

Liczby kwantowe elektronu w atomie wodoru

- **główna liczba kwantowa** ($n = 1, 2, 3, \dots$) określa energię elektronu (numer powłoki elektronowej)
- **poboczna liczba kwantowa** ($l = 0, 1, \dots, n - 1$) określa wartość bezwzględną orbitalnego momentu pędu L (numer podpowłoki)
- **magnetyczna liczba kwantowa** ($m_l = -l, \dots, -1, 0, 1, \dots, l$) określa rzut orbitalnego momentu pędu na wybraną oś
- **magnetyczna spinowa liczba kwantowa** ($m_s = 1/2$ lub $m_s = -1/2$) wskazuje zwrot spinu względem wybranej osi

Efekt Zeemana

Znaczenie liczb kwantowych

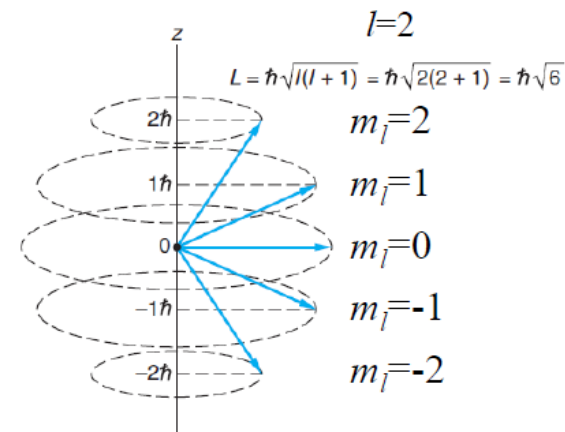
Magnetyczna liczba kwantowa m_l określa składową z momentu pędu $L_z = m_l \hbar$ i składową z orbitalnego momentu magnetycznego elektronu

$$\mu_z = -\frac{e}{2m_e} L_z = -m_l \mu_B$$

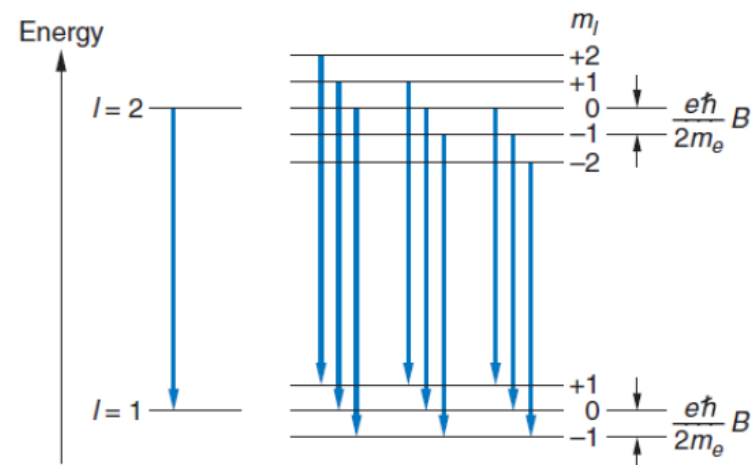
W polu magnetycznym o indukcji $\mathbf{B}=[0,0,B_z]$ skierowanej wzdłuż osi z moment magnetyczny ma energię potencjalną $U = -\boldsymbol{\mu} \cdot \mathbf{B} = -\mu_z B_z$. Poziom energii o orbitalnej liczbie kwantowej $l > 0$ ulega rozszczepieniu na $2l+1$ poziomów o energii zależnej od magnetycznej liczby kwantowej m_l

$$\Delta E = -\mu_z B_z = m_l \mu_B B_z$$

Jest to obserwowane jako rozszczepienie linii widmowych w polu magnetycznym – zjawisko Zeemana.



Kwantowanie przestrzenne momentu pędu



Rozszczepienie poziomów energii o $l=2$ i $l=1$. 9 zaznaczonych przejść spełnia regułę wyboru $\Delta m_l = 0, \pm 1$ i daje 3 różne wartości zmiany energii: $E_0 - \mu_B B_z$, E_0 , $E_0 + \mu_B B_z$ – trzy linie widmowe.

Atom wodoru wg mechaniki kwantowej

m_s = magnetyczna liczba spinowa

$$m_s = -1/2, \quad 1/2$$

do pełnego opisu stanu elektronu potrzebna jest ta liczba

własność ta nie wynika bezpośrednio z równania Schrodingera,

własność ta jest integralna dla każdej cząstki – elektrony należą do grupy cząstek które mają spin połówkowy – są tzw. „fermionami”

elektrony mają własny spinowy moment pędu

elektrony mają własny moment magnetyczny właśnie związany ze spinem (oprócz tego posiadają orbitalny moment magnetyczny związany z ruchem wokół jądra atomowego)

spinowy moment pędu elektronu wynosi :

$$L_s = \sqrt{s(s+1)} \frac{h}{2\pi}$$

gdzie s jest *spinową liczbą kwantową* (dla fermionów $s=1/2$).

Istnieją tylko takie orientacje wektora spinowego momentu pędu elektronu, przy których rzut tego wektora na kierunek Z zewnętrznego pola magnetycznego przyjmuje wartości:

$$L_{sZ} = m_s \frac{h}{2\pi}$$

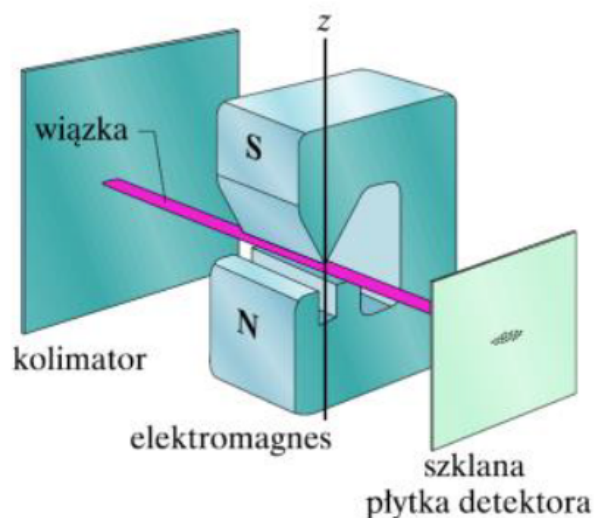
Spin elektronu został potwierdzony doświadczalnie (Stern, Gerlach 1922, Phipps Taylor 1927)



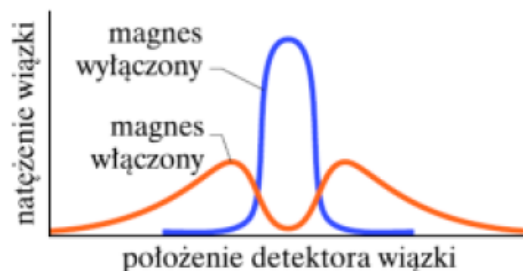
Doświadczenie Sterna-Gerlacha 1922 r.

W niejednorodnym polu magnetycznym na moment magnetyczny działa siła:

$$F_z = -\frac{\partial U}{\partial z} = \mu_z \frac{\partial B_z}{\partial z}$$

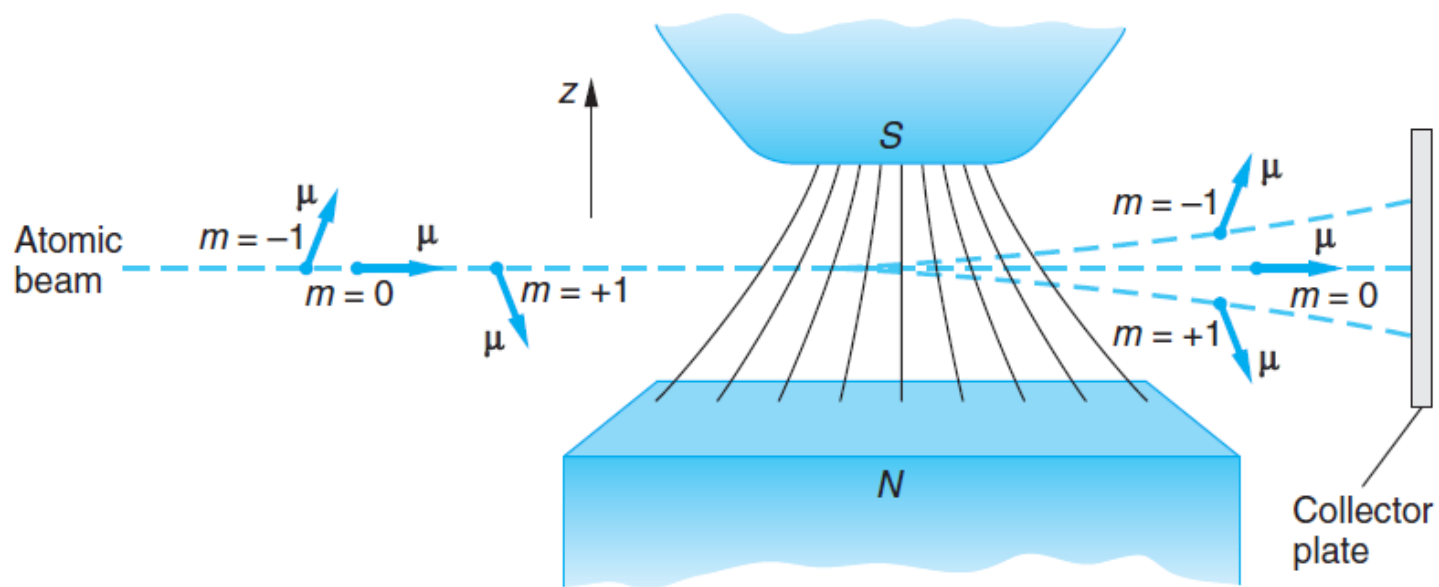


W polu magnetycznym B_z energia spinu przyjmuje wartości: $U_+ = +\mu_B B_z$ dla $m_s = +1/2$
 $U_- = -\mu_B B_z$ dla $m_s = -1/2$



W doświadczeniu badano odchylenie wiązki atomów srebra i zaobserwowano dwie linie na detektorze, co odpowiada dwu wartościom magnetycznej spinowej liczby kwantowej. Moment magnetyczny atomu srebra jest równy spinowemu momentowi magnetycznemu pojedynczego elektronu.

(a)



(b)



(c)



Całkowity moment pędu

Jest sumą orbitalnego i spinowego momentu pędu jednego dla elektronu

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

Wartość momentu pędu jest skwantowana:

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

Gdzie j jest liczbą kwantową (niekoniecznie całkowitą, ale zmniejszającą/zwiększającą się o wielokrotność 1/2):

$$j = \ell + s \quad j = |\ell - s|$$

Składowa J_z

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

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

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

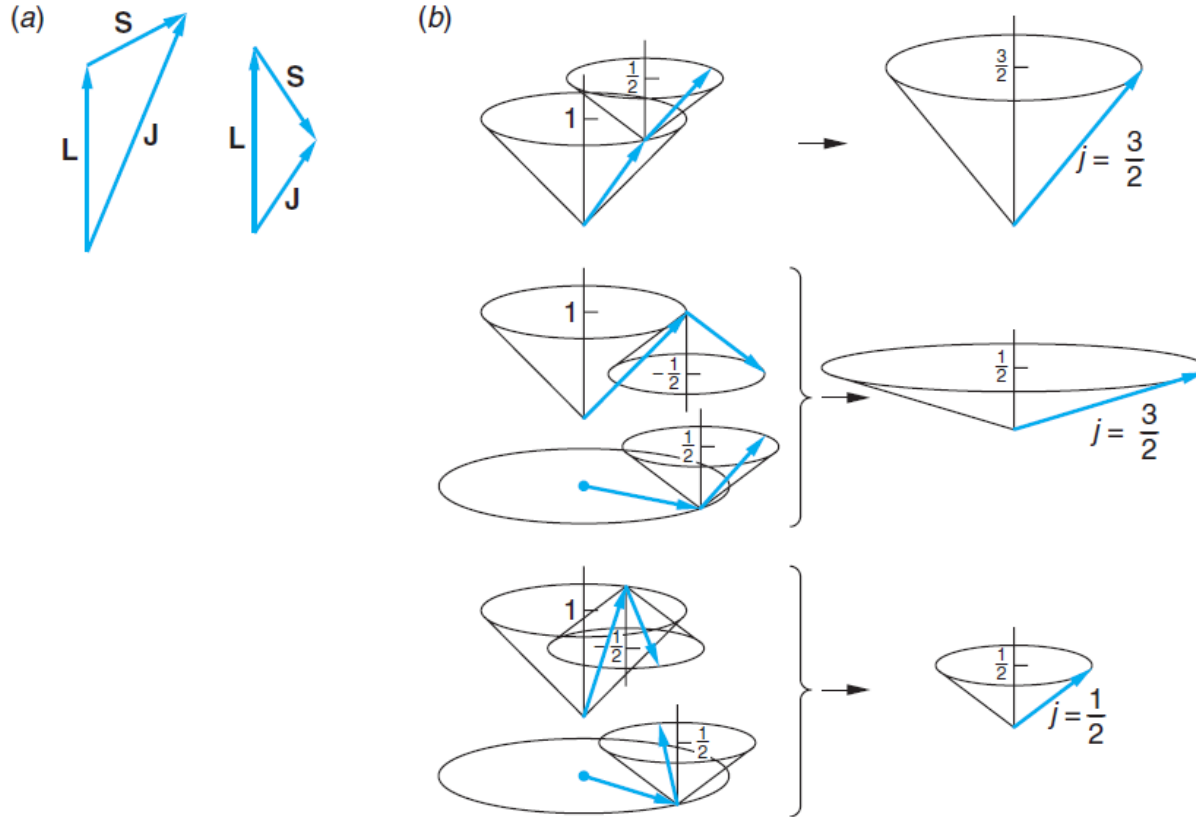
W tym wypadku $j_1 = j_2 = \frac{1}{2}$. Ogólna reguła daje więc dwie możliwe wartości: $j = 1$ i $j = 0$. Stany te określa się zwykle jako odpowiadające ustawieniu równoległemu i antyrównoległemu.

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.

Całkowity moment pędu



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

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

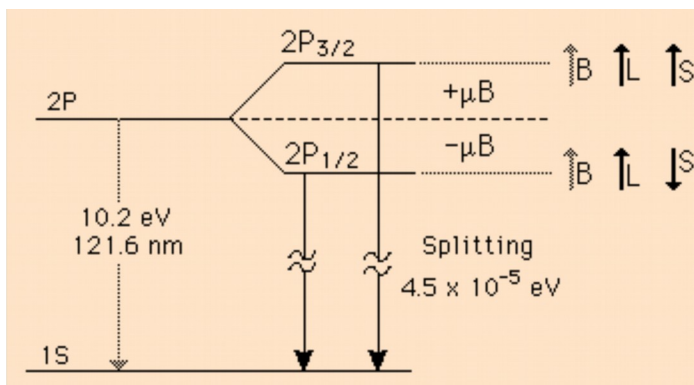
$$j = \ell + s \quad \text{or} \quad j = |\ell - s|$$

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 $j = 1/2$, $m_j = 1/2$.

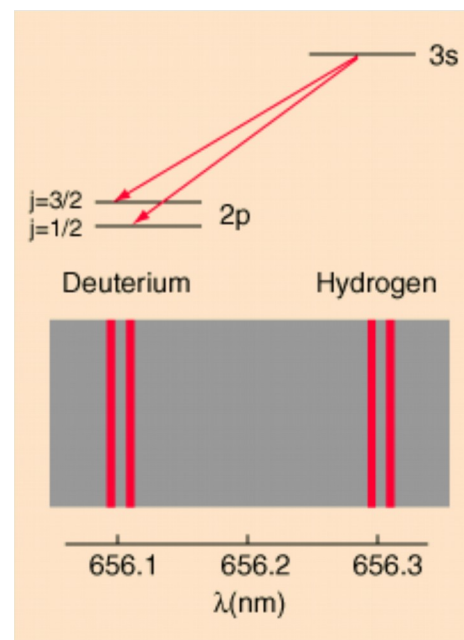
$$J_z = m_j \hbar \quad \text{where} \quad m_j = -j, -j + 1, \dots, j - 1, j$$

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: $1s^2 2s^2 2p^4$

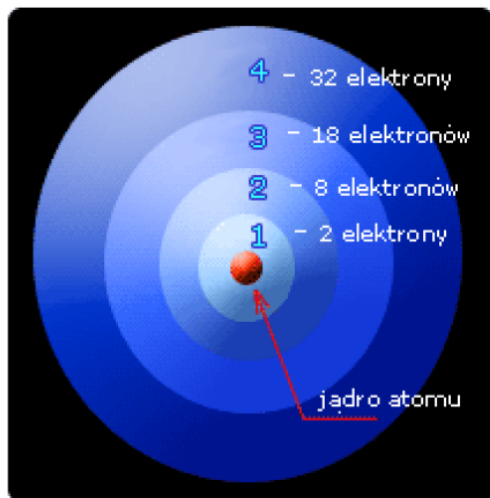
2 elektrony w stanie $n=1, l=0$

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

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

Atomy wieloelektronowe

Powłoki elektronowe

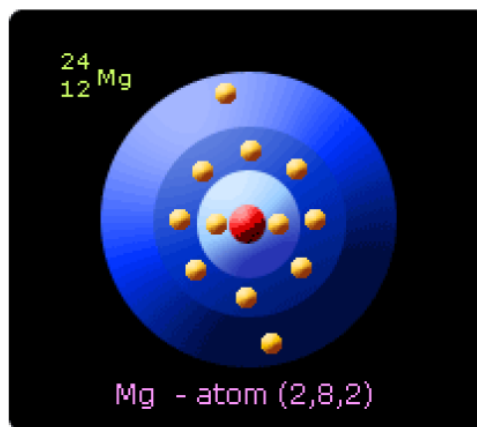
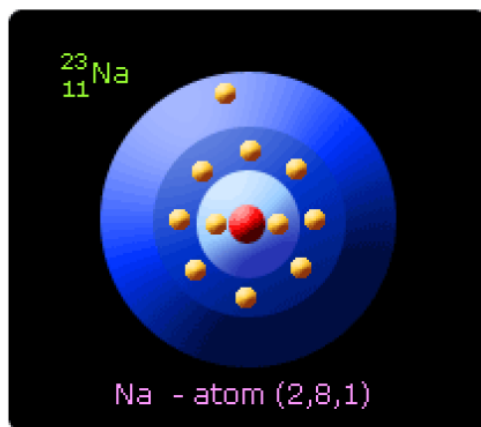


Powłoka elektronowa - zbiór orbitali atomowych mających tę samą główną liczbę kwantową n

$2n^2$ 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

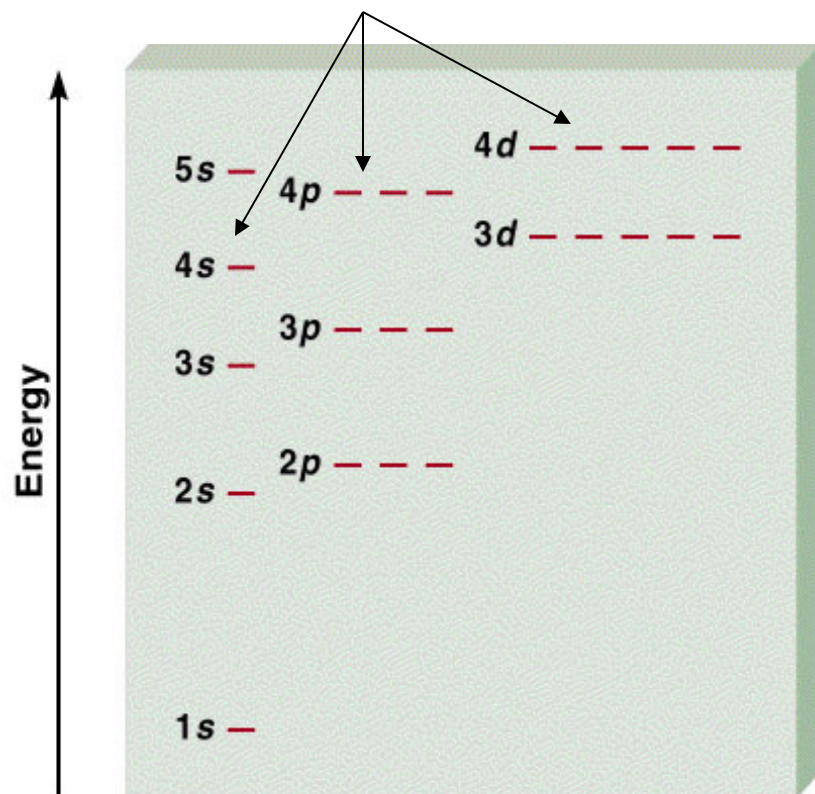
Uwaga! Okazuje się, że energia elektronów w atomach wielo-elektronowych zależy nie tylko od liczby kwantowej n ale także w pewnym stopniu od orbitalnej liczby kwantowej l

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

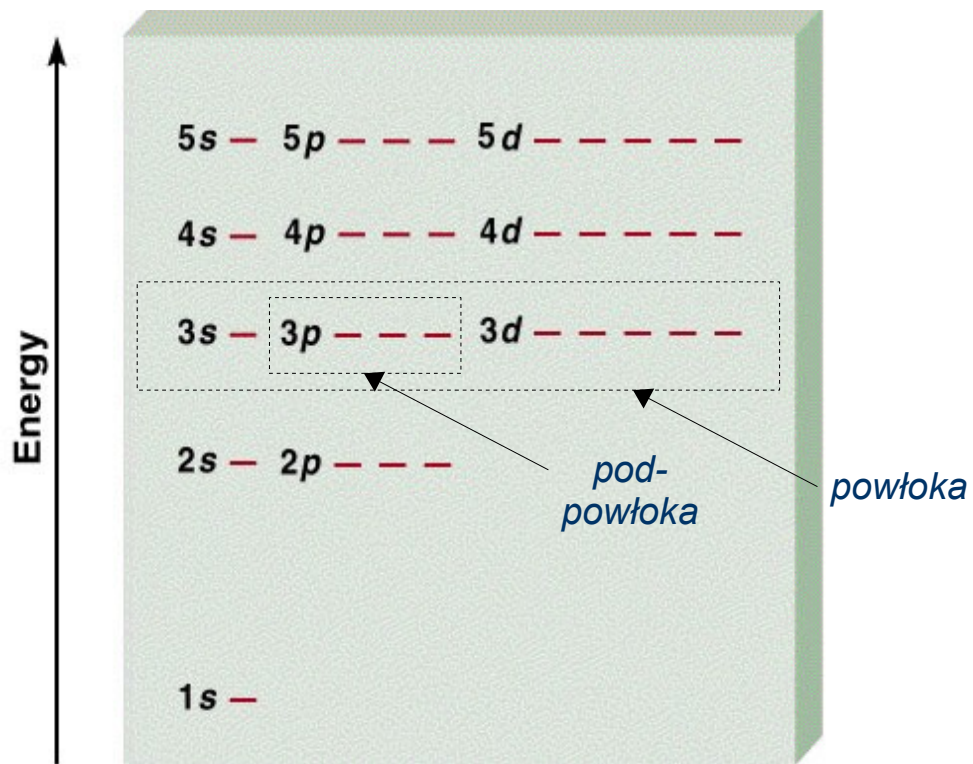
to jest tzw. zniesienie degeneracji poziomów ze względu na l

Efekt „rozszczipiania się” poziomów w atomach wielo-elektronowych

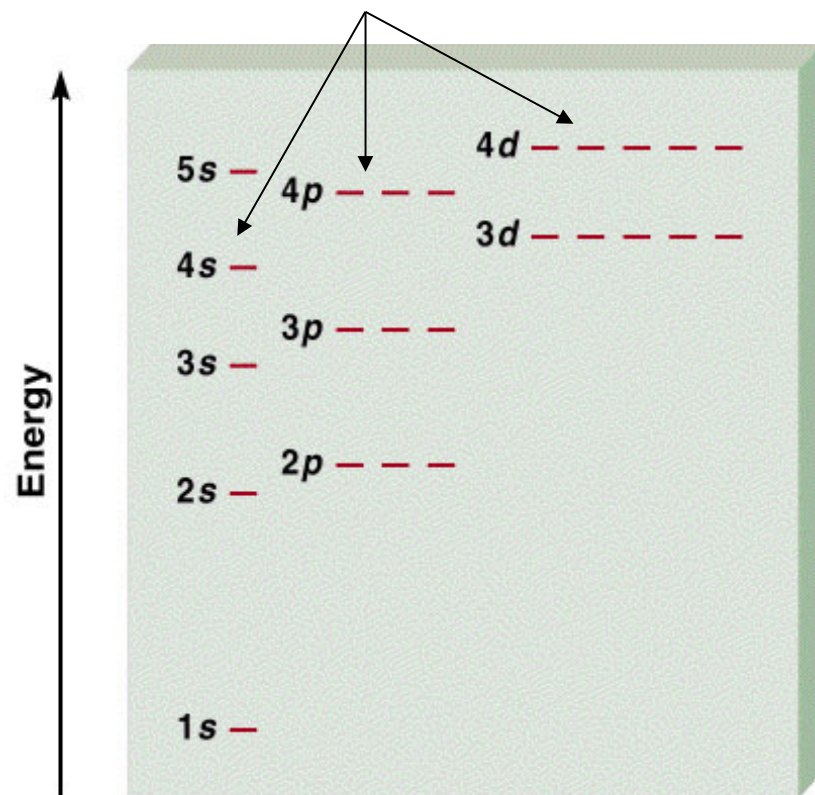


Atomy wieloelektronowe

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

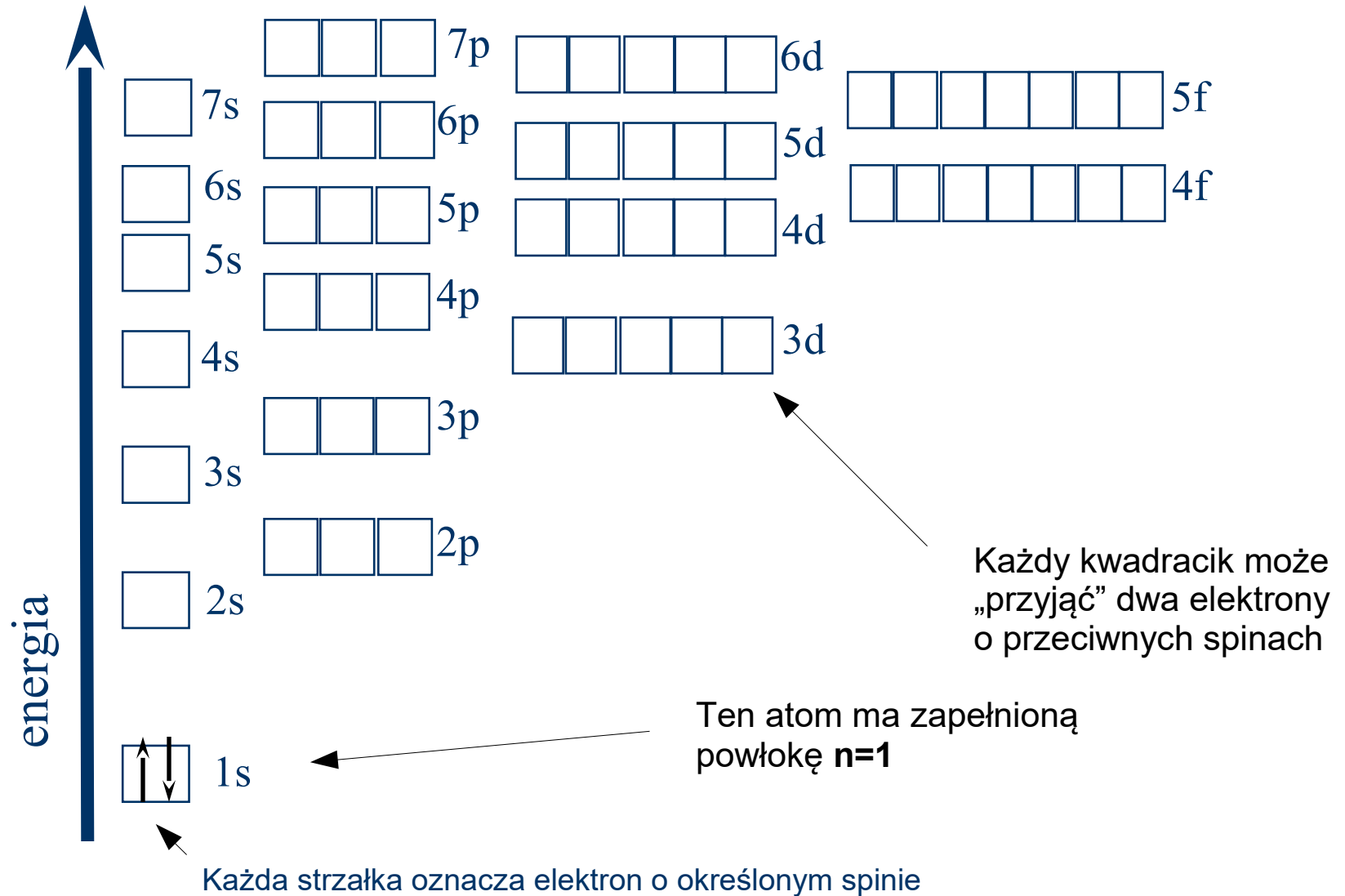
np. w pod-powłoce typu s ($l = 0$) mamy 2 stany do obsadzenia dla elektronów

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

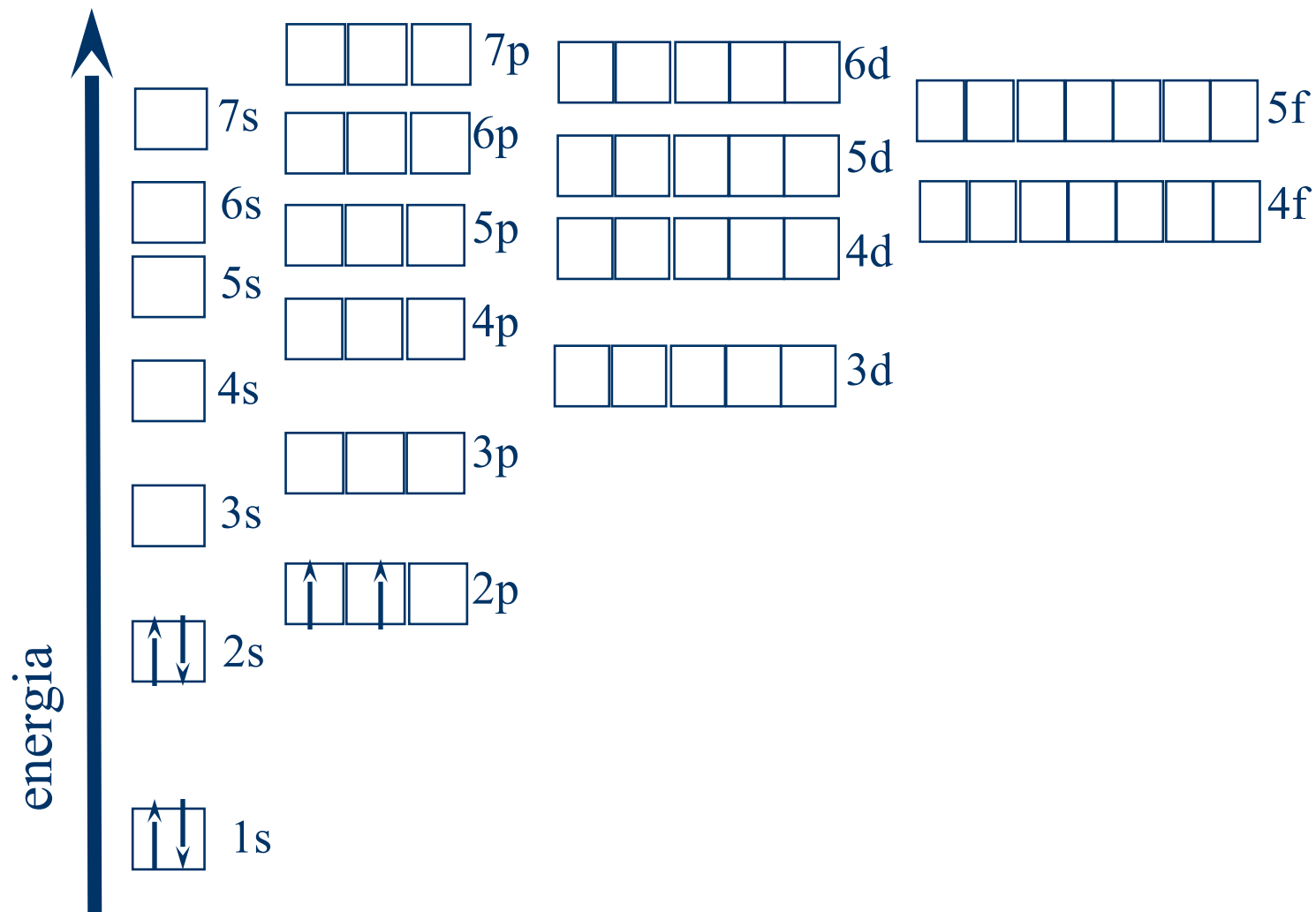
np. w pod-powłoce typu d ($l = 2$) mamy 10 stanów do obsadzenia dla elektronów

He z 2 elektronami

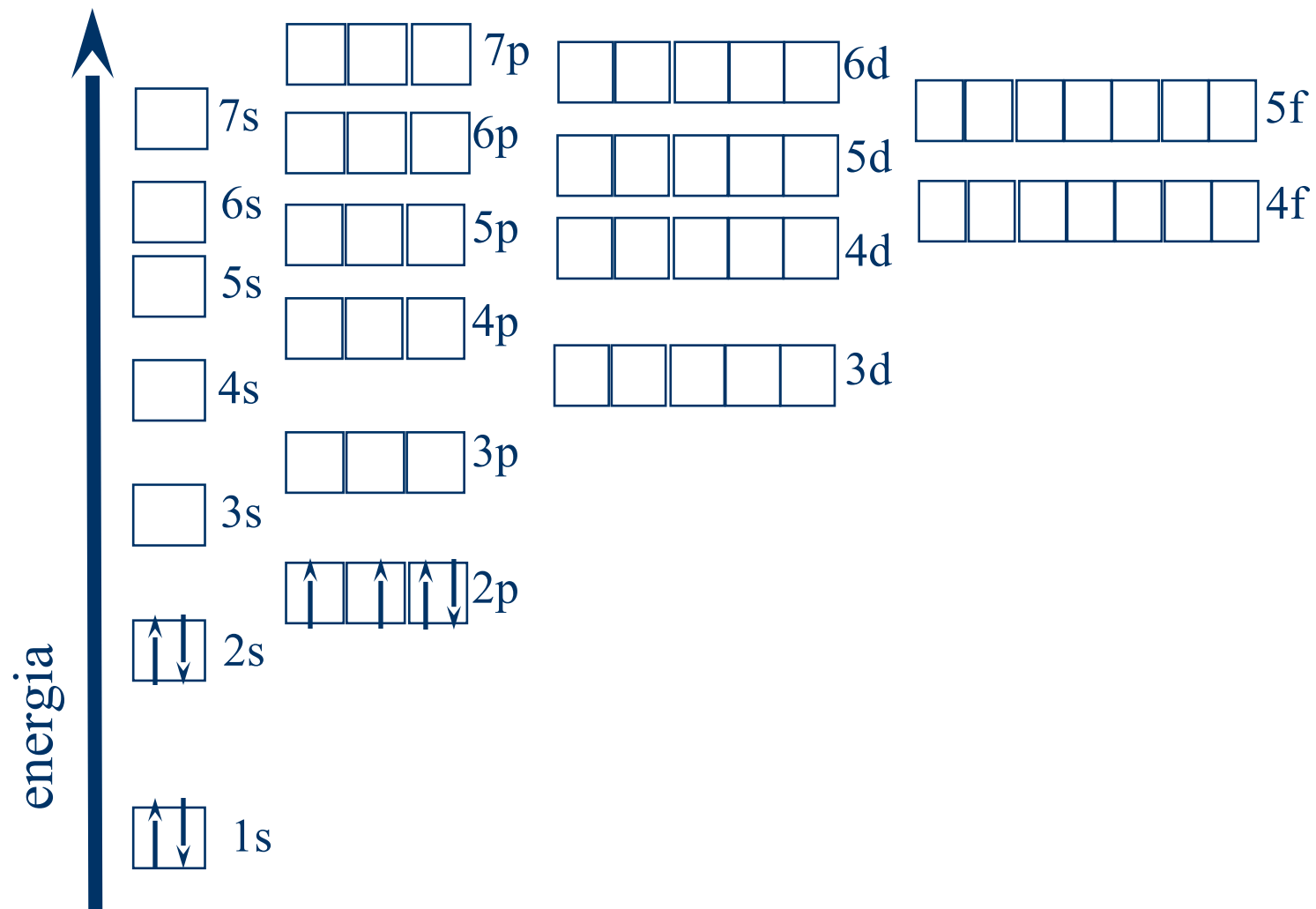
Elektrony wypełniają miejsca w ten sposób aby atom posiadał minimalną energię!



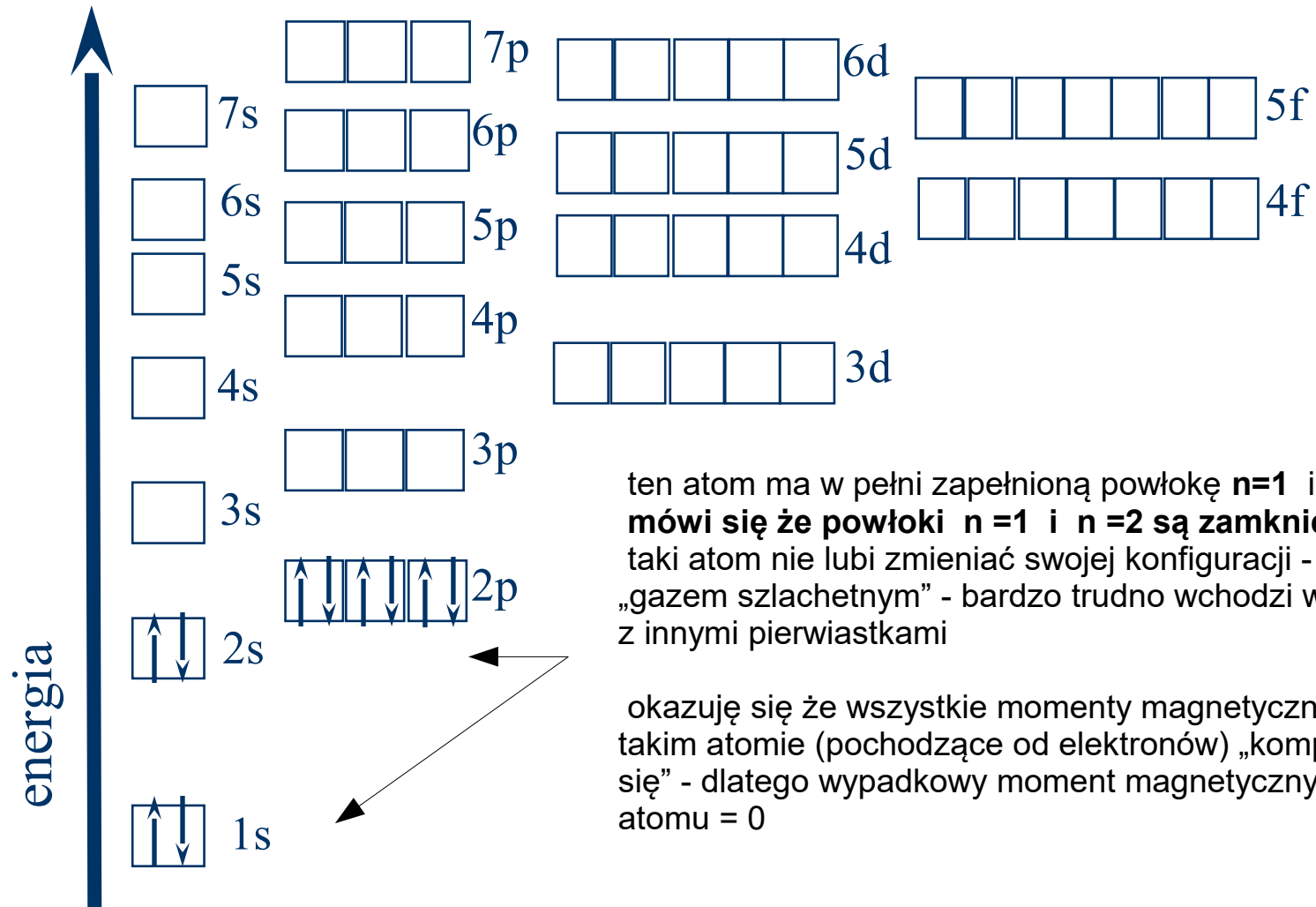
C z 6 elektronami



O z 8 elektronami



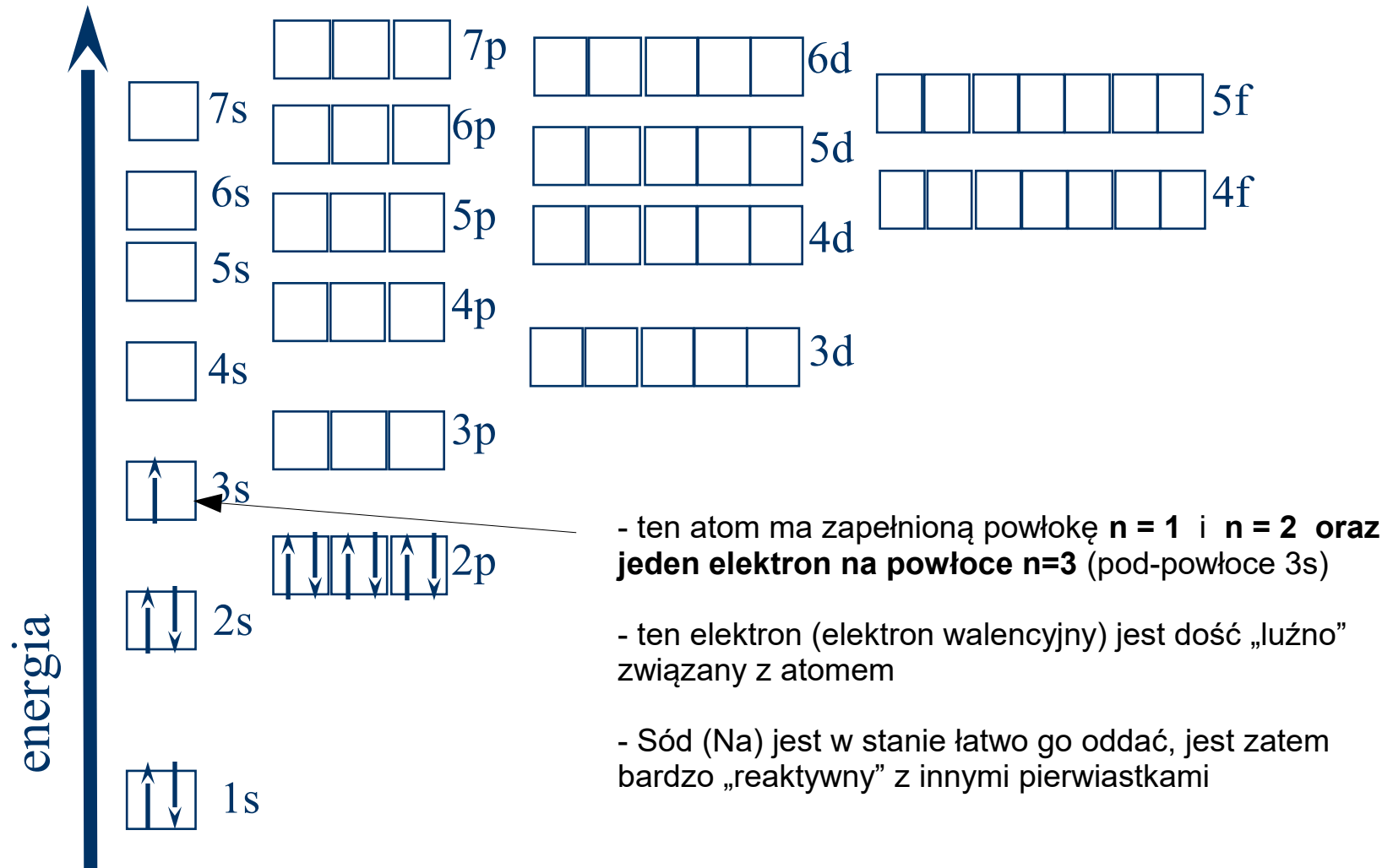
Ne z 10 elektronami



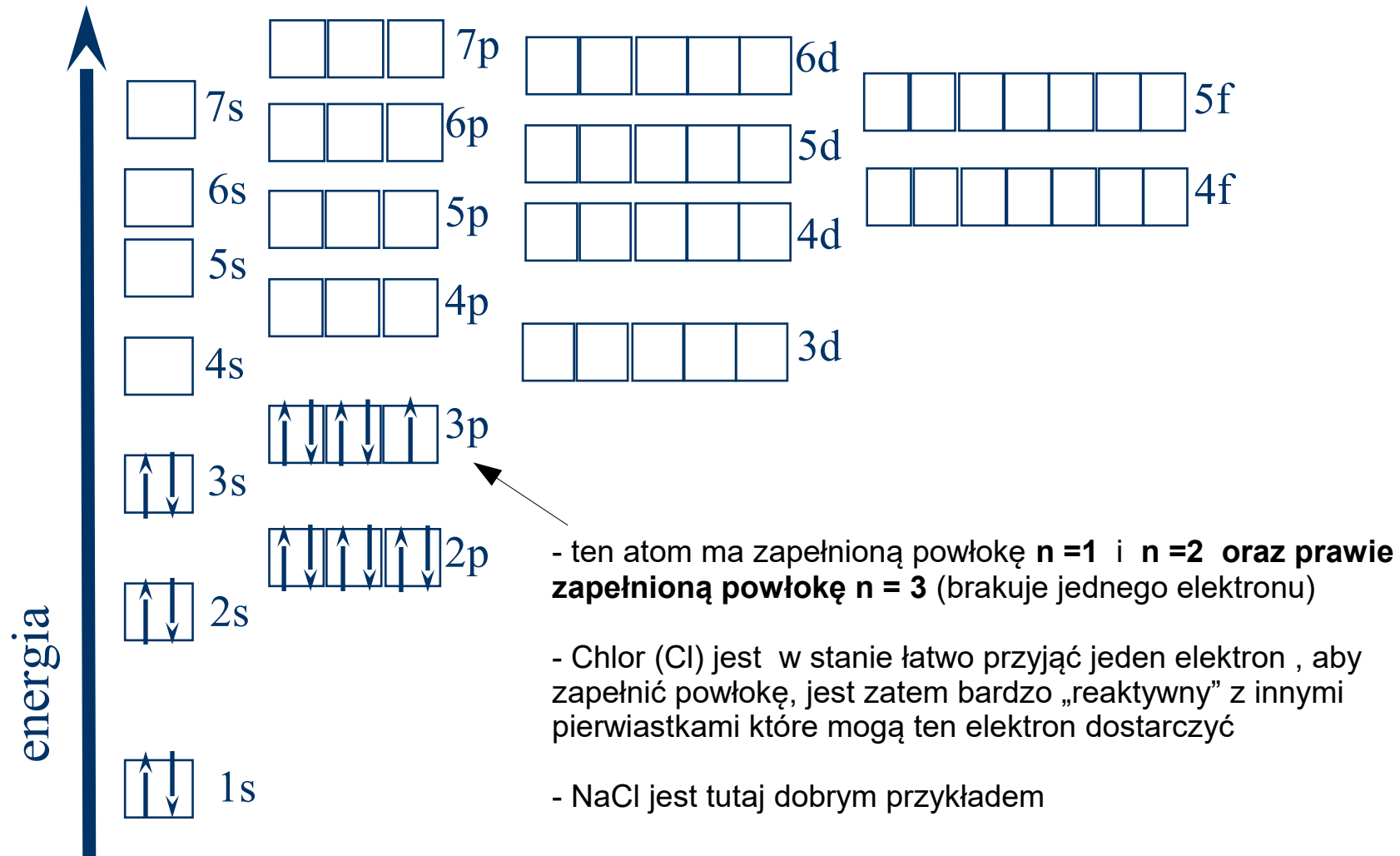
ten atom ma w pełni zapełnioną powłokę $n=1$ i $n=2$
mówi się że powłoki $n=1$ i $n=2$ są zamknięte
taki atom nie lubi zmieniać swojej konfiguracji - jest „gazem szlachetnym” - bardzo trudno wchodzi w reakcję z innymi pierwiastkami

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

Na z 11 elektronami

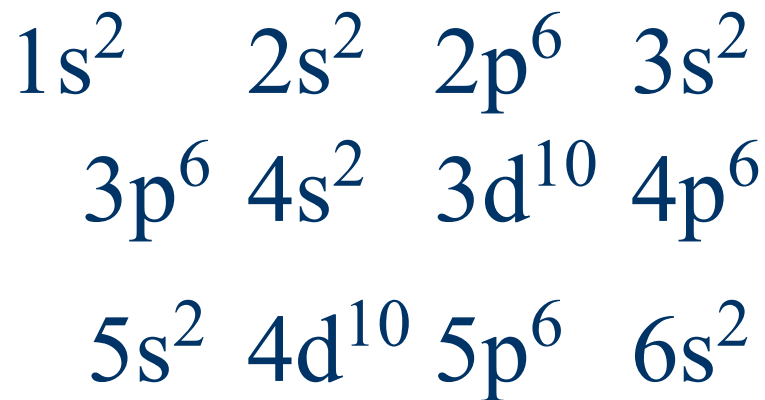
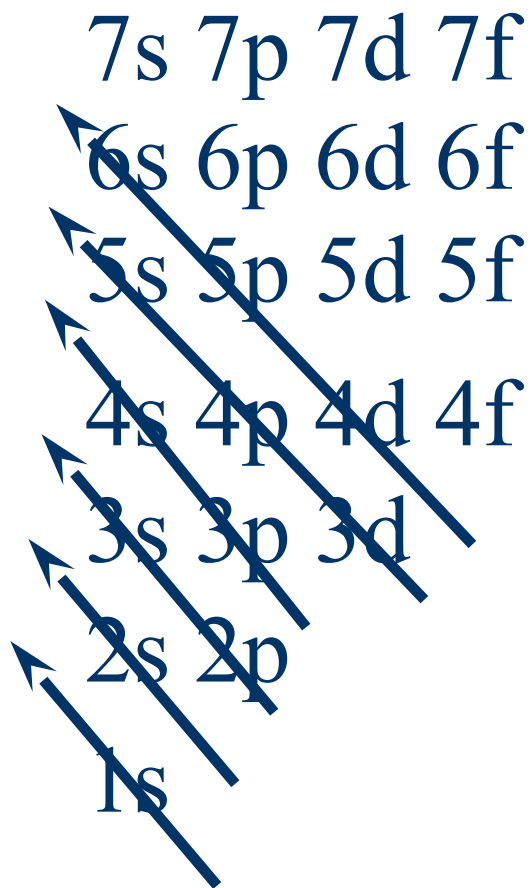


Cl z 17 elektronami



Sposób obsadzania poziomów energetycznych

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



~~40~~elektronów

Zasady obsadzania poziomów

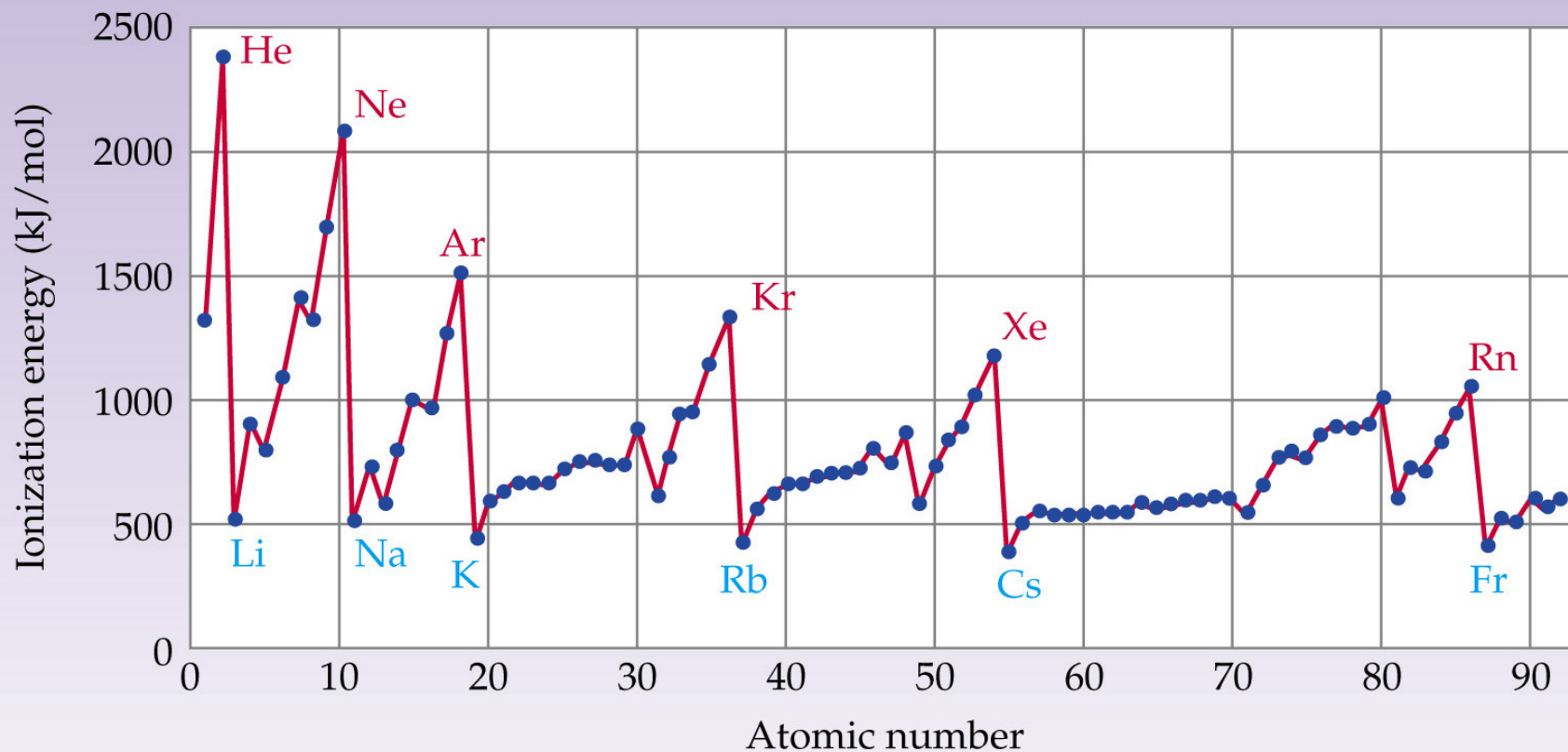
Okres	$l=0$ (stany s)	$l=1$ (stany p)	$l=2$ (stany d)	$l=2$ (stany f)
7 (32 elektrony)	(2)	(6)	(10)	(14)
6 (32 elektrony)	(2)	(6)	(10)	(14)
5 (18 elektronów)	(2)	(6)	(10)	
4 (18 elektronów)	(2)	(6)	(10)	
3 (8 elektronów)	(2)	(6)		
2 (8 elektronów)	(2)	(6)		
1 (2 elektrony)	(2)			

Energia jonizacji pierwiastków

Układ okresowy pierwiastków

Proces jonizacji polega na „odrywaniu” elektronów z atomu.
Atom staje się jonem 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*

1 H 1.01																	18 He 4.00
3 Li 6.94	4 Be 9.01											13 B 10.81	14 C 12.01	15 N 14.01	16 O 15.99	17 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 25.31											13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
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)							

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



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)

*bardzo
„reaktywne”
pierwiastki
grupy I i II*

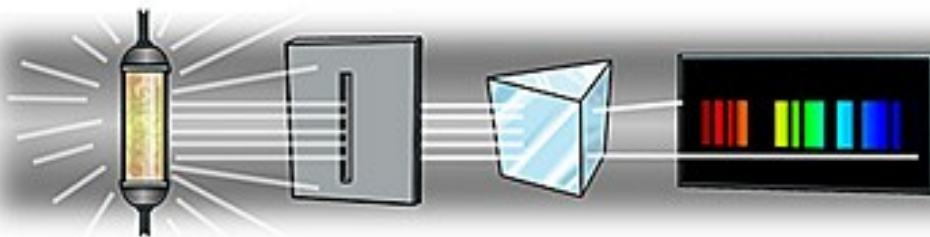
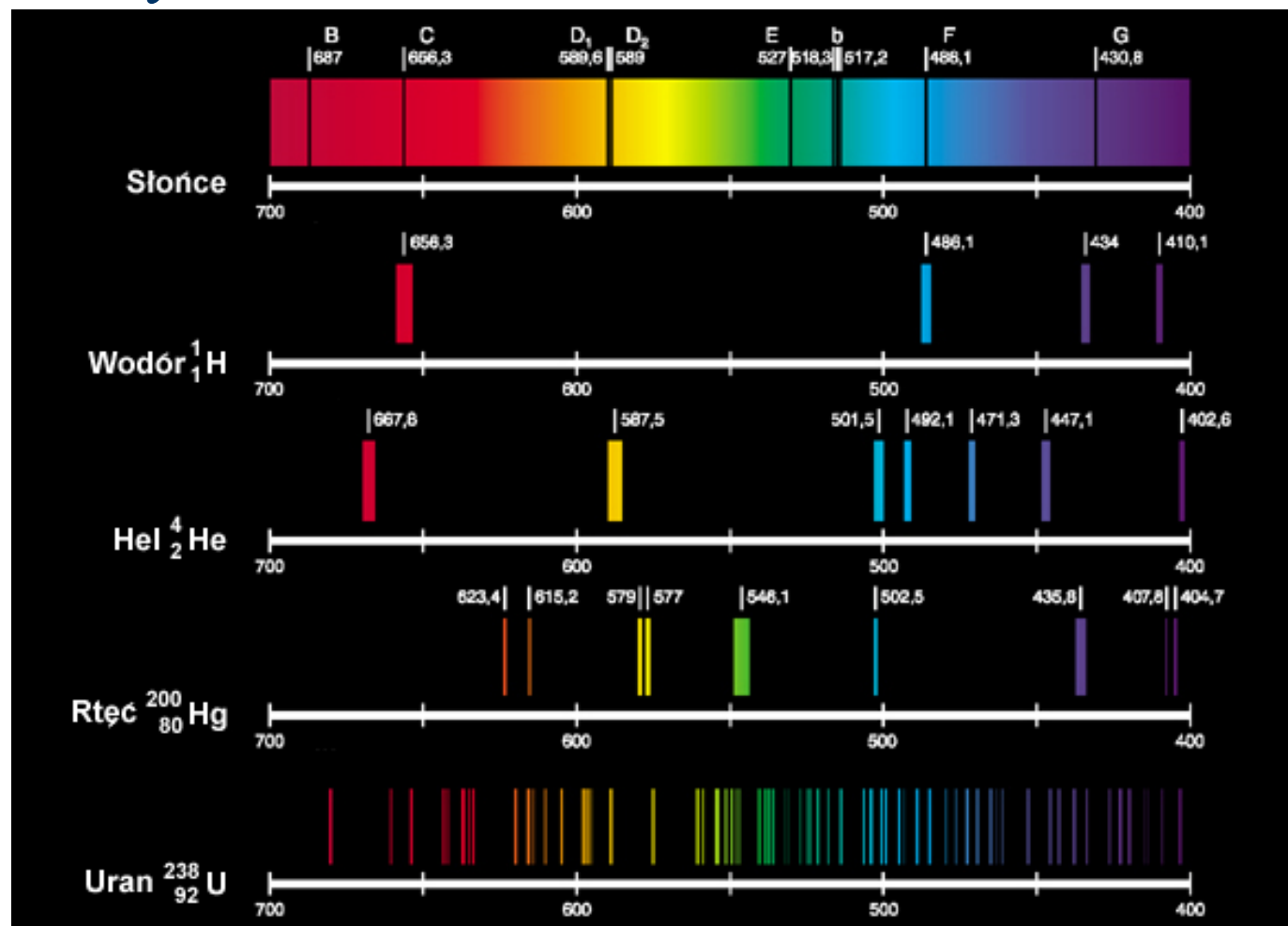
Zapełnianie powłok elektronowych w atomach wieloelektronowych

liczba atomowa Z	powłoki				
	K	L	M	N	O
1	Hydrogen	1			
2	Helium	2			
3	Lithium	2	1		
4	Beryllium	2	2		
5	Boron	2	3		
6	Carbon	2	4		
7	Nitrogen	2	5		
8	Oxygen	2	6		
9	Fluorine	2	7		
10	Neon	2	8		
11	Sodium	2	8	1	
12	Magnesium	2	8	2	
13	Aluminium	2	8	3	
14	Silicon	2	8	4	
15	Phosphorus	2	8	5	
16	Sulfur	2	8	6	
17	Chlorine	2	8	7	
18	Argon	2	8	8	
19	Potassium	2	8	8	1
20	Calcium	2	8	8	2
21	Scandium	2	8	9	2
22	Titanium	2	8	10	2
23	Vanadium	2	8	11	2
24	Chromium	2	8	13	1
25	Manganese	2	8	13	2
26	Iron	2	8	14	2
27	Cobalt	2	8	15	2
28	Nickel	2	8	16	2
29	Copper	2	8	18	1
30	Zinc	2	8	18	2
31	Gallium	2	8	18	3
32	Germanium	2	8	18	4

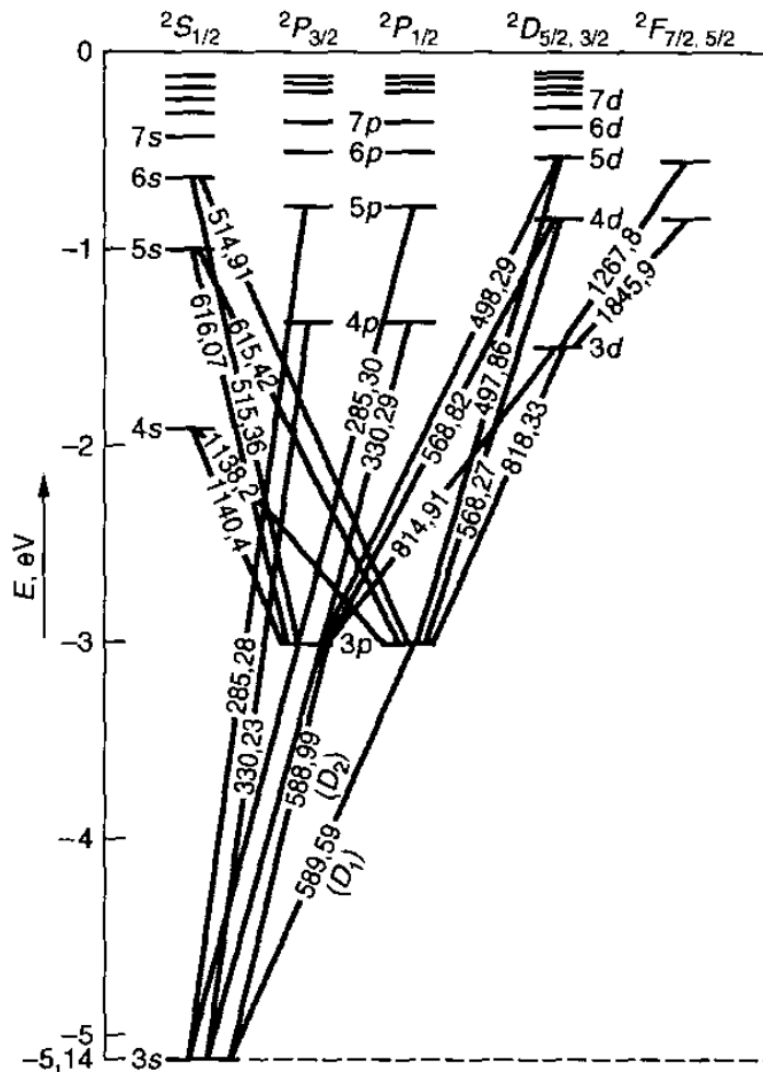
33	Arsenic	2	8	18	5		71	Lutetium	2	8	18	32	9	2		
34	Selenium	2	8	18	6		72	Hafnium	2	8	18	32	10	2		
35	Bromine	2	8	18	7		73	Tantalum	2	8	18	32	11	2		
36	Krypton	2	8	18	8		74	Tungsten	2	8	18	32	12	2		
37	Rubidium	2	8	18	8	1	75	Rhenium	2	8	18	32	13	2		
38	Strontium	2	8	18	8	2	76	Osmium	2	8	18	32	14	2		
39	Yttrium	2	8	18	9	2	77	Iridium	2	8	18	32	15	2		
40	Zirconium	2	8	18	10	2	78	Platinum	2	8	18	32	17	1		
41	Niobium	2	8	18	12	1	79	Gold	2	8	18	32	18	1		
42	Molybdenum	2	8	18	13	1	80	Mercury	2	8	18	32	18	2		
43	Technetium	2	8	18	14	1	81	Thallium	2	8	18	32	18	3		
44	Ruthenium	2	8	18	15	1	82	Lead	2	8	18	32	18	4		
45	Rhodium	2	8	18	16	1	83	Bismuth	2	8	18	32	18	5		
46	Palladium	2	8	18	18	0	84	Polonium	2	8	18	32	18	6		
47	Silver	2	8	18	18	1	85	Astatine	2	8	18	32	18	7		
48	Cadmium	2	8	18	18	2	86	Radon	2	8	18	32	18	8		
49	Indium	2	8	18	18	3	87	Francium	2	8	18	32	18	8	1	
50	Tin	2	8	18	18	4	88	Radium	2	8	18	32	18	8	2	
51	Antimony	2	8	18	18	5	89	Actinium	2	8	18	32	18	9	2	
52	Tellurium	2	8	18	18	6	90	Thorium	2	8	18	32	18	10	2	
53	Iodine	2	8	18	18	7	91	Protactinium	2	8	18	32	20	9	2	
54	Xenon	2	8	18	18	8	92	Uranium	2	8	18	32	21	9	2	
55	Caesium	2	8	18	18	8	1	93	Neptunium	2	8	18	32	22	9	2
56	Barium	2	8	18	18	8	2	94	Plutonium	2	8	18	32	24	8	2
57	Lanthanum	2	8	18	18	9	2	95	Americium	2	8	18	32	25	8	2
58	Cerium	2	8	18	19	9	2	96	Curium	2	8	18	32	25	9	2
59	Praseodymium	2	8	18	21	8	2	97	Berkelium	2	8	18	32	27	8	2
60	Neodymium	2	8	18	22	8	2	98	Californium	2	8	18	32	28	8	2
61	Promethium	2	8	18	23	8	2	99	Einsteinium	2	8	18	32	29	8	2
62	Samarium	2	8	18	24	8	2	100	Fermium	2	8	18	32	30	8	2
63	Europium	2	8	18	25	8	2	101	Mendelevium	2	8	18	32	31	8	2
64	Gadolinium	2	8	18	25	9	2	102	Nobelium	2	8	18	32	32	8	2
65	Terbium	2	8	18	27	8	2	103	Lawrencium	2	8	18	32	32	9	2
66	Dysprosium	2	8	18	28	8	2	104	Rutherfordium	2	8	18	32	32	10	2
67	Holmium	2	8	18	29	8	2	105	Dubnium	2	8	18	32	32	11	2
68	Erbium	2	8	18	30	8	2	106	Seaborgium	2	8	18	32	32	12	2
69	Thulium	2	8	18	31	8	2	107	Bohrium	2	8	18	32	32	13	2
70	Ytterbium	2	8	18	32	8	2	108	Hassium	2	8	18	32	32	14	2

Stany wzbudzone i widma atomów

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



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



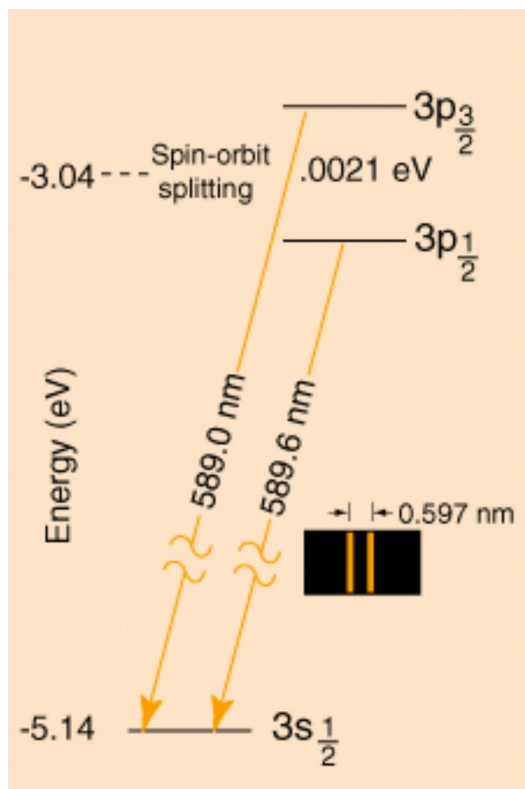
Rysunek 7.22. Wykres poziomów energetycznych dla sodu (Na) z zaznaczonymi niektórymi przejściami. Długości fal podane są w nm. Linie widmowe D_1 i D_2 mają bardzo duże natężenie i są odpowiedzialne za żółty kolor lamp sodowych. Rozszczepienia poziomów energetycznych D i F na dublety nie zostały zaznaczone.

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:

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

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

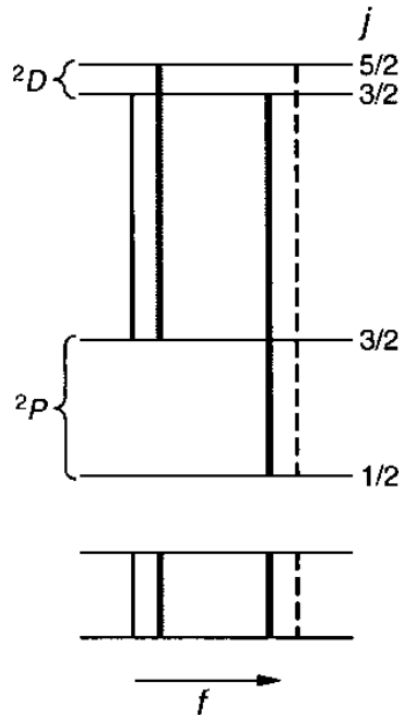


$$n^{2s+1}P_j$$

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).

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

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

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

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

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

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

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

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