

# Atom vodíku

Nejjednodušší soustava: p + e

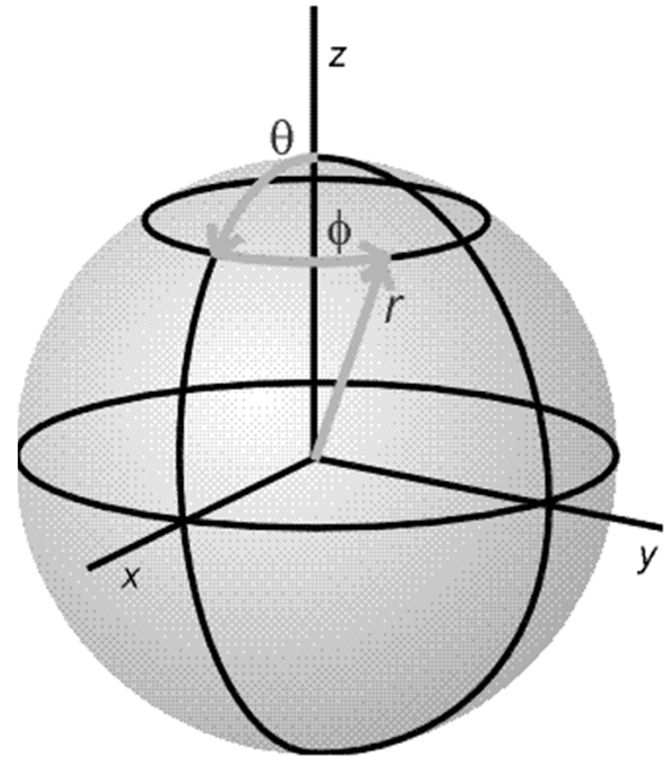
$$\hat{H} \Psi = E \Psi$$

Schrödingerova rovnice je řešitelná exaktně

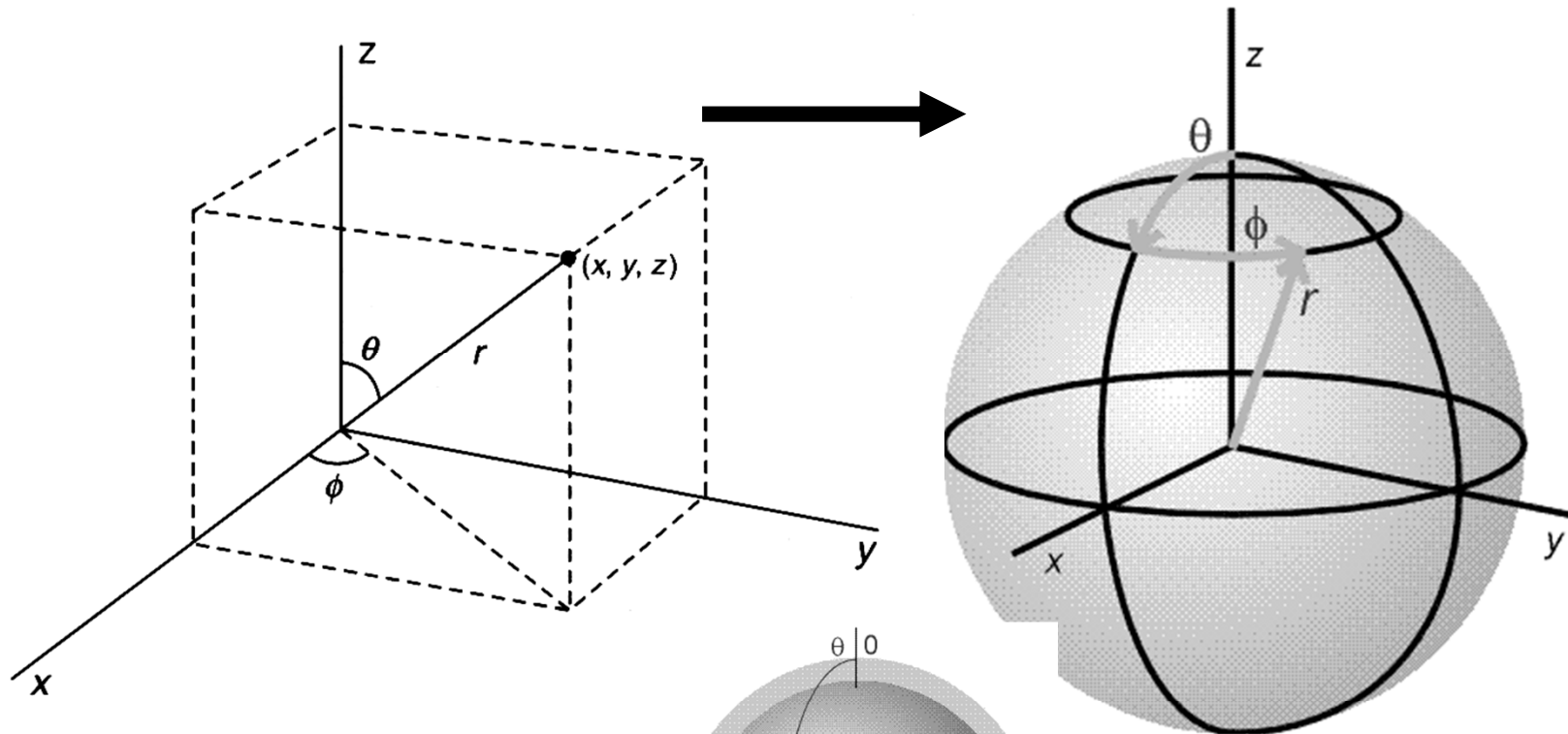
Kulová symetrie - výhoda

Potenciální energie mezi p + e

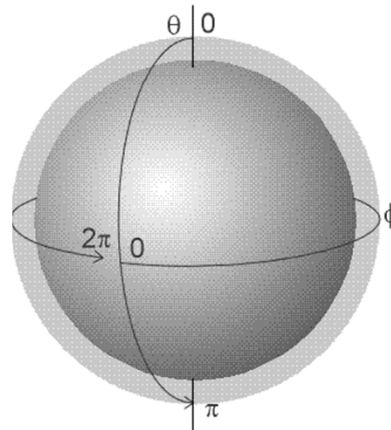
$$V = -\frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r}$$



# 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  $\theta, \phi$

$N$  = 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  $\infty$ )

**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 rovnice

- komplexní funkce souřadnic  $x, y, z$  nebo lépe  $r, \phi, \theta$

- 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)	$\pm 1$	$2/\sqrt{3} (Z/2a_0)^{3/2} (Zr/2a_0) \exp(-Zr/2a_0)$

## Vlastní hodnoty energie $E$ elektronu v atomu H typu

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

$\mu$  = redukovaná hmotnost systému jádro-elektron  
 $e$  = elementární náboj,  $\varepsilon_0$  = permitivita vakua

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

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

Odpovídá Bohrově rovnici!!

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

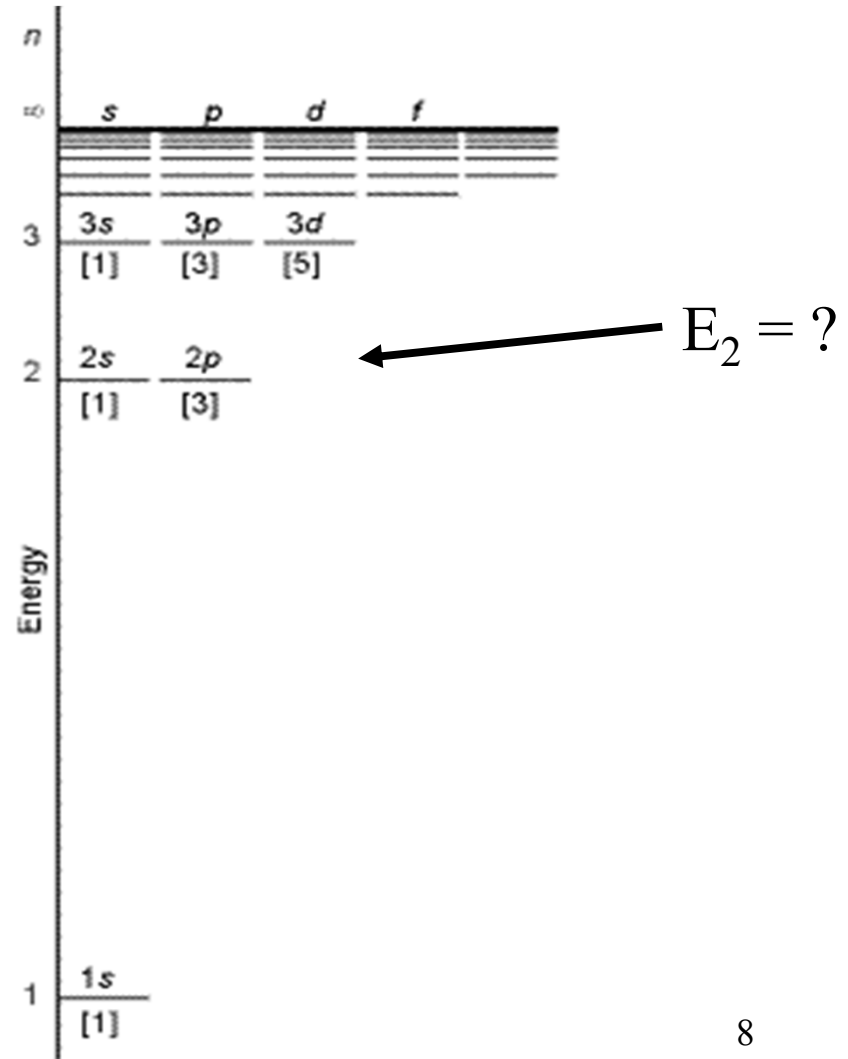
## Vlastní hodnoty E elektronu v atomu H typu

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

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

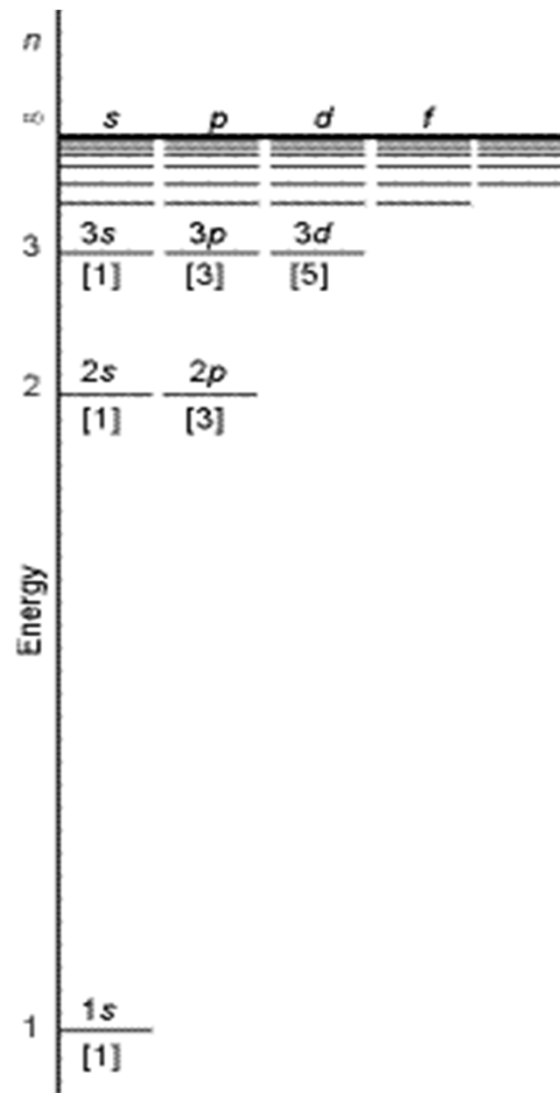
přípustné hodnoty 1 až  $\infty$

Pro každé  $n$  existuje  $n^2$   
degenerovaných hladin

$$l = n - 1$$

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

$$l = 0$$



# Orbitální moment hybnosti

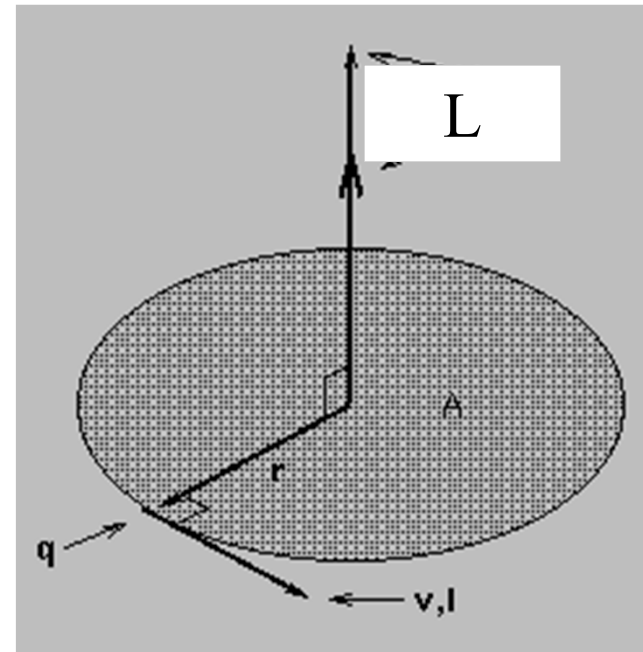
$L$  = orbitální moment hybnosti (vektor)

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

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



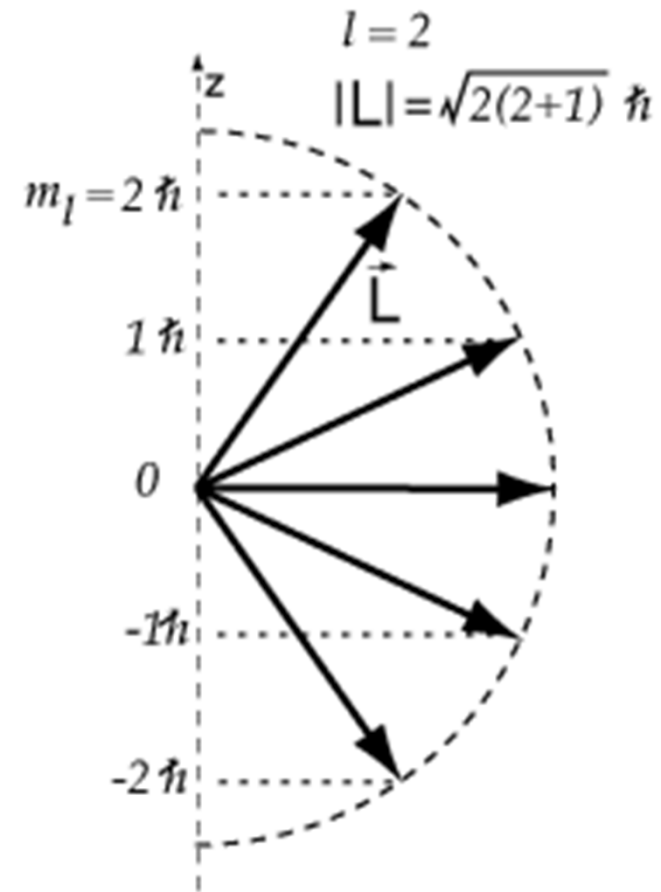
# Kvantování orbitálního momentu hybnosti

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

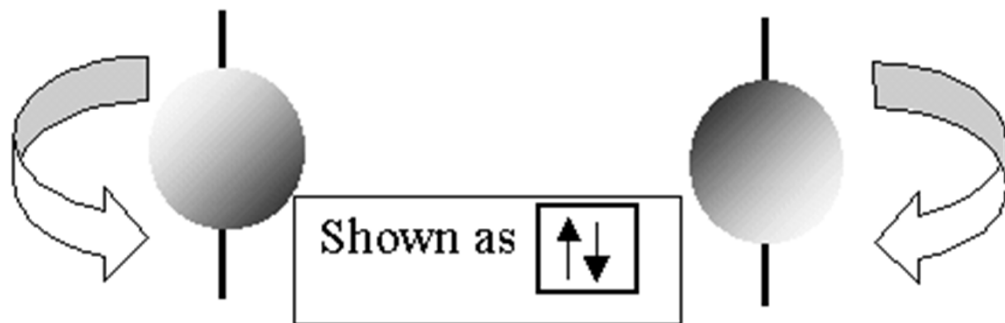
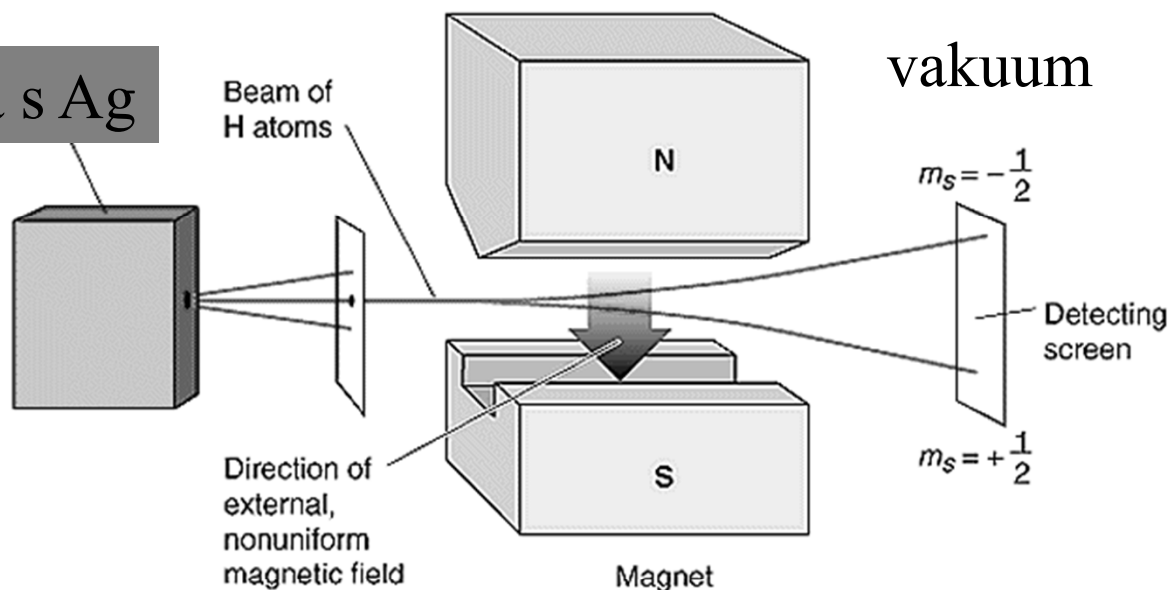
Nehomogenní magnetické pole

$S$  = spinový moment hybnosti

Píčka s Ag

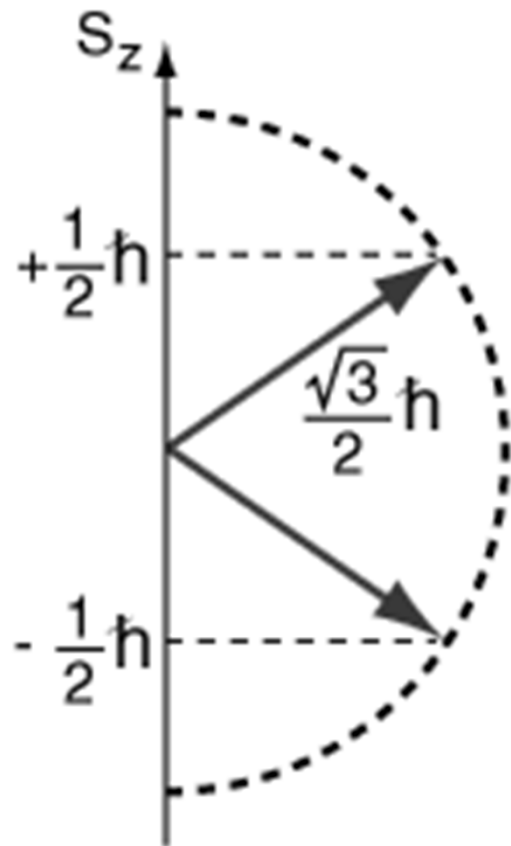
Beam of H atoms

vakuum



Spin je kvantová vlastnost částic

# Magnetické spinové kvantové číslo $m_s$

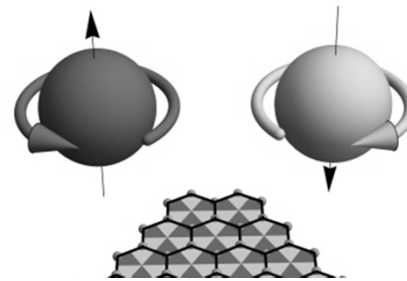
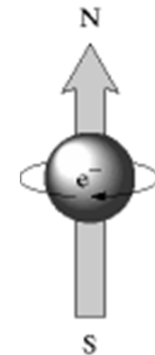


$$S = \hbar/2\pi [s(s+1)]^{1/2}$$

$$s = 1/2$$

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

$$m_s = \pm 1/2$$

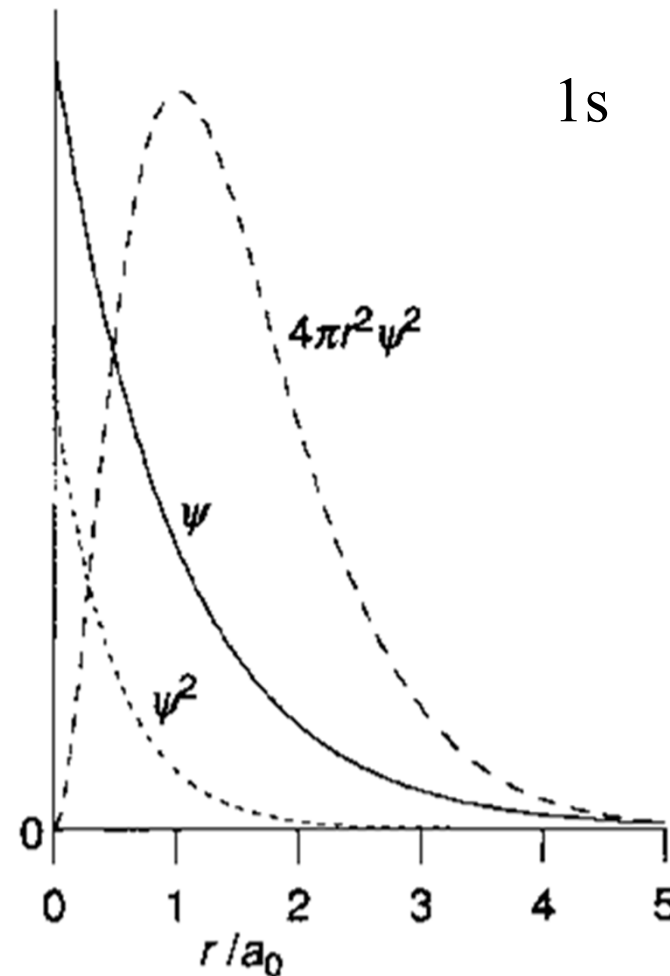


## $\Psi =$ vlnová funkce

Vlnové funkce  $\Psi$  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

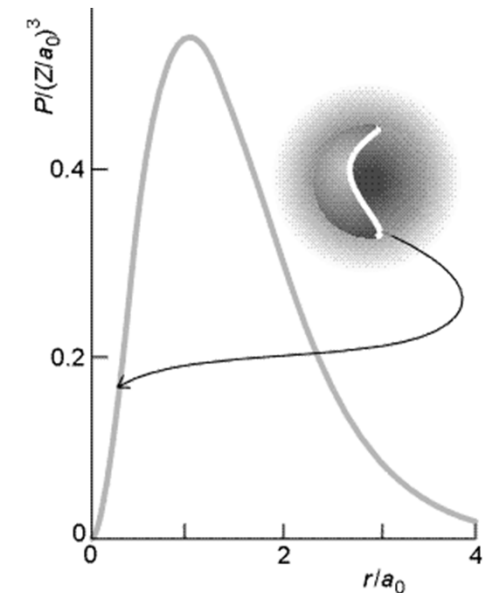
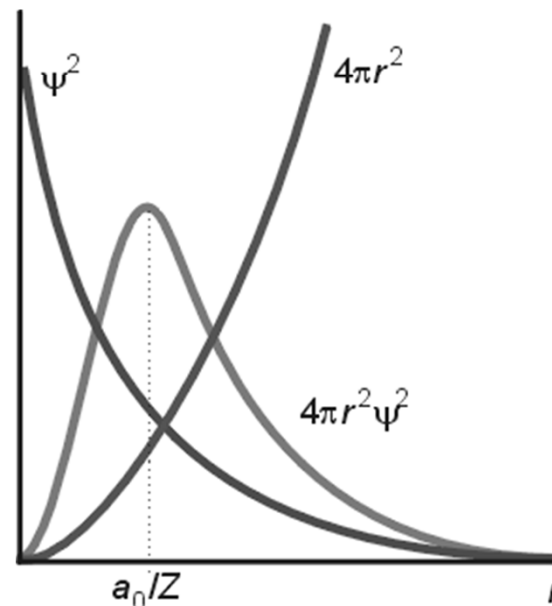
$R_{n,1}(r)$  radiální část vlnové funkce

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

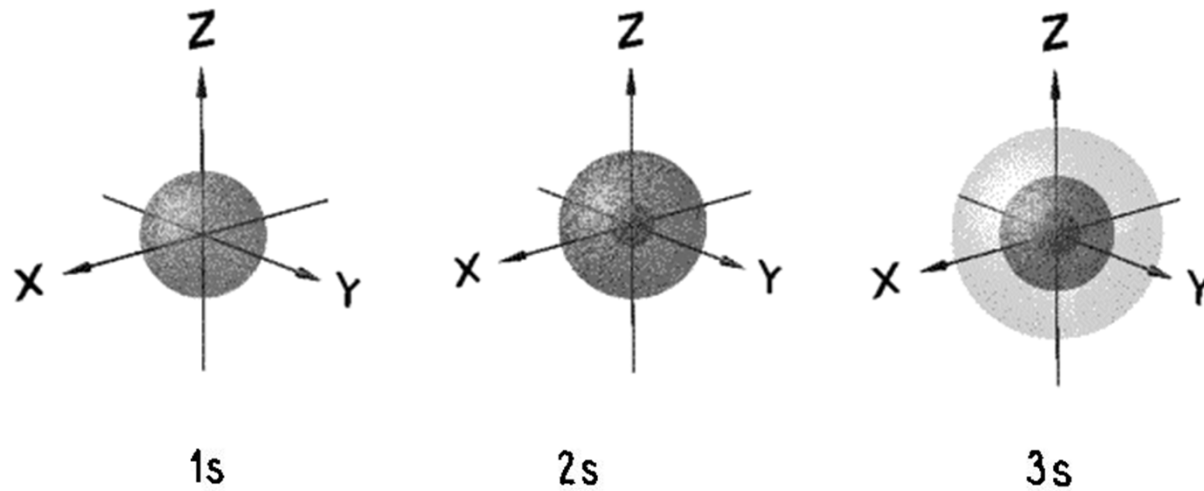
Radiální distribuční funkce

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

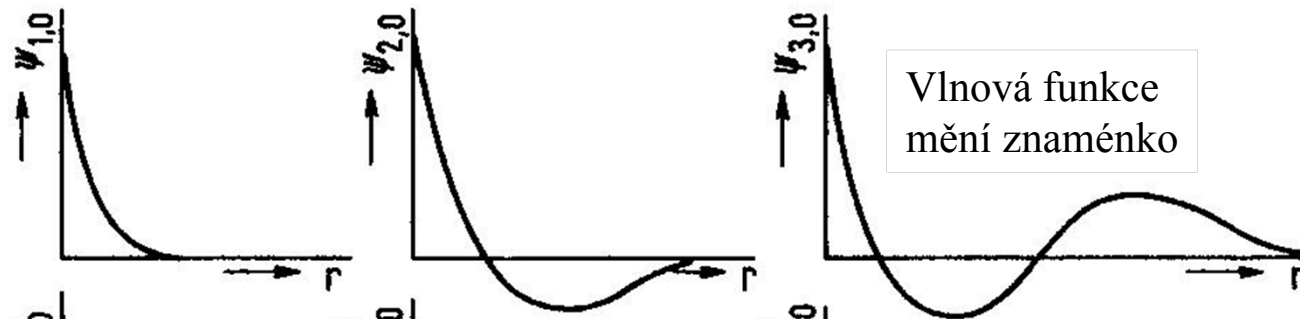
$P$  = Pravděpodobnost výskytu  $e$  v objemu tvaru kulové slupky tloušťky  $dr$  ve vzdálenosti  $r$



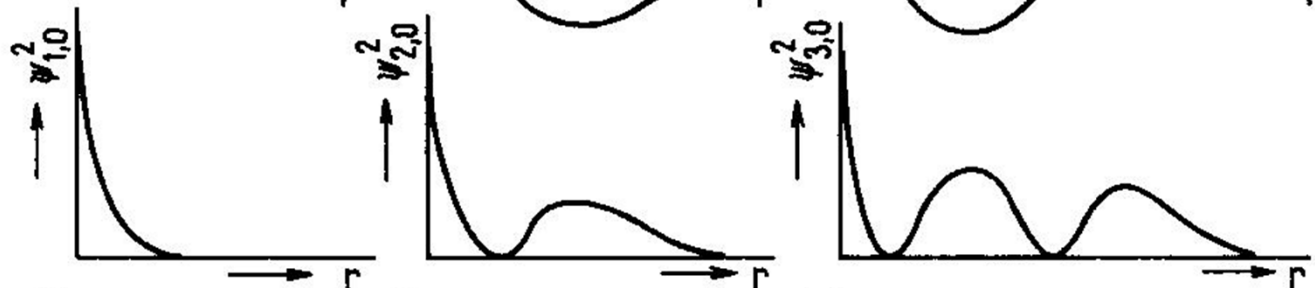
# Orbital



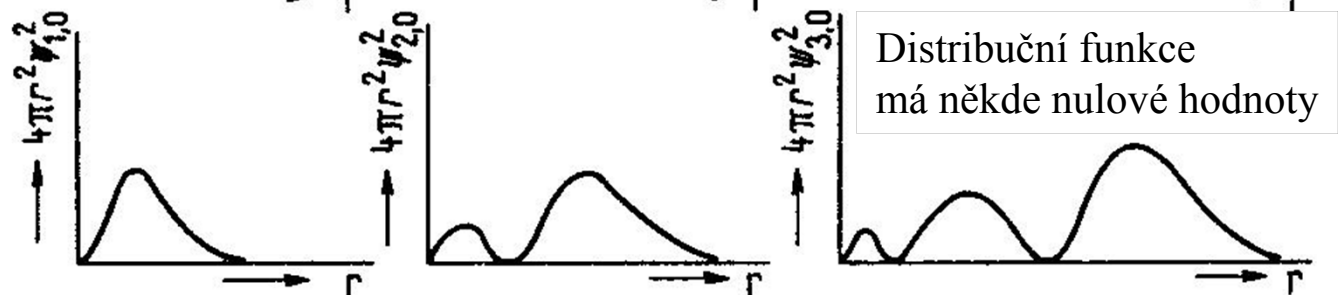
# Vlnová funkce



# Hustota pravděpodobnosti



# Radiální rozložení (distribuční fce)

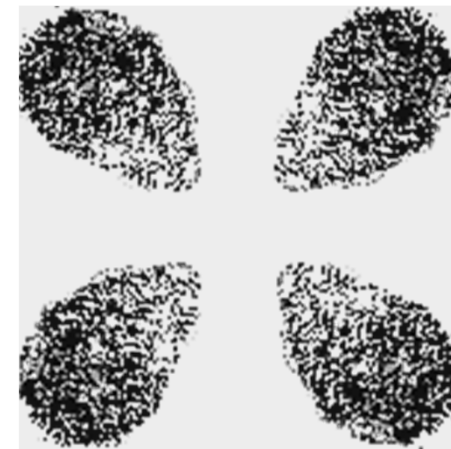
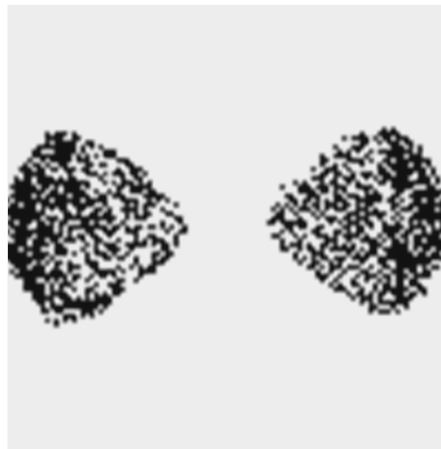
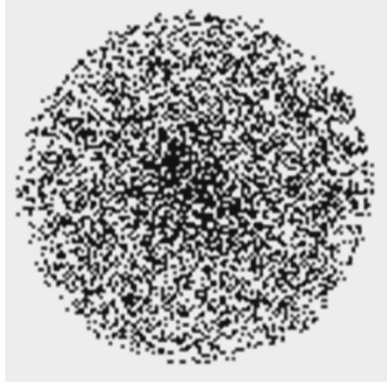


# Orbital

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

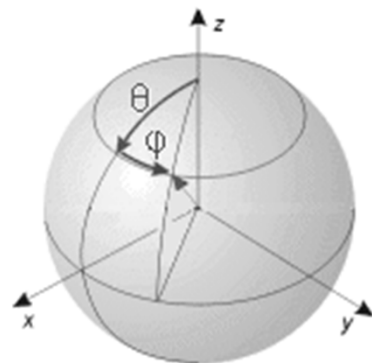
Vysoká kinetická energie pro elektron v malém orbitalu

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

## s - orbitaly

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

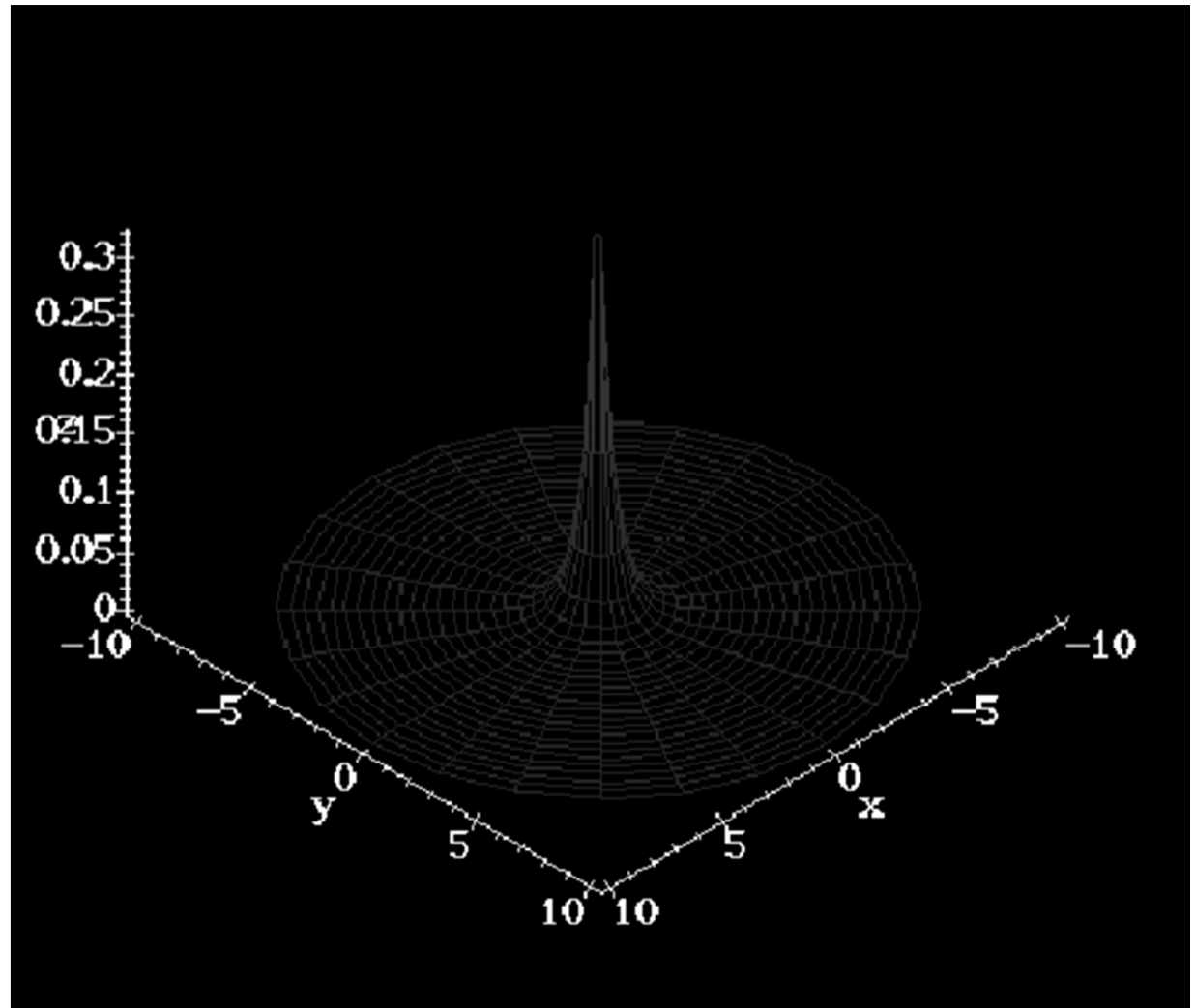
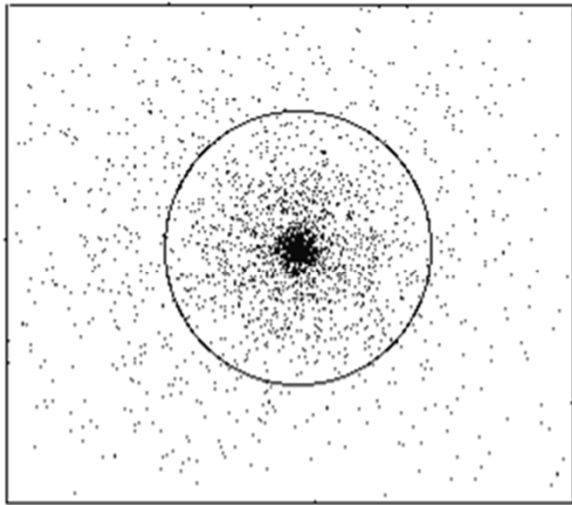
$\chi_{l,m}(\theta, \phi)$  = angulární (úhlová) část vlnové funkce, je **konstanta** pro s-orbitaly ( $l = 0$ ) = KULOVÝ TVAR



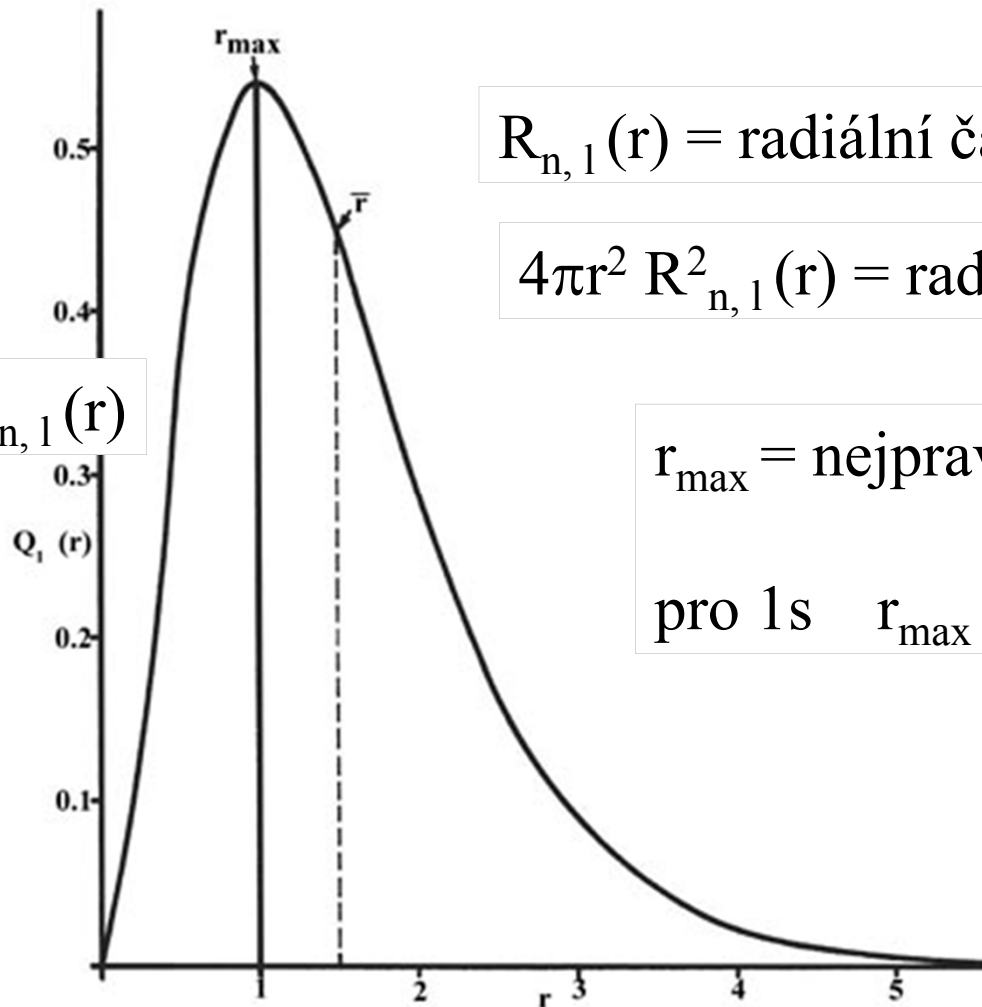
$$\psi_{0,0}^2$$

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

# Atomový orbital 1s



# Radiální distribuční funkce



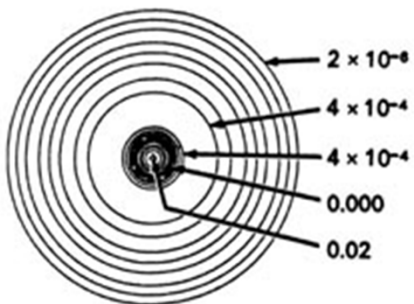
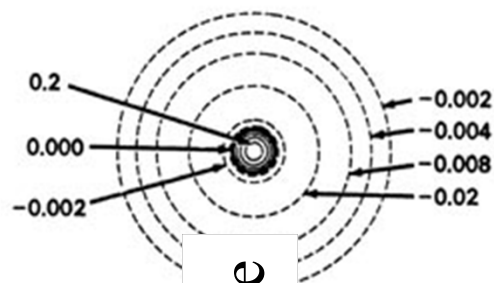
$$4\pi r^2 R_{n,1}^2(r)$$

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

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

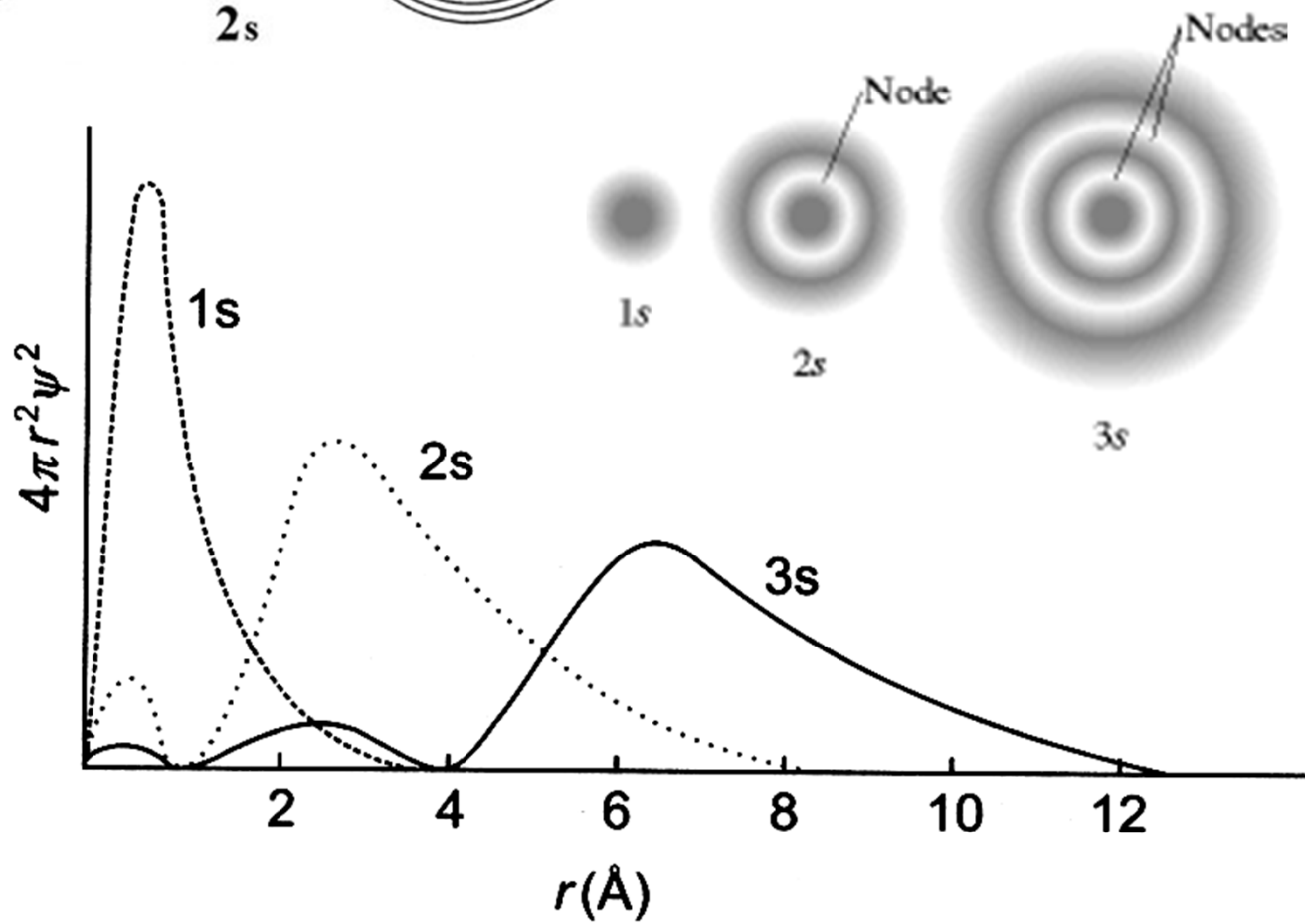
$r_{\max}$  = nejpravděpodobnější poloměr

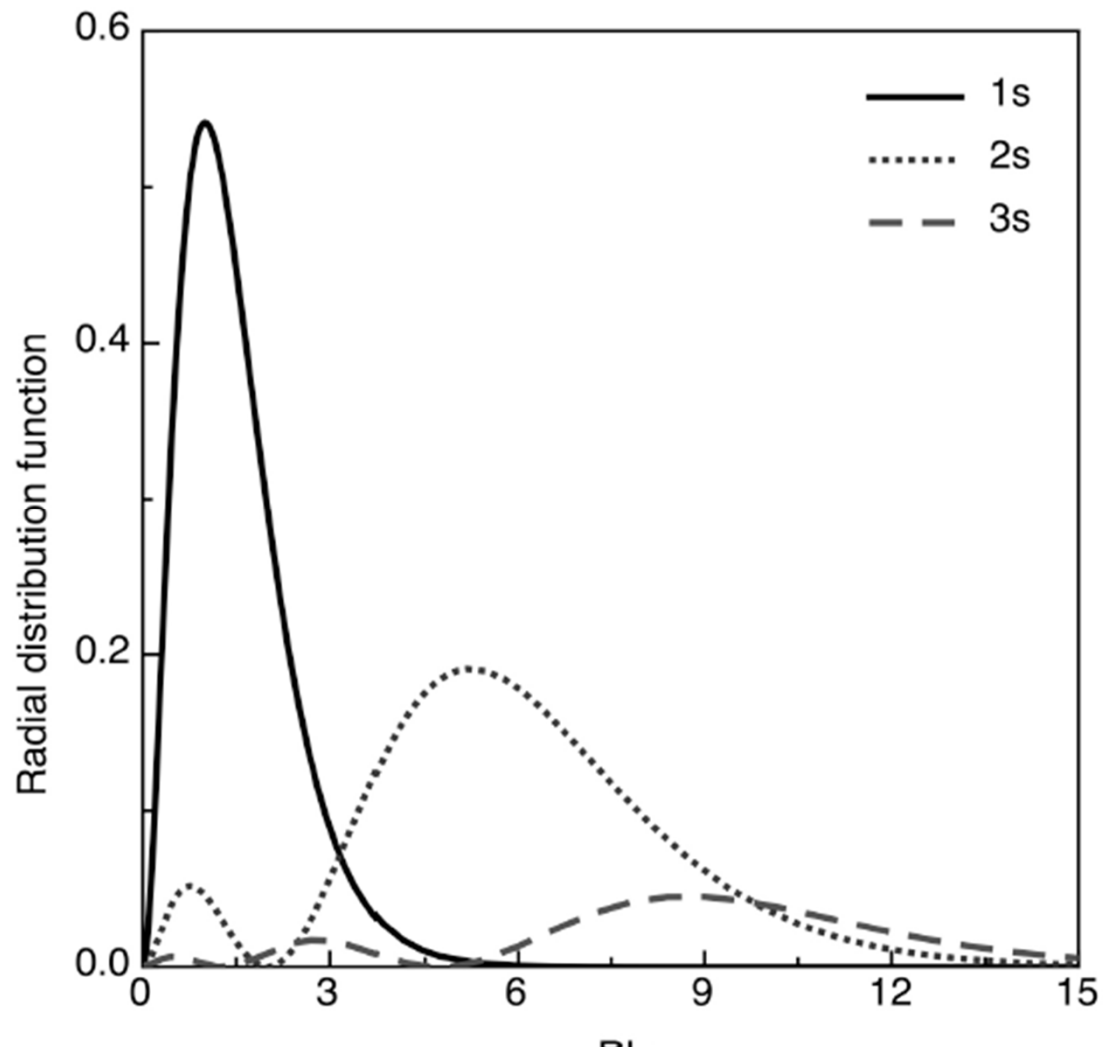
pro 1s  $r_{\max} = a_0$  Bohrův poloměr

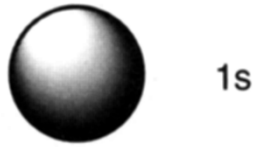


2s

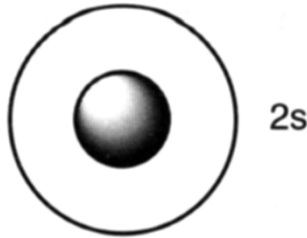
$4\pi r^2 R_{n,1}^2(r)$  = radiální distribuční funkce







1s



2s



3s

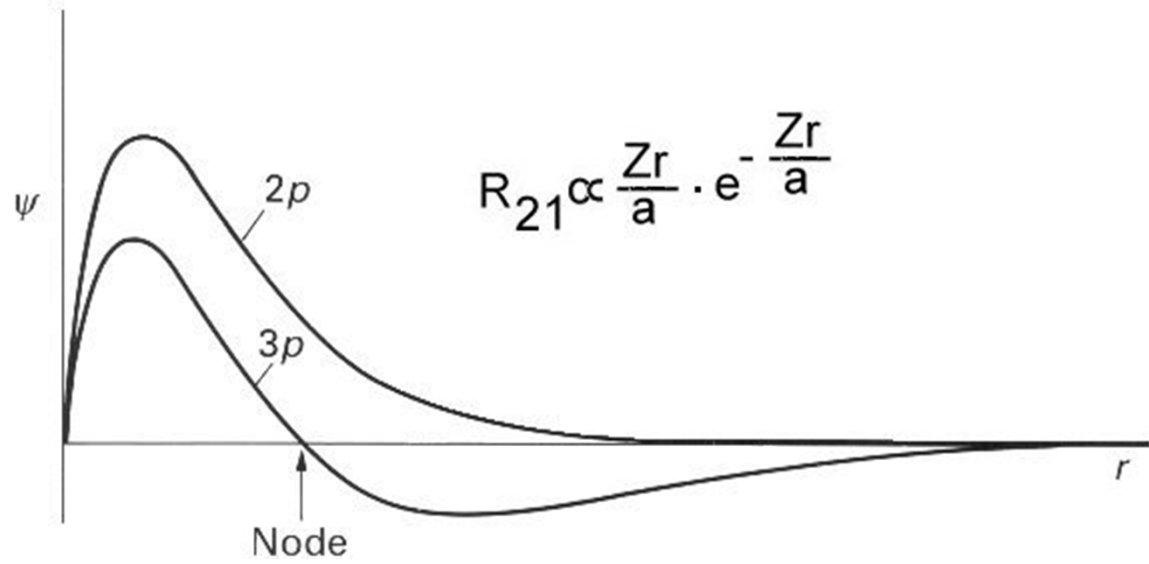
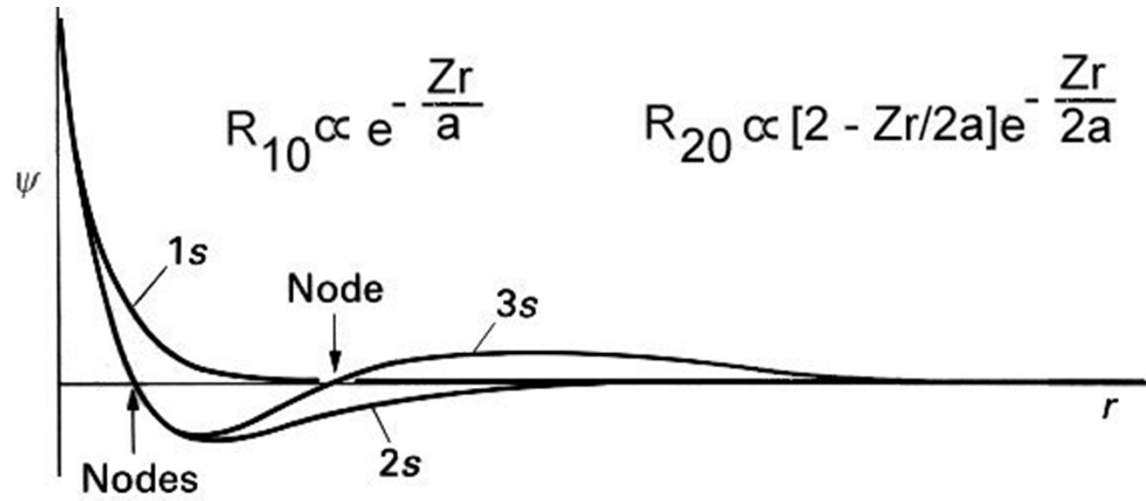


2p<sub>x</sub>

nodal surface



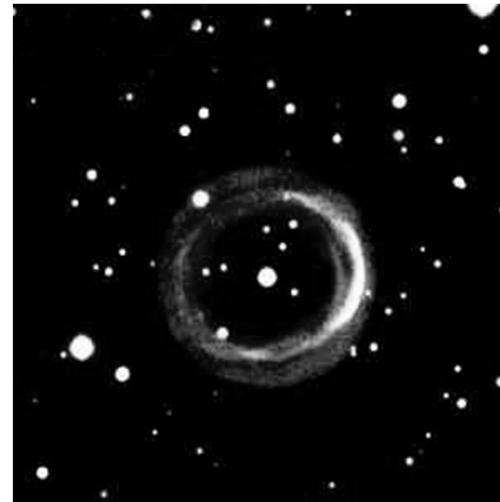
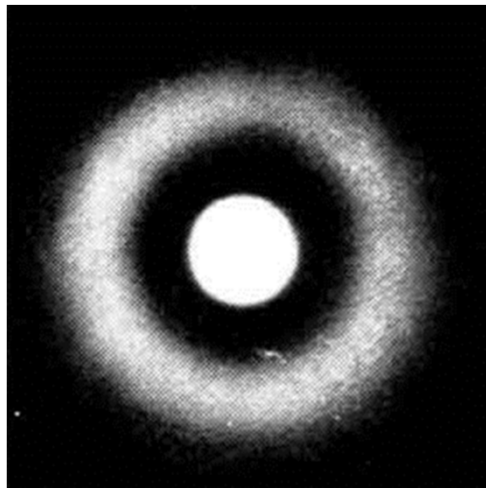
3p<sub>x</sub>



# Uzlové (nodální) plochy v radiální distribuční funkci

## Uzlová (nodální) plocha

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



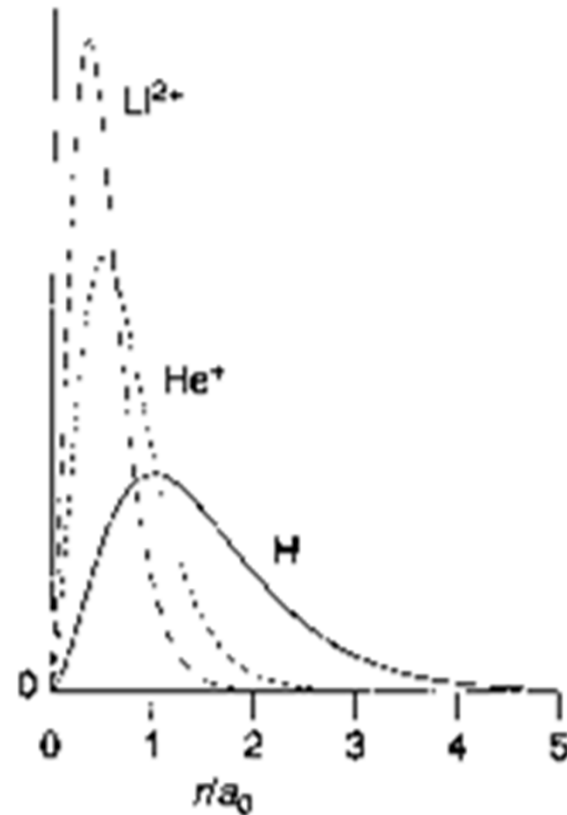
Počet kulových uzlových (nodálních) ploch =  $n - l - 1$



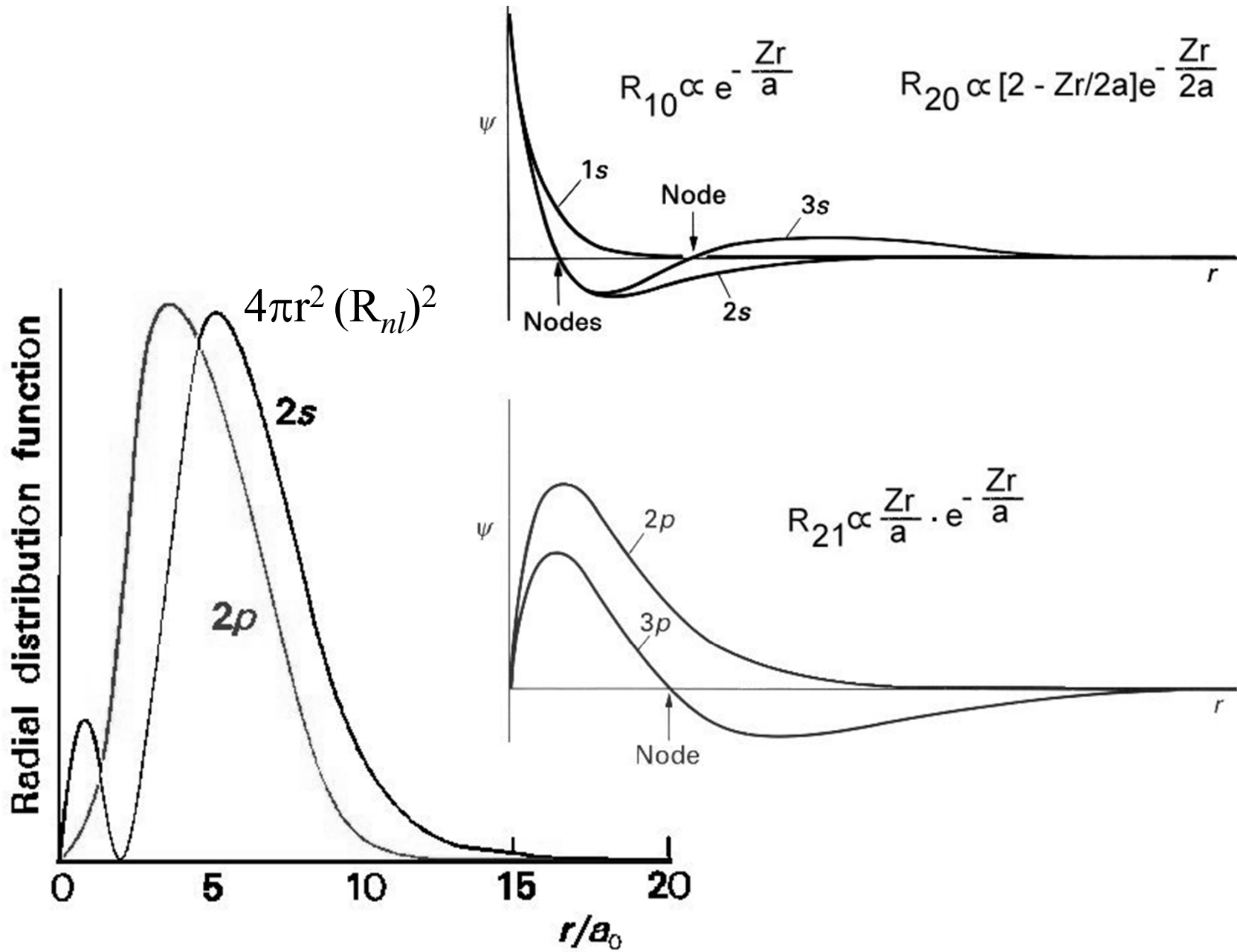
## Účinek $Z$ na radiální část vlnové funkce $s$

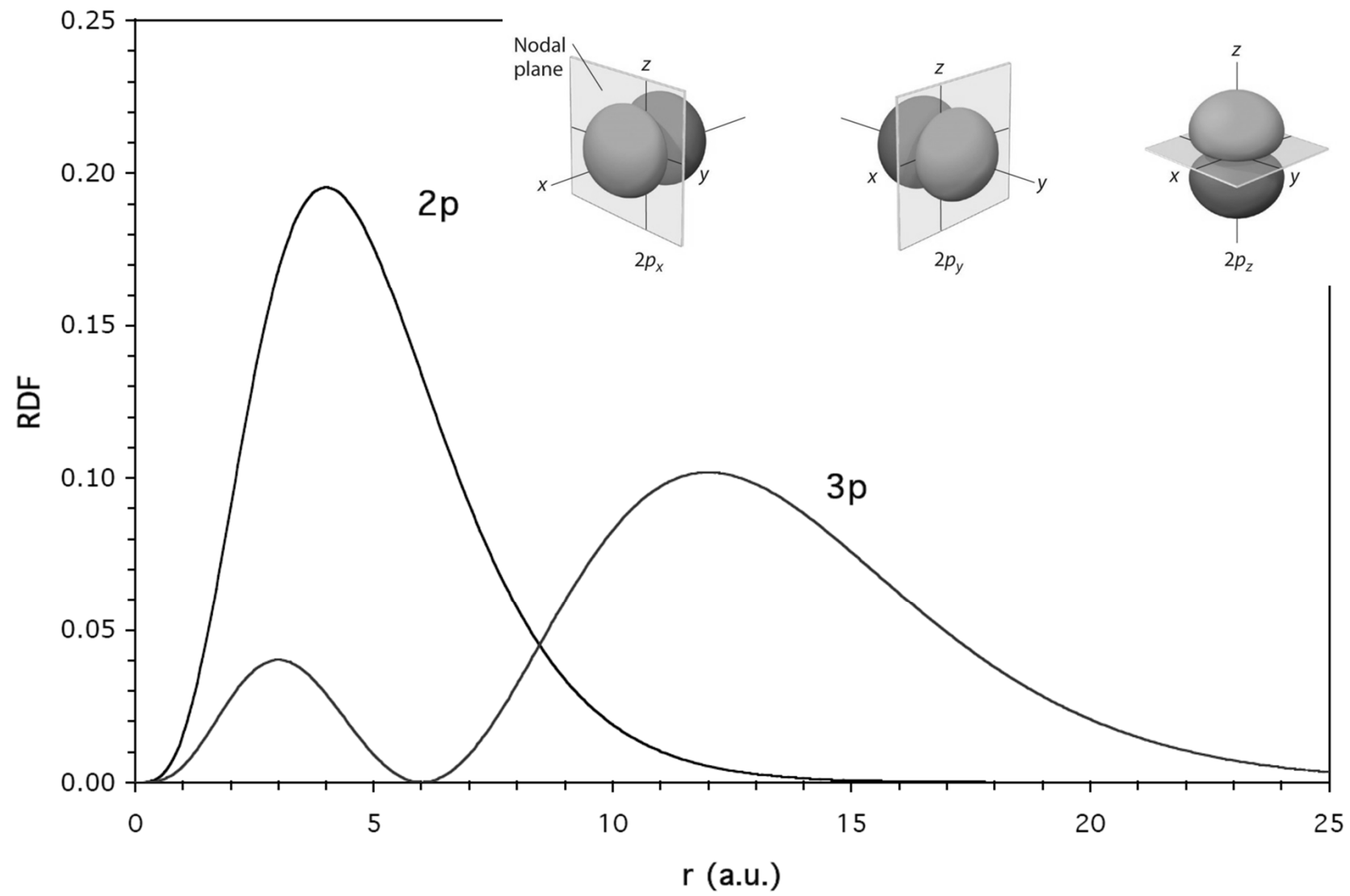
$$R_{n,1}(r) = 2\sqrt{\left(\frac{Z}{a_0}\right)^3} \exp\left(-\frac{Zr}{a_0}\right)$$

**Radiální distribuční funkce  $1s$**



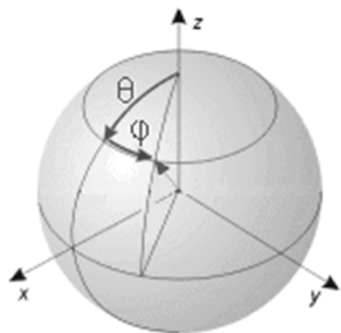
↗  
S rostoucím nábojem jádra  $Z$  se poloha maxima pravděpodobnosti výskytu  $e$  přibližuje k jádru





# Angulární část vlnové funkce p orbitalů

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



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



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



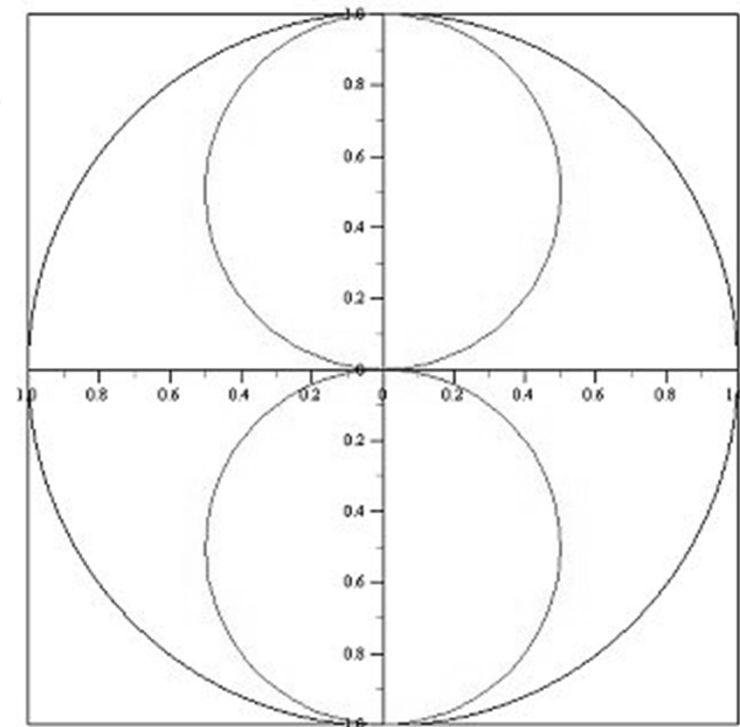
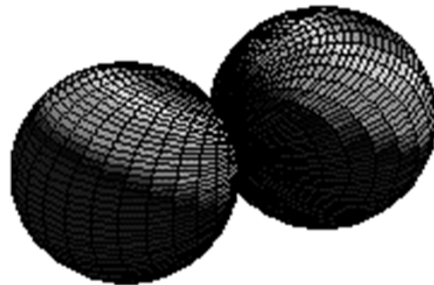
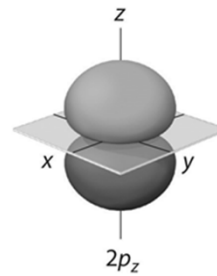
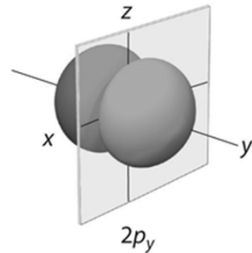
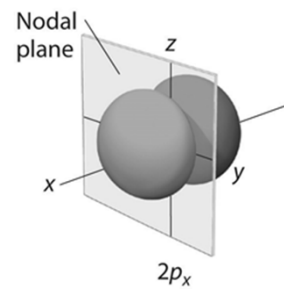
$$Y_{1,0} = (1/4\pi)^{1/2} 3^{1/2} \cos\theta$$

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

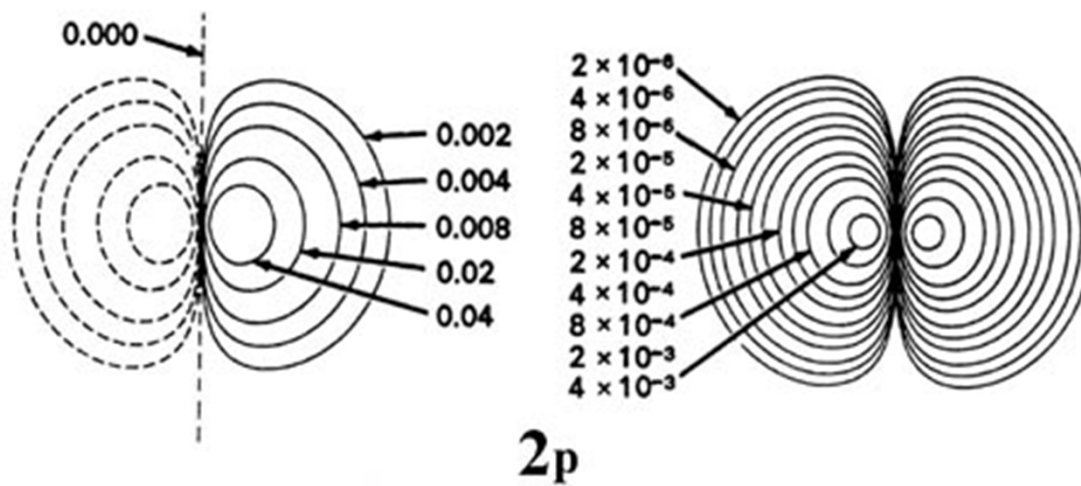
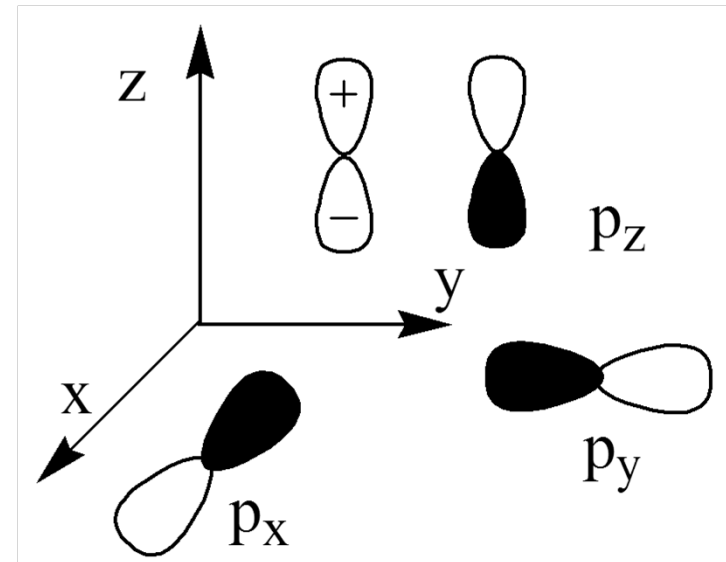
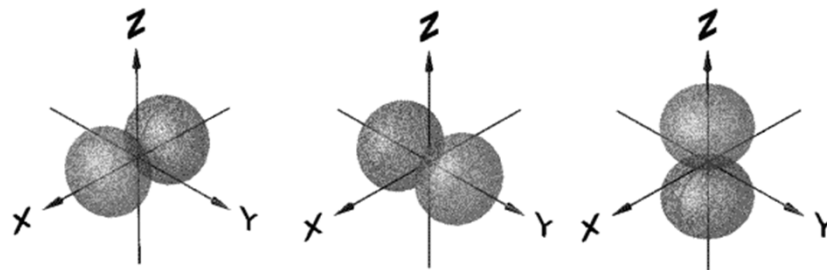
# p - orbitals

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

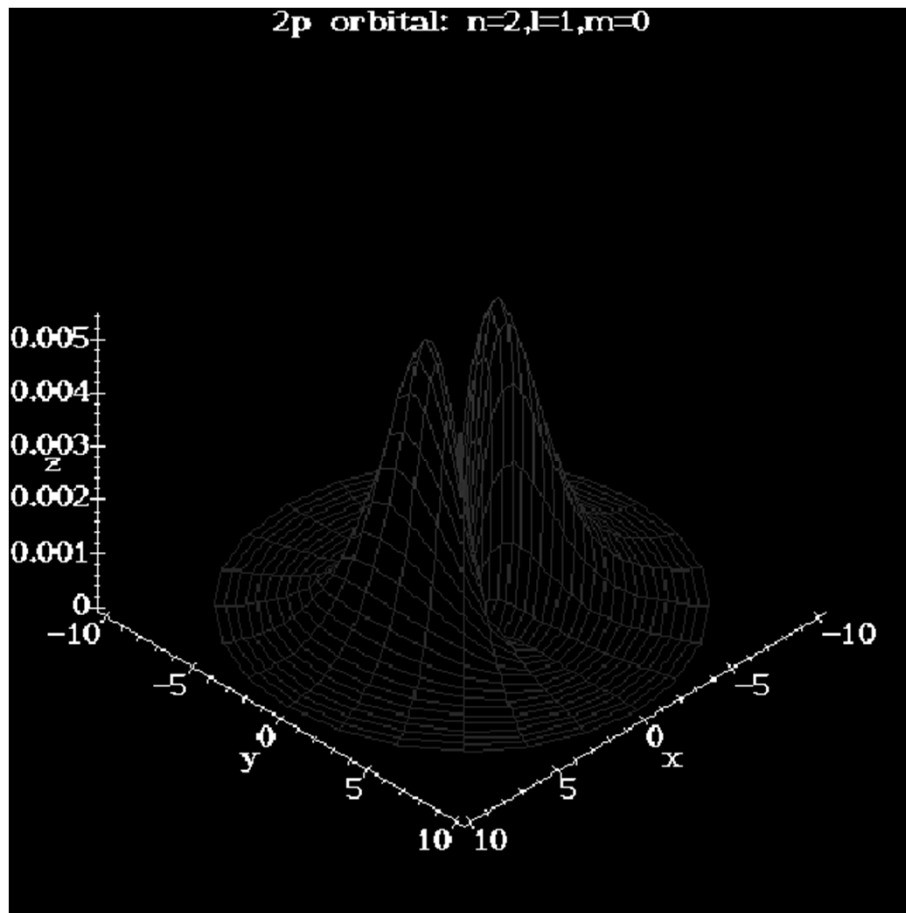
**Angulární část vlnové funkce určuje tvar**  
**Stejná pro všechny hodnoty n**



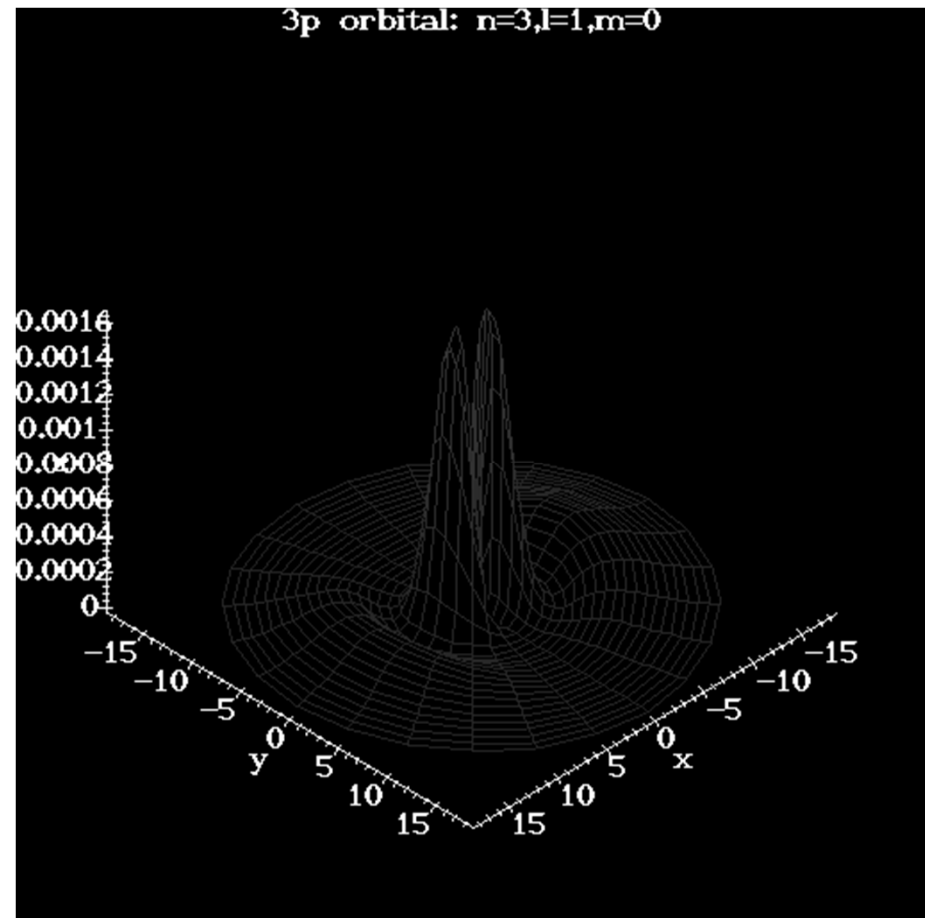
# p - orbital

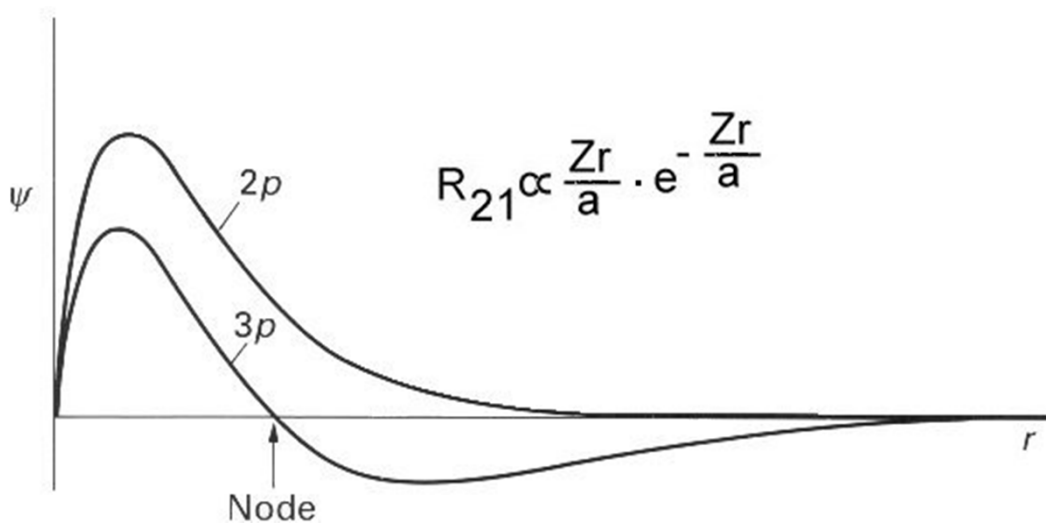
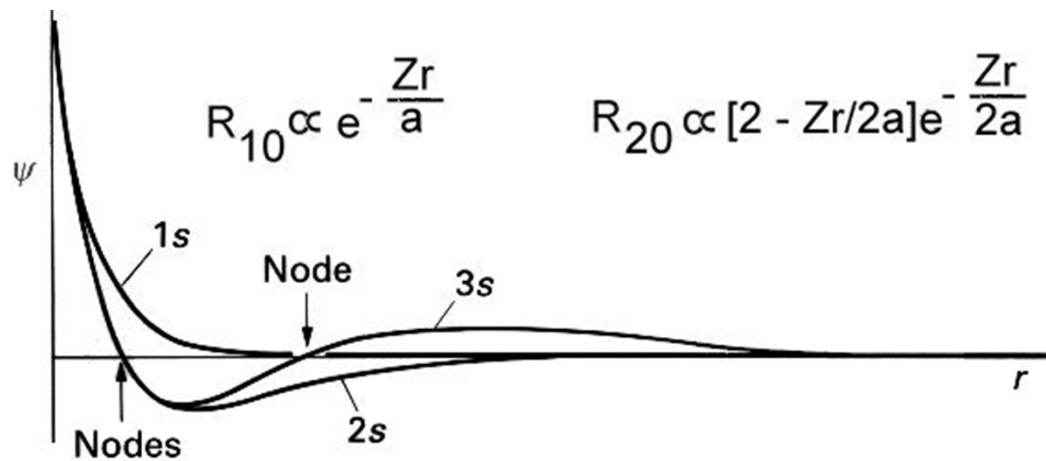
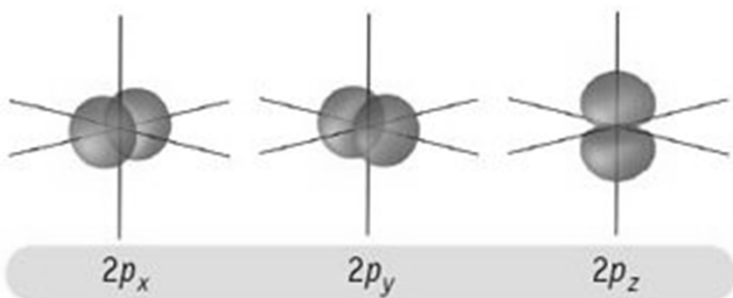
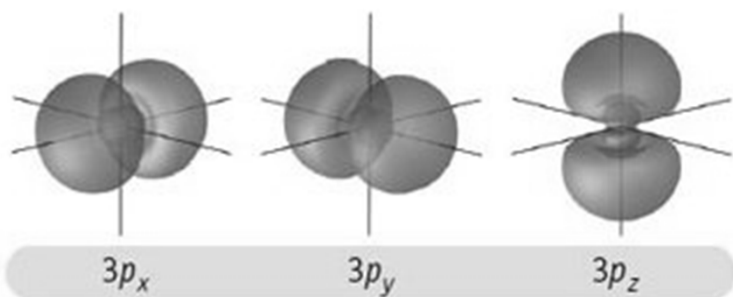


## 2p - orbitaly



## 3p - orbitaly



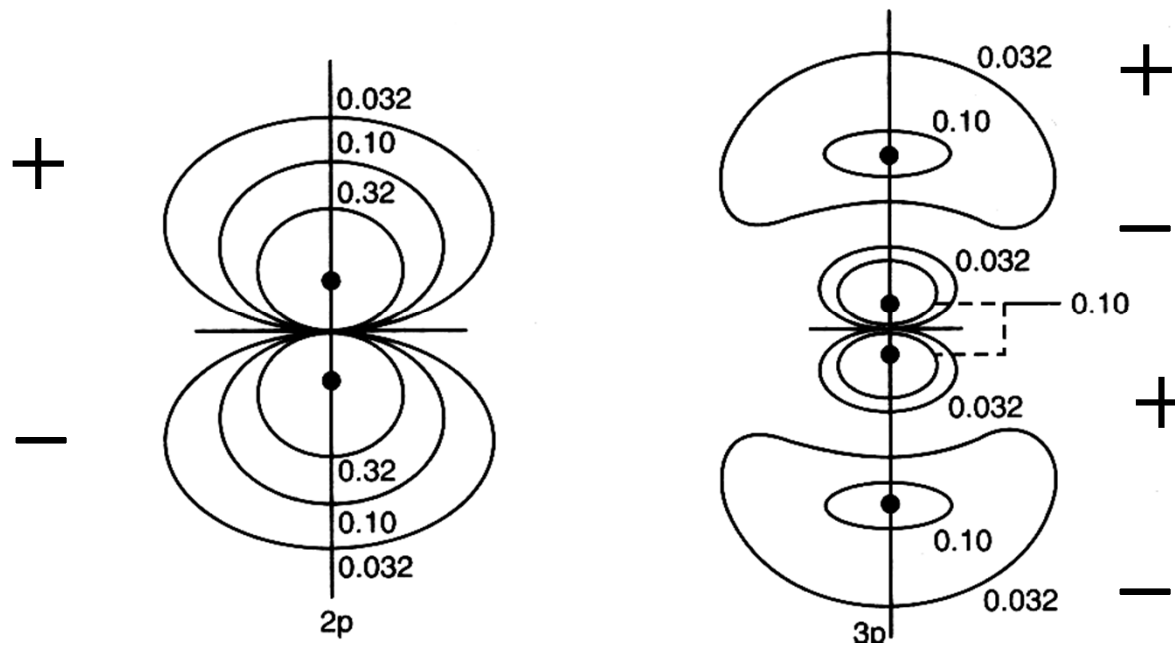




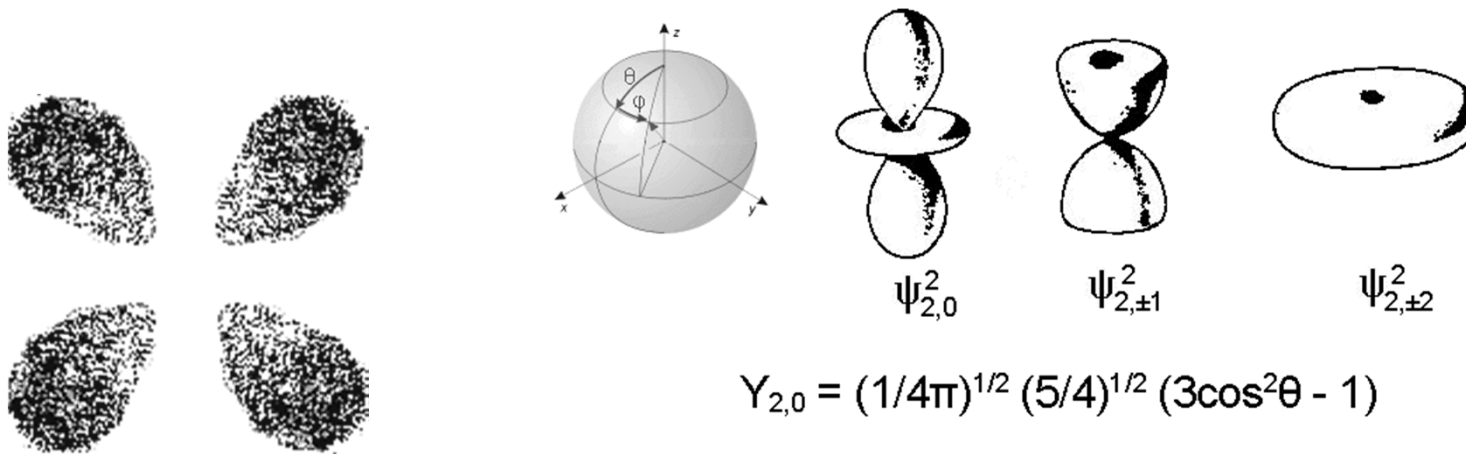
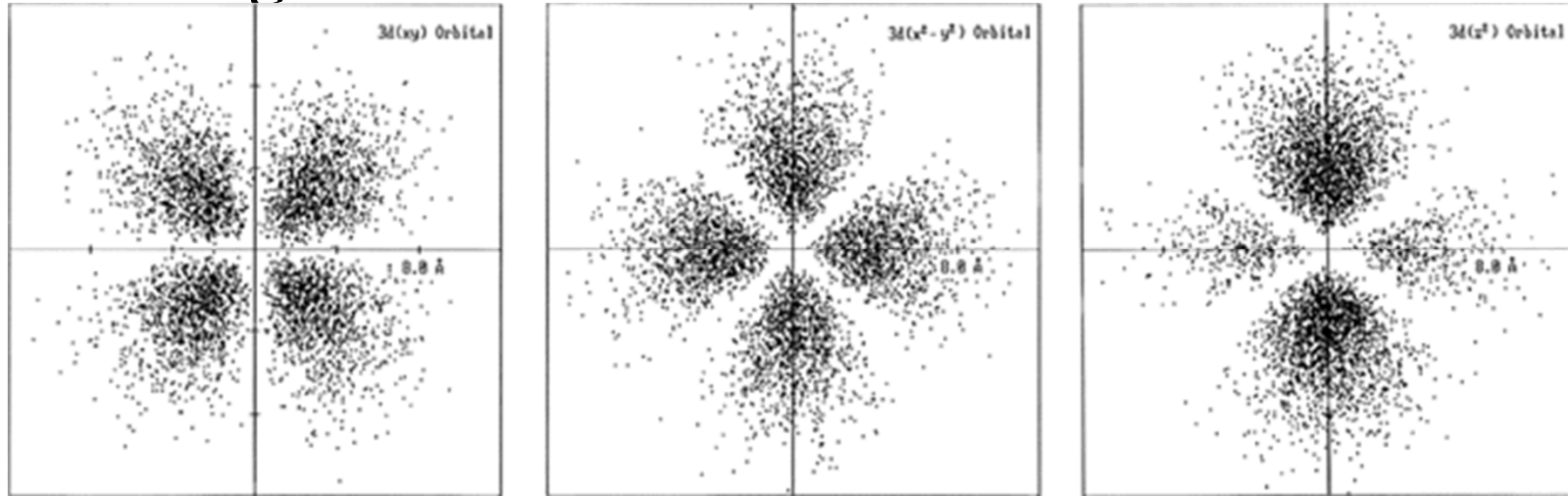
## 2p - orbitaly

## 3p - orbitaly

Vlnové funkce = Radiální  $\times$  Angulární část



# Angulární část vlnové funkce d orbitalů

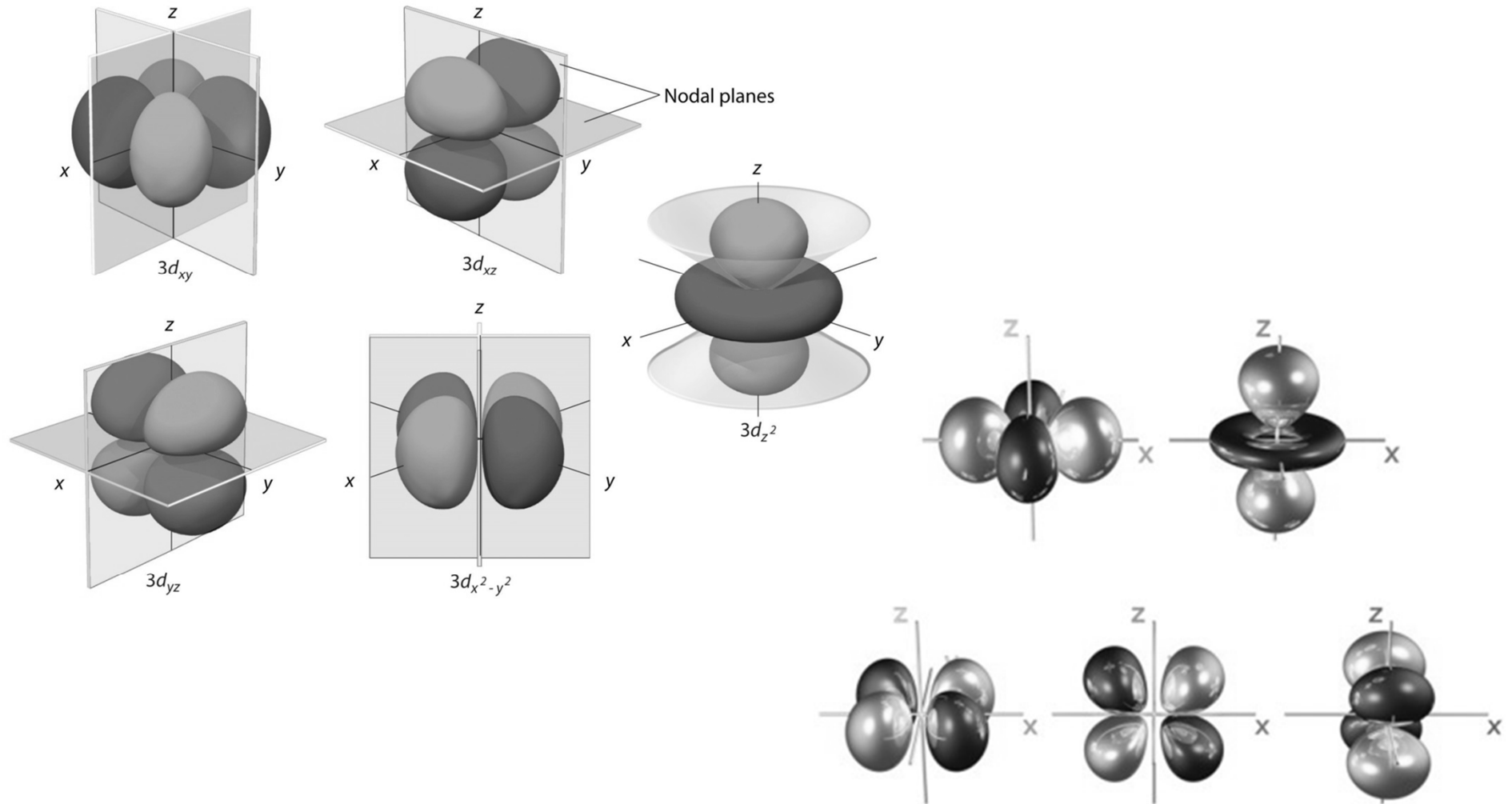


$$Y_{2,0} = (1/4\pi)^{1/2} (5/4)^{1/2} (3\cos^2\theta - 1)$$

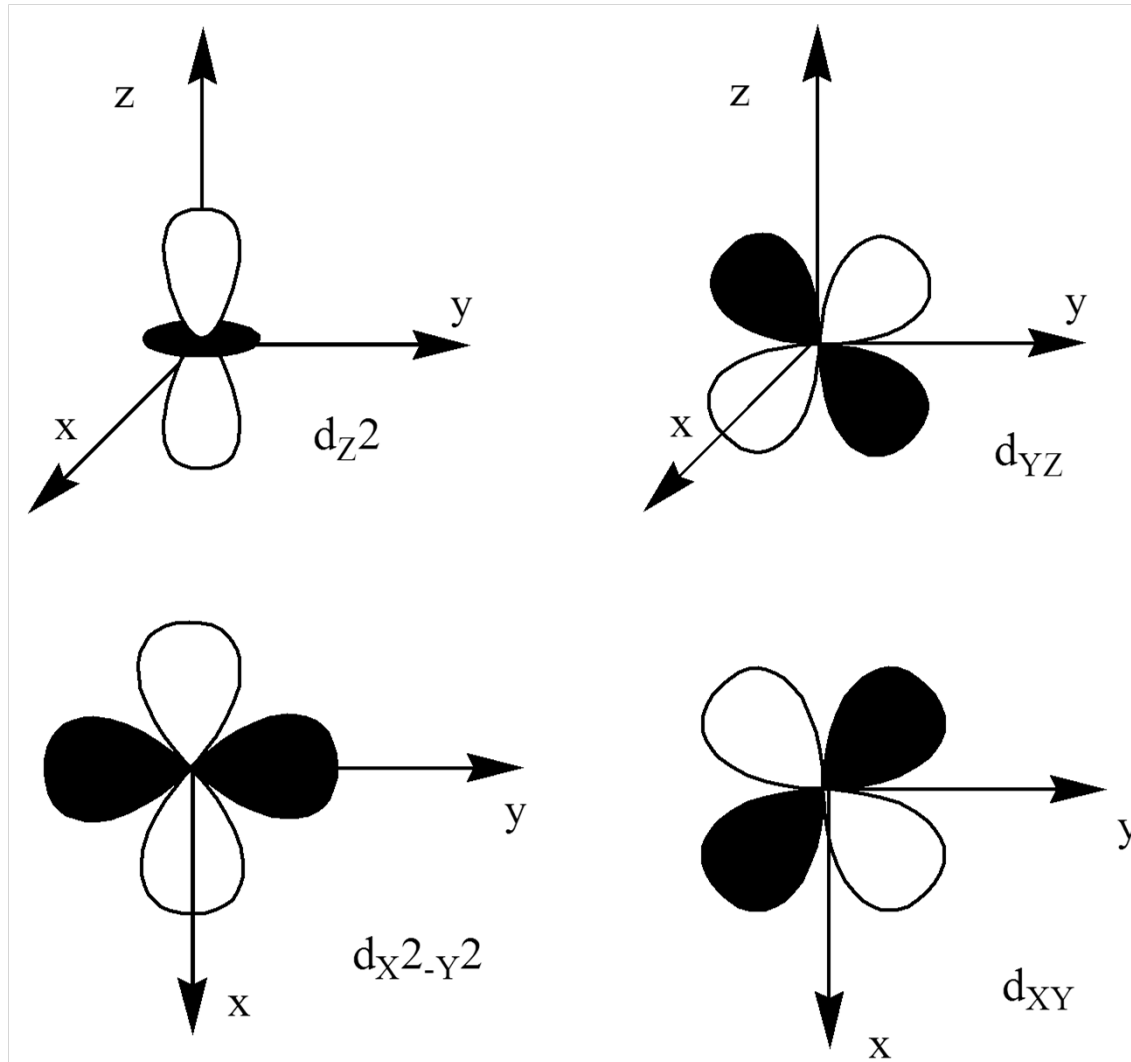
$$Y_{2,\pm 1} = (1/4\pi)^{1/2} (\mp 15/4)^{1/2} \cos\theta \sin\theta e^{\pm i\phi}$$

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

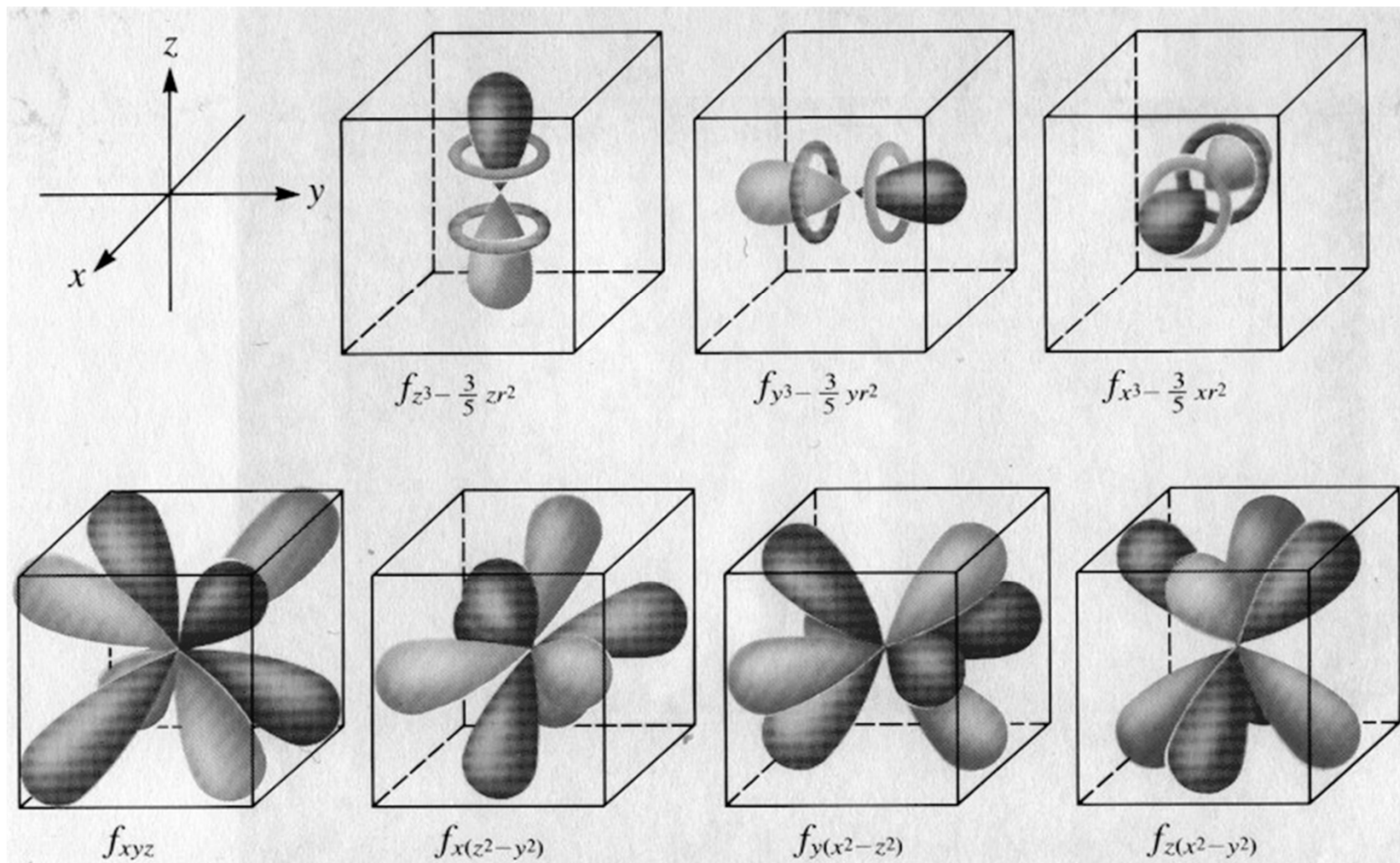
# d - orbitaly



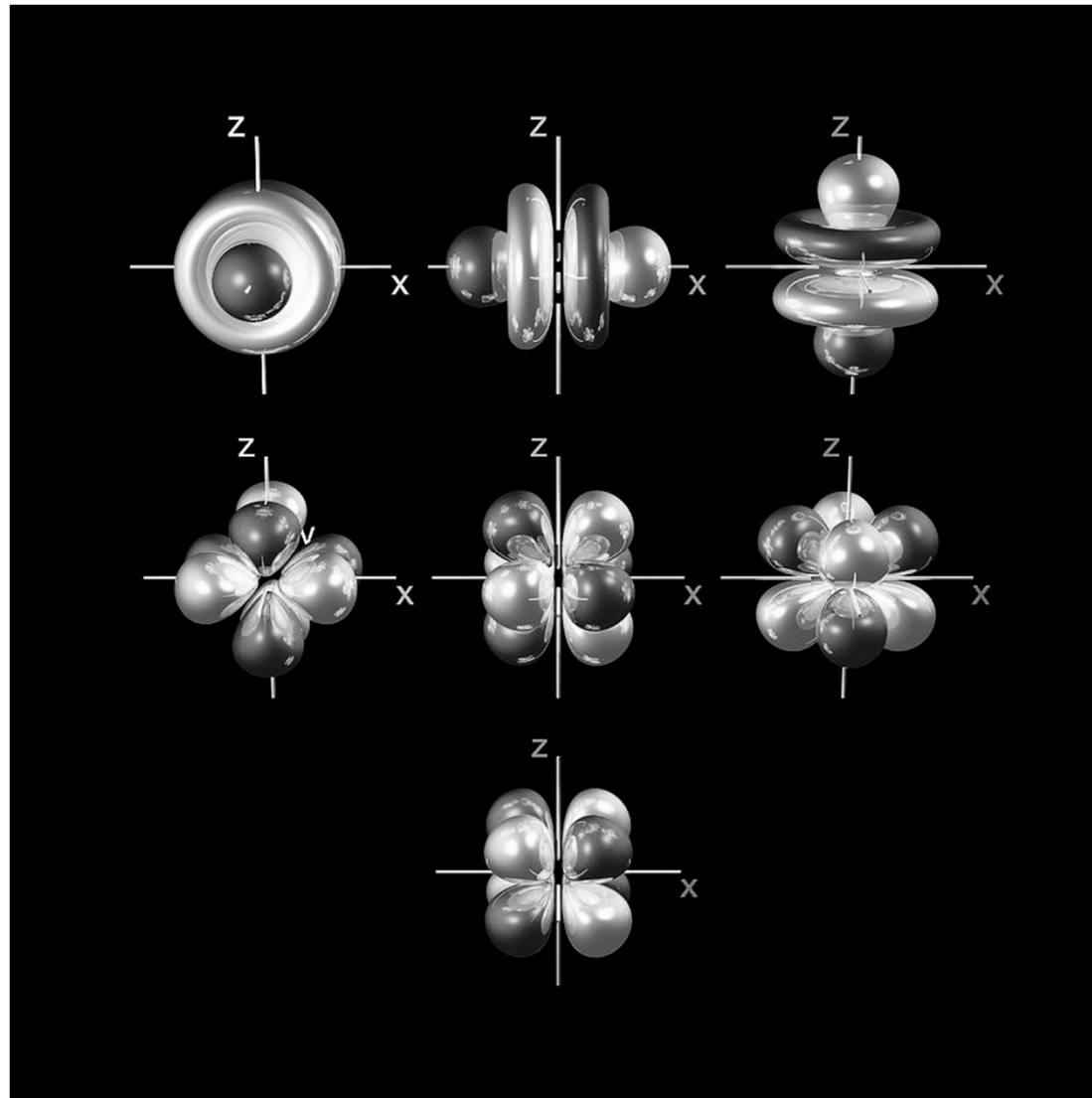
# d - orbitaly



# f - orbitaly



# f - orbital

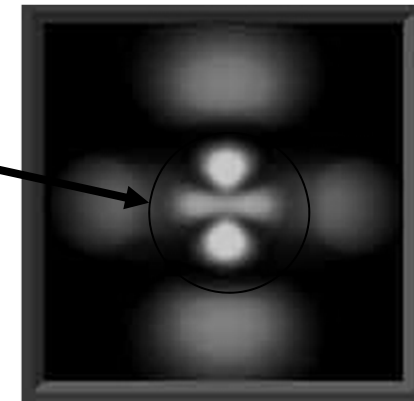


## Uzlové (nodální) plochy a roviny

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

Platí pro s, p, d, f,....

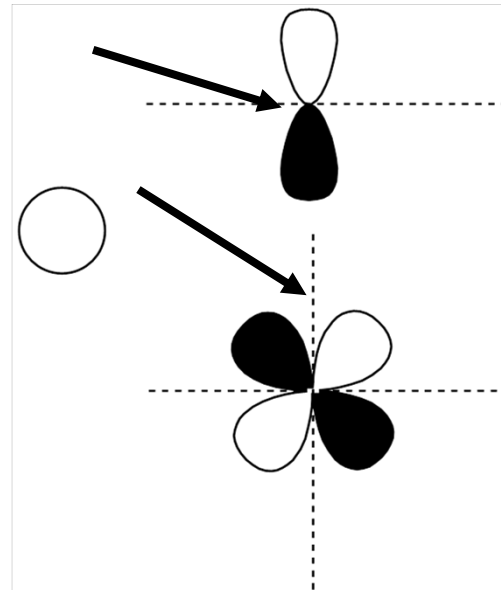
*radiální* ( $n, l$ ) část vlnové funkce



Uzlové (nodálních) roviny

*angulární* ( $l, m_l$ ) části vlnové funkce :

Orbital	Počet
s	0
p	1
d	2
f	3
.	.
.	.



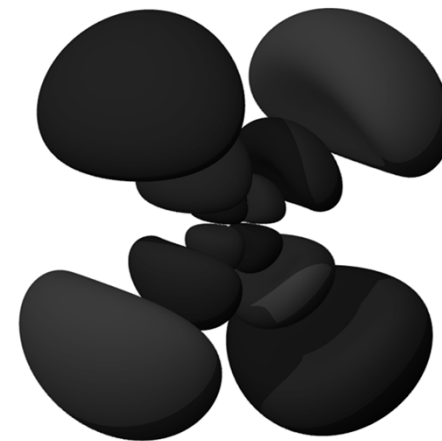
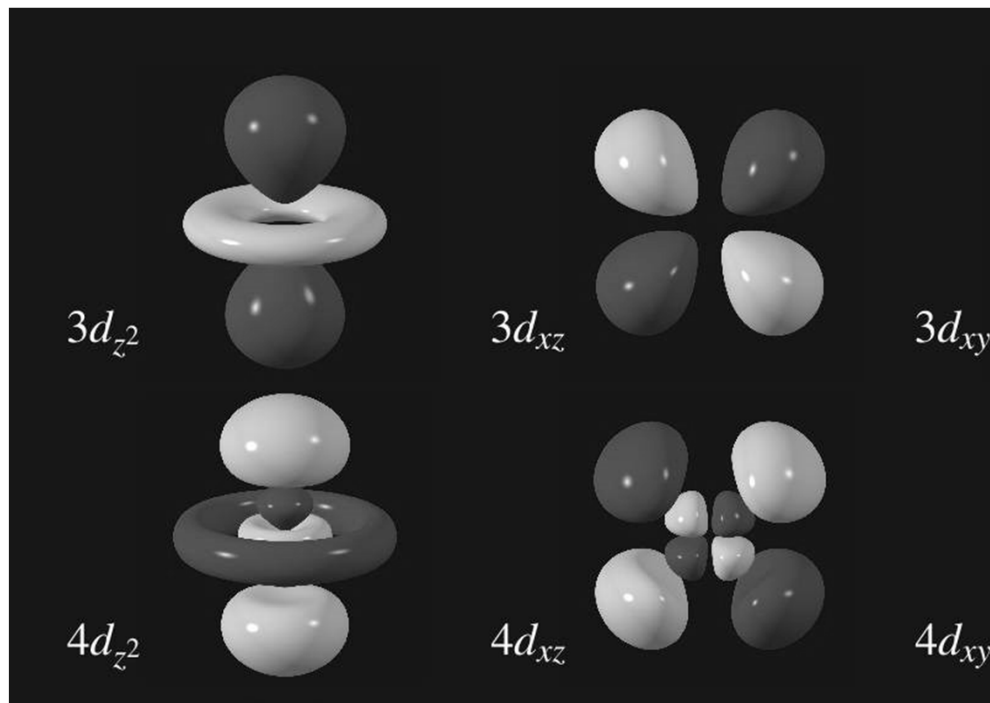
Pouze s-orbitaly mají nenulovou hodnotu vlnové funkce na jádře

## Uzlové (nodální) plochy a roviny

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

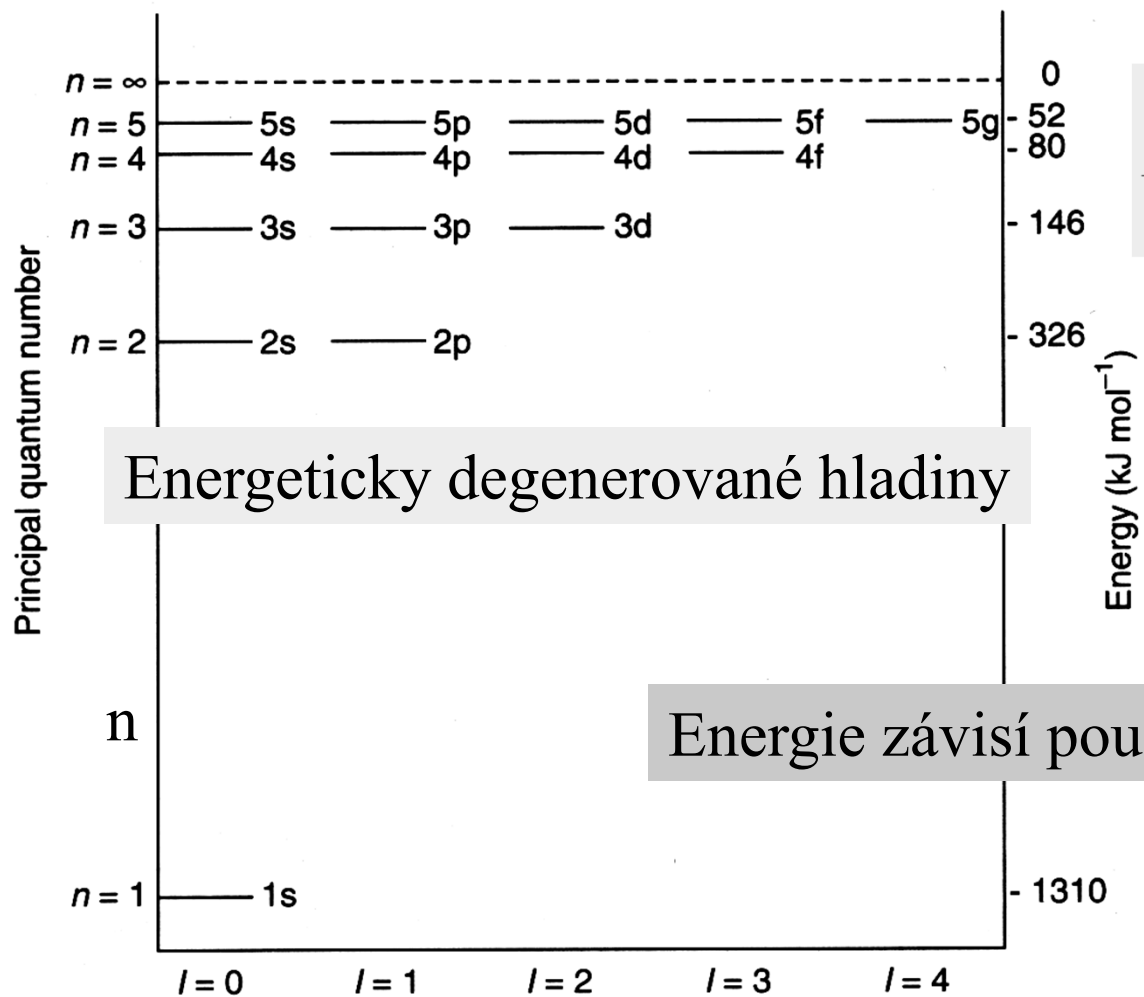
Platí pro s, p, d, f,....

*radiální část vlnové funkce*





# Energie orbitalů v H atomu



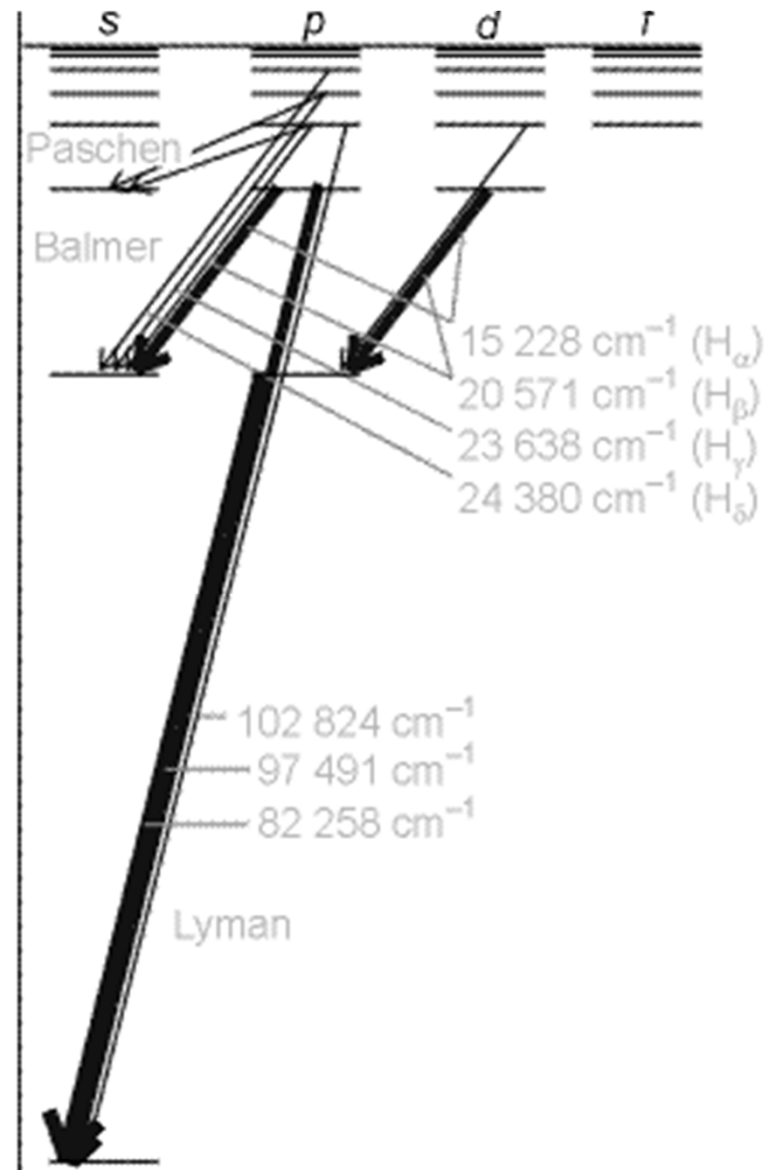
$$E_n = -\frac{N_A \mu e^4 Z^2}{8 \epsilon_0^2 h^2 n^2}$$

Energeticky degenerované hladiny

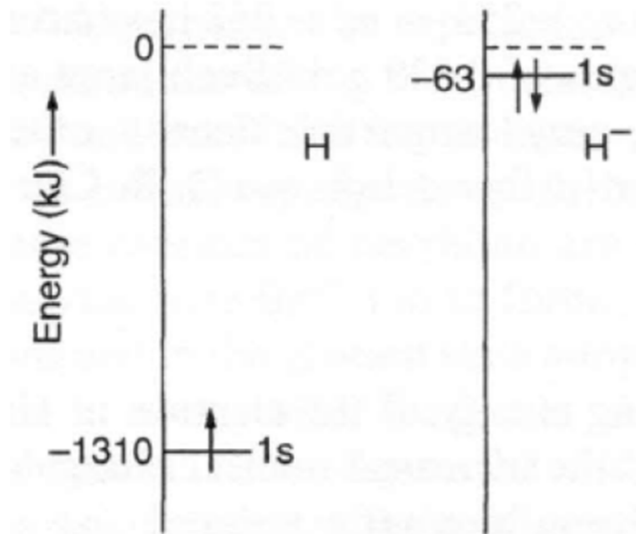
Energie závisí pouze na *n*

# Emisní spektra atomů H

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



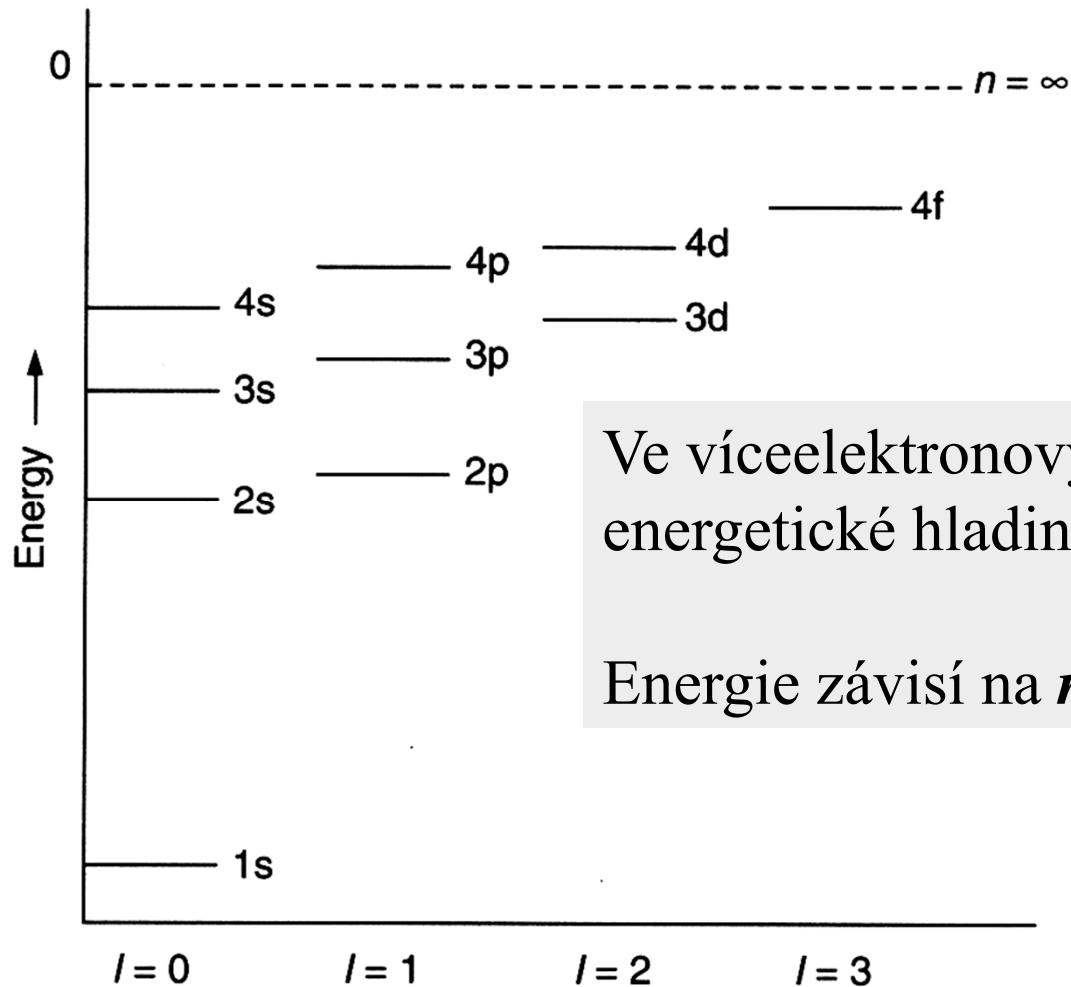
# Odpuování elektronů



Poloměr atomu H 0.53 Å

Poloměr hydridového aniontu: 1.5 Å

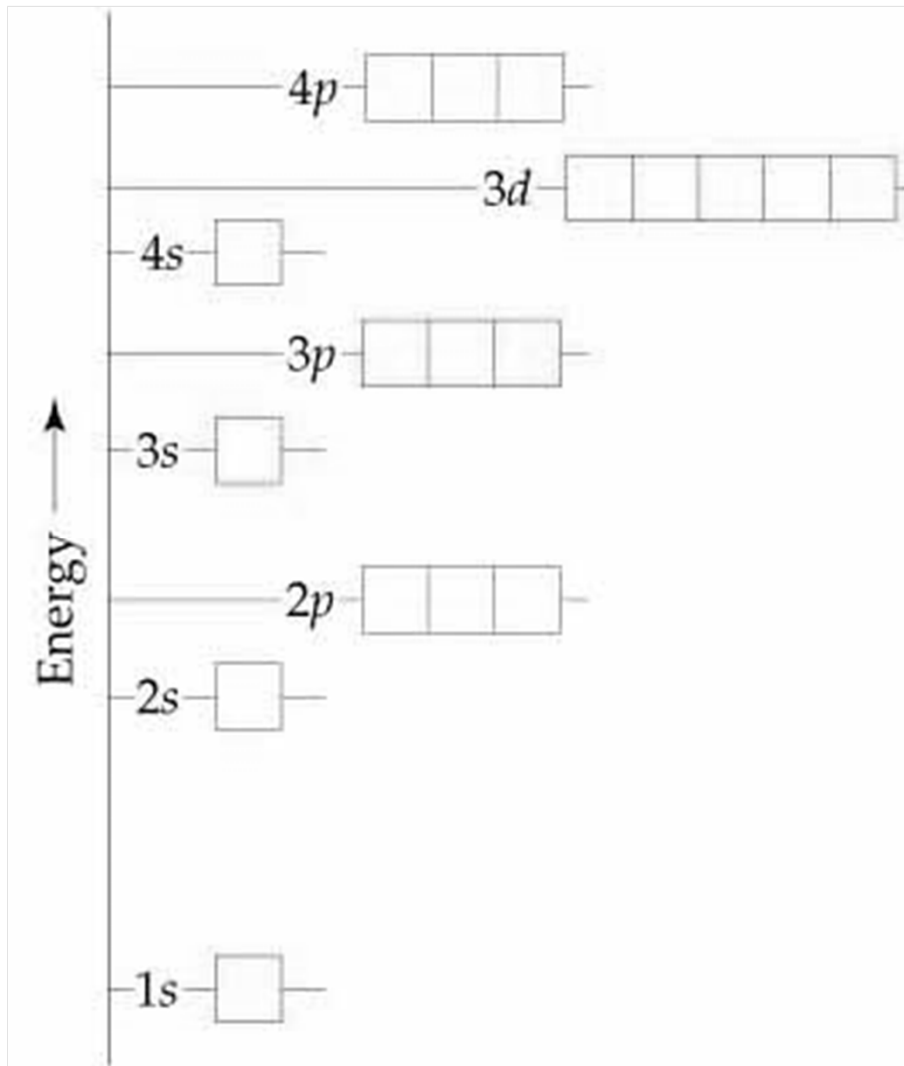
# Energie orbitalů ve víceelektronových atomech



Ve víceelektronových atomech nejsou energetické hladiny degenerované

Energie závisí na  $n$  a  $l$

# Energie orbitalů ve víceelektronových atomech



Stabilnější orbital  
(nižší energie)

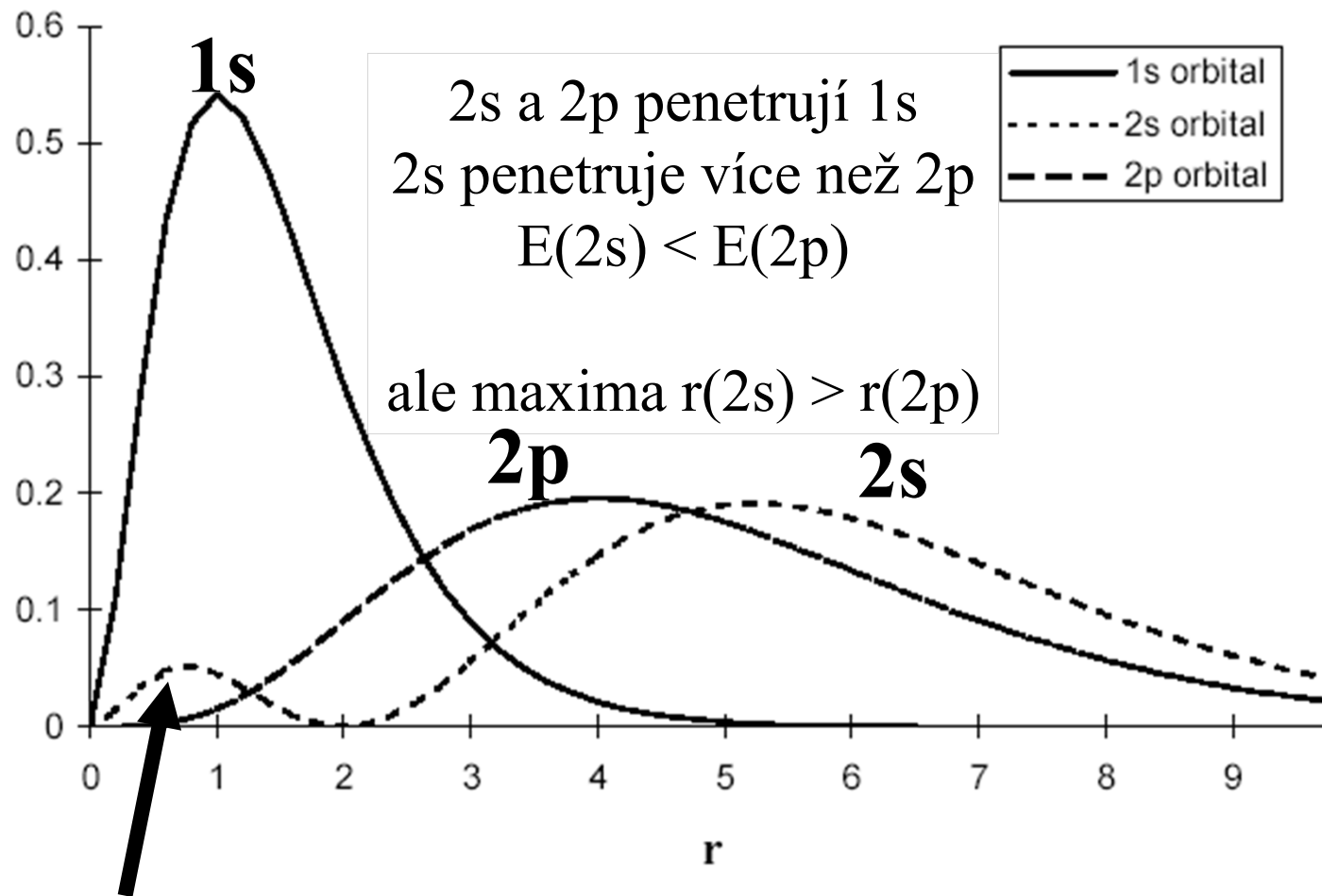
Madelungovo pravidlo  
(platí po Ca)

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

3p 4s

4p 3d

# Víceelektronové atomy – Penetrace a stínění

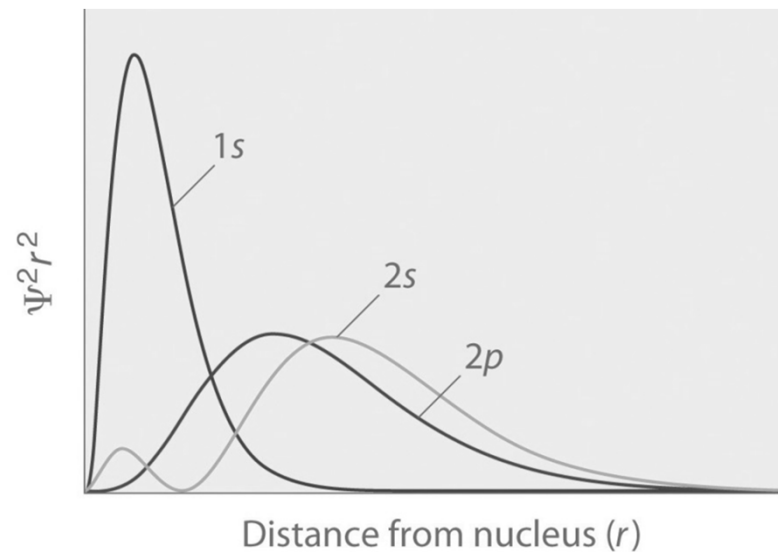


## Víceelektronové atomy – Penetrace a stínění

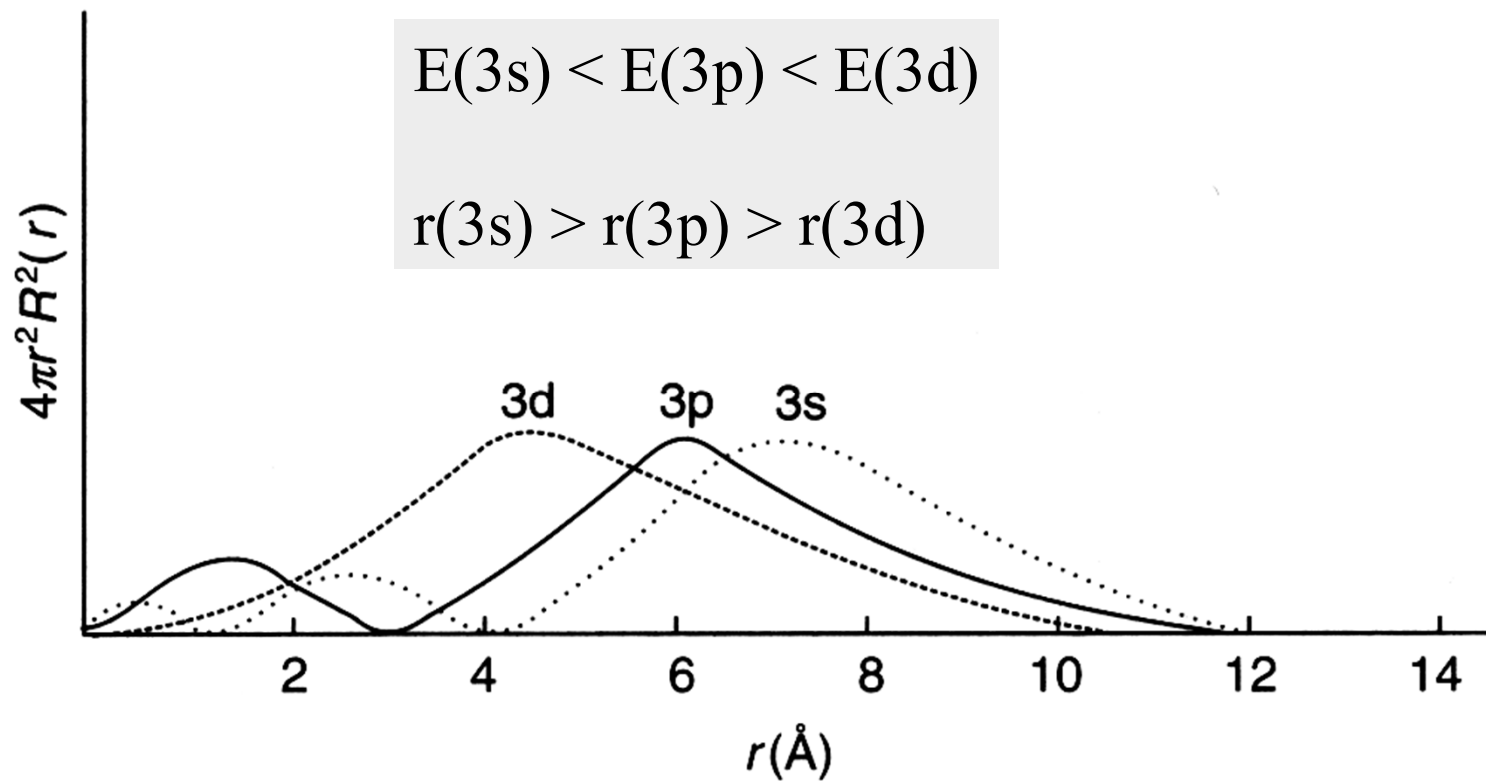
Čím se elektron **průměrně** nachází blíže k jádru, tím je pevněji vázán a má nižší energii

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

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



## 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.

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

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

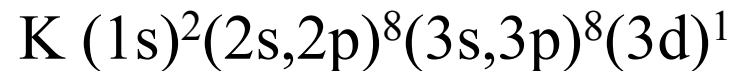
Zkoumaný elektron v d nebo f : vše nalevo stíní 1.00

## Efektivní náboj jádra

$Z^*$  = efektivní náboj jádra

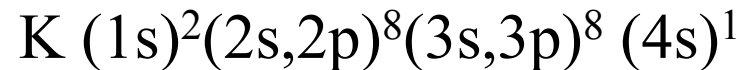
$$Z^* = Z - \sigma$$

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



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

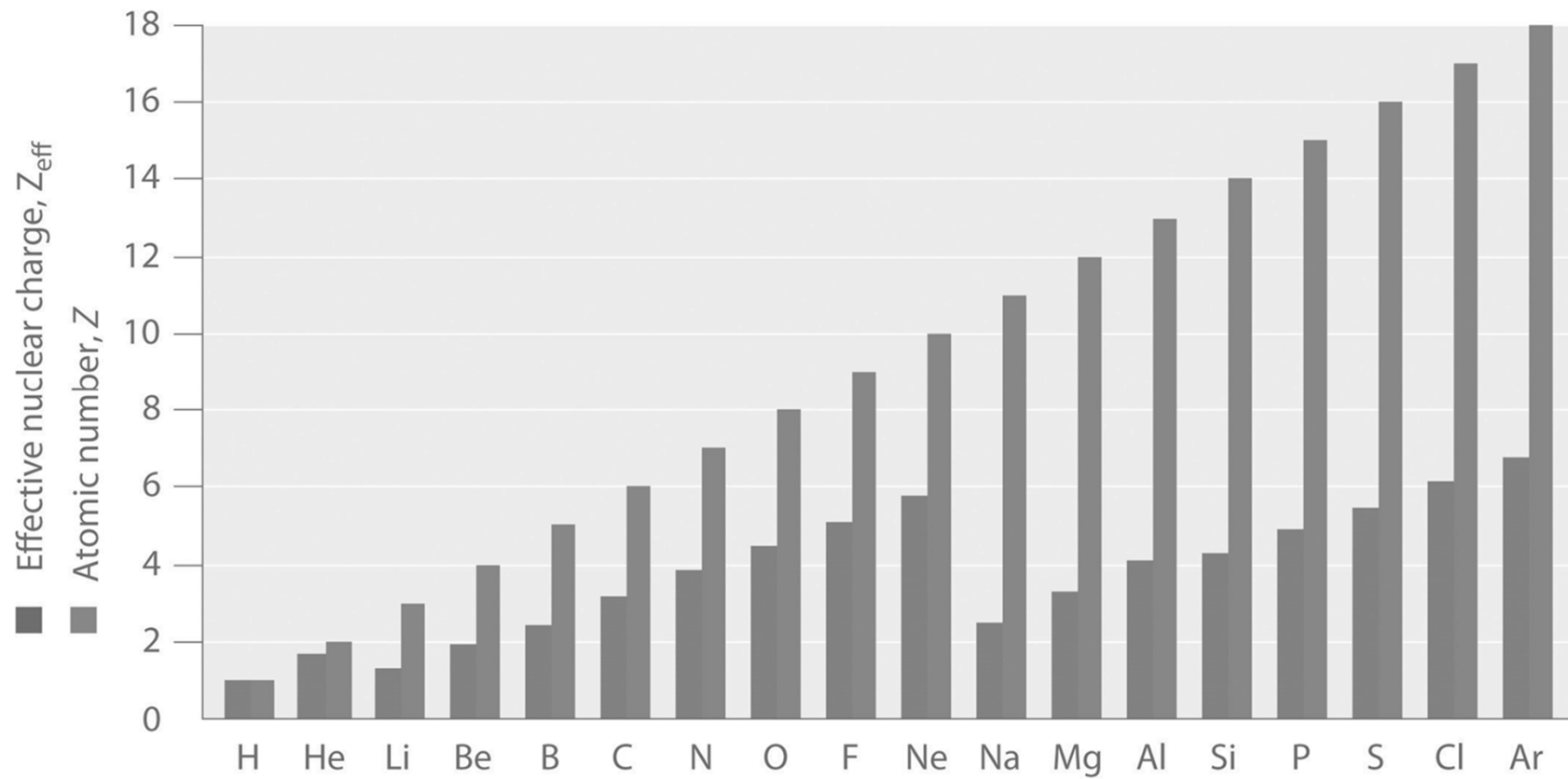
$$Z^* = 19 - 18 = 1$$



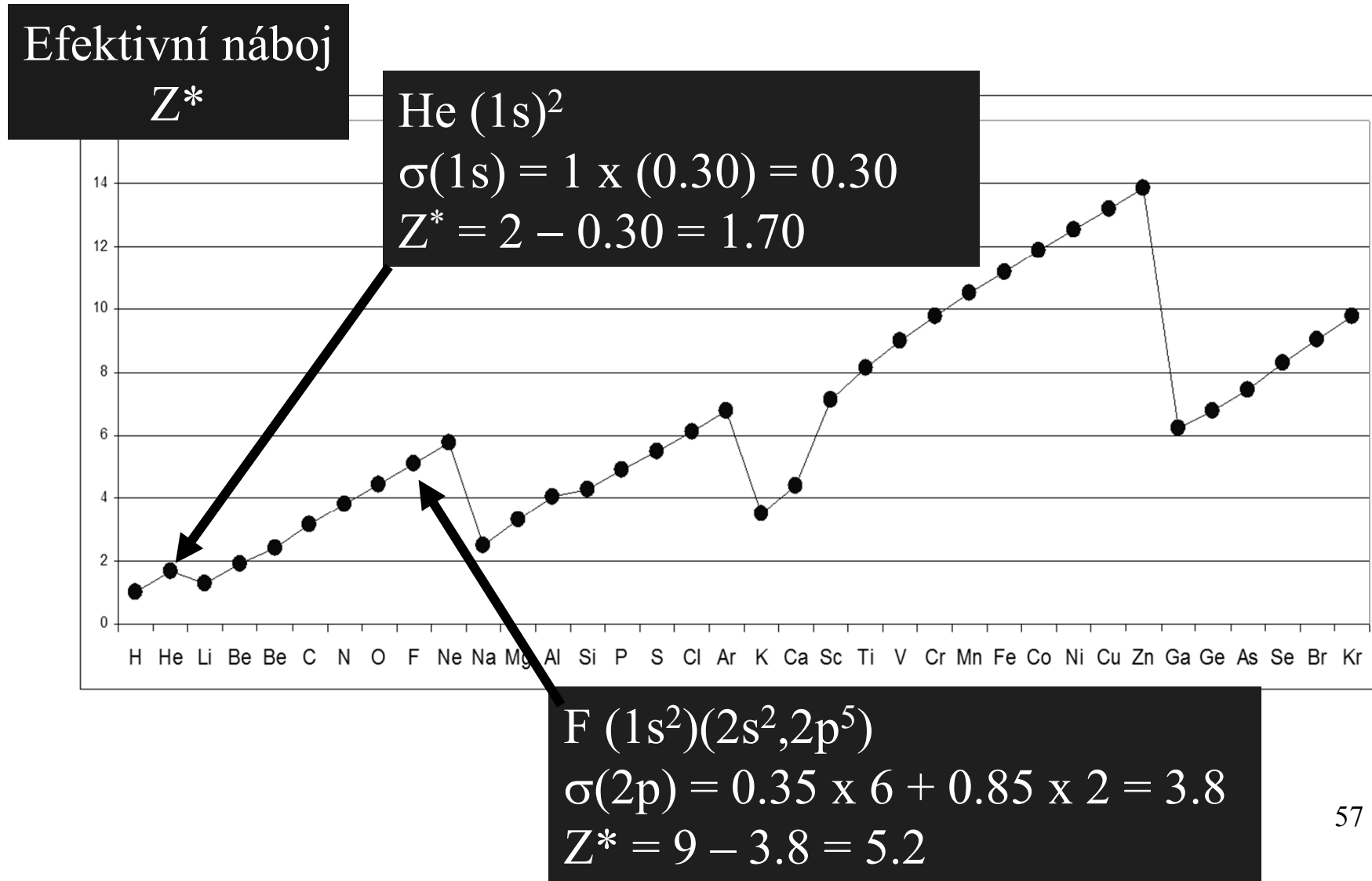
$$\sigma(4s) = 0 \times (0.35) + 8 \times 0.85 + 10 \times 1.00 = 16.8$$

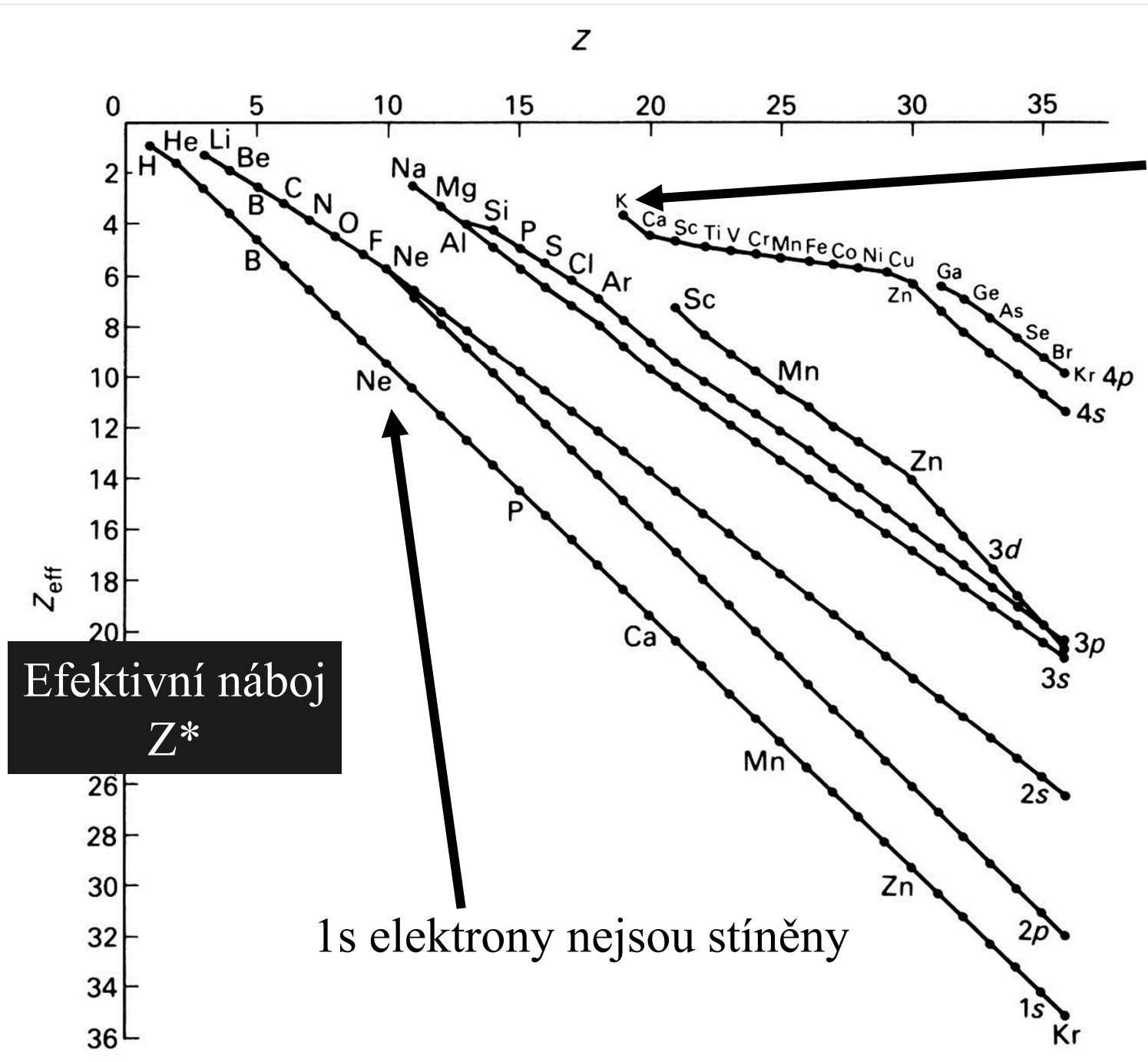
$$Z^* = 19 - 16.8 = 2.2$$

# Efektivní náboj jádra



# Efektivní náboj působící na valenční elektrony



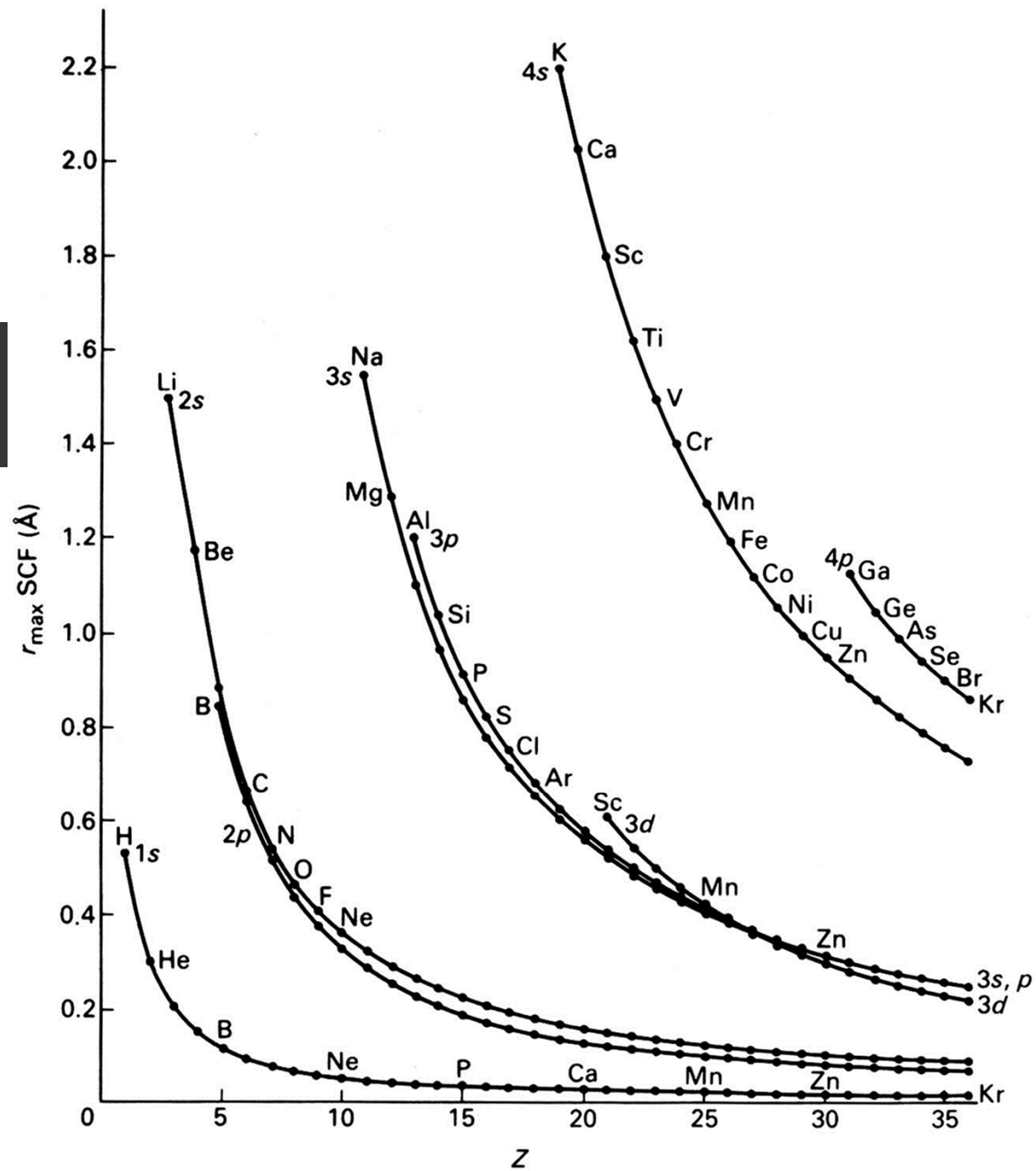


Ostatní elektrony ve vyšších orbitalech jsou stíněny

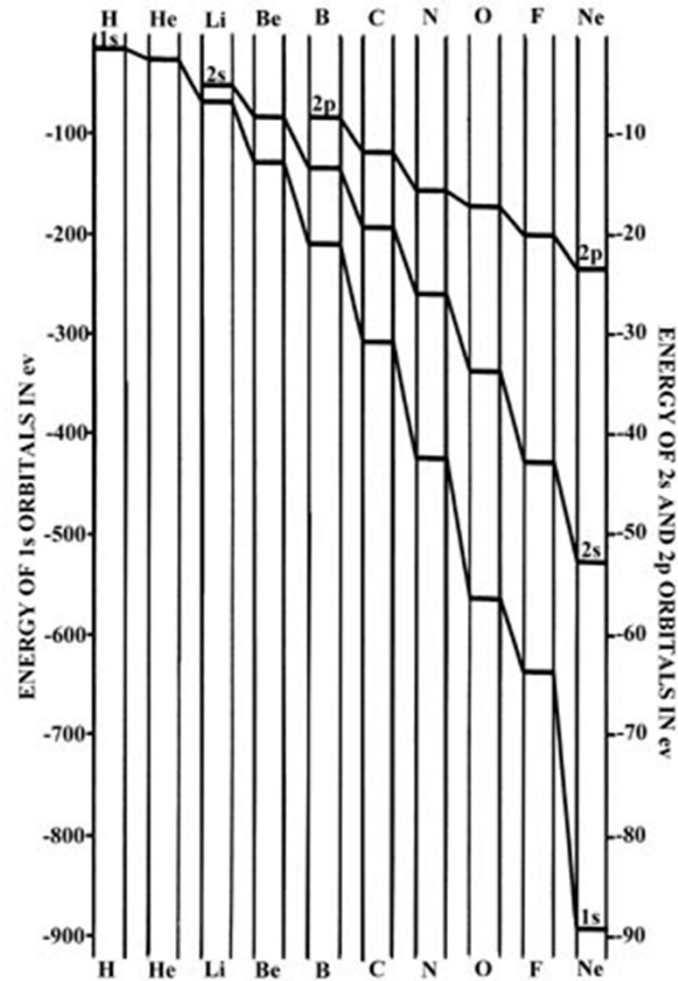
Poloměr maximální  
elektronové hustoty

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

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



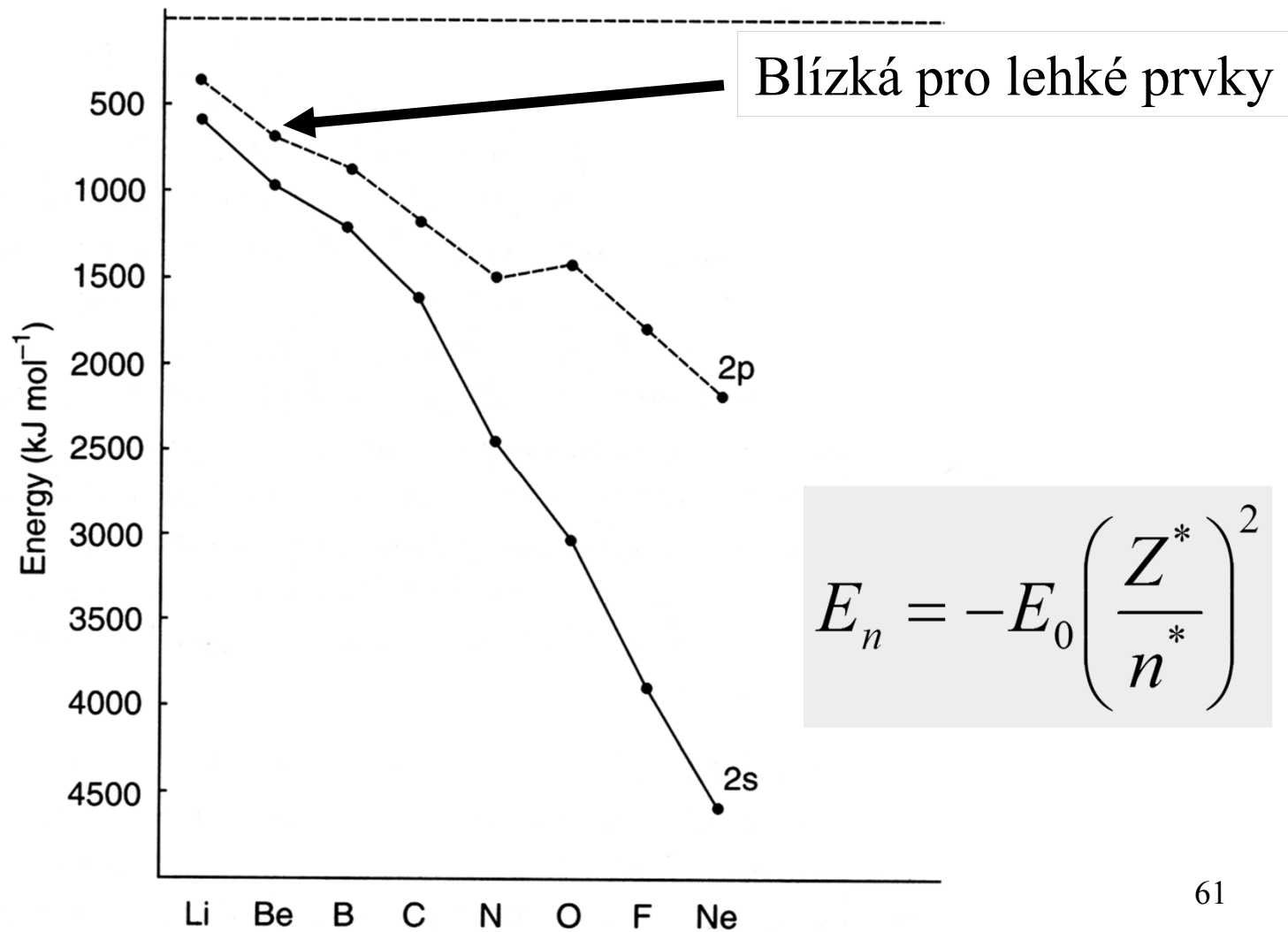
# Energie orbitalů 1s, 2s a 2p



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



# Energie orbitalů 2s a 2p

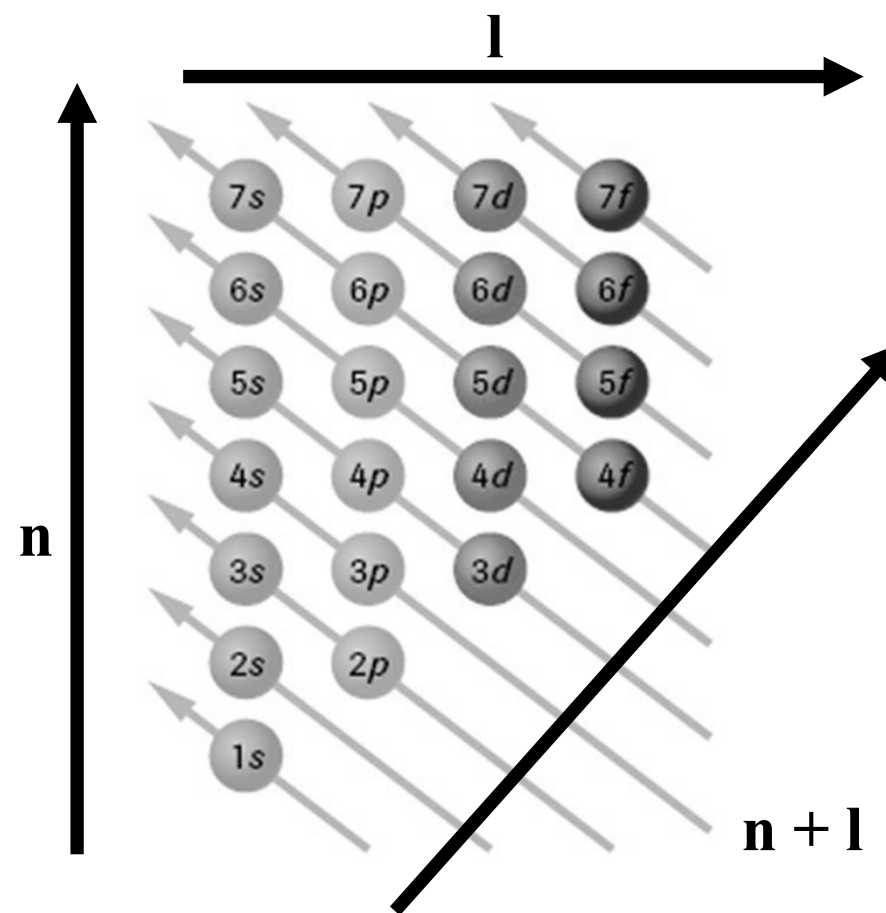


# Elektronová konfigurace atomu v základním stavu

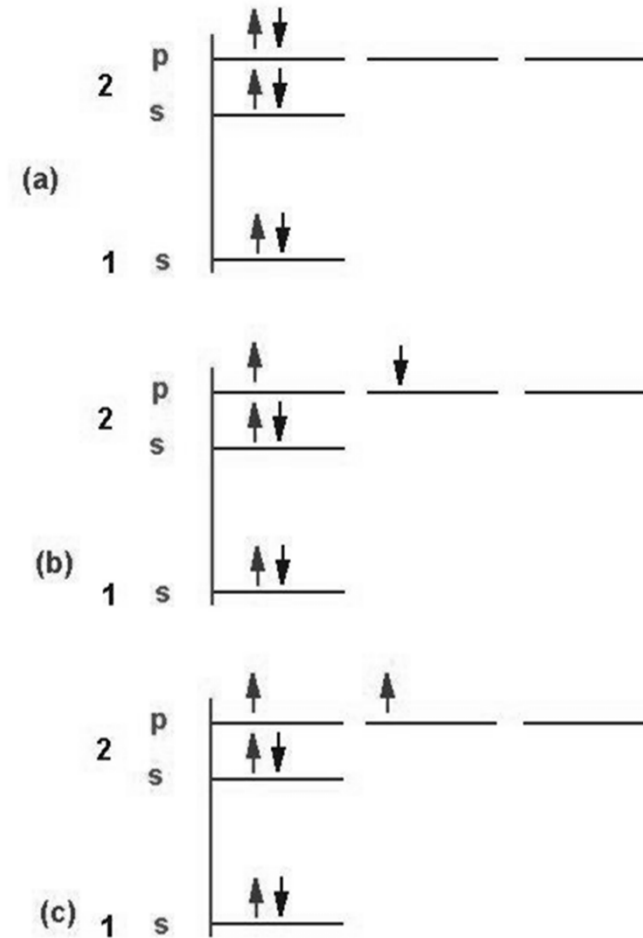
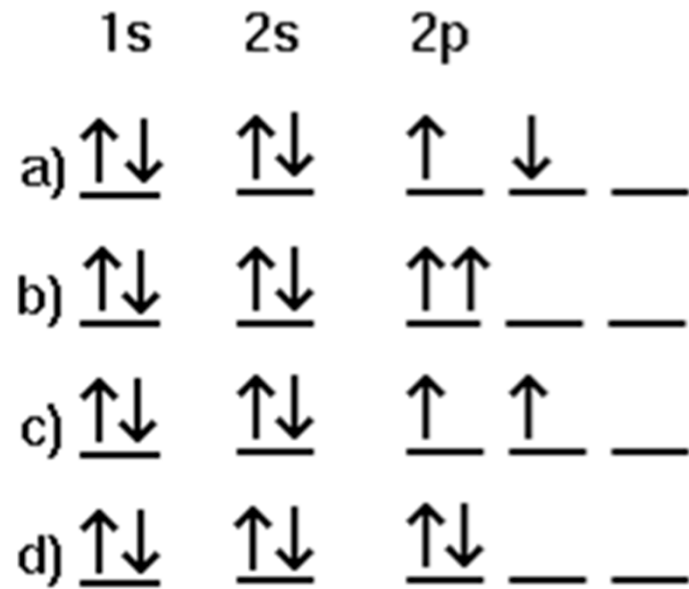
**Aufbau** (výstavbový) princip:  
Elektronové hladiny se zaplňují elektrony v pořadí rostoucí energie tak, aby měl atom co nejnižší **celkovou energii**

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

# Elektronová konfigurace atomu v základním stavu

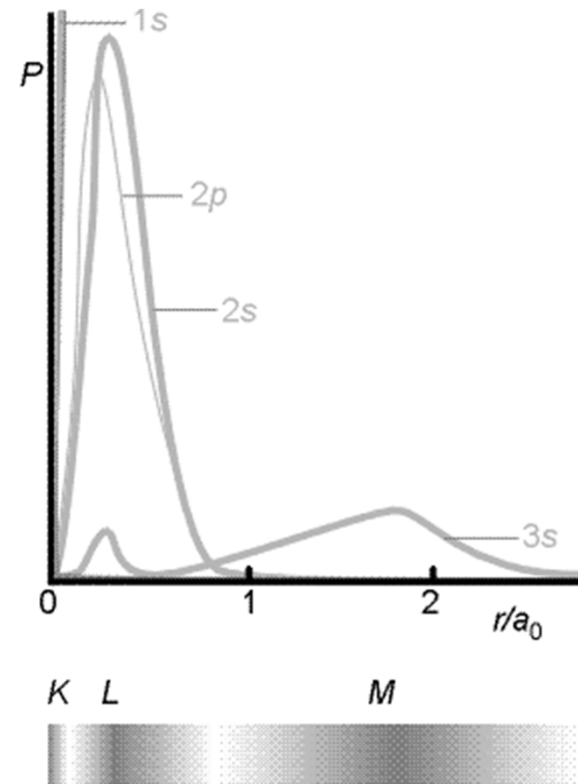
**Electron Configuration Table**

H 1s																			He 1s	
Li 1   Be 2 2s											B 1   C 2   N 3   O 4   F 5   Ne 6 2p									
Na 1   Mg 2 3s											Al 1   Si 2   P 3   S 4   Cl 5   Ar 6 3p									
K 1   Ca 2 4s	← 3d →											Ga 1   Ge 2   As 3   Se 4   Br 5   Kr 6 4p								
Rb 1   Sr 2 5s	← 4d →											In 1   Sn 2   Sb 3   Te 4   I 5   Xe 6 5p								
Cs 1   Ba 2 6s	← 5d →											Tl 1   Pb 2   Bi 3   Po 4   At 5   Rn 6 6p								
Fr 1   Ra 2 7s	← 6d →											← 7p →								
<table style="width: 100%; border-collapse: collapse; text-align: center;"> <tr> <td style="padding: 5px;">Ce 1   Pr 2   Nd 3   Pm 4   Sm 5   Eu 6   Gd 7   Tb 8   Dy 9   Ho 10   Er 11   Tm 12   Yb 13   Lu 14 4f</td> </tr> <tr> <td style="padding: 5px;">Th 1   Pa 2   U 3   Np 4   Pu 5   Am 6   Cm 7   Bk 8   Cf 9   Es 10   Fm 11   Md 12   No 13   Lr 14 5f</td> </tr> </table>																			Ce 1   Pr 2   Nd 3   Pm 4   Sm 5   Eu 6   Gd 7   Tb 8   Dy 9   Ho 10   Er 11   Tm 12   Yb 13   Lu 14 4f	Th 1   Pa 2   U 3   Np 4   Pu 5   Am 6   Cm 7   Bk 8   Cf 9   Es 10   Fm 11   Md 12   No 13   Lr 14 5f
Ce 1   Pr 2   Nd 3   Pm 4   Sm 5   Eu 6   Gd 7   Tb 8   Dy 9   Ho 10   Er 11   Tm 12   Yb 13   Lu 14 4f																				
Th 1   Pa 2   U 3   Np 4   Pu 5   Am 6   Cm 7   Bk 8   Cf 9   Es 10   Fm 11   Md 12   No 13   Lr 14 5f																				

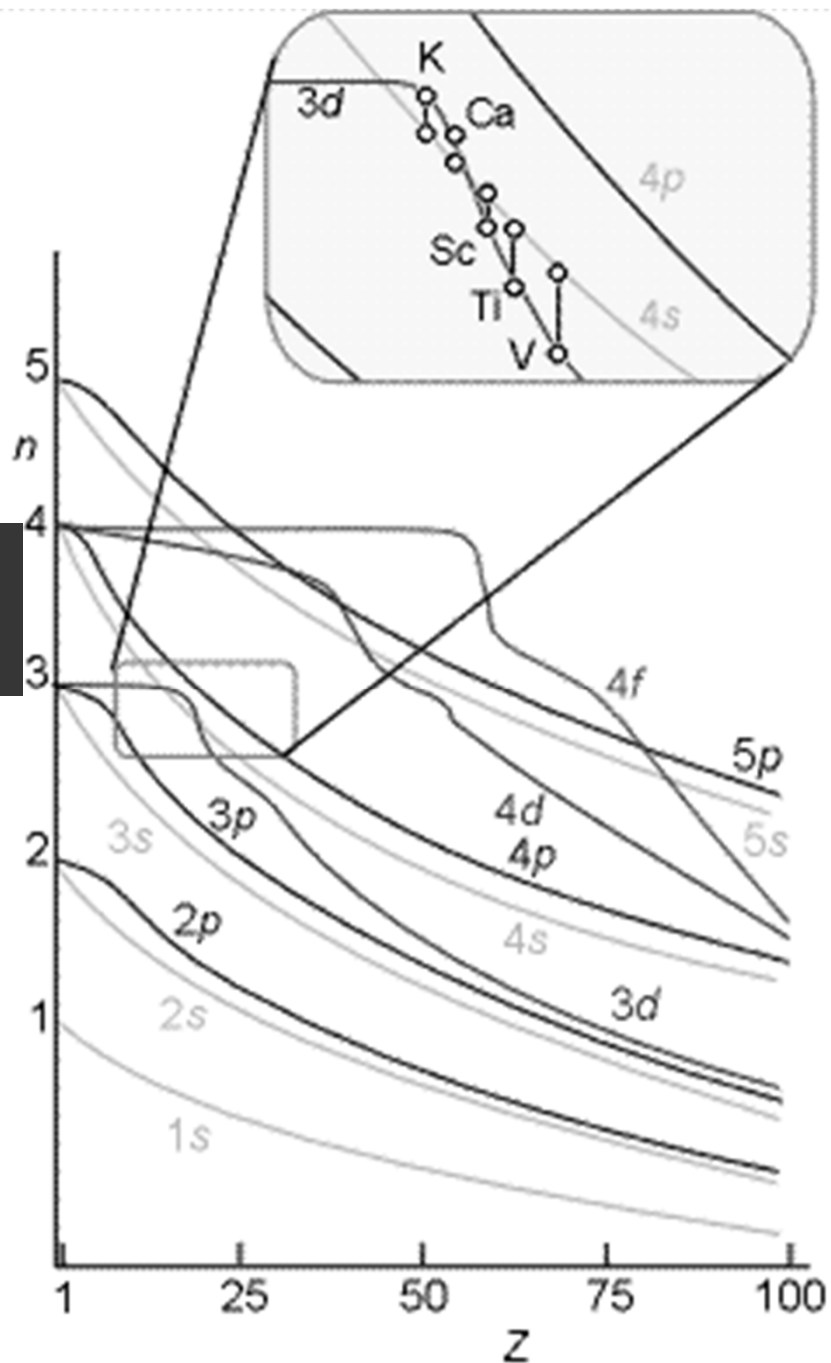
# Elektronová konfigurace valenční slupky

(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	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$



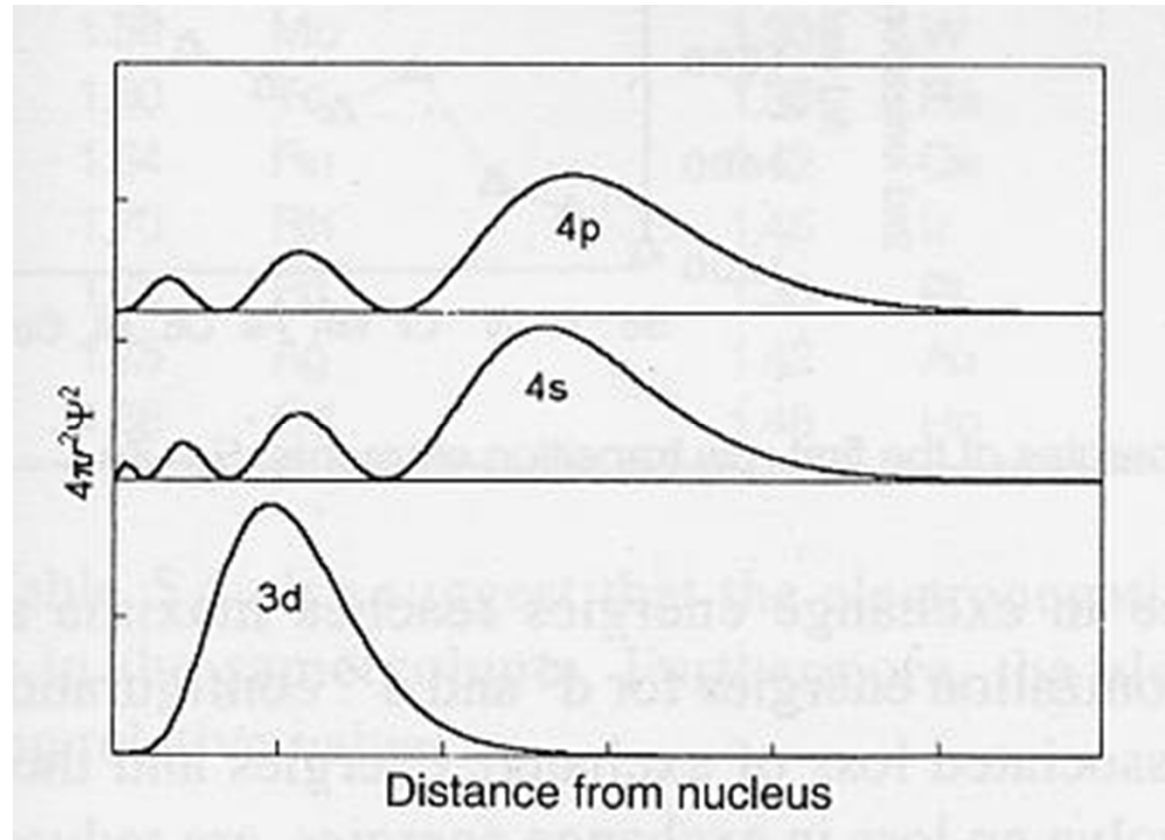
Energie orbitalu



**Obsazení orbitalů  
elektrony může  
změnit pořadí  
energií**

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

# Elektronová konfigurace valenční slupky





# Elektronová konfigurace valenční slupky

