

Лекция 11

Строение атома

АТОМ – ЭТО
мельчайшая частица
химического элемента,
сохраняющая его
химические свойства.

АТОМ — ЭТО
электронейтральная
микросистема, состоящая
из положительно
заряженного ядра и
отрицательно заряженной
электронной оболочки.

**Учение об атоме прошло
длительный путь развития.**

Основные этапы атомистики:

**1. Натурфилософский этап-
период формирования
концепции об атомном строении
материи, не подтвержденной
экспериментом (V век до н.э. -16
век н.э.)**

- 1. Из ничего ничего не бывает:
ничто из того что есть, не может
быть уничтожено. Всякое
изменение есть только
соединение и разделение частей.**
- 2. Ничто не происходит
случайно, но все происходит по
некоторой причине и
необходимости.**
- 3. Ничего не существует, кроме
атомов и пустого пространства.**
- 4. Атомы невидимы глазом,
бесконечны в числе и
бесконечно различны по форме.**



Демокрит

460 - 370 г.г до н.э.

**2. Этап формирования
гипотезы об атоме как
мельчайшей частице
химического элемента
(XVIII-XIX в.в.)**

**Один из создателей закона
сохранения массы
веществ, автор атомно-
корпускулярного учения и
кинетической теории
теплоты. Он обосновал
необходимость
привлечения физики для
объяснения химических
реакций**



М.В.Ломоносов

1711 - 1765

Английский физик и химик, автор закона кратных отношений.

Он ввел понятие "атомный вес", первым определил атомные веса (массы) ряда элементов.

Открыл газовые законы, названные его именем.



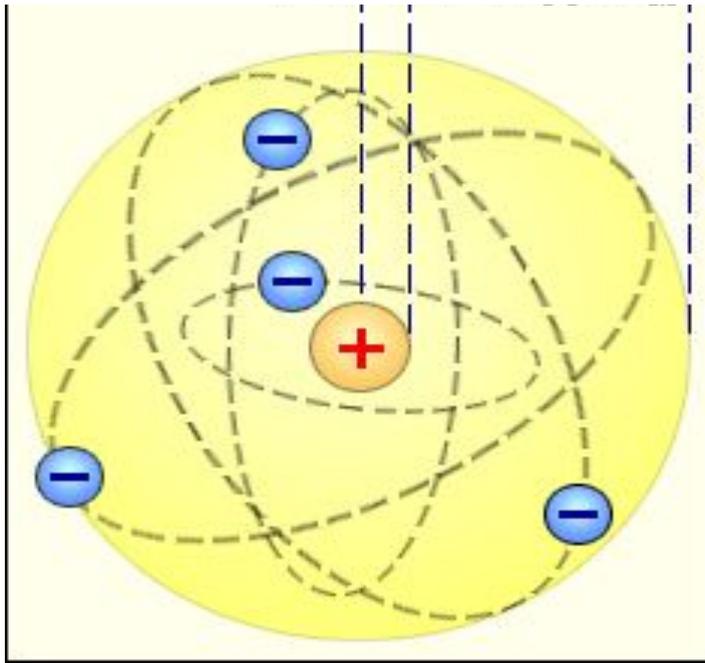
Джон

Дальтон

1766 -1844

**3. Этап создания
физических моделей,
отражающих
сложность строения
атома и позволяющих
описать его свойства
(начало XX в.)**

Английский физик, научные исследования которого посвящены атомной и ядерной физике. Заложил основы современного учения о радиоактивности и теории строения атома.

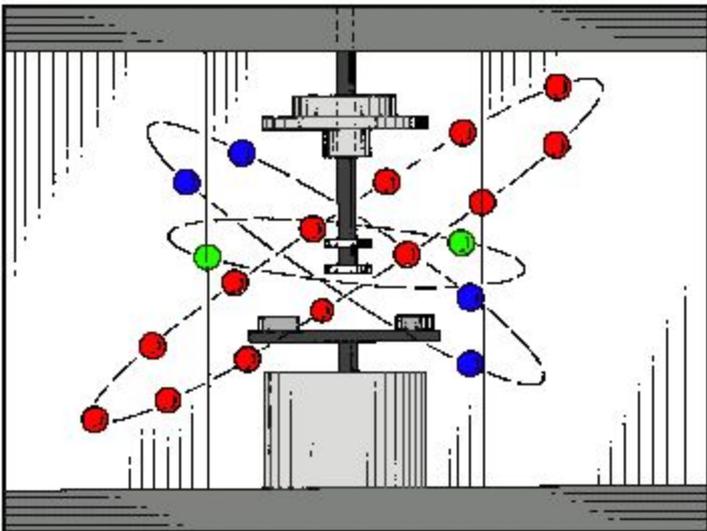


РЕЗЕРФОРД
Эрнест
(1871 - 1937)

**Датский физик,
создатель квантовой
теории водорода,
автор моделей
атомов других
элементов.**



Нильс Бор
1885 — 1962



**Современный
этап атомистики
называется
квантово-
механическим.**

Квантовая механика

**– это раздел физики,
изучающий
движение
элементарных
частиц.**

П Л А Н

11.1 Строение ядра. Изотопы.

**11.2 Квантово-механическая
модель электронной оболочки
атома.**

**11.3 Физико-химические
характеристики атомов.**

**11.1 Ядро атома – это
положительно
заряженная частица,
состоящая из
протонов, нейтронов и
некоторых других
элементарных частиц.**

**В ядре
сосредоточено
99,95 % массы
атома**

**Между элементарными
частицами действуют
особые **ядерные силы**
протяжения, значительно
превосходящие силы
электростатического
отталкивания.**

Протон (p): $A_r = 1$,
относительный заряд + 1

Нейтрон (n), $A_r = 1$,
электронейтральная частица

Фундаментальной
характеристикой атома
является заряд его ядра,
равный числу протонов
и совпадающий с
порядковым номером
элемента в ПС.

**Совокупность (вид)
атомов с одинаковым
зарядом ядра
называется
химическим элементом.**

**В природе найдены
элементы с номерами 1-92.**

Изотопы – это атомы
одного химического
элемента, содержащие
одинаковое количество
протонов и разное
количество нейтронов
в ядре.

Каждый химический

элемент

представляет собой

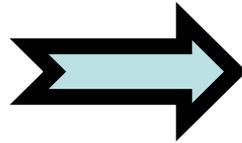
смесь изотопов.

Химический элемент водород состоит из трех ИЗОТОПОВ:

		Число p	Число n
Протий	Н	1	0
Дейтерий	Д	1	1
Тритий	Т	1	2

Обозначение изотопа

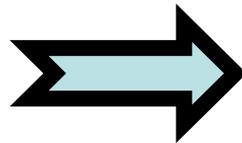
Массовое
число



A

Z

Заряд ядра



Z

**Изотопы одного
химического
элемента могут
быть как
стабильными, так и
радиоактивными.**

Радиоактивные

изотопы содержат

ядра, самопроизвольно

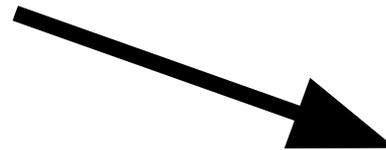
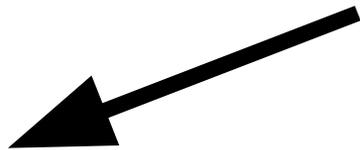
разрушающиеся с

выделением частиц и

энергии.

**Стабильность ядра
определяется его
нейтронно-
протонным
отношением.**

Легкие элементы



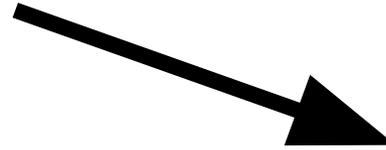
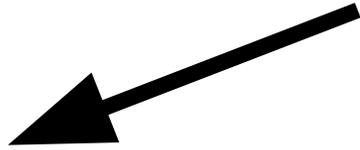
**стабильные
ИЗОТОПЫ**

$$\frac{\text{число } n}{\text{число } p} = 1$$

**радиоактивные
ИЗОТОПЫ**

$$\frac{\text{число } n}{\text{число } p} > 1$$

Тяжелые элементы



**стабильные
ИЗОТОПЫ**

число n

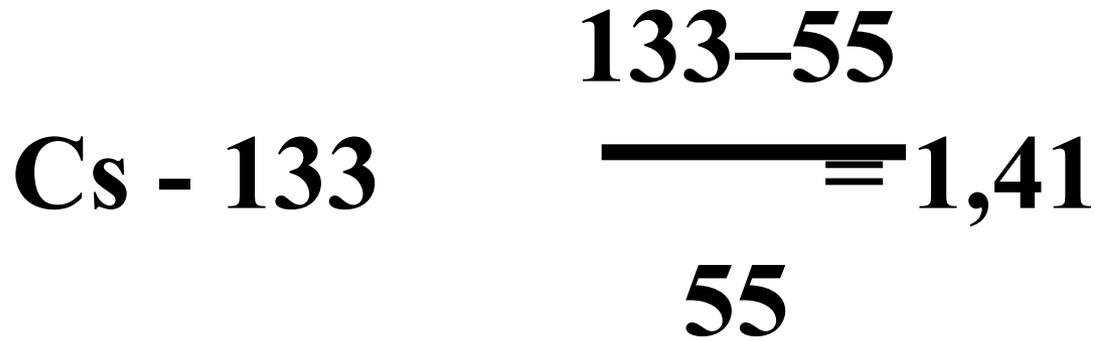
$$\frac{\text{число } n}{\text{число } p} < 1,5$$

**радиоактивные
ИЗОТОПЫ**

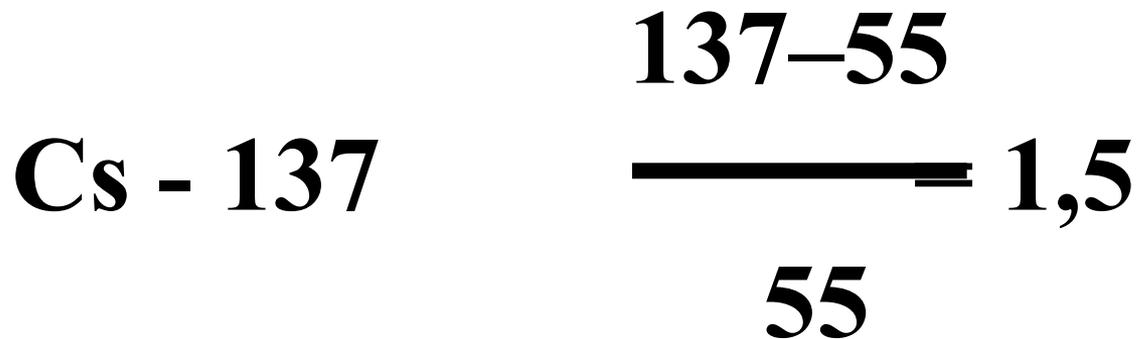
число n

$$\frac{\text{число } n}{\text{число } p} \geq 1,5$$

ИЗОТОПЫ Cs



стабильный изотоп



радиоактивный изотоп

**Попадая в организм,
радионуклиды нарушают
протекание важнейших
биохимических
процессов, снижают
иммунитет, обрекают
организм на болезни.**

**Организм защищает себя
от воздействия радиации,
избирательно поглощая
элементы из окружающей
среды. Стабильные
изотопы имеют приоритет
перед радиоактивными.**

**Стабильные изотопы
блокируют
накопление
радиоактивных
изотопов в живых
организмах.**

Стабильный ИЗОТОП	Радиоактивный ИЗОТОП
Ca	Sr-90
K	Cs-137
I	I-131
Fe	Pu-238,239

· Если блокирующую дозу стабильного изотопа йода, равную ~ 100 мг, принять не позднее чем через 2 часа после попадания I-131, то поглощение радиойода в щитовидной железе снизится на 90%.

Радиоизотопы применяются в медицине

- **Для диагностики некоторых заболеваний,**
- **Для лечения всех форм онкологических заболеваний,**
- **Для патофизиологических исследований.**

**11.2 Протекание
химических реакций
сопровождается
изменением в
электронной оболочке
атома.**

Электрон (\bar{e}) $A_r \approx \frac{1}{2000}$

Относительный заряд **-1**

Открыт **Дж. Томсоном**

в 1897 г.

Главным постулатом квантовой механики является постулат о невозможности точного определения местоположения электрона в атоме (принцип неопределенности Гейзенберга).

**Квантово-механический
метод с большой
точностью позволяет
рассчитать вероятность
пребывания электрона в
околоядерном
пространстве.**

Атомная орбиталь (АО)

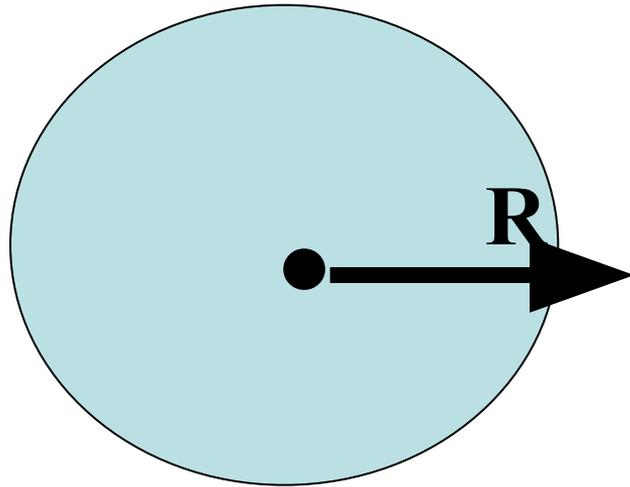
**– это область
околоядерного
пространства, в которой
вероятность
обнаружения электрона
составляет не менее 90%.**

АО отличаются
по форме,
энергии и
удаленности от
ядра.

**Математическим
описанием
орбитали является
волновая функция
 ψ .**

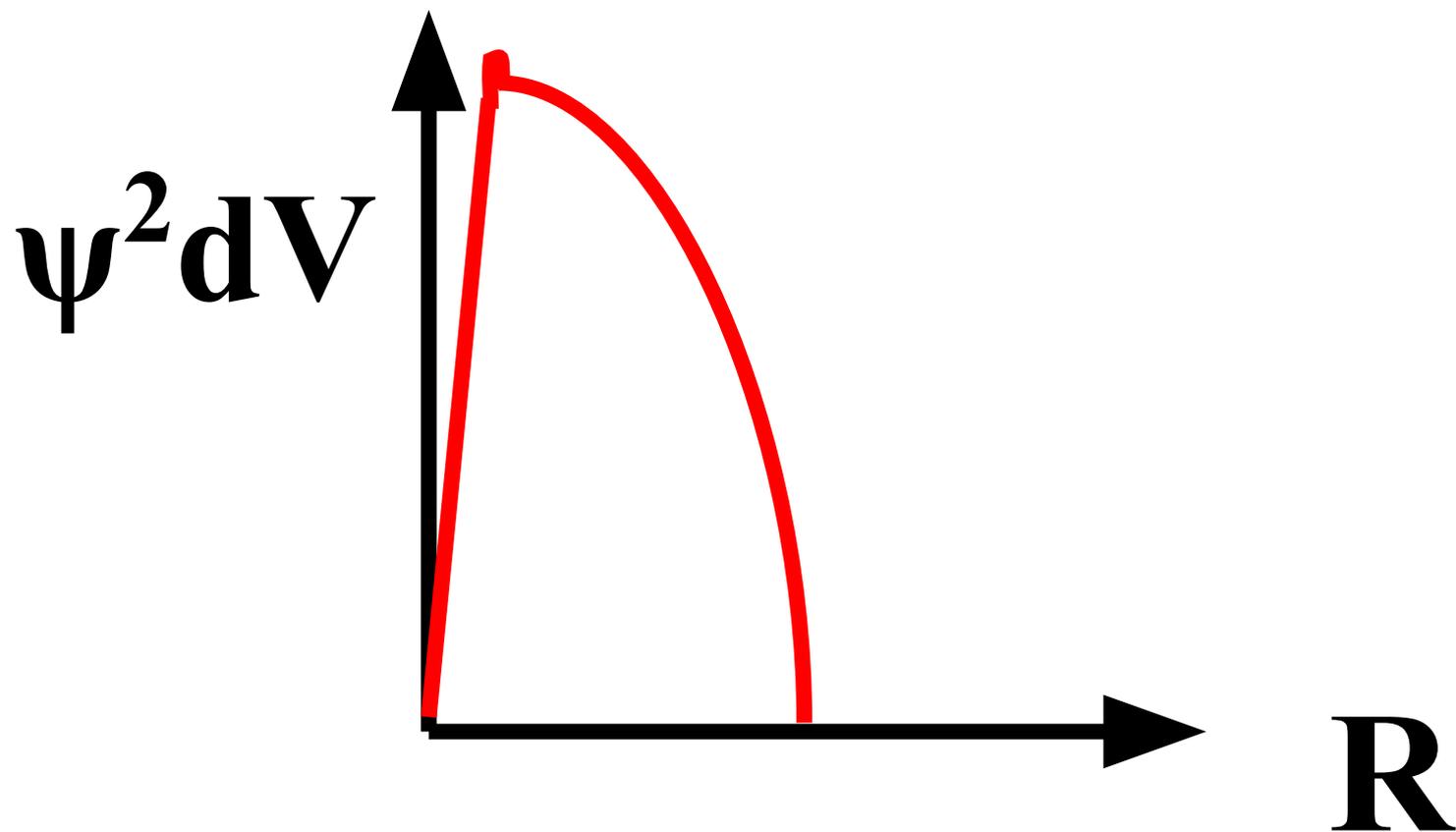
**Физический смысл
волновой функции
заключается в том, что
произведение $\psi^2 dV$ равно
вероятности нахождения
электрона в
элементарном объеме
 dV .**

**Радиальное
распределение
вероятности
нахождения
электрона в
атоме имеет**

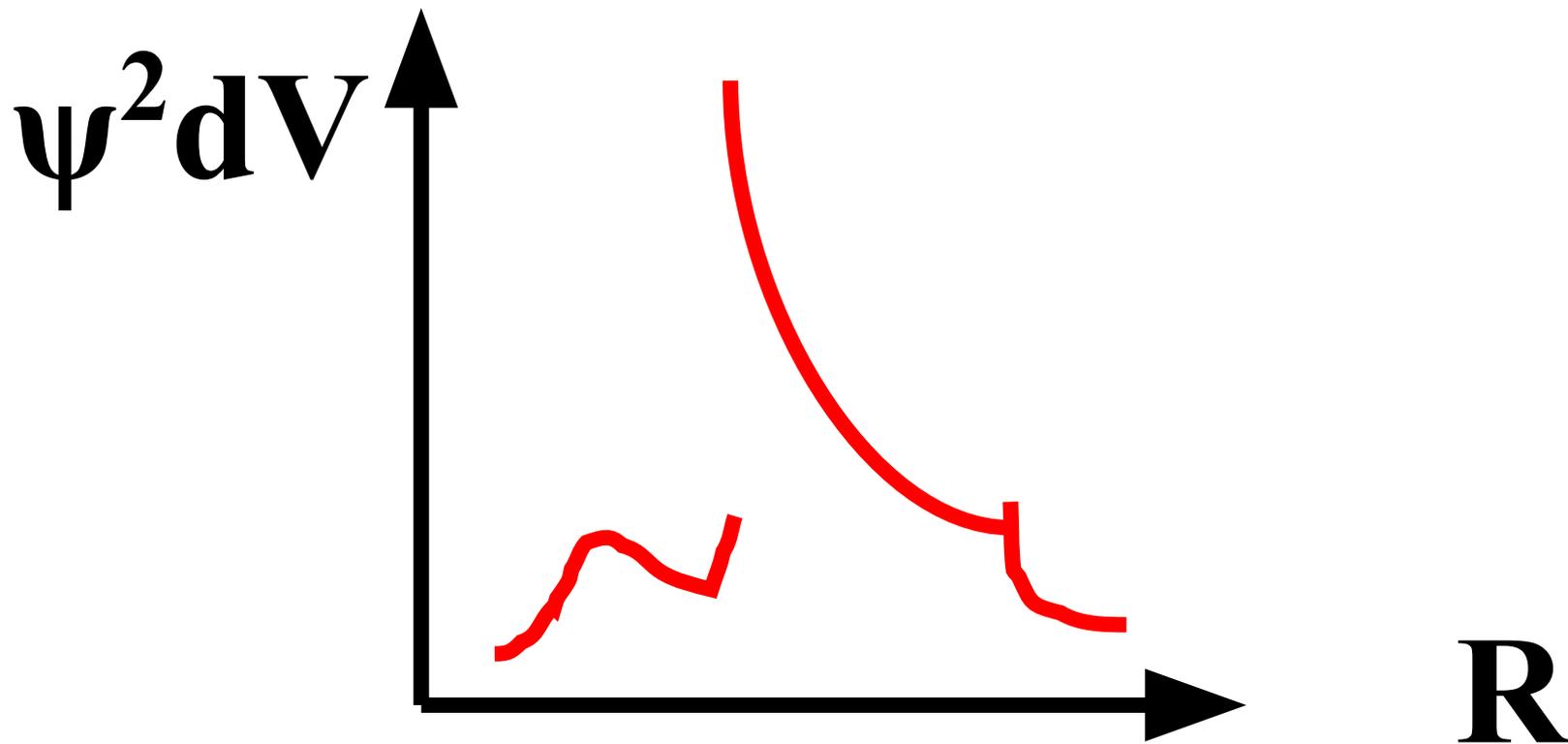


**ВОЛНОВОЙ
характер.**

Радиальное распределение электронной плотности 1s-электрона



Радиальное распределение электронной плотности 2s-электрона



**Это дает основание
считать электрон
одновременно и
частицей и
волной.**

**Энергетическое
состояние электрона в
атоме описывается
при помощи набора
из **четырёх**
квантовых чисел.**

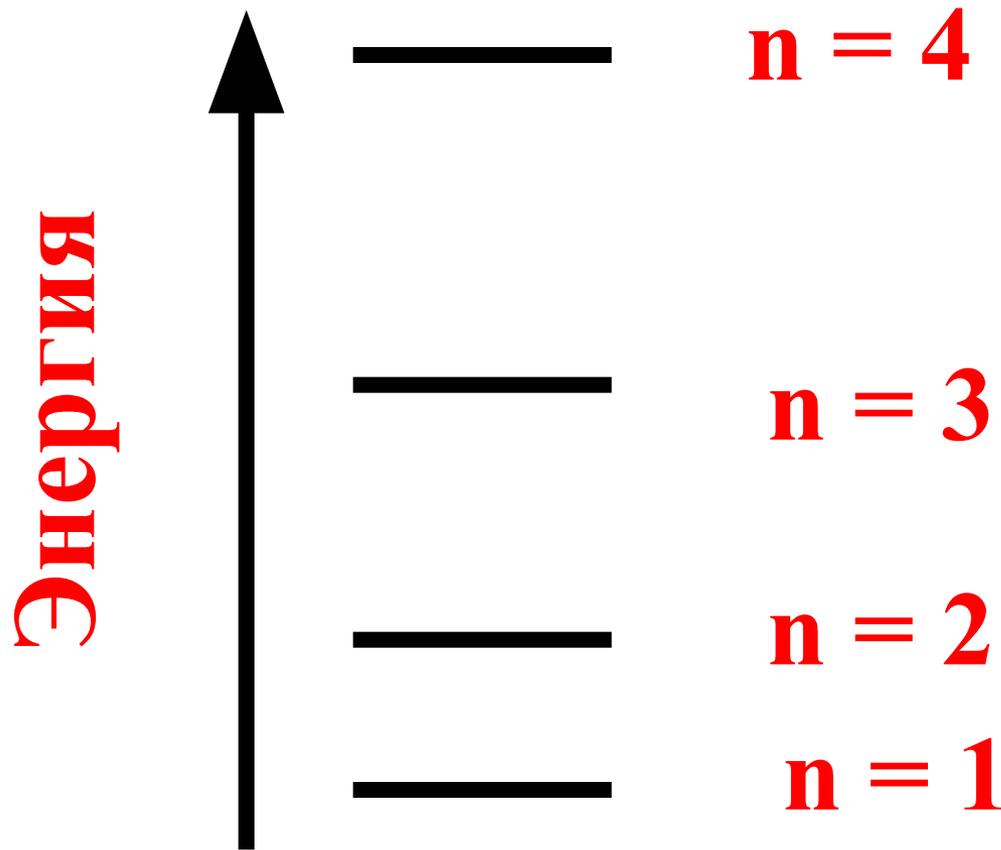
Квантовые числа

1) **главное квантовое
число $(n) = 1, 2, 3, 4 \dots \infty$**

**определяют общий запас
энергии орбитали и ее
удаленность от ядра.**

**Орбитали с
одинаковым значением
n образуют
энергетический
уровень или
электронный слой.**

С увеличением n возрастает энергия орбиталей и их удаленность от ядра



2) Орбитальное (побочное) квантовое число

$$\ell = 0, 1, 2, 3 \dots (n - 1)$$

характеризует число подуровней на энергетическом уровне и форму АО.

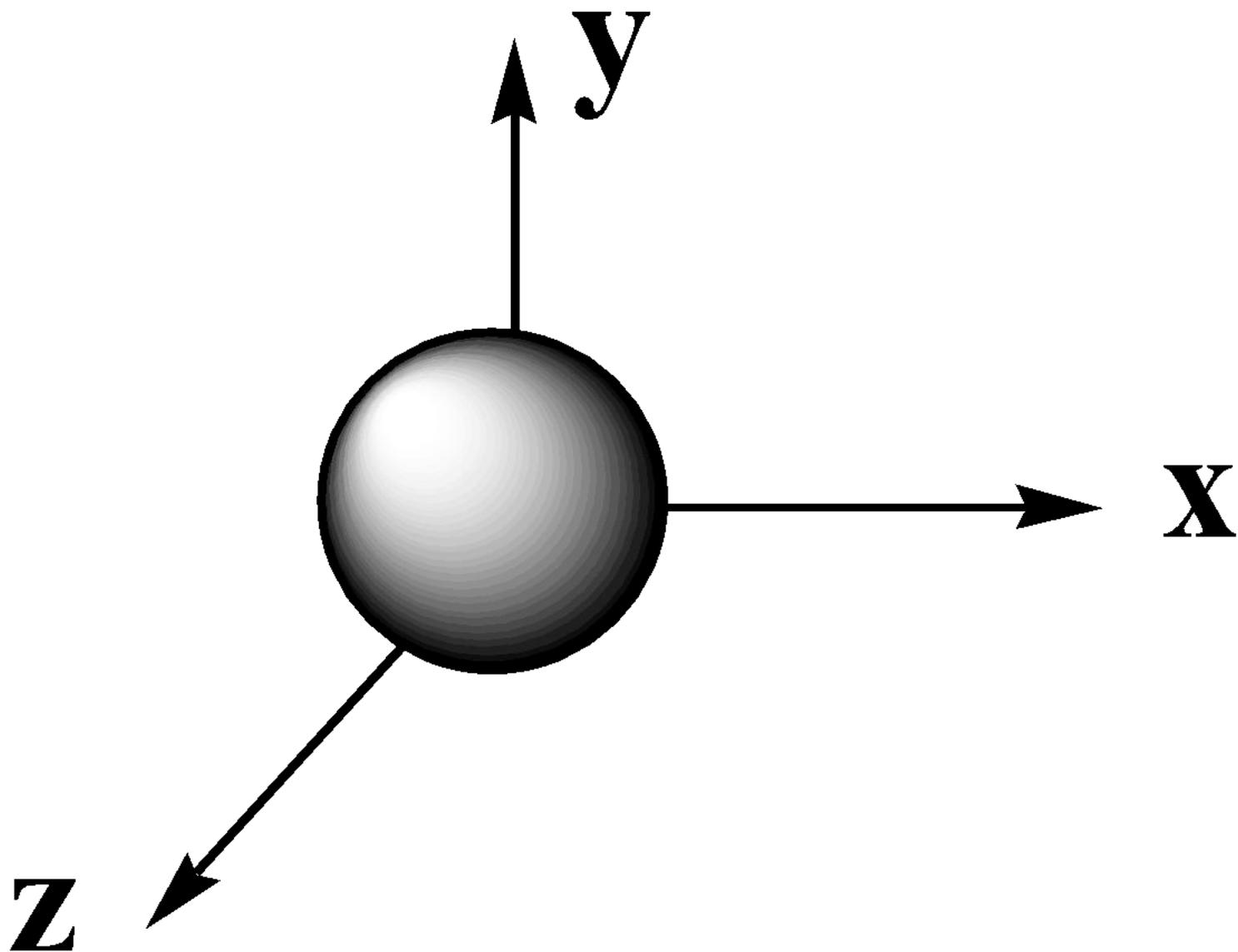
Орбитали с одинаковым значением n , но разными значениями ℓ образуют подуровни данного энергетического уровня:

ℓ	0	1	2	3	4
Название подуровня	s	p	d	f	g

Если $n = 1$, то $\ell = 0$

**Данное орбитальное число
соответствует s –
подуровню, на котором
располагается **s -орбиталь,**
имеющая сферическую
симметрию.**

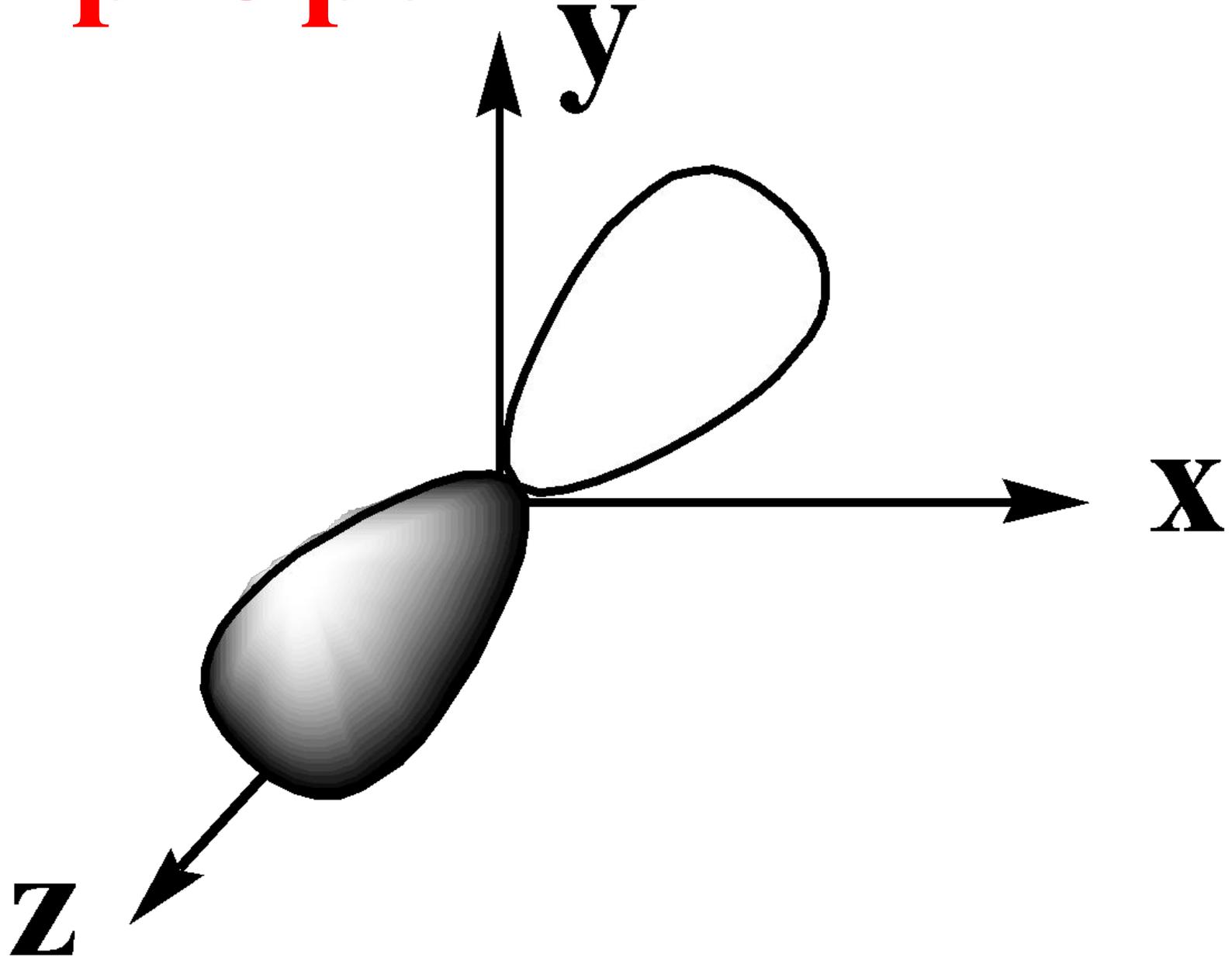
s-Орбиталь



Если $n = 2$, то $\ell = 0, 1$.

**$\ell = 1$ соответствует p –
подуровню, на котором
располагаются p –
орбитали, имеющие
форму объемной
восьмерки.**

p-Орбиталь



Если $n = 3$, то $\ell = 0, 1, 2$

$\ell = 2$ соответствует **d-**

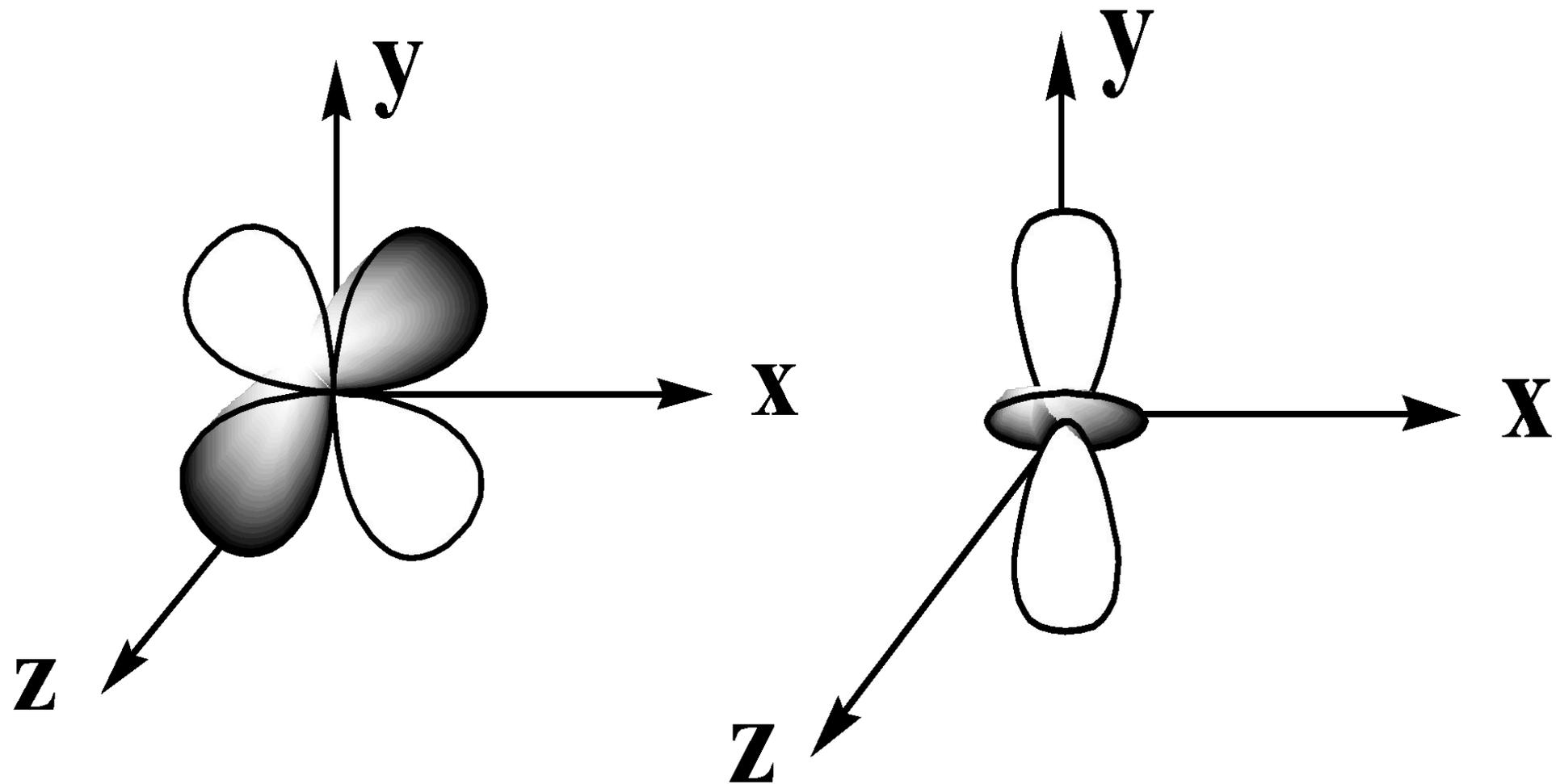
подуровню, на

котором

располагаются **d –**

орбитали.

d-Орбитали



Если $n = 4$, то

$\ell = 0, 1, 2, 3$.

$\ell=3$ соответствует **f-
подуровню, на котором
располагаются **f-**
орбитали.**

3) Магнитное квантовое

число $m_\ell = -\ell \dots 0 \dots + \ell$

характеризует ориентацию

АО в пространстве, а так

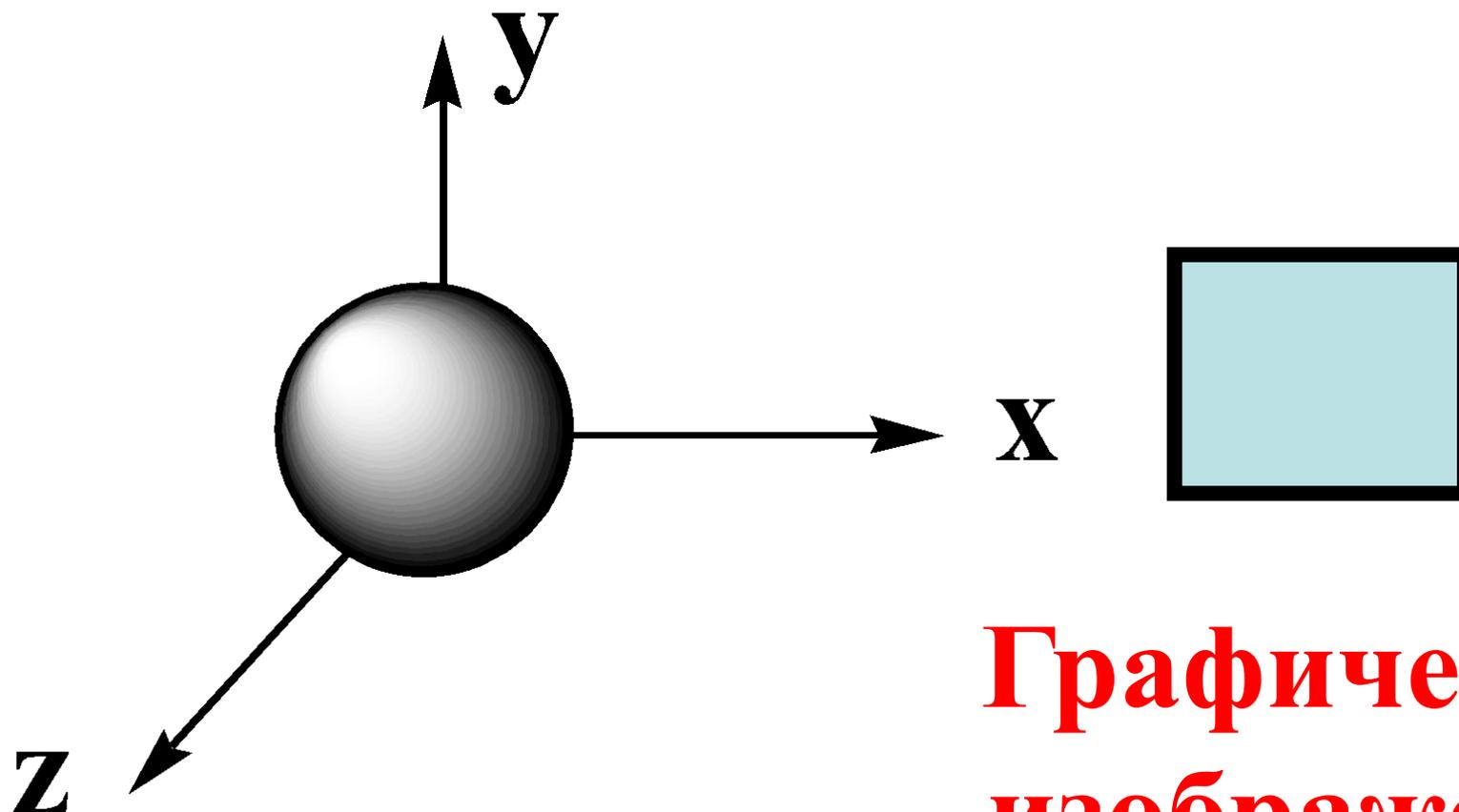
же количество АО на

подуровне.

Для s-подуровня

$$(l = 0) \quad m_s = 0,$$

**следовательно на s-
подуровне находится
только одна s-
орбиталь**



**Графическое
изображение
АО**

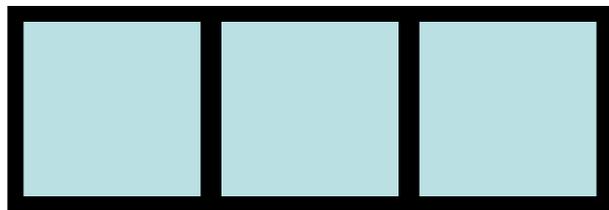
Для p -подуровня

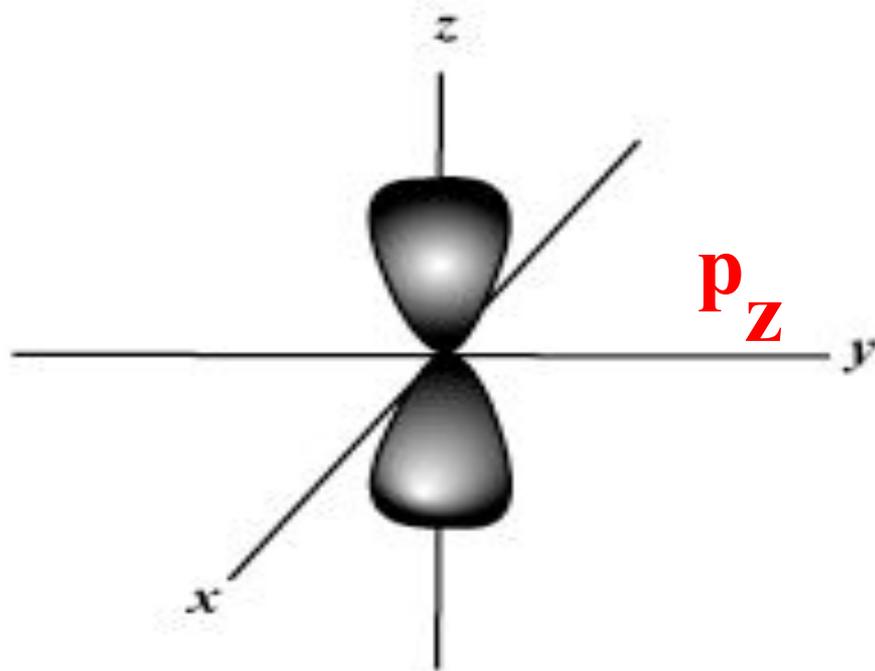
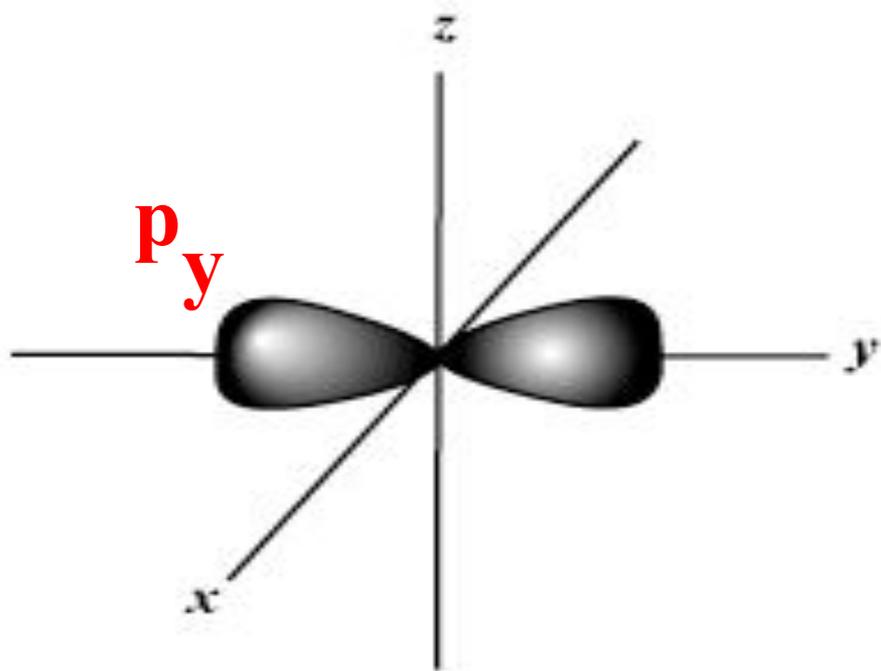
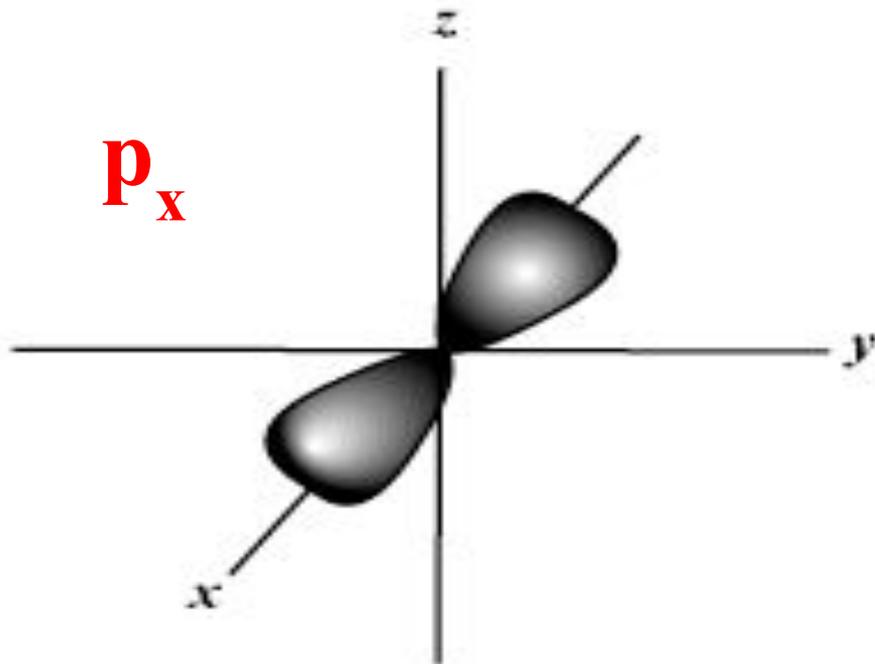
$(\ell = 1) m_p = -1, 0, +1$,

следовательно на p -

подуровне находятся

три орбитали: p_x, p_y, p_z

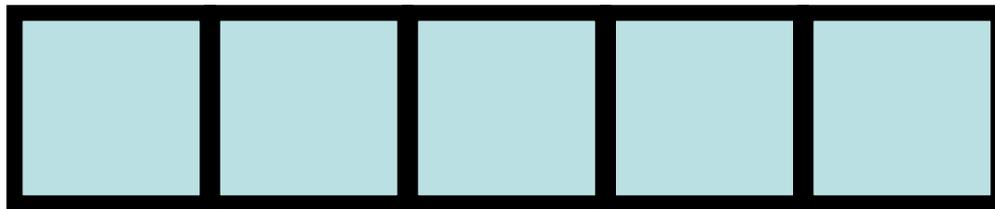




Для d-подуровня ($\ell = 2$)

$$m_d = -2, -1, 0, 1, 2,$$

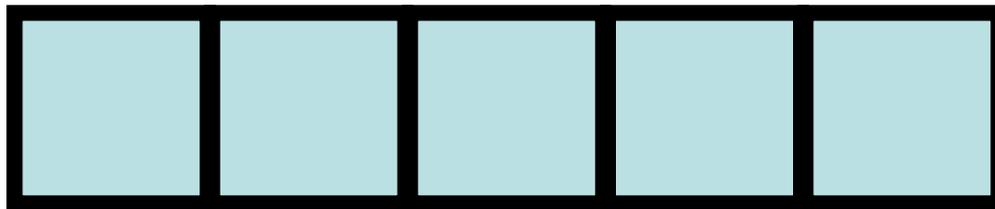
следовательно на d-
подуровне находятся пять
орбиталей:



Для d-подуровня ($\ell = 2$)

$$m_d = -2, -1, 0, 1, 2,$$

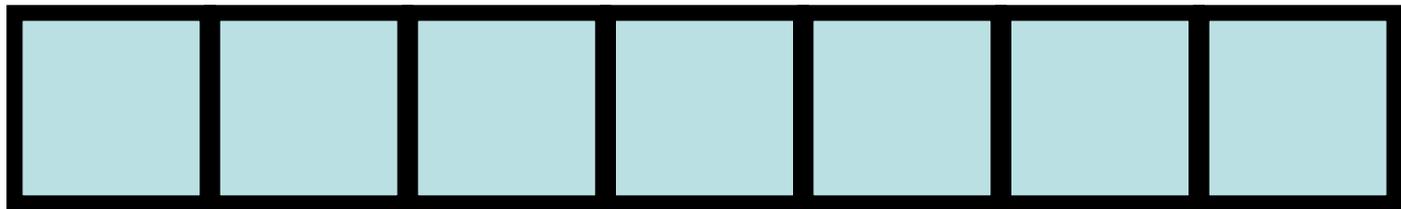
следовательно на d-
подуровне находятся пять
орбиталей:



Для f-подуровня ($\ell = 3$)

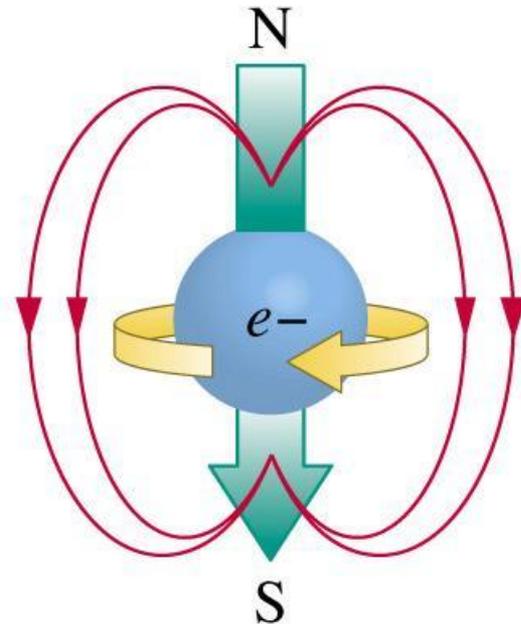
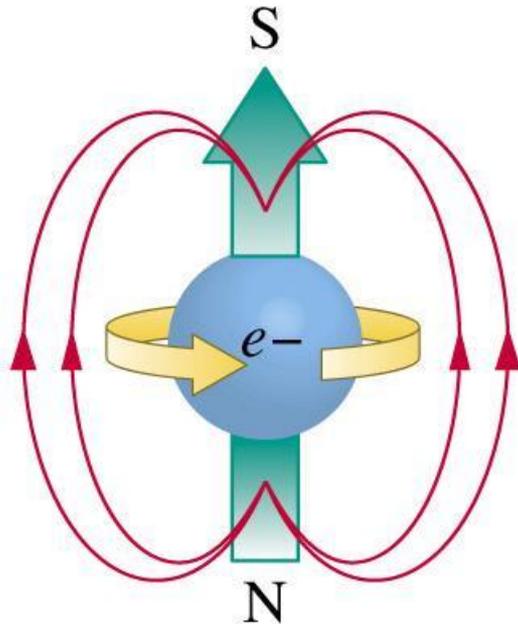
$m_f = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$

следовательно на f-
подуровне находятся семь
орбиталей:



4) Спиновое квантовое число $s = \pm 1/2$

характеризует вращение
электрона вокруг собственной оси
(по или против часовой стрелки)

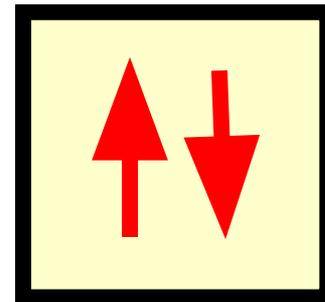
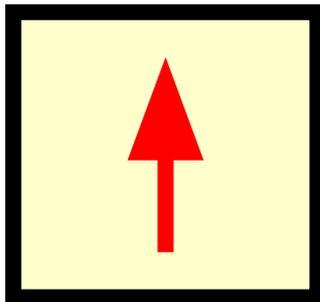
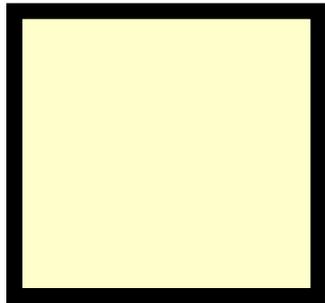


Распределение электронов в многоэлектронном атоме

- 1. Принцип минимальной энергии: электрон занимает орбиталь с наименьшим запасом энергии.**

2. Принцип Паули: в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырех квантовых чисел.

Следствие: на одной орбитали располагается не более двух электронов с антипараллельными спинами.

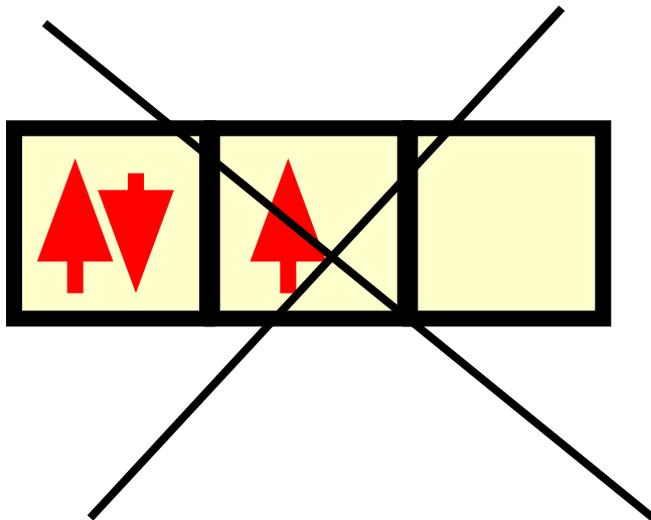


**Вакантная
орбиталь**

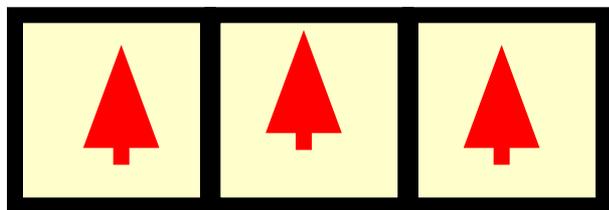
**Электрон-
ная пара**

**Неспаренный
электрон**

3. Правило Гунда:
электроны на
подуровне
располагаются так,
чтобы их суммарный
спин был
максимальным.



$$\sum s = \frac{1}{2}$$



$$\sum s = \frac{3}{2}$$

4. Правила

Клечковского: АО

заполняются

электронами в порядке

последовательного

увеличения суммы $(n+l)$

(1-е правило).

**При одинаковых
значениях этой суммы
– в порядке
последовательного
увеличения главного
квантового числа (2-е
правило).**

11.3 Физико-химические характеристики атомов

1) **заряд ядра и**

относительная атомная

масса являются

фундаментальными

характеристиками атома;

**2) Орбитальные атомные
радиусы (R , нм) -
теоретически
рассчитанное расстояние
от ядра до максимума
электронной плотности
внешней орбитали.**

3) Энергия ионизации
(I, кДж/моль или эВ) –
минимальная энергия,
достаточная для
удаления электрона из

атома: $\text{Э} - \bar{e} \rightarrow \text{Э}^+$

4) Сродство к электрону
(E , кДж/моль или эВ)- это
энергетический эффект
присоединения электрона
к атому : $\text{Э} + \bar{e} \rightarrow \text{Э}^-$

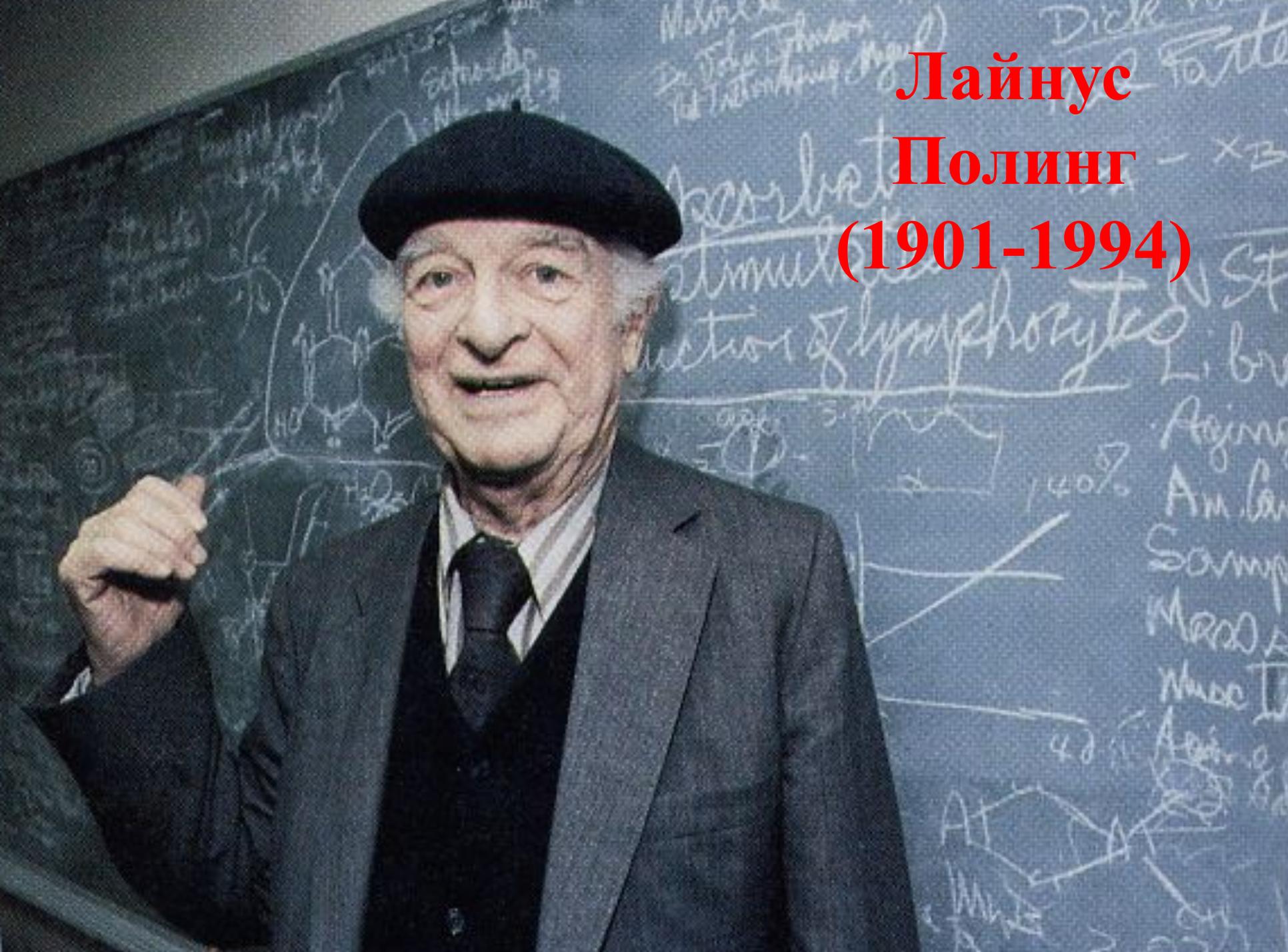
5) Электроотрицательность

$$\text{ЭО} \approx \frac{1}{2}(\text{I} + \text{F})$$

**—это способность атома
притягивать к себе
электроны при
образовании химической
связи.**

**Как правило, для сравнения
способности атомов
притягивать к себе
электроны пользуются
шкалой **относительной
электроотрицательности,**
предложенной Л. Полингом в
1932.**

**Лайнус
Полинг
(1901-1994)**



Благодарим

за

Внимание!!!