

СТРОЕНИЕ АТОМА.
ПОЛОЖЕНИЕ
ЭЛЕКТРОНА
В АТОМЕ.



Электрон

Это заряженная частица, которая имеет самый малый заряд, далее уже неделимый



Джозеф Джон Томсон (1856–1940)

$$q_e = - 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Кл.}$$

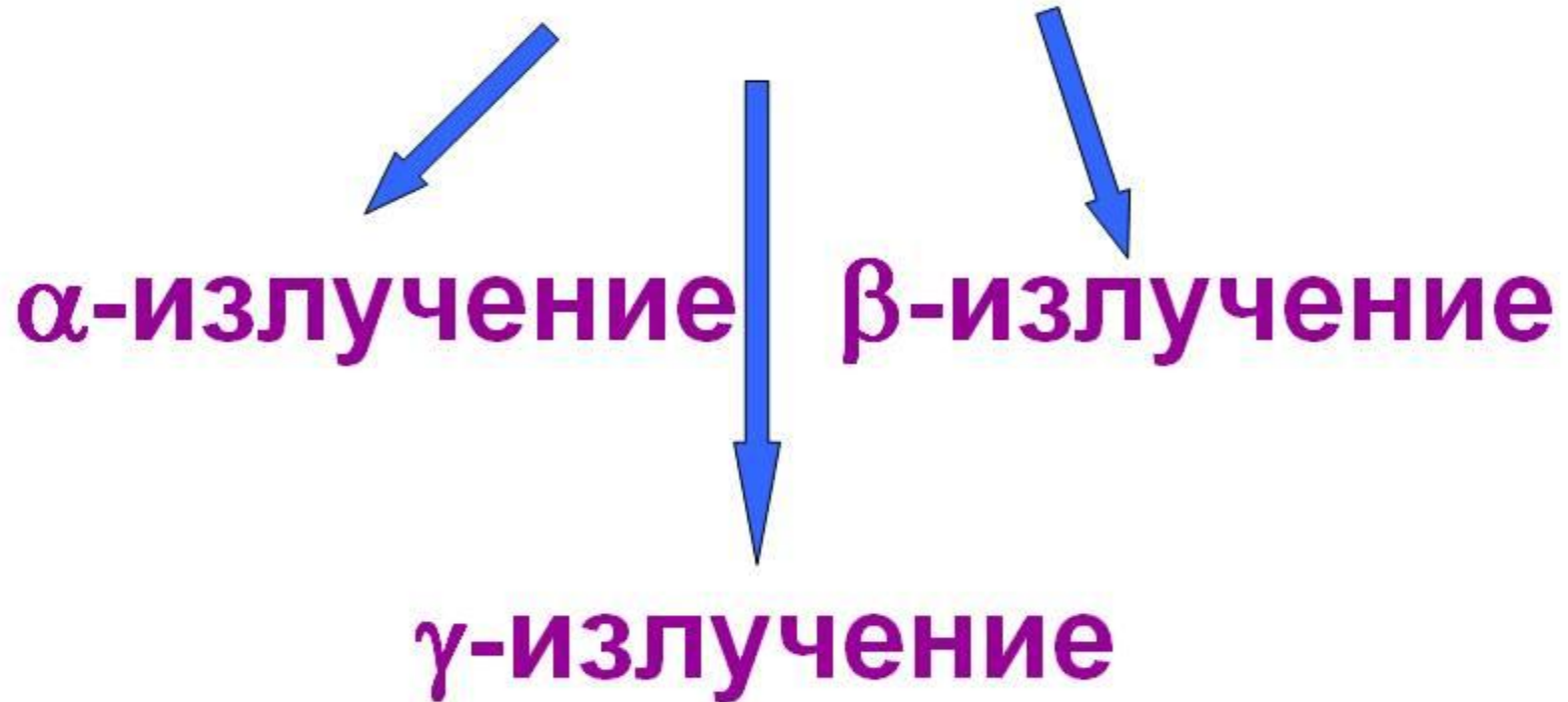
$$m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ кг.}$$



Анри Беккерель

БЕККЕРЕЛЬ Антуан Анри (1852 — 1908), французский физик. Открыл (1896) естественную радиоактивность солей урана. Профессор Парижского национального естественно-исторического музея (1892) и Политехнической школы (1895). Нобелевская премия (1903, совместно с П. Кюри и М. Склодовской-Кюри).

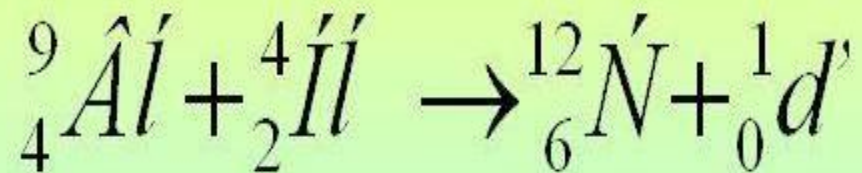
Виды излучения



Физическая природа этих излучений различна:

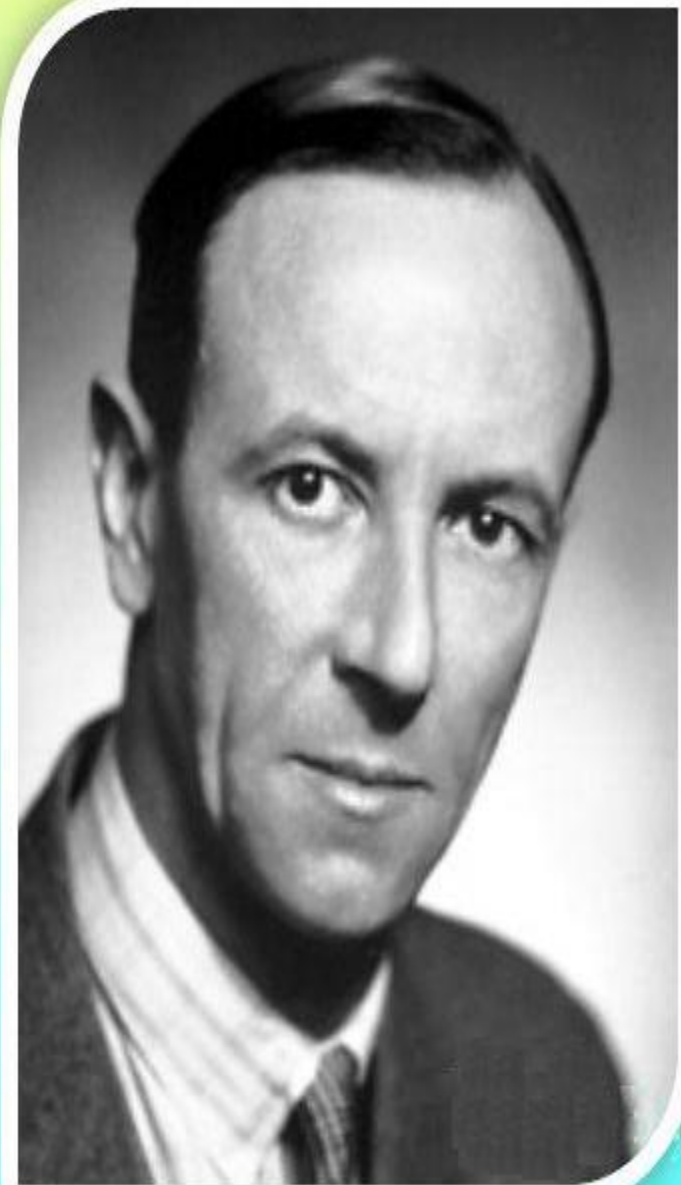
Открытие нейтрона

Джеймс Чедвик



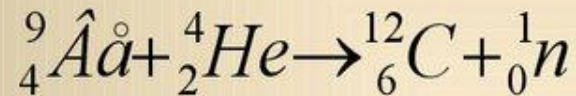
${}^1_0\text{n}$ - нейтрон

$$m_n = 1,0086649 \text{ a.e.m.}$$

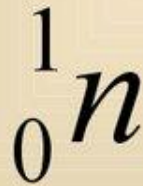


Нейтрон

- Ядерная реакция:



- Нейтрон:



- Нейтрон, n

$$m_n = 1,67493 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = \\ = 1,008665 \text{ а. е. м.}$$

$$= 1838,6 m_e$$

$$q_n = 0$$

Участвует в
гравитационном и
ядерном (сильном)
взаимодействиях.

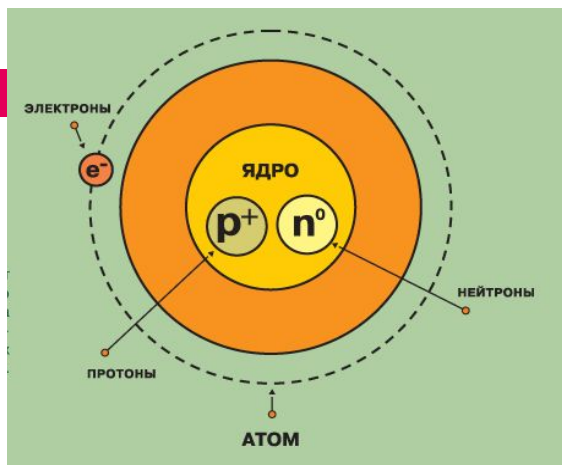
Характеристики протона

Масса протона $1,6726 * 10^{-27}$ кг

Заряд протона равен заряду электрона



АТОМ



p и **n** - нуклоны,
из их массы складывается
масса атома.

Ядро атома \pm **p** = новый атом

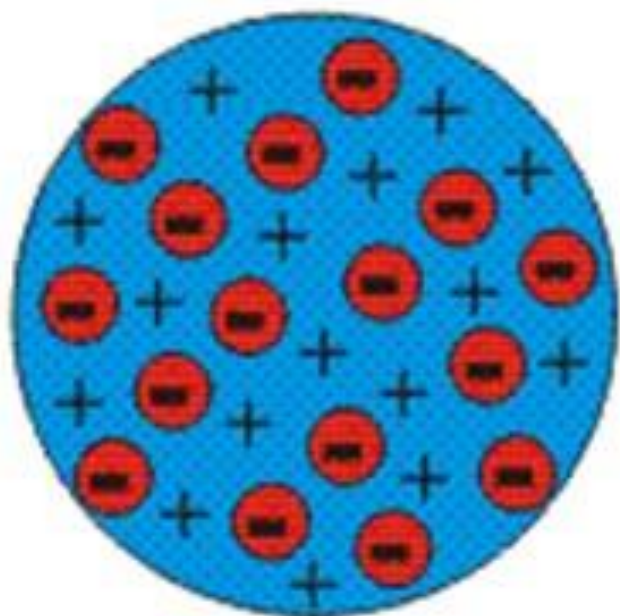
Ядро атома \pm **n** = ИЗОТОП
ИЗОТОП – разновидность

одного

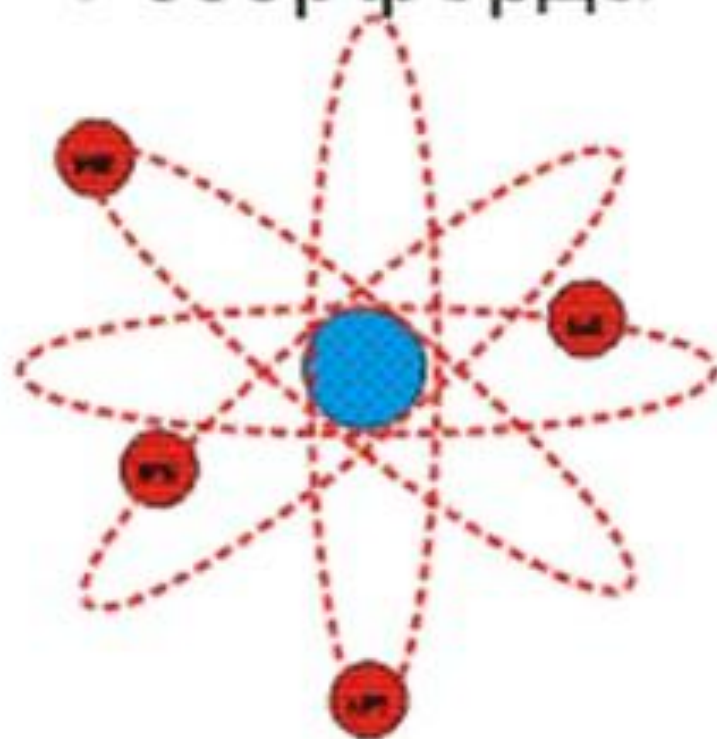
и того же атома с одинаковым
зарядом ядра но разной

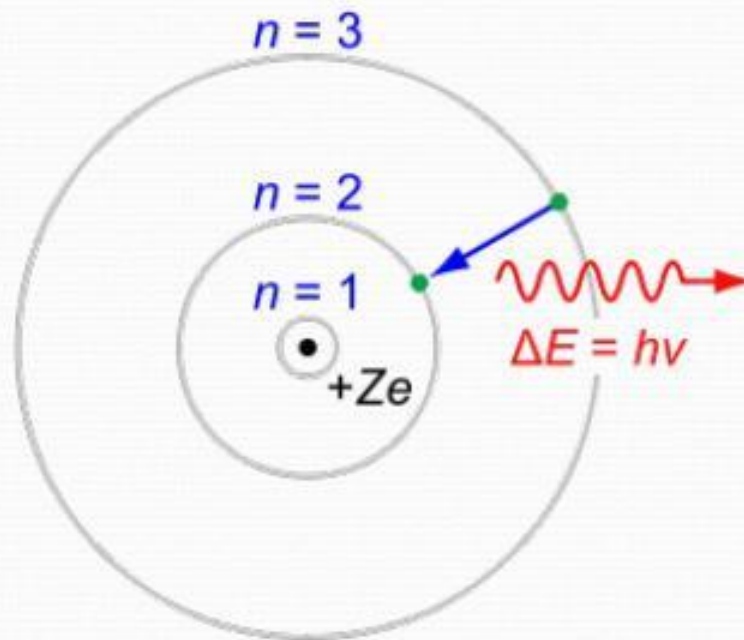
массой атома.

Модель атома
Томсона



Модель атома
Резерфорда





Модель атома
Бора.

Постулаты Бора

- **Первый постулат** (постулат стационарных состояний): **электроны движутся только по определенным (стационарным) орбитам.**

При этом, даже двигаясь с ускорением, они не излучают энергию.

- **Второй постулат** (правило частот): **излучение и поглощение энергии в виде кванта $h\nu$ происходит лишь при переходе электрона из одного стационарного состояния в другое.** Величина светового кванта равна разности энергий тех стационарных состояний, между которыми совершается скачок электрона .

Квантовые числа

Уравнение Шредингера

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h} (E - U) \psi = 0$$

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.
Орбитальное (l)	0, 1, ..., ($n - 1$) всего n значений для данного n	Орбитальный момент количества движения – расположение орбитали в пространстве	Обычно используют буквенные символы: $L: 0 \ 1 \ 2 \ 3 \ 4$ $s \ p \ d \ f \ g$
Магнитное (m_l)	– данно l всего $2l + 1$ значений для данного l	Ориентация собственного магнитного момента	При помещении в магнитное поле орбитали с различными m_l имеют разную энергию
Спиновое (m_s)	$\pm 1/2$ не зависит от свойств орбитали	Проекция собственного момента количества движения	Обозначают \uparrow и \downarrow

Квантовые числа

главное (n) и орбитальное (l)

n – характеризует энергию электрона на энергетическом уровне и удаленность его от ядра:

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

<http://схемото.рф>

РФ

l – характеризует энергию электрона на энергетическом подуровне и форму электронного облака (орбитали):

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

при $l = 0$	s -орбиталь,	$l = 2$	d -орбиталь,
$l = 1$	p -орбиталь,	$l = 3$	f -орбиталь.

Квантовые числа:

магнитное (m_l) и спиновое (m_s)

m_l – определяет количество ориентаций электронных облаков в пространстве и энергию электрона в каждой ориентации:

$$m_l = +l, \dots, 0, \dots, -l.$$

m_s – характеризует вращение электрона вокруг собственной оси по и против часовой стрелки:

$$m_s = \pm 1/2.$$

Спин – собственный угловой момент электрона.



1924 год

Германия

Вернер Карл Гейзенберг
(1901-1976)



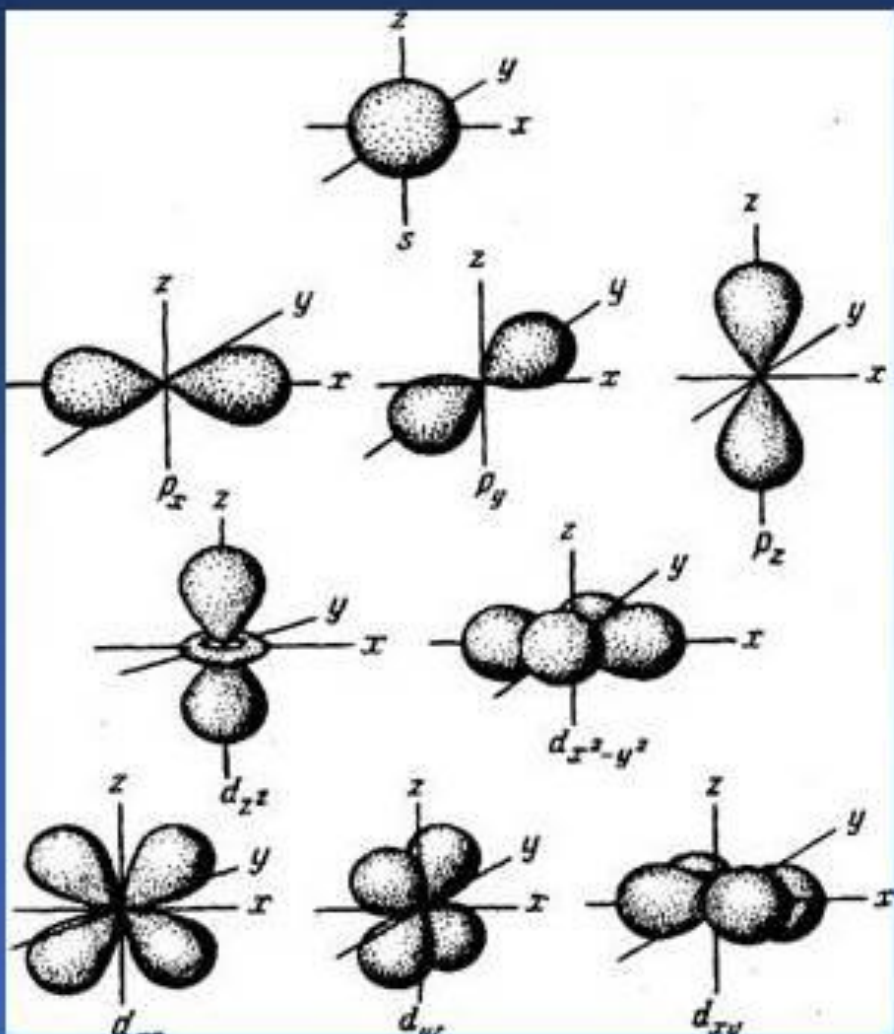
Лауреат

нобелевской премии по физике
(1932).

Принцип неопределенности::

**Невозможно в один и тот же момент времени
точно определить местонахождение
электрона в пространстве и его скорость.**

Формы электронных орбиталей



Названия предложены из анализа видов спектров:

s – «резкая, отчетливая» (sharp);

p – «главная» (principal);

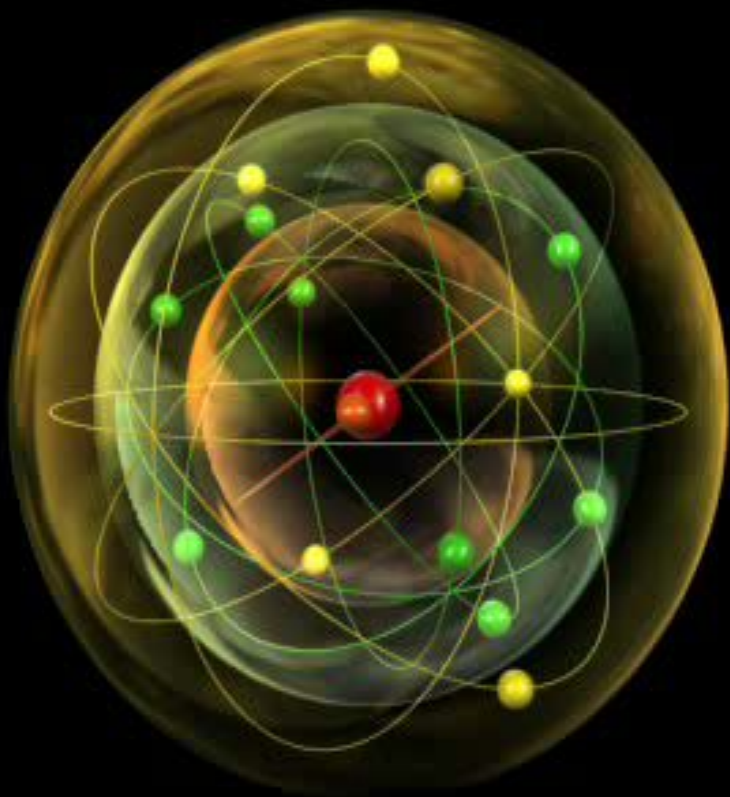
d – «диффузная, размытая» (diffuse);

f – «основная» (fundamental);

g – следующий за «*f*».

Формы *s*-, *p*- и *d*-электронных облаков (орбиталей)

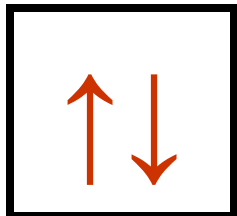
ЭЛЕКТРОНЫ. ЭЛЕКТРОННЫЕ ОРБИТАЛИ.



Вид орбитали	Форма орбитали
s	
p	
d	
f	

Электронные орбитали

Электронное облако	Количество орбиталей
S	1
P	3
d	5
f	7



Электронная орбиталь вмещает два электрона отличающиеся своим **спином**

МАКСИМАЛЬНОЕ КОЛИЧЕСТВО ЭЛЕКТРОНОВ НА ОРБИТАЛЯХ



Подуровни (орбитали)	Количество электронов
s	2
p	6
d	10
f	14

Номер энергетического уровня	Подуровни с максимальным количеством электронов	Максимальное количество электронов на уровне
1	$1s^2$	2
2	$2s^2 2p^6$	8
3	$3s^2 3p^6 3d^{10}$	18
4	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$	32

Строение энергетических уровней



1s



2s



3s



4s



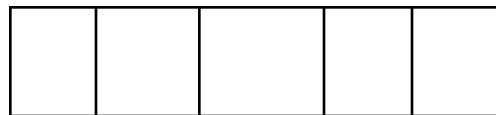
2p



3p



4p



3d

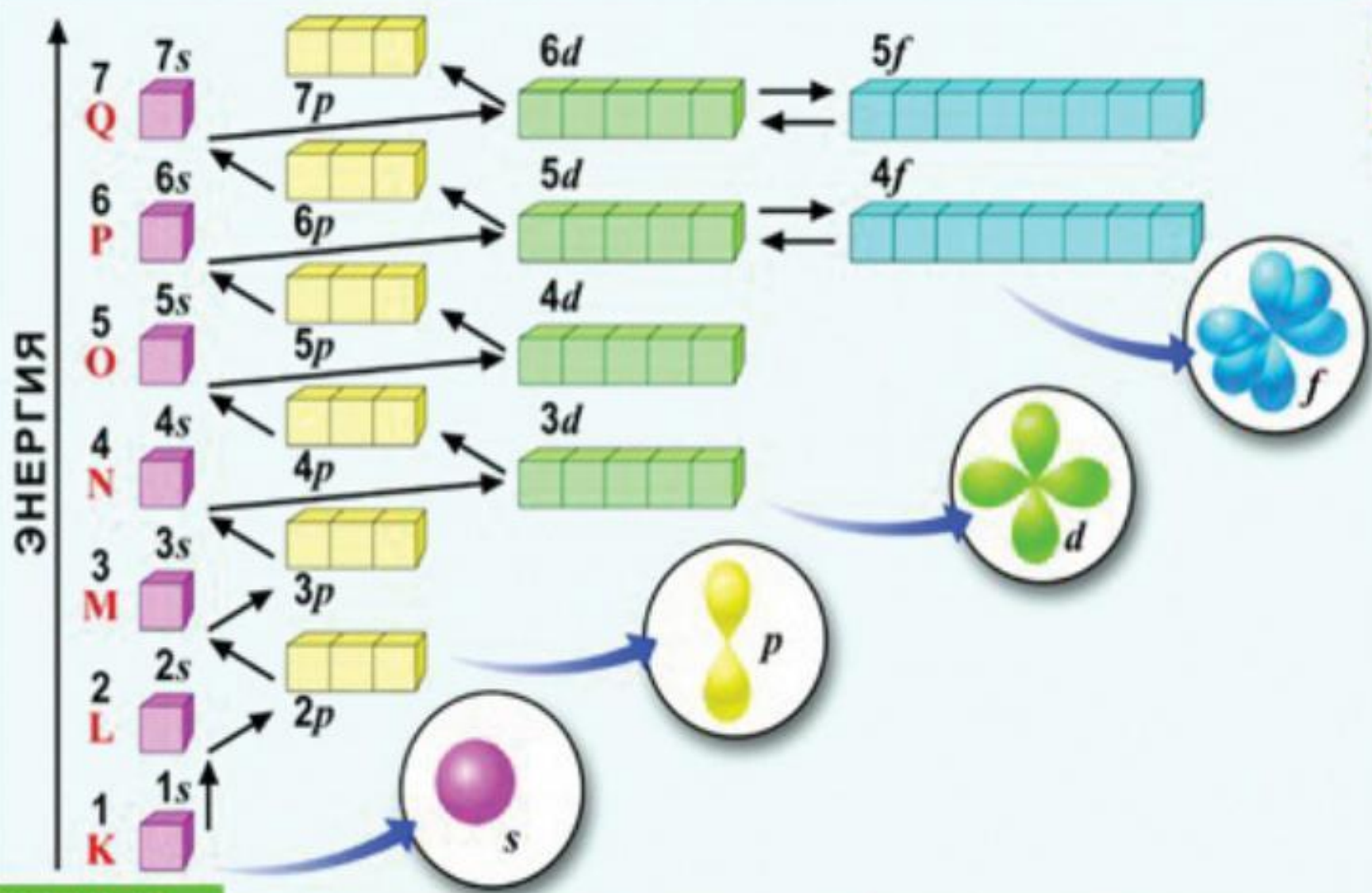


4d

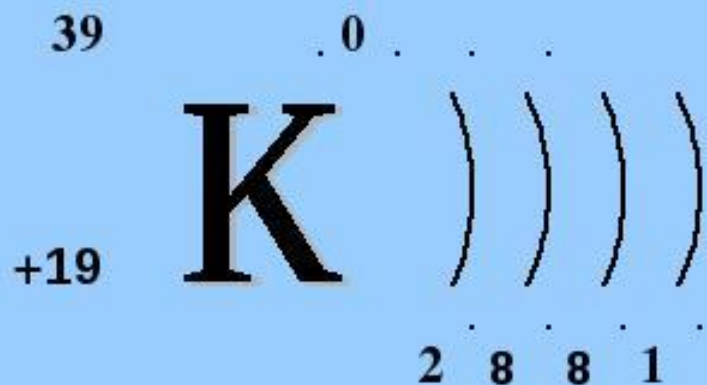


4f

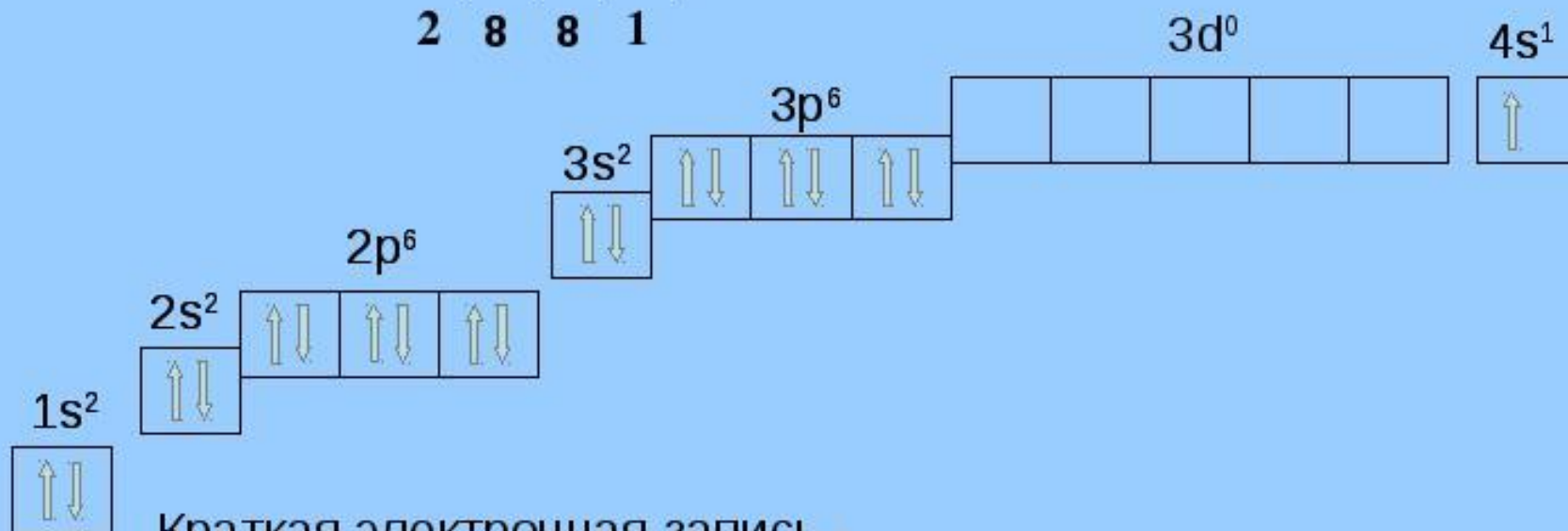
1. ФОРМА ЭЛЕКТРОННЫХ ОБЛАКОВ И ПОСЛЕДОВАТЕЛЬНОСТЬ ЗАПОЛНЕНИЯ ПОДУРОВНЕЙ ЭЛЕКТРОНАМИ



Калий



$e = 19$ $P = 19$ $N = 20$



Краткая электронная запись - _____