

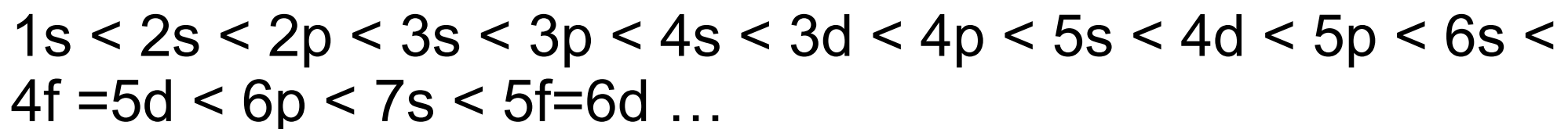
Квантовое число			Атомные орбитали	
n	l	m	Количество	Обозначение
1	0	0	Одна	1s
2	0	0	Одна	2s
	1	-1, 0, 1	Три	2p
3	0	0	Одна	3s
	1	-1, 0, 1	Три	3p
	2	-2, -1, 0, 1, 2	Пять	3d
4	0	0	Одна	4s
	1	-1, 0, 1	Три	4p
	2	-2, -1, 0, 1, 2	Пять	4d
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	Семь	4f

Заполнение электронами атомных орбиталей (АО) подчиняется трём правилам:

1. Принцип минимальной энергии (принцип устойчивости). Орбитали заполняются, начиная с имеющих самую низкую энергию, в порядке её повышения. Такое состояние называется основным. В этом случае энергия атома является минимальной, а устойчивость — максимальной.

Как выяснилось, в повышении энергии АО имеется закономерность, которая определяется с помощью правила Клечковского: ниже по энергии находится та орбиталь, для которой сумма значений главного и орбитального квантовых чисел ($n+l$) минимальна. Например, орбиталь $4s$, для которой $n+l = 4+0 = 4$, заполняется раньше, чем $3d$, где сумма $n+l = 3+2 = 5$. При равенстве сумм ниже по энергии находится орбиталь с меньшим значением главного квантового числа. Так, орбиталь $3d$ имеет более низкую энергию, чем $4p$.

Обычный порядок заполнения атомных орбиталей имеет следующий вид:



2. Принцип Паули. Согласно этому принципу (запрету), в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми наборами значений квантовых чисел n , l , m_l , m_s . На любой орбитали может находиться не более двух электронов и то лишь в том случае, если они имеют антипараллельные спины.

3. Правило Хунда (Гунда). В каждом квантовом слое одноимённые орбитали (орбитали одного подуровня) вначале заполняются однократно электронами с параллельными спинами, с тем, чтобы суммарный спин атома был максимальным; лишь после этого начинается спаривание электронов.