

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 –

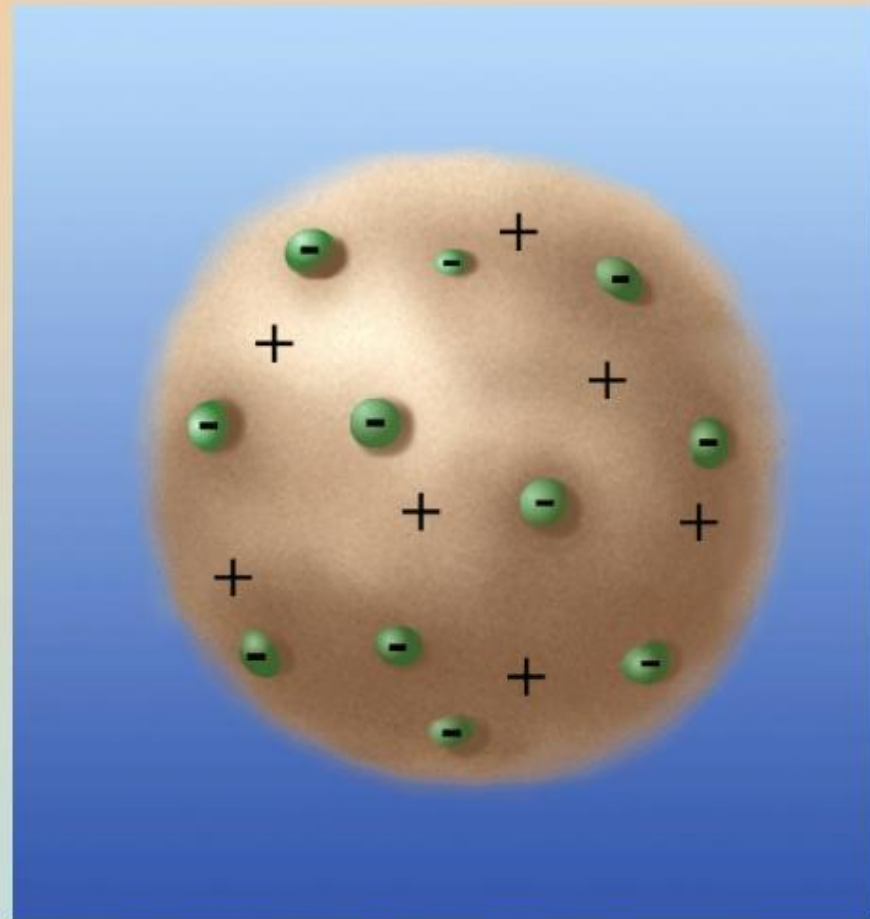
Доказательства сложности строения атома:

- 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

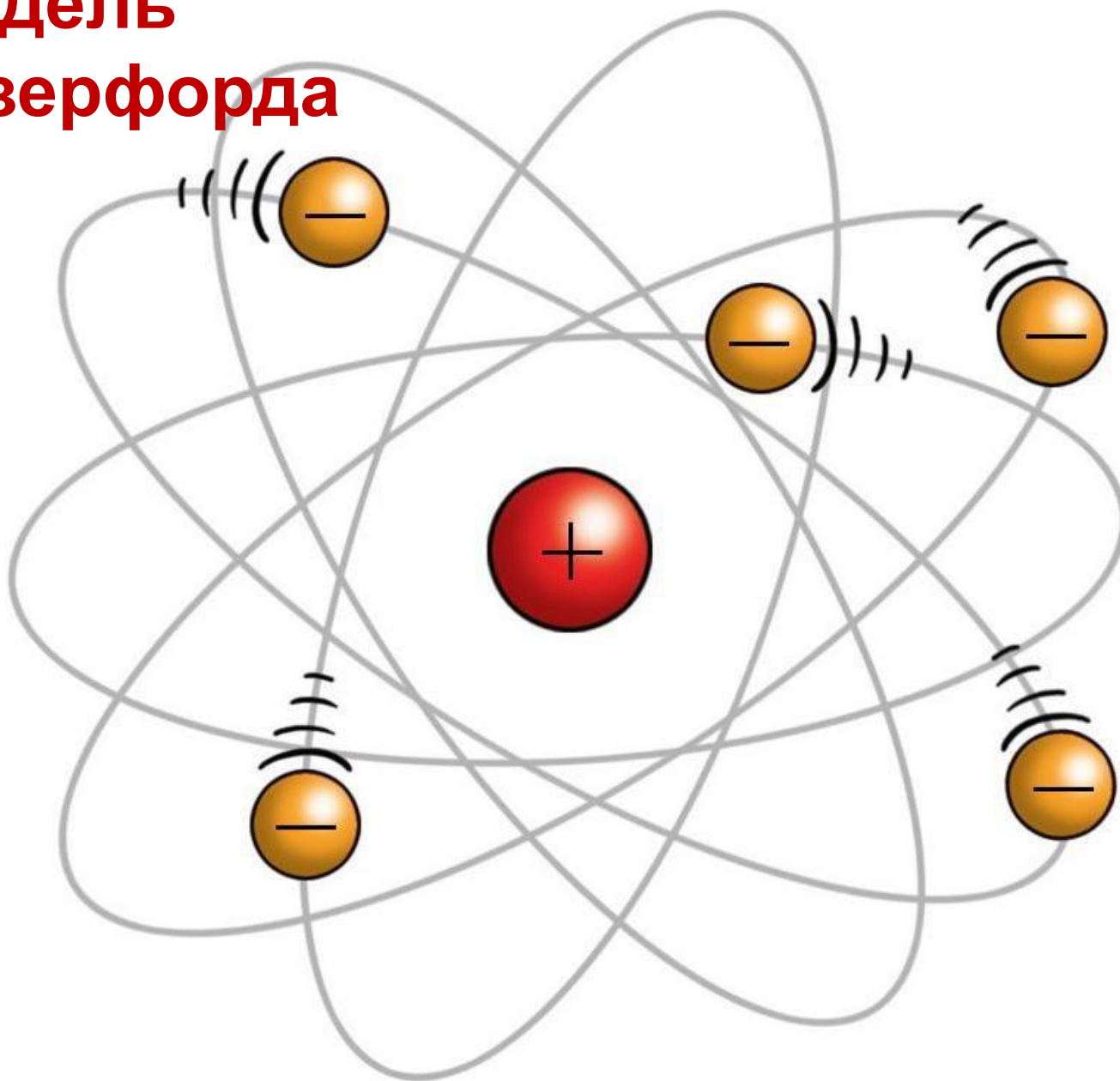
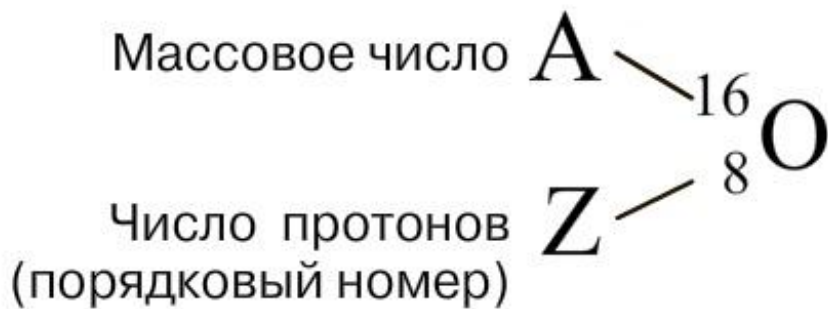
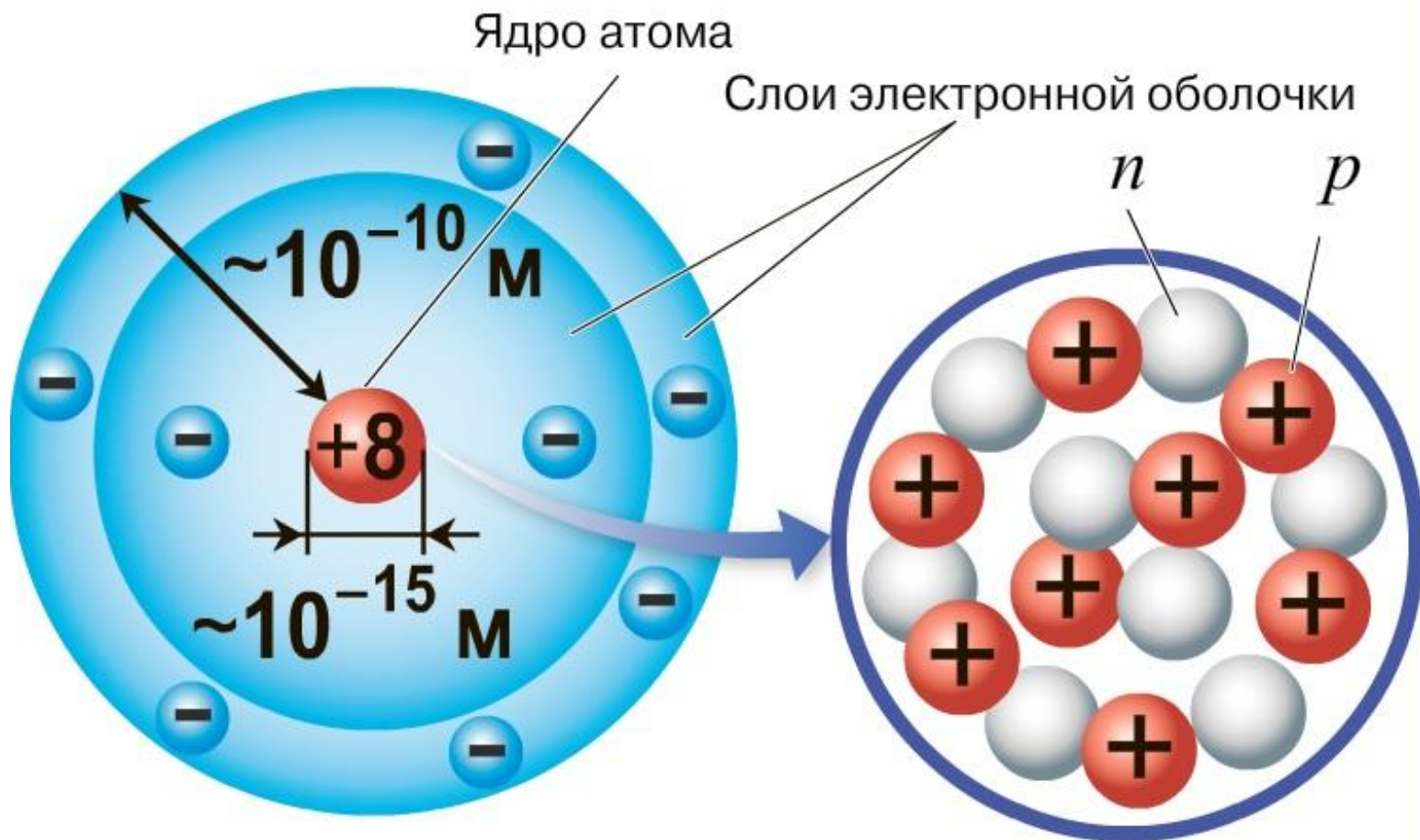


Схема строения атома



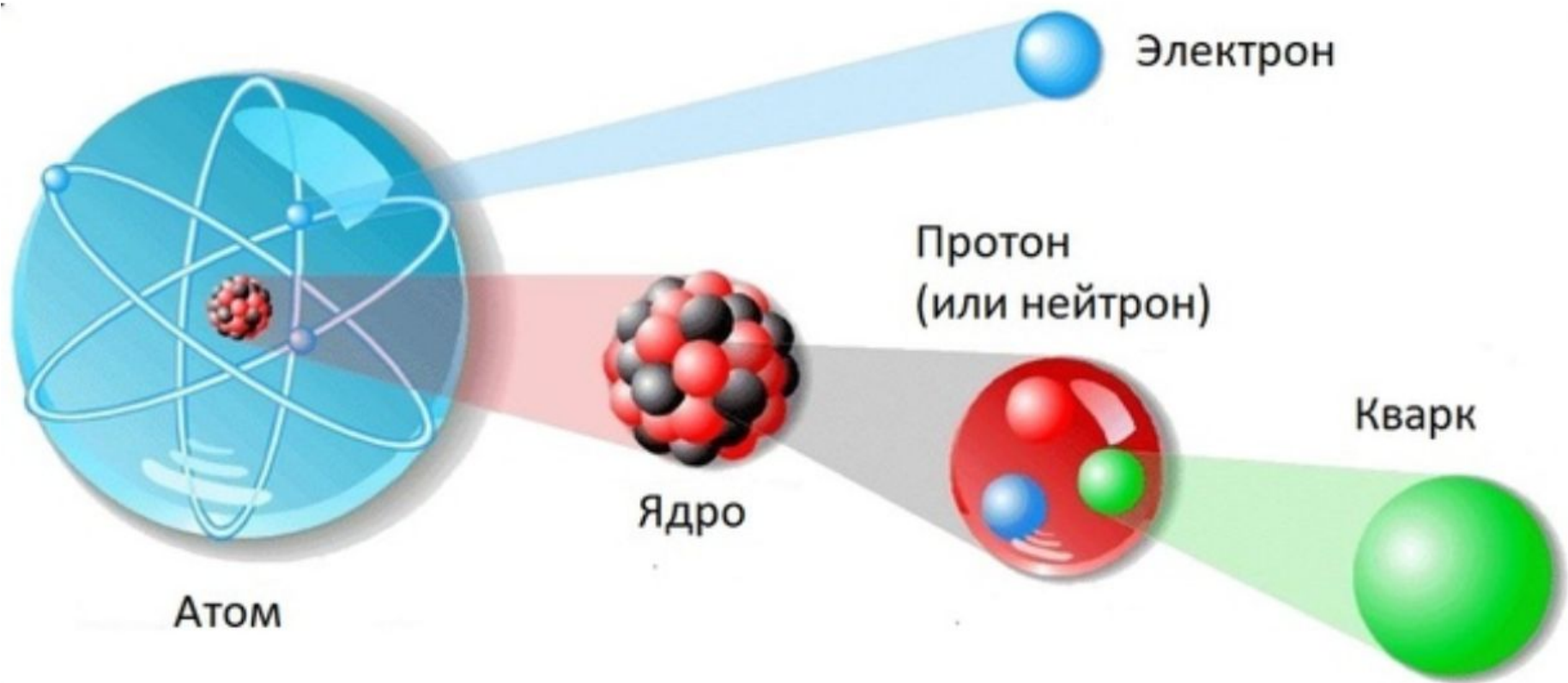
АТОМ КИСЛОРОДА



$$A = Z + N$$

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	${}^1_1\text{p}$	$1,673 \cdot 10^{-27}$	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	1
Нейтрон	1932	Джеймс Чедвик	${}^1_0\text{n}$	$1,675 \cdot 10^{-27}$	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 10,811	6 B 12,01115 Бор	7 C 12,01115 Углерод
3	11 Na 22,9898 Натрий	12 Mg 24,312 Магний	13 26,9815 Al Алюминий	14 28,086 Si Кремний	15

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 -**

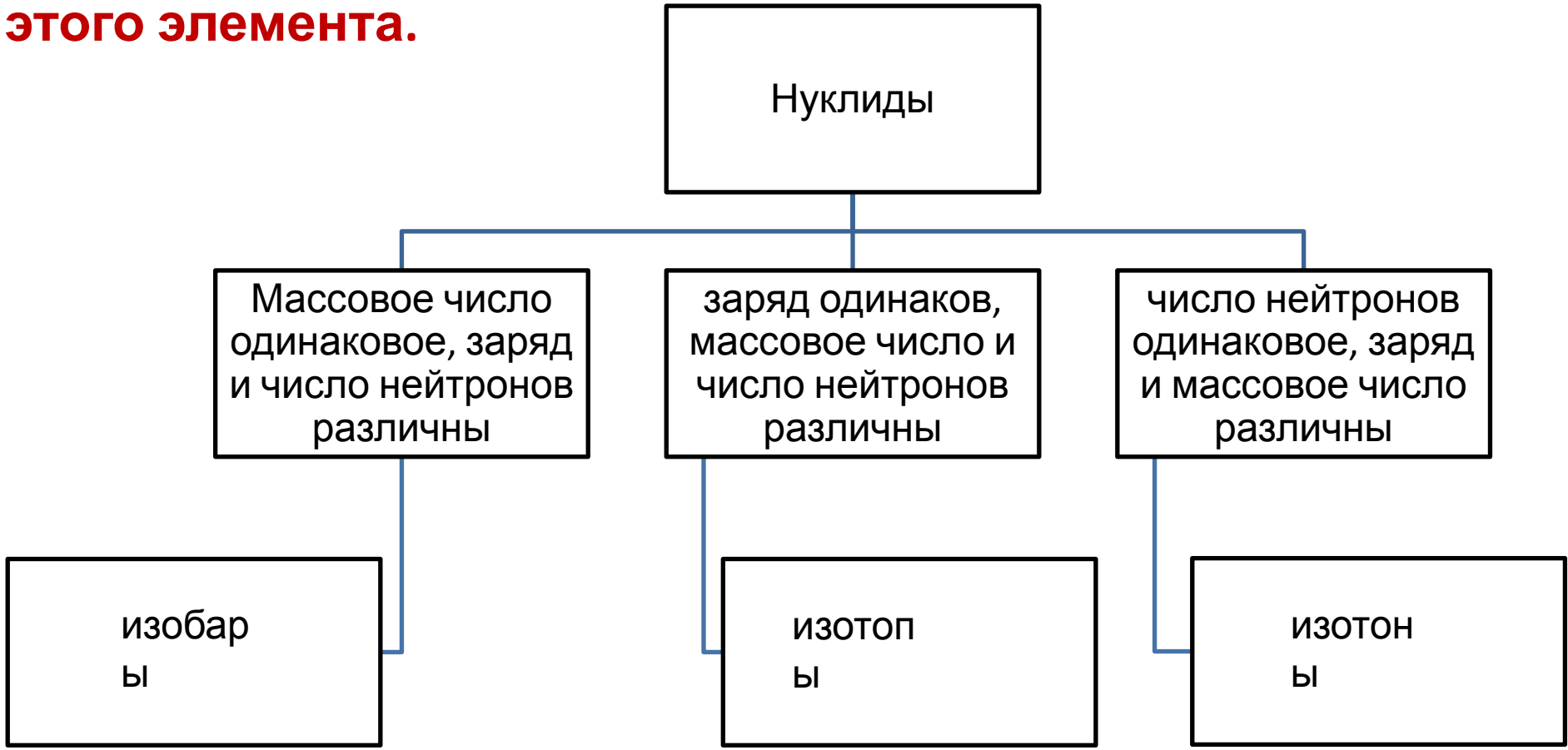
Для чего можно использовать эти данные?
Составим схему строения атома одного из элементов
малых периодов, например, серы.

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.



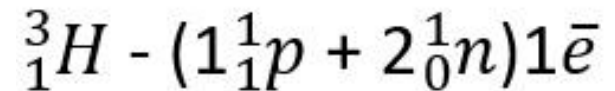
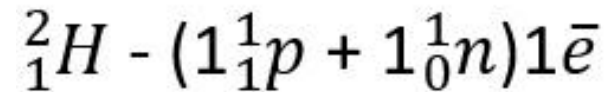
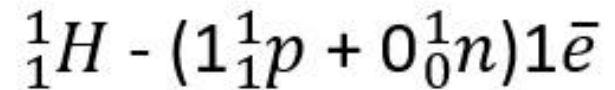
Изотопы водорода

${}^1_1\text{H}$ – протий
99,985%

Химический
элемент -
водород

${}^2_1\text{H}$ –
дейтерий
0,015%

${}^3_1\text{H}$ – тритий



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.

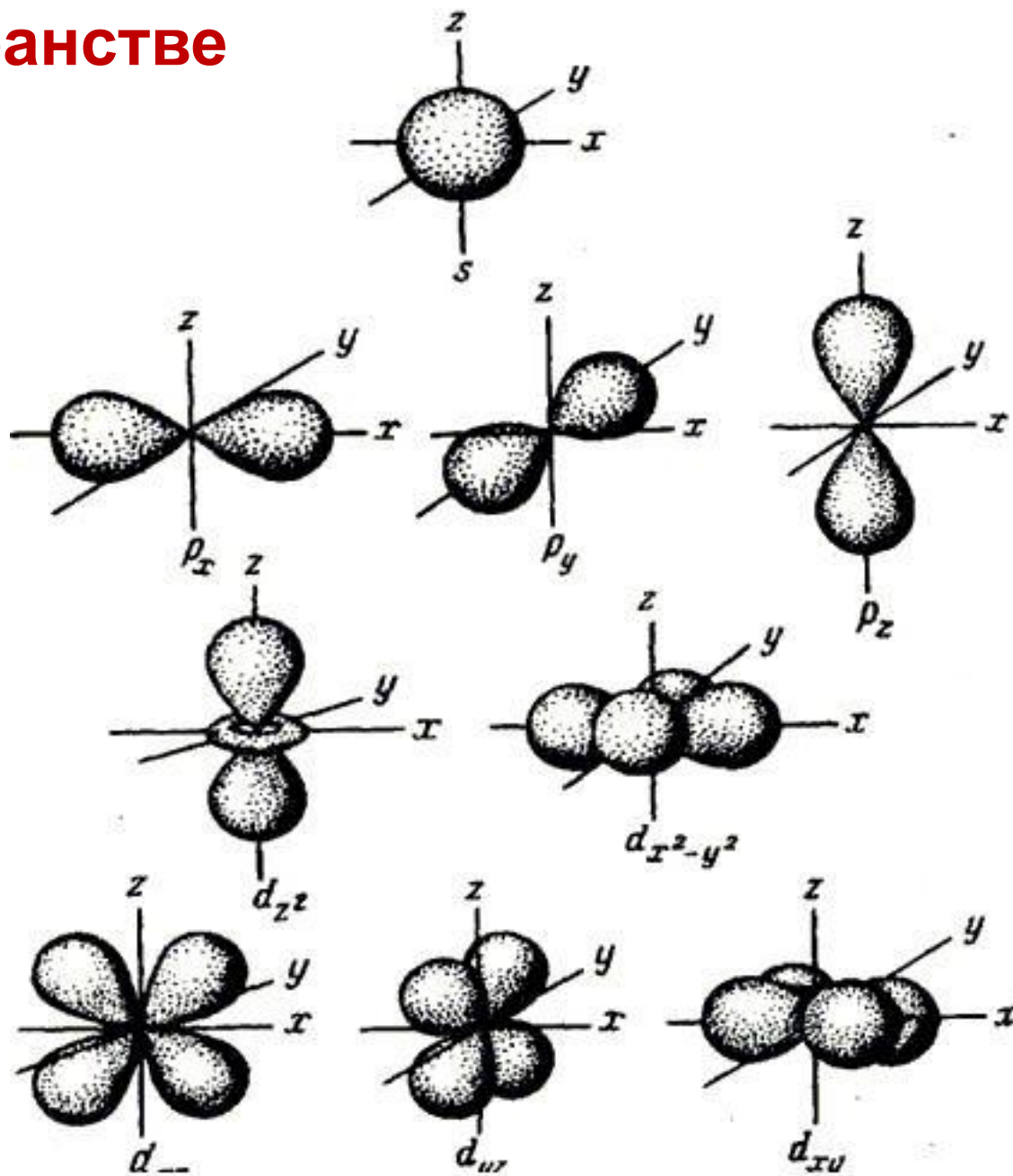
4. Массовое число изотопа **хлора** равно 37. Атомный номер, заряд ядра и число протонов в ядре равно 17. Получаем число нейтронов = $37 - 17 = 20$.

Электронное облако –

Электронная орбиталь –

**Формы электронных
орбиталей -**

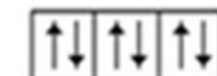
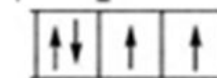
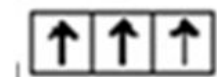
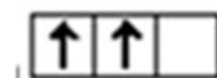
Варианты расположения орбиталей в пространстве



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

$s \begin{array}{|c|} \hline \uparrow \\ \hline \end{array} s \begin{array}{|c|} \hline \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$ У элементов 1–2 группы, в главных подгруппах электронами заполняется s-подуровень.

$\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & & \\ \hline \end{array}$ 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	+¹/₂ -¹/₂	2	s
2	0	0	+¹/₂ -¹/₂	2	s
	1	+1, 0, -1	+¹/₂ -¹/₂	6	p
3	0	0	+¹/₂ -¹/₂	2	s
	1	+1, 0, -1	+¹/₂ -¹/₂	6	p
	2	+2, +1, 0, -1, -2	+¹/₂ -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	$\boxed{\uparrow\downarrow}$ 2
	3p	3	$\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow}$ 6
	3d	5	$\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow}$ 10
4	4s	1	$\boxed{\uparrow\downarrow}$ 2
	4p	3	$\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow}$ 6
	4d	5	$\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow}$ 10
	4f	7	$\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$ 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- <u>Гантелевидное</u>	d- <u>Розетковидное</u>	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 7 электронов, тогда 7 группа. Все верно!).

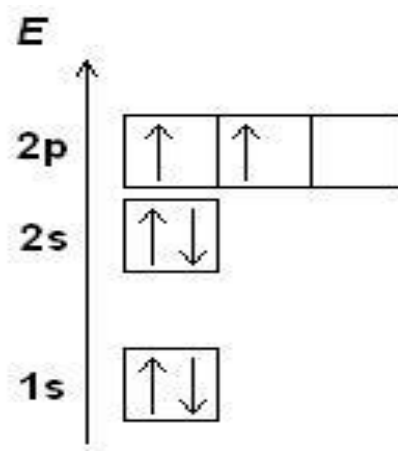
Принцип минимума энергии. Электроны заполняют сначала орбитали с наименьшей энергией. Энергия атомной орбитали эквивалентна сумме главного и орбитального квантовых чисел: $n + l$. Если сумма одинаковая, то заполняется первой та орбиталь, у которой меньше главное квантовое число n .

AO	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
$\frac{n}{+l}$	1	2	3	3	4	5	4	5	6	7	5	6	7	8	9

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

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \sim 5d < 6p < 7s$
 $< 5f \sim 6d \dots$

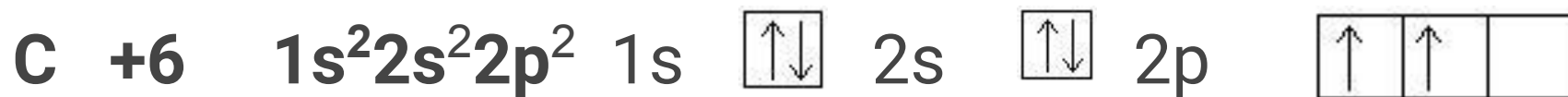
Энергетическая диаграмма атома углерода



Электронная формула



Электронные формулы элементов первых четырех периодов





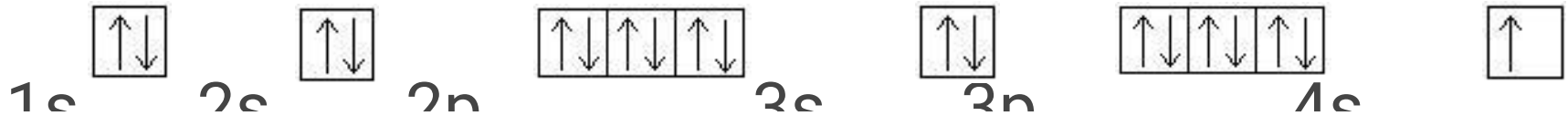
У **неона** завершено заполнение второго энергетического уровня.

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.

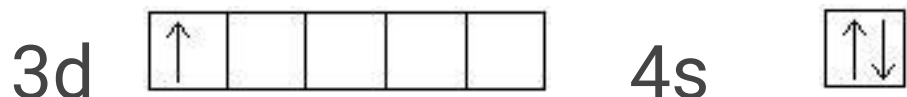
Таким образом, формула **калия**:



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 хрома порядок заполнения орбиталей нарушается. Электронная конфигурация **хрома** такая:



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



Электронные формулы

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:



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**

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:

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

Электронная формула аниона фтора:

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

Таким образом, ионы Na^+ и F^- — изоэлектронные.

Также они изоэлектронны атому аргона.