







СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	5	Радикал и функциональная группа.....	90
 ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ.....	6	Классификация органических веществ	91
Современные представления о строении атома	6	Номенклатура органических веществ.....	93
Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.....	9	Химические свойства углеводов.....	97
Периодическая таблица химических элементов Д. И. Менделеева	12	Химические свойства предельных спиртов.....	107
Химическая связь и строение вещества.....	19	Химические свойства фенола	108
Химическая реакция.....	28	Химические свойства альдегидов и кетонов.....	110
 НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.....	47	Химические свойства карбоновых кислот.....	112
Классификация неорганических веществ.....	47	Химические свойства сложных эфиров.....	113
Металлы.....	54	Химические свойства азотсодержащих соединений	114
Неметаллы	63	Биологически важные вещества: жиры, белки, углеводы	116
Химические свойства оксидов	76	Взаимосвязь органических соединений.....	118
Химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов.....	77	 МЕТОДЫ ПОЗНАНИЯ В ХИМИИ.....	120
Химические свойства кислот.....	78	Экспериментальные основы химии.....	120
Химические свойства солей.....	79	 ХИМИЯ И ЖИЗНЬ	126
Взаимосвязь различных классов неорганических соединений.....	81	Научные методы исследования химических веществ и превращений	126
 ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.....	82	Основные способы получения химических веществ.....	132
Теория строения органических соединений.....	82	Промышленные способы получения важнейших веществ	144
Взаимное влияние атомов в молекулах	84	Научные принципы химического производства	146
Типы связей в молекулах органических веществ.....	86	Химическое загрязнение окружающей среды.....	149
Гибридизация атомных орбиталей углерода.....	86	Природные источники углеводов.....	150
		Высокомолекулярные соединения.....	152

 РАСЧЁТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ
 ФОРМУЛАМ И УРАВНЕНИЯМ РЕАКЦИЙ 155

Количественные характеристики вещества 155

Вычисление массовой доли растворённого
 вещества в растворе 159

Расчёты объёмных отношений газов
 при химических реакциях 165

Расчёты массы вещества или объёма газов
 по известному количеству, массе или объёму
 веществ 171

Расчёты теплового эффекта реакции 172

Расчёты массы (объёма, количества вещества)
 продуктов реакции, если одно из веществ
 дано в избытке (имеет примеси) 174

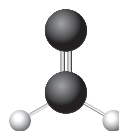
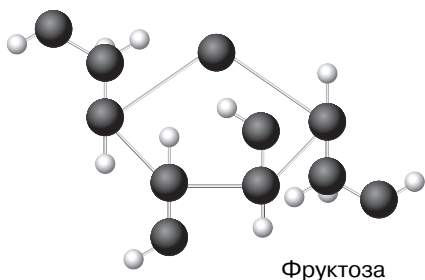
Расчёты массы (объёма, количества вещества)
 продукта реакции по известной массовой доле
 растворённого вещества в растворе 178

Нахождение молекулярной формулы
 вещества 181

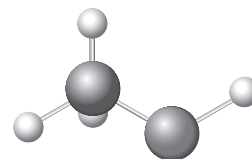
Расчёты массовой или объёмной доли
 выхода продукта реакции от теоретически
 возможного 184

Расчёты массовой доли (массы) химического
 соединения в смеси 186

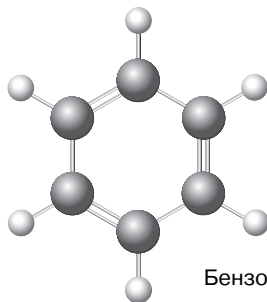
ПРИЛОЖЕНИЕ 188



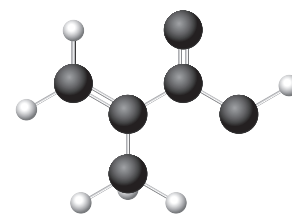
Формальдегид



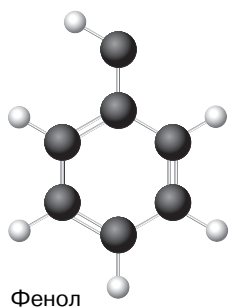
Метанол



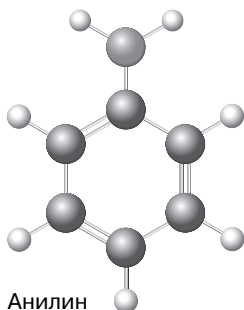
Бензол



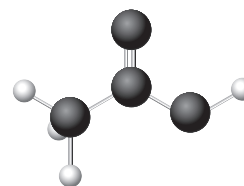
Метакриловая кислота



Фенол



Анилин



Уксусная кислота

ВВЕДЕНИЕ

Пособие предназначено для систематизации и обобщения знаний по общей, неорганической и органической химии за курс средней школы.

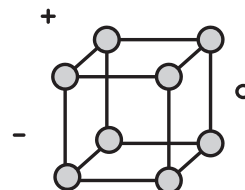
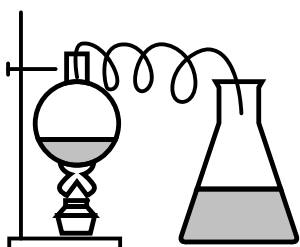
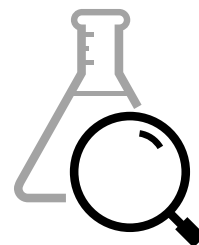
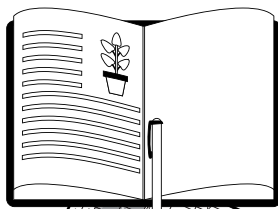
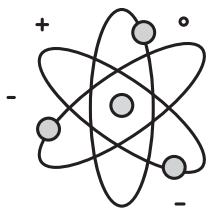
В книге рассмотрены традиционные разделы химии: «Теоретические основы химии», «Неорганическая химия», «Органическая химия», «Методы познания в химии», «Химия и жизнь», которые соответствуют объёму учебного материала, включённого в единый государственный экзамен (ЕГЭ) по химии.

Весь теоретический материал изложен в наглядной и удобной для восприятия форме, во врезках выделены основные моменты и исключения, на которые следует обратить особое внимание. Даны таблицы и схемы, которые иллюстрируют наиболее важные теоретические положения.

В заключительном разделе книги «Расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций» приведены примеры решения типовых задач, усвоение которых позволит школьникам и абитуриентам закрепить пройденный материал и систематизировать полученные знания.

В приложении содержится справочный материал, необходимый для базового, профильного и углублённого изучения химии.

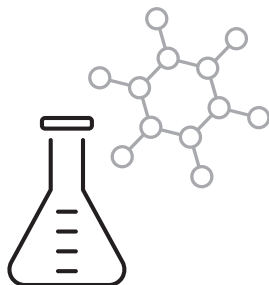
Желаем успехов!





ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

СОВРЕМЕННЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА



Атом — наименьшая частица химического элемента, сохраняющая его химические свойства. Размеры атомов колеблются от $1 \cdot 10^{-10}$ до $5 \cdot 10^{-10}$ м. Атом — химически неделимая электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов, движущихся вокруг него.



ЯДРО АТОМА

Ядра атомов состоят из **протонов** и **нейтронов**, имеющих общее название **нуклоны**. Протоны и нейтроны имеют практически одинаковую массу, равную примерно одной атомной единице массы (международное обозначение — $1u$). Протон (p) имеет положительный заряд ($1+$), а нейтрон (n) электронейтрален. Заряд электрона (символическое обозначение e^-) равен $1-$, а масса в 1836 раз меньше массы протона. Практически вся масса атома сосредоточена в его ядре.

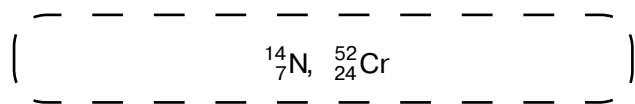
ПРОТОННОЕ И МАССОВОЕ ЧИСЛО

Протонным числом называют число протонов (Z) в ядре атома. Оно равно атомному номеру элемента. Место элемента в Периодической системе определяется атомным номером, и поэтому его часто называют **порядковым номером**. Все атомы в целом являются электронейтральными, а значит, **число протонов**

в его ядре равно числу электронов. Общее число протонов (Z) и нейтронов (N) называется **массовым числом** (A):

$$A = Z + N.$$

Заряд ядра атома (протонное число Z) и его массовое число указывают числовыми индексами слева от символа химического элемента ${}_Z^A X$ (A — массовое число, Z — заряд ядра атома).



НУКЛИДЫ

Нуклидом называется вид атомов с определёнными значениями атомного номера и массового числа. Для обозначения нуклидов используют названия элементов или их символы, указывая массовые (нуклонные) числа: углерод-12, или ${}^{12}\text{C}$, кислород-17, или ${}^{17}\text{O}$.



АТОМНАЯ ОРБИТАЛЬ

Атомная орбиталь — область пространства, в которой вероятность нахождения электрона составляет не менее 95 %.

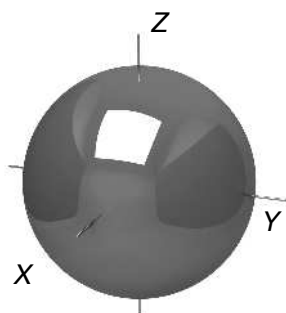
Атомные орбитали различаются по энергии, размерам, форме, ориентации в пространстве.



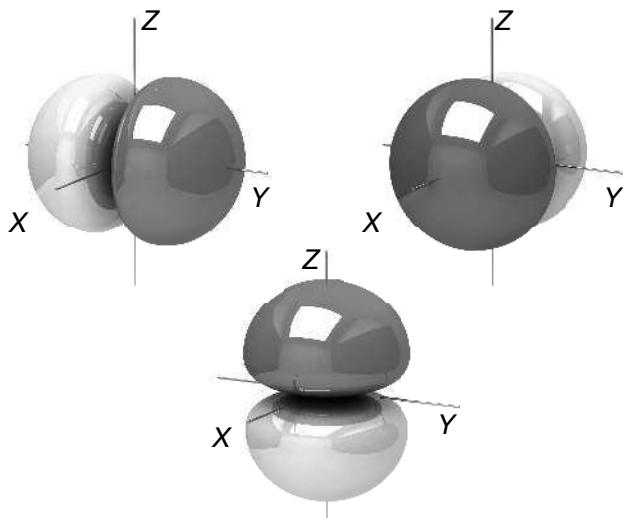
ЭНЕРГЕТИЧЕСКИЕ УРОВНИ

Электроны различаются своей энергией. Они обладают тем большим запасом энергии, чем дальше от ядра расположены. В атоме имеются электроны с близкими значениями энергии, которые образуют электронные слои (энергетические уровни). **Число энергетических уровней равно номеру периода в Периодической системе.**

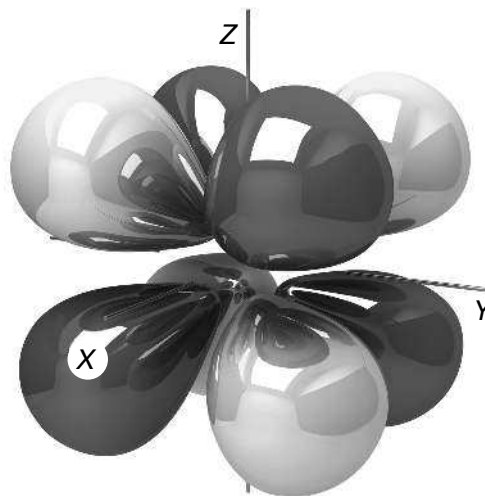
Максимальное число электронов на энергетическом уровне можно найти с помощью формулы $N = 2n^2$, где N — число



Форма электронного облака s-орбитали



Формы электронных облаков p_x -, p_y -, p_z -орбиталей



Формы электронных облаков d-орбиталей

электронов, n — номер уровня. На первом энергетическом уровне ($n = 1$) максимальное число электронов 2, на втором ($n = 2$) — 8, на третьем — 18, четвертом — 32.

Энергетические уровни разделены на подуровни: s , p , d и f . При этом первый энергетический уровень имеет один подуровень — s , второй — два подуровня: s и p , третий — три подуровня: s , p , d , четвертый — все четыре подуровня: s , p , d , f .

Внешний электронный слой заполняется у элементов главных подгрупп, причём число внешних электронов соответствует номеру группы. У элементов побочных подгрупп заполняются **предвнешние слои**, а во внешнем слое остаются один или (чаще всего) два электрона. У d -элементов заполняется предвнешний слой.

При заполнении орбиталей электроны обозначаются стрелками: $\uparrow\downarrow$ \uparrow . На одной



орбитали одна стрелка направлена вверх, другая вниз. Это связано с тем, что **на одной орбитали может находиться не более двух электронов**, которые отличаются ориентацией собственного магнитного поля — **спином** (обозначают ↓ или ↑).



Порядок заполнения атомных орбиталей

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d
6p 7s 5f 6d 7p



ПРАВИЛА ЗАПОЛНЕНИЯ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ

1. Число электронов в атоме элемента определяется по порядковому номеру элемента в Периодической системе. Порядковый номер (число протонов в ядре) равен заряду ядра атома и числу электронов в атоме.

2. Электроны по орбиталям распределяются последовательно, начиная с 1s-орбитали. При этом выполняется принцип минимума энергии (в соответствии с приведённым выше порядком заполнения атомных орбиталей).

3. На каждой орбитали может располагаться не более двух электронов с антипараллельными (противоположными)

спинами. При заполнении электронами одинаковых по энергии орбиталей электроны располагают сначала по одному на каждой орбитали, потом начинается заселение этих орбиталей вторыми электронами.

Если на орбитали находятся два электрона, их называют **спаренными**.

ЗАПИСЬ ЭЛЕКТРОННОЙ ФОРМУЛЫ

Электронная формула элемента описывает распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням, существующим в электронном облаке. Например, электронная формула атома кислорода (порядковый номер 8).

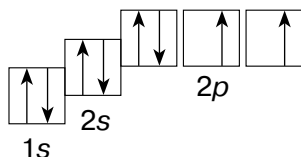
Электронно-графическая схема для кислорода O

Число электронов (в сумме 8)

$1s^2 2s^2 2p^4$ — электронная формула

Энергетические уровни ($n = 1, 2$)

Энергетические подуровни (s, p)





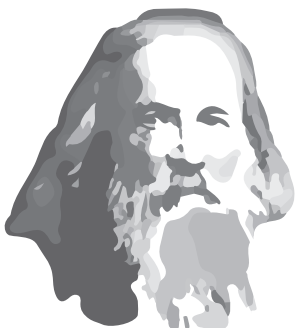
ОСНОВНОЕ И ВОЗБУЖДЁННОЕ СОСТОЯНИЕ АТОМА

Основное состояние атома — это наиболее энергетически выгодное состояние, которое получается при последовательном заполнении энергетических уровней электронами.

Например, для атома бора ${}_5\text{B}$ электронная конфигурация в основном состоянии атома представлена в виде $1s^2 2s^2 2p^1$. Атом имеет один неспаренный электрон и может образовывать только одну связь.

Возбуждённое состояние атома — это состояние, при котором атом получает энергию извне и один или несколько электронов повышают свою энергию и переходят на более высокий энергетический уровень. Например, для атома бора ${}_5\text{B}$ электронная конфигурация в возбуждённом состоянии атома представлена в виде $1s^2 2s^1 2p^2$. Атом имеет три неспаренных электрона и может образовывать три связи.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА



Д. И. Менделеев

Периодический закон гласит: свойства атомов химических элементов, а также состав и свойства образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер.

Периодическая система химических элементов является графическим выражением периодического закона. Она состоит из периодов и групп.



ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Период — последовательный горизонтальный ряд элементов, атомы которых различаются числом электронов в наружном слое. Каждый период, кроме первого, начинается типичным металлом (щелочным) и завершается благородным (инертным) газом.

Группа — вертикальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов ядер их атомов, имеющих одинаковое электронное строение внешних энергетических уровней.

Номеру периода соответствует число энергетических уровней.

По номеру группы можно определить число валентных электронов. Для элементов главной подгруппы число электронов на внешнем энергетическом уровне соответствует номеру группы.



Валентные электроны — это электроны, которые участвуют в образовании связей между атомами.



СТРУКТУРА ЯЧЕЙКИ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ ТАБЛИЦЫ

Относительная атомная масса	К КАЛИЙ 39.098	19	Заряд ядра	1	Число электронов на разных уровнях	8	8	2	Внешний энергетический уровень $4s^1$

Каждая ячейка периодической таблицы несёт определённую информацию об элементе. В центре указаны латинский символ и русское название элемента. В нижней части клеточки приводится его относительная атомная масса. Число в верхней части клеточки обозначает заряд ядра Z . Заряд ядра Z совпадает с порядковым номером элемента в Периодической системе (числом протонов в ядре). По нему также определяется число электронов в атоме.

ЗАКОНОМЕРНОСТИ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ ПО ПЕРИОДАМ И ГРУППАМ

В группах собраны элементы с похожими химическими свойствами, а в периодах химические свойства элементов постепенно изменяются (см. таблицу на с. 12—13). В левой части периодов элементы проявляют ярко выраженные восстановительные свойства, являются металлами (Li, Na, Mg, Ca). В правой части расположены типичные неметаллы, обладающие окислительными свойствами (O, F, Cl). Большинство элементов является металлами. Только 22 элемента относятся к неметаллам: H, B, C, Si, N, P, As, O, S, Se, Te, а также все галогены и инертные газы. В середине периодов

располагаются элементы, обладающие как восстановительными, так и окислительными свойствами. Эти окислительные и восстановительные свойства зависят от того, с каким элементом они реагируют.

АТОМНЫЙ И ИОННЫЙ РАДИУСЫ

Атомный радиус — радиус нейтрального атома.

Ионные радиусы — радиусы ионов (заряженных частиц), в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов. Радиусы отрицательных ионов — анионов — больше радиусов нейтральных атомов. Радиусы положительных ионов — катионов — меньше радиусов нейтральных атомов.

ХАРАКТЕРИСТИКИ АТОМОВ ЭЛЕМЕНТОВ

Металлические свойства — это способность атомов элемента отдавать электроны. Количественной характеристикой металличности элемента является энергия ионизации.

Энергия ионизации — это энергия, необходимая для отрыва внешнего электрона от изолированного атома в газовой фазе. При отрыве электрона от атома образуется соответствующий катион. Чем меньше энергия ионизации, тем более выражены металлические свойства атомов элемента. Единицей измерения энергии ионизации является электронвольт (эВ).

Сродство к электрону — энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому. Чем больше сродство к электрону, тем более выражены неметаллические свойства.

Электроотрицательность — это способность атомов химического элемента оттягивать к себе общие электронные пары, участвующие в образовании химической связи.



Чем в большей степени выражены металлические свойства элемента, тем меньше его электроотрицательность. Чем в большей степени выражены неметаллические свойства элемента, тем больше его

электроотрицательность. Самый электроотрицательный элемент — фтор F (его электроотрицательность по шкале Полинга принята равной 4,0), затем — кислород O, азот N.



МЕТАЛЛЫ IA–IIIA ГРУППЫ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Металлы составляют более 75 % элементов Периодической системы. Это *s*-элементы, кроме водорода и гелия, все *d*- и *f*-элементы, часть *p*-элементов. Несмотря на их большое разнообразие, они объединены рядом общих физических и химических свойств.

s-МЕТАЛЛЫ

Элементы IA группы называются **щелочными металлами**. Последний элемент группы франций Fr радиоактивен, пери-

од полураспада его наиболее устойчивого изотопа ${}^{223}_{87}\text{Fr}$ составляет 21,8 мин. Четыре элемента IIA группы (Ca, Sr, Ba, Ra) — **щёлочноземельные металлы**.

Степени окисления *s*-металлов совпадают с номерами групп и равны +1, +2 соответственно. *s*-Металлы проявляют сильные восстановительные свойства, поскольку валентные электроны атомов слабо связаны с ядром и могут быть легко оторваны от него.

Основные характеристики металлов IA–IIIA подгрупп

Металл	Электронная конфигурация	Атомный радиус, нм	Энергия ионизации, эВ	$t_{\text{пл}}$ для простых веществ, °C	Характерные степени окисления
Li	...2s ¹	0,155	5,39	180,5	+1
Na	...3s ¹	0,189	5,14	97,8	+1
K	...4s ¹	0,236	4,34	63,5	+1
Rb	...5s ¹	0,248	4,18	39,3	+1
Cs	...6s ¹	0,268	3,89	28,5	+1
Be	...2s ²	0,113	9,32	1287	+2
Mg	...3s ²	0,160	7,64	650	+2
Ca	...4s ²	0,197	6,11	842	+2
Sr	...5s ²	0,215	5,69	777	+2
Ba	...6s ²	0,221	5,21	727	+2
Ra	...7s ²	0,235	5,28	696	+2
Al	...3s ² 3p ¹	1,43	5,986	660	+3
Ga	...4s ² 4p ¹	1,22	5,998	29,8	+3
In	...5s ² 5p ¹	1,63	5,786	154	+3
Tl	...6s ² 6p ¹	1,71	6,108	304	+1*, +3

*Здесь и далее в книге выделены наиболее характерные степени окисления.



ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ

Неметаллические и окислительные свойства усиливаются ▪ Электроотрицательность

Металлические и восстановительные свойства усиливаются
Электроотрицательность уменьшается ▪ Атомный радиус увеличивается

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	Г Р У П П Ы															
		I		II		III		IV		V		VI					
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б				
1	1	H Водород 1,008	1														
2	2	Li Литий 6,941	3	Be Бериллий 9,0122	4	B Бор 10,811	5	C Углерод 12,011	6	N Азот 14,007	7	O Кислород 15,999	8				
3	3	Na Натрий 22,99	11	Mg Магний 24,312	12	Al Алюминий 26,092	13	Si Кремний 28,086	14	P Фосфор 30,974	15	S Сера 32,064	16				
4	4	K Калий 39,102	19	Ca Кальций 40,08	20		Sc Скандий 44,956	21	Ti Титан 47,956	22	V Ванадий 50,941	23	Cr Хром 51,996	24			
	5	Cu Медь 63,546	29	Zn Цинк 65,37	30	Ga Галлий 69,72	31	Ge Германий 72,59	32	As Мышьяк 74,922	33	Se Селен 78,96	34				
5	6	Rb Рубидий 85,468	37	Sr Стронций 87,62	38		Y Иттрий 88,906	39	Zr Цирконий 91,22	40	Nb Ниобий 92,906	41	Mo Молибден 95,94	42			
	7	Ag Серебро 107,868	47	Cd Кадмий 112,41	48	In Индий 114,82	49	Sn Олово 118,69	50	Sb Сурьма 121,75	51	Te Теллур 127,6	52				
6	8	Cs Цезий 132,905	55	Ba Барий 137,34	56		La Лантан 138,906	57	Hf Гафний 178,49	72	Ta Тантал 180,948	73	W Вольфрам 183,85	74			
	9	Au Золото 196,967	79	Hg Ртуть 200,59	80	Tl Таллий 204,37	81	Pb Свинец 207,19	82	Bi Висмут 208,98	83	Po Полоний [209]	84				
7	10	Fr Франций [223]	87	Ra Радий 226,0254	88		Ac Актиний [227]	89	Rf Резерфордий [261]	104	Db Дубний [262]	105	Sg Сиборгий [263]	106			
		Высшие оксиды	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3									
		Летучие водородные соединения				RH_4	RH_3	R_2H									

ЛАНТАНОИДЫ *

58	Ce Церий 140,12	59	Pr Празеодим 140,908	60	Nd Неодим 144,24	61	Pm Прометий [145]	62	Sm Самарий 150,4	63	Eu Европий 151,96	64	Gd Гадолиний 157,25
----	------------------------------	----	-----------------------------------	----	-------------------------------	----	--------------------------------	----	-------------------------------	----	--------------------------------	----	----------------------------------

АКТИНОИДЫ * *





90	Th Торий 232,038	91	Pa Протактиний [231]	92	U Уран 238,29	93	Np Нептуний [237]	94	Pu Плутоний [244]	95	Am Америций [243]	96	Cm Кюрий [247]
----	-------------------------------	----	-----------------------------------	----	----------------------------	----	--------------------------------	----	--------------------------------	----	--------------------------------	----	-----------------------------



ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

увеличивается ▪ Атомный радиус уменьшается

Э Л Е М Е Н Т О В									
VII		VIII							
а	б	б						а	
								He 2 Гелий 4,003	к
F 9 Фтор 18,998								Ne 10 Неон 20,179	л к
Cl 17 Хлор 35,453								Ar 18 Аргон 39,948	м л к
25 Mn Марганец 54,938	26 Fe Железо 55,849	27 Co Кобальт 58,933	28 Ni Никель 58,7						н м л к
Br 35 Бром 79,904								Kr 36 Криптон 83,8	н м л к
43 Tc Технеций 98,9062	44 Ru Рутений 101,07	45 Rh Родий 102,906	46 Pd Палладий 106,4						о н м л к
I 53 Иод 126,905								Xe 54 Ксенон 131,3	о н м л к
75 Re Рений 186,207	76 Os Осмий 190,2	77 Ir Иридий 192,22	78 Pt Платина 195,09						р о н м л к
At 85 Астат [210]								Rn 86 Радон [222]	р о н м л к
107 Bh Борий [264]	108 Hs Хассий	109 Mt Мейтнерий	110 Ds Дармштадтий						о р о н м л к
R_2O_7	RO_4								
RH									

-  s-элементы
-  p-элементы
-  d-элементы
-  f-элементы (лантаноиды, актиноиды)

ЛАНТАНОИДЫ *

65 Tb Тербий 158,926	66 Dy Диспрозий 162,5	67 Ho Гольмий 164,93	68 Er Эрбий 167,26	69 Tm Тулий 168,934	70 Yb Иттербий 173,04	71 Lu Лютеций 174,97
-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

АКТИНОИДЫ **

97 Bk Берклий [247]	98 Cf Калифорний [251]	99 Es Эйнштейний [254]	100 Fm Фермий [257]	101 Md Менделевий [258]	102 No Нобелий [259]	103 Lr Лоуренсий [260]
----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------



Период полураспада — промежуток времени, в течение которого разрушается половина ядер атомов данного изотопа.

Изотопы — нуклиды, имеющие одинаковое число протонов, но различающиеся массовыми числами.

Степень окисления — это условный заряд атомов химического элемента в соединении, вычисленный из предположения, что соединение состоит только из ионов.

Изменение свойств s-металлов

Радиусы атомов увеличиваются по группе сверху вниз. Такая закономерность характерна для элементов всех главных подгрупп. Величины **энергии ионизации** соответственно уменьшаются, а **восстановительные свойства** металлов усиливаются.



В основном состоянии у атомов элементов IIA группы нет неспаренных электронов. Они могут появиться только в результате перехода $ns^2 \rightarrow ns^1np^1$, что требует энергетических затрат на возбуждение.

p-МЕТАЛЛЫ

Электронная конфигурация

Электронная конфигурация основного состояния p-металлов IIIA группы ns^2np^1 характеризуется наличием одного неспаренного электрона. В возбуждённом со-

стоянии число неспаренных электронов увеличивается до трёх. В соединениях элементы IIIA группы проявляют наиболее характерную степень окисления +3.

Изменение свойств p-металлов

Радиусы атомов уменьшаются при переходе от алюминия к галлию. Причиной этого является то, что заполнение d-оболочки сопровождается последовательным сжатием атомов, в 3d-ряду оно оказывается настолько сильным, что превосходит увеличение радиуса при появлении четвёртого энергетического уровня. Вследствие этого свойства соединений алюминия +3 во многом схожи со свойствами соединений галлия +3.

Возрастание энергии ионизации при переходе от индия к таллию является результатом d- и f-сжатия, что приводит к усилению взаимодействия валентных электронов с ядром атома, и степень окисления +1 становится более стабильной для таллия. Это подтверждает общую закономерность для p-элементов — вниз по группе усиливается устойчивость соединений в низших степенях окисления.

В ряду Al — Ga — In — Tl происходит усиление основных свойств соединений и ослабевание кислотных. Металлические свойства p-металлов IIIA группы выражены слабее, чем у s-металлов, и усиливаются от Al к Tl.



ПЕРЕХОДНЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ (МЕДЬ, ЦИНК, ХРОМ, ЖЕЛЕЗО) В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

К переходным элементам (d-элементам) относятся элементы побочных (B) подгрупп Периодической системы. В атомах d-элементов с увеличением заряда ядра заполняются орбитали предвнешнего

($n - 1$) уровня. Валентными электронами являются электроны, находящиеся на ns - и ($n - 1$) d-орбиталях. Все d-элементы в основном состоянии имеют электронные конфигурации $(n - 1)d^{1-10}ns^{1-2}$.



Основные характеристики переходных металлов

Металл	Электронная конфигурация	Атомный радиус, нм	Энергия ионизации, эВ	$t_{пл}$ для простых веществ, °С	Характерные степени окисления
Cr	...3d ⁵ 4s ¹	0,127	6,77	1907	+2, +3, +6
Fe	...3d ⁶ 4s ²	0,126	7,89	1538	+2, +3, +6
Cu	...3d ¹⁰ 4s ¹	0,128	7,72	1083	+1, +2
Zn	3d ¹⁰ 4s ²	0,132	9,39	419,4	+2

ИЗМЕНЕНИЕ СВОЙСТВ *d*-ЭЛЕМЕНТОВ

Радиусы атомов *d*-элементов при движении слева направо по периоду уменьшаются (*d*-сжатие).

При движении по группе и периоду у *d*-элементов не наблюдается существенных изменений в **энергиях ионизации**. Резкое увеличение энергии ионизации и повышенная устойчивость наблюдаются у атомов, имеющих полностью *d*¹⁰ (Cu, Zn) или наполовину *d*⁵ (Cr) заполненных орбитами. Атомы, содержащие один или шесть *d*-электронов (Fe), имеют пониженные значения энергии ионизации по сравнению с соседними в ряду *d*-элементами. В целом в периоде слева направо энергии ионизации возрастают, а металлические свойства ослабевают.

СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ

В соединениях *d*-элементы проявляют **переменные** степени окисления. Низкую степень окисления +2 проявляют практически все *d*-элементы, так как на внешнем слое у большинства *d*-элементов находятся два электрона.

Высшая степень окисления для большинства *d*-элементов равна номеру группы.

В **низших** степенях окисления 3*d*-металлы находятся в катионной форме (Fe⁺², Cr⁺², Cu⁺¹, Zn⁺²), проявляют основные и вос-

становительные свойства. В высоких степенях окисления *d*-элементы образуют анионные формы (Cr₂O₇²⁻), проявляют кислотные и окислительные свойства.

В **промежуточных** степенях окисления *d*-металлы проявляют амфотерные свойства.



Амфотерные свойства — это способность проявлять одновременно как кислотные, так и основные свойства, в зависимости от того, с чем вступает в реакцию вещество.

Хром в соединениях проявляет степени окисления +2, +3, +6. Для хрома состояние +3 наиболее устойчиво. Рост степени окисления сопровождается усилением кислотных и окислительных свойств.

Железо — это металл со средней восстановительной активностью, более низкой, чем у хрома.

В основном состоянии атомы элементов IB и IIB групп имеют электронную конфигурацию $(n - 1)d^{10}ns^1$ и $(n - 1)d^{10}ns^2$ соответственно. Валентные электроны атомов расположены на *d*- и *s*-подуровнях. Электронные конфигурации элементов IB, IIB и щелочных, щелочноземельных



металлов напоминают друг друга. Однако, несмотря на сходство в строении внешних оболочек атомов I, IIA и I, IIB групп, химические свойства металлов значительно различаются. Это объясняется

тем, что заполненные *d*-орбитали в атомах меди и цинка «экранируют» внешние *s*-электроны. Поэтому значения энергий ионизации имеют для данных элементов высокие значения.



НЕМЕТАЛЛЫ IVA—VIIA ГРУППЫ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

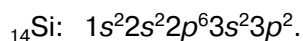
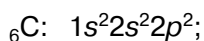
В Периодической системе химических элементов неметаллы располагаются только в главных (A) подгруппах. Неметаллы VIIA группы называются **инертными (благородными) газами**, которые являются мало реакционноспособными. Свойства остальных неметаллов рассмотрим ниже в порядке увеличения номера группы.

***p*-ЭЛЕМЕНТЫ IVA ГРУППЫ**

Неметаллами IVA группы являются углерод C и кремний Si.

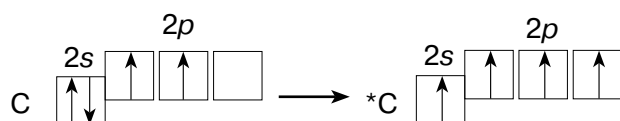
Электронные конфигурации атомов

Полные электронные формулы атомов неметаллов IVA группы (подчёркнуты валентные электроны):



Сокращённая электронная конфигурация: ns^2np^2 . На внешнем электронном уровне атомов четыре электрона. В основном состоянии атомы имеют по два неспа-

ренных электрона. При переходе в возбуждённое состояние распариваются электроны *s*-подуровней.

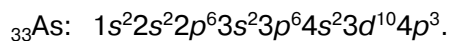
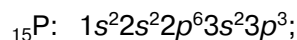
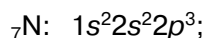


С ростом атомного номера элемента в целом наблюдается увеличение радиусов атомов и уменьшение значений электроотрицательности. С ростом заряда ядра металлические свойства элементов усиливаются.

***p*-ЭЛЕМЕНТЫ VA ГРУППЫ**

К неметаллам VA группы относятся азот N, фосфор P и мышьяк As.

Электронные конфигурации атомов



Основные характеристики атомов углерода C и кремния Si

Характеристика	C	Si
Радиус атома, нм	0,077	0,118
	увеличение →	
Электроотрицательность	2,50	1,74
Агрегатное состояние простых веществ	твёрдые вещества	
Степени окисления*	-4, +2, +4	

*Выделены наиболее характерные степени окисления.



Основные характеристики атомов азота N, фосфора P и мышьяка As

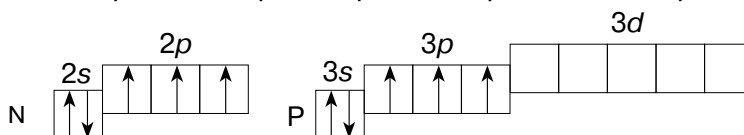
Характеристика	N	P	As
Радиус атома, нм	0,075	0,106	0,119
	увеличение →		
Электроотрицательность	3,04	2,19	2,18
Агрегатное состояние простых веществ	газ	твёрдые вещества	
Степени окисления*	-3, -2, -1, 0 , +1, +2, +3, +4, +5	-3, 0, +1, +3, +5	-3, 0, +3, +5



Особенность азота

Валентность атома азота в соединениях не превышает IV, так как у него отсутствует *d*-подуровень и он не может иметь возбуждённого состояния с пятью неспаренными электронами.

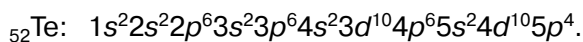
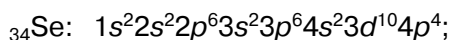
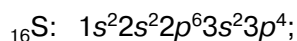
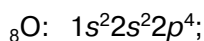
Сокращённая электронная конфигурация $\dots ns^2 np^3$. На внешнем энергетическом уровне атомов находится по пять электронов — одна электронная пара и три неспаренных электрона.



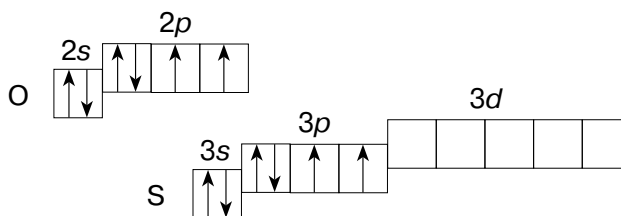
p-ЭЛЕМЕНТЫ VIA ГРУППЫ

К неметаллам VIA группы относятся: кислород O, сера S, селен Se, теллур Te. Общее название — **халькогены**.

Электронные конфигурации атомов



Сокращённая электронная конфигурация: $\dots ns^2 np^4$. На внешнем электронном уровне атомов находится по шесть валентных электронов — две электронные пары и два неспаренных электрона.



Основные характеристики атомов кислорода O, серы S, селена Se, теллура Te

Характеристика	O	S	Se	Te
Радиус атома, нм	0,073	0,102	0,116	0,135
	увеличение →			
Электроотрицательность	3,44	2,58	2,55	2,10
	уменьшение →			
Агрегатное состояние простых веществ	газ	твёрдые вещества		
Степени окисления*	-2, -1, 0 , +1, +2	-2, 0, +2, +4, +6		

*Выделены наиболее характерные степени окисления.