

Całkowity moment pędu pojedynczego elektronu

Jest sumą orbitalnego i spinowego momentu pędu dla elektronu

$$\mathbf{J} = \mathbf{L} + \mathbf{S}$$

Ponieważ L i S są skwantowane to wartość całkowitego momentu pędu też jest skwantowana:

$$|\mathbf{J}| = \sqrt{j(j+1)}\hbar$$

Gdzie j jest liczbą kwantową (niekoniecznie całkowitą, ale zmniejszającą / zwiększającą się o wielokrotność 1:

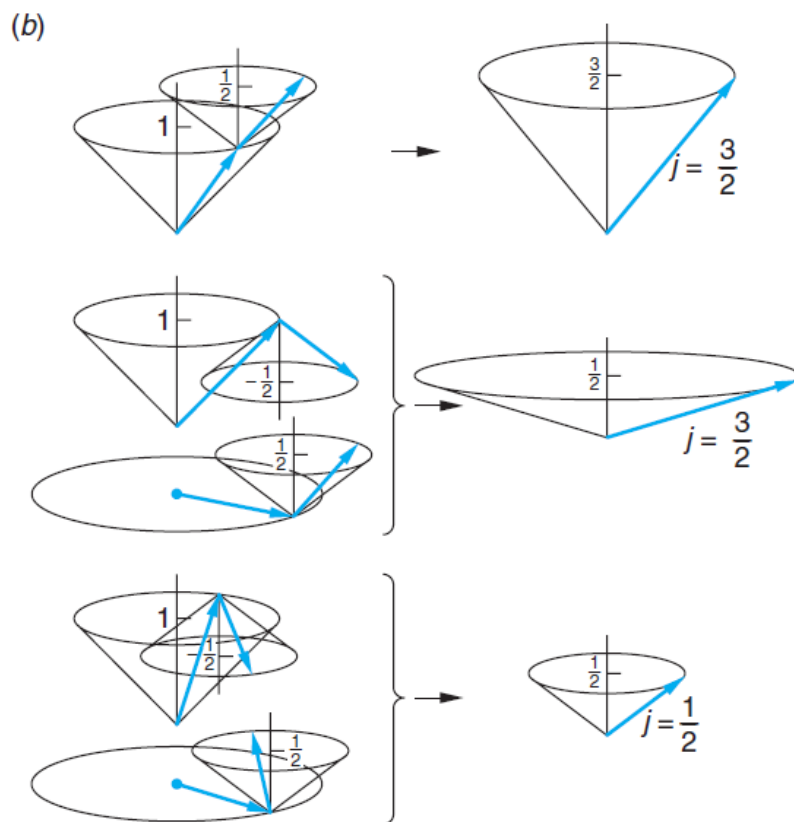
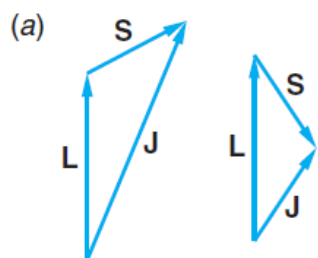
$$\text{od } j = |\ell - s| \text{ lub } j = \ell + s$$

Rzut wektora $\mathbf{J}$ na oś z – czyli składowa J_z też jest skwantowany:

$$J_z = m_j \hbar \quad \text{where} \quad m_j = -j, -j+1, \dots, j-1, j$$

Np. jeśli $\ell = 1$ i $s = \frac{1}{2}$ to $j = 1 + \frac{1}{2} = \frac{3}{2}$ lub $j = 1 - \frac{1}{2} = \frac{1}{2}$

Całkowity moment pędu elektronu



$$\mathbf{J} = \mathbf{L} + \mathbf{S}$$

$$|\mathbf{J}| = \sqrt{j(j+1)}\hbar$$

$$j = \ell + s \quad \text{or} \quad j = |\ell - s|$$

Rysunek 7.16. (a) Uproszczony model wektorowy ilustrujący dodawanie orbitalnego i spinowego momentu pędu w przypadku $\ell = 1$ i $s = 1/2$. Są dwie możliwe wartości liczby kwantowej całkowitego momentu pędu: $j = \ell + s = 3/2$ i $j = \ell - s = 1/2$. (b) Dodawanie wektorowe orbitalnego i spinowego momentu pędu, także dla przypadku $\ell = 1$ i $s = 1/2$. Zgodnie z zasadą nieoznaczoności wektory momentów pędu mogą leżeć gdziekolwiek na stożkach odpowiadających określonym wartościom ich składowych z. Zauważmy, że na dwóch dolnych schematach są dwa sposoby utworzenia stanów z $j = 3/2$, $m_j = 1/2$ i $j = 1/2$, $m_j = 1/2$.

$$J_z = m_j \hbar \quad \text{where} \quad m_j = -j, -j + 1, \dots, j - 1, j$$

Całkowity moment pędu elektronu

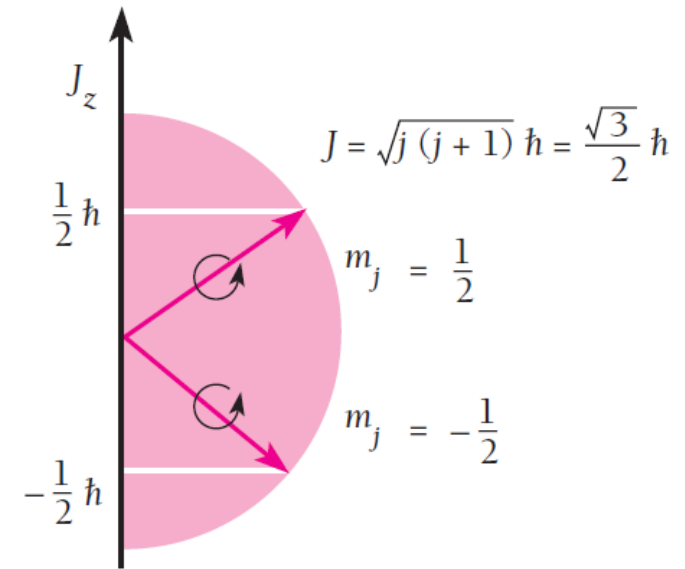
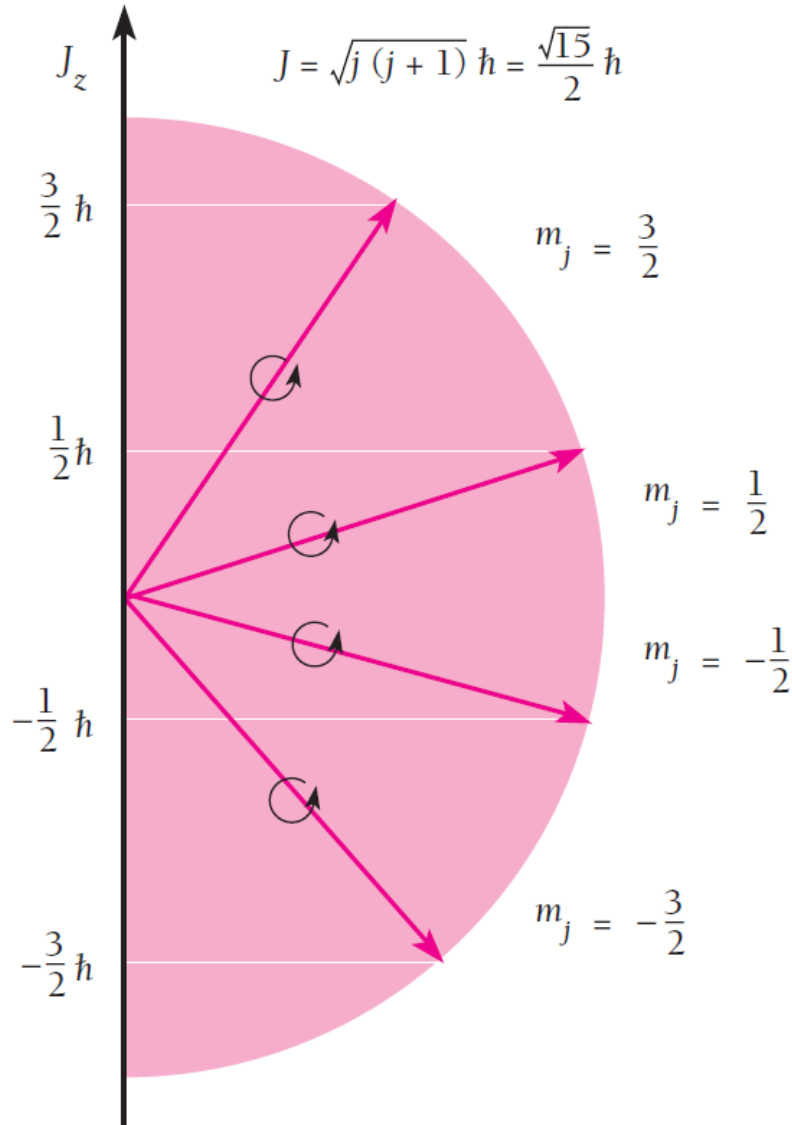


figure 7.16 Space quantization of total angular momentum when the orbital angular momentum is $l = 1$.

Dodawanie momentów pędów - ogólnie

PRZYKŁAD 7.2. Dodawanie momentów pędu I. Każdy z dwóch elektronów ma zerowy orbitalny moment pędu. Jakie są możliwe liczby kwantowe całkowitego momentu pędu takiego układu dwóch elektronów? (Mogą to być np. elektrony atomu helu w dowolnym ze stanów S).

ROZWIĄZANIE

W tym wypadku $j_1 = j_2 = 1/2$. Ogólna reguła daje więc dwie możliwe wartości: $j = 1$ i $j = 0$. Stany te określa się zwykle jako odpowiadające ustawieniu równoległemu i antyrównoległemu.

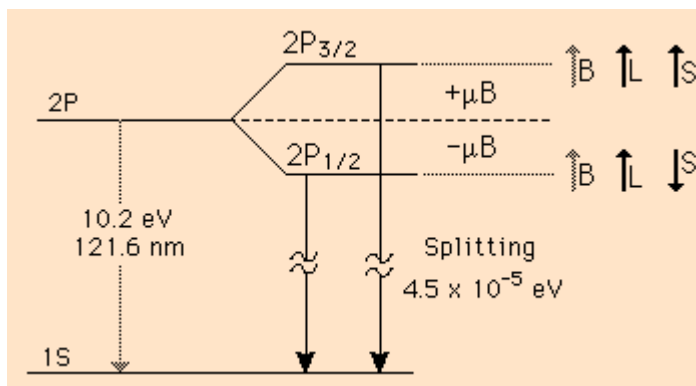
PRZYKŁAD 7.3. Dodawanie momentów pędu II. W atomie jeden elektron ma orbitalny moment pędu L_1 z liczbą kwantową $\ell_1 = 2$ i drugi z orbitalnym momentem pędu L_2 i liczbą kwantową $\ell_2 = 3$. Jakie są możliwe wartości liczby kwantowej całkowitego orbitalnego momentu pędu $L = L_1 + L_2$?

ROZWIĄZANIE

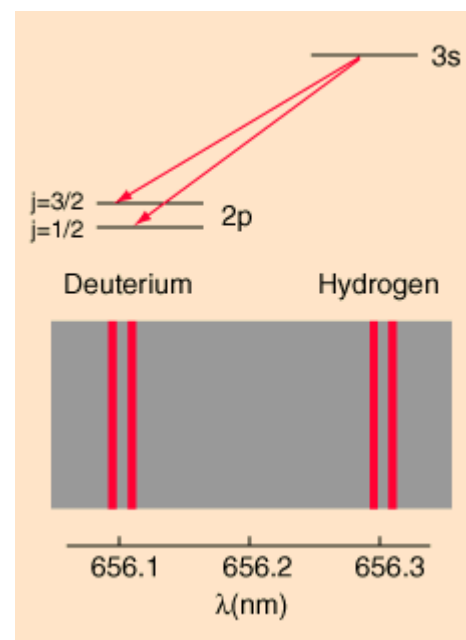
Ponieważ $\ell_1 + \ell_2 = 5$ i $|\ell_1 - \ell_2| = 1$, możliwymi wartościami ℓ są zatem 5, 4, 3, 2 i 1.

Sprężenie spin-orbita

Struktura subtelna: ruch elektronu wokół jądra wytwarza pole magnetyczne, które oddziałuje ze spinowym momentem magnetycznym elektronu, co powoduje rozszczepienie linii widmowych tzw. oddziaływanie spin-orbita



Struktura subtelna wodoru



PRZYKŁAD 7.4. Rozszczepienie odpowiadające strukturze subtelnej. Rozszczepienie poziomów $2P_{1/2}$ i $2P_{3/2}$ odpowiadające strukturze subtelnej w wodorze wynosi $4,5 \cdot 10^{-5}$ eV. Oszacować indukcję pola magnetycznego oddziałującego na elektron $2p$. Przyjąć, że $\mathbf{B}$ jest równoległe do osi z .

ROZWIĄZANIE

1. Przesunięcie energii elektronów $2p$ w obecności pola magnetycznego jest określone wzorem (7.56):
2. U jest dodatnia lub ujemna zależnie od względnej orientacji $\boldsymbol{\mu}$ i $\mathbf{B}$, czyli całkowita różnica energii ΔE między dwoma poziomami wynosi:
3. Ponieważ moment magnetyczny elektronu wynosi μ_B , zatem $\mu_z \approx \mu_B$ i stąd
4. Wyznaczając B i podstawiając wartości μ_B i ΔE , otrzymujemy:

$$U = -\boldsymbol{\mu} \cdot \mathbf{B} = -\mu_z B$$

$$\Delta E = 2U = 2\mu_z B$$

$$\Delta E \approx 2\mu_B B$$

$$\begin{aligned} B &\approx \frac{\Delta E}{2\mu_B} \\ &\approx \frac{4,5 \cdot 10^{-5} \text{ eV}}{(2)(5,79 \cdot 10^{-5} \text{ eV/T})} \\ &\approx 0,39 \text{ T} \end{aligned}$$

Uwaga: Otrzymane pole jest około 10 000 razy większe od średniego pola magnetycznego Ziemi.

Atomy wieloelektronowe

- ♦ mają więcej niż jeden elektron w atomie
- ♦ do energii każdego z elektronów wchodzi :
 - energia kinetyczna
 - energia potencjalna pochodząca od oddziaływania elektron - jądro atomowe
 - energii potencjalna pochodzącej od oddziaływania elektron – inne elektrony
- ♦ matematycznie nie możliwe jest dokładne rozwiązanie r. Schrodingera - problem: jak uwzględnić odpychające oddziaływanie z innymi elektronami
 - stosuje się pewne metody przybliżone, wprowadzając np. efektywny ładunek jądra atomowego, tzw. pole samo-uzgodnione
 - wyniki oblicza się metodami numerycznymi

Atomy wieloelektronowe

Energia zależy głównie od głównej liczby kwantowej n
Funkcje własne zależą od pozostałych liczb kwantowych

Degeneracja: dwu lub więcej funkcjom własnym odpowiada ta sama wartość energii

Dla każdej wartości n jest n wartości l . Dla każdej wartości l jest $2l+1$ wartości m

Przykładowy zapis konfiguracji: $1s^2 2s^2 2p^4$

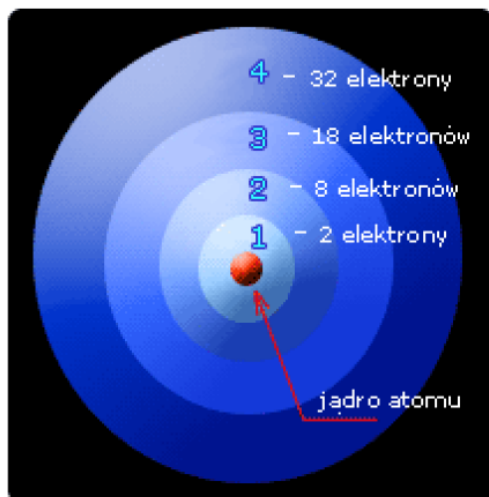
2 elektrony w stanie $n=1, l=0$

2 elektrony w stanie $n=2, l=0$

4 elektrony w stanie $n=2, l=1$

Atomy wieloelektronowe

Powłoki elektronowe

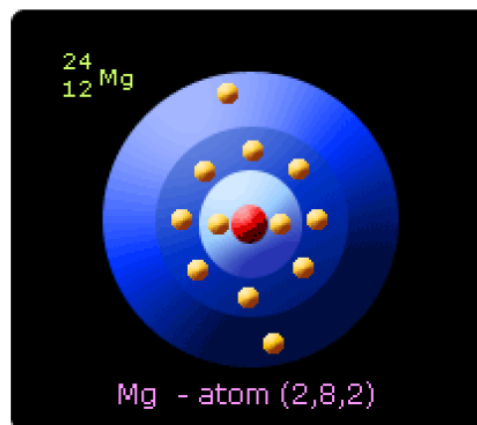
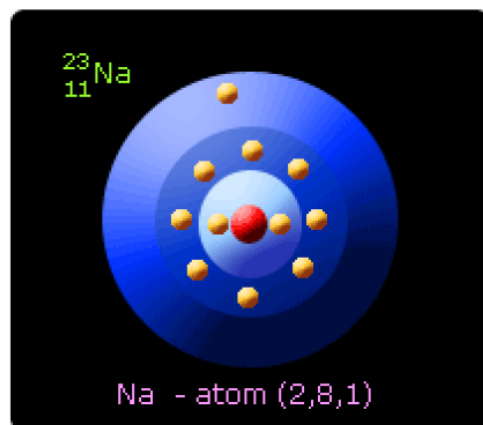


Powłoka elektronowa - zbiór orbitali atomowych mających tę samą główną liczbę kwantową n

$2n^2$ stanów do obsadzenia na powłoce

Powłoki elektronowe:

liczba kwantowa n	1	2	3	4	5
symbol	K	L	M	N	O
liczba stanów	2	8	18	32	50



Atomy wieloelektronowe

W jaki sposób elektrony „układają się” w atomie, w jaki sposób zajmują możliwe dla nich poziomy energetyczne?

Panuje zasada: elektrony obsadzają możliwe najniższe poziomy energetyczne

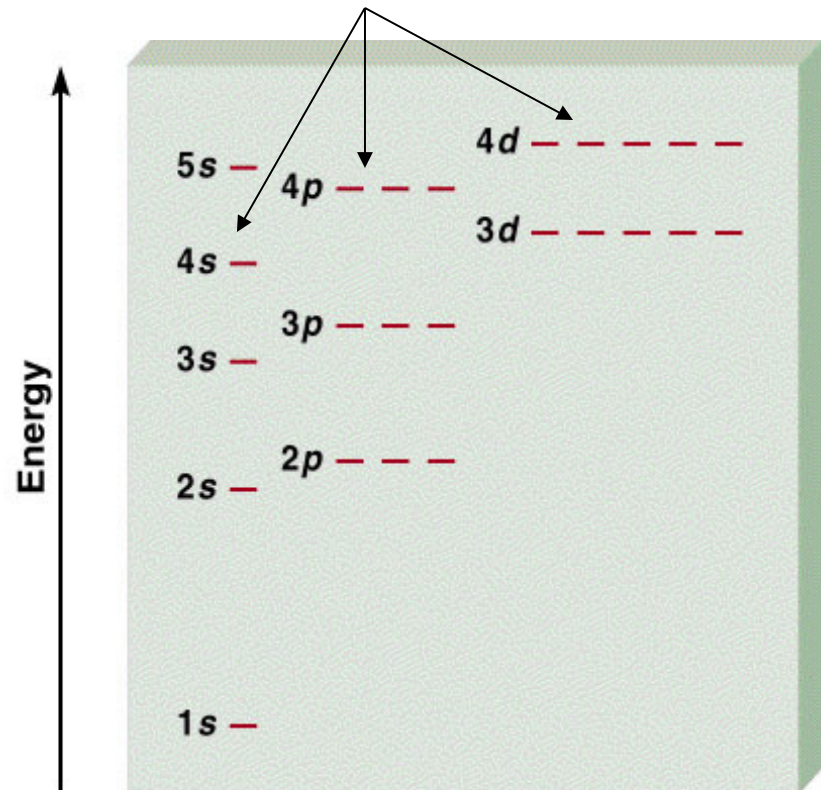
Uwaga! Okazuje się, że energia elektronów w atomach wieloelektronowych zależy nie tylko od liczby kwantowej n ale także w pewnym stopniu od orbitalnej liczby kwantowej l

to jest właśnie efekt oddziaływań wielu elektronów w atomie

niektóre poziomy energetyczne z wyższym n ale mniejszym l są niższe niż poziomy o mniejszym n a większym l

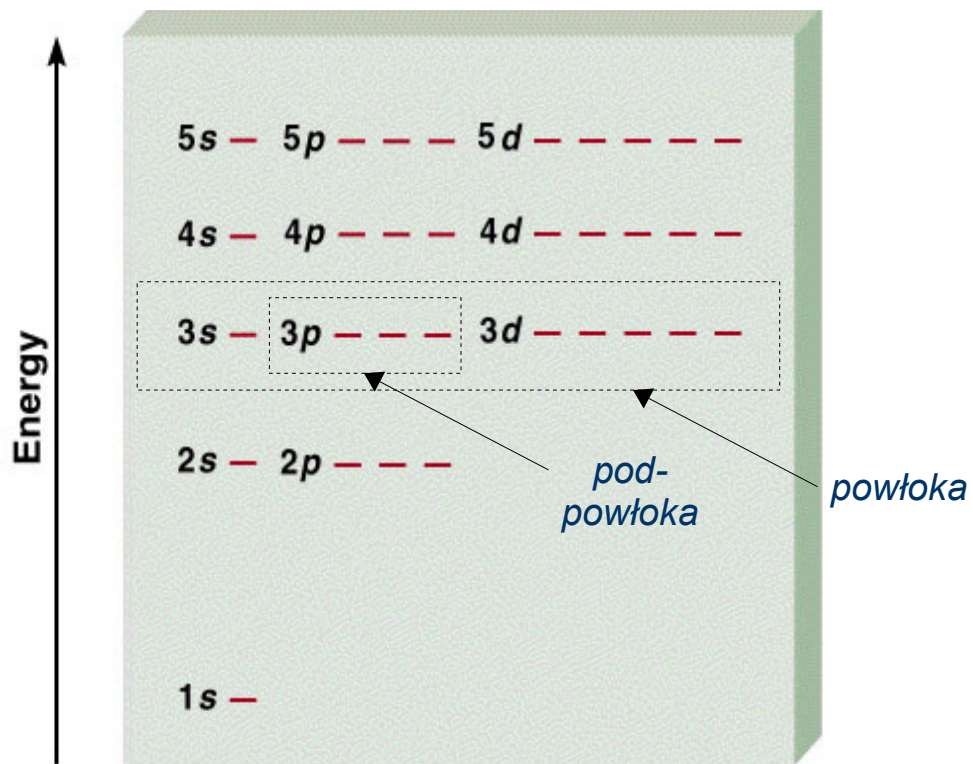
to jest tzw. zniesienie degeneracji poziomów ze względu na l

Efekt „rozszczipiania się” poziomów w atomach wieloelektronowych

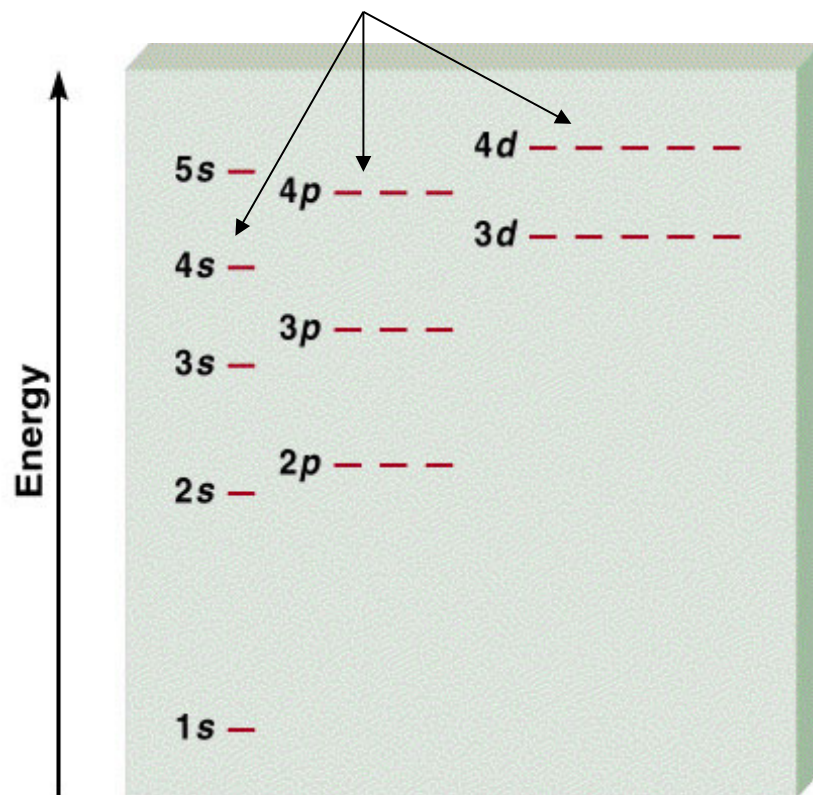


Atomy wieloelektronowe

Poziomy energetyczne w atomie jedno-elektronowym (wodoru)



Efekt „rozzszczepiania się” poziomów w atomach wielo-elektronowych



Zakaz Pauliego

Czy wiele elektronów może obsadzić ten sam poziom energetyczny?
Nie zawsze. Obowiązuje pewna zasada!

Dwa elektrony nie mogą mieć tych samych 4 liczb kwantowych
(nie mogą być w tych samych stanach kwantowych)

Jest to tzw. zakaz Pauliego

To znaczy, że : dwa elektrony z takimi samymi wartościami n , l i m_l (elektrony są na tej samej pod-powłoce i mające taką samą energię) muszą mieć przeciwne spiny, aby być w innym stanie (różnią się inną kwantową m_s)

Ta zasada powoduje, że elektrony muszą zajmować inne stany kwantowe

Ta zasada wymusza prawidłowość, że:

Na każdej **powłoce** znajduje się $2n^2$ stanów do obsadzenia

Na każdej **pod-powłoce** znajduje się $2(2l+1)$ stanów do obsadzenia

np. w powłoce $n = 3$ mamy 18 stanów do obsadzenia dla elektronów

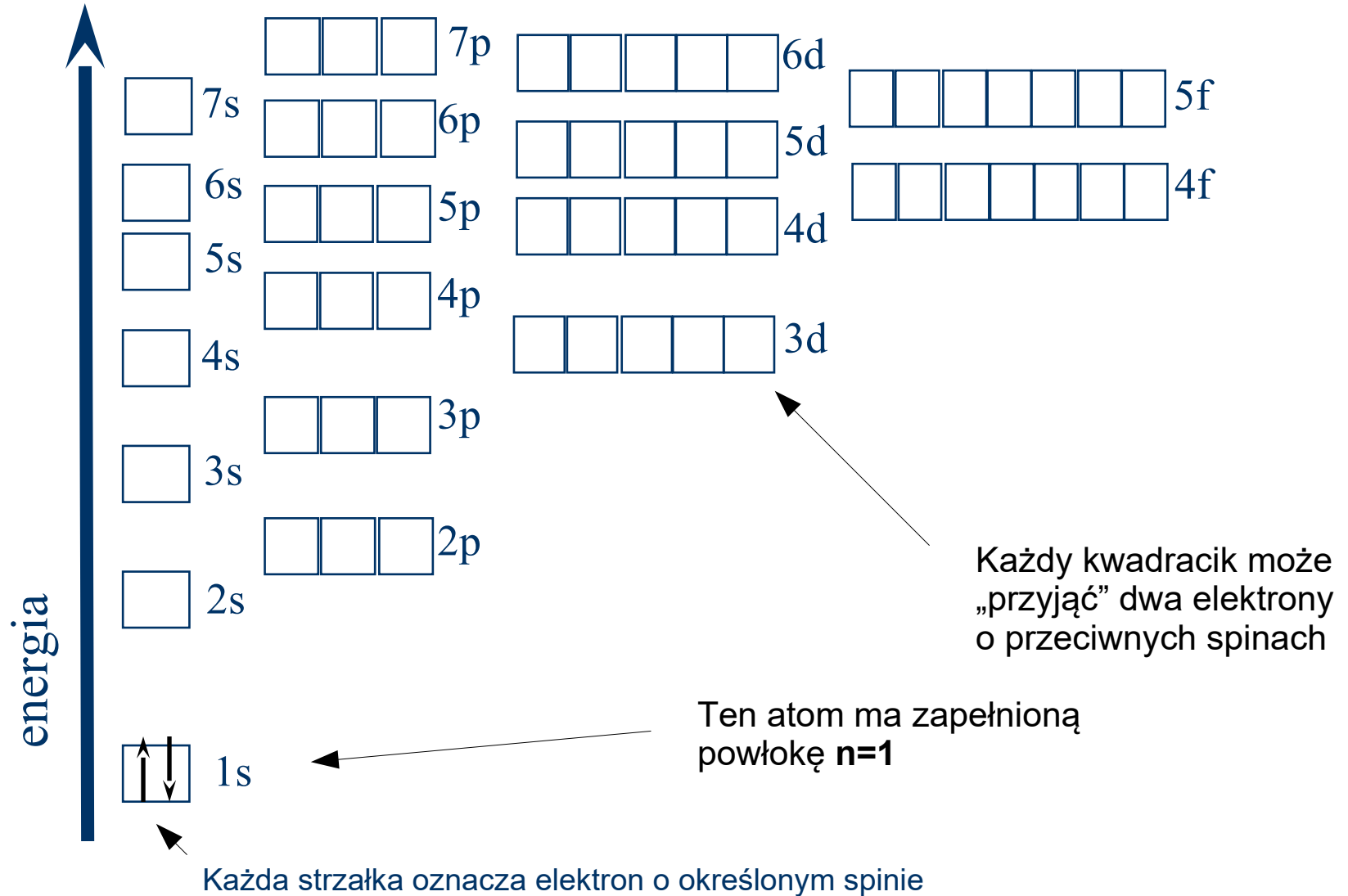
np. w pod-powłoce typu s ($l = 0$) mamy 2 stany do obsadzenia dla elektronów

np. w pod-powłoce typu p ($l = 1$) mamy 6 stanów do obsadzenia dla elektronów

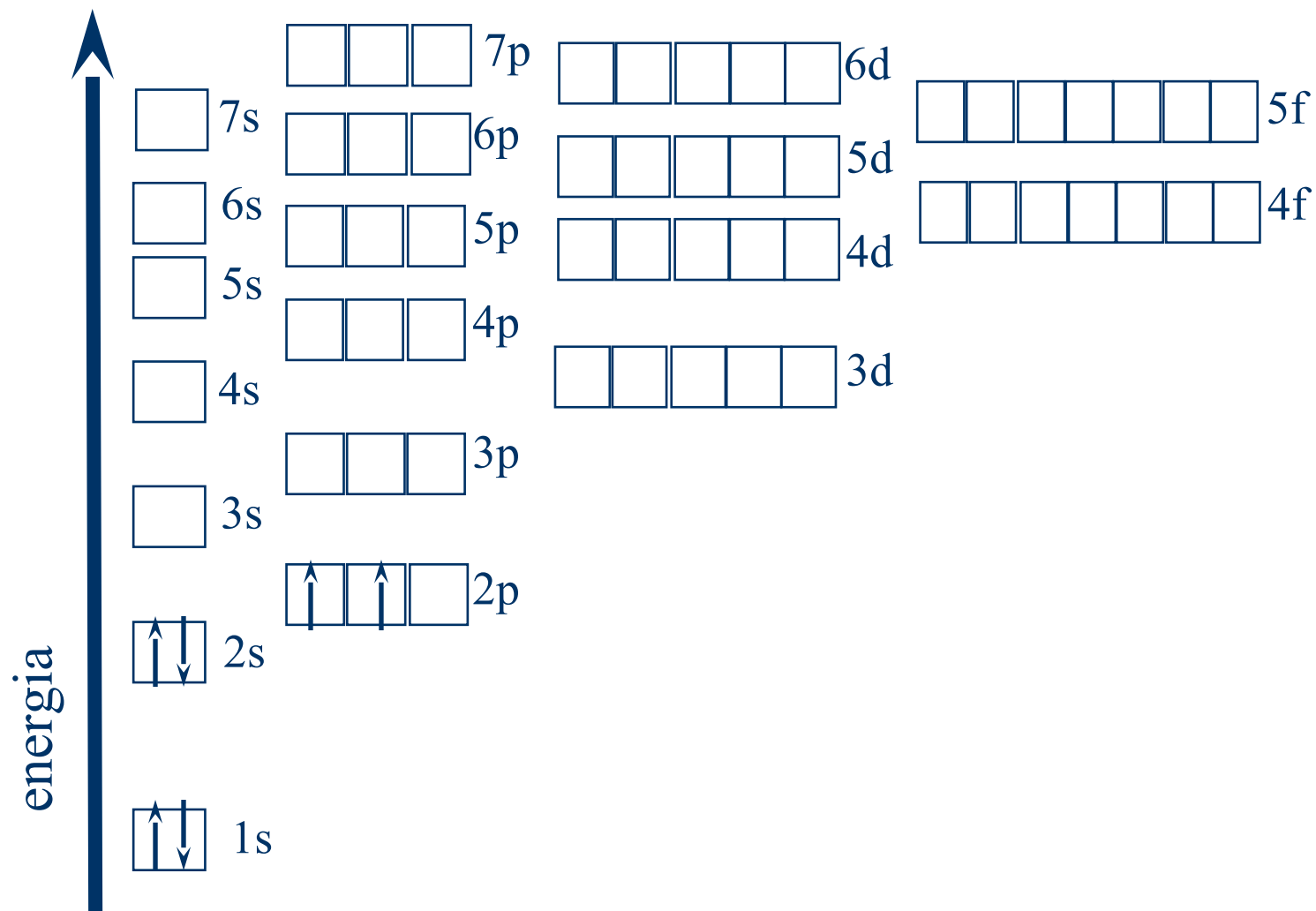
np. w pod-powłoce typu d ($l = 2$) mamy 10 stanów do obsadzenia dla elektronów

He z 2 elektronami

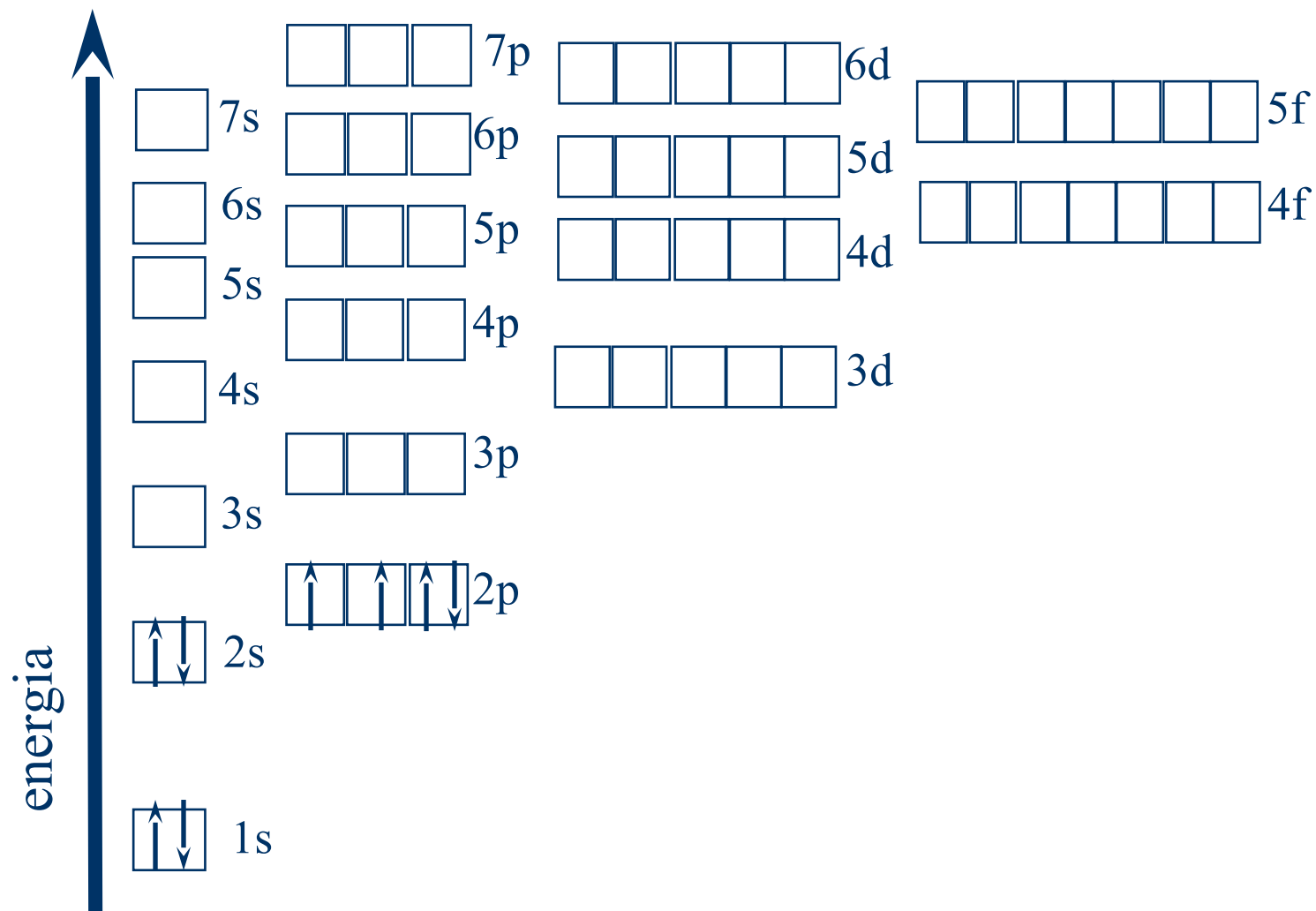
Elektrony wypełniają miejsca w ten sposób aby atom posiadał minimalną energię!



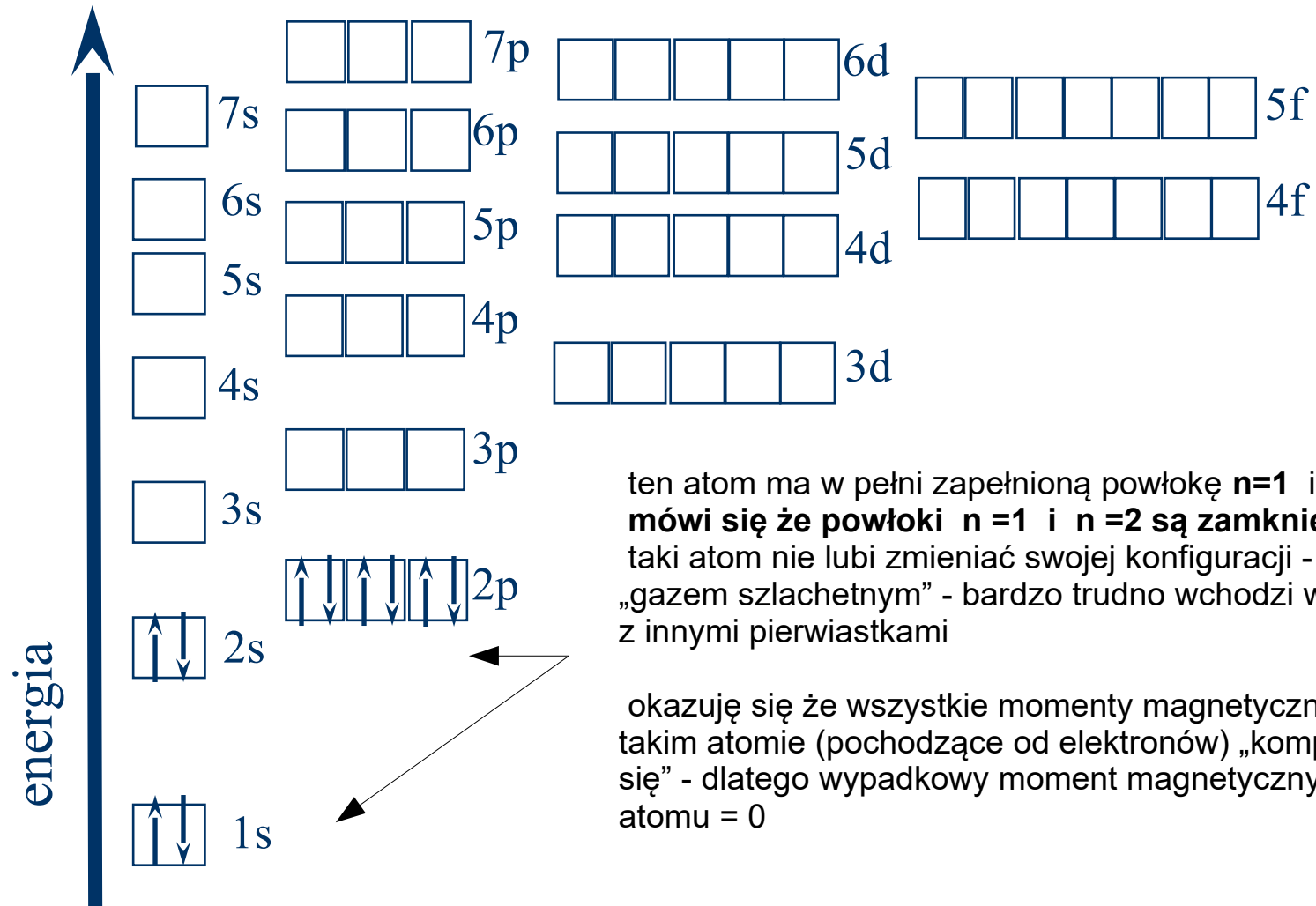
C z 6 elektronami



O z 8 elektronami



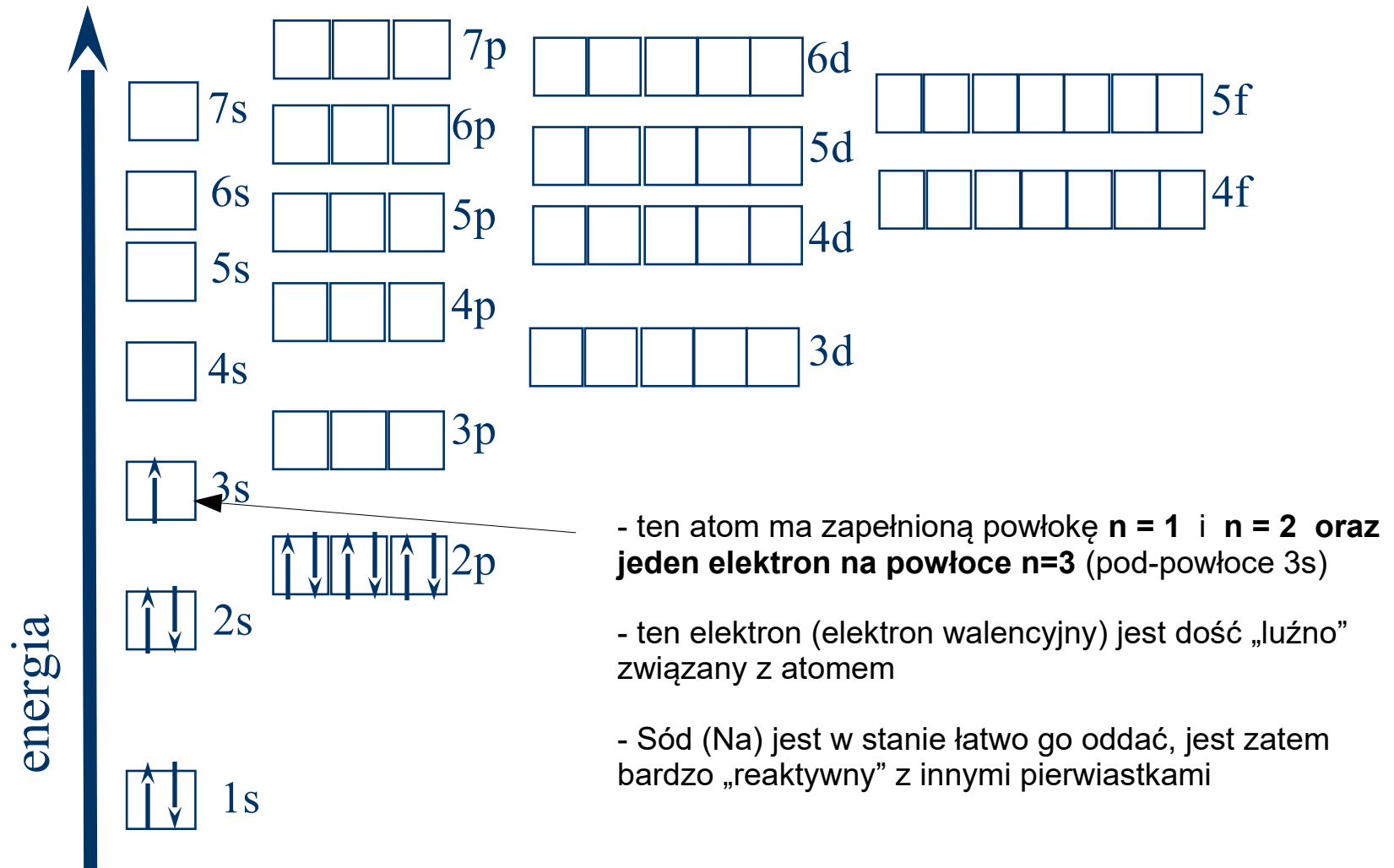
Ne z 10 elektronami



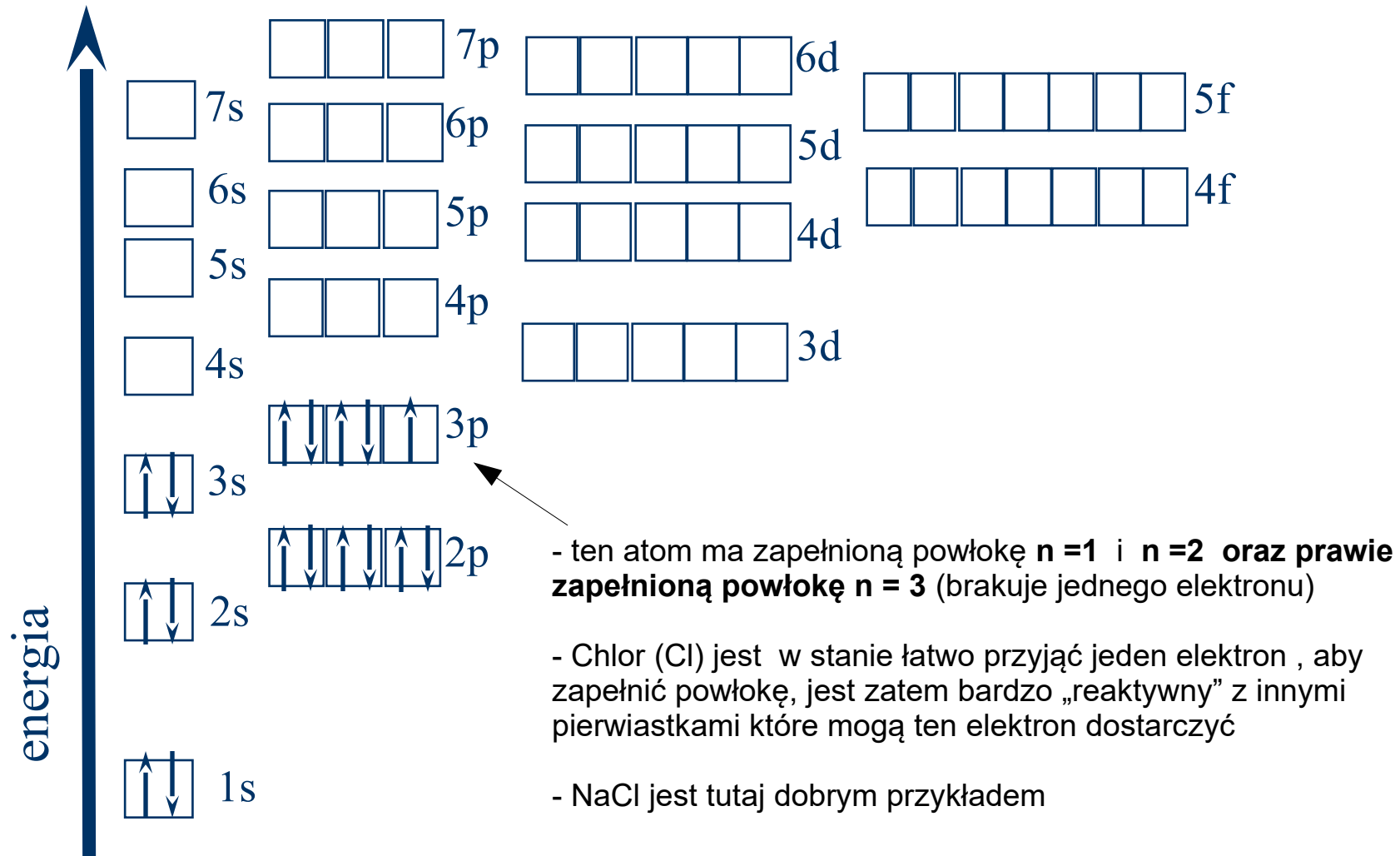
ten atom ma w pełni zapełnioną powłokę $n=1$ i $n=2$
mówi się że powłoki $n=1$ i $n=2$ są zamknięte
taki atom nie lubi zmieniać swojej konfiguracji - jest „gazem szlachetnym” - bardzo trudno wchodzi w reakcję z innymi pierwiastkami

okazują się że wszystkie momenty magnetyczne w takim atomie (pochodzące od elektronów) „kompensują się” - dlatego wypadkowy moment magnetyczny takiego atomu = 0

Na z 11 elektronami

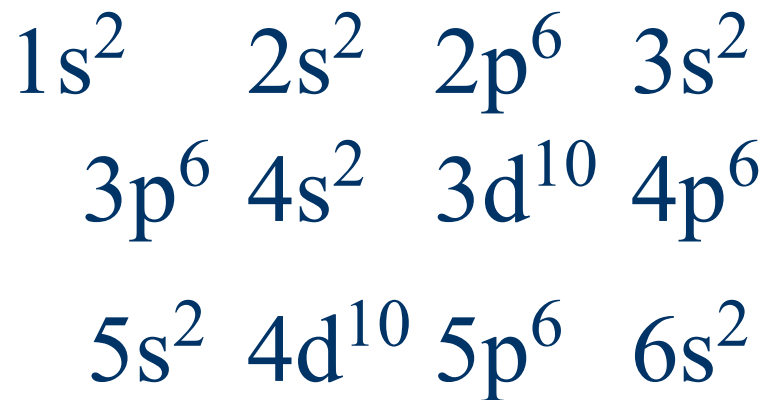
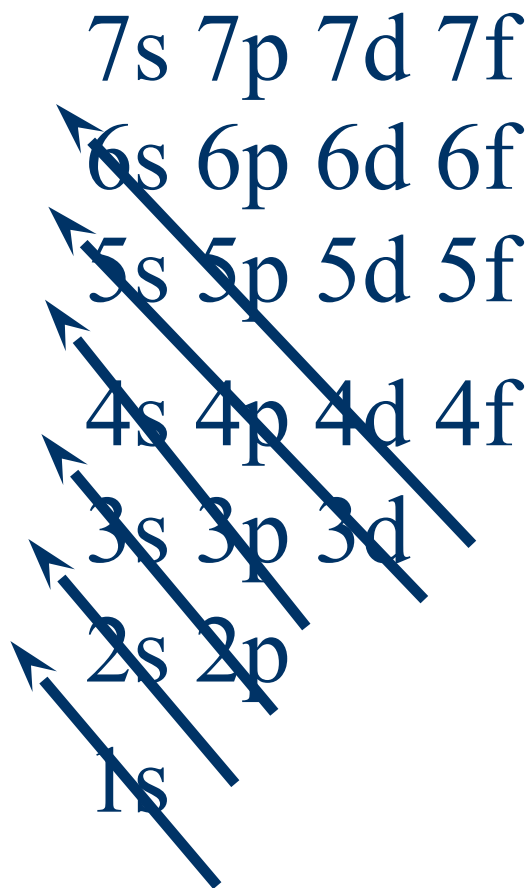


Cl z 17 elektronami



Sposób obsadzania poziomów energetycznych

Jeśli ponumerujemy pod-powłoki w następujący sposób, to można łatwo „konfigurować” kolejne pierwiastki



~~40~~elektronów

Zasady obsadzania poziomów

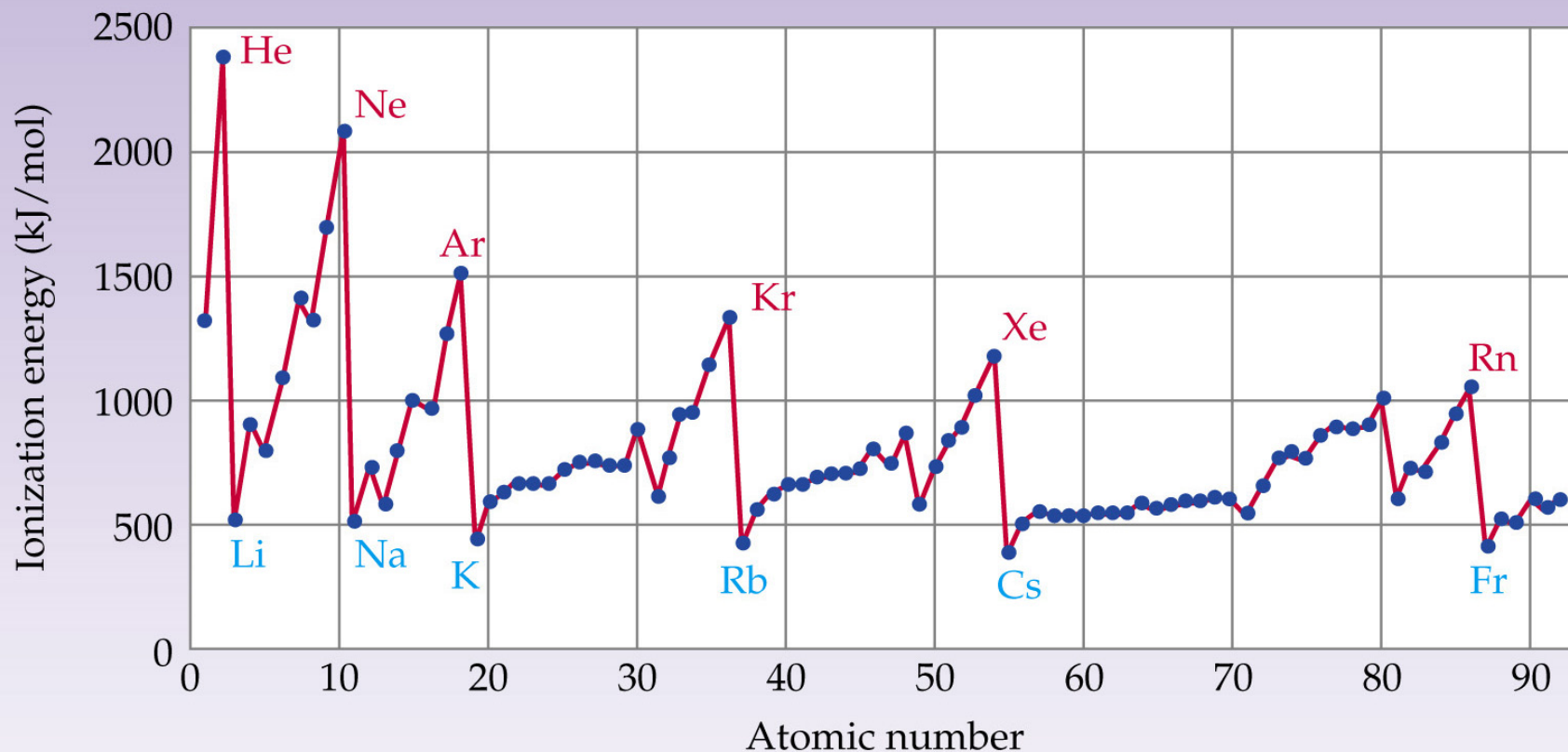
Okres	$l=0$ (stany s)	$l=1$ (stany p)	$l=2$ (stany d)	$l=2$ (stany f)
7 (32 elektrony)	(2)	(6)	(10)	(14)
6 (32 elektrony)	(2)	(6)	(10)	(14)
5 (18 elektronów)	(2)	(6)	(10)	
4 (18 elektronów)	(2)	(6)	(10)	
3 (8 elektronów)	(2)	(6)		
2 (8 elektronów)	(2)	(6)		
1 (2 elektrony)	(2)			

Energia jonizacji pierwiastków

Układ okresowy pierwiastków

Proces jonizacji polega na „odrywaniu” elektronów z atomu.
Atom staje się jodem dodatnim.
Oderwanie elektronu wymaga pewnej energii

Widać, że wykres tworzy pewną
okresową prawidłowość.



liczba atomowa Z

określa ile protonów znajduje się w jądrze atomowym – równa jest także liczbie elektronów w atomie gdy atom nie jest „zjonizowany”

Układ okresowy pierwiastków

Periodic Table of the Elements 2005

*bardzo „reaktywne”
pierwiastki grupy VI i VII*

*gazy
szlachetne,
które mają
zapełnione
powłoki – są
b.mало
reaktywne*

*bardzo
„reaktywne”
pierwiastki
grupy I i II*

1 H 1.01	2											13 B 10.81	14 C 12.01	15 N 14.01	16 O 15.99	17 F 19.00	18 He 4.00
3 Li 6.94	4 Be 9.01											13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
11 Na 22.99	12 Mg 25.31	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Ga 69.72	14 Ge 72.64	15 As 74.92	16 Se 78.96	17 Br 79.90	18 Kr 83.80
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.41	31 Ga 69.72	32 Ge 72.64	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.07	45 Rh 102.91	46 Pd 106.42	47 Ag 107.87	48 Cd 112.41	49 In 114.82	50 Sn 118.71	51 Sb 121.76	52 Te 127.60	53 I 126.90	54 Xe 131.29
55 Cs 132.91	56 Ba 137.33	57 La 138.91	72 Hf 178.49	73 Ta 180.95	74 W 183.84	75 Re 186.21	76 Os 190.23	77 Ir 192.22	78 Pt 195.08	79 Au 196.97	80 Hg 200.59	81 Tl 204.38	82 Pb 207.2	83 Bi 208.98	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (270)	109 Mt (268)	110 Ds (281)	111 Rg (272)							



58 Ce 140.12	59 Pr 140.91	60 Nd 144.24	61 Pm (145)	62 Sm 150.36	63 Eu 151.97	64 Gd 157.25	65 Tb 158.93	66 Dy 162.50	67 Ho 164.93	68 Er 167.26	69 Tm 168.93	70 Yb 173.04	71 Lu 174.97
90 Th 232.04	91 Pa 231.04	92 U 238.03	93 Np (237)	94 Pu (244)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (251)	99 Es (252)	100 Fm (257)	101 Md (258)	102 No (259)	103 Lr (262)

Układ okresowy pierwiastków

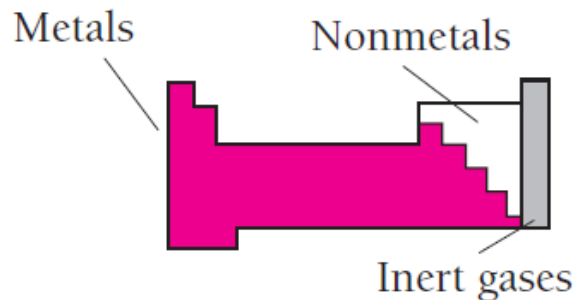


Figure 7.5 The majority of the elements are metals.

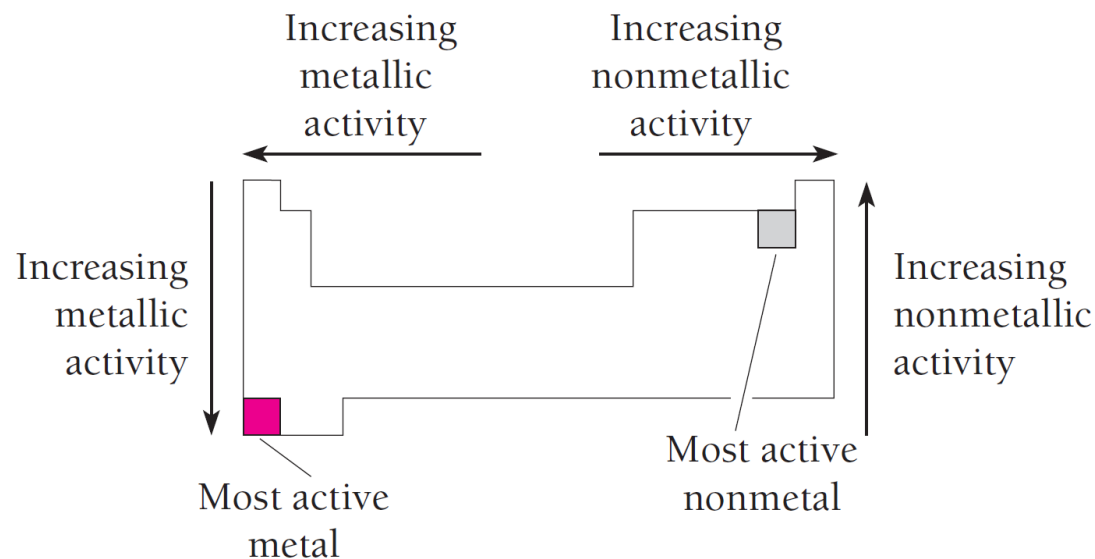


Figure 7.6 How chemical activity varies in the periodic table.

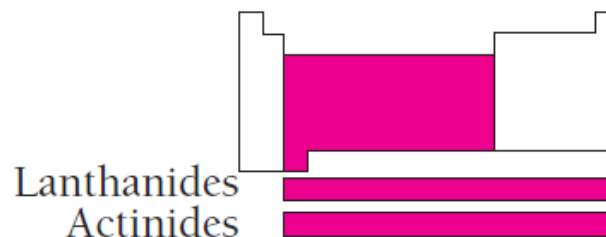


Figure 7.7 The transition elements are metals.

Government	Percentage
Current government	85%
Previous government	15%

	K	L	M	N	O	P	Q
	1s	2s 2p	3s 3p 3d	4s 4p 4d 4f	5s 5p 5d 5f	6s 6p 6d	7s
1 H	1						
2 He	2 ← Inert gas						
3 Li	2	1 ← Alkali metal					
4 Be	2	2					
5 B	2	2 1					
6 C	2	2 2					
7 N	2	2 3					
8 O	2	2 4					
9 F	2	2 5 ← Halogen					
10 Ne	2	2 6 ← Inert gas					
11 Na	2	2 6	1 ← Alkali metal				
12 Mg	2	2 6	2				
13 Al	2	2 6	2 1				
14 Si	2	2 6	2 2				
15 P	2	2 6	2 3				
16 S	2	2 6	2 4				
17 Cl	2	2 6	2 5 ← Halogen				
18 Ar	2	2 6	2 6 ← Inert gas				
19 K	2	2 6	2 6	1 ← Alkali metal			
20 Ca	2	2 6	2 6	2			
21 Sc	2	2 6	2 6 1	2			
22 Ti	2	2 6	2 6 2	2			
23 V	2	2 6	2 6 3	2			
24 Cr	2	2 6	2 6 5	1			
25 Mn	2	2 6	2 6 5	2			
26 Fe	2	2 6	2 6 6	2			
27 Co	2	2 6	2 6 7	2			
28 Ni	2	2 6	2 6 8	2			
29 Cu	2	2 6	2 6 10	1			
30 Zn	2	2 6	2 6 10	2			
31 Ga	2	2 6	2 6 10	2 1			

Table 7.4 (Cont.)

		K		L		M		N				O				P			Q
		1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	7s
31 Ga		2	2	6	2	6	10	2	1										
32 Ge		2	2	6	2	6	10	2	2										
33 As		2	2	6	2	6	10	2	3										
34 Se		2	2	6	2	6	10	2	4										
35 Br		2	2	6	2	6	10	2	5 ← Halogen										
36 Kr		2	2	6	2	6	10	2	6 ← Inert gas										
37 Rb		2	2	6	2	6	10	2	6			1 ← Alkali metal							
38 Sr		2	2	6	2	6	10	2	6			2							
39 Y		2	2	6	2	6	10	2	6	1		2							
40 Zr		2	2	6	2	6	10	2	6	2		2							
41 Nb		2	2	6	2	6	10	2	6	4		1							
42 Mo		2	2	6	2	6	10	2	6	5		1							
43 Tc		2	2	6	2	6	10	2	6	5		2							
44 Ru		2	2	6	2	6	10	2	6	7		1							
45 Rh		2	2	6	2	6	10	2	6	8		1							
46 Pd		2	2	6	2	6	10	2	6	10									
47 Ag		2	2	6	2	6	10	2	6	10		1							
48 Cd		2	2	6	2	6	10	2	6	10		2							
49 In		2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	1						
50 Sn		2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	2						
51 Sb		2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	3						
52 Te		2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	4						

Table 7.4 (Cont.)

	K		L		M		N				O				P			Q
	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	7s
53 I	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	5 ← Halogen						
54 Xe	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6 ← Inert gas						
55 Cs	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6			1 ← Alkali metal			
56 Ba	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6			2			
57 La	2	2	6	2	6	10	2	6	10		2	6	1		2			
58 Ce	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	2	6			2			
59 Pr	2	2	6	2	6	10	2	6	10	3	2	6			2			
60 Nd	2	2	6	2	6	10	2	6	10	4	2	6			2			
61 Pm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	5	2	6			2			
62 Sm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	6	2	6			2			
63 Eu	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6			2			
64 Gd	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6	1		2			
65 Tb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	9	2	6			2			
66 Dy	2	2	6	2	6	10	2	6	10	10	2	6			2			
67 Ho	2	2	6	2	6	10	2	6	10	11	2	6			2			
68 Er	2	2	6	2	6	10	2	6	10	12	2	6			2			
69 Tm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	13	2	6			2			
70 Yb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6			2			
71 Lu	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	1		2			
72 Hf	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2		2			
73 Ta	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	3		2			
74 W	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	4		2			
75 Re	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	5		2			
76 Os	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	6		2			
77 Ir	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	7		2			
78 Pt	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	9		1			
79 Au	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		1			
80 Hg	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2			

Lanthanides

Transition elements

Table 7.4 (Cont.)

	<i>K</i>		<i>L</i>		<i>M</i>		<i>N</i>				<i>O</i>				<i>P</i>			<i>Q</i>
	1 <i>s</i>	2 <i>s</i>	2 <i>p</i>	3 <i>s</i>	3 <i>p</i>	3 <i>d</i>	4 <i>s</i>	4 <i>p</i>	4 <i>d</i>	4 <i>f</i>	5 <i>s</i>	5 <i>p</i>	5 <i>d</i>	5 <i>f</i>	6 <i>s</i>	6 <i>p</i>	6 <i>d</i>	7 <i>s</i>
81 Tl	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	1		
82 Pb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	2		
83 Bi	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	3		
84 Po	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	4		
85 At	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	5 ← Halogen		
86 Rn	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6 ← Inert gas		
87 Fr	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6		1 ← Alkali metal
88 Ra	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6		2
89 Ac	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6	1	2
90 Th	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10		2	6	2	2
91 Pa	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	2	6	1	2
92 U	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	3	2	6	1	2
93 Np	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	4	2	6	1	2
94 Pu	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	5	2	6	1	2
95 Am	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	6	2	6	1	2
96 Cm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6	1	2
97 Bk	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	8	2	6	1	2
98 Cf	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	10	2	6		2
99 Es	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	11	2	6		2
100 Fm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	12	2	6		2
101 Md	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	13	2	6		2
102 No	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6		2
103 Lr	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	1	2

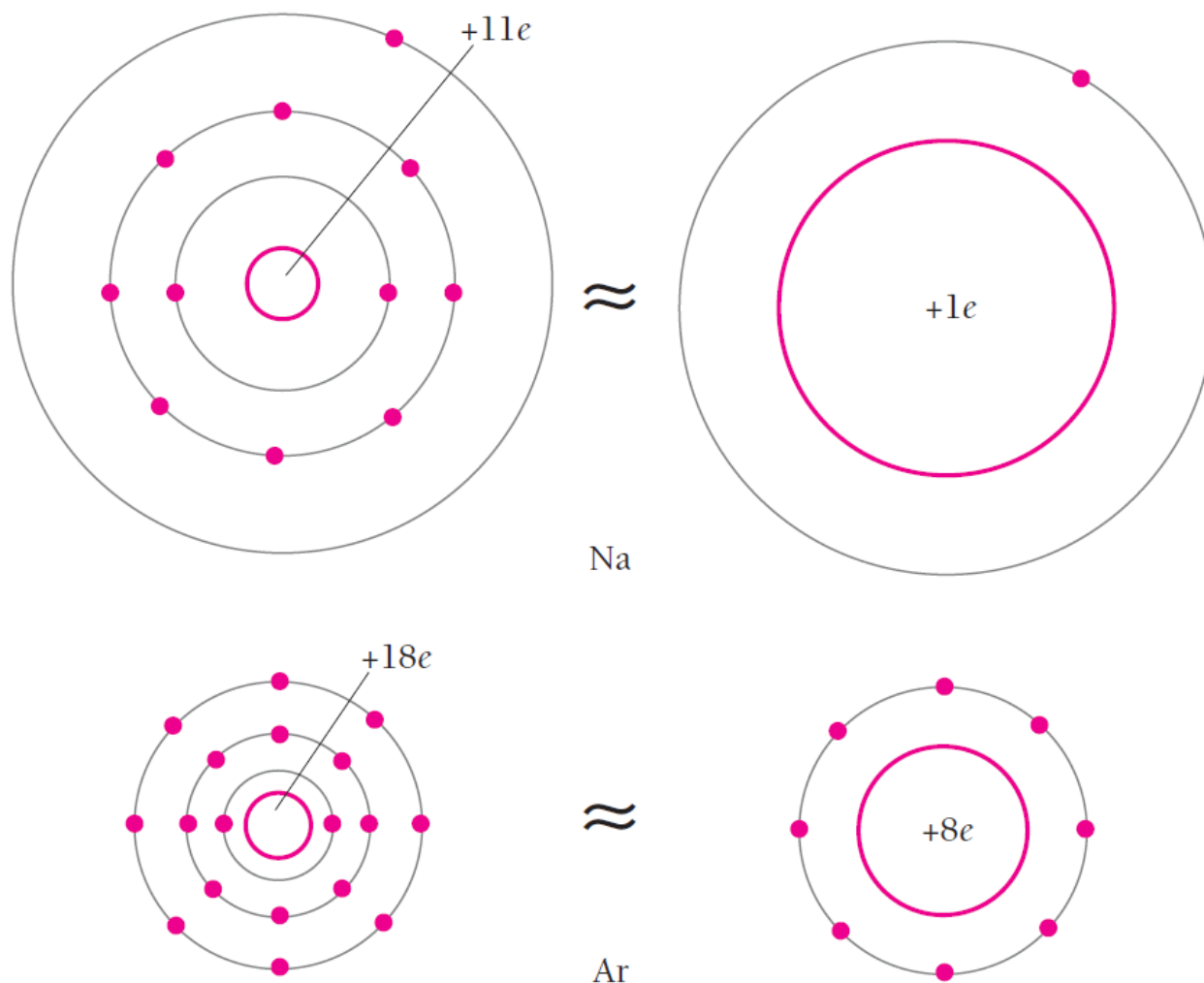
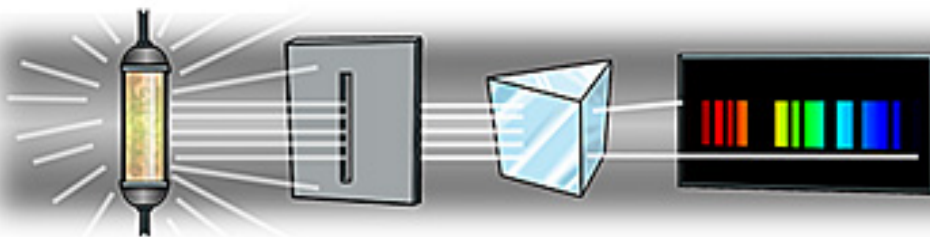
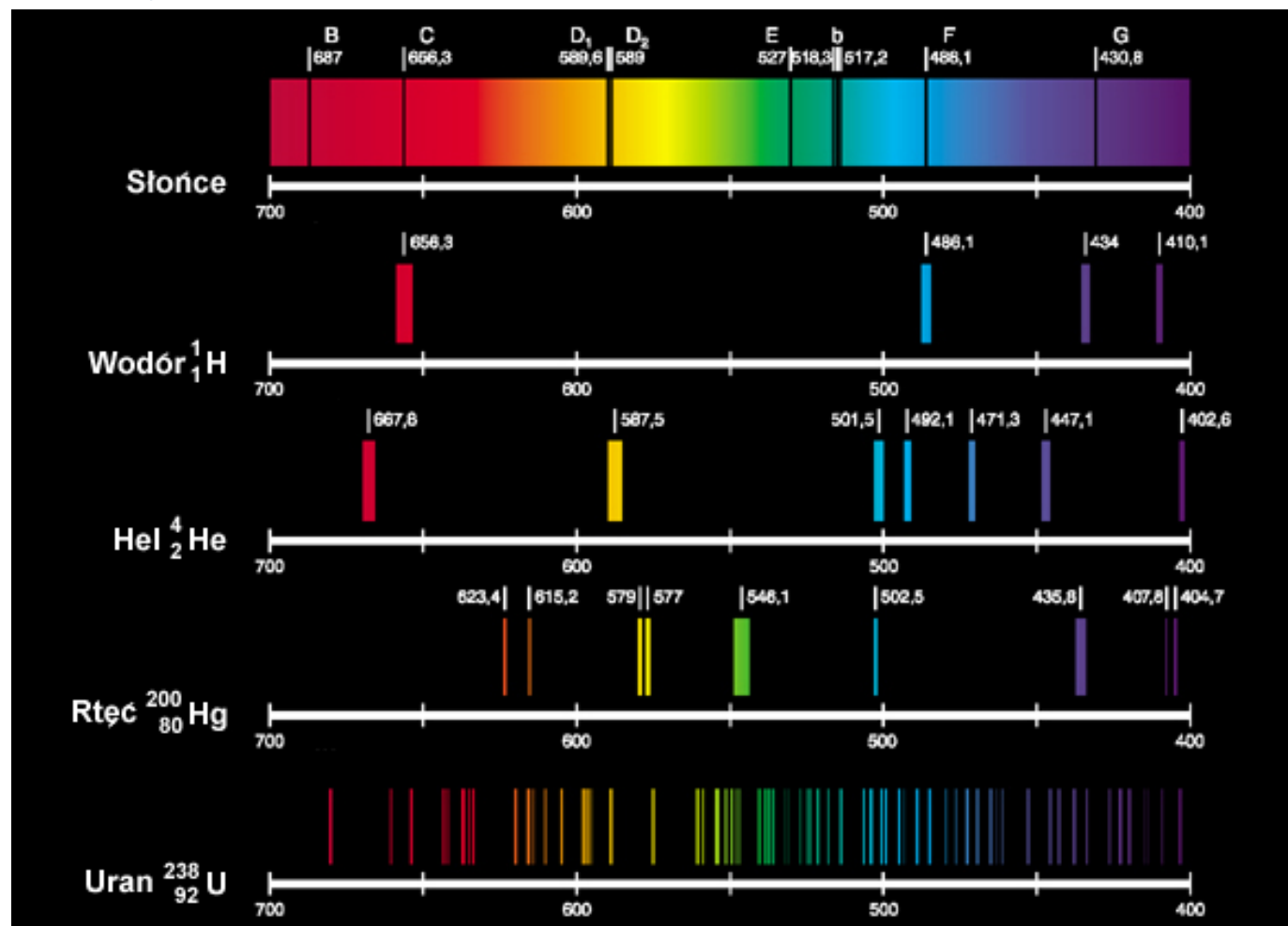


Figure 7.9 Schematic representation of electron shielding in the sodium and argon atoms. In this crude model, each outer electron in an Ar atom is acted upon by an effective nuclear charge 8 times greater than that acting upon the outer electron in a Na atom. The Ar atom is accordingly smaller in size and has a higher ionization energy. In the actual atoms, the probability-density distributions of the various electrons overlap in complex ways and thus alter the amount of shielding, but the basic effect remains the same.

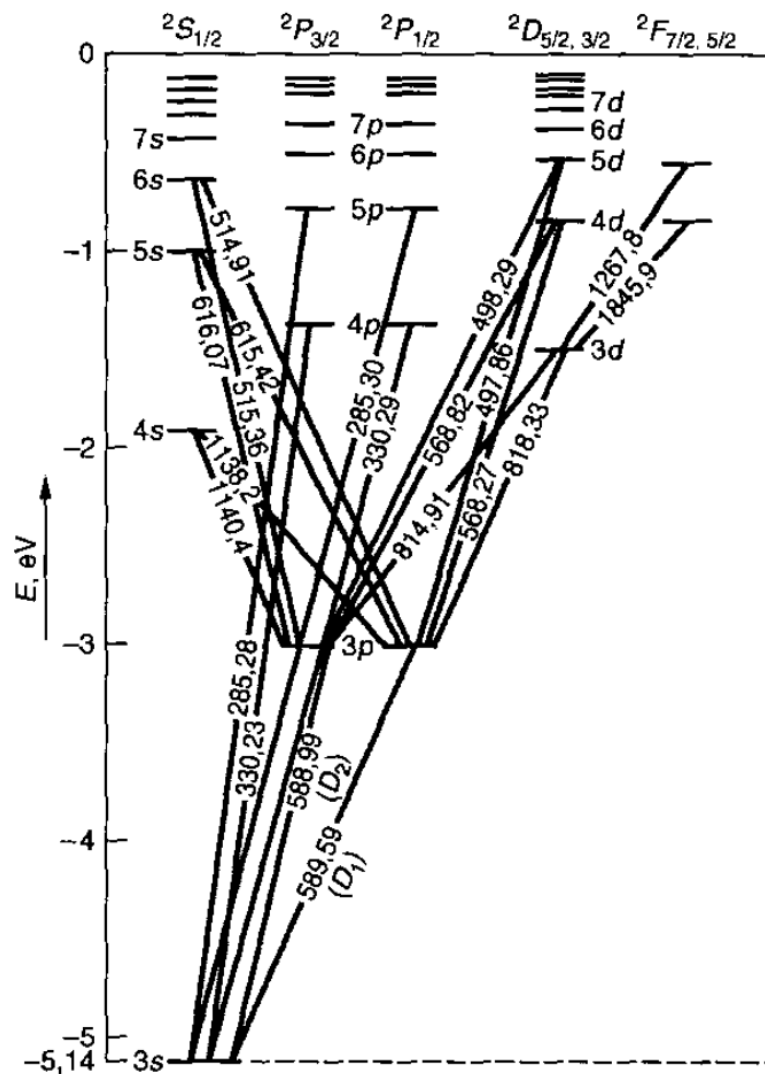
Stany wzbudzone i widma atomów

Wśród wielu zastosowań widma atomowe są wykorzystywane również do badania składu gwiazd i ewolucji Wszechświata



Stany wzbudzone i widma atomów

Wśród wielu zastosowań widma atomowe są wykorzystywane również do badania składu gwiazd i ewolucji Wszechświata



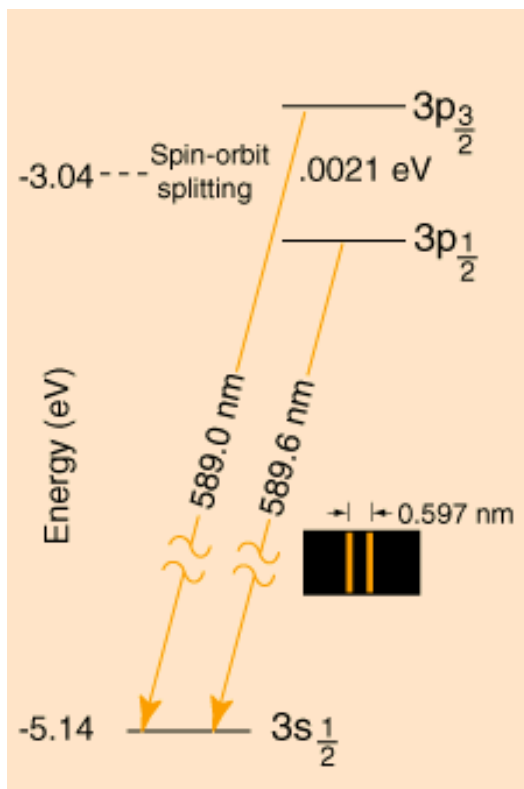
Rysunek 7.22. Wykres poziomów energetycznych dla sodu (Na) z zaznaczonymi niektórymi przejściami. Długości fal podane są w nm. Linie widmowe D_1 i D_2 mają bardzo duże natężenie i są odpowiedzialne za żółty kolor lamp sodowych. Rozszczepienia poziomów energetycznych D i F na dublety nie zostały zaznaczone.

Stany wzbudzone i widma atomów

Różnica energii oddziaływania spin-orbita między stanami $P_{3/2}$ i $P_{1/2}$ wynosi około 0,002 eV. Przejścia z tych stanów do stanu podstawowego dają znany dublet żółtych linii sodu:

$$3p(^2P_{1/2}) \rightarrow 3s(^2S_{1/2}) \quad \lambda = 589,6 \text{ nm},$$

$$3p(^2P_{3/2}) \rightarrow 3s(^2S_{1/2}) \quad \lambda = 589,0 \text{ nm}.$$

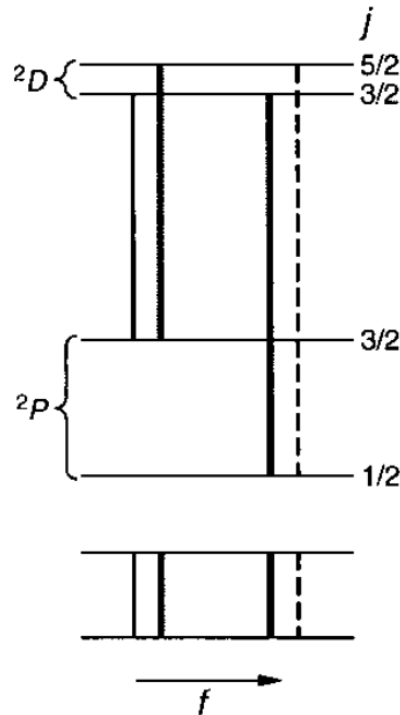


$$n^{2s+1}P_j$$

Dublet sodowy

Reguła wyboru przejść

Rysunek 7.23. Przejścia między parą dubletowych stanów energetycznych w pojedynczo zjonizowanym wapniu. Przejście reprezentowane przez linię przerywaną jest zabronione przez regułę wyboru $\Delta j = \pm 1$. Grubość linii wskazuje ich względne natężenie. Przy małej zdolności rozdzielczej słaba linia z lewej strony widma zlewa się z sąsiednią linią i złożony dublet (czy tryplet) wygląda jak dublet.



Reguła :

$$\Delta j = \pm 1 \text{ lub } 0$$

(ale bez $j = 0 \rightarrow j = 0$).

¹⁵ Możemy uważać, że ta reguła wiąże się z zasadą zachowania momentu pędu. Wewnętrzny spinowy moment pędu fotonu ma liczbę kwantową $s = 1$. Dla elektrycznego promieniowania dipolowego spin fotonu jest jego całkowitym momentem pędu względem środka masy atomu. Jeśli początkowa liczba kwantowa momentu pędu atomu jest j_1 i końcowa jest j_2 , reguły składania momentów pędu implikują, że $j_2 = j_1 + 1$ lub $j_2 = j_1 - 1$, jeśli $j_1 \neq 0$. Jeśli $j_1 = 0$, to j_2 musi być 1.

7.55. Które z poniższych przejść dla sodu nie są elektrycznymi przejściami dipolowymi?
(Podaj regułę wyboru, która jest naruszana).

$$4S_{1/2} \rightarrow 3S_{1/2}$$

$$4S_{1/2} \rightarrow 3P_{3/2}$$

$$4P_{3/2} \rightarrow 3S_{1/2}$$

$$4D_{5/2} \rightarrow 3P_{1/2}$$

$$4D_{3/2} \rightarrow 3P_{1/2}$$

$$4D_{3/2} \rightarrow 3S_{1/2}$$

$$5D_{3/2} \rightarrow 4S_{1/2}$$

$$5P_{1/2} \rightarrow 3S_{1/2}$$