

# Лекция № 2

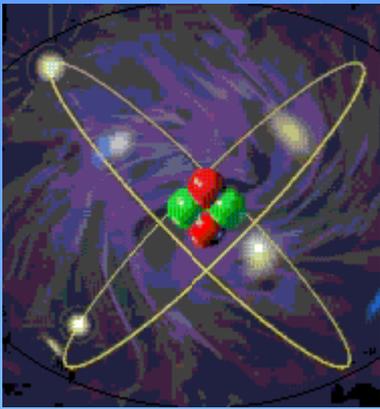
## Строение атома

*Молекула* - наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами.

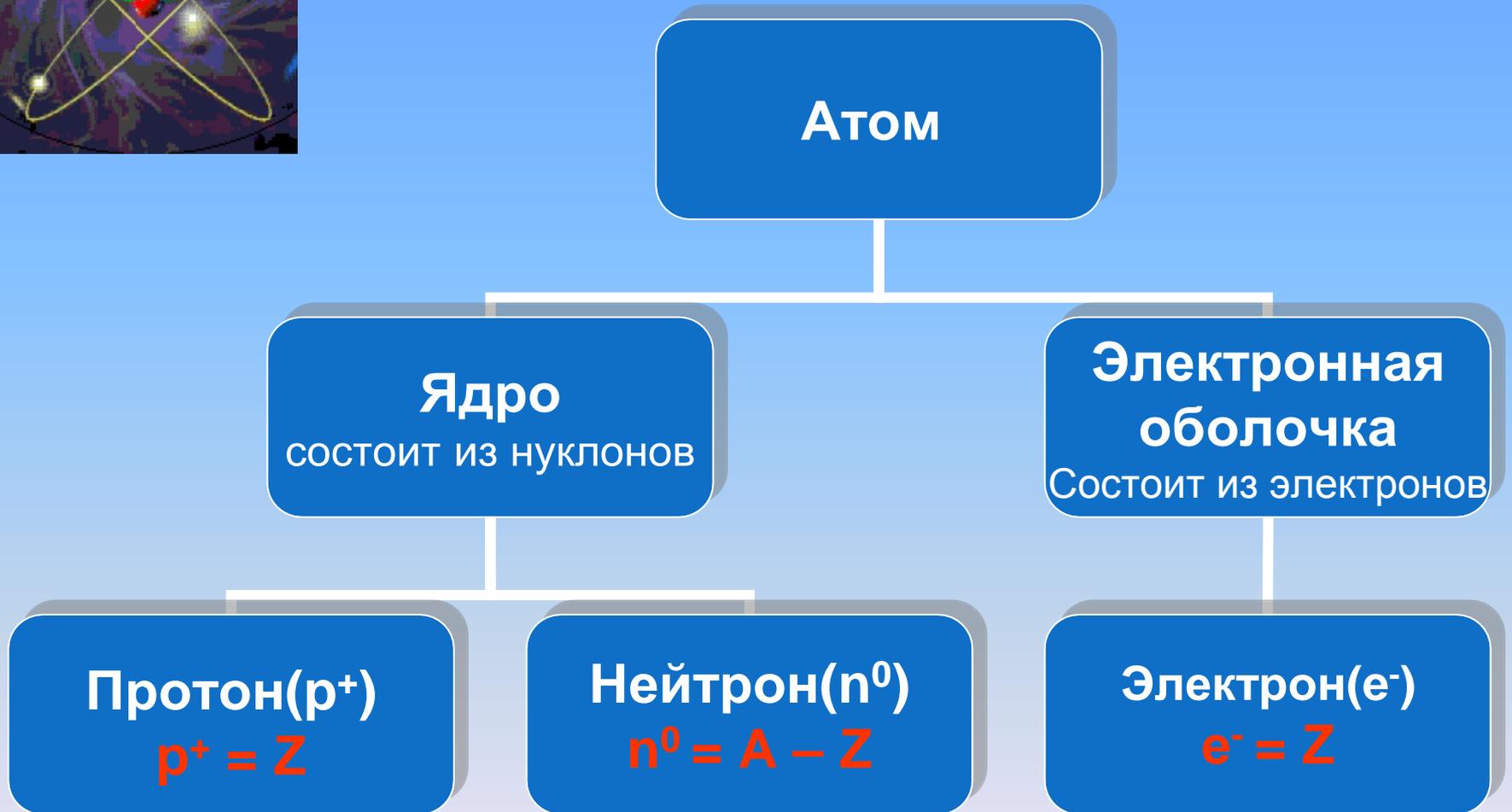
*Атом* - наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства

## **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.**



# Строение атома



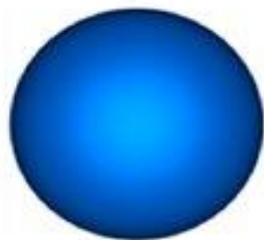
Сумма масс протонов и нейтронов называется **массовым числом атома** (ядра) и выражает его атомную массу:

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



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

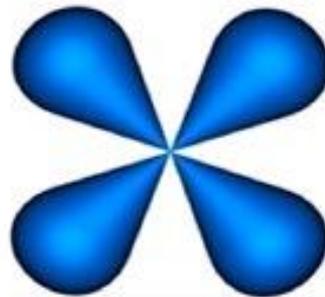
# Электронные орбитали в основном состоянии бывают четырёх типов: s, p, d и f



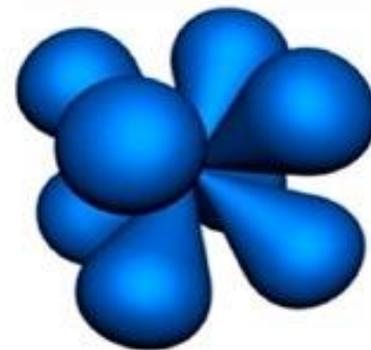
S - орбиталь



P - орбиталь

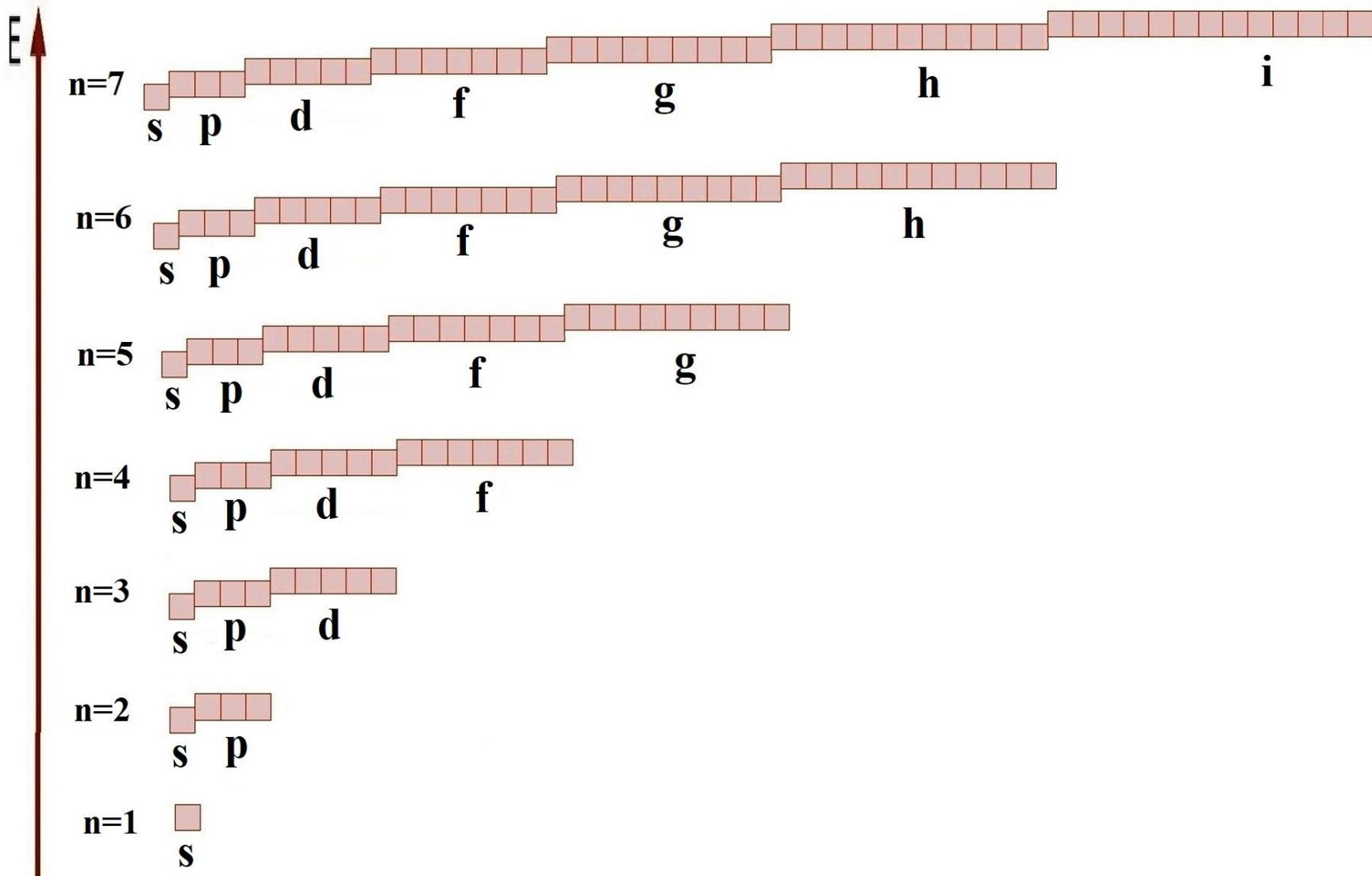


D - орбиталь



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.

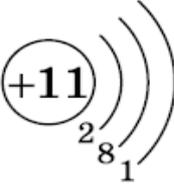
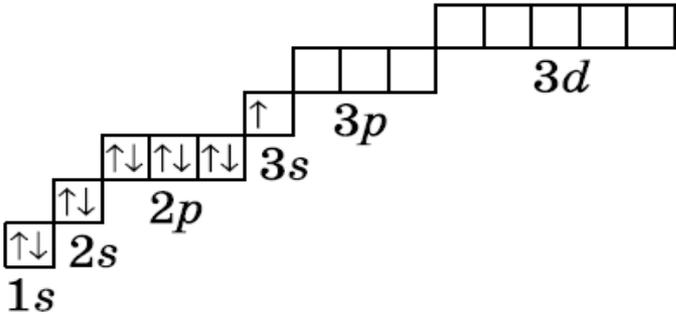
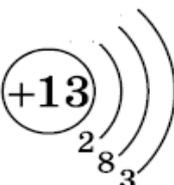
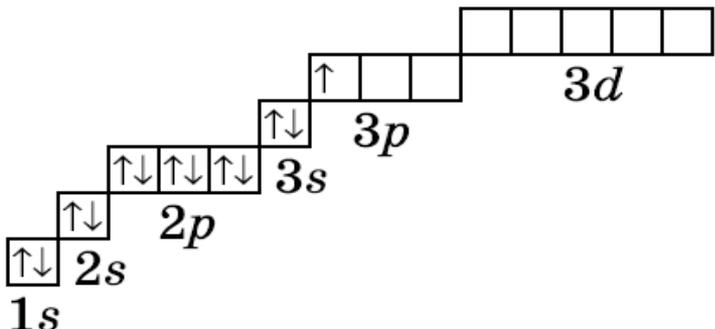
**Номер периода** химического элемента в Периодической системе Д.И. Менделеева указывает на число энергетических уровней.

**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 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		
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	

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