

# 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»
  - «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

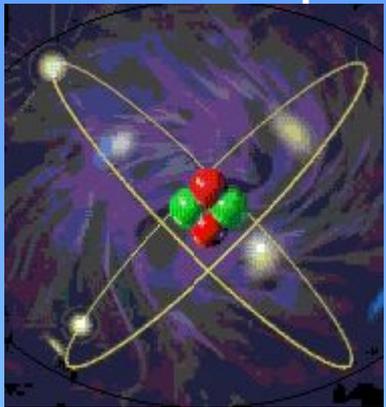


**Джон Дальтон  
(1766 – 1844)**

## **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. 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:  $^1\text{H}$  - легкий водород,  $^2\text{H}$  - дейтерий (D),  $^3\text{H}$  - тритий (T)

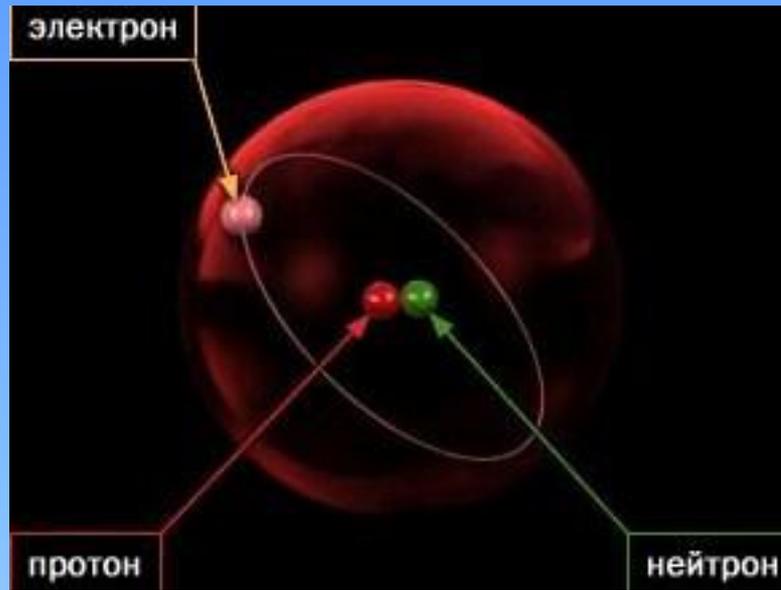
<sup>35</sup><sub>17</sub>C1

75%

<sup>37</sup><sub>17</sub>C1

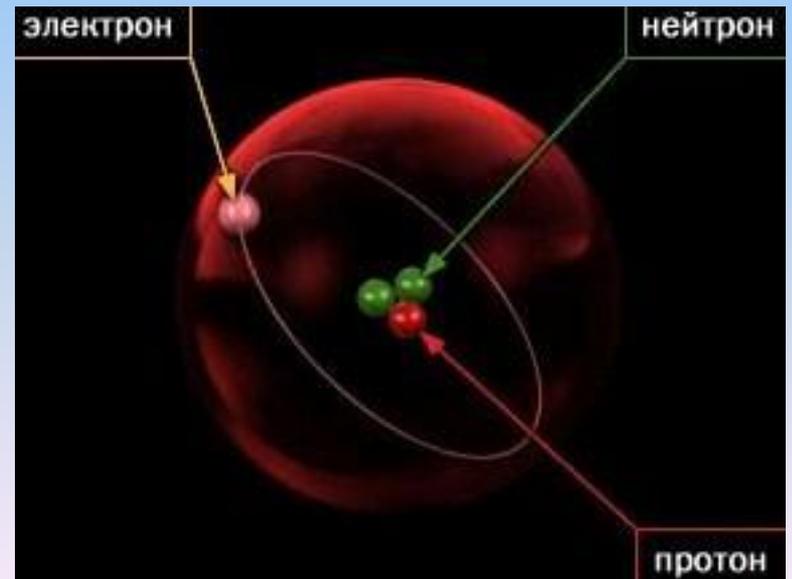
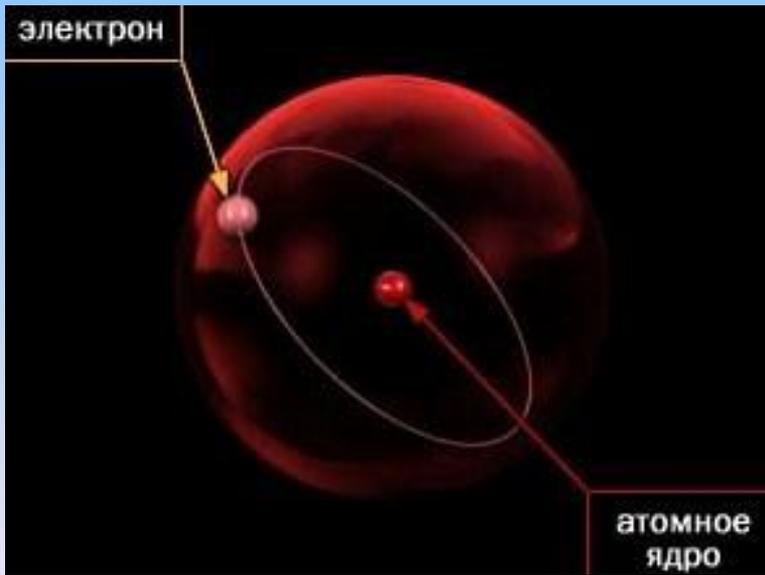
25%

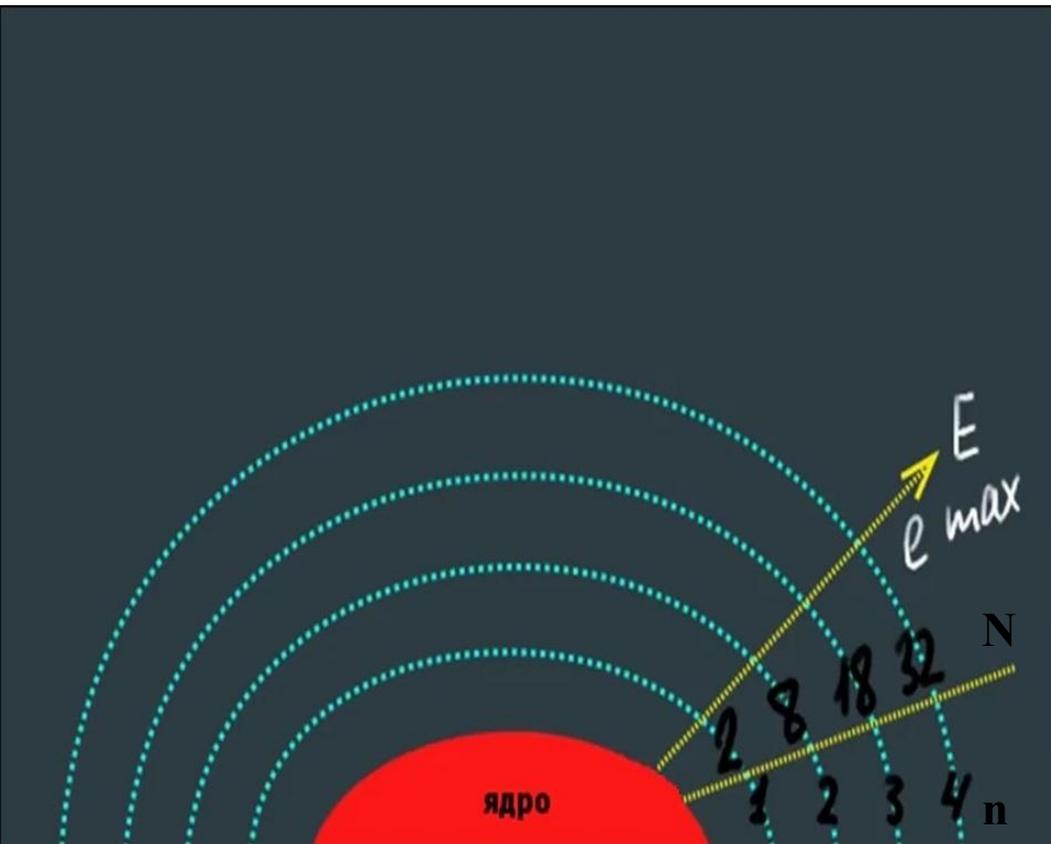
${}^1_1\text{H}$   
протий



${}^2_1\text{H}$   
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

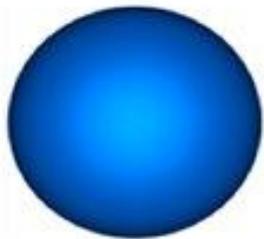
**Электронная оболочка** атома распадается на несколько энергетических уровней (слоёв). Электроны каждого следующего слоя находятся на более высоком энергетическом уровне, чем электроны предыдущего слоя. Наибольшее число электронов  $N$ , имеющих возможность находиться на данном энергетическом уровне,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

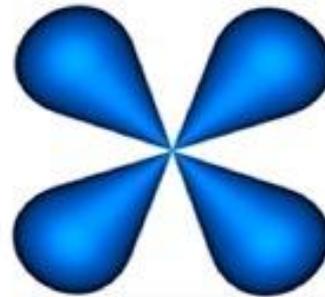
# Электронные орбитали в основном состоянии бывают четырёх типов: s, p, d и f



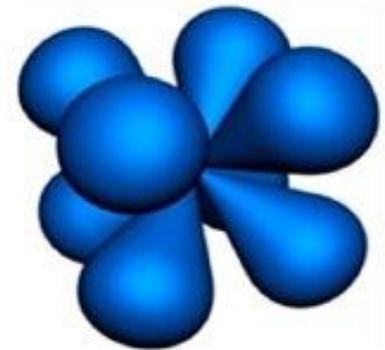
S - орбиталь



P - орбиталь

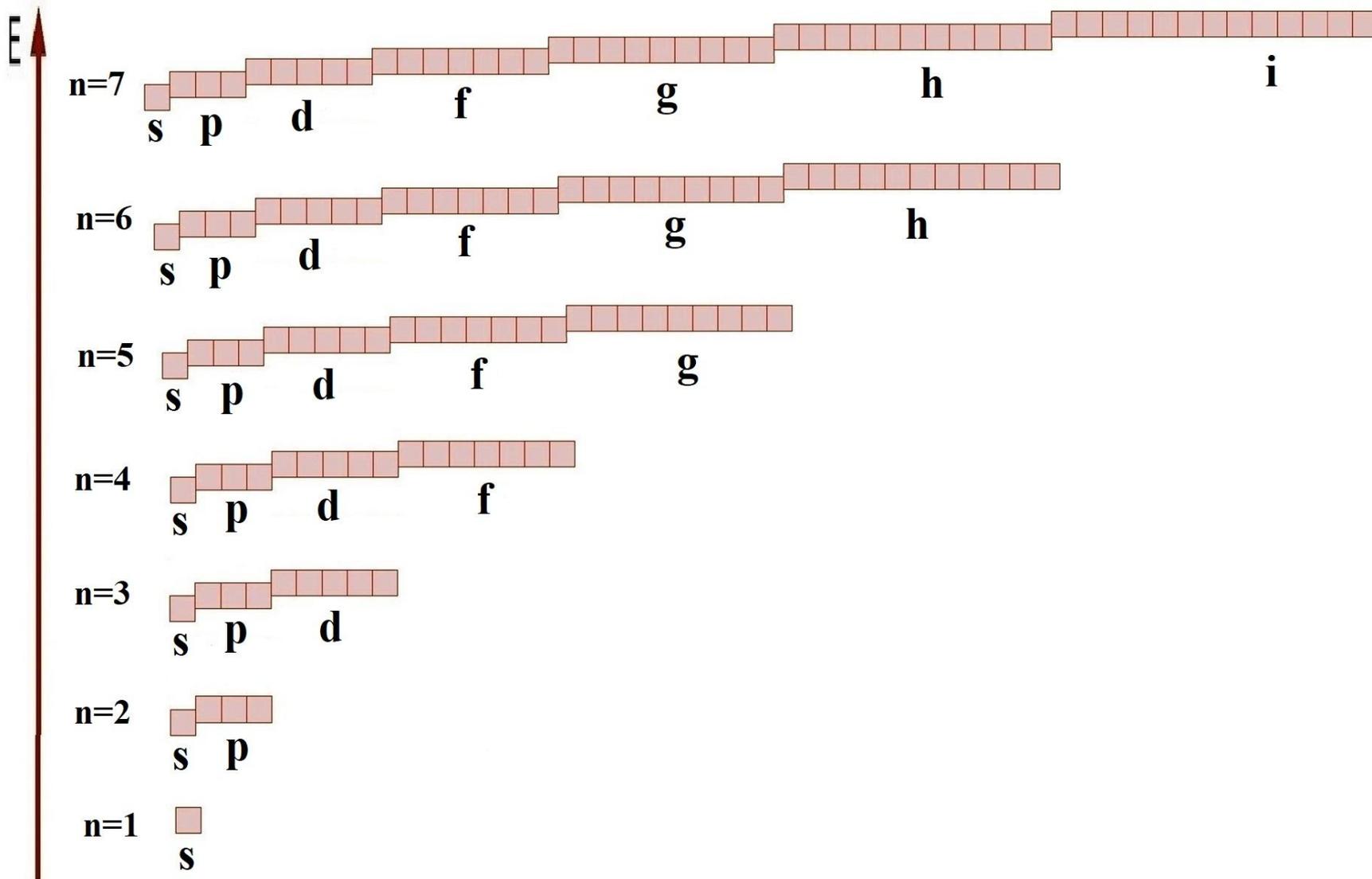


D - орбиталь



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.

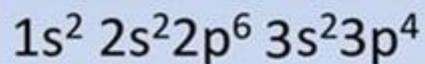
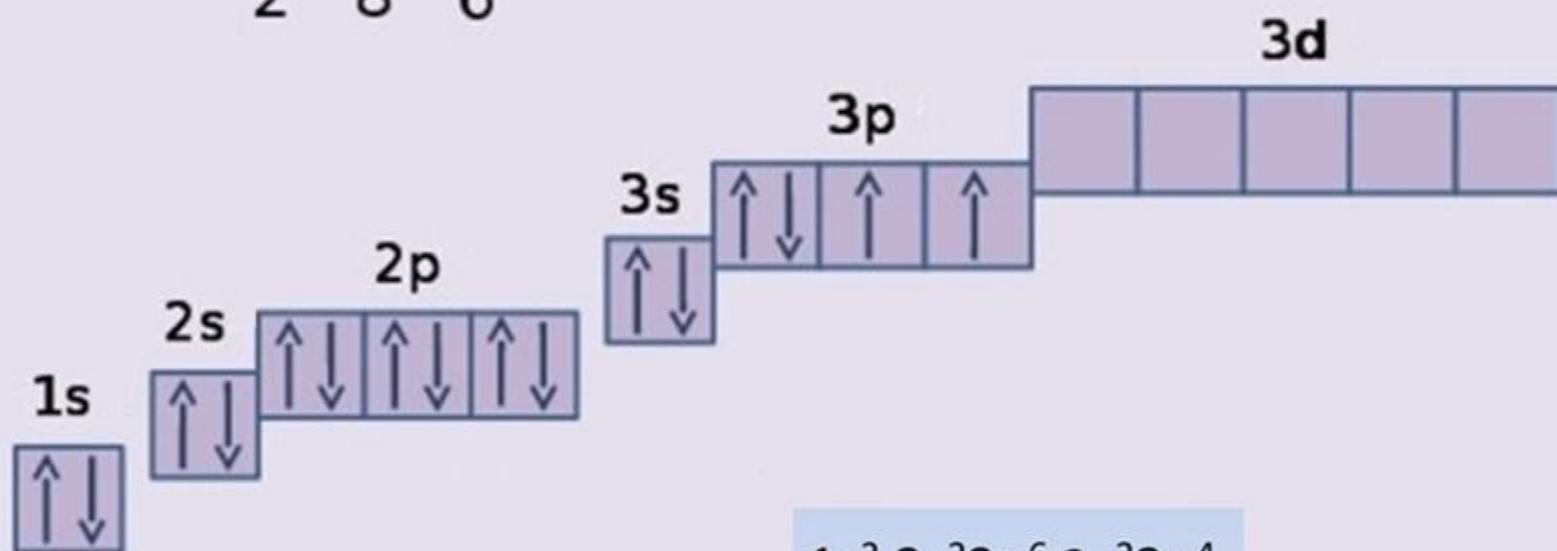
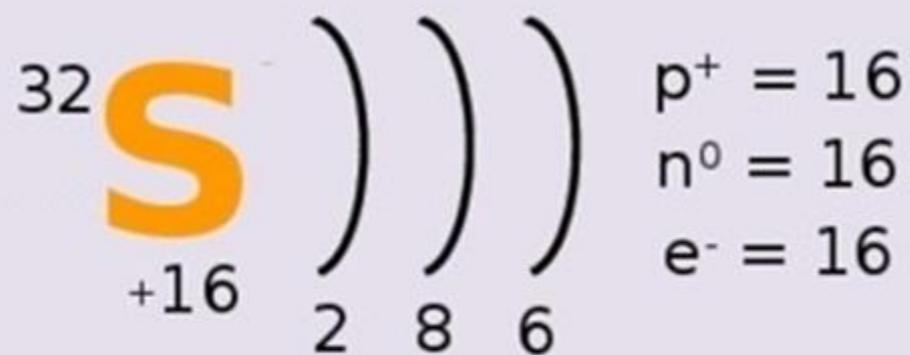
**Номер периода** химического элемента в Периодической системе Д.И. Менделеева указывает на число энергетических уровней.

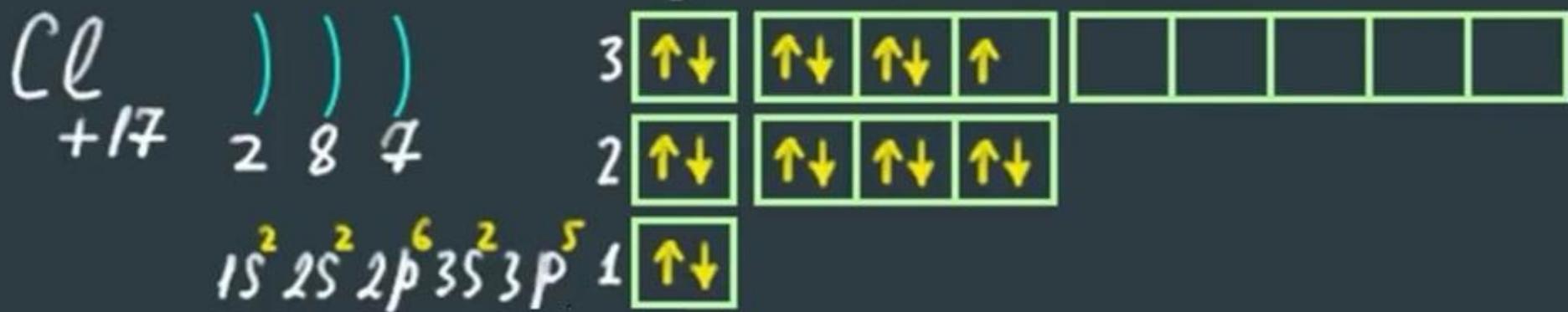
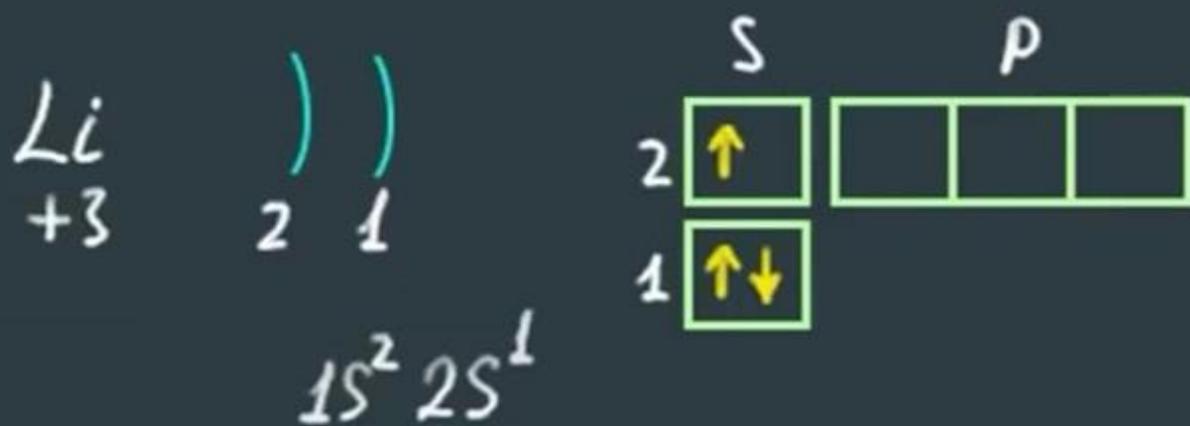
**Номер группы** указывает на число электронов на внешнем энергетическом уровне

# Алгоритм составления электронных формул строения атомов

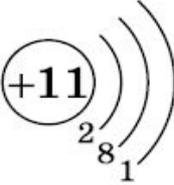
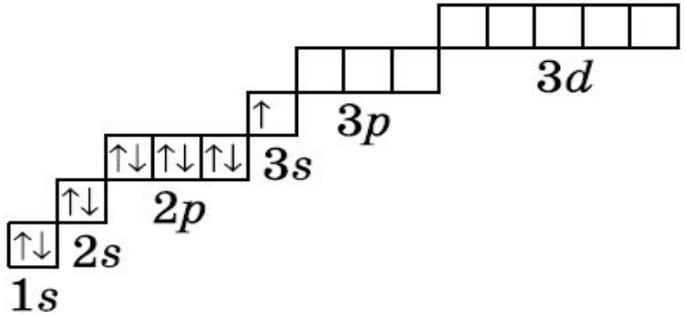
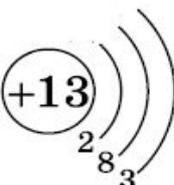
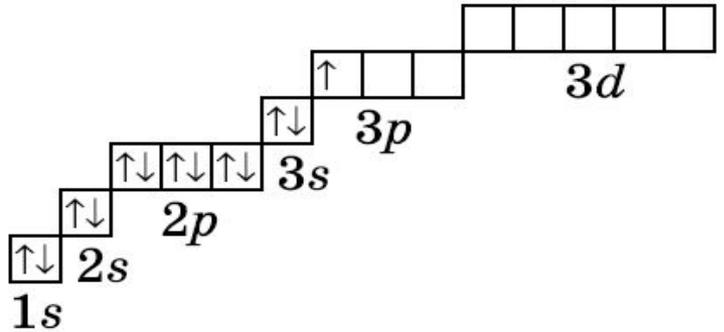
- ✓ Записываем знак химического элемента и заряд ядра его атома (№ элемента).
- ✓ Определяем количество энергетических уровней (№ периода) и количество электронов на каждом уровне.
- ✓ Составляем электронную формулу, учитывая номер уровня, вид орбитали и количество электронов на ней

# Строение атома серы





## Строение электронных оболочек атомов элементов третьего периода

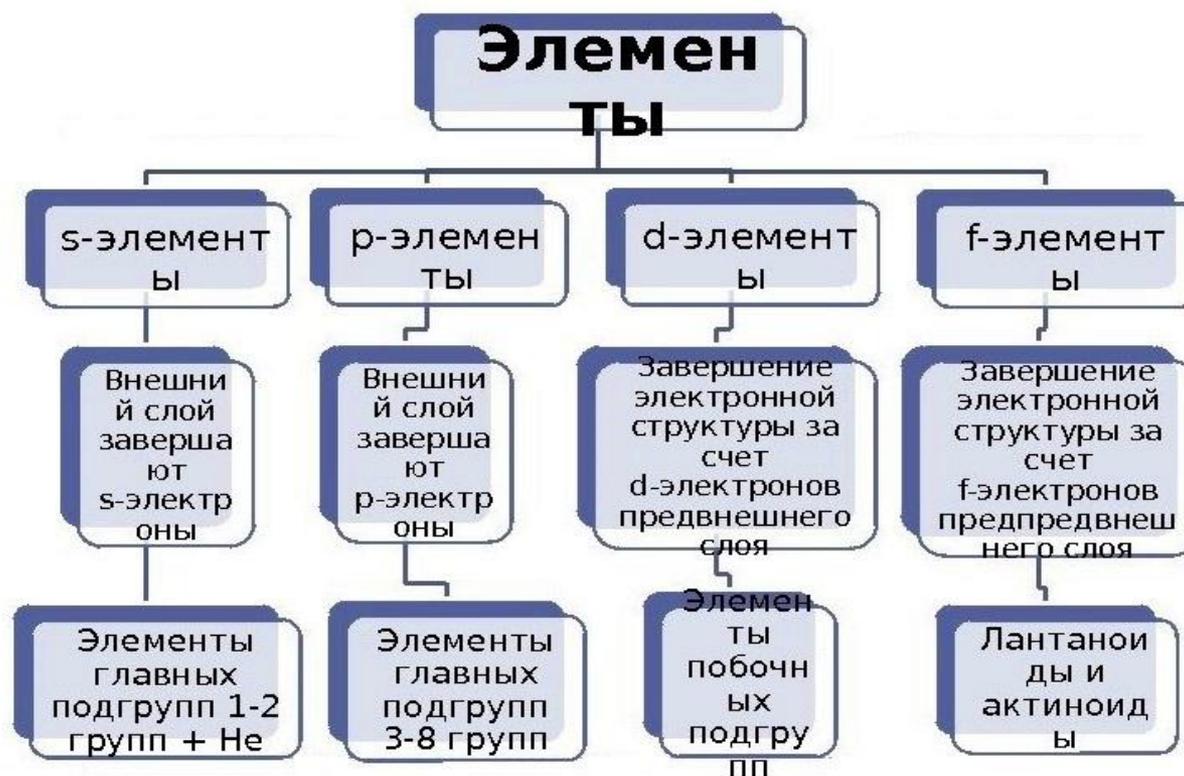
Схема электронного строения	Электронная формула	Графическая электронная формула
$_{11}\text{Na}$ Натрий		
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	
$_{13}\text{Al}$ Алюминий		
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	

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

