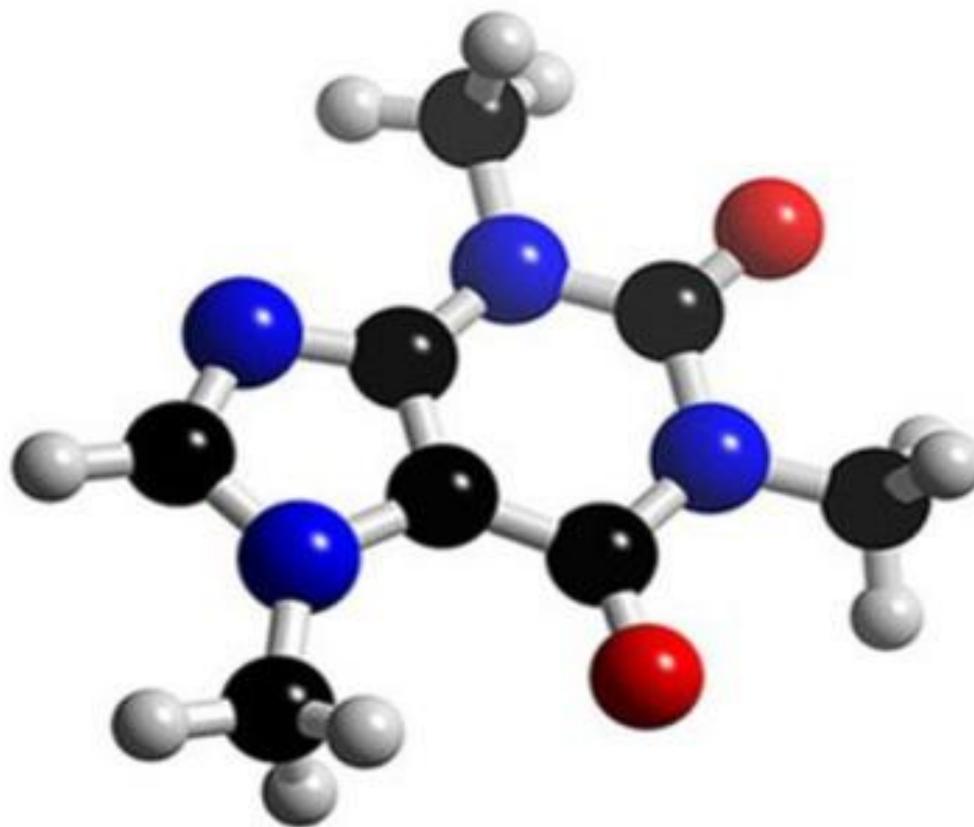


# ХИМИЯ

## • ЛЕКЦИЯ N 2



- Глинка Н.Л. Общая химия. – М., КНОРУС, 2009.
- Коровин Н.В. Общая химия. – М., ВШ, 2006.
- Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – М. Интеграл-пресс, 2007

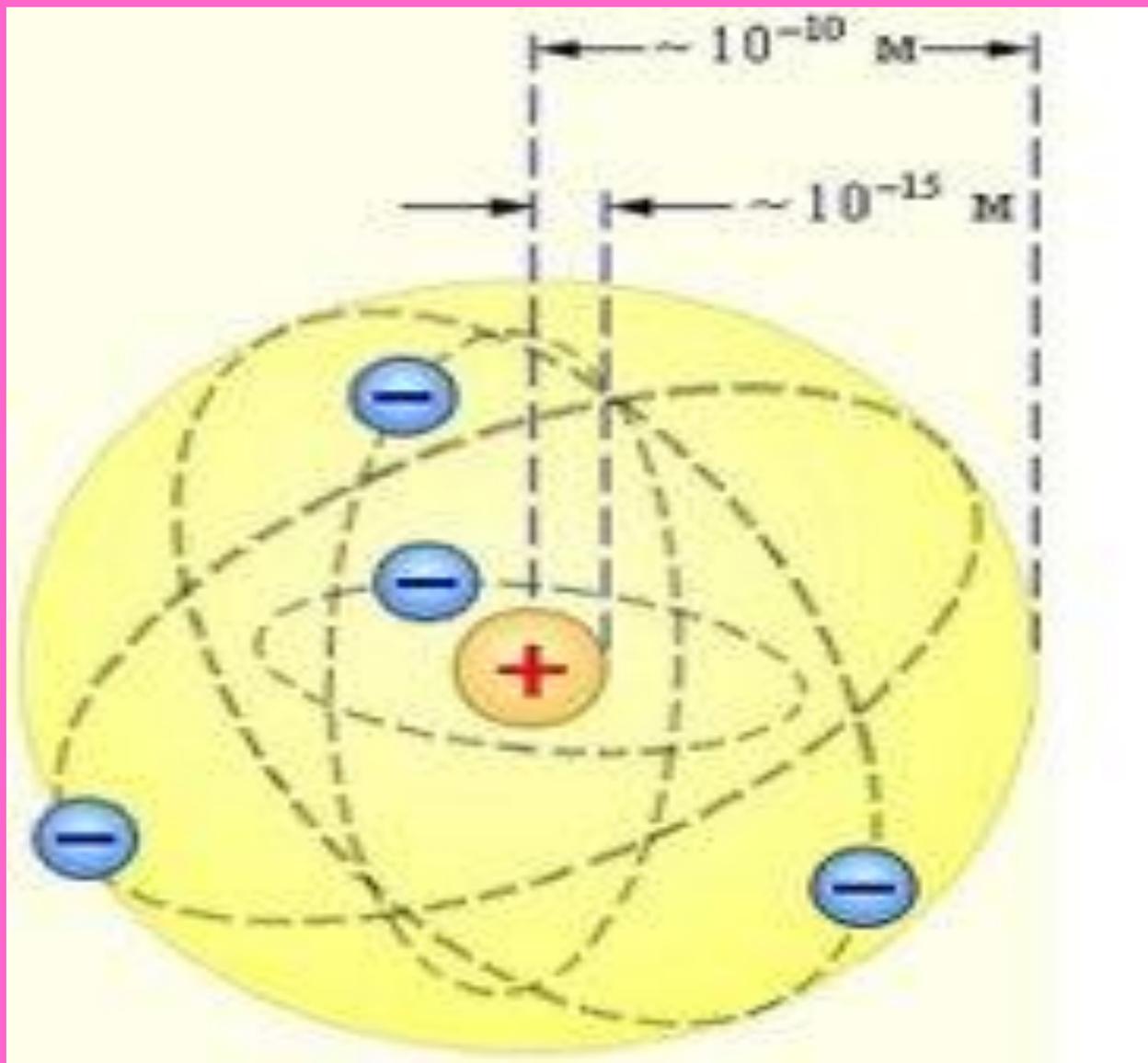
# **Тема: Строение атома и Периодический закон Д.И. Менделеева**

- **1. Современные квантово-механические представления о строении атома.**
- **2. Правила квантовой механики.**
- **3. Периодический закон Д.И. Менделеева.  
Структура периодической системы  
химических элементов.**

# 1. Современные квантово-механические представления о строении атома

- Учение о строении вещества является основным в системе знаний современной химии. С его позиций рассматривают физико-химические свойства веществ, химических элементов, процессы химических превращений.
- Современные представления о строении атома базируются на **квантово-механической модели**. Ядерная модель атома была создана **Э. Резерфордом** в 1911 г.

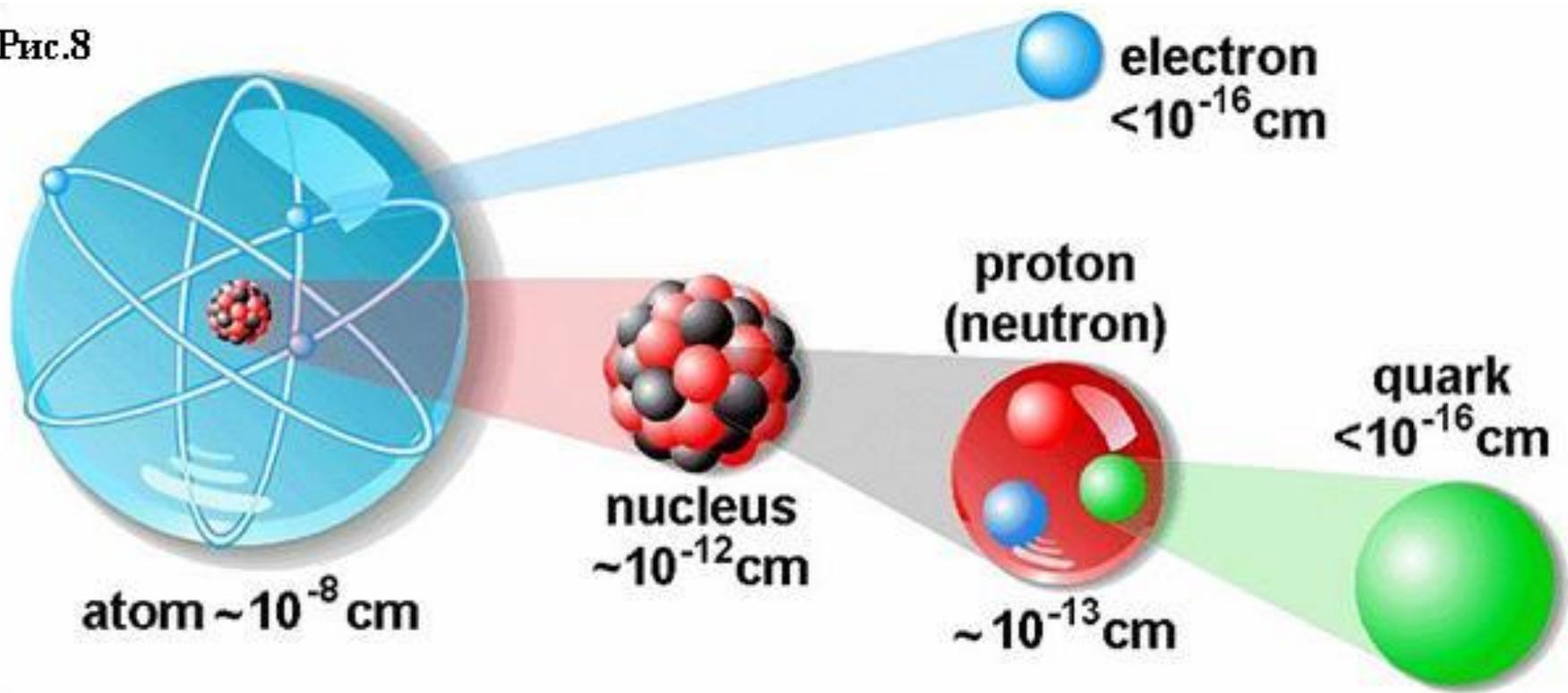
Атом состоит из положительно (+) заряженного ядра и электронов  $e^-$ , имеющих отрицательный заряд



Вся масса атома сосредоточена в ядре, образованного **протонами**  $p^+$  (частицы с зарядом  $+1,60 \cdot 10^{-19}$  Кл и массой  $\sim 1,67 \cdot 10^{-27}$  кг) и **нейтронами**  $n^0$  - нейтральными частицами той же массой (**нуклоны**). Каждый нуклон включает 3 **кварка**.

- Основную часть объема атома составляют электроны, заряд которых -  $1,60 \cdot 10^{-19}$  Кл, а масса всего  $5 \cdot 10^{-4}$  от массы  $p^+$ . Электроны двигаются вокруг ядра по орбиталям и удерживаются около него электростатическими силами; их число соответствует заряду ядра атома. Заряд ядра  $Z$  по абсолютной величине совпадает с порядковым номером элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева.

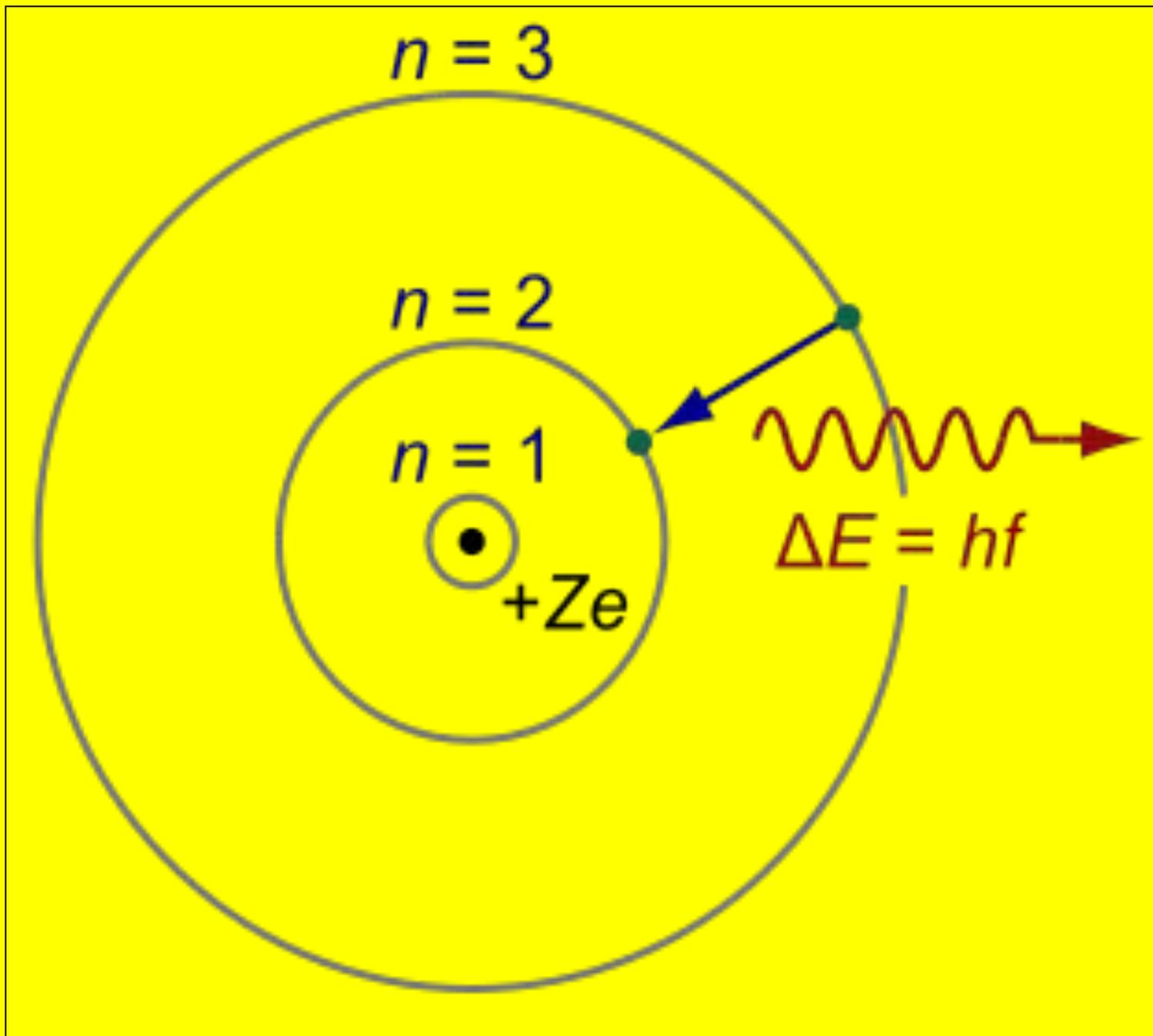
Рис.8



Данная модель не укладывалась в рамки классической физики, т.к. вращающийся по орбите электрон должен терять энергию.

**Теория Н. Бора** объяснила это противоречие, в ее постулатах показано:

- 1) Электрон может вращаться вокруг ядра только по стационарным орбитам определенного радиуса, при этом его энергия остается постоянной.
- 2) При переходе электрона с одной стационарной орбиты на другую происходит поглощение или излучение кванта энергии - это порция света (**фотон**).



В химических превращениях **масса и заряд ядра не меняются**, поэтому на них базируется электронная структура атома.

Увеличение заряда ядра  **$z$**  на 1 приводит к увеличению числа  **$e^-$** . Получаются новые химические элементы с индивидуальными свойствами.

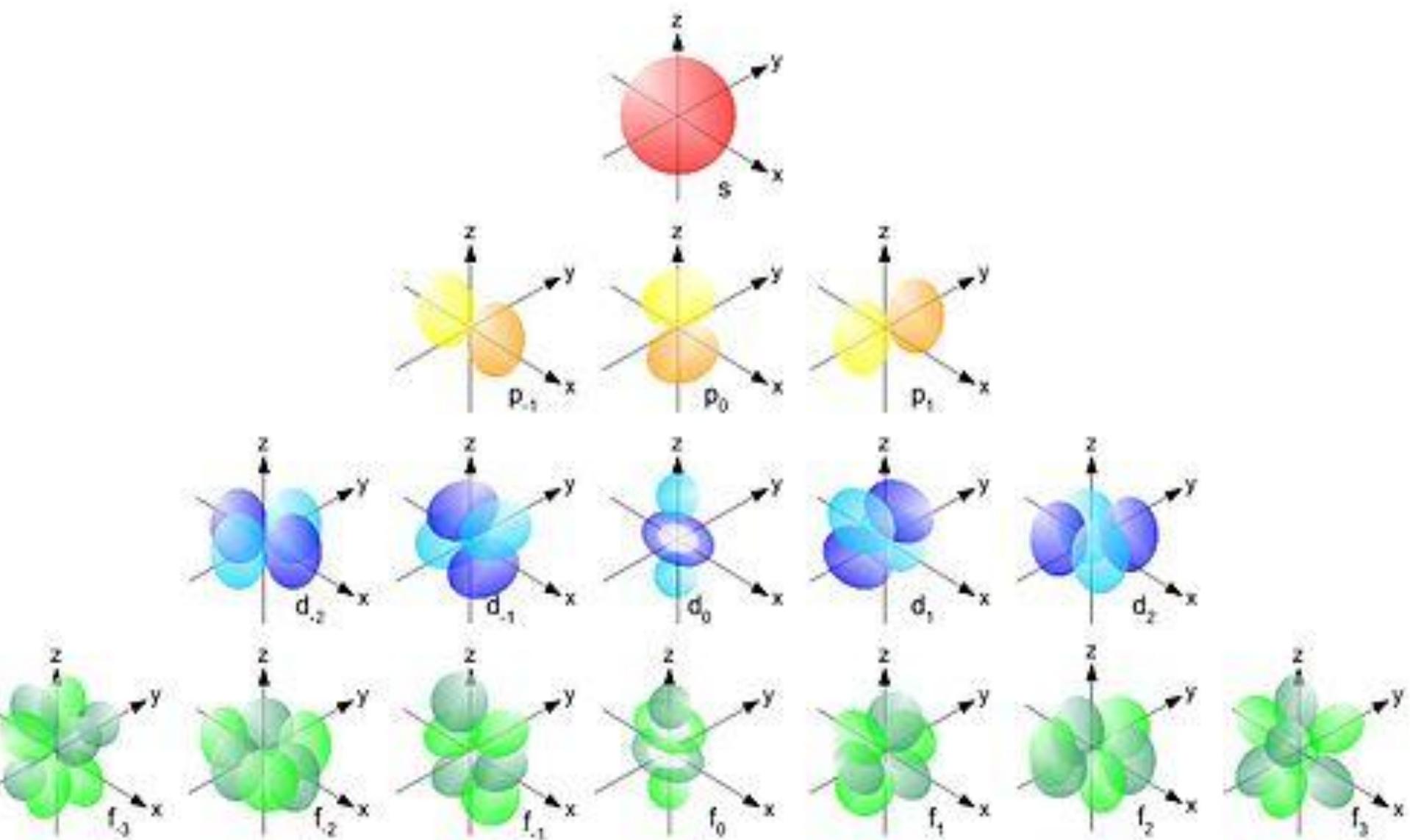
Энергия  **$e^-$**  различна и зависит от общего числа электронов, расстояния от центра ядра и других факторов. Чем **ближе** расположен  **$e^-$**  к ядру, тем **прочнее связь** и **меньше энергия** электрона. На далеко расположенных орбитах энергия  **$e^-$**  больше, а связь с ядром слабее.

Пространство вокруг ядра, в котором может находиться  $e^-$ , называется **орбиталью**. В соответствии с дискретностью энергии электрона каждая орбиталь характеризуется тремя **квантовыми числами**: главным  $n$ , орбитальным  $l$  и магнитным  $m_l$ .

**1. Главное квантовое число  $n$** . Совокупность близких по энергии атомных орбиталей (АО) образует **энергетический уровень**, для обозначения которого используется главное квантовое число  $n$ . Оно может принимать **целочисленные** значения 1, 2, 3 до  $\infty$  (исторически энергетическим уровням приписаны обозначения K, L, M, N, O, P;  $K \rightarrow n = 1$ ).  $n$  определяет общий уровень энергии и степень удаленности уровня от ядра.

В реально существующих атомах электронами могут быть заполнены 6 уровней, 7-ой заполнен частично (табл.).

2. Орбитальное квантовое число  $l$ . Каждый уровень (кроме  $n = 1$ ) имеет несколько подуровней, которые обозначаются орбитальным квантовым числом  $l$  и изменяются от 0 до  $(n - 1)$ . Каждому значению  $l$  соответствует орбита особой формы:  $s$ ,  $p$ ,  $d$ ,  $f$  и др. При  $l = 0$  АО ( $s$ -орбиталь) имеет сферическую форму; значению  $l = 1$  соответствует АО ( $p$ -орбиталь) в виде гантели. Например, при  $n = 1$   $l = 0$  (только  $s$ -подуровень); при  $n = 3$  подуровни  $s$ ,  $p$  и  $d$  ( $l = 3$ ).



**3. Магнитное квантовое число  $m_l$**  Подуровни также делятся на **атомные орбитали АО**, обозначаемые **квантовым числом  $m_l$** .

**$m_l$**  зависит от  **$l$** , принимает значения от  **$-l$**  до  **$+l$** , включая **0**, т. е. число **АО** на подуровне  **$l$**  равно  **$(2l + 1)$** .

По физическому смыслу  **$m_l$**  определяет направление, в котором вытянуто электронное облако. Подуровни **АО** имеют одинаковую энергию, т. к. все направления равноценны.

3 первых квантовых числа характеризуют вращение электронов вокруг ядра атома (отсюда название *Планетарная модель атома Резерфорда*), 4-е *кв. ч.* – вращение вокруг оси.

**4. Спиновое квантовое число  $m_s$ .** Имеет лишь два возможных значения:  $-1/2$  и  $+1/2$ , что связано с вращением электронов в двух противоположных направлениях вокруг собственной оси.

## 2. Правила квантовой механики

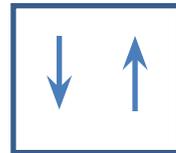
Состояние  $e^-$  в атоме определяется набором 4-х квантовых чисел.

Подобно любой системе, атомы стремятся к минимуму энергии, что достигается распределением электронов по орбиталям.

- 1). Согласно принципу Паули, в атоме не может быть 2-х электронов с одинаковым набором всех квантовых чисел.
- Электрон на схеме изображается стрелкой: вверх  $\uparrow$  - положительное значение спина  $+1/2$ , вниз  $\downarrow$  - отрицательное  $-1/2$ ; атомная орбиталь - ячейкой.

На одной АО по **принципу Паули** не может быть больше 2-х электронов ( $e^-$  на одной АО имеют одинаковые значения  $n$ ,  $l$  и  $ml$ , могут отличаться только  $ms$ ). Этот принцип позволяет также определить максимальное число электронов на уровне (*таблица*).

Максимальное число  $e^-$  в подуровне  $2(2l + 1)$ , в уровне -  $2n^2$ .



2) Правило Гунда. Заполнение электронами АО одного подуровня происходит таким образом, чтобы **суммарный спин (по модулю) был максимальным.**

**Пример 1.** Определить квантовые числа электрона на 4s, 5p, 6d и 4f-подуровнях.

<b>Подуровень</b>	<b><i>n</i></b>	<b><i>l</i></b>	<b><i>ml</i></b>	<b><i>ms</i></b>
<b>4s</b>	<b>4</b>	<b>0</b>		<b>1/2, -1/2</b>
<b>5p</b>	<b>5</b>	<b>1</b>	<b>-1, 0, +1</b>	<b>1/2, -1/2</b>
<b>6d</b>	<b>6</b>	<b>2</b>	<b>-2, -1, 0, +1, +2</b>	<b>1/2, -1/2</b>
<b>4f</b>	<b>4</b>	<b>3</b>	<b>-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3</b>	<b>1/2, -1/2</b>

**Электронную структуру атома принято записывать двумя квантовыми числами в виде**

***nl***. Число электронов на подуровне обозначается цифрой справа вверху. **Например, электронная конфигурация атома Na:**  ${}_{11}\text{Na } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ .

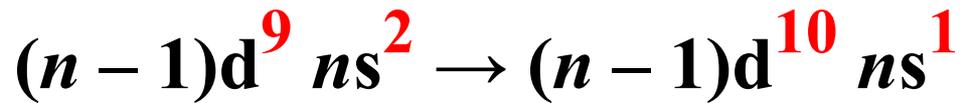
**Энергия не занятых электронами уровней увеличивается с ростом *n*, а в пределах уровня - с увеличением *l*:  $ns < np < nd < nf$ . До аргона  ${}_{18}\text{Ar}$  электронные подуровни будут заполняться в порядке возрастания энергии, а далее за счет роста числа электронов усиливается межэлектронное **отталкивание**, подуровни смещаются.**

**3) Правила Клечковского (принцип наименьшей энергии атома) устанавливают последовательность заполнения электронами энергетических подуровней в зависимости от  $n$  и  $l$ :**

**а) При увеличении заряда ядра атома заполнение электронных орбиталей происходит в порядке увеличения суммы  $(n + l)$ .**

**б) При равенстве суммы  $(n + l)$  в первую очередь заполняется подуровень с меньшим значением  $n$ .**

***Явление проскока электронов* – исключение из правила: когда при заполнении  $d$ -подуровня наполовину или полностью не хватает 1 электрона, происходит проскок электрона с  $s$ -подуровня:**



• 3. Периодический закон Д.И. Менделеева.  
Структура периодической системы  
химических элементов.

Современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева: **Свойства элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от заряда ядра (порядкового номера) элемента. В классической формулировке - от атомного веса.**

**Положение элемента в периодической системе однозначно связано с его электронным строением:**

# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																Свойства
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	
1	1	1																2
2	2	3	4	5	6	7	8	9										10
3	3	11	12	13	14	15	16	17										18
4	4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28							
	5	29	30	31	32	33	34	35										36
5	6	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46							
	7	47	48	49	50	51	52	53										54
6	8	55	56	57-71	72	73	74	75	76	77	78							
	9	79	80	81	82	83	84	85										86
7	10	87	88	89-103	104	105	106	107	108	109	110							
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R <sub>2</sub> O		RO		R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		RO <sub>2</sub>		R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		RO <sub>3</sub>		R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>		RO <sub>4</sub>		
ЛЕТУЧЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ						RH <sub>4</sub>		RH <sub>3</sub>		H <sub>2</sub> R		HR						



Д.И. Менделеев  
1834–1907



- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы

## ЛАНТАНОИДЫ

57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------

## АКТИНОИДЫ

89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
-------	-------	-------	------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	-------	--------	--------	--------	--------

- 1) Номер периода совпадает со значением главного квантового числа  $n$  внешнего уровня.
- 2) Каждый период начинается с **s-элемента** (заполняется s-подуровень).
- 3) Номер группы для элементов главных подгрупп соответствует числу электронов на внешнем уровне (т. к. **максимальное число электронов на внешнем уровне = 8, число групп в системе 8**).

Период - горизонтальный ряд элементов с последовательно меняющимися свойствами. **1, 2, 3 - малые периоды; 4 – 7 - большие периоды, состоящие из 2-х рядов.**

**Количество элементов в периоде:**

$$\chi_{\text{четн}} = (N + 2)^2/2; \quad \chi_{\text{нечетн}} = (N + 1)^2/2, \quad N - \text{номер периода}$$

- **Группа** - вертикальный ряд, в котором друг под другом расположены **сходные** между собой **элементы**. Выделяют **главные** и **побочные** подгруппы: **главные** образованы элементами малых периодов и сходными с ними по свойствам элементами больших периодов; **побочные** подгруппы - элементами больших периодов.

Из электронной формулы атома легко определить **валентные** электроны и орбитали: им соответствуют подуровни с **максимальным** значением  $n$  и  $l$ .

- **Внешние, наиболее удаленные от ядра и наименее связанные с ним электроны, легко вступают во взаимодействие с другими атомами. Общее количество электронов на внешнем уровне элемента определяет **максимально** достижимую **валентность** и равно номеру группы в таблице.**
- **Химические элементы, имеющие сходство в структуре внешнего электронного слоя, проявляют общие химические свойства.**

**Металлы** - это элементы, способные отдавать электроны, превращаясь в положительно (+) заряженный ион, проявляют **восстановительные свойства**.

- $\text{Me} - n e^- \rightarrow \text{Me}^{n+}$
- ${}_3\text{Li} \ 1s^2 2s^1 \rightarrow \text{Li}^+ \ 1s^2 2s^0$
- Все *s*, *d*, *f* - элементы - **металлы**, из *p*-элементов к Me относится 10 элементов.

**Неметаллы** способны принимать электроны, превращаясь в отрицательно (-) заряженный ион, проявляют **окислительные свойства**.

- $\text{R} + n e^- \rightarrow \text{R}^{n-}$
- $\text{Cl} \dots 3s^2 3p^5 \rightarrow \text{Cl}^- \dots 3s^2 3p^6 \quad (\sum e^- = 8)$

**Потенциал ионизации  $I$**  - наименьшее значение энергии, необходимое для отрыва одного электрона от атома. Эта энергия увеличивается в периоде, а в группе уменьшается с ростом порядкового номера.

- **Энергия сродства к электрону  $E$**  - энергия, которая выделяется при **присоединении  $e^-$**  к атому (выигрыш энергии), эВ, Дж (кал)/ г-атом.
- **Электроотрицательность ЭО** - сумма потенциала ионизации и энергии  $E$ , определяет способность атома оттягивать на себя электроны.
- **$ЭО = I + E$**

# Характеристики свойств элементов

<u>Характеристика</u>	<u>Период</u>	<u>Главная п/гр</u>
1. Радиус атома	← ↓	
2. Потенциал ионизации		→ ↑
3. Энергия сродства к $e^-$	→	↑
4. Электроотрицательность	→	↑
5. Неметаллические (окислительные) свойства	→	↑
6. Металлические (восстановительные) св-ва	←	↓
7. Кислотный характер оксидов	→	↑
8. Основной характер оксидов	←	↓

**Изменение кислотно-основных свойств гидроксидов:**

**(3-ий период):**  $\text{NaOH}$  (щел)  $\rightarrow$   $\text{Mg}(\text{OH})_2$  (осн)  $\rightarrow$   
 $\text{Al}(\text{OH})_3$  (амфот. гидроксид)  $\rightarrow$   $\text{H}_2\text{SiO}_3$  (слабая к-та)  
 $\rightarrow$   $\text{H}_3\text{PO}_4$  (к-та средней силы)  $\rightarrow$   $\text{H}_2\text{SO}_4$  (сильная к-та)  
 $\rightarrow$   $\text{HClO}_4$  (очень сильная к-та).

**Пример.** Какую высшую и низшую степень окисления (**СО**) проявляют As, Se, Br?

Высшую **СО** элемента определяет № группы в табл. Менделеева. Низшая **СО** - условный заряд, который приобретает атом при присоединении того количества  $e^-$ , которое необходимо для образования устойчивой оболочки из  $8 e^-$

( $ns^2 np^6$ ).

