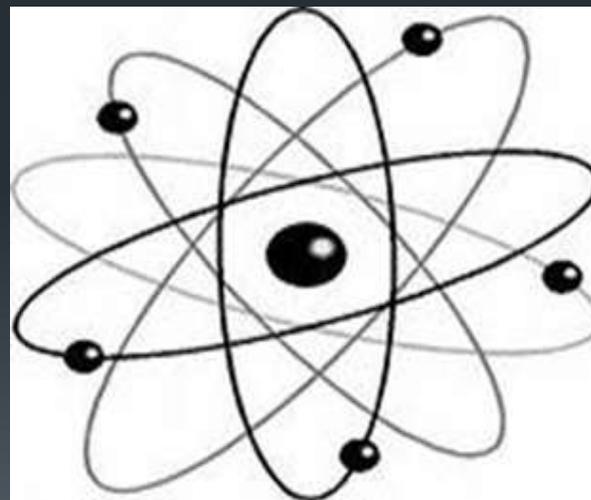


***Основные  
сведения о  
строении атома***

СЛОВО «**АТОМ**» ПРИДУМАЛ БОЛЕЕ 2500 ЛЕТ  
НАЗАД ДРЕВНЕГРЕЧЕСКИЙ ФИЛОСОФ  
ДЕМОКРИТ



- **АТОМ** – ЭТО МЕЛЬЧАЙШАЯ  
ХИМИЧЕСКИ НЕДЕЛИМАЯ ЧАСТИЦА  
ВЕЩЕСТВА



# Развитие представлений о строении атома

**Атом – химически неделимая частица (элемент)**

- *Открытие рентгеновских лучей (1895 г., К. Рентген)*
- *Открытие катодных лучей (1897 г., Дж.Томсон)*
- *Открытие радиоактивности (1896 г., А.Беккерель)  
и её изучение (1897-1903 гг., М. Склодовская – Кюри, П. Кюри)*

# Строение атома.

## История открытия строения атома



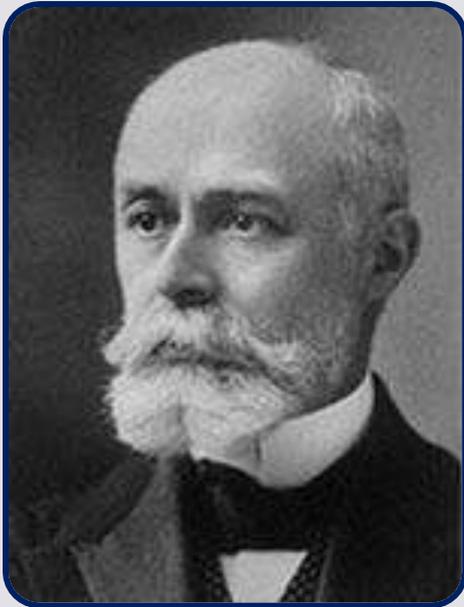
Дж. Томсон

В 1897 году открыл катодные лучи.



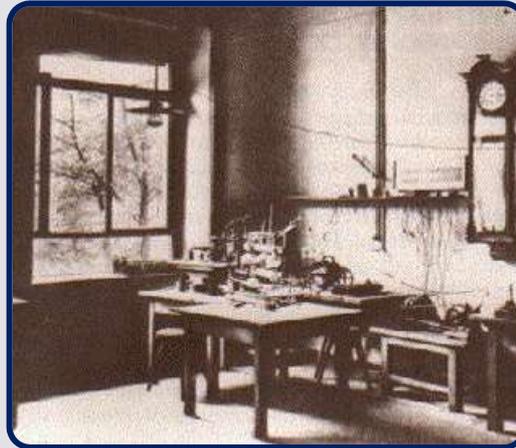
# Строение атома.

## История открытия строения атома



А. Беккерель

Открыл явление радиоактивности (1896г.)



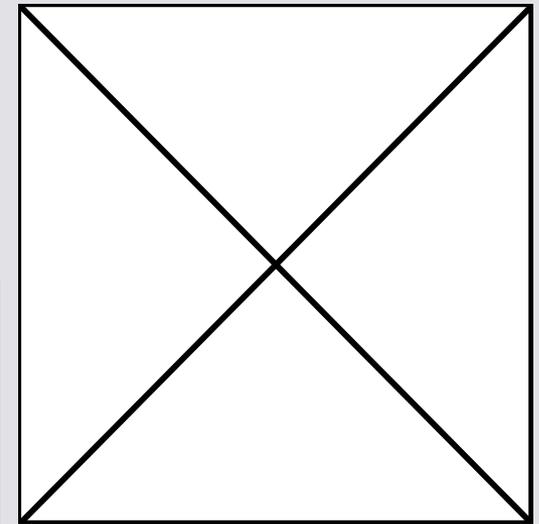
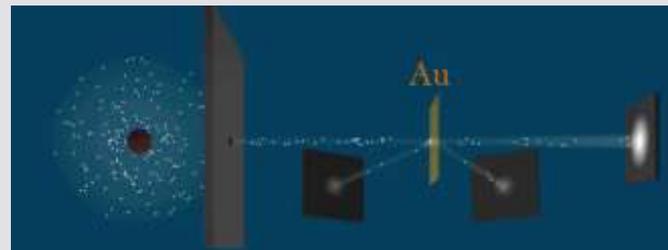
# Строение атома.

## История открытия строения атома



Э. Резерфорд

Доказал, что атом имеет плотное ядро. Предложил планетарную теорию строения атома (1907г.)



# Строение атома.

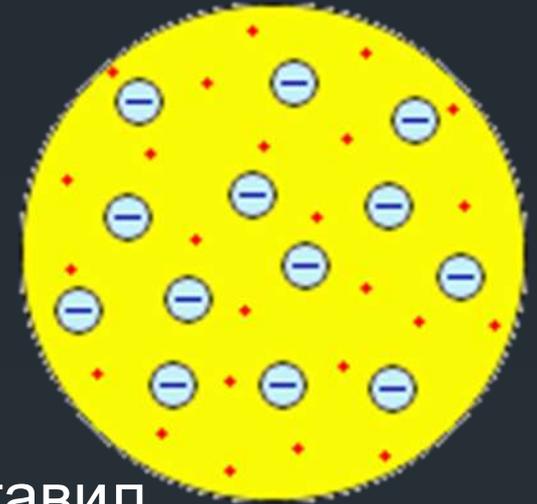
## История открытия строения атома



Дж. Томсон.

Доказал, что электроны несут на себе отрицательный заряд, определил массу и скорость его движения.

# Модель атома Дж. Томсона



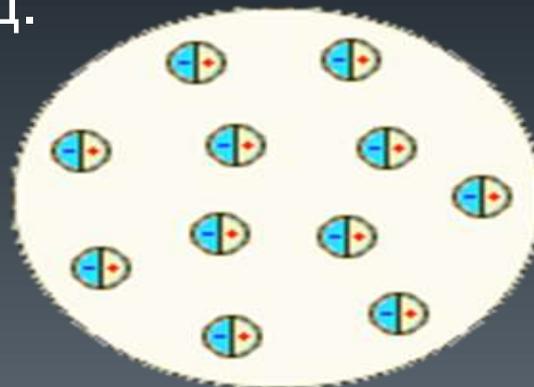
- Джозеф **Джон Томсон** представил свою модель строения атома в 1904 году. Он представляет атом как некую положительно заряженную субстанцию, в которую вкраплены электроны, как **«изюм в пудинге»**.

# Модель атома Ленарда

- Ленард предложил свою модель строения атома в 1904 году.
- Он считал, что атом состоит из электронейтральных частиц, несущих в себе как положительный так и отрицательный заряд.



**Филипп  
Фон Ленард**

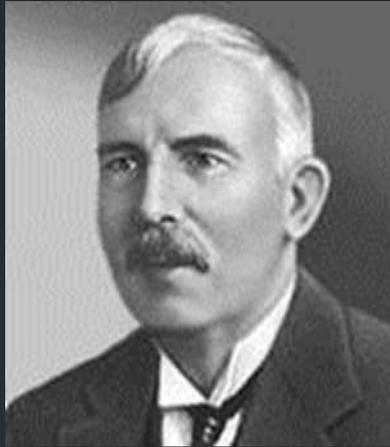


# Модель атома Нагаока

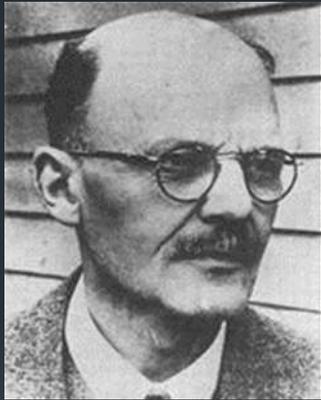


- Хантаро Нагаока предложил свою модель строения атома в 1904 году. Он считал, что в центре находится положительно заряженное ядро, а вокруг него отрицательно заряженные электроны. Эта модель называется **сатурноподобной**.

# Опыт Резерфорда



Эрнест Резерфорд

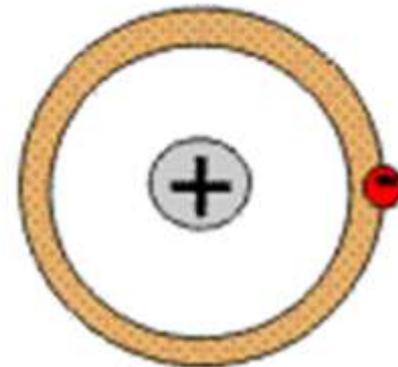


Ганс Вильгельм  
Гейгер



Эрнест Марсден

Модель атома по  
Резерфорду (планетарная)  
1911 год



Положительное ядро атома по  
Резерфорду около  $10^{-12}$  см

# Квантовая модель Бора

## Постулаты Бора

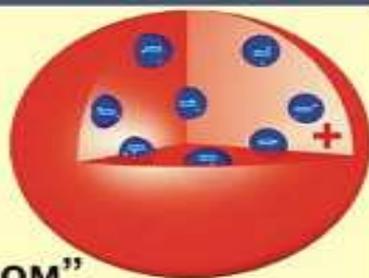
- Электроны находятся на определенных стационарных орбитах, двигаясь по которым они не поглощают и не излучают энергию.
- Излучение возникает только при переходе электрона с одной стационарной орбиты на другую.



**Нильс Хенрик  
Давид Бор**

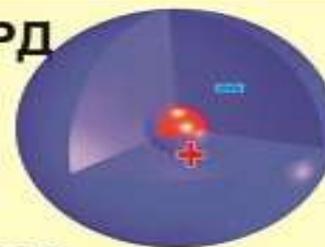
*Таким образом, Нильс Бор предложил соединить модельные представления Резерфорда с идеей квантов, впервые высказанной Планком в 1900.*

**Д. ТОМСОН**  
1895



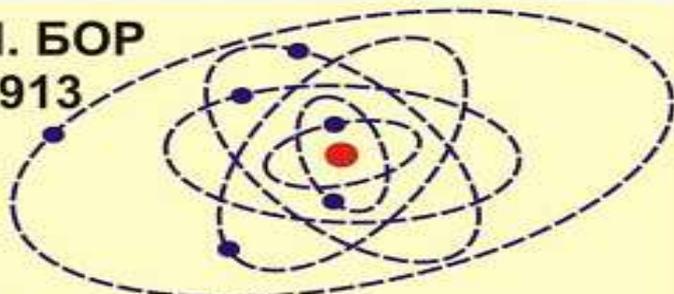
Модель  
“Булка с изюмом”

**Э. РЕЗЕРФОРД**  
1911



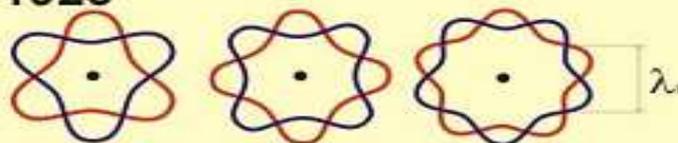
Ядерная модель

**Н. БОР**  
1913



Планетарная модель

**Л. ДЕ БРОЙЛЬ**  
1923

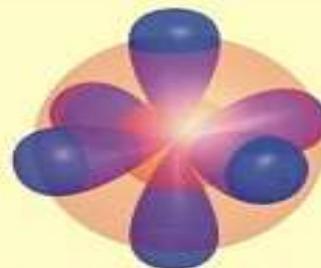


Волновая модель

**Э. ШРЕДИНГЕР**  
1926



Квантово-механическая модель

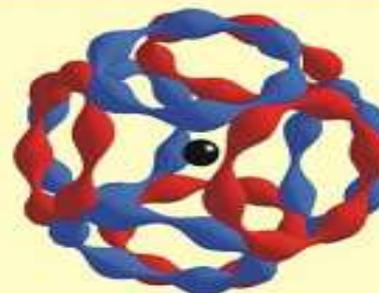


Орбитальная модель

**К. СНЕЛЬСОН**  
1963



Кольцевая модель



Волногранная модель

## Э. Резерфорд (1911)

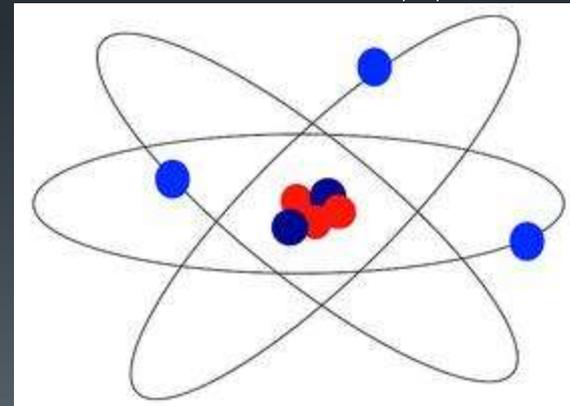
### Планетарная или ядерная модель атома

- **внутри атома находится положительно заряженное ядро, занимающее ничтожную часть объема атома;**
- **весь положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в ядре;**
- **электроны вращаются вокруг ядра, они нейтрализуют заряд ядра**

## Нильс Бор (1913г.)

дополнил планетарную модель постулатами:

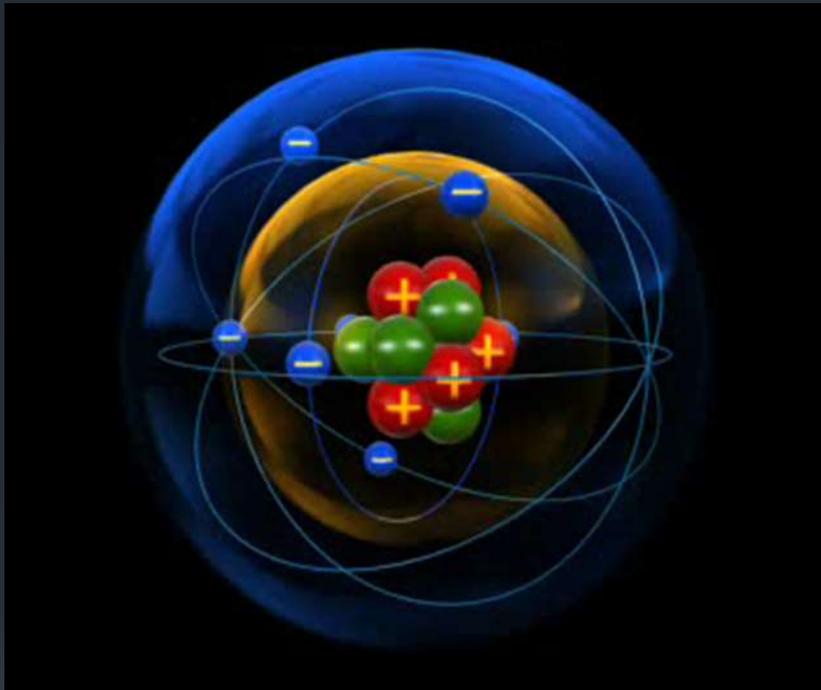
- электроны в атоме вращаются по строго определенным замкнутым орбитам, не испуская и не поглощая энергии;
- при переходе электронов с одной орбиты на другую происходит поглощение или выделение энергии



# Современная квантовая модель

- Н. Бор - создатель *первой квантовой теории атома* и активный участник разработки основ квантовой механики. Также он внёс значительный вклад в развитие теории атомного ядра и ядерных реакций, процессов взаимодействия элементарных частиц со средой.
- Он рассматривал *электрон как частицу, движущуюся со строго определённой скоростью по строго определённым траекториям.*

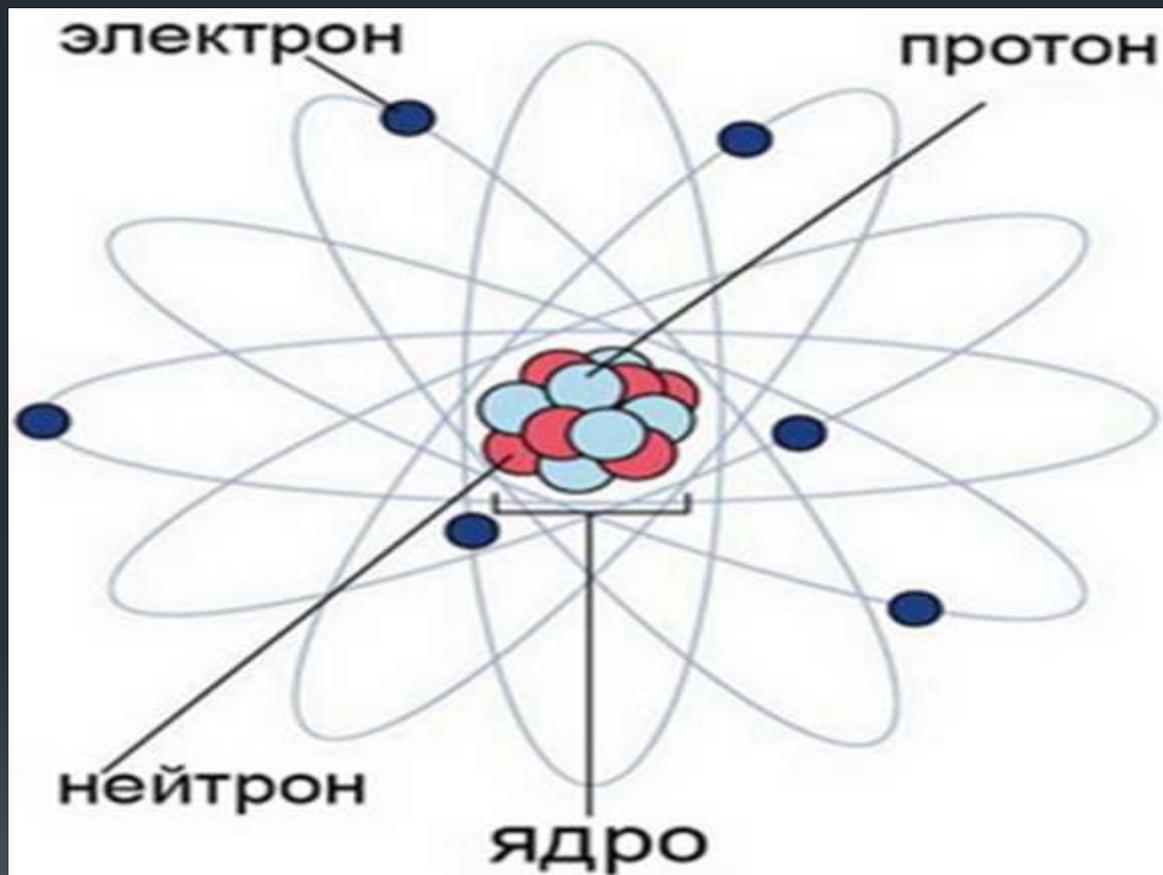
# Современная модель атома



## Современная квантовая модель строения атома

- **Электрон имеет двойственную (корпускулярно-волновую) природу:**
  - подобно частице, электрон имеет массу ( $9,1 \times 10^{-28}$  г) и заряд ( $1,6 \times 10^{-19}$  Кл)
  - движущийся электрон обладает свойствами волны - способность к дифракции и интерференции, длина волны  $\lambda$ .
- **Электрон в атоме не движется по определенной траектории, а может находиться в любой части околоядерного пространства. Вероятность нахождения электрона в разных частях околоядерного пространства неодинакова**

# Строение атома





## Ядро атома

Ядро состоит из нуклонов - протонов и нейтронов.

- Протон –  $p^+$

Количество протонов ( $Z$ ) в ядре равно порядковому номеру элемента.

- Нейтрон –  $n^0$

Количество нейтронов ( $N$ ) вычисляется по формуле  $N = A - Z$ , где

$A$  – массовое число элемента.

Например: Mg    № = 12;  $A = 24$ ,  $Z = 12$ ,  $N = 12$

Cu    № = 29,  $A = 64$ ,  $Z = 29$ ,  $N = 35$

## Электронная оболочка атома

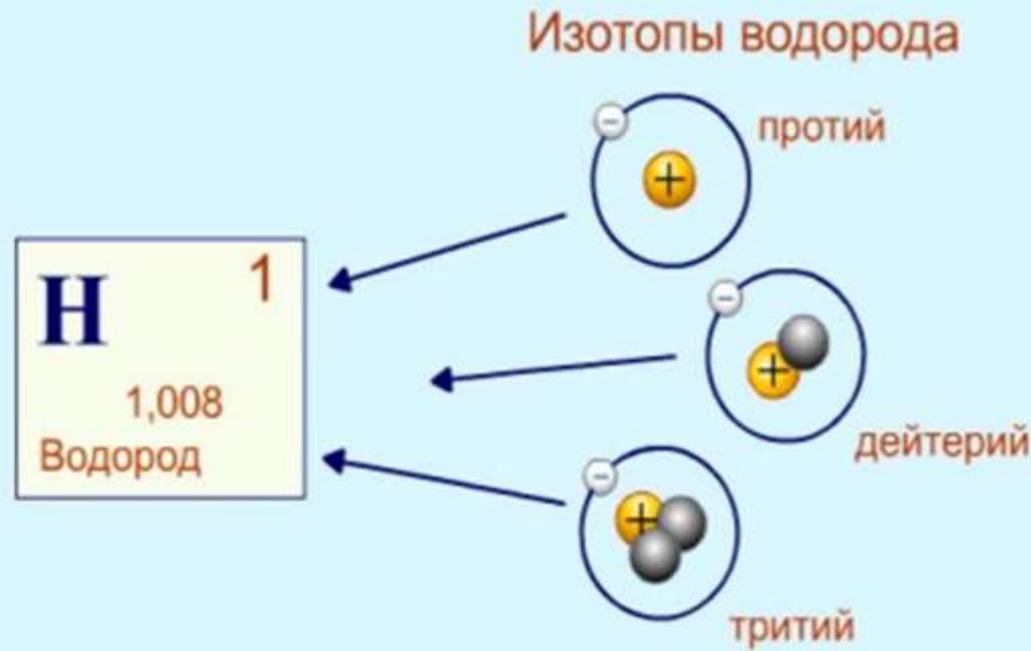
Под электронной оболочкой понимают совокупность всех электронов в атоме.

- Электрон –  $e^-$ .

Число электронов в атоме равно числу протонов, т.е. порядковому номеру элемента, т.к. атом электронейтральная частица.

Например, P:  $N_p = 15$ ,  $N_{e^-} = 15$

# ИЗОТОПЫ



Химический элемент - это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.



Исследование продуктов естественных и искусственных ядерных реакций привело к открытию **изотопов** - частиц с одинаковым зарядом ядра, но разной массой (из-за различного числа нейтронов в ядре атома). Понятие химического элемента подверглось уточнению: **химический элемент** - это вид атомов с одинаковым зарядом ядра.



ИЗОТОПЫ – это разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд атомного ядра (одинаковое число протонов в нем), но разную относительную атомную массу (разное число нейтронов).

Изотопы кислорода  $O^{16}$   $O^{17}$   $O^{18}$

Каждый изотоп характеризуется двумя величинами:

**МАССОВЫМ ЧИСЛОМ (A)**

**ПОРЯДКОВЫМ НОМЕРОМ**

проставляется **вверху**  
слева от химического знака

проставляется **внизу** слева  
от химического знака



Массовое число A  
указывает суммарное  
число протонов Z и  
нейтронов N в ядре, т.е.

$$A=Z+N$$

Порядковый номер  
равен числу протонов в  
ядре, а значит заряду  
ядра



ИЗОТОНЫ – это разновидности атомов, имеющие одинаковое число нейтронов, но разное число протонов.

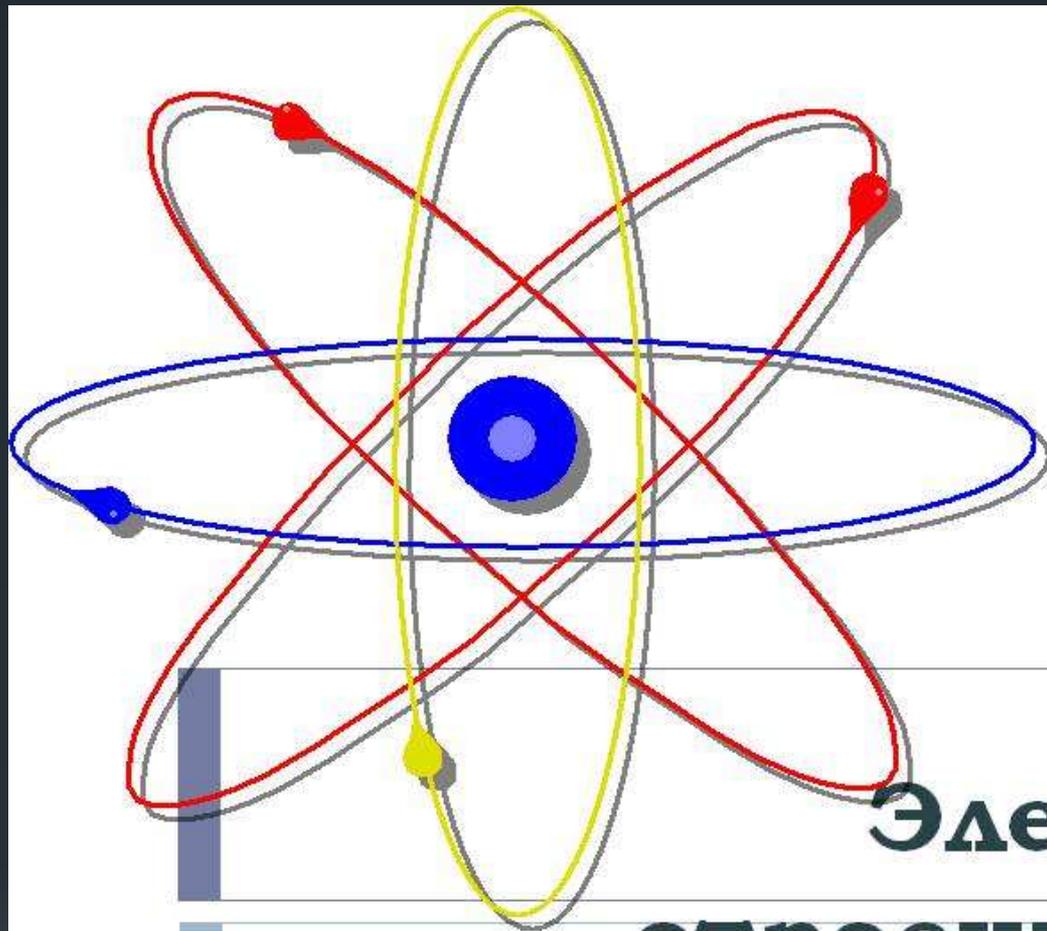
Изотопы  $^{15}_7\text{N}$  и  $^{14}_6\text{C}$ ,  
имеющие по 8 нейтронов.



ИЗОБАРЫ – это разновидности атомов, ядра которых имеют разное число и протонов и нейтронов, но имеют одинаковое число нуклонов.

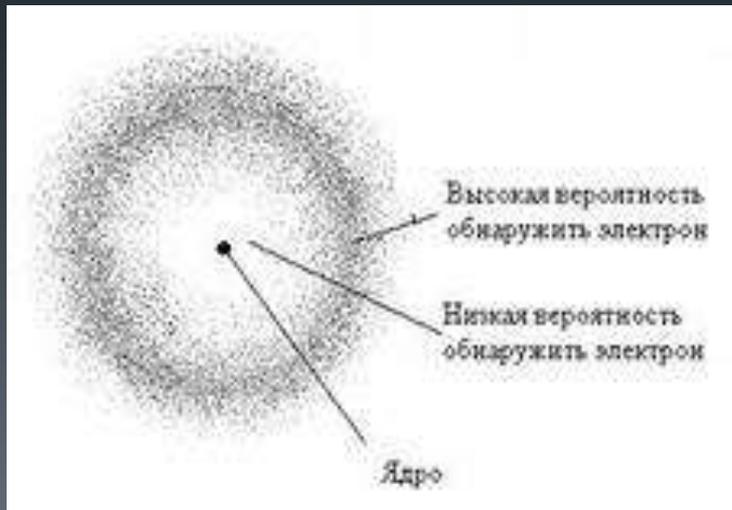
Пример изобаров:  $Ti$  и  $Ca$ .

.



# Электронное строение атомов элементов

- **Электронная оболочка атома** – совокупность всех электронов в атоме (число электронов в атоме равно числу протонов, т.е. порядковому номеру элемента)
- Электроны, обладающие близкими значениями энергии, образуют единый **электронный слой**
- **Электронное облако** - пространство вокруг атомного ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона



■ Электронная оболочка атома образована электронными слоями или энергетическими уровнями.

■ *Число энергетических уровней в атоме равно номеру периода в таблице Д.И.Менделеева, в котором располагается химический элемент.*

1 период – 1 уровень,

2 период – 2 уровня,

3 период – 3 уровня и т. д.

■ Энергетические уровни можно обозначать цифрами и буквами:

1	2	3	4	5	6	7
K	L	M	N	O	P	Q

# Количество электронов на уровне

- 1 уровень – 1-2 e<sup>-</sup>
- 2 уровень – 1 – 8 e<sup>-</sup>
- 3 уровень – 1 – 18 e<sup>-</sup>
- 4 уровень – 1 – 32 e<sup>-</sup>

P + 15 ) ) )  
2 8 5

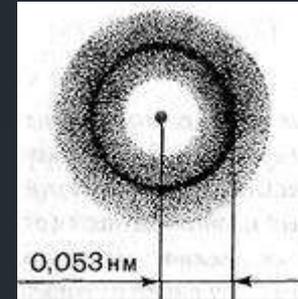
Fe + 26 ) ) ) )  
2 8 14 2

# Энергетический уровень состоит из подуровней:

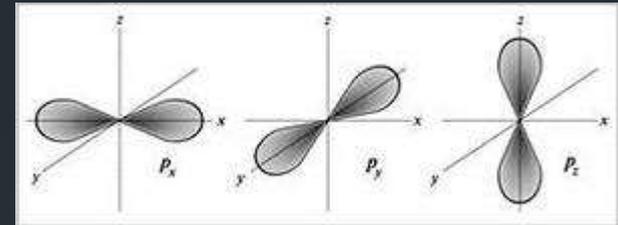
- 1 уровень  $\rightarrow$  1 подуровень (s) - 1s
- 2 уровень  $\rightarrow$  2 подуровня (s, p) - 2s2p
- 3 уровень  $\rightarrow$  3 подуровня (s, p, d) - 3s3p3d
- 4 уровень  $\rightarrow$  4 подуровня (s, p, d, f) и т.д.

# Формы электронных орбиталей

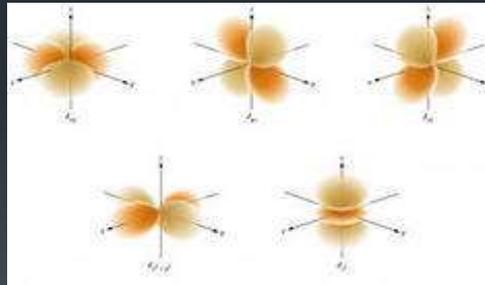
- **S- облака** (сферической формы)



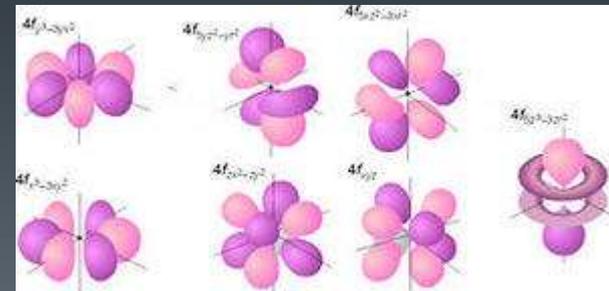
- **P – облака** (гантелеобразной формы)



- **d – облака**



- **f - облака**

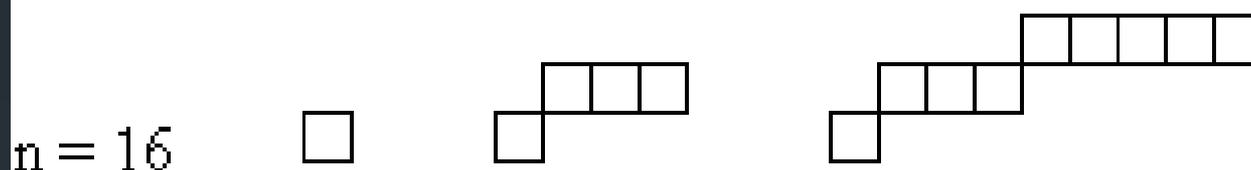




# Электронные конфигурации атомов

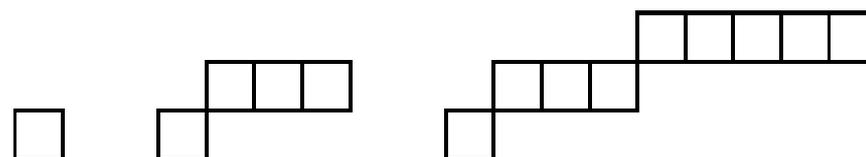
$^{31}\text{P} + 15 \quad )_{2e} \quad )_{8e} \quad )_{5e}$   
 $15$

$\text{P} + = 15 \quad 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^2 \quad 3p^3 \quad 3d^0$



- Возбужденное состояние атома фосфора:

$^{15}\text{P}^* \quad 1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^6 \quad 3s^1 \quad 3p^3 \quad 3d^1$



Элемент:

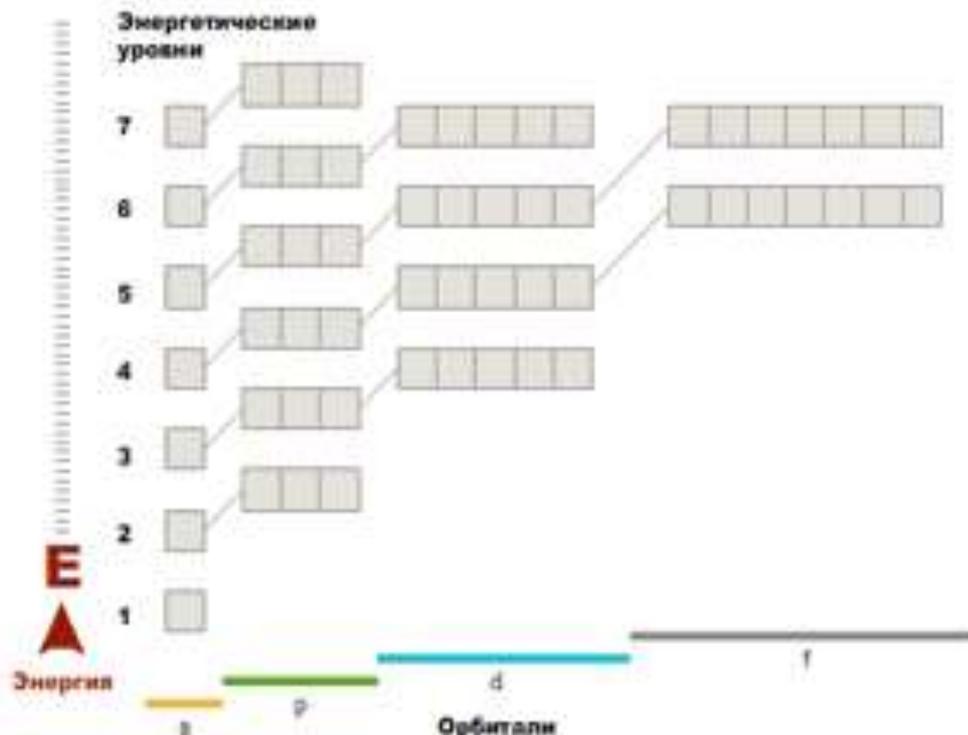


Показать

Примеры: Ca, Al<sup>3+</sup>, Fe<sup>2+</sup>, H-



# Электронное строение атома



Электронная формула элемента (копировать в буфер):

$1s^2 2s^2 2p^2 3s^2 3p^2 4s^2 3d^{10} 4p^2 5s^2 4d^{10} 5p^4 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^2 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^2$

Количество электронов:

0 e<sup>-</sup>

Управление ползунком прокрутки — как в видеоплеерах (можно прокручивать или сразу кликнуть в нужное место).

Для тонкой настройки используйте колёсико мышки или стрелки «вниз/вверх» и «влево/вправо» на клавиатуре.



# Порядок заполнения электронами энергетических уровней и подуровней

- Принцип Паули – в атоме не может быть двух одинаковых электронов



- Правило Гунда – в пределах подуровня электроны располагаются таким образом, чтобы суммарное магнитное спиновое число было максимальным





# Графическое правило Клеchkовского

Орбитальное квантовое число  $l$

	0	1	2	3	4
1	1 s				
2	2 s	2 p			
3	3 s	3 p	3 d		
4	4 s	4 p	4 d	4 f	
5	5 s	5 p	5 d	5 f	5 g
6	6 s	6 p	6 d	6 f	6 g
7	7 s	7 p			

Сумма  $(n+l)$

Последовательность заполнения

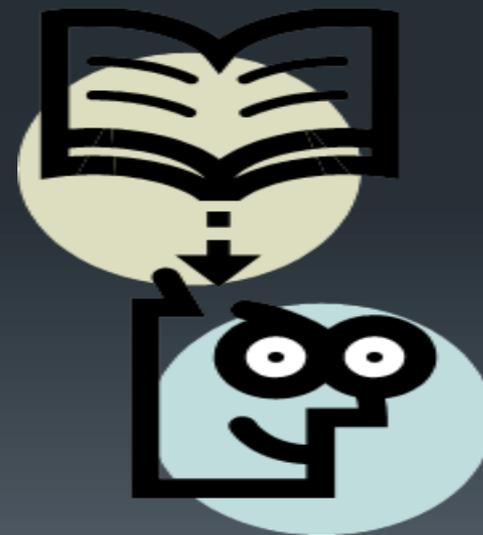
# Периодический закон и периодическая система элементов

*«Главный интерес химии – в изучении основных качеств элементов.*

*Найти их коренные свойства, определить причину их различия и сходства, на основании этого предугадать свойства образуемых ими тел – таков путь науки»*



Давайте вспомним, как же все свершилось,  
Каков был путь отккрытия и как  
Идея новая в науке утвердилась,  
Отметив только в нескольких страницах.



# Предпосылки создания ПСХЭ

Первые попытки систематизации химических элементов относятся к концу XVIII в., когда основываясь на отчетливо выраженных химических свойствах, Й.Я.Берцелиус предложил деление на **металлы и неметаллы**.

Более детальную систематизацию удалось провести **И. Дёберейнеру** в 1748 году.

Он сумел объединить некоторые элементы по сходным химическим свойствам в триады: Li-Na-K, а так же Ca-Sr-Ba и Cl-Br-I.



Рис.1 Портрет нем. химика И.В.Деберейнера

# Спираль А.Б.Шанкуртуа

- Он расположил химические элементы по спирали вокруг цилиндра в порядке возрастания их атомных масс, при этом можно заметить сходство свойств веществ, образованных этими химическими элементами, если они попадают на одну из вертикальных линий цилиндра, располагаясь один под другим

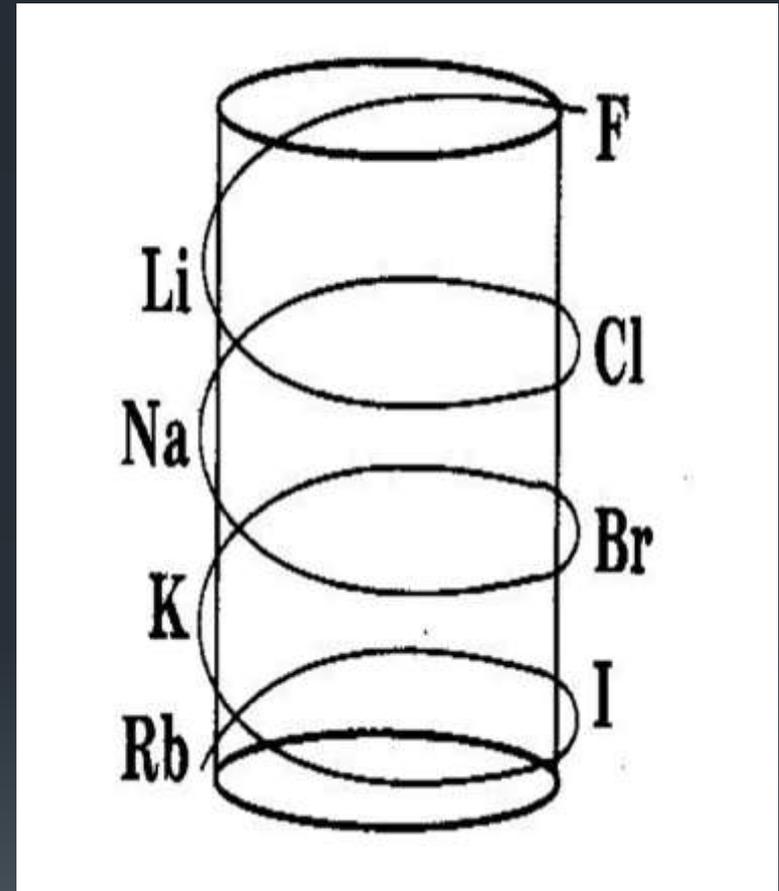


Рис.2 Спираль Шанкуртуа  
(1862 г.)

- Американский химик **Д.А.Р.Ньюлендс** предложил свою классификацию, которую назвали **законом октав**. Если сходные химические элементы расположить друг за другом, то каждый восьмой химический элемент располагается под первым, свойства элементов повторяются подобно октавам в музыке. Но в таком графическом изображении без пропусков исключалась возможность открытия новых химических элементов, кроме того многие элементы попадали на несоответствующие места.



Рис.3 Американский химик Д.А.Р.Ньюлендс

- Немецкий ученый **Ю.Л.Мейер** расположил элементы в порядке возрастания их атомных масс с учетом их валентности по водороду. Но он расположил из известных в то время 62 элементов, только 44. Его таблица не отражала периодических свойств элементов.



Рис.4 Портрет нем. химика Л.Мейера

# Открытия Д.И.Менделеева

- Первый вариант таблицы элементов был закончен Менделеевым 17 февраля 1869 года по новому стилю, или 1 марта 1869 года по новому.
- Она была опубликована в виде отдельного листка под названием «опыт системы элементов, основанной на их атомном весе и химическом сходстве».

**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	? = 68	U = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35	Br = 80	I = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207
		? = 45	Ce = 92		
		?Er = 56	La = 94		
		?Yt = 60	Di = 95		
		?In = 75,6	Th = 118?		

Д. Менделѣевъ

Рис.8 Таблица «Опыт системы элементов» основанной на их атомном весе и химическом сходстве, составленная Д. И. Менделеевым 1 марта 1869.

# «Опыт системы элементов, основанной на их атомном весе и химическом сходстве»

(1 марта 1869 г.)

- Д. И. Менделеев расположил все известные ко времени открытия закона химические элементы в ряд, по возрастанию их атомных масс.

H (1)	Li(7)	Be(9)	B(11)	C (12)	N (14)	O(16)	F(19)
H <sub>2</sub> O	Li <sub>2</sub> O	BeO	B <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	-	-
-	LiOH	Be(OH) <sub>2</sub>	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HNO <sub>3</sub>	-	-
Na(23)	Mg(24)	Al(27)	Si(28)	P(31)	S(32)	Cl(35,5)	
Na <sub>2</sub> O	MgO	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub>	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	SO <sub>3</sub>	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	
NaOH	Mg(OH) <sub>2</sub>	Al(OH) <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HClO <sub>4</sub>	

- И отметил в нём **отрезки- периоды**, в которых свойства элементов и образованных ими веществ изменяются сходным образом:
- Металлические свойства ослабевают
- Неметаллические свойства усиливаются
- Валентность элемента в высших оксидах увеличивается от I -VII
- Валентность элементов в гидридах увеличивается с I-III, а затем уменьшается в летучих водородных соединениях с IV-I
- Оксиды от основных через амфотерные сменялись кислотными
- Гидроксиды от щелочей через амфотерные гидроксиды сменялись всё более сильным кислотами

### **Периодический закон (формулировка Д.И.Менделеева)**

Свойства простых тел (элементов), а так же форма (строение) и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов.

# Периодический закон в свете учения о строении атома

- Новые научные открытия:

## Изотопы

Свойства химических элементов определяются не столько их атомной массой, сколько зарядом атомных ядер

## Теоретическое открытие Ван-ден-Брука

Порядковый номер химического элемента равен заряду ядра его атома

## Закон Г. Мозли



## **Периодический закон (современная формулировка)**

Свойства элементов, а также строение и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра в атоме элемента.

В основе периодического изменения свойств элементов при увеличении заряда ядра атома лежит периодическое изменение строения внешнего валентного электронного уровня атома элемента, определяющего его свойства.

# Вывод

- При построении периодической системы элементов Менделеев преодолел большие трудности, т. к. многие элементы ещё не были открыты, а из 63 известных к тому времени элементов у 9 неправильно были определены значения атомных весов.
- При построении таблицы Д.И. Менделеев исправил атомный вес Бериллия. Он поставил его в одну группу с Магнием.
- Он изменил атомный вес Индия, Уран, Тория и других элементов.
- На основании периодического закона он поместил Теллур перед Йодом и Кобальт перед Никелем, хотя величины атомных весов этих элементов требовали обратного расположения.
- Менделеев указал в 1869 году на существование ещё трёх неизвестных элементов. Т.о., были предложены элементы: экабор, экаалюминий, экасилиций, которые затем были открыты и названы: галлием, скандием, германием.

# Практическое значение Периодической системы

- За всю историю П.С.Х.Э. было предложено большое количество (нескольких сотен) вариантов её графического изображения, преимущественно в виде таблиц; известны изображения и в виде различных геометрических фигур (пространственных и плоскостных), аналитических кривых.

Естественная система элементов Д. Менделѣева

	Группа I	Группа II	Группа III	Группа IV	Группа V	Группа VI	Группа VII	Группа VIII (переходные)	IX	X	
Виды окислительных степеней	R'O	R'O или RO	R'O	R'O или RO'	RO'	R'O или RO'	RO'	R'O или RO'	RO'	R'O или RO'	
Атомный вес	H=1			RH'	RH'	RH'	RH				
Период I	Li=7	Be=9	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	Cl=35,5			
Период II	Na=23	Mg=24	Al=27	Si=28	P=31	S=32		Br=80			
Период III	K=39	Ca=40		Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56	Co=59	Ni=59	Cu=63
Период IV	Rb=85	Sr=87		Zr=90	Nb=94	Mo=96		Ru=104	Rh=104	Pd=106	Ag=108
Период V		Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125					
Период VI		Ba=137		Ce=140							
Период VII											
Период VIII					Ta=182	W=184					
Период IX											
Период X											
Период XI											
Период XII											

• Это период, расположенный вверху таблицы, называется актиновым.  
 \* — К, Ag, Pt, Au, Hg, Pb, Bi, Po, At, Rn, Fr, Ra, Ac, Th, Pa, U, Np, Pu, Am, Cm, Bk, Cf, Es, Fm, Md, No, Lr, Rf, Sg, Bh, Hs, Mt, Uu, Uub, Uuc, Uud, Uue, Uuq, Uub, Uuc, Uud, Uue, Uuq, Uub, Uuc, Uud, Uue, Uuq.

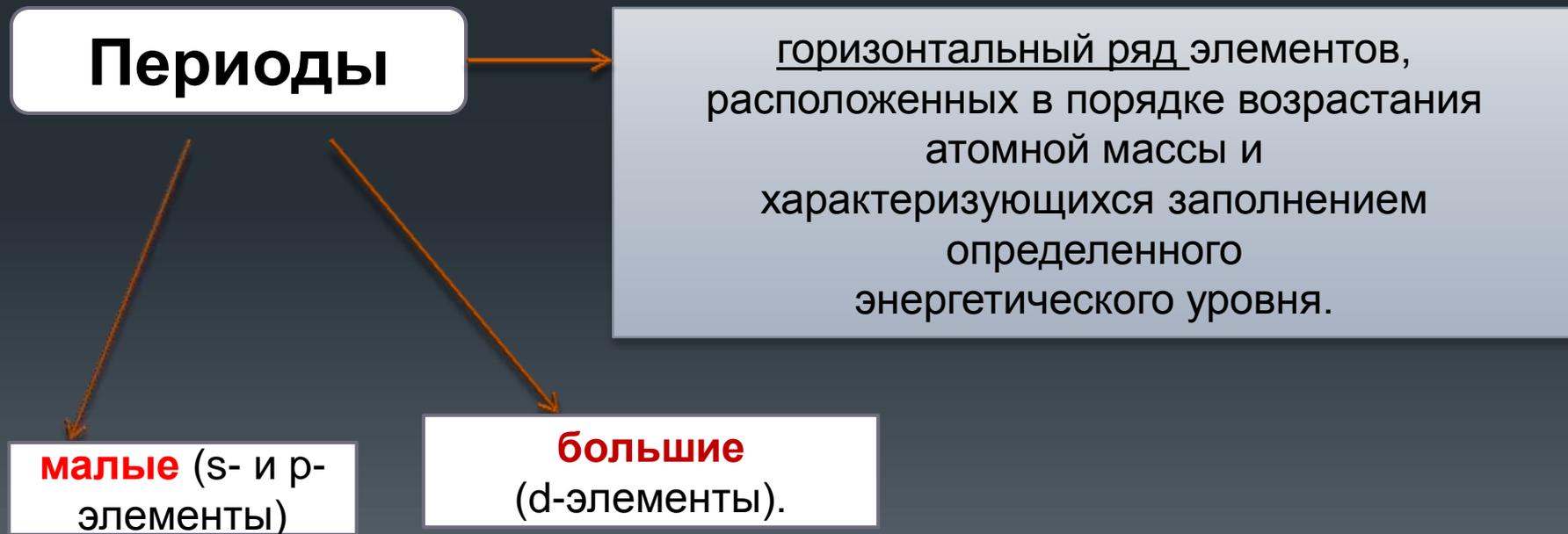
Рис.2 Длинная форма периодической системы элементов (современный вариант).





# Периодическая система Д.И. Менделеева в свете учения о строении атома

ПС – графическое отображение ПЗ



# Группы

```
graph TD; A[Группы] --> B[Главные подгруппы]; A --> C[Побочные подгруппы]; A --> D[вертикальный ряд элементов, имеющих одинаковое число валентных электронов, одинаковую высшую степень окисления и сходных по своим свойствам.];
```

## Главные подгруппы

состоят из элементов малых периодов и одинаковых с ними по свойствам элементов больших периодов (одинаковое количество электронов на внешнем валентном уровне). Это **s- и p-элементы**.

вертикальный ряд элементов, имеющих одинаковое число валентных электронов, одинаковую высшую степень окисления и сходных по своим свойствам.

## Побочные подгруппы

состоят только из **d-элементов** больших периодов.

- 
- Порядковый номер элемента соответствует заряду атомного ядра, т.е. числу протонов и числу электронов в электронной оболочке атома.
  - Число нейтронов для изотопов химических элементов находят по формуле:  $N = A - Z$
  - **Номер периода** соответствует числу энергетических уровней в атоме
  - **Номер группы** соответствует числу электронов на внешнем энергетическом уровне атомов для элементов главных подгрупп.

# Закономерности элементов

Строение атома элемента.

(с ростом его порядкового номера)

## *В пределах периода*

- *Увеличиваются заряды атомных ядер элементов*
- *Увеличивается число электронов на внешнем энергетическом уровне атома*
- *Число энергетических уровней в атомах элементов не изменяется*
- *Радиус атомов уменьшается*
- *Металлические свойства уменьшаются, неметаллические усиливаются*
- *Восстановительные свойства ослабевают, окислительные свойства усиливаются*
- *Высшая степень окисления увеличивается от +1 до +7 (+8)*
- *Низшая степень окисления увеличивается от -4 до -1*

# *В пределах одной группы*

*(главной подгруппы)*

- *Увеличиваются заряды атомных ядер элементов*
- *Число электронов на внешнем энергетическом уровне не изменяется*
- *Увеличивается число энергетических уровней в атомах*
- *Увеличивается радиус атомов*
- *Металлические свойства усиливаются, неметаллические ослабевают*
- *Восстановительные свойства усиливаются, окислительные свойства ослабевают*
- *Высшая степень окисления постоянная и равна номеру группы*
- *Низшая степень окисления не изменяется и равна  $(8-N)$*



*Системе не грозит уничтожение,  
Развитию не видно же конца.  
21 век дает лишь уточненья  
Трактовке гениального творца.*