

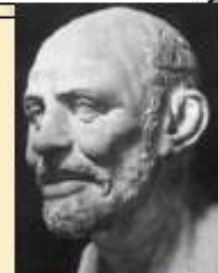
Строение атома

Молекула - наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.

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

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»

«атом»

- «отличаются по форме и размерам»

- «различные тела состоят из различных атомов»

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

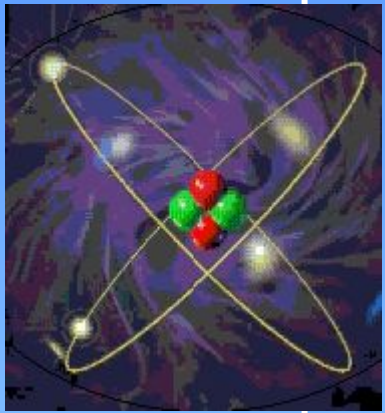


**Джон Дальтон
(1766 – 1844)**

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. Эти частицы и электрон называли *элементарными*



Строение атома

Атом

Ядро

СОСТОИТ ИЗ НУКЛОНОВ

**Электронная
оболочка**

СОСТОИТ ИЗ
ЭЛЕКТРОНОВ

Протон(p^+)

$$p^+ = Z$$

Нейтрон(n^0)

$$n^0 = A - Z$$

Электрон(e^-)

$$e^- = Z$$

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)

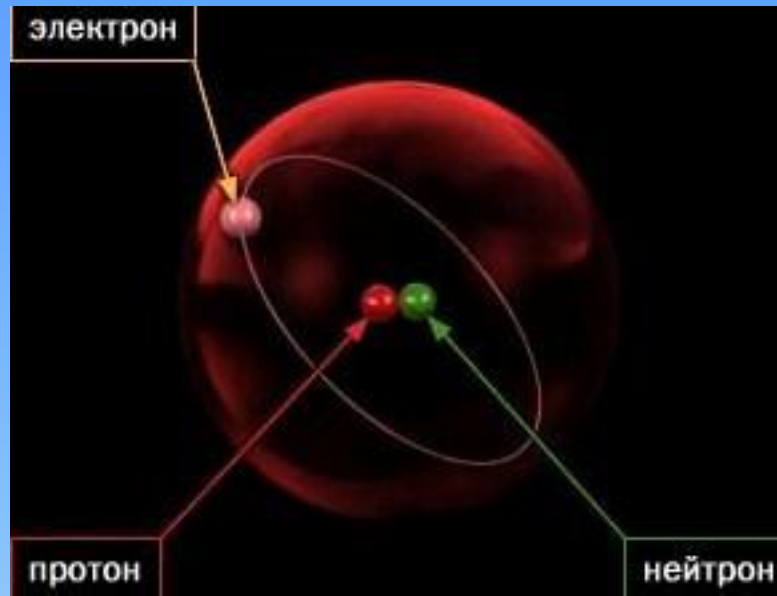
³⁵₁₇C1

75%

³⁷₁₇C1

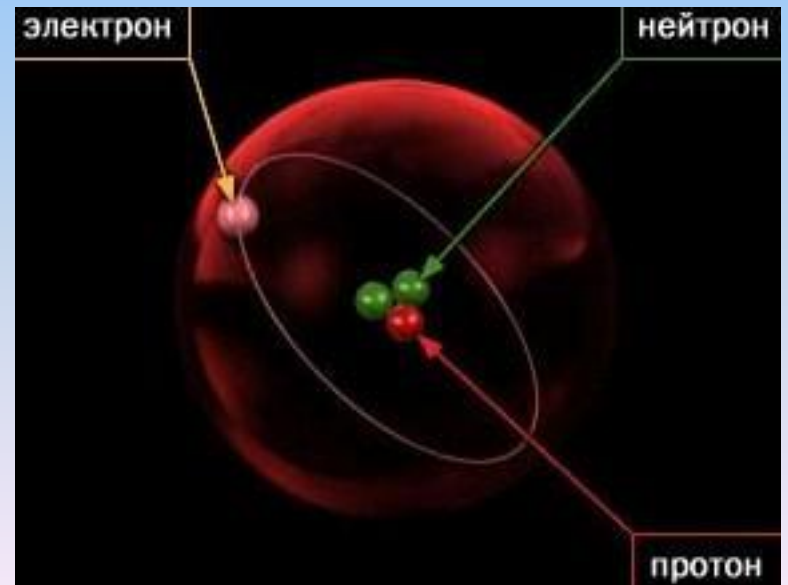
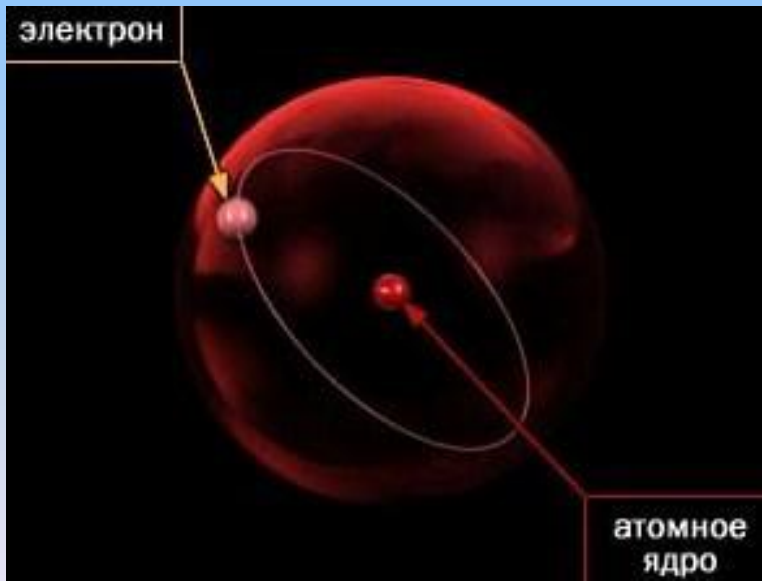
25%

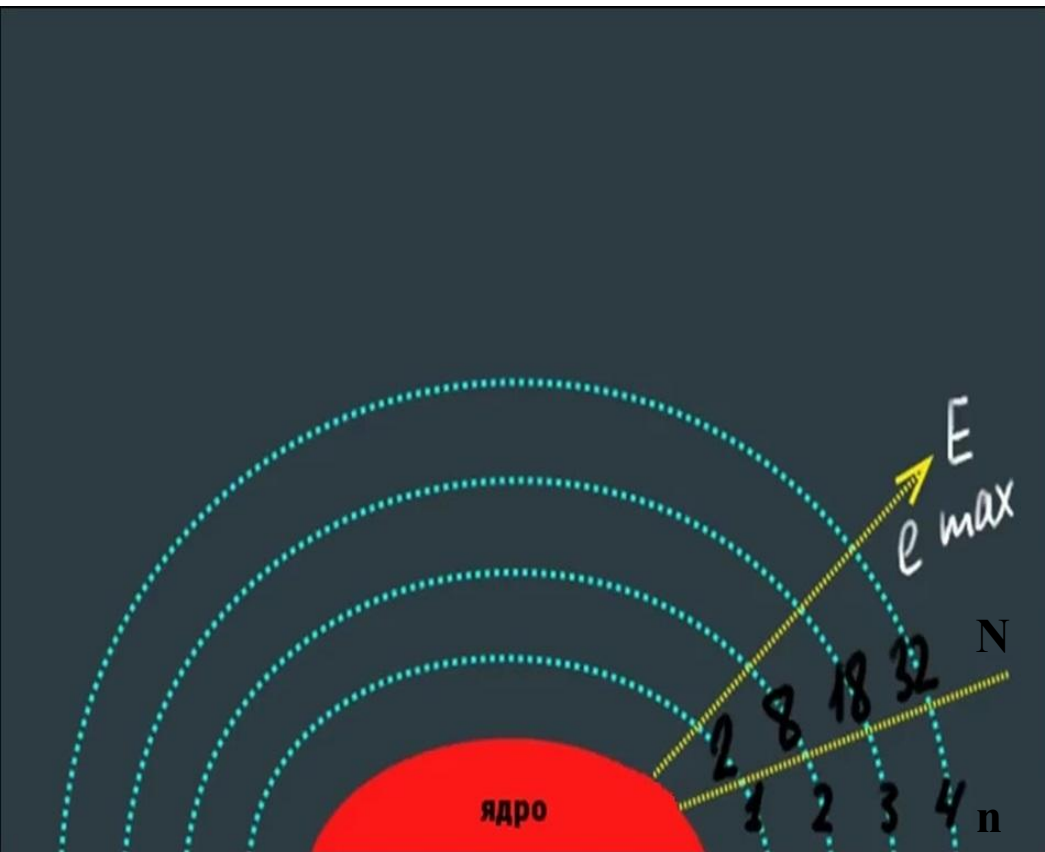
${}^1_1\text{H}$
протий



${}^2_1\text{H}$
дейтерий

${}^3_1\text{H}$
тритий





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

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

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



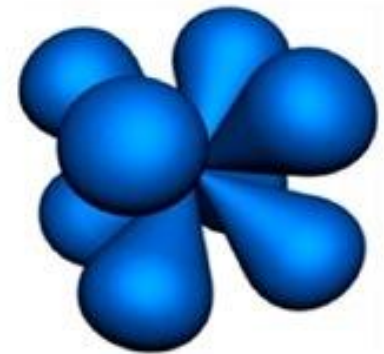
S - орбиталь



P - орбиталь

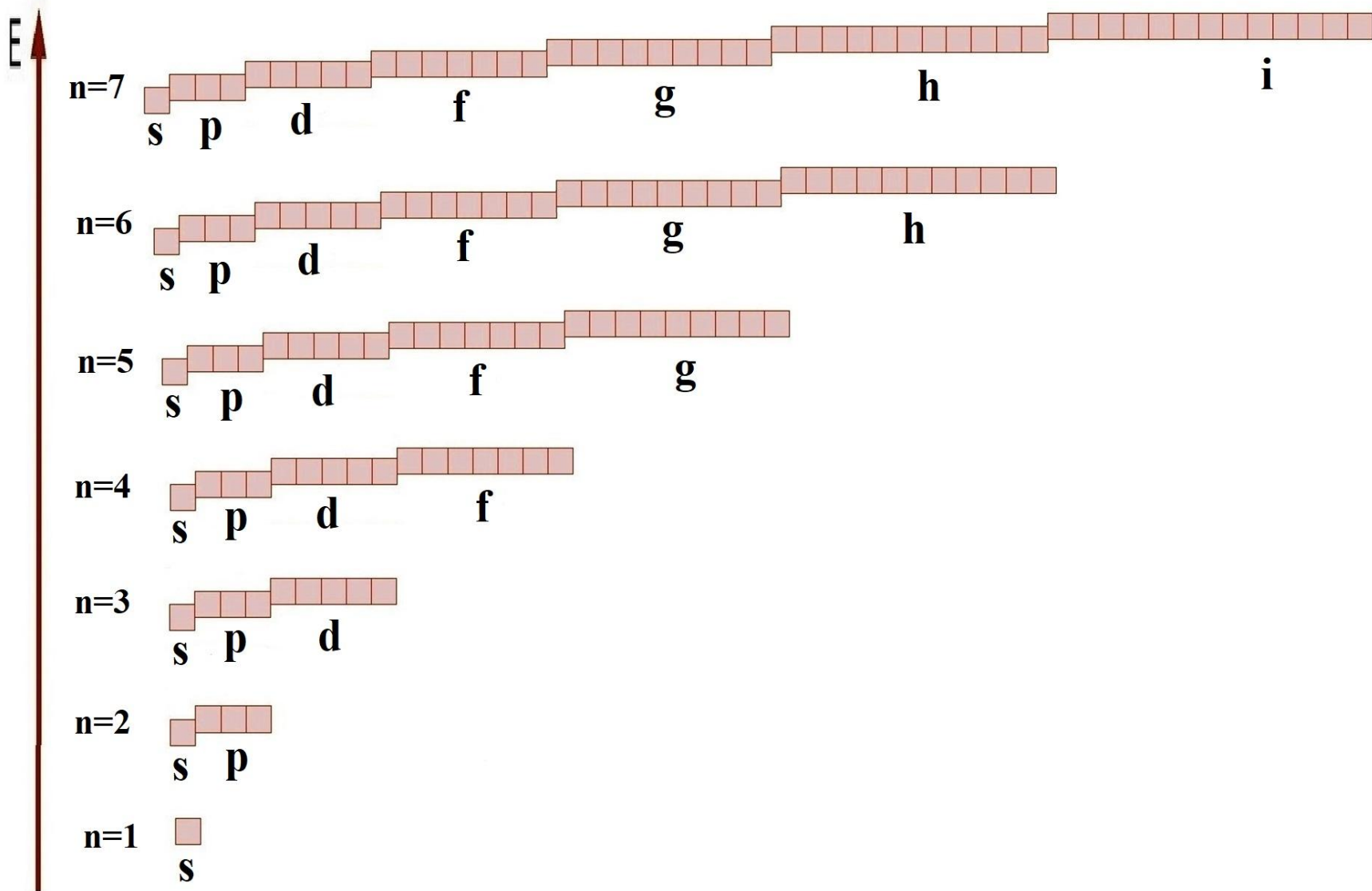


D - орбиталь



F - орбиталь

Строение энергетических уровней



Правила заполнения электронных орбиталей

Существует ряд правил, которые применяют при составлении электронных конфигураций атомов:

- Сначала следует заполнить орбитали с наименьшей энергией, и только после переходить к энергетически более высоким
- На орбитали (в одной "ячейке") не может располагаться более двух электронов
- Орбитали заполняются электронами так: сначала в каждую ячейку помещают по одному электрону, после чего орбитали дополняются еще одним электроном с противоположным направлением
- Порядок заполнения орбиталей: $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 4f$

Должно быть, вы обратили внимание на некоторое несоответствие: после $3p$ подуровня следует переход к $4s$, хотя логично было бы заполнить до конца $4s$ подуровень. Однако природа распорядилась иначе.

Запомните, что, только заполнив $4s$ подуровень двумя электронами, можно переходить к $3d$ подуровню.

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

- а) общее количество электронов в атоме;
- б) заряд атомного ядра;
- в) число протонов в ядре.

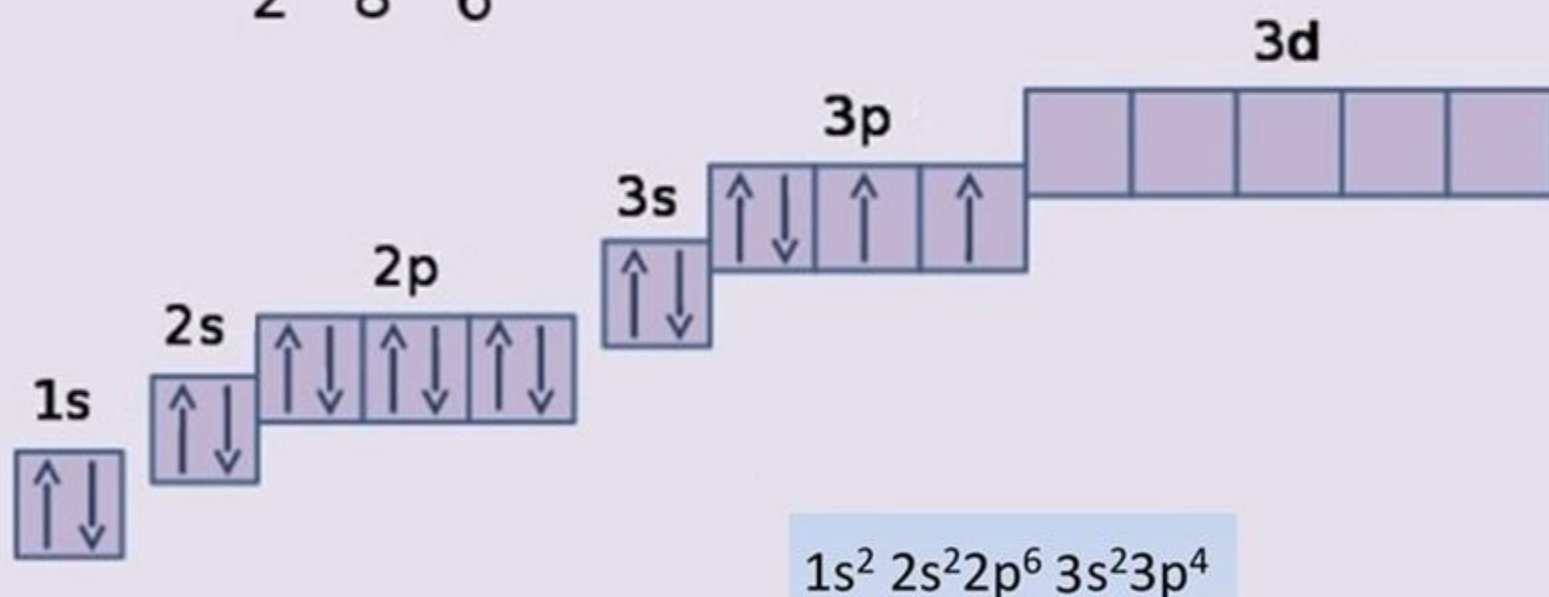
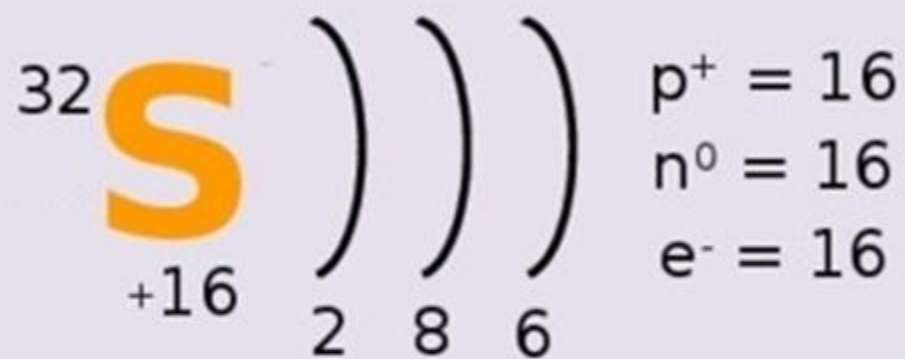
Номер периода химического элемента в Периодической системе Д.И. Менделеева указывает на число энергетических уровней.

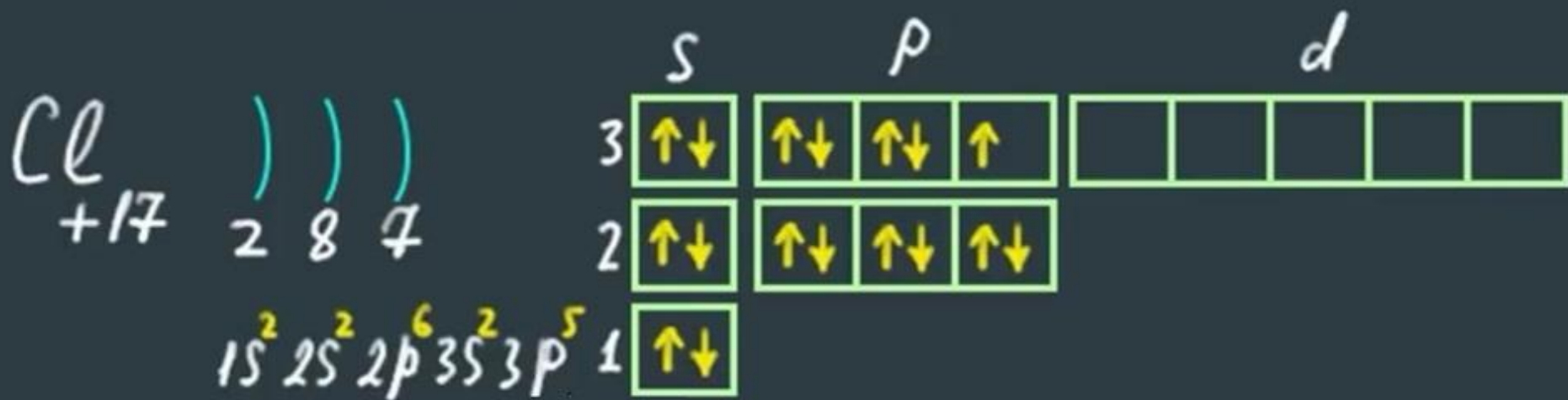
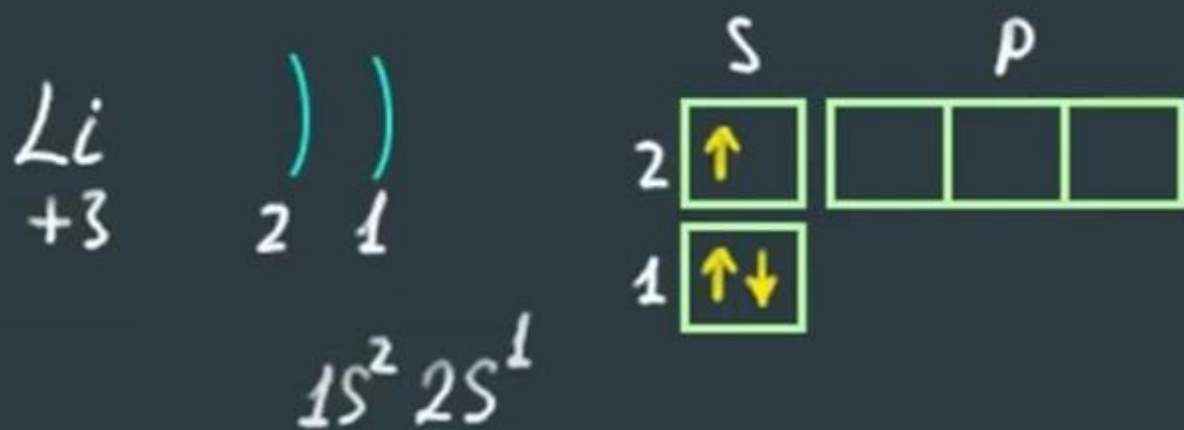
Номер группы указывает на число электронов на внешнем энергетическом уровне

Алгоритм составления электронных формул строения атомов

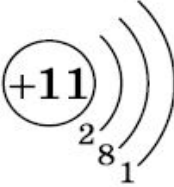
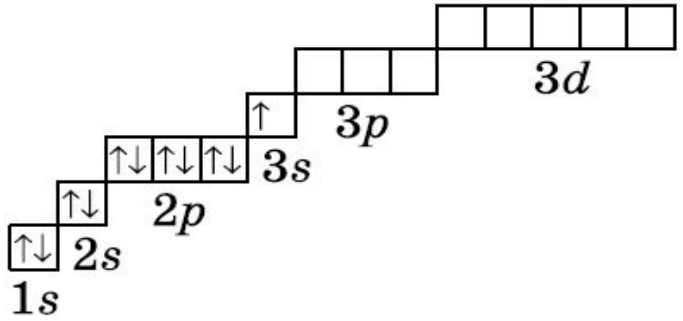
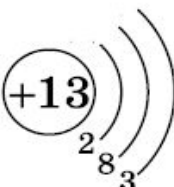
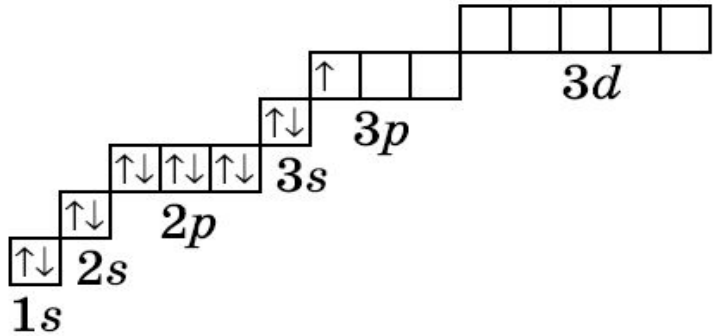
- ✓ Записываем знак химического элемента и заряд ядра его атома (№ элемента).
- ✓ Определяем количество энергетических уровней (№ периода) и количество электронов на каждом уровне.
- ✓ Составляем электронную формулу, учитывая номер уровня, вид орбитали и количество электронов на ней

Строение атома серы





Строение электронных оболочек атомов элементов третьего периода

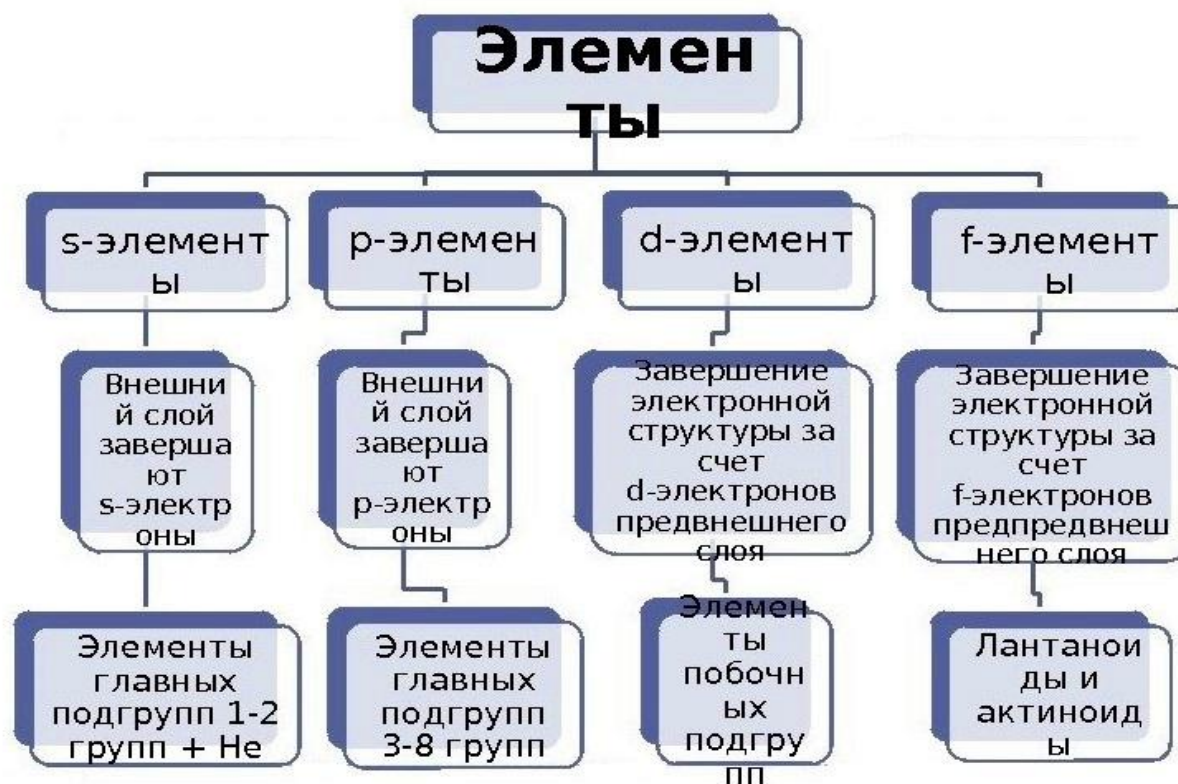
Схема электронного строения	Электронная формула	Графическая электронная формула
$_{11}\text{Na}$ Натрий		
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	
$_{13}\text{Al}$ Алюминий		
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	

Состояния атомов

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



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, ${}_{24}\text{Cr}$, ${}_{29}\text{Cu}$, ${}_{42}\text{Mo}$, ${}_{47}\text{Ag}$, ${}_{79}\text{Au}$, ${}_{41}\text{Nb}$, ${}_{44}\text{Ru}$, ${}_{45}\text{Rh}$, ${}_{46}\text{Pd}$.

