


Строение атома:

1. СВЯЗЬ ОСНОВНЫХ ХАРАКТЕРИСТИК АТОМА С ЕГО ПОЛОЖЕНИЕМ В ПСХЭ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

2. СПОСОБЫ ИЗОБРАЖЕНИЯ СТРОЕНИЯ

Блиц опрос по теме «Современные представления о строении атома»

- ▶ Заряд атома равен ...
- ▶ Атом состоит из ... и ...
- ▶ Протон - ... заряженная частица в составе, обозначается ...
- ▶ Нейтрон - в, обозначается ...
- ▶ Электрон входит в состав атома, его заряд равен, но имеет

- 
- ▶ Число протонов в -
 - ▶ Число нейтронов в -
 - ▶ A -, $A = \dots + \dots$
 - ▶ Одинаковую массу имеют частицы ... и ...
 - ▶ Масса ... составляет $1/2000$ массы ...
 - ▶ Масса атома приблизительно равна массе ...
 - ▶ Суммарный заряд ... оболочки атома по модулю равен
... ..

- ▶ Основной характеристикой атома является
- ▶ Химический элемент - это вид ... с одинаковым
- ▶ №ХЭ = заряд ... = число ... = число ...

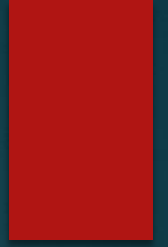
Порядковый
номер элемента
в ПСХЭ

Заряд
ядра
атома
(+Z)

Число
протонов в
ядре атома
(Z)

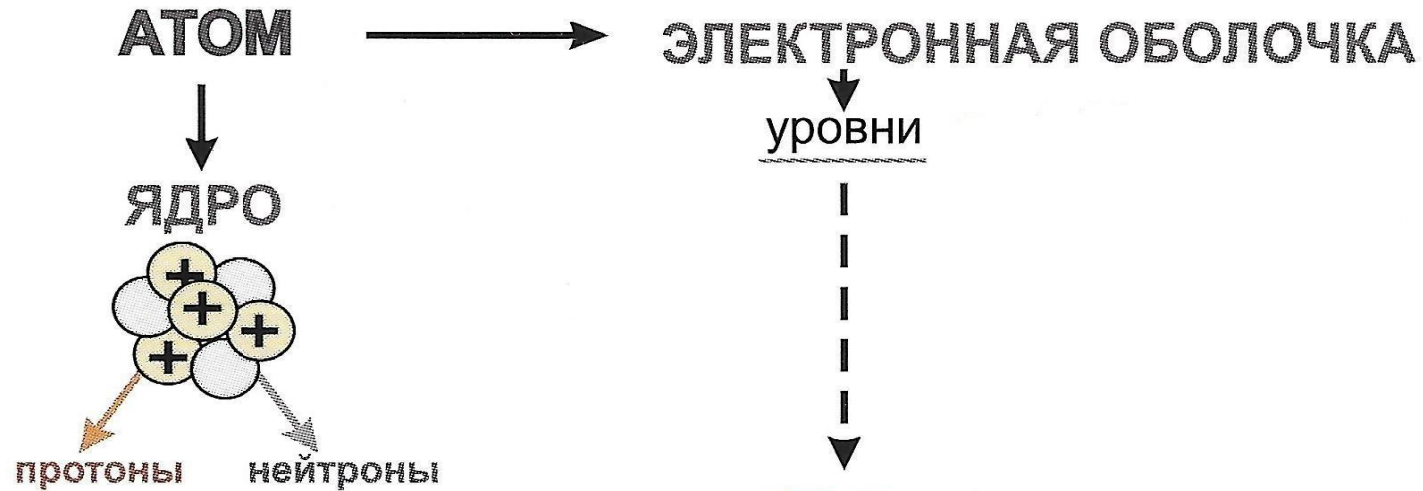
Число электронов в
электронной оболочке
нейтрального атома

ИЗОТОПЫ



- ▶ разновидности атомов одного ХЭ, отличающиеся друг от друга числом нейтронов в ядре, а следовательно, массовым числом A

СТРОЕНИЕ АТОМА

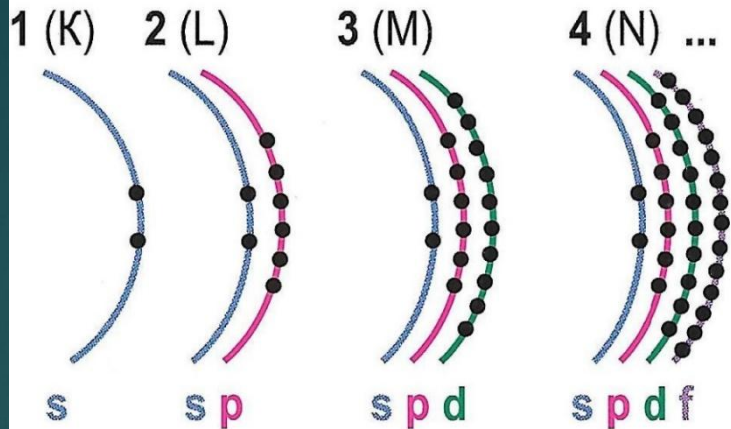


Заряд ядра атома (+Z) =
= порядковый № элемента (Z)

Частица	протон p	нейтрон n	электрон e или
Число частиц в атоме	Z	N	= Z
Заряд, а.е.з.	+1	0	-1
Масса, а.е.м.	1, 0073	1,0087	0,0005

Массовое
число атома
 $A = Z + N$

Атомы, у которых число протонов Z одинаково,
число нейтронов N различно - **ИЗОТОПЫ**



число уровней в электронной оболочке = № периода

максимальное число электронов:
 - на уровне $= 2n^2$ (n = номер уровня);
 - на подуровне $s-2\bar{e}$, $p-6\bar{e}$, $d-10\bar{e}$, $f-14\bar{e}$;
 - на орбиталях - $2\bar{e}$.

число подуровней = номеру уровня



Число <u>электронов</u> на внешнем <u>уровне</u> элементов	
А-групп	В-групп
равно номеру группы	Pd - 0; Cr, Cu, Nb, Mo, Ru, Rh, Ag, Pt, Au - 1; остальных - 2.

Валентные <u>электроны</u> (\bar{e}) элементов	
s и p	d
\bar{e} внешнего <u>уровня</u>	\bar{e} внешнего + $d-\bar{e}$ предвнешнего <u>уровня</u>

АТОМНОЕ ЯДРО

(Протонно-нейтронная теория
Д.Иваненко, Е.Гапон 1932г.)

Ядро атомов имеет сложное строение.
Ядро состоит из протонов и нейтронов.
Оно заряжено положительно.

Протон

Нейтрон

Элементарная частица, имеющая
массу приблизительно 1 а.е.м.

$$1,673 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

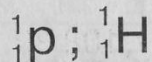
$$1,675 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

Заряд

+1

0

Обозначается



Число протонов в ядре атома элемента строго определено (равно порядковому номеру элемента в периодической системе Z) Число нейтронов в ядре атома одного и того же элемента может быть различным (равно $A - Z$, где A - относительная атомная масса элемента, Z - порядковый номер)

Заряд ядра атома определяется зарядом протонов.

Масса ядра атома определяется суммой масс протонов и нейтронов.

ИЗОТОПЫ

Изотопы - это разновидности атомов одного элемента, имеющие одинаковое число протонов и различное число нейтронов (различную массу ядра атома).

"изос" (греч.) - один, "топос" (греч.) - место

Занимающий одно место (клетку) в периодической таблице элементов Д.И.Менделеева.

Обозначение изотопов в природной смеси

углерод - 12 ${}^{12}_6\text{C}$ (6^1_1p 6^1_0n) 98,892 %

углерод - 13 ${}^{13}_6\text{C}$ (6^1_1p 7^1_0n) 1,108 %

$$Ar(\text{C}) = 12 \cdot 0,98892 + 13 \cdot 0,01108 = 12,011$$

(совпадает с $Ar(\text{C})$ в периодической таблице Д.И.Менделеева.)

Химические свойства изотопов практически одинаковы.

ЭЛЕКТРОН

Стони 1891г. Электричество переносится мельчайшими частицами, существующими в атомах всех химических элементов. Он назвал эту частицу "электрон" ("электрон" (греч.) - "янтарь")

Через несколько лет Д.Томсон и Ж.Перрен определили, что электроны несут отрицательный заряд.

Д.Томсон определил скорость и массу электрона.

Электрон - отрицательно заряженная частица.

Его заряд численно равен, но противоположен по знаку, заряду протона (-1)

Масса очень мала, приблизительно равна $1/1840$ а.е.м. ($9,109 \cdot 10^{-28}$ г)

обозначается \bar{e}, e

Число электронов в атоме равно числу протонов. (Определяется по порядковому номеру элемента в периодической системе элементов - Z).

В 1924г. Луи де Бройль установил двойственную природу электрона - волна и частица.

ДВИЖЕНИЕ ЭЛЕКТРОНА В АТОМЕ

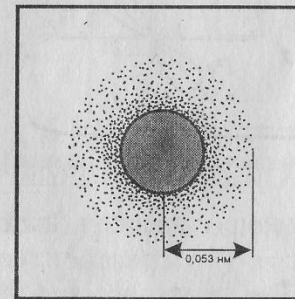
*"Быть может, эти электроны
Миры, где пять материков,
Искусства, знания, войны, троны
И память сорока веков.
Еще, быть может, каждый атом -
Вселенная, где сто планет;
Там все, что здесь, в объеме сжатом,
Но так же то, чего здесь нет."*

(В.Брюсов, 1922г.)

Движение электронов в атоме подчиняется законам квантовой механики. Они не допускают наглядной интерпретации.

С помощью приборов мы можем наблюдать не сам электрон, а результат его взаимодействия с веществом.

Особенности движения электронов в атоме позволяют рассматривать каждый электрон как микрооблако, не имеющее четких внешних границ.



Форма электронного облака в атоме водорода ($0,053$ нм = $5,3 \cdot 10^{-11}$ м)

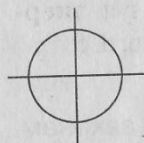
Пространство, в котором движется электрон, называют **орбиталью**.

Вероятность нахождения электрона в орбитали характеризует электронная **плотность**.

ФОРМЫ ЭЛЕКТРОННЫХ ОРБИТАЛЕЙ

В зависимости от энергии электронные облака отличаются размерами и формой.

Сферическая s-орбиталь симметрична относительно ядра и не имеет выделенного направления.



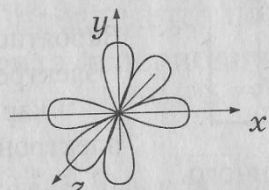
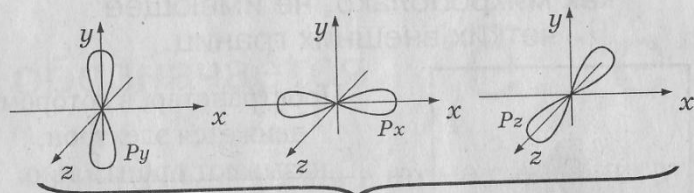
S - орбиталь

Гантелеобразные p-орбитали расположены под прямым углом друг к другу вдоль 3-х осей координат (x, y, z) - p_x, p_y, p_z .



P - орбиталь

Электроны, которые находятся на s-орбиталях, называют s-электронами, на p-орбиталях - p-электронами.



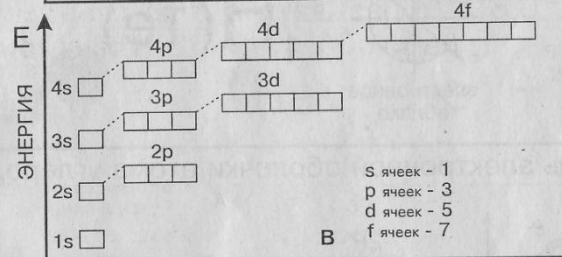
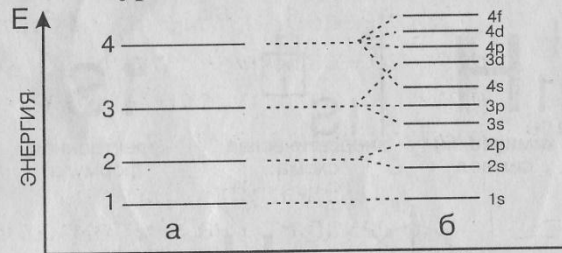
Орбитали более сложных форм обозначаются буквами d, f.

ЭЛЕКТРОННАЯ ОБОЛОЧКА АТОМА

Электронные облака с близкой энергией составляют в атоме электронный слой (энергетический уровень).

Энергетический уровень характеризует энергию связи электрона с ядром. Обозначается арабскими цифрами (1, 2, 3, 4...)

Электроны одного и того же энергетического уровня могут различаться значениями энергии, образуя энергетические подуровни. Обозначается буквами s, p, d, f.



Схема, иллюстрирующая энергетические уровни (а), подуровни (б), орбитали (в).

Каждый уровень (кроме s) содержит несколько по-разному ориентированных в пространстве орбиталей. На схеме обозначаются в виде квантовых ячеек.



Общее число орбиталей равно n^2
 Общее число электронов слоя $2n^2$
 (n - номер слоя)

ЭЛЕКТРОННАЯ ФОРМУЛА

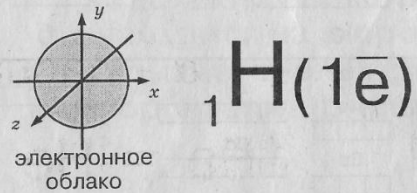
Электронная формула определяет распределение электронов на орбиталях в атоме.

Правило составления:

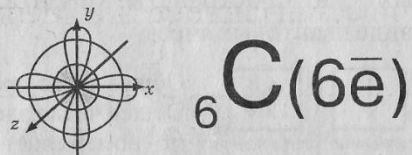
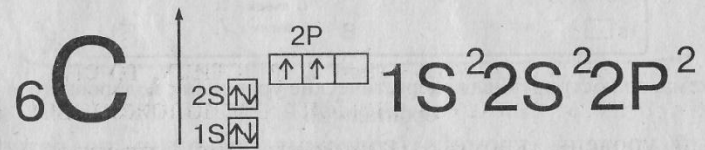
Сначала записывают цифру, соответствующую номеру уровня, затем букву, обозначающую подуровень.

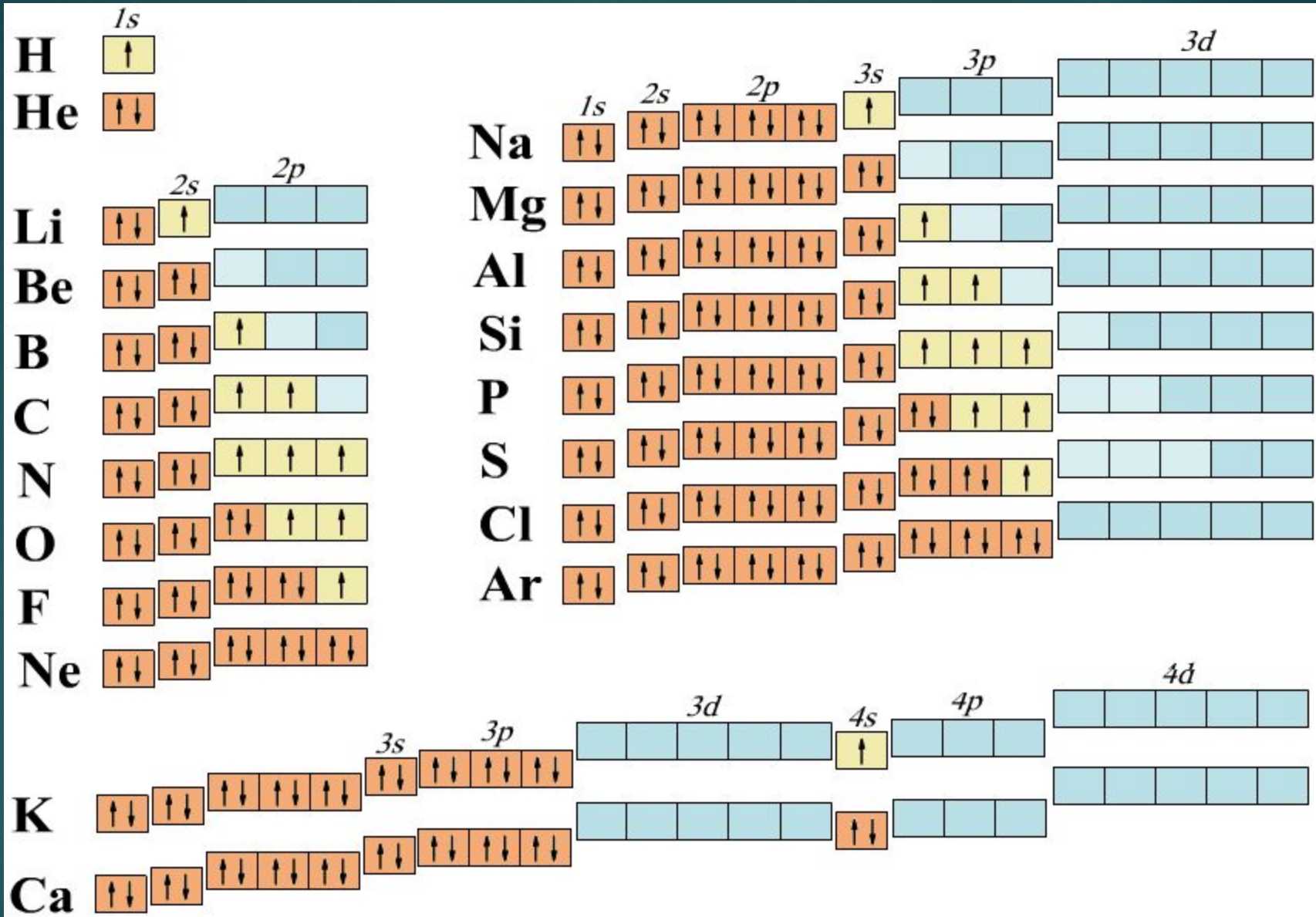
У каждой буквы справа вверху записывают цифру, соответствующую числу электронов на данном подуровне.


Модель электронной оболочки атома водорода.



Модель электронной оболочки атома углерода.







Характеристика ХЭ по положению в
периодической системе химических
элементов
Д.И.Менделеева

План характеристики химического элемента по положению в ПСХЭ Д. И.

I. Положение элемента в периодической системе:

- 1) порядковый номер
- 2) период, ряд
- 3) группа, подгруппа
- 4) относительная атомная масса

II. Строение атома элемента:

- 1) заряд ядра атома
- 2) формула состава атома (количество 1_1p ; 1_0n ; \bar{e})
- 3) количество энергетических уровней и размещение на них электронов (\bar{e})
- 4) формула электронной конфигурации ($1S^2 2S...$)
- 5) квантовые ячейки
- 6) число \bar{e} на последнем слое => металл или неметалл

План характеристики химического элемента по положению в ПСХЭ Д. И. Менделеева

III. Формулы соединений:

- 1) оксида
- 2) гидроксида (кислоты или основания)
- 3) летучего водородного соединения (для неметаллов)

IV. Химический характер, его доказательство:

- а) кислотный: кислотный оксид + щелочь = соль + вода
кислота + основание = соль + вода
- б) основной: основной оксид + кислота = соль + вода
основание + кислота = соль + вода
- в) амфотерный (а + б)

V. Сравнение с соседями:

- а) по периоду б) по группе
(металл с неметаллами сравнивать нельзя)