

## 1. Строение электронных оболочек атомов элементов первых четырех периодов: s-, p- и d-элементы. Электронная конфигурация атома. Основное и возбужденное состояние атомов

### 1) Число электронов, протонов и нейтронов в атоме.

Число электронов равно порядковому номеру и числу протонов, число нейтронов равно разности между массовым числом и порядковым номером.

### 2) Физический смысл порядкового номера, номера периода и номера группы.

Порядковый номер равен числу протонов и электронов, заряду ядра; номер периода равен числу заполняемых электронных слоёв; номер А - группы равен числу электронов на внешнем слое (валентных электронов).

### 3) Максимальное число электронов на уровнях.

Максимальное число электронов на уровнях определяется по формуле  $N = 2 \cdot n^2$ .

1 уровень – 2e, 2 уровень – 8e, 3 уровень – 18e, 4 уровень – 32e.

### 4) s-, p- и d-элементы.

s-элементы расположены в I и II А-группах; p-элементы в III – VIII А –группах; d-элементы в I- VIII В группах.

### 5) Порядок заполнения электронами E уровней и орбиталей в атомах.

**1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p**

6) «Провал» электрона — переход электрона с внешнего энергетического уровня на более низкий уровень, что объясняется большей энергетической устойчивостью образующихся при этом электронных конфигураций. Подобное явление наблюдается у меди и хрома.

${}_{24}\text{Cr } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{3d^5} 4s^1$                        ${}_{29}\text{Cu } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{3d^{10}} 4s^1$

### 7) Особенности заполнения электронных оболочек у элементов А и В групп.

У элементов А-групп валентные электроны заполняют последний слой, а у элементов В-групп – внешний и частично предвнешний электронный слой.

### 8) Степени окисления элементов в высших оксидах и ЛВС.

Группы	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
С.О. в высшем оксиде = + № гр	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7	+8
Высший оксид	R <sub>2</sub> O	RO	R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	RO <sub>2</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	RO <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	RO <sub>4</sub>
С.О. в ЛВС = № группы - 8	-	-	-	-4	-3	-2	-1	-
ЛВС	-	-	-	H <sub>4</sub> R	H <sub>3</sub> R	H <sub>2</sub> R	HR	-

### 9) Строение электронных оболочек ионов.

У катиона – меньше электронов на величину заряда, у анионов – больше на величину заряда.

Например: Na<sup>0</sup> - 11 электронов, Na<sup>+</sup> - 10 электронов;

P<sup>0</sup> – 15 электронов, P<sup>3-</sup> - 18 электронов.

### 10) Атомный радиус. Сравнение радиуса атомов и ионов.

Атомный радиус — это радиус сферы, внутри которой заключено ядро атома и 95% плотности всего электронного облака, окружающего ядро. Это условное понятие, т.к. электронное облако атома не имеет четкой границы, оно позволяет судить о размерах атома.

Потеря атомов электронов приводит к уменьшению его радиуса, а присоединение избыточных электронов — к увеличению радиуса. Поэтому радиус положительно заряженного иона (катиона) всегда меньше, а радиус отрицательно заряженного иона (аниона) всегда больше радиуса соответствующего электронейтрального атома. Так, радиус атома калия составляет 0,236 нм, а радиус иона  $K^+$  — 0,133 нм; радиусы атома хлора и хлорид-иона  $Cl^-$  соответственно равны 0,099 и 0,181 нм. При этом радиус иона тем сильнее отличается от радиуса атома, чем больше заряд иона. Например, радиусы атома хрома и ионов  $Cr^{2+}$  и  $Cr^{3+}$  составляют соответственно 0,127, 0,083 и 0,064 нм.

В пределах одной подгруппы радиусы ионов одинакового заряда возрастают с увеличением заряда ядра. Такая закономерность объясняется увеличением числа электронных слоев и растущим удалением внешних электронов от ядра.

#### 10) Основное и возбужденное состояние атомов.

Основное состояние – состояние атома, в котором его энергия минимальна.

Возбужденные состояния атомов образуются из основного состояния при переходе одного или нескольких электронов (например, под действием излучения или при нагревании) с занятых орбиталей на свободные (или занятые лишь одним электроном).

Пример: Al - ... $3s^2 3p^1$ , \*Al -  $3s^1 3p^2$ ; P ... $3s^2 3p^3$ , P\* -  $3s^1 3p^3 3d^1$ .

#### 11) Изотопы.

Изотопы - разновидности атомов одного ХЭ, имеющие одинаковое число электронов и протонов, но разную массу атома (разное число нейтронов).

Пример:

Элементарные частицы	Изотопы	
	$^{40}Ca$	$^{42}Ca$
e <sup>-</sup>	20	20
p <sup>+</sup>	20	20
n <sup>0</sup>	20	22