



INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

Jméno autora: Mgr. Ladislav Kažimír
Datum vytvoření: 23.01.2013
Číslo DUMu: VY_32_INOVACE_06_Ch_OB

Ročník: I.

Vzdělávací oblast: Přírodovědné vzdělávání

Vzdělávací obor: Chemie

Tematický okruh: Obecná chemie

Téma: Stavba elektronového obalu

Metodický list/anotace:

Prezentace slouží k úvodu, procvičení nebo zopakování tématu „stavba elektronového obalu“. Cvičení mohou být využita k dílčímu zkoušení.

Pojmy: orbital, kvantová čísla, pravidla o zaplňování orbitalů, elektronová konfigurace.

STAVBA ELEKTRONOVÉHO OBALU

☐ STAVBA ELEKTRONOVÉHO OBALU ATOMU

☐ KVANTOVÁ ČÍSLA

☐ PRAVIDLA O ZAPLŇOVÁNÍ ORBITALŮ

☐ ELEKTRONOVÁ KONFIGURACE ATOMU

**☐ ELEKTRONOVÁ KONFIGURACE ATOMU
ZKRÁCENÝ ZÁPIS**

STAVBA ELEKTRONOVÉHO OBALU ATOMU



Ernest Rutherford
(1871-1937)
britský chemik

Rutherfordův model atomu
(objev atomového jádra) -
elektrony pohybují po
libovolných kružnicích.



Niels Bohr
(1885-1962)
dánský chemik

Bohrův model atomu - elektron
může kolem jádra obíhat pouze po
kružnicích s určitým poloměrem
konkrétní dráha elektronu se pak
jmenuje „**orbit**“ = oběžná dráha,
obíhat.

STAVBA ELEKTRONOVÉHO OBALU ATOMU

Kvantově mechanický model atomu
(de Broglieho, Heisenberga a Schrödingera)

- ❑ Pro elektrony **nemůžeme stanovit přesné dráhy ani rychlosti!**
- ❑ „**pravděpodobnost výskytu**“
Elektron se vyskytuje s pravděpodobností 99% v kouli o určitém poloměru - **orbital**“.



STAVBA ELEKTRONOVÉHO OBALU ATOMU



Obr.3

**Louis
de Broglie**
(1892-1987)
francouzský
fyzik

„korpuskulárně-vlnový dualismus“
– tzn., že při některých pokusech se elektrony chovají jako korpuskule (hmotné kuličky) a při jiných pokusech se chovají jako vlnění.



Obr.4

**Werner
Heisenberg**
(1901-1976)
německý fyzik

„princip neurčitosti“ – není možno u elektronů **současně** stanovit jejich polohu i hybnost (**hybnost = $m \cdot v$**).



Obr.5

**Erwin
Schrödinger**
(1887-1961)
rakouský fyzik

Je-li známa vlnová funkce elektronu, je možno určit každou vlastnost toho elektronu (včetně energie). Proto tuto funkci Schrödinger vyjádřil ve své rovnici :

$$\Psi(\mathbf{r}, t) = \sum_n c_n \psi_n(\mathbf{r}) e^{-\frac{i}{\hbar} E_n t}$$



Prvky mají různé chemické vlastnosti díky různé stavbě elektronového obalu!

Stavba elektronového obalu atomu konkrétního prvku určuje jeho typické chemické vlastnosti.

- Elektrony se mohou v elektronovém obalu atomu nacházet v různých slupkách.
- V jedné slupce se mohou elektrony nacházet v různých orbitalech.
- V jednoho orbitalu se mohou elektrony otáčet buď ve směru, nebo proti směru hodinových ručiček (zjednodušená představa).

KVANTOVÁ ČÍSLA

Na umístění elektronů v el. obalu (na el. obalu) závisí chemické vlastnosti daného prvku, musíme umět přesně popsat, kde se konkrétní elektron nachází (vzhledem k atomovému jádru).

K popisu pozice daného elektronu v obalu používáme čtyři kvantová čísla.

hlavní kvantové číslo	n
vedlejší kvantové číslo	l
magnetické kvantové číslo	m
spinové kvantové číslo	m_s



Obr.6

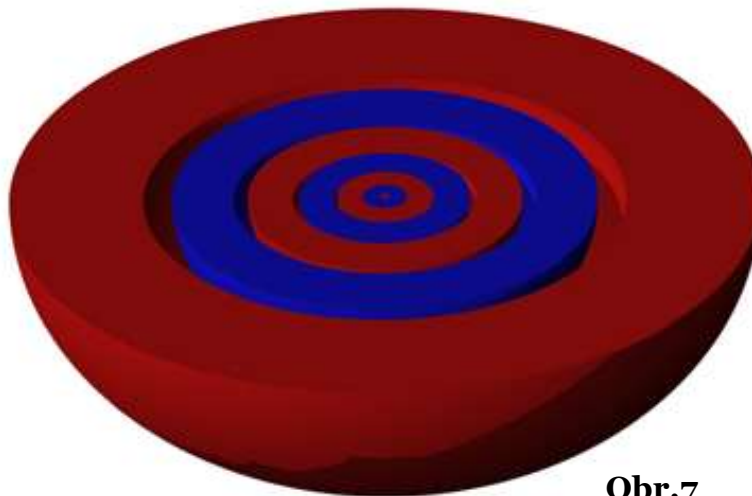
KVANTOVÁ ČÍSLA

hlavní kvantové číslo n

$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$

$n = \text{K, L, M, N, O, P, Q}$

- Hlavní kvantové číslo n vyjadřuje velikost orbitalu.
- V rámci elektronového obalu je elektron umístěn do jedné ze **7 slupek**. Čím dál je slupka od jádra, tím větší **energii** má elektron v ní.



Obr.7

KVANTOVÁ ČÍSLA

vedlejší kvantové číslo l

$$0 \leq l \leq n-1$$

- ❑ Vedlejší kvantové číslo l vyjadřuje prostorový tvar orbitalu.
- ❑ V rámci jedné slupky je elektron umístěn do jednoho ze **4 tvarových typů orbitalů (s, p, d, f)**.
- ❑ **Energie** elektronu je v orbitalu **s nejnižší**, v orbitalu **f nejvyšší**.

$n = 1$ $l = 0$ **Orbital s**

$n = 2$ $l = 1$ **Orbital p**

$n = 3$ $l = 2$ **Orbital d**

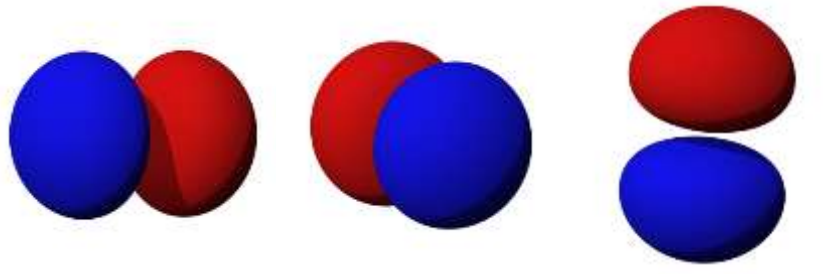
$n = 4$ $l = 3$ **Orbital f**

Tvar orbitalu s ($n = 1$)



Obr.8

Tvary orbitalu p ($p_x, p_y, p_z; n = 2$)



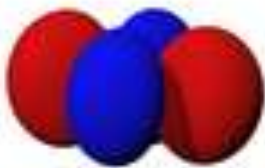
Obr.9

Obr.10

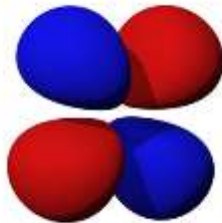
Obr.11

KVANTOVÁ ČÍSLA

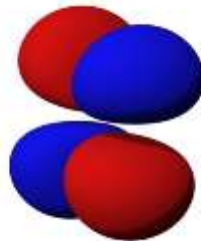
Tvary orbitalu d (d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} , $d_{x^2-y^2}$, d_{z^2} ; $n = 3$)



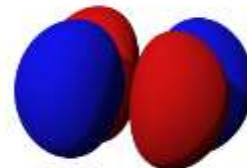
Obr.12



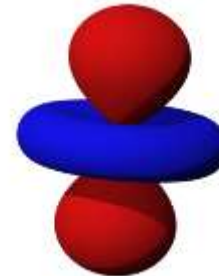
Obr.13



Obr.14

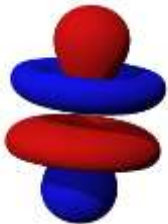


Obr.15

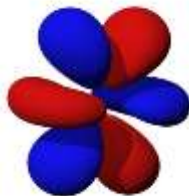


Obr.16

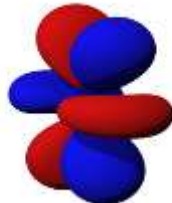
Tvary orbitalu f (f_{z^3} , f_{xz^2} , f_{yz^2} , f_{xyz} , $f_{z(x^2-y^2)}$, $f_{x(x^2-3y^2)}$, $f_{y(3x^2-y^2)}$; $n = 4$)



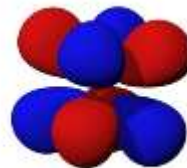
Obr.17



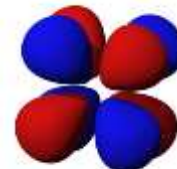
Obr.18



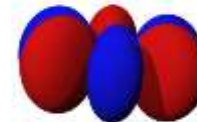
Obr.19



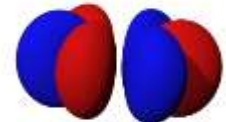
Obr.20



Obr.21



Obr.22



Obr.23

KVANTOVÁ ČÍSLA



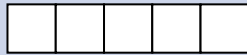
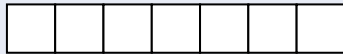
magnetické kvantové číslo m

$$-1 \leq m \leq +1$$

$$0 \leq |m| \leq l < n$$

□ Magnetické kvantové číslo m vyjadřuje orientaci orbitalu v prostoru.

V rámci jednoho tvarového typu orbitalu (s , p , d nebo f) je elektron umístěn do jednoho z orbitalů, který se od ostatních liší **svou orientací** v prostoru.

Podslupka	Orbital	Typ or.	Max. e^-	grafika
$l = 0$	$m = 0$	s	2	
$l = 1$	$m = -1, 0, +1$	p	6	
$l = 2$	$m = -2, -1, 0, +1, +2$	d	10	
$l = 3$	$m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$	f	14	

spinové kvantové číslo m_s

$$m_s = +1/2, -1/2$$

V rámci jednoho orbitalu se může elektron otáčet v daném směru, nebo proti směru.

Elektron může mít dva typy „spinu“, neboli vnitřního momentu hybnosti.

PRAVIDLA O ZAPLŇOVÁNÍ ORBITALŮ

obsazení konkrétních orbitalů elektrony

řídí se třemi pravidly - principy

Výstavbový princip

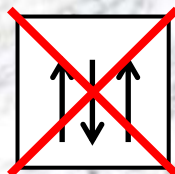
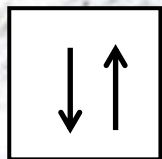
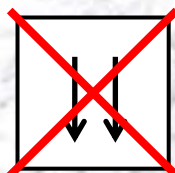
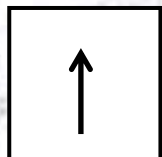
- Orbitaly s nižší energií se obsazují elektrony dříve než s energií vyšší.
- ❖ Atom je obsazován elektrony podle jejich přibývajících energie. Elektrony tedy budou umístovány do orbitalů v tomto pořadí, aby atom měl své elektrony v těch orbitalech, v nichž mají ony elektrony **nejmenší součet $n + l$** .

1s	2s	2p	3s	3p	4s	4p	3d	4p	5s	4d	5p	6s	5d	4f	6p	7s	6d	5f	7p	...
1s					n s									1 s						
2s	2p				n s	n p						2 s	2 p							
3s	3p				n s	n p						3 s	3 p							
4s	3d	4p			n s	n-1 d	n p					4 s	3 d	4 p						
5s	4d	5p			n s	n-1 d	n p					5 s	4 d	5 p						
6s	5d	4f	6p		n s	n-1 d	n-2 f	n p				6 s	5 d	4 f	6 p					
7s	6d	5f	7p		n s	n-1 d	n-2 f	n p				7 s	6 d	5 f	7 p					

PRAVIDLA O ZAPLŇOVÁNÍ ORBITALŮ

Pauliho princip výlučnosti

- V jednom orbitalu mohou být maximálně **2** elektrony, lišící hodnotou **spinového** kvantového čísla.
- ❖ V atomu nemohou existovat dva elektrony, které by měly všechna čtyři kvantová čísla stejná.



Obr.24

**Wolfgang
Ernst Pauli**
(1900-1958)
rakouský fyzik

PRAVIDLA O ZAPLŇOVÁNÍ ORBITALŮ

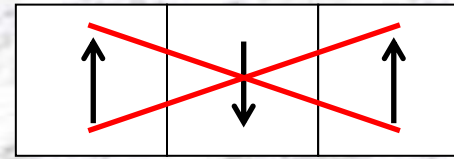
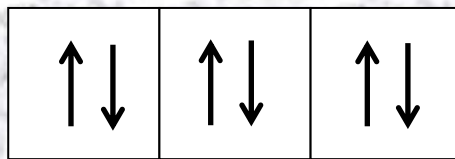
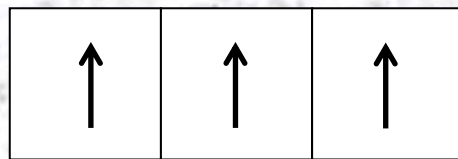
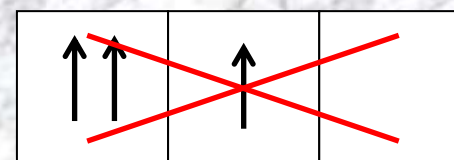
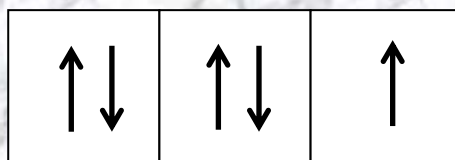
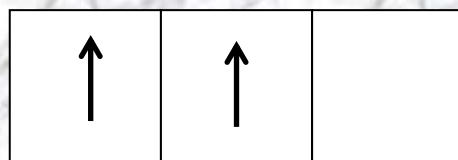
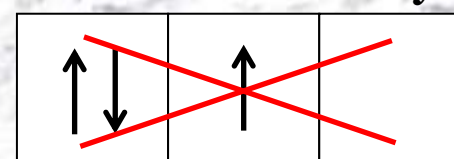
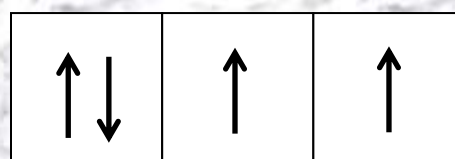
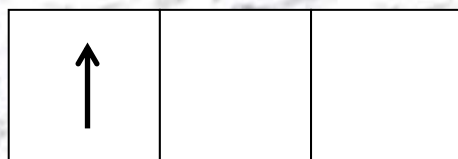
Hundovo pravidlo

- ❑ V degenerovaných orbitalech (v orbitalech o stejné energii – p, d, f) vznikají elektronové páry teprve po obsazení všech těchto orbitalů nespárovaným e^- .
- ❖ Nespárované e^- v degenerovaných orbitalech mají stejnou hodnotu m_s (stejný spin).

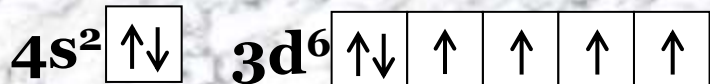
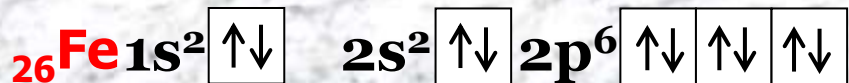
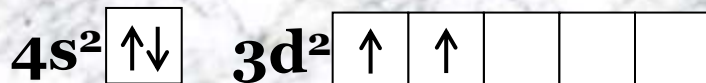
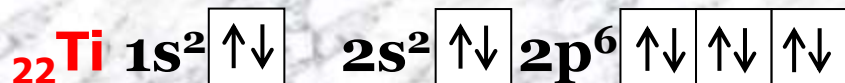
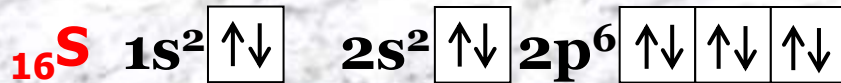
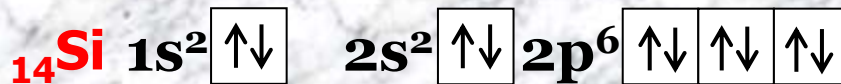
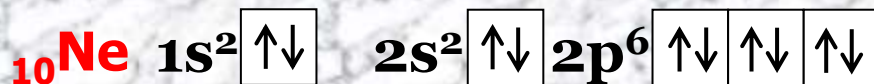
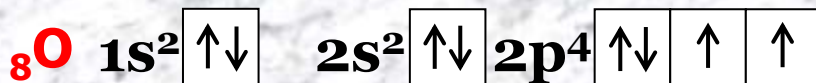
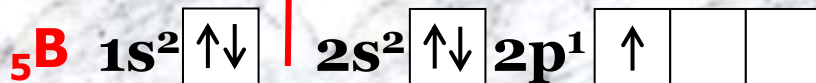


Obr.25

Friedrich Hund
(1896-1997)
německý fyzik

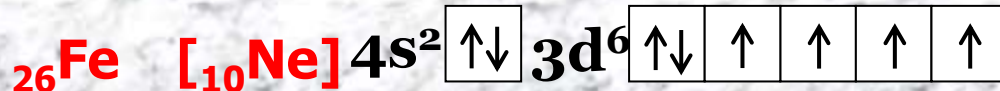
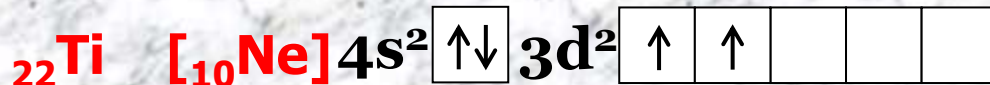
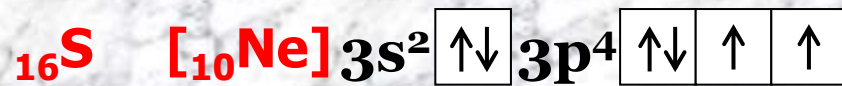
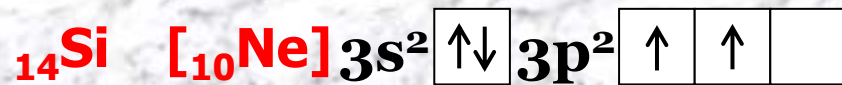
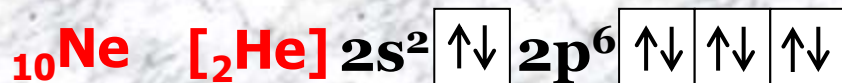
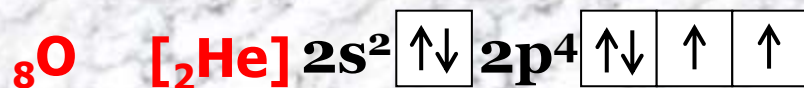
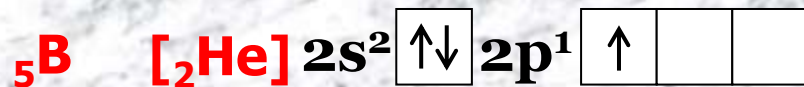


ELEKTRONOVÁ KONFIGURACE ATOMU nezkrácený zápis



ELEKTRONOVÁ KONFIGURACE ATOMU

zkrácený zápis



Citace

- Obr.1** AUTOR NEUVEDEN. *Soubor:Ernest Rutherford.jpg - Wikipedie* [online]. [cit. 19.3.2013]. Dostupný na WWW: http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Ernest_Rutherford.jpg
- Obr.2** THE AMERICAN INSTITUTE OF PHYSICS CREDITS THE PHOTO. *File:Niels Bohr.jpg - Wikipedia, the free encyclopedia* [online]. [cit. 19.3.2013]. Dostupný na WWW: http://en.wikipedia.org/wiki/File:Niels_Bohr.jpg
- Obr.3** AUTOR NEUVEDEN. *Soubor:Broglie Big.jpg - Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013]. Dostupný na WWW: http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Broglie_Big.jpg
- Obr.4** AUTOR NEUVEDEN. *Soubor:Bundesarchiv Bild183-R57262, Werner Heisenberg.jpg - Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013]. Dostupný na WWW: http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Bundesarchiv_Bild183-R57262,_Werner_Heisenberg.jpg
- Obr.5** AUTOR NEUVEDEN. *Soubor:Erwin Schrödinger.jpg - Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013]. Dostupný na WWW: http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Erwin_Schr%C3%B6dinger.jpg
- Obr.6** AUTOR NEUVEDEN. *Soubor:Hydrogen.svg - Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013]. Dostupný na WWW: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Hydrogen.svg>
- Obr.7** DHATFIELD. *Soubor:S7M0.png - Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013]. Dostupný na WWW: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:S7M0.png>
- Obr.8** GEEK3. *Soubor:Hydrogen eigenstate n2 lo mo.png - Wikipedie*[online]. [cit. 23.3.2013]. Dostupný na WWW:http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:Hydrogen_eigenstate_n2_lo_mo.png . Wikipedie
- Obr.9** DHATFIELD. *Soubor:P2M1.png - Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013]. Dostupný na WWW: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:P2M1.png>
- Obr.10** DHATFIELD. *Soubor:P2M-1.png - Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013]. Dostupný na WWW: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:P2M-1.png>
- Obr.11** DHATFIELD. *Soubor:P2M0.png - Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013]. Dostupný na WWW: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:P2M0.png>
- Obr.1 2** DHATFIELD. *Soubor:D3M2.png - Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013]. Dostupný na WWW: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:D3M2.png>

Citace

- Obr.13** DHATFIELD. *Soubor:D3M1.png* - *Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013].
Dostupný na WWW: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:D3M1.png>
- Obr.14** DHATFIELD. *Soubor:D3M-1.png* - *Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013].
Dostupný na WWW: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:D3M-1.png>
- Obr.15** DHATFIELD. *Soubor:D3M-2.png* - *Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013].
Dostupný na WWW: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:D3M2.png>
- Obr.16** DHATFIELD. *Soubor:D3M0.png* - *Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013].
Dostupný na WWW: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:D3M-0.png>
- Obr.17** DHATFIELD. *Soubor:F4M0.png* - *Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013].
Dostupný na WWW: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:F4M0.png>
- Obr.18** DHATFIELD. *Soubor:F4M1.png* - *Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013].
Dostupný na WWW: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:F4M1.png>
- Obr.19** DHATFIELD. *Soubor:F4M-1.png* - *Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013].
Dostupný na WWW: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:F4M-1.png>
- Obr.20** DHATFIELD. *Soubor:F4M2.png* - *Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013].
Dostupný na WWW: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:F4M2.png>
- Obr.21** DHATFIELD. *Soubor:F4M-2.png* - *Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013].
Dostupný na WWW: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:F4M-2.png>
- Obr.22** DHATFIELD. *Soubor:F4M3.png* - *Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013].
Dostupný na WWW: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:F4M3png>
- Obr.23** DHATFIELD. *Soubor:F4M-3.png* - *Wikipedie* [online]. [cit. 23.3.2013].
Dostupný na WWW: <http://cs.wikipedia.org/wiki/Soubor:F4M-3png>
- Obr.24** NOBEL FOUNDATION. *File:Pauli.jpg* - *Wikimedia Commons* [online]. [cit. 24.3.2013].
Dostupný na WWW: <http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Pauli.jpg>

Citace

Obr.25 GFHUND. *File:Hund,Friedrich 1920er Göttingen.jpg*- *Wikimedia Commons* [online]. [cit. 26.3.2013].
Dostupný na WWW: http://commons.wikimedia.org/wiki/File:Hund,Friedrich_1920er_G%C3%B6ttingen.jpg

Literatura

- Dušek B.; Flemr V. Chemie pro gymnázia I. (Obecná a anorganická), SPN 2007, ISBN:80-7235-369-1
- Vacík J. a kolektiv Přehled středoškolské chemie, SPN 1995, ISBN: 80-85937-08-5
- Kotlík B., Růžičková K. Chemie I. v kostce pro střední školy, Fragment 2002, ISBN: 80-7200-337-2