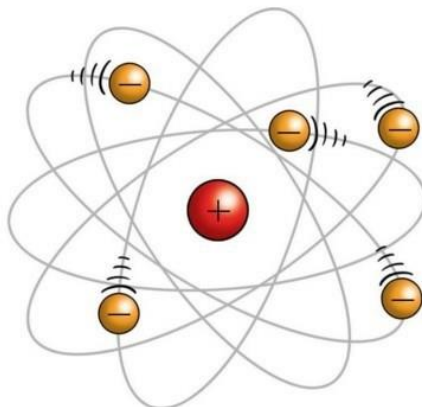
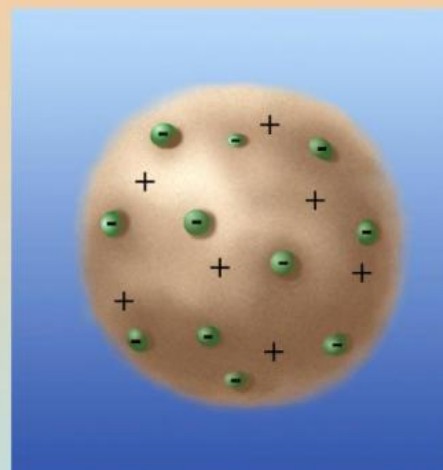


# Электронная конфигурация атома



Одну из первых моделей строения атома — «**пудинговую модель**» — разработал **Д.Д. Томсон** в 1904 году. Томсон открыл существование электронов, за что и получил Нобелевскую премию. Однако наука на тот момент не могла объяснить существование этих самых электронов в пространстве. Томсон предположил, что атом состоит из отрицательных электронов, помещенных в равномерно заряженный положительно «суп», который компенсирует заряд электронов (еще одна аналогия — изюм в пудинге). Модель, конечно, оригинальная, но неверная. Зато модель Томсона стала отличным стартом для дальнейших работ в этой области.

**Модель атома Томсона «Пудинг с ИЗЮМОМ»**



И дальнейшая работа оказалась эффективной. Ученик Томсона, Эрнест Резерфорд, на основании опытов по рассеянию альфа-частиц на золотой фольге предложил новую, планетарную модель строения атома.

Согласно модели Резерфорда, атом состоит из массивного, положительно заряженного ядра и частиц с небольшой массой — электронов, которые, как планеты вокруг Солнца, летают вокруг ядра, и на него не падают.

Модель Резерфорда оказалась следующим шагом в изучении строения атома. Однако современная наука использует более совершенную модель, предложенную Нильсом Бором в 1913 году. На ней мы и остановимся подробнее.

**Атом** — это мельчайшая, электронейтральная, химически неделимая частица вещества, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженной электронной оболочки.

При этом электроны двигаются не по определенной орбите, как предполагал Резерфорд, а довольно хаотично. Совокупность электронов, которые двигаются вокруг ядра, называется **электронной оболочкой**.

**Атомное ядро**, как доказал Резерфорд — массивное и положительно заряженное, расположено в центральной части атома. Структура ядра довольно сложна, и изучается в ядерной физике. Основные частицы, из которых оно состоит — **протоны** и **нейтроны**. Они связаны ядерными силами (**сильное взаимодействие**).

Рассмотрим основные характеристики **протонов, нейтронов и электронов**:

	Протон	Нейтрон	Электрон
<b>Масса</b>	1,00728 а.е.м.	1,00867 а.е.м.	1/1960 а.е.м.
<b>Заряд</b>	+ 1 элементарный заряд	0	— 1 элементарный заряд

1 а.е.м. (атомная единица массы) =  $1,66054 \cdot 10^{-27}$  кг

1 элементарный заряд =  $1,60219 \cdot 10^{-19}$  Кл

И — самое главное. Периодическая система химических элементов, структурированная Дмитрием Ивановичем Менделеевым, подчиняется простой и понятной логике: **номер атома — это число протонов в ядре этого атома**. Причем ни о каких протонах Дмитрий

Иванович в XIX веке не слышал. Тем гениальнее его открытие и способности, и научное чутье, которое позволило перешагнуть на полтора столетия вперед в науке.

Следовательно, **заряд ядра Z** равен **числу протонов**, т.е. **номеру атома** в Периодической системе химических элементов.

Атом — это на заряженная частица, следовательно, число протонов равно числу электронов:  $N_e = N_p = Z$ .

Масса атома (**массовое число A**) равна суммарной массе крупных частиц, которые входят в состав атома — протонов и нейтронов. Поскольку масса протона и нейтрона примерно равна 1 атомной единице массы, можно использовать формулу:  $M = N_p + N_n$

**Массовое число** указано в Периодической системе химических элементов в ячейке каждого элемента.

Периодическая система элементов Д.И. Менделеева

	I	II	III	IV	
1	II Водород 1,00797				
2	Li Литий 6,939	Be Бериллий 9,0122	B Бор 10,811	C Углерод 12,01115	
3	Na Натрий 22,9898	Mg Магний 24,312	Al Алюминий 26,9815	Si Кремний 28,086	

**Обратите внимание!** При решении задач ЕГЭ массовое число всех атомов, кроме хлора, округляется до целого по правилам математики. Массовое число атома хлора в ЕГЭ принято считать равным 35,5.

Таким образом, рассчитать число нейтронов в атоме можно, вычтя из массового числа номер атома:  $N_n = M - Z$ .

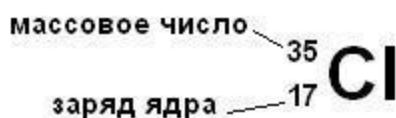
В Периодической системе собраны **химические элементы** — атомы с одинаковым зарядом ядра. Однако, может ли меняться у этих атомов число остальных частиц? Вполне. Например, атомы с разным числом нейтронов называют **изотопами** данного химического элемента. У одного и того же элемента может быть несколько изотопов.

Попробуйте ответить на вопросы. Ответы на них — в конце статьи:

1. У изотопов одного элемента массовое число одинаковое или разное?
2. У изотопов одного элемента число протонов одинаковое или разное?

**Химические свойства атомов определяются строением электронной оболочки и зарядом ядра.** Таким образом, химические свойства изотопов одного элемента практически не отличаются.

Поскольку атомы одного элемента могут существовать в форме разных изотопов, в названии часто указывается массовое число, например, хлор-35, и принята такая форма записи атомов:



Еще немного вопросов:

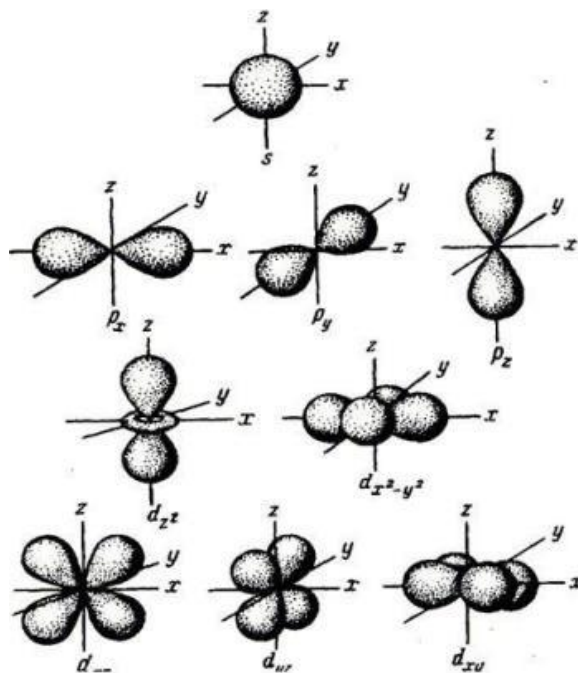
3. Определите количество нейтронов, протонов и электронов в изотопе брома-81.
4. Определите число нейтронов в изотопе хлора-37.

## Строение электронной оболочки

Согласно квантовой модели строение атома Нильса Бора, электроны в атоме могут двигаться только по **определенным (стационарным) орбитам**, удаленным от ядра на определенное расстояние и характеризующиеся определенной энергией. Другое название стационарных орбит — **электронные слои** или **энергетические уровни**.

Электронные уровни можно обозначать цифрами — 1, 2, 3, ..., n. Номер слоя увеличивается мере удаления его от ядра. Номер уровня соответствует главному квантовому числу **n**.



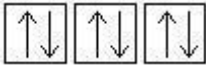

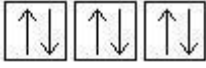
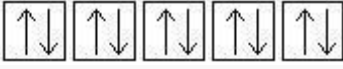

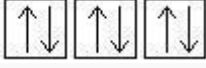
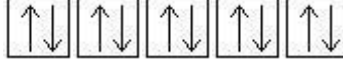
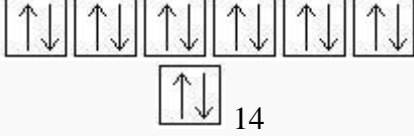
В одном слое электроны могут двигаться по разным траекториям. Траекторию орбиты характеризует **электронный подуровень**. Тип подуровня характеризует **орбитальное квантовое число**  $l = 0, 1, 2, 3 \dots$ , либо соответствующие буквы — **s, p, d, g** и др.



В рамках одного подуровня (электронных орбиталей одного типа) возможны варианты расположения орбиталей в пространстве. Чем сложнее геометрия орбиталей данного подуровня, тем больше вариантов их расположения в пространстве. **Общее число орбиталей** подуровня данного типа  $l$  можно определить по формуле:  $2l+1$ . На каждой орбитали может находиться не более двух электронов.

Тип орбитали	s	p	d	f	g
Значение орбитального квантового числа $l$	0	1	2	3	4
Число атомных орбиталей данного типа $2l+1$	1	3	5	7	9
Максимальное количество электронов на орбиталях данного типа	2	6	10	14	18

Получаем сводную таблицу:

Номер уровня, n	Подуровень	Число АО	Максимальное количество электронов
1	1s	1	 2
2	2s	1	 2
	2p	3	 6
3	3s	1	 2
	3p	3	 6
	3d	5	 10
4	4s	1	 2
	4p	3	 6
	4d	5	 10
	4f	7	 14

Заполнение электронами энергетических орбиталей происходит согласно некоторым основным правилам. Давайте остановимся на них подробно.

**Принцип Паули (запрет Паули):** на одной атомной орбитали могут находиться **не более двух электронов** с противоположными спинами (спин — это квантовомеханическая характеристика движения электрона).

**Правило Хунда.** На атомных орбиталях с одинаковой энергией электроны располагаются по одному с параллельными спинами. Т.е. орбитали одного подуровня заполняются

так: сначала на каждую орбиталь распределяется по одному электрону. Только когда во всех орбиталях данного подуровня распределено по одному электрону, занимаем орбитали вторыми электронами, с противоположными спинами.

Таким образом, **сумма спиновых квантовых чисел таких электронов на одном энергетическом подуровне (оболочке) будет максимальной.**

**Например**, заполнение 2p-орбитали тремя электронами будет происходить

так: , а не так: 

**Принцип минимума энергии.** Электроны заполняют сначала орбитали с наименьшей энергией. Энергия атомной орбитали эквивалентна сумме главного и орбитального квантовых чисел:  $n + l$ . Если сумма одинаковая, то заполняется первой та орбиталь, у которой меньше главное квантовое число  $n$ .

<b>A</b>	<b>1</b>	<b>2</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>3</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>4</b>	<b>4</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	<b>5</b>	<b>5</b>	<b>5</b>	<b>5</b>
<b>O</b>	<b>s</b>	<b>s</b>	<b>p</b>	<b>s</b>	<b>p</b>	<b>d</b>	<b>s</b>	<b>p</b>	<b>d</b>	<b>f</b>	<b>s</b>	<b>p</b>	<b>d</b>	<b>f</b>	<b>g</b>
<b>n</b>	1	2	2	3	3	3	4	4	4	4	5	5	5	5	5
<b>l</b>	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3	0	1	2	3	4
<b><math>n + l</math></b>	1	2	3	3	4	5	4	5	6	7	5	6	7	8	9

Таким образом, **энергетический ряд орбиталей** выглядит так:



Электронную структуру атома можно представлять в разных формах — **энергетическая диаграмма, электронная формула** и др. Разберем основные.

**Энергетическая диаграмма атома** — это схематическое изображение орбиталей с учетом их энергии. Диаграмма показывает расположение электронов на энергетических уровнях и подуровнях. Заполнение орбиталей происходит согласно квантовым принципам.

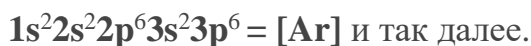
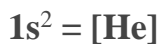
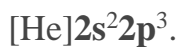
**Например**, энергетическая диаграмма для атома углерода:

**Электронная формула** — это запись распределения электронов по орбиталям атома или иона. Сначала указывается номер уровня, затем тип орбитали. Верхний индекс справа от буквы показывает число электронов на орбитали. Орбитали указываются в порядке заполнения. Запись  $1s^2$  означает, что на 1 уровне s-подуровне расположено 2 электрона.

**Например**, электронная формула углерода выглядит так:  $1s^2 2s^2 2p^2$ .

Для краткости записи, вместо энергетических орбиталей, полностью заполненных электронами, иногда **используют символ ближайшего благородного газа** (элемента VIIIA группы), имеющего соответствующую электронную конфигурацию.

**Например**, электронную формулу **азота** можно записать так:  $1s^2 2s^2 2p^3$  или так:



## Электронные формулы элементов первых четырех периодов

Рассмотрим заполнение электронами оболочки элементов первых четырех периодов.

У **водорода** заполняется самый первый энергетический уровень, s-подуровень, на нем расположен 1 электрон:



У **гелия** 1s-орбиталь полностью заполнена:



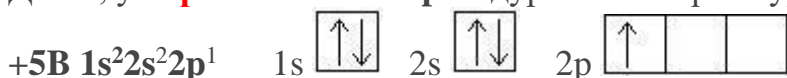
Поскольку первый энергетический уровень вмещает максимально 2 электрона, у **лития** начинается заполнение второго энергетического уровня, начиная с орбитали с минимальной энергией — 2s. При этом сначала заполняется первый энергетический уровень:



У **бериллия** 2s-подуровень заполнен:



Далее, у **бора** заполняется p-подуровень второго уровня:



У следующего элемента, **углерода**, очередной электрон, согласно правилу Хунда, заполняет вакантную орбиталь, а не заполняет частично занятую:





Попробуйте составить электронную и электронно-графическую формулы для следующих элементов, а затем можете проверить себя по ответам конце статьи:

5. **Азот**

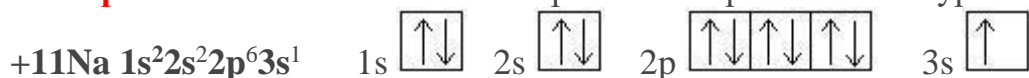
6. **Кислород**

7. **Фтор**

У **неона** завершено заполнение второго энергетического уровня:



У **натрия** начинается заполнение третьего энергетического уровня:



От натрия до аргона заполнение 3-го уровня происходит в том же порядке, что и заполнение 2-го энергетического уровня. Предлагаю составить электронные формулы элементов от **магния** до **аргона** самостоятельно, проверить по ответам.

8. **Магний**

9. **Алюминий**

10. **Кремний**

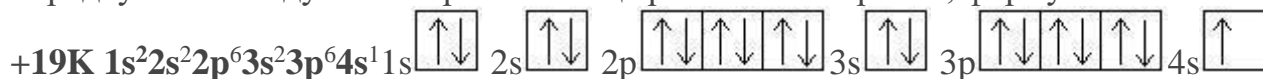
11. **Фосфор**

12. **Сера**

13. **Хлор**

14. **Аргон**

А вот начиная с 19-го элемента, **калия**, иногда начинается путаница — заполняется **не 3d-орбиталь, а 4s**. Ранее мы упоминали в этой статье, что заполнение энергетических уровней и подуровней электронами происходит по **энергетическому ряду орбиталей**, а не по порядку. Рекомендую повторить его еще раз. Таким образом, формула **калия**:



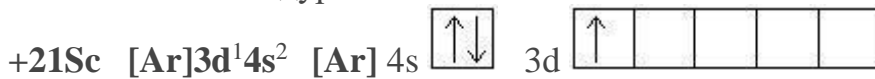
Для записи дальнейших электронных формул в статье будем использовать сокращенную форму:



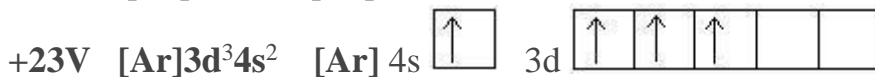
У **кальция** 4s-подуровень заполнен:



У элемента 21, **скандия**, согласно энергетическому ряду орбиталей, начинается заполнение **3d**-подуровня:



Дальнейшее заполнение **3d**-подуровня происходит согласно квантовым правилам, от **титана** до **ванадия**:



Однако, у следующего элемента порядок заполнения орбиталей нарушается. Электронная конфигурация **хрома** такая:



В чём же дело? А дело в том, что при «традиционном» порядке заполнения орбиталей ровно одна ячейка в **d**-подуровне оставалась бы незаполненной. Оказалось, что такое заполнение энергетически **менее выгодно**. А **более выгодно**, когда **d**-орбиталь заполнена полностью, хотя бы единичными электронами. Этот лишний электрон переходит с **4s**-подуровня. И небольшие затраты энергии на перескок электрона с **4s**-подуровня с лихвой покрывает энергетический эффект от заполнения всех **3d**-орбиталей. Этот эффект так и называется — **провал** или **проскок электрона**. И наблюдается он, когда **d**-орбиталь недозаполнена на 1 электрон (по одному электрону в ячейке или по два).

У следующих элементов «традиционный» порядок заполнения орбиталей снова возвращается. Конфигурация **марганца**:



Аналогично у **кобальта** и **никеля**. А вот у **меди** мы снова наблюдаем **провал (проскок) электрона** — электрон опять проскакивает с **4s**-подуровня на **3d**-подуровень:



На цинке завершается заполнение **3d**-подуровня:



У следующих элементов, от **галлия** до **криптона**, происходит заполнение **4p**-подуровня по квантовым правилам. Например, электронная формула **галлия**:



Формулы остальных элементов мы приводить не будем, можете составить их самостоятельно и проверить себя в Интернете.

Некоторые важные понятия:

**Внешний энергетический уровень** — это энергетический уровень в атоме с **максимальным** номером, на котором есть электроны. Например, у меди ( $[\text{Ar}]3d^{10}4s^1$ ) внешний энергетический уровень — четвёртый.

**Валентные электроны** — электроны в атоме, которые могут участвовать в образовании химической связи. Например, у хрома ( $+24\text{Cr} [\text{Ar}]3d^54s^1$ ) валентными являются не только электроны внешнего энергетического уровня ( $4s^1$ ), но и неспаренные электроны на  $3d$ -подуровне, т.к. они могут образовывать химические связи.

## Основное и возбуждённое состояние атома

Электронные формулы, которые мы составляли до этого, соответствуют **основному энергетическому состоянию атома**. Это наиболее выгодное энергетически состояние атома.

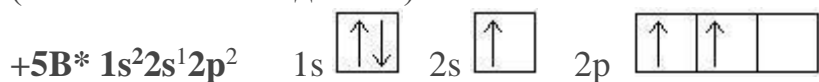
Однако, чтобы образовывать химические связи, атому в большинстве ситуаций необходимо наличие **неспаренных (одиночных) электронов**. А химические связи энергетически очень для атома выгодны. Следовательно, чем больше в атоме неспаренных электронов — тем больше связей он может образовать, и, как следствие, перейдёт в более выгодное энергетическое состояние.

Поэтому при наличии **свободных энергетических орбиталей** на данном уровне **спаренные пары электронов** могут **распариваться**, и один из электронов спаренной пары может переходить на вакантную орбиталь. Таким образом **число неспаренных электронов увеличивается**, и атом может образовать **больше химических связей**, что очень выгодно с точки зрения энергии. Такое состояние атома называют **возбуждённым** и обозначают звёздочкой.

Например, в основном состоянии **бор** имеет следующую конфигурацию энергетического уровня:



На втором уровне (внешнем) одна спаренная электронная пара, один одиночный электрон и пара свободных (вакантных) орбиталей. Следовательно, есть возможность для перехода электрона из пары на вакантную орбиталь, получаем **возбуждённое состояние** атома бора (обозначается звёздочкой):



Попробуйте самостоятельно составить электронную формулу, соответствующую возбуждённому состоянию атомов. Не забываем проверять себя по ответам!

15. **Углерода**

16. **Бериллия**

17. **Кислорода**

## Электронные формулы ионов

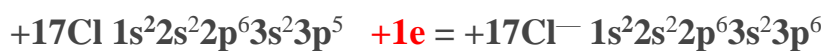
Атомы могут отдавать и принимать электроны. Отдавая или принимая электроны, они превращаются в **ионы**.

**Ионы** — это заряженные частицы. Избыточный заряд обозначается **индексом** в правом верхнем углу.

Если атом **отдаёт** электроны, то общий заряд образовавшейся частицы будет **положительный** (вспомним, что число протонов в атоме равно числу электронов, а при отдаче электронов число протонов будет больше числа электронов). Положительно заряженные ионы — это **катионы**. **Например**: катион натрия образуется так:



Если атом **принимает** электроны, то приобретает **отрицательный заряд**. Отрицательно заряженные частицы — это **анионы**. **Например**, анион хлора образуется так:



Таким образом, электронные формулы ионов можно получить **добавив или отняв** электроны у атома. **Обратите внимание**, при образовании катионов электроны уходят с **внешнего энергетического уровня**. При образовании анионов электроны приходят на **внешний энергетический уровень**.

Попробуйте составить самостоятельно электронные формулы ионов. Не забывайте проверять себя по ключам!

18. Ион  $\text{Ca}^{2+}$

19. Ион  $\text{S}^{2-}$

20. Ион  $\text{Ni}^{2+}$

В некоторых случаях совершенно разные атомы образуют ионы с одинаковой электронной конфигурацией. Частицы с одинаковой электронной конфигурацией и одинаковым числом электронов называют **изоэлектронными частицами**.

**Например**, ионы  $\text{Na}^+$  и  $\text{F}^-$ .

Электронная формула катиона натрия:  $\text{Na}^+ 1s^2 2s^2 2p^6$ , всего 10 электронов.

Электронная формула аниона фтора:  $\text{F}^- 1s^2 2s^2 2p^6$ , всего 10 электронов.

Таким образом, ионы  $\text{Na}^+$  и  $\text{F}^-$  — изоэлектронные. Также они изоэлектронны атому аргона.

### Ответы на вопросы:

1. У изотопов одного химического элемента массовое число всегда разное, т.к. массовое число складывается из числа протонов и нейтронов. А у изотопов различается число нейтронов.

2. У изотопов одного элемента число протонов всегда одинаковое, т.к. число протонов характеризует химический элемент.

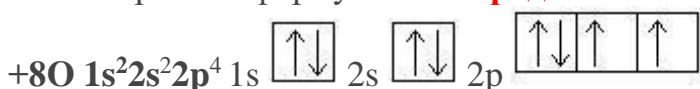
3. Массовое число изотопа **брома**-81 равно 81. Атомный номер = заряд ядра брома = число протонов в ядре = 35. Вычитаем из массового числа число протонов, получаем  $81 - 35 = 46$  нейтронов.

4. Массовое число изотопа **хлора** равно 37. Атомный номер, заряд ядра и число протонов в ядре равно 17. Получаем число нейтронов =  $37 - 17 = 20$ .

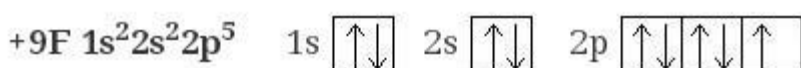
5. Электронная формула **азота**:



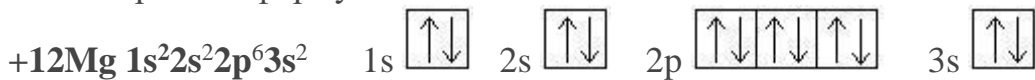
6. Электронная формула **кислорода**:



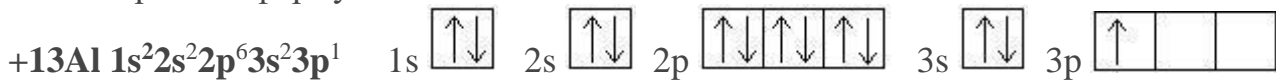
7. Электронная формула **фтора**:



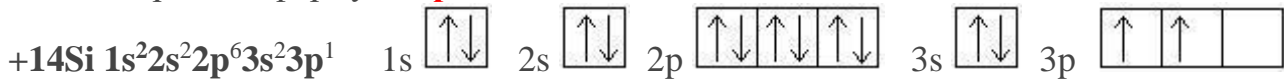
8. Электронная формула **магния**:



9. Электронная формула **алюминия**:



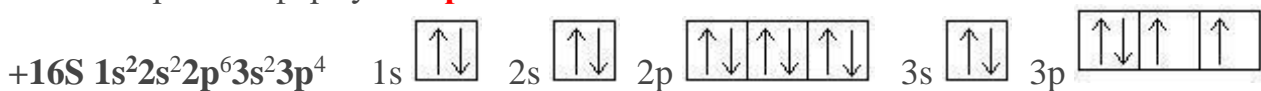
10. Электронная формула **кремния**:



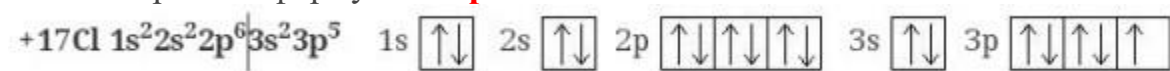
11. Электронная формула **фосфора**:



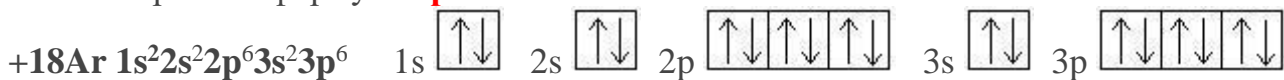
12. Электронная формула **серы**:



13. Электронная формула **хлора**:



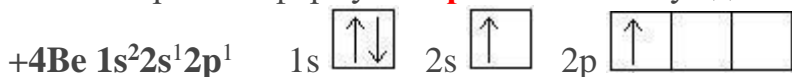
14. Электронная формула **аргона**:



15. Электронная формула **углерода** в возбуждённом состоянии:



16. Электронная формула **бериллия** в возбуждённом состоянии:



17. Электронная формула **кислорода** в возбуждённом энергетическом состоянии соответствует формуле кислорода в основном энергетическом состоянии, т.к. нет условий для перехода электрона — отсутствуют вакантные энергетические орбитали.

18. Электронная формула иона кальция  $\text{Ca}^{2+}$ :  $+20\text{Ca}^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

19. Электронная формула аниона серы  $\text{S}^{2-}$ :  $+16\text{S}^{2-} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

20. Электронная формула катиона никеля  $\text{Ni}^{2+}$ :  $+28\text{Ni}^{2+} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^0$ . **Обратите внимание!** Атомы отдают электроны всегда сначала с внешнего энергетического уровня. Поэтому никель отдаёт электроны сначала с внешнего  $4s$ -подуровня.