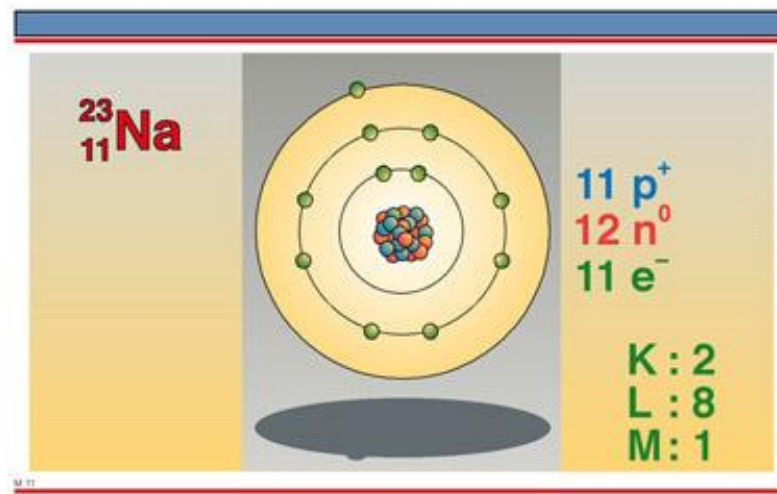
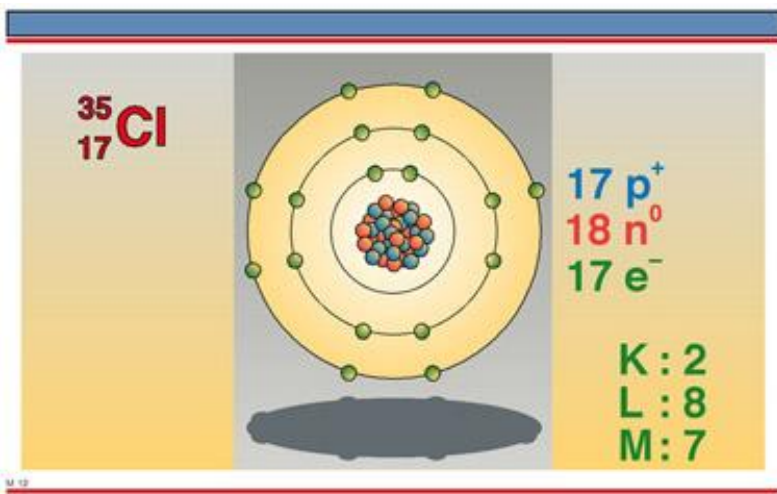


СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН МЕНДЕЛЕЕВА

Лекция 2

Перевезенцева Дарья Олеговна, к.х.н., доцент



План лекции

- 1. Принципы построения электронных структур и способы их изображения.*
- 2. Периодический закон Менделеева.*

Квантовые числа

- **Главное квантовое число (n)** –
- характеризует энергию электрона в атоме,
- n принимает значения от 1 до ∞ .
- Обозначают уровни: K, L, M, N.

Орбитальное квантовое число (l) –

определяет форму АО и принимает значения от 0 до $(n-1)$.

При $n = 1$ $l = 0$

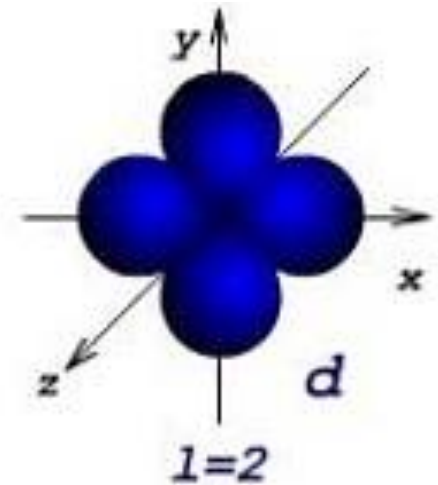
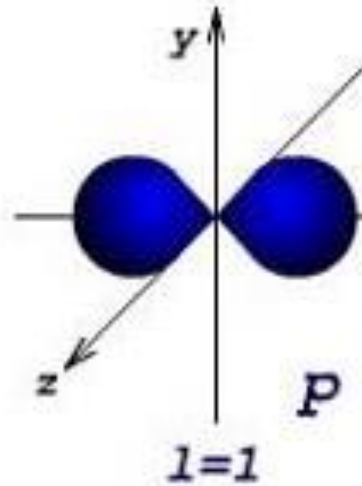
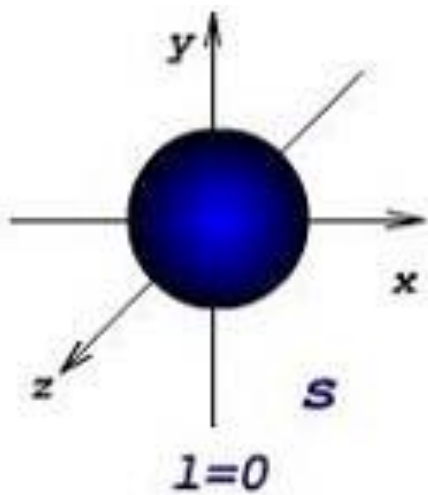
При $n = 2$ $l = 0, 1$

При $n = 3$ $l = 0, 1, 2$

Обозначение l :

Значение l	0	1	2	3	4	5
Обозначение l	s	p	d	f	g	h

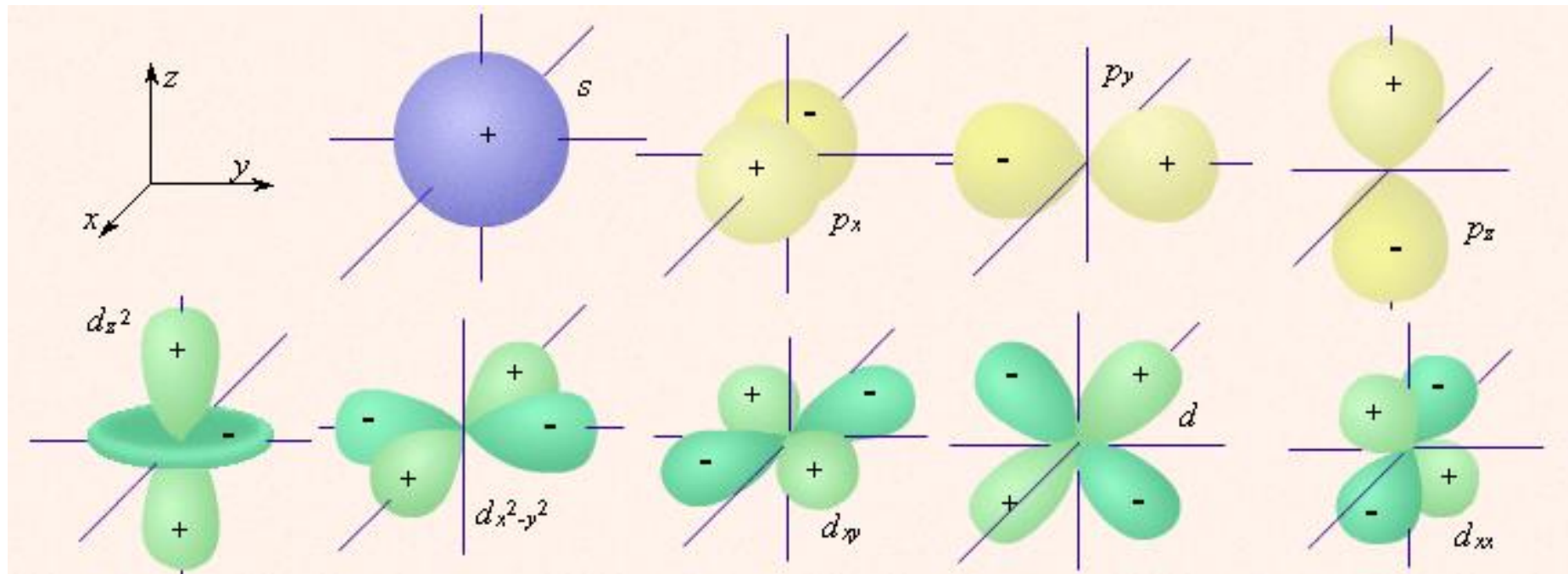
Граничная поверхность



Магнитное квантовое число (m_l)

- характеризует пространственную ориентацию АО и принимает значения: $0, \pm 1, \pm 2 \dots \pm l$.

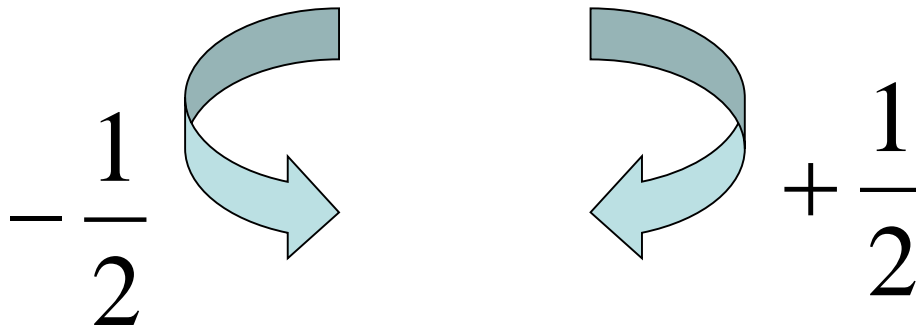
Ориентация АО в пространстве



n	l	m_l	Число АО	Условные обозначения
1	0	0	1	—
2	0	0	4	— — — —
	1	+1;0;-1		—
3	0	0	9	— — — — —
	1	+1;0;-1		— — — —
	2	+2;+1;0;-1;-2		—
4	0	0	16	
	1	+1;0;-1		
	2	+2;+1;0;-1;-2		
	3	+3;+2;+1;0;-1;-2;-3		8

Спиновое квантовое число (m_s) –

- характеризует собственный магнитный момент движения – спин,
- принимает значения – $+1/2$ и $-1/2$.



3. Принципы заполнения атомных орбиталей электронами

- ***Принцип наименьшей энергии***
- Электроны в атоме распределяются по АО, таким образом, чтобы энергия атома была наименьшей.

Принципы заполнения атомных орбиталей электронами

- **Правило 1-е Клечковского (1951)**

С ростом атомного номера элемента электроны размещаются последовательно на АО в при увеличении суммы главного и орбитального квантовых чисел - $(n+l)$.

- **Правило 2-е Клечковского (1951)**

- При равенстве суммы $(n + l)$ двух подуровней, электрон занимает подуровень с наименьшим значением n .

-

...3s	3p	3d	4s	4p...
(3+0)	(3+1)	(3+2)	(4+0)	(4+1)
3	4	5	4	5

применяем второе правило
Клечковского.

...3s 3p 4s 3d 4p...



Увеличение E

- **$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s \approx 4f \approx 5d < 6p < 7s \approx 5f \approx 6d < 7p.$**

Принцип Паули (1925г)

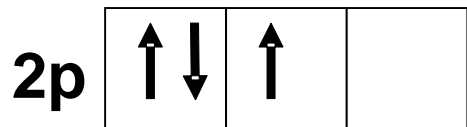
В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором четырёх квантовых чисел.

Максимальная емкость:

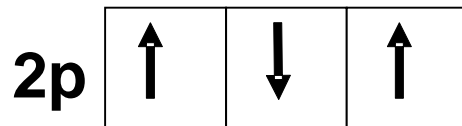
- на одной АО - 2 электрона;
- на подуровне l – $2(2l+1)$ электронов;
- на уровне n – $2n^2$ электронов.

Правила Гунда (1927)

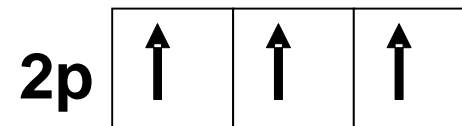
Суммарное спиновое число электронов данного подуровня должно быть максимальным.



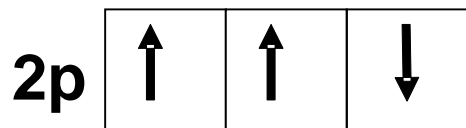
$$\frac{1}{2} + \left(-\frac{1}{2}\right) + \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$$



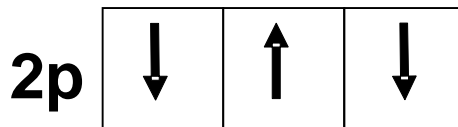
$$\frac{1}{2} + \left(-\frac{1}{2}\right) + \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$$



$$\frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = \frac{3}{2}$$



$$\frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \left(-\frac{1}{2}\right) = \frac{1}{2}$$



$$\left(-\frac{1}{2}\right) + \frac{1}{2} + \left(-\frac{1}{2}\right) = -\frac{1}{2}$$

↑
max
суммарный
спин

Электронные формулы

Полная электронная формула отражает порядок заполнения электронами АО, уровней и подуровней.

Например: ${}_{32}\text{Ge } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$.

Электронная формула валентных электронов записывается только для электронов, которые могут принимать участие в образовании химических связей:

${}_{32}\text{Ge } \dots 4s^2 4p^2$

Семейство элементов	Электронная формула валентных электронов
s – элементы	ns
p – элементы	$ns np$
d - элементы	$ns (n-1)d$

d – элементы ($Sc ..4s^23d^1$, $V ..4s^23d^3$);

Канонические формулы валентных электронов

Устойчивость орбитальных электронных конфигураций

- особой устойчивостью обладают заполненные (s^2 , p^6 , d^{10} , f^{14}) и наполовину заполненные (p^3 , d^5 , f^7) конфигурации.

каноническая электронная формула Cr (хром) - $4s^23d^4$,
а в действительности - $4s^13d^5$.

4. Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева (1869)

Первоначальная формулировка:

**свойства элементов, а также образуемых ими
простых и сложных веществ, находятся в
периодической зависимости от атомных масс
элементов.**

Современная формулировка периодического закона:

- **свойства элементов, а также образуемых ими простых и сложных веществ, находятся в периодической зависимости от заряда ядра их атомов.**

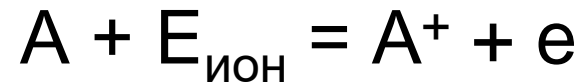
Периодичность изменения свойств элементов

1. Радиусы атомов

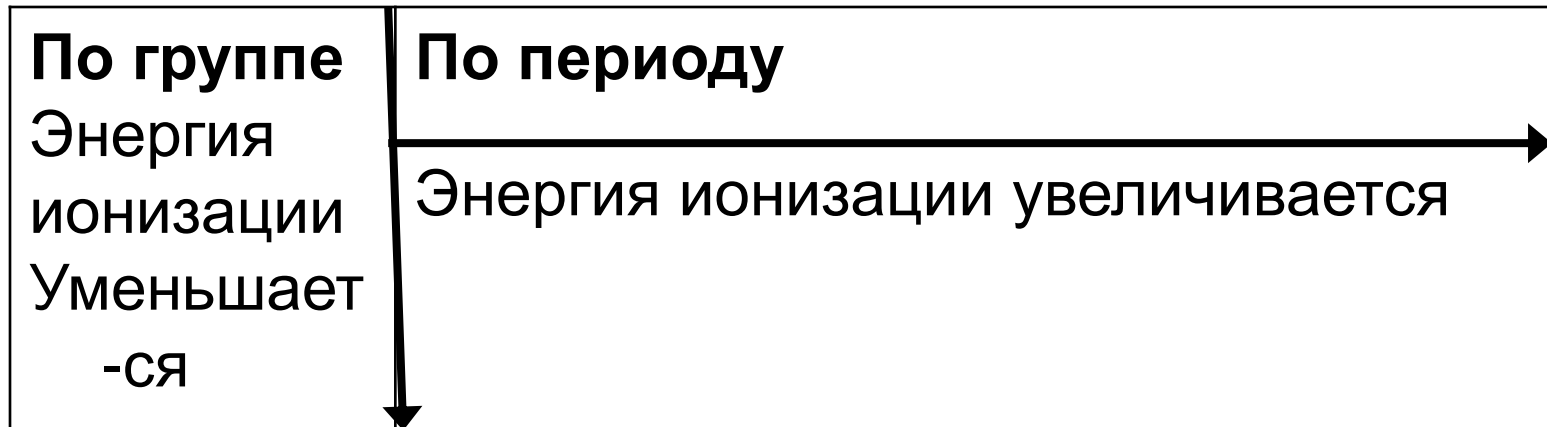
<p>По группе Радиусы атомов увеличиваются (увеличивается число электрон-ных уровней)</p>	<p>По периоду</p> <p>Радиусы атомов уменьшаются (электронная оболочка ядра уплотняется из-за увеличения заряда ядра и ув-я притяжения электронов к ядру)</p>
---	---

Энергия ионизации $E_{\text{ион}}$ –

- энергия, необходимая для отрыва электрона от атома



- $[E_{\text{ион}}] = \text{кДж/моль}$



Сродство к электрону $E_{\text{ср}}$ –

энергия, которая выделяется при присоединении электрона к атому.

$[E_{\text{ср}}] = \text{кДж/моль}$.

Величина $E_{\text{ср}}$ равна по величине и обратна по знаку энергии ионизации отрицательно заряженного атома.

Наибольшим сродством обладают р-элементы VII группы
Наименьшим - элементы с конфигурацией s^2 (He, Be, Mg, Zn) или наполовину или полностью заполненными р-подобными орбиталями (Ne, Kr, Ar, N, P, As).

Электроотрицательность –

- способность атома данного элемента оттягивать на себя электронную плотность атома другого элемента.
- Самый электроотрицательный элемент – фтор.