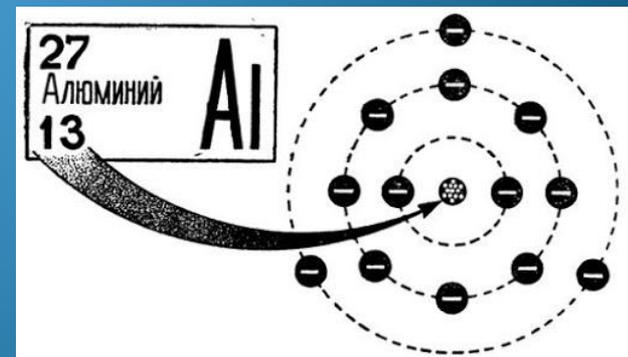
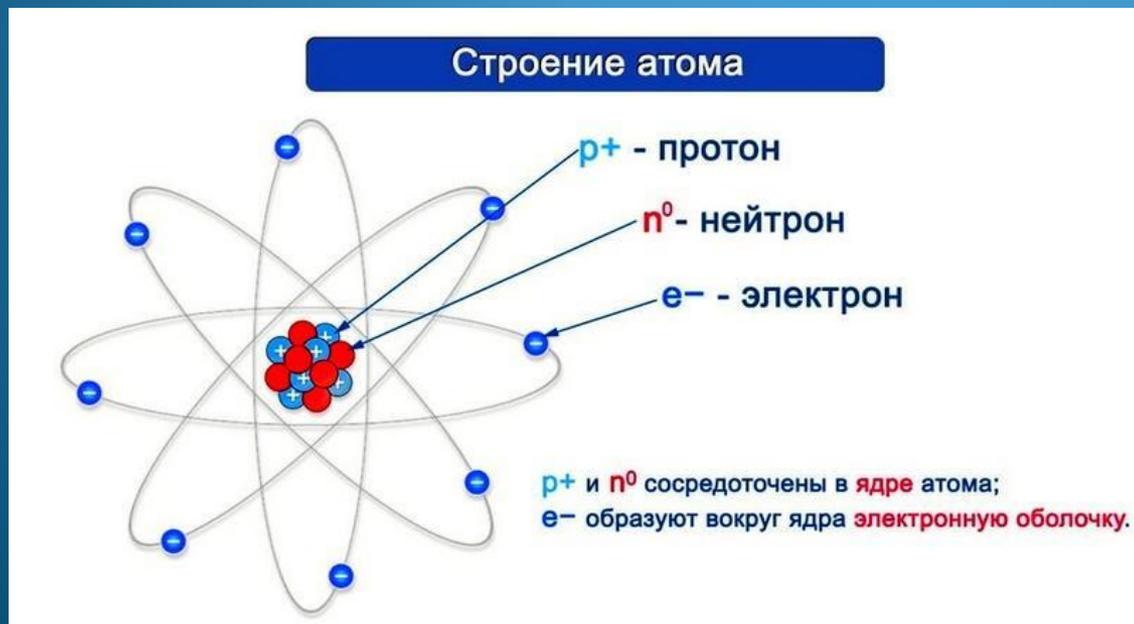
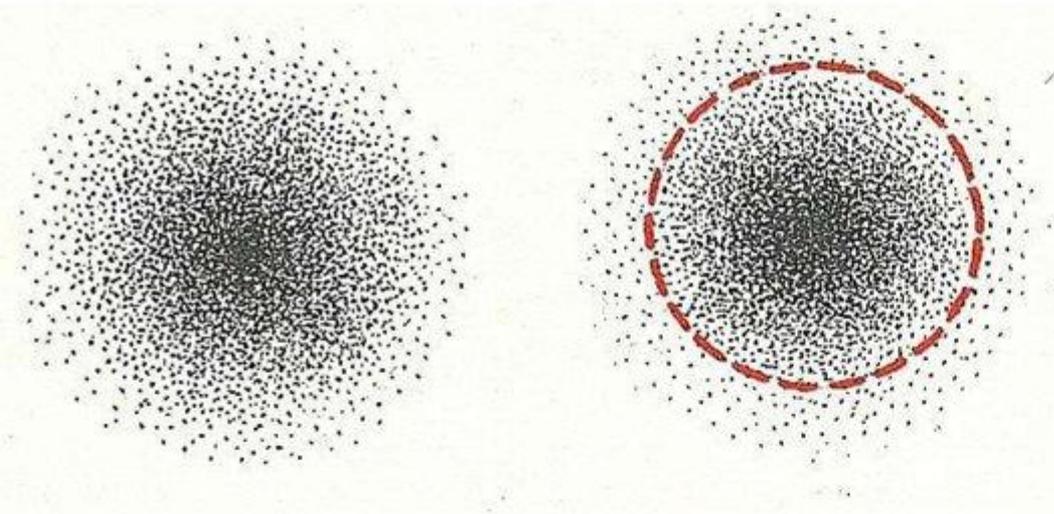


2.4.2. «Квантовая и квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа. Электронное строение атома. Периодический закон в свете современной теории строения атома»



Квантовая и квантово-механическая модель атома

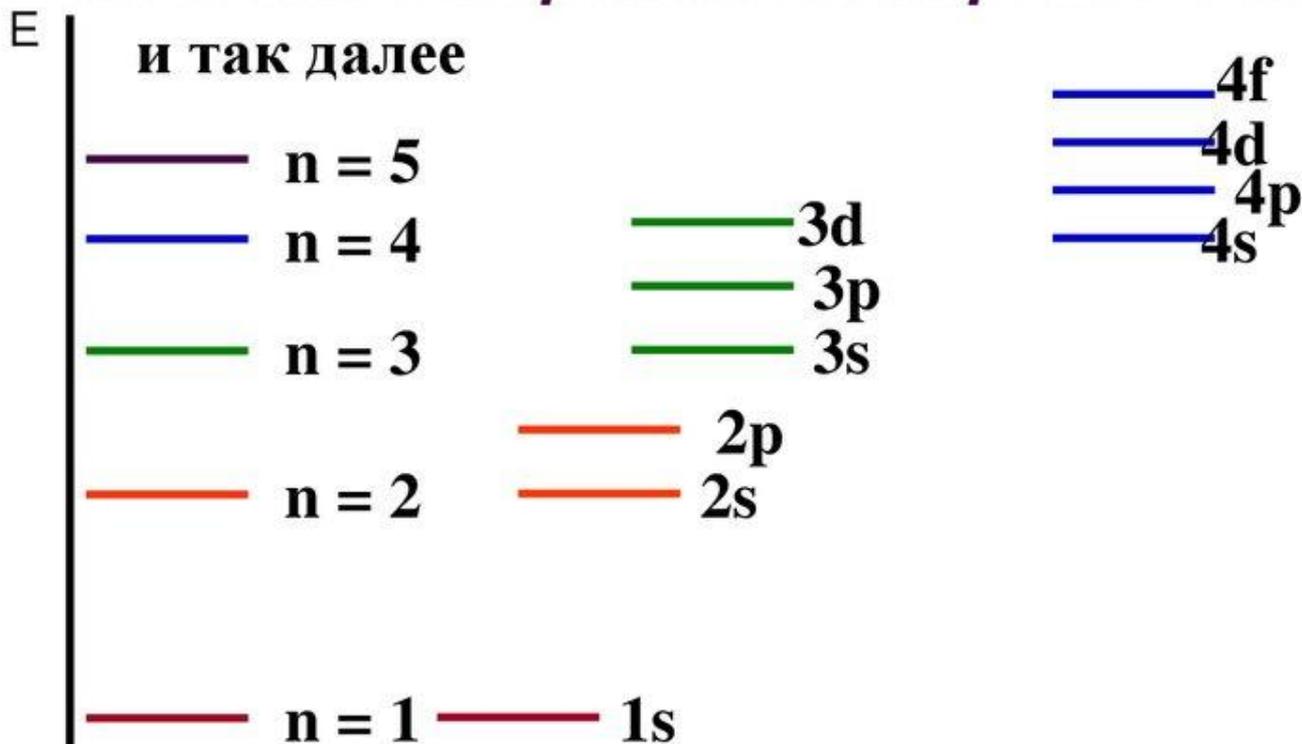


- В качестве модели состояния электрона в атоме принято представление об **электронном облаке**, плотность соответствующих участков которого пропорциональна вероятности нахождения там электрона. Область максимальной вероятности пребывания электрона в атоме называется **орбиталью**.

В 1926 г. Шредингер предложил математическую модель, описывающую положение электронов в атоме.

- $\nabla^2 \psi + (8\pi^2 m_e / h^2) [E - V(x, y, z)] \psi = 0$
- Каждому решению уравнения Шредингера отвечает одна электронная орбиталь, которая определяет энергию и распределение электрона в пространстве.
- Для решения уравнения Шредингера приходится ввести три постоянные: n , l и m , которые получили название **квантовых чисел**. Каждому набору квантовых чисел соответствует одно решение уравнения Шредингера и соответственно одна орбиталь.

Энергетическая диаграмма электронов в атоме

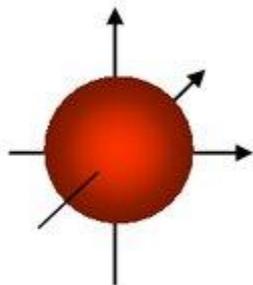


n – **главное квантовое число**; в основном характеризует Энергетический уровень электрона в атоме. Принимает **положительные целочисленные значения от 1 до бесконечности**.

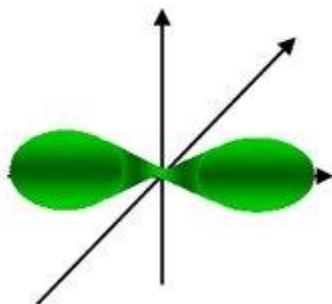
Число заполняемых энергетических уровней в атоме численно равно номеру периода, в котором находится элемент

l – орбитальное квантовое число, определяет форму электронного облака. Принимает значения положительных целых чисел **от 0 до $n-1$** .

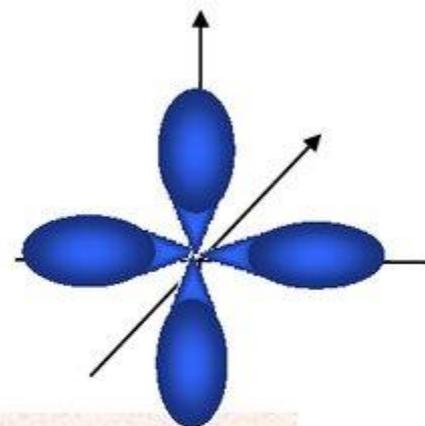
$l=0$ (S-орбиталь)



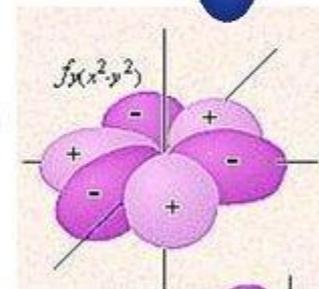
$l=1$ (p-орбитали)



$l=2$ (d-орбитали)



$l=3$ (f-орбитали)

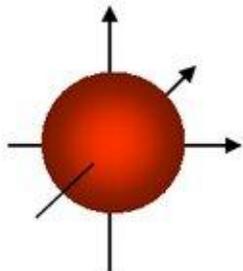


Различные значения l характеризуют энергетические подуровни в пределах каждого энергетического уровня. Энергия s-, p-, d- и f-подуровней последовательно возрастает

m – магнитное квантовое число, характеризует разрешенные ориентации электронного облака в пространстве (его положение). Принимает целочисленные значения в пределах от $-l$ до $+l$ включительно.

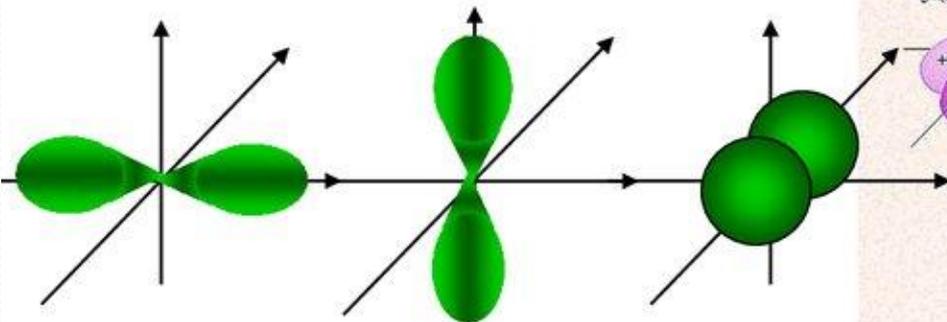
$l=0, m=0$

s -орбиталей - 1 на каждом уровне



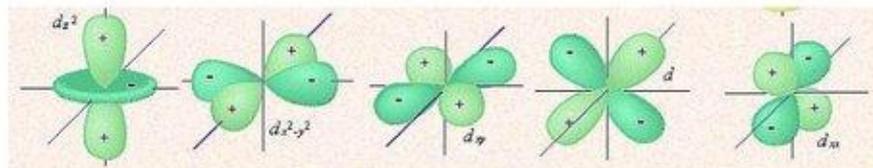
$l=1, m = -1, 0, +1$

p -орбиталей - 3 на каждом уровне



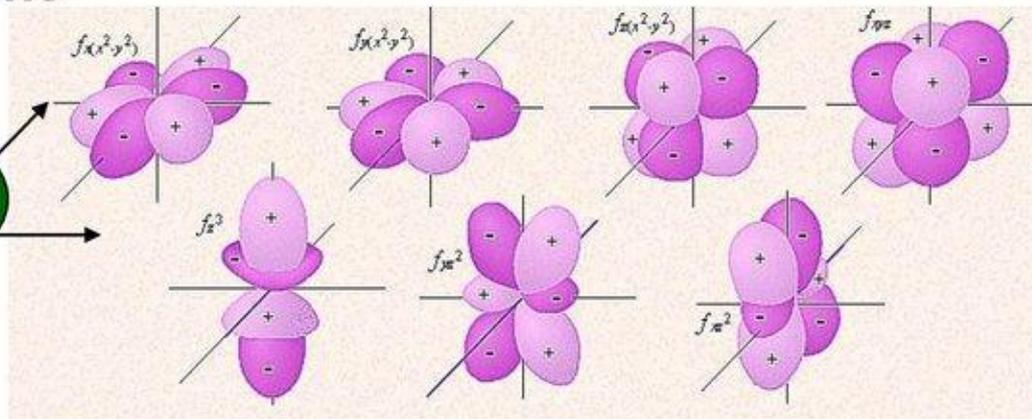
$l=2, m = -2, -1, 0, +1, +2$,

d -орбиталей - 5 на каждом уровне



$l=3, m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$,

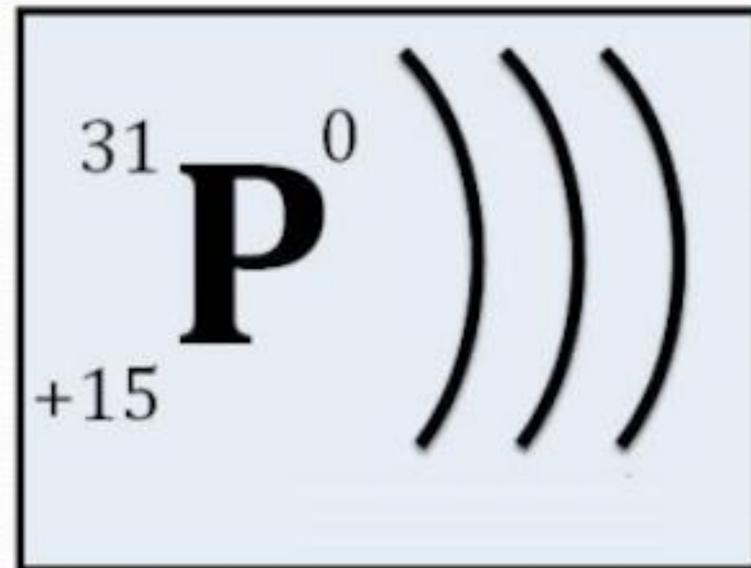
f -орбиталей - 7 на каждом уровне



Строение электронной оболочки атомов

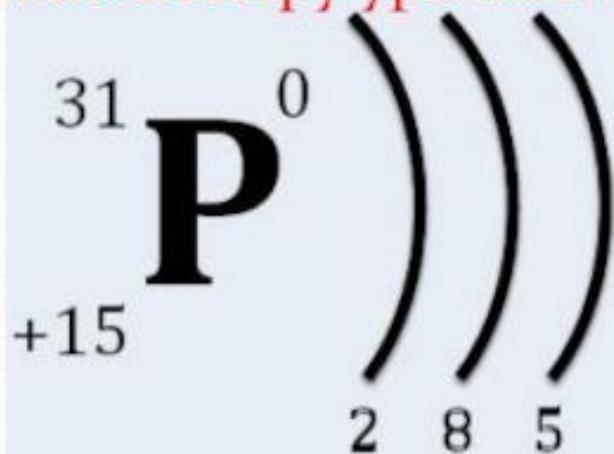
- Энергетический уровень

Число энергетических уровней в атоме равно номеру периода, в котором находится элемент!!!



- Энергетический подуровень

Число подуровней на каждом энергетическом уровне равно номеру уровня!!!



2	<u>Первый уровень</u>	
	1s – подуровень	
8	<u>Второй уровень</u>	
	2s – подуровень	
	2p – подуровень	
5	<u>Третий уровень</u>	
	3s – подуровень	
	3p – подуровень	
	3d – подуровень	

- Число орбиталей на подуровнях:

s-подуровень:

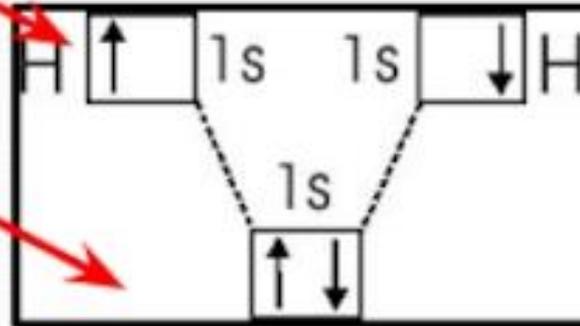
p-подуровень:

d-подуровень:

- Два электрона, которые находятся на одной орбитали называются спаренными.

Неспаренные электроны

Спаренные электроны



Энергетический уровень	Энергетический подуровень	Обозначение подуровней	Число орбиталей на подуровне	Число электронов на подуровне
1	1	1s	1	2
2	2	2s 2p	1 3	2 6
3	3	3s 3p 3d	1 3 5	2 6 10

Заполнение орбиталей электронами

- Порядок заполнения электронами атомных орбиталей определяет принцип наименьшей энергии.

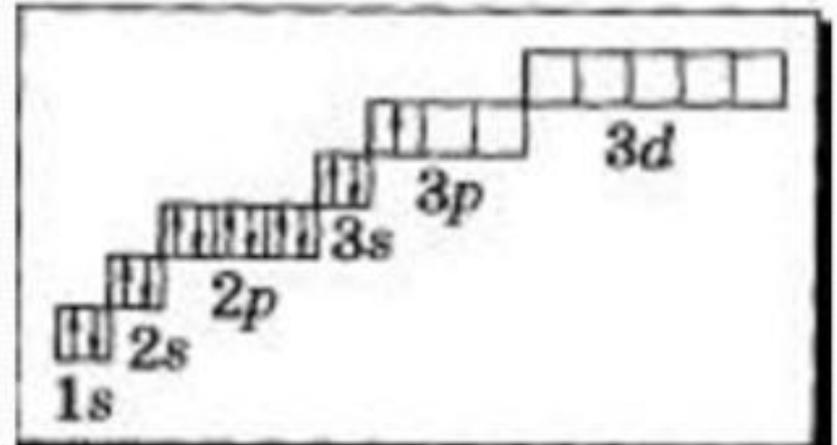
Основное (устойчивое) состояние атома — это такое состояние, которое характеризуется минимальной энергией. Поэтому электроны заполняют орбитали в порядке увеличения их энергии.

- Орбитали одного подуровня имеют одинаковую энергию.



- Принцип наименьшей энергии определяет

порядок заполнения энергетических подуровней – электроны заполняют подуровни в порядке увеличения их энергии!



- Правило Гунда

На одном подуровне электроны располагаются так, чтобы абсолютное значение суммы спиновых квантовых чисел (суммарного спина) было максимальным. Это соответствует устойчивому состоянию атома.

- 1) $\uparrow\downarrow\uparrow$ 2) $\uparrow\uparrow\uparrow$ 3) $\uparrow\uparrow\downarrow$ 4) $\uparrow\downarrow\downarrow$ 5) $\downarrow\downarrow\downarrow$?

Электронные конфигурации атомов

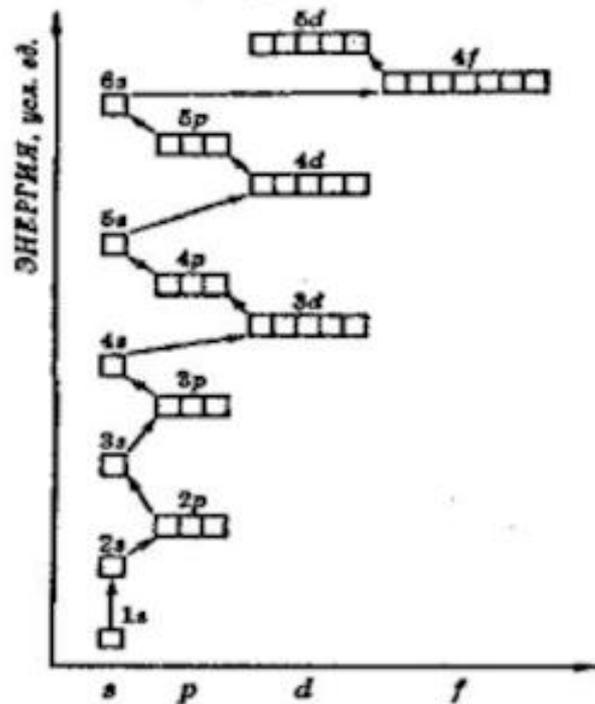
Чтобы правильно изображать электронные конфигурации атомов, нужно знать:

- Число электронов в атоме (равно порядковому номеру).
- Максимальное число электронов на уровнях и подуровнях.
- Порядок заполнения подуровней и орбиталей.

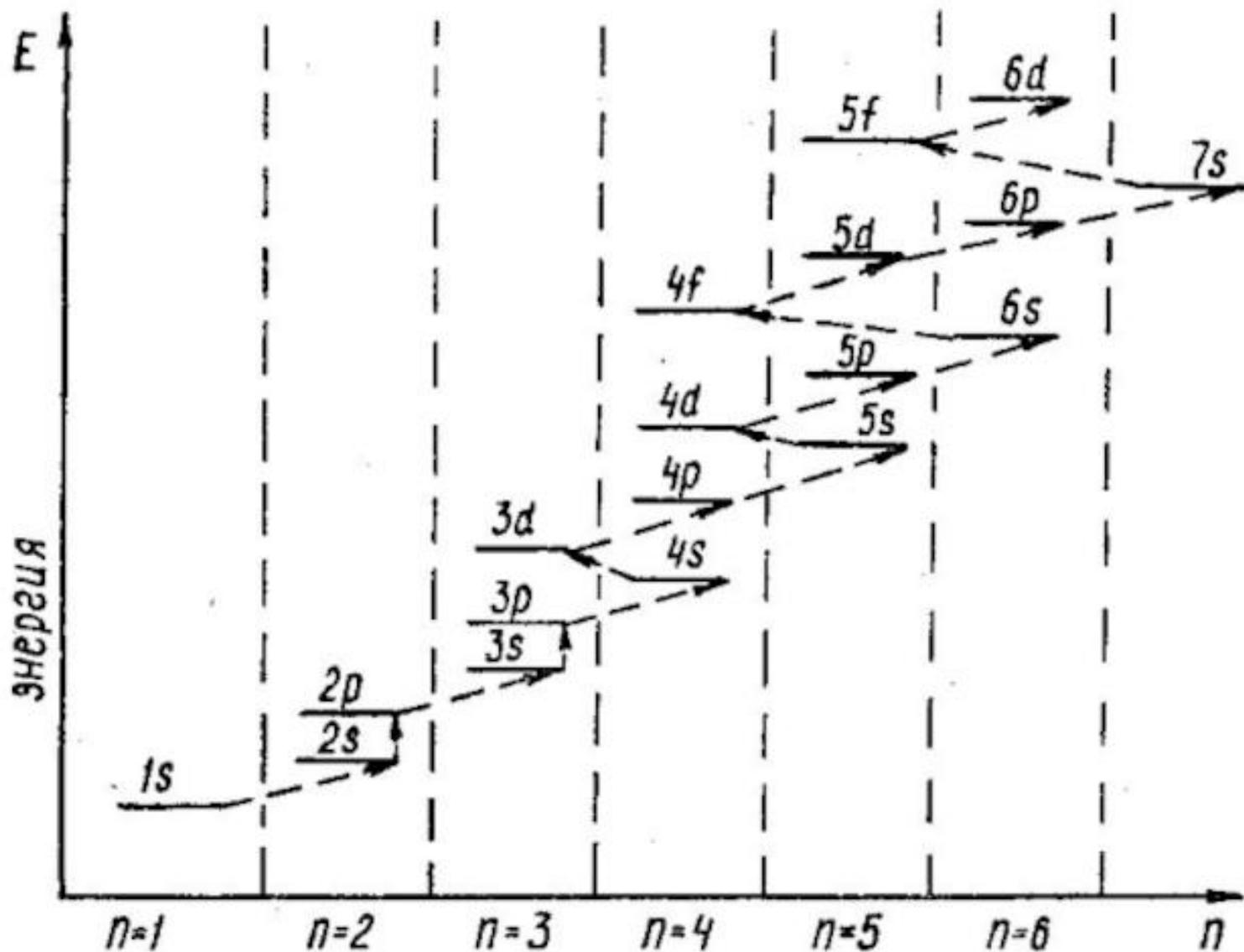
В том случае, когда для двух подуровней суммы значений n и l равны, сначала идет заполнение подуровня с меньшим значением n . Например, на подуровнях $3d$, $4p$, $5s$ сумма значений n и l равна 5. В этом случае происходит сначала заполнение подуровней с меньшими значениями n , то есть $3d$, $4p$, $5s$ и т. д.

Заполнение подуровней

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



Заполнение орбиталей электронами



Семейства элементов

Элементы делятся на семейства, в зависимости от того, какой подуровень у них заполняется последним.

s-, p-, d-, f-элементы

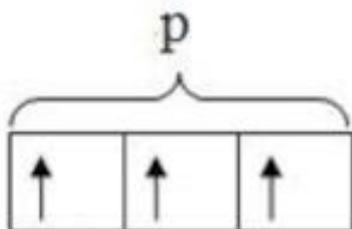
s-элементы – последним заполняется s-подуровень

p-элементы – последним заполняется p-подуровень

d-элементы – последним заполняется d-подуровень

f-элементы – последним заполняется f-подуровень

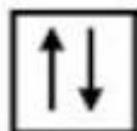
3. Правило Гунда (Хунда). При данном значении l (т. е. в пределах определенного подуровня) электроны располагаются таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным.



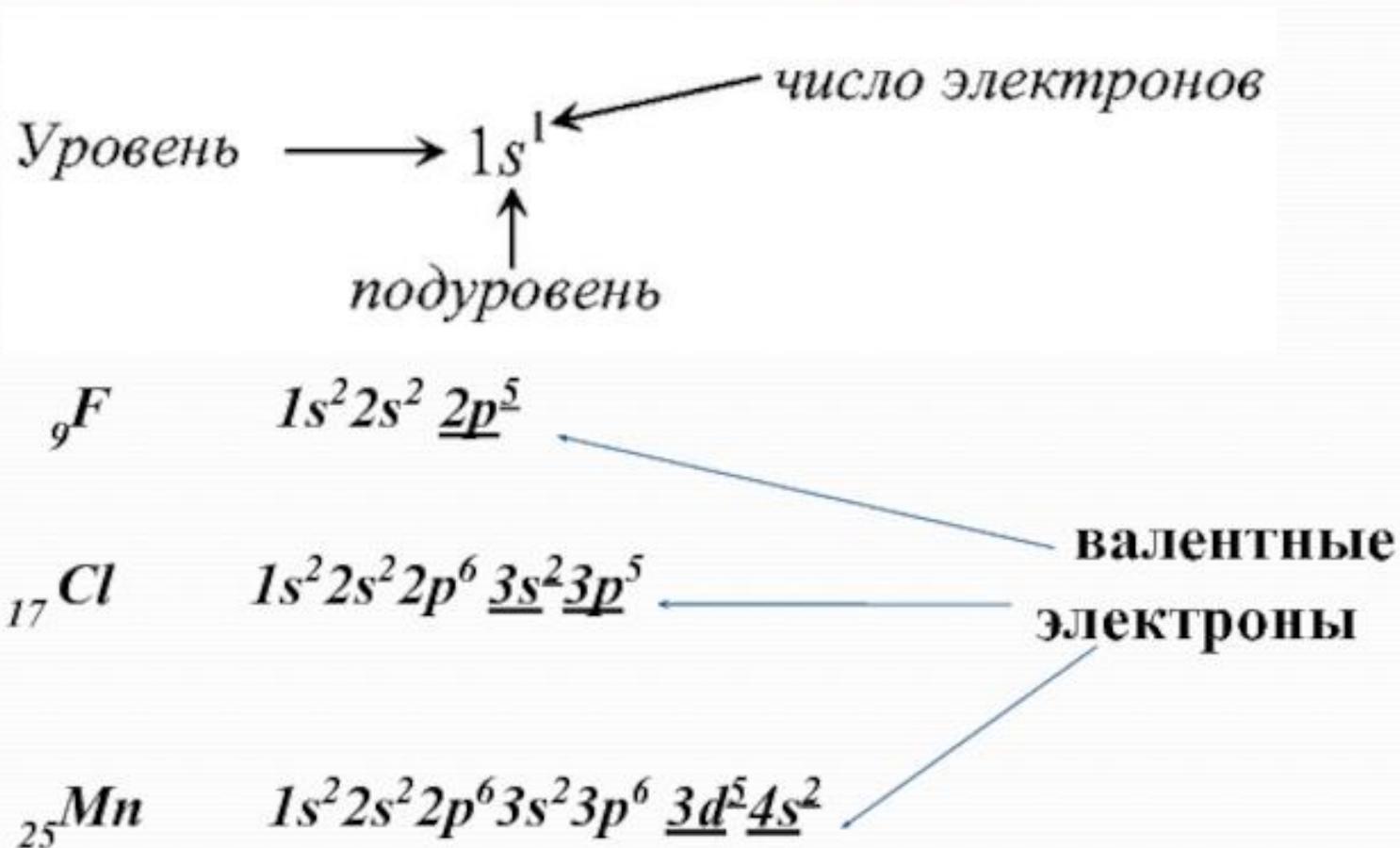
4. Принцип Паули. В атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковы.



Каждая орбиталь вмещает только два электрона с противоположными (антипараллельными) спинами.



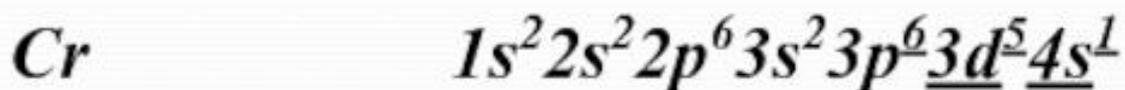
Составление электронной конфигурации атома



Валентные электроны – электроны внешнего и предвнешнего энергетических подуровней.

«Проскок» электрона

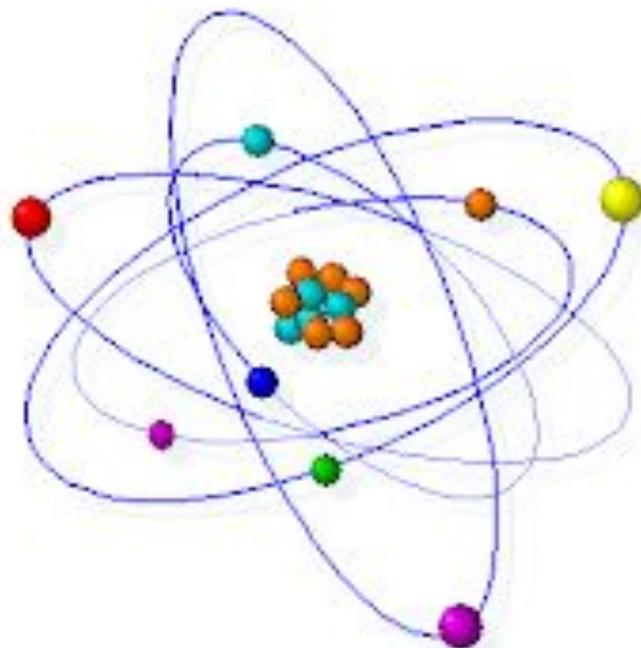
Внешние оболочки с конфигурациями d^4 и d^9 нестабильны и стремятся перейти в устойчивые заполненные d^5 - и d^{10} -конфигурации.



«Проскок» электрона имеет место у
Cr, Cu, Ag, Tl, Mo, Nb, Tc, Ru, Rh, Pt, и Au

Распределение электронов по уровням

- ▶ $N=2n^2$ формула для вычисления количества электронов на энергетических **уровнях**.
- ▶ **1^й** уровень - **2** электрона.
- ▶ **2^й** уровень - **8** электронов.
- ▶ **3^й** уровень - **18** электронов.
- ▶ **4^й** уровень - **32** электрона.



Периодический закон Д.И. Менделеева

1869 г., Д.И. Менделеев

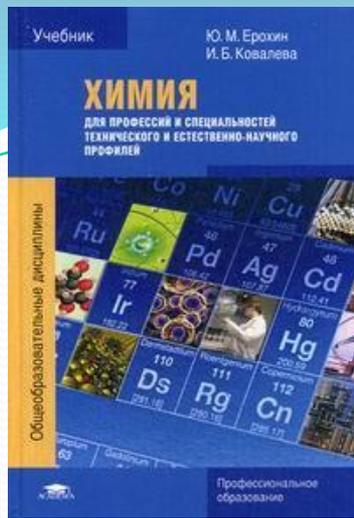
Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от их атомного веса.

Периодичность – это повторяемость свойств химических и некоторых физических свойств у простых веществ и их соединений.

Современная формулировка периодического закона

Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра их атомов.

Физический смысл периодического закона: *свойства химических элементов периодически повторяются, потому что происходит периодическое изменение электронных конфигураций атомов.*



Домашнее задание

- Ерохин, Ю. М. Химия для профессий и специальностей технического и естественно-научного профилей: учебник для СПО / Ю. М. Ерохин, И. Б. Ковалева. - 5-е изд., стер. - Москва: Академия, 2018, 2019 - 496 с. - (Профессиональное образование. Гр. ФИРО).
- §2.4.2.«Квантовая и квантово-механическая модель строения атома. Квантовые числа. Электронное строение атома. Периодический закон в свете современной теории строения атома», стр.59-70,
- Конспект, записать 3 этапа развития теории о строении атома, таблица «Состав элементарных частиц»