



БИБЛИОТЕКА ЭНЦИКЛОПЕДИЙ

ХИМИЯ

~~УДК 54(034)~~

ББК 24я2

X-46

Серия «Библиотека энциклопедий»

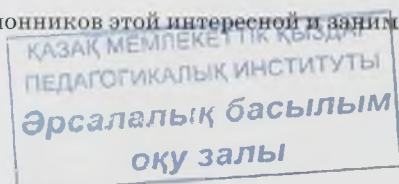
Выпущено по программе «Издание социально важных видов литературы» Комитета информации и архивов Министерства культуры и информации Республики Казахстан

Химия. Энциклопедия / Пер. с англ. С. Темирхановой. – Астана: Издательство «Фолиант», 2012. – 160 с. – Сер. «Библиотека энциклопедий».

ISBN 978-601-292-610-1

В детской энциклопедии «Химия» дано полное и доступное изложение полезных сведений о веществах, элементах и химических соединениях, а также описание экспериментов, биографии ученых и большое количество исторических фактов и научных открытий. Сложные вопросы данной науки раскрываются живо и образно, приводится множество интересных наблюдений, красочных иллюстраций и рисунков. Книга поможет учащимся самостоятельно разобраться в различных вопросах общей, органической и неорганической химии, научит сравнивать жидкие и твердые вещества, выделять существенные признаки каждого элемента периодической системы Менделеева.

Книга предназначена для школьников среднего и старшего возраста, их родителей и учителей, а также для широкого круга поклонников этой интересной и занимательной науки.



УДК 54(034)

ББК 24я2

Издание книги на русском языке осуществлено по соглашению с компанией Macaw Books.

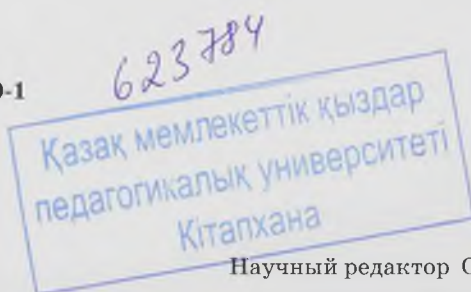
Все права защищены. Любое копирование, воспроизведение, изменение в базах данных или информационных системах либо передача в любой форме и любыми средствами – электронными, механическими, посредством фотокопирования, записи или иными, включая запись на магнитный носитель, любой части этой книги запрещено без письменного разрешения владельцев авторских прав.

© 2011, Macaw Books

This edition printed under license

from Macaw Books. All Rights Reserved

Сделано в Казахстане
ISBN 978-601-292-610-1



© Издание на русском языке,
перевод на русский язык.

Издательство «Фолиант», 2012

© Темирханова С., перевод с англ., 2012

Научный редактор С. Айдарова

Корректор Г. Турлибекова

Компьютерная верстка Э. Заманбек

ИЗДАТЕЛЬСТВО «ФОЛИАНТ»

Телефон / факс: 8 (7172) 396 070, 395 459, 397 249

foliant@foliant.kz;

www.foliant.kz

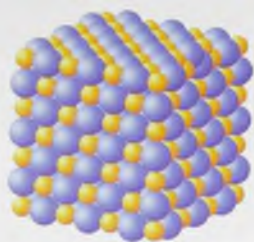
Подписано к печати 15.09.2012.

Формат 60x84 1/8. Бумага мелованная. Печать офсетная.

Усл. п.л. 18,6. Тираж 2000 экз. Заказ № 143

Отпечатано в типографии издательства «Фолиант»

010000, г. Астана, ул. Ш. Айманова, 13



Содержание



Элементы	6
Таблица Менделеева	8
Атомы и молекулы	10
Состояние вещества	12
Материалы	14
Растворы и смеси	16
Твердые тела	18
Жидкости	20
Газы.....	22
Горение.....	24
Воздух.....	26
Вода	28
Химические реакции.....	30
Химические соединения.....	32
Химические связи	34
Металлы и неметаллы	36
Добыча металлов	38
Сплавы	40
Кислоты	42
Основы и щелочи.....	44
Катализаторы и ферменты	46
Моющие средства.....	48
Полимеры	50
Пластмассы.....	52

Волокна	54
Литий	56
Натрий	58
Калий	60
Магний	62
Кальций	64
Радий	66
Марганец	68
Железо	70
Кобальт	72
Никель	74
Медь	76
Цинк	78
Серебро	80
Вольфрам	82
Платина	84
Золото	86
Ртуть	88
Алюминий	90
Олово	92
Свинец	94
Бор	96
Кремний	98
Водород	100
Углерод	102
Азот	104





Кислород	106
Фосфор	108
Сера	110
Фтор	112
Хлор	114
Бром	116
Йод	118
Благородные газы	120
Уран	122
Углеводороды	124
Ацетилен	126
Бензол	128
Углекислый газ	130
Угарный газ	132
Метанол	134
Этанол	136
Метан	138
Хлорид водорода	140
Перманганат калия	142
Поливинилхлорид	144
Хлорид натрия	146
Серная кислота	148
Азотная кислота	150
Фенол	152
Знаменитые химики	154
Глоссарий	156
Алфавитный указатель	158



Элементы

Элементы – химические вещества, которые нельзя разъединить для получения более простых веществ химическим путем. Они состоят из одного вида атома с определенным атомным числом.

КОЛИЧЕСТВО ЭЛЕМЕНТОВ

По настоящее время обнаружено 117 элементов, из них 94 существуют в природе, а другие элементы – синтетические, создаются искусственным путем.

Знаете ли вы, что...

Термин «элемент» был впервые использован греческим философом Платоном примерно в 360 году до нашей эры.

1 H																	2 He																																					
3 Li	4 Be																	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne																															
11 Na	12 Mg																	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar																															
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe																			
55 Cs	56 Ba																	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	87 Fr	88 Ra	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Uub	113 Uut	114 Uuq	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo					
																		57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu								89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Периодическая таблица химических элементов

СИНТЕТИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Синтетические элементы создаются искусственно, в лабораториях. Их можно произвести в таких устройствах, как ускорители частиц или ядерные реакторы. Синтетические элементы слишком непостоянны и их нельзя обнаружить в природе. Они распадаются за доли секунды. Первый искусственный элемент, технеций, был создан итало-американскими физиками Эмилио Сегре и С. Перье в 1937 году.



Эмилио Сегре

Получение синтетических элементов



МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ

Элементы подразделяются на металлы и неметаллы. Железо, медь, серебро, золото, водород, углерод, азот и кислород – примеры естественных элементов, среди которых железо, медь, серебро и золото являются металлами, а водород, углерод, азот и кислород – неметаллами.

СИМВОЛЫ

Элементы представлены символами, заимствованными от их названий. Символы состоят из одной-двух букв; первая буква – заглавная, а вторая – всегда прописная. Названия большинства элементов имеют английские, латинские или немецкие корни. Например, символами самых распространенных элементов являются: О – кислород, Н – водород, Fe – железо и Au – золото.



Золото как элемент

ИСТОЧНИКИ НАЗВАНИЙ ЭЛЕМЕНТОВ	
Слова	Слово «водород» образовано от греческих слов «гидро» – «вода» и «генес» – рождение. Название «хлора» – от греческого слова «chloros» – зеленовато-желтый цвет. Бром от греческого слова «bromos», что означает «зловоние». Название кобальта – от немецкого слова Cobold, «злой дух». Аргон – от греческого «неактивный». Золото – от англо-саксонского слова «Aurum».
Географические названия	Скандиум (Sc) был обнаружен в Скандинавии. Тулий (Tm) назван в честь Фулы, раннего названия Скандинавии. Европий (Eu) назван в честь Европы. Полоний (Po) назван в честь Польши, родины Кюри.
Названия планет	Селен (Se) назван в честь «Seles» – Луны по-гречески. Плутоний (Pu) был назван в честь Плутона, нептуний (Np) – Нептуна, а уран (U) – в честь Урана. Ртуть была названа в честь планеты Меркурий, но ее символ Hg заимствован от латинского «Hydragyrum», что означает «жидкое серебро».
Имена ученых	Кюри (Cm) назван по именам Пьера и Марии Кюри. Фермий (Fm) назван в честь Энрико Ферми. Эйнштейний (Es) увековечил имя Альберта Эйнштейна, а Менделевий (Md) – Дмитрия Менделеева.

1 I A

водород 1 H 1.0079	бериллий 4 Be 9.0122
литий 3 Li 6.941	магний 12 Mg 24.305
натрий 11 Na 22.990	кальций 20 Ca 40.078
калий 19 K 39.098	стронций 38 Sr 87.62
рубидий 37 Rb 85.468	барий 56 Ba 137.33
цезий 55 Cs 132.91	радий 88 Ra [226]
франций 87 Fr [223]	

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Периодическая система химических элементов – это их классификация в форме таблицы. Все элементы сгруппированы в порядке возрастания их атомной массы. Элементы со сходными физическими и химическими свойствами сгруппированы вместе. В периодической таблице 18 групп и семь периодов: горизонтальные ряды элементов называются периодами, а вертикальные ряды элементов – группами.

3 III B	4 IV B	5 V B	6 VI B	7 VII B	8 VIII B	9 IX B	10 X B	11 XI B	12 XII B
скандий 21 Sc 44.956	титан 22 Ti 47.867	ванадий 23 V 50.942	хром 24 Cr 51.996	марганец 25 Mn 54.938	железо 26 Fe 55.845	кобальт 27 Co 58.933	никель 28 Ni 58.693	медь 29 Cu 63.546	цинк 30 Zn 65.39
иттрий 39 Y 88.906	цирконий 40 Zr 91.224	ниобий 41 Nb 92.906	молибден 42 Mo 92.906	технеций 43 Tc [98]	рутений 44 Ru 101.07	родий 45 Rh 102.91	палладий 46 Pd 106.42	серебро 47 Ag 107.87	кадмий 48 Cd 112.41
гафний 72 Hf 178.49	тантал 73 Ta 180.95	вольфрам 74 W 183.84	рений 75 Re 186.21	осмий 76 Os 190.23	иридий 77 Ir 192.22	платина 78 Pt 195.08	золото 79 Au 196.97	ртуть 80 Hg 200.59	висмут 81 Bi 208.98
резерфордий 104 Rf [261]	дубний 105 Db [262]	сиборгий 106 Sg [266]	борий 107 Bh [264]	хассий 108 Hs [269]	мейтнерий 109 Mt [268]	унунний 110 Uun [271]	унунний 111 Uuu [272]	унунний 112 Uu [273]	унунний 113 Uu [274]

★ Лантаноиды

лантан 57 La 138.91	церий 58 Ce 140.12	празеодим 59 Pr 140.91	неодим 60 Nd 144.24	прометий 61 Pm [145]	самарий 62 Sm 150.36	европий 63 Eu 151.96	гадолиний 64 Gd 157.25	тербий 65 Tb 158.93	диспрозий 66 Dy 162.50
-------------------------------------	------------------------------------	--	-------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	--	-------------------------------------	--

★ ★ Актиноиды

актиний 89 Ac [227]	торий 90 Th 232.04	проактиний 91 Pa 231.04	уран 92 U 238.03	нептуний 93 Np [237]	плутоний 94 Pu [244]	амерций 95 Am [243]	кюрий 96 Cm [247]	берклий 97 Bk [247]	калий 98 Cf [251]
-------------------------------------	------------------------------------	---	----------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------

Греческий философ Платон

Периодическая таблица элементов



ПРОГНОЗИРОВАНИЕ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ

Система элементов может помочь предсказать и сравнить свойства элементов. Размер атома уменьшается слева направо по горизонтали таблицы и увеличивается сверху вниз столбца. Атомное число увеличивается по горизонтали ряда или периода. Слово «элемент» было впервые использовано греческим философом Платоном в 360 г. до нашей эры.

ПЕРВАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ

Первая система элементов была составлена русским химиком Д.И. Менделеевым в 1869 году. Между названиями элементов в ней стояли вопросительные знаки и были пробелы, т.к. многие элементы были открыты при его жизни. Менделеев организовал свою таблицу с учетом возрастания атомной массы, в отличие от современной периодической системы элементов, в которой они сгруппированы по мере возрастания атомного числа.

				18 VIII A	
				гелий 2 He 4.0026	
II A	14 IV A	15 V A	16 VI A	17 VII A	
бериллий 4 Be 9.0122	углерод 6 C 12.011	азот 7 N 14.007	кислород 8 O 15.999	фтор 9 F 18.998	неон 10 Ne 20.180
бор 5 B 10.81	кремний 14 Si 28.086	фосфор 15 P 30.974	сера 16 S 32.065	хлор 17 Cl 35.453	аргон 18 Ar 39.948
магний 12 Mg 24.305	германий 32 Ge 72.31	мышьяк 33 As 74.922	селен 34 Se 78.96	бром 35 Br 79.904	криптон 36 Kr 83.80
кальций 20 Ca 40.078	олово 50 Sn 118.71	сурьма 51 Sb 121.76	теллур 52 Te 127.60	йод 53 I 126.90	ксенон 54 Xe 131.29
стронций 38 Sr 87.62	свинец 82 Pb 207.2	висмут 83 Bi 208.98	полоний 84 Po [209]	астат 85 At [210]	радон 86 Rn [222]
	унуиквадий 114 Uuq [289]				

лантан 57 La 138.905	эрийбий 68 Er 167.26	тулий 69 Tm 168.93	иттербий 70 Yb 170.04	лютеций 71 Lu 174.97
актиний 89 Ac [227]	фермий 100 Fm [257]	менделевий 101 Md [258]	нобелий 102 No [259]	лоуренсий 103 Lr [262]

БЛОКИ

S-блок, p-блок, d-блок и f-блок являются четырьмя основными блоками периодической системы элементов Менделеева. Элементы составляют 18 групп, s-блок содержит группы 1 и 2, p-блок – с 13 до 18 группы, d- и f-блоки – группы с 3 по 12.

Знаете ли вы, что...

Металлоиды (такие как кремний и германий) имеют свойства как металлов, так и неметаллов.

2
He
10
Ne
18
Ar
36
Kr
54
Xe
86
Rn
118
Uuo

ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ

Щелочные металлы находятся в Группе IA периодической системы элементов. Это высокореактивные металлы с меньшей плотностью, чем у других металлов.

Примерами щелочных металлов являются литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций.

3
Li
11
Na
19
K
37
Rb
55
Cs
87
Fr

ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ

Щелочноземельные металлы находятся в Группе II A таблицы Менделеева. Все щелочноземельные металлы имеют два электрона во внешней оболочке и образуют множество составов.

Примерами щелочноземельных металлов являются бериллий, магний, кальций, стронций, барий и радий.

4
Be
12
Mg
20
Ca
38
Sr
56
Ba
88
Ra

ПЕРЕХОДНЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Переходные элементы находятся в группах от IB до 10 XIV таблицы элементов. Они обладают высокими значениями плавления и кипения и высокой электропроводностью. Примеры переходных элементов – медь, марганец, железо, кобальт, никель, цинк, серебро, вольфрам, платина, золото и ртуть.

21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn
39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd
	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg
	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cp

ГАЛОГЕНЫ

Галогены сосредоточены в группе VIIA периодической таблицы. Они высоко реакционноактивны, особенно с щелочными и щелочноземельными металлами. Примерами галогенов являются фтор, хлор, бром, йод, астат и унунсептий.

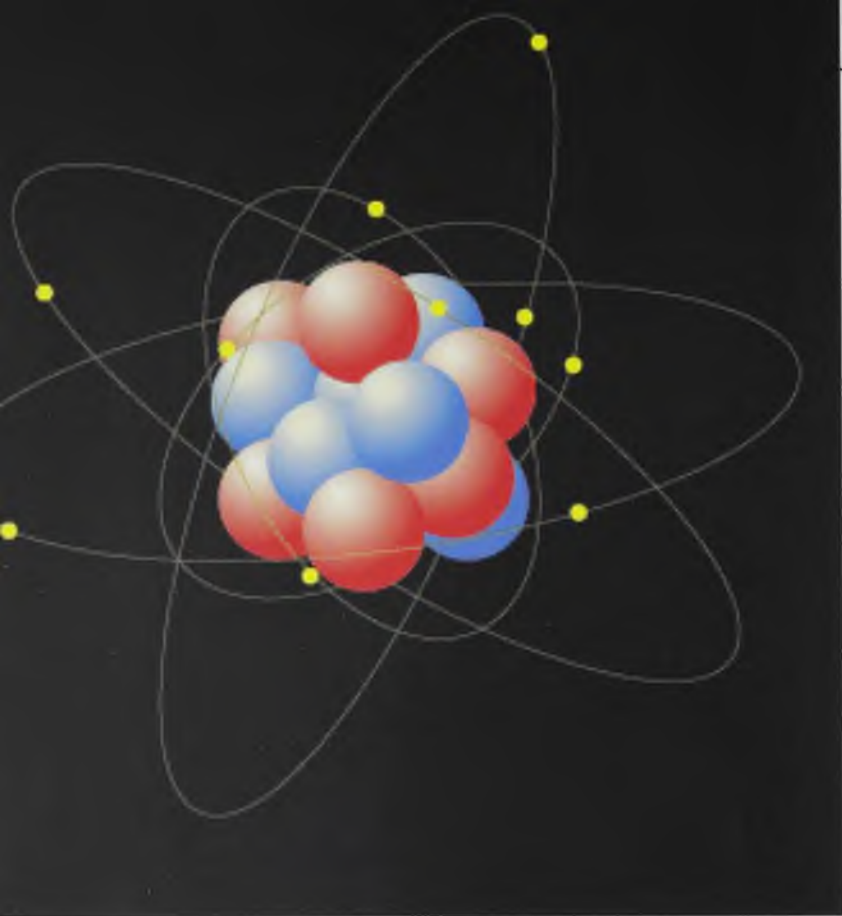
БЛАГОРОДНЫЕ ГАЗЫ

Благородные газы находятся в Группе VIII периодической таблицы. Они реакционно неактивны и являются газами при комнатной температуре. Они обладают высокой энергией ионизации и низкой температурой кипения. Примеры благородных газов – гелий, неон, аргон, криптон, ксенон, радон.

9
F
17
Cl
35
Br
53
I
85
At
117
Uus

Атомы и молекулы

Все элементы состоят из атомов и молекул. Атомы – мельчайшие частицы элемента. Молекулы состоят из атомов. При объединении атомов для формирования более крупных частиц вещества образуются молекулы.



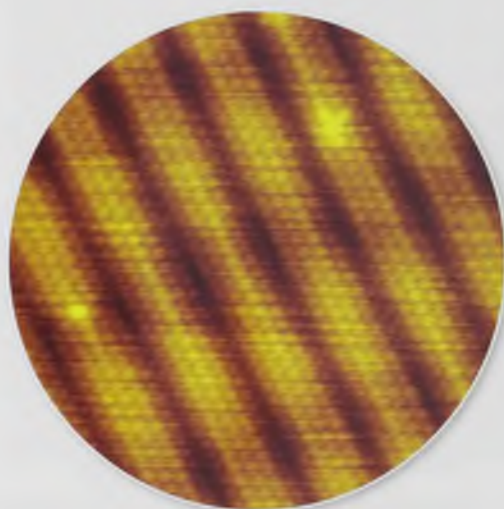
Внутренняя сторона атома

СВОЙСТВА

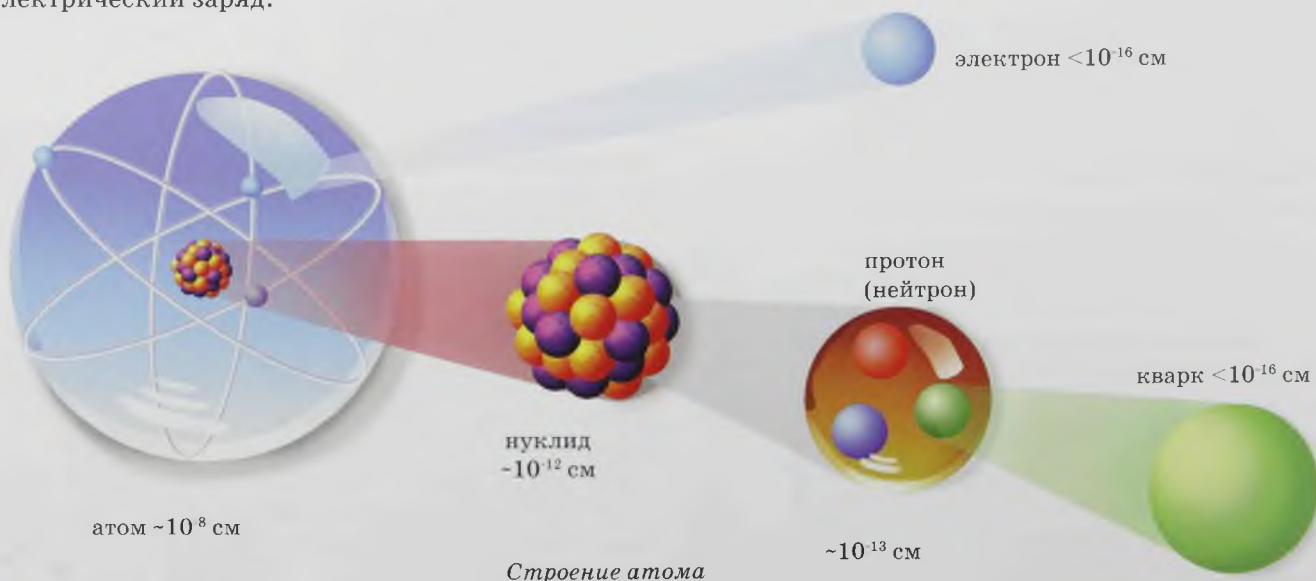
Атомы сохраняют химическую идентичность элемента на протяжении всех химических и физических изменений. Они содержатся в каждом элементе или веществе и обладают всеми свойствами элемента. Молекулы – наименьшие единицы химических соединений.

Все атомы состоят из трех основных частиц: протонов, нейтронов и электронов.

- Протоны находятся в ядре атома и имеют положительный электрический заряд.
- Нейтроны – не имеют электрического заряда.
- Электроны циркулируют вокруг ядра и имеют отрицательный электрический заряд.



Микроскопическое изображение атомов золота



СОВРЕМЕННАЯ ТЕОРИЯ АТОМА

Английский химик Джон Дальтон предложил современную атомную теорию в 1808 году. Его теория атомов содержит следующие положения:

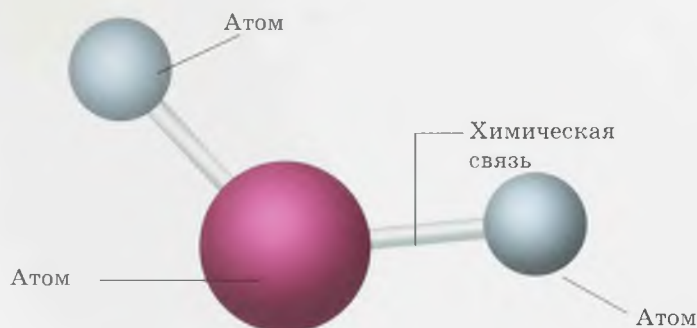
- Все вещества состоят из мельчайших и неделимых частиц – атомов.
- Атомы одного и того же элемента имеют одинаковый размер, форму, массу и другие свойства.
- Каждый элемент содержит свой вид атомов, и у разных элементов имеются разные виды атомов.
- Атом – мельчайшая частичка, участвующая в химических соединениях.
- Атомы соединяются друг с другом в определенной пропорции для образования сложных атомов, называемых молекулами.
- В процессе химических или физических изменений, атомы не создаются, не делятся и не разрушаются.

Джон Дальтон



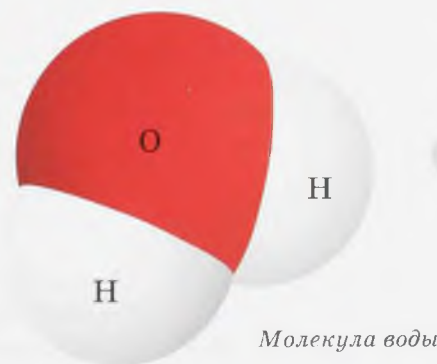
АТОМНАЯ ЕДИНИЦА МАССЫ

Атомная единица массы – единица массы, используемая для выражения атомной и молекулярной масс. Это приблизительная масса атома водорода, протона или нейтрона, известная также как Дальтон или универсальная единица массы.



МОЛЕКУЛЫ

Молекулы состоят из атомов, сгруппированных с помощью связей в определенном порядке. Молекулы могут быть двухатомными, трех- или более атомными. Окись азота (NO) – двухатомная молекула. Вода (H_2O) и углекислый газ (CO_2) – трехатомные молекулы. ДНК – крупная молекула, содержащая миллионы атомов.



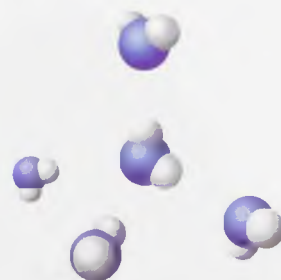
АТОМНОЕ ЧИСЛО И МАССОВОЕ ЧИСЛО

Атомное число – количество протонов в атоме. Массовое число – сумма нейтронов и протонов в атоме. Количество протонов в элементе постоянно, а количество нейтронов может меняться, и поэтому массовое число тоже может измениться.



ВОДОРОД

Водород является простейшим элементом. Это единственный элемент, который в своем составе имеет только протон и электрон и не содержит нейтрона, благодаря чему он самый легкий из всех элементов.



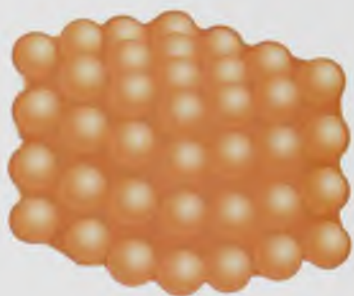
3D модель водородных соединений в воде

Знаете ли вы, что...

Слово «атом» происходит от греческого «неделимый».

Состояние вещества

Вещество может существовать в разных состояниях: твердом, жидком и газообразном. В твердом состоянии плотность вещества наивысшая, в жидком – менее высокая, а в газообразном – самая низкая.



Организация молекул
в твердом теле



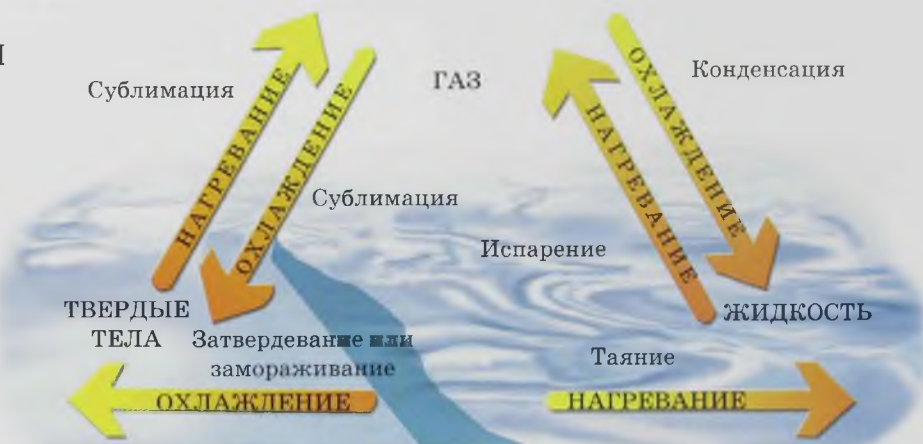
Организация молекул
в жидкости



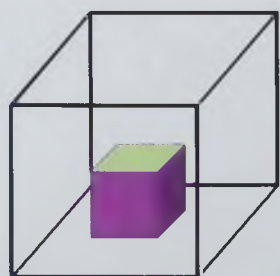
Организация молекул
в газе

ИЗМЕНЕНИЕ СОСТОЯНИЯ

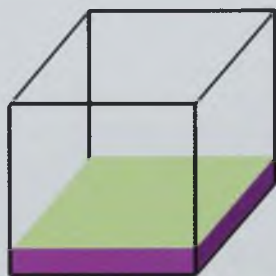
Состояние вещества может измениться из-за изменения температуры или давления. Например, вода – жидкость – при кипячении превращается в пар – принимает газообразное состояние.



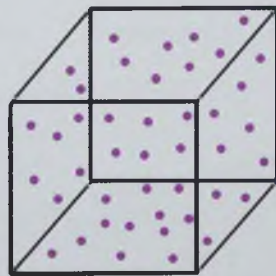
Изменение состояния вещества



Твердое тело



Жидкость



Газ

Изменение состояния вещества

ФОРМА И ОБЪЕМ

Форма и объем твердого тела, жидкости, газа:

- твердые тела имеют конкретную форму и объем;
- жидкости обладают определенным объемом, но не имеют формы;
- газы не имеют ни формы, ни объема.

ТВЕРДОЕ ТЕЛО

Вещество в твердом состоянии обладает постоянными очертаниями и объемом. Все молекулы в твердых телах организованы в определенном порядке и расположены близко друг к другу. Эти молекулы могут только вибрировать, свободно двигаться они не могут.

Примером твердого тела является обломок скалы.



Обломок скалы

ЖИДКОСТЬ

Жидкость – состояние, при котором у вещества есть объем, но нет определенной формы. Жидкости меняют форму в соответствии с формой контейнера, в который ее поместили. Молекулы в жидкости перемещаются легко, без определенного порядка. Примером жидкости является вода.



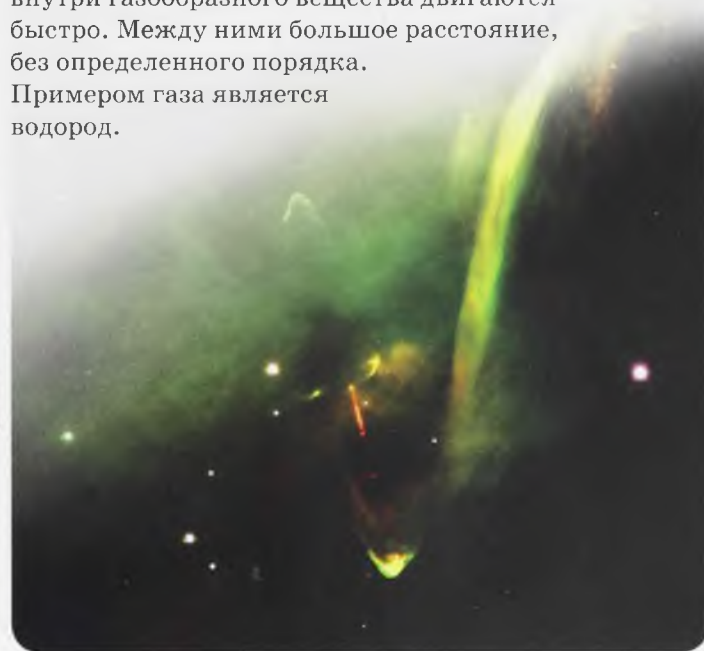
Вода

Изменение состояния	Процесс	Результат
Газ в жидкость	Газ охлаждается и меняет свое состояние	Конденсация
Жидкость в газ	Изменению состояния способствует повышение температуры	Испарение
Жидкость в твердое вещество	Жидкость охлаждается и меняет состояние	Замерзание
Твердое вещество в жидкость	Повышение температуры приводит к изменению состояния	Таяние
Твердое вещество в газ	Прямое изменение состояния	Возгонка
Газ в твердое вещество	Прямой переход из газообразного в твердое состояние	Замораживание

ГАЗ

Газ – состояние, при котором у вещества нет конкретной формы и объема. Молекулы внутри газообразного вещества двигаются быстро. Между ними большое расстояние, без определенного порядка.

Примером газа является водород.



Зеленым цветом выделен водород

ТЕМПЕРАТУРЫ КИПЕНИЯ И ЗАМЕРЗАНИЯ

Большинство жидкостей расширяются при нагревании и сжимаются при охлаждении. Когда жидкость нагревается до температуры своего кипения, она принимает газообразную форму. При охлаждении жидкости до температуры замерзания, она становится твердой.

ТРИ СОСТОЯНИЯ ВОДЫ

Вода обычно существует в виде жидкости. Это единственное вещество, которое проходит сквозь все три состояния, не меняя своих химических качеств. Вода замерзает при 0°C и принимает форму льда. При нагревании, вода превращается в газ или водяной пар. Большая часть воды на поверхности Земли существует в форме жидкости или льда. Вода также содержится в атмосфере в виде водяного пара.



Лед – твердое состояние воды

Знаете ли вы, что...

Температура кипения воды на вершине горы Эверест составляет всего лишь 69°C , в то время как на уровне моря – 100°C .

Материалы

Все в мире состоит из материалов. Мы используем материалы для изготовления всего на свете, от мостов и самолетов до зубочисток. Все материалы производятся из сырья, которое мы получаем от растений и животных или добываем из-под земли. Например, руда это сырье, которое добывают из-под земли и превращают в металл. Затем этот металл используют для производства различных предметов, от самолета до вилки.



СОЗДАНИЕ МАТЕРИАЛОВ

Все материалы изготовлены из сырья. Хлопок является сырьем из хлопчатника. Хлопок перерабатывается в нити, из которых ткut ткани, а из них затем выкраивают и шьют различные виды одежды, которые представляют собой законченный материал.

Ткачиха за станком ручной работы

ИЗМЕНЕНИЕ МАТЕРИАЛОВ

Материалы могут быть изменены путем их нагревания или охлаждения. Некоторые материалы остаются такими же, даже после нагрева и охлаждения. Например, если вы охладите стакан сока, он замерзнет и превратится в леденец. Но если нагреть леденец, то он опять превратится в сок. Некоторые материалы при нагревании превращаются в различные другие материалы. Например, если сжечь лист бумаги, то он превратится в пепел, а пепел не может снова стать бумагой.



МАТЕРИАЛЫ И СВЕТ

Материалы могут быть прозрачными, полупрозрачными или непрозрачными. Прозрачные материалы позволяют свету проходить через них, полупрозрачные материалы – лишь часть света, а непрозрачные материалы не позволяют.



Прозрачные



Полупрозрачные



Непрозрачные

СВОЙСТВА МАТЕРИАЛОВ

Свойства материала определяют всю информацию о нем, от твердости до электропроводности. Свойства материалов можно разделить на несколько категорий, такие как механические свойства, теплофизические свойства, химические свойства, электрические свойства и многие другие.

МЕХАНИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Механические свойства говорят нам о том, насколько тот или иной материал тверд, жесток и плотен. Твердость материала – это его устойчивость к деформации или погнутости, под воздействием силы. Жесткие материалы требуют большого напряжения для получения малых деформаций. Плотность – это масса материала на единицу его объема. Самолеты изготовлены из материалов с низкой плотностью, но высокой степени твердости.



ЭЛЕКТРИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Электрические свойства материала показывают, насколько легко через него проходит электрический ток. Металлы, которые легко проводят электрический ток, такие как алюминий, медь и железо, называют хорошими проводниками. Материалы, которые не позволяют электрическому току легко проходить сквозь них, такие как пластик, резина, стекло, воздух, резина и дерево, называются изоляторами.



Высоковольтные линии электропередачи напряжения

Знаете ли вы, что...

Современные консервные «жестяные» банки содержат мало или вообще не содержат олова, и сделаны из стали, сплавов на основе железа и углерода.

Растворы и смеси

Растворы и смеси состоят из двух или более веществ в разных пропорциях. Большинство натуральных веществ являются смесями. В растворе одно вещество или более растворяется в другом. Сухие вещества или газы, растворенные в жидкости, – самые обычные растворы.

СМЕСИ

Смеси образуются при смешивании двух или более веществ в произвольной пропорции без изменений их химических свойств.



РАСТВОРЕННОЕ ВЕЩЕСТВО И РАСТВОРИТЕЛЬ

Раствор состоит из растворенного вещества и растворителя. Вода – самый распространенный растворитель. Когда чайную ложку сахара засыпают в стакан воды, твердые кристаллы сахара растворяются в воде и образуют раствор.



Различные виды смесей



ГОМОГЕННЫЕ И ГЕТЕРОГЕННЫЕ СМЕСИ

Однородные смеси	Неоднородные смеси
Однородные смеси одинаковы на вид и по составу.	Неоднородные смеси – сочетание различных веществ.
В однородной смеси вещества смешаны равномерно.	Вещества в неоднородных смесях смешаны неравномерно в любом состоянии – газообразном, жидком и твердом.
Частицы однородной смеси слишком малы, чтобы их разглядеть, и их нельзя разделить.	Частицы в неоднородных смесях можно легко увидеть.

РАСТВОРЕННОЕ ВЕЩЕСТВО
В РАСТВОРИТЕЛЕ

Все растворимые вещества могут растворяться при помощи растворителя. Разные растворители растворяют разные вещества. Вода и сахар не могут растворяться во всех растворителях. Например, соль растворяется в воде, но не в чистом спирте или бензине. С другой стороны, сахар растворяется во всех следующих растворителях – в воде, спирте и бензине.

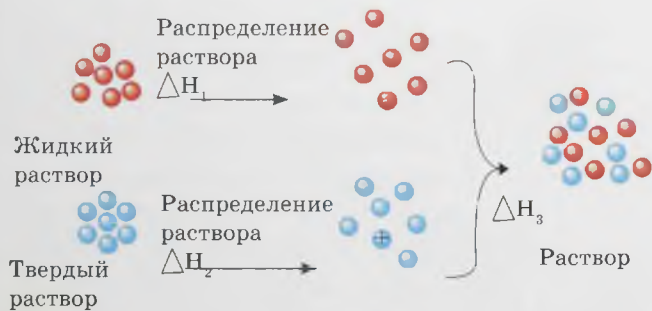


РАСТВОРИМОСТЬ

Растворимость – масса растворенного вещества на один литр растворителя. Растворимость большинства твердых тел возрастает с увеличением температуры. Насыщенным называется раствор, содержащий максимально возможный объем растворенного вещества.

ОБРАЗОВАНИЕ РАСТВОРОВ

Твердые тела имеют плотно расположенные частицы, обладающие сильным взаимным притяжением. Жидкие частицы находятся в постоянном движении. Когда твердое тело растворяется в жидкости, жидкие частицы поражают твердую поверхность. Если твердые частицы притягиваются к жидким частицам сильнее, чем друг к другу, то образуется раствор. По мере растворения, частицы растворителя окружают частицы растворенного вещества.



РАЗБАВЛЕННЫЙ И КОНЦЕНТРИРОВАННЫЙ РАСТВОР

Большее количество растворителя и меньшее количество растворенного вещества образует разбавленный раствор, а большее количество растворенного вещества в небольшом количестве растворителя образует концентрированный раствор.

КОЛЛОИДЫ

Коллоиды – однородные смеси с частицами средних размеров или большими молекулами. Размер частицы составляет 1-100 нанометров. Частицы коллоида можно увидеть в лучах солнца или пыли. Молоко, туман и желе являются примерами коллоидов.



Коллоидная смесь

СУСПЕНЗИЯ

Суспензии – разнородные смеси с частицами больших размеров от 100 нанометров. Частицы суспензии можно увидеть невооруженным взглядом, а в спокойном состоянии они оседают. Примерами суспензии являются мелкий песок или ил в воде, а также томатный сок.

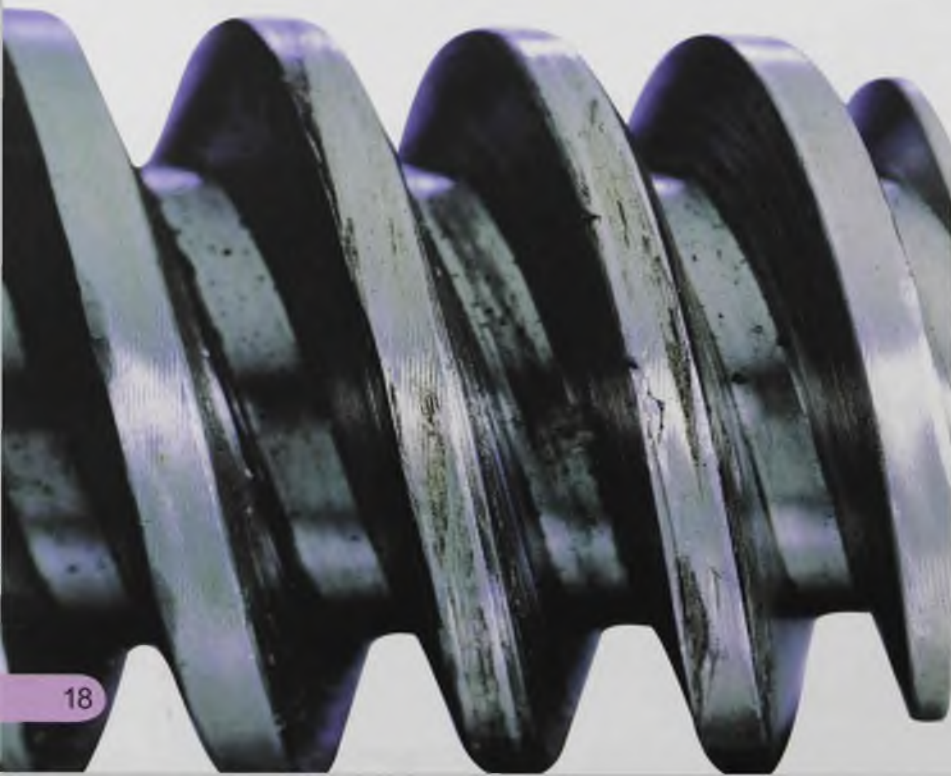
Знаете ли вы, что...

Раствор всегда прозрачен, даже если его подкрасить.



Твердое тело

Твердое тело – один из видов состояния вещества. Разные виды твердых тел отличаются друг от друга различными свойствами, включая плотность, твердость, ковкость, вязкость, эластичность, уязвимость и пределом прочности на разрыв.



Свойства твердых тел

- Твердые частицы имеют фиксированную форму и объем.
- Они не могут быть сжаты.
- Все частицы в твердом теле расположены близко друг к другу закономерно.
- Составные элементы имеют фиксированные позиции по отношению друг к другу.
- Составные элементы могут только вибрировать, но не могут свободно двигаться.

КЛАССЫ ТВЕРДЫХ ТЕЛ

• Кристаллические твердые структуры есть во всех металлах и во многих минералах. Атомы или молекулы, составляющие их, организованы в постоянном и геометрически правильном порядке.



Сахар – кристаллически твердое вещество

• Некристаллические твердые тела находятся в стекле, пластмассе и гелях. В некристаллических твердых телах атомы и молекулы не имеют четкой решетчатой организации.



Пластмасса не является кристаллически твердым веществом

• Квазикристаллические твердые структуры можно найти в металлических сплавах, обычно алюминия с железом, кобальтом или никелем. Атомы в квазикристаллических твердых телах организованы в квазипериодическом порядке и превращаются в воду. Дальнейшее нагревание воды может превратить ее в пар или довести до газообразного состояния.



Латунь – квазикристаллическое твердое вещество

ИЗМЕНЕНИЕ СОСТОЯНИЯ

Состояние вещества можно изменить при помощи силы и энергии. Так твердое тело может превратиться в жидкость или газ. Например, при нагревании твердый лед превращается в воду. Дальнейшее нагревание воды может превратить ее в пар или довести до газообразного состояния.

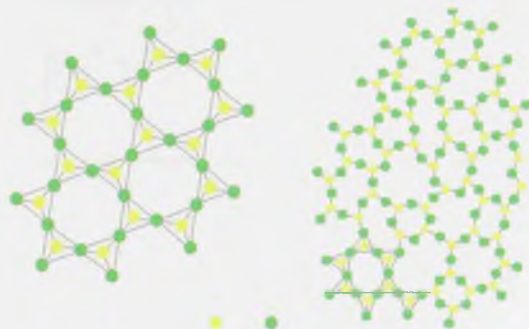


Знаете ли вы, что...

Физика твердого тела – отрасль физики, которая изучает такие физические свойства твердых тел, как магнетизм, металлургия, механическая сила, и тепло- и электропроводность.

КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ ТВЕРДЫЕ ТЕЛА

У кристаллических твердых тел шесть различных кристаллических форм: кубическая, четырехугольная, шестиугольная, ромбовидная, моносимметричная и триклинная. Кристаллические твердые тела имеют определенные точки кипения. Наука, изучающая кристаллы и их формирование, называется кристаллографией. Примерами кристаллических твердых тел являются сахар, лед и сахарные леденцы.



Кристаллы твердых веществ

ПРИМЕНЕНИЕ

Твердые тела используются для изготовления многочисленных полезных товаров, таких как стулья, столы, машины, книги, металлы и лестницы.



Большинство объектов вокруг нас изготавливается из твердых тел

ПОЛИМОРФИЗМ

Полиморфизм – способность твердого тела принимать более чем одну кристаллическую форму. Например, лед обычно имеет шестиугольную, кубическую и много других форм.



Кубик льда

Жидкость

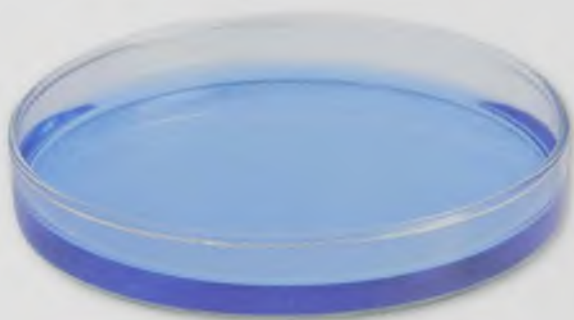
Жидкость – такое состояние вещества, при котором оно принимает форму контейнера, в котором его хранят. Жидкости трудно поддаются сжатию. Вода, молоко и апельсиновый сок – примеры жидкостей.



Жидкости

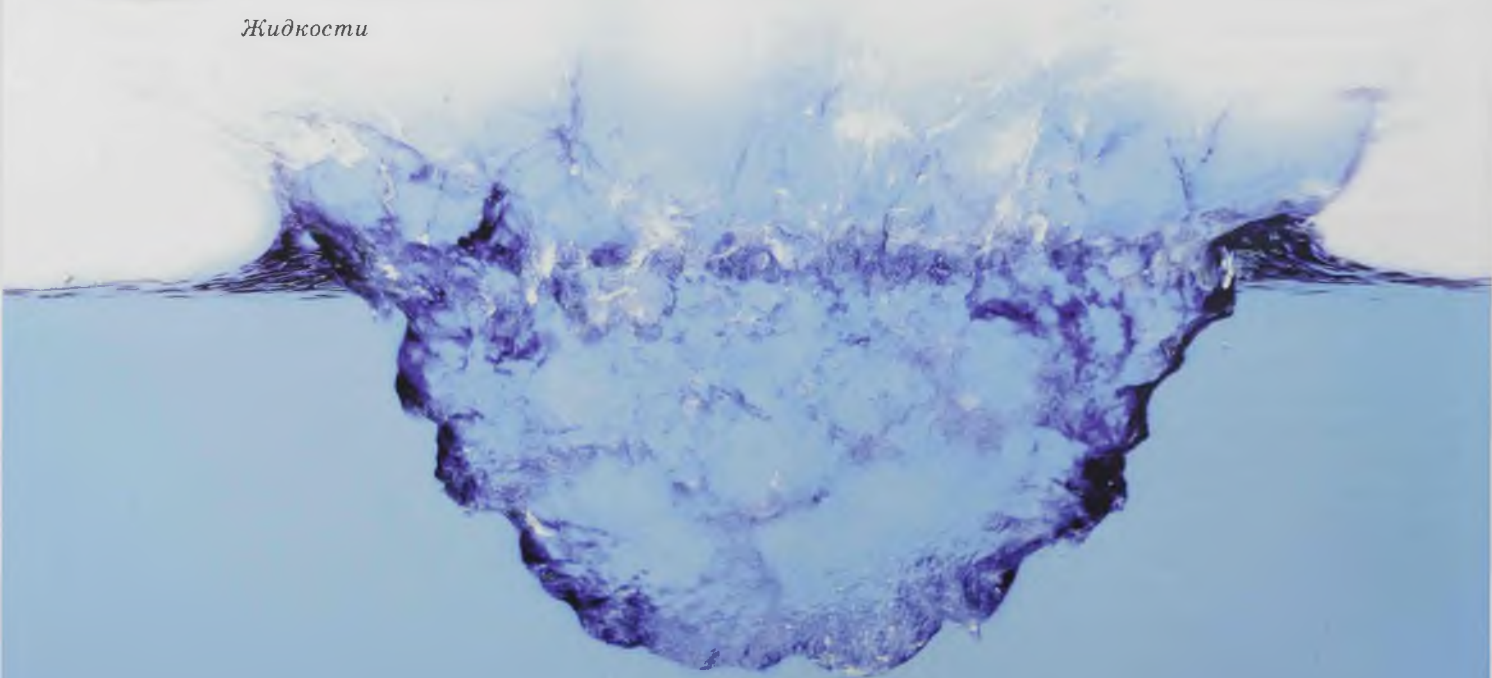
СВОЙСТВА ЖИДКОСТЕЙ

- Жидкости обладают определенным объемом, но не имеют определенной формы.
- Частицы жидкости по отношению друг к другу перемещаются свободно, без определенного порядка.
- Молекулы жидкости расположены плотнее, чем молекулы газа, но не так плотно, как молекулы твердого тела.



КАТЕГОРИИ ЖИДКОСТЕЙ

- Жидкость в чистом виде – вода.
- Жидкие смеси – кровь, напитки и морская вода, которая содержит множество растворенных солей.



ИЗМЕНЕНИЕ СОСТОЯНИЯ

При нагревании или охлаждении большинство жидкостей изменяют свое состояние: при нагревании жидкость расширяется, а при охлаждении – сжимается. При нагреве жидкости до температуры ее кипения, она превращается в газ. Когда жидкость охлаждают до точки замерзания, она превращается в твердое тело.

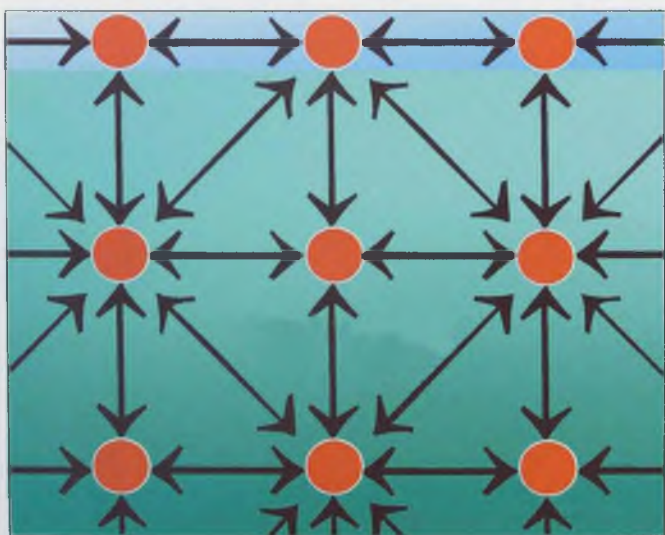
Нагревание жидкости



ПОВЕРХНОСТНОЕ НАТЯЖЕНИЕ

Поверхностное натяжение – свойство жидкости притягивать ее поверхность к другим поверхностям, и оно измеряется в динах/см. Поверхностное натяжение воды – 72 динах/см при 25 С, что означает, что для разрушения поверхностной пленки воды длиной в 1 см понадобится сила в 72 динах.

Поверхностное натяжение



Жидкие тела

ДИФфуЗИЯ

Жидкости демонстрируют свойство, известное как диффузия. Диффузия – это движение молекул жидкости от области высокой концентрации до области низкой концентрации. Во время диффузии молекулы жидкости движутся хаотично. Когда молекулы равномерно распределяются в пространстве, наступает состояние равновесия. Диффузия помогает при создании смеси двух жидкостей.



ВЫТАЛКИВАЮЩАЯ СИЛА ЖИДКОСТИ

Выталкивающая сила – важное качество жидкостей, которому подвергаются все помещенные в жидкость предметы. Сила выталкивания равна объему жидкости, вытесненной предметом при помещении его в жидкость.



Знаете ли вы, что...

Молекулы жидкости связаны между собой слабой силой межмолекулярного сцепления.

Газы

Газ – состояние вещества, при котором оно не имеет никакой структуры. Некоторые газы не имеют ни цвета, ни запаха, в то время как у других газов есть особый цвет и запах. Их можно определить по химической реакции, силе и способности поглощать тепло и другим свойствам.

СВОЙСТВА

- У газов нет определенной формы или объема.
- Частицы газообразного вещества не имеют определенной организации.
- Частицы газа расположены свободно, неплотно.
- Частицы передвигаются быстро и хаотично на больших расстояниях друг от друга.

ОБЫЧНЫЕ ГАЗЫ

- Кислород и водород – газы без цвета и запаха.
- Водяной пар – газ без цвета и запаха.
- Двуокись азота – газ коричневого цвета.
- Сероводород имеет запах тухлого яйца.
- Озон – редкий газ, находящийся в земной атмосфере.

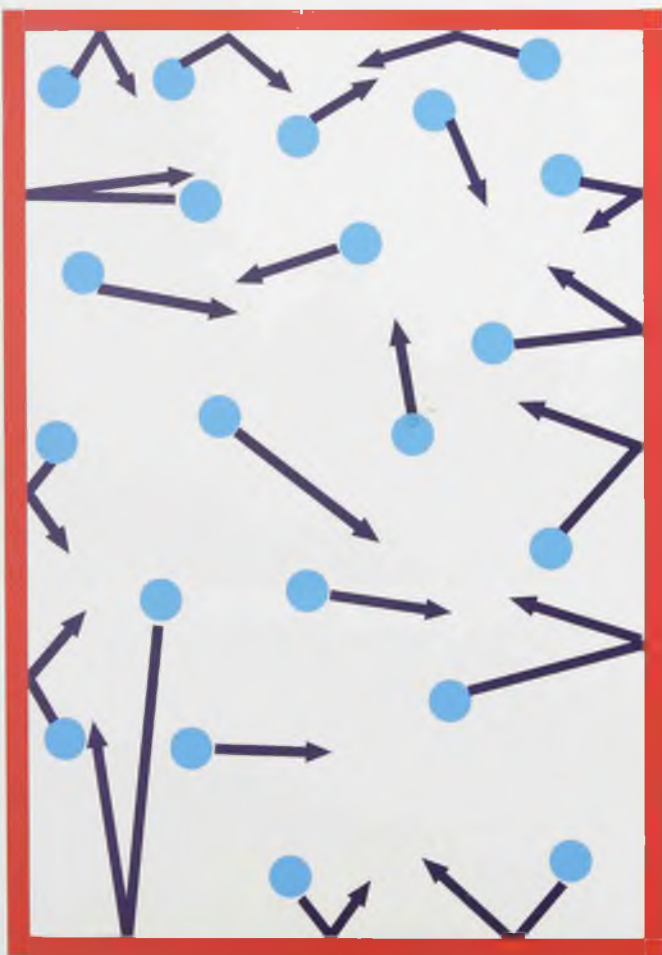


ИЗМЕНЕНИЕ СОСТОЯНИЯ

Газ, охлажденный до температуры, которую называют точкой кипения, становится жидким. При этой температуре частицы газа концентрируются для образования жидкости. Если возрастает давление газа, то для его перехода в жидкость необходима более высокая температура.

КИНЕТИЧЕСКАЯ ТЕОРИЯ

Кинетическая теория объясняет поведение газов и, согласно ей, вещество состоит из постоянно движущихся атомов или молекул. Кинетическая теория объясняет различные свойства газов, такие как давление, температура или объем, с учетом их молекулярного состава и движения. Эта теория предполагает, что молекулы слишком малы относительно расстояния между ними и находятся в постоянном хаотичном движении, часто сталкиваясь друг с другом и со стенками контейнера. Молекулы сталкиваются со стенками контейнера с силой, которую можно измерить. Частное этой силы и площади – давление. Средняя кинетическая энергия молекул газа зависит только от температуры данной системы.

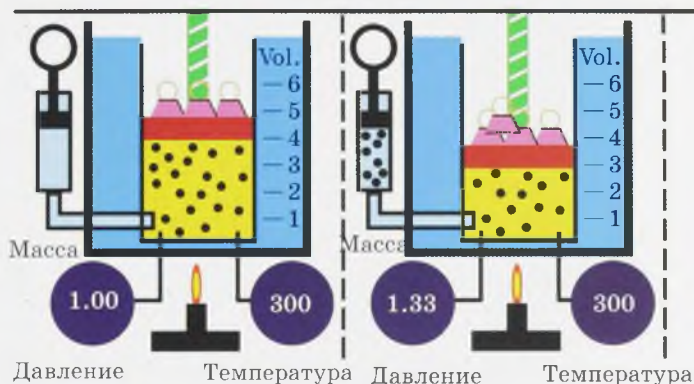


Молекулы газа

ЗАКОН БОЙЛЯ

Закон Бойля гласит, что давление газа возрастает по мере уменьшения его объема. Согласно этому закону, давление и объем газа остаются неизменными, если нет изменений температуры или количества частиц в контейнере.

Закон Бойля



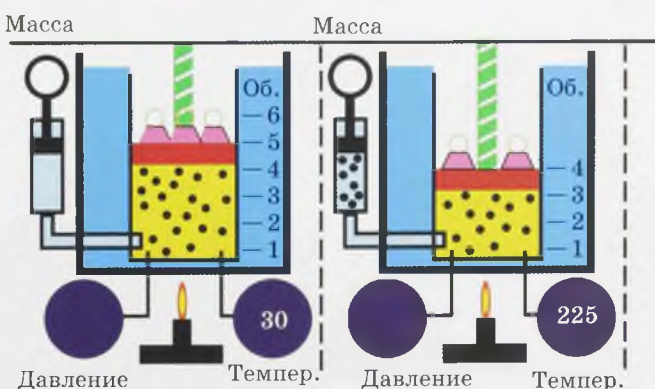
Для данной массы при постоянной температуре, величина давления, умноженная на объем, является постоянной. $PV = \text{Константа}$

ЗАКОН ШАРЛЯ

Закон Шарля гласит, что если температура газа увеличивается, то и его давление тоже увеличивается, если при этом масса и объем газа остаются неизменными. Другими словами, отношение объема газа и его температуры остается постоянным, если не меняется давление.

$$V/T = \text{Константа}$$

Закон Шарля



Закон Авогадро

Авогадро закон гласит, что равных объемах различных газов, при том же давлении и температуре содержат одинаковое число частиц. Было обнаружено, что объем 22,4 литра газа при 0 °C и атмосферном давлении содержит $6,02 \times 10^{23}$ частиц.

Знаете ли вы, что...

Природный газ – экологически чистый источник энергии, найденный под землей.

Горение

Горение – процесс возгорания или быстрого окисления, сопровождающийся выделением тепла и света. Химическая реакция горения происходит между горючим веществом и кислородом. Горение используется в работе двигателей внутреннего сгорания.

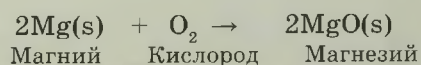


ПРОЦЕСС ГОРЕНИЯ

- Три вида процесса горения – тепловой, гидродинамический и химический. Сначала происходит смешивание топлива (твердое тело, жидкость или газ) и окислителя, иногда в присутствии катализатора для ускорения реакции. Затем смесь зажигают.
- После воспламенения, происходит реакция горючего и окислителя с высвобождением тепла
- Тепло, легкие газы, загрязнители и механическая работа – побочные продукты процесса горения.

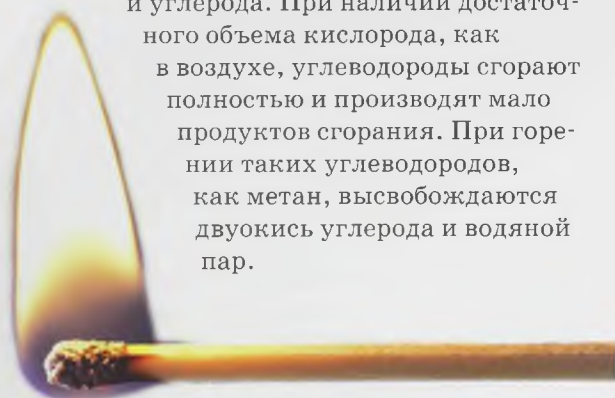
Знаете ли вы, что...

Горение приводит к изменению массы, например, при сгорании 3 граммов магния образуется 5 граммов оксида магния, магнезии.



ВИДЫ ГОРЕНИЯ

Полное сгорание — происходит в большинстве случаев у углеводородов, состоящих из водорода и углерода. При наличии достаточного объема кислорода, как в воздухе, углеводороды сгорают полностью и производят мало продуктов сгорания. При горении таких углеводородов, как метан, высвобождаются диоксид углерода и водяной пар.



Неполное сгорание — происходит при ограниченном запасе кислорода, недостаточном для полного сгорания. При неполном сгорании образуется множество побочных продуктов, таких как ядовитый угарный газ и сажа. В случае со сгоранием автомобильного топлива, побочные продукты вредны для здоровья и разрушительны для окружающей среды.

Быстрое сгорание — форма горения, при которой высвобождается огромное количество тепловой и световой энергии, что обычно приводит к пожару. Принцип быстрого сгорания используется в двигателях внутреннего сгорания. Быстрое сгорание сопровождается громким шумом и взрывом.

Медленное сгорание — это форма горения, которая происходит при низких температурах.

Турбулентное горение — горение, которое сопровождается вихревыми потоками.

Турбулентное горение применяется главным образом в промышленности — в газовых турбинах и бензиновых двигателях, поскольку турбулентность помогает процессу смешивания топлива и окислителя.



Промышленное горение

Тление — беспламенная форма горения. Реакция использует тепловую энергию различных реакций, происходящих на поверхности твердого топлива при нагревании в окисляющей среде.




Тлеющие угли

ВЗРЫВ

Когда реакция горения ускоряется или из-за подъема температуры, или увеличения цепи реагирующих веществ, происходит взрыв, как результат ускорения, при этом передний край пламени достигает сверхзвуковой скорости, а увеличение температуры вызывает самовоспламенение топлива.





Воздух

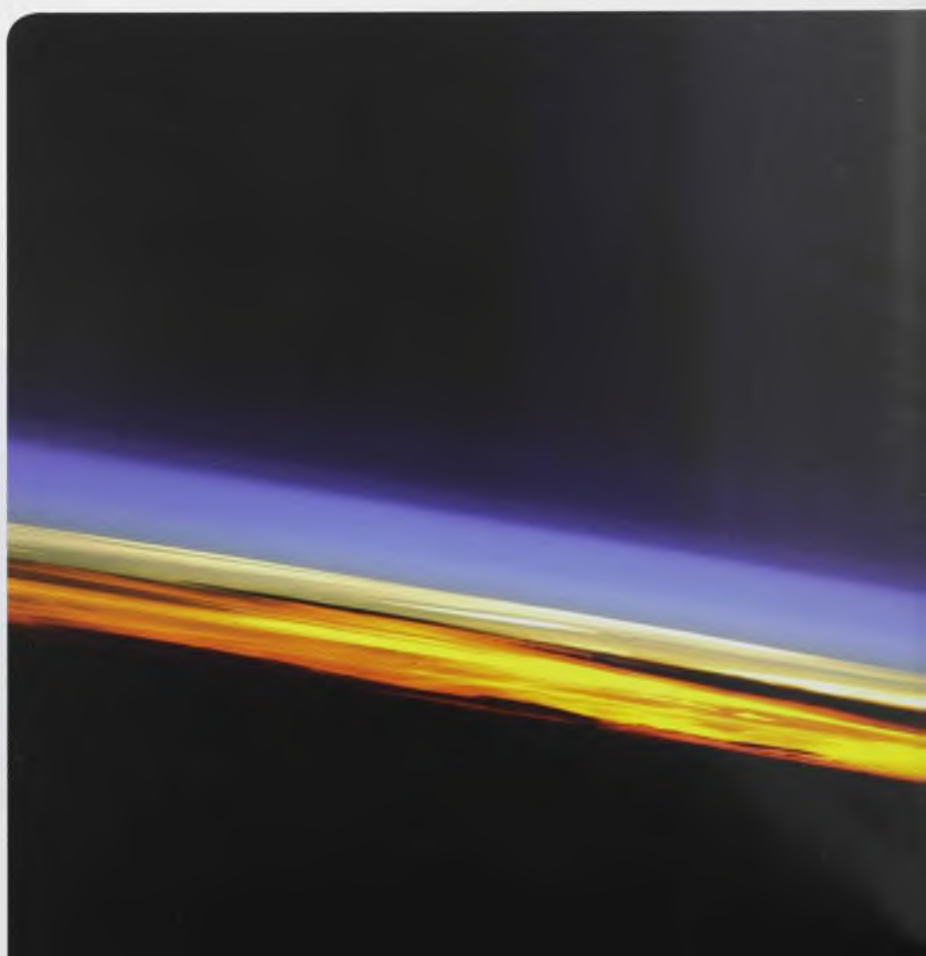
Воздух – тонкий слой газов, окружающих нашу Землю. Воздух поддерживает существование всех форм жизни на Земле, защищает нашу планету от вредного воздействия солнечных лучей и сохраняет ее тепло.

СОСТАВ ВОЗДУХА

- 78 процентов азота
- 21 процент кислорода
- 1% других газов, включая 0.9% аргона, 0.03% углекислого газа, водные испарения, капельки воды, частицы пыли и следы других газов.

КРАТКО ОБ АТМОСФЕРЕ

- Чем дальше расстояние воздушного слоя от Земли, тем тоньше он становится.
- Большинству людей становится трудно дышать на высоте более 3 километров над уровнем моря.
- Толщина атмосферного слоя составляет около 480 км.



ОСНОВНЫЕ ВИДЫ ГАЗОВ В СОСТАВЕ ВОЗДУХА

Азот содержится во многих соединениях, важных для индустрии, таких как аммиак, азотная кислота, органические нитраты (топливо и взрывчатые вещества) и цианиды. Его производят путем дробной перегонки или механическим способом при использовании газообразного воздуха. Азот используют для сохранения свежести упакованных или нерасфасованных продуктов питания, для накачивания автомобильных или самолетных шин, в обычных лампах накаливания в качестве недорогой альтернативы аргону.

Кислород ежегодно около 100 млн. тонн кислорода извлекают из воздуха в промышленных целях. Самый распространенный метод – процесс дробной перегонки. У кислорода много сфер применения. Более 50% технически добытого кислорода используется для переплавки железной руды в сталь. Кислород применяют в медицине для лечения пневмонии, некоторых сердечных заболеваний и болезней, снижающих способности тела принимать и использовать кислород. Он также используется как газ низкого давления для дыхания в космосе, под водой и высоко над уровнем моря.

Аргон производится промышленным способом путем дробной перегонки жидкого воздуха. Аргон – вторичный промышленный продукт жидкого кислорода и жидкого азота, поэтому он недорогой. Аргон используется в лампах накаливания, в криохирургии для уничтожения раковых клеток и для термоизоляции в энергетически эффективных окнах.

Углекислый газ в зависимости от времени года, содержание углекислого газа в воздухе немного изменяется. Так, в северном полушарии, уровень углекислого газа весной и осенью снижается, а зимой, во время спячки, отмирания и гниения растений – повышается. Благодаря своей дешевизне, углекислый газ используется в пищевой промышленности, нефтегазовой и химической индустрии, а также в мягких газированных напитках и газированной воде, для производства которых необходим сжатый газ.

ПАРНИКОВЫЙ ЭФФЕКТ

Парниковый эффект – процесс, при котором атмосферные газы не пропускают солнечную энергию, и это приводит к повышению температуры воздуха на Земле. Сочетание углекислого газа, метана и озона дает эффект тепличных сооружений из стекла, потому что они пропускают солнечную энергию сквозь себя, но препятствуют выходу некоторых видов тепловой энергии из земной атмосферы.

Знаете ли вы, что...

Кислотные дожди возникают, когда двуокись серы или окислы азота соединяются в атмосфере с водяными парами.

ЭКЗОСФЕРА

ТЕРМОСФЕРА

МЕЗОСФЕРА

СТРАТОСФЕРА

ТРОПОСФЕРА

800 км

690 км



Шатл



Полярное сияние

80 км

Метеоры

50 км



Метеорологический шар

18 км



Гора Эверест

Вода

Вода – одно из самых необходимых условий существования для всех форм жизни на Земле. Вода необходима для выживания всем растениям и животным, включая человека. Почти 71% поверхности Земли покрыт водой.



ФОРМЫ ВОДЫ

- Грунтовая вода – вода, находящаяся в подземном водоносном слое.
- Поверхностная вода – вода, которая находится в океанах, ручьях, реках, озерах и искусственных резервуарах.
- Большой объем воды в виде льда скрыт в ледниках и полярных ледниковых покровах.
- Вода есть и в атмосфере в виде водяного пара.

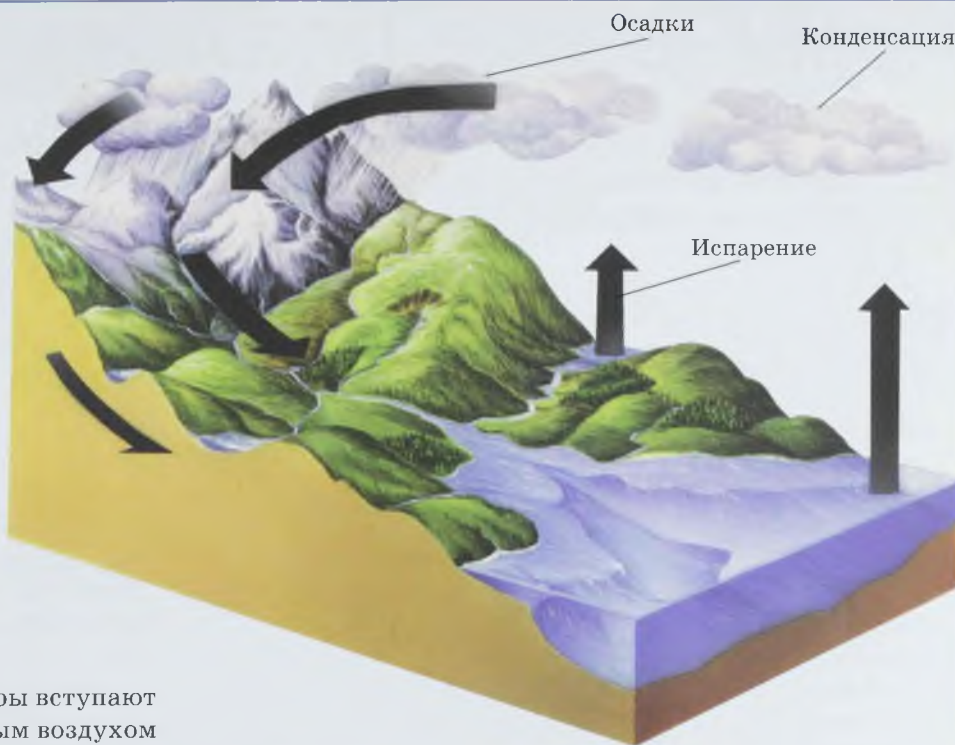
КРУГОВОРОТ ВОДЫ

Вода на Земле постоянно переходит в разные состояния – твердое, жидкое и парообразное. Непрерывный процесс перемещения воды по, над и под землей известен как водооборот или круговорот воды в природе, благодаря которому Земля использует воду повторно естественным путем, при помощи солнечного тепла.



ЭТАПЫ КРУГОВОРОТА ВОДЫ В ПРИРОДЕ

- **Испарение:** тепло и энергия солнца согревают воду в океанах, озерах и реках. При нагревании, вода из жидкости превращается в водяные пары. Поскольку пар легче, чем сухой воздух, он поднимается в атмосферу. Этот процесс называется испарением.
- **Конденсация.** Попадая в атмосферу, водяные пары вступают в контакт с более холодным воздухом и превращаются в жидкость. Водяные пары принимают форму крошечных водных капель и образуют облака. Это и есть конденсация.
- **Осадки.** Когда большой объем воды конденсируется в виде капель, облака становятся настолько тяжелыми, что воздух не может их больше удерживать. В результате, капли падают с неба в виде таких осадков, как дождь, град или мокрый снег.
- **Накопление.** Вода в виде осадков возвращается на Землю – в океаны, озера, реки и на поверхность почвы. Просочившись под почву, вода становится грунтовой.



Круговорот воды

ВОДА, ГОДНАЯ К УПОТРЕБЛЕНИЮ

Вода, годная к употреблению – это вода, которую мы используем ежедневно для питья, стирки, помывки, приготовления пищи и полива растений и посевов. Около 97% воды на Земле находится в океанах, где она соленая и непригодна для ежедневного потребления. Поэтому свежей, годной к употреблению воды на Земле всего 3%, однако, большая ее часть скрыта в ледниках и ледниковых покровах, что делает невозможным ее использование. Людям достается всего 1% воды, годной для употребления. Ее можно найти в грунтовых водах, озерах и реках. Американцы выпивают очень много воды каждый день. Средняя американская семья ежедневно потребляет около 400 галлонов воды (прим. пер.: американский галлон = 3,78 л).

Знаете ли вы, что...

Землю называют «Голубой планетой» из-за обилия воды на ее поверхности.



Химические реакции

Химическая реакция – взаимодействие веществ, сопровождающееся изменением их химических свойств, включая изменения внутри ядра атома. Химические реакции происходят из-за конфигураций электронов в атомах химических элементов.

СВОЙСТВА

- При химических реакциях создаются межатомные химические связи.
- В результате химической реакции образуется химическое соединение.
- Вещество, участвующее в химической реакции, называется реагентом.
- Вещество, образующееся в результате химической реакции, называется продуктом.

Научный сотрудник за проведением химической реакции

ИЗВЕСТНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

- горение
- разложение
- брожение
- переваривание пищи
- коррозия металла
- окисление серебра
- затвердевание цемента
- проявление фотопленки с запечатленными изображениями
- синтез нейлона
- образование газа при смешивании уксуса и соды

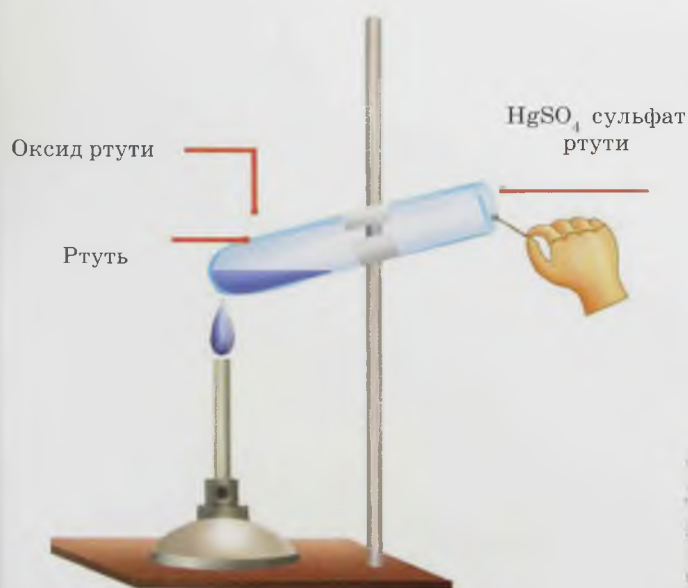


ВИДЫ РЕАКЦИЙ

Экзотермические реакции высвобождают энергию в окружающую среду в форме тепла, света или звука, и происходят спонтанно. Например: при химической реакции между натрием и хлором для получения столовой соли выделяется тепловая энергия.

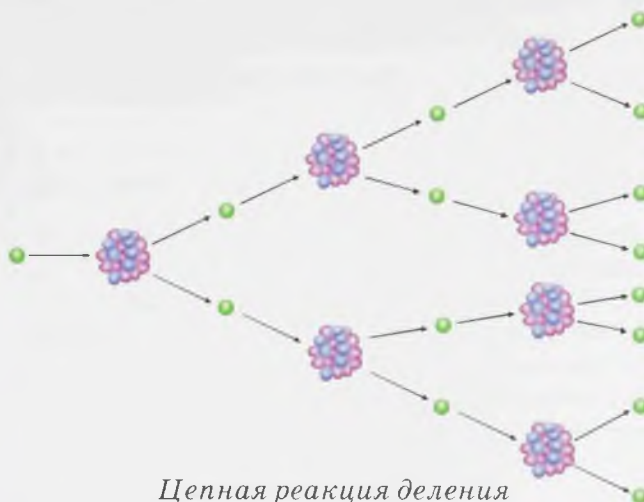


При проведении эндотермических реакций необходимы энергия или тепло из окружающей среды. Пример: процесс фотосинтеза, при котором растения используют энергию солнца для превращения углекислого газа и воды в глюкозу и кислород. Другие примеры эндотермических реакций – таяние кубов льда, таяние твердой соли, испарение воды и превращение инея в водяной пар.



Действие тепла на оксид ртути

Реакция разложения происходит, когда сложное вещество распадается на более простые вещества, при этом один реагент образует два или более продуктов.



Цепная реакция деления

Цепная реакция – это серия реакций, при которых продукт одного звена является реагентом для следующего звена этой цепи.

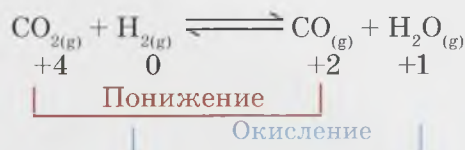
Синтетические реакции – это реакции, при которых два или больше простых веществ соединяются для образования сложного вещества, т.е. при реакции двух или более реагентов получается один продукт.

Например: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$

Реакции замещения – это реакции, при которых атом или группа атомов замещает другой атом или группу атомов в молекуле или ионе.

Реакция горения приводит к образованию тепла. При обычной реакции горения происходит соединение кислорода с другим соединением для формирования углекислого газа и воды.

Окислительно-восстановительные реакции характеризуются изменением числа атомов окисления и перемещением электронов между химическими веществами.



Знаете ли вы, что...

Реакция, происходящая мгновенно при смешивании двух элементов, называется спонтанной.

Химические соединения

Химические соединения – продукты химической реакции, образованные атомами двух или более элементов. Известно более 100 химических элементов, реагирующих друг с другом в определенных пропорциях с целью образования химических соединений.

СВОЙСТВА ХИМИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

- Химические соединения образуют сильные химические связи.
- При обычных температурах и давлении химические соединения могут быть в твердом, жидком или газообразном состоянии.
- Химические соединения обладают большим цветовым разнообразием.
- Некоторые из них полезны для жизни, в то время как другие токсичны по своей природе.
- Вещества изменяют свой цвет, запах или токсичность путем замены только одного атома в соединении.
- Химические соединения подразделяются на молекулярные и ионные, а также на органические и неорганические соединения.

Химические соединения



НЕОРГАНИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

• Суффикс *-ид* указывает на то, что второй элемент более негативный, чем первый, например NaCl, хлорид натрия, CaS сульфид кальция; MgO оксид магния, SiN, нитрид кремния.



• Приставка добавляется к названию соединения, когда атомное отношение отличается от 1:1. Например, сероуглерод CS₂; GeCl₄, тетрахлорид германия; SF₆ (гексафторид серы, NO₂, диоксид азота; N₂O₄, закись тетраоксида.



• Нитраты и аммоний являются ионами. Суффикс *-ат* обычно указывает на присутствие кислорода. Нитраты и аммоний являются ионами. Суффикс *-ат* обычно указывает на присутствие кислорода, например, в нитратах, NO₃⁻; в сульфатах, SO₄²⁻, и в фосфатах, в то время как аммоний – положительный ион, NH₄⁺, как в NH₄Cl в хлориде аммония, или (NH₄)₃PO₄ в фосфате аммония.

• Некоторые тривиальные названия, как бора или Na₂B₄O₇ • 10 H₂O и собственные имена, как тефлон или F(CF₂)_nF.



Знаете ли вы, что...

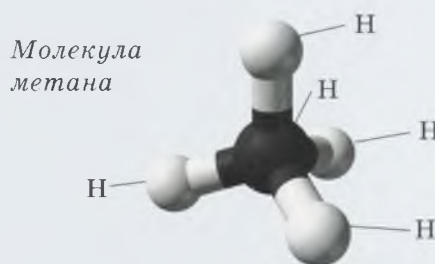
Благородные газы не образуют химических соединений, они являются инертными газами и не участвуют в химических реакциях.

РАСПРОСТРАНЕННЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СОЕДИНЕНИЯ

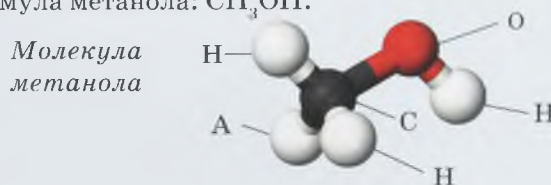
Вода: состоит из двух элементов, водорода и кислорода в соотношении: два атома водорода на каждый атом кислорода. Формула воды H₂O.



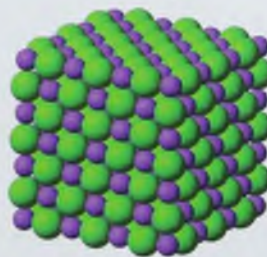
Метан. Состоит из 2-х элементов: углерода и водорода. Оба элемента объединяются в соотношении четырех атома водорода на каждый атом углерода. Формула метана – CH₄.



Метанол: содержит атом кислорода, связанный с атомом углерода с одного конца и атомом водорода с другого конца. Химическая формула метанола: CH₃OH.



Соли металлов образуются соединением одного или более металлов с одним или более неметаллами. Обычная соль NaCl, карбонат кальция или CaCO₃ являются типичными примерами солей металлов.



Организация молекул в кристалле



Химическая связь

Химическая связь – взаимодействие атомов или молекул, которые образуют химические соединения. Химические связи связаны за счет сильного притяжения, существующие между атомами.

ОБРАЗОВАНИЕ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

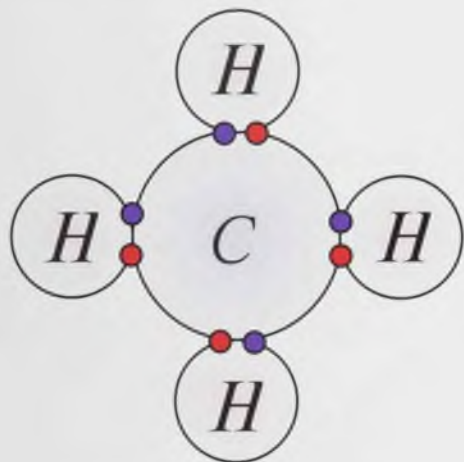
- Атомы состоят из электронов и протонов
- Протоны находятся в ядре атома, а электроны находятся в слое вокруг ядра, называемого оболочкой.
- Электроны, находящиеся во внешней оболочке атома, называются валентными электронами.
- Электроны различных атомов образуют химическую связь в соответствии с своей валентностью.

ВАЛЕНТНОСТЬ

Валентность – число связей элемента, необходимых для образования устойчивой электронной конфигурации или число электронов во внешней оболочке ближайшего благородного газа. Устойчивые электронные конфигурации образуются в результате добавления атомов, их утраты либо обмена ими.

КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

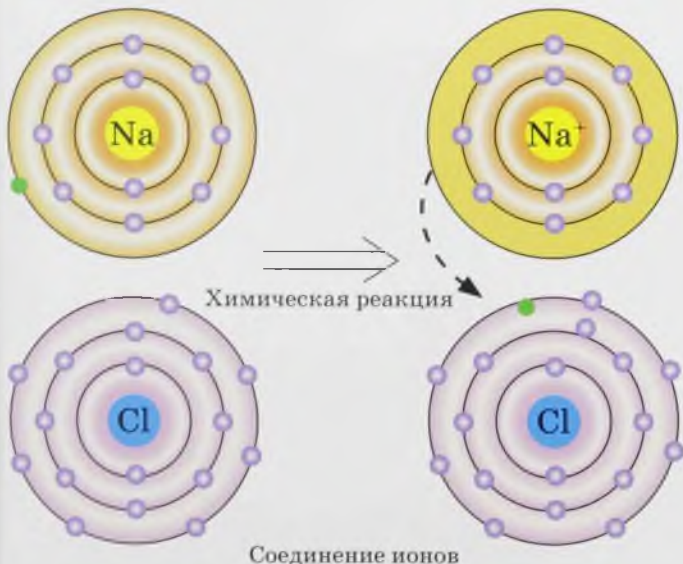
Ковалентная связь образуется при помощи пар электронов между атомами. Только неметаллы образуют ковалентные связи. Диоксид углерода или углекислый газ является примерами ковалентной связи. Углерод имеет четыре валентных электрона, кислород – два валентных электрона. Каждый атом кислорода соединяется с центральным атомом углерода двойной ковалентной связью.



● электрон водорода
● электрон углерода

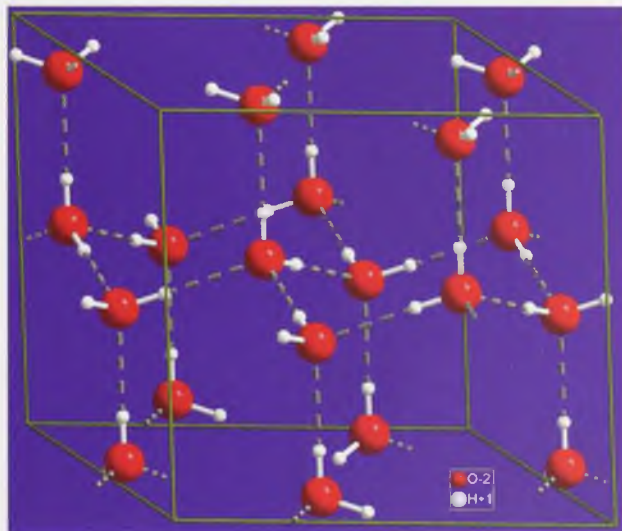
ИОННАЯ СВЯЗЬ

В ионной связи электроны переходят от одного атома к другому. Ионная связь образуется путем соединения положительных и отрицательных ионов. Оба заряда нейтрализуют друг друга, поэтому ионное соединение не имеет заряда. Натрий и хлор образуют ионную связь. Натрий имеет один валентный электрон, тогда как хлор имеет семь валентных электронов. Натрий отдает свой валентный электрон и становится положительно заряженным ионом, в то время как хлор принимает его и становится отрицательно заряженным ионом.



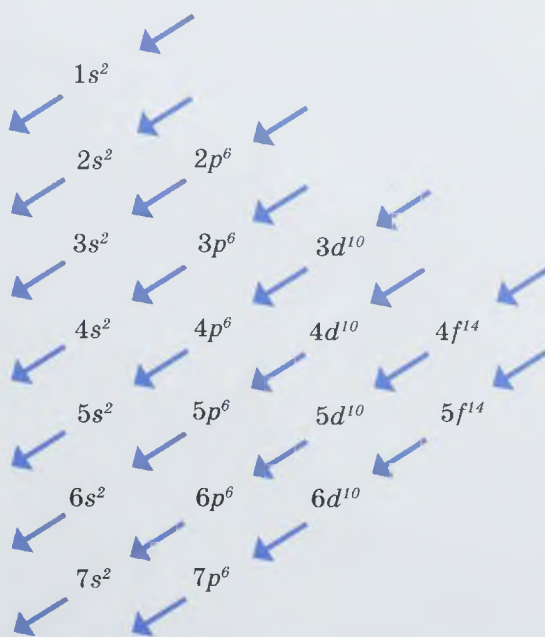
ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

Водородная связь – химическая связь между атомом водорода и электроотрицательным атомом, таким как кислород, фтор или азот, либо отрицательным концом соседней молекулы. Обе молекулы образуют связь с помощью сильного дипольного взаимодействия. Примером водородной связи являются гидроксиды и глина.



Знаете ли вы, что...

Электронная конфигурация – расположение электронов относительно атомного ядра элементов.



Модель электронной конфигурации

Металлы и неметаллы

Металлы и неметаллы – основные категории элементов. *Металлы* – вещества, обладающие блестящей поверхностью и хорошей проводимостью тепла и электричества. *Неметаллы* – электроотрицательные вещества, которые за исключением одного-двух из них, не проводят электричество.

СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

- Металлы непрозрачны и блестят.
- Многие металлы поддаются обработке, и им можно придавать при ковке разные формы, без поломок.
- У металлов высокая температура плавления.
- Они обладают высоким пределом прочности на разрыв, и путем нагревания и плавления им можно придать различные формы.
- Железо, золото, серебро и медь – примеры металлов.

Металлы



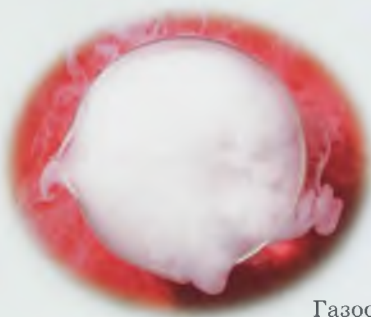
Неметаллы

СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ

- Неметаллы могут быть твердыми, жидкими или газообразными веществами.
- Неметаллы обычно ломкие и у них нет металлического блеска.
- У большинства неметаллов низкие температуры плавления.
- Неметаллы могут быть прозрачными или полупрозрачными.
- Сера, водород и фосфор являются примерами неметаллов.



Твердые



Газообразные



Жидкие

ПРИМЕНЕНИЕ МЕТАЛЛОВ

- Металлы больше всего используются в промышленности.
- Металлы используются при производстве микроволновых печей, холодильников, бойлеров, пылесосов, компьютеров и других электронных устройств.
- Металлы также используются в строительстве, транспорте, в аэрокосмических технологиях, спутниках и биомедицинских устройствах.
- Металлы также применяются в животноводстве и земледелии, а также для производства и распределения электроэнергии.



Металл используется при изготовлении пылесосов

ПРИМЕНЕНИЕ НЕМЕТАЛЛОВ

- Кислород – неметалл, участвующий в дыхании.
- Неметаллы применяются для очистки воды.
- Неметаллы используются в удобрениях и пестицидах.
- Неметаллы также используют в мазах.

Знаете ли вы, что...

Ртуть – единственный металл, который плавится при комнатной температуре.



Добыча металлов



Добыча металлов – процесс извлечения металлов из того состояния, в котором они находятся в природе. Металлы находятся в недрах земли в виде соединений. Методы их добычи зависят от степени реактивности металла. Высокреактивные металлы добывают путем электролиза, умеренно реактивные металлы извлекают при помощи редукции, а низкреактивные металлы добывают путем простого нагревания.

МЕТАЛЛУРГИЯ

Металлургия – процесс извлечения металла из его руды, и его очистка. Основные металлургические процессы – это концентрация руды, обращение концентрата в оксид и очистка металлов. Концентрация руды происходит при помощи физических и химических методов. Обжиг и прокаливание являются видами конверсии. Процесс очистки металлов включает сжигание, электролиз и перегонку.

Процесс получения металла



ЭТАПЫ МЕТАЛЛУРГИЧЕСКОГО ПРОЦЕССА

- Разработка руды
- Дробление руды
- Растирание и измельчение дробленной руды
- Концентрация руды

РУДЫ

Руды – природные источники скальных пород, из которых добывают металл. Обычные металлические руды – боксит (оксид алюминия), гематит (оксид железа), цинковая обманка (сфалерит, сульфид цинка), галенит (сульфид свинца) и киноварь (сульфид ртути). Руды обычно бывают оксидами или сульфидами.



ОБЖИГ

Обжиг – иной процесс конвертации концентрированной руды в оксид. При обжиге, руду сильно нагревают при избыточном объеме воздуха, избавляясь, таким образом, от таких загрязнителей, как влага, CO_2 , SO_2 и органических веществ.



Добыча железа



Сульфид свинца



РЕДУКЦИЯ

Редукция – процесс, при котором оксид металла нагревают до температуры выше его температуры кипения, что приводит к испарению и уменьшению металла. $\text{ZnO}(\text{s})$, образованный в процессе обжига, соединяют с $\text{CO}(\text{g})$ и нагревают при температуре 1100 °C.



ОЧИСТКА

Очистка – завершающая стадия процесса добычи металлов, когда из продукта процессов прокаливания/редукции удаляют примеси. $\text{ZnO}(\text{s})$ – продукт процесса прокаливания – растворяют в H_2SO_4 и добавляют порошкообразный $\text{Zn}(\text{s})$ для удаления примесей.



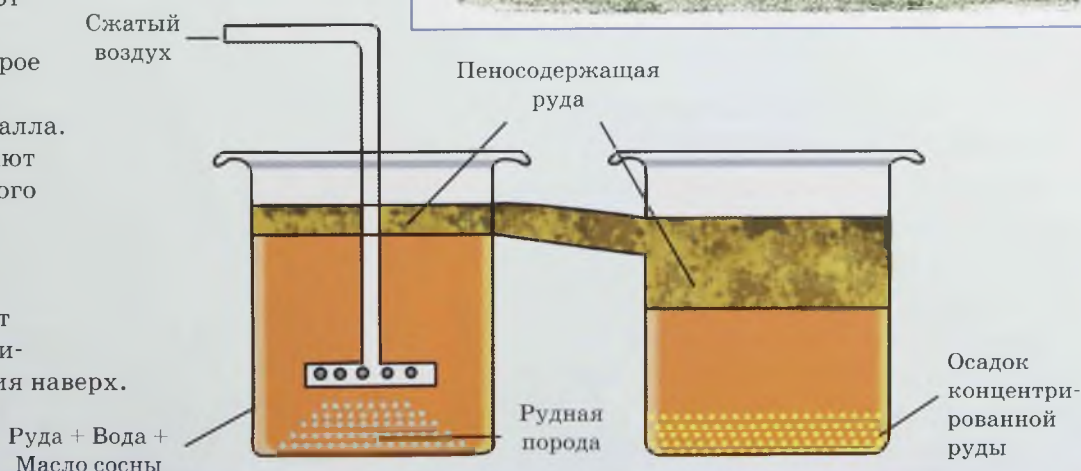
$\text{Zn}(\text{l})$ продукт процесса редукции содержит Cd и Pb, которые убирают методом фракционной дистилляции.

Знаете ли вы, что...

Породные примеси – ненужные посторонние примеси в руде.

ПЕННАЯ ФЛОТАЦИЯ

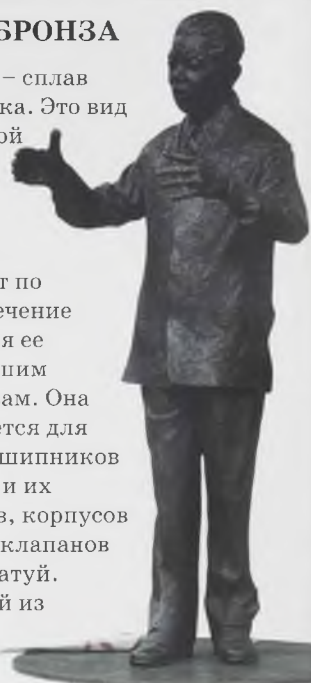
Процесс пенной флотации – физический метод концентрации руды, при котором происходит отделение металлического соединения от ненужного породного материала. При пенной флотации, руду вначале разрушают и смешивают с веществом, которое может связаться с молекулами металла. Затем руду очищают при помощи пенного агента и воздуха до получения пузырьков. Эти пузырьки выносят молекулы металлического соединения вверх.





ПУШЕЧНАЯ БРОНЗА

Пушечная бронза – сплав меди, олова и цинка. Это вид бронзы, устойчивой к коррозии, вызываемой паром и соленой водой. Пушечную бронзу применяют по меньшей мере в течение 2000 лет благодаря ее прочности и хорошим литейным свойствам. Она широко применяется для изготовления подшипников и втулок, насосов и их деталей, клапанов, корпусов и направляющих клапанов и современных статуй. Примерами статуй из пушечной бронзы являются статуи Бобби Мура и Нельсона Манделы в Великобритании.



*Статуя Нельсона
Манделы*

НЕЙЗИЛЬБЕР

Нейзильбер – сплав меди, цинка и никеля серебристого цвета, хотя серебро не входит в его состав. Иногда к нейзильберу добавляют олово и свинец. Нейзильбер используется в качестве серебристого покрытия для ножевых изделий, ложек и вилок, застежек-молний и музыкальных инструментов, а также для производства дешевых ювелирных изделий. Нейзильбер применяют в качестве основного металла при серебрении. Этот сплав называют также немецким серебром, пактонгом, новым серебром, альпакой, «сплавом Руолза» или «металлом Фейхтвангера».

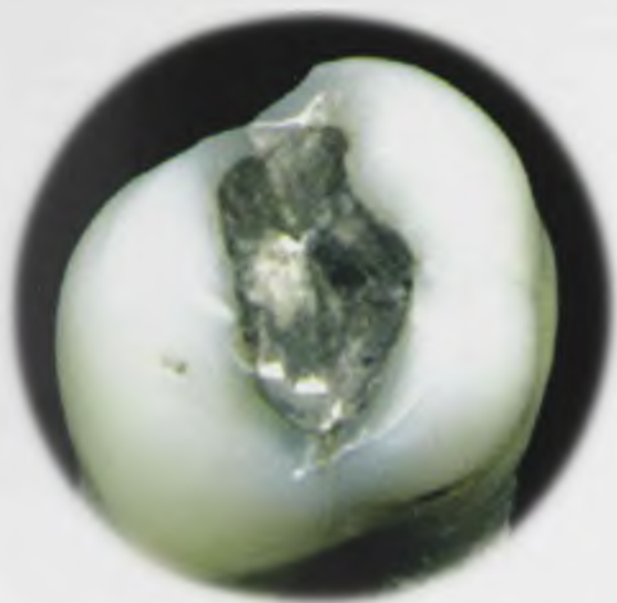
Сплавы

Сплавы – металлические вещества, состоящие из металла и другого элемента. Большинство металлов изначально слабые и мягкие, и их смешивают с другими металлами для придания им твердости и прочности. Например, медь и олово смешивают для получения бронзы. Латунь, купроникель, нержавеющая сталь и дюралюминий – примеры самых распространенных сплавов.



АМАЛЬГАМА

Амальгама – это сплав ртути и одного-двух других металлов. Больше всего ее используют в стоматологии, для зубных пломб. Стоматологи применяют серебряную и другие виды амальгамы на металлической основе при пломбировании.



Амальгаму используют для зубных пломб

БРИТАНСКИЙ МЕТАЛЛ

Британский металл – сплав олова и сурьмы серебристо-белого цвета. Его используют для производства автомобильных подшипников и в качестве основы для серебрения.



Подшипники машин

НЕРЖАВЕЮЩАЯ СТАЛЬ

Нержавеющая сталь – сплав железа и хрома. Это форма стали, которая не поддается обесцвечиванию и коррозии. Хром в ее составе придает ей яркость. Нержавеющая сталь недорога и пригодна для переработки. Ее используют для изготовления кухонной утвари и таких хирургических инструментов, как скальпели.



Хирургические инструменты, изготовленные из нержавеющей стали

Знаете ли вы, что...

Дюралюминий – легкий сплав алюминия, меди и магния. Его широко применяют в самолетостроении.

Кислоты

Кислота – группа химических соединений с определенными свойствами. Многие кислоты образуются сами по себе, и многие из них жизненно важные. Кислоты могут быть в твердом, жидком и газообразном виде. Они образуют растворы и высвобождают ионы водорода при растворении в воде. В английском языке, слово acid образовано от латинского «acidus», которое в свою очередь происходит от «асере» – «будь кислым».

СВОЙСТВА КИСЛОТ:

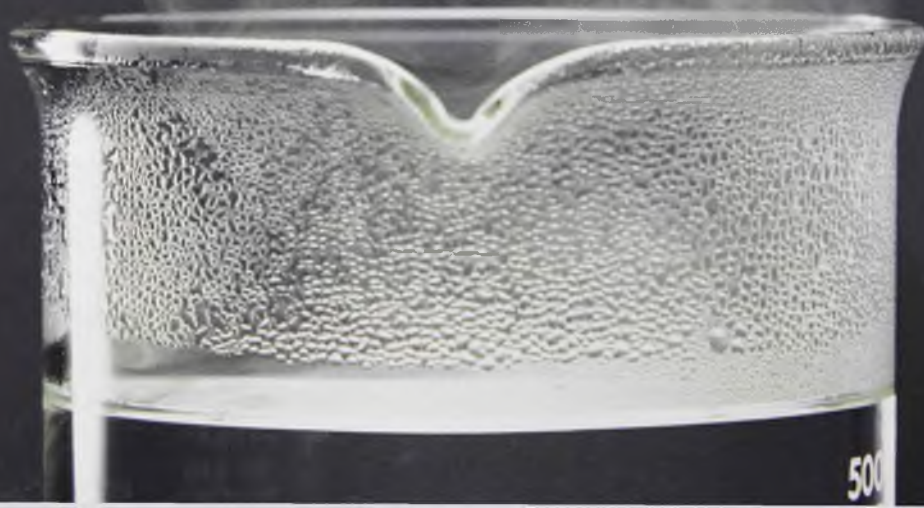
- Кислый вкус
- Едкий запах
- Способны растворять многие металлы
- Уровень pH ниже 7.0
- Разъедают металлы
- Окрашивают лакмусовую бумагу в красный цвет
- Доноры протонов и акцепторы электронных пар
- При контакте с кожей вызывают ожог



Кислота

ШКАЛА pH

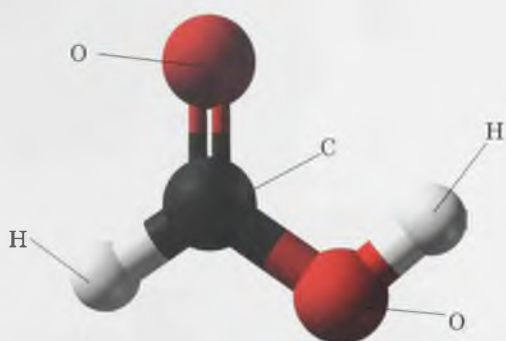
Шкала pH используется для определения того, является ли раствор кислотным, щелочным или нейтральным. Число pH обозначает количество H^+ ионов в растворе, которое измеряется по шкале pH от pH0 до pH14. У нейтральных растворов число pH равно 7, у кислотных – ниже 7, а у щелочных растворов – выше 7.



ВИДЫ КИСЛОТ

Кислоты делятся на две обширные категории:

- **Сильные** (химически активные) кислоты, которые называют также неорганическими, не содержат атомов углерода и применяются при изготовлении химических препаратов, взрывчатых веществ, удобрений, красок, пластмассовых и синтетических волокон. Такие сильные кислоты, как серная, фосфорная, соляная и азотная используются чаще всех остальных.
- **Слабые** (разбавленные) кислоты, известные также как органические, содержат атомы углерода и не диссоциируют (не распадаются) полностью в воде. Однако, эти кислоты хорошо растворяются в органических растворах. Слабые кислоты используются при изготовлении напитков, косметических средств, мыла, стирального порошка, пищевых продуктов, изделий из пластмассы и лекарств. Наиболее распространенные виды слабых кислот – муравьиная, уксусная, молочная и лимонная кислоты.



Молекулярная структура муравьиной кислоты

ЛИМОННАЯ КИСЛОТА

Лимонная кислота содержится в таких citrusовых фруктах, как лимон, и придает кислый вкус апельсинам, мандаринам и лайму. Лимонная кислота – природный консервант, который используется для придания кислого вкуса пищевым продуктам и мягким напиткам, а также применяется для изготовления шипучих таблеток в фармакологии и некоторых видов стирального порошка.



Бутылки, содержащие лимонную кислоту

АЗОТНАЯ КИСЛОТА

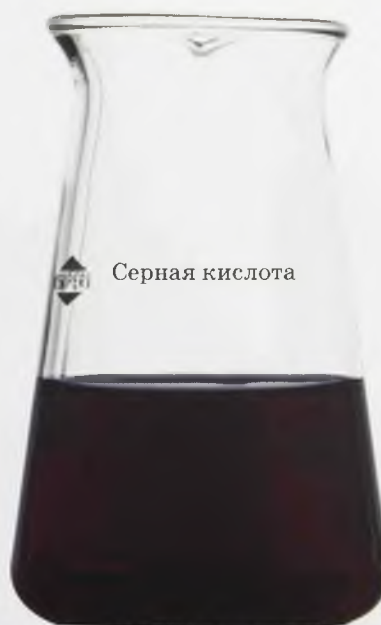
Азотная кислота, представляет собой бесцветную жидкость и имеет огромное значение для промышленности, т.к. ее используют для производства азотных удобрений, которые являются важнейшим источником питания для растений. Азотную кислоту также применяют при производстве пластмассы, фотографической пленки, красителей, нейлона, аммиачной селитры.



Азотная кислота в лаборатории

СЕРНАЯ КИСЛОТА

Серная кислота – маслянистая жидкость без цвета и запаха. Ее широко применяют в разных отраслях промышленности и в батарейках (прим. пер.: элементах питания). Серная кислота – один из наиболее важных компонентов при очистке сточных вод, добыче руды и для создания удобрений.



Знаете ли вы, что...

Лакмусовая бумага – индикатор, меняющий цвет под воздействием кислотной, нейтральной или щелочной среды.

Основы и щелочи

Основы и щелочи – химические соединения. Основа – химическое соединение, которое нейтрализует кислоты, а щелочь – основа, которая легко растворяется в воде. Примерами основ и щелочей являются карбонат кальция и гидроксид магния.



СВОЙСТВА ОСНОВ

- Имеют число pH больше 7.
- Окрашивают лакмусовую бумагу в синий цвет.
- Большинство основ не растворяются в воде.
- Основы – это окислы металлов, гидроксиды металлов, карбонаты металлов или карбонаты гидроксидов металлов.
- При контакте с кожей, сильные основы могут вызвать покраснение или волдыри.

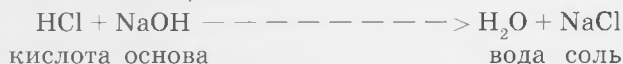
СВОЙСТВА ЩЕЛОЧЕЙ

- При растворении в воде, высвобождают гидроксиды ионов.
- Имеют горький вкус и скользкие на ощупь.
- В сильной концентрации, щелочи могут вызвать коррозию металлов и поранить кожу.



РЕАКЦИЯ КИСЛОТЫ И ОСНОВЫ

Во время реакции кислоты и основы происходит нейтрализация их свойств, что приводит к образованию соли. H^{+} катион кислоты соединяется с OH^{-} анионом основания, и в качестве сопутствующего продукта образуется вода. Химическое соединение под названием «соль» образуется при соединении катиона или положительно заряженного иона основания с анионом или отрицательно заряженным ионом кислоты. Например, при реакции хлороводородной кислоты и едкого натра образуется обычная столовая соль, $NaCl$.



ПРИМЕНЕНИЕ ОСНОВ И ЩЕЛОЧЕЙ

- основы используются в бытовых чистящих средствах благодаря своим свойствам быстрой реакции с жирами растительного и животного происхождения;
- многие основы используются в производстве бумаги, пластмассы, красителей и масляных красок;
- слабые основы и щелочи содержатся в зубной пасте, антацидных таблетках и пекарском порошке.



Основа используется для изготовления бумаги

БОРАКС

Тетраборат натрия, или боракс – одновременно и основа, и щелочь. Это природное минеральное соединение обычно находится глубоко под землей и представляет собой белые кристаллы без запаха. У боракса много видов применения в промышленности и в быту, при изготовлении фунгицидов, консервантов, инсектицидов, гербицидов и дезинфицирующих средств.



Кристаллы боракса

ЕДКИЙ НАТР

Едкий натр или гидроксид натрия – металлическое соединение, известное как каустическая сода или щелок. При комнатной температуре это кристаллическое вещество белого цвета без запаха. Едкий натр содержится в различных чистящих средствах для дома и широко применяется для изготовления мыла, вискозы, бумаги, красителей и продуктах из нефти. Каустическую соду также используют при обработке хлопчатобумажной ткани.



Гранулы гидроксида натрия

Знаете ли вы, что...

Известковая вода – щелочь, насыщенная гашеная известь, используемая как антацид и вяжущее средство.

Катализаторы и ферменты

Катализатор – химическое вещество, ускоряющее химическую реакцию, при этом в ходе реакции его свойства не изменяются. Процесс, при котором скорость химической реакции возрастает из-за воздействия катализатора, называется катализом.

Ферменты – природные катализаторы, которые есть у всех живых существ. Ферменты состоят из протеинов, имеют огромное значение для нашей жизни и отвечают за многие важные биохимические реакции, происходящие в человеческом организме.

СВОЙСТВА КАТАЛИЗАТОРОВ

- Катализаторы снижают энергию активации, т.е. тот объем энергии, который необходим для осуществления химической реакции.
- Катал – единица в международной системе СИ, используемая для измерения каталитической активности катализатора в молях в секунду.
- Активность катализатора можно описать при помощи количества оборотов.
- Эффективность катализатора можно описать при помощи частоты оборотов.

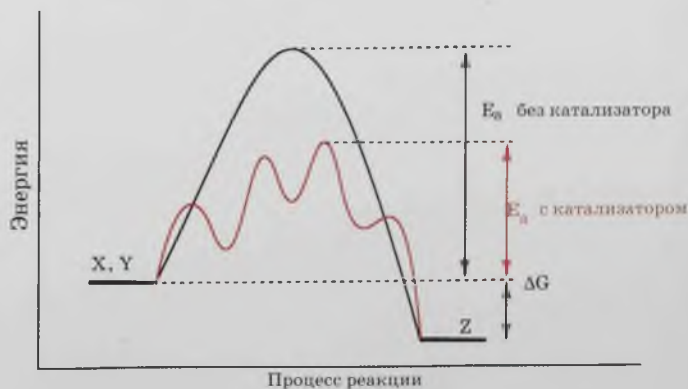
ПРОТОННЫЕ КИСЛОТЫ

Протонные кислоты – один из видов широко используемых катализаторов. Особенно широко их применяют в реакциях с участием воды. Платиновые металлы тоже применяют в качестве катализаторов химических реакций, особенно с участием водорода. Такие переходные металлы, как цинк, кадмий и ртуть так же используются в качестве катализаторов при химических реакциях.



Широко используемые катализаторы

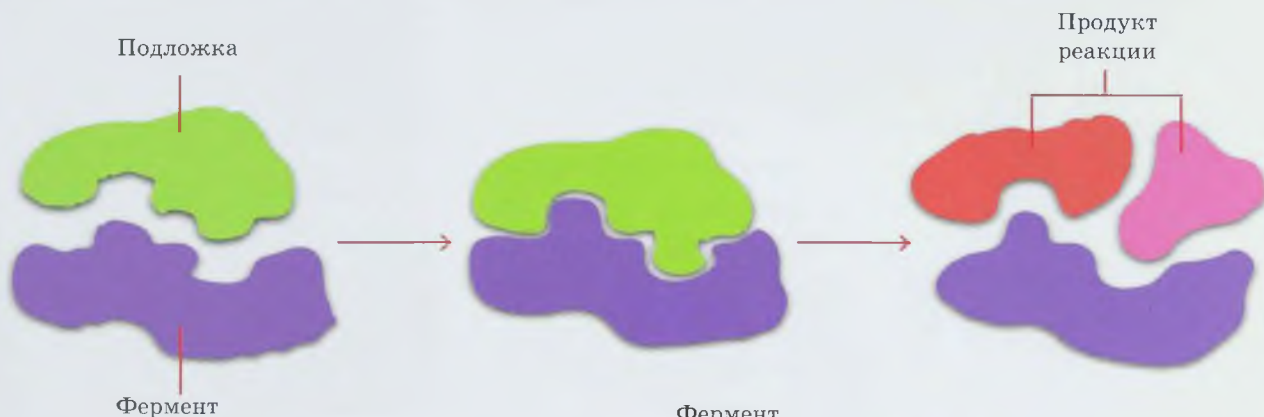
Протон кислоты является одним из наиболее широко используемых катализаторов. Он важен в реакции с участием воды. Платиновые металлы также используются в качестве катализаторов для многих химических реакций, особенно с участием водорода. Переходные металлы, такие как цинк, кадмий и ртуть также используются в качестве катализаторов в химических реакциях.



Действие катализатора в реакции

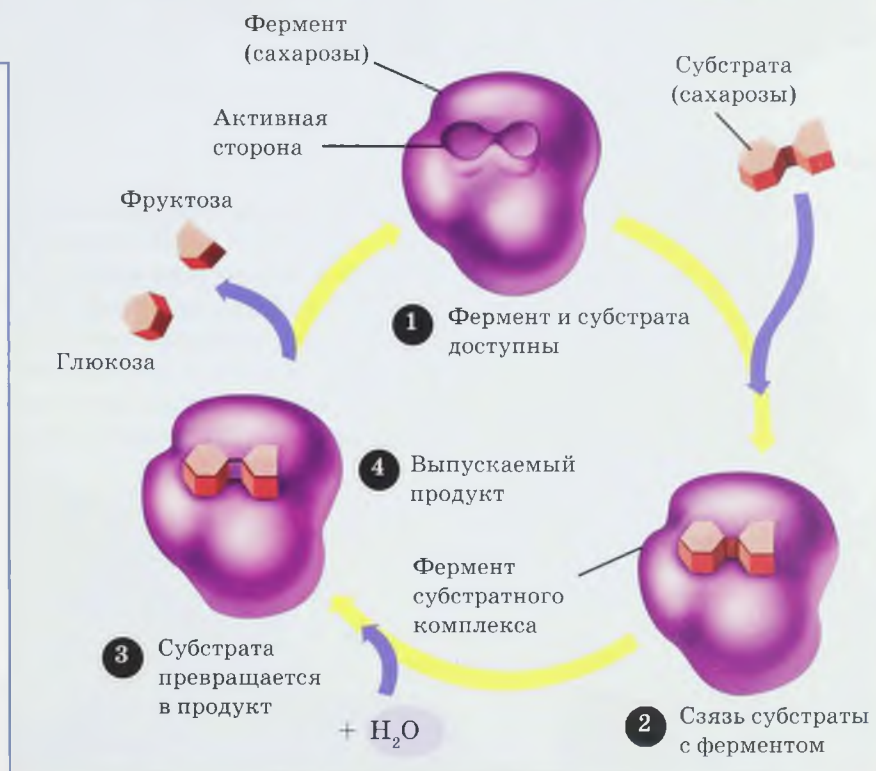
КОМПЛЕКС ФС

Биологические вещества, на которые воздействуют ферменты, называются субстратами. Субстрат и фермент соответствуют друг другу точно так же, как ключ и замочная скважина. Соединение, образованное ферментом и его субстратами, называется ферментно-субстратный комплекс (ФС). Затем происходит процесс катализа, при котором субстрат изменяется под действием фермента либо разрушаясь, либо соединяясь с другой молекулой для образования нового продукта.



ФУНКЦИИ ФЕРМЕНТОВ

- Ферменты работают в процессе переваривания пищи в нашем желудке и кишечнике.
- Особые виды ферментов расщепляют большие молекулы, как белки, жиры и углеводы, на мелкие.
- Некоторые ферменты выводят мелкие, разрушенные молекулы через стенки кишечника в кровоток.
- Ферменты способствуют выполнению других функций организма, таких как хранение и выброс энергии, воспроизводство, дыхание и т.д.
- В промышленности и медицине.



ВИДЫ ФЕРМЕНТОВ

- Некоторым ферментам для их полной активности необходим дополнительный небелковый компонент. Эти небелковые компоненты называются коферментами.
- Полный фермент называется голоферментом.
- При отсутствии кофермента протеин, ферменты которого больше не активны, называется апоферментом.
- Коферментом может быть металл – железо, медь или магний, или особый вид субстратной молекулы, известный как коэнзим.

Знаете ли вы, что...

Каталитический яд – вещество, снижающее эффективность катализатора при химической реакции.

Моющие средства

Мыло и стиральный порошок являются моющими средствами.

Они вступают в реакцию с водой, что приводит к удалению инородных частиц – пыли или микробов с одежды или кожи.

Мыло получают из масел и жиров растительного и животного происхождения, в то время как стиральный порошок делают из нефтепродуктов.



ВИДЫ МОЮЩИХ СРЕДСТВ

- Синтетический стиральный порошок производят из нефти и серной кислоты.
- Стиральный порошок представляет собой соль натрия или калия длинной цепи алкилированной серной кислоты бензола.
- Синтетические моющие средства эффективно очищают и хорошо пенятся даже в жесткой и соленой воде.
- Стиральный порошок очищает лучше, чем мыло.
- Стиральный порошок лучше растворяется в воде, чем мыло.
- Синтетические моющие средства являются причиной загрязнения воды и представляют угрозу для обитателей воды.
- Синтетические моющие средства обладают действенным очистительным свойством благодаря поверхностно-активным веществам.



ВИДЫ МЫЛА

Существует два вида мыла: туалетное и хозяйственное. Туалетное мыло изготавливают из высококачественных жиров и масел с добавлением дорогих ароматизаторов. Туалетное мыло не содержит наполнителей и свободных щелочей, что предотвращает повреждение кожи. Хозяйственное мыло делают из менее качественных жиров и масел, и дешевых ароматизаторов. Хозяйственное мыло имеет в своем составе наполнители и свободные щелочи.

Туалетное мыло



Хозяйственное мыло



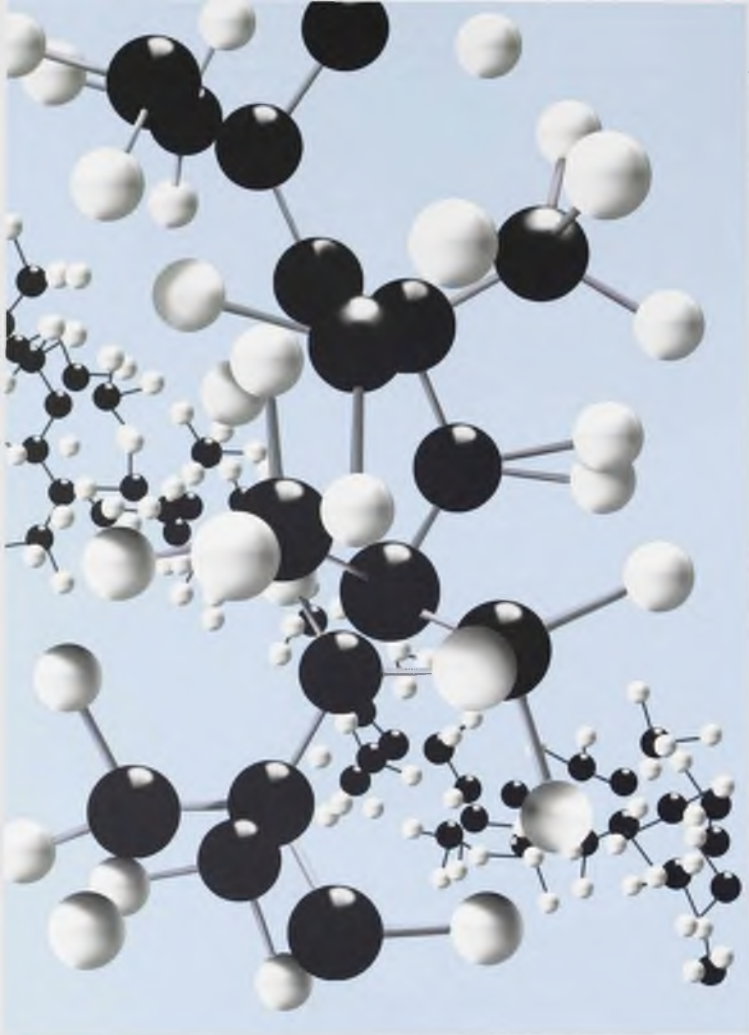
СВОЙСТВА МЫЛА

- Мыло получают из солей натрия или калия из кислот повышенной жирности, таких как стеариновая, пальмитиновая и олеиновая кислоты.
- Мыло содержит длинную углеводородную цепочку из около 10-20 углеродов, связанных одной карбоксильно-кислотной группой.
- Мыло бывает насыщенным и ненасыщенным. Молекулы таких насыщенных жирных кислот, как стеариновая и пальмитиновая, обладают одинарной связью, в то время как молекулы ненасыщенных жирных кислот, как олеиновая, линолеиновая и другие имеют одну или больше двойных связей.
- В жесткой воде мыло почти не образует пену.
- Мыло обладает меньшим очищающим эффектом по сравнению со стиральным порошком.
- Мыло поддается биологическому разложению.

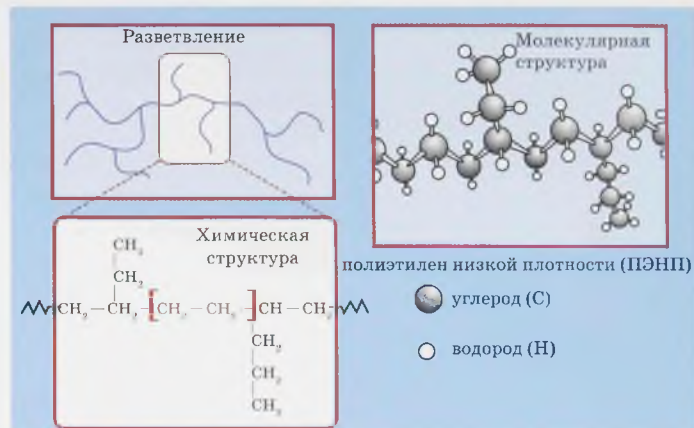


Знаете ли вы, что...

Мицеллы – кластерные структуры нескольких молекул мыла, окружающие грязь и жир.

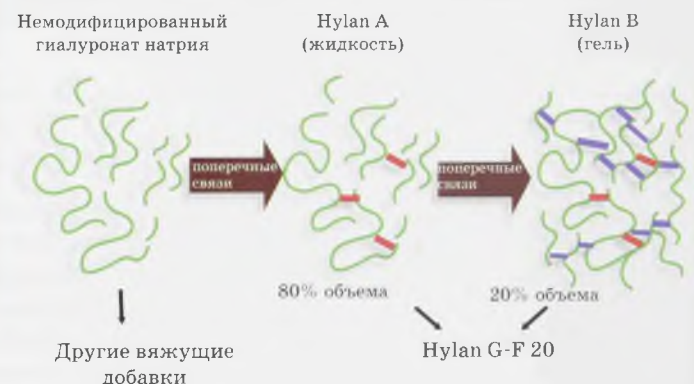


Разветвленные полимеры состоят из серии мелких цепей, отходящих от главной цепи.



Разветвленное соединение

Сетчатые полимеры имеют сетевидную структуру, что делает цепь прочной и менее гибкой.



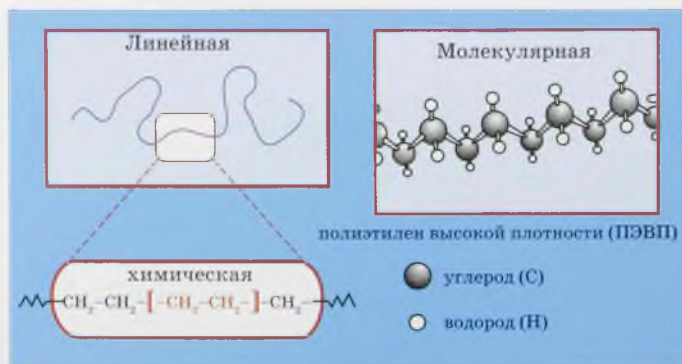
Структура сетчатого полимера

Полимеры

Полимеры – природные или синтетические соединения, состоящие из крупных молекул, которые в свою очередь состоят из большого количества меньших по размеру молекул, связанных между собой. Крупные молекулы называют макромолекулами, а мелкие – мономерами.

СТРУКТУРНАЯ ГРУППА ПОЛИМЕРОВ

Существует три структурных группы полимеров – линейная, разветвленная и сетчатая. Линейные полимеры состоят из длинных, непрерывных и простых цепей мономеров.



Структура линейного полимера

ГОМОПОЛИМЕРЫ И СОПОЛИМЕРЫ

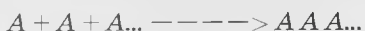
Гомополимеры – полимеры, состоящие из одного вида мономеров, а **сополимеры** – полимеры, которые состоят из более чем одного вида мономера. Соплимеры могут быть натуральными или синтетическими. Примерами сополимеров являются нитритная резина, стирол-акрилонитрил, АБС пластик, стирол-изопрен-стирол (СИС) и этилен-виниловый ацетат.



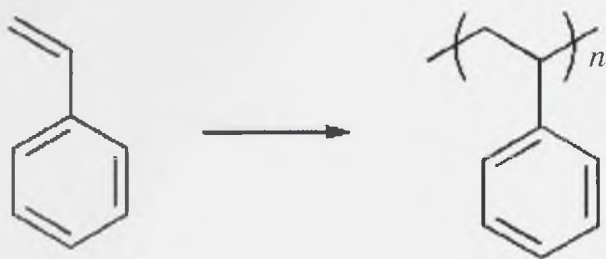
Одноразовые нитритные перчатки

СВОЙСТВА ПОЛИМЕРОВ

- Хорошие термо- и электроизоляторы.
- Устойчивые к воздействию химикатов.
- Обладают легким весом.
- Легко меняют форму, и из них можно сделать что-нибудь прочное и гибкое.
- Могут присоединиться друг к другу.

Гомополимеры**Сополимеры****ПОЛИМЕРИЗАЦИЯ**

Химический процесс, объединяющий несколько мономеров для образования полимера или полимерного соединения, называется полимеризацией. Отдельная часть каждого мономера в полимере известна как мономерный осадок.



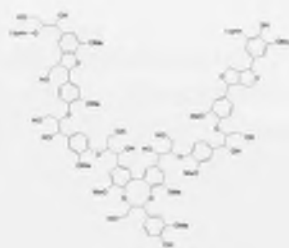
Полимеризация алкена, в котором каждый стирольный мономер объединяется двойной связью реформ, как единая связь с другими мономерами стирола и формами полистирола

БИОПОЛИМЕР

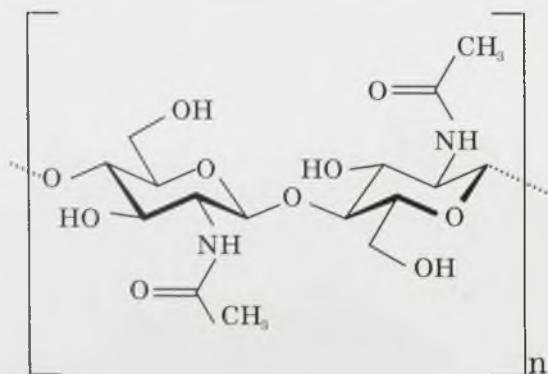
Биополимеры – полимеры, созданные живыми существами. Они поддаются биологическому разложению, потому что производство биополимеров основано на продуктах сельскохозяйственных растений или животных. Крахмал, целлюлоза, протеины, резина, лигнин, хитин, гликоген и гемицеллюлоза – это примеры биополимеров.



Структура гликогена



Структура лигнина



Хитин

Знаете ли вы, что...

Резина – полимер, обладающий способностью восстанавливать первоначальную форму после растяжения или деформации.

**ПРИМЕНЕНИЕ ПОЛИМЕРОВ**

Полимеры используют:

- Для производства спортивного инвентаря – мячей, клюшек для гольфа и шлемов.
- В производстве автозапчастей.
- В сельском хозяйстве для улучшения здорового роста растений.
- В медицине для создания искусственных клапанов и кровеносных сосудов.
- В почве для улучшения здорового роста растений.



Различное использование полимеров



Большое разнообразие пластиковых бутылок

Пластмассы

Пластмасса – полимерный материал, который создан из нефти путем сочетания соединений в разных пропорциях и состоит из длинных цепей молекул, называемых полимерами. Пластмасса – один из самых полезных материалов из всех созданных когда-либо.



Предметы из пластмассы



СВОЙСТВА

- Ей можно придавать различные формы.
- Прочный, крепкий и в то же время мягкий материал.
- Скользящая на ощупь.
- Гибкая.
- Хороший изолятор тепла и электричества.
- Обладает легким весом.
- Гигиенична.
- Не ржавеет.
- Легко поддается окраске.

ВИДЫ ПЛАСТМАСС

Пластмассы делятся на термореактивные и термопластичные. Термореактивные пластмассы твердые, а термопластичные – мягкие. Термореактивные пластмассы устойчивы к высоким температурам и их заданную форму нельзя изменить, в то время как термопластик можно легко переплавить и придать ему другую форму. Лодочный каркас и водные мотоциклы – примеры термореактивных пластмасс. Примерами термопластиков являются хозяйственные пакеты, клавиши пианино и различные запасные части для автомобилей.



Клавиши пианино изготовлены из термопластика

ПРИМЕНЕНИЕ

Пластмассу используют:

- В промышленном, производственном и строительном секторах экономики.
- В упаковочной индустрии для изготовления сумок и контейнеров.
- В изготовлении ковров и веревок, изолированных кабелей, для изготовления крыш, дверей и оконных рам.
- В стиральных машинах, холодильниках и даже в мобильных телефонах.
- В спортивном оборудовании, игрушках и многих бытовых принадлежностях, включая емкости для хранения продуктов.



Различное применение пластмассы

Знаете ли вы, что...

При повторном нагревании пластмассы, она восстанавливает свою первоначальную гладкую форму, за исключением случаев перегрева или повреждений. Это свойство называют пластиковой памятью.

ПЛАСТМАССОВЫЕ ИЗДЕЛИЯ

Пластмассовые изделия изготавливают из смол, которые могут быть в виде шариков, порошков или растворов. При нагревании смолы расплавляются до сиропообразного состояния. Формовка, литье, экструзия, каландрирование, ламинирование, пенообразование и термоформование – это семь основных процессов, благодаря которым получают различные изделия из пластмассы.



Смола

КАТЕГОРИИ ПЛАСТМАСС

1. Из ПЭТ или ПЭТФ (полиэтилентерефталат) производят флаконы для жидкостей для полоскания рта, бутылки для растительного масла, воды и мягких напитков, емкости для арахисового масла.
2. Из ПВП (полиэтилен высокой плотности) делают бутылки для соков, молока, флаконы для бытовых чистящих средств, шампуней, хозяйственные и мусорные пакеты, канистры для моторного масла, емкости для сливочного масла и йогурта.
3. Винил или ПВХ (поливинилхлорид) применяется для производства окон, флаконов под шампуни и жидкие моющие средства, бутылок для растительного масла, средств для чистки оконных стекол, проволоочного покрытия, медицинского оборудования и трубопроводов.
4. ПНП (полиэтилен низкой плотности) представлен в продуктовых пакетах, пакетах для замороженных полуфабрикатов и химчистки, мебели, коврах, одежде.
5. Из ПП (полипропилена) делают бутылки для кетчупа, сиропов, лекарственных средств, упаковки под йогурт и соломинки для питья.
6. Из ПС (полистирола) производят упаковки для яиц, лотки под мясо, одноразовую посуду, тару на вынос, бутылочки для аспирина и компакт-диски.
7. Разные виды пластмасс используются в солнцезащитных очках, DVD, iPod-ах, пуленепробиваемых материалах, компьютерах, детских бутылочках, нейлоне, бутылках для воды и пищевых емкостях.

Волокна

Волокно – длинный, тонкий материал, похожий на нить. Волокна подвижны, из них можно легко изготовить пряжу, а затем и ткань.

ГРУППЫ ВОЛОКОН

Волокна подразделяются на две большие категории:

- **Натуральные волокна**, которые состоят из волокон животного и растительного происхождения, например: конопляное, хлопковое и шелковое волокна.



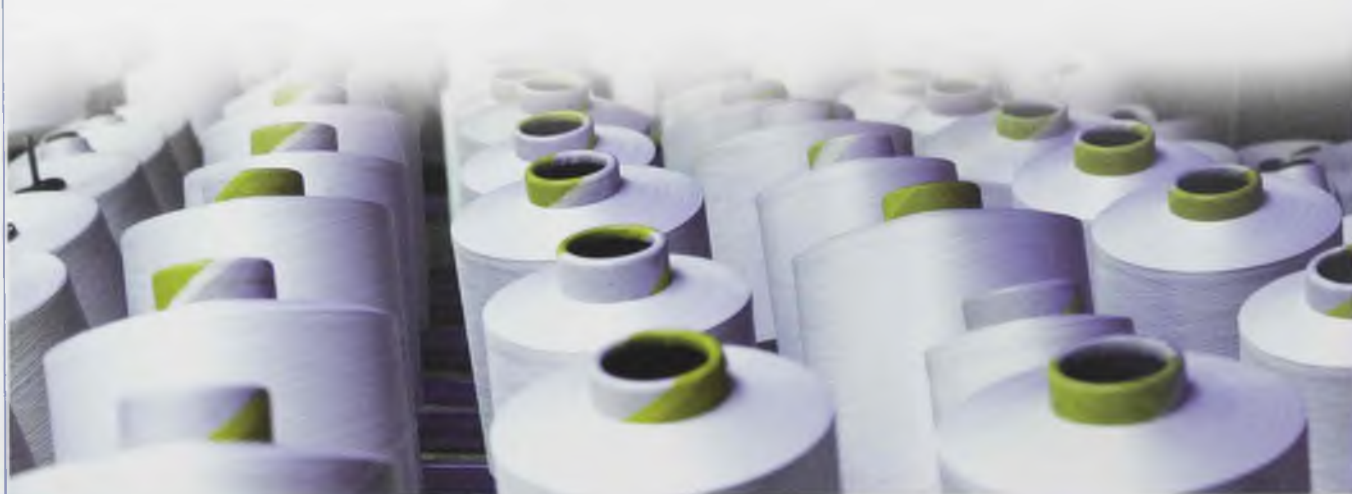
Натуральные волокна

- **Синтетические волокна**: волокна ручной работы или фабричного изготовления, например: нейлон, полиэстер и акриловое волокно.

Синтетические волокна

ВОССТАНОВЛЕННОЕ ВОЛОКНО

Восстановленные волокна – волокна промышленного производства. Они известны и как целлюлозные волокна, поскольку их изготавливают из целлюлозы, находящейся в хлопке и древесной массе. Восстановленные волокна производят из натуральных материалов путем переработки этих материалов для образования волоконной структуры. Примерами восстановленных волокон являются вискоза и ацетат.



ПОЛИЭСТЕР

Полиэстер – это прочное волокно, наиболее широко применяющееся для изготовления тканей.

Это волокно было разработано группой британских ученых – Дж.Р. Винфилдом, Дж.Т. Диксоном, В.К. Бертвислом и К.Дж. Ричи в 1941 году. Первое название полиэстра – терилен. Первое промышленное производство

полиэстра было осуществлено компанией Дюпон де Немур. Полиэстер – очень износостойкий, легко отстирывающийся и быстросохнущий материал. Он устойчив к химическому и биологическому поражению, такому как милдью – плесень. Сегодня полиэстер широко применяется при изготовлении пластиковых бутылок.



АКРИЛОВОЕ ВОЛОКНО

Акриловое волокно – синтетическое или промышленное волокно, которое производят из нефтехимического продукта акрилонитрила. Акриловое волокно делают в виде нити, которую затем режут на мелкие кусочки и сплетают в пряжу. Акриловое волокно используют как заменитель шерсти в свитерах, спортивных костюмах, в подкладках для обуви и перчаток, домашних принадлежностях и коврах.



ПРИМЕНЕНИЕ ВОЛОКОН

Волокна обширно применяются в:

- производстве таких товаров для дома, как ковры, шторы и обивочная ткань;
- многих промышленных товарах, включая парашюты, пожарные шланги, изоляционные материалы и скафандры;
- медицине для изготовления искусственных артерий и сухожилий.



Парашют

ЛЕН

Лен – растительное волокно. Его делают из стеблей растения льна. Из льна люди с давних времен изготавливали веревку и ткань. Египтяне использовали лен для туник, а из грубого льна



шили паруса, и применяли лен при мумификации. Льняная ткань хорошо проводит тепло и впитывает влагу, и используется при производстве нити для шитья, сапожных ниток, нити для переплета изготовления тканей для одежды, постельного белья и многих других продуктов. книг, рыбацких сетей, носовых платков, полотенец, скатертей, нижнего белья, воротников и манжет.

Знаете ли вы, что...

Джут – длинное, мягкое и блестящее растительное волокно. Его можно сплести в грубые и крепкие нити. Джут обычно используется для изготовления мешков, сумок, холста, веревок, джутовой пряжи, изнанки для ковров и дешевой бумаги.





Литий

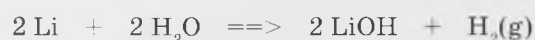
Литий – щелочной и самый легкий металл. Это металлический элемент группы I Таблицы элементов. Литий содержится в таких минералах, как сподумен, петалит и лепидолит.

Краткие сведения

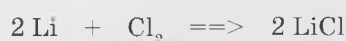
Символ	: Li
Атомная масса	: 3
Атомное число	: 6.94
Температура плавления	: 180.54 °C
Температура кипения	: 1,335 °C
Плотность	: 0.534

СВОЙСТВА ЛИТИЯ

- мягкий, серебристо-белый блестящий металл
- ковкий и поддающийся обработке
- высокореактивный элемент
- при обработке кислотами литий выделяет водород
- при обработке водой литий образует гидроксид лития и водород:



- при обработке галогенами, литий образует соль лития:



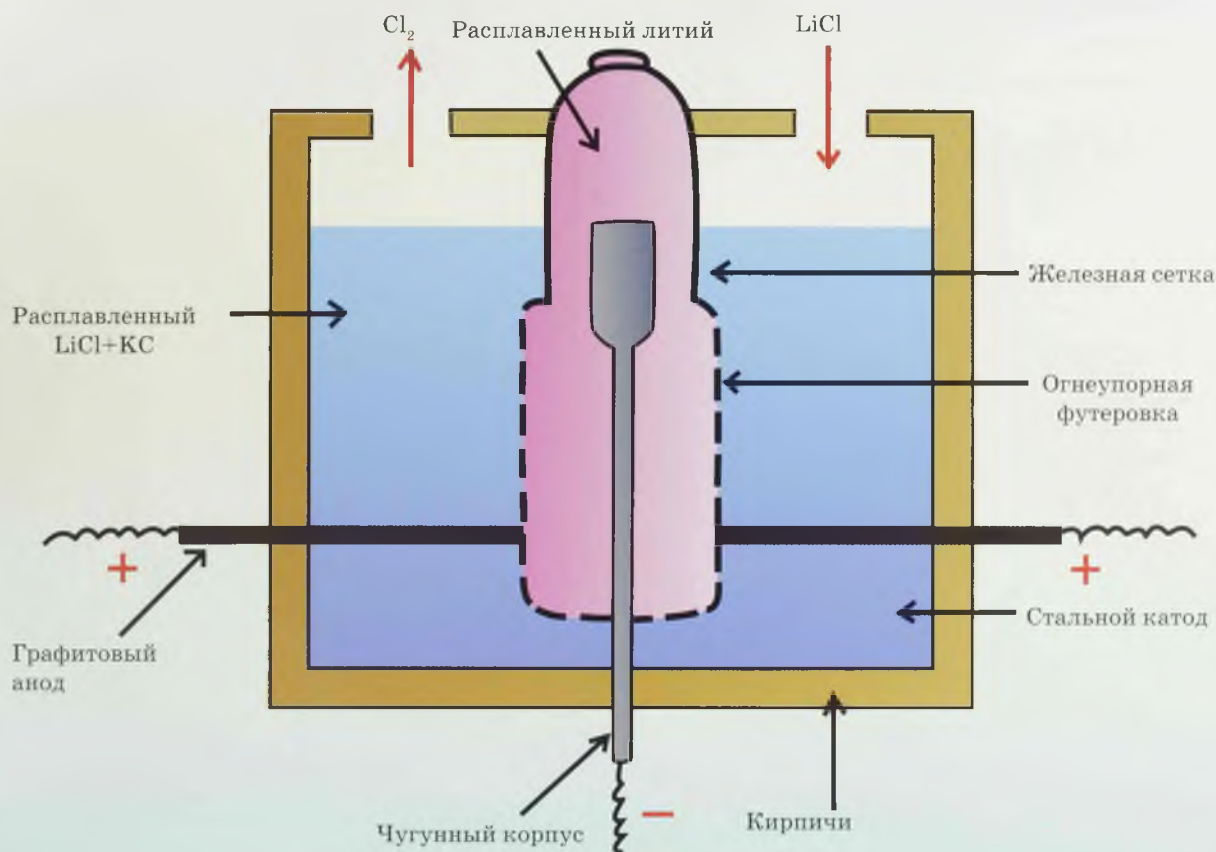
Одна из первых литиевых батарей

СТРУКТУРА АТОМА ЛИТИЯ



ДОБЫЧА ЛИТИЯ

Металл лития изготавливают путем электролиза расплавленного хлорида лития. Во время этого процесса, сначала соединения лития превращают в хлорид лития (LiCl), через который пропускают электрический ток, разделяющий эти соединения на литий и газообразный хлор.



ИСПОЛЬЗОВАНИЕ ЛИТИЯ

Литий используется в:

- производстве алюминия;
- изготовлении стекла, смазочных веществ и производстве сплавов;
- производстве легких батареек как восстановитель;
- в медицине — при лечении подагры и некоторых психических расстройств.

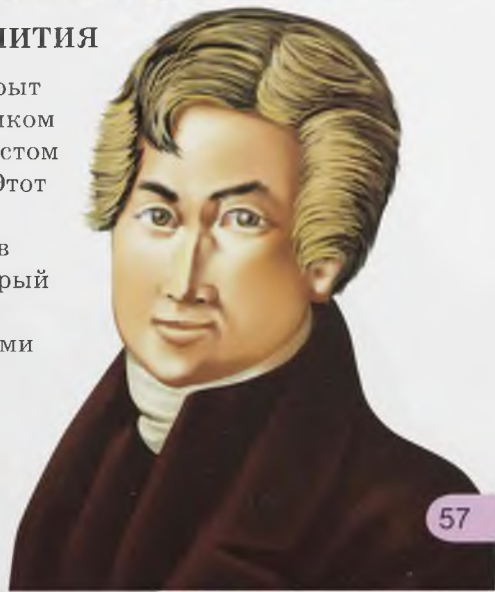


Знаете ли вы, что...

Литиевые батарейки намного легче, чем свинцовые и сернокислотные, а благодаря их использованию снизилось применение ядовитых свинца и кадмия. Их используют в фотоаппаратах, микрокомпьютерах, электронных играх, игрушках, в военных и космических механизмах.

ОТКРЫТИЕ ЛИТИЯ

Литий был открыт шведским химиком Иоханном Августом Арфведсоном. Этот новый элемент был найден им в минерале, который был обнаружен двадцатью годами раньше.



Натрий

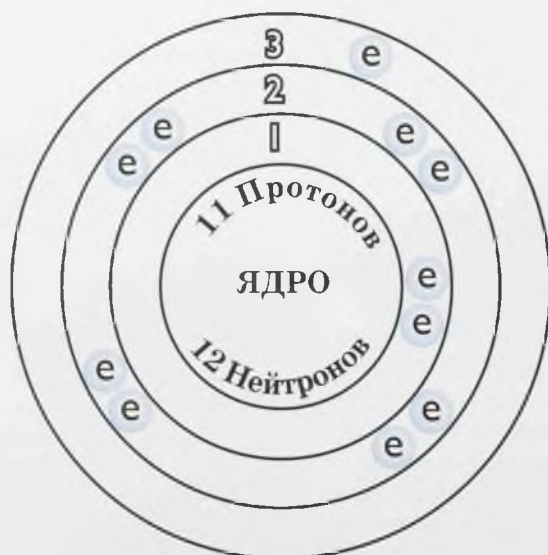
Натрий – щелочной металл, который можно каждый день встретить в составе химических соединений, в том числе и в подземных залежах. Каменная соль или хлорид натрия (NaCl) – самый обычный источник натрия. Элемент натрий входит в I группу таблицы Менделеева.



Натрий

Краткие сведения

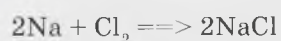
Символ	: Na
Атомная масса	: 11
Атомное число	: 22.98977
Температура плавления	: 97.82 °C
Температура кипения	: 881.4 °C
Плотность	: 0.968



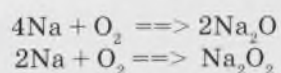
СТРУКТУРА АТОМА НАТРИЯ

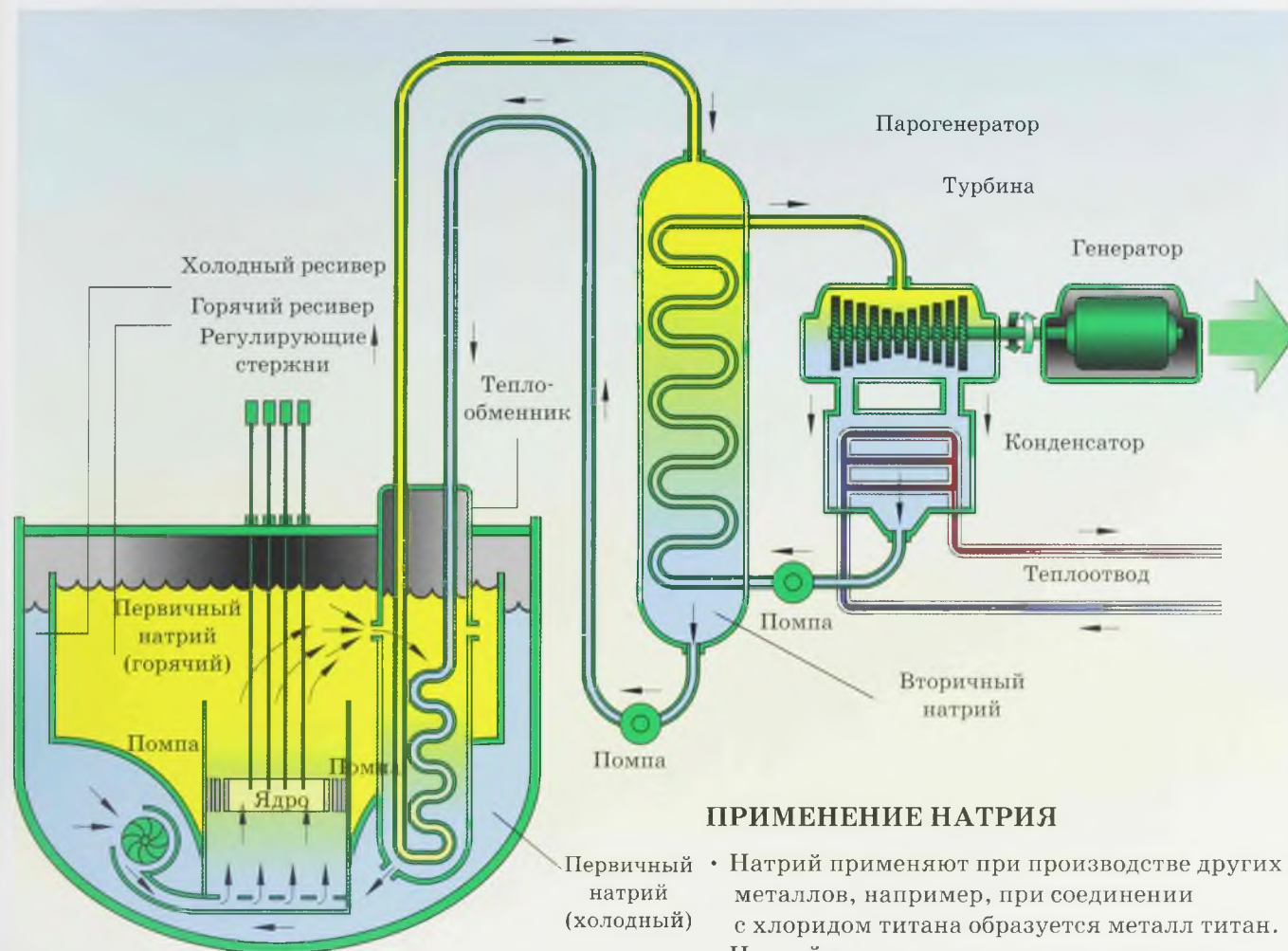
СВОЙСТВА НАТРИЯ

- Серебристо-белый металл.
- Восково-блестящий на вид.
- Мягкий и высоко-реактивный.
- Хороший проводник электричества.
- Натрий образует соли натрия при соединении с галогенами:



- Натрий образует смесь окиси натрия и перекиси натрия при сгорании:





Реактор на быстрых нейтронах с натриевым теплоносителем

ПРИМЕНЕНИЕ НАТРИЯ

- Натрий применяют при производстве других металлов, например, при соединении с хлоридом титана образуется металл титан.
- Натрий используется для производства перекиси натрия, цианида натрия и амида натрия.
- Натрий также используют в лабораториях в качестве восстановителя.
- Натрий выступает в роли хладагента в ядерных реакторах.

Знаете ли вы, что...

Столовая соль или хлорид натрия – самое обычное соединение натрия, используемое для придания вкуса еде.

ПОЛУЧЕНИЕ НАТРИЯ

Натрий получают путем электролиза расплавленной каустической соды.



Получение натрия

ОТКРЫТИЕ НАТРИЯ

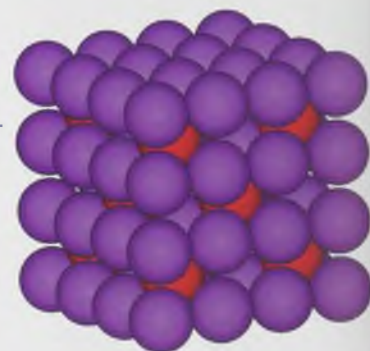
Сэр Хамфри Дейви впервые выделил металл натрия в 1807 году.



Хамфри Дейви

Калий

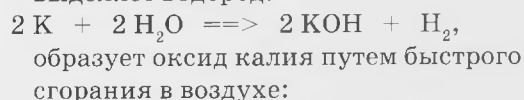
Калий является щелочным и одним из самых активных металлов. Его всегда можно найти в соединениях и во многих различных минералах. Сильвин, сильвинит и карналлит – руды, содержащие калий. Калий принадлежит к I группе таблицы Менделеева.



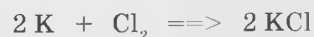
Расположение атомов в молекуле оксида калия

СВОЙСТВА КАЛИЯ

- Мягкий серебристо-белый металл.
- Может держаться на водной поверхности.
- Высокореакционно активный, быстро вступает в реакцию с воздухом, образуя слой оксида калия.
- При реакции с водой выделяет водород:



- При соединении с галогенами образует соль калия:

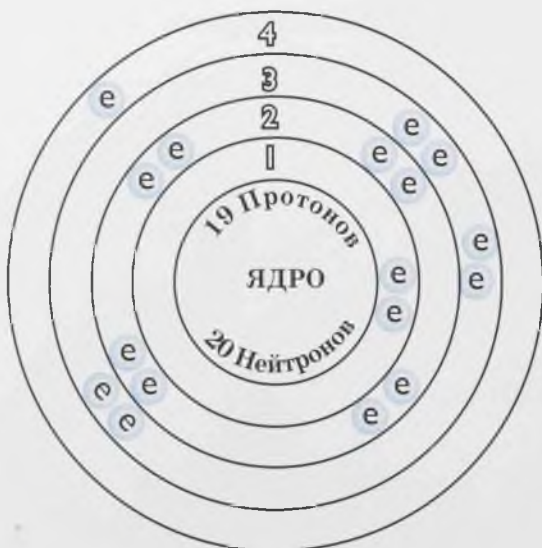


Соль калия

Краткие сведения

Символ	: K
Атомная масса	: 19
Атомное число	: 39.0983
Температура плавления	: 63 °C
Температура кипения	: 770 °C
Плотность	: 0.862

СТРУКТУРА АТОМА КАЛИЯ



Калий используется на атомных электростанциях

Знаете ли вы, что...

Калий – это второй по легкости металл после лития.



ПРИМЕНЕНИЕ НАТРИЯ

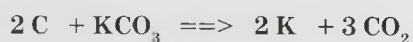
Калий используется в качестве мощного регенератора, а также в качестве теплоносителя на атомных электростанциях. Теплоноситель берет тепло из одного места и переносит его в другое место.



Извлечение калия

ПРОИЗВОДСТВО КАЛИЯ

Металл калий образуется при соединении карбоната калия с древесным углем.



ОТКРЫТИЕ КАЛИЯ

Калий был обнаружен сэром Хамфри Дейви в 1807 году при электролизе расплавленного гидроксида калия.

Хамфри Дейви



Магний

Магний – щелочноземельный элемент, принадлежащий ко 2 группе периодической таблицы элементов. Он встречается в земной коре, в морской воде и в природных минералах, таких как доломит, магнезит, карналлит и эпсомит.

Краткие сведения

Символ	: Mg
Атомная масса	: 12
Атомное число	: 24.305
Точка плавления	: 651 °C
Точка кипения	: 107 °C
Плотность	: 1.7

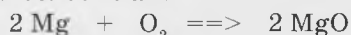


СТРУКТУРА АТОМА МАГНИЯ

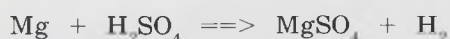
Магний

СВОЙСТВА МАГНИЯ

- Твердый, серебристо-белый металл.
- Прочный и очень легкий металл.
- Ковкий и пластичный.
- Легко меняет форму и поддается сгибу.
- Хороший тепло- и электропроводник.
- При контакте с воздухом быстро сгорает, выделяя белое пламя:

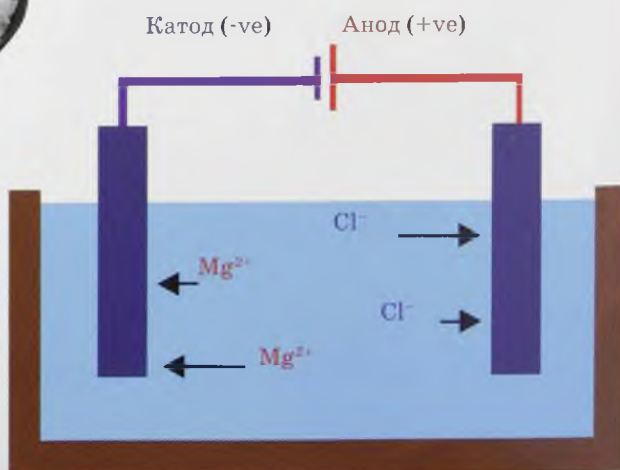


- Магний легко вступает в реакцию с неметаллами и многими соединениями.
- В соединении с разбавленными кислотами выделяет водород:



Хлорид магния

Электролиз хлорида магния





ПРИМЕНЕНИЕ МАГНИЯ

- Магний используют при возведении зданий, мостов, создании автомобилей и самолетов.
- Магний используется в фотовспышках.
- Магний также применяется в фейерверках.
- Несколько видов сплавов получают путем сочетания магния с другими металлами.

Знаете ли вы, что...

Более 300 биологических процессов, происходящих в организме человека, нуждаются в магнии, хотя он является микроминералом.



*Kodak Six-20 Brownie
с синхронизированной вспышкой*

ОТКРЫТИЕ МАГНИЯ

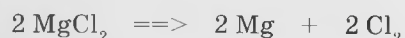
Магний в чистом виде был открыт в 1828 году Бусси. Сэр Хамфри Дэйви получил немного нечистого металлического магния в 1808 г.

Хамфри Дэйви

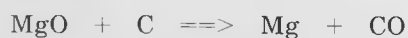


КАК ПОЛУЧАЮТ МАГНИЙ

1. Одним из способов получения магния является электролиз расплавленного безводного хлорида магния:



2. Магний получают и при нагревании оксида магния с углеродом при температуре выше 1000 °C:



Кальций

Кальций – щелочноземельный металл 2 группы таблицы химических элементов. Он всегда встречается в виде соединений, самое обычное из которых – карбонат кальция. Арагонит, кальцит, мел, известняк, мрамор и травертин – другие виды соединений кальция. Кальций имеется также в раковинах устриц и ораллах.

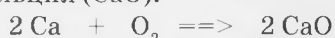


Краткие сведения

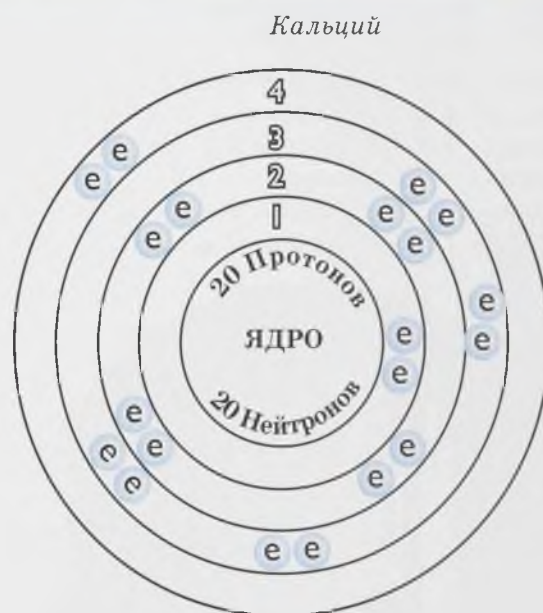
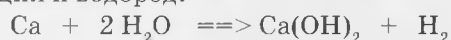
Символ	: Ca
Атомная масса	: 20
Атомное число	: 40.08
Температура плавления	: 850 °C
Температура кипения	: 1,440 °C
Плотность	: 1.54

СВОЙСТВА КАЛЬЦИЯ

- Мягкий металл с блестящей серебристой поверхностью.
- Умеренно активный.
- При быстрой реакции с кислородом образует оксид кальция (CaO):



- При соединении с водой образует гидроксид кальция и водород:



СТРУКТУРА АТОМА КАЛЬЦИЯ

Арагонит – соединение кальция



ПРИМЕНЕНИЕ КАЛЬЦИЯ

- Кальций используется в качестве восстановителя и обезвреживающего вещества.
- Кальций также используют при производстве сплавов свинца.
- Карбонат кальция используют в качестве антацида.
- Кальций используется как вещество, удаляющее все нежелательные химические вещества из системы.



Карбонат кальция



Гипс



Хамфри Дейви

ОТКРЫТИЕ КАЛЬЦИЯ

Металл кальций в чистом виде был открыт английским химиком Хамфри Дейви путем проведения электрического тока через расплавленный хлорид кальция.

ДОБЫЧА КАЛЬЦИЯ

Известняк, гипс и другие минералы – наиболее используемые формы кальция. Их добывают из подземных шахт.



Известняк

Знаете ли вы, что...

У человека 99% кальция содержится в костях и зубах.



Радий

Радий – радиоактивный элемент группы IIa периодической системы элементов. Это самый тяжелый из всех щелочноземельных металлов.

ФИЗИЧЕСКОЕ СВОЙСТВА

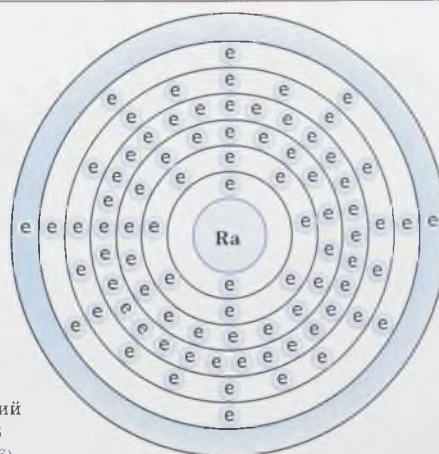
- Радиоактивный от природы.
- Серебристо-белый первоначально, радий темнеет, находясь на воздухе.
- Очищенный радий и некоторые его соединения светятся.



Радий в часовом механизме

Краткие сведения

Символ	: Ra
Атомное число	: 88
Атомная масса	: 226.0254



Радий
88
(226)

СТРУКТУРА АТОМА РАДИЯ

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

- Радий соединяется с большинством неметаллов, включая кислород, фтор, хлор и водород.
- Радий также вступает в реакции с кислотами, выделяя водород.



*Лучевая терапия
(ЛТ)*



Аппарат для лучевой терапии

ЛУЧЕВАЯ ТЕРАПИЯ

- От радия исходят сильные лучи, которые используются для лечения людей больных раком и другими видами заболеваний.
- Радон, продукт распада радия, применяется в радиевой терапии.
- Радий также является компонентом светящейся краски, которую используют в циферблатах настенных и наручных часов, панели приборов в самолетах, в военных инструментах и компасах.
- Радиация, излучаемая радием, используется для изучения металлов, пластмасс и других материалов.

Знаете ли вы, что...

Чрезмерное облучение радием может привести к риску заболеть раком костей, желудка и груди.

ИЗОТОПЫ

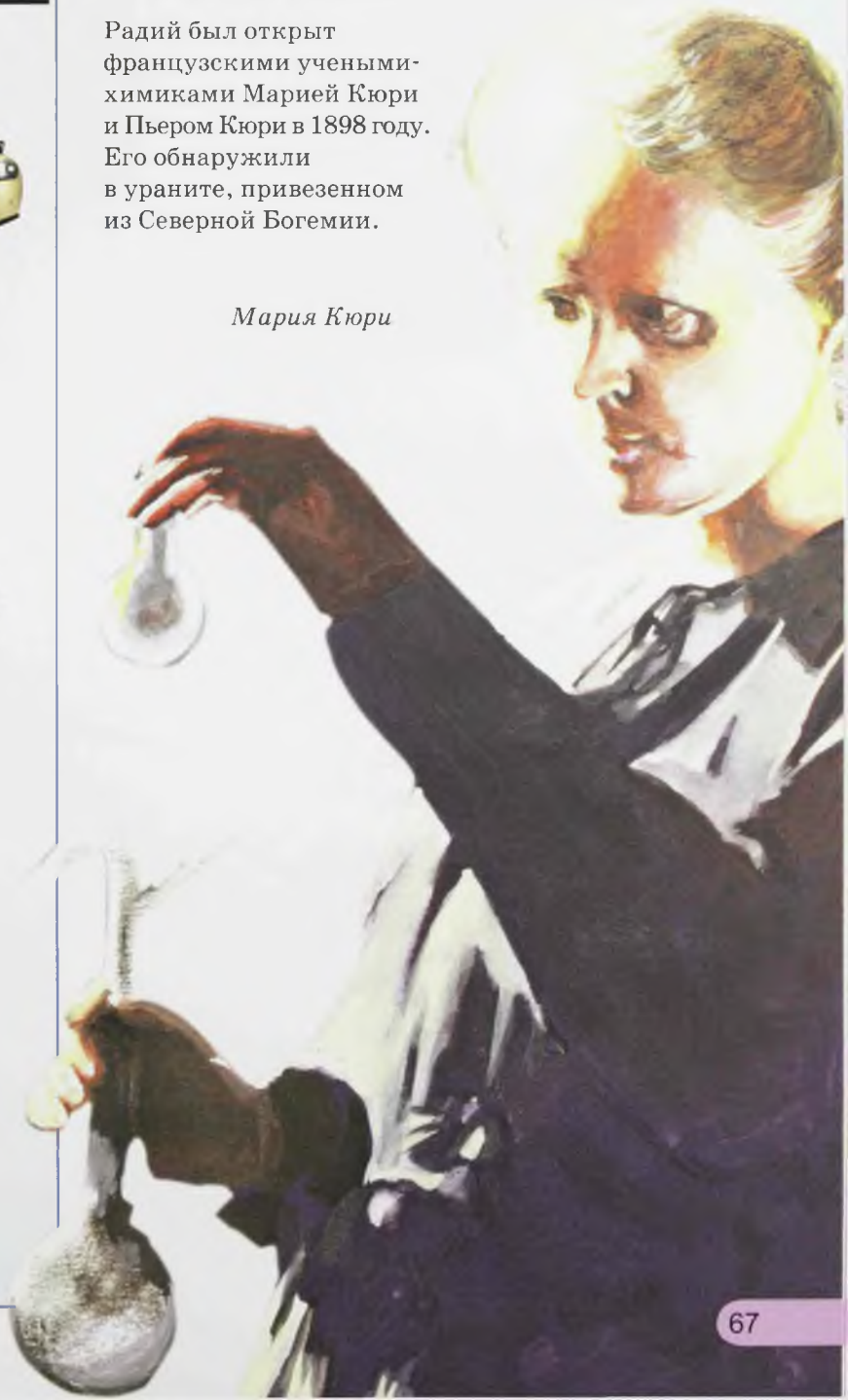
Изотопами радия являются:

1. Радий-223
2. Радий-224
3. Радий-226
4. Радий-228

ОТКРЫТИЕ РАДИЯ

Радий был открыт французскими учеными-химиками Марией Кюри и Пьером Кюри в 1898 году. Его обнаружили в ураните, привезенном из Северной Богемии.

Мария Кюри



Марганец

Марганец – переходный металл 7 группы таблицы Менделеева. Марганец всегда находят в соединениях с кислородом или другими элементами.

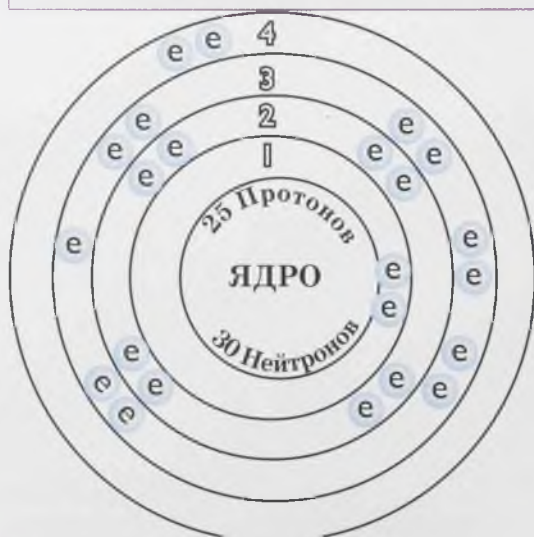
Пиrolюзит, манганит, псиломелан и марганцевый шпат – самые распространенные марганцевые руды.



Марганец

Краткие сведения

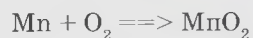
Символ	: Mn
Атомная число	: 25
Атомная масса	: 54.9380
Температура плавления	: 1244 °C
Температура кипения	: 2040 °C
Плотность	: 7.4



СТРУКТУРА АТОМА МАРГАНЦА

СВОЙСТВА МАРГАНЦА

- Твердый и блестящий металл стального цвета.
- Хрупкий металл.
- Существует в четырех аллотропных формах, чередующихся по мере подъема температуры.
- Умеренно реакционно-активный.
- При медленном соединении с кислородом в воздухе образует двуокись марганца:



- При растворении в большинстве кислот высвобождает водород.
- При соединении с алогенами образует дифторид марганца (MnF_2) и дихлорид марганца (MnCl_2).





Перманганат калия

Знаете ли вы, что...

Переходные металлы – очень твердые металлы с высокой электропроводностью. Большая группа переходных металлов состоит из нескольких химических элементов.

ПРИМЕНЕНИЕ МАРГАНЦА

- Марганец используется в качестве деполаризатора в сухих клетках в виде двуокиси марганца.
- Марганец применяется при изготовлении сплавов.
- Его используют как важный реагент в форме перманганата калия.

ОТКРЫТИЕ МАРГАНЦА

Марганец был найден шведским минералогом Йоханом Готлибом Ганном в 1774 году.



Ганн Йохан Готлиб



ДОБЫЧА МАРГАНЦА

Марганец в чистом виде получают путем нагрева двуокиси марганца (MnO_2) с углеродом или алюминием, при этом кислород исчезает и остается чистый металл.



Железо

Железо – наиболее широко применяемый металл.

В природе железо встречается в таких рудах, как гематит, лимонит, магнетит и сидерит. В таблице Менделеева это элемент 8 группы.

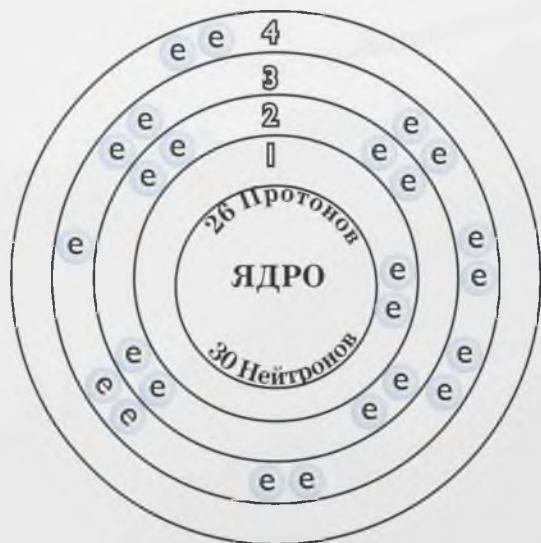


Железо



Краткие сведения

Символ	: Fe
Атомное число	: 26
Относительная атомная масса	: 56
Температура плавления	: 1535 °C
Температура кипения	: 2750 °C
Плотность	: 7.8



СТРУКТУРА АТОМА ЖЕЛЕЗА

СВОЙСТВА ЖЕЛЕЗА

- Металл серебристо-белого или сероватого цвета.
- Мягкий и ковкий.
- Хороший проводник тепла и электричества.
- Обладает магнитными свойствами.
- Активный металл, соединяющийся с галогенами, серой, фосфором, углеродом и кремнием.
- Железо горит в кислороде, образуя оксид железа (Fe_3O_4).



ИСПОЛЬЗОВАНИЕ ЖЕЛЕЗА

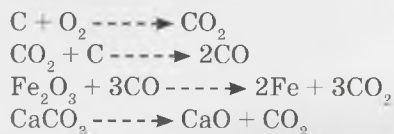
Различные виды использования железа в изготовлении:

- стали и сплавов, необходимых для строительства и различных производств;
- оружия и украшений с доисторических времен;
- машин, грузовиков и фургонов;
- самолетов и военных кораблей;
- компьютеров;
- канцелярских принадлежностей, таких как скрепки, кнопки и зажимы для бумаги.



ДОБЫЧА ЖЕЛЕЗА

- Железо получают в процессе редукции в доменной печи.
- Железную руду (гематит), кокс (C) и известняк (CaCO_3) помещают в домну, куда вдувают потоки горячего воздуха. В связи с этим, в печи происходят экзотермические реакции, образуя двуокись углерода (CO_2) и угарный газ (CO).
- Угарный газ – восстановитель железа, который раскисляет оксид железа для получения расплавленного железа из руды.
- Известняк удаляет примеси из руды, распадается в домне и образует железо.



Работа шахтеров по добыче железа



Железный топор

ОТКРЫТИЕ ЖЕЛЕЗА

Железо открыли в древние времена, люди впервые использовали железо в железном веке.

Знаете ли вы, что...

Гематит – одна из самых распространенных железных руд, которая широко используется для изготовления бус, амулетов и других ювелирных изделий.

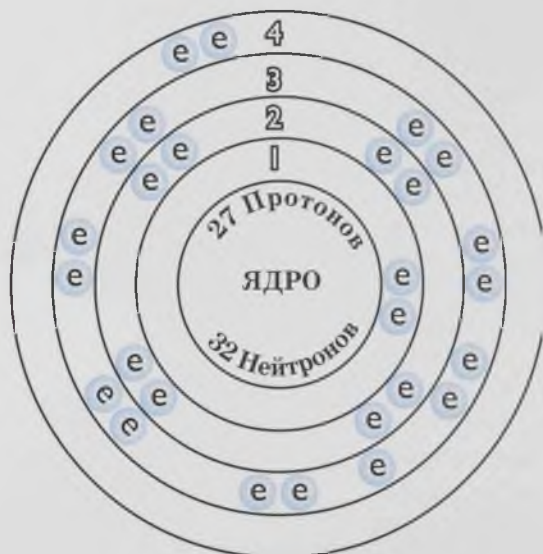


Кобальт

Кобальт – переходный, один из обладающих магнитными свойствами от природы металл. Он встречается в таких минералах, как кобальтин, смальтин и эритрин. Кобальт находится в 9 группе таблицы Менделеева.

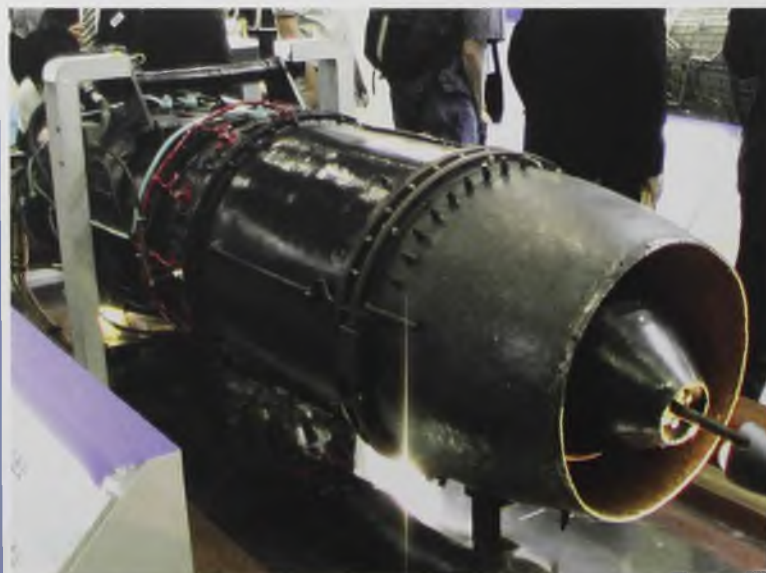
Краткие сведения

Символ	: Co
Атомное число	: 27
Атомная масса	: 58.9332
Температура плавления	: 1495.0 °C (1768.15 K, 2723.0 °F)
Температура кипения	: 2870.0 °C (3143.15 K, 5198.0 °F)
Плотность	: 8.86



СТРУКТУРА АТОМА КОБАЛЬТА

ИСПОЛЬЗОВАНИЕ КОБАЛЬТА



Газовая турбина

- Кобальт используется в гальвано покрытиях и батареях.
- Его используют для придания синего и зеленого цвета в стеклянных и керамических изделиях.
- Он используется в лакокрасочной индустрии в качестве поглотителя влаги в красках и лаках.
- Кобальт сплавляют с алюминием, никелем и железом для получения магнитов, которые затем используют в радиоприемниках, телевизорах и других устройствах.
- Он используется для производства буровых и режущих инструментов.
- Кобальт также используют в газовых турбинах и реактивных двигателях, поскольку он устойчив к высоким температурам.

СВОЙСТВА КОБАЛЬТА

- Металл серебристо-белого цвета.
- Ломкий негнущийся металл.
- Имеет две степени окисления.
- Поддается обработке.
- Химически активен, соединяется с другими элементами для образования солей и оксидов.

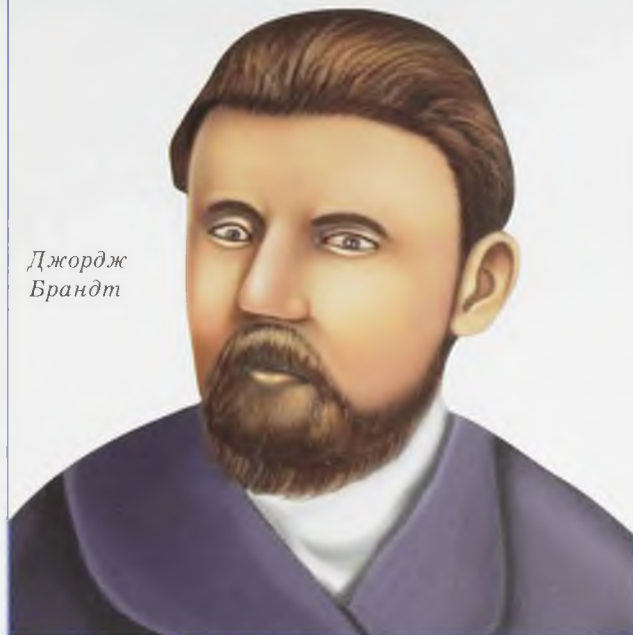
Изделия из кобальта



ОТКРЫТИЕ КОБАЛЬТА

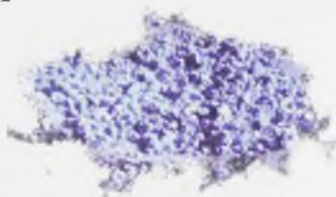
Кобальт был найден шведским химиком Джорджем Брандом в 1737 году.

Джордж Брандт



ДОБЫЧА КОБАЛЬТА

- Сначала кобальтовые руды нагревают до получения оксида кобальта. Затем оксид кобальта нагревают с алюминием для извлечения чистого металла.



Хлорид кобальта

- Потом оксид кобальта преобразуют в хлорид кобальта. Через расплавленный хлорид кобальта пропускают электрический ток для извлечения чистого элемента.

Знаете ли вы, что...

Кобальт (Co) – изотоп кобальта широкого применения, важный источник гамма лучей, используемый для лечения рака и других заболеваний.



Завод по производству кобальта

Никель

Никель – химический элемент, который находят в метеоритах. Это один из элементов, имеющихся под землей в избытке, составляя около 6% ядра земли. Он встречается в пентландите, пирротите и гарниерите. Никель – это элемент 10 группы таблицы Менделеева.



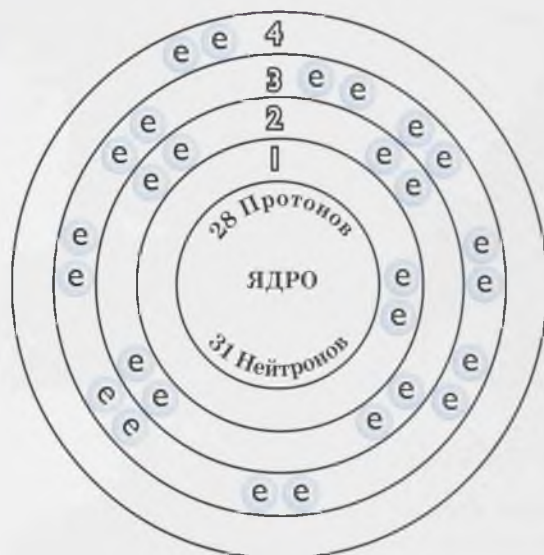
Кусок никеля



Самородок никеля

Краткие сведения

Символ	: Ni
Атомное число	: 28
Температура плавления	: 1,555 °C (2,831 °F)
Температура кипения	: 2,835 °C (5,135 °F)
Плотность	: 8.90



СТРУКТУРА АТОМА НИКЕЛЯ

ПРИМЕНЕНИЕ НИКЕЛЯ

Никель широко используют: для получения сплавов, в производстве газовых турбин и реактивных двигателей, в изготовлении батареек, которые используются в нескольких видах бытовой техники – CD плеерах, карманных диктофонах, видеокамерах, телефонах и ноутбуках. Никель также применяют в гальванопокрытиях. Еще его используют в тяжелом машиностроении и для производства больших контейнеров, в которых происходят крупные химические реакции. Его также используют для изготовления некоторых видов монет.



СВОЙСТВА НИКЕЛЯ

- Твердый серебристо-белый металл.
- Поддается обработке.
- Устойчив к коррозии.
- Никель сгорает в кислороде, образуя оксид никеля.
- Умеренный проводник электричества и тепла.

Никель



Никель в формате
UNC



ДОБЫЧА НИКЕЛЯ

- Сначала никелевые руды, содержащие сульфид никеля, нагревают в воздухе.
- При нагреве происходит превращения сульфида никеля в оксид никеля.
- Оксид никеля затем обрабатывают химическим способом для отделения кислорода от никеля.

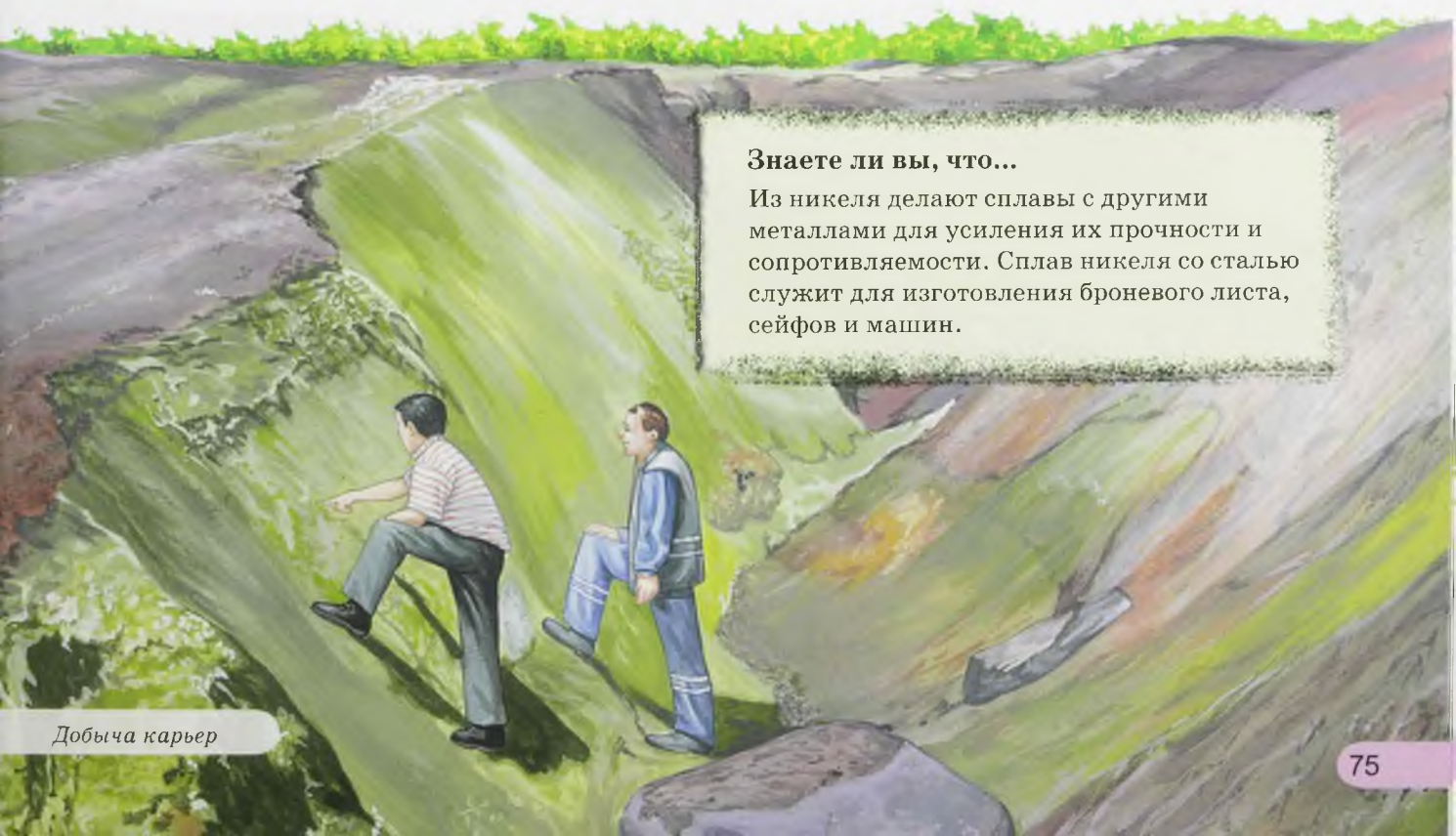
ОТКРЫТИЕ НИКЕЛЯ

Никель использовали в Китае примерно с 235 года до нашей эры. Древние китайцы использовали никель и цинк для изготовления домашней утвари и других металлических принадлежностей. Шведский химик Барон Аксель Фредерик Кроншtedт открыл никель как атомарное вещество в Стокгольме, Швеция, в 1751 году.

Знаете ли вы, что...

Из никеля делают сплавы с другими металлами для усиления их прочности и сопротивляемости. Сплав никеля со сталью служит для изготовления броневых листов, сейфов и машин.

Добыча карьер



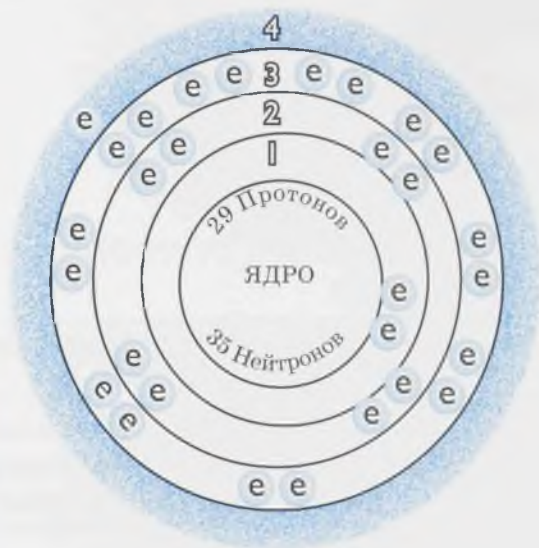
Медь

Медь – один из элементов, известных с давних времен и широко используемых металлов. В природе она встречается в скалах, почве, воде, осадках и в воздухе. Это элемент 11 группы в таблице Менделеева.



Краткие сведения

Символ	: Cu
Атомное число	: 29
Атомная масса	: 63.546
Температура плавления	: 1,083 °C (1,982 °F)
Температура кипения	: 2,595 °C (4,703 °F)
Плотность	: 8.96 или 9.0



СТРУКТУРА АТОМА МЕДИ

СВОЙСТВА МЕДИ

- Мягкий металл коричнево-красного цвета
- Легко поддается обработке
- Хороший проводник тепла и электричества
- Медь нагревают до красноты, медленно насыщают кислородом, образуя закись меди, которую затем продувают потоком воздуха для получения меди.



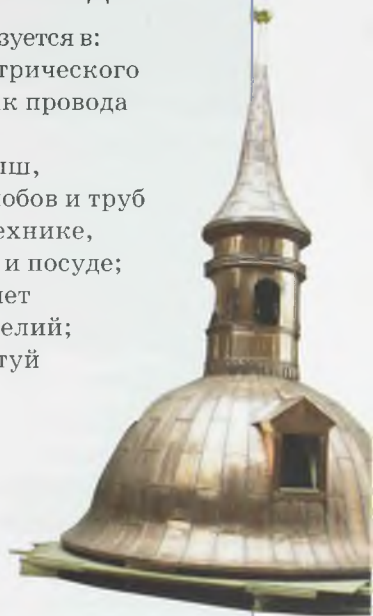


Дом с медной крышей

ИСПОЛЬЗОВАНИЕ МЕДИ

Медь широко используется в:

- таких видах электрического оборудования, как провода и моторы;
- изготовлении крыш, водосточных желобов и труб на зданиях, сантехнике, кухонной утвари и посуде;
- изготовлении монет и ювелирных изделий;
- изготовлении статуй и музыкальных инструментов.



Знаете ли вы, что...

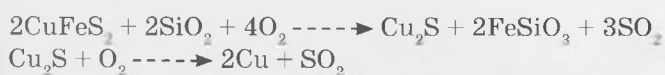
Самое большое месторождение меди находится в чилийских горах Андах.

ОТКРЫТИЕ МЕДИ

Медь известна с древних времен, ее открыли приблизительно около 9000 лет до нашей эры, и впервые использовали древнейшие цивилизации, включая Египет, Малую Азию, Китай.

ДОБЫЧА МЕДИ

- Медь добывают из медных руд, медного колчедана и сульфидных руд.
- Перед очисткой, руды концентрируют путем пенно-флотационного процесса.
- Эту концентрированную руду сильно нагревают при помощи диоксида кремния (кварца) и воздуха или кислорода в печи или нескольких печах.
- Сульфид меди получают из нескольких печей:



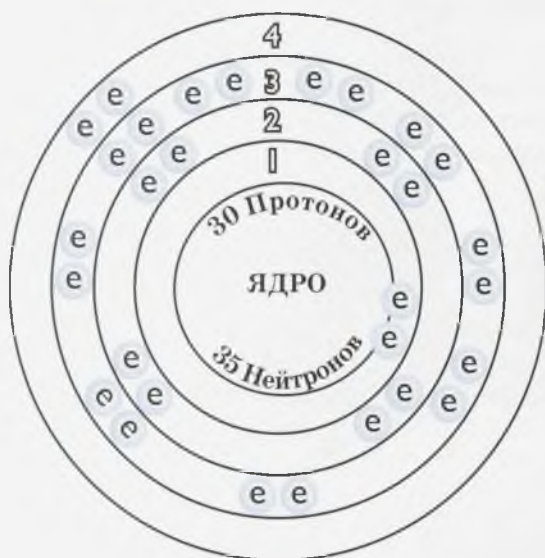
Медный рудник в Швеции

ЦИНК

Цинк – переходный металл, находящийся в земной коре. Его находят в виде его руд, таких как смитсонит, сфалерит, оксид цинка, силикат цинка и франклинит. Цинк это центральный элемент 12 группы таблицы Менделеева.

Краткие сведения

Символ	: Zn
Атомное число	: 30
Атомная масса	: 65.38
Температура плавления	: 419.5 °C (787.1 °F)
Температура кипения	: 908 °C (1,670 °F)
Плотность 7.14	: 7.14



СТРУКТУРА АТОМА ЦИНКА

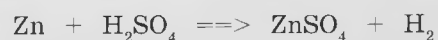
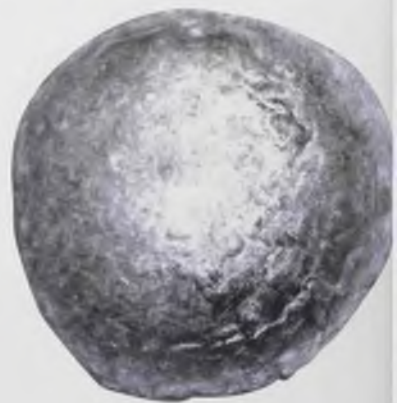
Цинковый камень



Оксид цинка

СВОЙСТВА ЦИНКА

- Яркий синевато-белый металл.
- Хрупкий при комнатной температуре.
- Хороший тепло- и электропроводник.
- Во влажном воздухе медленно насыщается кислородом.
- При соединении с разбавленными кислотами, цинк выделяет водород.



КАК ПОЛУЧАЮТ ЦИНК

- Цинк можно получить или путем обжига, или восстановления.
- Процесс обжига включает нагрев руды для получения соединения, оксида цинка. Затем его снова нагревают при помощи угля до получения чистого металла и кислорода в качестве сопутствующих продуктов.
- В процессе восстановления электрический ток проходит сквозь соединение цинка, разрушая его до получения металла цинка в чистом виде.



Электролитическое восстановление

ИСПОЛЬЗОВАНИЕ ЦИНКА

Цинк используют в:

- изготовлении сплавов;
- процессе гальванизации других металлов для предотвращения коррозии;
- производстве электрических элементов;
- медицине (в качестве оксид).



Цинковые гайки и болты

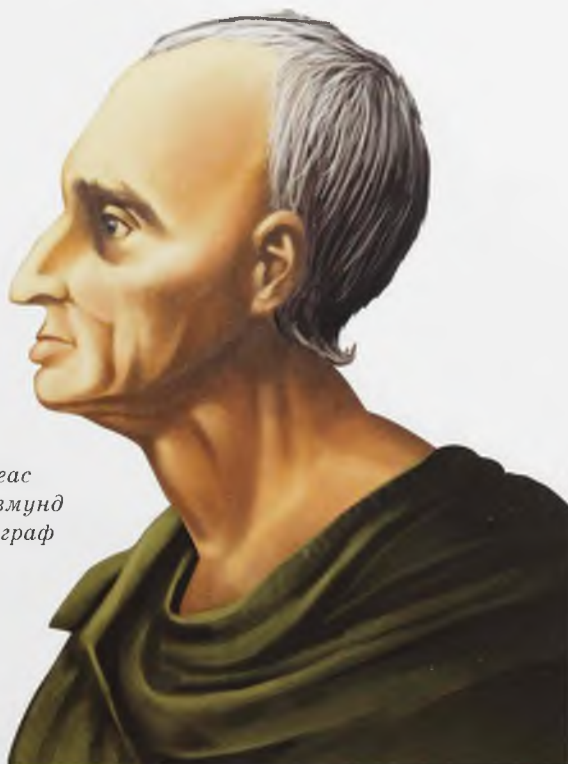


Знаете ли вы, что...

Цинк-64, цинк-66, цинк-67, цинк-68, и цинк-70 – это пять природных изотопов цинка.

ОТКРЫТИЕ ЦИНКА

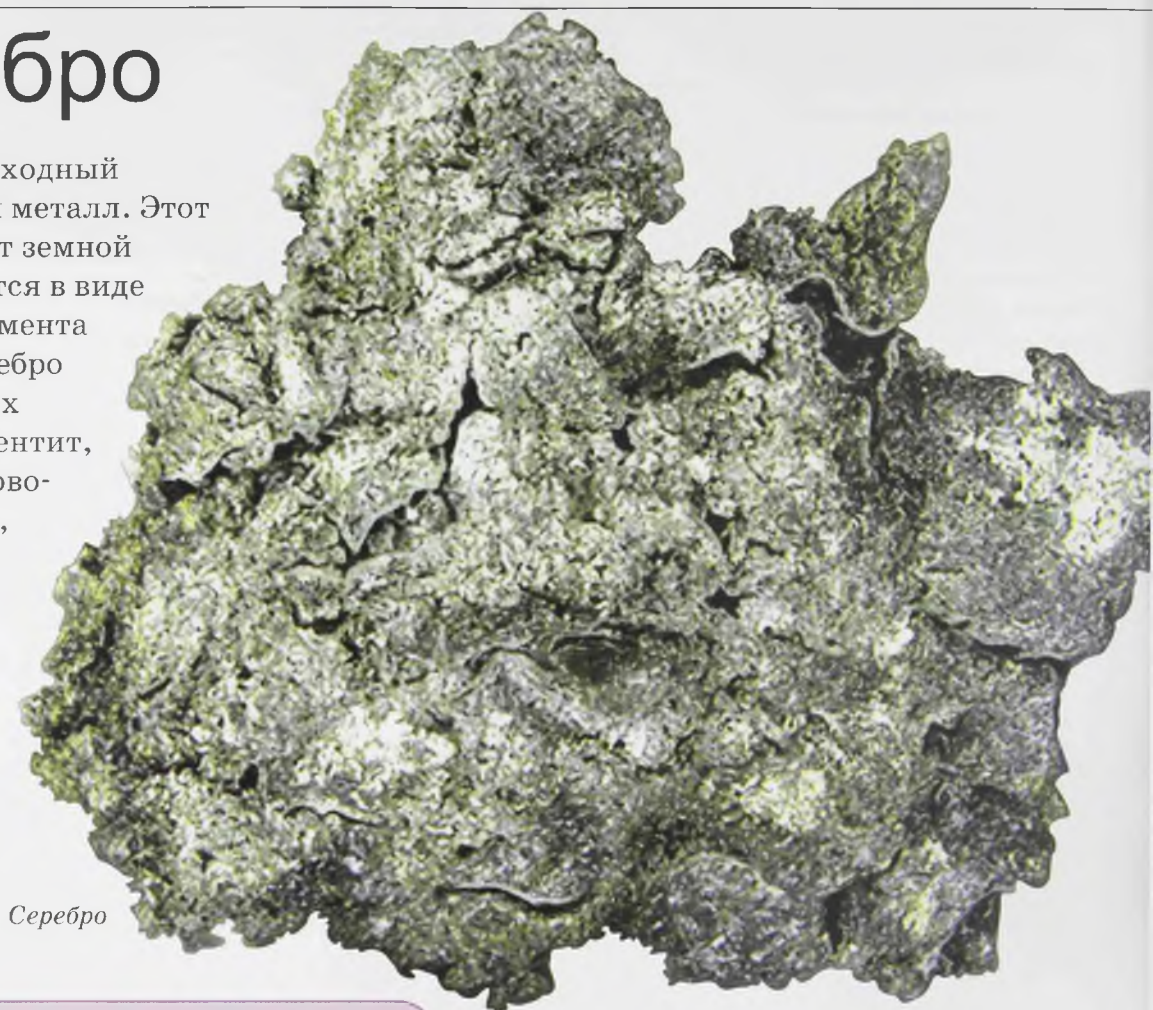
Люди использовали цинк со времен медной эпохи. Немецкий химик Андреас Сигизмунд Маргграф выделил чистый цинк путем нагрева каламина и угля в 1746 году.



*Андреас
Сигизмунд
Маргграф*

Серебро

Серебро – переходный и драгоценный металл. Этот редкий элемент земной коры встречается в виде свободного элемента в природе. Серебро находят в таких рудах, как аргентит, свинец, свинцово-цинковая руда, медь и золото, в Мексике, Перу и США.



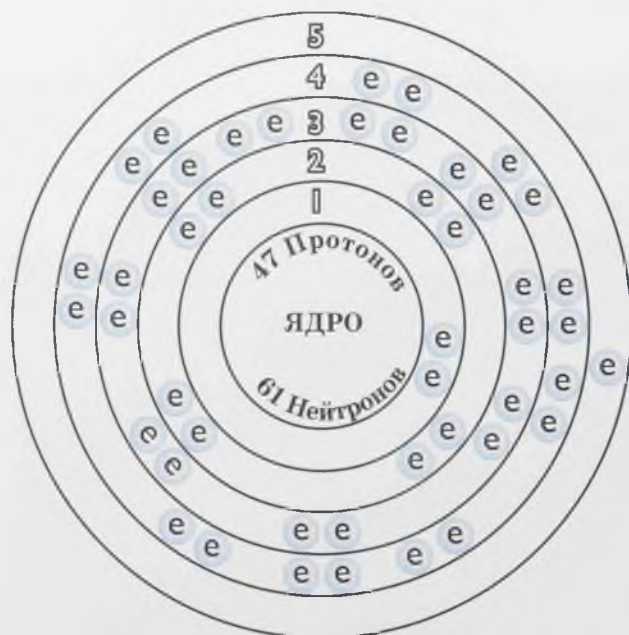
Серебро

Краткие сведения

Символ	: Ni
Атомная масса	: 47
Атомное число	: 107.868
Температура плавления	: 961.5 °C (1,762 °F)
Температура кипения	: 2,000 to 2,200 °C (3,600 to 4,000 °F)
Плотность	: 10.49

СВОЙСТВА СЕРЕБРА

- Белый, блестящий элемент.
- Мягкий и ковкий.
- Хороший проводник тепла и электричества.
- Из всех металлов, обладает самой высокой теплопроводностью.
- Стабилен в чистой воде и воздухе.
- легко растворяется в азотной кислоте (HNO_3), образуя нитрат серебра (AgNO_3).



СТРУКТУРА АТОМА СЕРЕБРА



ИСПОЛЬЗОВАНИЕ СЕРЕБРА

Серебро используют:

- Для изготовления декоративных украшений, ювелирных изделий, посуды, монет.
- В электрическом и электронном оборудовании, как провода и другое.
- Также используют при гальванизации.
- В пломбах для зубов.
- В негативах пленок для фильмов.



ПОЛУЧЕНИЕ СЕРЕБРА

Серебро получают в результате ряда разных процессов:

- цианизации;
- обессеребрения свинца;
- электролиза.



Серебро

ОТКРЫТИЕ СЕРЕБРА

Серебро известно с древних времен. Археологи нашли изделия из серебра, датированные приблизительно 3 400 годом до нашей эры.



Один из первых объектов, изготовленных из серебра

Знаете ли вы, что...

Самые крупные производители серебра в мире – Мексика, Перу, США, Канада, Польша, Чили и Австралия.



Вольфрам

Вольфрам – переходный металл 6 группы таблицы Менделеева. Он всегда встречается в виде соединений. Самые распространенные вольфрамовые руды – шеелит, или вольфрамат кальция и вольфрамит, или железомарганцевый вольфрам.



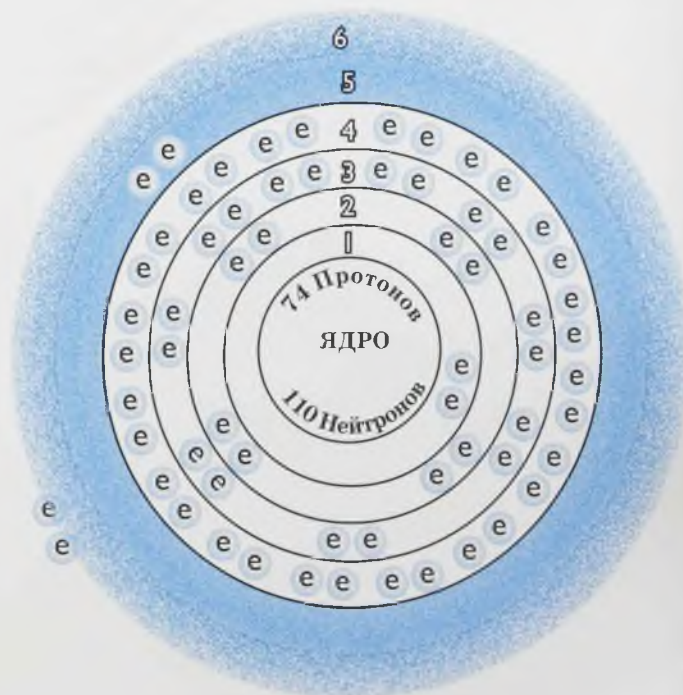
Лампа накаливания с вольфрамовой нитью

ИСПОЛЬЗОВАНИЕ ВОЛЬФРАМА

- Вольфрам широко применяется в производстве стальных сплавов.
- Он также используется в нити накала электрических ламп.
- Его также используют в качестве анти-катода в рентгеновских трубках.

Краткие сведения

Символ	: W
Атомное число	: 74
Атомная масса	: 183.85
Температура плавления	: 3,410 °C
Температура кипения	: 5,900 °C
Плотность	: 19.3



СТРУКТУРА АТОМА ВОЛЬФРАМА



СВОЙСТВА ВОЛЬФРАМА

- Металл от стального серого до почти белого цвета.
- Твердый и ломкий.
- Хороший проводник электричества.
- Относительно неактивный металл.
- Неохотно вступает в реакцию с кислотами.

Знаете ли вы, что...

У вольфрама самая высокая температура плавления из всех металлов.

КАК ПОЛУЧАЮТ ВОЛЬФРАМ

В процессе получения вольфрама металл концентрируют, используя его магнитные качества, и затем извлекают. Во время извлечения, вольфрам соединяют с соляной кислотой, при этом трихлорид вольфрама оседает, а затем его растворяют в аммиаке для образования вольфрама, который затем кристаллизуют и прокаливают.

ОТКРЫТИЕ ВОЛЬФРАМА

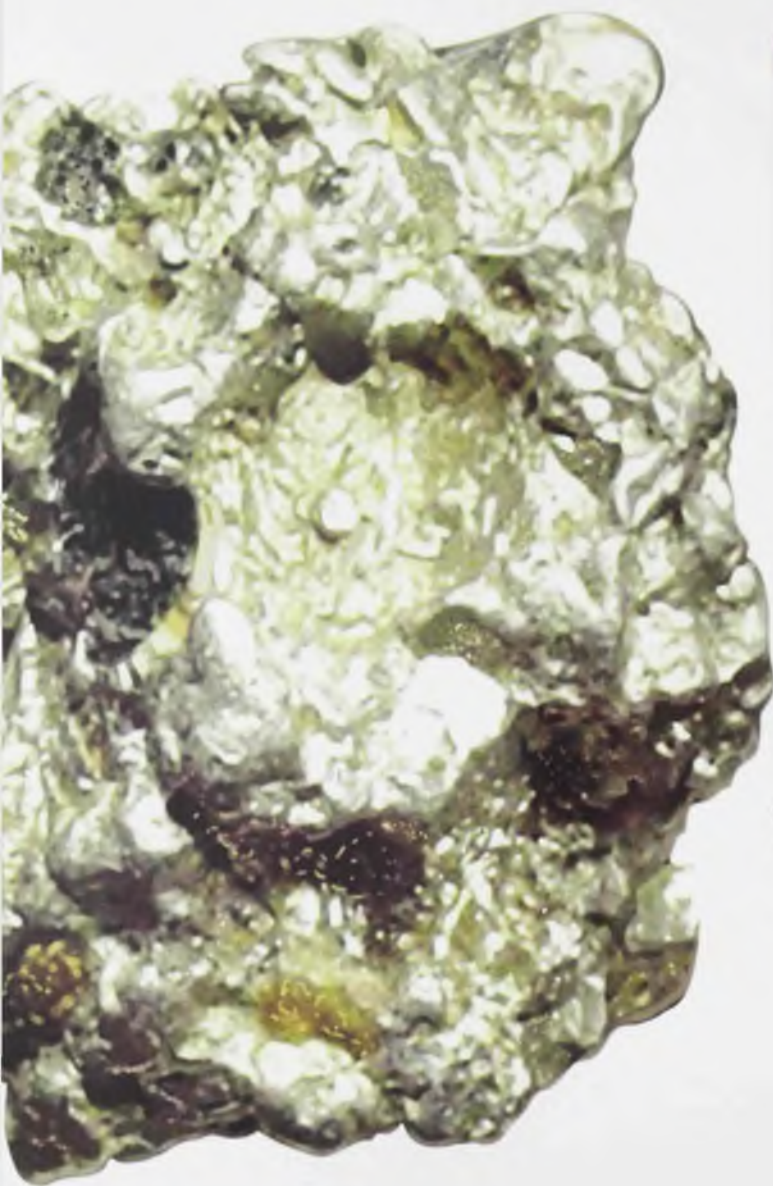
К.В. Шееле открыл вольфрам в 1781 году. Впервые вольфрам был выделен доном Фаусто д'Элюар в 1783 году.



Вольфрамит

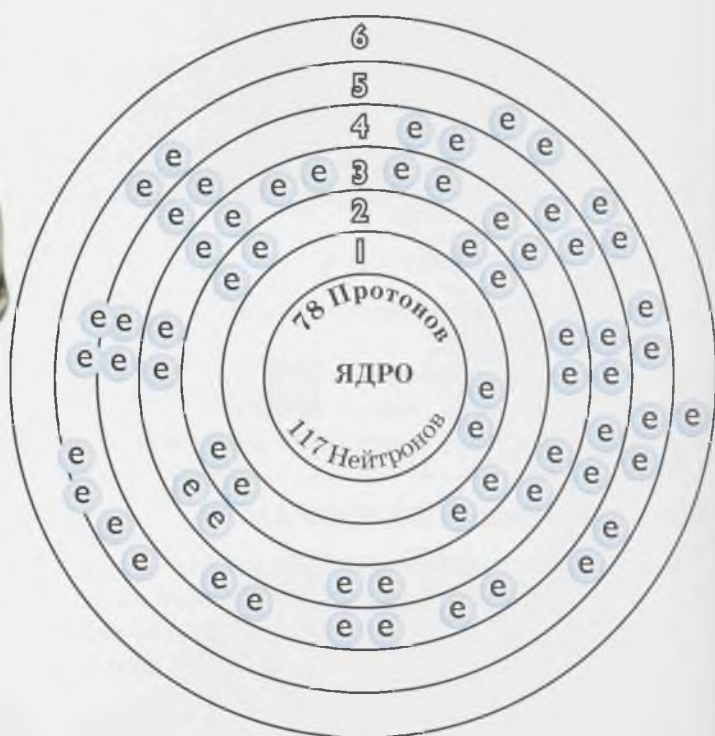
Платина

Платина – переходный металл 10 группы таблицы Менделеева. Платина встречается наряду с другими металлами, такими как медь и никель, и получают ее в качестве вторичного продукта при добыче этих металлов. Основной платиновой рудой является спериллит.



Краткие сведения

Символ	: Pt
Атомное число	: 78
Атомная масса	: 195.08
Температура плавления	: 1,773 °C
Температура кипения	: 3,827 °C
Плотность	: 21.45



СТРУКТУРА АТОМА ПЛАТИНЫ

СВОЙСТВА ПЛАТИНЫ

- Серебристо-серый блестящий металл.
- Мягкий и ковкий.
- Относительно неактивный металл, не образующий соединений с большинством других элементов или составов.
- Не подвергается изменениям на открытом воздухе.
- Не вступает в реакцию с большинством кислот, но растворяется в царской водке.



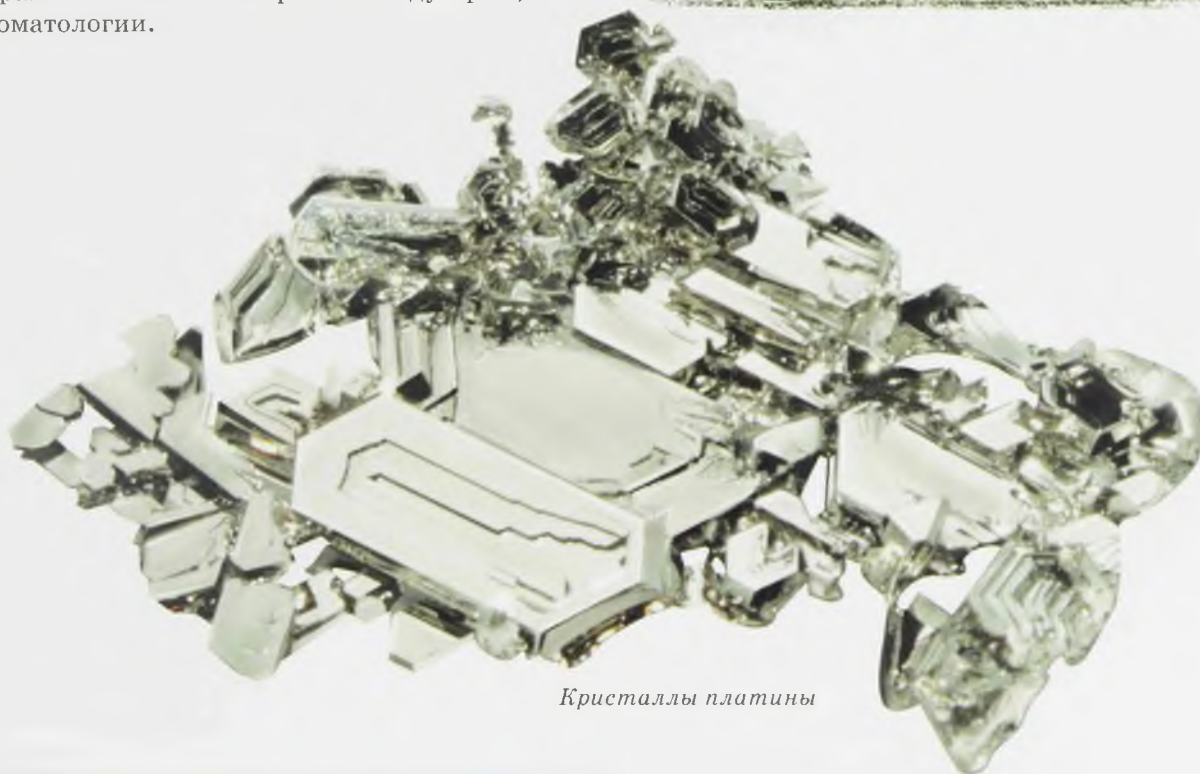
Платиновое кольцо с бриллиантовым камнем

ИСПОЛЬЗОВАНИЕ ПЛАТИНЫ

Платину в основном используют в ювелирных целях, поскольку это твердый, красивый и устойчивый к коррозии металл. Его также применяют в качестве катализатора в современной нефтегазовой промышленности. Платина используется также для производства интегральных схем в электронной промышленности, и в стоматологии.

Знаете ли вы, что...

«Платиновым веком» в Испании было время, когда начал расти спрос на этот металл для изготовления ювелирных изделий и других предметов искусства.



Кристаллы платины

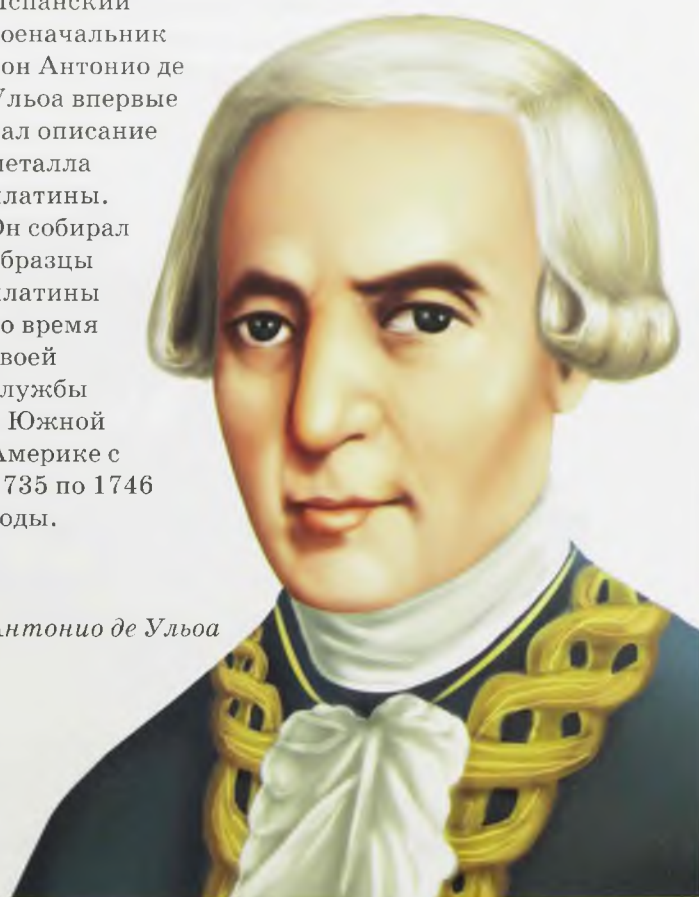
КАК ПОЛУЧАЮТ ПЛАТИНУ

- Вначале платину выделяют из соединения путем растворения в царской водке.
- Как известно, только платина растворяется в царской водке, а другие металлы — нет.
- Этот вид платины известен как платиновая губка.
- Этот черный платиновый порошок расплавляют при очень высоких температурах до получения чистого металла.



ОТКРЫТИЕ ПЛАТИНЫ

Испанский военачальник дон Антонио де Ульоа впервые дал описание металла платины. Он собирал образцы платины во время своей службы в Южной Америке с 1735 по 1746 годы.



Антонио де Ульоа

Золото

Золото – металлический элемент, один из первых металлов, обнаруженных человеком. В природе оно встречается в кварцевых жилах вулканических скал, наряду с медными рудами и исходными металлами. Золото – элемент 2 группы в периодической таблице Менделеева.

Краткие сведения

Символ	: Au
Атомная масса	: 79
Атомное число	: 196.9665
Температура плавления	: 1,064.76 °C (1,948.57 °F)
Температура кипения	: 2,700 °C (4,900 °F)
Плотность	: 19.32



Золотые слитки



СТРУКТУРА АТОМА ЗОЛОТА

СВОЙСТВА ЗОЛОТА

- Блестящий металл ярко-желтого цвета.
- Мягкий и плотный.
- Ковкий, легко поддается обработке.
- Хороший проводник тепла и электричества.

Золотой самородок



ИСПОЛЬЗОВАНИЕ ЗОЛОТА

- Золото используют для изготовления монет и медалей, ювелирных изделий.
- Из него делают зубные пломбы, мосты и коронки.
- Золото используют в энергетической и электронной промышленности, в особенности в печатных платах и соединителях.
- Его используют как покрытие для окон из стекла, для снижения ультракрасного излучения.



КАК ПОЛУЧАЮТ ЗОЛОТО

- Сначала золотую руду смешивают с ртутью для образования амальгамы.
- Амальгама – это смесь двух или более металлов.
- Затем золотую амальгаму отделяют от руды.
- Ее нагревают для извлечения ртути и чистого золота.

ОТКРЫТИЕ ЗОЛОТА

Золото было найдено в древние времена, около 2600 года до нашей эры. Возможно, вначале его использовали в качестве денег.



Валюта из золота

Знаете ли вы, что...

Южная Африка, Соединенные Штаты Америки, Австралия, Канада, Россия, Китай, Узбекистан, Бразилия, Папуа Новая Гвинея и Индонезия – основные производители золота в мире.



Ртуть

Ртуть – переходный металлический элемент, который встречается в основном в ртутных рудах и который является элементом 12 группы таблицы Менделеева.



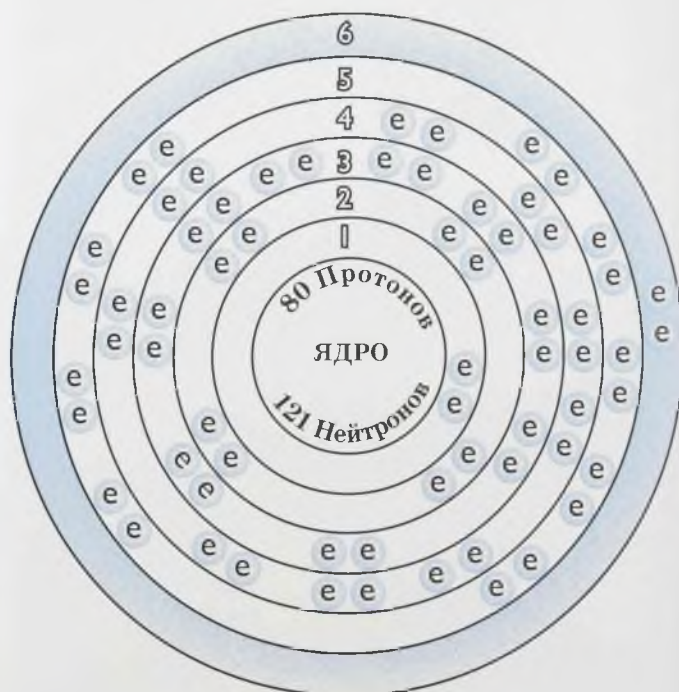
Элемент ртути

СВОЙСТВА РТУТИ

- Серебристо-серый блестящий металл.
- Мягкий и плотный.
- Легко поддается обработке.
- Хороший проводник электричества.
- Обладает высоким поверхностным натяжением.
- Ртуть – единственный жидкий металл при комнатной температуре.
- Легко вступает в реакцию с хлором и азотной кислотой, выделяя нитрат ртути и окись водорода.

Краткие сведения

Символ	: Hg
Атомное число	: 80
Атомная масса	: 200.59
Температура плавления	: -38.87 °C
Температура кипения	: 356 °C
Плотность	: 13.5



СТРУКТУРА АТОМА РТУТИ



Барометр ртути

ИСПОЛЬЗОВАНИЕ РТУТИ

Ртуть используется в:

- некоторых видах термометров и барометров;
- вакуумных насосах;
- электрических выпрямителях и выключателях;
- изготовлении зеркал и производстве детонаторов;
- подготовке амальгамы натрия, применяемой в лабораториях в качестве восстановителя;
- лампах дневного света и батарееках;
- изготовлении химических пестицидов.

ОТКРЫТИЕ РТУТИ

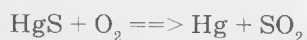
Ртуть обнаружили примерно в XV или XVI веке до нашей эры. Ее нашли в маленьком стеклянном контейнере в гробнице Курна в Египте.

Знаете ли вы, что...

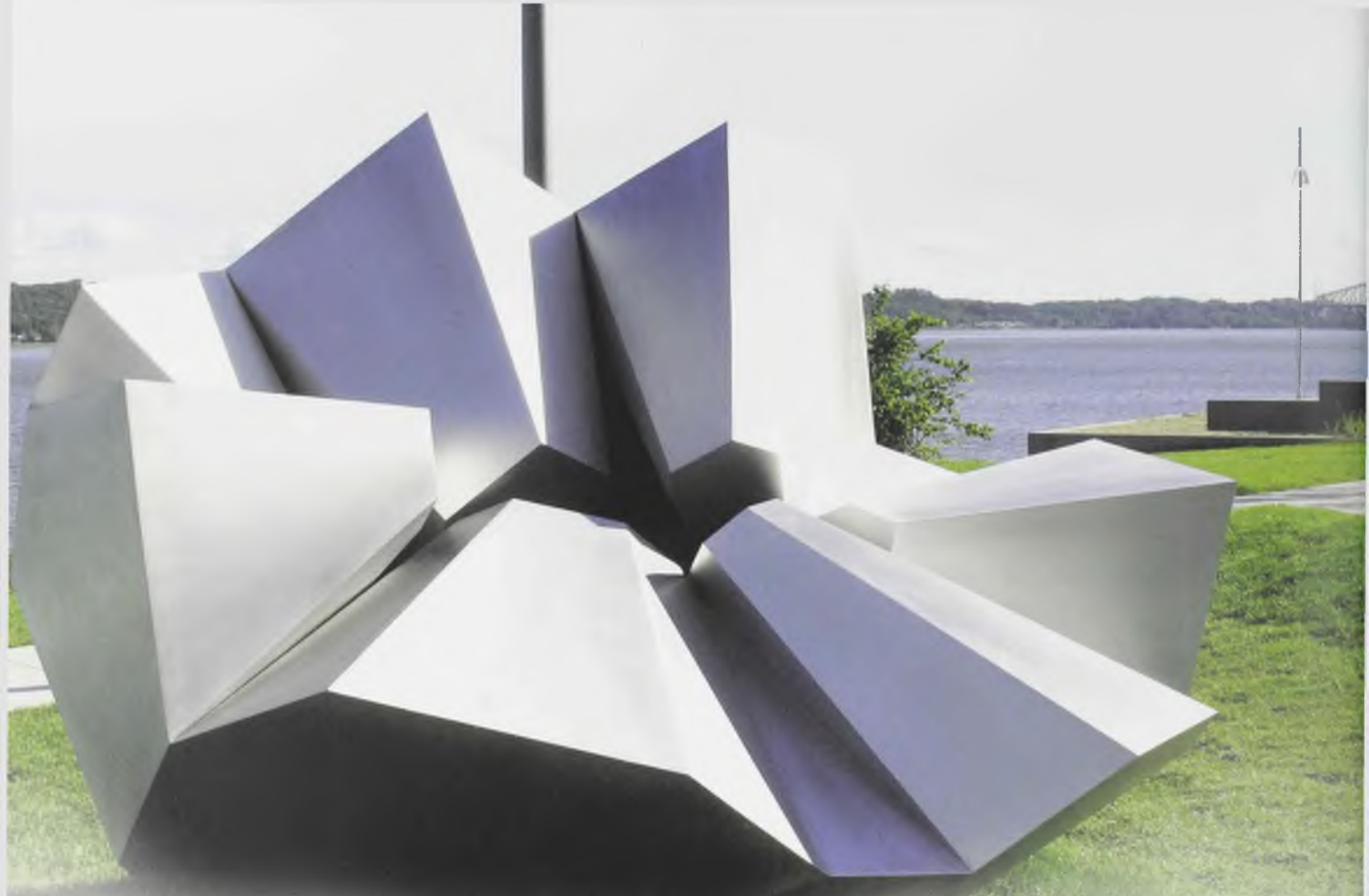
Ртуть – единственный металл, который становится жидким при комнатной температуре.

КАК ПОЛУЧАЮТ РТУТЬ

Ртуть извлекают из ртутной руды – киновари – путем обжига, получившийся металл очищают при помощи дистилляции:



Киноварь



Структура алюминия

Алюминий

Алюминий – один из трех элементов и металлов, имеющих на Земле в изобилии. В природе он встречается в соединениях и таких рудах, как боксит, гиббсит и криолит. Алюминий является элементом 13 группы таблицы Менделеева.

Краткие сведения

Символ	: Al
Атомное число	: 13
Атомная масса	: 26.98154
Температура плавления	: 660 °C (1,220 °F)
Температура кипения	: 2,327-2,450 °C (4,221-4,442 °F)
Плотность	: 2.7



Алюминиевая тара



СТРУКТУРА АТОМА АЛЮМИНИЯ

ИСПОЛЬЗОВАНИЕ АЛЮМИНИЯ

Алюминий применяется:

- для изготовления кухонных принадлежностей;
- в строительной индустрии для производства окон, дверей и монтажных проводов;
- в аэрокосмической и других видах транспортной индустрии;
- в качестве электропроводника для передачи электроэнергии;
- в качестве упаковочного материала, как алюминиевая фольга, банки под пиво и мягкие напитки, тубики для краски и контейнеры для домашнего хранения продуктов;
- порошковый алюминий используется в красках и твердом ракетном топливе.



Алюминиевая фольга

СВОЙСТВА АЛЮМИНИЯ

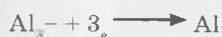
- металл серебристого цвета с легким синеватым оттенком;
- мягкий и ковкий;
- отличный проводник электричества высокореактивный элемент;
- при быстрой реакции с кислородом алюминий образует оксид алюминия, который используют в качестве покрытия для предотвращения коррозии металлов.



Монеты из алюминия

КАК ПОЛУЧАЮТ АЛЮМИНИЙ

- Алюминий извлекают из бокситовой руды при помощи процесса Байера.
- Сначала руду смешивают с едким натром (NaOH), осаждая гидроокись алюминия.
- Затем гидроокись алюминия обрабатывают криолитом, сквозь который пропускают электричество.
- Электролизная ванна имеет углеродную футеровку, которая служит отрицательным электродом – катодом. Положительные электроды – аноды – тоже из углерода. Ионы алюминия (Al^{3+}) ионы (O^{2-}) высвобождаются и соединяются с катодом и анодом соответственно, для образования металла алюминия.
- Уменьшение металла алюминия на катоде:



- Окисление кислорода на аноде:



Боксит

ОТКРЫТИЕ

Древние греки и римляне были, возможно, первыми людьми, использовавшими соединения алюминия. Римляне пользовались им с первого века.

Знаете ли вы, что...

Металл алюминий был впервые извлечен Гансом Христианом Эрстедом в 1825 году путем алхимии.

Олово

Олово – металл 14 группы таблицы Менделеева. Олово встречается в аллотропных формах и в рудах. Касситерит, форма оксида олова (SnO_2) является основной рудой олова. β -форма, или белое олово, и α -олово, или серое олово – это основные аллотропные модификации олова.

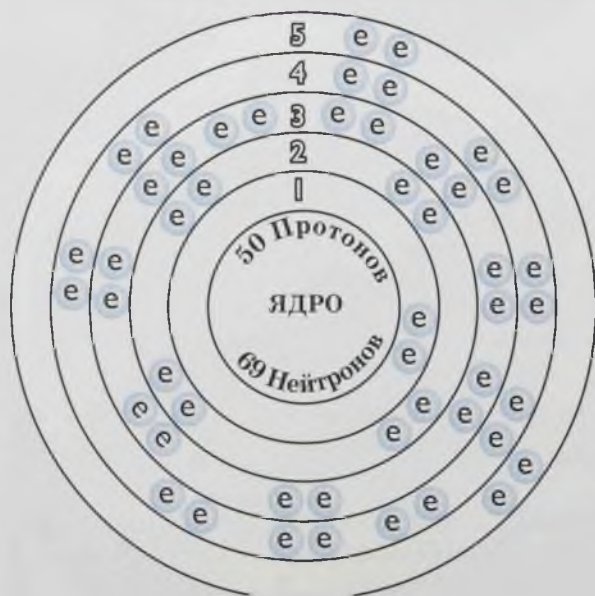
СВОЙСТВА ОЛОВА

- Серебристо-белый металл.
- Поддающийся обработке.
- Олово становится очень хрупким при температуре выше 200°C .
- Олово не вступает в реакцию с водой или кислородом при комнатной температуре, следовательно, не ржавеет.
- Олово образует двухвалентный хлорид при соединении с такими разбавленными кислотами, хлористоводородная кислота.

$$\text{Sn} + 2\text{HCl} \Rightarrow \text{SnCl}_2 + \text{H}_2$$
- Олово также легко реагирует и с концентрированными кислотами.

Краткие сведения

Символ	: Sn
Атомное число	: 50
Атомная масса	: 118.69
Температура плавления	: 232°C
Температура кипения	: $2,260^\circ\text{C}$
Плотность	: 7.31



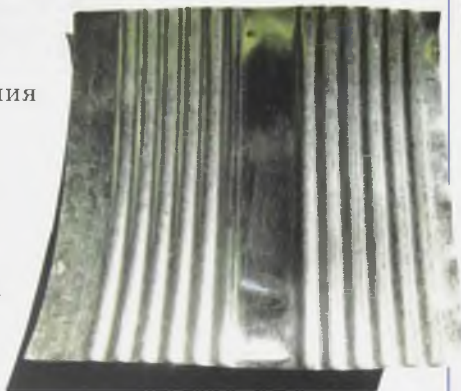
СТРУКТУРА АТОМА ОЛОВА





ИСПОЛЬЗОВАНИЕ ОЛОВА

- В древние времена олово использовали для изготовления ювелирных украшений, монет и особой посуды.
- В наши дни листы из олова используют при постройке зданий и для крыш.



Лист олова

- Олово используют в паянии или соединении металлических частей.
- Олово используют также для производства контейнеров для хранения.
- Одно из важных применений олова – это изготовление сплавов, таких как бронза и баббит, на основе олова и свинца.



Большую часть олова добывают из оловянных шахт

КАК ПОЛУЧАЮТ ОЛОВО

- Вначале касситерит нагревают при помощи угля.
- В этой реакции образования нечистого олова выделяется кислород.
- Следы железа в касситерите удаляют нагреванием нечистого олова в присутствии кислорода.
- Железо превращается в оксид железа, отделяясь от металлического олова.

ОТКРЫТИЕ ОЛОВА

Олово использовалось человеком тысячи лет назад.

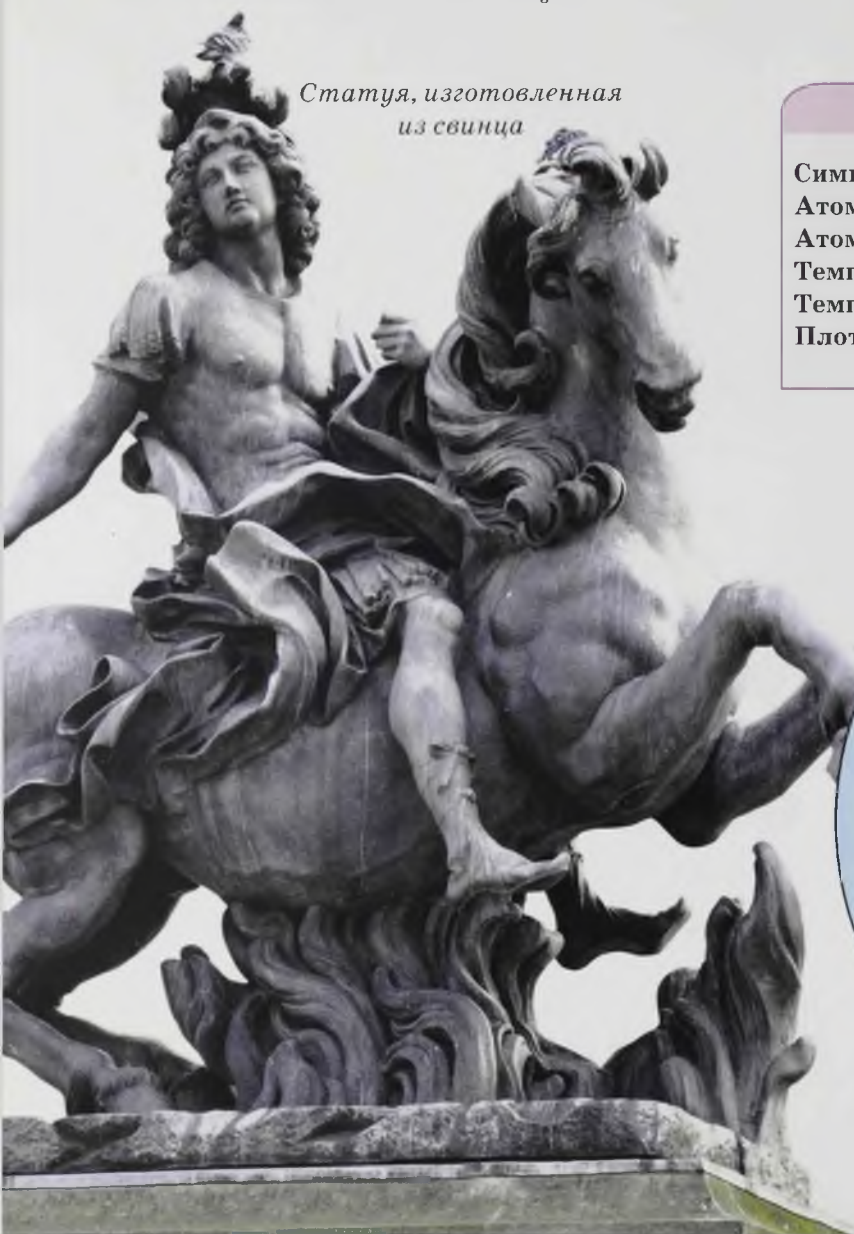
Знаете ли вы, что...

При изгибе олово издает визг, так называемый «крик олова».



Свинец

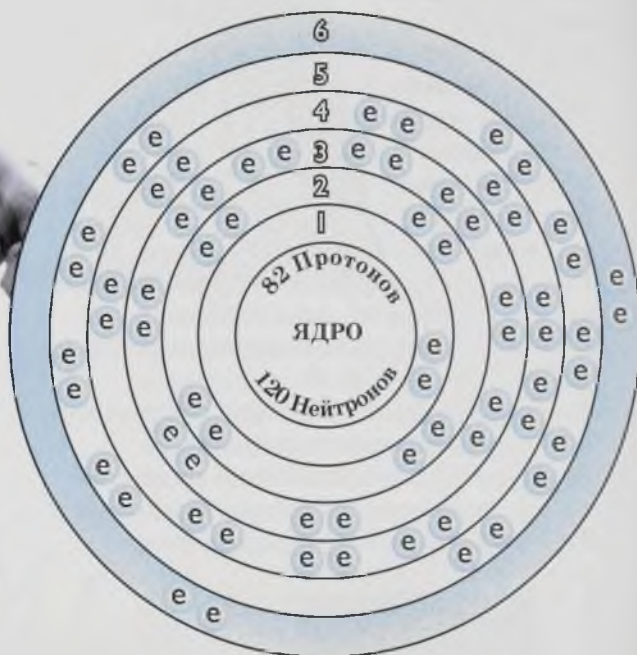
Свинец – самый тяжелый элемент семейства углеродных, принадлежащим к 14 группы таблицы Менделеева. Свинец содержится в таких рудах, как галенит, или сульфид свинца (PbS), англезит, или сульфат свинца (PbCO_3) и церузит, или карбонат свинца (PbCO_3).



Статуя, изготовленная
из свинца

Краткие сведения

Символ	: Pb
Атомное число	: 82
Атомная масса	: 207.2
Температура плавления	: 327.4 °C
Температура кипения	: 1,750-1,755 °C
Плотность	: 11.34



СТРУКТУРА АТОМА СВИНЦА

СВОЙСТВА СВИНЦА

- Тяжелый, твердый и блестящий металл синевато-серого цвета.
- Легко поддается обработке
- Свинец можно легко скрутить, разрезать, придать ему форму и растянуть.
- Плохой проводник электричества, звуков и вибраций.
- Умеренно активный металл.
- Стабилен в сухом воздухе.
- Растворяется в концентрированной азотной кислоте и теплом растворе разбавленной кислоты.
- Неохотно вступает в реакцию с кислородом.





Карьер по добыче свинца

КАК ПОЛУЧАЮТ СВИНЕЦ

- Свинцовую руду вначале нагревают в присутствии воздуха, и в результате обжига руда превращается в соединение свинца и кислорода, оксид свинца (PbO_2).
- Затем оксид свинца нагревают при помощи угля или чистого углерода.
- Углерод вытесняет кислород, и образуется чистый свинец.
- Далее чистый свинец обрабатывают путем электролиза, пропуская электрический ток сквозь соединение.

ОТКРЫТИЕ

Люди используют свинец тысячи лет.

Знаете ли вы, что...

Свинец-204, свинец-206, свинец-207 и свинец-208 – природные изотопы свинца.

ИСПОЛЬЗОВАНИЕ СВИНЦА

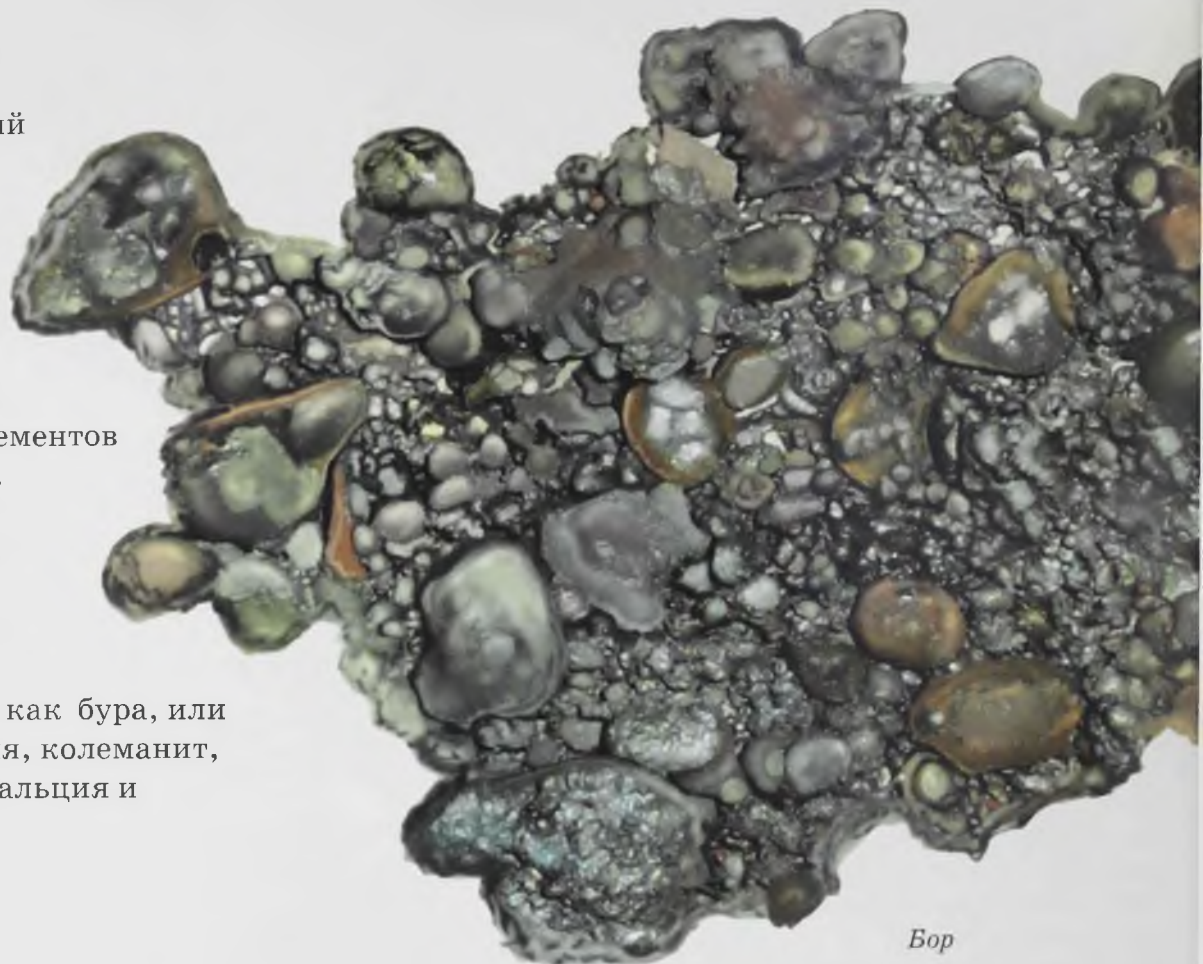
- Свинец используют для изготовления дроби и пуль.
- Свинцовые листы используются в строительстве зданий.
- Свинец также используют для припоя, в водопроводных и канализационных трубах, и шарикоподшипниках.
- Свинец применяется для изготовления сплавов с оловом и медью.

Свинец используется в строительстве



Бор

Бор – первый элемент и единственный неметаллический элемент в 13 группе таблицы элементов Менделеева. Бор всегда встречается в виде соединений в таких минералах, как бура, или борат натрия, колеманит, или борат кальция и другие.



Бор

Краткие сведения

Символ	: В
Атомное число	: 5
Атомная масса	: 10.811
Температура плавления	: 2,200-2,300 °C
Температура кипения	: 3927 °C
Плотность	: 2.46 и 2.31



СТРУКТУРА АТОМА БОРА

КАК ПОЛУЧАЮТ БОР

- Оксид бора нагревают при помощи порошкового магния или алюминия для получения бора.
- Бор образуется, когда электрический ток пропускают через расплавленный трихлорид бора.



СВОЙСТВА БОРА

- Бор существует в виде аллотропов, кристаллических и некристаллических форм.
- Кристаллические формы бывают двух видов, красного и черного цветов.
- Некристаллическая форма представляет собой коричневый порошок.
- Бор может поглощать нейтроны.
- При реакции с кислородом, бор образует триоксид бора (B_2O_3).
- Бор не вступает в реакции с кислотами.
- При комнатной температуре бор плохо проводит электричество, будучи хорошим проводником при высокой температуре.
- Порошковая форма бора реагирует с горячей азотной кислотой (HNO_3) и с горячей серной кислотой (H_2SO_4).

Руда боры

Знаете ли вы, что...

Нейтронзахватная терапия на основе бора (BNCT) – это метод лечения рака, направленный на поражение раковых клеток

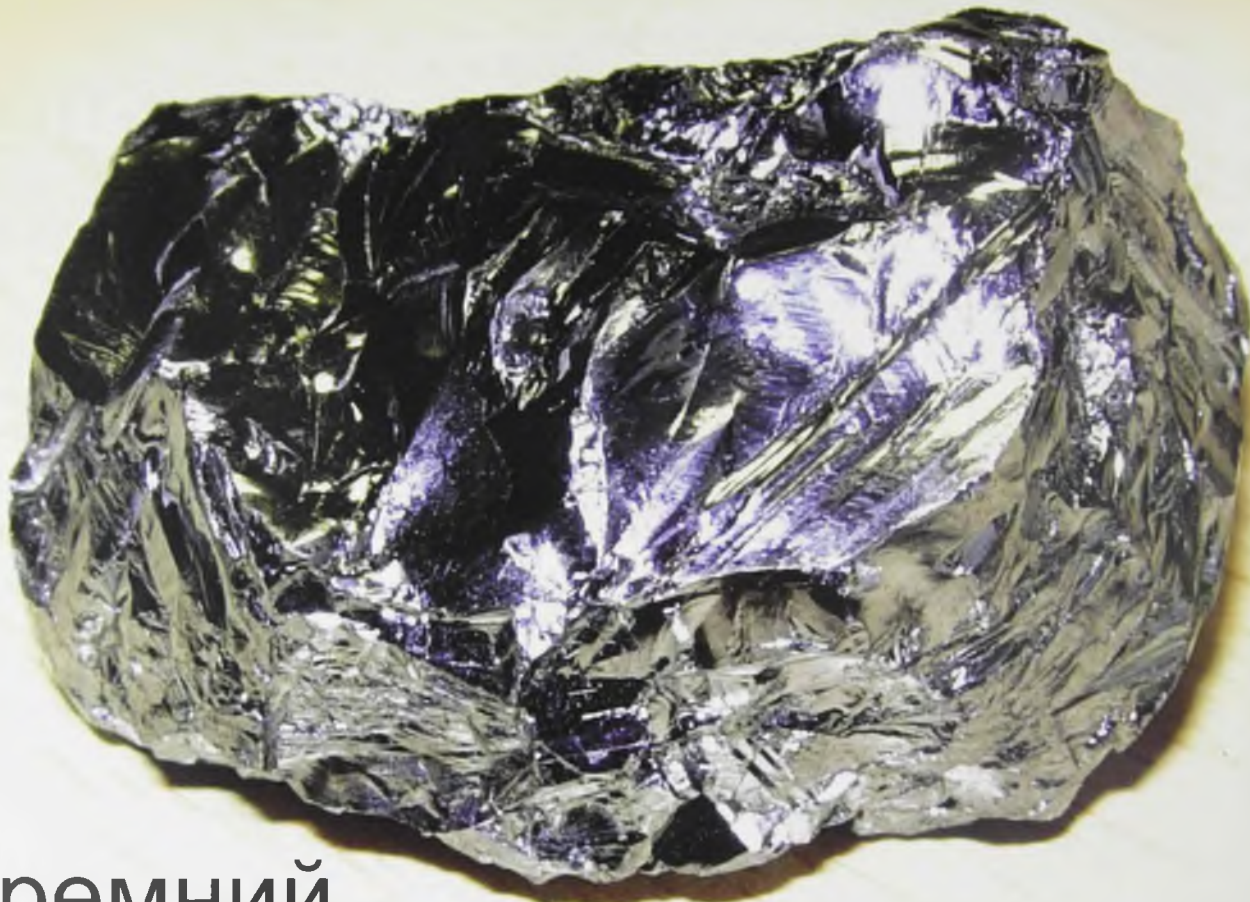
ОТКРЫТИЕ

Бор впервые получен в 1808 году французскими физиками Ж. Гей-Люссаком и Л. Тенаром путем нагревания борного ангидрида B_2O_3 с металлическим калием.

Жозеф
Гей-Люссак

ИСПОЛЬЗОВАНИЕ БОРА

- Бура – соединение бора, используемое в производстве стекла и глазури.
- Бор также применяют в сельском хозяйстве, замедлителях огня, в мыле и стиральных порошках.
- Его также используют для производства сплавов.

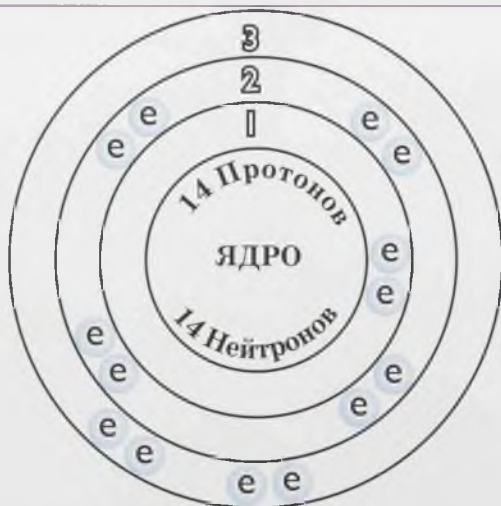


Кремний

Кремний – неметаллический элемент 14 группы в периодической таблице Менделеева. Считается, что это металлоид, обладающий признаками как металлов, так и неметаллов. Кремний всегда встречается в виде соединений с другими элементами – магнием, кальцием, фосфором, кислородом и т.д.

Краткие сведения

Символ	: Si
Атомное число	: 14
Атомная масса	: 28.0855
Температура плавления	: 1,410 °C
Температура кипения	: 2,355 °C
Плотность	: 2.33



СТРУКТУРА АТОМА КРЕМНИЯ



СВОЙСТВА КРЕМНИЯ

- Металлоид, который имеет две аллотропные формы: кристаллическую — слегка блестящий порошок тёмно-серого цвета, и аморфную — порошок черного цвета.
- Является полупроводником, с электропроводностью выше, чем у непроводников, но ниже, чем у проводников электричества.
- Сравнительно неактивный элемент
- Становится реакционно-активным при повышении температуры.
- Вступает в реакции с кислородом, азотом, серой и фосфором в расплавленном состоянии.

ИСПОЛЬЗОВАНИЕ КРЕМНИЯ

- Кремний широко используется для изготовления сплавов.
- Также применяется в электронике, в транзисторах и других компонентах, панелях солнечных батарей из фотоэлектрических



преобразователей, выпрямителях и запасных частях для компьютерных схем.

- Силикон, полученный из кремния, имеет важное значение для промышленности.



Подшипники из кремния



ОТКРЫТИЕ КРЕМНИЯ

Шведский химик Йенс Якоб Берцелиус открыл кремний в 1824 году, получил его аморфную форму, в то время как Анри Сент-Клер Девиль, французский физикохимик изготовил кристаллическую форму кремния в 1854 году.



Йенс Якоб Берцелиус

ПОЛУЧЕНИЕ КРЕМНИЯ

В процессе извлечения кремния диоксид кремния нагревают при помощи углерода, который вытесняет кремний.



Кремний присутствует в почве планеты Марс

Знаете ли вы, что...

Кремний – второй по распространенности химический элемент в земной коре.

Водород

Водород – самый распространенный и самый простой элемент, который встречается повсюду – и во вселенной, и на земле, в виде смеси трех изотопов: протия, дейтерия и трития. В периодической таблице химических элементов водород находится в I группе.

СВОЙСТВА ВОДОРОДА

- Представляет собой газ без цвета, запаха и вкуса.
- Слегка растворим в воде, алкоголе и некоторых жидкостях.
- При сгорании в воздухе или в кислороде водород образует воду.
- $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \Rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$.
- Водород легко реагирует с такими неметаллами, как галогены, сера и фосфор.

Водород обнаружен в тумане

Краткие сведения

Символ	: H
Атомное число	: 1
Атомная масса	: 1.00794
Температура плавления	: -259.2 °C
Температура кипения	: -252.77 °C
Плотность	: 0.09



СТРУКТУРА АТОМА ВОДОРОДА



Завод по производству водорода



ИСПОЛЬЗОВАНИЕ ВОДОРОДА

Водород используется:

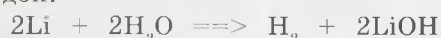
- В производстве аммиака (NH_3) путем соединения водорода и азота под высоким давлением и при высокой температуре в присутствии катализатора.
- В производстве метанола при соединении с угарным газом.
- При получении металлов в чистом виде, когда водород пропускают над горячим оксидом металла.
- Водород также используют для очистки нефти.

КАК ПОЛУЧАЮТ ВОДОРОД

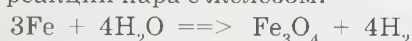
- Водород получают несколькими способами.
- Самая чистая форма водорода образуется при электролизе воды:



- Щелочные металлы образуют водород при сильной реакции с водой:



- В промышленных масштабах водород получают в результате реакции пара с железом:

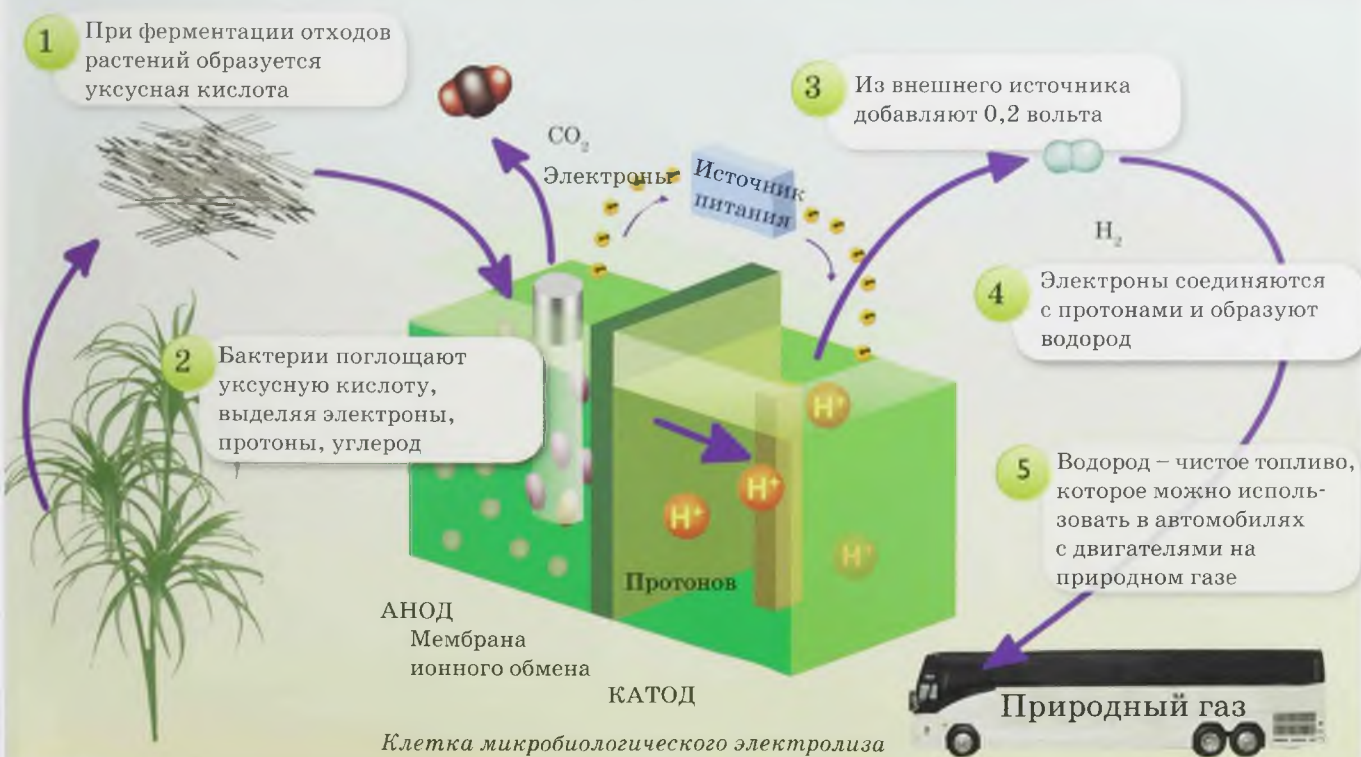


ОТКРЫТИЕ ВОДОРОДА

Водород был впервые открыт английским физико-химиком Генри Кавендишем в 1766 году, который также доказал, что вода – соединение водорода и кислорода.

Знаете ли вы, что...

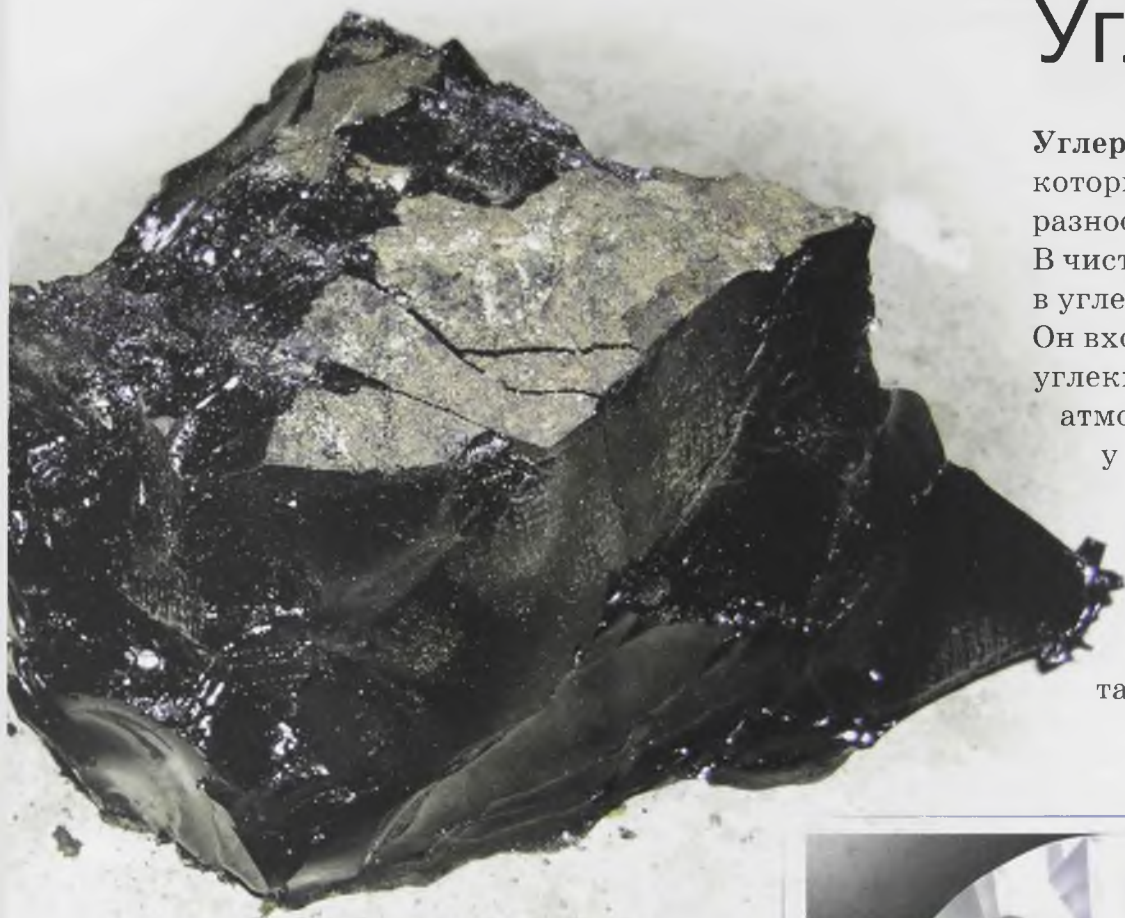
Около 15 процентов всех атомов на Земле – атомы водорода.



Клетка микробиологического электролиза

Углерод

Углерод – неметалл, который встречается в разнообразных формах. В чистом виде он имеется в угле, саже и в алмазах. Он входит в состав углекислого газа в атмосфере и имеется у всех живых существ в виде белков, жиров и углеводов. Углерод является элементом 14 группы таблицы Менделеева.



Краткие сведения

Символ	: C
Атомное число	: 6
Атомная масса	: 12.01115
Температура плавления	: 3550 °C
Температура кипения	: 4200 °C
Плотность	: 2.25 (graphite)



СТРУКТУРА АТОМА УГЛЕРОДА



Алмаз

СВОЙСТВА УГЛЕРОДА

- аллотропные формы углерода обладают кристаллической структурой
- алмаз – самый твердый материал, в то время как графит – мягкий материал
- уголь, сажа, древесный уголь и кокс – это некристаллические аллотропы углерода
- при сгорании в воздухе углерод образует углекислый газ и угарный газ.
- Углерод может образовывать бесконечно длинные атомные цепочки

Знаете ли вы, что...

Изучением углерода и его соединений занимается отдельная отрасль химии – химия органических веществ.

ИСПОЛЬЗОВАНИЕ УГЛЕРОДА

Углерод применяется:

- при изготовлении ювелирных изделий;
- для резки, заточки и полировки других материалов (алмаз);
- для карандашей и смазочных материалов (графит);
- в качестве замедлителя ядерных реакций в атомных электростанциях и для производства черной краски (графит).

Углерод используют в основе карандаша

ОТКРЫТИЕ УГЛЕРОДА

Люди использовали углерод с древних времен, в виде природных алмазов и древесного угля.

КАК ДОБЫВАЮТ УГЛЕРОД

Различные виды углерода, от алмаза до графита, добывают из-под земли или в лабораторных условиях. Алмаз можно получить и синтетическим путем, подвергая углерод очень высокому давлению.



Азот

Азот – элемент, имеющийся в изобилии и составляющий около 78 процентов земной атмосферы. Он также встречается и на поверхности земли, в скальных породах и минералах. Углерод является элементом 15 группы таблицы Менделеева.

СВОЙСТВА АЗОТА

- бесцветный газ без вкуса и запаха;
- слегка растворим в воде;
- при высокой температуре вступает в реакцию с некоторыми металлами, образуя нитриды:
$$3\text{Mg} + \text{N}_2 \rightleftharpoons \text{Mg}_3\text{N}_2$$
- при молнии азот вступает в реакцию с кислородом, образуя окись азота;
- азот может образовывать бесконечно длинные атомные цепочки.

Краткие сведения

Символ	: N
Атомное число	: 7
Атомная масса	: 14.0067
Температура плавления	: -210.1 °C
Температура кипения	: -195.8 °C
Плотность	: 1.25046



СТРУКТУРА АТОМА АЗОТА

Азот –
бесцветный газ



ИСПОЛЬЗОВАНИЕ АЗОТА

Азот используется:

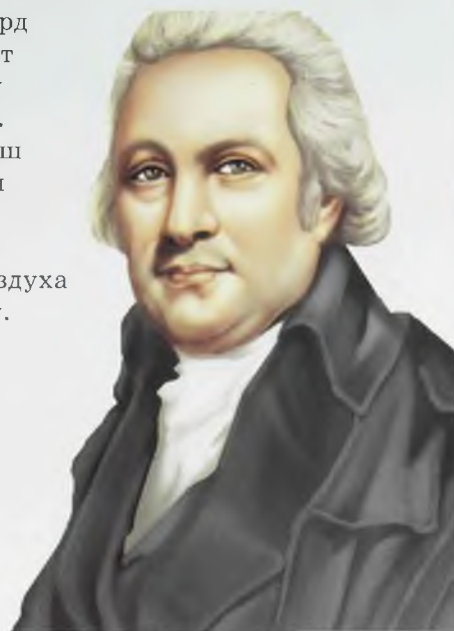
- для создания инертной атмосферы;
- для получения аммиака в реакции Хабера;
- в качестве заполнителя в электрических лампочках и в высокотемпературных термометрах;
- для хранения важных исторических документов, так как азот не вступает в реакцию с элементами;
- жидкий азот применяется в качестве хладагента.



Азот используется в приготовлении мороженого

ОТКРЫТИЕ АЗОТА

Д. Резерфорд открыл азот в 1772 году нашей эры. Г. Кавендиш подтвердил факт выделения азота из воздуха в 1775 году.



Даниель Резерфорд

Знаете ли вы, что...

Азот-14 и азот-15 – природные изотопы азота.

КАК ПОЛУЧАЮТ АЗОТ

Азот получают из сжиженного воздуха при помощи раствора каустической соды, удаляя углекислый газ. После этого, жидкий воздух подвергают дробной перегонке, отделяя кислород и другие газы.

Извлечение азота на установке





Кислород

Кислород – второй по распространенности элемент земной атмосферы, составляющий одну пятую ее часть в свободном виде. Он также встречается и в земной коре. Кислород является элементом 16 группы таблицы Менделеева.

Краткие сведения

Символ	: O
Атомное число	: 8
Атомная масса	: 5.9994
Температура плавления	: -214 °C
Температура кипения	: -183 °C
Плотность	: 1.429



СТРУКТУРА АТОМА КИСЛОРОДА

ИСПОЛЬЗОВАНИЕ КИСЛОРОДА

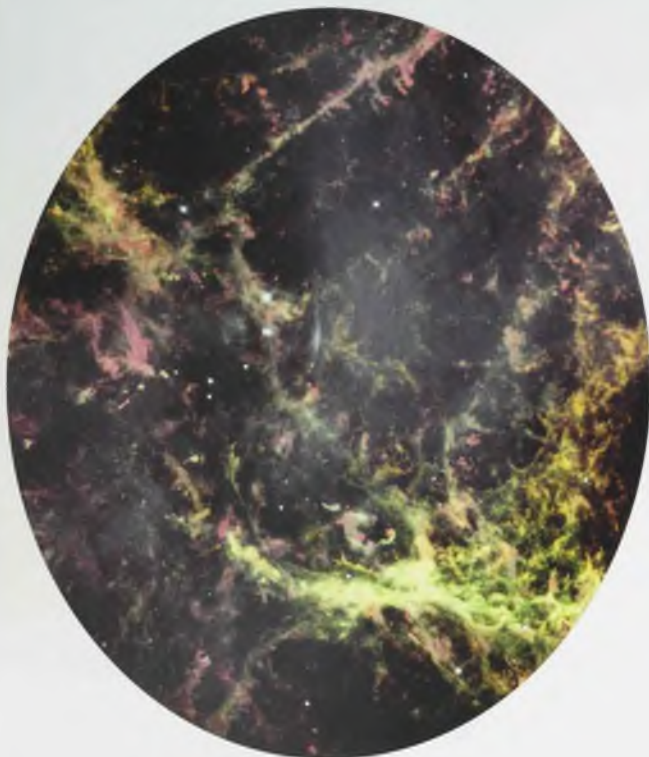
Кислород используется:

- При дыхании.
- В процессе сгорания и во многих других промышленных процессах.
- При лечении заболеваний (кислородные камеры и маски).
- В ракетном топливе в сочетании с водородом.



КАК ПОЛУЧАЮТ КИСЛОРОД

Кислород добывают из сжиженного воздуха.



Пример извлечения жидкого кислорода из контейнера для хранения

Знаете ли вы, что...

Кислород-16, кислород-17 и кислород-18 – природные изотопы кислорода.

ОТКРЫТИЕ КИСЛОРОДА

Кислород был открыт шведским химиком Карлом Вильгельмом Шееле в 1772 г. Он нагревал нитрат калия, оксид ртути (II) и многие другие вещества, и получил кислород. Позже, в 1774 г., английский ученый-химик Пристли самостоятельно открыл кислород.

СВОЙСТВА КИСЛОРОДА

- бесцветный газ без вкуса и запаха
- двухатомный кислород, одноатомный кислород и озон, или трехатомный кислород – это три аллотропа кислорода
- кислород чуть легче воздуха и слегка растворим в воде
- он участвует в процессе горения
- вступает в реакцию с другими элементами, образуя ржавчину

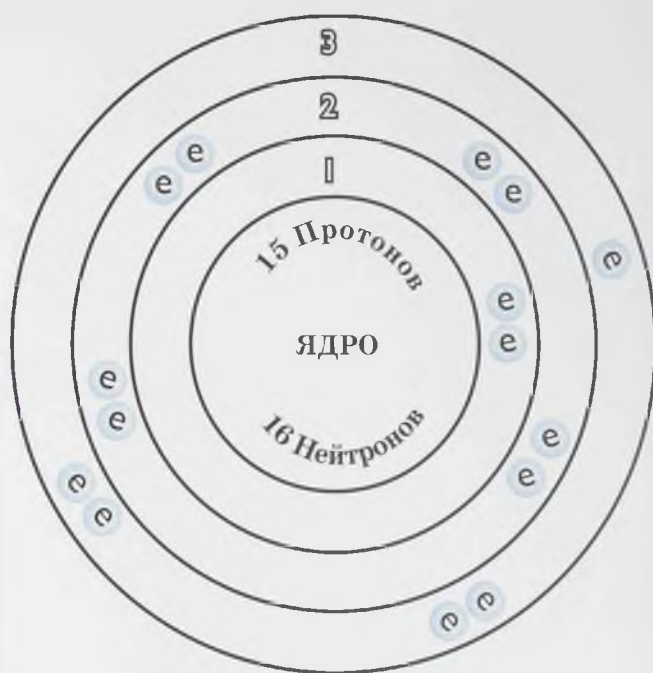


Фосфор

Фосфор – неметалл 15 группы таблицы Менделеева. Обычно он встречается в виде фосфата, содержащего фосфор, кислород и еще один элемент, например, фосфат кальция, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Краткие сведения

Символ	: Р
Атомное число	: 15
Атомная масса	: 30.97376
Температура плавления	: 41 °C
Температура кипения	: 280 °C
Плотность	: 1.8 (белый фосфор), 2.2 (красный фосфор)



СТРУКТУРА АТОМА ФОСФОРА

*Офицер при проверке
ракеты фосфором*



Фосфор используют в лесных удобрениях

ПРИМЕНЕНИЕ ФОСФОРА

- Фосфор используют для изготовления стальных сплавов.
- Такие соединения фосфора, как пентасернистый фосфор (P_2S_5) и сексвисульфид фосфора (P_4S_3) используются для производства обычных спичек из древесины и бумаги.
- Фосфоритную муку применяют для производства удобрений.
- Фосфор используют также в неорганических чистящих средствах и смягчителях воды.

СВОЙСТВА ФОСФОРА

- Бесцветное и прозрачное твердое вещество, внешне напоминающее воск.
- Существует в трех аллотропных формах: белый, красный и черный фосфор.
- Белый фосфор – воскоподобное твердое вещество, красный фосфор – это порошок красного цвета, а черный фосфор – порошок черного цвета.
- При соединении с кислородом белый фосфор загорается.
- При соединении с металлами фосфор образует фосфиды.



КАК ПОЛУЧАЮТ ФОСФОР

- Фосфор производят из фосфоритной муки, смешивая ее с песком и коксом (чистым углеродом).
- Затем смесь этой муки, песка и кокса нагревают в печи.
- Нагревание смеси приводит к испарению чистого фосфора.
- Охлаждаясь, пары фосфора превращаются в белый фосфор.



Фосфорные ракеты

ОТКРЫТИЕ ФОСФОРА

Фосфор был впервые открыт немецким физиком Хеннигом Брандом в 1669 году.



Хеннига Бранда

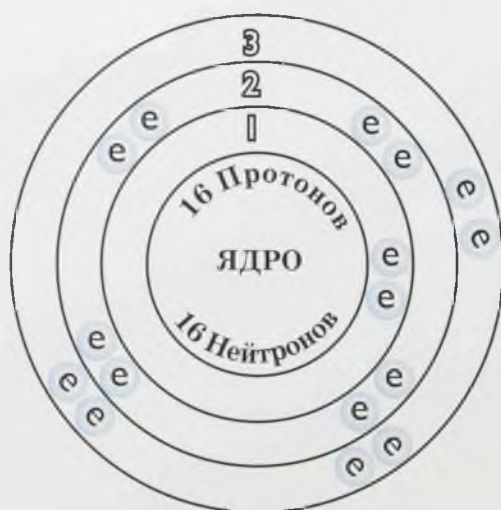
Знаете ли вы, что...

Фосфор входит в состав аденозинтрифосфата (АТФ), который снабжает энергией клетки для их жизнеспособности и выполнения всех функций.



Сера

Сера – неметаллический химический элемент, один из самых высокореакционно-активных элементов. Это девятый по распространенности элемент земной коры, который встречается в вулканических или осадочных отложениях. Сера находится в 16 группе таблицы Менделеева.



СТРУКТУРА АТОМА СЕРЫ

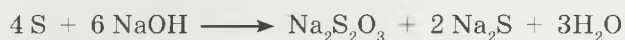
Краткие сведения

Символ	: S
Атомное число	: 16
Атомная масса	: 32.064
Температура плавления	: 112.8 °C (385.95 K, 235.04001 °F)
Температура кипения	: 444.6 °C (717.75 K, 832.28 °F)
Плотность	: 2.07

СВОЙСТВА СЕРЫ

- Хрупкое вещество бледно-желтого цвета без вкуса и запаха.
- Растворима в дисульфиде углерода и нерастворима в воде.
- Реакционнонеактивный элемент, который может вступать в реакцию со всеми элементами, кроме газов, золота и платины.
- Горит синим пламенем.
- При реакции с воздухом образует двуокись серы:

$$\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_2$$
- Когда сера растворяется в едких щелочных растворах, образуется сульфид и тиосульфаты:



ДОБЫЧА СЕРЫ

- Серу добывают из минералов серы методом Фраша.
- Вначале в залежи минерала устанавливают три концентрические трубы.
- Затем во внешнюю трубу закачивают горячую воду для того, чтобы расплавить серу.
- Горячий сжатый воздух нагнетают во внутреннюю трубу для создания пены и давления.
- Серная пена выходит из средней трубы благодаря высокому давлению, созданному сжатым воздухом.
- Сера, полученная этим способом, не нуждается в дистилляции, так как она чиста на 99.5 процентов.

Знаете ли вы, что...

Сера была классифицирована как элемент Антуаном Лавуазье в 1777 году.

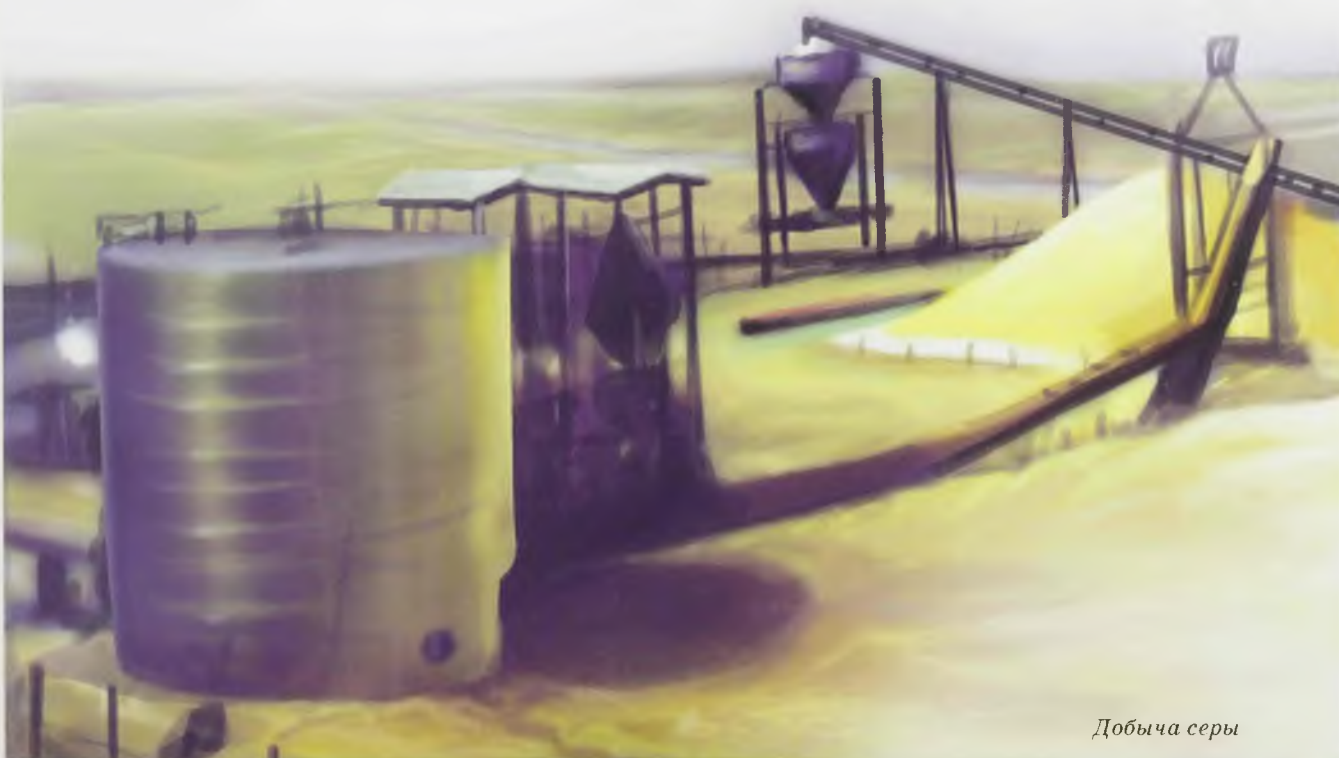
ОТКРЫТИЕ СЕРЫ

Сера известна с доисторических времен, и ее описание есть в Библии. Греки и римляне использовали серу в качестве фумиганта и дезинфицирующего средства.

ИСПОЛЬЗОВАНИЕ СЕРЫ

Серу используют:

- В изготовлении фосфатных удобрений.
- В производстве черного пороха, спичек, моющих средств, инсектицидов и фунгицидов.
- Сера является консервантов и широко используется для хранения сухофруктов.
- Ее используют для производства серной кислоты, которая является важнейшим промышленным химикатом.
- Она является также важным ингредиентом в некоторых видах лечения угревой сыпи.

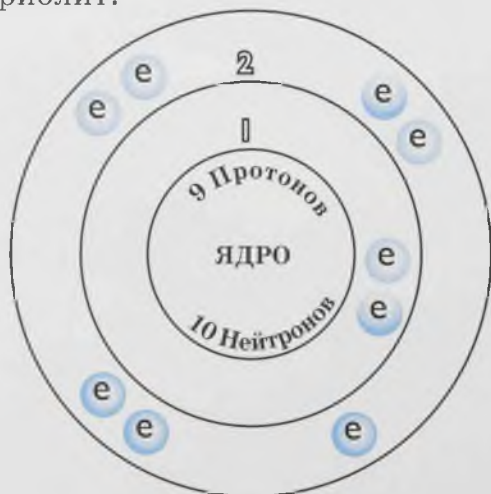


Добыча серы



Фтор

Фтор – самый легкий галоген, относящийся к 17 группе периодической таблицы элементов. Фтор встречается в таких минералах, как плавиновый шпат, фторапатит и криолит.



СТРУКТУРА АТОМА ФТОРА

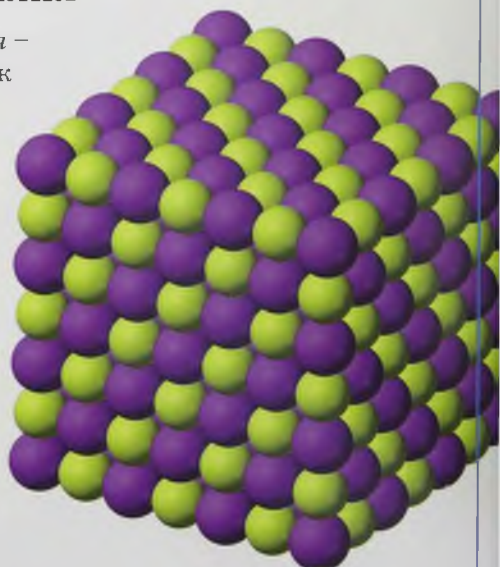
Краткие сведения

Символ	: F
Атомное число	: 9
Атомная масса	: 18.998404
Температура плавления	: -219.62 °C
Температура кипения	: -188.1 °C
Плотность	: 1.7

ФТОРИД КАЛИЯ

Фторид калия – первоисточник иона фтора, который используется в промышленности и химии.

3-мерное изображение структуры фторида калия

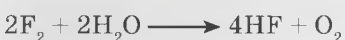


КАК ПОЛУЧАЮТ ФТОР

Фтор получают путем пропускания электрического тока сквозь смесь фтористого водорода и фтористого водорода калия. Этот способ известен как метод Муассана.

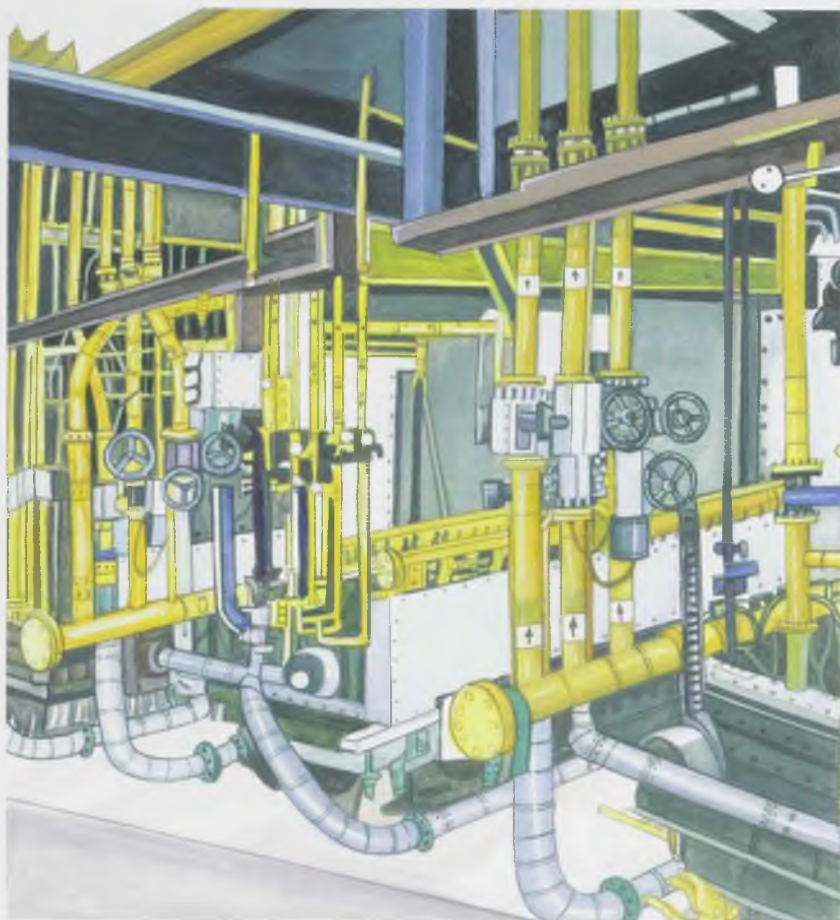
СВОЙСТВА ФТОРА

- Газ бледно-желтого цвета с характерным сильным запахом.
- При смешивании с водой происходит реакция взрывного характера и образуется фтористый водород:



- Фтор образует бесцветные жидкости BrF_3 и IF_3 при соединении с бромом и йодом соответственно.

Завод по добыче фтора



ОТКРЫТИЕ ФТОРА

Фтор был открыт французским химиком Анри Муассаном.



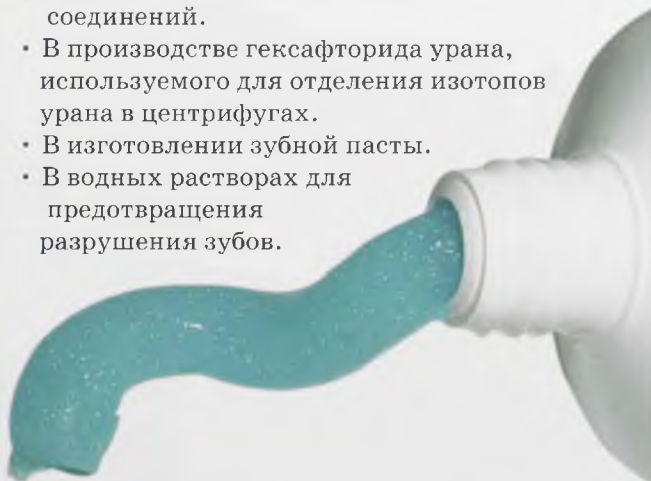
Анри Муассан

Знаете ли вы, что...

Фтор – самый реакционноактивный элемент, который вступает в реакцию со всеми элементами, включая благородные газы при высоком давлении и высоких температурах.

ПРИМЕНЕНИЕ ФТОРА

- В производстве охладителя – фреона.
- В синтезе органических фтористых соединений.
- В производстве гексафторида урана, используемого для отделения изотопов урана в центрифугах.
- В изготовлении зубной пасты.
- В водных растворах для предотвращения разрушения зубов.



Зубная паста

Хлор

Хлор – очень ядовитый газ из семейства галогенов. Он встречается в виде каменной соли в океанах и озерах.

Краткие сведения

Символ	: Cl
Атомное число	: 17
Атомная масса	: 35.453
Температура плавления	: -101 °C
Температура кипения	: -35 °C
Плотность	: 0.003

ОТКРЫТИЕ ХЛОРА

Хлор был открыт шведским химиком Карлом Вильгельмом Шееле в 1774 году. Он получил хлор путем обработки соляной (хлороводородной) кислоты двуокисью марганца. А английский химик, сэр Хамфри Дэви, определил хлор в качестве химического элемента в 1810 году.



СТРУКТУРА АТОМА ХЛОРА

*Использование хлора для
очистки бассейна с водой*



ПРИМЕНЕНИЕ ХЛОРА

- очистка воды, в том числе и воды в бассейнах;
- изготовление хлорной извести в жидком и порошкообразном виде;
- производство хлорорганических растворителей, включая хлорид метилена, хлороформ и тетрахлорид углерода;
- производство таких неорганических химических веществ, имеющих важное значение, как хлорид серы и хлорид тионила;
- изготовление отбеливателей для белья, дезинфицирующих средств, инсектицидов, пластмасс и хлороводородной кислоты;
- промышленное производство красок, аэрозолей и ракетного топлива.



КАК ПОЛУЧАЮТ ХЛОР

Хлор получают путем пропускания электрического тока сквозь водный раствор хлорида натрия или сквозь расплавленный хлорид натрия. Этот процесс является одним из самых важных коммерческих процессов в индустрии, а продукты, образованные в результате реакции – это самые широко используемые материалы: гидроксид натрия и хлор. При реакции с водным раствором происходит также образование водорода.

СВОЙСТВА ХЛОРА

- Газ зеленовато-желтого цвета.
- Высоко токсичен.
- Обладает острым запахом.
- Во влажном воздухе дымится.
- При взрывной реакции с водородом образует хлороводород.
- При реакции с водой образует смесь хлорноватистой кислоты и хлороводородной кислоты:



- Хлорид натрия (NaCl) и гипохлорит натрия (NaOCl) образуется, когда хлор вступает в реакцию с холодным раствором гидроокиси натрия:



- Смесь хлорида натрия и хлората натрия образуется, когда хлор вступает в реакцию с горячим раствором гидроокиси натрия.



Добыча хлора

Знаете ли вы, что...

Хлор впервые был применен в химической атаке первой мировой войны. Он вызывает удушье, раздражает слизистые оболочки, а жидкий хлор вызывает кожные ожоги.



Пестициды, содержащие калий, распыляют на дренажной территории

Бром

Бром – единственный неметаллический элемент, становящийся жидкостью при нормальной комнатной температуре. Это третий член семейства галогенов и естественный элемент, который встречается во многих неорганических веществах. В таблице элементов Менделеева бром находится в 17 группе.

Краткие сведения

Символ	: Br
Атомное число	: 35
Атомная масса	: 79.904
Температура плавления	: -7
Температура кипения	: 58 °C
Плотность	: 3.1



СТРУКТУРА АТОМА БРОМА

КАК ПОЛУЧАЮТ БРОМ

- Бром содержится в морской воде в виде бромистых солей, например, бромида натрия (NaBr).
- Вначале хлор добавляют в морскую воду, содержащую бромид натрия или бромид калия.
- Затем газообразный хлор пропускают через раствор, содержащий ионы брома Br⁻.
- Происходит высвобождение свободного элементарного брома:



ОТКРЫТИЕ БРОМА

Бром был открыт как химический элемент французским химиком Антуаном Жеромом Балардом в 1826 году, который отделил бром от хлора.



Морская вода – источник брома

СВОЙСТВА БРОМА

- Жидкость темного красновато-коричневого цвета.
- Растворяется в таких органических жидкостях, как эфир, алкоголь и тетрахлорид углерода.
- При реакции с водой образует смесь бромистоводородной (HBr) и гипобромистой кислот (HBrO):



- Высокореактивный элемент, вступающий в реакцию даже с такими неактивными металлами, как платина и палладий.
- При реакции с калием происходит взрыв.

Знаете ли вы, что...

Бром – ядовитая жидкость, которая может повредить кожу, дыхательную систему, пищеварительный тракт и может даже привести к летальному исходу.

ПРИМЕНЕНИЕ БРОМА

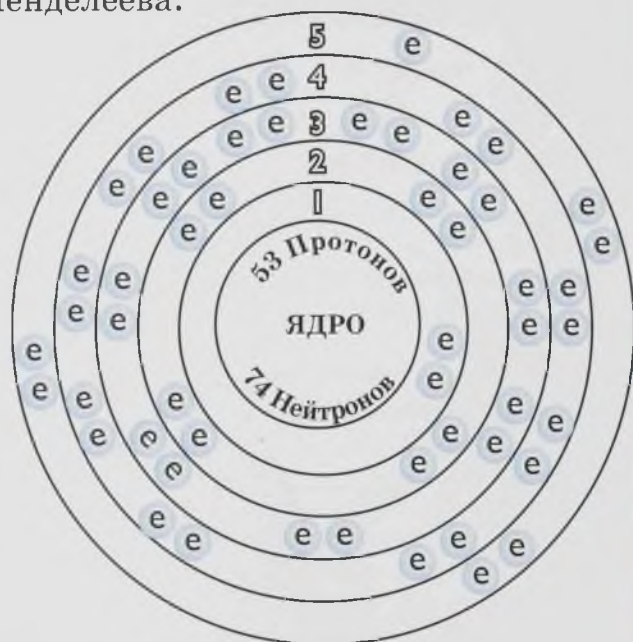
- для изготовления материалов, замедляющих горение;
- в бурении скважин;
- для производства пестицидов и химикатов, уничтожающих вредителей;
- в фотографических соединениях и в добыче природных нефти и газа;
- при изготовлении красок;
- в добыче золота.



Научный сотрудник при проверке уровня брома в питьевой воде

Йод

Йод – неметаллический химический элемент, принадлежащий галогенам. Это самый тяжелый галоген и относительно редкий элемент. В природе он встречается в виде раствора соли иодистоводородной кислоты в морской воде и в составе некоторых минералов и солей. Йод находится в 17 группе таблицы Менделеева.



СТРУКТУРА АТОМА ЙОДА

Краткие сведения

Символ	: I
Атомное число	: 53
Атомная масса	: 126.904
Температура плавления	: 113.5 °C
Температура кипения	: 1834 °C
Плотность	: 4.94

СВОЙСТВА ЙОДА

- Химический элемент сине-черного цвета
- Блестящее твердое тело
- Слегка растворим в воде, окрашивая раствор в желтый цвет
- Обладает острым запахом
- Вступает в реакцию с гидроокисью аммония, образуя иодиды, чувствительные к ударам



Применение человеком йода
для заживления раны



ЙОД ИСПОЛЬЗУЮТ:

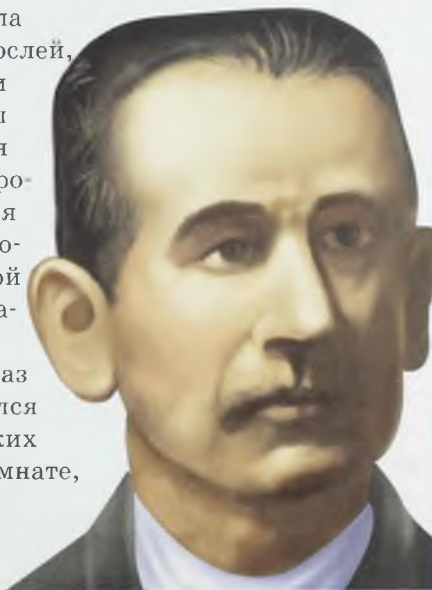
- как дезинфицирующее средство;
- в фотоискусстве;
- в производстве красителей и лекарств;
- в качестве реактива в аналитической химии;
- в изготовлении бактерицидных и антисептических средств;
- в фармацевтике как тинктура и йодоформ;
- йод добавляют в столовую соль и используют в качестве дополнения к корму для животных;
- йод используется в таблетках для очистки питьевой воды.

Знаете ли вы, что...

Йод-131 – радиоактивный изотоп йода используется для лечения заболеваний щитовидной железы.

ОТКРЫТИЕ ЙОДА

Йод был открыт французским химиком Бернаром Куртуа в 1811 году. Он обнаружил йод во время извлечения соединений натрия и калия из пепла морских водорослей, при добавлении серной кислоты в водоросли для дальнейшего процесса получения пепла. В этот момент, над массой вспыхнуло облако фиолетового цвета, а затем газ сконденсировался на металлических предметах в комнате, таким образом создав твердый йод.



Йод можно получить из водорослей

ПОЛУЧЕНИЕ ЙОДА

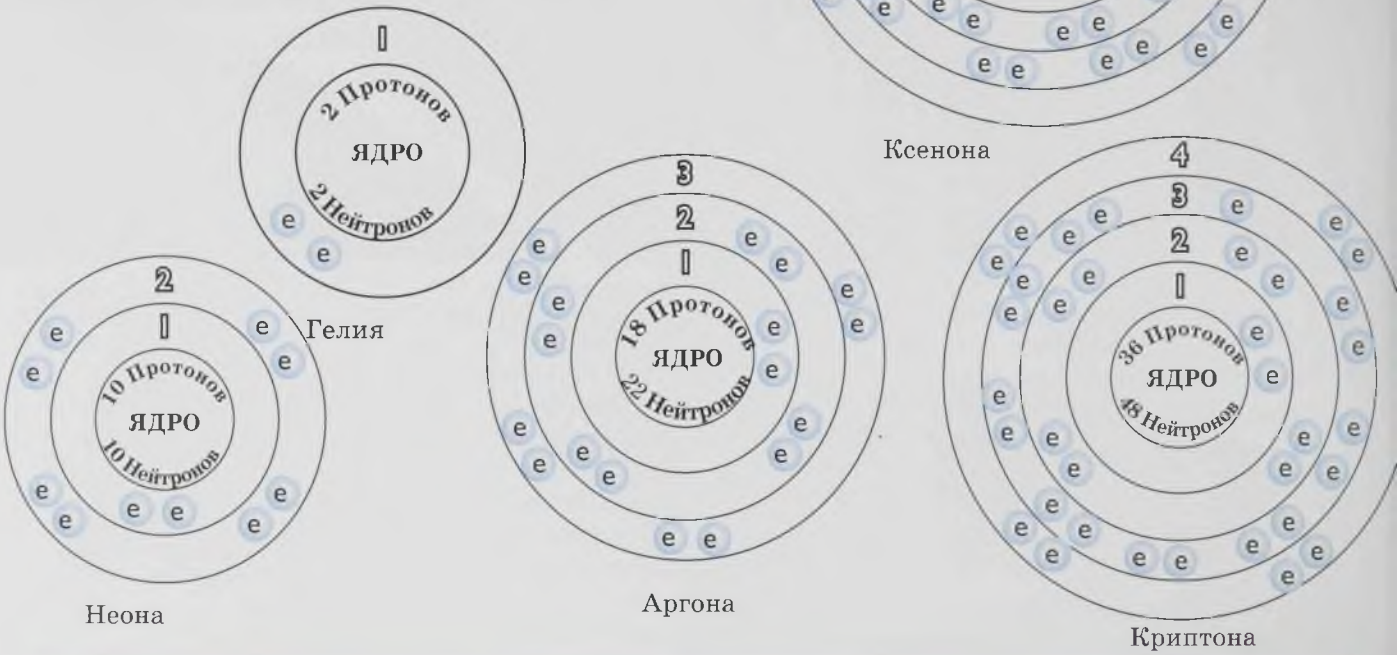
- извлекают из бурых водорослей путем их сжигания;
- такие соли, как хлорид натрия, хлорид калия и сульфат калия вымывают из бурых водорослей водой;
- затем остаток нагревают диоксидом марганца и концентрированной серной кислоты, таким образом и выделяется йод:



Благородные газы

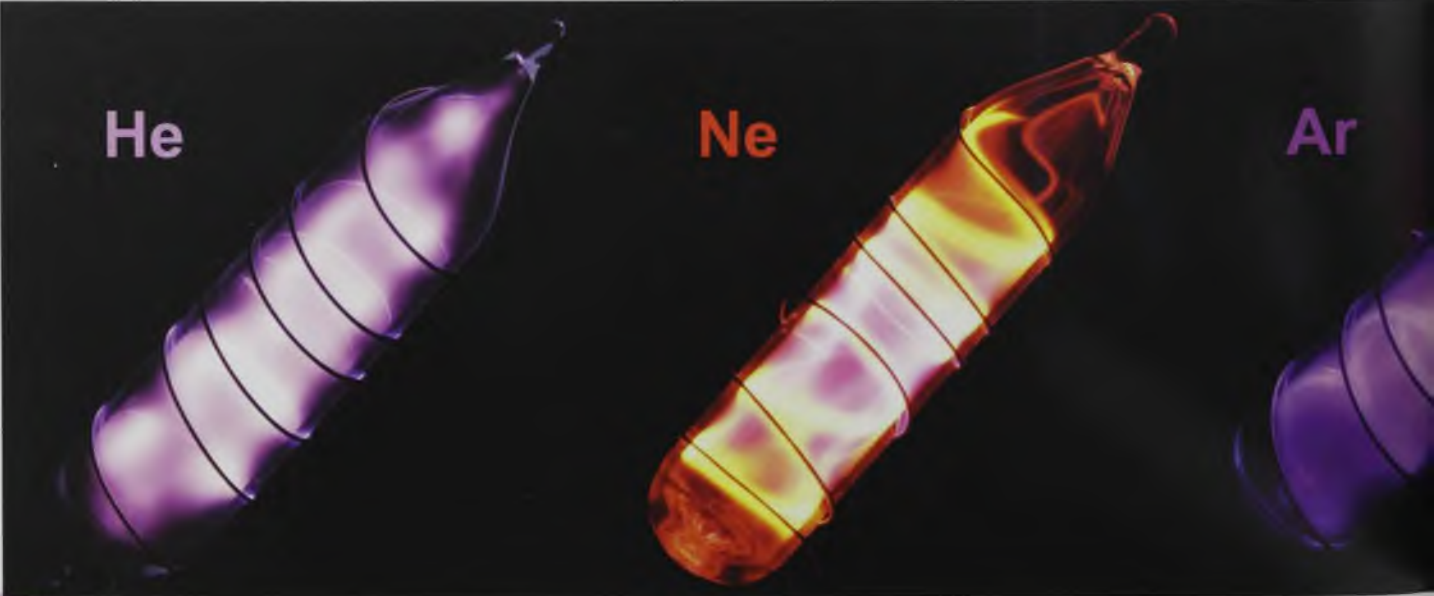
Благородные газы – инертные газы, сосредоточенные в 18 группе периодической таблицы элементов Менделеева. Группу благородных газов, в которую входят гелий, неон, аргон, криптон и ксенон иногда называют группой 0.

СТРУКТУРА АТОМОВ БЛАГОРОДНЫХ ГАЗОВ



Краткие сведения

Символ	: He	Ne	Ar	Kr	Xn
Атомное число	: 2	10	18	36	54
Атомная масса	: 4.002602	20.17	39.95	83.80	131.30
Температура плавления	: -272.2 С	-248.6°С	-189.3°С	-157.36 °С	-111.7 °С
Температура кипения	: -268.9 С	-245.92 С	-185.86°С	-152.9 С	-108.13 С
Плотность	: 0.178	0.89994	1.784	3.64	5.8971



ПРИМЕНЕНИЕ

- Гелий используется в качестве хладагента для сверхпроводников, для заполнения дирижаблей, при сварке и в производстве полупроводников.
- Неон используется в газоразрядных лампах.
- Аргон используется в газоразрядных лампах, а также в качестве газа-наполнителя в электрических лампочках.
- Криптон используется в различных видах ламп, которые при этом испускают очень яркий свет.
- Ксенон используется в качестве газа-наполнителя в электрических лампочках, которые используют в прожекторах.



Неоновая вывеска

Знаете ли вы, что...

На сегодняшний день существуют соединения криптона и ксенона, соединения других благородных газов все еще в процессе разработки.

СВОЙСТВА БЛАГОРОДНЫХ ГАЗОВ

- Относительно низкорективные.
- Неохотно добавляют или теряют электроны.
- Низкие температуры кипения.
- Все они являются газами при комнатной температуре.

КАК ПОЛУЧАЮТ БЛАГОРОДНЫЕ ГАЗЫ

- Гелий получают при сжижении природного газа.
- Неон производят из сжиженного природного газа путем фракционной перегонки.
- Аргон добывают из сжиженного воздуха путем фракционной перегонки.
- Криптон получают из окончательных остатков сжиженного воздуха путем фракционной перегонки.
- Ксенон добывают путем фракционной перегонки окончательных остатков сжиженного воздуха.



Портативный генератор благородных газов



Уран

Уран – радиоактивный металлический элемент серии актиноидов переходных металлов. Это редкий элемент, содержащийся в таких рудах, как настуран, уранинит, карнотит и т.д. Уран – самый тяжелый и последний встречающийся в природном виде элемент таблицы Менделеева.

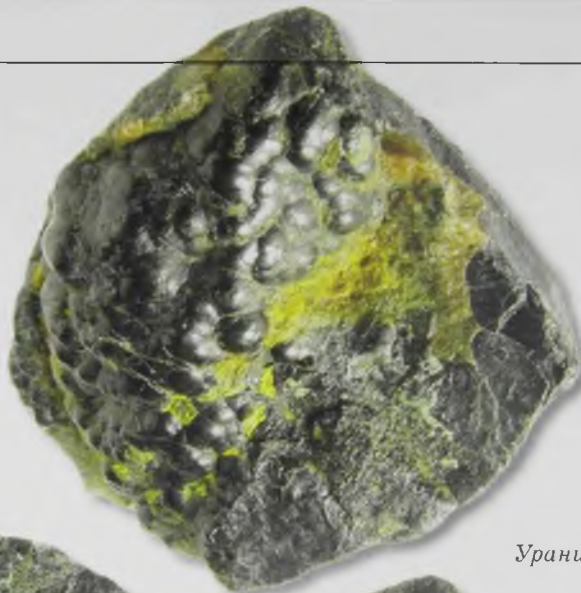
ИСПОЛЬЗОВАНИЕ УРАНА

Уран применяют:

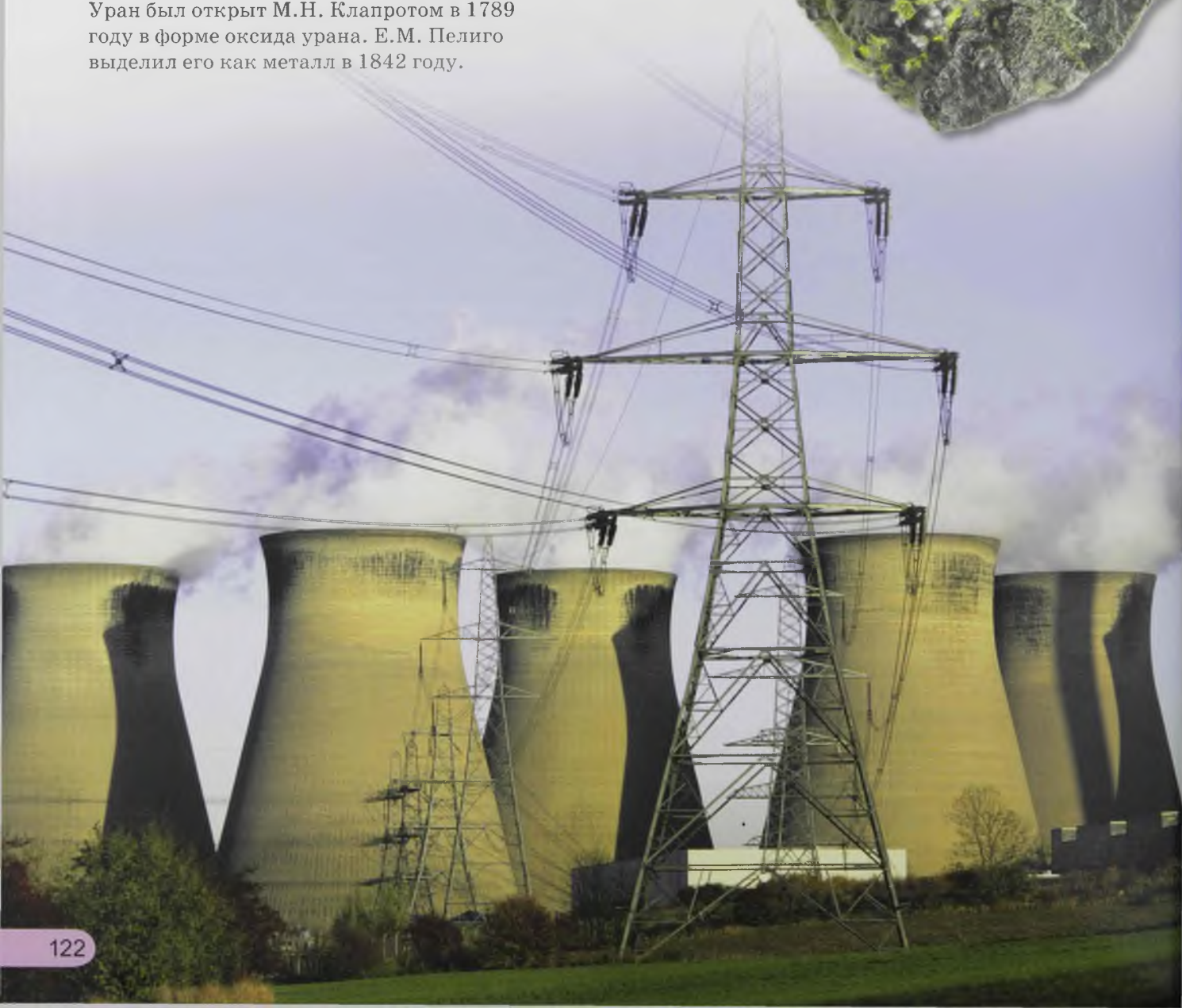
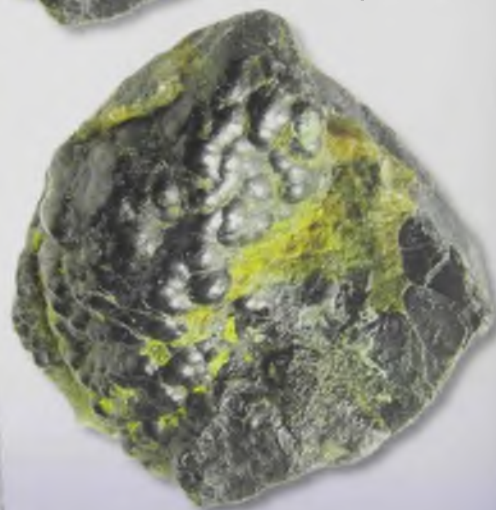
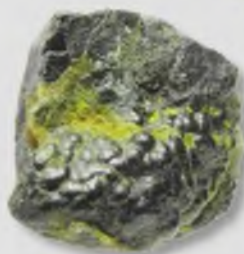
- в производстве стекла;
- в качестве красителя для керамических изделий и как материал, способный к ядерному делению в атомной индустрии.

ОТКРЫТИЕ УРАНА

Уран был открыт М.Н. Клапротом в 1789 году в форме оксида урана. Е.М. Пелиго выделил его как металл в 1842 году.



Уранинит

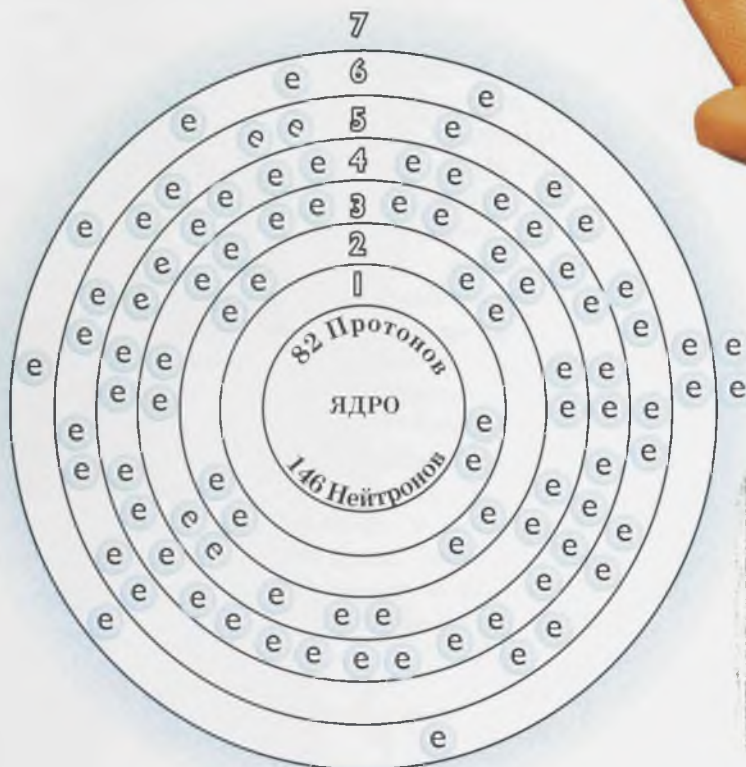


СВОЙСТВА УРАНА

- блестящий серебристый металл;
- тягучий и ковкий;
- относительно реактивный элемент;
- растворяется в большинстве кислот;
- реагирует с водой и многими неметаллами, такими как кислород, сера и галогены.



Уран



Знаете ли вы, что...

К семейству актиноидов относятся химические элементы с атомным числом от 90 до 103.

СТРУКТУРА АТОМА УРАНА

Краткие сведения

Символ	: U
Атомное число	: 92
Атомная масса	: 238.03
Температура плавления	: 1,132.3 °C
Температура кипения	: 3,818 °C
Плотность	: 19.05

КАК ПОЛУЧАЮТ УРАН

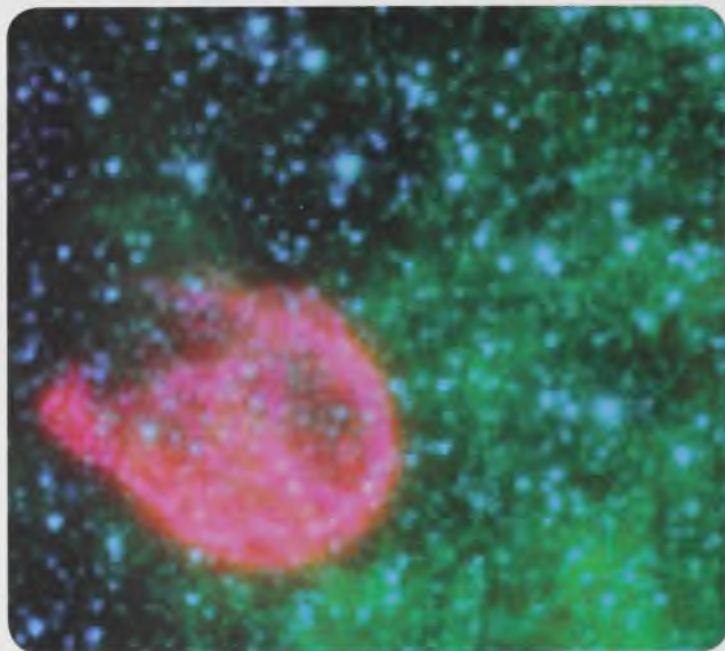
- Вначале урановую руду обрабатывают азотной кислотой для получения нитрата ($\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$) уранила.
- Затем нитрат уранила используют для получения двуокиси урана.
- Металлический уран получают из двуокиси урана при помощи газообразного водорода.



Добыча урана под землей

Углеводороды

Углеводороды являются соединениями углерода, состоящими только из углерода и водорода. Все углеводороды имеют различное количество атомов углерода в молекулах. Углеводороды могут быть связаны одинарной или двойной связью в зависимости от количества связей между атомами углерода. Метан, этан, пропан, бутан, пентан, гексан – углеводороды с одинарной связью.



Естественное представление полициклических ароматических углеводородов в образовании звезд во Вселенной

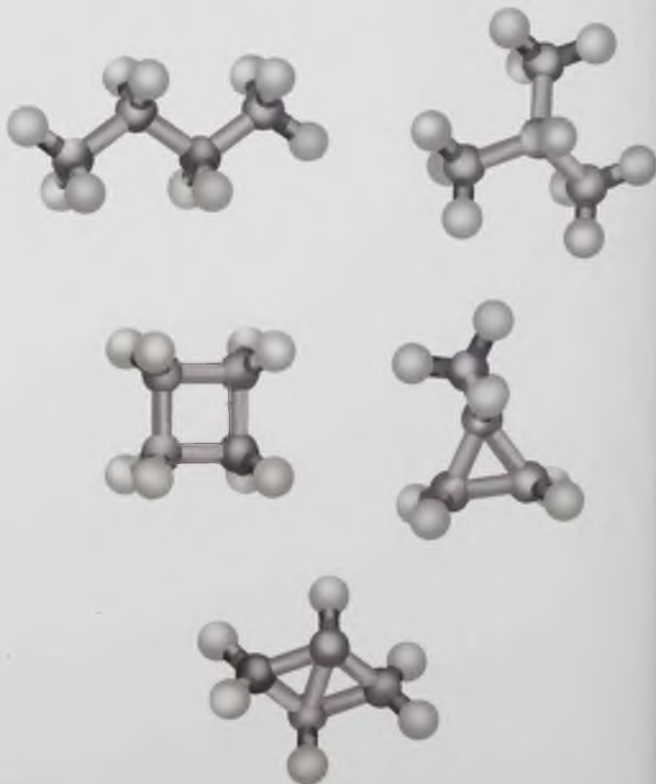
АЛИФАТИЧЕСКИЕ И АРОМАТИЧЕСКИЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

В зависимости от наличия бензольных колец, углеводороды делятся на алифатические и ароматические. Насыщенные и ненасыщенные углеводороды относятся к алифатическим углеводородам, которые не содержат бензольного кольца. Ароматическими являются углеводороды, которые содержат одно или несколько бензольных колец. Бензольное кольцо – особое кольцо из шести углеродов с тремя чередующимися двойными связями.



НАСЫЩЕННЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

- Насыщенные углеводороды – углеводороды с одной (углерод-углерод) связью между смежными атомами углерода.
- У них также одинарная связь между углеродом и водородом.
- Ни атомы водорода, ни другие атомы не могут образовать связи, называемые насыщенными углеводородами.
- Они подвержены реакциям замены.
- Насыщенные углеводороды называются алканами.
- Насыщенные углеводороды менее реакционно активны из-за одинарных ковалентных связей.
- Насыщенные углеводороды имеют больше атомов водорода, чем ненасыщенные углеводороды.



СПИРТЫ И КИСЛОТЫ

Когда различные элементы или группы атомов заменяют атомы водорода в алканах и других углеводородах, образуются такие семейства соединений, как спирты и кислоты. Спирты, такие как этанол и пропанол, имеют гидроксильные группы или –ОН, прикрепленные к атомам углерода. Кислоты, такие как уксусная и масляная кислоты, имеют карбоксильную группу или –СООН.

Насыщенные углеводороды (C₄)

ГРУППА АЛКАНОВ

Метан является простейшим углеводородом. Это первый член группы алканов. Молекулярная формула метана – CH_4 , состоящая из одного атома углерода и четырех атомов водорода, связанных одной ковалентной связью. Этан, пропан, бутан, пентан и гексан являются последовательными соединениями после метана с увеличением числа атомов углерода и водорода.

Этан C_2H_6 : два атома углерода и шесть атомов водорода.

Пропан C_3H_8 : три атома углерода и восемь атомов водорода.

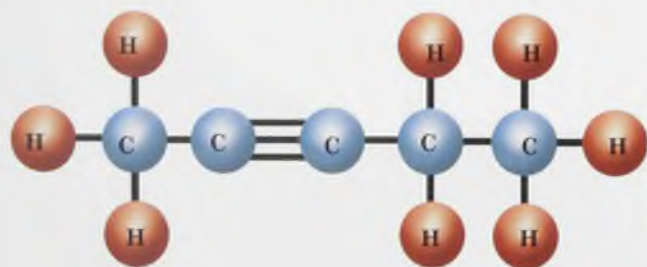
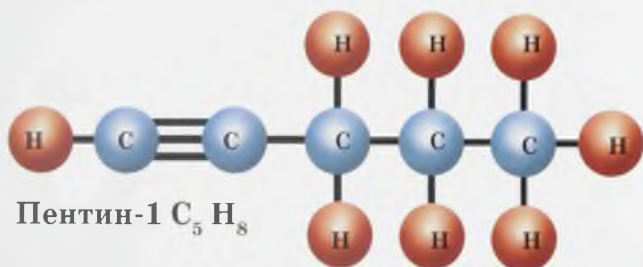
Бутан C_4H_{10} : четыре атома углерода и десять атомов водорода.

Пентан C_5H_{12} : пять атомов углерода и двенадцать атомов водорода.

Гексан C_6H_{14} : шесть атомов углерода и четырнадцать атомов водорода.

ГОМОЛОГИЧЕСКИЕ РЯДЫ

Углеводороды сгруппированы в ряды, известные как гомологические ряды на основе аналогичных соединений. Они имеют сходную структуру и химические свойства. Два последовательных соединения в ряду различаются по молекулярной формуле группы CH_2 .



НЕНАСЫЩЕННЫЕ УГЛЕВОДОРОДЫ

- Ненасыщенные углеводороды – это углеводороды с одной двойной ковалентной связью между атомами углерода (углерод = углерод) или тройной ковалентной связью между атомами углерода (углерод = углерод).
- В отличие от насыщенных углеводородов, больше атомов водорода могут образовывать связи с существующими атомами углерода.
- Они проходят реакции присоединения.
- Ненасыщенные углеводороды могут быть алкенами или алкинами в зависимости от наличия двойных или тройных связей, соответственно.
- Ненасыщенные углеводороды более реакционноактивны из-за наличия двойных и тройных связей.
- Ненасыщенные углеводороды имеют меньшее число атомов водорода.



Бытовой газ содержит бутан

ИЗОМЕРИЯ

Изомерия является свойством углеводородов, в которых связь углерод-углерод образует соединения с той же молекулярной формулой, но с разной структурной формулой одной и той же молекулы. Изомерия порождает различные свойства соединений. Соединения с той же молекулярной формулой, называются изомерами друг друга.

Структурный изомер I



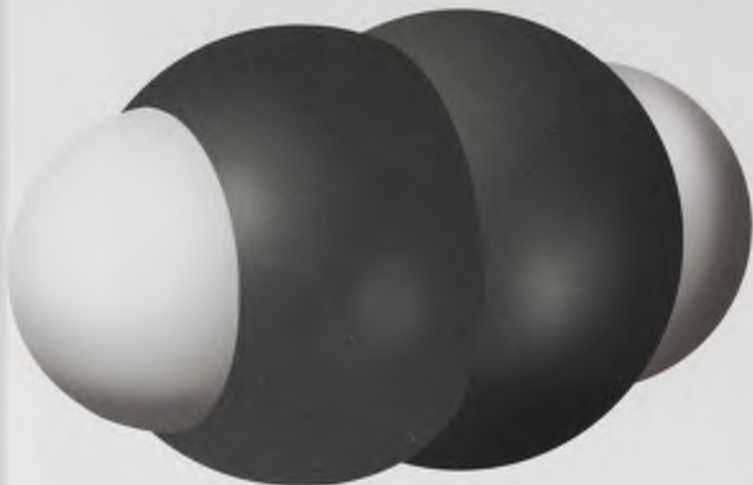
Структурный изомер II



Знаете ли вы, что...

Ароматические соединения называются так, благодаря ароматному запаху этих масел.

Ацетилен



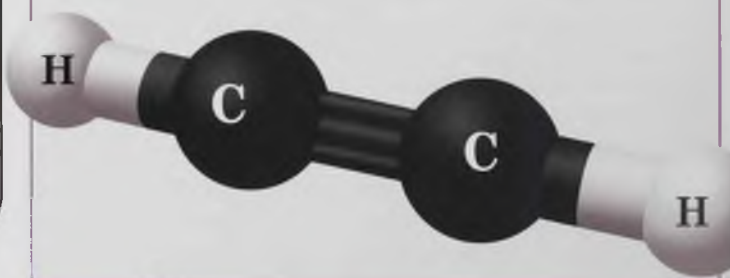
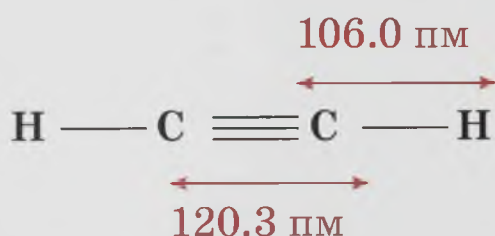
Молекула ацетилена

Ацетилен является первым членом в группе углеводородов и одним из наиболее распространенных углеводородов. Он содержит один или несколько пар атомов углерода, связанных тройной связью. Химическая формула ацетилена C_2H_2 .

Краткие сведения

Символ	: C_2H_2
Температура плавления	: $-80.8^\circ C$
Температура кипения	: $-84^\circ C$
Плотность	: 1.097 кг/м^3

Химическая формула



ИСПОЛЬЗОВАНИЕ АЦЕТИЛЕНА

Ацетилен широко используется в:

- получении этанола;
- качестве топлива в оксиацетиленовой сварке и резке металлов;
- качестве сырья для синтеза многих органических химикатов и пластмасс, таких как мономер винилхлорида и поливинил хлорид (ПВХ).

Ацетилен используется в качестве топлива при сварке



ПОЛУЧЕНИЕ АЦЕТИЛЕНА

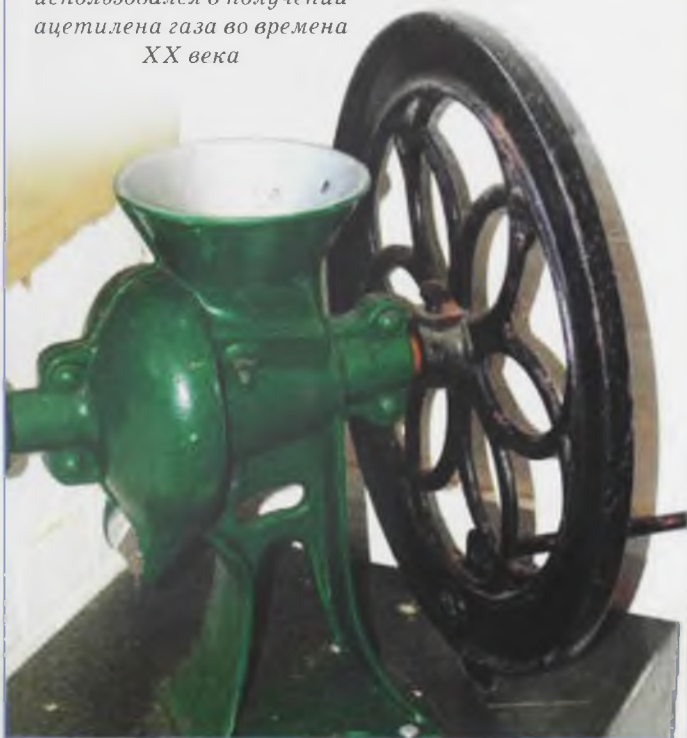
Ацетилен получают следующими способами:

- путем взаимодействия воды с карбидом кальция:

$$\text{CaC}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_2$$
- путем проведения углеводорода через электрическую дугу;
- путем неполного сгорания метана в присутствии воздуха либо кислорода:



Измельчитель карбида использовался в получении ацетилена газа во времена XX века



ОТКРЫТИЕ АЦЕТИЛЕНА

Ацетилен был обнаружен Эдмундом Дэви в 1836 году, который определил его как «новое соединение углерода с водородом». Французский химик Марселин Бертло вновь открыл это соединение в 1860 году и назвал его «ацетилен».



Марселин Бертло

СВОЙСТВА АЦЕТИЛЕНА

- Бесцветный, легко воспламеняющийся газ с приятным запахом.
- При разложении ацетилена выделяется тепловая энергия.
- Смешивание ацетилена с воздухом приводит к взрывоопасности смеси.
- Горение ацетилена в воздухе сопровождается белым свечением.
- Ацетилен с такими металлическими элементами, как серебро, медь или натрий образует ацетилениды, где атом водорода заменяется металлическим элементом.

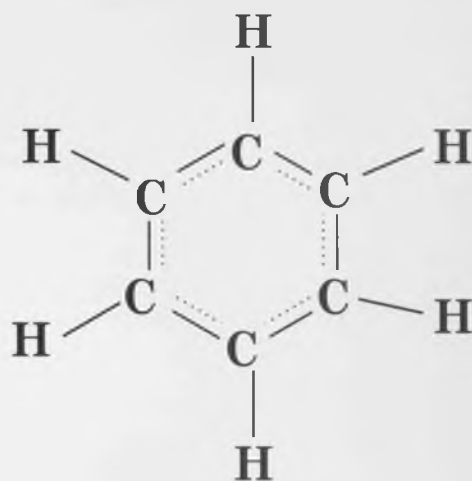


Знаете ли вы, что...

Ацетилен, получаемый из карбида кальция, обычно содержит следы фосфина, который обладает неприятным запахом чеснока.

Бензол

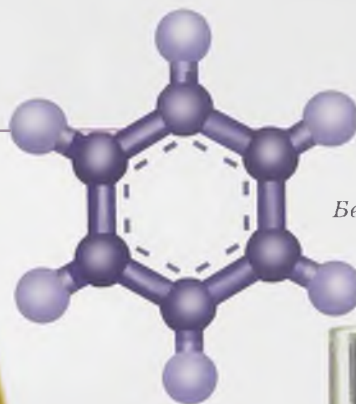
Бензол – ароматическое соединение. Он состоит из шести атомов углерода и шести атомов водорода. Атомы углерода расположены в виде цепочки в кольцевой структуре, и каждый атом углерода присоединен к одному атому водорода.



Химическая формула бензола

Краткие сведения

Символ	: C_6H_6
Температура плавления	: $5.5\text{ }^{\circ}C$
Температура кипения	: $80.4\text{ }^{\circ}C$
Плотность	: $0.8765(20)\text{ г/см}^3$



Бензольное кольцо

Бензол используют
в парфюмерии

ОТКРЫТИЕ БЕНЗОЛА

Бензол был открыт в 1825 году Майклом Фарадеем, а А.В. фон Гофман назвал его «бензол» в 1845 году, когда обнаружил его в каменноугольной смоле.



А.В. фон Гофман

ИСПОЛЬЗОВАНИЕ БЕНЗОЛА

Бензол широко применяется:

- для химической чистки одежды из шерсти;
- в производстве красителей, лекарственных; препаратов, парфюмерии, взрывчатых веществ и полимеров;
- как промышленный растворитель для жиров и масел, резины, смолы и т.д.;
- в качестве моторного топлива, а также бензина под названием бензол.

ПОЛУЧЕНИЕ БЕНЗОЛА

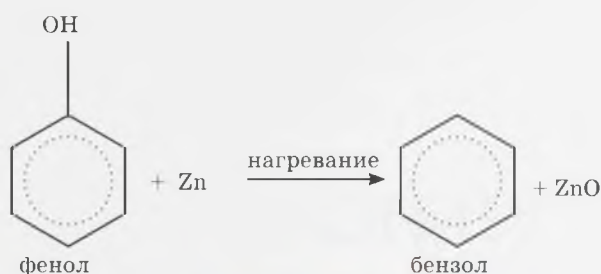
1. Бензол получают нагреванием бензоата натрия с содовой известью, с помощью которой удаляют углекислый газ.



2. Бензол также образуется при взаимодействии паров фенола с цинковой пылью:

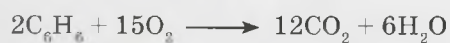
Знаете ли вы, что...

Бензол легко растворяется в каучуке, жирах и в ряде смол

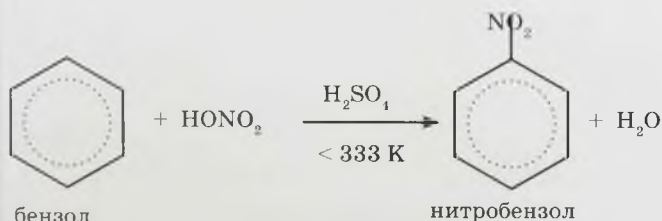


СВОЙСТВА

- бесцветная жидкость;
- высокотоксичный;
- длительное воздействие может вызвать лейкемию;
- обладает характерным запахом бензина;
- слабо растворим в воде;
- Бензол горит закопченным пламенем в присутствии кислорода:



- Бензол производит нитробензол при нагревании с концентрированной HNO_3 в присутствии концентрированной серной кислоты при 333 К:



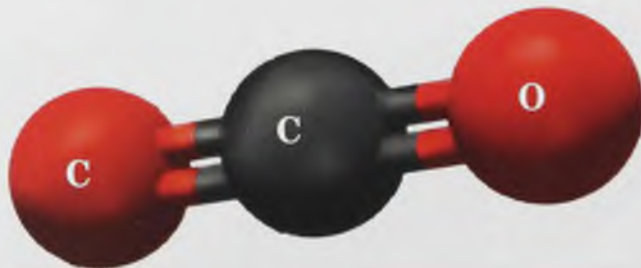


Углекислый газ

Углекислый газ – бесцветный газ, содержащийся в воздухе не более 0,03%. Он содержит один атом углерода, связанный с двумя атомами кислорода. Углекислый газ поступает в атмосферу в результате дыхания растений и животных, сжигания углеродного топлива, разложения органических веществ, брожения, и в результате вулканических извержений.

Краткие сведения

Символ	: CO ₂
Температура плавления	: -78 °C
Температура кипения	: -57 °C
Плотность	: 1.977



Молекулярная модель двуокиси углерода

Химическая формула углекислого газа



116.3 (пм)

ОТКРЫТИЕ УГЛЕКИСЛОГО ГАЗА

Присутствие углекислого газа в воздухе впервые открыто Яном Баптиста в 1630 году.

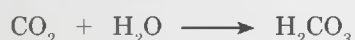
ИСПОЛЬЗОВАНИЕ УГЛЕКИСЛОГО ГАЗА

Углекислый газ широко используется в:

- природе, где он играет важную роль, участвуя в фотосинтезе, благодаря которому образуются все питательные вещества в природе;
- качестве хладагента, в виде твердого углекислого газа в тушении пожаров огнетушителем из натриевой кислоты;
- производстве важного удобрения – мочевины.

СВОЙСТВА УГЛЕКИСЛОГО ГАЗА

- Слабый, резкий запах и кислый вкус.
- Растворим в этаноле и ацетоне.
- Слаборастворим в воде и тяжелее воздуха окрашивает лакмусовую бумагу в голубой цвет из-за его слегка кислой природы.
- В реакции с водой образует угольную кислоту:



- С щелочами диоксид углерода образует бикарбонаты:



- При реакции диоксида углерода с основными оксидами, такими как оксид калия, оксид натрия, образуются карбонаты:



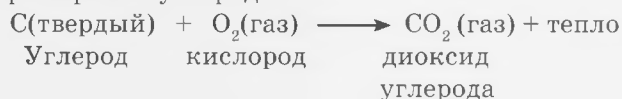
оксид натрия	диоксид углерода	карбонат натрия
-----------------	---------------------	--------------------



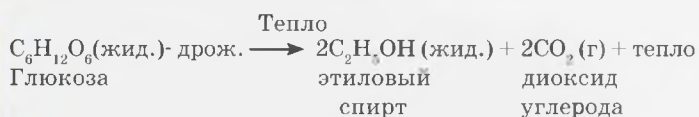
Сотрудник, проверяющий цилиндр с диоксидом углерода

ПОЛУЧЕНИЕ ДИОКСИДА УГЛЕРОДА

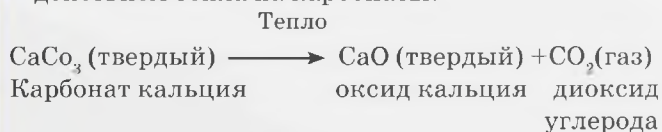
- при горении углерода:



- при ферментации сахара:



- действием тепла на карбонаты:



- Обработка карбонатов разбавленными кислотами:



Растворение диоксида углерода в газированных напитках

Знаете ли вы, что...

В результате сжигания ископаемых видов топлива и вследствие парникового эффекта количество углекислого газа в атмосфере постоянно растет.



Угарный газ

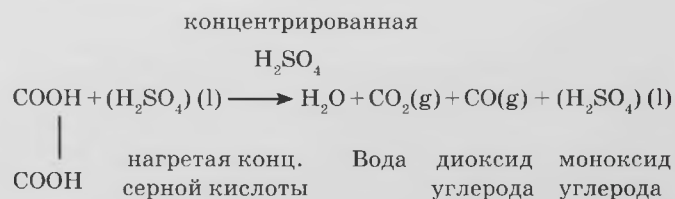
Угарный газ (монооксид углерода) является высокотоксичным бесцветным газом. Он содержит один атом углерода и один атом кислорода. Угарный газ образуется в результате неполного сгорания топлива в промышленности и в автомобилях.

ПОЛУЧЕНИЕ МОНОКСИДА УГЛЕРОДА

- При нагревании углекислого газа с углеродом:



- При реакции щавелевой кислоты и концентрированной серной кислоты:



- Обезвоживанием муравьиной кислоты нагретая концентрированной серной кислоты:



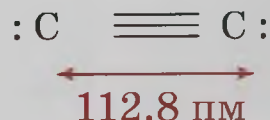
Краткие сведения

Символ	: CO
Температура плавления	: -199 °C
Температура кипения	: -91.5 °C
Плотность	: 1.25



Молекулярная модель угарного газа

Химическая формула угарного газа



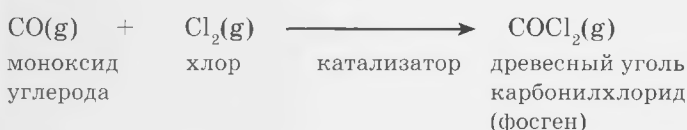
ИСПОЛЬЗОВАНИЕ УГАРНОГО ГАЗА

Угарный газ широко используется в:

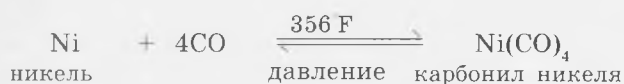
- производстве органических и неорганических химических продуктов, таких как метиловый спирт, формиат натрия, фосген и др.;
- качестве топлива;
- качестве восстановителя при добыче металлов.

СВОЙСТВА УГАРНОГО ГАЗА

- горючий газ без запаха и вкуса;
- немного легче воздуха;
- очень ядовитый газ;
- при сжигании в воздухе образует углекислый газ;
- при реакции монооксида углерода с хлором в присутствии солнечного света и древесного угля образуется карбонилхлорид:



- при нагревании монооксида углерода с металлами под давлением образуются карбонилы металлов, 3S6 F:



Знаете ли вы, что...

Угарный газ может быть смертельным, даже если воздух, содержащий 1%, то дышать им можно лишь 10-15 минут.

Детектор 'CO' помогает обнаружить присутствие угарного газа.



ОТКРЫТИЕ УГАРНОГО ГАЗА

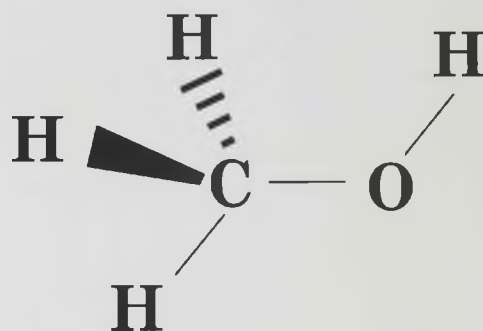
Угарный газ впервые был получен де Лассон в 1776 году при нагревании оксида цинка с коксом, но только в 1800 году английский химик Уильям Камберленд Круикшанк определил его в качестве соединения, содержащего углерод и кислород.



Метанол

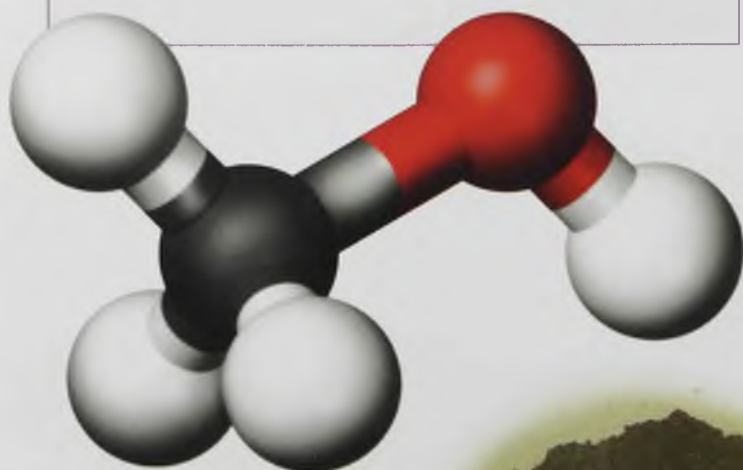
Метанол – простейший спирт, известный как метиловый спирт. Это обычный лабораторный растворитель, который широко используется в производстве различных химикатов.

Химическая формула метанола

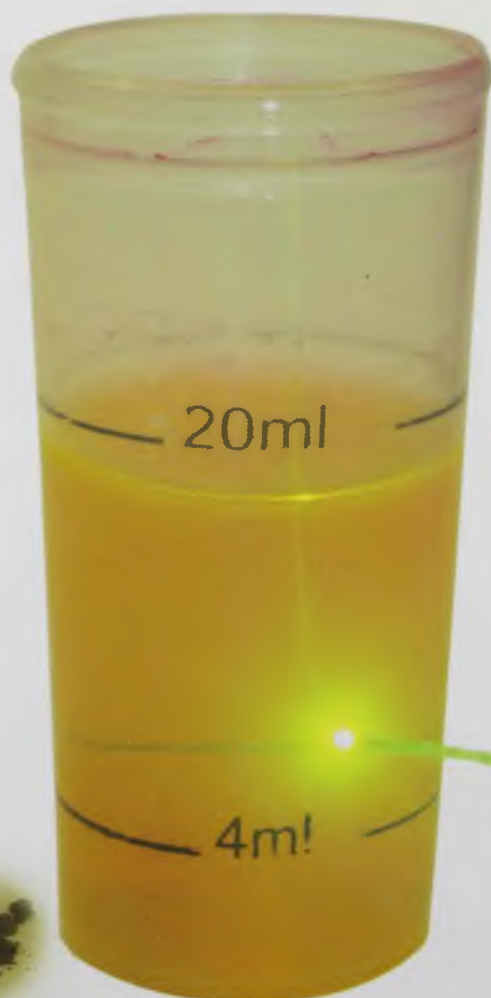


Краткие сведения

Символ	: CH_3OH
Температура плавления	: -97°C
Температура кипения	: 65°C
Плотность	: 0.8



Молекулярная модель метанола



Метанол в нашей жизни



ИСПОЛЬЗОВАНИЕ МЕТАНОЛА

Метанол используют:

- в радиаторах машин в качестве антифриза;
- как важный заменитель бензина в транспортных средствах;
- в производстве формальдегида;
- как растворитель красок и лаков.

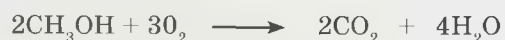
ОТКРЫТИЕ МЕТАНОЛА

Чистый метанол был выделен Робертом Бойлем, британским химиком и физиком в 1661 году.

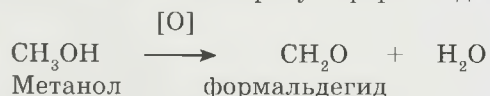
СВОЙСТВА МЕТАНОЛА

Метанол – это:

- Бесцветная жидкость с обычным запахом и жгучим вкусом.
- Он полностью смешивается с водой и органическими растворителями.
- В присутствии кислорода метанол образует углекислый газ и пар, горит бледным синим пламенем:

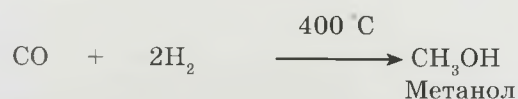


- При окислении дихроматом или перманганатом калия образует формальдегид:



ПРОИЗВОДСТВО МЕТАНОЛА

Метанол получают, когда смесь водорода и угарный газ в соотношении 2:1 проходит через катализатор под высоким давлением и при высокой температуре:



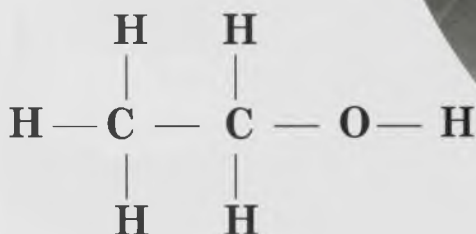
Знаете ли вы, что...

Метанол – высокотоксичен, при глотании может вызвать слепоту и смерть.

Этанол

Этанол – алифатический спирт, известный также как этиловый спирт, чистый спирт и абсолютный спирт. Этанол, широко применяемый в промышленности – это смесь 95% этанола и 5% воды, известный как 95% спирт.

Химическая формула
этанола

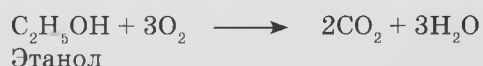


Этанол

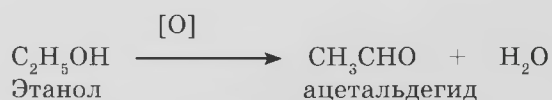
СВОЙСТВА ЭТАНОЛА

Этанол – это:

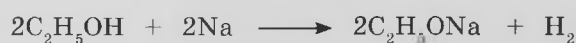
- чистая бесцветная жидкость с приятным запахом;
- он полностью смешивается с водой и органическими растворителями;
- в присутствии кислорода метанол образует углекислый газ и пар, горит бледным синим пламенем:



- Этанол образует ацетальдегид при окислении дихроматом или перманганатом калия:

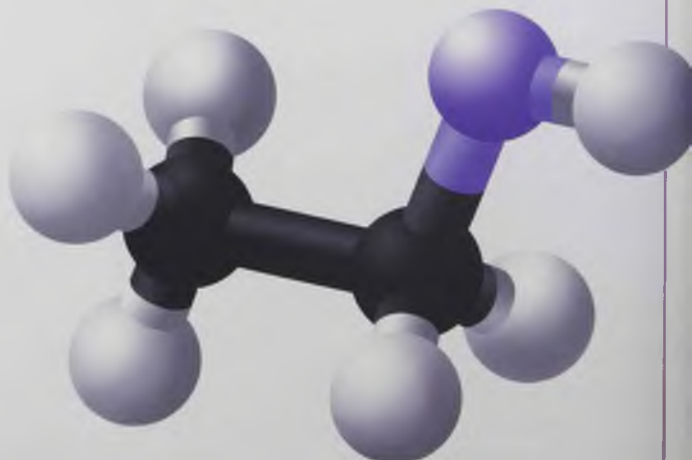


- При соединении с натрием при комнатной температуре этанол образует этоксид натрия и высвобождает водород:



Краткие сведения

Символ	: $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
Температура плавления	: -114.3°C
Температура кипения	: 78.4°C
Плотность	: 0.789



Молекулярная модель этанола

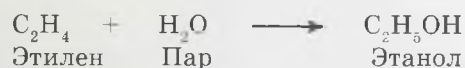
ИСПОЛЬЗОВАНИЕ ЭТАНОЛА

Этанол используют:

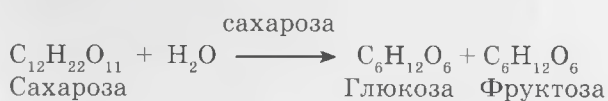
- как растворитель в производстве красок;
- в получении соединений углерода;
- смесь этанола и бензина используется в двигателях внутреннего сгорания;
- для выработки энергии в двигателях внутреннего сгорания.

ПОЛУЧЕНИЕ ЭТАНОЛА

- Процесс производства этанола путем реакции этилена с паром имеет промышленное применение:



- Спиртовая ферментация используется для получения этанола для пищевой промышленности:



Автобус, заправляемый этанолом

ОТКРЫТИЕ

Этанол был впервые выделен как чистое соединение Мухаммадом ибн Закария Рази, персидским алхимиком.

Знаете ли вы, что...

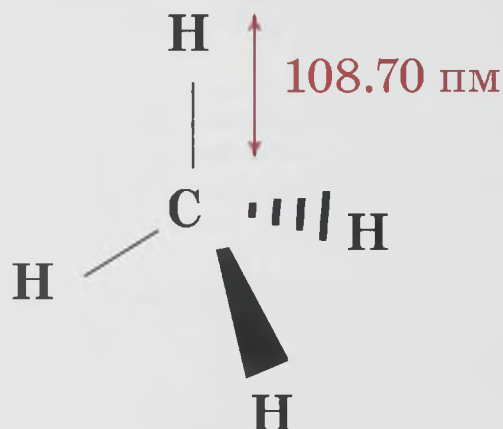
Этанол – обычный опьяняющий ингредиент во многих спиртных напитках.



Завод по производству этанола

Метан

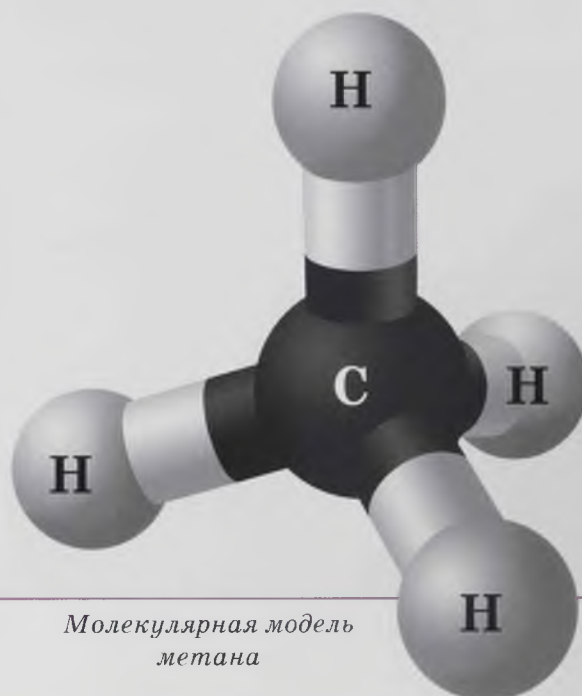
Метан представляет собой химическое соединение, состоящее из углерода и водорода. Это простейший углеводород, являющийся первым членом группы алканов. Молекулярная формула метана CH_4 , состоящая из одного атома углерода и четырех атомов водорода, связанных одной ковалентной связью.



СТРУКТУРА АТОМА МЕТАНА

Краткие сведения

Символ	: CH_4
Температура плавления	: -182.5°C (-296.5°F)
Температура кипения	: -162.0°C (-259.6°F)
Плотность	: $0.8765(20)$



Молекулярная модель метана



Иллюстрация жидкого метана в двигателе

ИСПОЛЬЗОВАНИЕ МЕТАНА

Метан используется:

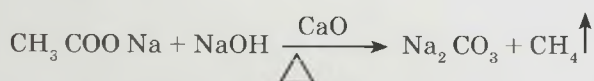
- для выработки электроэнергии при его сжигании;
- в качестве топлива в газовой турбине или парового котла;
- в промышленных химических процессах;
- для охлаждения до жидкого состояния (сжиженный природный газ или СПГ);
- в качестве наполнителя для натурального каучука;
- в красках и чернилах для принтера;
- в производстве аммиака, сырья для азотных удобрений;
- в качестве растворителей;
- в качестве анестетика;
- в качестве топлива в жилых домах, торговых предприятиях и заводах.



ПОЛУЧЕНИЕ МЕТАНА

Метан получают:

- при реакции ацетата натрия и содовой извести в стеклянной пробирке с резиновой пробкой. Пробирка крепится к штативу;
- аппарат расположен так, как показано на рисунке;
- пробирку сильно нагревают;
- ацетат натрия вступает в реакцию с гидроксидом натрия, образуя газ метан. Ниже приведена химическая реакция:



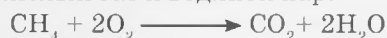
Реакция называется декарбосилирование.



Танкер для хранения сжиженного натурального газа

СВОЙСТВА МЕТАНА

- Бесцветный газ без вкуса и запаха.
- Не токсичен, но горюч.
- Слегка растворим в воде.
- Легче воздуха.
- Метан вступает в реакцию с воздухом, образуя взрывоопасные смеси. Он горит, образуя мощный взрыв, продуктами реакции которого являются углекислый газ и водяной пар:



- Пиролиз представляет собой термическое разложение метана в отсутствие воздуха, при котором образуются составляющие элементы метана – углерод и водород:

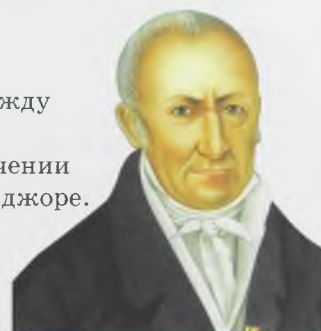


- Тетрахлорид углерода может быть получен путем хлорирования метана в присутствии солнечного света.

ОТКРЫТИЕ МЕТАНА

Метан был обнаружен итальянским физиком Алессандро Вольта между 1776 и 1778 годами. Он выделил метан при изучении болотного газа озера Маджоре.

Алессандро Вольта



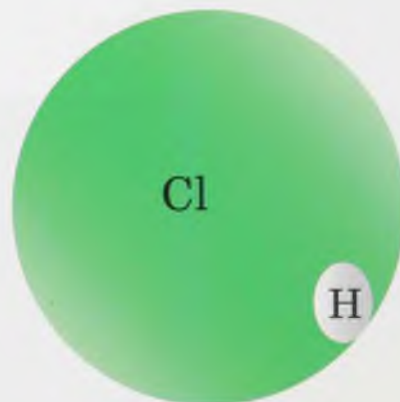
Знаете ли вы, что...

Метан чаще известен как болотный газ, обнаруживаемый около застойных вод и болот.

Хлорид водорода

Хлорид водорода – соединение водорода и хлора. Хлористый водород представляет собой газ при комнатной температуре и давлении. При смешивании с водой образует соляную кислоту.

Химическая формула хлорида водорода



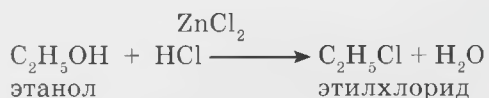
Краткие сведения

Символ	: HCl
Температура плавления	: -114 °C
Температура кипения	: -85 °C
Плотность	: 1.2

Лакмусовая бумажка HCl

СВОЙСТВА

- Бесцветный газ с резким запахом.
- Хорошо растворяется в воде.
- В присутствии обезвоживающего агента, хлорида цинка, хлорид водорода реагирует с этанолом, образуя этил хлорид и воду:



- Разбавленная соляная кислота реагирует с железом или оксидом железа, образуя хлорид железа:



Пары соляной кислоты

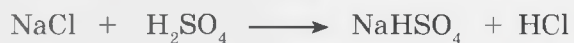


ПОЛУЧЕНИЕ HCl

- В промышленности соляную кислоту получают в процессе горения водорода в хлоре:



- Реакция нагретой концентрированной серной кислоты с хлоридом натрия используется в лабораториях для получения хлорида водорода:



ОТКРЫТИЕ ХЛОРИДА ВОДОРОДА

Соляная кислота была впервые обнаружена алхимиком Джабиром ибн Хайян (Гебер) около 800 г. н.э. путем смешения поваренной соли с серной кислотой.



Джабир ибн Хайян

ИСПОЛЬЗОВАНИЕ ХЛОРИДА ВОДОРОДА

Хлорид водорода широко используется:

- при взвешивании количества серебра в растворе солей серебра;
- в подготовке хлорид-ионов;
- в качестве агента хлорирования в реакциях;
- в промышленной обработке металлов и в концентрировании некоторых руд.



Получение хлорида водорода

Знаете ли вы, что...

В атмосфере находится 0,1 процента объема хлорида водорода

Танки HCl



Перманганат калия

Перманганат калия – неорганическое химическое соединение, ранее известное как перманганат углекислого калия или кристаллы Конди. Эта соль состоит из ионов K^+ и MnO_4^{4-} .

ПОЛУЧЕНИЕ ПЕРМАНГАНАТА КАЛИЯ

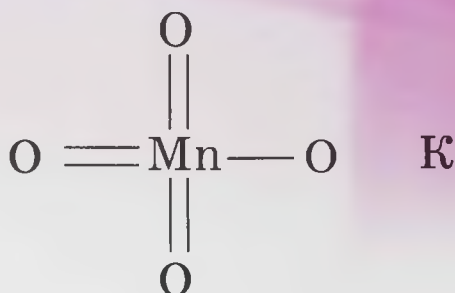
- При сплавлении диоксида марганца с гидроксидом калия образуется манганат калия:



- Затем манганат калия электролизуют, используя железные электроды при температуре около 60 градусов:

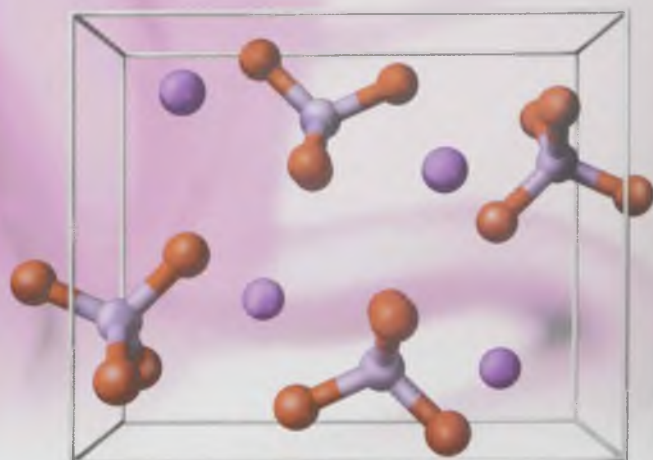


Химическая формула перманганата калия



Краткие сведения

Символ	: $KMnO_4$
Температура плавления	: $240^\circ C$
Плотность	: 2.703



Молекулярная модель перманганата калия

СВОЙСТВА ПЕРМАНГАНАТА КАЛИЯ

- Вещество фиолетового цвета, кристаллической структуры.
- Имеет металлический блеск.
- Растворим в воде, ацетоне и метаноле.
- Может растворяться от воздействия этанола.
- В соединении с серной кислотой образует взрывчатое вещество Mn_2O_7 .
- В соединении с концентрированной соляной кислотой образует хлор.



ОТКРЫТИЕ

Глаубер Иоганн Рудольф – немецкий химик, первым изобрел перманганат калия в 1659 году.

Он смешал минерал пиролюзит с карбонатом калия, чтобы получить зеленый раствор, известный как манганат калия, который медленно превратился в раствор фиолетового цвета, известный как перманганат калия.



И.Р. Глаубер

ПРИМЕНЕНИЕ ПЕРМАНГАНАТА КАЛИЯ

Перманганат калия часто используют для:

- контроля вкусов и запахов;
- удаления цвета;
- контроля биологического роста при уходе за растениями;
- удаления железа и марганца при их окислительных реакциях, в качестве сильного окислителя
- как дезинфицирующее средство;
- как аналитический реагент-окислитель в реакциях окислительно-восстановительного титрования.

Знаете ли вы, что...

В результате окисления, перманганат калия оставляет коричневые пятна на таких органических материалах, как кожа, бумага и одежда.



Сжигание перманганата калия

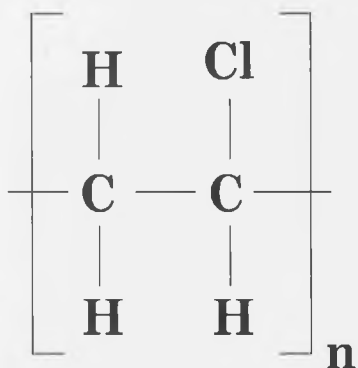


Кабели из ПВХ

Поливинилхлорид

Поливинилхлорид – синтетическое органическое соединение, имеющее важное значение для промышленности и известное как ПВХ. ПВХ обрабатывают пластификаторами, стабилизаторами или пигментами, для придания ему нужной степени гибкости при изготовлении необходимых предметов

Химическая формула ПВХ



Краткие сведения

Символ	: $[\text{H}_2=\text{CHCl}]_n$
Температура плавления	: 100–260 °C
Плотность	: 1390 kg/m ³



Кабели из ПВХ

ПРИМЕНЕНИЕ ПВХ:

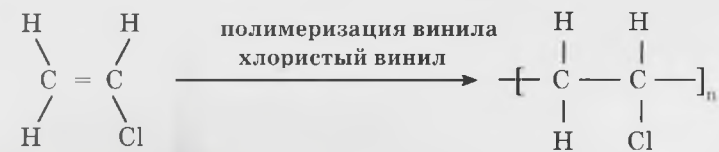
- Пластифицированный ПВХ используется при изготовлении плащей, штор для душа и упаковочной пленки.
- Непластифицированный ПВХ используется:
 - для изготовления водопроводных труб, фитинга и грампластинок;
 - для производства трубопроводов или строительных панелей;
 - для изготовления изоляционных материалов для электрических проводов;
 - в строительной промышленности.

Рыболовная удочка из ПВХ



ПОЛУЧЕНИЕ ПВХ:

ПВХ вырабатывается в результате полимеризации хлористого винила, $\text{CH}_2=\text{CHCl}$



Свободный радикал

Поливинилхлорид

*Завод по
производству
ПВХ в Германии*



Знаете ли вы, что...

Пластифицирование было изобретено Уолдом Симоном и компанией Б.Ф. Гудрич в 1926 году с целью изготовления гибкого материала.

ОТКРЫТИЕ

В 1835 году Анри Виктор Реньо, а позднее в 1872 году Ойген Бауман случайно открыли ПВХ, добавив белое твердое вещество во флакон с винилхлоридом и оставив его на солнце.



Анри Виктор Реньо

СВОЙСТВА

- ПВХ – твердый материал белого цвета.
- Его твердость можно контролировать, используя пластификаторы.



ПВХ – вещество белого цвета

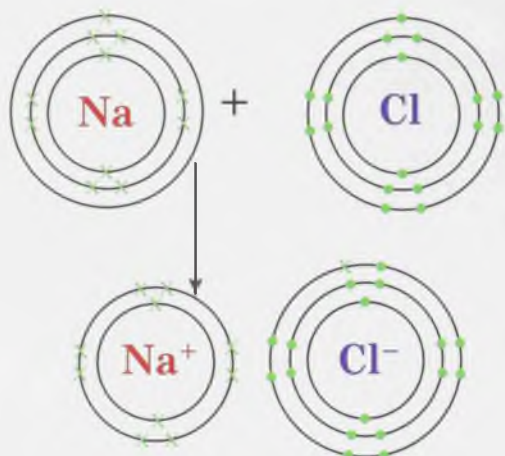


Человек, режущий ПВХ трубу

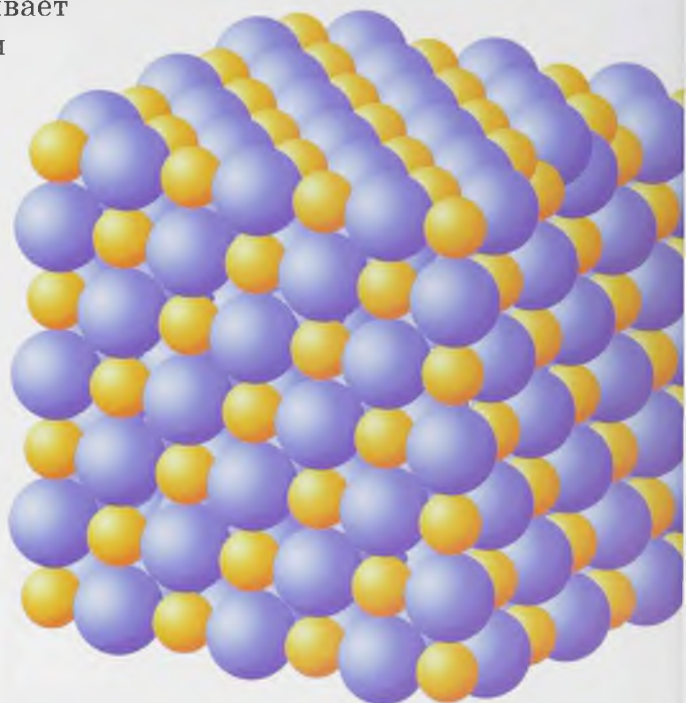
Хлорид натрия

Хлорид натрия – ионные соединения, известные также как поваренная или столовая соль. Она обеспечивает соленость океанов и внеклеточной жидкости многих многоклеточных организмов.

Химическая формула хлорида натрия



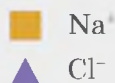
Ионные соединения



3-мерная ионная структура NaCl

Краткие сведения

Символ	: NaCl
Температура плавления	: 801 °C
Температура кипения	: 1413 °C
Плотность	: 2.17

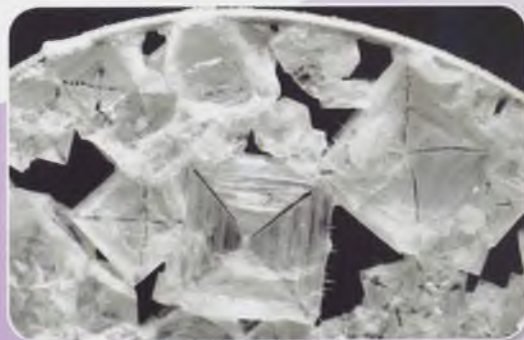


СВОЙСТВА NaCl

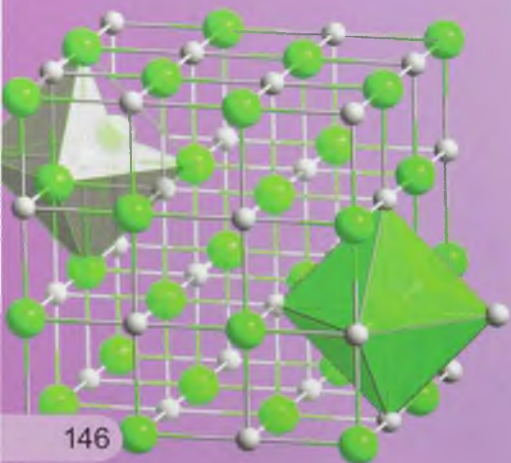
- Хлорид натрия в чистом виде бесцветен.
- При наличии примесей NaCl имеет оттенки желтого, коричневого или голубого цвета.
- Он растворим в воде.
- Он слегка растворим в этаноле.



Поваренная соль (NaCl)



Крупным планом вид кристаллов NaCl

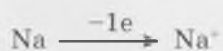




Насыпь поваренной соли

ПРОИЗВОДСТВО NaCl

- Вначале путем кристаллизации морской воды получают сырой хлорид натрия.
- Затем сырую соль растворяют в минимальном количестве воды и фильтруют для удаления нерастворимых примесей.
- Полученный таким образом раствор насыщают хлороводородом и получают кристаллы чистого хлорида натрия.
- Ионная связь между натрием и хлором образуется, когда атом натрия передает электрон атому хлора.



Кристаллы хлорида натрия

Знаете ли вы, что...

Побережье штата Гуджарат в Индии, где соль производят путем солнечного испарения, является важным регионом для этой страны.

ПРИМЕНЕНИЕ ХЛОРИДА НАТРИЯ

- Хлорид натрия широко используется: в качестве главного ингредиента при приготовлении пищи;
- как отправная точка для целого ряда продуктов продуктов на основе натрия в промышленности;
- как консервант;
- в пищевых приправах.

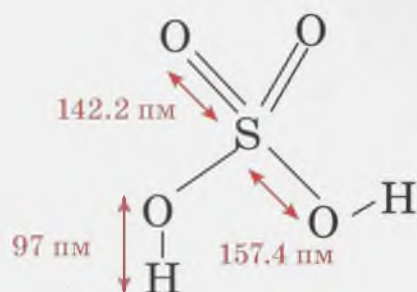


Хлорид натрия в поваренной соли

Серная кислота

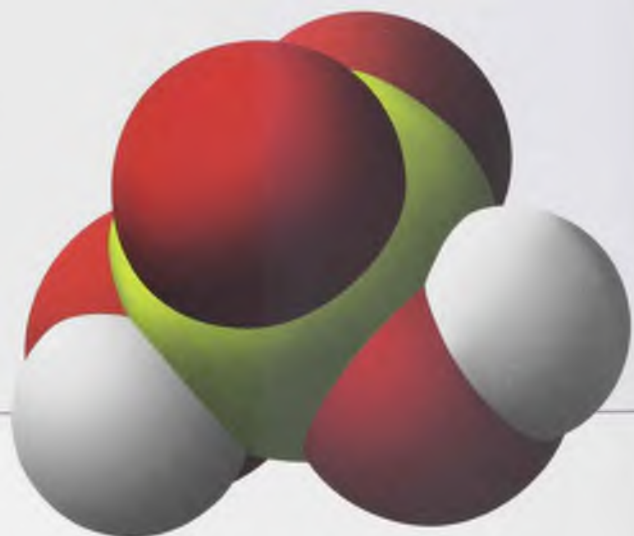
Серная кислота – сильная кислота, наиболее широко используемая в промышленности. Молекула серной кислоты состоит из двух атомов водорода, одного атома серы и четырех атомов кислорода. Серная кислота, доступная с коммерческой точки зрения – 96-98% водный раствор кислоты.

Химическая формула серной кислоты



Краткие сведения

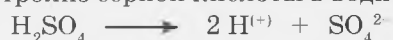
Символ	: H_2SO_4
Температура плавления	: 10.3°C
Температура кипения	: 338°C
Плотность	: 1.94



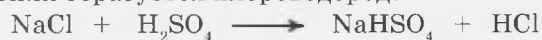
Молекулярная модель серной кислоты

СВОЙСТВА СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

- Бесцветная, вязкая, едкая, маслянистая жидкость.
- Она растворима в воде в любой концентрации.
- Это мощный протонирующий и обезвоживающий агент.
- Также сильный окисляющий агент.
- Электролиз серной кислоты в водном растворе:



- При нагревании концентрированной серной кислоты с хлоридом натрия в лабораторных условиях образуется хлороводород:



ИСПОЛЬЗОВАНИЕ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

Многочисленны случаи использования серной кислоты:

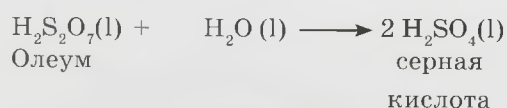
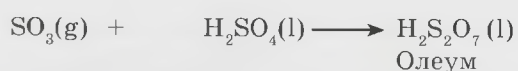
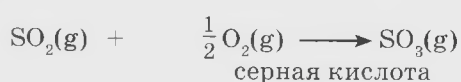
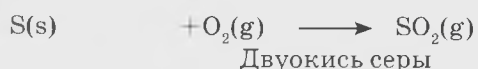
- для вытеснения молекулы воды из многих органических соединений;
- в качестве химического вещества, имеющего важное значение для промышленности;
- в производстве фосфатных удобрений;
- при удалении окислений, ржавчины и окалины.



Фосфорное удобрение

ПРОИЗВОДСТВО СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

1. В контактном процессе, вначале серу сжигают, или обжигают серные руды и кислород для получения двуокиси серы.
2. Двуокись серы затем горит в воздухе в присутствии катализатора до получения триоксида серы.
3. Триоксид серы затем растворяют в серной кислоте для получения серной кислоты, известной как олеум (дымящая серная кислота – прим. пер.).
4. Олеум, растворенный с водой, образует концентрированную серную кислоту:



ОТКРЫТИЕ

Серную кислоту открыл Джабир ибн Хайян (Гебер), химик и алхимик VIII-го века.



Джабир ибн Хайян

Знаете ли вы, что...

Чистая серная кислота была известна ранее как купоросное масло, из-за своего вязкого и маслянистого вида.

Азотная кислота

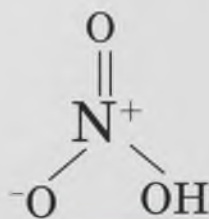
Азотная кислота – важный химический элемент в промышленности и обычный лабораторный реактив.

В малых количествах она встречается в свободном состоянии в атмосфере.

Она также встречается в виде соединений, таких как бенгальская соль селитры (нитрат калия) или селитра, и чилийская соль селитры (нитрат натрия).

Азотную кислоту используют при изготовлении фотопленок

Химическая формула азотной кислоты



СВОЙСТВА АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ

- Бесцветная жидкость.
- Очень едкая и сильная кислота.
- Мощный окисляющий агент.
- При соединении разбавленной азотной кислоты с окисью меди образуется раствор азотномедной соли и медь:

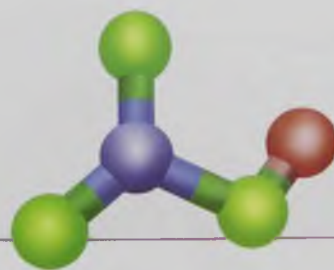


- Окись азота (NO) образуется при обработке разбавленной азотной кислоты медью или ртутью:

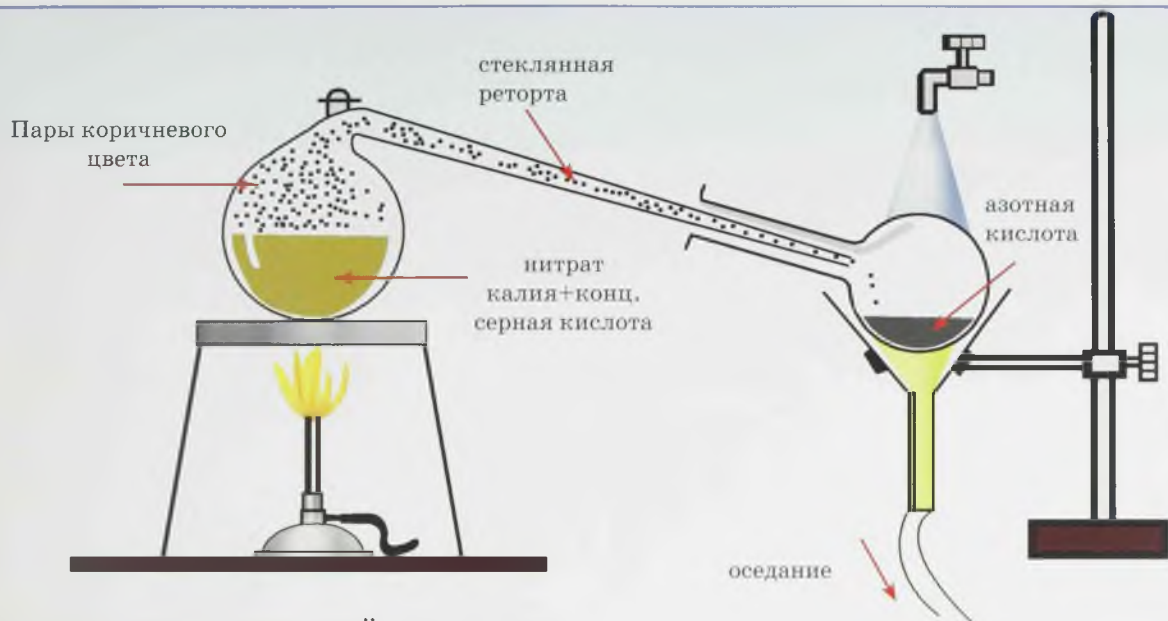


Краткие сведения

Символ	: HNO_3
Температура плавления	: -42°C
Температура кипения	: 83°C
Плотность	: 1.5129



Молекулярная модель азотной кислоты



ПРОИЗВОДСТВО АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ

Азотную кислоту производят путем каталитического окисления аммиака, при котором газообразный аммиак окисляется до окиси азота и двуокиси азота кислородом в присутствии катализатора – газообразной платины. Двуокись азота погружают в воду для получения азотной кислоты.

ИСПОЛЬЗОВАНИЕ АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ

Азотную кислоту применяют во многих случаях:

- как обычный лабораторный реактив;
- в производстве удобрений, таких как нитрат аммония, основной нитрат кальция, и в производстве взрывчатых веществ;
- в очистке нитрата серебра, который используется в производстве фотографической пленки и лекарствах.

ОТКРЫТИЕ

Азотная кислота была открыта Иоганном Рудольфом Глаубером в 1648 году. Глаубер выделил ее путем нагревания нитрата калия, или селитры, с концентрированной серной кислотой, с последующей конденсацией пара.



И.Р. Глаубер

Знаете ли вы, что...

Азотная кислота очень токсична и может вызвать тяжелые ожоги.

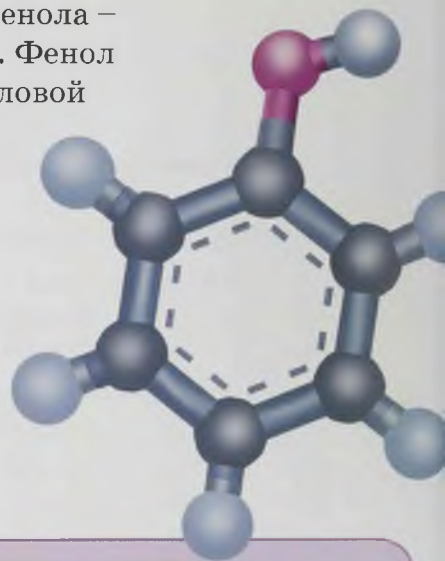


Бутылка с азотной кислотой

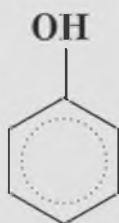


Фенол

Фенол представляет собой органическое соединение, состоящее из бензольного кольца и гидроксильной группы. Гидроксильная группа присоединена напрямую к бензольной группе через атом водорода. Химическое наименование фенола – гидроксибензол. Фенол называли карболовой кислотой, когда использовали его в качестве антисептика.



Химическая формула фенола

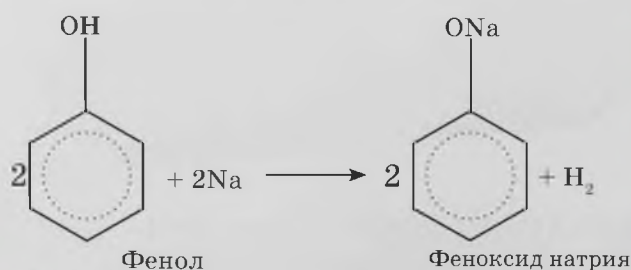


Краткие сведения

Символ	: C_6H_5OH
Температура плавления	: $40.5^\circ C$
Температура кипения	: $181.7^\circ C$
Плотность	: 1.07

СВОЙСТВА ФЕНОЛА

- Фенол представляет собой либо бесцветную жидкость, либо твердое вещество белого цвета при комнатной температуре.
- Он обладает острым, терпким запахом.
- Имеет кислотные качества.
- Фенол лучше растворяется в воде, чем в спирте.
- Образует более сильные водородные связи, чем спирт.
- Он высокотоксичный и едкий.
- При соединении с сильными основаниями образует щелочно-металлические соли, известные как феноксиды.
- При конденсации фенола образуются вода и формальдегид.
- При реакции фенола с водным раствором натрия образуется феноксид натрия.



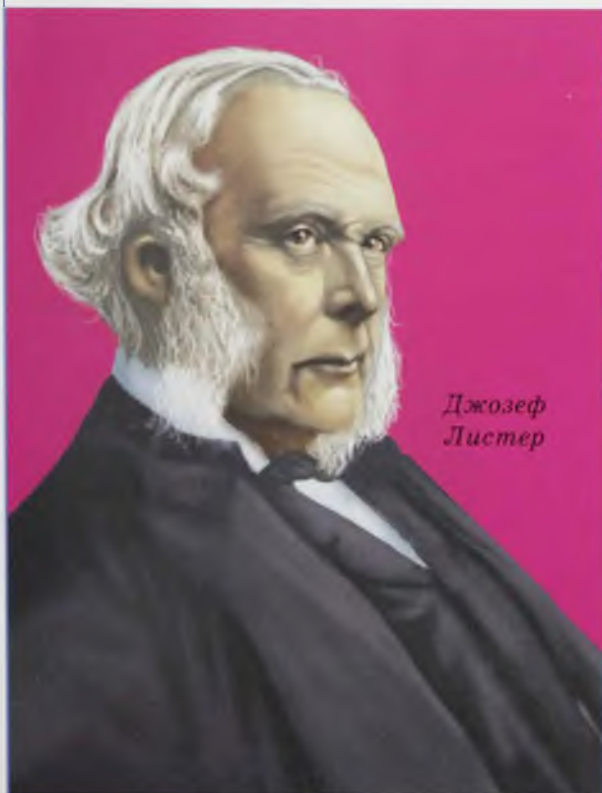
Кристалл фенола



Фенол используется в качестве антисептика

ОТКРЫТИЕ

Фенол был впервые использован в 1867 году Джозефом Листером, британским хирургом, в качестве дезинфицирующего средства для ран, перевязочных материалов и хирургических инструментов.



*Джозеф
Листер*

ПРОИЗВОДСТВО ФЕНОЛА

Фенол производится путем перегонки каменноугольной смолы или сырой нефти. Другие способы получения фенола – это эфирные масла, гидролиз хлорбензола или окисление изопропилбензола.

Знаете ли вы, что...

Фенол и его испарения оказывают разъедающий эффект на глаза, кожу и органы дыхания.

ПРИМЕНЕНИЕ ФЕНОЛА

Фенол используется:

- в качестве промышленного антисептика;
- в синтетических моющих средствах и при производстве ингибиторов кислорода (алкилфенолов);
- при изготовлении лекарств;
- при изготовлении косметических средств.



ЗНАМЕНИТЫЕ ХИМИКИ

Химик – человек, изучающий химию как науку и имеющий навыки работы с различными химическими препаратами и химическими реакциями. Химик занимается детальным изучением состояния, свойств и структуры различных соединений.

История помнит множество химиков, открывшие для нас разные химические продукты, явления и понятие мира химических продуктов. Древние Египтяне были великими химиками, которые изобрели таинственную технику мумификации. Информация о некоторых прославленных химиках представлена ниже.

МАРИЯ КЮРИ

Мария Кюри, польский химик, родилась 7 ноября 1867 года в Варшаве, Российской империи. Она первой познакомила мир с понятием «радиоактивность». Мария Кюри, вместе со своим мужем Пьером Кюри открыла элемент радий. Благодаря этому открытию, было положено начало новой науке и разработаны методы лечения от многих тяжелых заболеваний.



Мария Кюри



Нильс Бор

НИЛЬС БОР

Известный химик Нильс Бор родился в г. Копенгаген, Дания в 1885 г. Ему было всего 28 лет, когда он изобрел первую эффективную модель и теорию структуры атома. В 1922 году Бор был удостоен Нобелевской премии в области физики за исследования структуры атома. Он также работал в области развития ядерной энергии для ее использования в мирных целях.

ДЖОН БЕНЕТ ФЕНН

Джон Бенет Фенн – американский химик, родился 15 июня 1917 года в Нью Йорке. В 2002 году он получил Нобелевскую премию по химии за свои выдающиеся достижения в разработке масс-спектрометрического метода исследования биологических макромолекул, в частности метода электроспрей.

Джон Бенет Фенн



РОБЕРТ БОЙЛЬ

Роберт Бойль – физик и изобретатель, родился в г. Лисмор, Ирландия. Свою известность получил за предложение Закона Бойля, в котором установил взаимосвязь давления и массы газа. Бойль также известен тем, что отделил химию от алхимии и организовал ее как раздел науки. Роберт Бойль считается основателем экспериментальной науки.

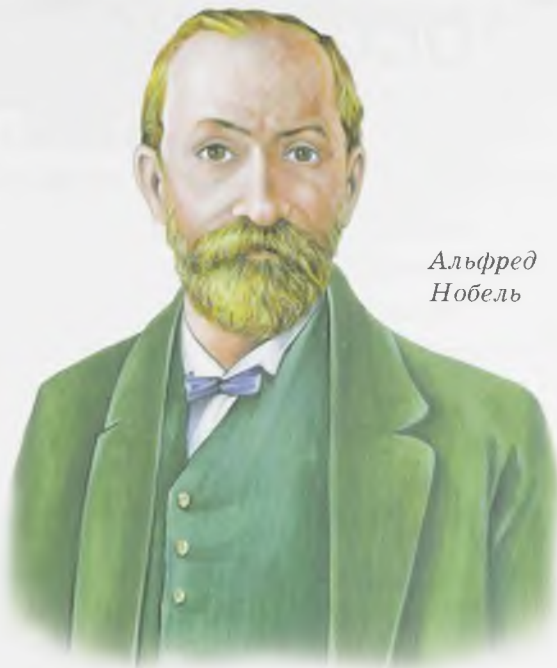


Роберт Бойль

ЭРНЕСТ РЕЗЕРФОРД

Эрнест Резерфорд родился в 1871 году в г. Нэльсон, Новая Зеландия. Сферой его научных интересов было изучение радиоактивности, и в 1908 году он был удостоен Нобелевской Премии за достижения в этой области. Резерфорд открыл альфа-частицы и, поставив опыт по их рассеиванию на металлической фольге, предложил структуру атома. Он также установил существование протона и обнаружил нейтрон.

Эрнест Резерфорд



Альфред Нобель

АЛЬФРЕД НОБЕЛЬ

Альфред Нобель родился в 1833 году в г. Стокгольм, Швеция. Уже в 16 лет он стал научно образованным химиком. Нобель занимался производством нитроглицерина и изобрел динамит. Он также изобрел другие виды взрывчатых веществ, которые использовались в горной промышленности, строительстве магистралей, железных дорог и т.д. Нобелевские премии ежегодно присуждаются ученым за достижения в области физики, химии, психологии, медицины, литературы и борьбы за мир.



Глоссарий

Аллотропы — два различных соединения, образующихся из одного и того же исходного соединения. Например, алмаз и графит — аллотропы углерода.

Царская водка — смесь азотной и соляной кислот, агрессивных по своей природе, используемых для растворения металла.

Артерии — кровеносные сосуды, доставляющие кровь в различные органы человеческого тела.

Аэрозоль — суспензия мелких твердых частиц или капель жидкости в газе.

Ломкий, хрупкий — неэластичный, может разбиться, сломаться или треснуть из-за плавления.

Плавучесть — свойство объекта, удерживающее его на поверхности жидкости.

Когезия — свойство слипания.

Концентрация — сила раствора, определяемая количеством молекул в нем.

Коррозия — процесс окисления металла, являющийся причиной его разрушения.

Ковалентная связь — вид химической связи, при которой два атома соединяются посредством двух или более электронов.

Деполаризатор, деполаризующий агент — вещество, используемое для захвата электронов в электрохимической ячейке во время ее разрядки.

Длительное пользование — что-либо, обладающее способностью сохранять качества в течение длительного периода времени.

Гальванопокрытие — процесс покрытия поверхности одного металла другим металлом электрохимическим путем для предотвращения от коррозии.

Экструзивный, вулканический — скала вулканического происхождения, образованная из лавы, выходящей из-под земли.

Ферментация, брожение — процесс получения энергии от окисления органических соединений.

Печь — закрытая камера для получения тепла.

Фракционная дистилляция — метод, при котором смесь жидкостей, обладающих разными температурами кипения, разделяют на компоненты посредством серии последовательных перегонок.

Огнеопасный — легковоспламеняющееся вещество.

Галлон — мера измерения жидких веществ, равная примерно четырем литрам.

Гальванизация — процесс покрытия железа цинком в целях предотвращения коррозии.

Бактерицидный — вещество, уничтожающее бактерии.

Черный порох — смесь нитрата калия.

Вредный, пагубный — что-либо опасное или неблагоприятное.

Полушарие — половина сферы, шара.

Температурное свечение — испускание света в результате нагрева.

Изоляция — защитное покрытие для предотвращения воздействия тепла, звука или электричества на материал.

Изотопы — атомы с одинаковым массовым числом, но с различными атомными числами.

Люминесцентный, светящийся — излучение холодного тела, испускающего свечение при низкой температуре.

Блестящий — сияющий, благодаря гладкой поверхности или вследствие натирания.

Ковкость — способность металла к формованию и к изменению формы даже после его охлаждения.

Вещество — что-либо, имеющее массу и занимающее пространство.

Метеориты — остатки или части метеоров, достигшие поверхности Земли.

Кислородно-ацетиленовая сварка — процесс сварки, при котором необходимые высокие температуры получают при сжигании газообразного ацетилена и кислорода.

Осадок — твердое тело, образованное из жидкого, вследствие химической реакции или природного явления.

Консерванты — химические соединения, которые добавляют для предотвращения гниения и разложения.

Давление — количество силы, приложенной на единицу площади.

Пulверизация — измельчение вещества.

Радиотерапия — лечение, применяемое при таких болезнях, как рак, путем облучения рентгеновскими лучами, гамма-излучением и т.п.

Реактивный, реакционноактивный — любое вещество, легко вступающее в реакцию.

Реагент, реактив — химическое вещество, используемое в химических реакциях.

Тухлый — гнилой, испорченный или поврежденный.

Насыщенный — самый концентрированный раствор из наиболее возможных, при заданной температуре.

Осадочный — порода, образованная в результате смещения и сжатия мелких частиц.

Потускнение — процесс формирования тонкого слоя на полуактивных металлах в результате химической реакции с их внешним слоем.

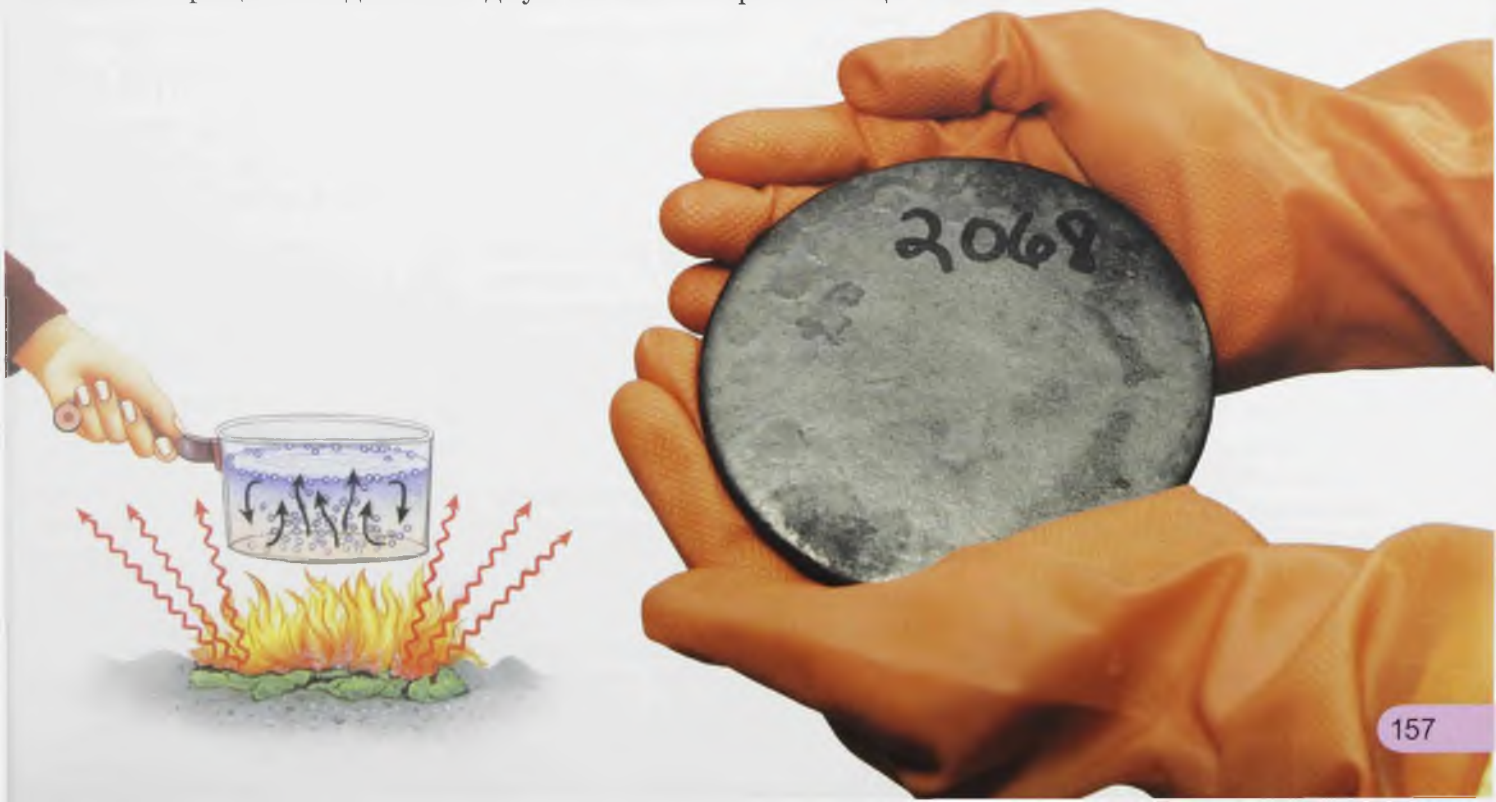
Температура — мера измерения холода или тепла.

Сухожилие — соединительная ткань между костью и мышцей.

Токсичный — ядовитый.

Драпировка — покрытие мебели тканью или кожей.

Пайка — процесс соединения двух металлов при помощи плавления.



Алфавитный указатель

А

абсорбент 55
 Авогадро (закон) 23
 азот 14, 105
 азотный 15, 105
 азота диоксид 22
 азотная кислота 27, 43, 80, 88, 94, 97, 123, 150, 151
 акриловое волокно 55
 акрилонитрил 50, 55
 актиноид 8
 алифатический 124, 136
 алканы 125, 138
 аллотропия 92, 97, 102, 107
 алмаз 102, 103
 альпака 40
 амальгама 41, 87
 аммиак 27, 83, 101, 105, 139, 151
 англезит 94
 Андреас Сигизмунд Маргграф 79
 Анды 77
 антацид 45
 апофермент 47
 ароматические соединения 125
 ароматические углеводороды 124
 артерии 55
 арагонит 64
 археологи 81
 аргентит 80
 аргон 7, 27, 121
 аргон 9, 26, 27, 120
 астат 9
 атомный номер 6, 8
 атом 10, 11, 19, 23, 30, 31, 32, 33, 34, 35, 43, 60, 101, 102, 124, 125, 126, 127, 128, 130, 138, 148, 154
 ацетиленовая сварка 126

Б

баббит 93
 Байер (процесс) 91
 барий 8, 9
 Барон Аксель Фредерик Кронштадт 75
 без запаха 22, 43, 45, 100, 104, 107, 111, 133, 139
 белки 46, 47, 51, 102
 белье 55
 бериллий 8, 9
 беспламенный 25
 биоразлагаемый 48, 49, 51
 био полимеры 51
 биохимический 46
 благородные газы 9, 33, 120
 блеск 37, 86, 88
 блестящие 36, 56, 58
 БНЗт 97
 Бойль (закон) 23

Боксит 39

бор 96, 97
 борат натрия 96
 борат натрия 96
 боратриоксид 97
 британский металл 41
 бром 7, 116, 117
 броня 75
 бура 46, 97
 бутан 125
 быстрое сгорание 25

В

валентность 34
 взрыв 25, 139
 винил 53
 воздух 26, 27
 вулканический 110, 130
 вольфрамат 82, 83
 вольфрамомолочный 43
 выпрямители 89, 99
 водный раствор 148
 водоносный горизонт 28
 вяжущий 45
 волокно 54, 55
 вспенивание 39, 53
 водород 7, 11, 13, 22, 35, 59, 100, 101, 115, 140

Г

гальванический 72, 74, 81
 гарниерит 74
 газ 12, 13, 22, 23, 37
 германий 9, 33
 гиббсит 90
 гидроксид магния 44
 графит 102, 103
 гипс 65 Н
 галит 58
 галогены 4, 99, 56, 58, 60, 68
 галенит 39, 94
 галлон 29
 гальванизация 79
 галогены 70, 100, 114, 118, 123
 Ганс Христиан Эрстед 91
 гелий 9
 гематит 39, 70, 71
 гемицеллюлоза 51
 Генри Кавендиш 101
 гербициды 45
 гетерогенный 17
 гексан 125
 гомогенный 17
 гомологический ряд 125
 гомополимеры 50, 51
 горение 4, 24, 25, 31, 79, 131
 гидрологический 28
 гидроксibenзол 152
 гигиенический 52

гидроксид натрия 45, 91, 115, 139, 152
 гибкий 50, 54, 144, 145

Д

Джордж Брандт 73
 доломит 62
 Д. Резерфорд 105
 декарбоксилирование 139
 деполяризатор 69
 дейтерий 100
 двухатомный 11
 давление 12, 23, 27, 46, 101, 103, 111, 133, 135, 140, 155
 дезинфицирующие вещества 45
 дезинфицирующий 111, 115, 119, 143, 153
 Джон Дальтон 11
 джут 55
 дин 21
 дистилляция 79, 89, 105, 111, 121, 153
 драпировка 55
 древние китайцы 75
 духи 49, 128, 129
 дюралюминий 41
 дыхание 37, 47, 130

Е

Европий 7
 египтяне 55, 154
 едкий 42, 118

Ж

железный 101, 142, 143
 железо марганца вольфрамата 82
 жидкие 12, 13, 17, 20, 37
 жиры 45, 47, 48, 49, 102, 129
 железистый оксид 70, 37, 43, 109, 111, 139, 149
 железо 4, 7, 36, 57, 70, 71, 140, 8, 9, 15, 19, 27, 39, 41, 47, 57, 70, 71, 72, 82, 93

З

Золото 7, 8, 86, 87
 замораживание 13
 зола из морских водорослей 119

И

изобилующий 71, 74, 90, 99, 100, 104, 106, 110
 изомерия 125
 изотоп 73, 119
 Иоганн Готлиб Ган 69
 испарения 13, 29
 инфракрасное излучение 87
 ингибитор 46
 инсектициды 45111

изоляция 27, 55, 144
 изоляторы 15, 50
 ионный 32, 35, 141, 146, 147

К

каламин 79
 калия манганат 142
 кальций 96, 98, 108, 127, 151
 кальцинирование, прокаливание 38, 39
 кальцит 8, 9, 33, 45, 64, 65, 82
 кальций борат 96
 кальций вольфрамат 82
 кальций карбонат 44, 64, 65
 карналлит 60, 62
 карнотит 122
 касситерит 92, 93
 катализатор 46, 47, 84, 101, 133, 135, 149, 151
 катал 46
 кинетическая энергия 23
 кинетическая теория 23
 криптон 9120121
 К.В. Шееле 83
 каталитический яд 47
 каустическая сода 45
 кварц 86
 киноварь 39
 кислород 7, 22, 24, 27, 37, 106, 107, 131
 кислотные дожди 27
 кислый 42, 43, 131
 кишечный 47
 кобальт 8, 9, 19, 72, 73
 калия фторид 112
 керамика 72
 колеманит 96
 Коллекция 29
 коррозия 30, 40, 41, 79, 84
 Крабовидная туманность 107
 кобальта хлорид 73
 кобальтин 72
 ковкий 50, 56, 70, 73, 75, 76, 80, 91 123
 коллоиды 17
 конденсация 12, 13, 29, 152
 консервант 43, 111, 147
 ковалентный 35, 125
 конопля 54
 коэнзим 47
 кремний 77
 кремний 9, 33, 70, 77, 98, 99
 криолит 90, 91, 112
 криохирургия 27
 кристаллизация 147
 кристаллический 19
 кристаллический 19, 97
 кристаллография 19
 кристаллы Конди 142
 кюри 7

Л

лакмусовая бумага 43
 лантаноксид 8
 ледники 28, 29

лимонит 70
 лимонная кислота 43
 линолевый 48
 литий 8, 9, 56, 57, 61
 лучевая терапия 67
 люминесцентный 89

М

магнетит 62
 магний 8, 9, 24, 33, 41, 44, 47, 62, 63, 96, 98
 магнетит 70
 магниты 72
 мази 37
 манганит 68
 мандарины 43
 марганец 9, 68, 69, 82, 114, 119, 142, 143
 марганца дихлорид 68
 Мария Кюри 7, 67, 154
 массовое число 11
 материя 3, 12
 медь 7, 8, 9, 15, 36, 40, 41, 47, 76, 77, 80, 84, 86, 127, 150
 Менделевый 7
 Меркурий 7, 31, 37, 46, 88, 89
 металлоиды 9
 металлургия 38, 39
 Метан 33, 124, 125, 138, 139, 25, 27, 33, 125, 127, 138
 Метанол 33, 134, 135
 метеориты 74
 метиловый спирт 133, 134
 мицелл 49
 молекулы 10, 11, 13, 17, 19, 21, 23, 33, 34, 35, 47, 49, 52, 124
 мономеры 50, 51
 моющие средства 43, 48, 49, 97, 111, 153
 мумификация 55, 154
 мягкий 58, 60, 62, 85, 86, 88, 92, 94
 мороз 13
 медленное горение 25

Н

напитки 20, 43, 137
 насыщенные углеводороды 124
 Нейзильбер 40
 нейлон 30, 43, 53
 нейтральный 42
 нейтрон 10, 11, 97, 155
 некристаллический 19
 Нельсон Мандела 40
 ненасыщенные углеводороды 125
 неон 91, 20, 121
 неорганический 32, 43, 109, 115, 116, 133, 142
 неполное сгорание 25
 непрозрачный 15
 нержавеющая сталь 41
 нефть 45, 48, 49, 52, 84, 101, 153
 никель 8, 9, 19, 40, 72, 74, 75, 84
 нитрат аммония 43, 151
 нитрат ртути 88
 нитрил 50

О

обессеребрение 81
 обжиг 38, 39
 одноразовый 53
 озон 22
 окисление 24, 31, 73, 143, 149, 151, 153
 окислительно-восстановительное титрование 143
 окислительно-восстановительные реакции 31
 окись калия 60, 131
 оксид кобальта 73
 оксид олова 92
 олеиновый 48
 олеум 149
 олово 95
 оловянный треск 93
 органические химические реагенты 126
 осадок 83
 основы 4, 44, 45
 осушитель 65, 140, 148
 очистка 37, 115, 119, 151

П

податливость 18
 плотность 15, 70
 пактонг, белая медь 40
 пальмитиновый 48
 парашюты 55
 пентан 125
 пентландит 74
 пестициды 89, 117
 перманганат калия 69, 135
 пиролиз 139
 пиролюзит 68
 пирротин 74
 пластичность 18
 пневмония 27
 полимеры 4, 50, 51
 полистирол 51, 53
 полиэстер 55
 полиэтиленовый 50, 53
 полное сгорание 25
 Полоний 7
 примеси 39, 71, 147
 полимеризация 51, 145
 полиморфизм 19
 полиэтилентерефталат 53
 полости 41, 87
 преобразование 38, 39
 Пьер Кюри 67, 154
 парниковый 27, 131
 Подземные воды 28
 пушечная бронза 40
 промышленный растворитель 129
 природный газ 23
 проводники 15, 36, 91
 пропан 125
 против 100
 протоны 10, 11, 34, 101
 прочный 55
 псиломелан 68
 переработка 38, 39

полупроводниковый 98
пайка 93
поверхность 21, 28
поверхностно-активные вещества 49
плавиковый шпат 112
пенная флотация 39
плесень 55
потускнение 30
прочность на растяжение 18, 36
прозрачный 15
полупрозрачный 15, 37, 109
полушарие 27

Р

радиоактивный изотоп 119
радий 8, 9, 66, 67, 154
радон 67
радоновый 9, 121
район 45, 54
разбавлять 17, 62, 78, 92, 94, 131, 150
разложение 31, 67, 127, 139
распыление 39
растворяться 16, 17, 27, 38, 39
разное 53
растворимость 17
растворенный 16, 17
решения 3, 16
реагент окислитель 143
резиновый 15, 50, 51, 129, 139
родохрозит 68
ртуть 7
рубий 8, 9
рудная порода 39

С

свинец-204 95
свинец-206 95
свинец-207 95
свинец-208 95
свинца сульфат 94
сжижение 105, 121
Сероводород 22
сверхзвуковой 25
суспензии 17
силикат цинка 78
сильвинит 60
сильвин 60
синтез реакции 31
синтетические элементы 6
смеси 16, 17, 20, 21
смолка плутония 67, 122
сокращение 31, 39, 91
соль 45
скальпели 41
скандий 7
Селен 7
Сэр Хамфри Дэйви 59, 61, 63, 65
смитсонит 78
сперрилит 84
стеариновая 48
стронций 9
стирол и акрилонитрил 50
стирол-изопрен-стирольный 50

сублимация 12, 13
сера 9
серная 43, 148, 149
серная кислота 43, 148, 149
сополимеры 50
сплав 15, 40, 41, 95
сопротивление 15, 75
сульфид никеля 75
сурьма 9, 41
сухожилия 55

Т

топливо 27, 115
таяние 12, 13, 70
температура плавления 36, 83
тлеющий 25
травертин 64
трехатомный 11, 107
третий 100
турбулентный 25
тоник хлориды 141
твердое тело 12, 13, 18, 19, 37
термометры 89, 105
термопласты 53
термореактивный 53
тулий 7
трихлорид 83

У

углеводороды 2, 3, 5, 12, 25, 124, 125
углеводы 47, 102
углеродистое топливо 130, 139
уголь 61, 79, 93, 95, 102, 103, 133
удобрения 151
уксусный 43, 101
унуноктий 9
унунсептий 9
уранинит 122

Ф

фермент-субстратный 47
Ферменты 3, 46, 47
фосфатные удобрения 111
ферментация 30, 47, 101, 130, 137
Фермий 7
фотогальванический 99
Фейхтвангера металл 40
фторapatит 112
формальдегид 136, 152
фосфат 33, 108, 109, 149
фракционная перегонка 27, 39, 79, 105, 121
франций 8, 9
франклинит 78
фумигант 111

Х

Хабер (процесс) 105
халькопирит 77
хлор 7, 59, 114, 115, 133
хлопок 14
хлорирующий агент 141
хрупкость 18

хлорид титана 59
хлорид олова 92
хлорофермент 47
хлористоводородный 43, 45, 83, 92, 140, 143

Ц

цезий 9
церуссит 94
цепная реакция 31
цианиды 27
царская водка 85

Ч

четырёххлористый углерод 48, 124

Ш

Шарль (закон) 23
шеелит 82

Щ

щелочной 9
щелочь 9, 101

Э

экструзивный 86
эндотермические реакции 31
Эйнштейний 7
эластичность 18
электрический заряд 10
электропроводность 9, 15, 69
электролиз 38, 57, 59, 61, 81, 91, 95, 101
экзотермическая реакция 31, 71
экзотермический 31, 71
электроотрицательный 35, 36
электронная конфигурация 34, 35
элементы 3, 6, 7, 8, 10, 123
эпсомит 62
эритрит 72
этан 125
этилен и винилацетат 50

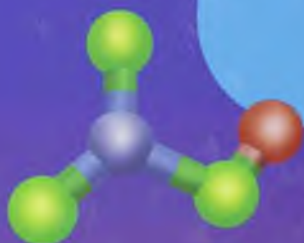


ХИМИЯ



БИБЛИОТЕКА ЭНЦИКЛОПЕДИЙ

ХИМИЯ



Энциклопедия для детей «Химия» –
научно-популярное издание,
представленное в увлекательной
и стильной компоновке материала.
В данной книге каждая тема исследуется
при помощи детальных и ярких рисунков.
Простая структура предложений
в комбинации с динамичным
и привлекательным форматом превращает
обучение в веселое и легкое занятие.

ISBN 978-601-292-610-1



9

786012926101

FOLIANT