойствами ее аниона SO_4^{2-} .

Диссоциация солей

Соли — это электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков.

Примеры:



Свойства растворов солей также обусловлены свойствами всех ионов, которые образуются в процессе диссоциации.

Раствор, в котором находятся одинаковые количества ионов H^+ и OH^- , как в чистой воде, называют нейтральным. Если в растворе содержится больше ионов H^+ , такой раствор называют кислым, а раствор, в котором больше ионов OH^- , — щелочным (табл. 12).

Таблица 12. Характеристика среды растворов

Среда раствора		
Кислая $n(\text{H}^+) > n(\text{OH}^-)$	Нейтральная $n(\text{H}^+) = n(\text{OH}^-)$	Щелочная $n(\text{H}^+) < n(\text{OH}^-)$
HCl , HNO_3 , H_2SO_4 и др.	H_2O , NaCl , KNO_3 и др.	NaOH , KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и др.

Определить среду раствора — это значит обнаружить в нем ионы H^+ или OH^- . Это можно сделать с помощью уже известных вам веществ — индикаторов (рис. 23).

Как вы думаете, в какой цвет окрасится капля лакмуса, если ее поместить на срез лимона?

Растворы кислот, щелочей, ряда солей опасны для человека. Растворы многих кислот, попадая на кожу, в глаза, могут вызвать ожоги. Чем сильнее кислота, тем тяжелее ожог. Также опасны и вызывают химические

Индикатор	Окраска индикатора в среде		
	нейтральной	кислотной	щелочной
Лакмус			
Фенол-фталеин			
Метилоранж			

Рис. 23. Окраска индикаторов в разных средах

ожоги щёлочи. Это их свойство отражено в устаревших названиях щелочей, например «едкий натр» **NaOH**, «едкое кали» **KOH**. Ионы, входящие в состав солей, также не всегда безопасны для человека. Например, соли, содержащие катионы свинца, ртути, бария, относятся к сильным ядам. Поэтому химические вещества требуют осторожного обращения.

Электролиты делятся на сильные и слабые.

Кислоты — это электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов образуются только ионы водорода.

Основания — электролиты, при диссоциации которых в водных растворах в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.

Соли — это электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков.

Если содержание ионов H^+ в растворе больше, чем содержание ионов OH^- , такой раствор называют кислым, а раствор, в котором содержание ионов OH^- больше, чем содержание ионов H^+ , — щелочным.

Вопросы и задания

1. Дайте определения кислот, оснований и солей с точки зрения теории электролитической диссоциации.
2. Составьте уравнения электролитической диссоциации следующих веществ: $K_2Cr_2O_7$, $HMnO_4$, $Ba(OH)_2$, $LiOH$, $MnSO_4$, $AlCl_3$, HF . Распределите их по классам: кислоты, основания, соли.
3. Составьте уравнения электролитической диссоциации следующих веществ: а) иодоводородной кислоты; б) фосфорной кислоты; в) гидроксида бария; г) нитрата меди(II); д) хлорида кальция.
4. Какие из оснований, формулы которых $NaOH$, $Cu(OH)_2$, $Ba(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, растворимы в воде? Как называются эти основания? Запишите уравнения их электролитической диссоциации.
5. Определите химическое количество ионов, которые образуются при диссоциации: а) фосфата натрия Na_3PO_4 химическим количеством 2 моль; б) сульфата алюминия $Al_2(SO_4)_3$ химическим количеством 3 моль.
6. Составьте максимальное число формул веществ, в растворах которых содержатся ионы: Al^{3+} ; Cl^- ; Na^+ ; CO_3^{2-} ; Fe^{3+} ; SO_4^{2-} ; Ba^{2+} .
7. Вычислите массу сульфата натрия в растворе, если известно, что в нем содержатся ионы SO_4^{2-} химическим количеством 0,2 моль.
8. Вычислите суммарное химическое количество ионов в растворе, полученном при растворении в воде хлороводорода HCl : а) объемом $1,12 \text{ дм}^3$ (н. у.); б) массой 73 г. Диссоциацией воды можно пренебречь.

Готовимся к олимпиадам

1. В трех одинаковых колбах находятся растворы серной, азотной и фтороводородной кислот, химические количества которых равны по 0,1 моль. Число ионов в первой колбе меньше, чем во второй, а в третьей — в несколько десятков раз меньше, чем в первой. Определите, в каких колбах находятся фтороводородная и азотная кислоты.

§ 9. Реакции ионного обмена

Многие реакции, протекающие в растворах, являются реакциями обмена. Напомним, что к этому типу относятся реакции между сложными веществами, в результате которых они обмениваются своими составными частями. У электролитов такими составными частями являются ионы.

Реакциями ионного обмена называются реакции, протекающие в водных растворах с участием электролитов.

Составление уравнений реакций обмена в молекулярной и ионных формах

Реакции ионного обмена в растворах электролитов протекают только в том случае, если в результате взаимодействия образуются:

- а) слабые электролиты (включая воду);
- б) осадки малорастворимых и нерастворимых веществ;
- в) газообразные вещества.

Как вы уже знаете, в химических уравнениях образование осадков обозначается стрелкой, направленной вниз (\downarrow), а выделение газов — стрелкой, направленной вверх (\uparrow).

Уравнения реакций ионного обмена записывают в молекулярной и ионных формах. Они называются также молекулярными и ионными уравнениями. Молекулярные уравнения, в которых приводятся молекулярные формулы веществ, вам уже хорошо знакомы. Что касается ионных уравнений, то при их написании нужно пользоваться правилами:

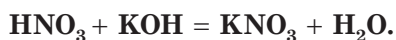
- а) сильные электролиты записываются в виде формул их ионов;
- б) малорастворимые и нерастворимые, газообразные вещества и слабые электролиты (включая воду) записываются в виде их молекулярных формул.

Рассмотрим конкретные примеры реакций ионного обмена.

Реакции обмена, в результате которых образуются малодиссоциирующие вещества (слабые электролиты)

Пример 1. Составьте молекулярное и ионные уравнения реакции азотной кислоты с гидроксидом калия.

1. Запишем уравнение данной реакции в молекулярной форме.



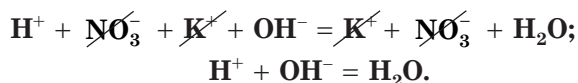
2. Составим уравнение данной реакции в полной ионной форме.

Поскольку в нашем случае H_2O — слабый электролит, его записываем в виде молекулярной формулы. Учитывая, что HNO_3 , KOH и KNO_3 — сильные электролиты, их записываем в виде формул соответствующих ионов:

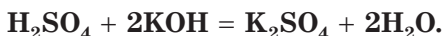
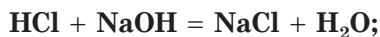


Такое уравнение называется уравнением в полной ионной форме или полным ионным уравнением.

3. Составим уравнение данной реакции в сокращенной ионной форме. Для этого из обеих частей уравнения исключим ионы NO_3^- и K^+ , не участвующие в реакции:



Последнее уравнение показывает, что реакция нейтрализации сводится к взаимодействию ионов водорода с гидроксид-ионами с образованием малодиссоциирующего вещества — воды. Оно является общим для всех реакций кислот со щелочами. Этому уравнению соответствуют несколько молекулярных уравнений реакций нейтрализации, например:



За ходом таких реакций удобно следить с помощью индикатора фенолфталеина, исчезновение малиновой окраски которого свидетельствует об окончании реакции между кислотой и щелочью (рис. 24).

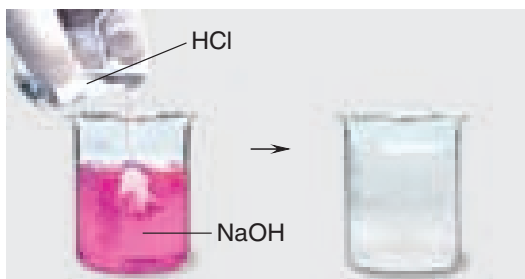


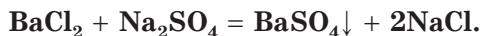
Рис. 24. Реакция нейтрализации

Реакции обмена, в результате которых образуются осадки малорастворимых и нерастворимых веществ

Пример 2. Составьте молекулярное и ионные уравнения реакции хлорида бария с серной кислотой.

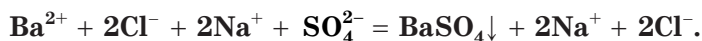
Реакция сопровождается образованием белого осадка сульфата бария.

1. Запишем уравнение данной реакции в молекулярной форме.

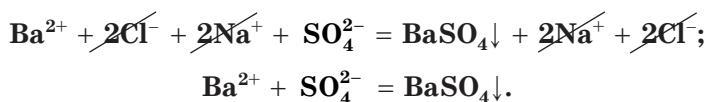


2. Составим уравнение данной реакции в полной ионной форме.

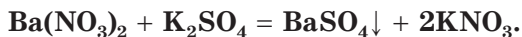
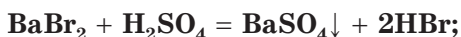
Поскольку в нашем случае $\text{BaSO}_4\downarrow$ — нерастворимое вещество, его записываем в виде молекулярной формулы. Учитывая, что BaCl_2 , Na_2SO_4 и NaCl — сильные электролиты, их записываем в виде формул соответствующих ионов:



3. Составим уравнение данной реакции в сокращенной ионной форме. Для этого из обеих частей уравнения исключим ионы Na^+ и Cl^- , не участвующие в реакции:



Последнее уравнение показывает, что реакция хлорида бария с серной кислотой сводится к взаимодействию катионов бария с сульфат-анионами с образованием нерастворимого вещества — сульфата бария. Оно является общим для реакций растворимых солей бария с серной кислотой или с ее растворимыми солями, например:



Реакции обмена, в результате которых образуются малодиссоциирующие и газообразные вещества

Пример 3. Составьте молекулярное и ионные уравнения реакции серной кислоты с карбонатом натрия (рис. 25):

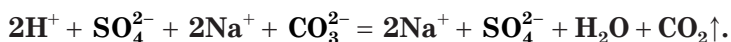
1. Запишем уравнение данной реакции в молекулярной форме.



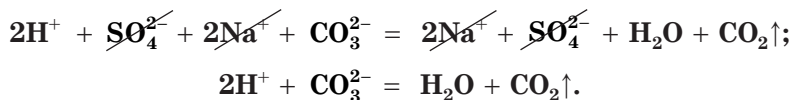
Рис. 25. Реакция карбоната натрия с серной кислотой

2. Составим уравнение данной реакции в полной ионной форме.

Поскольку в нашем случае CO_2 — газ, а вода — слабый электролит, их записываем в виде молекулярных формул. Учитывая, что Na_2CO_3 , H_2SO_4 и Na_2SO_4 — сильные электролиты, их записываем в виде формул соответствующих ионов:



3. Составим уравнение данной реакции в сокращенной ионной форме. Для этого из обеих частей уравнения исключим ионы Na^+ и SO_4^{2-} , не участвующие в реакции:



Последнее уравнение показывает, что реакция серной кислоты с карбонатом натрия сводится к взаимодействию катионов водорода с карбонат-анионами с образованием воды и углекислого газа. Оно является общим для реакций растворимых сильных кислот с растворимыми карбонатами, например:



Приведенные примеры свидетельствуют о том, что реакции ионного обмена протекают за счет связывания ионов, содержащихся в растворах электролитов, и образования из них осадков, газов или малодиссоциирующих веществ.

Реакции между растворами электролитов являются реакциями между ионами, т. е. ионными реакциями.

Реакции ионного обмена происходят только в том случае, если в результате образуются малорастворимые, газообразные или малодиссоциирующие вещества.

Уравнения реакций, отражающие взаимодействие между ионами в растворе, называются ионными уравнениями — полными или сокращенными.

Вопросы и задания

- По каким признакам можно определить, что реакция ионного обмена протекает до конца? Укажите отличия сокращенного ионного уравнения от полного ионного уравнения.
- Растворение осадка гидроксида алюминия является признаком химической реакции, которая протекает в результате действия ионов водорода серной кислоты на $\text{Al}(\text{OH})_3$ с образованием малодиссоциированного вещества — воды и растворимой соли. Составьте полное и сокращенное ионные уравнения реакций.
- Составьте молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения реакций между растворами:
 - хлорида калия и нитрата серебра;
 - гидроксида натрия и сульфата меди(II);
 - сульфата алюминия и хлорида бария.
- Напишите полные и сокращенные ионные уравнения реакций между растворами солей: Na_2CO_3 и BaCl_2 ; AgNO_3 и Na_3PO_4 .
- Дополните схемы химических реакций формулами веществ, расставьте коэффициенты и, пользуясь таблицей растворимости, составьте полные и сокращенные ионные уравнения следующих реакций:
 - $\text{KOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots$;
 - $\text{K}_2\text{CO}_3 + \dots \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$;
 - $\dots + \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{NaNO}_3$;
 - $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \dots + \text{KNO}_3$;
 - $\text{FeCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \downarrow + \dots$.
- Составьте в молекулярной форме по два уравнения реакций ионного обмена, соответствующих сокращенному ионному уравнению:
 - $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$;
 - $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Mg}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$.
- Определите массу раствора серной кислоты с массовой долей кислоты, равной 20 %, необходимого для нейтрализации раствора гидроксида натрия массой 200 г с массовой долей щёлочи, равной 0,1.
- Составьте максимально возможное число сокращенных ионных уравнений реакций между ионами Cu^{2+} , Fe^{3+} , OH^- , NO_3^- , S^{2-} , H^+ , SO_4^{2-} , Cl^- , Ba^{2+} . К трем из них подберите молекулярные уравнения реакций.

Готовимся к олимпиадам

- Растворение осадка гидроксида железа(III) массой 267,5 г в азотной кислоте привело к высвобождению ионов железа. Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионной формах. Рассчитайте химическое количество ионов железа и массу соли в растворе. Подумайте, можно ли решить задачу, не прибегая к уравнению химической реакции.

Темы для проектной деятельности

1. Вода — важнейший природный растворитель.
2. Вода как реагент и как среда для протекания химических процессов.
3. Применение растворов электролитов в медицине.
4. Кислотные дожди: их природа и последствия.
5. Значение воды в процессах жизнедеятельности.
6. Растворы — средства бытовой химии.
7. Твердые растворы.

Практическая работа 2***Реакции ионного обмена между растворами электролитов***

Цель: закрепить знания о реакциях ионного обмена, условиях и признаках их протекания. Развивать умения проводить химический эксперимент и анализировать его результаты.

Оборудование и реактивы: штатив для пробирок, пробирки; растворы индикаторов, карбоната натрия, сульфата меди(II), сульфата натрия, гидроксида натрия, хлорида натрия, нитрата натрия, карбоната калия, сульфата магния, хлорида железа(III), хлорида бария, хлорида кальция, серной кислоты, азотной кислоты; соляная кислота.

Соблюдайте правила безопасного поведения!**Вариант 1**

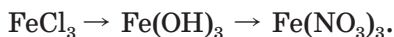
1. Исследуйте возможность протекания химических реакций между растворами электролитов:

- а) карбоната натрия и соляной кислоты;
- б) сульфата меди(II) и гидроксида натрия;
- в) хлорида натрия и серной кислоты.

2. Вам выдан раствор сульфата натрия. Подберите реактив, который может реагировать с ним с образованием осадка.

3. Проведите реакцию нейтрализации раствора серной (соляной) кислоты в присутствии индикатора.

4. Проведите реакции, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



Уравнения всех возможных реакций запишите в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной формах.

Вариант 2

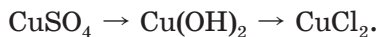
1. Установите возможность протекания химических реакций между растворами электролитов:

- а) карбоната калия и серной кислоты;
- б) нитрата натрия и соляной кислоты;
- в) сульфата магния и гидроксида натрия.

2. Вам выдан раствор карбоната натрия. Подберите реактивы, которые могут реагировать с ним с образованием осадка.

3. Проведите реакцию нейтрализации раствора гидроксида натрия в присутствии индикатора.

4. Проведите реакции, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



Уравнения всех возможных реакций запишите в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной формах.

§ 10. Химические свойства кислот, оснований, солей с точки зрения теории электролитической диссоциации

Большинство химических реакций между кислотами, основаниями и солями протекает в растворах. Если учитывать, что в растворах электролитов преобладают ионы, на которые диссоциируют электролиты, то логично предположить, что свойства растворов — это свойства содержащихся в них ионов.

Наличие ионов в растворах электролитов можно доказать с помощью реакций, в ходе которых эти ионы соединяются с другими ионами с образованием осадков, газов и малодиссоциирующих веществ. Так, например, в результате взаимодействия катионов серебра Ag^+ и хлорид-анионов Cl^- из раствора выпадает белый осадок AgCl , а соединение ионов Cu^{2+} и OH^- сопровождается выделением голубого осадка Cu(OH)_2 . Взаимодействие ионов CO_3^{2-} и H^+ приводит к выделению газообразного оксида углерода(IV) и малодиссоциирующей воды.

Для обнаружения ионов H^+ и OH^- , кроме реакций, сопровождающихся образованием осадков и выделением газов, используется их способность изменять окраску индикаторов.

Рассмотрим более подробно, какие ионы определяют свойства веществ основных классов неорганических соединений.

Кислоты

Как вы уже хорошо знаете, **кислоты** — это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода H^+ .

Отсюда следует, что общие химические свойства растворов кислот обусловлены свойствами содержащихся в них катионов водорода. Обнаружить эти ионы можно с помощью индикаторов. В растворах кислот фиолетовая окраска лакмуса и оранжевая окраска метилоранжа изменяются на красную. Очевидно, что индикаторы изменяют свою окраску под воздействием катионов H^+ , содержащихся в растворах всех кислот.

За счет наличия катионов водорода кислоты вступают в химические реакции с металлами, стоящими в ряду активности до водорода, основными оксидами, основаниями и солями, образованными более слабыми кислотами.

Рассмотрим эти свойства на примере серной и соляной кислот (табл. 13).

Таблица 13. Химические свойства кислот

Реагент	Молекулярное уравнение	Ионное уравнение
Металл	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$	$2\text{H}^+ + \text{Zn}^0 = \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$
Основной оксид	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}^+ + \text{CuO} = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
Щёлочь	$\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
Нерастворимое основание	$2\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}^+ + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
Соль	$2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

Вывод: с точки зрения теории электролитической диссоциации свойства растворов кислот обусловлены свойствами содержащихся в них катионов водорода H^+ .

Основания

Основания, растворимые в воде, как известно, называют щелочами. Их водные растворы обладают рядом общих свойств: они скользкие на ощупь, изменяют окраску индикаторов, реагируют с кислотами и кислотными

оксидами с образованием солей и воды. Что же является причиной такой схожести свойств растворимых оснований? Для ответа на этот вопрос вспомним, что **основания** — это электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-анионы OH^- . Отсюда следует, что растворы щелочей обладают общими свойствами за счет содержащихся в них гидроксид-анионов OH^- .

Присутствие щелочей в растворах обнаруживается с помощью индикаторов. В присутствии ионов OH^- , содержащихся в растворе любой щёлочи, фиолетовая окраска лакмуса изменяется на синюю, оранжевая окраска метилоранжа — на желтую, а бесцветный фенолфталеин окрашивается в малиновый цвет.

Щёлочи химически активны и вступают в реакции со сложными веществами. Рассмотрим некоторые из них (табл. 14).

Таблица 14. Химические свойства щелочей

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

Вывод: с точки зрения теории электролитической диссоциации свойства растворов щелочей обусловлены свойствами содержащихся в них гидроксид-ионов OH^- .

Соли

Водные растворы солей одной и той же кислоты или солей одного и того же металла также имеют общие свойства. **Соли** — это электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов и анионы кислотных остатков.

Химические свойства солей обусловлены химическими свойствами содержащихся в их растворах катионов металлов и анионов кислотных остатков. В результате взаимодействия этих ионов с другими, противоположными по заряду ионами, выделяются осадки малорастворимых или нерастворимых веществ (например, BaSO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$) или образуются газы (например, CO_2 , H_2S). Это происходит в результате

реакций растворимых солей друг с другом, со щелочами, с кислотами. В ходе таких реакций степени окисления атомов не изменяются.

Кроме того, в водных растворах соли менее активных металлов взаимодействуют с более активными металлами. Эти реакции относятся к окислительно-восстановительным процессам. Важнейшие химические свойства солей приведены в таблице 15.

Таблица 15. Химические свойства солей

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

Вывод: с точки зрения теории электролитической диссоциации свойства растворов солей обусловлены свойствами содержащихся в них катионов металлов и анионов кислотных остатков.

*Свойства растворов электролитов обусловлены свойствами ионов, образующихся в результате диссоциации этих электролитов.
С точки зрения теории электролитической диссоциации:
свойства растворов кислот обусловлены свойствами содержащихся в них катионов водорода H^+ ;
свойства растворов щелочей обусловлены свойствами содержащихся в них гидроксид-ионов OH^- ;
свойства растворов солей обусловлены свойствами содержащихся в них катионов металлов и анионов кислотных остатков.*

Вопросы и задания

1. Как можно различить растворы серной кислоты и гидроксида натрия?
2. Из перечисленных веществ выберите те, растворы которых будут изменять окраску фенолфталеина на малиновую: NaOH , HCl , NaHSO_4 , NaCl , KOH , HNO_3 .
3. С какими из перечисленных веществ: гидроксид натрия, соляная кислота, алюминий, оксид меди(II), серебро, карбонат калия, нитрат натрия — реагирует разбавленная серная кислота? Запишите уравнения возможных химических реакций в молекулярной и ионной формах.

4. Могут ли одновременно в растворе находиться ионы Na^+ и SO_4^{2-} , Ba^{2+} и Cl^- , Cu^{2+} и S^{2-} , H^+ и OH^- ?
5. Хватит ли раствора объемом 300 г с массовой долей KOH , равной 5 %, для полной нейтрализации раствора массой 200 г, в котором массовая доля фосфорной кислоты составляет 20 %? Определите среду раствора после окончания реакции.
6. Вычислите массу карбоната натрия, необходимого для осаждения всех ионов кальция из раствора массой 260 г с массовой долей нитрата кальция, равной 0,1.
7. Для снижения кислотности почв в них вносят доломит $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ или известняк CaCO_3 , залежи которых сосредоточены в Витебской области. Добычу этих полезных ископаемых производит хорошо известное ОАО «Доломит» (г. Витебск) — единственное в республике и крупнейшее в Европе предприятие по добыче и переработке доломитового сырья. Составьте сокращенное ионное уравнение реакции известняка с ионами, которые обуславливают повышенную кислотность почв.
8. Будет ли обладать электропроводностью раствор, полученный в результате смешивания раствора массой 200 г с массовой долей гидроксида бария, равной 0,171, с раствором такой же массы, в котором массовая доля серной кислоты составляет 9,8 %?

Готовимся к олимпиадам

1. К раствору массой 294 г с массовой долей серной кислоты, равной 10 %, добавили оксид серы(VI) массой 16 г. Рассчитайте массу (г) раствора щёлочи с массовой долей гидроксида калия, равной 0,2, необходимого для полной нейтрализации приготовленного раствора.



Домашний эксперимент

В состав яичной скорлупы входит нерастворимый в воде карбонат кальция. Исследуйте, можно ли удалить яичную скорлупу, не разбивая ее. Для этого налейте в стакан до половины раствор уксусной кислоты (столовый уксус — раствор с массовой долей кислоты, равной 9 %). Осторожно опустите в раствор куриное яйцо. Через 1–2 часа посмотрите, осталась ли скорлупа целой. Подумайте, какими кислотами можно заменить уксусную кислоту. Составьте молекулярное, полное ионное и сокращенное ионное уравнения реакции одной из этих кислот с карбонатом кальция.

§ 11. Вода и растворы в жизнедеятельности человека

Вода является самым распространенным веществом на Земле и играет огромную роль в жизнедеятельности человека. Она содержится во всех живых организмах и участвует в биохимических процессах, лежащих в основе жизни. В организме человека содержание воды максимально в момент рождения и с возрастом постепенно уменьшается. В теле младенца оно составляет 80–85 % по массе, а в теле 80-летнего человека этот показатель изменяется от 50 до 55 % (рис. 26).

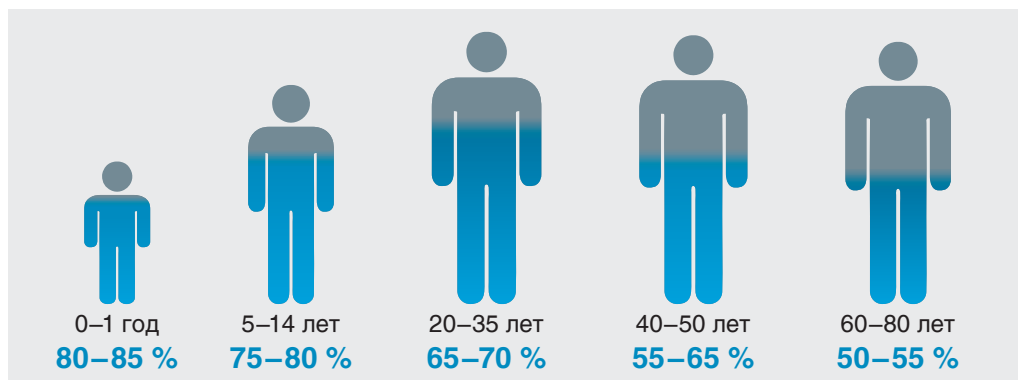


Рис. 26. Содержание воды в организме человека

Вода содержится во всех органах и тканях человеческого организма и выполняет множество жизненно важных функций. В частности, она участвует в процессах пищеварения и обмена веществ, в поддержании постоянной температуры тела. Вода является основным компонентом крови, которая транспортирует кислород и питательные вещества в клетки организма.

Вода используется практически во всех сферах деятельности человека, в том числе в промышленности, в сельском хозяйстве и в быту (рис. 27).

Все природные воды являются растворами. Они имеют огромное значение как для

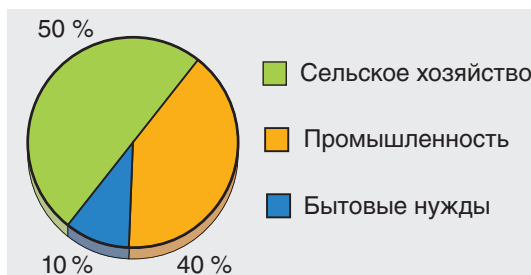


Рис. 27. Расход воды на различные нужды

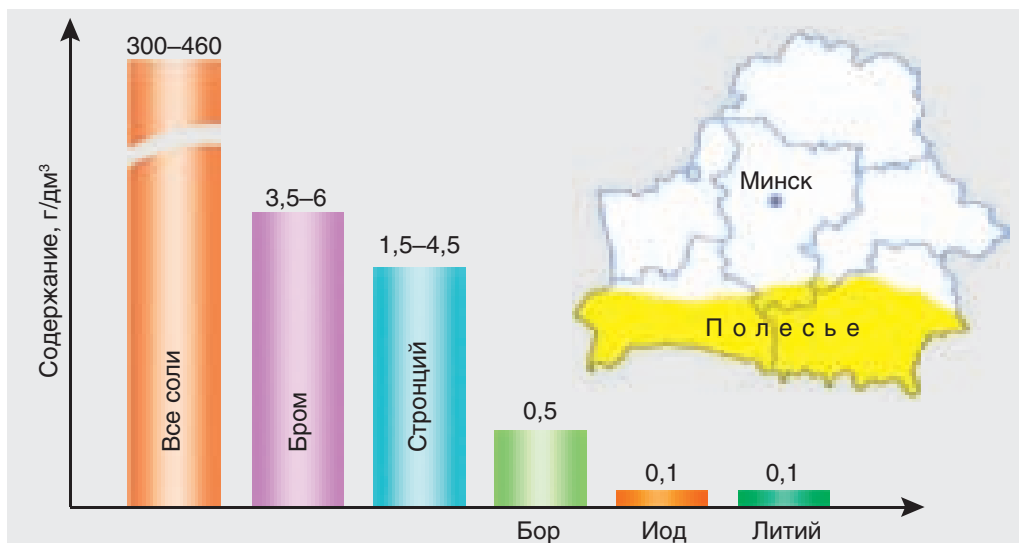


Рис. 28. Состав рассолов Полесья

живой, так и для неживой природы. Все вещества, необходимые для жизнедеятельности растений, поступают в их организм из водных растворов. Природные воды участвуют во многих природных процессах, например в образовании горных пород и почв.

Природные воды по содержанию в них растворенных солей (минерализации) делятся на пресные (питьевые), минеральные и рассолы. В пресной воде минерализация не должна превышать 0,1 %. У минеральных вод содержание растворенных солей доходит до 4 %. Минерализация вод рассолов достигает нескольких десятков процентов.

В Беларуси имеется более 200 месторождений подземных вод и свыше 60 источников минеральных вод. Рассолы Припятского прогиба (Полесье) хранят под землей громадные запасы водных растворов солей различных металлов, в том числе и очень редких. Это весьма перспективный источник промышленного получения самых разных ценных веществ, прежде всего брома и иода (рис. 28).

Проблема качества воды

Природные запасы пресной воды ограничены. Пригодность воды для питья зависит от ее качества, определяемого такими показателями, как прозрачность, цвет, вкус, запах, электропроводность, жесткость, наличие

различных примесей. К сожалению, вода в природе все больше загрязняется самыми различными отходами потребления и отходами производства. На рисунке 29 показаны основные пути загрязнения водоемов и источников пресной воды. Твердые отходы делают воду непрозрачной для солнечного света, что приводит к нарушению процесса фотосинтеза. Избыточное содержание в воде нитратов и фосфатов вызывает усиленный рост в водоемах простейших водорослей. В конечном счете это приводит к нарушению экологического равновесия в водоемах.

Многие из отходов, загрязняющих водоемы, являются весьма токсичными веществами, способными накапливаться в живых организмах, а затем по цепи питания попадать и в организм человека. Превышение допустимого уровня нитратов в питьевой воде может приводить к возникновению онкологических заболеваний. Поэтому человек должен заботиться о чистоте и сохранности водных источников и экономить воду.



Рис. 29. Основные источники загрязнения воды



Рис. 30. Сооружения промышленной очистки воды

В рамках государственной программы «Комфортное жилье и благоприятная среда», рассчитанной на 2021–2025 гг., в Минске реализован масштабный проект по переводу города на снабжение артезианской водой. Такая вода является более чистой и полезной, чем вода из поверхностных источников. Общий расход артезианской воды в сутки составляет 130 тыс. м³. В рамках реализации данного проекта было пробурено 90 новых скважин и реконструировано 48 имевшихся, проложены новые магистрали трубопроводов длиной около 114 км.

Для того чтобы экономить воду, не допускать ненужных трат, ученые разрабатывают различные способы сокращения ее расхода в сельском хозяйстве, в промышленности и в быту. Для этого на производстве создают замкнутые циклы использования воды, совершенствуют технологии экономичного использования, улучшают способы ее очистки на специальных очистных сооружениях, которые имеются практически во всех городах республики. Они представляют собой сложнейший производственный комплекс (рис. 30), где круглосуточно сточная вода проходит полный цикл механической и биологической очистки.

На первом этапе фильтрования сточные воды проходят механическую и биологическую очистки, в ходе которых из воды удаляются крупные твердые примеси. Далее вода проходит через песчаные фильтры, которые удаляют из воды мелкие нерастворимые частицы. Затем сточная вода направляется на первичное отстаивание, благодаря которому взвешенные в ней микроскопические частицы твердых примесей оседают на дно. После этого отстоявшуюся воду подвергают биологической очистке с помощью активного ила — биоценоза простейших микроорганизмов и бактерий, которые и чистят сточные воды.

Неводные растворы

Кроме воды в качестве растворителей используют бензин, спирт, ацетон и другие жидкости, с которыми вы уже сталкивались в быту. Например, жир не растворяется в воде, но легко растворяется в бензине. Поэтому жирные пятна с ткани удаляют (выводят) бензином. Кристаллический иод в воде малорастворим, поэтому известный вам аптечный раствор иода

готовят растворением его в спирте. Для растворения лаков широко используются ацетон и различные составы на его основе.

Органические растворители применяются при производстве лакокрасочных материалов, которые в последнее время все чаще заменяются водно-эмульсионными красками. Это связано с тем, что органические растворители в процессе высыхания красок испаряются в атмосферу, загрязняя при этом окружающую среду.

В медицине неводные растворители используют при приготовлении лекарственных средств, например различных спиртовых настоек.

Органические растворители широко применяют для выделения масел из семян растений. Получаемое таким образом рапсовое масло в последние годы начинают использовать в качестве сырья для получения альтернативного топлива для двигателей внутреннего сгорания.



В Республике Беларусь одним из крупнейших предприятий по переработке семян рапса в рапсовое масло является ОАО «Рапс». С 1991 г. эта организация поставляет высококачественную продукцию как на внутренний, так и на внешний рынок. Кроме того, предприятие добилось высоких результатов в растениеводстве и животноводстве и является одним из валообразующих хозяйств Минского района.

Вопросы и задания

1. Известно, что продолжительное употребление дистиллированной воды вредно для организма. Как вы думаете почему?
2. Рассчитайте потери воды в квартире за сутки, если из неплотно закрытого крана вытекает вода объемом 1 дм^3 в минуту.
3. Рассчитайте, сколько воды вы должны получать с пищей в день, если для сохранения водного баланса человеку необходима вода массой 40 г на 1 кг массы тела. Выполните такие расчеты для всех членов вашей семьи.
4. Знакомы ли вы с производствами, расположенными в вашем регионе? Имеются ли среди них предприятия, являющиеся градообразующими? Возникают ли экологические проблемы в процессе их деятельности? Как они решаются на этих производствах?

Готовимся к олимпиадам

1. В медицине широко применяется спиртовой раствор иода, содержание которого составляет 50 мг/см^3 . Аптечный флакон этого раствора объемом 10 см^3 разбавили водой до объема 100 см^3 . Рассчитайте молярную концентрацию иода в приготовленном растворе.

Комплексное задание

Внимательно прочитайте текст и выполните приведенные ниже задания

Особенности географического положения Беларуси обусловили формирование на ее территории гидрографической сети, включающей реки, озера, каналы, водохранилища и пруды. Всего на территории Беларуси протекает 20 800 рек и ручьев общей протяженностью 90 600 км, в которых сосредоточено около 9 км³ воды. Водный Кодекс Республики Беларусь устанавливает программы и мероприятия по охране и использованию вод, планы управления водными ресурсами, нормативы качества воды, применяемой для различных целей.

Сравните качество воды в вашем населенном пункте из различных источников — водопроводной, из водоема и дождевой.

1. Соберите пробы воды из всех источников в стаканы одного размера. Для предотвращения испарения воды закройте стаканы крышками или полиэтиленовой пленкой. Поставьте стаканы в темное место на 1 день, чтобы нерастворимые в воде примеси полностью осели на дно. Через указанное время проверьте наличие в стаканах осадков. В каком случае осадок больше? А может, он вообще отсутствует? Или мы его не заметили?

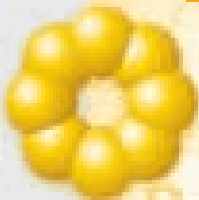
2. Перемешайте воду в стаканах. Из кусочка белой ткани (бумажной салфетки) сделайте фильтры и отфильтруйте нерастворимые вещества. Рассмотрите и сравните фильтры. Они все такие же белые? Вы использовали два известных вам способа разделения смесей: отстаивание и фильтрование, оцените их результаты.

3. Налейте отфильтрованную воду из каждого источника в мелкие блюда и подождите, пока вся вода испарится. Сравните след от веществ на блюдах, фильтры, осадки и решите, какая же вода содержит наименьшее количество примесей — водопроводная, из водоема или дождевая.

4. Воспользуйтесь дополнительной литературой, Интернетом и подготовьтесь к обсуждению с одноклассниками и учителем проблем качества воды и вариантов ее охраны, которые применяются в мире и в Республике Беларусь.

3

Глава



НЕМЕТАЛЛЫ

§ 12. Общая характеристика неметаллов

Традиционное деление химических элементов на металлы и неметаллы возникло еще во времена алхимии. Оно было связано с тем, что по своим свойствам простые вещества металлы, как правило, сильно отличаются от простых веществ неметаллов. Некоторые сведения о неметаллах уже получили, изучая химию в 7-м и 8-м классах.

К неметаллам относятся 23 химических элемента из 118 известных на сегодняшний день. Массовая доля неметаллов в земной коре составляет почти 80 %, они входят в состав практически всех органических и неорганических веществ. Химические элементы неметаллы и образованные ими вещества, составляющие живую и неживую природу, находятся в постоянном круговороте, переходя из минеральной формы в живую материю и наоборот. Неметаллы (в основном водород и гелий) составляют почти 99 % массы материи в наблюдаемой Вселенной.



Одним из жизненно необходимых для человека элементов является неметалл Se. Установлено, что этот элемент, масса которого в организме человека около 15 мг, важен для работы иммунной, репродуктивной, сердечно-сосудистой и нервной систем. В лесах Беларуси встречается много грибов, которые являются природными накопителями селена — это быстрорастущие лисички, опята и маслята. По мнению ученых, именно селен влияет на скорость роста грибов. Следует помнить, что употребление продуктов, содержащих селен в количествах, превышающих 5 мг на 1 кг пищи, приводит к острому отравлению организма человека.

Положение в периодической системе и электронное строение атомов неметаллов

В периодической системе условная граница между металлами и неметаллами проходит по ступенчатой линии в направлении от бора В к оганесону Og (форзац 1). Химические элементы, расположенные справа от этой линии в IIIA—VIIIA-группах, являются неметаллами. К неметаллам относится и водород H.

Для некоторых элементов неметаллов применяются групповые названия. Так, элементы VIIIA-группы называют **благородными газами**, элементы VIIA-группы — **галогенами**, элементы VIA-группы — **халькогенами**. Элементы, расположенные вдоль условной разграничительной линии, — бор В, кремний Si, мышьяк As, теллур Те, астат At и оганесон Og — относятся к неметаллам, но могут проявлять и некоторые металлические свойства, т. е. в своем поведении проявляют определенную двойственность.

Главное, что определяет принадлежность химических элементов к числу неметаллов — это, конечно, особенности строения внешнего энергетического уровня их атомов. У атомов большинства неметаллов (кроме водорода, гелия и бора) на внешнем энергетическом уровне содержится от 4 до 8 электронов.

Водород H с электронной конфигурацией атома $1s^1$ и гелий He с электронной конфигурацией $1s^2$ относятся к *s*-элементам, а все остальные неметаллы — к *p*-элементам. У атомов *p*-элементов A-групп число электронов на внешнем энергетическом уровне равно номеру группы (табл. 16).

Таблица 16. Электронные конфигурации внешних энергетических уровней неметаллов *p*-семейства

Группа	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Электронные конфигурации атомов	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
Химические элементы	B	C Si	N P As	O S Se Te	F Cl Br I At	Ne Ar Kr Xe Rn Og

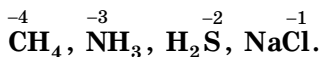
Степени окисления

Характерной чертой атомов неметаллов является их способность сравнительно легко присоединять недостающие до завершения внешнего энергетического уровня электроны, т. е. способность к проявлению окислительных свойств. Способность атомов неметаллов присоединять электроны возрастает в периоде слева направо, а в группе — снизу вверх.

Поэтому самый типичный элемент неметалл — фтор. Напомним, что внешний энергетический уровень, на котором находятся 8 (2 для элементов 1-го периода) электронов, является завершенным и характеризуется высокой устойчивостью. Если обозначить атом химического элемента буквой Э, то схему присоединения к нему электронов можно записать так:



Таким образом, для атомов неметаллов в их соединениях с металлами, водородом и другими менее электроотрицательными элементами характерны отрицательные степени окисления от -4 до -1 , как, например, в соединениях:



В соединениях с более электроотрицательными элементами для атомов неметаллов характерны положительные степени окисления, например $\overset{+4}{\text{S}}\text{O}_2$, $\overset{+5}{\text{P}}\text{Cl}_5$ и др. Исключение составляет лишь фтор F, который в своих соединениях с другими элементами проявляет одну степень окисления, равную -1 .

Максимальная положительная степень окисления атома неметалла обычно равна номеру А-группы в таблице периодической системы, в которой он находится (за исключением кислорода и фтора). Минимальная отрицательная степень окисления атома неметалла (за исключением водорода) равна разности: № А-группы – 8.

Так, например, у серы — элемента группы VIA — максимальная положительная степень окисления составляет $+6$, а минимальная отрицательная равна -2 ($6 - 8 = -2$). Углерод расположен в IVA-группе, поэтому максимальная положительная степень окисления атомов углерода составляет $+4$, а минимальная отрицательная равна -4 ($4 - 8 = -4$).

Для всех неметаллов, кроме фтора, характерны переменные степени окисления. Напомним, что степени окисления атомов в сложном соединении рассчитываются исходя из того, что алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов в веществе равна нулю. Определим

степень окисления атома хлора (x) в соединении $\overset{+1}{\text{K}}\overset{x}{\text{Cl}}\overset{-2}{\text{O}_4}$. В этом соединении число атомов калия, хлора и кислорода равно 1, 1 и 4, а степени окисления атомов калия и кислорода равны соответственно $+1$ и -2 .

Составим алгебраическое уравнение и, решив его, найдем величину x — искомую степень окисления атома хлора:

$$1 \cdot (+1) + 1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = 0, \text{ откуда } x = +7.$$

Обращаем ваше внимание на то, что в формулах бинарных, т. е. образованных двумя элементами, соединений на первом месте всегда записывается элемент с меньшей электроотрицательностью, например KCl , H_2S , SiO_2 . Исключение составляют некоторые соединения азота с водородом, например аммиак, для которого принято традиционное написание — NH_3 , а также метан — CH_4 . В современной номенклатуре бинарные соединения принято называть по тому элементу, который имеет большую электроотрицательность, добавляя к корню его латинского названия окончание -ид. Следовательно, соединения неметаллов с металлами будут называться: в случае кислорода — оксиды (CaO), водорода — гидриды (LiH), серы — сульфиды (Na_2S), азота — нитриды (Li_3N), хлора — хлориды (NaCl) и т. д.

К неметаллам относятся 23 химических элемента из всех известных на сегодняшний день. Все неметаллы являются химическими элементами А-групп периодической системы.

Атомы неметаллов могут проявлять как отрицательные, так и положительные степени окисления.

Максимальная положительная степень окисления атомов неметаллов обычно численно равна номеру А-группы в периодической системе элементов.

Минимальная отрицательная степень окисления атомов неметаллов равна разности: № А-группы – 8.

Вопросы и задания

1. Охарактеризуйте положение неметаллов в периодической системе химических элементов. Можно ли провести резкую границу между металлами и неметаллами?
2. Приведите электронные конфигурации внешних энергетических уровней атомов гелия, углерода, фосфора, хлора.
3. Изобразите электронно-графическую схему атома с порядковым номером 9. Кратко охарактеризуйте его свойства на основе строения атома и положения в периодической системе. Какое соединение он образует с водородом? Запишите формулу этого соединения и определите массовую долю водорода в нем.

4. Напишите химические формулы следующих веществ: хлорид фосфора(V), оксид азота(I), оксид селена(VI), фторид ксенона(IV), оксид мышьяка(III).
5. Какие степени окисления могут проявлять неметаллы в соединениях? Определите степень окисления хлора в соединениях: KCl , Cl_2O_7 , KClO_3 ; азота в соединениях: NH_3 , N_2O , KNO_3 .
6. Назовите соединения, формулы которых: CaCl_2 , Na_2O , Al_2S_3 , KI . Рассчитайте массовую долю неметалла в каждом из них.
7. Прочитайте внимательно на упаковке сведения о составе зубной пасты, которая есть у вас дома. Атомы каких неметаллов входят в состав веществ, используемых при изготовлении зубной пасты? Можно ли в данном случае вместо сложных веществ, содержащих атомы фтора, использовать простое вещество фтор? Почему?
8. Напишите досье на неметалл (серу, кислород, фосфор, углерод и др.) по плану: происхождение названия, история открытия, строение атома, роль в природе и жизни человека.

Готовимся к олимпиадам

1. Сколько протонов, нейтронов и электронов содержится в молекуле бинарного летучего водородного соединения кремния с относительной молекулярной массой, равной 32? Зачем указана относительная молекулярная масса этого вещества? Рассчитайте массу одной молекулы этого соединения.

§ 13. Простые вещества неметаллы

Простые вещества неметаллы углерод и сера издавна известны человеку. В XIII в. был получен мышьяк, в XVII в. открыты водород и фосфор, в конце XVIII в. — кислород, азот, хлор, теллур. В первой половине XIX в. были получены бром, иод, селен, кремний, бор. Выделить фтор и открыть благородные газы удалось лишь в конце XIX в.

Среди простых веществ неметаллов различают вещества молекулярного строения (например, кислород O_2 , озон O_3 , азот N_2 , сера S_8) и вещества немoleкулярного строения (например, углерод в виде алмаза и графита). Не только кислород и углерод, но и многие другие химические элементы существуют в виде нескольких простых веществ. Всего на 118 химических элементов приходится более 500 простых веществ.

Существование химических элементов в виде нескольких простых веществ называется аллотропией (от греч. *allotropos* — другое свойство), а такие простые вещества — аллотропными модификациями.

Аллотропные модификации могут отличаться числом атомов в молекуле (кислород O_2 и озон O_3), способом их соединения либо строением кристаллических решеток (алмаз и графит). Это отражается на физических свойствах веществ, а часто и на их активности в химических реакциях.

Физические свойства

Физические свойства простых веществ, образуемых неметаллами, отличаются большим разнообразием, для них трудно выделить общие характерные признаки. Например, при обычных условиях хлор Cl_2 , водород H_2 , кислород O_2 , азот N_2 — газы, бром Br_2 — жидкость, а бор B , углерод C , кремний Si , сера S , иод I_2 — твердые вещества (рис. 31). Окраска простых веществ неметаллов также весьма разнообразна: графит — темно-серый, бром — красно-бурый, сера — желтая, хлор — желто-зеленый и т. д.

В широком интервале изменяются и другие физические свойства неметаллов. Так, аргон, хлор и сера в твердом состоянии являются диэлектриками, кремний — полупроводником, а достаточно высокая электропроводность графита позволяет использовать его в качестве токопроводящих электродов.



Рис. 31. Простые вещества неметаллы: 1 — бор, 2 — сера, 3 — иод, 4 — фосфор, 5 — кремний, 6 — мышьяк

Химические свойства

Простые вещества неметаллы существенно различаются между собой по химической активности. Так, элементы VIIIA-группы гелий **He**, неон **Ne**, аргон **Ar** образуют практически инертные вещества.

Наиболее химически активными неметаллами являются галогены и кислород. Сера, углерод и кремний вступают в химические реакции, как правило, только при повышенных температурах.

В химических реакциях неметаллы, кроме фтора, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Из курса химии 8-го класса вы уже знаете, что в ходе любой окислительно-восстановительной реакции одни атомы — восстановители — отдают электроны, сами при этом окисляются, а другие атомы — окислители — принимают электроны и восстанавливаются (рис. 32).

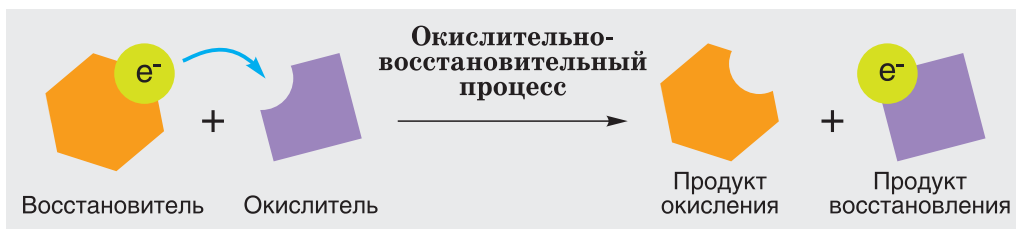


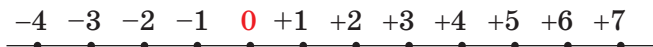
Рис. 32. Схема окислительно-восстановительного процесса

Процесс окисления и процесс восстановления всегда протекают одновременно. В результате окисления степень окисления атомов повышается, а в результате восстановления — понижается:

ВОССТАНОВИТЕЛЬ: отдает e^- , окисляется, повышает свою степень окисления



ОКИСЛЕНИЕ

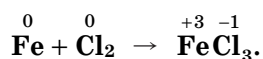


ВОССТАНОВЛЕНИЕ

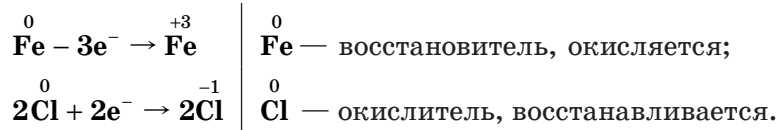


ОКИСЛИТЕЛЬ: принимает e^- , восстанавливается, понижает свою степень окисления

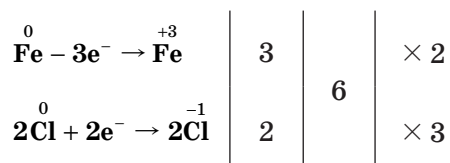
Рассмотрим взаимодействие хлора с железом, протекающее по схеме:



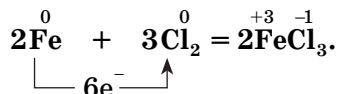
В этой реакции атомы железа в нулевой степени окисления отдают по три электрона и окисляются до степени +3, а атомы хлора в нулевой степени окисления принимают эти электроны и восстанавливаются до степени окисления -1. Покажем эти превращения в виде схемы:



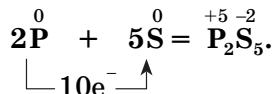
Для того чтобы общее число электронов, отданных атомами восстановителя, было равно общему числу электронов, принятых атомами окислителя, составим схему электронного баланса:



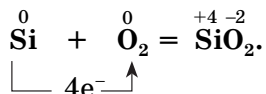
Поскольку общее число электронов, переходящих от атомов железа к атомам хлора, равно 6, составим уравнение реакции и покажем переход указанного числа электронов:



Окислительные свойства неметаллов проявляются при их взаимодействии с металлами, водородом и с другими неметаллами, имеющими более низкую электроотрицательность. Например, сера окисляет фосфор:



Фосфор в этой реакции выступает восстановителем и в образующемся соединении проявляет положительную степень окисления +5. Восстановительные свойства неметаллов проявляются и в реакциях с другими простыми веществами — сильными окислителями, например с кислородом:



Атомы неметаллов в оксидах проявляют положительные степени окисления.

При записи уравнений химических реакций для упрощения простые вещества неметаллы, образованные многоатомными молекулами (S_8 , P_4) или имеющие немолекулярное строение (углерод), записывают одним символом, например S, P, C.

С другими свойствами неметаллов вы познакомитесь в следующих параграфах.

Существование химических элементов в виде нескольких простых веществ называется аллотропией.

В химических реакциях простые вещества неметаллы, кроме фтора, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Вопросы и задания

1. Какие из перечисленных веществ являются простыми: а) оксид натрия; б) сера; в) хлороводород; г) иод; д) азот; е) мрамор; ж) вода?
2. Среди пар простых веществ укажите «лишнюю»: а) белый и красный фосфор; б) кислород и озон; в) железо и фтор; г) алмаз и графит. Объясните свой выбор.
3. Дайте определение понятия «аллотропия». Приведите известные вам примеры аллотропных модификаций некоторых химических элементов. Объясните, почему простых веществ больше, чем химических элементов.
4. Из приведенных примеров выпишите в два столбика схемы, отражающие процессы окисления и восстановления: а) $H_2S \rightarrow H_2SO_4$; б) $P \rightarrow H_3PO_4$; в) $KClO_3 \rightarrow KCl$; г) $HNO_3 \rightarrow NO$; д) $Cl_2 \rightarrow KClO$. Определите степени окисления элементов, изменяющиеся в указанных процессах.
5. Из приведенных ниже уравнений выберите уравнения окислительно-восстановительных реакций, укажите окислитель и восстановитель, составьте схемы перехода электронов от восстановителя к окислителю:
 - а) $CaO + CO_2 = CaCO_3$;
 - б) $3H_2 + N_2 = 2NH_3$;
 - в) $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$.
6. Рассчитайте объем (н. у.) воздуха, который потребуется для сжигания метана CH_4 химическим количеством 2 моль. Объемная доля кислорода в воздухе составляет 21 %.

7. Рассчитайте массу железа, которое вступит в реакцию с хлором химическим количеством 3 моль. Какая соль при этом образуется? Запишите уравнение диссоциации этой соли в водном растворе.
8. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Готовимся к олимпиадам

1. Для профилактики кариеса рекомендуется использовать фторсодержащую зубную пасту. Зубная паста одного из производителей содержит, как указано на упаковке, 0,454 % фторида олова(II), а зубная паста другого производителя — 0,8 % монофторфосфата натрия $\text{Na}_2\text{PO}_3\text{F}$. Какая из этих паст содержит больше фтора? Ответ подтвердите вычислениями.

§ 14. Водород

Строение атома и особенности положения в периодической системе

Атом водорода имеет самое простое строение: он состоит из ядра, содержащего один протон, и одного электрона на окружающей ядро орбитали. Электронная конфигурация атома водорода — $1s^1$, а его электронно-графическая схема имеет вид:



Такое строение внешнего энергетического уровня характерно для элементов IA-группы, поэтому водород можно отнести к элементам этой группы. Одновременно водород можно отнести и к элементам VIIA-группы, поскольку, так же как и у элементов данной группы, для завершения внешнего энергетического уровня у него не хватает одного электрона.

Валентность водорода в его соединениях равна I. В соединениях с более электроотрицательными элементами он проявляет степень окисления +1, например $\overset{+1}{\text{H}}\text{F}$, $\overset{+1}{\text{H}}_2\text{O}$ и др. В то же время в соединениях с металлами — гидридах — степень окисления атома водорода равна -1, например $\overset{-1}{\text{Na}}\text{H}$, $\overset{-1}{\text{Ca}}\text{H}_2$ и др.

Нахождение водорода в природе

Во Вселенной водород является самым распространенным элементом. По существующим оценкам на долю этого элемента приходится около 75 % массы Вселенной. Он входит в состав Солнца, многих других звезд

и туманностей. Большие планеты Солнечной системы Юпитер и Сатурн в основном состоят из водорода.

На Земле водород — девятый по распространенности химический элемент. Наиболее важным его соединением, встречающимся в природе, является вода. Водород входит в состав природного газа, нефти, а также животных и растительных организмов. В виде простого вещества водород встречается крайне редко в вулканических газах.

В природе водород встречается в виде изотопов ${}^1\text{H}$ — протия, ${}^2\text{H}$ — дейтерия и ${}^3\text{H}$ — трития. Дейтерий, для обозначения которого иногда пользуются символом **D**, входит в состав так называемой «тяжелой воды» D_2O . Она используется в качестве замедлителя нейтронов в ядерных реакторах. Тритий, обозначаемый символом **T**, встречается в незначительных количествах.

Простое вещество

Молекула водорода состоит из двух атомов, связанных между собой ковалентной неполярной связью. Такая связь возникает в результате образования между атомами общей пары электронов:



Модель перекрывания электронных облаков показана на рисунке 33.

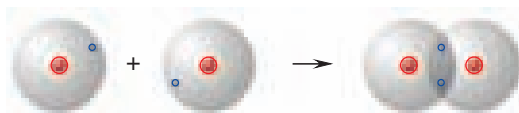


Рис. 33. Образование молекулы водорода

Физические свойства

Водород — бесцветный нетоксичный газ без запаха и вкуса, он в 14,5 раз легче воздуха.

Молекула водорода неполярна. Поэтому силы межмолекулярного взаимодействия в газообразном водороде малы. Это проявляется в его низких температурах кипения ($-252,6\text{ }^\circ\text{C}$) и плавления ($-259,2\text{ }^\circ\text{C}$).



При сверхвысоких давлениях водород переходит в металлическое состояние, т. е. проявляет свойства металлов. В таком виде он находится в ядрах некоторых планет, например Юпитера и Сатурна.

Водород незначительно растворяется в воде. При $20\text{ }^\circ\text{C}$ его растворимость составляет около $0,002\text{ г}$ на 1 дм^3 воды. Поэтому водород при его получении в лаборатории можно собирать методом вытеснения воды.

Получение и химические свойства

В лаборатории водород получают при взаимодействии разбавленных соляной или серной кислот с цинком (рис. 34):

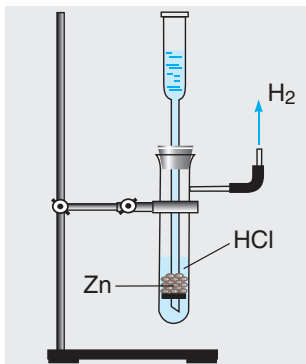
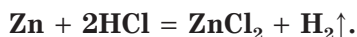
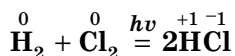


Рис. 34. Получение водорода в лаборатории

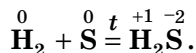
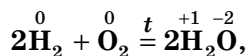
Иногда получаемый таким образом водород содержит примесь воздуха, с которым он может образовывать взрывчатую смесь (смесь водорода и кислорода в объемном отношении 2 : 1 называется «гремучим газом»). Это опасно!

Простое вещество водород при взаимодействии с другими веществами может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

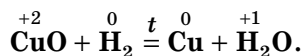
Водород как восстановитель проявляет себя в реакциях с простыми веществами неметаллами, образуя соединения, в которых его степень окисления равна +1. Реакции водорода с наиболее активными неметаллами протекают очень интенсивно, сопровождаются горением или даже взрывом. Примерами таких окислительно-восстановительных реакций могут быть взаимодействие водорода с хлором при освещении:



или с кислородом и серой при нагревании:

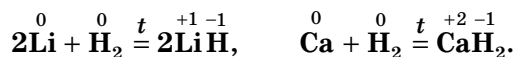


При повышенной температуре водород реагирует с оксидами некоторых металлов, также выступая в качестве восстановителя, например:



Окислительная способность водорода проявляется при взаимодействии его со многими активными металлами при повышенных температурах:

туре и давлении. В результате реакций образуются гидриды, в которых степень окисления водорода равна -1 , например:



Области применения водорода

Водород является весьма эффективным топливом: на единицу массы он выделяет теплоты в 2,6 раза больше, чем природный газ, в 8,3 раза больше, чем древесина. Водород — экологически чистое топливо, т. к. при его сгорании образуется только вода (рис. 35).

В настоящее время известно много примеров использования водорода в качестве топлива на космических кораблях, в двигателях автомобилей, подводных лодок.

Для атомов водорода H характерны валентность I и степени окисления в соединениях с другими элементами, равные +1 и -1.

Простое вещество водород проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства.

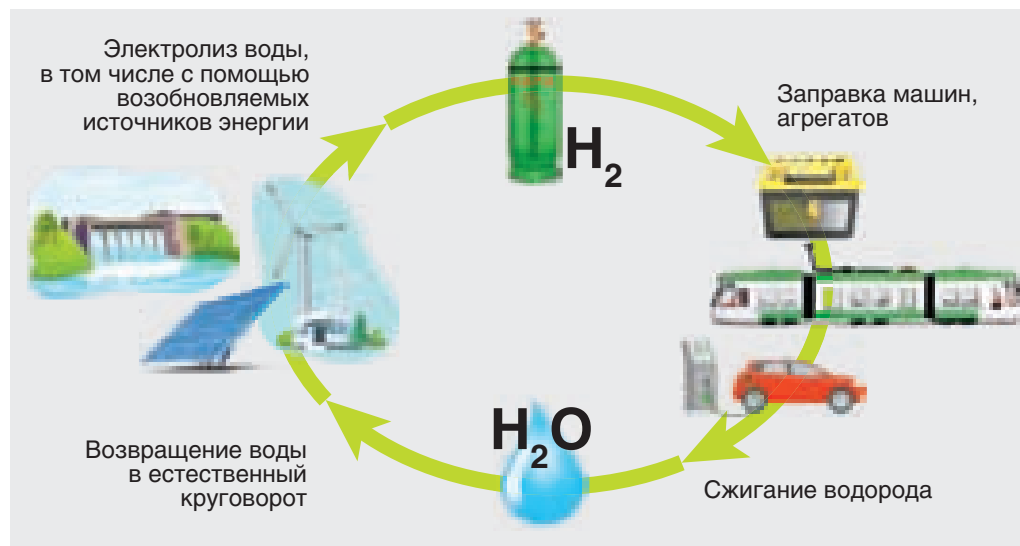
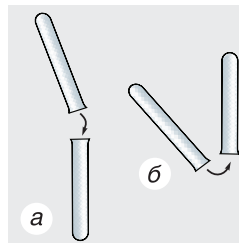


Рис. 35. Концепция водородной энергетики

Вопросы и задания

- Объясните, почему в периодической системе водороду отводят место в IA- и одновременно в VIIA-группах.
- К какому типу химических реакций относится реакция получения водорода в лаборатории? Рассчитайте массу цинка и массу соляной кислоты с массовой долей HCl, равной 26 %, необходимых для получения водорода химическим количеством 5 моль.
- На каком рисунке (а или б) отображен способ «переливания» водорода из одного сосуда в другой? Ответ поясните.
- Составьте уравнения реакций водорода с: а) натрием; б) бромом; в) углеродом. Охарактеризуйте окислительно-восстановительные свойства водорода в данных реакциях.
- Рассчитайте химическое количество и объем (н. у.) водорода, который вступит в реакцию с азотом массой 3,4 г.
- Рассчитайте массу меди (кг), которую можно получить действием водорода объемом 12 м³ (н. у.) на оксид меди(II).
- Расставьте коэффициенты в схемах следующих окислительно-восстановительных реакций:
 а) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2$; б) $\text{WO}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{W} + \text{H}_2\text{O}$.
 Укажите окислитель и восстановитель.
- Пользуясь известной вам информацией, составьте схему применения водорода.



Готовимся к олимпиадам

- В результате обработки сплава двух металлов массой 50 г избытком раствора щёлочи выделился газ объемом 43,5 дм³ (н. у.) и образовался твердый остаток. Его растворение в избытке соляной кислоты привело к образованию раствора зеленого цвета и дополнительному выделению водорода объемом 5,74 дм³ (н. у.). Определите состав сплава, ответ подтвердите расчетом. Как называется остаток, полученный при растворении сплава в щёлочи, и для чего он используется в химической промышленности?

Комплексное задание

Внимательно прочитайте текст и выполните приведенные ниже задания

С точки зрения химии, водород обладает уникальной особенностью — его относят сразу к двум группам периодической системы Д. И. Менделеева: к щелочным металлам и галогенам. Как щелочной металл водород

проявляет сильные восстановительные свойства, например реагирует с фтором при обычных условиях, с хлором — под действием света, с другими неметаллами — при нагревании или в присутствии катализаторов. При взаимодействии с оксидами и галогенидами металлов восстанавливает их до металлов; это свойство используется в металлургии. Но, с другой стороны, водород, как и галогены, проявляет окислительные свойства и при взаимодействии с металлами образует гидриды.

1. На основании электронного строения атома водорода объясните его двойное положение в периодической системе химических элементов.

2. Запишите возможные уравнения реакций водорода с: а) фтором F_2 ; б) хлором Cl_2 ; в) оксидом меди(II) CuO ; г) металлическим литием. В каждой реакции укажите окислитель и восстановитель.

3. Рассчитайте, в каком случае масса образующейся воды будет больше: при восстановлении водородом меди из оксида меди(I) массой 100 г или из оксида меди(II) массой 100 г. Определите химическое количество и объем (н. у.) водорода, который вступит в реакцию в каждом случае.

4. Найдите в Интернете и посмотрите видео получения водорода в лаборатории. Как вы думаете, можно ли в этой реакции использовать другой металл вместо цинка?

5. Запишите уравнение реакции водорода с кислородом. Какое вещество при этом образуется? Приведите возможные названия этого вещества. Где используется водород в качестве топлива? Какие ограничения существуют для использования водорода в качестве топлива в автомобилях? Обсудите в группе, какие пути преодоления этих ограничений можно предложить.

6. Подготовьте эссе на тему «Автомобиль будущего».

§ 15. Галогены

Галогенами называются химические элементы VIIA-группы. Это фтор **F**, хлор **Cl**, бром **Br**, йод **I** — элементы с выраженными неметаллическими свойствами, а также очень редко встречающийся в природе астат **At**. К этой же группе относится и недавно искусственно полученный элемент 117 — теннессин **Ts**, для которого предполагают металлические свойства.

Строение атомов и степени окисления

На внешнем (незавершенном) энергетическом уровне у атомов галогенов находится по 7 электронов (табл. 16, с. 74). Атомы галогенов легко присоединяют недостающий до завершения этого уровня один электрон и в своих соединениях проявляют степень окисления, равную -1 , например

$K\overset{-1}{I}$, $H\overset{-1}{Cl}$ и т. д.

Для хлора Cl, брома Br и иода I характерны валентности I, III, V, VII. В соединениях с более электроотрицательными элементами — фтором, кислородом, азотом — эти атомы проявляют положительные степени окисления: +1, +3, +5, +7. Например: HClO , HBrO_2 , BrF_5 , HClO_4 .

Для фтора F характерны валентность I и степень окисления в соединениях с другими элементами, равная -1.

Нахождение галогенов в природе

Галогены в природе существуют только в виде соединений с другими элементами. Наиболее распространены в природе хлор и фтор, их массовые доли в земной коре составляют 0,19 % и 0,03 % соответственно. Основные природные соединения галогенов представлены в таблице 17 и на рисунке 36. Все галогены в виде солей содержатся в водах океанов, морей, рек и озер. Так, например, в 1 л морской воды содержится около 26–30 г хлорида натрия.

Таблица 17. Основные природные соединения галогенов

Элемент	Природные соединения
Фтор	CaF_2 — плавленый шпат (флюорит); Na_3AlF_6 — криолит
Хлор	NaCl — каменная соль, галит; KCl — сильвин, $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$ — сильвинит, $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — карналлит
Бром	NaBr , KBr , MgBr_2 — в подземных солевых рассолах, в морской воде в виде бромид-ионов
Иод	В подземных буровых водах в виде иодид-ионов, в морских водорослях

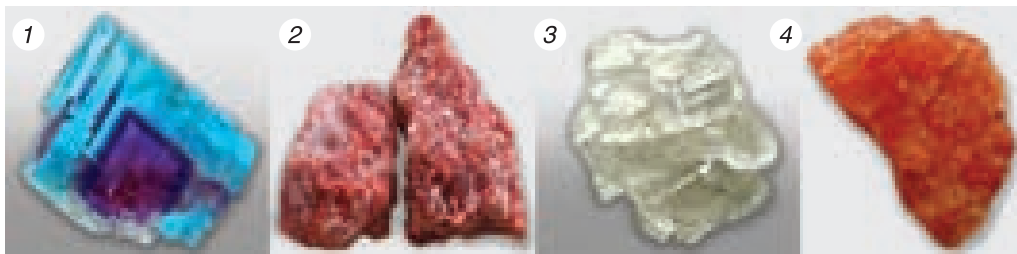


Рис. 36. Природные соединения галогенов: 1 — флюорит, 2 — сильвинит, 3 — галит, 4 — сильвин

Простые вещества

Простые вещества галогены состоят из двухатомных молекул, в которых атомы связаны ковалентной неполярной связью.

Физические свойства

При обычных условиях фтор и хлор — газы, бром — жидкость, иод и астат — твердые вещества (рис. 37). Все галогены — окрашенные вещества. Галогены имеют характерный резкий запах, являются весьма токсичными веществами.

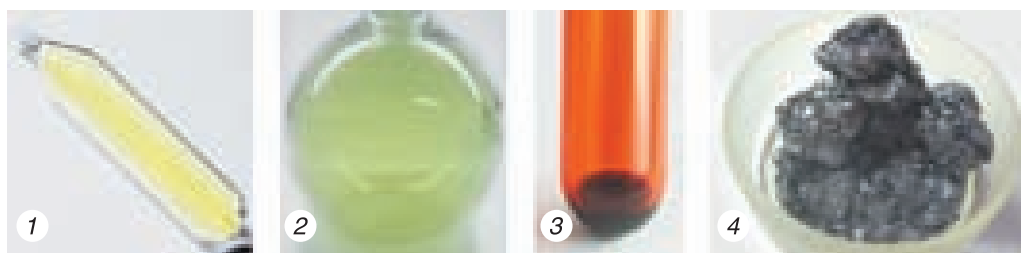
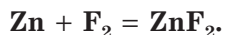


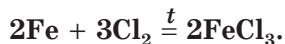
Рис. 37. Простые вещества галогены: 1 — фтор, 2 — хлор, 3 — бром, 4 — иод

Химические свойства

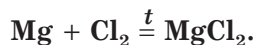
Окислительные свойства галогенов проявляются при их взаимодействии с металлами. При этом, как вы знаете, образуются соли. Так, фтор уже при обычных условиях реагирует с большинством металлов, включая платину и золото, а цинк в атмосфере фтора воспламеняется:



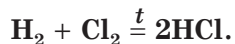
Реакции других галогенов с металлами обычно протекают при нагревании. Например, при взаимодействии железа с хлором образуется хлорид железа(III):



При взаимодействии магния с хлором — хлорид магния:

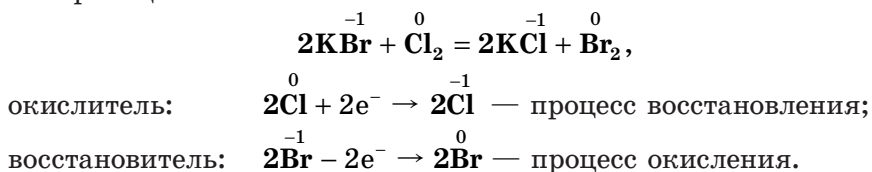


Галогены способны окислять и неметаллы. При взаимодействии водорода с простыми веществами галогенами получают галогеноводороды, например:



Но если фтор взаимодействует с водородом в любых условиях со взрывом, то реакция иода с водородом протекает медленно даже при нагревании. Следовательно, реакционная способность галогенов по отношению к водороду понижается при переходе от фтора к иоду.

Рассматривая изменение окислительных свойств галогенов по группе в направлении сверху вниз, необходимо отметить, что предыдущий элемент вытесняет последующий из растворов его солей и кислот. Так, хлор в реакции с бромидами и иодидами металлов вытесняет бром и иод из растворов их солей. Запишем уравнение этой окислительно-восстановительной реакции:



Каждый галоген является самым сильным окислителем в своем периоде. По группе от хлора к иоду окислительные свойства простых веществ галогенов ослабевают.

Применение галогенов и их соединений

Природное соединение фтора — криолит Na_3AlF_6 — применяется при получении алюминия. Соединения фтора используются в качестве добавок в зубные пасты для предотвращения заболеваний кариесом.

Хлор широко используется для получения соляной кислоты, в органическом синтезе при производстве пластмасс и синтетических волокон, каучуков, красителей, растворителей и др. Многие хлорсодержащие соединения используют для борьбы с вредителями сельского хозяйства. Хлор и его соединения применяются для отбеливания льняных и хлопчатобумажных тканей, бумаги, обеззараживания питьевой воды.

Простые вещества и соединения брома и иода используются в фармацевтической и химической промышленности.

В соединениях с другими элементами галогены (кроме фтора) проявляют валентности I, III, V, VII и степени окисления -1 , $+1$, $+3$, $+5$, $+7$. Для фтора в соединениях с другими элементами характерны валентность I и постоянная степень окисления -1 .

Окислительные свойства простых веществ галогенов проявляются при их взаимодействии с металлами, водородом и растворами солей галогеноводородных кислот.

Вопросы и задания

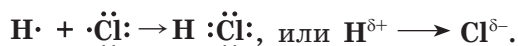
1. Во сколько раз фтор и хлор тяжелее воздуха? Ответ подтвердите расчетами.
2. Составьте формулы соединений бромоводорода, бромида алюминия, фторида брома(I) и определите степень окисления атомов брома в каждом соединении.
3. Вода, сопровождающая нефть, содержит до $1,5 \text{ кг/м}^3$ брома (считая на бромид-ионы). Определите, какой объем воды нужно переработать для получения бромида калия массой 1 т.
4. В вашем доме есть бутылка с жидким отбеливателем, но этикетка с инструкцией потеряна. Препарат имеет сильный запах хлора. Вы решили обработать им белье. Какую емкость для этого вы выберете: алюминиевый таз, эмалированный бак с поврежденной поверхностью или пластмассовый таз?
5. Рассчитайте массу иода, необходимого для приготовления на фармацевтическом заводе одной настойки массой 560 кг, если массовая доля вещества в растворе составляет 0,08.
6. Определите массу соли, образующейся при реакции алюминия с хлором объемом $11,2 \text{ дм}^3$ (н. у.). Запишите уравнение диссоциации этой соли в воде.
7. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в схемах следующих окислительно-восстановительных реакций:
 а) $\text{SiO}_2 + \text{F}_2 \rightarrow \text{SiF}_4 + \text{O}_2$; б) $\text{Fe} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{FeBr}_3$.
 Укажите окислитель и восстановитель.
8. Массовая доля хлорида натрия в галите марки В, выпускаемом ОАО «Беларуськалий», составляет 94 %. Рассчитайте объем (н. у.) хлора, который может быть получен из этого галита массой 50 кг.

Готовимся к олимпиадам

1. С какими из перечисленных веществ может реагировать бром и при каких условиях: а) бромид калия; б) иодид калия; в) хлор; г) вода; д) серная кислота; е) сернистый газ? Напишите уравнения соответствующих реакций, если они возможны.

§ 16. Хлороводород. Соляная кислота

Одним из важнейших соединений хлора является продукт его взаимодействия с водородом — хлороводород HCl . Это бесцветный газ с резким запахом, в несколько раз тяжелее воздуха. Химическая связь в молекуле HCl — ковалентная полярная, атом более электроотрицательного хлора сдвигает к себе общую электронную пару:



Молекула HCl полярна, т. е. она представляет собой диполь. Поэтому хлороводород очень хорошо растворяется в воде.

Это легко проверить, если цилиндр, заполненный этим газом, опустить в чашку с водой (куда заранее внесено несколько капель лакмуса). Вода быстро поднимется вверх, при этом раствор окрасится в красный цвет, что является свидетельством образования в цилиндре кислого раствора (рис. 38).

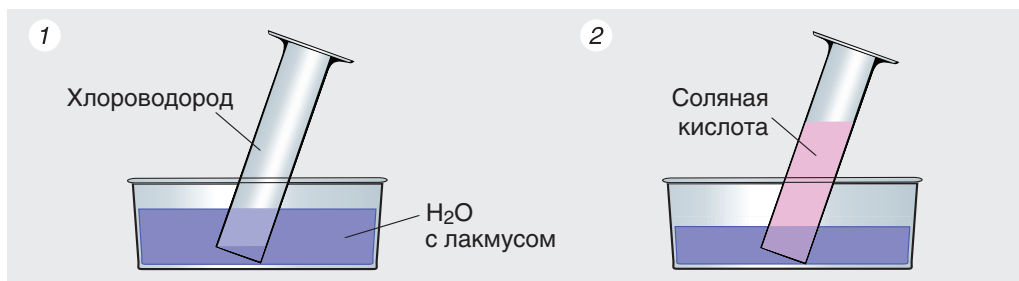


Рис. 38. Растворение хлороводорода в воде: 1 — в начале опыта, 2 — через некоторое время

Соляная кислота

Раствор хлороводорода в воде — хлороводородная кислота, которую на практике чаще называют соляной кислотой. Это название связано с тем, что раньше для получения кислоты использовали поваренную соль — хлорид натрия.

Интересно, что в лаборатории и в настоящее время соляную кислоту получают растворением в воде хлороводорода, полученного реакцией твердого хлорида натрия с концентрированной серной кислотой:



В промышленности соляную кислоту получают, растворяя в воде хлороводород, полученный из водорода и хлора. В Республике Беларусь выпуск соляной кислоты планируется на химическом комбинате по глубокой комплексной переработке хлорсодержащего минерального сырья ОАО «Беларуськалий».

Хлороводородная кислота — бесцветная жидкость с резким запахом. Максимальная массовая доля HCl в растворе не превышает 38 %.



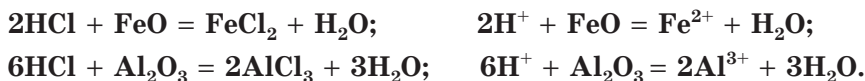
В организме человека соляная кислота вырабатывается клетками слизистой оболочки желудка и входит в состав желудочного сока. Массовая доля HCl в желудочном соке человека равна 0,3–0,5%. Соляная кислота в составе желудочного сока улучшает пищеварение, уничтожает большинство бактерий, которые попадают с пищей в желудок, что замедляет или даже останавливает гнилостный процесс. Желудок здорового человека в сутки вырабатывает до 2,5 дм³ желудочного сока. Желудочный сок начинает выделяться уже тогда, когда вы начинаете пережевывать пищу. Поэтому жевательную резинку на голодный желудок жевать очень вредно: в отсутствие пищи соляная кислота разрушительно действует на стенки желудка.

Соляная кислота является сильной одноосновной кислотой, в разбавленном растворе полностью диссоциирует на ионы:

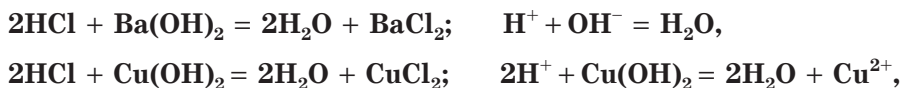


Соляная кислота проявляет характерные для кислот свойства. Она изменяет окраску индикаторов: лакмус и метилоранж в растворе HCl становятся красными.

Соляная кислота взаимодействует с основными и амфотерными оксидами:



Она реагирует также со щелочами и нерастворимыми основаниями:



а также с солями:



Реакции с солями идут только тогда, когда образуются осадок, газ или слабый электролит.

Соляная кислота взаимодействует с металлами, которые в ряду активности расположены до водорода:



В этих реакциях ионы водорода выступают в качестве окислителя.

Образующиеся в рассматриваемых реакциях соли соляной кислоты называются хлоридами.

Как вы уже знаете, вещества реагируют друг с другом не в любых, а в строго определенных количественных соотношениях. Они рассчитываются по уравнениям соответствующих химических реакций. Например, определим простейшее мольное и массовое соотношение железа и хлороводорода в приведенной выше реакции. Из уравнения этой реакции видно, что железо химическим количеством 1 моль реагирует с хлороводородом химическим количеством 2 моль. Поскольку $M(\text{Fe}) = 56$ г/моль, а $M(\text{HCl}) = 36,5$ г/моль, массы этих веществ составляют:

$$m(\text{Fe}) = 56 \text{ г}; \quad m(\text{HCl}) = 73 \text{ г}.$$

Это значит, что в реакции железа с хлороводородом соотношение их масс равно 56 : 73. Понятно, что массы железа и хлороводорода, взятые для проведения этой реакции, могут быть в несколько раз больше или меньше указанных чисел, например 560 г и 730 г или 5,6 г и 7,3 г, в любом из этих случаев железо и хлороводород будут реагировать друг с другом полностью.

Если для проведения реакции мы возьмем железо химическим количеством 1,5 моль (массой 84 г), а химическое количество HCl в растворе будет по-прежнему 2 моль (масса 73 г), то в результате реакции часть железа химическим количеством 0,5 моль (массой 28 г) останется не прореагировавшим. Железа взяли больше, чем нужно для реакции с хлороводородом. Другими словами: железо было взято в избытке по отношению к хлороводороду, а хлороводород — в недостатке по отношению к железу. Из этого следует важный вывод:

из двух веществ полностью реагирует то вещество, которое взято в недостатке по отношению к другому веществу. Поэтому химическое количество, массу или объем (для газов) продукта реакции нужно рассчитывать по химическому количеству, массе или объему (для газов) того исходного вещества, которое было взято в недостатке.

Рассмотрим несколько примеров расчетов.

Пример 1. Найдите химическое количество хлорида натрия, образовавшегося при смешивании растворов, содержащих 0,4 моль хлороводорода и 0,2 моль гидроксида натрия соответственно.

Дано:

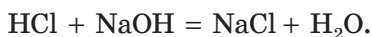
$$n(\text{HCl}) = 0,4 \text{ моль}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,2 \text{ моль}$$

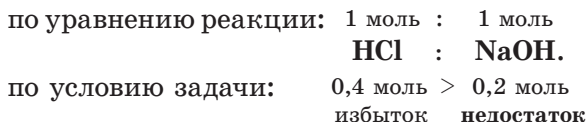
$$n(\text{NaCl}) \text{ — ?}$$

Решение

1. Запишем уравнение химической реакции:

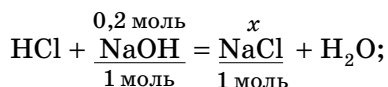


2. Согласно уравнению реакции, хлороводород и гидроксид натрия реагируют в мольном отношении 1 : 1. Это значит, что в реакцию с 0,4 моль хлороводорода должно вступить 0,4 моль гидроксида натрия. Но по условию задачи у нас имеется 0,2 моль гидроксида натрия. Следовательно, гидроксид натрия взят в недостатке по отношению к хлороводороду:



Поэтому дальнейший расчет выполняем исходя из химического количества NaOH, т. к. он взят в недостатке и прореагирует полностью.

3. Определим химическое количество образующегося хлорида натрия. Согласно уравнению реакции составляем и решаем пропорцию:



$$\frac{0,2 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = \frac{x}{1 \text{ моль}}; \quad x = \frac{0,2 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 0,2 \text{ моль (NaCl)}.$$

Ответ: $n(\text{NaCl}) = 0,2$ моль.

Пример 2. Найдите объем (н. у.) хлороводорода, образовавшегося в результате реакции водорода объемом 6,72 дм³ (н. у.) и хлора химическим количеством 0,1 моль.

Дано:

$$\begin{array}{l} n(\text{Cl}_2) = 0,1 \text{ моль} \\ V(\text{H}_2) = 6,72 \text{ дм}^3 \end{array}$$

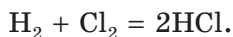
$V(\text{HCl})$ — ?

Решение

1. Найдем химическое количество водорода, вступившего в реакцию:

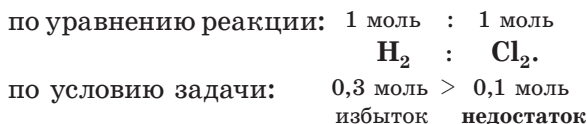
$$n(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} = \frac{6,72 \text{ дм}^3}{22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}} = 0,3 \text{ моль.}$$

2. Запишем уравнение химической реакции:

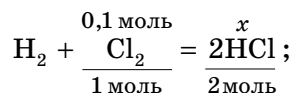


3. Согласно уравнению реакции, водород и хлор реагируют в мольном отношении 1 : 1, а по условию задачи на 0,3 моль водорода

приходится 0,1 моль хлора. Следовательно, хлор взят в недостатке по отношению к водороду:



Дальнейший расчет выполняем, исходя из химического количества хлора, который взят в недостатке и прореагирует полностью.



$$\frac{0,1 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = \frac{x}{2 \text{ моль}}; \quad x = \frac{0,1 \text{ моль} \cdot 2 \text{ моль}}{1 \text{ моль}} = 0,2 \text{ моль (HCl)}.$$

4. Найдем объем образовавшегося хлороводорода:

$$V(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) \cdot V_m = 0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль} = 4,48 \text{ дм}^3.$$

Ответ: $V(\text{HCl}) = 4,48 \text{ дм}^3$.

Продуктом взаимодействия хлора с водородом является хлороводород — бесцветный газ с резким запахом, тяжелее воздуха.

Раствор хлороводорода в воде представляет собой кислоту, которая называется хлороводородной или соляной.

Соляная кислота проявляет все типичные свойства кислот: взаимодействует с основаниями, основными и амфотерными оксидами, солями и металлами, стоящими в ряду активности до водорода.

Химическое количество, массу или объем (для газов) продукта реакции нужно рассчитывать по химическому количеству, массе или объему (для газов) того исходного вещества, которое было взято в недостатке.

Вопросы и задания

1. Опишите физические свойства хлороводорода.
2. Как изменяется окраска индикаторов в растворе хлороводородной кислоты?
3. Перечислите химические свойства соляной кислоты. Приведите примеры соответствующих реакций.

4. Определите объемы (н. у.) водорода и хлора, которые необходимы для получения хлороводорода объемом $72,4 \text{ дм}^3$ (н. у.).
5. Рассчитайте объем (н. у.) хлороводорода, который потребуется для приготовления раствора массой 500 г с массовой долей HCl , равной 0,5 %.
6. На чашах весов уравновешены одинаковые стаканы с соляной кислотой. В один из них опустили цинк массой 6,5 г, а на чашу весов возле другого стакана положили цинк той же массы. Нарушится ли равновесие чаш? Запишите уравнение реакции и сделайте расчет.
7. В сосуде смешали водный раствор, содержащий 3 моль хлороводорода, с водным раствором, содержащим 4 моль гидроксида калия. Какая соль и в каком химическом количестве образовалась в результате реакции?
8. На карбонат натрия массой 106 г подействовали соляной кислотой, содержащей HCl массой 109,5 г. Определите, какое из указанных веществ взято в недостатке по отношению к другому веществу, и рассчитайте массу образовавшейся соли. Какой объем (н. у.) газа при этом выделится?

Готовимся к олимпиадам

1. К твердому хлориду натрия массой 351 г добавили концентрированную серную кислоту (избыток) и приготовленную смесь нагрели до окончания реакции. Выделившийся хлороводород растворили в воде объемом 200 см^3 . Рассчитайте химическое количество хлороводорода, его массовую долю и молярную концентрацию в приготовленном растворе. (Изменением объема жидкости при растворении в ней газа можно пренебречь.)

§ 17. Хлориды. Применение соляной кислоты и хлоридов

Хлориды

Соли соляной кислоты называются хлоридами. Большинство хлоридов растворимы в воде. Так, например, большая часть растворенных в морской воде солей приходится на хлорид натрия. Объясняется это тем, что соли вымываются из горных пород и выносятся реками в моря и океаны. Но в засушливых и в пустынных районах в результате интенсивного испарения воды концентрация солей в грунтовых водах сильно повышается, и они выделяются в твердом виде. Так образуются солончаки (рис. 39).

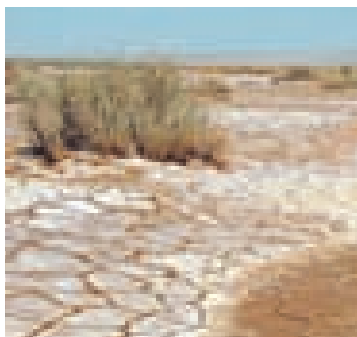
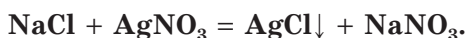


Рис. 39. Солончаки Калмыкии

Соль является одним из важных компонентов, необходимых человеку и животным для поддержания нормальной жизнедеятельности. Взрослому человеку необходимо получать в день примерно 5–6 г хлорида натрия, включая и ту соль, которая входит в состав готовых продуктов. Дикие животные ищут источники соли в природе, совершая многокилометровые переходы. Они слизывают соль с камней вблизи соленых озер, находят ее в природных гротах и пещерах. Домашние животные не могут позаботиться о себе сами, поэтому в животноводстве используют специальную кормовую соль. Ее применяют в виде рассыпчатой смеси, добавляя в корм, или же в виде брикетов — соль-лизунец. Одним из производителей такой соли в Беларуси является ОАО «Беларуськалий».



К практически нерастворимым хлоридам относится хлорид серебра AgCl . Это свойство хлорида серебра используется для обнаружения хлорид-ионов в растворе. При добавлении раствора нитрата серебра AgNO_3 к соляной кислоте или к раствору любого хлорида выпадает белый творожистый осадок хлорида серебра (рис. 40):



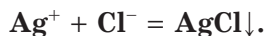
Реакции, с помощью которых можно отличить одно вещество (или ион) от другого, называются качественными реакциями.

Качественные реакции сопровождаются внешним эффектом (образование осадка, выделение газа, изменение цвета раствора, появление специфического запаха и др.), по которому и определяют состав вещества. *Химическое соединение, используемое для проведения качественной реакции на конкретное вещество (или ион), называется реактивом на это вещество (ион).* Таким образом,



Рис. 40. Качественная реакция на хлорид-ионы

реакция с нитратом серебра является качественной реакцией на ионы хлора. Нитрат серебра служит реактивом на соляную кислоту и ее соли, а образование осадка хлорида серебра является признаком реакции. Качественные реакции обычно записывают в сокращенном ионно-молекулярном виде:



Если содержание хлорид-ионов в растворе невелико, то осадок не выпадает, а наблюдается помутнение раствора. Этой реакцией можно пользоваться для проверки наличия хлорид-ионов в питьевой воде.

Лабораторный опыт 1

Качественная реакция на хлорид-ионы

Обнаружение хлорид-ионов является важным для определения чистоты реактивов в химии, лекарственных средств в медицине, воды в производственных условиях и в быту.

1. Возьмите две пробирки. В первую поместите небольшой объем (1–2 см³) соляной кислоты. Во вторую — такой же объем раствора хлорида натрия. В каждую пробирку добавьте по несколько капель раствора нитрата серебра. Обратите внимание на то, что в обеих пробирках наблюдается одинаковый признак химической реакции. Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионных формах. Сделайте вывод о возможности обнаружения хлорид-ионов в растворах.

2. Исследуйте, содержит ли хлорид-ионы водопроводная (колодезная) или минеральная вода, которую вы употребляете. Прилейте несколько капель раствора нитрата серебра к вашему образцу воды. Что вы наблюдаете? Обнаружены ли хлорид-ионы в воде?

Применение соляной кислоты и хлоридов

Соляная кислота используется в самых разных сферах практической деятельности человека. Наибольшие количества этой кислоты применяются в химической и фармацевтической промышленности. Ее широко используют также при обработке металлов для удаления с их поверхности ржавчины, оксидов, окалины, а также в качестве чистящего и дезинфицирующего средства. Как реагент кислота используется во всех химических лабораториях (рис. 41, с. 100).



Рис. 41. Применение соляной кислоты

Важнейшими солями соляной кислоты являются хлориды натрия и калия. Поваренная соль NaCl является пищевой добавкой, служит основным консервантом при подготовке пищевых продуктов к длительному хранению (рис. 42). В Республике Беларусь поваренная соль производится на предприятиях ОАО «Мозырьсоль» и ОАО «Беларуськалий».



Рис. 42. Кристаллы природной поваренной соли



Поваренная (каменная) соль издавна ценилась очень высоко. Ею вместо денег платили жалованье римским воинам и крестоносцам. В Китае изготавливали соляные монеты, на которых ставилось клеймо правителя. А в Эфиопии еще в XIX в. были в ходу соляные деньги — стандартные бруски каменной соли.

Хлорид натрия используют для профилактики и лечения простудных заболеваний. В городе Солигорске работает Республиканская больница

спелеолечения, отделение которой находится в соляной шахте на глубине 420 метров (рис. 43). Уникальные природные условия, которые связаны с расположением каменно-соляной шахты и калийного рудника, воздух которых чрезвычайно богат аэрозолем хлорида натрия, оказывают положительное влияние на состояние дыхательных путей и кожи детей и взрослых.

Водный раствор хлорида натрия широко применяется в медицине для приготовления различных лекарственных препаратов. Хлориды натрия и кальция применяют для борьбы с гололедницей, а NaCl — в производстве химических препаратов, стекла и бумаги.

Хлорид калия KCl — ценное калийное удобрение. Это основной экспортный продукт химической промышленности Беларуси (рис. 44).

Хлориды других металлов используются в сельском хозяйстве, химической промышленности, медицине.



Рис. 43. Отделение Республиканской больницы спелеолечения (г. Солигорск)

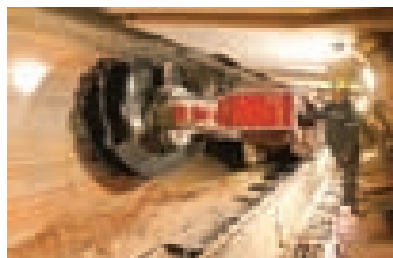


Рис. 44. Добыча хлорида калия

Соли соляной кислоты называются хлоридами.

Реакции, с помощью которых можно отличить одно вещество (или ион) от другого, называются качественными реакциями.

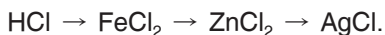
Реактивом на соляную кислоту и ее соли служит раствор нитрата серебра, признак качественной реакции — образование белого творожистого осадка.

Соляная кислота и хлориды имеют важное значение для жизнедеятельности живых организмов.

Вопросы и задания

1. Какая реакция используется для обнаружения хлорид-ионов в растворе?
2. С какими из хлоридов вы сталкивались в повседневной жизни?
3. Рассчитайте массу хлорида серебра, который можно получить при взаимодействии нитрата серебра химическим количеством 4,5 моль с хлоридом калия химическим количеством 5 моль.

4. Какое химическое количество нитрата серебра понадобится для осаждения хлорид-ионов из соляной кислоты массой 300 г с массовой долей HCl, равной 10 %? Какую массу серебра можно получить из этого количества нитрата серебра, если процесс провести без потерь?
5. В водном растворе хлорида кальция массой 120 г содержится CaCl_2 химическим количеством 0,1 моль. Определите массовую долю ионов хлора в этом растворе.
6. В кулинарном рецепте сказано, что для приготовления маринада необходимо взять две столовые ложки каменной (поваренной) соли на полтора литра воды. Известно, что одна столовая ложка вмещает соль массой 20 г. Определите массовую долю соли в приготовленном маринаде.
7. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Уравнения реакций с участием электролитов запишите также в сокращенной ионной форме.

8. Перечислите основные области применения соляной кислоты. На каком из предприятий вашего района она используется?

Готовимся к олимпиадам

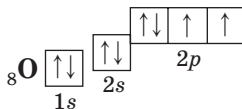
1. В трех пробирках находятся водные растворы веществ: а) хлора; б) хлорида натрия; в) хлороводородной кислоты. Составьте план распознавания этих веществ. Запишите соответствующие уравнения реакций.

§ 18. Кислород — химический элемент и простое вещество

В периодической системе химических элементов кислород **O** расположен во втором периоде в VIA-группе. Кроме него в эту группу входят еще три неметалла — сера **S**, селен **Se** и теллур **Te**, один металл — полоний **Po** и сравнительно недавно полученный химический элемент ливерморий **Lv**.

Строение атома кислорода

Электронная конфигурация атома кислорода — $1s^2 2s^2 2p^4$, а электронно-графическая схема атома кислорода:



До завершения внешнего энергетического уровня атому кислорода не хватает двух электронов. Поэтому в своих соединениях с металлами и водородом кислород обычно проявляет степень окисления равную -2 , как, например, в оксиде железа(II) $\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}}$.

Кислород — второй по электроотрицательности химический элемент после фтора, только атомы фтора способны отнимать у него электроны.

Поэтому в соединении со фтором $\overset{+2}{\text{O}}\overset{-1}{\text{F}_2}$ кислород проявляет положительную степень окисления $+2$.

Строение и физические свойства простых веществ

С простым веществом кислородом вы уже познакомились в курсе химии 7-го класса. Кислород в природе существует в виде двух модификаций — обычного кислорода O_2 и озона O_3 . Аллотропия кислорода и озона обусловлена различным числом атомов в молекулах O_2 и O_3 .

Разный состав, а следовательно, и разное строение молекул (рис. 45) обуславливают и различные физические свойства этих веществ (табл. 18).

Кислород и озон в воде малорастворимы. При $20\text{ }^\circ\text{C}$ в 100 объемах H_2O растворяется лишь около трех объемов O_2 . Благодаря этому в лаборатории кислород можно собирать методом вытеснения воды.

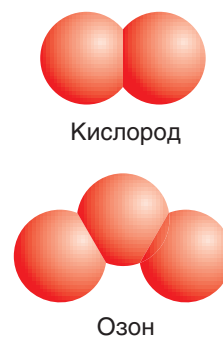


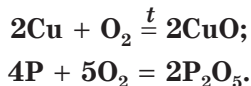
Рис. 45. Шаровые модели молекул кислорода и озона

Таблица 18. Физические свойства аллотропных модификаций кислорода

Вещество	Агрегатное состояние при обычных условиях	Цвет	Запах	Температура плавления, $^\circ\text{C}$	Температура кипения, $^\circ\text{C}$
Кислород O_2	Газ	Бесцветный	Без запаха	$-218,2$	$-182,8$
Озон O_3	Газ	Светло-голубой	Резкий	-251	-112

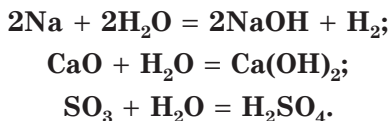
Химические свойства кислорода

Простые вещества кислород и озон различаются и по своим химическим свойствам. Кислород непосредственно взаимодействует со всеми простыми веществами, кроме золота, платины и галогенов. Например, он способен окислять металлы и неметаллы с образованием оксидов:



Важнейшим природным оксидом является вода H_2O . Это вещество можно рассматривать и как водородное соединение кислорода. При обычных условиях вода — жидкость без вкуса и запаха, в тонком слое бесцветна.

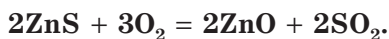
Вода вступает в химические реакции с активными металлами, кислотными и основными оксидами:



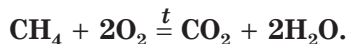
Кислород способен окислять и сложные вещества. Например, оксид углерода(II) окисляется до углекислого газа:



При окислении сульфида цинка образуются два оксида — оксид цинка и оксид серы(IV):



В большинстве реакций окисления с участием кислорода выделяются теплота и свет. Например, при окислении метана на воздухе образуются оксид углерода(IV) и вода:



Процессы, происходящие в природе с участием кислорода, называются по-разному. Медленное окисление железа — ржавление, поглощение кислорода из воздуха живыми организмами — дыхание, энергичное окисление с выделением тепла и света — горение. Высокая окислительная способность кислорода является основой горения всех видов топлива. Органические вещества, окисляясь, превращаются в углекислый газ, воду, другие органические соединения.

В атомах кислорода на внешнем энергетическом уровне имеется по 6 электронов.

В соединениях с другими элементами кислород чаще всего проявляет степень окисления -2 .

Известны две аллотропные модификации кислорода — кислород O_2 и озон O_3 .

Кислород реагирует со многими простыми и сложными веществами. Практически во всех реакциях кислород выступает в качестве окислителя.

Вопросы и задания

1. Название «кислород» (от. лат. *oxygenium*) означает «рождающий кислоты». Запишите известные вам химические формулы кислот, в состав которых входит этот элемент. Назовите кислоты.
2. Какие степени окисления проявляет кислород в своих соединениях?
3. Определите степени окисления кислорода в соединениях: FeO , Fe_2O_3 , H_2O_2 , H_2SO_3 , OF_2 .
4. В каком из оксидов FeO , Fe_2O_3 или Fe_3O_4 массовая доля кислорода больше? Ответ подтвердите расчетом.
5. В виде каких аллотропных модификаций существует кислород в природе? Чем они отличаются друг от друга?
6. Определите массу оксида магния, образовавшегося при окислении металлического магния химическим количеством 0,3 моль. Какой объем (н. у.) кислорода для этого потребуется?
7. Составьте уравнения реакций кислорода с: а) кальцием; б) магнием; в) медью. Определите массовую долю неметалла в образовавшихся оксидах.
8. Рассчитайте массу кислорода, необходимого для полного сгорания метана CH_4 химическим количеством 5 моль. Какой объем (н. у.) углекислого газа при этом образуется?

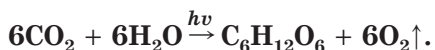
Готовимся к олимпиадам

1. Какие из перечисленных веществ пригодны для получения из них кислорода в виде простого вещества в одну стадию: а) H_2O_2 ; б) $KMnO_4$; в) $KClO_3$; г) K_3PO_4 ? Напишите уравнения соответствующих реакций.

§ 19. Кислород в природе. Получение и применение кислорода

Нахождение кислорода в природе

Как вы помните из курса химии 7-го класса, кислород является самым распространенным элементом в земной коре. Кислород входит в состав воды, покрывающей 2/3 поверхности земного шара, многочисленных минералов и образуемых ими руд, многих органических соединений. В природе кислород образуется в процессе фотосинтеза в зеленых листьях растений. Поглощая солнечную энергию, растения синтезируют глюкозу из углекислого газа и воды, выделяя при этом свободный кислород:



В атмосфере содержание свободного кислорода составляет примерно 21 % по объему и 23 % по массе.

Схема круговорота кислорода в природе приведена на рисунке 46.

Озон образуется при грозовых разрядах и при окислении смолы хвойных деревьев, а также в верхних слоях атмосферы. Небольшие количества озона в воздухе оказывают целебное действие на людей с заболеваниями легких. Озоновый слой в верхних слоях атмосферы



Рис. 46. Круговорот кислорода в природе

защищает Землю и ее обитателей от жесткого ультрафиолетового излучения Солнца. Поверхности Земли достигают только те ультрафиолетовые лучи, которые не опасны для живых организмов.

В природе процессы образования и разрушения озона компенсируют друг друга. Однако в последнее время из-за взаимодействия озона с веществами промышленного происхождения наблюдается частичное разрушение озонового слоя атмосферы — появление озоновых дыр. Осознавая важность защиты озонового слоя для сохранения жизни на Земле, Республика Беларусь подписала и ратифицировала Венскую конвенцию об охране озонового слоя и Монреальский протокол по веществам, разрушающим озоновый слой.

Получение кислорода

Кислород был впервые получен Джозефом Пристли в 1775 г. при нагревании оксида ртути:



В настоящее время в лаборатории кислород получают разложением некоторых кислородсодержащих веществ, например перманганата калия KMnO_4 (рис. 47) или пероксида водорода H_2O_2 :



Разложение пероксида водорода ускоряется в присутствии катализаторов.

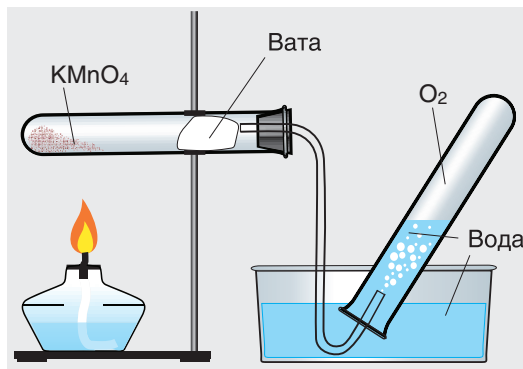


Рис. 47. Получение кислорода в лаборатории

Катализаторы — это вещества, участвующие в реакции и увеличивающие ее скорость, но остающиеся неизменными после того, как химическая реакция закончилась. Катализаторами, ускоряющими разложение пероксида водорода, являются соединения некоторых металлов (марганца, железа), а также ферменты, например, содержащиеся в сыром картофеле, в крови. Поэтому, когда вы обрабатываете порез раствором пероксида (перекиси) водорода, выделяются пузырьки газа — кислорода.



Рис. 48. ОАО «Крион»

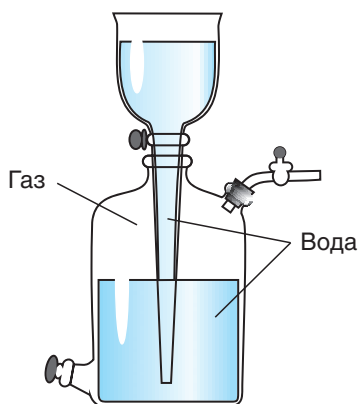
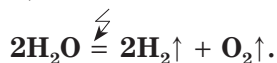


Рис. 49. Газометр

Кислород собирают методом вытеснения воздуха, держа пробирку донным концом вниз, или методом вытеснения воды (рис. 47, с. 107).

В промышленности кислород получают из жидкого воздуха или в результате разложения воды под действием электрического тока (этот процесс называется электролизом):



В Республике Беларусь специализированным предприятием по выпуску кислорода в результате разделения воздуха является ОАО «Крион» (рис. 48).

Кислород хранят в стальных баллонах, окрашенных в голубой цвет, под давлением около 15 МПа, а в лаборатории — в специальных приборах — газометрах (рис. 49).

Применение кислорода основано на его окислительных свойствах и свойстве поддерживать дыхание. Как окислитель он широко используется в металлургии, химической промышленности, других технологических процессах.



Озон как окислитель используется в медицине, для озонирования воздуха, обезвреживания промышленных сточных вод, дезинфекции помещений, дезодорации воздуха.

Кислород является самым распространенным элементом на Земле. Озон сосредоточен в верхних слоях атмосферы, образуется при грозовых разрядах и при окислении смолы хвойных деревьев.

В лаборатории кислород получают разложением некоторых кислородсодержащих веществ, а в промышленности — из воздуха или в результате разложения воды под действием электрического тока.

Применение кислорода основано на его окислительных свойствах.

Вопросы и задания

1. Используя рисунок 48, опишите круговорот кислорода в природе.
2. Какую роль в природе играет озон?
3. Вдыхаемый человеком кислород соединяется с гемоглобином крови. Известно, что гемоглобин массой 1 г присоединяет кислород объемом $1,35 \text{ см}^3$. Содержание гемоглобина в крови здорового человека 140 г/дм^3 . Общий объем крови — 6 дм^3 . Рассчитайте химическое количество кислорода, который содержится в крови человека.
4. С какими свойствами кислорода связан способ собирания кислорода при его получении в лаборатории?
5. В лаборатории имеется перманганат калия KMnO_4 массой 10 г. Какой объем кислорода (н. у.) можно получить из этого количества реактива?
6. Рассчитайте химическое количество пероксида водорода, необходимого для получения кислорода массой 32 г.
7. Запишите уравнения реакций горения в кислороде: а) лития; б) алюминия, в) углерода. В каждой реакции укажите окислитель и восстановитель.
8. На основании материала параграфа и информации из Интернета подготовьте презентацию о применении кислорода.

Готовимся к олимпиадам

1. Образец металла массой 2,3 г сожгли в кислороде. Продукт сжигания полностью растворили в соляной кислоте массой 200 г с массовой долей HCl , равной 10 %. На нейтрализацию избытка кислоты потребовался раствор едкого натра массой 86 г с массовой долей щёлочи, равной 10 %. Затем образец того же металла той же массы сожгли на воздухе и продукт реакции также растворили в 10 %-ном растворе HCl массой 200 г. На нейтрализацию избытка кислоты в этом случае потребовался 10 %-ный раствор NaOH массой 52,5 г. Определите и ответьте:

- а) Какой металл был взят?
- б) Чем вызвано различие результатов двух экспериментов? Напишите уравнения реакций.
- в) Рассчитайте массы веществ, получающихся при растворении продуктов сгорания в соляной кислоте.

§ 20. Сера — химический элемент и простое вещество

Сера, так же как и кислород, является элементом VIA-группы периодической системы, она находится в 3-м периоде.

Нахождение серы в природе

Массовая доля серы в земной коре составляет около 0,05 %. В природе сера встречается как в виде самородной серы, так и в виде соединений



Рис. 50. Природные соединения серы: 1 — пирит, 2 — киноварь, 3 — свинцовый блеск (галенит)

в составе различных минералов и горных пород, например пирита FeS_2 , киновари HgS , свинцового блеска PbS , глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и др. (рис. 50).

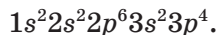
Сера относится к жизненно важным химическим элементам. Она входит в состав белков, витаминов и гормонов, присутствующих в биологических тканях всех растений и животных.



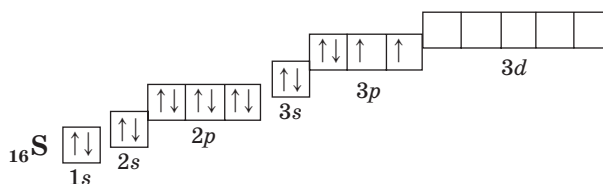
Специфические запахи чеснока, лука, горчицы и капусты вызываются органическими соединениями серы. Например, источником запаха чеснока является соединение аллицин.

Строение атома серы

Сера является элементом 3-го периода VIA-группы. В атоме серы имеется 16 электронов, из них 6 электронов — на внешнем энергетическом уровне:



Электронно-графическая схема атома серы:

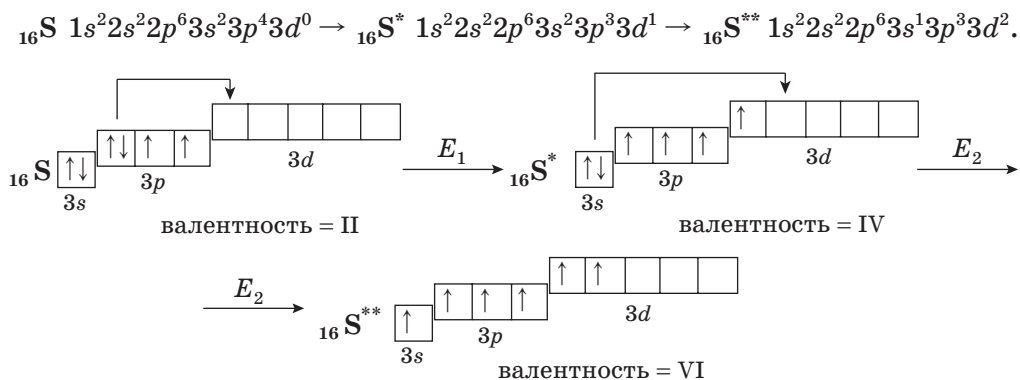


У атома серы, как и у атома кислорода, до завершения внешнего энергетического уровня не хватает двух электронов. Поэтому в своих соединениях

с металлами и водородом сера обычно проявляет валентность II и степень окисления, равную -2 , как, например, в сульфиде цинка ZnS^{+2-2} .

Но, в отличие от атома кислорода, у атома серы, которая находится в 3-м периоде, имеются незаполненные (вакантные) $3d$ -орбитали. Поэтому при сообщении дополнительной энергии электроны в атоме серы могут последовательно переходить с $3s$ - и $3p$ -орбиталей на вакантные $3d$ -орбитали. Такое состояние атома серы называется **возбужденным состоянием**, его обозначают звездочками справа от символа химического элемента.

Покажем процесс возбуждения атома серы с помощью электронных формул и электронно-графических схем:



Таким образом, валентность серы может быть равна не только II, но и IV, и VI. В соединениях с более электроотрицательными элементами (F, O, N, Cl, Br) атомы серы проявляют положительные степени окисления, чаще $+4$ и $+6$, например SO_2^{+4} — оксид серы(IV), SF_6^{+6} — фторид серы(VI).

Простое вещество

Сера при обычных условиях — хрупкое кристаллическое вещество желтого цвета.



В одной из инструкций XIX в. так описано испытание серы на чистоту: «Если ты хочешь испытать серу, хороша она или нет, то возьми кусок серы в руку и поднеси к уху. Если при сжатии сера трещит так, что ты слышишь ее треск, то она хороша, если же сера молчит и не трещит, то она не хороша...» Этот способ не устарел и сейчас: «трещит» только сера, содержащая не более 1 % примесей.

Сера в воде не растворяется и даже не смачивается ею. Если бросить в воду немного порошка серы, то частички серы не осядут на дно, а будут плавать на поверхности воды, образуя на ней желтую пленку (рис. 51).



Рис. 51. Порошок серы в воде

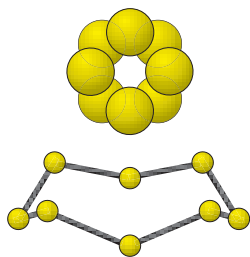


Рис. 52. Строение молекулы S_8

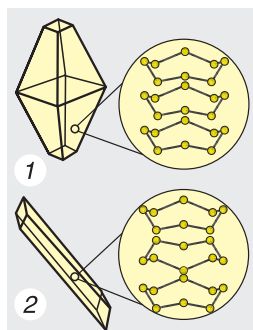


Рис. 53. Сера ромбическая (1) и моноклинная (2)

В виде простого вещества сера имеет большое число аллотропных модификаций, различающихся между собой составом, строением молекул и способом их организации в кристаллах. Наиболее устойчивы три модификации серы: ромбическая, моноклинная и пластическая.

В кристаллах ромбической и моноклинной серы, так же как и в их растворах, имеются циклические молекулы с одинаковой формулой S_8 (рис. 52). Но в кристаллах эти молекулы могут быть расположены по-разному: сера ромбическая характеризуется более плотной упаковкой молекул S_8 , чем сера моноклинная (рис. 53).

Если кипящую серу быстро вылить в холодную воду, то она застынет в виде светло-желтой, прозрачной массы, похожей на резину (рис. 54). Это аморфная модификация — пластическая сера, состоящая из длинных цепей, содержащих от тысячи до миллиона атомов серы.

Аллотропные модификации серы в уравнениях химических реакций для упрощения обозначают буквой S .

Химические свойства серы

Сера взаимодействует со многими простыми и сложными веществами, хотя ее реакционная способность ниже, чем у кислорода.



Рис. 54. Получение и строение пластической серы

Сера реагирует со многими металлами, кроме золота и платины, проявляя при этом окислительные свойства, например:

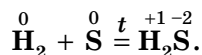


Продуктами такого взаимодействия являются сульфиды металлов.

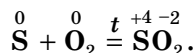


Реакция с серой лежит в основе удаления и обезвреживания разлитой ртути, например, из разбитого термометра. Видимые капли ртути можно собрать на лист бумаги или медную пластинку. Ту ртуть, которая попала в щели и другие труднодоступные места, засыпают порошком серы. Такой процесс называют демеркуризацией (латинское «*de*» значит «удаление», а «*mercurium*» — алхимическое название ртути).

Окислительные свойства серы проявляются и в реакциях с некоторыми неметаллами. Сера взаимодействует с водородом при нагревании, образуя летучее соединение — сероводород H_2S :



Восстановительные свойства серы проявляются при ее реакции с кислородом:



Применение серы

Больше половины добываемой серы расходуется для получения серной кислоты — одного из самых важных химических продуктов. Сера находит применение при производстве резины, красителей и пигментов, искусственных волокон и др. Широко применяется сера в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями растений. В медицине серу используют для лечения кожных заболеваний.

Сера в соединениях с металлами и менее электроотрицательными элементами проявляет степень окисления -2 , а в соединениях с более электроотрицательными элементами $+4$ и $+6$.

Простое вещество сера существует в виде нескольких аллотропных модификаций.

Сера при взаимодействии с металлами и водородом ведет себя как окислитель. В реакции с кислородом сера является восстановителем.

Вопросы и задания

1. В каком виде сера встречается в природе?
2. Укажите наиболее характерные степени окисления серы в ее соединениях. Приведите примеры.
3. Рассчитайте массовую долю серы в соединениях: а) ZnS ; б) SO_2 ; в) H_2SO_4 .
4. Какие аллотропные модификации образует сера? Чем они отличаются друг от друга? Каким образом можно превратить кристаллическую серу в пластическую?
5. Приведите по одному примеру химических реакций, в которых сера выступает в качестве: а) окислителя; б) восстановителя.
6. Составьте уравнения реакций серы с: а) цинком; б) кальцием; в) натрием.
7. Определите массу сульфида алюминия, который образуется при сплавлении алюминия массой 5,4 г с серой химическим количеством 0,8 моль. Какое вещество не полностью израсходуется в данной реакции?
8. Рассчитайте массу и химическое количество серы, необходимые для получения оксида серы(IV) объемом 6,72 дм^3 (н. у.).

Готовимся к олимпиадам

1. Вещество массой 15,2 г сожгли в избытке кислорода с образованием только газообразных продуктов. Полученную смесь газов разделили на две равные части. Первую часть пропустили через избыток водного раствора NaOH , а вторую — через аналогичный раствор с добавлением H_2O_2 . К полученным растворам прибавляли нитрат бария до прекращения выпадения белого осадка. Масса осадка, выпавшего из второго раствора, оказалась больше на 3,2 г. Какое вещество было сожжено? Ответ подтвердите уравнениями реакций и расчетами.

§ 21. Сероводород

При взаимодействии серы с водородом при высокой температуре образуется сероводород H_2S .

Молекула сероводорода H_2S имеет угловое строение (рис. 55), угол связи H—S—H составляет $92,1^\circ$.

Сероводород H_2S — ядовитый газ с резким неприятным запахом. Сероводород образуется при гниении останков растительных и животных организмов, поэтому, например,

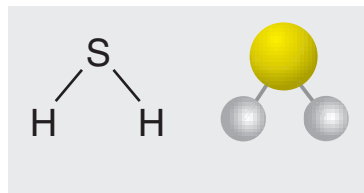


Рис. 55. Структурная формула и шаростержневая модель молекулы сероводорода

тухлые яйца пахнут сероводородом. Сероводород тяжелее воздуха. Его плотность составляет $1,539 \text{ г/дм}^3$, поэтому газ скапливается в низких непроветриваемых местах. Сероводород ядовит.

Сероводород малорастворим в воде, его водный раствор называется сероводородной кислотой. Эта кислота является очень слабой, ее диссоциация протекает ступенчато:



Будучи двухосновной, сероводородная кислота образует два ряда солей: средние — сульфиды, например сульфид калия K_2S , и кислые — гидросульфиды, например гидросульфид калия KHS .

Кислая соль — продукт неполного замещения атомов водорода в молекуле многоосновной кислоты на атомы металла. Приставка гидро- в названии кислотного остатка указывает на наличие в его составе атома водорода.

Большинство сульфидов (за исключением сульфидов щелочных и щелочноземельных металлов) нерастворимы в воде. Многие сульфиды окрашены: CuS , NiS и PbS — черного цвета, CdS — желтого, MnS — розового (рис. 56). По окраске осадков сульфидов можно обнаруживать в растворе катионы указанных металлов.



Рис. 56. Окраска сульфидов некоторых металлов: 1 — сульфид свинца(II), 2 — сульфид кадмия, 3 — сульфид цинка, 4 — сульфид марганца(II), 5 — сульфид меди(II), 6 — сульфид никеля(II)



Сульфиды ряда металлов используются для создания так называемых квантовых точек — кристаллических полупроводниковых частиц, размер которых не превышает 100 нанометров. Изменяя размер этих частиц, можно управлять их электрическими и оптическими свойствами. Квантовые точки находят применение в самых разных сферах — от производства дисплеев до солнечной энергетики и биомедицины.

В природе сероводород содержится в попутном нефтяном газе, в растворенном виде — в нефти и в природных водах. Например, в Черном море растворенный сероводород содержится в слоях воды на глубине 150–200 м.

Сероводород в водных растворах образует слабую сероводородную кислоту. Сероводородной кислоте соответствуют два ряда солей: средние — сульфиды и кислые — гидросульфиды.

Кислая соль — продукт неполного замещения атомов водорода в молекуле многоосновной кислоты на атомы металла.

Вопросы и задания

1. Как изменится цвет лакмуса в водном растворе сероводорода?
2. Какие соли называются кислыми?
3. Составьте формулы сульфидов следующих металлов: натрия, кальция, цинка, меди(II). Пользуясь таблицей растворимости, определите, какие из сульфидов не растворимы в воде.
4. Рассчитайте химическое количество и массу серы, которая вступит в реакцию с водородом объемом 11,2 дм³ (н. у.).
5. Какой объем сероводорода (н. у.) необходимо взять, чтобы в нем содержалось столько же молекул, сколько их содержится в воде массой 9 г?
6. Определите массовую долю сероводородной кислоты в растворе, полученном при растворении сероводорода объемом (н. у.) 89,6 см³ в воде массой 50 г.
7. В реакцию ввели серу массой 3,2 г и водород химическим количеством 0,3 моль. Определите, какое из указанных веществ взято в недостатке по отношению к другому веществу, и рассчитайте массу, химическое количество и объем (н. у.) образовавшегося сероводорода.
8. Пользуясь доступными источниками, подготовьте сообщение о биологической роли сероводорода и его применении.

Готовимся к олимпиадам

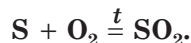
1. У вас имеются сера, железо и соляная кислота. Предложите два способа получения сероводорода, используя эти реактивы. Запишите уравнения реакций в сокращенной ионной форме.

§ 22. Оксид серы(IV) и оксид серы(VI)

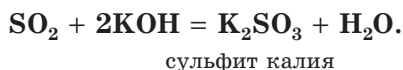
Сера образует с кислородом два оксида: оксид серы(IV), или сернистый газ SO_2 , и оксид серы(VI) SO_3 .

Оксид серы(IV)

Оксид серы(IV) — SO_2 (сернистый газ) — представляет собой бесцветный газ с резким, характерным запахом, который получается при горении серы:



Оксид серы(IV) является кислотным оксидом, проявляя все соответствующие химические свойства: взаимодействует с водой, основными оксидами и щелочами. Например:



При растворении оксида серы(IV) в воде образуется слабая двухосновная сернистая кислота, которая существует только в растворе. В водных растворах сернистая кислота диссоциирует ступенчато с образованием гидросульфит- и сульфит-ионов:



Этой кислоте соответствуют два типа солей: кислые — гидросульфиты, например NaHSO_3 — гидросульфит натрия, и средние — сульфиты, например Na_2SO_3 .

Сернистая кислота проявляет химические свойства, общие для кислот: взаимодействует с основными оксидами, основаниями, вступает в реакции обмена с солями других кислот, в частности вытесняет из солей более слабую угольную кислоту:





Взаимодействие сернистого газа с сероводородом — одна из важных реакций, протекающих при извержении вулканов. Газообразные SO_2 и H_2S , выделяющиеся из недр Земли, реагируют с образованием кристаллической серы желтого цвета.

Сернистый газ обладает бактерицидным действием. Поэтому его широко используют для обработки овощехранилищ, овощей и фруктов, чтобы предохранить их от загнивания. Сернистый газ, как и соли сернистой кислоты, применяют для отбеливания соломы, шерсти, бумаги, тканей.

Оксид серы(VI)

Оксид серы(VI) SO_3 получают, окисляя оксид серы(IV) кислородом в присутствии катализатора при температуре около 500°C :



При обычных условиях оксид серы(VI) — бесцветная едкая жидкость, которая при температуре ниже 17°C превращается в белое твердое вещество. Это типичный кислотный оксид. Он реагирует с водой с выделением теплоты, образуя серную кислоту:



Оксид серы(VI) взаимодействует со щелочами и основными оксидами, образуя соли серной кислоты — сульфаты. Запишите соответствующие уравнения реакций.

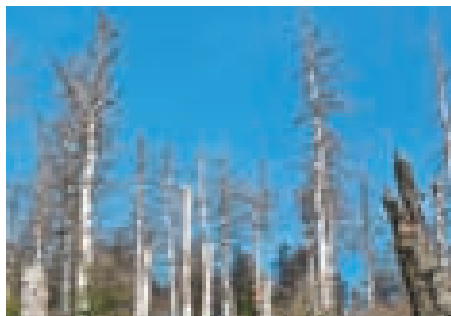


Рис. 57. Влияние кислотных дождей на природу

Оксид серы (VI) применяется для промышленного получения серной кислоты.

Попадание оксидов серы в атмосферу при сжигании топлива приводит к образованию в облаках кислот и выпадению кислотных дождей. Они губительно действуют на все живое: разрушается почва, изменяется состав почвенных организмов, гибнут ценные виды рыб, исчезает растительность (рис. 57).

Оксид серы(IV) и оксид серы(VI) представляют собой типичные кислотные оксиды.

При взаимодействии с водой оксид серы(IV) и оксид серы(VI) образуют соответственно сернистую и серную кислоты.

Вопросы и задания

1. Перечислите физические свойства оксида серы(IV) и оксида серы(VI).
2. Как изменяется окраска лакмуса в водном растворе оксида серы(IV)?
3. Рассчитайте химическое количество кислорода, который потребуется для полного сжигания серы массой 9,6 кг. Определите химическое количество и объем (н. у.) образующегося сернистого газа.
4. Запишите уравнения реакций оксида серы(IV) и оксида серы(VI) с: а) водой; б) оксидом бария; в) гидроксидом калия. Назовите образующиеся соединения.
5. Смешали оксид кальция массой 150 г с избытком оксида серы(VI). Запишите уравнение реакции. Определите массу соли, образовавшейся в результате.
6. Какие соли называются кислыми? Запишите возможные уравнения реакций сернистой кислоты с гидроксидом натрия. Определите массу гидроксида натрия, необходимого для образования гидросульфита натрия химическим количеством 0,5 моль.
7. Тепловая электростанция (ТЭЦ) потребляет 320 т каменного угля в сутки. Среднее содержание серы в угле — 0,5 %. Определите максимально возможную массу серной кислоты, которая может выпасть с кислотным дождем в течение суток.
8. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Укажите окислительно-восстановительные процессы, определите окислители и восстановители.

Готовимся к олимпиадам

1. Неорганические вещества А и В реагируют в соотношении 1 : 1 с образованием вещества С, имеющего молярную массу 100 г/моль. При реакции 1 моль С с 3 моль NaOH образуется 2 моль H₂O и эквимольная смесь двух солей D и E, молярные массы которых отличаются на 100 г/моль. Определите вещества А, В и С. Ответ подтвердите расчетом.

§ 23. Серная кислота

Серная кислота H_2SO_4 является важнейшим кислородсодержащим соединением серы. Она была получена алхимиками еще в XIII в. и называлась тогда «купоросное масло». С помощью серной кислоты удалось получить и другие минеральные (неорганические) кислоты — соляную, азотную.

Строение молекулы серной кислоты

Структурная формула и модель молекулы серной кислоты представлены на рисунке 58. В молекуле H_2SO_4 атом серы соединен с четырьмя атомами кислорода за счет образования двух двойных связей $\text{S}=\text{O}$ и двух одинарных связей $\text{S}-\text{O}$.

Связи $\text{O}-\text{H}$ в молекуле серной кислоты являются сильно полярными, поэтому у H_2SO_4 ярко выражены кислотные свойства. В разбавленных водных растворах серная кислота полностью диссоциирует на ионы:



Физические свойства серной кислоты

Чистая серная кислота — бесцветная маслянистая нелетучая жидкость без запаха, примерно в 2 раза тяжелее воды. Она смешивается с водой в любых соотношениях. При растворении серной кислоты в воде происходит разогревание смеси, которое может сопровождаться ее разбрызгиванием. **Помните!** Для приготовления растворов серную кислоту осторожно, тонкой струйкой вливают в воду при непрерывном перемешивании раствора (рис. 59).

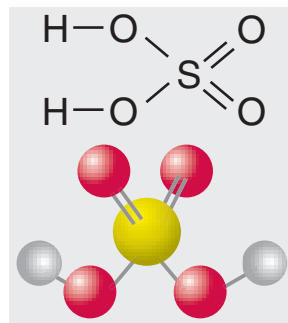


Рис. 58. Структурная формула и шаростержневая модель молекулы серной кислоты

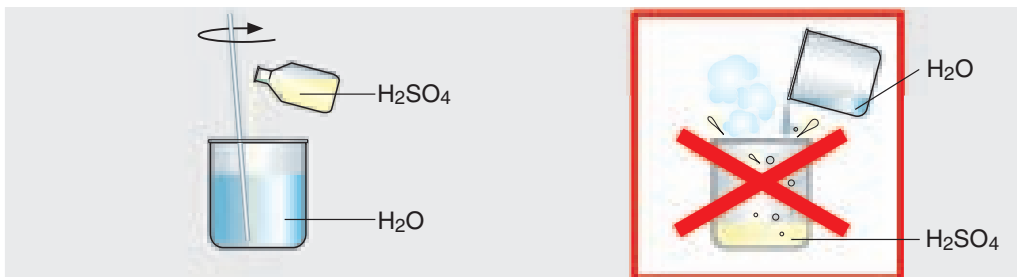
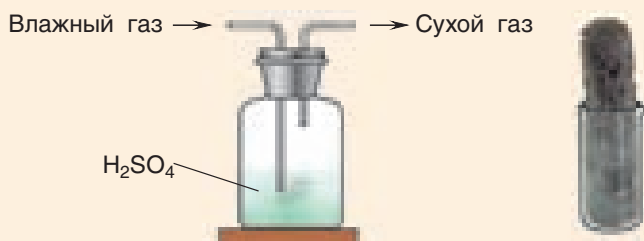
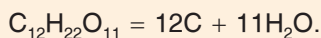


Рис. 59. Приготовление раствора серной кислоты

Выделение большого количества теплоты при взаимодействии серной кислоты с водой свидетельствует об образовании прочных соединений этих двух веществ — гидратов типа $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, например: $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ и т. д. Способность серной кислоты образовывать гидраты позволяет использовать ее как сильный водоотнимающий агент, например, для осушения газов (рис. слева). Она способна отнимать воду и у сложных веществ, в состав которых входят водород и кислород. Так, под действием концентрированной серной кислоты сахар обугливается и реакционная масса чернеет и вспучивается (рис. справа):



При попадании на кожу концентрированная серная кислота вызывает сильные ожоги, поэтому обращаться с ней надо крайне осторожно (рис. 60).

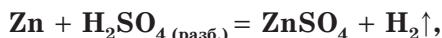
Обычно водный раствор серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 более 70 % называют концентрированной серной кислотой, а менее 70 % — разбавленной серной кислотой.



Рис. 60. Знаки опасности при работе с кислотами

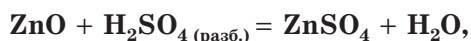
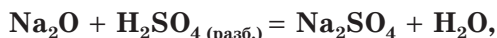
Химические свойства серной кислоты

Разбавленная серная кислота, как и соляная, проявляет все характерные для кислот свойства. Она изменяет окраску индикаторов: лакмус и метилоранж в растворе H_2SO_4 становятся красными. Разбавленная H_2SO_4 взаимодействует с металлами, стоящими в ряду активности до водорода, с выделением водорода:

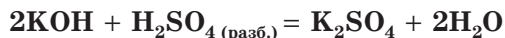


являясь окислителем за счет ионов водорода H^+ .

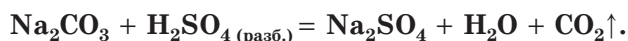
Разбавленная серная кислота реагирует также с основными и амфотерными оксидами:



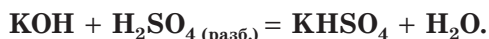
с гидроксидами металлов:



и с солями:



В избытке раствора серной кислоты могут образовываться кислые соли — гидросульфаты, например:



Концентрированная серная кислота по своим свойствам отличается от разбавленной. Она является более сильным окислителем за счет атомов серы, имеющих степень окисления +6. Концентрированная H_2SO_4 способна взаимодействовать с металлами, стоящими в ряду активности не только до, но и после водорода (кроме золота и платины). При взаимодействии концентрированной серной кислоты с металлами водород не выделяется.

Продемонстрируем действие концентрированной серной кислоты на медь (рис. 61).

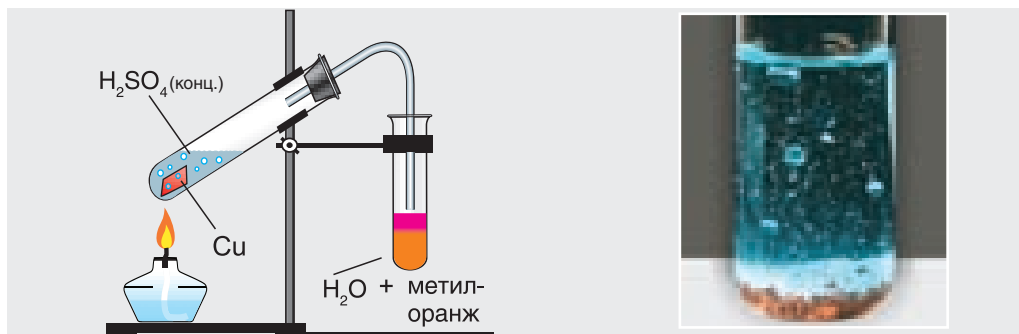
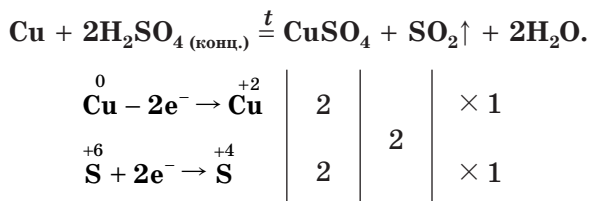
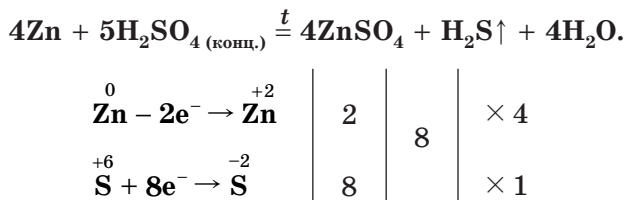


Рис. 61. Реакция концентрированной серной кислоты с медью

При внесении меди в нагретый концентрированный раствор серной кислоты раствор окрашивается в синий цвет и наблюдается выделение газа SO_2 :



В реакции с металлами, находящимися в ряду активности до водорода, концентрированная серная кислота может восстанавливаться до оксида серы(IV) SO_2 , серы S или сероводорода H_2S в зависимости от активности металла и условий протекания реакции, например:



Железо, алюминий и некоторые другие металлы при обычных условиях не реагируют с концентрированной серной кислотой из-за образования защитной пленки на поверхности металла. Этот процесс называется **пассивацией** металла. Концентрированную серную кислоту можно хранить и перевозить в стальных цистернах (рис. 62).



Рис. 62. Стальная цистерна для перевозки серной кислоты

Серная кислота — бесцветная, маслянистая жидкость. В водных растворах является сильным электролитом.

Разбавленная серная кислота проявляет все характерные для кислот свойства: взаимодействует с металлами, стоящими в ряду активности до водорода, с выделением водорода; с оксидами металлов; с основаниями; с солями.

При взаимодействии концентрированной серной кислоты с медью выделяется оксид серы(IV).

Вопросы и задания

- Опишите строение молекулы и физические свойства серной кислоты.
- В лаборатории имеется раствор серной кислоты массой 300 г с массовой долей H_2SO_4 , равной 40 %. Как изменится массовая доля кислоты в растворе при добавлении к нему воды массой 100 г? В какой последовательности необходимо проводить разбавление?
- В три пробирки с разбавленным раствором серной кислоты добавили: а) лакмус; б) фенолфталеин; в) метилоранж. Как изменилась окраска индикатора в каждом случае?
- Составьте уравнения реакций, иллюстрирующие химические свойства разбавленной серной кислоты.
- Чем обусловлено различие окислительных свойств разбавленной и концентрированной серной кислоты?
- Какой объем концентрированного раствора серной кислоты ($\rho = 1,83 \text{ г/см}^3$) с массовой долей 98 % необходим для растворения меди массой 6,4 г?
- В воде объемом 1 дм^3 растворили оксид серы(VI). В результате масса раствора составила 1180 г. Определите массовую долю серной кислоты в полученном растворе.
- Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 - $$\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4;$$

$$\downarrow$$

$$\text{SO}_2$$
 - $$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuCl}_2.$$

Для окислительно-восстановительных реакций составьте схемы электронного баланса, а для реакций, протекающих в растворах, — уравнения в сокращенной ионной форме.

Готовимся к олимпиадам

- В водном растворе серной кислоты атомов водорода в 10 раз больше, чем атомов серы. Определите массовую долю и молярную концентрацию серной кислоты в растворе, если его плотность равна $1,471 \text{ г/см}^3$.

§ 24. Химические реакции, лежащие в основе получения серной кислоты. Понятие о практическом выходе продукта реакции

Серная кислота — один из главных продуктов химической промышленности. Об этом говорят и масштабы промышленного производства, достигающие 200 млн т в год. В Республике Беларусь серную кислоту производят на ОАО «Гомельский химический завод» (рис. 63), ОАО «Гродно Азот» и ряде других химических заводов.

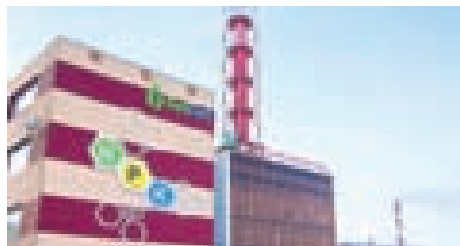
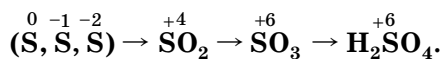


Рис. 63. ОАО «Гомельский химический завод»

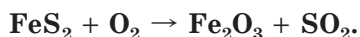
Производство серной кислоты

В качестве сырья для производства серной кислоты в промышленности используют природные соединения, содержащие серу: пирит FeS_2 , сульфиды металлов, серу, а также сероводород из сырой нефти, побочные продукты производства цемента, отходы металлургических производств, дымовые отходы. Отметим, что более 30 % серной кислоты в мире получают именно путем переработки отходов химических и металлургических производств.

Химические процессы производства серной кислоты можно представить в виде следующей схемы:

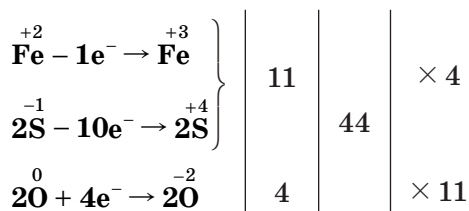


Рассмотрим более подробно производство серной кислоты из пирита FeS_2 , который также называют **железный** или **серный колчедан**. Первая стадия процесса — обжиг пирита и получение оксида серы(IV) — протекает по схеме:

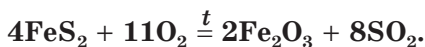


При расстановке коэффициентов в уравнении этой реакции обратите внимание на то, что в пирите степень окисления серы равна -1 , а степень окисления железа составляет $+2$. В результате реакции степень окисления атомов серы в оксиде серы(IV) равна $+4$, а атомов железа

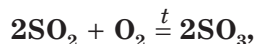
в оксиде железа(III) — +3. Составим схему электронного баланса для данной реакции:



В соответствии со схемой электронного баланса коэффициенты необходимо расставить так:



На второй стадии оксид серы(IV) окисляется до оксида серы(VI) при повышенных температуре и давлении в присутствии катализатора — платины или оксида ванадия(V):



третья стадия — взаимодействие оксида серы(VI) с водой:



Для поглощения оксида серы(VI) используют концентрированный раствор серной кислоты.



Водой оксид серы(VI) не поглощают, т. к. при этом образуется очень устойчивый «туман» из мельчайших капель серной кислоты, который плохо конденсируется. Продуктом взаимодействия концентрированной 96–98 %-ной серной кислоты с оксидом серы(VI) является олеум. Олеум представляет собой раствор оксида серы(VI) в 100 %-ной серной кислоте. При разведении олеума водой (на практике разбавленной серной кислотой) получается концентрированная серная кислота.

Понятие о практическом выходе продукта реакции

Химические уравнения, составленные на основе закона сохранения массы веществ, позволяют проводить расчеты, в том числе вычислять массу или объем продуктов реакций. Однако получение любого вещества в промышленности невозможно без потерь исходных веществ. Кроме того, некоторая часть продуктов реакций теряется в результате испарения, растворения или образования побочных продуктов, а также по причине

обратимого характера реакций. Поэтому продукта реакции образуется меньше, чем должно было бы получиться в соответствии с расчетом по уравнению реакции.

Если массу, объем или химическое количество продукта, рассчитанные по уравнению реакции, принять за 100 %, то реально полученные масса, объем или химическое количество продукта всегда будут меньше 100 %. Величину, характеризующую полноту протекания химической реакции или степень превращения одного вещества в другое, называют практическим выходом продукта реакции.

Практический выход продукта реакции — это величина, равная отношению его практической, т. е. реально полученной массы, к теоретической, максимально возможной массе, рассчитанной по уравнению реакции.

Практический выход продукта X обозначается буквой греческого алфавита η (*эта*) и выражается в долях единицы или процентах:

$$\eta(X) = \frac{m_{\text{практ.}}(X)}{m_{\text{теор.}}(X)}.$$

Необходимо подчеркнуть, что практический выход продукта можно вычислять также по отношению объемов или химических количеств веществ:

$$\eta(X) = \frac{V_{\text{практ.}}(X)}{V_{\text{теор.}}(X)}; \quad \eta(X) = \frac{n_{\text{практ.}}(X)}{n_{\text{теор.}}(X)}.$$

Во всех этих случаях будет найдено одно и то же значение искомой величины. Например, если известно, что в реакции окисления оксида серы(IV) до оксида серы(VI):



практический выход SO_3 составляет 0,8 (или 80 %), то это означает, что из оксида серы(IV) массой 64 г (объемом 22,4 дм³, химическим количеством 1 моль) мы получим оксид серы(VI) массой не 80 г (объемом 22,4 дм³, химическим количеством 1 моль), а массой 80 г · 0,8 = 64 г (объемом 17,9 дм³, химическим количеством 0,8 моль).

Величина практического выхода продукта не может превышать 100 %. Если практический выход равен 100 %, то говорят, что реакция протекает *количественно*. В этом случае:

$$m_{\text{практ.}}(X) = m_{\text{теор.}}(X); \quad n_{\text{практ.}}(X) = n_{\text{теор.}}(X);$$

$$V_{\text{практ.}}(X) = V_{\text{теор.}}(X).$$

Рассмотрим несколько примеров расчетов с использованием понятия «практический выход продукта реакции».

Пример 1. При сжигании серы массой 48 г получен оксид серы(IV) объемом 28,6 дм³ (н. у.). Определите практический выход продукта реакции.

Дано:

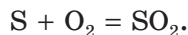
$$m(\text{S}) = 48 \text{ г}$$

$$V_{\text{практ.}}(\text{SO}_2) = 28,6 \text{ дм}^3$$

$$\eta(\text{SO}_2) = ?$$

Решение

1. Исходя из массы серы, рассчитаем теоретический объем оксида серы(IV), который можно получить из серы массой 48 г. Для этого запишем и проанализируем соответствующее уравнение реакции:



Согласно этому уравнению, из серы химическим количеством 1 моль (32 г) можно получить оксид серы (IV) химическим количеством 1 моль (22,4 дм³). Составим пропорцию:

из серы массой 32 г образуется оксид серы(IV) объемом 22,4 дм³,

из серы массой 48 г образуется оксид серы(IV) объемом x ,

откуда получим: $x = \frac{48 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ дм}^3}{32 \text{ г}} = 33,6 \text{ дм}^3$. Это — $V_{\text{теор.}}(\text{SO}_2)$.

2. Рассчитаем практический выход продукта реакции:

$$\eta(\text{SO}_2) = \frac{V_{\text{практ.}}(\text{SO}_2)}{V_{\text{теор.}}(\text{SO}_2)} = \frac{28,6 \text{ дм}^3}{33,6 \text{ дм}^3} = 0,85, \text{ или } 85 \%$$

Ответ: практический выход оксида серы(IV) равен 85 %.

Пример 2. Из природного соединения массой 640 кг с массовой долей серы 45 % получена серная кислота массой 810 кг. Вычислите практический выход серной кислоты.

Дано:

$$m(\text{соединения}) = 640 \text{ кг}$$

$$w(\text{S}) = 45 \%, \text{ или } 0,45$$

$$m_{\text{практ.}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 810 \text{ кг}$$

$$\eta(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$$

Решение

1. Вычислим массу серы, содержащейся в природном соединении:

$$\begin{aligned} m(\text{S}) &= m(\text{соединения}) \cdot w(\text{S}) = \\ &= 640 \text{ кг} \cdot 0,45 = 288 \text{ кг} = 288 \text{ 000 г}. \end{aligned}$$

2. Рассчитаем теоретическую массу серной кислоты, которую можно получить из серы массой 288 000 г. Для этого составим и проанализируем общую схему превращения серы в серную кислоту:



Согласно этой схеме, из серы количеством 1 моль и массой 32 г можно получить серную кислоту количеством 1 моль и массой 98 г. Составим пропорцию:

из серы массой 32 г можно получить серную кислоту массой 98 г,

из серы массой 288 000 г можно получить серную кислоту массой x ,

откуда получим:

$$x = \frac{288\,000 \text{ г} \cdot 98 \text{ г}}{32 \text{ г}} = 882\,000 \text{ г} = 882 \text{ кг. Это — } m_{\text{теор.}}(\text{H}_2\text{SO}_4).$$

3. Определим практический выход серной кислоты:

$$\eta(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m_{\text{практ.}}(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m_{\text{теор.}}(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{810 \text{ кг}}{882 \text{ кг}} = 0,918, \text{ или } 91,8 \%$$

Ответ: практический выход серной кислоты равен 91,8 %.

Пример 3. Определите массу пирита FeS_2 , который требуется подвергнуть обжигу в кислороде для получения оксида серы(IV) объемом 8,96 м³ (н. у.), если его практический выход составляет 80 %.

Дано:

$$V_{\text{практ.}}(\text{SO}_2) = 8,96 \text{ м}^3$$

$$\eta(\text{SO}_2) = 80 \%, \text{ или } 0,8$$

$$m(\text{FeS}_2) \text{ — ?}$$

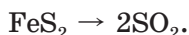
Решение:

1. Рассчитаем теоретический объем оксида серы(IV):

$$\eta(\text{SO}_2) = \frac{V_{\text{практ.}}(\text{SO}_2)}{V_{\text{теор.}}(\text{SO}_2)};$$

$$V_{\text{теор.}}(\text{SO}_2) = \frac{V_{\text{практ.}}(\text{SO}_2)}{\eta(\text{SO}_2)} = \frac{8,96 \text{ м}^3}{0,8} = 11,2 \text{ м}^3 = 11\,200 \text{ дм}^3.$$

2. Определим массу пирита, из которого можно получить оксид серы(IV) объемом 11 200 дм³. Для этого составим и проанализируем общую схему превращения пирита в указанный оксид:



Из этой схемы следует что для получения 2 моль или $44,8 \text{ дм}^3 \text{ SO}_2$ требуется 1 моль или 120 г FeS_2 . Составим соответствующую пропорцию:

для получения SO_2 объемом $44,8 \text{ дм}^3$ требуется FeS_2 массой 120 г,

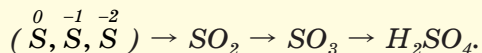
для получения SO_2 объемом $11\,200 \text{ дм}^3$ требуется FeS_2 массой x ,

откуда получим: $x = 30\,000 \text{ г} = 30 \text{ кг}$.

Ответ: для получения оксида серы(IV) требуется пирит массой 30 кг.

Практический выход продукта — важный показатель эффективности химического процесса. На его основании в реальном производственном процессе делается вывод о полноте превращения сырья и затратах энергии, о необходимости введения дополнительных операций и пр.

Совокупность химических процессов, лежащих в основе производства серной кислоты, можно представить в виде следующей схемы:



Практический выход продукта реакции — это величина, равная отношению его практической, т. е. реально полученной массы, к теоретической, максимально возможной массе, рассчитанной по уравнению реакции.

Практический выход продукта реакции можно вычислять также по отношению практических и теоретических объемов или химических количеств веществ.

Вопросы и задания

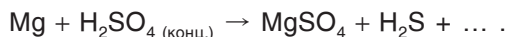
1. Какие соединения используются в качестве сырья для производства серной кислоты?
2. Составьте уравнения реакций получения сернистого газа при окислении: а) серы; б) сероводорода.
3. Какой объем (н. у.) воздуха необходим для обжига пирита массой 200 кг?
4. Почему практический выход продукта реакции бывает меньше 100 %?
5. Вычислите массу серной кислоты, которую можно получить из серного колчедана массой 400 т, если практический выход кислоты равен 100 %.
6. Измените условие предыдущей задачи так, чтобы практический выход серной кислоты был меньше 100 %. Решите составленную вами задачу.
7. В результате взаимодействия хлорида бария массой 200 г с серной кислотой выпал осадок сульфата бария массой 100 г. Рассчитайте практиче-

ский выход продукта реакции. Объясните причины несоответствия практической и теоретической масс сульфата бария в данном случае.

8. Вычислите массу серы, сгоревшей в кислороде, если в результате реакции был получен оксид серы(IV) объемом 89,6 м³ (н. у.) с практическим выходом, равным 80 %.

Готовимся к олимпиадам

1. Закончите уравнение окислительно-восстановительной реакции:



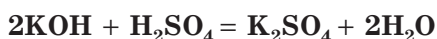
Расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Рассчитайте массу серной кислоты, которая должна вступить в реакцию с магнием, чтобы выделившийся сероводород полностью поглотился раствором гидроксида натрия массой 300 г с массовой долей NaOH, равной 27 %, если потери сероводорода составляют 5 %.

§ 25. Сульфаты — соли серной кислоты. Применение серной кислоты и сульфатов

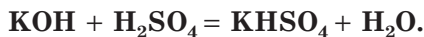
Соли серной кислоты

Как вы уже знаете из предыдущего параграфа, соли серной кислоты могут образовываться при ее взаимодействии с металлами, оксидами металлов, основаниями и солями.

Поскольку серная кислота двухосновная, она образует два ряда солей: средние соли — сульфаты:



и кислые соли (при избытке кислоты) — гидросульфаты:

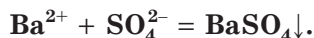
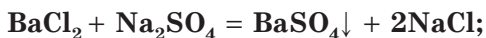


Большинство сульфатов и гидросульфатов хорошо растворимы в воде, многие из них образуют кристаллогидраты. Некоторые кристаллогидраты солей серной кислоты называются купоросами: медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, железный купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (рис. 64) и др. При нагревании они теряют содержащуюся в них воду. Многие сульфаты встречаются в природе.



Рис. 64. Медный (1) и железный (2) купоросы

Сульфаты металлов IIА-группы (кроме сульфатов бериллия и магния) плохо растворимы в воде, причем меньше других растворим сульфат бария. При добавлении раствора соли бария, например хлорида бария BaCl_2 , к водным растворам серной кислоты или сульфатов образуется осадок сульфата бария белого цвета (рис. 65):



Реакция с ионами бария является качественной реакцией на сульфат-ионы, а растворимые соли бария служат реактивами на серную кислоту и ее соли. Признак реакции — образование белого осадка.

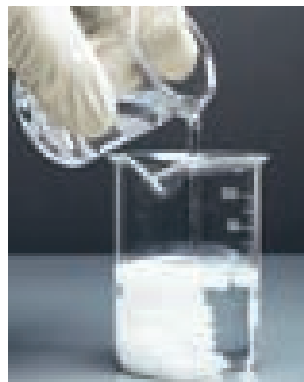


Рис. 65. Качественная реакция на сульфат-ионы

Лабораторный опыт 2

Качественная реакция на сульфат-ионы

Распознавание раствора серной кислоты и ее солей в химической практике связано со способностью сульфат-ионов образовывать осадок с ионами бария.

1) В выданные вам две пробирки с растворами серной кислоты и сульфата натрия добавьте по несколько капель раствора хлорида бария. Что вы наблюдаете? Какие признаки свидетельствуют о протекании химических реакций?

2) Составьте уравнения химических реакций в молекулярной и ионной формах. Сделайте вывод о качественной реакции на сульфат-ион.

Применение серной кислоты и сульфатов

Серная кислота — один из важнейших продуктов, широко используемых в различных областях промышленности (рис. 66). Основными ее потребителями являются производства минеральных удобрений, соляной, уксусной и других кислот, моющих средств, взрывчатых веществ, красителей, лекарств. Серная кислота применяется также в металлургии, для очистки нефтепродуктов, в качестве электролита в кислотных аккумуляторах и т. д.



Рис. 66. Применение серной кислоты

Соли серной кислоты используются в качестве минеральных удобрений, в строительстве, в медицине, для борьбы с вредителями растений, в производстве соды и стекла. Например, медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и железный купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ используются в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями растений, как антисептические средства для пропитки древесины, в производстве красителей. Сульфат натрия Na_2SO_4 используется в текстильной, кожевенной промышленности, при производстве стекла, в медицине как слабительное средство, а также находит применение как осушитель. В медицине применяется также кристаллогидрат сульфата магния $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (горькая, или английская соль).

Алебастр $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$, который часто называют полуводным гипсом, используют в качестве вяжущего материала. При смешивании этого порошка с водой он гидратируется и превращается в гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — твердую и достаточно прочную массу. Благодаря этому свойству алебастр находит применение в строительстве для изготовления сухой штукатурки, плит и панелей для перегородок, архитектурных деталей (рис. 67) и т. п. Природный гипс используют для улучшения структуры почвы.

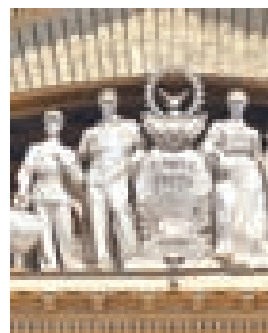


Рис. 67. Гипсовые детали на фронтоне здания Дворца культуры профсоюзов в Минске

Серная кислота образует два ряда солей: средние соли — сульфаты и кислые — гидросульфаты.

Большинство солей серной кислоты хорошо растворимы в воде.

Реакция с ионами бария является качественной реакцией на сульфат-ионы, а растворимые соли бария служат реактивом на серную кислоту и ее соли. Признак реакции — образование осадка.

Серная кислота и ее соли находят широкое применение в разных областях деятельности человека.

Вопросы и задания

1. Какие вещества называются купоросами?
2. Запишите возможные уравнения реакций получения сульфата меди(II).
3. Пользуясь таблицей растворимости, составьте 2–3 уравнения реакций разбавленной серной кислоты с солями. Запишите уравнения в молекулярной и ионной формах.
4. Определите объем раствора серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 , равной 20 %, который необходим для получения сульфата цинка химическим количеством 3 моль. Плотность раствора кислоты равна $1,05 \text{ г/см}^3$.
5. Для опрыскивания сада фермеру понадобилось приготовить «бордосскую жидкость». В инструкции указывалось, что для этого необходим 7 %-ный раствор сульфата меди(II), а у фермера были только ярко-синие кристаллы медного купороса. Определите массу медного купороса, необходимого для приготовления нужного фермеру раствора массой 10 кг. Как приготовить такой раствор?
6. Рассчитайте массу и химическое количество сульфата бария, который образуется при действии раствора, содержащего серную кислоту массой 19,2 г, на раствор нитрата бария массой 200 г, в котором массовая доля $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ равна 10 %.
7. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме:



Укажите окислитель и восстановитель.

8. Перечислите основные области применения серной кислоты и сульфатов.

Готовимся к олимпиадам

1. Смесь карбоната кальция и сульфата кальция массой 9,72 г обработали 20 %-ным раствором серной кислоты массой 49 г. Избыток кислоты нейтрализовали 15%-ным раствором гидроксида калия массой 22,4 г. Рассчитайте массовую долю кальция в образце исходной смеси.

Темы для проектной деятельности

1. Минеральные сульфатные воды и их влияние на здоровье человека.
2. Использование и перспективы использования сульфатов (в промышленности, сельском хозяйстве, медицине и т. п.).
3. Сульфаты в производстве моющих средств: вред и польза.

§ 26. Азот — химический элемент и простое вещество

Неметалл азот **N** в периодической системе химических элементов открывает **VA**-группу, в которой также расположены неметаллы фосфор **P** и мышьяк **As**, металлы сурьма **Sb**, висмут **Bi** и московий **Mc**.

Нахождение азота в природе

В природе химический элемент азот находится в виде простого вещества N_2 и в составе соединений. Объемная доля азота N_2 в воздухе составляет 78 %. Земная атмосфера служит основным источником этого важнейшего элемента. Неорганические соединения азота встречаются в небольших количествах в месторождениях селитр — солей азотной кислоты ($NaNO_3$ — чилийская, или натриевая селитра, KNO_3 — индийская, или калийная селитра). Азот входит в состав белков и других сложных органических веществ, в том числе хлорофилла. При недостатке азота рост растений замедляется, листья желтеют и процесс фотосинтеза прекращается. На Земле постоянно происходят процессы превращения веществ живой и неживой природы, содержащих атомы азота, — круговорот азота в природе (рис. 68).

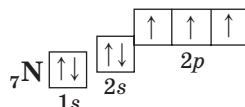


Рис. 68. Круговорот азота в природе

В Космосе азот занимает по распространенности четвертое место, вслед за водородом, гелием и кислородом.

Строение атома азота

В атоме азота имеется 7 электронов, его электронная конфигурация: $1s^2 2s^2 2p^3$, а электронно-графическая схема:



Как видно из схемы, до завершения внешнего энергетического уровня атому азота не хватает трех электронов. В соединениях с металлами и водородом валентность азота равна III, а степень окисления составляет -3 , как, например, в аммиаке NH_3 . В соединениях с кислородом атом азота проявляет положительную степень окисления. Например, в азотной кислоте HNO_3 степень окисления атома азота равна $+5$.

Строение и физические свойства простого вещества

Атомы азота в молекуле простого вещества N_2 связаны между собой тремя общими электронными парами (рис. 69).

При обычных условиях азот — бесцветный газ, без вкуса и запаха, не поддерживает дыхания и горения, не ядовит. Молекулы азота не полярны, поэтому азот малорастворим в воде. Животные в атмосфере чистого азота погибают из-за того, что лишаются необходимого для дыхания кислорода. С этим связано название азота, происходящее от греческого слова «азоо» — «непригодный для жизни».

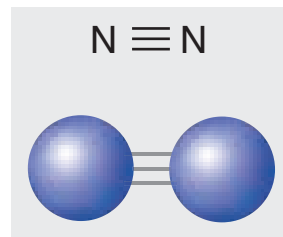


Рис. 69. Структурная формула и шаростержневая модель молекулы азота

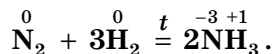


При повышении давления растворимость азота в жировых и белковых тканях организма увеличивается. Если водолаз при погружении под воду будет дышать сжатым воздухом, он окажется в опасном состоянии «азотного наркоза»: сознание замутняется, человек перестает координировать свои движения. Поэтому при погружении на большие глубины вместо сжатого воздуха пользуются искусственной дыхательной смесью, в которой азот заменен гелием.

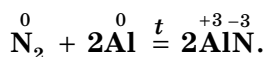
Химические свойства азота

Простое вещество азот N_2 химически малоактивно и, как правило, вступает в химические реакции только при высоких температурах.

Окислительные свойства азота проявляются в реакциях с водородом и металлами. Азот взаимодействует с водородом при высокой температуре и большом давлении в присутствии катализатора, образуя аммиак:

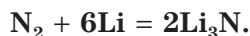


С активными металлами азот взаимодействует при высоких температурах, образуя нитриды:



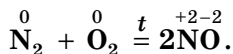
нитрид алюминия

Исключение составляет реакция с литием, которая протекает при обычных условиях:



нитрид лития

Восстановительные свойства азота проявляются при его взаимодействии с кислородом. Азот реагирует с кислородом при температуре около $3000\text{ }^\circ\text{C}$, образуя оксид азота(II):



Эта реакция протекает при пропускании через смесь газов электрического разряда, например при разряде молнии во время грозы (рис. 70). В небольших количествах оксид азота(II) образуется и в двигателях внутреннего сгорания.

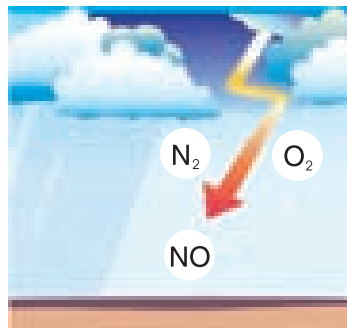


Рис. 70. Образование оксида азота(II) во время грозы

Применение азота

Применение азота обусловлено его низкой химической активностью. Он используется для создания инертной атмосферы, для обеспечения взрыво- и пожаробезопасности в различных областях промышленности, для тушения пожаров в угольных шахтах, т. к. в среде с содержанием азота около 90 % процесс горения невозможен.

Жидкий азот, температура которого равна $-196\text{ }^\circ\text{C}$, применяется для глубокого охлаждения и вымораживания.

В химической промышленности азот применяется при производстве аммиака и минеральных удобрений.

Простое вещество азот состоит из двухатомных молекул N_2 . Азот в природе встречается в виде простого вещества, входит в состав минералов и белков.

Азот при комнатной температуре — химически малоактивное вещество.

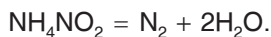
Азот проявляет восстановительные свойства в реакции с кислородом и окислительные — в реакциях с водородом и активными металлами.

Вопросы и задания

1. Максимальный объем азота, который при $0\text{ }^\circ\text{C}$ можно растворить в воде объемом 1000 см^3 , равен 24 см^3 (н. у.). Рассчитайте массовую долю азота в его растворе, насыщенном при указанной температуре.
2. Перечислите физические свойства азота.
3. По-немецки азот называется *Stickstoff* (душающее вещество), а по-английски — *Nitrogen* (рождающий селитру). Какое из этих названий лучше отражает свойства простого вещества, а какое — химического элемента?
4. Из приведенных уравнений реакций выберите те, в которых азот проявляет восстановительные свойства:
 - а) $N_2 + O_2 = 2NO$;
 - б) $N_2 + 3Mg = Mg_3N_2$;
 - в) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$.

Составьте для всех приведенных уравнений схемы электронного баланса.

5. Рассчитайте химическое количество, массу и объем (н. у.) азота, необходимого для получения аммиака объемом $11,2\text{ дм}^3$ (н. у.).
6. Определите массу нитрида лития, который образуется в результате реакции лития с азотом массой 100 г .
7. В газовой и нефтехимической промышленности азот используется для создания инертной среды с целью обеспечения безопасности технологического процесса. Рассчитайте массу и химическое количество азота, который понадобится, чтобы заполнить емкость объемом 4800 м^3 (н. у.).
8. В лаборатории азот получают разложением нитрита аммония:



Придумайте и решите задачу, в условии которой была бы указана масса исходного вещества и требовалось бы найти химическое количество одного из продуктов реакции.

Готовимся к олимпиадам

1. Воздух, содержащий примеси сероводорода и паров воды, был последовательно пропущен через раствор гидроксида натрия, концентрированную серную кислоту и над раскаленной медью. Какие газы были поглощены каждым из указанных веществ и каков окончательный состав смеси? Ответ поясните, приведите уравнения реакций.

§ 27. Аммиак

Одним из важнейших соединений азота является его соединение с водородом — аммиак NH_3 , в котором степень окисления азота равна -3 .

У атома азота на $3p$ -орбиталях имеются три неспаренных электрона, которые взаимодействуют с электронами трех атомов водорода, находящимися на $1s$ -орбиталях. Молекула NH_3 имеет пирамидальную форму (рис. 71): в вершине пирамиды расположен атом азота, а в ее основании — атомы водорода.

Химические связи между атомом азота и атомом водорода в молекуле NH_3 являются ковалентными полярными, общие электронные пары сильно смещены к атому азота. Степень окисления атома азота в аммиаке равна -3 , а валентность — III. Молекула аммиака полярна и является диполем.

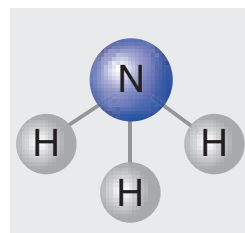


Рис. 71. Шаростержневая модель молекулы аммиака



Аммиак своим названием обязан оазису Аммона, расположенному в Северной Африке. Поскольку в древности в этом месте находился перекресток караванных путей, здесь всегда было много верблюдов. Мочевина (NH_2) $_2$ CO, содержащаяся в их моче, в жарком климате быстро разлагалась с образованием газа с резким запахом, который впоследствии называли аммониаком или аммиаком.

Физические свойства аммиака

Аммиак — бесцветный газ с резким характерным запахом, ядовит. Он очень хорошо растворим в воде. При комнатной температуре в одном объеме воды растворяется около 700 объемов аммиака.

Водный раствор с массовой долей аммиака, равной 3 %, в быту называется «нашатырным спиртом», под таким же названием он продается в аптеке. В технике водный раствор с массовой долей аммиака, равной 25 %, называют аммиачной водой.



Медики используют водные растворы аммиака («нашатырный спирт») в повседневной практике. Если человек потерял сознание, к его носу подносят ватку, смоченную нашатырным спиртом. В результате этой безопасной для здоровья манипуляции человек «пробуждается» и выходит из обморочного состояния.

При увеличении давления или при охлаждении аммиак легко сжижается. Жидкий аммиак при испарении активно поглощает тепло, поэтому широко используется в качестве охлаждающего агента в промышленных холодильных установках, для получения искусственного льда в спортивных сооружениях.

Получение аммиака

В природе аммиак образуется при гниении, разложении и сухой перегонке органических соединений, содержащих азот (например, белков, аминокислот или мочевины).

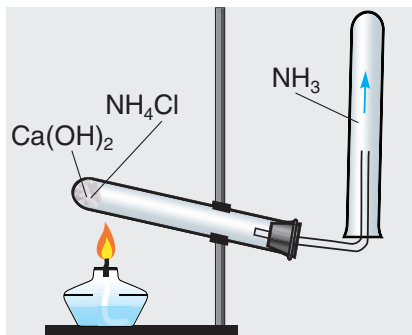


Рис. 72. Получение аммиака в лаборатории

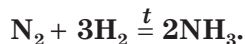


Рис. 73. ОАО «Гродно Азот»

В лаборатории для получения небольших количеств аммиака используют хлорид аммония (нашатырь) NH_4Cl . Его смешивают с твердым гидроксидом кальция (гашеной известью) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и приготовленную смесь нагревают (рис. 72). При этом выделяется аммиак:



В промышленности синтез аммиака осуществляют из азота и водорода на железном катализаторе при температуре 420–500 °С и давлении 30–100 МПа. Эта реакция происходит с выделением теплоты:

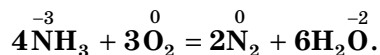


Аммиак относится к числу важнейших продуктов химической промышленности, ежегодно в мире производят более 150 млн т этого вещества. Крупнейшим производителем аммиака в Республике Беларусь является ОАО «Гродно Азот» (рис. 73).

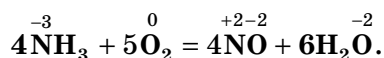
Химические свойства аммиака

Для аммиака характерны реакции окисления и соединения.

Степень окисления атома азота в аммиаке равна -3 , поэтому аммиак проявляет восстановительные свойства, окисляясь кислородом и другими окислителями. Реакция горения аммиака в кислороде описывается уравнением:



В присутствии катализатора (платины) аммиак реагирует с кислородом с образованием оксида азота(II) NO:



Эта реакция лежит в основе промышленного способа получения азотной кислоты.

Смеси аммиака с кислородом или воздухом при нагревании могут взрываться, поэтому они опасны!

Без изменения степени окисления атомов азота протекают реакции соединения аммиака с кислотами и водой.

При взаимодействии аммиака с кислотами образуются соли аммония, например хлорид аммония NH_4Cl , сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Смочим одну стеклянную палочку концентрированным раствором аммиака, а другую — концентрированной соляной кислотой и поднесем их друг к другу (рис. 74). Появится белый дым, состоящий из мелких кристалликов образующейся соли хлорида аммония:

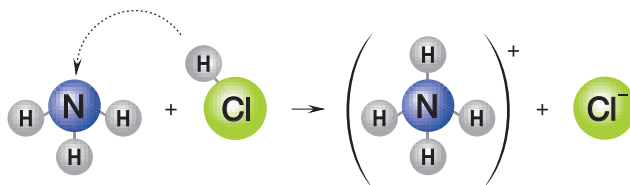
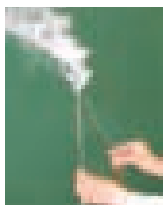


Рис. 74. Взаимодействие аммиака с хлороводородом

Аналогичным образом протекает реакция и в водном растворе согласно уравнению в сокращенной ионной форме:



Ион аммония образуется за счет того, что у атома азота в молекуле аммиака NH_3 имеется неподеленная электронная пара, а у иона водорода H^+ — свободная $1s$ -орбиталь. Атом азота (донор) предоставляет иону водорода (акцептор) неподеленную пару электронов. Эта пара становится общей для атомов азота и водорода, в результате чего между ними возникает ковалентная связь.

Механизм образования ковалентной связи за счет неподеленной пары электронов одного атома и свободной орбитали другого атома называется донорно-акцепторным.

Ковалентную связь, образованную по донорно-акцепторному механизму, в структурных формулах отображают с помощью стрелки, направленной от атома-донора к атому-акцептору (рис. 75)

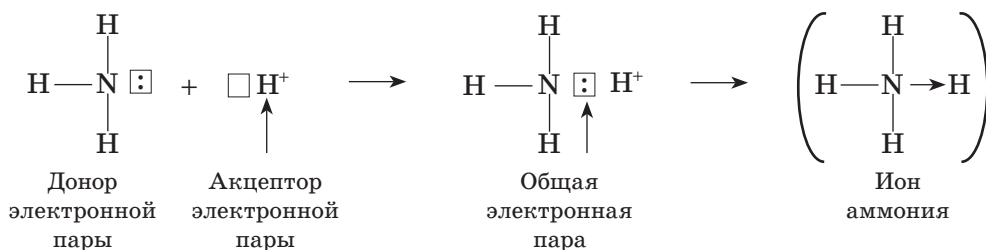


Рис. 75. Образование химической связи по донорно-акцепторному механизму

В ионе аммония каждый атом водорода связан с атомом азота общей электронной парой. И хотя одна из этих связей образована по донорно-акцепторному механизму, она не отличается по своим характеристикам от остальных ковалентных связей.

В реакцию соединения аммиак вступает и с водой. При растворении аммиака в воде происходит химическая реакция с образованием гидрата аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, который частично диссоциирует на катионы аммония NH_4^+ и гидроксид-ионы OH^- :



Схематически это изображено на рисунке 76.

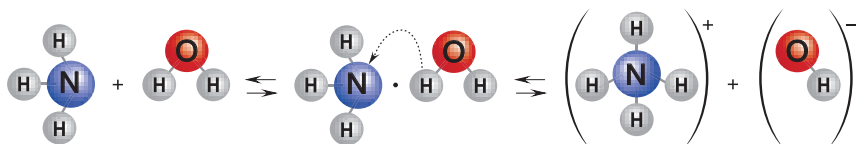


Рис. 76. Схема реакции аммиака с водой

Колбу с аммиаком закроем пробкой со вставленной в нее трубочкой. Ее свободный конец опустим в воду, к которой добавлено несколько капель раствора фенолфталеина (рис. 77). Внутри колбы начинает бить малиновый «фонтан». Раствор аммиака в воде за счет присутствия в нем гидроксид-ионов обладает свойствами слабого основания, поэтому «фонтан» окрашивается в малиновый цвет. Если вместо фенолфталеина в воду добавить лакмус, то раствор окрасится в синий цвет.

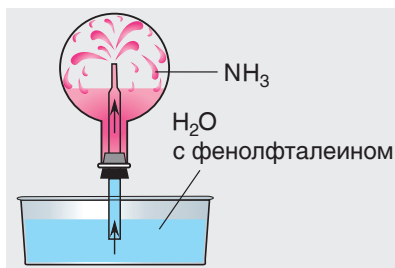


Рис. 77. Растворение аммиака в воде

Поскольку реакция аммиака с водой обратима, в растворе помимо катионов аммония NH_4^+ и гидроксид-ионов OH^- содержатся нейтральные молекулы аммиака и воды. Аммиачная вода пахнет аммиаком, который улетучивается из открытого сосуда или при нагревании.

Аммиак — бесцветный газ с резким характерным запахом, хорошо растворим в воде.

Аммиак окисляется кислородом, проявляя при этом восстановительные свойства.

Аммиак вступает в реакции соединения с водой и кислотами.

Механизм образования ковалентной связи за счет неподеленной пары электронов одного атома и свободной орбитали другого атома называется донорно-акцепторным.

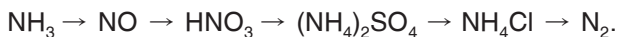
Вопросы и задания

1. Перечислите физические свойства аммиака.
2. С какими веществами аммиак вступает в реакции соединения?
3. Какими свойствами обладает раствор аммиака в воде?
4. В сосуд с парами аммиака вносят кусочек бумаги, смоченный раствором индикатора: а) лакмуса; б) метилоранжа; в) фенолфталеина. Как изменяется окраска бумаги в каждом случае?
5. Выпишите из текста параграфа уравнения реакций аммиака с кислородом. В каждой из них укажите окислитель и восстановитель.
6. Объясните, почему при получении аммиака в лаборатории его собирают в пробирку, перевернутую вверх дном. Можно ли собирать аммиак путем вытеснения воды? Почему?

7. Определите объем (н. у.) аммиака, который выделится при реакции хлорида аммония с гашеной известью массой 500 г, если практический выход продукта составляет 95 %.
8. В воде объемом 24,9 см³ растворен аммиак объемом 6,72 дм³ (н. у.). Определите массовую долю NH₃ в полученном растворе.

Готовимся к олимпиадам

1. Составьте уравнения химических реакций, позволяющих осуществить следующие превращения и выделить все указанные вещества в индивидуальном виде. Каждая стрелка может соответствовать как одной стадии, так и нескольким:

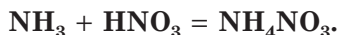


В окислительно-восстановительных реакциях расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель.

§ 28. Соли аммония.

Применение аммиака и солей аммония

Соли аммония образуются при взаимодействии аммиака с кислотами, например:



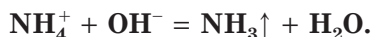
Все соли аммония — сильные электролиты, диссоциируют в водных растворах с образованием катионов аммония и анионов кислотных остатков:



Они взаимодействуют с кислотами, основаниями и другими солями, если соблюдаются условия протекания реакций обмена: продуктами реакций являются газ, осадок или слабый электролит. Например, карбонат аммония реагирует с соляной кислотой. При этом выделяется углекислый газ:



Взаимодействие солей аммония со щелочами служит качественной реакцией на ион аммония NH₄⁺, т. к. в результате этой реакции образуется газ с характерным запахом — аммиак:



Лабораторный опыт 3

Качественная реакция на ионы аммония

Обнаружение ионов аммония имеет большое значение в лабораторной практике, сельском хозяйстве, медицине, промышленности.

В пробирку с хлоридом (сульфатом) аммония добавьте раствор гидроксида натрия объемом 1–2 см³ и слегка нагрейте приготовленную смесь. К отверстию пробирки поднесите фильтровальную бумагу, смоченную в растворе фенолфталеина. Изменение цвета индикатора свидетельствует о щелочной среде раствора аммиака в воде.

Составьте уравнение реакции в молекулярной и ионной формах. Сделайте вывод о качественной реакции на ионы аммония.

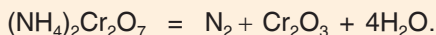
Для солей аммония характерны и некоторые специфические свойства. Одним из характерных свойств солей аммония является их неустойчивость при повышенных температурах. Например, хлорид аммония (нашатырь) NH₄Cl при нагревании разлагается с образованием аммиака и хлороводорода:



Выделяющиеся газы, поднимаясь вверх, охлаждаются и реагируют друг с другом с образованием исходного хлорида аммония. Его мельчайшие кристаллики, взвешенные в воздухе, образуют густой белый дым.



Если к оранжевым кристаллам дихромата аммония (NH₄)₂Cr₂O₇ поднести горящую лучинку, то начинается бурная реакция — «химический вулкан». При нагревании соли происходит окислительно-восстановительная реакция:



Дихромат аммония превращается в зеленый оксид хрома(III), газообразный азот и воду. Реакция начинается при поднесении горячей лучинки, но не прекращается, если лучинку убрать, а становится еще интенсивнее, т. к. в процессе реакции выделяется теплота. Начавшись от горячей лучинки, процесс развивается лавинообразно.



Применение аммиака и его солей

Аммиак в основном используется для производства азотных удобрений (нитрат и сульфат аммония, мочевины, аммофос), азотной кислоты, соды, красителей, взрывчатых веществ, полимеров и др. (рис. 78). Жидкий аммиак используют в качестве растворителя и хладагента. Водные растворы аммиака применяются в медицине и фармацевтической промышленности, а также в сельском хозяйстве — как удобрение, в животноводстве — для аммонизации кормов.

В быту водный раствор аммиака применяют для выведения пятен, чистки ковров и ювелирных изделий.

Соли аммония в основном применяют в качестве минеральных удобрений.



Рис. 78. Применение аммиака

Соли аммония — сильные электролиты, они взаимодействуют с кислотами, основаниями и другими солями.

Взаимодействие солей аммония со щелочами служит качественной реакцией на ионы аммония NH_4^+ , признак реакции — выделение газа аммиака.

Соли аммония разлагаются при нагревании.

Вопросы и задания

1. Запишите в молекулярной и ионной формах уравнения реакций получения кислоты и средней аммониевых солей серной кислоты.
2. Составьте уравнения диссоциации в водных растворах хлорида, сульфата, фосфата аммония.
3. Хлорид аммония химическим количеством 1,4 моль растворили в воде массой 200 г. Рассчитайте массовую долю соли в приготовленном растворе.
4. Составьте в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах уравнения реакций между следующими соединениями: а) NH_4NO_3 и KOH ; б) NH_4Cl и AgNO_3 . Назовите вещества.
5. Рассчитайте химическое количество ионов аммония, образующихся при реакции аммиака объемом 1,12 дм³ (н. у.) с серной кислотой.
6. Вычислите массу соли, которая образовалась в результате реакции хлороводорода массой 7,3 г с аммиаком объемом 5,6 дм³ (н. у.).
7. Определите объем (н. у.) аммиака, который выделится в результате реакции хлорида аммония химическим количеством 3 моль с гидроксидом натрия.
8. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 - а) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$;
 - б) $\text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$.

Готовимся к олимпиадам

1. Определите, в какой из выданных пронумерованных пробирок находятся сухие соли: хлорид натрия, хлорид аммония, сульфат аммония. Кратко опишите ход определения. Запишите уравнения возможных реакций.

§ 29. Азотная кислота

Структурная формула и модель молекулы азотной кислоты HNO_3 приведены на рисунке 79. В молекуле HNO_3 атом азота соединен с тремя атомами кислорода. Три связи с двумя атомами кислорода образованы путем обобществления электронов, принадлежащих атомам азота и кислорода. Одна связь с третьим атомом кислорода образуется по донорно-акцепторному механизму за счет неподеленной $2s^2$ пары электронов атома азота. Таким образом, в молекуле азотной

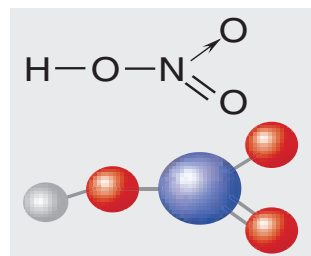


Рис. 79. Структурная формула и шаростержневая модель молекулы азотной кислоты

кислоты атом азота образует четыре химические связи с тремя атомами кислорода, валентность азота в азотной кислоте равна четырем, а степень окисления составляет +5.

Физические свойства азотной кислоты

Азотная кислота HNO_3 — бесцветная жидкость с резким удушливым запахом, хорошо растворяется в воде, смешивается с ней в любых соотношениях. Пары азотной кислоты токсичны, поэтому обращаться с ней нужно с осторожностью.

Азотная кислота — сильный электролит, в водном растворе практически полностью диссоциирует на ионы:



Присутствие в разбавленном водном растворе азотной кислоты ионов водорода можно обнаружить по изменению окраски индикаторов (рис. 80).

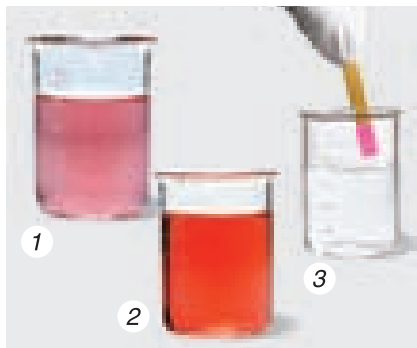
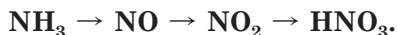


Рис. 80. Окраска индикаторов в растворе азотной кислоты: 1 — лакмуса, 2 — метилоранжа, 3 — универсальной индикаторной бумаги

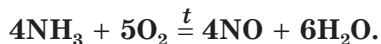
Получение азотной кислоты

Азотная кислота HNO_3 была открыта алхимиками в раннем Средневековье. В XVII в. Иоганн Рудольф Глаубер получил азотную кислоту при взаимодействии серной кислоты с нитратом калия (калиевой селитрой). Этот метод используется в лабораториях и до настоящего времени.

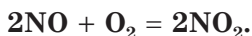
В промышленности в больших масштабах азотную кислоту получают, используя в качестве исходного вещества аммиак по следующей схеме:



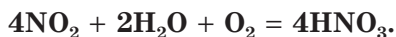
На первой стадии аммиак окисляют кислородом до оксида азота(II) в присутствии катализатора — платины:



Следующая стадия — окисление оксида азота(II) до оксида азота(IV) кислородом воздуха:

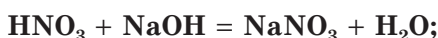
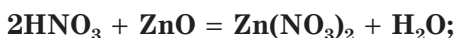
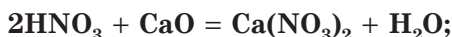


И наконец — поглощение оксида азота(IV) водой в присутствии кислорода:



Химические свойства азотной кислоты

Подобно другим кислотам азотная кислота вступает в реакции с основными и амфотерными оксидами, гидроксидами металлов, аммиаком. При этом образуются соли азотной кислоты — нитраты:

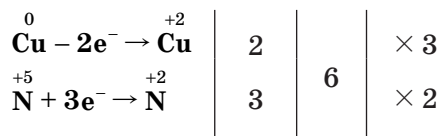


Азотная кислота, являясь сильной кислотой, взаимодействует с солями более слабых кислот, например:

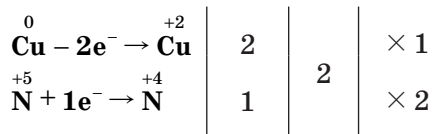


Самым характерным свойством азотной кислоты является ее ярко выраженная окислительная способность. Сильным окислителем она является за счет атома азота в степени окисления +5. Поэтому при взаимодействии азотной кислоты с восстановителями одним из продуктов реакции всегда являются соединения азота в более низких степенях окисления, чем в азотной кислоте.

Азотная кислота проявляет окислительные свойства по отношению к металлам, но в отличие от других кислот реагирует с большинством металлов, кроме благородных. При этом водород обычно не выделяется. Состав продуктов восстановления зависит от температуры, природы восстановителя и концентрации кислоты. Например, разбавленная азотная кислота взаимодействует с медью с образованием нитрата меди(II) и оксида азота(II):



Если же поместить в колбу обрезки медной проволоки и осторожно (в вытяжном шкафу!) прилить к ним концентрированную азотную кислоту, то сразу же начнет выделяться «бурый газ» — оксид азота(IV) (рис. 81):



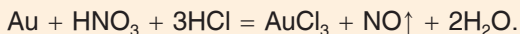
Концентрированная азотная кислота при комнатной температуре не взаимодействует с железом, хромом, алюминием, свинцом («пассивирует» их).



Рис. 81. Растворение меди в концентрированной азотной кислоте



Смесь концентрированных азотной и соляной кислот в объемном соотношении 1 : 3 называется «царской водкой», потому что растворяет «царя металлов» — золото. Растворение золота в «царской водке» может быть описано следующим уравнением:



Азотная кислота способна окислять и другие вещества: как неорганические, так и органические. Она разрушает кожу, ткани, а древесные опилки и стружки при соприкосновении с ней воспламеняются. Помните: с азотной кислотой надо обращаться крайне осторожно!

Азотная кислота — бесцветная жидкость, с резким удушливым запахом, хорошо растворимая в воде.

Азотная кислота вступает в реакции с основными оксидами, основаниями и солями.

Самым характерным свойством азотной кислоты является ее ярко выраженная окислительная способность.

При взаимодействии азотной кислоты с восстановителями происходит образование соединений азота в более низких степенях окисления, чем в азотной кислоте.

Вопросы и задания

1. Вещество, полученное при взаимодействии калиевой селитры с серной кислотой, алхимик Глаубер назвал «спиритус нутри» — дух селитры. Каково современное название этого вещества? Напишите уравнение реакции его получения.
2. Перечислите физические свойства азотной кислоты.
3. Как изменяется окраска индикаторов в водном растворе азотной кислоты: а) фенолфталеина; б) лакмуса; в) метилоранжа? О чем свидетельствует такое изменение окраски?
4. Запишите уравнение диссоциации азотной кислоты в водном растворе. Определите химическое количество азотной кислоты, при диссоциации которой образуется: а) 0,5 моль нитрат-ионов; б) 5,3 моль ионов водорода.
5. Приведите примеры реакций обмена с участием азотной кислоты. Составьте соответствующие химические уравнения.
6. Рассчитайте объем (н. у.) углекислого газа, который выделится в результате реакции азотной кислоты химическим количеством 3 моль с карбонатом кальция.
7. Рассчитайте массу меди, при растворении которой в концентрированной азотной кислоте образуется соль массой 37,6 г.
8. Составьте уравнения реакций, в результате которых можно осуществить следующие превращения:
азотная кислота \rightarrow нитрат меди(II) \rightarrow гидроксид меди(II) \rightarrow хлорид меди(II).

Готовимся к олимпиадам

1. Азотная кислота и ее растворы используются в ювелирном деле для определения состава сплавов из драгоценных металлов (т. е. их пробы). Так, для установления 375 пробы золота используют раствор с массовой долей азотной кислоты, равной 59,5 % (плотность раствора 1,4 г/см³). Определите молярную концентрацию кислоты в указанном растворе. Рассчитайте массу воды, которую нужно добавить к 100 см³ указанного раствора, чтобы получить раствор с массовой долей азотной кислоты, равной 25 %. Какое количество 0,5 молярного раствора гидроксида натрия плотностью 1 г/см³ понадобится для нейтрализации полученного раствора?

§ 30. Нитраты. Применение азотной кислоты и нитратов

Азотная кислота — одноосновная, она образует средние соли — нитраты.

Нитраты

Из предыдущего параграфа вы уже знаете, что нитраты образуются при взаимодействии азотной кислоты с различными химическими

веществами: металлами, оксидами и гидроксидами металлов, солями слабых кислот, аммиаком.

При обычных условиях нитраты — твердые кристаллические вещества. Все они хорошо растворимы в воде.

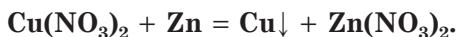
Нитраты являются сильными электролитами. При их диссоциации в водных растворах в качестве катионов образуются ионы металлов (или аммония), а в качестве анионов — нитрат-ионы:



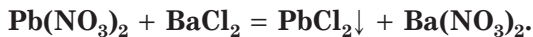
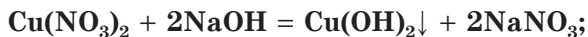
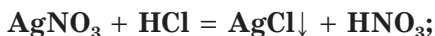
Нитраты щелочных, щёлочноземельных металлов и аммония называют селитрами. Например, KNO_3 — калийная селитра, NH_4NO_3 — аммиачная селитра, NaNO_3 — натриевая селитра, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ — кальциевая селитра.

В больших количествах нитраты ядовиты.

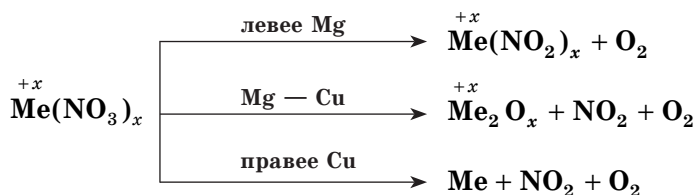
Нитраты участвуют во всех обменных реакциях, характерных для солей. Они взаимодействуют с металлами, при этом более активный металл вытесняет менее активные металлы из растворов их солей:



Реакции с кислотами, щелочами и солями протекают, если в результате образуются нерастворимые соединения, а нитрат-ионы остаются в растворе, например:



Все нитраты термически неустойчивы. При нагревании они разлагаются с образованием кислорода, но состав других продуктов разложения зависит от положения металла соли в ряду активности:



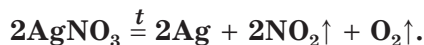
Нитраты металлов, стоящих в ряду активности левее магния, разлагаются при нагревании с образованием нитрита металла и кислорода, например:



При разложении нитратов металлов, стоящих в ряду активности от магния до меди включительно, образуются оксид металла, оксид азота(IV) и кислород:



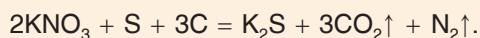
При разложении нитратов металлов, стоящих в ряду активности правее меди, образуются металлы в свободном состоянии, оксид азота(IV) и кислород:



Поскольку во всех случаях выделяется кислород, нитраты при нагревании проявляют окислительные свойства.



Твердые нитраты как сильные окислители входят в состав пиротехнических смесей. Самая известная из них — черный порох, представляющий собой смесь калийной селитры, углерода и серы. Горение пороха можно выразить следующим основным уравнением:



Образующиеся в результате реакции газы занимают объем, примерно в 2000 раз больший объема исходной смеси. Поэтому при сжигании пороха в закрытом сосуде раздается взрыв.

Черный порох появился в Китае в середине XI в. и применялся для «огненных копий» и фейерверков. В Европу он попал лишь в XIII в. В 1650 г. белорус Казимир Семенович издал трактат «Великое искусство артиллерии, часть первая», в котором целый раздел посвятил изготовлению черного пороха. Книга была переведена на многие языки и чуть ли не два столетия оставалась самой популярной научной работой по артиллерии. В свое время по книге Казимира Семеновича учились Исаак Ньютон, российский император Петр I и французский император Наполеон I. На Казимира Семеновича в некоторых своих работах ссылался основоположник российской космонавтики К. Э. Циолковский.



Применение азотной кислоты и нитратов

Азотная кислота широко используется для получения минеральных удобрений, лекарственных препаратов, взрывчатых веществ и ракетного топлива, полимерных материалов, красителей и т. п. (рис. 82).



Рис. 82. Применение азотной кислоты

Очень широка и область применения нитратов. Они используются в качестве удобрений, как окислители — в пиротехнических смесях, для производства стекла.

Нитрат серебра AgNO_3 (ляпис) применяют как противомикробное и противовоспалительное средство.

Соли азотной кислоты называют нитратами.

Нитраты — твердые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде.

Нитраты участвуют во всех обменных реакциях, характерных для солей.

Нитраты разлагаются при нагревании.

Азотная кислота и нитраты находят широкое практическое применение.

Вопросы и задания

1. Перечислите физические свойства нитратов.
2. Какие ионы образуются при диссоциации солей азотной кислоты в водном растворе?
3. Запишите формулы калийной, кальциевой и натриевой селитры. Рассчитайте массовую долю азота в каждом из указанных веществ.

4. Составьте уравнения реакций получения солей азотной кислоты при ее взаимодействии с: а) оксидами металлов; б) гидроксидами металлов; в) солями. Укажите условия протекания этих реакций.
5. В качестве противовоспалительного средства в медицине используют 0,06 %-ный раствор AgNO_3 . Рассчитайте массу и химическое количество нитрата серебра, необходимого для приготовления такого раствора объемом 500 см^3 с плотностью 1 г/см^3 .
6. Нитрат меди(II) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ используется для повышения плодородия почвы: катионы меди губительно действуют на вредителей растений, а нитрат-ионы усваиваются растениями, обогащая растительный организм азотом. Напишите 2–3 уравнения реакций получения данной соли. Рассчитайте массу оксида меди(II), который надо растворить в азотной кислоте для получения соли химическим количеством 2 моль.
7. При прокаливании 2 моль нитрата магния получили 2 моль оксида магния, 4 моль газа, содержащего азот, и 1 моль газа, входящего в состав атмосферы. Составьте уравнение реакции.
8. Рассчитайте химическое количество, массу и объем (н. у.) кислорода, который выделится при термическом разложении нитрата калия химическим количеством 5 моль.

Готовимся к олимпиадам

1. Раствор, полученный при взаимодействии меди с концентрированной азотной кислотой, выпарили и образовавшееся твердое вещество прокалили. Газообразные продукты реакции разложения полностью поглощены водой, а над твердым остатком пропустили при нагревании водород. Составьте уравнения описанных реакций.

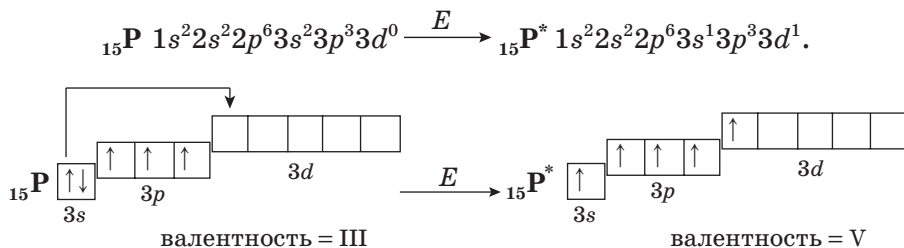
§ 31. Фосфор. Химический элемент и простое вещество

В периодической системе химических элементов неметалл фосфор P расположен в 3-м периоде в VA-группе. Рассмотрим свойства этого химического элемента и образуемых им простых веществ более подробно.

Строение атома фосфора

Исходя из расположения в периодической системе химических элементов, электронная конфигурация атома фосфора — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^0$. На внешнем энергетическом уровне у атома фосфора, как и у атома азота, имеется пять электронов, три из которых неспаренные и два — спаренные. Однако, в отличие от атома азота, у атома фосфора на внешнем энергетическом уровне имеются свободные $3d$ -орбитали. Благодаря этому

атом фосфора способен переходить в возбужденное состояние, в котором у него имеется пять неспаренных электронов:



Таким образом, в отличие от атома азота, у атома фосфора проявляется валентность V. Исходя из электронного строения атома, степени окисления фосфора изменяются в интервале от -3 до $+5$. Это связано с тем, что атом фосфора может принимать до трех электронов на внешний энергетический уровень, но отдавать при этом не более пяти. Так, в соединениях с металлами и водородом фосфор проявляет степень окисления равную -3 , например в фосфиде кальция $\text{Ca}_3\text{P}_2^{-3}$. А в фосфорной кислоте $\text{H}_3\text{PO}_4^{+5}$ атомы фосфора проявляют максимальную положительную степень окисления $+5$.

Строение и физические свойства простых веществ

Для фосфора, так же как для кислорода и серы, характерно явление аллотропии. Атомы фосфора, соединяясь друг с другом, образуют целый

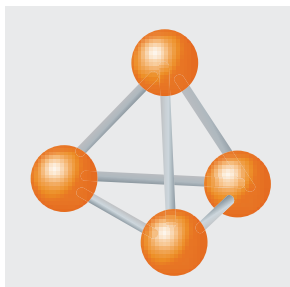


Рис. 83. Шаростержневая модель молекулы белого фосфора

ряд простых веществ, точное число которых до сих пор является предметом дискуссий. К важнейшим из них относятся белый и красный фосфор, взаимопревращающиеся друг в друга при определенных условиях.

Белый фосфор — твердое ядовитое вещество с чесночным запахом, состоящее из четырехатомных молекул P_4 . По своей форме такая молекула представляет собой равносторонний тетраэдр, в четырех вершинах которого находятся атомы P. Каждый из них связан с другими атомами тремя ковалентными связями (рис. 83).

В чистом виде белый фосфор прозрачен и бесцветен, но под действием света становится непрозрачным и окрашивается в желтый цвет.

Кристаллическая решетка белого фосфора, состоящая из молекул P_4 , является молекулярной. Поэтому для белого фосфора, как и для других веществ с молекулярной кристаллической решеткой, характерна легкоплавкость и летучесть. В воде белый фосфор нерастворим, однако растворяется в некоторых органических растворителях.

Из всех аллотропных модификаций белый фосфор является самой химически активной модификацией. Он может самовоспламениться на воздухе даже при комнатной температуре.



Белый фосфор был открыт в 1669 г. алхимиком Хеннигом Брандтом. Прокаливая твердый остаток, образовавшийся после выпаривания мочи, он получил новое вещество. Поскольку оно светилось в темноте, его назвали фосфором, что в переводе с греческого значит «светоносный».

При длительном освещении или при нагревании без доступа воздуха белый фосфор превращается в другую аллотропную модификацию — красный фосфор.

Красный фосфор — порошок красно-бурого цвета, вещество немолекулярного строения. В отличие от белого фосфора, имеющего молекулярную кристаллическую решетку, красный фосфор обладает атомной кристаллической решеткой, в которой каждый атом фосфора связан с тремя другими атомами (рис. 84). Как и все вещества с атомной кристаллической решеткой, он нелетуч и нерастворим ни в каких растворителях. В отличие от белого фосфора, красный фосфор не ядовит.

Аллотропные модификации фосфора в уравнениях химических реакций для упрощения обозначают символом P .

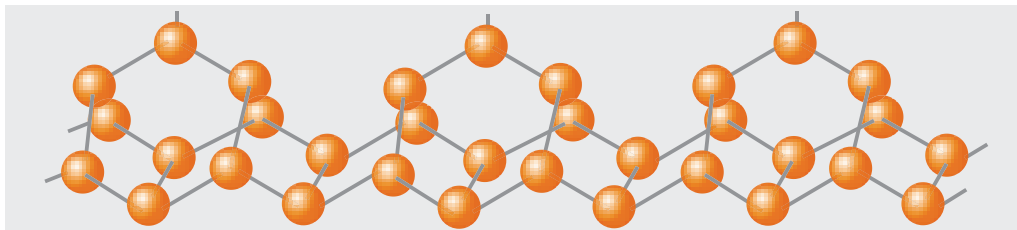


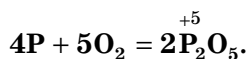
Рис. 84. Шаростержневая модель структуры красного фосфора

Химические свойства фосфора

Фосфор химически достаточно активен — непосредственно соединяется со многими простыми веществами с выделением большого количества теплоты. По сравнению с азотом фосфор менее электроотрицателен, для него характерны восстановительные свойства. Они проявляются в реакциях с кислородом и другими окислителями. Так, уже при комнатной температуре белый фосфор самовоспламеняется на воздухе, образуя оксид фосфора(V) P_2O_5 :



Рис. 85. Горение фосфора в кислороде



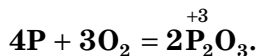
Горение фосфора в кислороде сопровождается образованием ослепительно-яркого пламени белого цвета и выделением большого количества тепла (рис. 85).



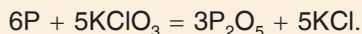
Свечение белого фосфора при медленном окислении является примером превращения химической энергии в световую.

Если окисление белого фосфора, сопровождающееся свечением, происходит уже при комнатной температуре, то красный фосфор загорается лишь при его поджигании.

При недостатке кислорода образуется оксид фосфора(III) P_2O_3 :

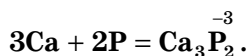


Смесь красного фосфора с бертолетовой солью $KClO_3$ воспламеняется со взрывом даже при слабом трении:



Эту реакцию вы проводите каждый раз, когда зажигаете спичку. Дело в том, что на «терке» спичечного коробка содержится красный фосфор, а в состав смеси, находящейся на головке спички, входит бертолетова соль.

Окислительные свойства фосфора проявляются при его взаимодействии с наиболее активными металлами. При этом образуются фосфиды металлов, в которых степень окисления атомов фосфора равна -3 , например:



Нахождение фосфора в природе и его применение

В природе фосфор встречается только в виде соединений с другими элементами. Эти соединения входят в состав различных горных пород, важнейшими из которых являются фосфориты и апатиты.

Как и азот, фосфор является незаменимым для жизни элементом. Его соединения участвуют в образовании костей и зубов, в регулировании энергетического обмена веществ, в поддержании нормальной работы нервной и других систем организма.

Фосфор используется в производстве фосфорной кислоты и фосфорных удобрений, полупроводниковых материалов, для производства ядохимикатов и т. д. (рис. 86).



Рис. 86. Применение фосфора

Фосфор образует несколько аллотропных модификаций. Важнейшие из них — белый и красный фосфор.

Белый фосфор — самая активная модификация. Это очень ядовитое вещество.

В реакции с кислородом фосфор проявляет восстановительные свойства, а в реакциях с активными металлами — свойства окислителя.

В природе фосфор встречается только в виде соединений.

Вопросы и задания

1. Определите степени окисления атомов фосфора в следующих веществах: PCl_3 , Mg_3P_2 , P_4 , P_2O_3 , KH_2PO_4 .
2. Перечислите известные вам аллотропные модификации фосфора.
3. Из приведенного перечня выпишите в два столбика характеристики фосфора как химического элемента и как простого вещества: а) проявляет переменные степени окисления -3 , 0 , $+3$, $+5$; б) содержится в костной ткани и в зубной эмали; в) при нагревании на воздухе воспламеняется; г) красный фосфор имеет полимерную структуру; д) входит в состав удобрений; е) белый фосфор активнее красного.
4. Как можно доказать, что белый и красный фосфоры являются аллотропными модификациями одного и того же химического элемента?
5. Какие свойства — окислительные или восстановительные — проявляет фосфор в реакции с кислородом? Запишите уравнения соответствующих реакций. Рассчитайте массу оксида фосфора(V), который можно получить из фосфора химическим количеством 5 моль.
6. Рассчитайте, какой объем (н. у.) кислорода понадобится для сжигания фосфора массой 70 г. Чему равно химическое количество оксида фосфора(V), который при этом образуется?
7. Расставьте коэффициенты в схемах следующих окислительно-восстановительных реакций:
 - а) $\text{P} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц.)} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$;
 - в) $\text{P} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_3$.
 Укажите окислитель и восстановитель.
8. Может ли произойти ошибка при выполнении заказа на реактивы, в котором написано «фосфор — 0,5 кг»? Ответ поясните.

Готовимся к олимпиадам

1. В последнее время для промышленного получения фосфорной кислоты предлагают использовать реакцию окисления фосфора водяным паром при температуре $600\text{--}700\text{ }^\circ\text{C}$ в присутствии катализаторов. В результате взаимодействия образуются водород и оксид фосфора(V), который превращается в фосфорную кислоту. Рассчитайте массу фосфора, при окислении которого выделится водород химическим количеством 100 моль, если его практический выход равен 90 %. Предложите способы использования водорода, выделяющегося в результате этой реакции.

Темы для проектной деятельности

1. История создания спичек.
2. Биологическая роль фосфора и его соединений.

§ 32. Кислородсодержащие соединения фосфора

Среди неорганических соединений фосфора наибольшее значение имеют его оксиды, фосфорная кислота H_3PO_4 и ее соли.

Оксиды фосфора

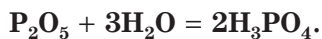
Оксид фосфора(III) и оксид фосфора(V) обладают кислотными свойствами: взаимодействуют с водой, основными оксидами и основаниями.

Оксид фосфора(V) представляет собой белый порошок, который энергично поглощает пары воды и постепенно превращается в прозрачную расплывшуюся массу. Поэтому он широко используется как осушитель газов.



Многие органические вещества обугливаются при контакте с оксидом фосфора(V). Он может вызвать сильные ожоги при попадании на кожу.

Продуктом реакции оксида фосфора(V) с водой является фосфорная кислота H_3PO_4 :



Фосфорная кислота и ее соли

Структурная формула и модель молекулы фосфорной кислоты представлены на рисунке 87. В молекуле H_3PO_4 атом фосфора соединен с четырьмя атомами кислорода за счет образования одной двойной связи $\text{P}=\text{O}$ и трех одинарных связей $\text{P}-\text{O}$. Валентность фосфора в фосфорной кислоте равна V, а степень окисления составляет +5.

Фосфорная кислота — твердое белое вещество, смешивается с водой в любых соотношениях.

Фосфорная кислота H_3PO_4 является трехосновной кислотой. Она относится к слабым электролитам и в водных растворах

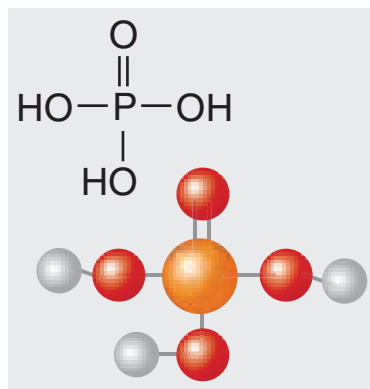
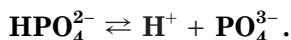


Рис. 87. Структурная формула и шаростержневая модель молекулы фосфорной кислоты

диссоциирует ступенчато с образованием дигидрофосфат-, гидрофосфат- и фосфат-ионов соответственно:

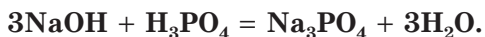


Легче всего диссоциация идет по первой ступени, труднее всего — по третьей. По сравнению с азотной кислотой фосфорная кислота гораздо слабее.

Фосфорная кислота проявляет все свойства, характерные для кислот: изменяет окраску индикаторов, реагирует с металлами, стоящими в ряду активности до водорода, с выделением водорода:



Она также реагирует с основными оксидами, с основаниями, например:



Реакции фосфорной кислоты с солями протекают до конца, если в результате образуется газ или выделяется осадок, например:



В реакциях могут образовываться как средние (фосфаты), так и кислые (гидрофосфаты и дигидрофосфаты) соли фосфорной кислоты. Кислые соли образуются при избытке кислоты.

В отличие от азотной кислоты для фосфорной кислоты не характерны окислительные свойства за счет анионов.

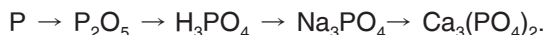
К наиболее распространенным соединениям фосфора относятся оксиды, фосфорная кислота и ее соли.

Фосфорная кислота является слабым электролитом и в водных растворах диссоциирует ступенчато.

Фосфорная кислота проявляет все свойства, характерные для кислот: изменяет окраску индикаторов, реагирует с металлами, расположенными в ряду активности до водорода, основными оксидами, основаниями, аммиаком и солями.

Вопросы и задания

1. Какими свойствами — кислотными или основными — обладают оксиды фосфора?
2. В воде объемом 2 дм³ растворили оксид фосфора(V) массой 71 г. Рассчитайте массовую долю (%) фосфорной кислоты в образовавшемся растворе.
3. Напишите уравнения электролитической диссоциации фосфорной кислоты в водном растворе. Приведите формулы всех возможных солей натрия и фосфорной кислоты, назовите их.
4. Выберите верные характеристики фосфорной кислоты: сильная или слабая; одно-, двух- или трехосновная; бескислородная или кислородсодержащая.
5. Перечислите важнейшие химические свойства фосфорной кислоты.
6. Рассчитайте химическое количество гидроксида натрия, необходимое для полной нейтрализации фосфорной кислоты, содержащейся в ее растворе объемом 500 см³ с массовой долей кислоты, равной 60 % ($\rho = 1,416 \text{ г/см}^3$).
7. Определите массу раствора фосфорной кислоты с массовой долей H_3PO_4 , равной 80 %, которую можно получить из фосфора массой 31 кг, если практический выход фосфорной кислоты составляет 95 %.
8. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Готовимся к олимпиадам

1. В растворе фосфорной кислоты массой 920 г с массовой долей H_3PO_4 , равной 5 %, растворили оксид фосфора(V) массой 152 г. Определите массовую долю и молярную концентрацию фосфорной кислоты в приготовленном растворе, если его плотность равна 1,3 г/см³.

§ 33. Минеральные удобрения

В росте и развитии растений принимают участие около 60 химических элементов. Некоторые из них, например углерод, кислород и водород, требуются растениям в больших количествах. Такие элементы, как, например, азот, фосфор, калий, сера, магний, железо и кальций, нужны в меньших количествах и называются макроэлементами. Те элементы,

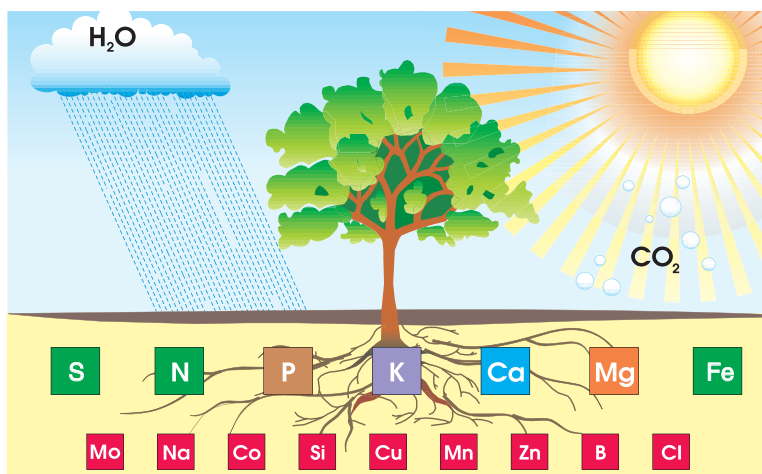


Рис. 88. Макро- и микроэлементы, необходимые для питания растений

которые необходимы растениям в очень малых количествах, относятся к микроэлементам. Это, например, медь, марганец, цинк, бор (рис. 88).

Каждый элемент играет свою роль в питании и развитии растений. Магний входит в состав хлорофилла, способствует более скорому созреванию плодов, улучшению их качественных и количественных характеристик, повышению качества семян. Сера участвует в образовании витаминов, аминокислот и белков. Кальций регулирует усвоение белков и углеводов, влияет на продуцирование хлоропластов и усвоение азота. Медь участвует в фотосинтезе, регулирует транспорт белков, а также защищает хлорофилл от разрушения.

Для внесения в почву микроэлементов раньше использовали твердые сульфаты цинка и меди(II), борную кислоту, из которых готовили растворы. В Институте почвоведения и агрохимии НАН Беларуси совместно с Институтом общей и неорганической химии НАН Беларуси разработали новое поколение жидких удобрений, более 20 форм которых по лицензиям Института выпускаются в Беларуси. Преимущества таких удобрений в том, что микроэлементы находятся в них в виде веществ, легко проникающих в организмы растений. Там эти вещества быстро разлагаются, в результате чего микроэлементы переходят в биологически доступную форму и усваиваются растениями.

Часть необходимых элементов растения получают из воздуха, поглощая, например, углекислый газ. Азот непосредственно из воздуха могут усваивать только особые бактерии, которые живут в клубеньках корешков бобовых растений (гороха, фасоли, клевера, люпина, чечевицы) (рис. 89).



Рис. 89. Клубеньки с азотфиксирующими бактериями

Но в основном растения получают необходимые элементы из почвы в виде растворимых соединений. Например, азот растения усваивают либо в виде

нитрат-иона NO_3^- , либо в виде иона аммония NH_4^+ , фосфор — в виде гидрофосфат-ионов HPO_4^{2-} и дигидрофосфат-ионов H_2PO_4^- .

Почва, на которой выращивают растения, постепенно истощается, вода вымывает из нее необходимые для питания растений соединения. Эти потери компенсируются внесением удобрений.

Удобрения — это вещества, которые содержат химические элементы, необходимые для питания растений. Их вносят в почву для повышения урожайности сельскохозяйственных культур.

Различают минеральные и органические удобрения. Основой минеральных удобрений являются неорганические соединения, в основном соли. К органическим удобрениям относят навоз, птичий помет, перегной (остатки после гниения и разложения растений), торф и др. В Беларуси имеются большие запасы торфа, который может использоваться не только как удобрение, но и в качестве топлива (рис. 90).



Рис. 90. Добыча торфа в Беларуси (Житковичский район)

Ценным природным концентратом полезных веществ являются и многовековые донные отложения пресноводных водоемов — сапропели,

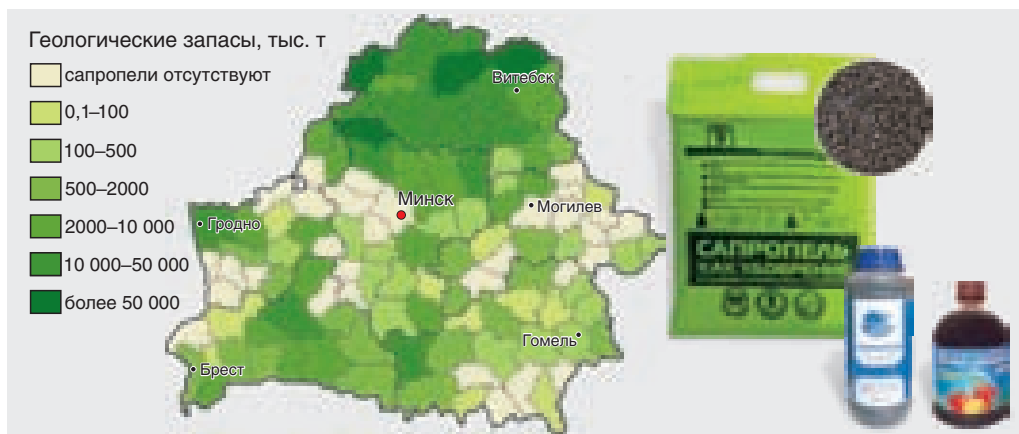


Рис. 91. Сапропель и его месторождения в Беларуси

ресурсы которых в озерах и болотных массивах Беларуси составляют более 4 млрд м³ (рис. 91).

Минеральные удобрения принято классифицировать по двум признакам: по питательному элементу и по числу питательных элементов. По первому признаку выделяют азотные, фосфорные и калийные удобрения. По второму признаку удобрения делятся на простые, содержащие только один элемент, и комплексные, содержащие два и более элементов, необходимых для питания растений.

Азотные удобрения

К минеральным азотным удобрениям относятся аммиачная вода, сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, нитрат аммония (аммиачная селитра) NH_4NO_3 , нитрат калия (калийная селитра) KNO_3 , нитрат натрия (натриевая селитра) NaNO_3 , нитрат кальция (кальциевая селитра) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, мочевина (карбамид) $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$.



В названии «карбамид» часть слова «карб» происходит от латинского названия углерода — «*carboneum*», а группу NH_2 называют «амид», отсюда — карбамид. Карбамид (или мочевина) используется как пищевая добавка в животноводстве.

В большом количестве высококонцентрированные азотные удобрения в Беларуси производятся на ОАО «Гродно Азот».

Важно знать, что избыточное внесение в почву азотных удобрений приводит к тому, что нитраты попадают в пищевые продукты, загрязняя их и делая непригодными к употреблению. Содержание нитратов в овощах, фруктах и других продуктах должно строго контролироваться.

Фосфорные удобрения

Самым дешевым фосфорным удобрением является тонкоизмельченная фосфоритная руда (фосфоритная мука). Фосфор содержится в ней в виде нерастворимого в воде фосфата кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Он усваивается растениями лишь на кислых почвах.

Наилучшими фосфорными удобрениями являются растворимые фосфаты. Поэтому при производстве фосфорных удобрений из природных минералов получают кислые фосфаты, чаще всего кальциевые соли фосфорной кислоты: двойной суперфосфат $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, простой суперфосфат $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, преципитат $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и др.

Широкое распространение в сельском хозяйстве получили комплексные удобрения. Например, азот в комбинации с фосфором входит в состав аммофоса — смеси двух солей — $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ и $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$. Если аммофос смешать с сульфатом калия, то получится аммофоска — комплексное удобрение, содержащее одновременно азот, фосфор и калий.

Фосфорные удобрения в Беларуси производятся на ОАО «Гомельский химический завод». Они не только способствуют повышению урожайности различных сельскохозяйственных культур, но и придают растениям зимостойкость и устойчивость к неблагоприятным климатическим условиям, создают условия для более быстрого созревания урожая в районах с коротким вегетативным периодом.

Калийные удобрения

В качестве калийных удобрений используют хлорид калия KCl , сульфат калия K_2SO_4 и золу растений. Нитрат калия (калийная селитра) KNO_3 относится к комплексным удобрениям, поскольку содержит два питательных элемента — калий и азот. Одним из ведущих мировых производителей калийных удобрений является ОАО «Беларуськалий». В качестве сырья для него используется сильвинит Старобинского месторождения.

Важным калийным удобрением является также зола дров, соломы, стеблей растений. Особенно много калия содержится в золе ботвы картофеля, томатов, стеблей подсолнечника. В золе калий находится в виде карбоната калия (поташа) K_2CO_3 . Это вещество хорошо растворимо в воде и легко

усваивается растениями. Кроме того, в золе содержатся фосфор, кальций, железо, медь, бор и другие элементы, необходимые для развития растений.

Применение всех видов удобрений позволяет значительно увеличить урожайность сельскохозяйственных культур, поэтому производство минеральных удобрений — важнейшая задача химической промышленности. Особенно важно увеличивать выпуск концентрированных и комплексных удобрений.

Удобрения — это вещества, которые содержат химические элементы, необходимые для питания растений; их вносят в почву для повышения урожайности.

Минеральные удобрения подразделяются на азотные, фосфорные и калийные. Различают простые и комплексные удобрения.

В Беларуси минеральные удобрения производят на ОАО «Гродно Азот», ОАО «Гомельский химический завод», ОАО «Беларуськалий».

Вопросы и задания

1. Какие химические элементы необходимы для развития растений? Назовите известные вам макро- и микроэлементы.
2. Из каких источников растения получают химические элементы, необходимые им для питания?
3. Запишите формулы важнейших азотных удобрений. Определите степени окисления атомов азота в каждом из приведенных вами соединений. Рассчитайте массовую долю азота в натриевой селитре.
4. Вычислите химическое количество и массу нитрата аммония, который следует внести на площадь в 100 га, если масса азота, внесенного на площадь 1 га, должна составлять 60 кг.
5. Почему действие фосфоритной муки при удобрении ею почвы наблюдается достаточно длительное время (в течение нескольких лет)?
6. Из фосфорита массой 310 кг получили фосфорную кислоту массой 195 кг. Вычислите массовую долю $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ в фосфорите.
7. В золе еловой древесины массовая доля карбоната калия составляет 26,4 %. Определите массу соляной кислоты с массовой долей HCl, равной 20 %, которая полностью прореагирует с карбонатом калия, содержащимся в золе массой 100 г.
8. В настоящее время получают распространение жидкие смешанные удобрения. Например, фосфорную кислоту нейтрализуют жидким аммиаком или аммиачной водой, а затем вводят в раствор нитрат аммония и хлорид калия. В чем заключаются преимущества производства и использования жидких удобрений?

Готовимся к олимпиадам

1. В агрохимии содержание питательного элемента фосфора в минеральных удобрениях принято выражать в пересчете на оксид фосфора(V). Определите массовую долю оксида фосфора(V) в преципитате $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, который применяется в качестве удобрения и кормовой добавки.

Темы для проектной деятельности

1. Сапропель — минеральное богатство Беларуси.
2. Торф — не только топливо.

§ 34. Углерод — химический элемент и простое вещество

В периодической системе химических элементов углерод С — химический элемент с атомным номером 6, расположен во втором периоде, в IVA-группе.

Нахождение углерода в природе

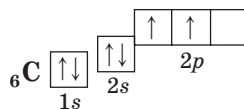
Углерод — важнейший химический элемент нашей планеты. В атмосфере и земной коре углерод встречается в виде оксидов CO и CO_2 , карбонатов (например, карбонат кальция CaCO_3 в составе мела, мрамора, известняка), ископаемого топлива (уголь, торф, нефть, газ). Углерод — основа органической жизни на Земле. В процессе жизнедеятельности происходит постоянный круговорот углерода в природе — переход углерода из органических соединений в неорганические и обратно (рис. 92).



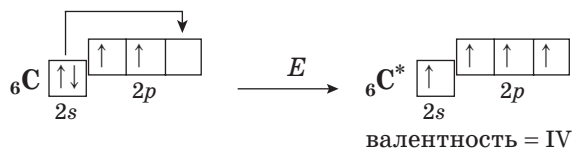
Рис. 92. Круговорот углерода в природе

Строение атома углерода

В атоме углерода имеется 6 электронов, его электронная конфигурация: $1s^2 2s^2 2p^2$, а электронно-графическая схема:



Валентность атома углерода в невозбужденном состоянии равна II. При возбуждении атома углерода один из $2s$ -электронов переходит на p -подуровень. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атома углерода в возбужденном состоянии: $2s^1 2p^3$. В возбужденном состоянии число неспаренных атомов углерода возрастает до четырех, и углерод становится четырехвалентным:



В соединениях с металлами и водородом атомы углерода проявляют отрицательную степень окисления, равную -4 , например $\text{Al}_4\overset{-4}{\text{C}}_3$ — карбид алюминия. В соединениях с более электроотрицательными элементами атомы углерода проявляют положительные степени окисления $+4$ и $+2$, например $\overset{+4}{\text{C}}\text{O}_2$ — углекислый газ и $\overset{+2}{\text{C}}\text{O}$ — угарный газ.

Строение и физические свойства простых веществ

Так же как кислород, сера и фосфор, углерод образует несколько аллотропных модификаций. Из них наиболее известны алмаз, графит и фуллерены.

В алмазе (рис. 93, 1) каждый атом углерода связан с другими атомами четырьмя одинаковыми химическими связями, направленными к вершинам тетраэдра. Все связи между атомами углерода одинаковые по длине и очень прочные. Такое строение обуславливает особые физические свойства алмаза и прежде всего его твердость. Алмаз служит эталоном твердости, которая по десятибалльной системе оценивается высшим баллом 10. Алмаз образует прозрачные, сильно преломляющие свет кристаллы.

В графите атомы углерода расположены параллельными плоскими слоями, состоящими из шестичленных циклов (рис. 93, 2). В них каж-

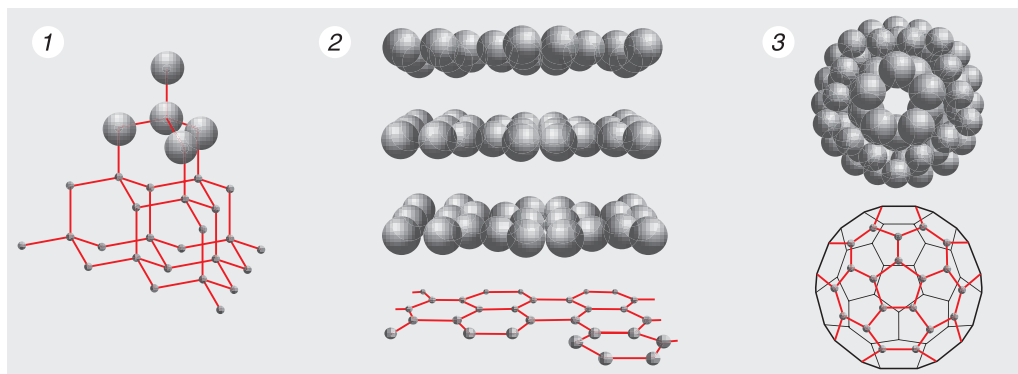


Рис. 93. Аллотропные модификации углерода: 1 — алмаз, 2 — графит, 3 — фуллерен

дый атом C за счет трех неспаренных электронов соединен ковалентными связями с тремя соседними атомами. При этом у каждого атома C остается по одному неспаренному электрону. Благодаря таким «оставшимся» электронам графит хорошо проводит тепло и электрический ток. Поэтому он применяется в электротехнике для изготовления электродов, щеток для электродвигателей, токосъемников, нагревательных элементов, как компонент токопроводящих клеев. Из-за слоистой структуры графит мягок, он скользкий на ощупь и оставляет след на бумаге. На этом свойстве основано его использование в качестве смазочного материала и для изготовления сердцевин простых карандашей.

Фуллерены, в отличие от алмаза и графита, имеют молекулярное строение. В их полых молекулах атомы углерода соединены в пяти- и шестичленные циклы, образующие замкнутую поверхность сферической или другой формы (рис. 93, 3). В настоящее время известны фуллерены состава C_{60} , C_{70} и другие.

Сажа, древесный уголь, получаемый при нагревании древесины без доступа воздуха, и кокс, получаемый из каменного угля, — это продукты с высоким содержанием углерода.

Из древесного угля, кокса, скорлупы кокосовых орехов и других углеродсодержащих материалов получают активированный уголь. Он обладает способностью поглощать (адсорбировать) пары, газы и растворенные вещества из жидких растворов (рис. 94, с. 172). Это объясняется тем, что он имеет большое количество пор и, следовательно, обладает большой поверхностью. Сорбционные свойства активированного угля применяются

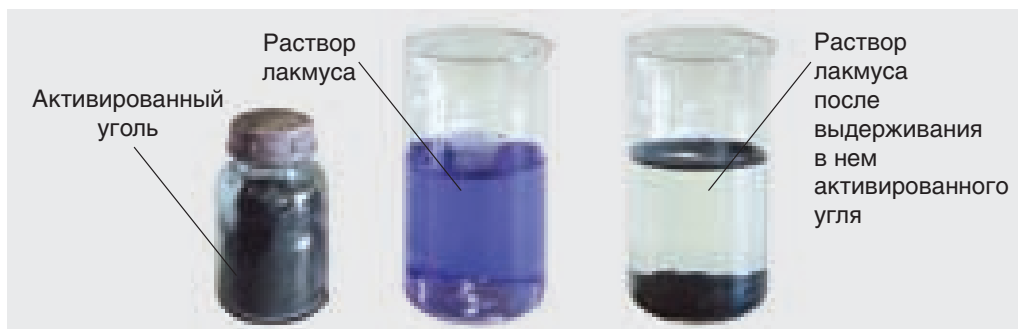


Рис. 94. Сорбционные свойства активированного угля

в пищевой промышленности для обесцвечивания и очистки сахарного сиропа, масла, жиров, вин, питьевой воды, а также в медицине.

В том, что разные аллотропные модификации углерода состоят из атомов одного и того же элемента, можно убедиться, сжигая их в кислороде. Все они при горении образуют один и тот же продукт — оксид углерода(IV) и ничего больше. Кроме того, равные массы графита, алмаза и фуллерена дадут одно и то же количество углекислого газа.

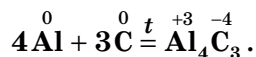
В определенных условиях возможно превращение одной модификации углерода в другую. Так, при сильном нагревании без доступа воздуха алмаз чернеет и превращается в графит. Графит при температуре выше 2000 °С и давлении порядка 100 000 атм превращается в алмаз. Этот процесс используется в производстве искусственных алмазов, нашедших применение для изготовления алмазных инструментов. Такие алмазы получают в лабораториях Научно-практического центра Национальной академии наук Беларуси по материаловедению.

При записи уравнений химических реакций различные модификации углерода обозначаются символом С.

Химические свойства углерода

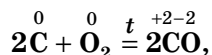
Углерод реагирует с другими веществами, как правило, при нагревании.

Окислительные свойства углерода проявляются при его взаимодействии с металлами при высокой температуре:

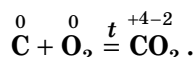


Продукты таких реакций называются карбидами металлов.

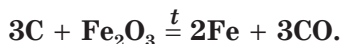
Углерод проявляет восстановительные свойства при взаимодействии с кислородом, образуя при недостатке кислорода оксид углерода(II):



или при его избытке — оксид углерода(IV):



Восстановительные свойства углерода проявляются и в реакциях со сложными веществами. Так, при взаимодействии углерода с оксидом железа(III) получают металлическое железо:



Это один из самых первых химических процессов, освоенных человеком.

Области практического применения углерода указаны на рисунке 95.

Углеродные материалы технического и медицинского назначения в широком ассортименте производятся на ОАО «СветлогорскХимволокно». Здесь выпускают углеродный медицинский сорбент, который используется для лечения ран, язв, ожогов, а также в бытовых фильтрах для воды, в фильтрах для медицинской и пищевой промышленности и т. п. Углеродные нити и ткани, выпускаемые в Светлогорске, находят широкое применение в авиакосмической промышленности.



Рис. 95. Применение углерода

Из аллотропных модификаций углерода наиболее известны графит и алмаз.

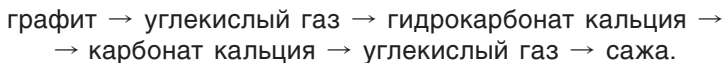
При взаимодействии с другими веществами углерод может проявлять как восстановительные, так и окислительные свойства.

Вопросы и задания

1. Охарактеризуйте химический элемент углерод, указав его положение в периодической системе (атомный номер, группа, период) и строение атома (заряд ядра, число электронных слоев, число электронов на внешнем энергетическом уровне).
2. Пользуясь текстом параграфа, составьте в тетради таблицу, в которой сравните физические свойства графита и алмаза.
3. Графит оставляет следы на бумаге, а алмаз легко режет стекло. Как это можно объяснить?
4. Приведите уравнение химической реакции, с помощью которой можно доказать, что графит и алмаз — аллотропные модификации одного и того же химического элемента.
5. Приведите три уравнения реакций, характеризующих химические свойства углерода. В каждой из реакций укажите окислитель.
6. При сгорании торфа массой 1 кг образуется углекислый газ массой 2,57 кг. Вычислите массовую долю химического элемента углерода в торфе.
7. Иногда при отравлениях врачи рекомендуют применять активированный уголь. Какую роль играет уголь в данном случае?
8. Продуктами горения метана CH_4 являются вода и углекислый газ. Определите химическое количество, массу и объем (н. у.) углекислого газа, образующегося из метана объемом $44,8 \text{ дм}^3$ (н. у.). Почему эта реакция считается одной из «виновных» в глобальном изменении климата? Найдите соответствующую информацию в Интернете.

Готовимся к олимпиадам

1. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить цепочку превращений:



Укажите условия проведения реакций.



Домашний эксперимент

В несколько стаканов налейте окрашенные жидкости: чай, компот, раствор зеленки (1–2 капли) в воде. В каждый стакан поместите несколь-

ко истолченных таблеток активированного угля и оставьте на некоторое время. Как изменилась окраска растворов? На какое свойство активированного угля указывает изменение их окраски?

Темы для проектной деятельности

1. Фуллерены и графен — аллотропные модификации углерода.
2. Алмазы: получение и применение в технике.
3. История создания противогаза.

§ 35. Оксиды углерода

Среди неорганических соединений углерода наибольшее значение имеют его кислородные соединения: оксиды, угольная кислота и ее соли.

Оксид углерода(II)

Модель молекулы оксида углерода(II) представлена на рисунке 96. Атомы углерода и кислорода в этой молекуле связаны между собой тройной ковалентной связью, при этом две связи образованы путем обобществления электронов, принадлежащих атомам углерода и кислорода, а третья связь — по донорно-акцепторному механизму (рис. 97). Валентность атома углерода в оксиде углерода(II) равна III, а степень окисления составляет +2.

Оксид углерода(II) относится к несолеобразующим оксидам, т. к. не взаимодействует в обычных условиях ни с кислотами, ни со щелочами.

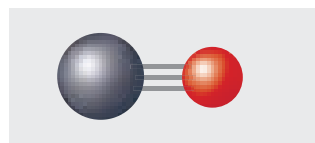


Рис. 96 Шаростержневая модель молекулы оксида углерода(II)

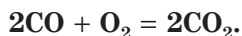


Рис. 97. Структурная формула молекулы оксида углерода(II)



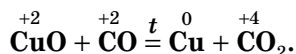
Оксид углерода(II) CO образуется при неполном сгорании топлива (дров, торфа, угля) и может попадать в воздух. При вдыхании человеком такого воздуха наступает отравление (угар), поэтому CO называют угарным газом. Угарный газ содержится также в табачном дыме и выхлопных газах автомобилей. Оксид углерода(II) — сильный яд! При вдыхании он связывается с гемоглобином крови прочнее, чем кислород, и блокирует перенос кислорода в организме. Возникает кислородное голодание, сопровождающееся головной болью и потерей сознания. При сильном отравлении возможен смертельный исход. Человека, пострадавшего от угарного газа, нужно как можно быстрее вынести на свежий воздух, ему нужно вызвать врача.

Оксид углерода(II) горит на воздухе голубоватым пламенем с выделением большого количества теплоты, превращаясь в углекислый газ:



В этой реакции оксид углерода(II) проявляет восстановительные свойства.

Восстановительные свойства оксида углерода(II) проявляются и в его реакциях с оксидами металлов. Продуктами этих реакций являются металл и углекислый газ:



Эта реакция используется в промышленности для получения металлов из руд, содержащих, например, оксиды железа.

Оксид углерода(II) служит исходным сырьем для получения большого количества органических веществ. В то же время он является одним из наиболее опасных загрязнителей атмосферного воздуха.

Оксид углерода(IV)

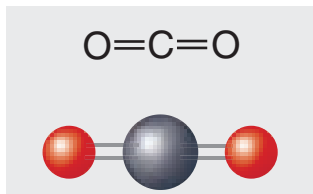


Рис. 98. Структурная формула и шаростержневая модель молекулы оксида углерода(IV)



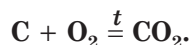
Рис. 99. «Сухой лед»

С оксидом углерода(IV), или углекислым газом CO_2 , вы уже знакомы. Структурная формула и модель молекулы этого оксида показаны на рисунке 98. В оксиде углерода(IV) атом углерода связан с каждым из атомов кислорода двойной ковалентной связью. Валентность атома углерода в оксиде углерода(IV) равна IV, а степень окисления составляет +4. Молекула CO_2 имеет линейное строение.

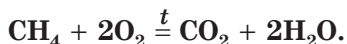
Поскольку молярная масса CO_2 равна 44 г/моль, а молярная масса воздуха составляет 29 г/моль, углекислый газ примерно в 1,5 раза тяжелее воздуха. Этот оксид углерода не поддерживает дыхание, поэтому в его атмосфере животные и человек погибают от отсутствия кислорода.

При охлаждении или при повышенном давлении углекислый газ затвердевает, образуя «сухой лед» — белое кристаллическое вещество, напоминающее снег (рис. 99).

Углекислый газ может быть получен при взаимодействии углерода с кислородом при нагревании:



Углекислый газ образуется при дыхании живых организмов и гниении их остатков, при сжигании угля и различных органических веществ, например при сгорании метана — основной составляющей природного газа:



Реакция сопровождается выделением большого количества тепла, поэтому сжигание природного газа, а также угля и других органических веществ используют для получения тепловой энергии.

В промышленности оксид углерода(IV) получают обжигом известняка CaCO_3 при температуре выше 900°C :



В лаборатории его можно получить действием кислот на карбонаты, например на карбонат кальция CaCO_3 (рис. 100):

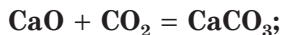


Углекислый газ является кислотным оксидом, он незначительно растворяется в воде, образуя при этом слабую угольную кислоту:



Именно этим обусловлен кислый вкус газированных и некоторых минеральных вод.

С основными оксидами CO_2 образует средние соли угольной кислоты — карбонаты:



а в реакциях со щелочами возможно образование карбонатов и кислых солей — гидрокарбонатов:

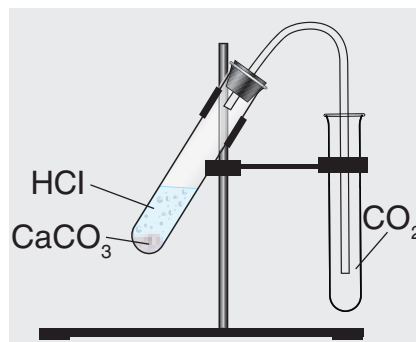
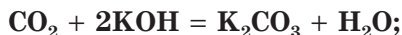


Рис. 100. Получение углекислого газа в лаборатории



Рис. 101. Взаимодействие углекислого газа с раствором гидроксида кальция

Применение углекислого газа

Практическое использование CO_2 основано на его свойствах. Поскольку этот оксид углерода не поддерживает горение, для тушения пожаров используют специальные углекислотные огнетушители. В атмосфере CO_2 хранят различные продукты питания, его используют также для газирования воды и в качестве пищевой добавки E290. Углекислый газ входит в состав природных минеральных вод различных источников. Увеличение концентрации CO_2 в воздухе теплиц ускоряет созревание ранних овощей. Спрессованный твердый CO_2 (сухой лед) используется как охлаждающее средство для хранения скоропортящихся продуктов, например мороженого. Кроме того, углекислый газ находит применение в производстве соды, сахара, используется в газовых лазерах.

В оздоровительных центрах Беларуси при заболеваниях сердечно-сосудистой системы и опорно-двигательного аппарата используются сухие углекислотные ванны, представляющие собой специальные камеры, в которых тело пациента обрабатывается увлажненным подогретым углекислым газом необходимой концентрации.

Углерод образует с кислородом оксид углерода(II), или угарный газ CO, и оксид углерода(IV), или углекислый газ CO_2 .

Оксид углерода(II) — несолеобразующий оксид.

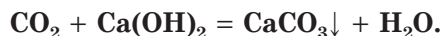
Для оксида углерода(II) характерны восстановительные свойства.

Оксид углерода(IV) — углекислый газ — является кислотным оксидом. При растворении в воде он образует слабую угольную кислоту.

Углекислый газ взаимодействует с основными оксидами и с основаниями.

Оксид углерода(IV) не горит и не поддерживает горение: зажженная лучинка, внесенная в углекислый газ, гаснет.

При пропускании CO_2 через раствор гидроксида кальция (известковую воду) раствор мутнеет и выпадает осадок карбоната кальция (рис. 101):



Эта реакция является качественной реакцией на углекислый газ.

Вопросы и задания

1. Углекислый газ легче или тяжелее воздуха? Рассчитайте, во сколько раз.
2. Пользуясь текстом параграфа, составьте таблицу, в которой будут приведены физические и химические свойства оксидов углерода. Приведите соответствующие уравнения химических реакций.
3. Запишите уравнения реакций углекислого газа с оксидом бария и гидроксидом бария. Какие свойства оксида углерода(IV) при этом проявляются?
4. Как можно экспериментально доказать, что при горении органических веществ образуются углекислый газ и вода?
5. Легковой автомобиль загрязняет воздух вредными выбросами: на каждые 10 км пути с его выхлопными газами в атмосферу попадает 7 моль оксида углерода(II). Какая масса угарного газа попадает в атмосферу при поездке одного автомобиля на расстояние 80 км?
6. Рассчитайте химическое количество кислорода, который необходимо взять для превращения угарного газа массой 104 г в углекислый газ.
7. Леса не случайно называют легкими планеты. Они являются важнейшим национальным богатством Республики Беларусь. Известно, что 1 м² поверхности зеленых растений поглощает в сутки углекислый газ массой 5 г. С целью возобновления этого уникального природного ресурса в нашей стране ежегодно проводятся акции по посадке деревьев и недели леса. В 2024 году такая акция проходила под лозунгом «Дай лесу нове жыццё!». Подсчитайте поверхность листьев, которая необходима для поглощения CO₂, выдыхаемого человеком за сутки, если за один час человек выдыхает углекислый газ объемом 25 дм³ (н. у.).
8. В результате пропускания смеси углекислого и угарного газов объемом 6,72 дм³ (н. у.) через раствор избытка гидроксида калия масса раствора увеличилась на 8,8 г. Вычислите объемную долю угарного газа в смеси.

Готовимся к олимпиадам

1. Газ А реагирует с газом В в соотношении 1 : 2 с образованием белого кристаллического вещества С. При растворении С в воде образуется вещество D. Взаимодействие раствора 1,00 г D с избытком водного раствора BaCl₂ приводит к выпадению 2,05 г белого осадка E, который при действии HCl растворяется с выделением газа А. Определите вещества А, В, С, D и E.

§ 36. Угольная кислота и ее соли

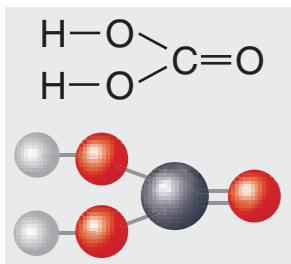


Рис. 102. Структурная формула и шаростержневая модель молекулы угольной кислоты

В молекуле угольной кислоты H_2CO_3 атом углерода соединен с тремя атомами кислорода одной двойной связью $\text{C}=\text{O}$ и двумя одинарными связями $\text{C}-\text{O}$. Структурная формула и модель молекулы угольной кислоты представлены на рисунке 102.

Угольная кислота H_2CO_3 образуется при растворении углекислого газа в воде. Эта кислота существует только в растворах, а при попытках выделить ее из раствора она практически полностью разлагается на углекислый газ и воду:



Угольная кислота является слабой двухосновной кислотой, в водном растворе диссоциирует ступенчато. На первой ступени диссоциации образуются ионы водорода H^+ и гидрокарбонат ионы HCO_3^- :



Соли, содержащие такой кислотный остаток, называются гидрокарбонатами.

На второй ступени гидрокарбонат-ионы диссоциируют с образованием ионов водорода и карбонат-ионов CO_3^{2-} :



Соли, содержащие карбонат-ионы, являются средними и называются карбонатами.

Химические свойства солей угольной кислоты

Кислые и средние соли угольной кислоты, кроме карбонатов большинства щелочных металлов, при нагревании разлагаются с выделением углекислого газа:



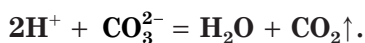
Реакцию разложения гидрокарбоната натрия используют в хлебопекарной промышленности, добавляя это вещество в тесто. При нагревании тесто наполняется пузырьками углекислого газа, и выпеченный из него продукт становится пористым и мягким.

Карбонаты и гидрокарбонаты как соли очень слабой кислоты взаимодействуют со всеми более сильными кислотами с выделением углекислого газа. Если капнуть на кусочек мела, который представляет собой карбонат кальция, соляной кислотой, то наблюдается характерное вскипание из-за бурного выделения углекислого газа (рис. 103):



Такое испытание можно проводить и с твердыми карбонатами, и с их растворами. Приведенную реакцию рассматривают как качественную реакцию для определения карбонат-ионов. Признак протекания реакции — выделение углекислого газа.

Для растворимых карбонатов уравнение качественной реакции на ионы CO_3^{2-} можно записать в сокращенной ионной форме:



Способность карбонатов нейтрализовать растворы кислот находит применение на практике. В лаборатории пролитую на стол кислоту рекомендуют немедленно засыпать порошком карбоната натрия Na_2CO_3 . В сельском хозяйстве с помощью известняка CaCO_3 и доломитовой муки, представляющей собой измельченный природный минерал доломит $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, «известкуют» кислые почвы, т. е. почвы в которых содержание кислот слишком велико и вредно действует на развитие растений.

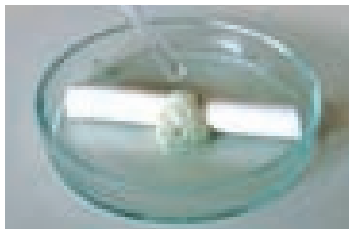


Рис. 103. Действие соляной кислоты на карбонат кальция

Лабораторный опыт 4

Качественная реакция на карбонат-ионы

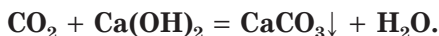
Обнаружение солей угольной кислоты имеет большое практическое значение. В геологии эта реакция дает возможность отличить гранит от мрамора, известняк от гипса, в строительстве — мел от извести, а в быту — соду от поваренной соли и др.

Вам выданы две пробирки. В первой из них находится небольшое количество карбоната натрия, во второй — столько же карбоната кальция. Прилейте в каждую пробирку по 1 см³ воды. Обратите внимание на отношение карбонатов к воде. Затем в каждую пробирку добавьте по 1–2 см³ соляной кислоты. Что при этом наблюдается? Запишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах. Имеет ли значение растворимость карбонатов в воде для реакции с более сильной соляной кислотой?

Сделайте выводы из проделанной работы. Какой другой кислотой вы могли бы воспользоваться для проведения данной реакции?

Превращения карбонатов и гидрокарбонатов

Если пропустить углекислый газ через раствор гидроксида кальция (см. рис. 101, на с. 178), то будет наблюдаться помутнение раствора за счет выпадения осадка:



При дальнейшем пропускании углекислого газа жидкость снова станет прозрачной, карбонат кальция превратится в растворимый гидрокарбонат:



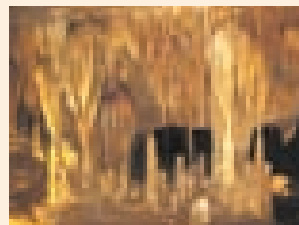
При нагревании растворимый гидрокарбонат кальция превращается в карбонат:



Гидрокарбонаты можно перевести в карбонаты также действием избытка щёлочи:



Основным компонентом горных пород — известняка, мела и мрамора — является карбонат кальция CaCO_3 . В природных условиях он постоянно взаимодействует с водой и углекислым газом и превращается в растворимый гидрокарбонат, накапливающийся в воде. За счет этого указанные горные породы постепенно растворяются, и в земной коре появляются огромные полости, пещеры. В них из природной воды, содержащей значительные количества $\text{Ca(HCO}_3)_2$, в результате ее испарения снова выделяется нерастворимый CaCO_3 . Его отложения образуют сталактиты и сталагмиты.



Понятие о жесткости воды

Природная вода, содержащая растворенные гидрокарбонаты кальция и магния, обладает так называемой жесткостью. Жесткая вода мало пригодна для промышленных и бытовых нужд. В ней плохо мылится мыло, трудно стирать белье, плохо развариваются овощи. Использование жесткой воды приводит к образованию плотного серого налета (накипи) на стенках котлов, труб парового отопления, домашних чайников, на нагревательных элементах стиральных машин. Это приводит к преждевременному изнашиванию и порче оборудования. В то же время питьевая вода с невысокой жесткостью является природным источником солей кальция и магния, играющих важную роль в работе сердечно-сосудистой и иммунной систем организма человека, в росте и состоянии костей, зубов, ногтей и волос.

Применение угольной кислоты и ее солей

Угольная кислота и ее соли, используемые в пищевой промышленности, полностью безопасны для организма человека. С открытием этой кислоты появилась возможность изготавливать разнообразные шипучие напитки, включая газированную питьевую и минеральную воду.

Одной из наиболее широко применяемых солей угольной кислоты является карбонат натрия. Он известен под названиями кальцинированной соды Na_2CO_3 и кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.



Название «кальцинированная сода» указывает на способ получения безводного карбоната натрия путем прокаливания кристаллической соды, по латыни — кальцинации. Кристаллическая сода образуется при кристаллизации соли из водных растворов и содержит воду в своем составе.

Кальцинированную и кристаллическую соду применяют при производстве мыла, стекла, для получения неорганических красителей, в производстве алюминия и многих других продуктов.

Кислую соль — гидрокарбонат натрия NaHCO_3 — называют питьевой содой. Питьевую соду применяют в быту и пищевой промышленности.

Карбонат кальция CaCO_3 встречается в природе в виде мрамора, известняка, мела. Мрамор и известняк применяются в строительстве как облицовочные материалы. Отделку мрамором использовали при строительстве станций Минского метрополитена «Московская», «Академия

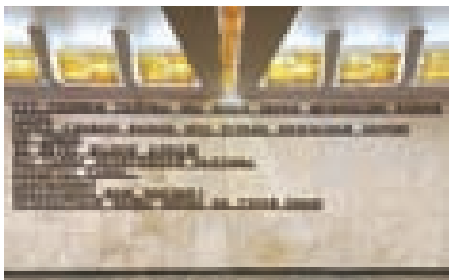


Рис. 104. Станция Минского метрополитена «Площадь Победы»

наук», «Площадь Якуба Коласа», «Площадь Победы», «Октябрьская», «Площадь Ленина» и др. (рис. 104).

Известняк используют для получения извести, его вносят в почву для понижения кислотности. Мел используют для побелки, а также в стекольной, резиновой и других отраслях промышленности.

Широкое распространение получил карбонат лития, который применяется для производства керамических изделий, в стекловарении, в качестве добавки в топливо для реактивных двигателей, при производстве аккумуляторов нового поколения.

Слабая угольная кислота H_2CO_3 образуется при растворении углекислого газа в воде.

Угольная кислота образует два ряда солей: кислые — гидрокарбонаты и средние — карбонаты.

Карбонаты и гидрокарбонаты способны к взаимопревращениям.

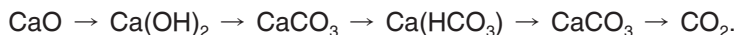
Карбонаты как соли слабой кислоты взаимодействуют со всеми более сильными кислотами с выделением углекислого газа.

Соли угольной кислоты, кроме карбонатов большинства щелочных металлов, при нагревании разлагаются с выделением углекислого газа.

Вопросы и задания

1. Как изменяется окраска лакмуса в растворе угольной кислоты?
2. Какая реакция является качественной на карбонат-ионы?
3. Известно, что для поисков мрамора, известняка, мела геологи используют соляную кислоту. Объясните почему.
4. С какими из перечисленных веществ реагирует карбонат калия: соляная кислота, сульфат бария, нитрат кальция, бромид натрия? Составьте уравнения возможных реакций.
5. Составьте в молекулярной форме уравнения реакций, выраженных следующими уравнениями в ионной форме:
 - а) $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3$;
 - б) $2H^+ + CO_3^{2-} = CO_2 \uparrow + H_2O$.

6. Какие два ряда солей угольной кислоты вы знаете? Что происходит с карбонатами и гидрокарбонатами при нагревании?
7. К карбонату кальция массой 10 г прилили раствор, содержащий 0,2 моль HCl . Запишите уравнение реакции. Определите объем (н. у.) выделившегося углекислого газа.
8. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Готовимся к олимпиадам

1. Смесь карбоната и гидрокарбоната натрия массой 13,9 г обработали соляной кислотой. Выделившийся газ пропустили через раствор объемом 150 см³, содержащий гидроксид бария химическим количеством 0,225 моль. Избыток раствора гидроксида бария отделили от осадка и добавили к нему серную кислоту для полной нейтрализации основания. Осадок промыли и высушили. Его масса оказалась равной 17,5 г. Вычислите массовые доли карбоната и гидрокарбоната натрия в исходной смеси.



Домашний эксперимент

Проверка качества меда

Иногда для увеличения массы меда недобросовестные производители добавляют в него мел. Для проверки наличия мела в меде растворите небольшое количество меда в дистиллированной (можно в кипяченой) воде, прилейте к раствору чайную ложку столового уксуса (раствора уксусной кислоты). Выделение пузырьков газа будет свидетельствовать о присутствии мела — карбоната кальция.

§ 37. Кремний — химический элемент и простое вещество

В периодической системе химических элементов кремний **Si** расположен в 3-м периоде в IVA-группе. Чем же он отличается от углерода? Познакомимся с этим химическим элементом и свойствами образуемого им простого вещества подробнее.



Латинское название кремния *силициум* берет свое начало от слова *silix* — *кремень*. Русское название происходит от греч. *κρημνος* — *утес, скала*.

Нахождение кремния в природе

Кремний — второй по распространенности (после кислорода) элемент земной коры. В отличие от углерода, в свободном состоянии кремний в природе не встречается. Наиболее распространенными его соединениями являются оксид кремния(IV) SiO_2 (кремнезем, кварц, песок) и соли кремниевых кислот — силикаты.



В составе силикатов часто встречается третий по распространенности в земной коре (после кислорода и кремния) элемент — алюминий. В этом случае они называются алюмосиликатами.

Кремний — один из самых распространенных элементов Вселенной. Основной компонент марсианской почвы — кремнезем SiO_2 , а в лунном грунте на долю этого вещества приходится 41 %. Силикаты металлов обнаружены на Венере и других планетах. Кремний обнаружен также на Солнце и других звездах. Он является главной составной частью одной из разновидностей метеоритов, называемых аэролитами.

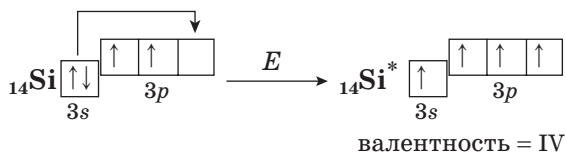
Кремний является элементом, важным для нормального развития всех живых организмов. Повышенным содержанием кремния характеризуются диатомитовые водоросли, радиолярии, губки, а также хвощи и злаки.



Листья крапивы покрыты колючими волосками из чистого оксида кремния(IV), которые представляют собой полые трубочки длиной 1–2 мм. В них находится жидкость, содержащая муравьиную кислоту. При легком прикосновении листьев крапивы к телу волоски проникают сквозь кожу и кислота попадает внутрь, вызывая жжение. Если растение захватить быстро, то хрупкие волоски обламываются и жжение не ощущается.

Строение атома кремния

Электронная конфигурация атома кремния — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, а его электронно-графические схемы в основном и возбужденном состояниях имеют вид:



Так же как и у атома углерода, у атома кремния на внешнем энергетическом уровне находится 4 электрона и до его завершения не хватает тоже 4 электронов. Поэтому в своих соединениях кремний проявляет валентность IV, отрицательную степень окисления, равную -4 , например в силициде магния $\text{Mg}_2\overset{-4}{\text{Si}}$, и положительную степень окисления $+4$, например в оксиде $\overset{+4}{\text{SiO}}_2$.

Строение и физические свойства простого вещества

Кристаллический кремний — вещество немолекулярного строения, обладает серо-стальным цветом и металлическим блеском. Его структура аналогична структуре алмаза, приведенной на рисунке 93 (с. 171). Поскольку атом кремния имеет несколько больший радиус, чем атом углерода, то в кристалле кремния атомы более удалены друг от друга, чем в кристалле алмаза. Это несколько ослабляет связи между ними и приводит к появлению небольшого числа свободных электронов, за счет которых кремний проводит электрический ток и обладает полупроводниковыми свойствами.

Электропроводность кремния возрастает при нагревании или освещении. Именно поэтому он используется в полупроводниковой технике, в том числе для преобразования энергии солнечного излучения в электрическую энергию в солнечных батареях. В Республике Беларусь такие батареи работают на солнечных электростанциях (рис. 105), применяются в качестве автономных источников энергии при подсветке дорожных знаков, камер видеонаблюдения и др.



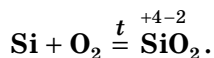
Рис. 105. Брагинская солнечная электростанция

В настоящее время получают кремний 99,9999999 %-ной чистоты. Это означает, что среди миллиарда атомов кремния может быть лишь один атом другого элемента. Такой кремний используется в электронной промышленности.

Химические свойства кремния

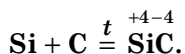
Так же как и углерод, кремний реагирует с другими веществами, как правило, при нагревании.

Взаимодействуя с атомами более электроотрицательных элементов, атомы кремния могут отдавать электроны (окисляться), приобретая положительные степени окисления:



При этом простое вещество кремний проявляет восстановительные свойства.

При очень высоких температурах кремний взаимодействует с углеродом, образуя карбид кремния (карборунд):



В этой реакции кремний выступает в качестве восстановителя, а углерод — в качестве окислителя.

Применение кремния

Микросхемы на основе кремния (рис. 106) находят применение в компьютерах, мобильных телефонах, планшетах, электронных книгах и других электронных устройствах, которыми мы пользуемся. Кремний находит применение в металлургии в качестве добавки к сталям, в производстве сплавов, в солнечных батареях.



Рис. 106. Изделие электронной промышленности

Структура простого вещества кремния аналогична структуре алмаза.

При взаимодействии с кислородом кремний проявляет восстановительные свойства.

Вопросы и задания

1. В виде каких соединений кремний встречается в природе?
2. На каком физическом свойстве кремния основано его применение в полупроводниковой технике?

3. Охарактеризуйте кремний, указав его положение в периодической системе (порядковый номер, группа, период) и строение атома (заряд ядра, число энергетических уравнений, число электронов на внешнем энергетическом уровне). Характеристики запишите в виде таблицы.
4. Сверхчистый кремний для полупроводниковой техники получают путем превращения чистого кремния сначала в хлорид кремния(IV), который затем восстанавливают водородом. Напишите уравнения соответствующих реакций.
5. Составьте два уравнения реакций, характеризующих восстановительные свойства кремния. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса. В каждой из реакций укажите окислитель.
6. Запишите уравнение реакции получения хрома из оксида хрома(III) при восстановлении его кремнием. Рассчитайте массу кремния, необходимого для восстановления хрома из Cr_2O_3 массой 18 г.
7. Человеку в день с пищей необходимо получать кремний массой до 1 г. Рассчитайте массу гречневой крупы, которая содержит такое количество кремния, если в гречке массой 100 г содержится кремний массой 120 мг.
8. Состав полевого шпата выражается формулой $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$. Вычислите массовую долю кремния в полевом шпате.

Готовимся к олимпиадам

1. Кремний массой 3,0 г, содержащий 5 % примесей, смешали с порошком магния массой 4,8 г и нагрели на воздухе. Продукт реакции А обработали холодной водой, при этом образовался осадок Б и выделился газ В. Осадок Б полностью растворили в соляной кислоте объемом 250 см³. Определите молярную концентрацию образовавшегося вещества в полученном растворе, если все реакции протекали количественно.

§ 38. Оксид кремния(IV). Кремниевая кислота и ее соли

Среди кислородсодержащих соединений кремния наибольшее значение имеют оксид кремния(IV), кремниевая кислота и ее соли — силикаты.

Оксид кремния(IV)

Оксид кремния(IV) представляет собой твердое тугоплавкое вещество, переходящее в жидкое состояние при температуре 1713 °С. Высокая температура плавления этого вещества свидетельствует о том, что оно имеет немолекулярное строение. В этом соединении атомы кремния и кислорода связаны между собой ковалентными связями: вокруг каждого атома

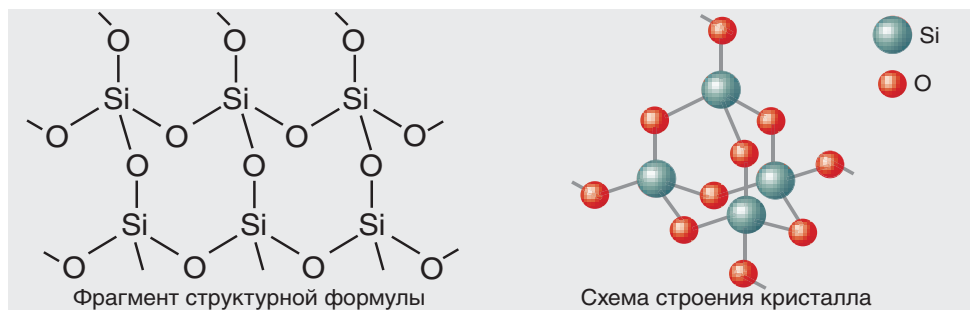


Рис. 107. Оксид кремния(IV)

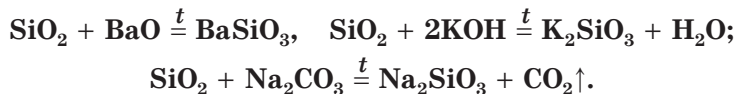
кремния размещается четыре атома кислорода, каждый из которых соединяется с двумя атомами кремния (рис. 107).

В кристалле оксида кремния(IV) нет отдельных молекул SiO_2 , но его можно условно разделить на формульные единицы — группы атомов, в каждой из которых имеется один атом **Si** и два атома **O**.



В природе оксид кремния(IV) образует речной песок, горный хрусталь и распространенный на территории Беларуси кремень. Часто в природе минералы на основе SiO_2 содержат примеси оксидов железа, алюминия, хрома и других элементов, придающих им определенную окраску. Они используются в качестве поделочных и полудрагоценных камней (например, яшма, агат, цитрин, аметист и др.).

Оксид кремния(IV) — химически неактивное вещество. Он не растворяется в воде и не взаимодействует с ней. Но как кислотный оксид SiO_2 реагирует с основными оксидами, щелочами и некоторыми солями, например карбонатами, при нагревании или сплавлении с образованием солей слабой кремниевой кислоты — силикатов:



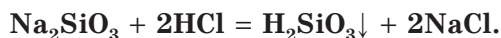
Прозрачные и бесцветные кристаллы чистого оксида кремния(IV) используются для изготовления различных оптических приборов. Из расплавленного SiO_2 изготавливают так называемое кварцевое стекло. Оно выдерживает нагревание до $1200\text{ }^\circ\text{C}$ и устойчиво к резкому перепаду температур. Поскольку кварцевое стекло пропускает ультрафиолетовые лучи, его используют в производстве медицинской, научной и промышленной аппаратуры.

Кремниевая кислота

Оксиду кремния(IV) соответствует двухосновная кремниевая кислота H_2SiO_3 , которая относится к слабым кислотам, она слабее угольной кислоты.

Кремниевую кислоту получают, действуя более сильными кислотами на растворы ее солей — силикатов. При этом образуется студенистый осадок, содержащий кремниевую кислоту и воду (рис. 108).

Кремниевая кислота имеет сложный состав, который условно можно выразить простейшей формулой H_2SiO_3 :



Кремниевая кислота мало растворяется в воде. Она является нестабильным соединением: при нагревании или длительном хранении постепенно разлагается на воду и оксид кремния(IV):



Рис. 108. Образование кремниевой кислоты

При обезвоживании осадка кремниевой кислоты образуется пористый аморфный оксид кремния(IV) — силикагель. Он имеет развитую поверхность, поэтому отлично поглощает влагу. Гранулы силикагеля помещают в различное оборудование, приборы, изделия из кожи, используют как наполнитель для кошачьего туалета для поглощения влаги и запахов. В химических лабораториях силикагель применяют для осушения газов.

Кремниевая кислота не проявляет большинства свойств, характерных для кислот. Будучи нерастворимой в воде, она не действует на индикаторы, не реагирует с металлами, многими основными оксидами, нерастворимыми основаниями, солями, но взаимодействует со щелочами.

Соли кремниевой кислоты

Из солей кремниевой кислоты растворимы только силикаты щелочных металлов. Силикаты калия и натрия называют растворимыми стеклами, а их концентрированные водные растворы — жидким стеклом.

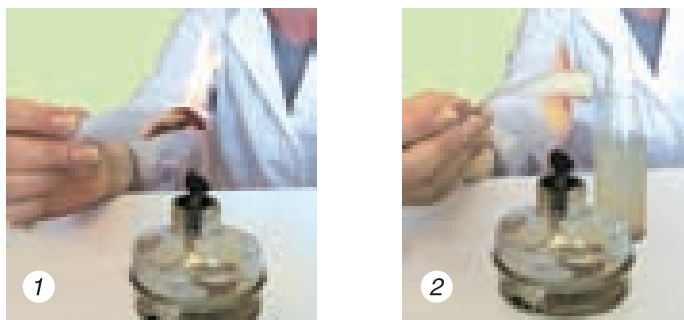


Рис. 109. Горение бумаги: 1 — чистой, 2 — покрытой силикатным клеем

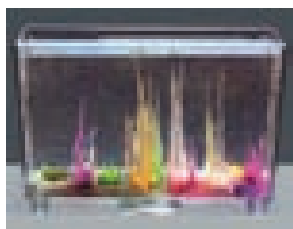


Рис. 110. «Силикатный сад»

Раньше жидкое стекло широко использовалось в качестве силикатного клея. Концентрированный водный раствор силиката натрия применяется для пропитки деревянных изделий и тканей с целью придания им огнеупорных свойств. Приготовим две одинаковые полоски бумаги. Одну из них покроем тонким слоем жидкого стекла и высушим на воздухе. Затем одновременно внесем полоски в пламя спиртовки (рис. 109). Что при этом наблюдается?

Если в разбавленный раствор силиката натрия поместить несколько кристаллов окрашенных солей, то через некоторое время в растворе появятся длинные цветные нити в виде веточек. Получается «силикатный сад» (рис. 110). С особенностями протекания этого процесса вы можете познакомиться, если прочитаете дополнительную литературу.

Природные кремнеземы, силикаты и глина являются сырьем для силикатной промышленности.

Оксид кремния(IV) SiO_2 является кислотным оксидом. При нагревании или сплавлении SiO_2 реагирует с основными оксидами, щелочами и некоторыми солями.

Кремниевую кислоту H_2SiO_3 можно получить, действуя более сильными кислотами на растворы ее солей.

Соли кремниевой кислоты называются силикатами.

Вопросы и задания

1. Какое из природных соединений представляет собой чистый оксид кремния(IV)?
2. Перечислите физические свойства оксида кремния(IV). В чем заключается их отличие от физических свойств оксида углерода(IV)?
3. Опишите химические свойства кремниевой кислоты. В чем заключается сходство и различие кремниевой и угольной кислот?
4. Запишите два уравнения реакций, с помощью которых можно превратить оксид кремния(IV) в растворимые в воде химические соединения.
5. При обезвоживании кремниевой кислоты получили оксид кремния(IV) химическим количеством 1,25 моль. Чему равна масса выделившейся при этом воды?
6. Определите массу соляной кислоты с массовой долей HCl, равной 20 %, которая прореагирует с силикатом натрия химическим количеством 0,05 моль.
7. Распознайте растворы солей силиката калия и карбоната калия, используя один реактив. Запишите уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионных формах.
8. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Готовимся к олимпиадам

1. Смесь кремния с оксидом кремния(IV) обработали избытком раствора гидроксида натрия, в результате чего выделился газ объемом 6,72 дм³ (н. у.). Из образовавшегося раствора выделили силикат натрия массой 25 г. Определите массовую долю кремния в исходной смеси.



Домашний эксперимент

Пакетики с силикагелем часто лежат в коробках с обувью или бытовыми приборами. Если у вас есть такой пакетик, то можете проделать несколько опытов.

1. Налейте в пластиковый стаканчик воды и добавьте туда немного окрашенной жидкости (например, водного раствора черничного сока). Насыпьте в раствор силикагель, перемешайте и выдержите некоторое время. Жидкость обесцветится. Как вы думаете почему?

2. Возьмите две одинаковые банки с плотными крышками. В каждую поместите немного измельченного чеснока. В одну из банок добавьте силикагель и закройте банки крышками. Через 4–5 ч сравните запах в обеих банках.

§ 39. Строительные материалы на основе природных оксидов и солей

Современная строительная индустрия использует неорганические соединения в самом разнообразном виде: материалы из силикатных расплавов (стекло), керамические изделия, вяжущие вещества. Основным источником сырья для производства строительных материалов являются природные соединения: песок, известняк, силикаты, алюмосиликаты, глина.



Крупнейшее в Европе месторождение строительного камня находится неподалеку от города Микашевичи в Лунинецком районе Брестской области. Его разработкой занимается республиканское унитарное производственное предприятие «Гранит». Ежегодно оно выпускает до 26 млн тонн нерудных строительных материалов, без которых не обходится ни одна стройка.

Керамические материалы

Производство кирпича, черепицы, огнеупорных и облицовочных материалов, гончарных изделий бытового и художественного назначения объединяет керамическая промышленность. На рисунке 111 представлены некоторые образцы продукции керамической промышленности.

Основным сырьем для производства керамики служит глина, которая способна образовывать с водой пластичную массу. Влажной глине можно придать любую форму. При высокой температуре она необратимо твердеет, что и используется в производстве керамических изделий. После обжига



Рис. 111. Керамические материалы и изделия

керамические изделия получают пористыми и водонепроницаемыми. Поэтому керамику часто покрывают глазурью — легкоплавкими смесями, которые после специальной термической обработки образуют на поверхности изделий стекловидную массу.

Одним из крупнейших в Европе производителей керамической плитки, керамического гранита, санитарной керамики и керамического кирпича является ОАО «Керамин», более 80 % выпускаемой продукции которого напрямую поставляется в зарубежные страны. Керамические изделия строительного

назначения производят также на ОАО «Керамика» (Витебск), ОАО «Березастройматериалы» и других комбинатах строительных материалов, расположенных по всей территории республики. Бытовые керамические изделия выпускают на ОАО «Белхудожкерамика», ОАО «Художественная керамика», ОАО «Ивенецкий завод художественной керамики», ЗАО «Добрушский фарфоровый завод».



Белорусский изразец (кафля) занимает значительное место в белорусском народном творчестве и является особым вкладом в мировое декоративно-прикладное искусство. Рассвет белорусской керамики приходится на XVI в. В это время центрами развития керамики были Полоцк, Гродно, Мир, Витебск. Мастера украшали изделия изображениями людей и животных, фантастических персонажей, использовали геометрические рисунки, латинские надписи и цветочные орнаменты. На рисунке представлен изразец облицовки Мирского замка.



Вязущие строительные материалы

Вязущие строительные материалы представляют собой вещества или смеси веществ, способные при смешивании с водой образовывать вязкую массу, которая постепенно затвердевает.

Одним из примеров вязущих строительных материалов является цемент. Основное сырье для производства цемента — известняк и глина, а также добавки — шлак, железная руда и др. Эти вещества измельчают и тщательно перемешивают, смесь обжигают в печах. Образовавшиеся после обжига вещества спекаются в виде отдельных кусков, которые затем размалывают до порошка. Если его смешать с водой, то образуется тестообразная масса, которая через некоторое время затвердевает. Это свойство цемента и используется в строительном деле для скрепления, например, кирпичей при сооружении стен. В Беларуси его производят на нескольких предприятиях, крупнейшими из которых являются ОАО «Красносельскстройматериалы» и ОАО «Кричевцементошифер».

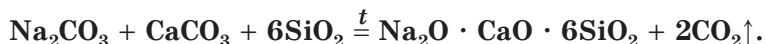
Из смеси цемента, песка и воды с добавлением мелкого щебня или гравия получают бетон. Если в бетон ввести каркас из железных стержней, то получается железобетон. Бетон и железобетон широко применяются в строительстве. Введение в бетон химических веществ определенного состава позволяет получать пенобетон, отличающийся легкостью,

высокими тепло- и звукоизоляционными свойствами. Важнейшим отличием бетона от известкового раствора является то, что при его затвердевании происходит поглощение воды.

Стекло

Чаще всего мы сталкиваемся со стеклами, полученными на основе различных силикатов, поэтому в быту слово «стекло» употребляется для обозначения именно силикатных стекол.

Стекло не является индивидуальным соединением, а представляет собой сплав нескольких веществ. При получении стекла (как говорят в промышленности, «при варке стекла») в качестве исходных материалов используют песок SiO_2 , кальцинированную соду Na_2CO_3 и мел (известняк) CaCO_3 . Исходную смесь веществ нагревают до температуры 800–1400 °С и получают обычное оконное стекло, состав которого можно условно описать формулой $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$:



Часто при варке стекла для придания ему специфических свойств и окраски в исходную смесь добавляют различные оксиды и соли. Так, например, добавление оксида свинца(II) PbO позволяет получить хрусталь — стекло, сильно преломляющее лучи света и применяемое в оптике для изготовления линз, призм, а также для изготовления хрустальной посуды. Если при варке стекла в исходную смесь добавить немного оксида кобальта(II) CoO , то стекло приобретает синий цвет. Добавка оксида марганца(II) MnO обеспечивает фиолетовый цвет стекла и т. д. (рис. 112).

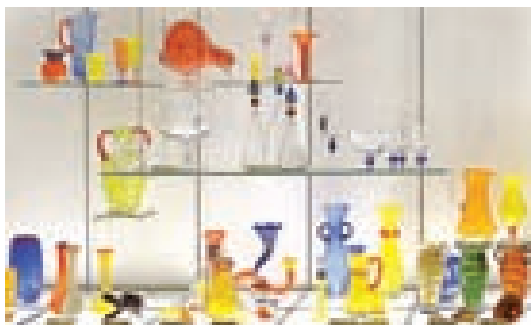


Рис. 112. Продукция из цветного стекла
ОАО «Стеклозавод «Неман»»

Кроме красивого внешнего вида, стекло обладает низкой теплопроводностью, что позволяет использовать его в окнах зданий — иначе зимой в домах было бы очень холодно. Высокая прозрачность стекла обеспечивает прохождение света.

Стекло устойчиво к действию воды и кислот, в том числе очень агрессивных — концентрированной соляной HCl , серной H_2SO_4 и азотной HNO_3 . Поэтому стекло

широко используют для изготовления химической посуды и различных приборов.

Расплавленное стекло легко вытягивается в тонкие, длинные нити, из которых изготавливают стекловату, стекловолокно и стеклоткани. Стекловата и стекловолокно используются в качестве звуко- и теплоизоляторов. Ткани, изготовленные из стекловолокна, обладают высокой химической стойкостью, огнестойкостью и электроизоляционными свойствами. Крупнейшим производителем стекловолокна и продукции на его основе на территории Беларуси является ОАО «Полоцк-Стекловолокно».

Стекло является экологически чистым материалом. Оно может подвергаться вторичной переработке, не загрязняя при этом окружающую среду.



Осколки стекла могут стать причиной ранения человека и животных. Они могут также фокусировать солнечные лучи, вызывая пожары. В природных условиях от перепадов температур стекло постепенно разрушается, однако этот процесс протекает в течение нескольких сотен лет. Поэтому битое стекло нельзя оставлять на земле, его нужно утилизировать.

Среди производителей стекла и изделий из него в Республике Беларусь наиболее известны ОАО «Стеклозавод “Неман”», ПРУП «Борисовский хрустальный завод им. Ф. Э. Дзержинского», ОАО «Гомельстекло» и др.

Основным источником сырья для производства строительных материалов являются природные соединения: песок, глина, известняк, силикаты и алюмосиликаты.

К строительным материалам относятся стекло, керамика, вяжущие материалы.

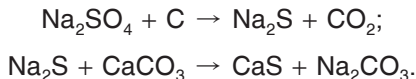
Вопросы и задания

1. Какие предприятия керамической промышленности в Беларуси вы знаете? Где они расположены?
2. Перечислите известные вам вяжущие строительные материалы. Выпишите в тетрадь их названия.
3. Что такое цемент, как его получают в промышленности и где он используется?

4. Какие вещества служат сырьем для получения стекла? Попробуйте объяснить, почему процесс получения стекла называют «варкой».
5. Приведите по одному примеру изделий из стекла, в которых используются его разные свойства: химическая стойкость, прозрачность, окраска, легкость изготовления сложной формы и др.
6. Рассчитайте химические количества карбоната кальция и оксида кремния(IV), необходимые для получения оконного стекла состава $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ массой 2 т.
7. Зная состав оконного стекла и его плотность, равную $2,5 \text{ г/см}^3$, рассчитайте массу кремния, содержащегося в стекле размером $200 \times 300 \times 0,8 \text{ см}$.
8. Рассчитайте массу природного известняка, необходимого для получения негашеной извести химическим количеством 5 моль, если содержание карбоната кальция в природном известняке равно 98 %.

Готовимся к олимпиадам

1. В производстве стекла кальцинированную соду иногда заменяют мирабилитом, содержащим декагидрат сульфата натрия. Реакция идет в соответствии со схемой:



Рассчитайте массу мирабилита, содержащего 89 % декагидрата сульфата натрия, который потребуется для замены кальцинированной соды массой 42,4 кг. Какой объем (н. у.) углекислого газа образуется в этом процессе?

Практическая работа 3

Решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы»

Цель работы: закрепить знания о химических свойствах соединений неметаллов, качественных реакциях на анионы кислот, способах получения неорганических соединений; развивать умение исследовать свойства веществ; анализировать результаты химического эксперимента; делать выводы.

Оборудование и реактивы: штатив для пробирок, пробирки; пронумерованные пробирки с растворами веществ; спиртовка; растворы индикаторов, карбоната натрия, сульфата натрия, гидроксида кальция, хлорида натрия, хлорида бария, нитрата серебра, серной кислоты, азотной кислоты; соляная кислота.

Соблюдайте правила безопасного поведения!

Вариант 1

Задача 1. Определите при помощи качественных реакций выданные вам в пронумерованных пробирках вещества: сульфат натрия, карбонат натрия. Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярной и ионной формах.

Задача 2. Докажите, что в хлороводородной кислоте присутствуют ионы водорода и хлорид-ионы. Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярной и ионной формах.

Задача 3. Осуществите практически химические превращения:



Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярной и ионной формах.

Вариант 2

Задача 1. Определите при помощи качественных реакций выданные вам в пронумерованных пробирках вещества: карбонат натрия, хлорид натрия. Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярной и ионной формах.

Задача 2. Докажите, что в растворе серной кислоты содержатся ионы водорода и сульфат-ионы. Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярной и ионной формах.

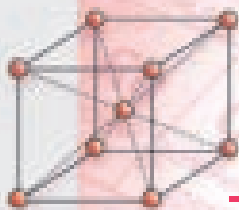
Задача 3. Осуществите практически химические превращения:



Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярной и ионной формах.

4

Глава



МЕТАЛЛЫ

§ 40. Металлы. Общая характеристика элементов

Несмотря на то, что металлов известно много, у них есть определенное сходство. Оно проявляется в положении элементов металлов в периодической системе, в строении их атомов, а также в свойствах простых веществ. Познакомимся с этими общими чертами металлов поближе.

Положение металлов в периодической системе

Металлы составляют подавляющее большинство известных химических элементов — 95 из 118.

Из элементов А-групп периодической системы к металлам относятся все элементы группы IA (кроме H), группы IIA, а также некоторые элементы групп IIIA–VIA, расположенные левее ступенчатой линии, проходящей от бора B к оганесону Og (форзац 1). Общее число таких элементов металлов равно 27. Они представлены в таблице 19.

Таблица 19. Металлы А-групп

Группа	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня	ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5
Химические элементы	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra	Al, Ga, In, Tl, Nh	Ge, Sn, Pb, Fl	Sb, Bi, Mc	Po, Lv	Ts

К семейству металлов принадлежат также все элементы групп IB — VIIIB периодической системы. Их общее число равно 68, и некоторые из

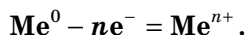
них вам хорошо знакомы. Это, например, железо **Fe**, медь **Cu**, ртуть **Hg**, цинк **Zn**, хром **Cr**, никель **Ni**, золото **Au** и многие другие.

Нетрудно заметить, что металлами начинаются все периоды периодической системы элементов (кроме первого).

Строение атомов металлов

В атомах большинства металлов на внешних энергетических уровнях содержится 1, 2 или 3 электрона. Лишь у нескольких металлов это число больше: у германия **Ge**, олова **Sn** и свинца **Pb** — 4; у сурьмы **Sb** и висмута **Bi** — 5; у полония **Po** — 6 электронов (табл. 19, с. 200).

Из курса химии 8-го класса вы уже знаете, что в периодах элементов в направлении справа налево размеры атомов увеличиваются и связь валентных электронов с ядрами ослабевает. Поскольку в периодической системе металлы находятся в начале периодов, радиусы их атомов больше, чем у неметаллов, завершающих эти периоды. Соответственно, в атомах металлов электроны внешних энергетических уровней притягиваются к ядрам слабее, чем у неметаллов. Вследствие этого атомы металлов Me^0 всегда отдают свои валентные электроны другим атомам и превращаются в положительно заряженные ионы Me^{n+} :



По этой причине для металлов в сложных веществах характерны только положительные степени окисления.

Способность атомов (и простых веществ) металлов отдавать электроны определяет их металлические свойства. Чем меньше число электронов на внешнем энергетическом уровне и чем больше радиус атома металла, тем сильнее выражены его металлические свойства. Электроотрицательность атомов металлов ниже, чем у неметаллов.

Металлическая связь

В кристалле любого металла наряду с его катионами Me^{n+} содержатся свободные электроны, которые объединяются в одно многоэлектронное облако. Оно условно называется «электронным газом» и заполняет собой весь кристалл. Своим отрицательным зарядом свободные электроны компенсируют силы электростатического отталкивания катионов и удерживают их вместе с атомами, как бы цементируя металл. Так образуется особая химическая связь, называемая металлической связью. В отличие от ковалентной связи, возникающей между двумя атомами,

металлическая связь удерживает вместе сразу все катионы, имеющиеся в кристалле металла, т. е. носит особый коллективный характер.

Металлическая связь — это связь между положительно заряженными ионами металлов посредством обобществленных электронов.

Металлическая связь обуславливает важнейшие физические свойства металлов — их высокую электро- и теплопроводность, металлический блеск, пластичность.

Нахождение металлов в природе

В земной коре обнаружены около 70 металлов из 95 известных. Их общая масса составляет примерно 25 % от массы твердой оболочки нашей планеты. В ней самым распространенным металлом является алюминий.

Формы нахождения металлов в природе определяются химической активностью их простых веществ. Наиболее активные металлы, например **K, Na, Ca**, в природе встречаются только в виде сложных веществ, преимущественно солей — хлоридов, карбонатов, сульфатов, фосфатов (**KCl, CaCO₃, Na₂SO₄ · 10H₂O, Ca₃(PO₄)₂**). Металлы средней активности, например **Zn, Fe, Pb, Cu**, в природе представлены также сложными веществами — преимущественно оксидами и сульфидами (**ZnS, Fe₃O₄, PbS, Cr₂O₃**). Металлы низкой активности (**Cu, Ag, Au, Pt**) могут встречаться в природе в свободном состоянии, т. е. в виде простых веществ.

Практически все металлы, встречающиеся в земной коре, обнаружены и в организме человека. Они участвуют в процессах жизнедеятельности и играют очень важную роль в функционировании различных систем организма.

К металлам относится большинство известных химических элементов.

В таблице периодической системы металлы расположены левее ступенчатой линии, проходящей от бора В к оганесону Og.

У атомов большинства металлов на внешнем энергетическом уровне находится от одного до трех валентных электронов.

Во время химических реакций атомы металлов отдают валентные электроны другим атомам, превращаясь в положительно заряженные ионы — катионы.

Химическая связь в металлах, возникающая за счет обобществленных электронов, называется металлической связью.

Вопросы и задания

1. Сколько из известных в настоящее время химических элементов относится к металлам? Назовите известные вам металлы и укажите области их практического применения.
2. Где в таблице периодической системы элементов расположены металлы? Из приведенного списка выберите химические символы элементов металлов: Rb, Cl, Sr, As, Li, Ag, P, Si, Al, Pb, Mn, He, C, K.
3. Каковы особенности строения атомов металлов? В чем проявляются металлические свойства атомов?
4. Запишите электронные конфигурации атомов следующих элементов: Be, Ar, F, S, Na. Какие из этих элементов относятся к металлам? Почему?
5. Чем отличаются атомы и катионы металлов по электронному строению? Покажите это на примере атомов и катионов: а) калия; б) алюминия.
6. Согласно самым последним рекомендациям Всемирной организации здравоохранения (ВОЗ), максимальная суточная норма потребления хлорида натрия для взрослого человека составляет 5 г. Рассчитайте химическое количество и массу ионов натрия, содержащихся в указанной порции соли.
7. В результате взаимодействия кальция с водой выделился водород объемом $3,36 \text{ дм}^3$ (н. у.). Рассчитайте химическое количество прореагировавшего кальция и массу образовавшегося сложного вещества.
8. В образце еловой золы массовая доля карбоната калия равна 24 %. Рассчитайте массовую долю элемента калия в этой золе.

Готовимся к олимпиадам

1. Образец неизвестного металла массой 10,8 г сожгли в кислороде и получили оксид массой 20,4 г. Рассчитайте химическое количество сгоревшего металла.

Тема для проектной деятельности

1. Семь металлов древности.

§ 41. Простые вещества металлы.

Физические свойства металлов. Сплавы металлов

Атомы элементов металлов соединяются друг с другом, образуя простые вещества металлы. Они называются так же, как и соответствующие химические элементы. При комнатной температуре только один металл — ртуть **Hg** — является жидкостью, а все остальные находятся

в твердом агрегатном состоянии и имеют кристаллическое строение. Поскольку металлы представляют собой нелетучие вещества, они не обладают запахом.



Большие кристаллы металлов образуются только при очень медленном охлаждении их расплавов. Иногда для этого требуется постепенно понижать температуру жидкого металла в течение нескольких месяцев. Поскольку в процессе производства металлов их расплавы приходится охлаждать достаточно быстро, вместо больших кристаллов образуется огромное количество маленьких кристалликов, которые «срастаются» друг с другом, образуя компактные твердые тела. По этой причине металлы, которые мы встречаем в быту, например железо и олово, являются поликристаллами (от греч. *poly* — много). Об этом свидетельствует, например, так называемый «оловянный крик». При сгибании палочки, изготовленной из олова, слышится характерный треск, обусловленный трением отдельных кристаллов друг о друга.

Моделями строения металлических кристаллов являются металлические кристаллические решетки (рис. 113). В их узлах находятся катионы металлов, которые удерживаются вместе за счет металлической связи.

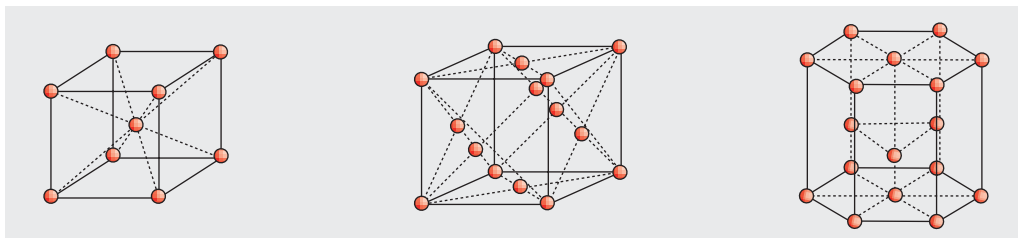


Рис. 113. Схемы кристаллических решеток металлов

Поскольку металлы схожи между собой по строению атомов и по типу химической связи, они обладают рядом общих физических свойств. К ним относятся:

- высокая электро- и теплопроводность;
- пластичность;
- металлический блеск.

Познакомимся с физическими свойствами металлов поближе.

Электро- и теплопроводность

Как вы уже знаете, металлы хорошо проводят электрический ток и теплоту. Эти свойства, называемые электро- и теплопроводностью, обусловлены наличием в металлах свободных электронов.

Самой высокой электропроводностью обладает серебро **Ag**, а самой низкой — висмут **Bi** (рис. 114). Если электропроводность серебра условно принять равной 100, то у висмута она составляет всего лишь 0,3. Серебро как проводник электрического тока используется в производстве ряда электротехнических изделий. Из-за высокой стоимости его не применяют для изготовления проводов и кабелей. Для этих целей пригодны менее дорогие — медь, алюминий и железо.

Между электропроводностью и теплопроводностью металлов существует определенная связь: чем выше электропроводность металла, тем выше и его теплопроводность. Следует отметить, что при повышении температуры способность металлов проводить электрический ток и теплоту уменьшается.

Пластичность

Пластичность — способность изменять форму под действием внешних сил и сохранять полученную форму после прекращения этого действия. На практике пластичность металлов проявляется в том, что при определенном усилии они изгибаются или растягиваются, а под ударами молота не дробятся на куски, а расплющиваются, т. е. являются ковкими.

Пластичность металлов обусловлена тем, что при механическом воздействии слои катионов, удерживающиеся в кристалле «электронным газом», легко смещаются, как бы скользя друг по другу. Смещение

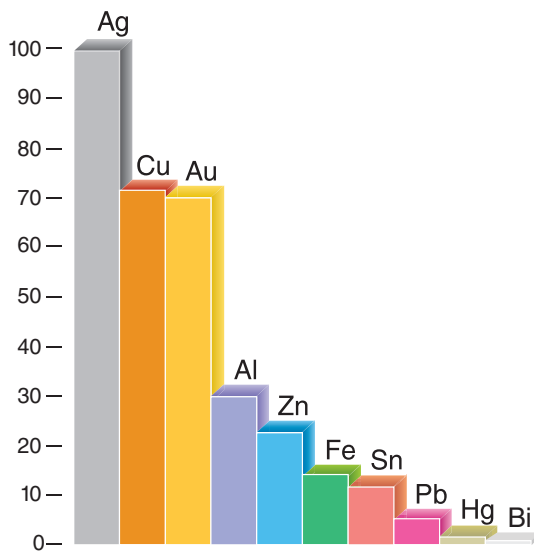


Рис. 114. Сравнительная электропроводность металлов

Металлический блеск и цвет

Для компактных металлов характерен блеск. Он обусловлен тем, что световые лучи отражаются от поверхности металла из-за наличия в нем свободных электронов, заполняющих межатомное пространство. Наибольшей отражательной способностью и, следовательно, наиболее сильным блеском обладают серебро **Ag**, родий **Rh**, индий **In**, алюминий **Al**. Благодаря этому свойству указанные металлы используют при изготовлении различных зеркал, в том числе для прожекторов.

Цвет большинства компактных металлов серебристо-белый или серебристо-серый. Только три металла имеют отчетливо выраженную окраску: медь **Cu** — красноватую, а золото **Au** и цезий **Cs** — желтую разных оттенков (рис. 117).



Рис. 117. Внешний вид компактных металлов: 1 — медь, 2 — золото, 3 — цезий

В мелкоизмельченном состоянии металлы (кроме **Mg** и **Al**) окрашены в черный, темно-серый или темно-бурый цвета.



В металлургической промышленности все металлы условно разделяют на черные и цветные. К черным металлам относится железо и его сплавы (чугун, сталь), которые в необработанном виде покрыты черной пленкой оксида железа Fe_3O_4 . К цветным относятся все остальные металлы и их сплавы.

Твердость

При сравнении твердости различных веществ более твердым считается то, которое оставляет след на другом при царапании. Наибольшей твердостью из металлов обладает хром **Cr** (рис. 118), заостренной палочкой из которого можно писать по стеклу. Наименее твердым и, следовательно, самым



Рис. 118. Хром

мягким металлом является цезий **Cs**. К мягким относятся также щелочные металлы, олово **Sn**, свинец **Pb** а также золото, которое в чистом виде легко царапается даже ногтем.

Из-за мягкости свинец оставляет темно-серый след на бумаге. Благодаря этому свойству он в течение нескольких столетий использовался в производстве карандашей для письма и рисования.

Плотность

Важной характеристикой металлов является их плотность. Если она меньше 5 г/см^3 , металлы относятся к легким. Самый легкий из всех металлов — литий **Li** с плотностью, равной $0,53 \text{ г/см}^3$. Он легче воды, плотность которой, как известно, составляет 1 г/см^3 . Металлы с плотностью больше 5 г/см^3 , называются тяжелыми. Металлом с самой большой плотностью, равной $22,59 \text{ г/см}^3$, т. е. самым тяжелым, является осмий **Os**. Нетрудно подсчитать, что масса кубика осмия объемом 1 дм^3 (т. е. 1 литр) составляет $22,59 \text{ кг}$.

Некоторые легкие металлы, например алюминий **Al** ($2,7 \text{ г/см}^3$), магний **Mg** ($1,74 \text{ г/см}^3$), титан **Ti** ($4,5 \text{ г/см}^3$), широко используются в авиастроении.

Температура плавления

Температуры плавления металлов изменяются в очень широких пределах. Металлы, плавящиеся при температурах меньше $1000 \text{ }^\circ\text{C}$, относятся к **легкоплавким**. Самый легкоплавкий металл — ртуть **Hg**, плавящийся при температуре $-39 \text{ }^\circ\text{C}$. Если температуры плавления металлов больше $1000 \text{ }^\circ\text{C}$, они называются **тугоплавкими**. Самым тугоплавким металлом является вольфрам **W**. Температура его плавления невероятно высока и составляет $3410 \text{ }^\circ\text{C}$.



Одним из металлов с рекордно низкой температурой плавления является галлий **Ga**. Он переходит в жидкое состояние при температуре $29,8 \text{ }^\circ\text{C}$ и легко плавится от теплоты ладони. Поскольку галлий находится в жидком состоянии вплоть до температуры $2200 \text{ }^\circ\text{C}$, его используют для изготовления высокотемпературных термометров. Сплав галлия с индием и оловом (галлестан) плавится при температуре $-19 \text{ }^\circ\text{C}$. Он хорошо смачивает стекло и используется для создания тонких токопроводящих пленок на стеклянных поверхностях.

Магнитные свойства

Лучше других металлов к магниту притягиваются и намагничиваются железо **Fe**, кобальт **Co** и никель **Ni**. Широко используемый алюминий **Al** очень слабо притягивается к магниту, а медь **Cu** и вовсе отталкивается от него.

Понятие о сплавах металлов

В расплавленном состоянии большинство металлов смешиваются между собой, образуя однородные жидкие смеси. При охлаждении они затвердевают и превращаются в однородные твердые смеси металлов — сплавы.

Сплавы — это однородные твердые смеси металлов.

В сплавах металлов, так же как и в индивидуальных металлах, между атомами реализуется металлическая связь. Свойства металлических сплавов отличаются от свойств их компонентов. Твердость сплавов, как правило, больше твердости входящих в их состав металлов. Например, сплав, состоящий из меди **Cu** (99 %) и бериллия **Be** (1 %), тверже чистой меди в семь раз. Температура плавления сплава обычно меньше температуры плавления наиболее легкоплавкого его компонента. Например, температуры плавления свинца и олова равны соответственно 327 °С и 232 °С, а один из их сплавов плавится при температуре 181 °С. Электропроводность и теплопроводность сплавов также являются более низкими, чем у их компонентов. При смешивании металлов часто происходит изменение цвета. Так, например, при сплавлении красноватой меди с серебристо-белым никелем образуется сплав белого цвета, который используют при чеканке монет.

При образовании сплавов часто изменяется и химическая активность их компонентов. Так, например, известно, что цинк, медь и алюминий при обычных условиях не взаимодействуют с водой. Однако их сплав (**Cu** — 50 %, **Al** — 45 %, **Zn** — 5 %) при комнатной температуре реагирует с водой, вытесняя из нее водород.

Количественный состав сплавов часто выражается через массовые доли их компонентов (%).



Мерой содержания драгоценных металлов (золота, серебра, платины) в их сплавах является так называемая проба. Это число, показывающее, чему равна масса данного металла, содержащегося в сплаве массой 1000 г. Например, если на золотом украшении указана проба 585, это значит, что в 1000 г сплава содержится только 585 г золота, а остальные 415 г приходятся на другие металлы (серебро, медь, никель).



Рис. 119. Изделия из различных сплавов

Поскольку в сравнении с индивидуальными металлами сплавы обладают более ценными качествами, например твердостью и устойчивостью к внешним воздействиям, они широко используются в различных сферах деятельности человека.

Названия наиболее распространенных сплавов, их состав и области практического применения приведены в таблице 20, а примеры изделий из некоторых сплавов показаны на рисунке 119.

Таблица 20. Сплавы металлов

Название сплава	Один из вариантов состава	Ценное свойство	Практическое применение
Бронза	Cu — 90 %; Sn — 10 %	Твердость	Машино- и судостроение (подшипники, шестеренки, втулки), изготовление церковных колоколов, сантехнических изделий, предметов искусства, памятников
Латунь	Cu — 60 %; Zn — 40 %	Коррозионная стойкость	Машино- и судостроение, изготовление аппаратуры для химической промышленности, сантехнических изделий (краны, крепежи, трубы), музыкальных духовых инструментов, деталей часовых механизмов
Дюр-алюминий	Al — 93 %; Cu — 6 %; Mg — 0,5 %; Mn — 0,5 %	Высокая прочность, легкость	Авиа- и машиностроение, изготовление герметичных баков, радиаторов для автомобилей, труб для бензопроводов

Окончание таблицы

Название сплава	Один из вариантов состава	Ценное свойство	Практическое применение
Чугун	Fe — 96,5 %; C — 3,5 %	Твердость	Производство стали, машино- и станкостроение (корпуса коробок передач, блоки автомобильных двигателей, станины, передаточные валы), изготовление труб для нефтепроводов, кухонной утвари, декоративных решеток ограждения, радиаторов отопления
Сталь	Fe — 98,5 %; C — 1,5 %	Механическая прочность, коррозионная стойкость, пластичность	Машино- и станкостроение, металлопрокат, производство рельсов, жести, бытовой техники, кухонной посуды, предметов домашнего обихода, хирургических инструментов

Металлы образуют сплавы не только с другими металлами, но и с некоторыми неметаллами — углеродом, кремнием, бором, фосфором. Примерами сплавов железа с углеродом являются чугун и сталь (табл. 14). В чугуне содержание углерода составляет 2–4 %, а в стали — менее 2 %. В отличие от достаточно хрупкого чугуна, более пластичную сталь можно ковать, штамповать, прокатывать (рис. 120).



Рис. 120. Прокат стали

Изделия из металлов и их сплавов можно изготавливать не только отливкой, штамповкой и прокатом, но и спеканием металлических порошков. Эта отрасль производства называется порошковой металлургией. В общем виде технологический процесс в этой отрасли включает 4 этапа: производство порошков чистых металлов или сплавов, их смешивание, прессование и спекание. В нашей стране есть уникальное предприятие такого профиля — «Производственное республиканское унитарное предприятие «Молодечненский завод порошковой металлургии»» (ПРУП «МолЗГМ»). Оно занимается изготовлением металлических порошков и различных изделий из них для более чем 30 предприятий Беларуси и других стран СНГ. Большой объем выпускаемой продукции экспортируется в другие страны.

Для простых веществ металлов характерны металлические кристаллические решетки и металлическая связь.

Наиболее общими физическими свойствами металлов, обусловленными наличием металлической связи в их кристаллах, являются высокая электро- и теплопроводность, пластичность, характерный металлический блеск.

Металлы сильно различаются между собой по плотности, твердости, температурам плавления и по магнитным свойствам.

Сплавы — это однородные твердые смеси металлов.

Вопросы и задания

1. Какое агрегатное состояние характерно для большинства металлов при обычных условиях? Какой металл при комнатной температуре находится в жидком агрегатном состоянии?
2. Почему металлы обладают схожими физическими свойствами? Перечислите эти свойства.
3. Какое из простых веществ — цинк или сера — проводит электрический ток? Как это можно объяснить? Где на практике используется электропроводность металлов?
4. У какого из металлов самая высокая: а) электропроводность; б) пластичность; в) твердость? Где находят применение эти металлы?
5. Как можно разделить смесь порошков железа и меди, основываясь на их различии в одном из физических свойств?
6. Какие металлы в компактном состоянии отличаются самым сильным блеском? Где на практике используется это их свойство?
7. Во сколько раз различаются массы одинаковых по объему кубиков, изготовленных из платины и магния, плотность которых равна соответственно $21,45 \text{ г/см}^3$ и $1,74 \text{ г/см}^3$?
8. Для изготовления зубных имплантов используется сплав титана, алюминия и ванадия. Рассчитайте массы указанных металлов, необходимые для приготовления данного сплава массой 1200 г, если массовые доли алюминия и ванадия в нем равны соответственно 6 % и 4 %.

Готовимся к олимпиадам

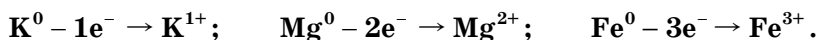
1. В жидком при комнатной температуре сплаве натрия с калием химическое количество натрия в 1,65 раза больше химического количества калия. Рассчитайте объем (н. у.) водорода, который выделится при взаимодействии этого сплава массой 50 г с водой.

Темы для проектной деятельности

1. Из чего сделаны белорусские монеты?
2. Почему ртуть жидкая?

§ 42. Общие химические свойства металлов

Как вы уже знаете, в атомах большинства металлов на внешних энергетических уровнях содержится небольшое число электронов. Поскольку они слабо притягиваются к атомным ядрам, атомы металлов «отдают» эти электроны другим атомам и превращаются в положительно заряженные ионы (катионы), например:



Как известно, процесс отдачи электронов называется окислением, а атомы, отдающие электроны, — восстановителями. Следовательно, в ходе химических реакций металлы всегда окисляются, проявляя свойства восстановителей, а сами реакции с участием металлов всегда являются окислительно-восстановительными.

Ряд активности металлов

Поскольку атомы металлов различаются между собой числом электронов (1, 2 или 3) на внешних энергетических уровнях и размерами, простые вещества металлы обладают разной химической активностью. Но как можно, не проводя химический эксперимент, определить, какой металл более, а какой — менее активен? Если речь идет о реакциях, протекающих в водных растворах, то химическая активность металлов определяется их положением в ряду активности металлов, с которым вы уже знакомы из курса химии 8-го класса:



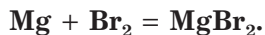
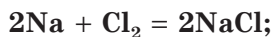
В этой последовательности металлов в направлении слева направо их восстановительные свойства в водных растворах ослабевают и химическая активность уменьшается. Самые активные металлы расположены в начале этого ряда (слева), самые малоактивные — в конце (справа), а в середине ряда расположены металлы средней активности.

Исходя из положения металлов в ряду активности можно не только сравнить их химическую активность, но и определить возможность взаимодействия в водных растворах с кислотами или с солями других металлов.

Для металлов характерны окислительно-восстановительные реакции двух типов — соединения и замещения. К реакциям соединения относятся реакции металлов с некоторыми неметаллами.

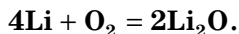
Взаимодействие с неметаллами

Практически все металлы в тех или иных условиях реагируют с галогенами — фтором, хлором, бромом и иодом. При этом металлы превращаются в соответствующие галогениды — фториды, хлориды, бромиды и иодиды металлов, относящиеся к классу солей:

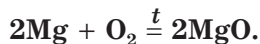


Все эти реакции сопровождаются выделением теплоты.

Большинство металлов, кроме золота **Au** и платины **Pt**, соединяются с кислородом, образуя чаще всего соответствующие оксиды. При этом наиболее активные — щелочные и щёлочноземельные — металлы реагируют с кислородом даже при комнатной температуре:

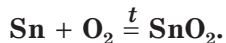


Менее активные металлы, например **Mg**, **Al**, **Fe**, при контакте с кислородом мгновенно покрываются очень тонкими и прочными оксидными пленками, которые предохраняют их от дальнейшего окисления. При нагревании эти пленки разрушаются и указанные металлы энергично сгорают в кислороде с образованием оксидов:

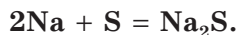


Именно из-за образования оксидных пленок металлы частично или полностью утрачивают блеск.

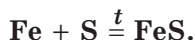
Малоактивные металлы, такие как **Sn**, **Pb**, **Cu**, окисляются кислородом только при нагревании:



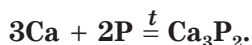
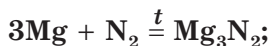
Многие металлы реагируют также с неметаллом серой, образуя сульфиды — соли сероводородной кислоты. Щелочные металлы энергично соединяются с серой даже при перетирании их смесей:



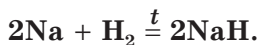
Менее активные металлы реагируют с серой при нагревании, например:



Щелочные, щёлочноземельные металлы, магний и алюминий при нагревании соединяются с азотом и фосфором. При этом образуются нитриды и фосфиды металлов:



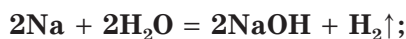
Щелочные и щёлочноземельные металлы при высоких температурах реагируют с водородом, превращаясь в гидриды металлов, например:



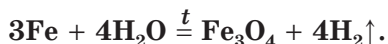
Взаимодействие с водой

Одним из важнейших химических свойств металлов является их взаимодействие с водой. С ней не реагируют лишь те немногие металлы, которые в ряду активности расположены правее водорода, т. е. **Cu**, **Hg**, **Ag**, **Pd**, **Pt** и **Au**. Другие же металлы вступают с водой в реакции замещения, в ходе которых атомы металлов замещают в молекулах воды атомы **H**. При этом одним из продуктов взаимодействия всегда является водород, а вторым продуктом может быть гидроксид или оксид металла. Состав этого продукта определяется прежде всего активностью металла.

Активные металлы, расположенные в ряду активности от **Li** до **Al**, взаимодействуют с водой с образованием оснований и водорода. Щелочные и щёлочноземельные металлы вступают в эти реакции даже при комнатной температуре, магний — при нагревании, а алюминий — после разрушения оксидной пленки, например:

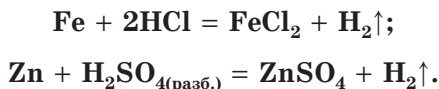


Металлы средней активности от **Zn** до **Pb** реагируют при нагревании с водяным паром с образованием оксидов металлов и водорода. Например, при пропускании водяного пара над раскаленным железом протекает реакция:



Взаимодействие с кислотами

Из курса химии 8-го класса вы уже знаете, что металлы, стоящие в ряду активности до водорода, при комнатной температуре реагируют с соляной и с разбавленной серной кислотами. Примеры таких реакций замещения:

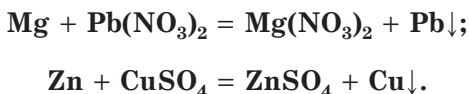


Подобные реакции с участием щелочных и щёлочноземельных металлов протекают очень бурно, иногда с воспламенением и взрывом.

Металлы, расположенные в ряду активности правее водорода, с соляной и разбавленной серной кислотами не реагируют.

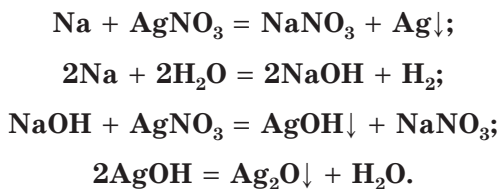
Взаимодействие с солями

Как вам уже известно, в водных растворах металлы реагируют с солями других металлов. При этом более активный металл, расположенный в ряду активности левее, вытесняет из соли менее активный металл, стоящий правее. Примеры реакций:



Как правило, вытесненный менее активный металл всегда осаждается на поверхности более активного металла.

Подобные реакции с участием щелочных и щёлочноземельных металлов осложнены побочными процессами — взаимодействием металла с водой с образованием щёлочи и водорода, взаимодействием образующейся щёлочи с солью в растворе и др. Например, при внесении натрия в водный раствор AgNO_3 протекают реакции:



По этой причине щелочные и щёлочноземельные металлы в таких реакциях практически не используются, и уравнения реакций с участием этих металлов записывать не следует.

В химических реакциях простые вещества металлы всегда выступают в роли восстановителей.

Химическая активность металла в водной среде соответствует его положению в ряду активности. Чем левее в нем расположен металл, тем сильнее выражены его восстановительные свойства и тем выше его химическая активность.

Металлы реагируют с неметаллами с образованием бинарных соединений — галогенидов, оксидов, сульфидов, нитридов, фосфидов, гидридов.

Большинство металлов реагирует с водой с образованием водорода, гидроксидов или оксидов металлов.

Металлы, стоящие в ряду активности левее H_2 , вытесняют его из соляной и разбавленной серной кислот.

Металл, расположенный в ряду активности левее, вытесняет из соли металл, который расположен в этом ряду правее.

Вопросы и задания

1. Почему в химических реакциях металлы всегда проявляют восстановительные свойства?
2. Как химическая активность металла связана с его положением в ряду активности? Определите, какой металл является более активным в каждой из пар: Fe и Ba; Al и Au; Zn и Mg; Mn и Pb; Hg и Cu. Ответ поясните.
3. Как по положению металла в ряду активности можно определить его способность вытеснять водород из водных растворов кислот?
4. Даны три смеси металлов: 1) Fe, Al, Au; 2) Ni, Mg, Zn; 3) Cu, Ag, Pt. Выберите смесь, которая при внесении в раствор с избытком соляной кислоты: а) растворится полностью; б) растворится не полностью; в) совсем не растворится? Составьте уравнения соответствующих реакций, назовите продукты возможных реакций.
5. Напишите уравнения реакций: а) магния с соляной кислотой; б) цинка с серной кислотой; в) алюминия с фосфорной кислотой. Для каждой реакции укажите вещество-восстановитель и вещество-окислитель, покажите переход электронов между ними.
6. Представьте, что у вас есть смесь порошкообразных алюминия, магния и золота, а также все необходимые реактивы. Предложите способ выделения золота из этой смеси.

7. Для полного растворения алюминия понадобилась соляная кислота массой 200 г с массовой долей HCl , равной 18 %. Рассчитайте объем (н. у.) выделившегося водорода.
8. В раствор серной кислоты объемом $0,1 \text{ дм}^3$ ($\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$) внесли магний, в результате чего выделился газ объемом $4,48 \text{ дм}^3$ (н. у.). Рассчитайте массовую долю соли в образовавшемся растворе.

Готовимся к олимпиадам

1. Железную пластинку массой 50 г опустили в раствор сульфата меди(II). Через некоторое время масса пластинки с осевшей на ней медью оказалась равной 54 г. Рассчитайте химическое количество прореагировавшего железа и массу меди, выделившейся на пластинке.

Тема для проектной деятельности

1. Ряд активности металлов: за страницами школьного учебника.

§ 43. Щелочные металлы: строение атомов, физические и химические свойства простых веществ

Вы уже знаете, что некоторые химические элементы из-за подобия в строении их атомов и близости химических свойств простых веществ образуют естественные (природные) семейства. Одним из таких семейств являются щелочные металлы. К ним относятся литий **Li**, натрий **Na**, калий **K**, рубидий **Rb**, цезий **Cs** и франций **Fr**. Такое название они получили из-за того, что их гидроксиды, например, **NaOH** и **KOH**, являются щелочами.

Положение в периодической системе и строение атомов

Все щелочные металлы — элементы IА-группы, в которой вместе с ними находится также элемент водород **H**, не относящийся к металлам.



Все известные изотопы франция **Fr** радиоактивны. У самого долгоживущего из них — изотопа ^{223}Fr — период полураспада очень мал и не превышает 22 мин. Некоторые из изотопов франция встречаются в природе, но их содержание в земной коре крайне мало. Расчеты показывают, что общая масса всех атомов **Fr** на нашей планете составляет всего лишь от 20 до 500 г. По этой причине простое вещество — металл франций — практически невозможно получить и исследовать. Ученые лишь предсказывают некоторые его свойства.

Электронные конфигурации внешних энергетических уровней и некоторые характеристики атомов щелочных металлов представлены в таблице 21.

Таблица 21. Электронные конфигурации и некоторые характеристики атомов щелочных металлов

Элемент	Li	Na	K	Rb	Cs
Атомный номер	3	11	19	37	55
Электронные конфигурации внешних энергетических уровней	$2s^1$	$3s^1$	$4s^1$	$5s^1$	$6s^1$
Радиус атома, нм	0,159	0,171	0,216	0,229	0,252
Электроотрицательность	1,0	0,9	0,8	0,8	0,7

Как видно из таблицы, у атомов всех щелочных металлов на внешних энергетических уровнях с одинаковой электронной конфигурацией ns^1 содержится по одному валентному электрону (n — номер внешнего уровня и, соответственно, номер периода в периодической системе). Электронно-графическая схема внешнего энергетического уровня в атомах щелочных металлов имеет вид:



Вы уже знаете, что в каждом из периодов в направлении слева направо радиусы атомов уменьшаются. Поскольку в периодической системе щелочные металлы расположены в начале периодов, радиусы их атомов имеют максимальную величину. Из-за больших размеров и невысокой электроотрицательности атомов их валентные электроны слабо связаны с атомными ядрами и легко отрываются. Теряя по одному валентному электрону, атомы щелочных металлов превращаются в положительно заряженные ионы:



Из сказанного следует, что щелочные металлы проявляют свойства восстановителей и что для их атомов в соединениях характерна единственная степень окисления, равная +1.

По мере возрастания атомных номеров щелочных металлов радиусы их атомов увеличиваются, а электроотрицательность уменьшается.

Вследствие этого при переходе от лития к цезию восстановительные свойства простых веществ усиливаются и их химическая активность возрастает.

Физические свойства простых веществ

Простые вещества, образованные элементами группы IA, представляют собой металлы. Литий, натрий, калий и рубидий — серебристо-белого, а цезий — золотисто-желтого цвета (рис. 121). Они обладают типичными для металлов свойствами — высокой тепло- и электропроводностью, пластичностью и металлическим блеском, который можно наблюдать только в инертной атмосфере. Из-за невысокой твердости, которая от лития к цезию уменьшается, эти металлы легко режутся ножом (рис. 122).

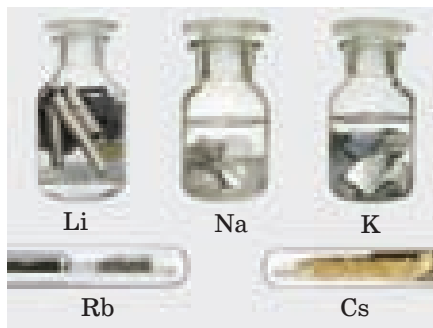


Рис. 121. Щелочные металлы

В ряду от лития до цезия плотность металлов увеличивается.

Щелочные металлы относятся к легкоплавким веществам. Температуры их плавления значительно ниже, чем у большинства других металлов, и при переходе от лития к цезию постепенно уменьшаются. Литий плавится при температуре 180 °С, а цезий переходит в жидкое состояние при +28,5 °С. Неудивительно, что этот металл плавится даже от тепла ладони (рис. 123).

Щелочные металлы относятся к легкоплавким веществам. Температуры их плавления значительно ниже, чем у большинства других металлов, и при переходе от лития к цезию постепенно уменьшаются. Литий плавится при температуре 180 °С, а цезий переходит в жидкое состояние при +28,5 °С. Неудивительно, что этот металл плавится даже от тепла ладони (рис. 123).

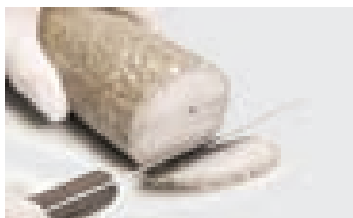


Рис. 122. Разрезание натрия ножом



Рис. 123. Плавление цезия от тепла ладони



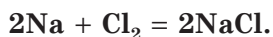
Сплавы натрия и калия, в которых массовая доля К составляет от 40 до 90 %, при комнатной температуре находятся в жидком агрегатном состоянии.

Химические свойства щелочных металлов

Металлы, образованные элементами IА-группы, обладают высокой химической активностью, которая в ряду от лития до цезия возрастает. Они реагируют с другими веществами даже при низких температурах. Реакции с участием щелочных металлов протекают очень энергично и часто сопровождаются воспламенением и взрывом.

Щелочные металлы реагируют со многими простыми веществами неметаллами — галогенами, кислородом, серой, азотом, фосфором. Эти процессы относятся к реакциям соединения.

Реакции щелочных металлов с галогенами начинаются при комнатной температуре и сопровождаются выделением энергии в виде теплоты и света. Например, натрий при внесении в сосуд с хлором воспламеняется (рис. 124) и превращается в соответствующий хлорид:



Щелочные металлы энергично реагируют и с кислородом. Из-за окисления при контакте с воздухом серебристая поверхность лития, натрия и калия быстро тускнеет, а рубидий и цезий на воздухе мгновенно самовоспламеняются. Для предотвращения этих нежелательных и опасных процессов щелочные металлы хранят под слоем керосина (минерального масла) или в ампулах, которые препятствуют доступу кислорода к металлам (рис. 121 на с. 220).

Состав продуктов горения щелочных металлов в кислороде определяется их природой. В частности, наименее активный литий сгорает с образованием оксида Li_2O , в котором кислород находится в степени окисления, равной -2 :

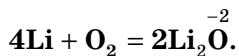
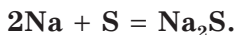
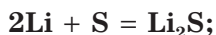


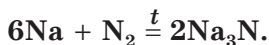
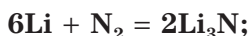
Рис. 124. Воспламенение натрия в хлоре

Натрий сгорает в кислороде с образованием пероксида натрия Na_2O_2 , содержащего атомы кислорода в степени окисления -1 . Продуктами горения более активных калия, рубидия и цезия являются надпероксиды KO_2 , RbO_2 и CsO_2 , в которых степень окисления кислорода равна $-1/2$.

С менее активной серой щелочные металлы взаимодействуют при небольшом нагревании. В результате энергичных реакций, сопровождающихся взрывом, образуются сульфиды — соли сероводородной кислоты:



Щелочные металлы соединяются также с азотом. Литий реагирует с ним даже при комнатной температуре, а другие металлы — только при нагревании. Продуктами реакций являются нитриды металлов, в которых азот находится в степени окисления -3 :



При нагревании щелочные металлы реагируют и с фосфором. В образующихся фосфидах металлов фосфор проявляет степень окисления, равную -3 . Например:

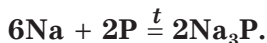
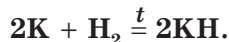
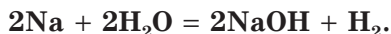


Рис. 125. Реакции натрия (1) и калия (2) с водой

Для щелочных металлов характерны также реакции соединения с водородом. При этом образуются гидриды металлов, содержащие атомы водорода в степени окисления, равной -1 , например:



Щелочные металлы даже при комнатной температуре бурно реагируют с водой. Они вытесняют из нее водород и превращаются в соответствующие основания (щёлочи), например:



Такие реакции сопровождаются выделением большого количества теплоты, из-за чего **Na**, **K**, **Rb**, **Cs** сразу же после начала взаимодействия расплавляются. При этом **K**, **Rb** и **Cs** независимо от их количества мгновенно воспламеняются. **Na** в реакции с водой может загореться лишь тогда, когда его масса превышает $0,5$ г (рис. 125).

Еще более энергично, с воспламенением и взрывом щелочные металлы взаимодействуют с кислотами.

Щелочные металлы — естественное семейство элементов со схожим строением атомов и схожими свойствами простых веществ.

В атомах всех щелочных металлов на внешних энергетических уровнях содержится по одному валентному электрону.

Щелочные металлы — химически очень активные вещества. В реакциях они проявляют свойства сильных восстановителей.

Щелочные металлы соединяются с неметаллами — галогенами, кислородом, серой, азотом, фосфором.

Щелочные металлы бурно реагируют с водой и кислотами.

Вопросы и задания:

1. Объясните, почему металлы IA-группы называются щелочными.
2. Перечислите щелочные металлы. По каким признакам они относятся к одному естественному семейству элементов?
3. Что общего в строении атомов щелочных металлов?
4. Охарактеризуйте важнейшие физические свойства щелочных металлов. Как они изменяются по мере увеличения атомных номеров элементов?
5. Какой из щелочных металлов самый легкий, самый легкоплавкий?
6. Чем объясняется высокая химическая активность щелочных металлов? Какой из щелочных металлов самый активный? С какими веществами реагируют щелочные металлы? Приведите примеры уравнений соответствующих реакций.
7. Почему щелочные металлы нужно хранить под слоем керосина или минерального масла?
8. Кусочек лития сожгли в кислороде и получили продукт реакции массой 15 г. Рассчитайте массу сгоревшего лития и объем (н. у.) прореагировавшего с ним кислорода.

Готовимся к олимпиадам

1. Кусочек неизвестного щелочного металла массой 5,6 г внесли в воду. В результате реакции образовался раствор массой 192 г, в котором массовая доля растворенного вещества равна 10 %. Определите металл.

Темы для проектной деятельности

1. Литиевые батарейки, их устройство и принцип действия.
2. Применение натрия и калия.

§ 44. Важнейшие соединения натрия и калия, их применение и биологическая роль

К важнейшим соединениям натрия и калия относятся их оксиды, гидроксиды, соли. Некоторые из этих веществ встречаются в природе, а другие получают искусственно на химических предприятиях. Познакомимся с соединениями натрия и калия поближе.

Природные соединения натрия и калия

Из щелочных металлов самыми распространенными в природе являются натрий и калий, массовые доли которых в земной коре равны примерно по 2,5 %. Они, как и другие щелочные металлы, встречаются в природе только в виде соединений с другими элементами. Например, атомы натрия и калия вместе с атомами алюминия, кремния и кислорода входят в состав горных пород — полевых шпатов. В виде соединений с хлором натрий и калий образуют другие горные породы — галит, или каменную соль NaCl , сильвин, или калийную соль KCl , сильвинит — смесь KCl и NaCl .



Республика Беларусь обладает большими запасами калийных солей. Они являются основным минеральным богатством нашей страны и важнейшим экспортным товаром. Основные месторождения калийных солей в нашей стране — Старобинское (запасы — 2,7 млрд тонн), Петриковское (1,3 млрд тонн) и Октябрьское (637,2 млн тонн). В 2022 г. по общим запасам калийных солей Республика Беларусь занимала второе место в мире, а по объемам добычи — четвертое место после Канады, России и Китая.

К природным соединениям натрия относятся его нитрат NaNO_3 , гидрокарбонат NaHCO_3 , а также кристаллогидраты некоторых солей, например $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Оксиды натрия и калия

Оксиды натрия и калия — Na_2O и K_2O — твердые вещества белого цвета с ионным типом химической связи (рис. 126). Являясь типичными основными оксидами, они энергично реагируют с водой, кислотами и кислотными оксидами.

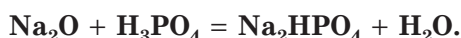
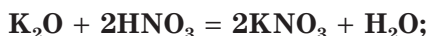


Рис. 126. Оксиды:
1 — натрия, 2 — калия

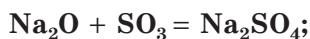
При внесении в воду оксиды натрия и калия мгновенно соединяются с ней с образованием растворимых оснований — щелочей, например:



Рассматриваемые оксиды вступают во взаимодействие с кислотами, образуя средние или кислые соли и воду, например:



Оксиды натрия и калия реагируют также с кислотными оксидами, например:



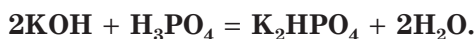
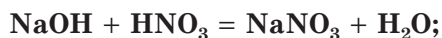
Гидроксиды натрия и калия

Гидроксиды натрия и калия — основания состава NaOH и KOH . Они представляют собой твердые вещества белого цвета (рис. 127), хорошо растворимые в воде.

В водных растворах гидроксиды натрия и калия полностью диссоциируют на ионы, например:



Эти вещества проявляют все свойства растворимых оснований. Они реагируют практически со всеми кислотами, образуя средние или кислые соли, например:

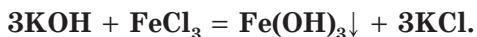
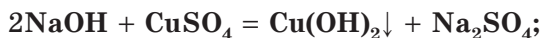


Гидроксиды натрия и калия взаимодействуют также с растворимыми солями. Продуктами этих

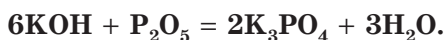
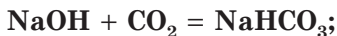


Рис. 127. Гидроксиды: 1 — натрия, 2 — калия

реакций являются новые основания, выделяющиеся в осадок, и новые соли. Примеры таких превращений:



Рассматриваемые гидроксиды, как и другие щёлочи, реагируют с кислотными оксидами с образованием средних и кислых солей:



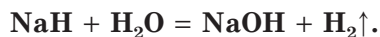
Твердые гидроксиды натрия и калия, как и их водные растворы, очень едкие. Поскольку при попадании на кожу или в глаза они вызывают сильные ожоги, с ними следует обращаться очень осторожно.

Гидроксиды натрия и калия используются в производстве моющих и чистящих средств, искусственных волокон, бумаги и картона, лекарственных препаратов, солей натрия и калия, как реагенты в химических лабораториях.

Гидроксид калия применяется также для изготовления источников тока — щелочных (алкалиновых) батареек и никель-кадмиевых аккумуляторов.

Гидриды натрия и калия

Гидрид натрия NaH и гидрид калия KH — белые твердые вещества с ионным типом химической связи. В их состав входят катионы металлов и гидрид-анионы H^- . Эти соединения — очень активные вещества, сильные восстановители. Даже при комнатной температуре они бурно реагируют с водой, восстанавливая из нее водород:

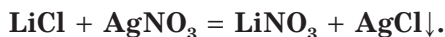
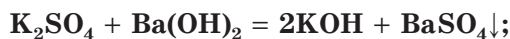


Соли натрия и калия

Соли натрия и калия — твердые кристаллические вещества с ионным типом химической связи, плавящиеся при высоких температурах. Почти все они хорошо растворимы в воде.

Соли натрия и калия проявляют общие химические свойства солей. Они вступают в реакции обмена с кислотами, основаниями (щелочами) и с другими солями. Как вы уже знаете, хотя бы один из продуктов этих

реакций должен выделяться из раствора в виде осадка или газа или быть слабым электролитом. Примеры реакций:



Соли натрия и калия находят широкое практическое применение. Хлорид натрия используется в химической промышленности как исходное вещество для получения натрия и гидроксида натрия, в пищевой промышленности как вкусовая добавка и консервант, в медицине как компонент физиологического раствора. Его применяют также при изготовлении антигололедных песчано-соляных смесей.

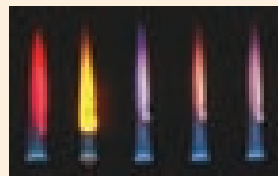
Хлорид калия используется в химической промышленности для получения калия и гидроксида калия; в сельском хозяйстве как калийное удобрение; в пищевой промышленности как компонент лечебно-профилактической соли; в ветеринарии как компонент противодиарейных препаратов.

Нитраты натрия и калия применяются в сельском хозяйстве в качестве минеральных удобрений.

Гидрокарбонат натрия находит применение при изготовлении продуктов питания в качестве разрыхлителя теста, в быту используется как чистящее средство.

Карбонат натрия применяется в производстве стекла и мыла, стиральных и чистящих порошков, при изготовлении эмалей.

Щелочные металлы и их соединения придают пламени газовой горелки или спиртовки характерные цвета: литий — алый, натрий — желтый, калий — фиолетовый, рубидий — голубовато-розовый, цезий — розово-фиолетовый. Это их свойство используется в химическом анализе и находит применение в пиротехнике при изготовлении фейерверков.



Li Na K Rb Cs

Биологическая роль натрия и калия

Ионы натрия и калия играют важную роль в процессах, протекающих в организмах человека, животных и растений. В организме взрослого человека содержание натрия составляет около 150 г, а калия — около 250 г.



Поваренная соль NaCl издавна используется как пищевая приправа для усиления вкуса продуктов и как пищевой консервант, который подавляет рост бактерий и предотвращает порчу продуктов питания. Хотя рекомендованная суточная норма потребления соли для взрослых составляет 5 г, многие люди употребляют ее с пищей в больших количествах. Поскольку это небезопасно и является причиной некоторых заболеваний, необходимо уменьшать содержание хлорида натрия в продуктах питания. С этой целью учеными Белорусского государственного университета разработана серия фитосолей «Универсум», в которых содержание хлорида натрия уменьшено за счет введения хлорида калия и различных добавок из пряно-ароматического растительного сырья, аминокислот и витаминов. Фитосоли рекомендованы Министерством здравоохранения Республики Беларусь в качестве диетического профилактического продукта и предназначены для замены поваренной соли при приготовлении продуктов здорового питания с пониженным содержанием хлорида натрия.

Натрий и калий встречаются в природе только в виде соединений. К важнейшим соединениям натрия и калия относятся их оксиды, гидроксиды, соли.

Многие соединения натрия и калия нашли широкое применение в самых разнообразных сферах деятельности человека.

Ионы натрия и калия играют важную роль в процессах жизнедеятельности человека, животных и растений.

Вопросы и задания

1. Почему в природе щелочные металлы встречаются только в виде соединений?
2. Перечислите важнейшие природные соединения натрия и калия. Где они находят практическое применение?
3. Какие соединения натрия и калия встречаются в повседневной жизни?
4. Перечислите важнейшие химические свойства оксидов натрия и калия, приведите примеры соответствующих уравнений реакций.
5. Охарактеризуйте важнейшие химические свойства гидроксидов натрия и калия, составьте соответствующие уравнения реакций.
6. Широко используемый в медицине физиологический раствор представляет собой водный раствор хлорида натрия, массовая доля которого равна 0,9 %. Рассчитайте массу хлорида натрия, необходимого для приготовления этого раствора объемом 10 дм^3 , если его плотность составляет 1 г/см^3 .

- Для удобрения почвы на каждый ее квадратный метр требуется внести калий массой 15,6 г. Рассчитайте массу хлорида калия, который нужно использовать в качестве калийного удобрения на участке площадью 50 м².
- В водный раствор массой 250 г с массовой долей KOH, равной 12,5 %, внесли порцию оксида калия массой 37,8 г. Рассчитайте массовую долю растворенного вещества в образовавшемся растворе.

Тема для проектной деятельности

- Металл из древесной золы.

§ 45. Электролиз расплавов солей

Одним из важных промышленных способов получения щелочных металлов является разложение их солей электрическим током. Такой процесс имеет специальное название — **электролиз** (от русск. *электрический* и греч. *lysis* — *разложение*). Он осуществляется при пропускании постоянного электрического тока через расплавы электролитов — солей или щелочей. Познакомимся поближе с этим методом на примере электролиза расплава хлорида натрия.

Электролиз расплава хлорида натрия

При нагревании некоторые соли плавятся, т. е. переходят в жидкое состояние. При этом они как сильные электролиты полностью диссоциируют на ионы. Например, хорошо знакомый нам хлорид натрия (поваренная соль) NaCl при температуре 801 °С превращается в расплав — бесцветную жидкость. Как и в водном растворе, в расплаве эта соль находится в виде ионов — катионов Na⁺ и анионов Cl⁻. В расплаве они совершают непрерывное хаотичное движение. Опустим в этот расплав угольные электроды (графитовые стержни), один из которых соединим с положительным, а другой — с отрицательным полюсами источника постоянного тока (рис. 128). При этом находящиеся в расплаве ионы сразу же примут

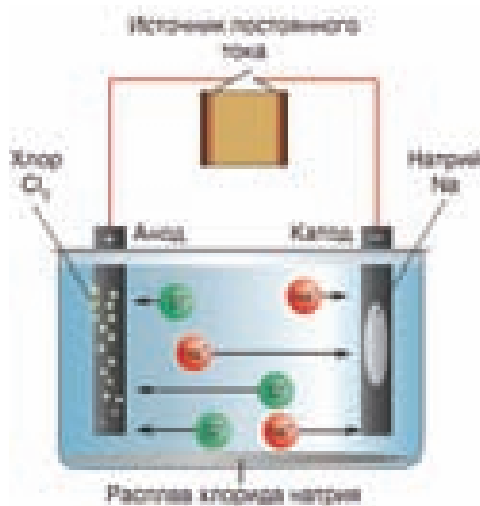


Рис. 128. Схема электролиза расплава хлорида натрия

направленное движение. Положительно заряженные ионы (катионы) Na^+ начнут двигаться к отрицательно заряженному электроду — катоду, а отрицательно заряженные ионы (анионы) Cl^- — к положительно заряженному электроду — аноду.

На катоде, имеющем избыток электронов, подошедшие к нему катионы натрия восстанавливаются (принимают от него электроны) и образуют простое вещество натрий в виде серебристого металла:



Отрицательно заряженный электрод, на котором происходит процесс восстановления, называют катодом. Он играет роль восстановителя.

В то же время на аноде, имеющем недостаток электронов, анионы Cl^- окисляются (отдают ему электроны) и превращаются в атомы хлора:

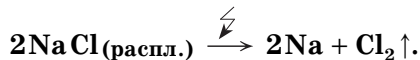


Атомы хлора сразу же соединяются, образуя молекулы простого вещества хлора Cl_2 . Он выделяется на аноде в виде поднимающихся вверх пузырьков газа зеленовато-желтого цвета:



Положительно заряженный электрод, на котором происходит процесс окисления, называют анодом. Он играет роль окислителя.

Учитывая, что в результате электролиза расплава хлорида натрия образуются простые вещества натрий и хлор, суммарное уравнение этого процесса можно записать следующим образом:



По тому же принципу протекает электролиз расплавов и других галогенидов металлов, например CaF_2 , KBr , LiI . Как и хлорид натрия, они разлагаются на соответствующие простые вещества. Кроме солей в расплавах электролизу подвергаются и щёлочи.

Электролиз протекает и в водных растворах, при этом в процессах на электродах могут участвовать молекулы воды.

Поскольку при пропускании электрического тока через расплавы или растворы электролитов (солей, оснований, кислот) на электродах одно-

временно осуществляются два процесса — окисление и восстановление, электролизу можно дать такое определение:

Электролиз — окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при пропускании постоянного электрического тока через расплавы или растворы электролитов.

Применение электролиза

Электролиз широко применяется для получения некоторых металлов (калия, натрия, кальция, магния, алюминия, цинка), а также неметаллов (фтора, хлора, водорода, кислорода) и ряда сложных веществ, например щелочей.



В Республике Беларусь на базе ОАО «Беларуськалий» успешно функционирует электролизный цех, оснащенный современным оборудованием. Продукцией цеха являются: твердый гидроксид калия и его водные растворы, соляная кислота и гипохлорит натрия NaClO.

С помощью электролиза осуществляют очистку большинства цветных металлов. Электролиз также находит применение при полировке поверхности металлов, электрохимической заточке лезвий режущих инструментов (бритв, хирургических скальпелей).

Электролиз широко используют в промышленности для нанесения слоя одного металла на поверхность другого с целью защиты его от коррозии (никелирование, хромирование, золочение, серебрение). Процесс электролиза применяется также для создания на поверхности различных изделий токопроводящих покрытий, декоративных рисунков и т. п. Например, электролитическим путем наносят тонкие слои металла на электронные платы и другие детали, используемые в производстве современных телевизоров, компьютеров, телефонов и т. п. Отрасль промышленности, занимающаяся осаждением металлов на поверхности металлических и неметаллических изделий, называется гальванотехникой. Осаждение металла на поверхности изделий с помощью электролиза позволяет получать прочно связанные с ней металлические покрытия (гальваностегия) или легко отделяемые точные слепки и копии поверхности этих изделий (гальванопластика).

Кроме перечисленных выше областей применения электролиза, в последние годы этот метод достаточно широко используется для очистки воды и удаления растворенных в ней солей, очистки белков, фруктовых соков и др.

Отрицательно заряженный электрод, на котором происходит процесс восстановления, называют катодом. Он играет роль восстановителя.

Положительно заряженный электрод, на котором происходит процесс окисления, называют анодом. Он играет роль окислителя.

Электролиз — совокупность процессов окисления и восстановления, протекающих на электродах при пропускании электрического тока через расплавы или растворы электролитов.

Электролиз широко применяется при получении химически активных металлов, неметаллов и ряда сложных веществ, для очистки металлов, нанесения металлических покрытий на разные изделия.

Вопросы и задания

1. Чем принципиально отличается электрохимический способ получения металлов от известных вам химических способов?
2. Какой электрод называется катодом? Составьте схемы восстановления на катоде катионов Ag^+ ; Hg^{2+} ; Au^{3+} .
3. Какой электрод называется анодом? Составьте схемы окисления на аноде анионов F^- ; S^{2-} .
4. На каком из электродов — катоде или аноде — может протекать каждый из процессов:
 - а) $2\text{I}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{I}_2$; в) $2\text{O}^{2-} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2$;
 - б) $\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$; г) $\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Ag}$?
5. К вредным примесям, попадающим в яблочный и цитрусовые соки при их промышленном производстве, относятся соединения меди(II). Для их удаления в сок помещают электроды и пропускают электрический ток. Запишите схему процесса, происходящего на катоде при очистке сока от примеси ионов меди(II).
6. Рассчитайте массу натрия и объем (н. у.) хлора, которые образуются при полном электролизе расплава хлорида натрия массой 1500 г.
7. Запишите схемы процессов, протекающих на катоде и аноде при электролизе расплава бромиды цинка. Составьте суммарное уравнение электролиза данной соли. Рассчитайте массу бромиды цинка, при электролизе которого образуется цинк химическим количеством 6,5 моль.

8. Через водный раствор массой 400 г, содержащий некоторое количество хлорида меди(II), пропустили постоянный электрический ток. Когда масса катода перестала изменяться, пропускание тока прекратили. Оказалось, что масса катода в результате электролиза увеличилась на 25,6 г. Рассчитайте массовую долю хлорида меди(II) в исходном растворе.

Готовимся к олимпиадам

1. В результате пропускания постоянного электрического тока через раствор нитрата серебра на аноде выделился газ объемом 2800 см^3 (н. у.). Рассчитайте массу металла, выделившегося на катоде.

§ 46. Магний и щёлочноземельные металлы: строение атомов, физические и химические свойства простых веществ

На предыдущих уроках вы познакомились с особым семейством химических элементов и особой группой простых веществ — щелочными металлами. Конечно же, они запомнились вам «необычностью» некоторых своих физических свойств и высокой химической активностью. Вы уже понимаете, что эти свойства щелочных металлов обусловлены строением их атомов, и знаете некоторые закономерности в изменении этих свойств по мере увеличения атомных номеров элементов. Все эти знания вам пригодятся теперь при изучении другой, не менее интересной группы металлов — магния **Mg**, кальция **Ca**, стронция **Sr**, бария **Ba** и радия **Ra**. Все из перечисленных элементов, кроме **Mg**, относят к природному семейству щёлочноземельных металлов.



В далекие времена оксиды металлов назывались землями. Оксиды CaO , SrO и BaO , которые реагируют с водой с образованием щелочей, получили название «щелочные земли», а образовавшие их металлы были названы щёлочноземельными. Впоследствии к ним из-за схожести свойств был причислен и элемент радий **Ra**, открытый в конце XIX в. Название «радий» происходит от латинского слова *radius*, что в переводе на русский значит луч. Дело в том, что ядра атомов этого элемента неустойчивы и постоянно испускают лучи высокой энергии. Это свойство атомных ядер Мария Склодовская-Кюри назвала радиоактивностью. Из-за высокой радиоактивности радий и его соединения постоянно выделяют теплоту. Радий — очень редкий химический элемент. За время, прошедшее с момента его открытия, ученым удалось выделить в чистом виде лишь около 1,5 кг этого металла.

Положение в периодической системе и строение атомов

Магний, кальций, стронций, барий и радий — элементы IIА-группы, в которой вместе с ними находится также элемент бериллий **Be**.

Электронные конфигурация внешних энергетических уровней и некоторые характеристики атомов магния и щёлочноземельных металлов представлены в таблице 22.

Таблица 22. Электронные конфигурации и некоторые характеристики атомов магния и щёлочноземельных металлов

Элемент	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Атомный номер	12	20	38	56	88
Электронные конфигурации внешних энергетических уровней	$3s^2$	$4s^2$	$5s^2$	$6s^2$	$7s^2$
Радиус атома, нм	0,16	0,197	0,215	0,222	0,235
Электроотрицательность	1,23	1,04	0,99	0,97	0,97

Как видно из таблицы, у атомов магния и щёлочноземельных металлов на внешних энергетических уровнях с одинаковой электронной конфигурацией ns^2 содержится по два валентных электрона (n — номер внешнего уровня и, соответственно, номер периода в периодической системе). Электронно-графическая схема внешнего энергетического уровня в атомах магния и щёлочноземельных металлов имеет вид:



Поскольку при переходе от элементов группы IA к элементам группы IIА радиусы атомов уменьшаются, в атомах **Mg**, **Ca**, **Sr**, **Ba** и **Ra** валентные электроны притягиваются к атомным ядрам сильнее, чем у рядом стоящих щелочных металлов. В сравнении с ними восстановительные свойства атомов и химическая активность простых веществ **Mg**, **Ca**, **Sr**, **Ba** и **Ra** выражены немного слабее. Тем не менее, магний, кальций, стронций, барий и радий относятся к активным металлам. Теряя по два валентных электрона, их атомы превращаются в положительно заряженные ионы:



Соответственно, для рассматриваемых металлов в их соединениях характерна единственная степень окисления, равная +2.

Как и в группе щелочных металлов, в ряду от магния до радия восстановительные свойства простых веществ усиливаются и их химическая активность возрастает.

Нахождение магния и кальция в природе

Магний и кальций относятся к одним из наиболее распространенных металлов на нашей планете. В земной коре массовые доли магния и кальция равны соответственно 2,4 % и 3,4 %. Из-за своей высокой активности эти металлы встречаются в природе только в виде сложных веществ, образующих различные минералы и горные породы. Это, например, доломит $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$, кальцит CaCO_3 (основа мела и мрамора), гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Кроме земной коры природным источником магния и кальция являются воды морей и океанов. Содержание магния в морской воде составляет в среднем 1300 мг/дм³, а кальция — около 400 мг/дм³. Присутствием этих солей в природной воде определяется ее жесткость.

Массовые доли **Sr** и **Ba** в земной коре не превышают 0,01 %, а радиоактивный радий является продуктом распада урана и содержится в земной коре в очень малых количествах (около 10⁻¹² % по массе).

Физические свойства простых веществ

Простые вещества **Mg**, **Ca**, **Sr**, **Ba** и **Ra** представляют собой металлы серебристо-белого цвета (рис. 129). Они обладают высокой тепло- и электропроводностью, пластичностью и металлическим блеском. Их твердость выше, чем у щелочных металлов.

В ряду от магния до радия плотность металлов постепенно увеличивается, а температуры плавления уменьшаются.



Рис. 129. Простые вещества: 1 — магний, 2 — кальций, 3 — стронций, 4 — барий

Химические свойства магния и щёлочноземельных металлов

Магний и щёлочноземельные металлы обладают высокой химической активностью, которая возрастает по мере увеличения атомных номеров элементов.

Рассматриваемые металлы реагируют со многими простыми веществами неметаллами — галогенами, кислородом, серой, азотом, фосфором. Эти процессы относятся к реакциям соединения.

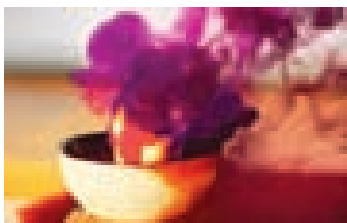


Рис. 130. Реакция магния с иодом

Взаимодействие с галогенами начинается при комнатной температуре и сопровождается выделением энергии в виде теплоты и света. В фарфоровой чашке смешаем порошкообразные магний и иод. К приготовленной смеси добавим каплю воды, играющей роль катализатора. Через 5–10 с начнется бурная реакция, сопровождающаяся образованием пламени и выделением фиолетовых паров иода (рис. 130). В результате этой реакции образуется соль — иодид магния:

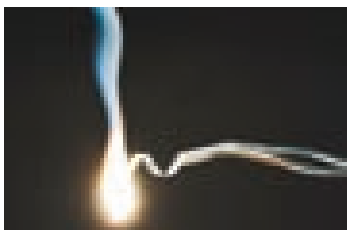
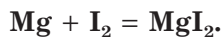
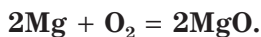


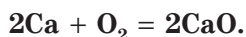
Рис. 131. Горение магния в воздухе

Рассматриваемые металлы реагируют и с кислородом, превращаясь в соответствующие оксиды. Эти реакции соединения начинаются уже при комнатной температуре. Серебристый магний в присутствии кислорода или воздуха мгновенно теряет блеск, покрываясь тонкой, но очень прочной оксидной пленкой, которая предохраняет металл от дальнейшего окисления. При нагревании эта пленка разрушается и магний энергично сгорает в воздухе ослепительно ярким пламенем, превращаясь в белый порошок оксида (рис. 131):



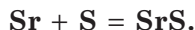
Реакцию магния с кислородом, сопровождающуюся яркой вспышкой, раньше использовали для освещения при фотосъемке.

Оксидная пленка, образующаяся на поверхности щёлочноземельных металлов, является очень непрочной и не защищает их от дальнейшего окисления. Если, например, кусочек кальция оставить при комнатной температуре лежать на воздухе, то металл достаточно быстро превратится в горку белого порошка оксида кальция. При нагревании эта реакция протекает энергично с образованием пламени и выделением теплоты:

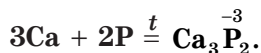
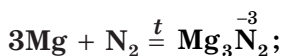


Для предотвращения нежелательных процессов окисления щёлочноземельные металлы, так же как и щелочные, хранят под слоем керосина или минерального масла.

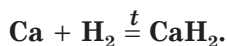
Взаимодействие магния и щёлочноземельных металлов с серой начинается при нагревании. Продуктами этих реакций являются сульфиды — соли сероводородной кислоты, например:



Рассматриваемые металлы при нагревании соединяются также с азотом и с фосфором. При этом образуются соответствующие нитриды и фосфиды металлов, в которых атомы N и P находятся в степени окисления -3 :



Так же как и щелочные, щёлочноземельные металлы при нагревании реагируют с водородом, превращаясь в гидриды металлов, например:



Подобно щелочным металлам, магний, кальций, стронций и барий взаимодействуют с водой. Магний реагирует с ней только при нагревании, а щёлочноземельные металлы — при комнатной температуре (рис. 132):



Еще более энергично магний и щёлочноземельные металлы взаимодействуют с кислотами.

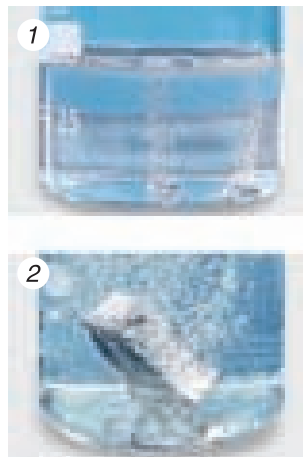
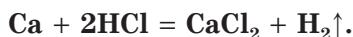
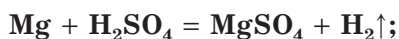


Рис. 132. Реакции металлов с водой: 1 — магния, 2 — кальция

Биологическая роль магния и кальция

Магний входит в состав хлорофилла — зеленого пигмента растений, играющего ключевую роль в процессе фотосинтеза углеводов. В организме взрослого человека содержится около 70 г магния, который сосредоточен в костной и мышечной тканях, в эмали зубов. Масса кальция гораздо больше — примерно 1700 г, из которых около 1680 г находится в костях и зубах, а оставшееся количество — в крови и в клетках мышц. Ионы кальция участвуют в сокращении мышц и в свертывании крови.

Щёлочноземельные металлы — естественное семейство элементов со схожим строением атомов и схожими свойствами простых веществ.

В атомах магния и щёлочноземельных металлов на внешних энергетических уровнях содержится по два валентных электрона.

Магний и щёлочноземельные металлы — химически активные вещества. В реакциях они проявляют свойства сильных восстановителей.

В ряду от магния до радия химическая активность металлов увеличивается.

Магний и щёлочноземельные металлы соединяются с неметаллами — галогенами, кислородом, серой, азотом, фосфором.

Магний и щёлочноземельные металлы реагируют с водой и кислотами.

Магний и кальций участвуют в жизненно важных процессах, протекающих в живых организмах.

Вопросы и задания

1. Какие металлы группы IIA называются щёлочноземельными? Почему они получили такое название?
2. Чем по строению атомов различаются щелочные и щёлочноземельные металлы? Как это различие сказывается на химической активности простых веществ?
3. В предложенных парах выберите более активный металл:
а) Na и Mg; б) Sr и Ba; в) Cs и Ca.
Ответ поясните.

4. Охарактеризуйте важнейшие физические свойства магния и щёлочноземельных металлов. Как они изменяются по мере увеличения атомных номеров элементов?
5. Какой из щёлочноземельных металлов самый тяжелый, самый легкоплавкий?
6. С какими веществами реагируют щёлочноземельные металлы? Приведите примеры уравнений соответствующих реакций.
7. Как нужно правильно хранить щёлочноземельные металлы?
8. В результате реакции неизвестного щёлочноземельного металла с водой выделился водород объемом $3,36 \text{ дм}^3$ (н. у.) и образовалось основание массой $25,65 \text{ г}$. Определите металл.

Готовимся к олимпиадам

1. Порцию медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ массой $37,5 \text{ г}$ растворили в воде объемом 165 см^3 и в приготовленный раствор внесли порошок магния. После окончания реакции образовавшуюся смесь твердых веществ отфильтровали и внесли в соляную кислоту (избыток). Это привело к выделению газа объемом $7,84 \text{ дм}^3$ (н. у.). Рассчитайте массу магния, внесенного в раствор соли меди.

§ 47. Важнейшие соединения магния и кальция

К важнейшим соединениям магния и кальция относятся их оксиды, гидроксиды, соли. Все они являются веществами немолекулярного строения с ионным типом химической связи. Познакомимся с соединениями магния и кальция поближе.

Оксиды магния и кальция

Оксиды магния MgO и кальция CaO — твердые тугоплавкие вещества белого цвета (рис. 133) с ионными кристаллическими решетками.

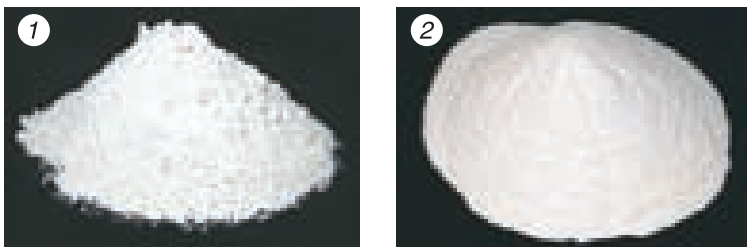


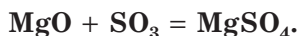
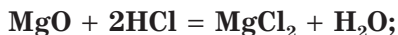
Рис. 133. Оксиды: 1 — магния, 2 — кальция



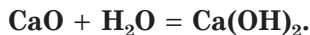
Оксид магния в виде магнезии — легкого, рыхлого порошка белого цвета хорошо знаком тем, кто занимается гимнастикой. Нанесенный на ладони, этот порошок поглощает влагу и тем самым предохраняет спортсмена от опасности сорваться с гимнастического снаряда (например, с перекладины).

Оксиды магния и кальция — типичные основные оксиды, проявляющие характерные для них химические свойства.

Оксид магния реагирует с кислотами и кислотными оксидами с образованием соответствующих солей, например:

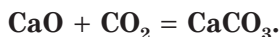
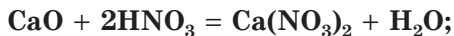


Оксид кальция по сравнению с оксидом магния химически более активен. Он энергично реагирует с водой с выделением большого количества теплоты:



При этом часть воды, добавленной к оксиду, закипает, образуя облако пара, как при гашении костра водой (рис. 134). Поэтому данную реакцию называют гашением извести, а ее продукт — малорастворимый в воде Ca(OH)_2 — гашеной известью.

Оксид кальция, так же как и оксид магния, реагирует с кислотами и кислотными оксидами, образуя соответствующие соли:



Оксид магния используется как компонент огнеупорных материалов и специальных цементов, наполнитель в производстве резины, пищевая добавка E530.

Оксид кальция применяется для изготовления силикатного кирпича, сухих строительных смесей, гашеной извести, карбида кальция, в производстве стали, а также как пищевая добавка E529.

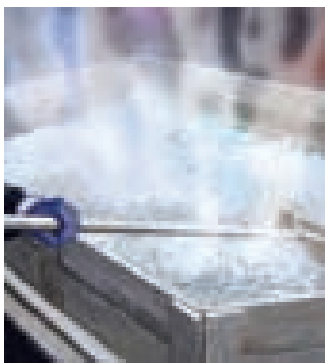


Рис. 134. Реакция оксида кальция с водой

Гидроксиды магния и кальция

Гидроксиды магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ — твердые вещества белого цвета с ионными кристаллическими решетками.

Оба гидроксида характеризуются незначительной растворимостью в воде. При 20 °С растворимость $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2$ равна соответственно 0,0012 г и 0,185 г на 100 г воды. В соответствии с этим гидроксид магния относится к нерастворимым, а гидроксид кальция — к малорастворимым основаниям.

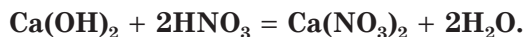
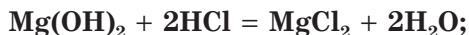
Если достаточно большую порцию гашеной извести внести в воду и приготовленную смесь тщательно перемешать, то некоторая часть основания растворится, а нерастворившийся гидроксид образует белую непрозрачную взвесь твердых частичек в жидкости. Поскольку эта взвесь внешне напоминает молоко, ее называют известковым молоком. Через некоторое время твердые частички нерастворившегося $\text{Ca}(\text{OH})_2$ осядут в виде осадка, над которым образуется прозрачная жидкость — насыщенный раствор гидроксида кальция. Поскольку по внешнему виду он напоминает воду, его называют известковой водой.

В соответствии с тем, что растворимость гидроксида магния в воде очень низка, его не относят к щелочам. В то же время гидроксид кальция, обладающий более высокой растворимостью и являющийся сильным электролитом, относится к группе щелочей. В водных растворах он диссоциирует на ионы необратимо и полностью:

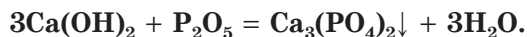
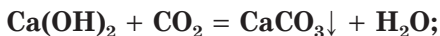


Это же относится и к растворимым гидроксидам стронция $\text{Sr}(\text{OH})_2$ и бария $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

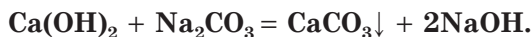
В химических реакциях гидроксиды магния и кальция проявляют все общие свойства оснований. Они реагируют с кислотами с образованием солей и воды, например:



Гидроксид кальция как щёлочь в водных растворах взаимодействует с кислотными оксидами. Продуктами этих реакций, как и в предыдущем случае, являются соли и вода:



Гидроксид кальция реагирует также с растворимыми солями, например:



Как гидроксид магния, так и гидроксид кальция при нагревании разлагаются на оксид металла и воду, например:



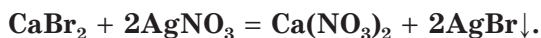
Гидроксид магния используется в химической промышленности как поглотитель выбросов сернистого газа и огнезащитное средство для некоторых пластмасс; в пищевой промышленности для рафинирования сахара и в качестве пищевой добавки E528; в медицине для изготовления лекарственных препаратов, в производстве зубной пасты.

Гидроксид кальция находит применение в химической промышленности для получения хлорной извести; в строительной отрасли для изготовления особых сортов бетона и кирпича, строительных растворов; для побелки стен, потолков, заборов, стволов деревьев; в пищевой промышленности для очистки сахара и в качестве пищевой добавки E526; в кожевенной отрасли для дубления кож; в сельском хозяйстве как компонент средств для борьбы с болезнями растений.

Соли магния и кальция

Соли магния и кальция — твердые вещества с ионными кристаллическими решетками. Они различаются по своей растворимости в воде. К растворимым солям магния и кальция относятся, например, их хлориды и нитраты. Малорастворимыми являются сульфит магния MgSO_3 и сульфат кальция CaSO_4 , а нерастворимыми — карбонаты и фосфаты указанных металлов, например MgCO_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Соли магния и кальция вступают в реакции с кислотами, щелочами и солями. Как вы уже знаете, эти процессы возможны, если один или оба продукта взаимодействия «уходят» из раствора в виде газа или осадка, например:



Наиболее важными солями магния являются хлорид MgCl_2 и сульфат MgSO_4 .

Познакомимся с важнейшими солями кальция. Это прежде всего нерастворимые в воде карбонат CaCO_3 , фосфат $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, сульфат CaSO_4 , а также растворимые гидрокарбонат $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, хлорид CaCl_2 и нитрат $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Карбонат кальция представляет собой белый аморфный порошок или бесцветные прозрачные кристаллы, нерастворимые в воде. Встречается в природе в виде минерала кальцита и горных пород — мела, мрамора, известняка. Он входит в состав жемчуга, раковин моллюсков, яичной скорлупы.

Гидрокарбонат кальция существует только в растворах. Образуется в результате реакции нерастворимого карбоната кальция с водой и углекислым газом:



Поскольку эта реакция постоянно протекает в окружающей среде, природная вода всегда содержит примесь гидрокарбоната кальция.

Фосфат кальция — твердое белое порошкообразное вещество, нерастворимое в воде. В природных условиях входит в состав ряда минералов (апатиты) и горных пород (фосфориты). Фосфат кальция является важнейшим компонентом костной ткани и зубной эмали позвоночных.

Сульфат кальция — белый аморфный порошок или бесцветные прозрачные кристаллы, нерастворимые в воде. В природе встречается в виде минералов — ангидрита CaSO_4 и гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (рис. 135).

Известен еще один кристаллогидрат сульфата кальция — так называемый «жженный» гипс, или алебастр $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Он образуется при нагревании природного гипса:

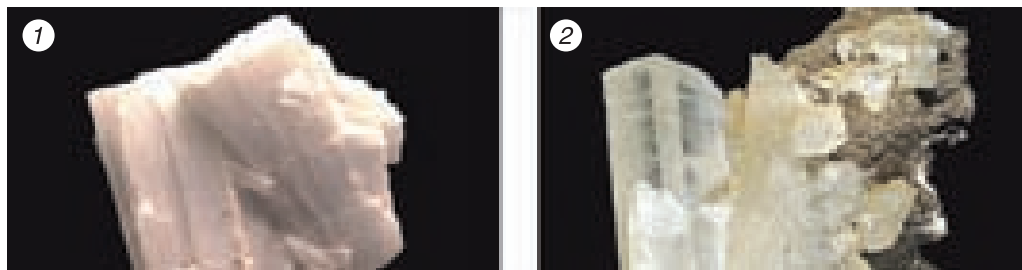


Рис. 135. Природные кристаллы: 1 — ангидрита, 2 — гипса

При смешивании порошка алебастра с водой образуется тестообразная масса, которая слегка разогревается и быстро затвердевает. Это происходит за счет реакции, которая противоположна вышеописанной. Алебастр соединяется с водой и превращается в гипс:



Соли магния и кальция находят широкое практическое применение.

Хлорид магния используется как исходное вещество для получения магния и для изготовления магниезиальных цементов, как компонент антигололедных смесей и лекарственных препаратов, как пищевая добавка E511.

Сульфат магния находит применение как микроудобрение для растений, как компонент успокаивающих, противосудорожных, спазмолитических лекарственных препаратов и средств для понижения давления, в производстве бумаги и текстиля, при обработке кож, как пищевая добавка E518.

Карбонат кальция применяется для получения силикатного стекла, для изготовления строительных смесей, шпаклевок, герметиков. Он также используется в производстве некоторых пластмасс и синтетических волокон, бумаги, картона, зубной пасты, в качестве пищевой добавки E170.

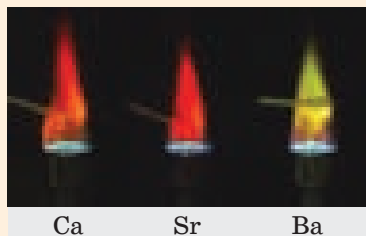
Фосфат кальция находит применение в производстве минеральных удобрений, керамики, фосфорной кислоты. Используется как источник кальция и фосфора для подкормки скота и птиц, как пищевая добавка E341.

Сульфат кальция в виде алебастра применяется для изготовления сухой штукатурки и гипсокартона, лепнины, барельефов, карнизов и скульптурных изделий, для наложения гипсовых повязок и корсетов, как пищевая добавка E516.

Хлорид кальция используется как влагопоглотитель для осушения газов, как компонент противогололедных смесей, как средство для обеспыливания грунтовых дорог и как компонент лекарственных препаратов. Он находит применение также при изготовлении творога и сыров, для смягчения говядины и баранины, для увеличения сроков хранения яблок, используется в качестве пищевой добавки E509.



Щёлочноземельные металлы и их соединения придают пламени газовой горелки или спиртовки характерные цвета: кальций — кирпично-красный, стронций — карминово-красный, барий — желтовато-зеленый. Это их свойство используется в химическом анализе и находит применение в пиротехнике при изготовлении фейерверков.



Ca

Sr

Ba

К важнейшим соединениям магния и кальция относятся их оксиды, гидроксиды, соли.

Оксиды магния и кальция — типичные основные оксиды. Они реагируют с кислотами и кислотными оксидами. Оксид кальция реагирует с водой.

Гидроксид магния — нерастворимое, а гидроксид кальция — малорастворимое основание.

Многие соединения магния и кальция находят широкое практическое применение.

Для обнаружения в растворах ионов бария Ba^{2+} можно использовать растворы сульфатов и карбонатов, а для обнаружения ионов кальция Ca^{2+} — растворы карбонатов.

Вопросы и задания

1. Какие важнейшие соединения магния вам известны? Где они находят практическое применение?
2. Перечислите важнейшие соединения кальция. Какое из них входит в состав костей и зубов, а какое составляет основу мела и мрамора?
3. Как можно объяснить помутнение известковой воды при хранении ее в открытой колбе? Составьте уравнения соответствующей реакции в молекулярной, полной и сокращенной ионных формах.
4. Запишите уравнения реакций, за счет которых в известняковых массивах земной коры образуются пещеры, а в них — сталактиты и сталагмиты.
5. В одном из видов плавленых сырков массовая доля пищевой добавки E341 составляет 1,8 %, а ее максимальная суточная доза для взрослого человека равна 40 мг на 1 кг массы тела. Определите, не превысите ли вы эту дозу, съев один сырок массой 80 г. Рассчитайте массу (мг) содержащегося в нем фосфора.
6. Рассчитайте массу алебастра, необходимого для получения гипса массой 4,3 кг.

7. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
- а) $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaSO}_4$;
- б) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg(OH)}_2 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{MgCO}_3$.
8. Один из кристаллогидратов сульфата магния массой 36,9 г нагрели до полного удаления воды и получили твердый остаток массой 18 г. Определите химическую формулу кристаллогидрата.

Готовимся к олимпиадам

1. К раствору массой 200 г, содержащему хлорид одного из щёлочноземельных металлов, добавили раствор карбоната калия (избыток). В результате реакции образовались осадок массой 19,7 г и растворимая соль массой 14,9 г. Рассчитайте массовую долю соли в исходном растворе.

Тема для проектной деятельности

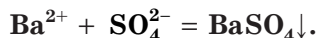
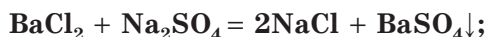
1. Магний и кальций — металлы жизни.

§ 48. Качественное обнаружение ионов кальция и бария в растворах. Жесткость природной воды

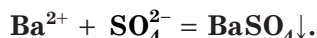
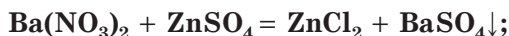
Вы уже знаете, что для обнаружения какого-либо вещества в растворе нужно провести реакцию с участием этого вещества, сопровождающуюся образованием осадка, выделением газа или изменением цвета раствора. В случае электролитов (кислот, оснований, солей) в качественные реакции вступают ионы, содержащиеся в растворах указанных веществ.

Качественные реакции на ионы кальция и бария

Для доказательства наличия ионов металлов в растворах солей проводят качественные реакции, в ходе которых образуются осадки. Например, если к бесцветному раствору хлорида бария BaCl_2 добавить такой же бесцветный раствор сульфата натрия Na_2SO_4 , то сразу же образуется белый осадок продукта реакции — сульфата бария:

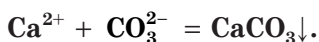


Осадок такого же состава и цвета образуется, если к раствору любой другой соли бария, например $\text{Ba(NO}_3)_2$, добавить раствор сульфата любого другого металла, например ZnSO_4 :



Несмотря на то что в рассмотренных случаях реагируют разные вещества, реакции между ними сводятся к соединению одних и тех же ионов — Ba^{2+} и SO_4^{2-} . Поэтому раствор, содержащий сульфат-ионы, можно использовать для качественного обнаружения ионов бария (и наоборот: раствор, содержащий ионы бария, можно использовать для качественного обнаружения сульфат-ионов).

Точно так же при смешивании растворов любых солей кальция с растворами любых карбонатов образуется осадок одного и того же состава, поскольку эти реакции сводятся к соединению одних и тех же ионов:



Следовательно, раствор, содержащий карбонат-ионы, можно использовать для доказательства наличия ионов кальция (и наоборот: раствор, содержащий ионы кальция, можно использовать для доказательства наличия карбонат-ионов).

Лабораторный опыт 5

Качественные реакции на ионы кальция и бария

Качественные реакции на ионы кальция находят широкое применение при анализе лекарственных препаратов, исследовании природной воды, некоторых продуктов питания. Обнаружение ионов бария играет важную роль в определении состава эмалей и керамической плитки, в криминалистике.

В одну из двух пробирок налейте раствор хлорида кальция, а в другую — раствор хлорида бария (объемы растворов равны примерно 1 см³). К раствору соли кальция добавьте такой же объем раствора карбоната натрия, а к раствору соли бария — такой же объем раствора сульфата натрия. Отметьте окраску осадков, выпавших в обеих пробирках.

Составьте уравнения химических реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионных формах.

Жесткость природной воды и способы ее уменьшения

Вода океанов и морей, озер и рек, как и вода из колодца или водопровода, всегда содержит различные растворенные примеси. Чаще всего это соли — гидрокарбонаты, сульфаты, хлориды кальция, магния, железа, натрия и калия. Из них особое влияние на потребительские качества



Рис. 136. Накипь на нагревательном элементе стиральной машины

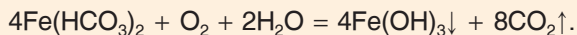
воды оказывают соли двух металлов — кальция и магния. Если их содержание достаточно высоко, вода называется жесткой. В такой воде плохо развариваются овощи, снижается эффективность моющих средств.

При использовании жесткой воды на внутренней поверхности водопроводных труб, радиаторов отопления, чайников, на теплоэлектронагревателях (ТЭНах) стиральных машин образуется плотный слой серого цвета — накипь (рис. 136). Она плохо проводит тепло, вследствие чего увеличивается расход топлива (электроэнергии), ускоряется изнашивание паровых котлов, котельных установок.

В зависимости от природы анионов, которые вместе с катионами кальция и магния содержатся в природной воде, различают ее карбонатную (временную) и некарбонатную (постоянную) жесткость. Карбонатная жесткость обусловлена наличием в воде гидрокарбонатов $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. При наличии в воде других солей кальция и магния (сульфатов, хлоридов) ее жесткость называют некарбонатной. Поскольку практически всегда в природной воде содержатся соли всех перечисленных видов, говорят о ее общей жесткости.



Если в водопроводной воде содержится много гидрокарбоната железа(II), при контакте с воздухом он разлагается с выделением бурого гидроксида железа(III):

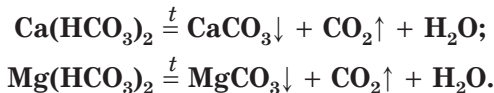


Вследствие этого на поверхности ванн, раковин, унитазов часто образуются бурые трудноудаляемые подтеки.



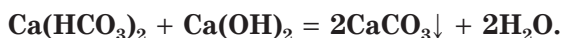
Вода, в которой содержание солей кальция и магния невелико, называется мягкой. В ней хорошо развариваются овощи, а моющие средства дают обильную пену. Для получения такой воды природную воду подвергают специальной обработке (смягчению), в результате которой ее жесткость уменьшается.

Для уменьшения карбонатной жесткости воду кипятят или добавляют к ней гашеную известь Ca(OH)_2 . При кипячении содержащиеся в воде гидрокарбонаты разлагаются:

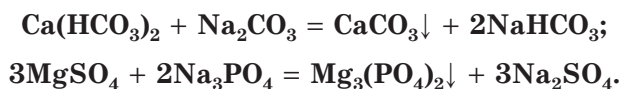


Выделяющиеся при этом нерастворимые CaCO_3 и MgCO_3 оседают на твердых поверхностях, образуя на них слой накипи.

При добавлении извести гидрокарбонаты магния и кальция также превращаются в нерастворимые карбонаты, например:



Для уменьшения общей жесткости к природной воде добавляют карбонат натрия Na_2CO_3 (соду) или фосфат натрия Na_3PO_4 . Эти вещества реагируют со всеми солями кальция и магния с образованием их нерастворимых карбонатов и фосфатов, например:



В обоих случаях вследствие образования нерастворимых солей кальция и магния содержание их катионов в природной воде уменьшается и она становится более «мягкой».



Жесткость природной воды можно уменьшить ее вымораживанием. Для этого воду постепенно замораживают, оставляя в жидком состоянии примерно 10 % от ее общего объема. При образовании льда затвердевающая вода «выталкивает» из себя растворенные соли. Они накапливаются в еще не замерзшей жидкой воде, которую затем сливают. Оставшийся лед расплавляют и получают мягкую воду, в которой содержание солей намного меньше, чем до вымораживания.

Для получения воды, полностью очищенной от растворенных солей, природную воду подвергают перегонке, или дистилляции. При кипячении воды содержащиеся в ней нелетучие соли остаются в жидкости, а летучая вода испаряется, переходит в парообразное состояние. Образующийся водяной пар отводится в специальный «холодильник», в котором он охлаждается и превращается в жидкую воду. В ней уже нет растворенных солей. Такая вода называется дистиллированной.

Для качественного обнаружения в растворах ионов бария Ba^{2+} можно использовать растворы сульфатов, а для обнаружения ионов кальция Ca^{2+} — растворы карбонатов.

Природная вода с достаточно высоким содержанием солей кальция и магния называется жесткой.

Для уменьшения жесткости воды ее подвергают кипячению или воздействию гашеной извести, карбоната или фосфата натрия.

Вопросы и задания

1. В одной из двух пробирок находится раствор нитрата бария, в другой — раствор нитрата калия. Как можно отличить эти совершенно одинаковые по внешнему виду растворы?
2. Какие естественные примеси всегда содержатся в природной воде? Какая вода называется жесткой? Какими свойствами она отличается от мягкой воды?
3. Какая, на ваш взгляд, вода является самой «мягкой»: артезианская, речная или дождевая? Ответ поясните.
4. Чем карбонатная жесткость воды отличается от некарбонатной?
5. Что представляет собой накипь на внутренних стенках чайника? Представьте, что у вас имеются разбавленные растворы трех веществ — гидроксида калия, карбоната натрия и хлороводорода. Какой из этих растворов вы бы использовали для удаления накипи? Составьте уравнение соответствующей химической реакции.
6. К раствору массой 120 г с неизвестной массовой долей хлорида бария добавили раствор массой 80 г с неизвестной массовой долей сульфата натрия, при этом обе соли прореагировали полностью, и образовался осадок массой 23,3 г. Рассчитайте массовую долю хлорида натрия в растворе над осадком.
7. Дополните схему формулами веществ и составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения:



Готовимся к олимпиадам

1. В одном из образцов природной воды содержание ионов кальция составляет $0,3 \text{ г/дм}^3$. Рассчитайте массу карбоната натрия, который необходимо добавить к такой воде объемом 10 м^3 для снижения содержания в ней ионов кальция до $0,03 \text{ г/дм}^3$. (Изменением объема жидкости в результате добавления соды можно пренебречь.)

Темы для проектной деятельности

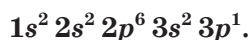
1. Жесткая вода: польза или вред?
2. Полезна ли дистиллированная вода для человека?

§ 49. Алюминий. Общая характеристика элемента. Физические и химические свойства алюминия, его получение и применение

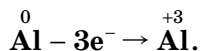
Алюминий — металл, находящий широкое практическое применение в промышленности, строительстве и в быту. Поскольку этот факт заслуживает особого внимания, познакомимся с алюминием и его важнейшими соединениями поближе.

Общая характеристика химического элемента

Алюминий Al — элемент с атомным номером 13 и относительной атомной массой, равной примерно 27, относящийся к металлам. Он находится в 3-м периоде, в IIIA-группе. В ядре атома ${}_{13}^{27}\text{Al}$ имеется 13 протонов, а в его электронной оболочке 13 электронов, которые распределены на трех энергетических уровнях:



Из-за своей невысокой электроотрицательности он отдает эти электроны другим атомам и переходит в состояние со степенью окисления, равной +3:



Алюминий — самый распространенный металл на нашей планете. В земной коре его массовая доля составляет примерно 7,5 %. В природе этот металл находится только в виде сложных веществ, входящих в состав различных минералов, горных пород и продуктов их разрушения — глин. Это, например, корунд Al_2O_3 , бокситы $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, криолит Na_3AlF_6 , каолин $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Физические свойства алюминия

Простое вещество алюминий представляет собой серебристо-белый легкий металл (рис. 137). Его температура плавления относительно невысока и составляет +660 °С. Алюминий очень пластичен, легко прокатывается в фольгу и протягивается в проволоку, хорошо проводит теплоту и электрический ток.

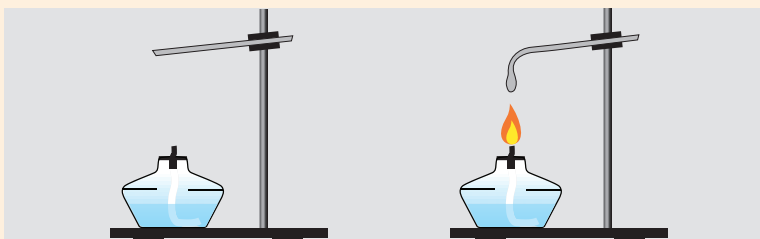


Рис. 137. Алюминий

Поверхность алюминия, контактирующего с воздухом, всегда покрыта тончайшей пленкой оксида Al_2O_3 , предохраняющей металл от дальнейшего окисления.



Если алюминиевую проволоку подержать над пламенем, через некоторое время на ее конце образуется утолщение в виде «капельки». При нагревании алюминий плавится, стекает вниз и собирается в «мешочке» из тонкой и прочной оксидной пленки.



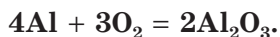
С другими металлами (**Mg, Mn, Zn, Cu, Fe, Ni, Cr**) и с неметаллами (**Si, B**) алюминий образует сплавы, важнейшими из которых являются:

- 1) силумины — сплавы **Al** с **Si** (4,5–13 %) и небольшими добавками **Cu, Mn, Mg**;
- 2) дюралюминий (дюраль) — сплав **Al** с **Cu** (4 %), **Mg** (0,5 %) и **Mn** (0,5 %).

Химические свойства алюминия

Положение алюминия в ряду активности металлов свидетельствует о его высокой восстановительной способности и позволяет отнести его к химически активным металлам.

При нагревании алюминий соединяется с кислородом и превращается в оксид алюминия:



Эту реакцию можно наблюдать при внесении мелкодисперсного порошка алюминия «алюминиевой пудры» в пламя спиртовки. Оксид алюминия образуется в виде белого дыма, состоящего из мельчайших кристалликов оксида.

Реакция алюминия с серой (рис. 138) начинается при нагревании и протекает в виде

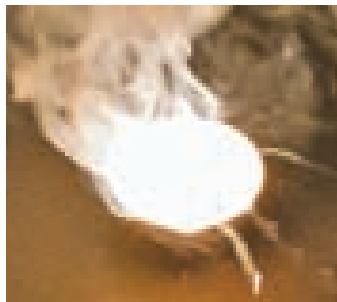
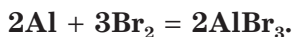


Рис. 138. Реакция алюминия с серой

ослепительно-яркой вспышки, в результате которой образуется серый порошок соли — сульфида алюминия:



Алюминий реагирует и с галогенами. Например, при внесении кусочка алюминиевой фольги в пробирку с бромом металл воспламеняется и сгорает с образованием бромида алюминия (рис. 139):

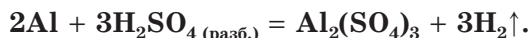
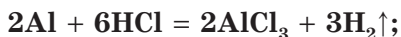


Свою высокую химическую активность алюминий проявляет в реакциях и со сложными веществами — водой, растворами кислот, щелочей и солей.

С водой алюминий реагирует только после разрушения на его поверхности оксидной пленки. Убрать ее путем царапания ножом или с помощью напильника невозможно, поскольку на очищенной поверхности под действием кислорода моментально образуется новая пленка, защищающая металл от дальнейшего окисления. Защитное действие оксидной пленки можно ослабить, если использовать алюминий в виде сплава с ртутью. На его поверхности оксидная пленка удерживается очень слабо и практически не защищает металл от окисления. Алюминий, сплавленный с ртутью, реагирует с водой даже при комнатной температуре (рис. 140). В ходе этой реакции он вытесняет из воды водород и превращается в гидроксид:



Алюминий легко растворяется в разбавленных кислотах с образованием соответствующих солей, например:



Концентрированные азотная и серная кислоты при комнатной температуре не реагируют



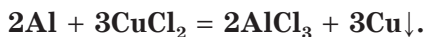
Рис. 139. Реакция алюминия с бромом



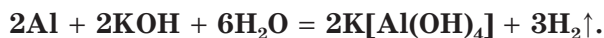
Рис. 140. Реакция алюминия с водой

с алюминием, «пассивируя» его поверхность из-за образования плотной пленки оксида алюминия.

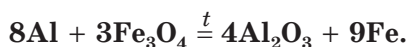
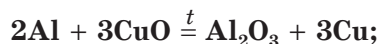
Алюминий вытесняет менее активные металлы (например, **Cu**, **Sn**, **Hg**) из водных растворов их солей. Так, при внесении алюминиевой проволоки в раствор хлорида меди(II) она покрывается рыхлым красновато-коричневым слоем мелкодисперсной меди, образующейся в результате реакции:



Характерной особенностью алюминия является его способность реагировать в водных растворах со щелочами. В результате этих реакций образуются комплексные соли и выделяется водород, например:



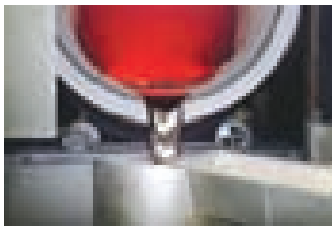
При высокой температуре алюминий вытесняет другие металлы из их оксидов, например:



Этот метод получения металлов называется алюмотермией.

Получение алюминия

Сырьем для промышленного получения алюминия являются его руды — бокситы, из которых сначала выделяют оксид алюминия. Восстановить алюминий из этого оксида можно только с помощью электролиза, пропуская через расплав Al_2O_3 электрический ток. Поскольку этот оксид плавится только при 2070°C , проводить процесс при такой высокой температуре технически очень сложно и экономически невыгодно. Для упрощения технологии и снижения энергозатрат оксид Al_2O_3 не расплавляют, а растворяют в расплаве криолита Na_3AlF_6 , который плавится при гораздо более низкой температуре. При пропускании через приготовленный раствор электрического тока на катоде выделяется алюминий, а на аноде — кислород:



В условиях процесса (около 1000°C) образующийся алюминий находится в расплавленном состоянии и его периодически выливают из электролизной ванны (рис. 141).

Рис. 141. Разливка жидкого алюминия



В 1952 г. в Китае была обнаружена гробница полководца Чжоу-Чжу, умершего в начале III в. В ней сохранился кожаный пояс с фрагментами, изготовленными из неизвестного металла. Чтобы выяснить, какой же это металл, его образцы были подвергнуты спектральному анализу. Оказалось, что они были изготовлены из сплава, содержащего 85 % алюминия. Этот результат был настолько неожиданным, что анализ пришлось многократно повторить. Однако все эксперименты неопровержимо свидетельствовали о наличии в сплаве алюминия. Но каким же образом его удалось получить в III в., т. е. почти за полторы тысячи лет до открытия электролиза? Остается предположить, что в те далекие времена существовал какой-то другой способ получения алюминия, к сожалению, затерявшийся в веках.

Применение алюминия и его сплавов

Благодаря своим ценным свойствам — легкости, коррозионной стойкости, пластичности алюминий и его сплавы находят широкое практическое применение как конструкционные материалы в авиационной и авиакосмической промышленности, в машино- и приборостроении, в промышленном и гражданском строительстве.

Из-за отсутствия токсичности алюминий и сплавы на его основе применяют также в производстве пищевых емкостей (бидоны, фляги), столовой и кухонной посуды (кастрюли, сковороды), упаковочных материалов (фольга, алюминиевые банки).

Благодаря своей электро- и теплопроводности алюминий используется в электротехнической промышленности для производства проводов. Как металл с высокой отражательной способностью алюминий заменяет дорогостоящее серебро при изготовлении зеркал.

Ярко выраженные восстановительные свойства алюминия являются основой его применения для получения других металлов из их соединений, в производстве стали, в качестве компонентов ракетного топлива.

Алюминий — р-элемент IIIA-группы, относящийся к металлам.

В соединениях алюминий проявляет степень окисления, равную +3.

Простое вещество алюминий — легкий, пластичный металл с высокой электро- и теплопроводностью.

Алюминий — сильный восстановитель, металл с высокой химической активностью. Он реагирует с простыми веществами, водой, кислотами, щелочами, с оксидами других металлов.

Алюминий и его сплавы находят широкое практическое применение.

Вопросы и задания

1. Какое место по распространенности в земной коре занимает алюминий? Почему его называют: а) «крылатым металлом»; б) «серебром из глины»?
2. Охарактеризуйте строение атома алюминия. К какому электронному семейству химических элементов он относится?
3. Рассчитайте число атомов в кубике алюминия с длиной ребра, равной 15 мм.
4. Охарактеризуйте физические свойства простого вещества алюминия.
5. Охарактеризуйте химическую активность алюминия. Какое влияние на нее оказывает оксидная пленка на поверхности металла? Как можно ослабить это ее влияние на реакционную способность алюминия?
6. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



7. В результате растворения алюминия в растворе гидроксида калия выделился водород объемом 5600 см³ (н. у.). Рассчитайте массу прореагировавшего алюминия.
8. Смесь алюминия и его оксида общей массой 21 г растворили в разбавленной серной кислоте, в результате чего выделился газ объемом 13,44 дм³ (н. у.). Рассчитайте массу соли, которая содержится в образовавшемся растворе.

Готовимся к олимпиадам

1. Образец сплава алюминия с магнием разделили на две равные части. Первую из них сожгли в кислороде (избыток), а вторую ввели в реакцию с иодом (избыток). Масса образовавшейся смеси иодидов оказалась в 7,5 раза больше массы полученной смеси оксидов. Рассчитайте массовую долю алюминия в исходном сплаве.

Тема для проектной деятельности

1. Алюминий — «крылатый» металл.

**Домашний эксперимент**

Многие реакции с участием алюминия сопровождаются выделением большого количества теплоты. Одну из таких реакций можно использовать в качестве источника теплоты в самодельной одноразовой «химической грелке». Для ее изготовления вам понадобятся алюминиевая проволока, медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, поваренная соль NaCl , вода и поллитровая стеклянная банка. Алюминиевую проволоку длиной 30–40 см сложите в пучок и поместите его в банку. Сверху насыпьте три столовые ложки медного купороса и столько же поваренной соли. К приготовленной смеси добавьте полстакана воды и содержимое банки перемешайте

круговыми движениями. Примерно через три минуты температура внешних стенок банки поднимется до 50–60 градусов.

Попытайтесь объяснить, какие химические реакции протекают в смеси перечисленных выше веществ и предложите вариант практического использования такой «грелки».

§ 50. Оксид и гидроксид алюминия. Соли алюминия

К важнейшим соединениям алюминия относятся его оксид, гидроксид и некоторые соли. Познакомимся с этими соединениями поближе.

Физические свойства оксида алюминия

Оксид алюминия Al_2O_3 — твердое вещество с атомной кристаллической решеткой. Он представляет собой белый, тугоплавкий порошок (рис. 142). В природе встречается в виде минерала корунда — бесцветных прозрачных кристаллов (рис. 143).

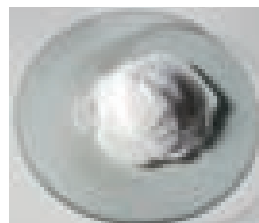


Рис. 142. Порошок оксида алюминия



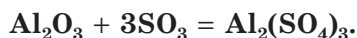
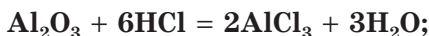
Рис. 143. Кристалл оксида алюминия

Природный корунд, содержащий мизерные примеси ионов хрома, окрашен в красный цвет и известен как драгоценный камень рубин. При наличии примесей ионов железа и титана корунд принимает синюю окраску и является драгоценным камнем сапфиром.

Химические свойства оксида алюминия

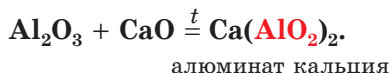
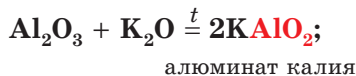
Оксид алюминия относится к амфотерным оксидам, т. е. проявляет двойственность химических свойств. В одних реакциях он ведет себя как основной, а в других — как кислотный оксид.

Основные свойства Al_2O_3 проявляет в реакциях с кислотами и с кислотными оксидами, в результате которых образуются соответствующие соли, например:

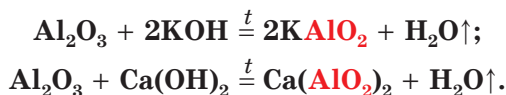


Кислотные свойства Al_2O_3 проявляет в реакциях с основными оксидами и основаниями (щелочами).

С основными оксидами (K_2O , CaO) Al_2O_3 реагирует при нагревании с образованием солей несуществующей кислоты « HAlO_2 », называемых алюминатами. В них содержатся алюминат-анионы (AlO_2)⁻:



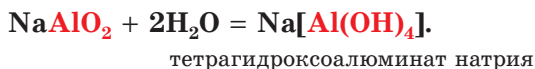
Эти же соли образуются при нагревании смесей оксида алюминия с безводными щелочами. В этом случае еще одним продуктом реакций является вода, например:



Если вместо безводных щелочей используются их водные растворы, то в результате реакций образуются соли другого состава — с анионами $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, например $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$. Они относятся к комплексным солям.

Такие соединения называются тетрагидроксоалюминатами.

Их образование можно условно представить как результат протекания двух реакций. В ходе первой из них оксид алюминия реагирует со щелочью и превращается в уже знакомый нам алюминат NaAlO_2 , который сразу же присоединяет воду, содержащуюся в растворе. При этом каждая частица NaAlO_2 присоединяет 2 молекулы воды:



Если формулу воды записать как HOH , то схематически этот процесс можно представить так (рис. 144):

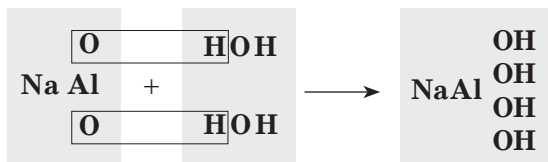


Рис. 144. Схема образования тетрагидроксоалюмината натрия

Хотя оксид алюминия, как и другие амфотерные оксиды, с водой не реагирует, ему соответствует основание $\text{Al}(\text{OH})_3$, являющееся амфотерным гидроксидом.

Физические свойства гидроксида алюминия

Гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ — порошок белого цвета (рис. 145), нерастворимый в воде.

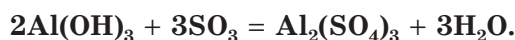
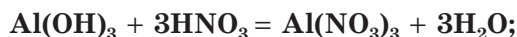


Рис. 145. Порошок гидроксида алюминия

Химические свойства гидроксида алюминия

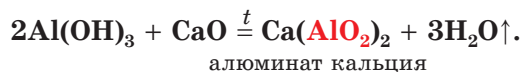
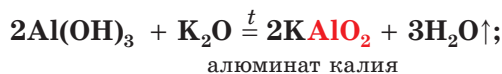
Гидроксид алюминия, так же как и его оксид, относится к амфотерным соединениям. В химических реакциях он проявляет как основные, так и кислотные свойства. Отметим сразу, что алюминийсодержащие продукты этих реакций такие же, как в процессах с участием оксида алюминия.

Основные свойства $\text{Al}(\text{OH})_3$ проявляет в реакциях с кислотами и с кислотными оксидами, в результате которых образуются соответствующие соли, например:

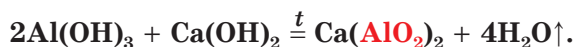
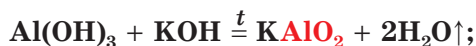


Кислотные свойства $\text{Al}(\text{OH})_3$ проявляет в реакциях с основными оксидами и основаниями (щелочами).

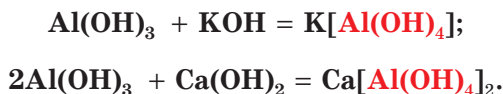
С основными оксидами $\text{Al}(\text{OH})_3$ реагирует при нагревании с образованием алюминатов, содержащих анионы $(\text{AlO}_2)^-$, и воды, например:



Эти же соли образуются при нагревании смесей гидроксида алюминия с безводными щелочами. При этом, как и в случае с оксидом алюминия, вторым продуктом является вода. Примеры реакций:



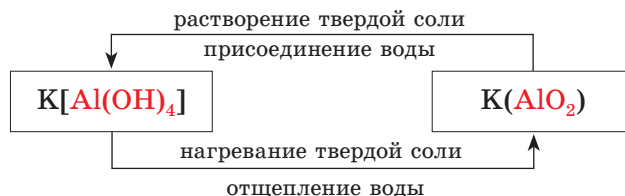
Если вместо безводных щелочей используются их водные растворы, то, как и в случае с оксидом алюминия, в результате реакций образуются комплексные соли с анионами $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, например:



Теперь, после знакомства с условиями образования и составом алюминатов и комплексных солей, обратим ваше внимание на взаимопревращаемость этих соединений. Оказывается, что твердые комплексные соли, содержащие анионы $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, при нагревании легко отщепляют воду и превращаются в алюминаты с анионами $(\text{AlO}_2)^-$, например:



При растворении полученных алюминатов в воде снова образуются комплексные соли. Схематически эти взаимопревращения можно изобразить следующим образом:



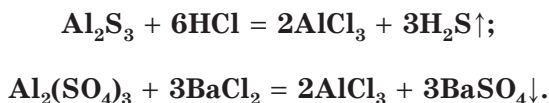
Будучи нерастворимым основанием, гидроксид алюминия при нагревании отщепляет воду и необратимо превращается в оксид алюминия:



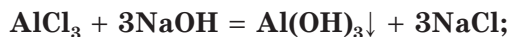
Соли алюминия

К важнейшим солям алюминия относятся его сульфат $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, хлорид AlCl_3 и нитрат $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

Соли алюминия проявляют общие свойства солей. Они вступают в реакции обмена с кислотами и солями других металлов, например:



В результате взаимодействия солей алюминия в водных растворах со щелочами образуются либо гидроксид алюминия, либо комплексные соли (при избытке щёлочи). Примеры реакций:



Применение соединений алюминия

Из всех соединений алюминия наиболее широко используется его оксид. Природный минерал корунд, представляющий собой чистый кристаллический оксид алюминия, из-за высокой твердости используется для производства особо прочного корундового стекла для часов и в качестве абразивного материала. Окрашенные природные монокристаллы оксида алюминия — рубин и сапфир — являются драгоценными камнями и используются для изготовления ювелирных украшений. Кристаллический Al_2O_3 , полученный искусственно, применяют в производстве алюминия и керамики, устойчивой к действию очень высоких температур, в лазерной технике, для изготовления солнечных батарей и опорных камней для механических часов. Аморфный оксид алюминия используется как изолятор в производстве электротехнической керамики, адсорбент для очистки газов и жидкостей, катализатор в химической и нефтехимической промышленности.

Гидроксид алюминия используется в водоочистке, как экологичный антипирен (гаситель пламени) для полимеров, силиконов, каучуков, лакокрасочных материалов. В медицине он применяется как обволакивающее средство и антацид длительного действия для лечения болезней желудочно-кишечного тракта. Это, например, отечественные препараты «Альмокс А» производства ООО «Фармтехнология» (г. Минск) и «Алюгель», выпускаемый СП ООО «Фармлэнд» (г. Несвиж). Гидроксид алюминия входит в состав различных вакцин для усиления ответной иммунной реакции организма, является компонентом зубных паст.

Сульфат алюминия используется как коагулянт для осветления воды и ее очистки от различных примесей. Он применяется также в бумажной, текстильной и кожевенной отраслях промышленности. Хлорид алюминия находит применение как катализатор в химической и нефтехимической промышленности. Нитрат алюминия используется в производстве керамических и стеклянных изделий, а также в качестве консерванта для древесины и антисептика.

Амфотерный оксид алюминия свои основные свойства проявляет в реакциях с кислотами и кислотными оксидами. Он ведет себя как кислотный оксид в реакциях с основными оксидами и щелочами.

Амфотерный гидроксид проявляет свойства оснований и кислот. Как основание он реагирует с кислотами и кислотными оксидами, а как кислота — со щелочами и основными оксидами.

Оксид, гидроксид и соли алюминия находят широкое практическое применение. Алюминий и его сплавы также находят широкое практическое применение.

Вопросы и задания

1. Какой химический состав у минерала корунда? Чему равна массовая доля алюминия в нем?
2. Чем по химическому составу рубин и сапфир отличаются от корунда?
3. В чем заключается амфотерность оксида алюминия? Составьте уравнения его реакций с оксидом лития; с оксидом фосфора(V); с азотной кислотой; с расплавленным гидроксидом цезия; с водным раствором гидроксида рубидия.
4. Какие свойства гидроксида алюминия свидетельствуют о его амфотерности? Составьте уравнения реакций этого вещества с оксидом бария; с оксидом азота(V); с серной кислотой; с твердым гидроксидом стронция; с водным раствором гидроксида лития.
5. Охарактеризуйте практическое применение оксида алюминия. Благодаря каким свойствам кристаллический Al_2O_3 используется как абразивный материал?
6. Составьте уравнения химических реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



7. Смесь оксида и гидроксида алюминия общей массой 41,4 г нагрели до окончания реакции и получили твердый остаток массой 30,6 г. Рассчитайте массовую долю гидроксида в исходной смеси веществ.
8. Неизвестный кристаллогидрат бромиды алюминия массой 37,5 г растворили в воде объемом 112,5 см³. В образовавшемся растворе массовая доля соли оказалась равной 17,8 %. Определите химическую формулу кристаллогидрата.

Готовимся к олимпиадам

1. В результате охлаждения раствора, содержавшего сульфат алюминия и сульфат одного из щелочных металлов Me, выпал осадок кристаллогидрата $\text{Me}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$. Порцию этого вещества массой 4,74 г растворили

в воде и к образовавшемуся раствору добавили раствор хлорида бария (избыток). В результате реакции выделился осадок массой 4,66 г. Определите формулу сульфата Me_2SO_4 , находившегося в исходном растворе.



Домашний эксперимент

На следующем уроке мы познакомимся с одним из видов коррозии железа — ржавлением. Для того чтобы узнать, как на этот процесс влияют условия внешней среды, проведите небольшой эксперимент. Три одинаковых небольших железных гвоздя тщательно очистите губкой с мощным средством, хорошо ополосните водой и вытрите досуха. Возьмите три чистых пластиковых стаканчика и в каждый из них поместите подготовленный ранее гвоздь. Первый стаканчик оставьте для сравнения, во второй до половины его высоты налейте холодную воду, а в третий — раствор поваренной соли (щепотка на полчашки воды). Все три стаканчика накройте листками бумаги и оставьте в покое. Через 2–3 дня проверьте, какие изменения произошли с гвоздями. На уроке расскажите о результатах исследования, продемонстрируйте их.

§ 51. Железо, его физические и химические свойства. Понятие о коррозии железа

Из всех известных металлов железо является для нас самым привычным. Этот металл, как никакой другой, находит применение практически во всех сферах производственной деятельности, в повседневной жизни, в быту.

В жизни каждого из нас железо играет еще одну ключевую роль. Атомы этого металла входят в состав самого важного вещества нашей крови — гемоглобина, и их недостаток в организме часто не совместим с жизнью.

Учитывая такую важную роль железа в жизни, каждому человеку необходимо пополнять запас знаний об этом металле. Поэтому предлагаем вам познакомиться с железом и его соединениями поближе.

Общая характеристика элемента

Железо **Fe** — химический элемент с атомным номером 26, расположен в VIIIВ-группе, в 4-м периоде периодической системы. Его относительная атомная масса равна примерно 56.

В ядре атома **Fe** содержится 26 протонов, а в электронной оболочке — 26 электронов. Для железа в соединениях характерны степени окисления +2 и +3.

Нахождение железа в природе

По распространенности в земной коре железо занимает четвертое место среди всех элементов (после **O**, **Si**, **Al**) и второе место среди металлов (после **Al**). Его массовая доля в земной коре составляет 4,7 %.

Распространенными минералами железа являются красный железняк Fe_2O_3 , бурый железняк $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, магнитный железняк Fe_3O_4 , пирит FeS_2 . Они входят в состав различных горных пород. Если в этих породах массовая доля железа превышает 16 %, они используются в качестве руды для получения железа.



В средние века на территории Беларуси в качестве железной руды использовался бурый железняк. Он входит в состав конкреций — твердых отложений в виде гроздей, клубней или лепешек, густо усеивающих дно болот и озер. Наши предки находили эти залежи по бурому цвету травы и выплавляли из них железо в печах-домницах.

В настоящее время в Республике Беларусь открыто два месторождения магнетитовых железных руд — Околовское (Столбцовский район Минской области) и Новоселковское (Кореличский район Гродненской области). В первом из них запасы магнетита составляют около 166,8 млн тонн, а во втором — примерно 133,6 млн тонн. Указанные месторождения рассматриваются в качестве возможной сырьевой базы для металлургической промышленности нашей страны.

Физические свойства

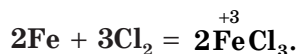
Простое вещество железо представляет собой блестящий серебристо-белый металл, который хорошо проводит электрический ток и теплоту. Плотность железа равна $7,87 \text{ г/см}^3$, а температура плавления составляет 1535°C . Железо — относительно мягкий и достаточно пластичный металл. При повышенных температурах и механическом воздействии поддается прокату, штамповке, ковке, вытяжке. Железо притягивается к магниту.

Химические свойства

Железо — металл с умеренной химической активностью. Для начала многих реакций с его участием требуется нагревание. Проявляя восстановительные свойства, железо окисляется простыми веществами — галогенами, кислородом, серой, реагирует с водой, кислотами и солями других металлов. Рассмотрим эти реакции подробнее.

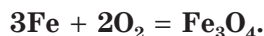
Если в колбу с хлором внести предварительно нагретую железную проволоку, она постепенно раскаляется, и колба наполняется тяжелым бу-

рым дымом (рис. 146). Он состоит из мельчайших кристалликов продукта реакции — хлорида железа(III):

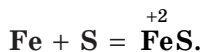


При охлаждении колбы этот дым оседает, образуя на ее внутренних стенках налет блестящих желто-коричневых кристаллов соли.

Для начала реакции железа с кислородом также требуется предварительное нагревание. Для проведения реакции пучок стальной ваты нагреем в пламени спиртовки и быстро внесем в колбу с кислородом (рис. 147). Металл мгновенно воспламенится и быстро сгорит ярким искрящимся пламенем. Колба наполнится коричнево-бурым дымом, который состоит из мельчайших частичек продукта реакции — оксида Fe_3O_4 , называемого железной окалиной:



Достаточно энергично железо реагирует и с серой. Смешаем порошки железа и серы и приготовленную смесь нагреем в пламени спиртовки до начала реакции. Из-за выделения большого количества теплоты смесь в пробирке раскаляется докрасна (рис. 148). После остывания пробирки в ней содержится твердое вещество черного цвета. Это продукт реакции — сульфид железа(II):



Теперь рассмотрим реакции железа с некоторыми сложными веществами.

Поскольку в ряду активности железо расположено левее водорода H_2 , оно вытесняет этот газ из разбавленных растворов кислот (кроме HNO_3). Например, железо при комнатной температуре достаточно активно растворяется в соляной и в разбавленной серной кислотах. В образующихся солях степень окисления атомов Fe равна +2:

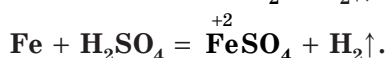
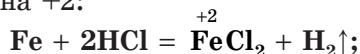


Рис. 146. Горение железа в хлоре

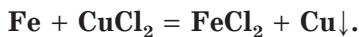


Рис. 147. Горение железа в кислороде



Рис. 148. Реакция железа с серой

Железо вытесняет менее активные металлы из водных растворов их солей. По сравнению с железом менее активными являются металлы, расположенные в ряду активности правее Fe. К ним относятся, например, Cu, Ag, Hg и др. Для проведения реакции опустим железный гвоздь в раствор хлорида меди(II). Через некоторое время поверхность гвоздя становится красновато-коричневой из-за оседания выделившейся меди:



Понятие о коррозии железа

Под действием кислорода и воды, а также других веществ, содержащихся в окружающей среде, изделия из железа и его сплавов постепенно разрушаются или, как говорят, подвергаются коррозии (от лат. *corrosio* — разъедание).

Коррозия — это разрушение металлов и сплавов под действием веществ из окружающей среды.

В основе коррозии лежат окислительно-восстановительные реакции, в которых металлы играют роль восстановителей, а компоненты окружающей среды (кислород, вода и др.) — роль окислителей. В результате этих реакций металлы превращаются в различные сложные вещества — оксиды, гидроксиды, соли. Например, изготовленные из железа колосники, арматура печей при высоких температурах постепенно разрушаются из-за окисления:



Образующаяся на их поверхности рыхлая пленка железной окалины Fe_3O_4 отшелушивается, не защищая металл от дальнейшего окисления.

Если железные изделия длительное время контактируют с влажным воздухом (или с водой в присутствии воздуха), они постепенно разрушаются, покрываясь бурой ржавчиной (рис. 149). Ее состав можно условно выразить формулой $\text{Fe}(\text{OH})_3$:



Рис. 149. Ржавчина

Ржавчина, так же как и железная окалина, не защищает металл от дальнейшего окисления. Этот вид коррозии железа, называемый ржавлением, хорошо знаком нам из повседневной жизни. Автомобили и сельскохозяйственная техника, литые из чугуна и стальная проволока, железные замки

и гвозди, топоры, молотки и другие предметы быта от воздействия влаги и воздуха ржавеют и приходят в негодность.

Изделия из железа разрушаются также под воздействием кислотных дождей.

Скорость коррозии железа, как и других металлов, зависит прежде всего от температуры и влажности воздуха. Чем выше их значения, тем быстрее корродирует металл. На скорость коррозии влияет также наличие в металле примесей. Чем меньше их содержание, тем медленнее корродирует металл.



В Индии возле города Дели находится знаменитая Кутубская колонна высотой 7,3 м и массой 6,5 т, изготовленная из железа. Несмотря на то, что колонне почти 1700 лет, она сохранилась в хорошем состоянии, на ней почти нет ржавчины. Согласно одной из гипотез, долговечность и коррозионная устойчивость колонны объясняются низкой влажностью воздуха и очень малым количеством различных примесей в железе.



В водной среде коррозия железа усиливается при его соприкосновении с менее активными (**Pb, Cu**) и замедляется при контакте с более активными металлами (**Mg, Zn**).

Для защиты от коррозии изделий из железа, как и из других металлов, применяют следующие методы:

- нанесение на поверхность металлов лаков и красок;
- обработка поверхности металлов специальными реагентами;
- прикрепление к железным изделиям пластин из более активных металлов;
- сплавление с небольшими количествами других металлов, замедляющих коррозию.

В соединениях железо проявляет степени окисления +2 и +3.

Железо — металл с умеренной химической активностью.

Во влажном воздухе железо подвергается ржавлению.

При нагревании железо реагирует с простыми веществами — галогенами, кислородом, серой.

Железо вступает в реакции с водой, кислотами и солями.

Коррозия — это разрушение металлов и их сплавов под действием окружающей среды.

Вопросы и задания

1. Охарактеризуйте распространенность железа в природе. Перечислите его важнейшие природные соединения.
2. Какие крупные месторождения железа имеются в нашей стране? Где они находятся? Какой минерал железа является главным компонентом белорусских руд?
3. Охарактеризуйте химические свойства железа. С какими простыми веществами и при каких условиях оно реагирует?
4. В результате растворения железа в соляной кислоте образовалась соль массой 50,8 г. Рассчитайте массу прореагировавшего железа и объем водорода, выделившегося в результате реакции.
5. Что представляет собой коррозия металлов? Какие вещества окружающей среды принимают участие в коррозии?
6. Охарактеризуйте важнейшие способы защиты металлов от коррозии.
7. При контакте железа с каким из металлов — серебром или магнием — железо корродирует медленнее? Приведите примеры других металлов, в контакте с которыми коррозия железа будет замедляться.
8. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:

**Готовимся к олимпиадам**

1. В сложном веществе, состоящем из атомов калия, железа и кислорода, массовые доли К и Fe равны соответственно 39,39 % и 28,28 %. Определите степень окисления атомов железа в этом веществе. Является ли оно химически устойчивым? Какие свойства — восстановительные или окислительные — наиболее характерны для этого вещества?

Темы для проектной деятельности

1. Природные ингибиторы коррозии железа.
2. Влияние различных факторов на скорость коррозии железа.

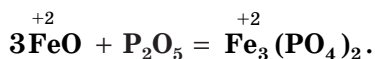
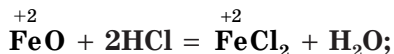
§ 52. Важнейшие соединения железа: оксиды, гидроксиды, соли. Качественные реакции на ионы железа

К важнейшим соединениям железа относятся его оксиды, гидроксиды и соли. Познакомимся с этими веществами поближе.

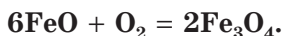
Оксиды железа

Состав оксидов железа выражается формулами FeO , Fe_2O_3 и Fe_3O_4 .

Оксид железа(II) FeO — твердое кристаллическое вещество черного цвета (рис. 150). В химических реакциях он проявляет свойства основного оксида и сильного восстановителя. Как основной оксид FeO реагирует с кислотами и кислотными оксидами с образованием солей железа(II), например:



Как сильный восстановитель FeO взаимодействует с окислителями, например с кислородом:



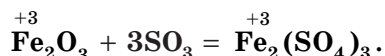
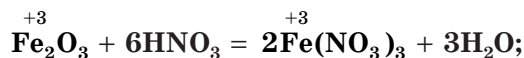
Порошок свежеполученного мелкоизмельченного FeO при контакте с кислородом или воздухом самовоспламеняется.

С водой оксид железа(II) не реагирует.

Оксид железа(II) применяется для изготовления керамических изделий и минеральных красок.

Оксид железа(III) Fe_2O_3 — твердое кристаллическое вещество коричнево-красного цвета (рис. 151).

Он реагирует с кислотами и кислотными оксидами с образованием солей железа(III), например:



С водой Fe_2O_3 не взаимодействует.

В промышленности оксид железа(III) в огромных количествах получают переработкой железосодержащих руд. Например, его можно получить обезвоживанием бурого железняка или обжигом пирита в кислороде:

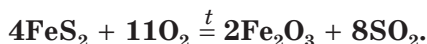
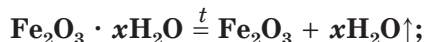


Рис. 150. Оксид железа(II)

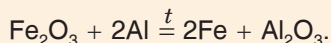


Рис. 151. Оксид железа(III)

Оксид железа(III) используется для выплавки чугуна, для изготовления керамики и стекла, магнитных материалов, красок. Он применяется как полирующее средство для стали и стекла, входит в состав различных катализаторов и зарегистрирован как пищевая добавка E172.

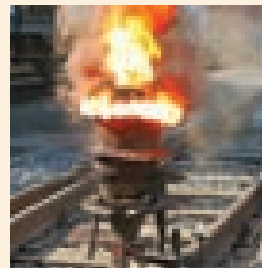


Важное практическое применение находит реакция оксида железа(III) с алюминием:



Она начинается при поджигании смеси Fe_2O_3 с Al (так называемой термитной смеси) и сопровождается выделением огромного количества теплоты. Внутри реакционной смеси температура настолько высока, что железо образуется в расплавленном виде.

Эту реакцию, используемую для сварки стальных рельсов, проводят в специальном аппарате, из которого расплавленное железо вытекает прямо в место стыка рельсов и сваривает их. После остывания место сварки выравнивается и шлифуется.



Оксид железа(II, III) Fe_3O_4 — твердое вещество черного цвета, нерастворимое в воде. В природе встречается в виде минерала магнетита (рис. 152), который обладает магнитными свойствами.

Нетрудно заметить, что формулу оксида Fe_3O_4 можно вывести, мысленно сложив формулы оксидов FeO и Fe_2O_3 . Исходя из этого, оксид Fe_3O_4 можно условно считать соединением указанных оксидов и записывать его

формулу как $\overset{+2}{\text{FeO}} \cdot \overset{+3}{\text{Fe}_2\text{O}_3}$. Соответственно, можно утверждать, что в оксиде Fe_3O_4 из каждых трех атомов железа один находится в степени окисления +2, а два других — в степени окисления, равной +3. Это отражается в названии вещества: Fe_3O_4 — оксид железа(II, III).



Оксид Fe_3O_4 реагирует с кислотами, одновременно образуя соли железа(II) и железа(III), например:

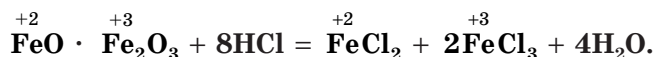
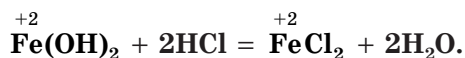


Рис. 152. Магнетит

Гидроксиды железа

Оксиду железа(II) соответствует гидроксид железа(II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$, а оксиду железа(III) — гидроксид железа(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Гидроксид железа(II) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ в чистом виде представляет собой порошкообразное вещество белого цвета, нерастворимое в воде (рис. 153). Являясь основанием, он реагирует с кислотами и кислотными оксидами с образованием солей железа(II), например:

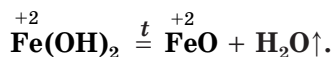


Как сильный восстановитель $\text{Fe}(\text{OH})_2$ при комнатной температуре взаимодействует с влажным кислородом, окисляясь до бурого $\text{Fe}(\text{OH})_3$:



Ярко выраженная склонность гидроксида железа(II) к окислению объясняет следующий факт. Если к раствору соли железа(II) добавить раствор щёлочи, то в результате реакции обмена сразу же выделяется осадок $\text{Fe}(\text{OH})_2$, цвет которого отличается от белого. Дело в том, что выпавший гидроксид железа(II) окисляется растворенным в воде кислородом так быстро, что мы просто не успеваем увидеть его белую окраску, которая сразу же изменяется на серозеленую и быстро переходит в бурую (рис. 154).

Как нерастворимое в воде основание $\text{Fe}(\text{OH})_2$ при нагревании разлагается на соответствующий основной оксид и воду:



Гидроксид железа(III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — твердое вещество красновато-коричневого

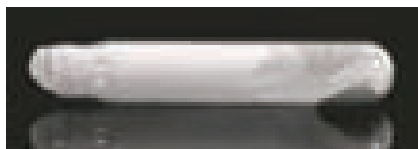


Рис. 153. Гидроксид железа(II) в ампуле с инертным газом аргоном

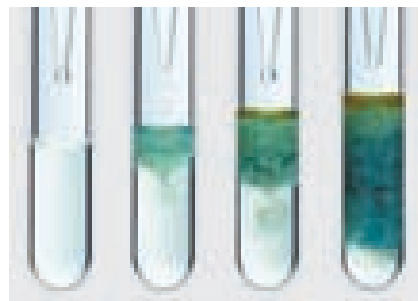


Рис. 154. Образование осадка гидроксида железа(II) и его окисление



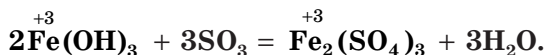
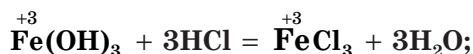
Рис. 155. Гидроксид железа(III)



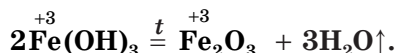
Рис. 156. Лимонит

цвета, нерастворимое в воде (рис. 155). Встречается в природе в виде минерала лимонита (рис. 156).

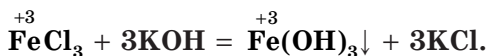
Гидроксид $\text{Fe}(\text{OH})_3$ реагирует с кислотами и кислотными оксидами с образованием солей железа(III), например:



Как нерастворимое в воде основание $\text{Fe}(\text{OH})_3$ при нагревании разлагается на соответствующий оксид и воду:



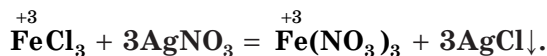
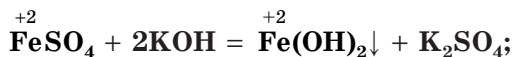
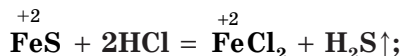
В лабораторных условиях гидроксид железа(III) получают взаимодействием растворимых солей железа со щелочами:



Соли железа

К важнейшим солям железа относятся сульфат железа(II) и хлорид железа(III). Они образуют кристаллогидраты $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Первый из них окрашен в бледно-зеленый, а второй — в желто-коричневый цвет.

Соли железа проявляют все общие свойства солей. Они вступают в реакции обмена с кислотами, щелочами и с другими солями, например:



Кристаллогидрат $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (железный купорос) используется в текстильной промышленности на стадии окраски волокон и тканей.

Он находит применение в сельском хозяйстве в качестве средства для борьбы с болезнями растений и как микроудобрение для них, в фармакологии как исходное сырье для изготовления лекарственных препаратов. Его используют также для обработки различных поверхностей (стен, полов) с целью предотвращения роста на них плесневых грибов, мхов и лишайников.

Кристаллогидрат $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ применяется в электротехнике при изготовлении печатных плат и в текстильной промышленности при крашении тканей. Его используют также в качестве коагулянта для очистки воды и как катализатор в химической промышленности.

Качественные реакции на ионы железа

Вы уже знаете, что осадки гидроксидов железа, образующихся в результате смешивания растворов солей железа с растворами щелочей, различаются по цвету. Осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$ изначально бурый, в то время как осадок $\text{Fe}(\text{OH})_2$ вначале имеет серо-зеленую окраску, которая через некоторое время изменяется на бурую. Это различие в цвете осадков в момент их образования и особенность постепенного изменения окраски $\text{Fe}(\text{OH})_2$ используются в качественном анализе для распознавания ионов железа:

- 1) если при добавлении раствора щёлочи к исследуемому раствору соли выпал бурый осадок, в этом растворе содержались ионы Fe^{3+} ;
- 2) если при добавлении раствора щёлочи к исследуемому раствору выпал осадок серо-зеленой окраски, которая быстро изменилась на бурую, в этом растворе содержались ионы Fe^{2+} .

Лабораторный опыт 6

Получение и окисление гидроксида железа(II)

В две пробирки налейте растворы солей железа: в первую — свежеприготовленный раствор сульфата железа(II), а во вторую — раствор хлорида железа(III) объемом по 1–2 см³.

В обе пробирки добавьте по 2–3 капли разбавленного раствора гидроксида натрия. Отметьте окраску первоначально выпавших осадков в обеих пробирках.

Составьте уравнения химических реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Сделайте вывод о том, при помощи каких реакций вы смогли обнаружить и различить ионы железа(II) и железа(III) в растворе.

Тщательно перемешайте реакционную смесь в пробирке, содержащей гидроксид железа(II), так, чтобы осадок соприкасался с воздухом. Отметьте изменение окраски этого осадка с течением времени.

Составьте уравнение химической реакции в молекулярном виде с учетом того, что цвет осадка $\text{Fe}(\text{OH})_2$ изменяется под действием кислорода из воздуха.

Укажите окислитель и восстановитель.

Важнейшими соединениями железа являются его оксиды, гидроксиды и соли.

Оксид железа(II) и гидроксид железа(II) реагируют с кислотами и кислотными оксидами с образованием солей. Оксид железа(II) не реагирует с водой.

Оксид железа(II) и гидроксид железа(II) — сильные восстановители.

Оксид железа(III) и гидроксид железа(III) реагируют с кислотами и кислотными оксидами. Оксид железа(III) не реагирует с водой.

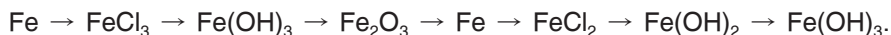
Катионы Fe^{2+} и Fe^{3+} можно обнаружить и различить с помощью растворов щелочей.

Соединения железа находят широкое практическое применение.

Вопросы и задания

1. В каком из трех оксидов железа его массовая доля наибольшая? Ответ подтвердите расчетами.
2. Охарактеризуйте химические свойства оксида железа(II). Составьте уравнения его реакций: а) с разбавленной серной кислотой; б) с оксидом фосфора(V); в) с алюминием. Назовите продукты реакций.
3. Составьте уравнения реакций, с помощью которых хлорид железа(II) можно превратить в оксид железа(II).
4. Образец одного из гидроксидов железа нагрели до прекращения реакции. Масса полученного твердого остатка оказалась в 1,25 раза меньше массы исходного гидроксида. Определите его химическую формулу.
5. Составьте уравнения реакций оксида железа(III) с веществами: а) водородом; б) серной кислотой; в) карбонатом бария. Назовите продукты реакций.
6. Образец магнетита растворили в соляной кислоте. Общая масса образовавшихся солей оказалась равной 113 г. Рассчитайте массу исходного магнетита.
7. Рассчитайте массу термитной смеси, необходимой для получения железа химическим количеством 18 моль.

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



Готовимся к олимпиадам

1. На первой стадии производства лекарственного препарата «Тардиферон» железный купорос подвергают частичному обезвоживанию и получают кристаллогидрат $\text{FeSO}_4 \cdot 1,5\text{H}_2\text{O}$. Масса этого вещества в одной таблетке препарата составляет 256,3 мг. Рассчитайте массу железного купороса, который нужно частично обезвожить для изготовления 10 000 таблеток Тардиферона.



Домашний эксперимент

В состав спичечных головок входит гематит Fe_2O_3 , который при нагревании приобретает способность намагничиваться. Проверьте это экспериментально. Поднесите незажженную спичку к магниту — притягивается ли к нему головка спички? Зажгите спичку, потушите ее и поднесите огарок головки к магниту. Что вы наблюдаете? Какие еще соединения железа обладают магнитными свойствами? Где они могут применяться?

Практическая работа 4

Решение экспериментальных задач по теме «Металлы»

Цель работы: обобщить и закрепить знания о химических свойствах металлов; научиться экспериментально исследовать свойства металлов и их соединений.

Оборудование и реактивы: штатив для пробирок, пробирки; спиртовка; металлы — цинк, алюминий; пронумерованные пробирки с растворами веществ; растворы индикаторов, гидроксида натрия, карбоната натрия, серной кислоты, нитрата серебра, хлорида алюминия, хлорида (или сульфата) меди(II), хлорида бария; соляная кислота.

Соблюдайте правила безопасного поведения!

Вариант 1

Задача 1. Определите, где — до или после водорода — в ряду активности находится выданный вам металл, проявляющий в своих соединениях валентность, равную II. Если он реагирует с соляной кислотой, составьте соответствующее уравнение реакции, укажите окислитель и восстановитель.

Задача 2. В одной из двух пробирок находится раствор хлорида кальция, а в другой — раствор сульфата железа(II). Опытным путем распознайте эти вещества. Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионных формах.

Задача 3. Осуществите экспериментально следующие химические превращения:

хлорид алюминия \rightarrow гидроксид алюминия \rightarrow сульфат алюминия.

Составьте уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионных формах.

Вариант 2

Задача 1. Определите, где — до или после водорода — в ряду активности находится выданный вам металл, проявляющий в своих соединениях валентность, равную III. Если он реагирует с соляной кислотой, составьте соответствующее уравнение реакции, укажите окислитель и восстановитель.

Задача 2. В одной из двух пробирок находится раствор хлорида бария, а в другой — раствор хлорида железа(III). Опытным путем распознайте эти вещества. Составьте уравнения соответствующих химических реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионных формах.

Задача 3. Осуществите экспериментально следующие химические превращения:

хлорид меди(II) \rightarrow гидроксид меди(II) \rightarrow сульфат меди(II).

Составьте уравнения реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионных формах.

§ 53. Получение железа. Применение железа и его сплавов

Способ выплавки железа из железных руд, используемый в настоящее время, известен с глубокой древности. Познакомимся поближе с процессами, лежащими в его основе.

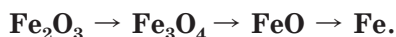
Получение железа в промышленности

Промышленный способ получения железа из руды, называемый доменным процессом, проводят в специальных доменных печах. Такая печь, являющаяся аппаратом непрерывного действия, представляет собой внушительное сооружение высотой до 30 м, а ее внутренний объем

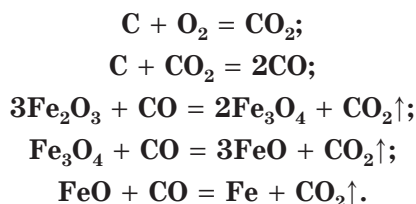


Рис. 157. Доменная печь: внешний вид (1) и схема устройства (2)

достигает 5000 м^3 (рис. 157). В этой печи главный компонент железной руды — оксид железа(III) — последовательно восстанавливается до простого вещества железа в соответствии со схемой:



Сверху в печь подается *шихта* — смесь железной руды и каменно-угольного кокса, основным компонентом которого является углерод. Снизу в печь вдувается горячий воздух, обогащенный кислородом. В результате сгорания кокса в печи развивается высокая температура (более $1500 \text{ }^\circ\text{C}$), обеспечивающая протекание реакций:



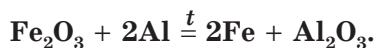
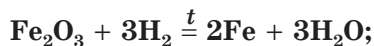
Углерод, входящий в состава кокса, растворяется в расплавленном железе и превращает его в чугун, который опускается вниз и в жидком состоянии вытекает из печи. Чугун — сплав железа с углеродом, в котором массовая доля С составляет от 2,14 % до 6,67 %. Кроме углерода в чугуне содержатся также небольшие количества примесей кремния, серы, фосфора, которые содержались в исходной железной руде.

Чугун — прочный и долговечный сплав, главным недостатком которого является его хрупкость: при ударах он ломается и растрескивается.

Из чугуна нельзя изготавливать изделия, подвергающиеся ударным нагрузкам.

Основная масса производимого чугуна расходуется на производство стали — сплава железа, в котором массовая доля углерода не превышает 2,14 %. Для получения стали из чугуна удаляют избыточное количество углерода С и большую часть примесей Si, P, S. Для этого в специальных печах на поверхность расплавленного чугуна направляют струю кислорода. Он окисляет углерод и примеси до оксидов, которые затем удаляются из печи. При этом окисляется и небольшая часть железа, в результате чего образуется оксид FeO. Он также реагирует с примесями С, Si, P, превращая их в оксиды, а сам восстанавливается до железа.

В лабораторных условиях небольшие количества железа можно получить при восстановлении его оксидов водородом или алюминием:



Применение железа и его сплавов

Чистое железо находит ограниченное промышленное применение для изготовления электромагнитов и сердечников трансформаторов. До 90 % производимого железа используется в виде его различных сплавов. К важнейшим из них относятся чугун, углеродистая сталь и легированные стали.

Чугун, обладающий высокой прочностью, является достаточно хрупким, т. е. может давать трещины и раскалываться при резких и высоких механических нагрузках. Поэтому его используют для изготовления крупных и массивных изделий — станин, валов, корпусов двигателей, толстостенных труб, радиаторов отопления, крышек для канализационных люков, решеток уличного ограждения.

Углеродистая сталь, в которой содержание углерода меньше, чем в чугуне, отличается гибкостью и пластичностью. Обладая также высокой прочностью и твердостью, она является незаменимым материалом для изготовления стальных рельсов и балок, конструкционных материалов, листового металла, труб, стержней и проволоки. В отличие от чугуна сталь поддается сварке.

Для придания сталям определенных свойств в их состав вводят другие металлы, бор и кремний. Такие стали называются легированными (от немецкого *legieren* — сплавлять). Например, сталь, легированная вольфрамом, отличается высокой твердостью, поэтому она применяется

для изготовления режущих инструментов. Легирование стали молибденом приводит к повышению ее прочности и износоустойчивости. Сталь, легированная кобальтом, используется для изготовления постоянных магнитов.

К легированным относятся также различные виды нержавеющей стали. Они отличаются от углеродистой стали и чугуна высокой химической стойкостью — изделия из такой стали во влажном воздухе практически не ржавеют. Для изготовления «нержавейки» в углеродистую сталь вводят добавки других металлов — хрома, никеля, титана, молибдена, вольфрама. Главной и обязательной добавкой является хром, содержание которого должно быть не менее 10,5 %.

Нержавеющая сталь широко используется в машино- и станкостроении, для изготовления деталей самолетов и космической техники, аппаратуры для химической, нефтехимической, целлюлозно-бумажной и фармацевтической промышленности. Она является материалом для изготовления кухонной посуды, столовых приборов, бытовой техники и различных предметов домашнего обихода. Из нержавеющей стали изготавливают хирургические инструменты, изделия для ортопедической стоматологии.



Белорусская промышленная металлургия зародилась во второй половине XVIII в. Первое в стране литейное производство было открыто в 1780 г. Один из крупнейших в то время землевладельцев Иоахим Хрептович организовал его в своей усадьбе Вишнево (нынешний Воложинский район Минской области). Он построил довольно большую домну из огнеупорного кирпича, позволявшую выплавлять металл из болотной руды — бурого железняка, который добывали на болотах. В первые годы своего существования металлургическое производство в Вишнево давало еженедельно около 9,5 тонн железа.

В XIX в. заводы по выплавке железа из болотной руды располагались в Добруше (Гомельская область), в Высоком (Каменецкий район Брестской области), в Горках (Могилевская область), а также на территории Славгородского района Могилевской области (ныне не существующая деревня Старинка).

С 1984 г. и по настоящее время флагманом белорусской черной металлургии является известное далеко за пределами нашей страны предприятие ОАО «БМЗ» — управляющая компания холдинга «БМК» (г. Жлобин). Это уникальное предприятие является национальным достоянием государства и относится к разряду современных заводов европейского уровня. Здесь организован полный цикл производства — от плавления стали в печах до изготовления сложных металлических изделий.

Функционирующие на БМЗ два сталеплавильных цеха способны производить около 3 млн тонн стали в год. Поскольку в Беларуси нет больших запасов железной руды, в качестве сырья для выплавки железа используются местный и привозной металлолом, чугунные и стальные заготовки.

Предприятие выпускает сталеплавильную, прокатную, трубную и метизную продукцию 256 видов. Это, например, бесшовные трубы, арматурный и сортовой прокат, металлокорд, стальная проволока, проволока для автомобильных шин и для рукавов высокого давления, арматурная, сварочная, пружинная, спицевая, гвоздевая проволока и др. Продукция предприятия пользуется большим спросом и поставляется в десятки стран мира.

В пятерку предприятий белорусской металлургической отрасли, осуществляющих выплавку железа и изготовление изделий из него, входят также ОАО «Могилевский металлургический завод» (г. Могилев), ОАО «Минский завод отопительного оборудования» (г. Минск), ОАО «Речицкий метизный завод» (г. Речица) и ОАО «Гомельский литейный завод «Центролит» (г. Гомель).

Крупным предприятием, занимающимся переработкой лома цветных металлов, является ОАО «Белцветмет» (г. Минск). Это предприятие осуществляет заготовку цветного металлолома и отходов цветных металлов на всей территории Беларуси и занимается его переработкой, выпускает сплавы цветных металлов. ОАО «Белцветмет» располагает цехами в Минске, Бресте, Витебске, Гомеле, Гродно и Могилеве.

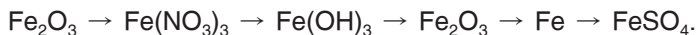
В промышленности железо получают из железной руды, восстанавливая ее в доменных печах углеродом (коксом) и угарным газом.

Важнейшими сплавами железа являются чугун, углеродистая и легированные стали. Они находят широкое практическое применение.

Вопросы и задания

1. Охарактеризуйте химические процессы, протекающие в доменной печи. Напишите уравнения соответствующих реакций.
2. Почему в доменной печи невозможно получить чистое железо? Какие примеси в нем содержатся?
3. Чем сталь отличается от чугуна: а) по содержанию углерода; б) по механическим свойствам?
4. Перечислите важнейшие сплавы железа.

5. Что представляет собой коррозия металлов? Какие вещества окружающей среды принимают участие в коррозии?
6. Охарактеризуйте области практического применения чугуна и углеродистой стали.
7. Где применяются нержавеющие стали?
8. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Готовимся к олимпиадам

1. В смеси магнетита и гематита массовая доля кислорода равна 29 %. В результате восстановления этой смеси водородом (избыток) было получено железо массой 85,5 кг с практическим выходом, равным 90 %. Рассчитайте массу исходной смеси оксидов.

Комплексное задание

Внимательно прочитайте текст и выполните приведенные ниже задания

Железо — один из металлов древности. С железом метеоритного происхождения человек, вероятно, познакомился раньше, чем с другими металлами. Изделия из метеоритного железа найдены в захоронениях, относящихся к IV–V тысячелетию до н. э. Метеоритное железо, в отличие от земного, почти всегда содержит от 5 до 30 % никеля.

С древнейших времен железо получали из руд, залегающих почти повсеместно, — гематита, бурого железняка и его разновидностей, магнетита и некоторых других. Вплоть до конца XIX в. на территории современной Беларуси железо добывали из болотной руды, которая представляет собой разновидность бурого железняка. Он естественным образом отлагается на корнях болотных растений и внешне напоминает рыхлые комки земли бурого цвета. Считается, что соединения железа образуются на корнях болотной растительности благодаря жизнедеятельности особых микроорганизмов.

Болотную руду заготавливали в конце весны и летом, а осенью сушили, обжигая на кострах. Затем в простейших каменных или глиняных печах руду сильно нагревали вперемешку с каменным углем. Мастера, выплавлявшие железо из болотной руды, знали, что выход железа увеличивается при поддуве воздуха в печь. Этот факт используют на практике и современные металлурги, с силой нагнетая воздух в доменные печи с раскаленной шихтой. Дело в том, что кислород, содержащийся в воздухе, окисляет углерод до углекислого газа. Проходя через слой раскаленного угля, он превращается в угарный газ,

который и восстанавливает железо из его оксида. Металл, выплавлявшийся из болотной руды, представлял собой крицу — рыхлую железную массу, которую затем проковывали молотом при температуре 700–800 °С, удаляя посторонние примеси и уплотняя полученный металл.

С развитием металлургии мелкие печи, в которых плавилась бурья железняки на древесном угле, сменились домнами, выплавляющими чугун из разнообразных железных руд на каменноугольном коксе. Особенно большое развитие черная металлургия получила в XX в., когда для изготовления специальных сталей начали широко использовать легирующие добавки.

1. Химическим элементом какой группы и какого периода является железо?

2. Запишите формулы, отражающие химический состав упомянутых в тексте железосодержащих руд.

3. Составьте уравнения реакций, лежащих в основе выплавки железа из руды.

4. Как получают железо в условиях современных технологий? Чем отличаются процессы получения чугуна и стали?

5. Что представляют собой легированные стали?

6. В одном из старинных руководств по выплавке железа из болотной руды, изданном во второй половине XIX в., приводится описание этого процесса. В нем говорится, что из руды массой 30 пудов была выплавлена крица массой 3,5 пуда, из которой после проковки было получено железо массой 3,2 пуда. Зная, что в использованной болотной руде массовые доли бурого железняка и магнетита составляли примерно 12 % и 8 %, рассчитайте общий практический выход железа, получавшегося из болотной руды. Считая, что основными компонентами крицы являлись железо и углерод, определите массовую долю железа в крице.

7. Что представляют собой термитная смесь и термитное железо?

8. Составьте перечень основных свойств метеоритного железа, характеризующих его с точки зрения первобытной металлургии.

9. Придумайте игру для учащихся начальной школы, с помощью которой можно было бы объяснить им роль железа в окружающем мире.

ОТВЕТЫ

§ 1. 8: 33 %.

§ 2. 2: 12; 3: а) $12p + 12n$; $12p + 13n$; $12p + 15n$; б) $8p + 8n$; $8p + 9n$; $8p + 10n$.

§ 4. 4: 1000,16 г; 7: 44 г, 79 г; 8: 260 г.

§ 5. 7: 434,75 г.

Готовимся к олимпиадам: 31,2 г.

§ 6. 2: 0,00169 (0,169 %); 3: 3162 см^3 ($3,162 \text{ дм}^3$), 238 г; 4: 0,2 (20 %); 5: 45 г; 6: 0,351 (35,1 %); 7: 0,1 (10 %); 8: 0,204 (20,4 %).

Готовимся к олимпиадам: а) 0,022 (22 %); б) 0,143 моль/ дм^3 ; 709 г.

§ 7. 4: 5,4 моль; 7: 2+; 8: 50.

Готовимся к олимпиадам: SO_2 .

§ 8. 5: а) 8; б) 15; 7: 28,4 г; 8: а) 0,1 моль; б) 4 моль.

Готовимся к олимпиадам: колба 1 — азотная кислота, колба 2 — серная кислота, колба 3 — фтороводородная кислота.

§ 9. 7: 122,5 г.

Готовимся к олимпиадам: $n(\text{Fe}^{3+}) = 2,5$ моль; $m(\text{Fe}(\text{NO}_3)_3) = 605$ г.

§ 10. 5: не хватит, среда кислая; 6: 16,9 г; 8: практически не электропроводен. 46,6 г.

Готовимся к олимпиадам: 280 г.

§ 11. **Готовимся к олимпиадам:** 0,0197 моль/ дм^3 .

§ 13. 6: $426,7 \text{ дм}^3$; 7: 112 г, FeCl_3 .

§ 14. 2: 325 г цинка, 1403,8 г раствора; 5: 0,36 моль, $8,06 \text{ дм}^3$; 6: 34,29 кг.

Готовимся к олимпиадам: Al и Ni.

§ 15. 1: в 1,3 раза, в 2,4 раза; 3: $448,2 \text{ м}^3$; 5: 44,8 кг; 6: 44,5 г; 8: 9 м^3 (8998 дм^3).

Готовимся к олимпиадам: а, б, в, г, е.

а) формально не реагирует; $\text{KBr} + \text{Br}_2 = \text{KBr}_3$ — образуется комплекс;

б) $2\text{KI} + \text{Br}_2 = 2\text{KBr} + \text{I}_2$; $\text{I}_2 + 5\text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{HIO}_3 + 10\text{HBr}$ — в воде при избытке брома;

в) $5\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{HBrO}_3 + 10\text{HCl}$ — в воде при избытке хлора;

г) $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HBr} + \text{HBrO}$; д) не реагирует; е) $\text{Br}_2 + \text{SO}_2 = \text{SO}_2\text{Br}_2$ — сульфурилбромид;

$\text{Br}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}$ — в воде.

§ 16. 4: $36,2 \text{ дм}^3$ водорода, $36,2 \text{ дм}^3$ хлора; 5: $1,53 \text{ дм}^3$; 7: 3 моль; 8: в недостатке карбонат натрия; 117 г; $22,4 \text{ дм}^3$.

§ 17. 3: 645,8 г; 4: 0,82 моль; 88,56 г; 5: 5,9 %; 6: 2,6 %.

§ 18. 4: Fe_2O_3 ; 6: 12 г, $3,36 \text{ дм}^3$; 8: 320 г, 112 дм^3 .

Готовимся к олимпиадам: а, б, в, г.

§ 19. 3: 0,051 моль; 5: 0,7 дм³; 6: 2 моль.

Готовимся к олимпиадам: Li; LiCl — по 14,12 г; NH₄Cl — 4,49 г.

§ 20. 3: а) 0,33 (33 %); б) 0,5 (50 %); в) 0,33 (33 %); 7: 15 г, сера; 8: 9,6 г, 0,3 моль.

Готовимся к олимпиадам: CS₂.

§ 21. 4: 0,5 моль, 16 г; 5: 11,2 дм³; 6: 0,0027 (0,27 %); 7: сера, 3,4 г, 0,1 моль, 2,24 дм³.

§ 22. 3: кислорода 300 моль, сернистого газа 300 моль, 6720 дм³; 5: 364,3 г CaSO₄; 7: 4,9 т.

Готовимся к олимпиадам: А — SO₃; В — HF; С — HSO₃F; D — Na₂SO₄; E — NaF.

§ 23. 2: уменьшится на 10 %; к воде добавить раствор кислоты; 6: 10,9 см³; 7: 18,7 %.

Готовимся к олимпиадам: 0,576 (57,6 %); 8,62 моль/дм³.

§ 24. 3: 489 м³; 5: 653 т; 7: 0,446 (44,6 %); 8: 160 кг.

§ 25. 4: 1400 см³; 5: 1,1 кг; 6: 0,077 моль; 17,9 г.

Готовимся к олимпиадам: 37 %.

§ 26. 2: 0,003 (0,3 %); 5: 0,25 моль, 7 г, 5,6 дм³; 6: 250 г; 7: 6 т, 214 286 моль.

§ 27. 7: 287,7 дм³; 8: 0,17 (17 %).

§ 28. 3: 0,272 (27,2 %); 5: 0,05 моль; 6: 10,7 г; 7: 67,2 дм³.

§ 29. 4: а) 0,5 моль, б) 5,3 моль; 6: 33,6 дм³; 7: 12,8 г.

§ 30. 3: KNO₃ — 0,138 (13,8%); Ca(NO₃)₂ — 0,17 (17%); NaNO₃ — 0,165 (16,5%); 5: 0,3 г, примерно 0,002 моль; 6: 160 г; 8: 2,5 моль, 80 г, 56 дм³.

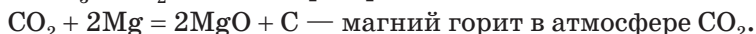
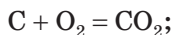
§ 31. 5: 355 г; 6: 63,23 дм³, 1,13 моль.

§ 32. 2: 0,047 (4,7 %); 6: 13 моль; 7: 116,37 кг.

§ 33. 3: 0,165 (16,5 %); 4: 2 · 10⁵ моль, 17 т; 6: 0,995 (99,5 %); 7: 69,83 г.

§ 34. 6: 0,7 (70 %); 8: 2 моль, 88 г, 44,8 дм³.

Готовимся к олимпиадам:



§ 35. 1: тяжелее в 1,5 раза; 5: 1568 г; 6: 1,86 моль; 7: 235,8 м³; 8: 33,3 %.

Готовимся к олимпиадам: А — CO_2 ; В — NH_3 ; С — $\text{NH}_2\text{COONH}_4$; D — $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$; E — BaCO_3 .

§ 36. 7: 2,24 дм³.

§ 37. 6: 4,97 г; 7: 833 г; 8: 0,302 (30,2 %).

Готовимся к олимпиадам: 0,8 моль/дм³.

§ 38. 5: 22,5 г; 6: 18,25 г.

§ 39. 6: 4184 моль карбоната кальция, 25 105 моль оксида кремния(IV); 7: 42,2 кг; 8: 510,2 г.

§ 40. 6: 0,085 моль; 1,955 г; 7: 0,15 моль; 11,1 г; 8: 0,136 (13,6 %).

Готовимся к олимпиадам: 0,4 моль.

§ 41. 7: 12,3; 8: Ti — 1080 г, Al — 72 г, V — 48 г.

Готовимся к олимпиадам: 19,29 дм³.

§ 42. 7: 11,04 дм³; 8: 0,206 (20,6 %).

Готовимся к олимпиадам: 0,5 моль Fe; 32 г Cu.

§ 43. 8: 7 г; 5,6 дм³.

Готовимся к олимпиадам: Li.

§ 44. 6: 90 г; 7: 1490 г; 8: 0,265 (26,5 %).

§ 45. 6: 589,7 г; 287,2 дм³; 7: 1462,5 г; 8: 0,135 (13,5 %).

Готовимся к олимпиадам: 54.

§ 46. 8: Ba.

Готовимся к олимпиадам: 12 г.

§ 47. 5: нет; 288 мг; 6: 3625 г; 8: $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

Готовимся к олимпиадам: 0,104 (10,4 %).

§ 48. 6: 0,066 (6,6 %).

Готовимся к олимпиадам: 7155 г.

§ 49. 3: $2,03 \cdot 10^{23}$; 7: 4,5 г; 8: 80,1 г.

Готовимся к олимпиадам: 0,493 (49,3 %).

§ 50. 7: 75,4; 8: $\text{AlBr}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Готовимся к олимпиадам: K_2SO_4 .

§ 51. 4: 22,4 г; 8,96 дм³.

Готовимся к олимпиадам: K_2FeO_4 ; окислительные свойства.

§ 52. 1: в FeO — 0,778 (77,8 %); в Fe_2O_3 — 0,7 (70 %); в Fe_2O_3 — 0,724 (72,4 %); 4: $\text{Fe}(\text{OH})_2$; 6: 58 г; 7: 1824 г.

Готовимся к олимпиадам: 3980,5 г.

§ 53. **Готовимся к олимпиадам:** 133,8 кг.

ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

А

Азот 135
 Азотная кислота 147
 Алебастр 133, 243
 Аллотропия 77
 Алмаз 170
 Алюминий 251
 – гидроксид 259
 – оксид 257
 Аммиак 139
 Аммония соли 144
 Аммофос 146
 Анионы 47
 Анод 48, 230
 Атом 14

Б

Бетон 195, 242
 Бром 77, 87

В

Вещества
 – неорганические 8
 Вода 67
 Водород 82

Г

Галогены 74, 87
 Гидрокарбонаты 177, 182
 Гидроксид-ионы 52
 Гидросульфаты 122
 Гидросульфиды 117
 Гидрофосфаты 162
 Глина 192, 194
 Гранит 194
 Графит 170

Д

Дигидрофосфаты 162
 Диполь 23, 92

Ж

Железо 263
 – гидроксиды 271
 – оксиды 268
 – соли 272
 Жесткость воды 246
 – карбонатная 248
 – некарбонатная 248
 – способы устранения 249

И

Известняк 66, 169, 181, 183, 195
 Иод 78, 87, 236
 Ионное уравнение 56
 – полное 57
 – сокращенное 57
 Ионы 46

К

Калий 224
 Кальций 235
 Карбонаты 177, 182
 Катионы 47
 Катод 230
 Качественная реакция 98
 Кварц 186
 Керамика 195
 Кислород 102
 – аллотропные модификации 103
 Кислотные дожди 61, 118, 267
 Кислоты 10, 53, 63
 Кремниевая кислота 191
 Кремний 185

М

Металлы 200
 – коррозия 266
 – получение 229, 254, 276
 – применение 255, 278
 – ряд активности 213

- тяжелые 208
- щелочные 221
- щёлочноземельные 233

Минеральные удобрения 165
Мрамор 169, 182, 243**Н**

Нашатырный спирт 139
Неэлектролиты 45

О

Озон 77, 103
Оксиды 8
Основания 11, 53, 64

П

Периодический закон 14

Р

Растворенное вещество 28, 32, 39

- массовая доля 39
- молярная концентрация 40

Растворимость 30
Растворы 28

- концентрированные 36
- насыщенные 35
- ненасыщенные 34
- разбавленные 36

Реакции

- ионного обмена 56
- нейтрализации 57

С

Селитры 135, 152, 166
Сера 109
Серная кислота 120

- получение 125

Сернистая кислота 117
Сернистый газ 117
Сероводород 114

Силикаты 186, 198
Сильвинит 88, 167, 224
Сода 29, 183
Соли 11, 53, 64
Соляная кислота 91, 97, 99
Сплавы металлов 209
Сталагмиты 182
Сталактиты 182
Стекло 190, 194, 196
Сульфаты 131
Сульфиды 76, 113
Суперфосфат 167

У

Угарный газ 175
Углекислый газ 176
Углерод 169
Угольная кислота 180

Ф

Фосфор 155
Фосфорная кислота 161
Фуллерены 170

Х

Химическая связь 21
Хлор 88
Хлороводород 91

Ц

Цемент 125, 195

Щ

Щёлочи 9, 46, 53, 63

Э

Электролиз расплавов 229
Электролитическая диссоциация 50
Электролиты 45

(Название учреждения образования)

Учебный год	Имя и фамилия учащегося	Состояние учебного пособия при получении	Оценка учащегося за пользование учебным пособием
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			
20 /			

Учебное издание

Шиманович Игорь Евгеньевич
Василевская Елена Ивановна
Зураев Александр Викторович
Красицкий Василий Анатольевич
Сечко Ольга Ивановна

ХИМИЯ

Учебное пособие для **9** класса учреждений образования, реализующих образовательные программы общего среднего образования, с русским языком обучения и воспитания
2-е издание, переработанное

Зав. редакцией *Г. А. Бабаева*. Редактор *А. М. Гаврилова*.
Художники *Е. Ю. Агафонова, А. А. Ламанова, А. П. Маковцов*.
Художественный редактор *Е. А. Ждановская*.

Техническое редактирование и компьютерная верстка *Е. Ю. Агафоновой*.
Корректор *О. С. Козицкая*.

Подписано в печать 11.06.2025. Формат 70 × 90^{1/16}. Бумага офсетная. Печать офсетная.
Усл. печ. л. 21,06 + 0,29 форз. Уч.-изд. л. 16,1 + 0,4 форз. Тираж 117 000 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.