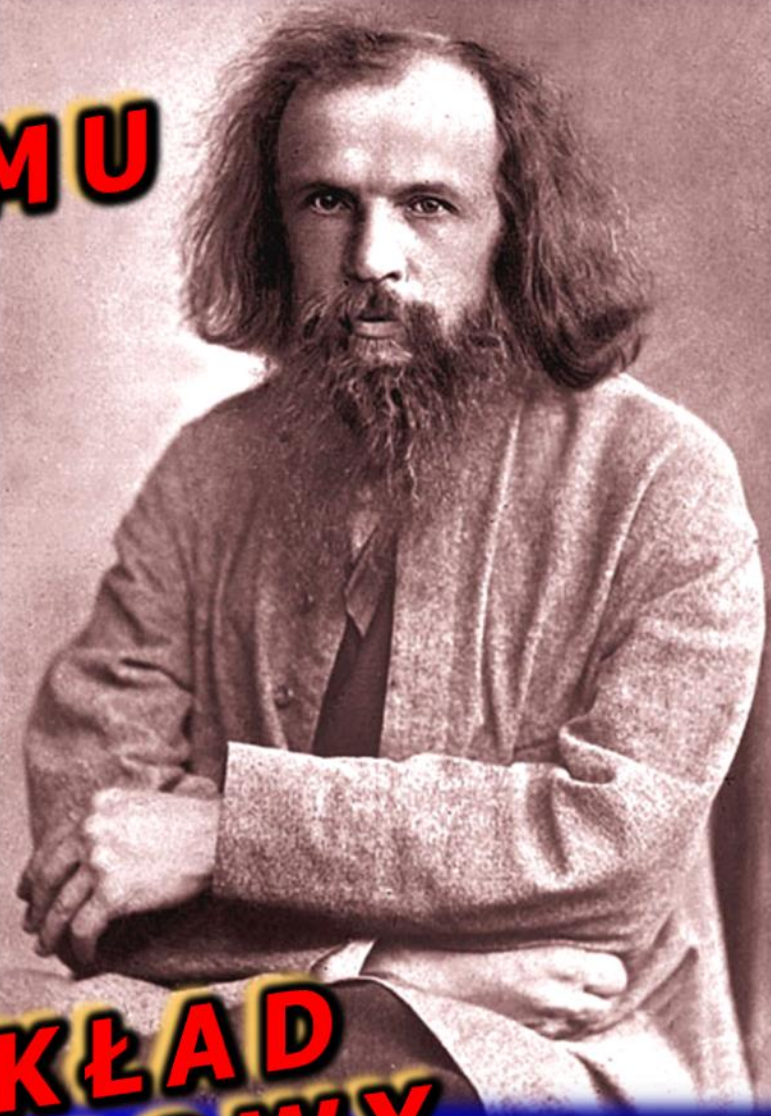


BUDOWA ATOMU



I UKŁAD
OKRESOWY
PIERWIASTKÓW

Andrzej
Szymański

Od teorii atomistycznych do mechaniki kwantowej

Atomiści przełomu stuleci (XIX i XX) i początku XX wieku, podając swoje modele atomu, bądź całkowicie abstrahowali od raczkujących dopiero idei kwantowania energii elektronów w atomie (Thomson, Rutherford), bądź – przypisując decydujące znaczenie dyskretnemu rozkładowi energii elektronów w atomie - nie widzieli ich dualistycznej (korpuskularno-falowej) natury (Bohr).

Przełom, który doprowadził do współcześnie obowiązującej teorii mechaniki kwantowej (zadowalająco opisującej budowę materii na poziomie atomu), nastąpił w latach 1920÷1930, za sprawą odkryć naukowych takich uczonych jak: Louis de Broglie, Erwin Schrödinger, Werner Heisenberg, Paul Dirac, Wolfgang Pauli.

Twórcy kwantowo-mechanistycznego modelu atomu

Mechanika kwantowa ma wielu ojców – od Maxa Plancka i Alberta Einsteina, do Paula Diraca, Richarda Feinmana oraz Davida Bohma, jednak największe zasługi w opracowaniu kwantowo-mechanistycznego modelu atomu mają:
Louis de Broglie, Werner Heisenberg oraz Erwin Schrödinger.



Louis Victor de Broglie
(1892÷1987)



Werner Karl Heisenberg
(1901÷1976)



Erwin Rudolf Schrödinger
(1887-1961)

Jak budowę atomu uczyniono zagadnieniem probabilistycznym?

- **Louis de Broglie** (dualizm korpuskularno-falowy elektronu, 1924 rok)

Długość fali λ elektronu o masie m_e poruszającego się z prędkością v wynosi:

$$\lambda = \frac{h}{m_e \cdot v}$$

- **Erwin Schrödinger** (równanie falowe dla elektronu w atomie, 1926 rok)

Ogólna postać równania Schrödingera (z uwzględnieniem zmienności czasowej):

$$\hat{H}|\psi(t)\rangle = i\hbar\frac{\partial}{\partial t}|\psi(t)\rangle$$

Równanie Schrödingera w reprezentacji położeniowej (bez zmienności czasowej):

$$\hat{H}\psi(r) = E\psi(r)$$

- **Werner Heisenberg** (zasada nieoznaczoności, 1927 rok)

Z zasady nieoznaczoności wynika, że nie można jednocześnie i nieograniczenie dokładnie wyznaczyć położenia (x) i pędu (p) elektronu:

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

Równanie Schrödingera dla elektronu w atomie wodoru

Równanie Schrödingera opisujące stan energetyczny elektronu w atomie wodoru:

$$\nabla^2\psi + \frac{8\pi^2m_e}{h^2} \left(E + \frac{e^2}{4\pi\epsilon_0 r} \right) \psi = 0$$

- ∇ – operator podwójnego różniczkowania względem zmiennych x, y, z (tzw. operator Laplacea, zwany też laplasjanem)
- m_e – masa elektronu
- e – ładunek elektronu
- E – energia elektronu
- r – odległość od jądra
- ϵ_0 – przenikalność dielektryczna próżni
- h – stała Plancka
- ψ – funkcja falowa (tzw. orbital atomowy)

Opis elektronu w atomie wodoru (liczby kwantowe) – cz. 1

- rozwiązanie równania Schrödingera dla atomu wodoru, prowadzi do skwantowanych stanów energetycznych (E) elektronu:

$$E = -\frac{m_e e^4}{8\varepsilon_0^2 h^2 n^2}$$

gdzie n przyjmuje wartości 1, 2, 3,... i jest nazywane **główną liczbą kwantową**.

- moment pędu elektronu (M) jest kwantowany zgodnie z równaniem:

$$M = \sqrt{l(l+1)} \frac{h}{2\pi}$$

gdzie l jest **orbitalną (poboczną) liczbą kwantową** i przyjmuje wartości $0 \div (n-1)$.

Opis elektronu w atomie wodoru (liczby kwantowe) – cz. 2

- Przyjmuje się, że oś z jest kierunkiem wyróżnionym równoległym do linii pola magnetycznego. Rzut wektora pędu elektronu na oś z (M_z) jest kwantowany zgodnie z zależnością:

$$M_z = m_l \frac{h}{2\pi}$$

gdzie m_l nosi nazwę magnetycznej orbitalnej liczby kwantowej.

- Wartość spinowego momentu pędu (σ) wynosi:

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

gdzie s jest spinową liczbą kwantową i przyjmuje tylko wartość $1/2$. Magnetyczna spinowa liczba kwantowa (m_s) przyjmuje wartości $+s$ lub $-s$, czyli $+1/2$ lub $-1/2$.

Stany energetyczne dozwolone – orbitale atomowe

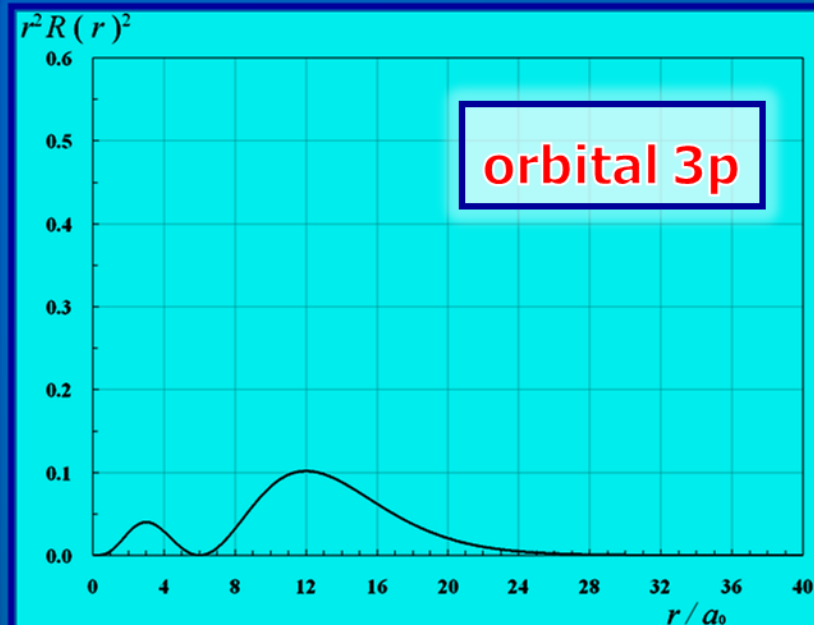
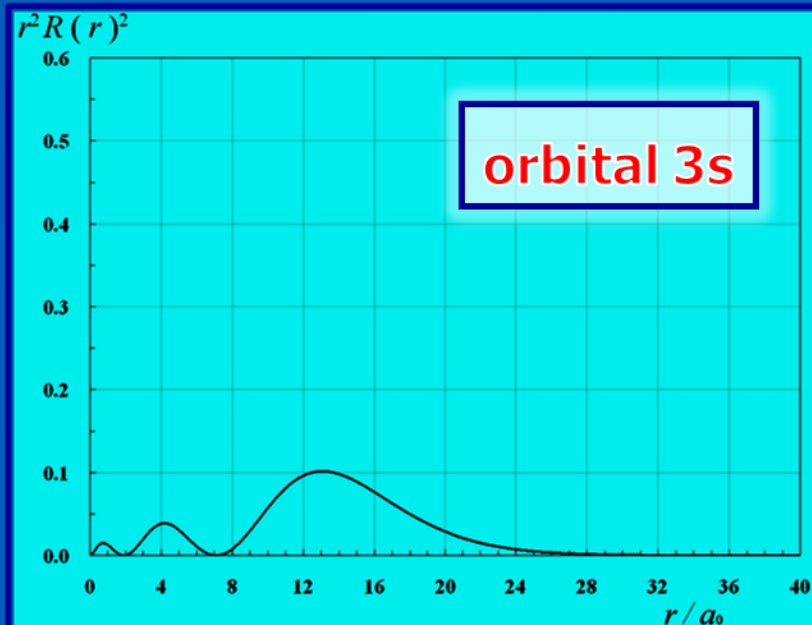
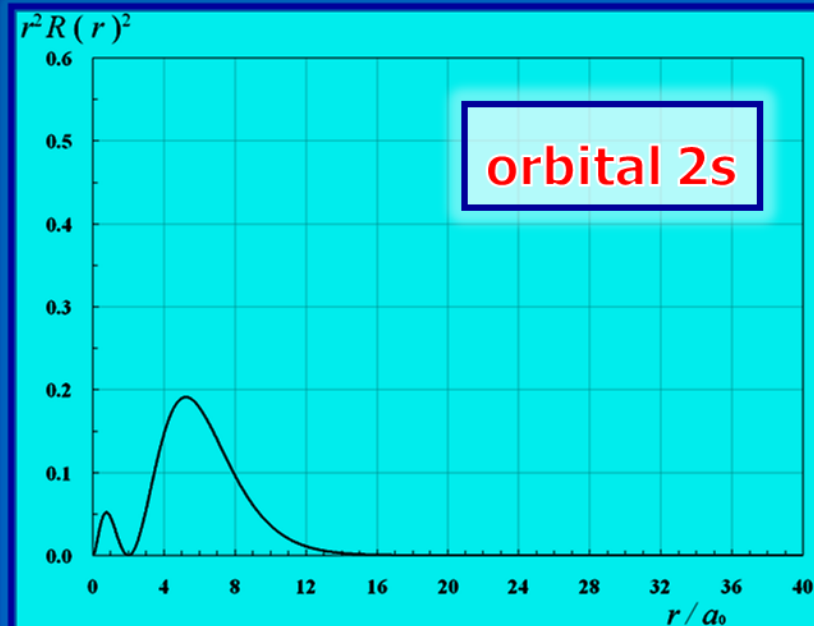
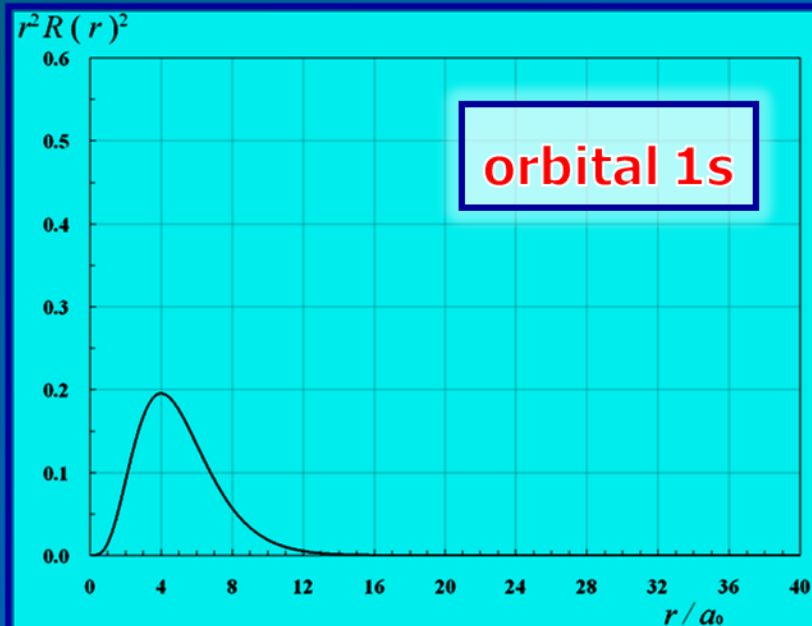
Stany energetyczne elektronu w atomie wodoru są skwantowane (Bohr, de Broglie, Schrödinger). Jednak zgodnie z zasadą nieoznaczoności, nie można jednoznacznie określić pędu (energii, szybkości) i położenia elektronu (Heisenberg). Konsekwencją, a zarazem potwierdzeniem kwantowania energii oraz nieoznaczoności położenia i pędu elektronu, są specyficzne rozwiązania równania Schrödingera – nie w postaci jawnych liczb, ale w postaci funkcji falowych $\psi(n, l, m)$ (tzw. orbitali atomowych), obrazujących prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w danym miejscu przestrzeni (w danej odległości od jądra atomowego).

Orbitale atomowe przyjęto oznaczać różnymi literami, w zależności od wartości pobocznej liczby kwantowej (l):

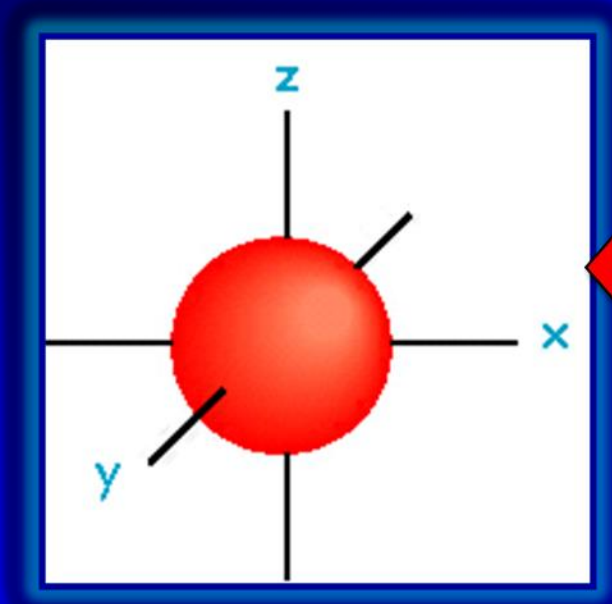
- orbitale s ($l=0$)
- orbitale p ($l=1$)
- orbitale d ($l=2$)
- orbitale f ($l=3$)

Liczby kwantowe - podsumowanie

| Główna liczba kwantowa (n) | Poboczna liczba kwantowa (l) | Oznaczenie orbitali | Magnetyczna liczba kwantowa (m_l) | Liczba orbitali danego typu |
|-----------------------------------|-------------------------------------|---------------------|------------------------------------------|-----------------------------|
| 1 | 0 | 1s | 0 | 1 |
| 2 | 0 | 2s | 0 | 1 |
| | 1 | 2p | -1 0 +1 | 3 |
| 3 | 0 | 3s | 0 | 1 |
| | 1 | 3p | -1 0 +1 | 3 |
| | 2 | 3d | -2 -1 0 +1 +2 | 5 |
| 4 | 0 | 4s | 0 | 1 |
| | 1 | 4p | -1 0 +1 | 3 |
| | 2 | 4d | -2 -1 0 +1 +2 | 5 |
| | 3 | 4f | -3 -2 -1 0 +1 +2 +3 | 7 |

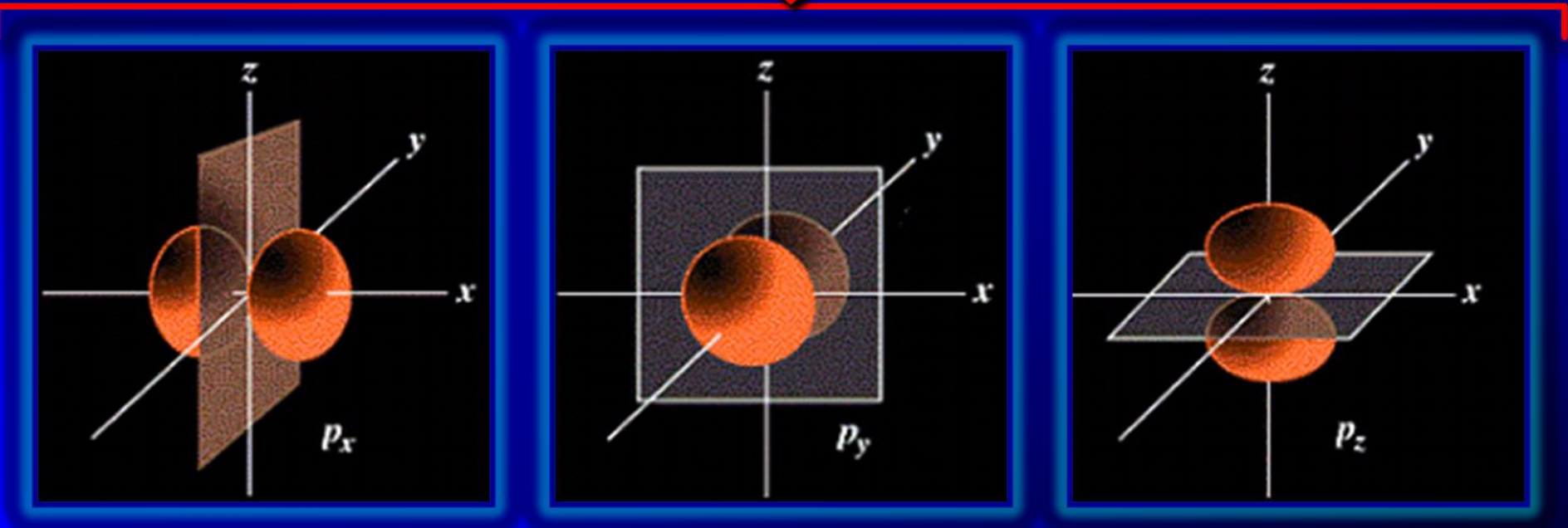
Radialne gęstości prawdopodobieństwa

Wizualizacje przestrzenne orbitali atomowych typu „s” oraz „p”



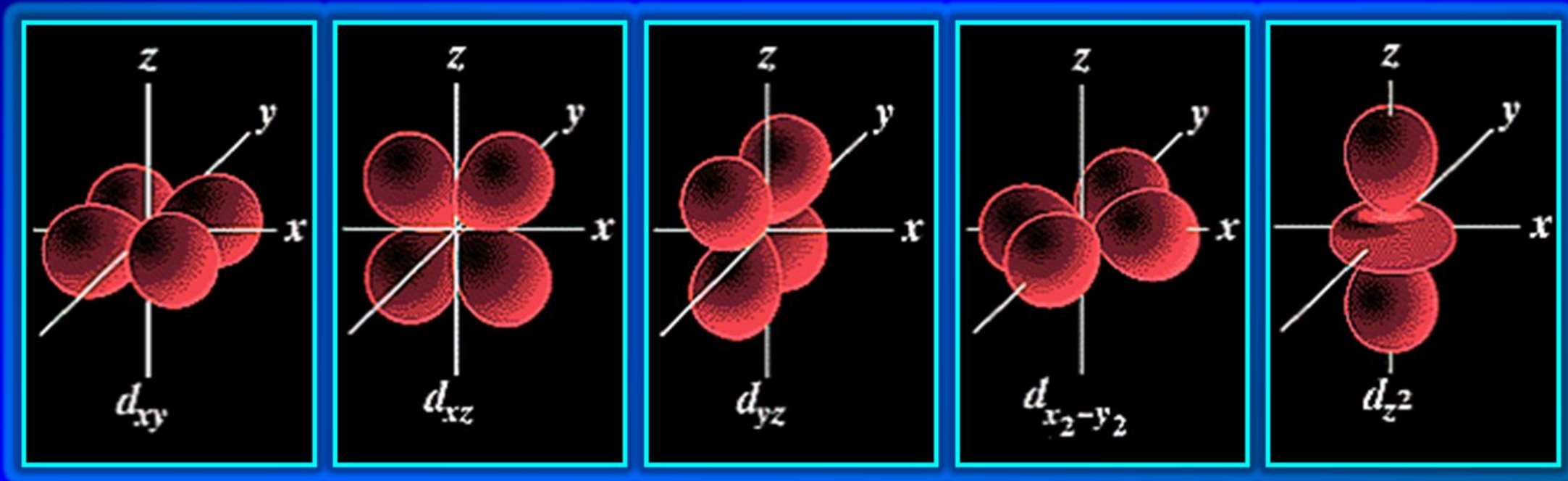
orbital typu s

orbital typu p – trzykrotnie zdegenerowany

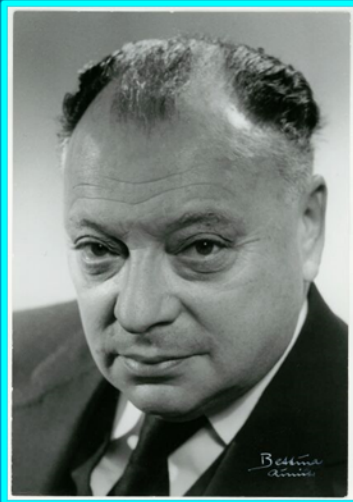


Wizualizacje przestrzenne orbitali atomowych typu „d”

orbital typu d – pięciokrotnie zdegenerowany



Zakaz Pauliego i reguła Hunda



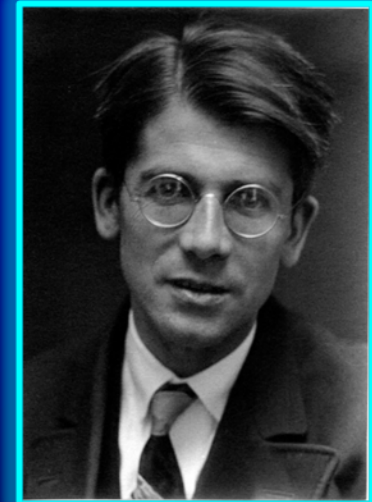
Wolfgang Ernst Pauli
(1900÷1958)

Zakaz Pauliego

Elektrony w atomie muszą różnić się przynajmniej jedną liczbą kwantową, tzn. nie może być dwóch takich elektronów których stan opisywany byłby przez ten sam zestaw liczb kwantowych n , l , m_l oraz m_s . Na każdym orbitalu mogą znajdować się co najwyżej dwa elektrony, różniące się wartością magnetycznej spinowej liczby kwantowej.

Reguła Hunda

Elektrony, wypełniając daną podpowłokę, najpierw ustawiają swoje spiny równolegle. Mówiąc inaczej, na każdym orbitalu atomowym każdej podpowłoki elektronowej mogą być ulokowane dwa elektrony, jednak początkowo orbitale zajmowane są przez pojedyncze elektrony o równoległych spinach, a dopiero wtedy, gdy nie ma już pustych orbitali, trafiają na nie drugie elektrony o przeciwnym spinie.



Friedrich Hermann Hund
(1896÷1997)

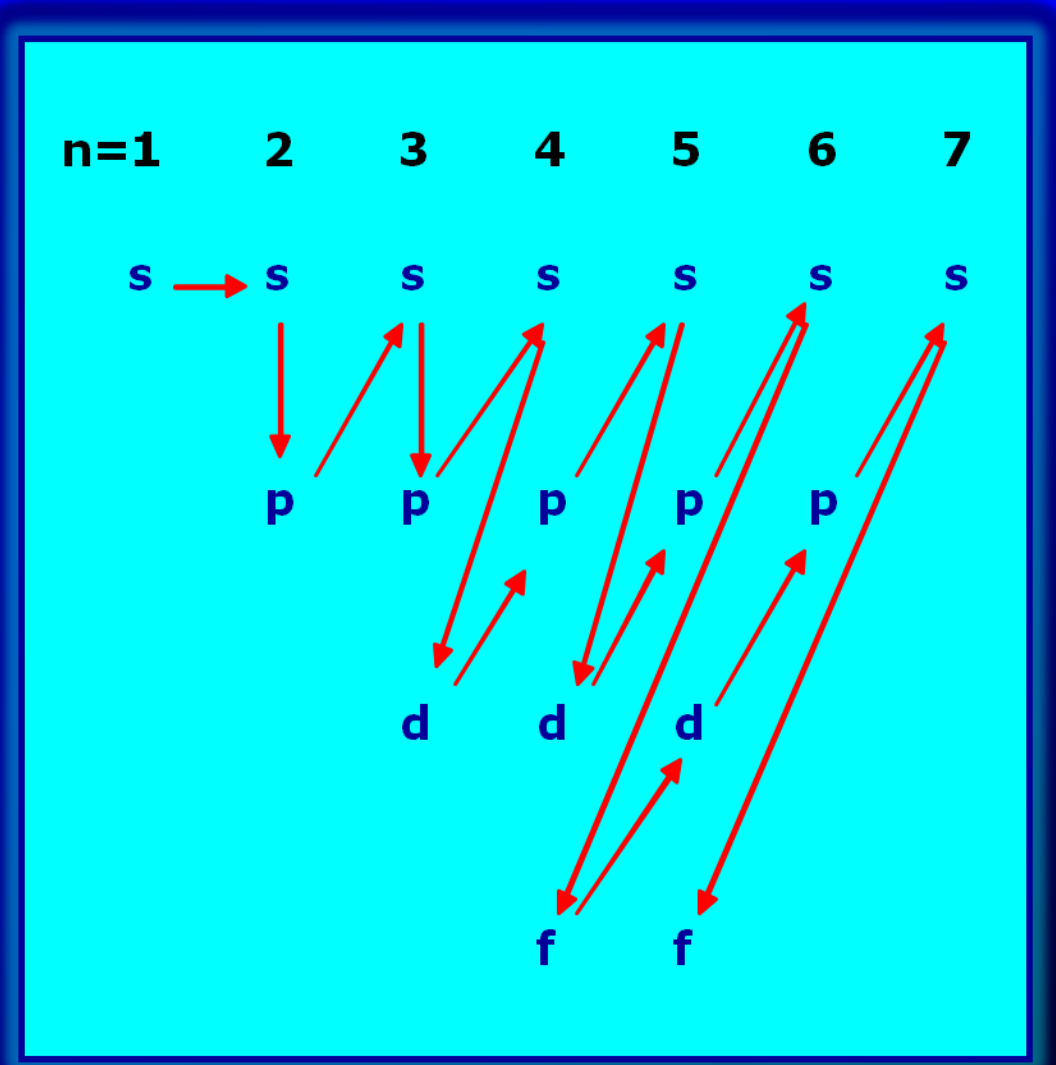
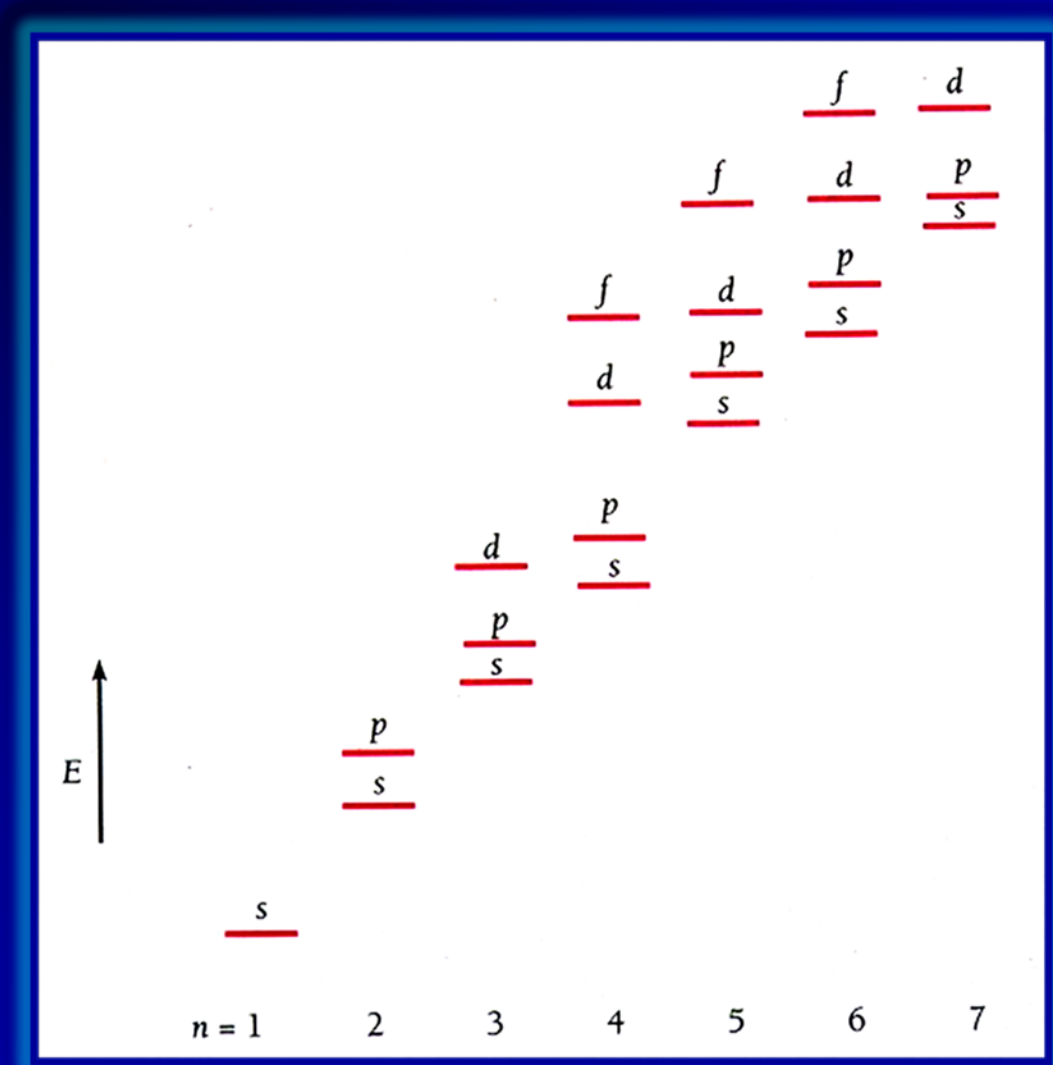
Dopuszczalna ilość elektronów na podpowłokach i powłokach elektronowych**Podpowłoki elektronowe**

| Poboczna liczba kwantowa (l) | Typ orbitali | Literowy symbol podpowłoki elektronowej | Ilość orbitali na podpowłoce elektronowej | Ilość elektronów na podpowłoce elektronowej |
|----------------------------------|--------------|-----------------------------------------|-------------------------------------------|---------------------------------------------|
| 0 | s | S | 1 | 2 |
| 1 | p | P | 3 | 6 |
| 2 | d | D | 5 | 10 |
| 3 | f | F | 7 | 14 |

Powłoki elektronowe

| Główna liczba kwantowa (n) | Literowy symbol powłoki elektronowej | Ilość orbitali na powłoce elektronowej | Ilość elektronów na powłoce elektronowej |
|--------------------------------|--------------------------------------|----------------------------------------|------------------------------------------|
| 1 | K | 1 | 2 |
| 2 | L | 4 | 8 |
| 3 | M | 9 | 18 |
| 4 | N | 16 | 32 |

Kolejność zapełniania orbitali atomowych elektronami



Konfiguracje elektronowe pierwiastków

Z praktycznego punktu widzenia bardziej przydatne są symboliczne notacje konfiguracji elektronowych pierwiastków, np. $1s^2 2s^2 2p^3$ dla azotu ${}^{14}_7\text{N}$. Znacznie bardziej pogładowe i przejrzyste są jednak notacje graficzne, np.

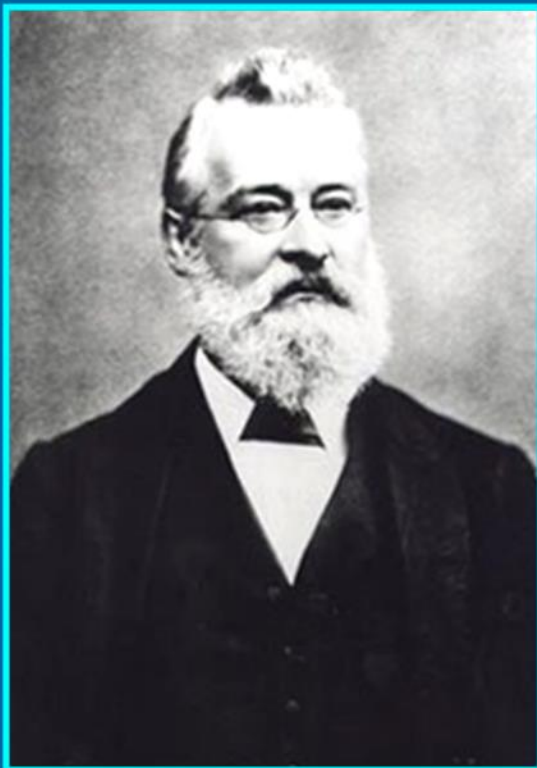


W notacji graficznej widoczne są między innymi niesparowane elektrony walencyjne.



Przykłady konfiguracji elektronowych różnych atomów

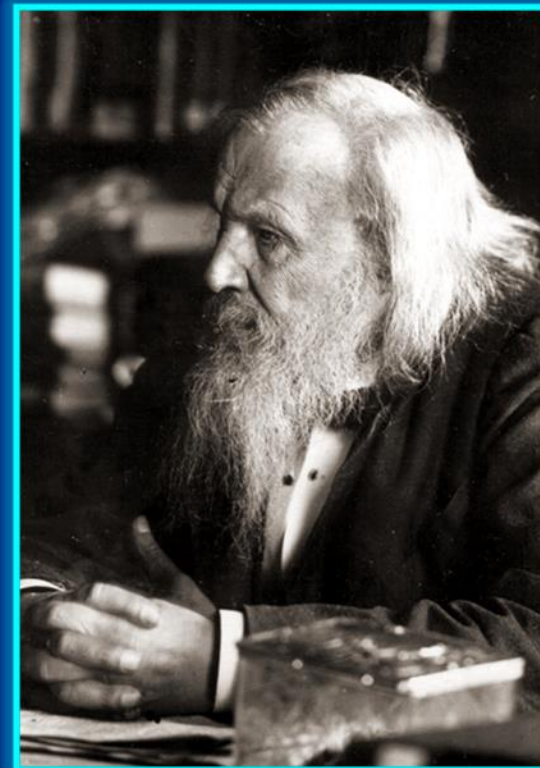
Okresowość właściwości pierwiastków chemicznych



John Alexander Newlands
(1837÷1898)
„Prawo oktaf” (1865)



Julius Lothar von Meyer
(1830÷1895)
„Klasyfikacja pierwiastków” (1864)



Dymitr Mendelejew
(1834÷1907)
„Układ okresowy” (1869)

Siedemnasto- i osiemnastowieczna chemia wyzbyła się już wielu atrybutów „magicznych”, typowych dla średniowiecznej alchemii. Liczba znanych pierwiastków chemicznych i ich związków nieustannie wzrastała. Unifikacja i uporządkowanie ciągle poszerzającej się wiedzy chemicznej, stały się potrzebą czasu.

Dymitr Mendelejew – jak chemia stała się nauką ścisłą

Lista pierwiastków Mendelejewa (1869)

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ.
ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

H = 1

| | | |
|------------|------------|------------|
| Ti = 50 | Zr = 90 | ? = 180. |
| V = 51 | Nb = 94 | Ta = 182. |
| Cr = 52 | Mo = 96 | W = 186. |
| Mn = 55 | Rh = 104,4 | Pt = 197,4 |
| Fe = 56 | Rn = 104,4 | Ir = 198. |
| Ni = 59 | Pi = 106,6 | O = 199. |
| Cu = 63,4 | Ag = 108 | Hg = 200. |
| Be = 9,4 | Mg = 24 | Zn = 65,2 |
| Cd = 112 | | |
| B = 11 | Al = 27,4 | ? = 68 |
| Nb = 94 | Ta = 182 | |
| C = 12 | Si = 28 | ? = 70 |
| Sn = 118 | | |
| N = 14 | P = 31 | As = 75 |
| Sb = 122 | Bi = 210? | |
| O = 16 | S = 32 | Se = 79,4 |
| Te = 128? | | |
| F = 19 | Cl = 35,5 | Br = 80 |
| I = 127 | | |
| Li = 7 | Na = 23 | K = 39 |
| Rb = 85,4 | Cs = 133 | Tl = 204. |
| Ca = 40 | Sr = 87,6 | Ba = 137 |
| Pb = 207. | | |
| ? = 45 | Ce = 92 | |
| ?Er = 56 | La = 94 | |
| ?Yt = 60 | Di = 95 | |
| ?In = 75,6 | Th = 118? | |

Д. Менделѣевъ

Układ okresowy Mendelejewa (1871)

| Reihen | Gruppe I. — R'O | Gruppe II. — RO | Gruppe III. — R'O ³ | Gruppe IV. RH ⁴ RO ⁴ | Gruppe V. RH ⁵ R'O ⁵ | Gruppe VI. RH ⁶ RO ⁶ | Gruppe VII. RH R'O ⁷ | Gruppe VIII. — RO ⁴ |
|--------|-----------------------|-----------------------|--------------------------------------|--------------------------------------------------|--------------------------------------------------|--------------------------------------------------|---------------------------------------|--------------------------------------------|
| 1 | H = 1 | | | | | | | |
| 2 | Li = 7 | Be = 9,4 | B = 11 | C = 12 | N = 14 | O = 16 | F = 19 | |
| 3 | Na = 23 | Mg = 24 | Al = 27,3 | Si = 28 | P = 31 | S = 32 | Cl = 35,5 | |
| 4 | K = 39 | Ca = 40 | — = 44 | Ti = 48 | V = 51 | Cr = 52 | Mn = 55 | Fe = 56, Co = 59, Ni = 59, Cu = 63. |
| 5 | (Cu = 63) | Zn = 65 | — = 68 | — = 72 | As = 75 | So = 78 | Br = 80 | |
| 6 | Rb = 86 | Sr = 87 | ?Yt = 88 | Zr = 90 | Nb = 94 | Mo = 96 | — = 100 | Ru = 104, Rh = 104, Pd = 106, Ag = 108 |
| 7 | (Ag = 108) | Cd = 112 | In = 113 | Sn = 118 | Sb = 122 | Te = 125 | J = 127 | |
| 8 | Cs = 133 | Ba = 137 | ?Di = 138 | ?Co = 140 | — | — | — | — |
| 9 | (—) | — | — | — | — | — | — | — |
| 10 | — | — | ?Er = 178 | ?La = 180 | Ta = 182 | W = 184 | — | Os = 195, Ir = 197, Pt = 198, Au = 199. |
| 11 | (Au = 199) | Hg = 200 | Tl = 204 | Pb = 207 | Bi = 208 | — | — | — |
| 12 | — | — | — | Th = 231 | — | U = 240 | — | — |

6 marca 1869 roku, na posiedzeniu Rosyjskiego Towarzystwa Chemicznego, Dymitr Mendelejew przedstawił wyniki swoich kilkuletnich rozważań, dotyczących zależności pomiędzy masą atomową pierwiastków, a ich właściwościami. Datę tę można uznać za oficjalne powstanie układu okresowego pierwiastków. Wraz z usystematyzowaniem pierwiastków chemicznych, chemia została wprowadzona do grona nauk ścisłych.

„Wariant blokowy” układu okresowego pierwiastków

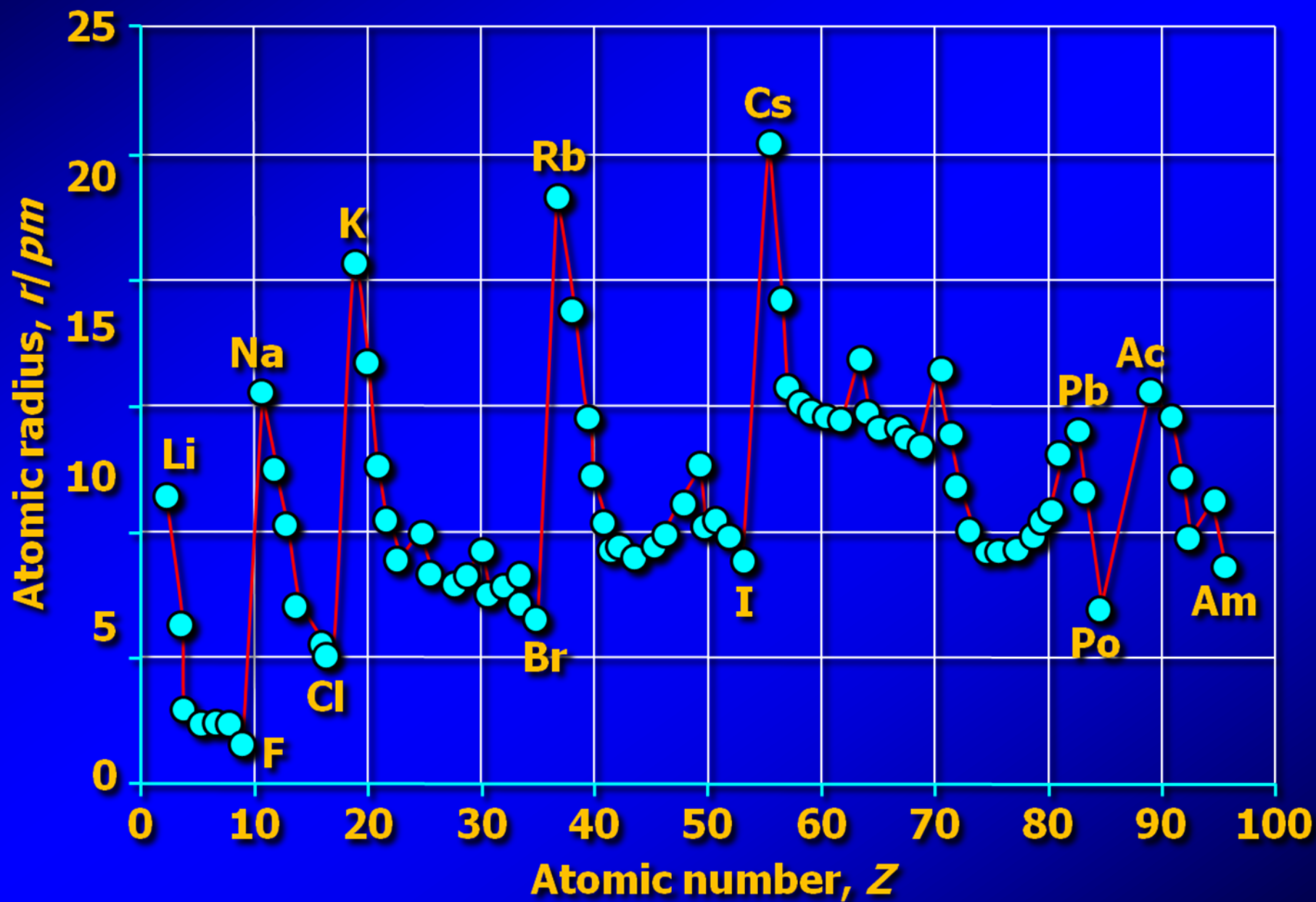
Analiza konfiguracji elektronowych wszystkich pierwiastków prowadzi do wniosku, że można je podzielić nie tylko na grupy – zgodnie z liczbą elektronów walencyjnych (elektrony ostatniej – dla grup głównych oraz ostatniej i przedostatniej – dla grup pobocznych, powłoki elektronowej) tronowej, ale także na bloki – zgodnie z tym, które orbitale zapełniane są elektronami jako ostatnie.

| Grupa | I | II | | | | | | | | | | | III | IV | V | VI | VII | VIII | |
|-------|----------------------|-----------------------|-----------------------|---------------------|---------------------|--------------------|---------------------|--------------------|----------------------|--------------------|----------------------|--------------------|---------------------|---------------------|----------------------|--------------------|---------------------|--------------------|-------------------|
| Okres | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | |
| 1 | 1 H 1,0079 | | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 He 4,0026 |
| 2 | 3 Li 6,941 | 4 Be 9,01218 | | | | | | | | | | | 5 B 10,81 | 6 C 12,011 | 7 N 14,0067 | 8 O 15,9994 | 9 F 18,9984 | 10 Ne 20,179 | |
| 3 | 11 Na 22,98977 | 12 Mg 24,305 | | | | | | | | | | | 13 Al 26,9815 | 14 Si 28,0855 | 15 P 30,9738 | 16 S 32,06 | 17 Cl 35,453 | 18 Ar 39,948 | |
| 4 | 19 K 39,0983 | 20 Ca 40,08 | 21 Sc 44,956 | 22 Ti 47,90 | 23 V 50,9414 | 24 Cr 51,996 | 25 Mn 54,9380 | 26 Fe 55,847 | 27 Co 58,9332 | 28 Ni 58,70 | 29 Cu 63,546 | 30 Zn 65,38 | 31 Ga 69,72 | 32 Ge 72,59 | 33 As 74,9216 | 34 Se 78,96 | 35 Br 79,904 | 36 Kr 83,80 | |
| 5 | 37 Rb 85,4678 | 38 Sr 87,62 | 39 Y 88,9059 | 40 Zr 91,22 | 41 Nb 92,9064 | 42 Mo 95,94 | 43 Tc* (98) | 44 Ru 101,07 | 45 Rh 102,9055 | 46 Pd 106,4 | 47 Ag 107,868 | 48 Cd 112,41 | 49 In 114,82 | 50 Sn 118,69 | 51 Sb 121,75 | 52 Te 127,60 | 53 I 126,9045 | 54 Xe 131,30 | |
| 6 | 55 Cs 132,9054 | 56 Ba 137,33 | 57 La 138,9055 | 72 Hf 178,49 | 73 Ta 180,948 | 74 W 183,85 | 75 Re 186,207 | 76 Os 190,2 | 77 Ir 192,22 | 78 Pt 195,09 | 79 Au 196,9665 | 80 Hg 200,59 | 81 Tl 204,37 | 82 Pb 207,2 | 83 Bi 208,9804 | 84 Po* (209) | 85 At* (210) | 86 Rn (222) | |
| 7 | 87 Fr* (223) | 88 Ra* 226,0254 | 89 Ac* 227,0278 | 104 Ku* (257) | 105 | 106 | 107 | 108 | 109 | 110 | | | | | | | | | |

| | | | | | | | | | | | | | | |
|------------|-----------------------|-----------------------|---------------------|-----------------------|--------------------|--------------------|--------------------|---------------------|--------------------|----------------------|---------------------|----------------------|---------------------|---------------------|
| Lantanowce | 58 Ce 140,12 | 59 Pr 140,9077 | 60 Nd 144,24 | 61 Pm* (145) | 62 Sm 150,4 | 63 Eu 151,96 | 64 Gd 157,25 | 65 Tb 158,925 | 66 Dy 162,50 | 67 Ho 164,9304 | 68 Er 167,26 | 69 Tm 168,9342 | 70 Yb 173,04 | 71 Lu 174,97 |
| Aktynowce | 90 Th* 232,0381 | 91 Pa* 231,0359 | 92 U* 238,029 | 93 Np* 237,0482 | 94 Pu* (244) | 95 Am* (243) | 96 Cm* (247) | 97 Bk* (247) | 98 Cf* (251) | 99 Es* (254) | 100 Fm* (257) | 101 Md* (258) | 102 No* (259) | 103 Lr* (260) |

Dwa początkowe pierwiastki układu okresowego – wodór i hel – ze względu na specyficzne właściwości, często wyodrębniane są z „bloku s” do tzw. „bloku 1s”.

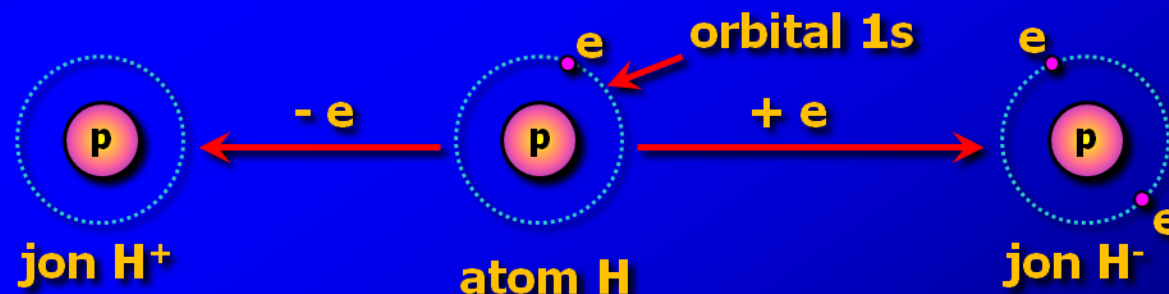
Okresowość zmian promieni atomowych pierwiastków



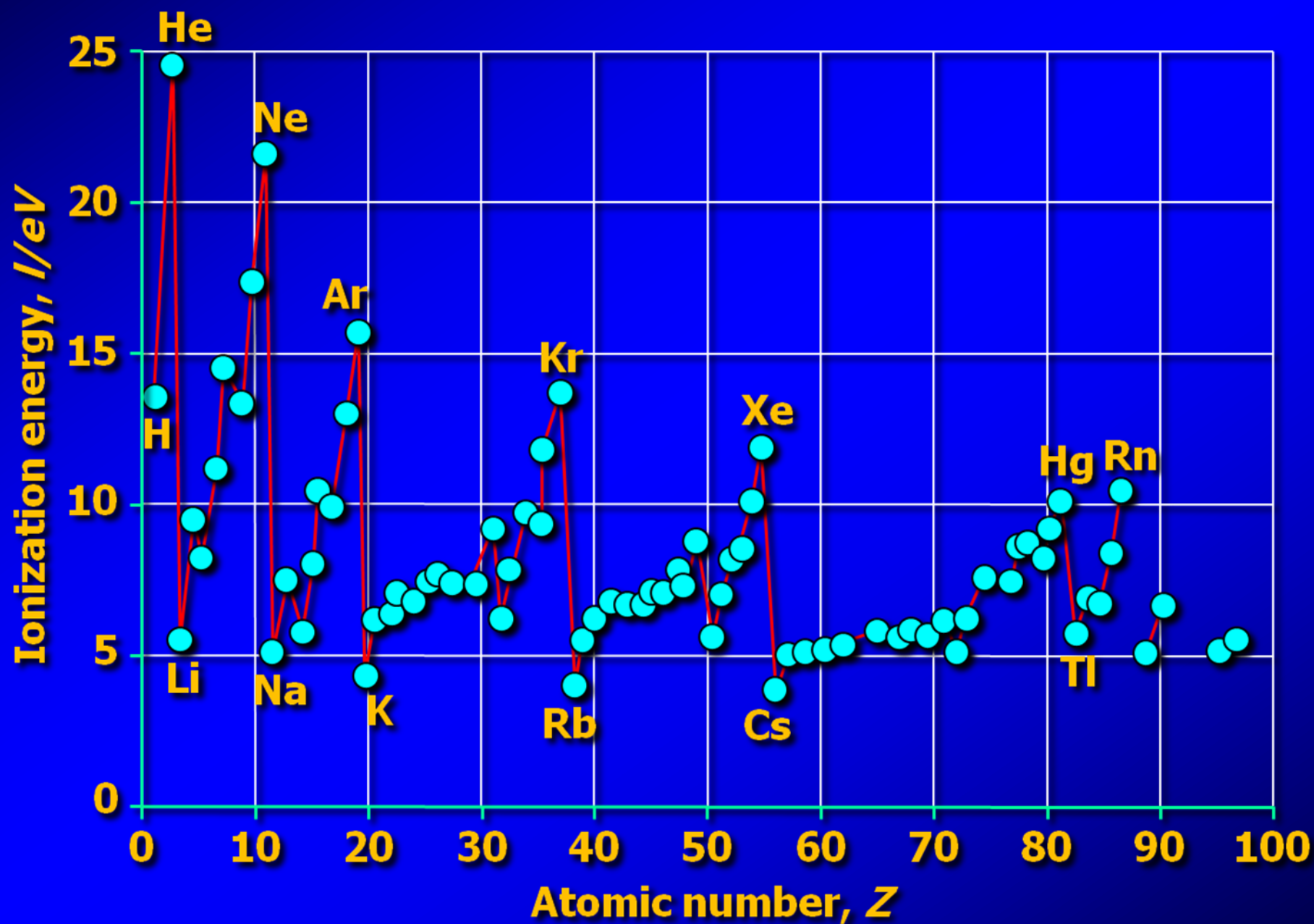
Potencjał jonizacji i powinowactwo elektronowe

Potencjałem jonizacji nazywa się najmniejszą ilość energii jaka jest potrzebna do odłączenia elektronu znajdującego się na podstawowym poziomie energetycznym, od atomu będącego w stanie gazowym.

Powinowactwem elektronowym nazywa się zmianę energii atomu będącego w stanie gazowym, w wyniku przyłączenia elektronu.



Okresowość zmian potencjałów jonizacji pierwiastków



Skale elektroujemności pierwiastków

W przeszłości opracowano kilkanaście różnych skal elektroujemności, m.in.: Paulinga, Mullikena, Allreda-Rochowa, Sandersona czy Allena. Najpowszechniej współcześnie stosowanymi są skale Paulinga i Mullikana.

wg Paulinga

$$\chi_p = (I + P) / 6.3$$

wg Mullikana

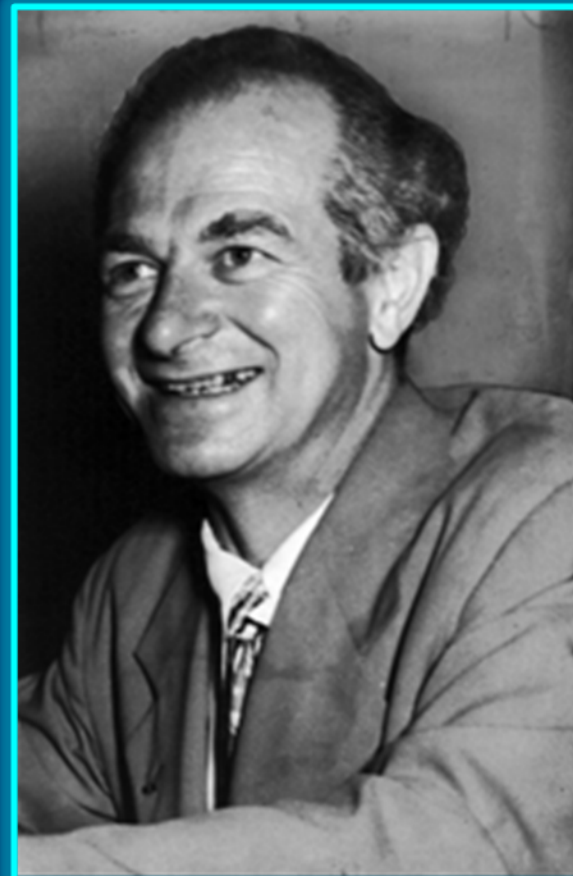
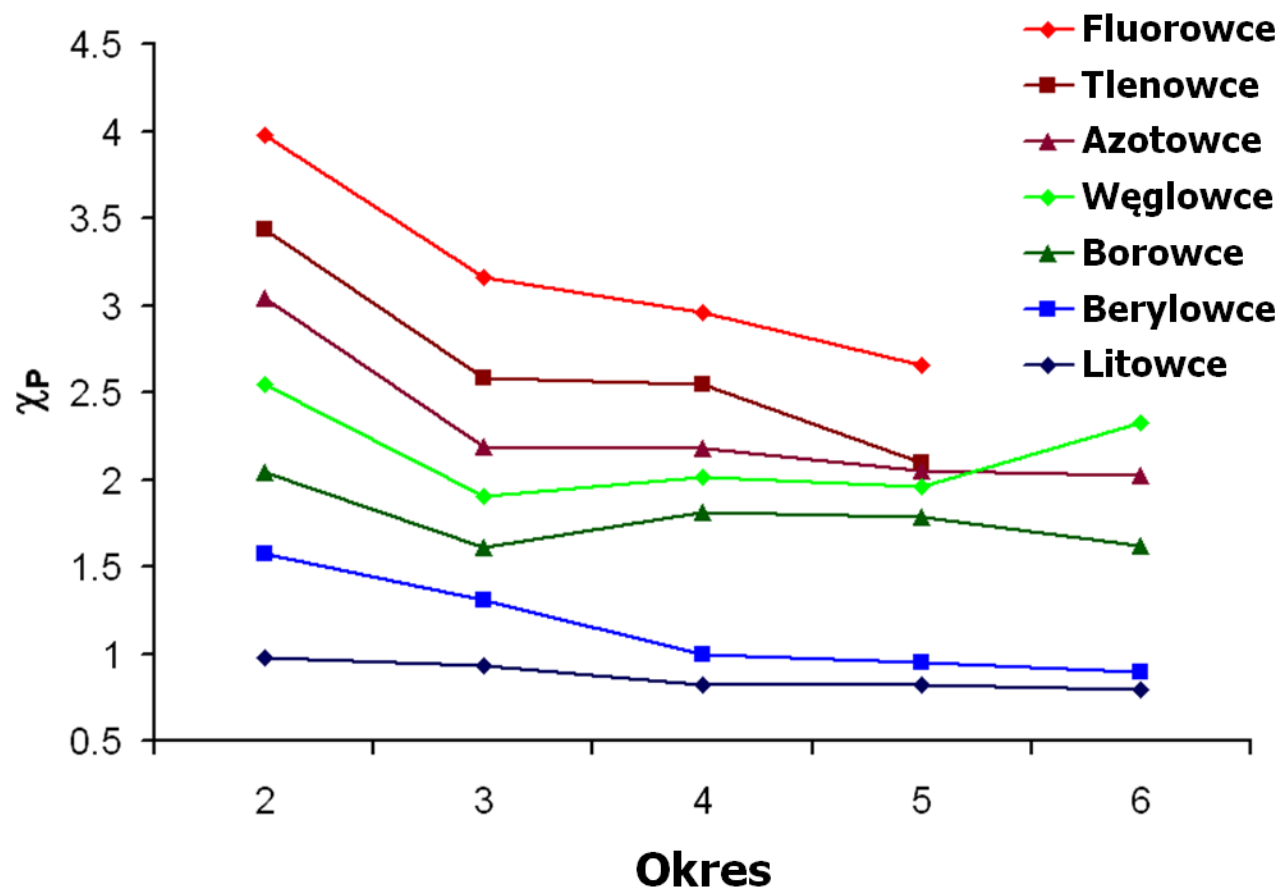
$$\chi_M = \text{const}(I - P)$$

I oraz *P* oznaczają potencjał jonizacji i powinowactwo elektronowe. Obydwie wielkości wyrażone są w kJ/mol.

Wartości elektroujemności w skali Paulinga

| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|-----------|
| H 2,1 | | | | | | | | | | | | | | | | | He |
| Li 1,0 | Be 1,5 | | | | | | | | | | | B 2,0 | C 2,5 | N 3,0 | O 3,5 | F 4,0 | Ne |
| Na 0,9 | Mg 1,2 | | | | | | | | | | | Al 1,5 | Si 1,8 | P 2,1 | S 2,5 | Cl 3,0 | Ar |
| K 0,8 | Ca 1,0 | Sc 1,3 | Ti 1,5 | V 1,6 | Cr 1,6 | Mn 1,5 | Fe 1,8 | Co 1,9 | Ni 1,9 | Cu 1,9 | Zn 1,6 | Ga 1,6 | Ge 1,8 | As 2,0 | Se 2,4 | Br 2,8 | Kr |
| Rb 0,8 | Sr 1,0 | Y 1,2 | Zr 1,4 | Nb 1,6 | Mo 1,8 | Tc 1,9 | Ru 2,2 | Rh 2,2 | Pd 2,2 | Ag 1,9 | Cd 1,7 | In 1,7 | Sn 1,8 | Sb 1,9 | Te 2,1 | I 2,5 | Xe |
| Cs 0,7 | Ba 0,9 | La 1,0 | Hf 1,3 | Ta 1,5 | W 1,7 | Re 1,9 | Os 2,2 | Ir 2,2 | Pt 2,2 | Au 2,4 | Hg 1,9 | Tl 1,8 | Pb 1,9 | Bi 1,9 | Po 2,0 | At 2,2 | Rn |
| Fr 0,7 | Ra 0,9 | Ac 1,1 | <i>Rf</i> | <i>Db</i> | <i>Sg</i> | <i>Bh</i> | <i>Hs</i> | <i>Mt</i> | | | | | | | | | |

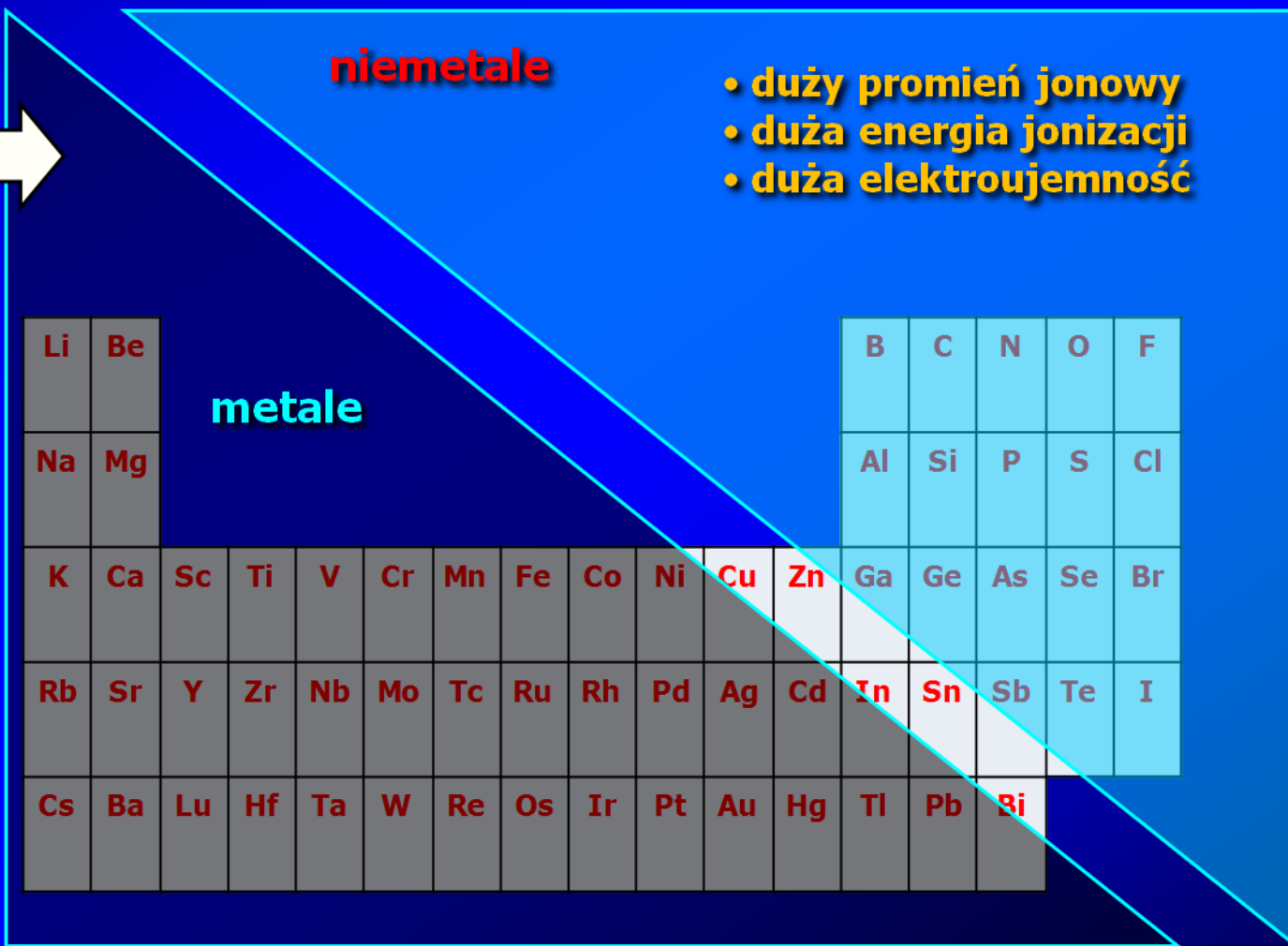
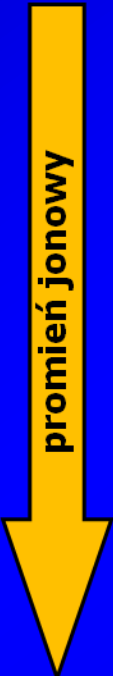
Okresowość zmian elektroujemności w skali Paulinga



Linus Carl Pauling
(1901÷1994)

Okresowość właściwości pierwiastków chemicznych - podsumowanie

- mały promień jonowy
- mała energia jonizacji
- mała elektroujemność



- duży promień jonowy
- duża energia jonizacji
- duża elektroujemność



Zależność struktury sieci metalicznej od położenia pierwiastka w układzie okresowym

| | | | | | | | | | | | | |
|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|--|
| Li | Be | | | | | | | | | | | |
| Na | Mg | | | | | | | | | | | |
| K | Ca | Sc | Ti | V | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | |
| Rb | Sr | Y | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | |
| Cs | Ba | La | Hf | Ta | W | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | |
| Fr | Ra | Ac | Th | Pa | U | | | | | | | |



struktura regularna przestrzennie centrowana



struktura heksagonalna zwarta



struktura regularna zwarta

**Zmienność wzorów związków chemicznych z położeniem pierwiastków
w układzie okresowym**

| Grupa główna | Litowce | Berylowce | Borowce | Węglowce | Azotowce | Tlenowce | Fluorowce |
|----------------------------------------------------------|---------|-----------|-----------|------------------------|---------------------------------|------------------------|------------------------|
| Wzór | | | | | | | |
| Główne kwasy tlenowe | - | - | H_3BO_3 | H_4XO_4 H_2CO_3 | H_3XO_n $n=3,4$ HNO_3 | H_2XO_n $n=2,3,4$ | HXO_n $n=1,2,3,4$ |
| Związki z wodorem (kwasy beztlenowe, słabe zasady) | XH | XH_2 | XH_3 | XH_4 | XH_3 | H_2X | HX |
| Połączenia z tlenem (tlenki) | X_2O | XO | X_2O_3 | XO_2 | X_2O_5 | XO_3 | X_2O_7 |
| Wodorotlenki | XOH | $X(OH)_2$ | $X(OH)_3$ | $X(OH)_4$ | $X(OH)_3$ | $X(OH)_2$ | XOH |

Historia odkrywania pierwiastków

| Grupa | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | |
|--------------|----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|------------|------------|------------|------------|------------|------------|--|
| Okres | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 1 | 1 H | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 He | |
| 2 | 3 Li | 4 Be | | | | | | | | | | | 5 B | 6 C | 7 N | 8 O | 9 F | 10 Ne | |
| 3 | 11 Na | 12 Mg | | | | | | | | | | | 13 Al | 14 Si | 15 P | 16 S | 17 Cl | 18 Ar | |
| 4 | 19 K | 20 Ca | 21 Sc | 22 Ti | 23 V | 24 Cr | 25 Mn | 26 Fe | 27 Co | 28 Ni | 29 Cu | 30 Zn | 31 Ga | 32 Ge | 33 As | 34 Se | 35 Br | 36 Kr | |
| 5 | 37 Rb | 38 Sr | 39 Y | 40 Zr | 41 Nb | 42 Mo | 43 Tc | 44 Ru | 45 Rh | 46 Pd | 47 Ag | 48 Cd | 49 In | 50 Sn | 51 Sb | 52 Te | 53 I | 54 Xe | |
| 6 | 55 Cs | 56 Ba | * | 72 Hf | 73 Ta | 74 W | 75 Re | 76 Os | 77 Ir | 78 Pt | 79 Au | 80 Hg | 81 Tl | 82 Pb | 83 Bi | 84 Po | 85 At | 86 Rn | |
| 7 | 87 Fr | 88 Ra | ** | 104 Rf | 105 Db | 106 Sg | 107 Bh | 108 Hs | 109 Mt | 110 Ds | 111 Rg | 112 Cn | 113 Uut | 114 Uuq | 115 Uup | 116 Uuh | 117 Uus | 118 Uuo | |
| * Lantanowce | | | 57 La | 58 Ce | 59 Pr | 60 Nd | 61 Pm | 62 Sm | 63 Eu | 64 Gd | 65 Tb | 66 Dy | 67 Ho | 68 Er | 69 Tm | 70 Yb | 71 Lu | | |
| ** Aktynowce | | | 89 Ac | 90 Th | 91 Pa | 92 U | 93 Np | 94 Pu | 95 Am | 96 Cm | 97 Bk | 98 Cf | 99 Es | 100 Fm | 101 Md | 102 No | 103 Lr | | |

Przed 1800 (34 pierwiastki): okres przedindustrialny

1800-1849 (24 pierwiastki): rewolucja naukowa i przemysłowa

1850-1899 (26 pierwiastków): okres klasyfikacji pierwiastków; analiza spektralna

1900-1949 (13 pierwiastków): stara teoria kwantów, mechanika kwantowa

1950-1999 (16 pierwiastków): jądrowe techniki kolizyjne

Po 2000 (5 pierwiastków): wysokoenergetyczna synteza jądrowa

Odkrycie najcięższych znanych pierwiastków

| Liczba atomowa | Nazwa | Symbol | Rok odkrycia | Odkrywca | Sposób syntezy |
|----------------|-------------|--------|--------------|----------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| 104 | Rutherford | Rf | 1968 | Albert Ghiorso ¹⁾ | $^{249}_{98}\text{Cf} + ^{12}_6\text{C} \rightarrow ^{257}_{104}\text{Rf} + 4n$ |
| 105 | Dubn | Db | 1970 | | $^{249}_{98}\text{Cf} + ^{15}_7\text{N} \rightarrow ^{260}_{105}\text{Db} + 4n$ |
| 106 | Seaborg | Sg | 1974 | | $^{249}_{98}\text{Cf} + ^{18}_8\text{O} \rightarrow ^{263}_{106}\text{Sg} + 4n$ |
| 107 | Bohr | Bh | 1981 | Gottfried Münzenberg ²⁾ | $^{209}_{83}\text{Bi} + ^{54}_{24}\text{Cr} \rightarrow ^{262}_{107}\text{Bh} + n$ |
| 109 | Meitner | Mt | 1982 | | $^{209}_{83}\text{Bi} + ^{58}_{26}\text{Fe} \rightarrow ^{266}_{109}\text{Mt} + n$ |
| 108 | Hass | Hs | 1984 | | $^{208}_{82}\text{Pb} + ^{58}_{26}\text{Fe} \rightarrow ^{265}_{108}\text{Hs} + n$ |
| 110 | Darmstadt | Ds | 1994 | Sigurd Hofmann ²⁾ | $^{208}_{82}\text{Pb} + ^{62}_{28}\text{Ni} \rightarrow ^{269}_{110}\text{Ds} + n$ |
| 111 | Roentgen | Rg | 1994 | | $^{209}_{83}\text{Bi} + ^{64}_{28}\text{Ni} \rightarrow ^{272}_{111}\text{Rg} + n$ |
| 112 | Kopernik | Cn | 1996 | | $^{208}_{82}\text{Pb} + ^{70}_{30}\text{Zn} \rightarrow ^{277}_{112}\text{Cn} + n$ |
| 114 | Ununquadium | Uuq | 1999 | JINR ³⁾ Dubna | $^{244}_{94}\text{Pu} + ^{48}_{20}\text{Ca} \rightarrow ^{289}_{114}\text{Uuq} + 3n$ |
| 116 | Ununhexium | Uuh | 2000 | | $^{248}_{96}\text{Cm} + ^{48}_{20}\text{Ca} \rightarrow ^{293}_{116}\text{Uuh} + 3n$ |
| 118 | Ununoctium | Uuo | 2002 | JINR ³⁾ Dubna LLNL ⁴⁾ Livermore | $^{249}_{98}\text{Cf} + ^{48}_{20}\text{Ca} \rightarrow ^{294}_{118}\text{Uuo} + 3n$ |
| 113 | Ununtrium | Uut | 2003 | | $^{288}_{115}\text{Uup} \rightarrow ^{284}_{113}\text{Uut} + ^4_2\text{He}$ $^{209}_{83}\text{Bi} + ^{70}_{30}\text{Zn} \rightarrow ^{278}_{113}\text{Uut} + n$ |
| 115 | Ununpentium | Uup | 2003 | | $^{243}_{95}\text{Am} + ^{48}_{20}\text{Ca} \rightarrow ^{291}_{115}\text{Uup}$ |
| 117 | Ununseptium | Uus | 2010 | | $^{249}_{97}\text{Bk} + ^{48}_{20}\text{Ca} \rightarrow ^{294}_{117}\text{Uus} + 3n$ $^{249}_{97}\text{Bk} + ^{48}_{20}\text{Ca} \rightarrow ^{293}_{117}\text{Uus} + 4n$ |

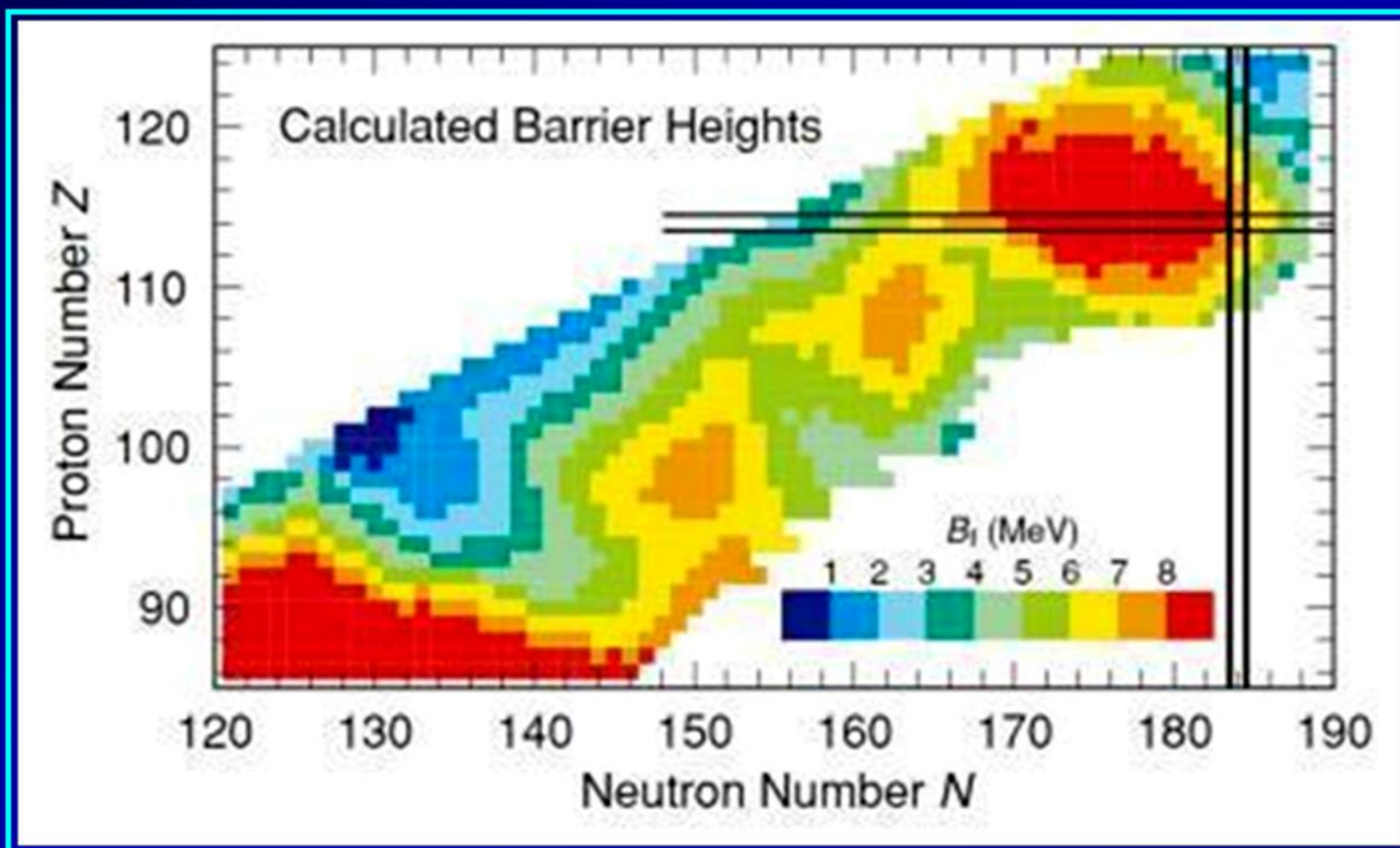
1) Zespół badaczy z Lawrence Berkeley National Laboratory

2) Zespół badaczy z Gesellschaft für Schwerionenforschung Darmstadt

3) Zespół badaczy z Joint Institute for Nuclear Research (Объединённый Институт Ядерных Исследований)

4) Zespół badaczy z Lawrence Livermore National Laboratory

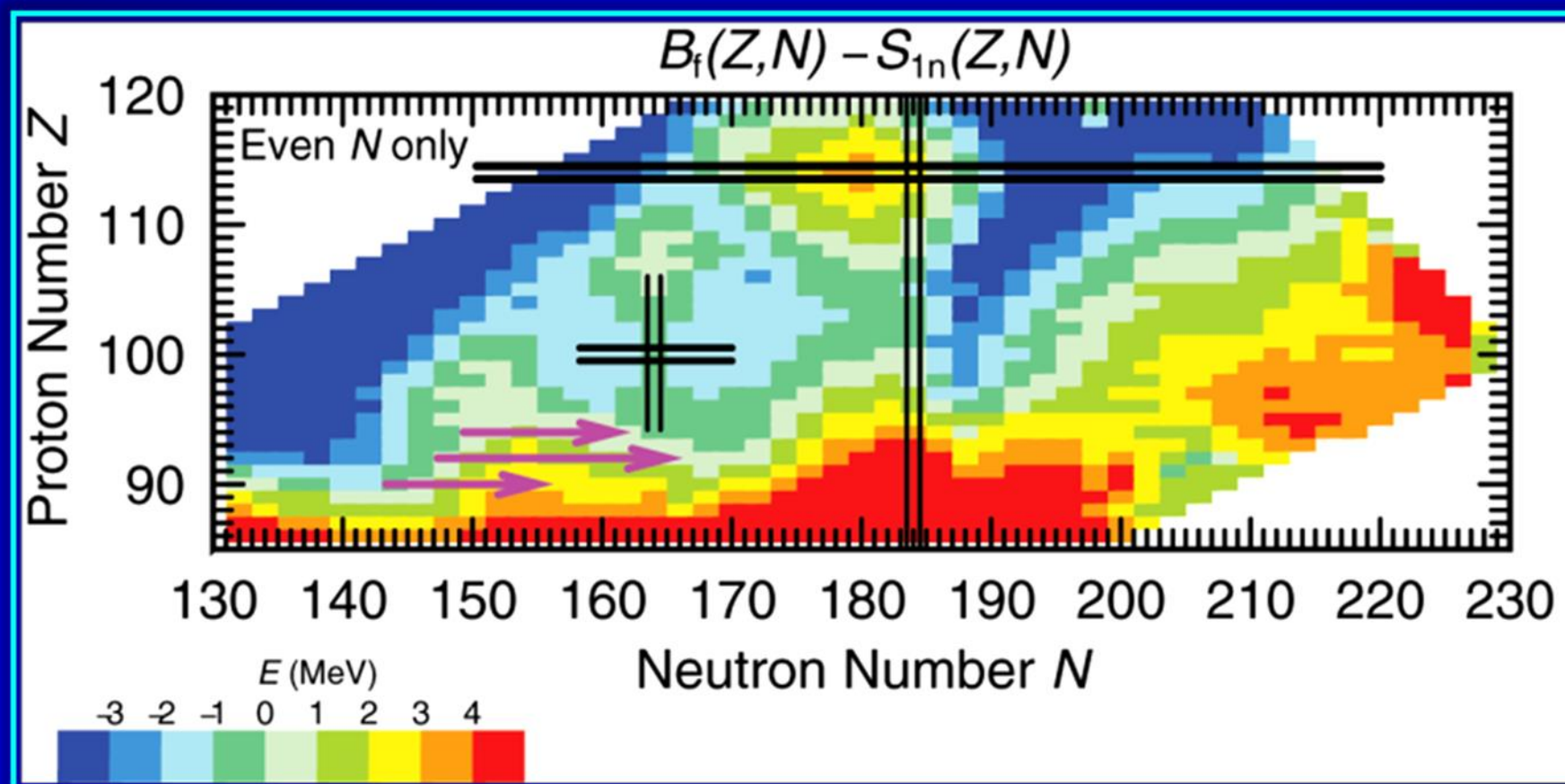
Perspektywy dalszych odkryć pierwiastków



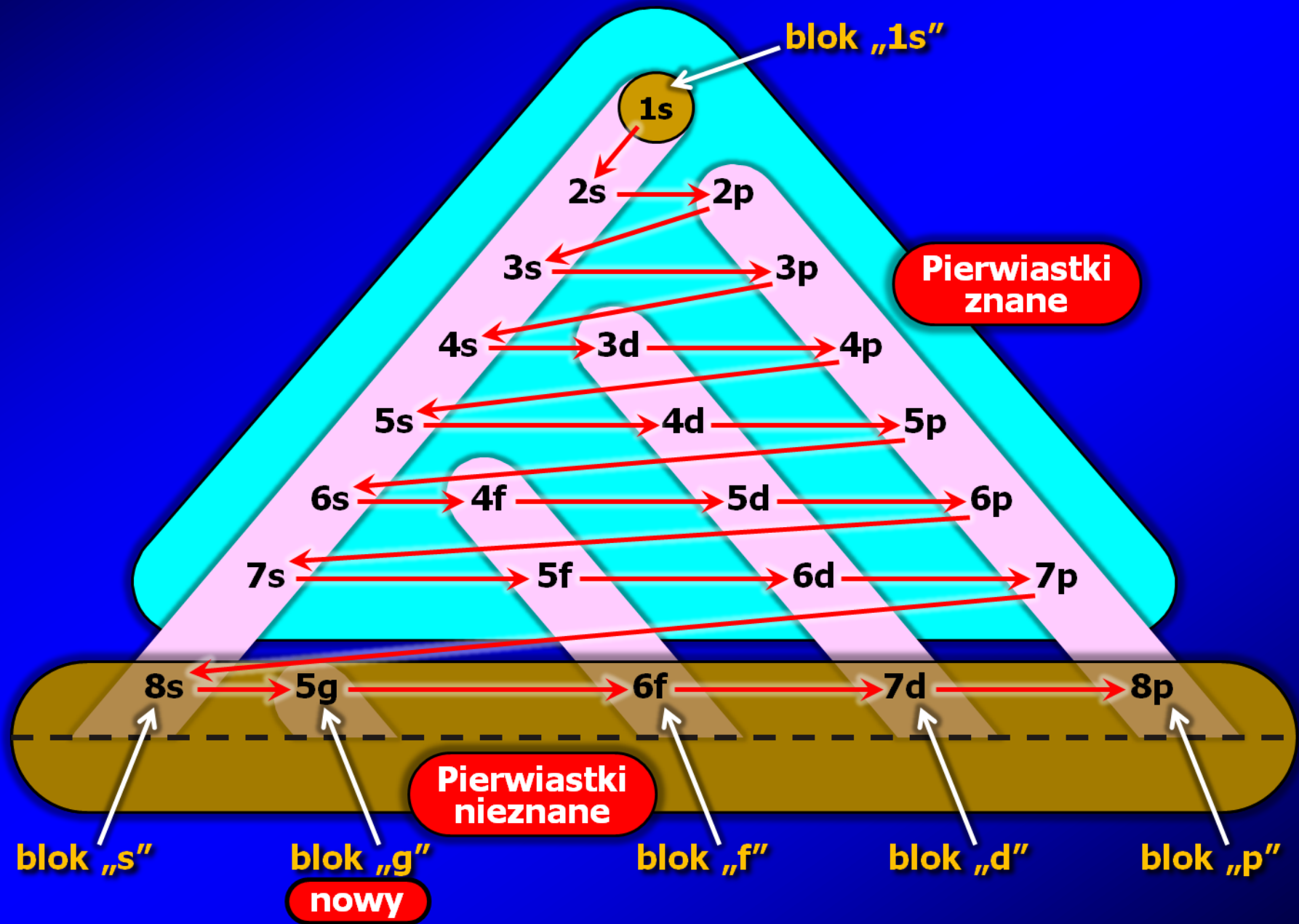
Obecnie naukowcy szukają pierwiastków na granicy jednej z wielu „wysp trwałości nuklidów”. Kilka następných nowych pierwiastków powinno mieć przynajmniej niektóre izotopy o względnie długim czasie połowicznego rozpadu.

Może nie warto szukać nowych pierwiastków?

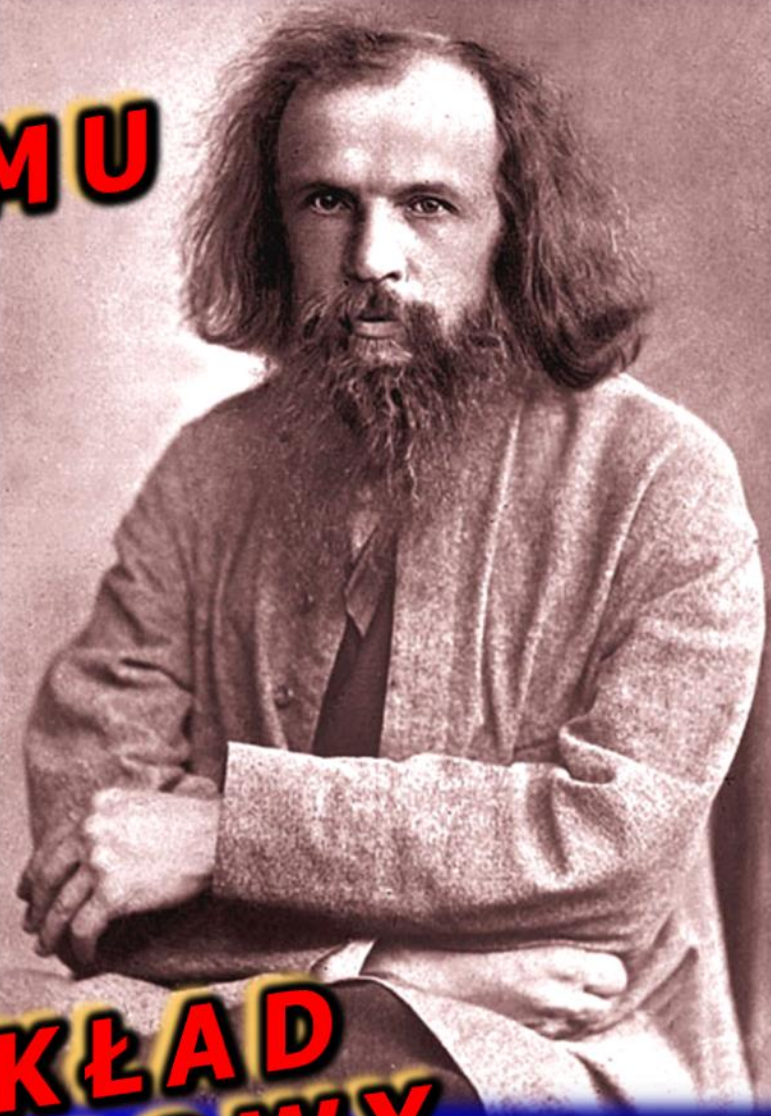
Metody obliczeniowe prowadzą do wniosku, że bardzo ciekawych odkryć można dokonać jeszcze także w obszarze nuklidów będących izotopami znanych już pierwiastków. Jest to atrakcyjna perspektywa dla energetyki jądrowej.



Jak daleko do nowych pierwiastków?



BUDOWA ATOMU



I UKŁAD
OKRESOWY
PIERWIASTKÓW

Andrzej
Szymański