



Część 2

Budowa materii:

od mikrocząstek do układów (supra) molekularnych

- 2.1. Dowody na nieciągłość materii oraz istnienia stanów kwantowych
- 2.2. Modele budowy atomu
- 2.3. Nowe cechy mikroświata - nowa terminologia
- 2.4. Współczesne rozumienie budowy atomu**
- 2.5. Budowa cząsteczek
- 2.6. Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe

Mechanika (chemia) kwantowa

Postulaty

sformułowanie merytoryczne oraz
metodyczne aparatu pojęciowego

I postulat – o funkcji falowej

II postulat – o obserwablach, operatory

III postulat – o równaniu ruchu

IV postulat – o wartościach własnych

IV postulat – o wartościach oczekiwanych

**Postulaty określają metodykę
postępowania podczas opisu
układów fizycznych.**

**Umożliwiają praktyczne
rozwiązywanie problemów ...**

Stan układu określa funkcja falowa $\psi(q_i, t)$

q_i – współrzędne położenia w przestrzeni $3n$ -wymiarowej

t – czas

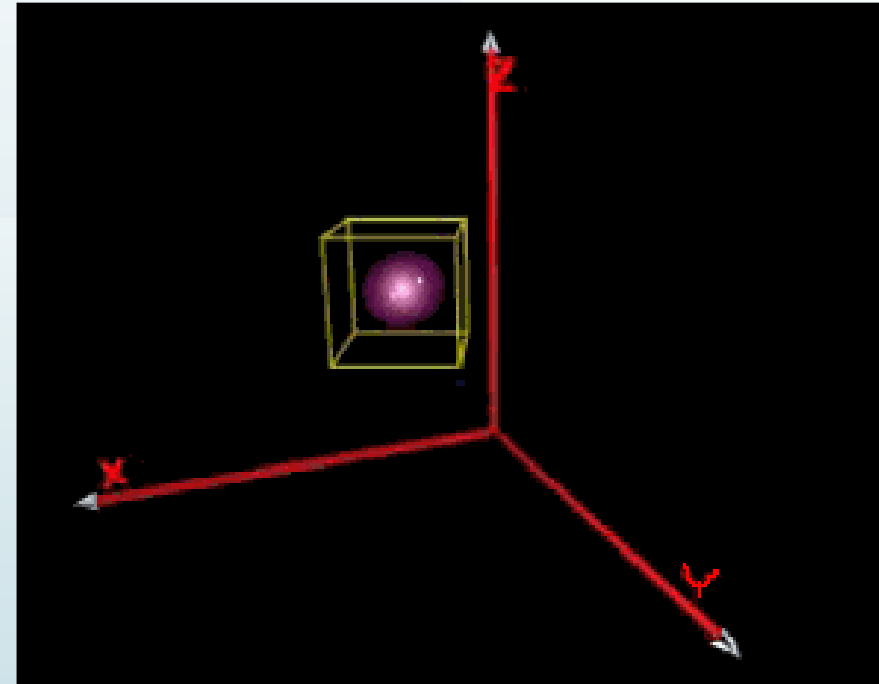
jedna cząstka: x, y, z

dwie cząstki: $x_1, y_1, z_1, x_2, y_2, z_2$

n cząstek: $3n$ współrzędnych położenia

Stan dowolnego układu może być opisany funkcją współrzędnych położenia i czasu zwaną funkcją falową:

$$\Psi = \Psi(x, y, z; t)$$



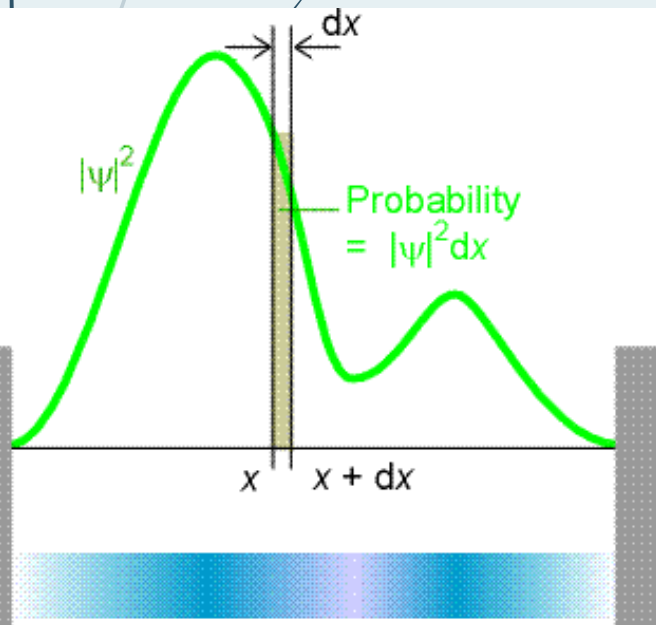
Funkcja falowa w sposób zupełny charakteryzuje układ

I postulat – funkcja falowa

Funkcja falowa nie ma sensu fizycznego

Interpretacji fizycznej podlega jej kwadrat (kwadrat jej modułu)

**Kwadrat modułu ma ważną interpretację fizyczną:
odpowiada gęstości prawdopodobieństwa tego, że układ można znaleźć w określonym miejscu przestrzeni w określonym czasie.**



$$|\Psi|^2 = \Psi \cdot \Psi^*$$

$$|\Psi|^2 = \Psi_r^2 + \Psi_i^2$$

Funkcja sprzężona otrzymana po pomnożeniu przez liczbę i

II postulat - operatory

2.4.5

MECHANIKA KLASYCZNA

MECHANIKA KWANTOWA

Energia kinetyczna:

$$T = \frac{p^2}{2m}$$

$$p \rightarrow \frac{\hbar}{i} \frac{d}{dx} \Rightarrow \hat{T} = \frac{-\hbar^2}{2m} \frac{d^2}{dx^2}$$

Energia potencjalna:

$$U = U(x)$$

$$\hat{U} = U(x)$$

Operatorem odpowiadającym energii jest Hamiltonian układu \hat{H}

$$\hat{H} = \hat{T} + \hat{U}$$

$$\hat{H} = \sum_{i=1}^n \frac{-\hbar^2}{2m} \nabla_i^2 + \sum_{i=1}^n \sum_{j=i+1}^n \frac{z_i z_j e^2}{4\pi\epsilon_0 |\underline{x}_i - \underline{x}_j|}$$

Postulat III

Czasowe równanie stanu opisuje funkcję falową zmienną w czasie, a co za tym idzie stan układu w dowolnej chwili.

$$\frac{-\hbar}{i} \frac{\partial}{\partial t} \Psi(x, y, z, t) = \hat{H} \Psi(x, y, z, t)$$

Dla układów stacjonarnych - niezmiennych w czasie równanie to redukuje się do równania Schrödingera bez czasu:

$$\hat{H} \psi = E \psi$$

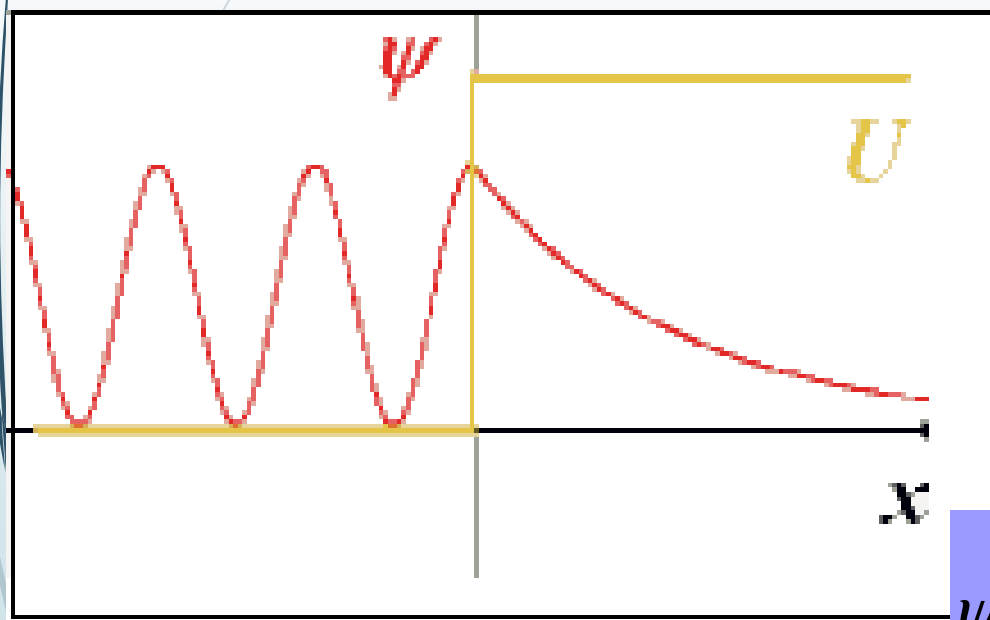
**Równanie Schrödingera –
podstawowe równanie
chemii kwantowej**

EFEKT TUNELOWY

2.4.7

Przypadek I:

cząstka natrafiająca na barierę



$$\hat{H}\psi = E\psi$$

$$\hat{H} = U$$

$$U = \begin{cases} \text{const} & x > 0 \\ \text{zero} & x \leq 0 \end{cases}$$

$$\psi(x) = A \exp\left[-\frac{\sqrt{2m(U - T)}}{\hbar} x\right]$$

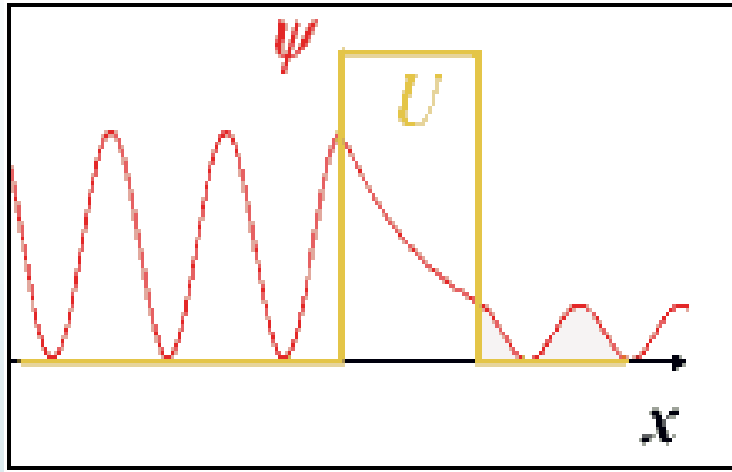
Wniosek: z rozwiązania równania Schrödingera wynika, że cząstka wnika do obszaru zabronionego !

EFEKT TUNELOWY

2.4. 8

Przypadek II:

cząstka w studni o skończonej wysokości



współczynnik przenikania
jest różny od zera:

$$\tau = \exp \left[- \frac{2\sqrt{2m(U - T)}}{\hbar} x_0 \right]$$

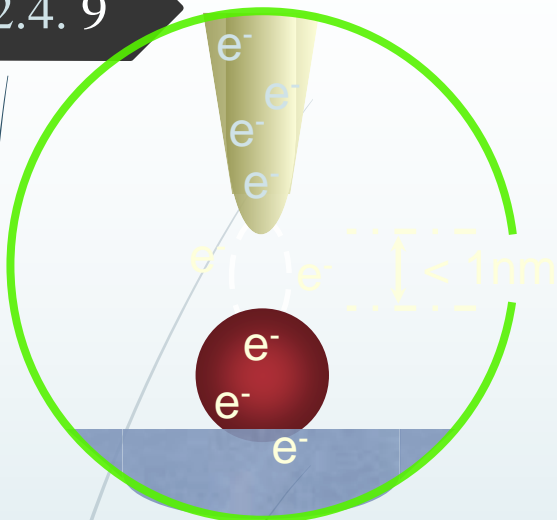
$$\hat{H}\psi = E\psi$$

$$\hat{H} = U$$

$$U = \left\{ \begin{array}{l} \text{zero } x \leq 0 \\ \text{const } \Delta x > x > 0 \\ \text{zero } x \geq \Delta x \end{array} \right\}$$

Praktyczne zastosowania

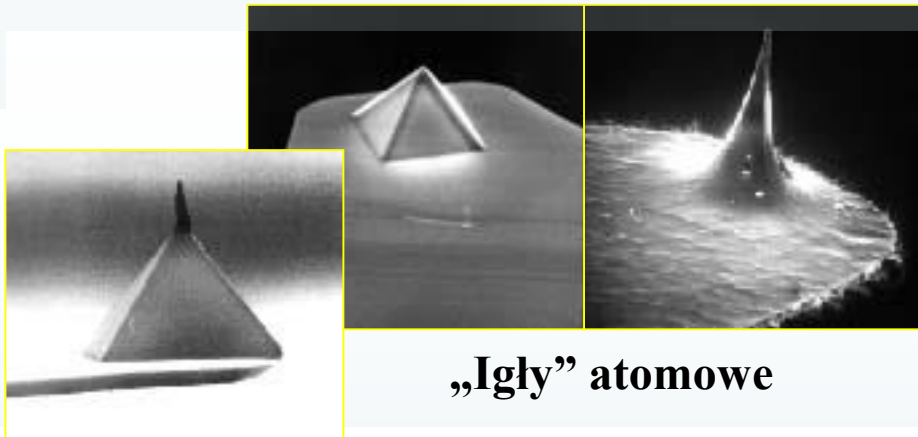
2.4.9



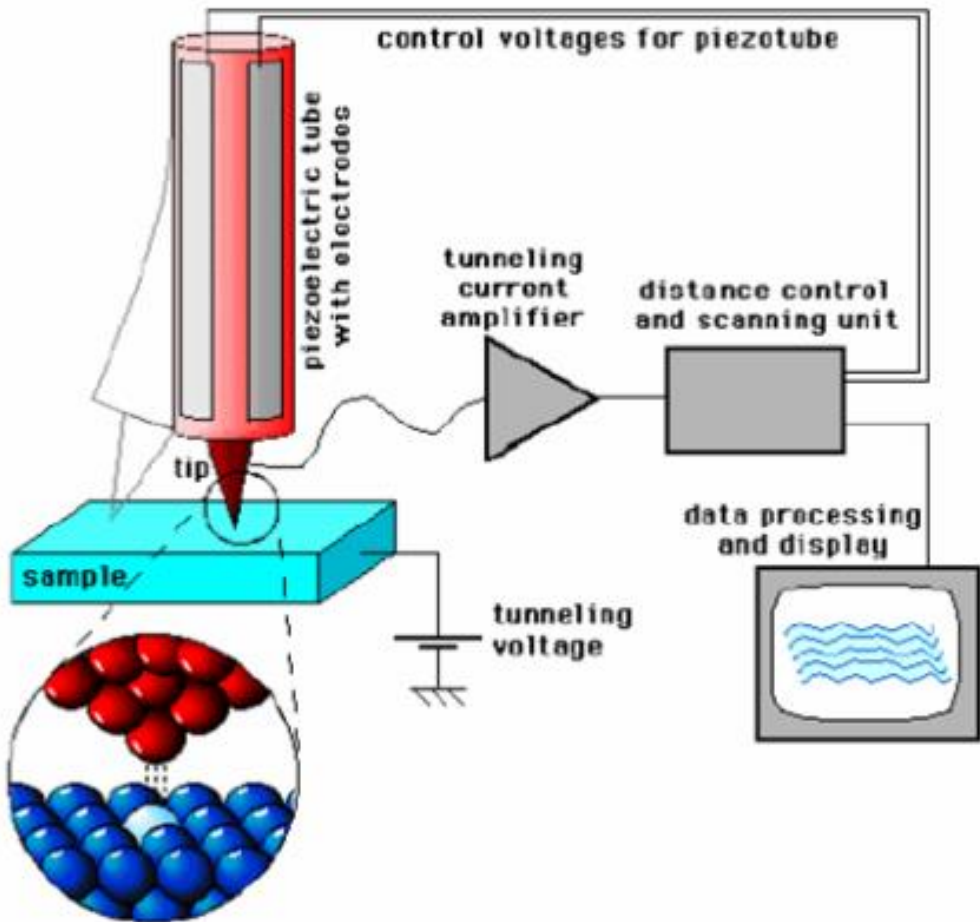
Tunelowanie elektronów poprzez powietrze pomiędzy dwoma elektrodami

$$I \approx e^{-2\alpha L}$$

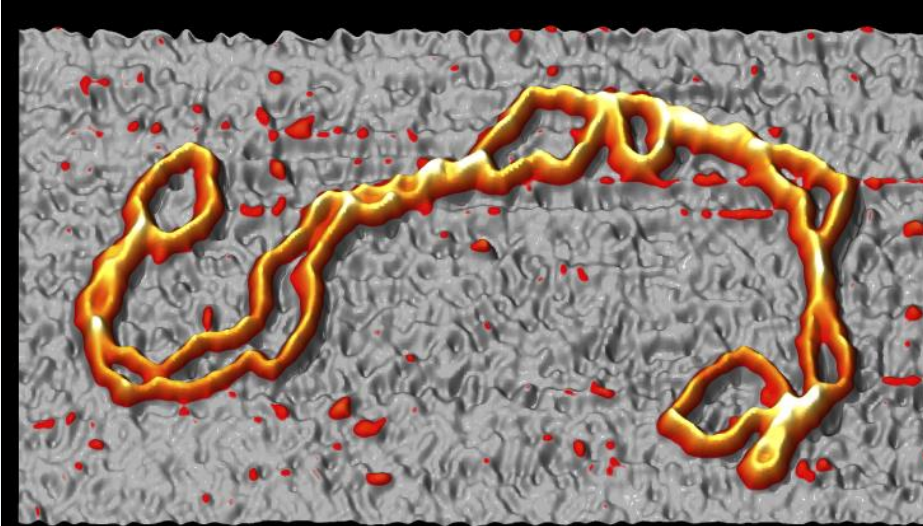
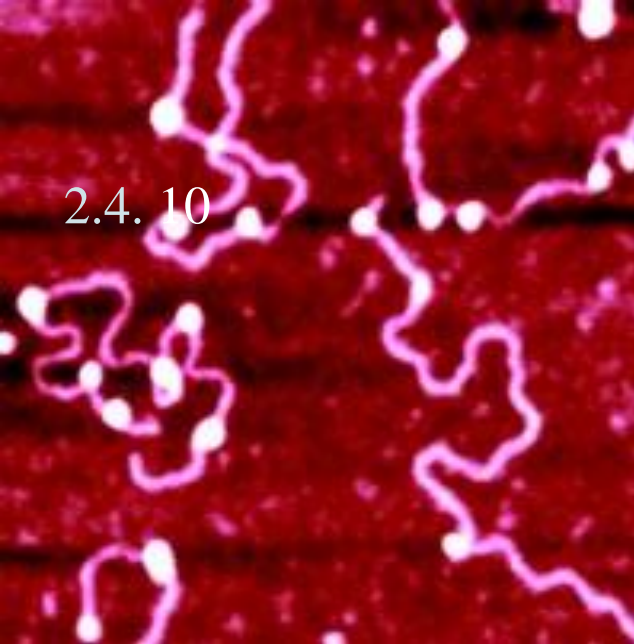
gdzie $\alpha = \sqrt{\frac{2m}{\hbar} (U_0 - E)}$



„Igly” atomowe



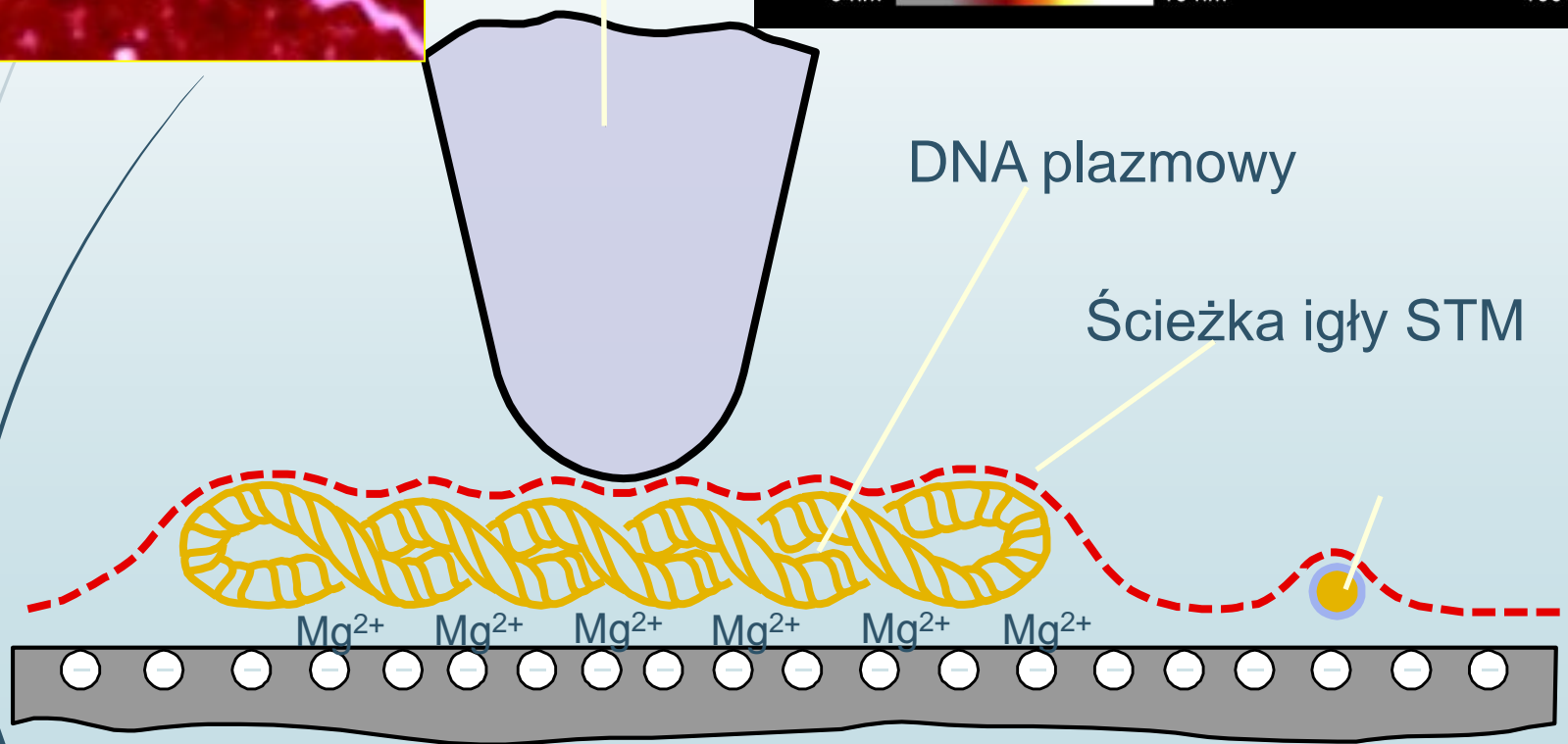
2.4. 10



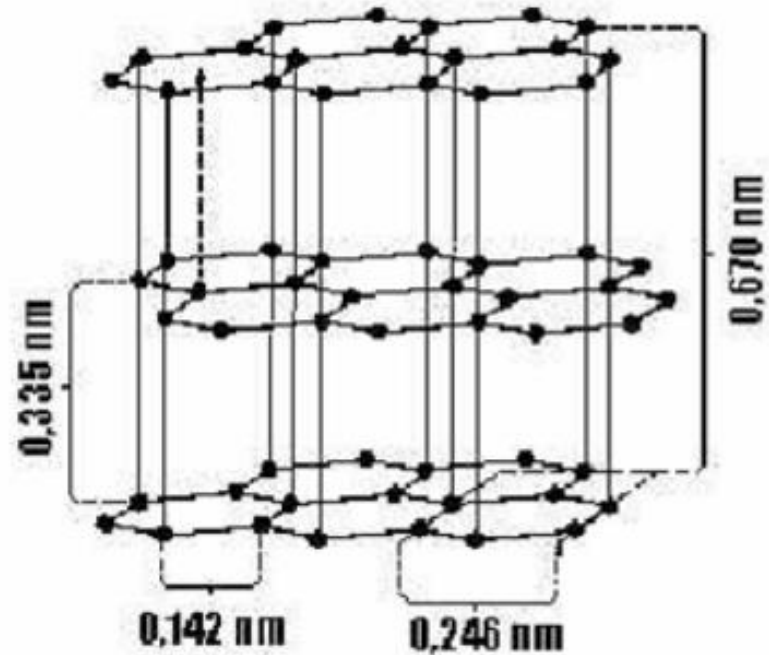
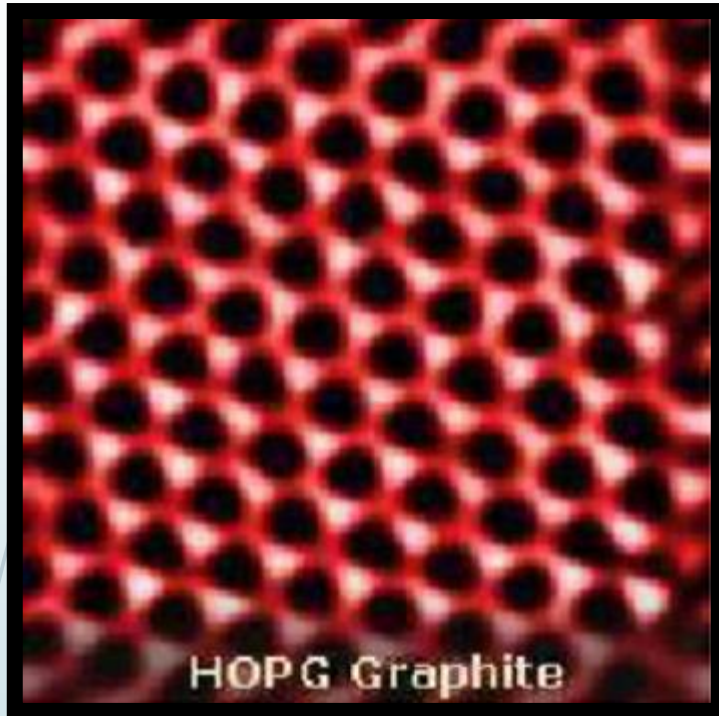
igła STM

0 nm 10 nm

100 nm



ujemnie naładowana powierzchnia miki

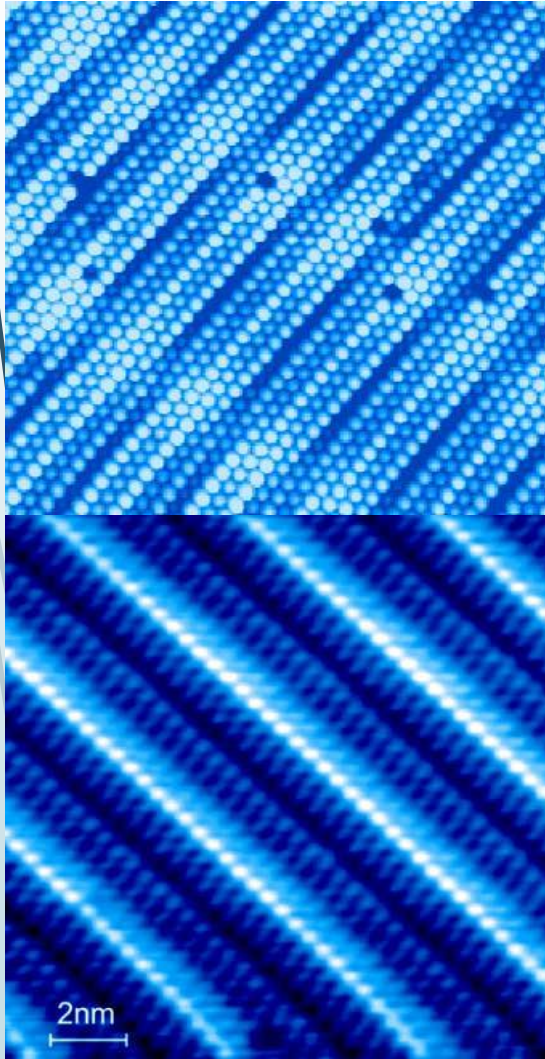


POWIERZCHNIA GRAFITU

Obraz STM grafitu HOP (ang. *highly oriented pyrolytic graphite*) 2,00 nm x 2,00 nm. Atomy węgla są zlokalizowane w narożnikach widocznych heksagonów (pierścieni) węglowych. Odległość między najbliższymi atomami węgla wynoszą 0,14 nm. Obok odpowiedni model przestrzenny struktury grafitu.

Zastosowania – efekt tunelowy: MIKROSKOP SKANINGOWO-TUNELOWY (STM)

2.4. 12

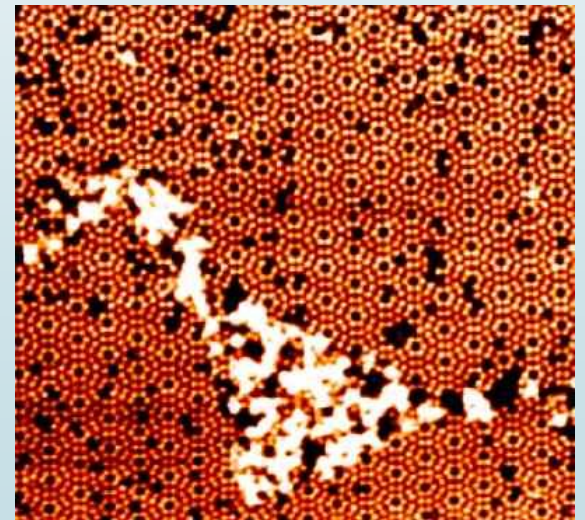
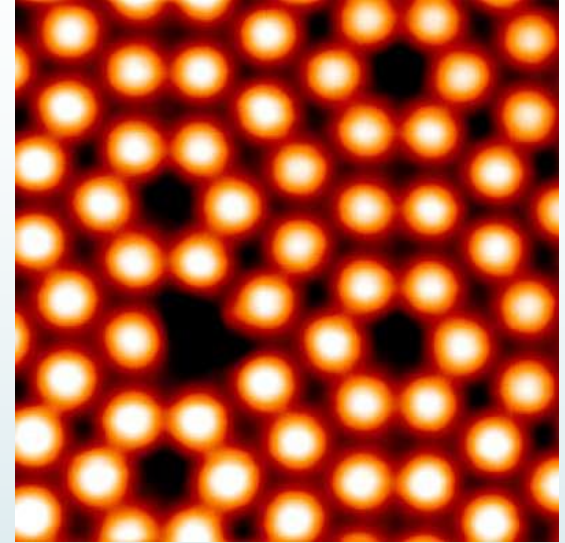


► Pt (100) z „dziurami”
←

► Si (111) 7x7
→

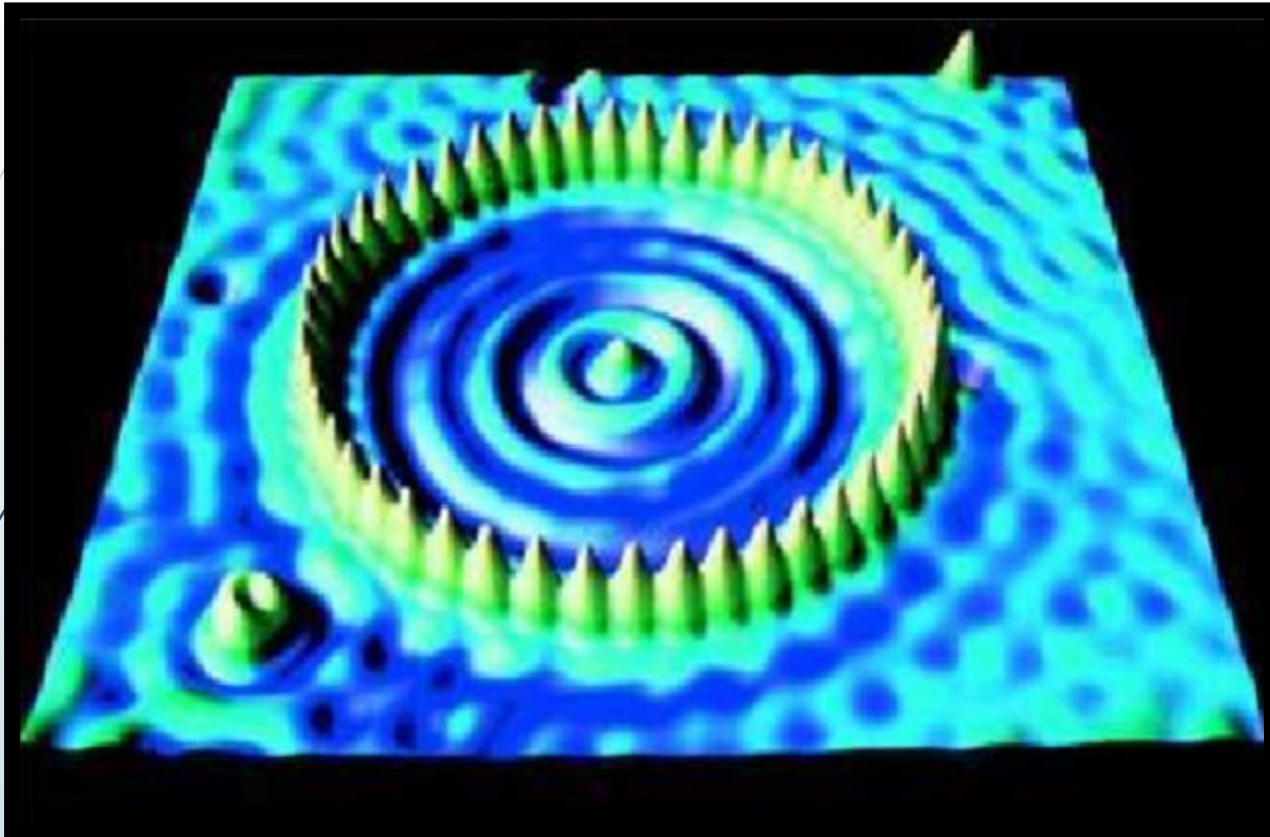
► Folia złota Au(111)
←

► Si (111) z wyspami
domieszek oraz
„dziur”
→



Zastosowania – efekt tunelowy: MIKROSKOP SKANINGOWO-TUNELOWY (STM)

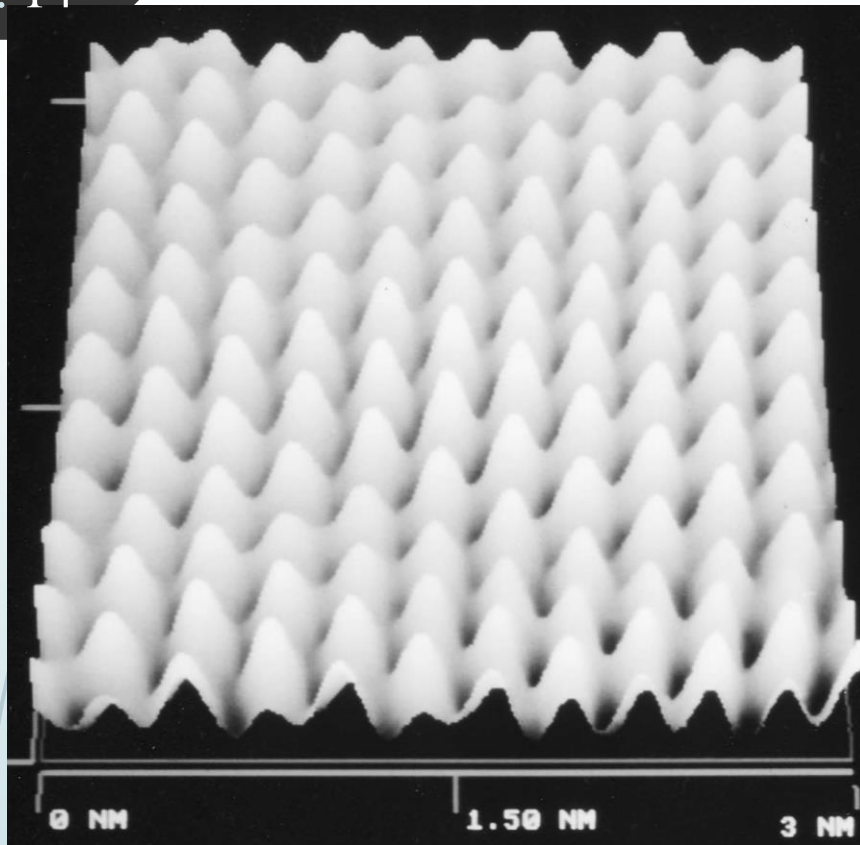
2.4. 13



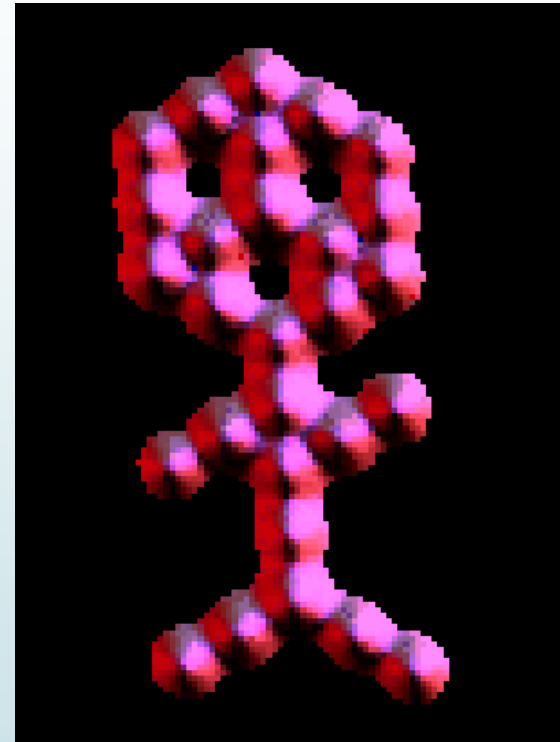
Obraz uzyskany techniką skaningowej mikroskopii tunelowej, przedstawiający 48 atomów żelaza osadzonych na powierzchni miedzi.

Zastosowania – efekt tunelowy: MIKROSKOP SKANINGOWO-TUNELOWY (STM)

2.4. 14



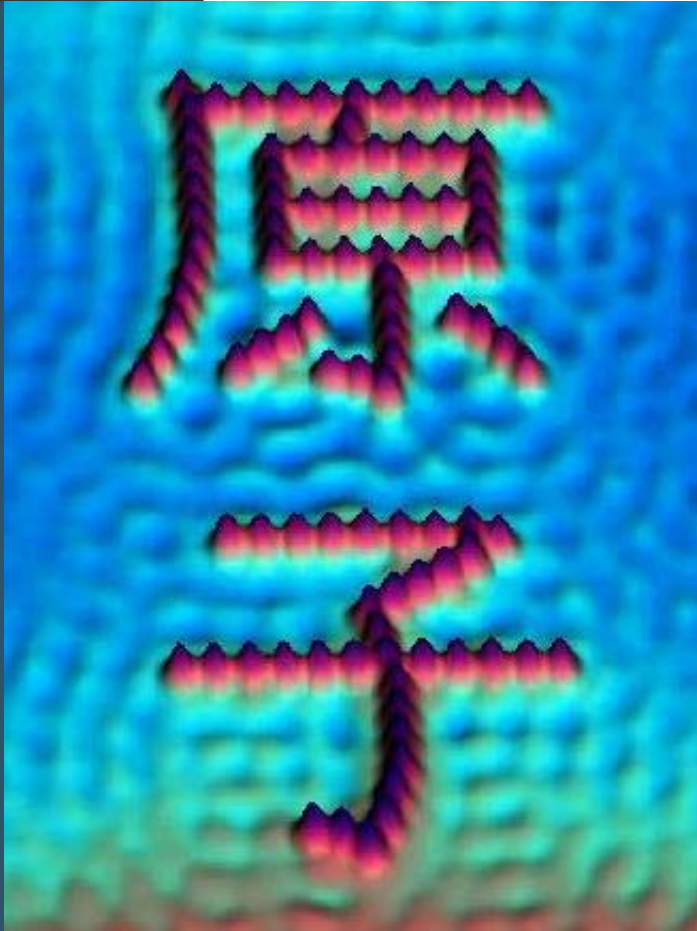
Powierzchnia próbki złota:
pojedyncze atomy na
płaszczyźnie (111)



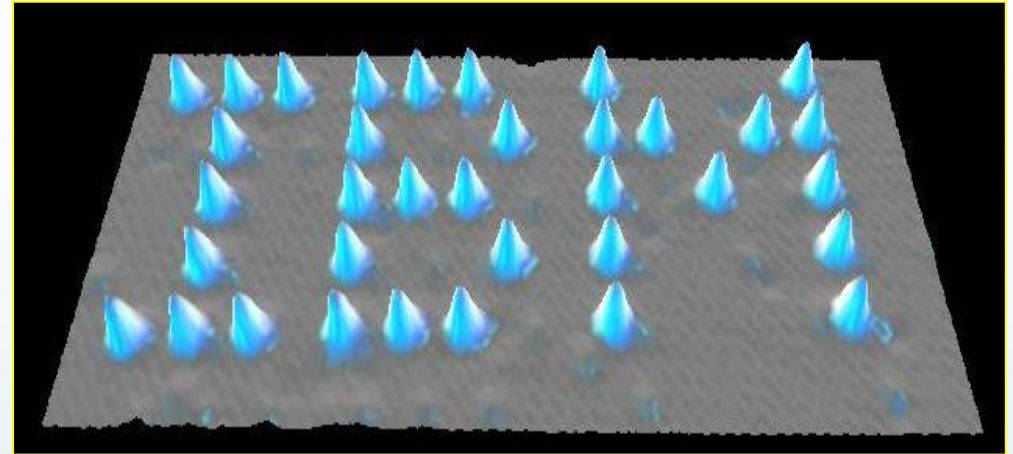
Cząsteczki tlenku węgla
ułożone na płaszczyźnie
(111) platyny

Zastosowania – efekt tunelowy: MIKROSKOP SKANINGOWO-TUNELOWY (STM)

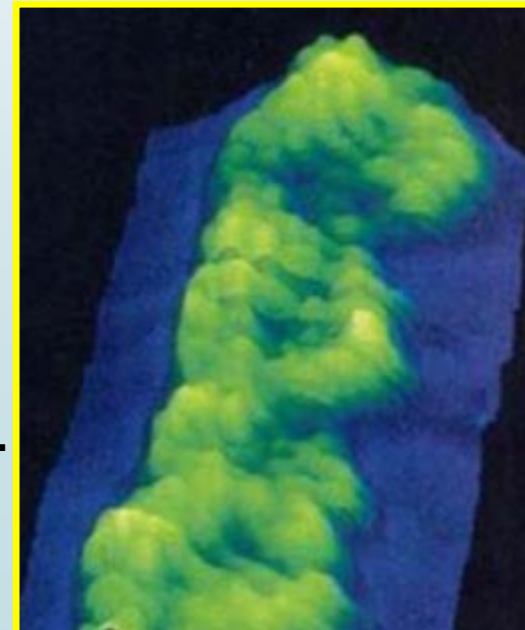
2.4. 15



**Atomy żelaza ułożone na
płaszczyźnie (111) miedzi.
Słowo “atom”!**



Obraz komórkowego DNA powiększonego 2 miliony razy uzyskany za pomocą mikroskopu skaningowo tunelowego. Na obrazie widoczne są wyraźnie trzy skręty podwójnej nici DNA.



Współczesne ujęcie budowy atomu

interpretacja mnemotechniczna

Współczesne ujęcie budowy atomu

2.4. 17

MECHANIKA KWANTOWA – CHEMIA KWANTOWA Równanie Schrödingera:

Funkcja falowa:

$$\hat{H} \Psi = E_n \Psi$$

$$|\Psi(R)|^2 = \rho(R)$$

Liczby kwantowe:

n	główna	1,2,3,...
l	poboczna	0,1,2,...n-1
m	magnetyczna	-l,...0,...l
s	spinowa	+1/2, -1/2

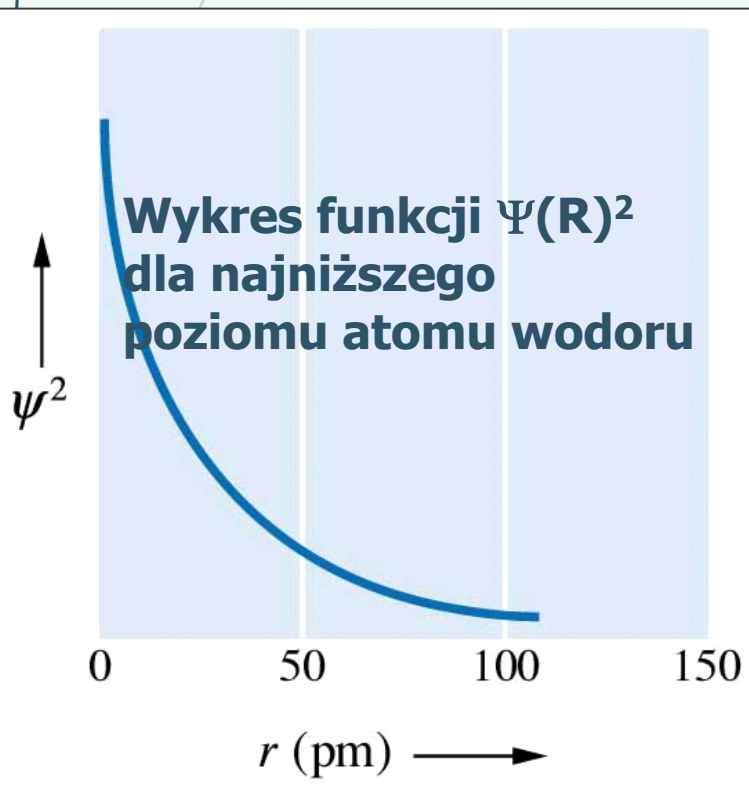
$$\left. \begin{array}{l} R(r) \\ \Theta(\theta) \\ \Phi(\phi) \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{rozkład radialny} \\ \text{rozkład kątowy} \end{array}$$

$$\Psi(R) = R(r)\Theta(\theta)\Phi(\phi)$$

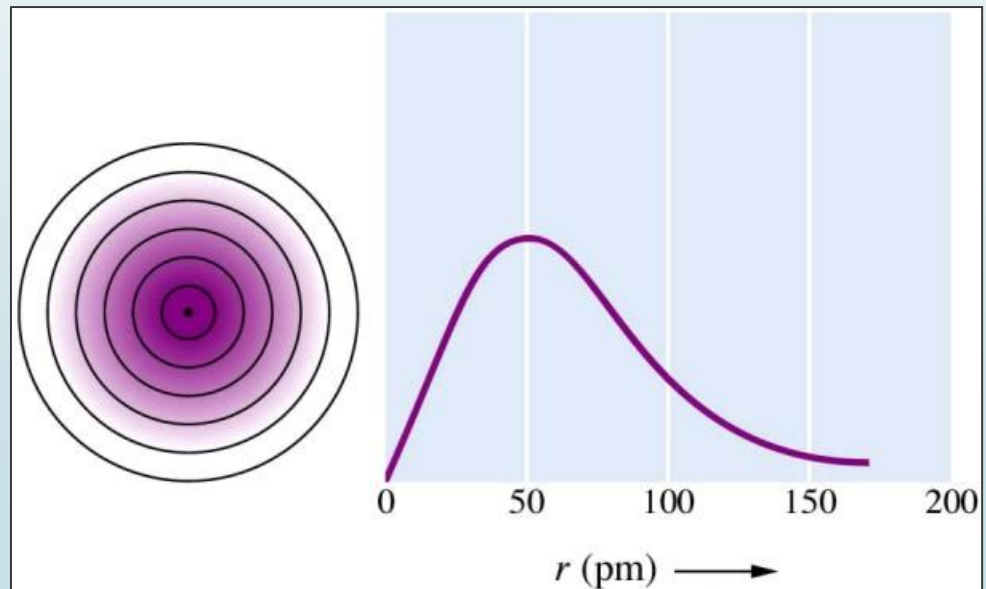
2.4. 18

$$\psi(r, \Theta, \Phi) = R(r) \cdot \underbrace{\Theta(\theta) \cdot \Phi(\phi)}_{\text{Funkcja kątowa (kształt)}}$$

Funkcja radialna (rozmiar)

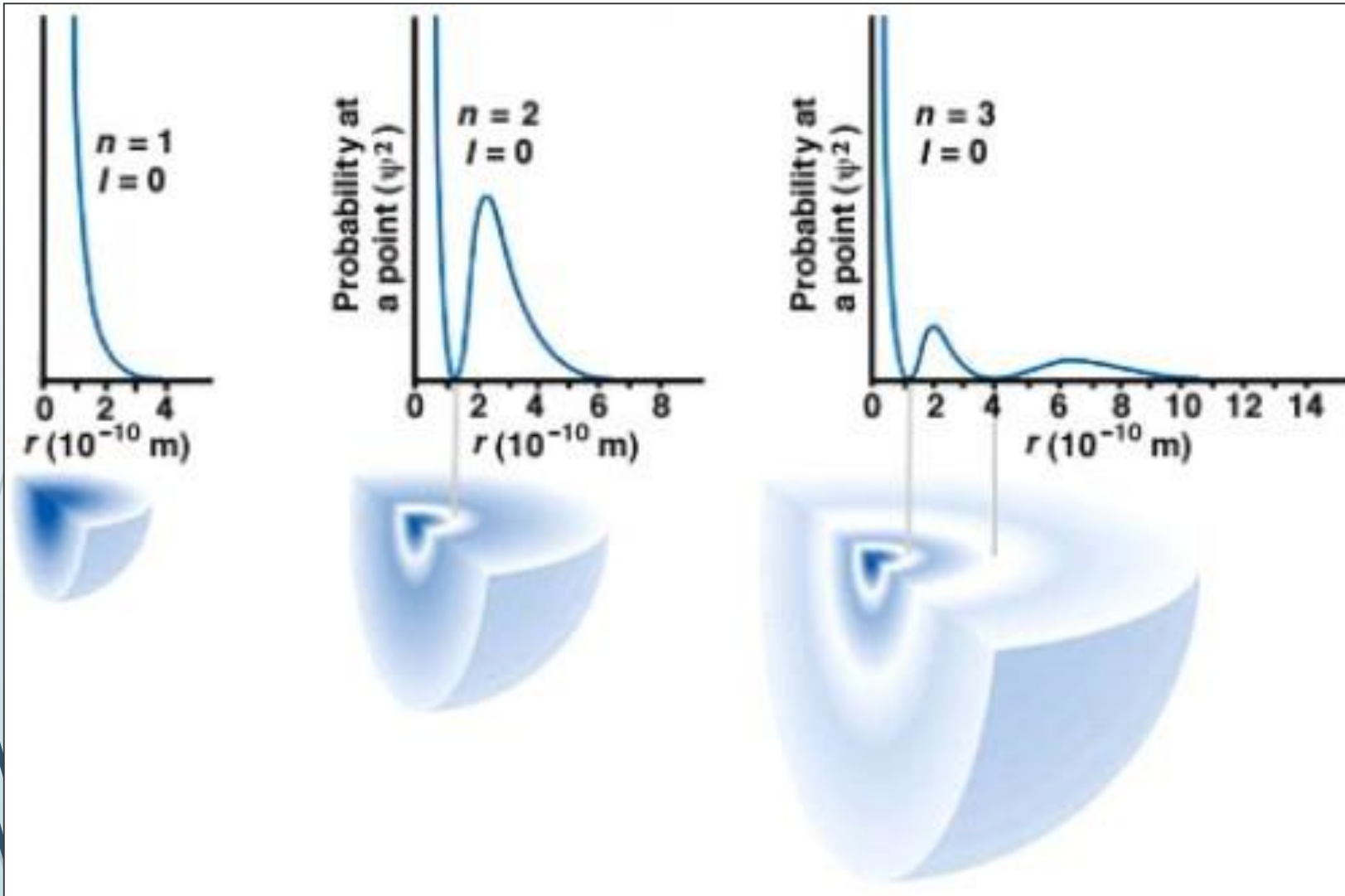


Wykres funkcji $\Psi(R)^2$ dla wyższego poziomu atomu wodoru



Kwadrat radialnej części funkcji falowej dla atomu wodoru:

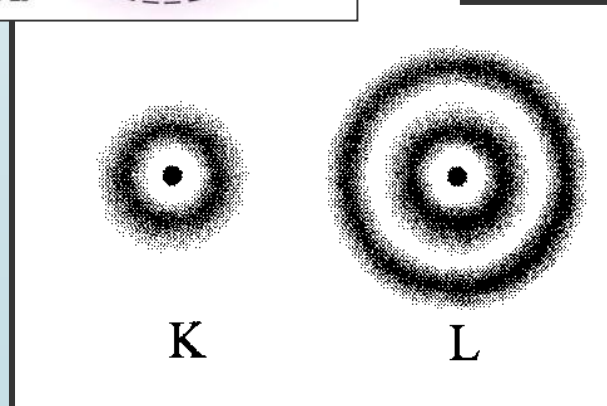
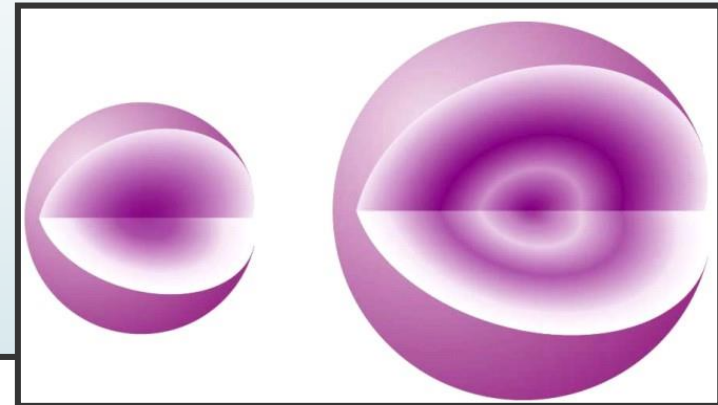
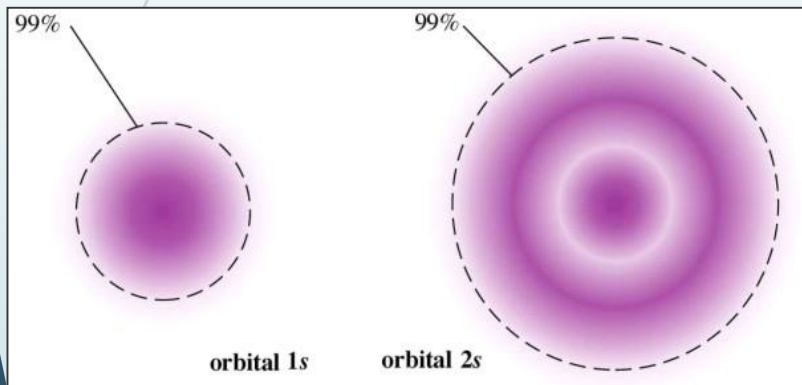
2.4. 19



2.4. 20

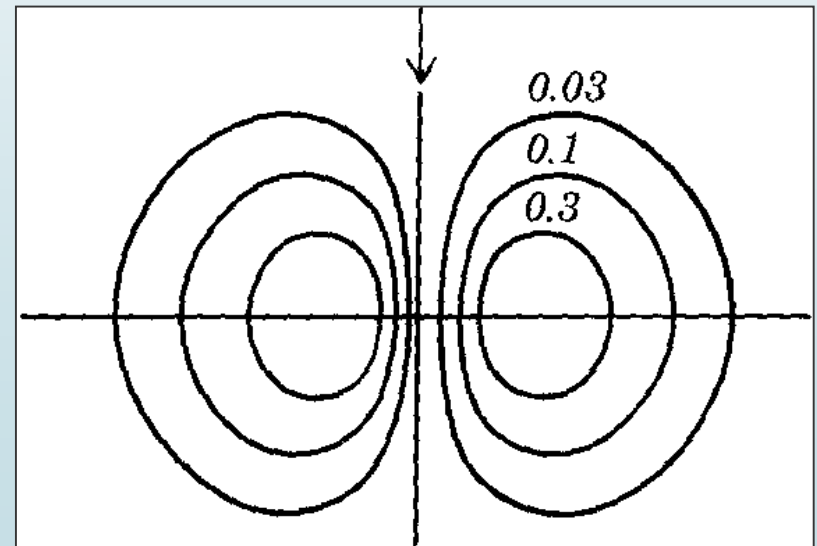
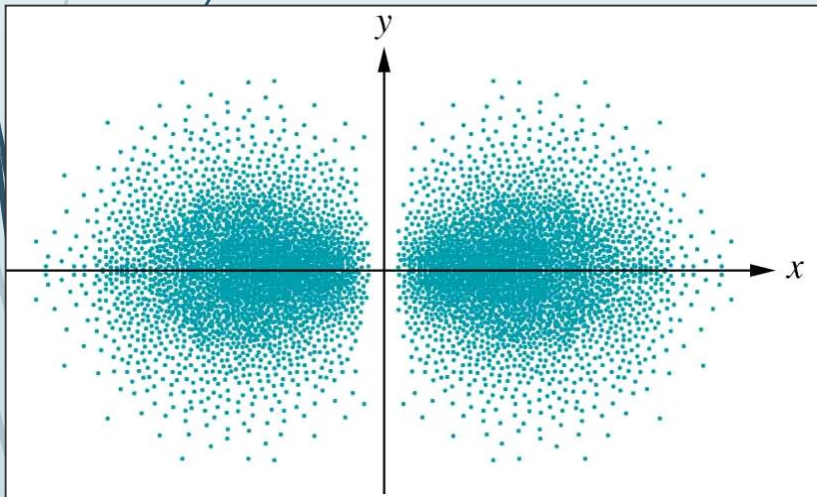
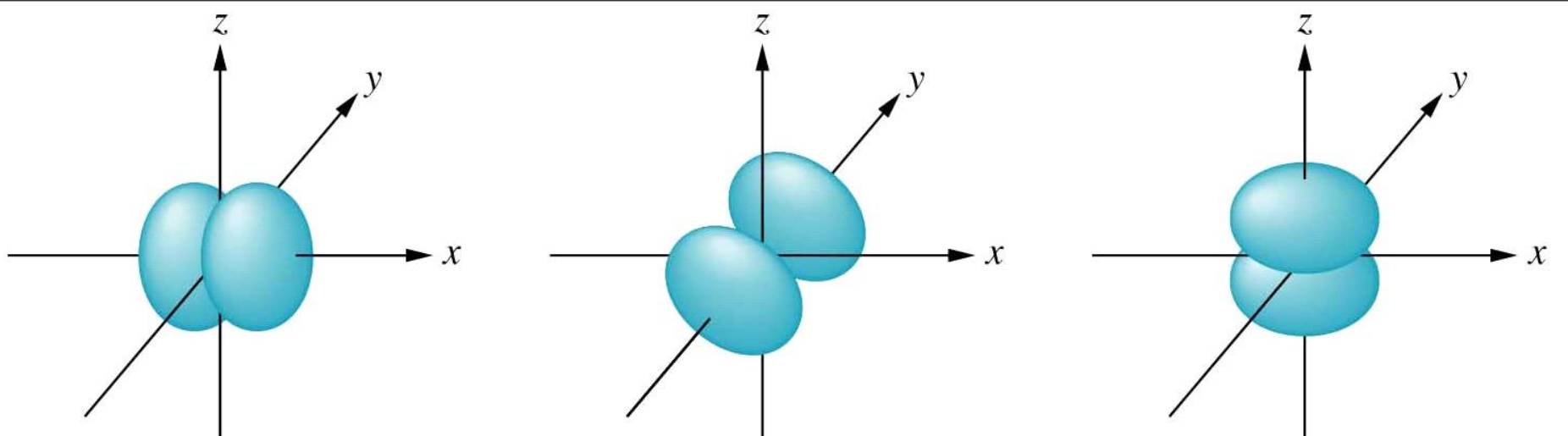
Powłoka s

- na każdej powłoce istnieje tylko jeden orbital typu s dla wartości pobocznej liczby kwantowej $l = 0$,
- wszystkie atomowe obszary orbitalne stanów typu s mają symetrię kulistą; kontur orbitalu ma kształt sfery kulistej, a obszar orbitalny kształt kuli,
- poszczególne obszary orbitalne różnią się między sobą jedynie wielkością konturu, która wzrasta wraz ze wzrostem wartości głównej liczby kwantowej
- prawdopodobieństwo znalezienia elektronu typu s jest jednakowe we wszystkich kierunkach.



ORBITALE ATOMOWE

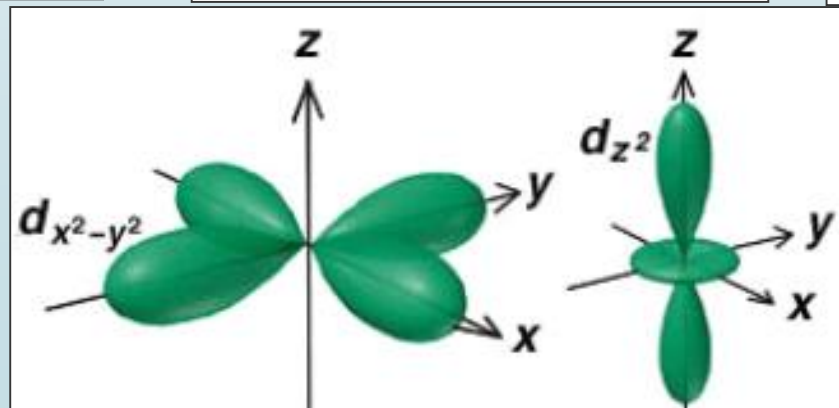
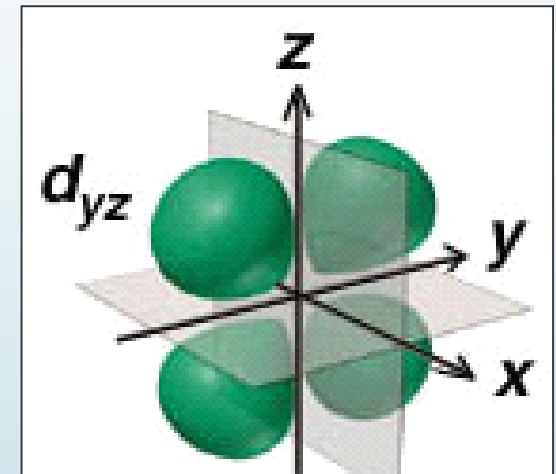
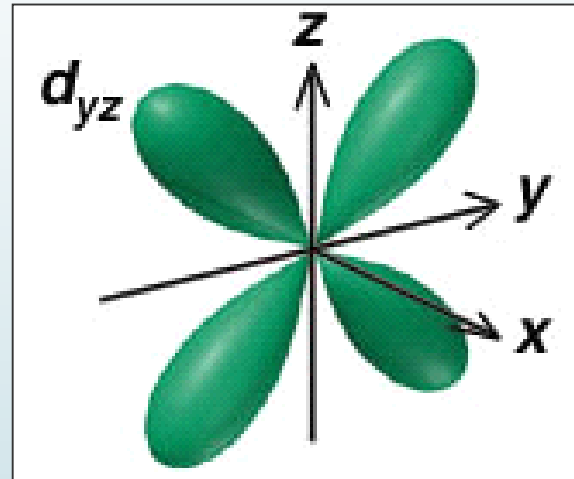
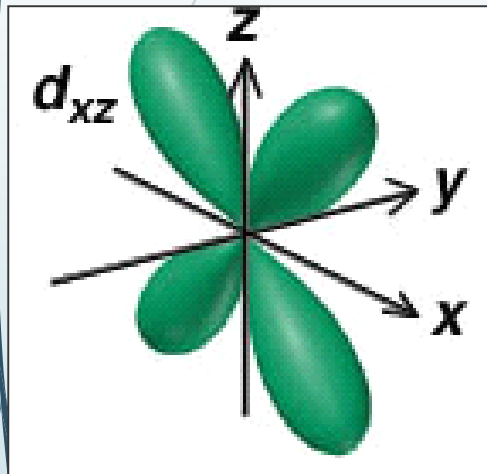
2.4. 21



ORBITALE ATOMOWE

2.4. 22

- poczynając od głównej liczby kwantowej $n = 3$, oprócz orbitali typu s i p, możliwe je istnienie pięciu równocennych energetycznie orbitali typu d (dla wartości pobocznej liczby kwantowej $l = 2$). Dla ich geometrii charakterystyczną jest kombinacja dwóch, przechodzących przez jądro, powierzchni węzłowych,
- obszary orbitalne wykazują większe zróżnicowanie form przestrzennych



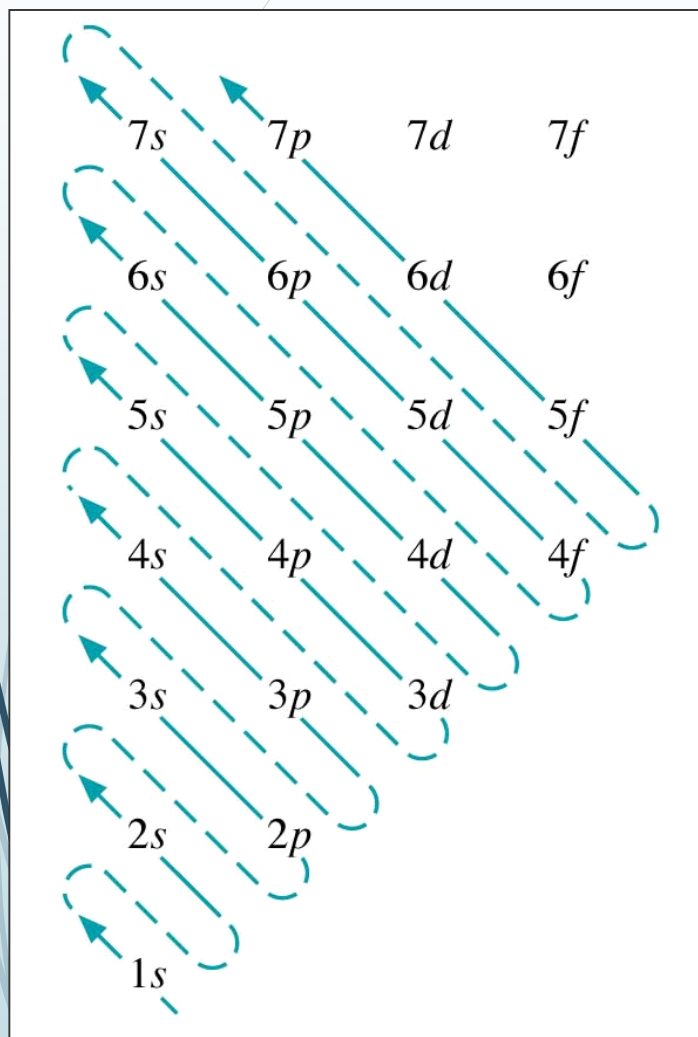
CHARAKTERYSTYKA LICZB KWANTOWYCH

Nazwa liczby kwantowej	Symbol	Liczba możliwych wartości	Możliwe wartości	Wielkość kwantowa	Cecha geometryczna, znaczenie liczby
Główna	n	bez ograniczeń	kolejne liczby naturalne(1,2,... n)	energia	decyduje o rozmiarach orbitalu
Orbitalna poboczna	l	zależy od głównej liczby kwantowej i może mieć n wartości	kolejne liczby całkowite, od zera do $n-1$ włącznie (0,1,... $n-1$)	orbitalny moment pędu	decyduje o kształcie orbitalu
Orbitalna Magnetyczna	m_l	zależy od orbitalnej liczby kwantowej i może mieć $2l+1$ wartości	liczby całkowite od $-l$ do $+l$ np. dla $l=1$: (-1,0, 1)	rzut wektora orbitalnego momentu pędu na wyróżniony kierunek	decyduje o orientacji przestrzennej orbitalu
Spinowa	s	jedna wartość	1/2	spinowy moment pędu	
Magnetyczna spinowa	m_s	dwie wartości	-1/2 +1/2	rzut wektora spinu na wyróżniony kierunek	brak odniesienia do fizyki klasycznej

KONFIGURACJA ELEKTRONOWA ATOMÓW

2.4. 24

Kolejność wypełniania poziomów atomowych



Reguła Hunda

maksymalizacja sumarycznego spinu

Zakaz Pauliego

nie jest możliwe wystąpienie w atomie dwóch elektronów określonych tym samym zespołem czterech liczb kwantowych

$$(2n^2)$$

$$n = 4 \quad 2(4)^2 = 32$$

$\left[\begin{array}{l} f \ 14 \\ d \ 10 \\ p \ 6 \\ s \ 2 \end{array} \right.$

$$n = 3 \quad 2(3)^2 = 18$$

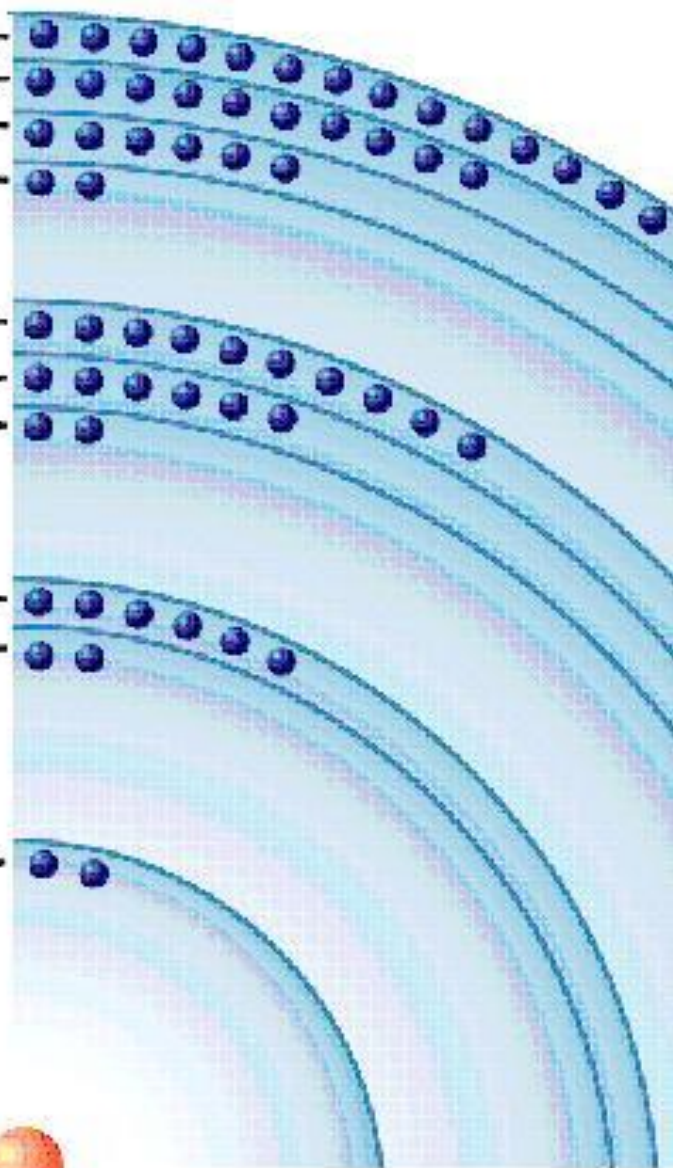
$\left[\begin{array}{l} d \ 10 \\ p \ 6 \\ s \ 2 \end{array} \right.$

$$n = 2 \quad 2(2)^2 = 8$$

$\left[\begin{array}{l} p \ 6 \\ s \ 2 \end{array} \right.$

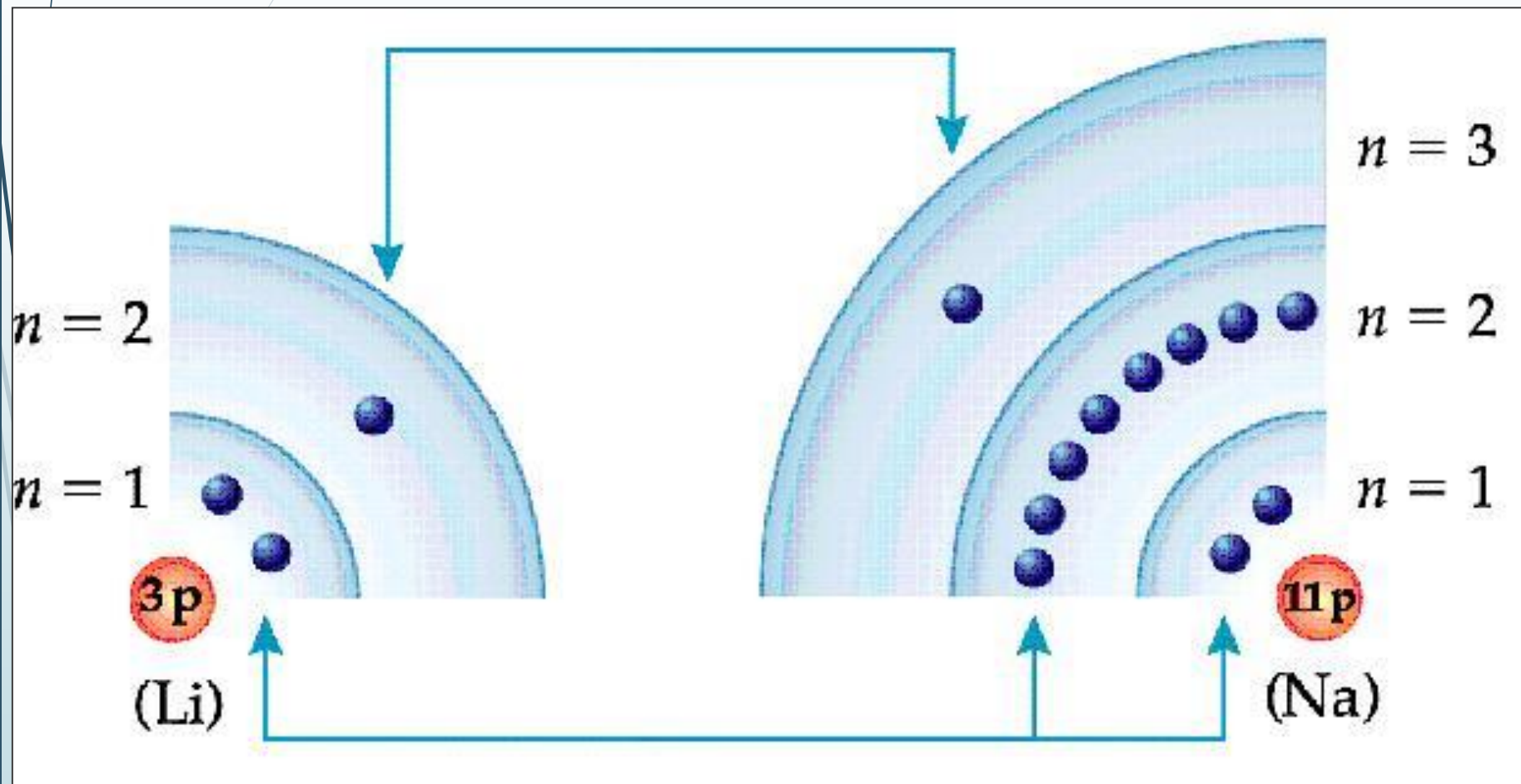
$$n = 1 \quad 2(1)^2 = 2$$

$\left[\begin{array}{l} s \ 2 \end{array} \right.$

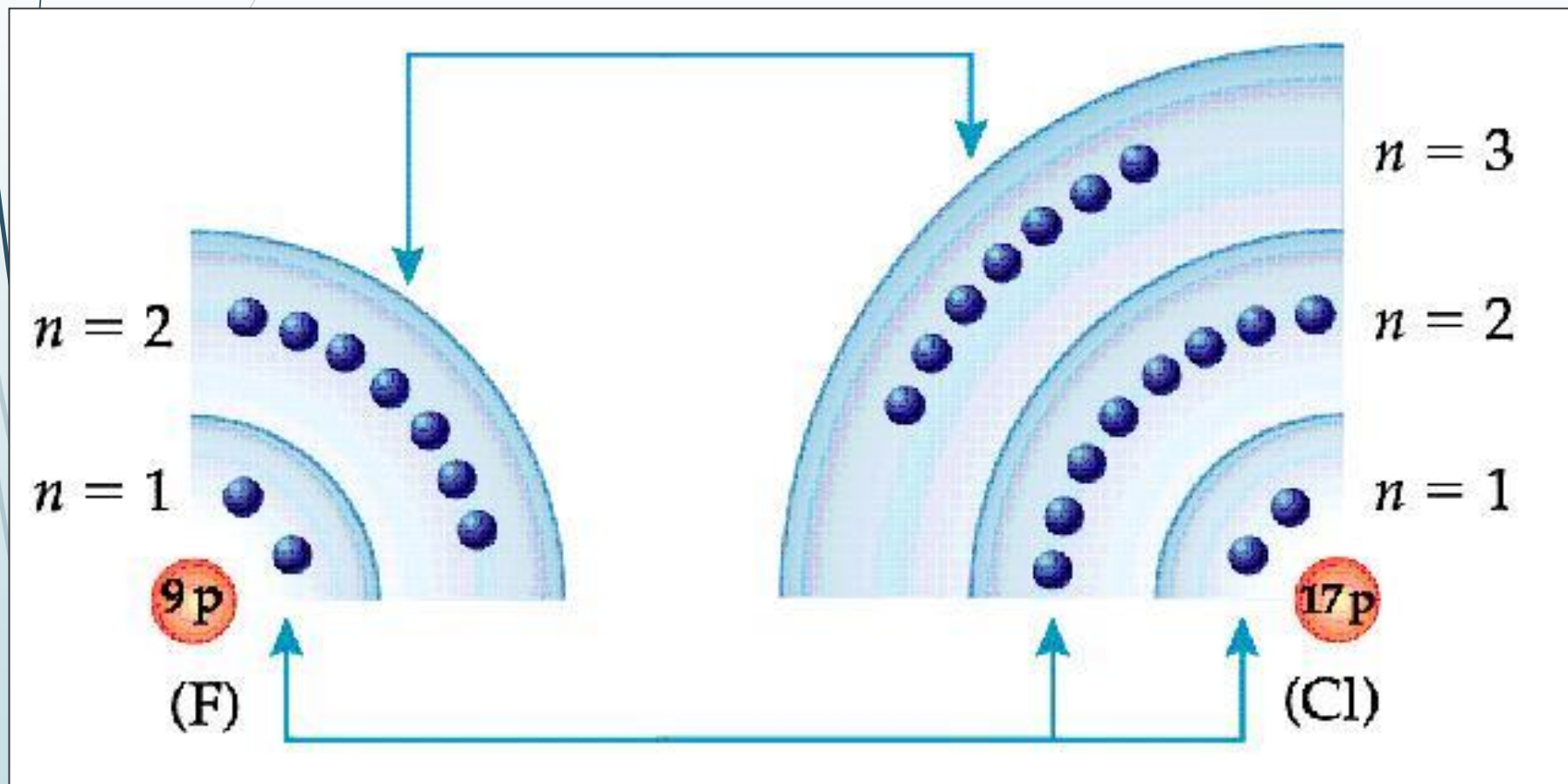


Konfiguracja elektronowa atomów litu oraz sodu

2.4. 26

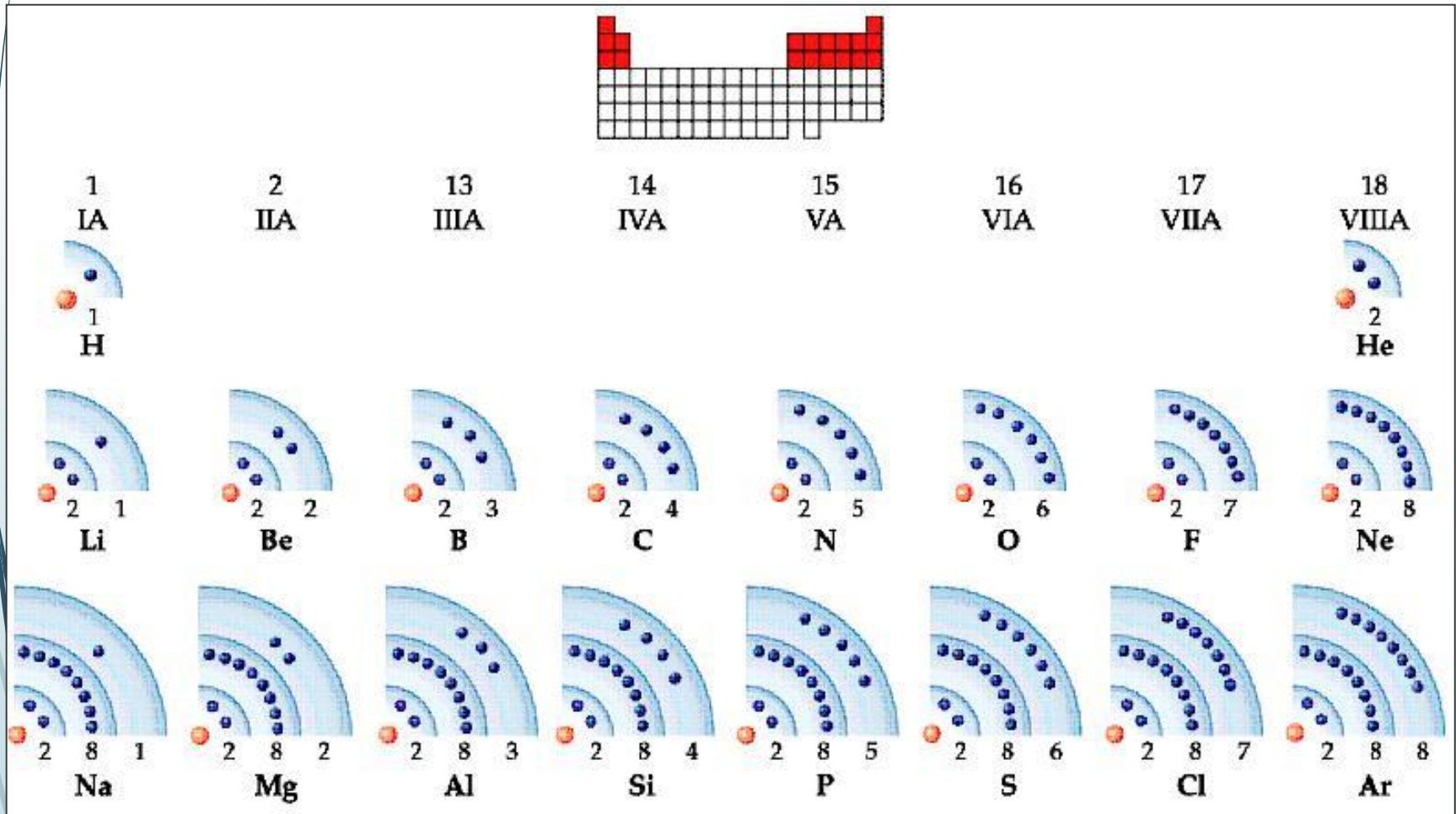


Konfiguracja elektronowa atomów fluoru oraz chloru



Przykład: konfiguracja elektronowa pierwiastków I i II okresu

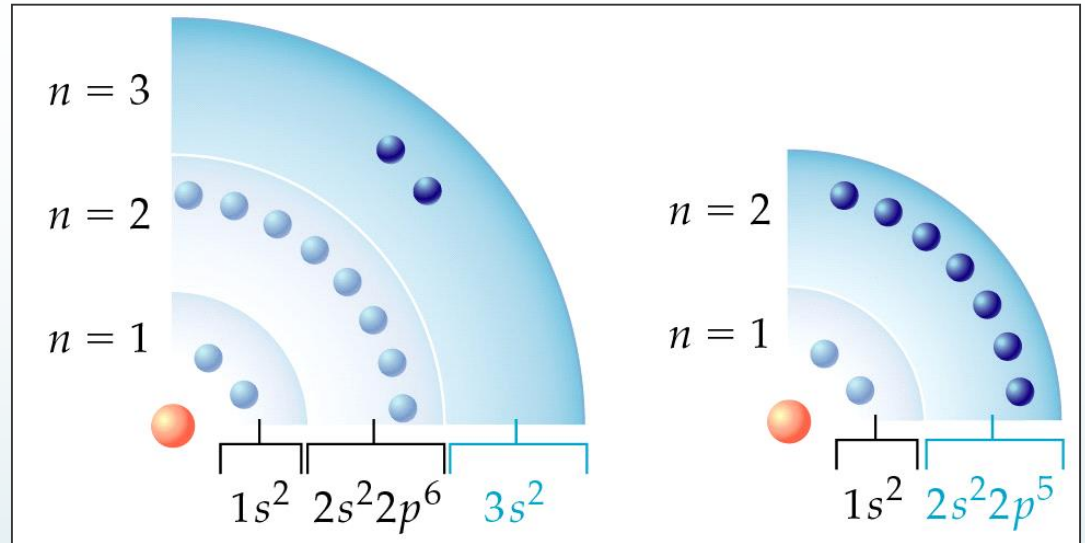
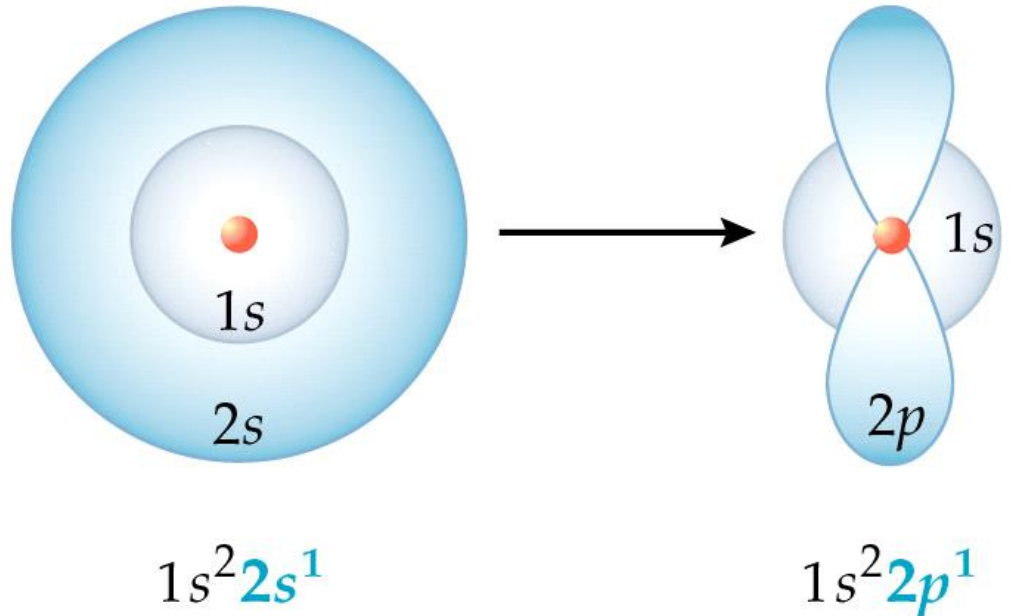
2.4. 28



Konfiguracja elektronowa magnezu oraz fluoru:

2.4. 29

Wzbudzenie atomu litu:



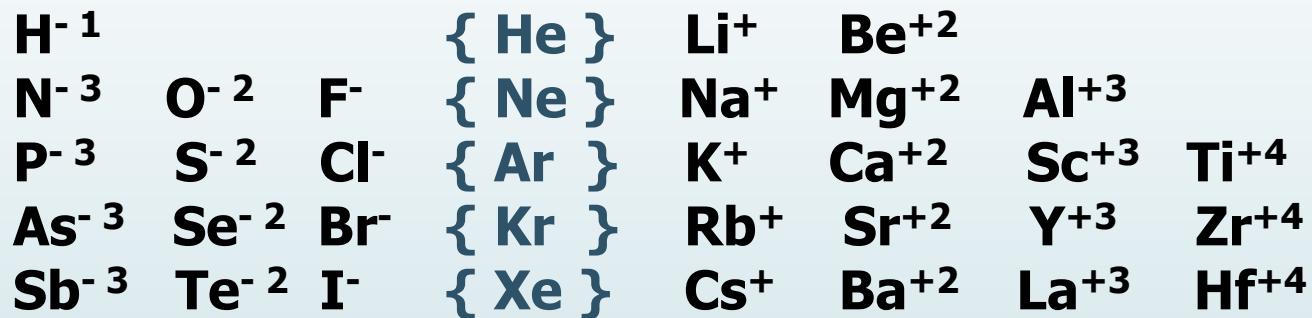
Konfiguracja elektronowa gazów szlachetnych

$1s^2$							2	He
$1s^2$	$2s^2 2p^6$						10	Ne
$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$					18	Ar
$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$	$4s^2 3d^{10} 4p^6$				36	Kr
$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$	$4s^2 3d^{10} 4p^6$	$5s^2 4d^{10} 5p^6$			54	Xe
$1s^2$	$2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^6$	$4s^2 3d^{10} 4p^6$	$5s^2 4d^{10} 5p^6$	$6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6$		86	Rn

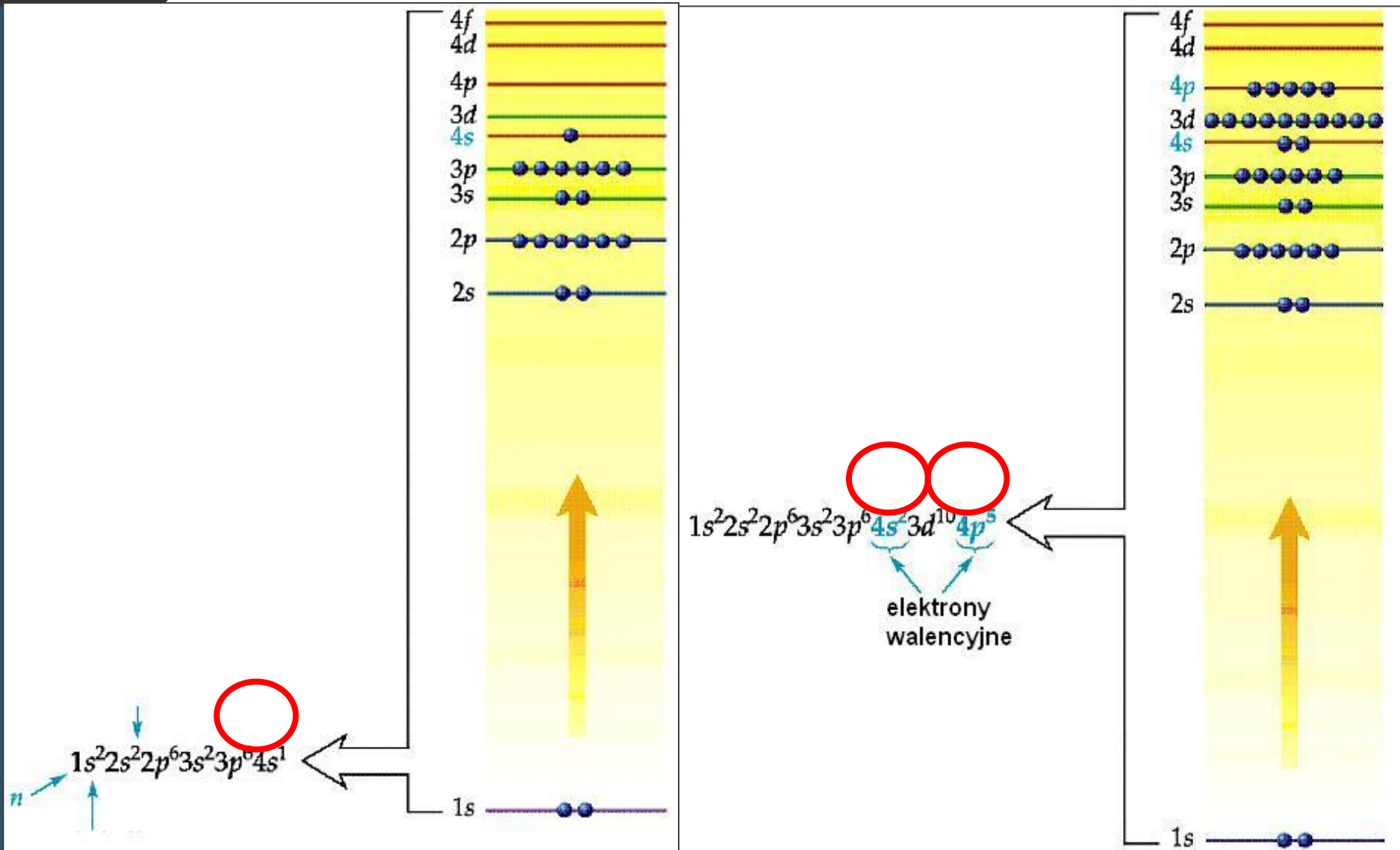
Konfiguracja elektronowa jonów

Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Na ⁺	$1s^2 2s^2 2p^6$
Mg	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Mg ⁺²	$1s^2 2s^2 2p^6$
Al	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Al ⁺³	$1s^2 2s^2 2p^6$
O	$1s^2 2s^2 2p^4$	O ⁻²	$1s^2 2s^2 2p^6$
F	$1s^2 2s^2 2p^5$	F ⁻¹	$1s^2 2s^2 2p^6$
N	$1s^2 2s^2 2p^3$	N ⁻³	$1s^2 2s^2 2p^6$

Układy izoelektronowe



Lokalizacja elektronów walencyjnych

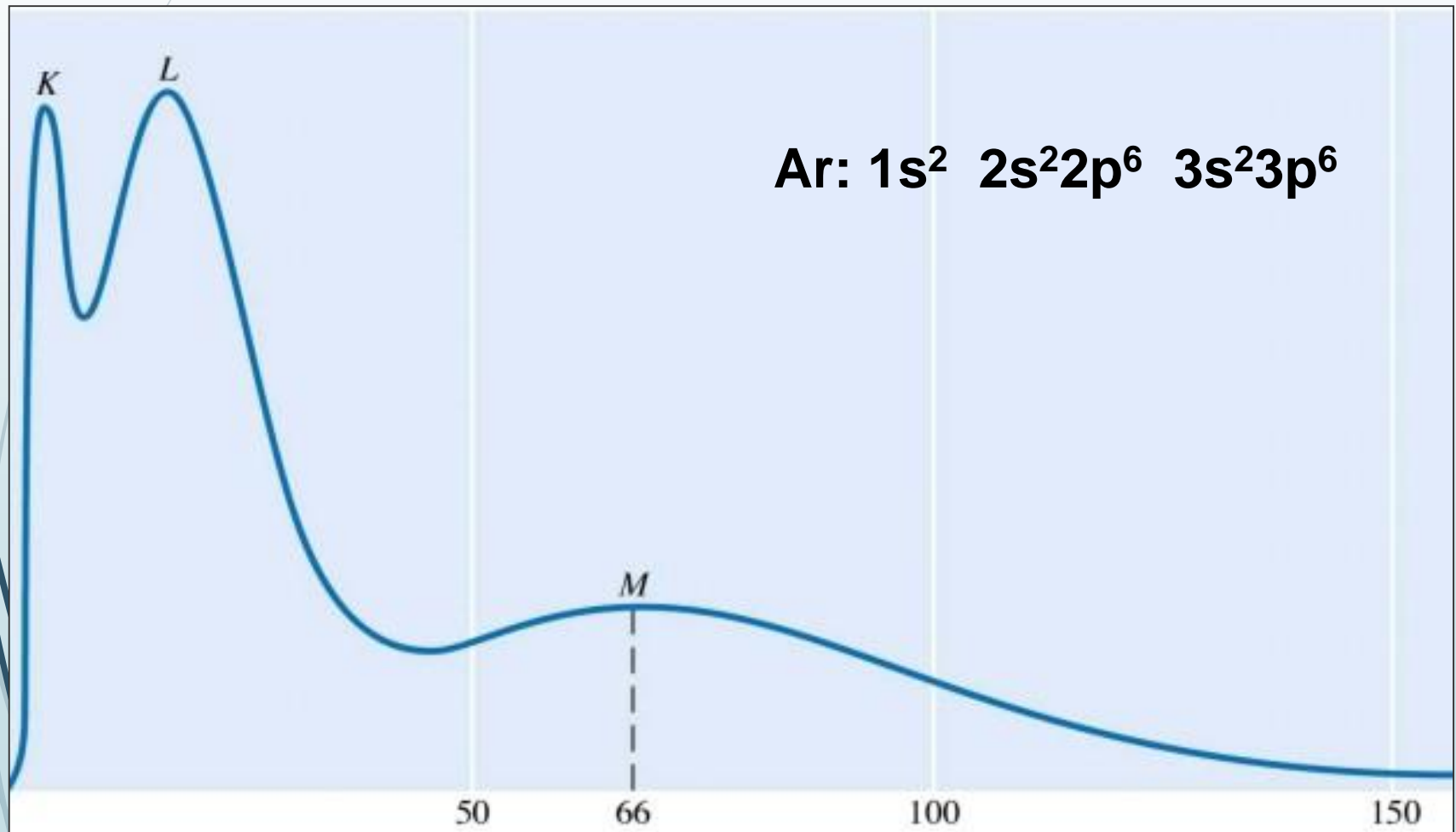


Lokalizacja elektronów walencyjnych

2.4. 33



Na wykresie przedstawiono zależność gęstości elektronowej w funkcji odległości jądra. Którego gazu szlachetnego może dotyczyć ten wykres?



Połącz we właściwe pary symbol pierwiastka i jego konfigurację elektronową:

a. Na	1. [He] 3s ² 3p ²
b. Mg	2. [He] 3s ¹
c. Al	3. [He] 3s ²
d. Si	4. [He] 3s ² 3p ⁵
e. P	5. [He] 3s ² 3p ¹
f. S	6. [He] 3s ² 3p ⁴
g. Cl	7. [He] 3s ² 3p ³

- A. a1, b2, c3, d4, e5, f6, g7
- B. a7, b6, c5, d4, e3, f2, g1
- C. a2, b3, c5, d1, e7, f6, g4
- D. a3, b1, c4, d5, e2, f6, g7
- E. a2, b5, c3, d1, e6, f7, g4

Odp. C

Konfiguracje elektronowe pierwiastków - Wyjątki

Nb	[Kr] 5s¹ 4d⁴
Mo	[Kr] 5s¹ 4d⁵
Ru	[Kr] 5s¹ 4d⁷
Rh	[Kr] 5s¹ 4d⁸
Pd	[Kr] 4d¹⁰
Ag	[Kr] 5s¹ 4d¹⁰
La	[Xe] 6s² 5d¹
Ce	[Xe] 6s² 5d¹ 4f¹
Gd	[Xe] 6s² 3d¹ 4f⁷

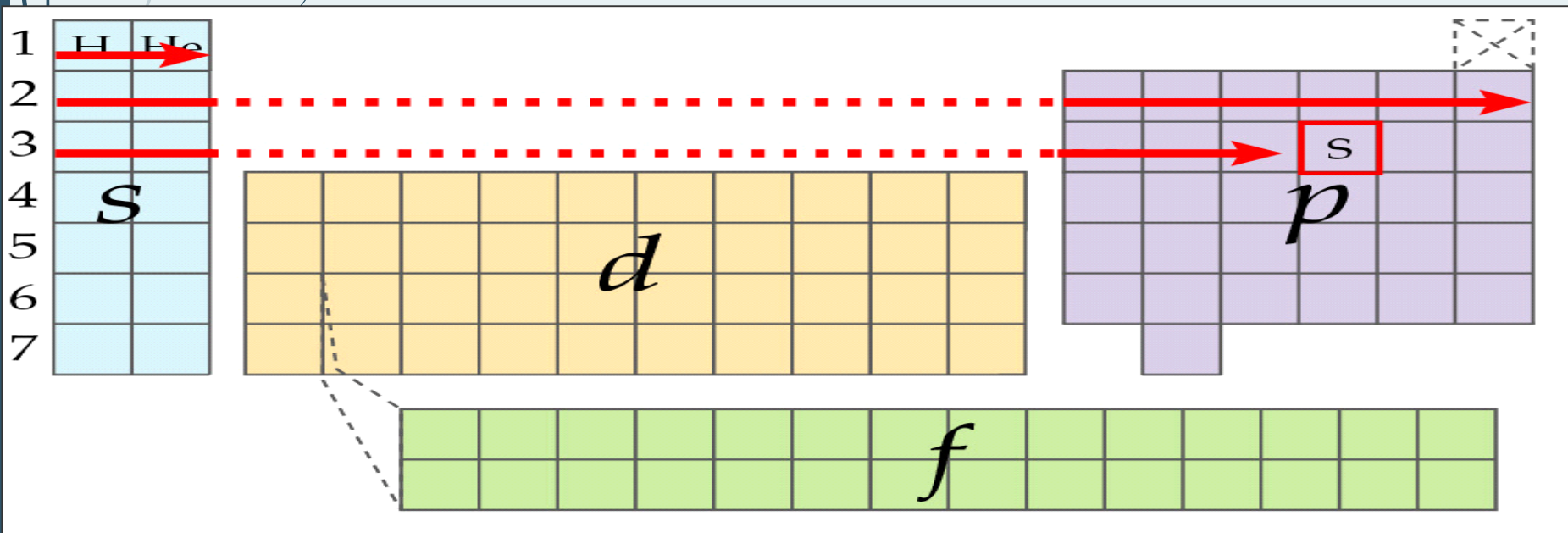
Pt	[Xe] 6s¹ 4f¹⁴ 5d⁹
Au	[Xe] 6s¹ 4f¹⁴ 5d¹⁰
Ac	[Rn] 7s² 6d¹
Th	[Rn] 7s² 6d²
Pa	[Rn] 7s² 5f² 6d¹
U	[Rn] 7s² 5f³ 6d¹
Np.	[Rn] 7s² 5f⁴ 6d¹
Cm	[Rn] 7s² 5f⁷ 6d¹

ZWIĄZEK BUDOWY ATOMU Z UKŁADEM OKRESOWYM

POŁOŻENIE W UKŁADZIE OKRESOWYM

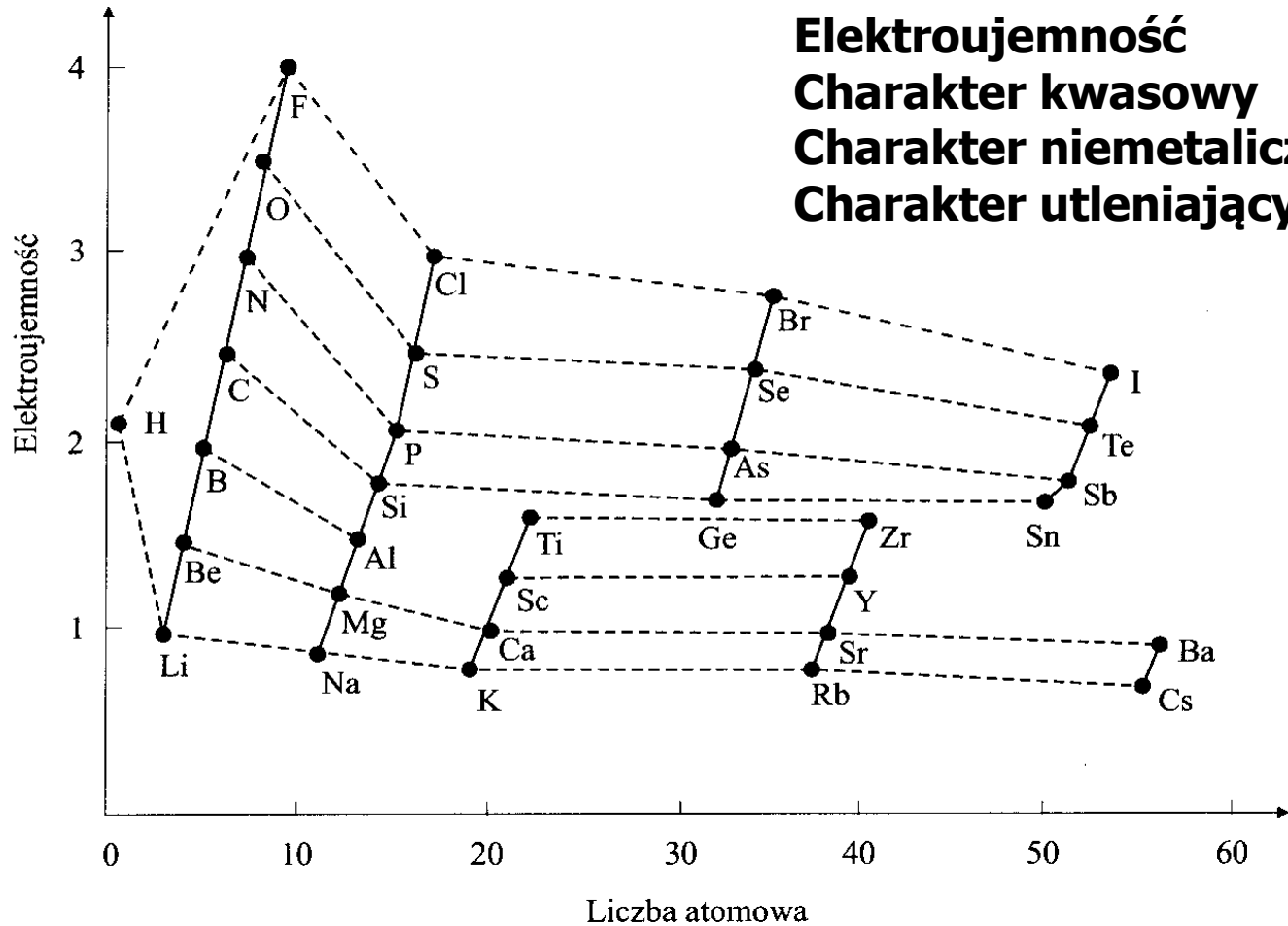
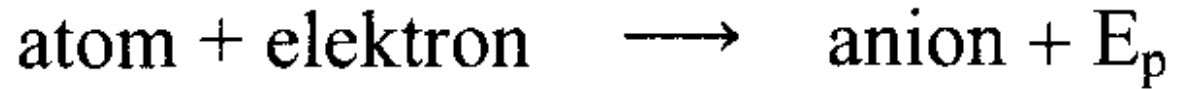
Grupa – ilość elektronów walencyjnych

Okres – ilość powłok elektronowych



Powinowactwo elektronowe

2.4. 37



Procentowy udział wiązania jonowego w zależności od różnicy elektroujemności atomów

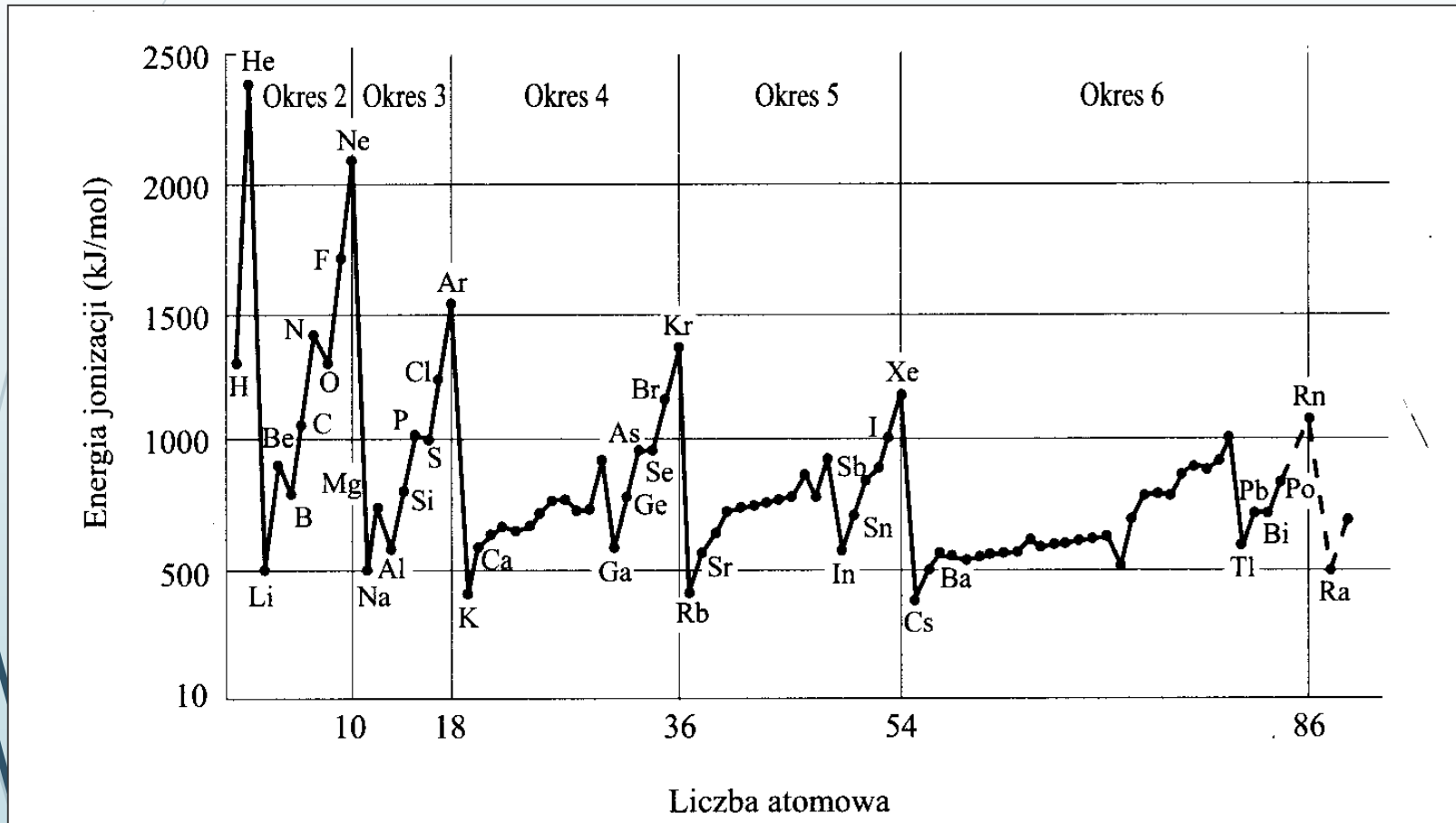
Różnica elektro- ujemności	Procentowy udział wiązania jonowego	Różnica elektro- ujemności	Procentowy udział wiązania jonowego
0,2	1	1,8	55
0,4	4	2,0	63
0,6	9	2,2	70
0,8	15	2,4	76
1,0	22	2,6	82
1,2	30	2,8	86
1,4	29	3,0	89
1,6	47	3,2	92

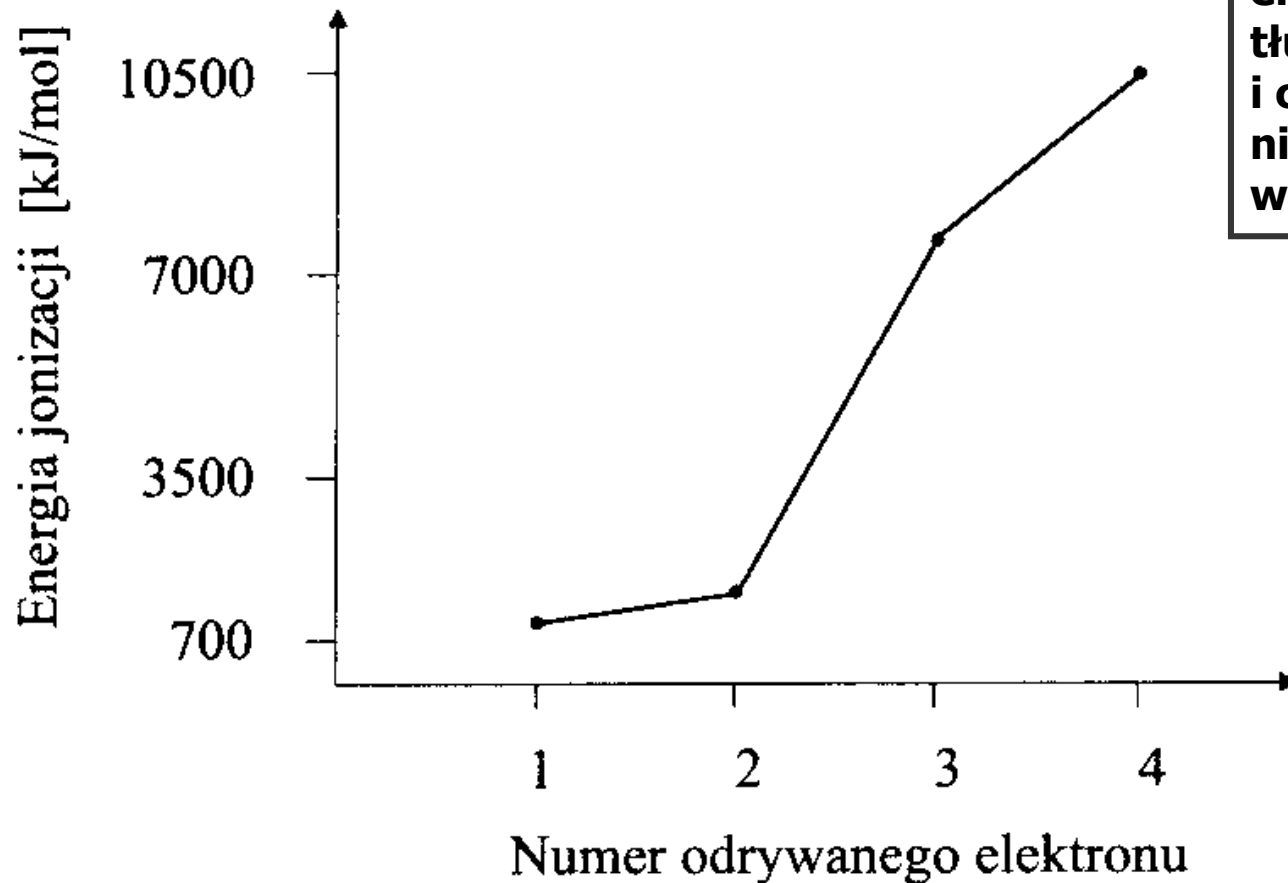
Potencjał jonizacyjny

Elektrodatniość,

Charakter metaliczny, zasadowy, redukujący

2.4. 40



Kolejne energie jonizacji magnezu.

Znaczny wzrost energii, potrzebnej do oderwania trzeciego i czwartego elektronu, związany z naruszeniem bardzo stabilnego rozmieszczenia elektronów s^2p^6 (oktetu), tłumaczy dlaczego trzeci i czwarty stopień jonizacji nie jest osiągnięty w reakcjach chemicznych.

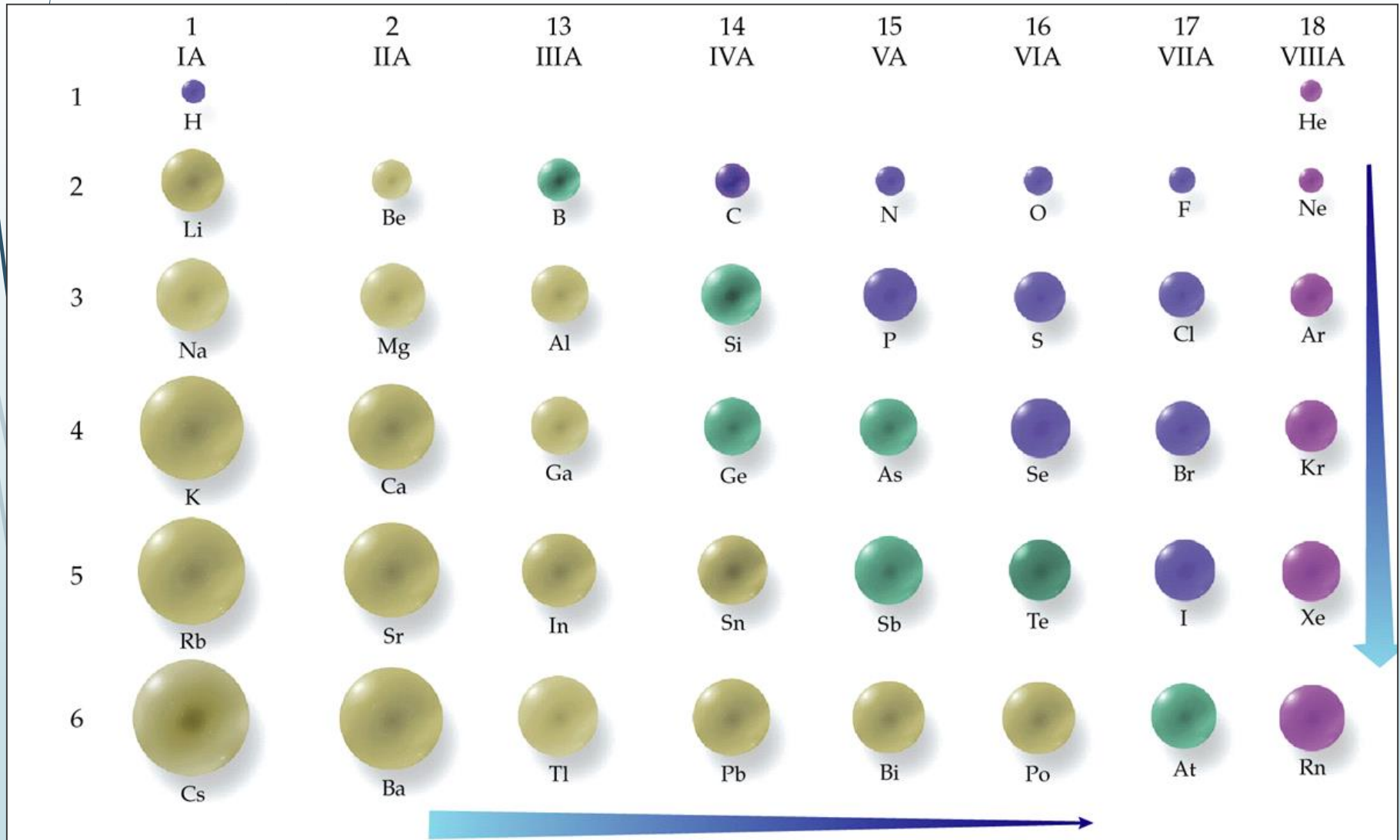
Korzystając wyłącznie w informacji zawartych w układzie okresowym uszereguj poniższe trójki atomów względem rosnących wartości potencjału jonizacyjnego

- a) Ar, Ne, Rn
- b) At, Bi, Po
- c) Be, Na, Mg
- d) Cl, K, Ar

Rozwiązanie

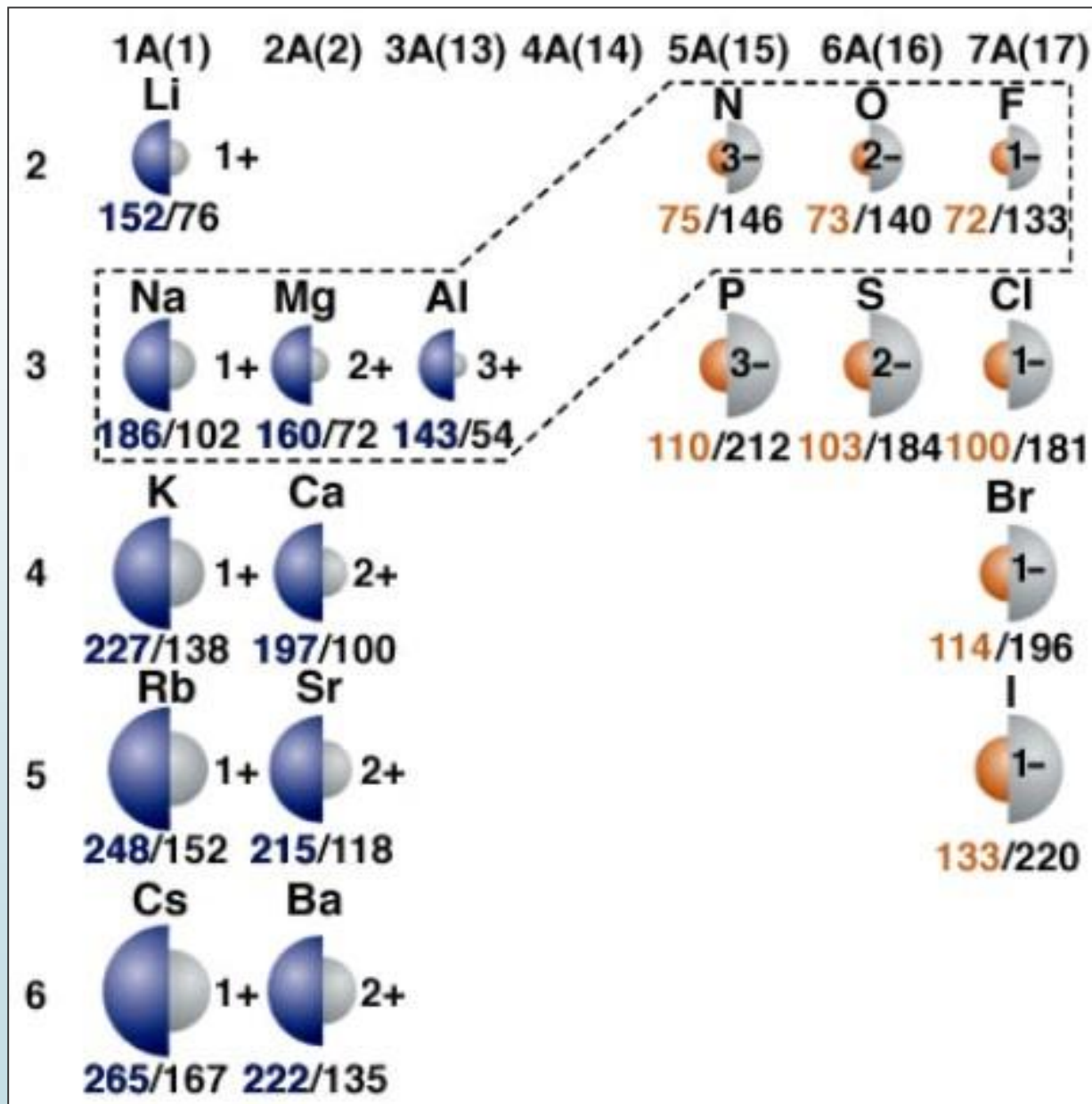
- a) Rn, Ar, Ne - ta sama grupa
- b) Bi, Po, At – ten sam okres
- c) Na, Mg, Be – aktywność metali
- d) K, Cl, Ar – metal, niemetal, gaz szlachetny

Promienie atomowe



Promień atomowy oraz jonowy pierwiastków:

2.4. 44



PERIODYCZNOŚĆ - Wartościowość

Nr	Nazwa grupy	K	L	S	ZW	ZO	Charakter tlenku	Wodorotlenki i kwasy
IA	Litowce	S ¹	1	+1	XH	X ₂ O	2-6 okres: zasadowy	XOH
IIA	Berylowce	S ²	2	+2	XH ₂	XO	2-6 okres: zasadowy	X(OH) ₂
IIIA	Borowce	s ² p ¹	3	+3	XH ₃	X ₂ O ₃	2 okres: kwasowy ----- 3-6 okres: amfoteryczny	H ₃ XO ₃ ----- X(OH) ₃ , HXO ₂
IVA	Węglowce	s ² p ²	4	+4 +2	XH ₄	XO ₂ XO	2-3 okres: kwasowy ----- 4-5 okres: amfoteryczny	H ₄ XO ₄ ----- X(OH) ₄ , H ₂ XO ₃ , X(OH) ₂ , H ₂ XO ₂

Nr – numer grupy we współczesnym układzie, K - konfiguracja walencyjna, L - liczba elektronów walencyjnych, S - najczęściej występujące dodatnie stopnie utlenienia, ZW - związek z wodorem, ZO - związek z tlenem

PERIODYCZNOŚĆ - Wartościowość

Nr	Nazwa grupy	K	L	S	ZW	ZO	Charakter tlenku	Wodorotlenki i kwasy
VA	Azotowce	s^2p^3	5	+5 +3	XH_3	X_2O_5 X_2O_3	2-3 okres: kwasowy ----- 4-5 okres: amfoteryczny ----- 6 okres: zasadowy	H_3XO_4, H_3XO_3 ----- -- $X(OH)_3, HXO_2$ ----- -- $X(OH)_3$

Nr – numer grupy we współczesnym układzie, K - konfiguracja walencyjna, L - liczba elektronów walencyjnych, S - najczęściej występujące dodatnie stopnie utlenienia, ZW - związek z wodorem, ZO - związek z tlenem

PERIODYCZNOŚĆ - Wartościowość

2.4. 47

Nr	Nazwa grupy	K	L	S	ZW	ZO	Charakter tlenku	Wodorotlenki i kwasy
VIA	Tlenowce	s^2p^4	6	+6 +4 +2	XH_2	XO_3 XO_2 XO	2-3 okres: kwasowy ----- - 4-6 okres: amfoteryczny	H_2XO_4 , H_2XO_3 ----- -- $X(OH)_4$, H_2XO_3 , $X(OH)_2$, H_2XO_2
VIIA	Fluorowce	s^2p^5	7	+7 +5 +3 +1	HX	X_2O_7 X_2O_5 X_2O_3 X_2O	1-6 okres kwasowy	HXO_4 HXO_3 HXO_2 HXO
VIIIA	Helowce – gazy szlachetne	s^2p^6	8				Oktet – układ trwały w zwykłych warunkach. Najlepiej poznane związki: XeF_2 , XeF_4 , XeF_6	

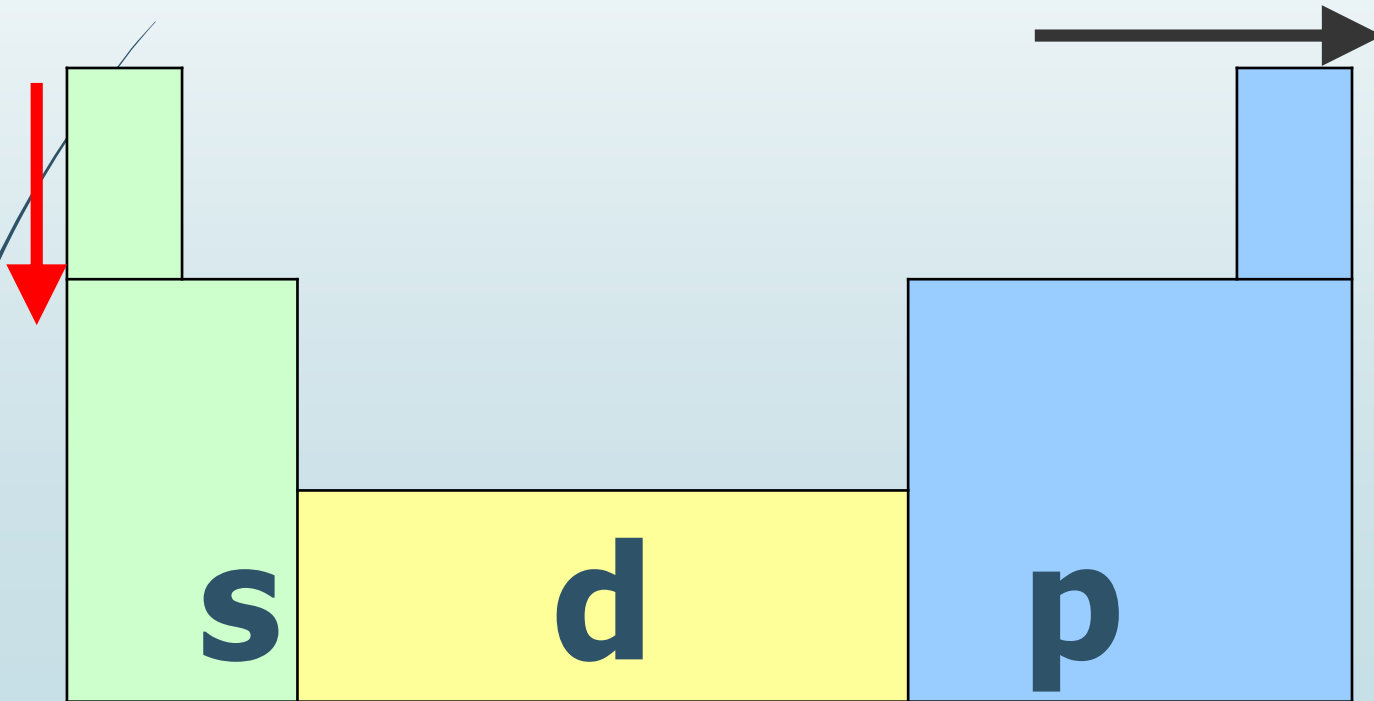
Nr – numer grupy we współczesnym układzie, **K** - konfiguracja walencyjna, **L** - liczba elektronów walencyjnych, **S** - najczęściej występujące dodatnie stopnie utlenienia, **ZW** - związek z wodorem, **ZO** - związek z tlenem

PERIODYCZNOŚĆ - PODSUMOWANIE

2.4. 48

- rośnie promień atomu
- maleje energia jonizacji
- rośnie aktywność chemiczna metali
- maleje powinowactwo elektronowe
- maleje elektroujemność
- maleje aktywność chemiczna niemetali

- maleje promień atomu
- rośnie energia jonizacji
- rośnie powinowactwo elektronowe
- rośnie elektroujemność
- rośnie charakter niemetaliczny
- maleje charakter metaliczny



Przykład:

Analiza trendów we właściwościach kwasowo-zasadowych

				5A (15)				
				N_2O_5				
3	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_4O_{10}	SO_3	Cl_2O_7	Ar
				As_2O_5				
				Sb_2O_5				
				Bi_2O_3				

Właściwości magnetyczne pierwiastków

2.4. 50

Paramagnetyzm

– wykazują pierwiastki oraz związki chemiczne zawierające elektrony niesparowane; – substancje takie są podatne wpływowi pola magnetycznego.

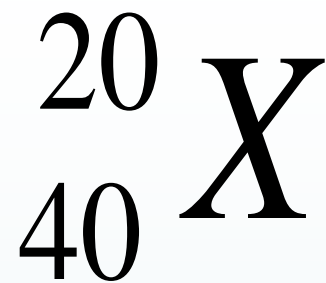
Diamagnetyzm

– wykazują pierwiastki i związki chemiczne nieposiadające niesparowanych elektronów
– praktycznie nie oddziałują z polem magnetycznym

Przykład:

Które z pierwszych dziesięciu pierwiastków w układzie okresowym są paramagnetyczne?

		1s	2s	3s		
1	$1s^1$	↑				
2	$1s^2$	↑↓				
3	$1s^2 2s^1$	↑↓	↑			
4	$1s^2 2s^2$	↑↓	↑↓			
5	$1s^2 2s^2 2p^1$	↑↓	↑↓	↑		
6	$1s^2 2s^2 2p^2$	↑↓	↑↓	↑	↑	
7	$1s^2 2s^2 2p^3$	↑↓	↑↓	↑	↑	↑
8	$1s^2 2s^2 2p^4$	↑↓	↑↓	↑↓	↑	↑
9	$1s^2 2s^2 2p^5$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑
10	$1s^2 2s^2 2p^6$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓

Przykład:

Podaj jak najwięcej informacji o pierwiastku wynikających z postaci jego nuklidu

Rozwiązanie:

Można określić co najmniej:

- liczbę cząstek elementarnych
- konfigurację elektronową
- właściwości

Znając wzrastającą kolejność energetyczną poziomów orbitalnych można napisać konfigurację elektronową pierwiastka w następujący sposób:

 $1 s^2$ $2 s^2$ $2 p^6$ $3 s^2$ $3 p^6$ $4 s^2$

**konfiguracja elektronowa
rdzenia**

**konfiguracja
walencyjna**

Właściwości:

- jest metalem
 - jako metal wykazuje szereg charakterystycznych właściwości, jak:
 - dobre przewodnictwo elektryczne, cieplne, ciągliwość, kowalność, połysk metaliczny, - jako metal bloku s jest aktywny chemicznie,
 - jest dwuwartościowy
- z tlenem tworzy związek o wzorze XO
z wodorem - związek o wzorze XH_2

Kilka prostych pytań ...

Orbitalami zdegenerowanymi mogą być:

- A.** s i p
- B.** s i d
- C.** tylko p
- D.** żadne z powyższych.

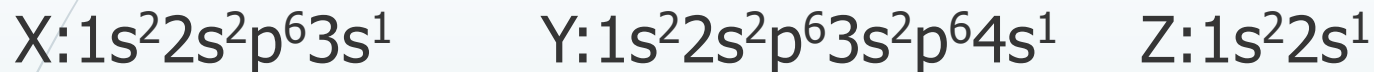
W powłoce f mogą wystąpić następujące wartości magnetycznej liczby kwantowej:

- A.** -3,-2,-1,0,1,2,3
- B.** -2,-1,0,1,2
- C.** -4,-3,-2,-1,0,1,2,3,4
- D.** -1,0,1.

W miarę wzrostu odległości elektronu od jądra jego energia:

- A.** rośnie
- B.** maleje
- C.** nie zmienia się
- D.** rośnie u pierwiastków bloku s i p., oraz maleje w bloku d.

Na podstawie budowy atomu podanych metali określ, który z nich ma najmniejszą elektroujemność.



- A.** atom Z, gdyż elektron walencyjny leży najbliżej jądra
- B.** atom Y, gdyż elektron walencyjny leży najdalej jądra
- C.** wszystkie atomy mają jednakową elektroujemność, gdyż posiadają jeden elektron walencyjny
- D.** atom X, gdyż leży w I grupie układu okresowego pierwiastków.

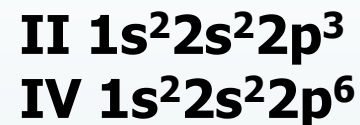
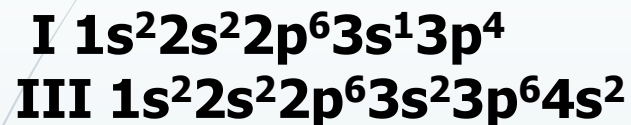
Który z rysunków przedstawia zapis zgodny z regułą Hunda?

A.	↑↓	↑	↑	↓	↓
B.	↑↓	↑	↑	↑	↑
C.	↑↓	↑↓	↓	↑	↓
D.	↑↓	↑	↓	↑	↓

Promień anionu jest w porównaniu z promieniem atomu, z którego powstał:

- A. większy
- B. mniejszy
- C. oba promienie są identyczne
- D. zależy od pierwiastka

Konfiguracja elektronów czterech różnych atomów jest następująca:



Najwyższą wartościowość w związkach z wodorem wykazuje atom o konfiguracji:

A. I

B. II

C. III

D. IV

Które z pierwiastków: Si, N, Mn, Fe należą do bloku energetycznego p, a które do bloku d?

BLOK ENERGETYCZNY

	p	d
A.	Fe,Si	Mn,N
B.	Mn,N	Fe,Si
C.	Si,Mn	N,Fe
D.	Si,N	Mn,Fe