

Лекция 2

Электронные структуры многоэлектронных атомов

План лекции

1. Основные принципы распределения электронов в атоме (принцип Паули, правило Клечковского, правило Гунда).
2. Формирующий электрон. Валентная конфигурация.
3. Валентность в возбужденном и основном состоянии.

В многоэлектронном атоме состояние электрона определяется 1) **принципом Паули:**

– в атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковы.

Следствия из принципа Паули:

1. На одной орбитали могут находиться не более двух электронов, отличающихся друг от друга спинами.
2. Максимальное число электронов на энергетическом подуровне:
 $2(2l+1)$
3. Максимальное число электронов на энергетическом уровне:
 $2n^2$

2. Принцип минимальной энергии:

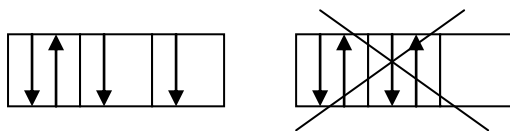
Электроны занимают наиболее низкое энергетическое состояние, отвечающее наиболее устойчивому его состоянию.

3. Правило Клечковского:

Электроны размещаются последовательно на орбиталях, характеризуемых возрастанием суммы главного и орбитального квантовых чисел ($n+l$); при одинаковых значениях этой суммы раньше заполняется орбиталь с меньшим значением главного квантового числа n

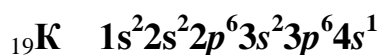
4. Правило Хунда:

В пределах энергетического подуровня электроны располагаются так, чтобы их суммарный спин был максимальным

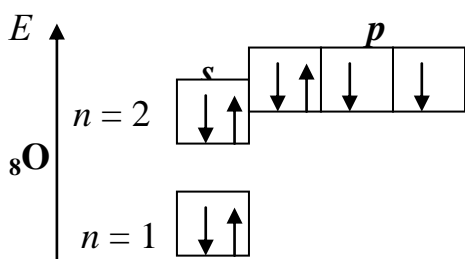


Способы составления схем распределения электронов в атоме:

– в виде формул электронных конфигураций



– в виде графических формул АО



Электрон, который завершает электронную конфигурацию данного элемента, отличает его от предшествующего, называется **формирующим**.

По формирующему электрону элементы подразделяются на: **s-, p-, d- и f- элементы**.

Пример:

для атома кислорода ${}_{8}\text{O}$ формирующим является $2p^4$ электрон;

для атома кальция ${}_{20}\text{Ca}$ формирующим является $4s^2$ электрон;

для атома скандия ${}_{21}\text{Sc}$ формирующим является $3d^1$ электрон.

Электронные конфигурации элементов первых двух периодов
для **основного состояния***

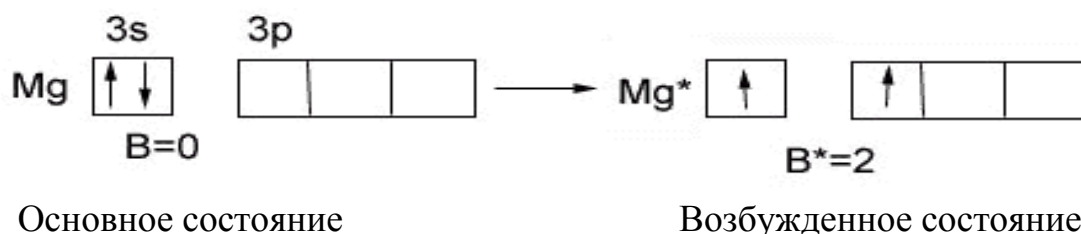
Атомный номер	Элемент	Электронная конфигурация	Атомный номер	Элемент	Электронная конфигурация
1	Водород	$1s^1$	6	Углерод	$1s^2 2s^2 2p^2$
2	Гелий	$2s^2$	7	Азот	$1s^2 2s^2 2p^3$
3	Литий	$1s^2 2s^1$	8	Кислород	$1s^2 2s^2 2p^4$
4	Бериллий	$1s^2 2s^2$	9	Фтор	$1s^2 2s^2 2p^5$
5	Бор	$1s^2 2s^2 2p^1$	10	Неон	$1s^2 2s^2 2p^6$

*Основное состояние – наиболее устойчивое состояние атома.

Возбужденное состояние – с повышенной энергией.

При переходе атома в возбужденное состояние электроны поглощают кванты энергии и переходят на орбитали с более высокой энергией.

Пример: атом магния



«Провал электрона»:

для ряда *d* и *f*–элементов имеет место «проскок» или «провал» электрона с подуровня *ns* в $(n-1)d$: (Cu, Ag, Au, Pt, Pd, Rh, Ru, Cr, Mo, Nb).

Например, экспериментально установлено, что основная конфигурация атома меди Cu $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$, а не $\dots 3d^9 4s^2$

Причина - более низкая энергия конфигурации $3d^{10} 4s^1$ по сравнению с $3d^9 4s^2$. Повышенная устойчивость $3d^{10}$ состояния.

Валентная конфигурация или

сокращенная электронная формула

– содержит только *валентные электроны* (наиболее активные, которые могут участвовать в образовании химических связей). Это – все внешние электроны и электроны формирующихся подуровней.

Пример

Полная: ${}_{21}\text{Sc } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$ или $[\text{Ar}] 3d^1 4s^2$

Сокращенная: ${}_{21}\text{Sc } \dots 3d^1 4s^2$

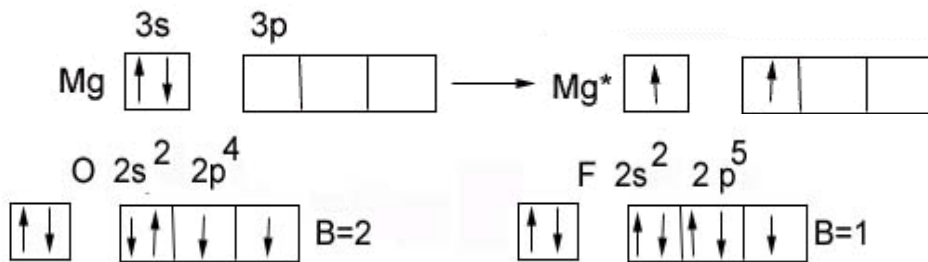
Элементы-аналоги – элементы, имеющие аналогичную валентную конфигурацию, расположенные в одной подгруппе периодической таблицы.

ВАЛЕНТНОСТЬ

Способность атома присоединять или замещать определенное число других атомов с образованием химических связей

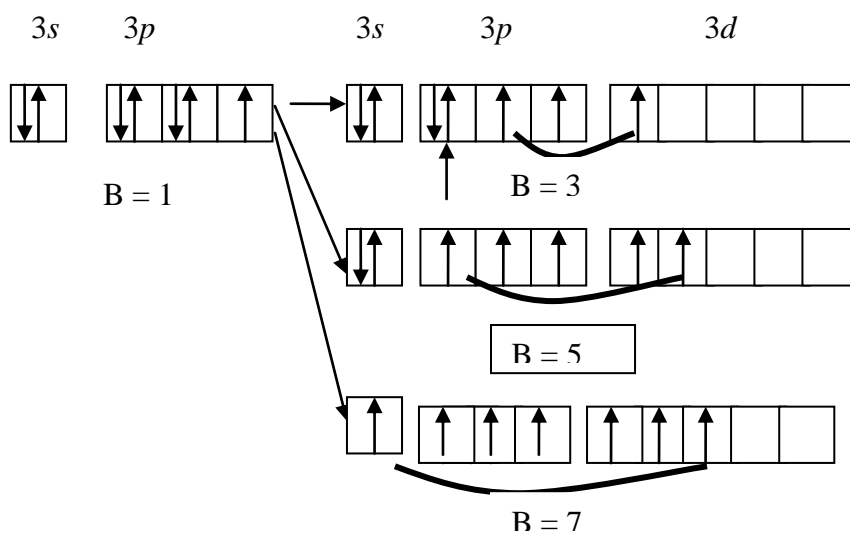
Количественная мера валентности - *число неспаренных электронов* в основном или возбужденном состоянии атома.

Валентность Mg – в основном состоянии равна 0, в возбужденном состоянии = 2



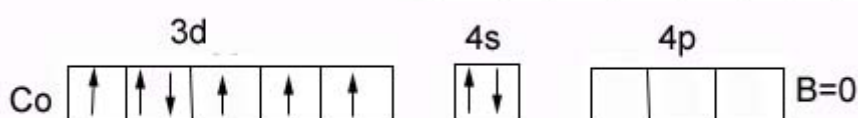
Кислород и фтор – возбужденного состояния не имеют.

Хлор Cl (аналог фтора) – в основном состоянии проявляет валентность 1, в возбужденном – 3, 5, 7.



Наличие свободных d -орбиталей на третьем энергетическом уровне позволяет хлору иметь возбужденное состояние и проявлять валентности 3, 5, 7.

Валентность кобальта Co в основном состоянии:



Валентность Co в возбужденном состоянии:

