

Kvantová čísla

*Dostupné z Metodického portálu www.rvp.cz, ISSN: 1802-4785, financovaného z ESF a státního rozpočtu ČR.
Provozováno Výzkumným ústavem pedagogickým v Praze.*

Přirovnání

- Elektrony = obyvatelé panelového domu
- Kde bydlí paní Kostková?
- Musíme udat patro a číslo bytu.

- Stejně lze popsat místo nejpravděpodobnějšího výskytu elektronu v obalu.

Kvantová čísla

- Hlavní kvantové číslo - n
- Vedlejší kvantové číslo - l
- Magnetické kvantové číslo - m
- Spinové kvantové číslo - s

Hlavní kvantové číslo - n

- Slouží k popisu hladiny, ve které se nachází e^- (které patro)
- Může nabývat hodnot celých kladných čísel ($n = 1, 2, 3\dots$)
- 1 2 3 4 5 6 7
K L M N O P Q
- Rozhoduje o energii e^- a o jeho vzdálenosti od jádra

Vedlejší kvantové číslo - l

- Může nabývat hodnot od 0 až po $n-1$ (např. pro $n = 2$ je $l = 0$ a 1)
- Vedlejší kvantové číslo společně s hlavním kvantovým číslem určuje energii elektronu a rozhoduje o tvaru orbitalu

Magnetické kvantové číslo - m

- Určuje orientaci jednotlivých orbitalů v prostoru vzhledem k trojrozměrnému systému souřadnic
- Nabývá hodnot od $-l$ přes 0 do $+l$ (např. pro $l = 1$ je $m = -1, 0, 1$)

Spinové kvantové číslo - s

- Popisuje vnitřní moment hybnosti (spin = rotace)
- Může nabývat hodnot pouze $+1/2$ a $-1/2$

Kvantová čísla

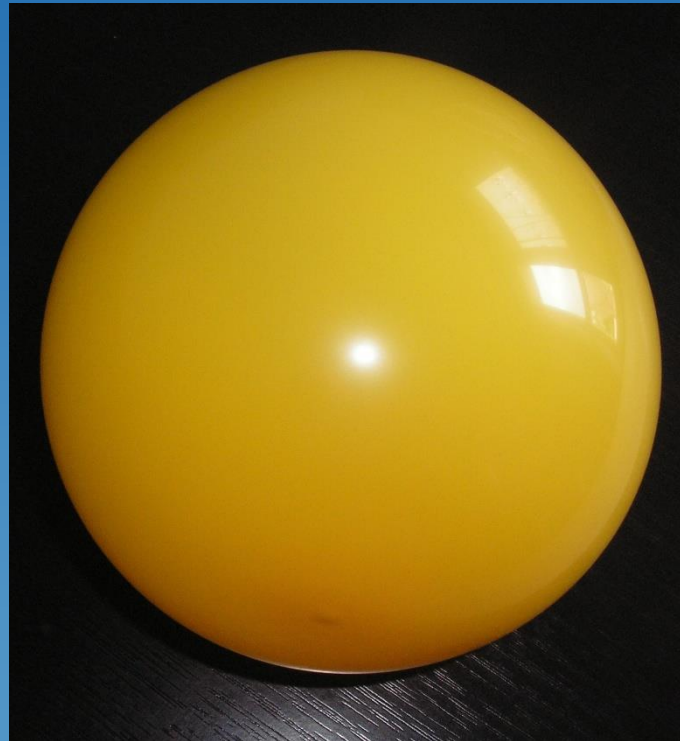
Hlavní n	Vedlejší l	Magnetické m
1	0	0
2	0	0
	1	-1, 0, 1
3	0	0
	1	-1, 0, 1
	2	-2, -1, 0, 1, 2
4	0	0
	1	-1, 0, 1
	2	-2, -1, 0, 1, 2
	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3

Tvary a prostorová orientace orbitalů

Orbital s

- Orbital s $n = 1 \Rightarrow l = 0 \Rightarrow m = 0$
- Má tvar koule, jejíž poloměr se s rostoucí hodnotou n zvětšuje
- Každá hladina elektronového obalu obsahuje pouze jeden orbital s

Grafické znázornění orbitalu s



Autor © Kateřina Crháková

Orbitaly p

- $l = 1 \Leftrightarrow m = -1, 0, 1 \Leftrightarrow 3$ typy orbitalů p
- Všechny tři orbitaly typu p mají stejnou energii, ale liší se prostorovou orientací
 - Označují se jako **degenerované**
 - Mají stejnou hodnotu hlavního a vedlejšího kvantového čísla (tedy stejnou energii) a liší se v čísle magnetickém

Grafické znázornění orbitalu p



Autor © Kateřina Crháková

Orbitaly d

- $l = 2 \Leftrightarrow m = -2, -1, 0, 1, 2 \Leftrightarrow 5$ různých orbitalů d
- Jsou opět degenerované - mají stejnou energii a liší se prostorovou orientací

Grafické znázornění orbitalu d



Autor © Kateřina Crháková

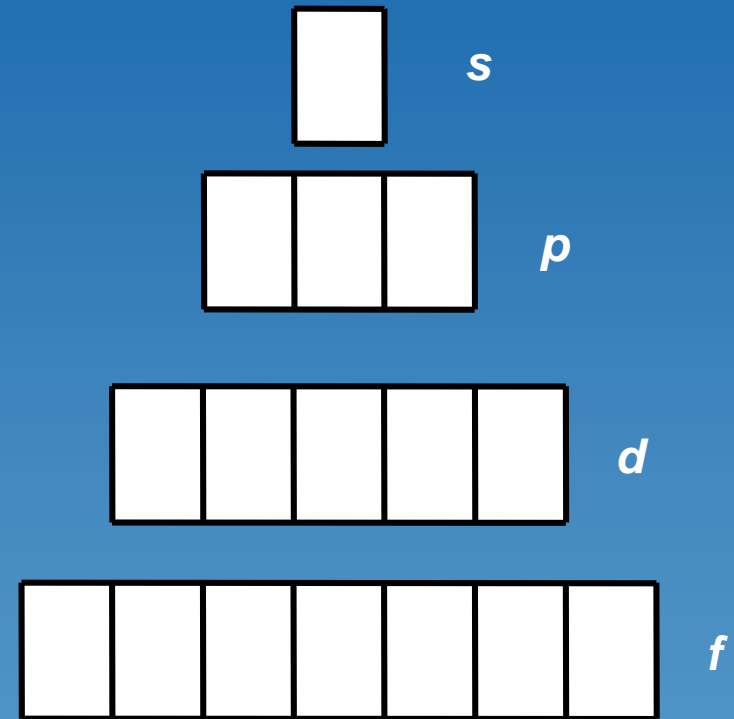
Orbitaly f

- $l = 3 \Rightarrow m_l = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3 \Rightarrow 7$
energeticky rovnocenných orbitalů
- jsou degenerované

Znázorňování orbitalů

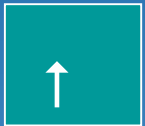
1. Zápis orbitalů podle rámečků

- Všechny rámečky stejně velké
- U degenerovaných orbitalů se rámečky spojí do celku
- Elektrony se znázorňují šipkami

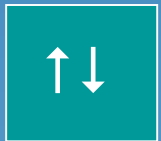


Příklady:

- Zápis 1 elektronu v orbitalu s



- Zápis 2 elektronů v orbitalu s



2. Zápis orbitalů pomocí hlavního a vedlejšího kvantového čísla

<i>Vedlejší kvantové číslo l</i>	0	1	2	3
<i>Typ orbitalu</i>	s	p	d	f

*Hlavní
kvantové číslo*

*Počet
elektronů*

1s²

*Typ
orbitalu*

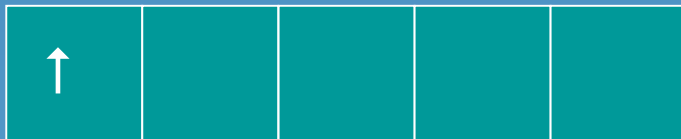
- Čte se „jedna es dva“
- V orbitalu typu *s* ($l = 0$) první vrstvy ($n = 1$) se nachází dva elektrony

Příklady:

1. Zapište, že v orbitalu 3s se nachází 2 elektrony.



1. Zapište pomocí rámečků, že v orbitalu 3d je jeden elektron.



Základní pravidla obsazování orbitalů elektrony

Pauliho vylučovací princip

➤ Platí všeobecně

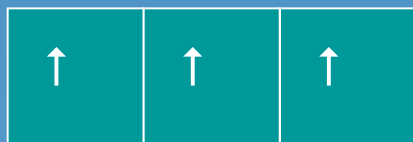
„Každý orbital charakterizovaný třemi kvantovými čísly může být obsazen **nejvýše dvěma elektrony**, které se liší spinovým kvantovým číslem.“

Hundovo pravidlo

„Orbitaly se stejnou energií (degenerované) se obsazují nejprve všechny po jednom elektronu.

Nespárované elektrony v degenerovaných orbitalech mají stejný spin.“

Př: $2p^3$



Výstavbový princip

„Elektrony v atomu obsazují orbitaly podle stoupající energie, orbitaly s nižší energií se zaplňují dříve než orbitaly s energií vyšší.“

- Energie orbitalů se zvyšuje s rostoucí hodnotou součtu $n + l$
- Jestliže mají dva různé orbitaly stejný součet $n + l$ (3s a 2p), zaplní elektrony dříve orbital s menším n (2p)

Výstavbový princip

- Jednotlivé orbitaly, seřazeny podle postupného zaplnění elektrony

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d
5p 6s 4f 5d 6p ...

➤ Orbitaly 3d (součást 3. vrstvy el. obalu) se zaplňují později než orbitaly 4s, i když má čtvrtá vrstva vyšší energii než třetí vrstva.

➤ Přirovnání:

Pětipokojový byt ve třetím patře dovolí majitel domu obsadit až po obsazení jednopokojového bytu v patře čtvrtém.

➤ Počet orbitalů v každé vrstvě elektronového obalu je dán vztahem:
 n^2

➤ Maximální počet elektronů ve vrstvě určuje vztah:
 $2n^2$

Výjimky v elektronové konfiguraci

Cr: VI.B sk. , valenční konfigurace $3d^5 4s^1$

Pd: VIII.B sk, $4d^{10} 5s^0$

Pt: VIII.B sk., $4f^{14} 5d^9 6s^1$

Cu: I.B sk., $3d^{10} 4s^1$

Ag: I.B sk., $4d^{10} 5s^1$

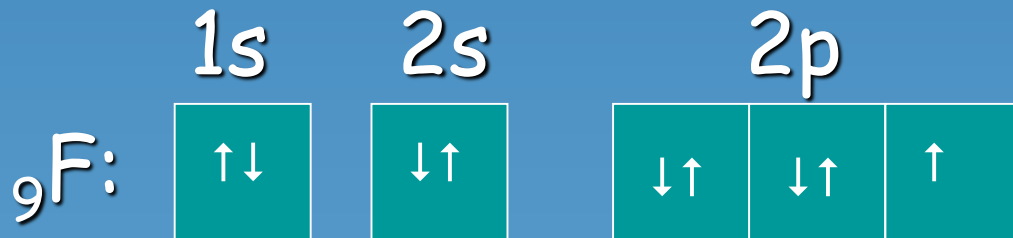
Zn: II.B sk., $3d^{10} 4s^2$

Cd: II.B sk., $4d^{10} 5s^2$

Zápis elektronové konfigurace

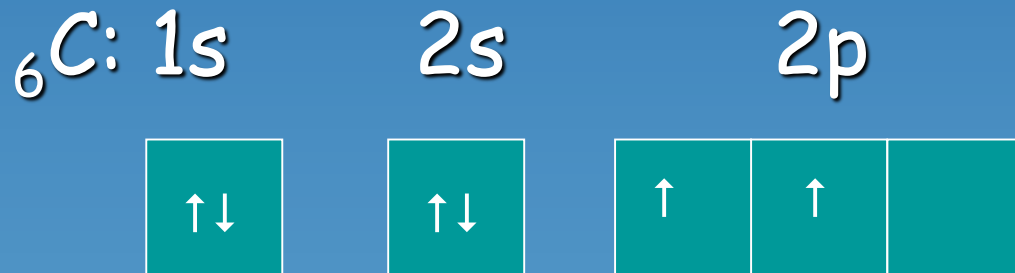
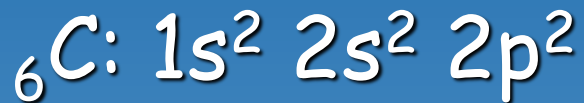
1. Napište elektronovou konfiguraci atomu fluoru.

Atom fluoru má v jádře 9 protonů a v obalu 9 elektronů.



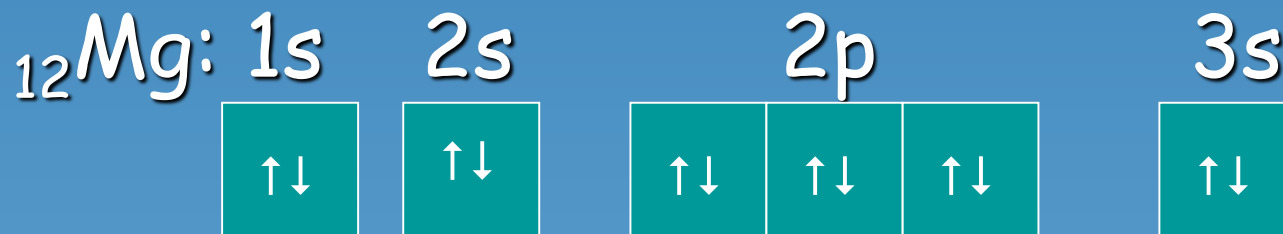
Zápis elektronové konfigurace

1. Zapište elektronovou konfiguraci atomu uhlíku.



Úkol pro vás!

Zapište elektronovou konfiguraci atomu hořčíku.



Zápis elektronové konfigurace s využitím vzácného plynu:



.....

Zápis elektronové konfigurace kationtů a aniontů:

