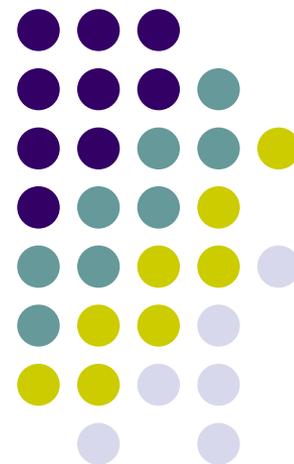


# Строение атома

## Периодический закон

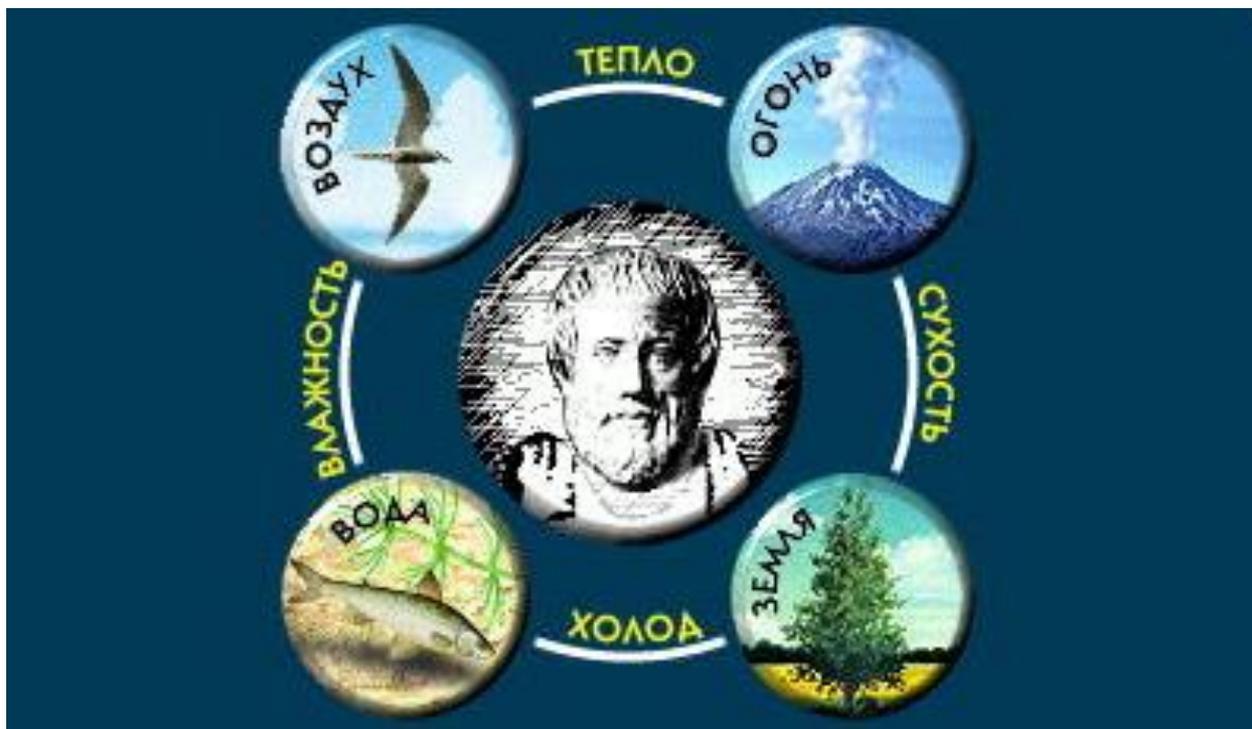
Афони́на Любо́вь Игоре́вна,  
канд. хим. наук, доцент кафедры химии, НГТУ,  
научный сотрудник ИХТТМ СО РАН



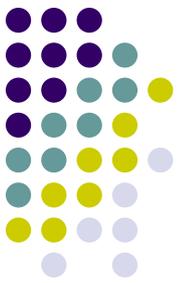
**IV-III века до н.э.** – древнегреческие философы-материалисты Левкипп, Демокрит, Эпикур ввели понятие атом для обозначения невидимых, неделимых частиц, составляющих вещество. Все явления природы они пытались объяснить движением этих невидимых частиц.

**Средние века** – атомистические представления полностью забыты.

В науке более тысячи лет господствовало мистическое учение Аристотеля, утверждавшего, что основу мира составляют четыре начала - вода, земля, воздух и огонь.

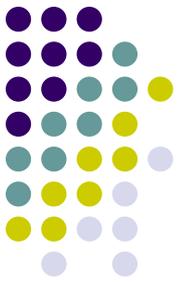


# Научные открытия, подтверждающие сложную структуру атома

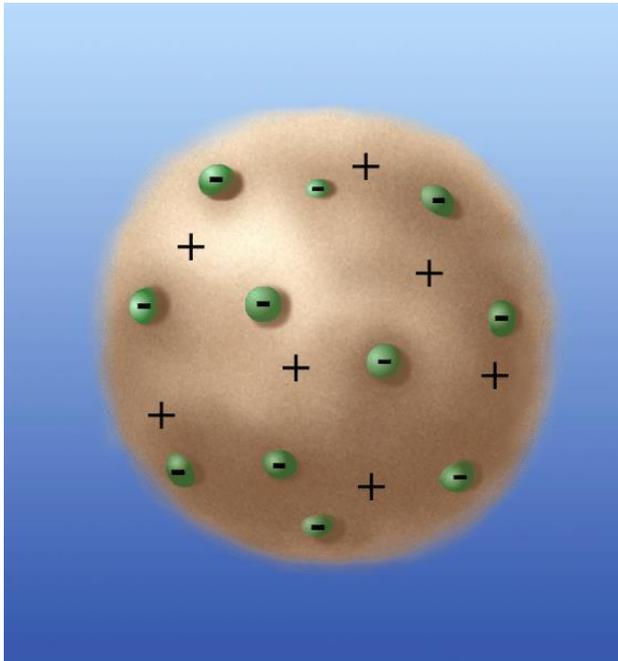


- Открытие катодных лучей (1879 г. В. Крукс) – поток быстролетающих отрицательно заряженных частиц; 1891 г. – Д. Стоней назвал эти частицы **электронами**.
- Открытие фотоэлектрического эффекта (1887 г. Герц).
- Открытие рентгеновских лучей (1895 г. У.К. Рентген).
- Открытие явления радиоактивности (1896г. А. Беккерель).
- Определены заряд и масса электрона (1897 г. Дж. Томпсон, Милликен).
- Экспериментальным путем открыто **ядро атома** (1911 г. Э. Резерфорд).
- Открытие существования **нейтронов** (1933 г. Чэдвик).

# Главный итог свершенных открытий: *атом не является мельчайшей неделимой частицей, он имеет сложное строение.*



- Было предложено несколько гипотез – моделей строения атома. Большинство основывалось на предположении, что атом, оставаясь в целом электронейтральным, представляет собой совокупность положительно и отрицательно заряженных частиц.



Первая достаточно разработанная модель атома была предложена Дж. Дж. Томсоном.

- Вещество в атоме несет положительный заряд и равномерно заполняет весь объем атома. Электроны «вкраплены» в атом, словно изюм в булку.

# Модель атома Резерфорда (1911)

## (Планетарная модель строения атома)

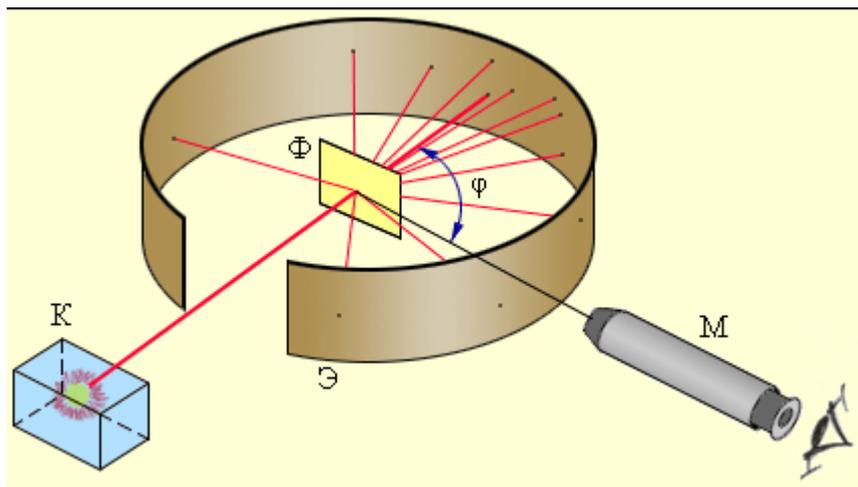
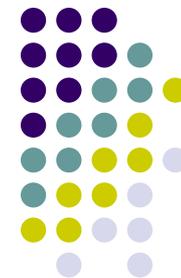
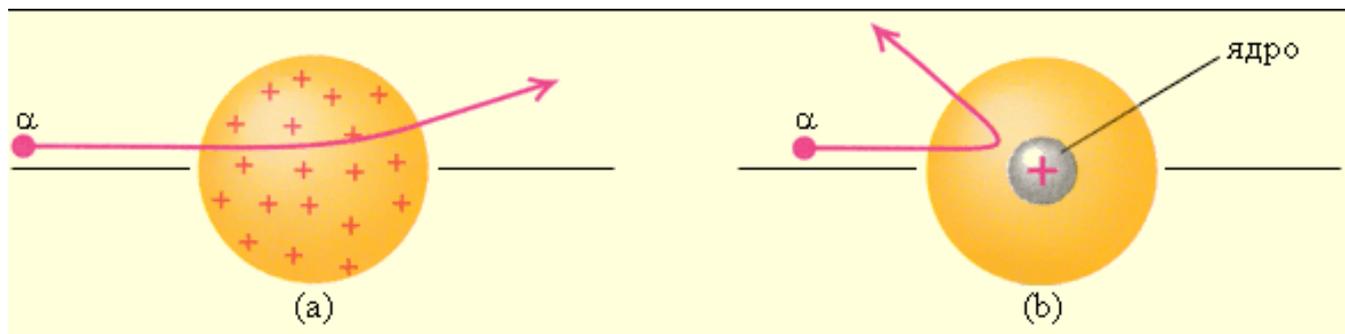


Схема опыта Резерфорда по рассеянию  $\alpha$ -частиц (ядра гелия).  
К – свинцовый контейнер с радиоактивным веществом,  
Э – экран, покрытый сернистым цинком,  
Ф – золотая фольга,  
М – микроскоп.



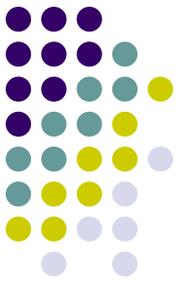
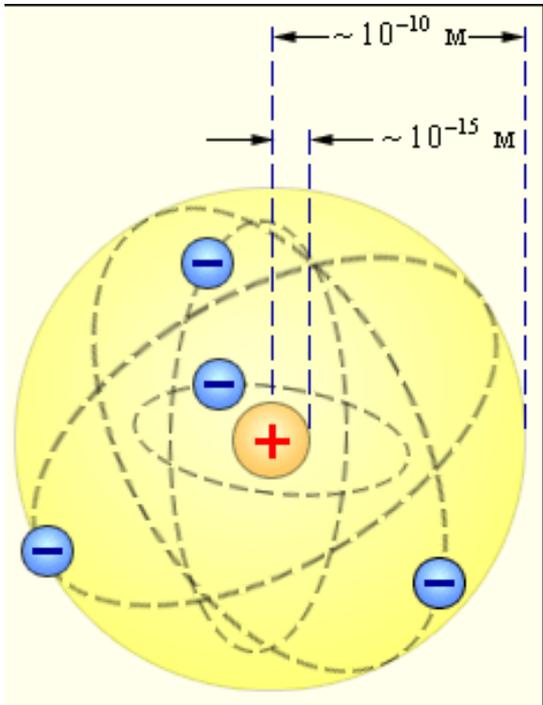
Рассеяние  $\alpha$ -частицы в атоме Томсона (а) и в атоме Резерфорда (b).



- В Солнечной системе планеты обращаются вокруг Солнца.

- Модель атома Э. Резерфорда:

1. В центре атома находится положительно заряженное ядро, занимающее ничтожную часть пространства внутри атома.
2. Весь положительный заряд и почти вся масса сосредоточены в ядре.
3. Вокруг ядра по орбитам вращаются отрицательно заряженные электроны. Их число равно заряду ядра.

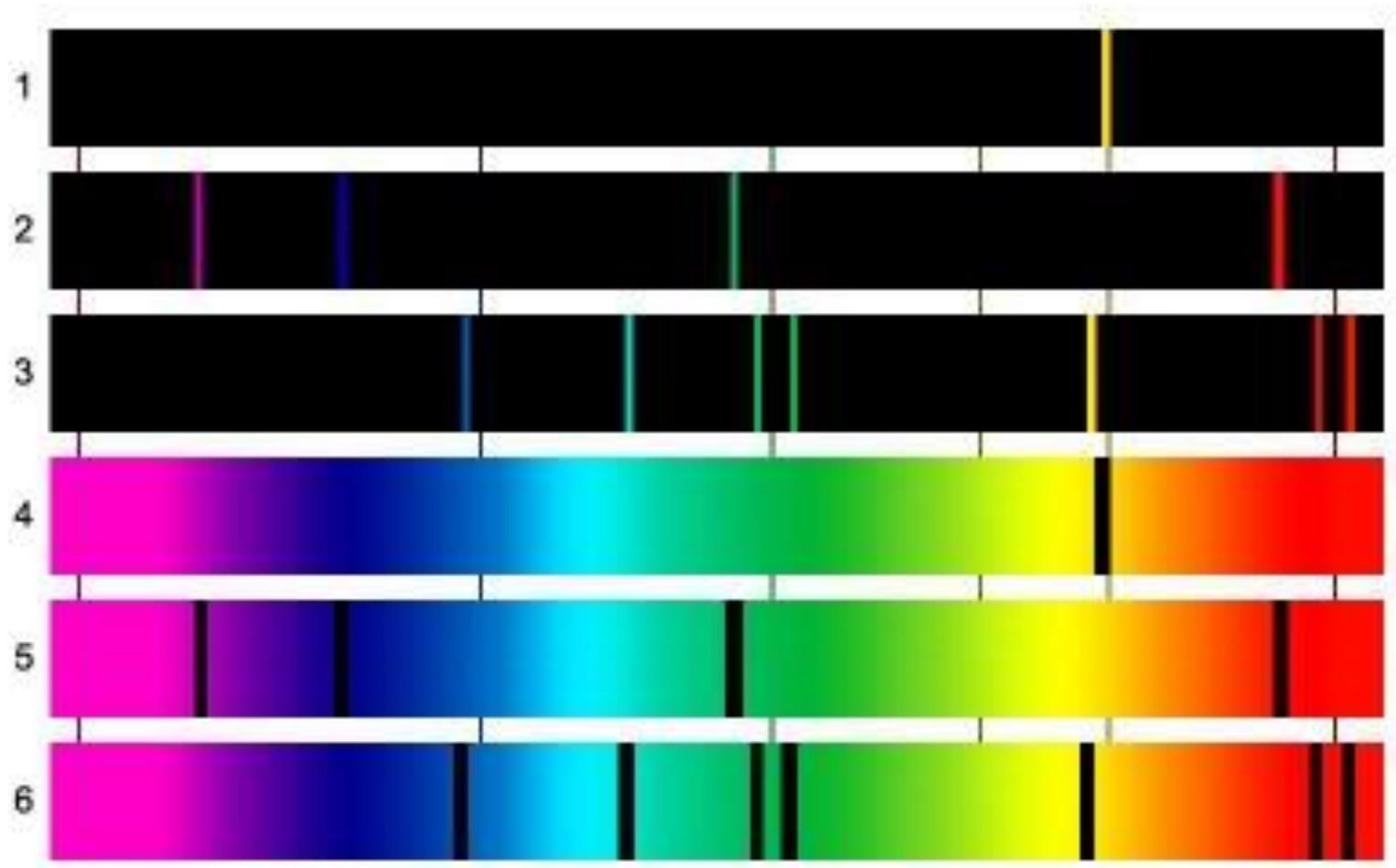


# Недостатки планетарной модели атома



Эта модель наглядная и полезная для объяснения многих экспериментальных данных (каких?), но!

1. Электрон, двигаясь по строго определенной орбите вокруг ядра с ускорением, должен непрерывно излучать энергию и в конце концов упасть на ядро. **Атомы должны непрерывно исчезать!**
2. Нельзя объяснить наличие у атомов и молекул в газообразном состоянии линейчатого спектра излучения. По модели Резерфорда **спектр излучения должен быть непрерывным!**
3. Модель не могла объяснить наличие **переменной валентности** у ряда атомов.



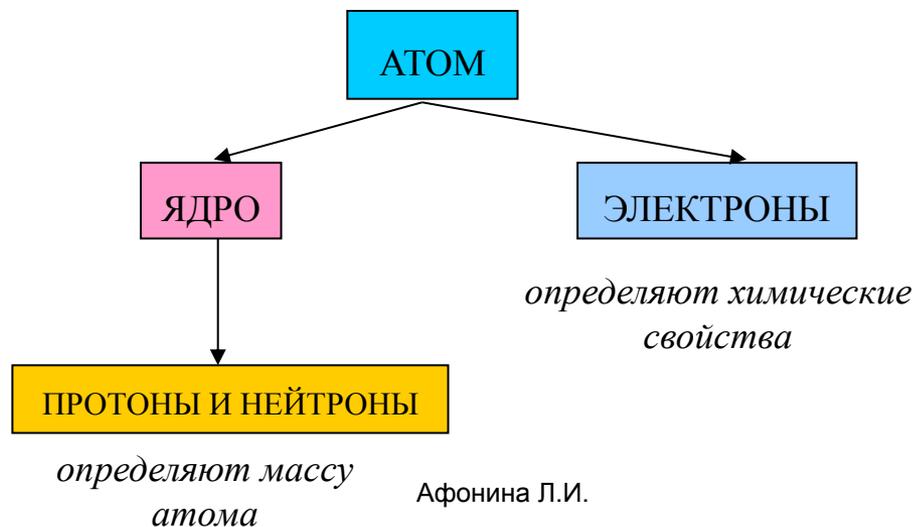
Спектры испускания: 1 - натрия; 2 - водорода; 3 - гелия.  
Спектры поглощения: 4 - натрия; 5 - водорода; 6 - гелия.

# Характеристика элементарных частиц

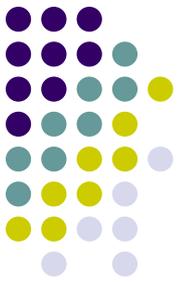


Частица	Обозначение*)	Масса покоя		Заряд	
		абсолютная, кг	относительная, а. е. м.	электрический, Кл	относительный
Протон	${}^1_1p$	$1,672 \cdot 10^{-27}$	1,00728	$1,6 \cdot 10^{-19}$	+1
Нейтрон	${}^1_1n$	$1,675 \cdot 10^{-27}$	1,00866	0	0
Электрон	${}^0_{-1}e (e^-)$	$9,109 \cdot 10^{-31}$	0,00055	$1,6 \cdot 10^{-19}$	-1
Позитрон	${}^0_{+1}e (e^+)$	$9,109 \cdot 10^{-31}$	0,00055	$1,6 \cdot 10^{-19}$	+1

\*) верхний индекс обозначает массовое число (а.е.м.), а нижний - относительный заряд



# Протонное, нейтронное и массовое числа



- **Z** – протонное число, показывает число протонов в ядре и их суммарную массу, обуславливает величину положительного заряда ядра. От него зависит число электронов в электронейтральном атоме.
- **N** – нейтронное число, показывает число нейтронов в ядре и их суммарную массу.
- **A** – массовое (нуклонное) число – это сумма числа нейтронов и протонов в ядре и их суммарная масса.
- **Атомный** (порядковый) номер элемента № (**Э**) равен заряду ядра **Z** и числу электронов в атоме.

$$\text{№} (\text{Э}) = \mathbf{Z} (\Sigma \mathbf{p}) = \Sigma \mathbf{\bar{e}};$$

$$\mathbf{N} = \mathbf{A} - \Sigma \mathbf{p} (\mathbf{Z})$$



# Строение атома



- **Нуклид** – это атом с определенными значениями протонного и массового чисел.



- **Изотопы** – это нуклиды, имеющие одинаковый атомный номер, но разные массовые числа.



- **Изобары** – атомы с различными протонными числами, но с одинаковыми массовыми числами.



- **Изотоны** – атомы с одинаковым числом нейтронов.

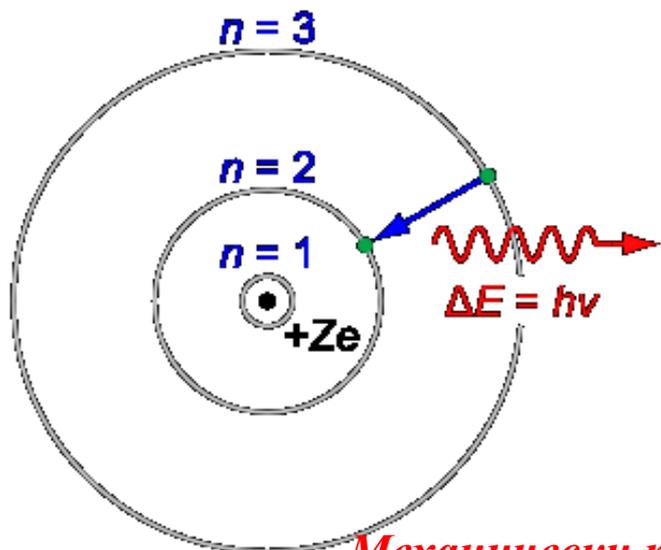


# Модель атома Н.Бора (1913)



Базировалась на квантовой теории света, предложенной М. Планком (1890) и на законах классической физики.

- $\bar{e}$  в атоме может двигаться только по определенным (стационарным) орбитам;
- Двигаясь по своей орбите  $\bar{e}$  не излучает и не поглощает электромагнитную энергию
- Излучение(или поглощение) энергии происходит только в момент перехода  $\bar{e}$  с одной орбиты на другую с испусканием (поглощением) кванта света.

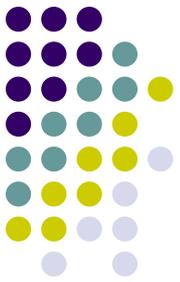


*Описано поведение  $\bar{e}$  в атоме  $H_2$  и предсказан полный спектр его излучения.*

Противоречия:

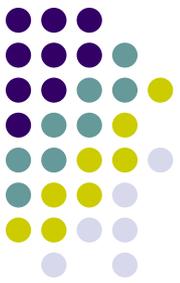
- Постулаты Бора противоречили законам механики, но сами законы использовались при расчетах.
- Не объяснялся способ перехода  $\bar{e}$  с орбиты на орбиту и его промежуточное состояние в процессе перехода.
- Не объяснялась различная интенсивность линий атомных спектров.

*Механически переносились представления макромира в микромир!*



# **Основные принципы и положения квантовой механики Современная модель атома**

# Принцип Л. де Бройля (1924)



Электрон имеет **двойственную природу** (корпускулярно-волновую) :

- Это **частица**, т.к. имеет массу покоя и заряд.
- Это **волна**, т.к. его движение характеризуется длиной волны, частотой, явлениями дифракции и интерференции.

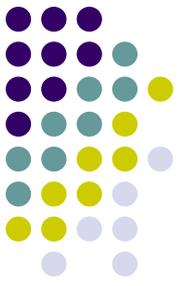
Связь между корпускулярными и волновыми свойствами (*соотношение де Бройля*):

где  $\lambda$  – длина волны электрона,  
 $p$  – его импульс ( $p = mv$ ),  
 $h$  – постоянная Планка.

$$\lambda = h/p$$

***Этот принцип применим и к другим элементарным частицам!***

# Принцип неопределенности В. Гейзенберга (1924)



Поведение электрона в атоме носит **вероятностный характер**:

- у микрочастиц **невозможно одновременно точно измерить координату и импульс**.

Математическое выражение этого принципа:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq h/4\pi$$

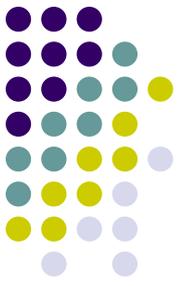
$\Delta x$  – погрешность измерения координаты

$\Delta p$  – погрешность измерения импульса

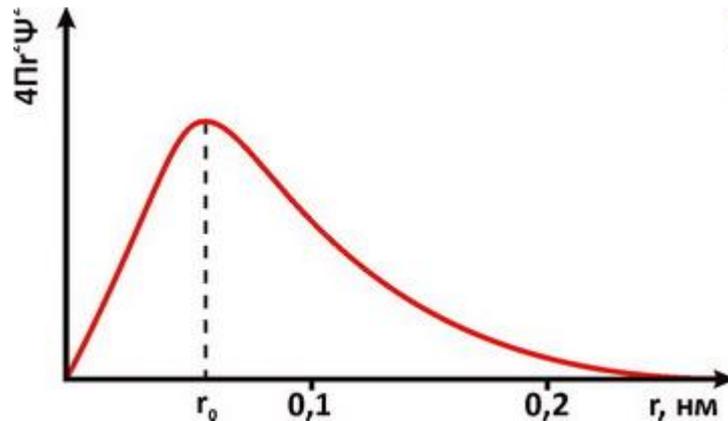
***Движение  $\bar{e}$  в атоме нельзя описать с помощью траекторий!***

Можно лишь рассчитать **вероятность** нахождения  $\bar{e}$  в любой точке околоядерного пространства в атоме.

# Квантово-механическая модель атома



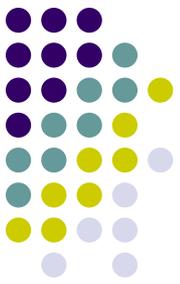
1. В центре атома – положительно заряженное ядро, состоящее из протонов и нейтронов. Вокруг ядра движутся  $\bar{e}$ , образуя пульсирующие **электронные облака** (стоячие волны), которые не имеют четких границ и неравномерны по плотности.
2. Максимальная плотность электронного облака соответствует **электронной орбитали** – месту, где вероятность обнаружить  $\bar{e}$  максимальна.



Радиальное распределение вероятности пребывания  $\bar{e}$  для основного энергетического состояния атома водорода



# Уравнение Шрёдингера (1925)



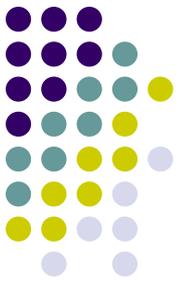
$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - E_p) \psi = 0$$

- фундаментальное уравнение квантовой механики: уравнение стоячей волны; аналог в классической механике - амплитуда волны в уравнении колебания струны.

Волновая функция электрона  $\Psi$  (пси) имеет следующие свойства:

- В любой точке пространства она имеет определенный знак и амплитуду  $\Psi(x, y, z)$ ;
- Квадрат ее модуля пропорционален вероятности нахождения частицы в данном объеме или единице объема (плотности вероятности):  $|\Psi(x, y, z)|^2 \cdot \Delta V$

***е̅ можно обнаружить с максимальной вероятностью в некотором объеме пространства, но не в точке!***



Для решения уравнения Шрёдингера необходимы:

- Выражение для потенциальной энергии взаимодействия  $\bar{e}$  с атомным ядром:

$z$  – заряд ядра

$e$  – масса электрона

$$E_p = \frac{-ze^2}{\sqrt{x^2 + y^2 + z^2}}$$

- Граничное условие, означающее, что функция  $\Psi$  обращается в ноль на бесконечном расстоянии от ядра.

$$\Psi \rightarrow 0 \text{ при } r = \sqrt{x^2 + y^2 + z^2} \rightarrow \infty$$

Решений для функции  $\Psi$  несколько, каждое соответствует определенной орбитали с конкретными значениями квантовых чисел:  $n$ ,  $l$ ,  $m$ . (Решения квантуются!)

***Уравнение точно решено только для атома водорода.***

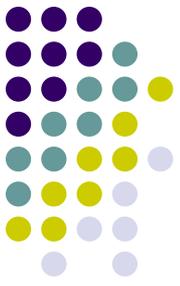
# Представленная модель сняла противоречия модели Бора:



- Дает строго определенное число уровней, на которых может находиться  $\bar{e}$  в атоме;
- Определяет однозначно энергию каждого уровня и указывает на отсутствие потери энергии  $\bar{e}$  при его движении на данном уровне (орбитали);
- $\bar{e}$  может находиться только на определенном уровне, в момент перехода с одного уровня на другой  $\bar{e}$  оказывается в маловероятном (неустойчивом) состоянии.

# Главное квантовое число $n$

(энергетический уровень)



- ✓ характеризует общую энергию  $\bar{e}$  на данном уровне и его удаленность от ядра (размер электронного облака);
- ✓ может принимать целочисленные значения от 1 до  $\infty$ :

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, \dots, \infty$$

(K, L, M, N, O, P, Q...)

- ✓ Чем больше энергия электронов и больше размер орбиталей, тем больше  $n$ .
- ✓  $n = \infty$  - электрон находится на бесконечно большом расстоянии от ядра, т. е. является свободным и не связан с ядром.

Главное квантовое число  $n$  определяет:

- номер периода, в котором находится элемент в ПС;
- число энергетических уровней в атоме;
- число энергетических подуровней на данном уровне;
- общее число атомных орбиталей на энергетическом уровне ( $n^2$ );
- максимальное число  $\bar{e}$  на данном уровне ( $2n^2$ ).

Электроны, находящиеся в пределах одного энергетического уровня, с близкими значениями энергии и одинаковыми формами электронных орбиталей образуют **энергетические подуровни**.

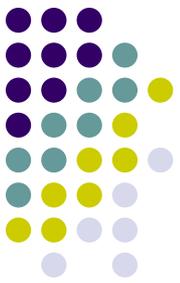
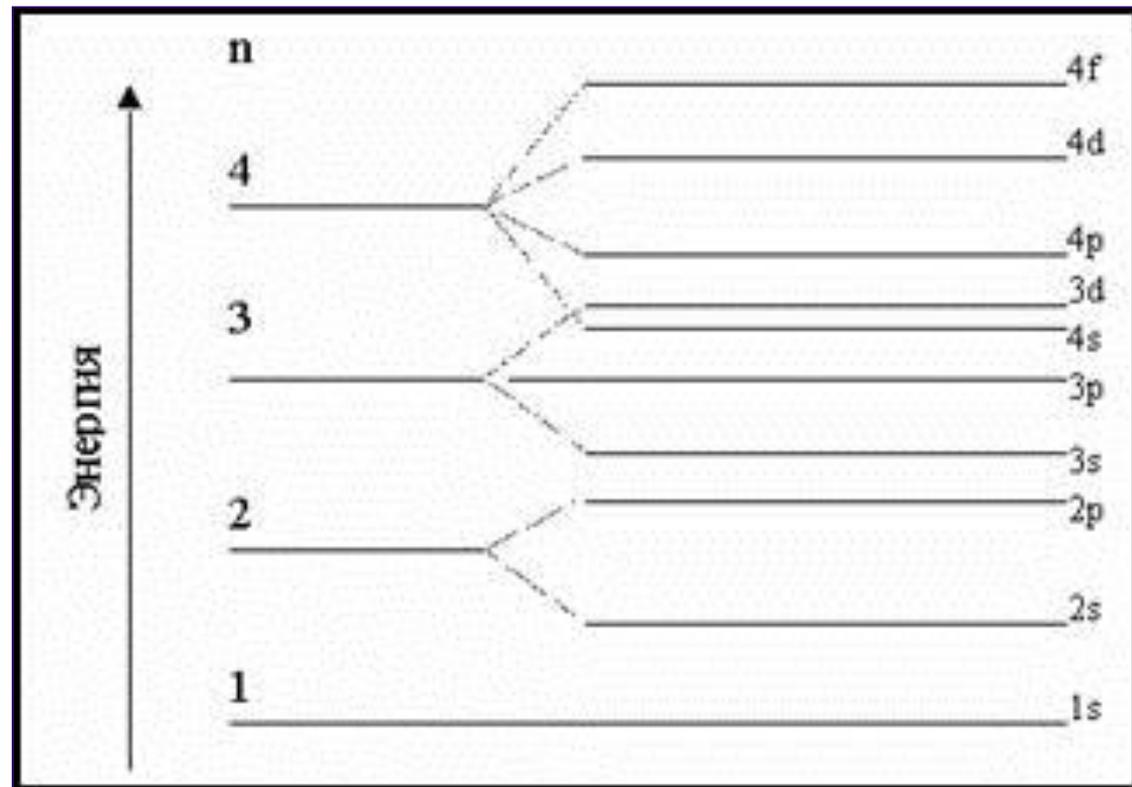


Схема  
разделения  
уровней на  
подуровни



Переходы электронов с одного уровня на другой сопровождаются выделением квантов энергии, которые могут проявиться в виде линий спектров.

# Энергетические уровни и подуровни



Главное квантовое число, типы и число орбиталей,  
максимальное число электронов на подуровнях и уровнях

Энергетический уровень, $n$	Число подуровней, равное $n$	Типы орбиталей	Число орбиталей		Максимальное число электронов ( $2n^2$ )	
			в подуровне	в уровне, равное $n^2$	на подуровне	на уровне
$K (n=1)$	1	1s	1	1	2	2
$L (n=2)$	2	2s	1	4	2	8
		2p	3		6	
$M (n=3)$	3	3s	1	9	2	18
		3p	3		6	
		3d	5		10	
$N (n=4)$	4	4s	1	16	2	32
		4p	3		6	
		4d	5		10	
		4f	7		14	

# Орбитальное квантовое число $l$

(побочное, энергетический подуровень)



- ✓ характеризует **формы орбиталей** и **энергию подуровня** для многоэлектронных атомов,
- ✓ принимает значения целых чисел от 0 до  $n - 1$ .

$$l = 0, 1, 2, 3, \dots (n - 1)$$

*(s, p, d, f, ...)*

**Энергетический подуровень** – это совокупность орбиталей, которые находятся на одном энергетическом уровне и имеют одинаковую форму.

Орбитали одного подуровня имеют одинаковые значения квантовых чисел  $n$  и  $l$ , но отличаются направлением (ориентацией) в пространстве.

# Магнитное квантовое число $m_l$

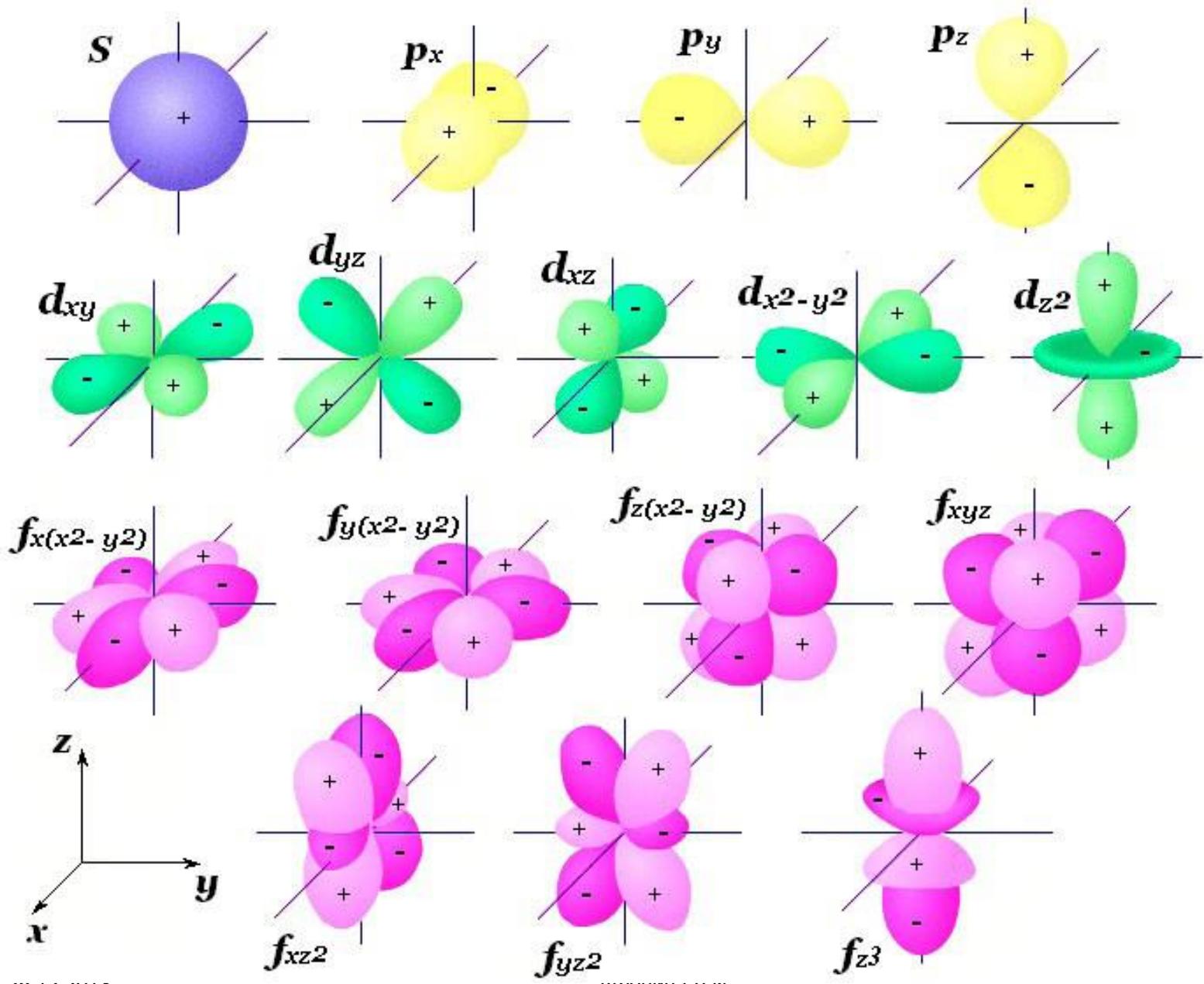


- ✓ характеризует ориентацию электронной орбитали в пространстве.
- ✓ Его значение зависит от орбитального квантового числа  $l$ .  
Магнитное квантовое число принимает значения:

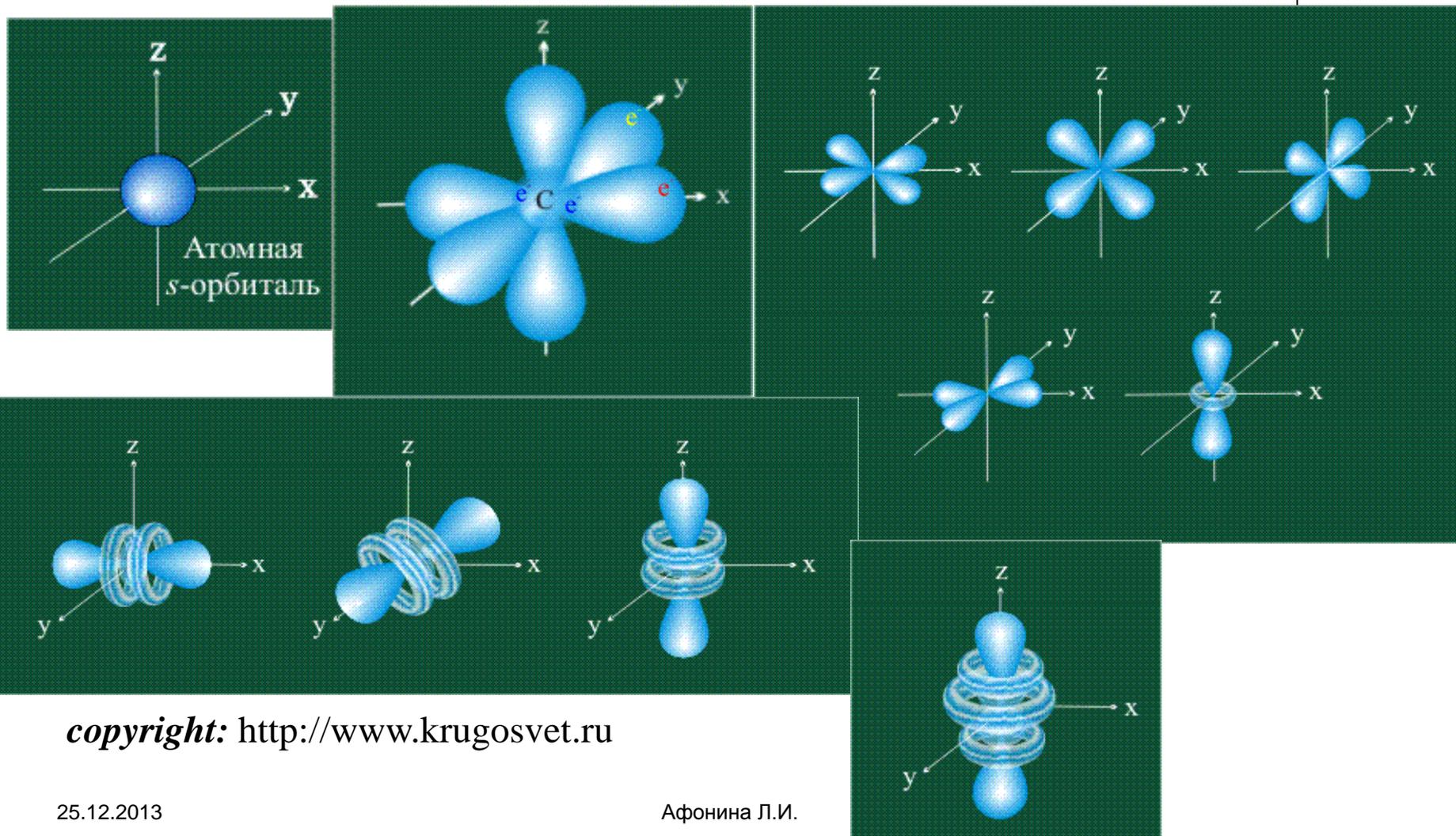
$$m_l = -l \dots 0 \dots l. \quad \text{Всего } (2l + 1) \text{ значений.}$$

- В подуровне  $s$  ( $l = 0$ ) - одна орбиталь ( $m_l = 0$ );
- В подуровне  $p$  ( $l = 1$ ) - три орбитали ( $m_l = -1, 0, +1$ );
- В подуровне  $d$  ( $l = 2$ ) - пять орбиталей ( $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ ).
- В подуровне  $f$  ( $l = 3$ ) - семь орбиталей ( $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ )

Общее число орбиталей, из которых состоит энергетический уровень равно  $n^2$ , а число орбиталей, составляющих подуровень, -  $(2l + 1)$ .



# Модели электронных орбиталей: $s$ -, $p$ -, $d$ -, $f$ -, $g$ - орбитали (в)



# Атомная орбиталь (электронная орбиталь)



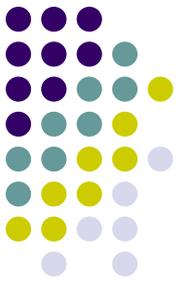
- одно из многих возможных состояний электрона в атоме.

Задать АО – это значит **определить значения** трех квантовых чисел  $n$ ,  $l$  и  $m_l$ : найти размеры, форму и ориентацию в пространстве электронного облака - **атомной орбитали (АО)**.

Условно атомную орбиталь обозначают в виде клеточки (**квантовой ячейки**) □.

- для  $s$ -подуровня — одна АО □,
- для  $p$ -подуровня — три АО □□□,
- для  $d$ -подуровня — пять АО □□□□□,
- для  $f$ - подуровня — семь АО □□□□□□□.

# Спиновое квантовое число



1925 г – голландские физики С. Гоудсмит и Г. Уленбек для интерпретации атомных спектров приписали электрону особое свойство, которое назвали – **спин** (*spin* – вращение, англ.).

- **Спин ( $s$ )** – это чисто квантовое свойство электрона и др. элементарных частиц, не имеющее классических аналогов. Для всех электронов абсолютное значение спина всегда равно  $s = 1/2$ .

( $s = 1/2$  также для протона, нейтрона, нейтрино; для фотона  $s = 1$ , для  $\pi$ - и  $K$ - мезонов  $s = 0$ ).

- **Магнитное спиновое квантовое число ( $m_s$ )** – характеризует собственный магнитный момент электрона; это есть проекция спина  $s$  на ось  $z$ .

$m_s$  может иметь лишь два значения:  $m_s = + 1/2$ . или  $m_s = - 1/2$ .

Электроны с разными значениями  $m_s$  обозначаются противоположно направленными стрелками  $\uparrow\downarrow$ .

# Электронные конфигурации атомов - это запись распределения электронов в атоме по уровням и подуровням



- ✓ Обычно электронная конфигурация приводится для основного состояния атома.
- ✓ При записи электронной конфигурации указывают:
  - **цифрами** главное квантовое число ( $n$ );
  - **буквами** - подуровни ( $s$ ,  $p$ ,  $d$  или  $f$ );
  - **степень** буквенных обозначений подуровней - **число электронов** в данном подуровне.

Электронные конфигурации:

атома водорода —  $1s^1$       атома лития —  $1s^2 2s^1$

атома бора —  $1s^2 2s^2 2p^1$       атома магния —  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

атома титана —  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$



**Для построения электронной конфигурации атома в основном состоянии необходимо воспользоваться рядом принципов и правил**

# Принцип наименьшей энергии - определяет последовательность заполнения орбиталей электронами



*В основном состоянии атома каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной.*

В этом случае устойчивость электронной системы будет максимальной и связь электронов с ядром – наибольшей.

В большинстве атомов и ионов энергия орбиталей увеличивается в ряду:

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

Принцип реализуется на основе *правил В. Клечковского*:

- Ниже по энергии находится та орбиталь, для которой сумма главного и орбитального квантовых чисел ( $n + l$ ) минимальна;
- При одинаковых значениях суммы ( $n + l$ ) раньше заполняется орбиталь с меньшим значением главного квантового числа  $n$ .

# Иллюстрация правила Клечковского для $3d$ , $4s$ и $4p$ орбиталей

Таблица



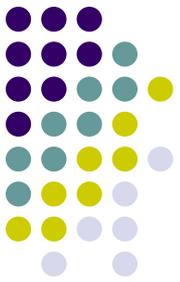
Орбиталь	$n + l$	$n$	$E$
$4s$	$4+0=4$	4	$E_1$
$3d$	$3+2=5$	3	$E_2$
$4p$	$4+1=5$	4	$E_3$

$$E_1 < E_2 < E_3$$

Исключение из принципа наименьшей энергии составляют  $d$ - и  $f$ -элементы с полностью или наполовину заполненными подуровнями, у них наблюдается «провал» электронов, например Cu, Ag, Au, Cr, Mo, Pd, Pt (для них наиболее устойчивы конфигурации  $d^5!$  и  $d^{10}!$ ).

# Принцип запрета Паули

(1925 г, В. Паули)



*В атоме не может быть двух электронов, обладающих одинаковым набором квантовых чисел  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$  и  $m_s$ .*

Из этого принципа следует, что

- на каждой орбитали может быть **не более двух** электронов;
- Эти электроны должны иметь **противоположные** (антипараллельные) спины;

допускается заполнение  $\uparrow\downarrow$

не допускается заполнение  ~~$\downarrow\downarrow\uparrow$~~ ,  ~~$\downarrow\downarrow$~~  и  ~~$\uparrow\uparrow$~~ .

На основании этого принципа определяется максимальная заселенность каждого уровня:  $2n^2$ .

# Правило Хунда (1927 г)

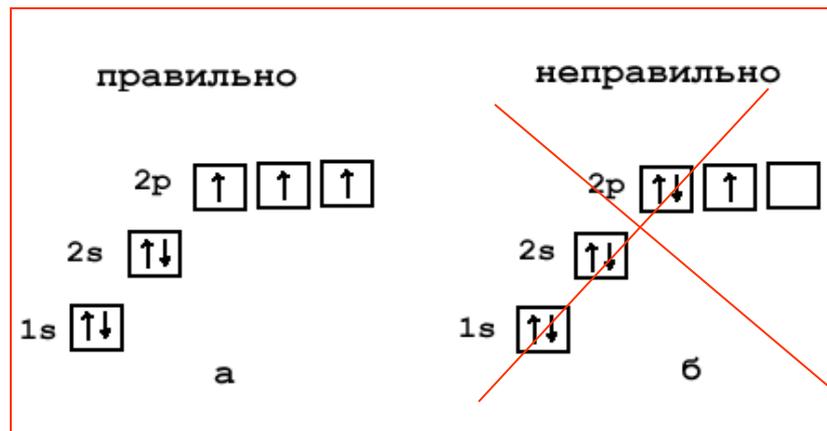


***В пределах одного подуровня (орбиталь с одним значением  $l$ ) электроны располагаются так, чтобы суммарный спин был максимален.***

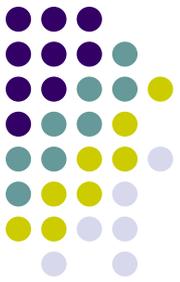
- Заполнение орбиталей одного подуровня в основном состоянии атома начинается одиночными электронами с одинаковыми спинами.
- После того как одиночные электроны займут все орбитали в данном подуровне, заполняются орбитали вторыми электронами с противоположными спинами.

$$m_s = 1/2 + 1/2 + 1/2 = 3/2$$

$$m_s = 1/2 - 1/2 + 1/2 = 1/2$$



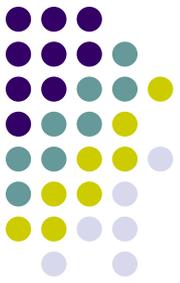
# Электронные типы химических элементов



Исходя из того, какой подуровень заполняется у атомов **последним**, различают четыре типа (семейства) элементов:

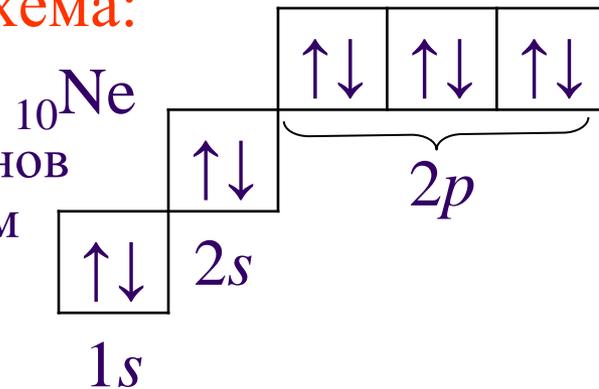
- ***s*-элементы** – два первых элемента каждого периода.
- ***p*-элементы** – элементы III – VIII главных подгрупп.
- ***d*-элементы** – элементы побочных подгрупп.
- ***f*-элементы** – лантаниды ( $4f$ ) и актиниды ( $5f$ ).

# Способы изображения электронного строения атомов



- **Электронно-графическая схема:**

показывает распределение электронов по уровням, подуровням, орбиталям и спины электронов



- **Электронная формула:**



показывает распределение электронов по уровням и подуровням.

- **Электронная схема:**



Показывает расположение электронов по уровням.

- **Устойчивая электронная оболочка:  $ns^2 np^6$ .**

В атоме любого элемента на внешнем энергетическом уровне максимально может находиться **не более 8 электронов.!**

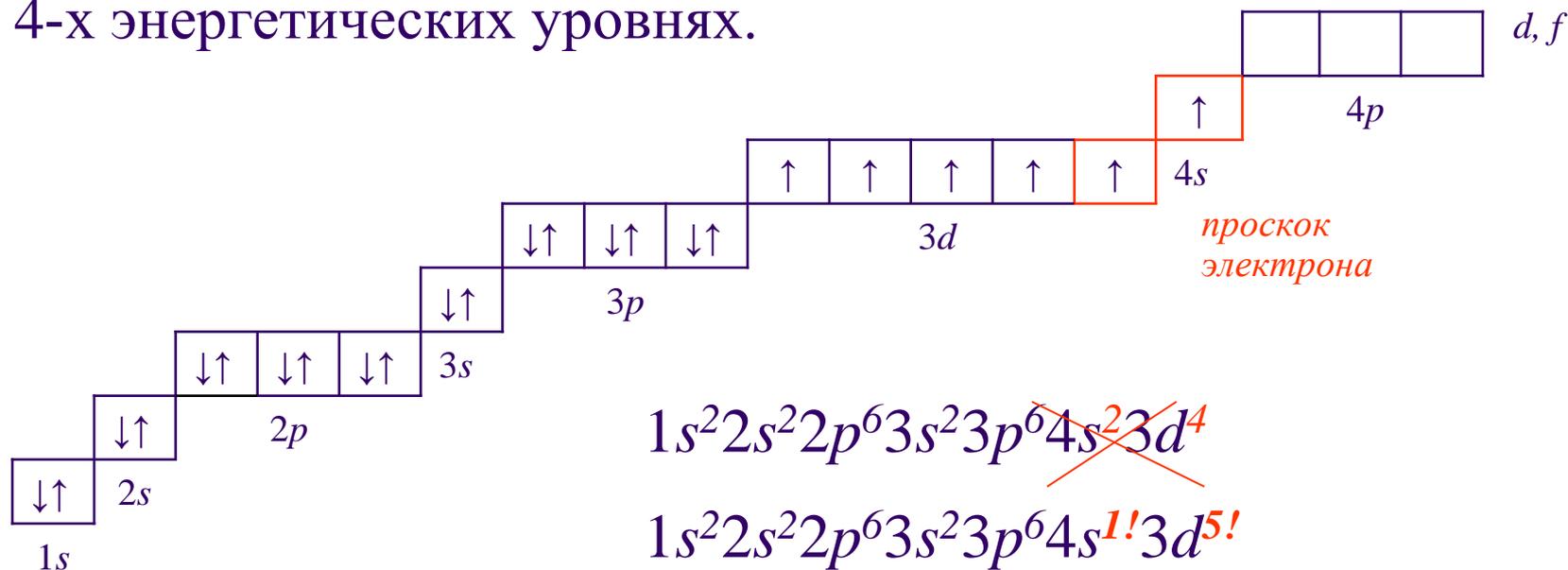


Записать электронную конфигурацию атома хрома.

1. Атомный № (Cr) = 24, следовательно  $\Sigma \bar{e}(\text{Cr}) = 24$ .

2. Хром находится в 4-м периоде, следовательно, в атоме хрома электроны расположены на 4-х энергетических уровнях.

3.

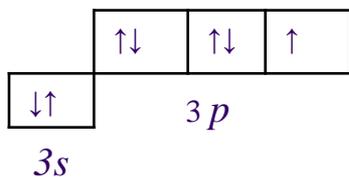
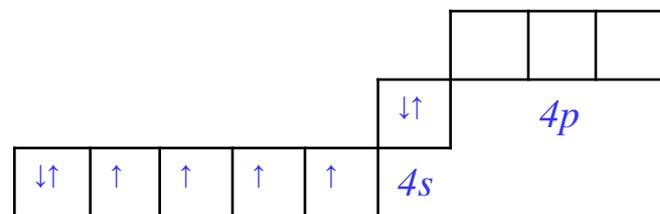


**Помните!** Состояние в атоме, при котором подуровень заполнен **полностью** или **наполовину**, считается более устойчивым.

«Провал» (*проскок*) электрона происходит у элементов:

**Cu, Ag, Au, Cr, Mo, Ru, Rh, Pd** (провал двух  $\bar{e}$ ).

# Определение квантовых чисел для валентных электронов

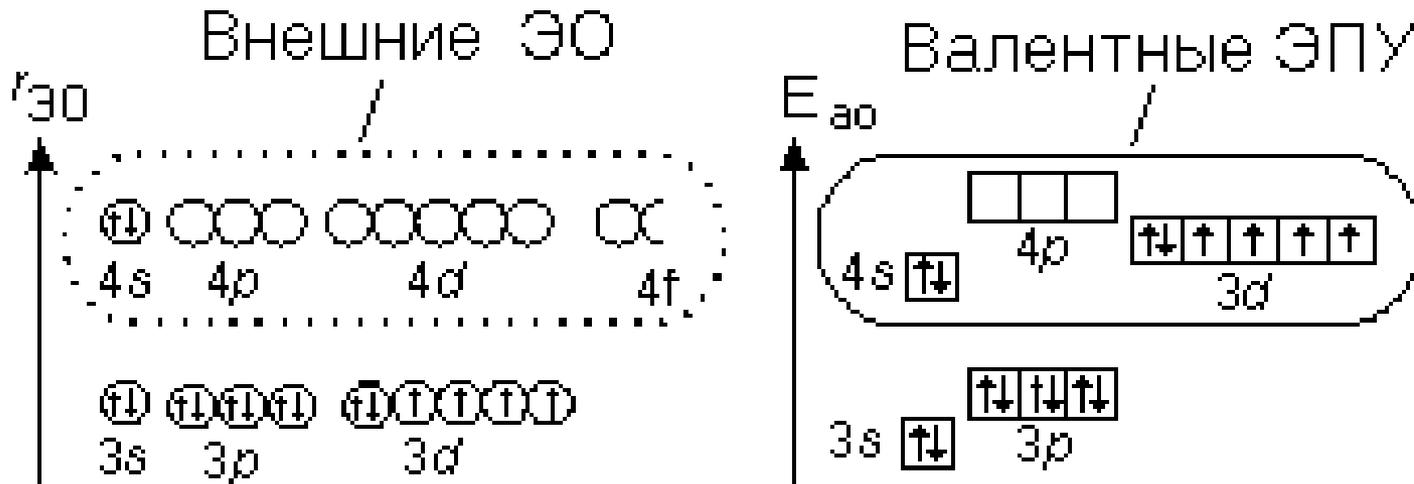
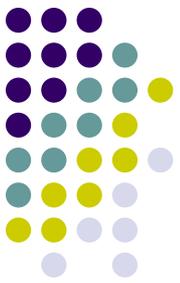

 $3s^2$ 
 $n = 3$ 
 $l = 0$ 
 $m_l = 0$ 
 $m_s = \frac{1}{2}, \frac{1}{2}$ 
 $3p^5$ 
 $n = 3$ 
 $l = 1$ 
 $m_l = -1, 0, 1$ 
 $m_s = \pm\frac{1}{2}, \pm\frac{1}{2}, \frac{1}{2}$ 

 $3d^6$ 
 $3d^6$ 
 $n = 3$ 
 $l = 2$ 
 $m_l = -2, -1, 0, 1, 2$ 
 $m_s = \pm\frac{1}{2}, 4 \times \frac{1}{2}$ 
 $4s^2$ 
 $4s^2$ 
 $n = 4$ 
 $l = 0$ 
 $m_l = 0$ 
 $m_s = \frac{1}{2}, \frac{1}{2}$

# Валентные возможности атомов химических элементов



- **Внешние электроны** – электроны внешнего электронного слоя.
- **Валентные электроны** – электроны, которые могут принимать участие в образовании атомом химических связей.
- **Валентные орбитали** – атомные орбитали, образующие валентные подуровни.
- **Валентные подуровни** – электронные подуровни атома, на которых находятся, или могут находиться "свои" или "чужие" валентные  $\bar{e}$  при образовании атомом химических связей.

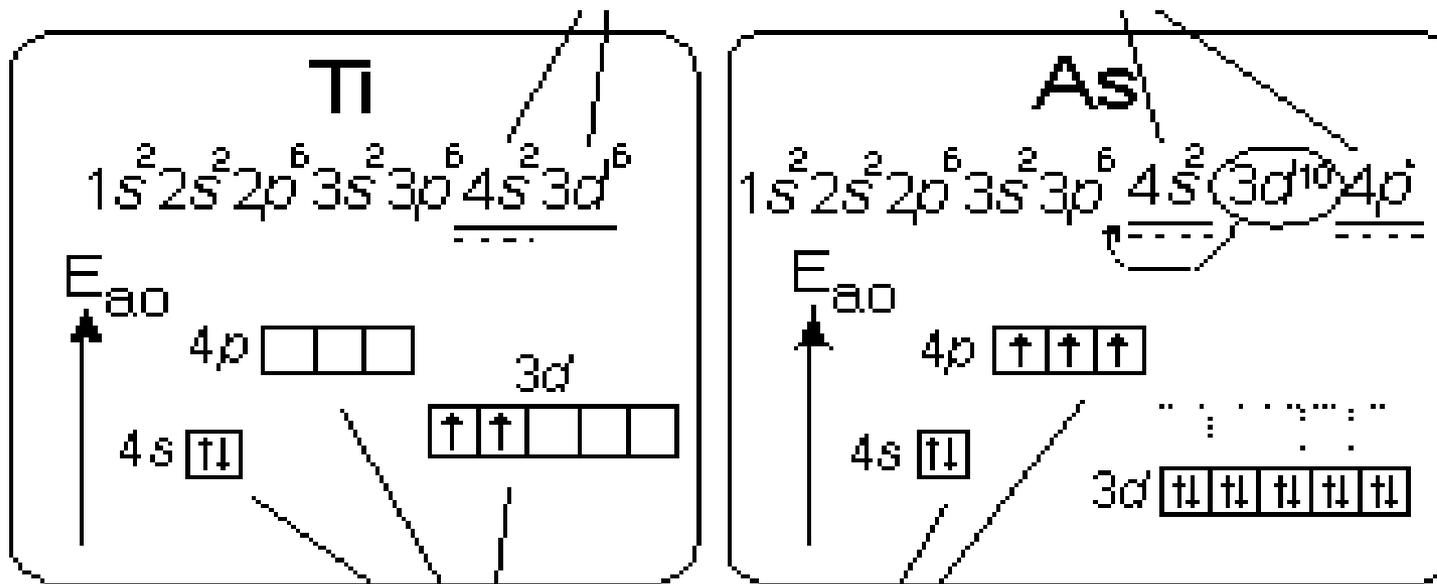
# Рассмотрим введенные понятия на примере атома железа:



# Валентные подуровни и валентные электроны атомов титана и мышьяка



Валентные электроны



Валентные подуровни

# Основное и возбужденное состояние атомов

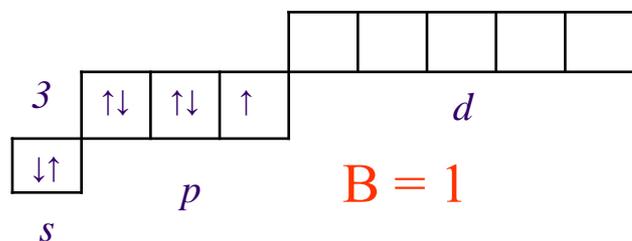


- Квантовое состояние атома с наименьшей энергией называется **основным** (нормальным).
- Квантовые состояния атома с более высокими энергиями называются **возбужденными**. Атом в возбужденном состоянии обозначают соответствующим символом элемента со звездочкой  $\text{Э}^*$ .

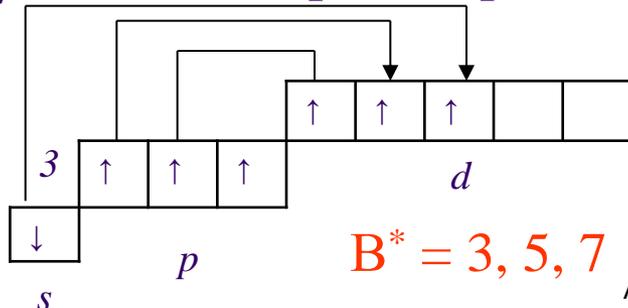
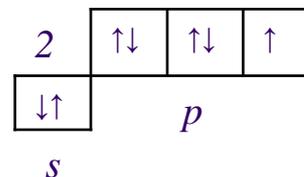
Возбужденные состояния атома возникают при переходе электронов с уровней (подуровней) с меньшей энергией на уровни (подуровни) с большей энергией.

Расход энергии на перевод атома в возбужденное состояние компенсируется энергией, выделяющейся при образовании химических связей неспаренными электронами.

**Валентность** атома химического элемента определяется, в первую очередь, **числом неспаренных электронов**, принимающих участие в образовании химической связи.



$V = 1$



Возбужденного состояния нет, нельзя распарить электроны, т.к. нет свободных орбиталей.

# Периодический закон



1869 г, Д.И. Менделеев: «**Свойства атомов** химических элементов, а также состав и свойства образуемых ими веществ находятся **в периодической зависимости от** величины **атомных весов** (масс) элементов».

$$A_r(\text{K}) = 39,09 \qquad A_r(\text{Ar}) = 39,94$$

Монотонное изменение зарядов ядер химических элементов приводит к периодическому повторению строения внешних энергетических уровней элементов, что определяет периодичность повторения свойств химических элементов и веществ, ими образуемых.

Современная формулировка Периодического закона:

«**Свойства атомов** химических элементов, а также состав и свойства образуемых ими веществ находятся **в периодической зависимости от** величины **зарядов атомных ядер**».



Гафний (Hf – 178,5 а.е.м.)  
будет открыт Д. Костером  
и Д. Хевеши в 1923 г.

### ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ,

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

		Ti=50	Zr=90	?=180.
		V=51	Nb=94	Ta=182.
		Cr=52	Mo=96	W=186.
		Mn=55	Rh=104,4	Pt=197,4
		Fe=56	Ru=104,4	Ir=198.
		Ni=Co=59	Pt=106,6	Os=199.
		Cu=63,4	Ag=108	Hg=200.
H=1				
Be=9,4	Mg=24	Zn=65,2	Cd=112	
B=11	Al=27,4	?=65	Cr=116	Au=197?
C=12	Si=28	?=70	Sr=118	
N=14	P=31	As=75	Se=122	Bi=210?
O=16	S=32	Se=79,4	Te=128?	
F=19	Cl=35,5	Br=80	I=127	
Li=7	Na=23	K=39	Rb=85,4	Cs=133
		Ca=40	Sr=87,6	Ba=137
		?=45	Ce=92	Pb=207.
		Er=56	La=94	
		?Yt=60	Di=95	
		?In=75,6	Th=118?	

Скандий (Sc – 44,956 а.е.м.)  
будет открыт Л. Нильсоном  
в 1879 г.

Галлий (Ga – 69,72 а.е.м.)  
будет открыт  
Л. де Буабодраном в 1875 г.

Германий (Ge – 72,59 а.е.м.)  
будет открыт К. Винклером  
в 1886 г.

# Периодическая система – графическое изображение Периодического закона



- **Период** – это горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов ядер атомов, начинается щелочным металлом и заканчивается инертным газом. Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня изменяется от  $ns^1$  до  $ns^2np^6$ .
- **Малыми** называются периоды, включающие элементы только главных подгрупп (только  $s$ - и  $p$ -элементы).
- **Большими** называются периоды, включающие элементы как главных, так и побочных подгрупп ( $s$ -,  $p$ -,  $d$ - и  $f$ -элементы).
- **Номер периода** показывает число энергетических уровней в атомах элементов, относящихся к данному периоду (в этом **физический смысл** номера периода).

**Группа** – вертикальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов ядер их атомов, имеющих одинаковое электронное строение внешних энергетических уровней.



- **Номер группы** показывает число **валентных** электронов, которые могут участвовать в образовании химических связей (в этом **физический смысл** номера группы).



Отличие в строении атомов обуславливает различие в свойствах простых веществ и подразделение групп на подгруппы (хлор – типичный неметалл, марганец – типичный металл).

- **Главная подгруппа** (подгруппа А) – включает элементы, у которых последними заполняются электронами *s*- и *p*-подуровни. Содержит элементы как малых, так и больших периодов.
- **Побочная подгруппа** (подгруппа Б) – включает элементы, у которых последними заполняется электронами *d*-подуровень. Содержит элементы только больших периодов, появляется в 4 периоде.

# Виды периодичности



Закономерности изменения свойств элементов относятся к

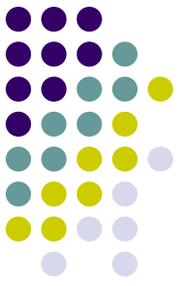
- **горизонтальной периодичности** – закономерному изменению свойств элементов и веществ, ими образуемых, по периоду;
- **вертикальной периодичности** – закономерному изменению свойств элементов и веществ, ими образуемых, по группам.
- **диагональная периодичность** – повторяемость сходства химических свойств простых веществ и соединений элементов, которые расположены по диагонали в периодической системе. Эффект уравнивания нарастания неметаллических свойств в периодах слева направо и увеличения металлических свойств в группах сверху вниз.





# Основные характеристики элементов

# Радиус атома

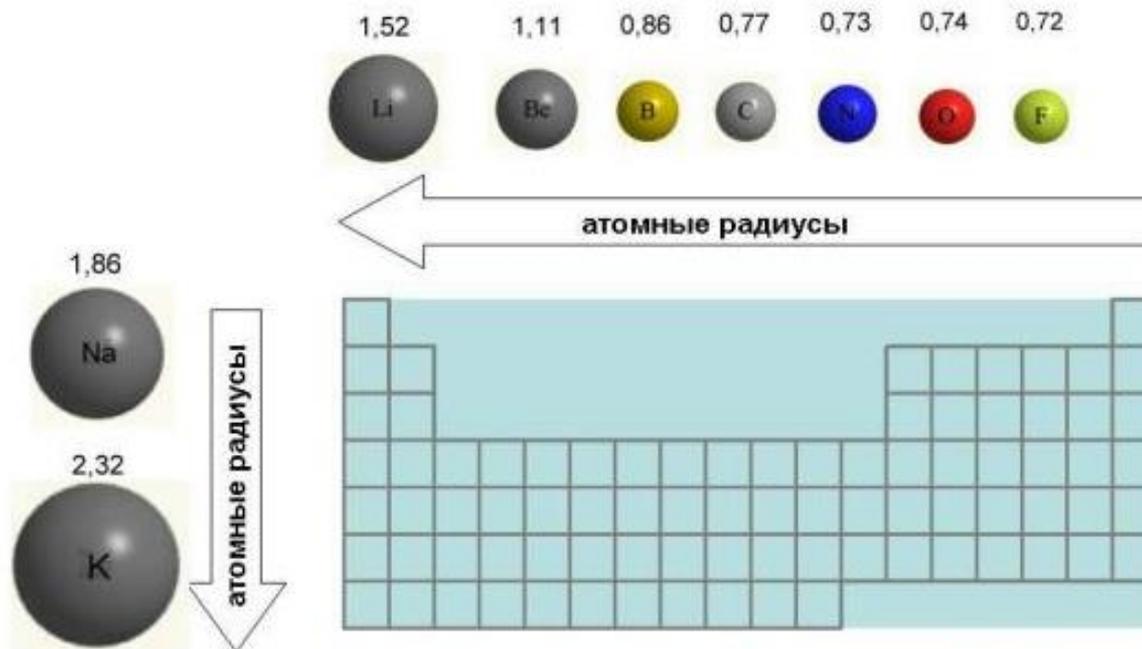


- **Атомный радиус** - это радиус нейтрального атома.  
Электронное облако не имеет точных размеров, поэтому нельзя строго определить размер атома.  
**Эффективный радиус атома** – оценивают, исходя из межъядерных расстояний в молекулах, кристаллах и т.д.  
**Орбитальный радиус атома** – теоретический расчет положения главного максимума электронной плотности внешнего электронного облака по отношению к ядру.
- **Ионные радиусы** – это радиусы ионов (заряженных частиц).  
Радиусы отрицательных ионов – **анионов** (электроны присоединились к атому) больше радиусов нейтральных атомов.  
Радиусы положительных ионов – **катионов** (электроны отданы атомом) меньше радиусов нейтральных атомов.

	K	K <sup>+</sup>	Cl	Cl <sup>-</sup>
R(нМ)	0,236	0,133	0,099	0,181

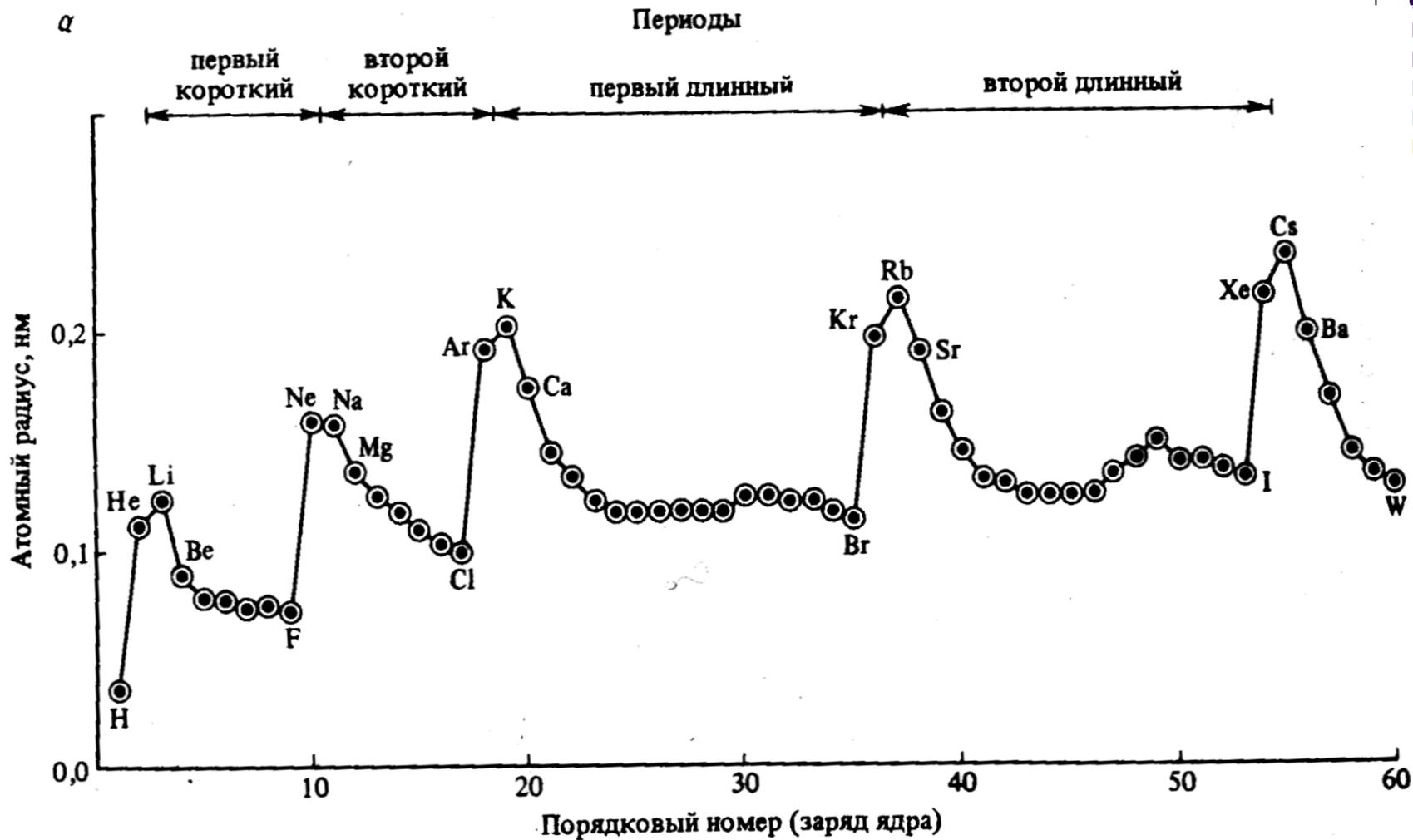


$$1 \text{ \AA} = 10^{-8} \text{ см}$$



**По периоду** слева направо увеличивается заряд ядра атома – электроны сильнее притягиваются к ядру, размер атома <

**По группе** сверху вниз атомные радиусы элементов растут, потому что заполнено больше электронных оболочек.



Размер атома уменьшается в периоде, растет в группе

# Энергия ионизации атома



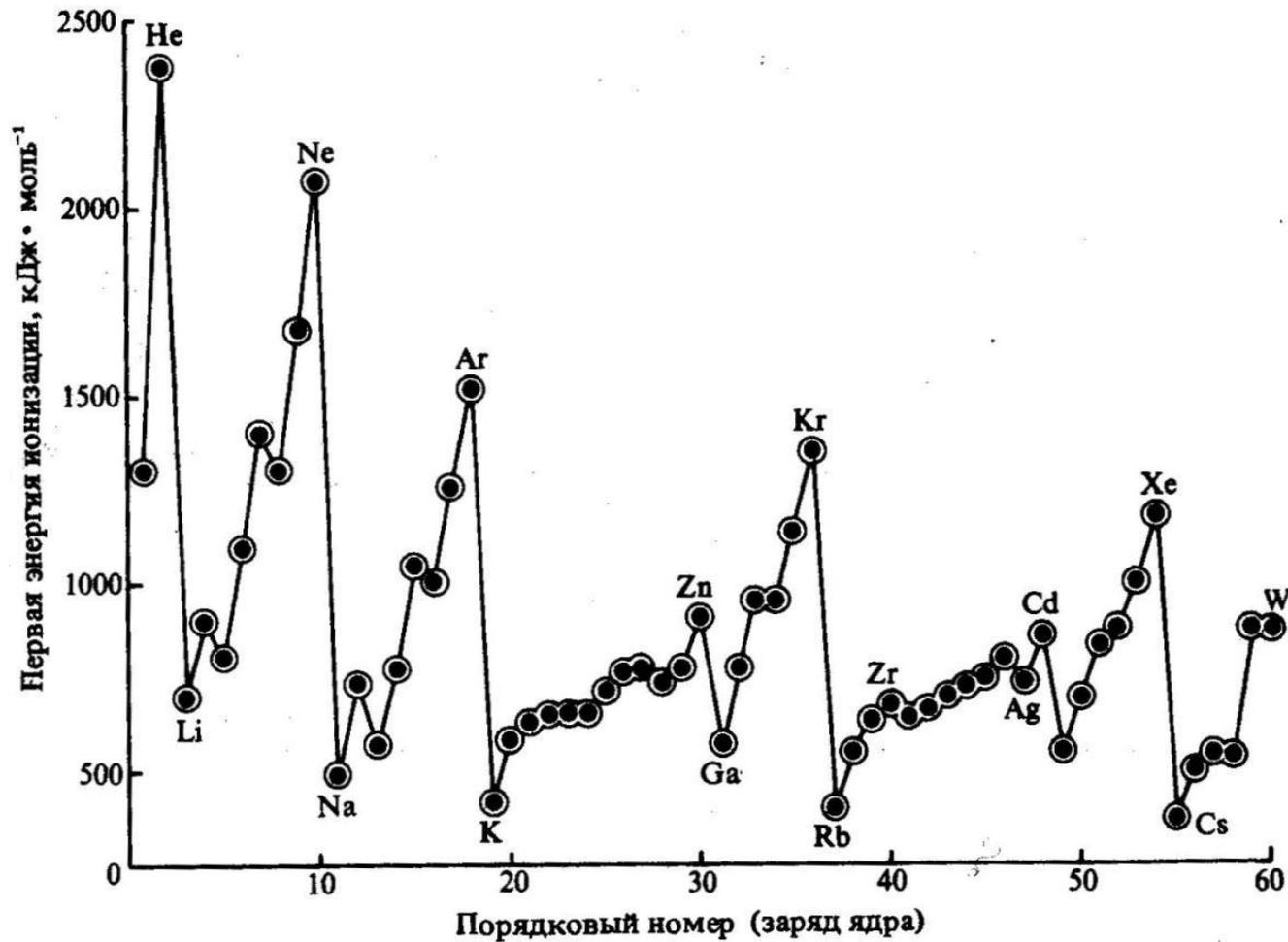
- **Энергия ионизации атома  $I$**  (потенциал ионизации) – количество энергии, которое необходимо для отрыва 1 моль электронов от 1 моль атомов элемента. При этом атомы превращаются в положительно заряженные ионы:



Ед-цы изм.: [кДж/моль] или в [эВ],  $1 \text{ эВ} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Дж}$

*Чем меньше энергия ионизации, тем сильнее выражены металлические (восстановительные) свойства атомов элемента.*

Состояние атома с полностью или наполовину заполненным подуровнем наиболее устойчиво. Этим объясняются аномальные энергии ионизации для атомов В, О, Al по сравнению с Ве, N и Mg соответственно.



- Энергия ионизации тем меньше, чем больше радиус атома.
- Энергия ионизации возрастает в периоде, уменьшается в группе

# Энергия сродства к электрону



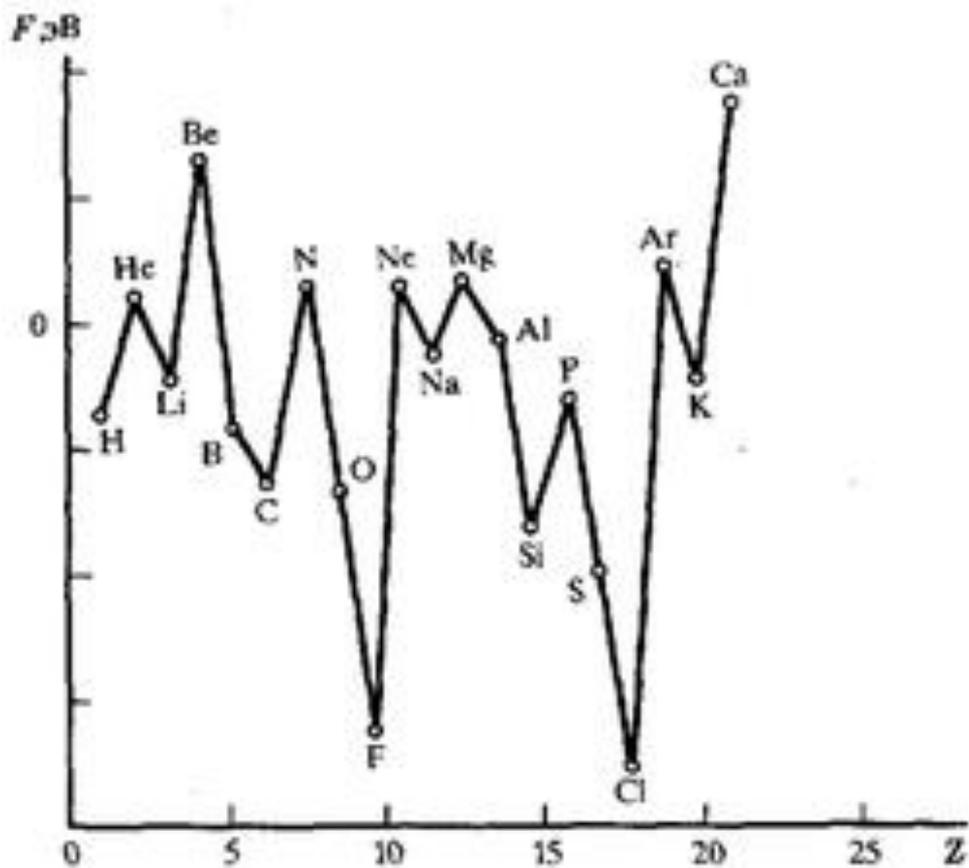
- **Энергия сродства к электрону  $E_c$**  – количество энергии, которое выделяется при присоединении 1 моль электронов к 1 моль атомов элемента. При этом атомы превращаются в отрицательно заряженные ионы, что характерно для неметаллов:



*Чем больше энергия сродства к электрону, тем сильнее выражены неметаллические (окислительные) свойства атомов элемента.*

Практическое использование  $I$  и  $E_c$  ограничено тем, что они относятся к изолированным атомам.

Если атомы находятся в неизолированном состоянии, то для характеристики металлических и неметаллических свойств используют *электроотрицательность*.



- Наибольшим сродством к электрону обладают *p*-элементы VII группы.
- Наименьшее сродство к электрону у атомов с конфигурацией  $s^2$  (Be, Mg, Zn) и  $s^2p^6$  (Ne, Ar) или с наполовину заполненными *p*-орбиталями (N, P, As):

Сродство к электрону увеличивается в периоде и, как правило, уменьшается в группе

# Электроотрицательность



- **Электроотрицательность элемента (ЭО)** – это способность атома в молекуле притягивать к себе электроны других атомов, с которыми он непосредственно связан. (1932 г, Л. Полинг)
- Для благородных газов ЭО отсутствует, т.к. внешний уровень в их атомах завершен и устойчив.

Существует более 20 способов расчета ЭО.

- Р. Малликен, 1935 г:  $ЭО = 1/2 (I + E_c)$
- Л. Полинг использовал относительную электроотрицательность (**ОЭО**):

$$AЭО_F = I_F + E_{cF} = 17,42 + 3,62 = 21,04 \text{ эВ};$$

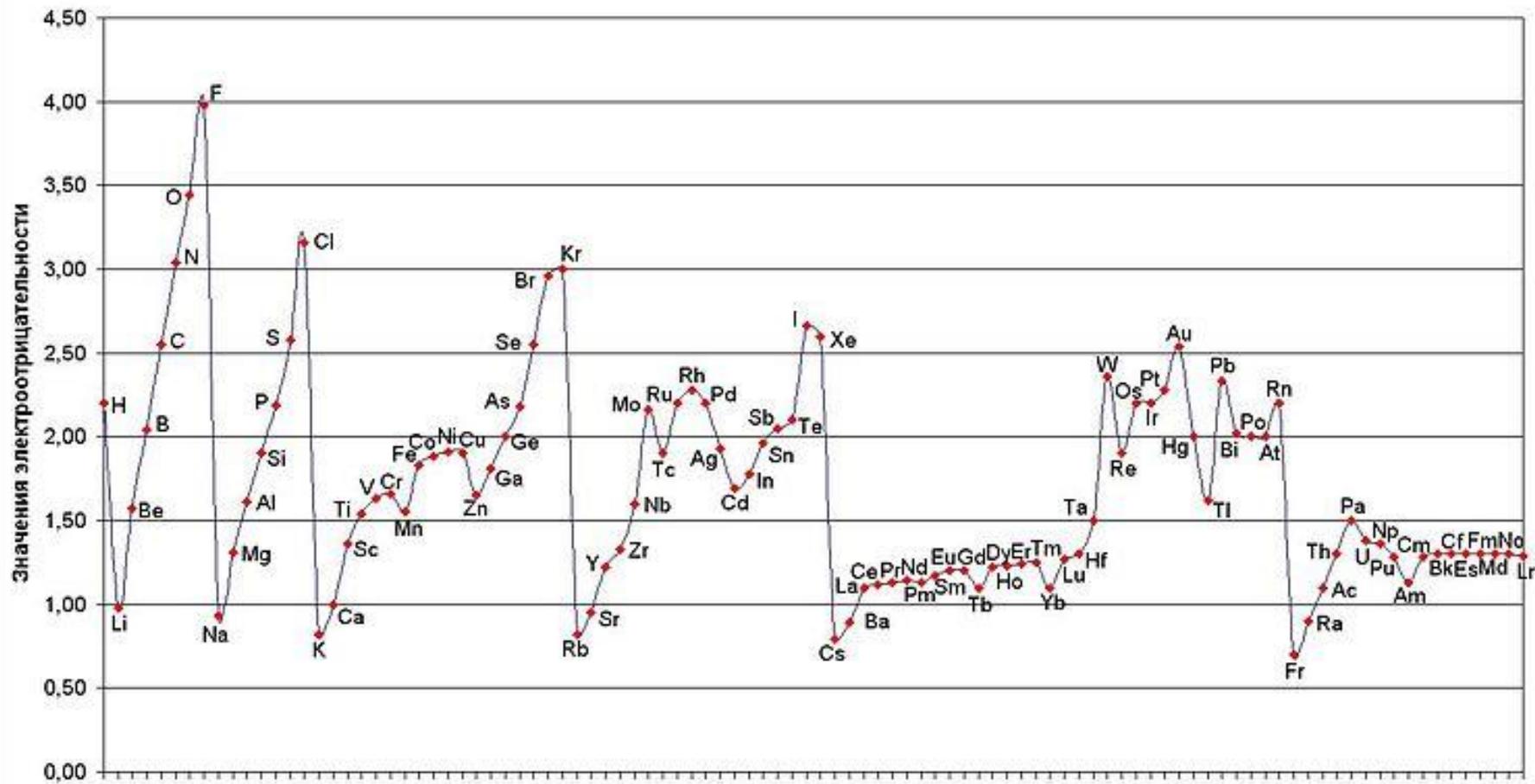
$$AЭО_{Li} = I_{Li} + E_{cLi} = 5,39 + 0,22 = 5,61 \text{ эВ}; \quad OЭО_{Li} = 1$$

$$OЭО_F = AЭО_F / AЭО_{Li} = 21,04/5,61 \approx 4$$

*Чем больше **ОЭО** элемента, тем сильнее выражены неметаллические (окислительные) свойства его атомов.*



## Электроотрицательность



Электроотрицательность увеличивается в периоде и уменьшается в группе

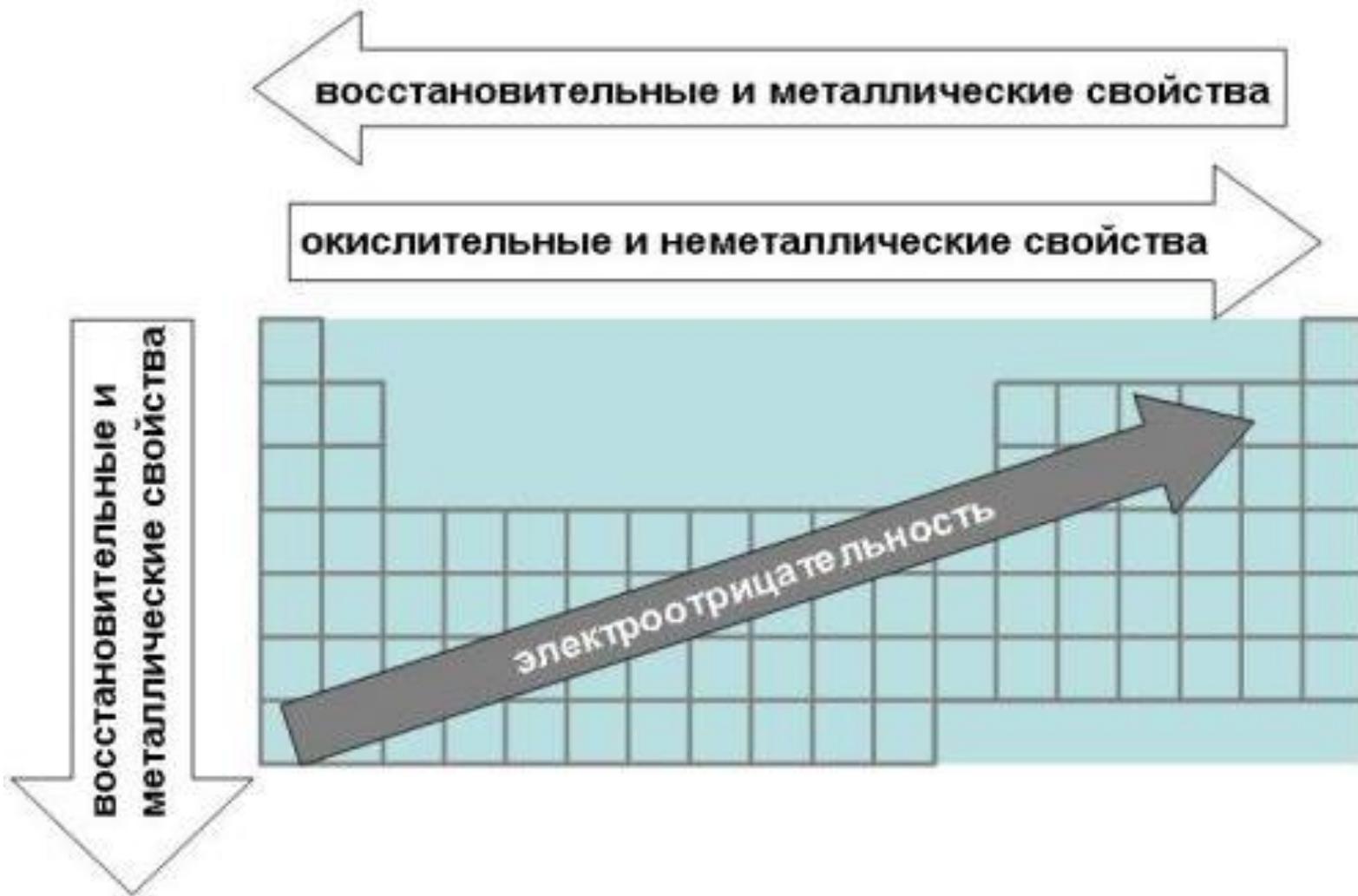


**H**  
**2.1**

<b>Li</b> <b>1.0</b>	<b>Be</b> <b>1.5</b>
<b>Na</b> <b>0.9</b>	<b>Mg</b> <b>1.2</b>
<b>K</b> <b>0.8</b>	

<b>B</b> <b>2.0</b>	<b>C</b> <b>2.5</b>	<b>N</b> <b>3.0</b>	<b>O</b> <b>3.5</b>	<b>F</b> <b>4.0</b>	He
<b>Al</b> <b>1.5</b>	<b>Si</b> <b>1.8</b>	<b>P</b> <b>2.1</b>	<b>S</b> <b>2.5</b>	<b>Cl</b> <b>3.0</b>	Ne
					Ar

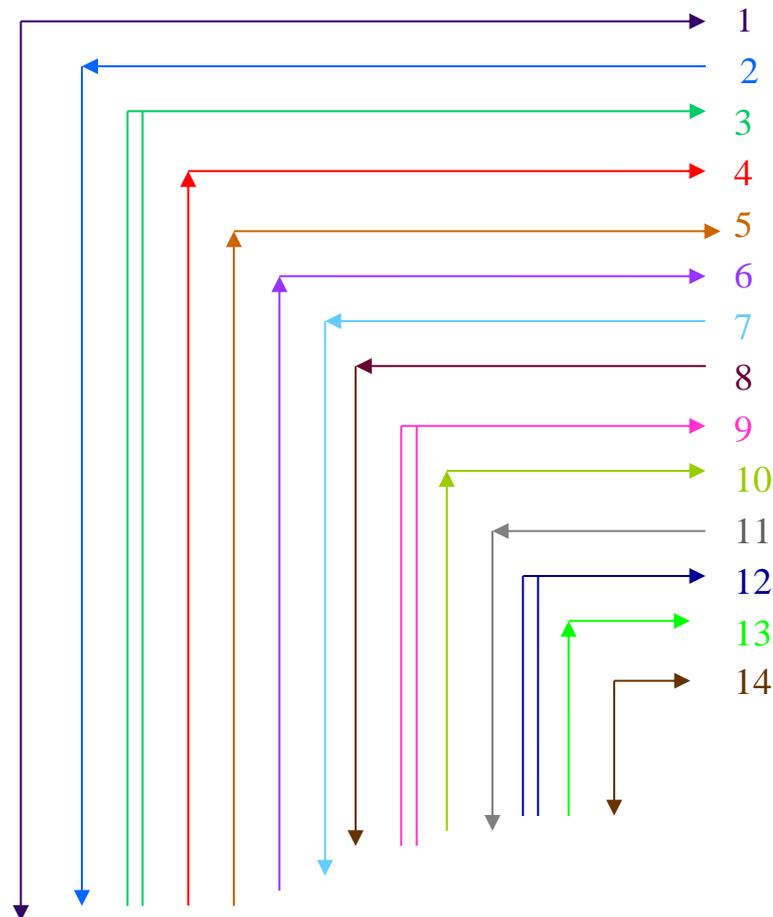
	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac-Lr															
	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		



# Периодичность изменения свойств атомов химических элементов и их соединений



1. Заряд ядра атома  $Z$
2. Радиус атома  $r(A)$
3.  $\Sigma \bar{e}$  последнего уровня
4.  $I, E_c, OЭО$
5. Неметалличность
6. Окислительные св-ва
7. Металличность
8. Восстановительные св-ва
9. С.О. в высших оксидах
10. Кислотность оксида и гидроксида
11. Основность оксида и гидроксида
12. С.О. в летучем водородном соединении (от -4 до -1)
13. Прочность летучих водородных соединений
14. Кислотность летучих водородных соединений



Направление стрелки указывает усиление свойства

# Строение атома

## Периодический закон

Афони́на Любо́вь Игоре́вна,  
канд. хим. наук, доцент кафедры химии, НГТУ,  
научный сотрудник ИХТТМ СО РАН

