Современные представления о строении атома.

Ядро атома образовано протонами и нейтронами..Электронную оболочку составляют электроны.

Размеры атома имеют порядок 10^{-10}м, а размеры ядра 10^{-15} м.

Название частицы	Обозначе-ние	Заряд частицы		Масса частицы	
		В кулонах	В единицах	В кг	В а.е.м. (1\12 массы атома изотопа углерода-12)
протон	P^{+}	$1,6 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,6 \cdot 10^{-27}$	1
нейтрон	n^{0}	0	0	$1,6 \cdot 10^{-27}$	1
электрон	e^{-}	$1,6 \cdot 10^{-19}$	-1	$9 \cdot 10^{-31}$	0 (0,000549)

Число протонов как и число электронов в атоме определяется порядковым номером элемента в периодической системе химических элементов. Число протонов определяет заряд ядра атома (обозначается Z). Количество нейтронов рассчитывается как разность между массовым числом атома и зарядом ядра (A-Z).

Совокупность атомов с определенным значением заряда ядра Z , массового числа A, называется ***нуклидом***. Например: ^{37}Cl, ^{15}P.

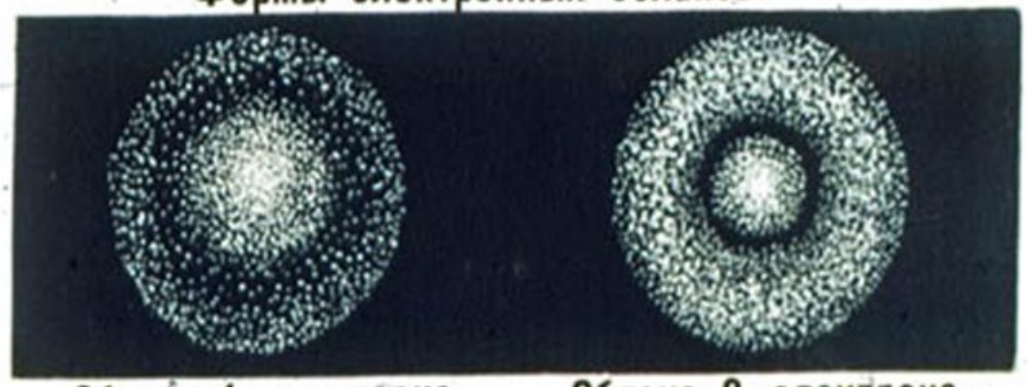
Если атомы одного и того же элемента отличаются по массе, то они являются ***изотопами***.

В атомах изотопов содержится разное количество нейтронов Например: ^{1}H , ^{2}H,^{3}H – водород (H), дейтерий (D) и тритий (T).

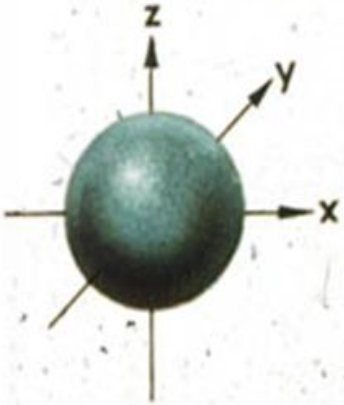
Понятие об электронном облаке и s -,p -, d -, f- электронах

Область пространства вокруг ядра, где наиболее вероятно нахождение электрона, называют атомной орбиталью. Атомные орбитали имеют различные формы, размеры и ориентацию в пространстве.

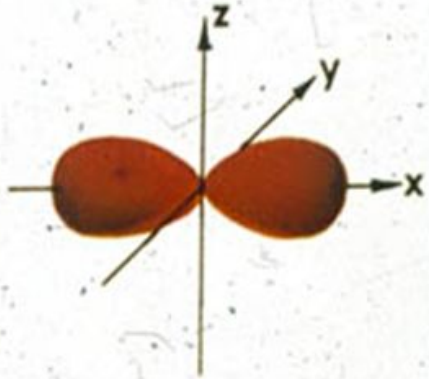
Формы электронных облаков.



Облако 1s-электрона Облако 2s-электрона

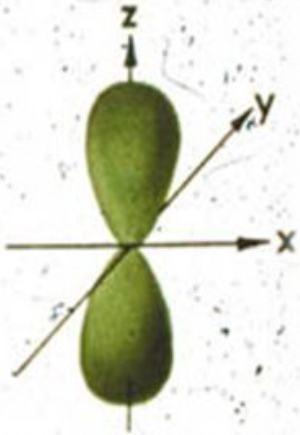


1s-орбиталь



$2p_x$-орбиталь

$2p_y$-орбиталь



$2p_z$-орбиталь

Состояние электронов в пространстве описывают с помощью четырех **квантовых чисел.**

Главное квантовое число n – соответствует номеру энергетического уровня, на котором расположен электрон. (Количество энергетических уровней в атоме соответствует номеру периода, в котором расположен элемент.). Энергетический уровень – это совокупность энергетических состояний электрона в атоме, характеризующихся одним и тем же значением квантового числа n. Максимальное число электронов на каждом энергетическом уровне равно $2n^2$. Главное квантовое число принимает значения из множества натуральных чисел.

Орбитальное квантовое число l – определяет форму атомной орбитали. Принимает значения: для s- орбитали= 0, для p-орбитали=1, для d =2, а для f =3 Орбитальное квантовое число принимает значения (n-l).

Совокупность орбиталей одной формы (с одинаковым значением орбитального квантового числа) на данном энергетическом уровне образует энергетический подуровень.

На основании математических расчетов определили, что электронные облака имеют следующую форму: s – орбиталь - форму сферы, p – орбиталь форму вытянутой восьмерки, формы d - и f - еще более сложные. На каждом энергетическом уровне (кроме первого) содержится несколько разных орбиталей. На первом уровне – одна - s. На втором - две- s и p . На третьем – три s,p,d. На четвертом – четыре s, p, d, f и т.д.

Строение первых четырех энергетических уровней

Если электрон находится на s орбитали, то его называют s-электроном и т.д.

Номер энергетического уровня	Возможные орбитали	Максимальное количество электронов на каждой орбитали **$2п^2$**
1 уровень	s -орбиталь	2 е **2**
2 уровень	s и p орбитали	2е, 6е **8**
3 уровень	s , p, и d орбитали	2е, 6е, 10е **18**
4 уровень	s, p, d, и f орбитали	2е, 6е, 10е, 14е **32**

Магнитное квантовое число m_l – определяет ориентацию атомных орбиталей в пространстве.

Значение меняется от -l до +l. Число значений l определяется по формуле: (2l+1).

Вид электронной орбитали.	Значение орбитального квантового числа (l).	Число значений магнитного квантового числа (2l+1).
s	0	1 (1)
p	1	-1,0,1 (3)
d	2	-2,-1,0,1,2 (5)
f	3	-3,-2,-1,0,1,2,3 (7)

Магнитное спиновое квантово число – m_s - принимает два значения -1\2 и +1\2.

На каждой орбитали могут одновременно находиться не более двух электронов, они будут отличаться друг от друга значением спинового квантового числа.

Принцип заполнения электронами атомных орбиталей подчиняется **запрету Паули:** в атоме не может быть двух электронов с одинаковым значением всех четырех квантовых чисел, т.е. в атоме не может быть электронов, которые находились бы в одинаковом квантовом состоянии.

Правило Хунда: Наиболее устойчивым состоянием является такое, при котором будет максимально возможное число неспаренных электронов на каждом из подуровней.

Строение электронных оболочек описывают с помощью электронных формул, ее также называют **электронной конфигурацией**. Заполнение электронами электронных оболочек подчиняется **правилу Хунда** и **правилу Клечковского**.

В соответствии с правилом Клечковского атомные орбитали заполняются электронами в порядке плавного возрастания суммы (n+l). При одинаковых значениях (n+l) сначала заполняются орбитали с наименьшим значением n.

	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f
n	1	2	2	3	3	3	4	4	4	4	5	5	5	5
l	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3	0	1	2	3
(n+l)	1	2	3	3	4	5	4	5	6	7	5	6	7	8

Таким образом, **электронная конфигурация** будет иметь вид:

1s2s2p3s3p4s3d4p5s4d5p6s4f5d6p7s5f6d и т.д.

Примеры:

S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3\underline{p}^4$ p – элемент (т.к. последней заполняемой орбиталью является p-орбиталь);

Ca $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4\underline{s}^2$ s – элемент;

V $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^4 3\underline{d}^3$ d – элемент;

Pr $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^4 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4\underline{f}^3 5d^0$ f - элемент

Радиус атома.

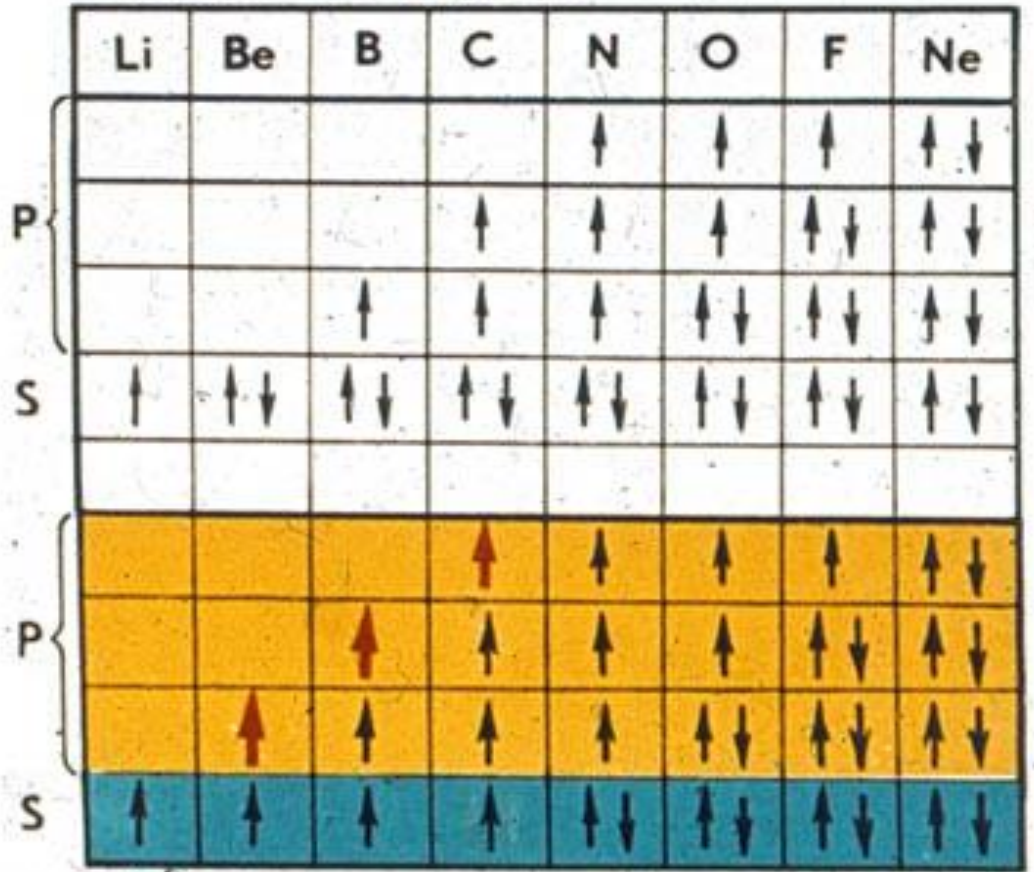
Радиус атома – половина межъядерного расстояния в молекулах простых и сложных веществ в среднем достигают 10^{-10}м.

По периоду радиус атома немонотонно уменьшается. С увеличением заряда ядра атома число энергетических уровней остается постоянным. Т.о. электронная оболочка испытывает более сильное притяжение ядра, которое приводит к сжатию атома, т.е. уменьшению радиуса.

В главных подгруппах радиус атома увеличивается. По мере увеличения номера периода происходит увеличение заполняющихся электронами уровней.

Основное и возбужденное состояние атома. Основное состояние атома – это то состояние, которое следует при составлении электронной конфигурации с учетом принципа **минимума энергии,** когда каждый электрон стремиться занять положение ближайшее к ядру. Для объяснения валентных возможностей атома элемента иногда прибегают к понятию возбужденного состояния атома. При этом происходит распаривание общих электронных пар, расположенных на валентном уровне и перевод электронов на другую валентную орбиталь. Пример обозначения состояния атома: основное, возбужденное, C C^*

Валентность в нормальном и возбуждённом состояниях атомов элементов II периода.



Нормальное состояние — с
стояние с низшей энергие

Возбуждённое состояние

Задания для тренировки

1.**Изобразить электронные конфигурации атомов, указать тип элемента:**

Натрий, сера, фосфор, титан, гелий.

Серебро, селен, марганец, углерод, аргон.

Ванадий, скандий, теллур, цезий, криптон

2.**По электронной конфигурации определите о каком элементе идет речь:**

$1S^2 2S^2 2P^5$;

$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^1$;

$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2\ 3D^{10}\ 4P^5$.

$3s^2 3p^2$

$4s^2 3d^3$

$4f^3 5d^0 6s^2$

$5s^2 4d^2$

3.**Почему в атомах следующих элементов происходит «проскок» электрона? Напишите электронные конфигурации атомов следующих элементов и объясните этот эффект:**

Cr, Ag, Mo, Pd

4.Почему в атомах следующих элементов вопреки ожиданию не происходит «проскока» электрона?

W, Pt

5.Могут ли атомы в основном (не в возбужденном) состоянии иметь следующие конфигурации:

- $2s^2 2p^3$
- $3s^2 3p^5 3d^1$
- $3s^2 3p^3 3d^1$
- $4s^1 4p^3 3d^2$

6.Какие частицы могут иметь следующие конфигурации:

- $3s^2 3p^6$
- $4s^2$
- $3s^2$
- $2s^2 2p^2$

7.Какие, из приведенных ниже частиц, могут иметь одинаковые конфигурации: P^{5+}; F^{-}; S^{2-}; Al^{0}; K^{+}; Ti^{4+}; C^{4+}; Na^{+}; Si^{4+}; N^{3-}; Cu^{2+}?

8.Можно ли считать, что S^{0} и S^{2-} одна и та же частица? Объясните свою точку зрения, составив электронные конфигурации.

9.Можно ли считать, что Cl^{-} и Ar^{0} абсолютно одинаковые частицы? Объясните свою точку зрения, приведя необходимые расчеты.

10.Числа 35 и 17 в обозначении атома $^{35}_{17}Cl$ показывают…

- число протонов и число нейтронов
- массовое число и заряд ядра
- атомную массу и порядковый номер хлора
- общее число электронов и число валентных электронов в атоме

11.Главное квантовое число характеризует…

- молекулярную орбиталь
- ориентацию орбитали в пространстве
- число электронов в атоме
- общую энергию электрона

12.Распределение электронов по орбиталям в основном состоянии атома определяется…

- принципом запрета Паули
- правилом Хунда
- принципом наименьшей энергии
- всеми перечисленными выше принципами

13.Укажите, в каком из случаев орбитали перечислены в порядке увеличения их энергии:

- 2s,2p,2d
- 3s,3p,3d
- 4f,5s,6d
- 3p,3d,3f

14. Сколько электронов находится на 2p -подуровне в основном состоянии атома азота?

- 7
- 5
- 3
- 1

15. Какую из перечисленных электронных конфигураций может иметь атом хлора?

- $1s^2 2s^2 2p^5$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4p^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 4s^1$

Тестовые задания

1. Число протонов, нейтронов и электронов в атоме изотопа ^{90}Sr соответственно равно

1. 38, 90, 38
2. 38, 52, 38
3. 90, 52, 38
4. 38, 52, 90

2. **Инертный газ, имеющий такую же электронную конфигурацию, что и ион K^+**

1. Ne
2. Ar
3. Cl
4. Kr

3. Частица, имеющая такую же электронную конфигурацию, что и атом Kr, это

1. Se^{2-}
2. Br^{+5}
3. S^{2-}
4. Ar^0

4. Ионы, имеющие такую же электронную конфигурацию, что и атом аргона, это

1. K^+ и S^{2-}
2. K^+ и Na^+
3. Al^{3+} и S^{2-}
4. Na^+ и Al^{3+}

5. Электронная формула меди

1. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^9 4s^2$
2. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
3. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2 4p^6$
4. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$

6. Какой ряд не содержит d-элементов

1. Марганец, тантал, сера, углерод
2. Азот, натрий, аргон, йод
3. Вольфрам, железо, цинк, лантан
4. Хром, цезий, франций, бром

7. Заряд иона, образующегося в результате удаления всех валентных электронов атома с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$, равен

1. +14
2. +1
3. +5
4. +6

8. Суммарное число электронов в частице NO_2^- равно

1. 22
2. 23
3. 24
4. 25

9. 16 электронов содержит частица

1. Cl^-
2. S^{2-}
3. O^0
4. S^0

10. Число нейтронов в атоме ^{39}K равно числу нейтронов в атоме

1. ^{39}Ar
2. ^{40}Ca
3. ^{35}Cl
4. ^{40}Ar

11. Число протонов в атоме ^{39}K равно

1. 39
2. 20
3. 19
4. 4

12. Число электронов внешнего электронного слоя для атома кислорода равно

1. 2
2. 4
3. 6
4. 8

13. Не отвечает формуле $2s^2 2p^6$ строение внешнего электронного слоя частицы

1. F^-
2. Mg^{2+}
3. Na^+
4. O^0

14. Число неспаренных электронов атома углерода в возбужденном состоянии равно

1. 1
2. 2
3. 3
4. 4

15. Число нейтронов в ядре атома ^{31}P равно

1. 5
2. 15
3. 16
4. 31

16. 20 нейтронов содержит атом

1. ^{39}K
2. ^{42}Ca
3. ^{20}Ne
4. ^{10}B

17. В четвертом электронном слое содержит 5 электронов атом

1. V
2. As
3. Sn
4. Zr

18. Электронную конфигурацию внешнего электронного слоя $4s^2 4p^3$ имеет атом

1. As
2. Ga
3. Sc
4. V

19. Заряд любого атома равен..

1. нулю
2. порядковому номеру элемента
3. числу электронов
4. заряду ядра

20. Массовое число атома показывает..

1. относительную атомную массу
2. массу атома в атомных единицах
3. заряд ядра
4. общее число протонов и нейтронов