

СТРОЕНИЕ АТОМА

Атом - наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства

Молекула - наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.

Первые представления о том, что вещество состоит из отдельных неделимых частиц, появились в глубокой древности.

Атомизм - теория, согласно которой чувственно воспринимаемые (материальные) вещи состоят из химически неделимых частиц - *атомов*. Возникла в древнегреческой философии

Считается, что идею выдвинул древнегреческий философ Демокрит, а развивал Эпикур
«Атом» – греч. «неделимый»



- «неделимый»
 - «неизменный»
 - «вечный»
 - «отличаются по форме и размерам»
 - «различные тела состоят из различных атомов»
- «атом»

Атомно – молекулярное учение



**Михаил Васильевич
Ломоносов
(1711 – 1765)**

Учение создали
русский ученый
М.В. Ломоносов и
английский ученый
Дж. Дальтон в 1741
году

Официально
утверждено в
1860 году на
международном
съезде химиков



**Джон Дальтон
(1766 – 1844)**

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ

- 1. Все вещества состоят из молекул.**
- 2. Вещество делимо не до бесконечности, а лишь до его молекул.**
- 3. Молекулы состоят из атомов.**
- 4. Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении.**
- 5. Атомы одного химического элемента одинаковы, но отличаются от атомов любого другого химического элемента.**
- 6. При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических – разрушаются.**
- 7. Атомы при химических реакциях, в отличие от молекул, сохраняются.**
- 8. При химических реакциях новые вещества образуются из тех же самых атомов, из которых состояли исходные вещества.**

Долгое время господствовало мнение, что атомы неделимы. Однако в конце 19 века был установлен ряд факторов, свидетельствующих о сложном составе атомов. Например, английский физик Джон Томсон в 1897 году открыл **электрон**, установил, что электроны содержатся во всех атомах, имеют отрицательный заряд, но в целом атом электронейтрален. Значит, в атоме должны содержаться ещё и положительные частицы. В подтверждение этому в 1919 году британским физиком Эрнестом Резерфордом был открыт **протон**. Также в 1932 году английским физиком Джеймсом Чедвиком был открыт **нейтрон**. Все эти частицы называли **элементарными**

МОДЕЛИ СТРОЕНИЯ АТОМА

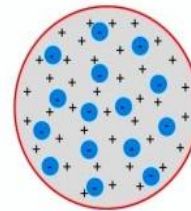
Демокрит



Кусочки материи

1903г.

Томсон



"Пудинг с изюмом"

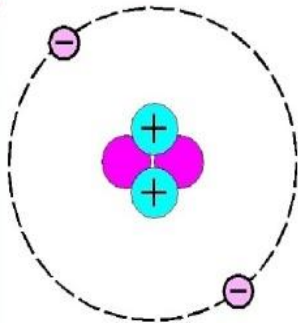
1904г.

Нагаока



Ранняя планетарная модель (Сатурн)

с 1932г.



Современная модель

1913г.

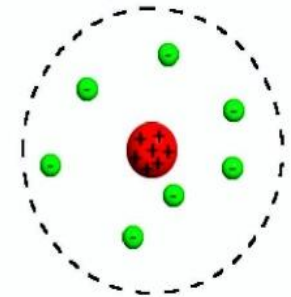
Бор



Модель Бора

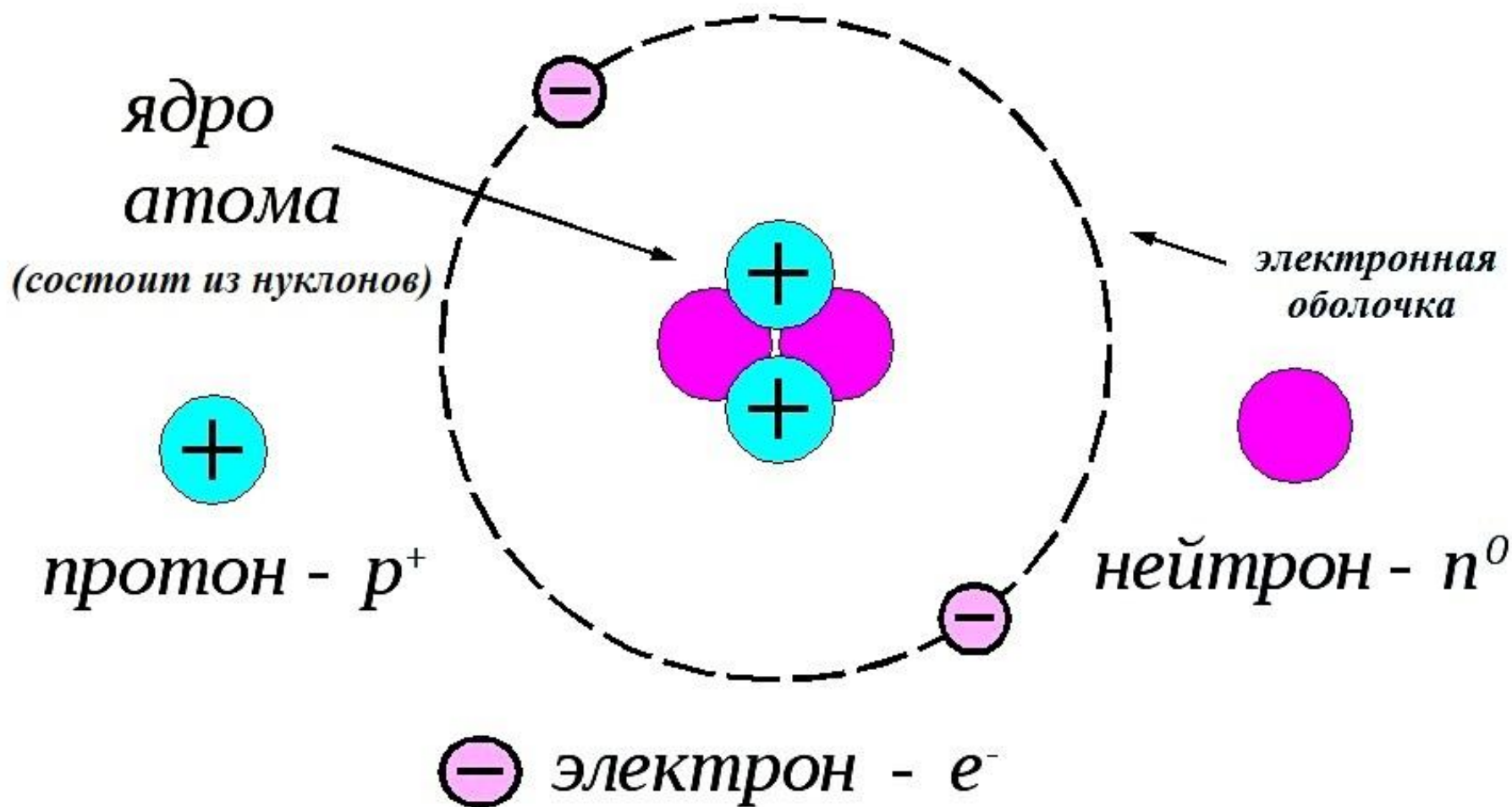
1911г.

Резерфорд



Планетарная модель

Строение атома



Сумма масс протонов и нейтронов называется **массовым числом атома** (ядра) и выражает его атомную массу:

$$p^+ + n^0 = A$$



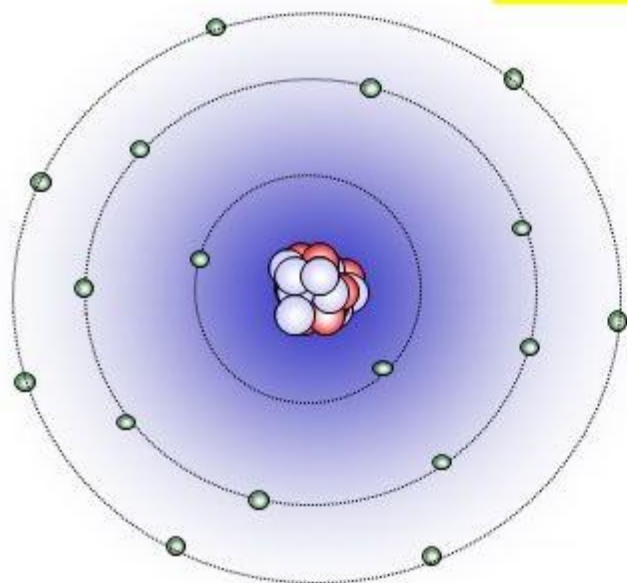
$$n^0 = A - p^+$$

Изотопы - атомы одного и того же элемента с разной массой. Ядра этих атомов содержат одинаковое число протонов, но разное число нейтронов. Поэтому в Периодической системе Д.И. Менделеева дана средняя арифметическая масса всех природных изотопов с учётом их распространения в природе (дробное число в Периодической системе). Например, встречаются атомы хлора с массой 35 и 37. У водорода изотопы носят индивидуальные названия: ^1H - легкий водород, ^2H - дейтерий (D), ^3H - тритий (T)

ИЗОТОПЫ ХЛОРА

$^{35}_{17}\text{Cl}$

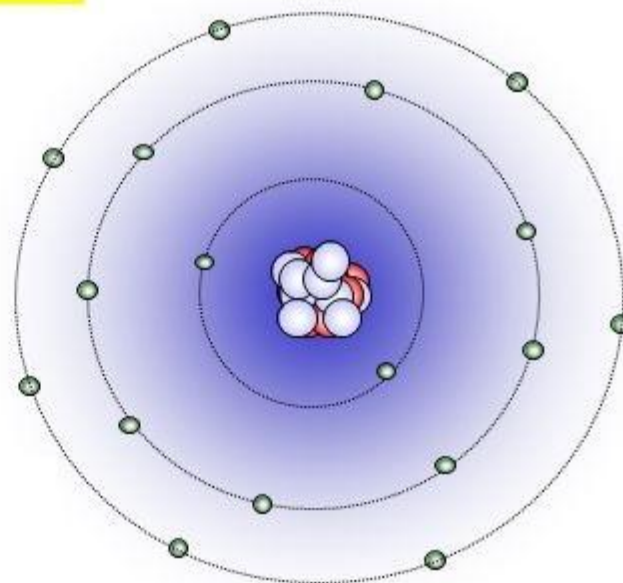
75%



протоны ● 17
электроны ● 17
нейтроны ● 18

$^{37}_{17}\text{Cl}$

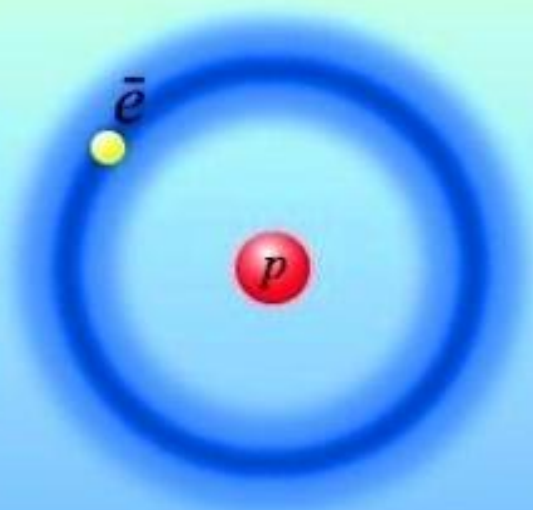
25%



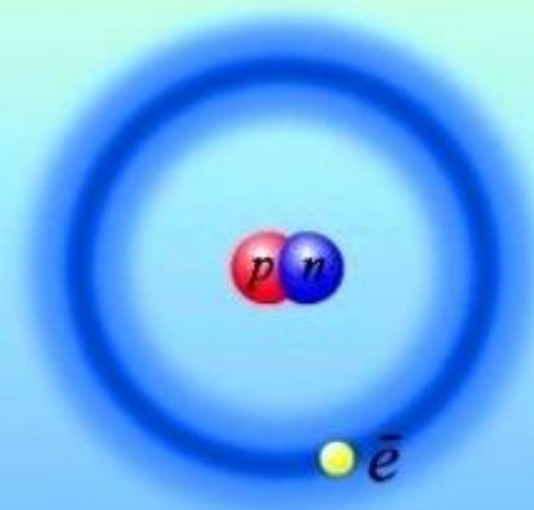
протоны ● 17
электроны ● 17
нейтроны ● 20

Изотопы водорода

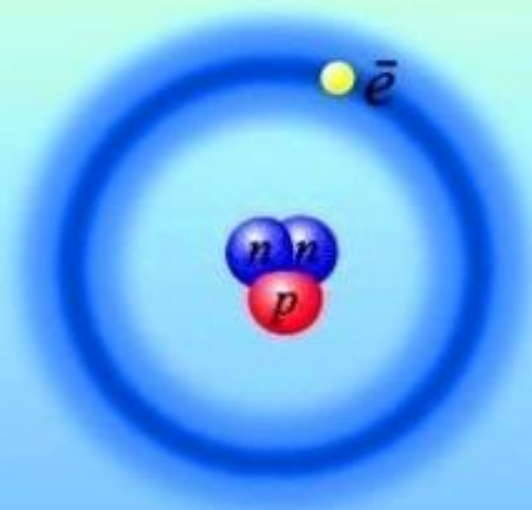
протий



дейтерий



тритий

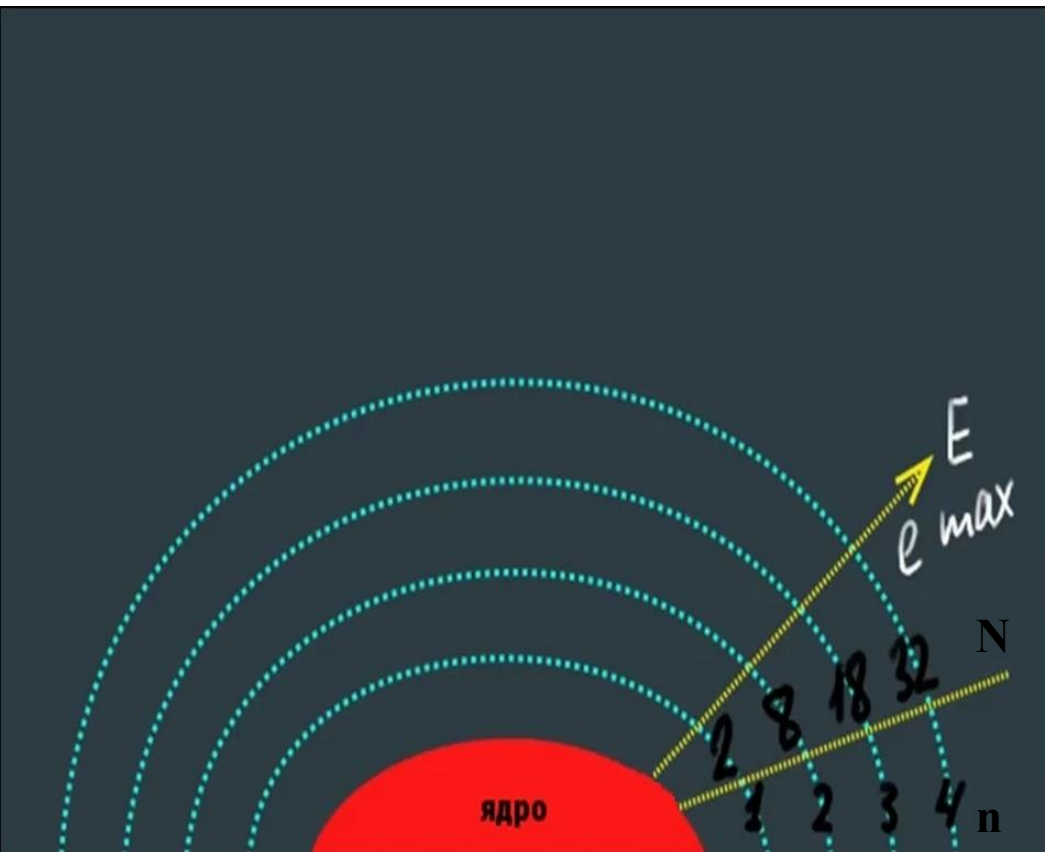


Электронная оболочка атома распадается на несколько **энергетических уровней (слоёв)**. Электроны каждого следующего слоя находятся на более высоком энергетическом уровне, чем электроны предыдущего слоя. Наибольшее число электронов N , имеющих возможность находиться на данном энергетическом уровне, равно удвоенному квадрату номера уровня:

$$N = 2n^2, \text{ где } n - \text{ номер уровня (слоя).}$$

Число электронов в наружном слое для всех элементов, кроме палладия, не превышает восьми, а в предпоследнем - восемнадцати.

Электронные уровни, в свою очередь, распадаются на **электронные орбитали** - область наиболее вероятного местонахождения электрона в пространстве



Электронная оболочка



Электронные (энергетические) уровни (слои)

$$N = 2n^2$$

n - номер уровня (слоя)

N - наибольшее число электронов, имеющих возможность находиться на данном уровне



Электронные орбитали

Для характеристики атомных орбиталей используют **квантовые числа**, которые полностью описывают состояние электронов в атоме.

Главное квантовое число (n). Определяет энергетический уровень электрона, его удалённость от ядра, размер электронного облака. Принимает целые значения ($n = 1, 2, 3 \dots$) и соответствует номеру периода. Из Периодической системы для любого элемента по номеру периода можно определить число энергетических уровней атома, и какой энергетический уровень является внешним.

Орбитальное (побочное) квантовое число (l) характеризует геометрическую форму орбитали. Принимает значение целых чисел от 0 до $(n - 1)$. Независимо от номера энергетического уровня каждому значению орбитального квантового числа соответствует орбиталь особой формы. Набор орбиталей с одинаковыми значениями n называется **энергетическим уровнем**, с одинаковыми n и l - **энергетическим подуровнем**

Электронные орбитали в основном состоянии бывают четырёх типов: s, p, d и f



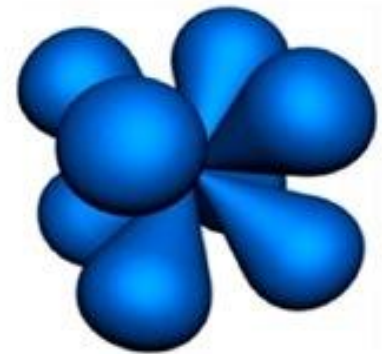
S - орбиталь



P - орбиталь



D - орбиталь



F - орбиталь

На первом энергетическом уровне ($n = 1$) орбитальное квантовое число l принимает единственное значение $l = (n - 1) = 0$. Форма орбитали - сферическая; на первом энергетическом только один подуровень - $1s$. Для второго энергетического уровня ($n = 2$) орбитальное квантовое число может принимать два значения: $l = 0$, s -орбиталь - сфера большего размера, чем на первом энергетическом уровне; $l = 1$, p -орбиталь - гантель. Таким образом, на втором энергетическом уровне имеются два подуровня - $2s$ и $2p$. Для третьего энергетического уровня ($n = 3$) орбитальное квантовое число l принимает три значения: $l = 0$, s -орбиталь - сфера большего размера, чем на втором энергетическом уровне; $l = 1$, p -орбиталь - гантель большего размера, чем на втором энергетическом уровне; $l = 2$, d -орбиталь сложной формы. Таким образом, на третьем энергетическом уровне могут быть три энергетических подуровня - $3s$, $3p$ и $3d$. На четвёртом энергетическом уровне могут быть четыре энергетических подуровня - $4s$, $4p$, $4d$ и $4f$.

Магнитное квантовое число (m_l) характеризует положение электронной орбитали в пространстве и принимает целочисленные значения от $-l$ до $+l$, включая 0 . Это означает, что для каждой формы орбитали существует $(2l + 1)$ энергетически равноценных ориентации в пространстве.

Для s -орбитали ($l = 0$) такое положение одно и соответствует $m = 0$. Сфера не может иметь разные ориентации в пространстве.

Для p -орбитали ($l = 1$) - три равноценные ориентации в пространстве

$$(2l + 1 = 3): m = -1, 0, +1.$$

Для d -орбитали ($l = 2$) - пять равноценных ориентаций в пространстве

$$(2l + 1 = 5): m = -2, -1, 0, +1, +2.$$

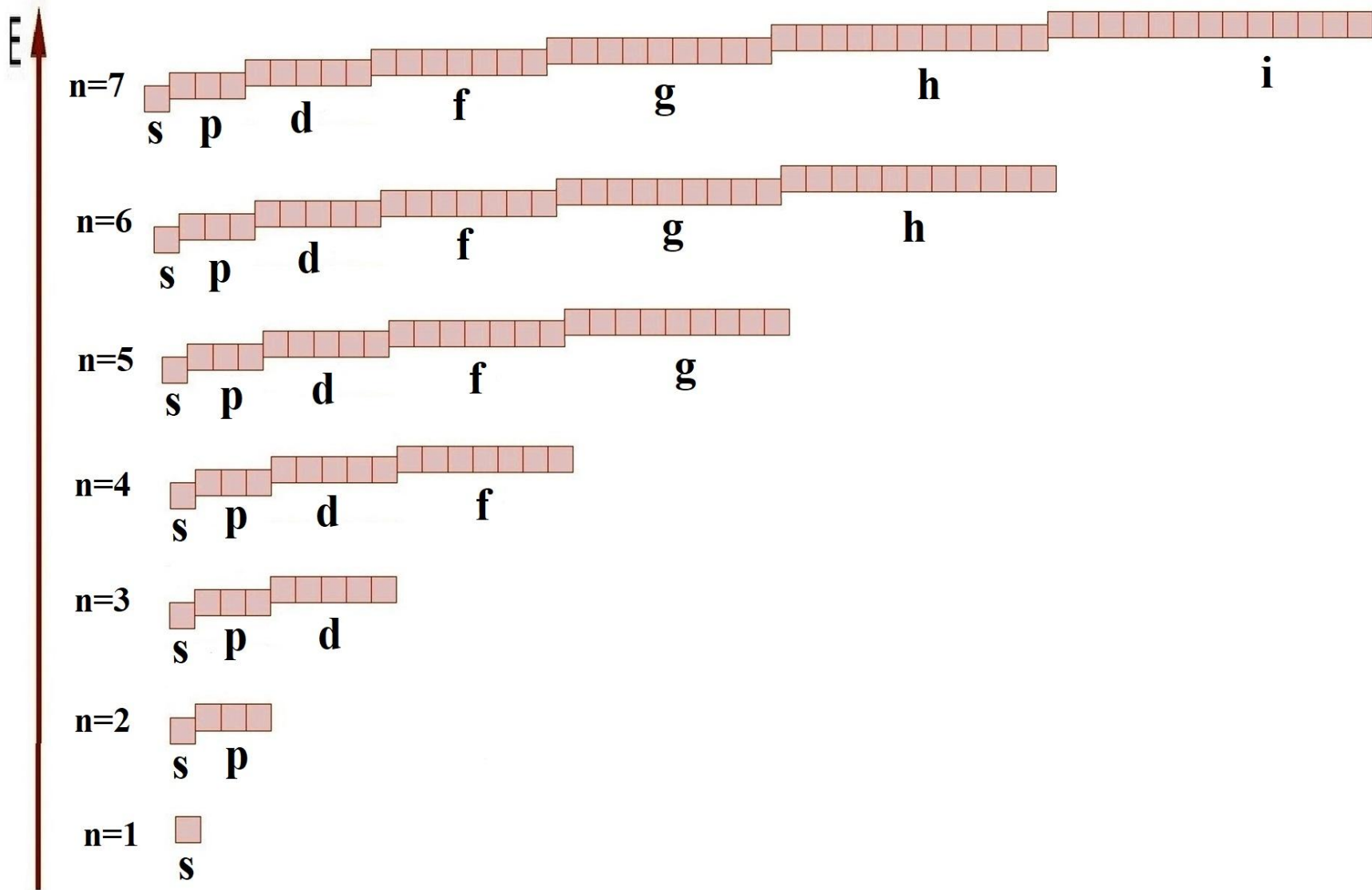
Для f -орбитали ($l = 3$) - семь равноценных ориентаций в пространстве

$$(2l + 1 = 7): m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3.$$

Таким образом, на s -подуровне - одна орбиталь, на p -подуровне - три орбитали, на d -подуровне - пять орбиталей, на f -подуровне - семь орбиталей

Спиновое квантовое число (m_s) характеризует магнитный момент, возникающий при вращении электрона вокруг своей оси. Принимает только два значения $+1/2$ и $-1/2$, соответствующие противоположным направлениям вращения. На одной орбитали располагаются два электрона с противоположным спином. Электроны с разными значениями спинового квантового числа обозначаются стрелочками: \uparrow и \downarrow . Таким образом, суммарный спин заполненной орбитали равен нулю. Например, р-подуровень имеет три орбитали, которые заполняются последовательно каждая одним электроном и только четвёртый электрон заполняет первую орбиталь с уже имеющимся электроном

Строение энергетических уровней



Правила заполнения электронных орбиталей:

1. Сначала заполняются орбитали с наименьшей энергией, и только после этого переходят к заполнению энергетически более высоких - **принцип наименьшей энергии или правило Клечковского.**
2. На орбитали (в одной ячейке) не может располагаться более двух электронов - **принцип Паули.**
3. Сначала в каждую ячейку помещают по одному электрону, после чего орбитали дополняются ещё одним электроном с противоположным направлением - **правило Хунда.**
4. Порядок заполнения электронами орбиталей согласно принципу наименьшей энергии:
1s-2s-2p-3s-3p-4s-3d-4p-5s-4d-5p-6s-4f-5d-6p-7s-5f-6d-7p

Порядковый номер в Периодической системе Д.И. Менделеева - важнейшая константа элемента, выражающая:

- а) число протонов в ядре;
- б) число электронов в атоме;
- в) заряд атомного ядра (порядковый номер со знаком +).

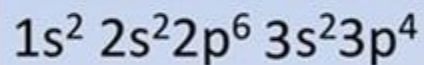
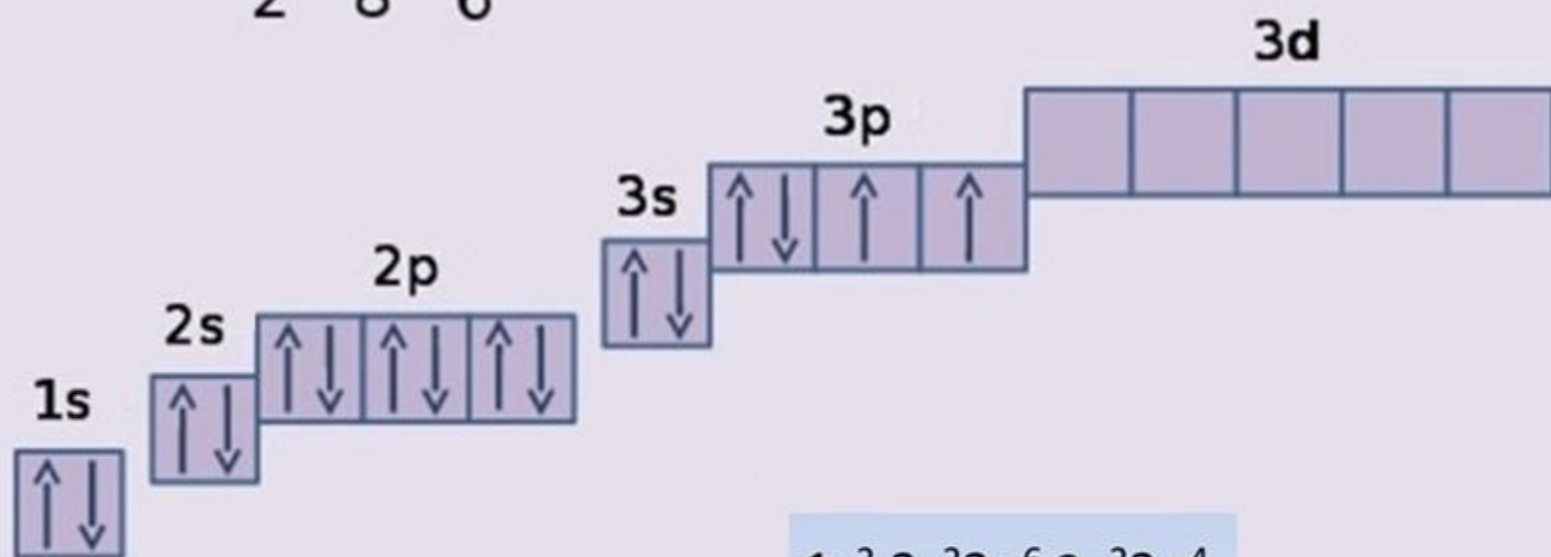
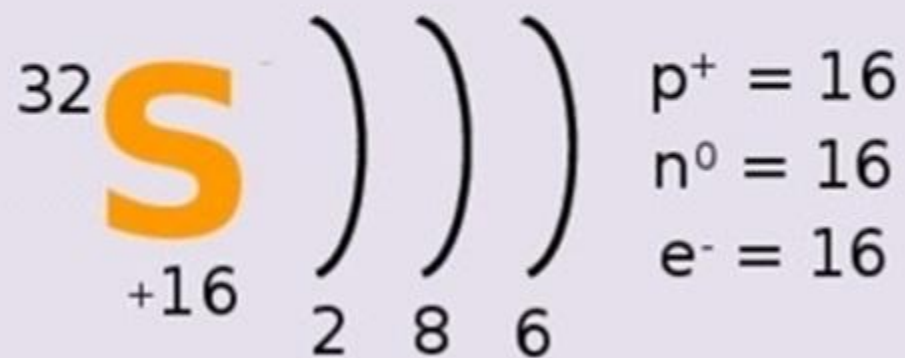
Номер периода химического элемента в Периодической системе Д.И. Менделеева указывает на число энергетических уровней его атома.

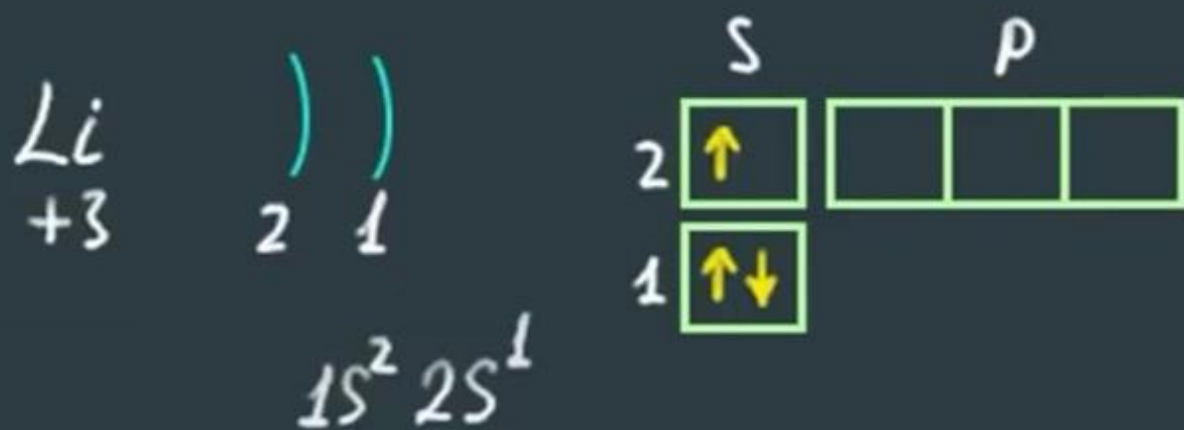
Номер группы химических элементов главных подгрупп (А) указывает на число электронов на внешнем энергетическом уровне. У химических элементов побочных подгрупп (В), за исключением некоторых, на внешнем энергетическом уровне по 2 электрона

Алгоритм составления электронных формул строения атомов

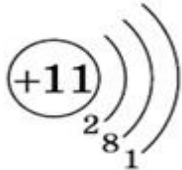
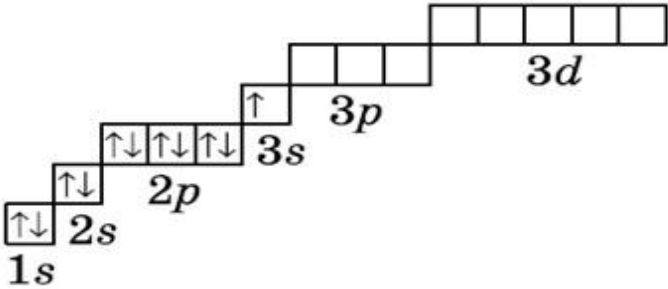
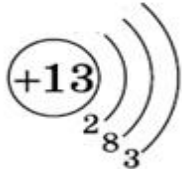
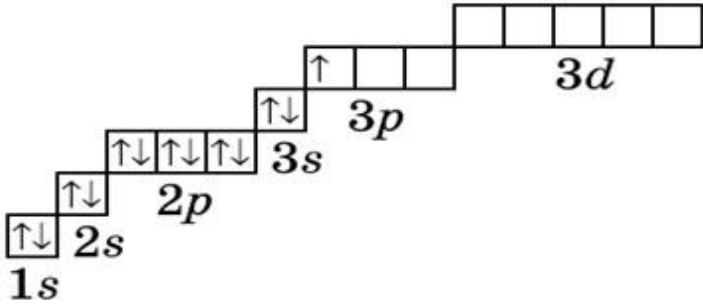
- ✓ Записываем знак химического элемента и заряд ядра его атома (№ элемента).
- ✓ Определяем количество энергетических уровней (№ периода) и количество электронов на каждом уровне.
- ✓ Составляем электронную формулу, учитывая номер уровня, вид орбитали и количество электронов на ней

Строение атома серы

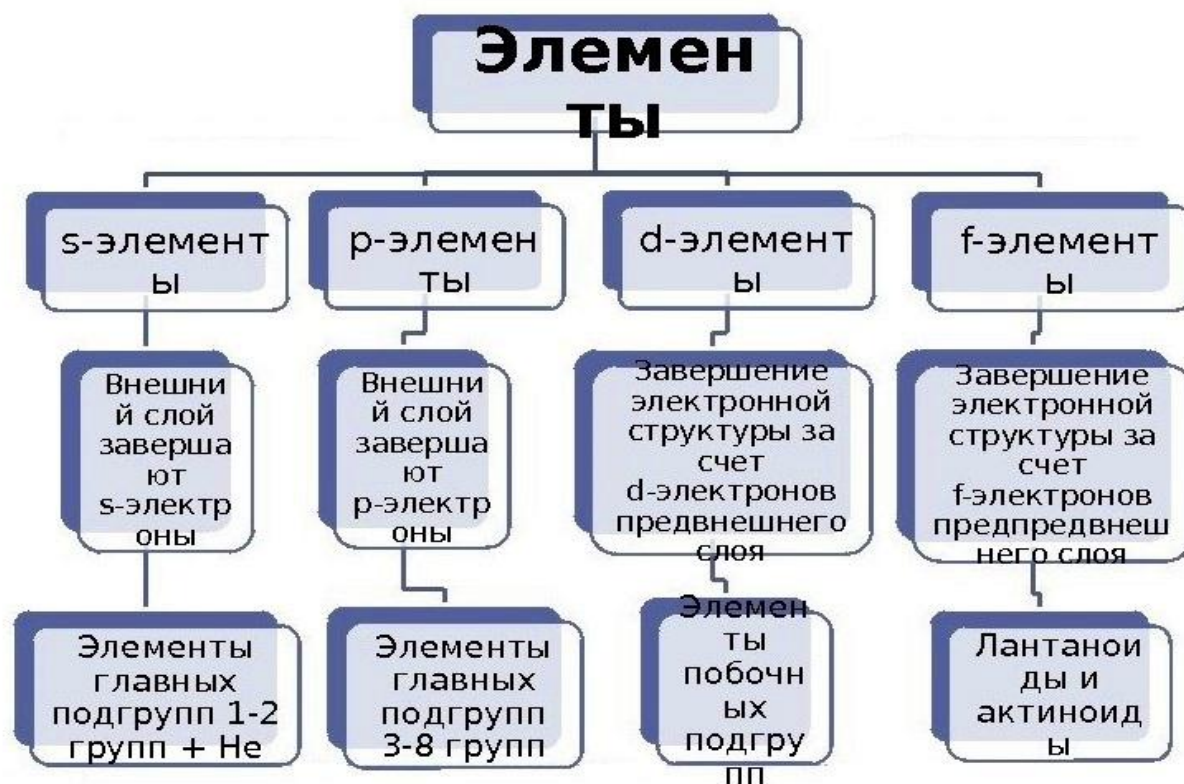




Строение электронных оболочек атомов элементов третьего периода

Схема электронного строения	Электронная формула	Графическая электронная формула
$_{11}\text{Na}$ Натрий		
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	
$_{13}\text{Al}$ Алюминий		
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	

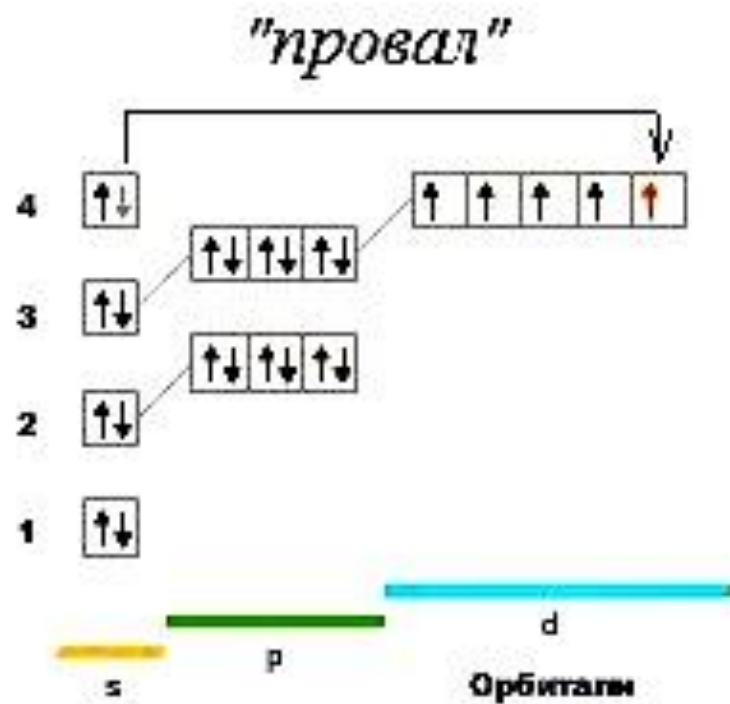
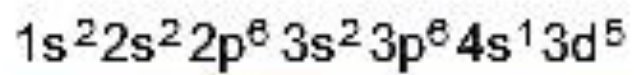
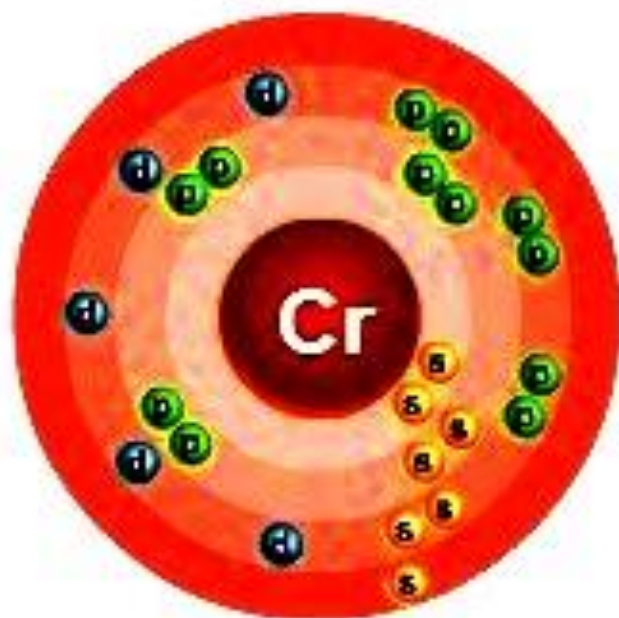
От того, какой энергетический подуровень заполняется электронами последним, различают 4 электронных семейства элементов: **s**, **p**, **d** и **f**:

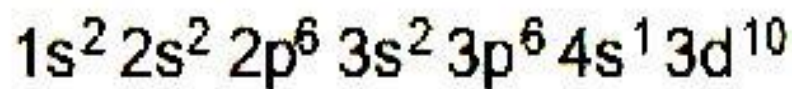
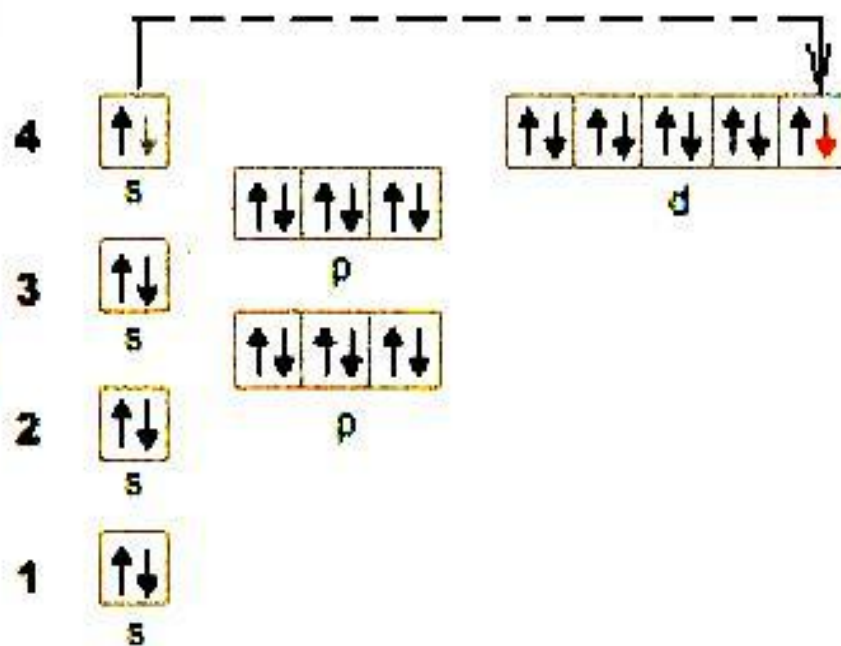
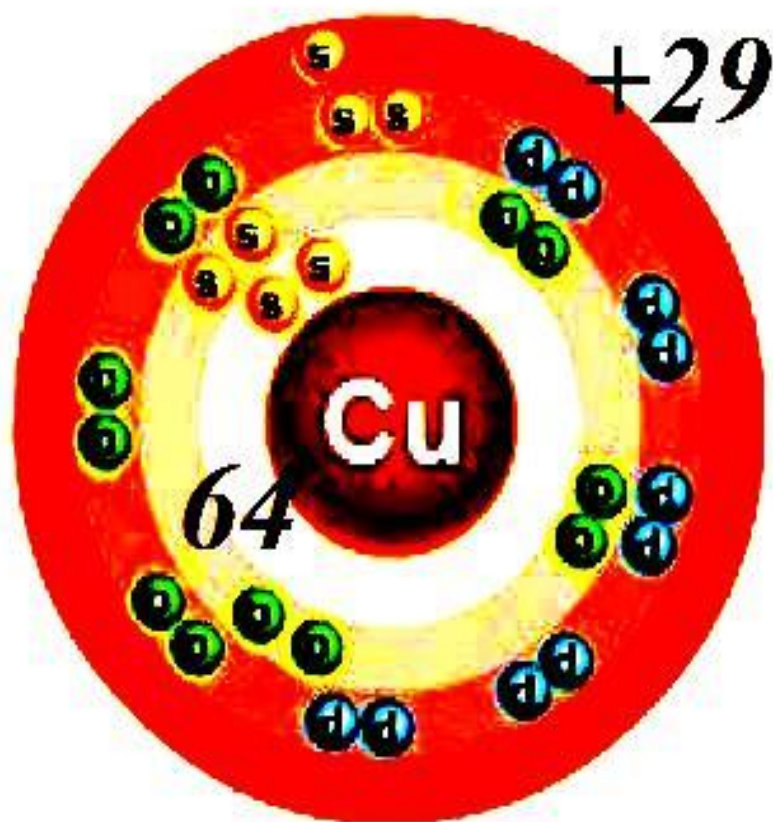


«Провал» электрона

Переход электронов с s-подуровня внешнего энергетического уровня ns на d-подуровень предвнешнего уровня $(n - 1)d$.

«Провал» электрона происходит в атомах некоторых d-элементов, например, ${}_{24}\text{Cr}$, ${}_{29}\text{Cu}$, ${}_{42}\text{Mo}$, ${}_{47}\text{Ag}$, ${}_{79}\text{Au}$, ${}_{41}\text{Nb}$, ${}_{44}\text{Ru}$, ${}_{45}\text{Rh}$, ${}_{46}\text{Pd}$.





Валентность атома химического элемента определяется, в первую очередь, числом неспаренных электронов, принимающих участие в образовании химической связи - **валентных электронов**. У элементов главных подгрупп валентные электроны располагаются на внешнем энергетическом уровне, у элементов побочных подгрупп - на внешнем и предвнешнем энергетических уровнях

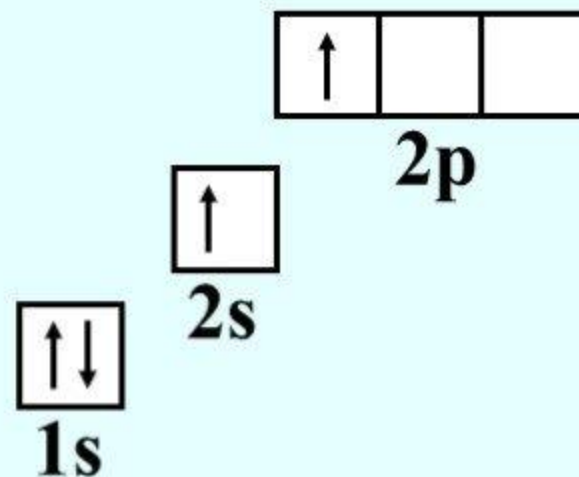
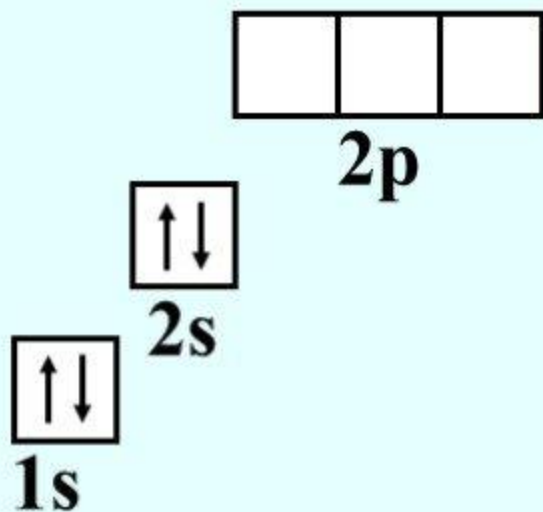
Валентные возможности атомов определяются:

- 1) числом неспаренных электронов в основном и возбужденном состояниях;
- 2) наличием свободных орбиталей;
- 3) наличием неподеленных электронных пар на внешнем энергетическом уровне атома

- Атомы устойчивы лишь в некоторых **стационарных состояниях**, которым отвечают **определённые значения энергии**.
- Наинизшее из разрешённых энергетических состояний атома называется **основным**, а все остальные - **возбуждёнными**.
- Процесс перехода атома из основного состояния в возбуждённое называется **возбуждением атома**
- **Возбуждённые состояния атомов** образуются из основного состояния при переходе **одного или нескольких электронов** с занятых орбиталей на свободные (или занятые лишь 1 электроном)



Что такое возбужденное состояние атома ?



Кислород

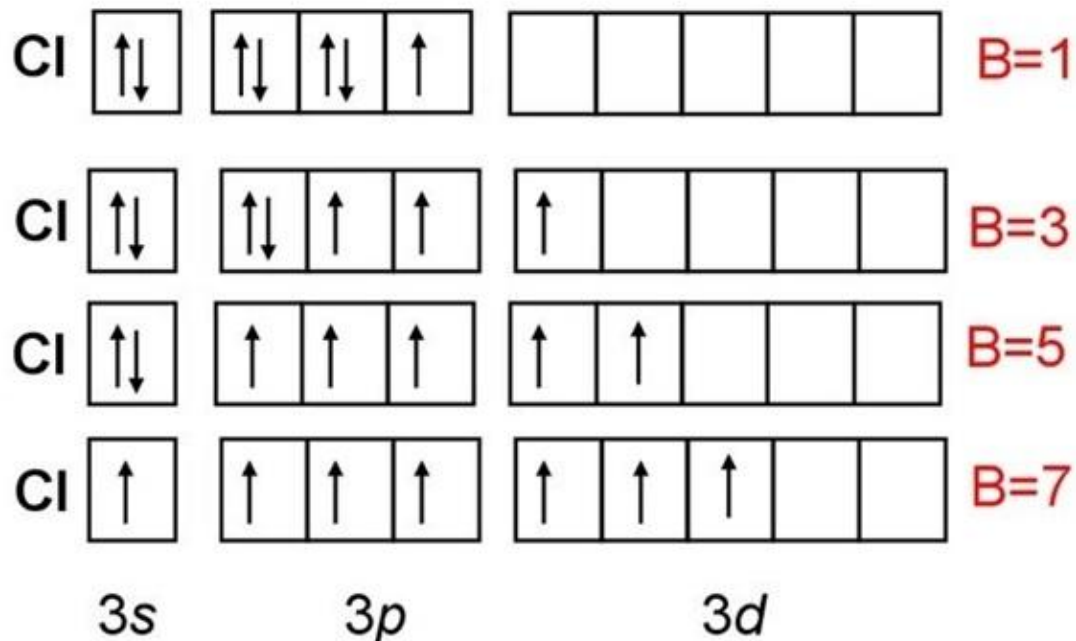
Электронное строение



Валентные

ВОЗМОЖНОСТИ атома хлора

Хлор проявляет переменную валентность 1, 3, 5, 7, так как на 3-м энергетическом уровне имеются свободные **d-орбитали**, куда могут расспариваться спаренные 3s- и 3p-электроны



Строение атома серы:

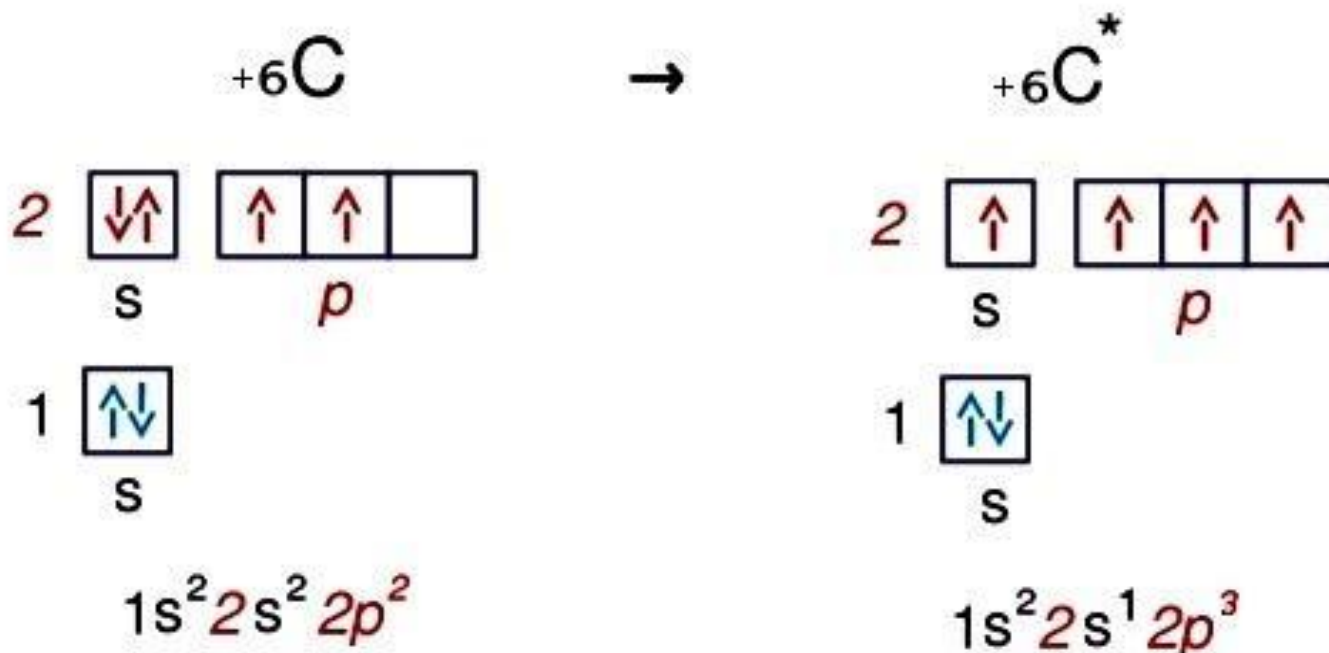
32
+16

S



Строение атома углерода

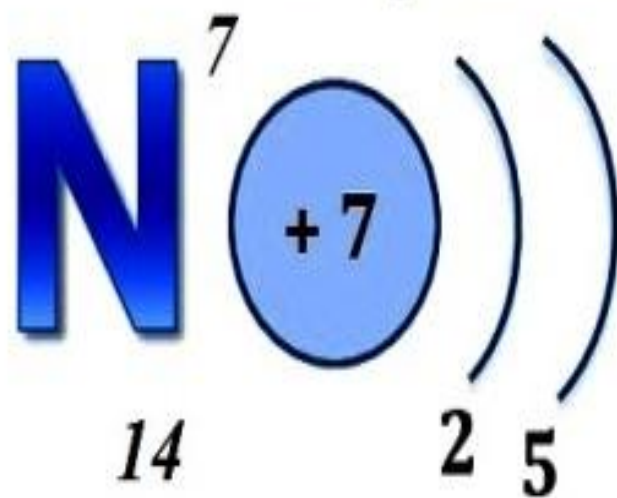
Атом углерода + E → Атом углерода в возбужденном состоянии



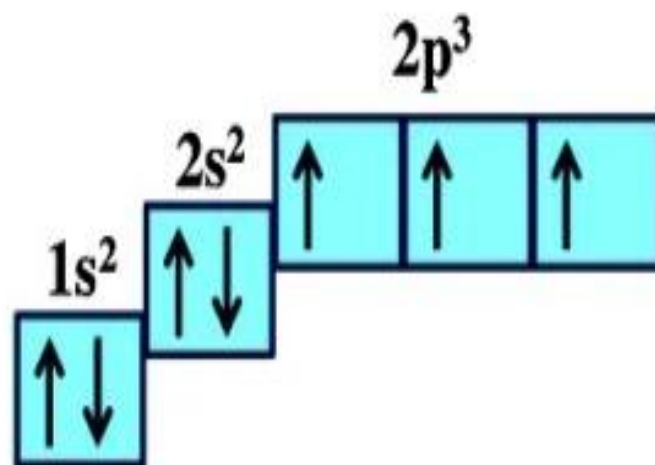
2 неспаренных электрона,
валентность углерода = 2

4 неспаренных электрона,
валентность углерода = 4

Строение атома азота



$$p^+ = 7$$
$$e^- = 7$$
$$n^0 = 7$$



$$B = 4!$$

Азот находится во втором периоде главной подгруппы V группы Периодической системы химических элементов. Его электронная конфигурация $1S^22S^22P^3$. За счёт трёх неспаренных p-электронов атом азота может образовывать максимум 3 химические связи (механизм - спаривание электронов). Ещё одну связь (четвёртую) атом азота может образовывать по донорно-акцепторному механизму за счёт неподелённой пары s-электронов (он её донор). Так как на втором энергетическом слое нет вакантных орбиталей, то атом азота не может распарить электронную пару и повысить свои валентные возможности. Таким образом, атом азота может проявлять валентности I, II, III, IV, но не V!

- ▣ **Атом** является мельчайшей частицей вещества
- ▣ **Вся масса атома** сосредоточена в его ядре, объем которого чрезвычайно мал по сравнению с объемом атома
- ▣ **Атом** – сложная нейтральная частица, состоящая из протонов, электронов и нейтронов
- ▣ **Атом электронейтрален**, так как содержит одинаковое число протонов и электронов, равное порядковому номеру элемента