

# Kryształy, półprzewodniki, nanotechnologie.

**Dr inż. KAROL STRZAŁKOWSKI**  
**Instytut Fizyki UMK w Toruniu**  
**[skaroll@fizyka.umk.pl](mailto:skaroll@fizyka.umk.pl)**

# Plan ogólny

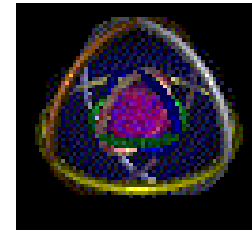
- Kryształy, półprzewodniki, nanotechnologie, czyli czym będziemy się zajmować.
- Budowa materii - pojęcie atomu.
- Co to są kryształy i jak powstają.
- Kryształy półprzewodnikowe - właściwości.
- Nanowymiarowe struktury półprzewodnikowe.
- Metody badań nanoukładów.
- Nanotechnologie - jaka przyszłość ?

# Wykład II.

Budowa materii - pojęcie atomu.

# Budowa materii - pojęcie atomu.

- Co to jest atom ?
- Budowa atomu, powłoki elektronowe.
- Reguła Hunda, zakaz Pauliego.
- Układ okresowy pierwiastków.
- Liczby kwantowe - energie elektronów.
- Model atomu wodoru według Bohra - czy poprawny ?
- Kwantowy model atomu.
- Podsumowanie.



# Historia modeli budowy atomów.

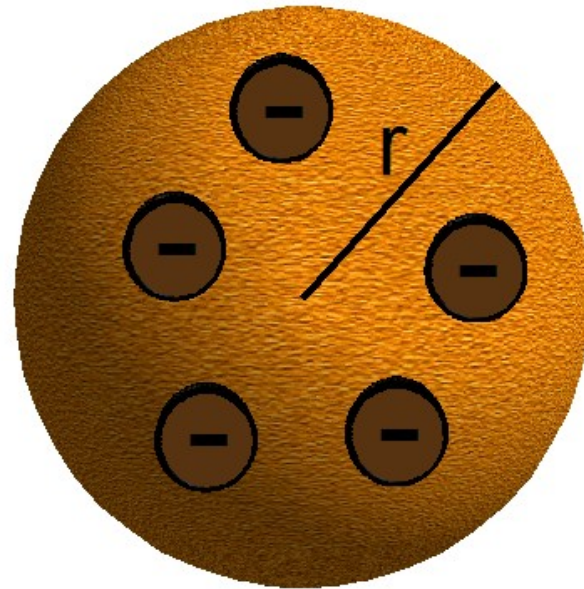
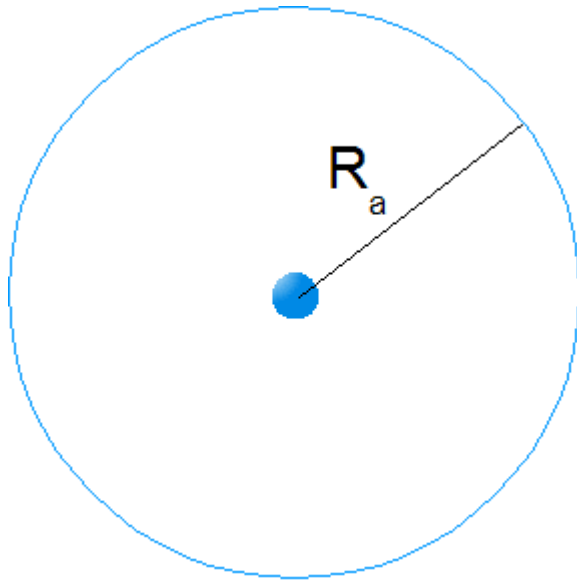
- Niepodzielna kulka - Demokryt głosił, że atom jest niepodzielną, sztywną, bez struktury wewnętrznej kulka,
- Model rodzynekowy (Thomsona) - odkrycie elektronów zmienia poglądy, teraz atom jest kulka, w której są mniejsze kulki (elektrony), tak jak w cieście są rodzynki,
- Model jądrowy - zwany też planetarnym (model Rutheforda), większość masy i całkowity ładunek dodatni skupiony jest w małej przestrzeni w centrum atomu zwanej jądrem, elektrony krążą wokół jądra,

# Historia modeli budowy atomów c.d.

- Model atomu Bohra - elektrony mogą poruszać się wokół jądra tylko po określonych orbitach, wyjaśnia jak poruszają się elektrony wokół jądra, ale nie podaje przyczyny,
- Model kwantowy (ruchu elektronów wokół jądra) - mechanika kwantowa wyjaśnia dlaczego elektrony przyjmują określone energie.

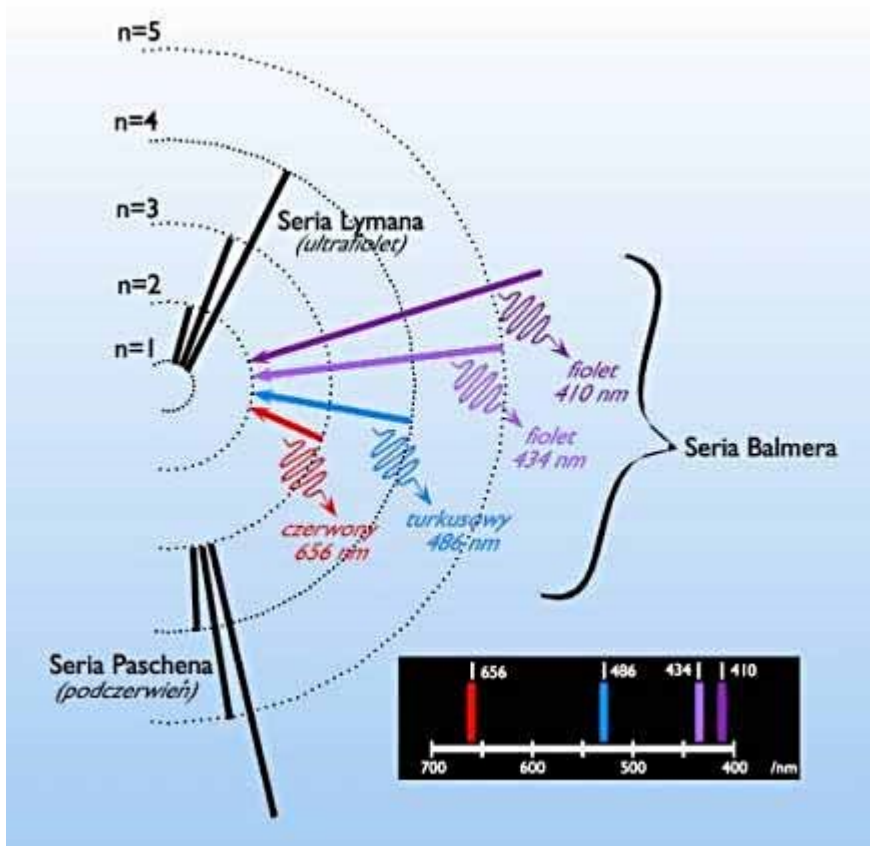
Fizyka teoretyczna a doświadczalna !

# Modele budowy atomu.



- Model Rutheforda i Thomsona

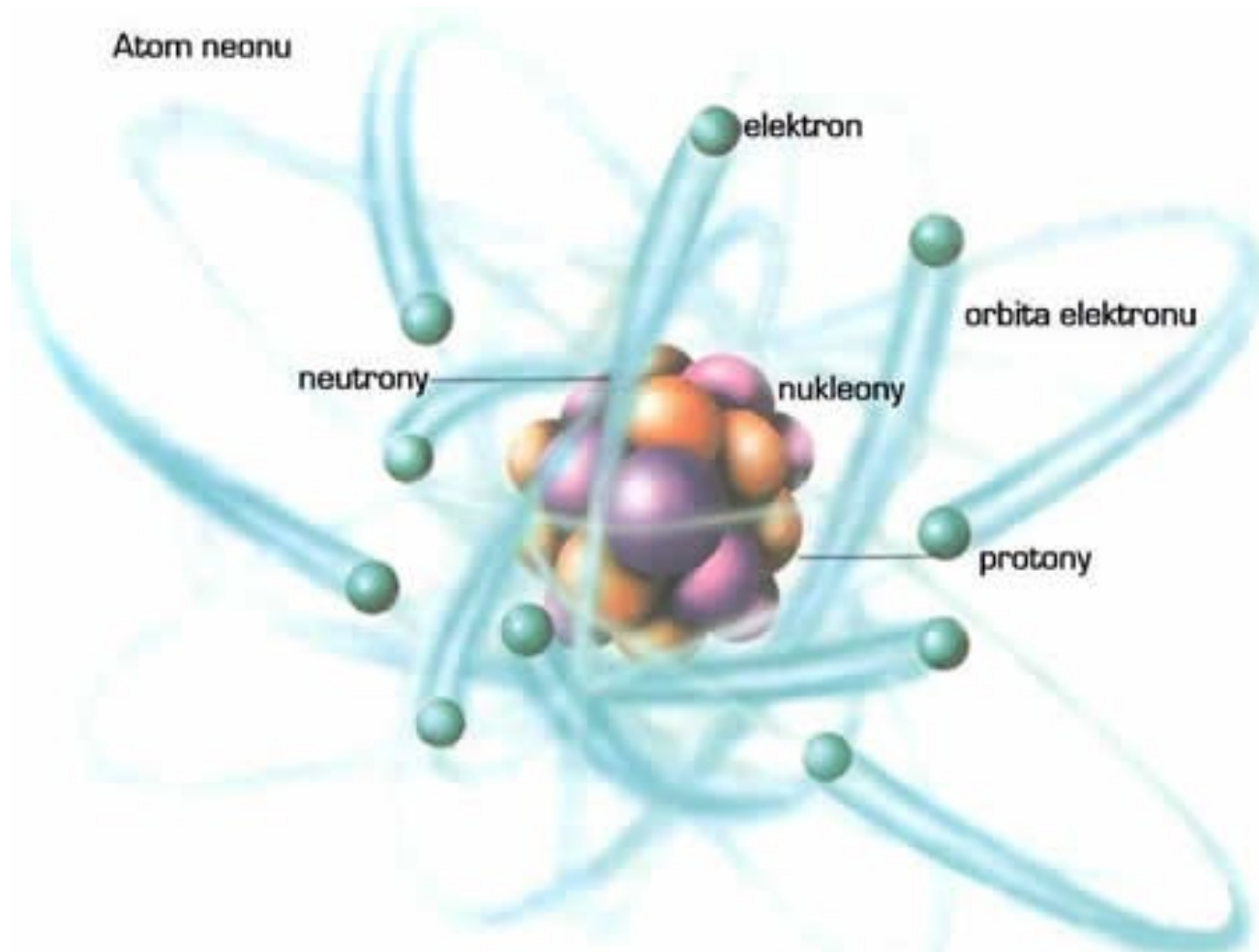
# Model Bohra.



Model Bohra.mpg



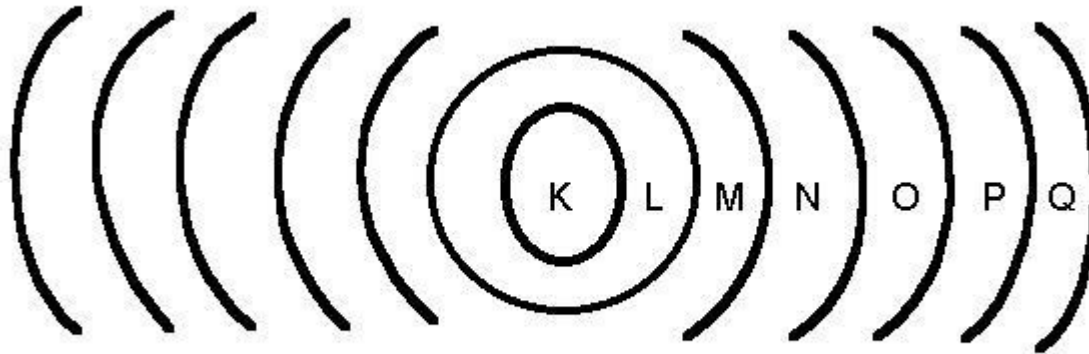
# Budowa atomu Neonu.



# Budowa atomu.

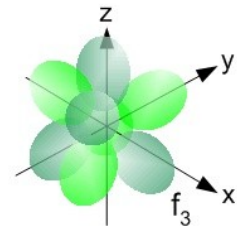
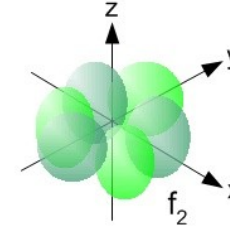
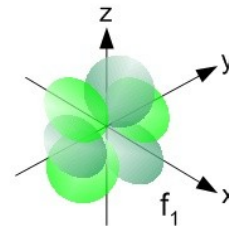
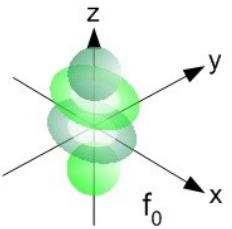
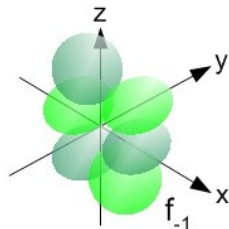
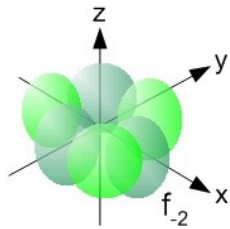
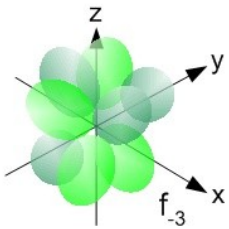
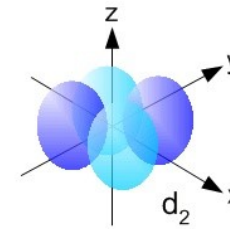
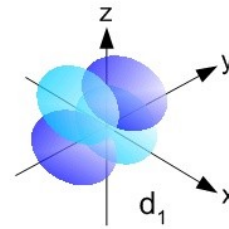
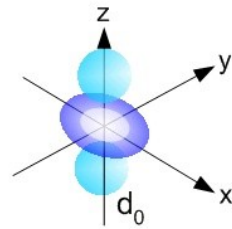
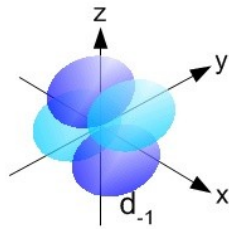
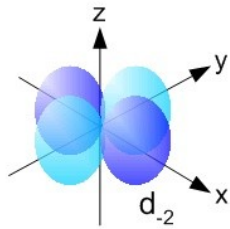
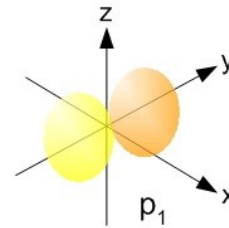
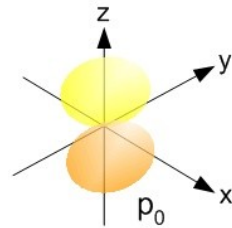
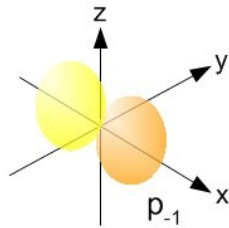
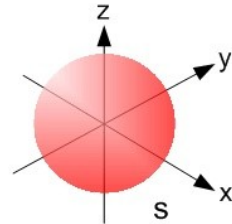
- Atomy składają się z jądra i elektronów, w jądrze znajdują się protony i neutrony.
- Atomy są obojętne elektrycznie.
- Grupy atomów o takiej samej liczbie protonów w jądrze, a różnej ilości neutronów określamy jako izotopy danego pierwiastka chemicznego.
- Atomy są podstawowymi elementami budującymi materię z punktu widzenia chemii i pozostają najmniejszymi cząstkami rozróżnianymi metodami chemicznymi. Nie zmieniają się w reakcjach chemicznych.
- Rozmiary atomów są rzędu  $10^{-10}$  m ale nie są dokładnie określone z powodów kwantowych. Zależą od rodzaju atomu i stopnia wzbudzenia. Masa ich rośnie w miarę wzrostu liczby atomowej w przedziale od  $10^{-27}$  do  $10^{-25}$  kg.

# Budowa atomu - powłoki elektronowe.

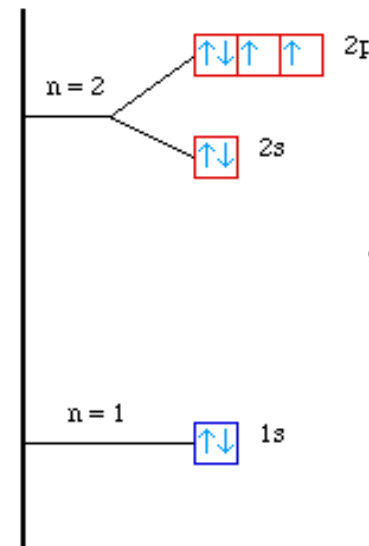
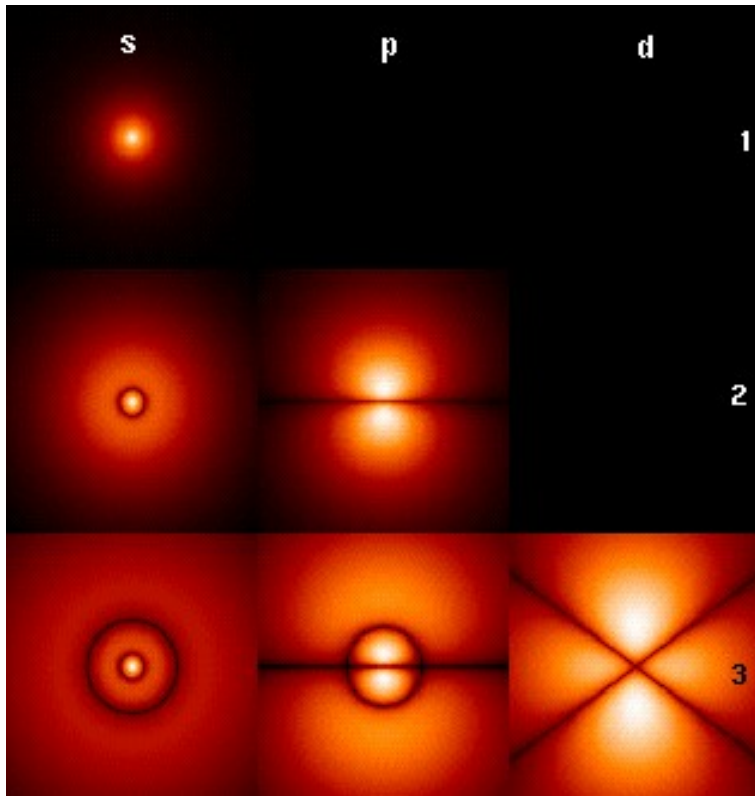


- Powłoka elektronowa (poziom energetyczny) - zbiór stanów kwantowych o tej samej wartości głównej liczby kwantowej.
- K - jeden orbital s - może pomieścić maksymalnie 2 elektrony
- L - jeden s i 3 orbitale p - może pomieścić maksymalnie 8 elektronów
- M - jeden s, 3 p i 5 d - może pomieścić maksymalne 18 elektronów

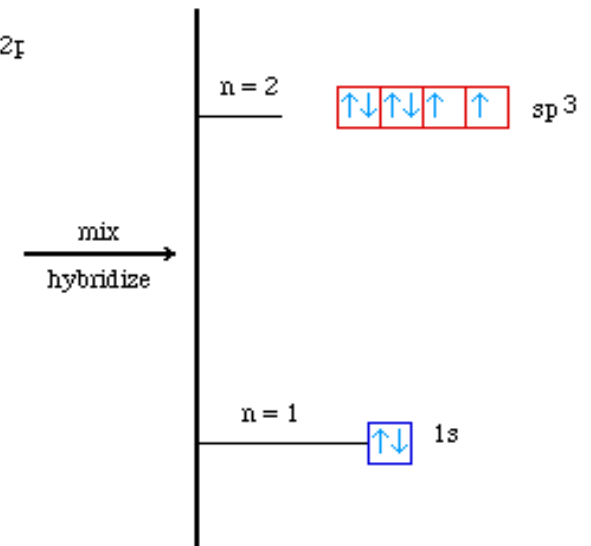
# Budowa atomu - orbitale.



# Budowa atomu - orbitale c.d.



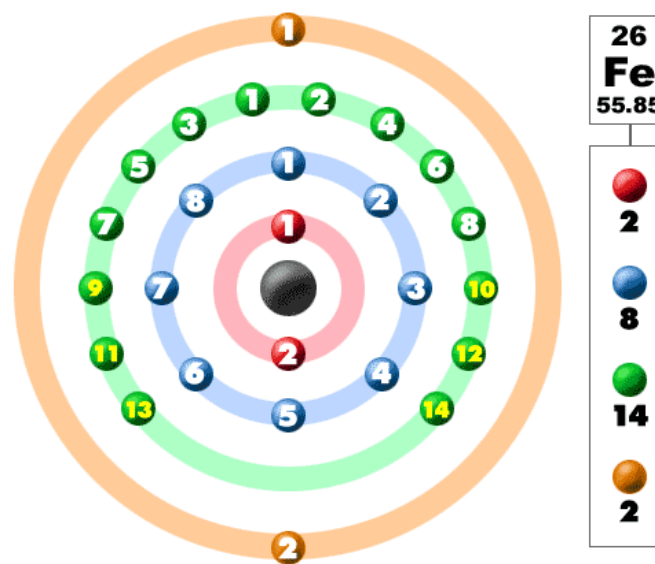
Energy level diagram for oxygen



four hybrid  $sp^3$  orbitals are formed

# Budowa atomu - podpowłoki elektronowe.

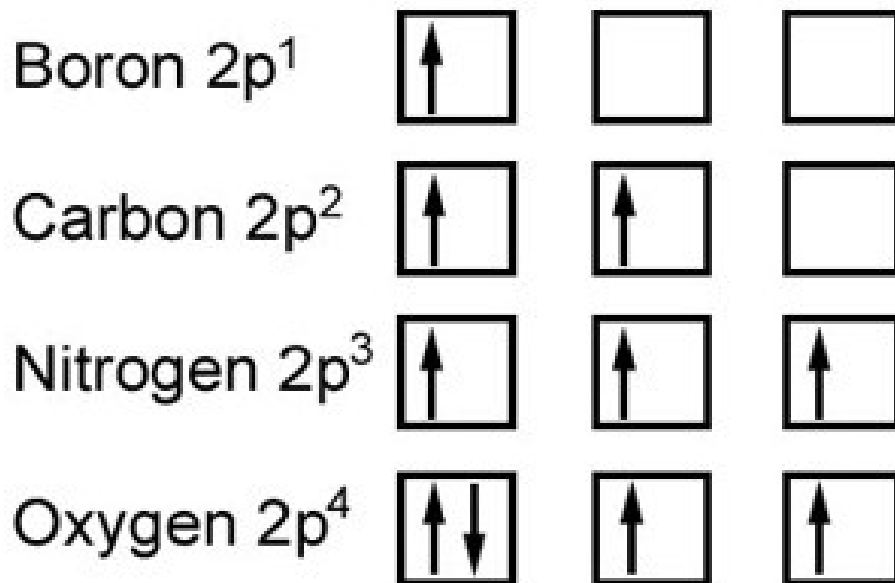
- He:  $1s^2$
- Ne:  $He2s^22p^6$
- Ar:  $Ne3s^23p^6$
- Kr:  $Ar3d^{10}4s^24p^6$
- Xe:  $Kr4d^{10}5s^25p^6$
- Rn:  $Xe4f^{14}5d^{10}6s^26p^6$
- Pełny zapis konfiguracji elektronowej atomu radonu:  
 $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^25p^64f^{14}5d^{10}6s^26p^6$



# Reguła Hunda, zakaz Pauliego.

- Reguła Hunda - reguła mówiąca, że w atomie, w celu uzyskania najbardziej korzystnego energetycznie wypełnienia orbitali atomowych, powinno być jak najwięcej elektronów niesparowanych. Elektrony ulegają sparowaniu po pojedynczym wypełnieniu wszystkich form przestrzennych danych orbitali danej powłoki elektronowej.
- Zakaz Pauliego mówi, że w jednym atomie dwa elektrony muszą różnić się wartością przynajmniej jednej liczby kwantowej (np. w jednym poziomie orbitalnym muszą mieć przeciwną orientację spinu).

# Regula Hund.



	$l=0$	$l=1$	$l=2$
$n=1$	1s		
$n=2$	2s	2p	
$n=3$	3s	3p	3d
$n=4$	4s		



# Układ Okresowy Pierwiastków

1 IA New Original																	18 VIIIA	
1 H Wodór 1.00794																	2 He Hel 4.002602	
2 Li Lit 6.941	3 Be Beryl 9.012182																	10 Ne Neon 20.1797
3 Na Sód 22.989770	4 Mg Magnez 24.3050	3 IIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIIIB	10 VIII	11 IB	12 IIB	13 IIIA B Bor 10.811	14 IVA C Węgiel 12.0107	15 VA N Azot 14.00674	16 VIA O Tlen 15.9994	17 VIIA F Fluor 18.9984032	18 Ar Argon 39.948	
4 K Potas 39.0983	20 Ca Wapń 40.078	21 Sc Skand 44.955910	22 Ti Tytan 47.887	23 V Wanad 50.9415	24 Cr Chrom 51.9961	25 Mn Mangan 54.938049	26 Fe Żelazo 55.8457	27 Co Kobalt 58.933200	28 Ni Nikiel 58.6934	29 Cu Miedź 63.546	30 Zn Cynk 65.409	31 Ga Gall 69.723	32 Ge German 72.04	33 As Arsen 74.92160	34 Se Selen 78.96	35 Br Brom 79.904	36 Kr Krypton 83.798	
5 Rb Rubid 85.4678	38 Sr Stront 87.62	39 Y Itr 88.90585	40 Zr Cyryon 91.224	41 Nb Niob 92.90638	42 Mo Molibden 95.94	43 Tc Technet (98)	44 Ru Ruten 101.07	45 Rh Rod 102.90550	46 Pd Pallad 106.42	47 Ag Srebro 107.8682	48 Cd Kadm 112.411	49 In Ind 114.818	50 Sn Cyna 118.710	51 Sb Antymon 121.760	52 Te Tellur 127.60	53 I Jod 126.90447	54 Xe Ksenon 131.293	
6 Cs Cez 132.90545	56 Ba Bar 137.327	57 to 71 Lantanowce	72 Hf Hafn 178.49	73 Ta Tantal 180.9479	74 W Wolfram 183.84	75 Re Ren 186.207	76 Os Osm 190.23	77 Ir Iryd 192.217	78 Pt Platyna 195.078	79 Au Złoto 196.96655	80 Hg Rtęć 200.59	81 Tl Tal 204.3833	82 Pb Ołów 207.2	83 Bi Bizmut 208.98038	84 Po Polon (209)	85 At Astat (210)	86 Rn Radon (222)	
7 Fr Frans (223)	88 Ra Rad (226)	89 to 103 Actynowce	104 Rf Rutherford (261)	105 Db Dubn (262)	106 Sg Seaborg (266)	107 Bh Bohr (264)	108 Hs Has (269)	109 Mt Meitner (268)	110 Ds Darmstadt (271)	111 Rg Roentgen (272)	112 Uub Ununbium (285)	113 Uut Ununtrium (284)	114 Uuq Ununquadium (289)	115 Uup Ununpentium (288)	116 Uuh Ununhexium (292)	117 Uus Ununseptium (294)	118 Uuo Ununoctium (294)	

Atomic masses in parentheses are those of the most stable or common isotope.

Design Copyright © 1997 Michael Dayah (michael@dayah.com) <http://www.dayah.com/periodic/>

Note: The subgroup numbers 1-18 were adopted in 1984 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.

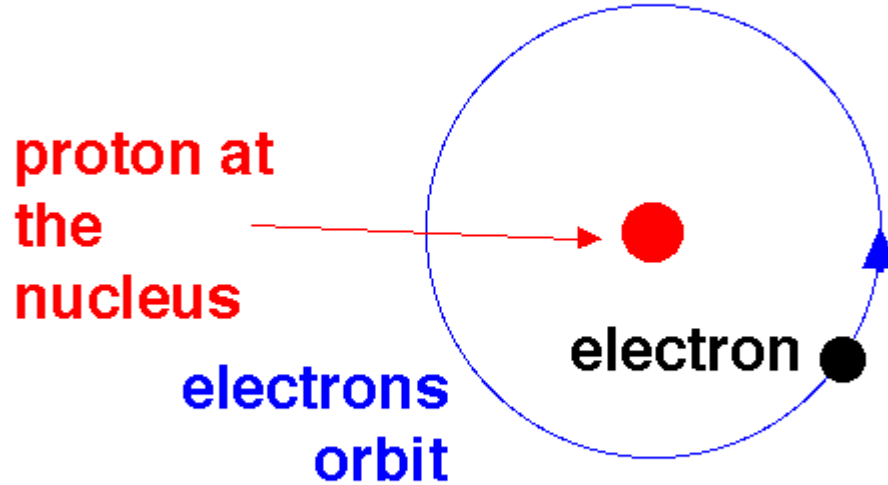
57 La Lantan 138.9055	58 Ce Cer 140.116	59 Pr Prazeodym 140.90765	60 Nd Neodym 144.24	61 Pm Promet (145)	62 Sm Samar 150.36	63 Eu Europ 151.964	64 Gd Gadolin 157.25	65 Tb Terb 158.92534	66 Dy Dysproz 162.500	67 Ho Holm 164.93032	68 Er Erb 167.259	69 Tm Tul 168.93421	70 Yb Iterb 173.04	71 Lu Lutet 174.967
89 Ac Aktyn (227)	90 Th Tor 232.0381	91 Pa Protaktyn 231.03688	92 U Uran 238.02891	93 Np Neptun (237)	94 Pu Pluton (244)	95 Am Ametryk (243)	96 Cm Kiur (247)	97 Bk Berkel (247)	98 Cf Kaliforn (251)	99 Es Einstein (252)	100 Fm Ferm (257)	101 Md Mendelew (258)	102 No Nobel (259)	103 Lr Lorens (262)

# Liczby kwantowe.

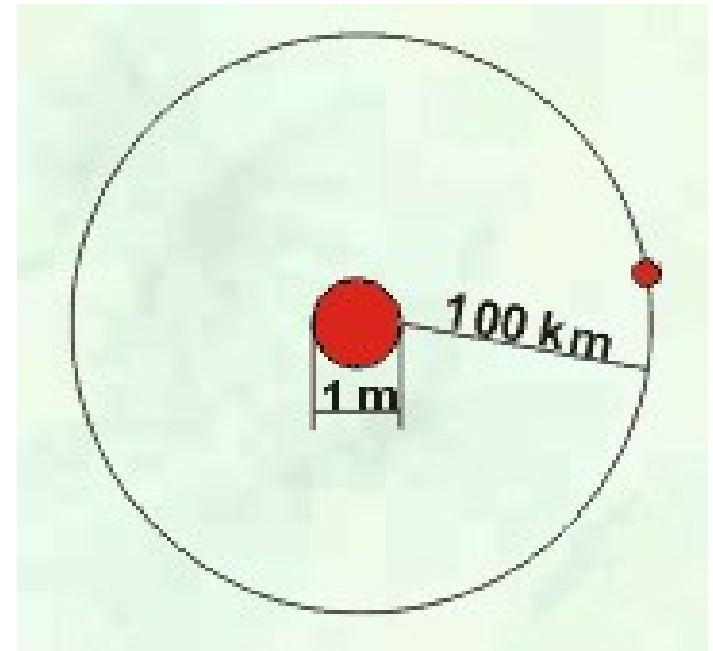
- Główna liczba kwantowa ( $n = 1, 2, 3, \dots$ ) kwantuje energię elektronu, a w praktyce oznacza numer jego orbity,
- Poboczna liczba kwantowa ( $l = 0, 1, \dots, n - 1$ ) oznacza wartość bezwzględną orbitalnego momentu pędu, oznacza numer podpowłoki, na której znajduje się elektron,
- Magnetyczna liczba kwantowa ( $m_l = -l, \dots, -1, 0, 1, \dots, l$ ) opisuje rzut orbitalnego momentu pędu na wybraną oś.
- Spinowa liczba kwantowa  $s$  oznacza spin elektronu. Jest on stały dla danej cząstki elementarnej i w przypadku elektronu wynosi  $1/2$ .
- Magnetyczna spinowa liczba kwantowa ( $m_s = -s, s = 1/2, -1/2$ ) pokazuje, w którą stronę skierowany jest spin, czyli wewnętrzny moment pędu danej cząstki elementarnej (tu elektronu).

# Model atomu wodoru według Bohra

## The Bohr Model



- the hydrogen atom



# Model atomu Bohra - postulaty.

- Postulaty Bohra:
- Elektron w atomie wodoru znajduje się w ciągłym ruchu, może poruszać się tylko po ściśle określonych orbitach kołowych, na których nie może promieniować energii. Tylko takie orbity są dozwolone, dla których iloczyn długości orbity i pędu elektronu jest równy całkowitej wielokrotności stałej Plancka.
- Przejściu elektronu z jednej orbity stacjonarnej na drugą towarzyszy emisja lub pochłonięcie kwantu energii równej różnicy energii elektronu na tych orbitach stacjonarnych.

## Model atomu Bohra - prędkość elektronu na orbicie.

$$k \cdot \frac{e^2}{r^2} = m \cdot \frac{v^2}{r}$$

$$m \cdot v \cdot r = n \cdot \hbar$$

gdzie  $n=1, 2, 3, 4, \dots$

$$k \cdot e^2 = m \cdot v^2 \cdot r$$

$$m \cdot v \cdot r = n \cdot \hbar$$

gdzie  $n=1, 2, 3, 4, \dots$

$$k \cdot e^2 = n \cdot \hbar \cdot v$$

$$m \cdot v \cdot r = n \cdot \hbar$$

gdzie  $n=1, 2, 3, 4, \dots$

$$v_n = \frac{k \cdot e^2}{n \cdot \hbar}$$

$$r = \frac{n \cdot \hbar}{m \cdot v}$$

gdzie  $n=1, 2, 3, 4, \dots$

$$v_n = \frac{k \cdot e^2}{n \cdot \hbar}$$

$$r_n = \frac{n^2 \cdot \hbar^2}{k \cdot m \cdot e^2}$$

gdzie  $n=1, 2, 3, 4, \dots$

# Model atomu Bohra - prędkość elektronu na orbicie.

$$v_n = \frac{v_1}{n} \quad i \quad v_1 = \frac{k \cdot e^2}{\hbar}$$

$$r_n = n^2 \cdot r_1 \quad i \quad r_1 = \frac{\hbar^2}{k \cdot m \cdot e^2}$$

gdzie  $n=1, 2, 3, 4, \dots$

$$v_1 = \frac{k \cdot e^2}{\hbar} = \frac{9,0 \cdot 10^9 \cdot (1,60 \cdot 10^{-19})^2}{1,05 \cdot 10^{-34}} \frac{m}{s} \approx 2,19 \cdot 10^6 \frac{m}{s}$$

$$\hbar = \frac{h}{2 \cdot \pi} = 1,05 \cdot 10^{-34} J \cdot s$$

$$e = 1,60 \cdot 10^{-19} C$$

$$m = 9,11 \cdot 10^{-31} kg$$

$$k = 9,0 \cdot 10^9 \frac{N \cdot m^2}{C^2}$$

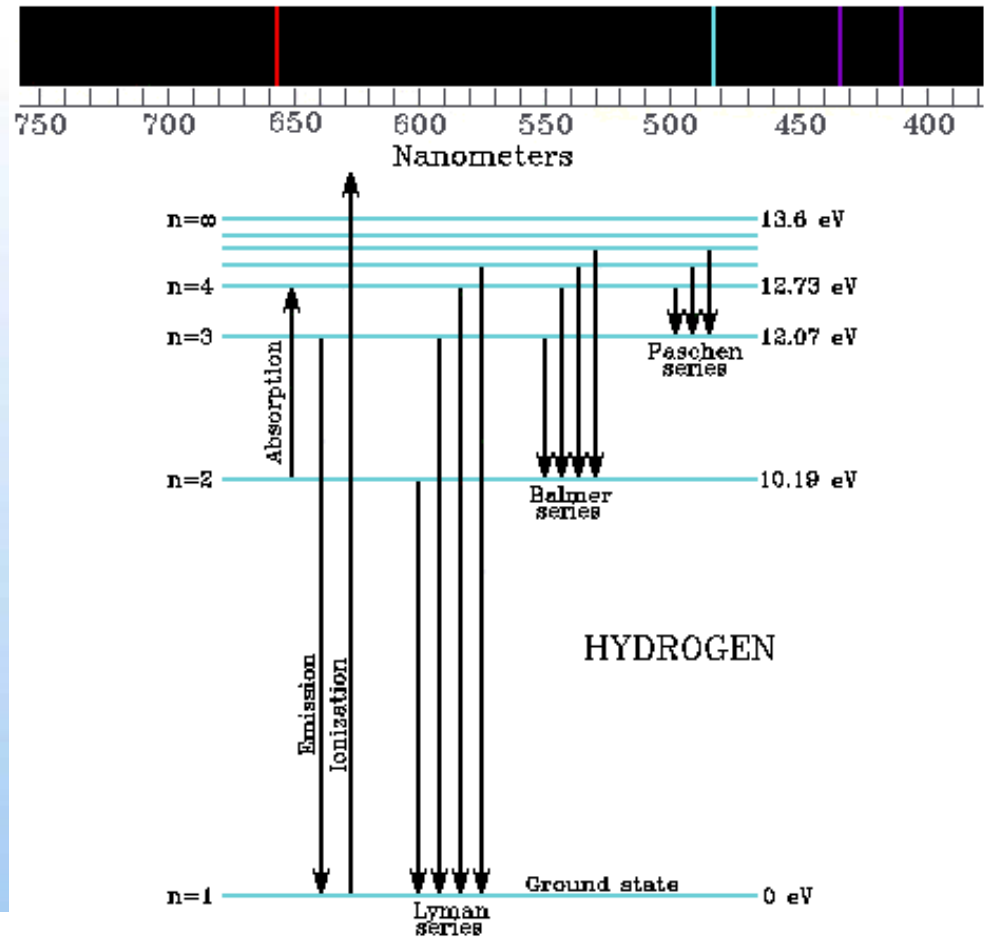
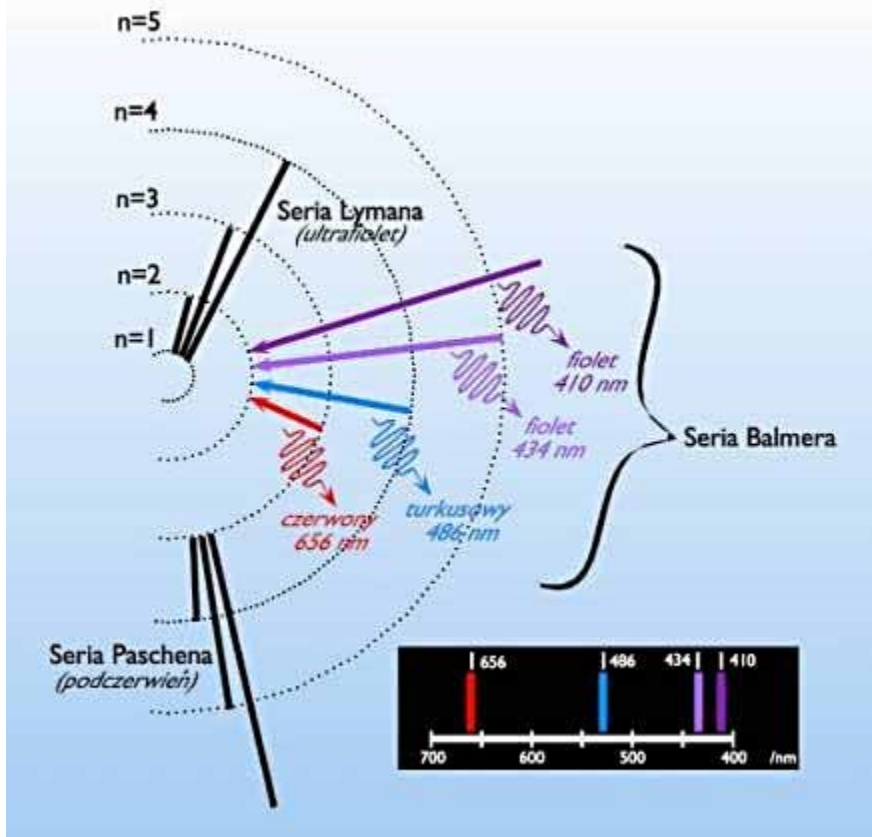
$$r_1 = \frac{\hbar^2}{k \cdot m \cdot e^2} = \frac{1,05 \cdot 10^{-34}}{9,0 \cdot 10^9 \cdot 9,11 \cdot 10^{-31} (1,60 \cdot 10^{-19})^2} m \approx 5,25 \cdot 10^{-11} m$$

# Model atomu Bohra - poziomy energetyczne.

$$E = \frac{E_0}{n^2}$$

$n = \infty$	-----	$E = 0$
$n = 4$	=====	$E = -0.85 \text{ eV}$
$n = 3$	=====	$E = -1.51 \text{ eV}$
$n = 2$	=====	$E = -3.40 \text{ eV}$
$n = 1$	=====	$E = -13.6 \text{ eV}$

# Model atomu Bohra - przejścia między poziomami.





# Trudności modelu Bohra.

- Podstawową niezgodnością z fizyką klasyczną było to, że elektron poruszający się ruchem przyspieszonym (ruch po okręgu jest takim ruchem!) powinien emitować energię elektromagnetyczną.
- Takiego faktu doświadczalnie nie stwierdzono - atomy istniały (istnieją ciągle) i elektrony nie spadały na jądro.
- Bohr założył, że atom w stanie podstawowym (stacjonarnym) nie promieniuje - jest stabilny.
- Atom wysyła energię tylko wtedy, gdy przechodzi z wyższego stanu energetycznego do niższego. Emisja energii odbywa się zawsze taką samą porcją, jeśli przejście jest z tego samego poziomu na inny, taki sam jak poprzednio.
- Inna trudność modelu atomu Bohra to to, że atom według Bohra jest PŁASKI!

# Kwantowy model atomu.

- Z elektronem związana jest długość fali de Broglie - mikroskop elektronowy.
- Opis stanu układu - funkcja falowa. Elektron nie jest cząstką w klasycznym rozumieniu tego słowa, ale jest jakby chmurą ładunku, która otacza jądro.
- Pojawia się pojęcie gęstości prawdopodobieństwa.
- Zasada nieoznaczoności pędu i położenia elektronu, jak również jego energii.

# Kwantowy model atomu c.d.



**Heisenberg's  
Uncertainty  
Principles:**

$$\Delta p_x \Delta x \geq \hbar / 2$$

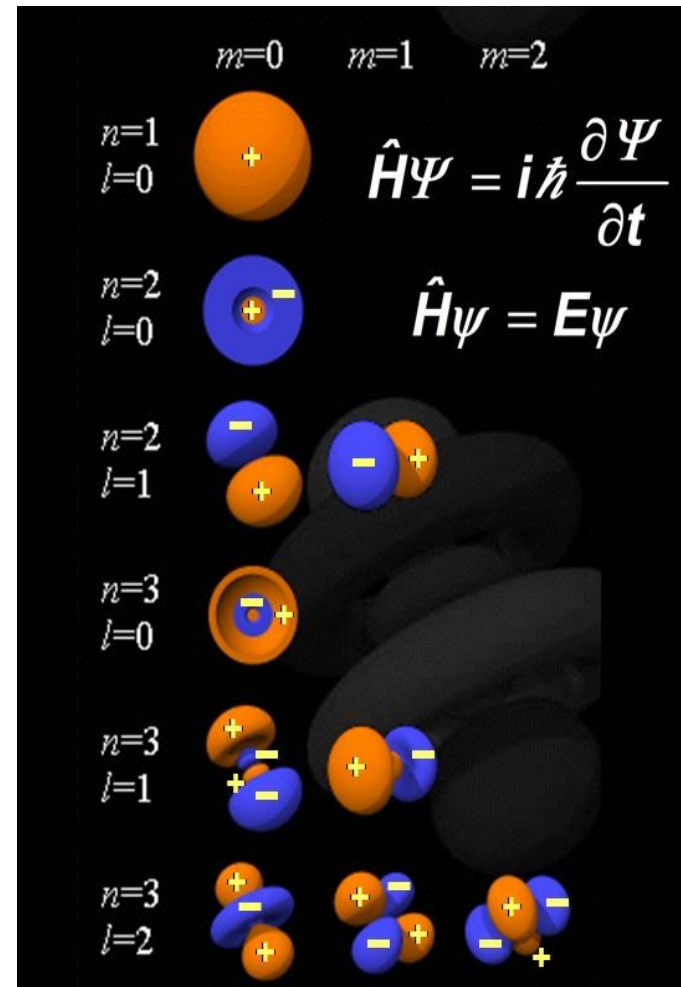
$$\Delta p_y \Delta y \geq \hbar / 2$$

$$\Delta p_z \Delta z \geq \hbar / 2$$

$$\Delta E \Delta t \geq \hbar / 2$$

# Kwantowy model atomu c.d.

Erwin Schrödinger



# Fale de Broglie'a (materii)

- De Broglie wysunął hipotezę, że dwoiste, korpuskularno-falowe zachowanie się jest cechą nie tylko promieniowania lecz również materii. Tak samo jak z fotonem stowarzyszona jest pewna fala świetlna, która "rządzi" jego ruchem, tak i cząstce materialnej (np. elektronowi) przypisana jest pewna, określająca jej ruch fala materii.
- Poniższy wzór określa długość fali De Broglie'a, czyli długość fali materii stowarzyszonej z ruchem cząstki materialnej o pędzie  $p$ .

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

$$h = 6,626\ 0693\ (11) \times 10^{-34}\ \text{J}\cdot\text{s}$$

## Podsumowanie.

- "... zdanie zawierające największą ilość informacji w możliwie najmniejszej liczbie słów [...] zdanie formułujące hipotezę [...] atomistyczną, że wszystko składa się z atomów - małych cząstek, poruszających się bezustannie, przyciągających się, gdy są od siebie oddalone, odpychających się zaś, gdy je zbytnio ścieśnić"
- Richard P. Feynmann, Robert B. Leighton, Matthew Sands  
"Feynmanna wykłady z fizyki" PWN Warszawa 1968

## Podsumowanie c.d.

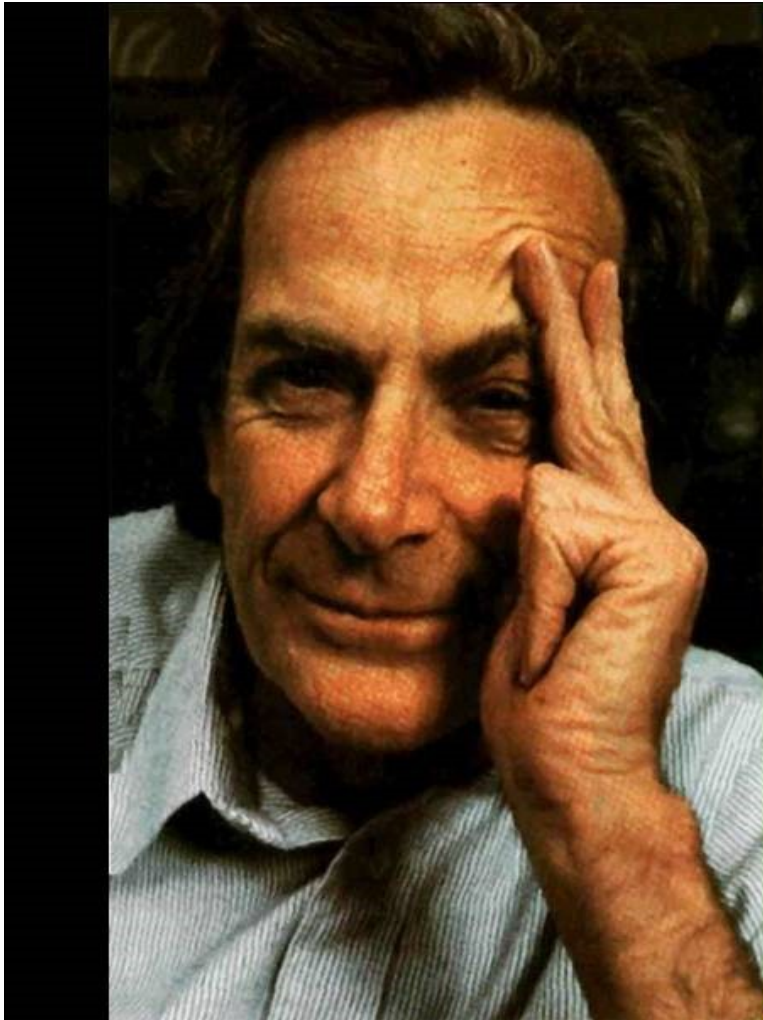
- Najprostszy atom - to atom wodoru. Jego budowa długo sprawiała dużo problemów. Po wielu wysiłkach Niels Bohr opracował model atomu wodoru, który dawał poprawne odpowiedzi na niektóre pytania. I, co najważniejsze, były to w wielu przypadkach odpowiedzi zbliżone do wyników doświadczalnych.
- Model atomu zaproponowany przez Nielsa Bohra był ogromnym skokiem w nauce o atomie. Został on wyparty przez model przewidziany przez mechanikę kwantową, ale umożliwił rozwój nauki o atomie.

## Podsumowanie c.d.

- Dzięki modelowi Bohra zrozumiałe okazały się zależności obserwowane w świeceniu atomów wodoru.
- Rozwój nauki o atomie, rozwój mechaniki kwantowej, umożliwił rozwój fizyki ciała stałego. Praktyczne zastosowanie fizyki ciała stałego umożliwiło rozwój elektroniki, informatyki, telekomunikacji, elektronicznych przetworników obrazu, dźwięku.
- W każdym telefonie komórkowym, komputerze, aparacie cyfrowym jest zawarta ogromna wiedza z zakresu fizyki kwantowej, fizyki atomu i fizyki ciała stałego oraz fizyki ciekłych kryształów.



# Richard P. Feynmann



***“There’s  
plenty of  
room  
at the  
bottom”***

Dziękuję za uwagę !

