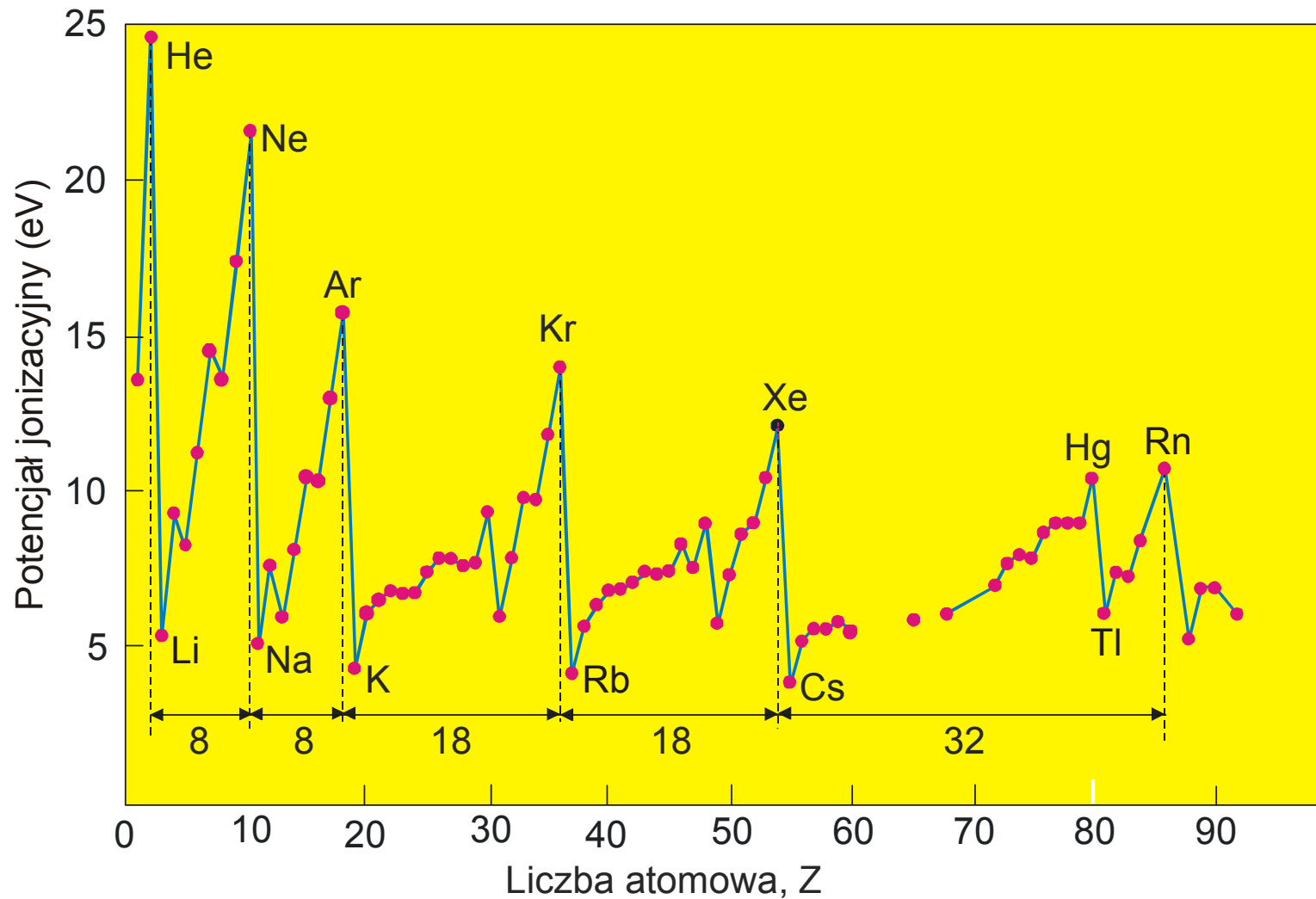


FIZYKA ATOMOWA



Rys. 13.1. Zależność potencjału jonizacyjnego elektronów od liczby atomowej Z.

Okresy zmian właściwości fizycznych i chemicznych pierwiastków tworzą kolejność liczb 2, 8, 8, 18, 18, 32.



Zakaz Pauliego

Wolfgang Pauli
1900–1958
Nobel 1946

W roku 1925 W. Pauli przedstawił regułę która wyjaśnia istnienie grup z 2, 8, 18 i 32 pierwiastkami.

Zasada Pauliego: jeden orbital elektronowy mogą zajmować nie więcej niż dwa elektrony.

- W stanie z $n = 1$ mogą znajdować się 2 elektrony.
- Gdy $n = 2$, możliwe 4 orbitale: $(n, l, m_l) = (2, 0, 0), (2, 1, 1), (2, 1, 0), (2, 1, -1)$, które mogą być zajęte przez 8 elektronów.
- Liczbę 18 można otrzymać składając 5 orbitali z $l = 2$ i 4 orbitale z $l = 0$. Te dziewięć orbitali może być zajęte przez 18 elektronów.

Liczby 2, 8 i 18 są prostą konsekwencją zakazu Pauliego, a także zasady kwantowo-mechanicznej zgodnie z którą $-l \leq m_l \leq l$ i $0 \leq l \leq n - 1$.

Dla cząstki o spinie $\frac{1}{2}$, rzuty jej spinu na oś z mogą przyjmować wartości: $(1/2)\hbar$ lub $-(1/2)\hbar$.

W stanie określonym czterema liczbami kwantowymi (n, l, m_l, s) może znajdować się nie więcej niż jeden elektron. Jest to równorzędne sformułowaniu zasady Pauliego, że **na danym orbitalu mogą znajdować się nie więcej niż dwa elektrony**.

Podsumowując: na n -tej orbicie liczba elektronów może być co najwyżej równa

$$N = 2 \sum_{l=0}^{n-1} 2l + 1 = 2n^2$$

gdzie czynnik 2 uwzględnia dwie możliwe orientacje spinu.

Rozmieszczenie elektronów w atomie jest takie, aby układ miał minimalną energię, ale jednocześnie nie był naruszony zakaz Pauliego.

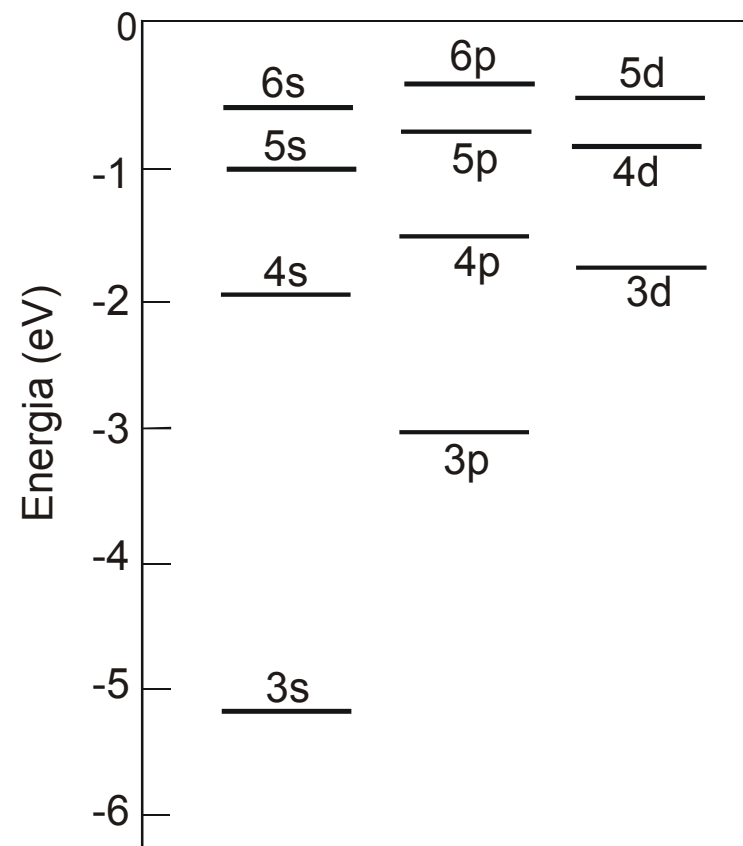
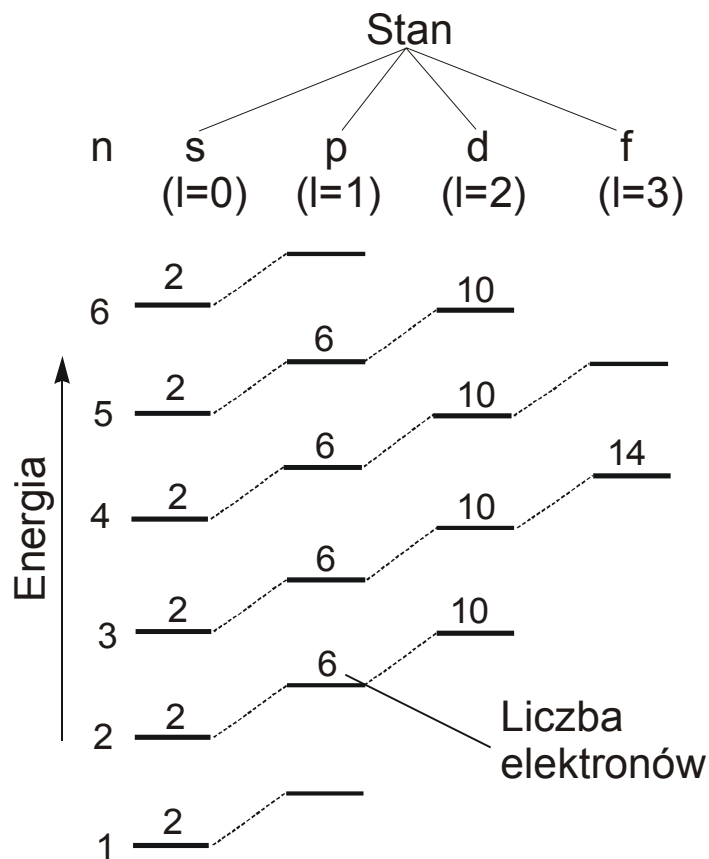
13.2. Atomy wieloelektronowe

Jedynie dla atomu helu znaleziono dokładne rozwiązanie numeryczne struktury elektronowej. Dla atomów wieloelektronowych stosujemy na ogół przybliżone metody opisu.

W atomach wodoropodobnych, tzn. w atomach $(Z-1)$ -krotnie zjonizowanych, promienie orbit i poziomy energetyczne opisujemy wzorami

$$r = \frac{4\pi\epsilon_0\hbar^2}{mZe^2} n^2, \quad E = -\frac{mZ^2e^4}{32\pi^2\epsilon_0^2\hbar^2} \frac{1}{n^2}$$

- **Blisko jądra, pole jest w przybliżeniu polem o potencjale $Ze/4\pi\epsilon_0 r$; powoduje to, że energia wiązania elektronów na pierwszej orbicie bardzo silnie zależy od Z .**
- **Dla ciężkich atomów energia wiązania jest proporcjonalna do $(Z - 1)^2$ – jest tylko nieznacznie mniejsza niż w atomie wodoropodobnym.**
- **W miarę oddalania się od jądra ekranujący wpływ elektronów wzrasta i pole przestaje być kulombowskie. Jądro ma pewien ładunek efektywny eZ_{ef} , przy czym $Z_{ef} < Z$.**
- **Na orbitach zewnętrznych wpływ ekranowania jest tak duży, że energia wiązania nie zależy praktycznie od Z i jest w przybliżeniu równa energii wiązania elektronu w atomie wodoru.**



Rys. 13.2. Wpływ pobocznej liczby kwantowej l na wartości energii wiązania elektronu. Stany o większej wartości l mają wyżej położone poziomy energetyczne.

Rys. 13.3. Niektóre poziomy energetyczne sodu.

Podpoziomy charakteryzujące się dużym l mogą mieć większe wartości energii niż podpoziomy o małym l , ale o większej wartości głównej liczby kwantowej.

Przykład, na rys. 13.3 pokazano poziomy energetyczne atomu sodu gdzie stan $3d$ leży wyżej niż stan $4s$, a stan $4f$ wyżej niż $5p$.

13.3. Układ okresowy pierwiastków

Układ okresowy pierwiastków przedstawia takie uporządkowanie pierwiastków według ich liczby atomowej, które odzwierciedla periodyczność zmian właściwości fizykochemicznych pierwiastków.

Pierwiastki o podobnych właściwościach tworzą grupy, które w układzie okresowym występują jako kolumny pionowe. Wiersze układu okresowego nazywamy okresami.

Właściwości pierwiastków uwarunkowane są konfiguracją elektronów w atomach.

Układ obsadzeń powłok i podpowłok opisujemy:

$$n l^k,$$

gdzie n , l – odpowiednio główna i orbitalna liczba kwantowa, a k – liczba elektronów na danej podpowłoce.

Wodór (Z = 1)

Jeden elektron w stanie $1s$. Energia jonizacji 13.6 eV

Hel (Z = 2) – kończy pierwszy okres:

- dwa elektrony o przeciwnych spinach w stanie $1s$, energia jonizacji 24,6 eV,
- energia jonizacji nie wzrasta czterokrotnie w stosunku do energii jonizacji atomu wodoru na skutek oddziaływania między elektronami,
- duża energia jonizacji powoduje, że hel jest chemicznie obojętny.

Lit (Z = 3) – Neon (Z = 10)

- lit rozpoczyna drugi okres; konfiguracja elektronów: $1s^2 2s^1$,
- silne ekranowanie jądra przez elektrony w stanie $1s$ – elektron $2s$ słabo związany,
- energia jonizacji wynosi 5.4 eV; natomiast na oderwanie drugiego elektronu potrzeba aż 75.6 eV,
- lit jest więc zawsze jednowartościowy.

Właściwości atomów drugiego okresu:

- w berylu (Z = 4) czwarty elektron wypełnia powłokę $2s$,
- od boru (Z = 5) do neonu (Z = 10) elektrony obsadzają powłokę $2p$,
- w miarę wypełniania podpowłoki $2p$ wzrasta energia jonizacji (wzrasta Z) a jądra ekranowane przez dwa elektrony w stanie $1s$,
- dla boru energia jonizacji 8.3 eV, a dla neonu – 21.6 eV.
- neon o konfiguracji $1s^2 2s^2 2p^6$ zamyka drugi okres (całkowicie zapełniona druga powłokę i

Sód (Z = 11) – Argon (Z = 18)

- Na o konfiguracji elektronów $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ rozpoczyna trzeci okres
- okres kończy argon o całkowicie wypełnionej podpowłoce 3p ($1s^2 2s^2 2p^6 3p^6$),
- energia jonizacji wzrasta od 5.1 eV dla Na do 15.8 eV dla Ar,
- sód wykazuje dużą aktywność chemiczną, argon jest chemicznie obojętny.

Potas (Z = 19) i dalej

Czwarty okres rozpoczyna potas (Z = 19) – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

- 19-ty elektron w K nie wypełnia podpowłoki 3d – zajmuje stan 4s o niższej energii niż stan 3d,
- w atomie wapnia zostaje wypełniona podpowłoka $4s^2$,
- od skandiu (Z = 21) zaczyna się wypełnianie powłoki 3d,
- pierwiastki od Sc (Z = 21) do Ni (Z = 28) stanowią pierwszą grupę przejściową – mają podobne właściwości chemiczne i zbliżone energie jonizacji: od 6.5 eV dla Sc do 7.6 eV dla Ni; uwarunkowane to jest tym, że wypełniona podpowłoka 4s ekranuje wypełnioną podpowłokę 3d,
- żelazo, kobalt i nikiel mają niezapełnioną podpowłokę 3d, co określa ich właściwości magnetyczne,
- miedź (Z = 29) ma inne właściwości chemiczne – Cu ma tylko jeden elektron w stanie 4s.

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

<http://www.ck12.org/periodic-table/>

PERIOD	GROUP I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII	13	14	15	16	17	18	
1	1.0079 H HYDROGEN																		4.0026 He HELIUM
2	3.041 Li LITHIUM	9.0122 Be BERYLLIUM											10.811 B BORON	12.011 C CARBON	14.007 N NITROGEN	15.999 O OXYGEN	18.998 F FLUORINE	20.180 Ne NEON	
3	22.990 Na SODIUM	24.305 Mg MAGNESIUM											26.982 Al ALUMINUM	28.086 Si SILICON	30.974 P PHOSPHORUS	32.065 S SULPHUR	35.453 Cl CHLORINE	39.948 Ar ARGON	
4	39.098 K POTASSIUM	40.078 Ca CALCIUM	44.956 Sc SCANDIUM	47.867 Ti TITANIUM	50.942 V VANADIUM	51.996 Cr CHROMIUM	54.938 Mn MANGANESE	55.945 Fe IRON	58.933 Co COBALT	58.933 Ni NICKEL	63.546 Cu COPPER	65.38 Zn ZINC	69.723 Ga GALLIUM	72.64 Ge GERMANIUM	74.922 As ARSENIC	78.96 Se SELENIUM	81.904 Br BROMINE	83.80 Kr KRYPTON	
5	85.468 Rb RUBIDIUM	87.62 Sr STRONTIUM	88.906 Y YTTRIUM	91.224 Zr ZIRCONIUM	92.906 Nb NIOBIUM	95.94 Mo MOLYBDENUM	98.906 Tc TECHNETIUM	101.07 Ru RUTHENIUM	102.91 Rh RHODIUM	106.42 Pd PALLADIUM	107.87 Ag SILVER	112.41 Cd CADMIUM	114.82 In INDIUM	118.71 Sn TIN	121.76 Sb ANTIMONY	127.60 Te TELLURIUM	126.90 I IODINE	131.29 Xe XENON	
6	132.91 Cs CAESIUM	137.33 Ba BARIUM	57-71 La-Lu Lanthanides	72 178.49 Hf HAFNIUM	73 180.95 Ta TANTALUM	74 183.84 W TUNGSTEN	75 186.21 Re RHENIUM	76 186.23 Os OSMIUM	77 192.22 Ir IRIDIUM	78 195.08 Pt PLATINUM	79 196.97 Au GOLD	80 200.59 Hg MERCURY	81 204.38 Tl THALLIUM	82 207.2 Pb LEAD	83 208.98 Bi BISMUTH	84 (209) Po POLONIUM	85 (210) At ASTATINE	86 (222) Rn RADON	
7	(223) Fr FRANCIUM	(226) Ra RADIUM	89-103 Ac-Lr Actinides	104 (261) Rf RUFORDIUM	105 (262) Db DUBNIUM	106 (263) Sg SEABORGIUM	107 (264) Bh BOHR IUM	108 (267) Hs HASSIUM	109 (268) Mt MEITNERIUM	110 (271) Uun UNUNUNIUM	111 (272) Uuq UNUNQUADIUM	112 (285) Uub UNUBIUM		114 (289) Uuq UNUNQUADIUM					

CLASSIFICATION

- Metals
- Semi-metals
- Nonmetals
- Alkali metal
- Alkaline earth metal
- Transition metals
- Lanthanide
- Actinide
- Chalcogens element
- Halogens element
- Noble gas

STANDARD STATE (100 °C, 101 kPa)

- Ne - gas
- Ca - liquid
- Fe - solid
- Ts - synthetic

LANTHANIDES

57 138.91 La LANTHANUM	58 140.12 Ce CERMIUM	59 140.91 Pr PRASEODYMIUM	60 144.24 Nd NEODYMIUM	61 (145) Pm PROMETHIUM	62 150.36 Sm SAMARIUM	63 151.96 Eu EUROPIUM	64 157.25 Gd GADOLINIUM	65 158.93 Tb TERBIUM	66 162.50 Dy DYSPROSIUM	67 164.93 Ho HOLMIUM	68 167.26 Er ERBIUM	69 168.93 Tm THULIUM	70 173.04 Yb YTTERIUM	71 174.97 Lu LUTETIUM
-------------------------------------	-----------------------------------	--	-------------------------------------	-------------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	------------------------------------

ACTINIDES

89 (227) Ac ACTINIUM	90 232.04 Th THORIUM	91 231.04 Pa PROTACTINIUM	92 238.03 U URANIUM	93 (237) Np NEPTUNIUM	94 (244) Pu PLUTONIUM	95 (243) Am AMERICIUM	96 (247) Cm CURIUM	97 (247) Bk BERKELIUM	98 (251) Cf CALIFORNIUM	99 (252) Es EINSTEINIUM	100 (257) Fm FERMIUM	101 (260) Md Mendelevium	102 (269) No Nobelium	103 (269) Lr Lawrencium
-----------------------------------	-----------------------------------	--	----------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	---------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------	--------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------	--------------------------------------

(*) Pure Appl. Chem., 55, No. 4, 697-693 (2003)
Relative atomic mass is given with the significant figures. For elements with no stable isotopes, the value enclosed in brackets indicates the mass number of the longest-lived isotope of that element.

However there are exceptions (Ts, Pa, and U) do have a designation to standard isotopic composition, even though an atomic weight is not listed.

Editor: edp@metlin.com

Tabela 13.1. Konfiguracje elektronowe atomów

Z	Symbol	Konfiguracja elektronowa	Energia jon. (eV)
1	H	1s	13.595
2	He	1s ²	24.581
3	Li	[He] 2s	5.390
4	Be	2s ²	9.320
5	B	2s ² 2p	8.296
6	C	2s ² 2p ²	11.256
7	N	2s ² 2p ³	14.545
8	O	2s ² 2p ⁴	13.614
9	F	2s ² 2p ⁵	17.418
10	Ne	2s ² 2p ⁶	21.559
11	Na	[Ne]3s	5.138
12	Mg	3s ²	7.644
13	Al	3s ² p	5.984
14	Si	2s ² p ²	8.149
15	P	2sp ³	10.484
16	S	2s ² p ⁴	10.357
17	Cl	2s ² p ⁵	13.01
18	Ar	2s ² p ⁶	15.755

19	K	[Ar]4s	4.339
20	Ca	4s ²	6.111
21	Sc	3ds ²	6.54
22	Ti	3d ² s ²	6.83
23	V	3d ³ 4s ²	6.74
24	Cr	3d ⁵ 4s	6.76
25	Mn	3d ⁵ 4s ²	7.432
26	Fe	3d ⁶ 4s ²	7.87
27	Co	3d ⁷ 4s ²	7.86
28	Ni	3d ⁸ 4s ²	7.633
29	Cu	3d ¹⁰ 4s	7.724
30	Zn	3d ¹⁰ 4s ²	9.391
31	Ga	3d ¹⁰ 4s ² 4p	6.00
32	Ge	3d ¹⁰ 4s ² 4p ²	7.88
33	As	3d ¹⁰ 4s ² 4p ³	9.81
34	Se	3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴	9.75
35	Br	3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	11.84
36	Kr	3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶	13.996

37	Rb	$[\text{Kr}]5s$	4.176
38	Sr	$5s^2$	5.692
39	Y	$4d5s^2$	6.377
40	Zr	$4d^25s^2$	6.835
41	Nb	$4d^45s$	6.881
42	Mo	$4d^55s$	7.10
43	Tc	$4d^55s^2$	7.228
44	Ru	$4d^75s$	7.365
45	Rh	$4d^85s$	7.461
46	Pd	$4d^{10}$	8.33
47	Ag	$4d^{10}5s$	7.574
48	Cd	$4d^{10}5s^2$	8.991
49	In	$4d^{10}5s^25p$	5.785
50	Sn	$4d^{10}5s^25p^2$	7.342
51	Sb	$4d^{10}5s^25p^3$	8.639
52	Te	$4d^{10}5s^25p^4$	9.01
53	I	$4d^{10}5s^25p^5$	10.454
54	Xe	$4d^{10}5s^25p^6$	12.127

55	Cs	[Xe]6s	3.893
56	Ba	6s ²	5.210
57	La	5d6s ²	5.61
58	Ce	4f5d6s ²	6.54
59	Pr	4f ³ 6s ²	5.48
60	Nd	4f ⁴ 6s ²	5.51
61	Pm	4f ⁵ 6s ²	
62	Fm	4f ⁶ 6s ²	5.6
63	Eu	4f ⁷ 6s ²	5.67
64	Gd	4f ⁷ 5d6s ²	6.16
65	Tb	4f ⁹ 6s ²	6.74
66	Dy	4f ¹⁰ 6s ²	6.82
67	Ho	4f ¹¹ 6s ²	
68	Er	4f ¹² 6s ²	
69	Tm	4f ¹³ 6s ²	
70	Yb	4f ¹⁴ 6s ²	6.22
71	Lu	4f ¹⁴ 5d6s ²	6.15
72	Hf	4f ¹⁴ 5d ² 6s ²	7.0
73	Ta	4f ¹⁴ 5d ³ 6s ²	7.88
74	W	4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ²	7.98
75	Re	4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²	7.87
76	Os	4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ²	8.7
77	Ir	4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ²	9.2
78	Pt	4f ¹⁴ 5d ⁸ 6s ²	8.88
79	Au	[Xe, 4f ¹⁴ 5d ¹⁰]6s	9.22
80	Hg	6s ²	10.434
81	Tl	6s ² 6p	6.106
82	Pb	6s ² 6p ²	7.415
83	Bi	6s ² 6p ³	7.287
84	Po	6s ² 6p ⁴	8.43
85	At	6s ² 6p ⁵	
86	Rn	6s ² 6p ⁶	10.745

87	Fr	[Rn]7s	5.277
88	Ra	7s ²	6.9
89	Ac	6d7s ²	
90	Th	6d ² 7s ²	
91	Pa	5f ² 6d7s ²	
92	U	5f ³ 6d7s ²	4.0
93	Np	5f ⁴ 6d7s ²	
94	Pu	5f ⁵ 6d7s ²	
95	Am	5f ⁷ 7s ²	
96	Cm	5f ⁷ 6d7s ²	
97	Bk	5f ⁸ 6d7s ²	
98	Cf	5f ¹⁰ 7s ²	
99	Es	5f ¹¹ 7s ²	
100	Fm	5f ¹² 7s	
101	Mv	5f ¹³ 7s ²	
102	No	5f ¹⁴ 7s ²	
103	Lw	5f ¹⁴ 6d7s ²	
104	Ku	5f ¹⁴ 6d ² 7s ²	

13.4. Promieniowanie atomów wzbudzonych

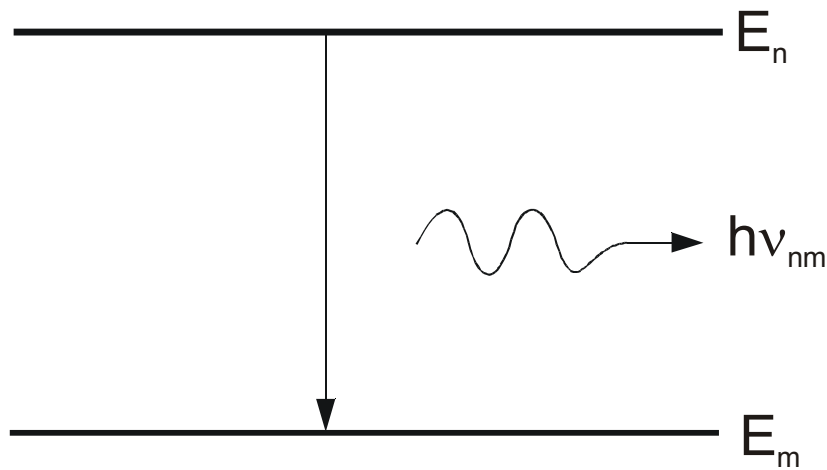
Po wprowadzeniu równania Schrödingera, w teorii oddziaływań elektromagnetycznych zaczęto stosować mechanikę kwantową, w wyniku czego powstała elektrodynamika kwantowa. Na jej gruncie wykazano, że naładowana cząstka może pochłoniąć lub emitować pojedyncze fotony.

13.4.1. Widma optyczne

Atomy po zaabsorbowaniu porcji energii przechodzą do stanu wzbudzonego.

Jeżeli dostarczona energia wynosi do kilkunastu elektronowoltów, to przejścia elektronów walencyjnych na wyższe poziomy energetyczne można uzyskać poprzez:

- ogrzewanie (energia jest przekazywana w wyniku zderzeń),
- wyładowania elektryczne,
- oświetlenie promieniowaniem widzialnym i nadfioletowym,
- reakcje chemiczne.



Wzbudzone atomy samorzutnie przechodzą do stanu niższego, a każdemu przejściu towarzyszy emisja kwantu promieniowania o częstotliwości

$$\nu_{nm} = \frac{E_n - E_m}{h}$$

gdzie E_n i E_m – energia elektronu odpowiednio na wyższym i niższym poziomie energetycznym.

Linie emisyjne promieniowania uwarunkowane tymi przejściami energetycznymi nazywamy widmem optycznym (zakres widzialny, bliski nadfiolet i bliska podczerwień).

Układ linii jest złożony, ale charakterystyczny dla danego pierwiastka. Fakt ten wykorzystuje się w analizie widmowej do określania jakościowego i ilościowego składu danej substancji.

Okazuje się, że możliwe są tylko przejścia między takimi poziomami, których liczby kwantowe l i j spełniają tzw. reguły wyboru

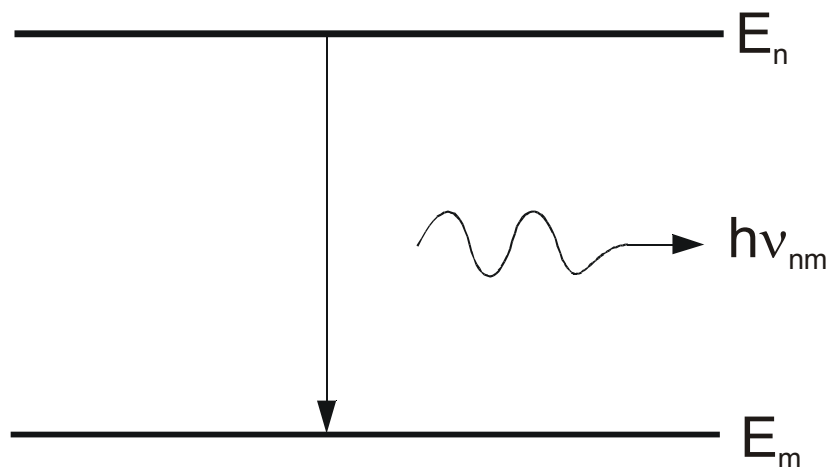
$$\Delta l = \pm 1, \quad \Delta j = 0, \pm 1$$

Jeżeli wzbudzony atom jest powraca do stanu niżej położonego na drodze mało prawdopodobnego przejścia, to może on pozostać w tym stanie przez bardzo długi okres czasu. Poziom taki nazywamy **metatrwałym (metastabilnym)**.

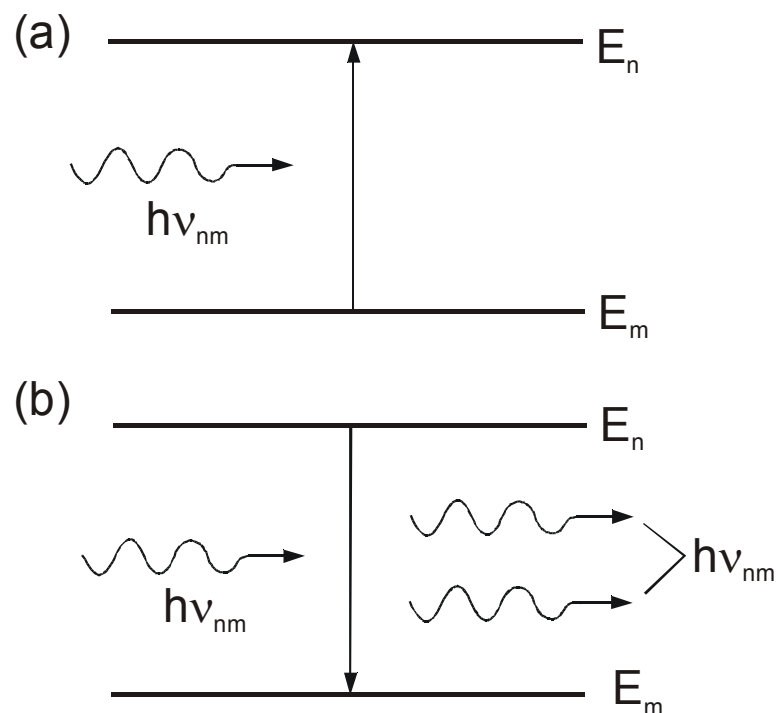
Typowy czas życia atomu w stanie wzbudzonym wynosi około 10^{-8} s. Poziomy metatrwałę charakteryzują się czasami życia rzędu 10^{-2} s, tzn. ich czasy życia są miliony razy dłuższe.

13.4.2. Promieniowanie spontaniczne i wymuszone

Emisja spontaniczna (samorzutna): **atom w stanie wzbudzonym przechodzi samorzutnie do stanu energetycznie niższego, emitując kwant promieniowania**



Rys. 13.4. Emisja spontaniczna.



Rys. 13.5. Absorpcja (a) i emisja (b) wymuszona.

Średni czasu życia atomu w stanie wzbudzonym wynosi około 10^{-8} s.

Oprócz emisji spontanicznej występuje **emisja wymuszona**:

padający foton powoduje przejście wzbudzonego atomu do stanu energetycznie niższego. W wyniku tego przejścia wzrasta liczba fotonów, gdyż obok fotonu padającego pojawia się drugi foton, emitowany przez atom

Fakt, że foton promieniowania może spowodować przejście z poziomu niższego na wyższy i odwrotnie, ma swoją analogię klasyczną.

Jeżeli na oscylator harmoniczny działa periodycznie siła zewnętrzna, to oscylator wykonuje drgania wymuszone o częstotliwości siły zewnętrznej. Jeżeli częstotliwość ta jest równa częstotliwości rezonansowej oscylatora, to wówczas opóźnienie fazowe drgań oscylatora w stosunku do siły wymuszającej wynosi 90° i siła ta przekazuje energię oscylatorowi. Gdyby jednak oscylator wyprzedzał w fazie siłę zewnętrzną to wówczas oscylator przekazuje energię na zewnątrz.

Traktując atom jako oscylator, a siłę zewnętrzną jako pole energetyczne promieniowania, otrzymujemy klasyczne wyjaśnienie emisji i absorpcji wymuszonej.

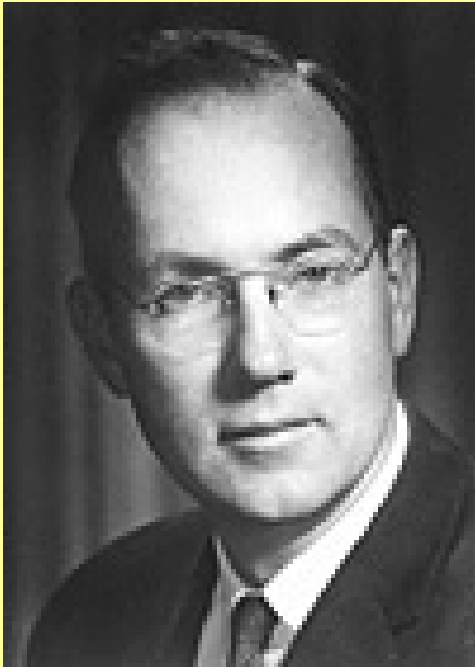
Dla promieniowania zakresu widzialnego emisja spontaniczna jest zdecydowanie bardziej prawdopodobna niż emisja wymuszona. Mówiąc inaczej, promieniowanie emitowane przez klasyczne źródła światła jest promieniowaniem spontanicznym.

13.4.3. Laser

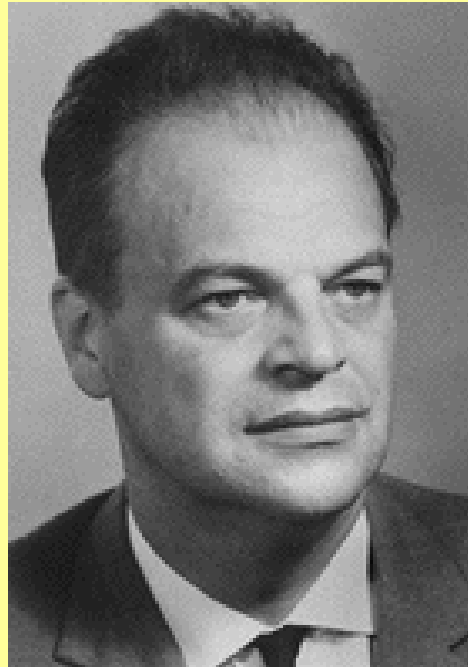
(Light Amplification by Stimulated Emission of Radiation)

Do czasu opracowania lasera w 1960 r. wszystkie dostępne źródła promieniowania zakresu optycznego były niekoherentne (fazy pojedynczych fotonów były przypadkowe wartości względem siebie).

Nagroda Nobla w fizyce 1964 r.



Charles H. Townes
1915–

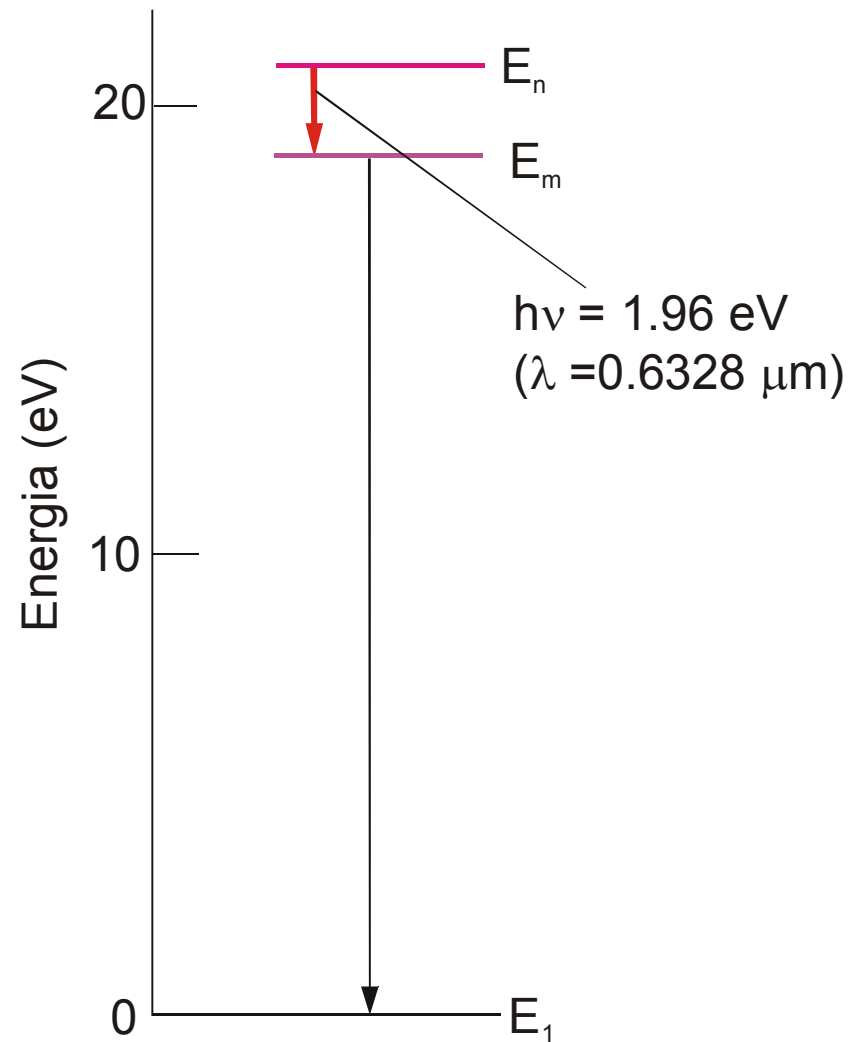
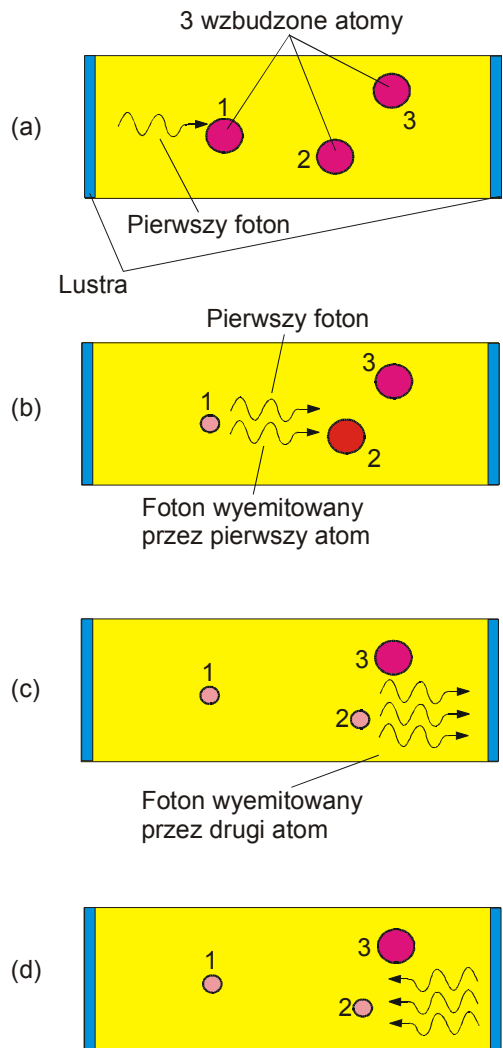


Nicolay G. Basov
1922–2001



Aleksandr M. Prokhorov
1916–2002

Lasery impulsowe i ciągłego działania



Rys. 13.6. Promieniowanie wymuszone w laserze:

- (a) pierwszy foton pada na wzbudzony atom,
- (b) wzbudzony atom emituje foton, który pada na następny wzbudzony atom,
- (d) trzy odbite fotony.

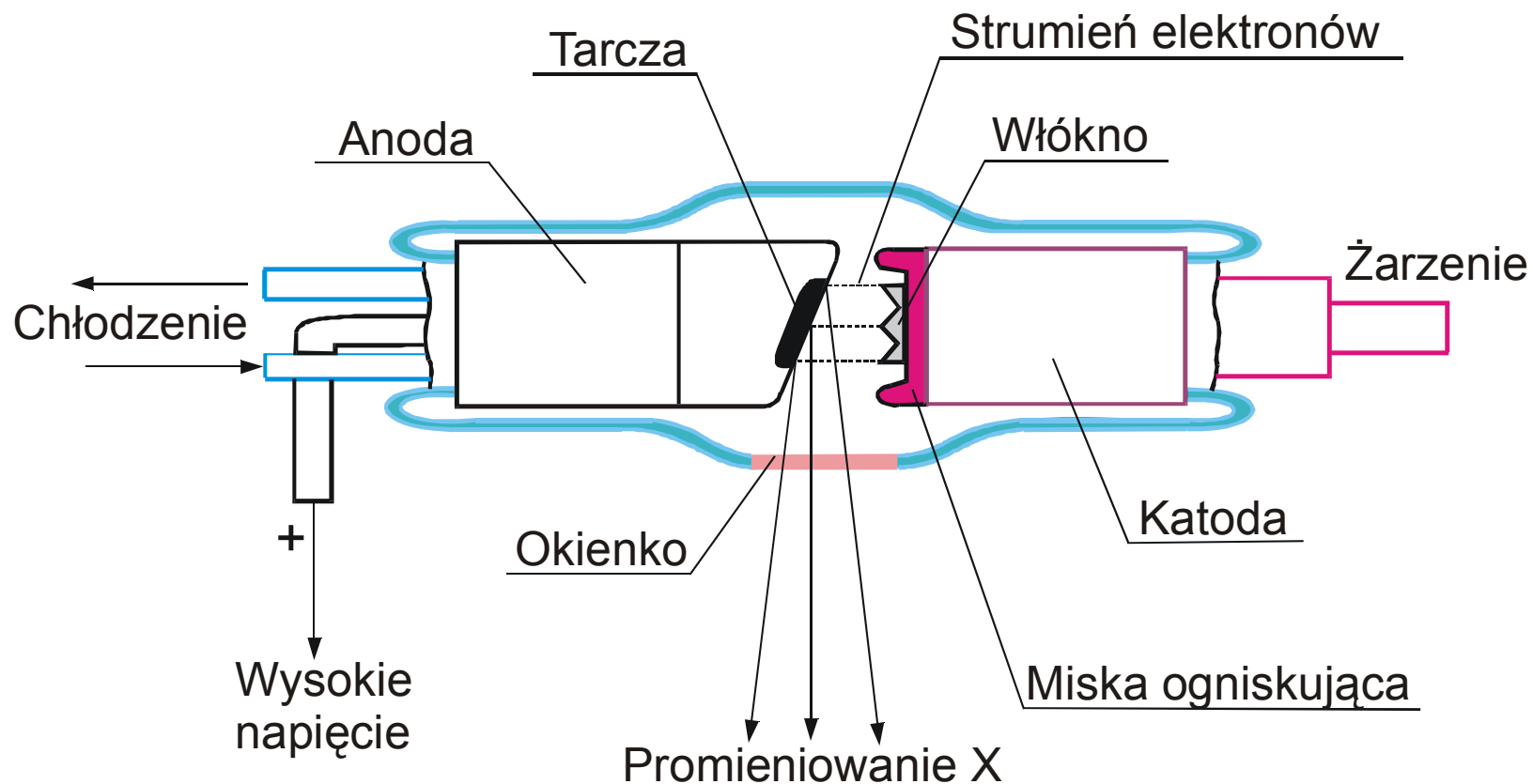
Rys. 13.7. Trzy poziomy energetyczne atomu neonu.

13.5. Promieniowanie rentgenowskie

- widma optyczne powstają w wyniku dostarczania do atomu energii od kilku do kilkunastu elektronowoltów (wzbudzeniu ulegają tylko elektrony z powłoki zewnętrznej),
- elektrony z powłok wewnętrznych mają energię wiązania 10^4 – 10^5 eV. Dostarczając do atomu takiej energii, atom wprowadzany jest w stan bardzo wysokiego wzbudzenia. Atom powraca do stanu podstawowego emitując fotony o bardzo wysokiej częstotliwości. Otrzymamy wówczas widmo liniowe, zwane liniowym widmem rentgenowskim. Okrył je **Wilhelm Conrad Röntgen** (1845-1923) w 1895 r.
- długości fal promieniowania rentgenowskiego wynoszą zwykle 10^{-9} – 10^{-11} m. Oprócz widma liniowego występuje również widmo ciągłe promieniowania rentgenowskiego.



Caring for patients in a midwestern community, four general radiologists along with an associate, commissioned a nationally known artist from South Dakota to create an oil painting for their office to commemorate the centennial of Röntgen's discovery of x-ray on 8 November 1895. Having received interest in the painting, they agreed to form Heritage Prints and offer a limited edition print of the "Birth of Radiology." The print features Wilhelm Conrad Röntgen, his wife, and a superimposed radiography image of his wife's hand known to radiologists around the world.



Rys.13.8. Schemat lampy rentgenowskiej

Elektrony emitowane przez żarzoną katodę są przyspieszane różnicą potencjału rzędu 10^5 V; uderzając w anodę są hamowane w wyniku oddziaływania kulombowskiego z jądrami atomów anody.

Elektron poruszający się z opóźnieniem a emituje falę elektromagnetyczną o mocy proporcjonalnej do a^2 . Ponieważ $a = F/m \approx Z/m$, więc moc promieniowania jest proporcjonalna do Z^2/m^2 . Dlatego do wytwarzania promieniowania rentgenowskiego stosuje się elektrony (o małej masie m) oraz anody o dużym Z .

Jeśli całkowita energia elektronu zmienia się na skutek hamowania w anodzie na energię promieniowania, to wówczas energia kwantu promieniowania

$$h\nu_{max} = h\frac{c}{\lambda_{min}} = eV$$

gdzie V jest napięciem między katodą i anodą.

Widmo promieniowania wytwarzane przez hamowane elektrony jest widmem ciągłym (rys. 13.9), odciętym od strony krótkich fal.

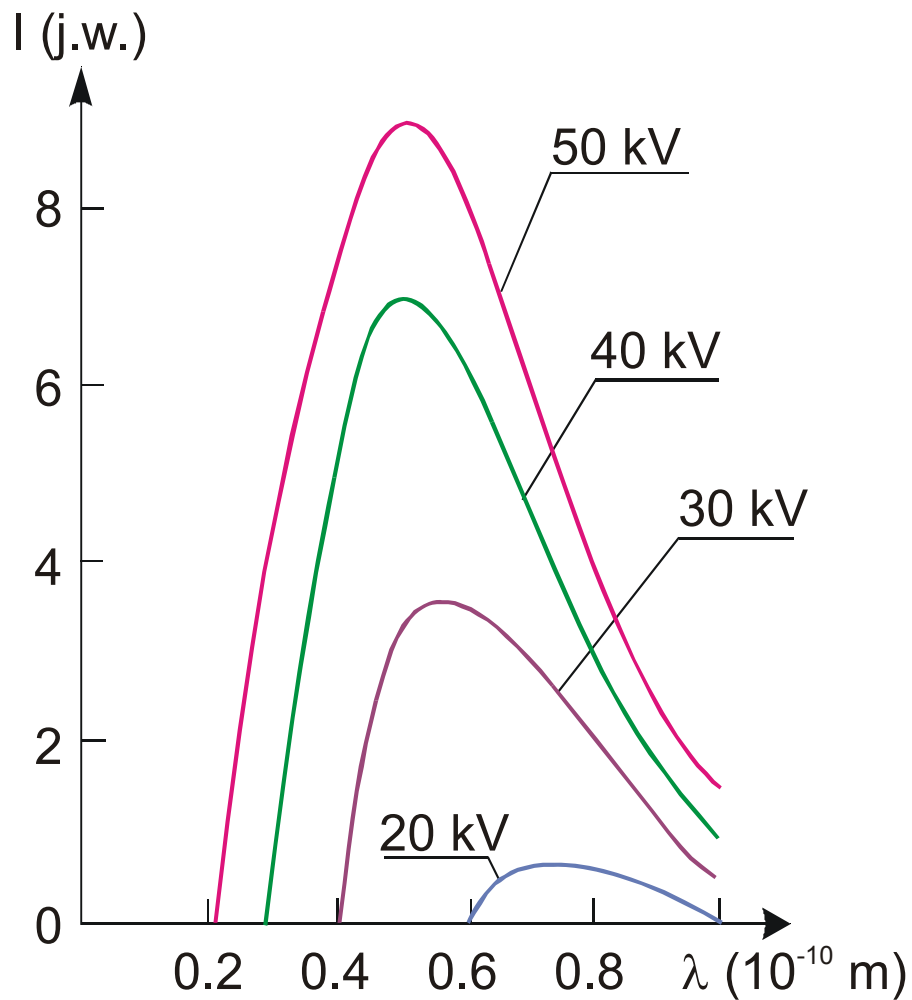
Maksimum natężenia widma hamowania odpowiada najbardziej prawdopodobnemu stopniowi przemiany energii elektronu w energię promieniowania. Długość fali λ_{max} dla której występuje maksimum natężenia

$$\lambda_{max} = 1.5\lambda_{min}$$

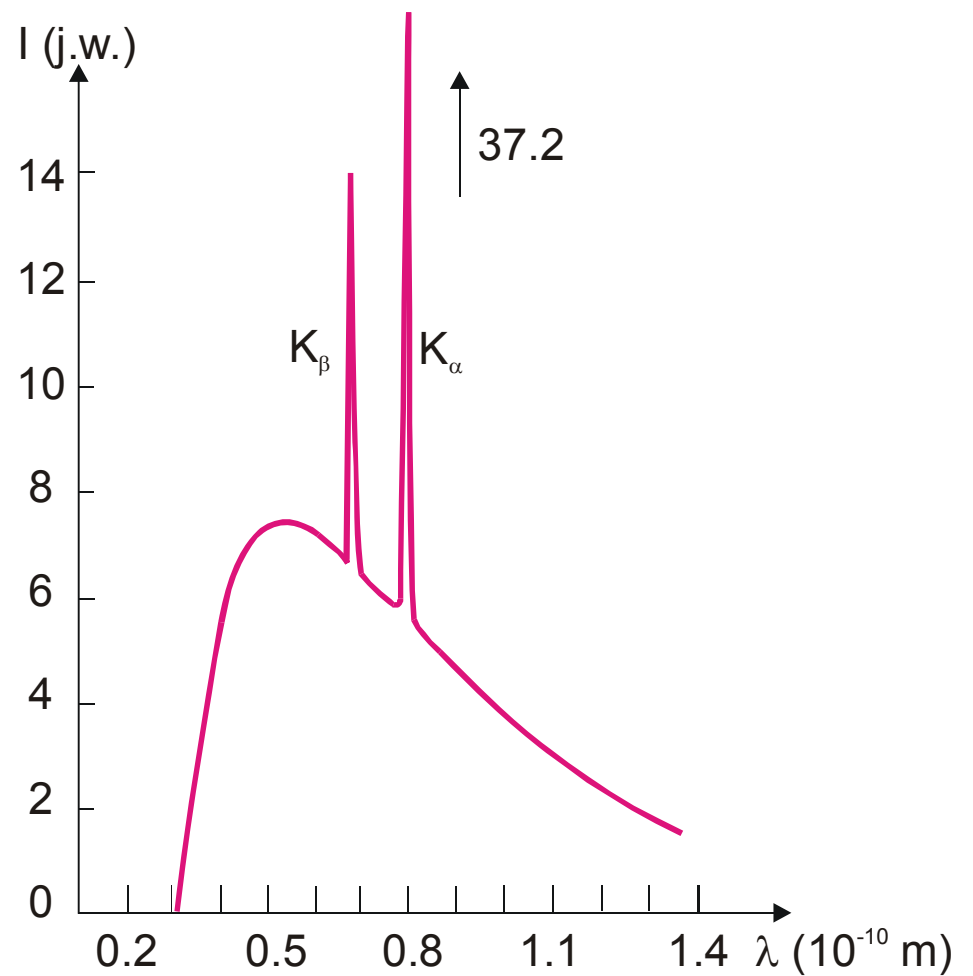
Anoda rentgenowska emituje również **widmo liniowe, zwane także charakterystycznym**, gdyż zależy ono od materiału anody.

Powłoki o $n = 1, 2, 3, 4$ itd., przyjęto oznaczać odpowiednio przez K, L, M, N , itd.; rozróżnia się serie K, L, M , itp.

Seria K powstaje, jeżeli elektron przechodzi na opróżnione miejsce w powłoce K . Przy symbolu serii podaje się jeszcze indeksy $\alpha, \beta, \gamma, \dots$, dla zaznaczenia powłok z których następuje przeskok (z L na K – linia K_α , z M na K – linia K_β).



Rys. 13.9. Zależność natężenia widma ciągłego od długości fali i napięcia przyłożonego do lampy rentgenowskiej.



Rys. 13.11. Widmo rentgenowskie ciągłe i charakterystyczne molibdenu.

Energia wiązania elektronu w atomie wieloelektronowym wynosi

$$E = -\frac{me^4}{32\pi^2 \varepsilon_0^2 \hbar^2} \frac{1}{n^2} Z_{ef}^2$$

Na pierwszej powłoce $Z_{ef} = Z - 1$, na drugiej $Z_{ef} = Z - 7.4$. Wobec tego energia kwantów promieniowania dla serii K wyraża się wzorem

$$h\nu = \frac{me^4}{32\pi^2 \varepsilon_0^2 \hbar^2} \left(1 - \frac{1}{n^2}\right) (Z - 1)^2 \quad n = 2, 3, 4, \dots$$

natomiast dla serii L

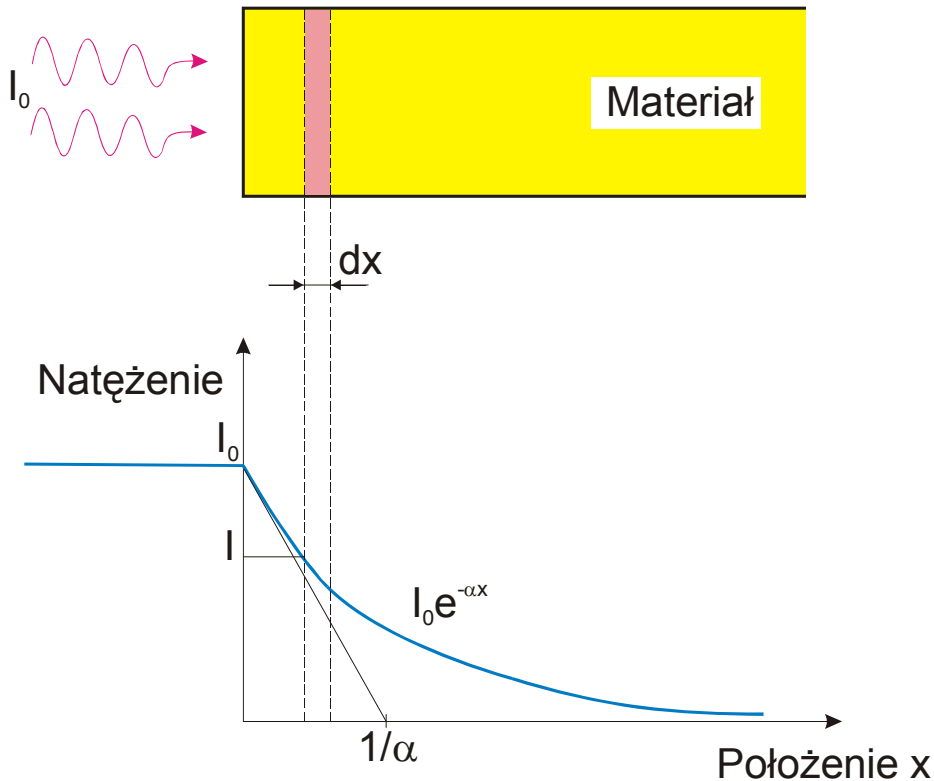
$$h\nu = \frac{me^4}{32\pi^2 \varepsilon_0^2 \hbar^2} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2}\right) (Z - 7.4)^2 \quad n = 3, 4, 5, \dots$$

Ogólnie można przyjąć

$$\sqrt{\nu} \sim (Z - b)$$

gdzie b jest stałą dla danej serii. Prawo to nosi nazwę **prawa Moseleya** i zostało sformułowane na długo przed powstaniem mechaniki kwantowej.

Absorpcja promieniowania rentgenowskiego



Absorpcja promieniowania rentgenowskiego

Zmiana natężenia promieniowania dI po przejściu przez warstwę o grubości dx wynosi

$$dI = -\alpha I dx \quad (13.9)$$

gdzie α jest liniowym współczynnikiem pochłaniania.

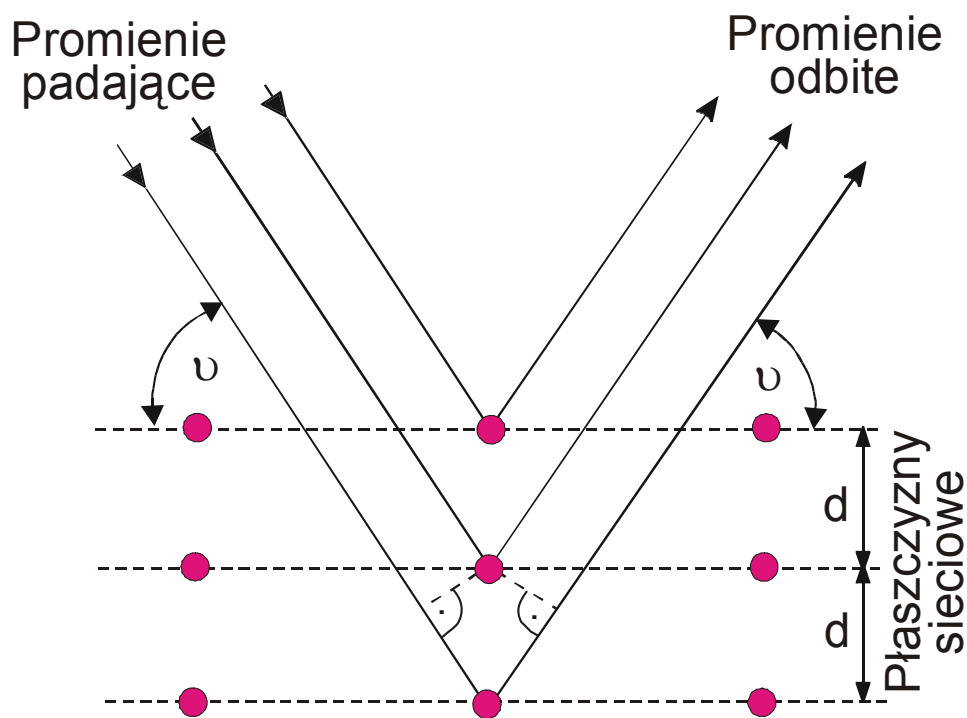
Zakładając, że natężenie promieniowania padającego na warstwę o grubości x wynosi I_0 , z równania (13.9) otrzymujemy natężenie promieniowania I po przejściu przez warstwę o grubości x

$$I(x) = I_0 e^{-\alpha x} \quad (13.10)$$

Zależność absorpcji promieni rentgenowskich od rodzaju ciała absorbującego umożliwia ich zastosowanie do diagnostyki medycznej.

Rentgenografia

Długości fal promieniowania rentgenowskiego są porównywalne z odległościami atomów w ciałach stałych. Promieniowanie to można stosować do określania struktury krystalicznej (rentgenografia).



Rys. 13.11. Dyfrakcja wiązki promieni rentgenowskich na kryształach.

Wiązka promieni padających ulegając dyfrakcji zostaje częściowo odbita od płaszczyzn sieciowych.

Wzmocnienie interferencyjne od kolejnych płaszczyzn zachodzi, gdy różnice dróg promieni są równe całkowitej wielokrotności długości fali. Wówczas, jest spełniony tzw. warunek Wulfa-Bragga, wyrażony wzorem

$$2d \sin \vartheta = n\lambda$$

gdzie n – liczba całkowita; d – odległość między płaszczyznami sieciowymi kryształu.

Ponieważ $\sin \vartheta$ nie może być większy od jedności, natomiast n jest większe od jedności, zatem odbicie zachodzi dla fal o długości większej niż $2d$.