

Строение атома

Литература:

1. Чупахина Т.И. Строение атома и химическая связь. Ч.1. Методические указания для студентов УГГУ.
2. **ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ.**
Конспект лекций.

*Для студентов всех специальностей
УГГУ, издательство УГГУ, 2009 г*

Демокрит Абдерский (ок. 470/60 – 360-е до н.э.)

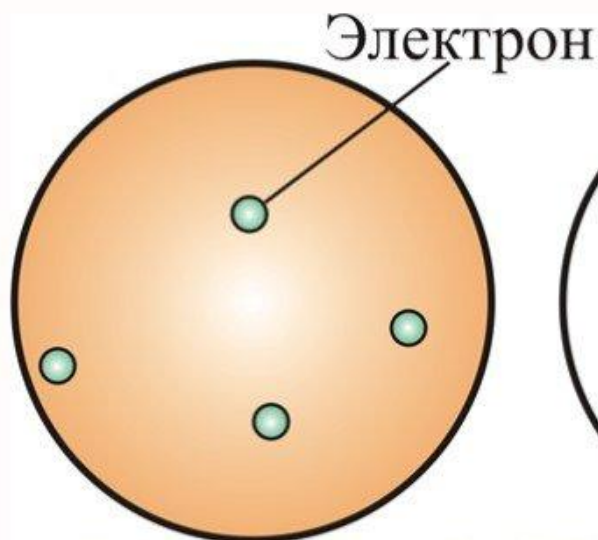


- В основе философии Демокрита лежит учение об атомах и пустоте как двух принципах, порождающих многообразие космоса.
- Атом есть мельчайшее «неделимое» тело, не подверженное никаким изменениям.
- Всем атомам присуще свойство непрерывного движения, и даже внутри макротел, – которые образованы благодаря сцеплению атомов между собой, – они совершают колебательные движения. Первопричиной этого движения являются соударения атомов, начавшиеся во время спонтанного «Вихря», благодаря которому возник наш космос.
- Друг от друга атомы, число которых бесконечно, отличаются тремя свойствами: «фигурой», «размером» и «поворотом» (положением в пространстве).
- Демокрит одним из первых указал на зависимость качеств вещей от способа их познания.

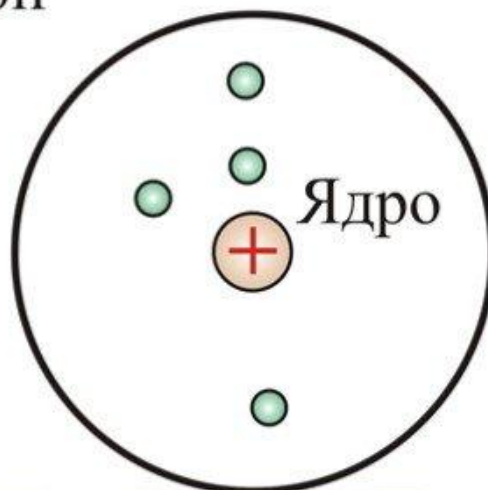
1. Доказательства сложности структуры атома:

- а) Выделение из атомов отрицательно заряженных частиц – **катодных лучей**. В.Крукс (1879 г.) Стоней впоследствии дал название отрицательно заряженным частицам – электрон.
- б) **Фотоэффект** (открытый Столетовым) – явление, когда при освещении металлов с их поверхности испускаются электроны (используется в фотоэлементах).
- в) **Термоэлектронная эмиссия** – испускание металлом электронов при нагревании.
- г) **Рентгеновские лучи** – электромагнитное излучение, испускаемое веществами при сильном воздействии на них катодных лучей. Открыты в 1895 г. В.К. Рентгеном.
- д) Открытие **радиоактивности**. А. Беккерель в 1896 г.

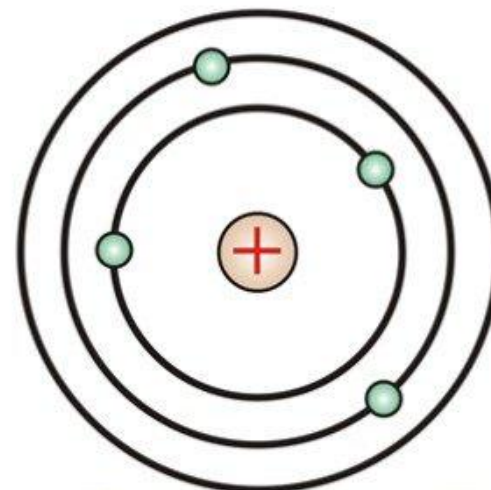
Существовало **много моделей атомов**:



Модель атома
Томсона (1903 г.):
сфера, равномерно
заполненная
положительным
электричеством,
внутри которой
находятся электроны



Модель атома:
сфера, в центре
которой находилось
положительно
заряженное ядро, а
вокруг него
располагались
электроны



Планетарная
модель атома,
предложенная Э.
Резерфордом

Атом - устойчивая система, образованная элементарными частицами противоположного заряда.

Основная его масса сосредоточена в ядре.

Ядро состоит из элементарных частиц -
протонов и нейтронов

Протон заряжен *положительно* (заряд = +1, масса = 1), обозначение 1_1p

Нейтрон нейтрален (заряд 0, масса 1), обозначение 1_0n

Массы протона и нейтрона приблизительно равны.

Заряд ядра численно равен количеству протонов в ядре (Z)

Масса ядра (M) – сумма масс всех протонов и нейтронов $M=Z+N$

Атомы одного и того же элемента имеют одинаковое число протонов в ядре, но могут отличаться числом нейтронов и, следовательно, массой.

Химический элемент - это вид атомов, имеющих одинаковый заряд ядра.

В околоядерном пространстве находятся электроны.

Электрон - это *отрицательно* заряженная элементарная частица (*заряд = -1*) Масса электрона составляет 1/1837 долю массы протона. Поскольку масса электрона очень мала, ее условно принимают равной нулю.

В ядерных реакциях электрон обозначают ${}_1e^-$ в химических - $\bar{e}$

В основе современной теории строения атома лежит представление о двойственной природе микрочастиц, и в частности, электронов.

Электроны могут вести себя и как частицы, и как волны, то есть, обладают и корпускулярными и волновыми свойствами.

Впервые явления корпускулярно-волнового дуализма были установлены для света.

Дифракция и интерференция – волновые свойства света
Корпускулярные свойства света проявляются в явлении фотоэффекта, открытого русским физиком А.Г. Столетовым.

Свет представляет собой поток материальных частиц, получивших название *квантов* света или *фотонов*.

Представление о квантах впервые было введено *Максом Планком*; им же было предложено уравнение кванта энергии

$$E = h\nu$$

h – константа Планка (постоянная величина), *ν* – число колебаний излучаемой энергии

Уравнение связывает воедино корпускулярные и волновые свойства микрочастиц.

Двойственная корпускулярно- волновая природа присуща не только *фотонам*, но и *электронам*.
(1924 год, французский физик *Луи де Бройль*).

Так как электрон обладает **волновыми свойствами**, его движение можно описать волновым уравнением, подобно тому как описывают световые и звуковые волны, колебания струны. Такое уравнение было предложено в 1926 г. австрийским ученым **Эрвином Шрёдингером** и носит его имя

$$\nabla^2 \Psi + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - U) = 0$$

Ψ (пси) – волновая функция, **E** -полная энергия частицы; **U** - потенциальная энергия; **m** -масса частицы

Как и законы Ньютона, это уравнение невозможно вывести из каких-либо более общих положений; оно может быть получено на основе определенной аналогии или принятой модели. Уравнение Шрёдингера содержит переменную величину Ψ , которая называется *волновой функцией*. Она полностью определяет положение электрона в атоме, квадрат ее модуля $|\Psi^2|$ характеризует **вероятность нахождения электрона в данном месте пространства**. Определить траекторию движения электрона, его координаты и скорость в данный момент времени невозможно. Эти понятия в квантовой механике имеют иной смысл.

- Часть внутриатомного пространства, в котором движется электрон, называют электронным облаком. Его плотность в различных точках определяется вероятностью пребывания электрона. \

· Околоядерное пространство, в котором пребывание электрона наиболее вероятно (более 90 %), называют электронной орбиталью.



Поверхность, охватывающая ядро атома, за пределами которой вероятность пребывания электрона исчезающе мала, называется граничной поверхностью орбитали. Эта поверхность передает форму орбитали. Таким образом, понятие об орбитали - понятие статистическое. Оно описывает усредненное состояние электрона и распределение электронного заряда.

Для решения уравнения Шредингера, как и для решения любого волнового уравнения, вводятся некоторые условия, при конкретизации которых можно определить вид волновой функции, а именно: энергию, форму, ориентацию в пространстве атомной орбитали соответствующего электрона. Эти условия носят названия квантовых чисел

Схематическое
изображение формы
электронной орбитали

Главное квантовое число

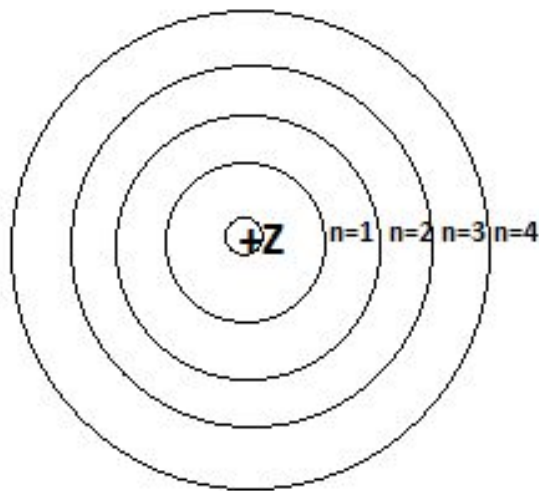
Главное
квантовое число

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

$n=1,2,3,...N$

В настоящее время считается, что состояние каждого электрона в атоме определяется с помощью четырех квантовых чисел. Первое из них называется главным квантовым числом. Оно обозначается буквой «n» и принимает значение простых целых чисел. Главное квантовое число определяет энергию электрона, степень удаленности от ядра, размеры электронной орбитали.

1. Главное квантовое число n . С точки зрения планетарной модели Бора-Резерфорда n характеризует энергию электрона, находящегося на орбите с номером 1, 2, 3, 4, ..., 7. Если электрон находится на первой орбите, то для этого электрона $n = 1$, если на второй – $n = 2$ и т.д. Совокупность орбиталей с одинаковым n называется энергетическим уровнем. Электроны, находящиеся на энергетическом уровне, образуют электронный слой.



Главное квантовое число определяет энергию орбитали и степень ее удаленности от ядра. Если рассматривать строение атома с точки зрения планетарной модели и сравнить с солнечной системой, то энергетический уровень можно формально определить как планетарную орбиту. Но даже планеты вращаются не только вокруг Солнца, но и еще вокруг своей оси.

Электрон же участвует не в двух-трех типах движения, как планета (есть еще прецессия относительно плоскости), а, как минимум, в четырех.

2. Орбитальное квантовое число l

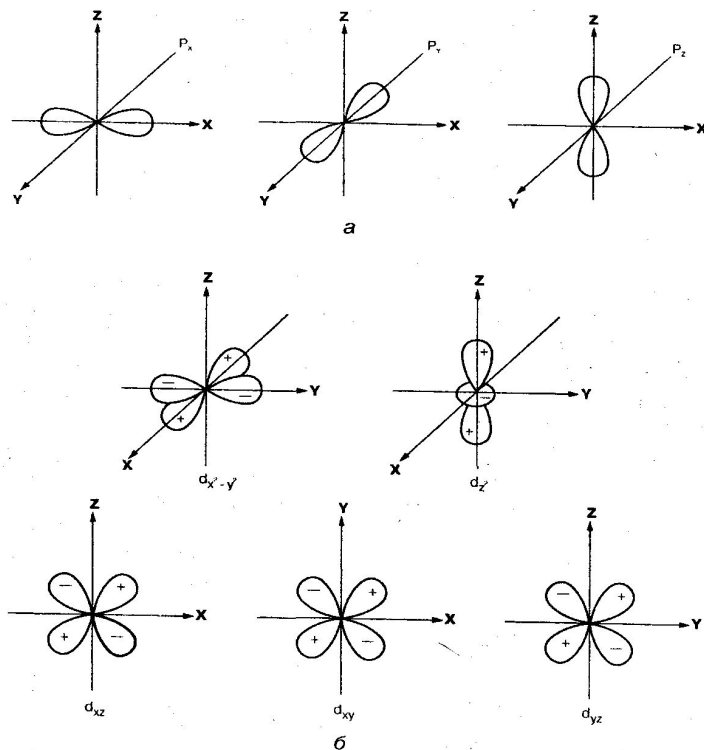
– характеризует форму орбитали - области пространства, где наиболее вероятно пребывание электрона (вероятность выше 90%). Именно это значение является граничной областью нахождения электрона в пространстве.

Численное значение l соответствует орбитали определенной формы (то есть, за пределами этой области вероятность нахождения электрона мала). Так, орбиталь $l = 0$ имеет сферическую форму и носит название **s**-орбитали.

орбиталь $l = 1$ имеет форму гантели и называется **p**-орбиталью.

орбиталь $l = 2$ (**d**-орбиталь) может иметь два варианта распределения плотности вероятности нахождения электрона в пространстве, то есть

n	l	подуровень
1	0	s-подуровень
2	0	s-подуровень
	1	p-подуровень
3	0	s-подуровень
	1	p-подуровень
	2	d-подуровень
4	0	s-подуровень
	1	p-подуровень
	2	d-подуровень
	3	f-подуровень



3. Магнитное квантовое число m_l

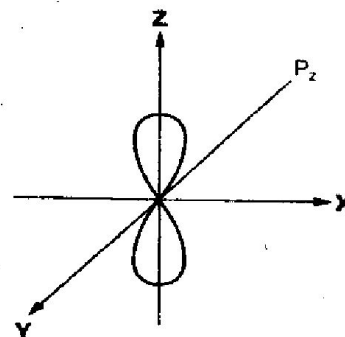
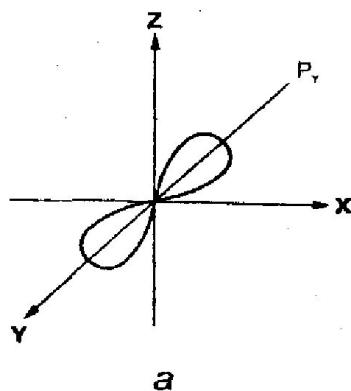
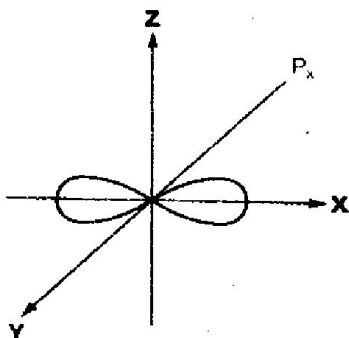
– характеризует ориентацию орбитали l в пространстве. По формуле $m_l = 2l + 1$ вычисляется число вариантов этой ориентации (а не значение магнитного квантового числа).

Для **s**- орбиталей ($l=0$) существует только одна ориентация, поскольку они имеют сферическую форму. Число способов ориентации для этой орбитали равно единице ($m_l = 2l + 1 = 2 \cdot 0 + 1 = 1$). Значение магнитного квантового числа для данной орбитали $m_l=0$.



$m_l=0$

Для **p**-орбиталей ($l=1$) число способов ориентации равно трем $m_l = 2l + 1 = 2 \cdot 1 + 1 = 3$



Значения магнитного квантового числа для этих трех типов орбиталей варьируются от -1 до +1 с переходом через 0.

Орбиталь m_l

$$p_x / = -1$$

$$p_y / = 0$$

$$p_z / = +1$$

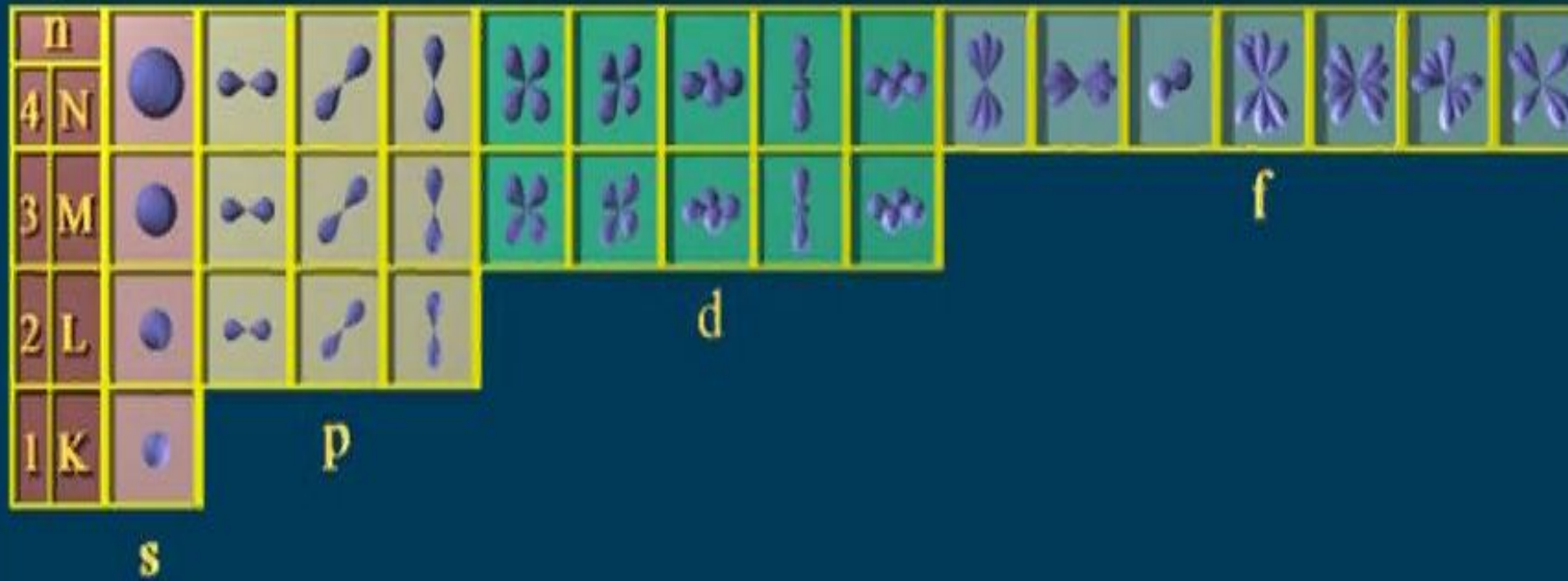
для ***d*** - орбиталей – m_l равно пяти

-2, -1, 0, 1, 2

, для ***f*** - орбиталей – семи.

-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3

Пространственная ориентация электронных орбиталей



4. Спиновое квантовое число –

ориентация направления вращения электрона относительно направления магнитного поля. Если вращение электрона ориентировано по часовой стрелке (по направлению поля), то значение спинового квантового числа $m_s = +1/2$. Если против – то $m_s = -1/2$.

Значения квантовых чисел для всех типов электронных орбиталей

n	l	Обозначение	m_l	Число орбиталей	m_s	Максимальное число электронов	
						на подуровне	на уровне
1	0	$1s$	0	1	$\pm 1/2$	2	2
2	0	$2s$	0	1	$\pm 1/2$	2	8
	1	$2p$	-1, 0, 1	3	$\pm 1/2$	6	
3	0	$3s$	0	1	$\pm 1/2$	2	18
	1	$3p$	-1, 0, 1	3	$\pm 1/2$	6	
	2	$3d$	-2, -1, 0, 1, 2	5	$\pm 1/2$	10	
4	0	$4s$	0	1	$\pm 1/2$	2	32
	1	$4p$	-1, 0, 1	3	$\pm 1/2$	6	
	2	$4d$	-2, -1, 0, 1, 2	5	$\pm 1/2$	10	
	3	$4f$	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7	$\pm 1/2$	14	

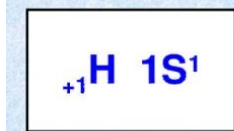
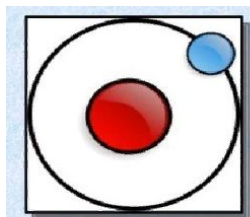
ПРИНЦИПЫ ЗАПОЛНЕНИЯ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК.

- Заряд одного **электрона** численно равен заряду одного **протона**.
 - Протоны** сосредоточены в ядре атома, **электроны** распределяются по электронным орбиталям.
 - Заряд атомного ядра равен числу **протонов** в нем.
 - Количество электронов на всех атомных орбиталях равно заряду атомного ядра. Атом, имеющий **заряд** ядра Z , имеет такое же число **электронов** на орбиталях.
- Распределение электронов по орбиталям осуществляется в соответствии с четырьмя правилами:

1. Принцип наименьшей энергии

Последовательность размещения электронов по орбиталям должна соответствовать наименьшей энергии атома в целом.

Энергия орбиталей тем ниже, чем меньше суммарное значение квантовых чисел. Совокупность орбиталей с одинаковым n называется энергетическим уровнем. Сначала заполняются орбитали с наименьшим значением главного квантового числа ($n=1$), то есть первый энергетический уровень.



1s¹

Графическая формула

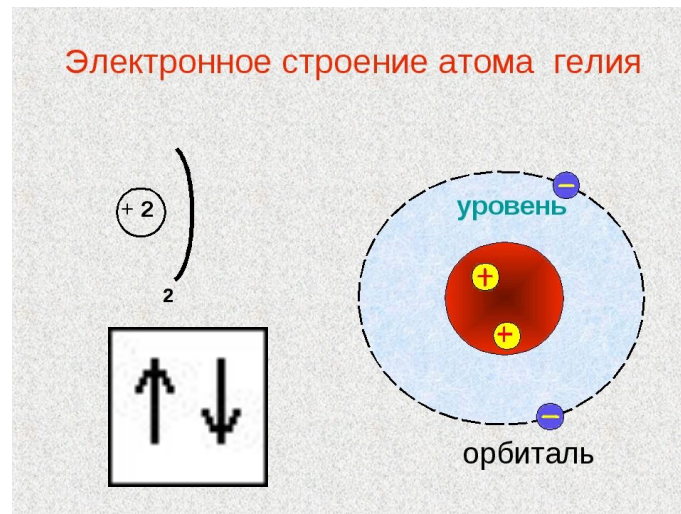
Максимальное число электронов на энергетическом уровне определяется формулой $N = 2n^2$, где n – номер энергетического уровня. Таким образом, на первом энергетическом уровне может находиться только два электрона, на втором – 8, на третьем – 18, на четвертом – 32 и т. д. Рассмотрим атом водорода с одним электроном. По принципу наименьшей энергии этот электрон попадает на первый энергетический уровень, состоящий из одной s -орбитали.

Квантовые числа, характеризующие энергию этого электрона: $n=1$, $l=0$, $m_l=0$, $m_s=1/2$.

2. Принцип Паули.

В атоме не может быть двух электронов, для которых одинаковы значения всех четырех квантовых чисел.

Если первые три квантовых числа одинаковы, то электроны должны отличаться ориентацией спина. Принцип Паули вступает в действие уже при описании второго атома периодической системы – атома гелия. Электронная формула $1s^2$



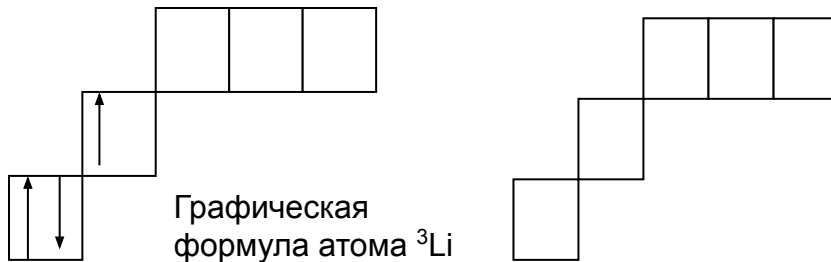
Квантовые числа для последнего электрона - $n = 1$, $l = 0$, $m_l = 0$,
 $m_s = -1/2$.

Следующий элемент периодической системы – литий.

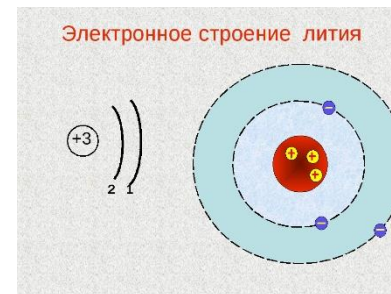
${}^3\text{Li}$ Электронная формула $1s^2 2s^1$. Третий электрон находится на втором энергетическом уровне. На втором энергетическом уровне появляются р-орбитали

формула $l = n - 1$. Для второго периода : $l = 2 - 1 = 1$
 $l = 1$ – это р-орбитали.

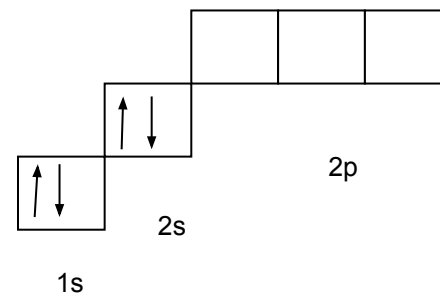
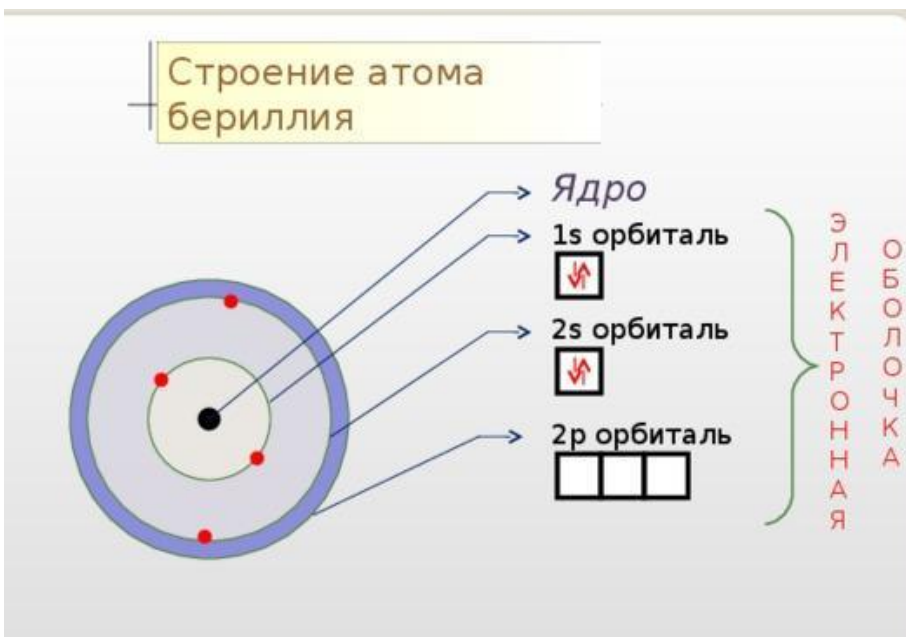
У атома лития они пока свободны, также вакантно одно место на орбитали s .



Графическая формула орбиталей второго периода



${}^4\text{Be}$ (бериллий) Электронная
формула $1s^2 2s^2$.



Графическая формула атома бериллия
 ${}^4\text{Be}$

Определим значения квантовых чисел для последнего четвертого электрона атома бериллия.

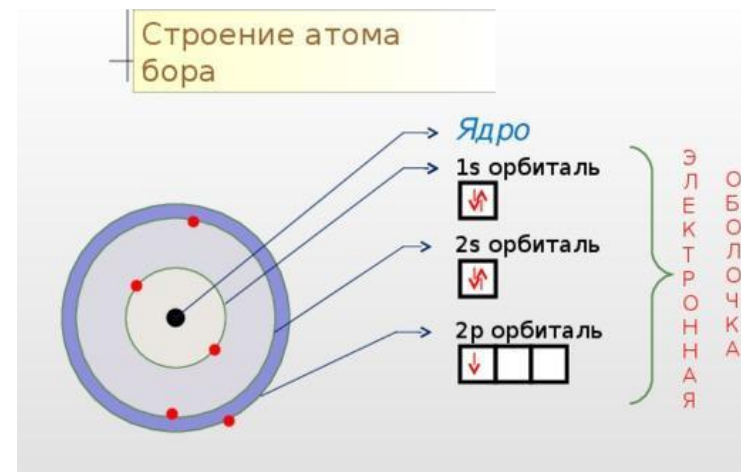
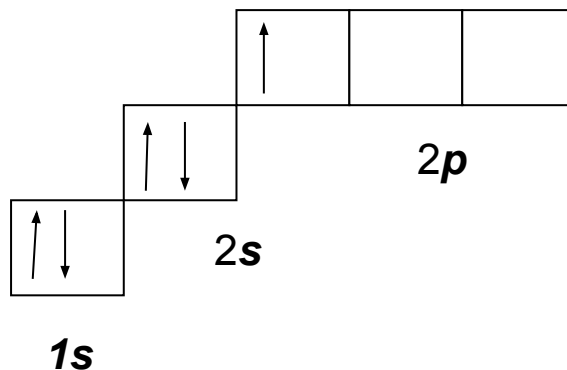
$n=2$, т.к. электрон находится на втором энергетическом уровне.

$l=0$, т.к. электрон находится на s-орбитали

$m_l=0$

$m_s = -1/2$, т.к. электрон занимает четную позицию.

С атома бора ${}^5\text{B}$ начинается заполнение ***p***-подуровня, то есть орбиталей с $l = 1$, имеющих форму гантели. Электронная формула атома бора $1s^2 2s^2 2p^1$.



Значения квантовых чисел последнего электрона атома бора ${}^5\text{B}$:

$n = 2$, поскольку этот электрон находится на втором энергетическом уровне.

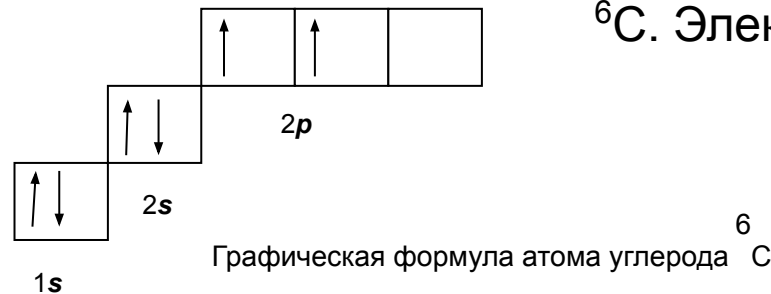
$l = 1$ (электрон занимает вакантное место на *p*-орбитали)

$m_l = -1$ (см. таблицу значений магнитных квантовых чисел для *p*-подуровня)

$m_s = +1/2$, т.к. электрон занимает нечетную позицию.

- 3. Правило Хунда.

Электроны в пределах одного подуровня располагаются так, чтобы их суммарное спиновое число было максимальным.

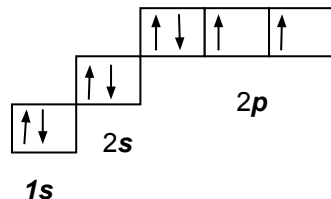


${}^6\text{C}$. Электронная формула $1s^2 2s^2 2p^2$.



Если поместить шестой электрон в первую **p**-ячейку (на орбиталь **p_x**) в пару к первому электрону, то значения **m_s** у них будут равны +1/2 и -1/2 соответственно, а сумма **m_s** будет равна нулю. Если же второй электрон поместить **p_y**, то он займет нечетную позицию с **m_s** = +1/2, и сумма спинов у этих двух электронов будет равна 1. В соответствии с правилом Хунда шестой электрон атома углерода располагается на орбитали **p_y**.

Атом кислорода ${}^8\text{O}$. Нечетные позиции р-подуровня уже заняты, но свободными остаются четные позиции. Электронная формула атома кислорода $1s^2 2s^2 2p^4$.



Графическая формула атома кислорода ${}^8\text{O}$

Значения квантовых чисел последнего восьмого электрона:

$$n=2$$

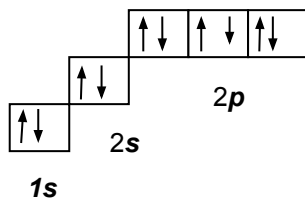
$$l=1$$

$$m_l = -1$$

$$m_s = -1/2 \quad \text{Сумма всех квантовых чисел} = +1\frac{1}{2}.$$



Электронная формула атома неона $1s^2 2s^2 2p^6$

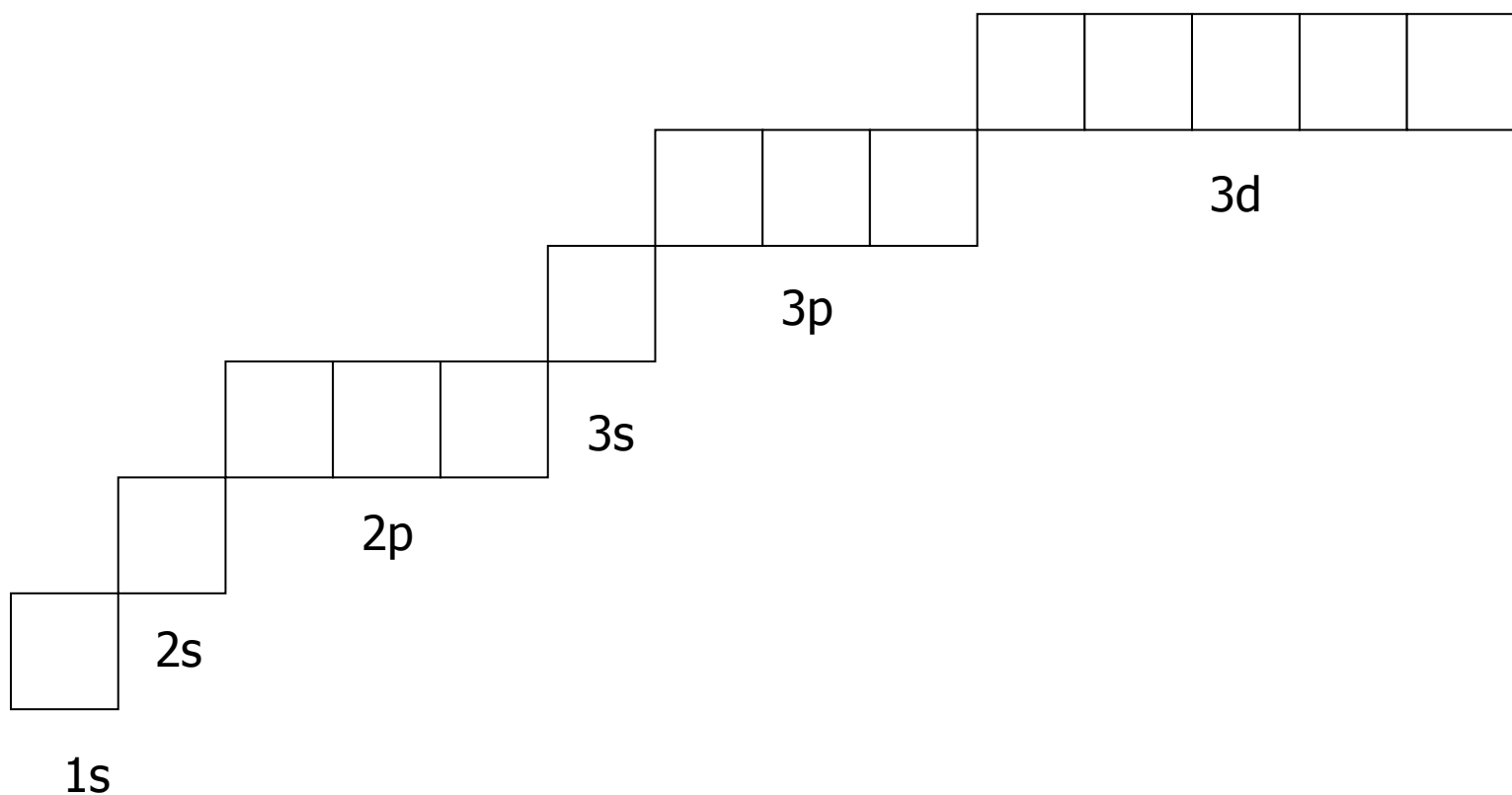


Графическая формула атома неона ${}^{10}\text{Ne}$

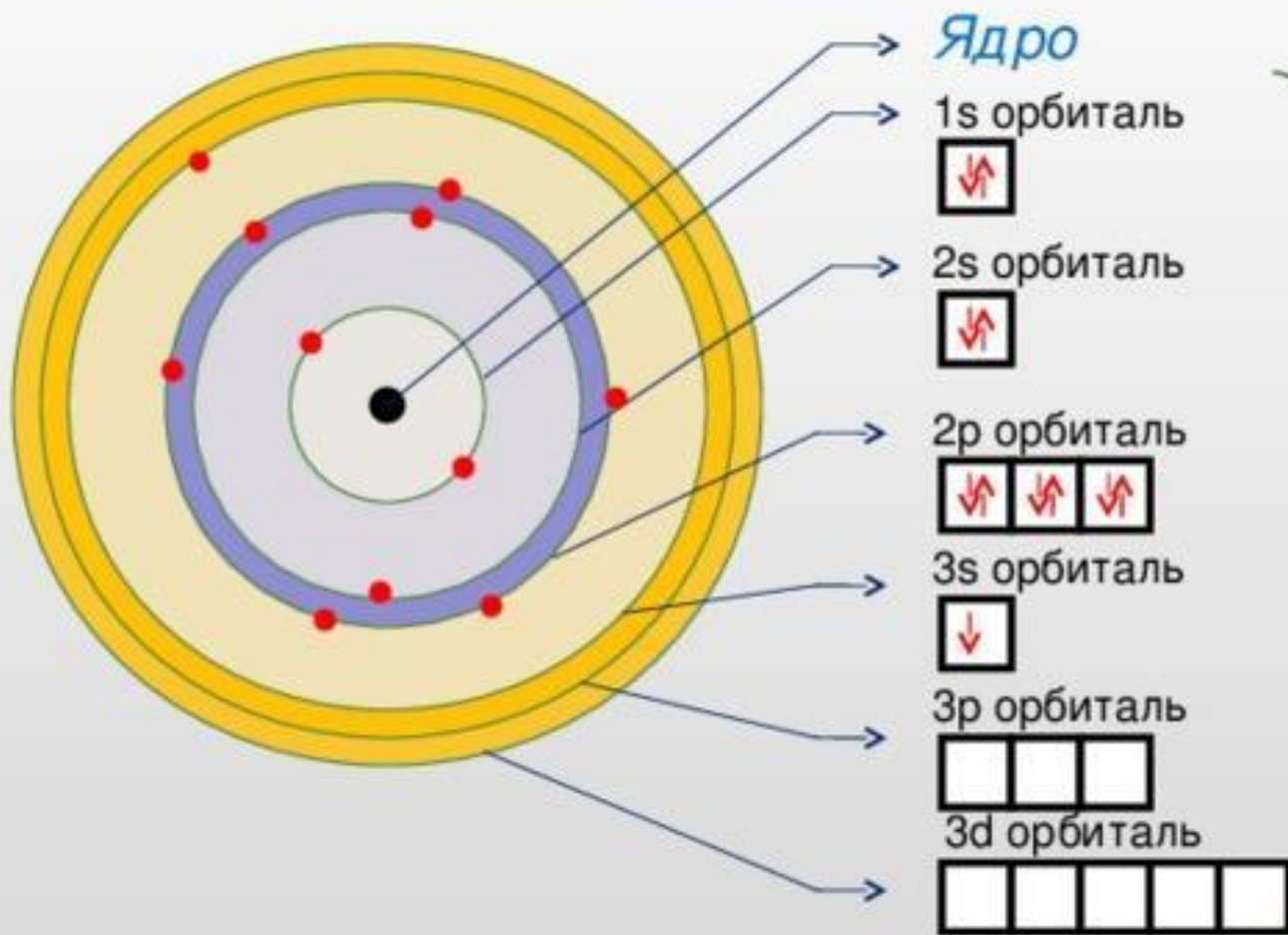
В атомах фтора и неона (${}^9\text{F}$ и ${}^{10}\text{Ne}$) заполняются четные позиции в орбиталях p_y и p_z .

Атом неона завершает второй период периодической системы элементов.

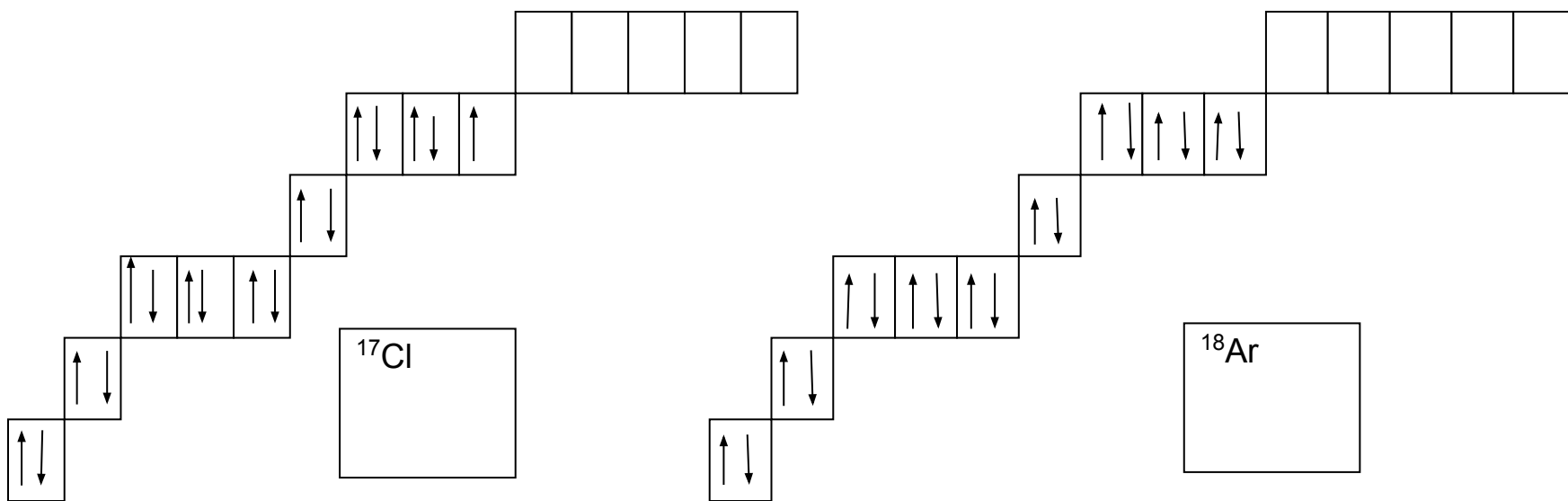
В соответствии с формулой $l = n-1$ в третьем периоде на третьем энергетическом уровне должны появиться d-орбитали ($l = 3-1 = 2$). Графическая формула орбиталей всех элементов третьего периода выглядит так:



Строение атома натрия



ЭЛЕКТРОННАЯ
ОБОЛОЧКА



Следующий атом - ^{19}K (калий). В соответствии с известными нам правилами заполнения электронных оболочек, следующий электрон должен занимать свободную d-ячейку. Однако, с этого момента в действие вступает четвертый и последний принцип заполнения электронных оболочек – правило Клечковского.

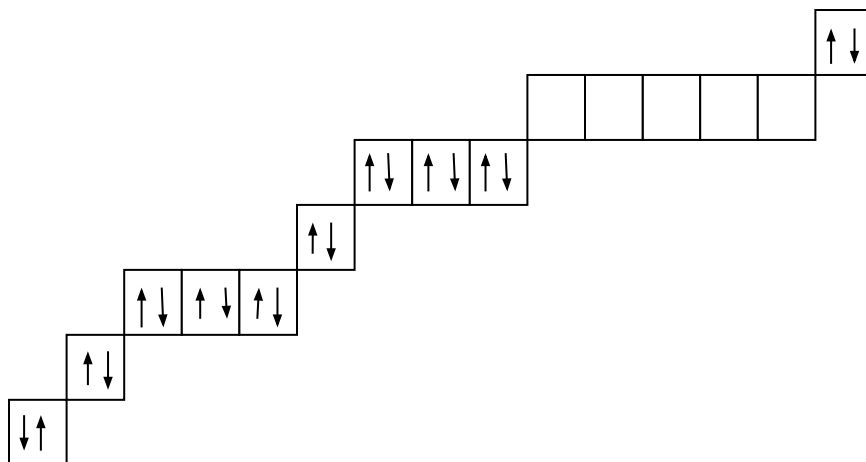
2. РАСПОЛОЖЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО ОРБИТАЛЯМ В АТОМАХ ПЕРВЫХ ДВАДЦАТИ ЭЛЕМЕНТОВ



4. Правило Ключковского

Если атом находится в основном состоянии, то при заполнении свободных орбиталей электрон занимает уровень не с минимальным возможным значением n , а с наименьшим значением суммы $n+l$. В том случае, когда суммы $n+l$ равны, сначала идет заполнение подуровня с меньшим значением n .

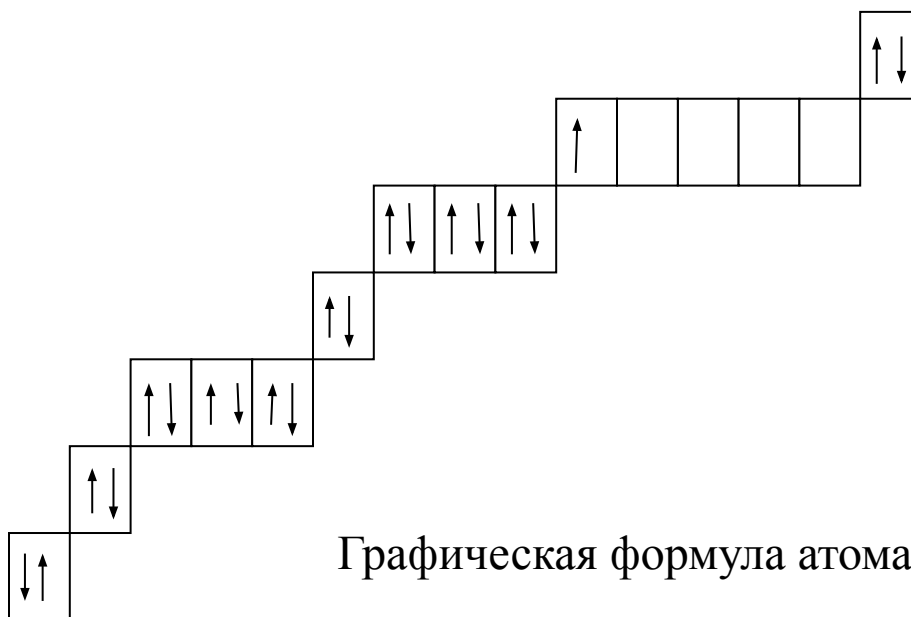
Поэтому 19-й электрон атома калия (^{19}K) занимает не свободную $3d$ -орбиталь, а орбиталь $4s$. Сумма квантовых чисел $n+l$ для $3d$ -орбиталей равна $3+2=5$ (вспомним, что орбитальное квантовое число l для d -орбиталей имеет значение, равное 2). Для орбитали $4s$ сумма $n+l = 4+0 = 4$ (напоминаем, что для s -орбиталей $l = 0$). В соответствии с правилом Клечковского 19-й электрон атома калия размещается на $4s$ -орбитали; d -орбитали третьего энергетического уровня пока остаются вакантными.



Графическая формула атома кальция (^{20}Ca)

20-й электрон атома кальция (^{20}Ca) располагается на четной позиции 4s-орбитали.

Следующий элемент периодической системы – скандий (^{21}Sc). Где же располагается 21-й электрон? У атома скандия имеется пять незаполненных орбиталей $3d$, но поскольку идет заполнение уже четвертого энергетического уровня, то вакантны также $4p$, $4d$ -орбитали. К тому же по правилу $l = n - 1 = 4 - 1 = 3$ на этом уровне появляются еще и орбитали $4f$. Правило Клечковского дает возможность однозначно определить положение 21-го электрона атома Sc. Сумма $n + l$ для $3d$ орбиталей равна 5, и для $4p$ -орбиталей она тоже равна 5. Но согласно второй части правила Клечковского, при одинаковых значениях $n+l$ заполняется подуровень с меньшим значением n , то есть, $3d$.



Графическая формула атома скандия (^{21}Sc .)

Графическое правило Клечковского

		Орбитальное квантовое число l				
		0	1	2	3	4
Главное квантовое число n	1	1s				
	2	2s	2p			
	3	3s	3p	3d		
	4	4s	4p	4d	4f	
	5	5s	5p	5d	5f	5g
	6	6s	6p	6d	6f	6g
	7	7s	7p			

Сумма (n+l)

1 2 3 4 5 6 7 8



Правило Клечковского

Применяя правило Клечковского, получим следующую последовательность заполнения энергетических подуровней: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \sim 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p$ Такое заполнение происходит до определенного момента. Если рассмотреть изменение энергии подуровней с увеличением заряда ядра атома, то можно увидеть, что энергия всех подуровней снижается. Но скорость понижения энергии у разных подуровней неодинакова.

**Электронные конфигурации лантаноидов и актиноидов, определяющие
их размещение по группам периодической системы**

II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Ba $6s^2$	La $5d^1 6s^2$	Ce $4f^2 6s^2$	Pr $4f^3 6s^2$	Nd $4f^4 6s^2$	Pm $4f^5 6s^2$	Sm $4f^6 6s^2$
Eu $4f^7 6s^2$	Gd $4f^7 5d^1 6s^2$	Tb $4f^9 6s^2$ (или $4f^8 5d^2 6s^2$)	Dy $4f^{10} 6s^2$	Ho $4f^{11} 6s^2$	Er $4f^{12} 6s^2$	Tu $4f^{13} 6s^2$
Yb $4f^{14} 6s^2$	Lu $4f^{14} 5d^1 6s^2$					
Ra $7s^2$	Ac $6d^1 7s^2$	Th $6d^2 7s^2$	Pa $5f^2 6d^1 7s^2$	U $5f^3 6d^1 7s^2$	Np $5f^4 6d^1 7s^2$	Pu $4f^6 7s^2$
Am $5f^7 7s^2$	Cm $5f^7 6d^1 7s^2$	Bk $5f^8 6d^1 7s^2$	Cf $5f^{10} 7s^2$	Es $5f^{11} 7s^2$	Fm $5f^{12} 7s^2$	Md $5f^{13} 7s^2$
No $5f^{14} 7s^2$	Lw $5f^{14} 6d^1 7s^2$					

1 H Hydrogen 1,0079																	2 He Helium 4,0026				
3 Li Lithium 6,941	4 Be Beryllium 9,01218															5 B Boron 10,811	6 C Carbon 12,011	7 N Nitrogen 14,0064	8 O Oxygen 15,9994	9 F Fluorine 18,998403	10 Ne Neon 20,1797
11 Na Sodium 22,989769	12 Mg Magnesium 24,305															13 Al Aluminium 26,981538	14 Si Silicon 28,0858	15 P Phosphorus 30,973762	16 S Sulfur 32,06	17 Cl Chlorine 35,453	18 Ar Argon 39,948
19 K Potassium 39,0983	20 Ca Calcium 40,078	21 Sc Scandium 44,95591	22 Ti Titanium 47,88	23 V Vanadium 50,9415	24 Cr Chromium 51,9961	25 Mn Manganese 54,938	26 Fe Iron 55,847	27 Co Cobalt 58,9332	28 Ni Nickel 58,6934	29 Cu Copper 63,546	30 Zn Zinc 65,39	31 Ga Gallium 69,723	32 Ge Germanium 72,64	33 As Arsenic 74,92159	34 Se Selenium 78,96	35 Br Bromine 79,904	36 Kr Krypton 83,80				
37 Rb Rubidium 85,4678	38 Sr Strontium 87,62	39 Y Yttrium 88,90585	40 Zr Zirconium 91,224	41 Nb Niobium 92,90638	42 Mo Molybdenum 95,94	43 Tc Technetium 98,9062	44 Ru Ruthenium 101,07	45 Rh Rhodium 102,9055	46 Pd Palladium 106,42	47 Ag Silver 107,8682	48 Cd Cadmium 112,411	49 In Indium 114,818	50 Sn Tin 118,71	51 Sb Antimony 121,757	52 Te Tellurium 127,6	53 I Iodine 126,90447	54 Xe Xenon 131,29				
55 Cs Cesium 132,90545	56 Ba Barium 137,327	57-71	72 Hf Hafnium 178,49	73 Ta Tantalum 180,94788	74 W Tungsten 183,84	75 Re Rhenium 186,207	76 Os Osmium 190,23	77 Ir Iridium 192,222	78 Pt Platinum 195,084	79 Au Gold 196,96657	80 Hg Mercury 200,59	81 Tl Thallium 204,3833	82 Pb Lead 207,2	83 Bi Bismuth 208,98039	84 Po Polonium 209	85 At Astatine 210	86 Rn Radon 222				
87 Fr Francium 223	88 Ra Radium 226	89-103	104 Rf Rutherfordium (261)	105 Db Dubnium (262)	106 Sg Seaborgium (266)	107 Bh Bohrium (264)	108 Hs Hassium (277)	109 Mt Meitnerium (268)	110 Ds Darmstadtium (270)	111 Rg Roentgenium (272)	112 Cn Copernicium (285)	113 Uut Ununtrium unknown	114 Uuq Ununquadium unknown	115 Uup Ununpentium unknown	116 Uuh Ununhexium (284)	117 Uus Ununseptium unknown	118 Uuo Ununoctium unknown				

Лантаноиды

57 La Lanthanum 138,9055	58 Ce Cerium 140,12	59 Pr Praseodymium 140,90768	60 Nd Neodymium 144,24	61 Pm Promethium 144,9127	62 Sm Samarium 150,36	63 Eu Europium 151,9654	64 Gd Gadolinium 157,25	65 Tb Terbium 158,92534	66 Dy Dysprosium 162,50	67 Ho Holmium 164,93032	68 Er Erbium 167,26	69 Tm Thulium 168,93421	70 Yb Ytterbium 173,04	71 Lu Lutetium 174,967
--	-------------------------------------	--	--	---	---------------------------------------	---	---	---	---	---	-------------------------------------	---	--	--

Актиноиды

89 Ac Actinium 227,0278	90 Th Thorium 232,0377	91 Pa Protactinium 231,03688	92 U Uranium 238,02891	93 Np Neptunium 237,04817	94 Pu Plutonium 244,0642	95 Am Americium 243,06136	96 Cm Curium 247,07645	97 Bk Berkelium 247,07125	98 Cf Californium 251,07887	99 Es Einsteinium 252,083	100 Fm Fermium 257,0951	101 Md Mendelevium 258,1	102 No Nobelium 259,1089	103 Lr Lawrencium 262
---	--	--	--	---	--	---	--	---	---	---	---	--	--	---------------------------------------

 неметаллы	 щелочно-земельные металлы	 полу-металлы	 галогены	 лантаноиды
 щелочные металлы	 переходные металлы	 оловянные металлы	 благородные металлы	 актиноиды