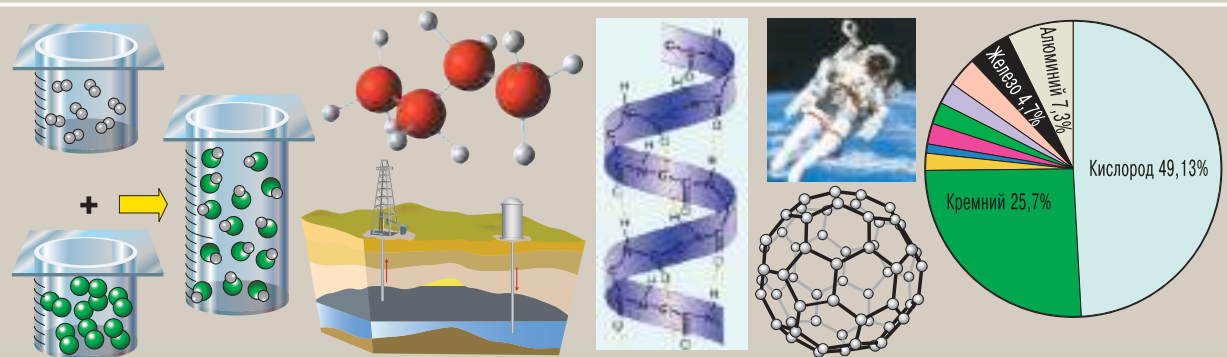




МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ МОЛДОВА



Галина Драгалина • Надежда Велишко
Светлана Кудрицкая • Борис Пасечник

ХИМИЯ 9

УЧЕБНИК для 9 КЛАССА



Издательство
ARC

МИНИСТЕРСТВО ПРОСВЕЩЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ МОЛДОВА

Галина Драгалина • Надежда Велишко
Светлана Кудрицкая • Борис Пасечник

Химия

учебник для 9 класса

Перевод с румынского:
Иван Погребной, Татьяна Литвинова



Издательство ARC
Кишинэу • 2016

Manualul a fost aprobat prin Ordinul nr. 321 din 28 aprilie 2016 al Ministrului Educației al Republicii Moldova. Manualul este elaborat conform Curriculumului disciplinar (aprobat în 2010) și finanțat din resursele Fondului Special pentru Manuale.

Acest manual este proprietatea Ministerului Educației al Republicii Moldova.

Școala _____				
Manualul nr. _____				
Anul de folosire	Numele de familie și prenumele elevului	Anul școlar	Aspectul manualului	
			la primire	la returnare
1.				
2.				
3.				
4.				
5.				

- Dirigintele controlează dacă numele elevului este scris corect.
- Elevul nu trebuie să facă nici un fel de însemnări în manual.
- Aspectul manualului (la primire și la returnare) se va aprecia : *nou, bun, satisfăcător, nesatisfăcător.*

Comisia de evaluare : *Violeta Druță*, profesoară de chimie, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Mihai Eminescu”, Chișinău ; *Iulia Baerle*, profesoară de chimie, grad didactic superior, Liceul Teoretic „Natalia Dadiani”, Chișinău ; *Parascovia Chiruța*, grad didactic II, Direcția Genrală Educație, Fălești.

Referenți : *Ion Negură*, conf. univ., dr. în psihologie, directorul Centrului de cercetări fundamentale în domeniul psihologiei al Universității Pedagogice de Stat „Ion Creangă” din Chișinău ; *Elena Ungureanu*, dr. în filologie, cercetător științific superior, Institutul de Filologie, AȘM ; *Vitalie Coroban*, director artistic, Editura Cartier, Chișinău.

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

Redactor : *Tatiana Zaicovschi*

Coperta și concepția grafică : *Mihai Bacinschi*

Tehnoredactare : *Sergiu Vlas*

Desene : *Vitalie Stelea*

Fotografii : *Tudor Iovu*

УСЛОВНЫЕ ОБОЗНАЧЕНИЯ



ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

ЗАДАЧИ



Горизонты химии

Информация для расширения кругозора

РАБОТА В ГРУППЕ



Выполнение заданий в группе учащихся

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ



Лабораторный опыт или практическая работа

Задания, выполнение которых облегчает понимание содержания параграфа



Разное



* Дополнительный материал

СОДЕРЖАНИЕ

ПОВТОРЕНИЕ	5
I. Строение атома	5
II. Химическая связь	5
III. Химические реакции	6
IV. Классы неорганических соединений	7
V. Растворы. Электролитическая диссоциация	8
 1. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА	10
1.1. Периодический закон и периодическая система	10
1.2. Причина периодичности. Периодическое изменение металлических и неметаллических свойств	13
1.3. Характеристика элементов в зависимости от их положения в периодической системе	16
1.4. Степень окисления. Определение степени окисления по химической формуле	17
1.5. Понятие об окислителе и восстановителе	19
1.6. Определение количества вещества или его массы по количеству или массе другого вещества, участника реакции	21
 2. МЕТАЛЛЫ В НАШЕЙ ЖИЗНИ	24
2.1. Общая характеристика	24
2.2. Получение металлов	28
2.3. Физические свойства металлов	30
2.4. Химические свойства и применение металлов	32
2.5. Оксиды и гидроксиды металлов	35
2.6. Щелочные металлы.	37
Лабораторный опыт № 1. Ознакомление с образцами минералов и солей натрия и калия. *Окраска пламени	40
2.7. Кальций и его соединения	41
Лабораторный опыт № 2. Ознакомление с образцами минералов и солей кальция, *магния и *бария. Обнаружение ионов кальция ..	44
2.8. Алюминий и его соединения	46
Лабораторный опыт № 3. Ознакомление с образцами минералов и солей алюминия	50
2.9. Железо и его соединения	51
2.10. Сплавы	56
2.11. Коррозия металлов	57
Лабораторный опыт № 4. Ознакомление с образцами стали, чугуна и минералов железа. Обнаружение ионов железа (III). Окисление гидроксида железа (II) на воздухе	59
Практическая работа № 1–2. Свойства металлов и их соединений. Решение экспериментальных задач по теме “Металлы”	60

3.	ГАЗООБРАЗНОЕ СОСТОЯНИЕ ВЕЩЕСТВА	62
3.1.	Закон Авогадро	62
3.2.	Молярный объем газов	62
3.3.	Вычисления на основе понятия “молярный объем”	64
3.4.	Вычисления по химическим уравнениям	67
4.	НЕМЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ	72
4.1.	Общая характеристика неметаллов	72
4.2.	Хлор	73
4.3.	Хлороводород и соляная кислота	76
	Лабораторный опыт № 5. Обнаружение хлорид-ионов Cl^-	77
4.4.	Сера	78
4.5.	Важнейшие соединения серы	79
	Лабораторный опыт № 6. Обнаружение сульфат-ионов SO_4^{2-}	85
4.6.	Азот	86
4.7.	Аммиак. Соли аммония	89
	Лабораторный опыт № 7. Обнаружение ионов аммония NH_4^+	91
4.8.	Оксиды азота	92
4.9.	Азотная кислота	93
4.10.	Нитраты. Круговорот азота в природе	95
4.11.	Фосфор	97
4.12.	Соединения фосфора	100
	Лабораторный опыт № 8. Изучение образцов минеральных удобрений	102
4.13.	Углерод	103
4.14.	Неорганические соединения углерода	109
	Лабораторный опыт № 9. Обнаружение карбонат-ионов CO_3^{2-} и оксида углерода (IV) (CO_2)	112
4.15.	Кремний и его соединения	113
	Практическая работа № 3. Решение экспериментальных задач по теме «Неметаллы и их соединения»	117
5.	ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ	119
5.1.	Что такое “органическая химия”	119
5.2.	Углеводороды	121
5.3.	Кислородсодержащие органические соединения	132
5.4.	Азотсодержащие органические соединения	144
6.	ЗНАЧЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ В ЖИЗНИ ЧЕЛОВЕКА. ХИМИЯ И ОКРУЖАЮЩАЯ СРЕДА	150
6.1.	Органические вещества в питании	150
6.2.	Витамины	151
6.3.	Медикаменты	152
6.4.	Современные материалы	154
6.5.	Химия и окружающая среда	155
6.6.	Химия и повседневная жизнь	157
	ПРИЛОЖЕНИЯ	159

ПОВТОРЕНИЕ

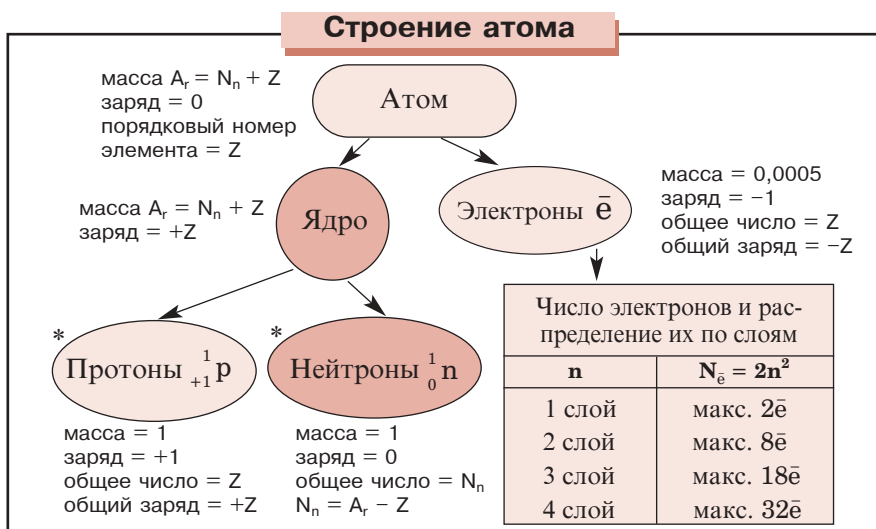
Материал 9-го класса включает в себя изучение периодического закона и периодической системы химических элементов, металлов, неметаллов и их соединений, газообразного состояния веществ, а также органических соединений углерода. Учебник завершается обсуждением роли химических веществ в жизни человека и 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 счет общих электронных пар.

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

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

Свойство атомов элемента притягивать электроны от атомов других элементов называется электроотрицательностью.

Принято считать электроотрицательность (ЭО) лития равной 1. Самая высокая электроотрицательность, равная 4, – у фтора.

Ковалентная неполярная связь

Н : Н или Н – Н

*электронная
формула*

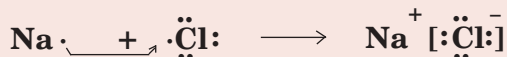
*графическая
(структурная)
формула*

Ковалентная полярная связь

$\delta^+ \quad \delta^-$
**Н : $\ddot{\text{Cl}}$: или $\delta^+ \quad \delta^-$
Н – Cl**

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

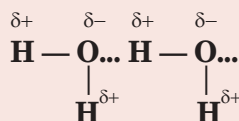
Ионная связь – это связь за счет притяжения положительного и отрицательного ионов:



Валентность элемента в ионном соединении равна заряду иона.

Металлическая связь – это связь между атомами металлов за счет обобществленных валентных электронов.

Водородная связь – это связь между положительно поляризованным атомом водорода и сильно электроотрицательным атомом (F, O, N):



III. > Химические реакции

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

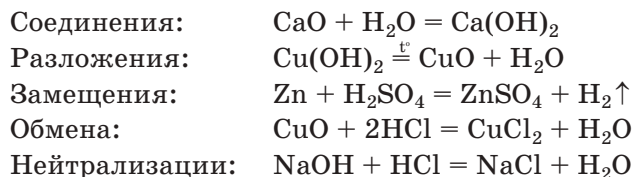
Вещества, которые вступают в реакцию, называются исходными, а те, что получаются в результате реакции, – продуктами реакции.

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

Химическое уравнение



Типы реакций



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

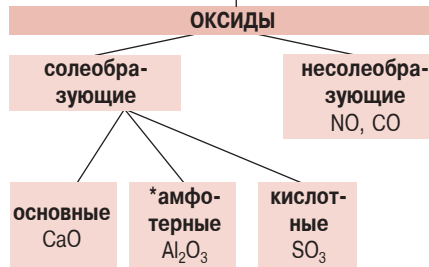
Тепловые эффекты химических реакций



IV. Классы неорганических соединений

КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

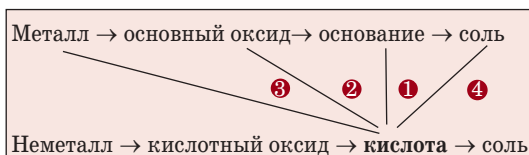
КИСЛОТЫ
 бескислородные HCl
 кислород-содержащие H_2SO_4
 сильные HCl, HNO_3 , H_2SO_4
 средние H_2SO_3 , H_3PO_4
 слабые H_2S , H_2CO_3



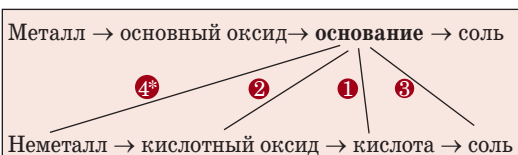
СОЛИ
 средние NaCl, Na_2SO_4
 кислые NaHCO_3

ОСНОВАНИЯ
 растворимые NaOH
 нерастворимые Fe(OH)_3
 сильные NaOH
 слабые Fe(OH)_2

Химические свойства кислот



Химические свойства оснований



Вытеснительный ряд металлов

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

Вытесняют водород из кислот

Не вытесняют водород из кислот

Химические свойства оксидов



Химические свойства солей



V. Растворы. Электролитическая диссоциация

Раствор — это однородная смесь, в которой частицы растворенного вещества не видны даже под микроскопом.

Массовая доля растворенного вещества в растворе равна отношению массы растворенного вещества к массе раствора:

$$\omega (\text{р-рен. в-ва}) = \frac{m (\text{р-рен. в-ва})}{m (\text{р-ра})}$$

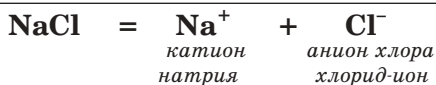
В процентах:

$$\omega (\text{р-рен. в-ва}) = \frac{m (\text{р-рен. в-ва})}{m (\text{р-ра})} \cdot 100\%$$

Вещества (кислоты, основания, соли), растворы или расплавы которых проводят электрический ток, называются **электролитами**.

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

Электролитическая диссоциация вещества — это образование подвижных ионов в растворе или расплаве данного вещества:



Примеры сильных и слабых электролитов

Сильные электролиты	Слабые электролиты
Кислоты	
HCl, HBr, HI, HNO ₃ , H ₂ SO ₄	H ₂ S, H ₂ CO ₃ , H ₂ SiO ₃ , HClO, CH ₃ COOH
H ₂ SO ₃ H ₃ PO ₄	
Основания	
LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ba(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ , Ca(OH) ₂ в растворе	Все нерастворимые основания и NH ₄ OH
Соли: Все растворимые соли	H ₂ O

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

Соляная кислота $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

Число ионов водорода, которое образуется при диссоциации одной молекулы кислоты, называется *основностью кислоты*.

Ион водорода (H^+) определяет общие свойства кислот.

Щелочи – это электролиты, которые диссоциируют с образованием анионов OH^- и катионов металла.

Гидроксид натрия $\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

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

Хлорид натрия $\text{NaCl} = \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

*** Кислые соли** состоят из атомов металла и кислотных остатков с одним или двумя атомами водорода, оставшимися от соответствующей кислоты.

Гидрокарбонат кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^-$
 $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$

Ионные уравнения. При переходе от молекулярного уравнения к ионным соблюдаем следующее правило:

в ионных уравнениях сильные электролиты записываем в виде ионов, а слабые электролиты, нерастворимые в воде вещества и газы оставляем в молекулярной форме.

Пример:

а) Молекулярное уравнение (МУ):

(МУ) $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$

б) Полное ионное уравнение (ПИУ):

(ПИУ) $\text{Ca}^{2+} + \cancel{2\text{Cl}^-} + \cancel{2\text{Na}^+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3\downarrow + \cancel{2\text{Na}^+} + \cancel{2\text{Cl}^-}$

в) Сокращенное ионное уравнение (СИУ):

(СИУ) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3\downarrow$

Среда растворов определяется с помощью индикаторов:

Индикатор \ Среда	Кислая	Нейтральная	Щелочная
Лакмус	 красный	 фиолетовый	 синий
Метилоранж	 розовый	 оранжевый	 желтый
Фенолфталеин	 бесцветный	 бесцветный	 малиновый

После изучения
этой главы ты
будешь способен:

- объяснять периодический закон и периодическую систему (ПС) Д. И. Менделеева, различать периодические и непериодические характеристики элементов;
- устанавливать связь между строением атомов элементов I–III периодов и их положением в ПС, характеризовать элемент по его положению в ПС;
- оценивать причину периодичности изменения свойств элементов, объяснять периодичность изменения размеров атомов, металлических и неметаллических свойств элементов.

Уважаемые ученики! Вам нравится таблица Менделеева? Думаем, да!

Вы постоянно пользуетесь ею, когда требуется определить относительную атомную массу, строение атома, валентность любого элемента.

Однако периодическая система – это только графическое изображение очень важного общего закона природы – периодического закона.

1.1. Периодический закон и периодическая система

1.1.1. Открытие периодического закона

К 1868 г. было известно 63 химических элемента. Для всех них были определены атомные массы.

Перед русским ученым Д. И. Менделеевым, как и перед его предшественниками, встал вопрос, какой признак или 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 (основной, кислотный или амфотерный), а также водородные соединения неметаллов. Эти карточки он расположил в непрерывный ряд в порядке возрастания их атомных масс. В результате обнаружилось, что через определенное число элементов, то есть периодически, повторяются элементы со сходными свойствами. Эти элементы со сходными свойствами были расположены друг под другом в виде таблицы (см. обложку).

Рассмотрим характеристики элементов от лития (№ 3) до хлора (№ 17) (исключая неон), 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 изменяются от основных к кислотным также периодически.

4. Формы гидроксидов и их свойства тоже изменяются периодически. От сильных оснований – щелочей, к слабым и к кислотам. При этом кислотные свойства гидроксидов усиливаются при возрастании атомной массы элемента одновременно с усилением неметаллических свойств элементов.

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 нем формулировку периодического закона.

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



Дмитрий Иванович Менделеев (1834–1907)

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

1.1.2. Структура периодической системы

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*.

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).

Сходство элементов между собой проявляется отдельно в каждой подгруппе. А вот между подгруппами сходство очень мало, имеются только сходные значения валентностей.

Так, в I группе все щелочные металлы, образующие главную подгруппу, очень похожи друг на друга, а медь, серебро и золото имеют сходство между собой, хотя и значительно меньшее, чем у элементов главной подгруппы. Но ведь элементы этих двух подгрупп совершенно не похожи друг на друга. Действительно, Менделеев соединил в одну группу несходные элементы – это одна из его важнейших заслуг, но не единственная. Он сумел выделить тот общий факт, что элементы обеих подгрупп *могут быть* одновалентными и поэтому свел их в одну группу.

Каждому элементу системы был присвоен порядковый номер (атомный номер), которому сам Менделеев придавал

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	29 Cu МЕДЬ 63,55	30 Zn ЦИНК 65,39
V	6	37 Rb РУБИДИЙ 85,47	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,62
	7	47 Ag СЕРЕБРО 107,87	48 Cd КАДМИЙ 112,41
VI	8	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,91	56 Ba БАРИЙ 137,33
	9	79 Au ЗОЛОТО 196,97	80 Hg РУТУТЬ 200,59
VII	10	87 Fr ФРАНЦИЙ (223,02)	88 Ra РАДИЙ (226,03)
	11	111	112
Высшие оксиды		R₂O	RO
Водородные соединения			

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

* Сейчас мы применяем понятие “относительная атомная масса”.

Периоды	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ									
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
I	1	1 H ВОДОРОД 1,008							(H)		2 He ГЕЛИЙ 4,003
II	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 КАЛЬЦИЙ 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

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.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

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

1.2. Причина периодичности. Периодическое изменение металлических и неметаллических свойств

Причины периодичности скрыты в строении атомов. Рассмотрим *рис. 1.3* с распределением электронов в атомах первых 36 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 равно номеру группы элементов главных подгрупп.

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

Металлические, неметаллические, окислительные и восстановительные свойства элементов связаны с числом внешних электронов.

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.

Как ты думаешь, в чем 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.

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ																	
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII										
I	1 H +1) 1							2 He +2) 2										
II	3 Li +3) 1	4 Be +4) 2	5 B +5) 3	6 C +6) 4	7 N +7) 5	8 O +8) 6	9 F +9) 7	10 Ne +10) 8										
III	11 Na +11) 1	12 Mg +12) 2	13 Al +13) 3	14 Si +14) 4	15 P +15) 5	16 S +16) 6	17 Cl +17) 7	18 Ar +18) 8										
IV	19 K +19) 1	20 Ca +20) 2	21 Sc +21) 2	22 Ti +22) 2	23 V +23) 2	24 Cr +24) 2	25 Mn +25) 2	26 Fe +26) 2	27 Co +27) 2	28 Ni +28) 2	29 Cu +29) 2	30 Zn +30) 2	31 Ga +31) 3	32 Ge +32) 3	33 As +33) 3	34 Se +34) 3	35 Br +35) 3	36 Kr +36) 3

Рис. 1.3. Строение электронных оболочек атомов элементов I–IV периодов



Горизонты
химии

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 четырех элементов было подтверждено 30 декабря 2015 г. Названия этих элементов обнародуют в 2016 г. авторы открытий – команды ученых из Японии, России и США.

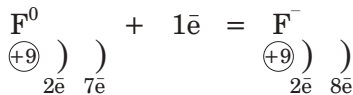
Изменение металлических свойств в главных подгруппах. Рассмотрим это на примере щелочных металлов – элементов главной подгруппы I группы (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr). У этих элементов по одному электрону на внешнем слое. Они легко теряют его в химических реакциях, например, $\text{Na}^0 - 1\bar{e} = \text{Na}^+$,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

Можно сделать вывод:

В главных подгруппах с увеличением порядкового номера (заряда ядра) неметаллические свойства уменьшаются (сверху вниз).

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.

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

металлические свойства усиливаются

неметаллические свойства уменьшаются

II	VII (H)
4 Be БЕРИЛЛИЙ 9.012	9 F ФТОР 18.998
2 Mg МАГНИЙ 24.312	7 Cl ХЛОР 35.453
20 Ca КАЛЬЦИЙ 40.08	
38 Sr СТРОНЦИЙ 87.62	5 Br БРОМ 79.90
56 Ba БАРИЙ 137.23	
88 Ra РАДИЙ 226.03	3 I ИОД 126.90
RO	5 At АСТАТ (209.98)
	R ₂ O ₇
	RH

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

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

В периоде 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, чье строение атомов вы не изучали.



**Горизонты
химии**

• До настоящего времени были открыты или получены искусственно 118 химических элементов. Но сколько новых элементов можно еще 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. Таким образом, становится почти невозможным существование таких атомов.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Определи число электронов в атомах элементов:
а) K, Ar; б) Co, Ni; в) Te, I.
2. Составь электронные схемы атомов элементов:
а) Li, Na, K; б) Be, Mg, Ca;
в) B, Al; г) C, Si;
д) N, P; е) O, S;
ж) F, Cl; з) He, Ne, Ar.
3. Выбери правильные утверждения:
а) номер периода соответствует числу электронных слоев 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.
4. Составь формулы высших оксидов для элементов VI группы. Почему эти столь различные элементы были объединены в одну группу?
5. 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.
6. Выбери правильные выражения:
а) все элементы в ПС расположены в порядке возрастания атомных масс;
б) заряд ядра меняется периодически;
в) заряд ядра равен порядковому номеру;
г) все элементы в ПС расположены с увеличением заряда ядра.

1.3. Характеристика элементов в зависимости от их положения в периодической системе

Пользуясь периодической системой, можно описать свойство 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, г) подгруппа.

2. *Металл или неметалл* (по положению относительно диагонали В–Ат).

3. *Строение атома элемента:*

а) заряд ядра (равен порядковому номеру), б) общее число электронов, в) число электронных слоев (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 – четные в четной группе, нечетные в нечетной.

5. *Высший оксид и гидроксид, их характер.*

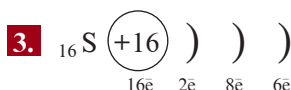
6. *Другие оксиды и гидроксиды.*

7. *Летучее водородное соединение* (для неметаллов).

8. *Водный раствор* водородного соединения.

1. S – порядковый номер 16, расположена в третьем периоде, в главной подгруппе VI группы

2. Неметалл



а) +16

б) 16

в) 3

г) 2, 8, 6

4. а) Высшая валентность (S);

$\overset{\text{IV}}{\text{S}}, \overset{\text{VI}}{\text{S}}$

5. SO_3 – оксид серы (VI), кислотный оксид;

H_2SO_4 – серная кислота, сильная

6. SO_2 – оксид серы (IV), кислотный оксид;

H_2SO_3 – сернистая кислота

7. H_2S – сероводород

8. H_2S – сероводородная кислота

1.4. Степень окисления. Определение степени окисления по химической формуле

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

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 “-”. В простых веществах степень окисления равна нулю (например, $\overset{0}{\text{H}_2}$, $\overset{0}{\text{C}}$, $\overset{0}{\text{O}_2}$, $\overset{0}{\text{Na}}$), в сложных – положительная или отрицательная.

Степень окисления может быть постоянной и переменной. Для различных элементов она может принимать значения в интервале от -4 до +8 (табл. 1.1).

Таблица 1.1. Значение степени окисления различных элементов в сложных веществах

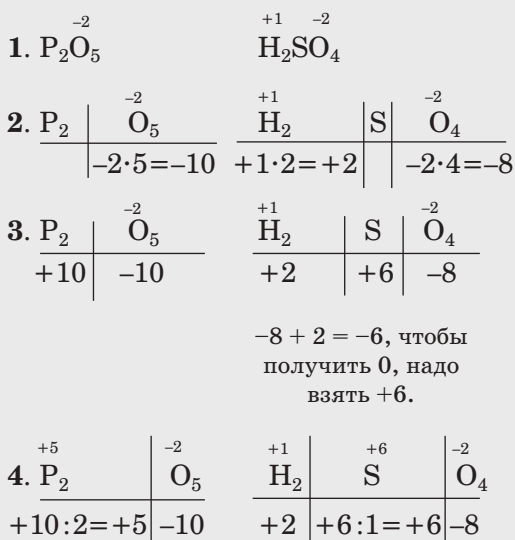
Элемент	Степень окисления
Li, Na, K, H	+1
Mg, Ca, Ba, Zn	+2
Al	+3
F	-1
O	-2

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 проставляем известную степень окисления.
2. Умножаем степень окисления на индекс и получаем общий заряд атомов данного элемента.
3. **Правило:** сумма всех зарядов в формуле должна быть равна нулю. На основании этого правила вычисляем заряд всех атомов оставшегося элемента.
4. Делим полученное число на индекс и проставляем степень окисления над каждым атомом.

Примеры



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.

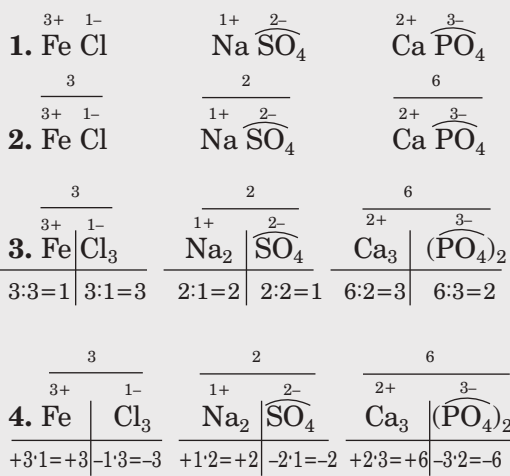
Составление химических формул по степени окисления элементов или заряду иона

Для веществ, в которых связаны металлы с неметаллами, молекулярные формулы составляют по степени окисления или чаще всего по заряду иона. Заряды ионов металлов (положительные) и неметаллов (отрицательные) указаны в таблице растворимости (см. приложение 2).

Порядок действий

1. Записываем символы элементов или групп (OH^{1-} ; SO_4^{2-} ; PO_4^{3-} и т. д.) и указываем над ними степень окисления или заряд иона.
2. Находим наименьшее общее кратное (НОК) для зарядов обеих частей формулы.
3. Делим НОК на значение заряда каждого атома (иона) и получаем его индекс (единицу не пишем!) Сложный ион заключаем в скобки, если индекс больше единицы.
4. Проверка: умножаем индекс на заряд.

Примеры



В молекулярной формуле число положительных и отрицательных зарядов должно быть одинаково и в сумме равно нулю.

После составления химической формулы читаем ее и называем вещество, указывая валентность элемента, если она переменная:

Химическая формула вещества	Чтение химической формулы	Запись названия вещества	Чтение названия вещества
FeCl_3	ферум-хлор-три	хлорид железа (III)	хлорид железа-три
Na_2SO_4	натрий-два-эс-о-четыре	сульфат натрия	сульфат натрия
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	кальций-три-пэ-о-четыре-дважды	фосфат кальция	фосфат кальция

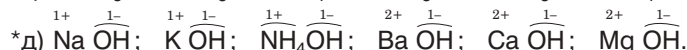
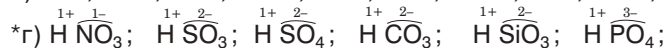
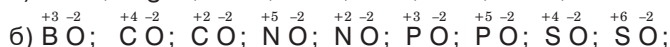
ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Что представляет собой химическая формула? Что она означает:
а) H_2O ; б) P_2O_5 ; в) H_2SO_4 ?
2. Что означают числа 2 и 3 в записях:
а) 3O_2 ; б) 2O_3 ?
Сколько атомов кислорода в обоих случаях?
3. Прочти записи:
а) 4HCl ; б) CO_2 ; в) $6\text{H}_2\text{O}$; г) $2\text{P}_2\text{O}_5$; д) 3NaOH ; е) $5\text{H}_2\text{SO}_4$.
Вычисли число атомов каждого элемента.
4. Для веществ, указанных в задании 3, вычисли:
а) количество вещества (моль); б) молярную массу;
в) массу в соответствии с количеством каждого вещества.

РАБОТА В ГРУППЕ

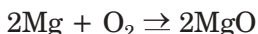


Составьте формулы по валентности, степени окисления или *зарядам ионов, указанных над формулами:

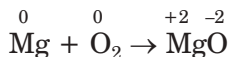


1.5. Понятие об окислителе и восстановителе

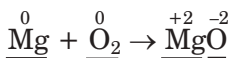
Проследим, какие изменения претерпевает каждый атом в ходе реакции. В качестве примера рассмотрим реакцию магния с кислородом.



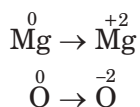
1. Посчитаем и отметим степень окисления атомов каждого элемента в этой реакции:



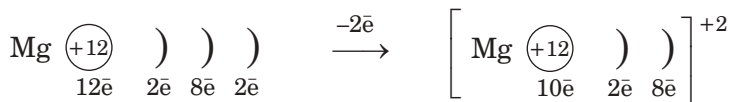
2. Подчеркнем элементы, которые изменили степень окисления после реакции:



3. Запишем эти элементы попарно:



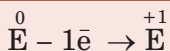
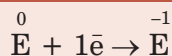
Рассмотрим изменения, которым подвергся каждый атом. У магния на внешнем слое два электрона, которые он легко теряет и превращается в частицу (ион) с зарядом +2 ($+12 - 10 = +2$):



Здесь на два электрона меньше, чем в атоме.

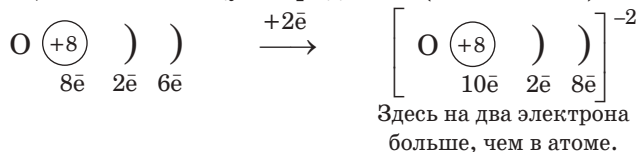
Потеря электронов отмечается знаком «минус». Это явление читается так: Магний со степенью окисления ноль (Mg^0) теряет два электрона ($-2e$) и превращается в магний со степенью окисления плюс два или, проще, магний-плюс-два (Mg^{+2}).



ВОССТАНОВИТЕЛЬ**ОКИСЛЕНИЕ****ОКИСЛИТЕЛЬ****ВОССТАНОВЛЕНИЕ**

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 ($+1$).

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



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

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

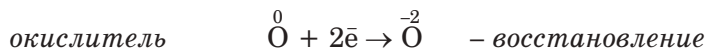
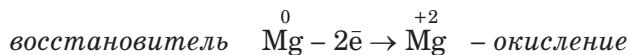
Процесс присоединения электронов называется восстановлением.

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

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

Процесс потери электронов называется окислением.

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



Восстановитель окисляется, а окислитель восстанавливается.

Электронные уравнения читаются следующим образом: *Восстановитель магний теряет два электрона и превращается в магний-плюс-два. Этот процесс – окисление. Окислитель кислород присоединяет два электрона и превращается в кислород-минус-два. Этот процесс называется восстановлением.*

Процесс потери электронов – окисление, а процесс присоединения электронов – восстановление.

ЗАПОМНИ И НЕ ПУТАЙ!

Слова «окислитель» и «окисление», а также «восстановитель» и «восстановление» имеют одни и те же корни, но выражают разные процессы

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



ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

- Что представляют собой окислитель и восстановитель? Приведи примеры.
- Отметь в схемах реакции присоединение или потерю электронов. Покажи окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления:
 - $\overset{0}{Ca} \rightarrow \overset{+2}{Ca}$
 - $\overset{0}{S} \rightarrow \overset{+4}{S}$
 - $\overset{0}{Zn} \rightarrow \overset{+2}{Zn}$
 - $\overset{0}{S} \rightarrow \overset{-2}{S}$
 - $\overset{0}{O_2} \rightarrow 2\overset{-2}{O}$
 - $\overset{0}{Cu} \rightarrow \overset{+2}{Cu}$
- Отметь в каждой реакции:
 - степени окисления элементов;
 - окислитель и восстановитель.
 - $H_2 + S = H_2S$
 - $H_2 + Cl_2 = 2HCl$
 - $Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow$
 - $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow$
 - $2H_2 + O_2 = 2H_2O$
 - $Fe + CuSO_4 = FeSO_4 + Cu$

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 0,3 моль?

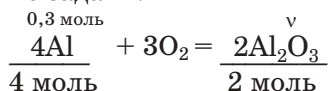
Дано:

$$\nu(Al) = 0,3 \text{ моль}$$

$$m(Al_2O_3) - ?$$

Решение:

1. Записываем и уравниваем реакцию. Подчеркиваем 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 :

$$\frac{0,3 \text{ моль}}{4 \text{ моль}} = \frac{\nu}{2 \text{ моль}}; \quad \nu(Al_2O_3) = \frac{0,3 \cdot 2 \text{ моль}}{4} = 0,15 \text{ моль}$$

3. Определяем относительную молекулярную и молярную массы Al_2O_3 :

$$M_r(Al_2O_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102; \quad M = 102 \text{ г/моль}$$

4. Вычисляем массу оксида алюминия по формуле:

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

$$m(Al_2O_3) = 102 \text{ г/моль} \cdot 0,15 \text{ моль} = 15,3 \text{ г}$$

Ответ: масса оксида алюминия равна 15,3 г.

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

Дано:

$$m(P) = 18,6 \text{ г}$$

$$m(P_2O_5) - ?$$

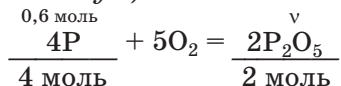
Решение:

1. Вычисляем количество вещества фосфора, исходя из соотношения:

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

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

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



3. Составляем пропорцию и находим количество вещества P_2O_5 :

$$\frac{0,6 \text{ моль}}{4 \text{ моль}} = \frac{\nu}{2 \text{ моль}}; \quad \nu(P_2O_5) = \frac{0,6 \cdot 2 \text{ моль}}{4} = 0,3 \text{ моль}$$

4. Находим массу оксида фосфора (V):

$$M_r(P_2O_5) = 2 \cdot 31 + 5 \cdot 16 = 142; \quad M(P_2O_5) = 142 \text{ г/моль}$$

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

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 количества веществ, а массы веществ по уравнению реакции и из условия задачи:

$$\begin{array}{c} m_{\text{по усл.}} = 18,6 \text{ г} \\ 4P \\ m_{\text{по ур.}} = 4 \text{ моль} \cdot 31 \text{ г/моль} = 124 \text{ г} \end{array} + 5O_2 = \begin{array}{c} m \\ 2P_2O_5 \\ m_{\text{по ур.}} = 2 \text{ моль} \cdot 142 \text{ г/моль} = 284 \text{ г} \end{array}$$

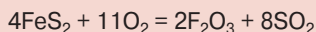
$$\frac{18,6 \text{ г}}{124 \text{ г}} = \frac{m}{284 \text{ г}}; \quad m(P_2O_5) = \frac{18,6 \text{ г} \cdot 284 \text{ г}}{124 \text{ г}} = 42,6 \text{ г}$$

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 массы цинка и серной кислоты.

ТЕСТ**ПО ТЕМЕ****ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН
И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА**

Обведи буквы правильных ответов в заданиях I–IV.

- I.** Какие из указанных ниже характеристик изменяются периодически:
а) заряд ядра;
б) относительная атомная масса;
в) число электронных слоев в атоме;
г) число электронов на внешнем электронном слое?
- II.** Атом какого элемента легче всего отдает один электрон:
а) натрий; б) магний; в) алюминий; г) кремний?
- III.** Атомы элементов II группы главной подгруппы имеют одинаковое число:
а) электронов на внешнем электронном слое;
б) общее число электронов.
- IV.** Основные свойства гидроксидов элементов главной подгруппы II группы с ростом заряда ядра:
а) уменьшаются;
б) растут;
в) остаются без изменений;
г) уменьшаются, потом растут.
- V.** Заполни пропуски:
Элемент с порядковым номером 16 образует соединение с водородом ..., высший оксид ... и гидроксид (кислоту или основание)...
- VI.** Заполни таблицу, используя информацию о положении элемента в периодической системе:

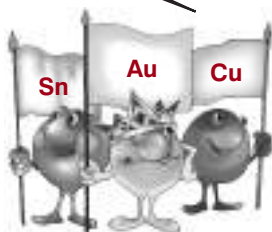
Элемент	Высший оксид	Гидроксид (кислота / основание)	Характер
а) Na б) Ca в) N г) C			

- VII.** Размести следующие элементы в порядке возрастания металлических свойств:
Cs, Al, Na, Mg, K.

После изучения этой главы ты будешь способен:

- объяснять и сравнивать общие свойства металлов и их сплавов, распространение металлов в природе и их применение;
- находить и объяснять место металлов в периодической системе;
- описывать физические и химические свойства металлов (натрия, калия, кальция, алюминия, железа) и их соединений;
- устанавливать связь между строением, свойствами, распространением в природе, применением и биологической ролью металлов и их соединений.

Мы – первые металлы, известные человеку



Металлы были открыты еще в 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 историю человечества. На смену каменному веку, когда оружие и орудия труда изготавливали из камня, пришел 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 главным и самым доступным металлом.

2.1. Общая характеристика

Место металлов в периодической системе. В настоящее время в периодической системе 118 химических элементов – 22 неметалла и 96 металлов. 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 – щелочно-земельными.

Строение атомов металлов. Металлы побочных подгрупп имеют один (Cu, Ag, Au, Cr) или два (Zn, Fe и др.) внешних электрона. Металлы главных подгрупп различаются числом внешних электронов (таблица 2.1).

Таблица 2.1. 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: $\text{Me}^0 - n\text{e} \rightarrow \text{Me}^{+n}$. Причем в большинстве случаев степень окисления металлов в соединениях равна +1 (Li, Na, K, Cu, Ag), +2 (Mg, Ca, Ba, Zn, Cu, Fe), +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 твердыми кристаллическими веществами. Кристалл металла представляет собой огромную молекулу, в которой обобществленные электроны свободно передвигаются между ионами и атомами металла (рис. 2.1).

Связь между атомами и ионами металлов называется металлической связью.

Металлическая связь – это связь между атомами и ионами металлов за счет обобществленных валентных электронов.

Металлы образуют различные виды металлических кристаллических решеток (рис. 2.2).

Нахождение металлов в природе. Обратимся к рис. 2.3. Самым распространенным металлом является алюминий, за ним идут железо, кальций, натрий, калий, магний.

Металлы химически активны, поэтому большинство из них находится в природе в виде соединений (схема 2.1), и 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 1869 г. в Австралии: сначала массой 71 кг, а через три года была обнаружена “плита Холтермана” весом 285 кг, в которой примерно 100 кг составляло золото. Железо метеоритного происхождения встречается также в самородном состоянии.

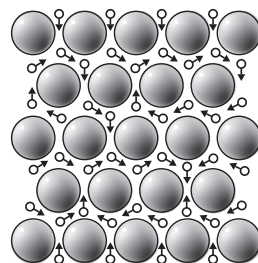


Рис. 2.1. Внутреннее строение металлов

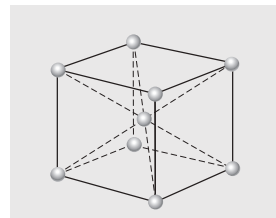
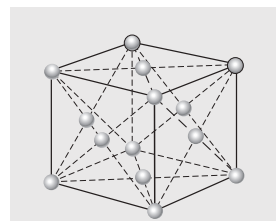
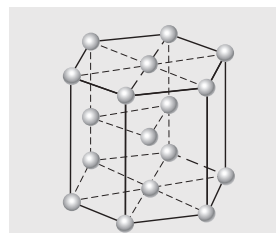


Рис. 2.2. Кристаллические решетки металлов

Схема 2.1

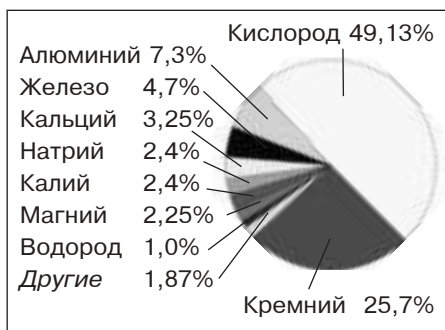
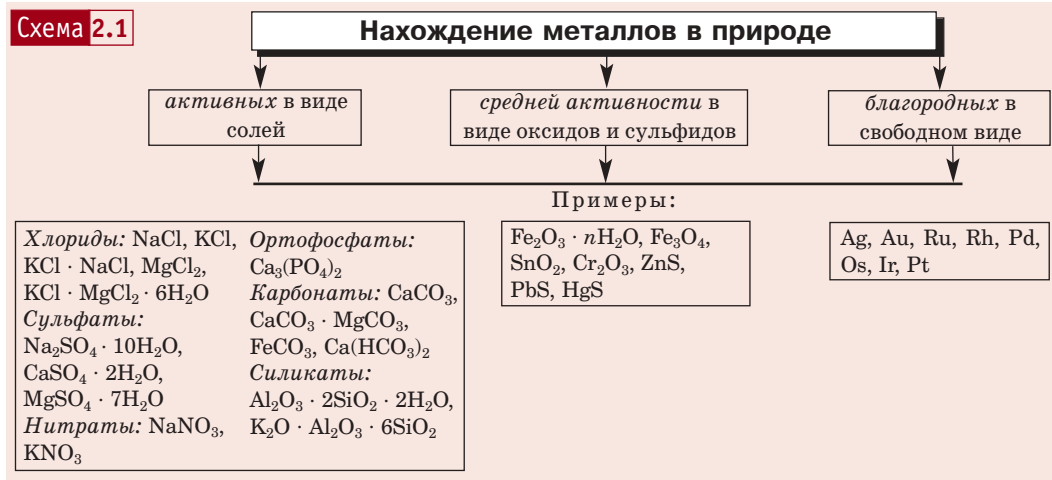


Рис. 2.3. Распространение металлов и неметаллов в земной коре

Различные виды природного минерального сырья, пригодного для получения свободных металлов в промышленном масштабе, называются **рудами**.

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

Биологическая роль металлов. Наиболее важны для жизни человека, животных и растений следующие **неметаллы**: H, O, C, N, P, S, Cl и **металлы**: Na, K, Mg, Ca, Fe, Co, Cu, Zn, Mn, Mo. Их очень мало в живых организмах, но без них невозможна жизнь. Вот почему их называют “**металлами жизни**”.

Натрий и калий находятся внутри и снаружи клеток и обеспечивают их упругость, а значит, и тканей. Железо, медь и натрий содержатся в крови. Благодаря железу кровь красного цвета. Магний находится в молекулах хлорофилла и обеспечивает фотосинтез.

Очень важен правильный баланс металлов. Их избыток и недостаток вызывают 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 солью NaCl .



Рис. 2.4. Какой металл содержится в листьях?

На *рис. 2.5* показано содержание элементов в организме человека. Из металлов больше всего кальция (2,08%). Содержание натрия, калия и магния в сумме составляет 0,34%.

РАБОТА В ГРУППЕ



Дайте характеристику следующим элементам: 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.

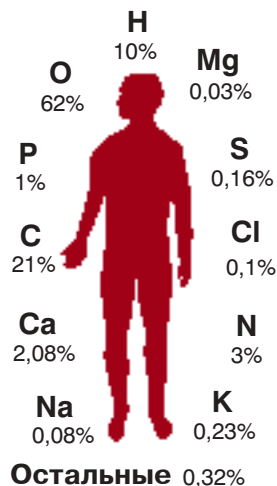


Рис. 2.5. Содержание металлов и неметаллов в организме человека

ЗАДАЧИ



1. Вычисли массу карбоната натрия и объем воды, которые требуются для приготовления раствора массой 200 г с массовой долей Na_2CO_3 : а) 3%; б) 5%; в) 2%.

2. Вычисли массу серной кислоты, необходимой для полного превращения в сульфат: а) хлорида бария массой 41,6 г; б) хлорида бария, содержащегося в растворе массой 200 г с массовой долей BaCl_2 5,2%.



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.

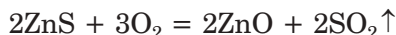
ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Охарактеризуй положение металлов в периодической системе. В каких подгруппах и 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. Какие металлы встречаются в природе в свободном виде:
а) Na; б) Cu; в) Ag; г) Fe; д) Au; е) K; ж) Pt?
5. Почему большинство металлов встречается в природе в виде соединений?
6. Какой металл самый распространенный на Земле:
а) Au; б) Na; в) Fe; г) Al; д) Ca; е) K; ж) Mg?
7. Опиши биологическую роль металлов. Приведи примеры.
8. Из перечисленных ниже элементов выбери “металлы жизни”:
а) N; б) Na; в) O; г) K; д) Hg; е) Pb; ж) Ca; з) Fe.

2.2. ► Получение металлов

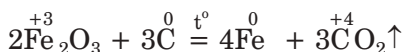
Основной принцип получения металлов – восстановление их из соединений.

Вернемся к *схеме 2.1*. Она показывает, что большинство металлов в природе находится в виде оксидов и солей. Сульфиды необходимо прокалить, чтобы превратить их в оксиды. Например, прокаливание минерала сульфида цинка приводит к образованию оксидов цинка и серы:

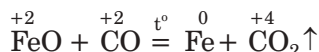


Далее оксиды восстанавливают до металлов. В качестве восстановителей используют: кокс (C), оксид углерода (II) CO, Al, H₂, Mg и др. В зависимости от исходных веществ и природы восстановителей выбирается наиболее рентабельный метод получения металла.

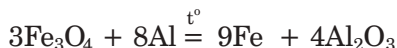
1. *Восстановление оксидов металлов углем или оксидом углерода (II)*. Для восстановления применяют специально обработанный уголь – кокс. Кокс – это практически чистый углерод. Он используется для восстановления железа из его оксидов:



Углерод – более сильный восстановитель, но твердые оксиды лучше восстанавливаются газообразным CO. Почему?

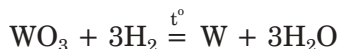


2. *Восстановление оксидов металлов более активными металлами – металлотермия*. Этот способ применяют для получения тугоплавких металлов. Например, алюминий может восстановить железо:



Эту реакцию применяют для сваривания железнодорожных рельсов при ремонте, сваривания проводов и др. (*рис. 2.6*). Восстановление алюминием называется *алюминотермией* или *алюмотермией*.

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



4. *Гидрометаллургия*. Металл извлекается из руды водным раствором кислоты, щелочи или соли. Из полученного раствора металл восстанавливают более активным металлом:

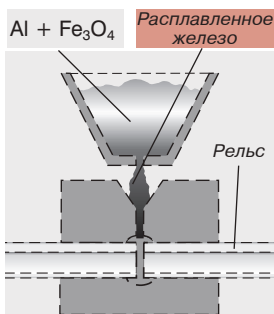
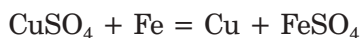


Рис. 2.6. Термитная сварка

Получение активных металлов – натрия, калия, кальция, магния, алюминия и других, стоящих в вытеснительном ряду до алюминия, – проводят под действием электрического тока на расплавы их соединений.

Все реакции получения металлов выглядят очень просто. В промышленном производстве все гораздо сложнее. Многие реакции проходят в несколько стадий и для их осуществления требуются строго соблюдаемые условия проведения реакции, специальные аппараты, современные прочные устойчивые материалы.



- Цена металла зависит от его распространенности в природе и способов получения, поэтому железо – самый дешевый металл.

РАБОТА В ГРУППЕ



Закончите уравнения реакций получения металлов, расставьте коэффициенты:

- | | |
|--|--|
| а) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{C} \rightarrow ? + \text{CO}_2$ | е) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow ? + \text{CO}_2$ |
| б) $\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow ? + \text{CO}$ | ж) $\text{WO}_3 + \text{H}_2 \rightarrow ? + \text{H}_2\text{O}$ |
| в) $\text{HgS} + \text{O}_2 \rightarrow ? + \text{SO}_2$ | з) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + ? \rightarrow \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$ |
| г) $\text{Fe} + ? \rightarrow \text{Cu} + \text{FeSO}_4$ | и) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + ? \rightarrow \text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$ |
| д) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{Al} \rightarrow ? + \text{Al}_2\text{O}_3$ | |

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

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. В каком виде находятся металлы в рудах?
2. Как надо предварительно подготовить руду, чтобы получить металл? Какие восстановители применяются 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 ниже веществ можно выделить медь из смеси: Ca(OH)_2 , HCl , H_2SO_4 , H_2O ? Напиши уравнения всех реакций.

ЗАДАЧИ



1. Легкий и прочный металл титан, используемый при изготовлении космических аппаратов, 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?

2.3. Физические свойства металлов

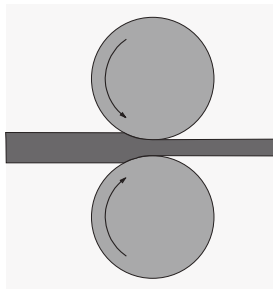


Рис. 2.7. Прокат стали

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

Пластичность – это способность изменять форму без разрушения. Под давлением и при ударе атомные слои в кристаллической решетке скользят по “электронному газу”, как по смазке (см. рис. 2.7 и 2.8). Поэтому металлы могут менять форму, прокатываться в тонкие листы – фольгу, вытягиваться в проволоку (рис. 2.9). Это проявление ковкости и тягучести металла.

Наиболее ковкие металлы – золото, серебро, медь, алюминий (рис. 2.10). Вы хорошо знаете алюминиевую фольгу. Но рекордсменом по ковкости, конечно, является золото. Из одного грамма золота можно вытянуть проволоку длиной 2,4 км. Из золота можно получить фольгу толщиной 0,0002 мм (~в 20 раз тоньше листа бумаги).

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

Твердость. Металлы сильно различаются по твердости. Так, хром – самый твердый из металлов, а натрий и калий – мягкие металлы, они режутся ножом. Если твердость алмаза принять равной 10, то твердость самого твердого металла – хрома – окажется равной 9, а самого мягкого – рубидия – 0,3.

Электропроводность. Электрический ток в металлах – это направленное движение электронов. Он возникает, когда, например, металлический провод или металлическую пластинку подсоединить к источнику тока. При этом “электронный газ” начинает двигаться в направлении к положительно заряженному аноду (A+). Таким образом, за счет обобществленных электронов в металлической решетке металлы имеют высокую электропроводность.

Самая высокая электропроводность у серебра, меди, золота, алюминия. Из меди и алюминия изготавливают провода (рис. 2.9), а из серебра и золота – контакты в приборах, например в микрокалькуляторах. Наименьшая электропроводность у марганца.

Теплопроводность. У металлов она очень высока, потому что тепло переносится от одного атома металла к другому с помощью “электронного газа” и весь металл быстро принимает одну температуру.

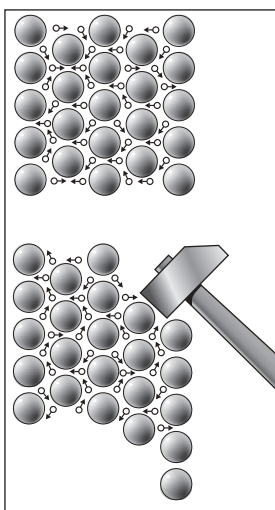


Рис. 2.8. Деформация металла

Наибольшая теплопроводность металлов (серебра, меди, золота, алюминия) совпадает с электропроводностью (рис. 2.10).

Плотность. По плотности металлы условно делятся на две группы: *легкие металлы* имеют плотность меньше 5 г/см^3 , *тяжелые металлы* – больше 5 г/см^3 . Самый легкий металл – литий ($0,53 \text{ г/см}^3$), самый тяжелый – осмий ($22,48 \text{ г/см}^3$). Железо имеет плотность $7,87 \text{ г/см}^3$, а золото – $19,3 \text{ г/см}^3$ (рис. 2.10).

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°C , натрий – при 98°C , олово – при 232°C , железо – при 1539°C , а вольфрам – при 3380°C – это самый тугоплавкий металл. Поэтому вольфрам применяют для изготовления нитей накаливания в лампочках (рис. 2.10).

Металлический блеск. Металлы в компактном состоянии хорошо отражают свет. При этом проявляется свойство, называемое “металлическим блеском”. Лучшее всего отражает свет серебро, за ним идут алюминий, хром, никель, медь. В древности серебро, золото, медь полировали и получали зеркала. В наше время тонкие слои металлов наносят различными способами на поверхность стекла, пластмассы, других металлов и получают зеркальные поверхности.



Рис. 2.9. Алюминиевые провода в высоковольтных линиях электропередач

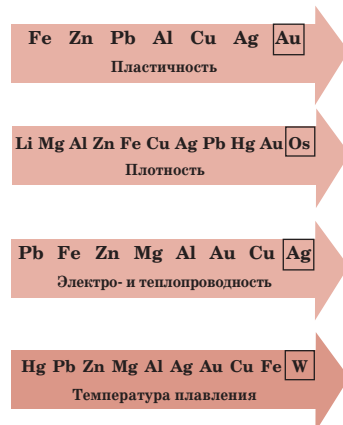


Рис. 2.10. Порядок изменения некоторых свойств металлов

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

- Какие физические свойства присущи всем металлам: а) электропроводность; б) плотность более 5 г/см^3 ; в) пластичность; г) теплопроводность; д) тугоплавкость; е) металлический блеск; ж) низкая летучесть?
- Какая особенность в строении металлов определяет их общие физические свойства: а) малое число электронов на внешнем слое; б) малый размер атомов; в) большой размер атомов; г) обобществленные электроны?
- Что произойдет, если сильно надавить на: а) кусочек мела (ионная решетка); б) угля (атомная решетка); в) свинца (металлическая решетка)? Объясни, какие физические свойства веществ проявляются в этом опыте?
- Перечисли металлы с самой высокой электропроводностью.
- Перечисли самые пластичные и ковкие металлы.
- По какому физическому свойству металлы делятся на тяжелые и легкие?

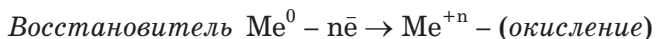


- Магнитом притягиваются только железо, кобальт, никель.
- Цвет волос зависит от входящих в их состав металлов: белые содержат никель, золотистые – титан, рыжие – молибден, каштановые – медь, кобальт и железо.

7. Отметь правильные выражения:
- а) металлов больше, чем неметаллов;
 - б) металлы хуже проводят ток, чем неметаллы;
 - в) в металлах осуществляется металлическая связь, так как все валентные электроны становятся общими;
 - г) валентные электроны атомов металлов обобществляются, поэтому металлы хорошо проводят ток и тепло.
8. 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 в электрических лампочках; д) цинк для цинкования железных изделий; е) олово для пайки металлов; ж) ртуть для термометров? Аргументируй с учетом стоимости металлов.

2.4. Химические свойства и применение металлов

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 неметаллами (кислородом, серой, галогенами и др.), со сложными веществами (водой, кислотами, солями). Во всех этих случаях происходят реакции, в которых металлы теряют электроны.

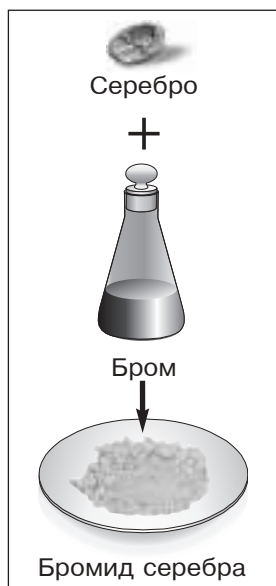
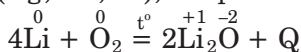


Рис. 2.11. Взаимодействие серебра с бромом

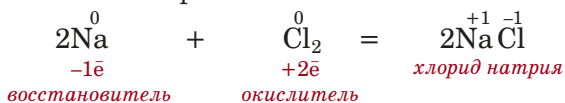
2.4.1. Взаимодействие металлов с простыми веществами – неметаллами

1. С *кислородом* взаимодействуют все металлы, кроме благородных (Ag, Au, Pt), с образованием *оксидов*:

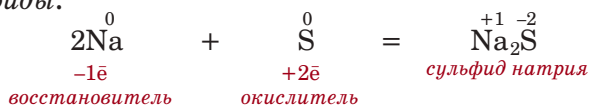


Оксиды покрывают поверхность большинства металлов и защищают их от разрушения – коррозии (Al_2O_3 , ZnO и др.).

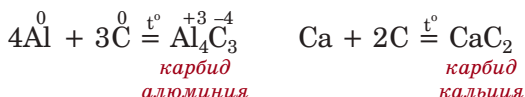
2. С *галогенами* (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2) взаимодействуют многие металлы с образованием солей – *галогенидов*:



3. При взаимодействии с серой металлы образуют сульфиды:



4*. При взаимодействии с углеродом металлы образуют карбиды разного состава:



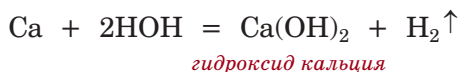
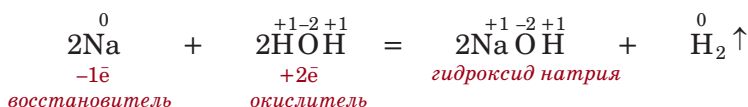
Вывод: во всех реакциях с неметаллами металлы выступают как восстановители.

Графическая формула карбида кальция CaC_2 :

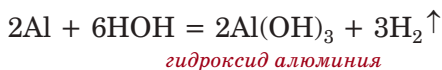


2.4.2. Взаимодействие металлов со сложными веществами

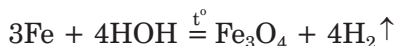
1. Взаимодействие с водой. Металлы, стоящие в вытеснительном ряду до магния, легко реагируют с водой с выделением водорода и образованием щелочи:



Чистый алюминий (без защитной пленки Al_2O_3 , нерастворимой в воде) очень активно реагирует с водой:



Другие металлы, стоящие до водорода в вытеснительном ряду, реагируют с водой только в порошкообразном виде и при нагревании. Что же получается при этом: гидроксид или оксид металла? Почему?



2. Взаимодействие металлов с кислотами. Вспомним вытеснительный ряд металлов:

Уменьшение восстановительной способности атомов

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

Повышение окислительной способности ионов

Этот ряд составлен на основе взаимодействия металлов с водными растворами кислот и солей. Металлы, стоящие в вытеснительном ряду до водорода, вытесняют водород из растворов кислот (кроме азотной HNO_3 и концентрированной серной H_2SO_4):

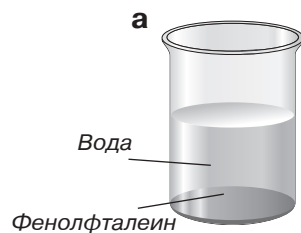
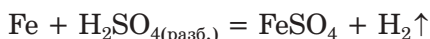


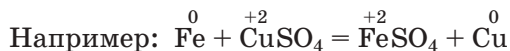
Рис. 2.12. Взаимодействие натрия с водой



Рис. 2.13. Серебро и вода

При взаимодействии с кислотами металлы – восстановители.

3. Взаимодействие металлов с солями. Каждый металл вытесняет все последующие металлы (в вытеснительном ряду) из растворов их солей.



Исключение составляют металлы, стоящие до магния. Они не вытесняют другие металлы, а реагируют с водой, вытесняя водород.

При взаимодействии с солями металлы всегда служат восстановителями ($\overset{0}{\text{Zn}}, \overset{0}{\text{Fe}}$), а ионы металлов из солей – окислителями ($\overset{+2}{\text{Fe}}, \overset{+2}{\text{Cu}}$).

2.4.3. Применение металлов



Рис. 2.14. Столовые приборы из мельхиора (сплав меди и никеля)

Металлы находят широкое применение в хозяйстве любой страны. Особое место принадлежит железу и его сплавам – чугуну и стали. Оборудование всех заводов и фабрик планеты сделано в основном из стали. Посмотрите вокруг себя – сколько железных изделий вас окружает! Но железо – это тяжелый металл, поэтому летательные аппараты изготавливают из легкого алюминия и его сплавов. Не потеряли своего значения медь и ее сплавы – бронза и латунь. Они надежно служат человеку в трансформаторах и телевизорах, в сложнейших электронных устройствах и медных проводах. Благородные металлы (золото, платина, серебро) применяются в точных приборах, служат для изготовления украшений.

РАБОТА В ГРУППЕ



1. Закончите уравнения реакций там, где это возможно:

- | | |
|---|---|
| а) $\text{Zn} + \text{CrCl}_3 \rightarrow$ | з) $\text{Ni} + \text{SnCl}_2 \rightarrow$ |
| б) $\text{Fe} + \text{NiSO}_4 \rightarrow$ | и) $\text{Pb} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$ |
| в) $\text{Cr} + \text{FeSO}_4 \rightarrow$ | к) $\text{Cu} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ |
| г) $\text{Cu} + \text{FeSO}_4 \rightarrow$ | л) $\text{Cu} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$ |
| д) $\text{Sn} + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$ | м) $\text{Hg} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$ |
| е) $\text{Sn} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ | н) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$ |
| ж) $\text{Fe} + \text{ZnSO}_4 \rightarrow$ | |

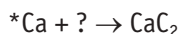
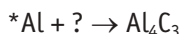
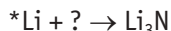
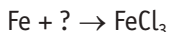
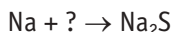
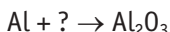
Какую роль играют металлы в этих реакциях?

2. Сочините рассказ на тему “Применение металлов”. Выберите из главы о металлах отдельные отрывки, которые относятся к данной теме. Дополните сведениями из Интернета и других источников. При небольшом усилии вы сможете сделать эту работу лучше, чем авторы учебника!

3. Установите связь между строением, свойствами и применением металлов.

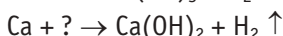
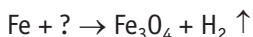
ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Закончи уравнения реакций металлов с простыми веществами – неметаллами:



Какую роль играют металлы в этих реакциях?

2. Закончи уравнения реакций металлов со сложными веществами:



3. С какими из перечисленных веществ – O_2 , Cl_2 , S, C, N_2 , H_2O , H_2SO_4 (разб.), AgNO_3 – будут реагировать: а) кальций; б) медь? Напиши уравнения реакций.

4. Даны металлы: Al, Fe, Ca, Zn, Na, Li, Ag, Ni. Расположи их в порядке возрастания химической активности. Аргументируй.

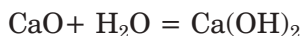


**Горизонты
химии**

- Кровь уставших людей содержит значительно меньше магния, чем людей, полных энергии.
- У нервничающих и очень взволнованных людей большие количества магния в организме "сгорают", что приводит к снижению активности сердца.

2.5. Оксиды и гидроксиды металлов

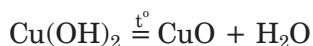
1. *Взаимодействие с водой.* Оксиды и гидроксиды щелочных (Li, Na, K, Rb, Cs) и щелочно-земельных (Ca, Sr, Ba) металлов имеют ионную связь. Эти оксиды взаимодействуют с водой с образованием сильных оснований – щелочей:



В щелочах связь между ионом металла и гидроксильной группой тоже ионная. Щелочи полностью диссоциируют в водных растворах:

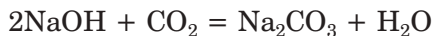


2. *Разложение при нагревании.* Химическая связь в оксидах и гидроксидах остальных металлов ближе к полярной ковалентной. Их оксиды не взаимодействуют с водой, а гидроксиды не растворяются в воде и разлагаются при нагревании с образованием оксидов:

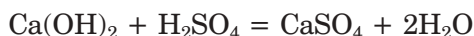
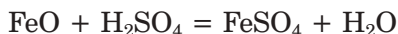


3. *Взаимодействие с кислотными оксидами и кислотами.* Оксиды и гидроксиды большинства металлов имеют основной характер. Основные свойства проявляются во взаимодействии с кислотными оксидами и с кислотами:

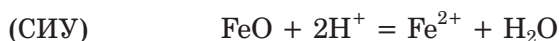
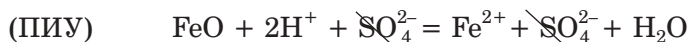
С кислотными оксидами:



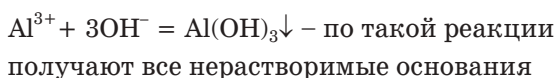
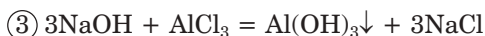
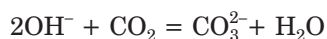
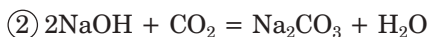
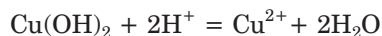
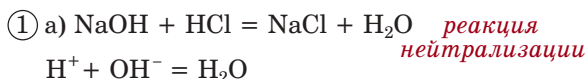
С кислотами:



Составим ионные уравнения одной из этих реакций, причем в ионном виде запишем только растворимые вещества – сильные электролиты:



Химические свойства оксидов и гидроксидов металлов можно определить по схемам генетической связи. Для примера возьмем растворимые и нерастворимые в воде основания и напишем уравнения реакций в молекулярной и сокращенной ионной формах.



Растворимые соли различных металлов имеют ионные кристаллические решетки и при растворении в воде полностью диссоциируют на ионы:



РАБОТА В ГРУППЕ



1. Какие варианты заданий можно составить из колонок **А** и **Б**?

- А**
- а) одновалентные металлы;
 - б) двухвалентные металлы;
 - в) трехвалентные металлы;

- Б**
- а) хлориды;
 - б) нитраты;
 - в) сульфаты;
 - г) фосфаты.

Составьте задания, выберите по три примера, напишите уравнения диссоциации растворимых солей.

2. Закончите уравнения реакций. В одной колонке напишите уравнения реакций получения оксидов, в другой – оснований:

- а) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow$ г) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} ? + \text{H}_2\text{O}$
 б) $\text{Li} + ? \rightarrow \text{Li}_2\text{O}$ д) $\text{ZnCl}_2 + ? \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + ?$
 в) $\text{CaO} + ? = \text{Ca}(\text{OH})_2$ е) $\text{FeSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow ? + ?$

Там, где можно, составьте ионные уравнения реакций.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Назови тип химической связи в оксидах и гидроксидах металлов.
2. Какие свойства имеют оксиды и гидроксиды металлов. Приведи примеры.
3. Составь по три формулы оксидов:
 а) одно-; б) двух-; в) трех-; *г) четырехвалентных металлов.
4. На основе таблицы растворимости составь по 4 формулы:
 а) нерастворимых оснований; б) растворимых оснований.
 Напиши уравнения диссоциации растворимых оснований.

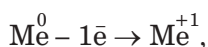
2.6. Щелочные металлы

2.6.1. Положение в периодической системе и общие свойства

Щелочные металлы расположены в главной подгруппе I группы периодической системы. Строение электронных оболочек атомов щелочных металлов следующее:

Литий	${}_3\text{Li} \quad))$	Рубидий	${}_{37}\text{Rb} \quad)))$
	$2 \quad 1$		$2 \quad 8 \quad 18 \quad 8 \quad 1$
Натрий	${}_{11}\text{Na} \quad)))$	Цезий	${}_{55}\text{Cs} \quad)))$
	$2 \quad 8 \quad 1$		$2 \quad 8 \quad 18 \quad 18 \quad 8 \quad 1$
Калий	${}_{19}\text{K} \quad)))$	Франций	${}_{87}\text{Fr} \quad)))$
	$2 \quad 8 \quad 8 \quad 1$		$2 \quad 8 \quad 18 \quad 32 \quad 18 \quad 8 \quad 1$

Таким образом, у всех щелочных металлов на внешнем электронном слое один электрон. Этот валентный электрон легко теряется:



поэтому все щелочные металлы – сильные восстановители. В соединениях они одновалентны и проявляют степень окисления +1.

Физические и химические свойства щелочных металлов представлены в таблице 2.2.

периоды	ряды	I
I	1	1
II	2	${}^3 \text{Li}$ ЛИТИЙ 6,939
III	3	${}^{11} \text{Na}$ НАТРИЙ 22,990
IV	4	${}^{19} \text{K}$ КАЛИЙ 39,10
	5	29
V	6	${}^{37} \text{Rb}$ РУБИДИЙ 85,47
	7	47
VI	8	${}^{55} \text{Cs}$ ЦЕЗИЙ 132,9
	9	79
VII	10	${}^{87} \text{Fr}$ ФРАНЦИЙ [223,02]
	11	111
		R_2O

Щелочные металлы

Таблица 2.2. Щелочные металлы

Общие свойства	
Физические	Химические
1. Твердые вещества. 2. Очень мягкие металлы (легко режутся ножом). 3. Блестящие металлы (на срезе, тускнеют на воздухе). 4. Легкоплавкие металлы ($t_{пл.} (Cs) = 29^\circ C!$). 5. Очень легкие металлы (низкая плотность).	1. Очень легко окисляются на воздухе. 2. Активно реагируют с водой (образуется щелочь + $H_2 \uparrow$). 3. Бурно реагируют с неметаллами ($Cl_2, F_2, O_2, S...$). 4. Оксиды проявляют сильный основной характер. Гидроксиды – все щелочи, за это металлы получили название – щелочные.
Различия	
Активность увеличивается сверху вниз по подгруппе, Fr и Cs – самые активные металлы.	

Напиши уравнения реакций (1–4), описывающих химические свойства щелочных металлов и их соединений, предварительно проконсультируясь в параграфах 2.4 и 2.5.

2.6.2. Важнейшие соединения натрия и калия

Щелочи. Едкий натр (каустическая сода) – гидроксид натрия NaOH и едкое кали – гидроксид калия KOH производятся промышленностью в больших количествах. Щелочи применяются в производстве искусственного волокна, бумаги, мыла, для очистки нефтепродуктов. *Химические свойства* гидроксидов натрия и калия могут быть представлены следующей схемой:

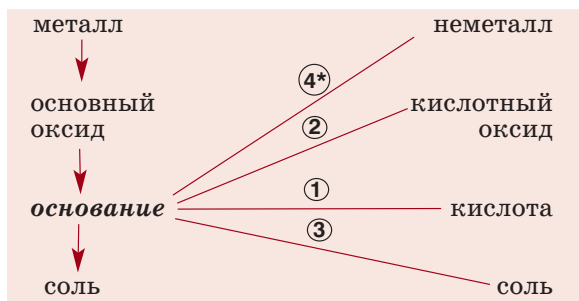


Рис. 2.15. Области применения поваренной соли



Соли. Почти все соли щелочных металлов растворимы в воде.

Поваренная соль – хлорид натрия NaCl добывается из соленых озер и соляных рудников. Ближайшие к нам рудники по добыче соли находятся на Украине, в Румынии и России. Применяется для производства соляной кислоты, соды, хлора, едкого натра, мыла, сохранения кож,

консервирования овощей (рис. 2.15). 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 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Ее широко применяют для производства стекла, мыла, бумаги, тканей, а также для смягчения природной воды при стирке белья (рис. 2.16).

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



Поташ K_2CO_3 – карбонат калия применяется для производства химического стекла и жидкого мыла. Хлорид калия KCl , нитрат калия KNO_3 и нитрат натрия NaNO_3 применяются в качестве удобрений.

Биологическое действие. Ионы натрия содержатся в крови, лимфе, а ионы калия – в тканях человека и животных. Без этих ионов перестает функционировать человеческая клетка. Для укрепления сердечной мышцы врачи рекомендуют калий в виде безвредных соединений, а также свежие или сушеные абрикосы, богатые соединениями калия. Ионы натрия поступают в организм с поваренной солью (примерно 10 г в сутки), но избыток соли приводит к изменению кровяного давления.

***Распознавание натрия, калия и их соединений.** Почти все соединения натрия и калия растворимы в воде. Распознать щелочные металлы и их соединения можно по окраске пламени. Если внести в бесцветное пламя кусочек металла, крупинку соединения или даже его раствор, то при наличии в них щелочных металлов пламя окрашивается: литием – в карминово-красный, натрием – в ярко-желтый, калием – в фиолетовый цвет (рис. 2.17). Вспомните, как окрашивается пламя домашней газовой горелки, когда сбегает суп? Почему?

Галит NaCl 

Рис. 2.16. Области применения кальцинированной и пищевой соды



Рис. 2.17. Окраска пламени щелочными металлами и их соединениями

ЛАБОРАТОРНЫЙ
ОПЫТОзнакомление с образцами минералов и солей
натрия и калия. *Окраска пламени(Вспомните правила работы в лаборатории.
Приложения 1 и 2)

Приборы и реактивы: школьный набор химреактивов, образцы солей и минералов натрия и калия, спиртовка, колба с водой, нихромовое кольцо, синее стекло, пробирки.

Опыт 1.1. Ознакомление с образцами важнейших минералов и солей натрия и калия.

Рассмотрите образцы чистых солей и минералов. Сравните внешний вид: цвет, кристаллическое строение соединений натрия и калия. По указанию учителя проверьте растворимость отдельных солей в воде. Запишите свои наблюдения в тетрадь.

***Опыт 1.2.** Окрашивание пламени солями натрия, калия и лития*.

Прокалите нихромовое кольцо в пламени спиртовки (или газовой горелки) примерно 30 секунд до полной очистки. Затем окуните петлю кольца в испытуемый раствор любой соли натрия и внесите снова в пламя. В какой цвет окрасилось бесцветное пламя спиртовки? Запишите наблюдения.

Прокалите кольцо до исчезновения окраски пламени, то есть до полной очистки.

Аналогичным образом испытайте окраску пламени солями калия.

Обратите внимание: окраску пламени солями калия рассматривают через синее стекло. Запишите наблюдения.

По указанию учителя можете испытать окраску пламени солями лития.

Как вы думаете, соли каких металлов окрашивают праздничный фейерверк в желтый, фиолетовый и карминово-красный цвет?

Сделайте вывод по работе.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

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



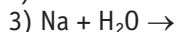
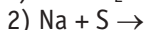
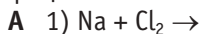
Каким элементам соответствуют остальные схемы?

2. Дай характеристику элементов:

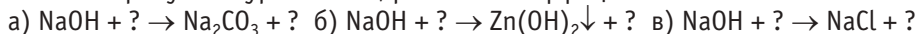
а) натрия; б) калия по их положению в периодической системе.

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

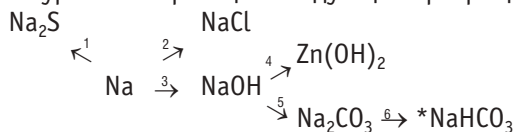
4. Составь уравнения реакций из левых (А) и правых (Б) частей. Расставь коэффициенты:



5. Заполни пропуски в уравнениях, расставь коэффициенты:



6. Напиши уравнения реакций следующих превращений:



- *7. Как, располагая кусочком натрия, обнаружить присутствие воды в керосине?

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

ЗАДАЧИ

Горизонты
химии

1. В химических лабораториях для первой помощи при попадании кислот на кожу, слизистые оболочки глаз, рта применяют 2%-ный раствор гидрокарбоната натрия NaHCO_3 . Считая плотность раствора равной 1 г/см^3 , вычисли, какой объем 2%-ного раствора можно приготовить из питьевой 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%-ный раствор хлорида натрия в воде. Его применяют как заменитель крови. Вычисли массу хлорида натрия и объем воды, необходимые для приготовления такого раствора объемом 1 л. Плотность раствора принять равной плотности воды.

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

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

• Вы когда-нибудь задавались вопросом, какова ценность соли? В былые времена соль было настолько трудно получить, и ее значение было настолько велико, что никто не позволял себе ее рассыпать. «Солью» иносказательно называлась оплата римских воинов (лат. *salis*), и от этого произошло название мелкой монеты: в Италии *сольди*, во Франции *солид*; и французское слово *салер* – «жалованье» и румынское слово «*salariu*» – «зарплата». Крупинка соли создает разницу между хорошей и безвкусной едой. Дорогих гостей не случайно встречают «хлебом и солью». Соль является наиболее эффективным пищевым консервантом. Это и прекрасный медицинский препарат.

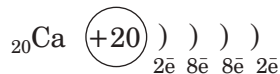
2.7. Кальций и его соединения

2.7.1. Кальций

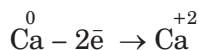
Кальций находится в IV периоде, в главной подгруппе II группы периодической системы вместе с бериллием, магнием, стронцием, барием и радием.

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

Строение электронной оболочки кальция следующее:



Два внешних электрона легко теряются:



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

Его название происходит от латинского *calc* – «известь».

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 щелочно-земельных металлов есть страшный враг человека – радиоактивный стронций-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 лучи.
- Магний входит в состав хлорофилла растений (2% от массы молекулы).



Рис. 2.18. Листья картофеля при недостатке магния в почве

В природе кальций встречается только в виде соединений. Например, горы, глина, природная вода, почва содержат соединения кальция.

Основные минералы кальция:

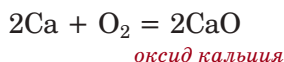
- мел, мрамор, известняк, исландский шпат – CaCO_3 ;
- гипс – $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$;
- фосфориты – $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$;
- апатиты $\text{Ca}_5\text{OH}(\text{PO}_4)_3$, $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$.

Молдова богата известняком, исландским шпатом и очень хорошим мелом (Каменка, Вертюжены, Сорокский район).

Биологическая роль кальция очень велика. Он входит в состав костей и зубов, улучшает работу сердца, и его относят к “металлам жизни”. Примерно полтора килограмма кальция содержится в организме взрослого человека – больше, чем всех других 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 истолченную яичную скорлупу – природный склад соединений кальция и магния.

Свойства. Кальций – это мягкий, легкий, серебристо-белый, очень активный металл. Подобно натрию он хранится под керосином. Легко реагирует с неметаллами и водой. На воздухе кальций покрывается светло-желтым оксидным слоем:



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



В присутствии воды кальций превращается в гидроксид:



2.7.2. Важнейшие соединения кальция

Соединения кальция, которые добывают или получают в промышленности для использования в жизни, а также их химические и технические названия следующие:

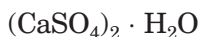
CaO
*оксид кальция,
или негашеная
известь*

$\text{Ca}(\text{OH})_2$
*гидроксид кальция,
или гашеная
известь*

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
*сульфат кальция,
дигидрат, или гипс*



Рис. 2.19. Крепость в г. Сорока построена из известняка



*сульфат кальция,
полугидрат, или жженный
гипс (алебастр)*



*карбонат кальция,
или мел, мрамор,
известняк, исландский шпат*



*гидрокарбонат
кальция*

Рассмотрим каждое из этих веществ подробнее.

Оксид кальция CaO – твердое тугоплавкое вещество белого цвета. Техническое название – *негашеная известь*. Получают CaO при обжиге известняка:



Эта реакция лежит в основе производства негашеной извести.

Оксид кальция проявляет свойства основных оксидов (см. стр. 35, 36).

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

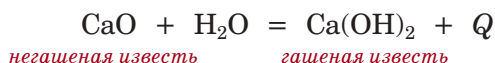
1) *гашеную известь* – белый (сероватый) порошок, применяемый в строительстве;

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:



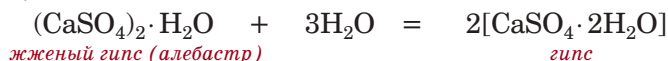
Эту реакцию проводят не только в лаборатории и промышленности, но и в домашних условиях. Она называется гашением извести.

Гидроксид кальция – это щелочь, его химические свойства можно вывести из схемы генетической связи (см. стр. 35, 36).

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 есть залежи гипса в Фалештском районе и возле города Бэлць. *Жженный гипс*, или *алебастр*, $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ получают при нагревании природного гипса до 150–180°C:



Алебастр – вяжущий строительный материал. При смешивании алебастра с водой образуется тестообразная масса, которая быстро твердеет за счет присоединения воды:



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).

Напиши уравнения реакций, иллюстрирующих свойства оксида кальция.

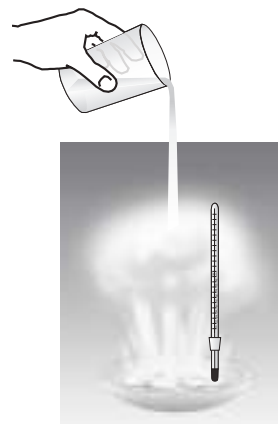
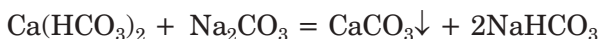


Рис. 2.20. Гашение извести

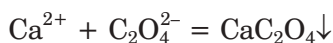
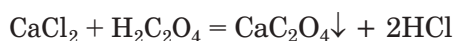


Рис. 2.21. Сталактиты – “сосульки” известняка в пещерах

Гидрокарбонат кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Из курса 8-го класса мы помним, что ионы кальция и магния вызывают *жесткость воды*. Гидрокарбонаты этих металлов придают воде временную жесткость. Ее можно устранить кипячением или обработкой основными реагентами:



***Распознавание ионов кальция.** При добавлении щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (или оксалата натрия в присутствии уксусной кислоты) к раствору, содержащему ионы кальция, происходит образование белого осадка оксалата кальция:



*оксалат кальция
белый осадок*

Можно распознать щелочно-земельные металлы и их соединения по *окраске пламени*: Ca окрашивает пламя в кирпично-красный, Sr и Ba – в карминово-красный, Ba – в желто-зеленый цвет (рис. 2.22).

Ознакомление с образцами минералов и солей кальция, *магния и *бария.

Обнаружение ионов кальция

(Вспомните правила работы в лаборатории. Приложения 1 и 2)

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ



Рис. 2.22. Окраска пламени щелочно-земельными металлами

Реактивы и оборудование: набор реактивов и образцы солей магния, кальция, бария, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, CH_3COOH , $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$; спиртовка, нихромовое кольцо, сосуд с водой, пробирки.

Опыт 2.1. Изучение образцов важнейших солей и минералов *магния, кальция, *бария.

Сравните цвет, кристаллическое строение (по внешнему виду) образцов солей и минералов. Запишите наблюдения.

Опыт 2.2. Обнаружение ионов кальция.

К раствору, содержащему ионы кальция, прибавьте раствор щавелевой кислоты или оксалата натрия и уксусную кислоту. Что наблюдается? Напишите уравнения реакций.

***Опыт 2.3.** Окрашивание пламени солями кальция, *бария.

С помощью нихромового кольца испытайте, как окрашивается пламя спиртовки солями кальция и бария (по указанию учителя). Не забывайте очищать нихромовое кольцо после каждого испытания, прокаливая его в пламени до исчезновения любой окраски.

Соли каких металлов можно использовать для придания пиротехническим ракетам оранжевого, зеленого и красного цвета?



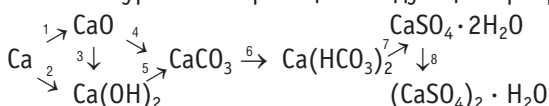
- а) $\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow ?$ е) $\text{Ca} + \text{HCl} \rightarrow ? + ?$
 б) $\text{Ca} + \text{Cl}_2 \rightarrow ?$ ж) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow ?$
 *в) $\text{Ca} + \text{H}_2 \rightarrow ?$ з) $\text{CaO} + ? \rightarrow \text{CaSiO}_3$
 *г) $\text{Ca} + \text{N}_2 \rightarrow ?$ и) $\text{CaO} + ? \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
 д) $\text{Ca} + ? \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + ?$ *к) $\text{CaO} + ? \rightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO} \uparrow$

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

- a) $\text{Ca(OH)}_2 + ? \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ в) $\text{Ca(OH)}_2 + ? \rightarrow ? + \text{NaOH}$
б) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow ? + ?$ г) $\text{Ca(OH)}_2 + ? \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 + ?$

а) Ca^{2+} и Cl^- ; г) Ca^{2+} и PO_4^{3-} ;
б) Ca^{2+} и CO_3^{2-} ; д) Ca^{2+} и HCO_3^- ;
в) Ca^{2+} и NO_3^- ; е) Ca^{2+} и $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$?

10. Напиши уравнения реакций следующих превращений:



ЗАДАЧИ

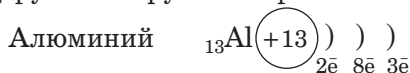


1. К раствору хлорида кальция массой 10 г добавили избыток раствора соды. Выпавший осадок отфильтровали и прокалили, после чего его масса составила 0,28 г. Вычисли массу хлорида кальция и его массовую долю в исходном растворе.
2. Вычисли потерю массы при прокаливании 20 г карбоната кальция.
3. Суточная 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?

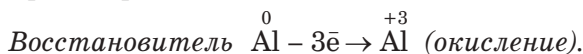
2.8. > Алюминий и его соединения

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 широко применяется в авиации. Две тысячи лет тому назад в Древнем Риме, а в III в. 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 кубок из алюминия, инкрустированный бриллиантами. В XX в. из алюминия стали делать кастрюли и самолеты, автомобили и вагоны, а также электрические провода и многое другое.

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



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



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

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

Нахождение в природе. В земной коре алюминий – третий по распространенности 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:

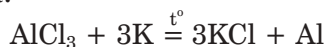
каолинит или глина – $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$;

боксит – $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$; *корунд* – Al_2O_3 ;

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

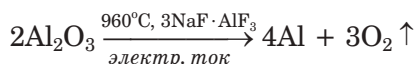
Примеси хрома к корунду придают ему красную окраску – это драгоценный камень рубин; следы титана и железа – синюю (сапфир). В настоящее время научились получать искусственные рубины, которые применяются в часах и лазерах.

Получение. 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:



Но после этих открытий алюминий стал дешевым металлом и в наше время занимает второе место по объему производства в мире.

Физические свойства. Алюминий – серебристо-белый металл (“серебро из глины!”), один из самых легких ($\rho = 2,7 \text{ г/см}^3$) – примерно втрое легче меди или железа. Его температура плавления невысока (660°C).

По тепло- и электропроводности он уступает лишь серебру, золоту и меди (рис. 2.10). Высокая пластичность алюминия позволяет прокатывать его в фольгу и

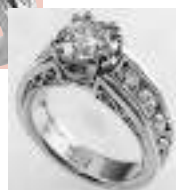


Боксит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$

Рис. 2.23. Сырье для производства алюминия



Рубин



Сапфир



Ганс Христиан Эрстед (1777–1851)

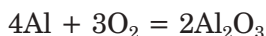
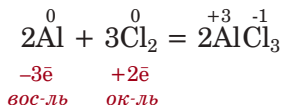
Датский ученый, получил алюминий в 1825 г.

вытягивать в тончайшую, как паутина, проволоку: при длине 1000 м она имеет массу всего 27 г и умещается в спичечном коробке.

Лишь прочностные характеристики алюминия оставляют желать лучшего. Как можно увеличить прочность металла? Надо получить сплав! В начале XX в. немецкий химик Вильм получил патент на сплав алюминия с медью, магнием и марганцем. В 1911 г. в городе Дюрен (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 ее. В 1919 г. появились первые самолеты из дуралюмина. С тех пор алюминий стал главным металлом авиационной и космической техники, – поистине “крылатым металлом”!

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

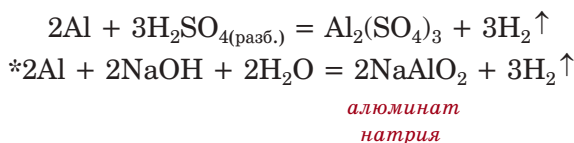
1. Алюминий взаимодействует с неметаллами (за исключением водорода), проявляя восстановительные свойства:



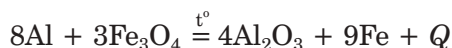
2. Алюминий всегда покрыт прочной оксидной пленкой Al_2O_3 . Она очень устойчива и защищает его в обычных условиях и при нагревании. Без оксидной пленки алюминий активно реагирует с водой:



3. *Алюминий – металл с двойственными свойствами (амфотерный металл). Он реагирует и с кислотами (за исключением концентрированной азотной кислоты) и со щелочами, образуя соли (рис. 2.24). 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* (см. стр. 28).

Применение алюминия. Главная область применения алюминия, из-за легкости и прочности его сплавов, – это авиа-, судо-, автомобилестроение. Почти вся планета опутана сетью электрических проводов из алюминия. Как

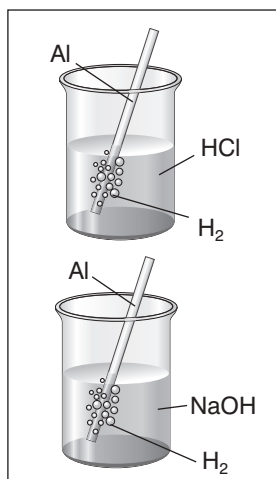


Рис. 2.24. Амфотерность алюминия

вы думаете, почему именно из алюминия? С помощью алюминия получают другие металлы (рис. 2.25).

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

Соединения алюминия. Важнейшими соединениями алюминия являются оксид, гидроксид и сульфат алюминия:

Al_2O_3
оксид
алюминия

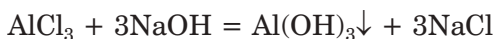
$\text{Al}(\text{OH})_3$
гидроксид
алюминия

$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
сульфат
алюминия

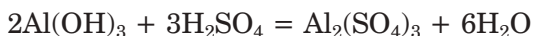
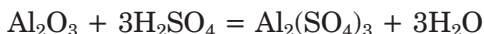
Некоторые способы получения этих веществ приведены выше. Так, *оксид алюминия* образуется при окислении алюминия, при его нагревании с оксидами менее активных металлов, а также при разложении его гидроксида:



Гидроксид алюминия образуется при реакции алюминия с водой или из его солей по реакции:

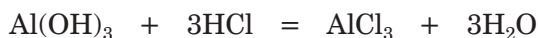


Сульфат алюминия может быть получен при взаимодействии алюминия, его оксида или гидроксида с серной кислотой:

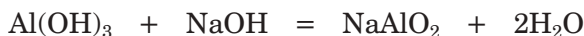


Химические свойства соединений алюминия можно вывести, исходя из схем генетической связи соответствующих оксидов, гидроксидов и солей (см. стр. 7, 8).

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

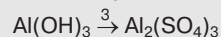


хлорид алюминия



алюминат натрия

Определи, можно ли осуществить следующую цепочку превращений:



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

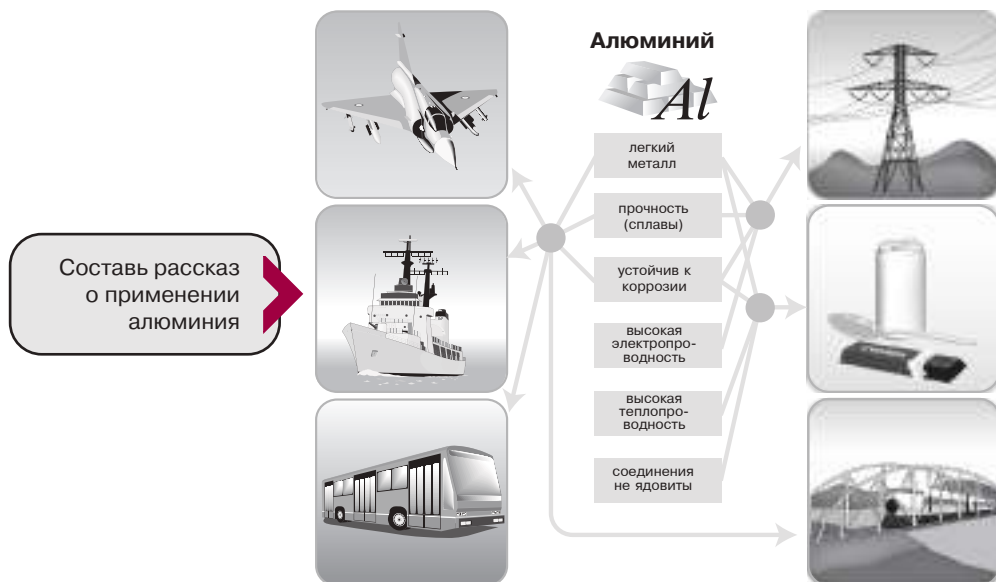


Рис. 2.25. Связь между свойствами алюминия и его применением

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ



Ознакомление с образцами минералов и солей алюминия

(Вспомните правила работы в лаборатории. Приложения 1 и 2)

Приборы и реактивы: коллекция «Алюминий и его сплавы», образцы минералов и солей алюминия.

Рассмотрите образцы минералов и солей алюминия (внешний вид).

Ознакомьтесь с образцами алюминия и его сплавов: рассмотрите внешний вид, проверьте их твердость и пластичность. Запишите ваши наблюдения в тетрадь и сделайте выводы.

РАБОТА В ГРУППЕ



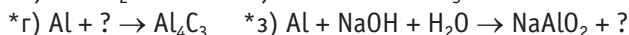
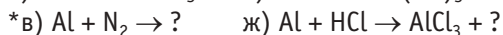
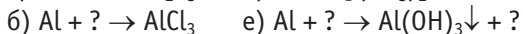
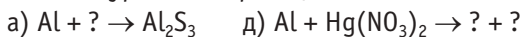
1. Сульфат алюминия в смеси с известью применяют для очистки природной воды. Напишите уравнения реакций, происходящих при растворении смеси в воде. Объясните, как происходит очистка воды с участием соединений алюминия.

*2. Партия алюминиевых товаров была испорчена из-за того, что при побелке они были забрызганы гашеной известью. Какова причина коррозии алюминия? Ответ подтвердите уравнением реакции.

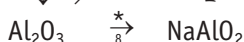
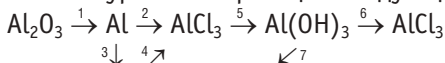
3. Объясните, почему при получении гидроксида алюминия следует прикапывать раствор $NaOH$ к раствору $AlCl_3$? Почему нельзя это делать наоборот?

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Закончи уравнения реакций:



2. Напиши уравнения реакций следующих превращений:



3. Назови 3 самых распространенных элемента в земной коре:

а) K, 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 окалины Fe_3O_4 , необходимых для получения железа массой 5,6 г.

2.9. Железо и его соединения

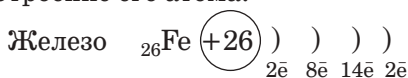
2.9.1. Железо

Значение. Ученые считают, что на нашей планете примерно три тысячи лет тому назад наступил “железный век” – основные орудия труда начали делать из железа.

Однако настоящее вторжение железа в технику началось лишь в конце XVIII – начале XIX вв.: в 1778 г. сооружен первый железный мост, в 1788 г. вошел в строй первый водопровод, сделанный из железа, в 1818 г. спущено на воду первое судно из железа, в 1825 г. в Англии построена первая железная дорога, в 1889 г. возведена 300-метровая железная Эйфелева башня в Париже. За короткое время железо в виде сплавов (чугуна и стали) успешно завоевало все области деятельности человека.

Без железа немислимо существование мира вокруг нас и нас самих. Если представить себе, что железо вдруг исчезло бы с нашей планеты, все вокруг рушилось бы, а человек и животные погибли. Три грамма железа (II) в теле человека – основа его крови (гемоглобин).

Общая характеристика. Железо Fe находится в IV периоде, в побочной подгруппе VIII группы. Строение его атома:



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

Для подсчета числа электронов на предпоследнем слое рассуждаем так:

а) у железа должно быть 4 электронных слоя; б) первый заполнен $2\bar{e}$; в) второй заполнен $8\bar{e}$; г) на внешнем слое $2\bar{e}$ (как у почти всех элементов побочных подгрупп); д) 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 распространенности в земной коре железо – четвертый элемент (O, Si, Al, Fe) и второй среди металлов (4,7%). 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.

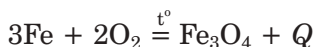
Изредка встречается чистое железо небесного происхождения – метеоритное железо.

Физические свойства. Железо – мягкий, пластичный металл серебристо-серого цвета, тяжелый (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.

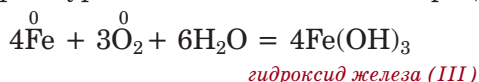
1. При нагревании железо легко окисляется кислородом, серой, хлором:



* Сульфид железа (III) не существует.

Все эти реакции экзотермические, но для начала требуют нагревания. Обратите внимание – хлор окисляет железо до трехвалентного состояния (рис. 2.26).

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



И, как вы уже знаете, гидроксид железа (III) постепенно разлагается и образуется то, что мы называем *ржавчиной*: $m\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

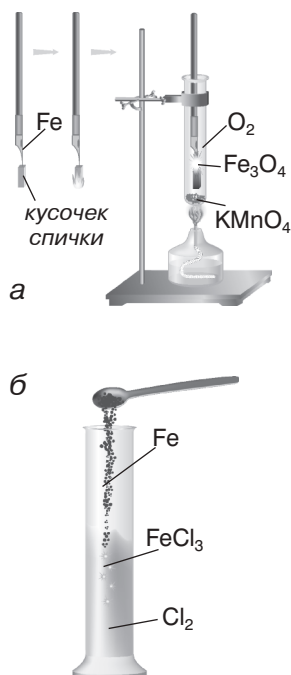
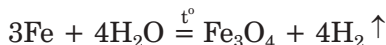
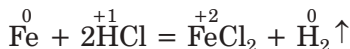


Рис. 2.26. Взаимодействие железа с кислородом (а) и хлором (б)

При продувании паров воды над раскаленной железной стружкой реакция идет с образованием водорода и железной окалины:

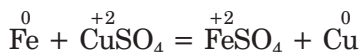


3. С кислотами, кроме азотной и серной концентрированной, железо реагирует легко, вытесняя водород. При этом образуются соли железа (II):



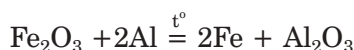
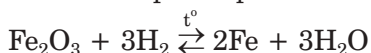
Обратите внимание! Водород $\overset{0}{\text{H}_2}$ – сильный восстановитель, поэтому, образуясь в результате реакции, он “не позволяет” железу окислиться до степени окисления +3; образуется только железо в степени окисления +2.

4. С солями железо реагирует в соответствии со своим положением в вытеснительном ряду (стр. 33), например:

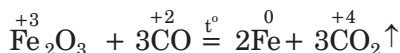
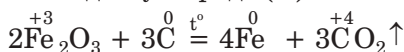


В соединениях железо имеет степень окисления +2 и +3, поэтому образует два ряда веществ.

Получение. Чистое железо получают действием на его оксиды различных восстановителей при нагревании:

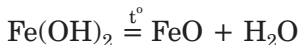


Однако чистое железо – сравнительно мягкий металл и потому в промышленности не применяется. Прочность железу придает углерод. Железо с примесью углерода (чугун, сталь) получают в промышленности, восстанавливая железную руду углем или оксидом углерода (II):

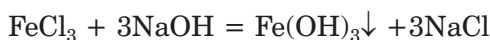
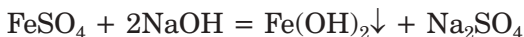


2.9.2. Важнейшие соединения железа

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). Наиболее важен из них железный купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

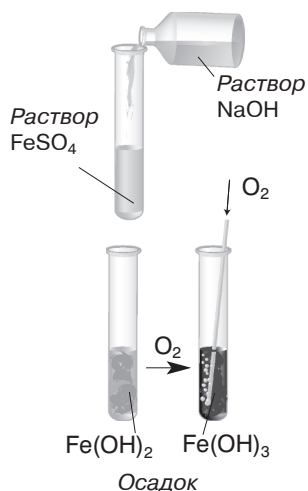


Рис. 2.27. Окисление гидроксида железа (II) в гидроксид железа (III)

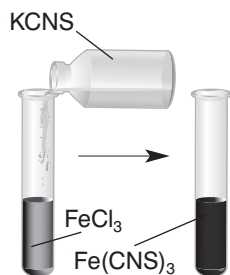
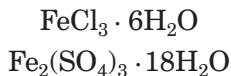
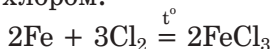


Рис. 2.28. Распознавание солей железа (III)

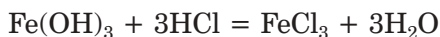
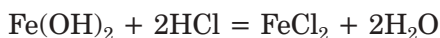
Соли железа (III) получают растворением Fe(OH)_3 в кислотах. Из растворов соли получают в виде кристаллогидратов:



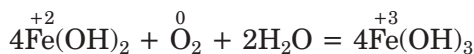
Хлорид железа (III) может быть также получен при реакции железа с хлором:



Химические свойства соединений железа можно вывести, исходя из схем генетической связи соответствующих классов веществ (стр. 7-8). Оксиды реагируют с активными металлами (Al) и с кислотами. Гидроксиды также вступают в реакцию с кислотами, т. е. проявляют основные свойства:



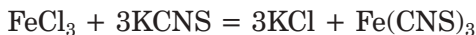
Гидроксид железа (II), Fe(OH)_2 (зеленого цвета), легко окисляется и превращается в гидроксид железа (III) бурого цвета (рис. 2.27):



Примечание: При написании этой реакции нет необходимости запоминать количество воды. Этот вывод можно сделать 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.

***Распознавание солей железа.** Ионы Fe^{3+} можно отличить от ионов Fe^{2+} по реакции образования кроваво-красного раствора тиоцианата железа (III) Fe(CNS)_3 (рис. 2.28):



тиоцианат железа (III)



соль (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 – перенос 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.

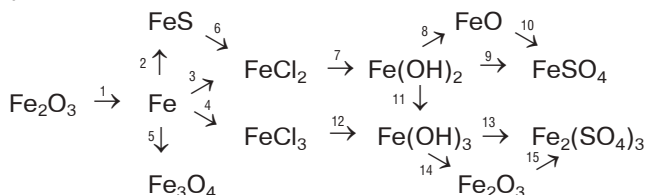


- Есть на земле организмы с голубой кровью, например моллюски, у которых в крови не железо, а медь.

РАБОТА В ГРУППЕ



Напишите молекулярные и ионные уравнения следующих превращений:



ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

- Сравни свойства железа и алюминия.
- Сопоставь свойства гидроксидов железа (II), железа (III) и алюминия.
- 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:
 - хлорид железа (II);
 - нитрат железа (II)?
- С какими из перечисленных растворов солей будет реагировать железо:
 - ZnSO_4 ;
 - $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$;
 - AlCl_3 ;
 - CuSO_4 ;
 - $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$;
 - 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 для цвета и дезинфекции. Можно ли приготовить и хранить этот раствор в железных ведрах? Обоснуй свой ответ.

ЗАДАЧИ



1. Применяемый при сварке железо-алюминиевый термит содержит алюминий и железную окалину (магнетит) с отношением масс 3:10. Соответствует ли это отношение масс уравнению реакции? Вычисли массу железа, которое образуется из 130 г такой смеси.

2. При взаимодействии чистого хлорида железа массой 16,25 г с избытком нитрата серебра образовался хлорид серебра массой 43,05 г. Хлорид железа (II) или хлорид железа (III) 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 кипяченой воде объемом 1 л. Вычисли массовые доли сульфата железа (II) и сульфата меди (II) в этом растворе.

*4. Какая из природных руд богаче железом: магнитный железняк (магнетит) Fe_3O_4 , красный железняк (гематит) Fe_2O_3 , бурый железняк (лимонит) $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, железный шпат (сидерит) FeCO_3 ?

*5. При выдерживании железной пластинки в растворе медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) ее масса увеличилась на 1,6 г. Вычисли массу меди, выделившейся на пластинке.



Рис. 2.29. Бронзовый монумент Стефана Великого

2.10. Сплавы

Чистые металлы применяются редко, в основном в электротехнике. Чем чище металл, тем выше его электропроводность. Поэтому в алюминиевых и медных проводах – чистые металлы. Чистое железо применяется в сердечниках электромагнитов. Чистую ртуть используют для изготовления термометров.

Во всех остальных случаях металлы используют в виде смесей, т. е. *сплавов*.

Еще 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 гомогенной 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 легкость алюминия, но очень прочен. Поэтому его применяют в авиации.

Сплавы плавятся чаще всего при температурах ниже температуры плавления каждого металла. Так, сплав из 36% свинца ($t_{\text{пл.}} = 327^\circ\text{C}$) и 64% олова ($t_{\text{пл.}} = 232^\circ\text{C}$), плавится при 181°C . Этот сплав называется “третник”, его применяют для пайки.



Рис. 2.30. Использование стали и сплавов цветных металлов при строительстве морских судов



Рис. 2.31. Стальные конструкции



- Магний – это мягкий металл, а его сплавы с алюминием, бериллием легки, тверды и устойчивы к коррозии. Из них делают детали самолетов, космических аппаратов, автомобилей и др.



Рис. 2.32. Кубки из благородных металлов

Твердость сплава, как правило, больше твердости самого мягкого из металлов, входящих в его состав. Например, сплав мягких металлов золота и серебра отличается большой твердостью. Тепло- и электропроводность у сплава всегда меньше, чем у самого тепло- и электропроводного металла, входящего в состав данного сплава.

Изучая условия получения сплавов, их состав и свойства, ученые смогли разработать современные технологии, по которым получают материалы с необходимыми свойствами, такими как: легкость, прочность, устойчивость, упругость, жаростойкость и др.

В настоящее время самое важное значение имеют сплавы железа: *чугун* (содержит более 2% С) и *сталь* (менее 2% С). Из чугуна отливают решетки для оград, посуду (сковороды, казаны и др.). Чугун тяжелый, но хрупкий, поэтому большая его часть перерабатывается в сталь. Свойства стали зависят от ее состава, способа получения и дальнейшей обработки. Главные ценные свойства стали: ковкость, прочность, коррозионная стойкость.

Железо и его сплавы называются черными металлами, все остальные – цветными. Среди цветных металлов выделяется группа благородных металлов – серебро, золото, платина и платиновые металлы (палладий, родий, иридий, осмий, рутений).

2.11. Коррозия металлов

Коррозия металлов – это их разрушение под воздействием окружающей среды.

В ходе химических реакций металлы разрушаются, корродируют.

Обратимся вновь к вытеснительному ряду. Легче всего корродируют активные металлы, стоящие 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 пленкой зеленоватой основной соли, а серебро на воздухе чернеет за счет образования Ag_2S – сульфида серебра.

Коррозия активных металлов. Большинство активных с точки зрения химии металлов, таких как Mg, Al,



Ежегодно около 30% производимого в мире железа превращается в ржавчину. Проблема борьбы с коррозией возникла еще 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.



Рис. 2.33. Хромирование



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.

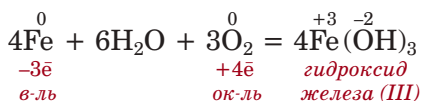


Рис. 2.34. Кинжал из дамасской стали (секрет ее не раскрыт)

Zn, Cr, покрываются на воздухе прочной оксидной пленкой, 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:



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

Применяют разные способы защиты железа от коррозии:

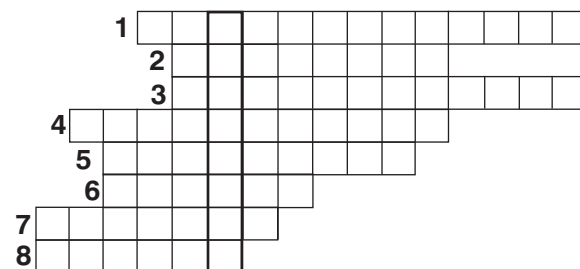
- смазку минеральными маслами;
- покраску;
- покрытие другими металлами, более стойкими к коррозии: а) оловом (лужение); б) цинком (цинкование); в) хромом (хромирование); г) никелем (никелирование); д) медью (меднение);
- легирование сталей – при выплавке добавляют хром, никель, марганец и получают нержавеющие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

ХИМИЧЕСКИЙ КРОССВОРД

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.

РАБОТА В ГРУППЕ



Рис. 2.35. Статуя Свободы в Нью-Йорке

С 1886 г. до настоящего времени в порту Нью-Йорка возвышается статуя Свободы. Она состоит из 350 медных деталей весом 31 тонна, собранных на железном каркасе весом 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.

ЛАБОРАТОРНЫЙ
ОПЫТ**Ознакомление с образцами стали, чугуна и минералов железа. Обнаружение ионов железа (III).
Окисление гидроксида железа (II) на воздухе**

(Вспомните правила работы в лаборатории. Приложение 1 и 2)

Реактивы и оборудование: коллекция «Железо и его соединения», растворы FeSO_4 , FeCl_3 , KCNS , NaOH , штатив с пробирками.

Опыт 4.1. Ознакомление с коллекцией «Железо и его сплавы».

Рассмотрите образцы сплавов железа и его соединений: внешний вид, твердость, вес. Запишите в тетрадь ваши наблюдения.

Опыт 4.2. Обнаружение ионов железа (III).

Влейте в пробирку ~1 мл раствора хлорида железа (III) и прибавьте по каплям раствор тиоционата (роданида) калия (KCNS). В какой цвет окрасился раствор? Напишите уравнение реакции. Проведите этот опыт с раствором сульфата железа (II) FeSO_4 . Окраска слабее? Какой вывод можно сделать из этого опыта?

Опыт 4.3. Окисление гидроксида железа (II) на воздухе.

В пробирку с ~2 мл раствора сульфата или хлорида железа (II), прибавьте несколько капель раствора гидроксида натрия. Что вы видите? Перемешайте осадок 5 минут. Какой цвет приобретает осадок? Сделайте вывод о свойствах гидроксида железа (II). Запишите уравнения реакций получения $\text{Fe}(\text{OH})_2$ (в молекулярной и ионной формах) и его окисления.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

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

ПРАКТИЧЕСКАЯ
РАБОТА**Свойства металлов и их соединений. Решение экспериментальных задач по теме “Металлы”**

(Вспомните правила работы в лаборатории.

Приложения 1 и 2)

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 KCNs . Над стаканом или ватной палочкой прижмите эти ватки друг к другу. Какое впечатление?

I. Распознавание веществ

1. Дано: нихромовое кольцо, спиртовка.

Определите, в какой из четырех пронумерованных пробирок находятся растворы следующих веществ: а) NaCl ; б) KCl ; в) CaCl_2 ; г) BaCl_2 .

2. Дано: растворы NaOH , CaCl_2 , AlCl_3 , AgNO_3 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

Определите, в какой из двух пронумерованных пробирок находятся растворы: а) CaCl_2 ; б) AlCl_3 . Докажите их состав.

3. Дано: растворы AlCl_3 , FeCl_3 , BaCl_2 , FeSO_4 , NaOH , KCNS или NH_4CNS , Na_2SO_4 , AgNO_3 .

В четырех пронумерованных пробирках находятся растворы следующих веществ: AlCl_3 , FeCl_3 , BaCl_2 , FeSO_4 . Определите каждое вещество.

II. Свойства веществ4. Дано: растворы AlCl_3 , NaOH , HCl , пробирки.

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

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

Как можно очистить железный гвоздь от ржавчины химическим путем?

III. Получение веществ

6. 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) Во вторую пробирку подуйте (осторожно) через стеклянную трубку в раствор. Посмотрите внимательно на осадок. Как изменился его цвет? Запишите уравнение реакции окисления гидроксида железа (II) кислородом воздуха до гидроксида железа (III).

7. Дано: растворы FeCl_3 , NaOH ; спиртовка. Получите оксид железа (III) из FeCl_3 .

8. Дано: растворы FeSO_4 , NaOH ; спиртовка, стеклянная пластинка. Получите оксид железа (II) из FeSO_4 .

VII. Магний реагирует с соляной и с разбавленной серной кислотами. Если предположить, что взяты равные количества вещества кислот, рассчитай, в каком случае прореагирует больше магния и во сколько раз?

После изучения
этой главы ты
будешь способен:

- объяснять закон Авогадро, понятие “молярный объем газов”;
- проводить вычисления, используя массу, объем и молярный объем газов.

3.1. Закон Авогадро

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, которые описывают различные физические теории. С точки зрения атомно-молекулярного учения все газы состоят из молекул. Расстояния между молекулами в тысячи раз больше размеров самих молекул. Поэтому объем 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, объемы газов должны быть равны.

Еще до возникновения атомно-молекулярного учения итальянский ученый Амедео Авогадро выдвинул смелую гипотезу, которая подтвердилась через 50 лет и превратилась в закон, названный *законом Авогадро*:

В равных объемах 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 объем при одинаковых условиях (температуре и давлении).

Нормальные
условия (н.у.)
 $t^\circ = 0^\circ C$,
 $P = 101325 \text{ Па}$

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 101325 Па (или 1 атм. = 760 мм ртутного столба) принято считать *нормальными условиями* (сокращенно «н.у.»).

3.2. Молярный объем газов

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

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

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

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

Если требуется взять 1 моль воды, то мы сначала вычисляем массу этой порции, зная, что $M(H_2O) = 18 \text{ г/моль}$:

$$m(H_2O) = 18 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 18 \text{ г},$$

а затем измеряем массу с помощью весов.

Из курса физики известно, что плотность различных веществ – это величина, связывающая массу и объем:

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

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

$$V = \frac{m(H_2O)}{\rho(H_2O)}; \quad V(H_2O) = \frac{18 \text{ г/моль}}{1 \text{ г/см}^3} = 18 \text{ см}^3$$

Объем можно измерить цилиндром.

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

Проведем вычисления объема нескольких газов (O_2 , H_2 , CO_2), если, к примеру, их количество вещества равно 1 моль. Объем и плотность газообразных веществ возьмем при нормальных условиях. Плотность каждого газа (ρ) – это справочная величина (см. табл. 3.1).

Пример:

1. Вычислим массу кислорода количеством 1 моль:

$$m = M \cdot \nu; \quad m(O_2) = 32 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 32 \text{ г}$$

2. Вычислим объем этой порции кислорода:

$$\rho = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{\rho}; \quad V(O_2) = \frac{32 \text{ г}}{1,43 \text{ г/л}} = 22,4 \text{ л}$$

Проведем такие же вычисления для других газов (H_2 , CO_2) и занесем результаты в табл. 3.1.



**Амедео Авогадро
(1776–1856)**

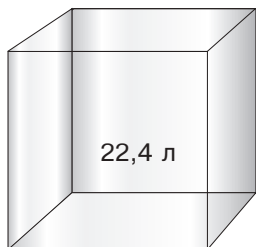
Итальянский физик, один из основателей физической химии. В 1811 г. открыл закон, названный впоследствии его именем. Ввел понятие о молекуле.



Рис. 3.1. 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.

Таблица 3.1. Вычисление объемов газов (н.у.) и некоторых твердых и жидких веществ

Вещество	Молярная масса M	Кол-во вещества ν	Масса, $m = M \cdot \nu$	Плотность, ρ (н.у.)	Объем, $V = \frac{m}{\rho}$ (н.у.)	Молярный объем (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	?	0,089 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 ₂ O (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

Сделаем выводы из таблицы:

1. Отношение объема к количеству вещества для газов есть величина постоянная при данных условиях:

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

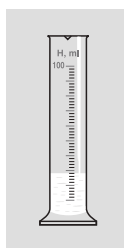
Отношение объема к количеству вещества называется молярным объемом (V_m):

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

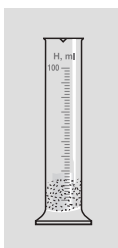
При нормальных условиях молярный объем всех газов равен 22,4 л/моль.

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

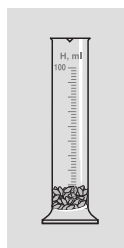
В отличие от газов, жидкие и твердые вещества имеют разные молярные объемы (рис. 3.1 и 3.2, табл. 3.1).



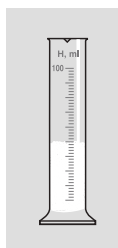
H₂O
(жидкость)



S (твердое
в-во)



Zn (твердое
в-во)



Соль (твердое
в-во)

Рис. 3.2. Молярный объем веществ

3.3. Вычисления на основе понятия “молярный объем”

Для практических целей надо научиться вычислять объем и количество газообразного вещества.

Зная выражение для молярного объема

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

а) объем газа $V = V_m \cdot \nu$;

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

Вычисления объема газа по известному количеству вещества

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

Дано:

$\nu(Cl_2) = 2$ моль
 $V_m = 22,4$ л/моль

$V(Cl_2) - ?$

Решение:

По формуле $V = V_m \cdot \nu$ находим
 $V(Cl_2) = 22,4$ л/моль $\cdot 2$ моль = 44,8 л.

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

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

Вычисления количества вещества по известному объему газа

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

Дано:

$V(O_2) = 67,2$ л
 $V_m = 22,4$ л/моль

$\nu(O_2) - ?$

Решение:

По формуле $\nu = \frac{V}{V_m}$
находим $\nu = \frac{67,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 3$ моль

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

Вычисление массы газа по его объему

Пример 3. Вычислите массу водорода, если его объем равен 67,2 л (н.у.).

Дано:

$V(H_2) = 67,2$ л

$m(H_2) - ?$

Решение:

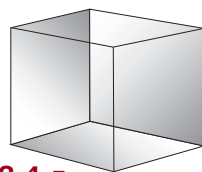
1. Вычислим количество вещества водорода:

$$\nu = \frac{V}{V_m}; \nu(H_2) = \frac{67,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 3 \text{ моль}$$

**1 моль газа
содержит**

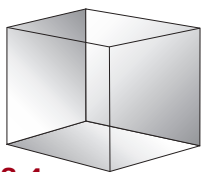
**$6,02 \cdot 10^{23}$
молекул**

Водород H_2



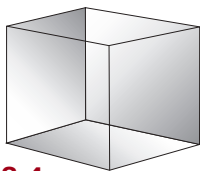
22,4 л

Кислород O_2



22,4 л

Оксид углерода (IV) CO_2



22,4 л

Рис. 3.3. Молярный объем газов при нормальных условиях

2. Вычислим массу водорода:

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

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

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

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

Вычисление объема газа по известной массе

Пример 4. Вычислите объем хлора (н.у.), если его масса равна 142 г.

Дано:

$$m(\text{Cl}_2) = 142 \text{ г}$$

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

Решение:

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 объем 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: объем хлора 44,8 л.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Сформулируй закон Авогадро. Расшифруй запись (н.у.).
2. Проведи необходимые вычисления и дополни таблицу 3.1. полученными результатами.
3. Запиши формулу, которая выражает взаимосвязь между объемом газа и количеством вещества. Назови эту величину. В каких единицах она измеряется? Какие физические величины можно вычислить, преобразуя эту формулу?
4. Вычисли объем (н.у.) кислорода, взятого количеством вещества:
 - а) 2 моль; б) 3 моль; в) 0,1 моль; г) 0,2 моль; д) 1,5 моль; е) 5 моль.
5. Вычисли количество вещества водорода, взятого объемом (н.у.):
 - а) 44,8 л; б) 22,4 л; в) 2,24 л; г) 4,48 л; д) 11,2 л; е) 5,6 л.
6. Вычисли массу оксида углерода (IV), если его объем (н.у.):
 - а) 44,8 л; б) 2,24 л; в) 11,2 л; г) 89,6 л; д) 56 л; е) 1,12 л.
7. Вычисли объем (н.у.) азота, если его масса:
 - а) 28 г; б) 56 г; в) 1,4 г; г) 2,8 г; д) 5,6 г; е) 42 г.

РАБОТА В ГРУППЕ



Составьте электронные схемы элементов а) I, б) II, в) III периодов. Составьте формулы двух газообразных соединений из этих элементов и вычислите массу этих газов, если их объем равен 44,8 л (н.у.).

3.4. Вычисления по химическим уравнениям



Вычисление объема газа по известному количеству одного из веществ

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

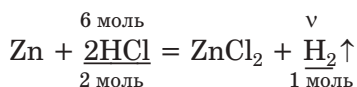
Дано:

$$\nu(\text{HCl}) = 6 \text{ моль}$$

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

Решение:

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



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

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

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

3. Вычислим объем водорода, исходя из молярного объема:

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

Мы уже знаем, что при нормальных условиях (н.у.) молярный объем (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: объем водорода равен 67,2 л.

Вычисление объема газа по известной массе одного из веществ

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

Дано:

$$m(\text{HCl}) = 146 \text{ г}$$

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

Решение:

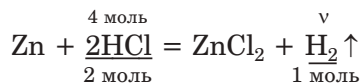
1. Вычислим количество вещества соляной кислоты по формуле:

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

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

Дальше решение ведется, как в задаче 1.

2. Запишем уравнение реакции и вычислим количество вещества водорода:



$$\frac{4 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = \frac{\nu(\text{H}_2)}{1 \text{ моль}}; \nu(\text{H}_2) = 2 \text{ моль}$$

3. Вычислим объем водорода при нормальных условиях по формуле:

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

Ответ: объем водорода равен 44,8 л.

Вычисления по известному объему одного из газов

Задача 3. Вычислите массу хлорида железа (III), который образуется при взаимодействии железа с хлором объемом 13,44 л (н.у.) (рис. 3.4).

Дано:

$$V(\text{Cl}_2) = 13,44 \text{ л}$$

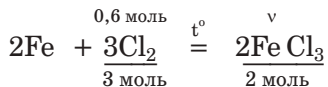
$$m(\text{FeCl}_3) - ?$$

Решение:

1. Вычислим количество вещества хлора:

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

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



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

3. Вычислим массу хлорида железа (III):

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

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

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

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

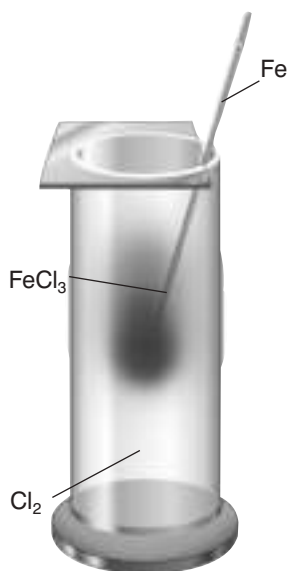
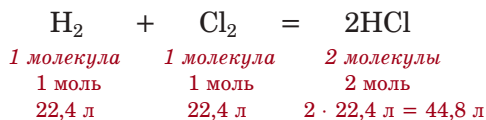


Рис. 3.4. Взаимодействие железа с газообразным хлором

Определение объемных отношений газов при химических реакциях

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



Вычислим, как относятся между собой объемы 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 объемов газов равны отношениям коэффициентов перед газообразными веществами в уравнении реакции.

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

Эти числа, как мы уже видели, равны (или кратны) коэффициентам в уравнении реакции, причем 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 объем кислорода, необходимый для полного сгорания ацетилена (C_2H_2) объемом: а) $0,5 \text{ м}^3$; б) 200 л .

Порядок действий

1. Запишем уравнение реакции и уравнием его.
2. Запишем *под уравнением* значения объемов, равные *коэффициентам* и выраженные в тех же единицах, что и объем по условию.
3. Запишем *над уравнением* объем газа *по условию* и неизвестный объем.
4. Составим пропорцию по уравнению и найдем неизвестный объем.

Пример а):

$$\begin{array}{c}
 0,5 \text{ м}^3 \quad V \\
 2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \\
 2 \text{ м}^3 \quad 5 \text{ м}^3
 \end{array}$$

$$V(\text{O}_2) = \frac{0,5 \text{ м}^3 \cdot 5 \text{ м}^3}{2 \text{ м}^3} = \frac{2,5 \text{ м}^3}{2} = 1,25 \text{ м}^3$$

Пример б):

$$\begin{array}{c}
 200 \text{ л} \quad V \\
 2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \\
 2 \text{ л} \quad 5 \text{ л}
 \end{array}$$

$$V(\text{O}_2) = \frac{200 \text{ л} \cdot 5 \text{ л}}{2 \text{ л}} = 500 \text{ л}$$

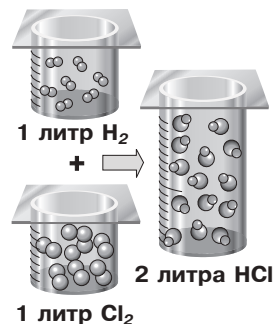
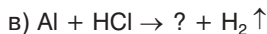


Рис. 3.5. Объемные отношения газов

РАБОТА В ГРУППЕ



В каком случае количество вещества и объем водорода, полученного по реакциям, будут наибольшими, если для каждой реакции взят металл количеством 0,2 моль?



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

ЗАДАЧИ



1. В промышленности получение хлороводорода по реакции поваренной соли с концентрированной серной кислотой ведется при 500°C и заканчивается образованием средней соли. Вычисли объем хлороводорода, который образуется по этой реакции из хлорида натрия массой 58,5 кг.

*2. Более половины мирового производства олова идет на лужение консервных банок (железо, покрытое оловом). Чтобы регенерировать олово из использованных банок, их обрабатывают сухим хлором. В отсутствие влаги реагирует с хлором только олово, образуя жидкий хлорид олова (IV) SnCl_4 . Вычисли объем хлора (н.у.), необходимый для реакции с оловом массой: а) 11,9 г; б) 238 кг.

3. Вычисли объем хлора, необходимого для получения хлороводорода объемом 89,6 л (н.у.). Полученный хлороводород растворили в воде объемом 854 мл. Вычисли массовую долю HCl в полученном растворе соляной кислоты.

4. Вычисли объем кислорода, необходимого для сжигания метана CH_4 объемом 1 м³. Какой объем углекислого газа при этом образуется?

5. Вычисли объем воздуха (если кислорода в нем 21% по объему), необходимого для сжигания природного газа (CH_4) объемом 1 м³.

6. Вычисли объем воздуха, необходимого для сжигания:

а) метана объемом 100 л;

б) этана C_2H_6 объемом 20 м³;

в) пропана C_3H_8 объемом 200 л;

г) бутана C_4H_{10} объемом 50 м³,

если объемная доля кислорода в воздухе 21%.

*7. При обработке 100 г бронзы (сплав меди с оловом) разбавленной серной кислотой образовался водород объемом 2,24 л (н.у.). Вычисли массу олова и меди в сплаве.

ТЕСТ**ПО ТЕМЕ ГАЗООБРАЗНОЕ СОСТОЯНИЕ
ВЕЩЕСТВА**

- I.** Какое выражение соответствует закону Авогадро:
- а) Молярный объем (V_m) представляет отношение объема газа к его количеству вещества;
 - б) V_m представляет постоянную величину, равную 22,4 л/моль;
 - в) равные объемы различных газов в одинаковых условиях содержат одинаковое число молекул;
 - г) V_m представляет отношение масс двух газов при одинаковых условиях?
- II.** Какой объем (н.у.) занимает азот массой 14 г:
- а) 22,4 л;
 - б) 11,2 л;
 - в) 33,6 л;
 - г) 44,8 л?
- III.** В раствор серной кислоты, взятой в избытке, внесли цинк массой 6,5 г. Объем (н.у.) выделившего водорода равен:
- а) 3,36 л;
 - б) 1,68 л;
 - в) 2,24 л.
- IV.** 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 объем (22,4 л).
- V.** Во сколько раз увеличится объем воды при переходе из жидкого состояния в газообразное?
- Примечание:* Этот принцип используется в паровых двигателях и турбинах.
- VI.** Какой объем оксида углерода (IV) (н.у.) образуется при сгорании ацетилена (C_2H_2) массой 5,2 г?
- VII.** Сплав меди с алюминием массой 10 г обработали соляной кислотой. Определи массы каждого металла в сплаве, если известно, что в результате реакции выделился газ объемом 11,2 л (н.у.).

После изучения этой главы ты будешь способен:

- описывать положение неметаллов в периодической системе и их электронное строение;
- описывать и объяснять строение, физические и химические свойства неметаллов (хлора, серы, азота, фосфора, углерода, кремния) и их соединений;
- устанавливать связь между строением, свойствами, распространением в природе, применением и биологической ролью неметаллов и их соединений.



Горизонты
химии

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

4.1. ➤ Общая характеристика неметаллов

Положение неметаллов в периодической системе.

Неметаллические элементы расположены в главных подгруппах правее диагонали “бор–астат”:

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

Неметаллов немного, всего 16, вместе с 6 инертными газами (VIII группа) их число равно 22.

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

Высшая положительная степень окисления в соединениях неметаллов равна номеру группы.

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

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

Например: $^{-4}\text{CH}_4$; $^{-3}\text{NH}_3$; $^{-2}\text{H}_2\text{O}$; ^{-1}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 – твердые вещества: бор, углерод, кремний, фосфор, мышьяк, сера, селен, теллур, йод, астат. Большинство неметаллов плохо проводят тепло и электрический ток. Твердые неметаллы хрупки.

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

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

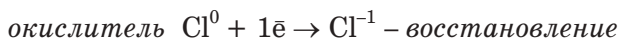
1. Каково положение неметаллов в периодической системе?
2. Приведи примеры газообразных, жидких и твердых простых веществ – неметаллов.
3. Каковы общие физические свойства неметаллов?
4. Каковы значения высших и низших степеней окисления у неметаллов?
5. Как ведут себя атомы неметаллов в химических реакциях: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

4.2. 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: $_{17}\text{Cl} \left(\overset{+17}{2\bar{e}} \quad 8\bar{e} \quad 7\bar{e} \right)$

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 желто-зеленого цвета, состоящий из двухатомных молекул с неполярной ковалентной связью:



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

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

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	
		R ₂ O ₇
		RH

Простые вещества — неметаллы

H_2
 O_2
 N_2
 F_2
 Cl_2
 Br_2
 I_2

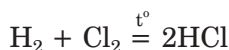
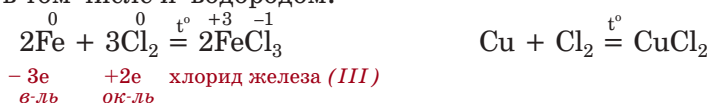


Рис. 4.1. Горение железа в хлоре

Нахождение хлора 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:

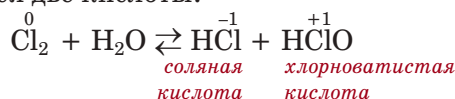
NaCl – хлорид натрия, $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$ – сильвинит;
 поваренная соль; MgCl_2 – хлорид магния;
 KCl – хлорид калия; $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – карналлит.

Химические свойства хлора. Мы уже знакомы со многими химическими свойствами хлора. Будучи активным неметаллом, хлор взаимодействует при нагревании почти со всеми металлами (рис. 4.1), неметаллами, в том числе и водородом:

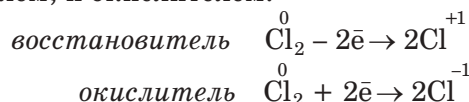


Хлор не взаимодействует с кислородом, его оксиды получают косвенным путем.

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



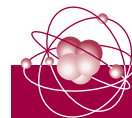
Применение хлора основано на его свойствах. Его применяют для обеззараживания питьевой воды, производства соляной кислоты, лекарственных веществ, красителей, синтетических волокон и каучука, средств дезинфекции и защиты растений от вредителей, отбеливания тканей и бумаги (рис. 4.2).

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



Рис. 4.2. Применение хлора

Составь рассказ о применении хлора.



Горизонты
ХИМИИ

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

Фтор – разрушающий. Он разрушает все, даже посуду, в которой его получали.

Хлор – желто-зеленый. Газообразный хлор имеет именно такой цвет.

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

Йод – фиолетовый. Черные кристаллы йода легко испаряются, минуя жидкое состояние (возгоняются), благодаря молекулярной кристаллической решетке. Пары йода имеют красивый фиолетовый цвет.

Фтор нужен для обеспечения здоровья зубов. Однако избыток вреден. В водах Молдовы содержится достаточное количество фтора, поэтому нет необходимости применять фторсодержащие зубные пасты. В холодильниках хладагентами “работают” соединения фтора – фреоны. Тефлоновое покрытие кухонной утвари сберегает от пригорания продукты.

Йод нужен человеку для щитовидной железы. В водах Молдовы не хватает йода, поэтому болезни щитовидной железы очень распространены. У нас специально продается йодированная поваренная соль. Йодом богаты морские продукты, поэтому их рекомендуют в пищу при нехватке йода. Йодную настойку (3–5% раствор в спирте) мы применяем для лечения мелких порезов в домашних условиях.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Назови галогены. Объясни групповое и индивидуальные названия этих элементов (см. “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 – окислитель, он легко принимает один электрон и приобретает степень окисления -1 ; б) хлор – восстановитель, он легко отдает один электрон и приобретает степень окисления $+1$; в) хлор находится в природе в свободном состоянии.
5. Каков состав молекулы хлора? Объясни ее образование. Какая химическая связь образуется между атомами хлора?
6. Какую степень окисления проявляет хлор в природных соединениях?
7. Закончи уравнения реакций:
а) $\text{Cl}_2 + \text{Fe} \rightarrow$ в) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow$ д) $\text{Cl}_2 + \text{Cu} \rightarrow$
б) $\text{Cl}_2 + \text{Zn} \rightarrow$ г) $\text{Cl}_2 + \text{Na} \rightarrow$ 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 объемом 44,8 л (н.у.) с хлором.
10. Дана реакция: $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl}_{(\text{конц.})} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$. Вычисли массу соляной кислоты, необходимой для получения хлора: а) количеством 2 моль; б) массой 7,1 г; в) объемом 5,6 л (н.у.).

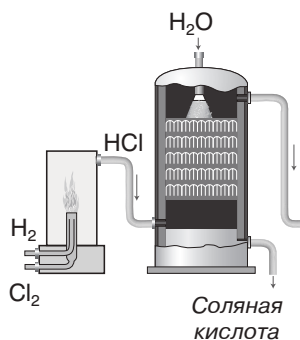


Рис. 4.3. Получение соляной кислоты в промышленности

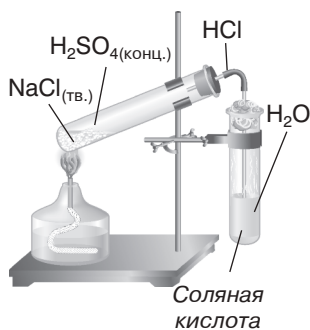
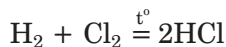


Рис. 4.4. Получение соляной кислоты в лаборатории

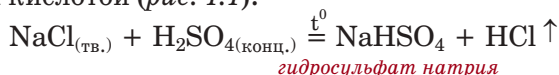
4.3. Хлороводород и соляная кислота

Получение. В промышленности хлороводород получают сжиганием водорода в хлоре (рис. 4.3):



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. 4.4):



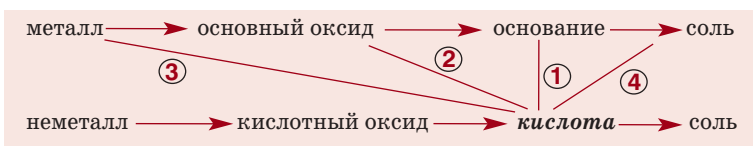
Физические свойства. Хлороводород HCl – это бесцветный газ с резким запахом, очень хорошо растворимый в воде (в одном объеме воды растворяется 450 объемов HCl). Водный раствор хлороводорода называется *соляной кислотой*.

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. Ее растворы окрашивают лакмус в красный, метилоранж – в розовый цвет.

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



Качественная реакция на соляную кислоту и ее соли: при взаимодействии соляной кислоты и ее солей с нитратом серебра образуется белый творожистый осадок AgCl (рис. 4.5):

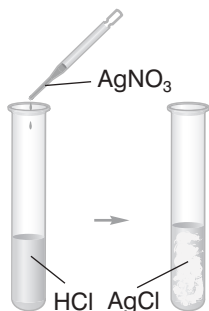
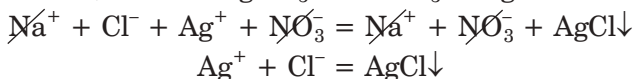
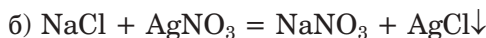
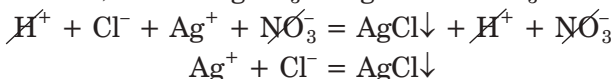
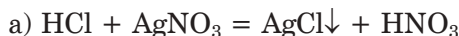


Рис. 4.5. Качественная реакция на соляную кислоту

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 HCl ~37% и плотность около $1,19 \text{ г/см}^3$. Это бесцветная жидкость, дымящаяся на воздухе, вследствие выделения хлороводорода.

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.

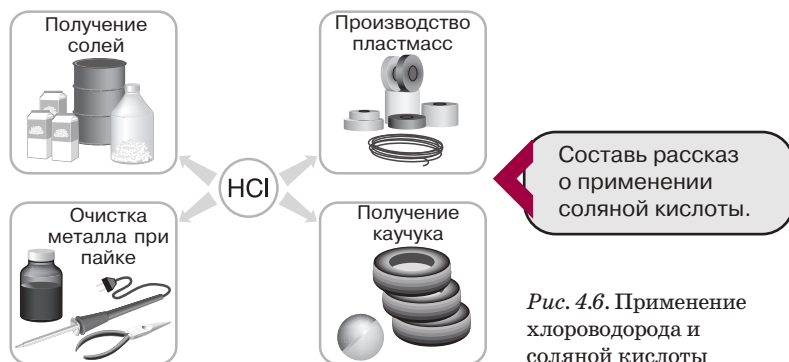


Рис. 4.6. Применение хлороводорода и соляной кислоты

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ



Обнаружение хлорид-ионов Cl^-

(Вспомните правила работы в лаборатории. Приложения 1 и 2)

Приборы 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.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

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.

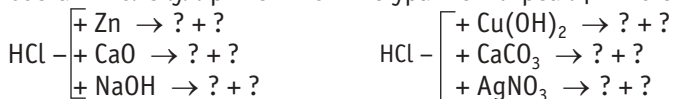
4. Закончи уравнения реакций:



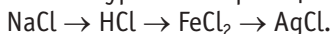
Где применяются эти реакции?

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:

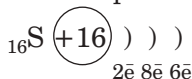


8. Вычисли массовую долю хлороводорода в растворе соляной кислоты, полученной растворением хлороводорода объемом 450 мл в 1 мл воды.

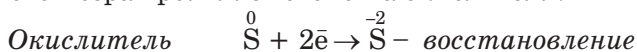
9. Вычисли массу хлорида натрия, необходимого для получения раствора соляной кислоты массой 100 г с массовой долей HCl 7,3%.

4.4. Сера

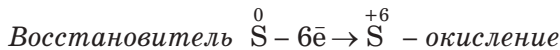
Положение в периодической системе и строение атома. Сера – элемент под номером 16, расположена в III периоде, главной подгруппе VI группы. Распределение электронов в атоме серы следующее:



Сера – типичный неметалл. Ее 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 йода, и металлов – золота и платины.

Физические свойства. У атома серы два неспаренных электрона $:\ddot{\text{S}}\cdot$, поэтому ее атомы могут связываться друг с другом, образуя цепочки. Сера – твердое вещество желтого цвета. Как и все неметаллы, хрупка, плохо

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 [208,98]
VII	10	
	11	
		RO ₃
		H ₂ R

проводит тепло и не проводит электрический ток. У серы есть аллотропные видоизменения: сера кристаллическая S_8 и сера пластическая S_T , получаемая при охлаждении расплавленной серы (рис. 4.7).

Значение серы. Сера известна человеку с древних времен. Она использовалась, в частности, 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. 4.8).



Рис. 4.8. Применение серы

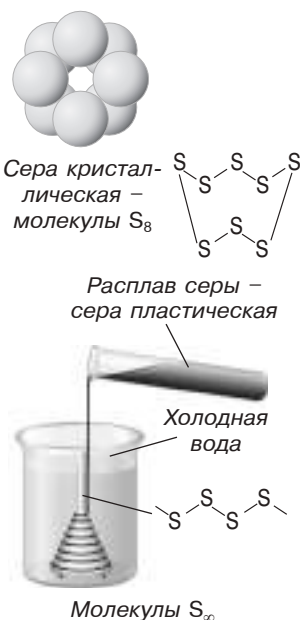
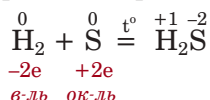


Рис. 4.7. Аллотропные видоизменения серы

4.5. Важнейшие соединения серы

4.5.1. Сероводород

При нагревании сера взаимодействует с водородом с образованием газообразного сероводорода (рис. 4.9):



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

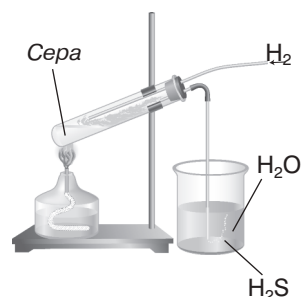
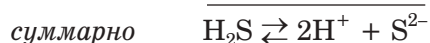
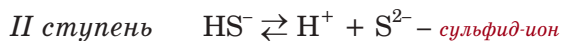
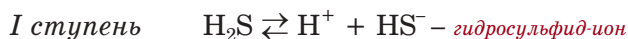


Рис. 4.9. Синтез сероводорода

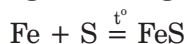
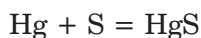
Сероводород растворяется в воде с образованием слабой бескислородной двухосновной *сероводородной кислоты*, диссоциирующей ступенчато:



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 Кишиневе, Кагуле, Калараше и в других местах.

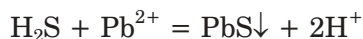
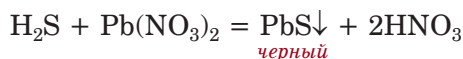
4.5.2. Сульфиды металлов

При простом соприкосновении сера легко соединяется со щелочными металлами, медью, ртутью и серебром, а при нагревании – и с другими металлами:



Соединения металлов с серой – *сульфиды*. Большинство из них нерастворимо в воде и встречается в природе в виде сульфидных руд: FeS, PbS, HgS, Ag₂S.

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



Сульфид свинца – осадок черного цвета. Поэтому с помощью иона Pb^{2+} можно идентифицировать сероводород в воздухе и в воде (рис. 4.10).

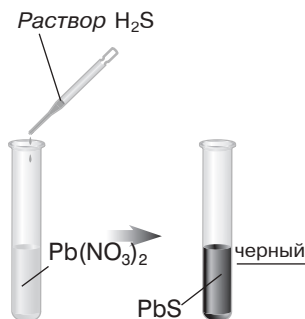


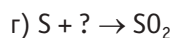
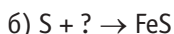
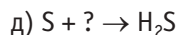
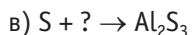
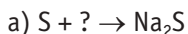
Рис. 4.10. Получение сульфида свинца

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Атомы трех 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?

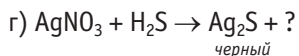
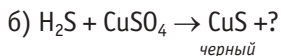
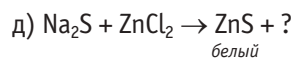
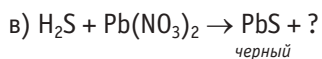
*4. Укажи распределение электронов в атомах серы в следующих степенях окисления: S^{-2} ; S^0 ; S^{+4} ; S^{+6} . Какие свойства будет проявлять сера в каждой степени окисления, может быть: а) окислителем; б) восстановителем; в) и окислителем, и восстановителем? Приведи в качестве примеров формулы соединений,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

5. Закончи уравнения реакций:



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

6. Закончи уравнения реакций:



Напиши полные и сокращенные ионные уравнения. Сделай вывод о растворимости сульфидов на основании данных уравнений и таблицы растворимости.

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

8. В чугуна содержатся следы сульфида железа (II). Как можно это доказать?

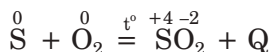
9. Если через кровь (в пробирке) пропустить сероводород, она чернеет. Почему?

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

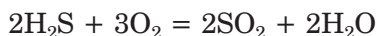
4.5.3. Оксиды серы

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.

Бумага, пропитанная серой

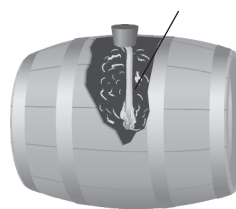


Рис. 4.11. Горение серы в бочке для вина. Для чего?

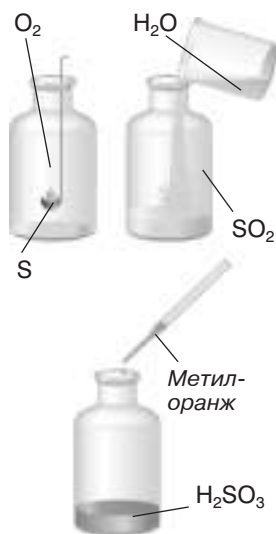
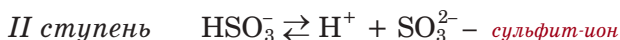


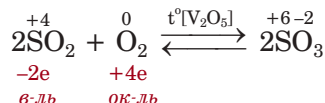
Рис. 4.12. Горение серы в кислороде и образование сернистой кислоты

При растворении SO_2 в воде (до 40 объемов SO_2 в 1 объеме воды) образуется неустойчивая, средней силы, двухосновная *сернистая кислота* (рис. 4.12):

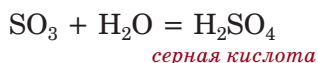


Водные растворы SO_2 также обладают дезинфицирующими свойствами. Их применяют в виноделии, крахмало-паточном производстве. Оксид серы (IV) SO_2 образует бесцветные соединения с некоторыми органическими красителями. Поэтому его водные растворы применяют для отбеливания натуральной шерсти, шелка, перьев, 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^{+6} 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:



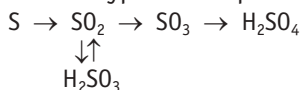
Оксид серы (VI) – летучая жидкость (температура кипения 45°C), легко растворяется в воде и при этом полностью с ней реагирует, образуя сильную серную кислоту:



Сернистый газ SO_2 образуется при сжигании топлива и попадает в атмосферу, загрязняя ее. 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 чернеют (гибнут) зеленые листья.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

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:



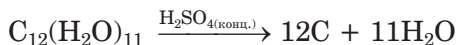
4. Каково содержание сероводорода в водах Республики Молдова и какими свойствами обладает сероводородная вода?
5. Для каких целей используется оксид серы (IV)?
- *6. Даны вещества:
а) Cu_2S ; б) CuS ; в) CuSO_4 ; г) SO_2 .
Какое из них наиболее богато серой? Подтверди соответствующими расчетами.

4.5.4. Серная кислота и ее соли

Физические свойства. Серная кислота – бесцветная, вязкая, нелетучая, тяжелая 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.

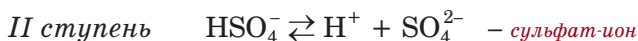
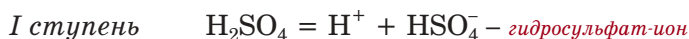
Запомните, что при приготовлении раствора из концентрированной H_2SO_4 **надо лить кислоту в воду!** Наоборот поступать нельзя! Вода легче кислоты, поэтому она трудно перемешивается с ней и прямо на поверхности концентрированной кислоты происходит сильнейшее разогревание ($>100^\circ\text{C}$). В результате этого происходит 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 ее 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 двухосновная сильная кислота. Ее диссоциация протекает по двум ступеням:



Раствор серной кислоты окрашивает лакмус в красный цвет, а метилоранж – в розовый.

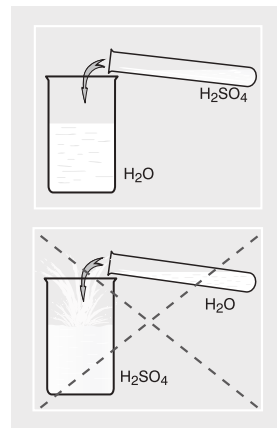
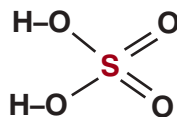


Рис. 4.13. Правило смешивания концентрированной серной кислоты и воды

Серная кислота образует два ряда солей:

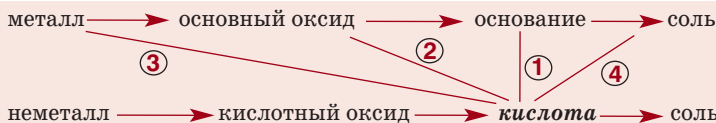
средние соли – сульфаты (Na_2SO_4 , BaSO_4 , PbSO_4);

кислые соли – гидросульфаты (NaHSO_4 , $\text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$).

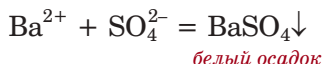
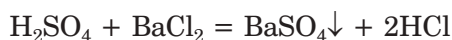
Гидросульфаты и сульфаты большинства металлов растворимы в воде. Нерастворимы BaSO_4 , PbSO_4 и некоторые другие (см. таблицу растворимости).

Разбавленная серная кислота проявляет все общие свойства кислот. Выясним общие свойства серной кислоты, пользуясь генетической схемой:

Составьте уравнения реакций для общих свойств серной кислоты по схеме генетической связи.



Качественная реакция на ион SO_4^{2-} . При реакции серной кислоты или ее солей с растворами солей бария образуется белый осадок сульфата бария. Например:



Ион бария Ba^{2+} – это реактив для обнаружения сульфат-ион SO_4^{2-} (рис. 4.14).

Применение. Серную кислоту применяют для получения красителей, минеральных удобрений, взрывчатых веществ, кислот, искусственного шелка и глюкозы, очистки нефтепродуктов, в качестве электролита в свинцовых аккумуляторах (рис. 4.15).

Соли серной кислоты также имеют важное значение: медный купорос, гипс, Глауберова соль, железный купорос.



Рис. 4.14. Обнаружение 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 черного 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 черного сульфида PbS до белого сульфата PbSO_4 , и образуется вода. Напишите уравнение этой реакции.



Рис. 4.15. Применение серной кислоты



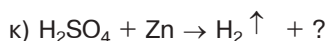
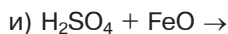
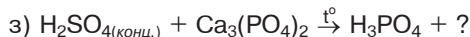
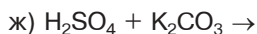
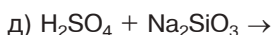
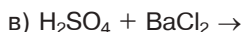
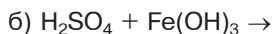
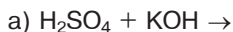
Влейте в пробирку 0,5 мл серной кислоты, в другую – 0,5 мл раствора Na_2SO_4 или другого сульфата. Прибавьте в обе пробирки по 0,5 мл раствора хлорида бария BaCl_2 . Запишите свои наблюдения в тетрадь. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

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 обобщенной схемой генетической связи. Закончите уравнения реакций:



ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Что такое кислотные дожди и как они влияют на окружающую среду?
2. Чем отличается взаимодействие с водой оксида серы (IV) и оксида серы (VI):
3. Докажите, что сера входит в состав спичечной головки.
4. 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 объем (н.у.) SO_2 , который образуется при сгорании H_2S : а) количеством 4 моль; б) объемом 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 объем 96%-ной 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 применяется для получения водорода в лаборатории.

4.6. 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. 4.1.

Наиболее важные из оксидов азота – это NO и NO_2 , а из водородных соединений – аммиак NH_3 .

Простое вещество азот состоит из двухатомных молекул N_2 с неполярной тройной ковалентной связью $:\text{N}::\text{N}:$, или $\text{N}\equiv\text{N}$.

Таблица 4.1. Сравнительная характеристика азота и фосфора

Элемент Характеристика	Азот N	Фосфор P
Строение атома	+7)) 2e 5e	+15))) 2e 8e 5e
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

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 объему). В виде соединений (нитратов) содержится в почве в небольших количествах. Во всех живых организмах находится в составе 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.

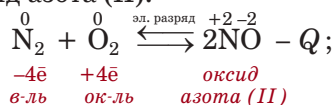
Получение. Азот получают из сжиженного воздуха, при испарении которого он улетучивается первым (-196°C), а вторым – кислород (-183°C).

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°C, 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):



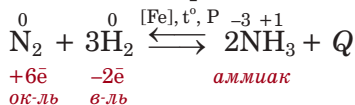
ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	V
I	1	
II	2	⁷ N АЗОТ 14,007
III	3	¹⁵ P ФОСФОР 30,974
IV	4	
	5	³³ As МЫШЬЯК 74,92
V	6	
	7	⁵¹ Sb СУРЬМА 121,75
VI	8	
	9	⁸³ Bi ВИСМУТ 208,98
VII	10	
	11	
		R ₂ O ₅
		RH ₃



**Горизонты
химии**

- В течение года молния “производит” до 600 кг оксидов азота на каждом 1 км² земной поверхности.
- Кессонная болезнь, или декомпрессия, появляющаяся у водолазов, вызвана повышением концентрации азота в крови.
- В теле человека содержится около 3% азота в виде соединений.
- В художественных музеях ценные картины хранятся в герметичных контейнерах в атмосфере азота вместо воздуха.

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.

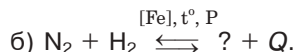
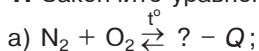
Применение. Жидкий азот применяется для охлаждения разных объектов до очень низкой температуры. Большие количества азота используются для промышленного получения аммиака.

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 ее 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?

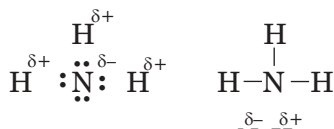
ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

- Охарактеризуй химический элемент азот по плану: а) химический знак; б) относительная атомная масса; в) положение в периодической системе; г) строение атома; д) валентность 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 виде чего (химического элемента или простого вещества) азот содержится в: а) воздухе; б) почве; в) организмах человека и животных?
- Объясни, какое из веществ труднее всего “разбудить” – 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 слоев имеют атомы элементов с порядковыми номерами: а) 6 и 7; б) 7 и 11; в) 7 и 15? Объясни.
- Вычисли, какой объем азота и кислорода можно получить из 1000 л воздуха?

4.7. Аммиак. Соли аммония

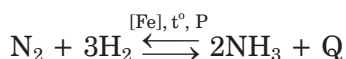
Кака упоминалось ранее, растения, за исключением бобовых, не могут усваивать свободный азот непосредственно из воздуха. Они могут усваивать только соединения азота. Одно из этих соединений – аммиак NH_3 . Именно через аммиак лежит путь от неживой природы (азота) к живой (белкам).

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 гашеной извести и хлорида аммония (рис. 4.16).

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.

Аммиак очень хорошо растворяется в воде: в одном объеме воды – до 700 объемов аммиака. Если отверстие пробирки, наполненной аммиаком, внести в воду, то вода всасывается до самого дна пробирки, повернутой дном вверх (рис. 4.17).

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:

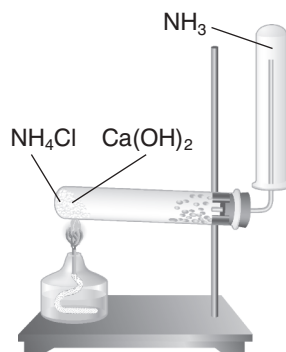


Рис. 4.16. Получение и сбориание аммиака

Докажи, что аммиак почти в два раза легче воздуха.

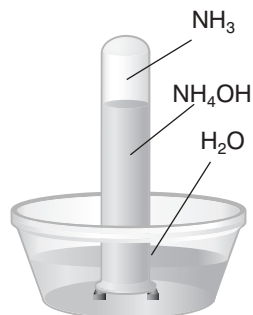


Рис. 4.17. Растворение аммиака в воде

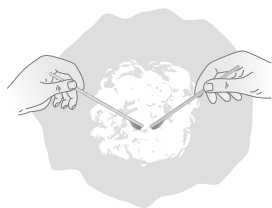
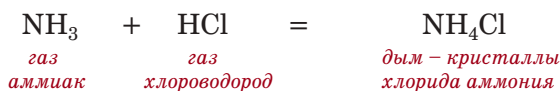


Рис. 4.18. Образование белого дыма – хлорида аммония

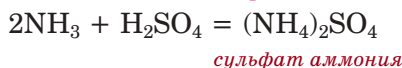
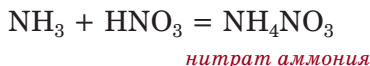
Аммиачная вода содержит много молекул NH_3 и мало ионов NH_4^+ и OH^- .

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. 4.18):

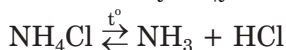


При реакции аммиака с другими кислотами тоже образуются соли аммония:

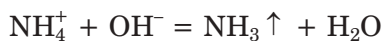
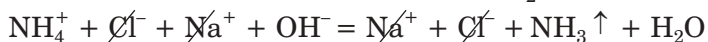
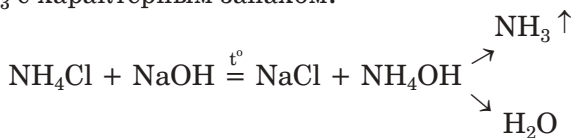


Соли аммония – это кристаллические вещества, хорошо поглощающие воду (гигроскопичные). Все соли аммония хорошо растворяются в воде и возгоняются при нагревании.

Разложение при нагревании происходит, как правило, на аммиак и соответствующую кислоту:



Качественная реакция на ион аммония. В результате реакции между солью аммония (твердой или раствором) и щелочью образуется при нагревании газ аммиак NH_3 с характерным запахом:



Это качественная реакция на ион аммония. Гидроксид-ион OH^- – это реактив для обнаружения иона аммония NH_4^+ (см. и Приложение 4).

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

Реакции 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.

питания растений. Особенно важны фосфаты аммония, они служат источником азота и фосфора.

Большие количества аммиака идут на производство азотной кислоты (рис. 4.19).



Рис. 4.19. Применение аммиака и солей аммония

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ



Обнаружение ионов аммония NH_4^+

(Вспомните правила работы в лаборатории. Приложения 1 и 2)

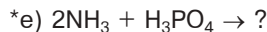
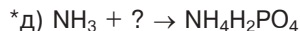
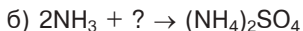
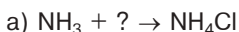
Реактивы и оборудование: соли аммония (NH_4Cl и др.), раствор NaOH , фенолфталеиновая (лакмусовая) бумага, спиртовка, держатель, штатив с пробирками, стакан с водой.

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. 4.20). Что вы наблюдаете? Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

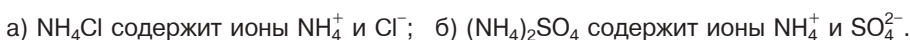
РАБОТА В ГРУППЕ



1. Закончите уравнения реакций с учетом коэффициентов, указанных в левой части:



2. Напишите уравнения реакций, которые доказывают:



3. Напишите уравнения следующих реакций:



4. Дана смесь NH_4Cl и песка. Как разделить эту смесь?

5. Что произойдет, если в тару из-под гашеной извести насыпать аммиачное удобрение?



Рис. 4.20. Обнаружение иона аммония NH_4^+

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

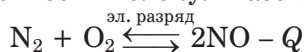
1. Составь электронную и графическую формулы аммиака. Какие связи образуются в его молекуле?
2. Если пробирку, заполненную аммиаком, опустить в воду дном вверх, то вода втянется в пробирку. Объясни это явление. Сделай выводы о растворимости аммиака в воде.
3. Что представляет собой водный раствор аммиака? Какие молекулы и какие ионы находятся в этом растворе.
4. Закончи уравнения реакций, укажи условия их протекания:
 - а) $\text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{тв.})} + \text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{тв.})} \rightarrow ? + ? + ?$
 - 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 объемом 2,24 л (н.у.).
6. Какой объем аммиака (н.у.) необходимо взять для получения нитрата аммония массой 8,0 г?

4.8. Оксиды азота

Азот образует несколько оксидов, например:

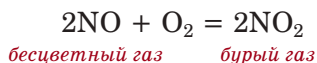
NO	NO_2	N_2O_5
оксид азота (II)	оксид азота (IV)	оксид азота (V)
бесцветный газ	бурый газ	бесцветные кристаллы

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. Говорят, что 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):

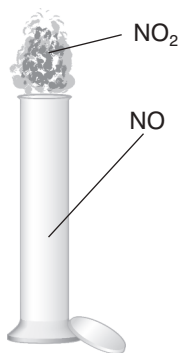
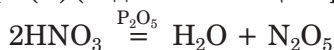


Рис. 4.21. Превращение бесцветного газа NO в бурый газ NO_2 при контакте NO с воздухом

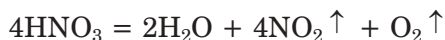
Из этих трех оксидов только N_2O_5 – кислотный оксид. Ему соответствует азотная кислота:



Почему эту реакцию нельзя применить для получения азотной кислоты?

4.9. Азотная кислота

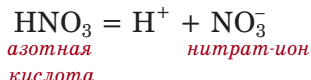
Физические свойства. Безводная азотная кислота – это бесцветная или слегка желтоватая жидкость за счет оксида азота (IV) NO_2 , который образуется при ее разложении на свету:



Азотную кислоту нельзя нюхать, потому что газ NO_2 ядовит.

Плотность безводной азотной кислоты $1,5 \text{ г/см}^3$. Азотная кислота смешивается с водой в любых отношениях.

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. 4.23). Другие общие свойства видны из схемы генетической связи:

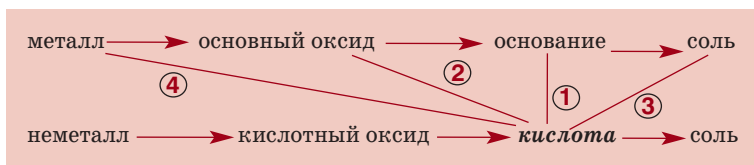


Рис. 4.22. Почему концентрированную азотную кислоту хранят в коричневых бутылках?

Напиши уравнения реакций, характеризующих азотную кислоту, по 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: она взаимодействует почти со всеми металлами (кроме золота и платины), но без выделения водорода – это ее специфическое свойство (табл. 4.2).



Рис. 4.23. Действие индикаторов на растворы азотной кислоты

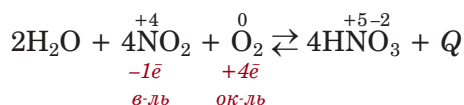
Таблица 4.2. Химические свойства азотной кислоты

Общие	Специфические
1. Взаимодействие с основаниями (нейтрализация): а) $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ б) $2\text{HNO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	4. Разложение концентрированной HNO_3 на свету или при нагревании: $4\text{HNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow$ Тлеющая лучинка воспламеняется при погружении в кислоту. Почему?
2. Взаимодействие с основными оксидами: $2\text{HNO}_3 + \text{CaO} = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$	5. Дает желтое окрашивание с белковыми веществами (кожа, белок яйца и др.).
3. Взаимодействие с солями: $2\text{HNO}_3 + \text{CaCO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	*6. Взаимодействие с металлами без выделения H_2: $4\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + \text{Cu} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

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 промышленности – 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%. Ее перевозят в алюминиевой таре, потому что она усиливает прочную оксидную пленку на алюминии и пассивирует его.

Раньше на заводах получали безводную дымящую азотную кислоту из природной чилийской селитры NaNO_3 нагреванием ее с концентрированной серной кислотой:



При этом азотная кислота испаряется, затем ее пары охлаждают и конденсируют (переводят в жидкое состояние). Теперь таким способом азотную кислоту получают только в лаборатории.

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?

Применение. Азотная кислота применяется для производства минеральных удобрений, красителей, взрывчатых веществ (рис. 4.24).



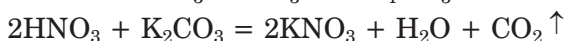
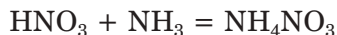
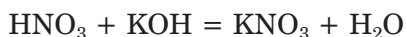
Состав краткий рассказ о применении азотной кислоты.

Рис. 4.24. Применение азотной кислоты

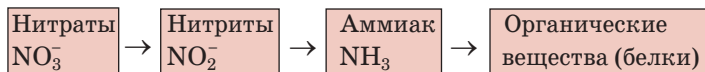
4.10. Нитраты. Круговорот азота в природе

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.

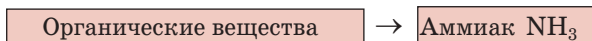
Селитры получают при взаимодействии азотной кислоты с соответствующим основанием или солью:



Растения поглощают нитраты, превращают их в аммиак, затем аммиак превращается в органические соединения. Эти превращения можно представить упрощенной цепочкой:



При гниении происходит обратный процесс:

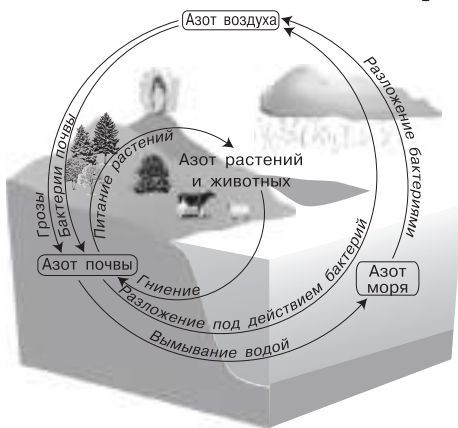


Так поддерживается азотный баланс в почвах. Однако этот баланс нарушается. Человек уносит связанный азот с полей вместе с урожаем. Также часть аммиака при гниении превращается в свободный азот, который уходит в атмосферу.

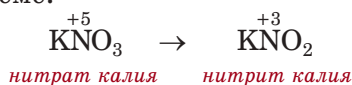
Природный нитрат натрия NaNO_3 называется *чилийской селитрой*, нитрат кальция $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ – *норвежской селитрой*, а NH_4NO_3 – *аммиачной селитрой*. Первой селитрой, известной еще алхимикам, был нитрат калия, KNO_3 – *индийская селитра*.

Чтобы восстановить азотный баланс, надо вносить в почву азотные удобрения (рис. 4.25).

Рис. 4.25. Круговорот азота в природе



Очень важно знать, что 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 собраться 350 мг нитрат-ионов, а в серединке – 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:



Нитриты вызывают изменения красных кровяных телец, которые становятся шоколадными. Развиваются различные тяжелые болезни.

Кроме того, лишние азотные удобрения растворяются в природных водах и загрязняют их. Пить такую воду не рекомендуется.



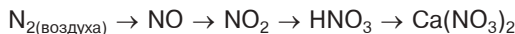
Горизонты химии

Из рис. 4.24 видно, что HNO_3 применяется в производстве взрывчатых веществ. Применение нитратов – селитры для взрывчатых веществ основано на их разложении при нагревании с образованием кислорода: $2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$. В момент взрыва происходит множество реакций, которые можно представить суммарным уравнением: $2\text{KNO}_3 + 3\text{C} + \text{S} = \text{N}_2 \uparrow + 3\text{CO}_2 \uparrow + \text{K}_2\text{S} + \text{Q}$. Образуются также CO , K_2CO_3 , K_2SO_4 . Газы создают большое давление, т. е. происходит взрыв.

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 появлении искры между электрическими проводами образуется бурый газ. Почему? Напишите уравнения соответствующих реакций.

4. Во время грозы в дождевой воде появляться небольшие количества HNO_3 . Откуда возникает азотная кислота? Напишите уравнения реакций.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Охарактеризуй азотную кислоту по плану: а) диссоциация; б) основность; в) название кислотного остатка.
2. Закончи уравнения реакций:
а) $\text{HNO}_3 + ? \rightarrow \text{KNO}_3 + ?$ в) $\text{HNO}_3 + \text{FeO} \rightarrow ? + ?$
б) $\text{HNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow ? + ?$ г) $\text{HNO}_3 + \text{MgCO}_3 \rightarrow ? + ? + ?$
Напиши полные и сокращенные 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 , H_2SO_4 , CaCO_3 , SiO_2 ? Какие свойства – общие или специфические – проявляет азотная кислота в каждом случае?
4. Тлеющая лучина при внесении в концентрированную азотную кислоту вспыхивает. Объясни это явление. Ответ подтверди уравнениями реакций.
5. Опиши, где применяется азотная кислота и ее соли.
- *6. Даны воздух и вода. Как, располагая всеми техническими возможностями, но без каких-либо других веществ, кроме катализаторов, получить соль? Напиши соответствующие уравнения реакций.
7. В трех склянках без этикеток находятся HCl , H_2SO_4 и HNO_3 . Каким образом можно определить, где какая кислота находится? Напиши соответствующие уравнения реакций.
8. Соль состоит из трех элементов O, H и N. В ней на 3 атома кислорода приходится 4 атома водорода и 2 атома азота. Какая это соль?
- *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.

4.11. Фосфор

Положение в периодической системе и строение атома. Химический элемент фосфор находится в III периоде, в главной подгруппе V группы. Характеристики фосфора указаны в табл. 4.1.

Биологическая роль. Фосфор в наше время называют “элементом жизни и мысли”, и вот почему: он нужен для работы мозга, сокращения мышц, передачи наследственности, функционирования клеток. Недостаток фосфора в организме приводит к заболеванию рахитом. Поэтому в ежедневном рационе каждого человека должны быть продукты, богатые фосфором, – рыба, черный хлеб и другие. Фосфор, как и азот, необходим растениям в процессе фотосинтеза. Он повышает устойчивость растений при засухе и способствует их росту.

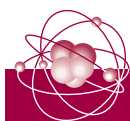


Рис. 4.26. Аллотропные видоизменения фосфора

Апатит
 $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$

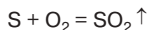
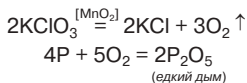


Фосфорит
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$



Горизонты химии

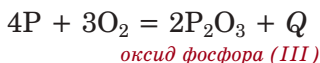
Красный фосфор применяют в производстве спичек. Спичка прошла долгий путь, пока стала безопасной и доступной. Наши спички называются «шведскими», потому что их производство впервые было организовано в Швеции. Красный фосфор, молотое стекло, клей наносят на боковину коробки, а смесь бертолетовой соли KClO_3 (хлорат калия), серы, оксида марганца (IV) MnO_2 , молотого стекла, клея, 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.

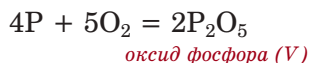
Нахождение в природе. В земной коре всего 0,12% фосфора, зато в живых организмах его в 10 раз больше. В природе фосфор не встречается в свободном состоянии (почему?), а только в виде фосфата кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, входящего в состав минералов: *апатитов* и *фосфоритов*.

Физические и химические свойства. Фосфор – твердое вещество. Он образует несколько аллотропных модификаций, самые важные из них – *белый фосфор* и *красный фосфор* (рис. 4.26). Они различаются по строению и свойствам. *Белый фосфор* ядовит, светится в темноте, окисляясь на воздухе:



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 новое вещество, которое назвал *фосфор*, что значит «светящийся» (1689 г.). 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:



Применение. Большая часть фосфора идет на производство фосфорной кислоты и минеральных удобрений. Другие области применения фосфора показаны на рис. 4.27.



Рис. 4.27. Области применения фосфора

РАБОТА В ГРУПЕ



1. 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.

2. Охарактеризуйте простое вещество фосфор:

а) аллотропные формы;

б) физические свойства;

в) химические свойства.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. 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).
2. В каком виде фосфор встречается в природе? Почему?
3. В виде чего выделяется энергия при окислении и сгорании белого и красного фосфора? Напиши уравнения реакций и укажи возможности их использования.
4. Какая масса оксида фосфора (V) образуется при сгорании фосфора массой 124 г?
- *5. Фосфор образует с хлором два соединения с массовой долей хлора 77,4%, и 85,13%, соответственно. Установи молекулярные формулы обоих соединений.

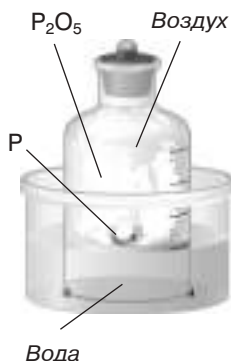


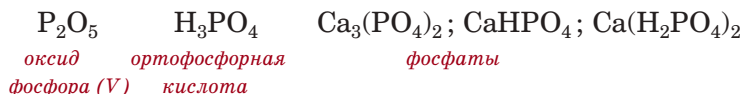
Рис. 4.28. Горение фосфора в воздухе под колоколом



Рис. 4.29. Почему поднялся уровень воды под колоколом? Куда исчез оксид фосфора (V)? Что осталось под колоколом над поверхностью воды?

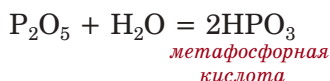
4.12. Соединения фосфора

Важнейшие соединения фосфора:



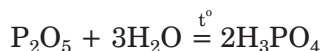
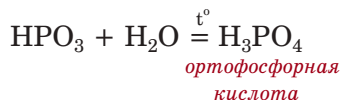
4.12.1. Оксид фосфора (V)

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. 4.28, 4.29):



Поэтому P_2O_5 применяют для осушения газов в качестве водоотнимающего средства.

Метафосфорная кислота HPO_3 по составу похожа на HNO_3 , но в отличие от нее присоединяет воду и превращается в ортофосфорную кислоту (или просто – фосфорную кислоту):



4.12.2. Фосфорная кислота и ее 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 – твердое 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 трем ступеням:

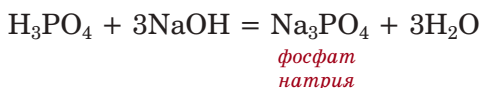
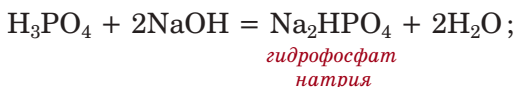
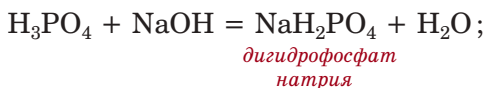
Как сильная кислота I ступень $\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$
дигидрофосфат-ион

Как слабая кислота { II ступень $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$
гидрофосфат-ион
III ступень $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$
фосфат-ион

Кислота средней силы

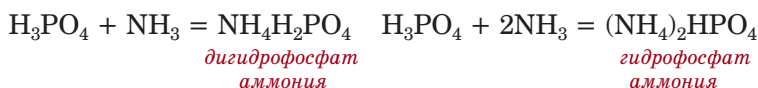


Взаимодействие со щелочами и аммиаком. В зависимости от количества щелочи может проходить три реакции:



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.

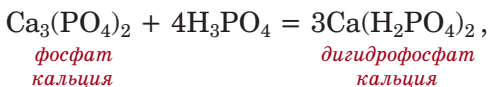
При пропускании аммиака через раствор фосфорной кислоты образуются только кислые соли:



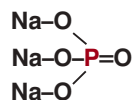
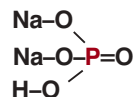
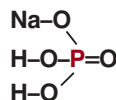
Фосфаты аммония – это ценные минеральные удобрения, потому что они содержат сразу два питательных элемента – азот и фосфор. Поэтому они относятся к сложным удобрениям. Их называют:

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 $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$:

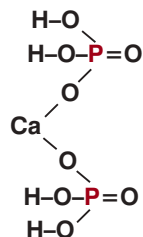


Графические формулы фосфатов натрия

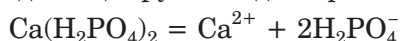


Фосфор входит в состав зубных паст в виде сложных солей фосфорной кислоты (например, монофторофосфат натрия, фосфат кальция, тетранатрийпирофосфат и др.).

Дигидрофосфат кальция



который 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!

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).

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ



Изучение образцов минеральных удобрений

(Вспомните правила работы в лаборатории.
Приложения 1 и 2)

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, ложечки, мерный цилиндр; сухие удобрения: аммиачная селитра NH_4NO_3 , сульфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, хлорид калия KCl , калиевая селитра KNO_3 , фосфоритная мука $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, двойной суперфосфат $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; стакан с дистиллированной водой.

Опыт 8.1. Ознакомление с внешними признаками удобрений.

Рассмотрите цвет, величину и форму кристаллов или гранул предложенных удобрений: аммиачной селитры NH_4NO_3 , сульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, хлорида калия KCl , калиевой селитры KNO_3 , фосфоритной муки $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, двойного суперфосфата $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Результаты внесите в таблицу:

Название и состав удобрения	Внешний вид	Растворимость в воде

Опыт 8.2. Растворимость удобрений.

Налейте по 2 мл дистиллированной воды в 6 пробирок. Возьмите по 1 ложечке каждого удобрения (см. опыт 8.1) и внесите в пробирки с водой. Взболтайте. Отметьте растворимость каждого удобрения (нерастворимо, малорастворимо, растворимо). Запишите результаты в таблицу.

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.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

- Опиши химические свойства оксида фосфора (V) на примере реакций с: а) водой; б) щелочами (NaOH, KOH); в) основными оксидами (CaO).
- Напиши уравнение ступенчатой диссоциации фосфорной кислоты, назови все образовавшиеся ионы.
- 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).
- Какие из реакций практически осуществимы:
а) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow$ б) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NH}_3 \rightarrow$ в) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{NH}_3 \rightarrow$ г) $\text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{NH}_3 \rightarrow$
Закончи уравнения, назови полученные продукты и дай им названия как удобрением. Эти удобрения относятся к простым или сложным?
- Прочти информацию на тюбике с зубной пастой, которой пользуешься, и отметь в тетради содержащиеся в ней компоненты – соли фосфорной кислоты.
- Опиши круговорот фосфора в природе.

4.13. Углерод

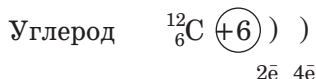
Из всех неметаллов углерод играет наиболее важную роль в нашей жизни. Можно сказать что мы живем в мире углерода. Этот удивительный элемент является основой множества органических веществ, которые, в свою очередь, составляют жизнь всего мира. Нефть и природный газ – это смеси органических соединений углерода. Основные сведения об органических соединениях углерода будут изложены отдельно в следующей главе. Здесь описаны неорганические вещества, содержащие углерод, которые представляют как теоретический, так и практический интерес.

4.13.1. Общая характеристика

К неорганическим веществам, содержащим углерод, относятся его оксиды, угольная кислота и ее соли. Природные неорганические вещества 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 .

Положение углерода в периодической системе, строение атома. Углерод находится под номером 6 во втором малом периоде, в главной подгруппе IV группы.

Строение его атома:

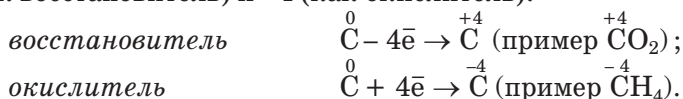


Атом углерода имеет 4 валентных электрона $\cdot\dot{\text{C}}\cdot$.

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*.

В соединениях углерод, как правило, проявляет валентность IV, иногда II (например, в CO – оксиде углерода (II)). 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):



Восстановительные свойства для углерода более характерны.

4.13.2. Углерод – простое вещество. Аллотропия углерода

Главная способность атомов углерода – образовывать различные цепочки друг с другом за счет четырех валентных электронов. Связываются атомы в разных направлениях, поэтому углерод образует несколько *аллотропных видоизменений*: алмаз, графит, карбин, фуллерены.

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. 4.31). 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 ~0,2 г). Самый крупный алмаз – это “Куллинан” – 3 024 карата (~620 г).

Графит – твердое серо-черное маслянистое вещество с металлическим блеском. Он имеет слоистую структуру (рис. 4.32). Состоит из атомов углерода, каждый из



Рис. 4.30. Знаки британской королевской власти, инкрустированные фрагментами алмаза “Куллинан”.

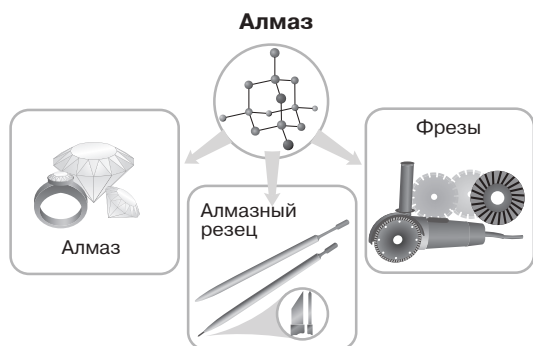


Рис. 4.31. Строение алмаза и его применение

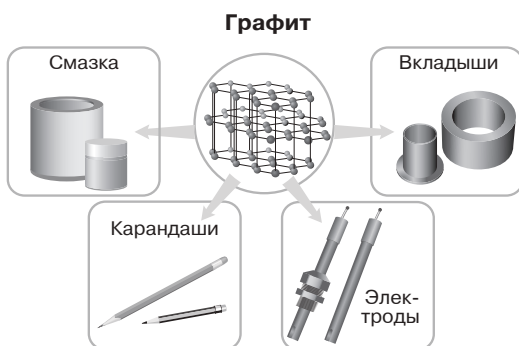


Рис. 4.32. Строение графита и его применение

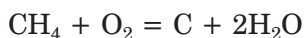
которых соединяется тремя одинаковыми связями с тремя соседними атомами, образуя прочные плоские сетки, и использует для этого три электрона. Четвертый электрон остается свободным и образует непрочную пару с электроном атома углерода из нижней или верхней сетки. Эта пара легко разрывается, поэтому графит 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

Графит – самое тугоплавкое простое вещество на Земле. Его температура плавления больше 3500°C . Поэтому им облицовывают сопла ракетных двигателей.

Аморфный (некристаллический) углерод образует черный порошок – сажу. Ее применяют для изготовления черной резины. Сажу получают при неполном сгорании природного газа:



Огромные залежи угля – это также аморфный углерод. Из него получают различные продукты (рис. 4.34).

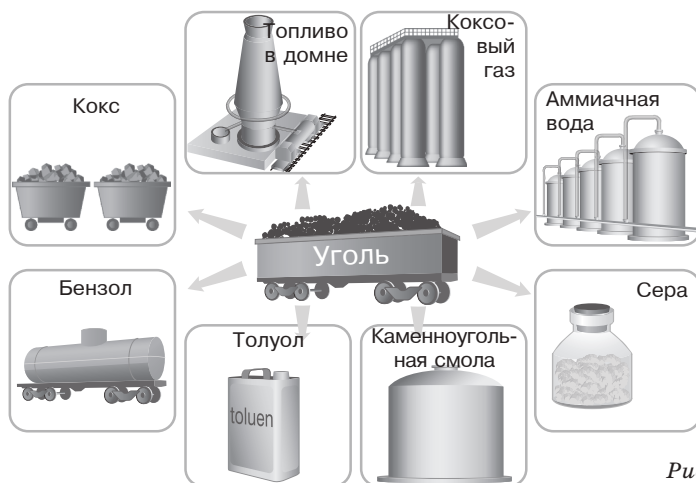
Искусственно получены другие аллотропные видоизменения углерода – карбин и фуллерены, которые описаны в рубрике “Горизонты химии”.

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.



Горизонты
химии

Искусственно получены другие аллотропные видоизменения углерода – карбин и фуллерены.

Карбин – вещество, образованное из линейных молекул:

$=\text{C}=\text{C}=\text{C}=\text{C}=\text{C}$ или

$-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-$

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.

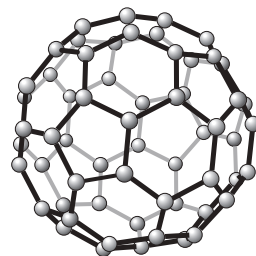


Рис. 4.33. Структура фуллерена

Рис. 4.34. Применение угля

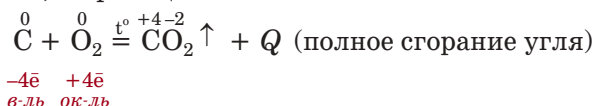
Получение. Алмазы и графит добывают из недр Земли. Алмазы встречаются редко (Южная Африка, Сибирь). Они очень дороги, дороже золота. Алмазы научились получать искусственно и применяют их в основном в технике.

При химической переработке природного угля получают много ценных веществ для химической промышленности. Остаток – кокс – это практически чистый углерод.

4.13.3. Химические свойства углерода

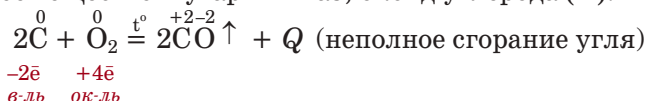
При обычной температуре углерод инертен, а при высокой – очень активен. Как неметалл он может служить и восстановителем ($-e$), и окислителем ($+e$).

1. Взаимодействие с кислородом. При избытке кислорода углерод сгорает, проявляя восстановительные свойства, по реакции:

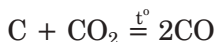


Знак Q в данной реакции имеет особое значение. Тепло этой реакции согревало человека долгие века, позволяло приготовить пищу, помогало выплавлять металлы, водить поезда и др.

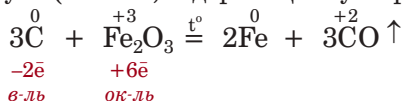
При недостатке кислорода образуется очень ядовитое вещество – угарный газ, оксид углерода (II):



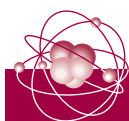
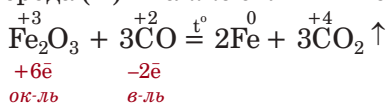
Оксид углерода (II) образуется не только при неполном сгорании угля. Он получается также при нагревании угля с продуктом его полного сгорания (CO_2):



2. Взаимодействие с оксидами металлов. Углерод (уголь, графит, кокс) – самый важный и дешевый восстановитель при получении металлов из руд (железа, меди, олова, цинка). В доменном процессе кокс используют для получения чугуна (железа, содержащего углерод) по схеме:



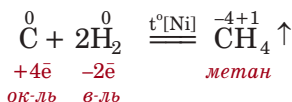
Оксид углерода (II) – также сильный восстановитель:



Горизонты ХИМИИ

- Оксид углерода (II) (угарный газ) проникает в кровь и присоединяется к атомам железа в гемоглобине крови, занимая “законное место” кислорода, что может привести к смерти. Первая помощь при отравлении угарным газом – свежий воздух, кислород, искусственное дыхание. При этом молекулы CO вытесняются из крови избытком кислорода. O_2 – человек спасен!
- Вдыхаемый воздух содержит: 78% азота, 21% кислорода, 0,03% оксида углерода (IV) и 0,97% других газов. Выдыхаемый воздух содержит: 78,7% азота, 16,3% кислорода, до 4% оксида углерода (IV), и до 1% других газов. Очевидно, указанный выше состав относителен.

3. Взаимодействие с водородом происходит при нагревании в присутствии катализатора (никеля):



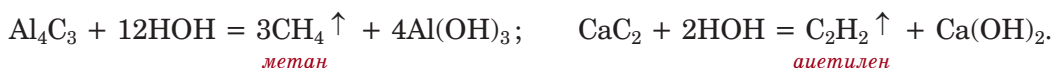
Метан – главная составная часть природного газа. Он используется в качестве топлива:



4. *Взаимодействие с металлами приводит к образованию карбидов:



Карбиды часто имеют состав, не соответствующий валентности элементов. Например, цементит Fe_3C – составная часть чугуна. Некоторые карбиды разлагаются водой с образованием водородных соединений углерода. Например:



По этой реакции получают ацетилен для сварки и резки металлов.

Применение углерода показано на рис. 4.36. 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. 4.35). 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 твердого вещества называется адсорбцией.

Чем больше пор, тем больше поверхность и тем лучше адсорбция. Активированный уголь еще более пористый, чем древесный уголь. Его применяют в медицине, в пищевой и химической промышленности как поглощающее вещество 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. Зелинским. На рис. 4.36 представлены области применения углерода.

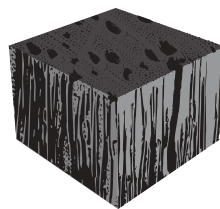


Рис. 4.35. Микропористая структура древесного угля



Николай Зелинский (1861–1953)

Русский химик, родился в г. Тирасполь. Академик.

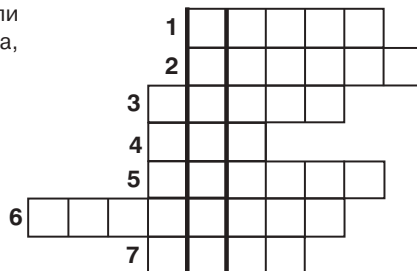


Рис. 4.36. Применение углерода

ХИМИЧЕСКИЙ КРОССВОРД

Заполнив кроссворд по горизонтали, по вертикали сможешь прочесть ключевое слово – название элемента, входящего в состав всех органических веществ.

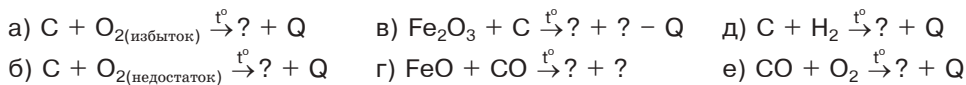
1. Древнейший источник тепла.
2. Применяется для изготовления карандашей.
3. Режет стекло.
4. Пишет на доске.
5. Материал для скульптора.
6. Химическое название п. 4, 5 и известняка.
7. Что в атоме углерода имеет заряд +6?



РАБОТА В ГРУППЕ

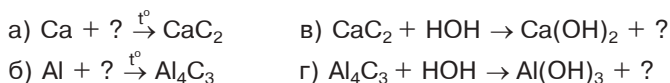


1. Допишите уравнения следующих реакций:



2. Выделится ли одно и то же количество тепла при сгорании кокса, алмаза и графита количеством веществ 1 моль? Обоснуйте ответ уравнениями реакций.

*3. Закончите уравнения реакций, назовите продукты:



Какие из этих реакций имеют практическое применение?

4. Как-то ученый-чудак сплавил алмаз с железом. Что образовалось?

5. Напишите рассказ по схеме применения углерода.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Выбери правильный ответ. Атом углерода имеет заряд ядра:
а) +12; б) +6; в) +4; г) +2.
2. Какие связи образуют атомы углерода в простом веществе? Какие аллотропные видоизменения образуются при этом? Охарактеризуй каждое из них. Где они применяются?
3. Сравни аллотропные формы углерода и кислорода. В чем их основные различия?
4. Как можно доказать, что алмаз и графит являются аллотропными формами углерода?
- *5. В промышленности карбид кальция получается сплавлением угля с негашеной известью. Вычисли массу оксида кальция и массу угля, необходимых для получения карбида кальция массой 1 т.

4.14. Неорганические соединения углерода

Важнейшими неорганическими соединениями углерода являются оксид углерода (IV) CO_2 , или углекислый газ, угольная кислота H_2CO_3 и ее соли – *карбонаты* и *гидрокарбонаты*.

CO_2	H_2CO_3	Na_2CO_3	NaHCO_3
<i>оксид углерода (IV)</i>	<i>угольная кислота</i>	<i>карбонат натрия</i>	<i>гидрокарбонат натрия</i>

4.14.1. Оксид углерода (IV)

Строение. Молекула CO_2 содержит две двойные ковалентные полярные связи: $\text{O}=\text{C}=\text{O}$. В целом это симметричная неполярная молекула, очень слабо связанная с другими молекулами. Поэтому сухой лед – твердый CO_2 – легко испаряется без плавления (вспомни йод!).

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 углекислый газ получают действием соляной кислоты на мрамор (рис. 4.37) по реакции:



Физические свойства. Оксид углерода (IV) – это бесцветный газ в 1,5 раза тяжелее воздуха, слабо растворим в воде: в 1 объеме воды при обычном давлении растворяется примерно 1 объем CO_2 .

Химические свойства. Как кислотный оксид CO_2 реагирует с водой (обратимо), щелочами (NaOH , Ca(OH)_2), основными оксидами (CaO). Также CO_2 взаимодействует с некоторыми солями ($\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$) и с углеродом. (Некоторые из этих свойств будут рассмотрены далее.)

Известно, что человек и животные не могут жить в атмосфере оксида углерода (IV).



В Италии есть пещера, в которой из трещин пола выделяется углекислый газ и течет по наклонному полу слоем толщиной около 40 см. Ее называют “Собачья пещера”. Как вы думаете, почему? Вспомните из биологии – человек и животные не могут дышать углекислым газом!

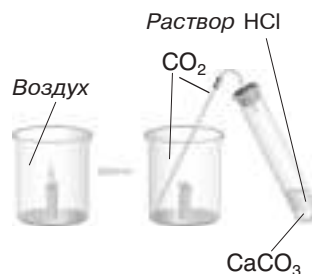
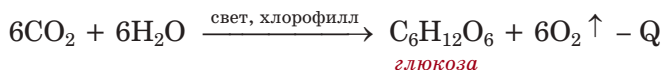


Рис. 4.37. Получение CO_2

Напиши уравнения реакций, характеризующих химические свойства CO_2 .

Растения поглощают CO_2 на свету для своего питания по схеме *фотосинтеза*, уже знакомой нам по теме “Кислород”:



Применение. Оксид углерода (IV) широко применяется в различных областях (рис. 4.38).

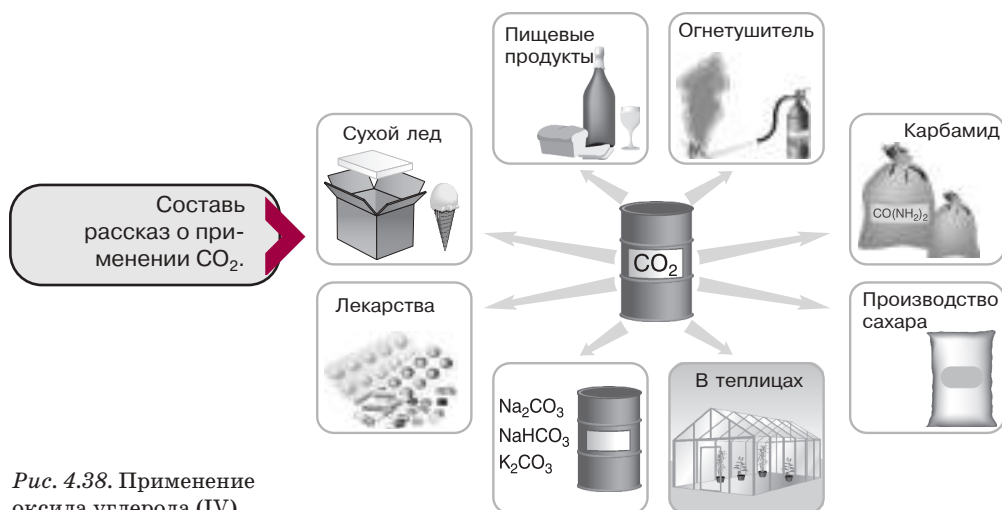
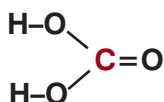
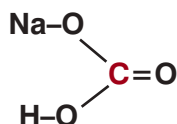
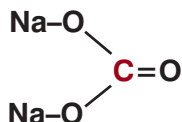


Рис. 4.38. Применение оксида углерода (IV)



Угольная кислота не существует как химический реактив.



4.14.2. Угольная кислота и ее соли

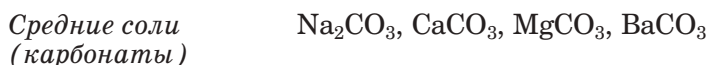
Оксид углерода (IV) – кислотный оксид. При растворении в воде CO_2 частично реагирует с ней, образуя неустойчивую угольную кислоту:



Угольная кислота – это слабая двухосновная кислота, которая диссоциирует ступенчато:



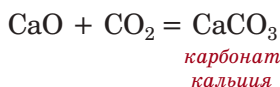
Угольная кислота образует два ряда солей: средние соли – карбонаты и кислые – гидрокарбонаты:



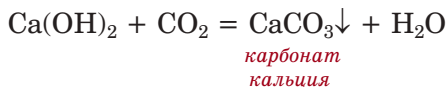
Угольная кислота неустойчива и не существует как реактив. Но ее соли – карбонаты – твердые вещества,

хорошо известны и широко применяются. Например, CaCO_3 – известняк, мел, мрамор, Na_2CO_3 – кальцинированная сода, NaHCO_3 – пищевая сода.

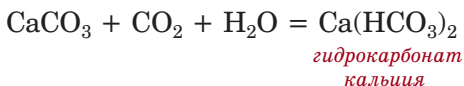
Получение и свойства карбонатов. Карбонаты и гидрокарбонаты получаются в результате взаимодействия оксида углерода (IV) с основными оксидами или щелочами:



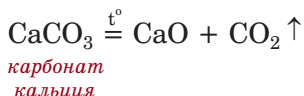
Реакция с известковой водой (раствором $\text{Ca}(\text{OH})_2$) или гидроксидом бария $\text{Ba}(\text{OH})_2$ служит для распознавания углекислого газа и карбонатов. При пропускании CO_2 через известковую воду происходит помутнение и образование белого осадка карбоната кальция:



При избытке углекислого газа осадок CaCO_3 растворяется с образованием гидрокарбоната кальция:



Карбонаты всех металлов (кроме щелочных!) разлагаются при нагревании:



Присутствие в воде гидрокарбонатов кальция и магния придает ей *временную жесткость*. При небольшом нагревании происходит разложение гидрокарбоната кальция:



Из-за этой реакции образуется накипь в чайнике, паровом котле и везде, где кипятят воду. Так устраняется *временная или карбонатная жесткость воды*.

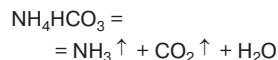
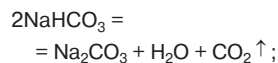
Реакции, приведенные выше, объясняют важное явление природы: на них основано “перемещение” тысяч тонн известняка в глубине и на поверхности земли. Транспортируют его CO_2 и H_2O , которые растворяют известняк. Вода перемещает этот раствор в другие места, где при нагревании вновь образуются залежи известняка.

Запомни, что NaHCO_3 – это *пищевая сода*, а Na_2CO_3 – *кальцинированная сода*, вредная для организма.



Горизонты химии

- Как химический реактив угольная кислота не существует. Ее получают, насыщая воду углекислым газом. Ваши любимые шипучие напитки – газированная и минеральная вода – содержат углекислый газ, растворенный 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.
- 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.

ЛАБОРАТОРНЫЙ
ОПЫТ**Обнаружение карбонат-ионов CO_3^{2-} и оксида углерода (IV) (CO_2).**

(Вспомните правила работы в лаборатории. Приложения 1 и 2)

Реактивы и оборудование: кусочки мрамора, растворы Na_2CO_3 или K_2CO_3 , HCl , лакмус или метилоранж, известковая вода, дистиллированная вода, пробка с газоотводной трубкой, металлический штатив с зажимом, штатив с пробирками, спиртовка, лучинка.

Опыт 9.1. Обнаружение карбонат-ионов (CO_3^{2-}).

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 9.2. Обнаружение оксида углерода (IV) (CO_2).

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 лучину в пробирку с CO_2 . Что вы видите? Объясните свои наблюдения.

В другую пробирку влейте известковую воду и, внося газоотводную трубку, пропустите в нее 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:

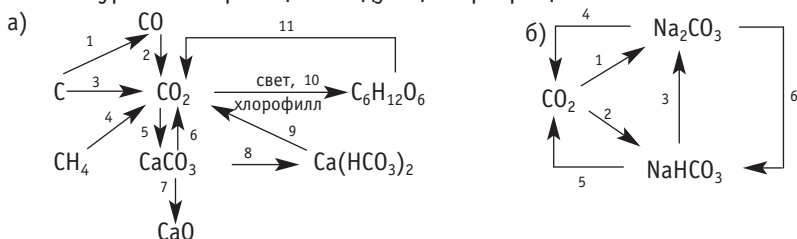
- | | |
|---|---|
| 1) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons ?$ | 9) $\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} ? + ? + ?$ |
| 2) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow ?$ | 10) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} ? + ? + ?$ |
| 3) $\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow ? + ?$ | *11) $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow ? + ?$ |
| 4) $\text{NaOH} + \text{CO}_2(\text{избыток}) \rightarrow ?$ | *12) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow ? + ?$ |
| 5) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow ? + ?$ | 13) $\text{NH}_4\text{HCO}_3 \rightarrow ? + ? + ?$ |
| 6) $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2(\text{избыток}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow ?$ | 14) $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow ? + ? + ?$ |
| 7) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} ? + ?$ | 15) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow ? + ? + ?$ |
| 8) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow ? + ? + ?$ | *16) $\text{NaHCO}_3 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow ? + ? + ?$ |

Какая из указанных реакций: а) происходит в природе; б) происходит каждое утро в кипящем чайнике; в) “поднимает” тесто при выпечке; г) портит негашеную известь при неправильном хранении; д) применяется в технике для смягчения воды; е) используется в промышленности для получения негашеной извести; ж) является качественной реакцией на оксид углерода (IV) и карбонаты; з) используется в лаборатории для получения углекислого газа; и) работает в огнетушителях; *к) происходит, когда мама “гасит” соду уксусом для теста?

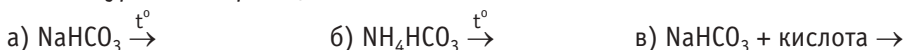
ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

- Составь электронную и графическую формулы CO_2 . Какие химические связи образуются между атомами углерода и кислорода? Какова валентность и степень окисления углерода в CO_2 ?
- Сравни биологическое действие CO и CO_2 на основании знаний по химии и биологии.

3. Напиши уравнения реакций следующих превращений и назови все вещества:



4. Напиши уравнения реакций по схемам:



Вычисли объем 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?

5. Попробуй объяснить, почему содовое тесто делают на кислом молоке, а не на обычном?
- *6. При строительстве дома использовали 15 т строительного раствора, содержащего 30% $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Вычисли:
- а) массу известняка, из которого получили $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
- б) массу воды, которую использовали для гашения извести.
7. Попытайся описать круговорот углерода в природе по схеме:
- углерод $\rightarrow$ углекислый газ $\rightarrow$ сложные вещества $\rightarrow$ углекислый газ
(в воздухе, воде, почве)
8. Как очистить воздух от примеси CO_2 ?
9. Вычисли, какой объем углекислого газа выделится при действии серной кислоты на 100 г: а) пищевой соды; б) кальцинированной соды.
10. 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.
11. С какой целью в кислые почвы в Молдове вносят измельченный известняк. Какая реакция при этом происходит?

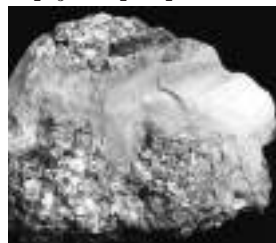
4.15. Кремний и его соединения

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 четырехвалентен во всех соединениях.

Каолинит
 $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$



Кварц SiO_2

Нахождение в природе. Кремний встречается в природе только в виде соединений. Например:

SiO_2 – оксид кремния – кремнезем, *кварц*, основная часть песка;

$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – *каолинит* – основная часть белой глины, а желтая глина, кроме того, содержит примеси оксидов железа;

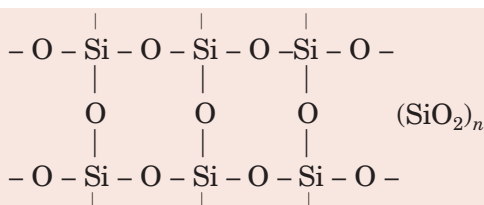
$\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$ – *ортоклаз* – минерал, состоящий из силиката калия K_2SiO_3 , алюмината калия KAlO_2 и оксида кремния SiO_2 . Состав ортоклаза здесь изображен условно как сумма оксидов: основного (K_2O), кислотного (SiO_2) и амфотерного (Al_2O_3).

Важнейшими соединениями кремния являются:

SiO_2	H_2SiO_3	$\text{Na}_2\text{SiO}_3, \text{K}_2\text{SiO}_3$
оксид кремния (IV), кислотный оксид, нерастворимый в воде	кремниевая кислота, нерастворимая в воде	силикаты, растворимые в воде

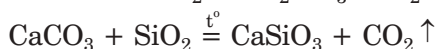
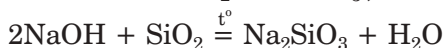
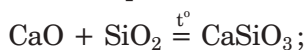
Оксид кремния (IV) – твердое, прозрачное, тугоплавкое вещество, нерастворимое в воде. В природе встречается в виде минерала кварца. Почти чистым оксидом кремния (IV) является речной песок, называемый *кварцевым песком*. Обычный песок кроме SiO_2 содержит примеси оксидов железа, которые придают песку желтоватый цвет. Прозрачные бесцветные кристаллы кварца называются *горным хрусталем*.

В оксиде кремния (IV) каждый атом кремния окружен 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 упрощенную формулу SiO_2 .

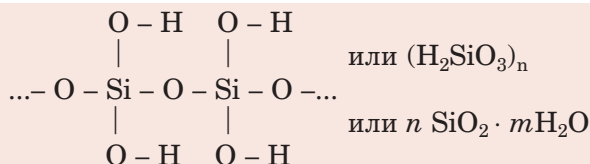
Оксид кремния (IV) – кислотный оксид, он реагирует при сплавлении с основными оксидами, щелочами и некоторыми солями с образованием силикатов:



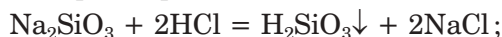
В последней реакции оксид кремния (IV) вытесняет более летучий оксид CO_2 из соли.

Добавки Ce_2O_3 придают стеклу зеленый оттенок

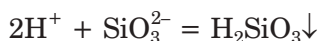
Кремниевая кислота и ее соли. Кремниевая кислота также имеет полимерное строение:



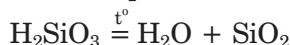
Условно кремниевая кислота записывается формулой H_2SiO_3 . Кремниевая кислота – гелеобразное вещество, нерастворимое в воде. Поэтому ее получают реакцией обмена кислот с растворимыми силикатами:



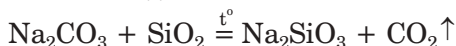
*студенистый
осадок*



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 щелочи или соды с песком:



силикат натрия

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 используются в строительстве. При термической обработке из песка и глины получают важные материалы (стекло, цемент), изготавливают керамическую посуду (рис. 4.39).

Обычное оконное стекло имеет состав $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Его “варят”, сплавляя ($\sim 1500^\circ\text{C}$) 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

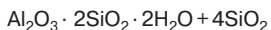
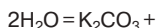
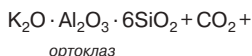


Рис. 4.39. Области применения кремния и оксида кремния



Горизонты химии

- Как разрушаются горы? Даже слабая угольная кислота способна вытеснить из силикатов кремниевую кислоту. В природе происходит “выветривание” минералов с образованием глин и песка – основы всех почв:



каолин

глина

кремнезем

песок

- Кварцевое стекло было обнаружено при раскопках в древнем Египте и Багдаде. Его возраст около 5000 лет.

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 придает стеклу зеленый цвет, мелкоизмельченное 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. “керамос” – 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, затем ее 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:
 $\text{Si} \rightarrow \text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{SiO}_2$
2. Сравните способы получения угольной и кремниевой кислот. Как они действуют на индикаторы? Какова сила этих кислот?
3. Вычислите массу соды, известняка и песка, необходимых для получения стекла массой 100 кг.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

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) растворится 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.

ПРАКТИЧЕСКАЯ
РАБОТА**Решение экспериментальных
задач по теме «Неметаллы и их соединения»**

(Вспомните правила работы в лаборатории.
Приложения 1 и 2)

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, спиртовка, держатель, предметное стекло, нихромовое кольцо, фильтровальная бумага, воронка, стеклянная трубка, реактивы (согласно выбранному варианту): 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 трех 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?

Задача 6. Осуществите практически следующие превращения:



* **Задача 7.** Без дополнительных реактивов распознайте, в какой из трех 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.

Этапы работы

Определите тип
экспериментальной
задачи



Составьте план
решения



Напишите
уравнения
реакций



Составьте план
проведения опыта



Выполните
опыт

ТЕСТ**ПО ТЕМЕ НЕМЕТАЛЛЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ**

Обведи буквы правильных ответов в заданиях I и II.

I. Наиболее сильные неметаллические свойства проявляет:

- а) *хлор*; в) *сера*;
б) *азот*; г) *углерод*.

II. Электроотрицательность элементов в ряду C–N–O–F:

- а) *уменьшается*; б) *возрастает*;
в) *не изменяется*; г) *уменьшается, а потом растет*.

III. Покажи стрелками соответствие неметаллов их агрегатному состоянию:

Газ	C	жидкость
	Cl ₂	
	N ₂	
	Br ₂	
		твердое вещество

IV. Составь электронную формулу молекулы HCl на основе электронных схем атомов. Назови тип химической связи.

V. Напиши уравнения реакций получения аммиака в лаборатории и промышленности и установи физические свойства аммиака, зачеркнув неправильный ответ.

Аммиак – это $\frac{\text{жидкость}}{\text{газ}}$, $\frac{\text{белого цвета}}{\text{бесцветный}}$, $\frac{\text{приятного}}{\text{неприятного}}$ запаха, $\frac{\text{малой}}{\text{большой}}$ плотности.

VI. Получи тремя способами нитрат меди (II). Напиши уравнения соответствующих реакций.

VII. В трех пробирках без этикеток находятся вещества белого цвета:

- а) *хлорид бария*;
б) *сульфат натрия*;
в) *нитрат аммония*.

Напиши уравнения реакций, с помощью которых можно распознать каждое вещество. Составь схему распознавания веществ.

VIII. Вычисли объем оксида углерода (IV) (н.у.), который может образоваться из мрамора массой 1 кг (при термическом разложении).

5.1. Что такое «органическая химия»?

5.1.1. Немного истории

С давних пор человек ценит и использует дары природы: растительные и животные жиры, сахарную свеклу, виноград и продукты, полученные при их переработке (сахар, спирт, уксус), природные красители, поваренную соль, медь, серебро, золото 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, соединения углерода рассматриваются как органические. В то же время оксиды углерода (CO и CO_2), угольная кислота (H_2CO_3) и ее соли, которые тоже содержат углерод, являются частью неорганических веществ, потому что имеют с ними много общего.

В 1828 г. немецкий химик Фридрих Вёлер открыл, что органические вещества можно получить и без участия живых организмов. Вёлер получил в лаборатории, т. е. химическим путем, два органических вещества: щавелевую кислоту и мочевины. Так ученый продемонстрировал, что органические вещества могут быть получены в лаборатории подобно неорганическим веществам. Более того, ряд экспериментов подтвердил, что органические вещества могут быть получены из неорганических. Растения, в свою очередь, поглощают из почвы и атмосферы неорганические вещества (воду, соли, углекислый газ), а из них синтезируют органические вещества.

Общим для органических и неорганических веществ является электронная природа химической связи и одинаковые типы связей: ковалентная полярная и ковалентная неполярная. Вот почему нет резкого различия между органическими и неорганическими веществами.

После изучения этого параграфа ты будешь способен:

- **сравнивать органические вещества с неорганическими;**
- **распознавать типы углеводов;**
- **составлять электронные и структурные формулы предельных и непредельных углеводов (этилена, ацетилена);**
- **сравнивать их состав, строение, свойства и применение;**
- **составлять уравнения реакций, в которых принимают участие углеводы;**
- **называть природные источники углеводов.**



Йен Якоб Берцелиус (1779–1848)

Шведский химик. В 1815 г. ввел химические символы; классифицировал вещества на органические и неорганические.



Фридрих Вёлер
(1800–1882)

Немецкий химик.
Продemonстрировал, что органические соединения могут быть получены и химическим путем.

Органические вещества содержат

C,
H, O,
N, Гал.,
S, P



Александр Михайлович Бутлеров
(1828–1886)

Русский химик. В 1861 г. предложил теорию строения органических соединений.

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 12 миллионов соединений, известных в настоящее время, только около 900 тыс. – неорганические, а остальные – 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 своем составе кроме углерода и водорода, азот, а иногда и другие элементы).

5.1.2. Строение органических веществ

Среди множества органических веществ углеводороды имеют наиболее простое строение. Для начала мы познакомимся с углеводородами, которые встречаются в природе.

Из природного газа и нефти химики выделили многие углеводороды 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 развития органической химии.

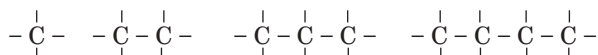
В середине XIX в. было установлено, что в органических соединениях углерод всегда четырехвалентен, а атомы углерода могут соединяться в цепочки. Эти открытия стали основой *Теории строения органических соединений* (А. М. Бутлеров).

Исходя из этих условий, составим графические формулы углеводородов, представленных выше, помня о четырехвалентности углерода.

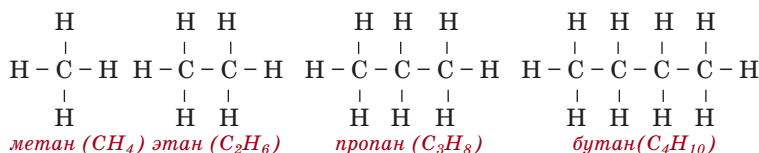
Для углеводородов CH_4 , C_2H_6 , C_3H_8 и C_4H_{10} проделаем следующие шаги:

а) записываем цепочку из атомов углерода, соединяя их черточкой – единицей валентности;

б) вокруг каждого атома углерода проставляем черточки так, чтобы всего их было четыре (углерод четырехвалентен):



в) дописываем по свободным черточкам атомы одновалентного водорода, таким образом получились *структурные формулы*:



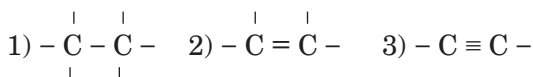
Порядок соединения атомов в молекуле называется химическим строением.

5.2. Углеводороды

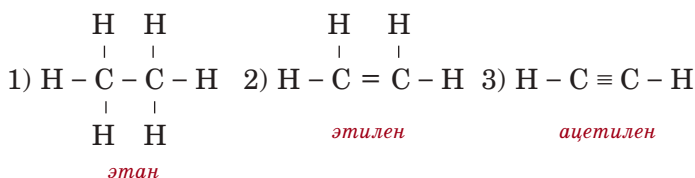
5.2.1. Типы углеводородов

Углеводороды – это органические соединения, состоящие из углерода и водорода.

В молекулах углеводородов связи между атомами углерода могут быть простыми (одинарными), двойными и тройными:



Мы видим, что во всех трех фрагментах атомы углерода четырехвалентны. Дополним фрагменты атомами водорода. В первом случае каждому атому углерода не хватает трех атомов водорода, во втором – двух и в третьем – одного:



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.



Рис. 5.1. Одежда и обувь этой семьи сделаны из натуральных и синтетических органических веществ

Получились структурные формулы *этана* (с одинарной связью C – C), *этилена* (с двойной связью C = C) и *ацетилен* (с тройной связью C ≡ C) между атомами углерода.

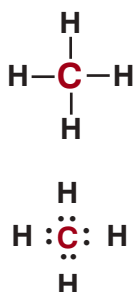
Эти вещества – не плод фантазии какого-нибудь “конструктора” формул. Они реально существуют и имеют широкое применение. Из этилена получают знакомый каждому полиэтилен. Ацетилен применяют при резке и сварке металлов благодаря высокой температуре его пламени.

В молекуле этана все четыре валентности атома углерода насыщены до предела связями с другими четырьмя атомами (одна с C и три с H). *Связь C – C одинарная или простая*. Поэтому говорят, что этан – это представитель *предельных углеводородов*.

Если молекулы углеводородов содержат *двойную связь* между атомами углерода, их называют *непредельными этиленовыми углеводородами*, а если содержат *тройную связь* между атомами углерода, то называются *непредельными ацетиленовыми углеводородами*.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Приведи примеры веществ, применяемых в повседневной жизни. Отнеси их к:
 - а) неорганическим;
 - б) органическим.
2. Даны вещества, содержащие углерод: Al_4C_3 , $NaHCO_3$, CO, CaC_2 , CH_4 , $Mg(HCO_3)_2$, CO_2 , C_2H_6 . Какие из них органические?
3. Какую валентность проявляет углерод:
 - а) в органических соединениях;
 - б) в неорганических соединениях?
4. Что такое химическое строение?
- *5. Напиши структурные формулы углеводородов: метана, этана, пропана, бутана.
6. Объясни, чем отличаются органические вещества от неорганических:
 - а) по составу;
 - б) по строению;
 - в) по свойствам.
 Ответ подтверди примерами.
7. Опиши типы углеводородов в зависимости от природы химической связи между атомами углерода.



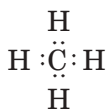
5.2.2. Предельные углеводороды

Электронные и структурные формулы. На основе знаний о строении атома и природе химической связи составим электронные формулы предельных углеводородов – метана CH_4 и этана C_2H_6 .

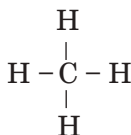
Атом углерода $\cdot\dot{C}\cdot$ имеет четыре валентных электрона и может образовать четыре ковалентные связи либо с атомами водорода $H\cdot$, либо с другими атомами углерода.

В молекуле метана образуется четыре общие пары электронов между атомом углерода и 4 атомами водорода. Очевидно, общие пары электронов смещены к углероду,

как более электроотрицательному атому. Мы получили *электронную формулу* метана. Заменяя общие пары электронов черточками, получим структурную формулу:



электронная формула



структурная формула

Все связи $\overset{\delta-}{\text{C}} : \overset{\delta+}{\text{H}}$ полярные ковалентные.

В молекуле этана C_2H_6 общие пары образуются не только между атомами углерода и водорода, но и между двумя атомами углерода. Связь $\text{C} : \text{C}$ или $\text{C} - \text{C}$ неполярная ковалентная. Аналогичным образом составляются электронные и структурные формулы других предельных углеводородов.

Физические свойства. Предельные углеводороды $\text{CH}_4 - \text{C}_4\text{H}_{10}$ – это газы. Затем, начиная с C_5H_{12} , следуют жидкие углеводороды и твердые. 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 природный газ, который является почти чистым метаном, имеет специфический запах. Почему? Запах природного газа связан со специальными дурнопахнущими 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, как вы уже знаете, 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 $\rightarrow$, а не знак равенства. Почему? Чтобы не спутать с двойной связью.

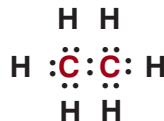
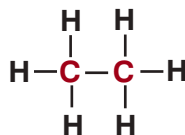


Рис. 5.2. Баллон со смесью газов пропан-бутан



Рис. 5.3. Применение природного газа (метана или пропана-бутана) в домашних условиях

Природные источники углеводородов

Уголь

Нефть

Природный
газ

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 природном газе используется в хозяйстве в качестве топлива. Следует заметить, что хозяйства, которые не подключены к сети природного

газа, используют как топливо газ в баллонах (смесь пропана и бутана). В последнее время в качестве топлива для транспортных средств вместо бензина все более широкое применение находит метан в баллонах. Из метана и других предельных углеводородов в химической промышленности получают пластмассы, сажу для типографской краски, синтетический каучук, ацетилен, растворители и другие ценные продукты. Области применения метана показаны на рис. 5.4.

Рис. 5.4. Применение метана



Влияние продуктов сгорания на окружающую среду. Ежегодно человечество использует около 7,5 млрд. тонн углеводородов. Более 90% добытых углеводородов сжигается в топках электростанций, двигателях автомобилей, тепловозов и самолетов, для обогрева помещений, приготовления пищи и др.

В основе использования углеводородов в качестве топлива лежит реакция горения, например:



Использование углеводородов как источника энергии, т. е. их сжигание, приводит к двум негативным последствиям:

- загрязнению атмосферы и появлению 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 850 тыс. 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.

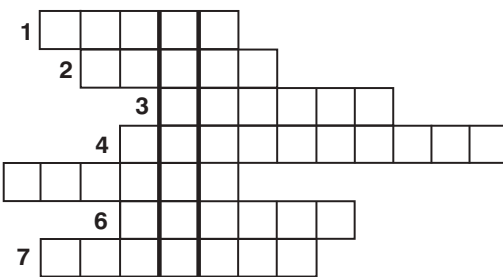
Каковы последствия парникового эффекта? Ученые доказали, что к 2050 г. глобальная температура может повыситься на 2–4 градуса. Это приведет к частичному таянию ледников и нарушению экологического равновесия.

Можем ли мы повлиять на ситуацию и предотвратить парниковый эффект? Конечно, да! Самый простой пример – пересест с автомобиля на велосипед (подобно таким странам, как Китай и Вьетнам) и снизить таким образом объем выхлопных газов, внести свой вклад в расширение и уход за лесными массивами, использовать нетрадиционные источники энергии и др.

ХИМИЧЕСКИЙ КРОССВОРД

Решите кроссворд. Ключевое слово – основная область использования углеводородов.

1. Жидкая природная смесь углеводородов.
2. Твердое топливо.
3. Один из газов, используемый в бытовых плитах.
4. Вид важнейших продуктов, получаемых из углеводородов нефти и газа.
5. Горючее для автомобилей.
6. Тяжелый металл в составе бензина, отравляющий воздух и придорожную растительность.
7. Горючее для самолетов.



ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

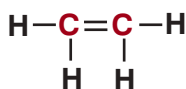
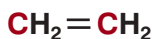
1. Какие углеводороды называются предельными, а какие непредельными?
2. Напиши молекулярные формулы предельных углеводородов со следующим количеством атомов углерода: а) C_2 ; б) C_3 ; в) C_4 ; г) C_5 .
Укажи их физические свойства.
3. Назови типы (предельные, непредельные) следующих углеводородов:

а) CH_4	г) $CH_3 - CH_2 - CH_3$	ж) $CH \equiv CH$
б) $CH_3 - CH_3$	д) $CH_2 = CH - CH_3$	з) $CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$
в) $CH_2 = CH_2$	е) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$	и) $CH \equiv C - CH_3$

 Выбери предельные углеводороды и назови их.

4. Закончи уравнения реакций:
 а) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow ? + ?$ б) $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \rightarrow ? + ?$ в) $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow ? + ?$
 5. Что такое парниковый эффект? Назови методы его предотвращения.
 6. Из средств массовой информации мы часто узнаем, 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.
 7. Вычисли массу воды и оксида углерода (IV), которые образуются при сгорании природного газа объемом 1 м^3 , если содержание в нем метана составляет 89,6% (остальное – неорганические примеси).

Этилен

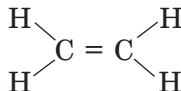


5.2.3. Непредельные этиленовые углеводороды

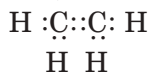
Непредельные углеводороды, содержащие в молекуле одну двойную связь, называются этиленовыми углеводородами.

Первый представитель – это этилен.

Строение. Структурная формула этилена:



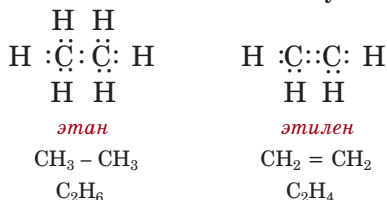
Электронную формулу этилена можно получить, заменив каждую черточку в структурной формуле на пару электронов, с учетом того, что электроотрицательность углерода больше, чем водорода:



Таким образом, углерод приобретает октет, а водород – дублет электронов.

Все связи $\overset{\delta-}{\text{C}} : \overset{\delta+}{\text{H}}$ – полярные ковалентные. Связь $\text{C} :: \text{C}$ – двойная, образована двумя общими парами электронов. Между атомами углерода образуются две ковалентные неполярные связи, одна из которых прочная, а другая, дополнительная, – непрочная.

Сравним состав и связи в молекулах этана и этилена:



Этилен, в отличие от этана, имеет двойную связь между атомами углерода. В его молекуле на два атома водорода меньше, чем у этана.

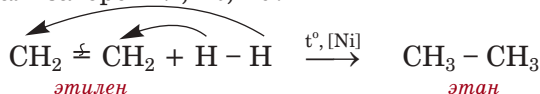


Физические свойства. Этилен – бесцветный газ, почти без запаха, плохо растворим в воде, немного легче воздуха.

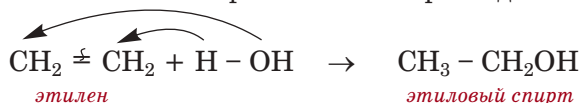
Химические свойства. 1. Горение. Этилен на воздухе сгорает, как и этан, с образованием углекислого газа и воды:



***2. Реакции присоединения.** Главное свойство непредельных углеводородов – реакции присоединения по месту двойной связи, сопровождающиеся разрывом дополнительной связи. Поэтому этилен, являясь непредельным углеводородом, присоединяет водород, превращаясь в этан. Реакция протекает в присутствии катализаторов Ni, Pt, Pd:



Аналогичным образом этилен присоединяет воду, образуя этиловый спирт:



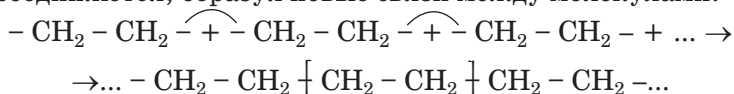
Эта реакция лежит в основе получения этилового спирта в промышленности.

***3. Полимеризация этилена.** Благодаря разрыву дополнительной связи большое количество молекул этилена могут связываться между собой, образуя длинные цепочки. Данный процесс называется *полимеризацией* (от греч. “поли” – 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:



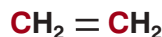
структурное звено

Видно, что в продукте реакции фрагмент $\text{--CH}_2 \text{--} \text{CH}_2 \text{--}$ – 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. “моно” – один). В данной реакции этилен – это мономер.

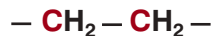
Полимеризация – это последовательное соединение одинаковых молекул мономера в более крупные молекулы полимера.

Уравнение реакции полимеризации этилена можно записать, с учетом огромного числа молекул этилена, в свернутом виде:

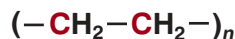
Какие реакции характерны для органических соединений с двойной связью – реакции присоединения или замещения?



этилен
мономер



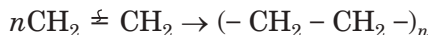
структурное
звено



полиэтилен
полимер



Изделия из полиэтилена

этилен
мономерполиэтилен
полимер

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 делают посуду, пакеты для пищевых и непищевых продуктов, ящики, бочки, трубы, пленку и т. д. В отличие от обычного стекла, пленка из полиэтилена не бьется, пропускает ультрафиолетовые лучи, она дешевле, удобнее, легче и прочнее, чем стекло, поэтому применяется вместо него в теплицах.

Применение этилена. Большие количества этилена используются для получения этилового спирта, полиэтилена, пластмасс, синтетического каучука (рис. 5.5).



Рис. 5.5. Применение этилена

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

- Какие углеводороды называют непредельными? Какие из них – этиленовые?
- Из предложенных ниже веществ выбери этиленовые углеводороды:
 - $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$
 - $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$
 - $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
 - $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$
 - $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
 - $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
- Объясни понятия: а) мономер; б) полимер; в) полимеризация.
Попытайся написать схему реакции полимеризации пропилена $\text{CH}_2 = \text{CH}(\text{CH}_3)$ по аналогии с этиленом. Полученный полимер называется полипропиленом.
- Что общего (I) и чем отличаются (II) этан и этилен со следующих точек зрения:
 - состав;
 - строение;
 - природа химических связей;
 - физические свойства;
 - химические свойства (типы реакций)?
- Какой объем этилена (н.у.) необходим для синтеза этилового спирта массой 115 г?

5.2.4. Непредельные ацетиленовые углеводороды

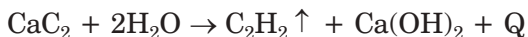
Углеводороды с тройной связью между атомами углерода называются непредельными ацетиленовыми углеводородами.

Строение ацетилена. Рассмотрим строение молекулы ацетилена C_2H_2 . В ней на два атома водорода меньше, чем в молекуле этилена ($CH_2=CH_2$). Следовательно, для сохранения четырехвалентности углерода между его атомами должна быть тройная связь. Структурная и электронная формулы ацетилена выглядят так:



Из этих трех связей одна – очень прочная, а две дополнительные слабее и легко могут разрываться, как и в случае двойной связи.

Получение ацетилена. В лаборатории и в местах, где проводится сварка металлов, ацетилен получают при взаимодействии карбида кальция (CaC_2) с водой. Реакция протекает энергично, с выделением тепла:

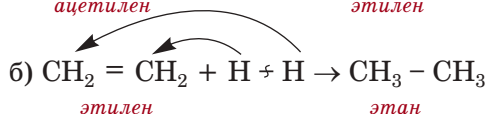
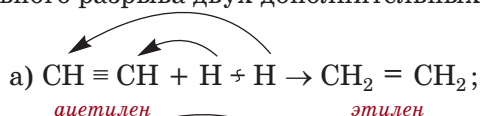


Физические свойства. Ацетилен – бесцветный газ, легче воздуха. Чистый ацетилен имеет слабый запах бензина. Неприятный запах технического ацетилена (который чувствует человек, занимающийся сварочными работами), обусловлен присутствием примесей фосфина PH_3 и других веществ.

Химические свойства. Благодаря наличию тройной связи ацетилен вступает в реакции присоединения по месту разрыва дополнительных связей. Например, ацетилен может присоединить галогены или галогеноводород. В химических реакциях ацетилен ведет себя подобно этилену.

***1. Качественная реакция на ацетилен.** При пропускании ацетилена через желтую бромную воду или красно-фиолетовый раствор перманганата калия происходит их обесцвечивание (рис. 5.6). Это говорит о том, что ацетилен – непредельный углеводород.

***2. Присоединение водорода (гидрирование).** Ацетилен, как и этилен, легко гидрируется. Присоединение водорода происходит в две стадии по месту последовательного разрыва двух дополнительных связей:



Ацетилен



Как получить карбид кальция? (См. свойства углерода.)



Рис. 5.6. Получение ацетилена в лаборатории и обесцвечивание раствора $KMnO_4$ (а) и бромной воды (б)



Рис. 5.7. Горение ацетилена в воздухе (а) и в кислороде (б).

3. *Горение ацетилена.* В избытке кислорода ацетилен сгорает с образованием чистого пламени с очень высокой температурой (более 3000°C), способной расплавить металлы:



Эта реакция происходит в специальной горелке, в которую подаются одновременно ацетилен и кислород. С помощью ацетиленовой горелки производят сварку и резку металлов. Если поджечь ацетилен на воздухе, он горит коптящим пламенем. Объясняется это тем, что в его молекуле на два атома углерода приходится всего два атома водорода, который выгорает быстрее, а частички углерода остаются в пламени, образуя копоть (рис. 5.7):

Применение ацетилена представлено на рис. 5.8.

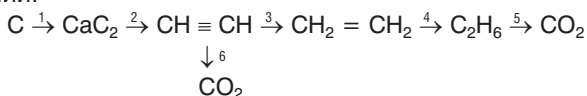


Рис. 5.8. Применение ацетилена

РАБОТА В ГРУППЕ



1. Напишите уравнения реакций для следующих превращений:



Назовите все вещества.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Запиши и объясни структурную и электронную формулы ацетилена.
2. Опиши химические свойства ацетилена.
3. Что общего (I) и чем отличаются (II) углеводороды:
а) ацетилен и этилен; б) ацетилен и этан?
Примечание. При сравнении имей в виду состав, строение, природу химических связей, физические и химические свойства.
4. Вычисли массу кислорода, необходимого для сжигания ацетилена объемом 44,8 л (н.у.).

ТЕСТ**ПО ТЕМЕ УГЛЕВОДОРОДЫ**

- I. Запиши в свободном пространстве слева от порядковых номеров колонки А соответствующие буквы из колонки Б:

А	Б
____ 1. Ацетилен	а. $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$
____ 2. Этилен	б. $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$
____ 3. Этан	в. $\text{CH} \equiv \text{CH}$

- II. Природный газ содержит:

- а) метан
- б) этан
- в) этилен
- г) ацетилен

- III. Из ряда веществ:

C_2H_6 ; C_2H_4 ; CH_4 ; C_3H_8 ; C_2H_2

выбери непредельные углеводороды и запиши их в отведенном пространстве:

- *IV. Гидратация – это:

- а) присоединение водорода к этилену;
- б) присоединение воды к этилену;
- в) присоединение водорода к ацетилену.

- V. Подчеркни правильные выражения:

- а) для непредельных углеводородов характерна реакция присоединения;
- б) нефть – это смесь газообразных углеводородов;
- в) ацетилен можно получить из карбида кальция в лабораторных условиях.

- *VI. Допиши уравнения реакций и подчеркни реакции присоединения:

- а) $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow$
- б) $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- в) $\text{CH} \equiv \text{CH} + \text{H}_2 \rightarrow ? \xrightarrow{+\text{H}_2}$
- г) $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow$

- VII. Определи количество вещества оксида углерода (IV), образовавшегося при сжигании метана объемом 56 л (н.у.).

- VIII. В природном газе содержится 98% метана. Вычисли объем метана в природном газе объемом 5 л.

После изучения этого параграфа ты будешь способен:

- описывать значение кислородсодержащих органических соединений: спиртов, карбоновых кислот, жиров, углеводов;
- характеризовать распространение в природе жиров и углеводов;
- объяснять связь между составом, свойствами и применением кислородсодержащих органических соединений;
- описывать и объяснять их биологическую роль.

Ранее было сказано, что количество химических элементов не может расти бесконечно (стр. 15). Что мы можем в этом контексте сказать об увеличении в будущем количества органических веществ?

5.3. Кислородсодержащие органические соединения

Существует много классов кислородсодержащих органических соединений; спирты, альдегиды, кислоты, сложные эфиры, жиры, углеводы и др. Мы познакомимся только с теми, которые широко применяются в повседневной жизни.

5.3.1. Спирты

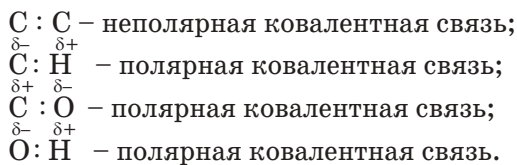
Состав и строение. С этиловым спиртом вы часто встречаетесь в повседневной жизни, например во время укулов. Все алкогольные напитки содержат этиловый спирт. Состав этилового спирта выражается формулой C_2H_5OH . Некоторые из вас, вероятно, слышали о сильном яде – метиловом спирте. Его состав выражается формулой CH_3OH .

Сравним состав этих двух веществ. Молекулы C_2H_5OH и CH_3OH состоят из предельного углеводородного остатка (CH_3- , C_2H_5-) и группы OH .

Спирты – это органические вещества, молекулы которых содержат одну или несколько гидроксильных групп (ОН), соединенных с углеводородным остатком.

Спирты с одной гидроксильной группой называются *одноатомными спиртами*. Так, спирты CH_3OH и C_2H_5OH – это *предельные одноатомные спирты*.

Какова природа химических связей в молекуле спирта? Проанализируем на примере этилового спирта. С учетом электроотрицательности элементов делаем вывод, что:



В группе $O : H$ связь самая полярная, она разрывается легче других связей в молекуле спирта.

Физические и химические свойства (функции) спиртов во многом связаны с наличием в их молекулах группы OH , которая поэтому называется *функциональной группой*.

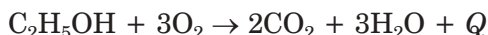
Физические свойства. Метиловый и этиловый спирты – бесцветные, летучие вещества, хорошо рас-

творимые в воде, имеющие специфический запах. 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, также как и между молекулами воды:



Сходство с водой обуславливает хорошую растворимость низших спиртов в воде.

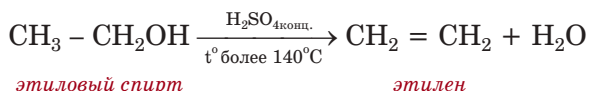
Химические свойства этилового спирта. Реакция горения. Этиловый спирт горит голубоватым пламенем:



Эта реакция протекает с выделением тепла.

Этиловый спирт используется как топливо, не загрязняющее атмосферу. В Бразилии, например, свыше 1 млн. автомобилей работает на этиловом спирте.

* **Отщепление воды – дегидратация.** Если нагреть смесь этилового спирта с концентрированной серной кислотой, то образуется бесцветный газ – этилен:



Концентрированная серная кислота служит водоотнимающим средством. Так получают этилен в лаборатории.

* **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 свеклы, фруктов):

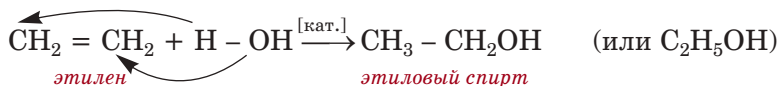


Республика Молдова – аграрная страна, где на больших площадях культивируется виноград. Производство вина и других алкогольных напитков является одной из основных отраслей производства.

При перегонке вина образуется спирт, который называется *пищевым спиртом*. Его также получают из зерна, картофеля, патоки, фруктов (яблок, слив, абрикосов). Он используется при изготовлении алкогольных напитков и в медицине.

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 дешевых растворителей. *Пищевой этиловый спирт* используется для стабилизации процессов брожения соков, для приготовления лекарств (например, йодной настойки), алкогольных напитков, духов и одеколонов. *Технический этиловый спирт* служит сырьем для синтеза многих органических веществ. В некоторых странах его используют в качестве горючего для двигателей (рис. 5.9).



Рис. 5.9. Применение этилового спирта

Метиловый спирт вследствие высокой токсичности применяется только в технике как растворитель и как исходное вещество в органическом синтезе.

Биологическое действие. Этиловый спирт при приеме внутрь быстро всасывается в кровь и возбуждающе действует на организм. Длительное действие этилового спирта вызывает тяжелые поражения нервной и сердечно-сосудистой системы, пищеварительного тракта. Особенно опасен технический этиловый спирт – он может содержать ядовитые примеси, например метиловый спирт.

Этиловый спирт убивает бактерии, поэтому его используют для обеззараживания в медицине.

Метиловый спирт CH_3OH во всем похож на этиловый спирт и проявляет такие же свойства. Однако, он очень ядовит для живых организмов. Максимальная допустимая концентрация для человека составляет 350 мг на килограмм веса.



Ядовито!

Смертельная доза – 30 мл

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.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

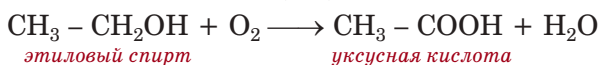
- Какие органические вещества называются спиртами? Приведи примеры.
- Объясни понятие “предельный одноатомный спирт” на примере этилового спирта.
- Составь структурную и электронную формулы этилового спирта и объясни образование химических связей между атомами в его молекуле.
- Назови функциональную группу в молекулах спиртов. Какая из химических связей в молекулах спиртов наименее прочная? Почему?
- Объясни такие физические свойства спиртов, как:
 - жидкое агрегатное состояние при обычной температуре;
 - растворимость в воде.
- Напиши уравнения реакций горения спиртов: а) метилового; б) этилового. Какая из этих реакций имеет практическое значение и где применяется?
- Назови области применения этилового спирта. Объясни его применение на основе его свойств.
- Какая масса спирта может быть получена при гидратации этилена объемом 448 л (н.у.).

5.3.2. Карбоновые кислоты

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 – $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.

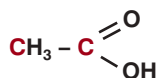
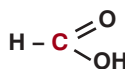
Известно, что виноградный сок бродит без доступа воздуха и превращается в вино. Глюкоза из винограда превращается в этиловый спирт. Так получают вино, которое хранят на холоде в дубовых бочках или плотно закупоренных бутылках. А что случится, если вино оставить открытым? Оно прокиснет, в результате получится винный уксус, т. е. *уксусная кислота*:



Функциональная карбоксильная группа



Карбоновые кислоты



Уксусная кислота и есть основной компонент винного (столового) уксуса.

Карбоновыми кислотами называются органические вещества, молекулы которых содержат карбоксильную группу – COOH .

Подобно тому как этиловому спирту $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ соответствует уксусная кислота $\text{CH}_3 - \text{COOH}$, точно так же метиловому спирту соответствует муравьиная кислота $\text{H} - \text{COOH}$:

$\text{H} - \text{CH}_2 - \text{OH}$ <i>метилловый спирт</i>	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ <i>этиловый спирт</i>
$\text{H} - \text{CO} - \text{OH}$ <i>муравьиная кислота</i>	$\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{OH}$ <i>уксусная кислота</i>

Первая кислота названа так потому, что впервые была выделена из мур-
вьев, вторая – из уксуса.

Сравнивая эти кислоты с соответствующими спиртами (метиловым и этиловым), нетрудно заметить, что молекулы кислот содержат по одному атому кислорода вместо двух атомов водорода.

Многие кислоты получили названия по тем источникам, из которых они были получены. Например, *лимонная* (из лимонов), *яблочная* (из яблок), *щавелевая* (из щавеля), *салициловая* (от лат. salix – ива), из которой получают аспирин – ацетилсалициловую кислоту, *молочная* (из кислого молока), она же образуется в мышцах после тяжелой работы, из-за нее ощущается боль.

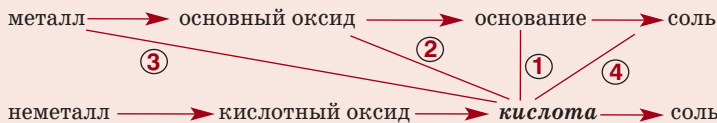
Физические свойства. Все низшие кислоты – жидкости, а высшие – твердые вещества. Причина отсутствия газообразного состояния кислот та же, что и у спиртов – водородная связь между молекулами кислот. Низшие кислоты (например, муравьиная и уксусная) неограниченно растворимы в воде. С увеличением числа атомов углерода начинают преобладать свойства углеводородного остатка (углеводороды нерастворимы в воде) и растворимость кислот в воде уменьшается. Поэтому стеариновая кислота $C_{17}H_{35}COOH$, которая входит в состав жиров, не растворяется в воде. Низшие карбоновые кислоты обладают специфическим запахом. Например, 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:

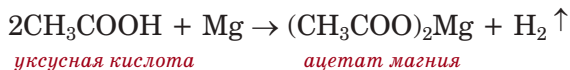


В растворах карбоновых кислот лакмус окрашивается в красный цвет, метилоранж – в розовый.

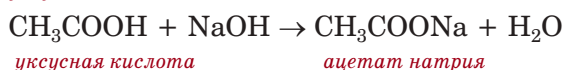
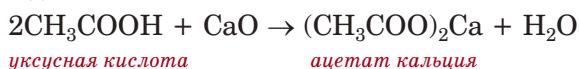
Рассмотрим *свойства, общие* с неорганическими кислотами на основе известной вам схемы генетических связей между неорганическими соединениями:



1. Взаимодействие с металлами, основными оксидами и основаниями. Металлы, стоящие в вытеснительном ряду до водорода, вытесняют его из карбоновых кислот:



При взаимодействии с основными оксидами и со щелочами, образуются соль и вода:

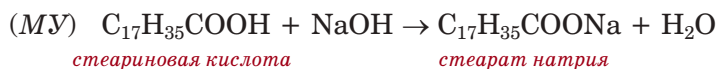


Напиши ионные уравнения для реакций получения ацетата натрия.

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 :



*** 2. Свойства стеариновой кислоты.** Как отмечалось ранее, стеариновая кислота $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ нерастворима в воде. При ее обработке раствором NaOH образуется растворимая в воде соль, с моющими свойствами, – стеарат натрия $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$, известный под названием *твердое мыло*:



Жидкое мыло – это калиевая соль этой кислоты $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOK}$.

Следует заметить, что в состав мыла кроме натриевых солей высших карбоновых кислот (например, $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$) входят небольшие количества ароматизаторов, кремов, воды и др.

Применение. Уксусная кислота, в виде столового уксуса, широко применяется в пищевой промышленности, для консервирования овощей. Из уксусной кислоты получают красители и медицинские препараты. Ацетат железа (III) используется при крашении тканей, а ацетат свинца – в приготовлении раствора для компрессов (свинцовая вода) (рис. 5.10).

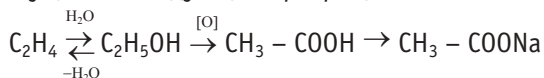


Рис. 5.10. Применение уксусной кислоты

Составь рассказ о применении уксусной кислоты.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Осуществи следующие превращения и назови продукты реакций:



2. Какие химические свойства, общие с неорганическими кислотами, проявляют карбоновые кислоты? Напиши уравнения реакций на примере уксусной кислоты.
3. Закончи уравнения реакций и назови продукты:
- а) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Mg} \rightarrow$ г) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
 б) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{MgO} \rightarrow$ д) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaHCO}_3 \rightarrow$
 в) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$ е) $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH} + \text{KOH} \rightarrow$
4. Назови известные карбоновые кислоты, названия которых произошли от названий источников их получения.
5. Приведи примеры применения уксусной кислоты.
6. Используя диаграмму Венна, объясни, что общего между этиловым спиртом и уксусной кислотой и чем они различаются.
7. Для приготовления теста в домашних условиях пищевую соду NaHCO_3 "гасят" уксусом. Напиши уравнение реакции и вычисли объем углекислого газа, который выделится, если взять соду массой 1 г.
- *8. Вычисли массу жидкого мыла, которое можно получить из стеариновой кислоты количеством 0,1 моль.

5.3.3. Жиры

Жиры – это хорошо известный и широко применяемый класс веществ. Свиной, птичий и говяжий жир, сливочное и растительное масло, а также другие жиры входят в состав пищи каждого человека (рис. 5.11).

Бывают жиры животного происхождения (например, свиной жир) и растительного происхождения (подсолнечное масло, кукурузное, оливковое, конопляное и др.).

* Жиры состоят из остатков высших карбоновых кислот (например, стеариновой $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$) и только одного трехатомного спирта – глицерина.

Свойства. Жиры бывают твердые и жидкие. Твердые жиры в основном животного происхождения, а жидкие жиры – растительного. Жидкие жиры называют еще *маслами*.

Свежие жиры, как правило, не пахнут. Запах появляется при разложении и окислении жиров, если они долгое время хранились на воздухе.

Все жиры легче воды и нерастворимы в ней. Но жиры хорошо растворимы в органических растворителях (бензине, ацетоне и др.).

Применение. Жиры широко применяются в пищевой промышленности. Их используют в производстве мыла,



Рис. 5.11. Твердые и жидкие жиры



Рис. 5.12. Применение жиров

косметических и лекарственных препаратов. Благодаря способности образовывать пленку, масла применяют для изготовления красок, лаков (рис. 5.12).

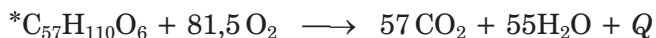
Биологическая ценность жиров. Наш организм нуждается в энергии. Он получает ее в результате окисления жиров, белков и углеводов, которые попадают в организм с пищей.

Каким изменениям подвергаются жиры в организме?

Можно подумать, что, например, сливочное масло, попав в организм, частично "потребляется", давая энергию, а частично остается, создавая резерв. Происходит ли то же самое и с птичьим жиром? Если да, то это означает, что наш организм содержит различные типы жиров, что не соответствует действительности.

Попав в организм, жиры в первую очередь подвергаются гидролизу (в желудке происходит кислотный гидролиз, а в кишечнике – щелочной), в результате которого образуются высшие кислоты и глицерин. Реакции окисления, которые протекают в организме, являются очень сложными и завершаются образованием воды, оксида углерода (IV) и выделением энергии. Процесс идентичен реакции горения. Высшие карбоновые кислоты (образовавшиеся при гидролизе жира) "сгорают" до CO_2 и H_2O только частично, выделяя энергию, необходимую организму. Другая часть кислот реагирует с глицерином, в результате чего образуется *жир*, свойственный данному организму. Этот жир, откладывается в организме "про запас".

Жиры обладают высокой калорийностью (в два раза большей, чем белки и углеводы). Например, человек весом 70 кг может прожить без пищи 40 дней, если в его организме есть 15 кг жира. В экстремальных случаях жиры являются также запасом воды. В самом деле, 1 моль тристеарина (жира) в результате окисления дает 55 моль воды:



жир

Таким образом, жиры являются еще и водным резервом организма. Теперь понятно, почему верблюд может долго не пить в пустыне.



Рис. 5.13. Почему верблюд может обходиться без воды в пустыне? В горбах верблюдов находится жир

В живых организмах жиры – это резерв энергии и воды.

1 моль жира –
55 моль воды
1 г жира –
38,9 кДж энергии

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Что такое жиры? Назови типы жиров. Где они образуются в природе?
2. В чем заключается биологическая ценность жиров? Каким превращениям они подвергаются в организме?
3. Перечисли области применения жиров.
4. Вычисли количество энергии (в кДж), которая ежедневно образуется при полном сгорании 90 г жира у девушек и 100 г – у парней, если при сгорании 1 г жира образуется 39 кДж.

5.3.4. Углеводы

Нахождение в природе и значение. Углеводы – самый распространенный класс природных соединений. Ежегодно в результате фотосинтеза образуется около 100 000 000 000 тонн органических веществ. Человек тщательно изучил эту природную “лабораторию”, однако искусственно воссоздать процесс фотосинтеза пока не удается.

Углеводы составляют 80% всей растительной массы. Весь окружающий нас растительный мир, а также разнообразные продукты и изделия (сахар, мед, хлопчатобумажные ткани, вискоза, бумага, крахмал, витамин С, взрывчатые вещества и др.) показывают, что углеводы играют главную роль в жизни и деятельности человека.

Название “углеводы” связано с их составом: формально они как бы состоят из угля и воды. Поскольку многие углеводы имеют сладкий вкус, их называют также *сахарами* или *глицидами* (от греч. *glykos* – сладкий).

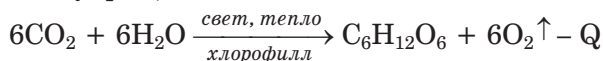
Познакомимся с некоторыми углеводами: глюкозой, сахарозой, крахмалом и целлюлозой.

Глюкоза – сладкое вещество, встречается в спелых фруктах и ягодах, и особенно много ее в виноградном соке. В крови человека содержится примерно 0,1% глюкозы, а повышение ее уровня свидетельствует о серьезном заболевании – *сахарном диабете*.

Глюкоза – белое кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде, сладкое на вкус.

Состав глюкозы выражается формулой $C_6(H_2O)_6$ или $C_6H_{12}O_6$.

Глюкоза в природе образуется в процессе фотосинтеза в зеленых растениях из углекислого газа и воды на солнечном свете при участии хлорофилла по уже знакомой вам упрощенной схеме:



Таким образом, помимо образования глюкозы, в результате фотосинтеза атмосфера очищается от углекислого газа и обогащается кислородом.



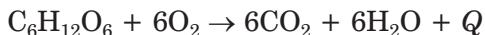
Рис. 5.14. Виноград – природная кладовая глюкозы

Глюкоза

$C_6(H_2O)_6$

$C_6H_{12}O_6$

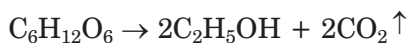
Обратная реакция – окисление глюкозы с выделением тепла:



Эта реакция происходит в цитоплазме клетки и обеспечивает энергией все происходящие в организме реакции.

Как мы уже знаем, один грамм углеводов дает 17,6 кДж энергии, а 1 г жира – 38,9 кДж (9 ккал.). Несмотря на то, что энергетическая ценность глюкозы в два раза ниже, чем у жиров, без нее, как и без других углеводов, организм не может обходиться. Почему? Вы узнаете об этом на уроках биологии.

Глюкоза используется как сырье для получения этилового спирта брожением (см. спирты):



глюкоза этиловый спирт

Сахароза – это хорошо известный нам сахар, содержащийся в сахарной свекле, сахарном тростнике. Это бесцветные кристаллы, хорошо растворимые в воде. При нагревании до 160°C сахар плавится и при застывании образует аморфную массу – *карамель*.

Состав сахарозы выражается формулой $\text{C}_{12}(\text{H}_2\text{O})_{11}$ или $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$.

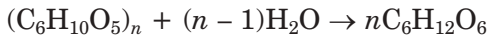
Крахмал и целлюлоза (клетчатка) – это высокомолекулярные соединения (то есть полимеры). Их молекулы состоят из остатков глюкозы. Как крахмал, так и целлюлоза образуются в природе в процессе фотосинтеза из сотен и тысяч молекул глюкозы по схеме:



*глюкоза крахмал или
целлюлоза*

Крахмал и целлюлоза называются *полисахаридами*. Почему? Потому что их молекулы состоят из множества (*поли*) фрагментов глюкозы (*сахарида*).

Под действием кислот или ферментов полисахариды подвергаются гидролизу, в результате чего образуется глюкоза:



*крахмал или глюкоза
целлюлоза*

Синтез крахмала и целлюлозы может происходить исключительно в природе (фотосинтез), а *гидролиз* может протекать не только в природе; его можно осуществлять и в лаборатории, и в промышленности.

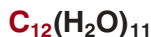
Рассмотрим более подробно полисахариды.

Крахмал – белый порошок, нерастворимый в холодной воде, набухающий в горячей воде (образуется клейстер). Макромолекулы крахмала преимущественно



Им нужна глюкоза?

Сахароза



**Крахмал
Целлюлоза**

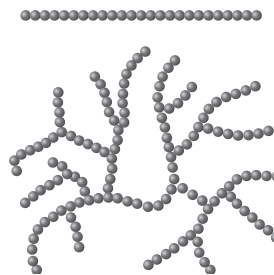
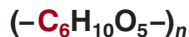


Рис. 5.15. Макромолекулы крахмала

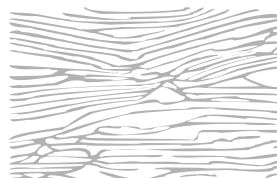


Рис. 5.16. Волокна целлюлозы

Гидролиз крахмала протекает в несколько стадий. На промежуточном этапе образуется сладкое вещество декстрин, который далее превращается в глюкозу. Сладкий вкус корочки хлеба или жареной картошки обязан превращению крахмала в декстрин. Мерзлая картошка тоже имеет сладкий вкус. Почему?

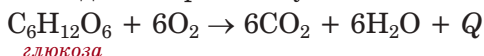
разветвлены и свернуты в клубки (рис. 5.15), а целлюлозы – линейные (рис. 5.16).

Нанесите 2–3 капли настойки йода на кусок сырого картофеля, он окрасится в синий цвет – это *реакция обнаружения крахмала* (рис. 5.17).

В природе крахмал находится в злаках, семенах, корнеплодах, фруктах. Например, клубни картофеля содержат около 20% крахмала, зерна пшеницы и кукурузы – около 70%, риса – около 80%.

Биологическая роль. Крахмал – главный резервный полисахарид растений. Он является самым важным источником питания для человека и животных.

Крахмал попадает в организм вместе с пищей и претерпевает такие же превращения, как и жиры. Сначала, под действием ферментов в процессе гидролиза, крахмал расщепляется до глюкозы. Затем молекулы глюкозы окисляются до углекислого газа и воды с выделением энергии, необходимой организму:



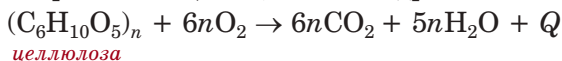
Дневная норма углеводов для человека – 400 г.

Целлюлоза. Полисахарид целлюлоза распространена во всем растительном мире. Она является строительным материалом, из которого образованы оболочки клеток всех растений. Молекулы целлюлозы длинные, легко вытягиваются в волокна (рис. 5.16). Лен, конопля, хлопок в основном состоят из целлюлозы (более 90%) и поэтому легко могут превратиться в натуральные волокна или вату (из хлопка). Древесина содержит меньше целлюлозы (до 50%) и не может использоваться для производства натуральных волокон. Из древесины после технологической переработки производят бумагу, волокна (вискозу, ацетатное волокно).

В промышленности из глюкозы, полученной при гидролизе целлюлозы, производят этиловый спирт. Он используется только в технике, так как содержит токсичные примеси.

В отличие от крахмала целлюлоза не используется человеком в пищу. Почему? Потому что человеческий организм не содержит ферментов (биокатализаторов), необходимых для гидролиза целлюлозы до глюкозы. Только у жвачных животных есть такие ферменты.

Целлюлоза горит с выделением тепла. Наиболее выгодным природным материалом (содержащим целлюлозу), используемым как источник энергии для приготовления пищи, обогрева помещений, является древесина:



Хлопок является чистой целлюлозой

РАБОТА В ГРУППЕ



1. Вычислите объем углекислого газа (н.у.) и массу воды, необходимых для образования в процессе фотосинтеза глюкозы массой: а) 18 г ; б) 1,35 т. Какой объем кислорода выделится при этом в атмосферу?

2. Вычислите объем углекислого газа (н.у.) и массу воды, которые образуются при окислении глюкозы массой:

а) 18 г; б) 90 г.

3. Запишите уравнения следующих превращений:

а) крахмал → глюкоза → этиловый спирт;

б) целлюлоза → глюкоза → этиловый спирт.

Различаются ли уравнения реакций к схемам а) и б)? Чем отличаются конечные продукты? Где можно применить этиловый спирт, полученный по схемам а) и б)?



Рис. 5.17. Реакция определения крахмала

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Какие вещества называют углеводами? Почему?
2. Напиши реакцию образования глюкозы в растениях. В каких условиях она протекает? Как называется этот процесс?
3. Какие конечные продукты образуются при последовательном окислении глюкозы в живых организмах?
4. Охарактеризуй состав и свойства сахарозы.
5. Из каких природных продуктов человек получает глюкозу и крахмал? Может ли человек употреблять целлюлозу в пищу? Почему?
6. Опиши распространение целлюлозы в природе и ее значение.
7. Какие волокна получают из целлюлозы?



Горизонты химии

Частое употребление сладостей приводит к появлению кариеса. Это объясняется тем, что в полости рта глюкоза подвергается молочнокислому брожению с образованием молочной кислоты, которая разрушает зубную эмаль. Поэтому любителям сладостей рекомендуется полоскать полость рта раствором питьевой соды после каждого приема пищи.

ТЕСТ

ПО ТЕМЕ

КИСЛОРОДСОДЕРЖАЩИЕ
ОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

1. В свободное пространство слева от порядкового номера в колонке А впиши соответствующую букву из колонки Б.

А

Б

___ 1. C_2H_5OH

а) глюкоза

___ 2. $C_6H_{12}O_6$

б) уксусная кислота

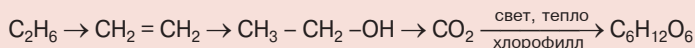
___ 3. CH_3COOH

в) этиловый спирт

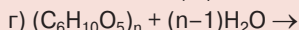
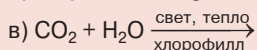
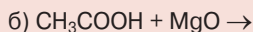
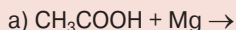
II. Если утверждение верно, подчеркни букву В, если неверно, – букву Н.

- В Н** Спирты содержат в молекуле функциональную карбоксильную группу .
В Н Жиры растворяются в воде.
В Н Карбоновые кислоты слабее минеральных.
В Н Крахмал и целлюлоза – это природные полимеры.

III. Осуществи превращения, написав уравнения соответствующих реакций:



IV. Закончи уравнения реакций:



V. При дрожжевом брожении глюкозы получается этиловый спирт. Вычисли массу глюкозы, необходимой для получения раствора этилового спирта массой 500 кг с массовой долей $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 9,2%.

VI. Укажи справа от названий веществ по две области применения каждого вещества:

- а) этиловый спирт _____
 б) уксусная кислота _____
 в) глюкоза _____
 г) целлюлоза _____

После изучения
этого параграфа ты
будешь способен:

– описывать значение органических соединений, содержащих азот (аминокислот и белков);
 – определять азотсодержащие органические соединения: аминокислоты и белки;
 – объяснять образование белков, их структуру и свойства;
 – описывать и объяснять биологическую роль этих соединений.

5.4. Азотсодержащие органические соединения

Органические соединения, в состав которых входят атомы азота, называются азотсодержащими соединениями.

Есть соответствие между органическими и неорганическими соединениями с атомом азота в молекуле. Вспомним *аммиак* NH_3 :



В этой молекуле выделена *группа* NH_2 – *аминогруппа*. Эта же группа встречается и во многих органических соединениях.

Особое место среди них занимают аминокислоты и белки – основа жизни.

5.4.1. Аминокислоты

Строение аминокислот. Вещества, содержащие в молекуле две функциональные группы: аминогруппу NH_2 и карбоксильную группу COOH , называются *аминокислотами*.

Формулы аминокислот можно составить, заменив в формулах соответствующих карбоновых кислот один атом водорода (не из группы COOH) на группу NH_2 . Первый представитель – это *аминоуксусная кислота* или *глицин* $\text{NH}_2\text{—CH}_2\text{—COOH}$. Затем идет *аминопропионовая кислота*, в молекуле которой существуют две возможности расположения группы NH_2 : у крайнего атома углерода (β) и у соседнего от группы COOH атома углерода (α). Строение и названия карбоновых и соответствующих им аминокислот представлены в табл. 5.1.

Таблица 5.1. Карбоновые кислоты и соответствующие им аминокислоты

Карбоновые кислоты	Аминокислоты
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H—CH}_2\text{—C—OH} \end{array}$ уксусная кислота	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{NH}_2\text{—}\overset{\alpha}{\text{CH}}_2\text{—C—OH} \end{array}$ аминоуксусная кислота, глицин (α-аминокислота)
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H—}\overset{\beta}{\text{CH}}_2\text{—}\overset{\alpha}{\text{CH}}_2\text{—C—OH} \end{array}$ пропионовая кислота	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{NH}_2\text{—}\overset{\beta}{\text{CH}}_2\text{—}\overset{\alpha}{\text{CH}}_2\text{—C—OH} \end{array}$ β-аминопропионовая кислота
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H—}\overset{\alpha}{\text{CH}}\text{—C—OH} \\ \mid \\ \overset{\beta^1}{\text{CH}}_3 \end{array}$ пропионовая кислота	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{NH}_2\text{—}\overset{\alpha}{\text{CH}}\text{—C—OH} \\ \mid \\ \overset{\beta^1}{\text{CH}}_3 \end{array}$ α-аминопропионовая кислота аланин (α-аминокислота)

Только α -аминокислоты входят в состав белков. Ученые установили, что в биосинтезе белков принимают участие 20 α -аминокислот, которые находятся в молекуле белка в строго определенной последовательности.

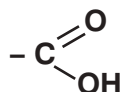
5.4.2. Белки в природе и их строение

Название “белки” (протеины) происходит от греч. *протеос* – первый, что отражает обязательное присутствие белков во всех формах живой материи. Действительно, из белков образованы кожа, мышцы, волосы, мозг, кровь, копыта, рога, кости, внутренние органы, шерсть и т. д. (табл. 5.2).

Функциональные группы в аминокислотах

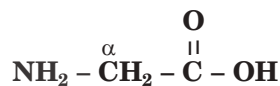


Аминогруппа



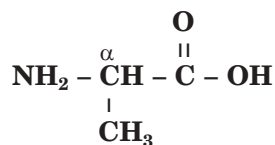
Карбоксильная группа

α -Аминокислоты



Глицин

Аминоуксусная кислота



Аланин

α -Аминопропионовая кислота



Рис. 5.18. Белковые формы жизни на Земле

Таблица 5.2. Содержание белков в природе (в % от сухой массы)

Ткани	%	Пищевые продукты	%
1. Легкие	82	1. Яйца	12,5
2. Мышцы	80	2. Молоко	3,4
3. Сердце	60	3. Творог	14,6
4. Печень	57	4. Сметана	4,3
5. Мозг	45	5. Масло	0,8
6. Кожа	63	6. Говядина	14,7
7. Кости	28	7. Рыба	9–16
8. Зубы	24	8. Хлеб	6,4–6,9
		9. Картофель	2,0
		10. Горох	19–23
		11. Икра	26,7

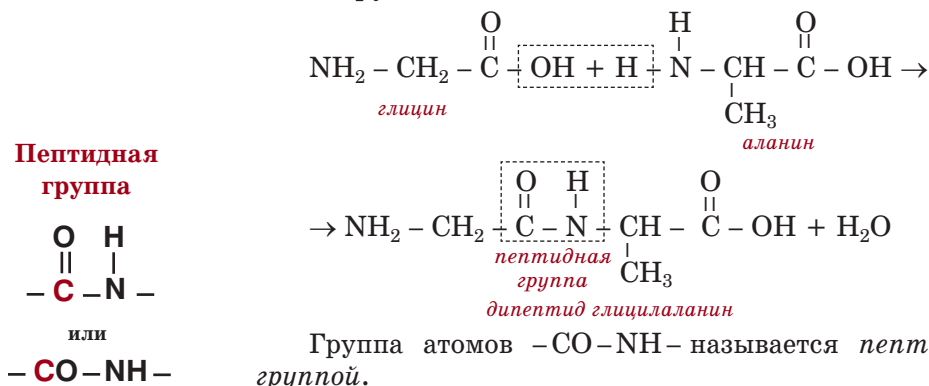
Белки – это природные *полимеры*. Это значит, что их молекулы очень длинны, как и у знакомых вам полимеров: полиэтилена, крахмала и целлюлозы. Мы знаем, что их молекулы состоят из одних и тех же повторяющихся звеньев, например:



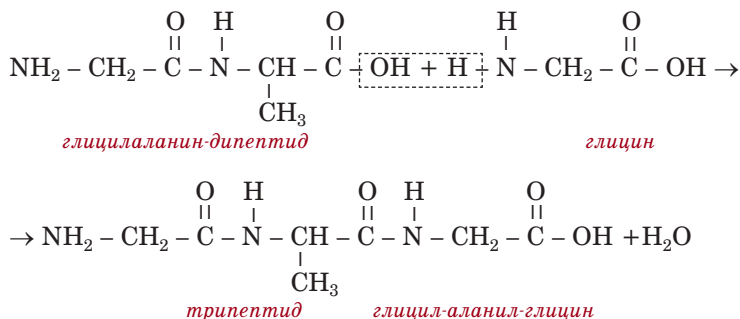
Белки коренным образом отличаются от других полимеров тем, что в образовании любого белка (например, яичного) участвует не только одна α -аминокислота, а целых 20.

* *Образование белков*. Процесс синтеза белков очень сложен. Как взаимодействуют α -аминокислоты между собой, образуя белок?

Для представления этого процесса возьмем знакомые кислоты: глицин и аланин. Уточним, что кислоты соединяются за счет отщепления молекулы воды. Вода образуется из OH карбоксильной группы и H аминокислоты:



Молекула глицилаланина состоит из остатков двух аминокислот, поэтому называется *дипептидом*. Если к молекуле дипептида добавится еще одна α -аминокислота, то получится *трипептид*, например:



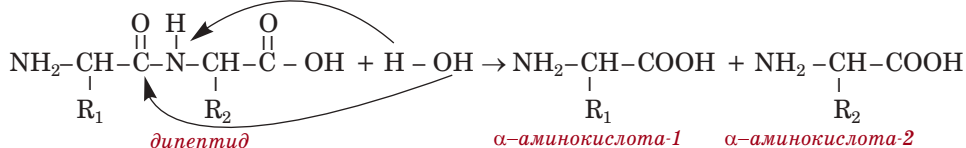
Далее этот трипептид может присоединять следующую молекулу глицина или другой α -аминокислоты (одной из 20, из которых состоят все белки) с образованием тетрапептида. Процесс может продолжаться (но не хаотично, а управляемо) с образованием гигантской молекулы полипептида с относительной молекулярной массой от нескольких тысяч до нескольких миллионов. Например, в состав гормона *инсулина* входит 51 α -аминокислота (к примеру, глицин повторяется через определенные промежутки 4 раза). Относительная молекулярная масса инсулина около 6000.

5.4.3. Биологическая роль белков

Попадая в организм с пищей (мясо, яйца, сыр и др.), белки, подобно жирам, подвергаются ферментативному гидролизу до аминокислот. Аминокислоты, в свою очередь, частично окисляются, давая энергию, но большая часть тратится на образование белков, характерных для данного организма. Таким образом, главным химическим свойством белков является *гидролиз*.

В лаборатории гидролиз белков (например, яичного белка) происходит при длительном его нагревании в присутствии водного раствора соляной кислоты. В желудке человека белок гидролизруется под действием фермента *пепсина*, причем этот процесс длится всего 2–3 секунды при 37°C.

* Запишем схему гидролиза белка в общем виде на примере дипептида:



Белки – это очень разнообразные вещества не только по строению, но и по их биологической роли. По этому признаку они делятся на: ферменты, гормоны, токсины, антибиотики и др.

Качественная реакция на белки. При сжигании шерсти, перьев чувствуется неприятный запах. Это характерный запах белков. Так белковые натуральные волокна можно отличить от синтетических.

При нагревании разрушается пространственная структура белковой молекулы – происходит *денатурация* белка. Явление денатурации белков наблюдается при варке яиц, а также происходит под действием кислот, щелочей, солей тяжелых металлов, спирта, радиации, при сильной вибрации.

ХИМИЧЕСКИЙ КРОССВОРД

Разгадай кроссворд. Ключевое слово – название процесса, который происходит с белком при нагревании.

1. ... группа соединяет остатки аминокислот в белке.

2. Природный полимер, из которого состоят мягкие ткани организма человека и животных.

3. Вторая простейшая α-аминокислота.

4. Название греческой буквы, которой обозначают положение аминогруппы в аминокислотах.

5. ... – это продукт реакции конденсации большого числа аминокислот.

6. Группа – NH_2 называется ...

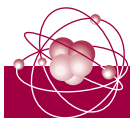
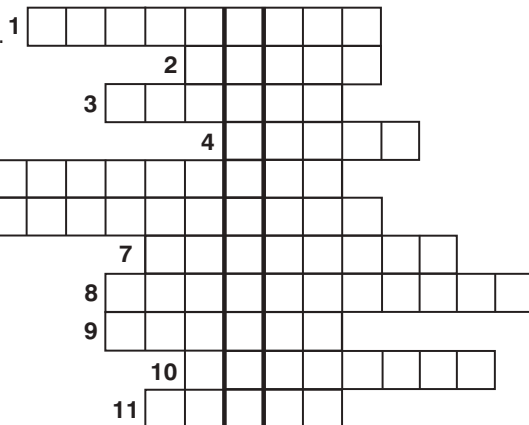
7. “Структура” по-русски.

8. Фермент – это биологический ...

9. Первая аминокислота.

10. ... белка – это способ получения аминокислот.

11. Бывает ковалентной.



Горизонты химии

Медики-косметологи рекомендуют при выпадении волос обработку кожи головы серой. В состав белка кератина – компонента волос – входит сера в виде сульфидных мостиков $\text{S} - \text{S}$. В случае нехватки этого элемента в организме волосы плохо растут и выпадают.

РАБОТА В ГРУППЕ



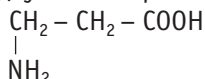
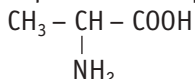
1. Составьте схему образования дипептидов из:

- а) глицина и аланина; в) двух молекул глицина;
б) аланина и глицина; г) двух молекул аланина.

2. В процессе изучения органической химии вы встретились с множеством важных природных явлений (химических превращений). С какими? Если бы был объявлен конкурс на строительство памятника (в кабинете химии) особенному явлению, то какому? Попробуйте нарисовать этот памятник.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

- Какие вещества относят к аминокислотам? Приведи примеры.
- Укажи различие в строении двух аминопропионовых кислот:



Какая из этих кислот имеет жизненно важное значение? Почему?

- На основе общей формулы α-аминокислот $\text{NH}_2 - \text{CHR} - \text{COOH}$ выведи формулы кислот, если R равно: 1) H; 2) CH_3 . Назови эти вещества.
- Дай определение понятиям:
а) пептидная группа; б) дипептид; в) белок; г) денатурация белка.
- Составь схемы образования трипептидов из: а) глицина, аланина, глицина; б) аланина, глицина; аланина; в) трех молекул аланина.
- Составь схемы гидролиза трипептидов:
а) глицил-аланил-аланина; б) аланил-глицил-глицина.

ТЕСТ**ПО ТЕМЕ****ОРГАНИЧЕСКИЕ
СОЕДИНЕНИЯ****I. Назови вещества:**

- а) CH_4
б) C_2H_4
в) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
г) CH_3COOH
д) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
е) $\text{NH}_2 - \text{CH}_2 - \text{COOH}$

II. Впиши рядом с порядковым номером в колонке А соответствующий метод получения из колонки Б:

А	Б
___ 1. Этилен	а) Перегонка вина
___ 2. Ацетилен	б) Фотосинтез
___ 3. Этанол	в) Дегидрирование этана
___ 4. Глюкоза	г) Гидролиз карбида кальция
___ 5. Этан	д) Гидрирование этилена

III. Подчеркни правильные выражения:

- А. Уксусная кислота не растворяется в воде.
Б. Все предельные углеводороды – газы.
В. Реакция горения ацетилена применяется при сварке.
Г. Этиловый спирт убивает бактерии, поэтому используется в медицине как бактерицид.
Д. При гидролизе белков образуются β -аминокислоты.

IV. Выполни превращения, составив уравнения реакций к схеме:

- а) $\text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4 \rightarrow (-\text{CH}_2 - \text{CH}_2 -)_n$
б) $\text{CO}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}$.

V. Вычисли объем кислорода (н.у.), необходимого для сгорания пропана массой 132 г.**VI. Вычисли массу этилового спирта и объем оксида углерода (IV), которые образуются при спиртовом брожении глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ массой 18 кг.**

После изучения этой главы ты будешь способен:

- описывать органические вещества, входящие в состав продуктов питания;
- объяснять необходимость углеводов, жиров и белков организму человека;
- описывать роль витаминов и медикаментов;
- характеризовать современные материалы;
- объяснять типы загрязнений и способы охраны окружающей среды.



Рис. 6.1. Виноград и другие фрукты содержат много углеводов

6.1. Органические вещества в питании

“Мы живем не для того, чтобы есть, а едим, чтобы жить”
(Сократ)

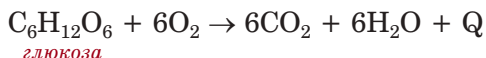
В связи с этим мудрым высказыванием припомним еще и слова Сенеки: “Человек не умирает, а убивает себя” (неправильно питаясь).

Ученые показали, что человеческий организм – это огромная лаборатория, в которой протекают разные реакции, обеспечивающие нормальную работу всех органов и являющиеся основой существования человека. В большинстве своем – это экзотермические процессы.

Энергетическая ценность. Главными источниками энергии, которые входят в наш повседневный рацион (фрукты, овощи, молочные продукты, мясо и др.), являются белки, углеводы и жиры. Витамины, минеральные соли и вода – также часть этого рациона.

Энергетическая потребность организма зависит от возраста, пола, веса и рода занятий человека. Однако в любом случае лучшим соотношением продуктов питания является следующее: 50% углеводов, 30% жиров и 20% белков.

Организм усваивает эти вещества не только как источники энергии, но и для других целей. С химической точки зрения процесс обеспечения энергией – это *реакция окисления*, например:



Как вы думаете, для химического превращения глюкозы (см. уравнение выше) требуется дополнительная энергия? Обратимся к сравнению. Чтобы получить тепло от горящего угля, надо его разжечь, т. е. затратить какое-то количество энергии. Точно так же для получения энергии, необходимой для последующего усвоения пищи, организму нужно сначала затратить определенное количество энергии. Она различна в зависимости от природы перерабатываемых веществ.

Углеводы легче других веществ усваиваются организмом, поэтому расходуются в первую очередь. Для их переработки организм тратит самое малое количество энергии. Вот почему потребность в них составляет около 50% (рис. 6.1).

Жиры усваиваются труднее, но они являются наиболее высококалорийной пищей. По выделяемой энергии они в два раза превосходят углеводы и белки. Жиры выполняют

и другие функции. Они переносят витамины, являются источником непредельных жирных кислот, из них образуются клеточные мембраны.

Белки. Из всех компонентов пищи наименьший энергетический вклад вносят белки (около 20%). Однако они выполняют в организме целый ряд и других жизненно важных функций:

- являются строительным материалом для клеток и тканей (основная функция);
- выполняют транспортную функцию (например, гемоглобин – переносчик кислорода);
- обеспечивают защитную функцию (участвуют в обеспечении иммунитета);
- выступают в качестве регуляторов обмена веществ (гормоны);
- являются катализаторами разных процессов (ферменты);
- выполняют двигательную функцию (сокращение мышц).

Попав в организм с пищей, белки гидролизуются до аминокислот, большая часть которых расходуется на синтез белков, свойственных данному организму и необходимых ему на данном этапе развития. Оставшиеся аминокислоты после определенных превращений служат источником энергии.

6.2. Витамины

Витамины – это органические вещества, растворимые в воде или в жирах. Человеческому организму необходимы очень малые количества витаминов, однако эти ничтожные количества играют неоценимую роль в росте и развитии организма. В некоторых случаях обычная пища полностью обеспечивает дневную потребность организма в витаминах. Недостаток витаминов (*авитаминоз*), так же как и их избыток, приводит к появлению различных заболеваний кожи, крови, к нервным расстройствам, нарушению процессов роста и пищеварения, к появлению гепатита, костных заболеваний и др.

Следует заметить, что нашему организму приносят пользу витамины и продукты их содержащие, только если они качественные (свежие). К витаминам, растворимым в воде, относятся: В₁, В₂, В₃, В₅, В₆, В₉, В₁₂, С, Н. Витамины А, D, Е, К растворяются в жирах и с ними поступают в организм.

Ознакомимся с некоторыми витаминами.

Витамин А (ретинол). Это витамин роста и омоложения. Регулирует сон и артериальное давление. Недостаток витамина А вызывает высыхание кожи и слизистой оболочки, снижает остроту зрения.

Витамин А содержится в печени, яичном желтке, рыбе, масле, молоке. β-каротин или провитамин А содержится в моркови, шпинате, крапиве, капусте, кукурузе, шиповнике, помидорах и др. Дневная потребность в витамине А – 2 мг.

Витамин В₁ (тиамин) влияет на процессы обмена веществ, регулирует секреторные функции и процессы пищеварения. Содержится в растительных (овощи и злаки) и животных (мясо, рыба, молоко, яйца и др.) продуктах. Дневная норма – 3 мг.

Витамин В₂ (рибофлавин) участвует в окислительно-восстановительных процессах, в работе нервной системы, органов зрения, а также является антитоксином



Рис. 6.2. Такие продукты должны входить в дневной рацион. Они обеспечивают организм энергией и витаминами

(Pb, Hg). Витамин B₂ содержится в молоке, яйцах, печени, шпинате, зеленом салате, помидорах.

Витамин B₉ (фолиевая кислота) – необходим для кровеносной системы (недостаток вызывает анемию) и участвует в обмене веществ аминокислот (основных компонентов белков). Продукты, богатые фолиевой кислотой: печень, почки, яйца, шпинат, морковь, капуста, зеленая фасоль, картофель.

Витамин C (аскорбиновая кислота) играет очень важную роль в организме. Он участвует в окислительно-восстановительных процессах, является антиинфекционным и тонизирующим средством, участвует в разрушении токсинов, способствует усвоению железа и повышает активность надпочечников. Витамин C сохраняет витамины A, E, группы B, является антиканцерогенным фактором. В отсутствие витамина C появляются изменения в составе крови, человек заболевает цингой (кровоточивость десен), снижается сопротивляемость организма как по отношению к инфекции, так и по отношению к ядовитым веществам (Pb, Hg, бензол и др.). Дневная норма витамина C – 100 мг. Витамин C содержится в свежих овощах и фруктах.

Витамин D представляет собой несколько веществ, растворимых в жирах. Он способствует образованию костей и зубов, усвоению кальция. Недостаток витамина D вызывает рахитизм, который выражается в задержке роста, утолщении суставов, анемии, туберкулезе.

Витамин D содержится в молоке, масле, яичном желтке, рыбе, ростках пшеницы, растительных маслах. Он образуется в клетках кожи человека под воздействием солнечного света.

Витамин E (токоферол) обеспечивает нормальную работу репродуктивных органов, стимулирует деятельность иммунной системы, защищает от раковых заболеваний. Витамин E содержится в кукурузном, подсолнечном и соевом маслах, черном хлебе, фасоли, горохе, проросшей пшенице. Дневная потребность – 10–20 мг.

Витамин K способствует свертыванию крови. Он продуцируется кишечной флорой. Основными источниками витамина K являются зеленые овощи, печень, яичный желток.

6.3. Медикаменты

Медикаменты – это вещества или смеси веществ, применяемые человеком против боли, для лечения заболеваний или для установления диагноза.

Большинство медикаментов способствует закреплению определенных белков на поверхности клеточных мембран больных клеток, а также для подавления определенных химических процессов. Обычно природные вещества (такие как гормоны) комбинируются с рецепторами и проводят изменения внутри клеток, влияя таким образом на процессы в организме.

Разработка современных медикаментов осуществляется с помощью компьютерных программ, которые моделируют молекулярные структуры будущих препаратов. После поиска наилучшей молекулярной структуры медикамент синтезируется в лаборатории и затем проходит испытания на эффективность и безопасность.



Рис. 6.3. Медикаменты

Антибиотики – это медикаменты, которые угнетают развитие бактерий или разрушают их. В зависимости от строения антибиотика по-разному атакуют бактерии. Пенициллин атакует наружную оболочку бактерии, стрептомицин разрушает мембрану, которая окружает цитоплазму, тетрациклин непосредственно атакует ядро.

Обезболивающие, жаропонижающие и противовоспалительные средства. По химическому строению они могут быть разделены на производные салициловой кислоты (аспирин, парацетамол, салицилат натрия и др.) и производные пиразолона (амидопирин, анальгин, антипирин и т. д.). Большие дозы салицилатов могут вызывать аллергию, ускорять процессы разрушения белков и жиров, притуплять слух. Повышенная температура – это защитная реакция организма. Ее следует снижать только тогда, когда она превышает 38°C.

Седативные средства – это химические вещества, которые действуют на центральную нервную систему. Применяются в качестве снотворных средств. В небольших дозах оказывают успокаивающее действие. Эти лекарства при длительном применении вызывают привыкание.

Анестетики – это группа химических веществ, которые способствуют потере сознания, снижению чувствительности. Без их применения невозможно хирургическое вмешательство. Например, газы оксид азота (I) N_2O (закись азота) и циклопропан C_3H_6 применяются для наркоза в смеси с кислородом (20%) в аппаратах, которые позволяют строго дозировать смесь газов и удалять выдыхаемые газы. Для местного обезболивания часто применяется лидокаин.

Все описанные выше лекарства называются *аллопатами*, так как они вызывают симптомы, противоположные болевым (от греч. *allo* – “другой”, *pathos* – “страдание”). К аллопатическим методам относится также *фитотерапия* (которая использует только лечебные травы), *ароматерапия* (лечение запахами эфирных масел), *органо́терапия* (использует лекарственные вещества животного происхождения).

Гомеопатические средства используются в исключительно малых дозах. В отличие от аллопатии, гомеопатия мобилизует собственные защитные силы организма. Поскольку она использует природные вещества в очень малых дозах, полностью исключаются аллергические реакции и непереносимость.

Обеспечение качества медикаментов – это задача фармацевтической промышленности. Однако важное значение имеют также совместные усилия тех, кто обязан заботиться о здоровье людей.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Перечисли источники энергии человеческого организма.
2. Что представляет собой реакция “горения”? Напиши примеры уравнений.
3. Почему глюкоза является наиболее предпочтительным источником энергии для организма?
4. Перечисли жизненные функции белков.
5. Какие витамины растворимы в воде и какова их роль в организме? Перечисли продукты, содержащие эти витамины.
6. Какие витамины растворимы в жирах и какова их роль в организме? Перечисли продукты, содержащие эти витамины.
7. Что такое медикаменты и как они классифицируются?
8. Охарактеризуй действие следующих лекарств:
 - а) антибиотиков; б) анальгетиков, жаропонижающих и противовоспалительных;
 - в) седативных; г) анестетиков; д) гомеопатических.



Рис. 6.4. Современные материалы находят применение в космонавтике

6.4. Современные материалы

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, растет во всем мире. Производство *полимеров* с каждым годом все больше приближается к производству металлов. Ежегодно производится около 30 млн. тонн полимеров в виде нитей, тканей, пленок и пластмасс. Материалы, изготовленные на основе полимеров, – легкие, прочные, гибкие, коррозионно-устойчивые, хорошие изоляторы.

Это, например, полиэтилен, капрон, лавсан, органическое стекло. Предметы из них изготавливают выдавливанием в форму нагретой массы полимера – литье под давлением или выдувание. Так производят пластиковые бутылки, трубы, ручки, расчески, пуговицы, пробки, посуду, изолирующие оболочки проводов, корпуса компьютеров и т. д.

На основе полимеров изготавливают пластмассы – материалы, способные при определенных условиях формоваться 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 цвета. Из пластмасс сделаны многие предметы, которые нас окружают.

Композиционные материалы (КМ) – это материалы будущего. Зачем они нужны? Дело в том, что обычные материалы имеют пределы применения, определенные природой. Металлы пластичны, но при высоких температурах плавятся. Керамические материалы устойчивы при высоких температурах, но не пластичны. Пластмассы дешевы, легко обрабатываются, химически инертны, но неустойчивы даже при температурах 200–300°C.

Композиционные материалы (лат. *композицио* – “составление”) сочетают достоинства всех этих материалов. Например, углепластик. Его получают на основе длинных и тонких волокон графита, распределенных в полимере. Он применяется там, где требуется жесткость и легкость. Из него делают детали космических кораблей, современные теннисные ракетки, рыболовные удилища, велосипедные рамы и многое другое.

Широко используются материалы на основе фенолформальдегидных смол. Последние в виде кипящей жидкой массы смешиваются с отходами древесины, ткани, стекла или металла. Попутно решается проблема защиты окружающей среды.



Рис. 6.5. Современные материалы применяются в производстве компьютеров

6.5. Химия и окружающая среда

Проблема охраны окружающей среды от загрязнений в настоящее время носит глобальный характер.

Типы загрязнений среды. Любые химические продукты, патогенные биологические материалы или физические воздействия, которые вредят или представляют опасность для человека и окружающей среды (земли, воздуха, флоры, фауны, воды и др.), называются *загрязнениями*. Рассмотрим более подробно различные типы загрязнений. В зависимости от происхождения загрязнения бывают *природными* и *антропогенными*, т. е. образующимися в результате деятельности человека. Природные загрязнения не зависят от вмешательства человека. К ним относятся извержения вулканов, выделения нефти или природного газа, землетрясения и др. Антропогенные загрязнения связаны с деятельностью человека. В зависимости от их природы рассмотрим следующие *загрязнения*:

- *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 мертвыми;
- *физические* – загрязнения земной или космической радиацией, термические и звуковые загрязнения.

Интенсификация промышленного производства, широкое использование удобрений и пестицидов, рост плотности населения, увеличение количества транспортных средств и числа курильщиков способствуют стремительному росту химических загрязнений.

Многие считают, что главным виновником ухудшения экологической ситуации является *химия*.

Химия загрязняет? Нет! Не химия виновата в экологической беде. Анализируя определенные 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 приводит к нарушению технологии производства или применения химических веществ, а также переработки и захоронения отходов. Кто-то из великих химиков сказал: «В химии нет отходов, есть продукты, лежащие не на своем месте».

Именно химия как учебный предмет и как наука вносит свой вклад в защиту окружающей среды. Химики определяют природу загрязнений, их концентрацию в

Экология – это наука, которая изучает отношения между живыми организмами и средой их обитания. Экология – сложная наука. Она основывается на исследованиях по зоологии, ботанике, генетике, почвоведению, химии, биохимии, физиологии, защите окружающей среды.

Антропогенные загрязнения – это следствие деятельности человека.

Сточные воды, загрязненные бытовыми и промышленными отходами, запрещается сбрасывать в реки, озера и моря без очистки, так как содержащиеся в них вредные вещества нарушают экологическое равновесие и влияют на здоровье людей.



Рис. 6.6. Заводские трубы, не оборудованные фильтрами для улавливания загрязнений



Рис. 6.7. Следствием загрязнения воды нефтью является гибель морской флоры и фауны

окружающей среде, определяют допустимую концентрацию, которая не опасна для живых организмов. Вместе с другими специалистами химии ищут способы предупреждения и ликвидации загрязнений, возникающих при авариях – как природных, так и антропогенных.

Для защиты окружающей среды используются 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.) заменяются 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 (кислотные дожди, разрушение озонового слоя, образование оксидов CO , CO_2 , NO , 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 живем. Обязанность каждого – защищать окружающую среду!

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 вашей местности. Какие меры были предприняты для борьбы с загрязнением окружающей среды? Каков ваш вклад?
3. Предложите меры по улучшению состояния парков, рек, озер, родников в вашей местности.

ВОПРОСЫ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Охарактеризуйте 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.

6.6. Химия и повседневная жизнь

В этом разделе ставятся некоторые задачи и предлагаются их решения, в которых отражена прямая связь химии и повседневной жизни.

Задача №1.

Требуется удалить разные пятна: ржавчины, масляное, кофейное, йода, морковного сока, вишневого 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.

Ответ:

- 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 вишневого 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 свету, так как в моркови есть каротин, очень чувствительный к ультрафиолетовому излучению.
- Пятно от йода можно удалить бензином или при нагревании (йод возгорается).

Задача № 2.

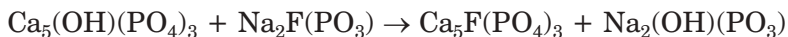
Почему все виды укладки волос делаются, как правило, при нагревании?

Ответ: Взаимодействие между белковыми цепочками – это химическая реакция, которая ускоряется при нагревании.

Задача № 3.

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 $\text{Ca}_5\text{OH}(\text{PO}_4)_3$?

Ответ: 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.

Задача № 4.

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 1 часа, оставляют для охлаждения, затем фильтруют и прибавляют 10–20 г мыла.

Как действует этот препарат и какие группы в нем играют роль пестицида: органические или неорганические?

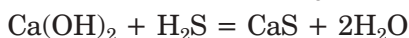
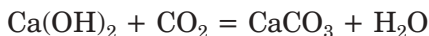
Ответ: В состав золы входят неорганические вещества: карбонаты калия, кальция и магния. Основным компонентом является K_2CO_3 , поэтому полученный препарат относится к неорганическим пестицидам.

Задача № 5.

Чистый воздух способствует росту животных. Однако на фермах он загрязнен разными газами: оксидом углерода (IV), аммиаком, сероводородом. Загрязнения воздуха приводят к снижению продуктивности животных и влияют на здоровье молодняка. Чтобы освежить воздух, применяются электрические вентиляторы, однако они создают сквозняки. Поэтому есть и другие методы очистки воздуха в этих помещениях.

Может ли частая побелка стен и перегородок влиять на состав воздуха?

Ответ: Да, может. Известь поглощает CO_2 и H_2S по реакциям:



Задача № 6.

В последнее время на рынке косметических товаров для ухода за волосами реклама обещает много средств, способствующих росту объема и массы волос. Возможно ли это с химической точки зрения?

Ответ: Это возможно, благодаря активности кератина, входящего в состав волос. При использовании определенных препаратов, растворенных в теплой воде происходит разрыв некоторых связей в молекуле белка. В месте разрыва этих связей происходит взаимодействие с похожими на кератин веществами. Например, бальзам «Sunsilk» содержит частицы, образующиеся при гидролизе натурального шелка. Эти частицы взаимодействуют с кератином волос, и таким образом увеличивается объем и масса волос на некоторое время, до следующего их мытья.

РАБОТА В ГРУППЕ



1. Посмотрите, сколько медикаментов у вас дома. Определите, к каким типам они относятся. Попытайтесь найти о них дополнительную информацию (применение, молекулярную формулу, строение и др.).

2. Опишите несколько примеров применения химических веществ в повседневной жизни.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение 1

Основные правила техники безопасности при работе в химическом кабинете

1. Перед началом работы следует проверить наличие и целостность посуды, приборов. Сообщить лаборанту о неполадках.
2. Надеть рабочие халаты, использовать по указанию учителя другие средства защиты (очки, перчатки и др.).
3. Прочитать этикетку на склянке или банке, прежде чем отлить или отсыпать реактив.
4. Не оставлять открытыми склянки и банки с реактивами. Не путать пробки и пипетки для отбора реактивов.
5. Брать 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 выливать и не высыпать реактивы обратно в склянки и банки. Избыточный или неиспользованный реактив сливать (ссыпать) в предназначенную для этого посуду или сдавать лаборанту.
7. Не брать реактивы руками, а только специальным инструментом (ложечкой, шпателем).
8. Не пробовать реактивы на вкус, так как $3/4$ из них ядовиты и опасны.
9. Проверять запах только по правилу: легким движением руки над сосудом направить газ к носу.
10. Не проливать реактивы на кожу или одежду. Если это случилось – промыть место водой и сразу сообщить учителю или лаборанту.
11. Не ставить горячие предметы на стол, а только на специальную подставку.
12. Не проводить опыты, не предусмотренные данной работой.
13. Осторожно обращаться с огнем. Не работать с легковоспламеняющимися веществами вблизи огня. В случае возгорания гасить огонь песком или накрывая тряпкой, полотенцем, чтобы прекратить доступ воздуха (в отсутствие воздуха огонь погаснет).
14. Привести в порядок рабочее место в конце занятия.
15. Вымыть руки по окончании работы.

Соблюдение этих правил обязательно для всех учащихся, так как пренебрежение ими может привести к серьезным последствиям — ожогам, порезам, отравлениям.

Приложение 2

Инструкция по подготовке и проведению практических занятий

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 каждому практическому занятию ученик должен готовиться дома:

- а) повторить соответствующие параграфы учебника;
- б) внимательно прочитать содержание работы;
- в) в специальной тетради для практических работ кратко записать содержание работы: приборы и материалы, что нужно сделать, рисунок прибора, уравнения реакций, оставляя место для записи наблюдений и выводов, которые будут сделаны во время практической работы;
- г) повторить правила техники безопасности (*Приложение 1*), запомнить дополнительные правила, если они есть в данной работе.

Каждый ученик должен выполнять все опыты на своем рабочем месте, используя приборы и реактивы, предназначенные для него.

Растворимость кислот, оснований и солей в воде

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 ⁻		P↑	P	P	–	P	M	M	H	H	–	H	H	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P
S ²⁻	P↑	P	P	P	H	M	–	–	H	H	H	H	H	–	–
SO ₃ ²⁻	P↑	P	P	P	M	H	H	M	M	–	–	H	M	–	–
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	–	M	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P↑	P	P	P	M	H	H	M	H	H	–	H	H	–	–
SiO ₃ ²⁻	H	–	P	P	H	H	H	H	H	–	–	H	H	–	–
PO ₄ ³⁻	P	–	P	P	H	H	H	M	H	H	H	H	H	H	H
CH ₃ COO ⁻	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 воды); H – практически нерастворимо (менее 0,01 г в 100 г воды); “–” – разлагается водой или не существует; ↑ – разлагается с выделением газа, само-газ.

Приложение 3

Идентификация катионов и анионов

		H⁺ лакмус H⁺ метил-оранж H⁺ фенол-фталейн			
кислоты		H ⁺		OH ⁻	щелочи
фиолетовое пламя		K ⁺		Cl ⁻	AgCl ↓
желтое пламя		Na ⁺		Br ⁻	+ Cl ₂ + крахмал ↗
аммиак NH ₃	↑	NH ₄ ⁺		I ⁻	+ Cl ₂ + крахмал → ●
AgCl	↓	Ag ⁺		S ²⁻	H ₂ S; CdS; PbS ↑↓
CdS	↓	Cd ²⁺		SO ₃ ²⁻	SO ₂ ; резкий запах ↑
желто-зеленое пламя; BaSO ₄		Ba ²⁺		SO ₄ ²⁻	BaSO ₄ ↓
NaAlO ₂ $\xleftarrow{\text{NaOH}}$ Al(OH) ₃	↓	Al ³⁺		NO ₃ ⁻	+ Cu + H ₂ SO ₄ → NO ₂ ↑
PbS	↓	Pb ²⁺		PO ₄ ³⁻	Ag ₃ PO ₄ ↓
кирпично-красное пламя; CaC ₂ O ₄		Ca ²⁺		CO ₃ ²⁻	CO ₂ ↑
CuO $\xleftarrow{t^o}$ Cu(OH) ₂	↓ $\xleftarrow{t^o}$ ↓	Cu ²⁺		SiO ₃ ²⁻	H ₂ SiO ₃ ; студень ↓
Fe(OH) ₂	↓	Fe ²⁺		C ₂ O ₄ ²⁻	CaC ₂ O ₄ ↓
Fe(CNS) ₃ ; Fe(OH) ₃	● ↓	Fe ³⁺		CNS ⁻	Fe(CNS) ₃ ●

- | | | |
|--|--|---|
| 1.  смотреть через синее стекло | 9. вещество становится красным | ● |
| 2.  нихромовое кольцо | 10. вещество становится синим | ● |
| 3. ↑ бесцветный газ | 11. лакмус в кислоте становится красным, в щелочи – синим | ● |
| 4. ↑ бурый газ | 12. метилоранж в кислоте становится розовым, в щелочи – желтым | ● |
| 5. ↓ белый осадок | 13. фенолфталейн в кислоте ↗ в щелочи – малиновый | ● |
| 6. ↓ цветной осадок | 14. изменений нет ↗ | ● |
| 7. ↓ студенистый осадок | | |
| 8. ↓ черный осадок | | |

Приложение 4

Периодическая система

периоды	группы										
	Ia	IIa	IIIb	IVb	Vb	VIb	VIIb	VIIIb	VIIIb		
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	Sc СКАНДИЙ 44,96	21 Ti ТИТАН 47,88	22 V ВАНАДИЙ 50,94	23 Cr ХРОМ 52,00	24 Mn МАРГАНЕЦ 54,94	25 Fe ЖЕЛЕЗО 55,85	26 Co КОБАЛЬТ 58,93		
V	37 Rb РУБИДИЙ 85,47	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,62	Y ИТТРИЙ 88,91	39 Zr ЦИРКОНИЙ 91,22	40 Nb НИОБИЙ 92,91	41 Mo МОЛИБДЕН 95,94	42 Tc ТЕХНЕЦИЙ [98,91]	43 Ru РУТЕНИЙ 101,07	44 Rh РОДИЙ 102,91		
VI	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,91	56 Ba БАРИЙ 137,33	La* ЛАНТАН 138,91	57 Hf ГАФНИЙ 178,49	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		
VII	87 Fr ФРАНЦИЙ [223,02]	88 Ra РАДИЙ [226,03]	Ac** АКТИНИЙ [227,03]	89 Rf РЕЗЕРФОРДИЙ [261,11]	104 Db ДУБИЙ [262,11]	105 Sg СИБОРГИЙ [263,12]	106 Bh БОРИЙ [264,12]	107 Hs ХАССИЙ [267,13]	108 Mt МЕЙТНЕРИЙ [268,14]		
Высшие оксиды	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇		RO ₄		
Летучие водородные соединения											
* ЛАНТАНОИДЫ	Ce 58 ЦЕРИЙ 140,12	Pr 59 ПРАЗЕОДИМ 140,91	Nd 60 НЕОДИМ 144,24	Pm 61 ПРОМЕТИЙ [144,91]	Sm 62 САМАРИЙ 150,36	Eu 63 ЕВРОПИЙ 151,96	Gd 64 ГАДОЛИНИЙ 157,25	Tb 65 ТЕРБИЙ 158,93	Dy 66 ДИСПРОЗИЙ 162,50	Ho 67 ГОЛЬМИЙ 164,93	Er 68 ЭРБИЙ 167,26
** АКТИНОИДЫ	Th 90 ТОРИЙ 232,04	Pa 91 ПРОТАКТИНИЙ [231,04]	U 92 УРАН 238,03	Np 93 НЕПТУНИЙ [237,05]	Pu 94 ПЛУТОНИЙ [239,10]	Am 95 АМЕРИЦИЙ [243,06]	Cm 96 КЮРИЙ [247,07]	Bk 97 БЕРКЛИЙ [247,07]	Cf 98 КАЛИФОРНИЙ [251,08]	Es 99 ЭЙНШТЕЙНИЙ [252,08]	Fm 100 ФЕРМИЙ [257,01]

ЭЛЕМЕНТОВ

Символы металлов обозначены черным цветом, неметаллов – темно-коричневым, амфотерных элементов – светло-коричневым. Темно-серым фоном выделены d-элементы, светло-серым – f-элементы.

Descrierea CIP a Camerei Naționale a Cărții din RM

Химия: учебник для 9 класса / Галина Драгалина, Надежда Велишко, Светлана Кудрицкая [и др.]; пер. с рум.: Иван Погребной, Татьяна Литвинова; comisia de evaluare: Violeta Dru ă [et.al.]; M-vo просвещения Респ. Молдова. –

Изд. 3-е. – Кишинэу: Arc, 2016 (Tipogr. „Balacron“) – 164 p.

Apare cu sprijinul financiar Fondului Special pentru Manuale.

ISBN 978-9975-61-997-4

54(075.3)

X 46

Editura ARC, str. G. Meniuc nr. 3, Chișinău;

Tel.: (3732) 73-36-19, 73-53-29; fax: (3732) 73-36-23;

e-mail: info.edituraarc@gmail.com;

www.edituraarc.md

Editura ARC se obligă să achite deținătorilor de copyright care încă nu au fost contactați costurile de reproducere a imaginilor folosite în prezenta ediție.

Reproducerea integrală sau parțială a textului și ilustrațiilor din această carte este posibilă numai cu acordul prealabil scris al deținătorilor de copyright.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА 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		
II	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 Ni НИКЕЛЬ 58,69	28										
	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									
V	6	37 Rb РУБИДИЙ 85,47	38 Sr СТРОНЦИЙ 87,62	39 Y ИТРИЙ 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										
	7	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	53 I ИОД 126,90				54 Xe КСЕНОН 131,29									
VI	8	55 Cs ЦЕЗИЙ 132,91	56 Ba БАРИЙ 137,33	57 La* ЛАНТАН 138,91	58 Hf ГАФНИЙ 178,49	59 Ta ТАНТАЛ 180,95	60 W ВОЛЬФРАМ 183,85	61 Re РЕНИЙ 186,21	62 Os ОСМИЙ 190,20	63 Ir ИРИДИЙ 192,22	64										
	9	79 Au ЗОЛОТО 196,97	80 Hg РУТУТЬ 200,59	81 Tl ТАЛЛИЙ 204,38	82 Pb СВИНЕЦ 207,19	83 Bi ВИСМУТ 208,98	84 Po ПОЛОНИЙ [209,98]	85 At АСТАТ [209,99]				86 Rn РАДОН [222,02]									
VII	10	87 Fr ФРАНЦИЙ [223,02]	88 Ra РАДИЙ [226,03]	89 Ac** АКТИНИЙ [227,03]	90 Th ТОРИЙ [232,03]	91 Pa ПРОТАКТИНИЙ [231,03]	92 U УРАН [238,03]	93 Np НЕПТУНИЙ [237,04]	94 Pu ПУТОНИЙ [244,04]	95 Am АМЕРИЦИЙ [243,04]	96 Cm КЮРИЙ [247,04]	97 Bk БЕРКЛИЙ [247,05]	98 Cf КАЛИФОРНИЙ [251,05]	99 Es ЭНШТЕЙНИЙ [252,05]	100 Fm ФЕРМИЙ [257,06]	101 Md МЕНДЕЛЕВИЙ [288,10]	102 No НОБЕЛИЙ [289,10]	103 Lr ЛОУРЕНСИЙ [260,10]			
	11	111 Rg РЕНТГЕНИЙ [281]	112 Cn КОПЕРНИЦИЙ [285]	113 Uut УНУНТРИЙ [284]	114 Fl ФЛЕРОВИЙ [289]	115 Uup УНУНПЕНТИЙ [289]	116 Lv ЛИВЕРМОРИЙ [293]	117 Uus УНУНСЕПТИЙ [294]	118 Uuo УНУНОКТИЙ [294]												
Высшие оксиды		R₂O		RO		R₂O₃		RO₂		R₂O₅		RO₃		R₂O₇		RO₄					
Легучие 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 ИТТЕРБИЙ 168,93	Yb ИТТЕРБИЙ 168,93	Lu ЛЮТЕЦИЙ 174,97	71						
	Th ТОРИЙ 232,04	Pa ПРОТАКТИНИЙ [231,04]	U УРАН 238,03	Np НЕПТУНИЙ [237,05]	Pu ПУТОНИЙ [244,06]	Am АМЕРИЦИЙ [243,06]	Cm КЮРИЙ [247,07]	Bk БЕРКЛИЙ [247,07]	Cf КАЛИФОРНИЙ [251,08]	Es ЭНШТЕЙНИЙ [252,08]	Fm ФЕРМИЙ [257,10]	Md МЕНДЕЛЕВИЙ [288,10]	No НОБЕЛИЙ [289,10]	Lr ЛОУРЕНСИЙ [260,10]	103						
** АКТИНОИДЫ																104					

ISBN 978-9975-61-997-4



9 789975 619974

РЯД ОТНОСИТЕЛЬНОЙ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

F	O	N	Cl	Br	I	S	C	Se	P	H	As	B	Si	Al	Mg	Ca	Na	K
4,0	3,5	3,0	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	1,0	0,9	0,8

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ

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