

Лкц_42

Атомная физика

Микрочастица в трехмерном пространстве.

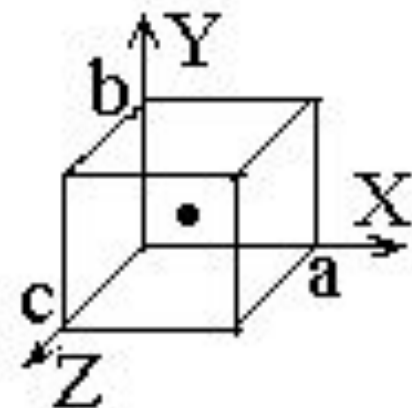
Уравнение Шредингера $\frac{d^2\psi}{dz^2} = -\frac{2m}{\hbar^2}(E - U)\psi$,
записанное нами для одномерного случая, легко
обобщается на трехмерное пространство с
декартовой системой координат (X, Y, Z):

$$\frac{\partial^2\psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2\psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2\psi}{\partial z^2} = -\frac{2m}{\hbar^2}(E - U)\psi \quad (42.1)$$

Полагаем, что волновая функция и потенциальная
энергия зависят от трех пространственных
координат: $E(x,y,z)$, $U(x,y,z)$

Пусть частица ограничена тремя парами стенок во взаимно перпендикулярных направлениях, т.е. находится в прямоугольной полости. Возьмем систему координат с осями параллельными полости.

Как и в классическом случае, движение частицы можно разложить на три независимых движения вдоль координатных осей



Такое разложение справедливо потому что при отражении частицы от стенки изменяется только одна проекция скорости, две другие остаются неизменными. Независимость движений вдоль координатных осей означает возможность представить волновую функцию в виде трех независимых компонент, каждая из которых зависит от одной координаты.

В силу того, что амплитуда волновой функции представляет вероятность нахождения частицы где-либо, а вероятность независимых событий равна произведению вероятностей каждого из них, можем записать выражение для волновой функции в виде произведения:

$$\psi(x,y,z)=\psi(x)*\psi(y)*\psi(z) \quad (42.2)$$

Каждая из волновых функций: $\psi(x), \psi(y), \psi(z)$ уже определена при рассмотрении одномерной задачи, следовательно:

$$\psi(x, y, z) = \sqrt{\frac{8}{abc}} \sin\left(\frac{n_x \pi x}{a}\right) \sin\left(\frac{n_y \pi y}{b}\right) \sin\left(\frac{n_z \pi z}{c}\right)$$

Где n_x, n_y, n_z – любые натуральные числа. Подставим это выражение в уравнение Шредингера и положим, что внутри ящика потенциальная энергия равна нулю: $U=0$, тогда получим:

$$\left(\frac{n_x^2}{a^2} + \frac{n_y^2}{b^2} + \frac{n_z^2}{c^2} \right) \pi^2 = \frac{2m}{\hbar^2} E$$

Это равенство определяет возможные значения энергии, которые определяются тройкой натуральных чисел и представляют собой дискретный ряд значений. Поскольку

$\hbar = 2\pi\hbar$, получим:
$$E = \frac{h^2}{8m} \left(\frac{n_x^2}{a^2} + \frac{n_y^2}{b^2} + \frac{n_z^2}{c^2} \right)$$

Новым результатом, в сравнении с одномерным движением, является возможность совпадения энергетических уровней с разным набором квантовых чисел. Например

для кубического ящика, когда $a=b=c=l$, $E = \frac{h^2}{8ml^2} (n_x^2 + n_y^2 + n_z^2)$ величина энергии будет одинаковой при $n_x=1, n_y=1, n_z=2$ и $n_x=1, n_y=2, n_z=1$ и $n_x=2, n_y=1, n_z=1$. Такая ситуация называется вырождением энергетического уровня.

Движение электрона в атоме водорода определяется центральной симметрией поля его ядра. Потенциальная энергия электрона в этом поле равна $U = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$.

Получить определенные значения квантовых чисел в декартовой системе координат невозможно. Поэтому для решения уравнения Шредингера используется сферическая система координат и уравнения вращательного движения. Как известно, уравнения поступательного и вращательного движений в классической механике одинаковы по форме, если вместо массы m использовать момент инерции $j=mr^2$, вместо импульса p – момент импульса $L=pr$. При этом сферически симметричные решения уравнения Шредингера будут похожи на решения в прямоугольной системе координат, с тремя квантовыми числами.

Эти числа обозначают буквами n , l , m и называются **Квантовыми числами**

n

главное
квантовое
число

l

орбитальное
квантовое
число

m

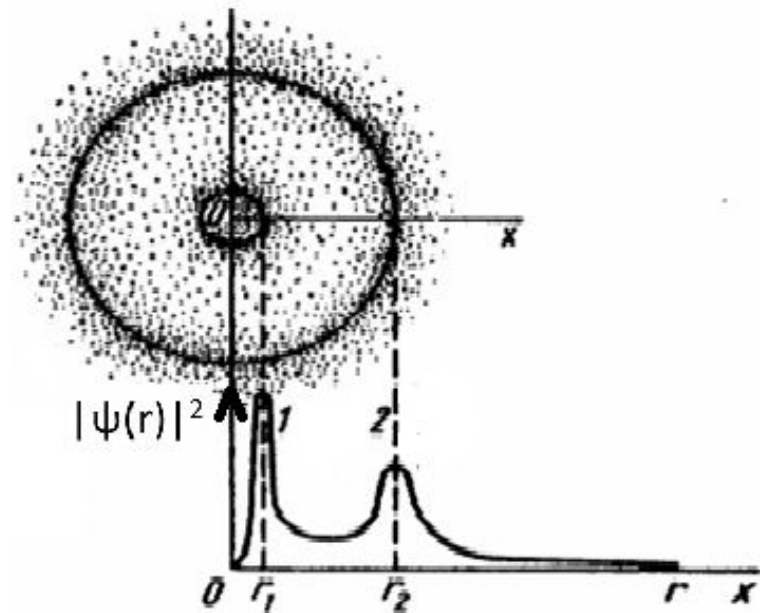
магнитное
квантовое
число

Орбиталью электрона (атомной орбиталью) называется совокупность положений электрона в атоме, характеризующихся определенными значениями квантовых чисел n , l , m ,

Буквой n обозначено т.н. главное квантовое число, определяющее радиальную зависимость волновой функции электрона, т.е. удаленность электрона от ядра. Главное квантовое число определяет энергетические уровни электрона в атоме:

$$E = -\frac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^2} \frac{1}{n^2} \quad (42.3)$$

На рисунке показан график зависимости квадрата модуля радиальной компоненты волновой функции от расстояния r до ядра. Для некоторых расстояний имеем максимумы. Эти расстояния соответствуют атомным



Буква l обозначает квантовое число, определяющее момент импульса электрона, это число называют *орбитальным квантовым числом*. Модуль момента импульса электрона выражается через l :

$$L = \sqrt{l(l + 1)} \cdot \hbar \quad (42.4)$$

Квантовое число l может принимать любые целые значения, меньшие n :

$$l=0, 1, 2, \dots (n-1). \quad (42.5)$$

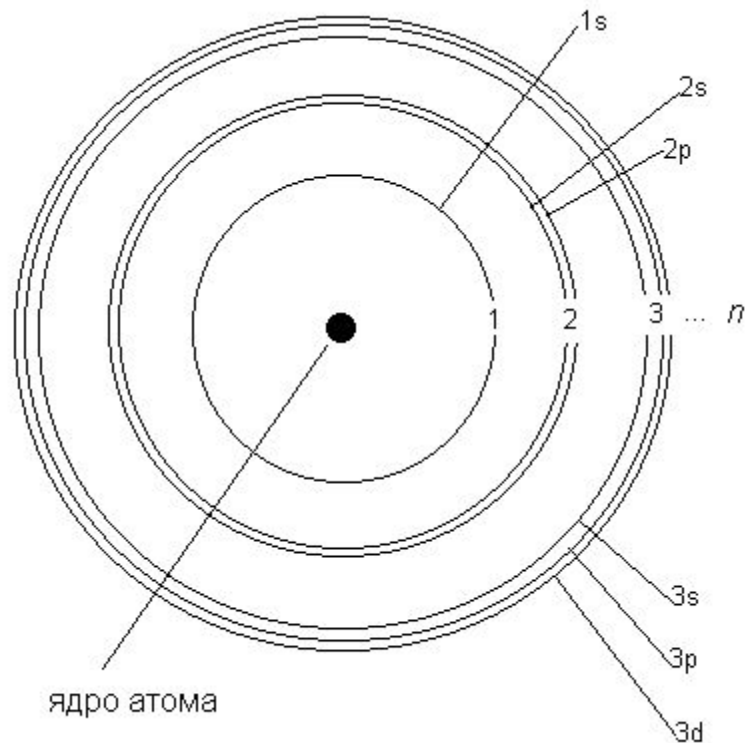
Таким образом, каждому значению n соответствует n возможных значений l . Квантовое число l характеризует форму орбитали. На следующем слайде показаны рассчитанные формы орбиталей для различных значений l .

Орбитальное квантовое число (l) может принимать целочисленные значения, меньшие главного квантового числа – n . Например, если $n=5$, то l может иметь значения 0, 1, 2, 3, 4. Спектроскописты присвоили каждому из возможных значений l букву.

Величина l определяет форму орбитали электрона.

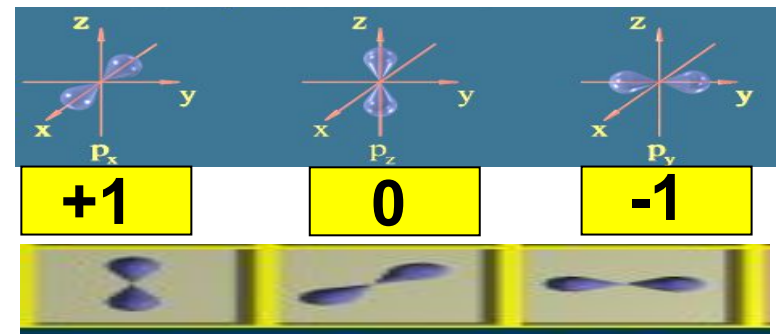
значение	обозначение	форма
$l=0$	s	
$l=1$	p	
$l=2$	d	
$l=3$	f	

Каждому значению главного квантового числа n соответствует энергетический уровень. Кроме того, каждому n соответствует n возможных значений l . Состояния с одинаковыми n и различными l называются энергетическими подуровнями.



Магнитное квантовое число (m_l)

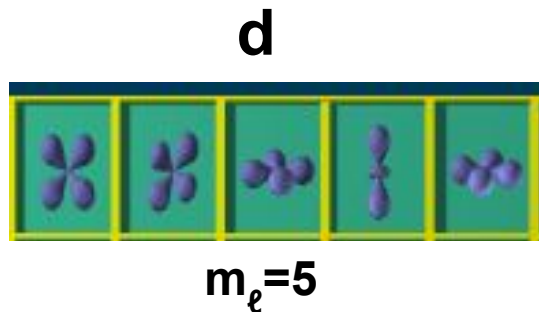
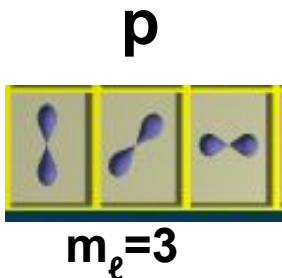
характеризует пространственную ориентацию атомной орбитали одного подуровня по осям X , Y , Z или число неповторяющихся направлений движения электрона принимает значения: целых чисел от $-l$ до $+l$, включая 0 .



f -орбиталь



$m_l=7$



Для каждого значения l разрешено $(2l + 1)$ значений m .

Например, $l=4$ (f – подуровень). Тогда возможные значения m следующие:

$$-4, -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3, 4$$

Получаем 9 возможных ориентаций орбитали f.

Все орбитали одного подуровня l при отсутствии внешнего магнитного поля обладают одинаковой энергией, но по-разному ориентированы относительно друг друга

Излучение и поглощение света атомами.

Электрон, находящийся на энергетическом уровне выше основного ($n > 1$), может с определенной вероятностью и перейти на более низкий энергетический уровень и испустить фотон. Такой процесс называется спонтанным излучением. Если у атома водорода два уровня различаются по энергии на несколько электронвольт, то амплитуда вероятности перехода между этими уровнями оказывается такой, что типичное время, необходимое для процесса испускания фотона, составляет порядка 10^{-8} с.

Если фотон испускается в результате перехода между уровнями с энергиями $E_{n_1} >$ и E_{n_2} , то его энергия будет равна разности энергий электрона на этих уровнях:

$$h\nu = E_{n_1} - E_{n_2} \quad (42.6)$$

Это соотношение определяет частоту колебаний или длину волны фотона. Исследуя спектры излучения атомов, т.е. измеряя длины волн испускаемого света удастся определить энергии их энергетических уровней.

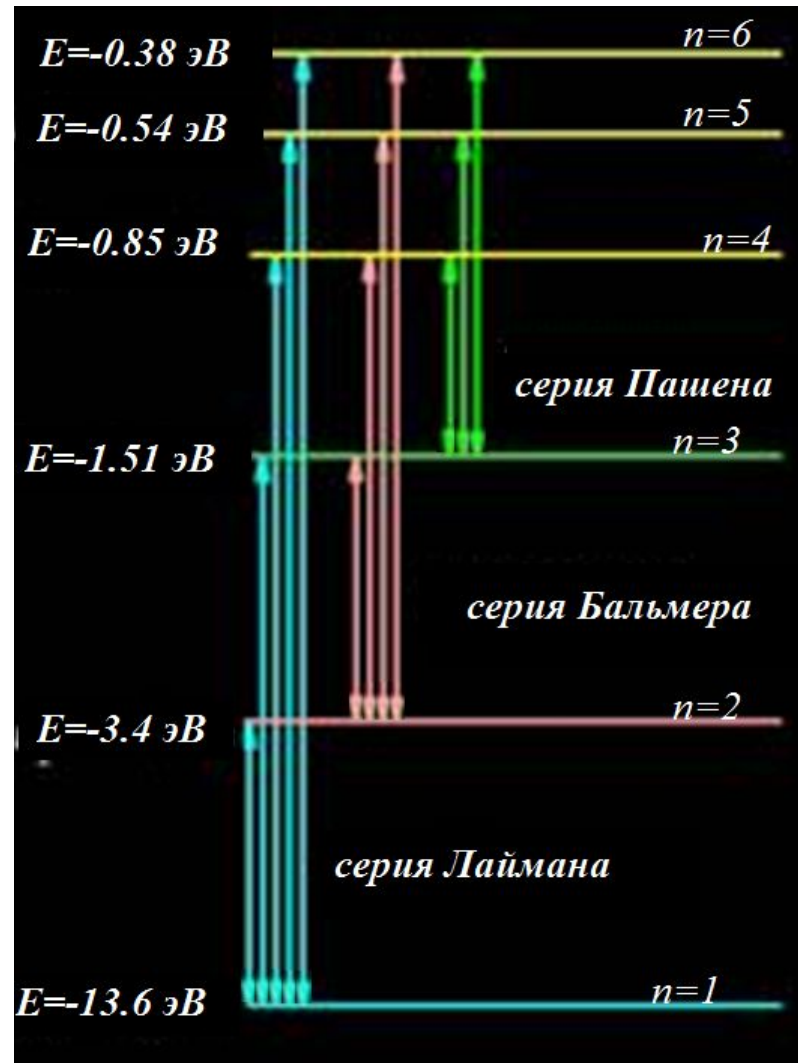
Имея формулу (42.3) для энергетических уровней атома водорода, можем получить выражение для всех возможных частот или длин волн испускаемых фотонов:

$$h\nu = \frac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^2} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad (42.7)$$

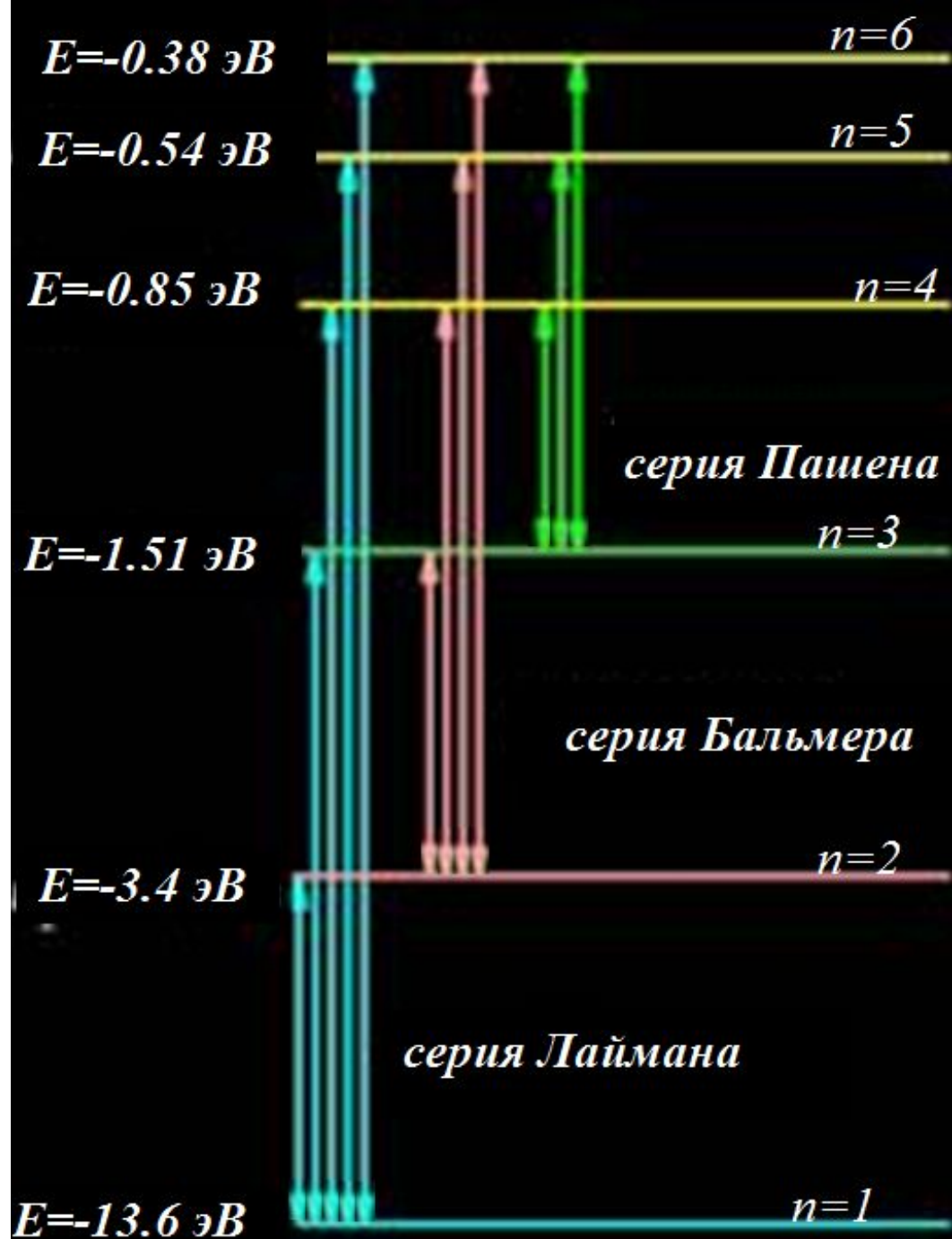
Где n_1 и n_2 – главные квантовые числа конечного и начального состояний.

Спектральной серией называется совокупность переходов с общим нижним уровнем. Например, серию Лаймана создают переходы атома водорода на первый уровень: $n_1=1$.

Стрелками показаны переходы атома водорода между различными энергетическими уровнями и соответствующие этим переходам спектральные серии. Серия Лаймана ($n_1=1$) целиком находится в ультрафиолетовой области. Серия Бальмера ($n_1=2$) занимает видимую часть спектра. Серия Пашена ($n_1=3$) находится в инфракрасной части



Переходы, показаны двунаправленными стрелками:
Сверху вниз – излучение, снизу вверх – поглощение света.



Исследование спектра излучения водорода показывает безупречность формулы (42.7), включая величину константы, стоящей перед скобкой.

$2.18 \cdot 10^{-18}$ Дж. В спектральных измерениях используют величину, обратную длине волны – приведенное волновое число. Для него формула (42.7) примет следующий вид

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{me^4}{8C\varepsilon_0^2 h^3} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad (42.8)$$

Где C – скорость света. Коэффициент перед скобкой называется постоянной Ридберга и имеет значение: $R = 1.097 \cdot 10^7 \text{ 1/м}$. *Фото со спектрометра*



Пятиминутка: Рассчитать длины волн в спектре излучения атома водорода, соответствующих переходам серии Бальмера.

Постоянную Ридберга для $1/\lambda$ равна

$$R_V = 1.097 \cdot 10^7 \text{ м}^{-1}.$$

Фундаментальные природные закономерности: законы сохранения энергии, импульса, момента импульса являются выражением свойств времени и пространства. Закон сохранения энергии – следствие однородности времени. Закон сохранения импульса – следствие однородности пространства. Закон сохранения момента импульса – следствие изотропности пространства (свойства пространства одинаковы во всех направлениях). Ограничение субнаночастицы в пространстве, как мы видели, приводит к сюрпризу: квантованности ее импульса (импульс

Аналогичный сюрприз можно ожидать от враща-тельного движения частицы. Ее момент импульса также будет квантован и иногда не сможет прини-мать нулевого значения. Это означает, что частица будто бы всегда вращается. Для количественного выражения этого вращения вводится параметр - **спин**.

Аналогично тому , как импульс частицы пропорционален постоянной планка. Момент импульса (точнее, его проекция) определяется через эту же постоянную:

$$L = \hbar s,$$

где коэффициент s –спиновое число частицы. Проявление спина электрона было

Значение спинового числа (s) определяется свойствами симметрии частицы. Если она абсолютно симметрична, т.е. при повороте на любой угол совещается с собой (шар), то $s=0$. Если для самосовмещения частицы ее достаточно повернуть на 180° (например, заточенный с двух сторон карандаш), то спиновое число равно 2. Если для самосовмещения требуется поворот на 360° (заточенный с одной стороны карандаш), то $s=1$. Такие частицы названы бозонами. Фотон – бозон.

Можно представить ситуацию в которой для самосовмещение необходим поворот на 720° . В

С учетом спинового числа состояние электрона в атоме характеризуется 4 квантовыми числами, которые обозначаются n, l, m, s .

Между первыми тремя имеется связь:

n – натуральное число: 1, 2, 3...;

$l=0, 1, ..n-1$;

$m=\pm l, \pm(l-1), ...0$. Возможное состояние электрона называется орбиталью (по аналогии с орбитой планеты, можно условно считать, что строение атома аналогично строению планетной системы).

Для понимания строений атомов определяющее значение имеет т.н. принцип Паули.

Принцип Паули (принцип запрета) - один из фундаментальных принципов **законов природы**. Два и более тождественных фермиона (частицы с полуцелым спином) не могут одновременно находиться в одном и том же **квантовом состоянии**.

Если речь идет об атоме, то в нем не могут быть два или более электрона с одинаковой четверкой квантовых чисел. Поскольку электроны занимают орбитали с наименьшими энергиями, можно определить электронное строение любого атома в невозбужденном состоянии.

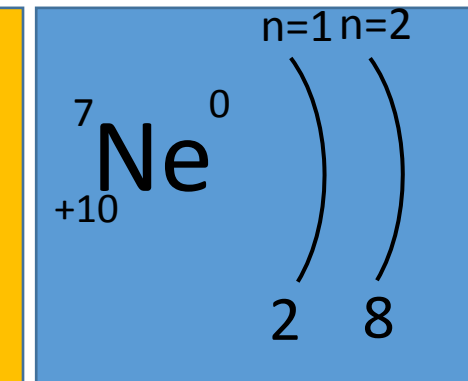
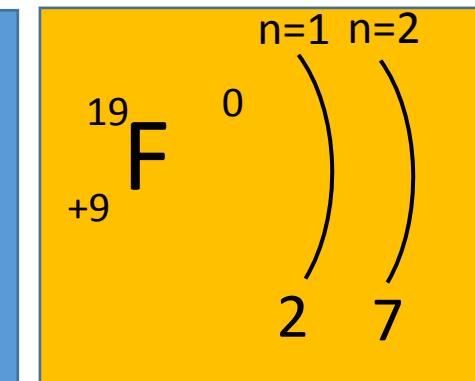
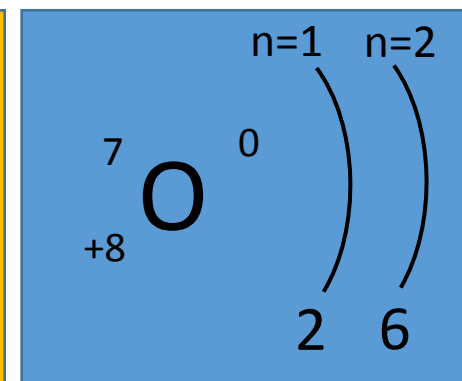
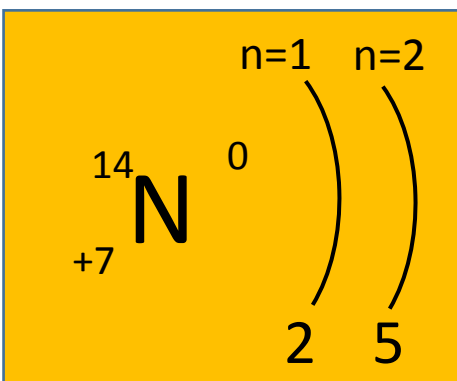
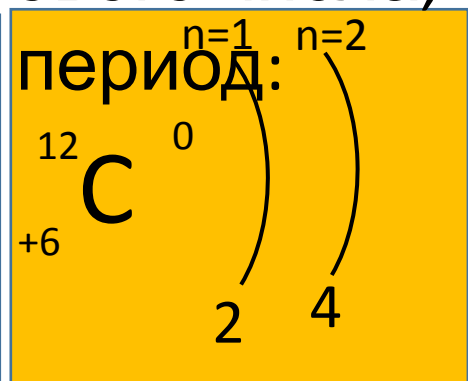
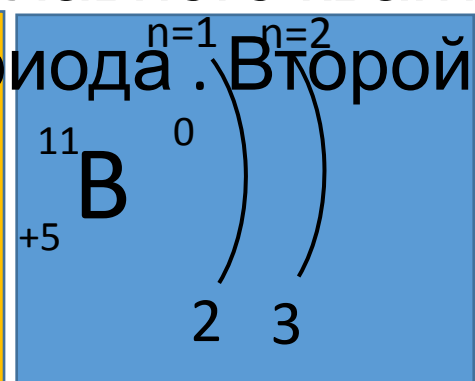
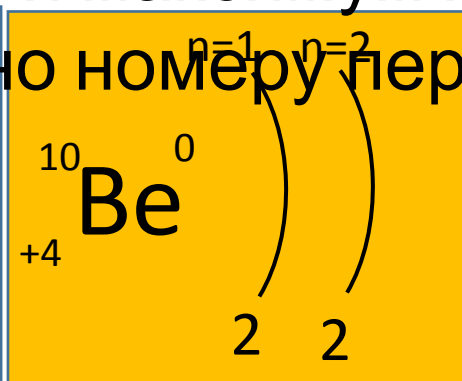
Рассмотрим строение атомов, опираясь на таблицу Менделеева. Из нее видно, что периоды повторения химических и физических свойств элементов образуют последовательность чисел 2, 8, 8, 18, 18, 32. Как увидим в дальнейшем, номер периода в таблице – это максимальная величина главного квантового числа – n . Положение элементов внутри периода определяется количеством электронов в их атомах. Все электроны должны распределиться по возможным орбиталям, удовлетворяя принципу Паули.

Первый период - $n = 1$. Имеет единственную орбиталь $l=0$, $m=0$, на которой могут находиться два электрона со спинами $+1/2$ и $-1/2$.

Второй период наряду с орбиталью $n=1$ имеет орбитали с $n=2$. Состоянию с $n = 2$ отвечают 4 орбитали: $(n, l, m) = (2, 0, 0)$, $(2, 1, 1)$, $(2, 1, 0)$ или $(2, 1, -1)$. Таким образом, в состоянии с $n = 2$ могут находиться 8 электронов.

Третий период соответствует главным квантовым числам 1, 2, 3. Количество возможных орбиталей для $n=3$ составляет $1+3+5=9$, а возможное число электронов на них – 18, что соответствует 18 элементам.

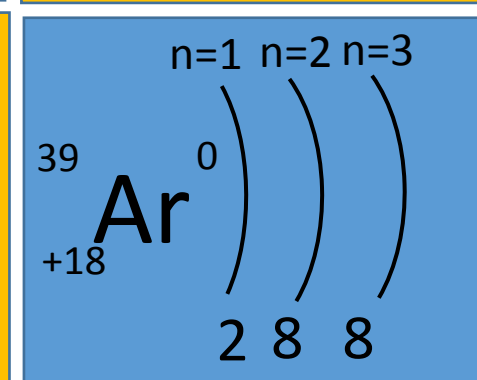
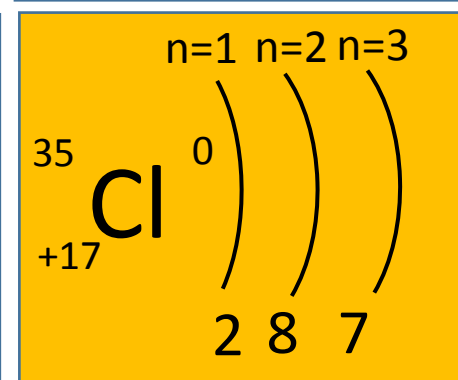
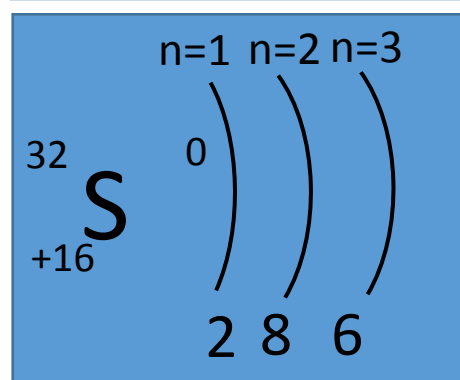
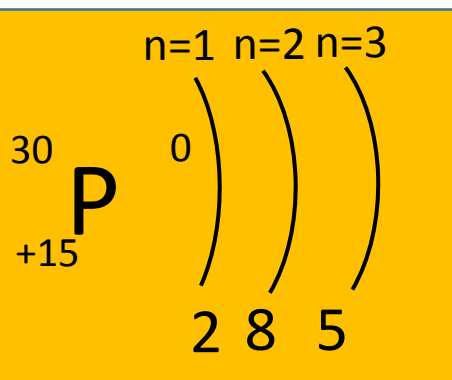
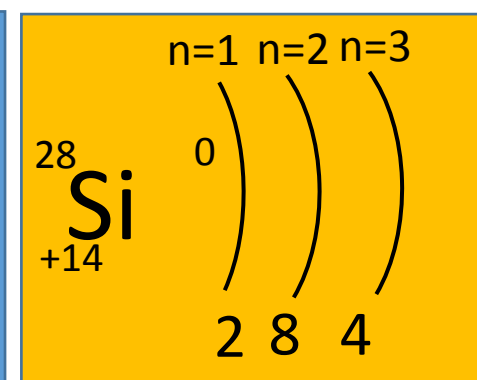
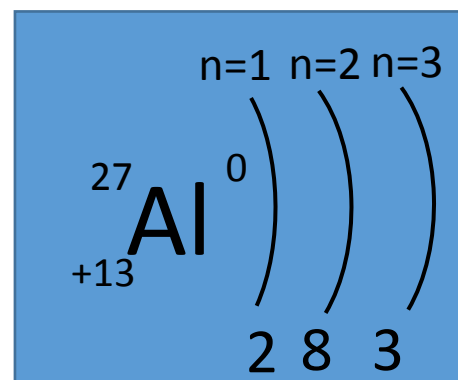
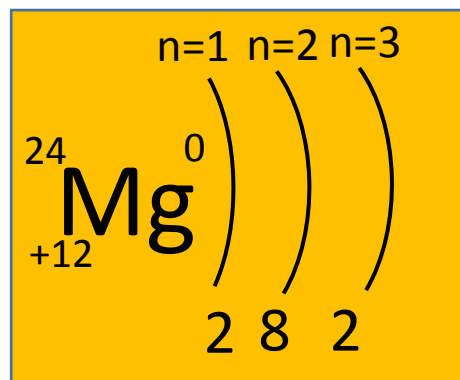
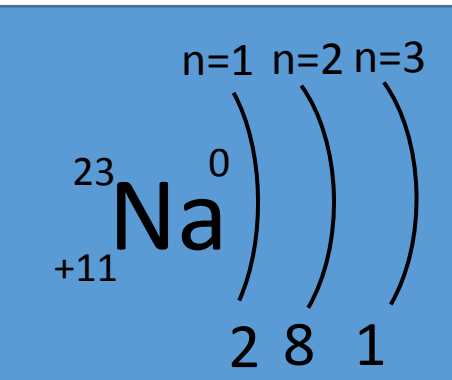
Можно сформулировать общие правила заполнения, электронных оболочек атомов которым следует природа. Но-мер элемента – зарядовое число равно количеству элект-ронов в атоме. Электроны распределяются по орбиталям, в соответствие с принципом Паули. В ходе заполнения орбиталей определится и максимум главного квантового числа, которое равно номеру периода. Второй период:



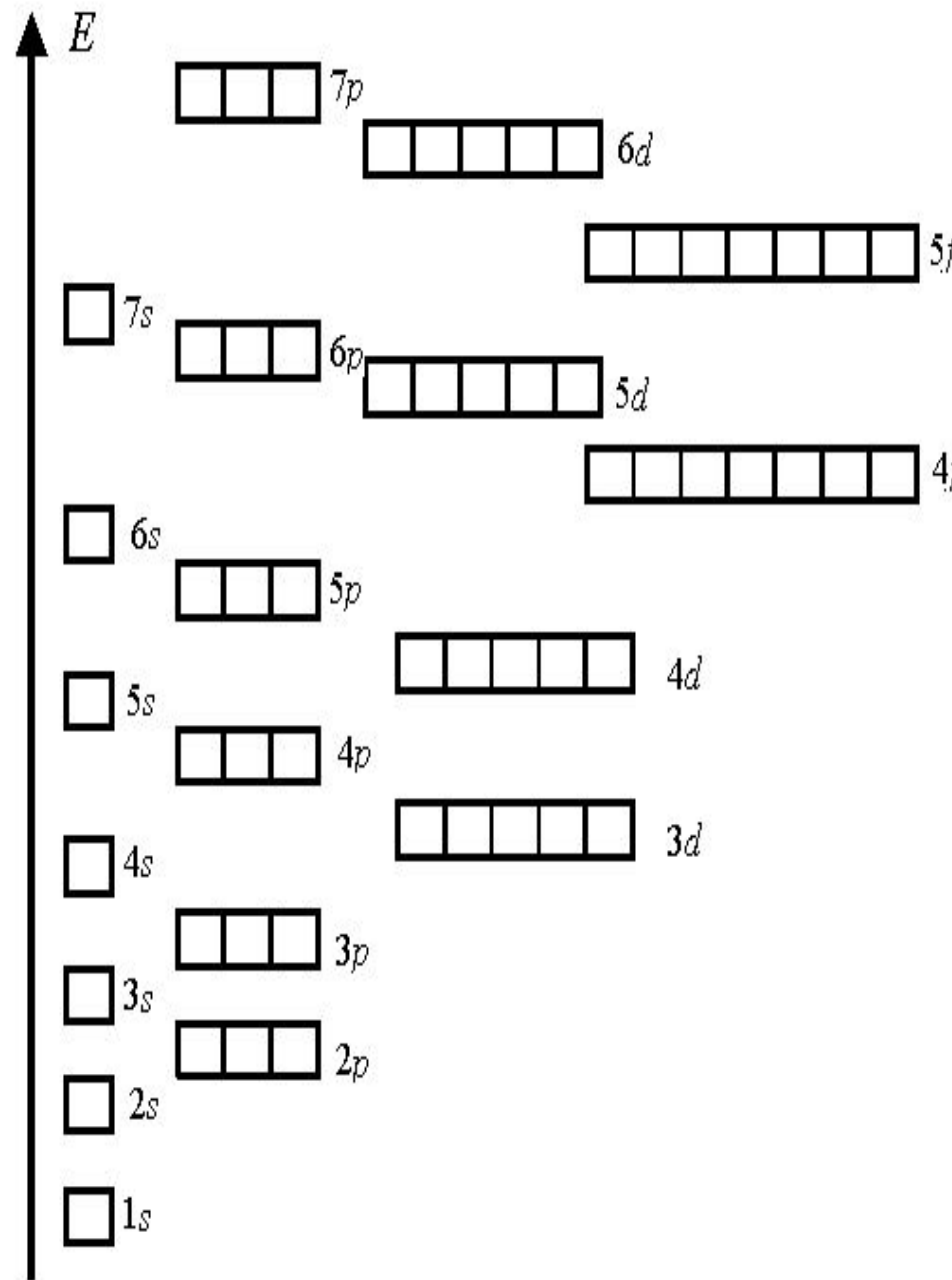
$Z=3$ (литий). Третий электрон лития должен находиться на уровне $n=2$. Для $n=2$ возможны два значения орбитального числа $l=0$ (s орбиталь) и $l=1$ - p орбитали, количество которых = 3, поскольку магнитное число m может принимать значения -1, 0, +1. На каждой из орбиталей может находиться по 2 электрона с противоположными спинами. В результате уровень $n=2$ может содержать до 8 электронов. Последовательное заполнение p-орбиталей образует элементы **$Z-4$ (бериллий), $Z-5$ (бор), $Z-5$ (бор), $Z = 6$ (углерод), $Z-7$ (азот), $Z-8$ (кислород), $Z = 9$ (фтор) $Z=10$ (неон)**

Поскольку электронные волны, при $n = 2$, расположены очень близко к ядру (в данном случае Z , достигает 10), то энергия ионизации оказывается весьма высокой (21,6 В). Эта величина недоступна для химических реакций. Неон – инертный газ.

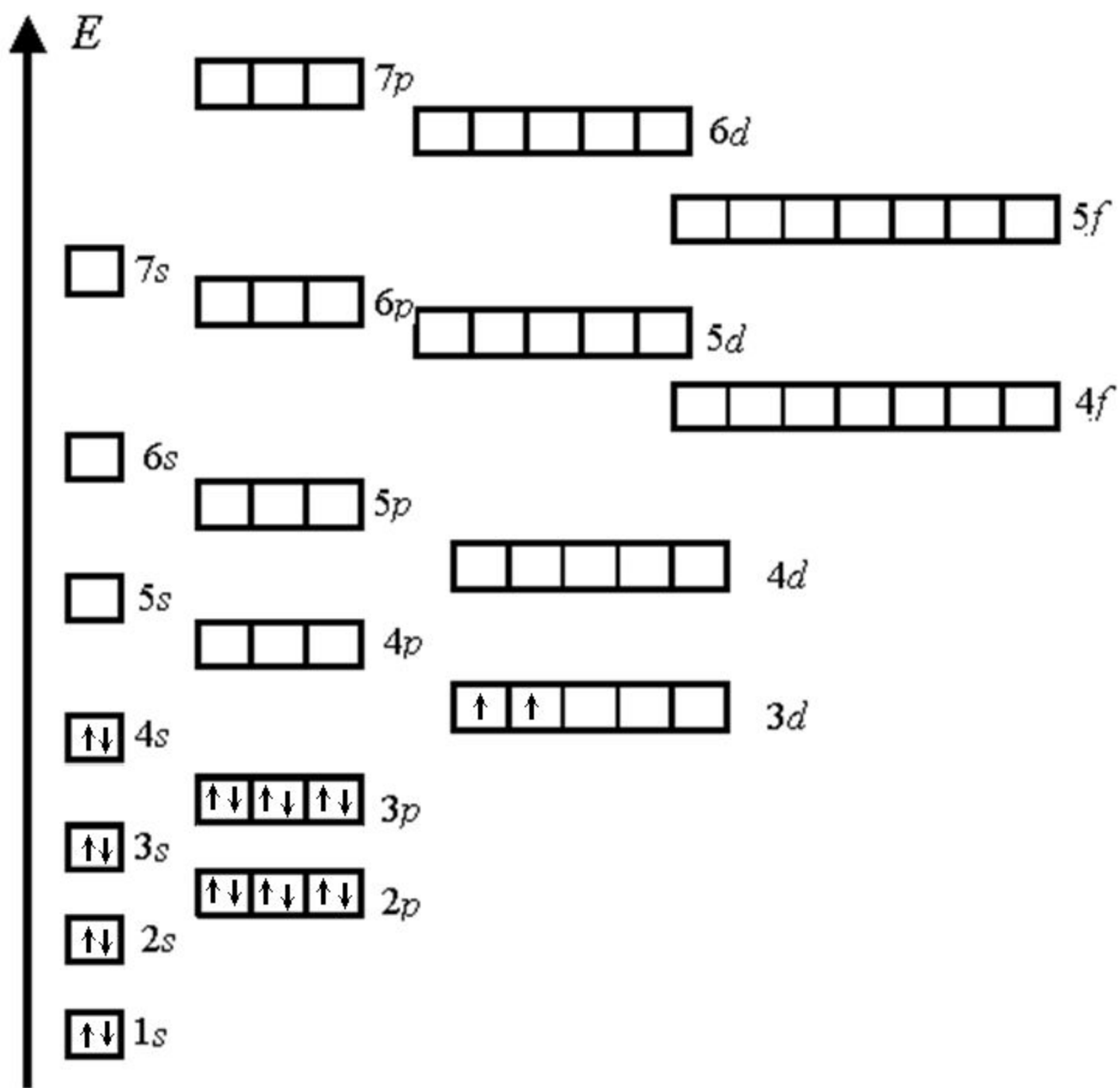
Третий период:



Для упрощения процесса заполнения электронных оболочек имеется энергетическая диаграмма Хунда. С ее помощью можно определить электронную структуру любого атома, последовательно заполняя ячейки диаграммы, пока общее число электронов не станет равно порядковому номеру элемента.

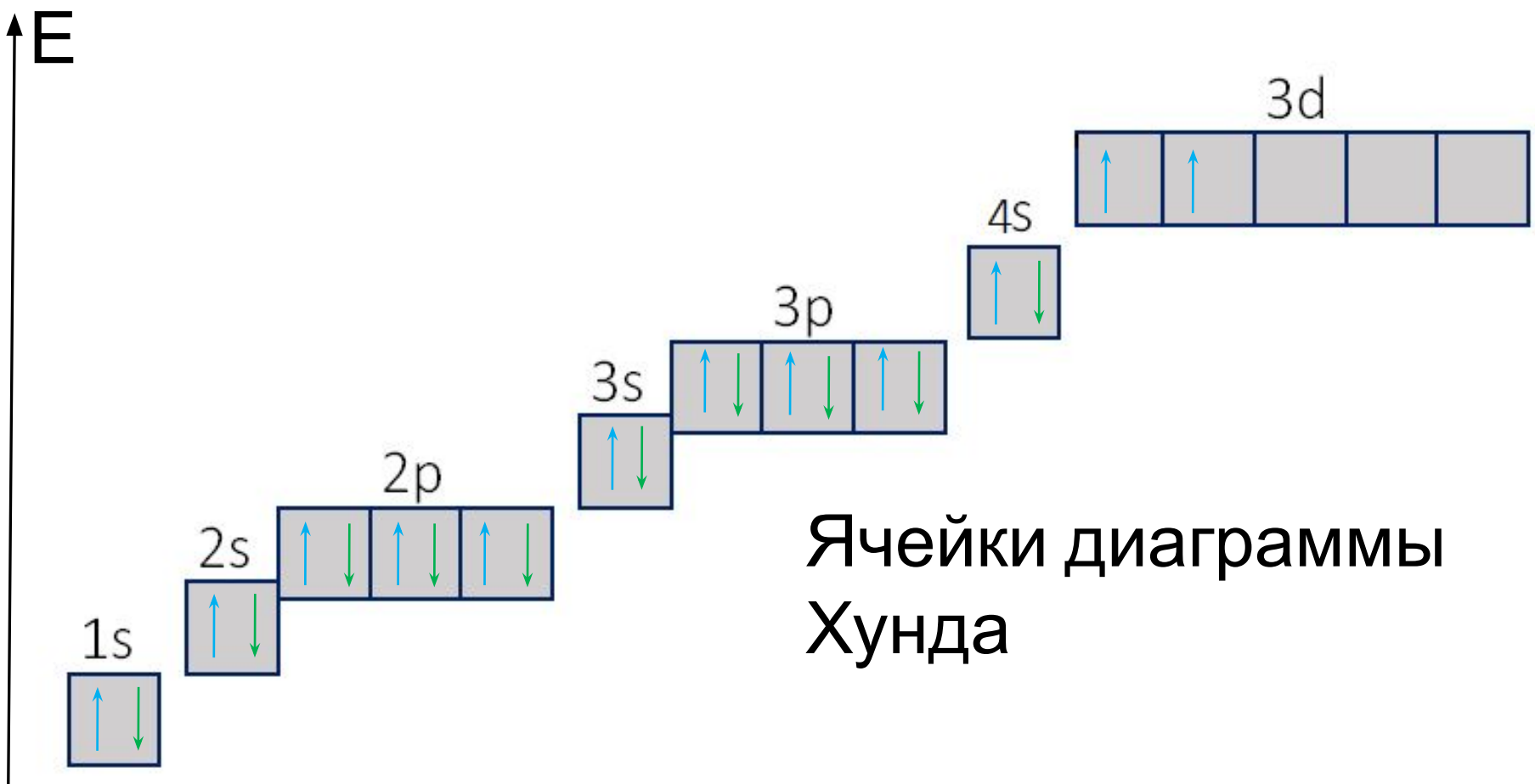


Спин электрона в атоме подчиняется правилу Хунда: **Суммарное значение спинового квантового числа электронов данной орбитали должно быть максимальным.** Это означает, что пока на орбитали находится половина или меньше половины возможного числа электронов спины их будут одинаковыми. Вторая половина орбитали заполняется электронами с противоположным первой половине спином. Для примера рассмотрим 22 элемент Ti. Разместим 22 электрона в порядке возрастания энергии по ячейкам диаграммы Хунда. Каждый электрон изобразим стрелкой, указывающей направление спина. Увидим, что на диаграмме будут заняты ячейки до $3d$, где расположатся 2 электрона



Электронная структура атома Титана (Ti).

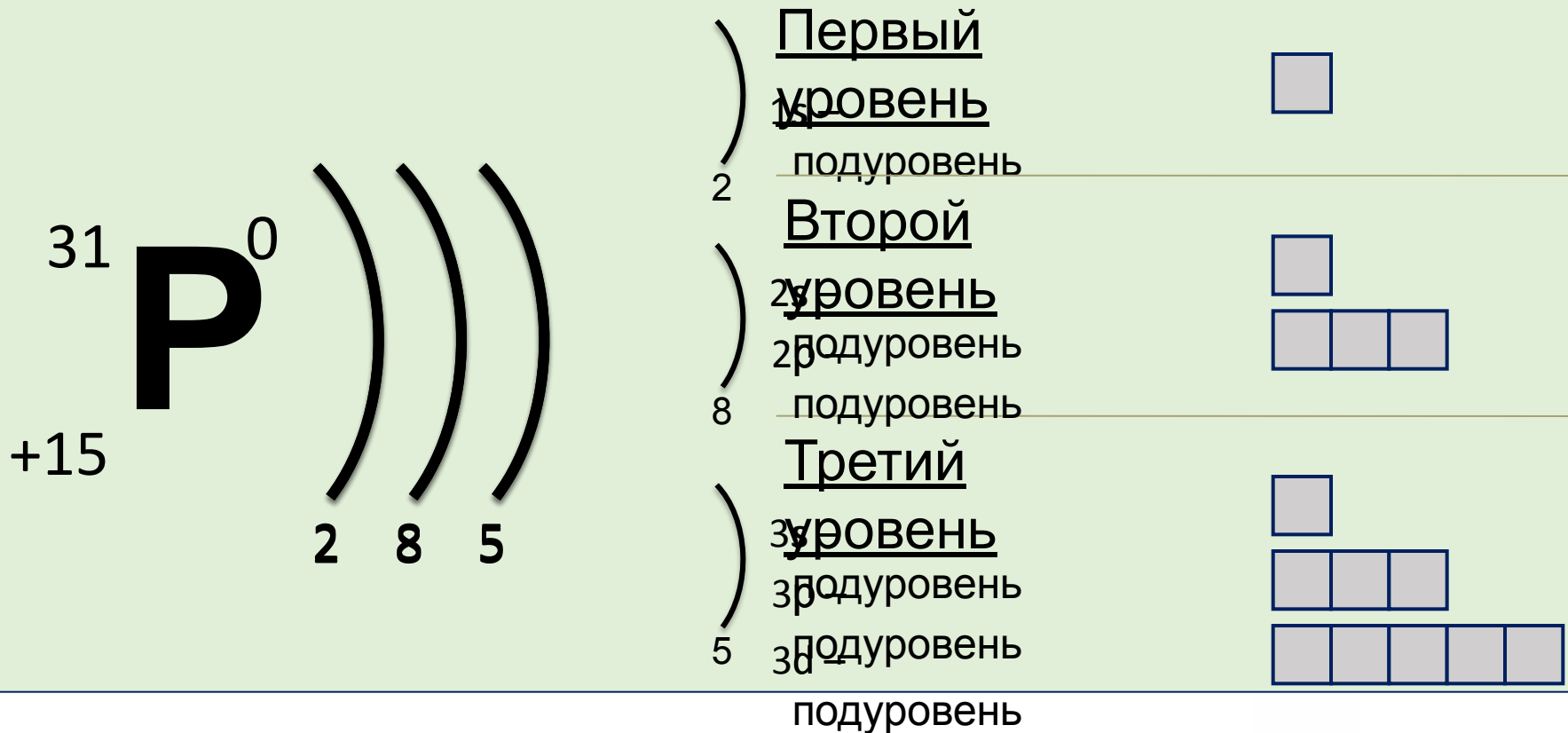
Порядковый номер в таблице Менделеева - 22.



Ячейки диаграммы
Хунда

I. Обозначения электронных оболочек

- Подуровневый уровень может состоять из нескольких орбиталей, отличающихся квантовым числом l .



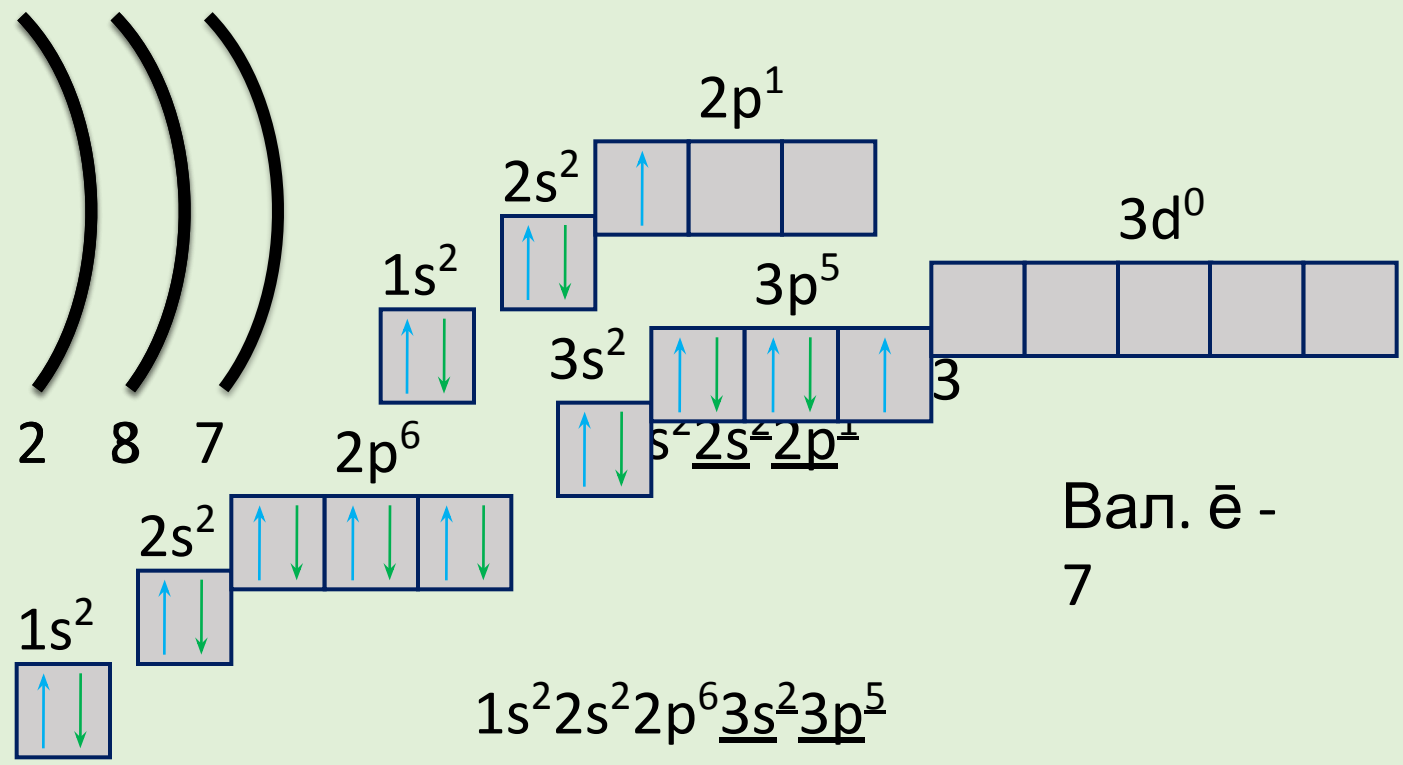
Пятиминутка. Составить строение электронной оболочки элементов: В, Сl.

Проверка

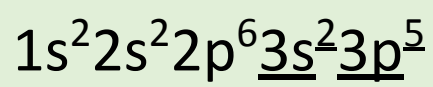
a:



+17



Вал. ē -
7



Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

Периоды	Ряды	группы элементов																энергетические уровни			
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII					
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	б	а				
1	1	H 1 водород 1,008																He 2 гелий 4,003	К		
2	2	Li 3 литий 6,941	Be 4 бериллий 9,0122	B 5 бор 10,811	C 6 углерод 12,011	N 7 азот 14,007	O 8 кислород 15,999	F 9 фтор 18,998										Ne 10 неон 20,179	Л К		
3	3	Na 11 натрий 22,99	Mg 12 магний 24,312	Al 13 алюминий 26,092	Si 14 кремний 28,086	P 15 фосфор 30,974	S 16 сера 32,064	Cl 17 хлор 35,453										Ar 18 аргон 39,948	М Л К		
4	4	K 19 калий 39,102	Ca 20 кальций 40,08	Sc 21 скандий 44,956	Ti 22 титан 47,956	V 23 ванадий 50,941	Cr 24 хром 51,996	Mn 25 марганец 54,938	Fe 26 железо 55,849	Co 27 кобальт 58,933	Ni 28 никель 58,7									М М Л К	
	5	Cu 29 медь 63,546	Zn 30 цинк 65,37	Ga 31 галлий 69,72	Ge 32 германий 72,59	As 33 мышьяк 74,922	Se 34 селен 78,96	Br 35 бром 79,904											Kr 36 криптон 83,8	М М Л К	
5	6	Rb 37 рубидий 85,468	Sr 38 стронций 87,62	Y 39 иттрий 88,906	Zr 40 цирконий 91,22	Nb 41 ниобий 92,906	Mo 42 молибден 95,94	Tc 43 технеций [99]	Ru 44 рутений 101,07	Rh 45 родий 102,906	Pd 46 палладий 106,4										О М М Л К
	7	Ag 47 серебро 107,868	Cd 48 кадмий 112,41	In 49 индий 114,82	Sn 50 олово 118,69	Sb 51 сурьма 121,75	Te 52 теллур 127,6	I 53 иод 126,905											Xe 54 ксенон 131,3	О М М Л К	
6	8	Cs 55 цезий 132,905	Ba 56 барий 137,34	57-71 лантаноиды	Hf 72 гафний 178,49	Ta 73 тантал 180,948	W 74 вольфрам 183,85	Re 75 рений 186,207	Os 76 осмий 190,2	Ir 77 иридий 192,22	Pt 78 платина 195,09										Р О М М Л К
	9	Au 79 золото 196,967	Hg 80 ртуть 200,59	Tl 81 таллий 204,37	Pb 82 свинец 207,19	Bi 83 висмут 208,98	Po 84 полоний [208,98]	At 85 астат [209,98]											Rn 86 радон [222]	Р О М М Л К	
7	10	Fr 87 франций [223]	Ra 88 радий [226]	89-103 актиноиды	Rf 104 резерфордий [261]	Db 105 дубний [268]	Sg 106 сиборгий [271]	Bh 107 борий [267]	Hn 108 хассий [269]	Mt 109 мейтнерий [278]	Bh 110 дармштадтий [281]									Р О М М Л К	

высшие оксиды	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
летучие водородные соединения				RH_4	RH_3	H_2R	HR	http://hgal.ru