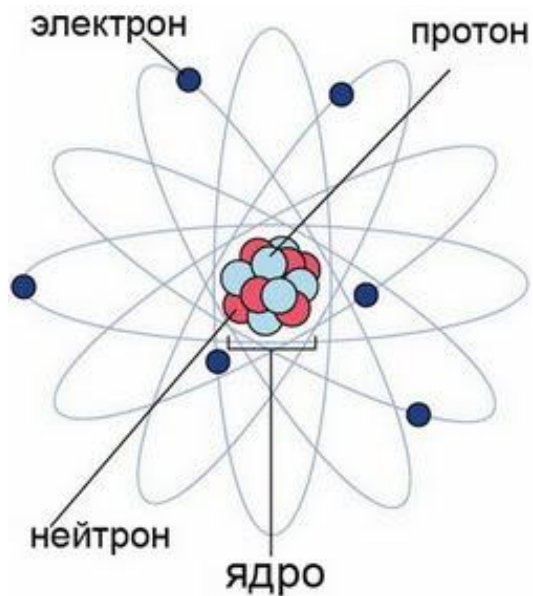


Атом (греч. а – отриц. частица + tomos – отдел, греч. atomos – неделимый) – электронейтральная частица вещества микроскопических размеров и массы, состоящая из положительно заряженного ядра (протонов и нейтронов) и отрицательно заряженных электронов (электронной оболочки)



Планетарная модель атома

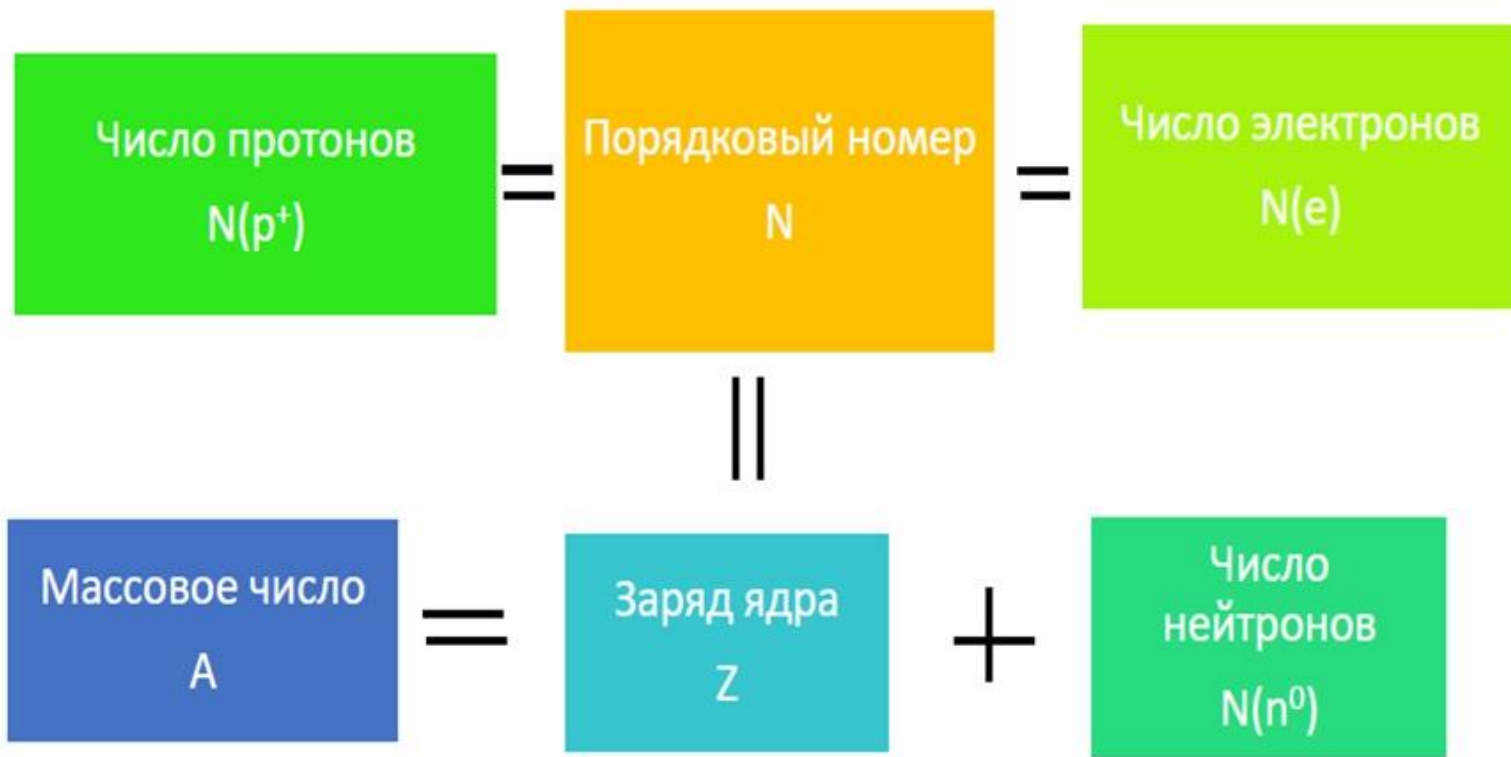


Бор Нильс
(1885 - 1962)



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 $M(\text{Cl}) = 35,5$

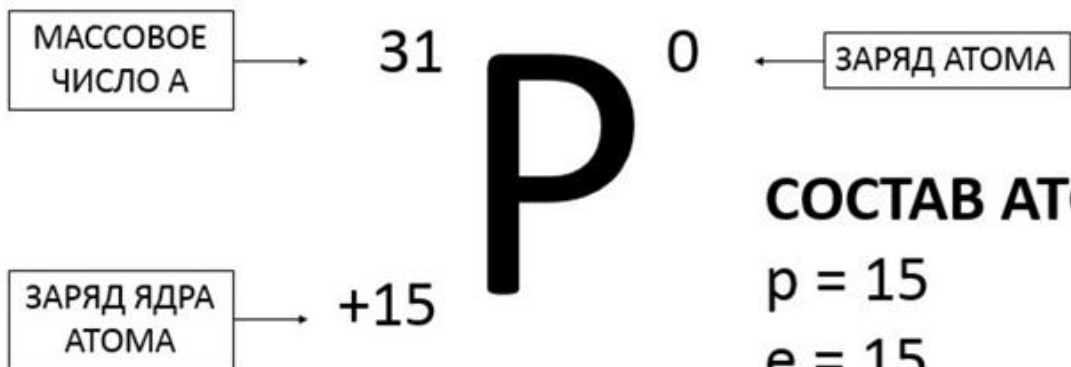
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																	
	A I B A II B A III B A IV B A V B A VI B A VII B A VIII B																	
1	(H)																	
2	Li Lithium Литий	Be Beryllium Бериллий	B Borun Бор	C Carbonum Углерод	N Nitrogenum Азот	O Oxygenium Кислород	F Fluorum Фтор	Ne Neonum Неон										
3	Na Natrium Натрий	Mg Magnesium Магний	Al Aluminium Алюминий	Si Silicium Кремний	P Phosphorus Фосфор	S Sulfur Сера	Cl Chlorium Хлор	Ar Argonum Аргон										
4	K Kalium Калий	Ca Calcium Кальций	Sc Scandium Скандий	Ti Titanium Титан	V Vanadium Ванадий	Cr Chromium Хром	Mn Manganum Марганец	Fe Ferrum Железо	Co Cobaltum Кобальт	Ni Niccolum Никель								
5	Rb Rubidium Рубидий	Sr Strontium Стронций	Y Yttrium Иттрий	Zr Zirconium Цирконий	Nb Niobium Ниобий	Mo Molybdaenum Молибден	Tc Technetium Технеций	Ru Ruthenium Рутений	Rh Rhodium Родий	Pd Palladium Палладий								
6	Cs Caesium Цезий	Ba Barium Барий	La* Lanthanum Лантан	Hf Hafnium Гафний	Ta Tantalum Тантал	W Wolframium Вольфрам	Re Rhenium Рений	Os Osmium Осмий	Ir Iridium Иридий	Pt Platinum Платина								
7	Fr Francium Франций	Ra Radium Радий	Ac** Actinium Актиний	Rf Rutherfordium Ферфердий	Db Dubnium Дубний	Sg Seaborgium Сиборгий	Bh Bohrium Борий	Hs Hassium Хассий	Mt Meitnerium Мейтнерий									
	FORMULY VYSHCHIX OKSIDOV																	
	R ₂ O		RO		R ₂ O ₃		RO ₂		R ₂ O ₅		RO ₃		R ₂ O ₇		RO ₄			
					RH ₄		RH ₃		RH ₂		RH							
ЛАНТАНОИДЫ*	Ce Cerium Церий	Pr Praseodymium Прозодим	Nd Neodymium Неодим	Pm Promethium Прометий	Sm Samarium Самарий	Eu Europium Европий	Gd Gadolinium Гадолий	Tb Terbium Тербий	Dy Dysprosium Диспрозий	Ho Holmium Гольмий	Er Erbium Эрбий	Tm Thulium Тулий	Yb Ytterbium Иттербий	Lu Lutetium Лютеций				
АКТИНОИДЫ**	Th Thorium Торий	Pa Protactinium Протактиний	U Uranium Уран	Np Neptunium Нептуний	Pu Plutonium Плутоний	Am Americium Америций	Cm Curium Кюрий	Bk Berkelium Берклий	Cf Californium Калифорний	Es Einsteinium Эйнштейний	Fm Fermium Фермий	Md Mendelevium Менделевий	No Nobelium Нобелий	Lr Lawrencium Лоренций				



СОСТАВ АТОМА

Пример: характеристика атома фосфора



СОСТАВ АТОМА:

$$p = 15$$

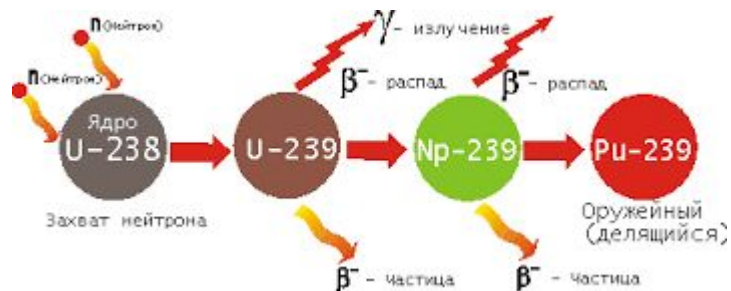
$$e = 15$$

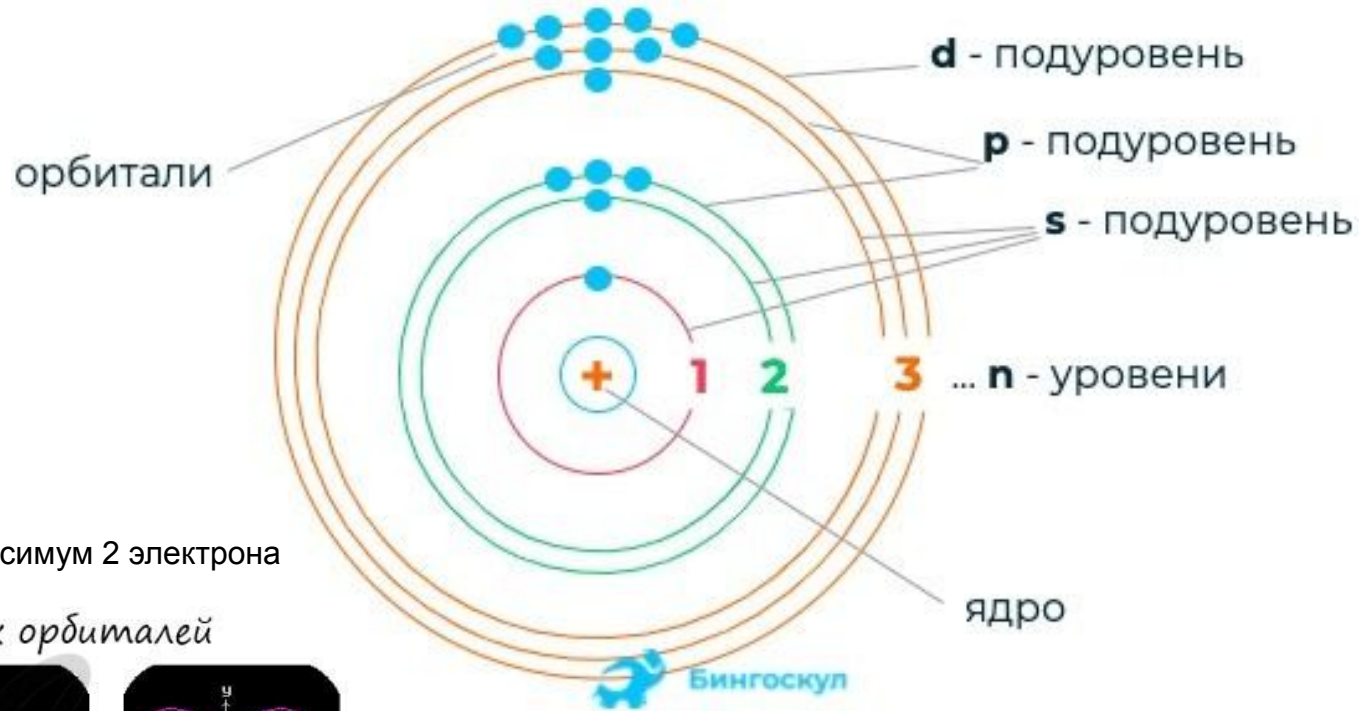
$$n = 31 - 15 = 16$$

ХИМИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

– атомы с одинаковым зарядом ядра

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



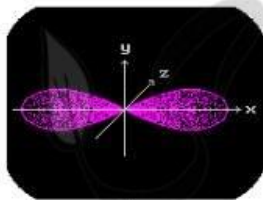


На каждой орбитали максимум 2 электрона

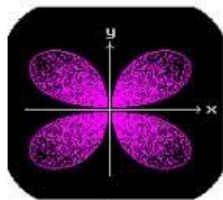
Типы атомных орбиталей



S-орбиталь



P-орбиталь

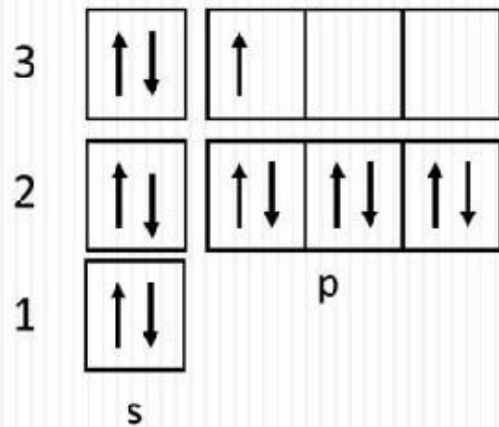
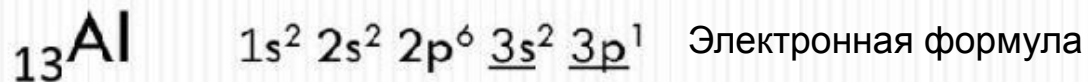


D-орбиталь



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)

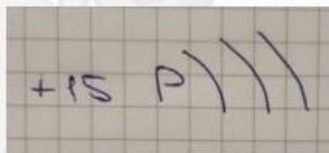
КАК ПОНЯТЬ, СКОЛЬКО ЭЛЕКТРОНОВ И КАК ОНИ РАСПОЛОЖЕНЫ

По таблице Менделеева

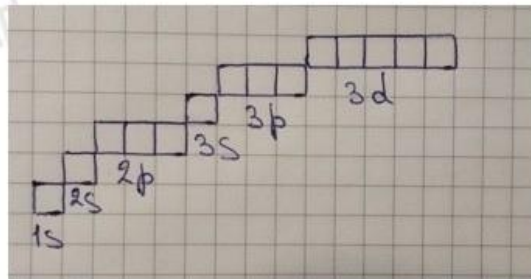
- Порядковый номер – суммарное число электронов в атоме
- Номер периода – число уровней
- Номер группы – число электронов на последнем (самом внешнем) уровне

Разберем заполнение электронами орбиталей на примере атома фосфора.

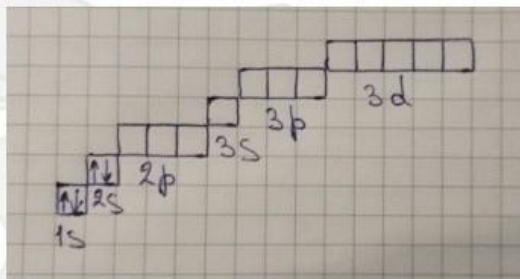
Фосфор находится в 3 периоде, следовательно у него 3 уровня.
Порядковый номер фосфора 15, значит и электронов у него 15.



Изобразим графически уровни, подуровни и орбитали

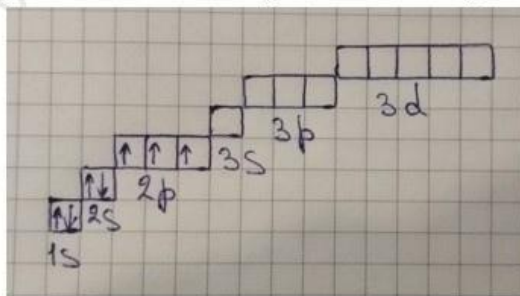


Начнем заполнять орбитали

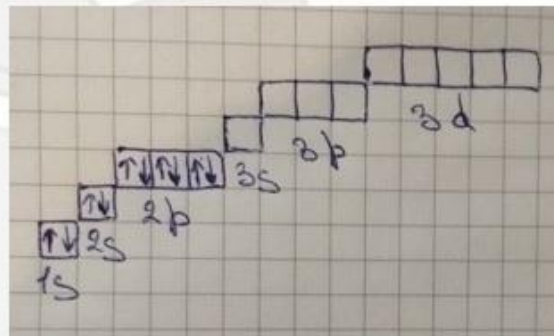


Мы заполнили 2 подуровня, записав в квадратики (орбитали) 4 электрона, осталось записать еще 11.

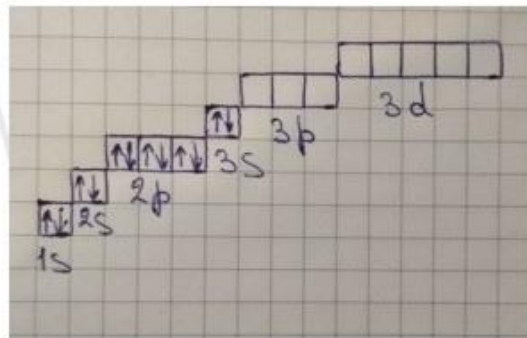
Записываем во 2p подуровень электроны по одному в каждую клеточку

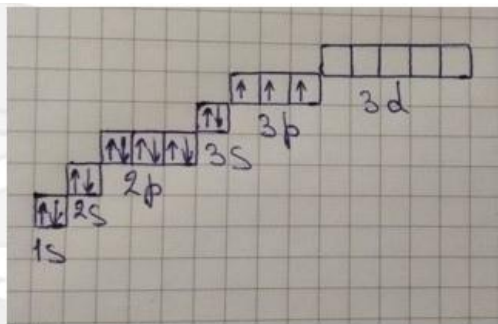


Начинаем ставить электроны в пары



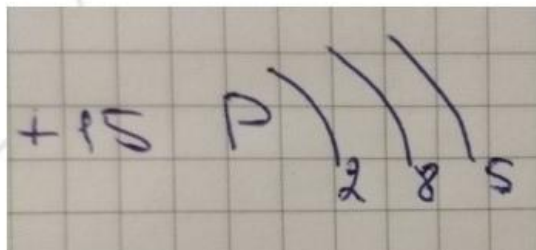
Всего мы расставили 10 электронов, осталось 5





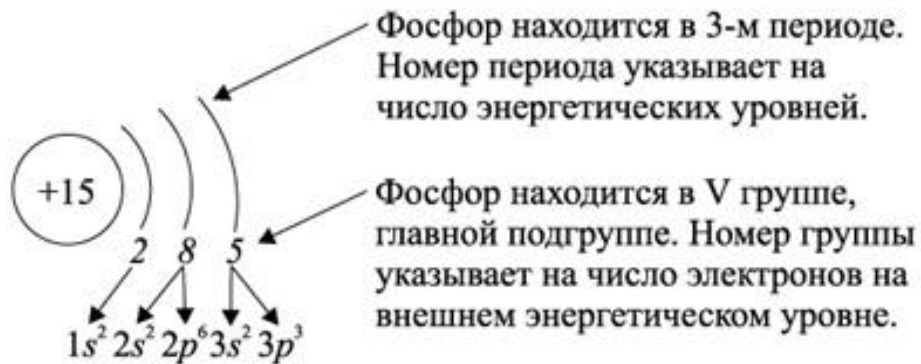
Электронам $3p$ подуровня «не хватило пары». $3d$ подуровень имеет 5 вакантных орбиталей.

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



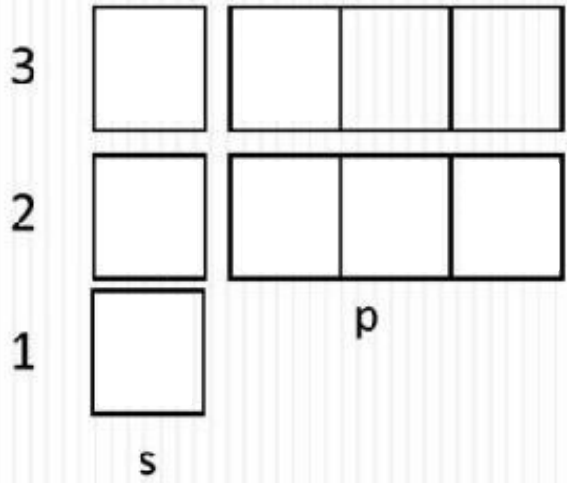
$$(31 - 15 = 16)$$

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

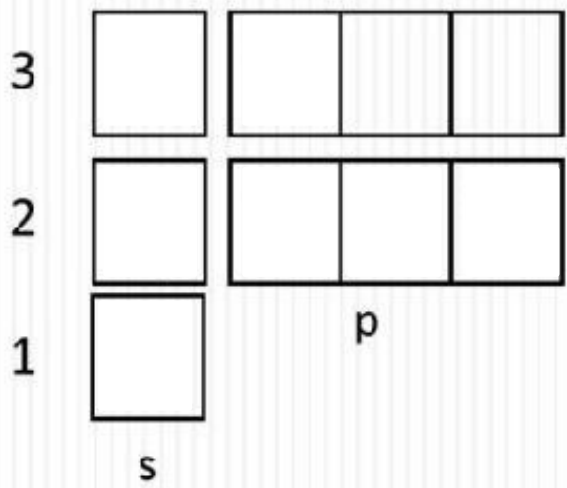


Фосфор – *p*-элемент

6C



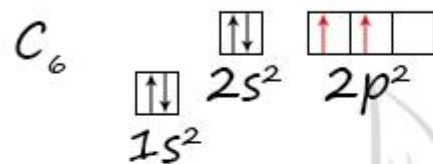
765



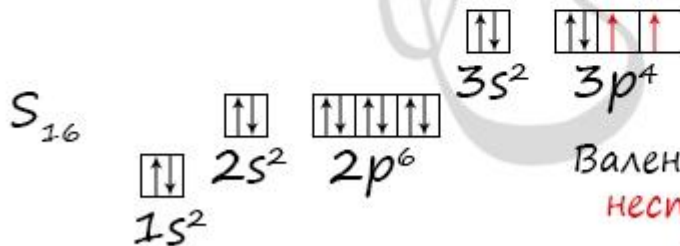
ВАЛЕНТНЫЕ ЭЛЕКТРОНЫ

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

Электронные конфигурации C и S

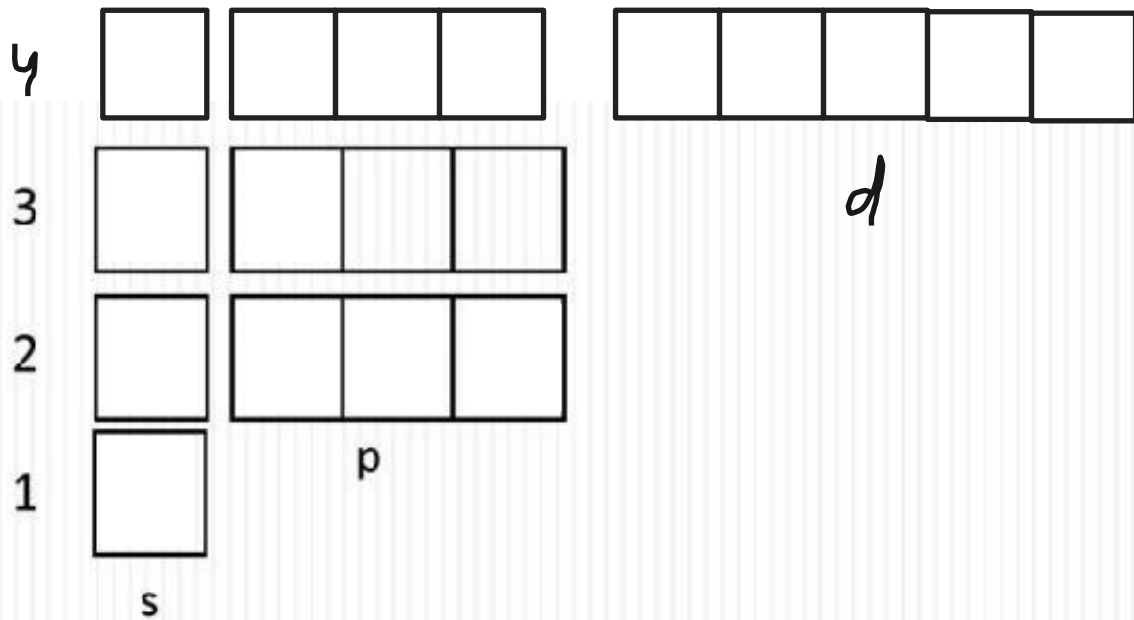


Валентных электронов – 4,
неспаренных валентных
электронов – 2

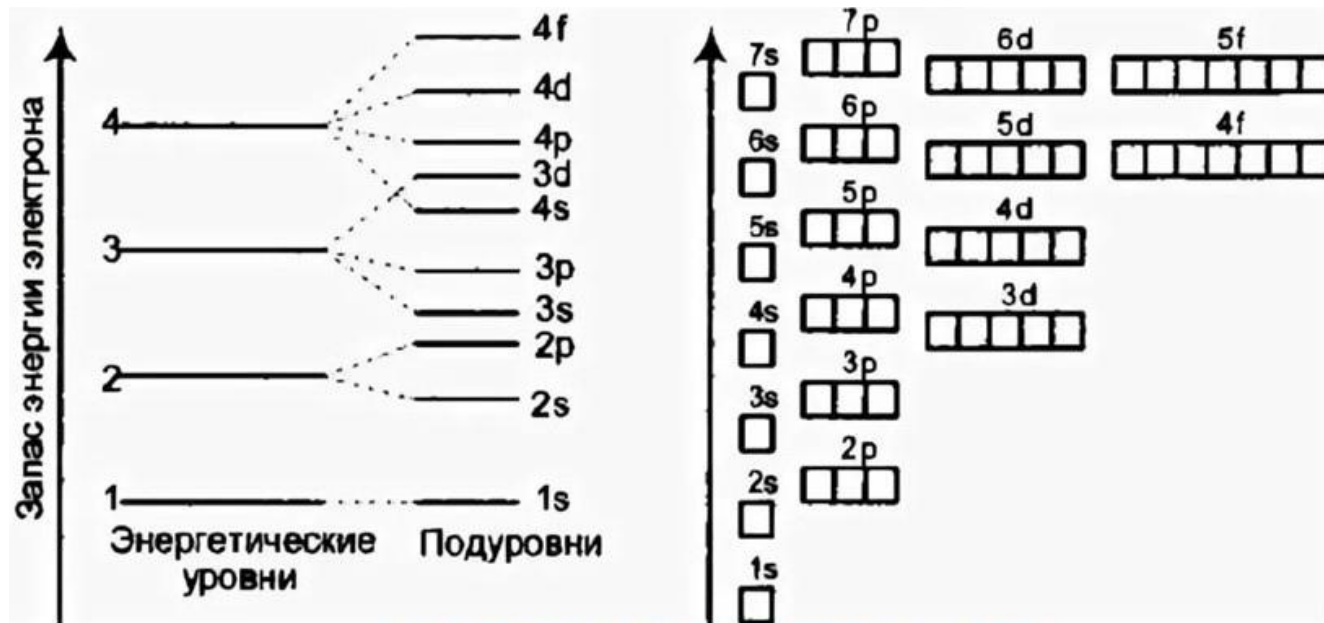


Валентных электронов – 6,
неспаренных валентных
электронов – 2

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.

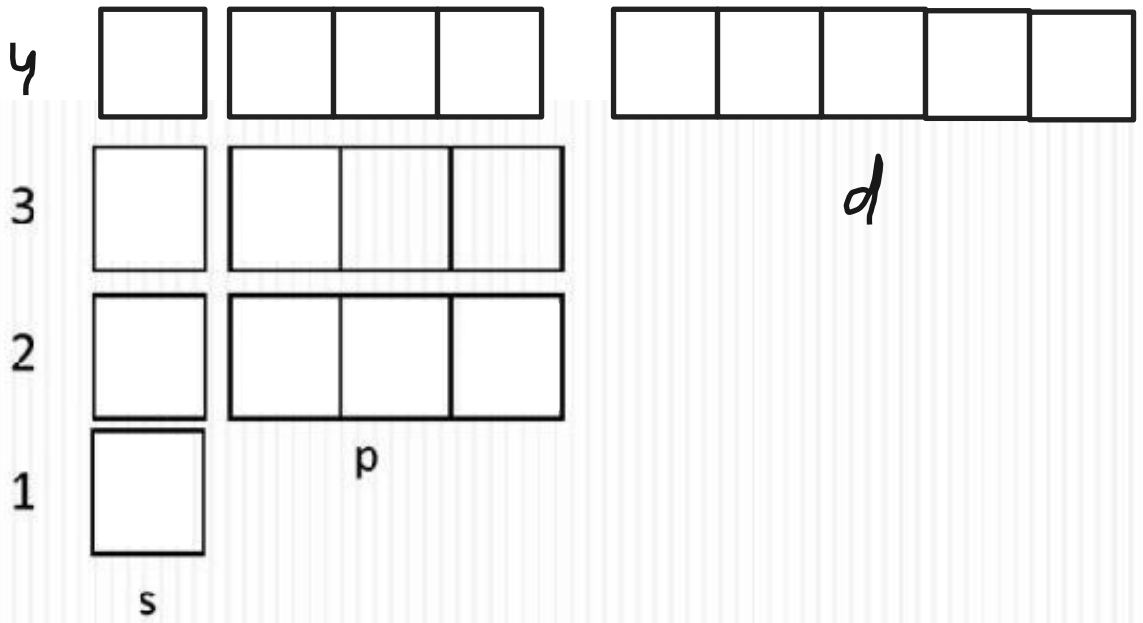
- 1) Be
- 2) Mg
- 3) Si
- 4) Cl
- 5) F

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 4s²3d⁴ - нестойкую конфигурацию

Cr₂₄
(правильная
конфигурация)



Мы исправились и вспомнили про провал электрона у хрома и написали верно: 4s¹3d⁵ - устойчивую конфигурацию

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.

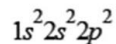
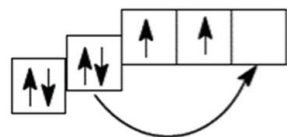
- 1) Cr
- 2) Si
- 3) Sc
- 4) O
- 5) N

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

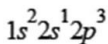
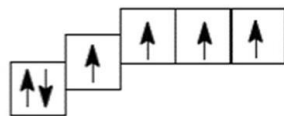
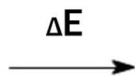
- 1) Li
- 2) P
- 3) B
- 4) Cu
- 5) N

ОСНОВНОЕ И ВОЗБУЖДЕННОЕ СОСТОЯНИЕ АТОМОВ

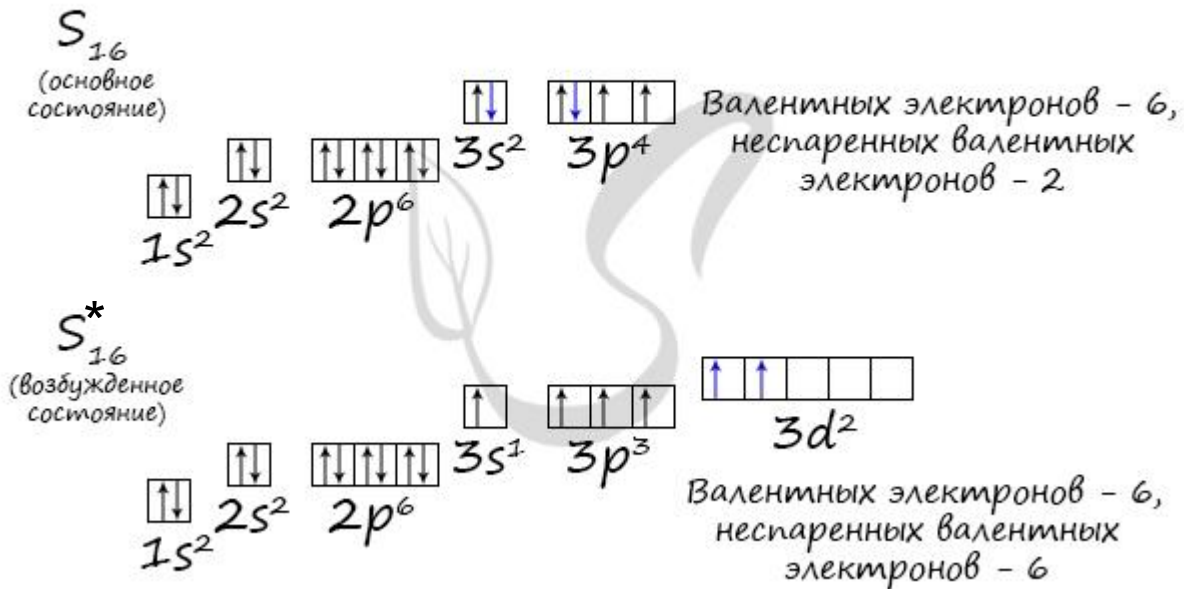
Возбужденное состояние: все электроны на внешнем уровне **распариваются** и **занимают свободные ячейки** (вакантные орбитали) по одному, становясь валентными (могут образовывать связи). Это состояние для атома нестабильно



основное состояние



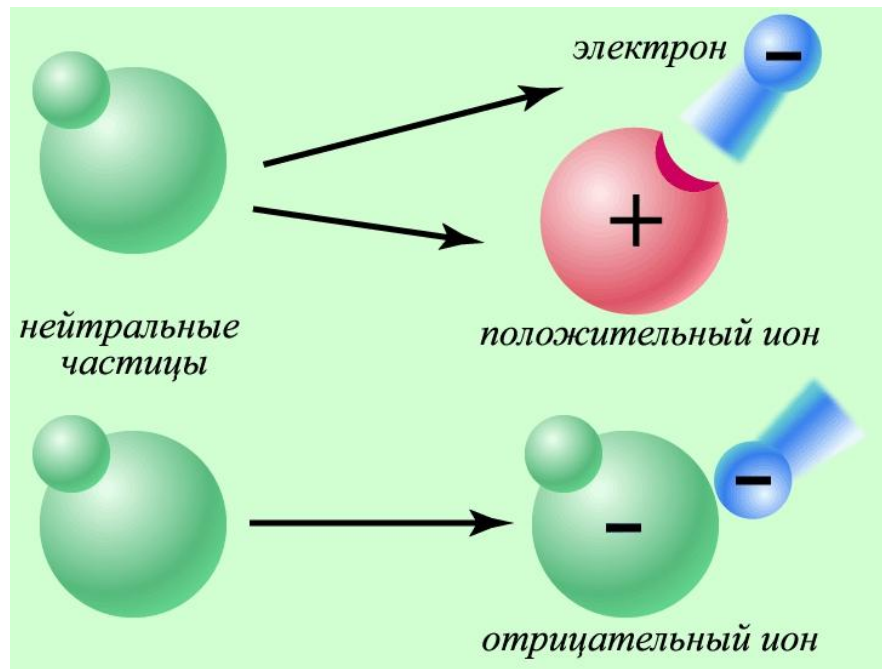
возбужденное состояние



ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ ИОНОВ

Ионы – заряженные частицы

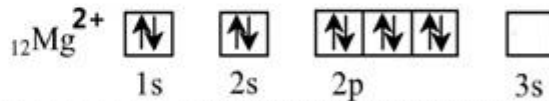
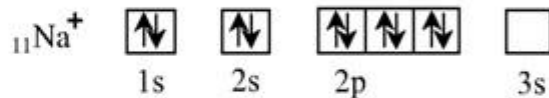
- Отрицательный ион – анион – когда атом получает электроны (минус – избыток электронов, недостаток протонов)
- Положительный ион – катион – когда атом отдает электроны (плюс – недостаток электронов, избыток протонов)



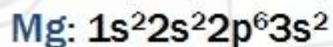
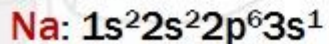
ЭЛЕКТРОННАЯ КОНФИГУРАЦИЯ ИОНОВ

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.

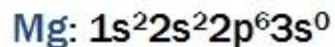
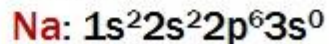
Так, например,



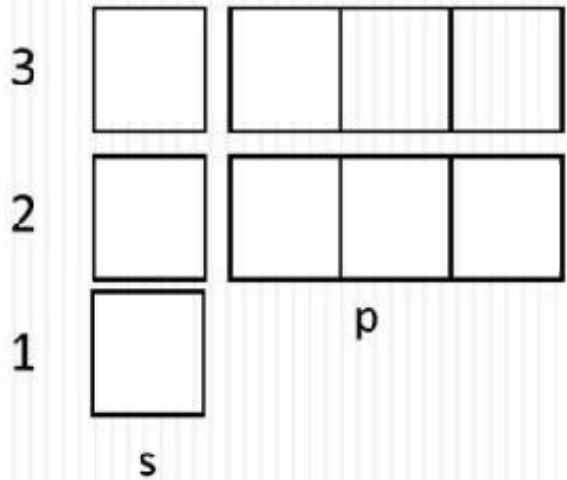
АТОМЫ:



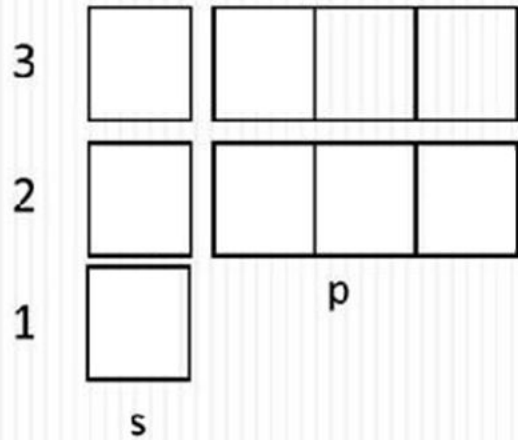
ИОНЫ:



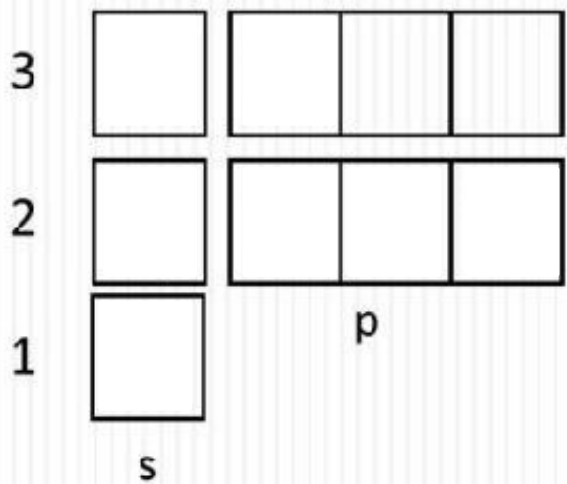
Cl



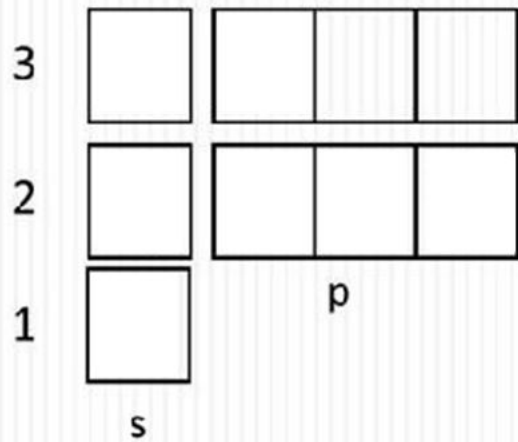
Cl⁻



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