



**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«КУБАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»
МИНЗДРАВА РОССИИ
(ФГБОУ ВО КубГМУ Минздрава России)**

**факультет довузовской
подготовки**

ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМА

**ПРЕПОДАВАТЕЛЬ ХИМИИ
АПЕНЫШЕВА Т.Е.**

Атом – химически неделимая электронейтральная частица

Атом состоит из **атомного ядра** и **электронов**
Атомное ядро образовано **нуклонами** – **протонами** и **нейтронами**

Свойства некоторых элементарных частиц:

Частица	Символ*	Масса, а.е.м.	Заряд, e
Протон	${}_1^1p$	1	+1
Нейтрон	${}_1^0n$	1	0
Электрон	e^-	0	-1

Атомное ядро характеризуется **массовым числом**

$$A = Z + N$$

Z – число протонов (заряд)

N – число нейтронов

A – число нуклонов (массовое число)

Атомы с разными **A**, но одинаковыми **Z** называются **изотопами**

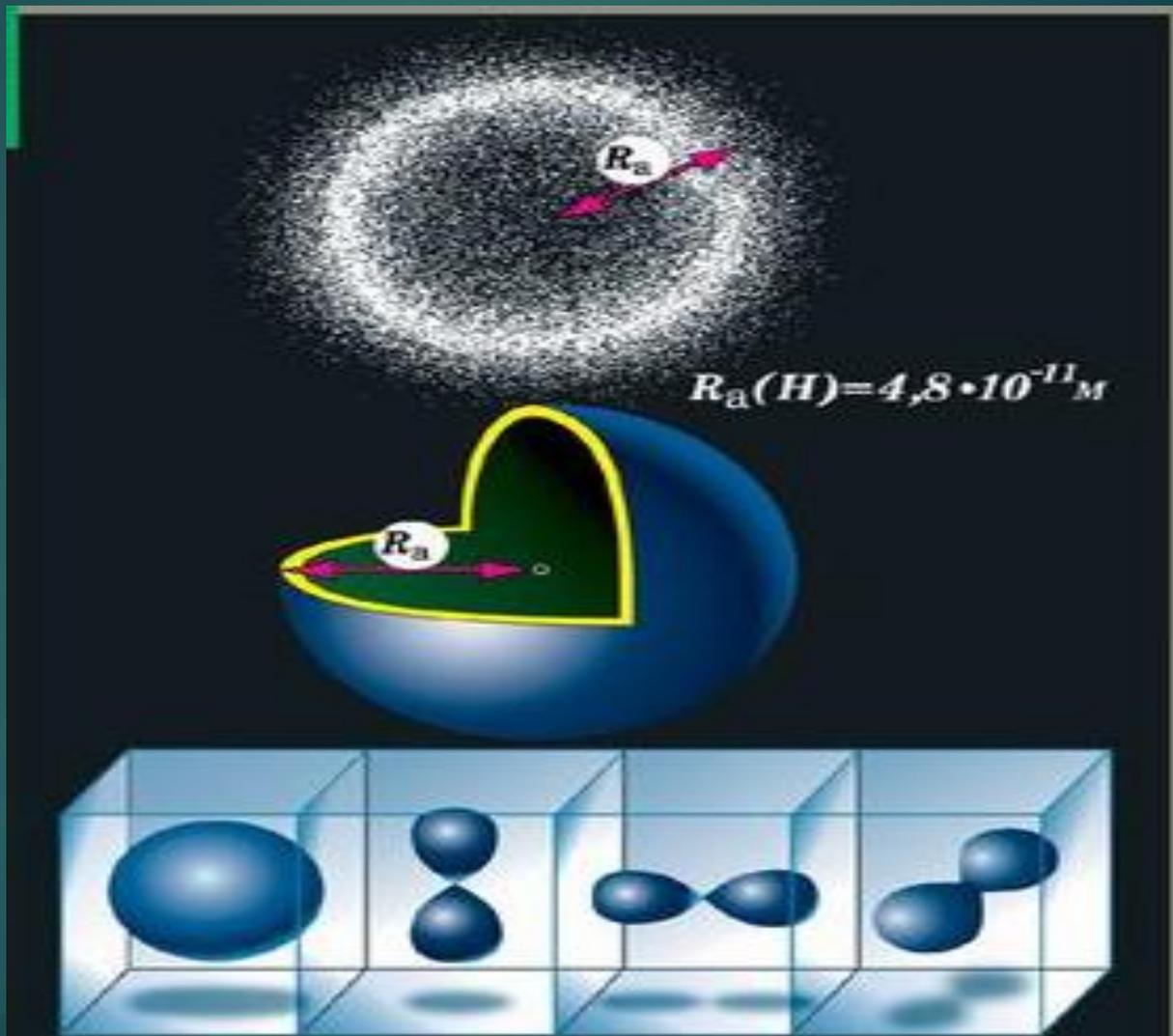
Примеры изотопов: ${}^{10}\text{B}$, ${}^{11}\text{B}$, ${}^{12}\text{C}$, ${}^{13}\text{C}$, ${}^{14}\text{C}$, ${}^{121}\text{Sb}$, ${}^{123}\text{Sb}$, ${}^{235}\text{U}$, ${}^{238}\text{U}$, ${}^{239}\text{U}$

Изотопно чистые элементы: ${}^{19}\text{F}$, ${}^{27}\text{Al}$, ${}^{31}\text{P}$, ${}^{55}\text{Mn}$, ${}^{197}\text{Au}$, ${}^{209}\text{Bi}$

Квантово-механическая модель строения атома:

- В 1924 г. немецкий физик Эрвин Шрёдингер предложил современную модель атома;
- Электрон обладает свойствами и частицы и волны (корпускулярно-волновой дуализм);
- В основе этой модели вероятностный подход: положение электрона в атоме может быть определено лишь с некоторой долей вероятности (в соответствии с принципом неопределенности Гейзенберга).

Строение атома



Волновая функция, являющаяся решением уравнения Шредингера, называется **орбиталью** – областью пространства, вероятность нахождения электрона в которой $\geq 95\%$

Квантовые числа, характеризующие электрон в атоме

Квантовое число	Принимаемые значения	Характеризуемое свойство	Примечание
Главное (n)	1, 2, 3, ..., ∞	Энергия (E) уровня. Среднее расстояние (r) от ядра	$n = \infty$ — отсутствие взаимодействия с ядром, $E = 0$
Орбитальное (l)	0, 1, ..., ($n - 1$) всего n значение для данного n	Орбитальный момент количества движения — форма орбитали	Обычно используют буквенные символы: $l: 0 \ 1 \ 2 \ 3 \ 4$ $s \ p \ d \ f \ g$
Магнитное (m_l)	$-l, \dots, 0, \dots, l$ всего $2l + 1$ значение для данного l	Ориентация момента количества движения — расположение орбитали в пространстве	При помещении в магнитное поле орбитали с различными m_l имеют разную энергию
Спиновое (m_s)	$\pm 1/2$ не зависит от свойств орбитали	Ориентация собственного магнитного момента	Обозначают \uparrow или \downarrow

КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

—●— $n = 4$

—●— $n = 3$

—●— $n = 2$

—●— $n = 1$



ядро

Главное квантовое число (n) определяет энергию электрона и, следовательно, его среднее расстояние от ядра.

Принято считать, что главное квантовое число характеризует определенный энергетический уровень.

Число n может принимать только целые положительные значения

$n = 1, 2, 3, \dots$

КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

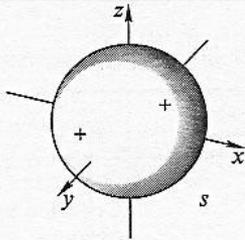
Орбитальное (побочное) квантовое число (L) характеризует «форму» орбитали – плотность вероятности нахождения электрона у ядра.

Орбитальное квантовое число принимает значения от нуля до $(n-1)$

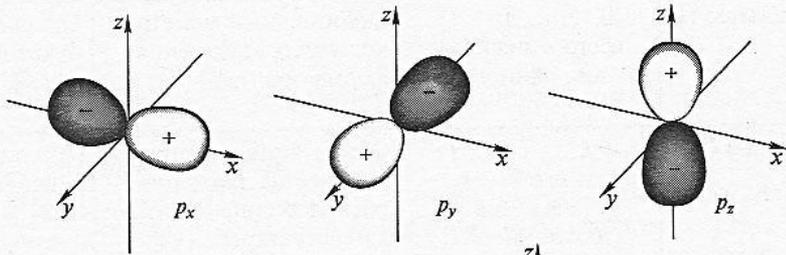
$$L = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$$

L	0	1	2	3	4	5
Обозначение	s	p	d	f	g	h

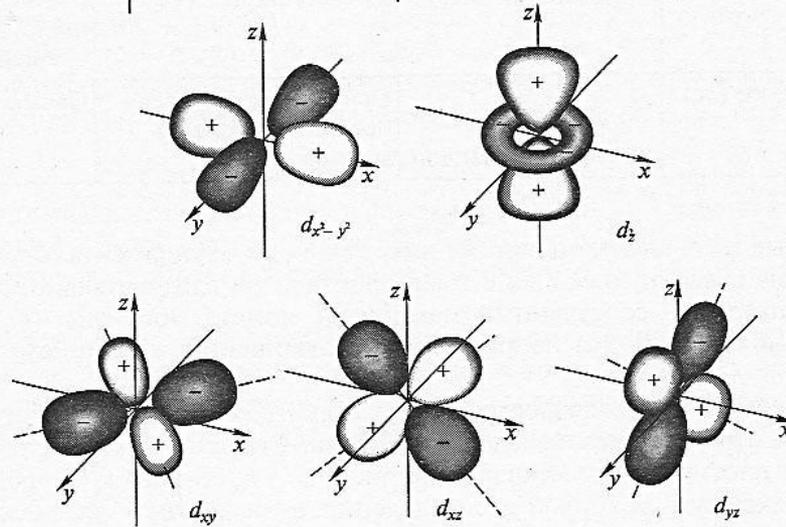
$l=0$
(s)



$l=1$
(p)

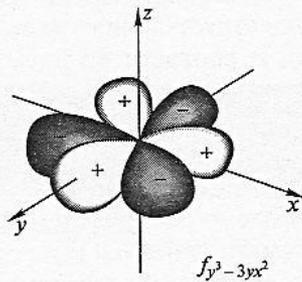


$l=2$
(d)



$l=3$
(f)

Пример одной из семи орбиталей



Побочное (орбитальное) квантовое число l (форма АО), $l = 0, 1, 2, 3 \dots n-1$

! Квантовые числа n , l и m_l определяют энергию, форму и пространственное расположение орбиталей

Магнитное квантовое число m

-положение АО в пространстве относительно внешнего магнитного и электрического поля

→ от $+l$ до $-l$, включая 0

→ $(2l+1)$ АО

→ $l = 0$ (s - орбиталь) → одна

→ $l = 1$ (p - орбитали) → три

→ $l = 2$ (d - орбитали) → пять

КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

Магнитное квантовое число (m_l)
определяет ориентацию орбитали
в пространстве

Численные значения числа m_l
выражаются
следующей зависимостью:

$$m_l = -l, \dots, -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3, \dots, +l$$

Спиновое квантовое число s

- направление собственного магнитного момента.

➔ $+ \frac{1}{2}$ и $- \frac{1}{2}$

➔ Суммарное число АО = n^2 (1, 4, 9, 16)

➔ Стремление электронов к минимуму энергии

КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

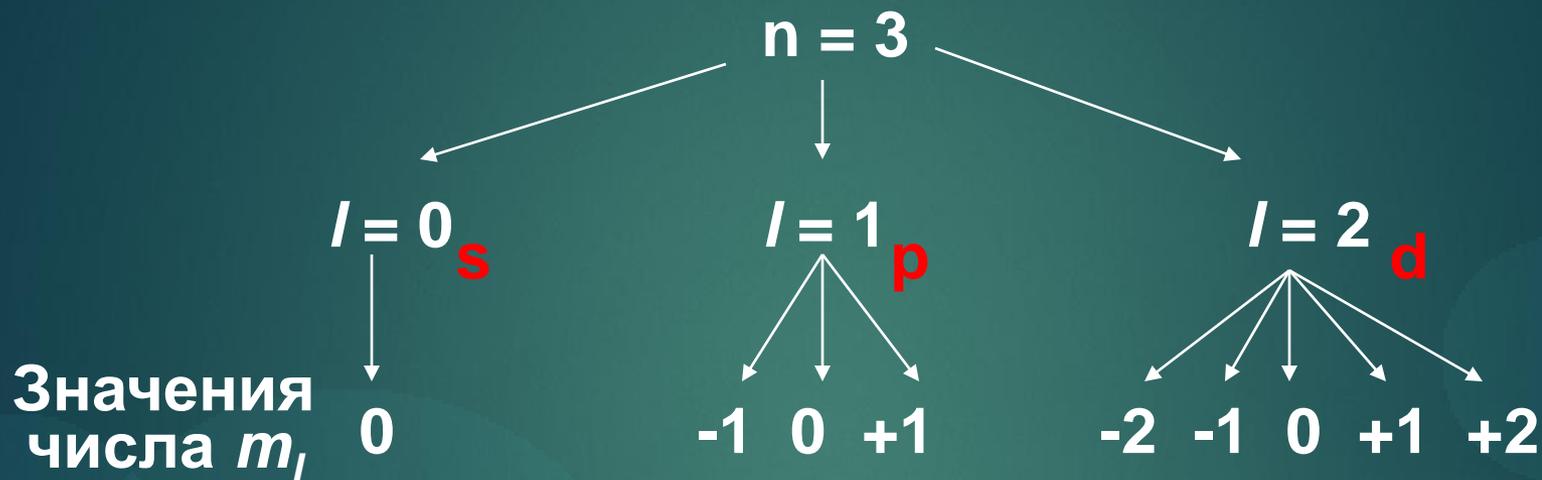
Спиновое квантовое число (m_s или S)
Характеризует собственное
вращательное движение электрона –
«СПИН»

Поскольку возможны только два
направления собственного вращения
электрона, то и спин имеет два значения:
↑ и ↓.

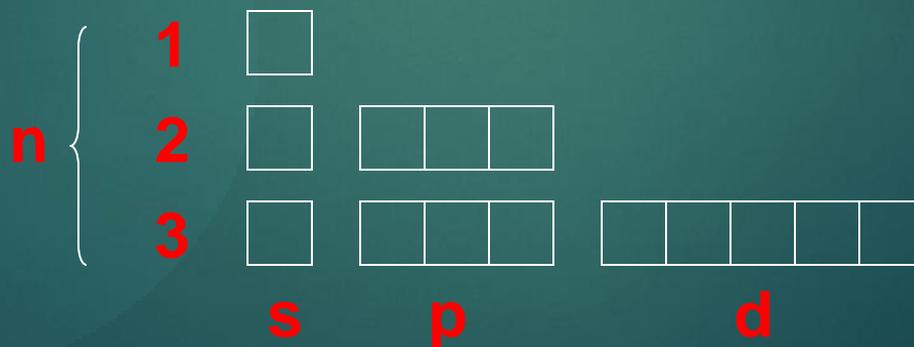
$$m_s = -\frac{1}{2} \text{ и } +\frac{1}{2}$$

КВАНТОВЫЙ «ПАСПОРТ» ЭЛЕКТРОНА

19.09.2019

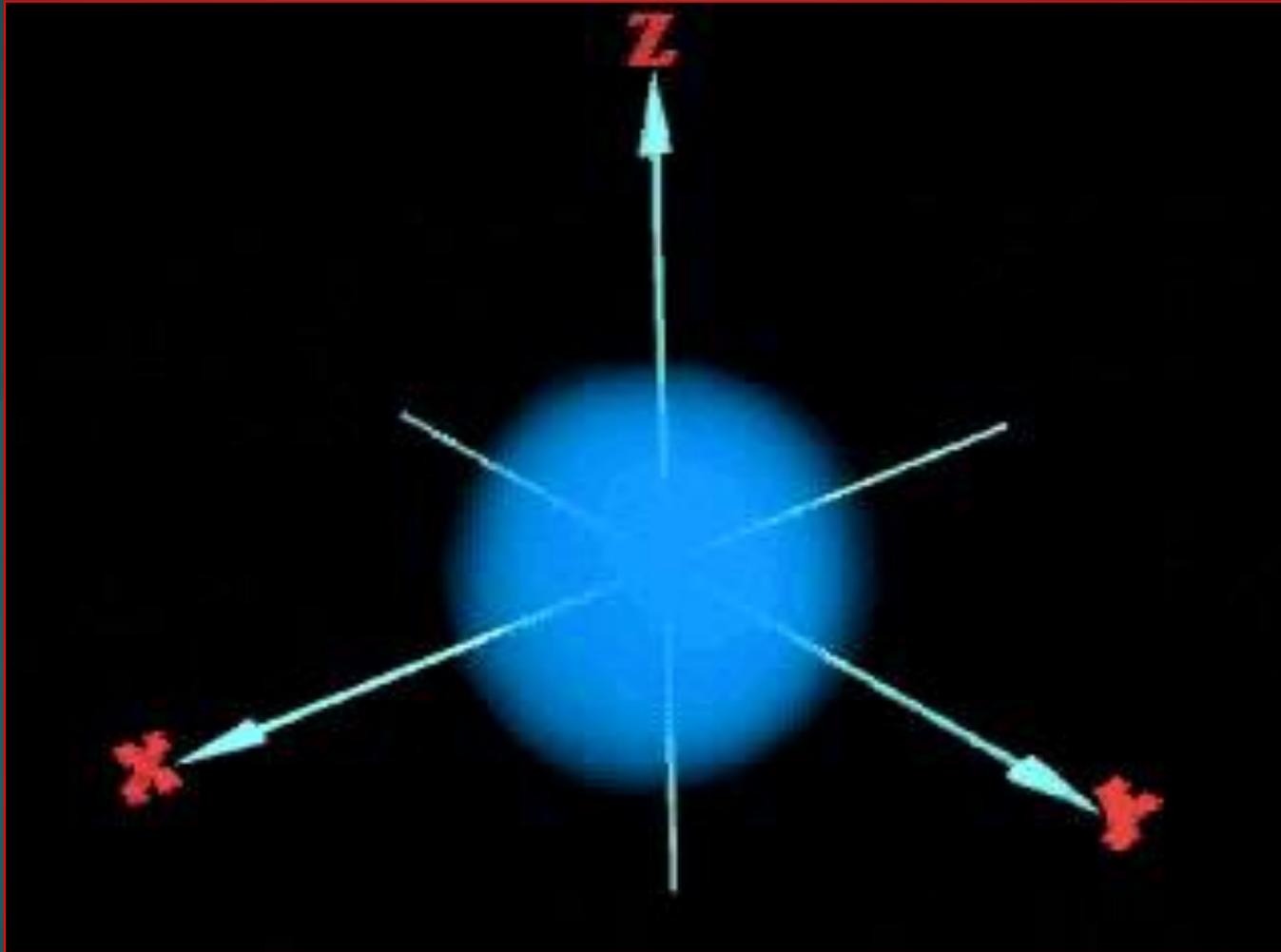


КВАНТОВАЯ «СЕТКА» АТОМА



s-орбиталь

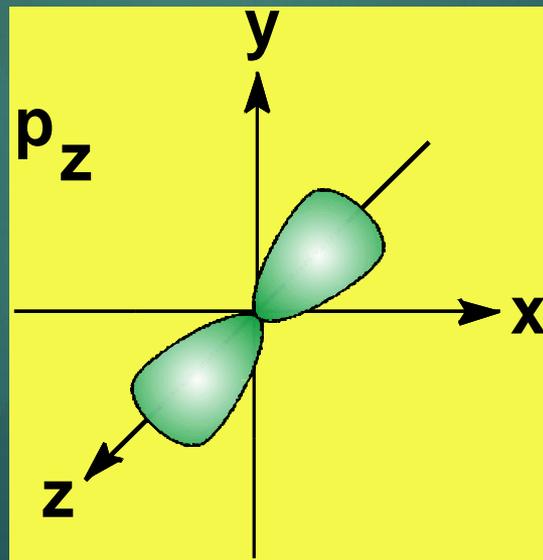
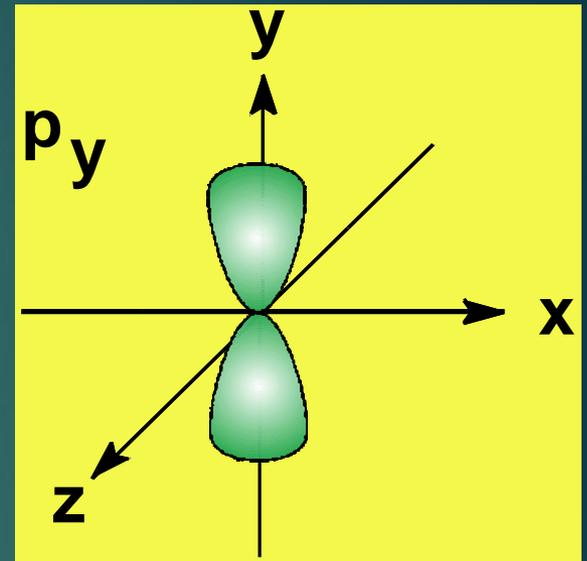
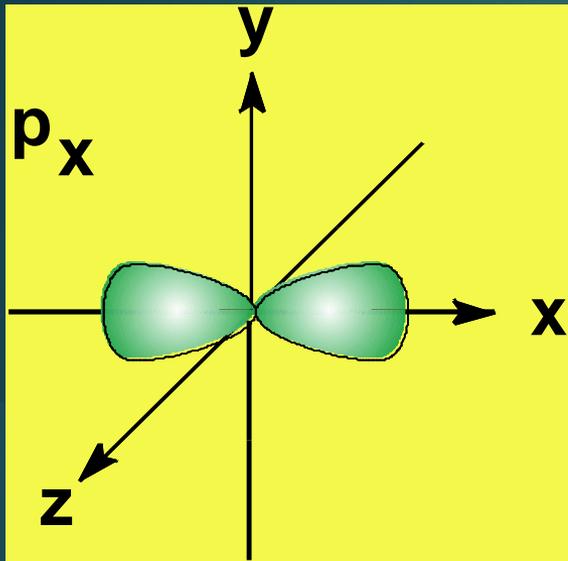
$$l = 0, m = 0$$



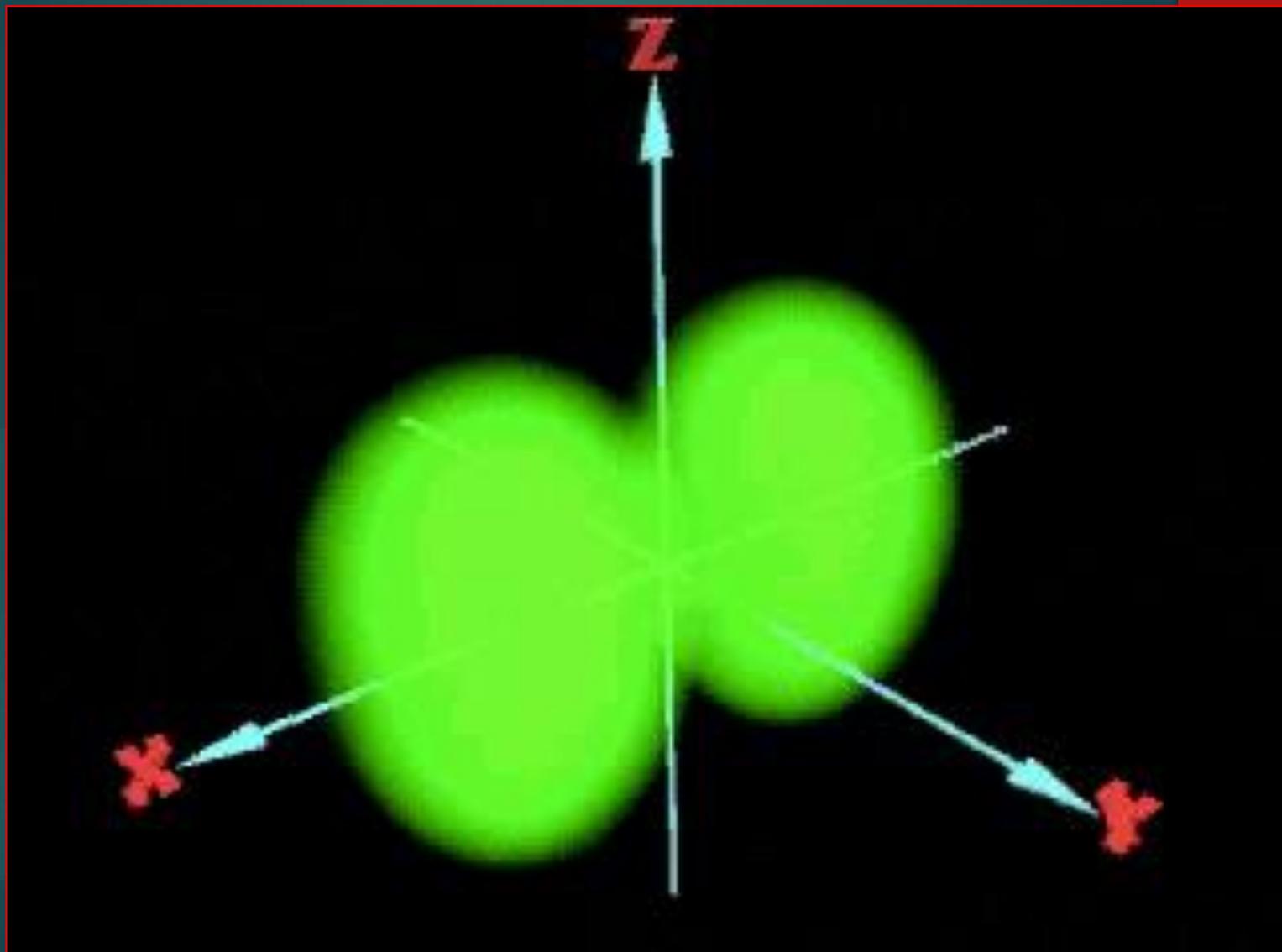
19.09.2019

p-орбитали

$$l = 1, m = -1, 0, +1$$

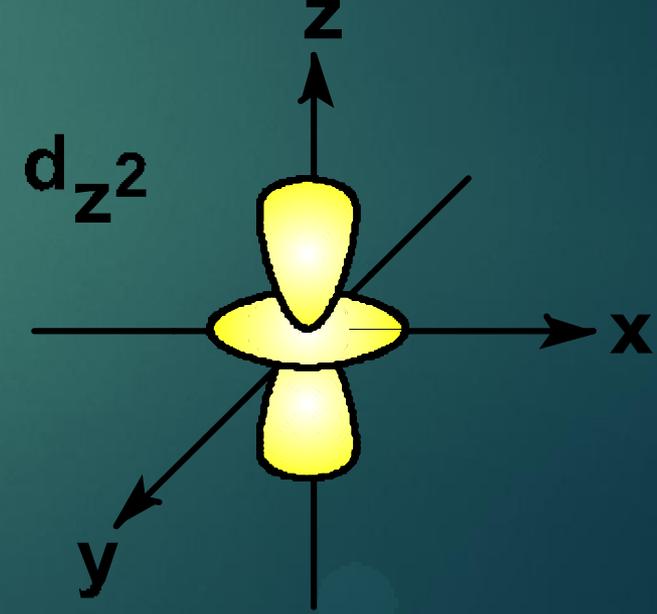
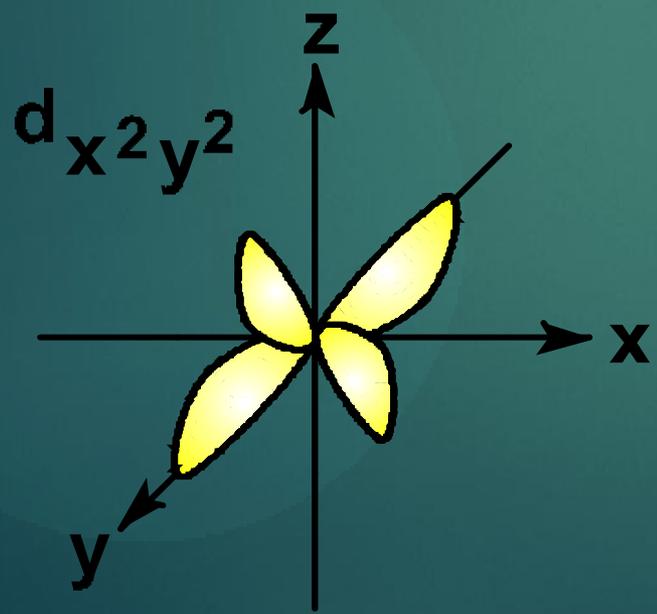
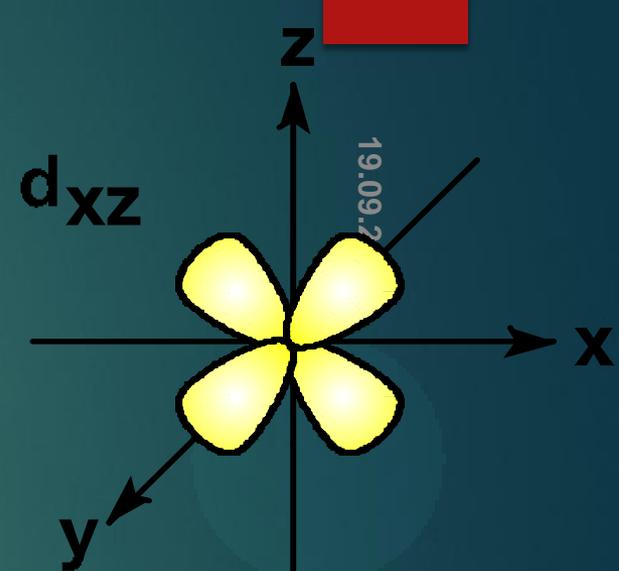
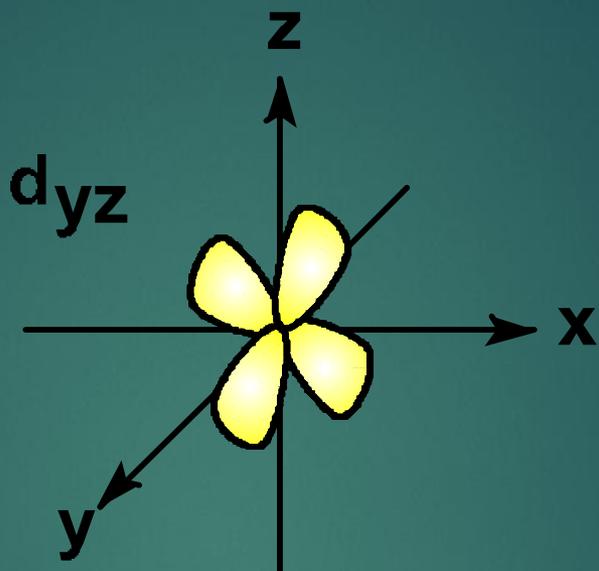
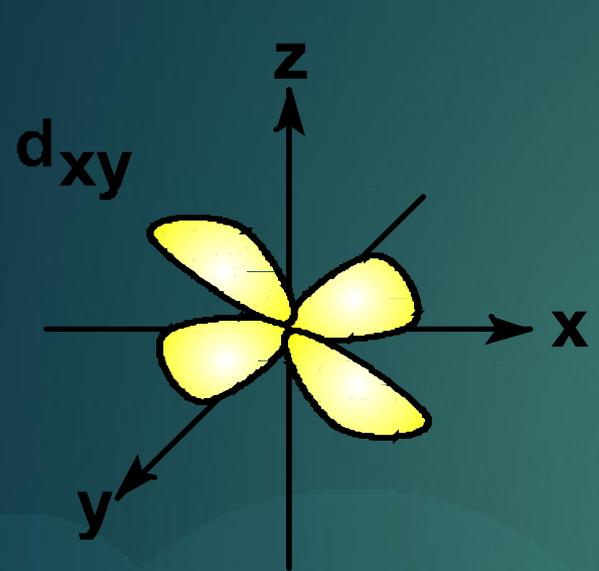


p-орбитали



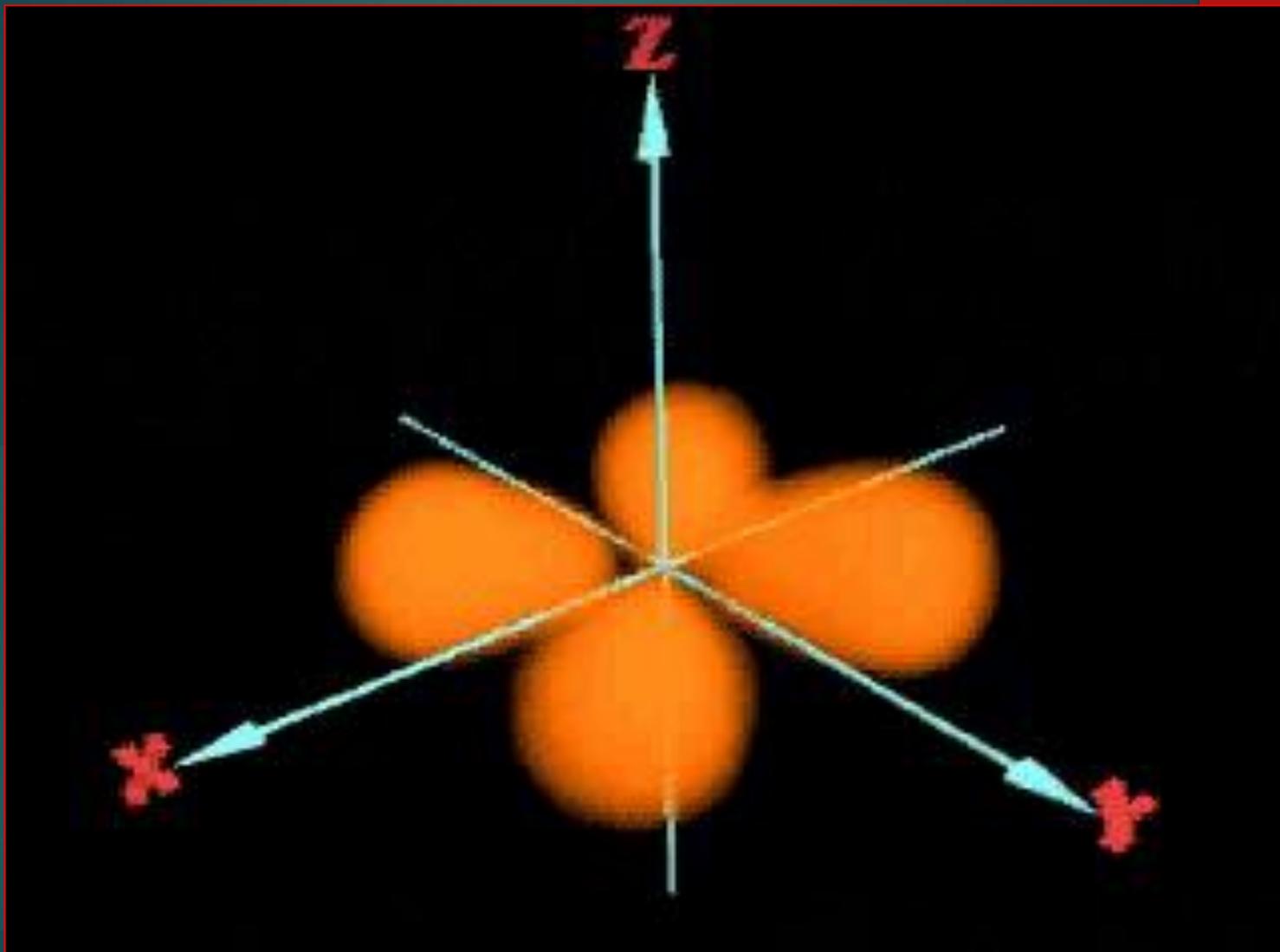
d-орбитали

$l = 2, m = -2, -1, 0, +1, +2$



19.09.2

d_{xy} -орбиталь

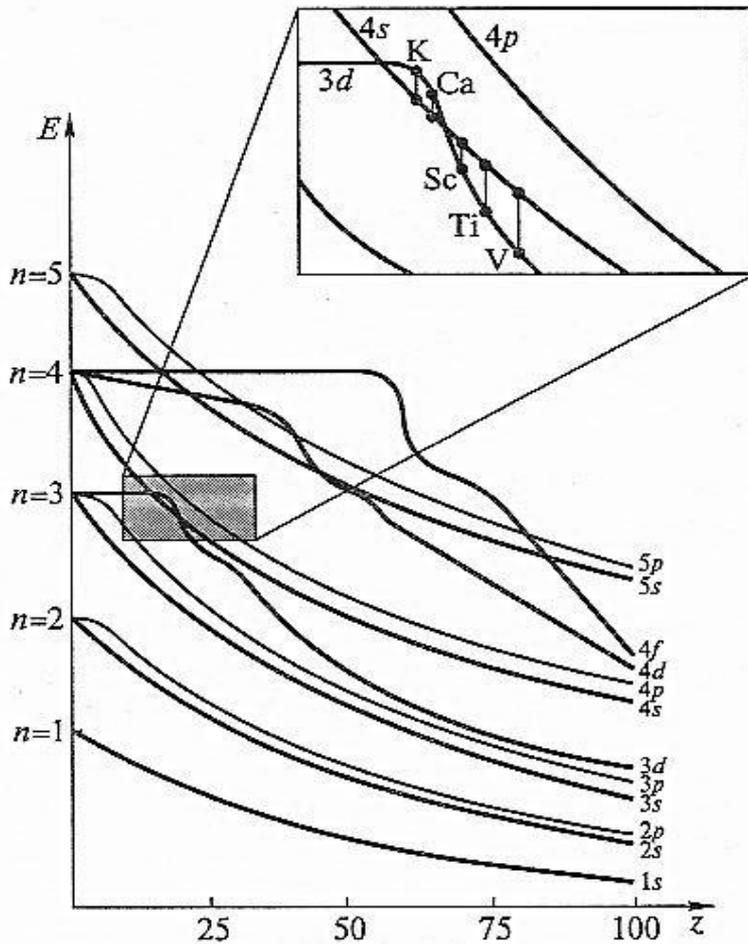


1. Принцип Паули: (в атоме не существует двух электронов, состояние которых описывается одинаковым набором всех квантовых чисел) $\rightarrow N = 2n^2$ (емкость оболочки), «спаривание» электронов на одной орбитали

2. Правило Хунда: (в пределах одного подуровня электроны распределяются так, чтобы суммарный спин был максимален) \rightarrow суммарный спин электронов на одинаковых АО стремится к max, «энергия спаривания» электронов

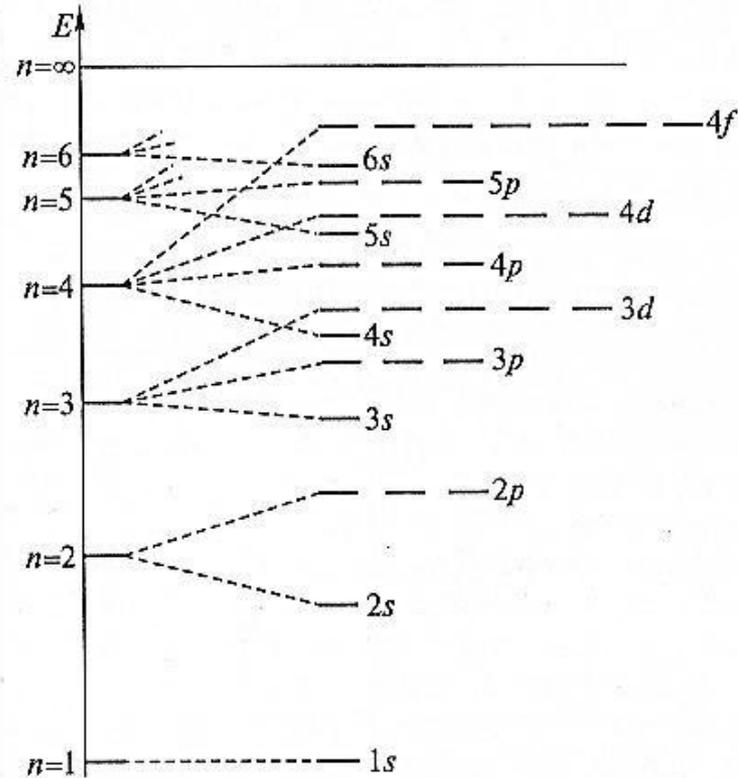
3. Принцип наименьшей энергии: правило Клечковского: (энергия увеличивается в порядке возрастания суммы $n+l$) \rightarrow стремление к $\min(n+l)$, а при фиксированной $(n+l)$ — к $\min n$

Энергия орбиталей



Зависимость энергии орбиталей от заряда ядра (n — главное квантовое число)

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



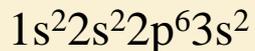
Распределение орбиталей водородоподобного атома по энергиям; n — главное квантовое число

Примеры построения электронных конфигураций атомов

Элемент	Электронная конфигурация	Применяемые правила
${}^2\text{He}$	$1s^2$	<ol style="list-style-type: none"> 1. Принцип наименьшей энергии 2. Принцип Паули
${}^3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	<ol style="list-style-type: none"> 1. Принцип наименьшей энергии 2. Принцип Паули
${}^7\text{N}$	$\begin{array}{ccc} \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \downarrow & \uparrow & \end{array} \begin{array}{l} (2p) \\ (2s) \end{array}$ $1s^2 2s^2 2p^3$	Правило Хунда: на $2p$ -орбиталях расположены три электрона с одинаковыми спиновыми квантовыми числами
${}^{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	Принцип наименьшей энергии: $E_{4s} < E_{3d}$
${}^{24}\text{Cr}$	$\begin{array}{ccccc} & & & & \uparrow \\ \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \end{array} \begin{array}{l} (4s) \\ (3d) \end{array}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$	<ol style="list-style-type: none"> 1. Правило Хунда 2. «Проскок» электрона — переход одного s-электрона на d-орбиталь, так как симметричные конфигурации d^5 и d^{10} очень устойчивы
${}^{57}\text{La}$	$[\text{Xe}] 5d^1 6s^2$	<ol style="list-style-type: none"> 1. Указываются только валентные электроны, конфигурация внутренних электронов обозначается символом соответствующего инертного газа 2. «Аномалия» ($5d^1$, а не $4f^1$) связана с близостью по энергии $(n-1)$ d- и $(n-2)$ f-орбиталей

Проверь себя!

1. Символ химического элемента, электронная формула которого:



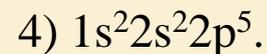
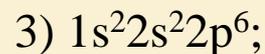
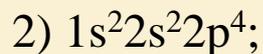
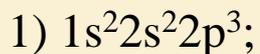
1) Mg

2) Ar

3) S

4) Si

2. Какую электронную конфигурацию имеет самый активный неметалл среди приведенных?



3. Сколько нейтронов в ядре атома элемента, строение валентных подуровней которого $\dots 3d^6 4s^2$:

1) 30

2) 26

3) 56

4) 28

4. Ион, имеющий в своем составе 10 электронов и 9 протонов обладает зарядом равным:

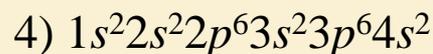
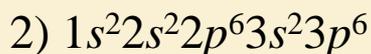
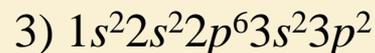
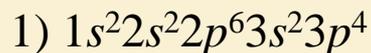
1) +10

2) -10

3) -1

4) +1

5. Электронная конфигурация иона S^{2-} соответствует формуле:



6. В какой паре элементов у одного элемента начинается заполнение $4p$ -подуровня и у другого элемента заканчивается?

1) Se и Fe

2) Ga и Kr

3) Cu и Se

4) Zn и Kr

Проверь себя!

7. Число энергетических уровней, по которым распределены электроны в атоме, равно:

- | | |
|--------------------------------|------------------|
| 1) порядковому номеру элемента | 3) номеру группы |
| 2) номеру периода | 4) заряду ядра |

8. Верны ли следующие суждения?

А. Число нейтронов в ядре атома равно массовому числу изотопа за вычетом порядкового номера.

Б. Атомы металлов в химических реакциях обычно отдают электроны, а атомы неметаллов обычно принимают электроны.

- 1) Верно только А
- 2) Верно только Б
- 3) Верны оба утверждения
- 4) Оба утверждения неверны.

9. Какое распределение электронов по энергетическим уровням характерно для атома металла?

- | | | | |
|--------|------------|------------|--------|
| 1) 2,5 | 2) 2,8,8,7 | 3) 2,8,8,1 | 4) 2,6 |
|--------|------------|------------|--------|

10. Элемент, электронная конфигурация атома которого $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ образует водородное соединение:

- | | | | |
|-----------|-----------|----------|------------|
| 1) H_2O | 2) H_2S | 3) HCl | 4) PCl_3 |
|-----------|-----------|----------|------------|