

СТРОЕНИЕ АТОМА

Теории строения атома

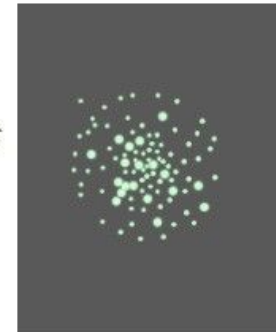
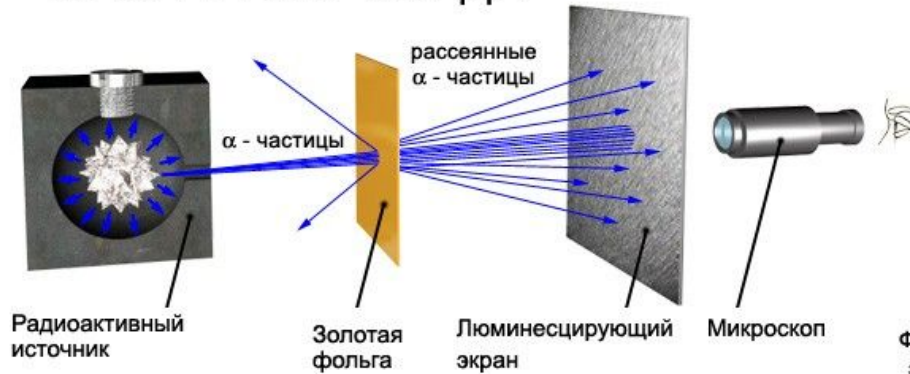
Косвенные свидетельства сложности строения атомов химических элементов

- **Электролитическая диссоциация**
- **Электролиз**
- **Фотоэффект**
- **Естественная радиоактивность (Беккерель, 1896 г, засвечивание фотопластинок солями урана)**
- **Ионизация газов, спектры испускания атомов**
- **Свечение флуоресцирующих веществ, рентгеновское излучение**

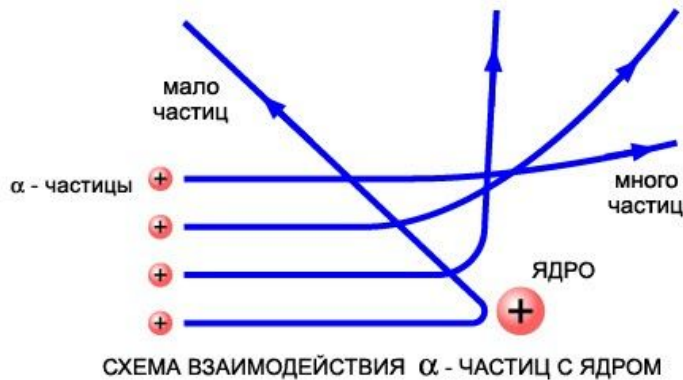
Английский физик **Эрнст Резерфорд** открыл α - и β -излучение короткоживущих изотопов радона и множество других изотопов. Объяснил радиоактивность тория, открыл и объяснил радиоактивное превращение химических элементов, создал теорию радиоактивного распада, обнаружил протон. Доказал, что α -частица — ядро гелия. Поставив опыт по рассеянию α -частиц на металлической фольге, сделал вывод о существовании в атоме массивного ядра. Предложил планетарную модель атома. Открыл образование новых химических элементов при распаде тяжелых радиоактивных элементов.

Опыты Резерфорда

ОПЫТ РЕЗЕРФОРДА



Фотографии люминесцирующего экрана при отсутствии золотой фольги в потоке α - частиц и при ее внесении в поток

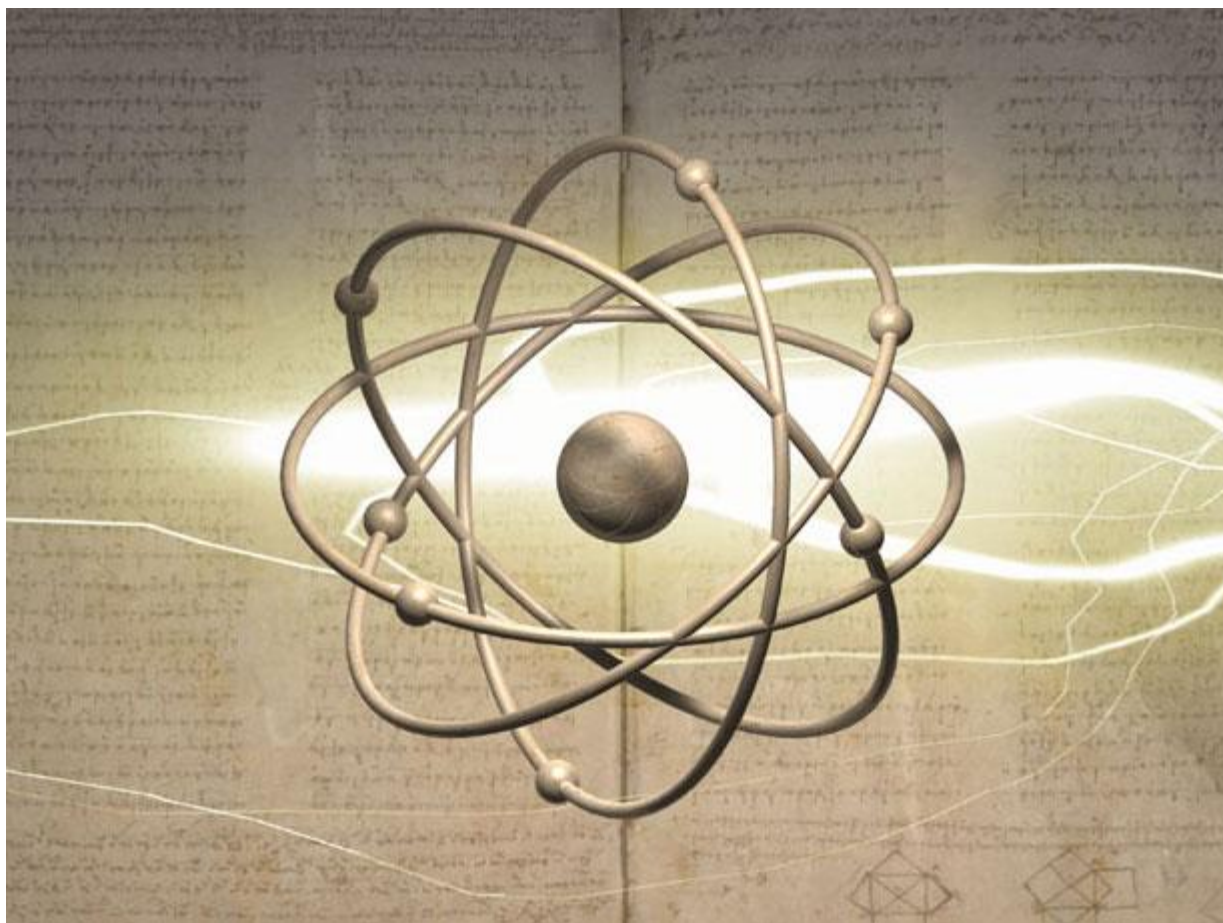


ДОПОЛНИТЕЛЬНЫЕ СВЕДЕНИЯ



Каждая вспышка вызывается ударом α - частицы об экран

Строение атома по Резерфорду

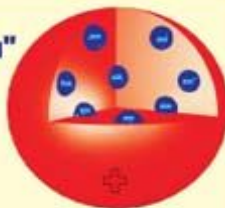


1

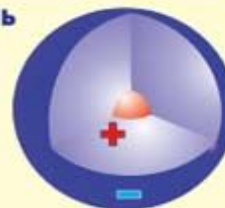
СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

ИСТОРИЧЕСКИЕ МОДЕЛИ СТРОЕНИЯ АТОМА

**Модель
"Булка с изюмом"**
Дж. Дж. ТОМСОН
(1903)



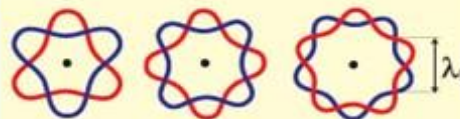
Ядерная модель
Э. РЕЗЕРФОРД
(1911)



Планетарная модель
Э. РЕЗЕРФОРД –
Н. БОР
(1913)



Волновая модель
Л. ДЕ БРОЙЛЬ
(1924)



Квантово-механическая модель
Э. ШРЕДИНГЕР
(1926)



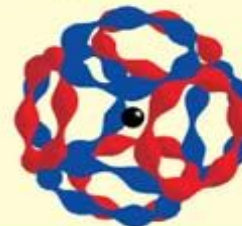
Орбитальная модель
Г. УАЙТ
(1931)



Кольцевая модель
К. СНЕЛЬСОН
(1963)



Волногранная модель



- **Классическая модель строения атома**
- В 1913 году Нильс Бор предложил квантовую модель строения атома. В атоме Бора электроны вращаются вокруг ядра по кольцевым орбитам. Основное отличие модели Бора от предыдущих моделей в двух постулатах.
- **Квантовые постулаты Бора**
- Атомная система может находиться только в некоторых стационарных состояниях, в которых энергия электрона остается постоянной (не происходит излучения).
- При переходе электрона из состояния E_m в состояние E_n излучается или поглощается квант, частота которого ν определяется уравнением $\Delta E = h\nu$, где h – постоянная Планка, равная $6,62 \cdot 10^{-34}$ Дж.с.
- Таким образом, движение электрона в атоме нельзя описать законами классической механики. Кроме того, электроны наряду со свойствами материальных частиц проявляют волновые свойства, что подтверждают опыты по дифракции электронов при прохождении через кристаллы.

ДУАЛИЗМ ЭЛЕКТРОНА

Французский ученый *Луи де Бройль* (1892—1987), развивая представления о двойственной корпускулярно-волновой природе света, выдвинул в 1923 году гипотезу об ее универсальности. Он предположил, что не только фотоны, но и электроны и любые другие частицы материи наряду с корпускулярными обладают также волновыми свойствами. Согласно де Бройлю, с каждым микрообъектом связываются, с одной стороны, корпускулярные характеристики — **энергия E** и **импульс P** , а с другой стороны — волновые характеристики — **частота ν** и **длина волны λ** . Таким образом, для атомного объекта существует возможность проявлять себя, в зависимости от внешних условий, либо как волна, либо как частица, либо промежуточным образом. Именно в этой возможности различных проявлений свойств, присущих микрообъекту, и состоит дуализм волна — частица.

- В 1926 году австрийский физик **Э. Шредингер** предложил уравнение, описывающее движение микрочастиц, проявляющих волновые свойства, которое связало энергию, координаты и волновую функцию ψ , квадрат которой пропорционален вероятности нахождения электрона в некотором объеме пространства, окружающего точку с координатами x , y и z .

$$\frac{d^2\psi}{dx^2} + \frac{d^2\psi}{dy^2} + \frac{d^2\psi}{dz^2} + \frac{8\pi^2m}{h}(E - U)\psi = 0$$

- Уравнение Шредингера точно решено только для атома водорода, т.е. для одного электрона в поле ядра. При этом

$$E = \frac{n^2 h^2}{8ma^2} \quad \Psi = B \sin\left(n\pi \frac{x}{a}\right)$$

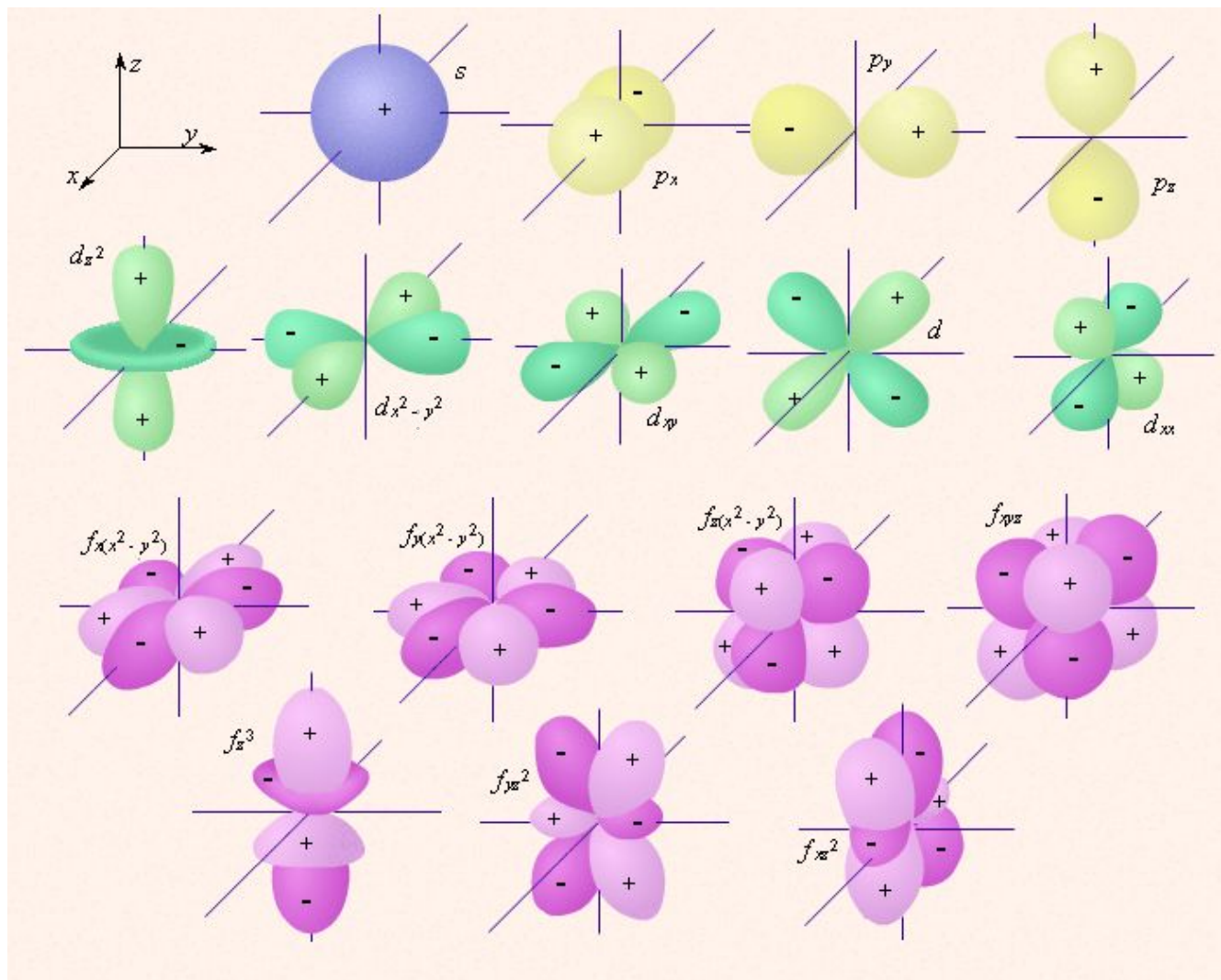
где a и B – константы.

- Таким образом, энергия электрона имеет разные значения в зависимости от n , которое называется **главным квантовым числом**. Для водорода $n = 1$.

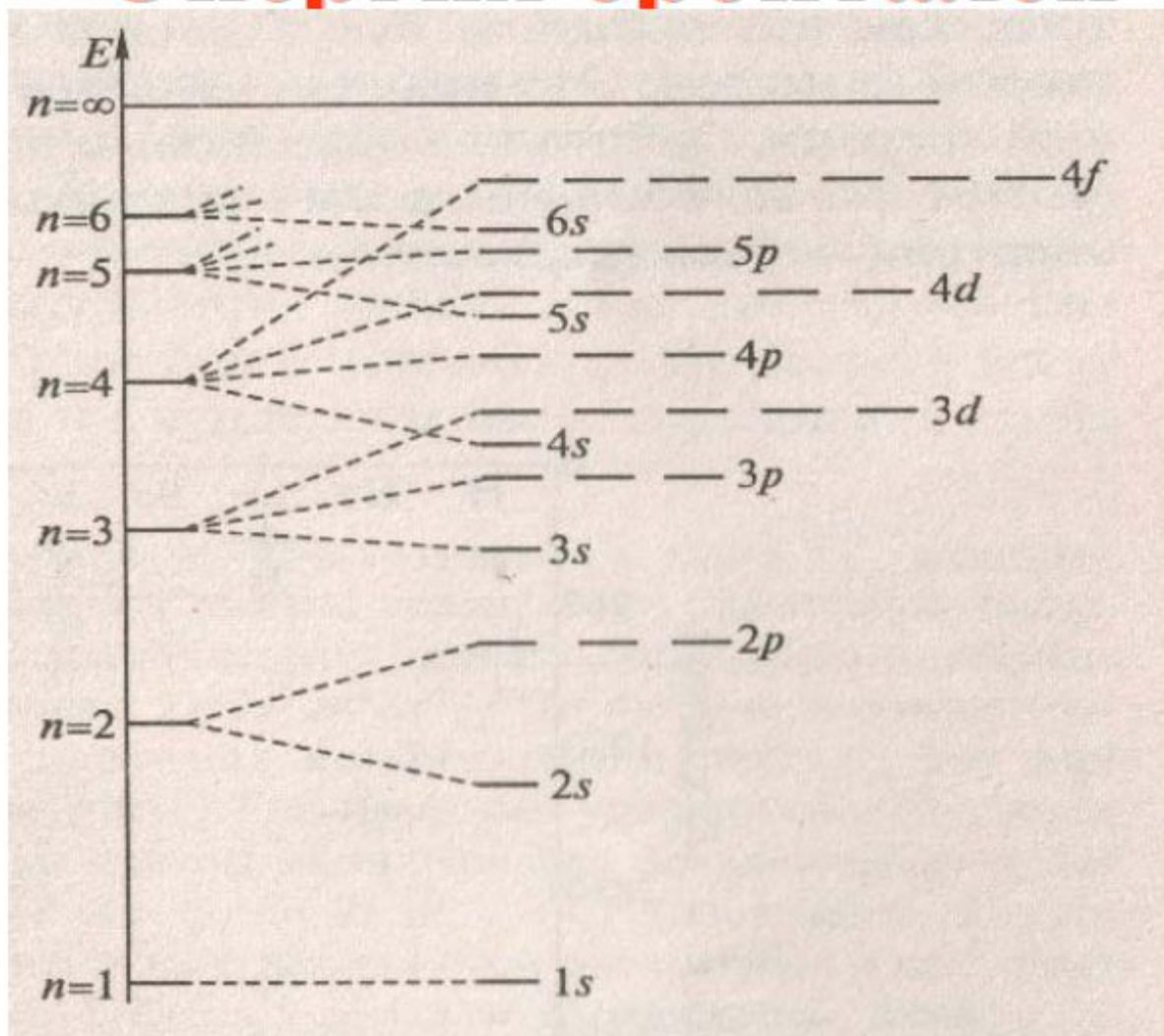
Квантовые числа, характеризующие электроны в атоме:

- **Главное** квантовое число (n) – характеризует энергию электрона в атоме, принимает значения $1, 2, 3 \dots \infty$. Используются буквенные символы K, L, M, N и т. д.
- **Орбитальное** квантовое число (l) характеризует орбитальный момент количества движения электрона в атоме (форму орбита-ли), принимает значения $0, 1, 2 \dots (n-1)$, всего n значений для дан-ного n . Используются буквенные символы s, p, d, f, g .
- **Магнитное** квантовое число (m_l) характеризует расположение орбитали в пространстве, принимает значения $-l \dots 0 \dots +l$, всего $2l+1$ значений для данного l .
- **Спиновое** квантовое число (m_s) характеризует собственный магнитный момент электрона, принимает значения $\pm 1/2$.

Формы орбиталей



Энергия орбиталей



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

Планетарная модель атома:

Чем дальше от ядра, тем
меньше становится
разница между уровнями и
подуровнями!!!!!!!

Проскок электрона!

Электронная формула атома

Принцип Паули: **каждый** электрон атома характеризуется **своим** набором квантовых чисел.

Отсюда следствие: вместимость орбиталей

S - 2 \bar{e}

P - 6 \bar{e}

d - 10 \bar{e}

f - 14 \bar{e}

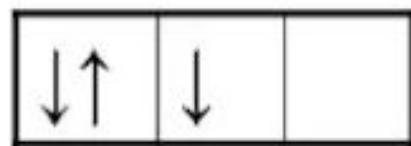
Электронная формула атома

Правило Гунда (Хунда) : суммарное значение величин спинового квантового числа всех электронов данного подуровня должно быть максимальным.

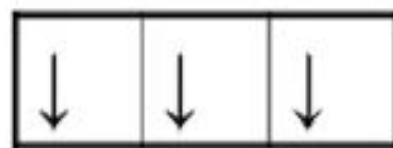
Правило Хунда (Гунда): на данном подуровне электроны стремятся занять энергетические состояния таким образом, чтобы суммарный спин был максимальный.

Например, у азота в основном состоянии заполняются 2p орбитали 3 электронами.

Орбитали можно заполнить :



или



$$\Sigma m_s = \frac{1}{2} * 1$$

неверно

<

$$\Sigma m_s = 3 * \frac{1}{2} = 1\frac{1}{2}.$$

верно

Электронная формула атома

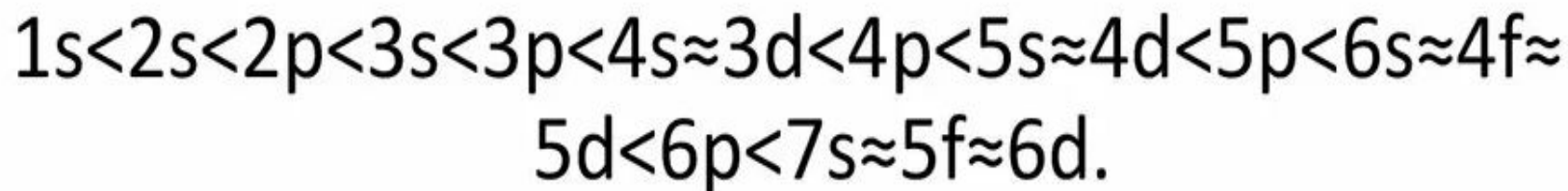
Правила Клечковского: исходя из принципа наименьшей энергии электроны заполняют уровни и подуровни с постепенным возрастанием энергии.

Идём по ступенькам наверх (то есть удаляемся от ядра!)

Правило Клечковского.

Правило Клечковского: при увеличении заряда ядра атома заполнение орбиталей происходит в порядке возрастания суммы главного и орбитального квантовых чисел $(n+l)$, а при равных значениях суммы $(n+l)$ – в порядке возрастания n .

Порядок заполнения:



правило Клечковского

2. При одинаковых значениях суммы $n+l$ меньшей энергией обладает орбиталь с меньшим значением главного квантового числа n , поэтому оно заполняется раньше

- 3d: $n+l = 3+2=5$,
- 4p: $n+l = 4+1=5$,

т.к. сумма $n+l$ в обоих случаях одинакова и равна 5, то электроны заполняют вначале 3d орбиталь, для которой главное квантовое число меньше.

Графическое правило Клечковского

		Орбитальное квантовое число l				
		0	1	2	3	4
Главное квантовое число n	1	1s				
	2	2s	2p			
	3	3s	3p	3d		
	4	4s	4p	4d	4f	
	5	5s	5p	5d	5f	5g
	6	6s	6p	6d	6f	6g
	7	7s	7p			

Сумма (n+l)

1 2 3 4 5 6 7 8

Принцип наименьшей энергии (правило Клечковского)

- Электроны заселяют орбитали так, чтобы их общая энергия была минимальной.
- **Общая энергия электрона** отражается суммой двух квантовых чисел: $n + \ell$.

В соответствии с этой суммой орбитали можно расположить в ряд по возрастанию энергии:



1 2 3 3 4 4 5 5 5 6

Если сумма двух квантовых чисел одинакова, то предпочтение при заселении электронами отдается меньшему главному квантовому числу.

Электронная формула атома

В соответствии с правилом Клечковского формируется *реальный ряд* распределения электронов:



«Проскок» электрона

Проскок электрона - отступления от общей для большинства элементов последовательности заполнения электронных оболочек ($1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d$ и так далее), связанные с тем, что эти "нарушения правил" обеспечивают атомам некоторых элементов меньшую энергию по сравнению с заполнением электронных оболочек "по правилам".

ПРИЧИНА «ПРОСКОКА» ЭЛЕКТРОНА

Считается, что *энергетически более выгодно*, когда в атоме имеется *наполовину или полностью заполненный подуровень* (d5; d10; f7; f14).

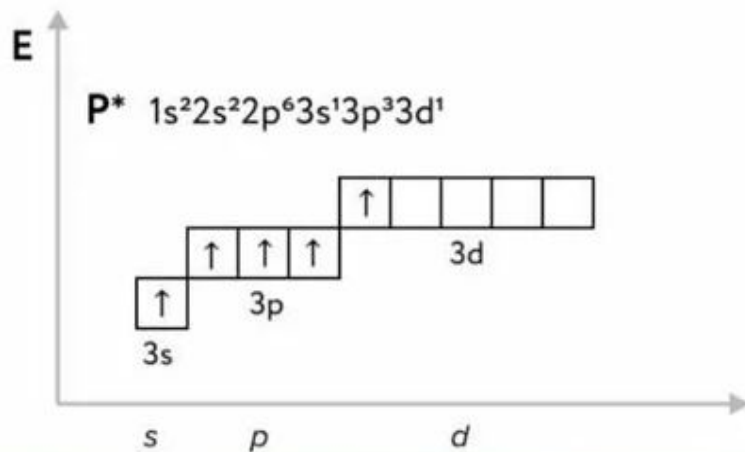
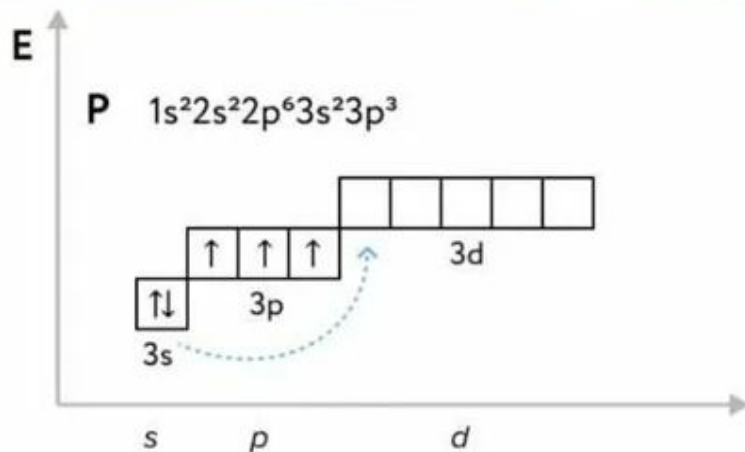
У каких элементов «проскок» электрона

Элемент	Атомная валентная зона	
	теоретическая	практическая
<i>Cu</i>	$3d^9 4s^2$	$3d^{10} 4s^1$
<i>Ag</i>	$4d^9 5s^2$	$4d^{10} 5s^1$
<i>Au</i>	$5d^9 6s^2$	$5d^{10} 6s^1$
<i>Cr</i>	$3d^4 4s^2$	$3d^5 4s^1$
<i>Mo</i>	$4d^4 5s^2$	$4d^5 5s^1$

Возбуждённое состояние

При энергетическом воздействии на атом он может изменить своё состояние – перейти в состояние возбуждения. При этом возможное изменение в распределении электронов по орбиталям!

Основное и возбужденное состояние



Принцип наименьшей энергии справедлив только для *основного* состояния атома, характеризующегося минимумом энергии.

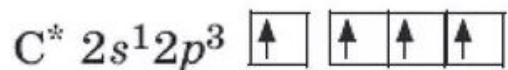
В возбуждённом состоянии (при получении энергии извне, например, при облучении или нагревании), один или несколько электронов могут переходить на орбиталь с большим значением энергии, но в пределах своего энергетического уровня.

Такие состояния атома называются *возбуждёнными*.

Возбужденные состояния атомов



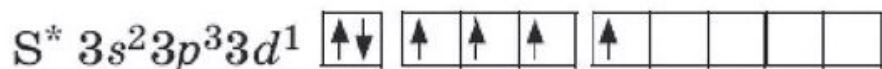
вал. = II CO



вал. = IV CO₂



вал. = II H₂S



вал. = IV SO₂



вал. = VI SO₃

Возбуждённое состояние

ЗАПОМНИТЬ!!!!!!

Атомы **АЗОТА**, **КИСЛОРОДА** и **ФТОРА**
при возбуждении валентность
НЕ меняют!