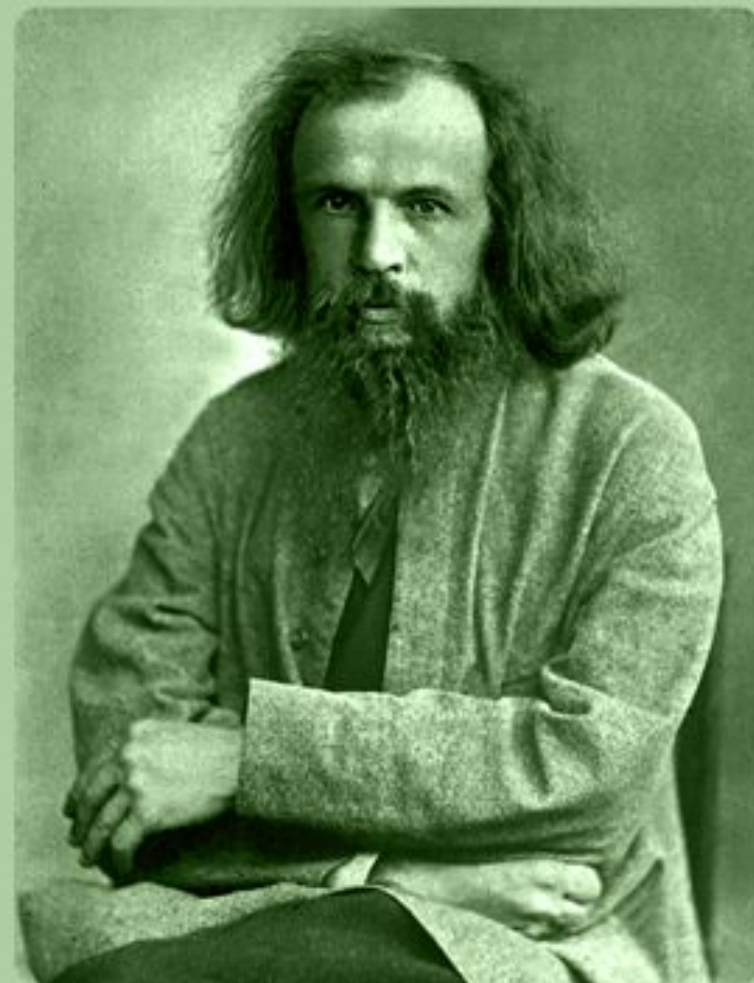




**Периодический
Закон
Д.И. Менделеева**

Дмитрий Иванович Менделеев (1834-1907) - великий русский ученый-энциклопедист, химик, физик, технолог, геолог и даже метеоролог. Создал современную гидратную теорию растворов, уравнение состояния идеального газа, разработал технологию получения бездымного пороха, открыл Периодический закон и предложил Периодическую систему химических элементов, написал лучший для своего времени учебник химии.



Дмитрий Менделеев

Первый вариант таблицы элементов, выразившей периодический закон, Менделеев опубликовал в виде отдельного листка под названием «Опыт системы элементов, основанной на их атомном весе и химическом сходстве» и разослал этот листок в марте 1869 многим русским и иностранным химикам.

	I	II	III	IV	V	VI	VIII	VIII
	-	-	-	RH^4	RH^5	RH^6	RH	-
	R^2O	R^2O	R^2O^3	RO^2	R^2O^5	RO^3	R^2O^7	RO^4
1	H=1							
2	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27,3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
4	K=39	Ca=40	--=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59 Ni=59, Cu=63
5	(Cu=63)	Zn=65	--=68	--=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	?Yt=88	Zr=90	Nb=94	Mg=96	--=100	Ru=104, Rh=104 Pd=106, Ag=108
7	Ag=108	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	J=127	
8	Cs=133	Ba=137	Di=138	Ce=140	-	-	-	- - - -
9	(-)	-	-	-	-	-	-	
10	-	-	?Er=178	La=180	Ta=182	W=182	-	Os=195, Ir=197 Pt=198, Au=199
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	-	-	
12	-	-	-	Th=231	-	U=240	-	- - - -

Периодическая система элементов Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА (1869 год).										VII		VIII	
I							H	2					
1	H ^{1,00} водород							He ^{4,00} гелий					
2	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X				
2	Li ^{6,94} литий	Be ^{9,01} бериллий	B ^{10,8} бор	C ^{12,0} углерод	N ^{14,0} азот	O ^{16,0} кислород	F ^{19,0} фтор	Ne ^{20,2} неон					
3	Na ^{23,0} натрий	Mg ^{24,0} магний	Al ^{27,0} алюминий	Si ^{28,1} кремний	P ^{31,0} фосфор	S ^{32,1} сера	Cl ^{35,5} хлор	Ar ^{40,0} аргон					
4	K ^{39,1} калий	Ca ^{40,1} кальций	Sc ^{45,0} скандий	Ti ^{48,0} титан	V ^{51,0} ванадий	Cr ^{52,0} хром	Mn ^{55,0} марганец	Fe ^{56,0} железо	Co ^{59,0} кобальт	Ni ^{59,0} никель			
	Cu ^{64,0} медь	Zn ^{65,0} цинк	Ga ^{70,0} галлий	Ge ^{73,0} германий	As ^{75,0} мышьяк	Se ^{79,0} селен	Br ^{80,0} бром	Kr ^{84,0} криптон					
5	Rb ^{85,5} рубидий	Sr ^{88,0} стронций	Y ^{89,0} иттрий	Zr ^{91,2} цирконий	Nb ^{93,0} ниобий	Mo ^{96,0} молибден	Tc ^[98] технеций	Ru ^{101,0} рутений	Rh ^{103,0} родий	Pd ^{106,4} палладий			
	Ag ^{108,0} серебро	Cd ^{112,4} кадмий	In ^{115,0} индий	Sn ^{119,0} олово	Sb ^{122,0} сурьма	Te ^{128,0} теллур	I ^{127,0} йод	Xe ^{131,3} ксенон					
6	Cs ^{133,0} цезий	Ba ^{137,0} барий	La ⁵⁷⁻⁷¹ лантан	Hf ^{178,5} гафний	Ta ^{181,0} тантал	W ^{184,0} вольфрам	Re ^{186,2} рений	Os ^{190,2} осмий	Ir ^{192,2} иридий	Pt ^{195,0} платина			
	Au ^{197,0} золото	Hg ^{207,0} ртуть	Tl ^{204,4} таллий	Pb ^{207,2} свинец	Bi ^{209,0} висмут	Po ^[209] полоний	At ^[210] астат	Rn ^[222] радон					
7	Fr ^[223] франций	Ra ^[226] радий	Ac ⁸⁹⁻¹⁰³ актиний	Rf ¹⁰⁴ резерфордий	Db ¹⁰⁵ дубний	Sg ¹⁰⁶ сигборгий	Bh ¹⁰⁷ борий	Hs ¹⁰⁸ хассий	Mt ¹⁰⁹ мейтнерий	Ds ¹¹⁰ дармштадтий			
La ⁵⁷ Ce ⁵⁸ Pr ⁵⁹ Nd ⁶⁰ Pm ⁶¹ Sm ⁶² Eu ⁶³ Gd ⁶⁴ Tb ⁶⁵ Dy ⁶⁶ Ho ⁶⁷ Er ⁶⁸ Tm ⁶⁹ Yb ⁷⁰ Lu ⁷¹													
Ac ⁸⁹ Th ⁹⁰ Pa ⁹¹ U ⁹² Np ⁹³ Pu ⁹⁴ Am ⁹⁵ Cm ⁹⁶ Bk ⁹⁷ Cf ⁹⁸ Es ⁹⁹ Fm ¹⁰⁰ Md ¹⁰¹ No ¹⁰² Lr ¹⁰³													



Сокращённая форма периодической таблицы

Развернутую форму таблицы получают, когда последовательные периоды элементов разместить в виде горизонтальных рядов, так чтобы сходные по свойствам элементы оказались строго друг под другом. В такой таблице короткие периоды оказываются разделенными - по 2 элемента в начале и по 6 в конце таблицы, а между ними в четвертом и пятом периодах по 10 элементов, в шестом - 32 элемента (14 лантаноидов вместе с лантаном размещаются в одной клетке); всего 10 столбцов.

Элементы с похожими свойствами в вертикальных столбцах этой таблицы образуют подгруппы. Подгруппы с элементами второго и третьего коротких периодов называются главными, а остальные - побочными. Всего в таблице 8 главных и 8 побочных подгрупп: всего 16. Главные подгруппы обозначаются индексом "а" - Ia, IIa. Побочные подгруппы обозначаются индексом "б" - Ib, IIб и т. д.

	Ia				
1	1 H				
2	3 Li	IIa	4 Be		
3	11 Na	12 Mg		IIIb	IVb
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb
6	55 Cs	56 Ba	57 *La	72 Hf	73 Ta
7	87 Fr	88 Ra	89 +Ac	104 Ku	105 Nb

	IA																										2		
1	1	H																										2	He
	IIA																	III A	IV A	VA	VIA	VII A							
2	3	4																	5	6	7	8	9	10					
	Li	Be																	B	C	N	O	F	Ne					
3	11	12	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VII					IB	IB	13	14	15	16	17	18									
	Na	Mg																	Al	Si	P	S	Cl	Ar					
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36											
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr											
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54											
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe											
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86											
	Cs	Ba	*La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn											
7	87	88	89	104	105	106	107																						
	Fr	Ra	+Ac	Ku	Nb																								

* Lanthanide Series

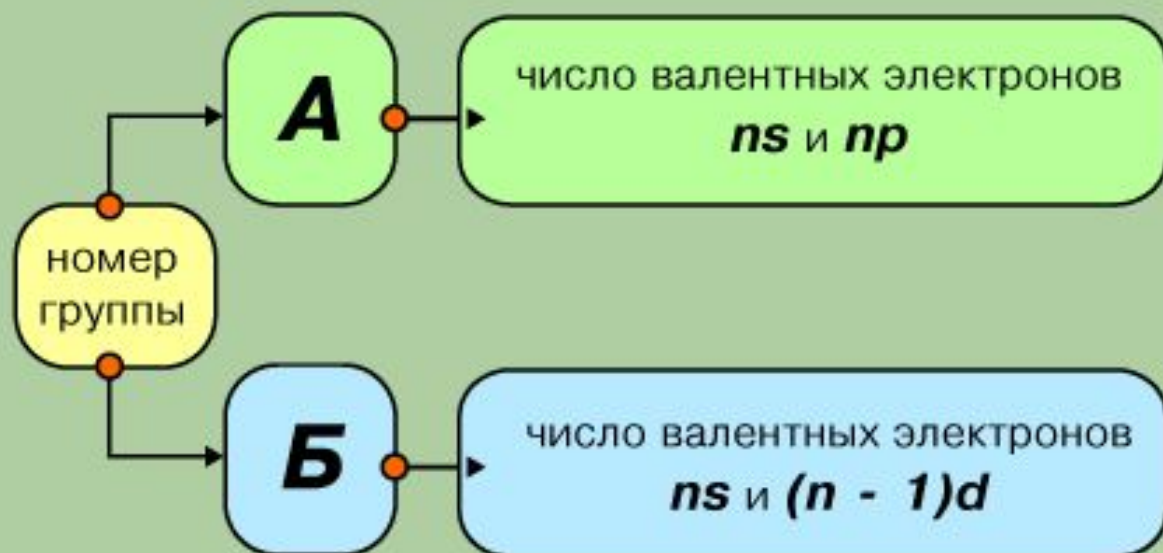
58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu

+ Actinide Series

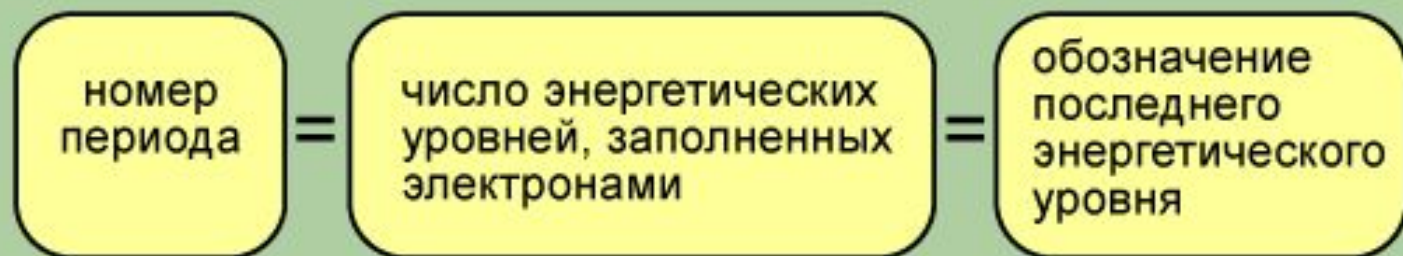
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Химические свойства элементов определяются в основном строением внешней электронной оболочки. s- и p-элементы составляют главные подгруппы таблицы периодической системы, d- и f-элементы - побочные.

В образовании химических связей принимают участие валентные электроны: для s-элементов это s-электроны последнего энергетического уровня, для элементов — s- и p-электроны последнего энергетического уровня, для d-элементов — s-электроны последнего и d- электроны предпоследнего энергетического уровня



физический смысл номера группы



Изучение строения атомов и химических свойств соответствующих элементов с характером распределения электронов по энергетическим уровням в атомах показало, что химические свойства элементов определяются в основном строением внешней электронной оболочки.

Поскольку каждый период начинается с формирования новой электронной оболочки, то число электронных оболочек у атома равно номеру периода, в котором находится атом этого элемента.

физический смысл номера периода

При увеличении заряда ядра происходит уменьшение атомного радиуса в периоде (от щелочного элемента к галогену), что сопровождается и усилением неметаллических свойств и ослаблением металлических. Периодически изменяются также состав и строение соединений с кислородом и водородом.

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
высшие оксиды	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	$R_2O_7^*$	RO_4^{**}
летучие соединения с водородом				RH_4	RH_3	RH_2	RH	
металлические свойства	←							
неметаллические свойства	→							

* - кроме **F**; ** - для **Xe, Rn**

изменения свойств элементов в периодах

Металлы, неметаллы.

Диагональ от водорода к радону примерно делит все элементы на металлы и неметаллы, при этом неметаллы находятся выше диагонали. (К неметаллам относят 22 элемента – H, B, C, Si, N, P, As, O, S, Se, Te, галогены и инертные газы, к металлам – все остальные элементы.) Вдоль этой линии располагаются элементы, которые обладают некоторыми свойствами металлов и неметаллов (металлоиды – устаревшее название таких элементов). При рассмотрении свойств по подгруппам сверху вниз наблюдается увеличение металлических свойств и ослабление неметаллических свойств.

группа период	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1								
2		Be			неметаллы			
3			Al					
4				Ge				
5	металлы				Sb			
6						Po		
7								

диагональ амфотерности

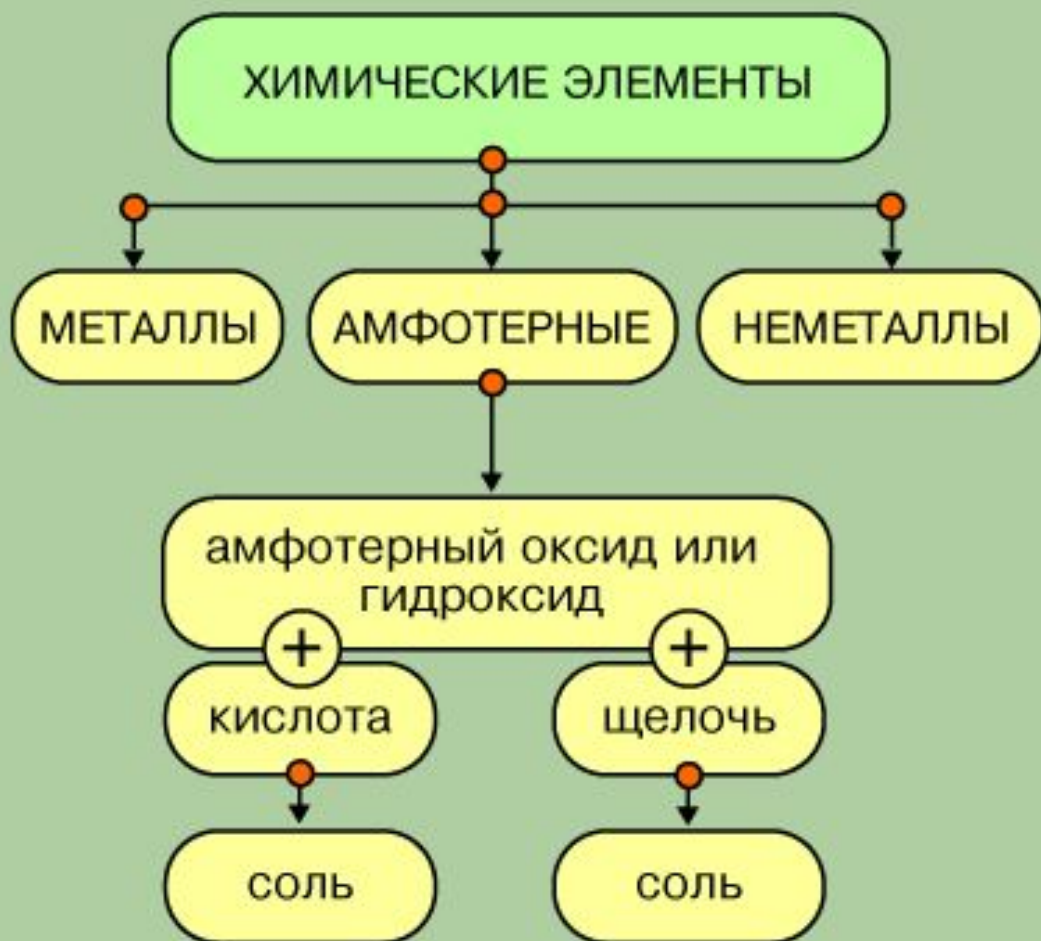
В системе элементов Менделеева периодически повторяются многие физические и химические свойства элементов. Периодически изменяются состав и строение соединений с кислородом и водородом. В высших оксидах степень окисления элемента обычно совпадает с номером группы, в которой он находится.

Элементы IA—IIIA-групп образуют с водородом нелетучие гидриды, в которых положительная степень окисления металла равна номеру группы. Для в IVA-VIIA-групп характерны летучие водородные соединения, где отрицательная степень окисления элемента равна $(8 - n)$, где n — номер группы.

водородные соединения						
NaH	MgH ₂	AlH ₃	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl
нелетучие, разлагаются водой			летучие			

кислородные соединения						
Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₃	Cl ₂ O ₇
основные		амфотерные	кислотные			
NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₄ SiO ₄	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HClO ₄

свойства оксидов и гидроксидов элементов 3 периода



Простые вещества условно делят на металлы и неметаллы. Поскольку многие элементы одновременно проявляют свойства и металлов и неметаллов, их относят к амфотерным.

Основой для классификации сложных веществ служит отношение к кислороду и воде. Она включает оксиды, основания, кислоты, соли.

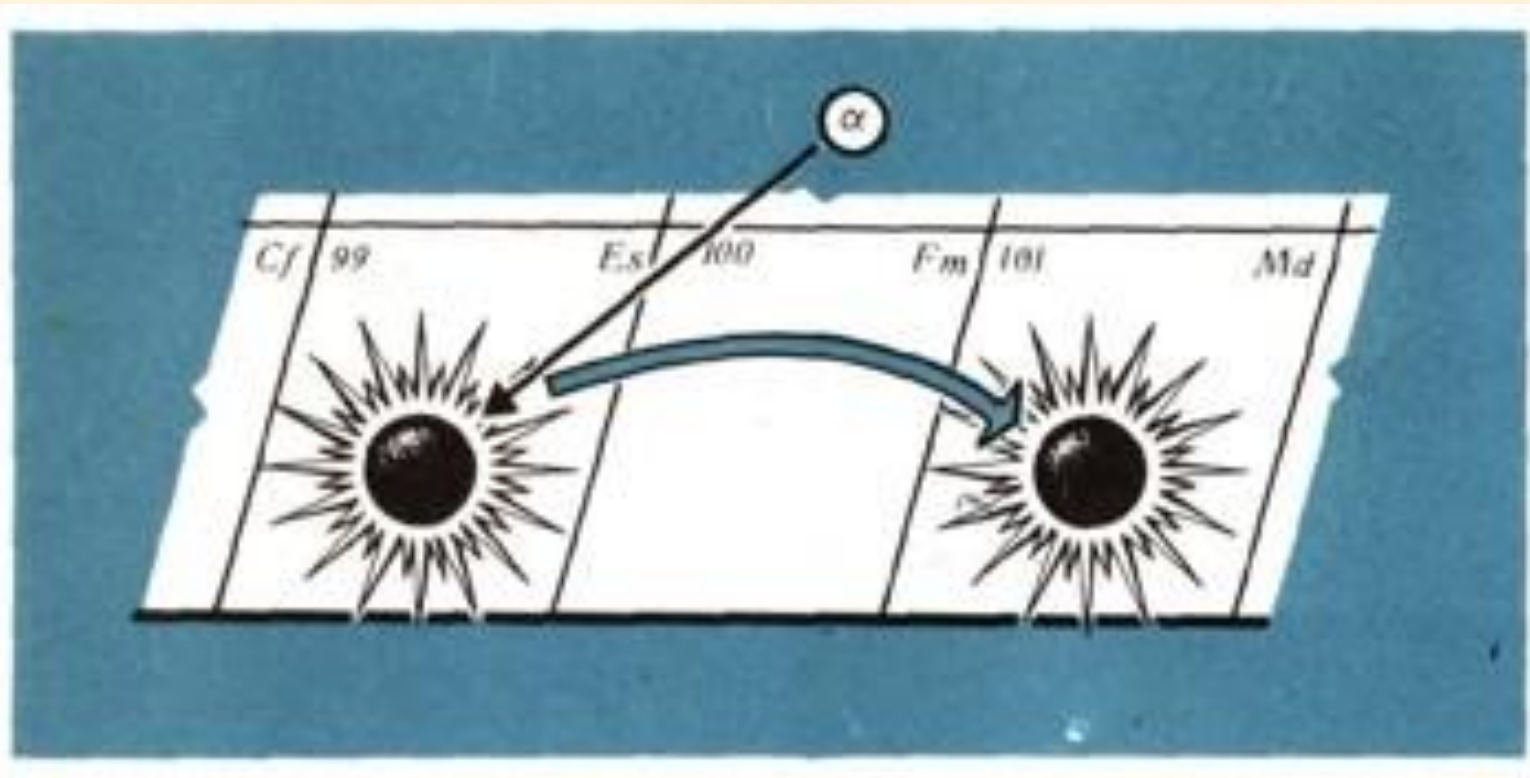
Элемент № 101 назван в честь Д.И. Менделеева

ПЕРИОДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																	
	A	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	VIII	VIII	VIII	VIII	VIII	VIII	VIII	VIII	VIII
1	(H)																	
2	Li Литий	Be Бериллий	B Бор	C Углерод	N Азот	O Кислород	F Фтор	Ne Неон										
3	Na Натрий	Mg Магний	Al Алюминий	Si Кремний	P Фосфор	S Сера	Cl Хлор	Ar Аргон										
4	K Калий	Ca Кальций	Sc Скандий	Ti Титан	V Ванадий	Cr Хром	Mn Марганец	Fe Железо	Co Кобальт	Ni Никель								
5	Rb Рубидий	Sr Стронций	Y Иттрий	Zr Цирконий	Nb Ниобий	Mo Молибден	Tc Технеций	Ru Рутений	Rh Родий	Pd Палладий								
6	Cs Цезий	Ba Барий	La* Лантан	Hf* Гафний	Ta* Тантал	W* Вольфрам	Re* Рений	Os* Осмий	Ir* Иридий	Pt* Платина								
7	Fr Франций	Ra Радий	Ac** Актиний	Rf Резерфордий	Db Дубний	Sg Сибгорий	Bh Борий	Hs Хассий	Mt Мейтнерий									
ФОРМУЛЫ ВЫСШИХ ОКСИДОВ	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄										
ФОРМУЛЫ ЛЕГУЧИХ ВОДОРОДНЫХ СОЕДИНЕНИЙ				RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH											
ЛАНТАНОИДЫ*	Ce Церий	Pr Прозермий	Nd Неодимий	Pm Прометий	Sm Самарий	Eu Европий	Gd Гадолиний	Tb Тербий	Dy Диспрозий	Ho Гольмий	Er Ербий	Tm Тиманий	Yb Иттербий	Lu Лютеций				
АКТИНОИДЫ**	Th Торий	Pa Протактиний	U Уран	Np Нептуний	Pu Плутоний	Am Америций	Cm Кюрий	Bk Берклий	Cf Калифорний	Es Эйнштейний	Fm Фермий	Md Менделеев	No Нобелий	Lr Лоуренсий				



РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Be, Mn, Zn, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H₂, Sb, Cu, Hg, Ag, Rt, Au

Уравнение синтеза:





Строение атома

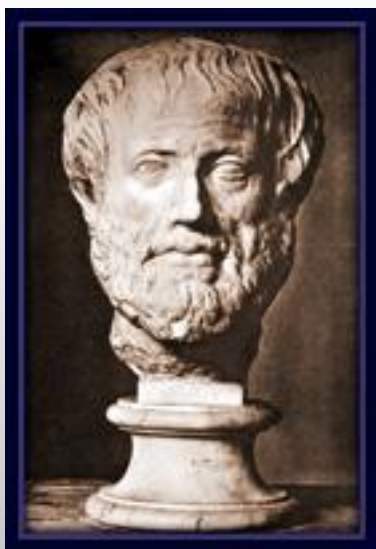


**Первый определил
химию как науку
М. В. Ломоносов.**

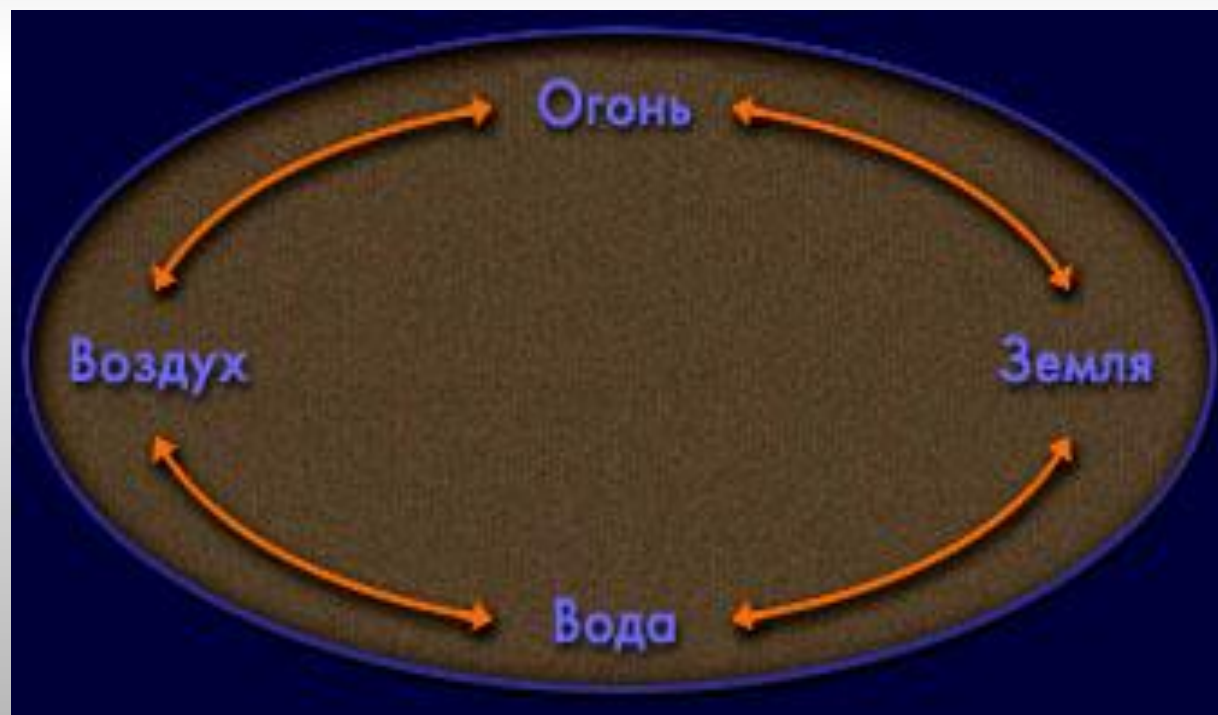
**Он считал, что химия
должна строиться на
ТОЧНЫХ
КОЛИЧЕСТВЕННЫХ
данных
– “на мере и весе”.**

Представления о том, что все вещества состоят из мельчайших частиц - атомов, впервые появились в трудах древнегреческих ученых философов Левклиппа, Демокрита и Эпикура, живших в V-III веках до нашей эры. Все явления природы они пытались объяснить движением этих невидимых частиц.

В эпоху средневековья атомистические представления были полностью забыты, и в науке более тысячи лет господствовало мистическое учение Аристотеля, утверждавшего, что основу мира составляли четыре начала - вода, земля, воздух и огонь.



Аристотель



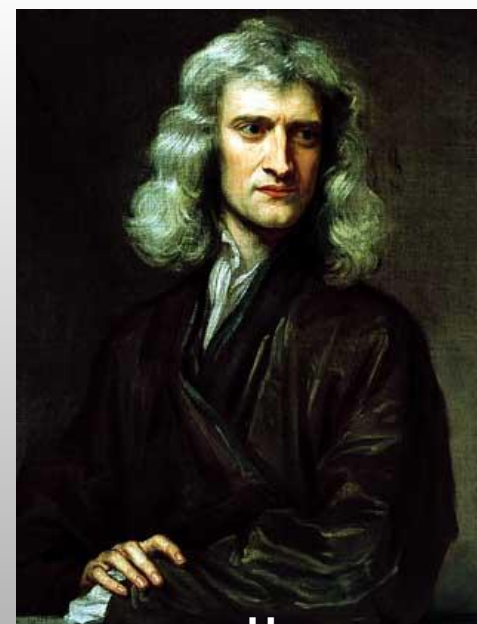
Возвращение атомистических представлений стало возможным с началом эпохи возрождения, благодаря трудам первых ученых - экспериментаторов.

Огромную роль в этом сыграли исследования Роберта Бойля и Исаака Ньютона.

Р.Бойль более десяти лет, проводивший различные эксперименты написал книгу "Химик - скептик", в которой доказал полную несостоятельность "начал Аристотеля".

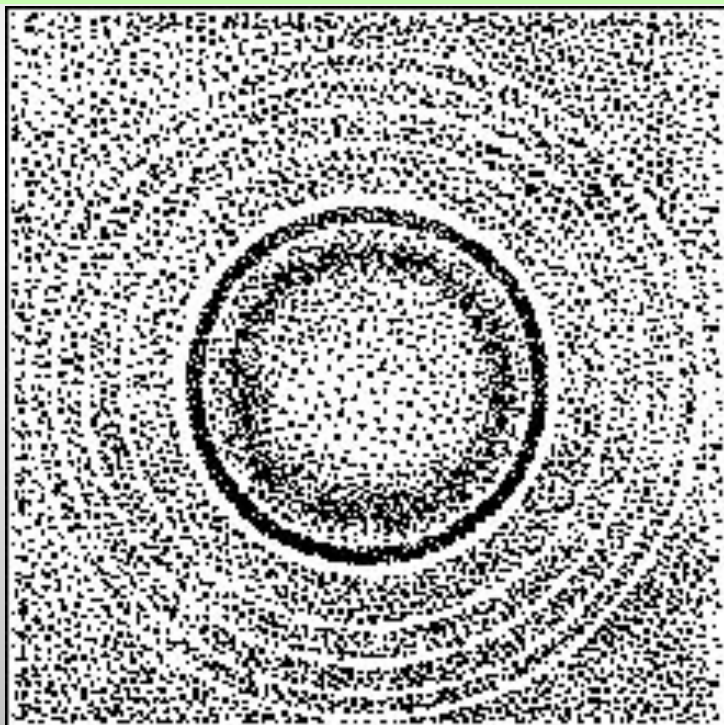


Бойль



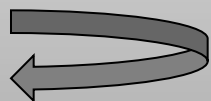
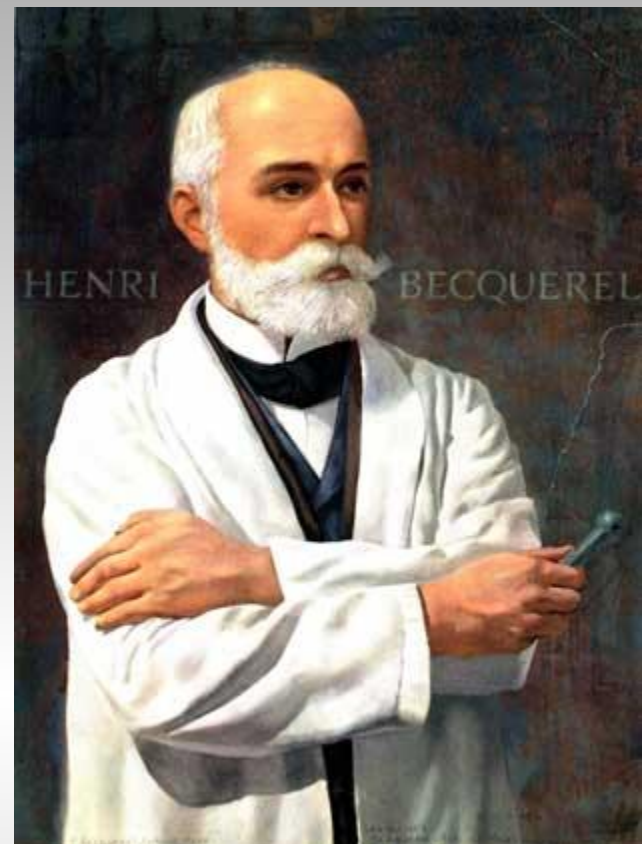
Ньютон

В 1895г. немецкий ученый Уильям Конрад Рентген обнаружил новый вид излучения, обладающего большой проникающей способностью, и назвал их X-лучами. Таинственные лучи засвечивали фотопластинку, завернутую в черную бумагу. Несколько позднее было установлено, что X-лучи представляют собой электромагнитные колебания с очень малой длиной волны. В настоящее время рентгеновские лучи широко используются в различных областях науки и техники.



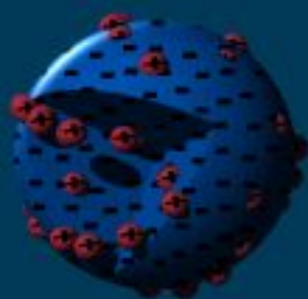
В 1896 году французский ученый Анри Беккерель открыл явление естественной радиоактивности - самопроизвольного распада ядер атомов тяжелых элементов.

В 1898 году Мария и Пьер Кюри, изучавшие явление радиоактивности, открыли новый радиоактивный элемент, названный полонием.

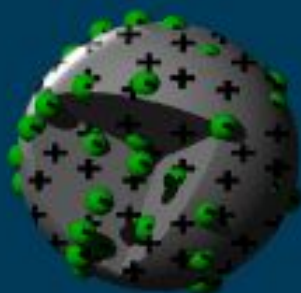


Главным итогом свершенных открытий было ясное осознание того, что атом не является мельчайшей частицей вещества, он имеет сложное строение. Было предложено несколько гипотез - моделей строения атома. Большинство из них основывалось на предположениях, что атом, оставаясь в целом электронейтральным, представляет собой совокупность положительно и отрицательно заряженных частиц.

Модели строения атома



Ф. Ленард



У. Томпсон

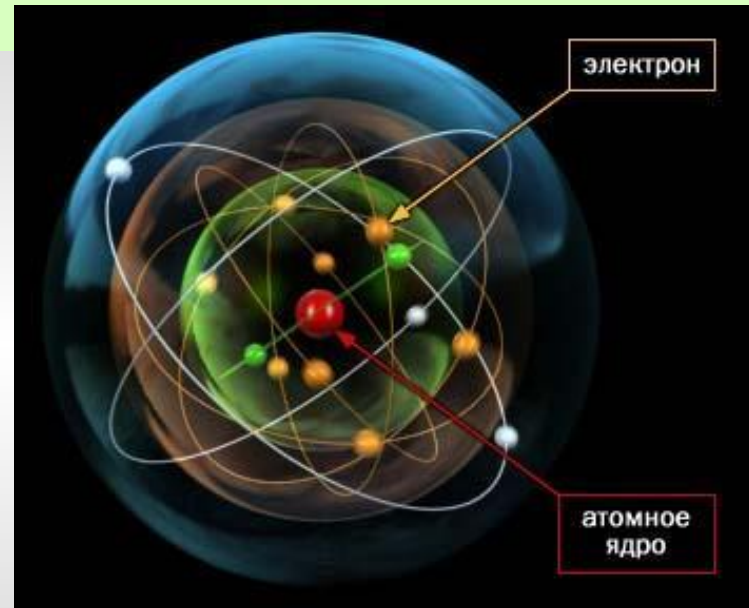


Дж. Дж. Томсон



Х. Нагаока

Первой экспериментально обоснованной моделью строения атома была планетарная модель Эрнеста Резерфорда, создать которую ему помог специально проведенный опыт. Поток α -частиц, излучаемых радиоактивным источником через узкую щель направлялся на тонкую золотую фольгу. Регистрация α -частиц проводилась при помощи флюоресцирующего экрана. В отсутствие фольги α -частицы двигались узким пучком, вызывая на экране яркую вспышку.



Проанализировав результаты проведенных экспериментов, Э.Резерфорд сделал ряд выводов, которые составили основу планетарной модели строения атома. В центре атома находится положительно заряженное ядро, которое имеет достаточно малые размеры, но в нем заключена почти вся масса, приходящаяся на атом. Вокруг ядра, по круговым орбитам двигаются отрицательно заряженные электроны, подобно планетам вокруг солнца.

Модель строения атома

Научные исследования, проводившиеся в конце XIX – начале XX вв. позволили предложить следующую *модель строения атома*:

1. В центре атома находится положительно заряженное *ядро*, занимающее ничтожную часть пространства внутри атома.
2. Весь положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в его ядре.
3. Ядра атомов состоят из *протонов* и *нейтронов* (*нуклонов*). Число протонов в ядре равно порядковому номеру элемента, а сумма чисел протонов и нейтронов соответствует его массовому числу.
4. Вокруг ядра по *замкнутым орбитам* вращаются *электроны*. Их число равно положительному заряду ядра.

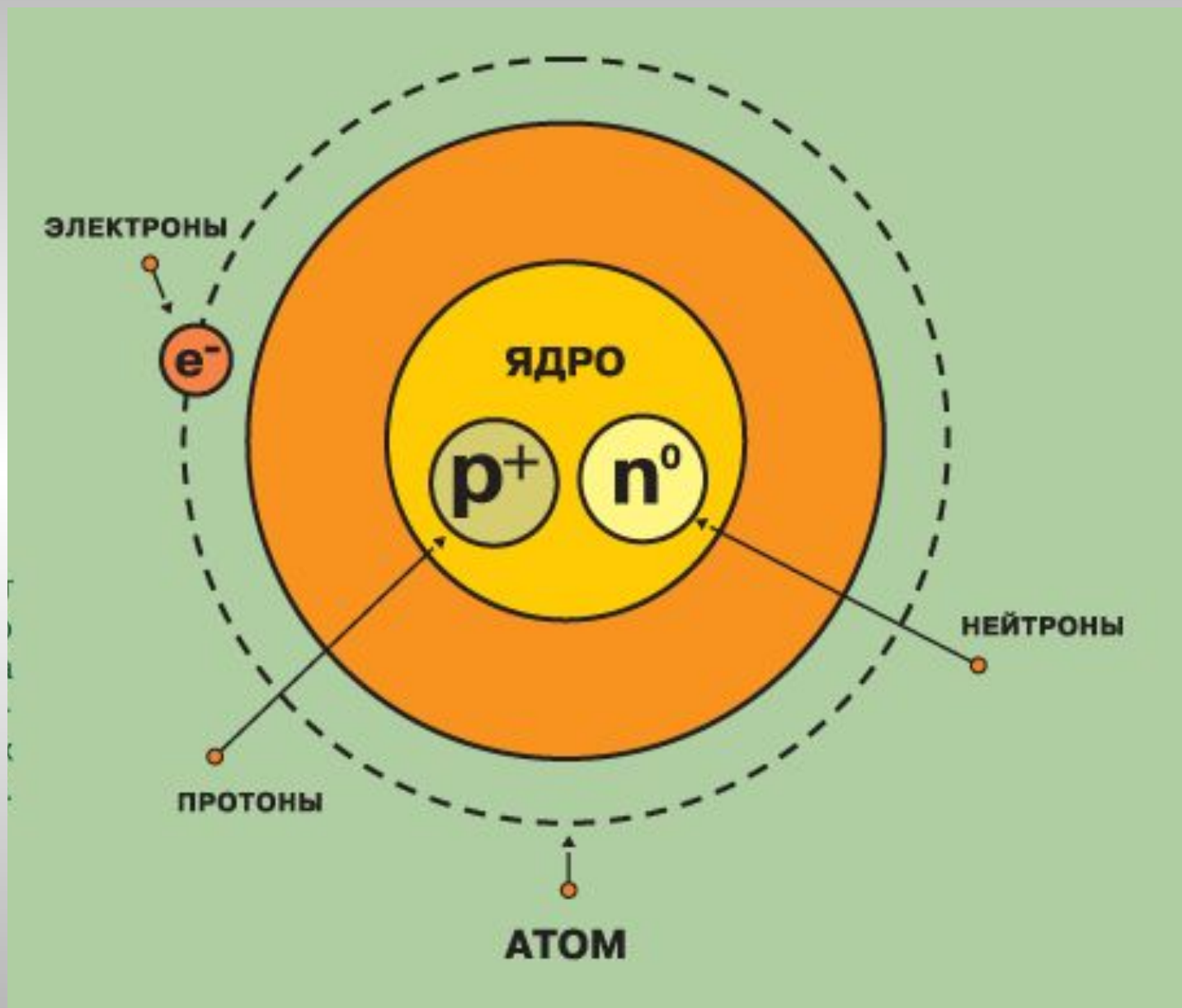
Ядро – это центральная позитивно заряженная часть атома, в которой сосредоточена его масса.

Электрон – частица с негативным зарядом, который условно принят за -1 .

Нейтрон — нейтральная частица, не имеющая электрического заряда. Масса нейтрона равна 1 а. е. м.

Протон — положительно заряженная частица, с такой же массой, как и нейтрон. Заряд протона равен заряду электрона и противоположен по знаку.

Модель строения атома



Атомы элемента, имеющие один и тот же заряд ядра, но разные массы, называются изотопами. В настоящее время известны изотопы почти всех элементов.

Существуют такие изотопы, у которых заряды разные, но одинаковые массы атомов. Атомы различных элементов с одинаковыми массами называются изобарами.

количественная характеристика	ИЗОТОПЫ	ИЗОБАРЫ	ИЗОТОНЫ
число протонов (заряд ядра Z)	одинаковое	разное	разное
число нейтронов N	разное	разное	одинаковое
массовое число A	разное	одинаковое	разное
примеры	${}_{19}^{39}\text{K}$ ${}_{19}^{40}\text{K}$	${}_{19}^{40}\text{K}$ ${}_{28}^{40}\text{Ar}$	${}_{6}^{14}\text{C}$ ${}_{7}^{15}\text{N}$

разновидности нуклидов

В 1924 году французский физик Луи де Бройль высказал предположение, что электрон, подобно кванту света, обладает двойственными корпускулярно-волновыми свойствами, то есть проявляет одновременно свойства и частицы, и волны.

В 1927-28 гг. несколько групп ученых экспериментально доказали наличие у электрона волновых свойств.

Гипотеза Л. де Бройля:

Каждой частице с определенным импульсом соответствует волновой процесс с длиной волны:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

В этом же году немецкий ученый Вернер Карл Гейзенберг высказал гипотезу, получившую название "принцип неопределенности Гейзенберга". Согласно этому принципу, невозможно в один и тот же момент времени точно определить местонахождение электрона в пространстве и его скорость или импульс. Погрешность одновременного определения будет превышать определенную величину.

Принцип неопределенности Гейзенберга

$$\Delta x \cdot \Delta P_x \geq \frac{h}{2\pi} \quad \Delta y \cdot \Delta P_y \geq \frac{h}{2\pi}$$

$$\Delta y \cdot \Delta P_y \geq \frac{h}{2\pi}$$

Уравнение де Бройля и принцип неопределенности Гейзенберга легли в основу разработанной в 30-е годы новой науки - квантовой механики, описывающей состояние и поведение микрочастиц, обладающих корпускулярно-волновым дуализмом. Согласно основным положениям квантовой механики, состояние каждого электрона в атоме описывается некоторой функцией $\Psi_{n,\ell,m}(r,\varphi,\theta)$, которая может быть получена путем решения уравнения составленного немецким ученым Эрвином Шредингером.

Уравнение Шредингера

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - E_n) \Psi = 0$$

Электронная функция

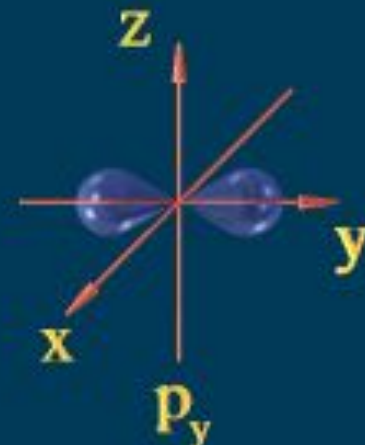
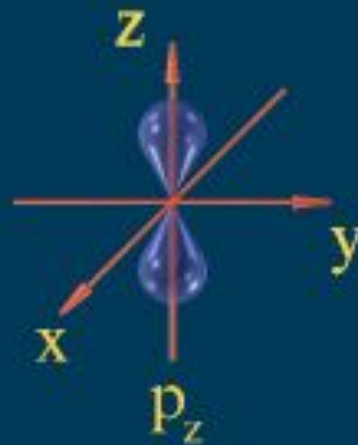
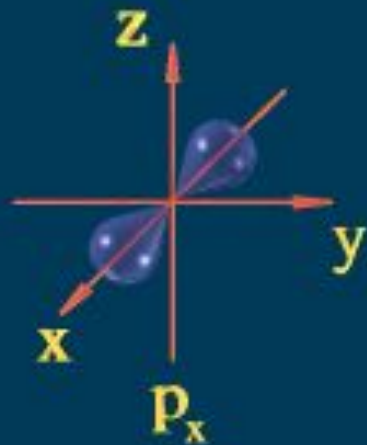
$$\Psi_{100} = \frac{1}{\sqrt{\pi}} \left(\frac{Z}{a_0} \right)^{\frac{3}{2}} e^{-Zr/a_0}$$

При графическом изображении электронной орбитали электронная функция обычно представляется в виде произведения трех одноаргументных функций. Квадрат радиальной части (R^2) определяет вероятность нахождения электрона на определенном расстоянии от ядра, а произведение квадратов угловых функций - форму электронной орбитали.

Графическая интерпретация электронной функции

$$\Psi_{nlm}(r, \varphi, \theta) = R_{nl}(r) \vartheta_{lm}(\varphi) \Theta_m(\theta)$$

Поверхности квадрата угловых p_x -, p_y -, p_z -функций орбиталей



Движение электронов в атоме не подчиняется законам классической (ньютоновской) физики. Для описания движения микрочастиц, к которым относятся и электроны, используют квантовую теорию.



основные положения квантовой теории

Электроны в атоме могут иметь не любые, а определенные значения энергии и занимать определенные места в пространстве. Эти положения определяются уравнением Шредингера.

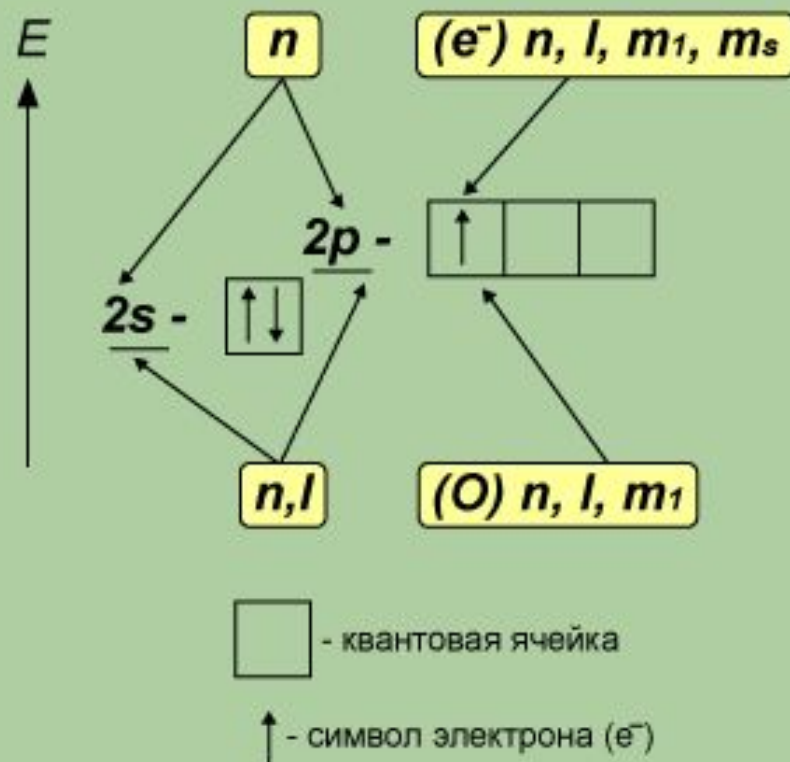
Место в пространстве вокруг атома, которое может занять электрон, называют атомной орбиталью.

Каждая атомная орбиталь и находящийся на ней электрон характеризуются определенным набором квантовых чисел.

Атомные орбитали удобно изображать в виде клеток, располагая их не по вертикали, а по горизонтали, так чтобы орбиталь с более высокой энергией находилась справа.

Электроны на орбиталях изображают стрелками, направленными в противоположные стороны в соответствии с направленностью спинов.

условные обозначения



Состояние электрона в атоме описывается четырьмя квантовыми числами.

Главное квантовое число n определяет энергию электрона и степень его удаления от ядра; оно принимает любые целочисленные значения, начиная с 1 ($n = 1, 2, 3, \dots$, и т.д.). Обозначает номер энергетического уровня, на котором расположен электрон.

Главное
квантовое число

$$E_n = - \frac{2\pi^2 m e^4}{n^2 h^2}$$

$$n=1,2,3,\dots N$$

Орбитальное (побочное)

квантовое число l определяет форму атомной орбитали. Оно может принимать целочисленные значения от 0 до $n - 1$ ($l = 0, 1, \dots, n - 1$). Каждому значению l соответствует орбиталь особой формы.

При $l = 0$ атомная орбиталь независимо от значения главного квантового числа имеет сферическую форму (называется s-орбиталью). Значению $l = 1$ соответствует атомная орбиталь, имеющая форму вытянутой гантели (p-орбиталь). Намного более сложную форму имеют орбитали, соответствующие высоким значениям l , равным 2, 3 и 4 (d-, f-, g-орбитали).

Орбитальное квантовое число			
n	l	Вид орбитали	Форма орбитали
1	0(s)	s	
2	0,1(s,p)	p	
3	0,1,2(s,p,d)	d	
4	0,1,2,3(s,p,d,f)	f	

Из уравнения Шредингера вытекает, что побочное квантовое число определяет форму орбитали. Так, $l = 0$ соответствует орбитали сферической формы (шаровое электронное облако), $l = 1$ — орбитали в форме гантели, $l = 2$ — орбитали более сложной розеткообразной формы. Сферические атомные орбитали ($l = 0$) называются s-орбиталями, в форме гантели ($l = 1$) — p-орбиталями, розеткообразные ($l = 2$) — d-орбиталями.

s - орбиталь



p - орбиталь



d - орбиталь










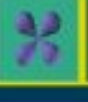
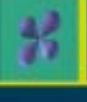

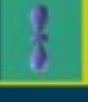


















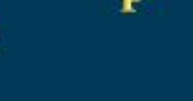



формы орбиталей

Магнитное квантовое число m определяет положение атомной орбитали в пространстве относительно внешнего магнитного или электрического поля. Магнитное квантовое число изменяется не произвольным образом, а скачком и связано с орбитальным квантовым числом, изменяясь от $+l$ до $-l$, включая 0. Следовательно, каждому значению l соответствует $2l + 1$ значений магнитного квантового числа.

Магнитное квантовое число

$$M_z = \frac{h}{2\pi} m_l \quad m_l = -l, \dots, -1, 0, +1, \dots, +l$$

Пространственная ориентация электронных орбиталей

n																
4	N															
3	M															
2	L															
1	K															

s
p
d
f

Спиновое квантовое число s может принимать лишь два возможных значения: $+1/2$ и $-1/2$. Они соответствуют двум возможным и противоположным друг другу направлениям магнитного момента электрона.

*Спиновое
квантовое число*

$$S = \frac{h}{2\pi} \sqrt{S \cdot (S+1)}$$

Квантовые числа n , l и m взаимосвязаны. Значения магнитного квантового числа m задаются значением побочного квантового числа l , а его значения в свою очередь определяются значением n . Также есть и спиновое квантовое число.

Спин — английское слово, обозначает вращение вокруг собственной оси. Электроны с различными спиновыми квантовыми числами вращаются вокруг собственной оси в противоположные стороны.



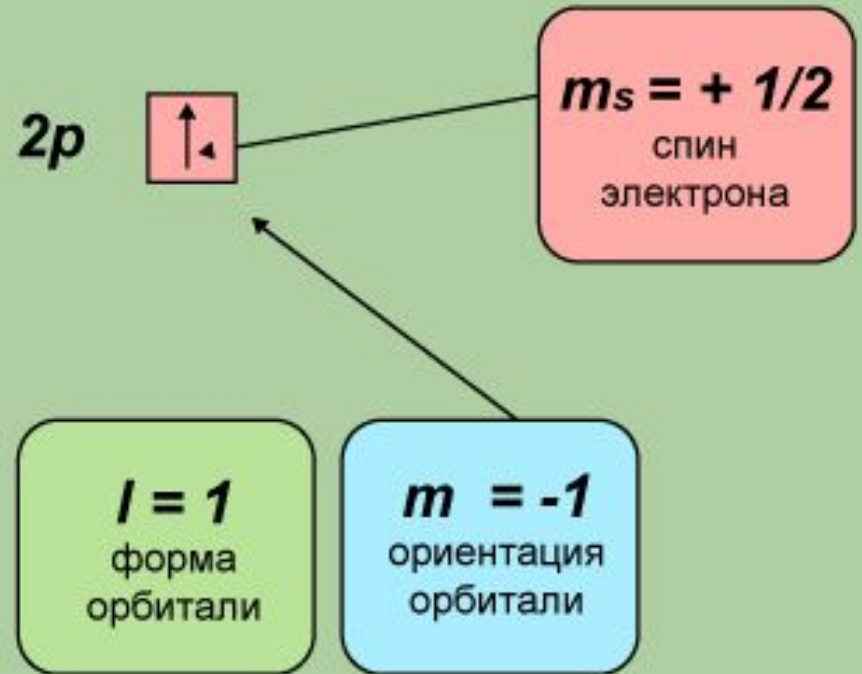
квантовые числа

Главное квантовое число n является номером энергетического уровня и определяет энергию и размер атомной орбитали.

Орбитальное квантовое число l характеризует энергетический подуровень. Атомные орбитали с отличающимися орбитальными квантовыми числами имеют разную энергию и форму.

Магнитное квантовое число отвечает за ориентацию атомных орбиталей в пространстве.

Магнитное квантовое число показывает направление спина собственного орбитального момента количества движения электрона.



физический смысл квантовых чисел

Электронные конфигурации атомов

Подобно любой системе, атомы стремятся к минимуму энергии. Это достигается при определенном распределении электронов по орбиталям, которое можно оценить на основе таких закономерностей:

Принцип Паули: в атоме не может быть электронов с одинаковым значением всех четырех квантовых чисел.

Правило Гунда: электроны располагаются на одинаковых орбиталях таким образом, чтобы суммарный спин был максимален.

Правило Клечковского: порядок заполнения энергетических состояний определяется стремлением атома к минимальному значению суммы главного и побочного квантовых чисел, причем в пределах фиксированного значения $n + l$ в первую очередь заполняются состояния, отвечающие минимальным значениям n .

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

Химические свойства элементов определяются особенностями последовательного заселения атомных орбиталей электронами, которое подчиняется определенным правилам. Каждая атомная орбиталь может быть занята одним электроном или парой электронов (принцип Паули).

Электроны заполняют орбитали в соответствии с принципом минимума энергии: сначала заполняются орбитали, имеющие более низкую энергию, а затем имеющие более высокую энергию (Правило Клечковского).

При заполнении электронами атомных орбиталей необходимо учитывать также правило Гунда: в пределах одного подуровня свободные орбитали сначала заполняются электронами поодиночке, и только когда на каждой орбитали уже есть по одному электрону, последующие электроны образуют электронные пары с уже имеющимися на орбиталях электронами.

ПРАВИЛА ЗАПОЛНЕНИЯ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК

принцип Паули

правило Гунда

принцип наименьшей
энергии

принцип заполнения
орбиталей электронами

Электрон на различных орбитах в атоме имеет разную энергию, поэтому говорят о различных энергетических уровнях электрона в атоме. Квантовое число соответствует номеру энергетической орбиты, на котором находится электрон. Электроны в атоме могут иметь не любые, а строго определенные значения энергии. На первом уровне ($n = 1$) электрон имеет минимальную энергию, но энергия притяжения этого электрона к ядру будет максимальной.

Первый энергетический уровень имеет один подуровень, второй — два подуровня, третий — три подуровня и так далее. Электроны заполняют уровни и подуровни в строго определенном порядке.



Электроны в атоме могут иметь не любые, а строго определенные значения энергии. Номера этих уровней обозначают цифрами.

Энергетические уровни разделяются на энергетические подуровни, обозначаемые буквами. Первый энергетический уровень имеет один подуровень, второй — два подуровня, третий — три подуровня и так далее. Чтобы различать принадлежность подуровня к различным квантовым уровням, перед символом орбитали указывается номер уровня (главное квантовое число). Электроны заполняют уровни и подуровни в строго определенном порядке. Любой квантовый уровень включает s-орбиталь, p-орбитали заполняются только начиная со второго уровня, d-орбитали — с четвертого и т.д.

Период	Число элементов в периоде	заполнение энергетических уровней и подуровней			
1	2	1s	—	—	—
2	8	2s	—	—	2p
3	8	3s	—	—	3p
4	18	4s	—	3d	4p
5	18	5s	—	4d	5p
6	32	6s	4f	5d	6p
7		7s	5f	6d	

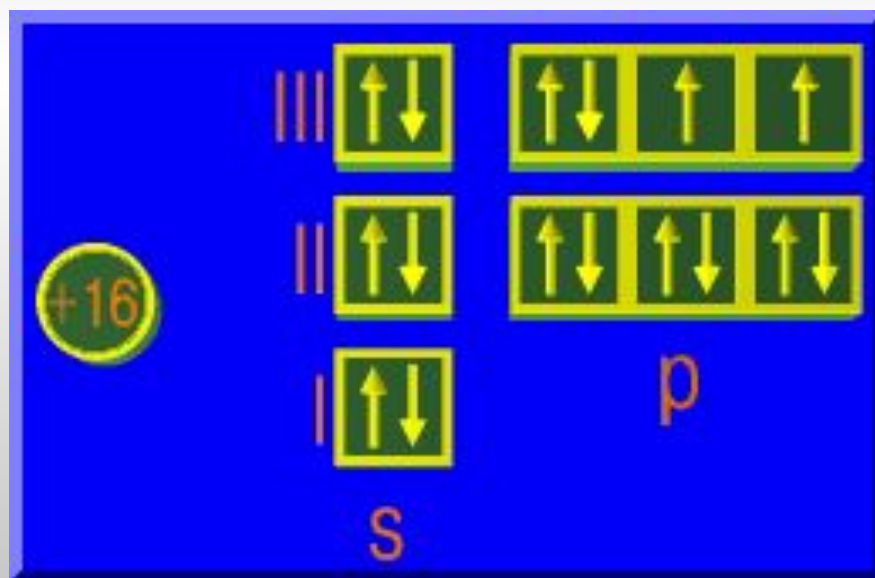
заполнение энергетических уровней и подуровней

Швейцарский ученый Вольфганг Паули сформулировал принцип заполнения электронных орбиталей. В атоме не может быть двух электронов с одинаковым значением всех четырех квантовых чисел. Это означает, что на каждой электронной орбитали может максимум находиться два электрона, имеющих различные значения спинового квантового числа (антипараллельные спины). Принцип Паули позволяет определить не только максимальную емкость электронной орбитали, но и уровня в целом.

Максимальная ёмкость электронных уровней

N	$N_{орб}=n^2$	$N_e=2n^2$
1	1	2
2	4	8
3	9	18
4	16	32
5	25	50

Заполнение электронами орбиталей внутри подуровня происходит в соответствии с правилом, сформулированным немецким физиком Фридрихом Хундом, чтобы алгебраическое значение суммарного спина было максимальным, т.е. внутри подуровней электроны заполняют все максимально возможные свободные орбитали.



Российский ученый Всеволод Маврикиевич Клечковский высказал гипотезу, что энергия электронных орбиталей должна увеличиваться по мере увеличения суммы главного и орбитального квантовых чисел. При равенстве суммы $n+l$ в первую очередь заполняется орбиталь с наименьшим значением главного квантового числа. В соответствии с правилом Клечковского, распределение орбиталей по энергии выглядит следующим образом.

Ряд Клечковского

Состояние электрона

$n+l$	1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d	5p	6s	4f	5d	6p	7s	5f	6d
n	1	2	2	3	3	4	3	4	5	4	5	6	4	5	6	7	5	6
l	0	0	1	0	1	0	2	1	0	2	1	0	3	2	1	0	3	2
$n+l$	1	2	3	3	4	4	5	5	5	6	6	6	7	7	7	7	8	8

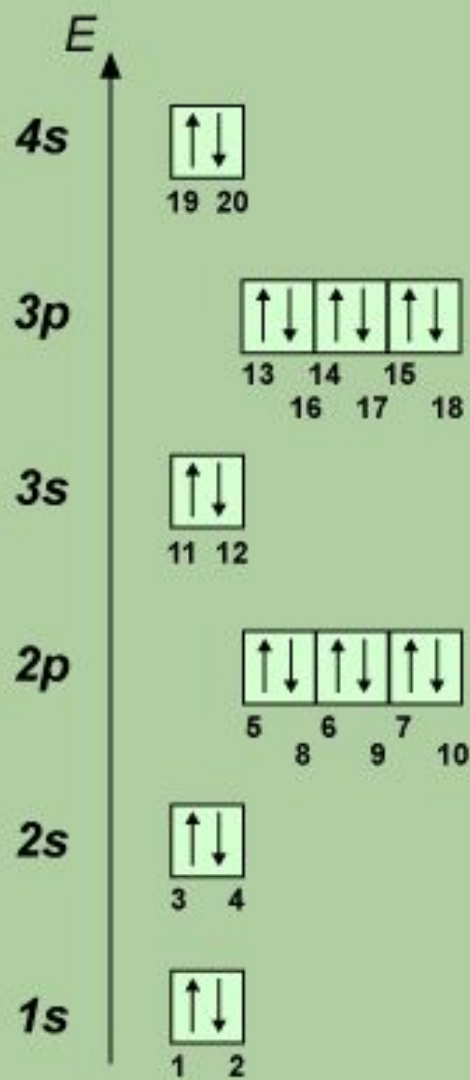
$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f$$

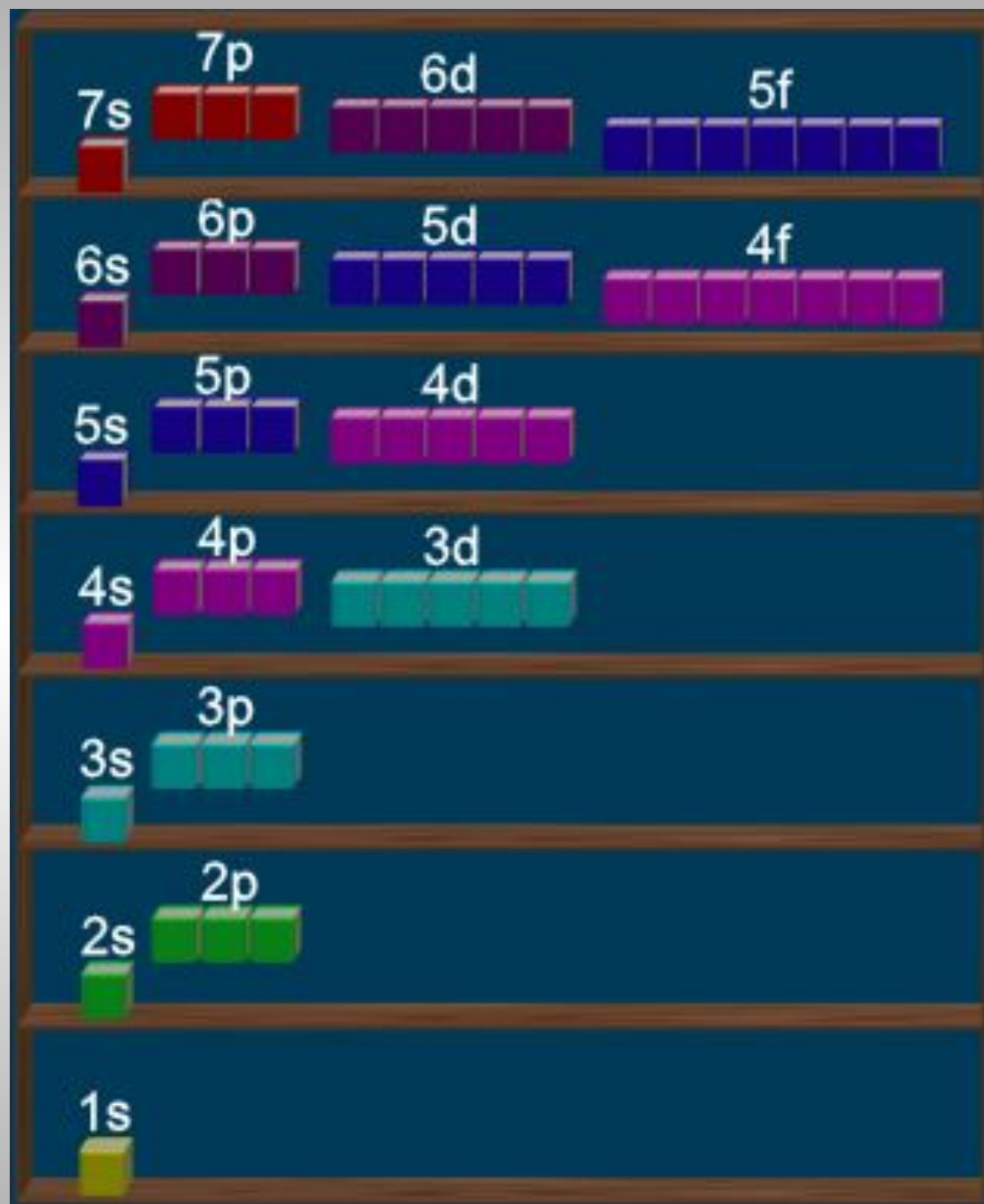
Соотношение энергий орбиталей

Увеличение энергии 

Атомные орбитали удобно изображать в виде клеток, располагая их по вертикали или по горизонтали, так чтобы орбиталь с более высокой энергией находилась сверху или соответственно справа. Электроны на орбиталях изображают стрелками, направленными в противоположные стороны в соответствии с противоположной направленностью спинов.

порядок заполнения
атомных орбиталей электронами





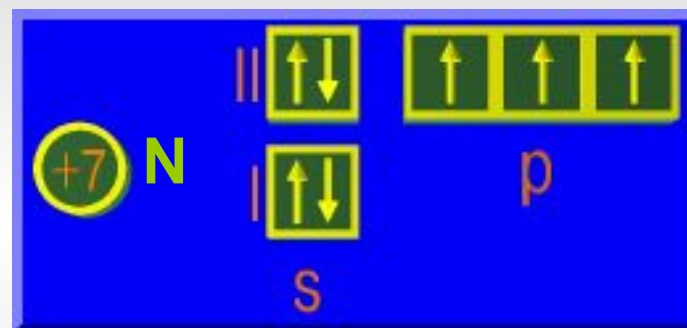
Из таблицы видно, что любой квантовый уровень включает s-орбиталь, p-орбитали заполняются только начиная со второго уровня, d-орбитали — с четвертого и т.д. Чтобы различать принадлежность подуровня к различным квантовым уровням, перед символом орбитали указывается номер уровня (главное квантовое число).

			→	1s	→
			→	2s	→
		→	2p	3s	→
		→	3p	4s	→
	→	3d	4p	5s	→
	→	4d	5p	6s	→
→	4f	5d	6p	7s	→
→	5f	6d	7p	8s	→

расположение энергетических уровней и подуровней по порядку заполнения электронами

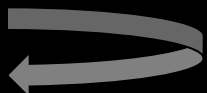
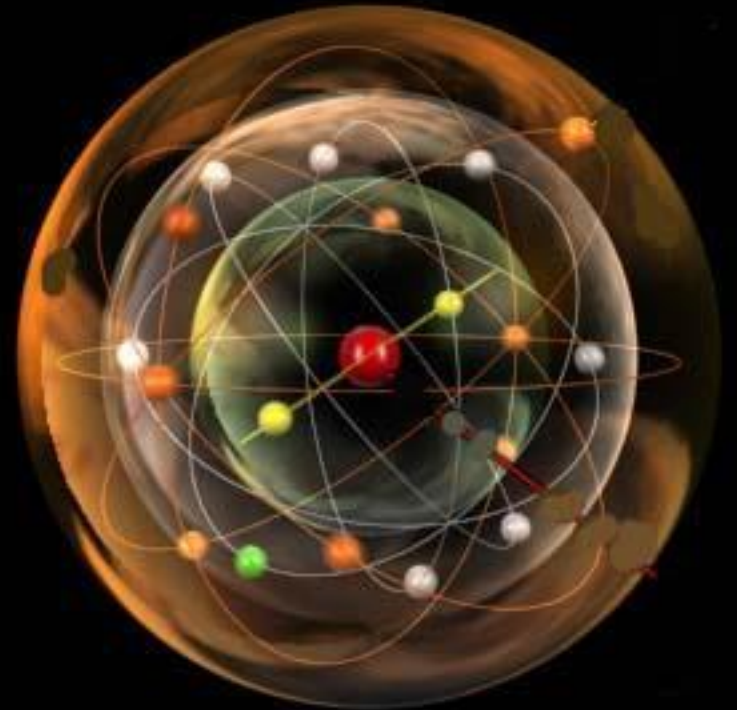
В соответствии с принципом наименьшей энергии, наиболее устойчивым состоянием атома считается то, при котором суммарная энергия всех его электронов минимальна.

Это значит, что при заполнении электронами орбиталей в многоэлектронном атоме в первую очередь дополняются все максимально возможные свободные орбитали с наименьшей энергией.



Между положением элемента в периодической системе и строением его атома существует определенная взаимосвязь:

1. Порядковый номер элемента соответствует заряду ядра атома и общему числу электронов.
2. Номер периода элемента соответствует числу электронных уровней атома.
3. У элементов главных подгрупп число электронов на внешнем электронном уровне равно номеру группы.



Явление спонтанного деления атомов, сопровождающееся испусканием альфа-, бета- и гамма-лучей, называется естественной радиоактивностью, а элементы, атомы которых подвержены такому самопроизвольному распаду, называются радиоактивными элементами.

Было определено, что все элементы с атомным номером более 82 имеют нестабильные ядра, поэтому они являются природными радиоактивными элементами.

Самый тяжелый элемент, имеющий стабильные изотопы, - свинец (атомный номер = 82). Поэтому его можно использовать для защиты от радиации.

