

# Вебинар №1

## Строение атома. Электронные конфигурации атомов и ионов.

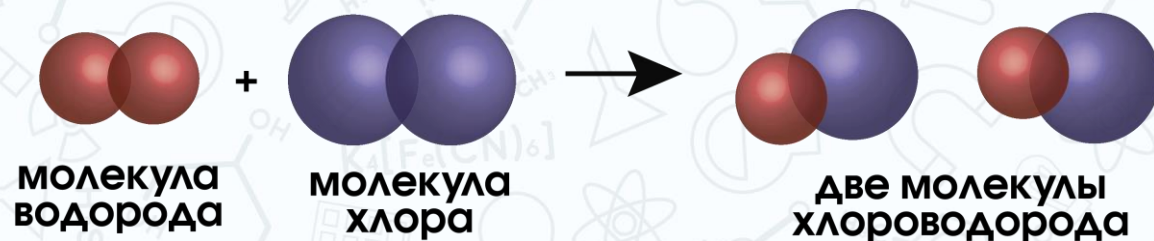
# Что такое химическая реакция?

**Химической реакцией** называют превращение одних химических веществ в другие.

Например, если мы бросим натрий в воду, то будем наблюдать химическую реакцию, т.к. сначала мы имели одни вещества (натрий и воду), а после взаимодействия - другие (щелочь и водород).

А вот плавление льда – это уже не химическая реакция, т.к. и лед, и жидкая вода являются одним и тем же веществом, только в разных агрегатных состояниях.

Несмотря на то, что в процессе химических реакций одни вещества превращаются в другие, всё же, при протекании химических реакций существуют «микрочастички», которые практически не претерпевают изменений. Такие микроскопические частички называют **атомами**. В процессе химических реакций атомы лишь перегруппировываются между собой. Например:

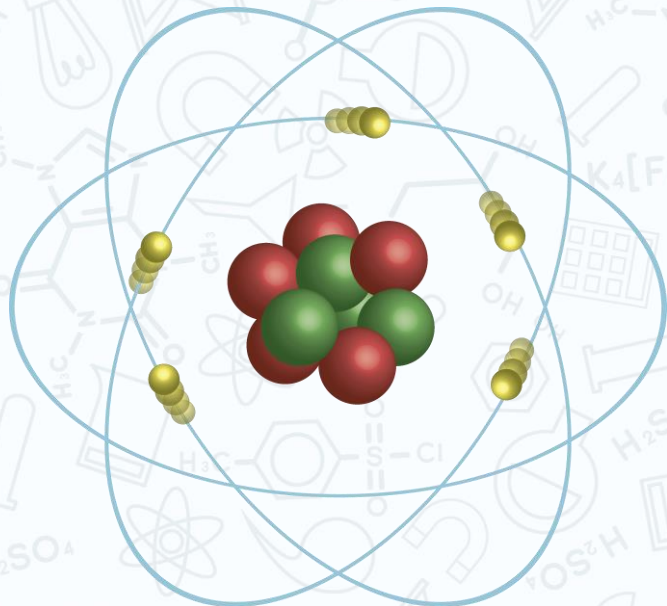





«атомос» в буквальном переводе с греческого означает «неделимый». Тем не менее, вопреки идее древнегреческих философов, атомы не являются абсолютным минимумом материи, а сами также имеют сложное строение, которое мы детально рассмотрим далее.



# Фундаментальные свойства атома:

- 1) атом состоит из **ядра** и многослойной **электронной оболочки**;
- 2) **ядро** состоит из **протонов** и **нейтронов**;
- 3) ядро любого атома имеет положительный заряд  **$Z$**  равный количеству протонов  **$N(p)$** ;
- 4) количество **электронов** в атоме **равно количеству протонов**, т.е.  **$N(e) = N(p)$** ;
- 5) таким образом, заряд ядра  **$Z = N(p) = N(e)$** ;
- 6) поскольку  **$e$**  имеют ничтожно малую массу по сравнению с массой  **$p$**  и  **$n$** , практически вся масса атома сосредоточена в его ядре. Суммарное количество  **$p$**  и  **$n$**  называется массовым числом  **$A$** . То есть  **$N(p) + N(n) = A$** .



-  - протон ( **$p$** ), заряд = **+1**
-  - нейтрон ( **$n$** ), нет заряда (**0**)
-  - электрон ( **$e$** ), заряд = **-1**

$$m(p) \approx m(n) \gg m(e)$$

Совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра называют **ХИМИЧЕСКИМ ЭЛЕМЕНТОМ**. Своеобразным «каталогом» существующих химических элементов является периодическая таблица Д.И. Менделеева.

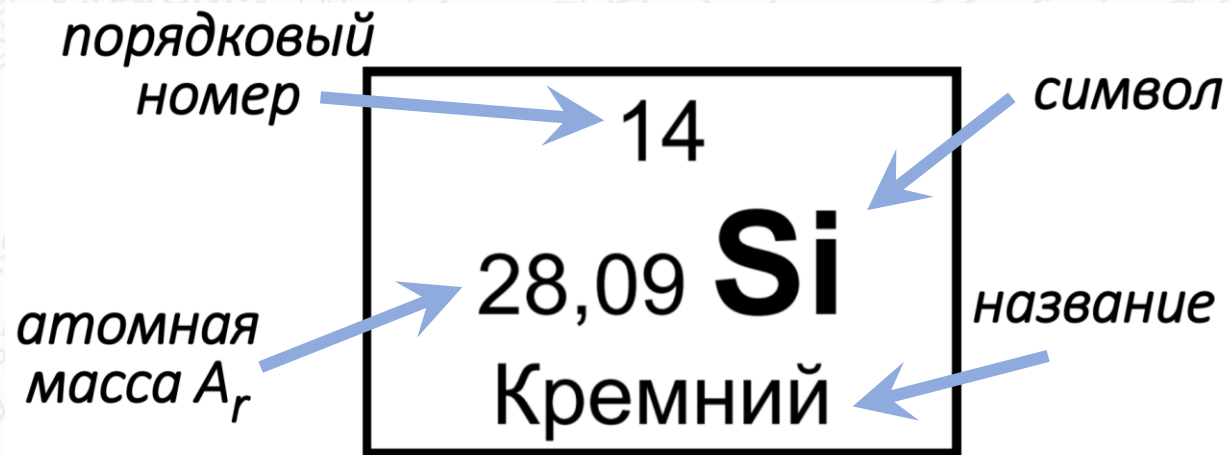
		Г р у п п ы											
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				
п е р и о д ы	1	1 <b>H</b> 1,008 Водород						(H)				2 <b>He</b> 4,00 Гелий	
	2	3 <b>Li</b> 6,94 Литий	4 <b>Be</b> 9,01 Бериллий	5 10,81 <b>B</b> Бор	6 12,01 <b>C</b> Углерод	7 14,00 <b>N</b> Азот	8 16,00 <b>O</b> Кислород	9 19,00 <b>F</b> Фтор				10 <b>Ne</b> 20,18 Неон	
	3	11 <b>Na</b> 22,99 Натрий	12 <b>Mg</b> 24,31 Магний	13 26,98 <b>Al</b> Алюминий	14 28,09 <b>Si</b> Кремний	15 30,97 <b>P</b> Фосфор	16 32,06 <b>S</b> Сера	17 35,45 <b>Cl</b> Хлор				18 <b>Ar</b> 39,95 Аргон	
	4	19 <b>K</b> 39,10 Калий	20 <b>Ca</b> 40,08 Кальций	21 <b>Sc</b> 44,96 Скандий	22 <b>Ti</b> 47,90 Титан	23 <b>V</b> 50,94 Ванадий	24 <b>Cr</b> 52,00 Хром	25 <b>Mn</b> 54,94 Марганец	26 <b>Fe</b> 55,85 Железо	27 <b>Co</b> 58,93 Кобальт	28 <b>Ni</b> 58,69 Никель		
		29 63,55 <b>Cu</b> Медь	30 65,39 <b>Zn</b> Цинк	31 69,72 <b>Ga</b> Галлий	32 72,59 <b>Ge</b> Германий	33 74,92 <b>As</b> Мышьяк	34 78,96 <b>Se</b> Селен	35 79,90 <b>Br</b> Бром				36 <b>Kr</b> 83,80 Криптон	
	5	37 <b>Rb</b> 85,47 Рубидий	38 <b>Sr</b> 87,62 Стронций	39 <b>Y</b> 88,91 Иттрий	40 <b>Zr</b> 91,22 Цирконий	41 <b>Nb</b> 92,91 Ниобий	42 <b>Mo</b> 95,94 Молибден	43 <b>Tc</b> 98,91 Технеций	44 <b>Ru</b> 101,07 Рутений	45 <b>Rh</b> 102,91 Родий	46 <b>Pd</b> 106,42 Палладий		
		47 107,87 <b>Ag</b> Серебро	48 112,41 <b>Cd</b> Кадмий	49 114,82 <b>In</b> Индий	50 118,69 <b>Sn</b> Олово	51 121,75 <b>Sb</b> Сурьма	52 127,60 <b>Te</b> Теллур	53 126,90 <b>I</b> Иод				54 <b>Xe</b> 131,29 Ксенон	
	6	55 <b>Cs</b> 132,91 Цезий	56 <b>Ba</b> 137,33 Барий	57 <b>La*</b> 138,91 Лантан	72 <b>Hf</b> 178,49 Гафний	73 <b>Ta</b> 180,95 Тантал	74 <b>W</b> 183,85 Вольфрам	75 <b>Re</b> 186,21 Рений	76 <b>Os</b> 190,2 Осмий	77 <b>Ir</b> 192,22 Иридий	78 <b>Pt</b> 195,08 Платина		
		79 196,97 <b>Au</b> Золото	80 200,59 <b>Hg</b> Ртуть	81 204,38 <b>Tl</b> Таллий	82 207,2 <b>Pb</b> Свинец	83 208,98 <b>Bi</b> Висмут	84 [209] <b>Po</b> Полоний	85 [210] <b>At</b> Астат				86 <b>Rn</b> [222] Радон	
	7	87 <b>Fr</b> [223] Франций	88 <b>Ra</b> 226 Радий	89 <b>Ac**</b> [227] Актиний	104 <b>Rf</b> [261] Резерфордий	105 <b>Db</b> [262] Дубний	106 <b>Sg</b> [266] Сиборгий	107 <b>Bh</b> [264] Борий	108 <b>Hs</b> [269] Хассий	109 <b>Mt</b> [268] Мейтнерий	110 <b>Ds</b> [271] Дармштадтий		
		111 [280] <b>Rg</b> Рентгений	112 [285] <b>Cn</b> Коперниций	113 [286] <b>Nh</b> Нихоний	114 [289] <b>Fl</b> Флеровий	115 [290] <b>Mc</b> Московский	116 [293] <b>Lv</b> Ливерморий	117 [294] <b>Ts</b> Теннесси				118 <b>Og</b> [294] Оганесон	

Все элементы первых трех периодов, а также элементы, расположенные «четко» под ними называют элементами главных подгрупп.

Элементы, символы которых в таблице сдвинуты влево/вправо относительно позиций элементов первых трех периодов называют элементами побочных подгрупп



То есть именно заряд ядра атома (или, что равносильно, количество протонов в ядре) определяет то, назовем ли мы тот или иной атом атомом водорода, кислорода, железа и т.д.



- 1) **порядковый  $N^\circ = Z = N(p) = N(e)$** ;
- 2)  **$A_r \approx N(p) + N(n)$**  (для наиболее распространенных изотопов);
- 3)  **$N^\circ$  периода** = количество энергетических уровней (электронных слоев);
- 4) для элементов главных подгрупп количество электронов на внешнем энергетическом уровне (электронном слое) равно  $N^\circ$  группы.

\* **Изотопы** – разновидности атомов одного и того же химического элемента, отличающиеся друг от друга количеством нейтронов, и, как следствие, массой.

# Строение электронных оболочек атомов

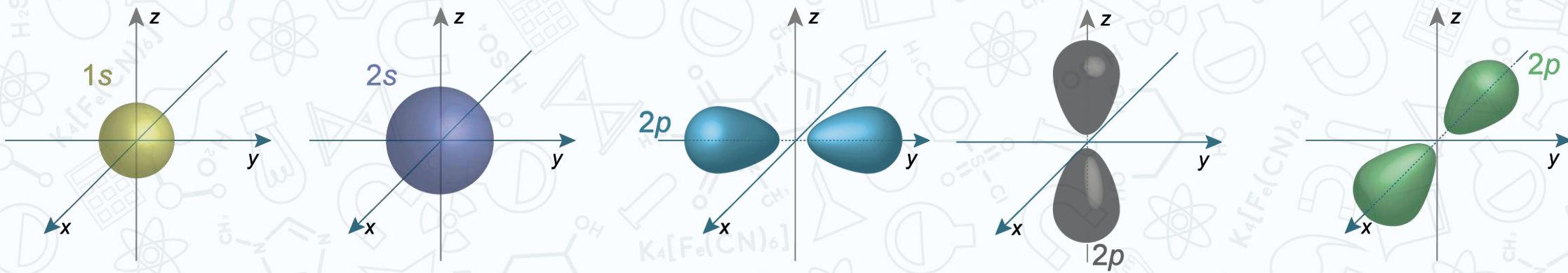
Для характеристики состояния электрона в атоме используют понятие атомной орбитали. **Атомная орбиталь (АО)** – это область пространства в атоме, в которой наиболее вероятно находится электрон.

Как правило, каждую орбиталь на бумаге схематично изображают одной квадратной ячейкой:

Каждая **АО** имеет определенную форму, в частности, существуют *s*, *p*, *d* и *f*-орбитали.

Также орбитали могут отличаться размером, энергией и направленностью в пространстве.

Например, *s*-орбитали имеют форму сферы, а *p*-орбитали – форму «объемной восьмерки».



***d*** и ***f***-орбитали имеют значительно более сложные формы.

Орбитали, близкие по форме и по уровню энергии, группируют в так называемые **подуровни**:

Любой  $s$ -подуровень состоит только из одной  $s$ -орбитали.

Поэтому он выглядит так:



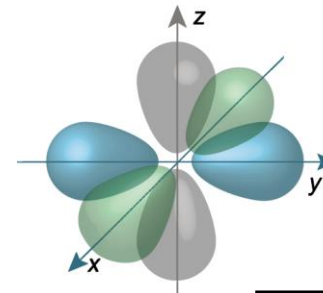
а обозначают его так:



$s$

Любой  $p$ -подуровень состоит из 3-х близких по энергии  $p$ -орбиталей.

Поэтому выглядит он так:



а обозначают  $p$ -подуровень так:



$p$

Любой  $d$ -подуровень состоит из 5-ти близких по энергии  $d$ -орбиталей.

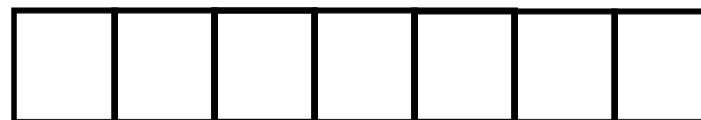
Поэтому его обозначают так:



$d$

Любой  $f$ -подуровень состоит из семи близких по энергии  $f$ -орбиталей.

Поэтому его обозначают так:



$f$



Подуровни орбиталей, близкие по энергии, объединяют в свою очередь в **энергетические уровни (ЭУ)**.

Чтобы обозначить, к какому ЭУ относится подуровень, перед его буквенным символом (**s**, **p**, **d** или **f**) пишут число **n**, которое может принимать значения 1, 2, 3, 4 и т.д.

Например, запись **3s** обозначает **s**-подуровень 3-го энергетического уровня; **2p** означает **p**-подуровень второго энергетического уровня и т.д.

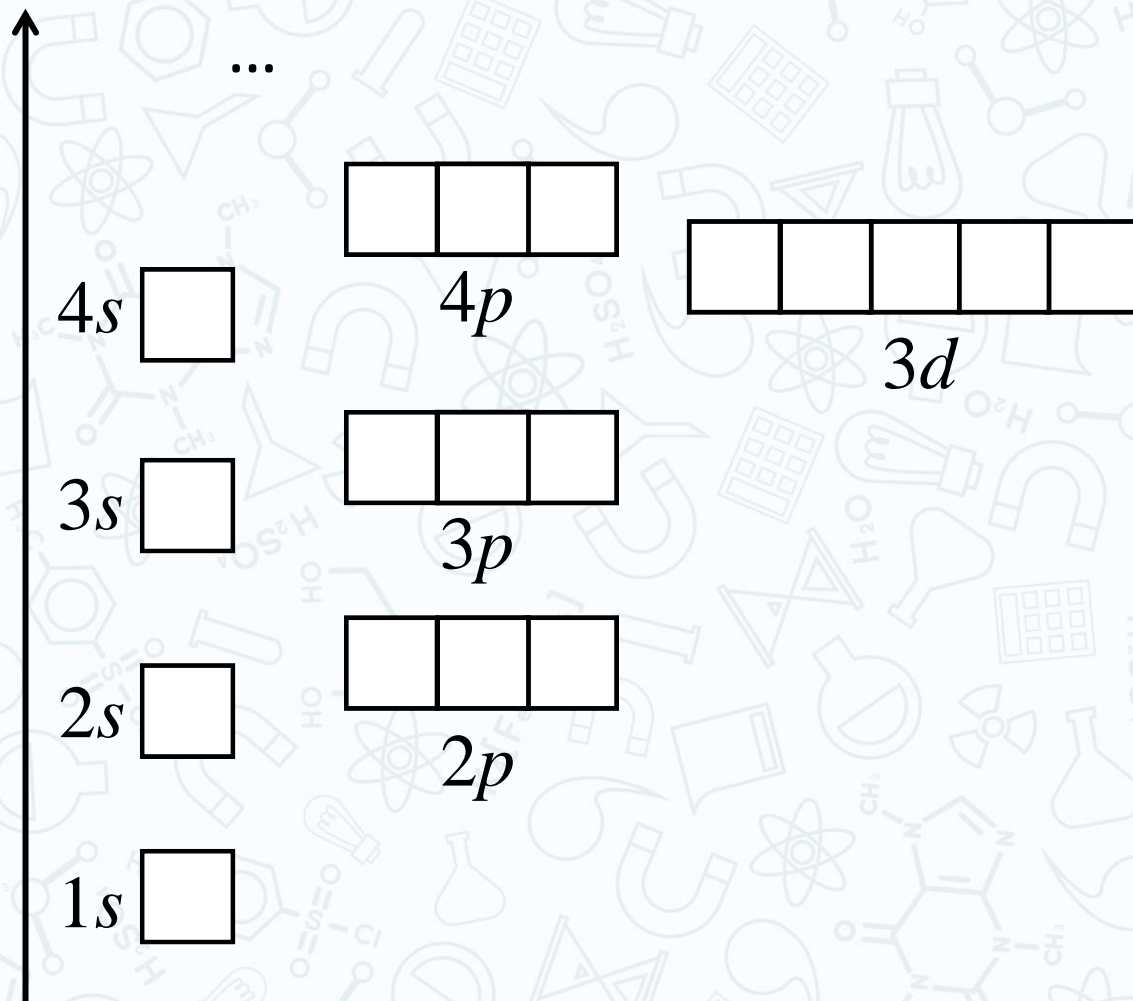
Следует запомнить, что количество подуровней в одном энергетическом уровне равно номеру этого уровня. То есть:

- 1-й ЭУ содержит только один подуровень (1s-подуровень);
- 2-й ЭУ содержит только два подуровня (2s-подуровень и 2p-подуровень);
- 3-й ЭУ содержит три подуровня (3s-, 3p- и 3d-подуровни);
- 4-й ЭУ содержит 4 подуровня (4s-, 4p-, 4d- и 4f-подуровни).



# Учимся писать электронно-графические формулы атомов

Все электронные орбитали (атомные орбитали) отличаются по уровню энергии находящихся на них электронов. Если расположить подуровни орбиталей снизу вверх, условно приняв, что направление вверх означает увеличение энергии, мы получим картинку, подобную картинке справа. Такую картинку называют энергетической диаграммой.



# Принципы записи электронно-графических формул

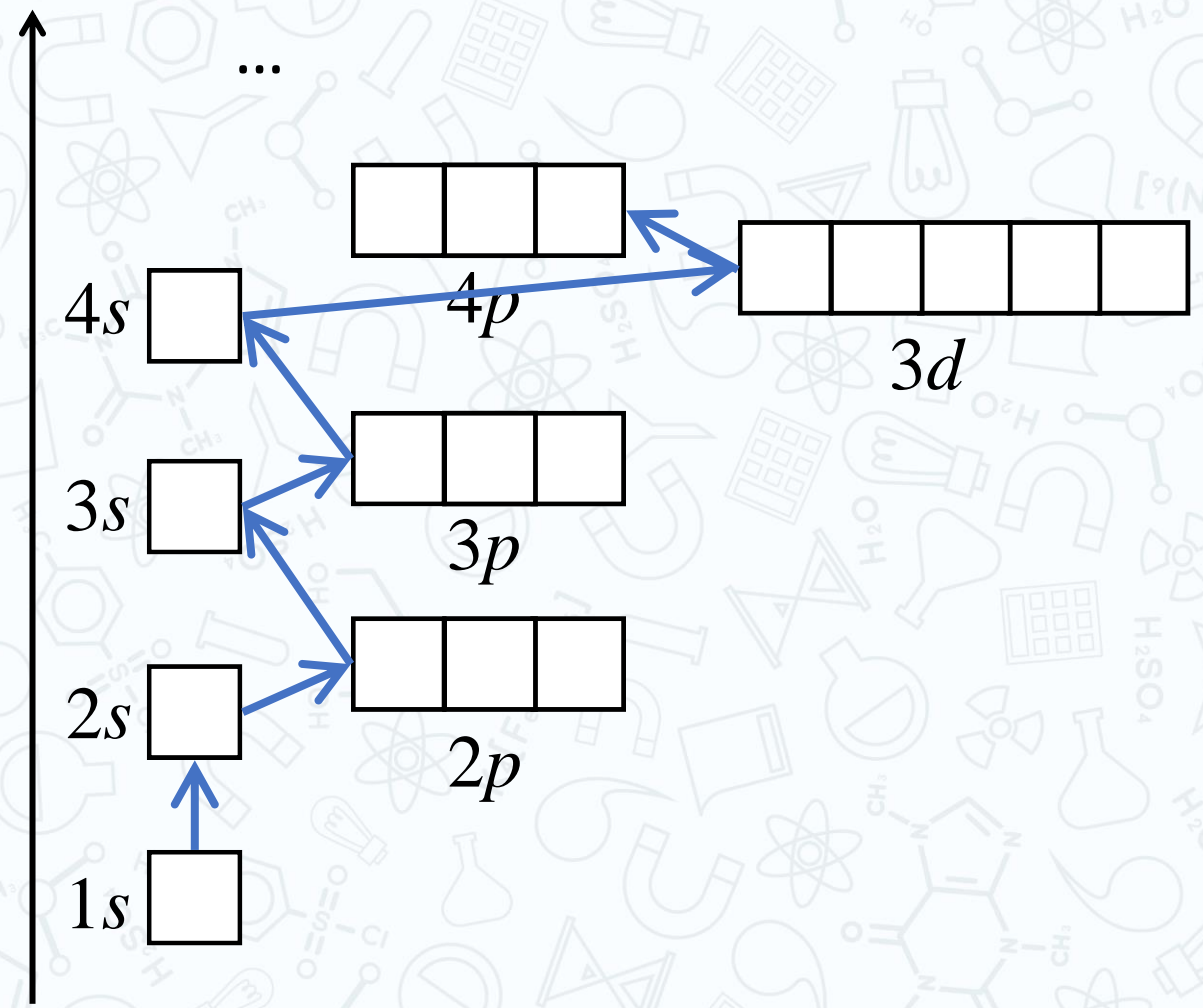
1) На каждой орбитали может находиться не более двух электронов (принцип Паули).

2) Электроны заполняют подуровни в порядке возрастания их энергии, то есть в порядке

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p \dots$$

*(на рисунке порядок заполнения подуровней показан синей стрелкой)*

3) В пределах одного подуровня электроны заполняют сначала все пустые орбитали и только после этого образуют пары.

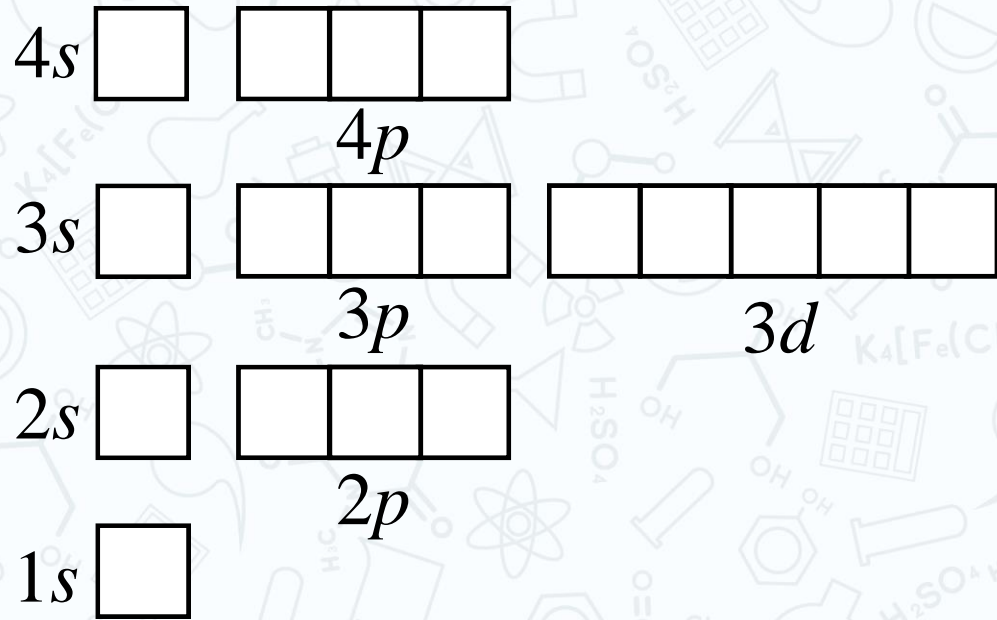




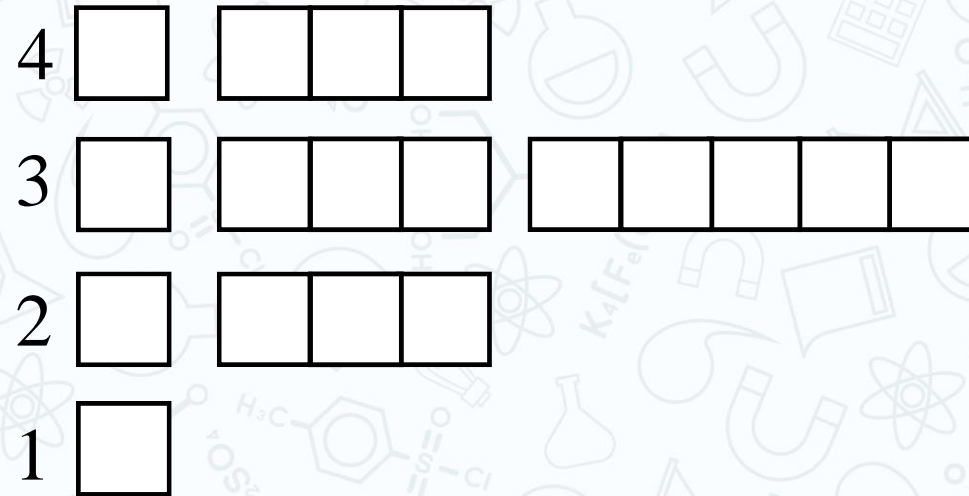
# Простыми словами, как записать электронно-графическую формулу конкретного атома

1) Вспоминаем, как выглядит электронная диаграмма. Рисовать ее можно более упрощенно, условно записав все подуровни одного уровня в одну строчку.

*например, так:*



*или даже так:*



(При таком варианте записи главное - помнить, что «одинокий» квадратик обозначает s-подуровень, «тройка» квадратиков - p-подуровень, «пятерка» квадратиков - d-подуровень.)

2) Далее смотрим № периода, в котором находится химический элемент. № периода определяет то, на скольких энергетических уровнях будут уместиться все электроны атома. Например, мы видим, что кислород находится во 2-м периоде. Тогда нам достаточно нарисовать для него лишь небольшой фрагмент диаграммы, чтобы уместить все электроны:



3) Затем смотрим на порядковый № элемента в таблице Д.И. Менделеева. Это и будет число электронов, которые необходимо схематично разместить на диаграмме в виде стрелок. Порядковый № кислорода равен **8**, а № периода, в котором он расположен, равен **2**. Следовательно, **8** электронов нам надо разместить на двух энергетических уровнях.

4) Вспоминаем порядок заполнения подуровней:  $1s < 2s < 2p < \dots$

5) Вносим стрелками обозначения электронов на диаграмму, не забывая, что, заполняя **p**- и **d**-подуровни, мы сначала «добавляем» в каждую ячейку по одному электрону и только потом добавляем пары.



**Запишем электронно-графическую формулу атома углерода:**

**Запишем электронно-графическую формулу атома фтора:**

**Запишем электронно-графическую формулу атома магния:**

**Запишем электронно-графическую формулу атома ванадия:**



**Запишем электронно-графическую формулу атома хрома:**

**Запишем электронно-графическую формулу атома меди:**

Уметь записывать электронно-графические формулы элементов дальше 4-го периода Периодической системы мы не обязаны (см. кодификатор.), однако, обязаны уметь записывать формулы внешних оболочек элементов главных подгрупп, исходя из аналогии.

№ пер.	IA группа	IIA группа	IIIA группа	IVA группа	VA группа	VIA группа	VIIA группа	VIIIA группа
1	H: $1s^1$							He: $1s^2$
2	Li: $2s^1$	Be: $2s^2$	B: $2s^2 2p^1$	C: $2s^2 2p^2$	N: $2s^2 2p^3$	O: $2s^2 2p^4$	F: $2s^2 2p^5$	Ne: $2s^2 2p^6$
3	Na: $3s^1$	Mg: $3s^2$	Al: $3s^2 3p^1$	Si: $3s^2 3p^2$	P: $3s^2 3p^3$	S: $3s^2 3p^4$	Cl: $3s^2 3p^5$	Ar: $3s^2 3p^6$
4	K: $4s^1$	Ca: $4s^2$	Ga: $4s^2 4p^1$	Ge: $4s^2 4p^2$	As: $4s^2 4p^3$	Se: $4s^2 4p^4$	Br: $4s^2 4p^5$	Kr: $4s^2 4p^6$
5	Rb: $5s^1$	Sr: $5s^2$	In: $5s^2 5p^1$	Sn: $5s^2 5p^2$	Sb: $5s^2 5p^3$	Te: $5s^2 5p^4$	I: $5s^2 5p^5$	Xe: $5s^2 5p^6$
6	Cs: $6s^1$	Ba: $6s^2$	Tl: $6s^2 6p^1$	Pb: $6s^2 6p^2$	Bi: $6s^2 6p^3$	Po: $6s^2 6p^4$	At: $6s^2 6p^5$	Rn: $6s^2 6p^6$
$n$	$ns^1$	$ns^2$	$ns^2 np^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$	$ns^2 np^6$

## Что можно определить по электронно-графической формуле?

- 1) К какому типу относится элемент ( $s$ -,  $p$ - или  $d$ -)
- 2) Общее число электронов на внешнем энергетическом уровне
- 3) Число валентных электронов
- 4) Количество неспаренных или спаренных электронов и т.п.

**Выполняя первое задание на ЕГЭ, НЕ пытаемся по расположению элемента в таблице «нагадать» чего там у него сколько!  
Расписываем электронно-графическую формулу! Не ленимся!**



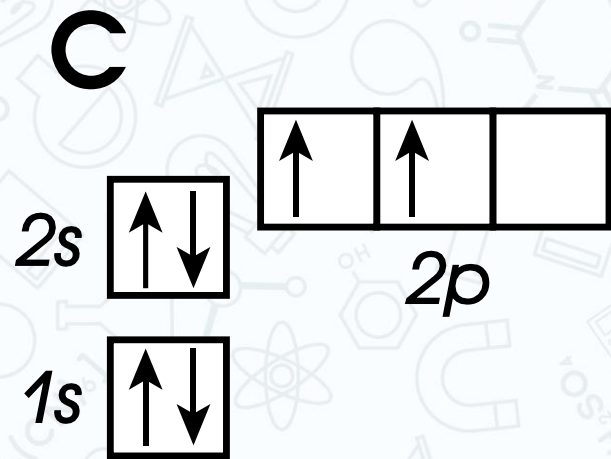
Если при построении ЭГ формулы атома последний электрон мы расположили на **s**-подуровень, то это **s**-элемент, если на **p**-подуровень, то это **p**-элемент, если на **d**-подуровень, то это **d**-элемент.

**Валентными электронами** называют электроны, способные участвовать в образовании химических связей атомов с другими атомами.

В рамках ЕГЭ валентными электронами атома считаем:  
для **s**- и **p**-элементов – все электроны внешнего уровня;  
для **d**-элементов – все электроны внешнего **s**- и предвнешнего **d**-подуровня.

**Внешним уровнем** называют совокупность всех подуровней с максимальным номером энергетического уровня.

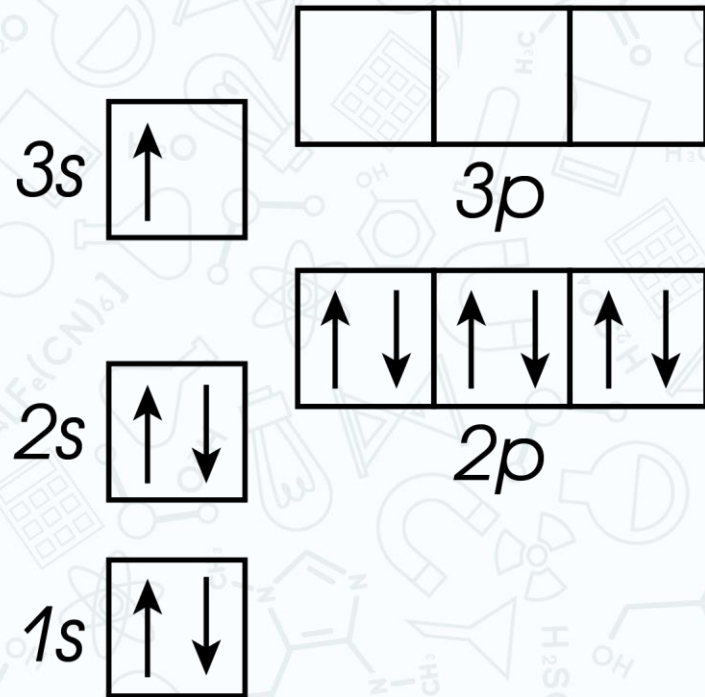
# Опишем электронное строение атома углерода





# Опишем электронное строение атома натрия

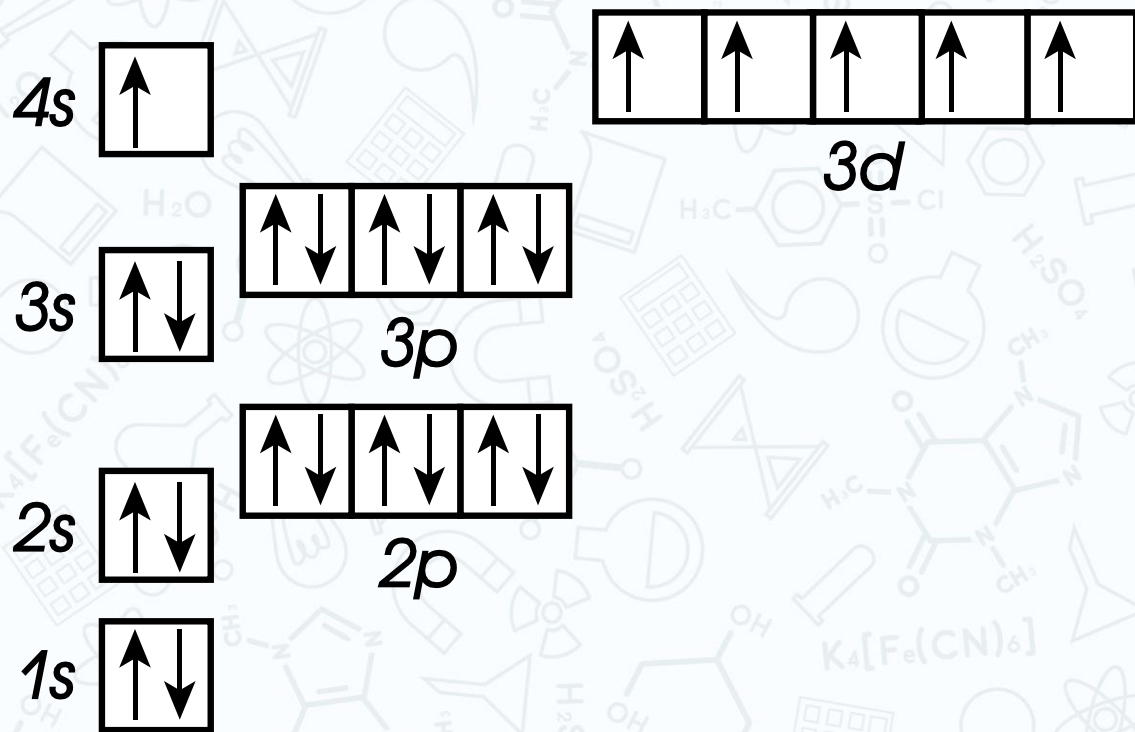
Na





# Опишем электронное строение атома хрома

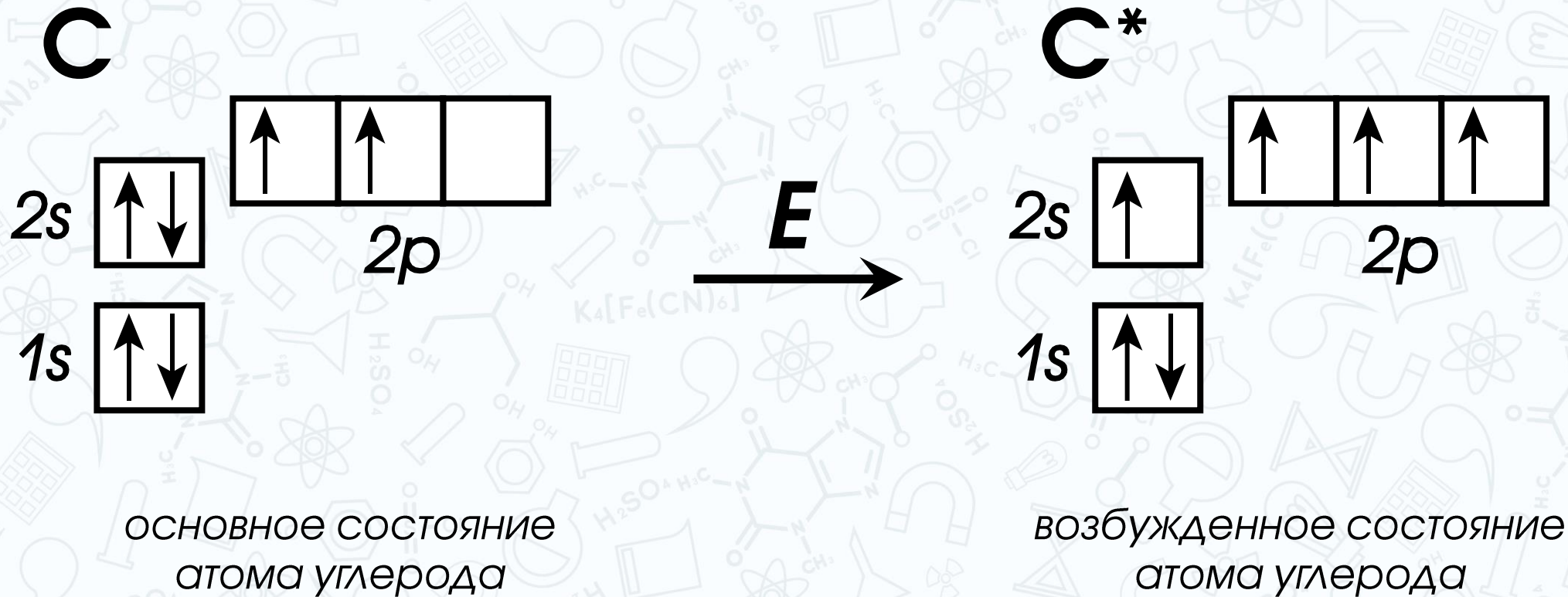
**Cr**



*не забываем про проскок электрона*

# Основное и возбужденное состояния атомов

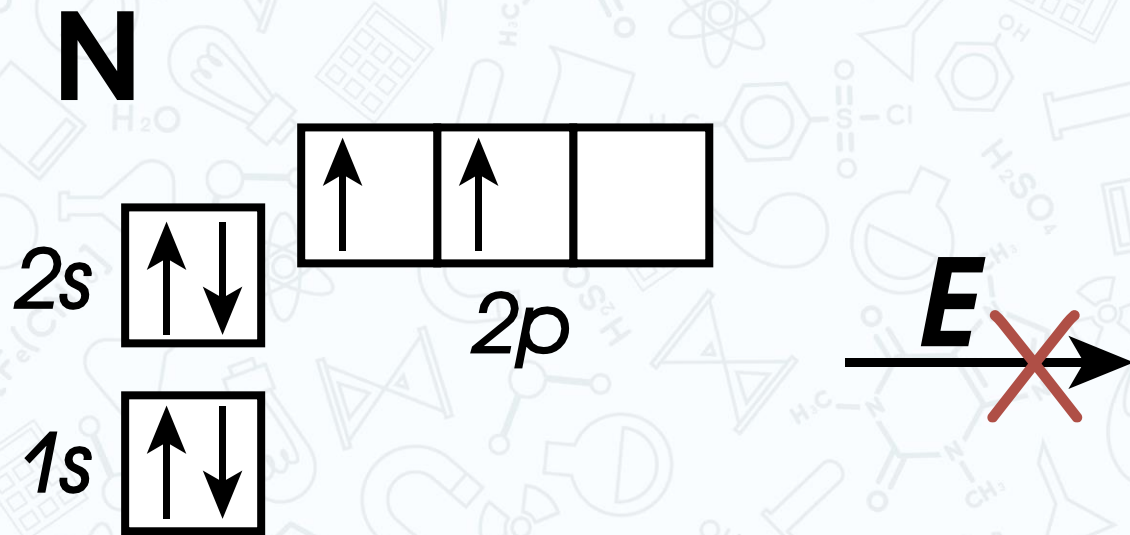
Те электронные конфигурации, что мы рисовали до этого, соответствуют так называемому основному состоянию атома. Однако, при наличии свободных орбиталей на внешнем энергетическом уровне нередко возможен переход атома в возбужденное состояние. Например:



основное состояние  
атома углерода

возбужденное состояние  
атома углерода





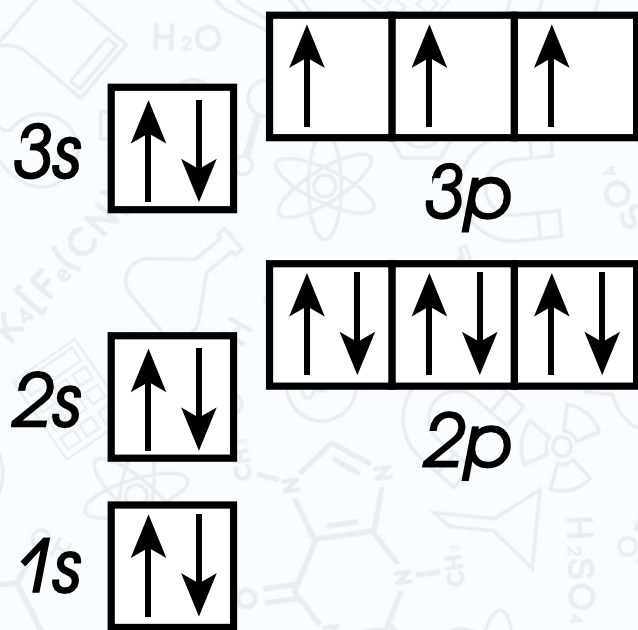
**ОСНОВНОЕ СОСТОЯНИЕ  
АТОМА АЗОТА**

**переход атома азота в  
возбужденное состояние  
невозможен, т.к. отсутствуют  
пустые близкие по уровню  
энергии орбитали**



# Основное и возбужденное состояния атомов

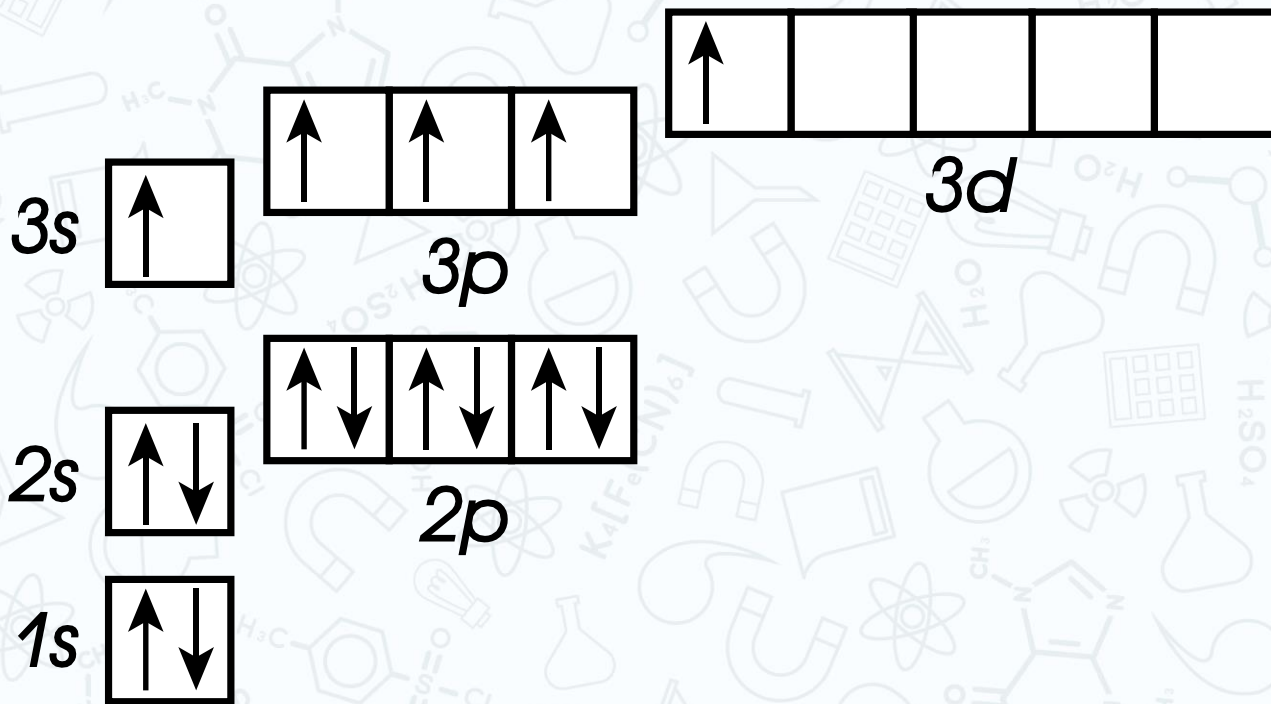
**P**



**основное состояние  
атома фосфора**



**P\***



**возбужденное состояние  
атома фосфора**

# ЗАПОМНИТЬ

Для ЕГЭ считаем, что в возбужденное состояние не могут переходить атомы **азота, кислорода, фтора.**



# Ионы и электронные конфигурации простых ионов

Ионами называют частицы, имеющие либо положительный, либо отрицательный заряд. Ионы бывают простые и сложные. Простые ионы образованы одним химическим элементом, сложные – двумя или более элементами.

Положительно заряженные ионы называют катионами, отрицательно заряженные ионы – анионами. Заряд иона обозначают надстрочным индексом, сначала указывая величину заряда, затем его знак. При этом, в случае, если заряд иона по модулю равен единице, пишут только знак (+ или -).

Примеры простых ионов:  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{I}^-$  и т.д.

Примеры сложных ионов:  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $(\text{AlF}_6)^{3-}$  и т.д.

Простые ионы образуются из обычных атомов при удалении или добавлении к ним одного или нескольких электронов. Таким образом, для простых ионов мы так же, как и для атомов, можем записать электронно-графические формулы.



# Как записать электронную конфигурацию иона?

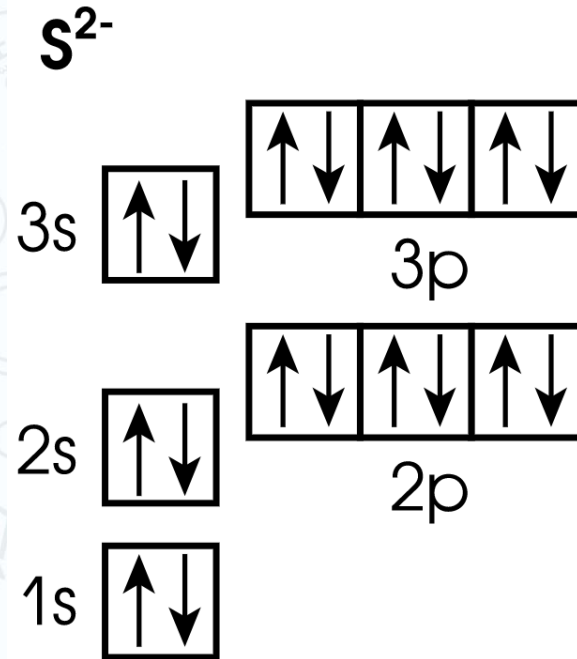
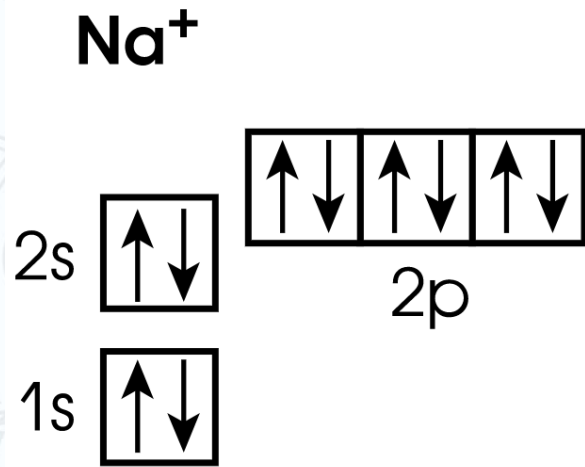
Чтобы понять, сколько электронов содержит ион того или иного химического элемента, нужно сначала узнать, сколько электронов содержит обычный нейтральный атом этого элемента (порядковый номер элемента), и от найденного значения отнять заряд. Далее распределить вычисленное число электронов так же на энергетической диаграмме.

# Как записать электронную конфигурацию иона?

Рассмотрим в качестве примеров катион натрия  $\text{Na}^+$  и сульфид-ион  $\text{S}^{2-}$ .

Натрий имеет порядковый номер 11, следовательно, его атом содержит 11 электронов. Отняв единицу (заряд), получаем 10 электронов.

Сера имеет порядковый номер, равный 16. Это значит, что атом серы  $\text{S}^0$  содержит 16 электронов. Отнимаем заряд сульфид-иона, получаем 18 электронов. Таким образом получаем следующие электронные конфигурации:





# Важно

Для того чтобы успешно сдать ЕГЭ, нам нужно уметь самим определять заряды наиболее устойчивых ионов, которые способны образовывать те или иные химические элементы.

Причем уметь определять заряд наиболее устойчивых ионов мы обязаны только для элементов главных подгрупп.

Все очень просто, если учитывать, что атомы элементов главных подгрупп «хотят» получить электронную конфигурацию, как у ближайшего к ним по номеру в таблице атома благородного газа.

Отнимаем от количества электронов атома ближайшего благородного газа количество электронов в атоме искомого химического элемента. Полученное значение и будет равно заряду наиболее устойчивого иона, который склонен образовывать выбранный химический элемент.



# Лайфхак

Также есть еще один простой способ установления формул наиболее устойчивых ионов химических элементов, который заключается в том, чтобы попытаться найти их в ряду катионов и анионов таблицы растворимости. Если мы не находим анион соответствующего элемента, можно посмотреть на заряд его «родственника» по подгруппе. Например, в таблице растворимости мы не найдем ион кислорода, однако, в той же подгруппе, что и кислород, расположена сера, обозначение аниона которой мы легко находим в таблице растворимости –  $S^{2-}$ . Следовательно, и наиболее устойчивый ион кислорода мы можем записать как  $O^{2-}$ .