

$$I(x) \neq I_1(x) + I_2(x)$$

(A-3)

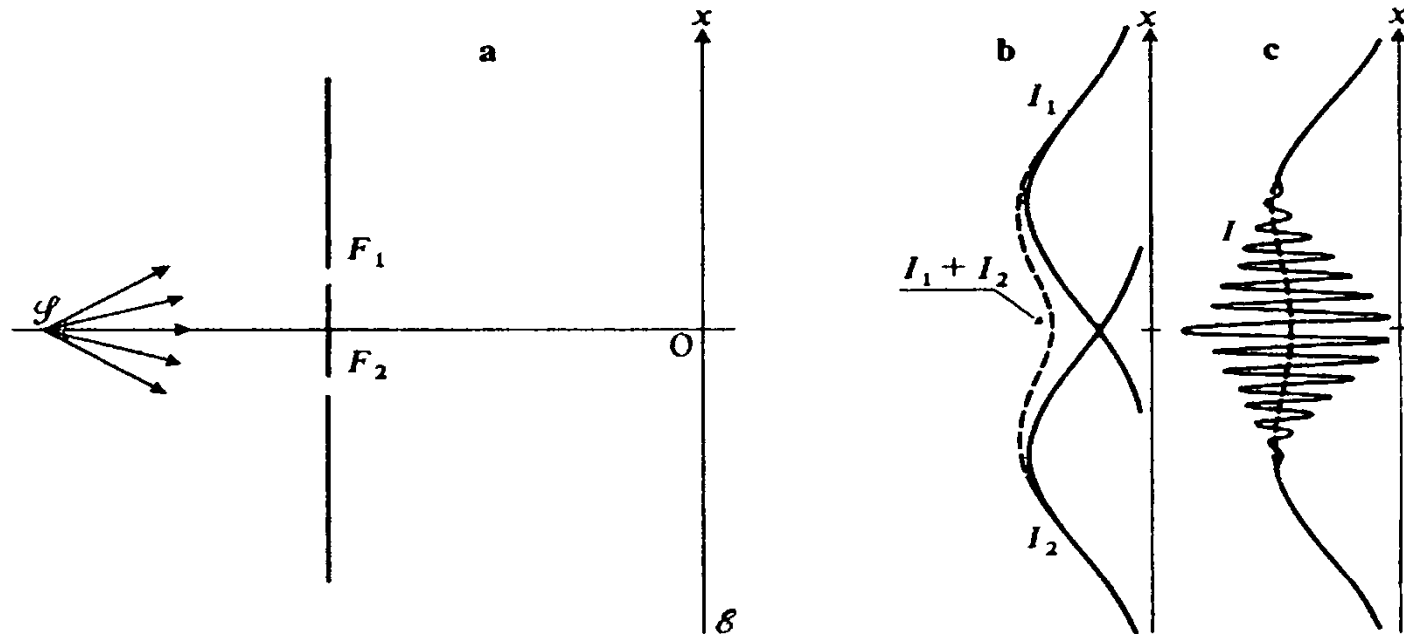


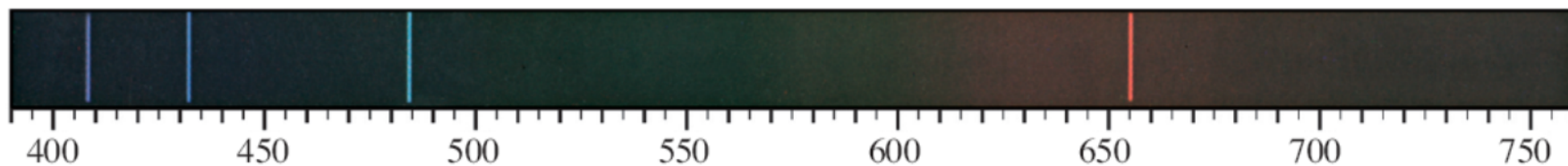
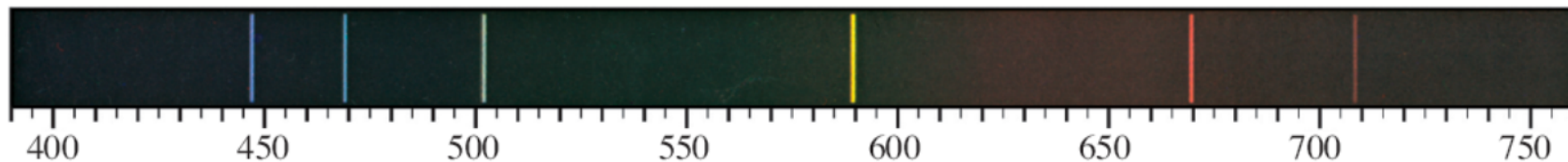
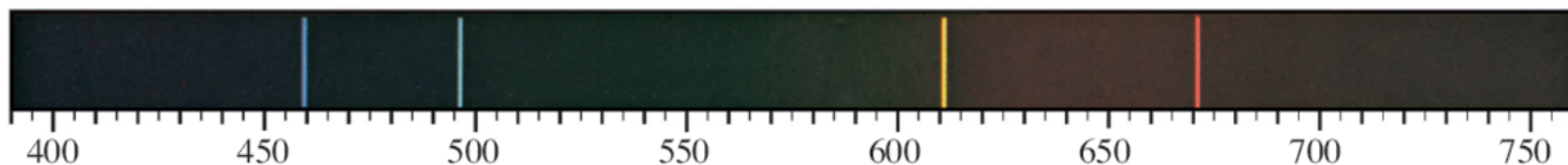
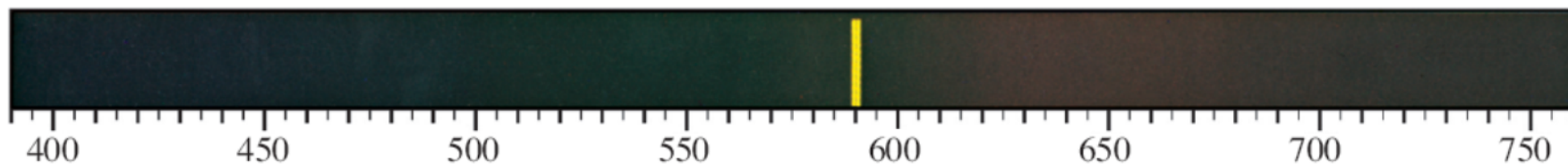
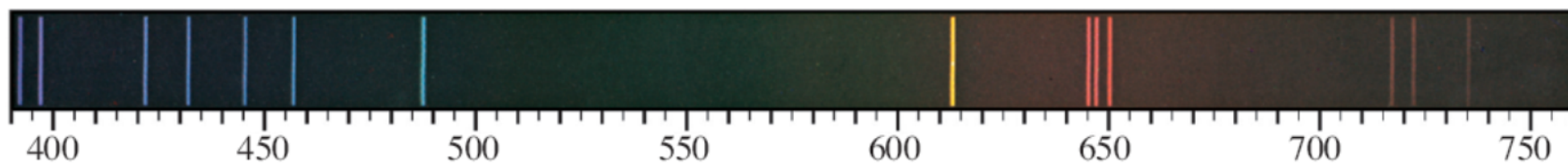
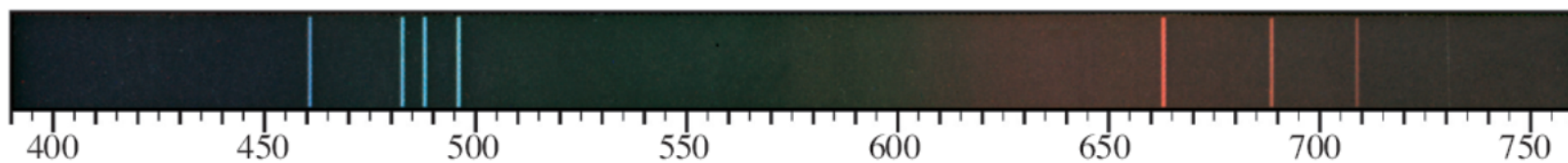
Рис.1

Схема эксперимента Юнга по интерференции света (a). На экране $\mathcal{E}$ каждая из щелей F_1 и F_2 образует дифракционное изображение с интенсивностями $I_1(x)$ и $I_2(x)$ (сплошные кривые на рис. (b)). Если одновременно открыты обе щели, интенсивность $I(x)$ на экране не равна $I_1(x) + I_2(x)$ (пунктирная линия) и осциллирует вследствие интерференции электрических полей, испущенных щелями F_1 и F_2 (сплошная кривая на рис. (c))

Как се обяснява наличието на линейни спектри на атомите?

Един непрекъснат спектър съдържа всички честоти в излъчвани от източника.

Линейният спектър само някои специфични честоти от излъчването. При загряване на атомите те излъчват светлина. Този процес поражда линеен спектър който е специфичен за всеки атом. Спектрите на излъчване на някои материали са показани на следващия слайд.

H**He****Li****Na****Ca****Sr**

През 1913, Нилс Бор, датски учен, прави няколко важни открития (постулати) свързани с:

1. Структурата на водородния атом
2. Линейните спектри на атомите



Атом на Бор

(полукласически)

ПОСТУЛАТИ:

1. Атомите и молекулите могат да съществуват само в определени енергетични състояния (стационарни), в които те не поглъщат и не излъчват енергия.
2. При преход между две стационарни състояния E_k и E_n се поглъща или излъчва електромагнитна вълна чрез цели кванти с енергия

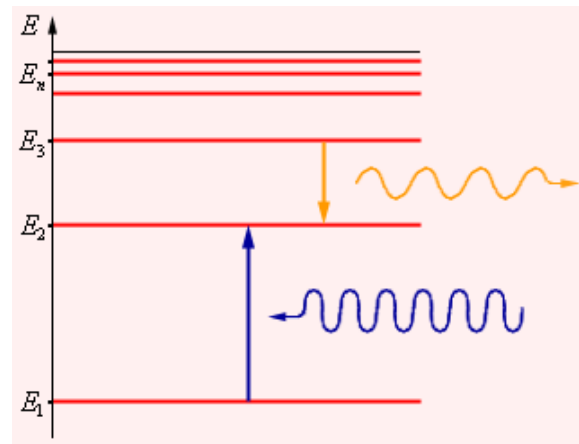
$$h\nu = E_n - E_k$$

3. Стационарните състояния се определят от условието:

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

$n = 1, 2, 3, \dots$ - **квантово число**

v - скорост



“Орбиталният момент на импулса на електрона да е квантуван.”

Постулат за енергетичните нива в атомите

Един електрон може да приема само дискретен (краен) брой стойности на енергията, наречени енергетични нива.

За електрон във водородния атом, енергията се определя посредством следното уравнение:

$$E = -\frac{R_H}{n^2}$$

$$R_H = 2.179 \times 10^{-18} \text{ J}$$

n = номер на нивото

Преходи между енергетичните нива

Електрон може да промени енергийното си ниво чрез поглъщане на енергия като премине на по-високо енергетично ниво или чрез излъчване на енергия да премине на по-ниско енергийно ниво.

За електрон във водородния атом промяната на енергията се дава чрез

$$\Delta E = E_f - E_i$$

$$\Delta E = -R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$R_H = 2.179 \times 10^{-18} \text{ J}$, Константа на Ридберг

честотата: $\nu = R \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$

$$R = R_H / h = 3.29 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

Енергията на излъчения или погълнат фотон е свързана с промяната на енергетичното ниво на електрона ΔE :

$$E_{\text{photon}} = |\Delta E_{\text{electron}}| = h\nu$$

h = константа на Планк

Тогава можем да получим:

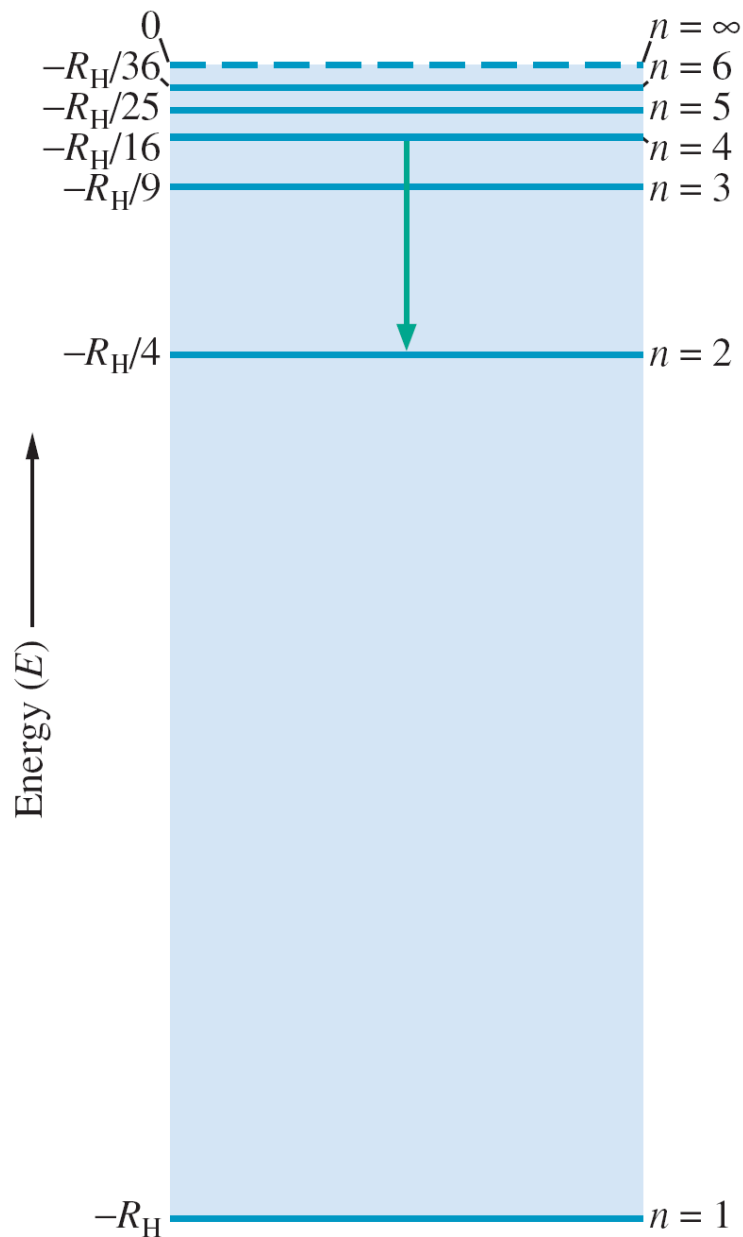
$$h\nu = \left| -R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right) \right|$$

Фотон се **поглъща** от атома, когато прехода на електрона е от по-ниско n към по-високо n ($n_f > n_i$). В този случай, ΔE е **положително**.

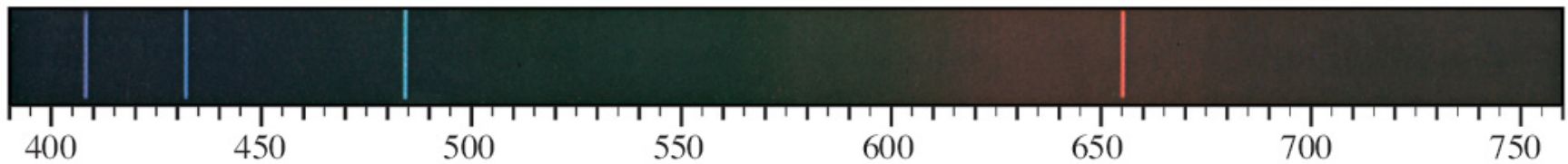
Фотон се **излъчва** от атома когато електронния преход е от по-високо n към по-ниско n ($n_f < n_i$). В този случай, ΔE е **отрицателно**.

Електрон се **избива** при $n_f = \infty$.

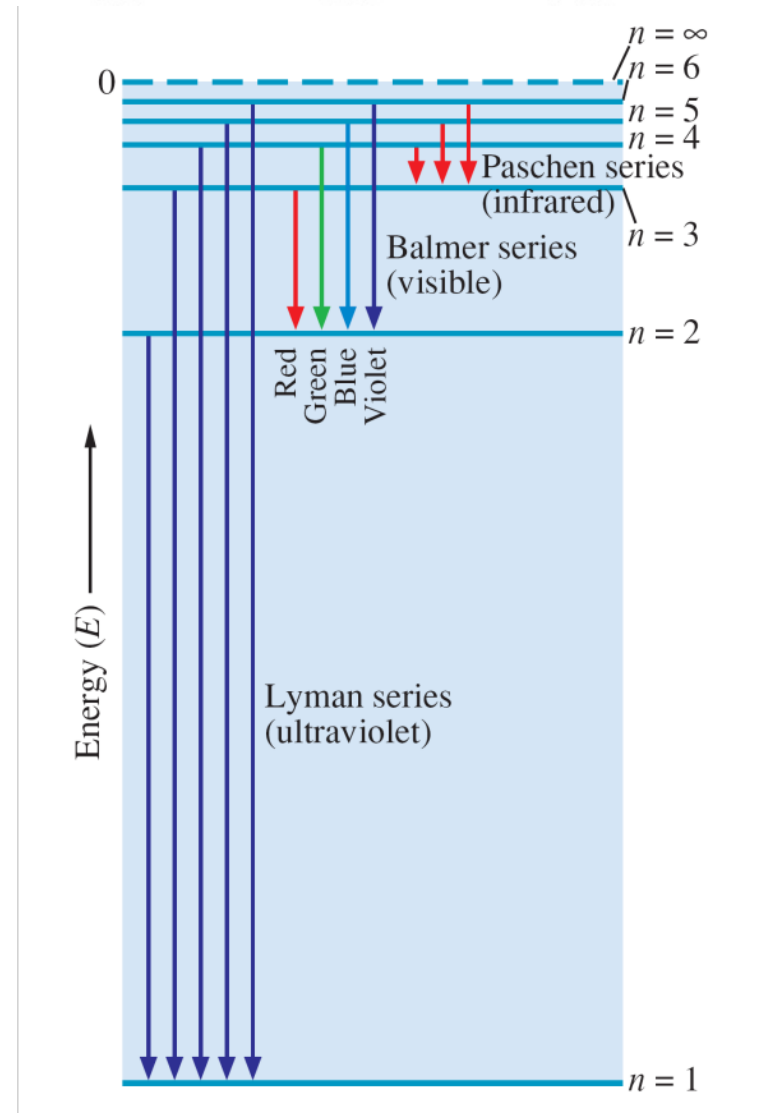
Енергетична
діаграма на
водородного атома.



H



Преходи на
електрона във
водородния атом.





Каква е дължината на вълната на фотон излъчен при преход на електрон във водородния атом от ниво с $n = 6$ към $n = 3$?

$$n_i = 6$$

$$n_f = 3$$

$$R_H = 2.179 \times 10^{-18} \text{ J}$$

$$\Delta E = -R_H \left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2} \right)$$

$$|\Delta E| = \frac{hc}{\lambda} \quad \lambda = \frac{hc}{|\Delta E|}$$

$$\Delta E = \left(-2.179 \times 10^{-18} \text{ J} \right) \left(\frac{1}{3^2} - \frac{1}{6^2} \right) = -1.816 \times 10^{-19} \text{ J}$$

$$\lambda = \frac{\left(6.626 \times 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s} \right) \left(2.998 \times 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}} \right)}{\left| \left(-1.816 \times 10^{-19} \text{ J} \right) \right|} = 1.094 \times 10^{-6} \text{ m}$$

Квантова Механика

Теорията на Бор за енергетичните нива в атомите обяснява добре излъчването и поглъщането на светлината но не може да обясни факта, че електрона и микрочастиците проявяват и вълнови свойства.

- Настоящите идеи за структурата на атома е свързана с квантовата механика, която единствено може да обясни свойствата на субатомни частици като електроните .

Квантова Механика

Първата стъпка в развитието на квантовата механика е откритието на Дьо Бройл.

- В 1923, Луис дьо Броил постулира, че частица с маса m и скорост v се асоциира с вълна посредством релацията $\lambda = h/mv$.

Вълни на Дьо-Бройл

За фотон, който притежава едновременно
вълнови характеристики и такива на частица:

$$E = h\nu = hc/\lambda \quad (c = \nu\lambda)$$

$$E = mc^2$$

$$mc^2 = hc/\lambda \quad \text{или} \quad \lambda = h/mc$$

Ако mc е импулса на фотона, можем ли да го
заместим с импулс на частица?

$$\lambda = h/mv$$

Това предполага че частиците имат вълнови
свойства!

Квантова Механика

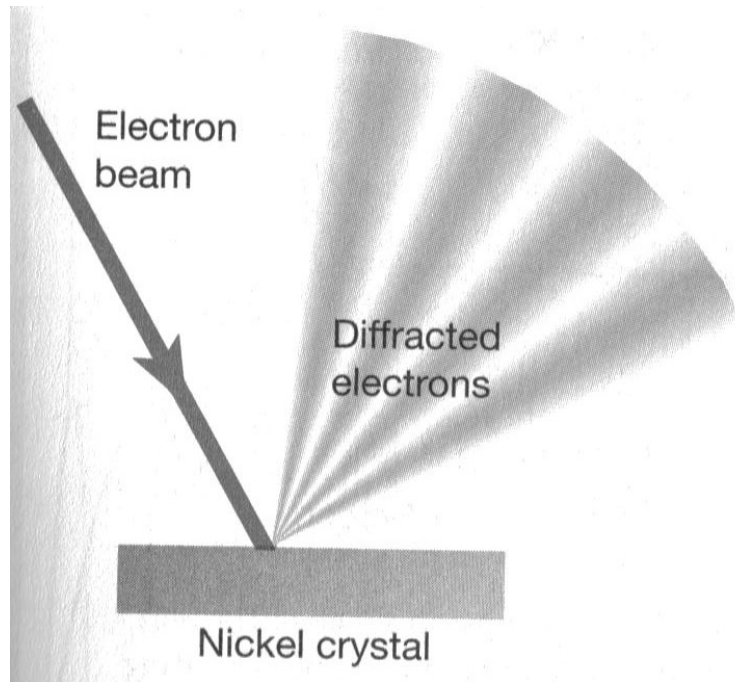
Ако материята има вълнови свойства, защо те обикновено не се наблюдават?

Микрочастиците имат дължина на вълната на Дьо Броил от порядъка на пикометри ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$), която може да бъде наблюдавана

Макро-обектите имат твърде малка дължина на вълната на Дьо Броил (10^{-30} m), която не може да бъде наблюдавана

Квантова Механика

Ако частиците имат вълнови с-ва, наблюдавани ли са те експериментално?



В 1927, Дейвидсон и Джермер демонстрират че сноп електрони, подобно на рентгенови лъчи, дифактират падайки върху никелов кристал .

Квантова Механика

Квантовата механика е клон от физиката който описва математически вълновите свойства на микрочастиците

- Повече няма да предполагаме, че електронът има точно определена орбита в атома.
- За да опишем една такава орбита трябва да знаем точно положението и импулса му.
- В 1927, Вернер Хайзенберг показва че е невъзможно да знаем точно и двете едновременно.

Квантова механика

Според **принципа на Хайзенберг**, произведението на неопределеностите на позицията (Δx) и импулса ($m\Delta v_x$) на частицата е по-голямо или равно на **$h/4\pi$** .

$$(\Delta x)(m\Delta v_x) \geq \frac{h}{4\pi}$$

Квантова механика

- Въпреки че не можем точно да дефинираме електронната орбита, можем да получим **вероятността** за намиране на електрона в дадена точка около ядрото.
- Ервин Шрьодингер дефинира тази вероятност математически чрез уравнението си стоящо в основата на квантовата механика и т. нар. **вълнова функция**, отбелязвана с ψ (psi).
- Вероятността от намиране на частицата в дадена точка от пространството се дефинира чрез ψ^2 .

Общо уравнение на Шрьодингер

В общия случай вълновата функция зависи от пространствените координати и времето. Ще запишем общия вид на уравнението на Шрьодингер.

Пълната енергия на системата включва кинетичната и потенциалната

$$H = T(p) + V(q) = \frac{p^2}{2m} + V(q)$$

$$H(p, q)\psi(q, t) = E\psi(q, t)$$

$$p \rightarrow \frac{\hbar}{i} \frac{\partial}{\partial q}$$

$$E \rightarrow i\hbar \frac{\partial}{\partial t}$$

импулс: p

пространствена координата: $q \rightarrow x, y, z$

Записваме общото (времезависимо) уравнение на Шрьодингер:

$$i\hbar \frac{\partial \Psi}{\partial t} = \left[-\frac{\hbar^2}{2m} \frac{\partial^2}{\partial q^2} + V(q) \right] \Psi(q, t)$$

Елиминирание на зависимостта от времето

Във вълновото у-ние представяме $u(x, t)$ с две компоненти, време зависима част, която можем да елиминирание след заместване в уравнението и независима от времето част, която остава. Получената форма на вълновото уравнение ще използваме за да запишем по аналогия (не е извод) (в следващия слайд) стационарното у-ние на Шрьодингер. Не трябва да забравяме че в уравн. на Шрьодингер вълновата функция има различен (вероятностен) смисъл.

$$\frac{1}{v^2} \frac{\partial^2 u}{\partial t^2} = \frac{\partial^2 u}{\partial x^2} \quad u(x, t) = \cos(2\pi vt) \psi(x)$$

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{4\pi^2 v^2}{v^2} \psi(x) = 0$$

$$v = v\lambda \quad \frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{4\pi^2}{\lambda^2} \psi(x) = 0$$

$$\psi(x) = A \cos(2\pi x / \lambda)$$

Стационарно уравнение на Шрьодингер

не зависи от времето:

частен случай на общото уравнение на Шрьодингер

$$E = \frac{mv^2}{2} + V(x), \Rightarrow mv = \{2m[E - V(x)]\}^{1/2}$$

от формулата на Дьо-Бройл: $\lambda = \frac{h}{mv} = \frac{h}{\{2m[E - V(x)]\}^{1/2}}$

от вълновото уравнение: $\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{4\pi^2}{\lambda^2} \psi(x) = \frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{2m[E - V(x)]}{(h/2\pi)^2} \psi(x) = 0$

Хамилтониан: $H = -\frac{(h/2\pi)^2}{2m} \frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + V(x)\psi(x)$

Стационарно уравнение на Шрьодингер:

$$-\frac{(h/2\pi)^2}{2m} \frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + V(x)\psi(x) = E\psi(x)$$
$$\frac{(h/2\pi)^2}{2m} \frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + (E - V(x))\psi(x) = 0$$

Постулати на квантовата механика

- ✓ Състоянието на квантовомеханичната система е напълно определено от вълновата функция, $\Psi(x,t)$
- ✓ На всяка класическа наблюдаема величина съответства линеен, ермитов оператор в квантовата механика
- ✓ Във всяко измерване свързано с оператора, единствените наблюдаеми величини са собствените стойности на оператора,

$$A \Psi(x,t) = a \Psi(x,t)$$

- ✓ Средните стойности на наблюдаемата се дават чрез:

$$\langle A \rangle = \int_{-\infty}^{\infty} \Psi^* A \Psi d\tau$$

- ✓ Вълновите функции се подчиняват на общото (врмезависимо) уравнение на Шрьодингер,

$$i \frac{h}{2\pi} \frac{\partial \Psi(x,t)}{\partial t} = H \Psi(x,t)$$

Вълнова функция

Квадрата на вълновата ф-я $|\Psi|^2$ е плътност на вероятността за намиране на частицата

Условие за нормировка: Вероятността да намерим частицата в безкраен обем е 1 (100%):

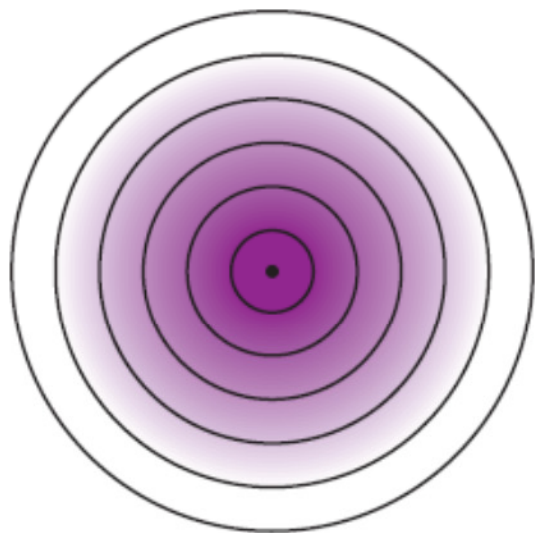
$$\int_{-\infty}^{\infty} |\psi(x)|^2 dV = 1$$

Вълновата ф-я трябва да е,

- Еднозначна
- Непрекъсната
- с непрекъсната първа производна
- квадратично интегрируема

$$\int_{-\infty}^{\infty} \Psi^* \Psi d\tau \text{ да е сходящ (да има крайна стойност)}$$

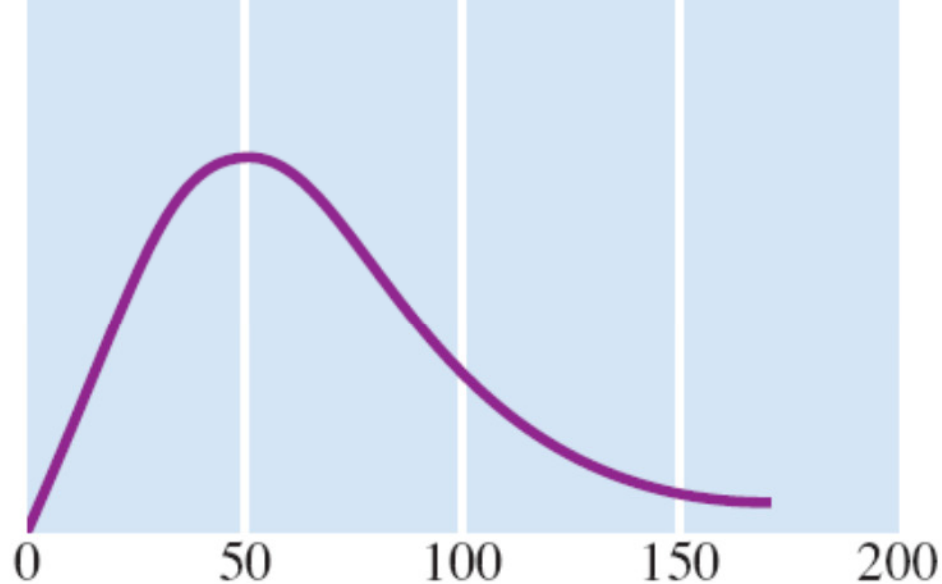
плътност на вероятността за електроните във водородния атом.



A

вероятност да намерим електрона във водородния атом. Най-голяма е на разстояние 50 pm

Radial probability ↑



r (pm) →

B

Частича в 1-мерна правоъгълна потенциална яма

Уравнение на Шрьодингер

$$H\psi = E\psi,$$

$$H = -\frac{(h/2\pi)^2}{2m} \frac{\partial^2}{\partial x^2} + V(x)$$

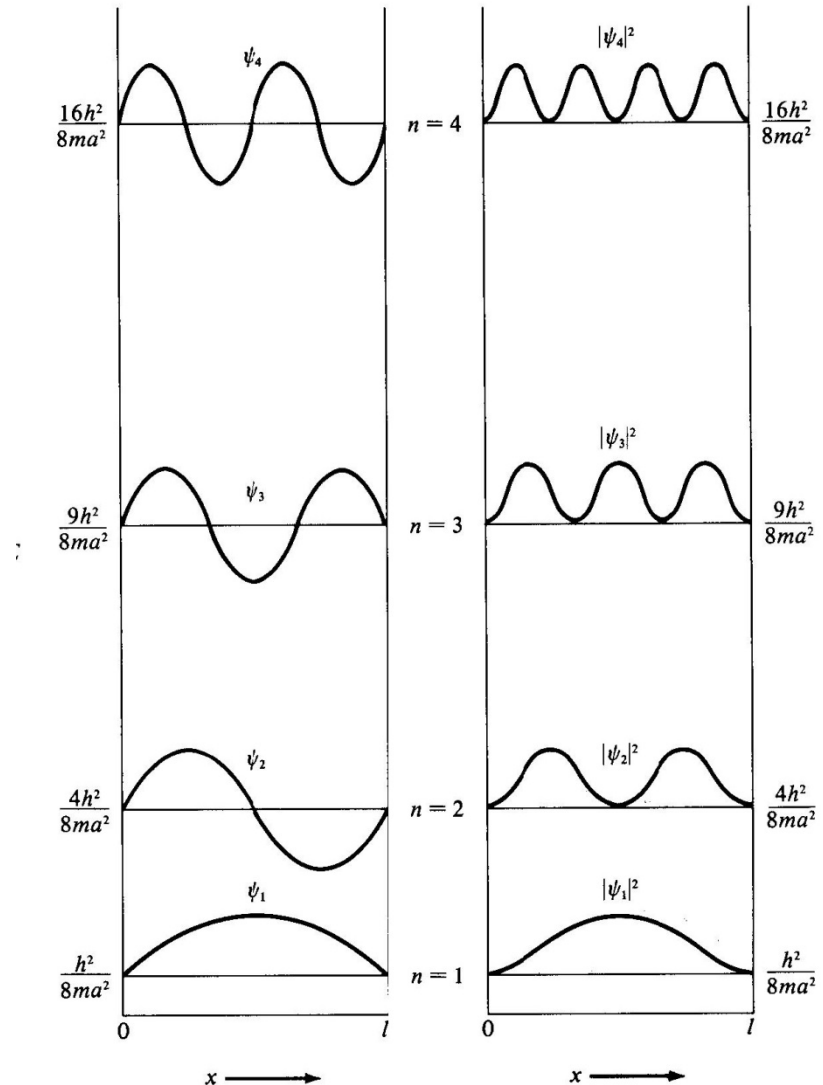
извън ямата $V(x) = \infty$,

$$\psi(x) = 0$$

в ямата $V(x) = 0$,

$$\psi(x) = \left(\frac{2}{l}\right)^{1/2} \sin\left(\frac{n\pi x}{l}\right)$$

$$E = \frac{n^2 h^2}{8ml^2}, \quad n = 1, 2, \dots$$



1-мерен хармоничен осцилатор

Можем ли да опишем квантомеханично (т.е. да намерим вълновата функция) движението на микрочастица извързваща едномерно хармонично трептене ?

Уравнение на Шрьодингер

$$H\psi = E\psi, \quad H = -\frac{(h/2\pi)^2}{2m} \frac{\partial^2}{\partial x^2} + \frac{1}{2}kx^2$$

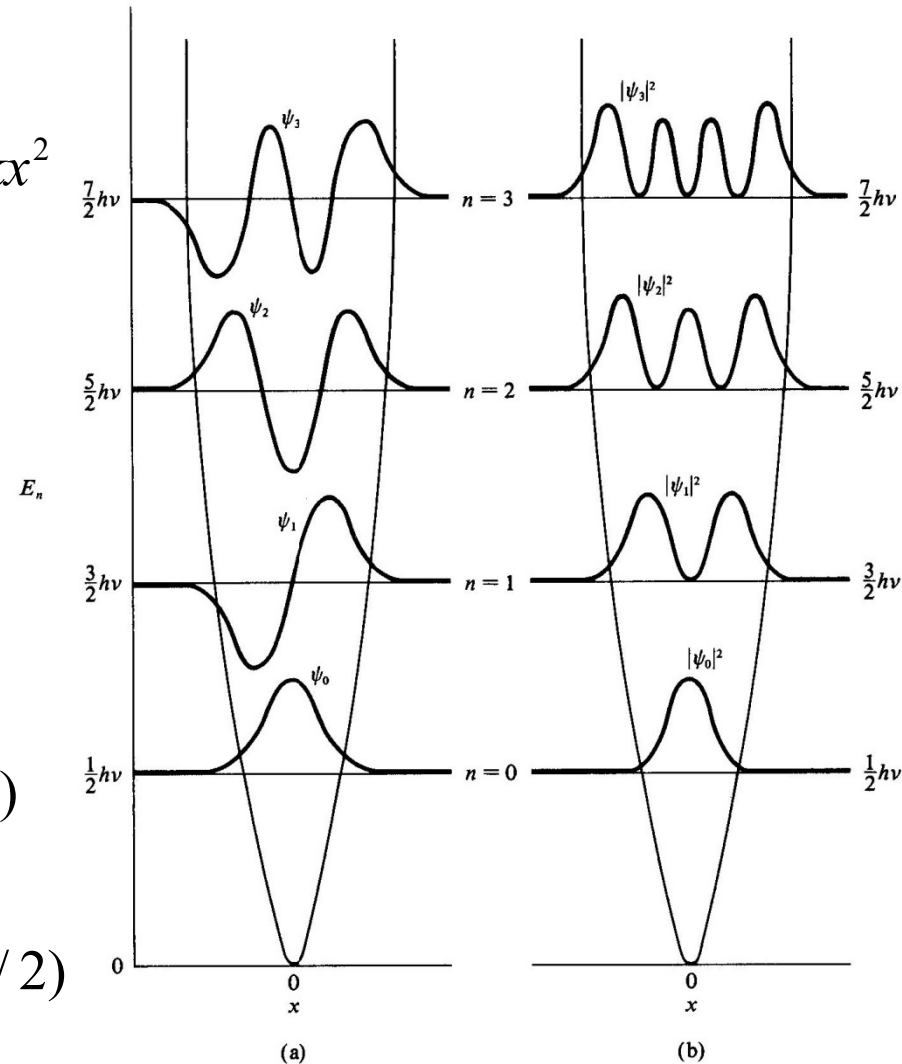
$$E = h\nu(n + 1/2), \quad n = 0, 1, 2, \dots$$

$$\nu = \frac{1}{2\pi} \sqrt{\frac{k}{m}}, \quad \alpha = \left(\frac{km}{(h/2\pi)^2} \right)^{1/2}$$

$$\psi_0(x) = \left(\frac{\alpha}{\pi} \right)^{1/4} \exp(-\alpha x^2 / 2),$$

$$\psi_1(x) = \left(\frac{\alpha}{4\pi} \right)^{1/4} (2\alpha^{1/2} x) \exp(-\alpha x^2 / 2)$$

$$\psi_2(x) = \left(\frac{\alpha}{4\pi} \right)^{1/4} (2\alpha x^2 - 1) \exp(-\alpha x^2 / 2)$$



Многоелектронни атоми.

В съответствие с квантовата механика, всеки електрон се описва чрез четири квантови числа:

1. Главно квантово число (n)
2. Орбитално квантово число (l)
3. Магнитно квантово число (m_l)
4. Магнитно спиново квантово число (m_s)

Принцип на Паули:

“В една квантова система не може да съществуват две частици с четири еднакви квантови числа.”

Квантови числа.

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - U) \Psi = 0 \quad E = -\frac{Z^2 e^4 m}{8h^2 \epsilon_0^2} \cdot \frac{1}{n^2}$$

Състоянията се различават по енергия, размер, форма и ориентация на орбитата.

$\Psi(x, t)$ - n^2 състояния за електрона в атома

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

главно кв. число - определя размера на орбитата.

Квантуване на орбиталния момент на импулса: $L_l = \frac{h}{2\pi} \sqrt{l(l+1)}$

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

орбитално кв. число - определя формата на орбитата.

Квантуване на магнитния момент: $p_m = \frac{e}{2m} \cdot L = \frac{e\hbar}{2m} \sqrt{l(l+1)}$

$$m_l = 0, \pm 1, \dots, \pm l$$

магнитно кв. число - определя ориентацията на голямата полуос.

$$\Psi_{n,l,m}$$

Определя състоянието на електрон с енергия E , момент на импулса L и проекцията му L_x в магнитно поле, зададени от **(n, l, m)**

Многоелектронни атоми.

Квантуване на спиновия
магнитен момент:

$$p_{ms} = \frac{e}{m} L_s = \frac{e}{m} m_s \hbar$$

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

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

$$m = 0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$$

$$m_s = \pm 1 / 2$$

Съвкупността от
четирите квантови числа
 (n, l, m, m_s) напълно
определя състоянието на
електрона в атома.

Принцип на Паули:

**“В една квантова система не може да съществуват
две частици с четири еднакви квантови числа.”**

Вълновата функция на електрона в атома е наречена атомна орбитала (описвана от три квантови числа n , l , m_l). Тя описва област от пространството с определена форма в която е най-висока вероятността за намиране на електрона. Първо ще разгледаме квантовите числа и след това атомните орбитали.

Главно квантово число, n

Това квантово число определя енергията на електрона в атома. По-малка стойност на n , означава по-малка енергия и съответно по-ниска орбитала.

може да приема стойности: 1, 2, 3, . . .

Орбиталите с една и съща стойност на n формират една и съща електронна обвивка (слой).

Слоеве се означават с латински букви според
стойността на главното квантово число:

Letter	<i>K</i>	<i>L</i>	<i>M</i>	<i>N</i>	...
<i>n</i>	1	2	3	4	

Квантово число на орбиталния момент, l

Това квантово число разграничава орбиталите с дадено n (слой) имащи различни форми.

Може да приема стойности $0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$.

За дадено n , можем да имаме n различни стойности на l , или n типа подслоя.

Орбиталите с едни и същи стойност на n или l са в един и същи слой или подслой.

Електронна обвивка

Слой се нарича съвкупността от състояния с еднакво **n** .

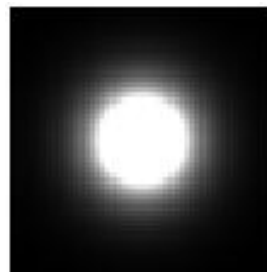
$n = 1$ K
 $n = 2$ L
 $n = 3$ M
 $n = 4$ N
 $n = 5$ O
 $n = 6$ P
 $n = 7$ Q

Подслой е съвкупността от състояния с еднакво **l** .

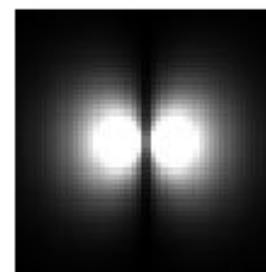
$l = 0$ s
 $l = 1$ p
 $l = 2$ d
 $l = 3$ f

Общ брой състояния в слой **n** :

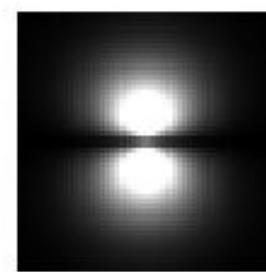
$$Z_n = \sum_{l=0}^{n-1} 2(2l+1) = 2n^2$$



$n=1$



$n=2, l=1, m=0$



$n=2, l=1, m=1$

$n = 1$	$l = 0$	$m = 0$	$s = \frac{1}{2}$ $s = -\frac{1}{2}$	2
$n = 2$	$l = 0$	$m = 0$	$s = \frac{1}{2}$ $s = -\frac{1}{2}$	2
$n = 2$	$l = 1$	$m = -1$	$s = \frac{1}{2}$ $s = -\frac{1}{2}$	2
$n = 2$	$l = 1$	$m = 0$	$s = \frac{1}{2}$ $s = -\frac{1}{2}$	2
$n = 2$	$l = 1$	$m = 1$	$s = \frac{1}{2}$ $s = -\frac{1}{2}$	2

Подслоеве се обозначават с малки латински букви:

<i>l</i>	0	1	2	3	...
Letter	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>	
<i>n</i> ≥	1	2	3	4	

В таблицата е показана най-малката стойност на *n* за всеки вид подслой.

Магнитното квантово число, m_l

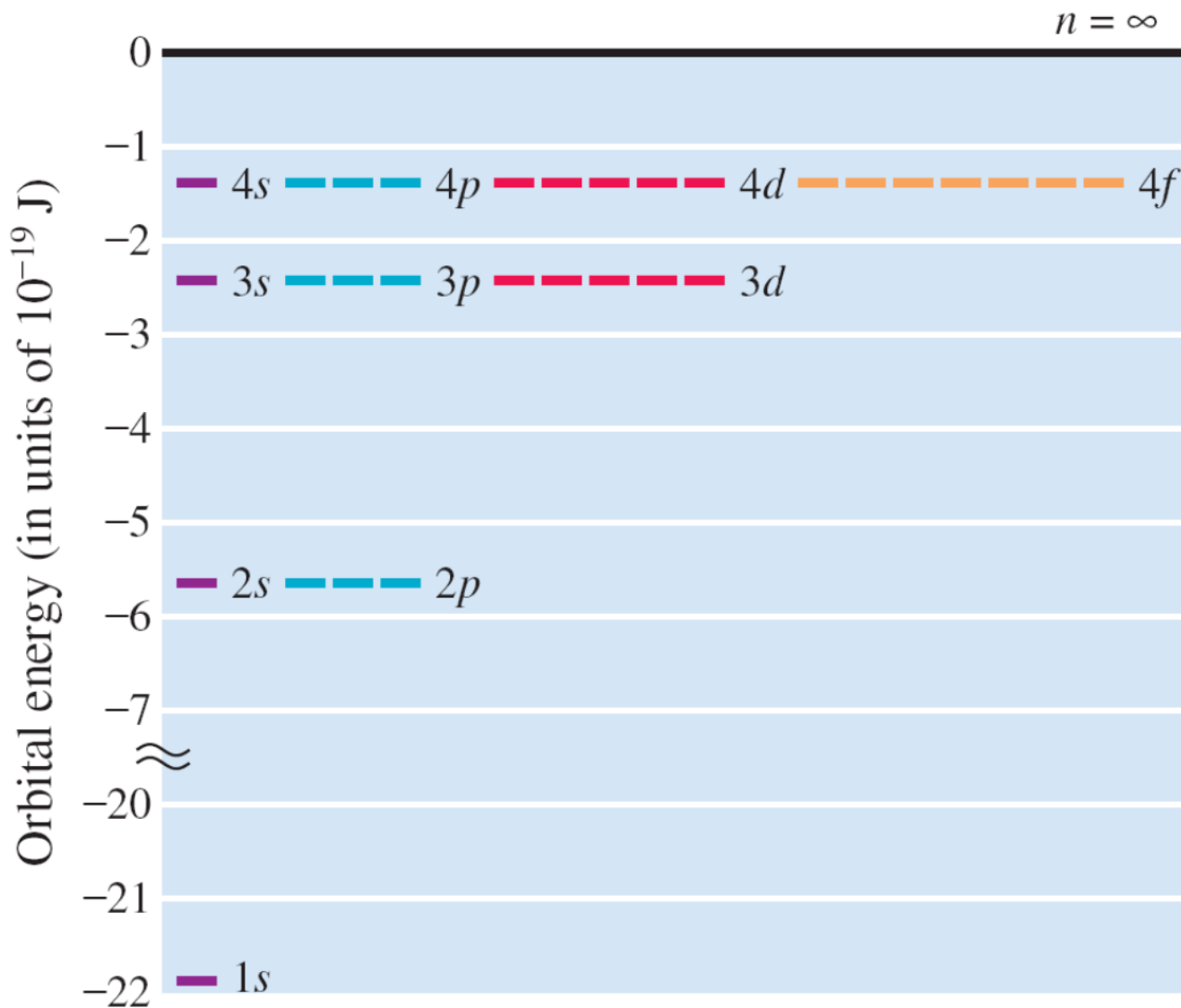
Това квантово число определя проекцията на орбиталния момент l в/у магнитното поле.

Магнитното кв. число зависи от l и може да приема стойност $-l$ to 0 to $+l$. Всяка различна стойност съответства на различна орбитала. За даден подслой, може да има $(2l + 1)$ стойности и $(2l + 1)$ орбитали.

TABLE 7.1**Permissible Values of Quantum Numbers for Atomic Orbitals**

n	l	m_l^*	Subshell Notation	Number of Orbitals in the Subshell
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	1
2	1	-1, 0, +1	2p	3
3	0	0	3s	1
3	1	-1, 0, +1	3p	3
3	2	-2, -1, 0, +1, +2	3d	5
4	0	0	4s	1
4	1	-1, 0, +1	4p	3
4	2	-2, -1, 0, +1, +2	4d	5
4	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	4f	7

*Any one of the m_l quantum numbers may be associated with the n and l quantum numbers on the same line.



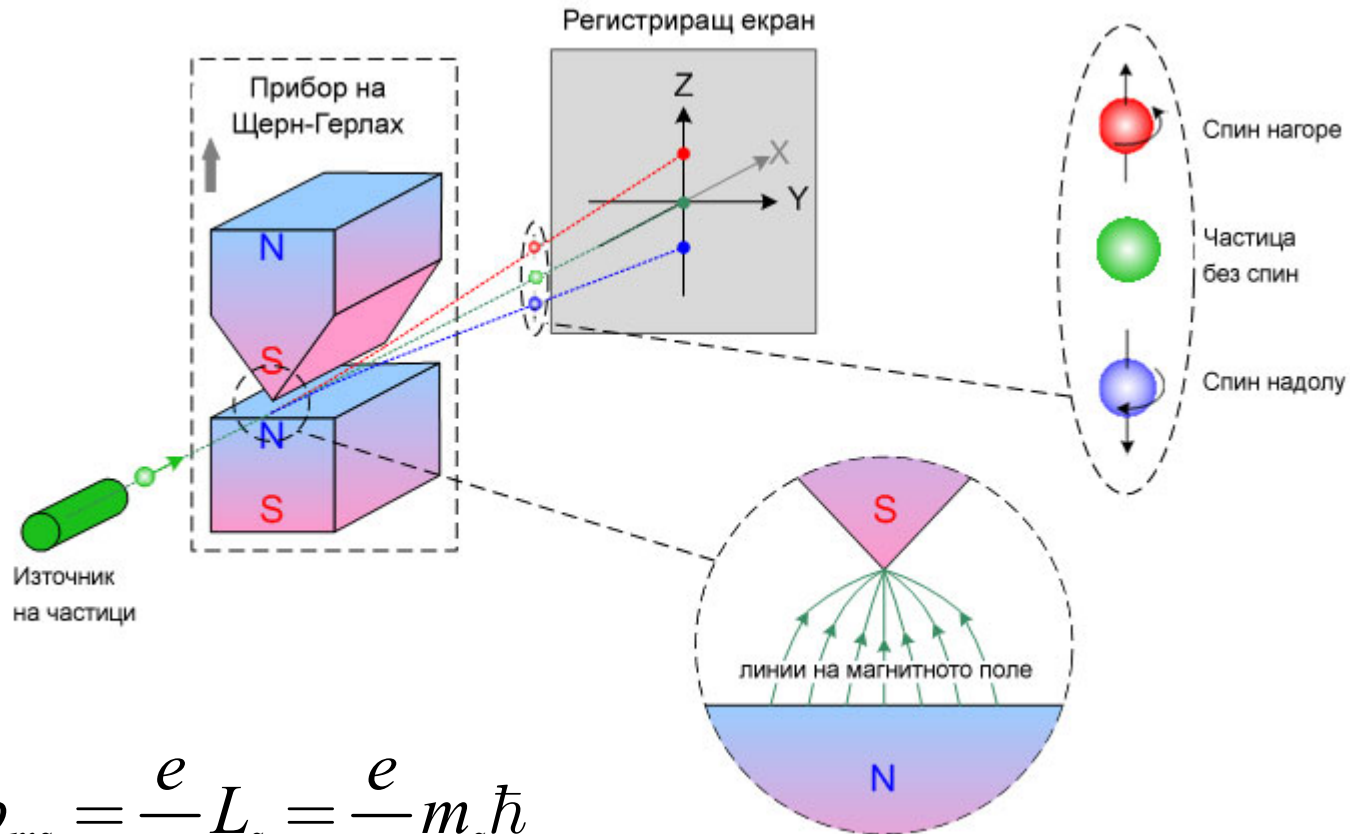
Фигурата показва относителните енергии за слоевете на водородния атом; подслоеве на всяка орбитала е с пунктир.

Спиново квантово число, m_s

обозначава двете възможни направления на спина на електрона .

може да приема стойности $+1/2$ or $-1/2$.

Опит на Щерн и Герлах, 1921 г. – измерване на магнитния диполен момент и момента на импулса, потвърждение на наличието на спин.



$$p_{ms} = \frac{e}{m} L_s = \frac{e}{m} m_s \hbar$$



Определете допустимата комбинация от квантови числа?

$$n = 4, l = 4, m_l = 0, m_s = 1/2$$

$$n = 3, l = 2, m_l = 1, m_s = -1/2$$

$$n = 2, l = 0, m_l = 0, m_s = 3/2$$

$$n = 5, l = 3, m_l = -3, m_s = 1/2$$

- (a) не е разрешена. Когато $n = 4$, максималната стойност на l is 3.
- (b) разрешена.
- (c) не е разрешена; m_s може да бъде $+1/2$ or $-1/2$.
- (b) разрешена.

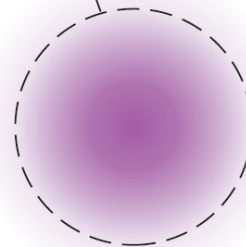
Форма на орбиталите

Сечение на 1s орбитала и 2s орбитала.

Двете орбитали имат различен размер

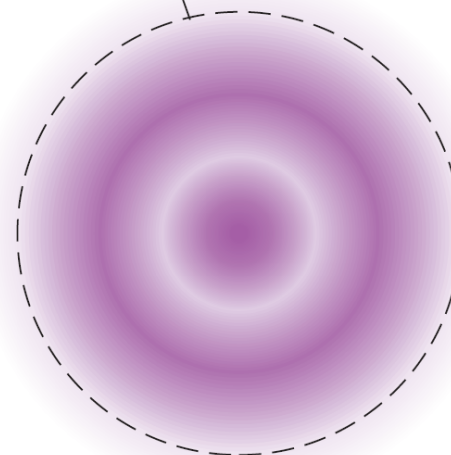
По-плътен цвят отговаря на по-голяма вероятност за намиране на електрона

99% contour



1s orbital

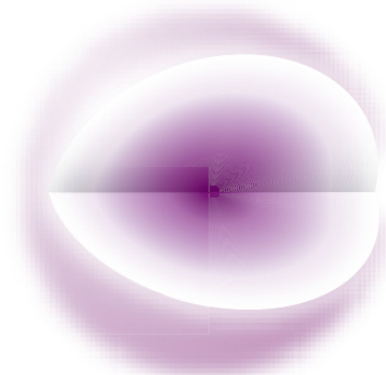
99% contour



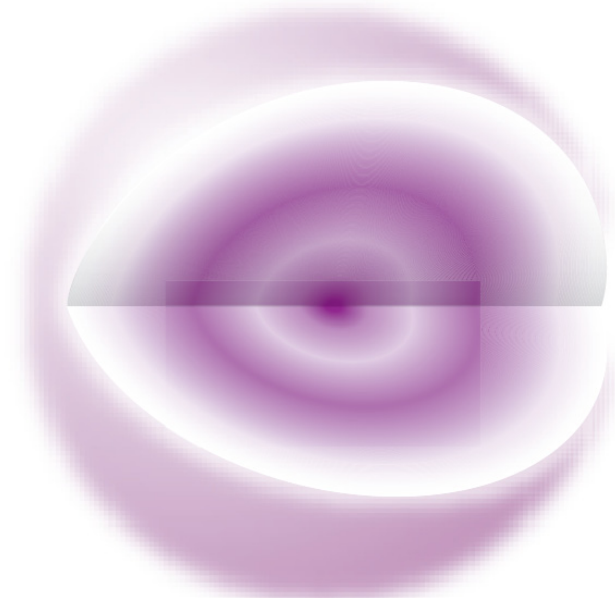
2s orbital

Форма на орбиталите

3D на 1s and 2s
орбиталите.

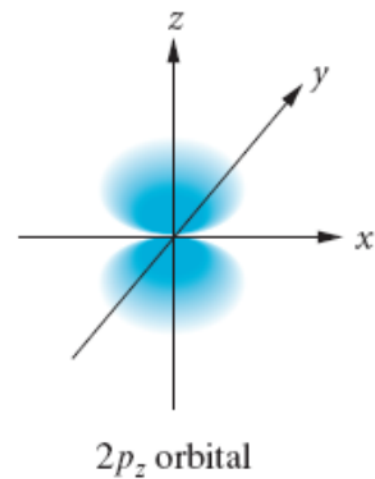
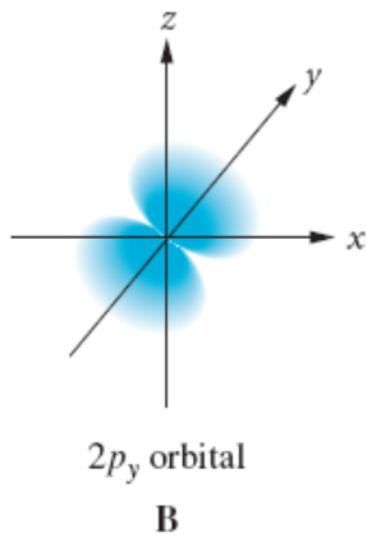
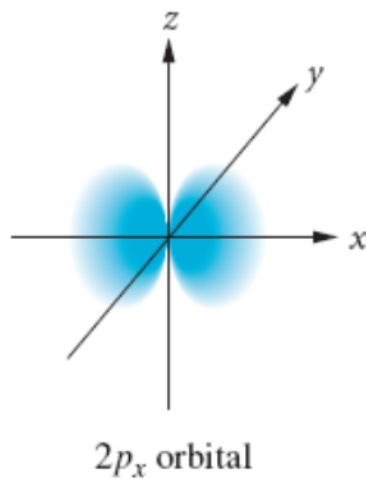
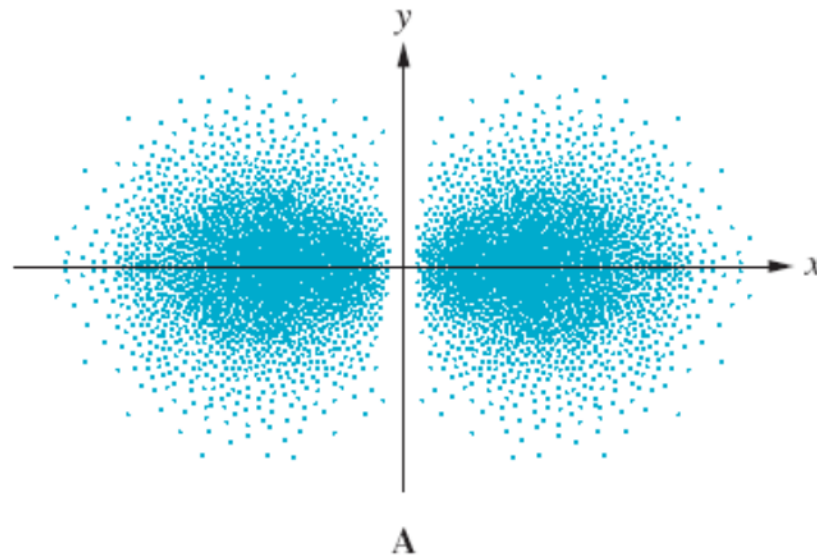


1s orbital

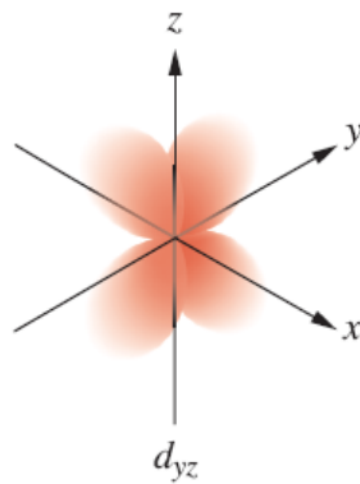
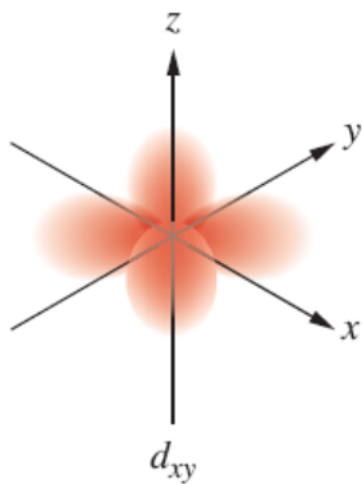
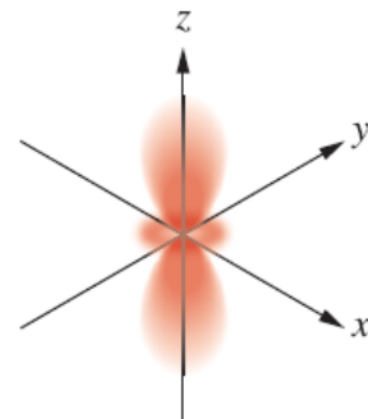
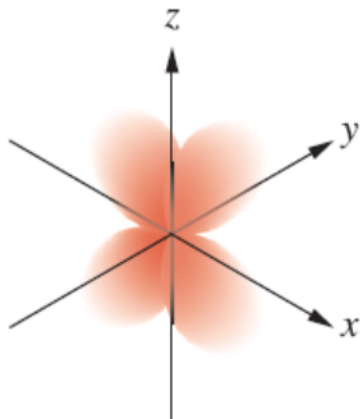
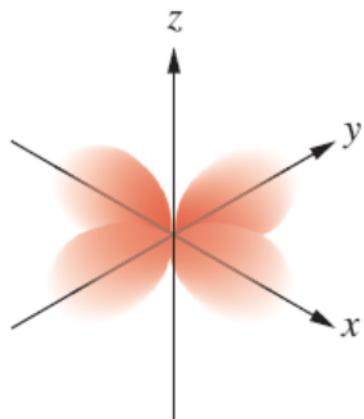


2s orbital

Форма на трите p орбитали



Форма на петте d орбитали



Периодична система

Група	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Период																		
1	1 <u>H</u>																	2 <u>He</u>
2	3 <u>Li</u>	4 <u>Be</u>											5 <u>B</u>	6 <u>C</u>	7 <u>N</u>	8 <u>O</u>	9 <u>F</u>	10 <u>Ne</u>
3	11 <u>Na</u>	12 <u>Mg</u>											13 <u>Al</u>	14 <u>Si</u>	15 <u>P</u>	16 <u>S</u>	17 <u>Cl</u>	18 <u>Ar</u>
4	19 <u>K</u>	20 <u>Ca</u>	21 <u>Sc</u>	22 <u>Ti</u>	23 <u>V</u>	24 <u>Cr</u>	25 <u>Mn</u>	26 <u>Fe</u>	27 <u>Co</u>	28 <u>Ni</u>	29 <u>Cu</u>	30 <u>Zn</u>	31 <u>Ga</u>	32 <u>Ge</u>	33 <u>As</u>	34 <u>Se</u>	35 <u>Br</u>	36 <u>Kr</u>
5	37 <u>Rb</u>	38 <u>Sr</u>	39 <u>Y</u>	40 <u>Zr</u>	41 <u>Nb</u>	42 <u>Mo</u>	43 <u>Tc</u>	44 <u>Ru</u>	45 <u>Rh</u>	46 <u>Pd</u>	47 <u>Ag</u>	48 <u>Cd</u>	49 <u>In</u>	50 <u>Sn</u>	51 <u>Sb</u>	52 <u>Te</u>	53 <u>I</u>	54 <u>Xe</u>
6	55 <u>Cs</u>	56 <u>Ba</u>	* 71 <u>Lu</u>	72 <u>Hf</u>	73 <u>Ta</u>	74 <u>W</u>	75 <u>Re</u>	76 <u>Os</u>	77 <u>Ir</u>	78 <u>Pt</u>	79 <u>Au</u>	80 <u>Hg</u>	81 <u>Tl</u>	82 <u>Pb</u>	83 <u>Bi</u>	84 <u>Po</u>	85 <u>At</u>	86 <u>Rn</u>
7	87 <u>Fr</u>	88 <u>Ra</u>	* 103 <u>Lr</u>	* 104 <u>Rf</u>	* 105 <u>Db</u>	106 <u>Sg</u>	107 <u>Bh</u>	108 <u>Hs</u>	109 <u>Mt</u>	110 <u>Ds</u>	111 <u>Rg</u>	112 <u>Uub</u>	113 <u>Uut</u>	114 <u>Uuq</u>	115 <u>Uup</u>	116 <u>Uuh</u>	117 <u>Uus</u>	118 <u>Uuo</u>
*Лантаниди			* 57 <u>La</u>	58 <u>Ce</u>	59 <u>Pr</u>	60 <u>Nd</u>	61 <u>Pm</u>	62 <u>Sm</u>	63 <u>Eu</u>	64 <u>Gd</u>	65 <u>Tb</u>	66 <u>Dy</u>	67 <u>Ho</u>	68 <u>Er</u>	69 <u>Tm</u>	70 <u>Yb</u>		
**Актиниди			* 89 <u>Ac</u>	* 90 <u>Th</u>	* 91 <u>Pa</u>	92 <u>U</u>	93 <u>Np</u>	94 <u>Pu</u>	95 <u>Am</u>	96 <u>Cm</u>	97 <u>Bk</u>	98 <u>Cf</u>	99 <u>Es</u>	100 <u>Fm</u>	101 <u>Md</u>	102 <u>No</u>		

Всеки нов ред отляво-надясно започва запълването на нов подслој

Изграждане на периодичната система

1. **Принцип на Паули.**
2. **Принцип за минималната пълна енергия на системата.**

Броят на електроните расте с атомния номер.

Изграждането на слоевете започва от К слоя с $n = 1$ - H и He.

В границите на всеки слой се запълват подслоеве с нарастване на l .

Броят на електроните в последния незапълнен слой (валентен), определя номера на групата.

