**Электронные конфигурации атомов химических элементов и графическое изображение электронных конфигураций атомов**

**Электронная формула** — запись строения атома посредством электронных уровней, подуровней.

Для правильного заполнения электронами АО необходимо знать следующее: электрон занимает тот энергетический уровень, тот подуровень или ту АО, которым соответствует минимальный запас энергии.

**Это — принцип минимальной энергии.**

Следовательно, заполняется тот энергетический уровень, тот подуровень, та АО, которая ближе к ядру: 1s, 2s, 2р, ...

**Принцип Паули**. В атоме не может быть двух е- (электронов), у которых все четыре квантовых числа охарактеризованы одинаковыми значениями. Хотя бы одним значением квантового числа электроны должны отличаться. Из этого принципа следует следствие: в одной АО могут находиться не более двух электронов, охарактеризованных различными значениями спинового квантового числа.

Пример: Дана электронная формула атома химического элемента.

1s2; n = 1; l = 0 один подуровень, s;

ml = 0 одна орбиталь, сфера;



электроны заполняют s-проуровень АО; записывается графическая конфигурация электронной формулы.

Орбиталь рисуем ячейкой, электрон — вектором.

— по принципу Паули.

вопреки принципу Паули.

**Правило Хунда (Гунда**). При распределении электронов в подуровнях р-, d-, f- следует помнить, что суммарный спин был максимальным.

Пример:



2p3-подуровень



Следствие из правила Хунда.

Электроны сначала по одному занимают все АО, а потом идут на спаривание.

— неспаренные электроны (по одному на АО).

— спаренные электроны (по два на АО)

— одна пара спаренных е- и два неспаренных е-.

Однако в атоме имеются АО с одинаковым запасом энергии, но расположенные на различных энергетических уровнях.

 Как их заполнять? Нам необходимо учитывать тот же принцип минимальной энергии.

**Применяем правило Клечковского (1861 г.):** вначале записывается та АО, тот подуровень, тот энергетический уровень, где сумма квантовых чисел n + l будет меньше в случае равных значений n + l, тот уровень, где n — меньше.

Пример: Элемент К расположен в IV периоде, открывает его. Однако в третьем периоде был только завершен подуровень р у Аr.

Что вначале будет заполняться?

3d? Или 4s?

3d: сумма n + l = 3 + 2 = 5.

4s: сумма n + l = 4 + 0 = 4.

4 < 5 ⇒ вначале заполняется 4s, а затем вновь рассуждаем: 4p? или 3d?

4р: сумма n + l — 4 + 1 = 5;

3d: сумма n + l = 3 + 2 = 5.

Значение сумм одинаково, но по принципу минимальной энергии Е при n = 3 меньше, чем Е при n = 4, следовательно, будет заполняться 3d, а затем 4р.

Итак, следует помнить, что в атоме каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной, что отвечает наибольшей связи его с ядром.

Следует знать, что существует формула распределения, где мы можем записать энергетические уровни и подуровни, которые открываются на энергетическом уровне:



Однако с учетом всех правил и принципов есть формула заполнения.





Расположение подуровней по энергии и порядок их заполнения электронами (показан стрелками)

Рассмотрим заполнение электронами атомов элементов малых периодов.

Пример:

а) элемент водород, Н; заряд ядра +1; электронов — 1.

n = 1; l = 0; ml = 0 (одна орбиталь)

s-подуровень ms = +1/2.

Электронная формула водорода:



Графическое изображение электронной формулы:



б) элемент гелий, Не; заряд ядра — +2; 2е- — два электрона.

n = 1; l = 0; ml = 0; ms = ±1/2.

электронная формула 1s2.

графическое изображение: спаренные электроны.

**У элементов второго периода** согласно принципу минимальной энергии, вначале заполнится первый энергетический уровень, а затем будет заполняться по принципу минимальной энергии, принципу Паули, правилу Хунда — второй энергетический уровень.

a) Li — литий; +3; 3е-.

n = 2; 1s22s1.



б) С — углерод; +6; 6е-; n = 2; 1s22s22p2.



Далее учащиеся работают с табл. 2 учебника на с. 16—17 и делают выводы о незавершенном и завершенном энергетическом уровне.

У атома неона Ne: +10; 10е-; 1s22s22р6.



На втором энергетическом уровне максимальное количество е-

n = 2n2; n = 8.

Энергетический уровень завершен.

Элементы, у которых заполняется s-подуровень, называются s-элементами, p-подуровень — p-элементами.

**У элементов третьего периода** в атоме три энергетических уровня. Первый и второй энергетические уровни заполнены.

1s22s22p6 — это структура неона Ne, а на третьем энергетическом уровне открываются три подуровня 3s3p3d, т.к. при n = 3, l = 0, 1, 2.

От натрия до магния заполняется 3s до 3s2. Это s-элементы. От алюминия до аргона заполняется 3р до 3р6 — это p-элементы. Третий период заканчивается аргоном 1s22s22p63s23p6, у которого внешний энергетический уровень имеет октет электронов, он устойчивый.

Элемент четвертого периода в атоме имеет четыре энергетических уровня, т. к. n = 4.

Согласно правилу Клечковского у К и Са заполняется 4s до 4s2 — это s-элементы. Далее, начиная со Sc и заканчивая Zn, согласно тому же правилу Клечковского будет заполняться 3dдо 3d10 (цинк) — это будут d-элементы. **Четвертый период** заканчивается р-элементами, начиная с галия и заканчивая криптоном, у которого на четвертом энергетическом уровне так же, как и у неона, аргона, — октет электронов, устойчивый энергетический уровень.

**У элементов пятого периода** идет заполнение 5s → 4d → 5р, шестого периода 6s → 5d1 → 4f → 5d10 → 6р.

4f— это лантаноиды;

f-элементы седьмого периода — 7s → 6d1 → 5f → 6d10 → 7p.

5f — это актиноиды, f-элементы.

Таким образом, в зависимости от того, какой заполняется подуровень (s-, р-, d-, f-), элементы делятся на семейства: s-элементы, р-элементы, d-элементы, f-элементы; s- и р-элементы располагаются в главных подгруппах:

s-элементы — в главных подгруппах I, И групп;

р-элементы — в главных подгруппах III—VIII групп;

d-элементы располагаются в побочных подгруппах;

f-элементы — это два семейства — лантаноиды и актиноиды.

***Следует помнить, что для правильного дополнения АО необходимо применять принцип минимальной энергии, принципы Паули и Хунда, правило Клечковского.***

Однако есть некоторые исключения для 10 элементов: Сu, Ag, Au, Cr, Md, Nb, Ru, Rh, Pd, Pt. В атомах данных элементов происходит самопроизвольный переход одного электрона (у Pt — двух) с s-подуровня внешнего энергетического уровня в d-подуровень предвнешнего энергетического уровня. Такое явление называется провалом электрона или проскоком.

Оно связано с выигрышем в энергии, с симметрией АО.

Атом считается симметричным, если большинство электронов либо спаренные, либо неспаренные.