

Atom vodíku

Nejjednodušší soustava: p + e

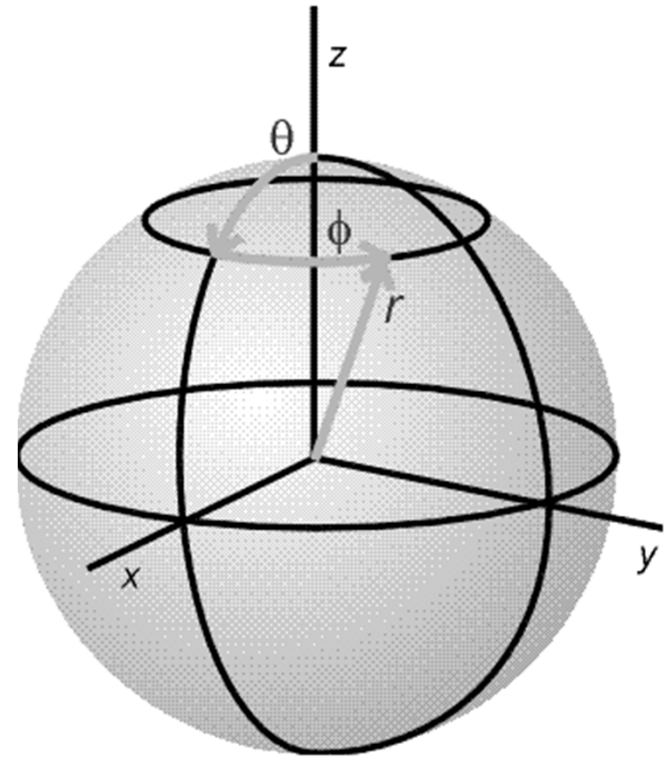
$$\hat{H} \Psi = E \Psi$$

Schrödingerova rovnice je řešitelná exaktně

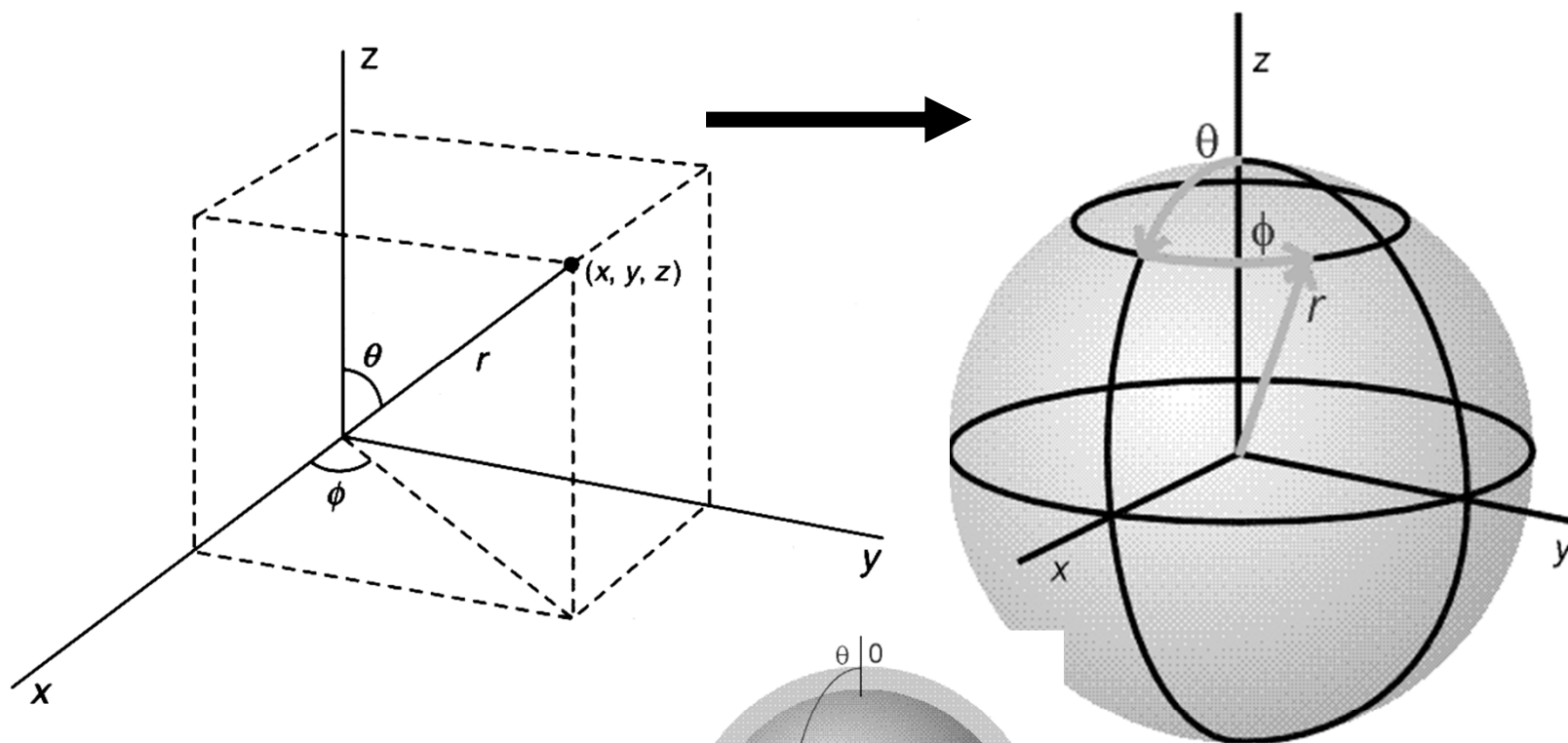
Kulová symetrie - výhoda

Potenciální energie mezi p + e

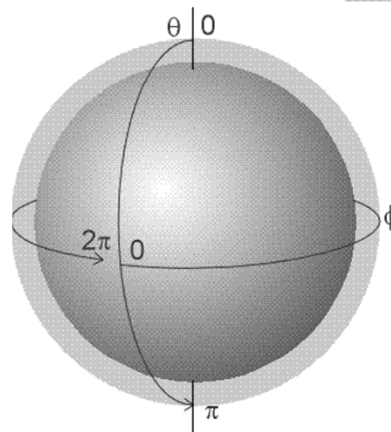
$$V = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$



Polární souřadnice – využití kulové symetrie atomu



$$\Psi(x,y,z) \rightarrow \Psi(r,\theta, \phi)$$



$$x = ?$$

$$y = ?$$

$$z = r \cos \theta$$

Rozklad vlnové funkce na radiální a angulární část

$$\Psi_{n, l, m}(\mathbf{r}, \theta, \phi) = N \times R_{n, l}(\mathbf{r}) \times \chi_{l, m}(\theta, \phi)$$

Separace proměnných

$R_{n, l}(\mathbf{r})$ = radiální část vlnové funkce, závisí jen na vzdálenosti r od jádra

$\chi_{l, m}(\theta, \phi)$ = angulární (úhlová) část vlnové funkce závisí na směru θ, ϕ

N = normalizační konstanta

aby platilo $\int |\Psi|^2 dV = +1$

normalizační podmínka, elektron určitě někde je,
pravděpodobnost = 1

Kvantová čísla

$R_{n, l}(\mathbf{r})$ závisí na kvantových číslech n a l

$\chi_{l, m}(\theta, \phi)$ závisí na kvantových číslech l a m_l

Hlavní kvantové číslo n , (nabývá hodnot 1 až ∞)

Vedlejší kvantové číslo l , (nabývá hodnot 0 až $n - 1$)

$l = 0$ (s), 1 (p), 2 (d), 3 (f), 4 (g), 5 (h),

Magnetické kvantové číslo m_l , (nabývá hodnot $+l, \dots, 0, \dots, -l$)

Pro každé l je $(2l + 1)$ hodnot m_l

Spinové kvantové číslo m_s (nabývá hodnot $\pm 1/2$)

Vlastní vlnové funkce atomu H

$$\varphi_{1,0,0} = \frac{1}{\sqrt{\pi a_0^3}} e^{-r/a_0}$$

$$\varphi_{2,0,0} = \frac{1}{\sqrt{8\pi a_0^3}} \left(1 - \frac{r}{2a_0}\right) e^{-r/2a_0}$$

$$\varphi_{2,1,0} = \frac{1}{4\sqrt{2\pi a_0^3}} \frac{r}{a_0} e^{-r/2a_0} \cos \theta$$

$$\varphi_{2,1,1} = -\frac{1}{8\sqrt{\pi a_0^3}} \frac{r}{a_0} e^{-r/2a_0} \sin \theta e^{i\phi}$$

$$\varphi_{3,0,0} = \frac{1}{3\sqrt{3\pi a_0^3}} \left[1 - \frac{2}{3} \frac{r}{a_0} + \frac{2}{27} \left(\frac{r}{a_0}\right)^2\right] e^{-r/3a_0}$$

$$\varphi_{3,1,m} = \frac{4}{27\sqrt{3\pi a_0^3}} \frac{r}{a_0} \left(1 - \frac{1}{6} \frac{r}{a_0}\right) e^{-r/3a_0} Y_{1,m}(\theta, \phi)$$

$$\varphi_{3,2,m} = \frac{2}{81\sqrt{15\pi a_0^3}} \left(\frac{r}{a_0}\right)^2 e^{-r/3a_0} Y_{2,m}(\theta, \phi)$$

- řešení Schrödingerovy rce

- komplexní funkce souřadnic x, y, z nebo lépe r, ϕ , θ

- nemají fyzikální význam

- mohou nabývat kladných i záporných hodnot (fáze)

- $|\Psi|^2$ má význam **hustoty pravděpodobnosti** výskytu e

Radiální část vlnové funkce atomu H

n	l	m_l	$R_{n,l}(r)$
1 (K)	0 (s)	0	$2 (Z/a_0)^{3/2} \exp(-Zr/a_0)$
2 (L)	1 (p)	0	$2 (Z/2a_0)^{3/2} (1 - Zr/2a_0) \exp(-Zr/2a_0)$
2 (L)	1 (p)	± 1	$2/\sqrt{3} (Z/2a_0)^{3/2} (Zr/2a_0) \exp(-Zr/2a_0)$

Vlastní hodnoty energie E elektronu v atomu H typu

$$E_n = - \frac{N_A \mu e^4}{8 \varepsilon_0^2 h^2} \frac{Z^2}{n^2}$$

μ = redukovaná hmotnost systému jádro-elektron
 e = elementární náboj, ε_0 = permitivita vakua

Z – čím vyšší náboj jádra tím silněji je elektron vázán, nižší energie, jednoelektronové ionty (He^+ , Li^{2+} ,....)

n – s rostoucím hlavním kvantovým číslem se e stává méně stabilní

Odpovídá Bohrově rovnici!!

$$E_n = -E_0 \frac{Z^2}{n^2}$$

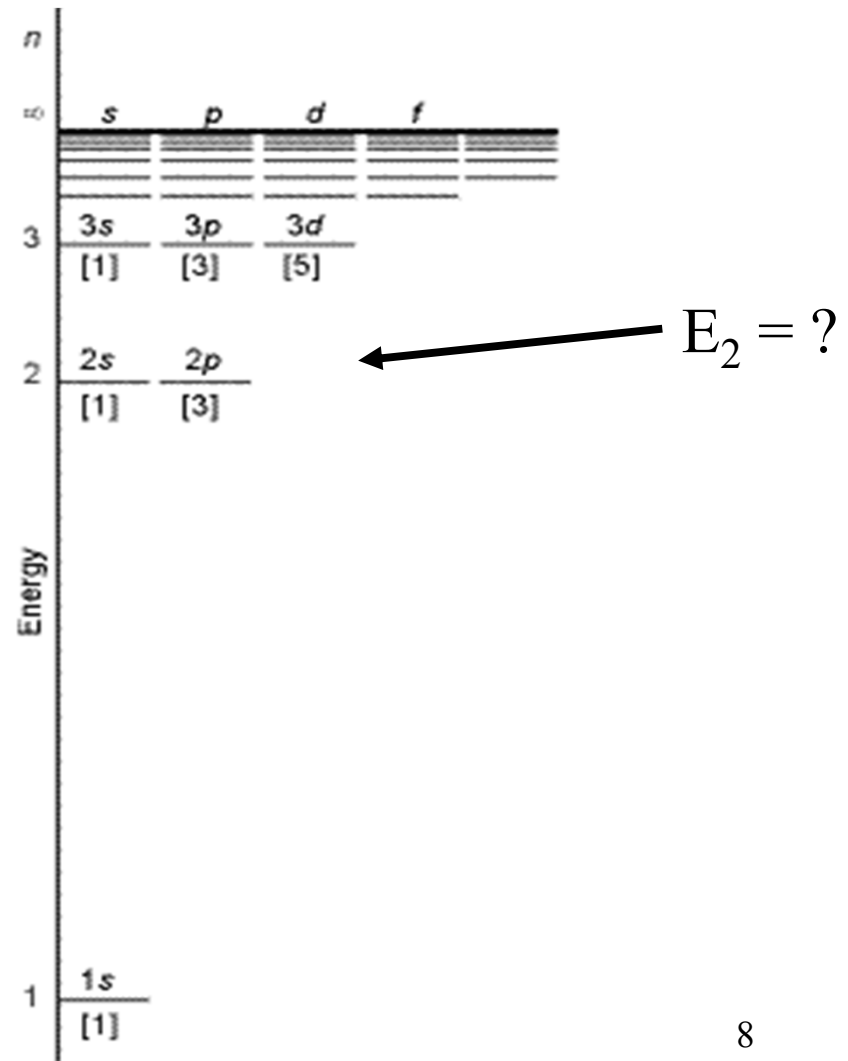
Vlastní hodnoty E elektronu v atomu H typu

$$E_n = -\frac{N_A \mu e^4 Z^2}{8 \varepsilon_0^2 h^2 n^2}$$

Energie závisí jen na n

$$E_1 = -13.6 \text{ eV}$$

$$(13.6 \text{ eV} = 1 \text{ Ry})$$



Hlavní kvantové číslo n

Určuje energii hladiny
vyšší n má vyšší energii - méně
stabilní

n stejné jako v Bohrově modelu

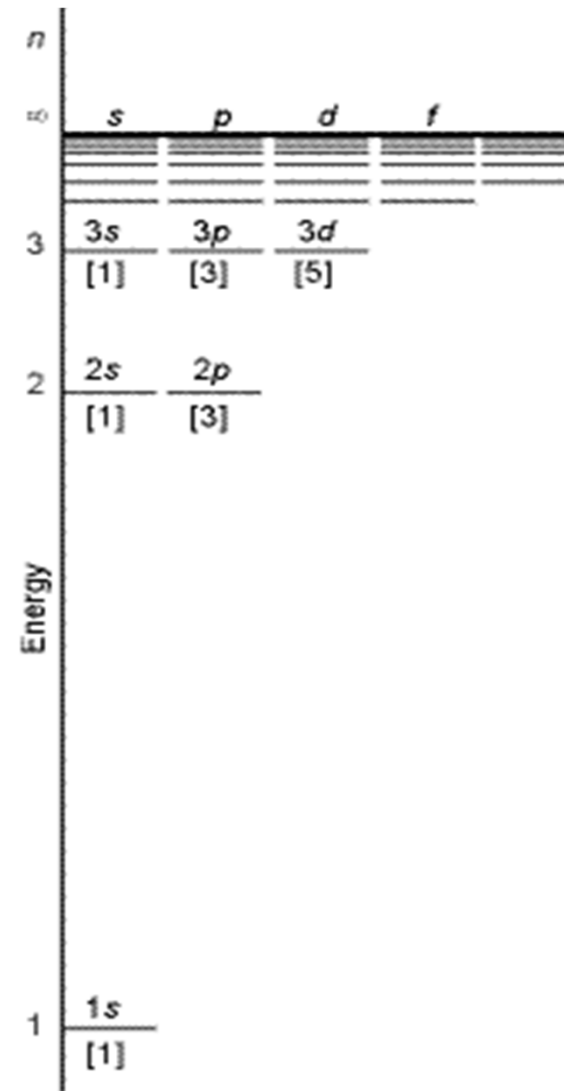
přípustné hodnoty 1 až ∞

Pro každé n existuje n^2
degenerovaných hladin

$$l = n - 1$$

$$\sum (2l + 1) = n^2$$

$$l = 0$$



Orbitální moment hybnosti

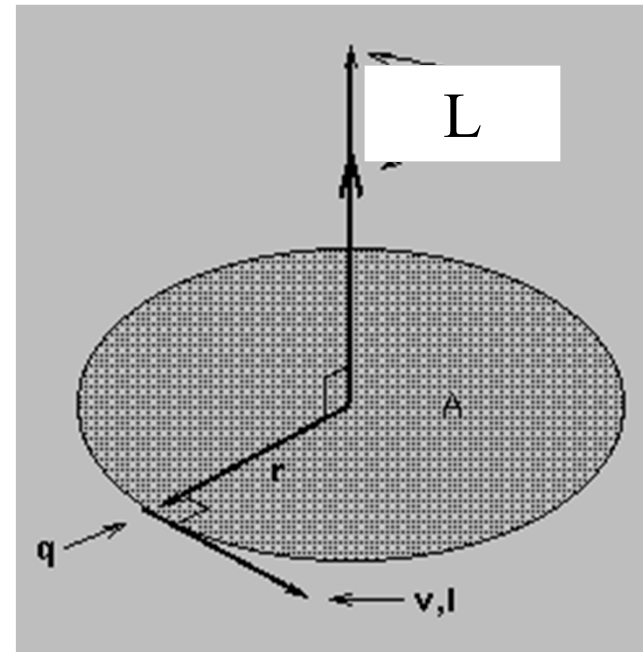
L = orbitální moment hybnosti (vektor)

$$L = m \times v \times r = p \times r$$

Velikost L je kvantována

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

Popisuje pohyb elektronů v orbitalech



Vedlejší kvantové číslo l

Určuje typ orbitalu, (0 až $n - 1$)

l	orbital
0	s
1	p
2	d
3	f
4	g
5	h
6	i
7	j
8	k

L = orbitální moment hybnosti

$$L = m \times v \times r$$

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

tyto orbitaly **nejsou** zaplněny
elektrony u atomů v
základním stavu

Magnetické kvantové číslo m_l

l	orbital	m_l
0	s	0
1	p	1, 0, -1
2	d	2, 1, 0, -1, -2
3	f	3, 2, 1, 0, -1, -2, -3
4	g	nejsou zaplněny
5	h	elektrony u atomů v
6	i	základním stavu

$$L_z = m_l \hbar = m_l \frac{h}{2\pi}$$

Pro každé n existuje n^2
degenerovaných hladin

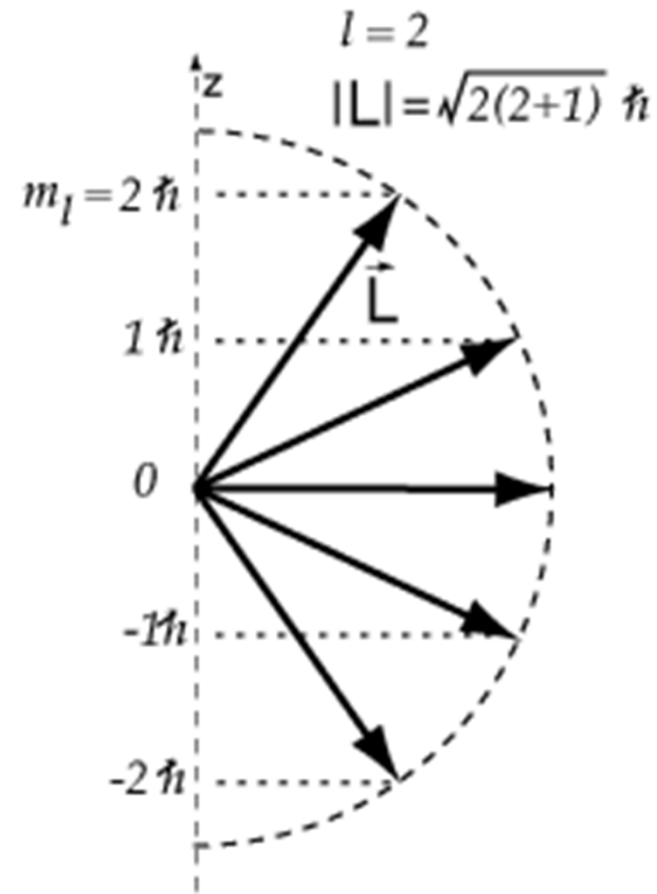
Kvantování orbitálního momentu hybnosti

Velikost L je kvantována číslem l

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

Velikost L_z je kvantována číslem m_l

$$L_z = m_l \hbar = m_l \frac{h}{2\pi}$$



Pro každé n existuje n^2 degenerovaných hladin

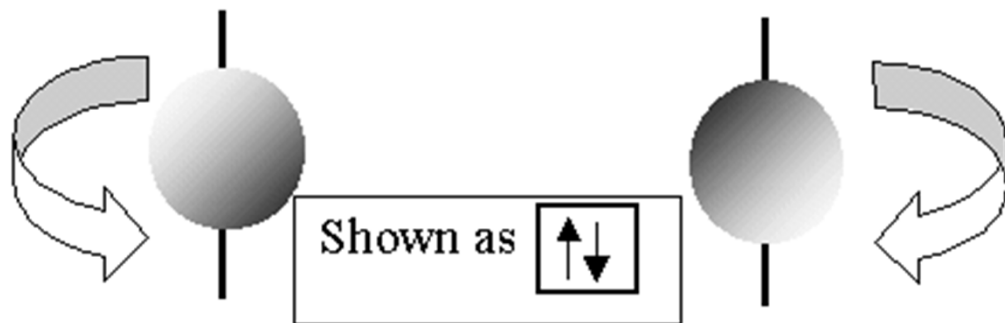
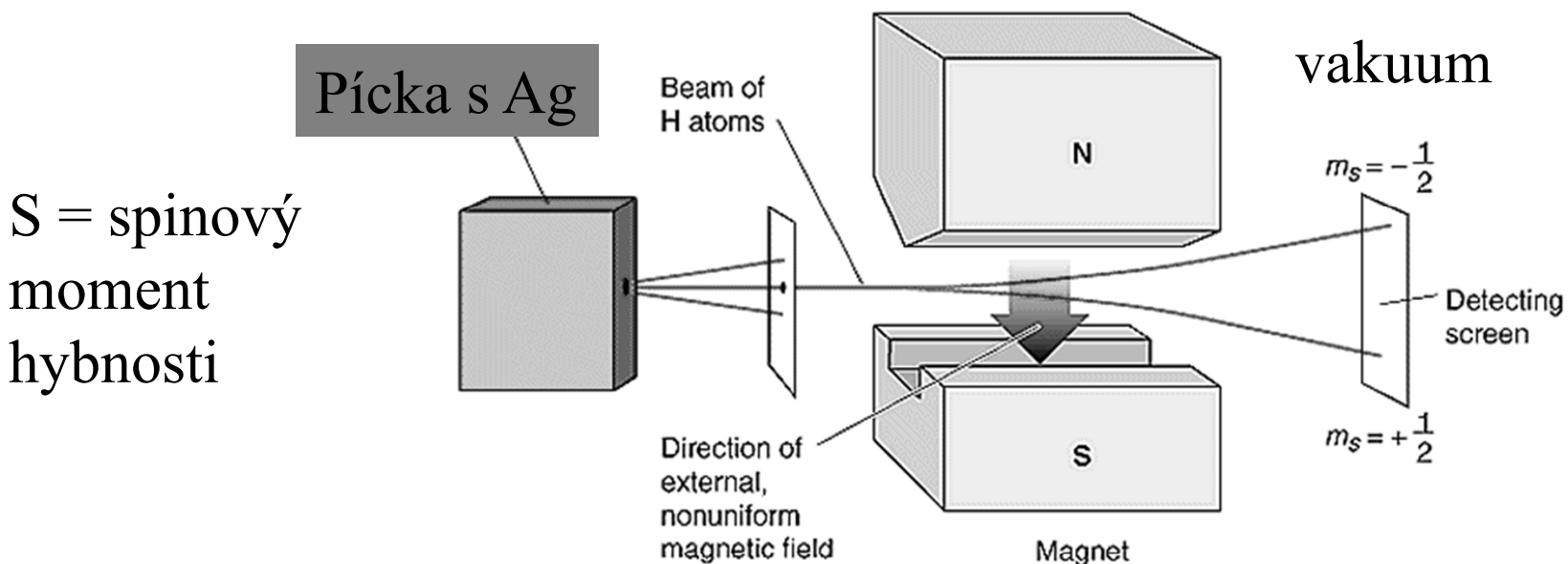
	s	p	d	f	g	h
$l =$	0	1	2	3	4	5
$n = 1$	1s					
$n = 2$	2s	2p				
$n = 3$	3s	3p	3d			
$n = 4$	4s	4p	4d	4f		
$n = 5$	5s	5p	5d	5f	5g	
$n = 6$	6s	6p	6d	6f	6g	6h

Magnetické spinové kvantové číslo m_s

Stern-Gerlachův experiment

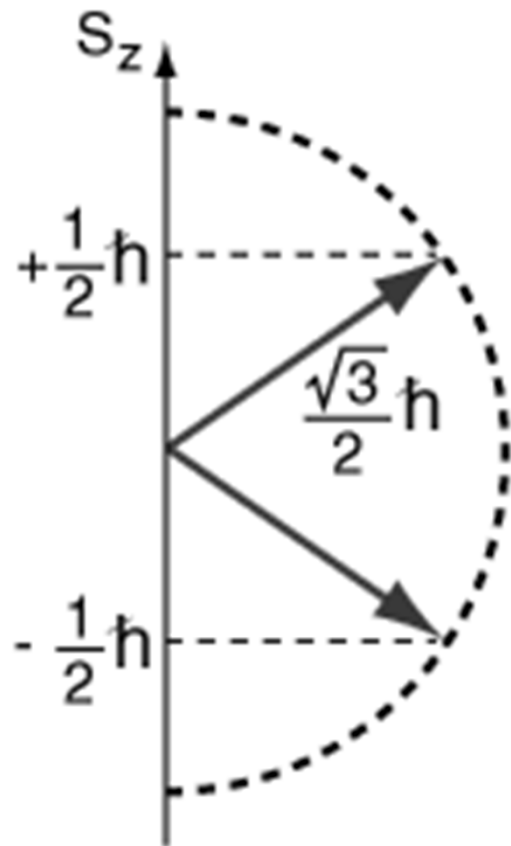
Nehomogenní magnetické pole

S = spinový moment hybnosti



Spin je kvantová vlastnost částic

Magnetické spinové kvantové číslo m_s

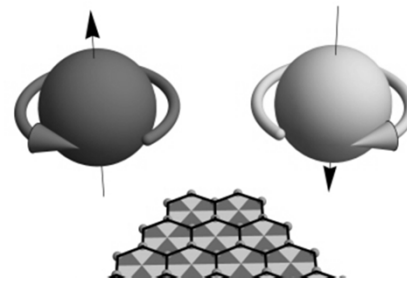
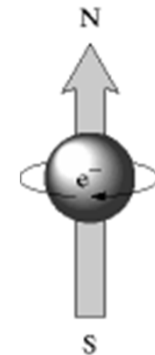


$$S = \hbar/2\pi [s(s+1)]^{1/2}$$

$$s = 1/2$$

$$S_z = m_s \hbar/2\pi$$

$$m_s = \pm 1/2$$

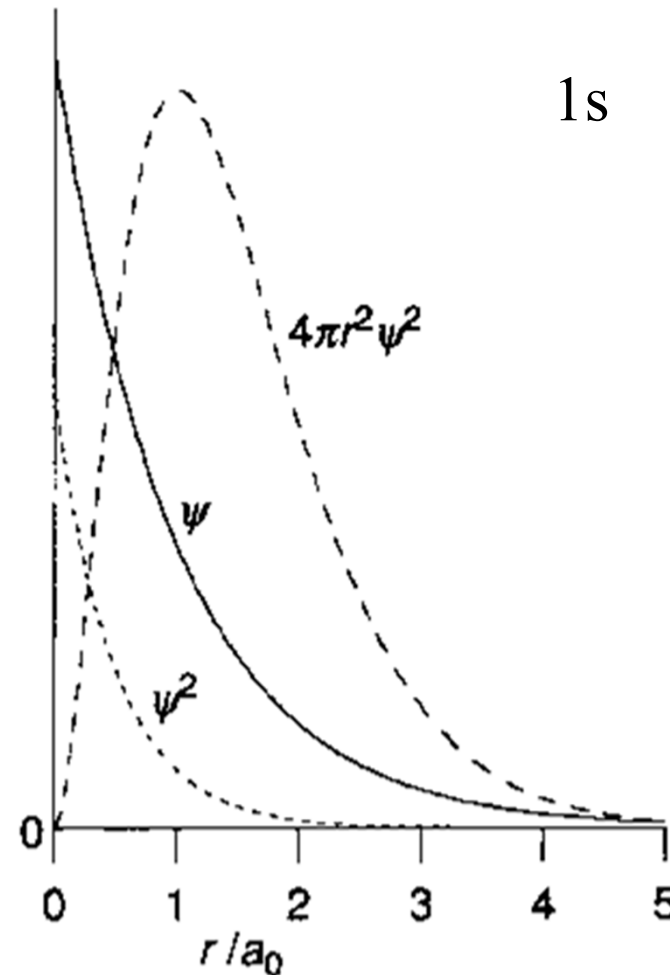


$\Psi =$ vlnová funkce

Vlnové funkce Ψ jsou řešením
Schrödingerovy rovnice

$|\Psi|^2 =$ hustota
pravděpodobnosti
výskytu **elektronu**

$|\Psi|^2 dV =$ pravděpodobnost
výskytu **e** v objemu dV ,
rozložení elektronové hustoty



Pravděpodobnost výskytu elektronu

Polární souřadnice

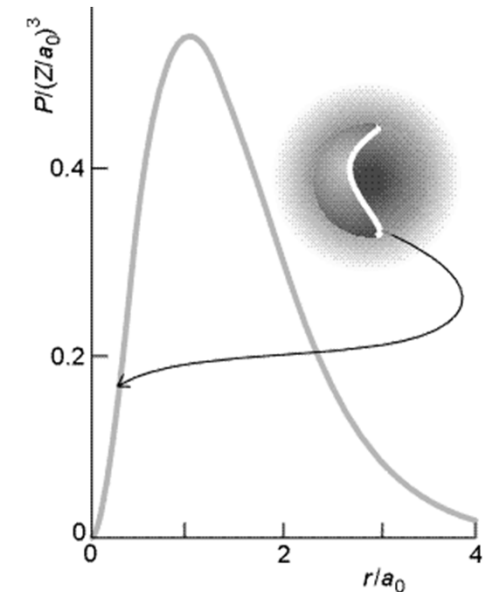
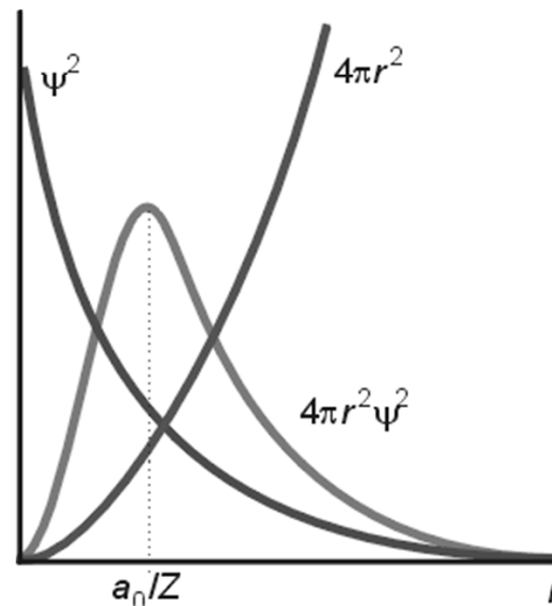
$R_{n,1}(r)$ radiální část vlnové funkce

$dV = 4\pi r^2 dr$ (kulová slupka tloušťky dr)

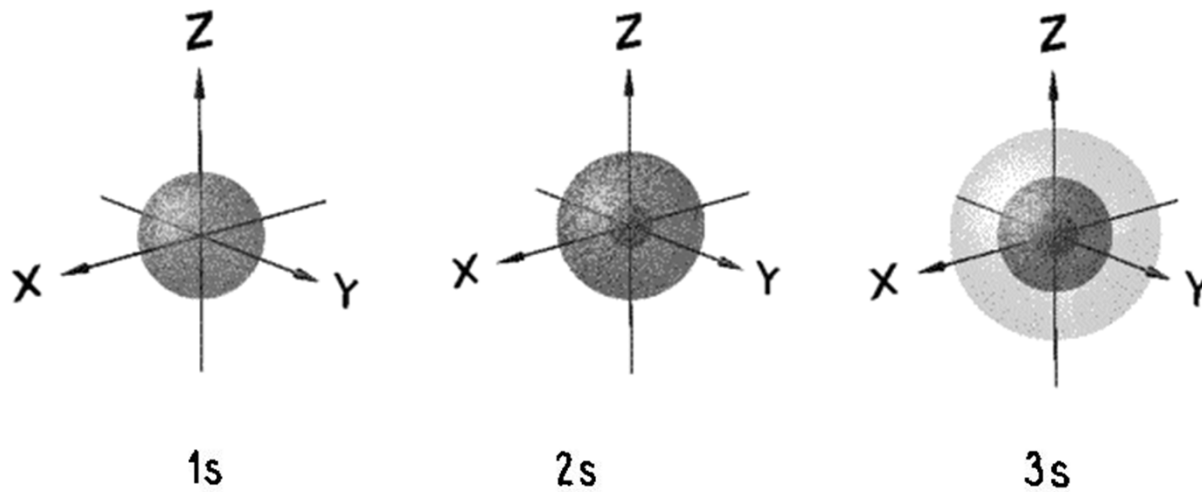
Radiální distribuční funkce

$$P = 4\pi r^2 |\Psi|^2 dr = 4\pi r^2 R_{n,1}^2(r) dr$$

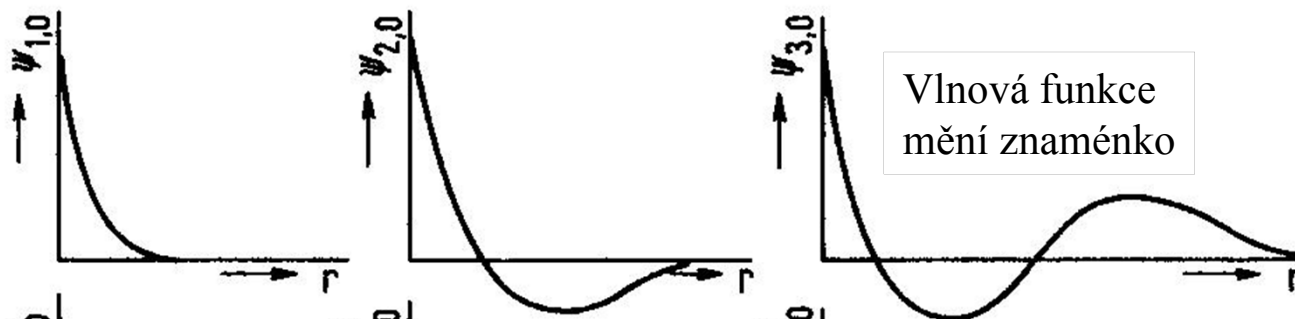
P = Pravděpodobnost výskytu e v objemu tvaru kulové slupky tloušťky dr ve vzdálenosti r



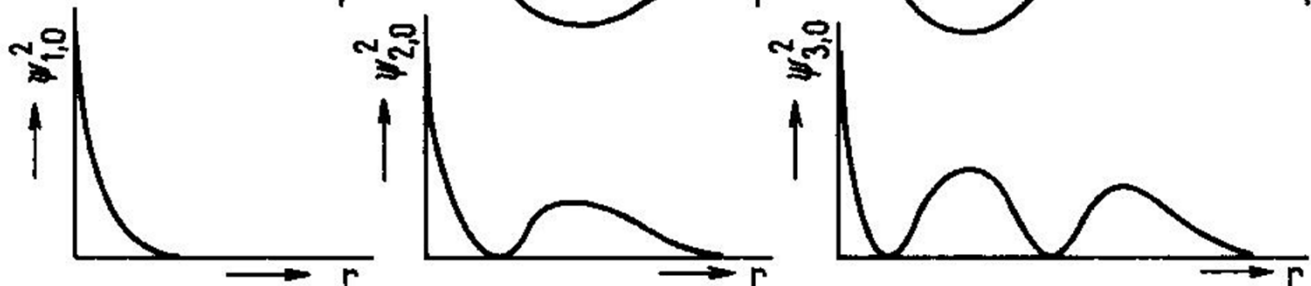
Orbital



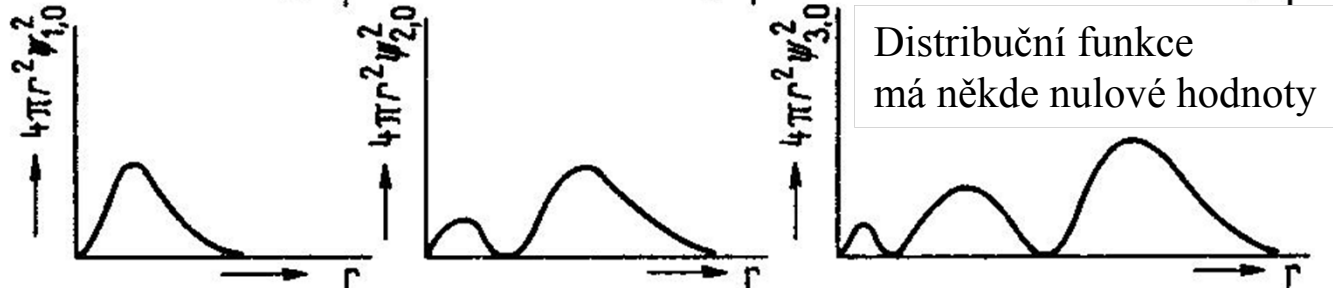
Vlnová funkce



Hustota pravděpodobnosti



Radiální rozložení (distribuční fce)

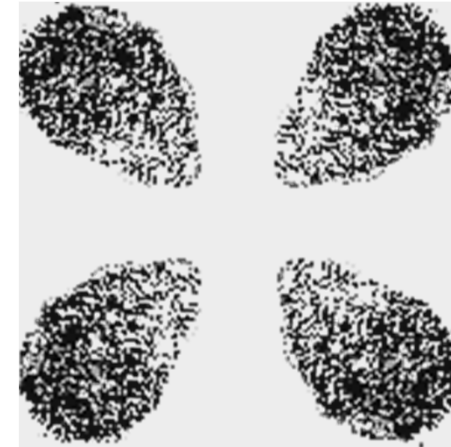
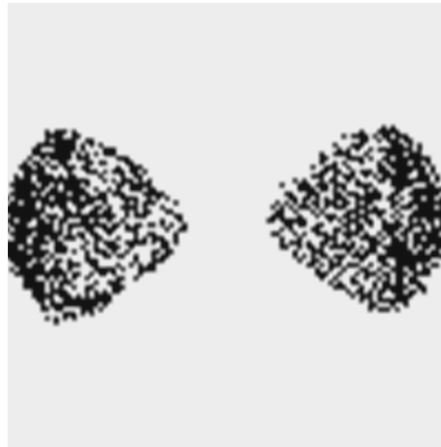
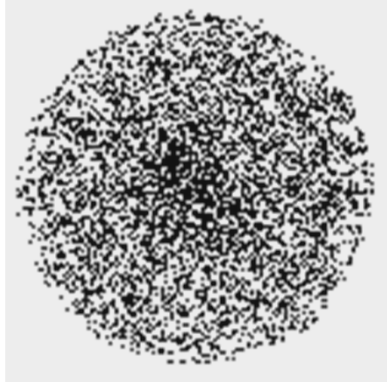


Orbital

Polohu elektronu nelze určit přesně – Heisenbergův princip lze ale stanovit pravděpodobnost výskytu elektronu

Radiální část vlnové funkce určuje pravděpodobnost výskytu e směrem od jádra (do $r = \infty$) a počet nodálních ploch = místa nulové hodnoty distribuční funkce

Angulární část vlnové funkce určuje tvar orbitalu (počet nodálních rovin)



Orbital

Každému orbitalu (vlnové funkci) přísluší hodnota energie E_n

$$E_n = KE + V$$

Nízká potenciální energie, když je elektron blízko jádra

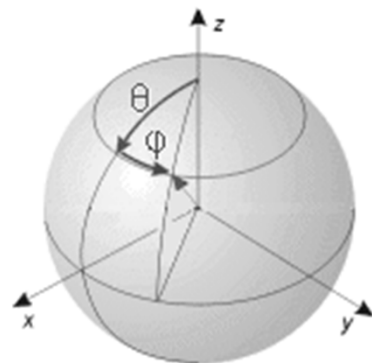
Vysoká kinetická energie pro elektron v malém orbitalu

$\Delta x \Delta p \approx h$ malé Δx , velké Δp , velká v , velká KE

s - orbitaly

$R_{n,l}(r)$ = radiální část vlnové funkce, závisí jen na vzdálenosti od jádra r

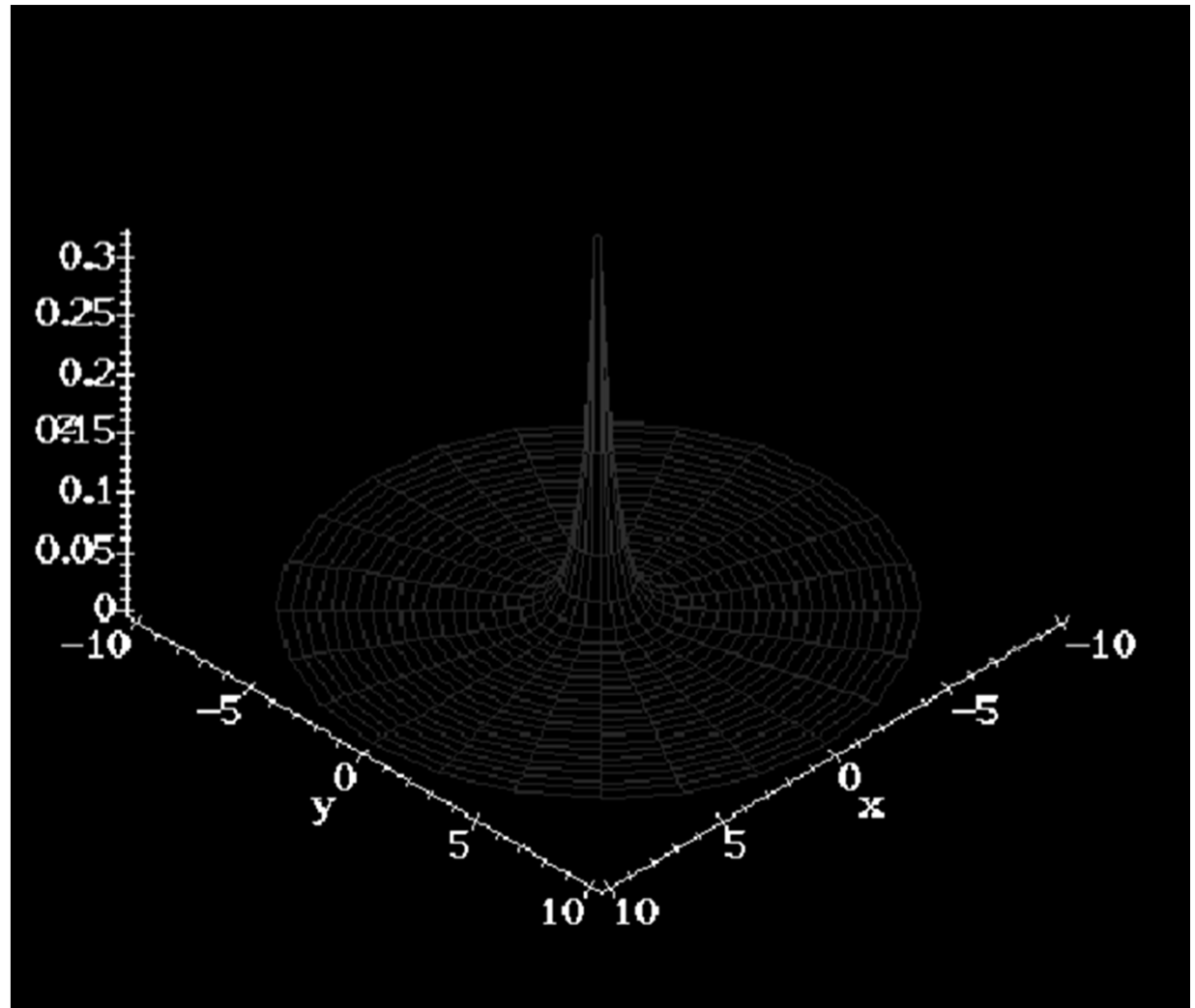
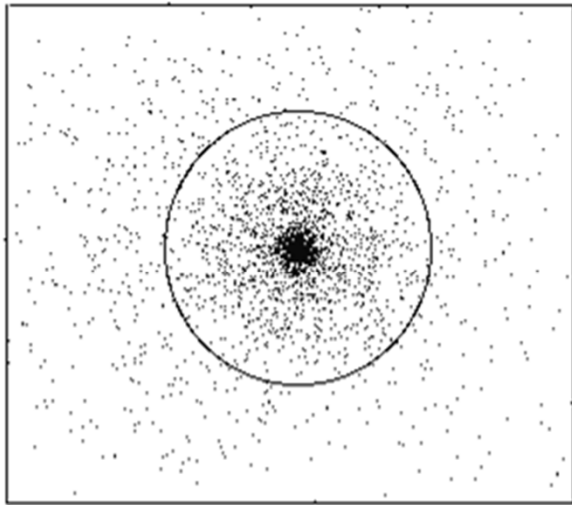
$\chi_{l,m}(\theta, \phi)$ = angulární (úhlová) část vlnové funkce, je **konstanta** pro s-orbitaly ($l = 0$) = KULOVÝ TVAR



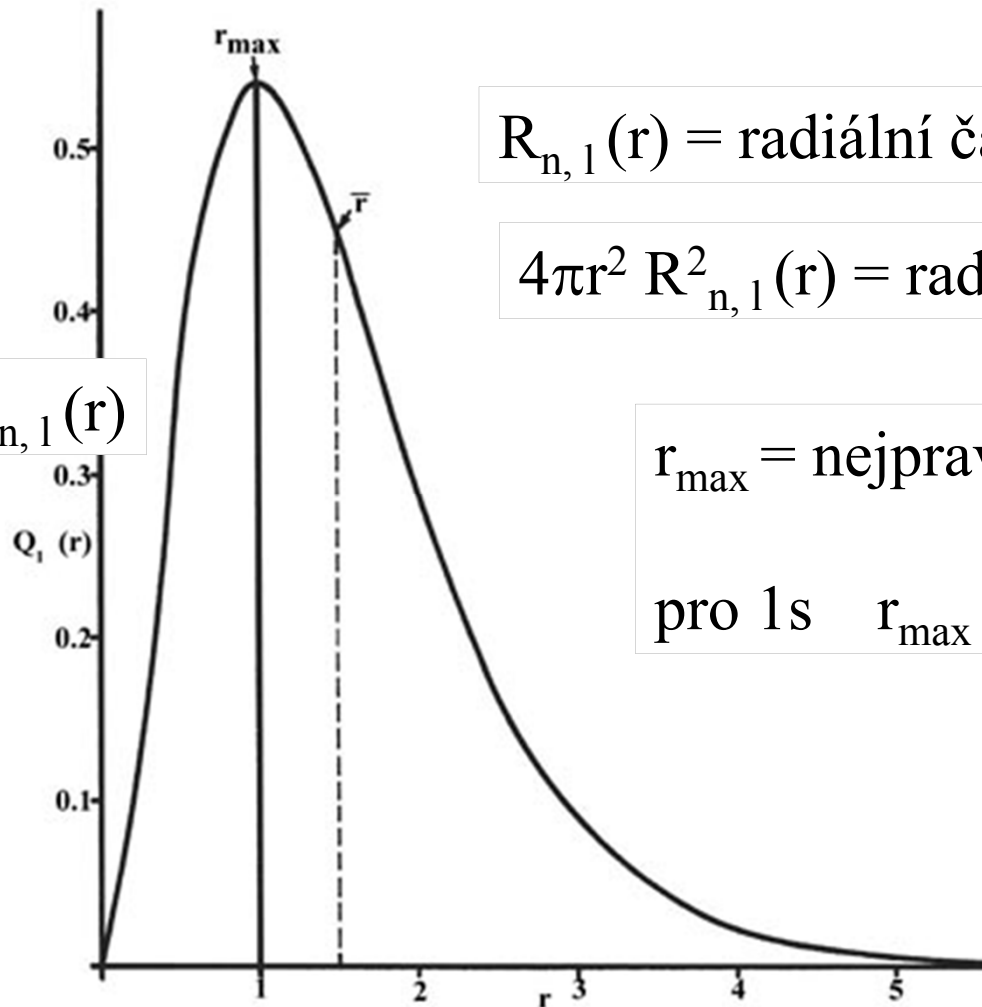
$$\psi_{0,0}^2$$

$$Y_{0,0} = (1/4\pi)^{1/2}$$

Atomový orbital 1s



Radiální distribuční funkce



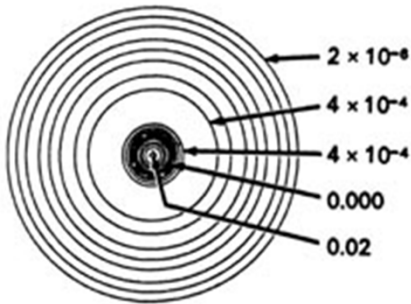
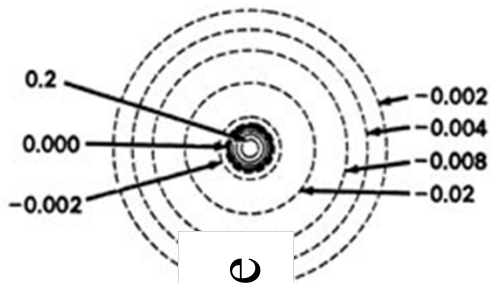
$$4\pi r^2 R_{n,1}^2(r)$$

$R_{n,1}(r)$ = radiální část vlnové funkce atomu H

$4\pi r^2 R_{n,1}^2(r)$ = radiální distribuční funkce

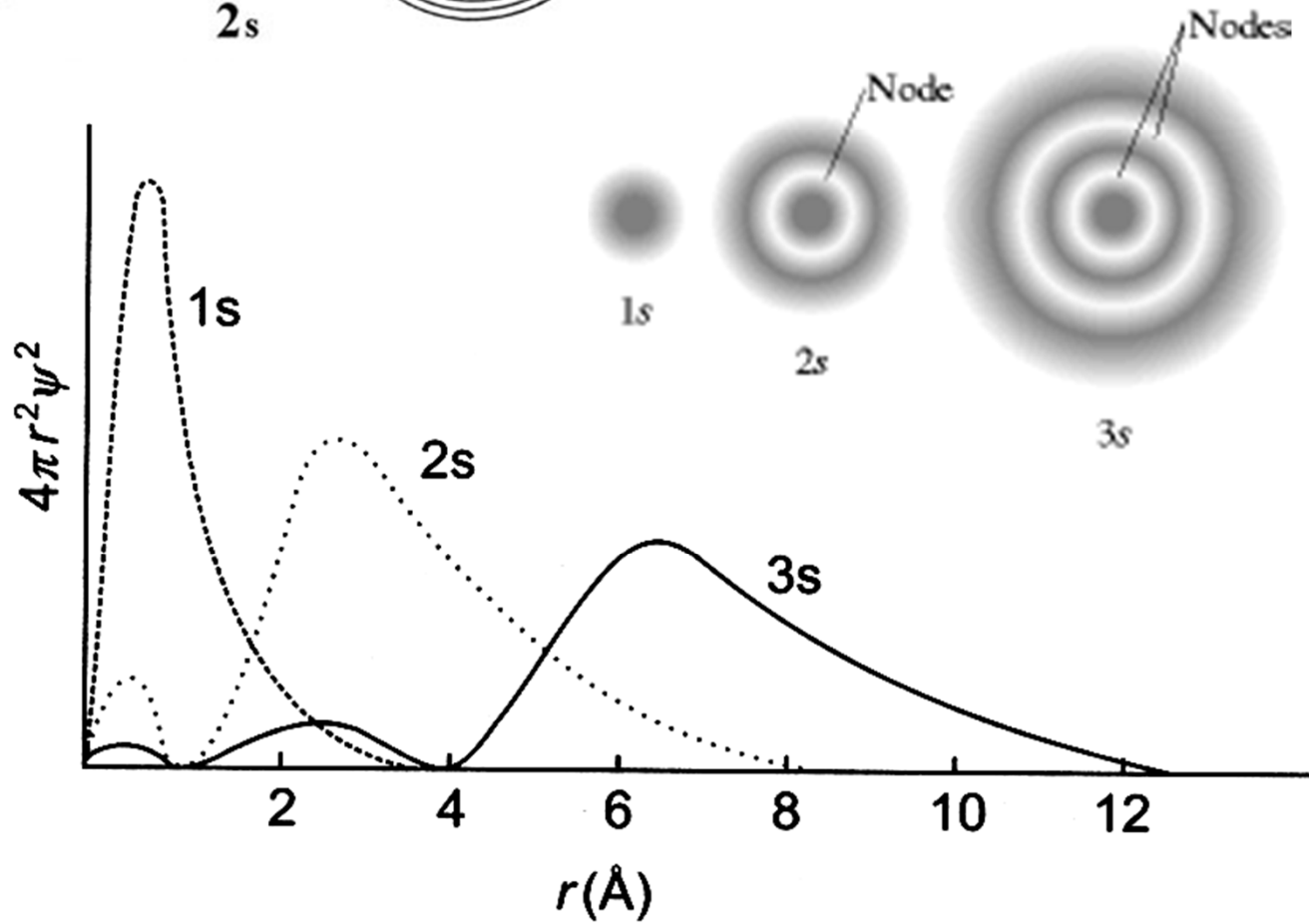
r_{\max} = nejpravděpodobnější poloměr

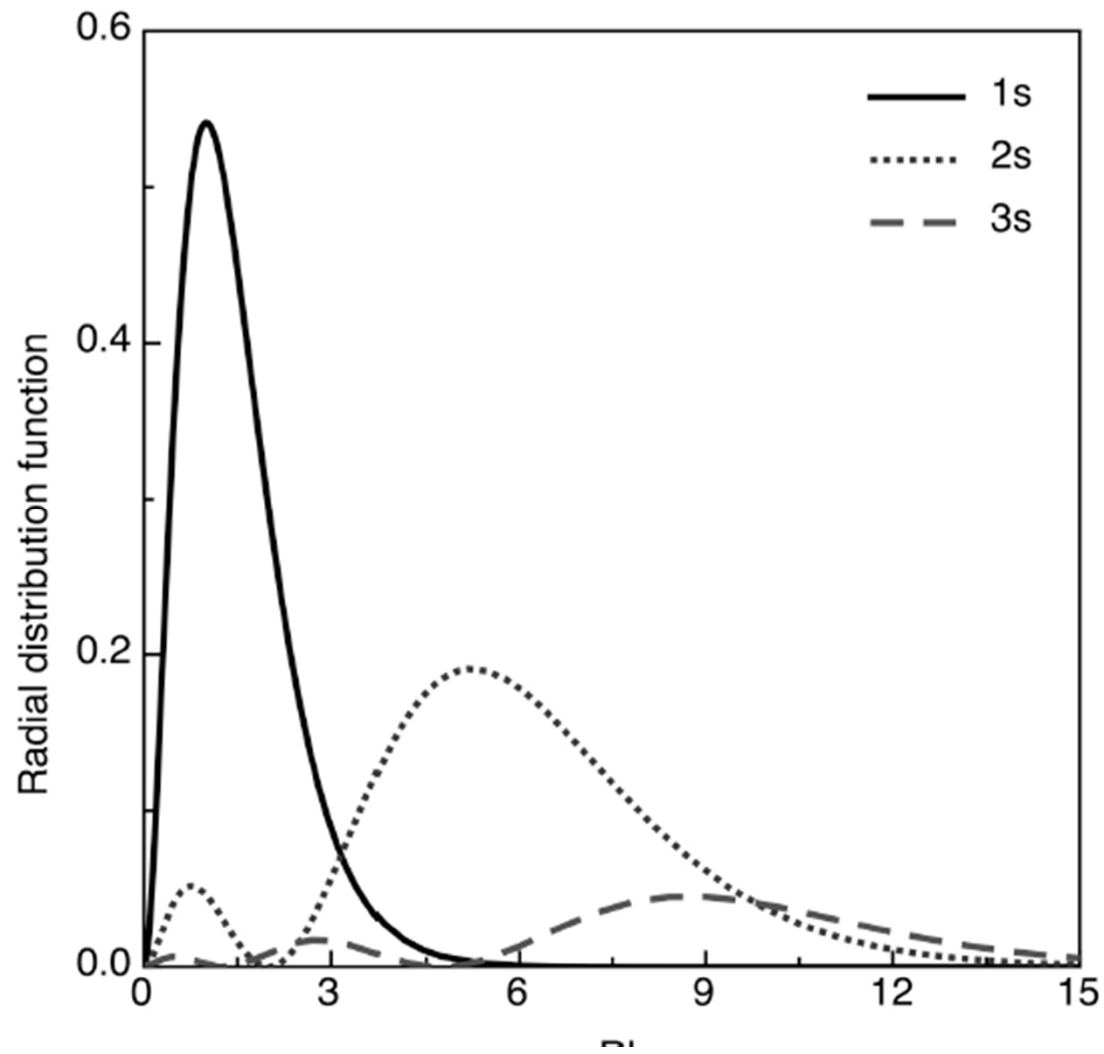
pro 1s $r_{\max} = a_0$ Bohrův poloměr

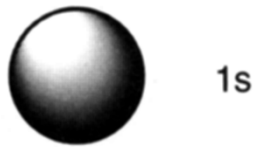


2s

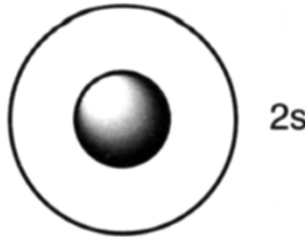
$4\pi r^2 R_{n,1}^2(r)$ = radiální distribuční funkce







1s



2s



3s

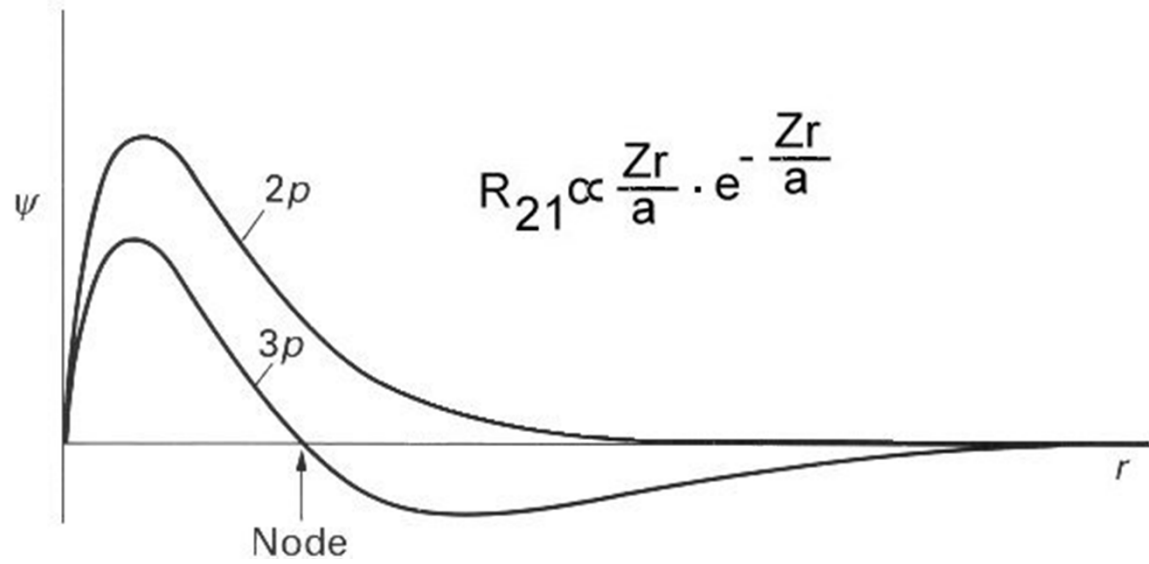
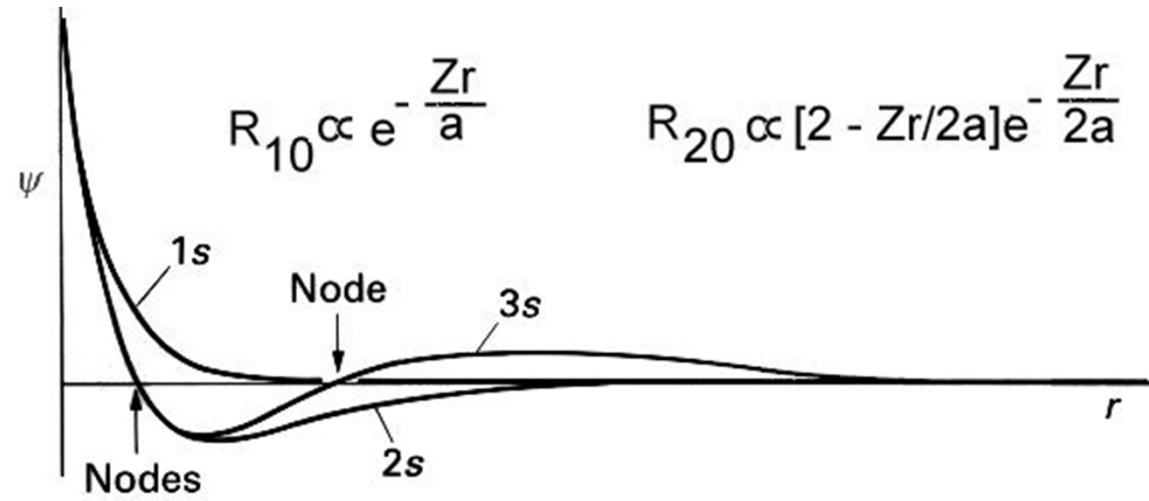


2p_x

nodal surface



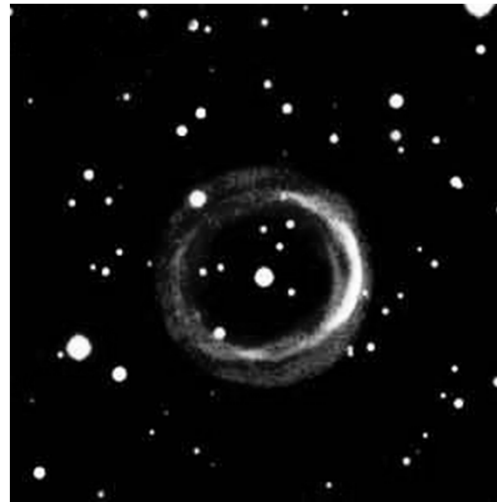
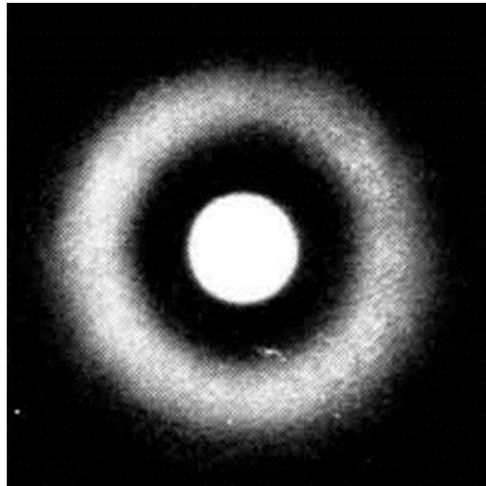
3p_x



Uzlové (nodální) plochy v radiální distribuční funkci

Uzlová (nodální) plocha

- Vlnová funkce mění znaménko
- Radiální distribuční funkce nabývá nulové hodnoty

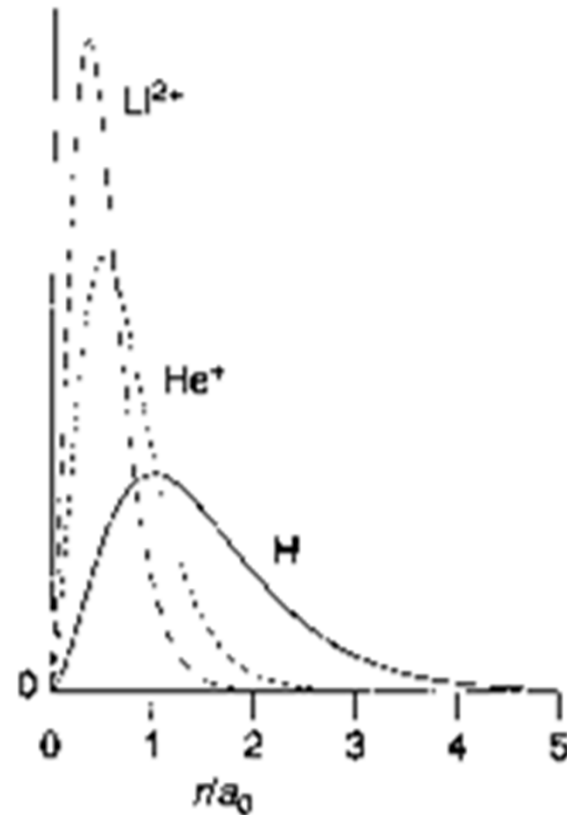


Počet kulových uzlových (nodálních) ploch = $n - l - 1$

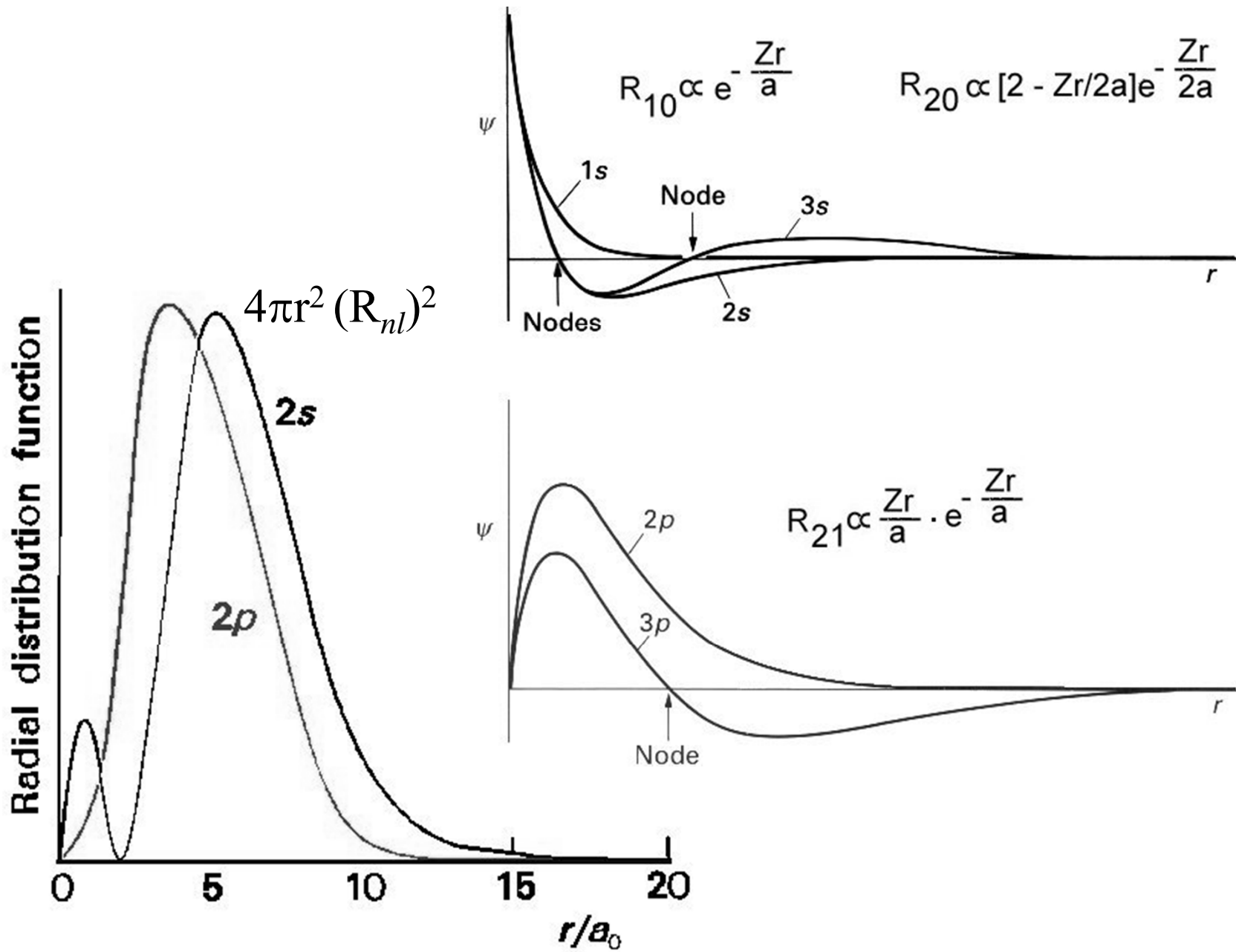
Účinek Z na radiální část vlnové funkce s

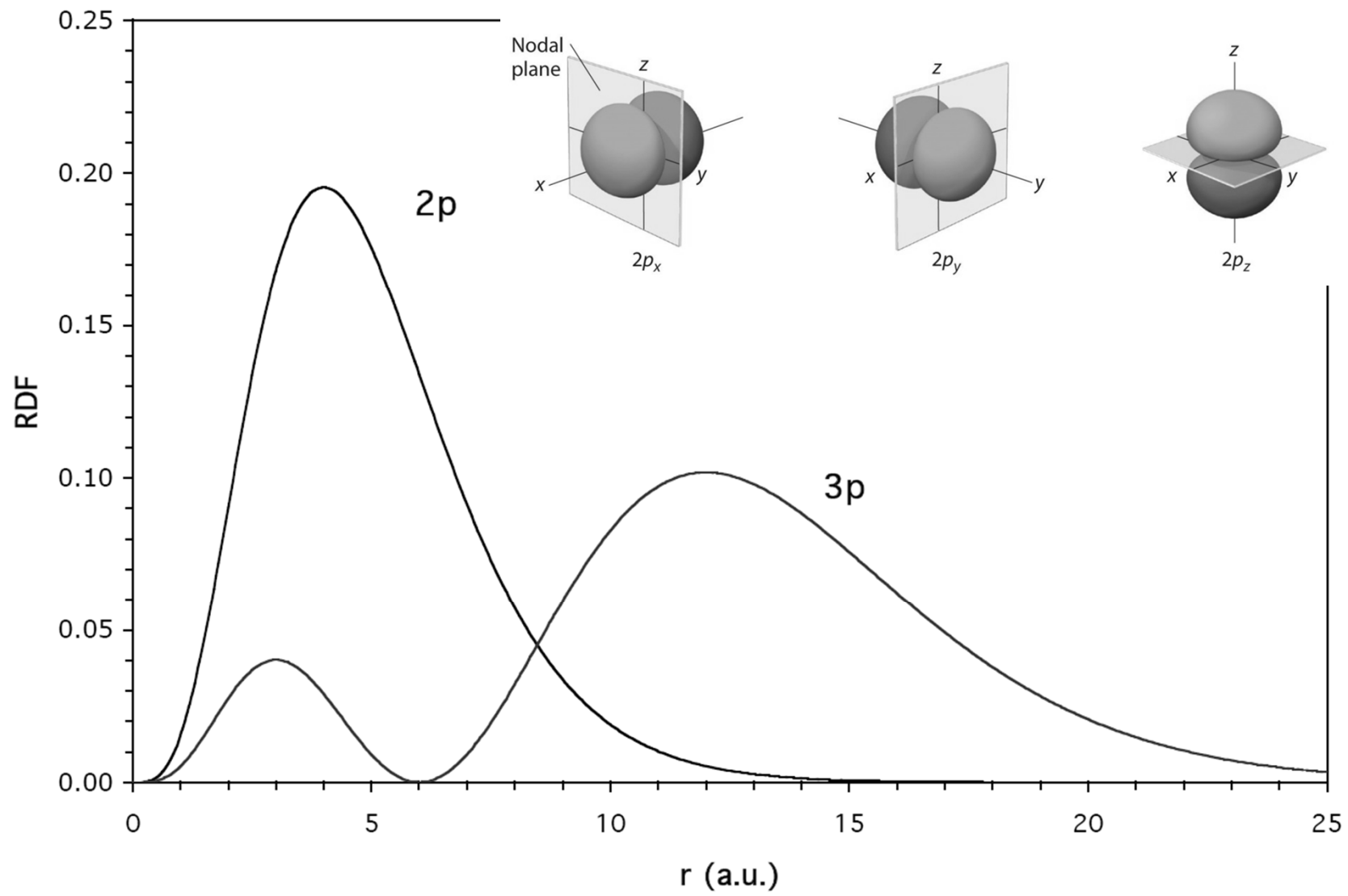
$$R_{n,1}(r) = 2\sqrt{\left(\frac{Z}{a_0}\right)^3} \exp\left(-\frac{Zr}{a_0}\right)$$

Radiální distribuční funkce $1s$



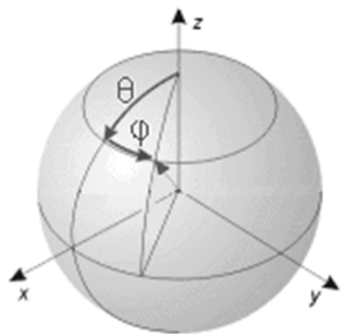
↗
S rostoucím nábojem jádra Z se poloha maxima pravděpodobnosti výskytu e přibližuje k jádru





Angulární část vlnové funkce p orbitalů

Angulární část vlnové funkce určuje tvar orbitalu
Stejná pro všechny hodnoty n



$$\psi_{1,0}^2$$



$$\psi_{1,\pm 1}^2$$



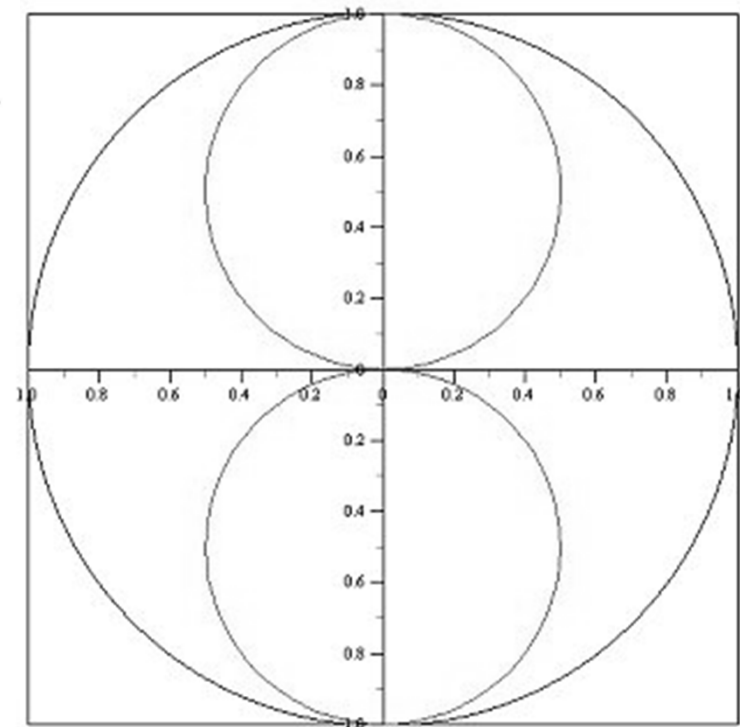
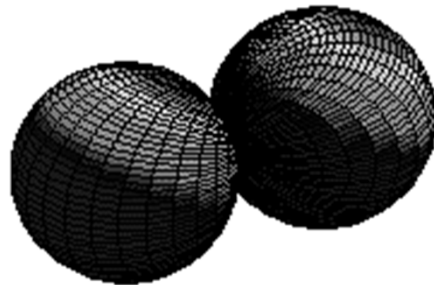
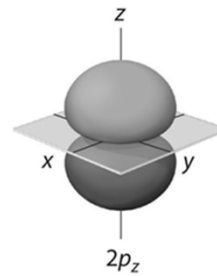
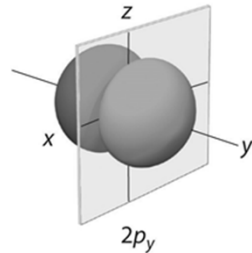
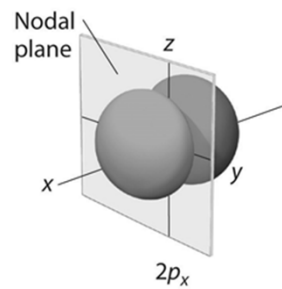
$$Y_{1,0} = (1/4\pi)^{1/2} 3^{1/2} \cos\theta$$

$$Y_{1,\pm 1} = (1/4\pi)^{1/2} (\mp 3/2)^{1/2} \sin\theta e^{\pm i\phi}$$

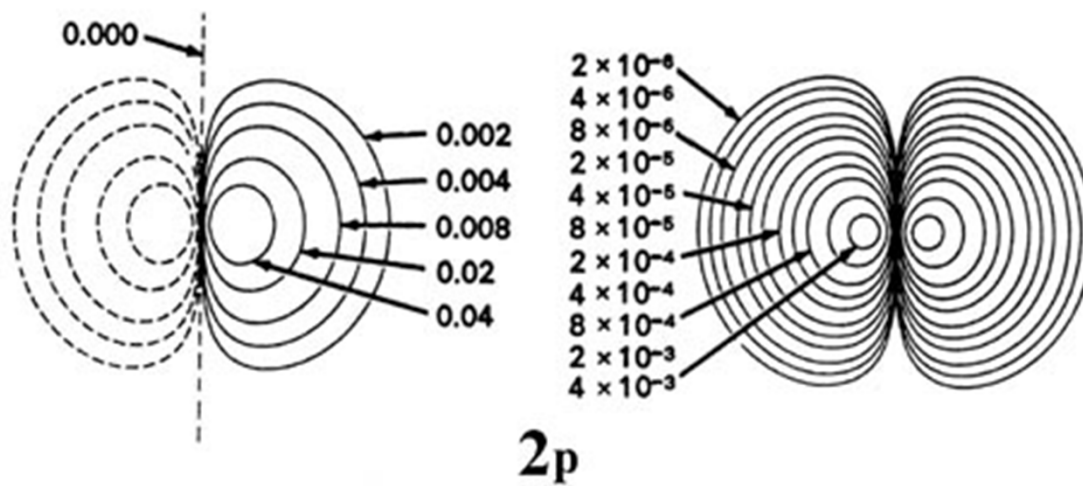
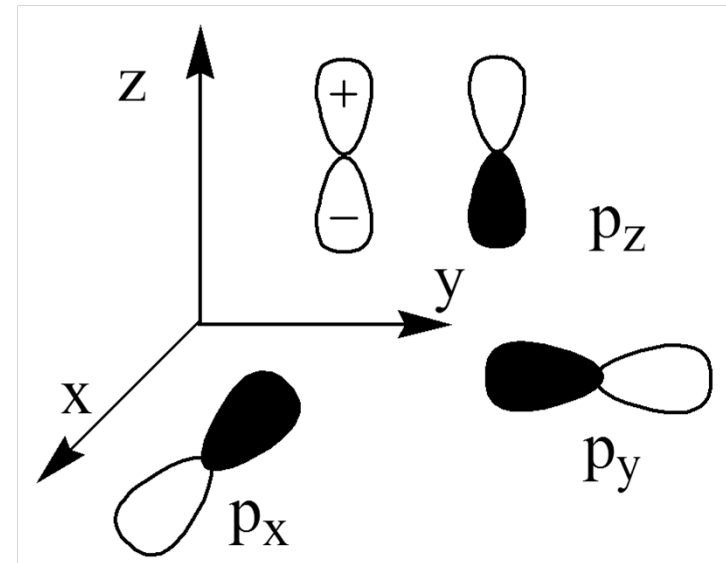
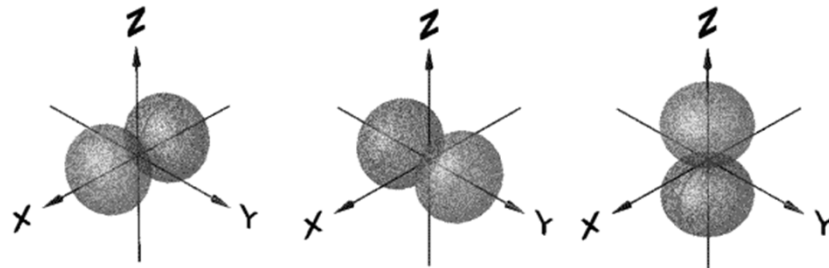
p - orbitals

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

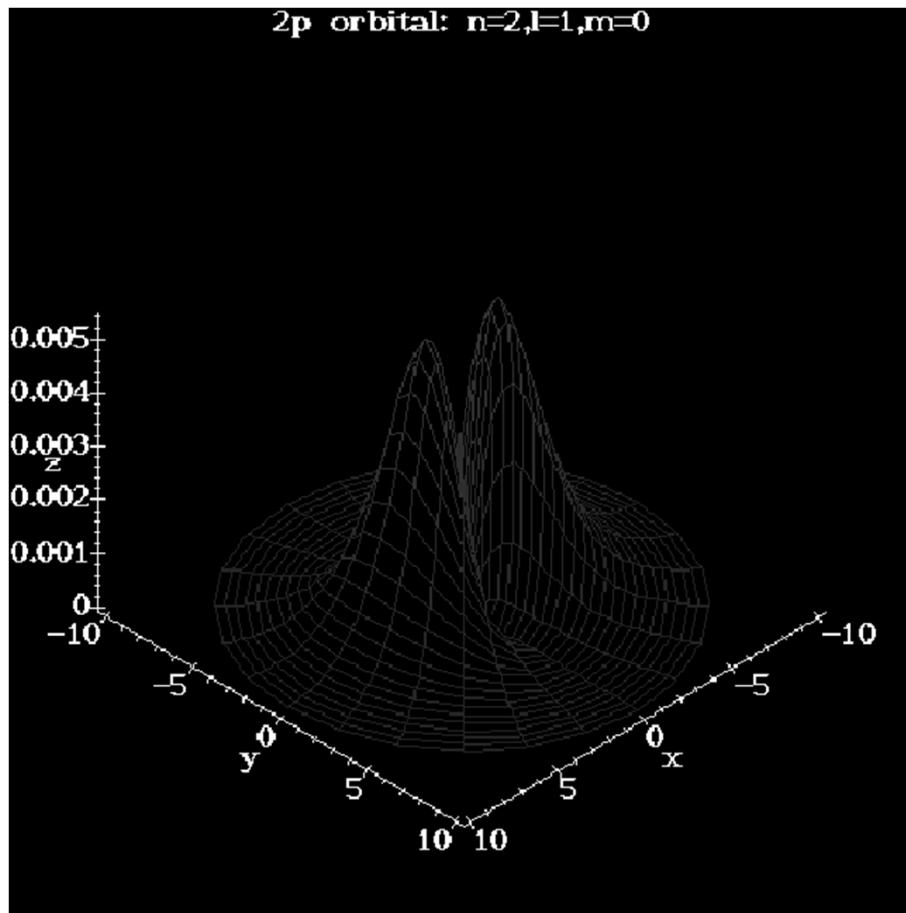
Angulární část vlnové funkce určuje tvar
Stejná pro všechny hodnoty n



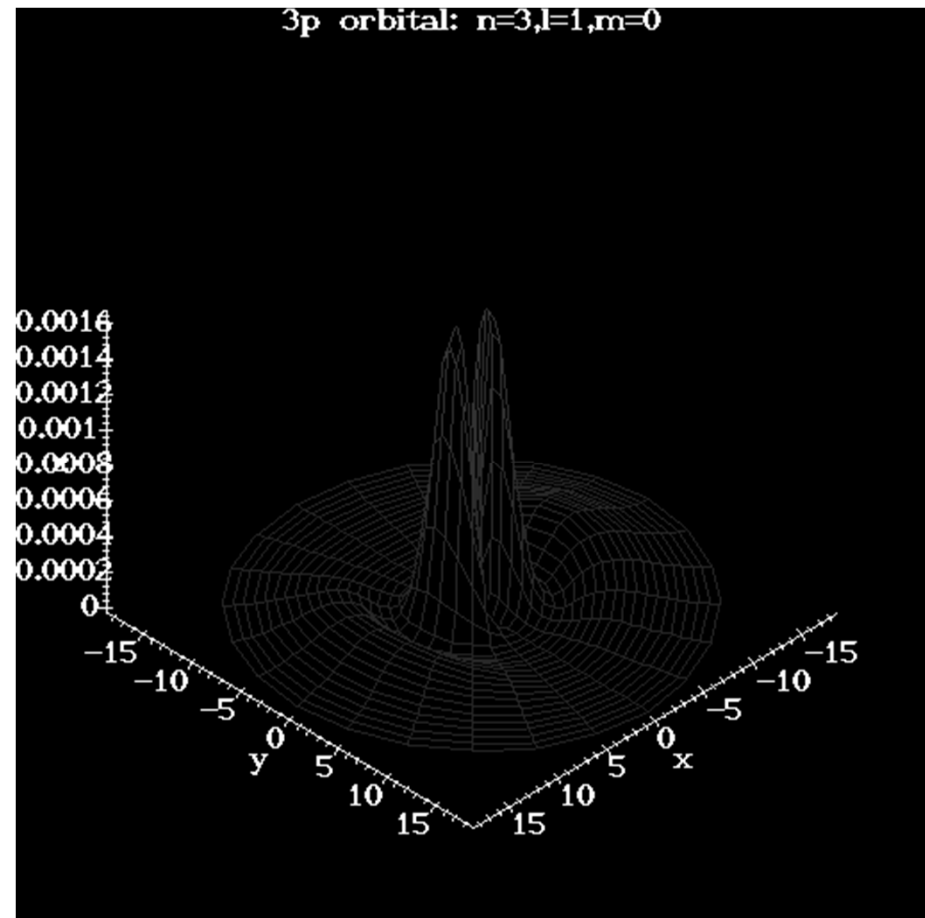
p - orbital

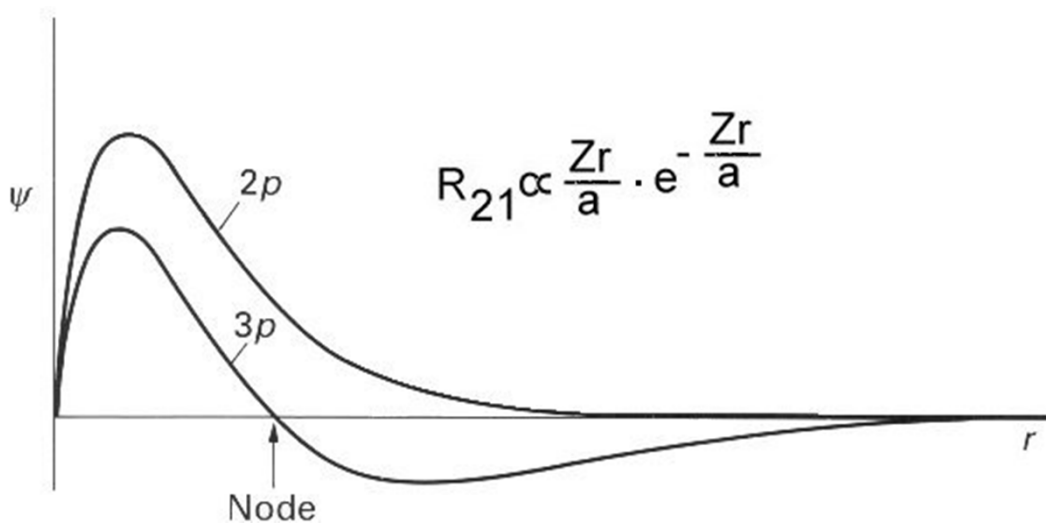
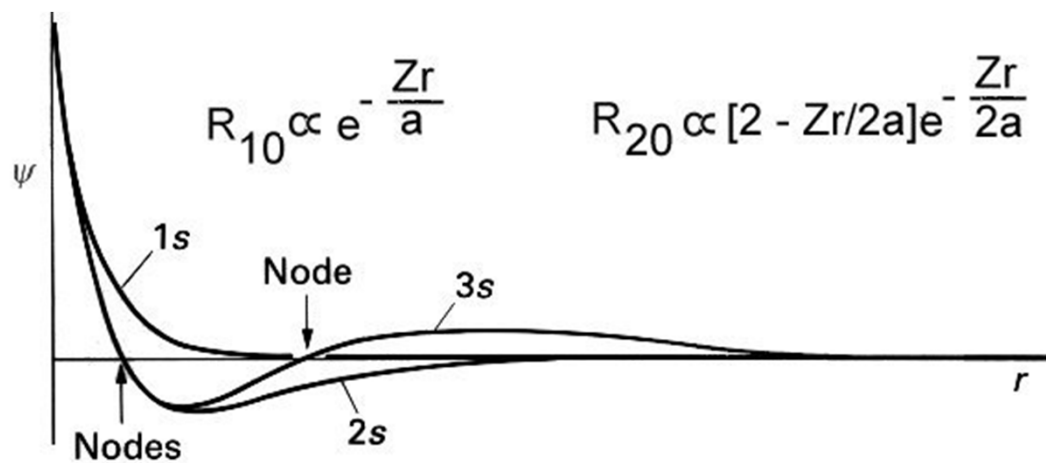
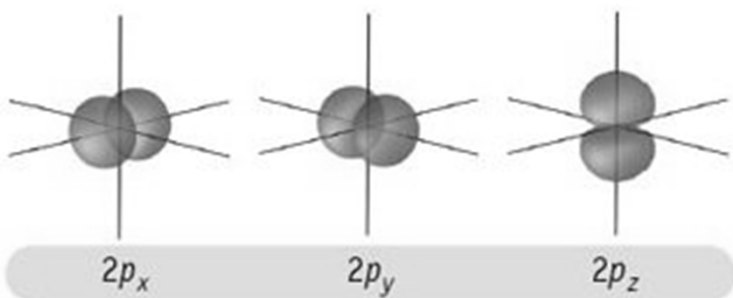
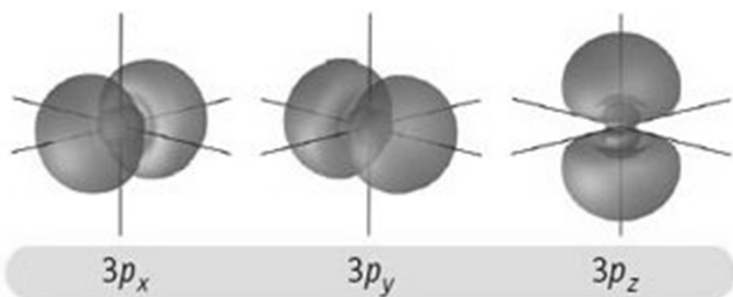


2p - orbitaly



3p - orbitaly

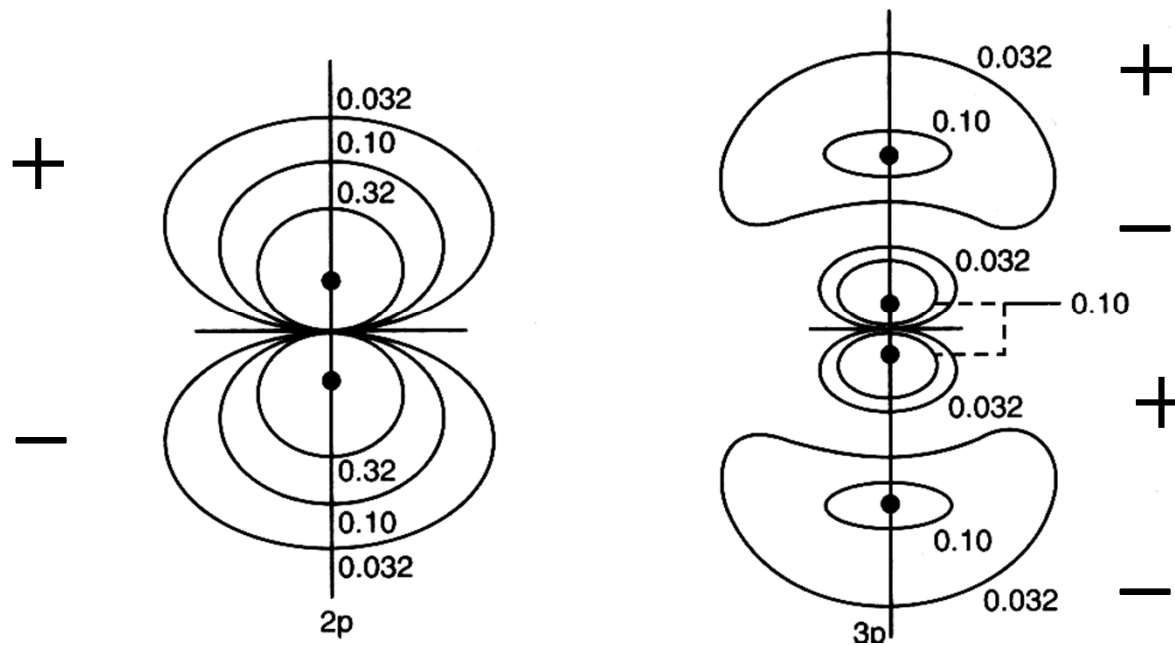




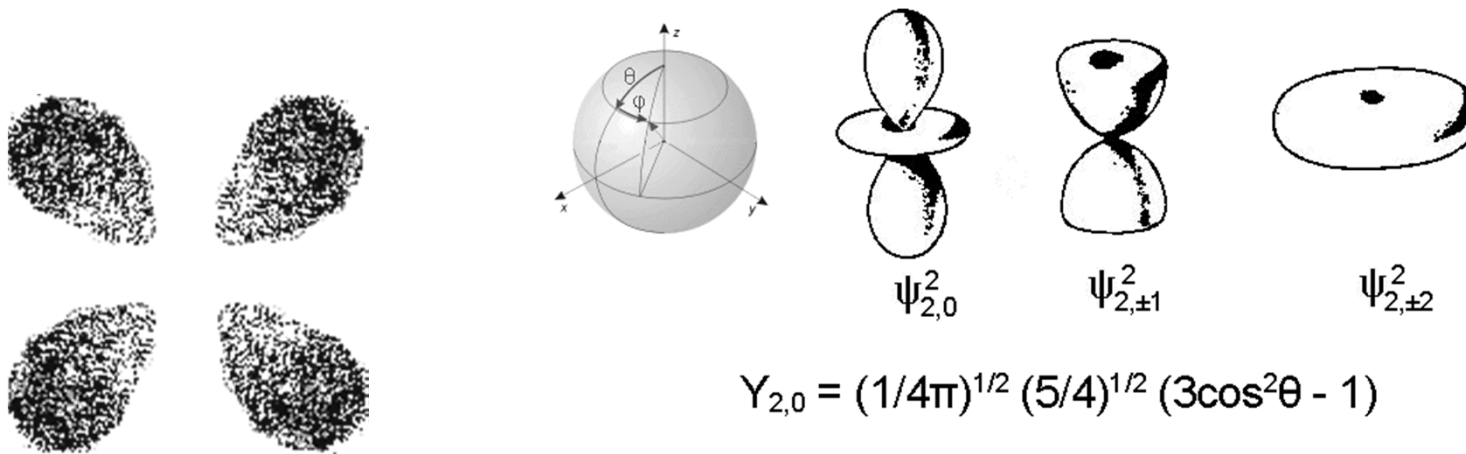
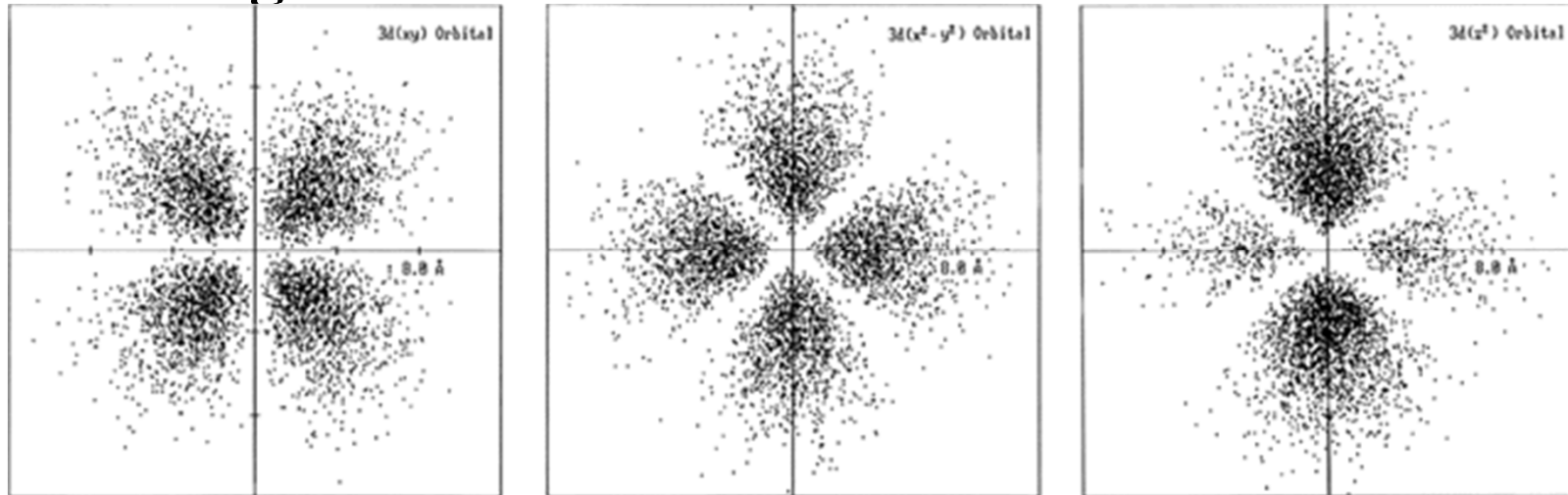
2p - orbitaly

3p - orbitaly

Vlnové funkce = Radiální × Angulární část



Angulární část vlnové funkce d orbitalů

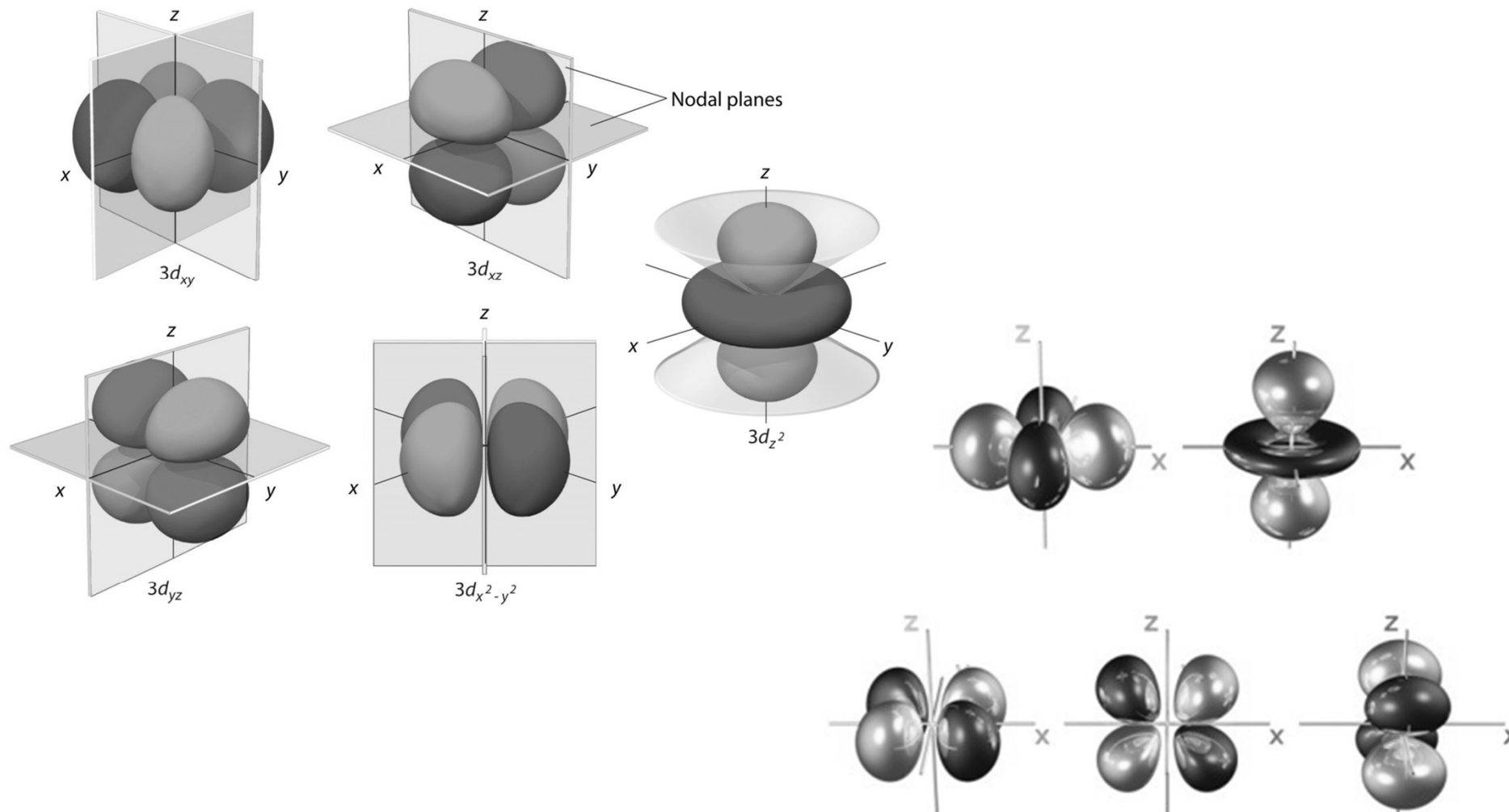


$$Y_{2,0} = (1/4\pi)^{1/2} (5/4)^{1/2} (3\cos^2\theta - 1)$$

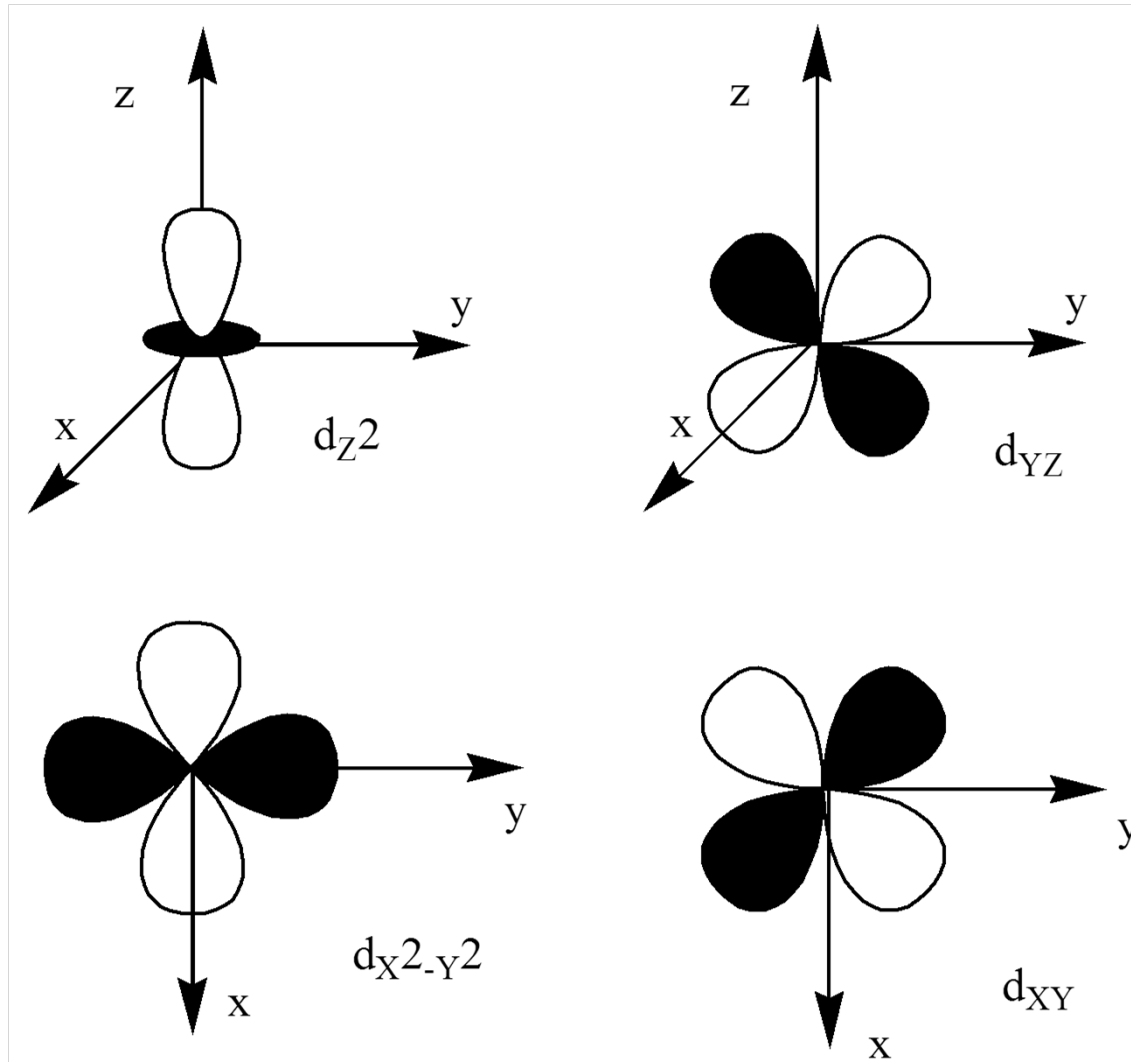
$$Y_{2,\pm 1} = (1/4\pi)^{1/2} (\mp 15/4)^{1/2} \cos\theta \sin\theta e^{\pm i\phi}$$

$$Y_{2,\pm 2} = (1/4\pi)^{1/2} (15/8)^{1/2} \sin^2\theta e^{\pm 2i\phi}$$

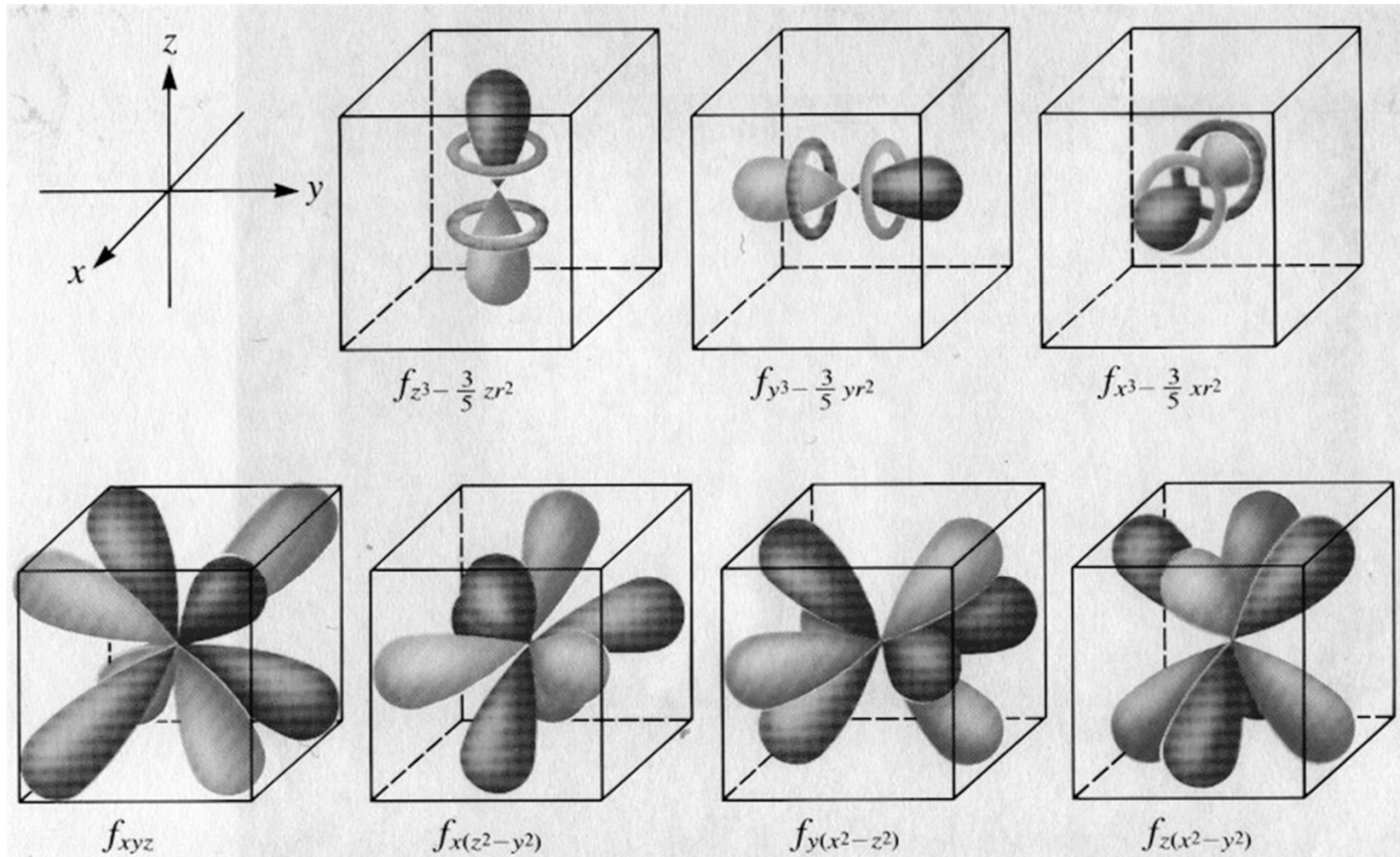
d - orbitaly



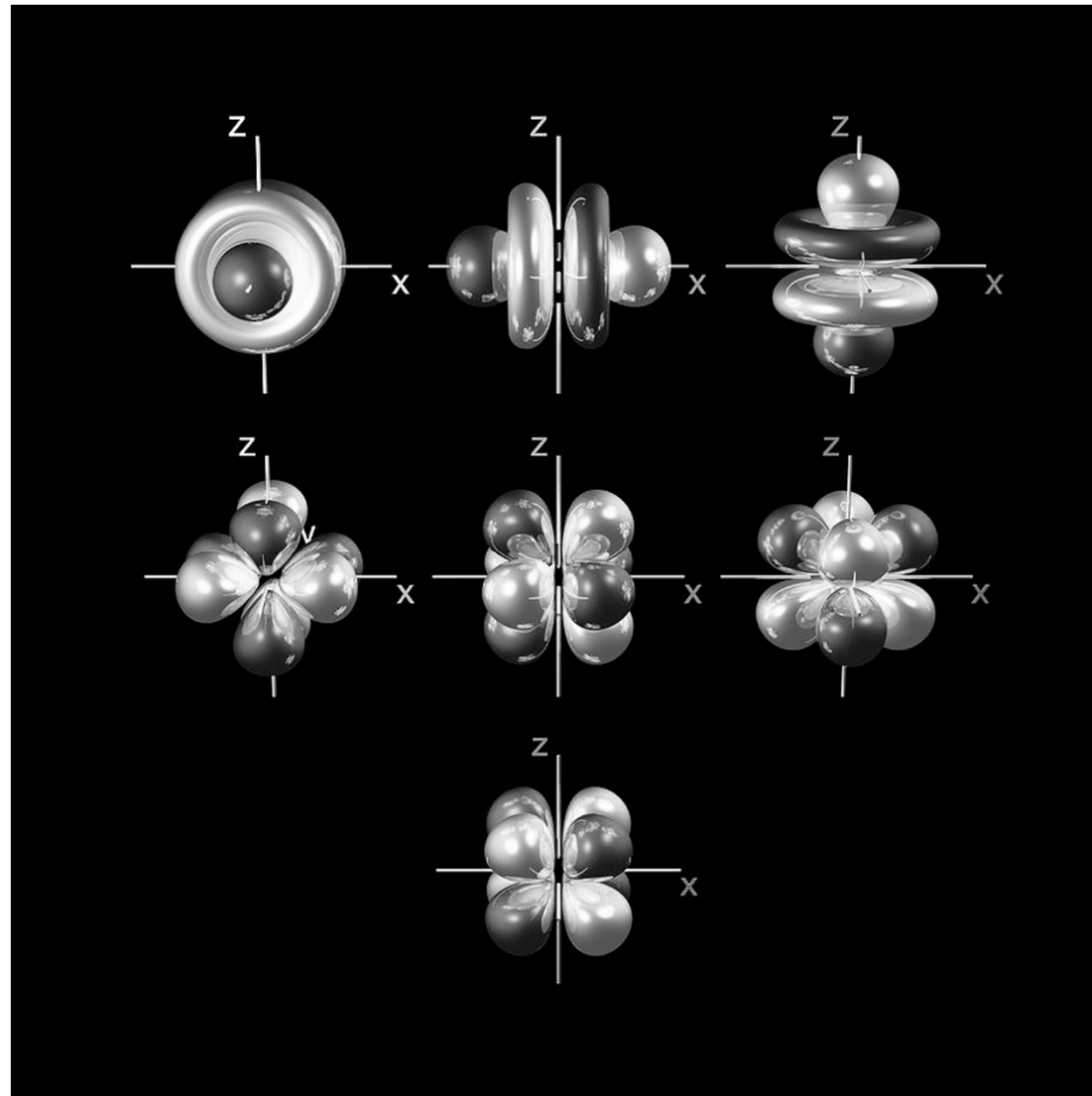
d - orbitaly



f - orbitaly



f - orbital

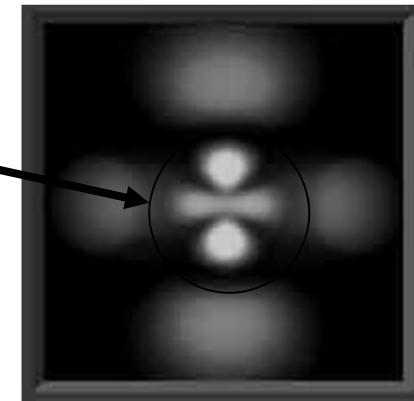


Uzlové (nodální) plochy a roviny

Kulové uzlové (nodálních) plochy = $n - l - 1$

Platí pro s, p, d, f,....

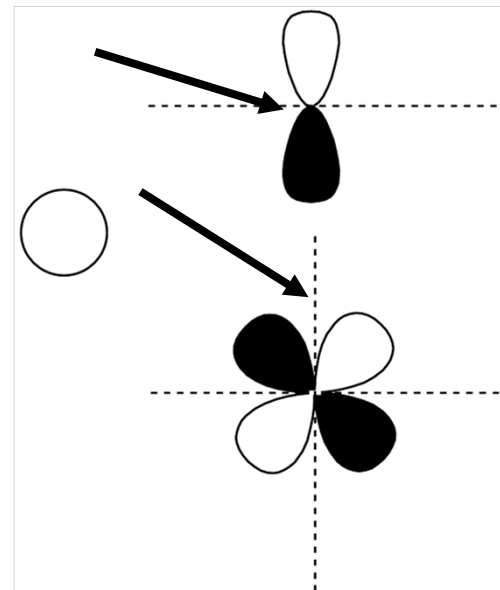
radiální (n, l) část vlnové funkce



Uzlové (nodálních) roviny

angulární (l, m_l) části vlnové funkce :

Orbital	Počet
s	0
p	1
d	2
f	3
.	.
.	.



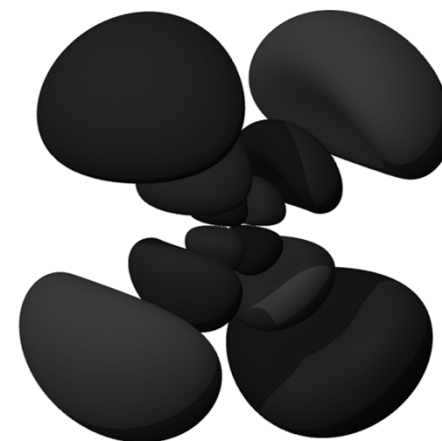
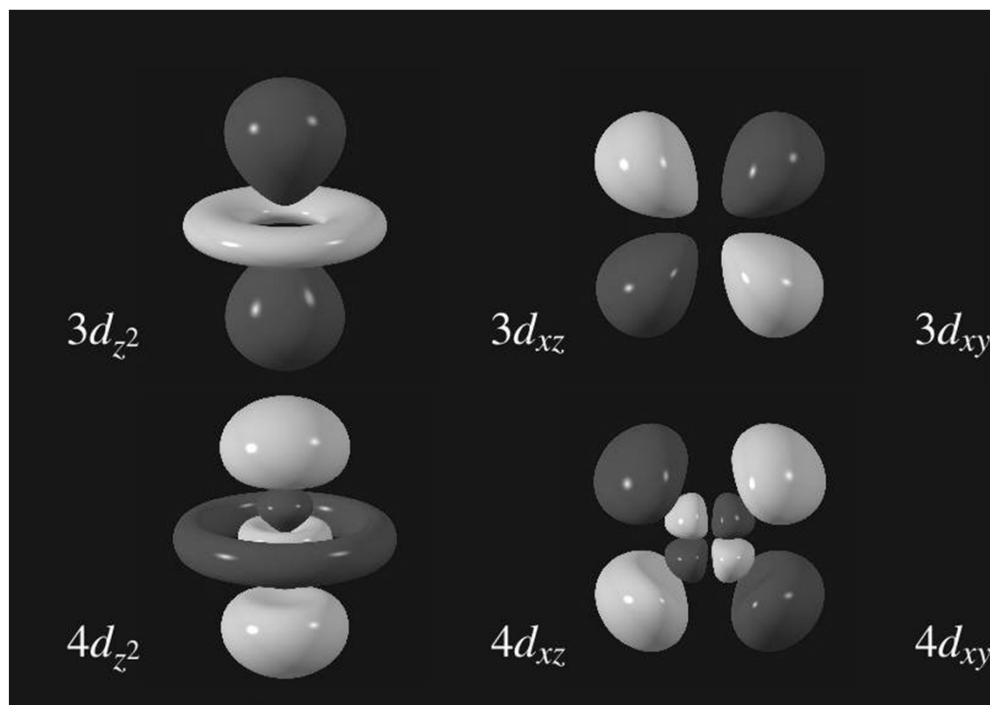
Pouze s-orbitaly mají nenulovou hodnotu vlnové funkce na jádře

Uzlové (nodální) plochy a roviny

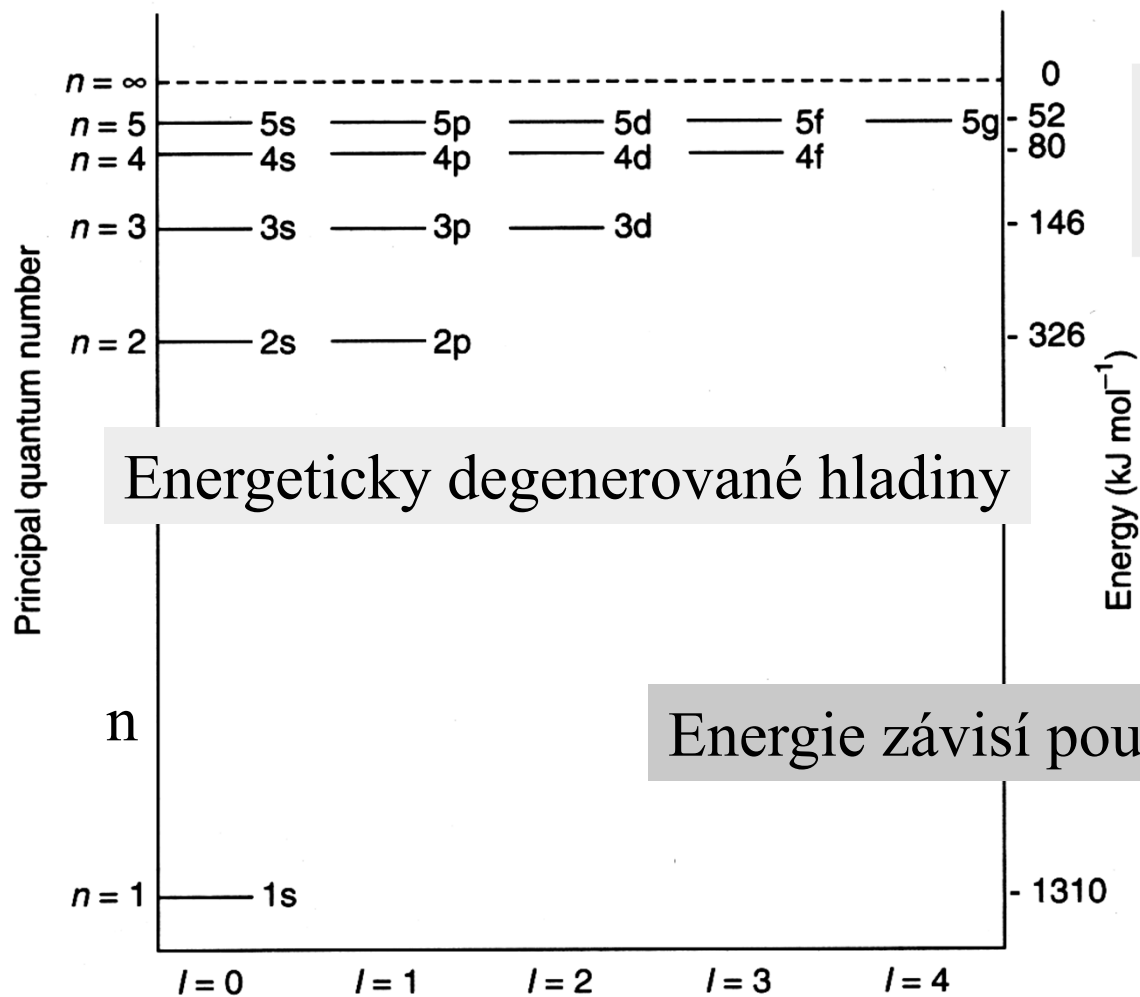
Kulové uzlové (nodálních) plochy = $n - l - 1$

Platí pro s, p, d, f,....

radiální část vlnové funkce



Energie orbitalů v H atomu



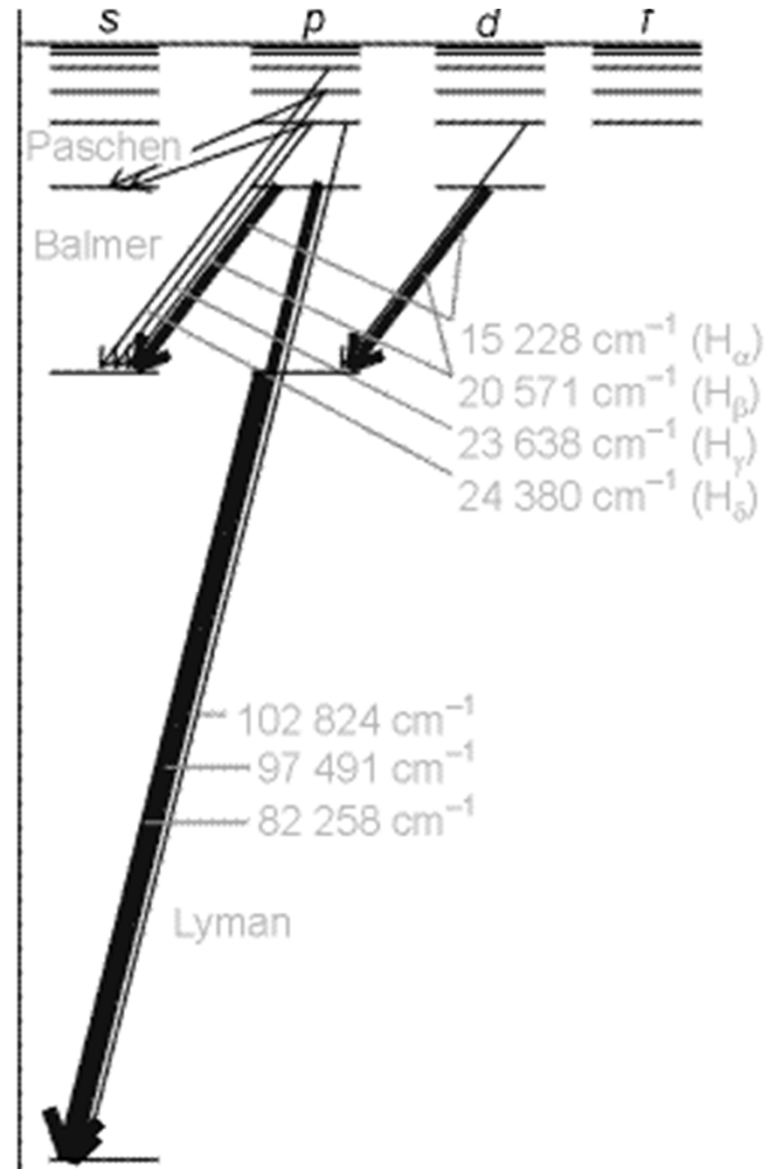
$$E_n = -\frac{N_A \mu e^4 Z^2}{8 \epsilon_0^2 h^2 n^2}$$

Energeticky degenerované hladiny

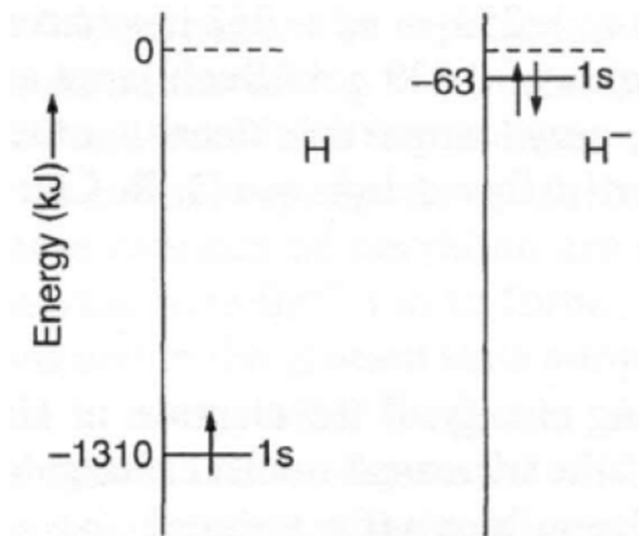
Energie závisí pouze na n

Emisní spektra atomů H

Degenerované hladiny –
Neštěpené čáry ve spektru H
 $3p \rightarrow 2s = 3d \rightarrow 2p$



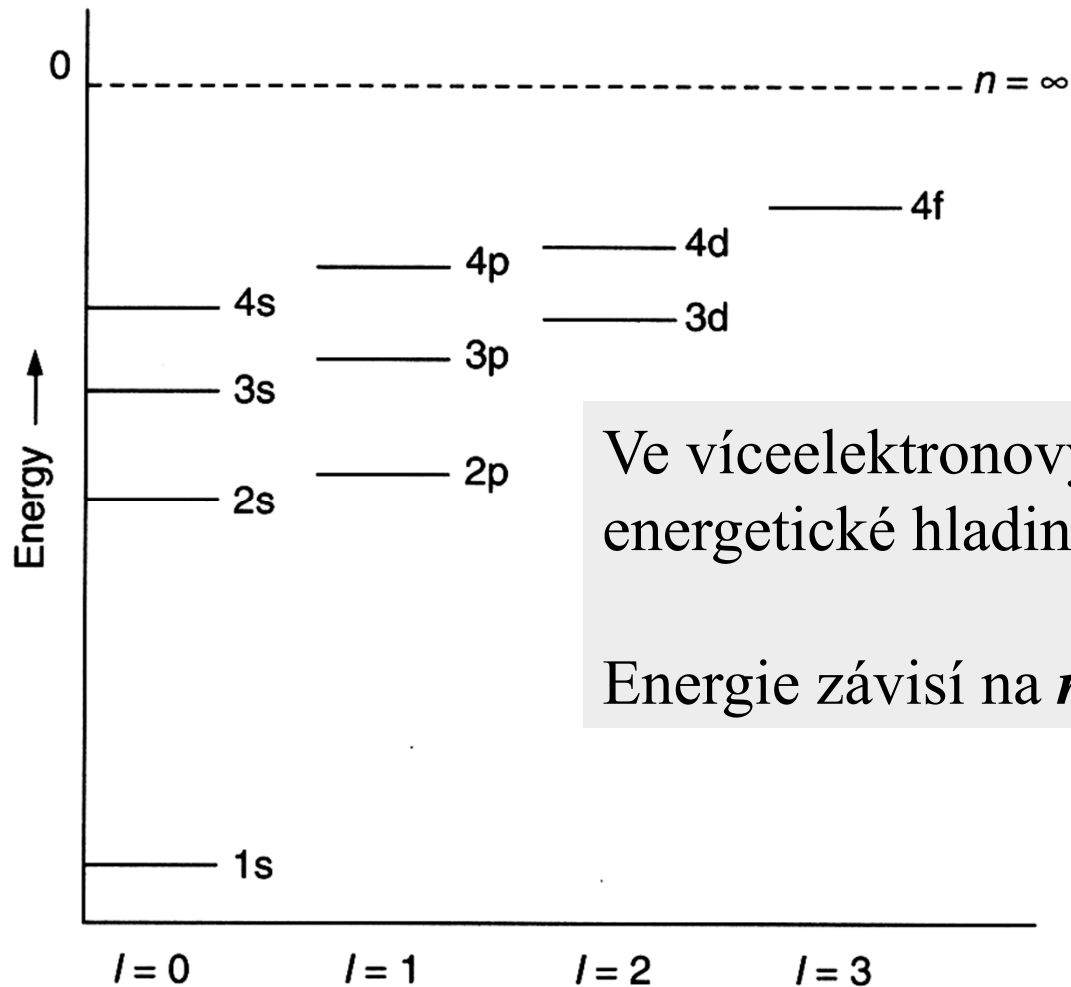
Odpuzování elektronů



Poloměr atomu H 0.53 Å

Poloměr hydridového aniontu: 1.5 Å

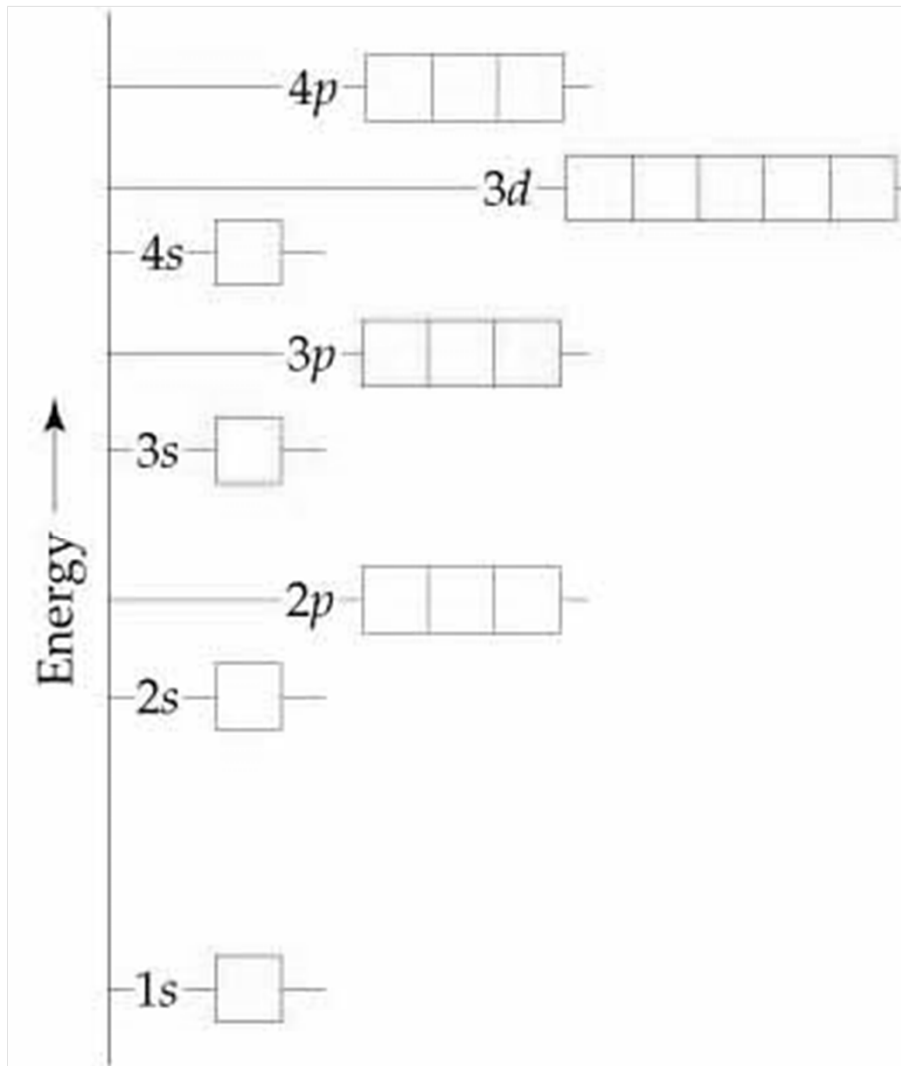
Energie orbitalů ve víceelektronových atomech



Ve víceelektronových atomech nejsou energetické hladiny degenerované

Energie závisí na n a l

Energie orbitalů ve víceelektronových atomech



Stabilnější orbital
(nižší energie)

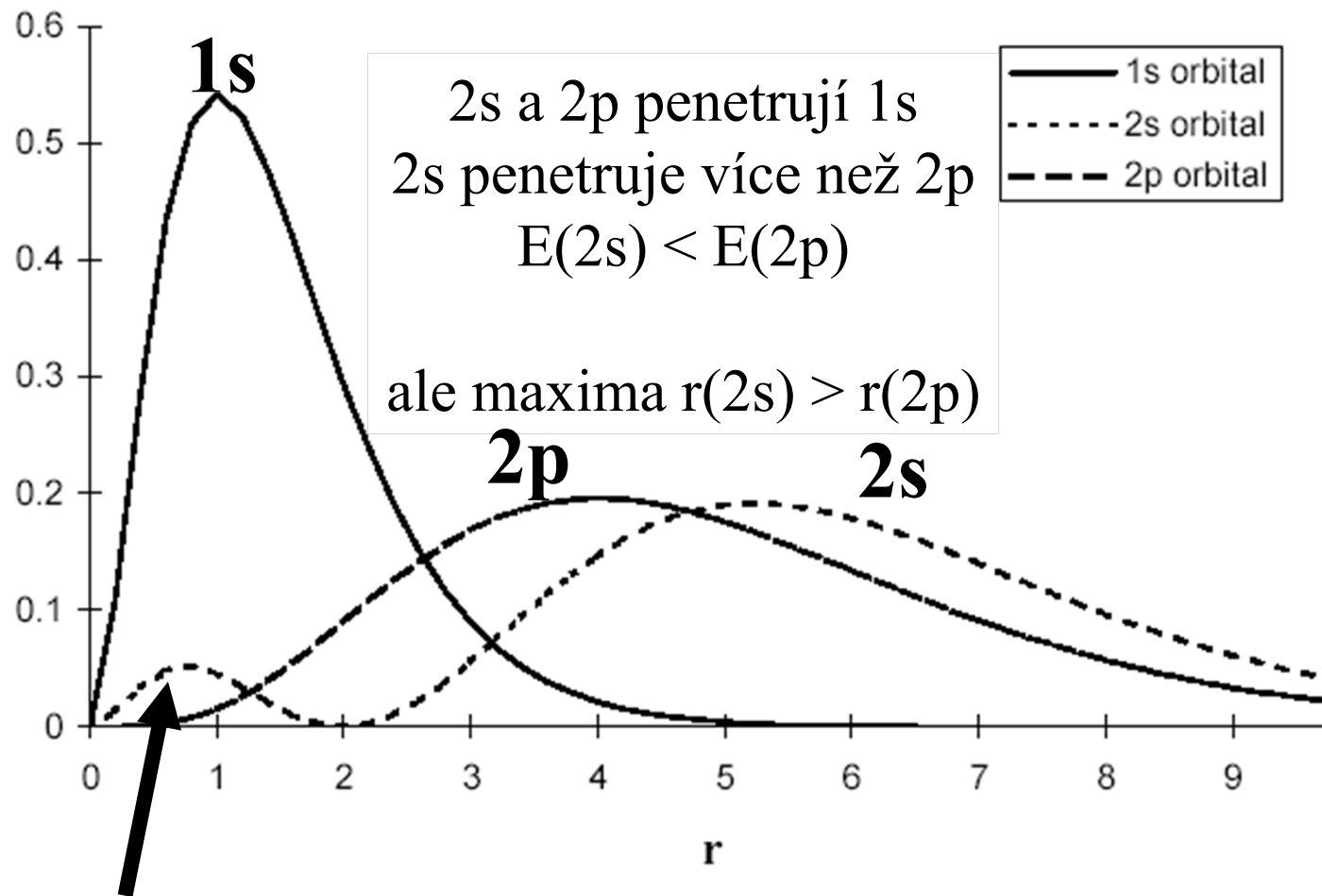
Madelungovo pravidlo
(platí po Ca)

1. Nižší $(n + l)$
2. Při rovnosti $n + l$
nižší n

3p 4s

4p 3d

Víceelektronové atomy – Penetrace a stínění

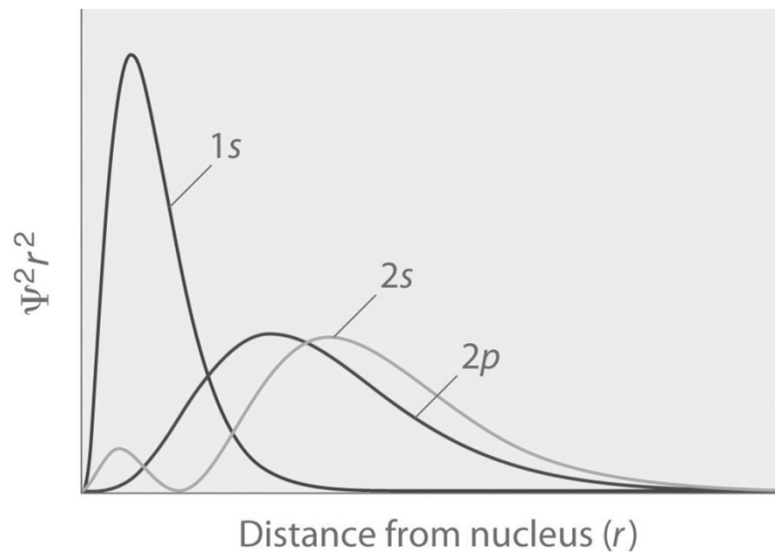


Víceelektronové atomy – Penetrace a stínění

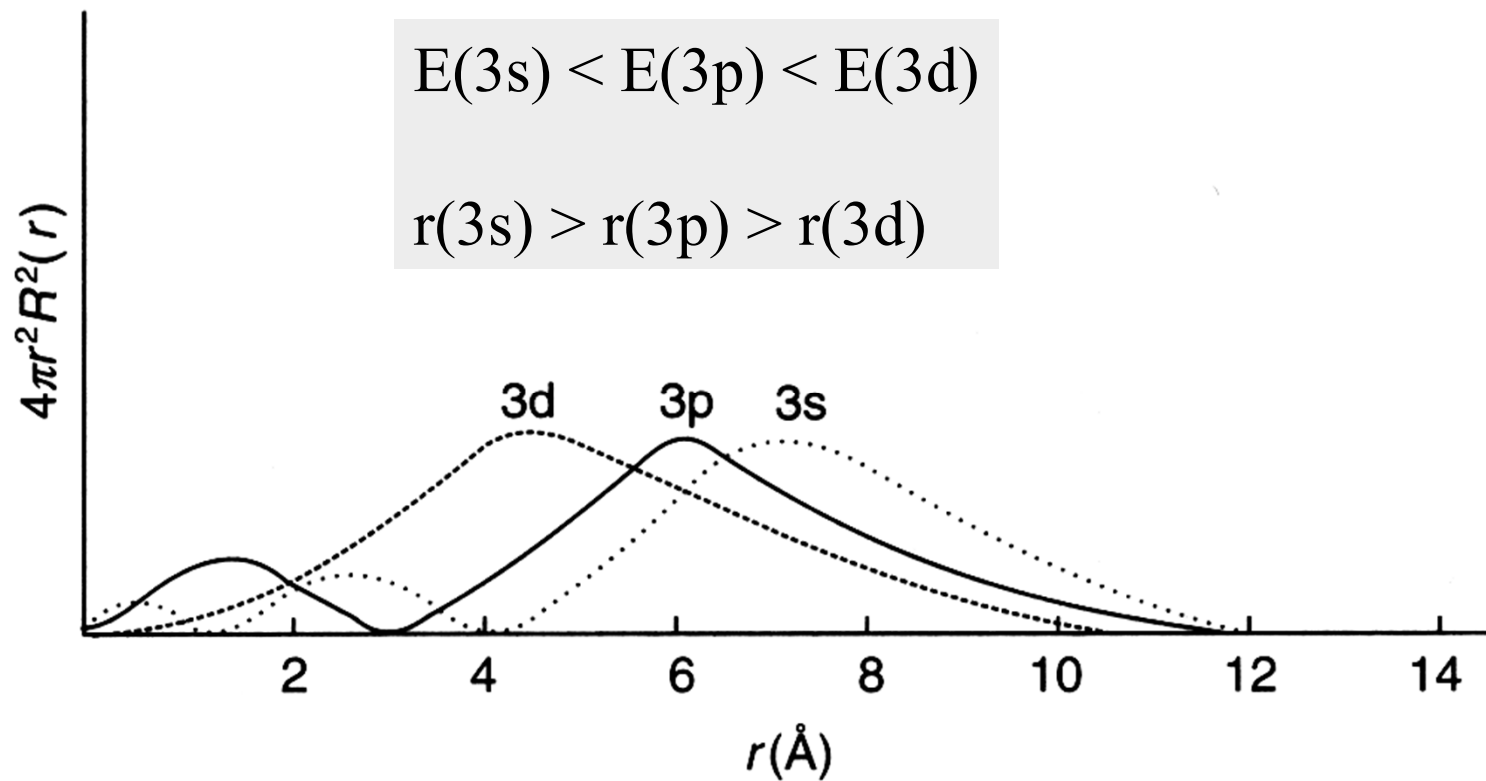
Čím se elektron **průměrně** nachází blíže k jádru, tím je pevněji vázán a má nižší energii

$$E(2s) < E(2p)$$

$$r(2s) > r(2p)$$



Relativní energie orbitalů s, p, d



Slaterovy orbitaly

Orbitaly pro víceelektronové atomy - přibližné

- orbitaly (vlnové funkce) vodíkového typu
- azimutální část: stejná jako u H
- radiální část (nemá nodální plochy):

$$R(r) = N r^{n^* - 1} e^{-\frac{Z^* r}{n^*}}$$

Z^* = efektivní náboj jádra, N = normalizační konstanta

n^* = efektivní kvant. číslo (pro K, L, M = n)

$$E_i = -N (Z^*_i / n_i)^2 \quad N = 1313 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Efektivní náboj jádra, Z^*

Z^* = efektivní náboj jádra = náboj působící na zkoumaný elektron
= náboj jádra (Z^+) – náboj ostatních el.

$Z^* = Z - \sigma$ σ = stínící konstanta, součet pro všechny elektrony

Slaterova pravidla:

(1s)(2s,2p)(3s,3p)(3d)(4s,4p)(4d)(4f)(5s,5p)(5d)(5f)...

Elektrony napravo od zkoumaného elektronu nestíní, nepřispívají k σ

Uvnitř skupiny stíní 0.35 (1s jen 0.30)

Zkoumaný elektron typu s nebo p :

Elektrony v $n - 1$ vrstvě stíní 0.85

Elektrony v $n - 2$ vrstvě a nižších stíní 1.00

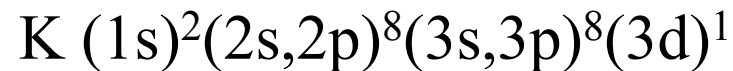
Zkoumaný elektron v d nebo f : vše nalevo stíní 1.00

Efektivní náboj jádra

Z^* = efektivní náboj jádra

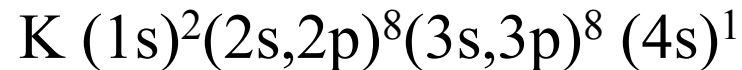
$$Z^* = Z - \sigma$$

Náboj působící na elektron = náboj jádra (Z^+) – náboj ostatních elektronů



$$\sigma(3d) = 0 \times (0.35) + 8 \times 1.00 + 10 \times 1.00 = 18$$

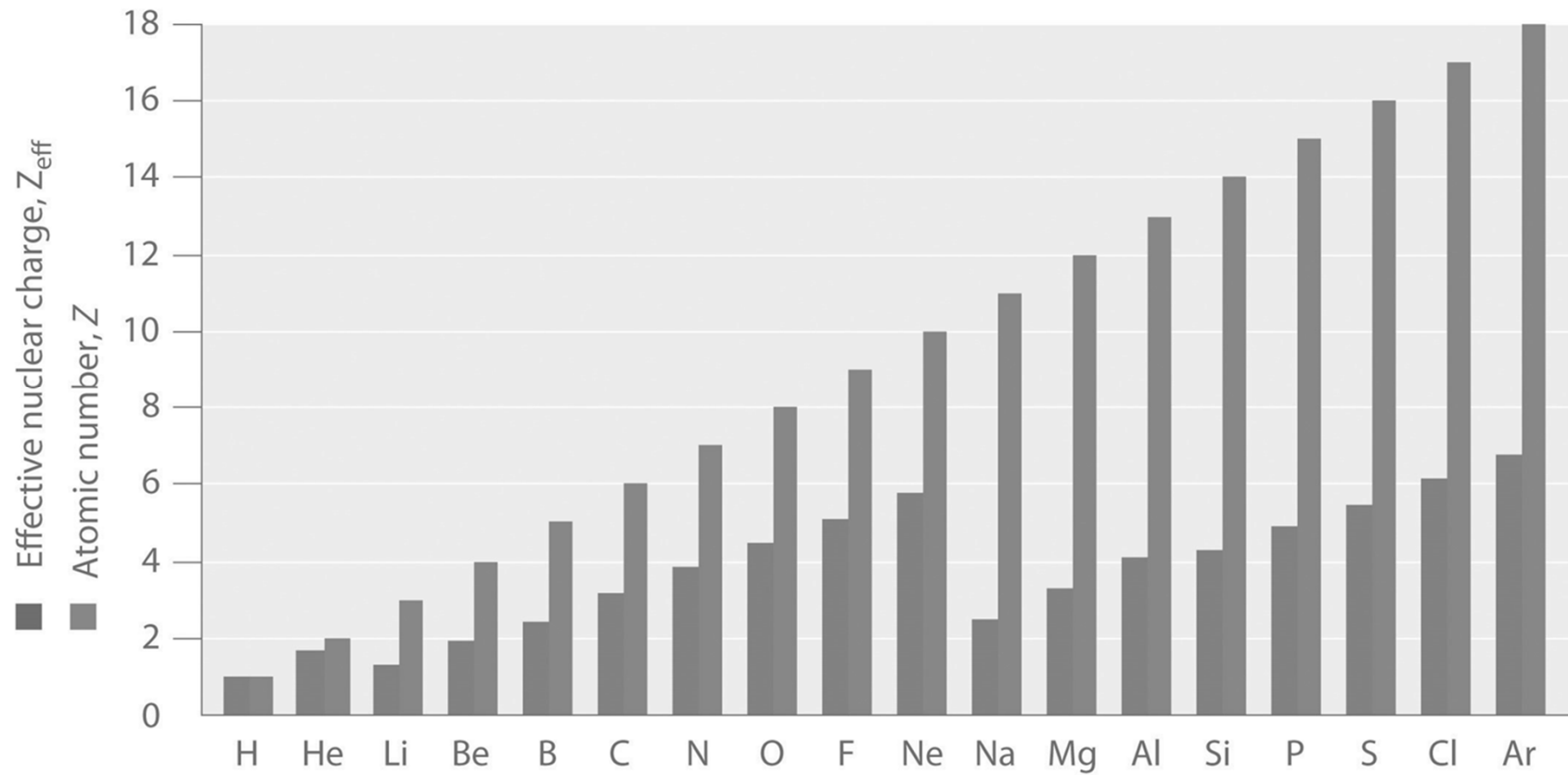
$$Z^* = 19 - 18 = 1$$



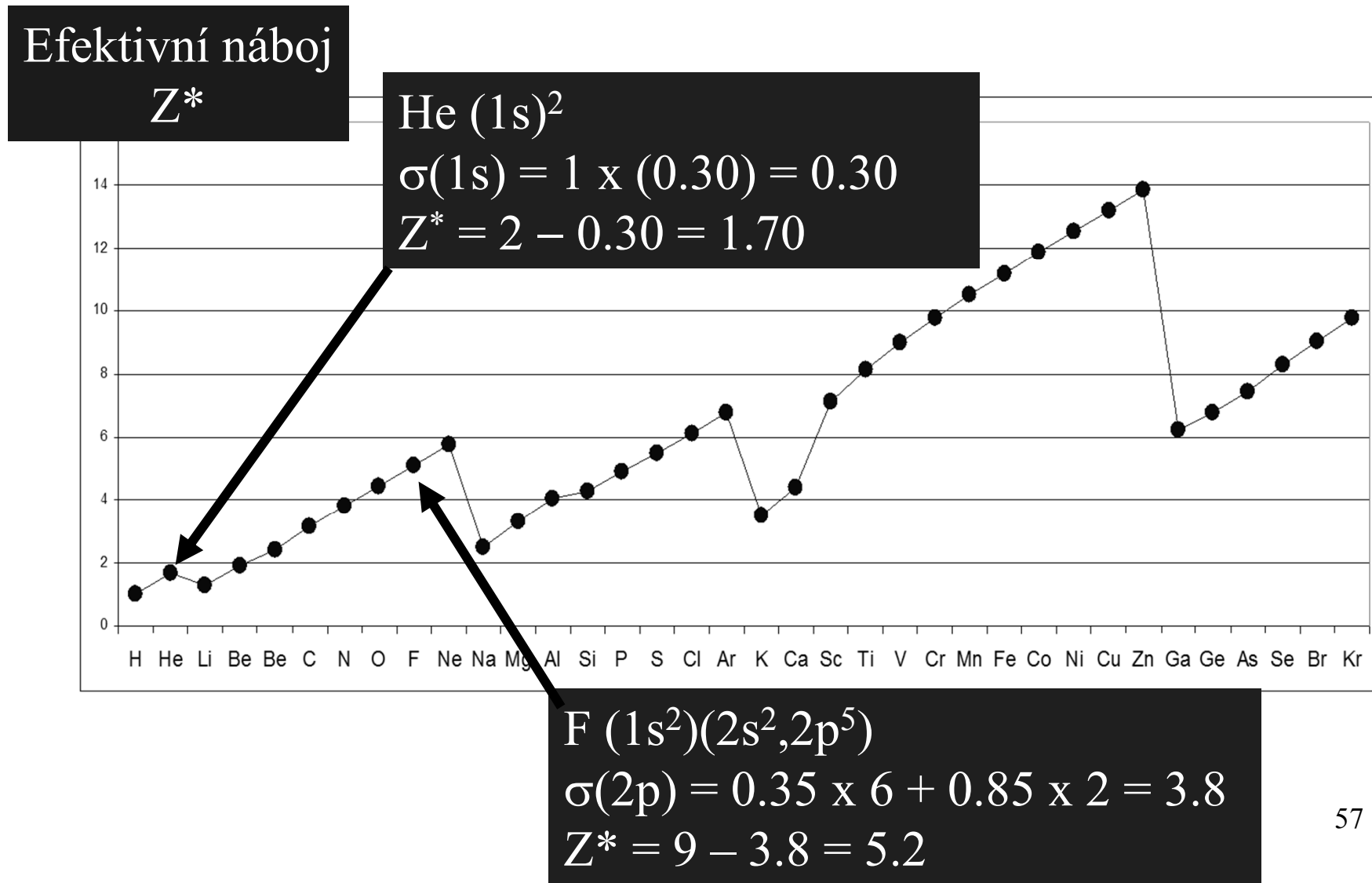
$$\sigma(4s) = 0 \times (0.35) + 8 \times 0.85 + 10 \times 1.00 = 16.8$$

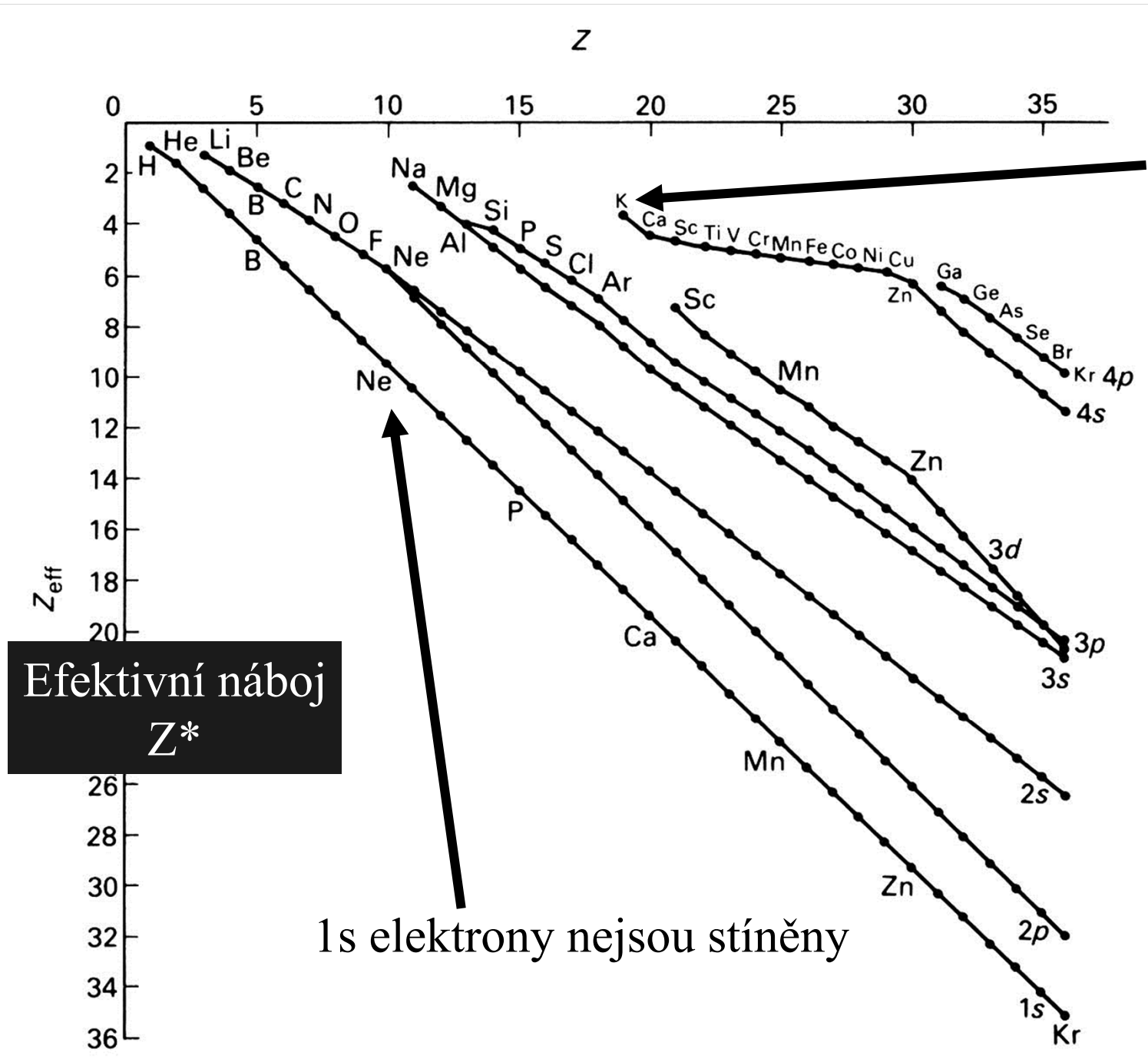
$$Z^* = 19 - 16.8 = 2.2$$

Efektivní náboj jádra



Efektivní náboj působící na valenční elektrony



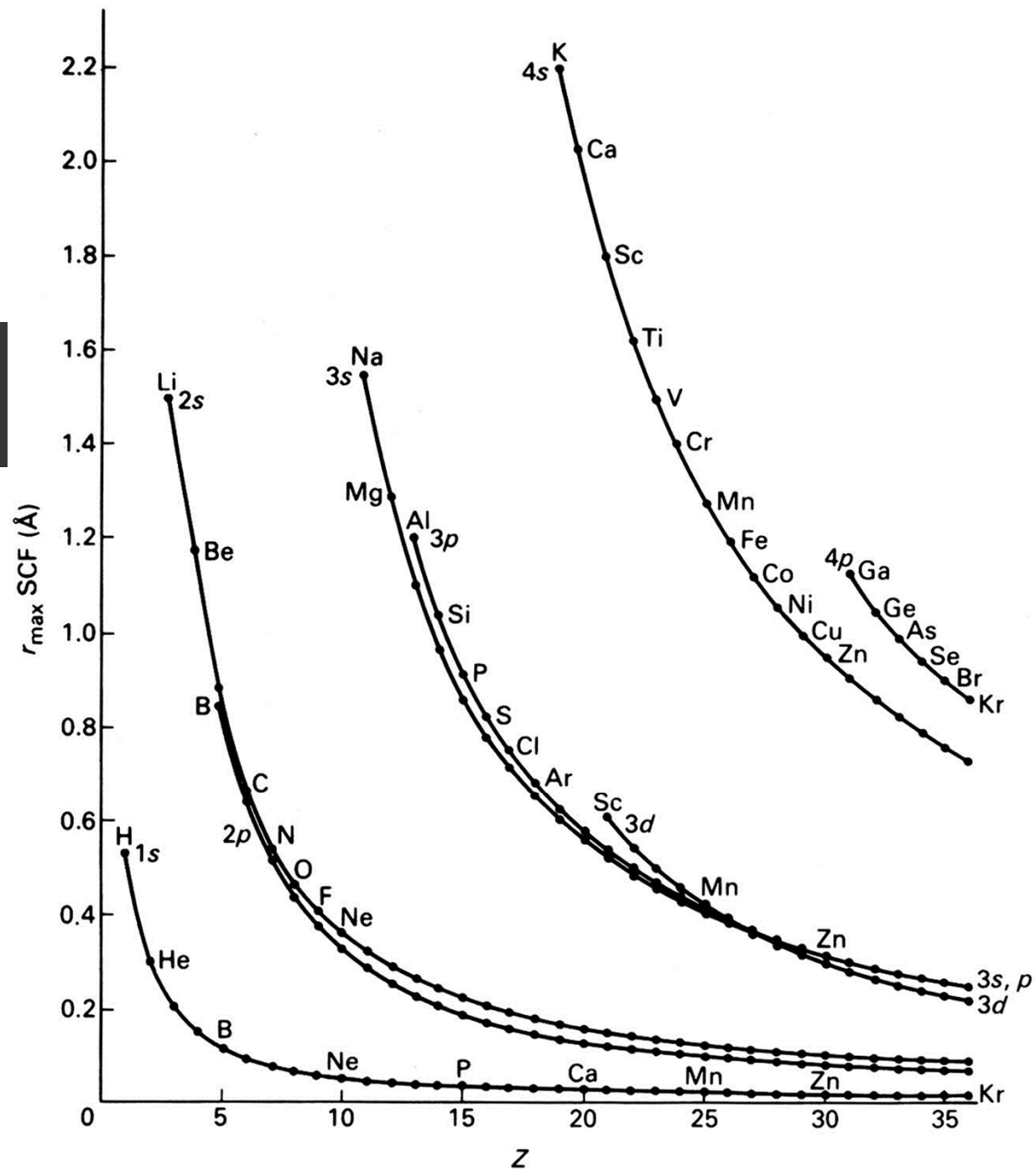


Ostatní elektrony ve vyšších orbitalech jsou stíněny

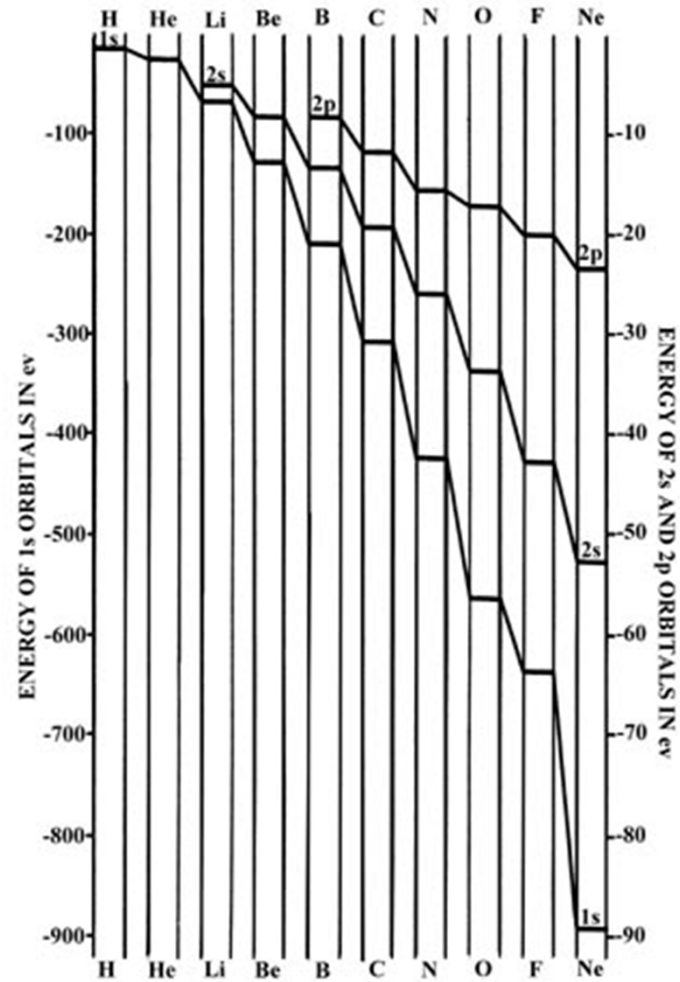
Poloměr maximální
elektronové hustoty

$$r(2s) > r(2p)$$

$$r(3s) \sim r(3p)$$

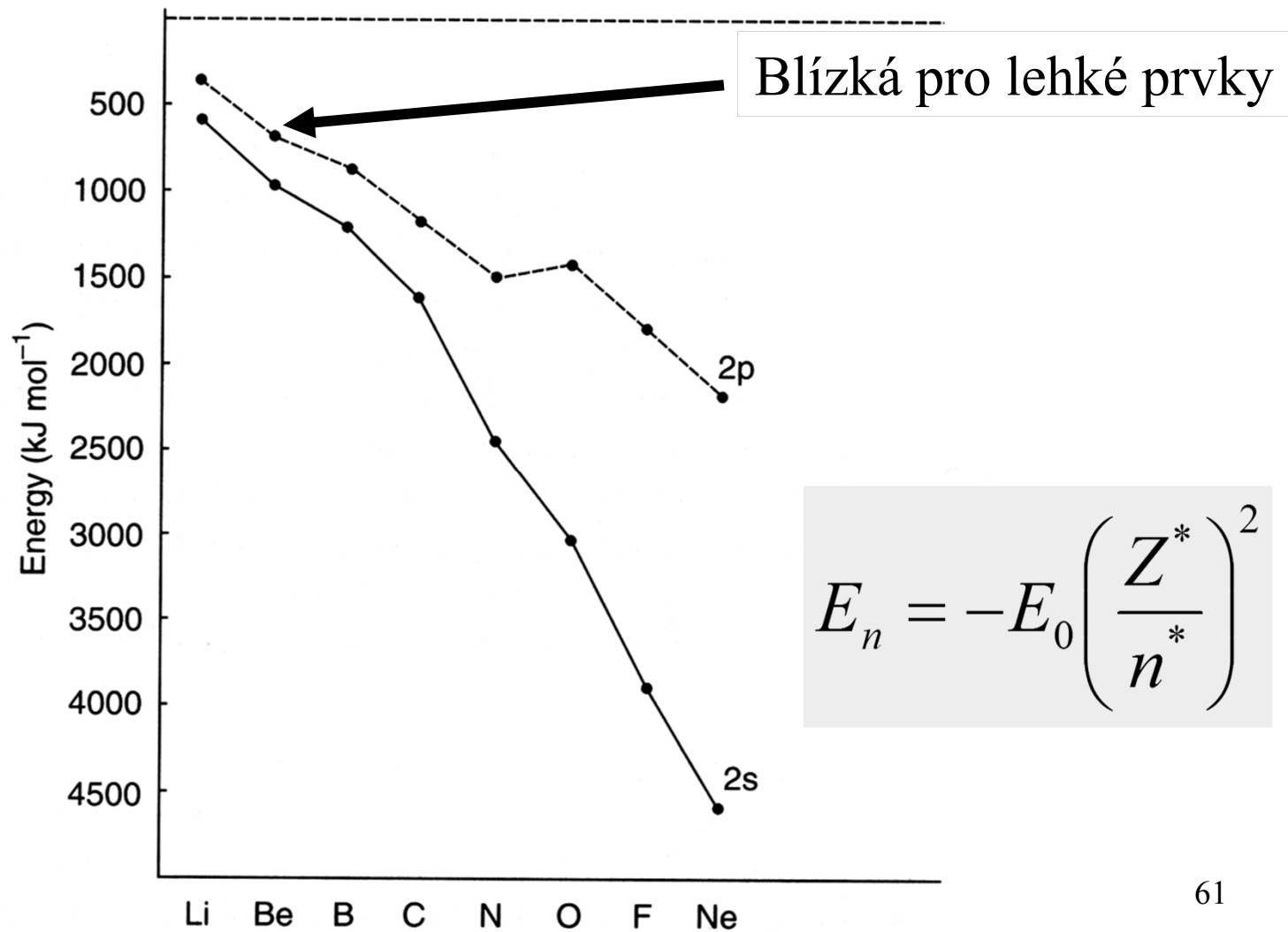


Energie orbitalů 1s, 2s a 2p



$$E_n = -E_0 \left(\frac{Z^*}{n^*} \right)^2$$

Energie orbitalů 2s a 2p

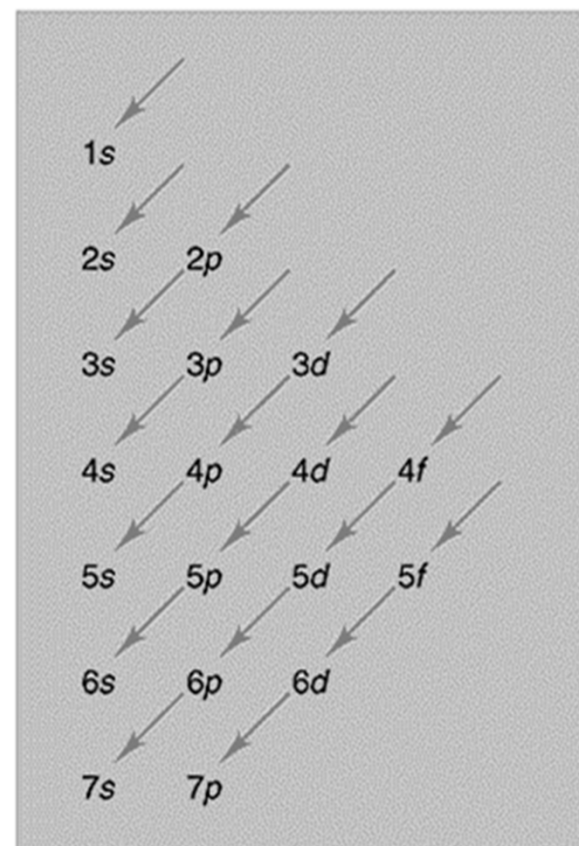


Elektronová konfigurace atomu v základním stavu

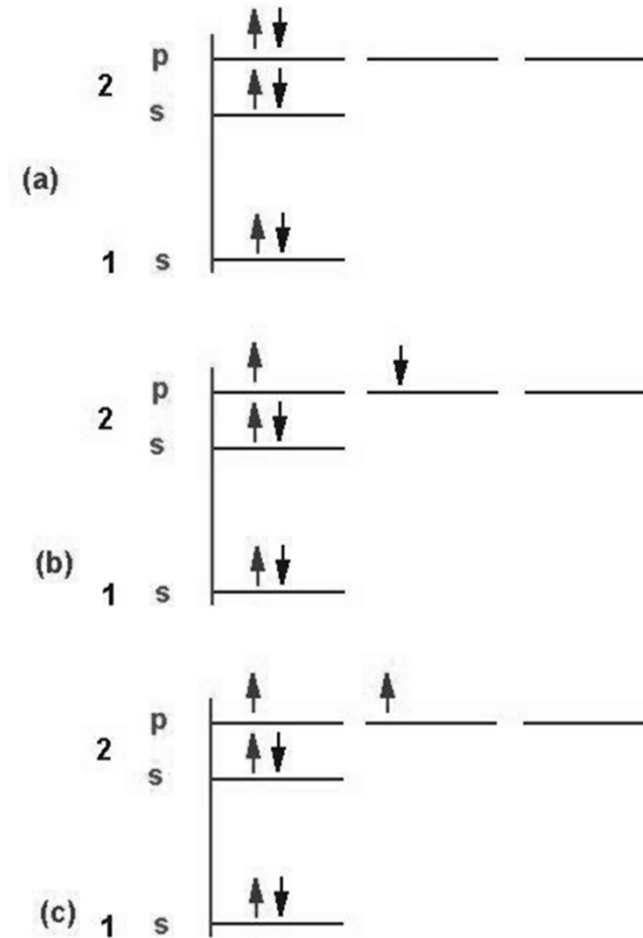
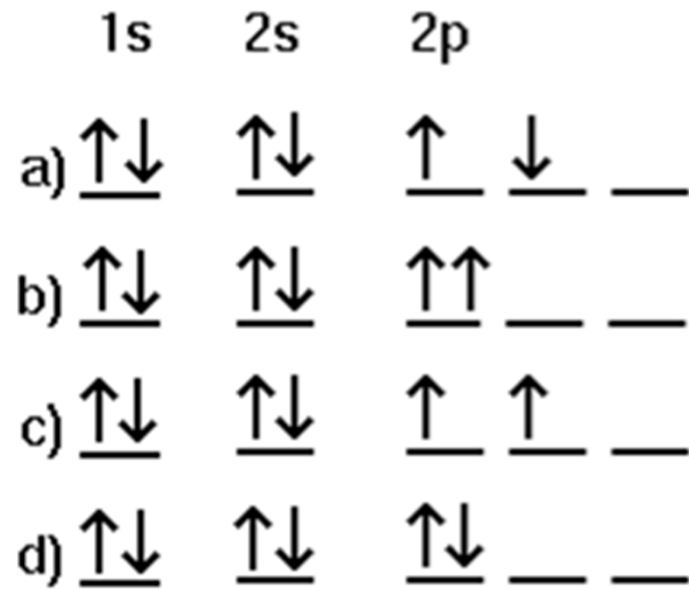
Aufbau (výstavbový) princip:
Elektronové hladiny se zaplňují elektrony v pořadí rostoucí energie tak, aby měl atom co nejnižší **celkovou energii**

Pauliho princip:
Žádné dva elektrony nemohou mít všechna 4 kvantová čísla stejná.

Hundovo pravidlo:
V degenerovaných orbitalech je stav s max. počtem nepárových spinů nejstabilnější.



Elektronová konfigurace C



IUPAC Periodic Table of the Elements

1																	18																		
1 H hydrogen [1.007, 1.009]																	2 He helium 4.003																		
3 Li lithium [6.938, 6.997]	4 Be beryllium 9.012													5 B boron [10.80, 10.83]	6 C carbon [12.00, 12.02]	7 N nitrogen [14.00, 14.01]	8 O oxygen [15.99, 16.00]	9 F fluorine 19.00	10 Ne neon 20.18																
11 Na sodium 22.99	12 Mg magnesium [24.30, 24.31]													13 Al aluminium 26.98	14 Si silicon [28.08, 28.09]	15 P phosphorus 30.97	16 S sulfur [32.05, 32.08]	17 Cl chlorine [35.44, 35.46]	18 Ar argon 39.95																
19 K potassium 39.10	20 Ca calcium 40.08	21 Sc scandium 44.96	22 Ti titanium 47.87	23 V vanadium 50.94	24 Cr chromium 52.00	25 Mn manganese 54.94	26 Fe iron 55.85	27 Co cobalt 58.93	28 Ni nickel 58.69	29 Cu copper 63.55	30 Zn zinc 65.38(2)	31 Ga gallium 69.72	32 Ge germanium 72.63	33 As arsenic 74.92	34 Se selenium 78.96(3)	35 Br bromine [79.90, 79.91]	36 Kr krypton 83.80																		
37 Rb rubidium 85.47	38 Sr strontium 87.62	39 Y yttrium 88.91	40 Zr zirconium 91.22	41 Nb niobium 92.91	42 Mo molybdenum 95.94(2)	43 Tc technetium	44 Ru ruthenium 101.1	45 Rh rhodium 102.9	46 Pd palladium 106.4	47 Ag silver 107.9	48 Cd cadmium 112.4	49 In indium 114.8	50 Sn tin 118.7	51 Sb antimony 121.8	52 Te tellurium 127.6	53 I iodine 126.9	54 Xe xenon 131.3																		
55 Cs caesium 132.9	56 Ba barium 137.3	57-71 lanthanoids	72 Hf hafnium 178.5	73 Ta tantalum 180.9	74 W tungsten 183.8	75 Re rhenium 186.2	76 Os osmium 190.2	77 Ir iridium 192.2	78 Pt platinum 195.1	79 Au gold 197.0	80 Hg mercury 200.6	81 Tl thallium [204.3, 204.4]	82 Pb lead 207.2	83 Bi bismuth 209.0	84 Po polonium	85 At astatine	86 Rn radon																		
87 Fr francium	88 Ra radium	89-103 actinoids	104 Rf rutherfordium	105 Db dubnium	106 Sg seaborgium	107 Bh bohrium	108 Hs hassium	109 Mt meitnerium	110 Ds darmstadtium	111 Rg roentgenium	112 Cn copernicium			114 Fl flerovium			116 Lv livermorium																		
																		57 La lanthanum 138.9	58 Ce cerium 140.1	59 Pr praseodymium 140.9	60 Nd neodymium 144.2	61 Pm promethium	62 Sm samarium 150.4	63 Eu europium 152.0	64 Gd gadolinium 157.3	65 Tb terbium 158.9	66 Dy dysprosium 162.5	67 Ho holmium 164.9	68 Er erbium 167.3	69 Tm thulium 168.9	70 Yb ytterbium 173.1	71 Lu lutetium 175.0			
																		89 Ac actinium	90 Th thorium 232.0	91 Pa protactinium 231.0	92 U uranium 238.0	93 Np neptunium	94 Pu plutonium	95 Am americium	96 Cm curium	97 Bk berkelium	98 Cf californium	99 Es einsteinium	100 Fm fermium	101 Md mendelevium	102 No nobelium	103 Lr lawrencium			

Elektronová konfigurace atomu v základním stavu

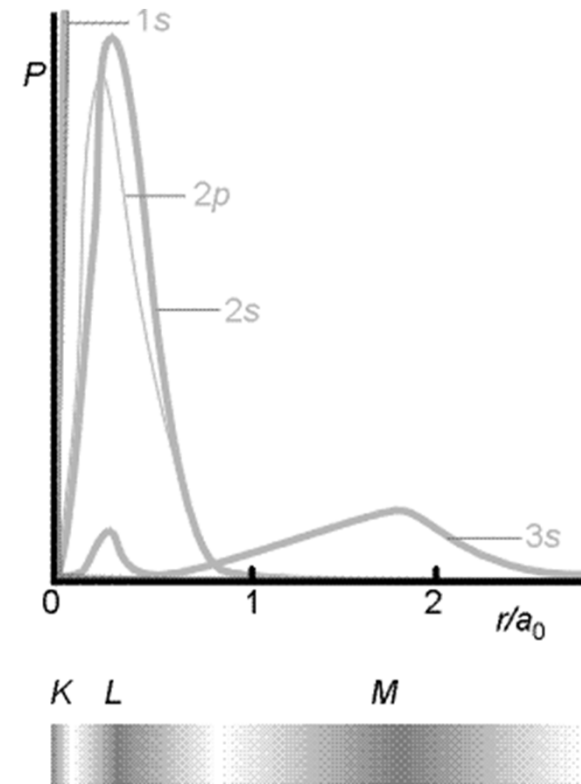
Electron Configuration Table

H 1s																			He 1s																	
Li 2s	Be																	B	C	N	O	F	Ne													
Na 3s	Mg																	Al	Si	P	S	Cl	Ar													
K 4s	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																			
Rb 5s	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																			
Cs 6s	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																			
Fr 7s	Ra	+Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg																										
																		Ce						Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
																		Th						Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

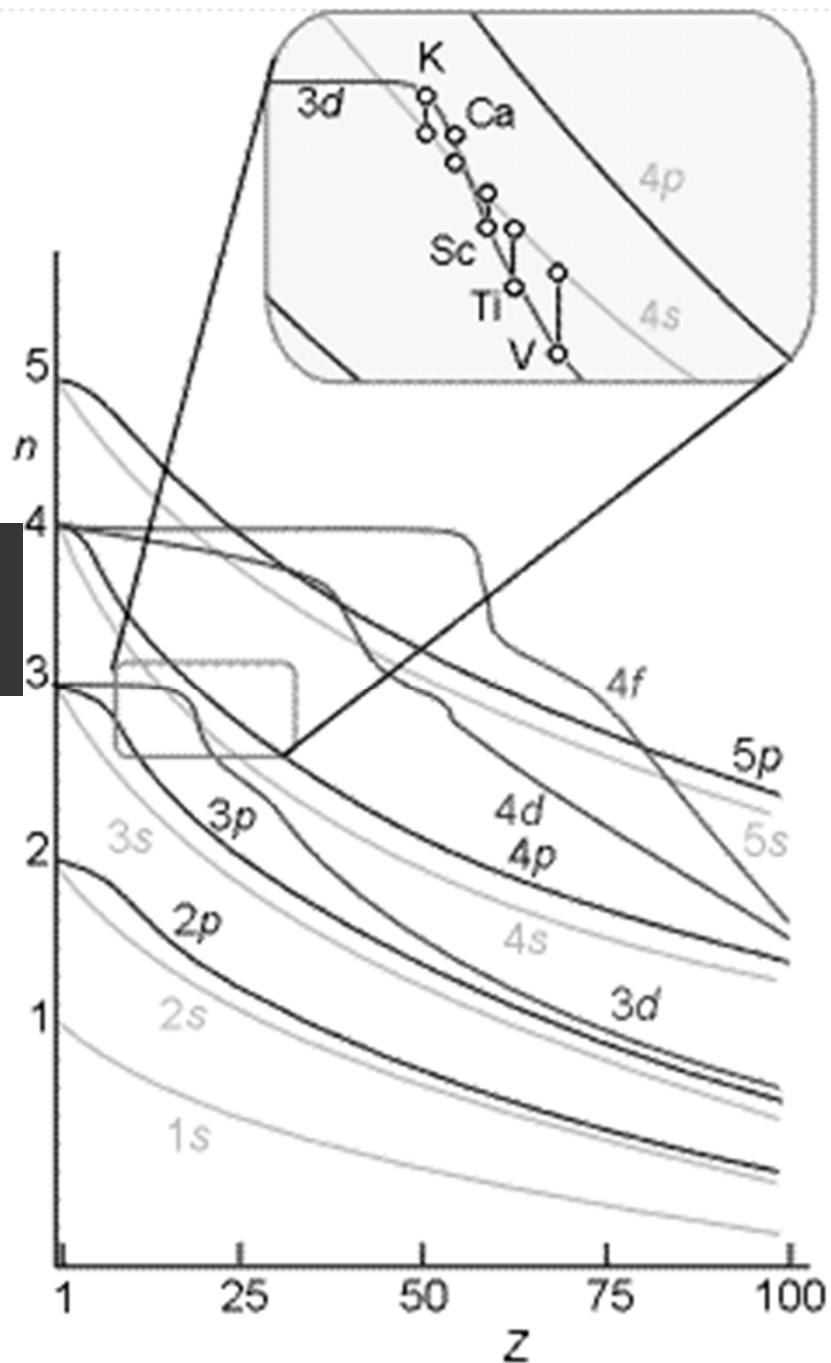
Elektronová konfigurace valenční slupky

(Ne)

	3s	3p
Na	\uparrow	
Mg	$\uparrow\downarrow$	
Al	$\uparrow\downarrow$	\uparrow
Si	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow$
P	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow\uparrow$
S	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$
Cl	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow$
Ar	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$



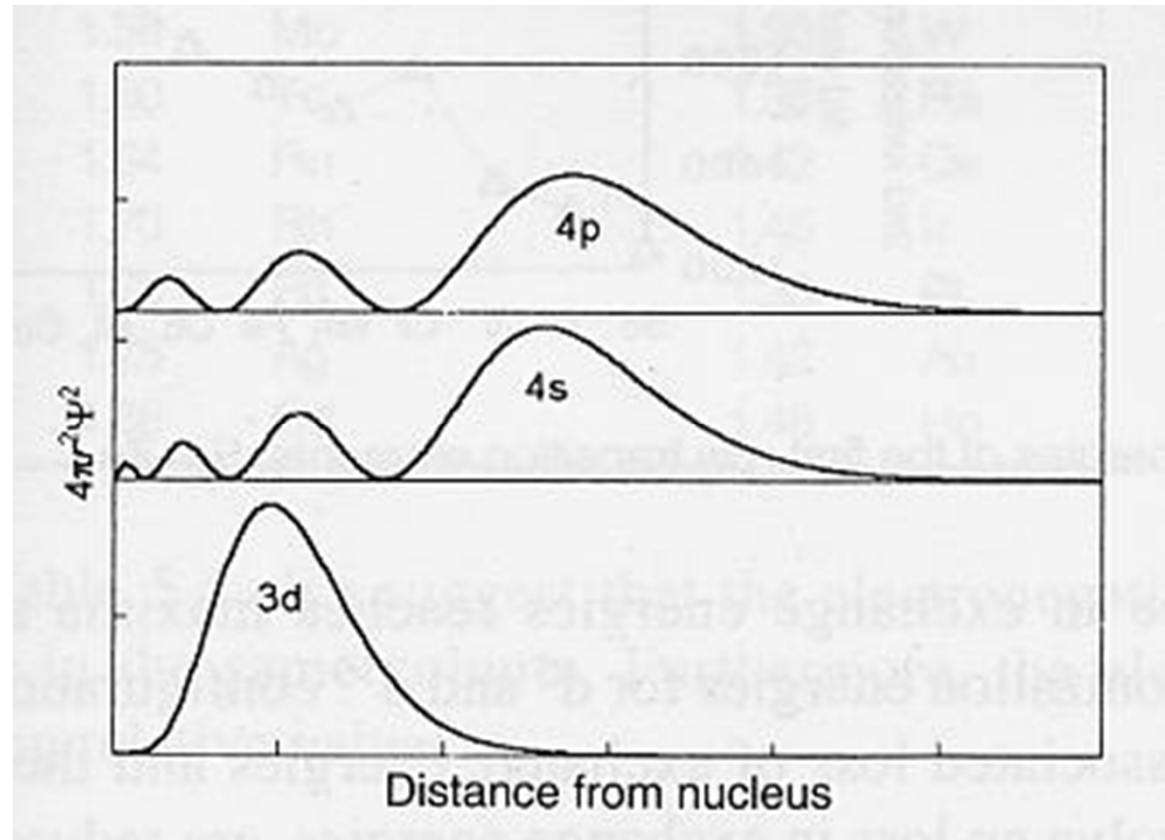
Energie orbitalu



Obsazení orbitalů elektrony může změnit pořadí energií

Počínaje Sc,
3d orbitaly mají nižší energii než 4s

Elektronová konfigurace valenční slupky



Elektronová konfigurace valenční slupky

