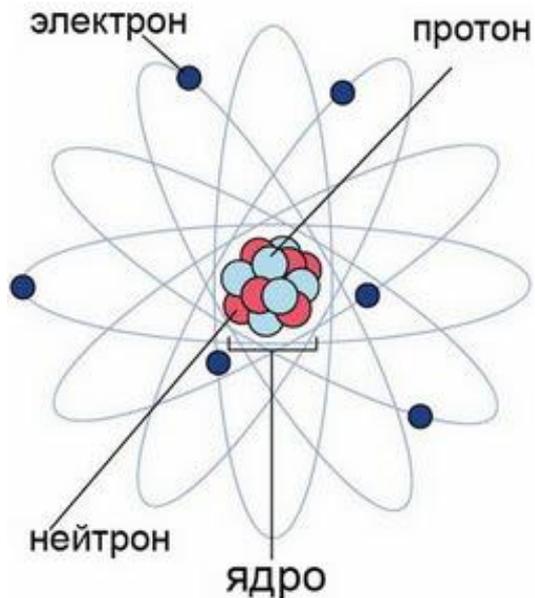


Атом (греч. а – отриц. частица + tomos – отдел, греч. atomos – неделимый) – электронейтральная частица вещества микроскопических размеров и массы, состоящая из положительно заряженного ядра (протонов и нейтронов) и отрицательно заряженных электронов (электронной оболочки)



Планетарная модель атома

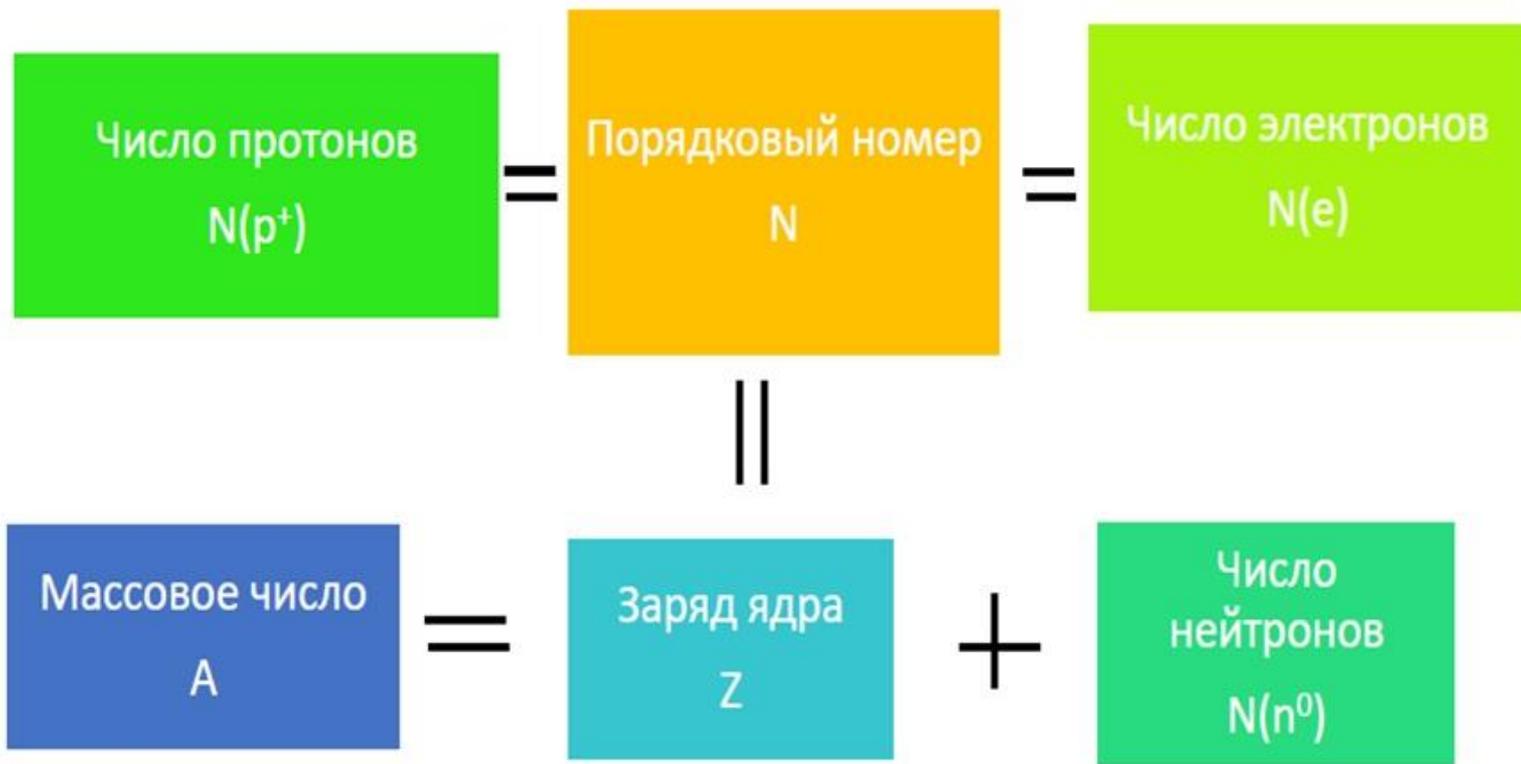


Бор Нильс
(1885 - 1962)



Резерфорд Эрнест
(1871 - 1937)

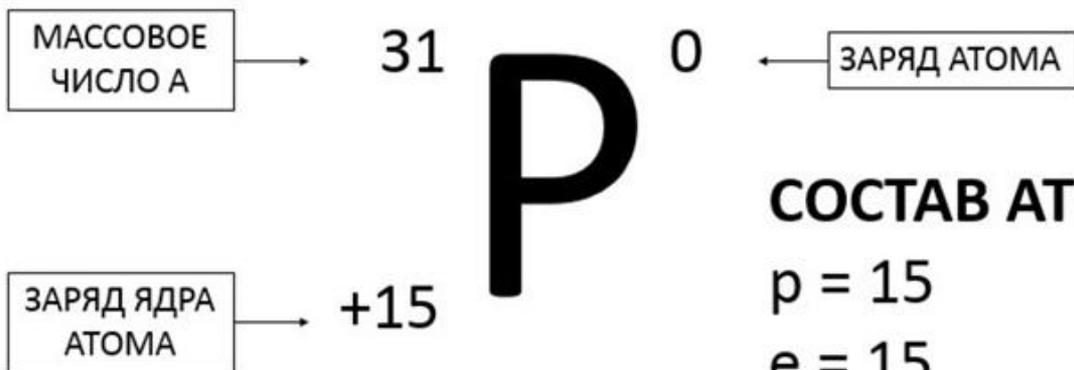
	Протон p^+	Нейтрон n^0	Электрон e
Заряд частицы	+1	не имеет	-1
Масса частицы	1 а.е.м.	1 а.е.м.	0



Всегда округляется до целого,
кроме $M(\text{Cl}) = 35,5$

СОСТАВ АТОМА

Пример: характеристика атома фосфора



СОСТАВ АТОМА:

$$p = 15$$

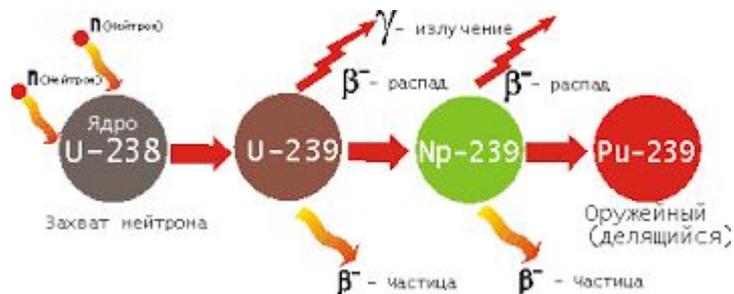
$$e = 15$$

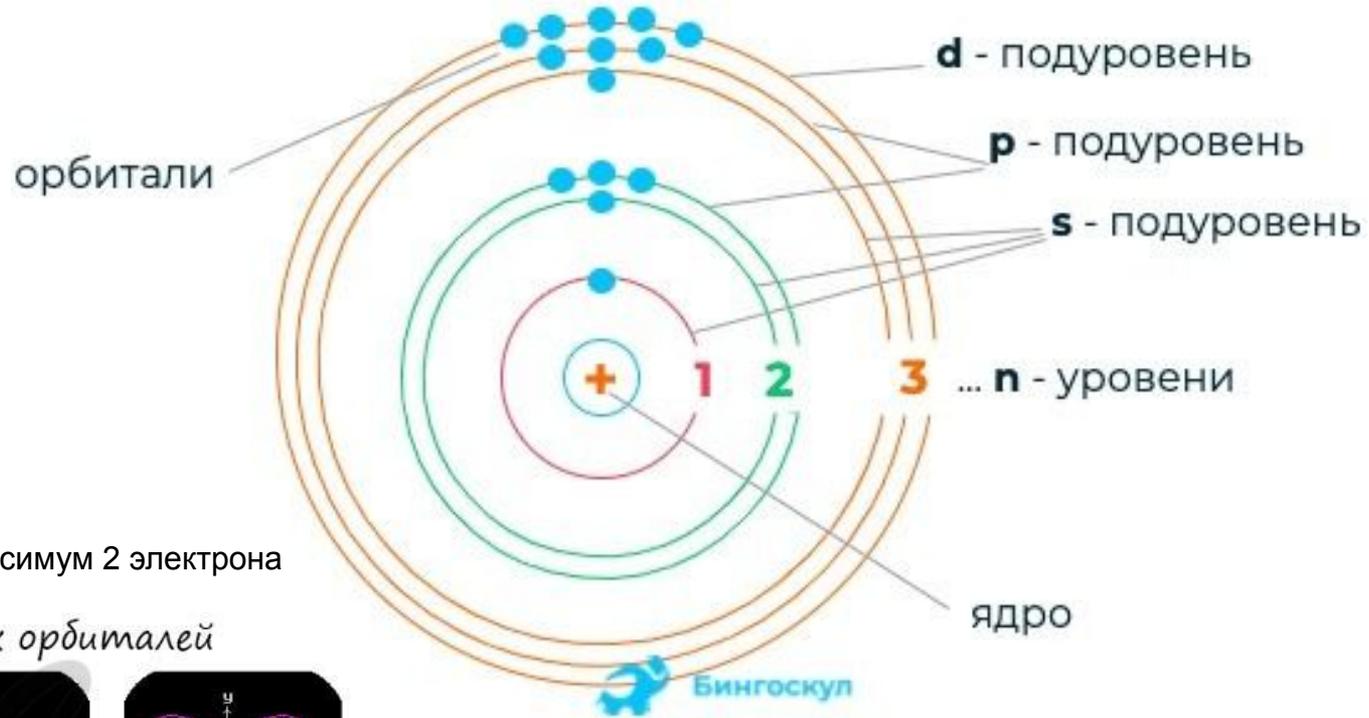
$$n = 31 - 15 = 16$$

ХИМИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

– атомы с одинаковым зарядом ядра

Изотопы – атомы с одинаковым набором протонов и электронов, но с другим количеством нейтронов → изменяется массовое число



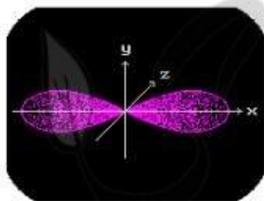


На каждой орбитали максимум 2 электрона

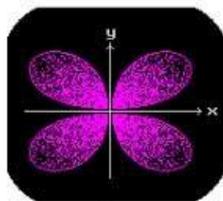
Типы атомных орбиталей



S-орбиталь



P-орбиталь

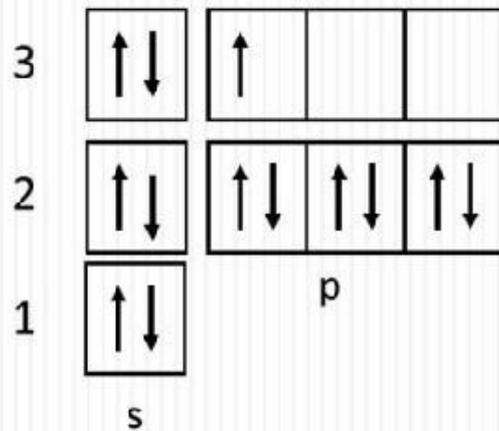
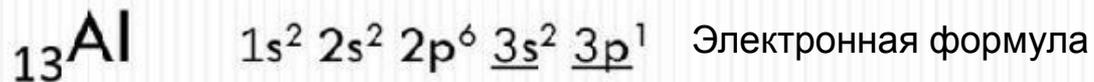


D-орбиталь



Строение атома

Электронная конфигурация



Электронная диаграмма

ПРАВИЛА ЗАПОЛНЕНИЯ ЭЛЕКТРОННЫХ ОРБИТАЛЕЙ

- Сперва 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: $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s$

МАКСИМАЛЬНОЕ ЧИСЛО ЭЛЕКТРОНОВ НА ПОДУРОВНЯХ

- 2 – максимальное число электронов на s-подуровне (1 орбиталь)
- 6 – максимальное число электронов на p-подуровне (3 орбитали)
- 10 – максимальное число электронов на d-подуровне (5 орбиталей)
- 14 – максимальное число электронов на f-подуровне (7 орбиталей)

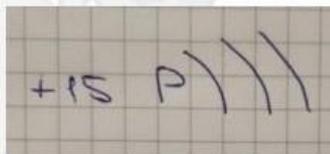
КАК ПОНЯТЬ, СКОЛЬКО ЭЛЕКТРОНОВ И КАК ОНИ РАСПОЛОЖЕНЫ

По таблице Менделеева

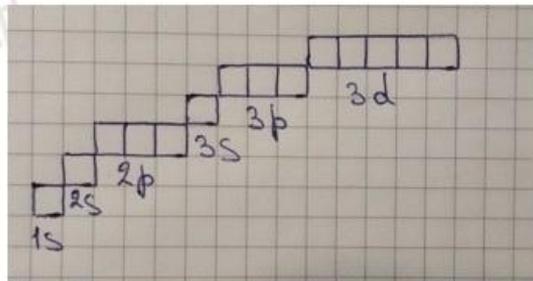
- Порядковый номер – суммарное число электронов в атоме
- Номер периода – число уровней
- Номер группы – число электронов на последнем (самом внешнем) уровне

Разберем заполнение электронами орбиталей на примере атома фосфора.

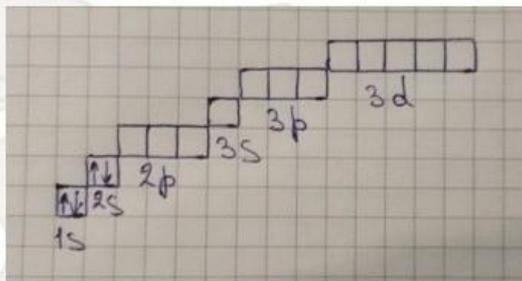
Фосфор находится в 3 периоде, следовательно у него 3 уровня.
Порядковый номер фосфора 15, значит и электронов у него 15.



Изобразим графически уровни, подуровни и орбитали

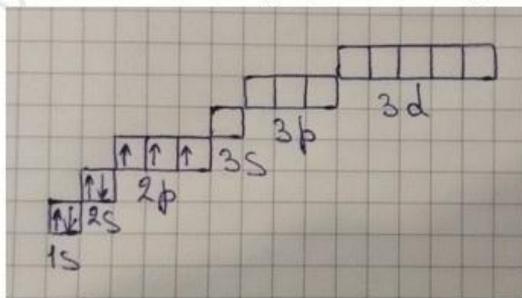


Начнем заполнять орбитали

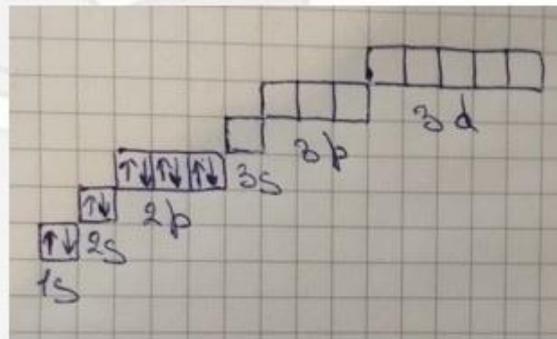


Мы заполнили 2 подуровня, записав в квадратики (орбитали) 4 электрона, осталось записать еще 11.

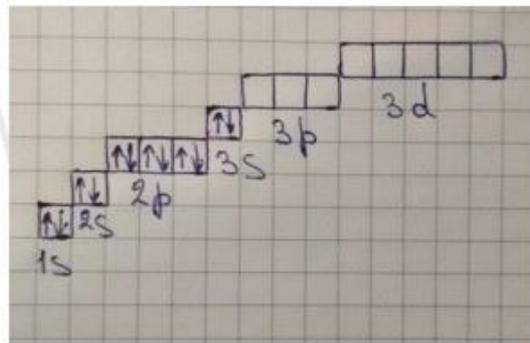
Записываем во 2p подуровень электроны по одному в каждую клеточку

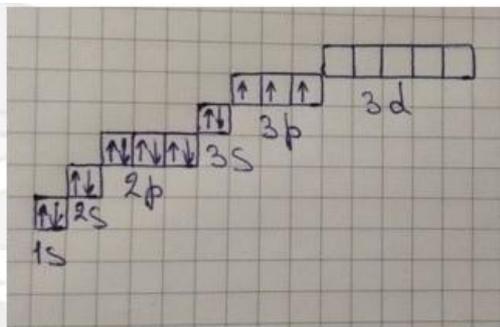


Начинаем ставить электроны в пары



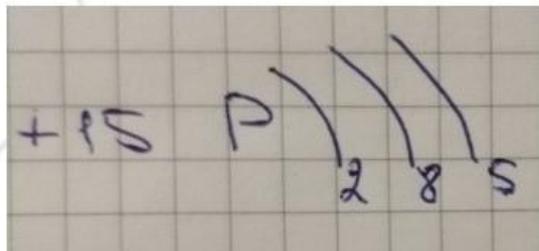
Всего мы расставили 10 электронов, осталось 5





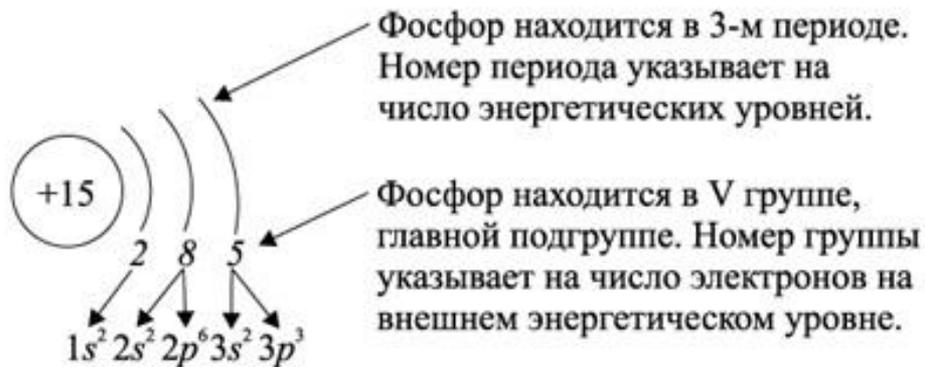
Электронам $3p$ подуровня «не хватило пары». $3d$ подуровень имеет 5 вакантных орбиталей.

Таким образом, на первом уровне у нас 2 электрона, на втором - 8, а на третьем - 5 электронов.



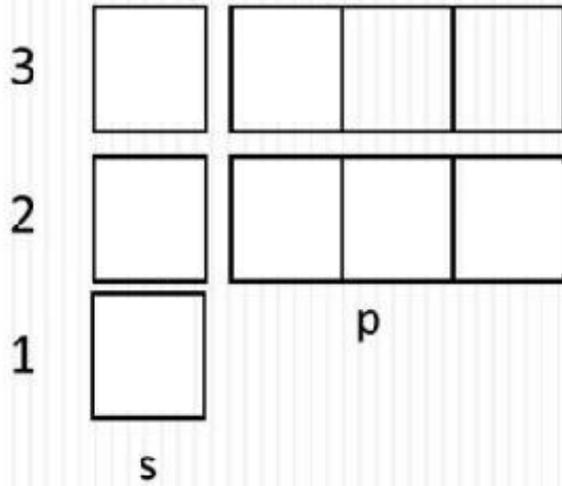
$$(31 - 15 = 16)$$

атомная масса ^{31}P
порядковый номер -15 $15p^+ 16n^0 15e$

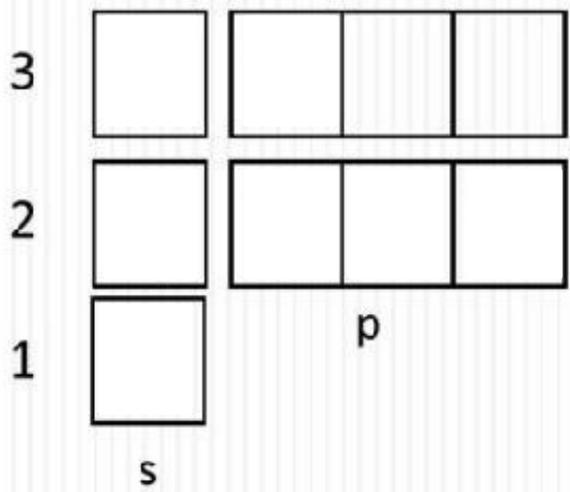


Фосфор – p -элемент

6C



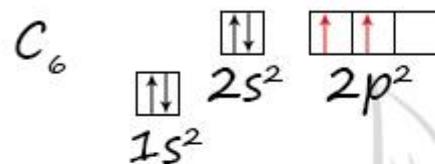
765



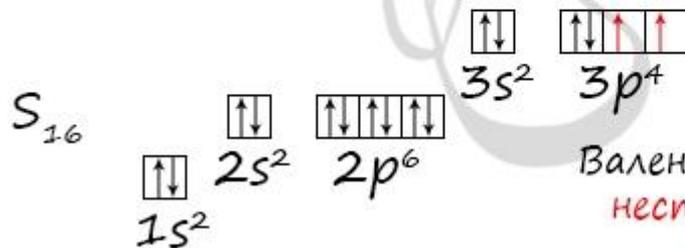
ВАЛЕНТНЫЕ ЭЛЕКТРОНЫ

– электроны в атоме, которые могут участвовать в образовании химической связи («ищут пару»)

Электронные конфигурации C и S

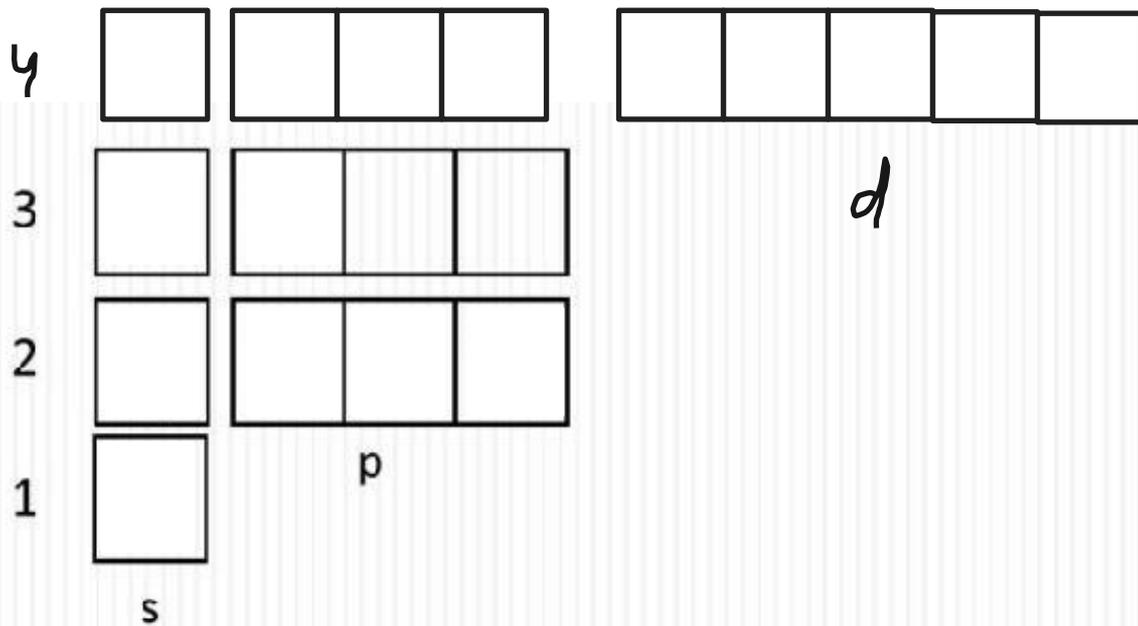


Валентных электронов – 4,
неспаренных валентных
электронов – 2

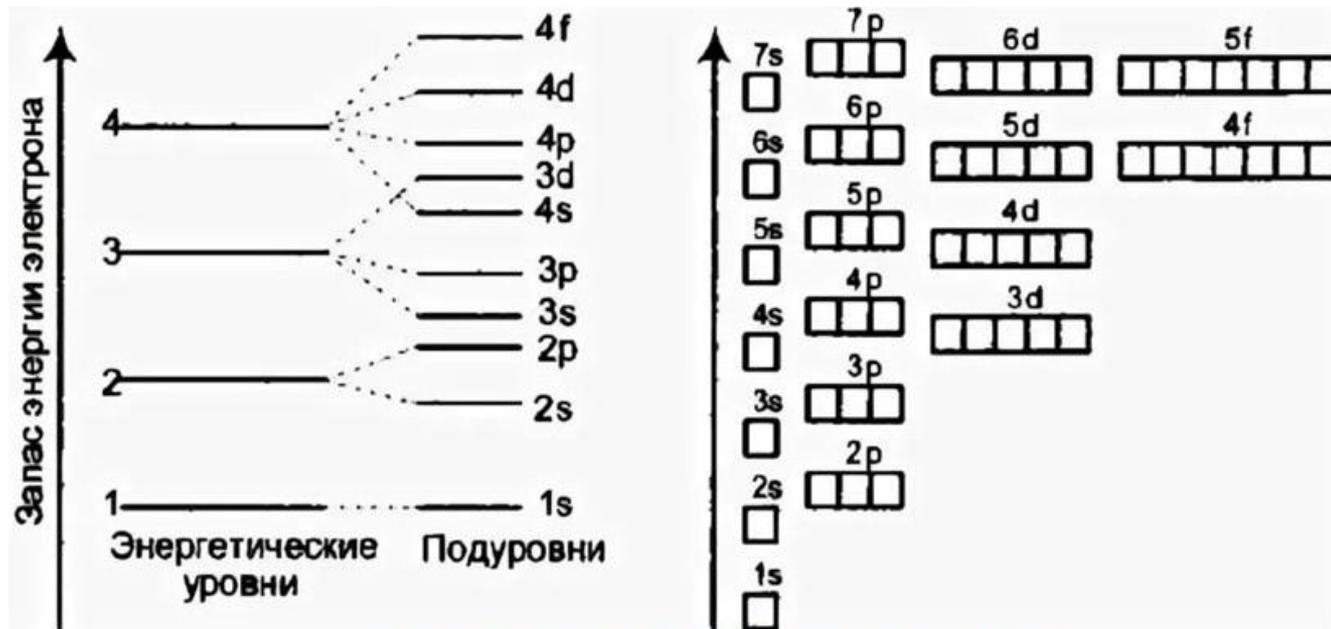


Валентных электронов – 6,
неспаренных валентных
электронов – 2

30 Zn



Порядок заполнения орбиталей: $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s$



Определите, атомы каких двух из указанных в ряду элементов имеют на внешнем энергетическом уровне четыре электрона.

- 1) Na
- 2) K
- 3) Si
- 4) Mg
- 5) C

Определите, атомы каких двух из указанных в ряду элементов имеют на внешнем энергетическом уровне два электрона.

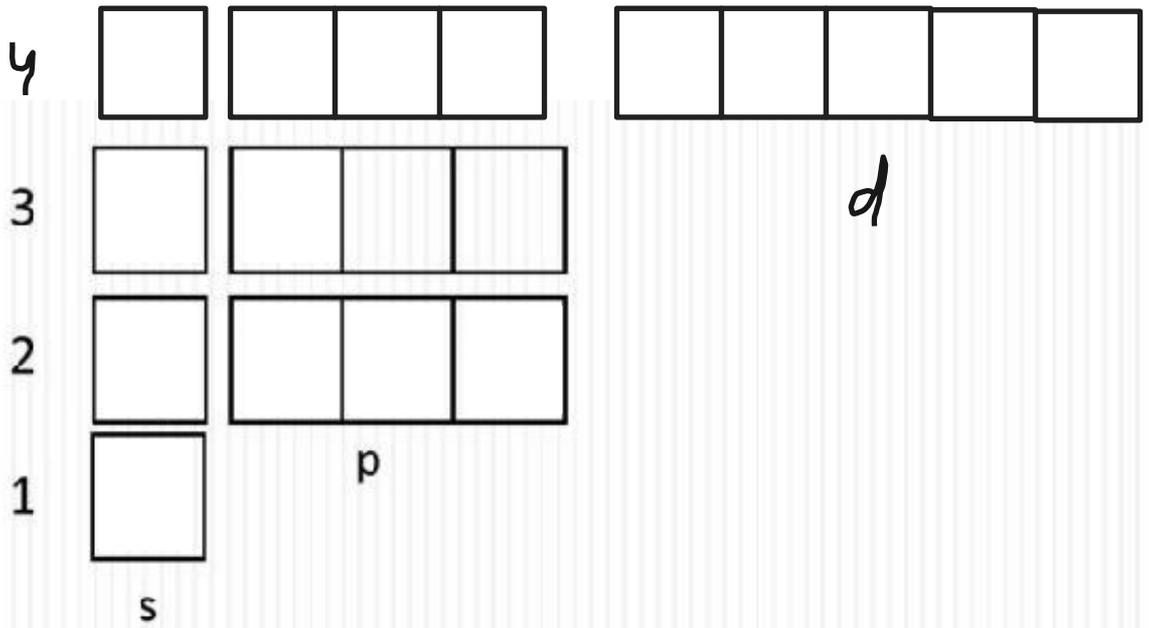
- 1) Be
- 2) Mg
- 3) Si
- 4) Cl
- 5) F

Какие из указанных элементов в основном состоянии имеют на внешнем уровне больше *p*-электронов, чем *s*-электронов?

- 1) Na
- 2) N
- 3) C
- 4) S
- 5) Si

Определите элементы, у атомов которых в основном состоянии все валентные электроны находятся только на *s*-подуровнях.

- 1) S
- 2) V
- 3) Mg
- 4) Al
- 5) H



ПРОСКОК/ПРОВАЛ ЭЛЕКТРОНА

- переход электрона с внешнего, более высокого энергетического уровня, на предвнешний, энергетически более низкий. Это связано с большей энергетической устойчивостью получающихся при этом электронных конфигураций (атом «тратит» меньше энергии, чтобы удерживать себя)
медь, хром, серебро, золото, молибден, платина, палладий

Электронная конфигурация Cr

Cr₂₄
(неправильная конфигурация)



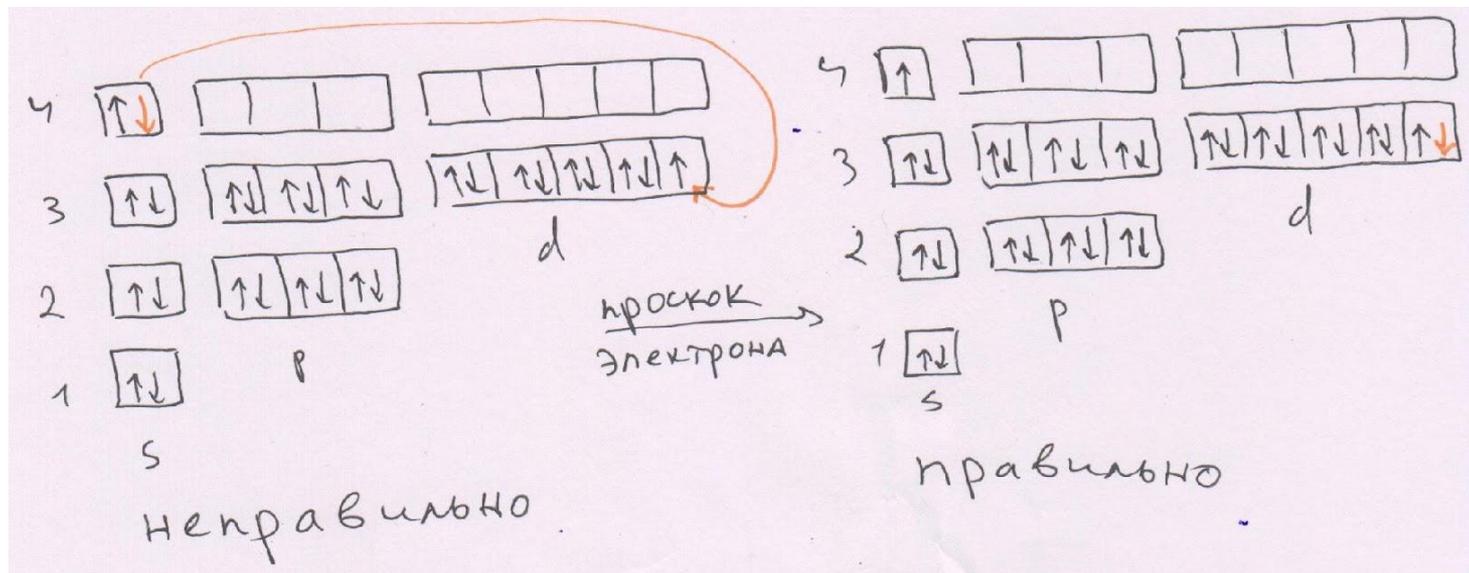
Мы сделали все «логично», но забыли про провал электрона у хрома и написали $4s^2 3d^4$ - нестойкую конфигурацию

Cr₂₄
(правильная конфигурация)



Мы исправились и вспомнили про провал электрона у хрома и написали верно: $4s^1 3d^5$ - устойчивую конфигурацию

ЭЛЕКТРОННО-ГРАФИЧЕСКАЯ ФОРМУЛА АТОМА МЕДИ CU



Определите, у каких из указанных элементов число неспаренных электронов в основном состоянии превышает номер периода.

- 1) As
- 2) Cl
- 3) Mn
- 4) Si
- 5) Cr

Определите, какие элементы имеют в основном состоянии одинаковое количество неспаренных электронов.

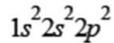
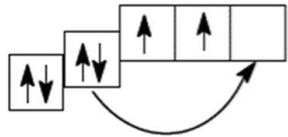
- 1) Cr
- 2) Si
- 3) Sc
- 4) O
- 5) N

Определите, атомы каких из указанных в ряду элементов в основном состоянии имеют электронную формулу внешнего энергетического уровня ns^1 .

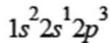
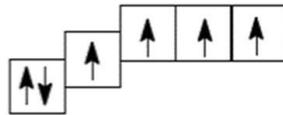
- 1) Li
- 2) P
- 3) B
- 4) Cu
- 5) N

ОСНОВНОЕ И ВОЗБУЖДЕННОЕ СОСТОЯНИЕ АТОМОВ

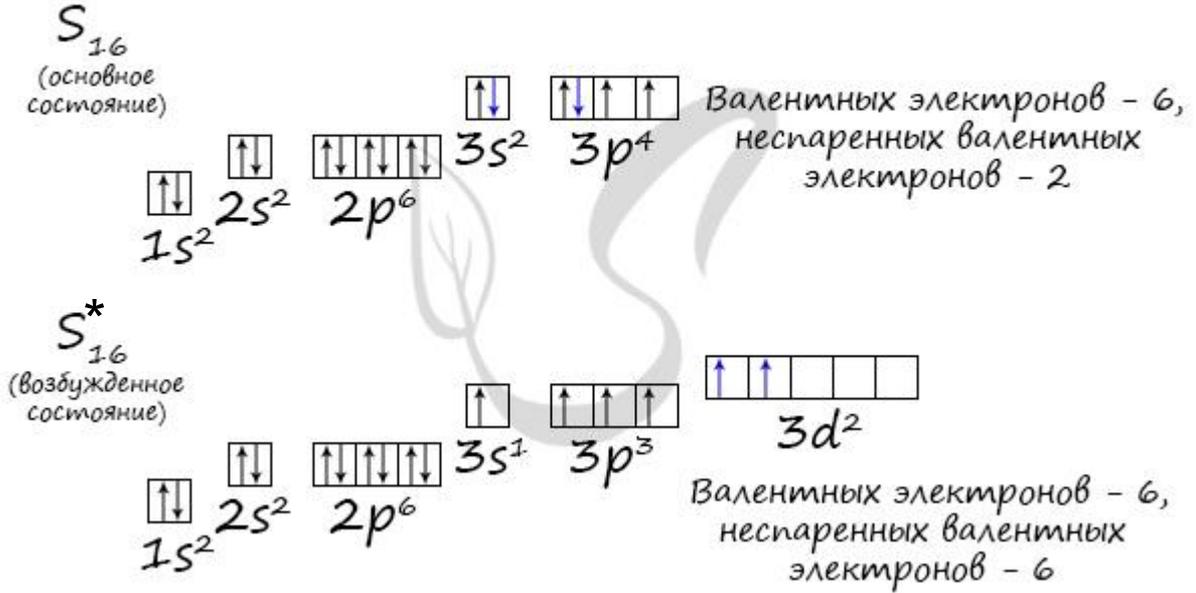
Возбужденное состояние: все электроны на внешнем уровне **распариваются** и **занимают свободные ячейки** (вакантные орбитали) по одному, становясь валентными (могут образовывать связи). Это состояние для атома нестабильно



основное состояние



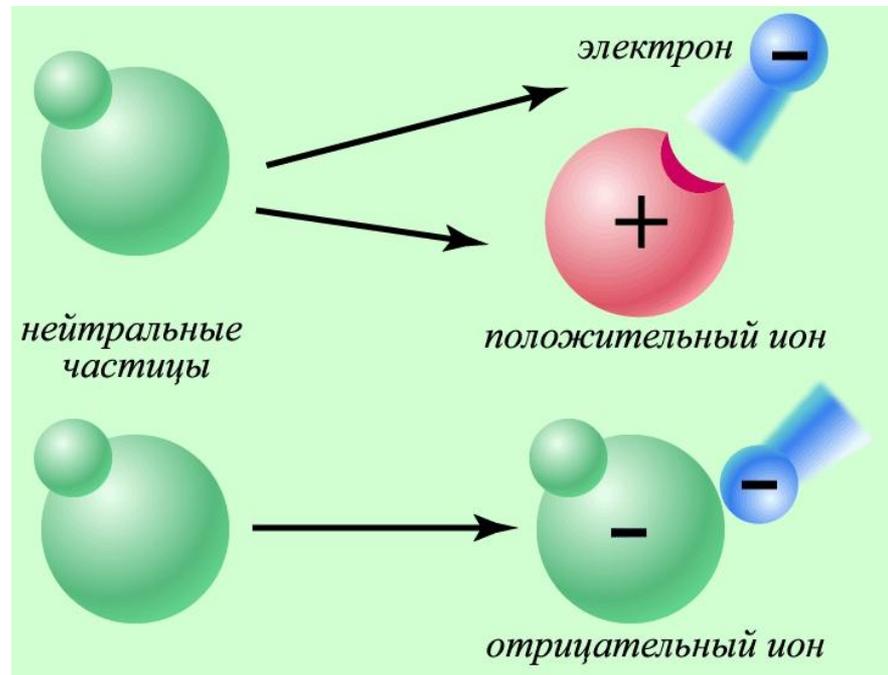
возбужденное состояние



ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ ИОНОВ

Ионы – заряженные частицы

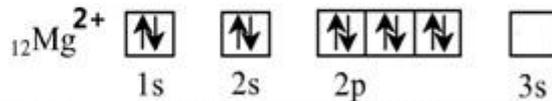
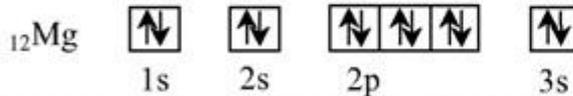
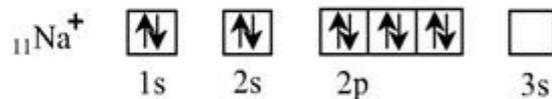
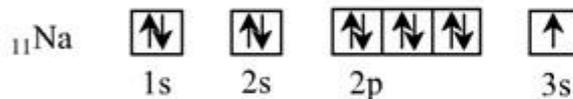
- Отрицательный ион – анион – когда атом получает электроны (минус – избыток электронов, недостаток протонов)
- Положительный ион – катион – когда атом отдает электроны (плюс – недостаток электронов, избыток протонов)



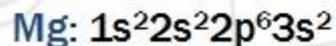
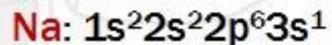
ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ ИОНОВ

Для того, чтобы составить **электронную конфигурацию иона**, необходимо, прежде всего, составить электронную конфигурацию соответствующего атома, а затем прибавить или отнять z электронов на внешнем энергетическом уровне.

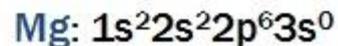
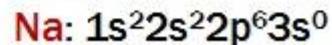
Так, например,



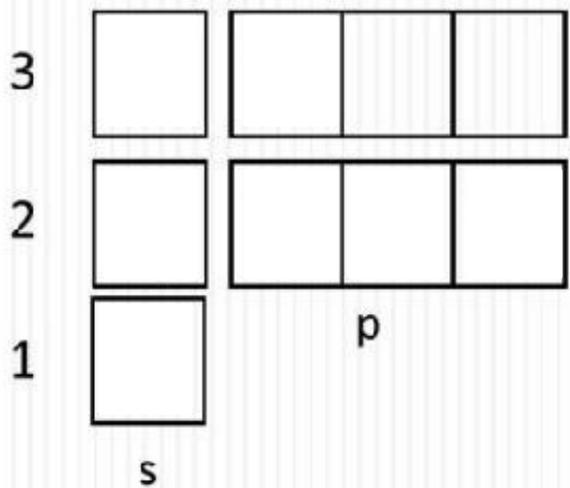
АТОМЫ:



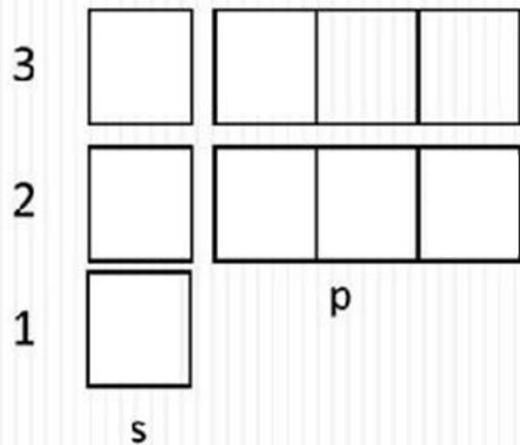
ИОНЫ:



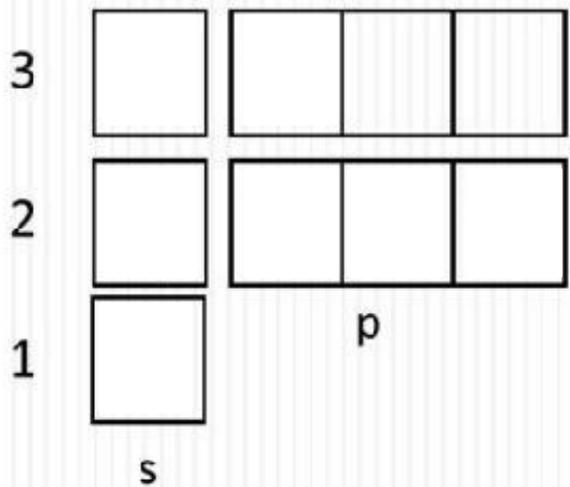
Cl



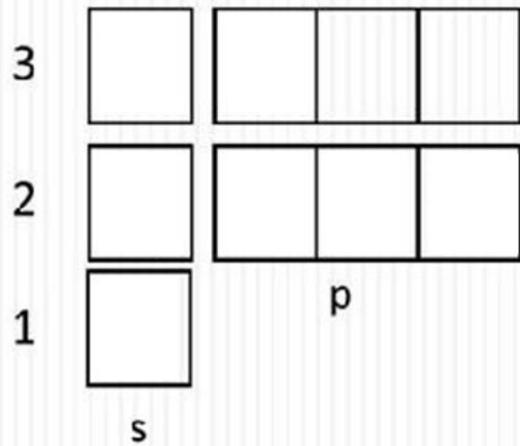
Cl⁻



AL



AL



Какие из указанных элементов образуют ион с зарядом +1, не имеющий неспаренных электронов в основном состоянии?

- 1) Na
- 2) N
- 3) Mn
- 4) Cu
- 5) Cl

Какие из указанных элементов образуют ион с зарядом +2, не имеющий неспаренных электронов в основном состоянии?

- 1) Ca
- 2) O
- 3) Zn
- 4) Fe
- 5) Xe

Определите, ионы каких из указанных в ряду химических элементов имеют электронную конфигурацию атома аргона.

- 1) P
- 2) Al
- 3) Cl
- 4) Zn
- 5) H