

Struktura atomového obalu

Autor: Mgr. Jaromír JUŘEK

Kopírování a jakékoliv další využití výukového materiálu je povoleno pouze s uvedením odkazu na www.jarjurek.cz.

1. Struktura atomového obalu

Struktura atomového obalu, kvantová čísla

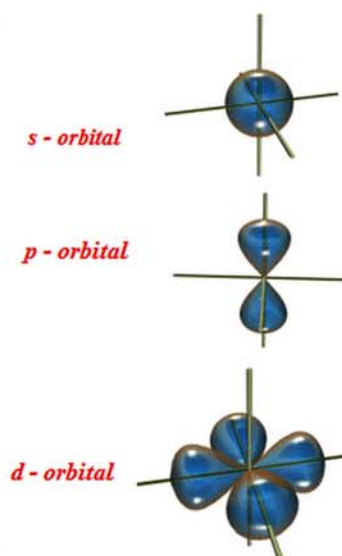
Z předcházející kapitoly už víme, že atom tvoří atomové jádro, v němž jsou protony a neutrony a dále tvoří atom atomový obal, v němž jsou elektrony.

Pro chemické vlastnosti prvku je určující rozmístění elektronů v atomovém obalu, tj. **elektronové uspořádání** neboli **elektronová konfigurace** atomu.

Současné představy vycházející z výsledků vlnové mechaniky předpokládají, že elektron se nachází v určitém prostoru kolem atomového jádra. Tento prostor se nazývá **atomový orbital**, zjednodušeně jen **orbital**. **Orbital je tedy prostor (oblast) kolem atomového jádra, v němž se nejpravděpodobněji elektron vyskytuje.**

Každý orbital je charakterizován třemi třemi kvantovými čísly

Hlavní kvantové číslo	Vedlejší kvantové číslo	Magnetické kvantové číslo	Označení orbitalů	Počet orbitalů	
				v podslupce	ve slupce
$n = 1$	$l = 0$	$m = 0$	1s	1 (s)	1 (K)
$n = 2$	$l = 0$	$m = 0$	2s	1 (s)	4 (L)
	$l = 1$	$m = -1$ $m = 0$ $m = +1$	2p	3 (p)	
$n = 3$	$l = 0$	$m = 0$	3s	1 (s)	9 (M)
	$l = 1$	$m = -1$ $m = 0$ $m = +1$	3p	3 (p)	
	$l = 2$	$m = -2$ $m = -1$ $m = 0$ $m = +1$ $m = +2$	3d	5 (d)	



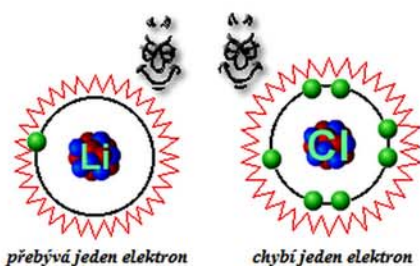
Pro $n=3$ je ve slupce M celkem 9 různých typů orbitalů. Orbitaly typu **d** mají tvar čtyřlístku (každý je orientovaný podle jiné osy), případně jiný.

Kterékoliv dva orbitaly v témže atomu se vzájemně liší buď velikostí, nebo tvarem, popřípadě polohou v prostoru. To znamená, že se liší hodnotou aspoň jednoho ze tří kvantových čísel.

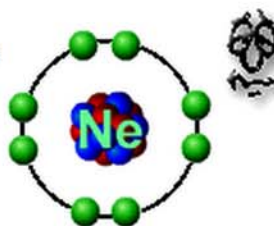
Hlavní kvantové číslo n vyjadřuje velikost orbitalu. Elektrony o téže hodnotě hlavního kvantového čísla se vyskytují ve společné elektronové vrstvě, neboli **slupce**. Jednotlivé vrstvy (slupky) se označují velkými písmeny K, L, M, N, O, P, Q (odpovídají jednotlivým hodnotám hlavního kvantového čísla 1, 2, 3, ..., 7). V každé slupce může být jen určitý počet elektronů. Poslední, elektrony obsazená, slupka se nazývá vnější a počet jejích elektronů (tzv. valenční elektrony) ovlivňuje reaktivitu prvku (čím je prvek reaktivnější, tím ochotněji vytváří vazby s jinými prvky; velmi reaktivní je např. sodík, draslík, naprosto nereaktivní jsou např. neon a argon).

Reaktivní prvky

Nereaktivní prvky



valenční slupka je zcela zaplněna, elektrony nechybí ani nepřebývají



Počet valenčních elektronů také určuje jeho místo v Periodické tabulce prvků.

Vedlejší kvantové číslo l vyjadřuje prostorový tvar orbitalu. Orbitaly, jimž přísluší různá hodnota l , a které se tedy liší svým prostorovým tvarem, označujeme malými písmeny s , p , d , f . Hovoříme pak o určitém typu orbitalu - např. s -orbitalu, apod. Nejjednodušší s -orbitaly mají tvar koule, p -orbital připomíná dvě k sobě připojené kapky, d -orbitaly a f -orbitaly už jsou pak složitější.

Magnetické kvantové číslo vyjadřuje orientaci orbitalu v prostoru.

Pozn.: V následujícím článku budeme pro zápis elektronového uspořádání atomu využívat ještě i **spinové kvantové číslo**. Charakterizuje chování elektronu v orbitalu a může nabýt pouze dvou hodnot: $+1/2$ nebo $-1/2$.

Elektronové uspořádání atomu a jeho zápis

Počet elektronů v orbitalech se zapisuje souhrnně do exponentu za písmeno vyjadřující typ orbitalu (s , p , d , f). Např. zápis $1s^2$ vyjadřuje dva elektrony v orbitalu $1s$, zápis $1s^2 2s^2 2p^5$ vyjadřuje celkem 9 elektronů, z nichž dva jsou v orbitalu $1s$, dva v orbitalu $2s$ a pět v orbitalech $2p$. Elektrony budeme zapisovat do čtverečků a znázorňovat je šipkami. Orbital s představuje jeden čtvereček, orbital p představují tři čtverečky, orbital d představuje pět čtverečků, atd.

Při zaplňování orbitalů se musí dodržet následující pravidla:

1. pravidlo:

V jednom orbitalu mohou být maximálně dva elektrony lišící se hodnotou spinového kvantového čísla.

To znamená, že určitý orbital může být:

- neobsazený (prázdný, vakantní), např. $1s^0$.
- částečně obsazený jedním elektronem, např. $1s^1$.
- plně obsazený dvěma elektrony s opačnou hodnotou spinového kvantového čísla, např. $1s^2$. Takováto dvojice elektronů se nazývá elektronový pár.

2. pravidlo:

Orbitaly s nižší energií se obsazují elektrony dříve než orbitaly s vyšší energií. Orbitaly se zaplňují v pořadí $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 5d, 4f, 6p, 7s, 6d, 5f$.

Orbitaly charakterizované stejnými hodnotami hlavního a vedlejšího kvantového čísla jsou energeticky rovnocenné - např. všechny tři $3p$ -orbitaly, všech pět $3d$ -orbitalů apod. Energeticky rovnocenné orbitaly se též nazývají orbitaly **degenerované**.

3. pravidlo:

V degenerovaných orbitalech vznikají elektronové páry teprve po obsazení všech těchto orbitalů nespárovaným elektronem. Nespárované elektrony v degenerovaných orbitalech mají stejnou hodnotu s .

Obsah

 1. <i>Struktura atomového obalu</i>	2
---	---