Kvantová čísla

$$\frac{d^2\Phi}{d\varphi^2} + m^2\Phi = 0$$

$$\frac{1}{\sin\vartheta}\frac{d}{d\vartheta}\left(\sin\vartheta\frac{d\Theta}{d\vartheta}\right) + \left[l(l+1) - \frac{m^2}{\sin^2\vartheta}\right]\Theta = 0$$

$$\frac{1}{r^2}\frac{d}{dr}\left(r^2\frac{dR}{dr}\right) + \left[\frac{2m_e}{\hbar^2}(E-U) - \frac{l(l+1)}{r^2}\right]R = 0$$

Kvantová čísla

$\Phi(\varphi)$ $\Phi(\varphi) = Ae^{im\varphi}$ $Ae^{im\varphi} = Ae^{im(\varphi+2\pi)}$

$m = 0, \pm 1, \pm 2, \pm 3, ...$

$\Theta(\vartheta)$ **Legendrovy polynomy** $l \geq |m|$

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

$R(r)$ **Laguerovy polynomy** $n \geq l + 1$

$l = 0, 1, 2, ...(n-1)$

$$E_n = -\frac{me^4}{8\varepsilon_0^2 h^2}\frac{1}{n^2}$$ $E>0$

Kvantová čísla

$n = 1,2,3,....$ Hlavní kvantové číslo

$l = 0,1,2,....(n-1)$ Orbitální kvantové číslo

$m = 0,\pm 1,\pm 2,....\pm l$ Magnetické kvantové číslo

$$\psi = R_{n,l}\Theta_{l,m}\Phi_m$$

Orbitální kvantové číslo

$$E = T_{rad} + T_{orb} + U$$

$$L = \sqrt{l(l+1)}\hbar$$

$$T_{orb} = \frac{\hbar^2 l(l+1)}{2m_e r^2} \qquad T_{orb} = \frac{L^2}{2m_e r^2}$$

l = 0 1 2 3 4 5 6 … **stavy momentu hybnosti**
s p d f g h i …

	s	p	d	f	g	h
	l=0	l=1	l=2	l=3	l=4	l=5
n=1	1s					
n=2	2s	2p				
n=3	3s	3p	3d			
n=4	4s	4p	4d	4f		
n=5	5s	5p	5d	5f	5g	
n=6	6s	6p	6d	6f	6g	6h

Symbolické značení stavů atomu vodíku

Magnetické kvantové číslo

$$\mu = iA \qquad \mu = -ef\pi r^2 \qquad v = 2\pi f r$$

$$L = m_e v r = 2\pi m_e f r^2$$

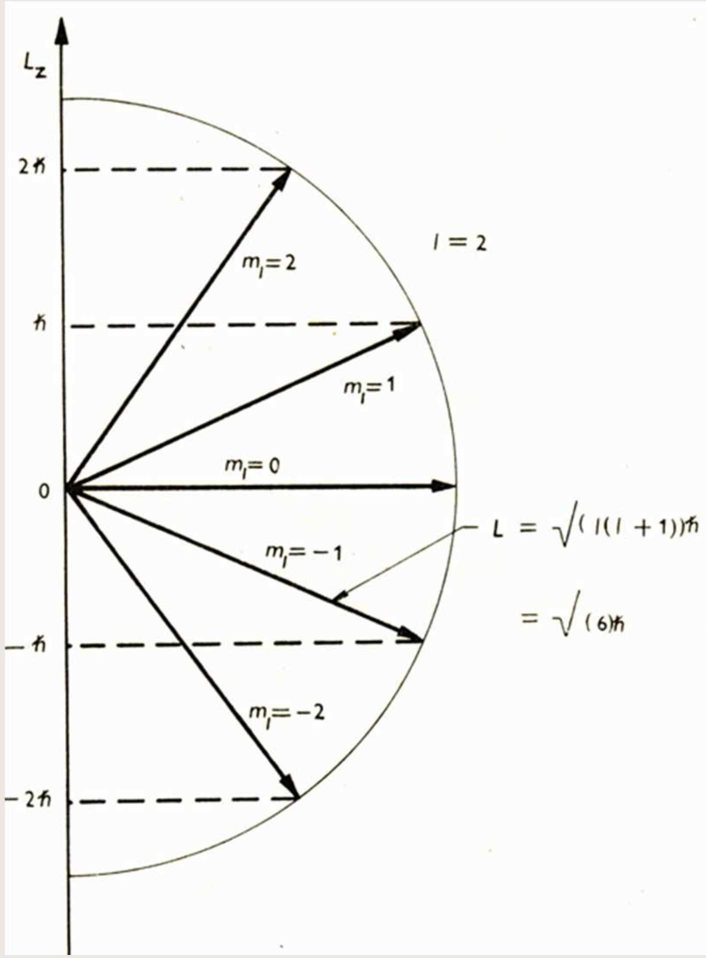
$$\vec{\mu} = -\left(\frac{e}{2m_e}\right)\vec{L}$$

gyromagnetický poměr

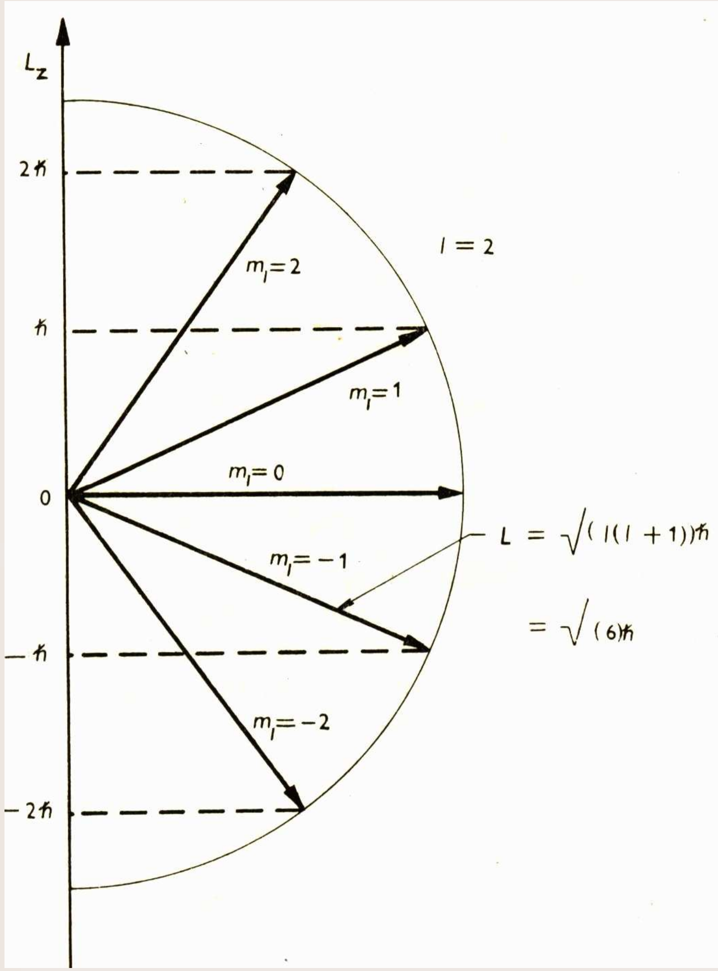
$$L = \sqrt{l(l+1)}\hbar$$

$$L_z = m\hbar$$

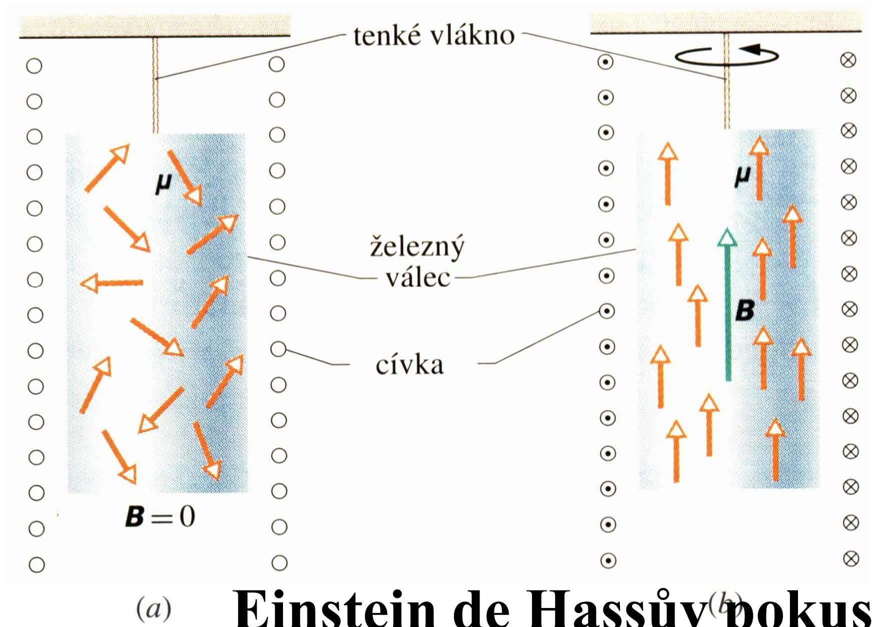
prostorové kvantování



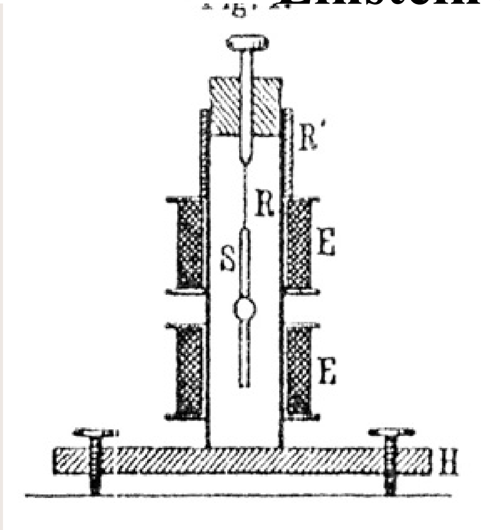
Magnetické kvantové číslo



v obr. 41.4b).

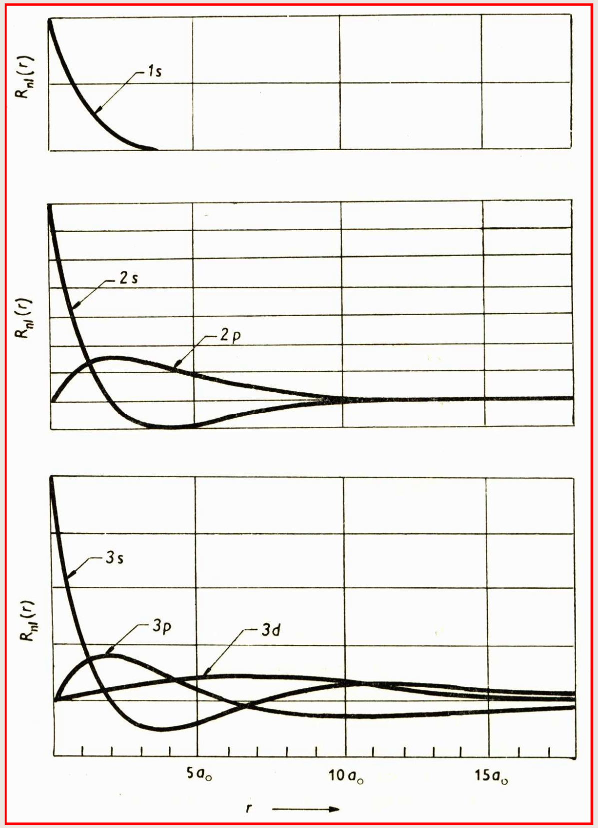


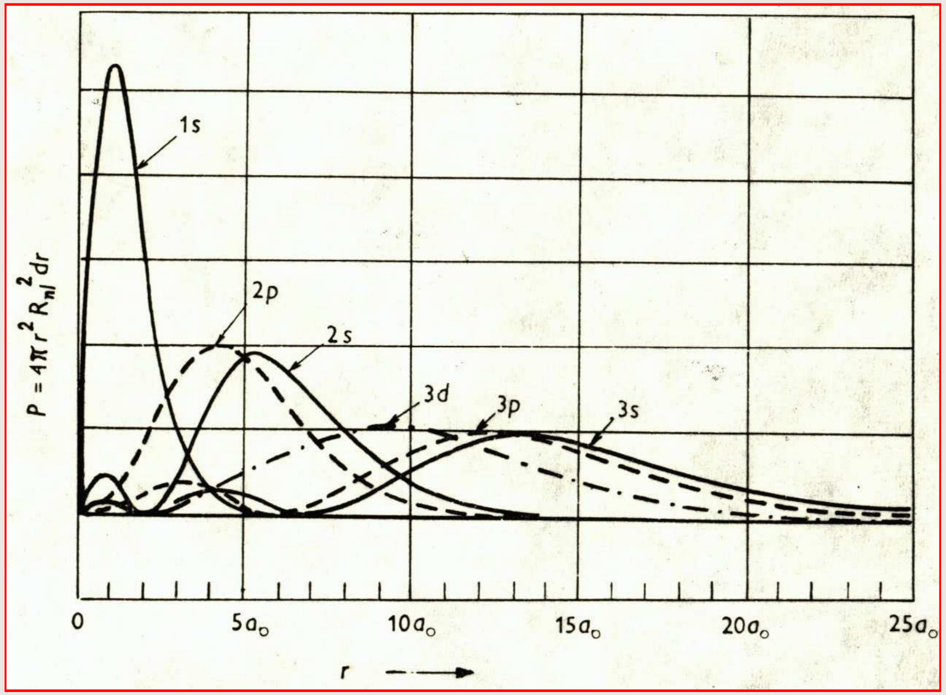
Einstein de Hassův pokus



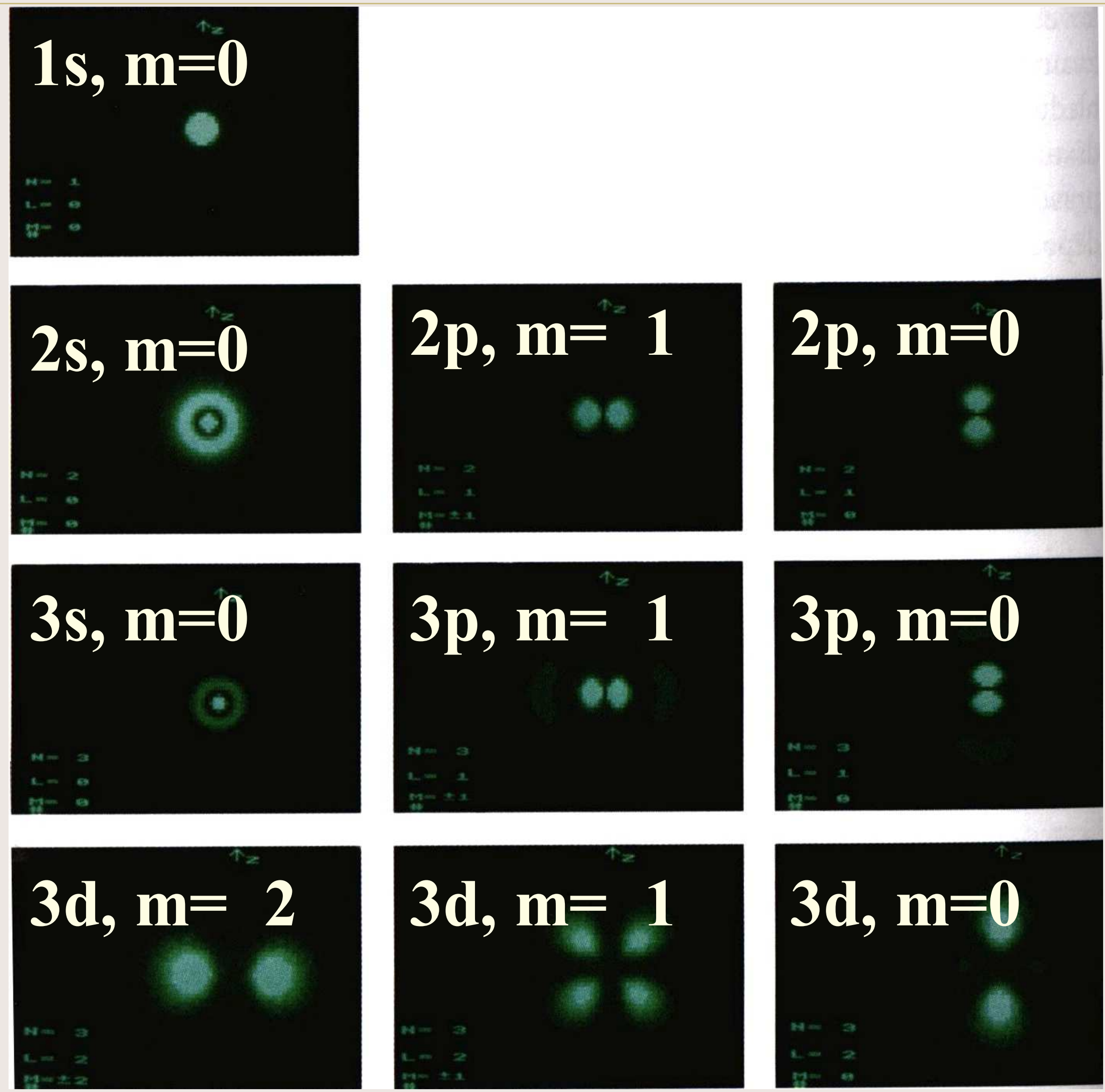
Hustota pravděpodobnosti výskytu elektronu

$$\psi = R\Theta\Phi \qquad\qquad |\psi|^2 = |R|^2 |\Theta|^2 |\Phi|^2$$





Hustota pravděpodobnosti výskytu elektronu



Mnohaelektronové atomy

Nesoulad předcházející kvantově mechanické teorie se dvěma experimentálními fakty.

1. Jemná struktura spektrálních čar. První čára Balmerovy série (přechod mezi hladinami n = 3 a n = 2) s λ = 6563 Å je ve skutečnosti tvořena dvěma čarami vzdálenými od sebe 1,4 Å.

2. Anomální Zeemanův jev.

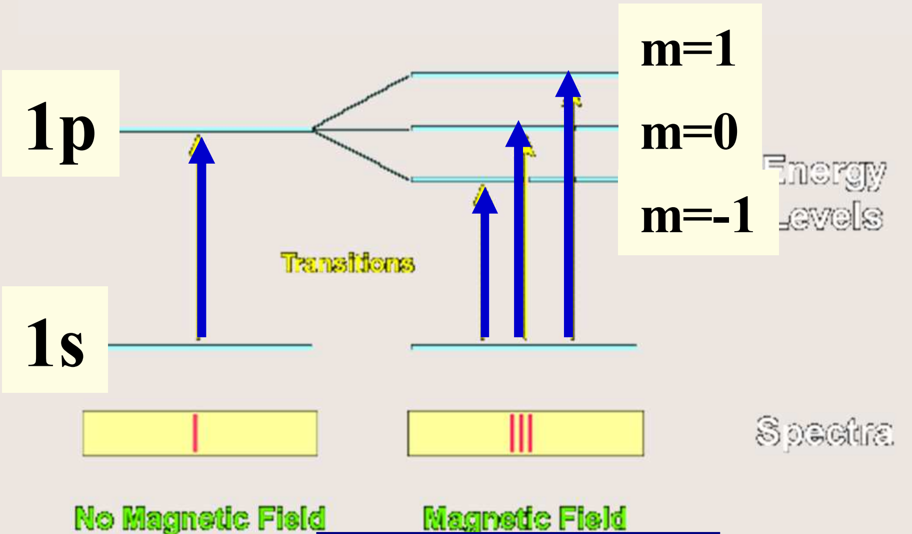
Normální Zeemanův jev

$$\vec{\mu} = -\left(\frac{e}{2m_e}\right)\vec{L}$$

$$U = -\vec{\mu}\vec{B} = \mu B \cos\vartheta$$

$$\cos\vartheta = \frac{m}{\sqrt{l(l+1)}}$$

$$L = \sqrt{l(l+1)}\hbar$$



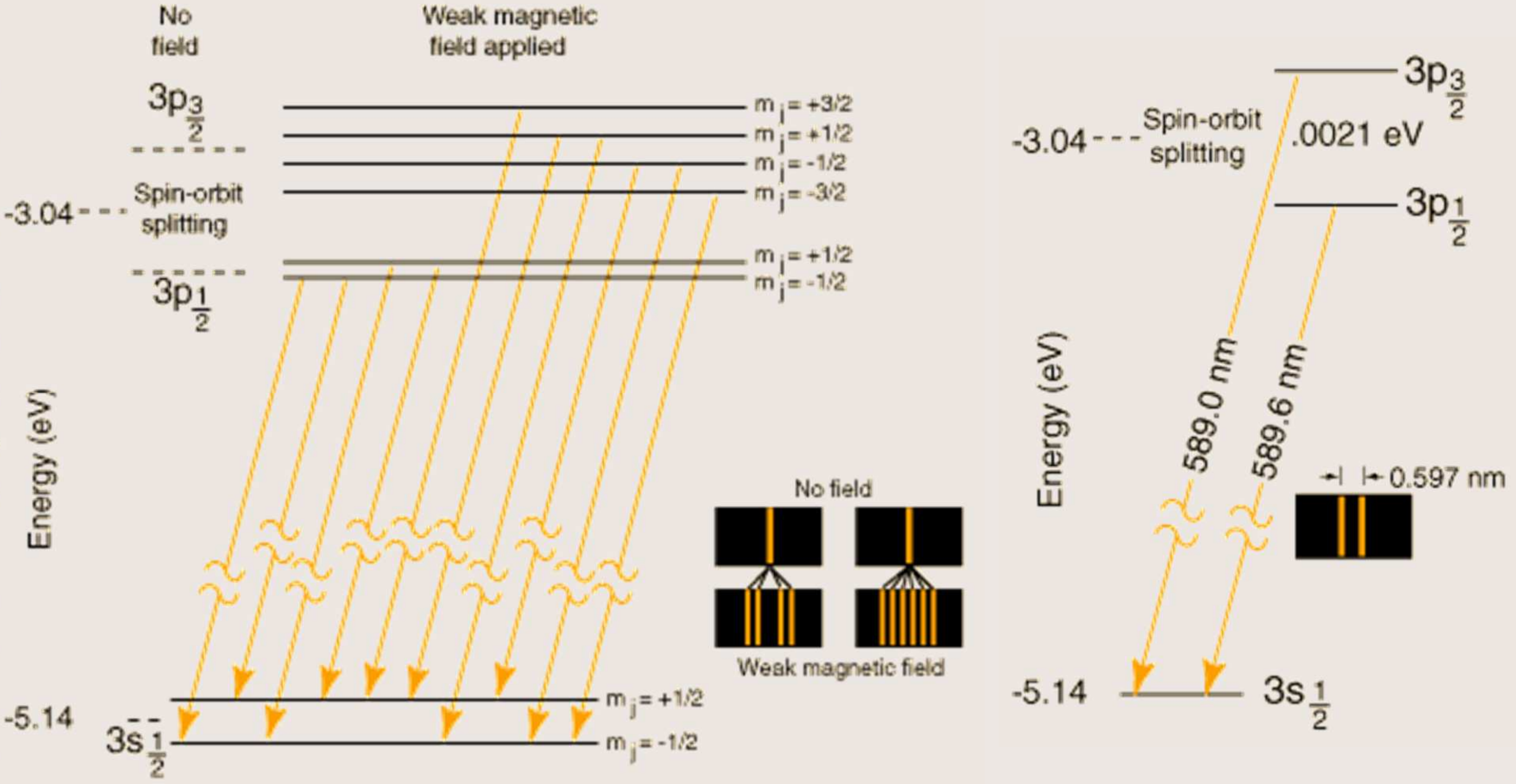
$$U = m\frac{e\hbar}{2m_e}B$$

$$f_1 = f_0 - \frac{e}{4\pi m_e}B$$

$$f_2 = f_0$$

$$f_3 = f_0 + \frac{e}{4\pi m_e}B$$

Anomální Zeemanův jev



Spin elektronu

S.A. Goudsmit a G.E. Uhlenbeck:
elektron má vlastní, vnitřní moment hybnosti

$$S = \sqrt{s(s+1)}\hbar = \frac{\sqrt{3}}{2}\hbar$$

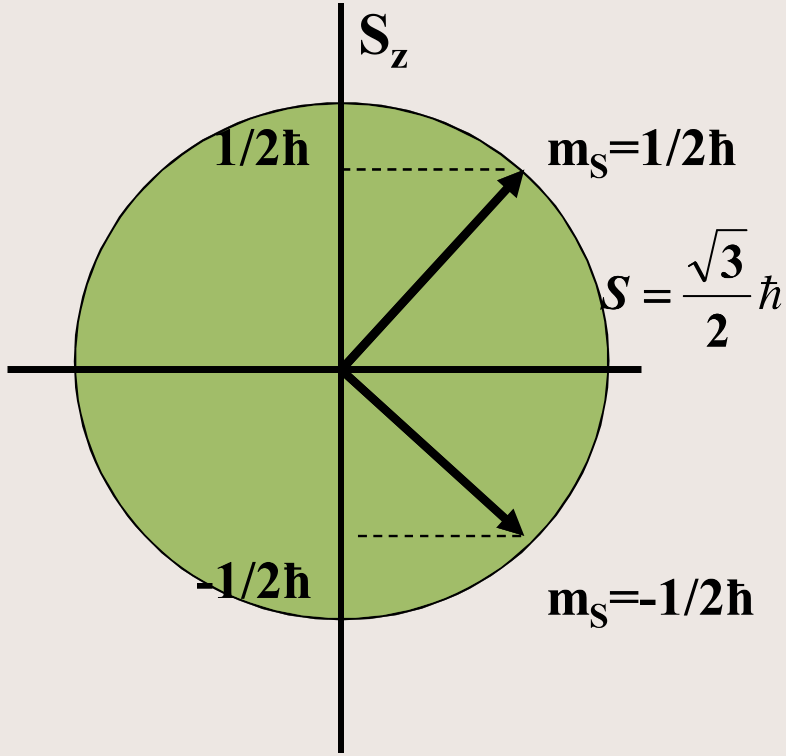
$$s = \frac{1}{2}$$

$$S_z = m_S\hbar = \pm\frac{1}{2}\hbar$$

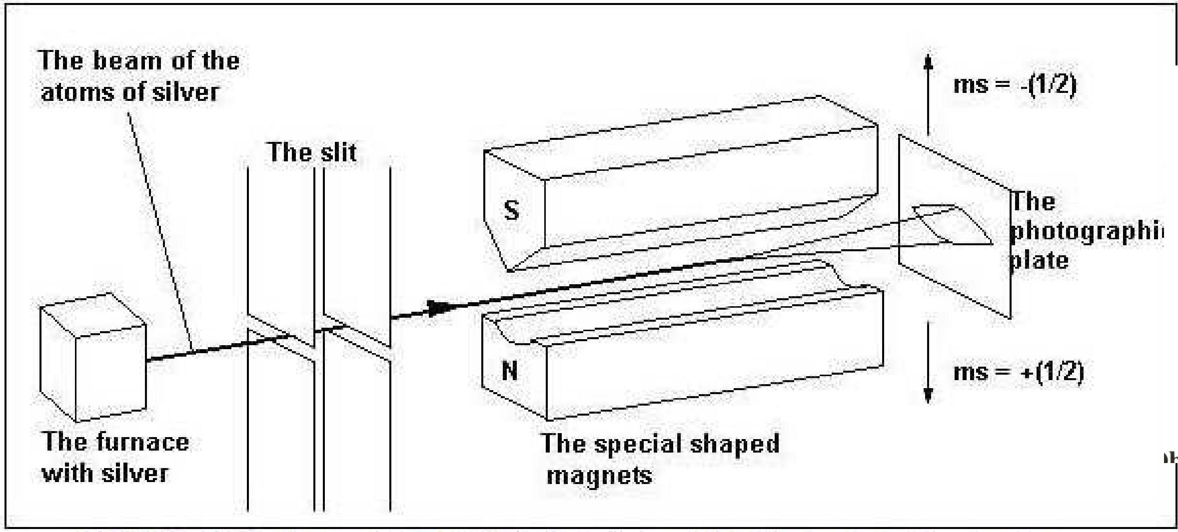
$$\vec{\mu}_S = \frac{e}{m}\vec{S}$$

$$\mu_{Sz} = \pm\frac{e\hbar}{2m_e}$$

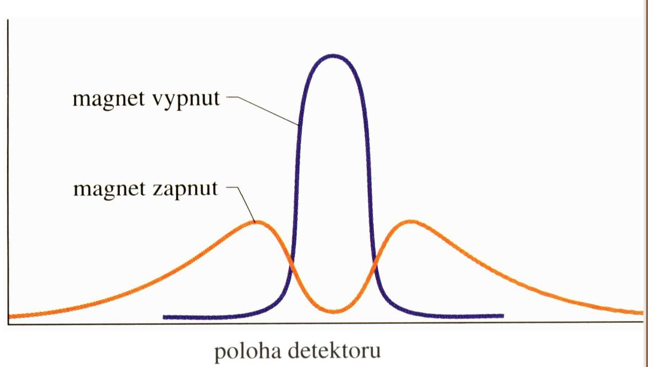
Kvantová čísla
n
l, m_L
s, m_S



Stern-Gerlachův pokus

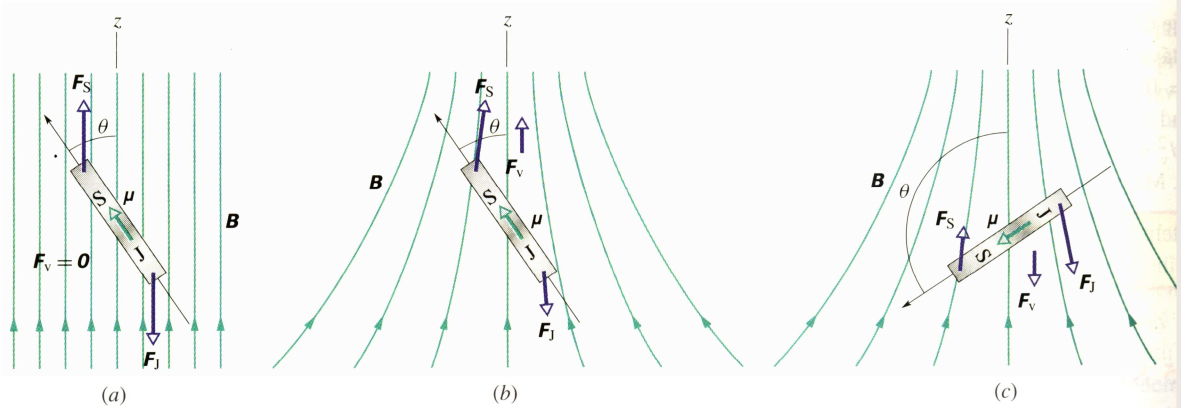


The Stern-Gerlach experiment. On the photographic plate are two clear tracks.



br. 41.10 Výsledky moderního opakování Sternova-Gerl

1086 KAPITOLA 41 VŠE O ATOMECH



Obr. 41.9 Magnetický dipól, znázorněný jako tyčový magnet se dvěma póly (a) v homogenním magnetickém poli a (b, c)

Pauliho vylučovací princip

Žádné dva elektrony v atomu nemohou existovat ve stejném kvantovém stavu.

$$\left|\psi(1,2)\right|^2 = \left|\psi(2,1)\right|^2$$

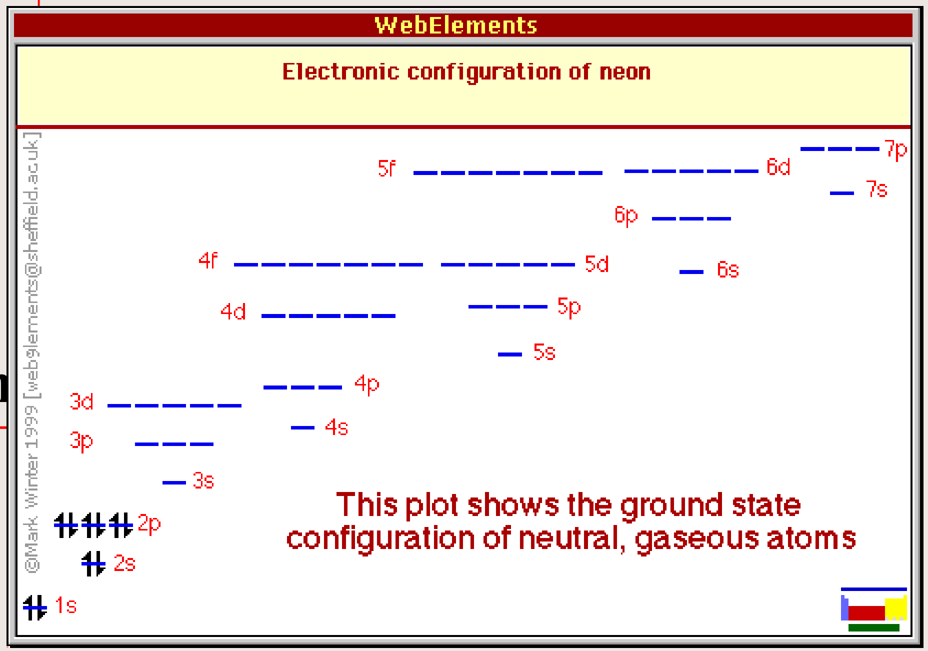
$$\psi(1,2) = \psi(2,1)$$ **Symetrická vlnové funkce: bosony**

$$\psi(1,2) = -\psi(2,1)$$ **Asymetrická vlnové funkce: fermiony**

Elektronové konfigurace

1. Systém částic je stabilní, je-li jeho celková energie minimální.
2. V každém jednotlivém kvantovém stavu může existovat jen jeden elektron.

	s	p	d	f	g	h
	l=0	l=1	l=2	l=3	l=4	l=5
n=1	1s					
n=2	2s	2p				
n=3	3s	3p	3d			
n=4	4s	4p	4d	4f		
n=5	5s	5p	5d	5f	5g	
n=6	6s	6p	6d	6f	6g	6h



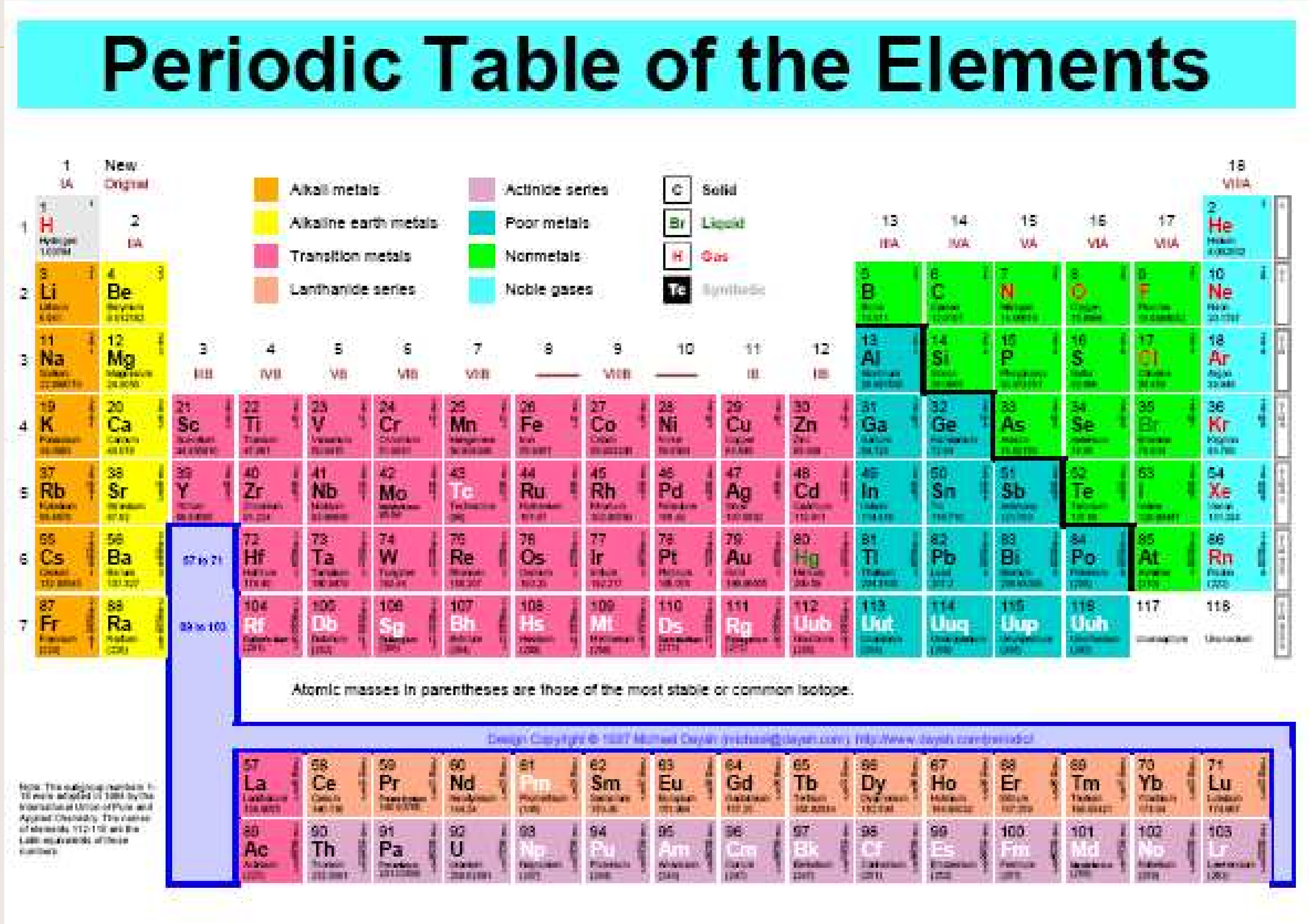
Periodická soustava prvků

TABELLE II

REIHEN	GRUPPE I. — R^2O	GRUPPE II. — RO	GRUPPE III. — R^2O^3	GRUPPE IV. RH^4 RO^2	GRUPPE V. RH^3 R^2O^5	GRUPPE VI. RH^2 RO^3	GRUPPE VII. RH R^2O^7	GRUPPE VIII. — RO^4
1	H = 1							
2	Li = 7	Be = 9,4	B = 11	C = 12	N = 14	O = 16	F = 19	
3	Na = 23	Mg = 24	Al = 27,3	Si = 28	P = 31	S = 32	Cl = 35,5	
4	K = 39	Cd = 40	— = 44	Ti = 48	V = 51	Cr = 52	Mn = 55	Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63.
5	(Cu = 63)	Zn = 65	— = 68	— = 72	As = 75	Se = 78	Br = 80	
6	Rb = 85	Sr = 87	?Yt = 88	Zr = 90	Nb = 94	Mo = 96	— = 100	Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108.
7	(Ag = 108)	Cd = 112	In = 113	Sn = 118	Sb = 122	Te = 125	J = 127	
8	Cs = 133	Ba = 137	?Di = 138	?Ce = 140	—	—	—	— — — —
9	(—)	—	—	—	—	—	—	
10	—	—	?Er = 178	?La = 180	Ta = 182	W = 184	—	Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199.
11	(Au = 199)	Hg = 200	Tl = 204	Pb = 207	Bi = 208	—	—	
12	—	—	—	Th = 231	—	U = 240	—	— — — —

Figure 2.5 Dmitri Mendeleev's 1872 periodic table. The spaces marked with blank lines represent elements that Mendeleev deduced existed but were unknown at the time, so he left places for them in the table. The symbols at the top of the columns (e.g., R^2O and RH^4) are molecular formulas written in the style of the 19th century.

Periodická soustava prvků



Periodická soustava prvků

Chrom