

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.

Названи е частицы	Обознач е-ние	Заряд частицы		Масса частицы	
		В кулонах	В единица х	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
электро н	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 .

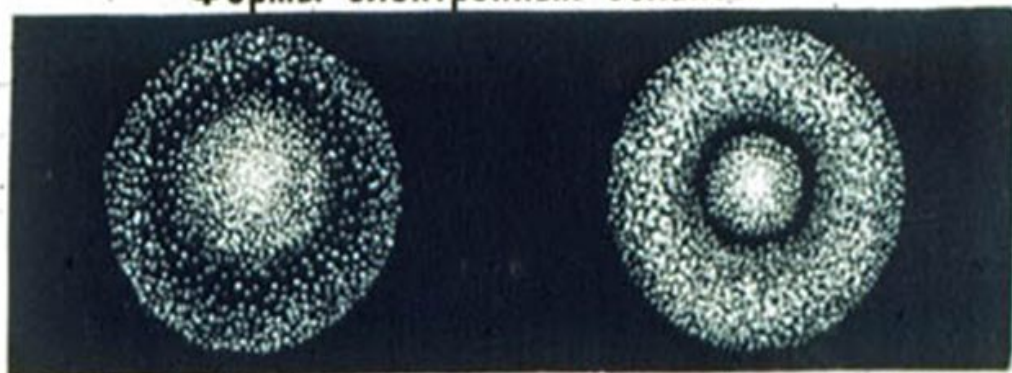
Если атомы одного и того же элемента отличаются по массе, то они являются **изотопами**.

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

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

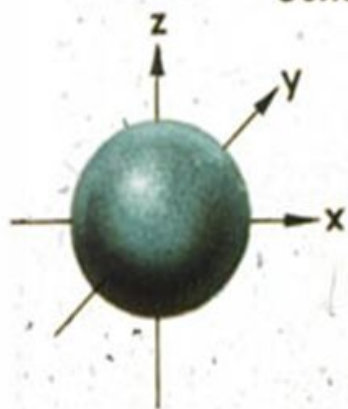
Область пространства вокруг ядра, где наиболее вероятно нахождение электрона, называют атомной орбиталью. Атомные орбитали имеют различные формы, размеры и ориентацию в пространстве.

Формы электронных облаков.

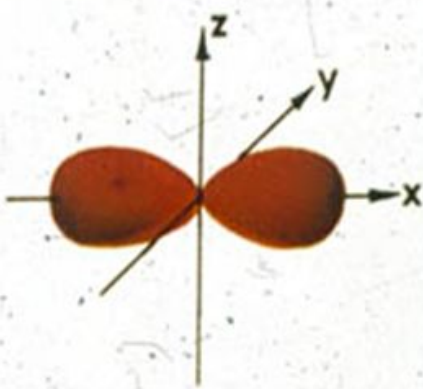


Облако 1s-электрона

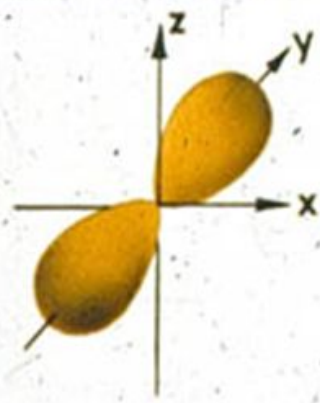
Облако 2s-электрона



1s-орбиталь



2px-орбиталь



2py-орбиталь



2pz-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 $2n^2$
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 квантовое 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 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ p – элемент (т.к. последней заполняемой орбиталью является p-орбиталь);

Ca $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ s – элемент;

V $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^4 3d^3$ d – элемент;

Pr $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^4 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^3 5d^0$ 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 стремится 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 \rightarrow возбужденное, C \rightarrow C*

Валентность в нормальном и возбужденном состояниях атомов элементов II периода.

	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
P					↑	↑	↑	↑ ↓
				↑	↑	↑	↑ ↓	↑ ↓
			↑	↑	↑	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓
S	↑	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓
P				↑	↑	↑	↑	↑ ↓
			↑	↑	↑	↑	↑ ↓	↑ ↓
		↑	↑	↑	↑	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓
S	↑	↑	↑	↑	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓	↑ ↓

Нормальное состояние — состояние с низшей энергией

Возбужденное состояние

Задания для тренировки

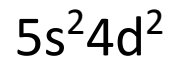
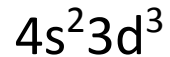
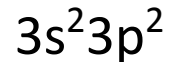
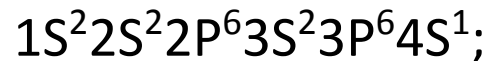
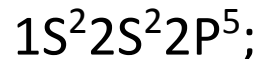
1. Изобразить электронные конфигурации атомов,
указать тип элемента:

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:



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 ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ 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 $2s^22p^6$ 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 $4s^24p^3$ 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