

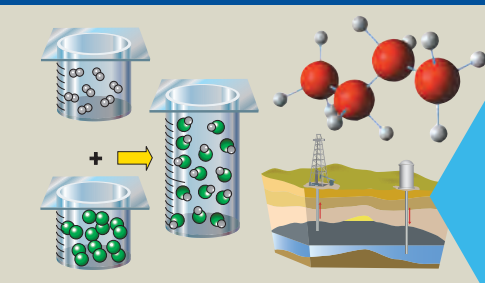


MINISTERUL EDUCAȚIEI ȘI CERCETĂRII AL REPUBLICII MOLDOVA

Галина Драгалина • Надежда Велишко

ХИМИЯ

Учебник для **9**-го класса



MINISTERUL EDUCAȚIEI ȘI CERCETĂRII AL REPUBLICII MOLDOVA

Галина Драгалина • Надежда Велишко

ХИМИЯ

Учебник для **9**-го класса

Acest manual este proprietate publică, editat din bugetul de stat, sursa Ministerului Educației și Cercetării și transmis cu titlu gratuit.

Manualul școlar a fost elaborat în conformitate cu prevederile Curriculumului la disciplină, aprobat prin ordinul ministrului educației și cercetării nr. 906 din 17 iulie 2019.

Manualul a fost aprobat prin ordinul ministrului educației și cercetării nr. 600 din 26.05.2023 ca urmare a evaluării calității metodico-științifice.

(Denimirea instituției de învățământ)

EVIDENȚA UTILIZĂRII MANUALULUI

Anul de folosire	Numele, prenumele elevului	Anul de studii	Aspectul manualului	
			La primire	La returnare
1.				
2.				
3.				
4.				
5.				

- Dirigințele clasei verifică dacă numele, prenumele elevului sunt scrise corect.
- Elevul nu va face nici un fel de însemnări în manual.
- Aspectul manualului (la primire și la returnare) se va aprecia de către dirigințe cu unul dintre următorii calificative : **nou, bun, satisfăcător, nesatisfăcător.**

Traducere din limba română: *Tatiana Litvinova*

Redactor coordonator: *Tatiana Litvinova*, profesoară, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Titu Maiorescu”, Chișinău

Redactor: *Larisa Nosacenco*

Coperta: *Mihai Bacinschi*

Corector: *Lora Mititelu*

Redactor tehnic: *Mihai Dimitriu*

Imagini: *Tudor Iovu*, <http://shutterstock.com>

Desene: *Vitalie Stelea*

Editura Arc, str. G. Meniuc nr. 3, Chișinău; tel.: (37322) 73-36-19, 73-53-29; fax: (37322) 73-36-23;
www.edituraarc.md; e-mail: info.edituraarc@gmail.com. Toate drepturile asupra acestei ediții aparțin Editurii Arc.

© Editura Arc, 2023

© Galina Dragalina, Nadejda Velișco

УСЛОВНЫЕ ОБОЗНАЧЕНИЯ



Единица обучения



ОЦЕНИВАНИЕ



Горизонты химии

Информация для расширения кругозора



РАБОТА В ГРУППЕ

Задания для работы в группе



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ

Лабораторный опыт или практическая работа

Задания, выполнение которых облегчает понимание содержания параграфа



Запомни важную информацию

* – дополнительный материал, выходящий за рамки куррикулума

СОДЕРЖАНИЕ

ПОВТОРЕНИЕ

I. Строение атома	6
II. Химическая связь	6
III. Химические реакции	7
IV. Классы неорганических соединений	8

1. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА

1.1. Периодическая система и строение атома	9
1.2. Степень окисления. Понятие об окислителе и восстановителе	10
1.3. Периодический закон	13
1.4. Периодическое изменение металлических и неметаллических свойств	14
1.5. Характеристика химических элементов по положению в периодической системе	16
Проект. <i>Периодическая система — алфавит химии</i>	17
1.6. Определение количества вещества или его массы по количеству или массе другого вещества, участника реакции	18
Тест суммативного оценивания по единице обучения «Периодический закон и периодическая система»	20

2. РАСТВОРЫ И ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

2.1. Растворимость веществ в воде	21
2.2. Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты	23
2.3. Диссоциация кислот, оснований и средних солей	26
2.4. Реакции ионного обмена	29
Лабораторные опыты № 1–3. Исследование реакций ионного обмена, протекающих с образованием а) осадка, б) газообразного вещества, в) воды... 31	
Проект. <i>Питьевая вода в Республике Молдова: настоящее и будущее</i>	31
Практическая работа № 1. Реакции ионного обмена	32
Тест суммативного оценивания по единице обучения «Растворы и электролитическая диссоциация»	33

3. МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ С ПРАКТИЧЕСКИМ ЗНАЧЕНИЕМ

3.1. Общая характеристика металлов	34
3.2. Физические свойства металлов	36
Лабораторный опыт № 4. Исследование физических свойств металлов	39
3.3. Нахождение металлов в природе. Общие методы получения	39
3.4. Щелочные металлы. Натрий и калий	41
3.5. Важнейшие соединения натрия и калия. Практическое значение	43
Лабораторный опыт № 5. Исследование химических свойств щелочей	44
3.6. Кальций	45
3.7. Соединения кальция с практическим значением	46
Лабораторный опыт № 6. Исследование химических свойств оксида и гидроксида кальция	49
3.8. Алюминий	49
Лабораторный опыт № 7.1. Исследование химических свойств алюминия	52
3.9. Соединения алюминия с практическим значением	52

Лабораторный опыт № 7.2. Исследование химических свойств соединений алюминия	54
3.10. Железо	54
3.11. Коррозия металлов	56
3.12. Соединения железа с практическим значением	58
Лабораторный опыт № 8. Исследование химических свойств железа и его соединений	59
Практическая работа № 2. Решение экспериментальных задач по теме «Металлы и их соединения с практическим значением»	61
Проект. <i>История одной монеты</i>	61
3.13. Генетическая связь металлов и их соединений	62
3.14. Металлы и их соединения.	
Влияние на качество жизни и окружающую среду	62
Тест суммативного оценивания по единице обучения «Металлы и их соединения с практическим значением»	63
4. НЕМЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ С ПРАКТИЧЕСКИМ ЗНАЧЕНИЕМ	
4.1. Газообразное состояние веществ	64
4.2. Вычисления по химическим уравнениям с участием газообразных веществ ...	68
4.3. Общая характеристика неметаллов	72
4.4. Хлор	73
4.5. Соединения хлора с практическим значением	76
Лабораторный опыт № 9. Идентификация хлорид-иона Cl^-	77
4.6. Сера	78
4.7. Соединения серы с практическим значением	80
Лабораторный опыт № 10. Идентификация сульфат-иона SO_4^{2-}	83
Тест суммативного оценивания по единице обучения «Неметаллы и их соединения с практическим значением».	
Хлор, сера и их соединения	84
4.8. Азот	85
4.9. Аммиак. Соли аммония	87
Лабораторный опыт № 11. Идентификация иона аммония NH_4^+	89
4.10. Оксиды азота	90
4.11. Азотная кислота	91
4.12. Нитраты. Круговорот азота в природе	92
4.13. Фосфор	95
4.14. Соединения фосфора с практическим значением	96
4.15. Углерод	99
4.16. Неорганические соединения углерода с практическим значением	103
4.17. Угльная кислота и её важнейшие соли	105
Лабораторный опыт № 12. Идентификация карбонат-иона CO_3^{2-} и оксида углерода (IV) CO_2	106
Тест суммативного оценивания по единице обучения «Неметаллы и их соединения с практическим значением».	
Азот, фосфор, углерод и их соединения	108
4.18. Органические соединения углерода	108
4.19. Непредельные углеводороды. Полиэтилен и каучук	112
4.20. Спирты. Этиловый спирт	114
4.21. Карбоновые кислоты. Уксусная кислота	116
4.22. Кремний	118
4.23. Соединения кремния с практическим значением	119

Практическая работа № 3. Решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы и их соединения с практическим значением»	121
Тест суммативного оценивания по единице обучения «Неметаллы и их соединения с практическим значением»	122

5. ХИМИЯ И СОВРЕМЕННЫЙ ПРОГРЕСС

5.1. Химия и гуманитарная сфера человеческой деятельности	123
Проект. <i>Химия — наука и искусство</i>	124
5.2. Химия и современные технологии	124
5.3. Принципы безопасного использования веществ и химических реакций	126
5.4. Безопасное использование веществ и химических реакций	128
Самооценивание	129

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1. Правила техники безопасности при работе в химическом кабинете (лаборатории). Инструкция по подготовке и проведению практических работ	131
Приложение 2. Растворимость кислот, оснований и солей в воде	132
Приложение 3. Относительные молекулярные массы	132
Приложение 4. Генетическая связь между классами неорганических веществ	133
Приложение 5. Названия и формулы некоторых оксидов и гидроксидов металлов	134
Приложение 6. Названия и формулы некоторых кислотных оксидов, кислот и кислотных остатков	134
Приложение 7. Периодическая система химических элементов	135

ПОВТОРЕНИЕ

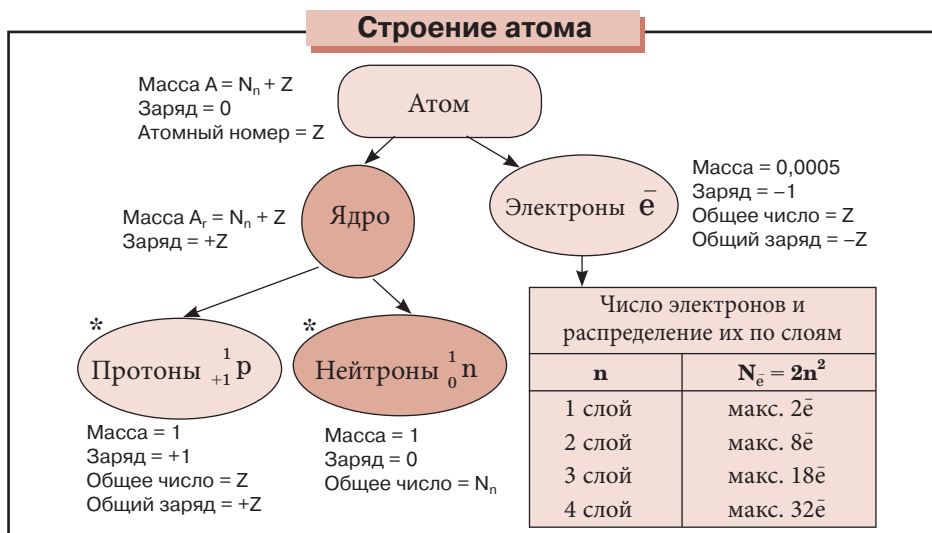
Учебный материал для 9-го класса включает изучение следующих тем: периодический закон и периодическая система химических элементов; металлы, неметаллы и их соединения; растворы и электролитическая диссоциация; газообразное состояние веществ, а также органические соединения углерода. Учебник завершается главой о влиянии химических веществ на жизнь человека и роли химии в охране окружающей среды.

Для начала вспомним основные темы, изученные ранее.

I. // Строение атома

Атом — это мельчайшая частица химического элемента, носитель его свойств.

Атом — сложная частица, состоящая из ядра и электронов. Ниже, на схеме, представлено строение атома в общем виде.



II. // Химическая связь

Связь между атомами называется химической связью.

Ковалентная связь — это связь между атомами, образованная за счёт общих электронных пар.

Валентность элемента в ковалентном соединении равна числу общих электронных пар, или числу связей.

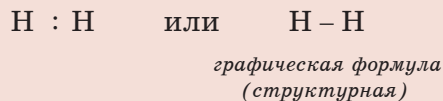
Определение валентности характерно, как правило, для неметаллов.

При взаимодействии двух атомов разных элементов один из них притягивает общую электронную пару сильнее, чем другой.

Свойство атомов элемента притягивать электроны от атомов других элементов в химическом соединении называется электроотрицательностью.

Электроотрицательность (ЭО) химических элементов определяют относительно электроотрицательности лития, принятой за единицу (равной 1). Самая высокая электроотрицательность, равная 4, — у фтора.

Ковалентная неполярная связь

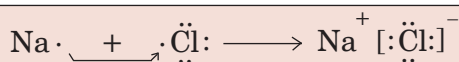


Ковалентная полярная связь



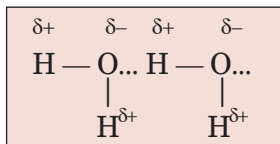
Заряженные частицы, образующиеся в результате приёма или потери электронов атомом, называются ионами.

Ионная связь — это связь, образованная за счёт притяжения противоположно заряженных ионов — положительного и отрицательного.



Металлическая связь — это связь между атомами и ионами металлов за счёт обобществлённых валентных электронов.

Водородная связь — это связь между атомом водорода одной молекулы и атомом сильно электроотрицательного элемента (F, O, N) другой молекулы. Данная связь значительно слабее других видов связи и обозначается тремя точками (...).



III. Химические реакции

Явления, при которых происходит превращение одних веществ в другие, называются **химическими явлениями**, или **химическими реакциями**.

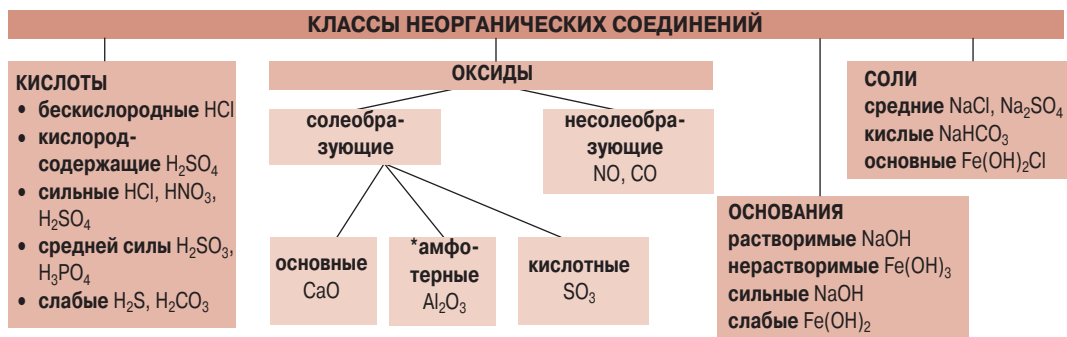
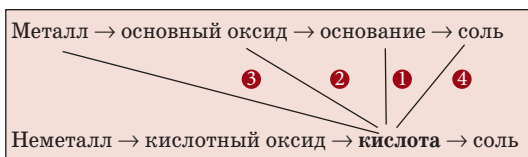
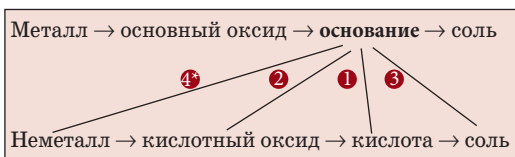
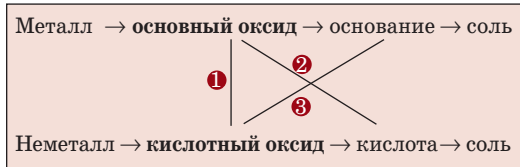
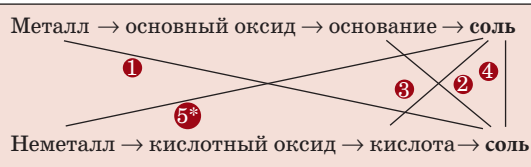
Вещества, которые вступают в реакцию, называются **исходными веществами**, а те, что получаются в результате реакции, — **продуктами реакции**.

Химическое уравнение — это условная запись химической реакции с помощью химических знаков, формул и коэффициентов.



Типы реакций

Реакции, которые одновременно протекают в двух направлениях, называются обратимыми: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$.

Тепловые эффекты химических реакций**IV. Классы неорганических соединений****Химические свойства кислот****Химические свойства оснований****Химические свойства оксидов****Химические свойства солей****Вытеснительный ряд металлов**

Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb [H] Cu Hg Ag Pt Au

Вытесняют водород из кислот

Не вытесняют водород из кислот

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА

После изучения этой единицы обучения ты будешь способен/способна:

- оперировать в различных ситуациях общения понятиями, относящимися к периодическому закону, периодической системе, окислителю, восстановителю, степени окисления;
- характеризовать, сравнивая химические элементы, простые и сложные вещества в соответствии с положением химических элементов в периодической системе;
- приводить примеры периодического изменения свойств химических элементов: металлических, неметаллических, восстановительных, окислительных;
- решать задачи по химическим уравнениям на основе корреляции между количеством вещества и массой вещества.

В процессе изучения химии в 7 и 8 классах мы часто обращались к периодической системе химических элементов. С её помощью мы можем узнать относительную атомную массу, строение атома и валентность любого элемента.

Периодическая система — это графическое представление одного из самых важных законов природы — периодического закона.

1.1. Периодическая система и строение атома

К 1868 г. было известно 63 химических элемента. Для всех них были определены атомные массы. Требовалось расположить их в определённом порядке.

Перед русским учёным Д. И. Менделеевым, как и перед его предшественниками, встал вопрос, какое свойство химических элементов взять за основу их классификации? Менделеев, независимо от предшественников, выбрал атомную массу (атомный вес) элемента, по его выражению, как «точное, измеримое свойство каждого элемента».

На отдельных карточках он записал каждый элемент, его атомный вес, валентность, плотность простого вещества, форму и характер оксида и гидроксида (основный, кислотный или амфотерный), а также водородные соединения неметаллов. Эти карточки он расположил в непрерывный ряд в порядке возрастания атомных масс элементов. В результате обнаружилось, что через определённое число элементов, то есть периодически, повторяются элементы со сходными свойствами.

Элементы со сходными свойствами Менделеев расположил друг под другом, получив таблицу. При этом образовались вертикальные столбцы — *группы* и горизонтальные ряды, которые позже были объединены им в *периоды*. Эта таблица была названа *периодической системой* (см. обложку).

Малые периоды (I, II и III) содержат типические элементы и состоят из одного ряда. *Большие периоды* (IV, V, VI, VII) состоят из двух рядов.

По вертикали таблица разделена на *группы*. Каждая группа делится на две подгруппы — главную и побочную. Главные подгруппы включают элементы всех периодов (малых и больших). Побочные подгруппы образованы только элементами больших периодов (рис. 1.1 и 1.2).

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	I	II
I	1	1 H ВОДОРОД 1,008	
II	2	3 Li ЛИТИЙ 6,939	4 Be БЕРИЛЛИЙ 9,012
III	3	11 Na НАТРИЙ 22,990	12 Mg МАГНИЙ 24,312
IV	4	19 K КАЛИЙ 39,10	20 Ca КАЛЬЦИЙ 40,08
	5	Cu МЕДЬ 63,55	Zn ЦИНК 65,39
V	6	37 Rb РУБИДИЙ 85,47	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,62
	7	Ag СЕРЕБРО 107,87	Cd КАДМИЙ 112,41
VI	8	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,91	56 Ba БАРИЙ 137,33
	9	Au ЗОЛОТО 196,97	Hg РУТУТЬ 200,59
VII	10	87 Fr ФРАНЦИЙ [223,02]	88 Ra РАДИЙ [226,03]
	11	Rg РЕНТГЕНИЙ [261]	Cn КОПЕРНИЦИЙ [285]
Высшие оксиды		R₂O	RO
Летучие водородные соединения			
* ЛАНТАНОИДЫ		Ce ЦЕРИЙ 140,12	Pr ПРАЗЕОДИЙ 140,91
** АКТИНОИДЫ		Th ТОРИЙ 232,04	Pa ПРОТАКТИНИЙ [231,04]

Рис. 1.1. Фрагмент периодической системы; I и II группы

Сходство элементов между собой проявляется отдельно в каждой подгруппе.

В I группе все щелочные металлы, образующие главную подгруппу, очень похожи друг на друга, в отличие от меди, серебра и золота — элементов побочной подгруппы, имеющих значительно меньшее сходство между собой. В то же время, элементы этих двух подгрупп совершенно не похожи друг на друга.

Периоды	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ										
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
I	1	¹ H ВОДОРОД _{1,008}						(II)			² He ГЕЛИЙ _{4,003}	
	2	³ Li ЛИТИЙ _{6,939}	⁴ Be БЕРИЛЛИЙ _{9,012}	⁵ B БОР _{10,811}	⁶ C УГЛЕРОД _{12,011}	⁷ N АЗОТ _{14,007}	⁸ O КИСЛОРОД _{15,999}	⁹ F ФТОР _{18,998}			¹⁰ Ne НЕОН _{20,183}	
III	3	¹¹ Na НАТРИЙ _{22,990}	¹² Mg МАГНИЙ _{24,312}	¹³ Al АЛЮМИНИЙ _{26,982}	¹⁴ Si КРЕМНИЙ _{28,086}	¹⁵ P ФОСФОР _{30,974}	¹⁶ S СЕРА _{32,064}	¹⁷ Cl ХЛОР _{35,453}			¹⁸ Ar АРГОН _{39,948}	
	IV	4	¹⁹ K КАЛИЙ _{39,10}	²⁰ Ca КАЛЬЦИЙ _{40,08}	²¹ Sc СКАНДИЙ _{44,96}	²² Ti ТИТАН _{47,88}	²³ V ВАНАДИЙ _{50,94}	²⁴ Cr ХРОМ _{52,00}	²⁵ Mn МАРГАНЕЦ _{54,94}	²⁶ Fe ЖЕЛЕЗО _{55,85}	²⁷ Co КОБАЛЬТ _{58,93}	²⁸ Ni НИКЕЛЬ _{58,69}
5		²⁹ Cu МЕДЬ _{63,55}	³⁰ Zn ЦИНК _{65,39}	³¹ Ga ГАЛЛИЙ _{69,72}	³² Ge ГЕРМАНИЙ _{72,61}	³³ As МЫШЬЯК _{74,92}	³⁴ Se СЕЛЕН _{78,96}	³⁵ Br БРОМ _{79,90}			³⁶ Kr КРИПТОН _{83,80}	

Рис. 1.2. Фрагмент периодической системы; периоды I–IV



ОЦЕНИВАНИЕ

1. Какое свойство элементов было выбрано Д. И. Менделеевым как наиболее важное для классификации элементов? Почему?
2. Что такое группа, подгруппа? На примере I группы покажи сходство и различие элементов главной и побочной подгрупп.
3. Что такое период? Какие периоды являются малыми, а какие — большими?
4. Элементы каких периодов составляют побочные подгруппы, а каких — главные?
5. Какой из элементов — C, M, Si, P, As — образует самое лёгкое водородное соединение?
6. Химический элемент образует водородное соединение состава H_2R и находится в III периоде. Назови элемент.

1.2. Степень окисления. Понятие об окислителе и восстановителе

Степень окисления (СО) — это формальный заряд, который приходится на один атом элемента в молекуле, если допустить, что произошёл полный переход электронов от элемента с меньшей электроотрицательностью (ЭО) к элементу с большей ЭО.

В простых веществах степень окисления химических элементов равна нулю, в сложных — положительная или отрицательная. Числовые значения степени окисления и валентности часто совпадают, но валентность не имеет заряда, а степень окисления может быть отрицательной, положительной или равной нулю. Она обозначается арабской цифрой со знаком «+» или «-» соответственно. Для различных элементов степень окисления может принимать значения в интервале от -4 до +8 (табл. 1.1).

Таблица 1.1. Значения степени окисления различных элементов в сложных веществах (постоянные и наиболее часто встречаемые)

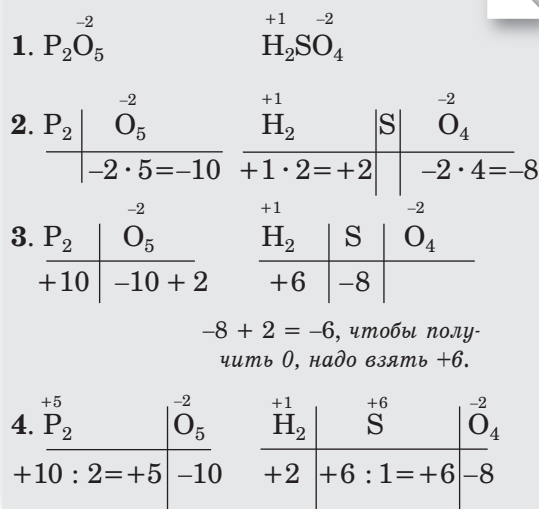
Элемент	Степень окисления
Li, Na, K, H	+1
Mg, Ca, Ba, Zn	+2
Al	+3
F	-1
O	-2

Элемент	Степень окисления
Fe	+2, +3
C	-4, +2, +4
N	-3, +1, +2, +3, +4, +5
P	-3, +3, +5
S	-2, +4, +6
Cl	-1, +1, +3, +5, +7

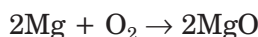
Алгоритм вычисления степени окисления элемента по формуле.

1. Записываем молекулярную формулу и про- ставляем известную степень окисления.
 2. Умножаем степень окисления на индекс и получаем общий заряд атомов данного эле- мента.
 3. **Правило:** сумма всех зарядов в формуле должна быть равна нулю. На основании этого правила вычисляем заряд всех атомов остав- шегося элемента.
 4. Делим полученное число на индекс и простав- ляем степень окисления над каждым атомом.
- Значения степени окисления фосфора +5 в P_2O_5 и серы +6 в H_2SO_4 совпадают со значениями их высшей валентности, равной V и VI.

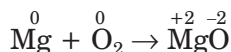
Примеры



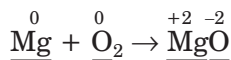
Проследим, какие изменения претерпевает каждый атом в ходе реакции. В качестве примера рассмотрим реакцию магния с кислородом.



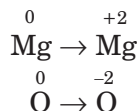
1. Посчитаем и отметим степень окисления атомов каждого элемента в этой реакции:



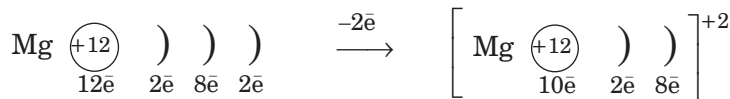
2. Подчеркнём элементы, которые изменили степень окисления после реакции:



3. Запишем эти элементы попарно:



Рассмотрим изменения, которым подвергся каждый атом. У магния на внешнем слое два электрона, которые он легко теряет и превращается в частицу с зарядом +2 ($+12 - 10 = +2$):



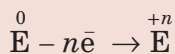
Здесь на два электрона меньше, чем в атоме.

Потеря электронов отмечается знаком «минус». Данное явление читается следующим образом: Магний со степенью окисления ноль (Mg) теряет два электрона ($-2e$) и превращается в магний со степенью окисления плюс два (или проще: магний-плюс-два).

Значит, можем записать: $\overset{0}{Mg} - 2e = \overset{+2}{Mg}$

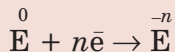
Положительные частицы (протоны) не отщепляются и не присоединяются, так как находятся в ядре атома. Положительный заряд появляется при потере электронов: каждому положительному заряду ядра соответствует отрицательный заряд электрона. Теряя один электрон (-1), частица приобретает положительный заряд ($+1$).

ВОССТАНОВИТЕЛЬ



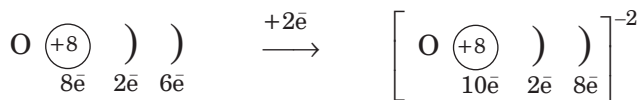
ОКИСЛЕНИЕ

ОКИСЛИТЕЛЬ



ВОССТАНОВЛЕНИЕ

У нейтрального атома кислорода шесть электронов на внешнем слое. Он присоединяет два электрона и превращается в частицу с зарядом -2 ($+8 - 10 = -2$):



Здесь на два электрона больше, чем в атоме.

Присоединение электронов отмечается знаком «плюс». Читаем: *Кислород с нулевым зарядом присоединяет два электрона ($+2\bar{e}$) и превращается в кислород со степенью окисления минус два ($\overset{-2}{O}$):* $\overset{0}{O} + 2\bar{e} \rightarrow \overset{-2}{O}$

Элемент, который принимает электроны, является окислителем (в данном случае кислород).

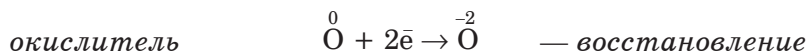
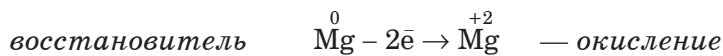
Процесс присоединения электронов называется восстановлением.

Значит, кислород восстанавливается (присоединяет электроны). В данном случае кислород $\overset{0}{O}$ восстанавливается до $\overset{-2}{O}$, окисляя магний.

Элемент, который отдаёт электроны, называется восстановителем. Восстановитель окисляется. В данном случае магний $\overset{0}{Mg}$ является восстановителем и окисляется до $\overset{+2}{Mg}$.

Процесс отдачи электронов называется окислением.

Представим это в виде электронных уравнений и отметим окислитель и восстановитель:



Электронные уравнения читаются следующим образом: *Восстановитель магний отдаёт два электрона и превращается в магний-плюс-два. Этот процесс — окисление. Окислитель кислород присоединяет два электрона и превращается в кислород-минус-два. Этот процесс — восстановление.*

В реакцию вступает не атом, а молекула кислорода — O_2 . Вот почему в электронном уравнении необходимо учитывать индекс 2; тогда число атомов и число электронов следует удвоить:



Процесс отдачи электронов называется окислением. Процесс присоединения электронов называется восстановлением.

ЗАПОМНИ И НЕ ПУТАЙ!
Слова «окислитель» и «окисление», а также «восстановитель» и «восстановление» имеют одни и те же корни, но выражают разные процессы.



РАБОТА В ГРУППЕ

Вспомните алгоритм составления химических формул по валентности, степени окисления или заряду иона. Составьте формулы по валентности, степени окисления или *зарядам ионов, указанных над формулами:

- а) $\overset{\text{I}}{\text{Na}}\overset{\text{II}}{\text{O}}; \overset{\text{II}}{\text{Mg}}\overset{\text{II}}{\text{O}}; \overset{\text{III}}{\text{Al}}\overset{\text{II}}{\text{O}}; \overset{\text{IV}}{\text{Si}}\overset{\text{II}}{\text{O}}; \overset{\text{V}}{\text{P}}\overset{\text{II}}{\text{O}}; \overset{\text{VI}}{\text{S}}\overset{\text{II}}{\text{O}}; \overset{\text{VII}}{\text{Cl}}\overset{\text{II}}{\text{O}};$
 б) $\overset{+3}{\text{B}}\overset{-2}{\text{O}}; \overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}; \overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}; \overset{+2}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}; \overset{+2}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}; \overset{+5}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}}; \overset{+5}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}}; \overset{+4}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}; \overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}};$
 в) $\overset{\text{IV}}{\text{C}}\overset{\text{I}}{\text{H}}; \overset{\text{III}}{\text{N}}\overset{\text{I}}{\text{H}}; \overset{\text{III}}{\text{P}}\overset{\text{I}}{\text{H}}; \overset{\text{III}}{\text{As}}\overset{\text{I}}{\text{H}}; \overset{\text{II}}{\text{H}}\overset{\text{I}}{\text{O}}; \overset{\text{II}}{\text{H}}\overset{\text{I}}{\text{S}}; \overset{\text{II}}{\text{H}}\overset{\text{I}}{\text{Se}}; \overset{\text{II}}{\text{H}}\overset{\text{I}}{\text{F}}; \overset{\text{I}}{\text{H}}\overset{\text{I}}{\text{Cl}}; \overset{\text{I}}{\text{H}}\overset{\text{I}}{\text{Br}}; \overset{\text{I}}{\text{H}}\overset{\text{I}}{\text{I}};$
 *г) $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{NO}_3}; \overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{SO}_3}; \overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{SO}_4}; \overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{CO}_3}; \overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{SiO}_3}; \overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{PO}_4};$
 *д) $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{OH}}; \overset{+1}{\text{K}}\overset{-1}{\text{OH}}; \overset{+1}{\text{NH}_4}\overset{-1}{\text{OH}}; \overset{+2}{\text{Ba}}\overset{-1}{\text{OH}}; \overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-1}{\text{OH}}; \overset{+2}{\text{Mg}}\overset{-1}{\text{OH}}.$

ОЦЕНИВАНИЕ

- Что представляют собой окислитель и восстановитель? Приведи примеры.
- Отметь в схемах реакции присоединение или потерю электронов. Покажи окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления:
 а) $\overset{0}{\text{Ca}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Ca}}$ б) $\overset{0}{\text{S}} \rightarrow \overset{+4}{\text{S}}$ в) $\overset{0}{\text{S}} \rightarrow \overset{-2}{\text{S}}$ г) $\overset{0}{\text{O}_2} \rightarrow \overset{-2}{2\text{O}}$ д) $\overset{0}{2\text{Al}} \rightarrow \overset{+3}{2\text{Al}}$ е) $\overset{0}{\text{Cu}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Cu}}$
- Отметь в каждом уравнении реакции: 1) степени окисления элементов; 2) окислитель и восстановитель.
 а) $\text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S} \uparrow$ г) $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
 б) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ д) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$
 в) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ е) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$

1.3. Периодический закон

Рассмотрим характеристики элементов от лития (№ 3) до хлора (№ 17), а также характеристики их соединений.

1. В горизонтальных рядах от лития до фтора и от натрия до хлора с возрастанием атомных масс элементов металлические свойства уменьшаются, а неметаллические усиливаются. Такое повторение является периодическим.

2. Форма или состав высших оксидов изменяется периодически. Их можно представить в общем виде: R_2O , RO , R_2O_3 , RO_2 , R_2O_5 , RO_3 , R_2O_7 (см. обложку).

3. Свойства оксидов в горизонтальных рядах также изменяются периодически — от основных к кислотным.

4. Формы гидроксидов RON и их свойства тоже изменяются периодически: от сильных оснований — щелочей, к слабым основаниям и далее через амфотерные к кислотам. При этом кислотные свойства гидроксидов усиливаются при возрастании атомной массы элемента.

5. Формы и свойства водородных соединений также изменяются периодически. Например, в ряду RH_4 , RH_3 , RH_2 и RH вещество CH_4 не проявляет ни кислотных, ни основных свойств; NH_3 проявляет основные свойства при растворении в воде, а HF — кислотные. Таким же образом меняются свойства водородных соединений элементов, расположенных в следующем периоде.

Д. И. Менделеев сделал первое сообщение о периодическом законе 17 февраля 1869 г. и дал в нём формулировку этого закона.



Дмитрий Иванович
Менделеев
(1834–1907)

Русский химик. В феврале 1869 г. опубликовал периодический закон и предложил первую полную периодическую систему химических элементов

Периоды	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ							
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
I	1	1 $\overset{\text{H}}{\text{Водород}}$ 1,008						(H)	2 $\overset{\text{He}}{\text{Гелий}}$ 4,003
II	2	3 $\overset{\text{Li}}{\text{Литий}}$ 6,939	4 $\overset{\text{Be}}{\text{Бериллий}}$ 9,012	5 $\overset{\text{B}}{\text{Бор}}$ 10,811	6 $\overset{\text{C}}{\text{Углерод}}$ 12,011	7 $\overset{\text{N}}{\text{Азот}}$ 14,007	8 $\overset{\text{O}}{\text{Кислород}}$ 16,000	9 $\overset{\text{F}}{\text{Фтор}}$ 18,998	10 $\overset{\text{Ne}}{\text{Неон}}$ 20,183
III	3	11 $\overset{\text{Na}}{\text{Натрий}}$ 22,990	12 $\overset{\text{Mg}}{\text{Магний}}$ 24,312	13 $\overset{\text{Al}}{\text{Алюминий}}$ 26,982	14 $\overset{\text{Si}}{\text{Кремний}}$ 28,086	15 $\overset{\text{P}}{\text{Фосфор}}$ 30,974	16 $\overset{\text{S}}{\text{Сера}}$ 32,064	17 $\overset{\text{Cl}}{\text{Хлор}}$ 35,453	18 $\overset{\text{Ar}}{\text{Аргон}}$ 39,948

Рис. 1.3. Фрагмент периодической системы; периоды I–III

Свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от атомных *весов этих элементов.

Каждому элементу периодической системы был присвоен порядковый номер (атомный номер), которому сам Менделеев придавал большое значение. И как мы уже знаем из строения атома, порядковый номер оказался важнее, чем атомная масса, так как означает заряд ядра атома данного элемента — главную и неизменную характеристику элемента.

Поэтому современная формулировка периодического закона Д. И. Менделеева такова:

Свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра или порядкового (атомного) номера элемента.

Почему формулировка периодического закона, данная Менделеевым, отличается от современной?

Таким образом, все периодически изменяющиеся свойства мы должны рассматривать по возрастанию порядкового номера элемента. Порядковый номер, заряд ядра — это непериодические характеристики. А металлические и неметаллические свойства, число электронов на внешнем слое, формы и свойства оксидов и гидроксидов — это периодически изменяющиеся характеристики. Их изменение следует рассматривать по периодам и группам с возрастанием порядкового номера.

1.4. Периодическое изменение металлических и неметаллических свойств

Причины периодичности скрыты в строении атомов. Рассмотрим *рис. 1.4* с распределением электронов в атомах первых 18 элементов. Из рисунка видно, что по мере увеличения порядкового номера (заряда ядра атома) происходит периодическое повторение числа внешних электронов: от одного у Li до восьми у Ne и снова от одного у Na до восьми у Ar.

Как видим, число электронов на внешнем слое у элементов главных подгрупп равно номеру группы.

Таким образом, *число валентных электронов изменяется периодически*: одинаковое число внешних электронов повторяется через определённое число элементов.

С числом внешних электронов связаны металлические, неметаллические, окислительные и восстановительные свойства элементов.

1. *Металлические свойства элемента* — это способность его атома *отдавать электроны*. Атом будет отдавать электроны тем легче, чем их меньше на внешнем слое. При увеличении размеров атомов отрыв электронов также облегчается.

Изменение металлических свойств в главных подгруппах. Рассмотрим это на примере щелочных металлов — элементов главной подгруппы I группы (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr). У этих элементов по одному электрону на внешнем слое. Они легко теряют его в химических реакциях, например, $\text{Na}^0 - 1e^- \rightarrow \text{Na}^+$, проявляя металлические свойства. Мы знаем, что *число электронных слоёв равно номеру периода*. Поэтому с ростом порядкового номера сверху

Как ты думаешь, в чём причина периодического изменения свойств элементов и их соединений?

Таблица химических элементов была названа *периодической системой*, потому что это не обычная таблица, а функциональная: она содержит информацию для характеристики элементов, прогнозирования существования некоторых новых элементов, коррекции экспериментальных данных и т. д.

* В настоящее время мы применяем понятие «относительная атомная масса».

Периоды	Группы							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
I	1 H +1 1)							2 He +2 2)
II	3 Li +3 2 1)	4 Be +4 2 2)	5 B +5 2 3)	6 C +6 2 4)	7 N +7 2 5)	8 O +8 2 6)	9 F +9 2 7)	10 Ne +10 2 8)
III	11 Na +11 2 8 1)	12 Mg +12 2 8 2)	13 Al +13 2 8 3)	14 Si +14 2 8 4)	15 P +15 2 8 5)	16 S +16 2 8 6)	17 Cl +17 2 8 7)	18 Ar +18 2 8 8)

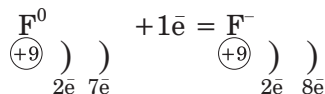
вниз в атомах увеличивается число электронных слоев, а значит, и размеры атомов также увеличиваются от лития Li к францию Fr. Таким образом, легче всего внешний электрон оторвётся от атома франция Fr. Значит, у франция сильнее всего выражены металлические свойства. Можно сделать вывод:

В главных подгруппах с увеличением зарядов ядер (порядковых номеров) увеличиваются размеры атомов сверху вниз и усиливаются металлические свойства.

Это правило действительно для всех главных подгрупп.

2. Неметаллические свойства элемента — это способность его атома *принимать электроны*.

Изменение неметаллических свойств в главных подгруппах рассмотрим на примере галогенов — элементов главной подгруппы VII группы (F, Cl, Br, I, At). У всех этих элементов на внешнем слое по 7 электронов. Атомы галогенов охотно принимают один электрон до завершения восьмиэлектронного слоя, например:



Сверху вниз размеры атомов галогенов увеличиваются, поэтому принять и удержать электрон становится всё труднее при переходе от фтора к хлору, от хлора к бром, от брома к йоду, от йода к астату. Следовательно, у галогенов неметаллические свойства сверху вниз уменьшаются. Самые сильные неметаллические свойства из всех известных элементов — у фтора. У него самая высокая электроотрицательность. Таким образом, с увеличением порядкового номера (заряда ядра) уменьшаются неметаллические свойства элементов.

Общий вывод:

В главных подгруппах с ростом порядкового номера (заряда ядра) металлические свойства увеличиваются, а неметаллические уменьшаются (сверху вниз).

Таким образом, главная причина периодичности — периодическое повторение сходного строения внешнего электронного слоя у элементов главных подгрупп.

Рис. 1.4. Строение электронных оболочек атомов элементов I–III периодов



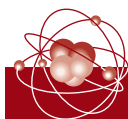
В последние годы были открыты (получены в лаборатории) четыре новых химических элемента с порядковыми номерами 113, 115, 117 и 118. Известно, что новые элементы не могут быть включены в таблицу до тех пор, пока не будут признаны официально Международным союзом теоретической и прикладной химии (IUPAC). Получение этих четырёх элементов было подтверждено 30 декабря 2015 г. Названия данных элементов были обнародованы в 2016 г. Авторы открытий — команды ученых из Японии, России и США.

II	
4	Be БЕРИЛЛИЙ 9,012
2	Mg МАГНИЙ 24,312
20	Ca КАЛЬЦИЙ 40,08
	30
38	Sr СТРОНЦИЙ 87,62
	48
56	Ba БАРИЙ 137,33
	80
88	Ra РАДИЙ [226,03]
	112
RO	

металлические свойства усиливаются

VII	(H)
9	F ФТОР 18,99
7	Cl ХЛОР 35,45
5	Br БРОМ 79,90
3	I ИОД 126,9
5	At АСТАТ [209,9]
R₂O	
HR	

неметаллические свойства уменьшаются



Горизонты химии

До настоящего времени были открыты или получены искусственно 118 химических элементов. Но сколько новых элементов можно ещё открыть? Где им будет отведено место в периодической системе? Ученые, изучив строение и свойства известных элементов, пришли к выводу, что вероятность существования новых элементов значительно снижается, так как, чем больше протонов, нейтронов и электронов находится в атоме, тем труднее они удерживаются вместе.

У элементов побочных подгрупп валентные электроны располагаются на внешнем и предпоследнем слое.

Изменение свойств элементов в периодах. Рассмотрим, как изменяются свойства в периодах. В периоде у всех атомов одинаковое число электронных слоев. Заряд ядра в периоде растёт, и электронная оболочка стягивается, уплотняется. Следовательно, размеры атомов по периоду уменьшаются.

Число внешних электронов в периоде растёт, а размеры атомов уменьшаются. Значит, атомы элементов легче присоединяют электроны и труднее отдают.

В периоде слева направо металлические свойства уменьшаются и возрастают неметаллические.

На основании изученного можно использовать предсказательные возможности периодического закона и системы для характеристики отдельных элементов главных подгрупп, в том числе и тех, чьё строение атомов вы не изучали.



ОЦЕНИВАНИЕ

- Определи число электронов в атомах элементов:
а) K, Ar; б) Co, Ni; в) Te, I.
- Составь электронные схемы для атомов следующих элементов:
а) Li, Na, K; б) B, Al; в) N, P; г) F, Cl;
д) Be, Mg, Ca; е) C, Si; ж) O, S; з) He, Ne, Ar.
- Выбери правильные утверждения:
а) номер периода соответствует числу электронных слоёв в атоме;
б) у элементов главных подгрупп номер группы равен числу электронов на внешнем слое;
в) у элементов побочных подгрупп номер группы равен числу электронов на внешнем слое.
- Составь формулы высших оксидов для элементов VI группы. Почему эти столь различные элементы были объединены в одну группу?
- Выбери правильное утверждение:
а) каждый период начинается щелочным металлом;
б) каждый период завершается инертным газом;
в) 1, 2, 3 периоды — это большие периоды;
г) номер периода равен числу электронов на внешнем слое.
- Выбери правильные выражения:
а) все элементы в периодической системе расположены в порядке возрастания атомных масс;
б) заряд ядра меняется периодически;
в) заряд ядра равен порядковому номеру;
г) все элементы в периодической системе расположены с увеличением заряда ядра.

1.5.

Характеристика химических элементов по положению в периодической системе

Пользуясь периодической системой, можно описать свойства любого элемента главной подгруппы.

Для характеристики элемента, например серы (S), можно использовать следующий план:

1. Положение элемента в периодической системе:

- а) порядковый номер;
- б) период;
- в) группа, подгруппа.

2. Металл или неметалл (по положению относительно диагонали В–Ат).**3. Строение атома:**

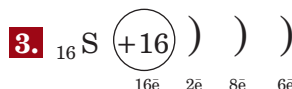
- а) заряд ядра (равен порядковому номеру);
- б) общее число электронов;
- в) число электронных слоёв (равно номеру периода);
- г) распределение электронов по слоям (число электронов на внешнем слое равно номеру группы для элементов главных подгрупп).

4. Валентность:

- а) высшая валентность — равна номеру группы;
- б) другие валентности — чётные в чётной группе, нечётные в нечётной.

5. Высший оксид и гидроксид, их характер.**6. Другие оксиды и гидроксиды.****7. Летучее водородное соединение** (для неметаллов).**8. Водный раствор** водородного соединения.**1.** S, сера

- а) 16;
- б) III период;
- в) VI группа, главная подгруппа.

2. Неметалл.

- а) +16;
- б) 16;
- в) 3;
- г) 2, 8, 6.

4.

- а) Высшая валентность (S);
VI
- б) S, S.
IV II

5. SO₃ — оксид серы (VI), кислотный оксид;

H₂SO₄ — серная кислота, сильная.

6. SO₂ — оксид серы (IV), кислотный оксид;

H₂SO₃ — сернистая кислота.

7. H₂S — сероводород.**8.** H₂S — сероводородная кислота.**ПРОЕКТ****Тема: Периодическая система — алфавит химии****Аргумент**

Более 150 лет назад русский химик Дмитрий Иванович Менделеев и его немецкий коллега Юлиус Лотар Мейер независимо друг от друга обнаружили системную зависимость между атомной массой и свойствами химических элементов. Тем самым они заложили основы «Периодической системы химических элементов», также называемой «Таблицей Менделеева».

В 1869 году Дмитрий Менделеев опубликовал первый вариант теперь уже всемирно известной периодической системы. К 150-летию этого события ЮНЕСКО объявила 2019 год Международным годом Периодической системы химических элементов. В резолюции Организации Объединённых Наций по вопросам образования, науки и культуры (ЮНЕСКО) сказано, что Периодическая таблица химических элементов представляет собой «уникальный инструмент, дающий учёным возможность предсказывать появление и свойства элементов на Земле и во Вселенной в целом».

Сформируйте группу из нескольких учеников и выполните совместный проект по теме «Периодическая система — алфавит химии».

Внимательно ознакомьтесь с основными направлениями в работе над проектом.

Основные направления исследования:

- ✓ Открытие и разработка периодической системы;
- ✓ Строение современной периодической системы;
- ✓ Новые элементы в периодической системе, созданные учёными;
- ✓ Пять химических элементов, названные в честь планет, стран и др.;
- ✓ Значение периодической системы для науки.

Способы выполнения

- Презентации Power Point
- Постеры
- Рефераты
- Коллажи

Защита проекта

- Каждая группа выбирает одного или нескольких представителей для защиты проекта перед классом.
- На выступление отводится до 8 минут.

Критерии оценивания

- Оригинальность и важность затронутых тем;
- Научное содержание проекта;
- Выступление группы;
- Используемые источники информации (библиография);
- Соответствие выступления отведённому времени.

1.6. // Определение количества вещества или его массы по количеству или массе другого вещества, участника реакции

Задача 1. Какая масса оксида алюминия образуется при окислении алюминия количеством вещества 0,3 моль?

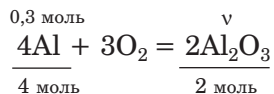
Дано:

$$\nu(\text{Al}) = 0,3 \text{ моль}$$

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

Решение:

1. Записываем уравнение реакции. Подчёркиваем нужные вещества и отмечаем под каждым количество вещества в соответствии с уравнением, а над ними — значения по условию задачи:



2. Составляем пропорцию и находим количество вещества Al_2O_3 :

$$\frac{0,3 \text{ моль}}{4 \text{ моль}} = \frac{\nu}{2 \text{ моль}}; \quad \nu(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{0,3 \cdot 2 \text{ моль}}{4} = 0,15 \text{ моль}$$

3. Определяем относительную молекулярную и молярную массы Al_2O_3 :

$$M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102; \quad M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ г/моль}$$

4. Вычисляем массу оксида алюминия по формуле:

$$M = \frac{m}{\nu}; \quad m = M \cdot \nu$$

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ г/моль} \cdot 0,15 \text{ моль} = 15,3 \text{ г}$$

Ответ: масса оксида алюминия равна 15,3 г.

Задача 2. Определите массу оксида фосфора (V), образовавшегося при сгорании фосфора массой 18,6 г.

Дано:

$$m(\text{P}) = 18,6 \text{ г}$$

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) - ?$$

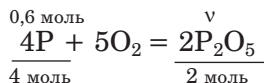
Решение:

1. Вычисляем количество вещества фосфора, исходя из соотношения:

$$\nu = \frac{m}{M}; \quad M(\text{P}) = 31 \text{ г/моль}$$

$$\nu(\text{P}) = \frac{18,6 \text{ г}}{31 \text{ г/моль}} = 0,6 \text{ моль}$$

2. Записываем уравнение реакции и отмечаем снизу и сверху соответствующее количество вещества (см. задачу 1):



3. Составляем пропорцию и находим количество веществ P_2O_5 :

$$\frac{0,6 \text{ моль}}{4 \text{ моль}} = \frac{\nu}{2 \text{ моль}}; \quad \nu(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{0,6 \cdot 2 \text{ моль}}{4} = 0,3 \text{ моль}$$

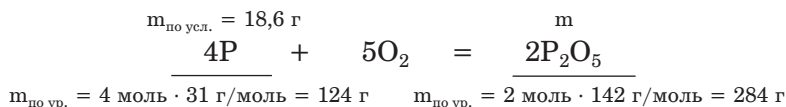
4. Находим массу оксида фосфора (V):

$$M_r(\text{P}_2\text{O}_5) = 2 \cdot 31 + 5 \cdot 16 = 142; \quad M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г/моль}$$

$$m = M \cdot \nu = 142 \text{ г/моль} \cdot 0,3 \text{ моль} = 42,6 \text{ г}$$

Ответ: масса оксида фосфора (V) равна 42,6 г.

Примечание. Задача может быть решена проще. Для этого снизу и сверху уравнения реакции можно записывать не количество каждого вещества, а его массу по уравнению реакции и из условия задачи:



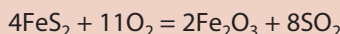
$$\frac{18,6 \text{ г}}{124 \text{ г}} = \frac{m}{284 \text{ г}}; \quad m(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{18,6 \text{ г} \cdot 284}{124} = 42,6 \text{ г}$$

ЗАДАЧИ



1. Вычисли массу хлора, необходимого для получения хлороводорода количеством вещества 3 моль.

2. Определи количество вещества и массу пирита (FeS_2), необходимого для производства оксида серы (IV) массой 128 кг, в соответствии с уравнением реакции:



3. При обработке цинка серной кислотой выделился водород количеством вещества 2,5 моль. Вычисли необходимые для этого массу цинка и массу серной кислоты.

Тест**СУММАТИВНОГО ОЦЕНИВАНИЯ ПО ЕДИНИЦЕ ОБУЧЕНИЯ****ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА****I. Заполни пропуски:**

Элемент с порядковым номером 16 образует соединение с водородом ..., высший оксид ... и кислоту или основание

II. Заполни таблицу, используя информацию о положении элемента в периодической системе:

<i>Элемент</i>	<i>Металл/неметалл</i>	<i>Высший оксид</i>	<i>Кислота/основание</i>
а) Na			
б) Ca			
в) N			
г) C			

Обведи буквы правильных ответов в заданиях III–VI.

III. Атомы элементов II группы главной подгруппы имеют одинаковое число:

- а) электронов на внешнем электронном слое;
- б) общее число электронов.

IV. Атом какого элемента легче всего отдаёт один электрон?

- а) натрий; б) магний; в) алюминий; г) кремний.

V. Какие из указанных ниже характеристик изменяются периодически:

- а) заряд ядра;
- б) относительная атомная масса;
- в) число электронных слоёв в атоме;
- г) число электронов на внешнем электронном слое?

VI. Основные свойства гидроксидов элементов главной подгруппы II группы с ростом заряда ядра:

- а) уменьшаются;
- б) растут;
- в) остаются без изменений;
- г) уменьшаются, потом растут.

VII. Расположи следующие элементы в порядке возрастания металлических свойств:

Cs, Al, Na, Mg, K.

Примечание. При решении суммативных тестов ответы следует записывать не в учебнике, а только в тетради.

- оперировать понятиями, относящимися к *электролитической диссоциации, реакциям ионного обмена, ионным уравнениям*;
- моделировать с помощью химических уравнений электролитическую диссоциацию сильных кислот, щелочей, средних солей; реакции ионного обмена;
- экспериментально исследовать условия протекания реакций ионного обмена;
- решать задачи по уравнениям реакций ионного обмена, используя корреляцию между количеством вещества и массой вещества.

2.1. Растворимость веществ в воде

В 8 классе мы познакомились с растворами, играющими важную роль для человечества. Вся наша жизнь связана с растворами. Важнейший из них — природная вода. В ней растворены соли CaCl_2 , MgCl_2 , CaSO_4 , MgSO_4 и многие другие вещества.

Мы выяснили, что вода является наиболее распространённым растворителем.

Нальём в два стакана воды до половины их объёма (100 г). В один стакан всыпем две столовые ложки сахара, в другой — столько же поваренной соли. Перемешаем и увидим, что при обычной температуре (20 °С) сахар растворился полностью, а соль — лишь частично. Это означает, что сахар и соль имеют разную *растворимость* при данной температуре (рис. 2.1).

По растворимости в воде вещества делятся на:

растворимые (р) — растворяется больше 1 г в 100 г воды;

малорастворимые (м) — от 0,01 г до 1 г в 100 г воды;

практически нерастворимые (н) — меньше 0,01 г в 100 г воды.

Подробнее смотри в Приложении 2 таблицу растворимости.

Растворимость многих твёрдых веществ увеличивается при нагревании.

При нагревании растворимость большинства солей увеличивается сильно, а поваренной соли — незначительно. Вот почему хозяйки не нагревают воду, когда готовят рассолы, которые по сути и есть растворы поваренной соли (например, для хранения овечьей брынзы или засолки овощей).

Растворимость газов уменьшается при нагревании и увеличивается при повышении давления.

Газированную воду и газированные напитки производят, насыщая обычную воду или напиток углекислым газом под большим давлением. Когда мы открываем бутылку, давление уменьшается и часть газа с шипением выходит из раствора (рис. 2.2).

Если в озеро или пруд попадают горячие стоки, температура воды повышается. При этом растворимость кислорода уменьшается и уменьшается его количество в воде. Рыба и другие живые организмы в таком водоёме могут погибнуть.

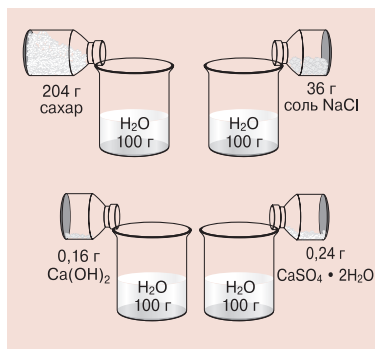


Рис. 2.1. Растворимость твёрдых веществ в воде



Рис. 2.2. При уменьшении давления растворённый газ выделяется из жидкости

Вещества могут быть названы электролитами только по их поведению в растворах или в расплавах. Почему?

Электролиты и неэлектролиты

Проведём опыт. Поочередно опустим электроды, соединённые с лампочкой и источником тока (рис. 2.3), в вещества, указанные в первой колонке *таблицы 2.1*. Во второй колонке отметим, как горит лампочка, а в третьей запишем вывод об электрической проводимости в каждом случае.

Таблица 2.1. Электрическая проводимость некоторых веществ

№ п/п	Вещество	Горение лампы	Электрическая проводимость	Характеристика вещества
1	Сахар (крист.)	не горит	нет	
2	NaCl (крист.)	не горит	нет	
3	NaOH (крист.)	не горит	нет	
4	NaOH (расплав)	горит	есть	электролит
5	H ₂ O (дистиллир.)	не горит	нет	очень слабый электролит
6	Сахар (раствор)	не горит	нет	неэлектролит
7	NaCl (раствор)	горит ярко	высокая	электролит сильный
8	NaOH (раствор)	горит ярко	высокая	электролит сильный
9	HCl (раствор)	горит ярко	высокая	электролит сильный
10	CH ₃ COOH (раствор)	горит слабо	невысокая	электролит слабый

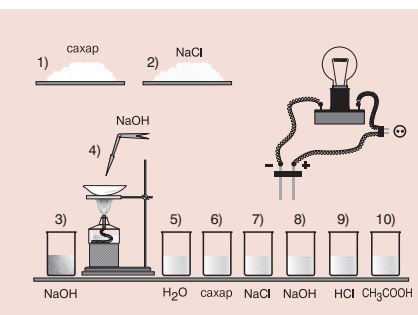


Рис. 2.3. Исследование электрической проводимости некоторых веществ

В зависимости от электрической проводимости растворов и расплавов вещества делятся на **электролиты** и **неэлектролиты**.

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

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

Сильные электролиты хорошо проводят ток, а слабые электролиты — плохо. Запишем эту характеристику всех веществ, кроме воды, в последнюю колонку *таблицы 2.1* (для воды мы запишем эту характеристику позже).

ОЦЕНИВАНИЕ

- Объясни, что такое раствор, из чего он состоит. Приведи примеры из жизни.
- В семь сосудов (а-ж) налили по 50 мл воды. Затем при перемешивании добавили небольшое количество: а) мела; б) масла; в) поваренной соли; г) сахара; д) бензина; е) песка; ж) извести. Определи, в каких случаях образовались растворы.
- Приведи по 5 примеров растворимых, малорастворимых и практически нерастворимых в воде веществ, используя таблицу растворимости (см. Приложение 2).
- Объясни, почему в момент, когда мы открываем бутылки с газированными напитками, выделяется много углекислого газа.
- Объясни, почему в стакане с холодной водой, набранной из колодца или водопровода, через некоторое время на стенках появляются пузырьки газа.
- Чем опасно повышение температуры воды в реках и озёрах?
- Какие вещества называются электролитами? Приведи два примера.
- Какие вещества называются неэлектролитами? Приведи два примера.

2.2. // Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты

Возвращаясь к проведённому опыту, попробуем выяснить, что происходит с каждым из веществ при растворении. Попытаемся объяснить, почему растворы кислот, оснований и солей и их расплавы проводят электрический ток.

Когда электроды погружены в сухие вещества (сахар, хлорид натрия, гидроксид натрия), лампочка не горит, значит, ток не проходит через эти вещества. Нагреем гидроксид натрия в фарфоровой чашке, в которую внесены электроды. Лампочка загорается. Значит, в расплаве NaOH появились свободные подвижные заряженные частицы — ионы Na^+ и OH^- . Благодаря подвижным ионам расплав проводит электрический ток.

Процесс распада электролита на ионы называется электролитической диссоциацией.

Гидроксид натрия диссоциирует на ионы натрия и гидроксид-ионы. Можно записать уравнение:



Это уравнение *электролитической диссоциации*.

Хлорид натрия плавится при очень высокой температуре, и его расплав проводит электрический ток. Причина — та же.

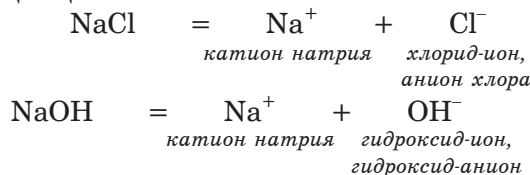
Кристаллы хлорида натрия состоят из ионов Na^+ и Cl^- . В расплаве эти ионы высвобождаются, становятся подвижными. Поэтому расплав хлорида натрия проводит электрический ток. Можно записать уравнение диссоциации:



Слово «ион» означает «идущий». *Положительные ионы* (Na^+) идут к отрицательному электроду — катоду (–), поэтому их называют **катионами** («идущие к катоду»). *Отрицательные ионы* (Cl^- , OH^-) идут к положительному электроду — аноду (+), поэтому они называются **анионами** («идущие к аноду») (рис. 2.4).

Дистиллированная вода не проводит электрический ток, а водные растворы NaCl, NaOH, HCl проводят его. Значит, в водных растворах солей, оснований и кислот появляются подвижные ионы. Попытаемся объяснить это предположение. При растворении в воде ионных кристаллов (например, NaCl) полярные молекулы воды (рис. 2.5.) вырывают ионы из кристалла (рис. 2.6) и переводят их в раствор. Молекулы воды окружают каждый ион оболочкой, которая называется *гидратной*. Каждый ион сохраняет гидратную оболочку в растворе.

Из кристаллов NaOH под действием полярных молекул воды высвобождаются ионы Na^+ и OH^- . Без учета гидратной оболочки уравнения диссоциации NaCl и NaOH можно записать так:



Как видно из уравнений диссоциации, заряд катиона металла равен валентности металла, а заряд аниона равен валентности кислотного осадка, или для OH^- заряд равен валентности группы OH.

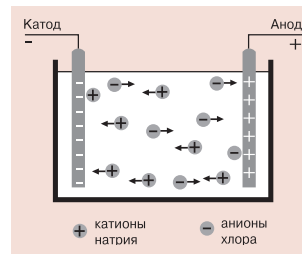


Рис. 2.4. Взаимодействие между ионами и электродами

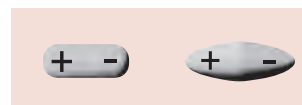


Рис. 2.5. Модели полярной молекулы воды

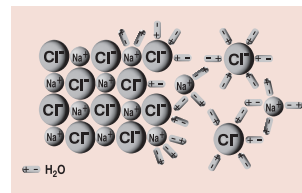


Рис. 2.6. Растворение в воде ионных кристаллов хлорида натрия

Основания в растворе диссоциируют на катионы металла и гидроксид-ионы — анионы.

До сих пор мы рассматривали процесс диссоциации для веществ с ионной связью (NaOH, NaCl). А как ведут себя в водных растворах вещества с полярной ковалентной связью?

Из *таблицы 2.1* видно, что раствор соляной кислоты проводит ток. Почему? Ведь в молекуле хлороводорода связь не ионная, а

ковалентная полярная $\overset{\delta+}{\text{H}} : \overset{\delta-}{\text{Cl}} :$

Рассмотрим *рисунок 2.7*. При попадании в воду каждую молекулу хлороводорода окружают полярные молекулы воды: положительными концами молекулы воды притягиваются к отрицательному концу молекулы хлороводорода, а отрицательными — к положительному концу молекулы хлороводорода $\overset{\delta+}{\text{H}} \overset{\delta-}{\text{Cl}}$ и разрывают молекулу $\text{H}:\text{Cl}$ на ионы H^+ и Cl^- . При этом электронная пара, смещённая к атому хлора, становится его собственностью. Атом хлора превращается в ион Cl^- , а атом водорода — в ион H^+ . Каждый из ионов гидратирован, то есть окружен оболочкой из молекул воды. Уравнение диссоциации соляной кислоты без учёта молекул воды:

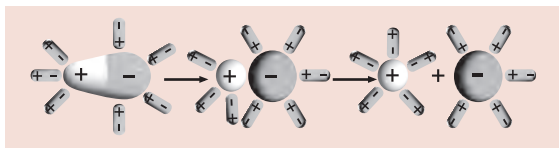
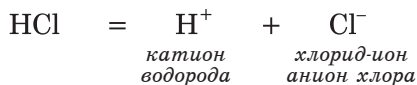
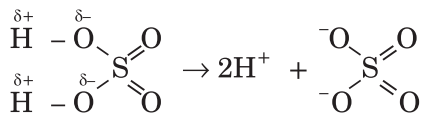


Рис. 2.7. Растворение хлороводорода и диссоциация соляной кислоты

Кислоты диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотного остатка.



В молекулах кислородсодержащих кислот $\overset{\delta+}{\text{H}} - \overset{\delta-}{\text{O}} - \text{S}(\text{O})_2 - \text{O} - \overset{\delta+}{\text{H}}$ разрываются полярные ковалентные связи $\text{H}-\text{O}$ так, что общая пара электронов переходит к атому кислорода, а атом водорода превращается в ион водорода H^+ . Например, в серной кислоте это происходит следующим образом:



Кислородсодержащие кислоты диссоциируют на ионы водорода H^+ и сложный ион кислотного остатка (например, SO_4^{2-} — сульфат-ион).

Вернёмся к наблюдениям, отмеченным в *таблице 2.1*, и сравним яркость горения лампочки для разных электролитов.

В растворах NaCl, NaOH, HCl лампочка горит ярко. Значит, ионов в этих растворах много, а целых недиссоциированных молекул практически нет. Такие электролиты называются *сильными электролитами*.

В уравнениях диссоциации сильных электролитов пишут знак равенства (=), который означает полный распад на ионы.

Для опыта мы брали раствор уксусной кислоты с таким же числом растворённых молекул, как и у соляной кислоты. В растворе уксусной кислоты лампочка горит слабо. Значит, в растворе уксусной кислоты только часть молекул продиссоциировала на ионы. Уксусная кислота — это *слабый электролит*. В растворе одновременно есть много целых молекул CH_3COOH и мало ионов H^+ и CH_3COO^- . В уравнениях диссоциации слабых электролитов записываем знак обратимости ($\rightleftharpoons$):



Значит, одновременно происходит и диссоциация молекул, и связывание ионов в молекулы. Стрелка, направленная влево ($\leftarrow$), говорит о том, что диссоциация очень слабая, лишь небольшая часть молекул диссоциирует на ионы.

Вместе с тем, в случае с водой (таб. 2.1) лампочка не горит, но воду нельзя считать неэлектролитом. Как выяснилось в более точных опытах, вода тоже электролит, только очень слабый. Её диссоциация:



Внесём эту характеристику воды в таблицу 2.1 (очень слабый электролит).

В таблице 2.2. показаны примеры сильных и слабых электролитов. Кислоты H_2SO_3 , H_3PO_4 — это электролиты средней силы.

Таблица 2.2. Сильные и слабые электролиты

Сильные электролиты	Слабые электролиты
Кислоты	
HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4	H_2S , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , HClO , CH_3COOH
H_2SO_3 H_3PO_4	
Основания	
LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в растворе	Все нерастворимые основания и NH_4OH
Соли: все растворимые соли	H_2O

Таким образом, *электролиты* — это кислоты (в растворе), основания (в расплаве и растворе) и соли (в расплаве и растворе). Химическая связь, которая разрывается при диссоциации в кислотах, — сильнополярная ковалентная, в солях и щелочах — ионная.

Мы изучили процесс, который называется электролитической диссоциацией.

Электролитическая диссоциация вещества — это образование подвижных ионов в растворе или расплаве этого вещества.

Открытие электролитической диссоциации сделано шведским ученым Сванте Аррениусом в 1887 году. Теория электролитической диссоциации названа его именем.



**Сванте Аррениус
(1859–1927)**

Шведский химик. Разработал теорию электролитической диссоциации. Нобелевская премия по химии (1903).



ОЦЕНИВАНИЕ

1. К каким классам соединений относятся электролиты?
2. Объясни, какие типы химической связи есть в электролитах.
3. Почему расплавы щелочей и солей, а также растворы кислот, щелочей и солей проводят электрический ток?
4. Объясни, какова роль молекул воды в процессе диссоциации. Какие ионы называются:
а) катионами; б) анионами?
5. Объясни понятия «сильный электролит» и «слабый электролит».
6. Что происходит с хлоридом калия, гидроксидом калия при: а) расплавлении; б) растворении в воде? Сравни оба процесса. Какова будет электрическая проводимость этих растворов и расплавов? Напиши уравнения диссоциации. Чем отличаются ионы в кристалле от ионов в растворе?

7. В воде растворили газы: а) хлороводород, б) бромоводород, в) сероводород, г) оксид углерода (IV), д) кислород, е) азот. Какие из этих растворов будут проводить электрический ток? Назови электролиты и неэлектролиты.
8. Дай определение понятию «электролитическая диссоциация».
9. Даны ионы: H^+ , NH_4^+ , OH^- , K^+ , Cl^- , Na^+ , S^{2-} , Ag^+ , SO_4^{2-} , Ba^{2+} , CO_3^{2-} , Ca^{2+} , SiO_3^{2-} , Mg^{2+} , Cu^{2+} , PO_4^{3-} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} , CH_3COO^- , HCO_3^- .
Классифицируй их на: а) катионы, б) анионы. Назови каждый анион.
- *10. Массовая доля хлорида натрия в крови человека 0,5 %. Вычисли массу и количество вещества хлорида натрия в 1 кг крови. Вычисли количество вещества и массу ионов натрия и ионов хлора в этой порции крови на основании уравнения диссоциации
- $$\underset{1 \text{ моль}}{\text{NaCl}} = \underset{1 \text{ моль}}{\text{Na}^+} + \underset{1 \text{ моль}}{\text{Cl}^-}$$
- *11. Для изготовления кровезамещающей жидкости И. Петрова в воде объёмом 100 мл растворяют таблетку Петрова, содержащую 1,5 г хлорида натрия, 0,02 г хлорида калия, 0,01 г хлорида кальция. Вычисли массовую долю каждого из веществ в полученном растворе. Какие ионы образуются при диссоциации этих веществ?
12. Железо сгорает в хлоре с образованием хлорида железа (III). Вычисли количество вещества и массу хлорида железа (III), который образуется из 112 г железа. Напиши уравнение диссоциации продукта реакции при растворении его в воде.



РАБОТА В ГРУППЕ

1. Из ионов, указанных в таблице растворимости (Приложение № 2), составьте формулы: а) трёх сильных кислот; б) двух кислот средней силы; в) трёх слабых кислот; г) одной нерастворимой в воде кислоты. Назовите эти кислоты.
2. Из ионов, указанных в таблице растворимости, составьте по две формулы солей: а) с однозарядными катионами; б) с двухзарядными катионами; в) с трехзарядными катионами. Назовите эти соли.

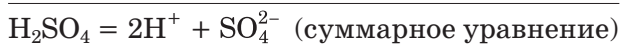
2.3. // Диссоциация кислот, оснований и средних солей

Диссоциация кислот. Мы уже знаем, что водные растворы кислот проводят электрический ток, потому что их молекулы диссоциируют на ионы. Напишем уравнения диссоциации некоторых кислот, с которыми мы уже ознакомились (табл. 2.2).

Сильные кислоты:

соляная кислота	$\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	хлорид-ион
бромоводородная кислота	$\text{HBr} = \text{H}^+ + \text{Br}^-$	бромид-ион
йодоводородная кислота	$\text{HI} = \text{H}^+ + \text{I}^-$	йодид-ион
азотная кислота	$\text{HNO}_3 = \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	нитрат-ион

Молекула серной кислоты H_2SO_4 содержит два атома водорода. Запишем уравнения ступенчатой диссоциации серной кислоты. Сначала отрывается один ион водорода (первая ступень диссоциации), а затем — второй ион водорода (вторая ступень диссоциации):



сульфат-ион

Проанализируем все уравнения диссоциации кислот. Что у них общего?

При диссоциации кислот общим является образование катиона водорода H^+ .

Все известные нам общие свойства кислот: кислый вкус, окраска инди-

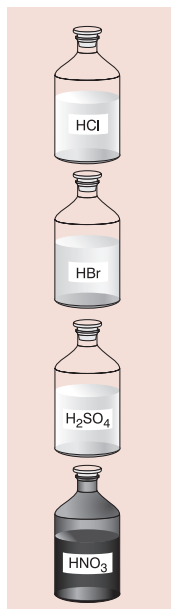


Рис. 2.8. Сильные кислоты

каторов (лакмус — красный, метилоранж — розовый, фенолфталеин — бесцветный) — обусловлены наличием ионов водорода H^+ .

Можно дать определение кислотам с точки зрения теории электролитической диссоциации.

Кислоты — это электролиты, которые диссоциируют с образованием катионов водорода (H^+) и анионов кислотных остатков.

Число ионов водорода, которые образуются при диссоциации одной молекулы кислоты, называется основностью кислоты.

Например, соляная кислота HCl — *одноосновная*, серная кислота H_2SO_4 — *двухосновная*.

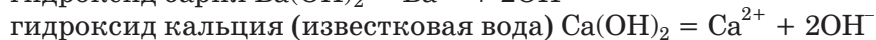
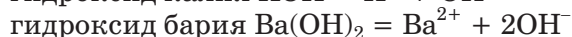
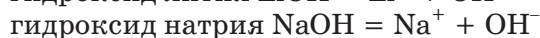
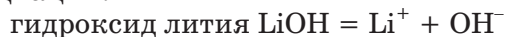
Необходимо быть очень осторожным при работе с кислотами. Уксусную кислоту (столовый уксус) в виде водного раствора (3–6 %) используют для приготовления пищи, при консервировании и мариновании овощей.

Но пить уксус нельзя, потому что он может вызвать ожоги слизистых рта, горла, пищевода, желудка.

Если при проведении опытов случайно попали брызги кислоты на кожу или одежду, необходимо сразу промыть это место проточной водой и обратиться к учителю.

При попадании кислот на кожу или в глаза надо сразу же промыть обожжённое место проточной водой и обратиться к врачу. Это правило пригодится вам и в школьном кабинете, и дома. Внимательно читайте этикетки на бытовых моющих и чистящих средствах.

Диссоциация щелочей. Все щелочи (растворимые основания) диссоциируют полностью как сильные электролиты с образованием ионов металлов и гидроксид-ионов (OH^-) без ступенчатой диссоциации:



Что общего в диссоциации щелочей?

При диссоциации щелочей общим является образование гидроксид-ионов OH^- .

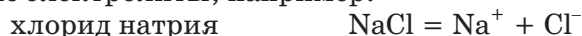
Окраска индикаторов (лакмус — синий, фенолфталеин — малиновый, метилоранж — жёлтый), мылкость, едкость и другие общие свойства щелочей обусловлены присутствием в растворе гидроксид-ионов OH^- . Если в растворе много ионов OH^- , то говорят, что среда щелочная.

Щёлочи — это электролиты, которые диссоциируют с образованием анионов OH^- и катионов металла.

Диссоциация средних солей. Известно много разновидностей солей. В дальнейшем мы рассмотрим два вида солей: *средние соли* и *кислые соли*. Классификация солей представлена на стр. 8.

Средние соли состоят из ионов металла и кислотного остатка.

Растворимые средние соли диссоциируют полностью как сильные электролиты, например:



Кислоты — это электролиты, которые диссоциируют на катионы водорода (H^+) и анионы кислотного остатка.

Общие свойства кислот обусловлены наличием ионов водорода.

Щёлочи — это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов и гидроксид-ионы — анионы OH^- .

Общие свойства щелочей определяются присутствием гидроксид-ионов.

Существуют соли, в которых вместо катиона металла ион NH_4^+ .

сульфид натрия	$\text{Na}_2\text{S} = 2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-}$
сульфат натрия	$\text{Na}_2\text{SO}_4 = 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
сульфит натрия	$\text{Na}_2\text{SO}_3 = 2\text{Na}^+ + \text{SO}_3^{2-}$
карбонат натрия	$\text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$

Средние соли — это электролиты, которые диссоциируют на катионы металла и анионы кислотного остатка.

Средние соли наиболее распространены в природе. Например, CaCO_3 — мел, мрамор, известняк, исландский шпат; NaCl — поваренная соль. Природная вода является раствором сульфатов и хлоридов кальция, магния, железа и др.



ОЦЕНИВАНИЕ

1. Напиши формулы и уравнения диссоциации двух сильных и одной слабой кислоты.
2. Укажи окраску индикатора (лакмуса, метилоранжа) в растворах кислот. Какие ионы обуславливают эту окраску?
3. Что называется основностью кислоты?
4. Дай определение кислотам с учётом их диссоциации.
5. Какие вещества называются щелочами с точки зрения теории электролитической диссоциации? Приведи примеры. Назови катионы и анионы.
6. Какой ион является общим при диссоциации всех растворимых оснований?
7. Какова окраска индикаторов (лакмуса, фенолфталеина, метилоранжа) в растворах щелочей? Какой ион определяет эту окраску?
8. В трёх пробирках находятся растворы: хлорида калия, гидроксида калия, соляной кислоты. Как можно распознать гидроксид калия?
9. Какие соли называются *средними*? Составь по 2 формулы растворимых: а) хлоридов, б) сульфидов, в) сульфатов, г) карбонатов, д) нитратов. Напиши уравнения их диссоциации.
10. Вычисли массу хлороводорода, который необходим для приготовления 200 г раствора концентрированной соляной кислоты с массовой долей HCl 38 %.
11. Даны растворы хлорида натрия, гидроксида натрия, серной кислоты. Как можно распознать серную кислоту?
12. При обжиге известняка (CaCO_3) получают негашёную известь (CaO) и углекислый газ. Вычисли массу негашёной извести, которую можно получить из карбоната кальция CaCO_3 массой 100 кг.
13. Вычисли массовую долю Ca(OH)_2 в известковом молоке, если для приготовления смеси взято 560 г CaO и 2240 мл воды.



РАБОТА В ГРУППЕ

1. Составьте уравнения диссоциации, сопоставив левую часть (колонка А) с правой частью (колонка Б):

А

- | | |
|----------------------------|-----------------------------|
| 1. H_2SO_4 | 5. H_2CO_3 |
| 2. HCl | 6. H_2S |
| 3. HNO_3 | 7. CH_3COOH |
| 4. H_3PO_4 | |

Б

- | | |
|-------------------------------------|---|
| а) $2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ | ж) $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ |
| б) $\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ | з) $\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ |
| в) $\text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ | и) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ |
| г) $\text{H}^+ + \text{Cl}^-$ | к) $\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ |
| д) $3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ | л) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ |
| е) $\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ | |

2. Выберите правильные выражения.
Гидроксид натрия — это: а) основание; б) щёлочь; в) нерастворимое основание; г) растворимое основание; д) соль; е) кислота. Аргументируйте свой выбор?
3. Составьте формулы оснований, используя таблицу растворимости (стр. 132). Выберите из них щёлочи и напишите уравнения их диссоциации.

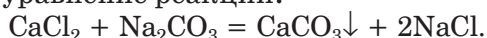
2.4. Реакции ионного обмена

В 8-м классе мы рассматривали реакции обмена, протекающие с образованием осадка, газа и воды. В этих случаях химические реакции протекают до конца. Сверившись с таблицей растворимости (стр. 132) и таблицей сильных и слабых электролитов (таблица 2.2), запишем молекулярные и ионные уравнения для упомянутых случаев. Но сначала уточним некоторые условия:

Сильные электролиты записывать в виде ионов.

Слабые электролиты, нерастворимые в воде вещества и газы записывать в молекулярной форме.

Рассмотрим уравнение реакции:



Обсудим каждое вещество, задавая себе два вопроса:

1. Растворимо вещество или нет?

2. Сильный или слабый электролит данное вещество?

Используя таблицы, обсудим каждое вещество в молекулярном уравнении:

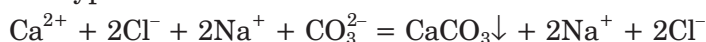
CaCl_2 — соль, растворима в воде, сильный электролит, пишем в ионной форме ($\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$);

Na_2CO_3 — соль, растворима в воде, сильный электролит, пишем в ионной форме ($2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$);

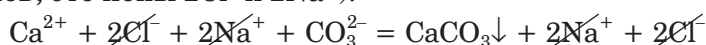
CaCO_3 — соль, нерастворима в воде, оставляем без изменений в молекулярной форме.

2NaCl — соль, растворима в воде, сильный электролит, записываем в ионной форме с учётом коэффициента 2 ($2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$).

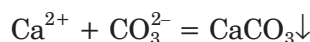
Запишем уравнение:



Такое уравнение называется *полным ионным уравнением* (ПИУ), хотя в него входят и вещества, записанные в молекулярной форме. Сократим слева и справа одинаковое число одинаковых ионов, это ионы 2Cl^- и 2Na^+ .

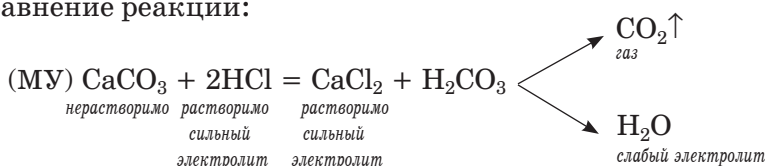


Эти ионы не исчезают, они просто сосуществуют рядом друг с другом в растворе, но не вступают в химическую реакцию. Таков смысл сокращения. Перепишем то, что осталось после сокращения:



Мы записали *сокращённое ионное уравнение* (СИУ). Это уравнение показывает, какие ионы вступили в реакцию.

Как удалить накипь в чайнике? Надо провести химическую реакцию, в результате которой нерастворимый карбонат кальция CaCO_3 разрушится и превратится в растворимое вещество. Добавим к кусочку мела (тоже CaCO_3) немного раствора соляной кислоты (рис. 2.9). Наблюдаем бурное выделение бесцветного газа. Запишем уравнение реакции:



Только сильные электролиты записываем в виде ионов.

Сильные электролиты

Кислоты

HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4

Основания

NaOH , KOH , Ba(OH)_2 , Ca(OH)_2

Соли

Все растворимые соли

Слабые электролиты, нерастворимые в воде вещества и газы записываем в молекулярной форме.

Слабые электролиты

Кислоты

H_2S , H_2CO_3 , CH_3COOH , H_2SiO_3

Основания

NH_4OH

и все нерастворимые основания

H_2O

Запомни

МУ — молекулярное уравнение

ПИУ — полное ионное уравнение

СИУ — сокращённое ионное уравнение

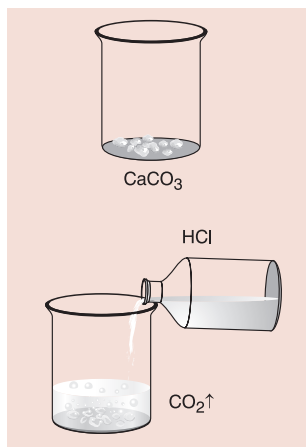
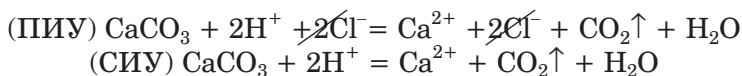


Рис. 2.9. Взаимодействие мела с соляной кислотой

Составим ионные уравнения:

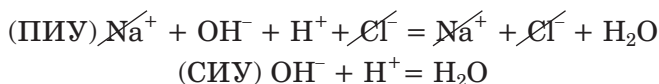


Реакция идёт до конца, потому что образуется газ CO_2 , который уходит из реакционной смеси, и слабый электролит вода H_2O . Говорят: «Карбонат кальция растворяется в кислоте». Так же можно поступить и с накипью. Надо налить в чайник раствор соляной кислоты или залить уксусом (уксусная кислота). Накипь разрыхлится и её легко можно будет удалить.

Рассмотрим реакцию взаимодействия сильной кислоты с сильным основанием. Например, реакцию соляной кислоты с гидроксидом натрия:



В результате реакции образуется вода. Запишем уравнение реакции в ионной форме:



В данной реакции слабым электролитом является вода.

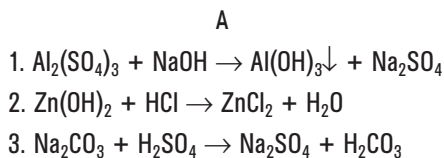
Таким образом, реакции в растворах протекают только тогда, когда в результате образуются осадок, газ или слабый электролит.

Реакции в растворах записывают в молекулярной, полной ионной и сокращённой ионной форме.

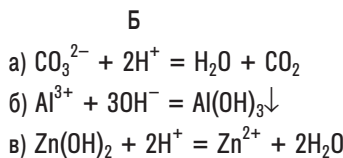
Реакция идёт до конца, если образуются газ, осадок или слабый электролит.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Напиши молекулярные, полные ионные и сокращённые ионные уравнения реакций обмена нитрата серебра (AgNO_3) с каждым из указанных веществ: а) соляной кислотой; б) хлоридом натрия; в) хлоридом калия; г) хлоридом кальция; д) хлоридом магния; е) хлоридом железа (II); ж) хлоридом железа (III). Какие из указанных реакций могут происходить с природной водой?
2. Напиши молекулярные и ионные уравнения реакций обмена хлорида бария с каждым из указанных веществ: а) серной кислотой; б) сульфатом натрия; в) сульфатом кальция; г) сульфатом магния; д) сульфатом железа (II); е) сульфатом железа (III). Какие из реакций могут происходить с природной водой?
3. Установи сокращённые ионные уравнения (Б), которые могут соответствовать приведённым молекулярным уравнениям (А):



Уравняй реакции.

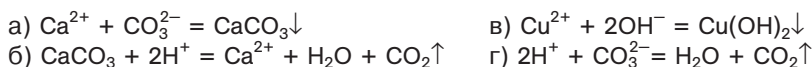


4. В лаборатории случайно пролили раствор серной кислоты, содержащий 19,6 г H_2SO_4 . Для нейтрализации добавили сначала 80 г 10-процентного (10 %) раствора NaOH , а остальное нейтрализовали раствором гидроксида калия массой 100 г. Вычисли массовую долю KOH в растворе. Напиши уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.
5. К раствору, содержащему 0,5 моль CaCl_2 , добавлен избыток соды Na_2CO_3 . Вычисли массу полученного осадка.
6. Вычисли массу накипи (CaCO_3), которую растворит уксусная кислота массой 200 г с массовой долей CH_3COOH в ней 6 %.



РАБОТА В ГРУППЕ

Составьте молекулярные уравнения, выберите вещества, между которыми могут произойти реакции, выраженные сокращенными ионными уравнениями:



ЛАБОРАТОРНЫЕ
ОПЫТЫ



Исследование реакций ионного обмена, протекающих с образованием а) осадка, б) газообразного вещества, в) воды.

Вспомните Правила техники безопасности при работе в кабинете химии (Приложение 1).

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, лакмус, растворы CuSO_4 , KOH , H_2SO_4 , Na_2CO_3 .

Выполните опыты:

	Ход работы	Наблюдения	Выводы
1.	В пробирку с 1 мл раствора CuSO_4 добавьте 1 мл раствора KOH .	Образуется осадок _____ цвета.	
2.	В пробирку с 1 мл раствора Na_2CO_3 добавьте 1 мл раствора H_2SO_4 . Что наблюдаете?	_____ _____ _____	
3.	В пробирку с 1 мл раствора H_2SO_4 добавьте несколько капель лакмуса и 1 мл раствора KOH . Что наблюдаете?	_____ _____ _____	

Напишите уравнения реакций обмена в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной форме.

Приведите в порядок рабочее место.

ПРОЕКТ

Тема

Питьевая вода в Республике Молдова: настоящее и будущее

Аргумент

С июля 2010 года Организация Объединённых Наций провозгласила универсальными правами человека право на безопасную воду и право на санитарные услуги. Обеспечение питьевой водой и предоставление эффективных санитарных услуг являются одними из самых больших достижений в области медицины. Подключение к централизованному водоснабжению с использованием функциональных и современных коммунальных систем, а также обеспечение системы сбора и очистки сточных вод являются ключевыми требованиями к государственным службам и в то же время представляют собой важное условие для создания хороших жилищных условий для всех категорий населения.

В европейских странах, особенно в сельской местности, около 200 млн человек зависят от малых систем питьевого водоснабжения. В Евросоюзе признают, что около 40 % водопроводов малой мощности не соответствуют установленным микробиологическим параметрам по качеству воды. Кроме того, чаще всего нет достаточной информации о качестве воды из колодцев или других источников водоснабжения.

Сформируйте группу из нескольких учеников и выполните совместный проект по предложенной теме. Внимательно ознакомьтесь с основными направлениями в работе над проектом.

Основные направления исследования:

- ✓ Питьевая вода и показатели её качества;
- ✓ Нормативные документы, регламентирующие качество питьевой воды в Республике Молдова;
- ✓ Запасы питьевой воды и её качество на территории Республики Молдова;
- ✓ Мероприятия по охране источников питьевой воды;
- ✓ Что может сделать школа для улучшения качества питьевой воды.

Способы выполнения

- Презентации PowerPoint
- Постеры
- Рефераты
- Коллажи

Защита проекта

- Каждая группа выбирает одного или нескольких представителей для защиты проекта перед классом и форму представления проекта.
- На выступление отводится до 8 минут.

Критерии оценивания

- Оригинальность и важность затронутых тем;
- Научное содержание проекта;
- Выступление группы;
- Использованные источники информации (библиография);
- Соответствие выступления отведённому времени.

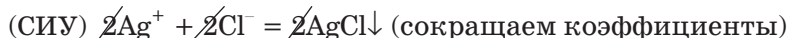
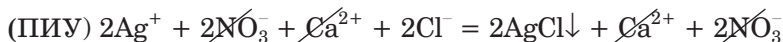
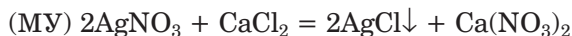
ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА**Реакции ионного обмена**

Вспомните Правила техники безопасности при работе в кабинете химии (Приложение 1).

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками; растворы соляной кислоты, серной кислоты, нитрата серебра, хлорида кальция, гидроксида натрия, карбоната натрия, фенолфталеина.

Опыт 1. Реакции, протекающие с образованием осадка

В пробирку налейте 1–2 мл раствора хлорида кальция (CaCl_2), добавьте туда 3–4 капли раствора нитрата серебра (AgNO_3). Перемешайте содержимое пробирки. Наблюдайте образование белого творожистого осадка. Запишите молекулярное и ионные уравнения проведённой реакции обмена:

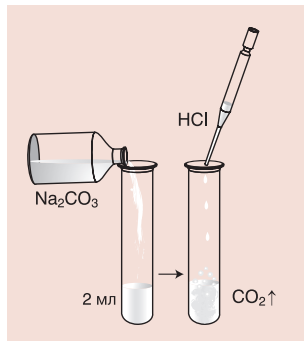
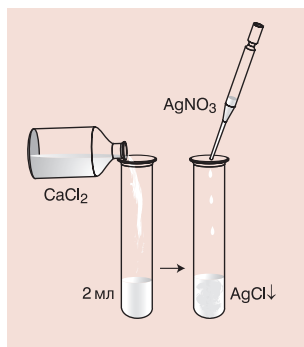
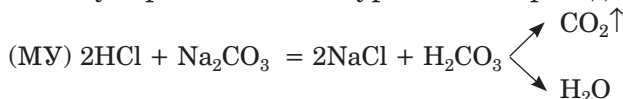


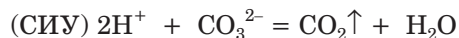
белый творожистый осадок

Запишите наблюдения и выводы.

Опыт 2. Реакции, протекающие с выделением газа

В пробирку налейте 1–2 мл раствора карбоната натрия (Na_2CO_3), добавьте туда по каплям раствор соляной кислоты (HCl). Наблюдайте интенсивное выделение газа без цвета и запаха. Запишите молекулярное и ионные уравнения проведённой реакции обмена:





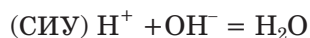
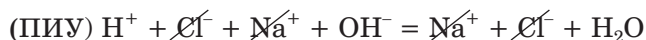
*газ без цвета
и запаха*

Что произойдёт, если заменить соляную кислоту на серную? Каким будет сокращённое ионное уравнение?

Сделайте выводы.

Опыт 3. Реакции, протекающие с образованием слабого электролита

В пробирку налейте 1–2 мл раствора гидроксида натрия (NaOH), добавьте туда 1–2 капли раствора фенолфталеина. Раствор приобретает малиновую окраску. Затем прибавьте по каплям раствор соляной кислоты (HCl) до обесцвечивания. Запишите молекулярное и ионные уравнения проведённой реакции обмена:



Что произойдёт, если заменить соляную кислоту на серную? Каким будет сокращённое ионное уравнение? Сделайте выводы.

Вымойте посуду. Приведите в порядок рабочее место.

Тест

СУММАТИВНОГО ОЦЕНИВАНИЯ ПО ЕДИНИЦЕ ОБУЧЕНИЯ

РАСТВОРЫ И ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

- I. По растворимости в воде вещества делятся на: _____.
- II. По электропроводности вещества делятся на: _____.
- III. Растворимость в воде газообразных веществ увеличивается при:
 - а) увеличении давления; в) повышении температуры;
 - б) уменьшении давления; г) понижении температуры.
- IV. Выбери вещества, при растворении которых в воде образуются ионы OH^- :
 - а) NaOH; б) MgCl_2 ; в) K_2SO_4 ; г) KOH
- *V. Предложи метод получения одной из кислот с участием воды и напиши уравнение химической реакции.
- VI. Вычисли массу каустической соды NaOH, которую надо взять для приготовления раствора массой 400 г с массовой долей NaOH 10 %.
- VII. В какой паре веществ реакция идёт до конца:
 - а) $\text{CaSO}_4 + \text{HCl}$; б) $\text{CaSO}_4 + \text{NaCl}$; в) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3$?

Напиши уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.
- VIII. Закончи молекулярные уравнения реакций:
 - а) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$ б) $\text{CaCl}_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow$ в) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

Составь полные и сокращённые ионные уравнения этих реакций.

МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ С ПРАКТИЧЕСКИМ ЗНАЧЕНИЕМ

После изучения этой единицы обучения ты будешь способен/способна:

- оперировать понятиями, относящимися к металлам, щелочным металлам, сплавам, коррозии, амфотерности, минеральным удобрениям, пищевым добавкам;
- характеризовать, сравнивая, металлы по алгоритму: положение в периодической системе, биологическая роль, распространение в природе, физические и химические свойства, получение, применение, соединения с практическим значением;
- моделировать с помощью химических уравнений методы получения, химические свойства, генетические связи металлов и их соединений.
- исследовать экспериментально свойства металлов и их соединений;
- решать задачи на основе свойств, получения, применения металлов и их соединений.

Металлы знакомы человечеству с глубокой древности. В средние века было известно только 7 металлов: золото, серебро, медь, олово, свинец, железо и ртуть. Самым ценным считалось золото.

Открытие металлов радикально изменило нашу цивилизацию. На смену каменному веку, когда оружие и орудия труда изготавливали из камня, пришёл бронзовый век, в котором люди научились делать орудия труда из бронзы (сплава меди с оловом), затем наступил железный век. В этот период железо стало самым доступным и самым главным металлом в жизни человека.

3.1. // Общая характеристика металлов

Место металлов в периодической системе. В настоящее время в периодической системе 118 химических элементов, из них 96 элементов являются металлами (примерно 5/6), остальные — неметаллы (1/6). Как они расположены в периодической системе?

Мы уже знаем, что если провести диагональ от бора, В (№ 5), к астату, At (№ 85), то над диагональю в главных подгруппах располагаются неметаллы, а все остальные элементы — металлы.

Металлы главной подгруппы первой группы принято называть щелочными металлами, а Ca, Sr, Ba — щёлочноземельными.

Строение атомов металлов. Металлы побочных подгрупп имеют на внешнем слое один (Cu, Ag, Au, Cr и др.) или два (Zn, Fe и др.) электрона. Металлы главных подгрупп различаются числом внешних электронов (таблица 3.1).

Таблица 3.1. Число внешних электронов у металлов главных подгрупп

Номер группы	Число внешних электронов	Металлы
I	1	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
II	2	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
III	3	Al, Ga, In, Tl
IV	4	Ge, Sn, Pb
V	5	Sb, Bi
VI	6	Po



Таким образом, из всех металлов только чуть больше десяти имеют свыше двух электронов на внешнем слое, а остальные — два или один. Можно сделать вывод: большинство металлов имеют на внешнем электронном слое мало электронов (1–2). Этот факт определяет общность многих физических и химических свойств металлов. В химических реакциях металлы отдают внешние электроны и проявляют восстановительные свойства: $\text{Me}^0 - n\bar{e} \rightarrow \text{Me}^{+n}$. Причём в большинстве случаев степень окисления металлов в соединениях равна +1 (Li, Na, K, Cu, Ag и др.), +2 (Mg, Ca, Ba, Zn, Cu, Fe и др.), +3 (Al, Fe и др.). Реже встречаются более высокие степени окисления: +4 (Pb, Sn), +5 (Bi), +6 (Cr), +7 (Mn). Высшая степень окисления обычно равна номеру группы за некоторыми исключениями.

Химическая связь в металлах и их строение. Поскольку в атомах металлов на внешнем слое мало электронов, эти атомы не могут связываться между собой ковалентными или ионными связями, так как не могут укомплектовать электронный октет. Внешние электроны легко отрываются от своих атомов и становятся общими, образуя так называемый «электронный газ».

Все металлы (кроме ртути) являются твёрдыми кристаллическими веществами. Кристалл металла представляет собой огромную молекулу, в которой обобществлённые электроны свободно передвигаются между ионами и атомами металла (рис. 3.1).

Связь между атомами и ионами металлов называется *металлической связью*.

Металлическая связь — это связь между атомами и ионами металлов за счёт обобществлённых валентных электронов.

Металлы образуют различные виды металлических кристаллических решёток (рис. 3.2).

Биологическая роль металлов. Наиболее важны для жизни человека, животных и растений неметаллы: H, O, C, N, P, S, Cl и металлы: Na, K, Mg, Ca, Fe, Co, Cu, Zn, Mn, Mo (присутствующие в виде соединений). Их называют «элементами жизни». Натрий и калий находятся внутри и снаружи клеток и обеспечивают их упругость, а значит, и тканей. Железо содержится в крови. Благодаря железу кровь красного цвета. Магний находится в молекулах хлорофилла и обеспечивает фотосинтез.

Очень важен правильный баланс металлов в организме. Их избыток или недостаток вызывает различные заболевания. Так, недостаток железа приводит к малокровию, а избытком железа можно отравиться. Отсутствие лития в организме способно стать причиной расстройства нервной системы и, как следствие, может привести к шизофрении. Организм человека получает литий вместе с поваренной солью NaCl.

На рис. 3.4 показано содержание элементов в организме человека. Из металлов больше всего кальция (2,08 %). Содержание натрия, калия и магния в сумме составляет 0,34 %.

Многие металлы входят в состав веществ, применяемых в качестве пищевых добавок. Как правило, пищевые добавки используют для улучшения качества продуктов питания. Некоторые соли натрия способны усиливать вкус чипсов, а сульфиты кальция и калия являются консервантами. Сульфат кальция применяется как стабилизатор и добавка, улучшающая качество муки.

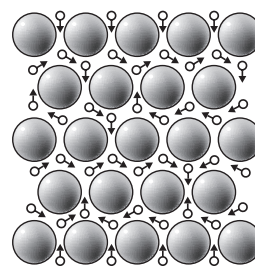


Рис. 3.1. Внутреннее строение металлов

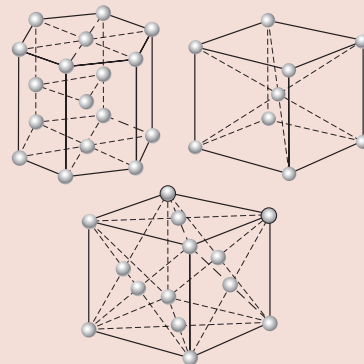


Рис. 3.2. Кристаллические решетки металлов

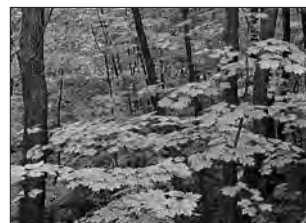


Рис. 3.3 Какой металл содержится в листьях?

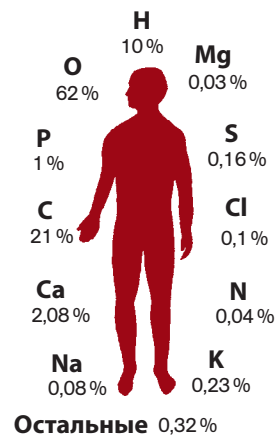
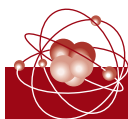


Рис. 3.4. Содержание металлов и неметаллов в организме человека



Горизонты химии

- Без железа невозможна жизнь. Оно содержится в гемоглобине крови почти всех живых существ; Fe^{2+} составляет 0,004 % от веса человека.
- Если в крови не хватает кальция, кровь не сворачивается на воздухе.

Творческая деятельность. Проанализируй, какими нормативными документами регламентируется в Республике Молдова применение пищевых добавок в продуктах, предназначенных для детского питания. Пользуясь нормативными документами, назови пять пищевых добавок, разрешённых и допустимых в продуктах питания для детей раннего возраста. Какова их роль?



РАБОТА В ГРУППЕ

Охарактеризуйте элементы: натрий, кальций, алюминий, железо по плану:
а) положение в ПС (порядковый номер, период, группа, подгруппа; металл или неметалл);

б) строение атома (заряд ядра, общее число электронов; число электронных слоев, распределение электронов по слоям; число электронов на внешнем слое);

в) валентность и степени окисления (высшая, низшая, другие);

г) окислитель или восстановитель;

д) высший оксид и гидроксид, их характер;

е) другие оксиды и гидроксиды.



ОЦЕНИВАНИЕ

1. Охарактеризуй положение металлов в периодической системе. В каких группах и подгруппах находятся металлы? В каких периодах находятся металлы?
2. Назови по пять металлических элементов, у которых на внешнем уровне:
а) один электрон; б) два электрона; в) три электрона; г) четыре электрона; д) пять электронов; е) шесть электронов?
Какие из вопросов (а, б, в, г, д, е) неправильны? Исправь ошибку в каждом из этих вопросов и дай правильные ответы.
3. Объясни, как образуется химическая связь в металлах.
4. Почему большинство металлов встречается в природе в виде соединений?
5. Опиши биологическую роль металлов. Приведи примеры.
6. Из перечисленных ниже элементов выбери «металлы жизни»:
а) N; б) Na; в) O; г) K; д) Hg; е) Fe; ж) Pb; з) Ca.

3.2. // Физические свойства металлов

Физические свойства металлов, а именно: *пластичность, твёрдость, электро- и теплопроводность, плотность, температура плавления, металлический блеск* обусловлены их внутренней структурой, наличием металлической связи.

Пластичность — это способность изменять форму без разрушения и без изменения металлических свойств (рис. 3.5). При механической деформации (под давлением, при ударе) атомные слои в кристаллической решетке металла скользят по «электронному газу», как по смазке (рис. 3.6). Поэтому при обработке металлы могут менять форму, прокатываться в тонкие листы — фольгу, вытягиваться в проволоку (рис. 3.7).

Наиболее пластичные металлы — золото, серебро, медь, алюминий (рис. 3.8). Из одного грамма золота можно вытянуть проволоку длиной 2,4 км. Из этого металла можно получить фольгу толщиной 0,0002 мм (≈ 20 раз тоньше листа бумаги).

Однако есть и хрупкие металлы, например сурьма, хром, марганец.

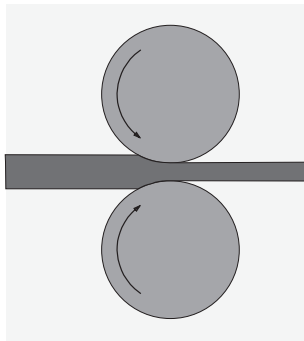


Рис. 3.5. Прокат стали

Твёрдость. Металлы сильно различаются по твёрдости. Так, хром — самый твёрдый из металлов. Если твёрдость алмаза принять равной 10, то твёрдость самого твёрдого металла — хрома — окажется равной 9, а самого мягкого — рубидия — 0,3. Натрий и калий — мягкие металлы, их можно резать ножом.

Электропроводность. Электрический ток в металлах — это направленное движение электронов. Он возникает, если например, металлический провод или металлическую пластинку подсоединить к источнику тока. При этом обобществлённые электроны начинают двигаться по направлению к положительно заряженному аноду, обеспечивая таким образом электропроводность металла.

Самая высокая электропроводность у серебра, меди, золота и алюминия. Из меди и алюминия изготавливают провода, а из серебра и золота — контакты в различных электронных приборах. Наименьшая электропроводность у марганца.

Теплопроводность. Способность металлов хорошо проводить тепло, также как электропроводность, объясняется наличием «электронного газа». Тепло переносится от одного атома металла к другому с помощью обобществлённых электронов, и весь кусок металла нагревается быстро и равномерно.

Наибольшая теплопроводность металлов (серебра, меди, золота, алюминия) совпадает с электропроводностью (рис. 3.8).

Плотность. По плотности металлы условно делятся на две группы:

- *лёгкие металлы* имеют плотность меньше 5 г/см^3 ;
- *тяжёлые металлы* имеют плотность больше 5 г/см^3 .

Самый лёгкий металл — литий ($0,53 \text{ г/см}^3$), самый тяжёлый — осмий ($22,6 \text{ г/см}^3$). Железо имеет плотность $7,87 \text{ г/см}^3$, а золото — $19,3 \text{ г/см}^3$ (рис. 3.8).

Чем меньше атомная масса и больше размер атома, тем легче металл.

Температура плавления у металлов также различается. Ртуть остается жидкой до температуры -39°C , калий плавится при $+63^\circ\text{C}$, натрий — при $+98^\circ\text{C}$, олово — при $+232^\circ\text{C}$, железо — при $+1539^\circ\text{C}$, а вольфрам — при $+3380^\circ\text{C}$ — это самый тугоплавкий металл. Поэтому вольфрам применяют для изготовления нитей накаливания в лампочках (рис. 3.8).

Металлический блеск. Металлы в компактном состоянии хорошо отражают свет. При этом проявляется свойство, называемое «металлическим блеском». Лучше всего отражает свет серебро, за ним идут алюминий, хром, никель, медь. С древних времён и до наших дней способность металлов отражать свет используется в производстве зеркал, проекторов, телескопов и т. д.

Сплавы. Если бы мы подробнее изучили области применения металлов, то убедились, что чистые металлы применяют редко, в основном в электротехнике. Чем чище металл, тем выше его электропроводность. Поэтому в алюминиевых и медных проводах — чистые металлы. Чистое железо нашло применение в сердечниках электромагнитов. До недавнего времени чистую ртуть использовали для производства термометров.

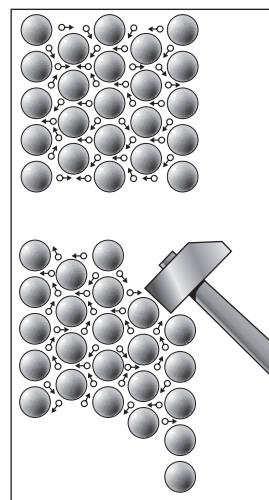


Рис. 3.6. Деформация металла



Рис. 3.7. Алюминиевые провода в высоковольтных линиях электропередач

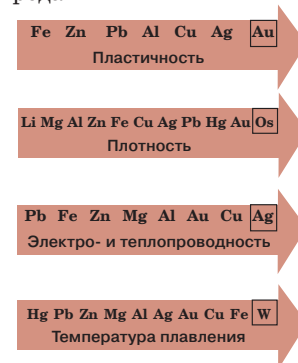


Рис. 3.8. Порядок изменения некоторых свойств металлов

В начале 2021 года запретили производство и продажу ртутных термометров. Почему? Поищи в интернете информацию и расскажи о биологической активности ртути.



Рис. 3.9. Бронзовый монумент Штефана Великого



Рис. 3.10. Применение стали и сплавов цветных металлов при строительстве морских судов



Рис. 3.11. Стальные конструкции моста

Во всех остальных случаях металлы используют в виде смесей, т. е. *сплавов* (рис. 3.9–3.11).

Ещё в древности люди знали, что при смешивании двух или нескольких металлов в расплавленном состоянии и их последующем охлаждении можно получить новые материалы — сплавы.

Сплавы — это однородные смеси, которые образуются при затвердевании расплавов нескольких металлов.

Сплавы образуются при смешивании расплавленных чистых металлов с последующим охлаждением образовавшейся однородной смеси. Некоторые сплавы содержат небольшие количества неметаллов (C, Si и др.).

По своим свойствам сплавы отличаются от металлов, из которых они получены, так как у них другой состав и строение. Как правило, сплавы имеют более ценные качества, чем отдельно взятые их компоненты. Например, чистый алюминий — слишком мягкий. Его сплав с медью (5 %), магнием (1 %) и марганцем (0,7 %) под названием *дюралюминий* сохраняет лёгкость алюминия, но при этом очень прочен. Поэтому его применяют в авиатехнике.



ОЦЕНИВАНИЕ

- Какие физические свойства присущи всем металлам:
 - электропроводность; б) плотность более 5 г/см^3 ;
 - теплопроводность; г) низкая летучесть; д) металлический блеск?
- Какая особенность в строении металлов определяет их общие физические свойства:
 - малое число электронов на внешнем слое;
 - малый размер атомов;
 - большой размер атомов;
 - обобществлённые электроны?
- Что произойдёт, если сильно надавить на:
 - кусочек мела (*ионная решётка*); б) угля (*атомная решётка*);
 - свинца (*металлическая решётка*)?
 Объясни, какие физические свойства веществ проявляются в этом опыте?
- Перечисли металлы с самой высокой электропроводностью. Где их применяют?
- Перечисли самые пластичные металлы. Где они нашли применение?
- По какому физическому свойству металлы делятся на тяжёлые и лёгкие?
- Выбери правильные утверждения:
 - металлов больше, чем неметаллов;
 - металлы хуже проводят электрический ток, чем неметаллы;
 - в металлах осуществляется металлическая связь, так как все валентные электроны становятся общими;
 - благодаря обобществлённым валентным электронам металлы хорошо проводят ток и тепло.
- В жаркие дни невозможно коснуться металлического предмета (очень горячий), в то время как предметы из других материалов не вызывают такого ощущения, а на холоде металлы кажутся более холодными, чем другие материалы. Как объяснить это явление?
- *9. Какие физические свойства металлов определяют их области применения: а) медь для изготовления электрических проводов; б) алюминий в сетях высокого напряжения и для изготовления посуды; в) титан в гоночных велосипедах; г) вольфрам для нитей накаливания в электрических лампочках; д) цинк для цинкования железных изделий; е) олово для пайки металлов; ж) ртуть для термометров? Аргументируй с учётом стоимости металлов.



Горизонты химии

- Магнитом притягиваются только железо, кобальт, никель.
- Цвет волос зависит от входящих в их состав металлов: светлые содержат никель, золотистые — титан, рыжие — молибден, каштановые — медь, кобальт и железо.

**Исследование физических свойств металлов.**

Вспомните Правила техники безопасности при работе в кабинете химии (Приложение 1).

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, шпатель, металлы Cu, Fe, Zn.

Выполните опыты:

а) Исследуйте вещества: определите агрегатное состояние, цвет, твёрдость.

б) Заполните таблицу

Вещество	Fe	Zn	Cu
Агрегатное состояние			
Внешний вид, цвет			
Твёрдость			
Плотность (лёгкий/тяжёлый)			

Сделайте выводы.

Приведите в порядок рабочее место.

3.3. Нахождение металлов в природе. Общие методы получения

Нахождение металлов в природе. Обратимся к рис. 3.12. Самым распространённым металлом является алюминий, за ним следуют железо, кальций, натрий, калий, магний.

Многие металлы химически активны, поэтому большинство из них находится в природе в виде соединений (схема 3.1). Только благородные металлы: серебро, золото, платина — встречаются в свободном, самородном состоянии в виде вкраплений в другие минералы (кварц, пирит) или в виде целых кусков — самородков. Так, самые большие в мире самородки золота были найдены в Австралии: один массой 71 кг в 1869 г., а в 1872 г. была обнаружена «плита Холтермана» весом 285 кг, в которой примерно 100 кг составляло золото. Железо метеоритного происхождения встречается также в самородном состоянии.

Природные минералы, используемые в промышленности в качестве сырья для получения металлов, называются рудой.

Промышленные железные руды содержат 60–70 % Fe, а медная руда считается богатой, если содержит около 1 % Cu. Понятно, почему железо гораздо дешевле меди? А золото

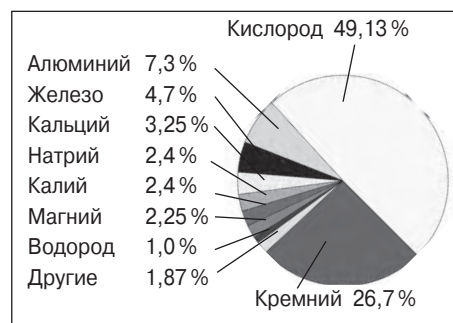


Рис. 3.12. Распространение металлов и неметаллов в земной коре

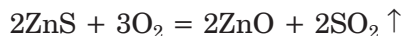
Схема 3.1.



Основной принцип получения металлов — восстановление их из соединений.

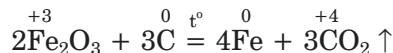
выгодно извлекать, если его содержание в породе всего лишь 10 г на 1 т руды.

Вернёмся к *схеме 3.1*. Заметим, что большинство металлов в природе находится в виде оксидов и солей. Для получения металлов из сульфидов их сначала необходимо прокалить, чтобы превратить в оксиды. Например, прокаливание минерала сульфида цинка приводит к образованию оксидов цинка и серы:

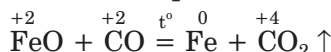


Далее оксиды восстанавливают до металлов. В качестве восстановителей используют: кокс (C), оксид углерода (II) CO, Al, H₂, и др. В зависимости от исходных веществ и природы восстановителей выбирается наиболее рентабельный метод получения металла.

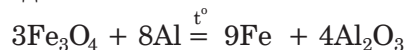
1. *Восстановление оксидов металлов углём или оксидом углерода (II)*. Кокс — это практически чистый углерод (полученный из угля). Он используется для восстановления железа из его оксидов:



Углерод — более сильный восстановитель, но твёрдые оксиды лучше восстанавливаются газообразным CO. Почему?

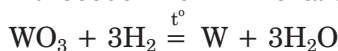


2. *Восстановление оксидов металлов более активными металлами — металлотермия*. Этот способ применяют для получения тугоплавких металлов. Например, алюминий может восстановить железо из оксидов:



Эту реакцию применяют для сваривания железнодорожных рельсов при строительстве и ремонте железных дорог (*рис. 3.13*). Восстановление алюминием называется *алюминотермией* или *алюмотермией*.

3. *Восстановление оксидов металлов водородом*. Способ применяется для получения особо чистых металлов. Например:



Уравнения реакций получения металлов выглядят довольно просто, но в промышленном производстве всё гораздо сложнее. Многие реакции проходят в несколько стадий, и для их осуществления требуются строго соблюдаемые условия, специальные аппараты из современных прочных устойчивых материалов.

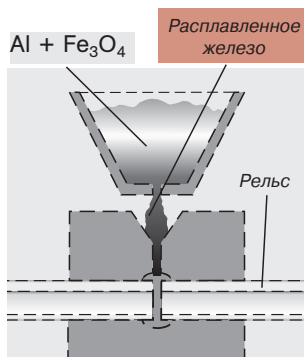
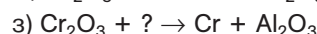
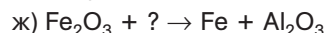
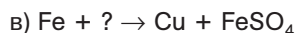
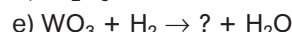


Рис. 3.13. Термитная сварка

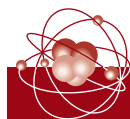


РАБОТА В ГРУППЕ

Закончите уравнения реакций получения металлов. Расставьте коэффициенты:



Сравните восстановители в этих процессах. Разделите все реакции на группы по способам получения металлов.



Горизонты химии

- Цена металла зависит от его распространённости в природе и способов получения. Поэтому железо — самый дешёвый металл.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. В каком виде находятся металлы в рудах?
2. Как надо предварительно подготовить руду, чтобы получить металл? Какие восстановители применяют для получения металлов?
3. Можно ли получить металл из руды окислением? Почему?
4. При восстановлении смеси оксида меди (II) и оксида железа (III) коксом получается медь и оксид железа (II). С помощью каких из перечисленных веществ можно отделить медь от оксида железа (II): Ca(OH)_2 , HCl , H_2SO_4 , H_2O ? Напиши уравнения всех реакций.
5. Какие металлы встречаются в природе в свободном виде?
а) Na; б) Cu; в) Ag; г) Fe; д) Au; е) K; ж) Pt.
6. Какой металл самый распространённый на Земле?
а) Au; б) Na; в) Fe; г) Al; д) Ca; е) Mg; ж) K.

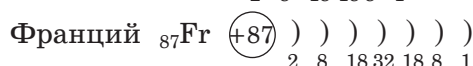
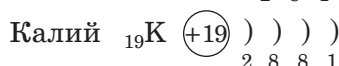
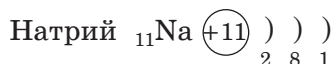
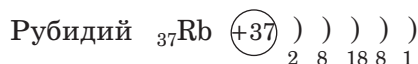
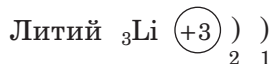
ЗАДАЧИ

1. Лёгкий и прочный металл титан, используемый при строительстве сверхзвуковых самолётов и космических кораблей, получают восстановлением оксида титана (IV) магнием. Вычисли массу титана и оксида титана (IV), если израсходован магний массой 48 кг.
2. Для сваривания стальных проводов алюмотермическим методом использовали оксид железа (III) массой 32 кг. Вычисли массу железа, которое при этом образовалось.
3. Вычисли массу оксида углерода (II), необходимого для получения железа массой 112 кг из: а) гематита Fe_2O_3 ; б) магнетита Fe_3O_4 . Какова масса углерода, необходимого для этих реакций?

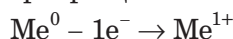
3.4. Щелочные металлы. Натрий и калий

Положение в периодической системе и общие свойства.

Щелочные металлы литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs и франций Fr расположены в главной подгруппе I группы периодической системы. Строение электронных оболочек атомов щелочных металлов следующее:



Таким образом, у всех щелочных металлов на внешнем электронном слое один электрон. Этот валентный электрон легко теряется, при этом атом превращается в ион:



Поэтому все щелочные металлы — сильные восстановители. В соединениях они всегда одновалентны и проявляют степень окисления +1.

Биологическая роль. Ионы натрия содержатся в крови и лимфе, а ионы калия — в тканях человека и животных. Без этих ионов перестаёт функционировать живая клетка. Для укрепления сердечной мышцы врачи рекомендуют приём лекарственных препаратов, содержащих калий, а также свежие или сушёные абрикосы, богатые соединениями калия. Ионы натрия поступают в организм с поваренной солью (примерно 10 г в сутки), но избыток соли приводит к повышению кровяного давления.

Физические и химические свойства щелочных металлов представлены в таблице 3.2.

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	
		I
I	1	¹
II	2	³ Li ЛИТИЙ 6,939
III	3	¹¹ Na НАТРИЙ 22,990
IV	4	¹⁹ K КАЛИЙ 39,10
	5	29
V	6	³⁷ Rb РУБИДИЙ 85,47
	7	47
VI	8	⁵⁵ Cs ЦЕЗИЙ 132,91
	9	79
VII	10	⁸⁷ Fr ФРАНЦИЙ [223,02]
	11	111
Высшие оксиды		R₂O

Щелочные металлы

Таблица 2.2. Щелочные металлы

Общие свойства	
Физические	Химические
1. Твёрдые вещества. 2. Очень мягкие металлы (легко режутся ножом). 3. Блестящие металлы (на срезе), тускнеют на воздухе. 4. Легкоплавкие металлы: $T_{пл.}(\text{Cs}) = 29^\circ\text{C}$ 5. Очень лёгкие металлы (маленькая плотность).	1. Очень легко окисляются на воздухе. 2. Активно реагируют с водой (образуется щёлочь + H_2). 3. Бурно реагируют с неметаллами (O_2 , Cl_2 , F_2 , S ,...). 4. Оксиды проявляют сильный основной характер. Гидроксиды — все сильные основания — щёлочи. За это металлы получили название — щелочные.
Различия	
Активность увеличивается сверху вниз по подгруппе. Самые активные металлы — Fr и Cs.	

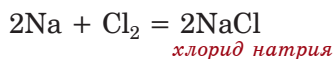
Мы уже знаем, что *металлические свойства* — это способность атомов металлов отдавать электроны с образованием положительных ионов:



По химической активности металлы делятся на *активные*, *средней активности* и *пассивные*. Активные металлы реагируют с простыми веществами неметаллами (кислородом, серой, галогенами и др.), со сложными веществами (водой, кислотами, солями). Во всех этих случаях происходят реакции, в которых атомы металлов теряют электроны.

Рассмотрим несколько примеров взаимодействия металлов: а) с неметаллами; б) с водой.

1. С *галогенами* (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2) взаимодействуют многие металлы с образованием солей — *галогенидов*:



2. При взаимодействии с *серой* металлы образуют *сульфиды*:



3. *Взаимодействие металлов с водой*. Металлы, стоящие в вытеснительном ряду до магния (см. стр. 8), легко реагируют с водой с образованием щёлочи и выделением водорода (рис. 3.14):

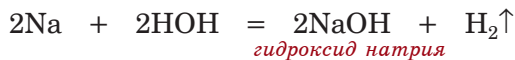
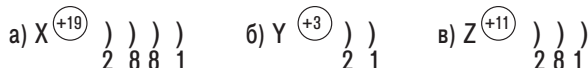


Рис. 3.14. Взаимодействие натрия с водой

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Из данных электронных схем выбери ту, которая описывает строение атома натрия:

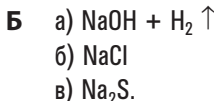
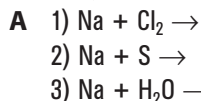


Каким элементам соответствуют остальные схемы?

2. Дай характеристику элементов: а) натрия; б) калия по их положению в периодической системе.

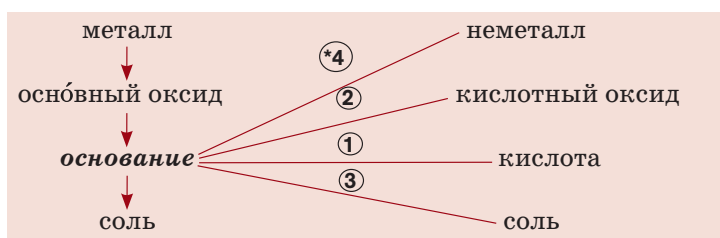
3. В каком виде встречаются щелочные металлы в природе? Почему?

4. Составь уравнения реакций из левых (А) и правых (Б) частей. Расставь коэффициенты:

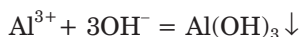
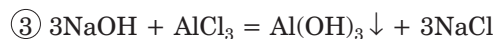
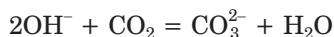
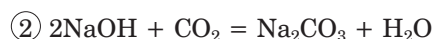


3.5. // Важнейшие соединения натрия и калия. Практическое значение

Щёлочи. Едкий натр (каустическая сода) — гидроксид натрия NaOH и едкое кали — гидроксид калия KOH в больших количествах производят промышленным способом. Щёлочи нашли применение в производстве искусственного волокна, бумаги, мыла, для очистки нефтепродуктов. Химические свойства гидроксидов натрия и калия могут быть представлены следующей схемой:



Химические свойства оксидов и гидроксидов щелочных металлов можно определить по схемам генетической связи. Для примера возьмём растворимое в воде основание NaOH и напомним уравнения реакций в молекулярной и сокращённой ионной формах.



По такой схеме (3) получают все нерастворимые основания.



Соли. Почти все соли щелочных металлов растворимы в воде.

Поваренная соль — хлорид натрия NaCl добывается из солёных озёр и на соляных рудниках. Ближайшие к нам рудники по добыче соли находятся на Украине, в Румынии и России. Хлорид натрия применяют для производства соляной кислоты, соды, хлора, едкого натра, мыла (рис. 3.15). Хорошо известно значение хлорида натрия для консервирования продуктов питания. Засолка мяса, рыбы, овощей основана на том, что в присутствии хлорида натрия не развиваются гнилостные бактерии.

Сода бывает кальцинированная (безводная) Na_2CO_3 и кристаллическая $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Её широко применяют для производства стекла, мыла, бумаги, тканей, а также в бытовых целях — для мытья посуды и пр. (рис. 3.16).



Рис. 3.15. Области применения поваренной соли



Галит NaCl



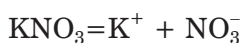
Рис. 3.16. Области применения кальцинированной и пищевой соды

Сода пищевая (питьевая) NaHCO_3 — гидрокарбонат натрия. Применяют её для выпечки теста, полоскания горла. При выпечке происходит реакция разложения с образованием газов:



Поташ K_2CO_3 — карбонат калия применяется для производства химического стекла, жидкого мыла и шампуня.

Растворимые соли щелочных металлов имеют ионную кристаллическую решетку и при растворении в воде полностью диссоциируют на ионы:



Известно, что плодородие почвы зависит от того, насколько она богата калием, кальцием, фосфором и др. Калийные удобрения (KCl , K_2SO_4 , KNO_3) очень полезны для растений.

Калий помогает растениям преодолевать низкие или слишком высокие температуры, засуху и нападения вредителей.

Калий играет важную роль в превращении сахаров в крахмал и транспортировке его на хранение к клубням и плодам растения. Хорошее снабжение калием способствует улучшению качества фруктов и овощей.

ЛАБОРАТОРНЫЙ
ОПЫТ



Исследование химических свойств щелочей.

Вспомните Правила техники безопасности при работе в кабинете химии (Приложение 1).

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, индикатор фенолфталеин, растворы NaOH , HCl , CuSO_4 .

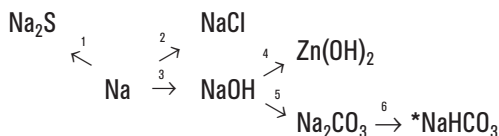
Выполните опыты:

	Ход работы	Наблюдения	Выводы
1.	В пробирку с 1 мл раствора NaOH добавьте несколько капель фенолфталеина.	_____	
2.	В пробирку с 1 мл раствора NaOH и несколькими каплями фенолфталеина добавьте 1 мл раствора HCl .	_____	
3.	В пробирку с 1 мл раствора CuSO_4 добавьте 1 мл раствора NaOH .	_____	

Напишите уравнения реакций в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной форме. Приведите в порядок рабочее место.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Заполни пропуски в уравнениях, расставь коэффициенты:
а) $\text{NaOH} + ? \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + ?$ б) $\text{NaOH} + ? \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow + ?$ в) $\text{NaOH} + ? \rightarrow \text{NaCl} + ?$
2. Напиши уравнения реакций для следующих превращений:



3. Докажи теоретически, что при растворении в воде смеси Na , NaOH и Na_2O получается раствор только одного вещества. Напиши соответствующие уравнения реакций.

ЗАДАЧИ

1. В химических лабораториях для оказания первой помощи при кислотных ожогах применяют 2-процентный (2 %) раствор гидрокарбоната натрия NaHCO_3 . Считая плотность раствора равной 1 г/см^3 , вычисли, какой объём 2-процентного раствора можно приготовить из питьевой/пищевой соды массой 200 г.

2. Массовая доля хлорида натрия в крови человека 0,5 %. Вычисли массу хлорида натрия в крови человека массой 50 кг, если кровь составляет 7,5 % от массы его тела.

3. Физиологический раствор — это 0,9-процентный раствор хлорида натрия в воде. Его применяют как заменитель крови. Вычисли массу хлорида натрия и массу воды, необходимые для приготовления физиологического раствора объёмом 1 л. Плотность раствора 1 г/см^3 .

4. В щелочных аккумуляторах используют 30-процентный раствор КОН (плотность раствора — $1,29 \text{ г/см}^3$). Вычисли массу гидроксида калия, необходимого для приготовления такого раствора а) массой 5 кг; б) объёмом 5 л.

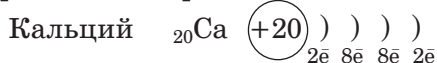
*5. Смесь гидроксида натрия и гидроксида калия массой 7,16 г нейтрализовали соляной кислотой и выпарили досуха полученный раствор. Масса сухого остатка — 10,08 г. Вычисли массы и массовые доли КОН и NaOH в смеси.

3.6. Кальций

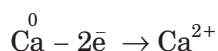
Химический элемент кальций находится в IV периоде, в главной подгруппе II группы периодической системы. В этой же подгруппе находятся бериллий, магний, стронций, барий и радий.

Три элемента — кальций, стронций и барий называются *щелочно-земельными*.

Строение электронной оболочки кальция следующее:



Атом кальция легко теряет два внешних электрона с образованием иона Ca^{2+} :



Поэтому кальций — очень активный металл и сильный восстановитель. Степень окисления кальция в соединениях всегда равна +2.

Его название происходит от латинского *calc* — известь.

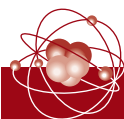
В природе кальций встречается только в виде соединений. Соединения кальция входят в состав горных пород, различных видов почв, глины, природных вод.



Горизонты
химии

Вы когда-нибудь задавались вопросом, какова ценность поваренной соли? В былые времена соль было настолько трудно получить, и её значение было настолько велико, что никто не позволял себе её рассыпать. В Римской империи легионеры иногда получали плату солью (на латыни *salis*), откуда и появилось румынское слово *salaru* — зарплата. Крупинка соли улучшает вкусовые качества любого блюда. Дорогих гостей не случайно встречают хлебом-солью. Соль является наиболее эффективным пищевым консервантом. Это и прекрасный медицинский препарат.

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	II
I	1	
II	2	⁴ Be БЕРИЛЛИЙ 9,012
III	3	² Mg МАГНИЙ 24,312
IV	4	²⁰ Ca КАЛЬЦИЙ 40,08
	5	30
V	6	³⁸ Sr СТРОНЦИЙ 87,62
	7	48
VI	8	⁵⁶ Ba БАРИЙ 137,33
	9	80
VII	10	⁸⁸ Ra РАДИЙ [226,03]
	11	112
		RO



Горизонты химии

- Среди щёлочноземельных металлов есть коварный враг человека — радиоактивный изотоп стронций с атомной массой 90. Он образуется при взрыве атомной бомбы. В организме человека стронций-90 замещает кальций в костях и надолго закрепляется в них, постоянно испуская опасные для жизни радиоактивные лучи.
- Магний входит в состав хлорофилла растений (2 % от массы молекулы).



Рис. 3.17. Листья картофеля при недостатке магния в почве

Основные минералы кальция:

- мел, мрамор, известняк, исландский шпат — карбонат кальция CaCO_3 ;
- гипс — $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$;
- фосфориты — $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$;
- апатиты — $\text{Ca}_5\text{OH}(\text{PO}_4)_3$, $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$.

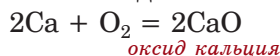
Молдова богата на месторождения известняка, исландского шпата и мела. Мел очень хорошего качества добывают вблизи города Каменка и села Вертюжены Флорештского района.

Биологическая роль. Кальций относят к «металлам жизни». В виде соединений он входит в состав костей и зубов. Примерно полтора килограмма кальция содержится в организме взрослого человека — больше, чем всех других жизненно важных металлов.

Весь кальций человек и животные получают из воды и растений, а растения — из почвы.

При нехватке кальция люди с давних пор применяют вываренную, высушенную и истолчённую яичную скорлупу — природный склад соединений кальция и магния.

Свойства. Кальций — это мягкий, лёгкий, серебристо-белый, очень активный металл. Подобно натрию, его хранят под керосином. Легко реагирует с неметаллами и водой. На воздухе кальций покрывается светло-жёлтым оксидным слоем:



При нагревании кальций реагирует с хлором и серой, образуя, соответственно, хлорид и сульфид кальция:



В присутствии воды кальций превращается в гидроксид:



3.7. // Соединения кальция с практическим значением

Соединения кальция, которые добывают или получают промышленным способом для различных целей, а также их химические и технические названия следующие:

CaO оксид кальция (негашёная известь)	$\text{Ca}(\text{OH})_2$ гидроксид кальция (гашёная известь)	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ сульфат кальция дигидрат (гипс)
---	---	--

$(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ сульфат кальция, полугидрат (жжёный гипс, алебастр)	CaCO_3 карбонат кальция, (мел, мрамор, известняк, исландский шпат)	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ гидрокарбонат кальция
---	--	---

Рассмотрим каждое из этих веществ подробнее.

Оксид кальция CaO — твёрдое тугоплавкое вещество белого цвета. Техническое название — негашёная известь. Получают CaO при обжиге известняка:



Рис. 3.18. Крепость в г. Сорока построена из известняка

Обжиг, прокаливание — это тепловая обработка твёрдых веществ при высоких температурах.

Эта реакция лежит в основе производства негашёной извести. Оксид кальция проявляет свойства основных оксидов (см. стр. 8).

Гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Различают три технических разновидности этого вещества:

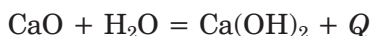
1) *гашёную известь* — белый (сероватый) порошок, применяемый в строительстве;

2) *известковое молоко* — взвесь извести в воде, применяется для побелки;

3) *известковую воду* — раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в воде.

Растворимость гидроксида кальция в воде невелика (1,56 г в 1 л воды при 20 °C).

Получают гидроксид кальция по реакции оксида кальция с водой:



негашёная известь *гашёная известь*

Эту реакцию можно провести не только в лабораторных или промышленных, но и в домашних условиях. Она называется *гашением извести*.

Гидроксид кальция — это щёлочь, его химические свойства можно вывести из схемы генетической связи (см. стр. 8).

Сульфат кальция CaSO_4 . Природный гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ встречается в виде больших месторождений, содержится в почве и даже в растениях. В Молдове залежи гипса расположены в Фалештском районе и возле города Бэлць. *Жжёный гипс*, или *алебастр*, $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ получают при нагревании природного гипса до 150–180 °C:



природный гипс *жжёный гипс (алебастр)*

Алебастр — вяжущий строительный материал. При смешивании алебаstra с водой образуется тестообразная масса, которая быстро твердеет за счёт присоединения воды:

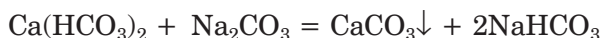


жжёный гипс (алебастр)

гипс

Благодаря этому свойству, а также тому факту, что это безопасный и доступный материал, алебастр широко применяют в строительных работах для штукатурки стен, в медицине для накладывания гипсовых повязок при переломах, в архитектуре для изготовления художественных изделий (лепка).

Гидрокарбонат кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Ионы кальция и магния вызывают *жёсткость воды*. Гидрокарбонаты этих металлов придают воде временную жесткость. Её можно устранить кипячением или обработкой основными реагентами:



***Идентификация ионов кальция.** При добавлении щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (или оксалата натрия в присутствии уксусной

Напиши уравнения реакций, иллюстрирующих свойства оксида кальция.

Напиши уравнения реакций, иллюстрирующих свойства гидроксида кальция.

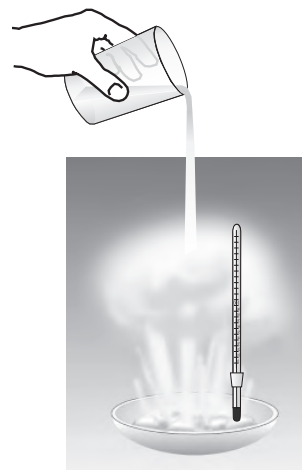


Рис. 3.19. Гашение извести



Рис. 3.20. Сталактиты — своеобразные сосульки известняка в пещерах

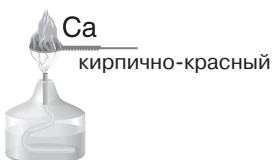
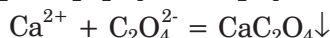
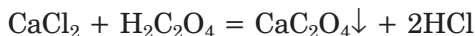


Рис. 3.21. Окраска пламени щёлочноземельными металлами

кислоты) к раствору, содержащему ионы кальция, происходит образование белого осадка оксалата кальция:



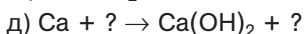
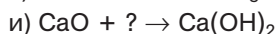
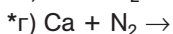
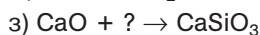
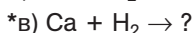
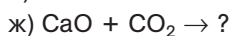
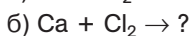
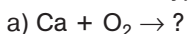
оксалат кальция (белый осадок)

Можно распознать щёлочноземельные металлы и их соединения по *окраске пламени*: Ca окрашивает пламя в кирпично-красный, Sr и Ra — в карминово-красный, Ba — в жёлто-зелёный цвет (рис. 3.21).



РАБОТА В ГРУППЕ

1. Закончите уравнения следующих реакций:



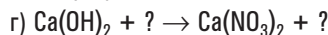
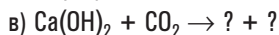
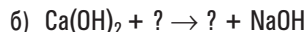
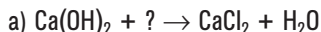
2. Какие из указанных в п. 1 реакций происходят: а) при гашении извести; б) при хранении кальция во влажном воздухе; *в) при получении карбида кальция CaC_2 ; г) при хранении негашёной извести на воздухе? Почему негашёная известь даже в мороз тёплая на ощупь?



ОЦЕНИВАНИЕ

- Охарактеризуй элемент кальция по его положению в периодической системе.
- Какие минералы образует в природе карбонат кальция? Где их применяют?
- Опиши биологическую роль кальция.
- На основе схемы генетических связей выведи химические свойства гидроксида кальция. Приведи конкретные примеры.

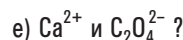
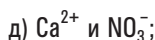
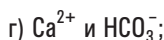
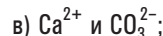
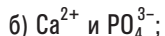
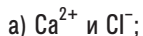
5. Закончи уравнения реакций:



Какая из этих реакций применяется для распознавания углекислого газа и происходит при высыхании оштукатуренных и побеленных стен в новом доме? Составь ионные уравнения реакций при условии, что взята известковая вода.

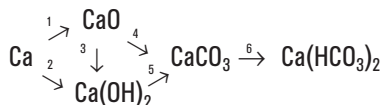
6. Как химическим способом удалить накипь в чайнике?

7. Могут ли одновременно находиться в растворе ионы:



Если нет, то почему? Аргументируй ответ ионными уравнениями реакций.

8. Напиши уравнения реакций для следующих превращений:



ЗАДАЧИ



1. К раствору хлорида кальция массой 10 г добавили избыток раствора соды. Выпавший осадок отфильтровали, высушили и прокалили, после чего его масса составила 0,28 г. Вычисли массу хлорида кальция и его массовую долю в исходном растворе.

2. Вычисли потерю массы при прокаливании 20 г карбоната кальция.

3. Суточная потребность организма человека в кальции составляет 0,7 г. Сколько коровьего молока (масса, г) нужно выпить для удовлетворения этой потребности, если массовая доля кальция в молоке 0,13 %?

*4. Прокаливанием гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ до 180°C получают алебастр $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, применяемый в качестве добавки к извести при штукатурных работах. Какая масса гипса расходуется на получение алебастра массой 7 т?

Исследование химических свойств оксида и гидроксида кальция.

Вспомните Правила техники безопасности при работе в кабинете химии (Приложение 1).

ЛАБОРАТОРНЫЙ
ОПЫТ



Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, шпатель; оксид кальция CaO , вода, индикатор фенолфталеин, раствор HCl .

	Ход работы	Наблюдения	Выводы
1.	В пробирку внесите несколько гранул оксида кальция, добавьте 1 мл воды и 1–2 капли фенолфталеина.		
2.	К содержимому пробирки из предыдущего опыта добавьте раствор HCl .		
3.	В пробирку внесите несколько гранул оксида кальция, добавьте 1 мл HCl .		

Напишите уравнения реакций в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной форме. Приведите в порядок рабочее место.

3.8. // Алюминий

Значение алюминия. Алюминий — один из самых известных металлов. Алюминий в XIX в. называли «серебром из глины», в наше время называют «крылатым металлом», так как он нашёл широкое применение в авиации.

Две тысячи лет тому назад в Древнем Риме, а в III в. н. э. в Китае мастера умели получать алюминий и его сплавы, но их секреты до сих пор не раскрыты.

В Европе алюминий смогли получить только в XIX в. Он был дороже золота. Французский император Наполеон III гордился алюминиевыми пуговицами на своем камзоле, а Д. И. Менделееву в 1889 г. в Лондоне в знак признания его заслуг в развитии химии был преподнесен ценный подарок — весы, сделанные из золота и алюминия, и кубок из алюминия, инкрустированный бриллиантами. В наше время алюминий имеет широкое применение. Из него производят детали и корпуса самолётов, автомобилей, посуду, а также электрические провода и многое другое.

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	III
I	1	
II	2	⁵ БОР ^{10,811} B
III	3	¹³ АЛЮМИНИЙ ^{26,982} Al
IV	4	
	5	³¹ ГАЛЛИЙ ^{69,72} Ga
V	6	
	7	⁴⁹ ИНДИЙ ^{114,82} In
VI	8	
	9	⁸¹ ТАЛЛИЙ ^{204,38} Tl
VII	10	
	11	
		R₂O₃

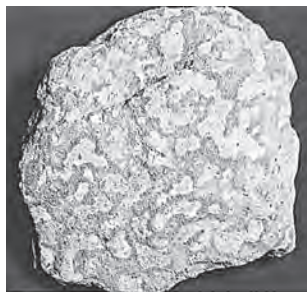
Боксит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$

Рис. 3.22. Сырье для производства алюминия

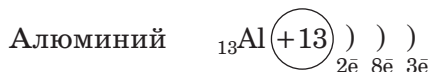


Рубин

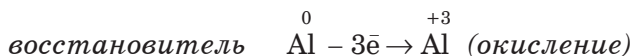


Сапфир

Положение алюминия в периодической системе. Алюминий находится в третьем периоде, в главной подгруппе III группы. Строение его атома:



Во всех химических реакциях алюминий теряет три электроны, проявляя восстановительные свойства:



В соединениях алюминий всегда трёхвалентен, его степень окисления +3.

Нахождение в природе. В земной коре алюминий — третий по распространённости после кислорода и кремния и первый среди металлов (7,3 %). В организме человека алюминия практически нет. Из-за химической активности он встречается в природе только в виде соединений, в основном в виде оксида Al_2O_3 . Наиболее распространённые соединения алюминия:

каолинит, или глина — $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$;

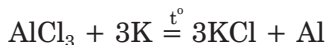
боксит — $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$;

корунд — Al_2O_3 ;

криолит — $3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$.

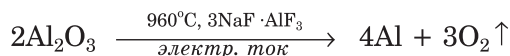
Корунд — прозрачное вещество различной окраски. Примеси хрома придают ему красную окраску — это драгоценный камень рубин; следы титана и железа — синюю (сапфир). Рубин и сапфир — драгоценные камни. В настоящее время научились получать искусственные рубины, которые применяются в часах и лазерах.

Получение алюминия. Очень долго не удавалось получить чистый алюминий, хотя его оксид и соли алюминия уже были хорошо известны. В 1825 г. датский ученый Ганс Христиан Эрстед, а в 1827 г. его молодой, но уже знаменитый немецкий коллега и ученик Фридрих Вёлер наконец получили в чистом виде «серебро из глины» — металлический алюминий. Они проводили нагревание хлорида алюминия с калием или натрием без доступа воздуха:



Попытки получить алюминий действием электрического тока на расплавы долго были безуспешны из-за того, что оксид алюминия плавится при очень высокой температуре (2050 °C). Позже, в 1886 г., нашли выход: вещество криолит расплавляли при температуре 960 °C и в этом расплаве растворяли оксид алюминия.

Схема процесса получения алюминия такова:



После открытия этого метода получения алюминий стал дешёвым и доступным металлом. В наше время он занимает второе место по объёму производства в мире.

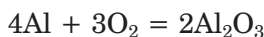
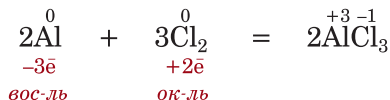
Физические свойства. Алюминий — серебристо-белый металл с температурой плавления 660 °C. Это один из самых лёгких метал-

лов ($\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$) — примерно втрое легче меди или железа. По тепло- и электропроводности он уступает лишь серебру, золоту и меди (рис. 3.8). Высокая пластичность алюминия позволяет прокатывать его в фольгу и вытягивать в тончайшую, как паутина, проволоку: при длине 1000 м она имеет массу всего 27 г и уместается в спичечном коробке.

Лишь прочностные характеристики алюминия оставляют желать лучшего. Как можно увеличить прочность металла? Следует отметить, что сплавы твёрже чистых металлов. В начале XX в. немецкий химик Альфред Вильм получил патент на сплав алюминия с медью, магнием и марганцем. В 1911 г. в городе Дюрее (Германия) была выпущена первая партия этого сплава под названием *дюралюминий*. Сейчас его называют дуралюмин. Он оказался почти таким же прочным, как сталь, но гораздо легче её. В 1919 г. появились первые самолёты из дуралюмина. С тех пор алюминий стал главным металлом авиационной техники. Поистине крылатый металл!

Химические свойства. Алюминий — очень активный металл. Располагаясь в вытеснительном ряду металлов между магнием и цинком (стр. 8), он вытесняет металлы, стоящие правее, а также водород.

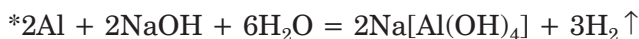
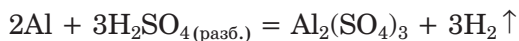
1. Алюминий взаимодействует с неметаллами (за исключением водорода), проявляя восстановительные свойства:



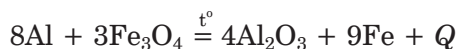
2. Алюминий всегда покрыт прочной оксидной плёнкой Al_2O_3 . Она очень устойчива и защищает его от воды в обычных условиях и при нагревании. Без оксидной плёнки алюминий активно реагирует с водой:



3. Алюминий — металл с двойственными свойствами (амфотерный металл). Он реагирует и с кислотами (за исключением концентрированной азотной кислоты), и со *щелочами, образуя соли (рис. 3.23). Например:



4. При нагревании алюминий может вытеснять другие металлы из их оксидов:



Эта реакция лежит в основе получения некоторых металлов в промышленности под названием *алюмотермия*.

Применение алюминия. Главная область применения алюминия, из-за легкости и прочности его сплавов, — это авиационная промышленность, за которой следует судостроение и автомоби-



Ганс Христиан Эрстед
(1777–1851)

Датский ученый, получил алюминий в 1825 г.

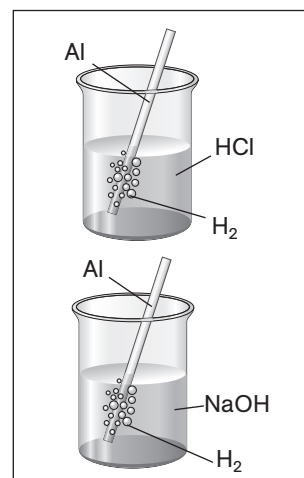


Рис. 3.23. Амфотерность алюминия

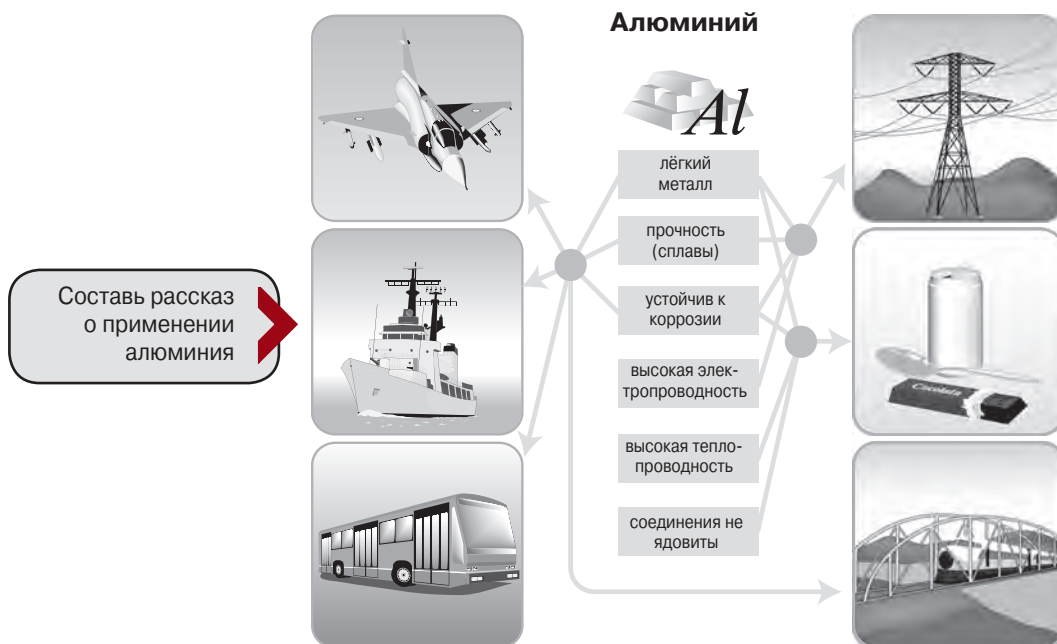


Рис. 3.24. Связь между свойствами алюминия и его применением

лестроение, производство электрических проводов (рис. 3.24). С помощью алюминия получают другие металлы (алюмотермия).

Оказалось, что при соприкосновении с алюминием витамины не разрушаются. Поэтому из него изготавливают оборудование для пищевой промышленности и упаковку для пищевых продуктов (фольгу) и медикаментов.



Исследование химических свойств алюминия.

Вспомните Правила техники безопасности при работе в кабинете химии (Приложение 1).

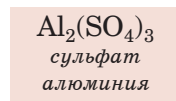
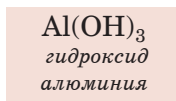
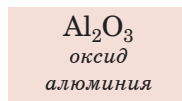
Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, шпатель; алюминий, растворы H_2SO_4 и NaOH .

	Ход работы	Наблюдения	Выводы
1.	В пробирку внесите несколько гранул алюминия, добавьте разбавленный раствор серной кислоты.	_____	
2.	В пробирку внесите несколько гранул алюминия, добавьте раствор NaOH .	_____	

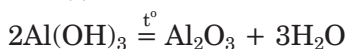
Напишите уравнения соответствующих реакций.
Приведите в порядок рабочее место.

3.9. Соединения алюминия с практическим значением

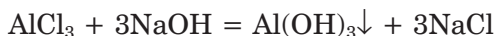
Важнейшими соединениями алюминия являются оксид, гидроксид и сульфат алюминия:



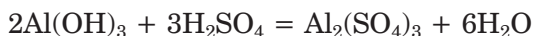
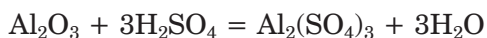
Некоторые способы получения этих веществ приведены выше. Так, *оксид алюминия* образуется при окислении алюминия, при его нагревании с оксидами менее активных металлов, а также при разложении его гидроксида:



Гидроксид алюминия образуется при реакции алюминия с водой (при каких условиях?) или из его солей по реакции:

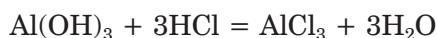


Сульфат алюминия может быть получен при взаимодействии алюминия, его оксида или гидроксида с серной кислотой:



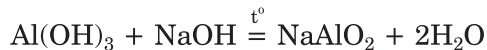
Химические свойства соединений алюминия можно вывести, исходя из схем генетической связи соответствующих оксидов, гидроксидов и солей (стр. 8).

*В отличие от гидроксидов щелочных и щёлочноземельных металлов, гидроксид алюминия проявляет амфотерные (двойственные) свойства; он реагирует и с кислотами (свойство оснований), и со щелочами (свойство кислот).



хлорид алюминия

* При сплавлении гидроксида алюминия с гидроксидом натрия образуется алюминат натрия NaAlO_2 .

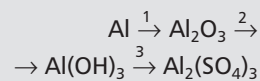


алюминат натрия

В медицине соединения алюминия применяют для лечения бронхита, гастрита.

Кристаллический оксид алюминия служит основой для искусственных рубинов и сапфиров. Безводный AlCl_3 используется в качестве катализатора в органическом синтезе, сульфат алюминия используется для очистки воды.

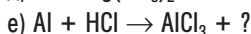
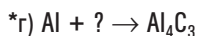
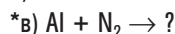
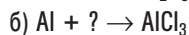
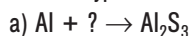
Определи, можно ли осуществить следующую цепочку превращений:



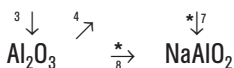
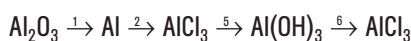
Если необходимо, добавь 1–2 реакции для получения сульфата алюминия таким путем.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Закончи уравнения реакций:



2. Напиши уравнения реакций для следующих превращений:



3. Назови 3 самых распространённых элемента в земной коре:

а) К, Na, Ca; б) O, Si, Al; в) Al, Fe, Ca.

4. Какие минералы, содержащие Al_2O_3 , встречаются в природе и для чего они применяются?

5. Вычисли массу алюминия и железной окарины Fe_3O_4 , необходимых для получения железа массой 5,6 г.

ЛАБОРАТОРНЫЙ
ОПЫТ

№7.2

Исследование химических свойств соединений алюминия.

Вспомните Правила техники безопасности при работе в кабинете химии (Приложение 1).

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками; растворы AlCl_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, NaOH , KOH , H_2SO_4 , HCl .*Задание:*

1. Получите $\text{Al}(\text{OH})_3$ (осадок).
2. В пробирку с осадком добавьте раствор H_2SO_4 (HCl).
3. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций в молекулярной, полной ионной и сокращенной ионной форме.
4. Сделайте выводы.
5. Приведите в порядок рабочее место.

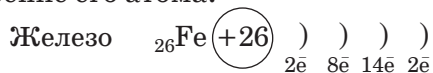
VIII					
Fe ЖЕЛЕЗО 26 55,85	Co КОБАЛЬТ 27 58,93	Ni НИКЕЛЬ 28 58,69			
Ru РУТЕНИЙ 44 101,07	Rh РОДИЙ 45 102,91	Pd ПАЛЛАДИЙ 46 106,42			
Os ОСМИЙ 76 190,20	Ir ИРИДИЙ 77 192,22	Pt ПЛАТИНА 78 195,09			

3.10. Железо

Значение. Учёные установили, что три тысячи лет назад на нашей планете начался «железный век», период, когда человек открыл железо, оценил его качества и начал использовать его для изготовления различных орудий. Но настоящее «нашествие» железа в технике началось с конца XVIII века: в 1778 году был построен первый железный мост, в 1788 году введён в эксплуатацию первый водопровод, сделанный из железа, в 1818 г. спущен на воду первый железный корабль, в 1825 г. в Англии построена первая железная дорога, в 1889 году в Париже возведена знаменитая Эйфелева башня высотой 300 м. За короткое время железу, в виде сплавов (чугуна и стали), удалось проникнуть во все области человеческой жизни.

Железо — это элемент, без которого не может существовать окружающий мир и без которого невозможна сама наша жизнь. И это не преувеличение: в крови взрослого человека, точнее в гемоглобине, находится около 3 граммов железа (II).

Положение в периодической системе и общая характеристика. Железо Fe находится в IV периоде, в побочной подгруппе VIII группы. Строение его атома:



Для подсчёта числа электронов на предпоследнем слое рассуждаем так: у железа должно быть 4 электронных слоя:

а) первый заполнен $2\bar{e}$; б) второй заполнен $8\bar{e}$; в) на внешнем слое $2\bar{e}$ (как у почти всех элементов побочных подгрупп); г) на предпоследнем слое $26\bar{e} - (2\bar{e} + 8\bar{e} + 2\bar{e}) = 14\bar{e}$.

В химических реакциях железо — всегда восстановитель. Оно может отдавать два электрона $\text{Fe}^0 - 2\bar{e} = \text{Fe}^{+2}$ и проявлять степень окисления +2, а также три электрона (один с предпоследнего слоя) $\text{Fe}^0 - 3\bar{e} = \text{Fe}^{+3}$, проявляя степень окисления +3.

Нахождение в природе. По распространённости в земной коре (4,7 %) железо занимает четвёртое место (после O, Si, Al) и второе среди металлов. В природе железо существует в основном в виде оксидных, сульфидных и карбонатных руд переменного состава, в которых его содержание превышает 40 %:

магнетит — Fe_3O_4 (72 % Fe);

гематит — Fe_2O_3 (65 % Fe) и др.

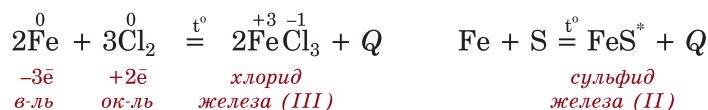
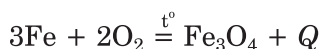
Изредка встречается чистое железо метеоритного происхождения.

Физические свойства. Железо — мягкий, пластичный металл серебристо-серого цвета, тяжёлый (плотность $7,87 \text{ г/см}^3$), его температура плавления 1539°C . Особые свойства железа — магнитные.

Чистое железо на воздухе довольно устойчиво благодаря наличию оксидной пленки Fe_3O_4 ($\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$).

Химические свойства. Железо — довольно активный металл. Оно взаимодействует с неметаллами, водой, кислотами, солями.

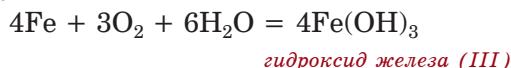
1. При нагревании железо легко окисляется *кислородом*, *хлором*, *серой*:



* Сульфид железа (III) не существует.

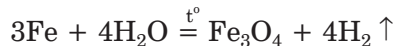
Все эти реакции экзотермические, но для начала требуют нагревания. Обратите внимание — хлор, который является более сильным окислителем, чем сера, окисляет железо до трёхвалентного состояния (рис. 3.25).

2. С водой при обычных условиях железо реагирует очень медленно в присутствии кислорода. Суммарное уравнение этого сложного процесса:

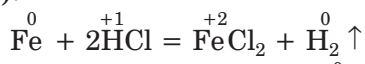


В свою очередь, гидроксид железа (III) постепенно разлагается и образуется то, что мы называем *ржавчиной*: $m\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

При продувании паров воды над раскалённой железной стружкой реакция идёт с образованием водорода и железной окалины:



3. С кислотами, кроме азотной и серной концентрированной, железо реагирует легко, вытесняя водород. При этом образуются соли железа (II):



Обратите внимание! Водород H_2 — сильный восстановитель, поэтому, образуясь в результате реакции, он не позволяет железу окислиться до степени окисления +3; образуется только железо в степени окисления +2.

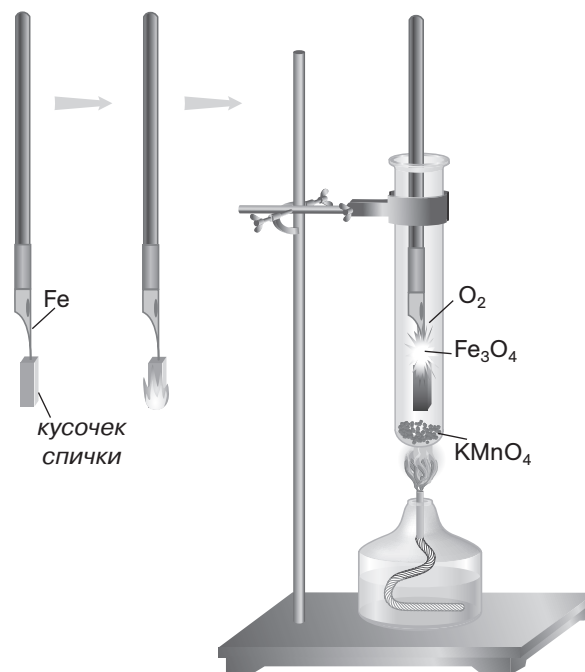
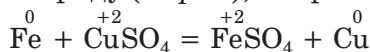


Рис. 3.25. Взаимодействие железа с кислородом

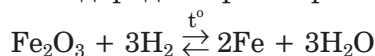
4. С солями железо реагирует в соответствии со своим положением в вытеснительном ряду (*стр. 8*), например:



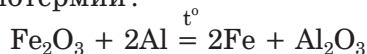
В соединениях железо имеет степень окисления +2 и +3, поэтому образует два ряда веществ.

Получение. Железо можно получить из оксида железа (III) двумя способами:

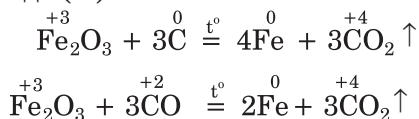
а) восстановлением водородом при нагревании:



б) методом алюмотермии:



Однако чистое железо — сравнительно мягкий металл и потому в промышленности не применяется. Прочность железу придаёт углерод. Железо с примесью углерода (чугун, сталь) получают промышленным методом, восстанавливая железную руду углём или оксидом углерода (II):



3.11. // Коррозия металлов

Коррозия металлов — это их разрушение под воздействием окружающей среды.

В ходе химических реакций металлы разрушаются, корродируют.

Обратимся вновь к вытеснительному ряду металлов. Легче всего корродируют активные металлы, расположенные до магния. Ведь они легко реагируют даже с водой. Металлы средней активности корродируют по-разному. Их коррозия зависит не только от химической активности металла, но и от свойств продуктов коррозии.

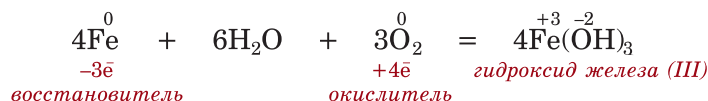
Коррозия малоактивных металлов. Благородные металлы (золото и платина), стоящие правее ртути, совсем не корродируют. Медь и серебро также довольно устойчивы к коррозии в силу химической инертности. Медь покрывается тонкой плёнкой зеленоватой основной соли, а серебро на воздухе чернеет за счёт образования сульфида серебра Ag_2S .

Коррозия активных металлов. Большинство активных с точки зрения химии металлов, таких как Mg, Al, Zn, Cr, покрываются на воздухе прочной оксидной плёнкой, которая защищает металл от дальнейшего разрушения под действием воды и кислорода воздуха. Потому Mg, Al, Zn, Cr не подвергаются коррозии.

Коррозия железа и его защита. Железо отличается от других металлов тем, что оно в обычных условиях покрывается рыхлой ржавчиной, которая не защищает металл от дальнейшего разрушения. **Ржавчина** — это смесь соединений железа, в которой преобладают гидроксид и оксид железа (III).

Это происходит по схеме:

Ежегодно около 30 % производимого в мире железа превращается в ржавчину. Проблема борьбы с коррозией возникла ещё в древности, когда человек начал производить железо и изделия из него. За многие годы были найдены разные методы. Например, в Англии в 1617 г. был изобретен способ защиты ружей от коррозии с помощью масла специального состава.



Железо корродирует только при одновременном воздействии воды и воздуха; в воде без кислорода или в сухом воздухе железо не ржавеет.

Применяют разные способы защиты железа от коррозии:

- смазку минеральными маслами;
- покраску;
- покрытие другими металлами, более стойкими к коррозии: а) оловом (лужение); б) цинком (цинкование); в) хромом (хромирование); г) никелем (никелирование); д) медью (меднение);
- легирование сталей — при выплавке добавляют хром, никель, марганец и получают нержавеющие стали;
- воронение — стальные изделия, особенно детали огнестрельного оружия, прогревают в расплавленной селитре (KNO_3 , NaNO_3) до образования плотной чёрной плёнки железной окислы Fe_3O_4 .

Химический

КРОС



БОРД

Реши кроссворд.

Ключевое слово — название явления, из-за которого 30 % мировой выплавки железа превращается в ржавчину.

1. Покрытие железа никелем.
2. Нанесение краски.
3. Покрытие хромом.
4. Добавка Cr, Ni, Mn при выплавке стали.
5. Прогревание стального изделия в расплавленной селитре.
6. Покрытие маслами.
7. Покрытие оловом.
8. Страна в которой был выдан первый патент по защите металлов от коррозии.

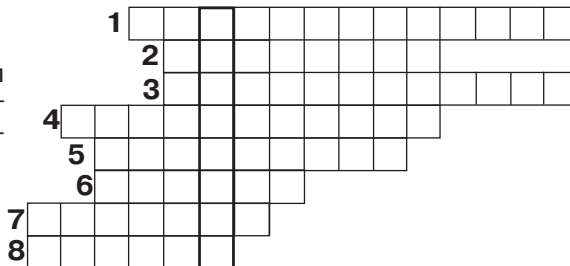
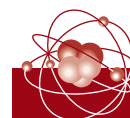


Рис. 3.26. Хромированные детали автомобиля



Горизонты
химии

- В Дели, столице Индии, более 600 лет стоит колонна из очень чистого железа (99,72 %) и не ржавеет, потому что воздух очень сухой. Глубоко под водой корабли лежат много лет и не ржавеют, потому что нет доступа кислорода.
- В сталь известных японских средневековых мечей добавляли молибден.



Рис. 3.27. Кинжал из дамасской стали (секрет её не раскрыт)



РАБОТА В ГРУППЕ

С 1886 г. до настоящего времени в порту Нью-Йорка возвышается статуя Свободы. Она состоит из 350 медных деталей весом в 31 тонну, собранных на железном каркасе, вес которого 125 тонн. Высота статуи 46,5 м (с пьедесталом — 90 м). В 1985 г. американская пресса опубликовала тревожную статью под заглавием:

«Статуя Свободы теряет электроны. Что делать?»

Как вы думаете, отчего пострадала статуя Свободы и что следует предпринять, чтобы спасти этот памятник? Дайте убедительное заключение, отметив условия, и приведите уравнения химических реакций.



Рис. 3.28. Статуя Свободы в Нью-Йорке

ОЦЕНИВАНИЕ

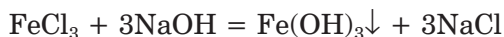
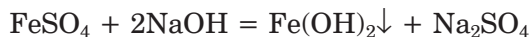
1. Что такое коррозия металлов?
2. Какие металлы разрушаются легче всего в атмосфере и в воде?
3. Какие металлы устойчивы на воздухе и в воде?
4. Как удалить ржавчину с поверхности раковины? Напиши уравнение соответствующей реакции.
5. Назови условия, от которых зависит коррозия металлов, находящихся в вытеснительном ряду между магнием и золотом.
6. Объясни ржавление железа в обычных условиях.
7. Назови условия, в которых железо не корродирует.
8. Как защитить железо от коррозии?
9. Железные предметы разрушаются серной кислотой, содержащейся в кислотных дождях. Рассчитай массу железа, которое заржавеет после кислотного дождя, в котором 980 г серной кислоты.

3.12. Соединения железа с практическим значением

Способы получения. Оксиды и гидроксиды железа (II, III) получают теми же методами, что и оксиды и нерастворимые основания других металлов. Нетрудно заметить сходство соединений железа и алюминия. Так, оксиды железа получают при его окислении или при разложении гидроксидов.

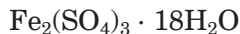
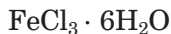


В свою очередь, гидроксиды железа (II и III) образуются при обработке щелочами солей железа (II и III):

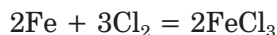


Соли железа (II) получают при растворении железа в разбавленных кислотах (кроме азотной) или при реакции с солями менее активных металлов (см. выше). Сульфат железа (II) выделяют из раствора в виде кристаллогидрата — железного купороса $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

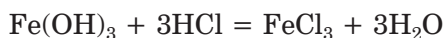
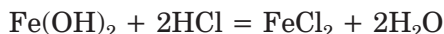
Соли железа (III) получают растворением $\text{Fe}(\text{OH})_3$ в кислотах. Из растворов соли получают в виде кристаллогидратов:



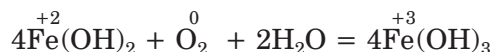
Хлорид железа (III) может быть также получен при реакции железа с хлором:



Химические свойства соединений железа можно вывести, исходя из схем генетической связи соответствующих классов веществ (стр. 8). Оксиды реагируют с более активными металлами (Al) и с кислотами. Гидроксиды также вступают в реакцию с кислотами, т. е. проявляют основные свойства:



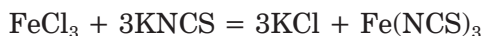
Гидроксид железа (II), $\text{Fe}(\text{OH})_2$ (зелёного цвета), легко окисляется и превращается в гидроксид железа (III) бурого цвета (рис. 3.29):



Примечание: При написании этой реакции нет необходимости запоминать количество молекул воды. Это можно вычислить следующим образом: слева 8H, а справа 12H; значит, слева надо прибавить 4H, т. е. $2\text{H}_2\text{O}$.

Соли железа (III) хорошо растворяются в воде.

***Идентификация солей железа (III).** Ионы Fe^{3+} можно отличить от ионов Fe^{2+} по реакции образования кроваво-красного раствора тиоцианата железа (III) $\text{Fe}(\text{NCS})_3$ (рис. 3.30)



тиоцианат железа (III)



слабый электролит

Биологическая роль железа. Железо относится к «металлам жизни». Железо в форме Fe^{2+} входит в состав гемоглобина крови, придавая ей красный цвет. Главная роль железа в гемоглобине состоит в транспортировке кислорода в организме.

Железо попадает в живые организмы вместе с водой и пищей. Источником железа в них являются различные минералы, а также продукты коррозии металлического железа.



Исследование химических свойств железа и его соединений.

Вспомните Правила техники безопасности при работе в кабинете химии (Приложение 1).

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, шпатель, спиртовка; растворы FeCl_3 , NaOH конц., HCl (H_2SO_4); железо Fe (порошок).

Вещество	Реактив	Наблюдения	Уравнения химических реакций
Fe	HCl		
Fe	O_2		
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ свежеосаждённый	HCl		
	NaOH		

Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной форме (там, где возможно).

Сделайте выводы.

Приведите в порядок рабочее место.

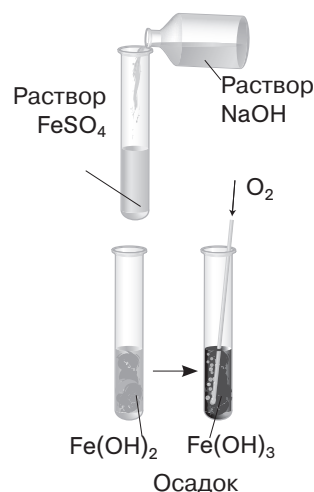


Рис. 3.29. Окисление гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III)

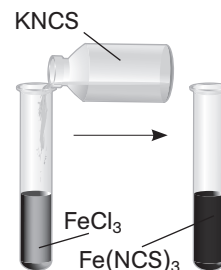
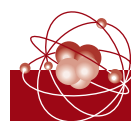


Рис. 3.30. Идентификация солей железа (III)



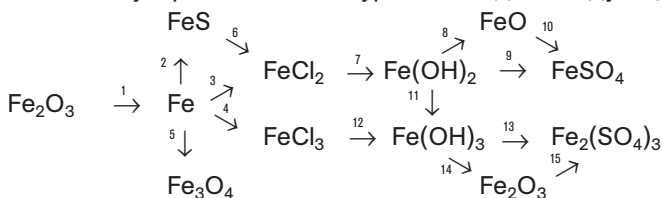
Горизонты химии

Есть на земле организмы с голубой кровью, например моллюски, у которых в крови не железо, а медь.



РАБОТА В ГРУППЕ

Напишите молекулярные и ионные уравнения для следующих превращений:



ОЦЕНИВАНИЕ

- Сравни свойства железа и алюминия с помощью диаграммы Венна.
- Сопоставь свойства гидроксидов железа (II), железа (III) и алюминия.
- *3. Как экспериментально отличить соль железа (III) от соли железа (II)?
- Закончи уравнения реакций:

а) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow ? + ?$	д) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ? + ?$	и) $\text{Fe} + ? \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
б) $? + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + ?$	е) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} + ? \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$	к) $\text{Fe} + ? \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$
в) $\text{Fe} + ? \rightarrow \text{FeS}$	ж) $\text{Al} + \text{Fe}_3\text{O}_4 \rightarrow ? + ?$	л) $\text{Fe} + ? \rightarrow \text{Cu} + ?$
г) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow ?$	з) $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow ?$	м) $\text{Fe} + ? \rightarrow \text{Pb} + ?$
- Как из железного купороса $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ получить: а) хлорид железа (II); б) нитрат железа (II)?
- С какими из перечисленных растворов солей будет реагировать железо?

а) ZnSO_4 ;	б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$;	в) AlCl_3 ;	г) CuSO_4 ;	д) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$;	е) MgCl_2 .
----------------------	---------------------------------	----------------------	----------------------	---------------------------------	----------------------

 Напиши уравнения реакций (молекулярные и ионные). Как изменится масса железной пластинки в результате этих реакций, увеличится или уменьшится?
- Для побелки потолков и стен в качестве добавки используют раствор медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) для цвета и дезинфекции. Можно ли приготовить и хранить этот раствор в железных вёдрах? Обоснуй свой ответ.

ЗАДАЧИ



- Применяемый при сварке железо-алюминиевый термит содержит алюминий и железную окалину Fe_3O_4 (магнетит) с отношением масс 3:10. Соответствует ли это отношению масс уравнению реакции? Вычисли массу железа, которое образуется из 130 г такой смеси.
- При взаимодействии хлорида железа массой 16,25 г с избытком нитрата серебра образовался хлорид серебра массой 43,05 г. Хлорид железа (II) или хлорид железа (III) был взят для реакции?
- *3. Для предупреждения малокровия домашним животным дают раствор, приготовленный растворением железного купороса $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ массой 2,5 г и медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ массой 1 г в кипячёной воде объёмом 1 л. Вычисли массовые доли сульфата железа (II) и сульфата меди (II) в этом растворе.
- *4. Какая из природных руд богаче железом: магнетит Fe_3O_4 , гематит Fe_2O_3 , или сидерит FeCO_3 ?
- *5. При выдерживании железной пластинки в растворе медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) её масса увеличилась на 1,6 г. Вычисли массу меди, выделившейся на пластинке.

ПРАКТИЧЕСКАЯ
РАБОТА

Решение экспериментальных задач по теме «Металлы и их соединения с практическим значением»

Вспомните Правила техники безопасности при работе в кабинете химии (Приложение 1).

Получение и свойства веществ**1. Получение и свойства гидроксида железа (II).**

а) В пробирку налейте ≈ 2 мл раствора сульфата железа (II) (или другой растворимой соли железа (II)) и добавьте несколько капель раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете? Отметьте цвет образовавшегося осадка. Запишите уравнение реакции. Разделите осадок на две части.

б) В первую пробирку с осадком добавьте по каплям раствор соляной (разбавленной серной или азотной) кислоты до исчезновения осадка. Запишите наблюдения, молекулярное и ионные уравнения реакции.

в) Рассмотрите внимательно осадок во второй пробирке, встряхивайте её в течение двух минут. Как изменился цвет осадка? Запишите уравнение реакции окисления гидроксида железа (II) кислородом воздуха до гидроксида железа (III).

2. Дано: растворы AlCl_3 , HCl , NaOH .

Продемонстрируйте амфотерность гидроксида алюминия, предварительно получив его из AlCl_3 . Что вы предпримете? Какие реакции необходимо провести? Опишите ход эксперимента. Напишите уравнения реакций.

3. Дано: ржавый гвоздь, раствор HCl или H_2SO_4 .

Как можно очистить железный гвоздь от ржавчины химическим путём? Напишите уравнения реакций.

4. Дано: растворы FeCl_3 , NaOH ; спиртовка. Получите оксид железа (III) из FeCl_3 . Напишите уравнения реакций.

5. Дано: растворы FeSO_4 , NaOH ; спиртовка, стеклянная пластинка. Получите оксид железа (II) из FeSO_4 . Напишите уравнения реакций.

Этапы работы**Определите тип экспериментальной задачи****Составьте план решения****Напишите уравнения реакций****Составьте план проведения опыта****Выполните опыт****Занимательный опыт.**

Возьмите два кусочка ваты, один из них смочите раствором FeCl_3 , а другой — раствором KNCS . Над стаканом или ванночкой прижмите эти ватки друг к другу. Как впечатление?

ПРОЕКТ**Тема: История одной монеты****Аргумент**

Монета — это металлический денежный знак, который является или был законным платёжным средством на территории данного государства. Первая монета под названием Лидийский лев была отчеканена в древней Лидии, около 600 г. до н.э. Монета изготовлена из *электрума*, сплава золота и серебра (55 % золота, 43 % серебра, 2 % меди, следы свинца и железа).

Сформируйте группу из нескольких учеников и выполните совместный проект по предложенной теме. Внимательно ознакомьтесь с основными направлениями в работе над проектом.

Основные направления исследования:

- ✓ Об истории монет разных стран;
- ✓ История монет Республики Молдова;
- ✓ Химический состав монет на протяжении веков;
- ✓ Химический состав самых дорогих монет мира.

Способы выполнения

- Презентации PowerPoint
- Постеры
- Рефераты
- Коллажи

Защита проекта

- Каждая группа выбирает одного или нескольких представителей для защиты проекта перед классом и форму представления проекта.
- На выступление отводится до 8 минут.

Критерии оценивания

- Оригинальность и важность затронутых тем;
- Научное содержание проекта;
- Выступление группы;
- Используемые источники информации (библиография);
- Соответствие выступления отведённому времени.

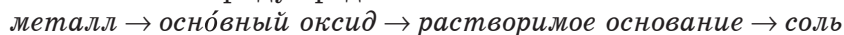
3.13. // Генетическая связь металлов и их соединений

Вы уже знаете, что генетическая связь металлов и их соединений может быть представлена схемой, именуемой *генетическим рядом*:

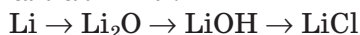


Однако в зависимости от активности металла порядок веществ в генетическом ряду может быть разным.

Представленный выше генетический ряд, как правило, характерен для активного металла, который может образовывать растворимое основание — щёлочь. В этом случае порядок веществ в генетическом ряду представим схемой:

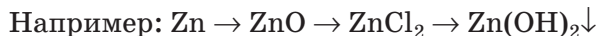


Например, для активного металла лития:



Если взять менее активный металл, который образует нерастворимый гидроксид, то основание нельзя получить непосредственно из оксида, потому что этот оксид не взаимодействует с водой.

В этом случае порядок веществ в генетическом ряду будет другим, а именно:



Нерастворимые основания разлагаются при нагревании (в отличие от щелочей), поэтому цепочка превращений может быть продолжена: $\text{Zn(OH)}_2 \downarrow \rightarrow \text{ZnO}$.

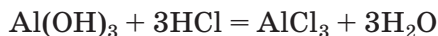
3.14. // Металлы и их соединения. Влияние на качество жизни и окружающую среду

Рассматривая свойства металлов, мы упоминали об их биологической роли. Рассмотрим, как металлы и их соединения влияют на качество жизни и окружающую среду.

Калий является элементом, который регулирует артериальное давление, способствует преодолению усталости и стресса.

Натрий играет важную роль внутри клетки, регулирует работу нервной и мышечной систем, поддерживает кислотно-щелочной баланс организма.

Алюминий. Гидроксид алюминия Al(OH)_3 нейтрализует кислоту в желудочном соке, тем самым снижая кислотность:



Алюминий содержится во всех органах и тканях организма, но более всего в печени, лёгких, костях и головном мозге. В то же время избыток алюминия в крови вызывает нарушение регуляции деятельности центральной нервной системы и обмена веществ.

Кальций. В костях и зубах находится 99 % кальция всего организма. Содержание кальция в крови составляет 8,5–12 мг.

Организм человека теряет кальций при употреблении кофе, сладких газированных напитков и дистиллированной воды, так как вода — хороший растворитель для солей кальция. Потеря кальция организмом приводит к заболеванию — остеопорозу.

Железо в виде ионов Fe^{2+} входит в состав гемоглобина, а также имеет другие полезные функции:

- предотвращает анемию;
- повышает сопротивляемость организма;
- уменьшает негативное воздействие на слизистую кишечника, вызванное инфекцией.

Пищевые добавки, или Е-добавки, используют для улучшения вкуса, аромата, для продления срока годности.

Например, нитриты натрия (E250) и калия (E249) применяют в качестве пищевых консервантов, подавляющих рост и развитие бактерий, и усилителей цвета мясных продуктов. Они могут вызывать аллергию.

E555 (силикат алюминия и калия) используют как добавка, препятствующая комкованию соли, сухого молока и муки. Алюминий, входящий в состав этого силиката, является причиной проблем репродуктивной функции организма.

Найди дополнительную информацию о роли металлов и их соединений в нашей жизни.

Тест

СУММАТИВНОГО ОЦЕНИВАНИЯ ПО ЕДИНИЦЕ ОБУЧЕНИЯ

МЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ С ПРАКТИЧЕСКИМ ЗНАЧЕНИЕМ

Обведи буквы правильных ответов там, где это необходимо.

- Самым распространённым металлом в земной коре является:
а) Fe; б) Ti; в) Al; г) Ca.
- Металлические свойства в ряду $\text{Mg}—\text{Ca}—\text{Sr}—\text{Ba}$ с увеличением порядкового номера:
а) усиливаются; б) ослабевают; в) не изменяются; г) ослабевают, а затем усиливаются.
- С какими из указанных веществ реагирует железо?
а) водород; б) оксид углерода (IV); в) кислород; г) сера.
Напиши уравнения осуществимых реакций.
- С соляной кислотой не реагирует:
а) Cu; б) Fe; в) Al; г) Zn.
- На основе положения элементов в периодической системе заполни пропуски:

Элемент	Высший оксид	Гидроксид
а) Ca	-----	-----
б) Na	-----	-----
в) Al	-----	-----
- Закончи уравнения реакций:

а) $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow$	б) $\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \xrightarrow{t^\circ}$
в) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ}$	г) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- Магний реагирует с соляной и с разбавленной серной кислотами. Если предположить, что взяты равные количества вещества кислот, рассчитай, в каком случае прореагирует больше магния (по массе) и во сколько раз?

НЕМЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ С ПРАКТИЧЕСКИМ ЗНАЧЕНИЕМ

После изучения этой единицы обучения ты будешь способен/способна:

- оперировать понятиями, относящимися к *газообразному состоянию веществ, неметаллам, соединениям неметаллов, органическим соединениям углерода, молярному объёму, галогенам, адсорбции*;
- характеризовать, сравнивая, неметаллы по алгоритму: положение в периодической системе, биологическая роль, распространение в природе, физические и химические свойства, получение, применение, соединения с практическим значением;
- моделировать с помощью уравнений реакций методы получения, химические свойства, генетические связи неметаллов и их соединений;
- исследовать экспериментально свойства неметаллов и их соединений, реакции идентификации ионов, оксида углерода (IV), соблюдая правила техники безопасности;
- решать задачи на основе свойств, получения, применения неметаллов и их соединений с практическим значением.

4.1. Газообразное состояние веществ

Мы познакомились со многими простыми и сложными веществами, которые при обычных условиях являются газами: кислородом O_2 , водородом H_2 , азотом N_2 , хлором Cl_2 , фтором F_2 , хлороводородом HCl , оксидами серы (IV) SO_2 и углерода (IV) CO_2 .

У газообразного состояния есть свои особенности. С точки зрения атомно-молекулярного учения все газы состоят из молекул. Расстояния между молекулами в тысячи раз больше размеров самих молекул. Поэтому объём газа зависит только от расстояний и не зависит от размеров молекул.

При одинаковой температуре и давлении расстояния между молекулами одинаковы в любых газах и, следовательно, объёмы газов должны быть равны.

Ещё до возникновения атомно-молекулярного учения итальянский учёный Амедео Авогадро выдвинул в 1811 г. смелую гипотезу, которая нашла подтверждение лишь спустя полвека и сформулирована в закон, названный именем его первооткрывателя — **закон Авогадро*:

В равных объёмах любых газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое число молекул.

Очень важным является следствие из закона Авогадро:

Равное число молекул любых газов занимает одинаковый объём при одинаковых условиях (температуре и давлении).

Для решения задач по химии с участием газообразных веществ важно рассматривать их при одних и тех же условиях. Температуру $0^\circ C$ (273 К) и давление 101 325 Па (или 1 атм. = 760 мм ртутного столба) принято считать нормальными условиями (сокращенно «н. у.»).

На основе закона Авогадро и следствия из него рассмотрим, как будет объём любых газов при нормальных условиях.

Молярный объём газов. Из физики нам известно, что вещество можно охарактеризовать физическими величинами: массой (m), количеством вещества (ν), объёмом (V). Мы умеем измерять массу и объём, но как измерить количество вещества?

Инертные газы при нормальных условиях состоят из атомов.

Нормальные условия (н. у.):
 $t^\circ = 0^\circ C$,
 $P = 101\,325\text{ Па}$

Мы научились связывать количество вещества с массой с помощью молярной массы:

$$M = \frac{m}{\nu}; \text{ откуда } m = M \cdot \nu$$

Если требуется взять 1 моль воды, то мы сначала вычисляем массу этой порции, зная, что $M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$:

$$m = M \cdot \nu, \quad m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 18 \text{ г},$$

а затем измеряем массу с помощью весов.

Из курса физики нам известно, что плотность различных веществ — это величина, связывающая массу и объём:

$$\rho = \frac{m}{V}; \quad (\text{г/см}^3; \text{г/л}; \text{кг/м}^3)$$

Зная, что плотность воды равна 1 г/см^3 , можем вычислить объём количеством вещества 1 моль:

$$V = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{\rho(\text{H}_2\text{O})}; \quad V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{18 \text{ г}}{1 \text{ г/см}^3} = 18 \text{ см}^3$$

Объём можно измерить цилиндром. Твёрдые вещества количеством 1 моль можно взвесить.

А как быть с газообразными веществами? Ведь взвешивать газы очень неудобно. Газы характеризуются объёмом. Следовательно, чтобы суметь отмерить какое-то количество вещества газа, надо знать связь между объёмом и количеством вещества. Установим эту связь.

Проведём вычисления объёма нескольких газов (O_2 , H_2 , CO_2), если их количество вещества равно 1 моль. Объём и плотность газообразных веществ возьмём при нормальных условиях. Плотность каждого газа (ρ) — это справочная величина (см. табл. 4.1)

Порядок действий:

1. Вычислим массу кислорода количеством 1 моль:

$$m = M \cdot \nu; \quad m(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 32 \text{ г}$$

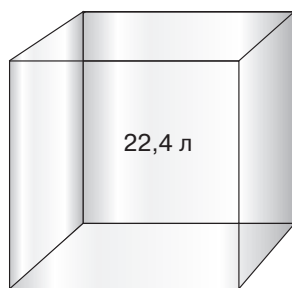


**Амедео Авогадро
(1776–1856)**

Итальянский физик, один из основателей физической химии. В 1811 г. открыл закон, названный впоследствии его именем. Ввёл понятие «молекула».

Таблица 4.1. Вычисление объёмов газов (н. у.) и некоторых жидких и твёрдых веществ

Вещество	Молярная масса M	Количество вещества ν	Масса $m = M \cdot \nu$	Плотность, ρ (н. у.)	Объём, $V = \frac{m}{\rho}$ (н. у.)	Молярный объём (н. у.) $V_m = \frac{V}{\nu}$
O_2 (газ)	32 г/моль	1 моль	32 г	1,43 г/л	22,4 л	22,4 л/моль
H_2 (газ)	?	1 моль	?	0,09 г/л	22,4 л	?
CO_2 (газ)	?	1 моль	44 г	1,96 г/л	22,4 л	22,4 л/моль
CO_2 (газ)	?	0,5 моль	?	1,96 г/л	?	22,4 л/моль
CO_2 (газ)	?	2 моль	88 г	1,96 г/л	44,8 л	22,4 л/моль
H_2O (ж)	18 г/моль	1 моль	18 г	1 г/мл	?	?
NaCl (т)	58,5 г/моль	1 моль	?	2,178 г/см ³	0,027 л	0,027 л/моль



Газ

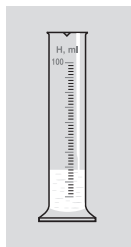
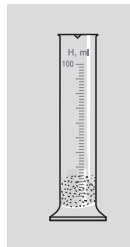
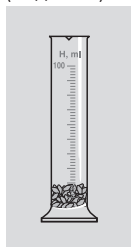
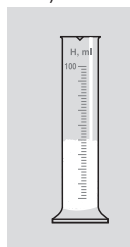
 H_2O
(жидкость)S (твёрдое
в-во)Zn (твёрдое
в-во)Соль (твёрдое
в-во)

Рис. 4.1. Молярный объём веществ

**1 моль газа
содержит**

$6,02 \cdot 10^{23}$

молекул

Число Авогадро

2. Вычислим объём этой порции кислорода (плотность кислорода найдём в *таблице 4.1*):

$$\rho = \frac{m}{V}; \quad V = \frac{m}{\rho}; \quad V(\text{O}_2) = \frac{32 \text{ г}}{1,43 \text{ г/л}} = 22,4 \text{ л}$$

Проведём такие же вычисления для других газов (H_2 , CO_2) и занесём результаты в табл. 4.1.

Сделаем выводы из таблицы:

1. Для любого газа отношение объёма к количеству вещества есть величина постоянная при данных условиях:

$$\frac{V}{\nu} = \frac{22,4 \text{ л}}{1 \text{ моль}} = \frac{11,2 \text{ л}}{0,5 \text{ моль}} = \frac{44,8 \text{ л}}{2 \text{ моль}} = 22,4 \text{ л/моль}$$

Отношение объёма к количеству вещества называется молярным объёмом (V_m):

$$V_m = \frac{V}{\nu} \text{ (л/моль; м}^3\text{/моль)}$$

При нормальных условиях молярный объём всех газов равен 22,4 л/моль.

2. Все газы количеством 1 моль занимают одинаковый объём 22,4 л при нормальных условиях, так как содержат одинаковое число молекул, равное $6,02 \cdot 10^{23}$ (число Авогадро).

В отличие от газов, жидкие и твёрдые вещества имеют разные молярные объёмы (рис. 4.1 и 4.2, табл. 4.1).

Рассмотрим несколько примеров использования молярного объёма в расчётах.

Зная выражение для молярного объёма

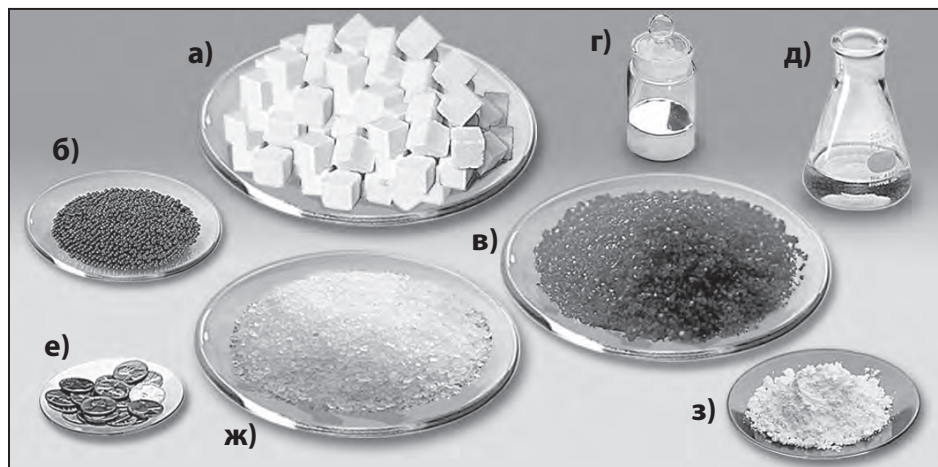
$$V_m = \frac{V}{\nu} \text{ (л/моль; м}^3\text{/моль)}, \text{ можно вычислить:}$$

а) объём газа $V = V_m \cdot \nu$;

б) количество газообразного вещества $\nu = \frac{V}{V_m}$

Рис. 4.2. Сосуды, в которых находятся вещества количеством 1 моль:

- а) сахар; б) свинец;
в) бихромат калия;
г) ртуть; д) вода; е) медь;
ж) хлорид натрия;
з) сера.



Вычисление объёма газа по известному количеству вещества

Задача 1. Вычислите объём (*н. у.*) хлора количеством вещества 2 моль. Каков будет объём (*н. у.*) H_2 , O_2 , CO_2 , N_2 , взятых таким же количеством вещества?

Дано:

$$\nu(\text{Cl}_2) = 2 \text{ моль}$$

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

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

Решение:

По формуле $V = V_m \cdot \nu$ находим:

$$V(\text{Cl}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 44,8 \text{ л.}$$

Объёмы H_2 , O_2 , CO_2 , N_2 количеством вещества 2 моль также равны 44,8 л, так как для всех газов молярный объём (*н. у.*) равен 22,4 л/моль.

Ответ: объём хлора и других газов количеством вещества 2 моль равен 44,8 л.

Вычисление количества вещества по известному объёму газа

Задача 2. Вычислите количество вещества кислорода, если его объём при нормальных условиях равен 67,2 л. Каково будет количество вещества CO_2 , N_2 , Cl_2 , взятых таким же объёмом?

Дано:

$$V(\text{O}_2) = 67,2 \text{ л}$$

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

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

Решение:

$$\text{По формуле } \nu = \frac{V}{V_m}$$

$$\text{находим } \nu = \frac{67,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 3 \text{ моль.}$$

Ответ: количество вещества кислорода и других газов объёмом 67,2 л равно 3 моль.

Вычисление массы газа по его объёму

Задача 3. Вычислите массу водорода, если его объём равен 67,2 л (*н. у.*).

Решение:

Дано:

$$V(\text{H}_2) = 67,2 \text{ л}$$

$$m(\text{H}_2) = ?$$

1. Вычислим количество вещества водорода:

$$\nu = \frac{V}{V_m}; \nu(\text{H}_2) = \frac{67,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 3 \text{ моль}$$

2. Вычислим массу водорода:

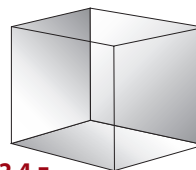
$$m = M \cdot \nu; M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль} \cdot 3 \text{ моль} = 6 \text{ г}$$

Ответ: масса водорода, взятого количеством вещества 3 моль, равна 6 г.

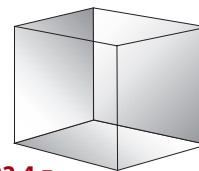
Вычислите массы таких же объёмов CO_2 и N_2 . Сделайте вывод.

Водород H_2



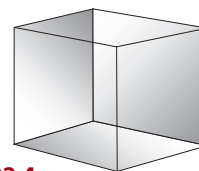
22,4 л

Кислород O_2



22,4 л

Оксид углерода (IV) CO_2



22,4 л

Рис. 4.3. Молярный объём газов при нормальных условиях

Вычисление объёма газа по известной массе

Задача 4. Вычислите объём хлора (н. у.), если его масса равна 142 г.

Решение:

Дано:

$$m(\text{Cl}_2) = 142 \text{ г}$$

$$V(\text{Cl}_2) - ?$$

1. Вычислим количество вещества хлора:

$$M(\text{Cl}_2) = 71 \text{ г/моль};$$

$$\nu = \frac{m}{M}; \quad \nu(\text{Cl}_2) = \frac{142 \text{ г}}{71 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль}$$

2. Вычислим объём хлора:

$$V = V_m \cdot \nu; \quad V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

$$V(\text{Cl}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 44,8 \text{ л}$$

Ответ: объём хлора 44,8 л.



ОЦЕНИВАНИЕ

- Объясни, что такое молярный объём. Расшифруй запись (н. у.).
- Проведи необходимые вычисления и дополни таблицу 4.1. полученными результатами.
- Запиши формулу, которая выражает взаимосвязь между объёмом газа и количеством вещества. Назови эту величину. В каких единицах она измеряется? Какие физические величины можно вычислить, преобразуя эту формулу?
- Вычисли объём (н. у.) кислорода, взятого количеством вещества:
 - 2 моль;
 - 3 моль;
 - 0,1 моль;
 - 0,2 моль;
 - 1,5 моль;
 - 5 моль.
- Вычисли количество вещества водорода, взятого объёмом (н. у.):
 - 44,8 л;
 - 22,4 л;
 - 2,24 л;
 - 4,48 л;
 - 11,2 л;
 - 5,6 л.
- Вычисли массу оксида углерода (IV), если его объём (н. у.):
 - 44,8 л;
 - 2,24 л;
 - 11,2 л;
 - 89,6 л;
 - 56 л;
 - 1,12 л.
- Вычисли объём (н. у.) азота, если его масса:
 - 28 г;
 - 56 г;
 - 1,4 г;
 - 2,8 г;
 - 5,6 г;
 - 42 г.



РАБОТА В ГРУППЕ

Составьте формулы двух газообразных соединений из элементов I, II или III периодов; вычислите массу этих газов, если их объём равен 44,8 л (н. у.).

4.2.

Вычисления по химическим уравнениям с участием газообразных веществ

Вычисление объёма газа

по известному количеству одного из реагирующих веществ

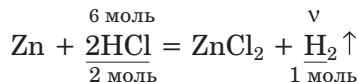
Задача 1. При взаимодействии цинка с соляной кислотой количеством вещества 6 моль образуется водород. Вычислите объём водорода (н. у.).

Дано:

$$\frac{v(\text{HCl}) = 6 \text{ моль}}{V(\text{H}_2) - ?}$$

Решение:

1. Запишем уравнение реакции, расставим коэффициенты. Подчеркнём формулы нужных веществ, укажем *под ними* количество каждого из веществ по уравнению, а *над ними* количество вещества, данное в условии:



2. Составим пропорцию и найдём количество вещества водорода $v(\text{H}_2)$:

$$\frac{6 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = \frac{v(\text{H}_2)}{1 \text{ моль}}; \quad v(\text{H}_2) = 3 \text{ моль}$$

Можно сделать этот расчёт в уме: $v(\text{H}_2)$ в два раза меньше, чем $v(\text{HCl})$,
 $6 \text{ моль} : 2 = 3 \text{ моль}$.

3. Вычислим объём водорода, исходя из молярного объёма:

$$V_m = \frac{V}{v}; \quad V = V_m \cdot v$$

Мы уже знаем, что при нормальных условиях (*н. у.*) молярный объём (V_m) равен 22,4 л/моль. Поэтому:

$$V(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 3 \text{ моль} = 67,2 \text{ л.}$$

Ответ: объём водорода равен 67,2 л.

Вычисление объёма газа по известной массе одного из веществ

Задача 2. Вычислите объём водорода (*н. у.*), который образовался при взаимодействии цинка с соляной кислотой массой 146 г.

Дано:

$$\frac{m(\text{HCl}) = 146 \text{ г}}{V(\text{H}_2) - ?}$$

Решение:

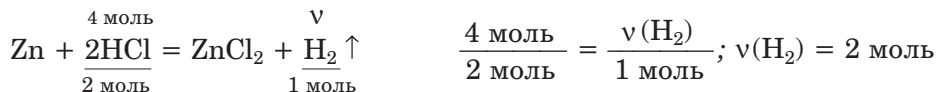
1. Вычислим количество вещества соляной кислоты по формуле:

$$v = \frac{m}{M}; \quad M_r(\text{HCl}) = 1 + 35,5 = 36,5; \quad M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}$$

$$v(\text{HCl}) = \frac{146 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль}$$

Дальше решение ведётся, как в задаче 1.

2. Запишем уравнение реакции и вычислим количество вещества водорода:



3. Вычислим объём водорода при нормальных условиях по формуле:

$$V = V_m \cdot v; \quad V(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 44,8 \text{ л}$$

Ответ: объём водорода равен 44,8 л.

Вычисление массы одного вещества по известному объёму другого вещества

Задача 3. Вычислите массу хлорида железа (III), который образуется при взаимодействии железа с хлором объёмом 13,44 л (н. у.).

Дано:

$$V(\text{Cl}_2) = 13,44 \text{ л}$$

$$m(\text{FeCl}_3) - ?$$

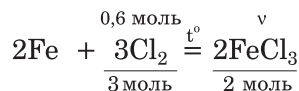
Решение:

1. Вычислим количество вещества хлора:

$$v = \frac{V}{V_m};$$

$$v(\text{Cl}_2) = \frac{13,44 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,6 \text{ моль}$$

2. По уравнению реакции вычислим (как в задаче 1) количество вещества хлорида железа (III):



$$\frac{0,6 \text{ моль}}{3 \text{ моль}} = \frac{v(\text{FeCl}_3)}{2 \text{ моль}}; v(\text{FeCl}_3) = \frac{0,6 \cdot 2 \text{ моль}}{3} = 0,4 \text{ моль}$$

3. Вычислим массу хлорида железа (III):

$$m = M \cdot v; \quad M_r(\text{FeCl}_3) = 56 + 35,5 \cdot 3 = 162,5$$

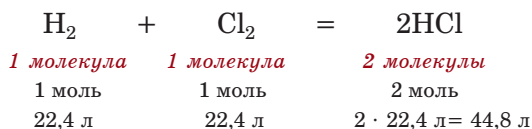
$$M(\text{FeCl}_3) = 162,5 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{FeCl}_3) = 0,4 \text{ моль} \cdot 162,5 \text{ г/моль} = 65 \text{ г}$$

Ответ: масса хлорида железа (III) равна 65 г.

*Определение объёмных отношений газов при химических реакциях

Рассмотрим реакцию образования газообразного хлороводорода, вычислим количество вещества и объёмы каждого газа:



Вычислим, как относятся между собой объёмы газов:

$$V(\text{H}_2) : V(\text{Cl}_2) : V(\text{HCl}) = 22,4 \text{ л} : 22,4 \text{ л} : 44,8 \text{ л} = 1:1:2$$

Мы видим, что отношения объёмов газов равны отношениям коэффициентов перед газообразными веществами в уравнении реакции.

Объёмы реагирующих газов при одинаковых условиях относятся как небольшие целые числа.

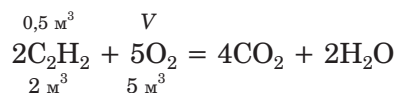
Эти числа, как мы уже видели, равны (или кратны) коэффициентам в уравнении реакции, причём не только при нормальных, но и при любых равных условиях. Поэтому можно делать вычисления при любых условиях.

Пример:

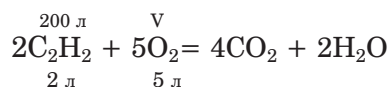
Для сварки и резки металлов используют ацетиленовую горелку, в которую продувают кислород. Вычислить объём кислорода, необходимый для полного сгорания ацетилена (C_2H_2) объёмом: а) $0,5 \text{ м}^3$; б) 200 л .

Решение:**Порядок действий**

1. Запишем уравнение реакции.
2. Запишем *под уравнением* значения объёмов, равные *коэффициентам* и выраженные в тех же единицах, что и объём по условию.
3. Запишем *над уравнением* объём газа по условию и неизвестный объём.
4. Составим пропорцию по уравнению и найдём неизвестный объём.

Пример а):

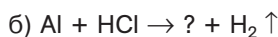
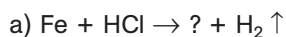
$$V(O_2) = \frac{0,5 \text{ м}^3 \cdot 5 \text{ м}^3}{2 \text{ м}^3} = \frac{2,5 \text{ м}^3}{2} = 1,25 \text{ м}^3$$

Пример б):

$$V(O_2) = \frac{200 \text{ л} \cdot 5 \text{ л}}{2 \text{ л}} = 500 \text{ л}$$

**РАБОТА В ГРУППЕ**

В каком случае количество вещества и объём водорода, полученного по реакциям, будут наибольшими, если для каждой реакции взят металл количеством $0,2 \text{ моль}$?



Решите эту задачу при другом условии: масса каждого металла одинакова (возьмите любую величину массы).

ЗАДАЧИ

1. В промышленности хлороводород получают по реакции поваренной соли с концентрированной серной кислотой. Процесс ведётся при 500°C и заканчивается образованием средней соли. Вычисли объём хлороводорода (н. у.), который образуется по этой реакции из хлорида натрия массой $58,5 \text{ кг}$.

2. Осенью серу сжигают в погребах перед закладкой на хранение овощей и фруктов потому, что оксид серы (IV) обладает дезинфицирующими свойствами. Вычисли объём кислорода (н. у.), необходимого для сжигания серы массой $6,4 \text{ г}$.

3. Водород применяют в металлургии для восстановления металлов из оксидов. Вычисли массу железа, полученного при взаимодействии оксида железа (III) с водородом объёмом $6,72 \text{ л}$ (н. у.).

4. Вычисли объём воздуха (содержание кислорода в воздухе 21% по объёму), необходимого для сжигания природного газа (CH_4) объёмом 1 м^3 .

5. Вычисли объём хлора, необходимого для получения хлороводорода объёмом $89,6 \text{ л}$ (н. у.). Полученный хлороводород растворили в воде объёмом 854 мл . Вычисли массовую долю HCl в полученном растворе соляной кислоты.

*6. При обработке 100 г бронзы (сплав меди с оловом) разбавленной серной кислотой образовался водород объёмом $2,24 \text{ л}$ (н. у.). Вычисли массу олова и меди в сплаве.



4.3. // Общая характеристика неметаллов

Положение неметаллов в периодической системе. Неметаллические элементы расположены в главных подгруппах правее диагонали «бор-астат»:

Таблица 4.2. Неметаллы

Группа \ Период	III	IV	V	VI	VII	VIII
I					H	He
II	B	C	N	O	F	Ne
III		Si	P	S	Cl	Ar
IV			As	Se	Br	Kr
V				Te	I	Xe
VI					At	Rn

Сколько металлов в периодической системе?

Таким образом, в периодической системе 16 неметаллов и 6 инертных газов (VIII группа).

Общим для всех неметаллов является способность их атомов принимать электроны (окислительные свойства) или отдавать электроны (восстановительные свойства).

Высшая положительная степень окисления в соединениях неметаллов равна номеру группы (за исключением O и F).

Например: $\overset{+4}{\text{CO}_2}$; $\overset{+5}{\text{N}_2\text{O}_5}$; $\overset{+6}{\text{SO}_3}$; $\overset{+7}{\text{Cl}_2\text{O}_7}$.

Низшая степень окисления неметаллов рассчитывается по разности: 8 минус номер группы.

Например: $\overset{-4}{\text{CH}_4}$; $\overset{-3}{\text{NH}_3}$; $\overset{-2}{\text{H}_2\text{O}}$; $\overset{-1}{\text{HF}}$.

Простые вещества — неметаллы различаются по агрегатному состоянию: водород H_2 , азот N_2 , кислород O_2 , фтор F_2 , хлор Cl_2 — газообразные вещества. Единственный жидкий неметалл при обычных условиях — бром Br_2 , остальные неметаллы — твёрдые вещества: бор, углерод, кремний, фосфор, мышьяк, сера, селен, теллур, иод, астат. Большинство неметаллов плохо проводят тепло и электрический ток. Твёрдые неметаллы хрупки.

Неметаллы 6 и 7 групп образуют летучие водородные соединения (H_2S , H_2Se , H_2Te , HF , HCl , HBr , HI), при растворении которых в воде образуются соответствующие кислоты.

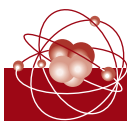
Генетический ряд неметаллов. При изучении основных классов неорганических соединений мы вывели генетический ряд неметаллов, который можно записать в виде схемы:

неметалл → кислотный оксид → кислота → соль

Рассмотрим генетический ряд фосфора:



При сжигании неметалла фосфора образуется оксид фосфора (V), который при взаимодействии с водой образует фосфорную кислоту H_3PO_4 .



Горизонты
химии

Астат (At) — это радиоактивный химический элемент. Был получен в чрезвычайно малых количествах в 1940 г. Он очень похож на иод. Является редчайшим элементом на Земле; если взвесить весь астат, существующий на планете, то его масса будет равна массе 10-ти муравьев (≈ 70 мг).

Соль можно получить различными способами, зная свойства кислот: при взаимодействии кислоты с металлом, основным оксидом, основанием или солью.

Таким образом, между простыми и сложными неорганическими веществами (оксидами, основаниями, кислотами, солями) существует взаимосвязь, что, в свою очередь, объясняет возможность взаимных превращений.

Ряд электроотрицательности. Образование химических связей между различными элементами объясняется с помощью понятия «электроотрицательность».

Свойство атомов данного элемента притягивать к себе электроны от атомов других химических элементов называется электроотрицательностью (ЭО).

По возрастанию значений электроотрицательности (по Полингу) неметаллы можно расположить в следующий ряд:

Si P H Se C S I Br N Cl O F
1,90 2,19 2,20 2,55 2,55 2,58 2,66 2,96 3,04 3,16 3,44 3,98

ЭО возрастает

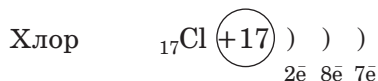
ОЦЕНИВАНИЕ

- Каково положение неметаллов в периодической системе?
- Приведи примеры газообразных, жидких и твёрдых простых веществ — неметаллов.
- Каковы общие физические свойства неметаллов?
- Каковы значения высших и низших степеней окисления у неметаллов?
- Как ведут себя атомы неметаллов в химических реакциях:
 - только отдают электроны;
 - только принимают электроны;
 - и отдают, и принимают электроны?
- Составь формулы водородных соединений неметаллов IV–VII групп. Какие свойства (кислотные или основные) проявляют водородные соединения неметаллов VII группы в растворе?
- Пользуясь периодической системой, найди ряд, в котором неметаллы расположены в порядке возрастания электроотрицательности:
 - C, O, N;
 - F, Cl, Br;
 - Cl, Br, I;

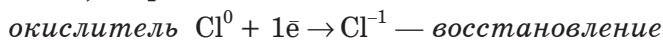
4.4. Хлор

В периодической системе химический элемент хлор Cl находится в главной подгруппе VII группы. В этой же подгруппе находятся фтор F, бром Br и йод I. Эти элементы называются *галогенами*.

Хлор находится в III периоде. Распределение электронов в его атоме следующее:



На внешнем слое у атома хлора 7 электронов. Следовательно, он легко принимает один электрон до завершения уровня (8 электронов — октет) и проявляет степень окисления -1 :



Таким образом, хлор — очень сильный окислитель.

Простое вещество хлор — это газ жёлто-зелёного цвета, состоящий из двухатомных молекул с неполярной ковалентной связью:



ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	VII
I	1	(H)
II	2	⁹ F ФТОР 18,998
III	3	⁷ Cl ХЛОР 35,453
IV	4	
	5	⁵ Br БРОМ 79,90
V	6	
	7	³ I ИОД 126,90
VI	8	
	9	⁵ At АСТАТ [209,99]
VII	10	
	11	
		R₂O₇
		HR

Простые вещества — неметаллы

H_2
 O_2
 N_2
 F_2
 Cl_2
 Br_2
 I_2



Рис. 4.4. Горение железа в хлоре

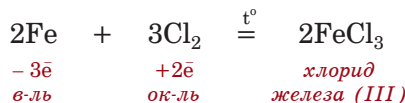
Хлор в 2,4 раза тяжелее воздуха. Это ядовитый удушливый газ с резким запахом. Его перевозят в сжиженном виде в баллонах защитного цвета с зелёной полосой.

Биологическая роль соединений хлора очень велика. Поваренная соль (NaCl) жизненно необходима человеку и животным. В древности из-за неё часто возникали войны, соль ценилась выше, чем золото. В желудочном соке содержится соляная кислота, способствующая усвоению пищи.

Нахождение в природе. Содержание хлора в земной коре невелико, всего 0,045 %. Свободный хлор встречается только в вулканических газах. В природе хлор находится в виде хлоридов:

NaCl — хлорид натрия, $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ — сильвинит;
 поваренная соль; MgCl_2 — хлорид магния;
 KCl — хлорид калия; $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ — карналлит.

Химические свойства хлора. Мы уже знакомы со многими химическими свойствами хлора. Будучи активным неметаллом, хлор взаимодействует при нагревании почти со всеми металлами (рис. 4.4), неметаллами, в том числе и водородом:

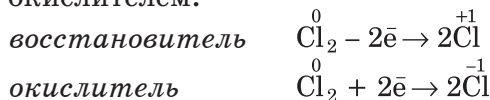


Хлор не взаимодействует с кислородом, его оксиды получают косвенным путём.

Взаимодействие хлора с водой протекает при обычных условиях одновременно с его растворением, при этом образуются две кислоты:



В этой реакции хлор является одновременно и восстановителем, и окислителем:



В одном объёме воды при обычных условиях растворяется 2,5 объёма хлора. Этот раствор называется *хлорной водой*. В хлорной воде содержатся одновременно Cl_2 , HCl и HClO . Хлорная вода убивает бактерии и отбеливает за счёт хлора, хлорноватистой кислоты и атомарного кислорода, который образуется при разложении неустойчивой хлорноватистой кислоты HClO :



Применение хлора основано на его свойствах. Его применяют для обеззараживания питьевой воды, производства соляной кислоты, лекарственных веществ, красителей, синтетических волокон и каучука, средств дезинфекции и защиты растений от вредителей, отбеливания тканей и бумаги (рис. 4.5).

* Символом атомарного кислорода $[\text{O}]$ обозначают любой окислитель, включая кислород воздуха.



Составь рассказ о применении хлора.

Рис. 4.5. Применение хлора



Горизонты
химии

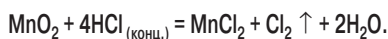
ОЦЕНИВАНИЕ

1. Назови галогены. Объясни групповое и индивидуальные названия этих элементов (см. рубрику «Горизонты химии»).
2. Каково положение элемента хлора в периодической системе?
3. Сколько электронов имеет атом хлора на внешнем слое?
4. Выбери правильный ответ:
 - а) хлор — это окислитель, он легко принимает один электрон и приобретает степень окисления -1 ;
 - б) хлор — это восстановитель, он легко отдаёт один электрон и приобретает степень окисления $+1$;
 - в) хлор находится в природе в свободном состоянии.
5. Каков состав молекулы хлора? Объясни её образование. Какая химическая связь образуется между атомами хлора?
6. Какую степень окисления проявляет хлор в природных соединениях?
7. Закончи уравнения реакций:

а) $\text{Cl}_2 + \text{Fe} \rightarrow$	г) $\text{Cl}_2 + \text{Na} \rightarrow$
б) $\text{Cl}_2 + \text{Zn} \rightarrow$	д) $\text{Cl}_2 + \text{Cu} \rightarrow$
в) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow$	е) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

 Какие это реакции? Охарактеризуй каждую по разным видам классификаций.
8. Составь уравнения реакций следующих превращений (для второго этапа см. задачу 10):

$$\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{AgCl}$$
9. Вычисли количество вещества и массу хлороводорода, образовавшегося при реакции водорода объёмом 44,8 л (н. у.) с хлором.
10. Дана реакция:



Вычисли массу соляной кислоты, необходимой для получения хлора

- а) количеством 2 моль;
- б) массой 7,1 г;
- в) объёмом 5,6 л (н. у.).

Название **галогены** означает «рождающие соли» (NaCl , KCl). Интересно происхождение названия каждого галогена (с греческого):

Фтор — разрушающий. Он разрушает всё, даже посуду, в которой его получали.

Хлор — жёлто-зелёный. Газообразный хлор имеет именно такой цвет.

Бром — зловонный. Пары брома очень сильно раздражают слизистые оболочки.

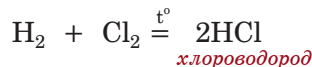
Иод — фиолетовый. Чёрные кристаллы иода легко испаряются, минуя жидкое состояние (возгоняются), благодаря молекулярной кристаллической решётке. Пары иода имеют красивый фиолетовый цвет.

Фтор нужен для поддержания здоровья зубов. Однако избыток фтора вреден. В водах Молдовы содержится достаточное количество фтора, поэтому нет необходимости применять фторсодержащие зубные пасты.

Иод нужен человеку для щитовидной железы. В водах Молдовы не хватает иода, поэтому болезни щитовидной железы очень распространены. У нас специально продаётся иодированная поваренная соль. Иодом богаты морские продукты, поэтому их рекомендуют в пищу при нехватке иода. Иодную настойку (3–5 % раствор в спирте) применяют как антисептик в медицине и для лечения мелких порезов в домашних условиях.

4.5. Соединения хлора с практическим значением

Хлороводород, соляная кислота. Получение. В промышленности хлороводород получают сжиганием водорода в хлоре (рис. 4.6):



При растворении хлороводорода в воде получается хлороводородная или соляная кислота — бесцветный раствор с резким запахом.

В лаборатории хлороводород получают нагреванием кристаллического хлорида натрия с концентрированной серной кислотой (рис. 4.7):



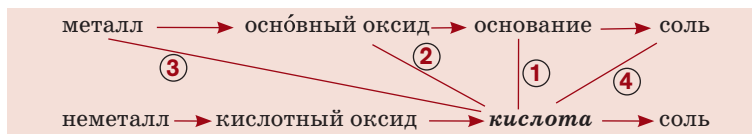
Физические свойства. Хлороводород HCl — это бесцветный газ с резким запахом, очень хорошо растворимый в воде (в одном объёме воды растворяется 450 объёмов HCl). Водный раствор хлороводорода называется *соляной кислотой*.

Химические свойства. В молекуле хлороводорода связь $\text{H}:\ddot{\text{Cl}}:$ ковалентная сильнополярная. Поэтому при растворении хлороводорода в воде образуется соляная кислота, практически полностью диссоциирующая на ионы:

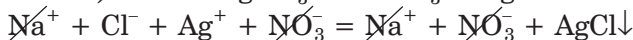
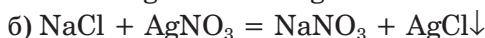
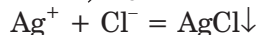
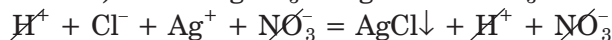
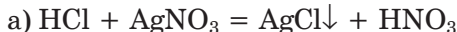


Соляная кислота — очень сильная кислота. Её растворы окрашивают лакмус в красный, а метилоранж — в розовый цвет.

Соляная кислота проявляет общие свойства кислот, которые можно вывести из схемы генетической связи классов неорганических веществ:



Реакция идентификации хлорид-иона Cl^- : при взаимодействии соляной кислоты и её солей с нитратом серебра образуется белый творожистый осадок AgCl (рис. 4.8):



Ион серебра Ag^+ — это реактив для обнаружения хлорид-иона Cl^- .

Применение. Основное количество хлороводорода используется для производства соляной кислоты, а также пластмасс и каучука.

Концентрированная соляная кислота для продажи имеет массовую долю $\text{HCl} \approx 37\%$ и плотность около $1,19 \text{ г/см}^3$. Это бесцветная жидкость, дымящаяся на воздухе, вследствие выделения хлороводорода.

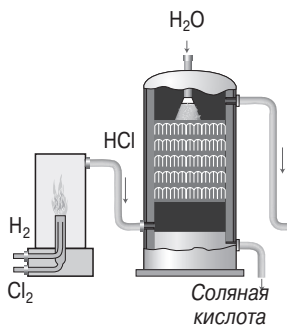


Рис. 4.6. Получение соляной кислоты в промышленности

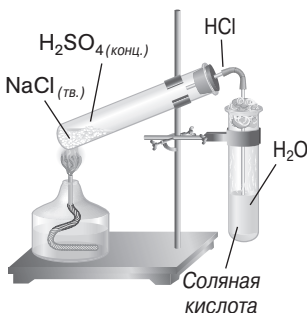


Рис. 4.7. Получение соляной кислоты в лаборатории

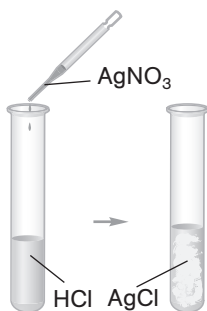


Рис. 4.8. Идентификация хлорид-иона Cl^-



Рис. 4.9. Применение хлороводорода и соляной кислоты

Соляную кислоту используют для получения различных хлоридов, очистки железных поверхностей от ржавчины перед покрытием железа оловом, никелем, хромом и другими металлами. Раствор соляной кислоты применяют как медицинский препарат, его прописывают больным с пониженной кислотностью.



Идентификация хлорид-иона Cl^-

Вспомните Правила техники безопасности при работе в кабинете химии (Приложение 1).

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками; растворы HCl , NaCl , AgNO_3 .

В одну пробирку налейте соляную кислоту, в другую — раствор поваренной соли. Прибавьте в каждую пробирку по несколько капель раствора AgNO_3 . Какого цвета образовавшийся осадок? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.



РАБОТА В ГРУППЕ

1. На основе обобщающей схемы генетической связи подберите уравнения реакций, характеризующих химические свойства соляной кислоты.

2. Укажите, с какими из перечисленных веществ может реагировать соляная кислота: CaCl_2 , Cu , Na_2SO_3 , BaSO_4 , KOH , MgO , K_2SO_4 , AgNO_3 , Fe , MgCO_3 . Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах.



ОЦЕНИВАНИЕ

1. Объясни строение молекулы хлороводорода и назови тип связи в ней. Что происходит с этой связью при растворении хлороводорода в воде?

2. Охарактеризуй хлороводород по плану:

а) агрегатное состояние; б) цвет, запах; в) растворимость в воде.

3. К каким кислотам — сильным или слабым — относится соляная кислота? Аргументируй ответ.

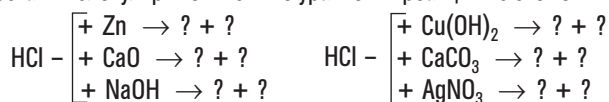
4. Закончи уравнения реакций:



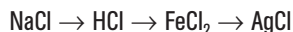
Где применяются эти реакции?

5. При растворении в воде газа, полученного действием концентрированной серной кислоты на поваренную соль при нагревании, лакмус окрасился в красный цвет. Какой это газ? Что с ним произошло в воде?

6. Составь молекулярные и ионные уравнения реакций по схеме:



7. Напиши уравнения реакций следующих превращений:



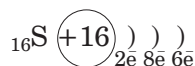
8. Вычисли массовую долю хлороводорода в растворе соляной кислоты, полученной растворением хлороводорода объёмом 450 мл в 1 мл воды.

9. Вычисли массу хлорида натрия, необходимого для получения раствора соляной кислоты массой 100 г с массовой долей HCl 7,3 %.

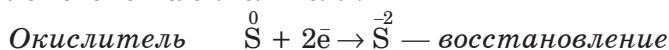
4.6. // Сера

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	VI
I	1	
II	2	⁸ О КИСЛОРОД 15,999
III	3	¹⁶ S СЕРА 32,064
IV	4	
	5	³⁴ Se СЕЛЕН 78,96
V	6	
	7	⁵² Te ТЕЛЛУР 127,60
VI	8	
	9	⁸⁴ Po ПОЛОНИЙ 208,981
VII	10	
	11	
		RO ₃
		H ₂ R

Положение в периодической системе и строение атома. Сера — элемент под номером 16, расположена в III периоде, главной подгруппе VI группы. Распределение электронов в атоме серы следующее:



Сера — типичный неметалл. Её атом может принимать два электрона, приобретая степень окисления -2 , при этом сера проявляет свойства окислителя:



Отдавая электроны, атом серы проявляет степень окисления $+4$ и $+6$ и служит восстановителем:



Нахождение в природе. Сера встречается в природе в свободном состоянии и в виде соединений, в частности это сульфаты кальция, магния, натрия, а также сульфиды железа, цинка, свинца, меди и ртути.

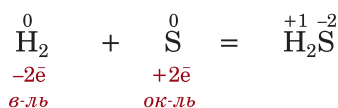
Сера образует соединения почти со всеми элементами, за исключением неметаллов — азота и иода, и металлов — золота и платины.

Физические свойства. У атома серы два неспаренных электрона $:\ddot{\text{S}}\cdot$, поэтому её атомы могут связываться друг с другом, образуя цепочки. Сера — твёрдое вещество жёлтого цвета. Как и все неметаллы, сера хрупка, плохо проводит тепло и не проводит электрический ток. У серы есть аллотропные видоизменения: сера кристаллическая S_8 и сера пластическая S_∞ , получаемая при охлаждении расплавленной серы (рис. 4.10).

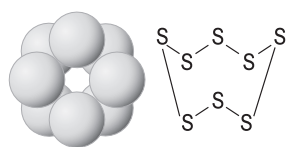
Значение серы. Сера известна человеку с древних времен. В частности, её применяли в народной медицине. Сера — один из жизненно важных элементов. Она входит в состав белков в организме человека и животных.

Сера нужна для производства спичек, вулканизации каучука, получения резины и эбонита. Без соединений серы невозможно произвести лекарства и косметику, краски и взрывчатку, удобрения и ядохимикаты, бумагу, ткани и др. (рис. 4.11).

Сероводород. При нагревании сера взаимодействует с водородом с образованием газообразного сероводорода (рис. 4.12):



В реакции с металлами и водородом сера — окислитель. Сероводород — ядовитый газ с неприятным запахом тухлых яиц. Сера входит в состав белков, и при их гниении образуется сероводород.



Сера
кристаллическая —
Молекулы S_8

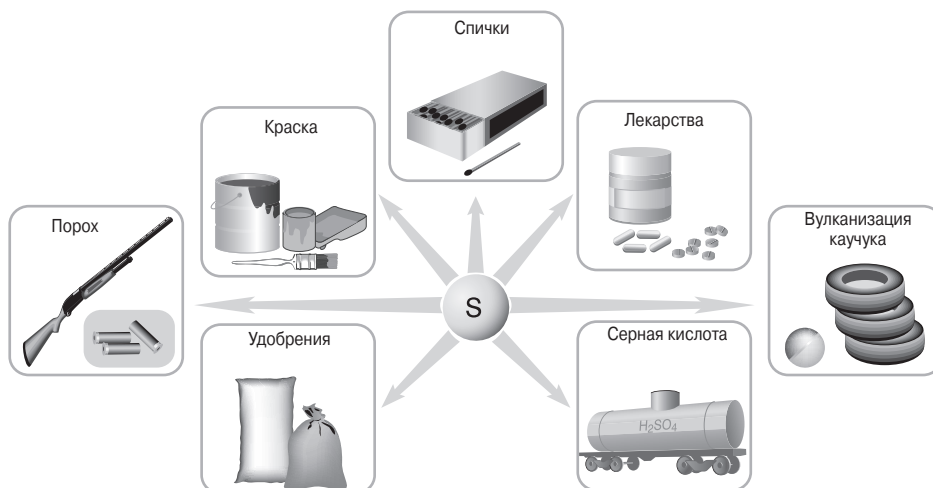
Расплав серы —
сера пластическая



Молекулы S_∞

Рис. 4.10. Аллотропные
видоизменения серы

Рис. 4.11. Применение серы

**Внимание!**

Если вы разбили домашний термометр, засыпьте в щели порошок серы (её можно купить в аптеке). Сера соединится со ртутью. После этого отравление парами ртути вам не грозит.

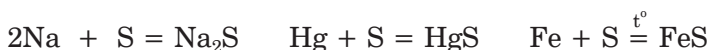
Вне зависимости от его концентрации, сероводород опасен для человека. При вдыхании он попадает в кровь и связывает железо из гемоглобина, занимая законное место кислорода.

Сероводород растворяется в воде с образованием слабой бескислородной двухосновной *сероводородной кислоты*:



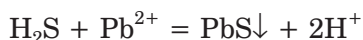
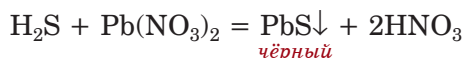
В водах Молдовы встречается повышенное содержание сероводорода (буркутная вода). Сероводородные воды обладают лечебным действием и их применяют, в частности, при заболеваниях кожи, пищеварительных органов. Такие источники есть в Кишинёве, Кагуле, Калараше и в других местах.

Сульфиды металлов. Сера при простом соприкосновении легко соединяется со щелочными металлами, медью, ртутью и серебром, а при нагревании — и с другими металлами:



Соединения металлов с серой — сульфиды. Большинство из них нерастворимы в воде и встречаются в природе в виде сульфидных руд: FeS , PbS , HgS , Ag_2S .

Сероводород в растворе взаимодействует с солями многих металлов, образуя нерастворимые сульфиды:



Сульфид свинца — осадок чёрного цвета. Поэтому с помощью иона Pb^{2+} можно идентифицировать сероводород в воздухе и в воде (рис. 4.13).

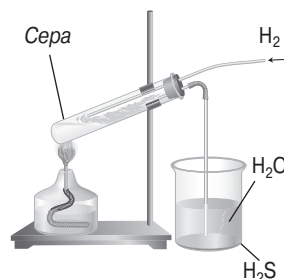


Рис. 4.12. Синтез сероводорода

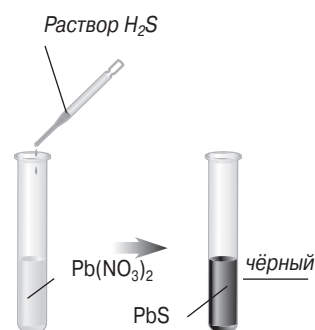
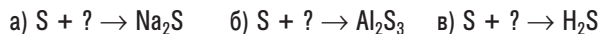


Рис. 4.13. Получение сульфида свинца

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Атомы трёх элементов имеют заряд ядра +8; +16; +34. Какой из них сера?
2. Три элемента расположены в III периоде и имеют на внешнем уровне: а) 5; б) 6; в) 7 электронов. Какой из них сера?
3. Какие связи образуют атомы серы в простом веществе? Какие аллотропные видоизменения серы тебе известны?

4. Закончи уравнения реакций:



*Напиши электронные уравнения всех реакций. Укажи окислитель и восстановитель. Сделай вывод об окислительно-восстановительных свойствах серы.

5. Закончи уравнения реакций:



Напиши полные и сокращённые ионные уравнения. Сделай вывод о растворимости сульфидов на основании данных уравнений и таблицы растворимости (стр. 132).

6. Даны: сера, железо, соляная кислота. Как получить сероводород?

7. В чугунах содержатся следы сульфида железа (II). Как можно это доказать?

8. Если бы в кровь попал сероводород, она бы почернела. Почему?

9. Сравни водородные соединения серы и хлора. Укажи сходство и различие при помощи диаграммы Венна.

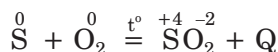
*10. Укажи распределение электронов в атомах серы в следующих степенях окисления: S^{-2} , S^0 , S^{+4} , S^{+6} . Какие свойства будет проявлять сера в каждой степени окисления, при условии, что может быть: а) окислителем; б) восстановителем; в) и окислителем, и восстановителем? Приведи в качестве примеров формулы соединений, отвечающих этим степеням окисления серы.

4.7. // Соединения серы с практическим значением

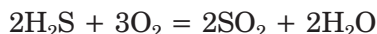


Рис. 4.14. Горение серы в бочке для вина. Для чего?

Оксиды серы. Сера образует два оксида: низший SO_2 и высший SO_3 . При нагревании сера сгорает в кислороде, образуя оксид серы (IV):



Оксид серы (IV) также образуется при горении сероводорода:

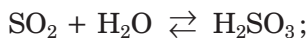


Оксид серы (IV), называемый также сернистым газом, — бесцветный газ с резким запахом.

Реакция горения серы — одно из самых древних применений серы. Древний историк Плиний-старший в I в. до н. э. писал: «Сера применяется для очищения жилищ, так как многие держатся мнения, что запахи горения серы могут предохранять от всяких чародейств и прогнать всякую нечистую силу».

И в наше время хороший хозяин осенью ежегодно сжигает серу в погребе перед закладкой на хранение овощей и фруктов, потому что сернистый газ обладает дезинфицирующими свойствами.

При растворении SO_2 в воде (до 40 объемов SO_2 в 1 объеме воды) образуется неустойчивая, средней силы, двухосновная *сернистая кислота* (рис. 4.15):



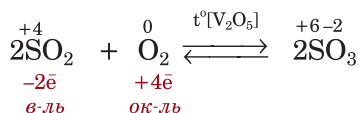
сернистая кислота



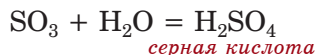
Водные растворы SO_2 также обладают дезинфицирующими свойствами. Их применяют в виноделии, крахмало-паточном производстве. Оксид серы (IV) SO_2 образует бесцветные соедине-

ния с некоторыми органическими красителями. Поэтому его водные растворы применяют для отбеливания натуральной шерсти, шёлка, перьев, соломки для шляп. Но, к сожалению, эти бесцветные соединения нестойки, легко разлагаются. Вот почему белая шерсть, соломка со временем желтеют.

Высший оксид серы SO_3 получить непосредственно из серы невозможно. Для этого, как мы уже знаем, оксид серы (IV) SO_2 окисляют в присутствии катализатора — оксида ванадия (V) при высокой температуре:



Оксид серы (VI) — летучая жидкость (температура кипения 45°C), легко растворяется в воде и при этом полностью с ней реагирует, образуя сильную серную кислоту:



Сернистый газ SO_2 образуется при сжигании топлива и попадает в атмосферу, загрязняя её. Как вы уже знаете, он окисляется в атмосфере до SO_3 и далее в облаках образуется H_2SO_4 . По этим причинам и выпадают кислотные дожди, от которых жухнут (гибнут) зелёные листья растений.

Серная кислота и её соли. Физические свойства. Серная кислота — бесцветная, вязкая, нелетучая, тяжёлая жидкость (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$). Она хорошо растворяется в воде и химически присоединяет молекулы воды с образованием гидратов $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. При этом выделяется тепло, и раствор сильно разогревается.

Запомните, что при приготовлении раствора из концентрированной H_2SO_4 надо лить кислоту в воду! Наоборот поступать нельзя! Вода легче кислоты, поэтому она трудно перемешивается с ней, и прямо на поверхности концентрированной кислоты происходит сильнейшее разогревание ($>100^\circ\text{C}$), вскипание и разбрызгивание. Брызги горячей концентрированной кислоты летят во все стороны и могут попасть в глаза, на лицо и руки, вызывая ожоги.

Концентрированная серная кислота хорошо поглощает пары воды, поэтому её применяют для осушения газов, не реагирующих с ней, для очистки жидких нефтепродуктов. Она может отрывать молекулы воды даже от органических соединений, содержащих водород и кислород. Например, сахар $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ или $\text{C}_{12}(\text{H}_2\text{O})_{11}$ при контакте с концентрированной серной кислотой обугливается (превращается в уголь):



Вот почему так опасны ожоги концентрированной серной кислотой — происходит обезвоживание и разрушение тканей.

Химические свойства. Серная кислота H_2SO_4 — это сильная двухосновная кислота, суммарное уравнение диссоциации:



Раствор серной кислоты окрашивает лакмус в красный цвет, а метилоранж — в розовый.



Рис. 4.15. Горение серы в кислороде и образование сернистой кислоты

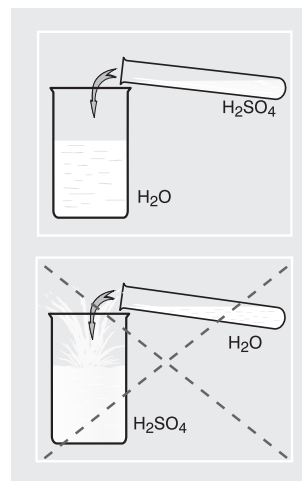
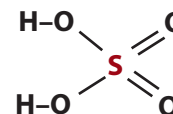


Рис. 4.16. Правило смешивания концентрированной серной кислоты и воды

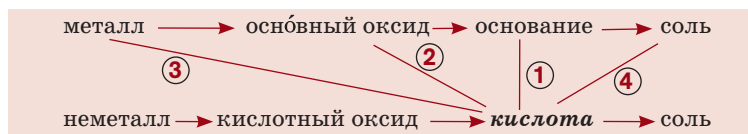
Серная кислота образует два ряда солей:

средние соли — *сульфаты* (Na_2SO_4 , BaSO_4 , PbSO_4);

**кислые соли* — гидросульфаты (NaHSO_4 , $\text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$).

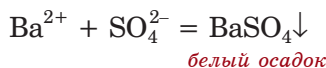
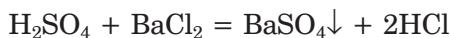
Гидросульфаты и сульфаты большинства металлов растворимы в воде. Нерастворимы BaSO_4 , PbSO_4 и некоторые другие (см. таблицу растворимости в Приложение 2).

Разбавленная серная кислота проявляет все общие свойства кислот, которые можно вывести из схемы генетической связи классов неорганических веществ:



Составьте уравнения реакций, в которых серная кислота проявляет общие свойства кислот.

Реакция идентификации сульфат-иона SO_4^{2-} . При реакции серной кислоты или её солей с растворами солей бария образуется белый осадок сульфата бария. Например:



Ион бария Ba^{2+} — это реактив для обнаружения сульфат-иона SO_4^{2-} (рис. 4.17).

Применение. Серную кислоту применяют для получения красителей, минеральных удобрений, взрывчатых веществ, кислот, искусственного шёлка и глюкозы, очистки нефтепродуктов, в качестве электролита в свинцовых аккумуляторах (рис. 4.18).

Соли серной кислоты также имеют важное значение: медный купорос, гипс, Глауберова соль, железный купорос.

Медный купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ применяют для борьбы с вредителями и болезнями растений (милдью на винограднике, плесневыми грибами на стенах в жилых помещениях).

Гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — используется для получения жёсткого гипса — алебастра $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, применяемого в медицине и строительстве.

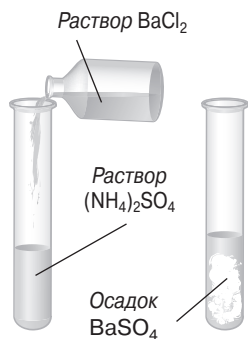
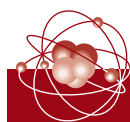


Рис. 4.17. Идентификация сульфат-иона SO_4^{2-}



Горизонты
химии

Любимая белая краска художников — это свинцовые белила, которые условно можно представить как $2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$. Однако они темнеют на картинах в результате взаимодействия с сероводородом и образования чёрного сульфида свинца PbS . Напишите уравнение этой реакции, зная, что кроме сульфида свинца образуется вода и углекислый газ. Реставрацию картин проводят пероксидом водорода H_2O_2 . Происходит окисление чёрного сульфида PbS до белого сульфата PbSO_4 и образуется вода. Напишите уравнение этой реакции.



Медный купорос
 $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Рис. 4.18. Применение серной кислоты



Глауберова соль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ применяется в производстве стекла, в медицине, ветеринарии.

Железный купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ используется как ядохимикат в сельском хозяйстве.

Биологическая роль серы и её круговорот в природе. Сера входит в состав белков, особенно тех, которые образуют ногти и волосы у человека, а также рога, копыта и шерсть у животных и перья птиц.

При сжигании шерсти мы ощущаем характерный неприятный запах. Так натуральную шерсть и шёлк отличают от искусственных и синтетических волокон. Запах обусловлен образованием сернистого газа SO_2 и сероводорода H_2S .

Сера поступает в растения, организм человека и животных в виде сульфатов кальция и магния (ион SO_4^{2-}). В процессе усвоения превращается в сульфидную форму (S^{2-}), а при гниении под воздействием гнилостных бактерий выделяется в виде сероводорода H_2S . В Чёрном море на больших глубинах есть бактерии, которые питаются сульфатами и выделяют сероводород. Черноморская сероводородная бактерия, питаясь белками и сульфатами, превратила толстые слои воды в безжизненное пространство.

Другие бактерии (серобактерии) питаются сероводородом, образуя органические вещества и серу, и дальше серную кислоту.

В природе сера участвует в двух цепочках превращений. В биосфере осуществляется цепочка:



В неживой природе — другая цепочка:



Гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$



Идентификация сульфат-иона SO_4^{2-}

Вспомните Правила техники безопасности при работе в кабинете химии (Приложение 1).

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, растворы Na_2SO_4 , BaCl_2 и H_2SO_4 .

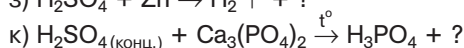
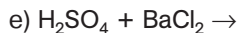
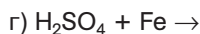
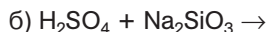
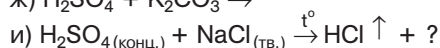
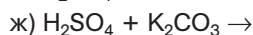
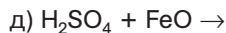
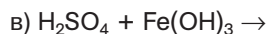
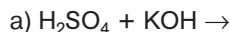
Налейте в одну пробирку 0,5 мл серной кислоты, в другую — 0,5 мл раствора Na_2SO_4 или другого сульфата. Прибавьте в обе пробирки по 0,5 мл раствора хлорида бария BaCl_2 . Запишите свои наблюдения в тетрадь. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.



РАБОТА В ГРУППЕ

1. Охарактеризуйте серную кислоту по плану: а) состав; *б) строение; в) основность; г) сила; д) диссоциация; е) действие на индикаторы.

2. Опишите химические свойства серной кислоты. Для этого распределите указанные ниже реакции в соответствии с обобщённой схемой генетической связи. Закончите уравнения реакций:



ОЦЕНИВАНИЕ

1. Будучи типичным неметаллом, какую степень окисления проявляет сера в реакциях с разными веществами? Приведи примеры.
2. Напиши три реакции получения оксида серы (IV).
3. Напиши уравнения реакций для следующих превращений:

$$\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$\downarrow \uparrow$$

$$\text{H}_2\text{SO}_3$$
4. Каково содержание сероводорода в водах Республики Молдова и какими свойствами обладает сероводородная вода?
5. Для каких целей используется оксид серы (IV)?
- *6. Даны вещества:
 а) Cu_2S ; б) CuS ; в) CuSO_4 ; г) SO_2 .
 Какое из них наиболее богато серой? Подтверди соответствующими расчётами.
7. Что такое кислотные дожди и как они влияют на окружающую среду?
8. Чем отличается взаимодействие с водой оксида серы (IV) и оксида серы (VI)?
9. Докажи, что сера входит в состав спичечной головки.
10. В двух закрытых склянках без этикеток находятся соляная и концентрированная серная кислоты. Как определить каждую из них, не открывая склянок?

ЗАДАЧИ



1. Сероводород сгорает в избытке кислорода с образованием оксида серы (IV) и воды. Вычисли объём (н. у.) SO_2 , который образуется при сгорании H_2S : а) количеством 4 моль; б) объёмом 22,4 л (н. у.); в) массой 3,4 г.
2. Для получения медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ оксид меди (II) массой 8 кг обработали серной кислотой. Вычисли массу: а) серной кислоты, вступившей в реакцию; б) сульфата меди (безводного); *в) кристаллогидрата, образовавшихся в этой реакции.
- *3. В 175 мл воды растворили 25 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Вычисли массовую долю безводной соли в растворе.
4. Вычисли массу серной кислоты в растворе массой 50 г с массовой долей H_2SO_4 96 %.
5. Вычисли массу и объём 96-процентной (96 %) серной кислоты (плотность $1,84 \text{ г/см}^3$), необходимой для приготовления раствора массой 100 г с массовой долей H_2SO_4 в нем 20 %. Такой раствор применяют для получения водорода в лаборатории.

Тест

СУММАТИВНОГО ОЦЕНИВАНИЯ ПО ЕДИНИЦЕ ОБУЧЕНИЯ

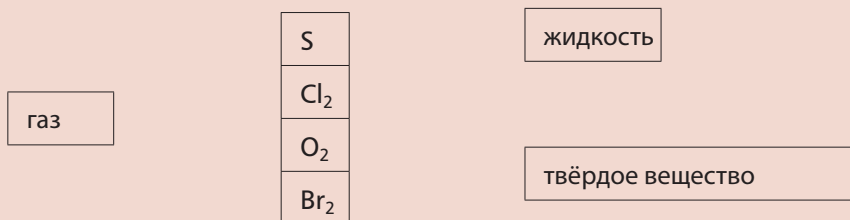
НЕМЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ С ПРАКТИЧЕСКИМ ЗНАЧЕНИЕМ

ХЛОР, СЕРА И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

В заданиях I – IV выбери и обведи правильные ответы.

- I. Выбери правильные выражения:
 а) нормальные условия: температура 0°C , давление 101 325 Па;
 б) нормальные условия: температура 25°C , давление 101 325 Па;
 в) при нормальных условиях $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул различных газов занимают одинаковый объём (22,4 л).
- II. Какой объём (н. у.) занимает оксид серы (IV) массой 32 г:
 а) 22,4 л; б) 11,2 л; в) 33,6 л; г) 44,8 л?
- III. Наиболее сильные неметаллические свойства проявляет:
 а) хлор; б) сера; в) азот; г) углерод.
- IV. Электроотрицательность элементов в ряду $\text{C}-\text{N}-\text{O}-\text{F}$:
 а) уменьшается; б) возрастает; в) не изменяется; г) уменьшается, а потом возрастает.

V. Покажи стрелками соответствие неметаллов их агрегатному состоянию:



VI. Используя неметаллы S, Cl₂, O₂, H₂, напиши три уравнения реакций соединения:

- _____
- _____
- _____

VII. Сульфат магния применяют в медицине для лечения неврологических, кардиологических заболеваний и для регулирования артериального давления. Вычисли массу сульфата магния, полученного при взаимодействии магния массой 4,8 г с серной кислотой.

4.8. Азот

В периодической системе химический элемент азот N расположен во II периоде, в главной подгруппе V группы. В этой же подгруппе находятся фосфор, мышьяк, сурьма и висмут. Строение атома и другие характеристики азота представлены в табл. 4.3.

Таблица 4.3. Сравнительная характеристика азота и фосфора

Элемент Характеристика	Азот N	Фосфор P
Строение атома	+7)) 2ē 5ē	+15))) 2ē 8ē 5ē
Степени окисления	-3, +1, +2, +3, +4, +5	-3, +3, +5
Валентность	I, II, III, IV	III, V
Высший оксид	N ₂ O ₅ кислотный	P ₂ O ₅ кислотный
Гидроксид (кислородсодержащая кислота)	HNO ₃ азотная кислота	HPO ₃ — метафосфорная кислота H ₃ PO ₄ — ортофосфорная кислота
Другие оксиды	N ₂ O, NO, N ₂ O ₃ , NO ₂	P ₂ O ₃
Водородные соединения	NH ₃ — аммиак	PH ₃ — фосфин

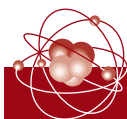
Наиболее важные из оксидов азота — это NO и NO₂, а из водородных соединений — аммиак NH₃.

Простое вещество азот состоит из двухатомных молекул N₂ с неполярной тройной ковалентной связью :N::N:, или N ≡ N.

Тройная связь обеспечивает молекуле азота высокую прочность. Вот почему при обычных условиях азот почти не вступает в химические реакции — практически инертен.

Нахождение в природе, биологическая роль. Азот в свободном состоянии находится в воздухе (78 % по объёму). В виде соединений (нитратов) содержится в почве в небольших количествах.

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	V
I	1	
II	2	⁷ N АЗОТ 14,007
III	3	¹⁵ P ФОСФОР 30,974
IV	4	
	5	³³ As МЫШЬЯК 74,92
V	6	
	7	⁵¹ Sb СУРЬМА 121,75
VI	8	
	9	⁸³ Bi ВИСМУТ 208,98
VII	10	
	11	
		R ₂ O ₅
		RH ₃



Горизонты химии

- В течение года молния «производит» до 600 кг оксидов азота на каждом 1 км² земной поверхности.
- Возникающая у водолазов кессонная болезнь, или декомпрессия, вызвана повышением концентрации азота в крови.
- В организме человека содержится около 3 % азота в виде соединений.
- В художественных музеях ценные картины хранятся в герметичных контейнерах в атмосфере азота вместо воздуха.

Во всех живых организмах азот входит в состав белков. Прочные молекулы азота не усваиваются при дыхании человека, животных и растений. Только особые бактерии (*азотобактерии*) и некоторые растения, например бобовые (фасоль, горох), могут переводить свободный азот в химические соединения, то есть усваивать его.

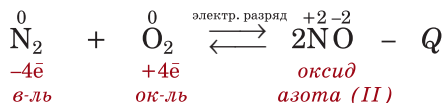
Получение. Азот получают из сжиженного воздуха, при испарении которого он улетучивается первым (–196 °С), а вторым — кислород (–183 °С).

Физические свойства. Азот — это газ без цвета и запаха, немного легче воздуха:

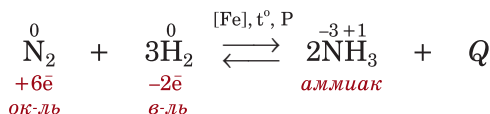
$$M_r(N_2) = 28; \quad M_r(\text{возд.}) = 29$$

В воде растворяется плохо (хуже, чем кислород). В жидкое состояние азот переходит при температуре –196 °С, при этой же температуре испаряется.

Химические свойства. Из-за наличия тройной связи молекулы азота очень прочны и вступают в химические реакции только при высоких температурах или в электрическом разряде. Так, при грозовом разряде в воздухе образуется оксид азота (II):



Реакция азота с водородом протекает в особых условиях, т. е. при высокой температуре и в присутствии катализатора:



Как неметалл азот проявляет в этих реакциях и окислительные, и восстановительные свойства.

Применение. Жидкий азот применяется для охлаждения разных объектов до очень низкой температуры. Большие количества азота используют для промышленного получения аммиака.

В переводе с греческого *азот* означает «безжизненный». Все живые организмы гибнут в атмосфере азота. В то же время, без азота невозможно существование белков — основы жизни на Земле. Соединения азота играют очень важную роль в растительном и животном мире.



РАБОТА В ГРУППЕ

1. Закончите уравнения реакций:



Назовите тип каждой реакции, укажите её название по тепловому эффекту. В какой из реакций нагревание (t°) служит условием возникновения, а в какой — условием течения реакции?

2. Приведите формулу высшего оксида химического элемента с порядковым номером 7.

3. Сравните химические свойства N_2 , O_2 и F_2 . Какая закономерность наблюдается в изменении этих свойств от фтора к азоту?

4. При нагревании стакана с холодной водой на его стенках появляются пузырьки воздуха. Откуда они берутся? Чем отличается состав воздуха в этих пузырьках от состава атмосферного воздуха?

5. Какое свойство азота препятствует применению его, подобно CO_2 , для тушения загоревшихся жидкостей?



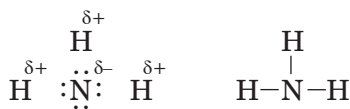
ОЦЕНИВАНИЕ

- Охарактеризуй химический элемент азот по плану:
а) химический знак; б) относительная атомная масса; в) положение в периодической системе; г) строение атома; д) значения валентности и степени окисления.
- Охарактеризуй простое вещество азот по плану:
а) химическая формула; б) строение молекулы (химическая связь между атомами); в) относительная молекулярная и молярная массы.
- В каком виде (химического элемента или простого вещества) азот содержится в: а) воздухе; б) почве; в) организмах человека и животных?
- Объясни, какое из веществ труднее всего заставить вступить в химическую реакцию: а) $\text{Cl}-\text{Cl}$; б) $\text{O}=\text{O}$; в) $\text{N}\equiv\text{N}$? Почему? Аргументируй.
- Одинаковое ли число электронных слоёв имеют атомы элементов с порядковыми номерами: а) 6 и 7; б) 7 и 11; в) 7 и 15? Объясни.
- Вычисли, какой объём азота и кислорода можно получить из 1000 л воздуха?

4.9. Аммиак. Соли аммония

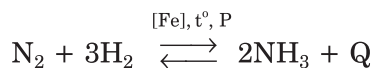
Как упоминалось выше, растения, за исключением бобовых, не могут усваивать свободный азот непосредственно из воздуха. Они могут усваивать только соединения азота. Одно из этих соединений — аммиак NH_3 . Именно через аммиак лежит путь от неживой природы (азота) к живой (белкам).

Строение. Аммиак NH_3 — это водородное соединение азота. В молекуле аммиака



три полярные ковалентные связи $\text{N}-\text{H}$, так как электроотрицательность азота больше, чем водорода.

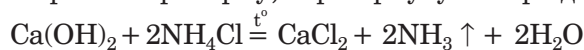
Получение. В промышленности аммиак получают по реакции:



в присутствии железного катализатора при высокой температуре и давлении.

В лабораторных условиях аммиак получают из солей аммония. Для этого нагревают смесь сухой гашёной извести и хлорида аммония (рис. 4.19).

Аммиак собирают в пробирку, перевернутую вверх дном. Почему?



Физические и химические свойства. Аммиак — бесцветный газ с характерным резким запахом, почти в два раза легче воздуха.

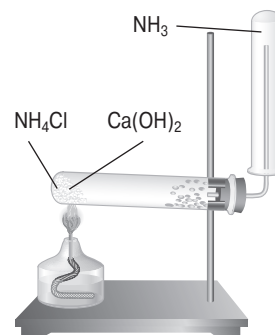
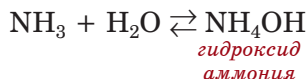


Рис. 4.19. Получение и соби́рание аммиака

Докажи, что аммиак почти в два раза легче воздуха.

Аммиак очень хорошо растворяется в воде: в одном объёме воды — до 700 объёмов аммиака. Если отверстие пробирки, наполненной аммиаком, внести в воду, то вода всасывается до самого дна пробирки, повернутой дном кверху (рис. 4.20).

Раствор аммиака в воде называется *аммиачной водой*. Это — не обычный раствор. Аммиак не только растворяется в воде, он частично реагирует с ней, образуя гидроксид аммония NH_4OH :



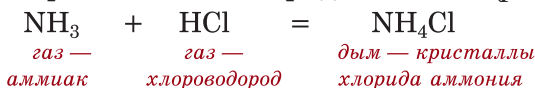
Гидроксид аммония диссоциирует, и образуется слабощелочная среда:



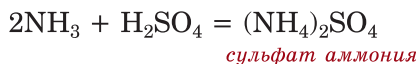
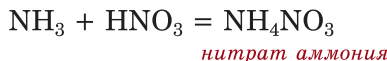
Аммиачная вода содержит много молекул NH_3 и мало ионов NH_4^+ и OH^- .

В растворе аммиака лакмус — синий, а фенолфталеин — малиновый, как и в растворах щелочей.

Аммиак реагирует с кислотами с образованием солей аммония. Если смочить одну стеклянную палочку концентрированным раствором аммиака, а другую — концентрированной соляной кислотой и поднести их одну к другой, появится белый дым, состоящий из мельчайших кристалликов хлорида аммония (рис. 4.21):

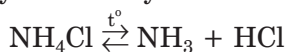


При реакции аммиака с другими кислотами тоже образуются соли аммония:

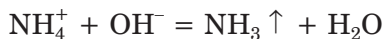
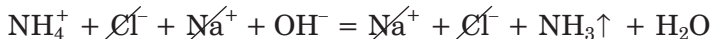
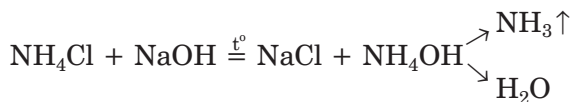


Соли аммония — это кристаллические вещества, хорошо поглощающие воду (гигроскопичные). Все соли аммония хорошо растворяются в воде и разлагаются при нагревании.

Разложение при нагревании происходит, как правило, на аммиак и соответствующую кислоту:



Реакция идентификации иона аммония. В результате реакции между солью аммония (твёрдой или раствором) и щёлочью образуется при нагревании газ аммиак NH_3 с характерным запахом:



Это реакция идентификации иона аммония. Гидроксид-ион OH^- — это реактив для обнаружения иона аммония NH_4^+ .

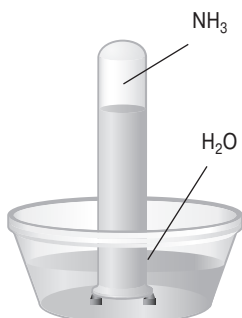


Рис. 4.20. Растворение аммиака в воде

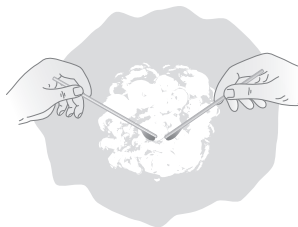


Рис. 4.21. Образование белого дыма — хлорида аммония

Аммиак + кислота = соль аммония
Главное свойство аммиака — присоединение иона водорода с образованием иона аммония.

Реакции идентификации (обнаружения) некоторых ионов

Гидроксид-ион OH^- является реактивом для обнаружения иона аммония NH_4^+ , ион бария Ba^{2+} — для сульфат-иона SO_4^{2-} , ион свинца Pb^{2+} — для сульфид-иона S^{2-} , ион серебра Ag^+ — для хлорид-иона Cl^- . Напиши уравнения этих реакций.

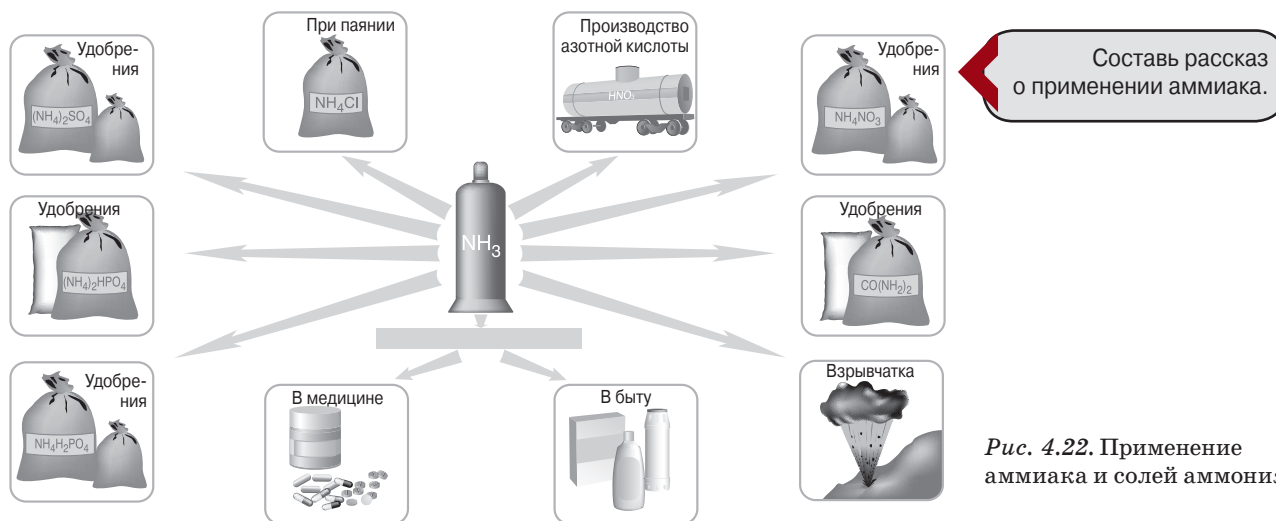


Рис. 4.22. Применение аммиака и солей аммония

Применение. Аммиак и соли аммония (особенно фосфаты и нитрат аммония) широко применяются в качестве минеральных удобрений. Минеральные удобрения — это неорганические вещества, которые вносят в почву для питания растений. Особенно важны фосфаты аммония, они служат источником азота и фосфора.

В больших количествах аммиак используют при производстве азотной кислоты (рис. 4.22).

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 11

Идентификация иона аммония NH_4^+

Вспомните Правила техники безопасности при работе в кабинете химии (Приложение 1).

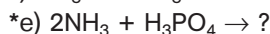
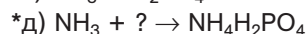
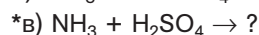
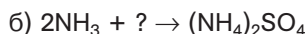
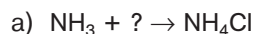
Оборудование и реактивы: фенолфталеиновая (лакмусовая) бумага, спиртовка, держатель, штатив с пробирками, стакан с водой; соли аммония (NH_4Cl и др.), раствор NaOH .

Влейте в пробирку 1 мл раствора одной из солей аммония и прибавьте раствор NaOH . Слегка нагрейте пробирку и поднесите к ней фенолфталеиновую бумажку, смоченную водой (рис. 4.23). Что вы наблюдаете? Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.



РАБОТА В ГРУППЕ

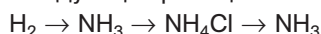
1. Закончите уравнения реакций с учётом коэффициентов, указанных в левой части:



2. Напишите уравнения реакций, которые доказывают:

а) NH_4Cl содержит ионы NH_4^+ и Cl^- ; б) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ содержит ионы NH_4^+ и SO_4^{2-} .

3. Напишите уравнения следующих реакций:



4. Дана смесь NH_4Cl и песка. Как разделить эту смесь?

5. Что произойдёт, если в тару из-под гашёной извести насыпать аммиачное удобрение?

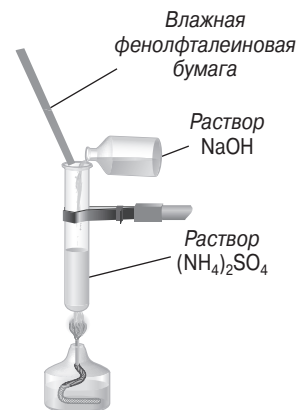


Рис. 4.23. Идентификация иона аммония NH_4^+

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Составь электронную и графическую формулы аммиака. Какие связи образуются в его молекуле?
2. Если пробирку, заполненную аммиаком, опустить в воду дном вверх, то вода втянется в пробирку. Объясни это явление. Сделай выводы о растворимости аммиака в воде.
3. Что представляет собой водный раствор аммиака? Какие молекулы и какие ионы находятся в этом растворе.
4. Закончи уравнения реакций, укажи условия их протекания:
 - а) $\text{Ca(OH)}_2 (\text{тв.}) + \text{NH}_4\text{Cl} (\text{тв.}) \rightarrow ? + ? + ?$
 - б) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow ?$
 Какая из этих реакций применяется для получения аммиака в лаборатории? Где применяется другая реакция?
5. Вычисли массу хлорида аммония, необходимого для получения аммиака объёмом 2,24 л (н. у.) по реакции из пункта а) в задании 4.
6. Какой объём аммиака (н. у.) необходимо взять для получения нитрата аммония массой 8,0 г?

4.10. Оксиды азота

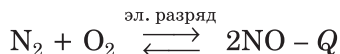
Получение. Азот образует несколько оксидов, например:

NO
оксид азота (II)
бесцветный газ

NO_2
оксид азота (IV)
бурый газ

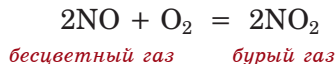
N_2O_5
оксид азота (V)
бесцветные кристаллы

Лишь один из них — оксид азота (II) NO — можно получить по реакции соединения азота с кислородом, которую можно осуществить только в электрическом разряде из-за прочности молекулы азота:



В природе такая реакция происходит в атмосфере во время грозы.

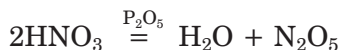
Оксид азота (IV) NO_2 получается при контакте NO с кислородом воздуха (рис. 4.21):



Появляется бурая окраска. Другими словами, NO буреет на воздухе. Это его отличительная особенность.

Оба оксида раздражают слизистую оболочку. Поэтому работать с оксидами азота можно только в вытяжном шкафу.

Оксид азота (V) можно получить, отнимая воду от концентрированной азотной кислоты оксидом фосфора (V) (водоотнимающее средство):



Из этих трёх оксидов только N_2O_5 — кислотный оксид. Ему соответствует азотная кислота:



Эту реакцию нельзя применить для получения азотной кислоты. Почему?

Свойства оксидов азота.

NO — монооксид азота или оксид азота (II) — бесцветный газ, практически нерастворимый в воде, взаимодействует с кислородом.

NO_2 — диоксид азота, или оксид азота (IV), бурый газ с характерным запахом, ядовит.

Оксид азота (IV) в присутствии O_2 реагирует с водой и со щелочами, образуя соединения со степенью окисления азота +5.

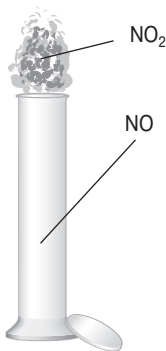
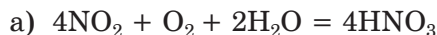


Рис. 4.24. Превращение бесцветного газа NO в бурый газ NO_2 при контакте NO с воздухом



Кислотные дожди. Обнаружение некоторых кислот в каплях дождя связано с технологической и промышленной революцией XVIII века. Тогда же в Англии появились первые мастерские, где в больших количествах сжигали уголь, а сжигание любого топлива приводит к образованию газов CO_2 и SO_2 .

Поначалу отношение учёных к кислотным дождям было вполне позитивным, так как считалось, что почве необходима не только влага, но и такие удобрения, как сера и азот. Однако впоследствии обнаружилось, что кислотные дожди приносят больше вреда, чем пользы.

В атмосфере также содержится достаточное количество оксидов азота: NO , NO_2 , N_2O_5 , из которых образуются азотная и азотистая кислоты. Попадают оксиды азота в атмосферу в результате сжигания угля, нефти, газа и бензина в двигателях внутреннего сгорания.

Кислотные дожди наносят серьёзный ущерб, снижая урожайность сельскохозяйственных культур.

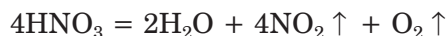
Почву можно защитить от кислотных дождей, если в неё добавить определённые количества известняка.

Кислотные дожди приводят к тому, что леса выглядят, как после пожара: деревья практически все уничтожены, остаются только обугленные стволы. Кислотные дожди также могут привести к гибели водных обитателей рек и озёр.

Большую опасность для природы и человека представляет оксид азота (IV), который выбрасывается в атмосферу заводами по производству азотной кислоты. Какой характер приобретают дожди в результате этих выбросов?

4.11. // Азотная кислота

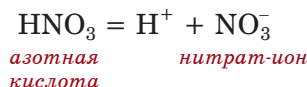
Физические свойства. Безводная азотная кислота — это бесцветная или слегка желтоватая жидкость за счёт оксида азота (IV) NO_2 , который образуется при её разложении на свету:



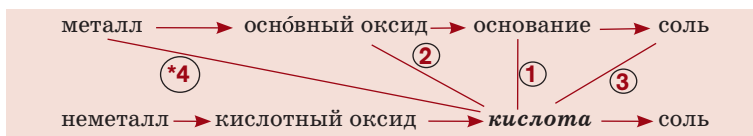
Азотную кислоту нельзя нюхать, так как газ NO_2 ядовит.

Плотность безводной азотной кислоты $1,5 \text{ г/см}^3$. Азотная кислота смешивается с водой в любых отношениях (рис. 4.25).

Химические свойства. Азотная кислота HNO_3 — это сильная одноосновная кислота, которая в растворах диссоциирует практически полностью:



Она, как и другие кислоты, окрашивает лакмус в красный, а метилоранж — в розовый цвет (рис. 4.26). Другие общие свойства представлены на схеме генетической связи:



Общие с другими кислотами свойства проявляются во взаимодействии с основаниями 1, основными оксидами 2, солями 3.

* Азотная кислота отличается от других кислот своим поведением по отношению к металлам (*4): она взаимодействует почти



Рис. 4.25. Почему концентрированную азотную кислоту хранят в коричневых бутылках?

Напиши уравнения реакций, характеризующих азотную кислоту, по схеме генетической связи.



Рис. 4.26. Действие азотной кислоты на индикаторы

Таблица 4.4. Химические свойства азотной кислоты

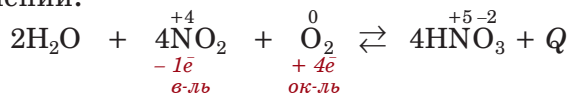
Общие	Специфические
1. Взаимодействие с основаниями (нейтрализация): а) $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ б) $2\text{HNO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ 2. Взаимодействие с основными оксидами: $2\text{HNO}_3 + \text{CaO} = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ 3. Взаимодействие с солями: $2\text{HNO}_3 + \text{CaCO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	4. Разложение концентрированной HNO_3 на свету или при нагревании: $4\text{HNO}_3 = 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$ Тлеющая лучинка воспламеняется при погружении в кислоту. Почему? 5. Дает жёлтое окрашивание с белковыми веществами (кожа, яичный белок и др.). * 6. Взаимодействие с металлами без выделения H_2: $4\text{HNO}_3 (\text{конц.}) + \text{Cu} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

со всеми металлами (кроме золота и платины), но без выделения водорода — это её специфическое свойство (табл. 4.4)

Специфические свойства азотной кислоты основаны на том, что HNO_3 — очень сильный окислитель.

Внимание! Обращение с азотной кислотой требует особой осторожности — она вызывает сильные ожоги!

Получение азотной кислоты в промышленных условиях — это сложный процесс, идущий в несколько стадий. Последняя стадия — взаимодействие NO_2 с водой при избытке кислорода и при повышенном давлении:



Так получают азотную кислоту с массовой долей HNO_3 не выше 65 %. При её транспортировке используют алюминиевую тару, потому что азотная кислота усиливает прочную оксидную плёнку на алюминии и пассивирует его.

Раньше на заводах получали безводную дымящую азотную кислоту из природной чилийской селитры NaNO_3 нагреванием её с концентрированной серной кислотой:



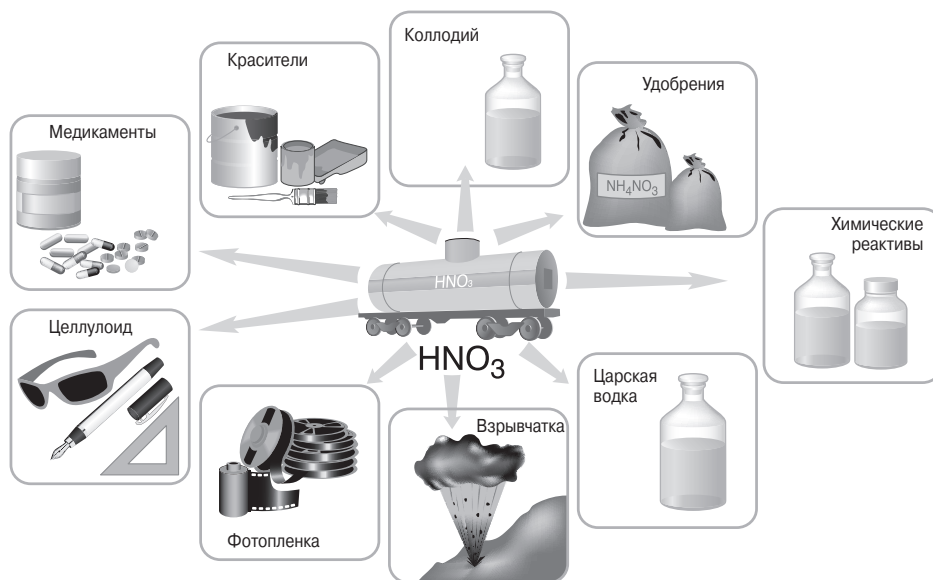
При этом азотная кислота испаряется, затем её пары охлаждаются и конденсируют (переводят в жидкое состояние). Теперь таким способом азотную кислоту получают только в лаборатории.

Применение. Азотная кислота применяется для производства минеральных удобрений, красителей, взрывчатых веществ (рис. 4.27).

4.12. Нитраты. Круговорот азота в природе

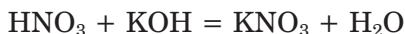
Соли азотной кислоты — *нитраты*. Некоторые из них называют *селитрами*. Все соли азотной кислоты хорошо растворимы в воде. Нитраты применяют в качестве минеральных удобрений. Особую ценность представляет нитрат калия KNO_3 , так как содержит два ценных для растений элемента — азот и калий.

Рис. 4.27. Применение азотной кислоты

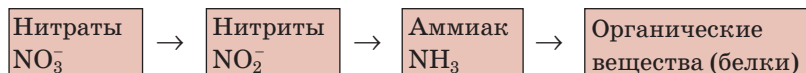


Составь краткий рассказ о применении азотной кислоты.

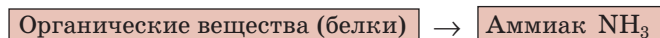
Селитры получают при взаимодействии азотной кислоты с соответствующим основанием или солью:



Растения поглощают нитраты, превращают их в аммиак, затем аммиак превращается в органические соединения. Эти превращения можно представить упрощённой цепочкой:



При гниении происходит обратный процесс:



Так поддерживается азотный баланс в почвах. Однако этот баланс нарушается. Человек вместе с урожаем уносит с полей связанный азот. Также часть аммиака при гниении превращается в свободный азот, который уходит в атмосферу.

Чтобы восстановить азотный баланс, надо вносить в почву азотные удобрения (рис. 4.28).

Важно знать и помнить: нельзя вносить в почву избыток нитратов! Почему? Растения способны накапливать нитраты впрок (запасать). Они накапливают нитраты в нижней части листьев и плодов, ближе к стеблю и корню. Например, капуста способна собрать в верхних частях листьев примерно 250 мг нитрат-ионов на килограмм сырой массы, а в утолщениях — до 1450 мг. В кожуре арбуза может накопиться 350 мг нитрат-ионов, а в мякоти — всего 20 мг.

Для человека такие растения с избытком нитратов очень опасны. Нитраты сами по себе не страшны, опасны нитриты, в которые превращаются нитраты в организме, по схеме:

Природный нитрат натрия NaNO_3 называется чилийской селитрой, нитрат кальция $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ — норвежской селитрой, а NH_4NO_3 — аммиачной селитрой. Первой селитрой, известной ещё алхимикам, был нитрат калия, KNO_3 — индийская селитра.

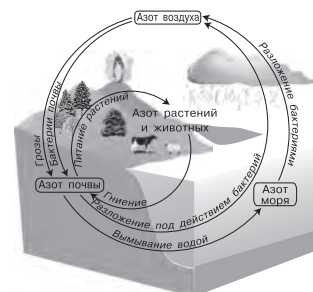
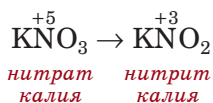


Рис. 4.28. Круговорот азота в природе



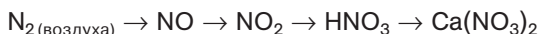
Нитриты вызывают мутации (изменения) красных кровяных телец, которые приобретают при этом шоколадный цвет. Развиваются различные тяжёлые заболевания.

Кроме того, избыточные азотные удобрения растворяются в природных водах и загрязняют их. Пить такую воду не рекомендуется.



РАБОТА В ГРУППЕ

1. Рассмотрите схему образования азотной кислоты и нитратов в природе:

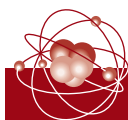


Напишите уравнения реакций, укажите условия их протекания. Как азотная кислота попадает из воздуха в почву?

2. Составьте рассказ по схеме круговорота азота в природе. Учтите, что в почву азот поступает в результате деятельности бактерий и гроз. Из почвы уходит с урожаем, при сжигании растительных остатков, а также при гниении в присутствии денитрифицирующих бактерий, которые превращают связанный азот органических веществ в свободный азот.

3. При возникновении искры между электрическими проводами образуется бурый газ. Почему? Напишите уравнения соответствующих реакций.

4. Во время грозы в дождевой воде появляются небольшие количества HNO_3 . Откуда возникает азотная кислота? Напишите уравнения реакций.

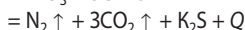
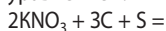


Горизонты химии

На рис. 4.27 мы видим, что HNO_3 применяется в производстве взрывчатых веществ. Применение нитратов — селитры для взрывчатых веществ основано на их разложении при нагревании с образованием кислорода:



В момент взрыва происходит множество реакций, которые можно представить суммарным уравнением:



Образуются также CO , K_2CO_3 , K_2SO_4 . Газы создают большое давление, т. е. происходит взрыв.

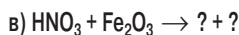
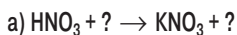


ОЦЕНИВАНИЕ

1. Охарактеризуй азотную кислоту по плану:

а) диссоциация; б) основность; в) название кислотного остатка.

2. Закончи уравнения реакций:



Напиши полные и сокращённые ионные уравнения.

3. С какими из указанных веществ будет реагировать разбавленная азотная кислота: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, MgO , P_2O_5 , CO_2 , CaCO_3 , SiO_2 ? Какие свойства — общие или специфические — проявляет азотная кислота в каждом случае?

4. Тлеющая лучинка при внесении в концентрированную азотную кислоту вспыхивает. Объясни это явление. Ответ подтверди уравнениями реакций.

5. Опиши, где находят применение азотная кислота и её соли.

6. В трёх склянках без этикеток находятся HCl , H_2SO_4 и HNO_3 . Каким образом можно определить, где какая кислота находится? Напиши соответствующие уравнения реакций.

7. Соль состоит из трёх элементов O, H и N. В ней на 3 атома кислорода приходится 4 атома водорода и 2 атома азота. Какая это соль?

- *8. Даны воздух и вода. Как, располагая всеми техническими возможностями, но без каких-либо других веществ, кроме катализаторов, получить соль? Напиши соответствующие уравнения реакций.

- *9. Содержание азота в удобрениях — это его массовая доля в веществе. Определи, какое удобрение наиболее богато азотом: NaNO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, KNO_3 , NH_4NO_3 . Назови эти удобрения.

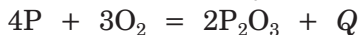
4.13. // Фосфор

Положение в периодической системе и строение атома. Химический элемент фосфор находится в III периоде, в главной подгруппе V группы. Характеристики фосфора указаны в таблице 4.1 (см. стр. 85).

Биологическая роль. Фосфор в наше время называют «элементом жизни и мысли», и вот почему: он нужен для работы мозга, сокращения мышц, передачи наследственных признаков, функционирования клеток. Недостаток фосфора в организме приводит к заболеванию рахитом. Поэтому в ежедневном рационе каждого человека должны быть продукты, богатые фосфором, — рыба, чёрный хлеб и другие. Фосфор, как и азот, необходим растениям в процессе фотосинтеза. Он повышает устойчивость растений при засухе и способствует их росту.

Нахождение в природе. В земной коре всего 0,12 % фосфора, зато в живых организмах его в 10 раз больше. В природе фосфор не встречается в свободном состоянии (почему?), а только в виде фосфата кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, входящего в состав минералов: *апатитов* и *фосфоритов*.

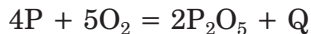
Физические и химические свойства. Фосфор — твёрдое вещество. Он образует несколько аллотропных модификаций, самые важные из которых — *белый фосфор* и *красный фосфор* (рис. 4.29). Они различаются по строению и свойствам. Белый фосфор ядовит, светится в темноте, окисляясь на воздухе:



оксид фосфора (III)

Практически вся энергия этой реакции выделяется в виде света. Белый фосфор самовоспламеняется на воздухе. Он состоит из молекул P_4 с одинарными ковалентными неполярными связями $\text{P} - \text{P}$. Немецкий алхимик Х. Бранд искал «философский камень», способный превращать металлы в золото, но открыл (1869 г.) новое вещество, которое назвал *фосфором*, что в переводе означает «светящийся». Белый фосфор хранят под водой. При слабом нагревании без доступа воздуха он превращается в красный фосфор, устойчивый при обычных условиях.

Красный фосфор не ядовит, горит только при поджигании с образованием едкого белого дыма:



оксид фосфора (V)

Применение. Большая часть фосфора идёт на производство фосфорной кислоты и минеральных удобрений. Другие области применения фосфора показаны на рис. 4.30.



РАБОТА В ГРУППЕ

- Выберите характеристики фосфора из предложенных вариантов:
порядковый номер: а) 15; б) 31; в) 7; г) 14;
заряд ядра: а) +7; б) +15; в) +31; г) +14;
число электронов: а) 31; б) 7; в) 15; г) 14;
число электронных слоев: а) 2; б) 3; в) 4; г) 1;
число электронов на внешнем слое: а) 3; б) 5; в) 7; г) 15.

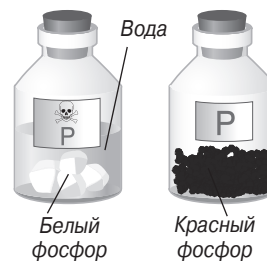


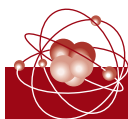
Рис. 4.29. Аллотропные видоизменения фосфора



Фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

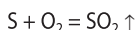
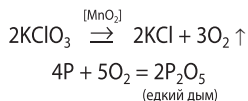


Апатит
 $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$



Горизонты химии

Красный фосфор применяют в производстве спичек. Спичка прошла долгий путь, пока стала безопасной и доступной. Наши спички называются «шведскими», потому что их производство впервые было налажено в Швеции. Красный фосфор, молотое стекло и клей наносят на боковину коробки, а смесь бертолетовой соли KClO_3 (хлорат калия), серы, оксида марганца (IV) MnO_2 , молотого стекла, клея и красителя — на головку спички. При трении происходит воспламенение фосфора согласно схеме:



Эти газы опасны, не жгите много спичек! Попробуйте в темноте провести головкой спички по намазке коробки без зажигания, вы увидите на коробке светящийся след. Это красный фосфор превращается в белый.

2. Охарактеризуйте простое вещество фосфор:

- аллотропные формы;
- физические свойства;
- химические свойства.



Рис. 4.30. Области применения фосфора



ОЦЕНИВАНИЕ

- Дай характеристику химического элемента фосфора по плану: а) химический знак; б) относительная атомная масса; в) положение в периодической системе; г) строение атома; д) валентность и степени окисления; е) формула и характер высшего оксида; ж) формула и характер гидроксида (кислородсодержащей кислоты).
- В каком виде фосфор встречается в природе? Почему?
- В виде чего выделяется энергия при окислении и сгорании белого и красного фосфора? Напиши уравнения реакций и укажи возможные сферы их использования.
- Какая масса оксида фосфора (V) образуется при сгорании фосфора массой 124 г?
- *5. Фосфор образует с хлором два соединения с массовой долей хлора 77,45%, и 85,13%, соответственно. Установи молекулярные формулы обоих соединений.

Соединения фосфора с практическим значением

4.14. значением

Важнейшие соединения фосфора:



оксид
фосфора (V)



ортофосфорная
кислота



фосфаты

Оксид фосфора (V) P_2O_5 — белое кристаллическое вещество, типичный кислотный оксид, который энергично реагирует с водой. Он притягивает пары воды даже из воздуха и расплывается при этом с образованием *метафосфорной кислоты* (рис. 4.31, 4.32)



метафосфорная кислота

Поэтому P_2O_5 применяют для осушения газов в качестве водоотнимающего средства.

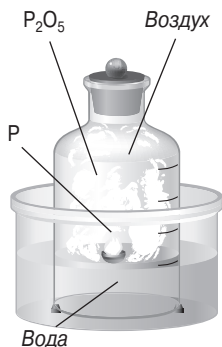
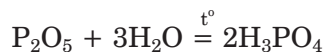
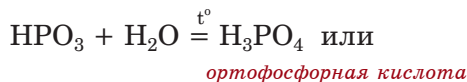
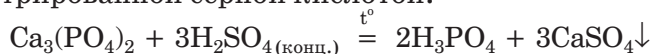


Рис. 4.31. Горение фосфора в воздухе под колоколом

Метафосфорная кислота HPO_3 по составу похожа на HNO_3 , но в отличие от неё присоединяет воду и превращается в ортофосфорную кислоту (или просто — фосфорную кислоту):



Фосфорная кислота и её соли. Получение. Получают фосфорную кислоту двумя способами. Первый уже описан выше — это взаимодействие оксида фосфора (V) с водой. Так получают очень чистую фосфорную кислоту. Второй способ — обработка фосфорита концентрированной серной кислотой:



Осадок сульфата кальция отделяют от сиропообразной жидкости — фосфорной кислоты.

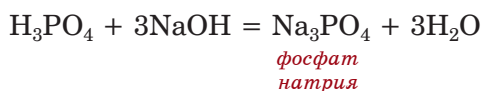
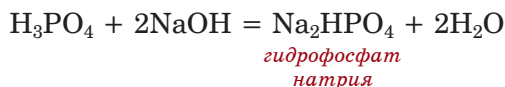
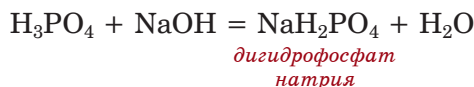
Физические свойства. Ортофосфорная кислота — твёрдое белое вещество, неограниченно растворимое в воде. В обычных условиях — это вязкая сиропообразная жидкость.

Химические свойства. Фосфорная кислота проявляет все общие свойства кислот. Рассмотрим важнейшие из них.

Диссоциация H_3PO_4 протекает по трём ступеням, суммарное уравнение:

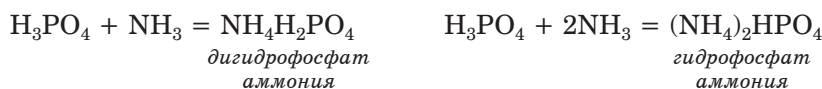


Взаимодействие со щелочами и аммиаком. В зависимости от количества щёлочи может проходить три реакции:



В реакции образуется средняя соль — фосфат натрия Na_3PO_4 и две *кислые соли: гидрофосфат натрия Na_2HPO_4 и дигидрофосфат натрия NaH_2PO_4 . Фосфаты большинства металлов нерастворимы в воде, а кислые соли, особенно дигидрофосфаты, практически всех металлов растворимы.

При пропускании аммиака через раствор фосфорной кислоты образуются только *кислые соли:



Фосфаты аммония — это ценные минеральные удобрения, потому что они содержат сразу два питательных элемента — азот и фосфор. Поэтому они относятся к сложным удобрениям.

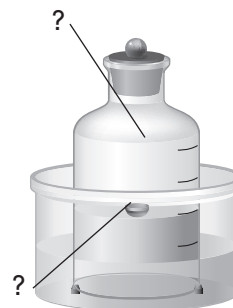
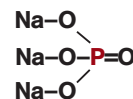
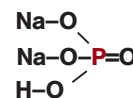
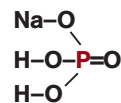
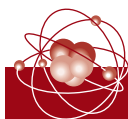


Рис. 4.32. Почему поднялся уровень воды под колоколом? Куда исчез оксид фосфора (V)? Что осталось под колоколом над поверхностью воды?

Графические формулы фосфатов натрия





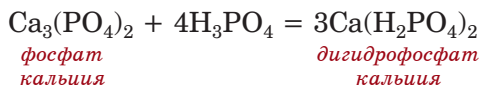
Горизонты химии

Фосфор входит в состав зубных паст в виде сложных солей фосфорной кислоты (например, монофторофосфат натрия, фосфат кальция, тетранатрийпирофосфат и др.).

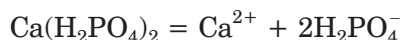
Их называют:

аммофос — $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$; *диаммофос* — $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$.

Взаимодействие фосфатов с кислотами. Нерастворимые средние фосфаты при взаимодействии с сильными кислотами переходят в растворимые кислые соли. Так например, природный фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ при обработке его фосфорной кислотой превращается в дигидрофосфат кальция $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$:



Дигидрофосфат кальция диссоциирует в водном растворе:



Растения усваивают дигидрофосфат-ионы H_2PO_4^- .

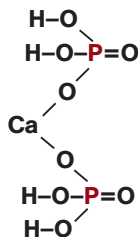
Дигидрофосфат кальция $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ применяется как растворимое фосфорное удобрение под названием *двойной суперфосфат*. Как вы думаете, это простое или сложное удобрение? Ведь в его состав входят кальций и фосфор, и они оба нужны растениям. Это простое удобрение, так как с ним вносится в почву только один питательный элемент — фосфор, а кальция и так в почве достаточно!

Существуют и другие фосфорные удобрения. Теперь мы знаем, что человек возвращает фосфор почве в виде минеральных удобрений: суперфосфата $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, аммофоса $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, диаммофоса $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, фосфоритной муки $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (для кислых почв).

Генетический ряд фосфора и его соединений можно представить схемой: $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4$.

Таким образом, между простым веществом фосфором P и его соединениями (P_2O_5 , H_3PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$) существует взаимосвязь.

Дигидрофосфат кальция



РАБОТА В ГРУППЕ

1. Какое свойство нерастворимых фосфатов лежит в основе реакции получения двойного суперфосфата? Напишите уравнение этой реакции, назовите все вещества, участвующие в ней. Напишите уравнение электролитической диссоциации продукта, назовите ионы. В виде какого иона растения усваивают фосфор?

2. Растения могут усваивать питательные элементы только в виде ионов, находящихся в почвенном растворе: K^+ , NH_4^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Fe^{3+} , NO_3^- , H_2PO_4^- . Напишите формулы и назовите вещества, с помощью которых в почву можно внести эти ионы. Какие из веществ находятся в почве в достаточных количествах, а какие нужно вносить в виде минеральных удобрений? Назовите эти удобрения.

Проверьте себя, написав уравнения электролитической диссоциации выбранных веществ.



ОЦЕНИВАНИЕ

- Опиши химические свойства оксида фосфора (V) на примере реакций с: а) водой; б) щелочами (NaOH , KOH); в) основными оксидами (CaO).
- Охарактеризуй химические свойства фосфорной кислоты на примере реакций с: а) металлами (Na); б) основными оксидами (CaO); в) щелочами (NaOH , KOH). Укажи особенности реакции

нейтрализации при условии, что в реакцию вступает одна, две или три молекулы NaOH или KOH. Запиши ионные уравнения к пункту в).

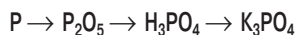
3. Какие из предложенных реакций практически осуществимы?



Закончи уравнения, назови полученные продукты и дай им названия как удобрений. Эти удобрения относятся к простым или сложным?

4. Прочти информацию на тюбике с зубной пастой, которой пользуешься, и отметь в тетради содержащиеся в ней компоненты — соли фосфорной кислоты.

5. Реши цепочку превращений, написав уравнения реакций.



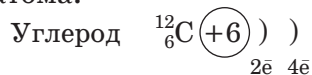
4.15. Углерод

Из всех неметаллов углерод играет наиболее важную роль в нашей жизни. Можно сказать что мы живём в мире углерода. Этот удивительный элемент — главный элемент всех органических веществ, которые, в свою очередь, являются основой всего живого. Нефть и природный газ — это смеси органических соединений углерода. Основные сведения об органических соединениях углерода будут изложены в параграфах 4.19–4.22. Ниже описаны неорганические вещества, содержащие углерод, которые представляют как теоретический, так и практический интерес.

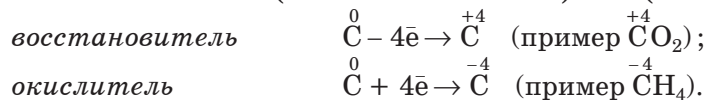
К неорганическим веществам относятся углерод, его оксиды, угольная кислота и её соли. Большинство из них широко распространены в природе и играют важную роль в повседневной жизни. Так, алмаз и графит представляют собой чистый углерод, а известняк, мел и мрамор — это карбонат кальция CaCO_3 . Газ, который мы выдыхаем и который усваивают растения — это оксид углерода (IV), или *углекислый газ* CO_2 .

Общая характеристика углерода. Положение в периодической системе и строение атома. Углерод находится под номером 6 во втором малом периоде, в главной подгруппе IV группы.

Строение его атома:



Заряд ядра атома углерода +6. Атом углерода имеет 4 валентных электрона $\cdot\dot{\text{C}}\cdot$. В соединениях углерод, как правило, проявляет валентность IV. В химических реакциях углерод проявляет себя как типичный неметалл. Имея 4 электрона на внешнем слое, он способен как отдавать, так и принимать 4 электрона, проявляя степень окисления +4 (как восстановитель) и –4 (как окислитель):



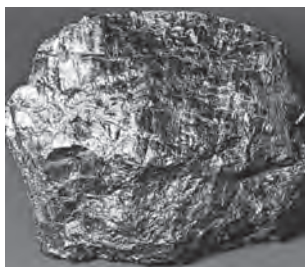
Углерод — простое вещество. Аллотропия углерода. Главная способность атомов углерода — образовывать различные цепочки друг с другом за счёт четырёх валентных электронов. Связываются атомы в разных направлениях, поэтому углерод образует несколько *аллотропных видоизменений*: алмаз, графит, карбин, фуллерены, графен.

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	IV
I	1	
II	2	⁶ C УГЛЕРОД 12,011
III	3	¹⁴ Si КРЕМНИЙ 28,086
IV	4	
	5	³² Ge ГЕРМАНИЙ 72,61
V	6	
	7	⁵⁰ Sn ОЛОВО 118,71
VI	8	
	9	⁸² Pb СВИНЕЦ 207,19
VII	10	
	11	
		RO ₂
		RH ₄

Способность химического элемента существовать в виде нескольких простых веществ называется *аллотропией*.



Рис. 4.33. Знаки британской королевской власти, инкрустированные фрагментами алмаза «Куллинан».

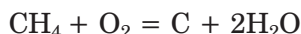


Графит

Алмаз. Состоит из атомов углерода, каждый из которых образует по четыре ковалентных связи с другими атомами углерода. Получается атомная кристаллическая решетка с одинаковыми очень прочными связями (рис. 4.34). Алмаз — одно из самых твердых простых веществ на Земле. Главное применение алмазов — изготовление инструментов (резцы, буровые колонки, шлифовальные круги и др.). Обработанные алмазы, имеющие определенную геометрическую форму, называют *бриллиантами*. Величину алмаза измеряют в каратах (1 карат $\approx 0,2$ г). Самый крупный алмаз — это «Куллинан» — 3 024 карата (≈ 620 г) (рис. 4.33).

Графит — твердое серо-чёрное маслянистое вещество с металлическим блеском. Он имеет слоистую структуру (рис. 4.35). Состоит из атомов углерода, каждый из которых соединяется тремя одинаковыми связями с тремя соседними атомами, образуя прочные плоские сетки, и использует для этого три электрона. Четвёртый электрон остаётся свободным и образует непрочную пару с электроном атома углерода из нижней или верхней сетки. Эта пара легко разрывается, поэтому графит проводит электрический ток и из него изготавливают электроды, например в батарейках. Слои графита легко смещаются, поэтому его используют для смазки трущихся поверхностей и, конечно, для изготовления карандашей. Графит — самое тугоплавкое простое вещество на Земле. Его температура плавления больше 3500°C . Поэтому им облицовывают сопла ракетных двигателей.

Аморфный (некристаллический) углерод образует чёрный порошок — сажу. Её применяют для изготовления чёрной резины. Сажу получают при неполном сгорании природного газа:



Огромные залежи угля — это также аморфный углерод. Из него получают различные продукты (рис. 4.37).

Искусственно получены другие аллотропные видоизменения углерода — карбин, фуллерены, графен, которые описаны в рубрике «Горизонты химии».

Нахождение в природе. Углерод встречается в природе в свободном виде (алмаз, графит, уголь), в виде органических веществ и неорганических соединений — карбонатов:

CaCO_3 — мел, мрамор, известняк, исландский шпат;
 $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ — доломит;
 MgCO_3 — магнезит.

Получение. Алмазы и графит добывают из недр Земли. Алмазы встречаются редко (Южная Африка, Сибирь). Они очень дороги, дороже золота. Алмазы научились получать искусственно и применяют их в основном в технике.

При химической переработке природного угля получают много ценных веществ для химической промышленности. Остаток — кокс — это практически чистый углерод.

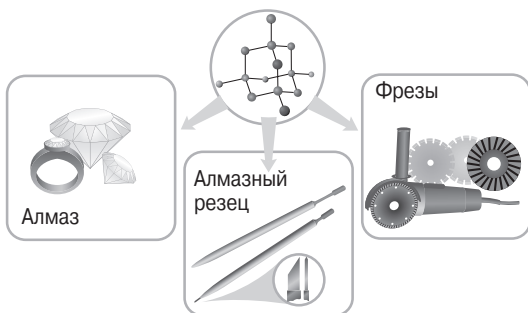


Рис. 4.34. Структура алмаза и его применение

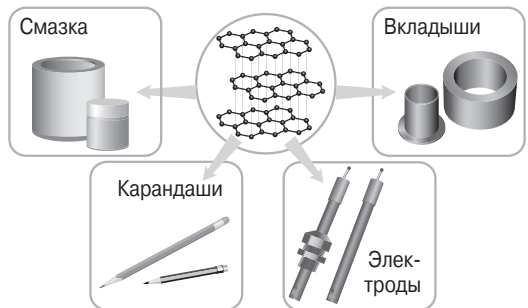
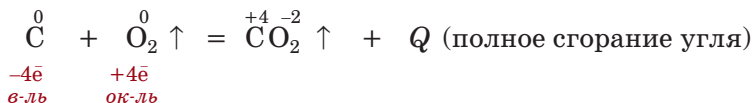


Рис. 4.35. Структура графита и его применение

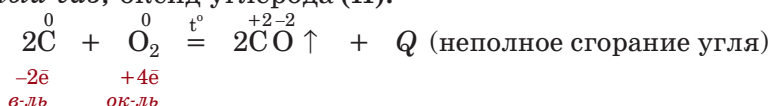
Химические свойства углерода. При обычной температуре углерод инертен, а при высокой — очень активен. Как неметалл он может служить и восстановителем (отдавая электроны), и окислителем (принимая электроны).

1. **Взаимодействие с кислородом.** При избытке кислорода углерод сгорает, проявляя восстановительные свойства, по реакции:

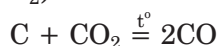


Знак Q в данной реакции имеет особое значение. Тепло этой реакции согревало человека долгие века, позволяло приготовить пищу, помогало выплавлять металлы, водить поезда и др.

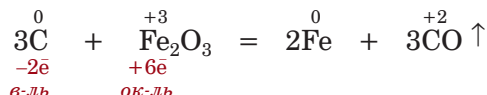
При недостатке кислорода образуется очень ядовитое вещество — **угарный газ**, оксид углерода (II):



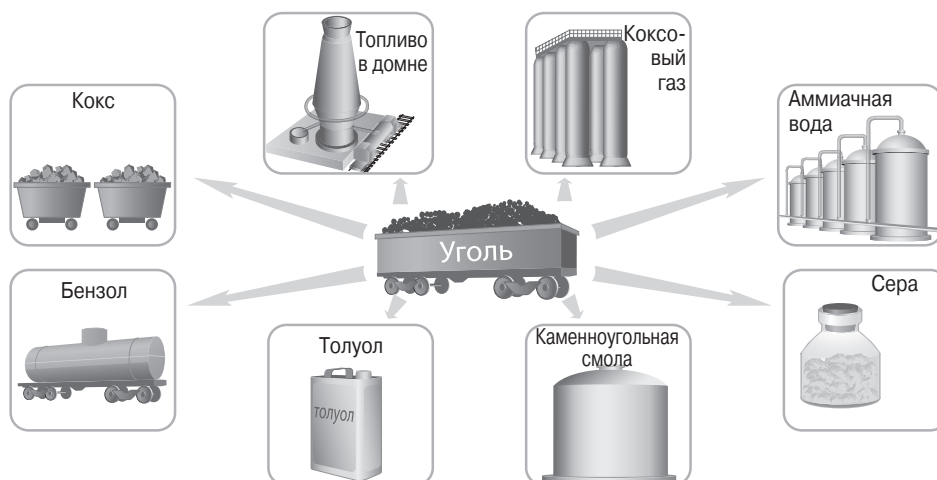
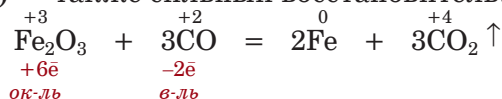
Оксид углерода (II) образуется не только при неполном сгорании угля. Он получается также при нагревании угля с продуктом его полного сгорания (CO_2):



2. **Взаимодействие с оксидами металлов.** Углерод (уголь, графит, кокс) — самый важный и дешёвый восстановитель при получении металлов из руд (железа, меди, олова, цинка). В доменном процессе кокс используют для получения чугуна (железа, содержащего углерод) по схеме:



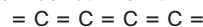
Оксид углерода (II) — также сильный восстановитель:



Горизонты
химии

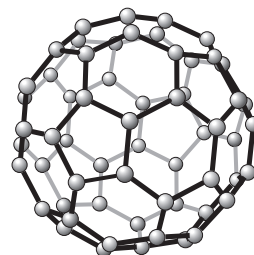
Искусственно получены другие аллотропные видоизменения углерода — карбин, фуллерены, графен.

Карбин — вещество, образованное из линейных молекул:

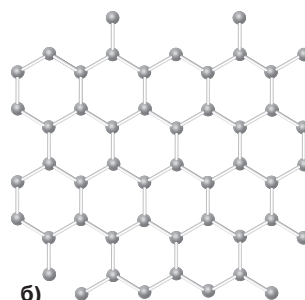


Фуллерены были получены в конце 80-х гг. XX в. Они состоят из большого числа атомов углерода (60–160) и построены из пятиугольников и шестиугольников, как футбольный мяч (рис. 4.36 а).

Графен — двумерная аллотропная модификация, состоящая из одного слоя атомов углерода, выстроенных в правильные шестиугольники и визуально похожая на пчелиные соты (рис. 4.36 б).



а)

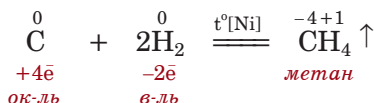


б)

Рис. 4.36. Структура: а) фуллерена; б) графена

Рис. 4.37. Применение угля

3. *Взаимодействие с водородом* происходит при нагревании в присутствии катализатора (никеля):



Метан — главная составная часть природного газа. Он используется в качестве топлива:



4. **Взаимодействие с металлами* приводит к образованию карбидов:



Карбиды часто имеют состав, не соответствующий валентности элементов. Например, цементит Fe_3C (входит в состав чугуна), CaC_2 и др. Некоторые карбиды разлагаются водой с образованием водородных соединений углерода. Например:

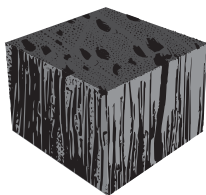
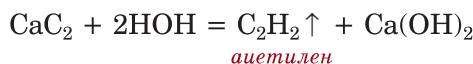
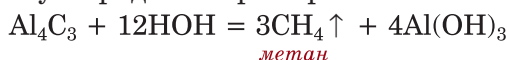


Рис. 4.38. Микропористая структура древесного угля

По этой реакции получают ацетилен для сварки и резки металлов.

Применение углерода. Чистый углерод — кокс — используется для получения металлов из руд, карбидов, метилового спирта и других веществ.

Всем хорошо известны таблетки активированного угля, которые применяют в случае пищевых отравлений. Что такое активированный уголь и каково его действие?

При нагревании древесины без доступа воздуха получают *древесный уголь* (рис. 4.38). Он содержит множество мелких отверстий и каналов — пор и поэтому обладает особыми свойствами. Если такой уголь бросить в подкрашенную воду, она обесцветится. Следовательно, мелкопористый уголь поглощает растворенные вещества. Также хорошо он поглощает многие газы.

Явление поглощения веществ поверхностью твёрдого вещества называется адсорбцией.

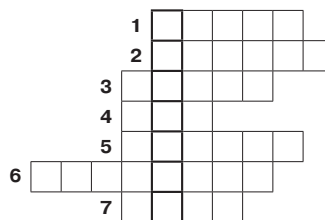
Чем больше пор, тем больше поверхность и тем лучше адсорбция. Активированный уголь ещё более пористый, чем древесный. Его применяют в медицине, в пищевой и химической промышленности в качестве поглощающего вещества при очистке воды, воздуха, растворов. Впервые активированный уголь был использован во время Первой мировой войны в 1914 г. в противогазах для защиты от отравляющих веществ. Противогаз был изобретен замечательным химиком, уроженцем Молдовы, Н. Д. Зелинским.

На рис. 4.39 представлены области применения углерода.



Заполнив кроссворд по горизонтали, ты сможешь прочесть по вертикали ключевое слово — название элемента, входящего в состав всех органических веществ.

1. Древнейший источник тепла.
2. Применяется для изготовления карандашей.
3. Режет стекло.
4. Пишет на доске.
5. Материал для скульптора.
6. Химическое название п. 4, 5 и известняка.
7. Что в атоме углерода имеет заряд +6?



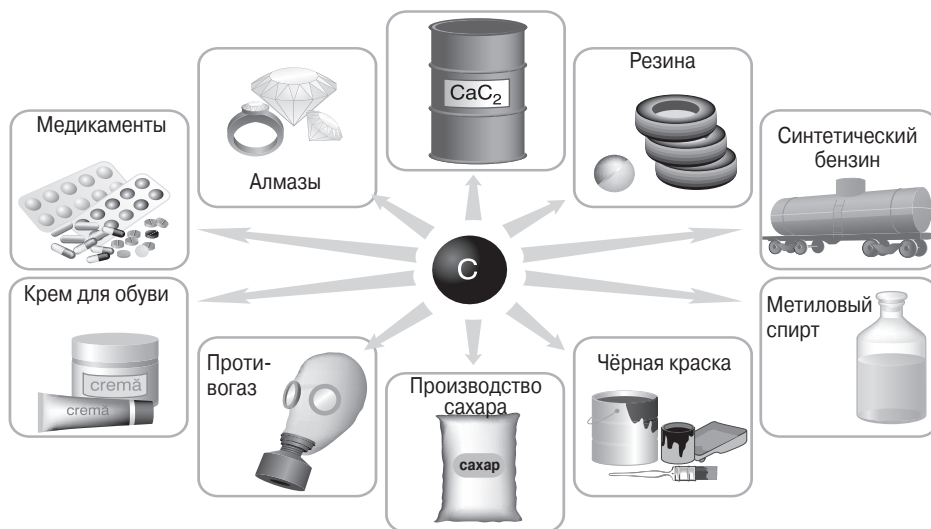
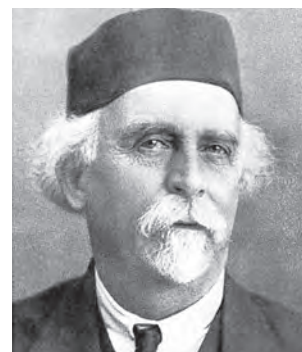


Рис. 4.39. Применение углерода

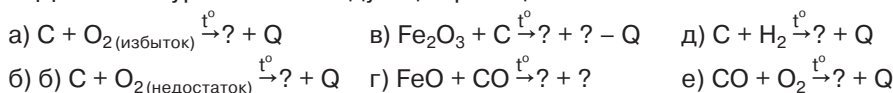
Николай Дмитриевич
Зелинский
(1861–1953)

Выдающийся учёный-химик, академик.
Уроженец г. Тирасполя.



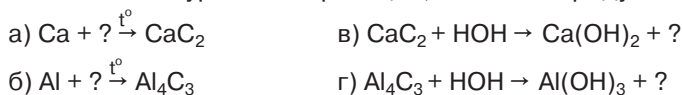
РАБОТА В ГРУППЕ

1. Допишите уравнения следующих реакций:



2. Как-то учёный-чудак сплавил алмаз с железом. Что образовалось?

*3. Закончите уравнения реакций, назовите продукты:



Какие из этих реакций имеют практическое применение?

4. Напишите рассказ по схеме применения углерода.



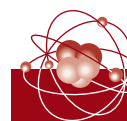
ОЦЕНИВАНИЕ

- Выбери правильный ответ. Атом углерода имеет заряд ядра:
а) +12; б) +6; в) +2.
- Какие связи образуют атомы углерода в простом веществе? Какие аллотропные видоизменения образуются при этом? Охарактеризуй каждое из них. Где они применяются?
- Сравни аллотропные видоизменения углерода и кислорода. В чем их основные различия?
- Как можно доказать, что алмаз и графит являются аллотропными видоизменениями углерода?
- *5. В промышленности карбид кальция получают сплавлением угля с негашеной известью. Вычисли массу оксида кальция и массу угля, необходимых для получения карбида кальция массой 1 т.

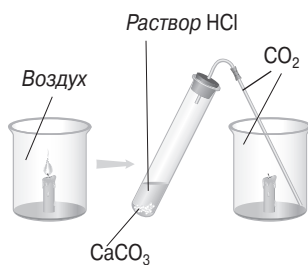
4.16. // Неорганические соединения углерода с практическим значением

Важнейшими неорганическими соединениями углерода являются оксид углерода (IV) CO_2 , или углекислый газ, угольная кислота H_2CO_3 и её соли — *карбонаты* и *гидрокарбонаты*.

CO_2	H_2CO_3	Na_2CO_3	NaHCO_3
оксид углерода (IV)	угольная кислота	карбонат натрия	гидрокарбонат натрия

Горизонты
химии

В Италии, неподалёку от Неаполя есть пещера с необычным названием — Собачья пещера. По дну этой пещеры стелется 40-сантиметровым слоем углекислый газ. Своё название эта достопримечательность получила по той причине, что, если людям здесь находиться безопасно, то собаки падают в обморок, теряют сознание (и это в лучшем случае). Почему?

Рис. 4.40. Получение CO₂

Оксид углерода (IV). Строение. Молекула CO₂ содержит две двойные ковалентные полярные связи: O=C=O. В целом это симметричная неполярная молекула, очень слабо связанная с другими молекулами. Поэтому сухой лёд — твёрдый CO₂ — легко испаряется без плавления (вспомни иод!).

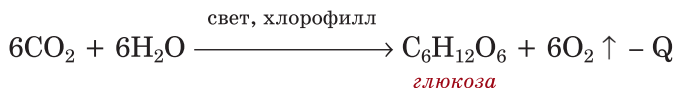
Получение. В природе углекислый газ получается при окислении и горении углеродсодержащих веществ, при дыхании животных и растений. Его содержание в атмосфере примерно 0,03 %. В лаборатории оксид углерода (IV) получают действием соляной кислоты на мрамор (рис. 4.40) по реакции:



Физические свойства. Оксид углерода (IV) — это бесцветный газ в 1,5 раза тяжелее воздуха, слабо растворяется в воде: в 1 объёме воды при обычном давлении растворяется примерно 1 объём CO₂.

Химические свойства. Как кислотный оксид CO₂ реагирует с водой (обратимо), щелочами (NaOH, Ca(OH)₂), основными оксидами (CaO). Также CO₂ взаимодействует с некоторыми солями (CaCO₃ + H₂O) и с углеродом. (Некоторые из этих свойств будут рассмотрены далее.)

Известно, что человек и животные не могут жить в атмосфере оксида углерода (IV). Растения поглощают CO₂ на свету для своего питания по схеме *фотосинтеза*, уже знакомой нам по теме «Кислород»:



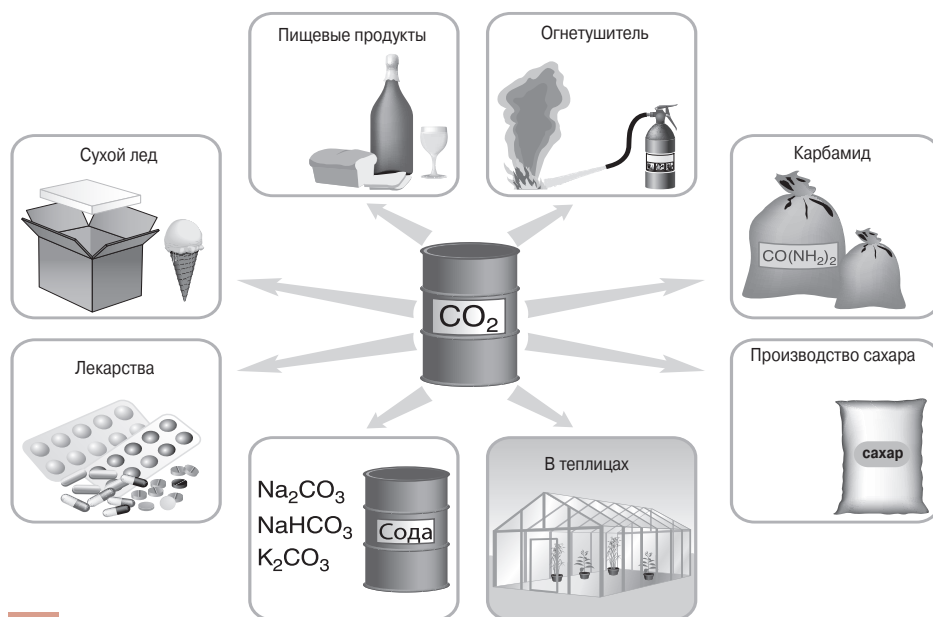
Применение. Оксид углерода (IV) нашёл широкое применение в различных областях (рис. 4.41).

Как ранее упоминалось, углекислый газ (IV) содержится во вдыхаемом и выдыхаемом воздухе. Вдыхаемый воздух содержит: 78 % азота, 21 % кислорода, 0,03 % углекислого газа и 0,97 % других газов. Выдыхаемый воздух содержит: 78,7 % азота, 16,3 % кислорода, до 4 % углекислого газа и до 1 % других газов. Безусловно, указанный выше состав относителен.

Накопление углекислого газа в атмосфере делает возможным поддержание жизни на Земле. Он поглощает инфракрасное излучение. Если бы CO₂ не было в атмосфере, климат Земли был бы намного холоднее и суше. Однако, если во вдыхаемом воздухе содержится 3 % углекислого газа, то возникает нарушение дыхания, а при содержании 10 % CO₂ наступает смерть.

Оксид углерода (II), также называемый *угарным газом*, является токсичным газом. Он поступает в кровь и связывает железо из гемоглобина, блокируя его способность переносить кислород в организме. В таких ситуациях может наступить смерть. Первая помощь при отравлении угарным газом это свежий воздух, кислород, искусственное дыхание. Кислород поступает в кровь, вытесняя молекулы CO, и, таким образом, человек спасён.

Напиши уравнения реакций, характеризующих химические свойства CO₂.



Составь рассказ
о применении CO_2 .

Рис. 4.41. Применение
оксида углерода (IV)

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Составь электронную и графическую формулы оксида углерода (IV). Какие химические связи образуются между атомами углерода и кислорода? Какова валентность и степень окисления углерода в CO_2 ?
2. Сравни биологическое действие оксидов углерода CO и CO_2 на основании знаний по химии и биологии.
3. Как очистить воздух от примеси CO_2 ?
4. Попытайся описать круговорот углерода в природе по схеме:
 $\text{углерод} \rightarrow \text{углекислый газ} \rightarrow \text{сложные вещества} \rightarrow \text{углекислый газ}$
 (в воздухе, воде, почве)
5. Вычисли, какой объём углекислого газа выделится при действии серной кислоты на 100 г:
 а) пищевой соды (NaHCO_3); б) кальцинированной соды (Na_2CO_3).

4.17. Угольная кислота и её важнейшие соли

Оксид углерода (IV) — кислотный оксид. При растворении в воде CO_2 частично реагирует с ней, образуя неустойчивую угольную кислоту:



Угольная кислота — это слабая двухосновная кислота, которая диссоциирует ступенчато и суммарное уравнение её диссоциации:

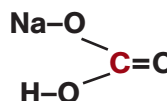
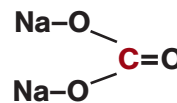
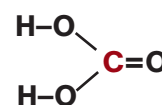


Угольная кислота образует два ряда солей: средние соли — карбонаты и кислые — гидрокарбонаты:

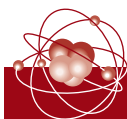
Средние соли $\text{Na}_2\text{CO}_3, \text{CaCO}_3, \text{MgCO}_3, \text{BaCO}_3$
(карбонаты)

**Кислые соли* $\text{NaHCO}_3, \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2, \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$
(гидрокарбонаты)

Угольная кислота неустойчива и не существует как реактив. Но её соли — карбонаты — твёрдые вещества, хорошо известны и широко применяются. Например, CaCO_3 — известняк, мел, мрамор; Na_2CO_3 — кальцинированная сода; NaHCO_3 — пищевая сода.



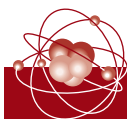
Запомни, что NaHCO_3 — это пищевая сода, а Na_2CO_3 — кальцинированная сода, вредная для организма.



Горизонты химии

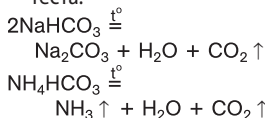
Как химический реактив углекислая кислота не существует. Её получают, насыщая воду углекислым газом. Ваши любимые шипучие напитки — газированная и минеральная вода — содержат углекислый газ, растворённый в них при повышенном давлении.

В шипучих винах углекислый газ образуется при брожении виноградного сока в бутылках по специальной технологии. Многочисленные дырочки-поры в дрожжевом тесте — также результат брожения с образованием углекислого газа.



Горизонты химии

• Все гидрокарбонаты легко разлагаются при нагревании с образованием газообразных продуктов CO_2 и H_2O . Поэтому их применяют в качестве разрыхлителей теста:



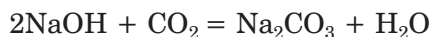
Составь рассказ о круговороте углерода в природе.



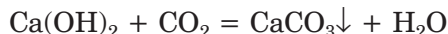
Получение и свойства карбонатов. Карбонаты и гидрокарбонаты получают в результате взаимодействия оксида углерода (IV) с основными оксидами или щелочами:



карбонат кальция



Реакция с известковой водой (раствором $\text{Ca}(\text{OH})_2$) или гидроксидом бария $\text{Ba}(\text{OH})_2$ служит для распознавания углекислого газа и карбонатов. При пропускании CO_2 через известковую воду происходит помутнение и образование белого осадка карбоната кальция:



При избытке углекислого газа осадок CaCO_3 растворяется с образованием гидрокарбоната кальция:



гидрокарбонат кальция

Карбонаты всех металлов (кроме щелочных!) разлагаются при нагревании. Например, при прокаливании известняка образуются негашеная известь и углекислый газ:



карбонат кальция оксид кальция

Присутствие в воде гидрокарбонатов кальция и магния придаёт ей *временную жёсткость*. При нагревании воды происходит разложение гидрокарбоната кальция:



Вследствие этой реакции образуется накипь в чайнике, паровом котле и во всех ёмкостях, в которых кипятят воду. Так устраняется *временная, или карбонатная жёсткость* воды.

Реакции, приведённые выше, объясняют важное явление природы: на них основано «перемещение» тысяч тонн известняка в глубинах и на поверхности земли. Транспортируют его CO_2 и H_2O , которые растворяют известняк. Вода перемещает этот раствор в другие места, где при нагревании вновь образуются залежи известняка.

ЛАБОРАТОРНЫЙ
ОПЫТ



Идентификация карбонат-иона CO_3^{2-} и оксида углерода (IV) CO_2 .

Вспомните Правила техники безопасности при работе в кабинете химии (Приложение 1).

Опыт 12.1. Идентификация карбонат-иона CO_3^{2-} .

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками; растворы Na_2CO_3 или K_2CO_3 , HCl .

Влейте в пробирку ≈ 1 мл раствора карбоната натрия или калия и прибавьте 1 мл раствора соляной кислоты. Что вы наблюдаете? Запишите уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

Опыт 12.2. Идентификация оксида углерода (IV) CO_2 .

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, металлический штатив с зажимом, пробка с газоотводной трубкой, спиртовка, лучинка; кусочки мрамора, раствор HCl , известковая вода.

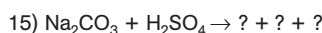
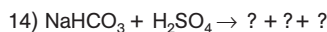
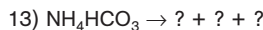
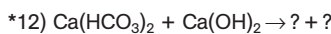
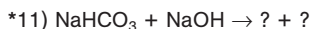
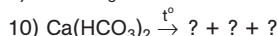
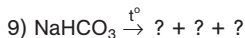
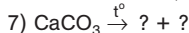
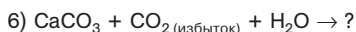
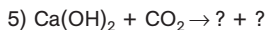
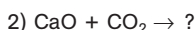
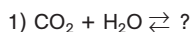
Поместите в пробирку 2–3 кусочка мрамора. Прибавьте ≈ 2 мл раствора соляной кислоты. Быстро закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой, затем поставьте пробирку в штатив или закрепите в лапке металлического штатива. Опустите конец газоотводной трубки в сухую пробирку (дном вниз) для улавливания CO_2 . Поставьте пробирку с оксидом углерода (IV) в штатив. Внесите горящую лучинку в пробирку с CO_2 . Что вы видите? Объясните свои наблюдения.

В другую пробирку влейте известковую воду и, внося газоотводную трубку, пропустите в неё CO_2 до помутнения жидкости в пробирке. Продолжайте пропускать газ до осветления известковой воды. Запишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной форме. Объясните свои наблюдения.



РАБОТА В ГРУППЕ

Закончите уравнения реакций:

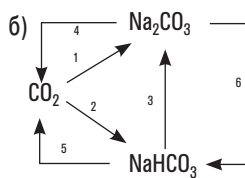
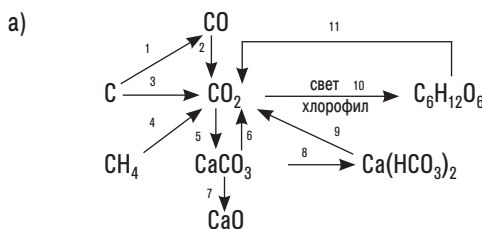


Какая из указанных реакций: а) происходит в природе; б) происходит каждое утро в кипящем чайнике; в) «поднимает» тесто при выпечке; г) портит негашёную известь при неправильном хранении; д) применяется в технике для смягчения воды; е) используется в промышленности для получения негашёной извести; ж) является реакцией идентификации оксида углерода (IV) и карбонатов; з) используется в лаборатории для получения углекислого газа; и) работает в огнетушителях; *к) происходит, когда соду «гасят» уксусом и добавляют в тесто?

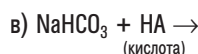


ОЦЕНИВАНИЕ

1. Напиши уравнения реакций следующих превращений и назови все вещества:



2. Напиши уравнения реакций по схемам:



Вычисли объём (н. у.) газообразных веществ, которые образуются при реакциях из исходной соли а) количеством вещества 1 моль; б) массой 1 г. Какой вариант следует выбрать для наилучшего разрыхления теста?

3. Попробуй объяснить, почему содовое тесто делают на кислом молоке, а не на обычном?

*4. При строительстве дома использовали 15 т строительного раствора, содержащего 30 % Ca(OH)_2 . Вычисли:

а) массу известняка, из которого получили Ca(OH)_2 ;

б) массу воды, которую использовали для гашения извести.

5. В три пробирки налит раствор хлорида бария. В первую пробирку добавили раствор карбоната натрия, во вторую — карбоната калия, в третью — нитрата серебра. Затем во все три пробирки добавили азотную кислоту. Что произошло? Опиши возможные наблюдения и объясни их. Составь уравнения всех возможных реакций в молекулярной и ионной форме.

6. С какой целью в кислые почвы в Молдове вносят измельчённый известняк. Какая реакция при этом происходит?

Тест

СУММАТИВНОГО ОЦЕНИВАНИЯ ПО ЕДИНИЦЕ ОБУЧЕНИЯ

НЕМЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ С ПРАКТИЧЕСКИМ ЗНАЧЕНИЕМ

АЗОТ, ФОСФОР, УГЛЕРОД И ИХ СОЕДИНЕНИЯ

- I. Из предложенного ряда: N_2 , CO_2 , CH_4 , Fe, NaCl, NO, P_2O_5 выбери и выпиши формулы веществ, имеющих один и тот же тип химической связи, назови тип связи.
- II. Составь электронную формулу молекулы NH_3 на основе электронных схем атомов. Назови тип химической связи.
- III. Напиши уравнения реакций получения аммиака в лаборатории и промышленности и установи физические свойства аммиака, зачеркнув неправильный ответ.

Аммиак — это $\frac{\text{жидкость}}{\text{газ}}$; цвета $\frac{\text{белого}}{\text{бесцветный}}$; запаха $\frac{\text{приятного}}{\text{неприятного}}$; плотности $\frac{\text{малой}}{\text{большой}}$.

- IV. Получи нитрат меди (II), карбонат натрия, фосфат калия. Напиши уравнения соответствующих реакций.
- V. В трёх пробирках без этикеток находятся вещества белого цвета:
а) карбонат аммония; б) сульфат аммония; в) нитрат аммония.
Напиши уравнения реакций, с помощью которых можно идентифицировать каждое вещество. Составь схему распознавания веществ.
- VI. Вычисли объём оксида углерода (IV) (н. у.), который можно получить из мрамора ($CaCO_3$) массой 1 кг при термическом разложении.

4.18. // Органические соединения углерода

С давних пор человек ценит и использует дары природы: растительные и животные жиры, сахарную свёклу, виноград и продукты, полученные при их переработке (сахар, спирт, уксус), природные красители и др. Изучение их как химических веществ началось гораздо позже.

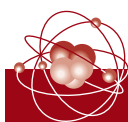
В начале XIX в. по предложению шведского химика Берцелиуса все вещества, полученные из растительных и животных *организмов*, в состав которых *входит один и тот же элемент — углерод*, были названы *органическими веществами*, а наука, изучающая их, — *органической химией*. Минеральные вещества были названы *неорганическими*, а наука, изучающая их — *неорганической химией*.

Хотя неорганическая химия и органическая — отдельные науки, резкой границы между ними нет. Органические и неорганические вещества имеют точки соприкосновения. Так, большинство соединений углерода органические. В то же время оксиды углерода (CO и CO_2), угольная кислота (H_2CO_3) и её соли, которые тоже содержат углерод, являются частью неорганических веществ, потому что имеют с ними много общего.

Общим для органических и неорганических веществ является электронная природа химической связи и одинаковые типы связей: ковалентная полярная и ковалентная неполярная.

В процессе изучения органических веществ мы встретимся и с другими характеристиками, знакомыми нам из курса неорганической химии.

Органические вещества очень разнообразны и многочисленны. Примерно из 13 миллионов соединений, известных в настоящее время, только около 995 тыс. — неорганические, а остальные —

Горизонты
химии

Пищевые продукты, одежда, обувь, лекарства, красители, электро-, радио- и телеаппаратура, синтетические волокна, пластмассы, каучуки, горючие вещества и многое другое — это успехи органической химии.

В то же время органическая химия ответственна за вредные вещества: наркотики, канцерогены, взрывчатку, ядохимикаты, боевые отравляющие вещества, а также за загрязнение окружающей среды. Вот почему следует хорошо изучить органическую химию, чтобы уметь применять то, что получено благодаря этой науке.

органические. Так углерод вместе с несколькими другими элементами образует более 90 % веществ, а большинство элементов периодической системы — менее 10 %.

Есть и другие причины, по которым органические вещества отличаются от неорганических: строение, свойства, распространение в природе, области применения и др.

Органическая химия — это химия соединений углерода.

В состав органических соединений, кроме углерода, входят атомы водорода и других элементов — кислорода, азота, галогенов, серы, фосфора. В зависимости от состава все органические вещества делятся на:

- углеводороды (состоят только из атомов углерода и водорода);
- кислородсодержащие органические вещества (в состав входят атомы углерода, водорода и кислорода);
- азотсодержащие органические вещества (содержат в своём составе кроме углерода и водорода, азот, а иногда и другие элементы).

Среди множества органических веществ наиболее простое строение имеют углеводороды. Они делятся на предельные, непредельные и ароматические. Для начала мы познакомимся с предельными углеводородами, которые встречаются в природе.

Предельные углеводороды

Из природного газа и нефти химики выделили много углеводородов разного состава, например:

метан — CH_4 пропан — C_3H_8
этан — C_2H_6 бутан — C_4H_{10} и др.

Попробуем подсчитать валентность углерода в этих веществах. Получаются разные целые и даже дробные значения: 4; 3; 2,66; 2,5. Но этого не должно быть! Как же соединяются атомы в молекулах этих веществ? Какова валентность углерода в них?

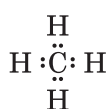
Эти вопросы задавали себе и химики, стоящие у истоков становления органической химии.

В середине XIX в. было установлено, что в органических соединениях углерод всегда четырёхвалентен, а атомы углерода могут соединяться в цепочки. Эти открытия стали основой *теории строения органических соединений* (А. М. Бутлеров).

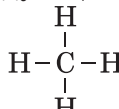
Электронные и структурные формулы углеводородов

Атом углерода $\cdot\dot{\text{C}}\cdot$ имеет четыре валентных электрона и может образовать четыре ковалентные связи либо с атомами водорода $\text{H}\cdot$, либо с другими атомами углерода.

Например, для метана получаем следующие формулы:



электронная формула



структурная формула

Физические свойства. Предельные углеводороды метан, этан, пропан, бутан — это газы. Затем следуют жидкие углеводороды и твёрдые. Все предельные углеводороды нерастворимы в воде и легче воды.

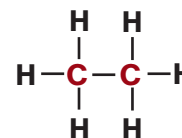
Важнейший из предельных углеводородов — метан. Этот газ легче воздуха, без цвета, нерастворим в воде, без запаха. Однако



Йенс Якоб Берцелиус
(1779–1848)

Шведский химик. В 1815 г. ввёл химические символы; классифицировал вещества на органические и неорганические.

Этан



Александр Михайлович
Бутлеров
(1828–1886)

Русский химик. В 1861 г. предложил теорию строения органических соединений.



Рис. 4.42. Баллон со смесью газов пропан-бутан



Рис. 4.43. Применение природного газа (метана или пропана-бутана) в быту

Природные источники углеводородов

Уголь

Нефть

Природный газ

природный газ, который является почти чистым метаном, имеет специфический запах. Почему? Запах природного газа связан со специальными резкопахнущими добавками, которые облегчают обнаружение его утечки.

Химические свойства. Горение. Все предельные углеводороды сгорают на воздухе с образованием углекислого газа, воды и выделением тепла:



метан

Смесь метана с кислородом взрывоопасна. Вот почему так опасна утечка газа.

Тепло этой реакции используется в быту (для приготовления пищи, обогрева жилища и т. д.), в промышленности для создания высоких температур.

Пропан горит аналогично:

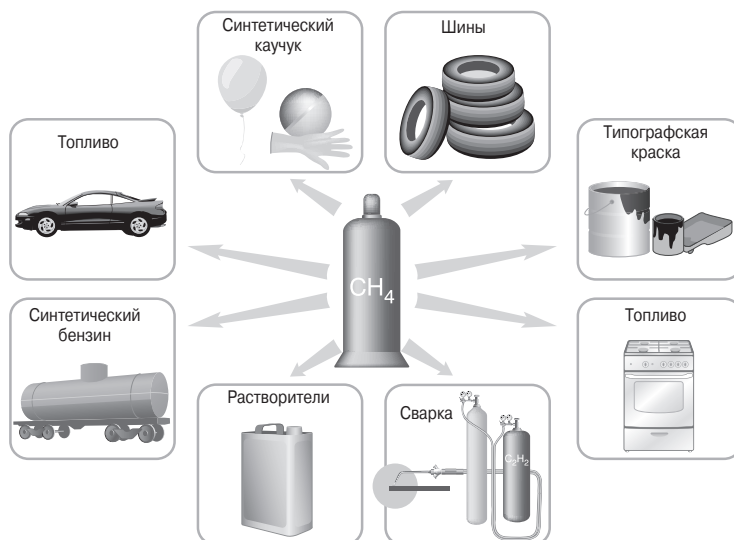


пропан

Обратите внимание: в уравнениях реакций с участием органических веществ указывается стрелка а не знак равенства.

Источники углеводородов. Метан образуется в природе при разложении растительных и животных организмов без доступа воздуха. Он выделяется на болотах (болотный газ), в шахтах и рудниках (рудничный газ). Метан составляет 80–98 % природного газа, остаток приходится на другие газообразные углеводороды. Жидкие и твердые углеводороды содержатся в нефти. Предельные углеводороды получают из природных источников: природного газа, нефти, угля.

Применение. Метан в составе природного газа используется в быту в качестве топлива. Следует заметить, что хозяйства, которые не подключены к сети природного газоснабжения, используют как топливо газ в баллонах (смесь пропана и бутана). В последнее время в качестве топлива для транспортных средств вместо бензина всё более широкое применение находит метан в баллонах. Из метана и других предельных углеводородов в химической промышленности



Составь рассказ о применении метана.

Рис. 4.44. Применение метана

получают пластмассы, сажу для типографской краски, синтетический каучук, ацетилен, растворители и другие ценные продукты. Области применения метана показаны на рис. 4.44.

Влияние продуктов сгорания на окружающую среду. Ежегодно человечество использует около 7,5 млрд тонн углеводородов. Более 90 % добытых углеводородов сжигается в топках электростанций, заводов и фабрик, двигателях автомобилей, тепловозов и самолётов, в системах обогрева помещений, при приготовлении пищи и др.

Использование углеводородов как источника энергии, т. е. их сжигание, приводит к двум негативным последствиям:

- загрязнению атмосферы и возникновению так называемого *парникового эффекта*;
- потере огромных количеств углеводородов, которые могли бы быть использованы в качестве сырья для синтеза каучука, тканей, красителей, медикаментов и др.

Парниковый эффект. Одной из глобальных экологических проблем является *парниковый эффект*, т. е. повышение температуры атмосферы вследствие накопления газов, которые образуют «земное одеяло». Это напоминает атмосферу в парнике, который нагревается на солнце и не проветривается.

Основным газом, из-за которого возникает парниковый эффект, является оксид углерода (IV). Откуда он возникает? Несомненно, большая его часть образуется в результате реакций горения, которые происходят в различных видах транспорта (наземного, воздушного, морского). В Молдове в настоящее время насчитывается более одного миллиона единиц транспорта. Если принять во внимание, что они оборудованы двигателями внутреннего сгорания и что используется бензин низкого качества, то загрязнение атмосферы становится очень заметным. Другие источники образования газов — это работа заводов и фабрик, ТЭС (обогревание помещений), применение фреонов, лесные пожары, извержения вулканов и др.

Каковы последствия парникового эффекта? Учёные доказали, что к 2050 г. глобальная температура может повыситься на 2–4 градуса. Это приведёт к частичному таянию ледников и нарушению экологического равновесия.

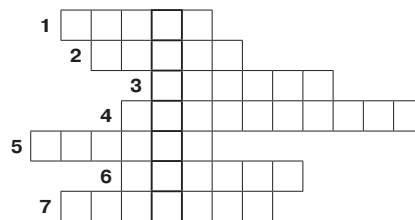
Можем ли мы повлиять на ситуацию и предотвратить парниковый эффект? Конечно, да! Самый простой пример — пересест с автомобиля на велосипед (подобно таким странам, как Нидерланды, Китай и Вьетнам) и снизить таким образом объём выхлопных газов, внести свой вклад в расширение и уход за лесными массивами, использовать нетрадиционные источники энергии и др.

Химический

КРОССВОРД

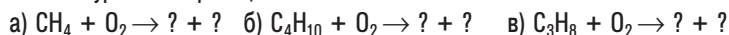
Реши кроссворд. Ключевое слово — основная область использования углеводородов.

1. Жидкая природная смесь углеводородов.
2. Твёрдое топливо.
3. Один из газов, используемый в бытовых плитках.
4. Вид важнейших продуктов, получаемых из углеводородов нефти и газа.
5. Горючее для автомобилей.
6. Тяжёлый металл в составе бензина, отравляющий воздух и придорожную растительность.
7. Горючее для самолетов.



ОЦЕНИВАНИЕ

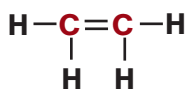
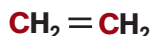
1. Закончи уравнения реакций:



2. Из средств массовой информации мы часто узнаём, что при авариях в воды морей и океанов выливается нефть, которая покрывает поверхность воды и создает опасность для морской флоры и фауны. Ежегодно в моря и океаны попадает 12 млн тонн нефти, нанося непоправимый ущерб. Предложи способы решения этой проблемы.

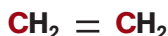
3. Вычисли массу воды и оксида углерода (IV), которые образуются при сгорании природного газа объёмом 1 м^3 (н. у.), если содержание в нём метана составляет 89,6 % (остальное — неорганические примеси).
4. Пропан широко применяют в качестве автомобильного топлива, потому что он дешевле бензина и меньше загрязняет окружающую среду. Вычисли объём кислорода, необходимого для сжигания пропана объёмом 1,12 л (н. у.).
5. Бутан используется в качестве топлива для отопления домов. Рассчитай объём углекислого газа (н. у.), который выделится при полном сгорании бутана количеством вещества 2 моль.

Этен
(этилен)

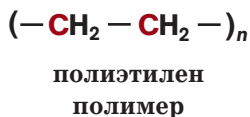
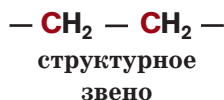


Поскольку второе название этена C_2H_4 «этилен», его полимер называют полиэтиленом.

Какие реакции характерны для органических соединений с двойной связью — реакции присоединения или замещения?



этилен
мономер

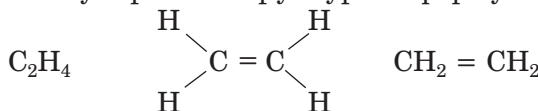


4.19. Непредельные углеводороды. Полиэтилен и каучук

Углеводороды, содержащие в молекуле одну двойную связь, называются непредельными углеводородами (этиленовыми).

Первый представитель — это этен (этилен). Далее следуют пропен, бутен и др.

Строение. Молекулярная и структурная формула этена:

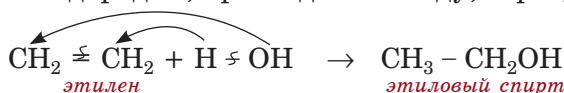


Физические свойства. Этен — бесцветный газ, почти без запаха, плохо растворим в воде, немного легче воздуха.

Химические свойства. Горение. Этен на воздухе сгорает с образованием углекислого газа и воды:



***Реакции присоединения.** Главное свойство этена — реакции присоединения по месту двойной связи, сопровождающиеся разрывом дополнительной связи. Поэтому этен, являясь непредельным углеводородом, присоединяет воду, образуя этиловый спирт:



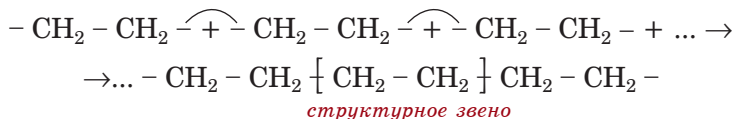
Эта реакция лежит в основе получения этилового спирта в промышленности.

***Полимеризация этилена.** Благодаря разрыву дополнительной связи большое количество молекул этилена могут связываться между собой, образуя длинные цепочки. Данный процесс называется *полимеризацией* (греч. *polys* — много), и это также реакция присоединения.

Рассмотрим схему реакции полимеризации этилена. Процесс протекает при высокой температуре и давлении в присутствии специальных веществ, начинающих реакцию (*инициаторов*). При этих условиях происходит разрыв дополнительной связи в каждой молекуле этилена:



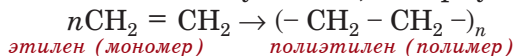
«Половинки» связей у атомов углерода соседних молекул соединяются, образуя новые связи между молекулами:



Видно, что в продукте реакции фрагмент $-\text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$ это остаток молекулы этилена с разорванной дополнительной связью. Указанный фрагмент повторяется многократно, его называют *структурным звеном*. Молекула, образованная из многократно повторяющихся структурных звеньев, называется *полимером*. Исходное вещество, из которого получают полимер, носит название *мономер* (греч. *топо* — один). В данной реакции этен — это мономер.

Полимеризация — это последовательное соединение одинаковых молекул мономера в более крупные молекулы полимера.

Уравнение реакции полимеризации этена можно записать, с учётом огромного числа молекул этена, в свёрнутом виде:



В левой части уравнения n — это количество молекул мономера, а в правой — количество структурных звеньев. Для полиэтилена n может достигать 1000 или более.

Полиэтилен — это хорошо знакомый и широко используемый материал. Из него производят посуду, пакеты для пищевых и непищевых продуктов, ящики, бочки, трубы, пленку и т. д. В отличие от обычного стекла, плёнка из полиэтилена не бьётся, пропускает ультрафиолетовые лучи, она дешевле, удобнее, легче и прочнее, чем стекло, поэтому применяется вместо него в теплицах (рис. 4.45). Но так как полиэтилен не относится к биоразлагаемым материалам (сохраняется сотни лет) и загрязняет окружающую среду, особенно через пакеты, упаковки, используемые ежедневно, было решено заменить его материалами из хлопка или шерсти. Республика Молдова уже приступила к реализации этого решения.

Каучук. Каучук — продукт полимеризации углеводородов, содержащих две двойные связи (алкадиенов). Самыми важными алкадиенами являются бутадиен $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$, который представляет собой газ, и изопрен (2-метилбутадиен), который является жидкостью:

$$\text{CH}_2 = \underset{\text{CH}_3}{\text{C}} - \text{CH} = \text{CH}_2$$

Натуральный каучук добывают из млечного сока некоторых тропических деревьев. Млечный сок (латекс) может коагулировать либо при обработке кислотой, либо при нагревании.

Натуральный каучук — полимер, состав которого можно выразить формулой $(-\text{C}_5\text{H}_8-)_n$. Основным свойством каучука является эластичность, т. е. удлинение на несколько сотен процентов под действием растягивающих сил и возвращение к первоначальным размерам, когда действие внешних сил прекращается.

Каучук чувствителен к действию кислорода, из-за которого каучук со временем стареет и становится хрупким. Чтобы предотвратить этот процесс, натуральный каучук нагревают с серой при $130-140^\circ\text{C}$. Процесс называется вулканизацией, а полученный продукт — резина. У резины сохраняется эластичность каучука, но повышается механическая прочность, в отличие от каучука она нерастворима в органических растворителях.

Синтетические каучуки получают из бутадиена и изопрена в присутствии металлоорганических катализаторов.

Синтетический полибутадиеновый каучук используется для производства автомобильных шин и пропитки тканей.



Рис. 4.45. Изделия из полиэтилена

Ранее было сказано, что количество химических элементов не может расти бесконечно (стр. 16). Что мы можем в этом контексте сказать об увеличении в будущем количества органических веществ?



метиловый спирт —
метанол



этиловый спирт — этанол

4.20. Спирты. Этиловый спирт

Состав, название и строение. С этиловым спиртом вы часто встречаетесь в повседневной жизни, например во время уколов. Все алкогольные напитки содержат этиловый спирт. Состав этилового спирта выражается формулой $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Некоторые из вас, вероятно, слышали о сильном яде — метиловом спирте. Его состав выражается формулой CH_3OH .

Молекулы CH_3OH и $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ состоят из углеводородного остатка (CH_3- , C_2H_5-) и группы OH .

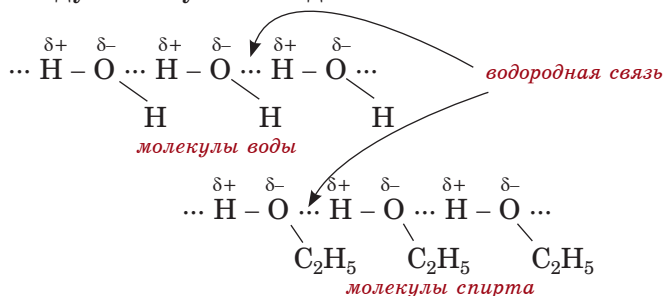
Спирты — это органические вещества, молекулы которых содержат одну или несколько гидроксильных групп (ОН), соединённых с углеводородным остатком.

Современные названия метилового и этилового спирта образуются из названия предельного углеводорода с тем же числом атомов углерода и суффикса *-ол-*: CH_3OH — метанол, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ — этанол.

Физические и химические свойства (функции) спиртов во многом связаны с наличием в их молекулах группы OH , которая называется *функциональной группой*.

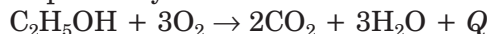
Физические свойства. Этиловый спирт — бесцветное, летучее вещество со специфическим запахом, хорошо растворимое в воде.

В отличие от газообразных углеводородов метана CH_4 и этана C_2H_6 , соответствующие им спирты CH_3OH и $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ являются жидкими веществами, благодаря образованию водородных связей между молекулами спирта. Водородные связи образуются между электроотрицательным атомом кислорода одной молекулы и электроположительным атомом водорода другой молекулы спирта так же, как и между молекулами воды:



Сходство с водой обуславливает хорошую растворимость низших спиртов в воде.

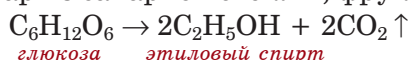
Химические свойства этилового спирта. Реакция горения. Этиловый спирт горит голубоватым пламенем:



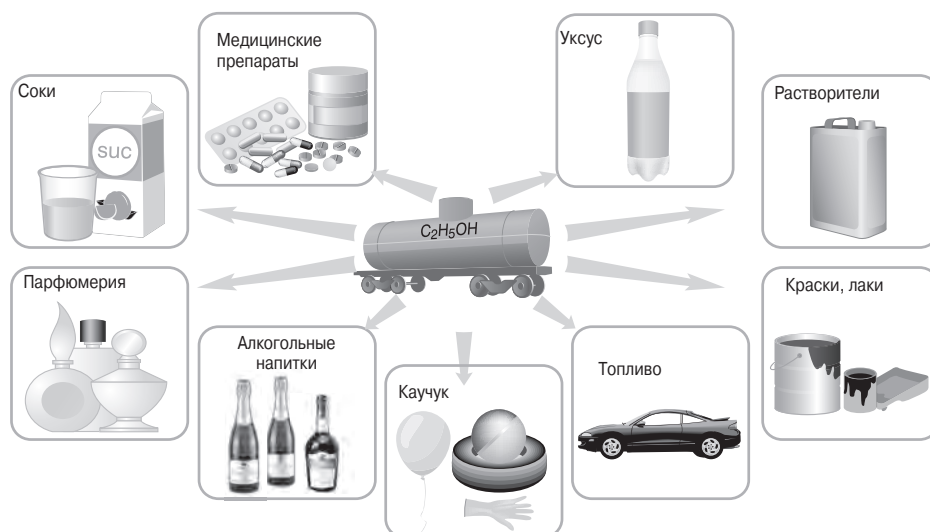
Эта реакция протекает с выделением тепла.

Этиловый спирт используют как топливо, не загрязняющее атмосферу. В Бразилии, например, свыше 1 млн автомобилей работает на этиловом спирте.

*** Получение этилового спирта.** Этиловый спирт — важнейший представитель спиртов. Его получают при брожении сахаристых веществ без доступа воздуха, таких как глюкоза (из винограда) и сахароза (сахар из сахарной свёклы, фруктов):



В период пандемии КОВИД-19 какие растворы спирта мы использовали в качестве дезинфицирующих средств?



Составь рассказ о применении этилового спирта.

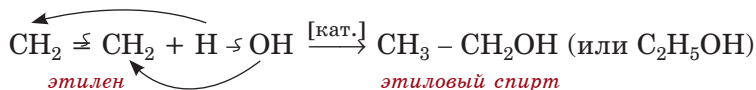
Рис. 4.46. Применение этилового спирта

Республика Молдова — аграрная страна, где на больших площадях культивируется виноград. Производство вина и других алкогольных напитков является одной из основных отраслей производства.

При перегонке вина образуется спирт, который называется *пищевым спиртом*. Его также получают из зерна, картофеля, патоки, фруктов (яблок, слив, абрикосов) в результате брожения.

Этиловый спирт, полученный из древесины и этилена, называется *техническим спиртом*. Его используют только в технических целях.

Реакция, которая лежит в основе промышленного получения этилового спирта из этилена и воды, протекает согласно схеме:



Применение. Этиловый спирт способен растворять множество органических веществ. Это один из самых дешёвых растворителей. *Пищевой этиловый спирт* применяют для стабилизации процессов брожения соков, для приготовления лекарств (например, йодной настойки), алкогольных напитков, духов и одеколонов. *Технический этиловый спирт* служит сырьём для синтеза многих органических веществ. В некоторых странах его используют в качестве горючего для двигателей (рис. 4.46).

Метиловый спирт вследствие высокой токсичности применяют только в технике как растворитель и как исходное вещество в органическом синтезе.

Биологическое действие. При употреблении алкогольных напитков этиловый спирт быстро всасывается в кровь и возбуждающе действует на организм. Длительное действие этилового спирта вызывает тяжёлые поражения нервной и сердечно-сосудистой системы, пищеварительного тракта. Особенно опасен технический этиловый спирт — он может содержать ядовитые примеси (например, метиловый спирт), которые фатальны для организма.



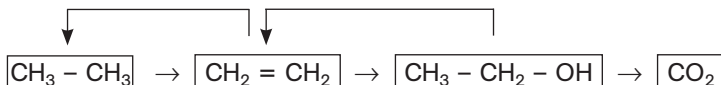
Ядовито!
Смертельная доза — 30 мл

Этиловый спирт уничтожает бактерии, поэтому его применяют в медицине как бактерицидное (дезинфицирующее) средство.



РАБОТА В ГРУППЕ

1. Составьте уравнения реакций для следующих превращений:



2. Осенью после сбора винограда хозяева дробят его и оставляют бродить в бочках в погребе для получения вина. Зная природу обоих продуктов, образующихся при брожении, напишите рассказ, предупреждающий о возможных последствиях.

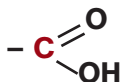


ОЦЕНИВАНИЕ

1. Составь структурную и электронную формулы этилового спирта и объясни образование химических связей между атомами в его молекуле.
2. Назови функциональную группу в молекулах спиртов.
3. Объясни такие физические свойства этилового спирта, как:
 - а) жидкое агрегатное состояние при обычной температуре; б) растворимость в воде.
4. Напиши уравнения реакций горения спиртов: а) метилового; б) этилового. Какая из этих реакций имеет практическое значение и где применяется?
5. Назови области применения этилового спирта. Объясни его применение на основе его свойств.
6. Какая масса спирта может быть получена при гидратации этена объёмом 448 л (н. у.).

4.21. Карбоновые кислоты. Уксусная кислота

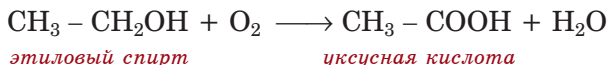
Функциональная
карбоксильная
группа



Состав и строение. Карбоновые кислоты, как и многие другие органические вещества, относятся к кислородсодержащим соединениям. В состав карбоновых кислот входит *карбоксильная группа* COOH .

Существует тесная связь между спиртами и карбоновыми кислотами. Самым известным представителем карбоновых кислот является уксусная кислота CH_3COOH . Она может быть получена из спирта с тем же числом атомов углерода — $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.

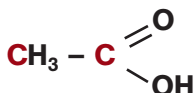
Известно, что виноградный сок бродит без доступа воздуха и превращается в вино. Глюкоза из винограда превращается в этиловый спирт. Так получают вино, которое хранят на холоде в дубовых бочках или плотно закупоренных бутылках. А что случится, если вино оставить открытым? Оно прокиснет, в результате получится винный уксус, т. е. *уксусная кислота*:



Уксусная кислота и есть основной компонент винного (столового) уксуса.

Карбоновыми кислотами называются органические вещества, молекулы которых содержат карбоксильную группу — COOH .

Уксусная
кислота



Физические свойства. Уксусная кислота — жидкость, неограниченно растворимая в воде. Запах уксусной кислоты вам хорошо знаком — это запах уксуса.

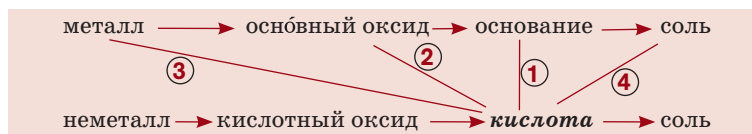
Химические свойства. По химическим свойствам карбоновые кислоты во многом похожи на неорганические кислоты, но значительно

слабее их. В водных растворах они слабо диссоциируют на катион водорода и анион кислотного остатка. Например:

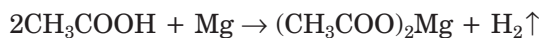


В растворах карбоновых кислот лакмус окрашивается в красный цвет, метилоранж — в розовый.

Рассмотрим свойства, общие с неорганическими кислотами на основе известной вам схемы генетических связей между классами неорганических веществ:

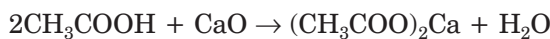


Взаимодействие с металлами, основными оксидами и основаниями. Металлы, стоящие в вытеснительном ряду до водорода, вытесняют его из карбоновых кислот:

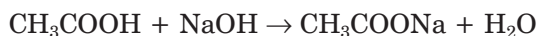


уксусная кислота ацетат магния

При взаимодействии с основными оксидами и со щелочами, образуются соль и вода:



уксусная кислота ацетат кальция



уксусная кислота ацетат натрия

Напиши ионные уравнения для реакции получения ацетата натрия.

Взаимодействие с солями. Уксусная кислота вытесняет из солей неустойчивые кислоты, например угольную. При взаимодействии гидрокарбоната натрия с уксусной кислотой (гашение соды уксусом) бурно выделяется бесцветный газ CO_2 :



Применение. Уксусная кислота, в виде столового уксуса, широко применяется в пищевой промышленности, для консервирования овощей. Из уксусной кислоты получают красители и медицинские препараты. Например, ацетат железа (III) используется при крашении тканей, а ацетат алюминия — в приготовлении раствора для компрессов (рис. 4.47).

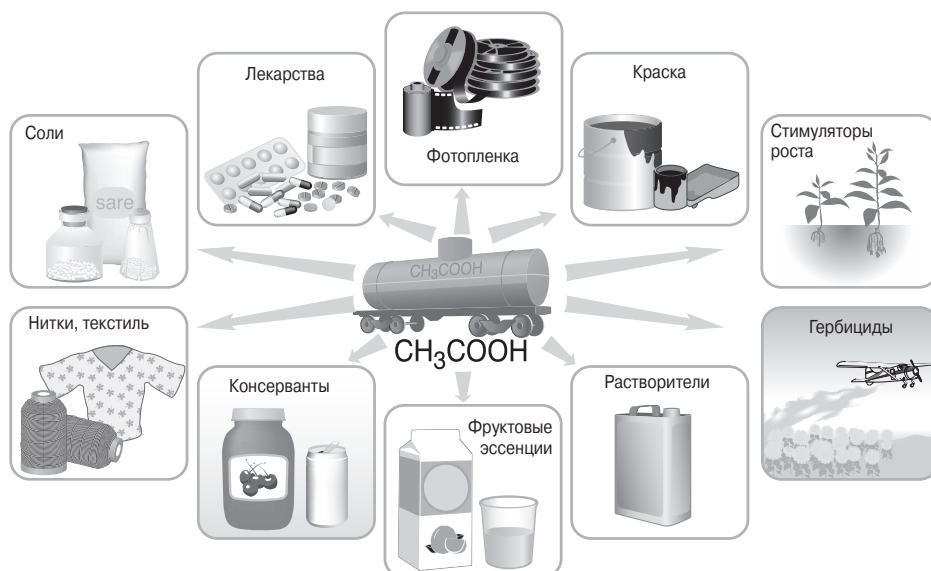
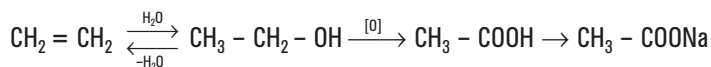


Рис. 4.47. Применение уксусной кислоты

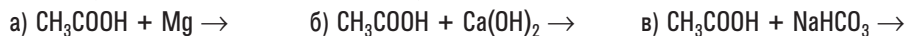
Составь рассказ о применении уксусной кислоты.

ОЦЕНИВАНИЕ

1. Осуществи следующие превращения, написав уравнения реакций:



2. Закончи уравнения реакций и назови продукты:



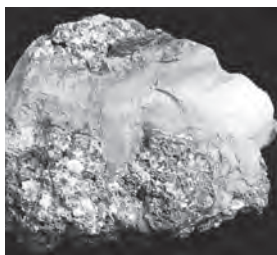
3. Назови области применения уксусной кислоты.

4. Используя диаграмму Венна, объясни, что общего между этиловым спиртом и уксусной кислотой и чем они различаются.

5. Для приготовления теста в домашних условиях пищевую соду NaHCO_3 «гасят» уксусом. Напиши уравнение реакции и вычисли объём (н. у.) углекислого газа, который выделится, если взять соду массой 1 г.

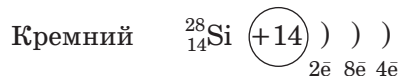
4.22. Кремний

Каолинит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$



Кварц SiO_2

Положение в периодической системе и строение атома. Химический элемент кремний Si расположен в III периоде, главной подгруппе IV группы периодической системы. Структура его атома:



Атом кремния имеет 4 валентных электрона. Он четырёхвалентен во всех соединениях.

Нахождение в природе. Кремний встречается в природе только в виде соединений. Например:

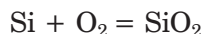
SiO₂ — оксид кремния — *кремнезём, кварц*, основная часть песка и многих других минералов;

$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — каолинит — основная часть белой глины, а жёлтая глина содержит ещё и примеси оксидов железа;

$\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ — *ортотлаз* — минерал, состоящий из силиката калия K_2SiO_3 , алюмината калия KAlO_2 и оксида кремния SiO_2 . Состав ортотлаза в данном случае изображён условно как сумма оксидов: основного (K_2O), кислотного (SiO_2) и амфотерного (Al_2O_3).

Физические свойства. Кремний существует в двух аллотропных формах: Si аморфный (коричневый порошок) и Si кристаллический (серо-чёрный). Кремний не растворяется ни в одном растворителе. Как и графит, кремний является полупроводником.

Химические свойства. Кремний реагирует с кислородом при 600 °С:



Применение кремния. Кремний используют в качестве полупроводника. Из него производят транзисторы и солнечные батареи. Повышение содержания кремния в стали увеличивает её жаростойкость и кислотоупорность.

Самые распространённые неметаллы в земной коре — это кислород (49,13 %) и кремний (25,7 %).

4.23. Соединения кремния с практическим значением

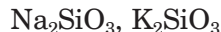
Важнейшими соединениями кремния являются:



оксид кремния (IV), кислотный оксид, нерастворимый в воде



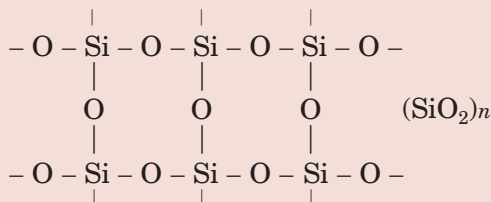
кремниевая кислота, нерастворимая в воде



силикаты, растворимые в воде

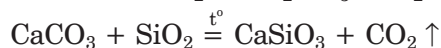
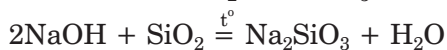
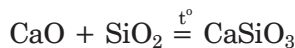
Оксид кремния (IV) SiO_2 — твёрдое, прозрачное, тугоплавкое вещество, нерастворимое в воде. В природе встречается в виде минерала кварца. Почти чистым оксидом кремния (IV) является речной песок, называемый *кварцевым песком*. Обычный песок кроме SiO_2 содержит примеси оксидов железа, которые придают песку желтоватый цвет. Прозрачные бесцветные кристаллы кварца называются *горным хрусталём*.

В оксиде кремния (IV) каждый атом кремния окружён атомами кислорода, а атомы кислорода — кремнием. Поэтому весь кусок кварца представляет одну гигантскую молекулу, имеющую следующее строение:



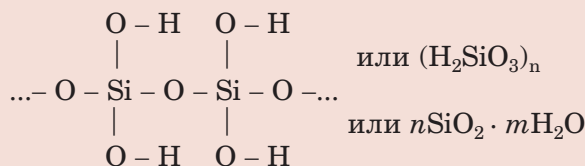
Это неорганический полимер $(\text{SiO}_2)_n$. Обычно пишут упрощённую формулу SiO_2 .

Оксид кремния (IV) — кислотный оксид. Он реагирует при сплавлении с основными оксидами, щелочами и некоторыми солями с образованием силикатов:

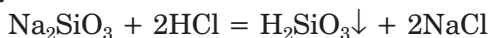


В последней реакции оксид кремния (IV) вытесняет более летучий оксид из соли.

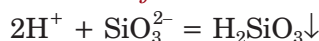
Кремниевая кислота и её соли. Кремниевая кислота также имеет полимерное строение:



Условно кремниевая кислота записывается формулой H_2SiO_3 . Кремниевая кислота — гелеобразное вещество, нерастворимое в воде. Поэтому её получают реакцией обмена кислот с растворимыми силикатами:

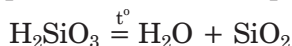


студенистый осадок

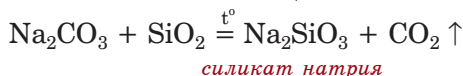


Добавки Cr_2O_3 придают стеклу зелёный оттенок

При небольшом нагревании она легко разлагается:



Соли кремниевой кислоты — *силикаты*. Силикаты натрия и калия растворимы в воде, их называют растворимым, или *жидким стеклом*, и получают сплавлением щёлочи или соды с песком:

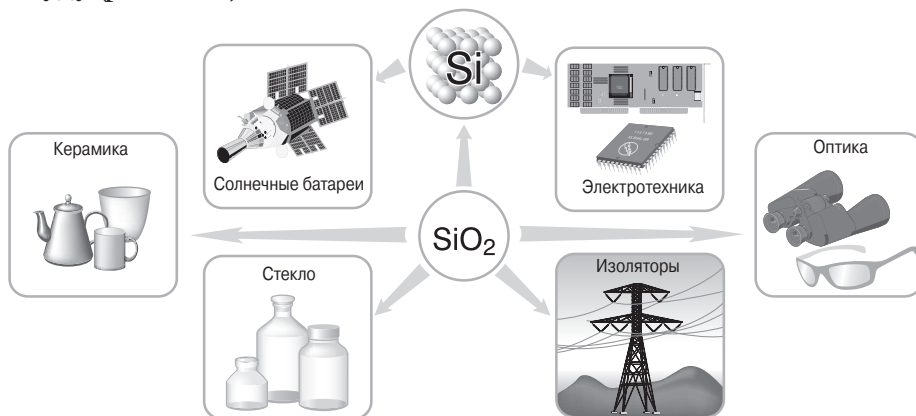


Применяют силикат натрия для изготовления замазок и цементов, канцелярского клея.

Все силикаты также имеют сложную полимерную структуру.

Применение соединений кремния. Глина и песок — доступные природные материалы, широко используемые в строительстве. При термической обработке из песка и глины получают важные материалы (стекло, цемент), изготавливают керамическую посуду (рис. 4.48).

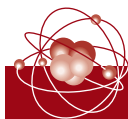
Рис. 4.48 Области применения кремния и оксида кремния



Обычное оконное стекло имеет состав $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Его «варят», сплавляя ($\approx 1500^\circ\text{C}$) соду Na_2CO_3 , известняк CaCO_3 и песок SiO_2 . При этом образуются силикаты натрия и кальция, сплавленные с избытком песка. Расплавленная масса застывает без образования кристаллов. При нагревании стекло размягчается и ему можно придать любую форму. Стекло химически инертно, поэтому из него производят посуду различного вида и предназначения. Свойства стекла можно изменять. Например, при замене CaO на PbO и Na_2O на K_2O получается хрусталь $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{PbO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Химическое стекло имеет состав $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Можно получить цветное стекло. Добавлением оксида кобальта (II) CoO получают синее стекло, оксид хрома (III) Cr_2O_3 придаёт стеклу зелёный цвет, мелко раздробленное золото — красный (рубиновое стекло).

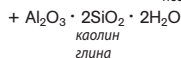
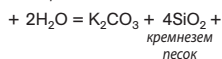
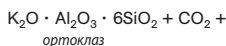
Кроме обычного стекла (для окон) существует и кварцевое стекло. Его производят, расплавляя кварцевый песок SiO_2 . В отличие от оконного стекла, кварцевое пропускает ультрафиолетовые лучи.

Керамика (от греч. *keramos* — глина) — это изделия из глины $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Из белой глины изготавливают фарфоровую и фаянсовую посуду, а из обычной, окрашенной оксидами железа в коричневые тона, — обычную глиняную посуду. Глина с водой при перемешивании образует «глиняное тесто». Из него лепят посуду,



Горизонты ХИМИИ

- Как разрушаются горы? Даже слабая угольная кислота способна вытеснить из силикатов кремниевую кислоту. В природе происходит выветривание минералов с образованием глины и песка — основы всех почв:



- Кварцевое стекло было обнаружено при раскопках древнего Египта, Багдада. Его возраст около 5000 лет.

затем её сушат и, наконец, обжигают при температуре 1000°C . При этом испаряется вода, в том числе из состава самой глины. Получается керамика — прочный материал, в котором атомы алюминия и кремния чередуются с атомами кислорода. Сверху посуду покрывают глазурью — стеклянной массой.

Цемент — это смесь безводных силикатов и алюминатов кальция. Цемент получают обжигом мергеля — смеси известняка и глины. При смешивании сухого цемента с водой происходит химическое присоединение воды и образуются кристаллические твердые алюмосиликаты. Такой процесс твердения цемента называется схватыванием.



РАБОТА В ГРУППЕ

1. Напишите уравнения реакций для следующих превращений:



2. Сравните способы получения угольной и кремниевой кислот. Как они действуют на индикаторы? Какова сила этих кислот?



ОЦЕНИВАНИЕ

1. Выбери и распредели в две колонки: слева — характеристики оксида кремния (IV), справа — характеристики оксида углерода (IV): а) состоит из отдельных молекул; б) представляет собой огромную полимерную (многомерную) молекулу; в) газ; г) не имеет цвета и запаха; д) твердое вещество; е) растворяется в воде и химически с ней взаимодействует (уравнение реакции); ж) в воде не растворяется; з) кислотный оксид.
2. Напиши уравнения реакций получения стекла из:
а) Na_2CO_3 , CaCO_3 , SiO_2 ; б) K_2CO_3 , PbCO_3 , SiO_2 .
Назови каждый тип стекла.
3. Какие цвета приобретает стекло при добавлении: а) Cr_2O_3 ; б) CoO ; в) золота?
4. Вычисли массу силиката натрия, полученного при взаимодействии карбоната натрия массой 212 г с оксидом кремния (IV).
5. Вычисли массу соды, известняка и песка, необходимых для получения стекла массой 100 кг.

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА



Решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы и их соединения с практическим значением»

Вспомните Правила техники безопасности при работе в кабинете химии (Приложение 1).

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, держатель, предметное стекло, нихромовое кольцо, фильтровальная бумага, воронка, стеклянная трубка, реактивы: CuO — порошок; CaCO_3 (мрамор); растворы: HCl — 13,6 %; метилоранж — 0,1 %; AgNO_3 — 0,85 %; NaCl — 1,12 %; NaOH — 7,4 %; CuSO_4 — 0,8 %; Na_2CO_3 — 1,59 %; K_2CO_3 — 2,07 %; BaCl_2 — 1,04 %; Na_2SO_4 — 0,71 %; CaCl_2 — 1,66 %; Ca(OH)_2 — 0,17 % насыщ.; FeCl_3 — 0,54 %.

Задача 1. Докажите, что в растворе соляной кислоты есть ионы водорода и хлорид-ионы.

Задача 2. Каков состав поваренной соли? Установите его экспериментально.

Задача 3. Определите, в какой из трёх пробирок содержатся растворы: а) соляной кислоты; б) гидроксида натрия; в) хлорида натрия.

Задача 4. Получите хлорид меди двумя способами.

Задача 5. Как очистить хлорид натрия от примеси карбоната натрия?

Этапы работы

Определите тип экспериментальной задачи



Составьте план решения



Напишите уравнения реакций



Составьте план проведения опыта



Выполните опыт

Задача 6. Осуществите практически следующие превращения:



***Задача 7.** Без дополнительных реактивов распознайте, в какой из трёх предложенных пробирок находятся растворы а) соляной кислоты; б) хлорида бария; в) карбоната калия.

Задача 8. Получите тремя способами хлорид натрия и выделите его из смеси.

Задача 9. Получите тремя способами карбонат кальция и выделите его из смеси.

Задача 10. Из хлорида железа (III) получите оксид железа (III).

Напишите выводы по выполненной работе.

Остатки хлорида серебра вылейте в специальную посуду. Приведите в порядок рабочее место.

Тест

СУММАТИВНОГО ОЦЕНИВАНИЯ ПО ЕДИНИЦЕ ОБУЧЕНИЯ

НЕМЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ С ПРАКТИЧЕСКИМ ЗНАЧЕНИЕМ

I. Напиши химические формулы трёх веществ, содержащих азот и имеющих разные типы химической связи:

а) ковалентная полярная _____

б) неполярная ковалентная _____

в) ионная _____

II. Обведи букву В, если утверждение верно, и букву Н, если утверждение неверно:

В Н В веществе NaNO_3 азот имеет степень окисления +5.

В Н Раствор угольной кислоты имеет щелочную среду.

В Н Аммиак применяют для получения азотных удобрений.

В Н Неметаллические свойства усиливаются с ростом электроотрицательности.

В Н Углерод — наиболее активный неметалл II периода.

III. Считается, что мы живём в углеродном мире.

а) Укажи тип реакций, в которых участвует углерод:

№	Уравнение реакции	Тип реакции
1.	$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$	
2.	$3\text{C} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = 2\text{Fe} + 3\text{CO}$	
3.	$\text{CH}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{C} + 2\text{H}_2$	

б) Укажи две области применения углерода:

1) _____

2) _____

IV. Неметаллы и их соединения являются основными компонентами как земной атмосферы, так и гидросферы, а также всех живых организмов. Напиши по одному уравнению химической реакции для каждого предложенного взаимодействия:

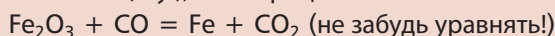
а) неметалл + неметалл _____

б) неметалл + металл _____

в) оксид неметалла + вода _____

г) кислота + металл _____

V. Оксид углерода (II), называемый также угарным газом, применяется для восстановления металлов из оксидов методом пирометаллургии. Вычисли, какую массу оксида железа (III) Fe_2O_3 можно восстановить оксидом углерода (II) объёмом 672 л (н. у.), если процесс восстановления протекает по схеме:



- аргументировать необходимость применения неорганических веществ в различных областях науки и искусства;
- разрабатывать и представлять проект о значении химии как науки и искусства;
- формулировать выводы о преимуществах использования неорганических веществ и важности их изучения.

5.1. // Химия и гуманитарная сфера человеческой деятельности

Химические реакции всегда впечатляли своими эффектами, демонстрируя что химия тоже может стать искусством. Натуральные пигменты, которые мы видим на доисторических рисунках, тому доказательство. Химические вещества активно используются при реставрации произведений искусства и играют важную роль для сохранения художественного и культурного наследия человечества. В современных техниках используется от 120 до 140 веществ или их комбинаций.

Так, для получения пигментов красноватых цветов прокаливают гидратированные оксиды железа ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$; $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$).

Минералы, содержащие оксиды марганца, имеют коричневый цвет.

Для получения пигмента синего (ультрамаринового) цвета прокаливают смесь каолина, карбоната натрия и серы.

В качестве зелёного пигмента используют минерал авгит (Ca , Na) (Mg , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Al , Ti) [$(\text{Si}, \text{Al})_2\text{O}_6$]. Также зелёный цвет получают при использовании оксида хрома (III) и его гидрата.

Но важно знать, что некоторые пигменты содержат токсичные вещества. Например, в древности для получения белого цвета использовали свинцовые белила ($2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$). В настоящее время его заменяют оксид титана (IV) и оксид цинка.

Не менее важна роль химии в развитии дизайна в одежде и архитектуре, при изготовлении элементов декора, предметов мебели и др.

Многие предметы, украшающие нашу жизнь, произведены из стекла. Стекло представляет собой смесь оксида кремния (IV) с силикатами разных металлов. Обычное стекло имеет состав $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ и получается сплавлением кварцевого песка с известняком и кальцинированной содой.

Для получения более прочного стекла оксид натрия заменяют оксидом калия ($\text{K}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$). Из лабораторного стекла делают различную посуду.

Заменив оксид кальция на оксид свинца, получают хрустальное стекло $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{PbO} \cdot 6\text{SiO}_2$ (богемский хрусталь, *рис. 5.1*), из которого изготавливают различные предметы — образцы искусства.

Для производства термометров, лабораторных сосудов всех типов и кухонной посуды используют боросиликатное стекло (SiO_2 , B_2O_3 , Na_2O , Al_2O_3), т. н. стекло Йена, Pyrex.

Цветное стекло можно получить добавлением оксидов, придающих цвет, например CuO для синего или Cr_2O_3 для зелёного цвета.



Рис. 5.1. Ваза из богемского хрустала

ПРОЕКТ

Тема: Химия — наука и искусство**Аргумент**

Современную жизнь цивилизованного человека невозможно представить без применения различных веществ и материалов. Химия присутствует не только в нашей повседневной жизни, но и служит фундаментальной основой для различных художественных шедевров: картин, скульптур, предметов декоративно-прикладного искусства.

Благодаря химии до наших дней дошли многие древние произведения искусства, и поэтому мы можем наслаждаться их красотой.

Сформируйте группу из нескольких учеников и выполните совместный проект по данной теме.

Внимательно ознакомьтесь с основными направлениями в работе над проектом.

Основные направления исследования:

- ✓ Химия на службе искусства;
- ✓ Значение химии в живописи, скульптуре;
- ✓ Определите и опишите пять химических веществ, применяемых в различных областях искусства;
- ✓ Назовите пять выдающихся учёных в области химии, создавших шедевры искусства.

Способы выполнения

- Презентации PowerPoint
- Постеры
- Рефераты
- Коллажи

Защита проекта

- Каждая группа выбирает одного или нескольких представителей для защиты проекта перед классом.
- На выступление отводится до 8 минут.

Критерии оценивания

- Оригинальность и важность затронутых тем;
- Научное содержание проекта;
- Выступление группы;
- Использованные источники информации (библиография);
- Соответствие выступления отведенному времени.

5.2. Химия и современные технологии

Химия участвует в получении разных веществ и создании материалов для изготовления всевозможных изделий. Это металлы, керамика, полимеры, композиционные материалы.

Металлы и керамика нам уже знакомы. Производство *металлов*, особенно стали и алюминия, растёт во всём мире. Производство *полимеров* с каждым годом всё больше приближается к производству металлов. Ежегодно производится около 30 млн тонн полимеров в виде нитей, тканей, плёнок и пластмасс. Материалы, изготовленные на основе полимеров, — лёгкие, прочные, гибкие, коррозионно-устойчивые, хорошие изоляторы.

Это, например, полиэтилен, капрон, лавсан, органическое стекло. Предметы из них изготавливают выдавливанием в форму нагретой массы полимера — литьё под давлением или выдувание. Так производят пластиковые бутылки, трубы, ручки, расчёски, пуговицы, пробки, посуду, изолирующие оболочки проводов, корпуса компьютеров и т. д.

На основе полимеров изготавливают пластмассы — материалы, способные при определённых условиях формироваться и сохранять приданную им форму. Кроме полимера, пластмассы содержат наполнители, пластификаторы, пигменты. Наполнители (зола, тальк, бумага, стекловолокно) повышают механическую прочность изделия и удешевляют его, так как расход полимера уменьшается. Пигменты добавляют для придания цвета. Из пластмасс сделаны многие предметы, которые нас окружают.

Композиционные (композитные) материалы — это материалы будущего. Зачем они нужны? Дело в том, что обычные материалы имеют ограниченные сроки применения, определённые природой. Металлы пластичны, но при высоких температурах плавятся. Керамические материалы устойчивы при высоких температурах, но не пластичны. Пластмассы дешёвы, легко поддаются обработке, химически инертны, но неустойчивы даже при температурах 200–300 °С.

Композиционные материалы (лат. *compozite* — составление) сочетают достоинства всех этих материалов. Например, углепластик. Его получают на основе длинных и тонких волокон графита, распределённых в полимере. Его применяют там, где требуется жёсткость и лёгкость. Из него производят детали космических кораблей, современные теннисные ракетки, рыболовные удилища, велосипедные рамы и многое другое.

Широко используются стекловолоконные материалы. Стекловолокно имеет прочность до 40 Н/мм², что намного прочнее стальной проволоки. Использование стекловолокна породило новую отрасль прикладной науки — волоконная оптика.

Используя стеклянную смальту с температурой плавления 570 °С, можно изготовить надёжное покрытие для алюминия. Эмалированный алюминий обладает такими ценными свойствами, как высокая стойкость к коррозии, эластичность и др.

На сегодняшний день в строительной отрасли используют самые разнообразные материалы на основе кремнезёма и керамических материалов. Например, из цемента и полимеров с одинаковой плотностью производят разновидности лёгкого бетона. Этот тип бетона имеет хорошую теплоизоляционную стойкость, низкое поглощение влаги и легко поддаётся обработке.

Современные химические технологии позволяют производить материалы с необычными свойствами. Одним из таких материалов является *нитинол* — сплав никеля и титана, иногда также называемый *металлом памяти*, потому что он «запоминает» первоначальную форму. Сначала изделия из нитинола использовались только в военных целях. В настоящее время всё чаще используются нитиноловые муфты при строительстве трубопроводов для добычи и транспортировки газа, нефти и воды.

В медицине нитиноловые фиксаторы применяют для более эффективного соединения и сращения костей после переломов. В стоматологии нитиноловые дуги брекет-систем используются всё чаще и чаще.

Сегодня кабели из оптоволоконна широко используются телефонными и телевизионными станциями. Благодаря этому всё человечество имеет доступ к различной информации и получает её в кратчайшие сроки.



Рис. 5.2. Современные материалы находят применение в космонавтике

Широко используются материалы на основе фенолформальдегидных смол. Последние в виде кипящей жидкой массы смешиваются с отходами производства древесины, ткани, стекла или металла. Попутно решается проблема защиты окружающей среды.



Рис. 5.3 Современные материалы широко применяют в производстве компьютеров



Рис. 5.4 Оптоволоконный кабель

5.3. Принципы безопасного использования веществ и химических реакций

Важнейшим требованием современных химических технологий является чистота получаемых продуктов. Так, используемое сырьё должно содержать 99,8–99,9 % основного вещества. Не менее важным является повышение технического уровня химических производств: современное оборудование, новейшие приборы и машины, особые условия для проведения химических экспериментов и др. В то же время, проблемы, связанные с загрязнением окружающей среды, становятся всё более актуальными и в настоящее время обрели глобальный характер.

Типы загрязнений окружающей среды. Любые химические продукты, патогенные биологические материалы или физические воздействия, которые вредят или представляют опасность для человека и окружающей среды (земли, воздуха, воды, флоры, фауны и др.), называются *загрязнениями*. Рассмотрим более подробно различные типы загрязнений.

В зависимости от происхождения загрязнения бывают *природными* и *антропогенными* (последние связаны с человеческим фактором). Природные загрязнения не зависят от вмешательства человека. К ним относятся извержения вулканов, выбросы нефти или природного газа, землетрясения, песчаные бури и др. Антропогенные загрязнения связаны с деятельностью человека.

В зависимости от природы рассмотрим следующие типы загрязнений:

- *химические* — это загрязнения отходами полимеров, пластмасс, каучуков, пестицидами, нитратами, вредными металлами (свинцом, ртутью), выбросами химических предприятий, выхлопными газами, сигаретным дымом и др.;
- *биологические* — загрязнения различными патогенными организмами, живыми или мёртвыми;
- *физические* — загрязнения земной или космической радиацией, термические и звуковые (фоновые) загрязнения.

Интенсификация промышленного производства, массовое использование удобрений и пестицидов, рост плотности населения, увеличение количества транспортных средств и числа курильщиков способствуют стремительному росту химических загрязнений.

Внимание! Многие считают, что главным виновником ухудшения экологической ситуации является химия.

Химия загрязняет? Нет! Не химия виновата в экологической беде. Анализируя определённые ситуации, связанные с загрязнениями местности, можно прийти к заключению, что иногда причиной экологических проблем являются *специалисты* (химики, агрономы, технологи, лесоводы и др.). Их некомпетентность и безответственность приводят к нарушению технологии производства или применения химических веществ, а также переработки и захоронения отходов.

Именно химия как учебный предмет и как наука вносит свой вклад в защиту окружающей среды. Химики определяют природу загрязнений, их концентрацию в окружающей среде, определяют допустимую концентрацию, которая не опасна для живых организмов.

Экология – это наука, которая изучает отношения между живыми организмами и средой их обитания. Экология – сложная наука. Она основывается на исследованиях в области зоологии, ботаники, генетики, почвоведения, химии, биохимии, физиологии, защиты окружающей среды.

Антропогенные загрязнения — это следствие деятельности человека.

Сточные воды, загрязнённые бытовыми и промышленными отходами, запрещается сбрасывать в реки, озёра, водоёмы и моря без очистки, так как содержащиеся в них вредные вещества нарушают экологическое равновесие и влияют на здоровье людей.



Рис. 5.5. Заводские трубы, не оборудованные фильтрами для улавливания загрязнений

Вместе с другими специалистами химии ищут способы предупреждения и ликвидации загрязнений, возникающих при авариях — как природных, так и антропогенных. Для защиты окружающей среды используют фильтры, снижающие выделение вредных газов. Этими фильтрами оборудуются заводы и транспортные средства. Вместе с тем, обычные материалы для изготовления посуды и тары (стекло, пластик и др.) заменяют на такие, которые способны подвергаться биоразложению.

Одной из эффективных мер является оптимальное и повторное использование бумаги, пластмасс, стекла и других материалов, получение биогаза из отходов сельскохозяйственного производства.

Доказав отравляющее (канцерогенное) действие курения, химики предложили принять постановление о запрете курения в общественных местах (учебных заведениях, больницах, театрах, в транспорте и т. п.).

Гражданская позиция. При изучении химии в 7-9 классах в каждой теме обращалось внимание на источники загрязнения окружающей среды (кислотные дожди, разрушение озонового слоя, образование оксидов CO , CO_2 , NO_2 , парниковый эффект и др.). Были предложены и некоторые меры предотвращения или контроля загрязнений.

Мы изучаем и понимаем химию, поэтому должны внимательно наблюдать за всеми случаями загрязнений и принимать участие в борьбе с «атаками на природу» на протяжении всей жизни, начиная со школьных лет.

Наше здоровье, качество нашей жизни зависят от здоровья среды, в которой мы живём. Обязанность каждого — защищать окружающую среду!



Рис. 5.6 Следствием загрязнения воды нефтью является гибель морской флоры и фауны



РАБОТА В ГРУППЕ

1. Просмотрите изученные темы учебника химии для 9-го класса, найдите те, в которых обращается внимание на загрязнения и защиту окружающей среды.
2. Опишите загрязнения, замеченные в местности вашего проживания. Какие меры были предприняты для борьбы с загрязнением окружающей среды? Каков ваш вклад?
3. Предложите меры по улучшению состояния парков, рек, озёр, родников в вашей местности.
4. Изучите рисунки (в этом учебнике), показывающие области применения различных химических веществ. Установите взаимосвязь между химией и физикой, медициной, биологией, экологией, математикой, родным языком, историей, живописью, музыкой и др.



ОЦЕНИВАНИЕ

1. Охарактеризуй следующие материалы:
а) металлы; б) керамику; в) полимеры; г) композиционные материалы.
2. Что производится из:
а) металлов; б) керамики; в) полимеров; г) композиционных материалов?
3. Напиши короткий рассказ о роли химии в создании современных материалов.
4. Что такое «загрязнения»? Назови их типы.
5. Приведи примеры химических загрязнений.
6. Какова роль химии в защите окружающей среды?
7. Объясни процессы загрязнений, происходящие при использовании транспорта и предложи меры по снижению вредных выбросов.
8. Назови две-три пиктограммы (предупреждающих значка на товарах), о которых мы должны помнить на протяжении всей жизни.

5.4. // Безопасное использование веществ и химических реакций

В данном параграфе представлены примеры проблем и предлагаются их решения с помощью химических веществ безопасными методами.

Пример №1.

С различных объектов и поверхностей требуется удалить разные пятна: ржавчины, масляное, кофейное, иода, морковного сока, вишнёвого сока, мясного соуса. В вашем распоряжении следующие средства: отбеливатель, моющее средство для белья, ультрафиолетовый источник, зубная паста, лимонная кислота, ацетон. Подберите подходящее средство для удаления каждого пятна.

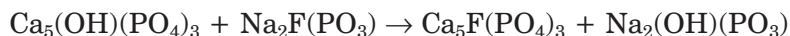
Решение:

- Пятно от ржавчины можно удалить лимонной кислотой, которая его обесцвечивает.
- Свежее масляное пятно может быть легко удалено ацетоном или зубной пастой.
- Пятна от кофе, морковного или вишнёвого сока могут быть удалены с помощью отбеливателя.
- Пятно от мясного соуса может быть удалено с помощью моющего средства, содержащего ферменты.
- Пятно от морковного сока можно удалить на солнечном свете, так как в моркови есть каротин, очень чувствительный к ультрафиолетовому излучению.
- Пятно от иода можно удалить бензином или при нагревании (иод возгоняется).

Пример № 2.

После употребления некоторых сортов яблок зубы становятся очень чувствительными к теплу и холоду. Это ощущение может быть устранено, если чистить зубы дважды в день пастой, содержащей фтор. Как объяснить это явление с химической точки зрения, если известно, что зубная эмаль имеет состав, подобный минералу $\text{Ca}_5\text{OH}(\text{PO}_4)_3$?

Решение: По составу зубная эмаль относится к основным солям, поскольку содержит группу OH. Все основные соли легко растворяются в кислотах, в том числе слабых, таких как лимонная или щавелевая, которые содержатся в кислых фруктах. Поэтому частичное растворение зубной эмали делает зубы более чувствительными к теплу и холоду. Содержащийся в зубной пасте ион фтора замещает гидроксильную группу в составе зубной эмали:



При этом образуется фторапатит кальция, хуже растворяющийся в кислотах.

Пример № 3.

Слабо токсичный препарат, который можно использовать в сельском хозяйстве для борьбы с болезнями растений, может быть приготовлен из древесной золы: 1 литр золы кипятят в 4 литрах

воды в течение одного часа, оставляют для охлаждения, затем фильтруют и прибавляют 10–20 г мыла.

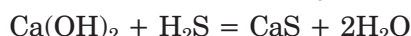
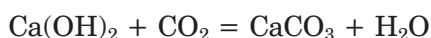
Как действует этот препарат и какие группы в нём играют роль пестицида: органические или неорганические?

Решение: В состав золы входят неорганические вещества: карбонаты калия, кальция и магния. Основным компонентом является K_2CO_3 , поэтому полученный препарат относится к неорганическим пестицидам.

Пример № 4.

Одна из проблем, с которой сталкиваются фермеры, — это загрязнение воздуха на животноводческих фермах. Чистый воздух способствует росту животных. Однако на фермах он загрязнён разными газами: оксидом углерода (IV), аммиаком, сероводородом, парами воды. Загрязнения воздуха приводят к снижению продуктивности животных и влияют на здоровье молодняка. Чтобы освежить воздух, применяют электрические вентиляторы, однако они создают сквозняки. Поэтому есть и другие методы очистки воздуха в этих помещениях. Может ли частая побелка стен влиять на состав воздуха?

Решение: Да, может. Известь поглощает CO_2 и H_2S по реакциям:



РАБОТА В ГРУППЕ

1. Посмотрите, сколько медикаментов у вас дома. Прочтите информацию о них. Определите, к каким классам они относятся. Попытайтесь найти о них дополнительную информацию (применение, молекулярную формулу, строение и др.).

2. Что применяют реставраторы картин для осветления пятен, образуемых на холсте чёрным сульфидом свинца PbS ? Аргументируйте ответ, написав уравнение реакции.

3. Приведите несколько примеров применения химических веществ в повседневной жизни. Опишите их действие.

Самооценивание

1. Дополни предложения:

- а) Атом имеет сложное строение, так как состоит из...
- б) Число электронов в электронной оболочке атома равно...
- в) Периодическая система состоит из...
- г) Электроотрицательность химических элементов в периоде слева направо...
- д) Металлический характер в главных подгруппах снизу вверх...

2. Смоделируй образование химических связей в веществах: NH_3 , N_2 , KCl . Укажи тип химической связи в каждом веществе.

3. Сгруппируй вещества по типу химической связи: HBr , Br_2 , $NaBr$, K_2O , SO_2 , P_2O_5 , O_2 , MgO . Аргументируй ответ.

4. Заполни отведённые пространства для следующих химических элементов:

	Элемент	Высший оксид	Основание/Кислота
а)	Na	_____	_____
б)	Al	_____	_____
в)	S	_____	_____
г)	N	_____	_____

5. Напиши слева от порядковых номеров химических элементов из колонки А букву соответствующей характеристики из колонки Б:

А	Б
_____ 1. натрий	а) образует основной оксид
_____ 2. хлор	б) образует амфотерный оксид
_____ 3. магний	в) имеет наименьшую электроотрицательность
_____ 4. алюминий	г) имеет наибольшую электроотрицательность
_____ 5. фтор	д) в соединениях имеет степень окисления –1

6. Содержание брома в мозгу человека составляет 15–30 мг в 100 г ткани. Вес мозга взрослого человека равен 900–1200 г. Какая масса брома содержится в головном мозге человека?

7. Потребность человека в фосфоре составляет 1 г в сутки. Массовая доля фосфора в некоторых продуктах питания: мясо — 0,204 %; яйца — 0,224 %. Сколько мяса и яиц мы должны ввести в ежедневный рацион для удовлетворения потребности организма в фосфоре?

*8. Газ, полученный при взаимодействии хлорида аммония количеством вещества 0,2 моль с избытком гидроксида натрия, поглотили раствором серной кислоты массой 20 г массовой долей кислоты 49 %. Вычисли массу образовавшейся соли. Что это за соль, и каково её значение?

9. Массовая доля оксида железа (III) в железной руде составляет 80 %. Сколько автомобилей можно произвести из железа, полученного из 47 т руды, если для производства одного автомобиля нужно 1,2 т железа?

10. На хлорирование питьевой воды расходуется хлор массой 0,002 мг на 1 л воды. Какой объём хлора необходим для обработки питьевой воды массой 120 т?

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

I. Правила техники безопасности при работе в химическом кабинете (лаборатории)

1. Перед началом работы проверь наличие и целостность посуды, приборов. Сообщи лаборанту о неполадках.
2. Надень рабочий халат, по указанию учителя можно использовать другие средства защиты (очки, перчатки и др.).
3. Прочти этикетку на склянке или банке, прежде чем отлить или отсыпать реактив.
4. Не оставляй открытыми склянки и банки с реактивами. Не путай пробки и пипетки для отбора реактивов.
5. Бери столько реактива, сколько указано в руководстве. *Примечание.* Для экономии реактивов в лаборатории и защиты окружающей среды все эксперименты следует проводить с малыми количествами реактивов.
6. Не выливай и не высыпай реактивы обратно в склянки и банки. Избыточный или неиспользованный реактив следует сливать (ссыпать) в предназначенную для этого посуду или сдавать лаборанту.
7. Не бери реактивы руками, а только специальным инструментом (ложечкой, шпателем).
8. Не пробуй реактивы на вкус, так как $3/4$ из них ядовиты и опасны.
9. Проверь запах только по правилу: лёгким движением руки над сосудом направь газ к носу.
10. Старайся не проливать реактивы на кожу или одежду. Если это случилось, промой проточной водой и сразу сообщи учителю или лаборанту.
11. Не ставь горячие предметы на стол, а только на специальную подставку.
12. Не проводи опыты, не предусмотренные данной работой.
13. Осторожно обращайся с огнем. Не работай с легковоспламеняющимися веществами вблизи огня. В случае возгорания гаси огонь песком или накрывая тряпкой, полотенцем, чтобы прекратить доступ воздуха (в отсутствие воздуха огонь погаснет).
14. Приведи в порядок рабочее место в конце занятия.
15. Вымой руки по окончании работы.

Соблюдение этих правил обязательно для всех учащихся, так как пренебрежение ими может привести к серьезным последствиям — ожогам, порезам, отравлениям.

II. Инструкция по подготовке и проведению практических работ

Чтобы понять и усвоить курс химии, нужно по мере изучения теоретического материала выполнять все указанные в учебнике практические работы и лабораторные опыты. Для успешного и безопасного проведения химического эксперимента необходимо запомнить и строго выполнять правила работы и техники безопасности в химическом кабинете.

К каждой практической работе ученик должен готовиться заранее:

- а) повторить соответствующие параграфы учебника;
- б) внимательно прочитать содержание работы;
- в) в специальной тетради для практических работ кратко записать содержание работы: приборы и реактивы, что нужно сделать (ход работы), рисунок прибора, уравнения реакций, оставляя место для записи наблюдений и выводов, которые будут сделаны во время практической работы;
- г) повторить правила техники безопасности (см. п. I), запомнить дополнительные правила, если они есть в данной работе.

Каждый ученик/ученица выполняет все опыты на своём рабочем месте, используя приборы и реактивы, предназначенные для этого.

Приложение 2. Растворимость кислот, оснований и солей в воде

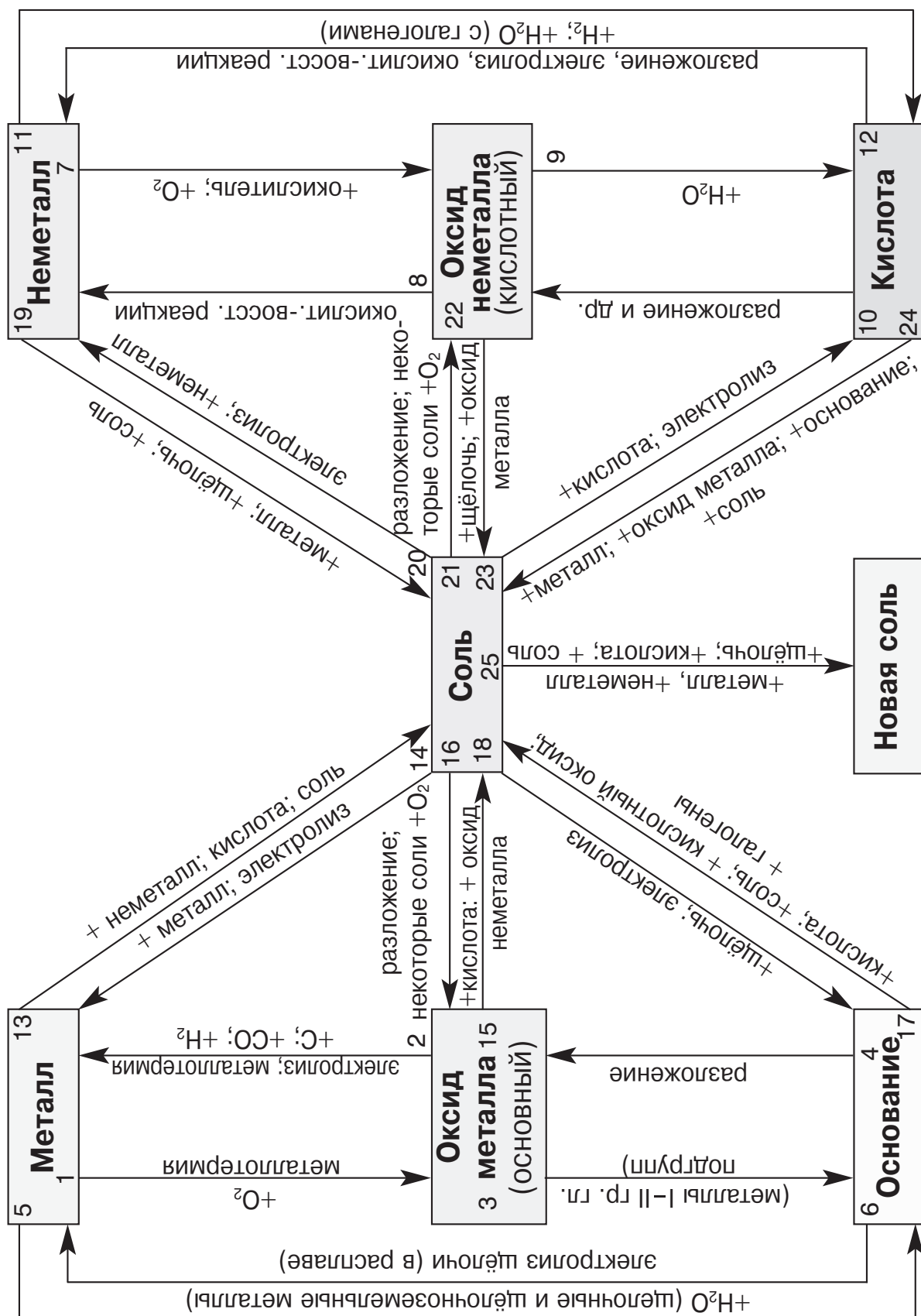
Катионы \ Анионы	H ⁺	NH ₄ ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺
OH ⁻		P↑	P	P	P	P	M	H	H	H	H	H	H	H	H	H	—
F ⁻	P	P	M	P	P	M	H	H	M	H	P	P	H	H	H	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	H
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	H
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	H	—	H
S ²⁻	P↑	P	P	P	P	P	P	P	—	—	H	H	H	—	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P↑	P	P	P	P	H	H	H	—	—	H	—	H	—	H	H	H
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M
CO ₃ ²⁻	P↑	P	P	P	P	H	H	H	—	—	H	H	H	—	H	—	H
SiO ₃ ²⁻	H	—	P	P	P	H	H	H	—	—	H	H	H	—	H	—	—
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
PO ₄ ³⁻	P	P	H	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P	P	P	—	P	P	P

P — растворимо (больше 1 г на 100 г воды); M — малорастворимо (от 1 г до 0,01 г в 100 г воды); H — практически нерастворимо (меньше 0,01 г в 100 г воды); «—» — вещество не существует или разлагается водой; ↑ — разлагается с выделением газа, само является газом.

Приложение 3. Относительные молекулярные массы

Ионы	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Al ³⁺	Fe ³⁺
OH ⁻	18	35	56	40	—	171	74	58	99	98	—	241	90	78	107
NO ₃ ⁻	63	80	101	85	170	261	164	148	189	188	325	331	180	213	242
Cl ⁻	36,5	53,5	74,5	58,5	143,5	208	111	95	136	135	272	278	127	133,5	162,5
S ²⁻	34	68	110	78	248	169	72	56	97	96	233	239	88	150	—
SO ₃ ²⁻	82	116	158	126	296	217	120	104	145	—	—	287	136	—	—
SO ₄ ²⁻	98	132	174	142	312	233	136	120	161	160	297	303	152	342	400
CO ₃ ²⁻	62	96	138	106	276	197	100	84	125	—	—	267	116	—	—
SiO ₃ ²⁻	78	—	154	122	292	213	116	100	141	—	—	283	132	—	—
PO ₄ ³⁻	98	—	212	164	419	601	310	262	385	382	793	811	358	122	151
CH ₃ COO ⁻	60	77	98	82	167	255	158	142	183	182	319	325	174	204	233

Приложение 4. Генетическая связь между классами неорганических веществ



Приложение 5. Названия и формулы некоторых оксидов и гидроксидов металлов

Оксиды металлов		Гидроксиды металлов	
Название	Формула	Формула	Название
Основные оксиды		Растворимые основания — щёлочи	
Оксид лития	Li_2O	LiOH	Гидроксид лития
Оксид натрия	Na_2O	NaOH	Гидроксид натрия
Оксид калия	K_2O	KOH	Гидроксид калия
Оксид кальция	CaO	Ca(OH)_2	Гидроксид кальция
Оксид бария	BaO	Ba(OH)_2	Гидроксид бария
		Нерастворимые основания	
Оксид железа (II)	FeO	Fe(OH)_2	Гидроксид железа (II)
Оксид меди (II)	CuO	Cu(OH)_2	Гидроксид меди (II)
*Амфотерные оксиды		*Амфотерные основания	
Оксид железа (III)	Fe_2O_3	Fe(OH)_3	Гидроксид железа (III)
Оксид цинка	ZnO	Zn(OH)_2	Гидроксид цинка
Оксид алюминия	Al_2O_3	Al(OH)_3	Гидроксид алюминия

Приложение 6. Названия и формулы некоторых кислотных оксидов, кислот и кислотных остатков

Кислотные оксиды		Кислоты		Кислотные остатки	
Название	Формула	Название	Формула	Формула	Название
Кислородсодержащие кислоты					
Оксид серы (IV)	SO_2	Сернистая	H_2SO_3	$\overset{\text{II}}{\text{SO}}_3$	Сульфит
Оксид серы (VI)	SO_3	Серная	H_2SO_4	$\overset{\text{VI}}{\text{SO}}_4$	Сульфат
Оксид углерода (IV)	CO_2	Угольная	H_2CO_3	$\overset{\text{IV}}{\text{CO}}_3$	Карбонат
Оксид кремния (IV)	SiO_2	Кремниевая	H_2SiO_3	$\overset{\text{IV}}{\text{SiO}}_3$	Силикат
Оксид азота (V)	N_2O_5	Азотная	HNO_3	$\overset{\text{V}}{\text{NO}}_3$	Нитрат
Оксид фосфора (V)	P_2O_5	Фосфорная	H_3PO_4	$\overset{\text{V}}{\text{PO}}_4$	Фосфат
Бескислородные кислоты					
Фтороводородная (плавиковая)		HF	$\overset{\text{I}}{\text{F}}$		Фторид
Хлороводородная (соляная)		HCl	$\overset{\text{I}}{\text{Cl}}$		Хлорид
Бромоводородная		HBr	$\overset{\text{I}}{\text{Br}}$		Бромид
Иодоводородная		HI	$\overset{\text{I}}{\text{I}}$		Иодид
Сероводородная		H_2S	$\overset{\text{II}}{\text{S}}$		Сульфид

Приложение 7. Периодическая система химических элементов

ГРУППЫ																	ЭЛЕМЕНТОВ																
периоды	Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa																	
I	1 H ВОДОРОД 1,008																																
II	3 Li ЛИТИЙ 6,939	4 Be БЕРИЛЛИЙ 9,012																															
III	11 Na НАТРИЙ 22,990	12 Mg МАГНИЙ 24,312																															
IV	19 K КАЛИЙ 39,10	20 Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	21 Sc СКАНДИЙ 44,96	22 V ВАНАДИЙ 50,94	23 Cr ХРОМ 52,00	24 Mn МАРТАНЕЦ 54,94	25 Fe ЖЕЛЕЗО 55,85	26 Co КОБАЛЬТ 58,93	27 Ni НИКЕЛЬ 58,69	28 Ni НИКЕЛЬ 58,69	29 Cu МЕДЬ 63,55	30 Zn ЦИНК 65,39	31 Ga ГАЛЛИЙ 69,72	32 Ge ГЕРМАНИЙ 72,61	33 As МЫШЬЯК 74,92	34 Se СЕЛЕН 78,96																	
V	37 Rb РУБИДИЙ 85,47	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,62	39 Y ИТРИЙ 88,91	40 Nb НИОБИЙ 92,91	41 Zr ЦИРКОНИЙ 91,22	42 Mo МОЛИБДЕН 95,94	43 Tc ТЕХНЕЦИЙ 98,91	44 Ru РУТЕНИЙ 101,07	45 Rh РОДИЙ 102,91	46 Pd ПАЛЛАДИЙ 106,42	47 Ag СЕРЕБРО 107,87	48 Cd КАДМИЙ 112,41	49 In ИНДИЙ 114,82	50 Sn ОЛОВО 118,71	51 Sb СУРЬМА 121,75	52 Te ТЕЛЛУР 127,60																	
VI	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,91	56 Ba БАРИЙ 137,33	57 La* ЛАНТАН 138,91	72 Ta ТАНТАЛ 180,95	73 W ВОЛЬФРАМ 183,85	74 Re РЕНИЙ 186,21	75 Os ОСМИЙ 190,20	76 Ir ИРИДИЙ 192,22	77 Pt ПЛАТИНА 195,09	78 Pt ПЛАТИНА 195,09	79 Au ЗОЛОТО 196,97	80 Hg РУТУЙ 200,59	81 Tl ТАЛЛИЙ 204,37	82 Pb СВИНЕЦ 207,19	83 Bi ВИСМУТ 208,98	84 Po ПОЛОНИЙ 209																	
VII	87 Fr ФРАНЦИЙ 223,02	88 Ra РАДИЙ 226,02	89 Ac** АКТИНИЙ 227,03	104 Db ДУБИЙ 261,11	105 Sg СГБЮРГИЙ 266,12	106 Bh БОРИЙ 264,12	107 Hs ХАССИЙ 277,13	108 Mt МЭЙТТЕРИЙ 288,14	109 Ds ДАРШЛАДТИЙ 291,10	110 Ds ДАРШЛАДТИЙ 291,10	111 Rg РЕНГИЙ 261,10	112 Cn КОПЕРНИЦИЙ 285,10	113 Nh НИХОНИЙ 284,10	114 Fl ФЛЕГРОВИЙ 289,10	115 Mc МОСКОВИЙ 289,10	116 Lv ЛИВЕРМОРИЙ 293,10																	
Выше оценки	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	R₂O₃	R₂O₇	RO₄	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄																	
Легче водородные соединения												RH₄	RH₃	H₂R	HR																		
* ЛАНТАНОИДЫ	58 Ce ЦЕРИЙ 140,12	59 Pr ПРАЗЕОДИЙ 140,91	60 Nd НЕОДИМ 144,24	61 Pm ПРОМЕТИЙ 144,91	62 Sm САМАРИЙ 150,36	63 Eu ЕВРОПИЙ 151,96	64 Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	65 Dy ДИСПРОЗИЙ 162,50	66 Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	67 Er ЭРБИЙ 167,26	68 Tm ТУЛИЙ 168,93	69 Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	70 Lu ЛУТЕЦИЙ 174,97	71 Lu ЛУТЕЦИЙ 174,97																			
** АКТИНОИДЫ	90 Th ТОРИЙ 232,04	91 Pa ПРОТАКТИНИЙ 231,04	92 U УРАН 238,03	93 Np НЕПУТЦИЙ 237,05	94 Pu ПУТОНИЙ 239,05	95 Am АМЕРИЦИЙ 243,06	96 Cm КОРИЙ 247,07	97 Bk БЕРКИЙ 247,07	98 Es ЭНЦИЙ 252,08	99 Fm ФЕРМИЙ 257,01	100 Md МЕНДЕЛЕВИЙ 258,10	101 No НОБЕЛИЙ 259,10	102 Lr ЛОУРЕНСИЙ 262,11	103 Lr ЛОУРЕНСИЙ 262,11																			

Символы металлов обозначены чёрным цветом, неметаллов — тёмно-коричневым, амфотерных элементов — светло-коричневым.

Descrierea CIP a Camerei Naționale a Cărții din Republica Moldova

Драгалина, Галина.

Химия : Учебник для 9-го класса / Галина Драгалина,
Надежда Велишко ; traducere din limba română : Tatiana Litvinova

Ministerul Educației

și Cercetării al Republicii Moldova. – [Chișinău] :

Arc, 2023 (Bons Offices). – 135 p. : fig.

Editat din bugetul de stat. – [9000] ex.

ISBN 978-9975-0-0761-0.

54(075.3)

721

Tiparul executat la Casa Editorial-Poligrafică „Bons Offices“

 **BONS OFFICES**

str. Feredeului nr. 4/6, tel. : 0-22-50-08-95

www.bons.md, e-mail : ion@bons.md

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

		ГРУППЫ										ЭЛЕМЕНТОВ									
периоды	ряды	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII												
I	1	1 H ВОДОРОД 1,008																	2 He ГЕЛИЙ 4,003		
	2	3 Li ЛИТИЙ 6,939	4 Be БЕРИЛЛИЙ 9,012	5 B БОР 10,811	6 C УГЛЕРОД 12,011	7 N АЗОТ 14,007	8 O КИСЛОРОД 15,999	9 F ФТОР 18,998											10 Ne НЕОН 20,183		
II	3	11 Na НАТРИЙ 22,990	12 Mg МАГНИЙ 24,312	13 Al АЛЮМИНИЙ 26,982	14 Si КРЕМНИЙ 28,086	15 P ФОСФОР 30,974	16 S СЕРА 32,064	17 Cl ХЛОР 35,453											18 Ar АРГОН 39,948		
	4	19 K КАЛИЙ 39,10	20 Ca КАЛЬЦИЙ 40,08	21 Sc СКАНДИЙ 44,96	22 Ti ТИТАН 47,88	23 V ВАНАДИЙ 50,94	24 Cr ХРОМ 52,00	25 Mn МАРГАНЕЦ 54,94											26 Fe ЖЕЛЕЗО 55,85	27 Co КОБАЛЬТ 58,93	28 Ni НИКЕЛЬ 58,69
III	5	Cu МЕДЬ 63,55	29 Zn ЦИНК 65,39	31 Ga ГАЛЛИЙ 69,72	32 Ge ГЕРМАНИЙ 72,61	33 As МЫШЬЯК 74,92	34 Se СЕЛЕН 78,96	35 Br БРОМ 79,90											36 Kr КРИПТОН 83,80		
	6	37 Rb РУБИДИЙ 85,47	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,62	39 Y ИТТРИЙ 88,91	40 Zr ЦИРКОНИЙ 91,22	41 Nb НИОБИЙ 92,91	42 Mo МОЛИБДЕН 95,94	43 Tc ТЕХНЕЦИЙ 98,91											44 Ru РУТЕНИЙ 101,07	45 Rh РОДИЙ 102,91	46 Pd ПАЛЛАДИЙ 106,42
IV	7	Ag СЕРЕБРО 107,87	47 Cd КАДМИЙ 112,41	49 In ИНДИЙ 114,82	50 Sn ОЛОВО 118,71	51 Sb СУРЬМА 121,75	52 Te ТЕЛЛУР 127,60	53 I ИОД 126,90											54 Xe КСЕНОН 131,29		
	8	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,91	56 Ba БАРИЙ 137,33	57 La* ЛАНТАН 138,91	72 Hf ГАФНИЙ 178,49	73 Ta ТАНТАЛ 180,95	74 W ВОЛЬФРАМ 183,85	75 Re РЕНИЙ 186,21											76 Os ОСМИЙ 190,20	77 Pt ПЛАТИНА 195,09	78 Pt ПЛАТИНА 195,09
V	9	Au ЗОЛОТО 196,97	80 Hg РТУТЬ 200,59	81 Tl ТАЛЛИЙ 204,38	82 Pb СВИНЕЦ 207,19	83 Bi ВИСМУТ 208,98	84 Po ПОЛОНИЙ [208,98]	85 At АСТАТ [209,99]											86 Rn РАДОН [222,02]		
	10	87 Fr ФРАНЦИЙ [223,02]	88 Ra РАДИЙ [226,03]	89 Ac** АКТИНИЙ [227,03]	104 Rf РЕЗЕРФОРДИЙ [261,11]	105 Db ДУБНИЙ [262,11]	106 Sg СИБОРИЙ [263,12]	107 Bh БОРИЙ [264,12]											108 Hs ХАССИЙ [267,13]	109 Mt МЕЙТНЕРИЙ [268,14]	110 Ds ДАРМШТАДИЙ [281]
VI	11	Rg РЕНТГЕНИЙ [260]	111 Cn КОПЕРНИЦИЙ [285]	113 Nh НИХОНИЙ [284]	114 Fl ФЛЕРОВИЙ [289]	115 Mc МОСКОВИЙ [289]	116 Lv ЛИВЕРМОРИЙ [293]	117 Ts ТЕННЕССИН [294]											118 Og ОГАНЕССОН [294]		
	Высшие оксиды	R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄												
VII	Летучие водородные соединения				RH₄	RH₃	H₂R	HR													
	* ЛАНТАНОИДЫ	Ce ЦЕРИЙ 140,12	Pr ПРАЗЕОДИМ 140,91	Nd НЕОДИМ 144,24	Pm ПРОМЕТИЙ [144,91]	Sm САМАРИЙ 150,36	Eu ЕВРОПИЙ 151,96	Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	Tb ТЕРБИЙ 158,93	Dy ДИСПРОЗИЙ 162,50	Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	Er ЭРБИЙ 167,26	Tm ТУЛИЙ 168,93	Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	Lu ЛЮТЕЦИЙ 174,97	71					
VIII	** АКТИНОИДЫ	Th ТОРИЙ 232,04	Pa ПРОТАКТИНИЙ [231,04]	U УРАН 238,03	Np НЕПТУНИЙ [237,05]	Pu ПЛУТОНИЙ [244,06]	Am АМЕРЦИЙ [243,06]	Cm КУРИЙ [247,07]	Bk БЕРКЛИЙ [247,07]	Cf КАЛИФОРНИЙ [251,08]	Es ЭЙНШТЕЙНИЙ [252,08]	Fm ФЕРМИЙ [257,10]	Md МЕНДЕЛЕВИЙ [258,10]	No НОБЕЛИЙ [259,10]	Lr ЛОУРЕНСИЙ [261,11]	103					

ISBN 978-9975-0-0761-0



9 789975 007610

РЯД ОТНОСИТЕЛЬНОЙ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

F	O	N	Cl	Br	I	S	C	Se	P	H	As	B	Si	Al	Mg	Ca	Li	Na	K
4,0	3,5	3,07	3,0	2,8	2,5	2,5	2,5	2,4	2,1	2,1	2,0	2,0	1,8	1,5	1,2	1,04	1,0	0,9	0,8

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ

Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Zn Cr Fe Ni Sn Pb (H) Cu Hg Ag Pt Au