

# СТРОЕНИЕ АТОМА

Теории строения атома

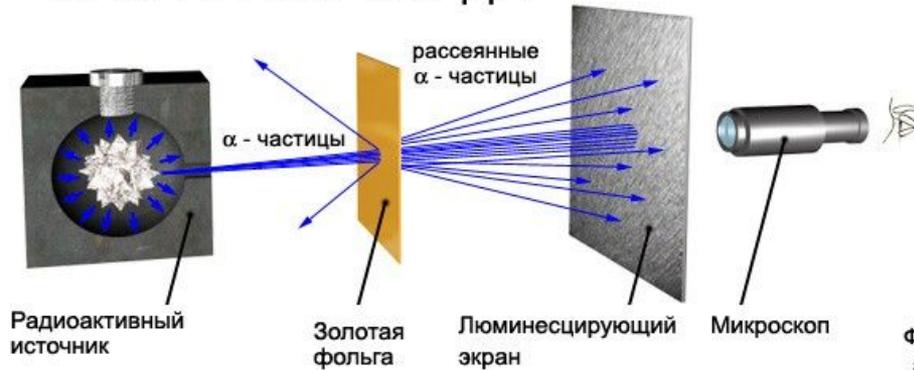
# **Косвенные свидетельства сложности строения атомов химических элементов**

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

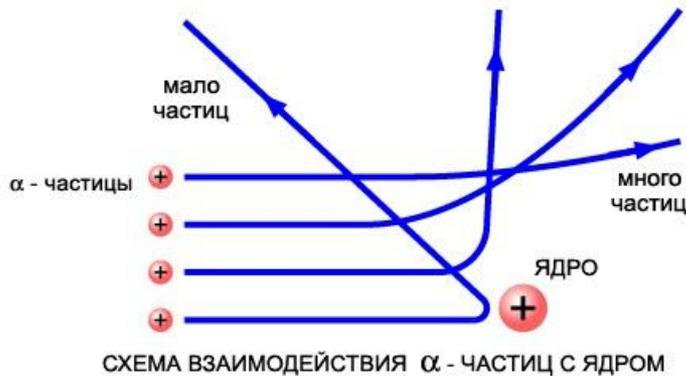
Английский физик **Эрнст Резерфорд** открыл  $\alpha$ - и  $\beta$ -излучение короткоживущих изотопов радона и множество других изотопов. Объяснил радиоактивность тория, открыл и объяснил радиоактивное превращение химических элементов, создал теорию радиоактивного распада, обнаружил протон. Доказал, что  $\alpha$ -частица — ядро гелия. Поставив опыт по рассеянию  $\alpha$ -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

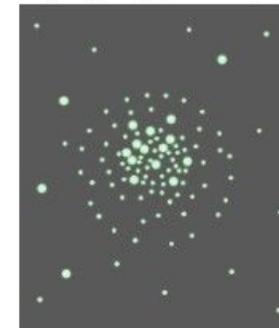
## ОПЫТ РЕЗЕРФОРДА



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

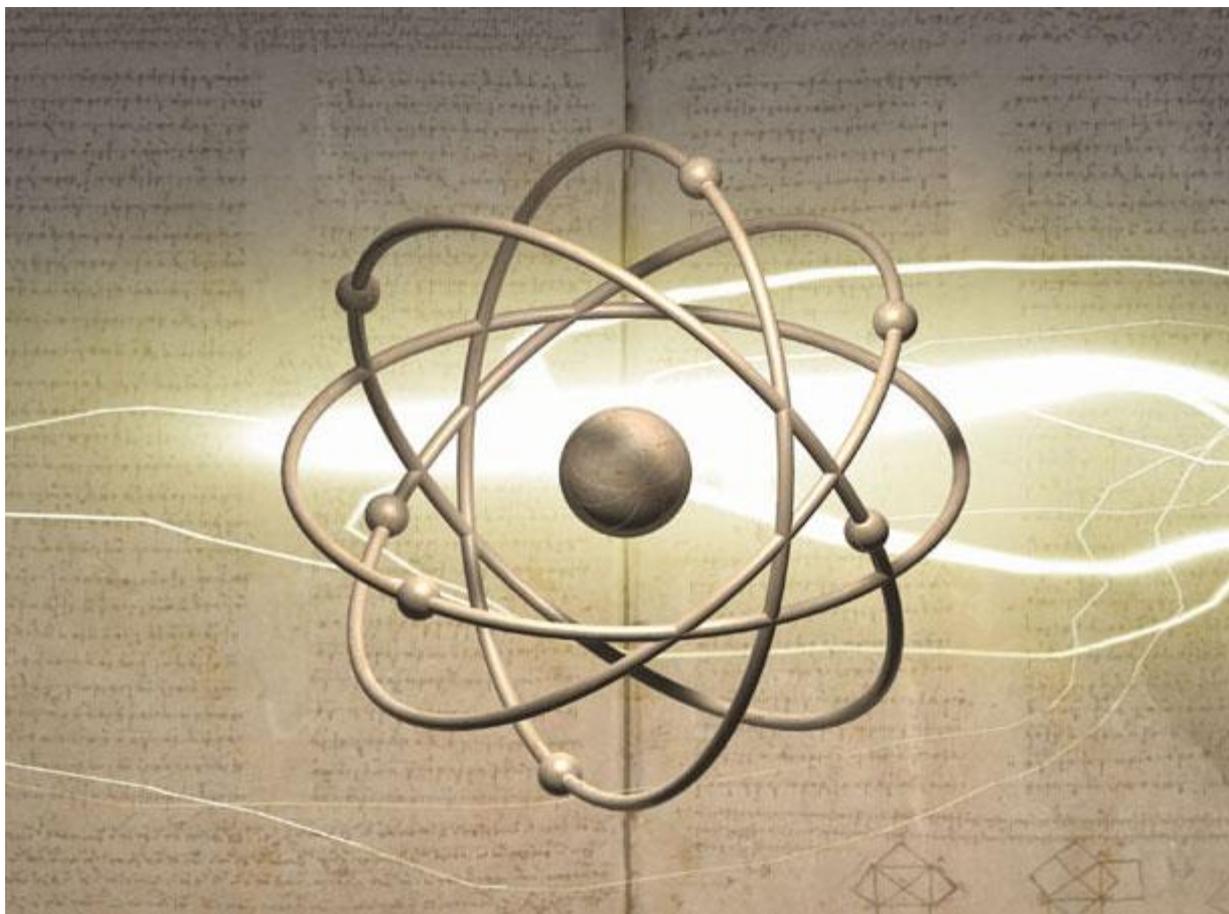


## ДОПОЛНИТЕЛЬНЫЕ СВЕДЕНИЯ



Каждая вспышка вызывается ударом α - частицы об экран

# Строение атома по Резерфорду

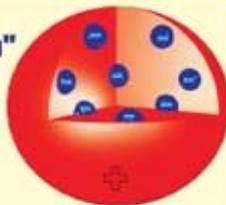


## 1

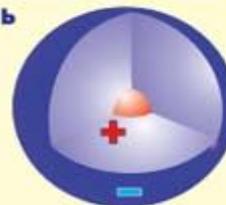
СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

## ИСТОРИЧЕСКИЕ МОДЕЛИ СТРОЕНИЯ АТОМА

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



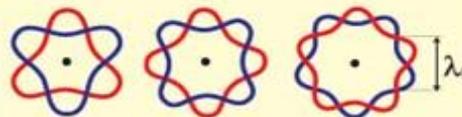
**Ядерная модель**  
Э. РЕЗЕРФОРД  
(1911)



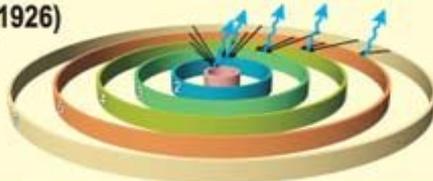
**Планетарная модель**  
Э. РЕЗЕРФОРД –  
Н. БОР  
(1913)



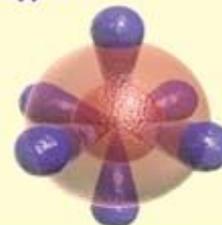
**Волновая модель**  
Л. ДЕ БРОЙЛЬ  
(1924)



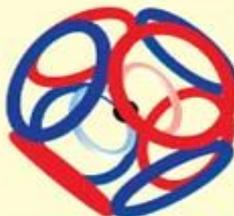
**Квантово-механическая модель**  
Э. ШРЕДИНГЕР  
(1926)



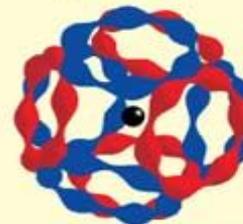
**Орбитальная модель**  
Г. УАЙТ  
(1931)



**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  $\nu$  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  $\nu$**  и **длина волны  $\lambda$** . 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  $\psi$ , 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

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

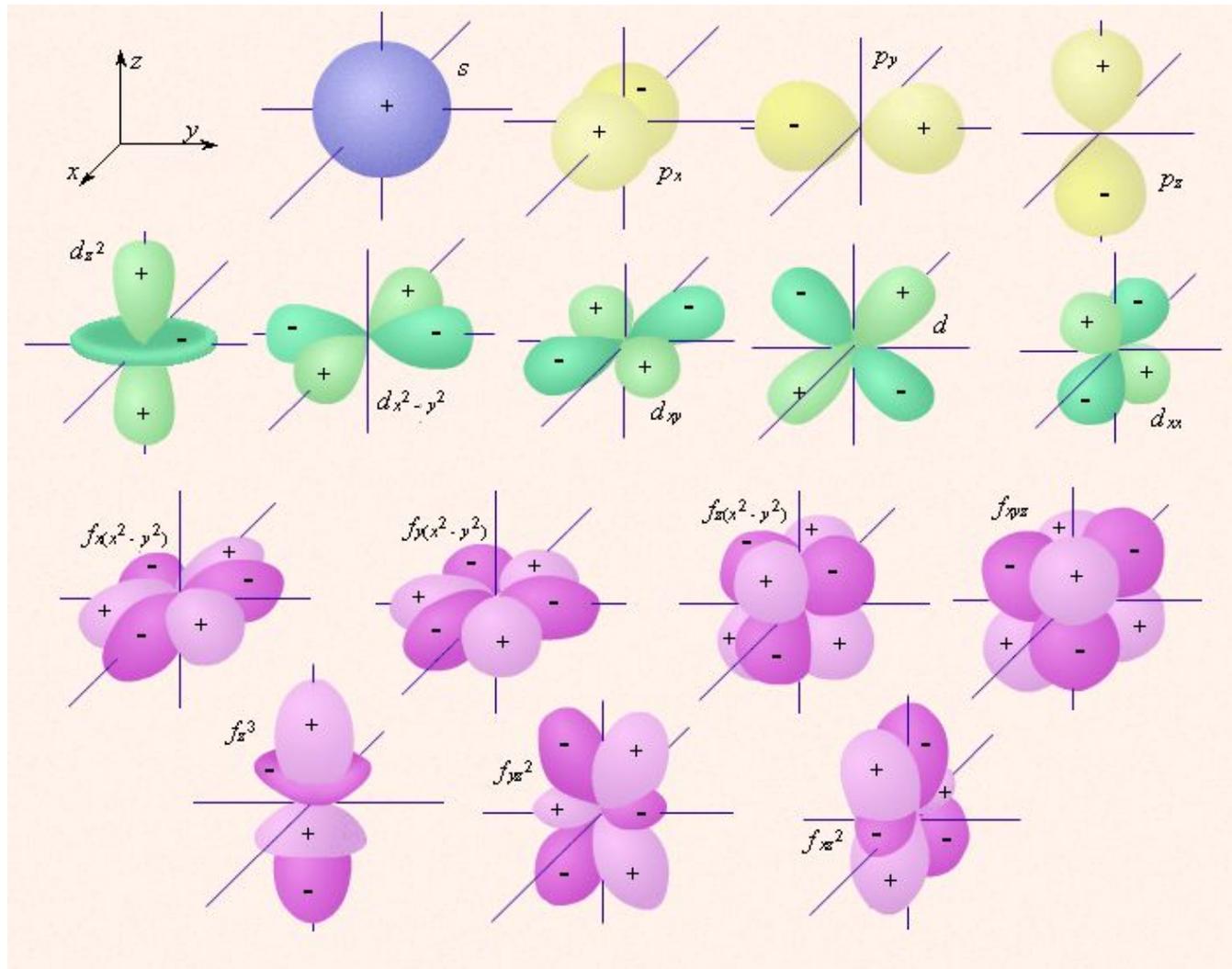
где  $a$  и  $B$  – константы.

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

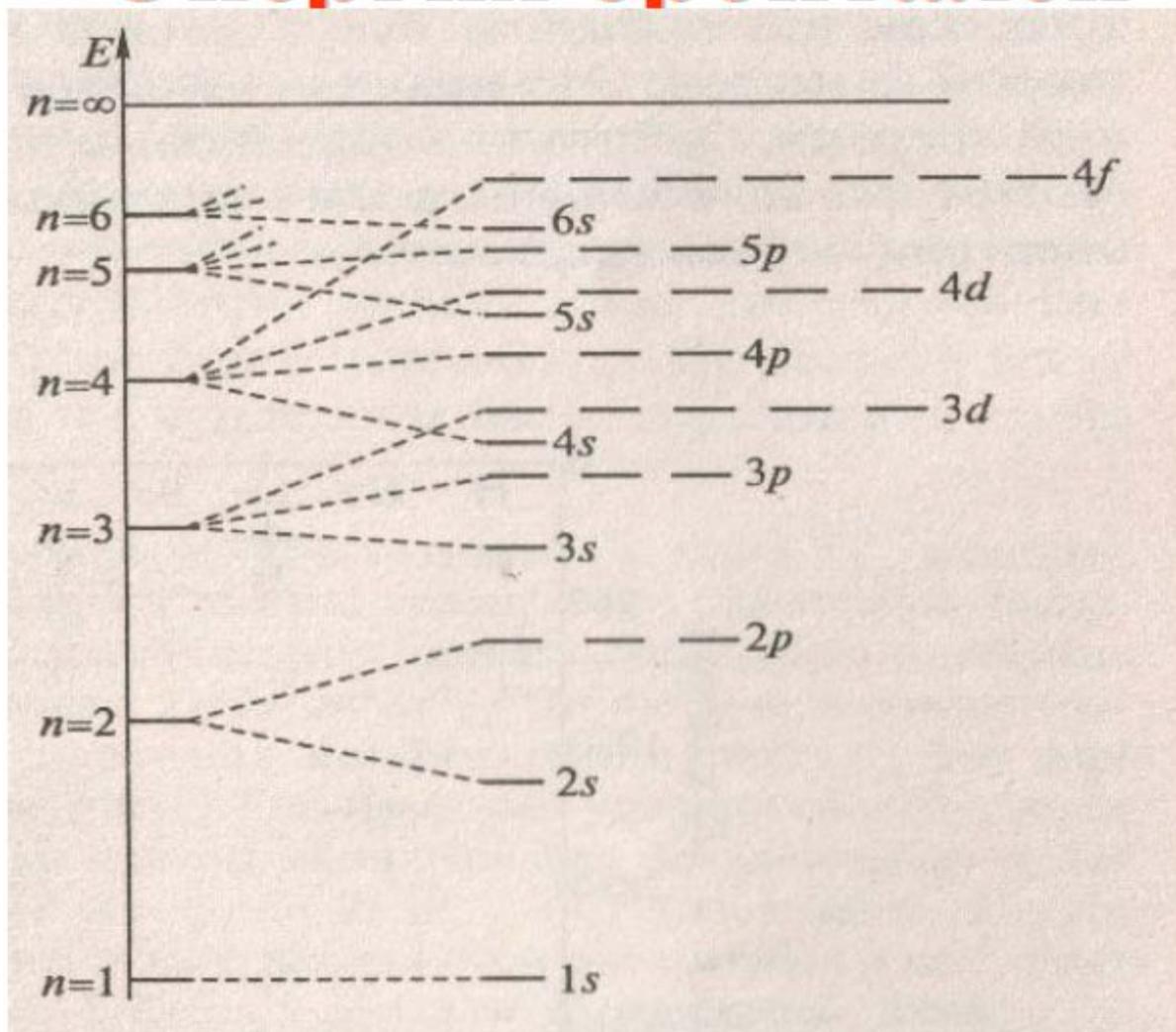
## Квантовые числа, характеризующие электроны в атоме:

- **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  $\bar{e}$

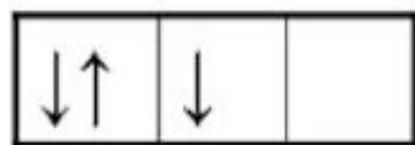
# Электронная формула атома

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

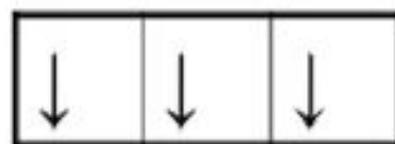
**Правило Хунда (Гунда):** на данном подуровне электроны стремятся занять энергетические состояния таким образом, чтобы суммарный спин был максимальный.

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

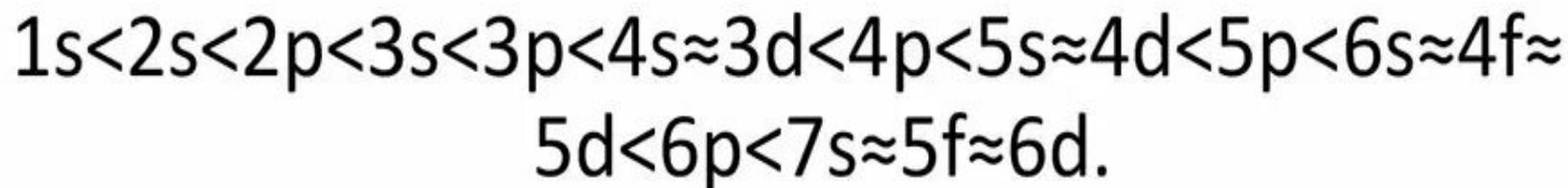
Правила Клечковского: исходя из принципа наименьшей энергии электроны заполняют уровни и подуровни с постепенным возрастанием энергии.

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			

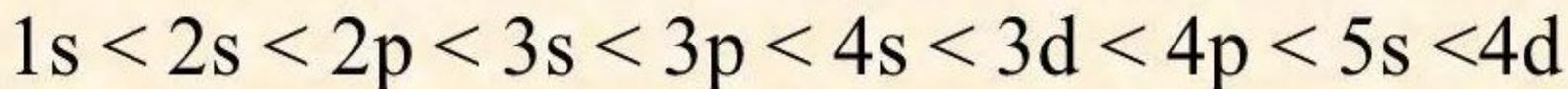
Сумма (n+l)

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).

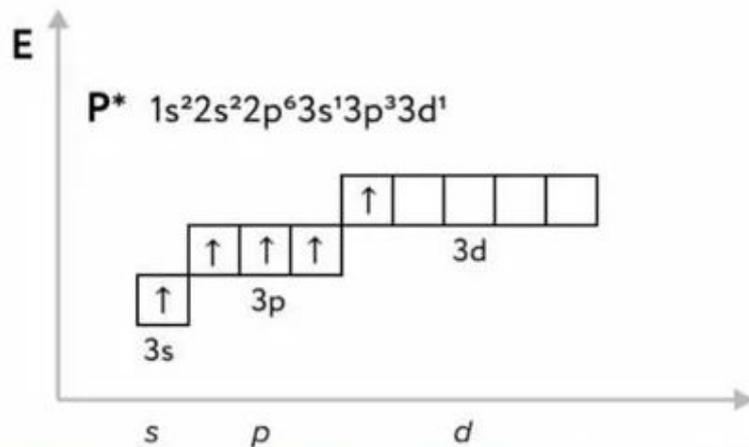
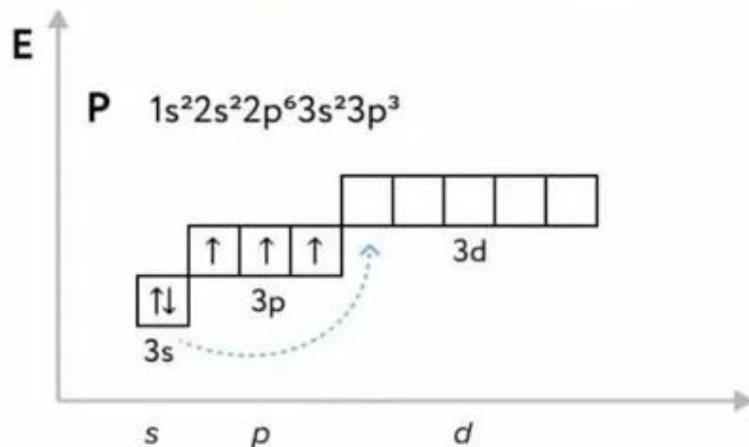
У каких элементов «проскок» электрона

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*.



# Возбуждённое состояние

**ЗАПОМНИТЬ!!!!!!**

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