

Лекция

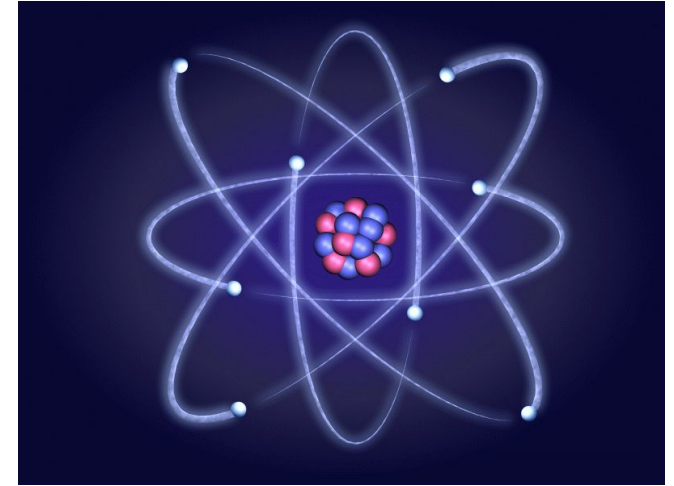
Строение атома

Атом химического элемента состоит из «+» *заряженного ядра* и быстро движущихся на определенных расстояниях от него «-» *заряженных электронов*.

Заряд электрона $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ Кл; масса - $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31}$ кг ($\sim 1/1840$ массы атома Н).

Электроны, обладая свойствами волны и свойствами частицы, могут находиться в любой части пространства вокруг ядра.

Область пространства, для которой вероятность обнаружения электрона составляет 95%, называется атомной орбиталью.



Ядра атомов состоят из протонов и нейтронов.

Протон (p) – элементарная частица, обладающая «+» зарядом, равным заряду электрона.

Нейтрон (N) – элементарная частица, не обладающая зарядом.

Протоны и нейтроны - 2 различных (заряженное и незаряженное) состояния элементарной ядерной частицы **нуклона**.

Число протонов в ядре характеризует его заряд (**Z**). Общее число протонов и нейтронов называют массовым числом (A):

$$A = p + N$$

Энергия связи ядра - характеризует устойчивость ядер, чем больше энергия связи ядра, тем оно устойчивей.

Разновидности химического элемента, имеющие одинаковое число протонов, но разное число нейтронов, называют изотопами (греч. «изос» -одинаковый, «топос» - место).

Изотопы имеют одинаковое строение электронных оболочек и одинаковые химические свойства, различаются они массовым числом.

Обозначение:

верхний индекс – *массовое число*;

нижний индекс – *заряд ядра*.



КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

Главное квантовое число (n)

Определяет возможные энергетические состояния электрона в атоме.

$$n = 1 \div \infty$$

Для реальных атомов:

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$$

Наименьшей энергией электрон обладает при $n = 1$, с увеличением n энергия электрона возрастает.

Состояние электрона, которое характеризуется определенным значением главного квантового числа, называется энергетическим уровнем.

Определяет *размер электронного облака*
(чем больше n , тем больше размер облака).




Электроны, с одинаковым значением n ,
образуют в атоме электронные облака
приблизительно одинакового размера.

Орбитальное квантовое число (l)

Форма электронного облака определяется *орбитальным квантовым числом l* , которое может принимать целочисленные значения:

$$l = 0 \div (n-1)$$

Состояние электрона, которое характеризуется определенным значением l , называется энергетическим подуровнем.

l	0	1	2	3	4
Буквенное обозначение подуровня	s	p	d	f	g
Форма орбитали				СЛОЖН.	СЛОЖН.

Магнитное квантовое число (m)

Ориентация электронного облака в пространстве определяется значением *магнитного квантового числа m* .

Принимает целочисленные значения:

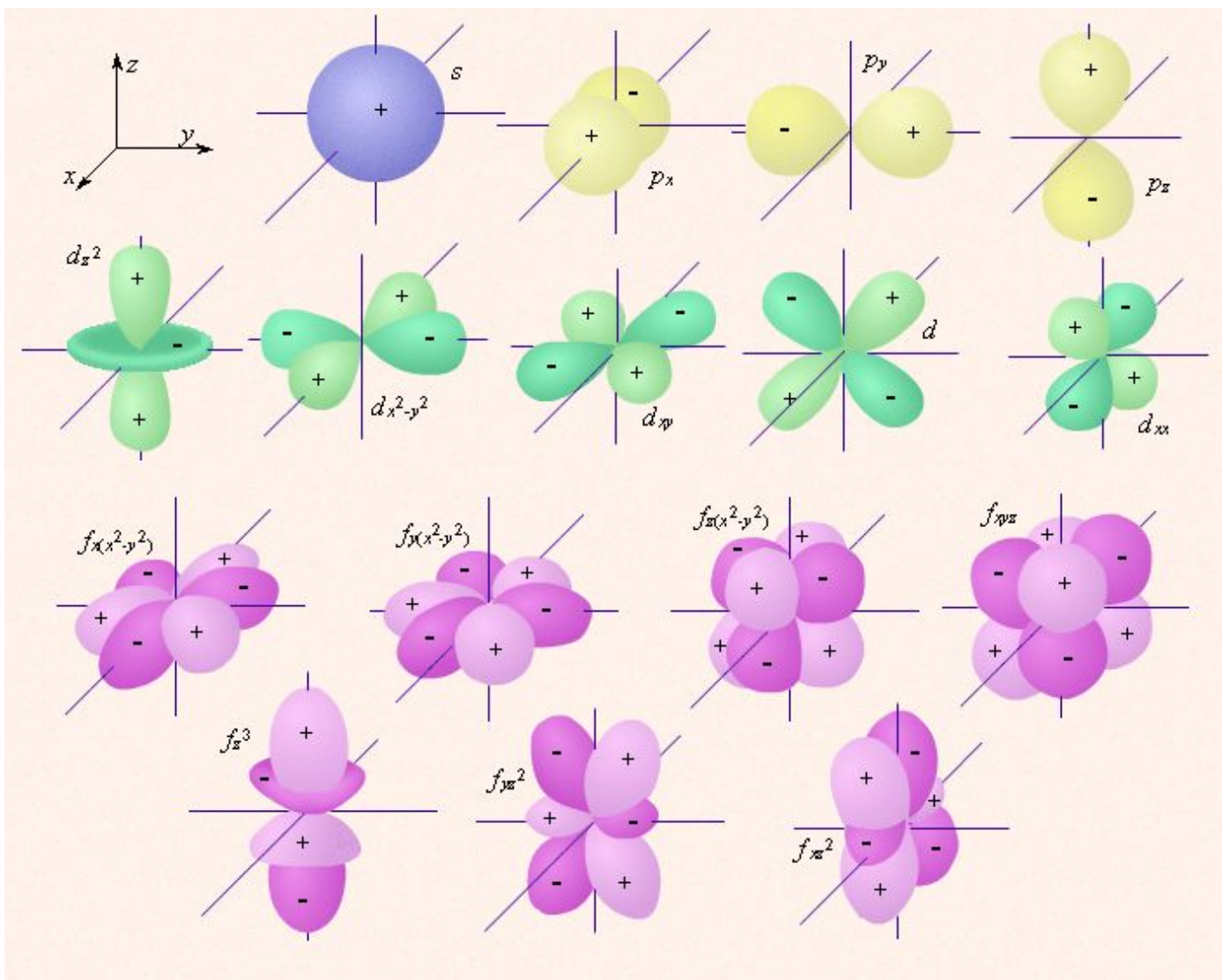
$$m = -l \div (0) \div +l$$

Некоторому значению l соответствует $(2l+1)$ возможных значений m , т.е.

возможных способов расположения электронных облаков в пространстве.

Состояние электрона с определенными значениями квантовых чисел n , l и m (определенными размерами, формой и ориентацией облака в пространстве), называется *атомной электронной орбиталью*.

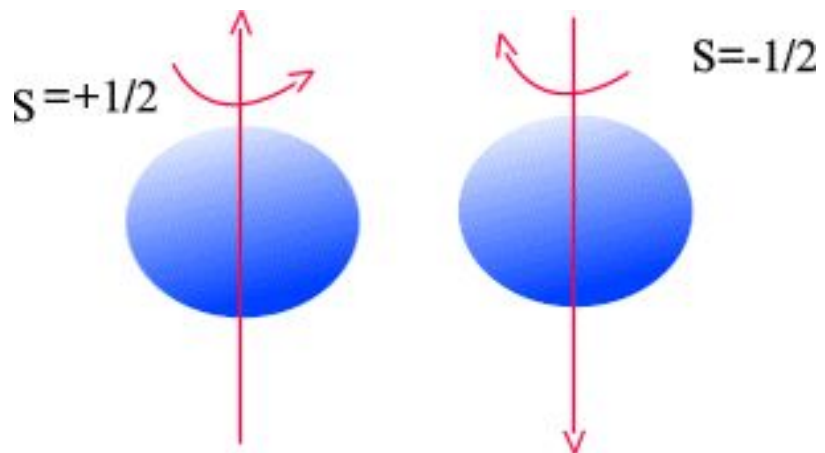
Орбитальное квантовое число (l)	Магнитное квантовое число (m)	<i>Число орбиталей с данным значением l</i>
<i>0 (s)</i>	<i>0</i>	<i>1</i>
<i>1 (p)</i>	<i>-1, 0, +1</i>	<i>3</i>
<i>2 (d)</i>	<i>-2, -1, 0, +1, +2</i>	<i>5</i>
<i>3 (f)</i>	<i>-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3</i>	<i>7</i>



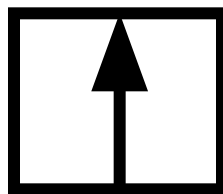
Спиновое квантовое число (s)

Характеризует *собственное вращательное движение электрона вокруг своей оси* (от англ. «*spin*» - вращение, волчок).

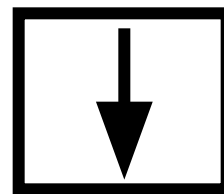
Принимает значения: $s = +\frac{1}{2}; -\frac{1}{2}$



Условное обозначение:



$$S = +\frac{1}{2}$$



$$S = -\frac{1}{2}$$

Многоэлектронные атомы.

Распределение электронов по уровням, подуровням и атомным орбиталям

Число электронов, вращающихся вокруг ядра, соответствует «+» заряду ядра.

1. Принцип наименьшей энергии
(электрон, всегда стремится
занять самый низкий
энергетический уровень, т.е.
вначале заполняются уровни с $n = 1$,
затем $n = 2$ и т.д.).

**2. Принцип
несовместимости (принцип
Паули) – в атоме не может
быть 2 электронов,
характеризующихся
одинаковыми значениями
всех квантовых чисел, т.е.
для каждого электрона
характерен свой набор
квантовых чисел.**



**Вольфганг ПАУЛИ
(1900 г – 1958г)**

Число электронов в энергетическом слое определяется значением гл. квантового числа по формуле:

$$N = 2n^2$$

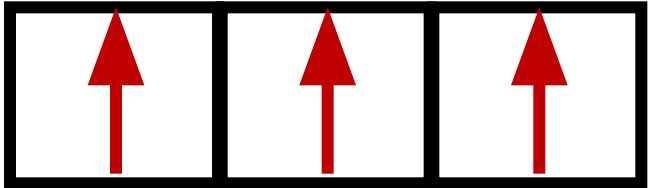
В соответствии с принципом Паули, максимальное число электронов на подуровнях:

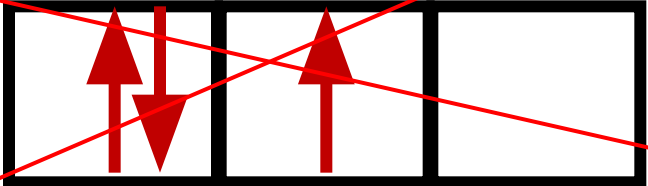
$$s^2, p^6, d^{10}, f^{14}$$

3. Правило Хунда —
по атомным орбиталям
электроны
распределяются таким
образом, чтобы
обеспечить
максимальное значение
суммарного спинового
числа

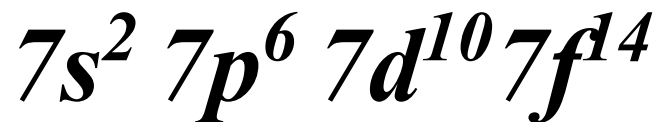
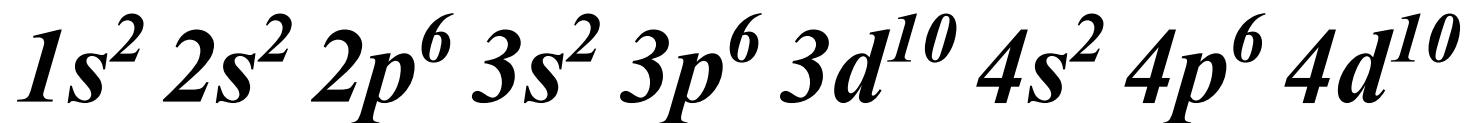


Фридрих ХУНД
(1891 - 1974)

p^3  $\sum s = 1,5$

~~p^3  $\sum s = \frac{1}{2}$~~

В соответствии с *принципом наименьшей энергии* и с помощью *квантовых чисел* получают т.н. *«идеальный» ряд* распределения электронов.



Правило Клечковского

– вначале электронами
заполняется тот
подуровень, для которого
минимальна сумма $(n+l)$,
при одинаковых значениях
этой суммы
предпочтительней
подуровень с меньшим
значением n .



*Всеволод Маврикиевич
Клечковский
(1900–1972)*

1 *2* *3* *3* *4* *5* *4* *5*

1+0 *2+0* *2+1* *3+0* *3+1* *3+2* *4+0* *4+1*

*1s*² *2s*² *2p*⁶ *3s*² *3p*⁶ *3d*¹⁰ *4s*² *4p*⁶

6 *7* *5* *6* *7* *8* *6*

4+2 *4+3* *5+0* *5+1* *5+2* *5+3* *6+0*

*4d*¹⁰ *4f*¹⁴ *5s*² *5p*⁶ *5d*¹⁰ *5f*¹⁴ *6s*²

7

8

9

7

8

9

10

6+1

6+2

6+3

7+0

7+1

7+2

7+3

$6p^6$

$6d^{10}$

$6f^{14}$

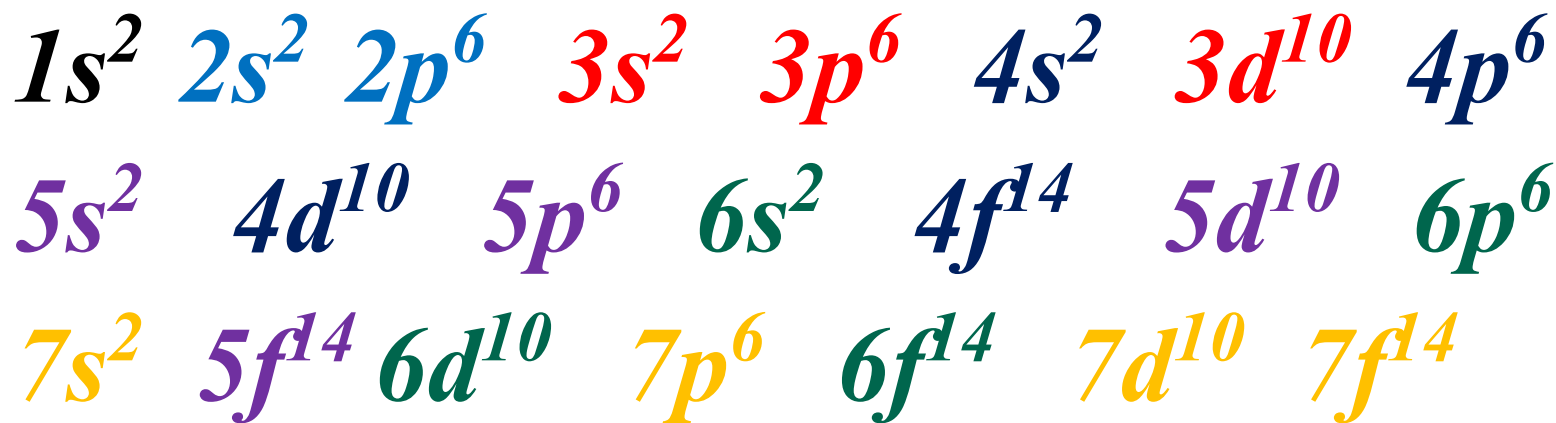
$7s^2$

$7p^6$

$7d^{10}$

$7f^{14}$

В соответствии с правилом Клечковского формируется *реальный ряд* распределения электронов:



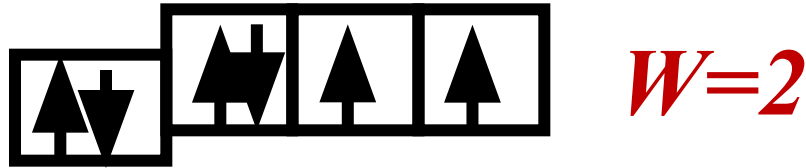
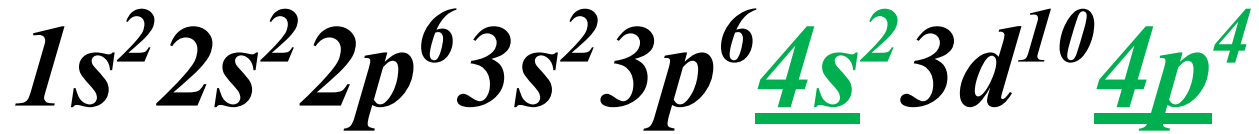
Электронные и электронно-структурные (графические) формулы

Электронные формулы показывают распределение электронов по уровням и подуровням.

Электронно-структурные – по атомным орбиталям.

По атомным орбиталям распределяют *электроны внешнего слоя* и *d-подуровня предыдущего слоя (для d-элементов)*.

Se (+34)

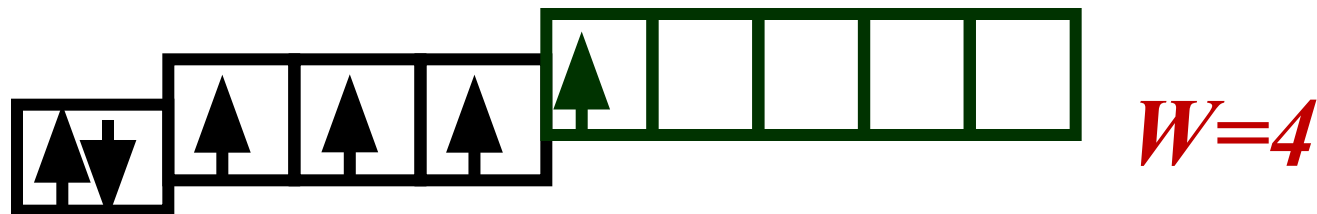
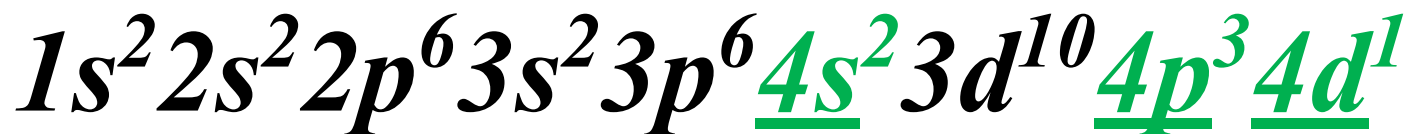


*Валентность (W) определяется числом
неспаренных электронов на внешнем уровне.*

Число неспаренных электронов можно увеличить за счет дополнительной энергии и перевода атома в возбужденное состояние. Затраченная энергия компенсируется энергией которая выделяется при образовании химической связи.

Переходы электронов возможны только в пределах одного энергетического уровня или на подуровень ниже.

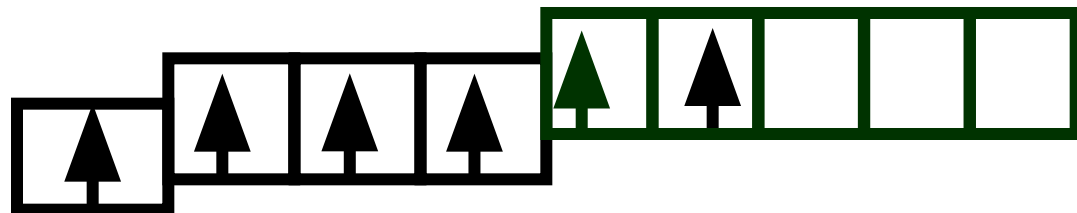
Se^{*} (+34)



Валентные возможности

Se^{**} (+34)

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \underline{4s^1} 3d^{10} \underline{4p^3} \underline{4d^2}$



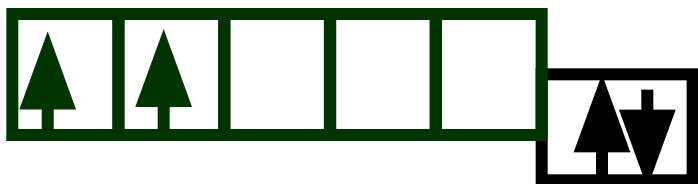
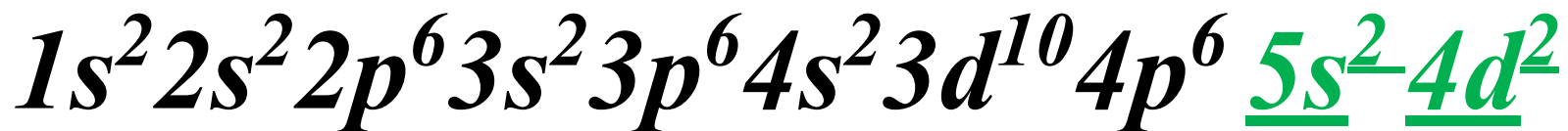
W=6

*4s*¹

*4p*³

*4d*²

Zr (+40)



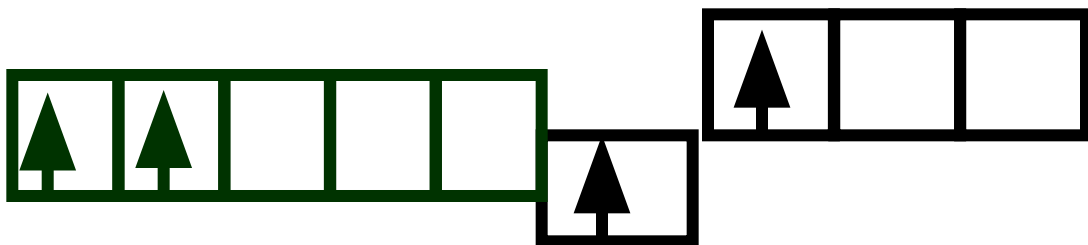
$W=0$

$4d^2$

$5s^2$

$Zr^{* (+40)}$

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



$W=4$

$4d^2$

$5s^1$

$5p^1$

Периодический закон Д.И. Менделеева (1869 г)

- 1. И. Берцелиус (Швеция) в начале XIX века разделил все элементы на металлы и неметаллы.*
- 2. В 1829 г. И. Доберейнер (Германия) предложил сгруппировать сходные по свойствам элементы в триады:*

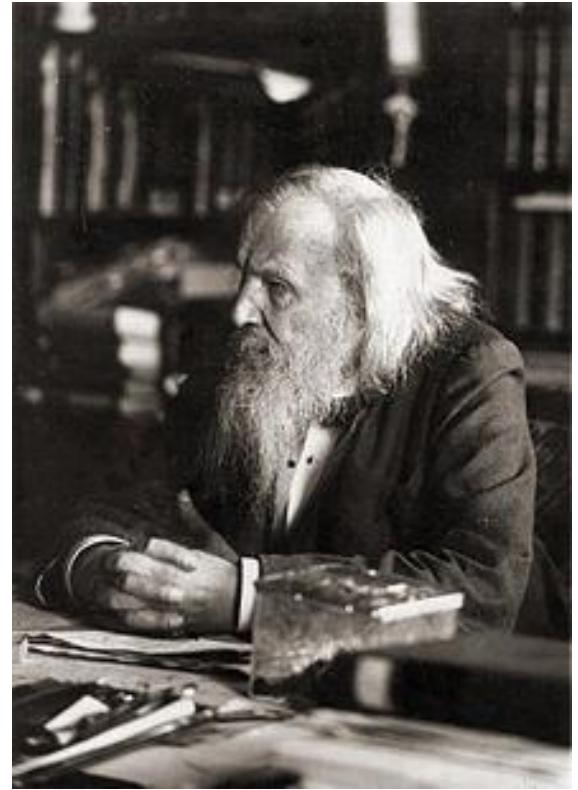
Cl, Br, I; K, Rb, Cs; Ca, Sr, Ba

3. *В 1864 г. Дж. Ньюлендс (Англия) распределил все известные элементы в ряд, в порядке возрастания атомных масс.*
4. *В 1864 г. Ю. Майер (Германия) опубликовал таблицу элементов, из которой однако не вытекала периодичность изменения свойств элементов.*

В основе всех этих классификаций лежали случайные сходства и случайные признаки элементов, они выявляли закономерности только в рядах близких по свойствам элементов.

Д.И. Менделеев в основу классификации положил атомный вес (атомную массу) элементов.

Расположив все известные тогда (63) элементы в порядке возрастания их атомных масс и с учетом их свойств, он сформулировал в 1869 г. **периодический закон:**



Д.И. Менделеев
1834 г. – 1907 г.

Современная формулировка закона:

*Свойства элементов и их соединений
находятся в периодической
зависимости от положительного
заряда ядра.*

Структура периодической системы

Система состоит из периодов и групп.

Период составляют элементы, у которых заполняется электронами одинаковое число КВАНТОВЫХ СЛОЕВ.

Номер периода совпадает со значением ГЛАВНОГО КВАНТОВОГО ЧИСЛА ВНЕШНЕГО ЭЛЕКТРОННОГО СЛОЯ.

ПЕРИ ОДЫ	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ												
	a I б	a II б	a III б	a IV б	a V б	a VI б	a VII б	a VIII б	б				
1	H ВОДОРОД						He ГЕЛИЙ	U 92 УРАН					
2	Li 3 ЛИТИЙ	Be 4 БЕРИЛЛИЙ	B 5 БОР	C 6 УГЛЕРОД	N 7 АЗОТ	O 8 КИСЛОРОД	F 9 ФТОР					Ne 10 НЕОН	
3	Na 11 НАТРИЙ	Mg 12 МАГНИЙ	Al 13 АЛЮМИНИЙ	Si 14 КРЕМНИЙ	P 15 ФОСФОР	S 16 СЕРА	Cl 17 ХЛОР					Ar 18 АРГОН	
4	K 19 КАЛИЙ	Ca 20 КАЛЬЦИЙ	21 Sc СКАНДИЙ	22 Ti ТИТАН	23 V ВАНАДИЙ	24 Cr ХРОМ	25 Mn МАРГАНЕЦ	26 Fe ЖЕЛЕЗО	27 Co КОБАЛЬТ	28 Ni НИКЕЛЬ			
	29 Cu МЕДЬ	30 Zn ЦИНК	31 Ga ГАЛИЙ	32 Ge ГЕРМАНИЙ	33 As МЫШЬЯК	34 Se СЕЛЕН	35 Br БРОМ	36 Kr КРИПТОН					
5	37 Rb РУБИДИЙ	38 Sr СТРОНЦИЙ	39 Y ИТРИЙ	40 Zr ЦИРКОНИЙ	41 Nb НИОБИЙ	42 Mo МОЛИБДЕН	43 Tc ТЕХНЕЦИЙ	44 Ru РУТЕНИЙ	45 Rh РОДИЙ	46 Pd ПАЛЛАДИЙ			
	47 Ag СЕРЕБРО	48 Cd КАДМИЙ	49 In ИНДИЙ	50 Sn ОЛОВО	51 Sb СУРЬМА	52 Te ТЕЛЛУР	53 I ЙОД	54 Xe КСЕНОН					
6	55 Cs ЦЕЗИЙ	56 Ba БАРИЙ	57 La * ЛАНТАН	72 Hf ГАФИЙ	73 Ta ТАНТАЛ	74 W ВОЛЬФРАМ	75 Re РЕНИЙ	76 Os ОСМИЙ	77 Ir ИРИДИЙ	78 Pt ПЛАТИНА			
	79 Au ЗОЛОТО	80 Hg РУТУТЬ	81 Tl ТАЛЛИЙ	82 Pb СВИНЕЦ	83 Bi ВИСМУТ	84 Po ПОЛОНИЙ	85 At АСТАТ	86 Rn РАДОН					
7	87 Fr ФРАНЦИЙ	88 Ra РАДИЙ	89 Ac * АКТИНИЙ	104 Ku КУРЧАТОВИЙ	105 Ns НИЛЬСБОРИЙ	106	107	108	109	110			
* ЛАНТАНОИДЫ													
Ce 58 ЦЕРИЙ	Pr 59 ПРАЗЕОДИМ	Nd 60 НЕОДИМ	Pm 61 ПРОМЕТИЙ	Sm 62 САМАРИЙ	Eu 63 ЕВРОПИЙ	Gd 64 ГАДОЛИНИЙ	Tb 65 ТЕРБИЙ	Dy 66 ДИСПРОЗИЙ	Ho 67 ГОЛЬМИЙ	Er 68 ЭРБИЙ	Tm 69 ТУЛИЙ	Yb 70 ИТТЕРБИЙ	Lu 71 ЛЮТЕЦИЙ
* АКТИНОИДЫ													
Th 90 ТОРИЙ	Pa 91 ПРОАКТИНИЙ	U 92 УРАН	Np 93 НЕПТУНИЙ	Pu 94 ПЛУТОНИЙ	Am 95 АМЕРИЦИЙ	Cm 96 КУРИЙ	Bk 97 БЕРКЛИЙ	Cf 98 КАЛИФОРНИЙ	Es 99 ЭЙНШТЕЙНИЙ	Fm 100 ФЕРМИЙ	Md 101 МЕНДЕЛЕВИЙ (НОБЕЛИЙ)	No 102 НОБЕЛИЙ	Lr 103 ЛОУРЕНСИЙ
 - s-элементы - p-элементы - d-элементы - f-элементы													

Группы составляют элементы, имеющие одинаковое число валентных электронов.

s и **p** –элементы помещены в группы по числу электронов во внешнем энергетическом уровне.

d–элементы помещают в группы по сумме s-электронов внешнего слоя и d-электронов предшествующего слоя.

Все **f** –элементы являются элементами 3 группы, образуют 2 семейства из 14 сходных по свойствам элементов (*лантаноиды, актиноиды*).

Элементы каждой группы подразделяются на подгруппы: *главную и побочную.*

Подгруппа – это вертикальный ряд элементов, имеющих одинаковое электронное строение и являющихся электронными аналогами.

s и p –элементы составляют главную подгруппу (A);

d–элементы – побочную (B).

Главную подгруппу 8 группы составляют инертные (благородные) газы: **He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn**, имеющие строение внешнего электронного слоя ns^2np^6 .

Свойства свободных атомов

Зависимость атомных радиусов от заряда ядра имеет периодический характер.

В пределах одного периода с увеличением заряда размеры атомов уменьшаются. Это связано с увеличением притяжения электронов внешнего слоя к ядру по мере возрастания его заряда.

При переходе к следующему периоду, радиусы атомов увеличиваются.

*В пределах подгруппы с возрастанием заряда ядра размеры атомов **увеличиваются** (в группах радиус возрастает сверху вниз).*

Способность атомов легко отдавать внешние электроны и превращаться в «+» - заряженные ионы является наиболее характерным *химическим свойством металлов*.

Для отрыва электрона от нейтрального атома необходимо затратить некоторую энергию, которая называется *энергией ионизации* (E_I , эВ).

В периодах энергия ионизации *возрастает* слева направо, что вызвано сжатием электронных оболочек атома вследствие увеличения заряда ядра.

В группах сверху вниз энергия ионизации *уменьшается* вследствие увеличения радиуса атома и экранирующего действия электронов.

Неметаллы наоборот характеризуются способностью присоединять электроны с образованием «-»-заряженных ионов.

Энергия, которая выделяется при присоединении электрона к атому, называется энергией сродства к электрону ($E_{ср}$, эВ).

У атомов неметаллов сродство к электрону всегда «+» и тем больше, чем ближе к инертному газу расположен элемент.

*В периодах энергия сродства к электрону **возрастает** слева направо, **в группах** – **уменьшается** сверху вниз.*