Строение атома

Химия, 11 класс

Домашнее задание: профильный учебник, параграфы 1 и 2, вспомнить, как записывать схему строения атома, электронную и графическую формулу.

Атом –

Химический элемент –

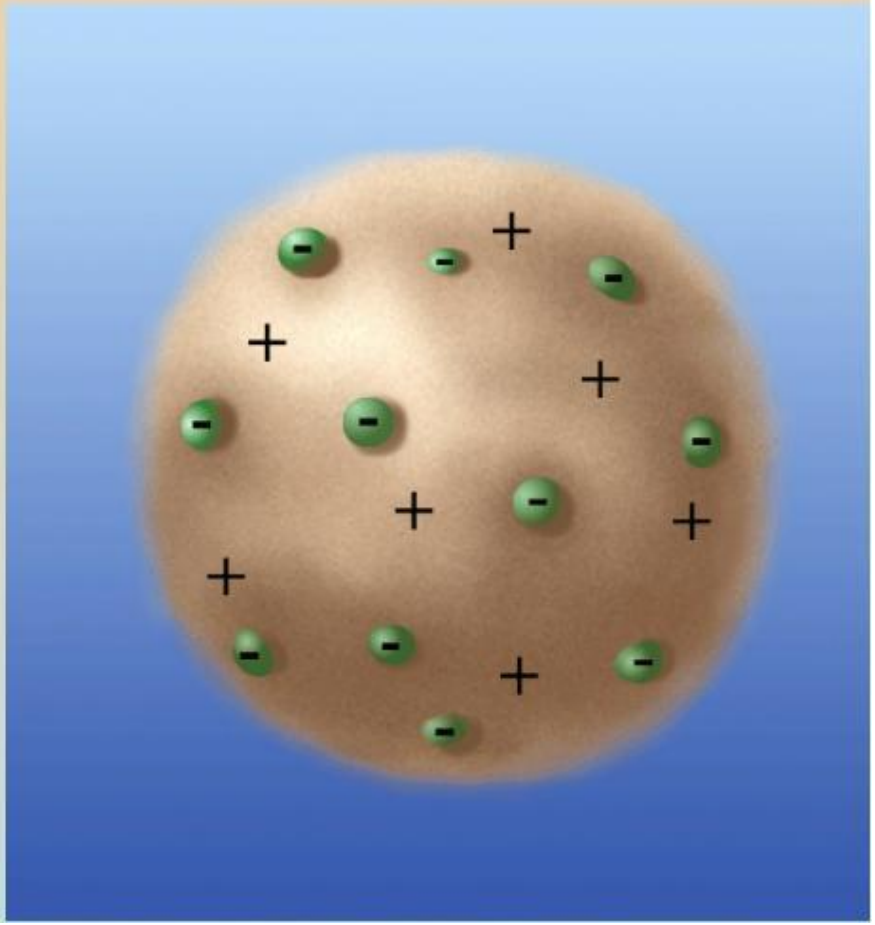
Доказательства сложности строения атома:

- Открытие рентгеновских лучей
- Открытие радиоактивности
- Открытие «катодных лучей» (электронов)
- Изучение явления радиоактивности

Модели строения атома

- Пудинг с изюмом (1902-04 гг) Кельвин, Томсон)
- Планетарная (1907-13 гг) Резерфорда-Бора
- Модель Бора-Зоммерфельда (1913 г)
- Квантово-механическая модель, опирающаяся на протонно-нейтронную теорию ядра (совр.) Шредингер, Гейзенберг, Бор и др.

Модель атома Томсона «Пудинг с изюмом»



Модель Резерфорда

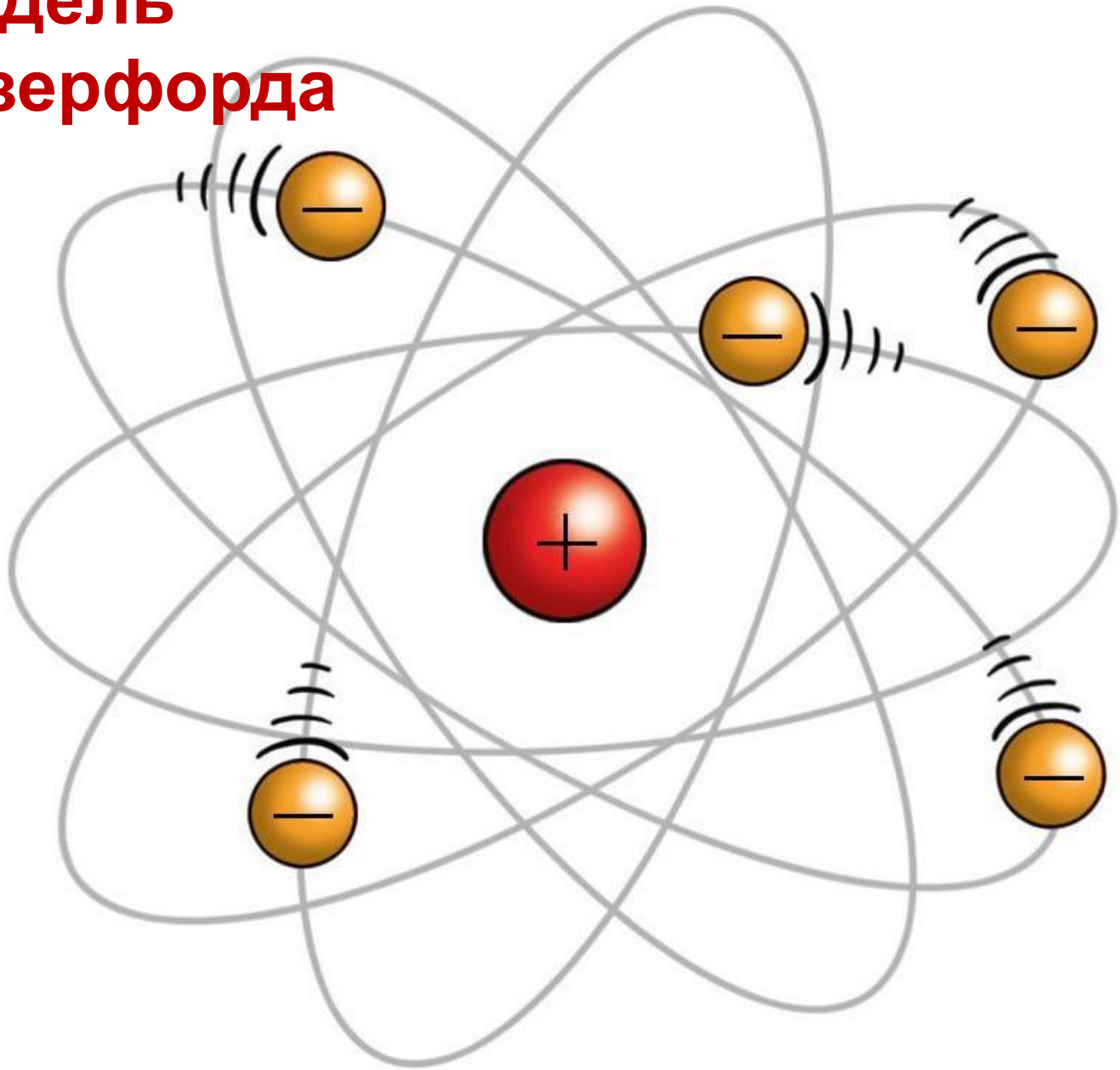
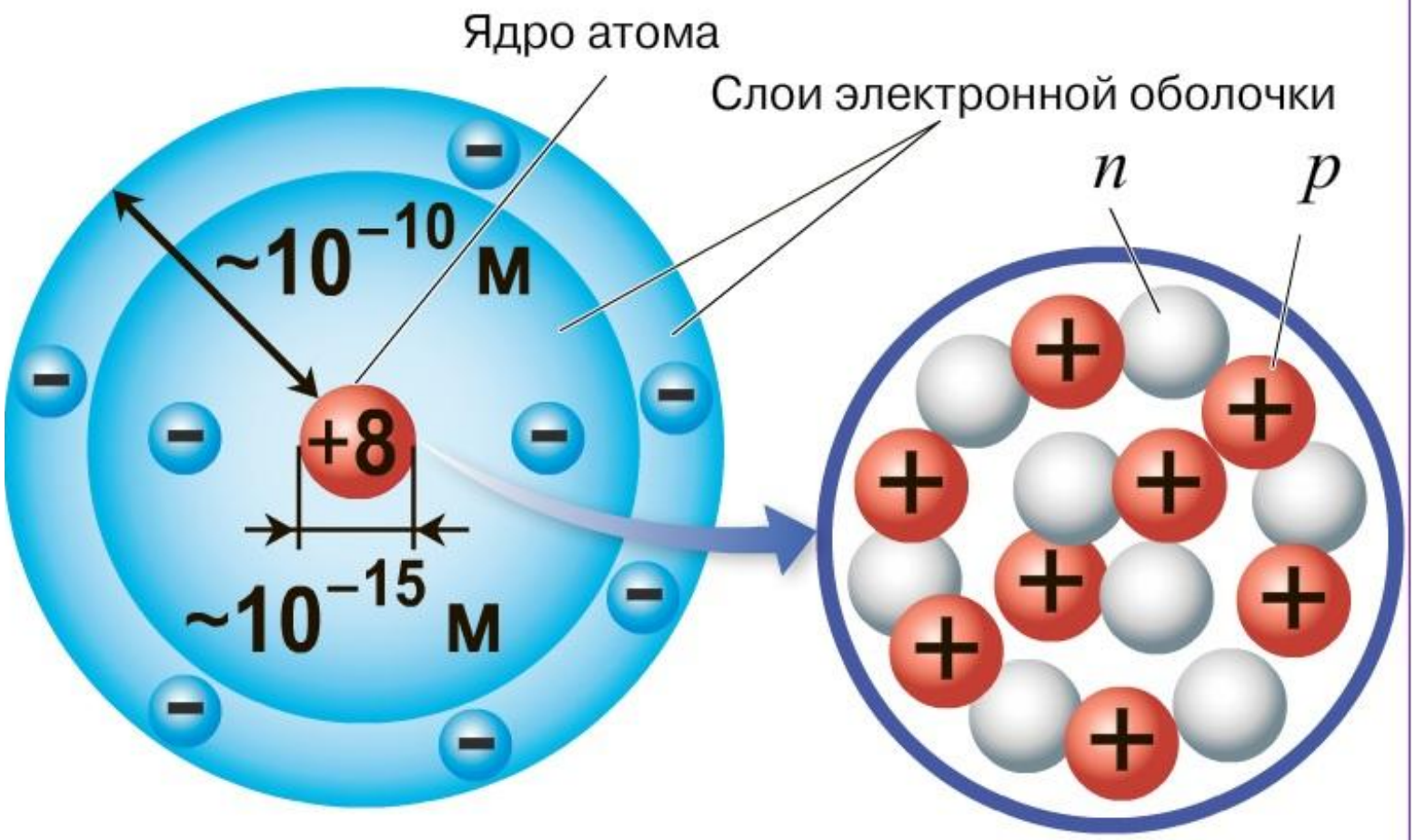


Схема строения атома

АТОМ КИСЛОРОДА



Массовое число A

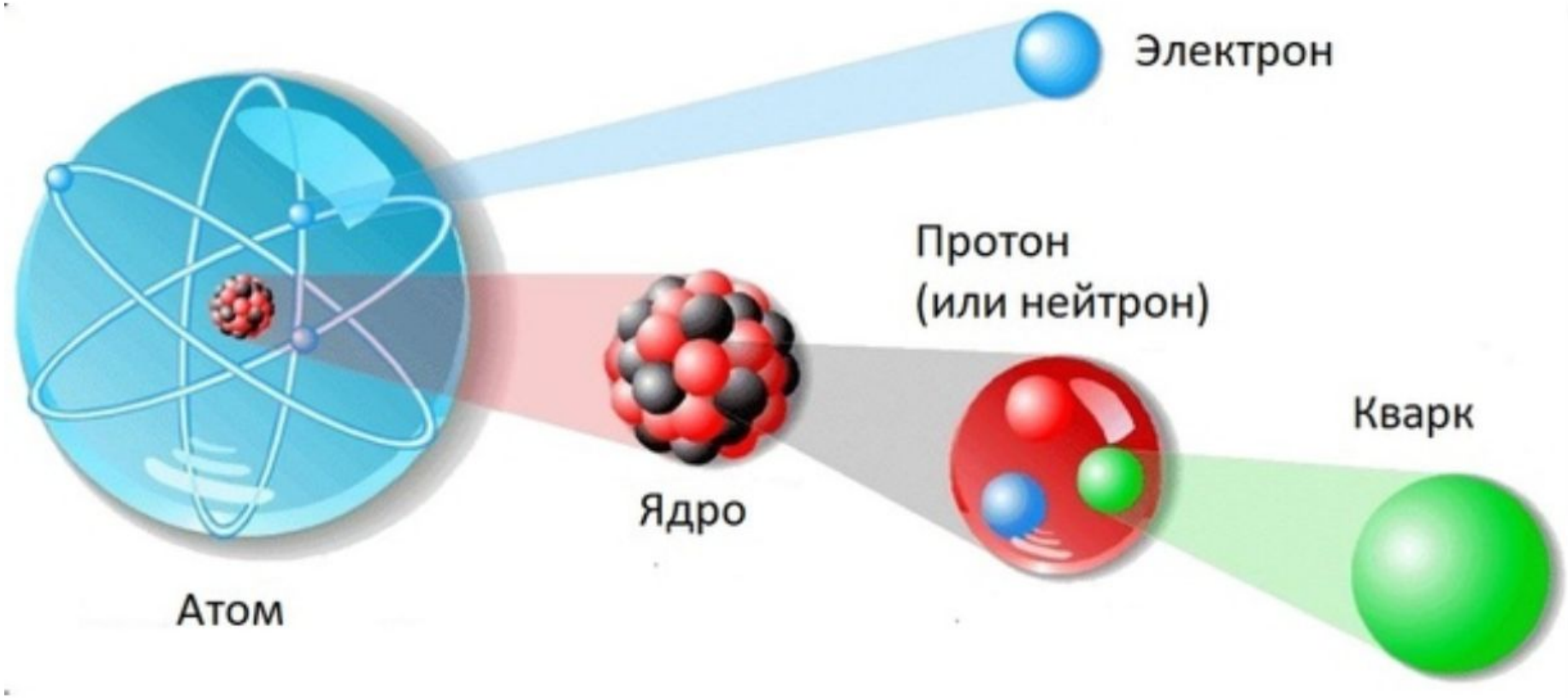
Число протонов (порядковый номер) Z

$^{16}_{8}O$

$$A = Z + N$$

N – число нейтронов

Современные представления о делимости нуклонов



Основные характеристики **протонов**, **нейтронов** и **электронов**

	Год открытия	Учёный	Обозн.	Масса покоя (кг)	Заряд (Кл)	Относительная масса
Протон	1919	Эрнест Резерфорд	$^{1}_{1}p$	$1{,}673 \cdot 10^{-27}$	$+1{,}6 \cdot 10^{-19}$	1
Нейтрон	1932	Джеймс Чедвик	$^{1}_{0}n$	$1{,}675 \cdot 10^{-27}$	0	1
Электрон	1897	Джозеф Джон Томсон	e^{-}	$9{,}108 \cdot 10^{-31}$	$-1{,}6 \cdot 10^{-19}$	-

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

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

Периодическая система элементов Д.И. Менделеева

	I	II	III	IV	
1	1 **H** 1,00797 Водород				
2	3 **Li** 6,939 Литий	4 **Be** 9,0122 Бериллий	5 **B** 10,811 Бор	6 **C** 12,01115 Углерод	7 1
3	11 **Na** 22,9898 Натрий	12 **Mg** 24,312 Магний	13 **Al** 26,9815 Алюминий	14 **Si** 28,086 Кремний	1 3

Среднее значение относительной атомной массы с учетом распространенности изотопов

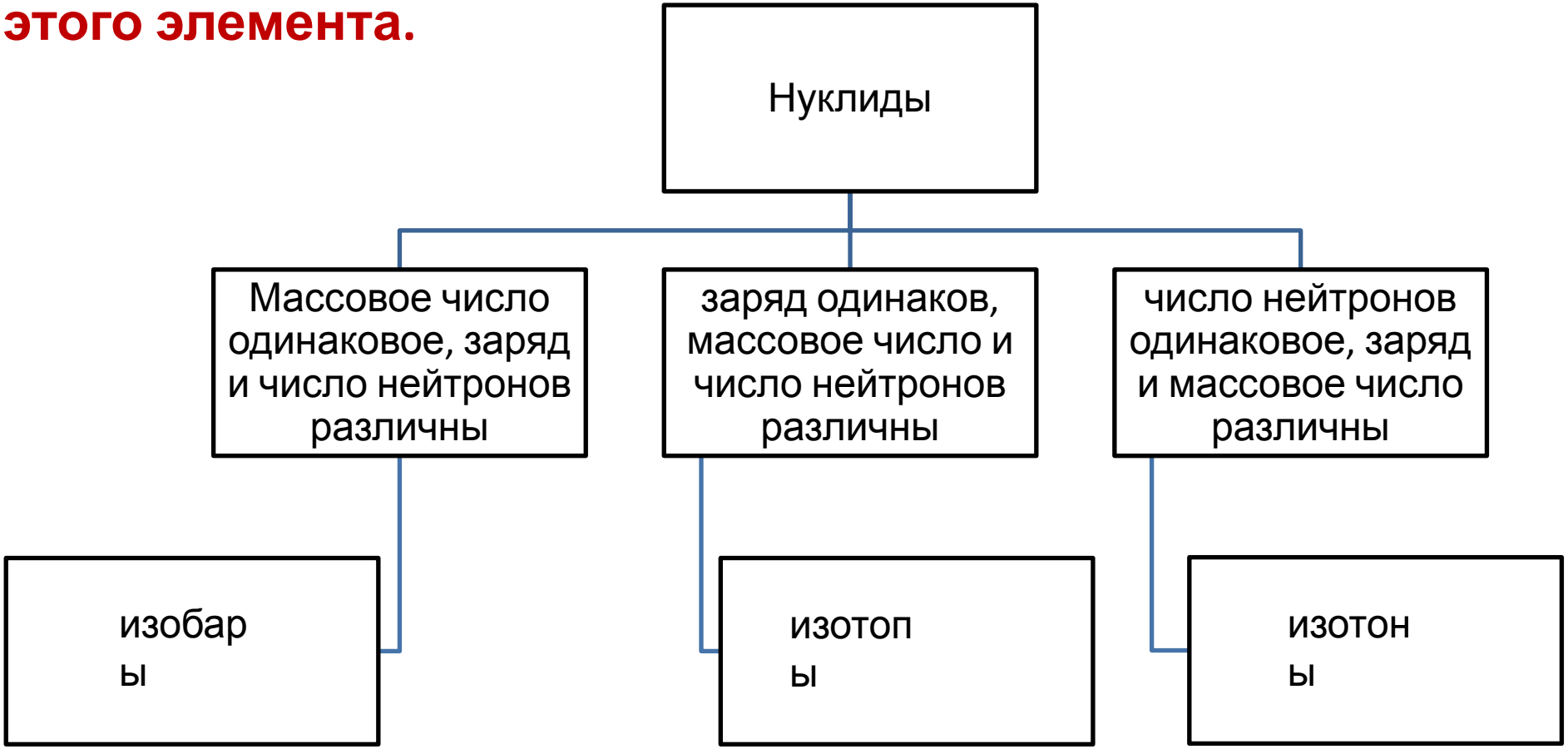
Обратите внимание! При решении задач ЕГЭ среднее значение относительной атомной массы всех атомов, кроме хлора, округляется до целого по правилам математики. Среднее значение относительной атомной массы атома хлора в ЕГЭ принято считать равным 35,5.

Порядковый номер химического элемента в Периодической таблице –
Массовое число –
Номер периода –
Номер группы для элементов главных и побочных подгрупп -

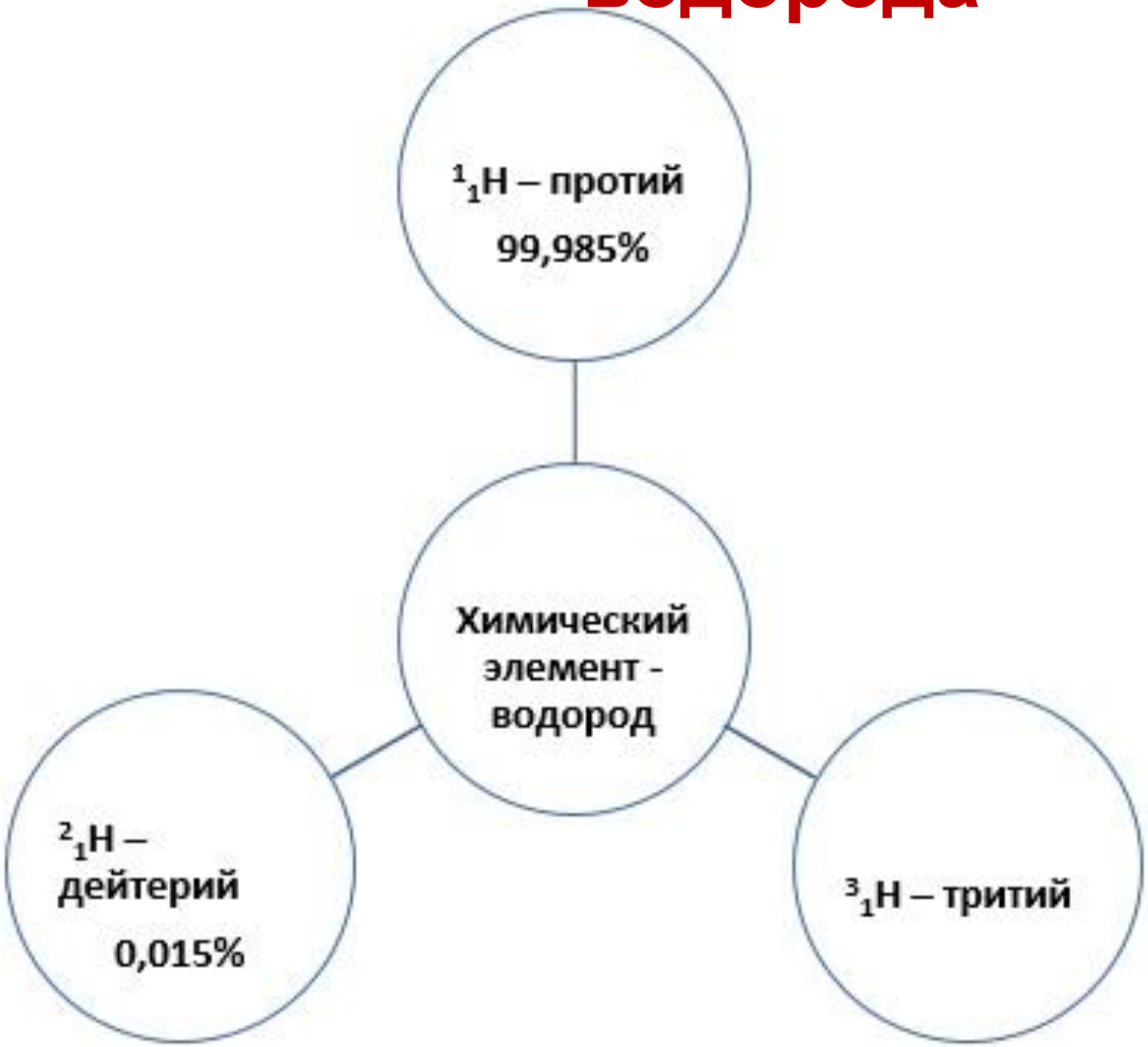
Для чего можно использовать эти данные?
Составим схему строения атома одного из элементов малых периодов, например, серы.

Чего следует ожидать при изменении
числа элементарных частиц в атоме?

Изменение числа протонов- появление нового элемента.
Изменение числа нейтронов – появление изотопов одного и того же элемента.
Изменение числа электронов – образование положительных или отрицательных ионов из атомов этого элемента.



Изотопы водорода



$$^{1}_{1}H - (1\,^{1}_{1}p + 0\,^{1}_{0}n)1\bar{e}$$

$$^{2}_{1}H - (1\,^{1}_{1}p + 1\,^{1}_{0}n)1\bar{e}$$

$$^{3}_{1}H - (1\,^{1}_{1}p + 2\,^{1}_{0}n)1\bar{e}$$

Попробуйте ответить на вопросы:

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

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

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. Определите количество нейтронов, протонов и электронов в изотопе брома-81.

4. Определите число нейтронов в изотопе хлора-37.

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.

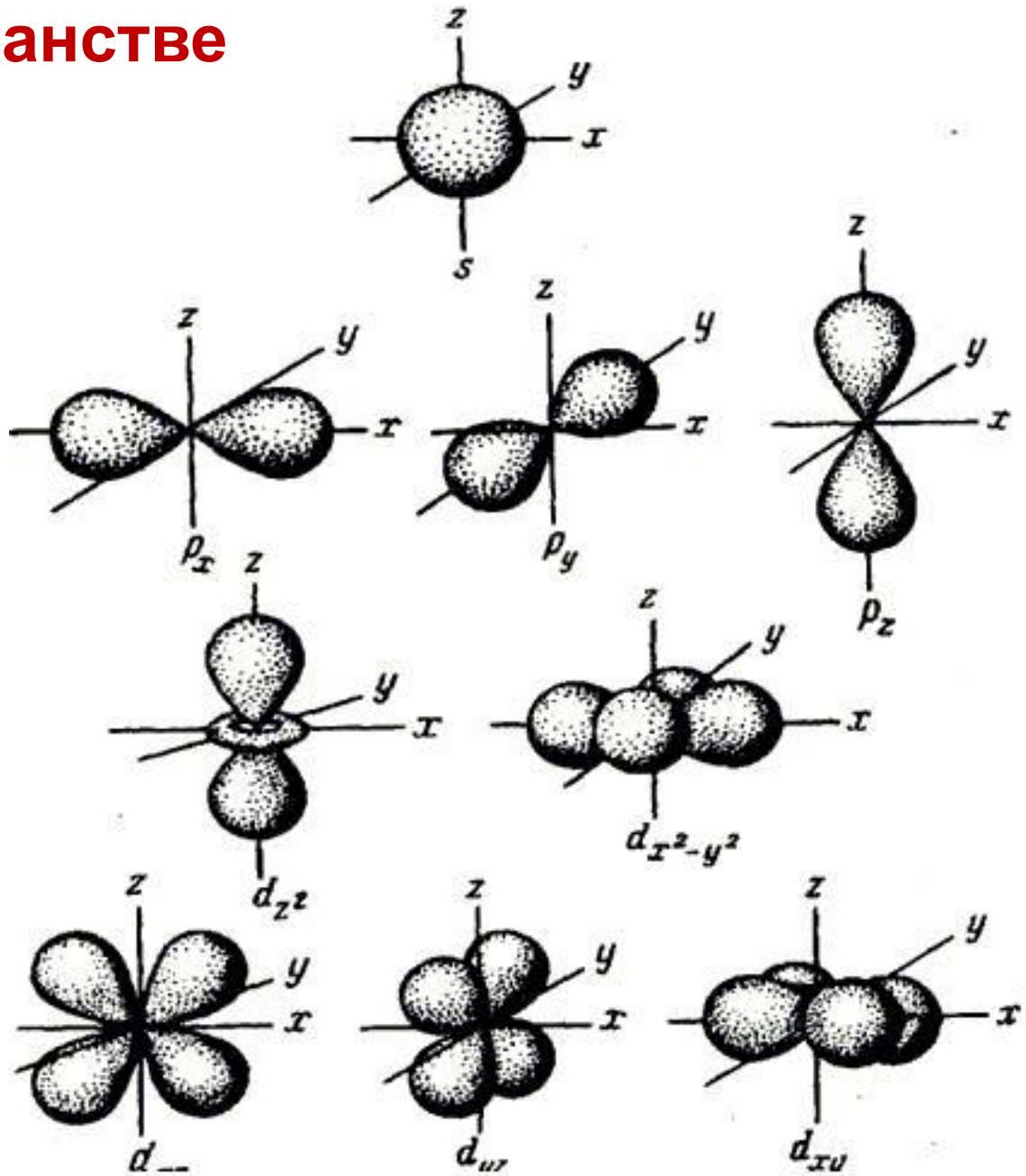
4. Массовое число изотопа **хлора** равно 37. Атомный номер, заряд ядра и число протонов в ядре равно 17. Получаем число нейтронов = 37-17 =20.

Электронное облако –

Электронная орбиталь –

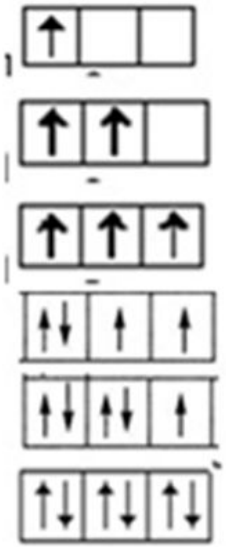
Формы электронных орбиталей -

Варианты расположения орбиталей в пространстве



Число электронов на внешнем энергетическом уровне							
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
1	2	3	4	5	6	7	8
Число неспаренных электронов							
1		1	2	3	2	1	
ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6

s ↑ s ↑↓ У элементов 1– 2 группы, в главных подгруппах электронами заполняется s-подуровень.



У элементов 3 –8 группы, в главных подгруппах происходит заполнение p-подуровня.

Значение квантовых чисел и максимальное число электронов на квантовых уровнях и подуровнях

Квантовые числа				Число состояний электрона	Квантовое состояние электрона
Главное n	Побочное l	Магнитное m_l	Спиновое s		
1	0	0	$+\frac{1}{2}$ $-\frac{1}{2}$	2	s
2	0	0	$+\frac{1}{2}$ $-\frac{1}{2}$	2	s
	1	+1, 0,−1	$+\frac{1}{2}$ $-\frac{1}{2}$	6	p
3	0	0	$+\frac{1}{2}$ $-\frac{1}{2}$	2	s
	1	+1, 0,−1	$+\frac{1}{2}$ $-\frac{1}{2}$	6	p
	2	+2,+1, 0, −1, −2	$+\frac{1}{2}$ $-\frac{1}{2}$	10	d

Сводная таблица

Номер уровня, n	Подуро-вень	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

Распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням.

	I	II	III	IV
Энергетический уровень	Равен номеру периода, если период первый, то один уровень (n), если период второй, то два уровня и т. д.			
Энергетический подуровень	Один	Два	Три	Четыре
	Число подуровней равно номеру уровня: если уровень один, то и подуровень один и т.д.			
Название подуровней	S	s-; p-	s-; p-; d-	s-;p-;d-;f-
Максимальное число электронов	2	2+6	2+6+10	2+6+10+14
Форма электронного облака	s-Сферическое	p-Гантелевидное	d-Розетковидное	f-Сложной геометрической конфигурации
Графическое изображение электронных облаков	s- □	p- □□□	d- □□□□□	f- □□□□□□□

Составляем электронную формулу. Например, для хлора.

Хлор порядковый номер 17, т.е. имеет 17 электронов.

Начинаем сверху таблицы и движемся вниз: $1s^2$ и

снова сверху вниз: $2s^2\ 2p^6$ (уже распределили 10 электронов и осталось семь электронов) и снова сверху вниз: $3s^2\ 3p^5$ (проверим себя – на внешнем уровне 7электронов, тогда 7 группа. Все верно!).

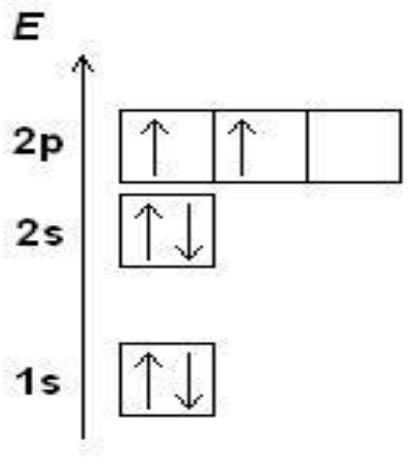
Принцип минимума энергии. Электроны заполняют сначала орбитали с наименьшей энергией. Энергия атомной орбитали эквивалентна сумме главного и орбитального квантовых чисел: **n** + ***l***. Если сумма одинаковая, то заполняется первой та орбиталь, у которой меньше главное квантовое число ***n***.

АО	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	5g
n	1	2	2	3	3	3	4	4	4	4	5	5	5	5	5
l	0	0	1	0	1	2	0	1	2	3	0	1	2	3	4
n + ***l***	1	2	3	3	4	5	4	5	6	7	5	6	7	8	9

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

1s < 2s < 2 p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f~5d < 6p < 7s <5f~6d ...

Энергетическая диаграмма атома углерода



Электронная формула

C +6 $1s^2 2s^2 2p^2$

Электронные формулы элементов первых четырех периодов

H +1 $1s^1$ 1s ↑

He +2 $1s^2$ 1s ↑↓

Li +3 $1s^2 2s^1$ 1s ↑↓ 2s ↑

Be +4 $1s^2 2s^2$ 1s ↑↓ 2s ↑↓

B +5 $1s^2 2s^2 2p^1$ 1s ↑↓ 2s ↑↓ 2p ↑ | | |

C +6 $1s^2 2s^2 2p^2$ 1s ↑↓ 2s ↑↓ 2p ↑ | ↑ | |

Ne +10 $1s^2 2s^2 2p^6$ 1s ↑↓ 2s ↑↓ ↑↓ ↑↓

Na+11 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ 1s ↑↓ 2s ↑↓ 2p ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑

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

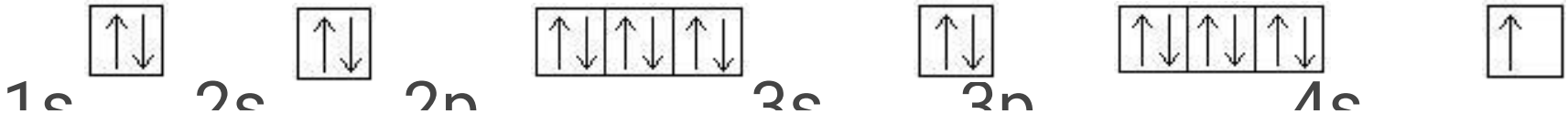
У **натрия** начинается заполнение третьего энергетического уровня.

От натрия до аргона заполнение 3-го уровня происходит в том же порядке, что и заполнение 2-го энергетического уровня.

А вот начиная с 19-го элемента, **калия**, заполняется **не 3d-орбиталь, а 4s**. Заполнение энергетических уровней и подуровней электронами происходит по **энергетическому ряду орбиталей**, а не по порядку.

Таким образом, формула **калия**:

K +19 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$



У **кальция** 4s-подуровень заполнен:

Ca +20 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

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

Sc +21 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$

3d ↑ | | | | 4s ↑↓

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

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

Cr +24 $[Ar]3d^5 4s^1$ [Ar] 3d_ ↑ | ↑ | ↑ | ↑ | ↑ ↑

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).

Основное и возбужденное состояние атома

B +5 $1s^2 2s^2 2p^1$

1s ↑↓ 2s ↑↓ 2p ↑ | | |

B* +5 $1s^2 2s^1 2p^2$

1s ↑↓ 2s ↑ 2p ↑ | ↑ | |

Электронные формулы ионов

Если атом **отдает** 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:

Na +11 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ -1e = Na^+ +11 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^0$

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

Cl +17 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ +1e = Cl^- +17 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Таким образом, электронные формулы ионов можно получить **добавив или отняв электроны у атома**. **Обратите внимание**, при образовании катионов электроны **уходят с внешнего энергетического уровня**

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 Na^+ и F^-.

Электронная формула катиона натрия:

$\mathbf{Na^+}$ $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6}$, всего 10 электронов.

Электронная формула аниона фтора:

$\mathbf{F^-}$ $\mathbf{1s^2 2s^2 2p^6}$, всего 10 электронов.

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