

ГОУ ВПО «Донбасская Национальная академия строительства и архитектуры»,

кафедра «Прикладная химия»

Курс лекций по дисциплине «Химия»

для студентов 1 курса

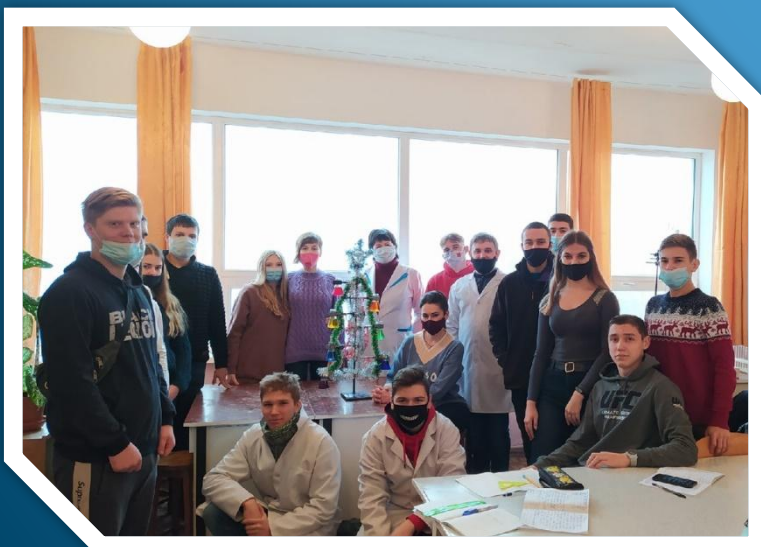
Направление подготовки – 08.03.01 Строительство

«Современная теория строения атома.

Периодический закон и

периодическая система элементов Д.

И. Менделеева»



Макеевка, 2021

Составил:
Ташкинов Ю.А.



Состав вещества.



Атом – наименьшая химическая частица вещества.

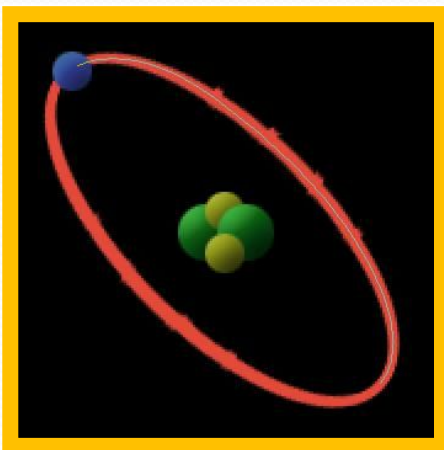
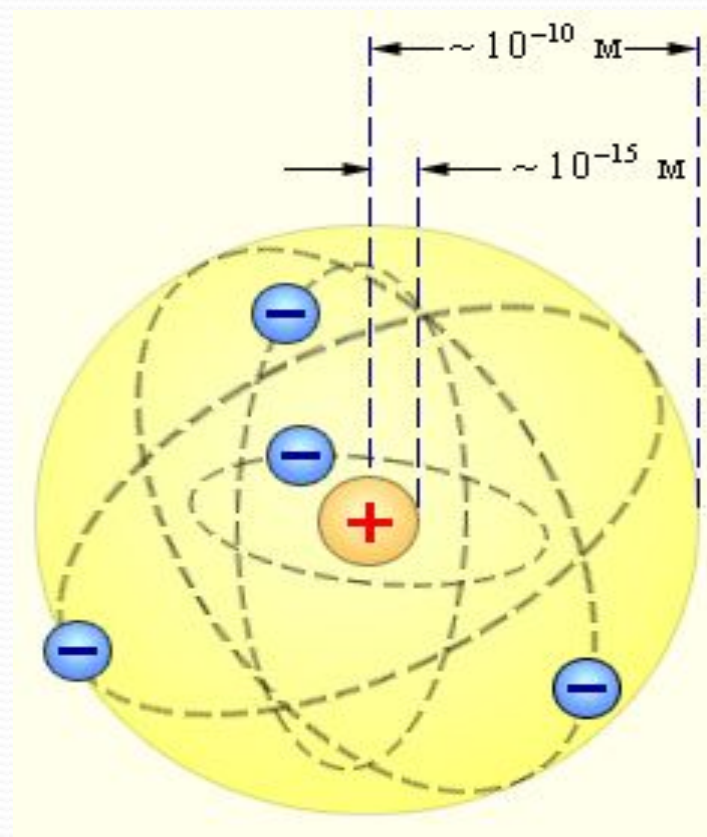
При разрушении атом распадается на более мелкие физические частицы:

e^- – электрон;

p^+ – протон;

n^0 – нейтрон;

число этих частиц у разных атомов различное.

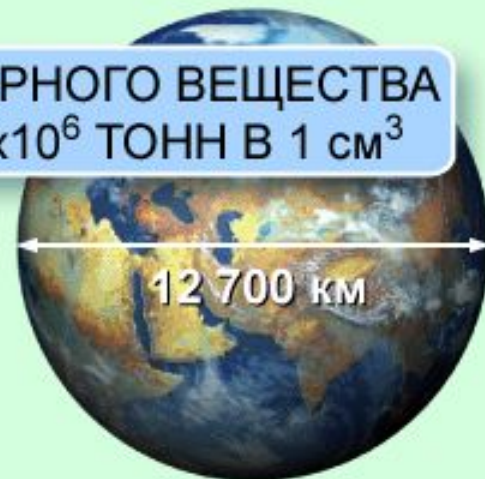
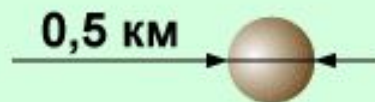


МАССА ПРОТОНА ИЛИ НЕЙТРОНА
В 1840 РАЗ БОЛЬШЕ МАССЫ ЭЛЕКТРОНА



ПОЭТОМУ ПРАКТИЧЕСКИ ВСЯ МАССА
АТОМА СОСРЕДОТОЧЕНА В ЕГО ЯДРЕ

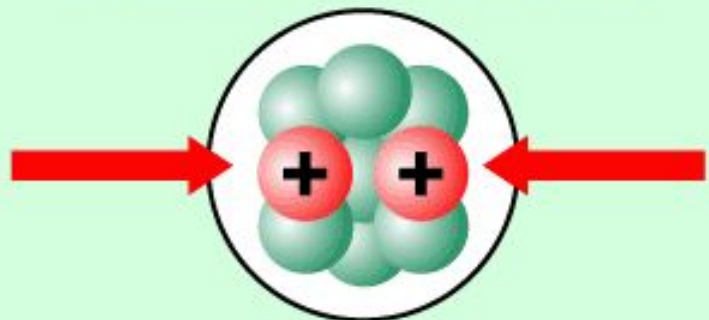
ПЛОТНОСТЬ ЯДЕРНОГО ВЕЩЕСТВА
ОГРОМНА - 100×10^6 ТОНН В 1 см^3



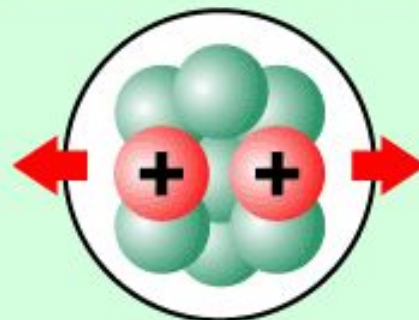
ШАР, СОСТОЯЩИЙ ИЗ ЯДЕРНОГО ВЕЩЕСТВА,
ДИАМЕТРОМ 0,5 км РАВЕН ПО ВЕСУ ЗЕМНОМУ ШАРУ

СИЛЫ, ДЕЙСТВУЮЩИЕ В ЯДРЕ

МЕЖДУ ЧАСТИЦАМИ, ВХОДЯЩИМИ В ЯДРО,
ДЕЙСТВУЮТ ОСОБЫЕ СИЛЫ ВЗАИМНОГО
ПРИТЯЖЕНИЯ - ЯДЕРНЫЕ СИЛЫ



МЕЖДУ ПРОТОНАМИ ЯДРА, ЭЛЕКТРИЧЕСКИ
ОДНОИМЕННО ЗАРЯЖЕННЫМИ ЧАСТИЦАМИ,
ДЕЙСТВУЮТ СИЛЫ ВЗАИМНОГО ОТТАЛКИВАНИЯ



ПО СВОЕЙ ВЕЛИЧИНЕ ЯДЕРНЫЕ СИЛЫ ВЗАИМНОГО ПРИТЯЖЕНИЯ ОГРОМНЫ
И ЗНАЧИТЕЛЬНО ПРЕВОСХОДЯТ СИЛЫ ВЗАИМНОГО ОТТАЛКИВАНИЯ ПРОТОНОВ



Строение электронной оболочки атома

- **Атомная орбиталь** - состояние электрона в атоме. Каждой орбитали соответствует электронное облако.
- Орбитали реальных атомов в основном (невозбужденном) состоянии бывают четырех типов: s, p, d и f.
- **Электронное облако** - часть пространства, в которой электрон можно обнаружить с вероятностью 90 (или более) процентов.



Квантовые числа:



- 1) Главное квантовое число n определяет уровень энергии, которому отвечает данная орбита, и ее удаленность от ядра.
- имеет значения ряда целых чисел от 1 до ∞ . $n_{\max} = 7$ максимальное значение n в электронной структуре атома любого элемента соответствует номеру периода в Периодической системе
 - Значение главного квантового числа n : 1234567...
 - Обозначение энергетического уровня: KLMNOPQ

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ

Периоды	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																Энергетические уровни	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			a
		a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	б		a	
1	1	H 1 водород 1.008																He 2 гелий 4.003	к
2	2	Li 3 литий 6.941	Be 4 бериллий 9.0122	B 5 бор 10.811	C 6 углерод 12.011	N 7 азот 14.007	O 8 кислород 15.999	F 9 фтор 18.998										Ne 10 неон 20.179	л к
3	3	Na 11 натрий 22.99	Mg 12 магний 24.312	Al 13 алюминий 26.982	Si 14 кремний 28.086	P 15 фосфор 30.974	S 16 сера 32.064	Cl 17 хлор 35.453										Ar 18 аргон 39.948	м л к
4	4	K 19 калий 39.102	Ca 20 кальций 22.99	Sc 21 скандий 44.956	Ti 22 титан 47.867	V 23 ванадий 50.941	Cr 24 хром 51.996	Mn 25 марганец 54.938	Fe 26 железо 55.849	Co 27 кобальт 58.933	Ni 28 никель 58.693								н м л к
	5	Cu 29 медь 63.546	Zn 30 цинк 65.38	Ga 31 галлий 69.72	Ge 32 германий 72.59	As 33 мышьяк 74.922	Se 34 селен 78.96	Br 35 бром 79.904											Kr 36 криптон 83.8
5	6	Rb 37 рубидий 85.468	Sr 38 стронций 87.62	Y 39 иттрий 88.906	Zr 40 цирконий 91.224	Nb 41 ниобий 92.906	Mo 42 молибден 95.94	Tc 43 технеций 97.907	Ru 44 рутений 101.07	Rh 45 родий 102.906	Pd 46 палладий 106.42								о н м л к
	7	Ag 47 серебро 107.868	Cd 48 кадмий 112.411	In 49 индий 114.82	Sn 50 олово 118.69	Sb 51 сурьма 121.75	Te 52 теллур 127.6	I 53 йод 126.905											Xe 54 ксенон 131.3
6	8	Cs 55 цезий 132.905	Ba 56 барий 137.34	57-71 лантаноиды		Hf 72 гафний 178.49	Ta 73 тантал 180.948	W 74 вольфрам 183.84	Re 75 рений 186.207	Os 76 осмий 190.23	Ir 77 иридий 192.217	Pt 78 платина 195.084							п о н м л к
	9	Au 79 золото 196.967	Hg 80 ртуть 200.59	Tl 81 таллий 204.37	Pb 82 свинец 207.19	Bi 83 висмут 208.98	Po 84 полоний [210]	At 85 астат [210]											Rn 86 радон [222]
7	10	Fr 87 франций [223]	Ra 88 радий [226]	89-103 актиноиды		Rf 104 резерфордий [261]	Db 105 дубний [262]	Sg 106 сигборгий [263]	Bh 107 борий [262]	Hs 108 хассий [265]	Mt 109 мейтнерий [268]	Ds 110 дармштадтий [281]							п о н м л к



ВЫСШИЕ ОКСИДЫ	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ				RH_4	RH_3	H_2R	RH	

ЛАНТАНОИДЫ

Pr 59 примидий 140.908	Nd 60 неодим 144.242	Pm 61 прометий [145]	Sm 62 самарий 150.36	Eu 63 европий 151.96	Gd 64 гадолиний 157.25	Tb 65 тербий 158.926	Dy 66 диспрозий 162.5	Ho 67 гольмий 164.93	Er 68 эрбий 167.26	Tm 69 тулий 168.934	Yb 70 иттербий 173.04	Lu 71 лютеций 174.97
--	--------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	--	--------------------------------------	---------------------------------------	--------------------------------------	------------------------------------	-------------------------------------	---------------------------------------	--------------------------------------

АКТИНОИДЫ

Ra 88 радий [226]	U 92 уран 238.29	Np 93 нептуний [237]	Pu 94 нептуний [237]	Am 95 амерций [243]	Cm 96 кюрий [247]	Bk 97 берклий [247]	Cf 98 калifornий [251]	Es 99 эйнштейний [254]	Fm 100 фермий [257]	Md 101 менделевий [258]	No 102 нобелий [259]	Lr 103 лоуренсий 260.10
-----------------------------------	----------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	--	--	-------------------------------------	---	--------------------------------------	---



Квантовые числа:

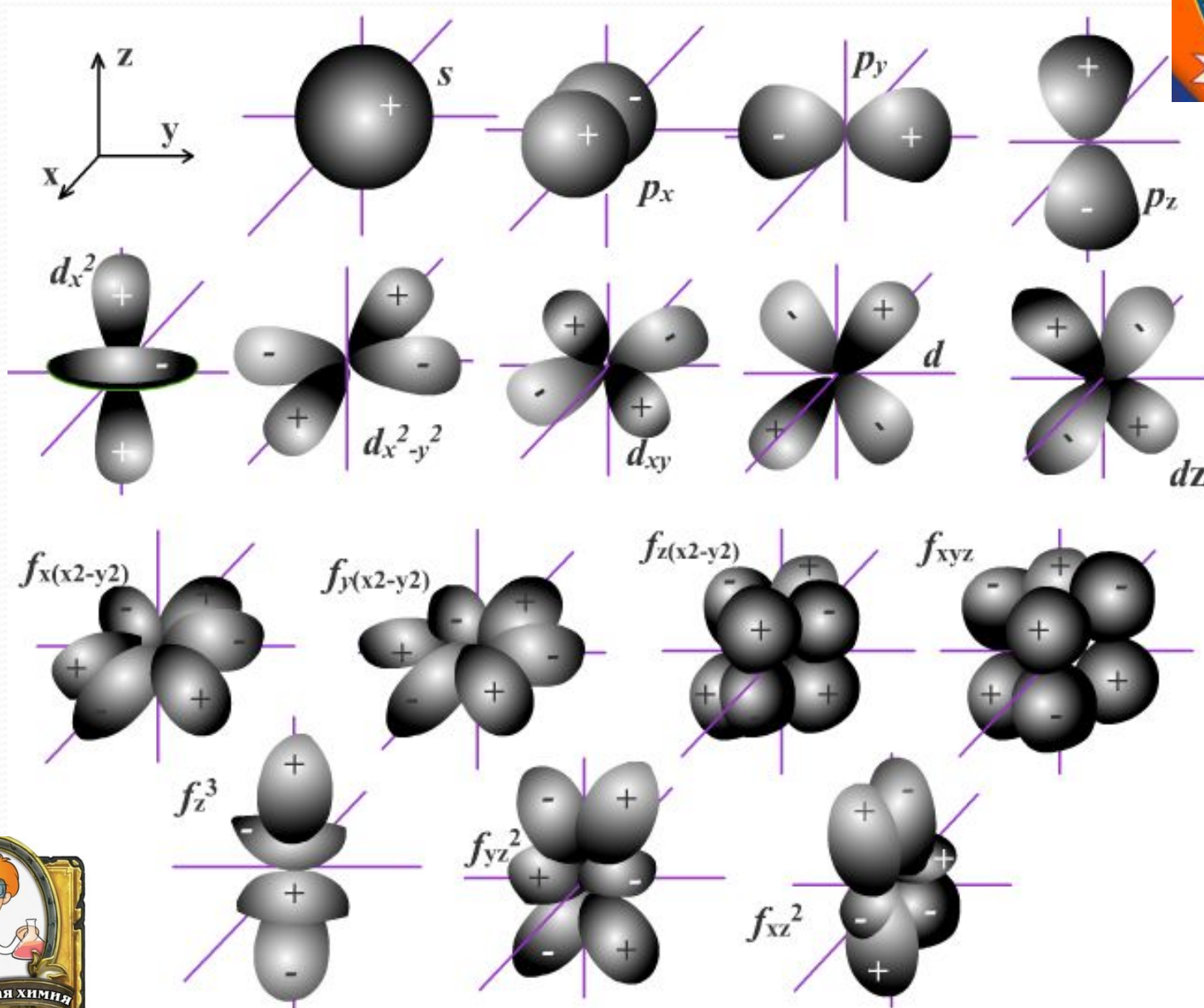


2) Орбитальное, побочное или азимутальное квантовое число l характеризует момент количества движения электрона относительно центра орбиты.

● может иметь значения: $l = \text{от } 0 \text{ до } (n - 1)$

Подуровень	s	p	d	f
Число орбиталей	1	3	5	7
$l =$	0	1	2	3

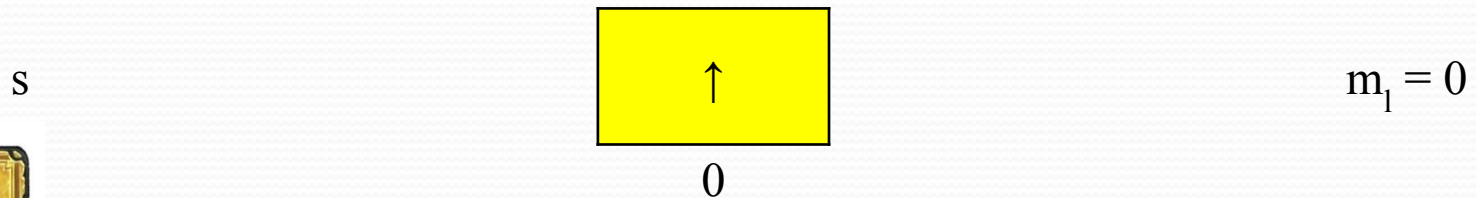
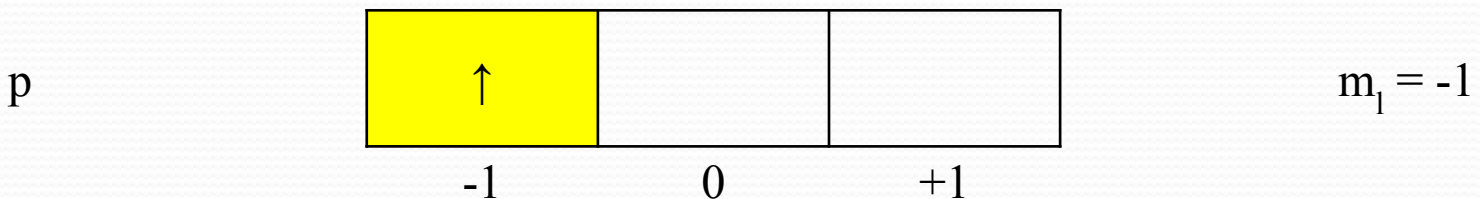
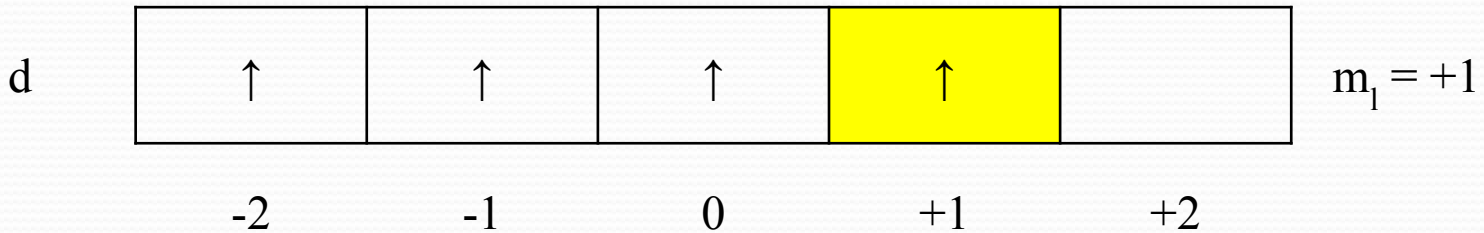
Типы АО





Квантовые числа: $m_l = 2l + 1$

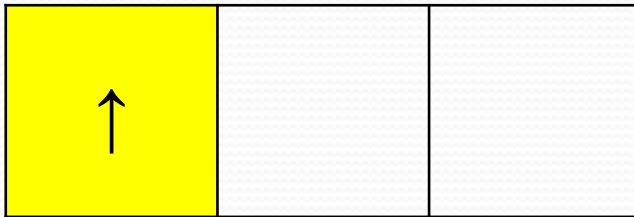
3) Магнитное квантовое число m определяет положение плоскости орбиты электрона в пространстве.



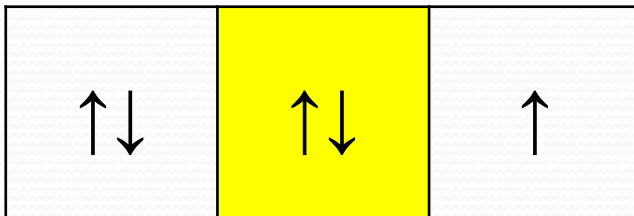


Квантовые числа:

- 4) Спиновое квантовое число s определяет направление вращения электрона, может принимать только два значения:



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



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



Принцип наименьшей энергии

- Электроны заполняют орбитали в порядке возрастания энергии орбиталей.





Принцип Паули

- В атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми.
- В одной квантовой ячейке могут находиться максимум два электрона с антипараллельными спинами.
- Число электронов на уровнях: $Ne = 2n^2$

$$n = 1 \Rightarrow Ne = 2$$

$$n = 2 \Rightarrow Ne = 8$$

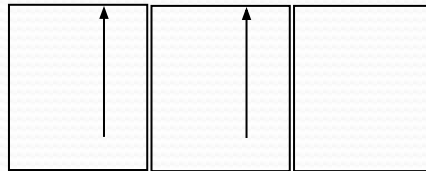
$$n = 3 \Rightarrow Ne = 18$$

$$n = 4 \Rightarrow Ne = 32$$



Правило Хунда

- Заполнение орбиталей с одинаковым значением l (подуровни) отвечают принципу максимальной мультиплетности – одному из правил Гунда: электроны в данном энергетическом подуровне стремятся занять энергетические состояния таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным.



$$\Sigma S = \frac{1}{2} \cdot 2 = 1$$



Правила Клечковского

1. Первым заполняется тот подуровень, для которого сумма главного квантового числа (n) и орбитального (l) минимальна:

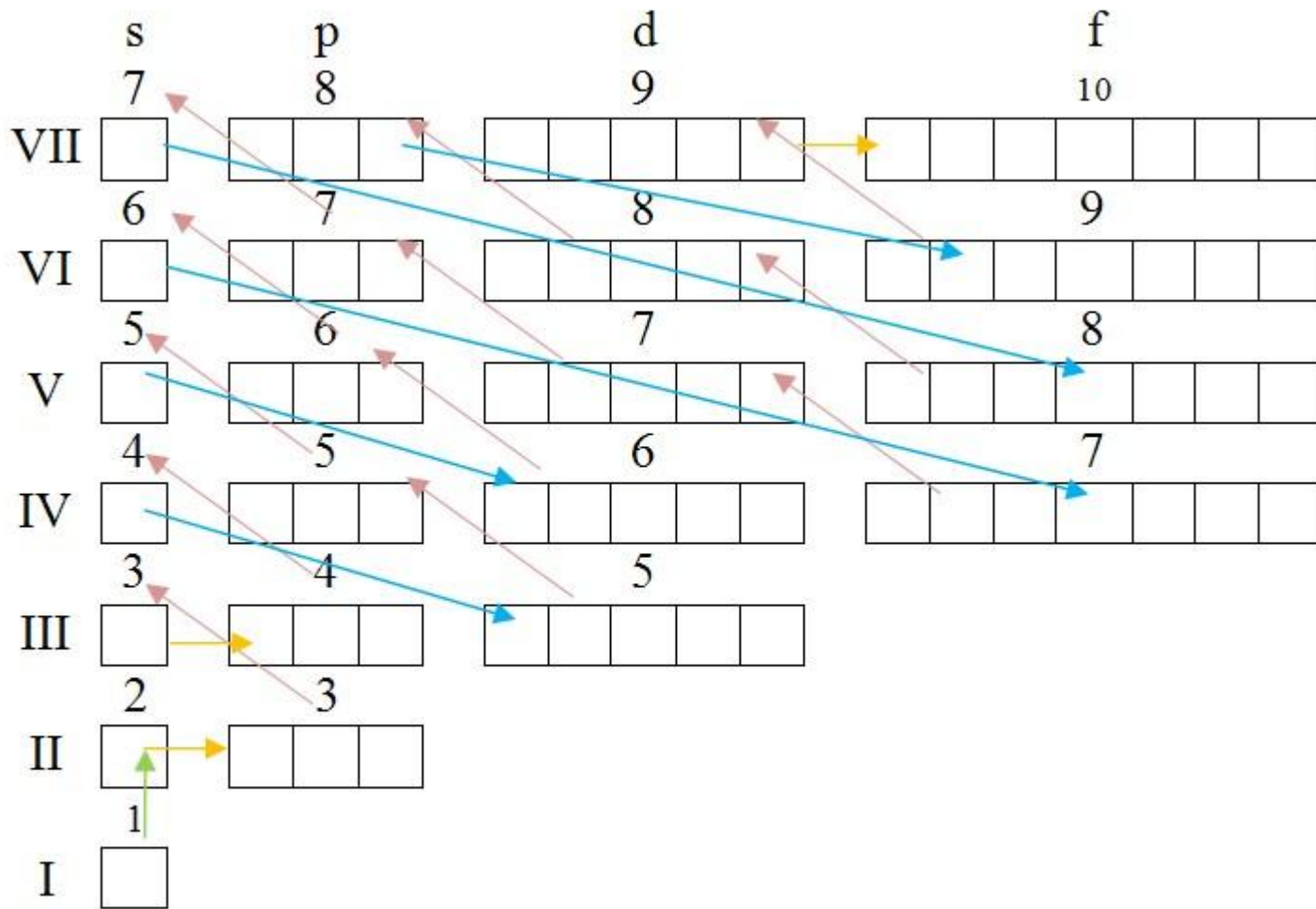
$$n_1 + l_1 < n_2 + l_2$$

2. Если суммы ($n_1 + l_1$) и ($n_2 + l_2$) равны, то первым заполняется тот подуровень, для которого значение главного квантового числа минимально:

$$\begin{aligned} n_1 + l_1 &= n_2 + l_2 \\ n_1 &< n_2 \end{aligned}$$



Правила заполнения электронами энергетических уровней

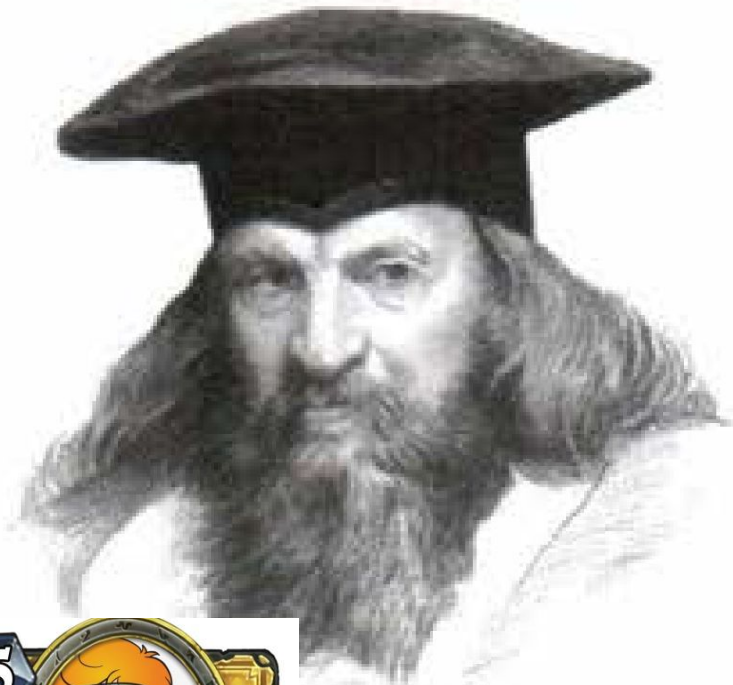


1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p ...



Периодический закон

- Свойства элементов (физические и химические), а также их простых соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра атома (1869 год)





Структура «короткопериодной» периодической системы элементов

Период – горизонтальный ряд элементов, начинающийся щелочным металлом и заканчивающийся инертным газом. **Малые** периоды состоят из одного ряда элементов (I, II, III периоды). **Большие периоды** содержат по два (IV, V) и три ряда элементов (VI, VII периоды). Всего 7 периодов на данный момент.

Группа – вертикальный столбец элементов, имеющих хотя бы одну общую валентность. **Главная подгруппа** – подгруппа, начинающаяся элементом малого периода, **побочная подгруппа** - подгруппа, начинающаяся элементом большого периода.



1. Порядковый номер элемента равен заряду ядра атома, а значит равен числу протонов в ядре и числу электронов в атоме.
2. Номер периода, в котором находится элемент, показывает количество электронных слоёв в атоме.
3. Номер группы показывает количество электронов на внешнем уровне (для элементов главных подгрупп).
4. Свойства элементов определяются их строением. Элементы, имеющие на последнем слое 1 – 3 электрона являются *металлическими*, 4 – 8 электронов – *неметаллическими*.

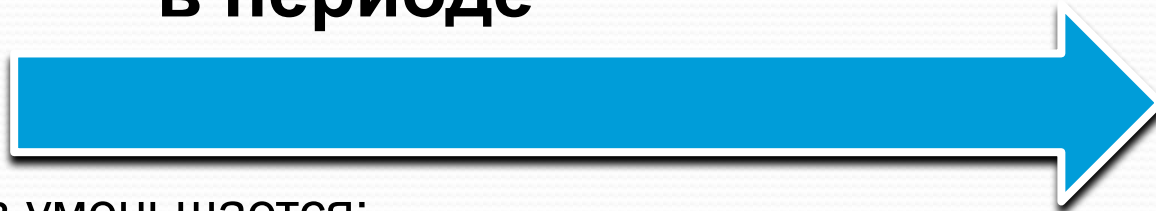


Количество электронов на внешнем энергетическом уровне

- Для элементов главных подгрупп: равно номеру группы
- Для элементов побочных подгрупп: как правило = 2
- Исключения:
Cr, Cu, Nb, Mo, Ru, Rh, Ag, Pt, Au = 1;
Pd = 0



Закономерности изменения свойств химических элементов и образованных ими простых веществ в периоде

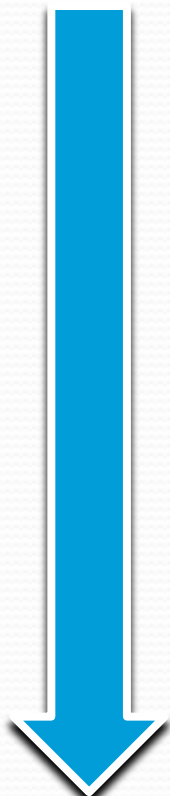


- ✓ радиус атомов уменьшается;
- ✓ восстановительные свойства элементов и образованных ими простых соединений ослабевают, окислительные свойства усиливаются;
- ✓ металлические свойства простых веществ ослабевают, неметаллические усиливаются;
- ✓ кислотный характер оксидов и гидроксидов усиливается, основной ослабевает;
- ✓ электроотрицательность увеличивается;
- ✓ количество электронов на внешнем уровне увеличивается;
- ✓ заряд ядер атомов увеличивается;
- ✓ атомные массы элементов увеличиваются;
- ✓ число электронных слоёв в атоме не изменяется.

Закономерности изменения свойств химических элементов и образованных ими простых веществ в группе

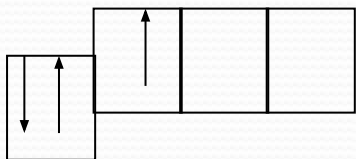


- ✓ радиус атомов увеличивается;
- ✓ восстановительные свойства элементов и образованных ими простых соединений усиливаются, окислительные свойства ослабевают;
- ✓ металлические свойства простых веществ усиливаются, неметаллические ослабевают;
- ✓ основной характер оксидов и гидроксидов усиливается, кислотный ослабевает;
- ✓ электроотрицательность уменьшается;
- ✓ количество электронов на внешнем уровне не изменяется;
- ✓ заряд ядер атомов увеличивается;
- ✓ атомные массы элементов увеличиваются;
- ✓ число электронных слоёв в атоме увеличивается.

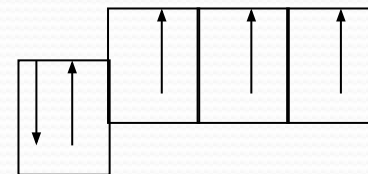




- Способность атома данного элемента образовывать химическую связь или соединения определенного состава называется **валентностью (V)**.
- **Спинвалентность (СВ)** равна числу неспаренных валентных электронов



Алюминий
 $V = 3, СВ = 1$



Фосфор
 $V = 5, СВ = 3$

Энергетические характеристики атомов



- Энергия ионизации (ионизационный потенциал, I) – это минимальная энергия, необходимая для отрыва одного, двух или более электронов от нейтрального (невозбужденного) атома. кДж/моль или в эВ/атом. Может служить мерой большей или меньшей «металличности» элемента.
- Средством к электрону называется энергия, которая выделяется при присоединении электрона к атому. Она обозначается $E_{\text{ср}}$ и измеряется в тех же единицах, что и энергия ионизации.
- Электроотрицательность (ЭО)

$$\chi = \frac{I + E_{\text{ср}}}{2}$$

Таблица Полинга (ЭО)



H 2.20																	He n.a.
Li 0.98	Be 1.57											B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne n.a.
Na 0.93	Mg 1.31											Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar n.a.
K 0.82	Ca 1.00	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3.00
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.60	Mo 2.16	Tc 1.90	Ru 2.20	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.10	I 2.66	Xe 2.60
Cs 0.79	Ba 0.89	La 1.10	Hf 1.30	Ta 1.50	W 2.36	Re 1.90	Os 2.20	Ir 2.20	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.00	At 2.20	Rn n.a.
Fr 0.70	Ra 0.89	Ac 1.10	Rf n.a.	Db n.a.	Sg n.a.	Bh n.a.	Hs n.a.	Mt n.a.	Ds n.a.	Rg n.a.	Uub n.a.	—	Uuq n.a.	—	—	—	—



План характеристики элемента (1)



1. Название элемента
2. Положение в таблице
3. Заряд ядра
4. Общее число электронов
5. Число валентных электронов. Назвать электронные аналоги.
6. Количество энергетических уровней
7. Распределение электронов по энергетическому уровню
 - а. графическая формула,
 - б. электронная формула

План характеристики элемента (2)



8. Электронное семейство
9. Валентность, спинвалентность.
10. Поведение в химических реакциях.
11. Сравнение активности с соседями в таблице.
12. Суммарный спин. Валентность. Спинвалентность
13. ВСО. Привести пример оксида и гидроксида.
14. НСО. Привести пример оксида и гидроксида.
(только неметаллы)
15. Охарактеризовать 4-мя квантовыми числами.



Спасибо за
ВНИМАНИЕ

