

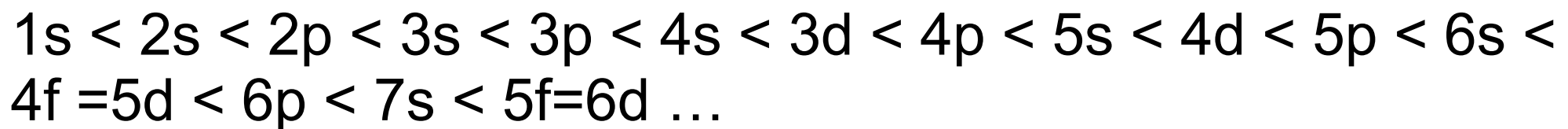
Квантовое число			Атомные орбитали	
$n$	$l$	$m$	Количество	Обозначение
1	0	0	Одна	1s
2	0	0	Одна	2s
	1	-1, 0, 1	Три	2p
3	0	0	Одна	3s
	1	-1, 0, 1	Три	3p
	2	-2, -1, 0, 1, 2	Пять	3d
4	0	0	Одна	4s
	1	-1, 0, 1	Три	4p
	2	-2, -1, 0, 1, 2	Пять	4d
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	Семь	4f

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.