

Лекция

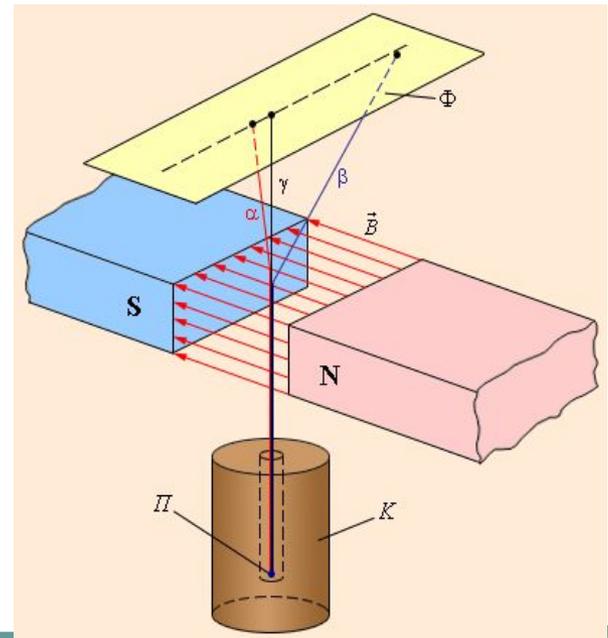
**СТРОЕНИЕ
АТОМА**

Свидетельства сложности строения атома

- Электролиз (1800 г.)
- Фотоэффект (Герц, Столетов, 1887-1888г.)
- Теория электролитической диссоциации (Аррениус, 1887 г.)

Свидетельства сложности строения атома

- Катодные лучи (Томсон, 1897), частицы которых получили название электроны e^- (несут единичный отрицательный заряд);
- Естественная радиоактивность элементов (Беккерель и
- Пьер Кюри, М. Склодовская-Кюри 1896);



Основные понятия и определения

- **Атом** это наименьшая частица химического элемента, способная к самостоятельному существованию, подчиняющаяся квантовым законам и являющаяся носителем его свойств.
- Атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Основные понятия и определения

Электрон – стабильная элементарная частица, имеющая массу покоя

$$9,109 \cdot 10^{-31} \text{ кг,}$$

Несущая элементарный отрицательный заряд
 $1,60 \cdot 10^{-19} \text{ Кл.}$

Заряд электрона принимают за -1

Основные понятия и определения

Протон – ядро атома легкого изотопа водорода 1, элементарная частица, несущая положительный заряд $1,60 \cdot 10^{-19}$ Кл, имеющая массу $1,672 \cdot 10^{-27}$ кг.

Заряд ядра определяется числом находящимся в нем протонов и определяет число электронов в атоме элементов, его химическую индивидуальность (Номер химического элемента)

Основные понятия и определения

Нейтрон – электрически нейтральная элементарная частица с массой покоя $1,675 \cdot 10^{-27}$ кг.

Ядра атомов состоят из элементарных частиц двух видов – протонов и нейтронов.

Вся масса атома сосредоточена в его ядре.

$$r_{\text{я}} = 10^{-15} \text{ м}$$

$$r_{\text{а}} = 10^{-10} \text{ м}$$

Атомные спектры

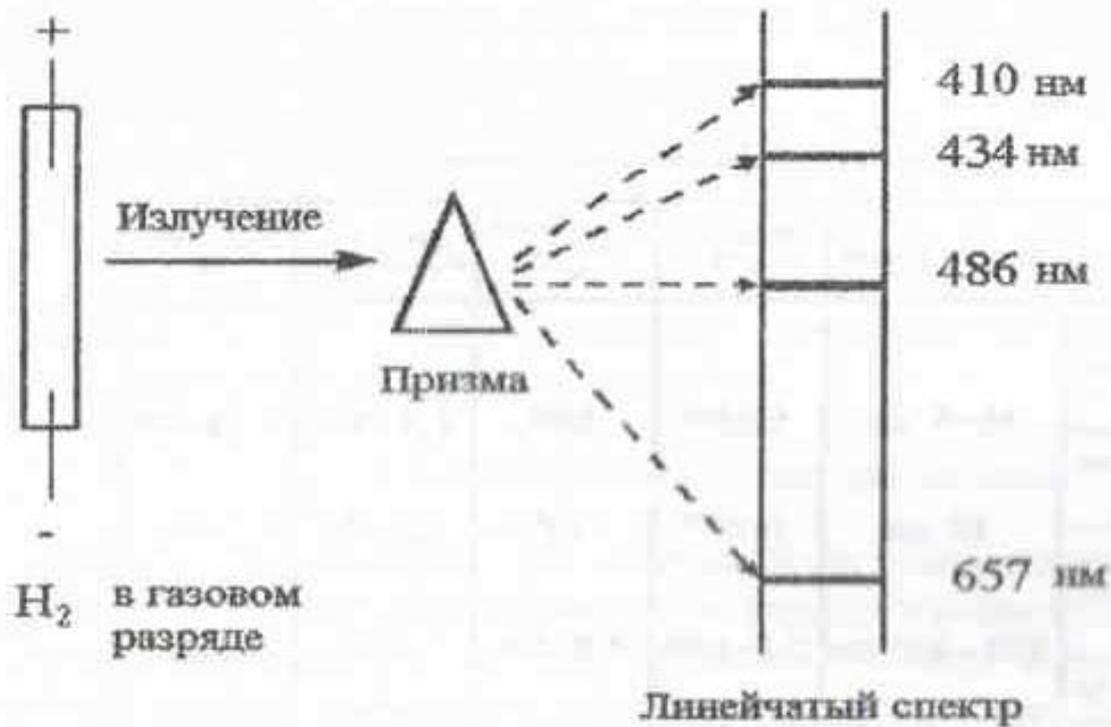
Данные о спектрах химических элементов - экспериментальное основание теории строения атома.

Спектры, получаемые разложением излучения, испускаемого телами – **эмиссионные**.

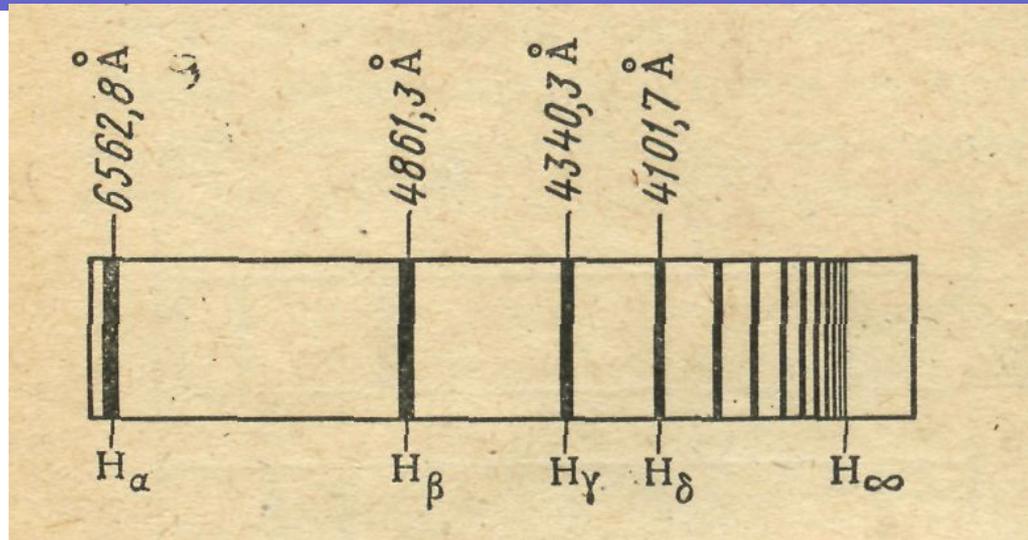
Непрерывные спектры – при излучении раскаленных твердых и жидких тел.

Линейчатый спектр – от излучения, испускаемого атомами, **полосатый** – молекулами. (У железа – свыше 5000 линий)

Спектр водорода



Атомный спектр водорода в видимой и ближней УФ-области (серия Бальмера)

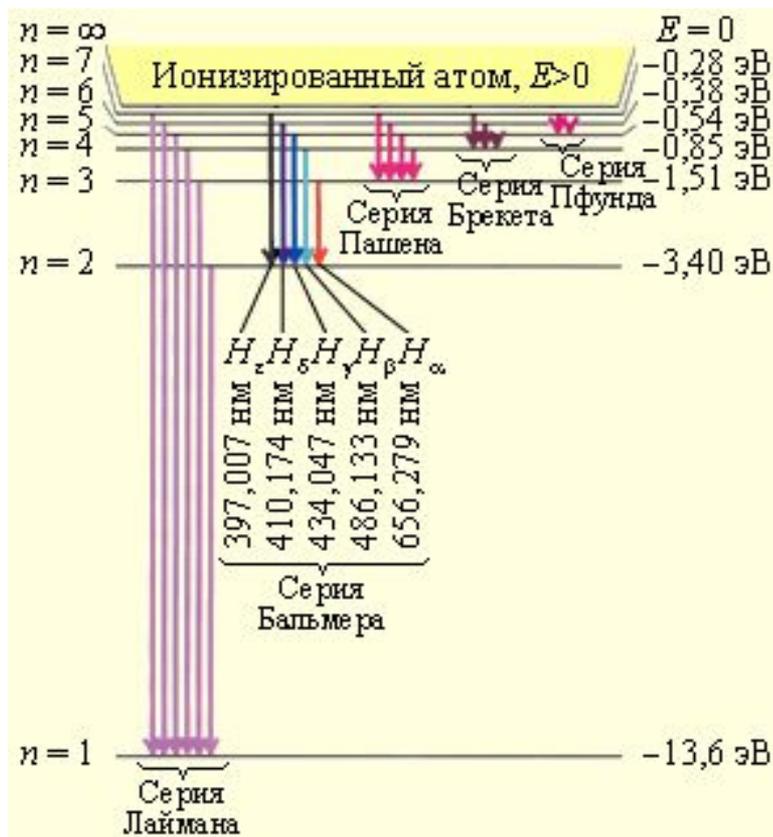


$$\nu_{nm} = R \left(\frac{1}{m^2} - \frac{1}{n^2} \right)$$

R – постоянная Ридберга; $R = 3,29 \cdot 10^{15}$ Гц

$$R = 1,097 \cdot 10^5 \text{ см}^{-1}$$

Уровни энергии электрона в атоме водорода



Уровни энергии электрона в атоме водорода

Спектральные линии – узкие характеристические линии в спектре испускания атомарного вещества.

У водорода четыре линии в видимой области (серия Бальмера), в ультрафиолетовой (серия Лаймана) и инфракрасной (серии Пашена и Бреккета) областях спектра.

$$\Delta E = R \cdot z^2 \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_j^2} \right)$$

$R = 1314$ кДж/моль

Наличие в центре атома положительно заряженного ядра (Резерфорд, 1911)

Схема установки

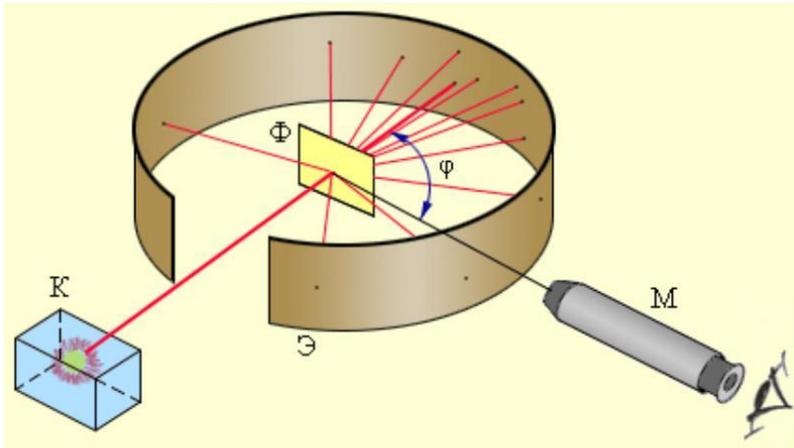
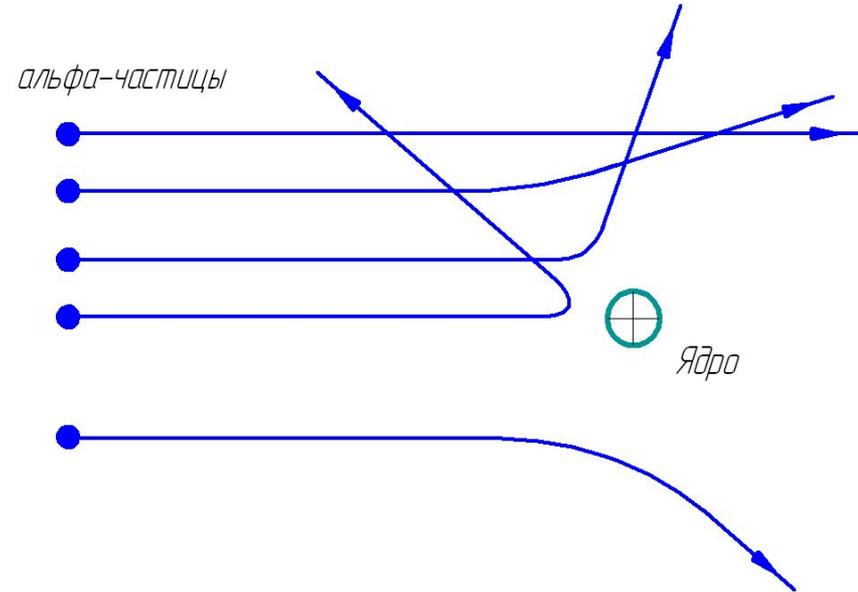
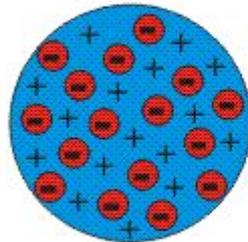


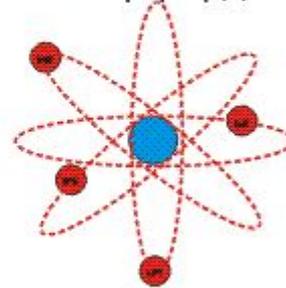
Схема установки Резерфорда по
рассеиванию α -частиц



Модель атома
Томсона



Модель атома
Резерфорда



Планетарная модель строения атома. (Бор, 1910г.)

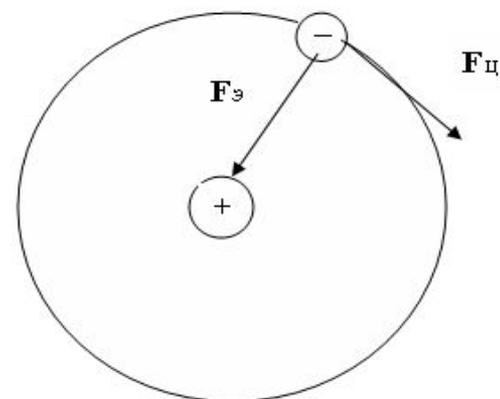
Постулаты Бора.

- 1. Электрон вращается по строго определенным стационарным орбитам. При этом он не излучает энергии.

$$F_{Ц} = \frac{mv^2}{r} \quad F_{Э} = \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r^2}$$

$$mvr = \frac{h}{2\pi} n$$

h – постоянная
Планка



$$h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}$$

$n = 1, 2, 3, \dots$ Если $n=1$ - минимальный радиус, то

$$r = 0,053 \text{ нм}$$

Квантовая модель строения атома. (Бор, 1910г.)

Постулаты Бора

Для атома водорода разрешены состояния, для которых радиус орбиты и энергия равны E и r .

Если $n = 1$ $r = 0,053$ нм (a_0)

$$r = \frac{n^2 h^2}{4\pi^2 m_e e^2}$$

$$E = - \frac{2\pi^2 m_e e^4}{n^2 h^2}$$

$$v = n \left(\frac{h}{2\pi} \right) \frac{1}{m_e r}$$

$$E = - \frac{e^2}{2rn^2}$$

$$E = - \frac{e^2}{2r(a_0)} = \mathbf{13,6\text{эВ}} \quad (n=1)$$

Энергия основного состояния атома водорода ($n=1$, $r=0,053$ нм)

Постулаты Бора

- 2. Поглощение и излучением атомом энергии имеет место при переходе с одной орбиты на другую.
- М. Планк (1900 г.): энергия излучается и поглощается отдельными порциями – квантами, пропорциональными частоте, колебаний, излучения

$$E = h\nu$$

Основные понятия и определения

$$\Delta E = E_2 - E_1$$

Атом поглощает не любые, а вполне определенные порции энергии.

$$E = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

Так как $E = mc^2$ связь длины волны и массы покоя фотона:

$$\lambda = \frac{h}{mc}$$

Теория ЗОММЕРФЕЛЬДА

- Стационарные орбиты в атомах могут быть не только круговыми, но эллипсоидными и могут различным образом располагаться в пространстве. Удалось объяснить многие закономерности для спектров.

Недостатки теории Бора-Зоммерфельда

- 1. При расчете ряда спектральных характеристик теория дает результаты, не совпадающие с опытом.
- 2. При расчете энергии электронов дает не соответствующие эксперименту результаты
- 3. Теорию невозможно применить для количественного объяснения химической связи.

Квантово-механическая модель строения атома

- **Двойственная природа электрона.**
- Электрон обладает корпускулярно-волновым дуализмом, т.е. может вести себя и как частица и как волна.
- Его длина может быть рассчитана по уравнению **Луи де Бройля:**

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

- **Закон де Бройля** (открыт в 1924 г): любая частица, а не только фотон, имеет корпускулярно-волновой характер движения

Квантово-механическая модель строения атома

- Принцип неопределенности **Гейзенберга** (1927 г.): невозможно в любой момент времени определить и положение электрона в пространстве и его импульс с одинаковой точностью.

$$\Delta x \Delta p_x \geq \frac{h}{2\pi}$$

- где Δx и Δp – соответственно неопределенности в величине положения частицы в пространстве и ее импульса ($p = mv$)

Уравнение Шредингера

- **Э. Шредингер** предложил описывать движение микрочастиц с помощью уравнения, которое связывает энергию, координаты и волновую функцию ψ – характеризует свойства квантовой системы

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

где x, y, z – координаты частицы; E – ее полная энергия; U – потенциальная энергия; m – масса; h – постоянная Планка.

Квадрат волновой функции пропорционален вероятности нахождения электрона в некотором объеме. Эту величину называют **электронной плотностью**.

Квантовые числа

- Для описания орбитали (электрона) используют квантовые числа (параметры в уравнении Шредингера)

1. Главное квантовое число (n)

Может принимать значения

$$n = 1, 2, 3, 4, 5 \dots \infty$$

n характеризует:

- а) номер энергетического уровня;
- б) интервал энергии электронов, находящихся на этом уровне;
- в) размеры орбиталей;
- г) в ПС соответствует номеру периода;
- Емкость энергетического уровня определяется по формуле $2n^2$

- Энергия связи электрона с ядром определяется формулой:

$$E = -Rz^2/n^2$$

R - постоянная Ридберга

Z- заряд ядра

n – главное квантовое число

- $R=1314$ кДж/моль или 13,6 эВ
- При возникновении связей между протоном и электроном энергия понижается (-)

2. Орбитальное квантовое число (l)

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

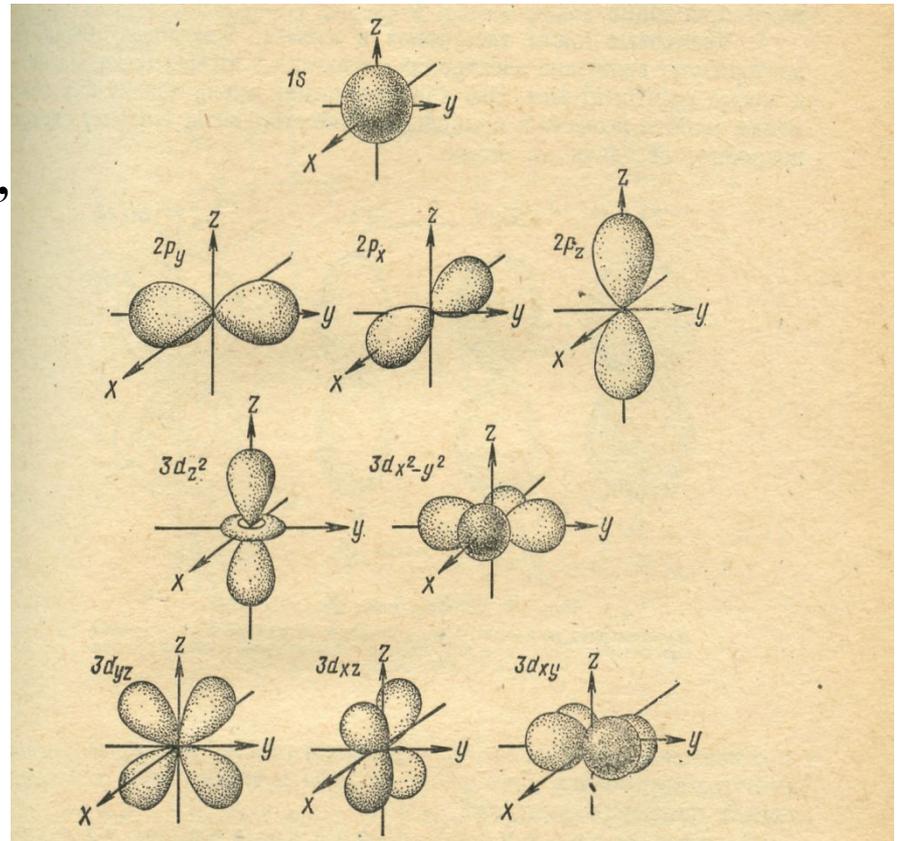
l определяет момент количества движения электрона, точное значение его энергии и форму орбиталей

$l = 0$ - s-орбиталь

$l = 1$ - p-орбиталь

$l = 2$ - d-орбиталь

$l = 3$ - f-орбиталь



2. Орбитальное квантовое число (l)

$$r = a_0 \frac{n^2}{Z} \left[\frac{3}{2} - \frac{l(l+1)}{2n^2} \right]$$

Среднее расстояние от электрона до ядра.

Для электрона в атоме водорода и водородоподобных ионах среднее расстояние от ядра определяется n и l и приблизительно пропорционально n^2 . Z - заряд ядра, a_0 - радиус первой боровской орбиты. (n определяет размер орбитали электрона).

3. Магнитное квантовое число (m)

- $m = -l \dots 0 \dots +l$

- *определяет возможные ориентации электронного облака в пространстве.*
- *Количество чисел m равно числу возможных ориентаций электронного облака: $2l + 1$*
- Если $l = 0$, $m = 0$, s -орбиталь может иметь 1 ориентацию
- Если $l = 1$, $m = -1, 0, +1$ p -орбиталь может иметь 3 ориентации
- Если $l = 2$, $m = -2, -1, 0, +1, +2$ d -орбиталь может иметь 5 ориентаций
- Если $l = 3$, $m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ f -орбиталь может иметь 7 ориентаций

Спиновое квантовое число S

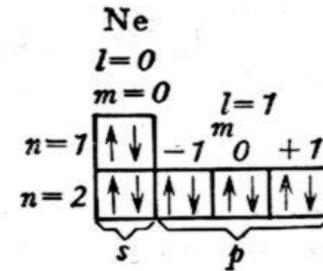
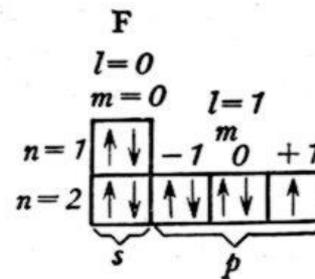
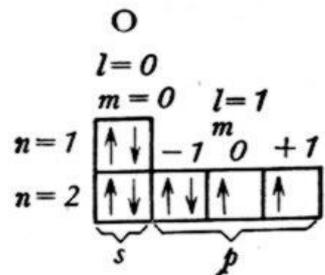
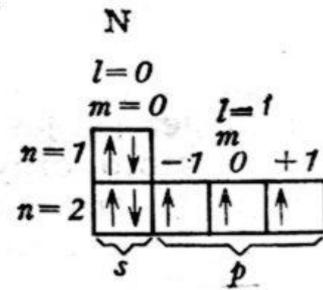
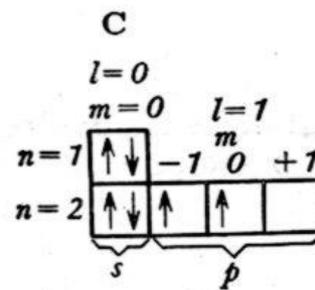
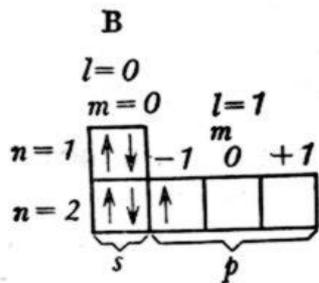
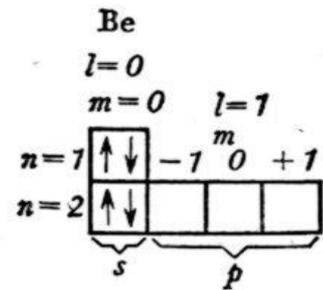
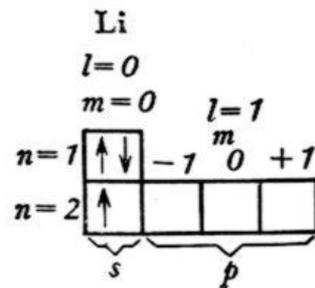
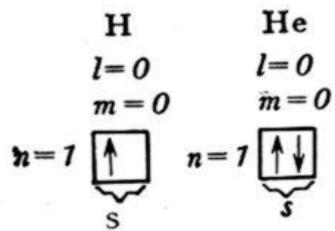
$$s = \pm 1/2$$

отражает у электрона наличие собственного момента движения

В отличие от теории Бора-Зоммерфельда квантовая механика показывает, что электрон может находиться в любой точке атома, но вероятность его пребывания в разных областях пространства различна.

		ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА						VII	VIII						
1	1	I	II	III	IV	V	VI	(H)	2						
1	1	H ¹ 1,01 ВОДОРОД							He ² 4,00 ГЕЛИЙ						
2	2	Li ³ 6,94 ЛИТИЙ	Be ⁴ 9,01 БЕРИЛЛИЙ	B ⁵ 10,81 БОР	C ⁶ 12,01 УГЛЕРОД	N ⁷ 14,01 АЗОТ	O ⁸ 16,00 КИСЛОРОД	F ⁹ 19,00 ФТОР	Ne ¹⁰ 20,18 НЕОН						
3	3	Na ¹¹ 22,99 НАТРИЙ	Mg ¹² 24,31 МАГНИЙ	Al ¹³ 26,98 АЛЮМИНИЙ	Si ¹⁴ 28,09 КРЕМНИЙ	P ¹⁵ 30,97 ФОСФОР	S ¹⁶ 32,06 СЕРА	Cl ¹⁷ 35,45 ХЛОР	Ar ¹⁸ 39,95 АРГОН						
4	4	K ¹⁹ 39,10 КАЛИЙ	Ca ²⁰ 40,08 КАЛЬЦИЙ	Sc ²¹ 44,96 СКАНДИЙ	Ti ²² 47,90 ТИТАН	V ²³ 50,94 ВАНАДИЙ	Cr ²⁴ 52,00 ХРОМ	Mn ²⁵ 54,94 МАРГАНЕЦ	Fe ²⁶ 55,85 ЖЕЛЕЗО	Co ²⁷ 58,93 КОБАЛЬТ	Ni ²⁸ 58,70 НИКЕЛЬ				
	5	Cu ²⁹ 63,55 МЕДЬ	Zn ³⁰ 65,38 ЦИНК	Ga ³¹ 69,72 ГАЛЛИЙ	Ge ³² 72,59 ГЕРМАНИЙ	As ³³ 74,92 МЫШЬЯК	Se ³⁴ 78,96 СЕЛЕН	Br ³⁵ 79,90 БРОМ	Kr ³⁶ 83,80 КРИПТОН						
5	6	Rb ³⁷ 85,47 РУБИДИЙ	Sr ³⁸ 87,62 СТРОНЦИЙ	Y ³⁹ 88,91 ИТТРИЙ	Zr ⁴⁰ 91,22 ЦИРКОНИЙ	Nb ⁴¹ 92,91 НИОБИЙ	Mo ⁴² 95,94 МОЛИБДЕН	Tc ⁴³ 98,91 ТЕХНЕЦИЙ	Ru ⁴⁴ 101,07 РУТЕНИЙ	Rh ⁴⁵ 102,91 РОДИЙ	Pd ⁴⁶ 106,42 ПАЛЛАДИЙ				
	7	Ag ⁴⁷ 107,87 СЕРЕБРО	Cd ⁴⁸ 112,41 КАДМИЙ	In ⁴⁹ 114,82 ИНДИЙ	Sn ⁵⁰ 118,69 ОЛОВО	Sb ⁵¹ 121,75 СУРЬМА	Te ⁵² 127,60 ТЕЛЛУР	I ⁵³ 126,90 ИОД	Xe ⁵⁴ 131,30 КСЕНОН						
6	8	Cs ⁵⁵ 132,91 ЦЕЗИЙ	Ba ⁵⁶ 137,33 БАРИЙ	La ^{*57} 138,91 ЛАНТАН	Hf ⁷² 178,49 ГАФНИЙ	Ta ⁷³ 180,95 ТАНТАЛ	W ⁷⁴ 183,85 ВОЛЬФРАМ	Re ⁷⁵ 186,21 РЕНИЙ	Os ⁷⁶ 190,20 ОСМИЙ	Ir ⁷⁷ 192,22 ИРИДИЙ	Pt ⁷⁸ 195,09 ПЛАТИНА				
	9	Au ⁷⁹ 196,97 ЗОЛОТО	Hg ⁸⁰ 200,59 РУТУТЬ	Tl ⁸¹ 204,37 ТАЛЛИЙ	Pb ⁸² 207,20 СВИНЕЦ	Bi ⁸³ 208,98 ВИСМУТ	Po ⁸⁴ [209] ПОЛОНИЙ	At ⁸⁵ [210] АСТАТ	Rn ⁸⁶ [222] РАДОН						
7	10	Fr ⁸⁷ [223] ФРАНЦИЙ	Ra ⁸⁸ 226,03 РАДИЙ	Ac ^{**89} [227] АКТИНИЙ	Ku ¹⁰⁴ [261] КУРЧАТОВИЙ	Ns ¹⁰⁵ [261] НИЛЬСБОРИЙ	Sg ¹⁰⁶ [263] СИБОРГИЙ	Bh ¹⁰⁷ [262] БОРИЙ	Hs ¹⁰⁸ [265] ХАССИЙ	Hs ¹⁰⁹ [266] МЕЙТНЕРИЙ					
* ЛАНТАНОИДЫ															
	58	Ce ^{140,12} ЦЕРИЙ	Pr ^{140,91} ПРАЗЕОДИМ	Nd ^{144,24} НЕОДИМ	Pm ^[145] ПРОМЕТИЙ	Sm ^{150,40} САМАРИЙ	Eu ^{151,96} ЕВРОПИЙ	Gd ^{157,25} ГАДОЛИНИЙ	Tb ^{158,93} ТЕРБИЙ	Dy ^{162,50} ДИСПРОЗИЙ	Ho ^{164,93} ГОЛЬМИЙ	Er ^{167,26} ЭРБИЙ	Tm ^{168,93} ТУЛИЙ	Yb ^{173,04} ИТТЕРБИЙ	Lu ^{174,97} ЛЮТЕЦИЙ
** АКТИНОИДЫ															
	90	Th ^{232,04} ТОРИЙ	Pa ^{231,04} ПРОТАКТИНИЙ	U ^{238,03} УРАН	Np ^{237,05} НЕПУНИЙ	Pu ^[244] ПЛУТОНИЙ	Am ^[243] АМЕРИЦИЙ	Cm ^[247] КЮРИЙ	Bk ^[247] БЕРКЛИЙ	Cf ^[251] КАЛИФОРНИЙ	Es ^[254] ЭЙНШТЕЙНИЙ	Fm ^[257] ФЕРМИЙ	Md ^[258] МЕНДЕЛЕВИЙ	(No) ^[255] НОБЕЛИЙ	(Lr) ^[256] ЛОУРЕНСИЙ

- b - элементы
- p - элементы
- d - элементы
- f - элементы



Последовательность заполнения электронами оболочек 3-го периода аналогична 2-му.

1	H	водород	$1s^1$
2	He	гелий	$1s^2$
II период			
3	Li	литий	$1s^2 2s^1$
4	Be	бериллий	$1s^2 2s^2$
5	B	бор	$1s^2 2s^2 2p^1$
6	C	углерод	$1s^2 2s^2 2p^2$
7	N	азот	$1s^2 2s^2 2p^3$
8	O	кислород	$1s^2 2s^2 2p^4$
9	F	фтор	$1s^2 2s^2 2p^5$
10	Ne	неон	$1s^2 2s^2 2p^6$
III период			
11	Na	натрий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
12	Mg	магний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
13	Al	алюминий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
14	Si	кремний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
15	P	фосфор	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
16	S	сера	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
17	Cl	хлор	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
18	Ar	аргон	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Возбужденные состояния атомов



вал. = II CO



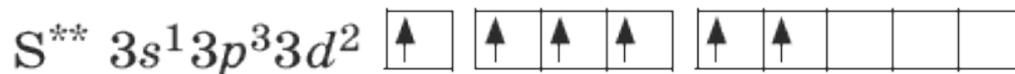
вал. = IV CO₂



вал. = II H₂S

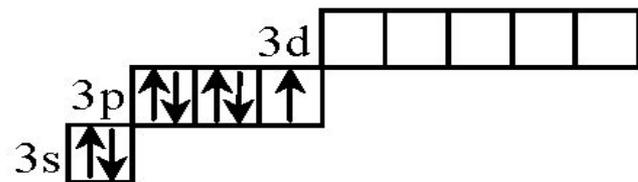
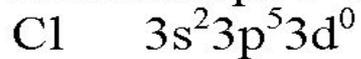


вал. = IV SO₂

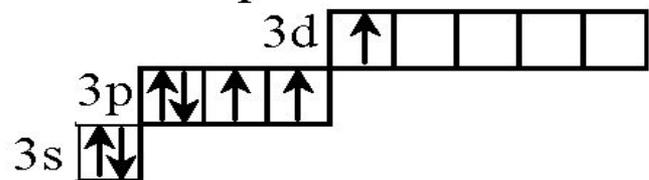
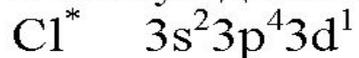


вал. = VI SO₃

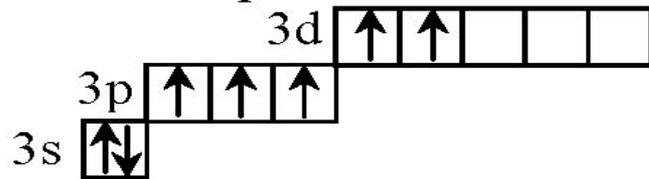
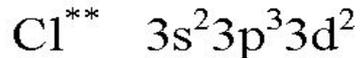
Атом хлора в основном состоянии проявляет валентность I



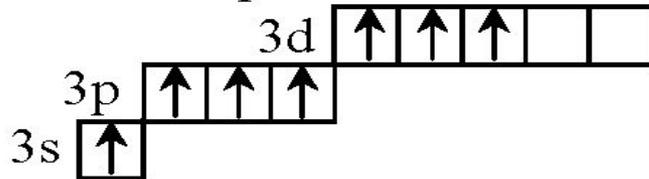
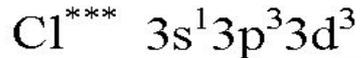
в возбужденном состоянии может проявлять валентность III



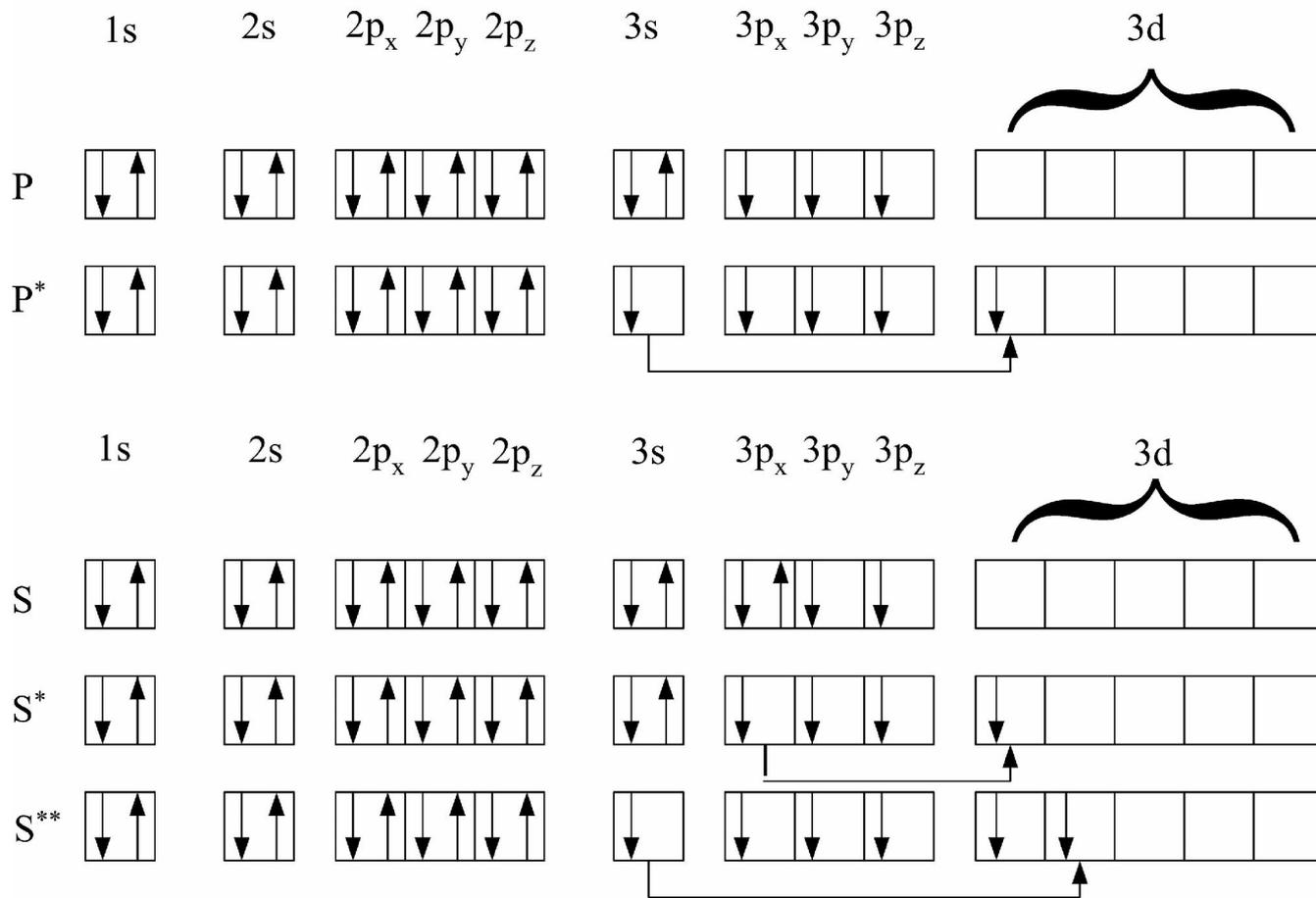
валентность V



валентность VII

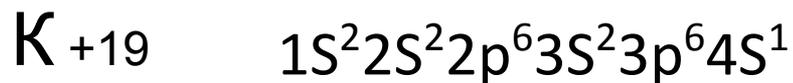


Основные и возбужденные состояния атомов



Третий период заканчивается $\text{Ar}+18$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

3d-подуровень не заполняется, т.к. $n+l=5$, а для 4s $n+l=4$, уровень энергии $3d > 4s$, поэтому сначала заполняется 4s (1 правило Клечковского).



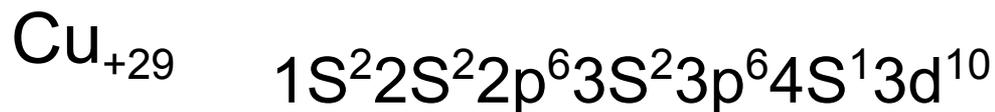
3d

4p

$$3+2=5$$

$$4+1=5$$

(2 правило Клечковского)



Zn

Заполнение электронами внешнего уровня начинается у



а заканчивается у криптона



Аналогичным образом идет заполнение электронных оболочек у элементов 5-го периода. Шестой период содержит 32 элемента , т.к. возможно заполнение 4f-орбитали.

Принцип Паули и правило Хунда

- **Принцип Паули.** В атоме не может быть двух электронов, состояние которых описывается одинаковым набором всех четырех квантовых чисел. Вывод: на каждой орбитали может находиться не более двух электронов (с противоположными спинами).
- **Правило Хунда.** В пределах одного подуровня электроны распределяются так, чтобы суммарный спин был максимален.

Многоэлектронные атомы

- 1. **Принцип минимума энергии**
- В атоме каждый электрон занимает тот подуровень на котором его энергия будет минимальной
- 2. **Правила Клечковского**
- **Первое правило Клечковского:** Заполнение подуровней электронами происходит в последовательности увеличения суммы главного и орбитального квантовых чисел
 - $E = \min$ при $n + l = \min$
- **Второе правило Клечковского:** в случае одинаковых значений этой суммы заполняется сначала тот подуровень, для которого меньше n
 - $E = \min$ при $n = \min$, если $n + l = \text{const}$

Схема изменений энергии подуровней с ростом заряда ядра

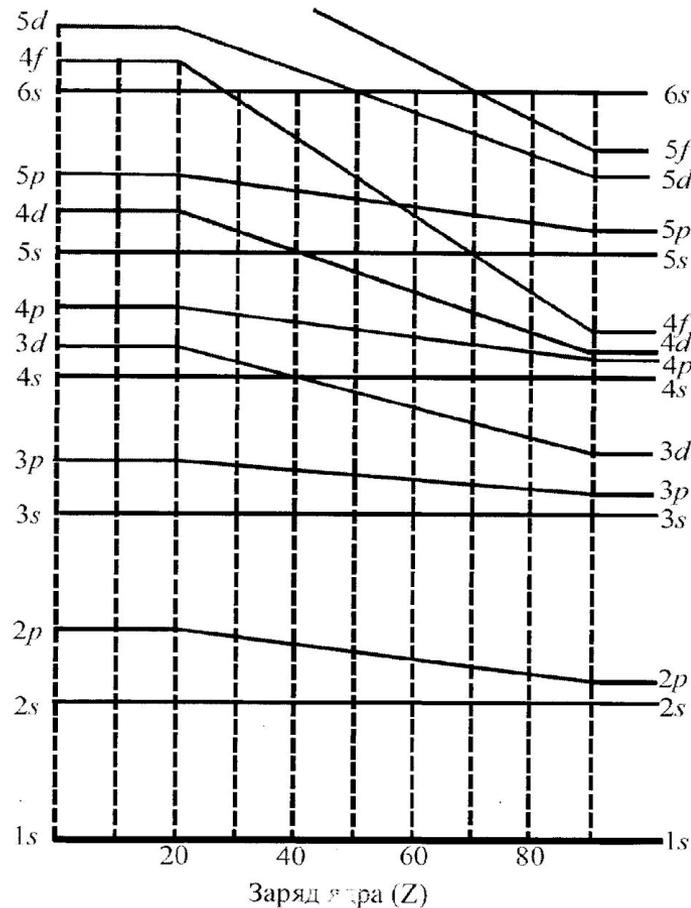


Схема изменения энергии подуровней с ростом заряда ядра.

полностью и наполовину
заполненные подуровни
(d^{10}, d^5, f^{14} и f^7) обладают
повышенной устойчивостью. **!**
Cr должно быть $3d^4s^2$,
реально – **$3d^5s^1$** ,
Cu должно быть $3d^9s^2$,
реально – **$3d^{10}4s^1$** .

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

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

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
${}^7\text{N}$	$\begin{array}{c} \uparrow \uparrow \uparrow \\ \downarrow \uparrow \end{array} \quad \begin{array}{l} (2p) \\ (2s) \end{array}$ $1s^2 2s^2 2p^3$	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: $E_{4s} < E_{3d}$
${}^{24}\text{Cr}$	$\begin{array}{c} \uparrow \\ \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \uparrow \end{array} \quad \begin{array}{l} (4s) \\ (3d) \end{array}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$	<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

Максимальное число электронов на атомных энергетических уровнях и подуровнях

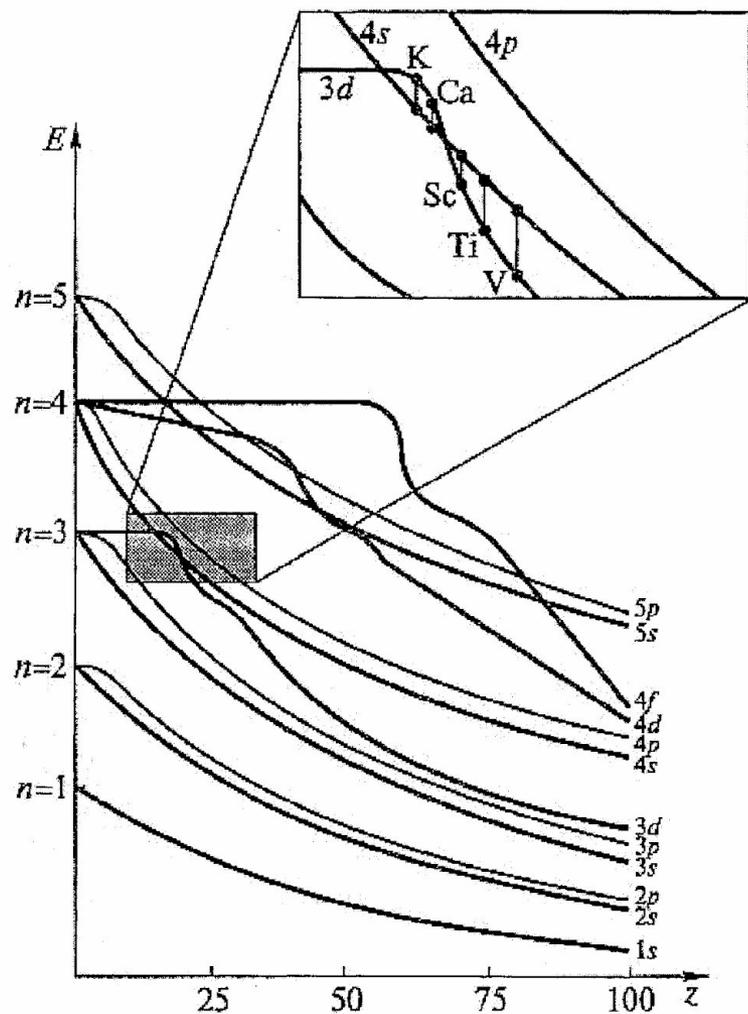
Энергетический уровень	Энергетический подуровень	Возможные значения магнитного квантового числа m	Число орбиталей		Максимальное число электронов	
			в подуровне	в уровне	на подуровне	на уровне
$K (n = 1)$	$s (l = 0)$	0	1	1	2	2
$L (n = 2)$	$s (l = 0)$	0	1	} 4	2	} 8
	$p (l = 1)$	-1, 0, +1	3		6	
$M (n = 3)$	$s (l = 0)$	0	1	} 9	2	} 18
	$p (l = 1)$	-1, 0, +1	3		6	
	$d (l = 2)$	-2, -1, 0, +1, +2	5		10	
$N (n = 4)$	$s (l = 0)$	0	1	} 16	2	} 32
	$p (l = 1)$	-1, 0, +1	3		6	
	$d (l = 2)$	-2, -1, 0, +1, +2	5		10	
	$f (l = 3)$	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7		14	

Максимальное число электронов на атомных энергетических уровнях и подуровнях

Энергетический уровень	Энергетический подуровень	Возможные значения магнитного квантового числа m	Число орбиталей		Максимальное число электронов	
			в подуровне	в уровне	на подуровне	на уровне
$K (n = 1)$	$s (l = 0)$	0	1	1	2	2
$L (n = 2)$	$s (l = 0)$	0	1	} 4	2	} 8
	$p (l = 1)$	-1, 0, +1	3		6	
$M (n = 3)$	$s (l = 0)$	0	1	} 9	2	} 18
	$p (l = 1)$	-1, 0, +1	3		6	
	$d (l = 2)$	-2, -1, 0, +1, +2	5		10	
$N (n = 4)$	$s (l = 0)$	0	1	} 16	2	} 32
	$p (l = 1)$	-1, 0, +1	3		6	
	$d (l = 2)$	-2, -1, 0, +1, +2	5		10	
	$f (l = 3)$	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	7		14	

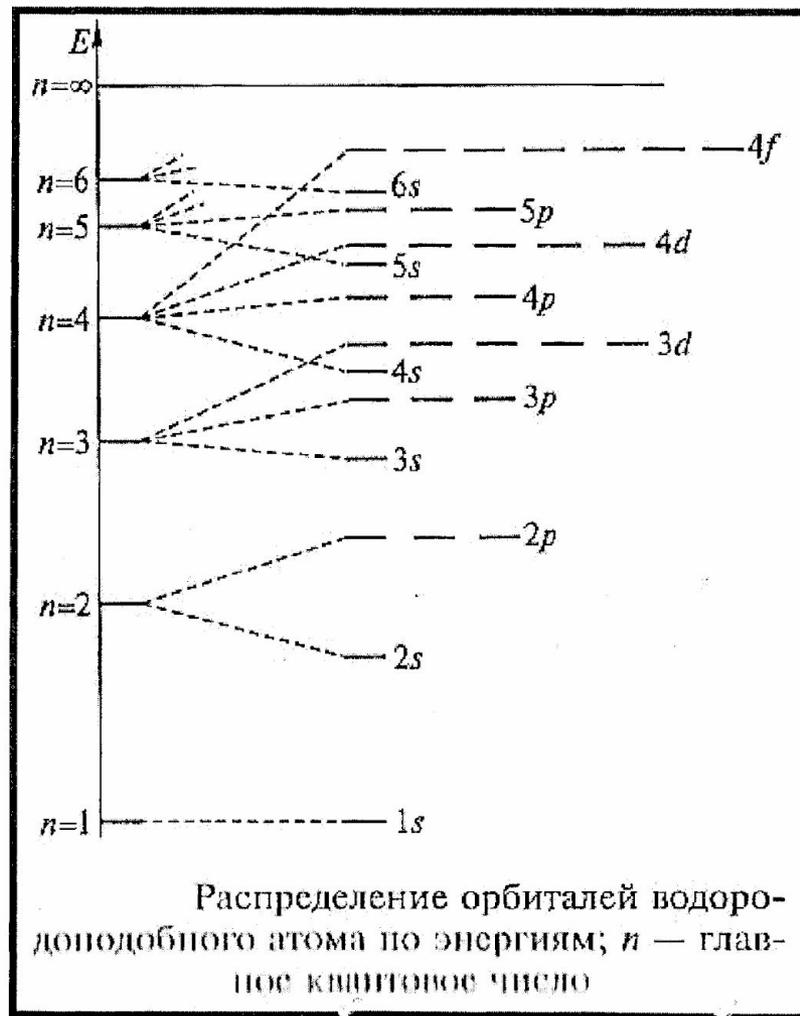


Энергия орбиталей



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