

## Współczesny układ okresowy pierwiastków

Alina Samotus<sup>1</sup>

1																	18	
1 <b>H</b> 1,008																	2 <b>He</b> 4,003	
2	3 <b>Li</b> 6,941	4 <b>Be</b> 9,012											5 <b>B</b> 10,81	6 <b>C</b> 12,01	7 <b>N</b> 14,01	8 <b>O</b> 16,00	9 <b>F</b> 19,00	10 <b>Ne</b> 20,18
3	11 <b>Na</b> 22,99	12 <b>Mg</b> 24,30	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 <b>Al</b> 26,98	14 <b>Si</b> 28,09	15 <b>P</b> 30,97	16 <b>S</b> 32,07	17 <b>Cl</b> 35,05	18 <b>Ar</b> 39,95
4	19 <b>K</b> 39,10	20 <b>Ca</b> 40,08	21 <b>Sc</b> 44,96	22 <b>Ti</b> 47,87	23 <b>V</b> 50,94	24 <b>Cr</b> 52,00	25 <b>Mn</b> 54,94	26 <b>Fe</b> 55,85	27 <b>Co</b> 58,93	28 <b>Ni</b> 58,69	29 <b>Cu</b> 63,55	30 <b>Zn</b> 65,39	31 <b>Ga</b> 69,72	32 <b>Ge</b> 72,61	33 <b>As</b> 74,92	34 <b>Se</b> 78,96	35 <b>Br</b> 79,90	36 <b>Kr</b> 83,80
5	37 <b>Rb</b> 85,47	38 <b>Sr</b> 87,62	39 <b>Y</b> 88,91	40 <b>Zr</b> 91,22	41 <b>Nb</b> 92,91	42 <b>Mo</b> 95,94	43 <b>Tc</b> 98,91	44 <b>Ru</b> 101,1	45 <b>Rh</b> 102,9	46 <b>Pd</b> 106,4	47 <b>Ag</b> 107,9	48 <b>Cd</b> 112,4	49 <b>In</b> 114,8	50 <b>Sn</b> 118,7	51 <b>Sb</b> 121,8	52 <b>Te</b> 127,6	53 <b>I</b> 126,9	54 <b>Xe</b> 131,3
6	55 <b>Cs</b> 132,9	56 <b>Ba</b> 137,3	La-Lu	72 <b>Hf</b> 178,5	73 <b>Ta</b> 180,9	74 <b>W</b> 183,8	75 <b>Re</b> 186,2	76 <b>Os</b> 190,2	77 <b>Ir</b> 192,2	78 <b>Pt</b> 195,1	79 <b>Au</b> 197,0	80 <b>Hg</b> 200,6	81 <b>Tl</b> 204,4	82 <b>Pb</b> 207,2	83 <b>Bi</b> 209,0	84 <b>Po</b> 210,0	85 <b>At</b> 210,0	86 <b>Rn</b> 222,0
7	87 <b>Fr</b> 223,0	88 <b>Ra</b> 226,0	Ac-Lr	104 <b>Rf</b>	105 <b>Db</b>	106 <b>Sg</b>	107 <b>Bh</b>	108 <b>Hs</b>	109 <b>Mt</b>	110 <b>Uun</b>	111 <b>Uuu</b>	112 <b>Uud</b>		114 <b>Uuq</b>				

<b>blok s</b>	<b>blok d</b>	<b>blok p</b>
---------------	---------------	---------------

LANTANOWCE	57 <b>La</b> 138,9	58 <b>Ce</b> 140,1	59 <b>Pr</b> 140,9	60 <b>Nd</b> 144,2	61 <b>Pm</b> 146,9	62 <b>Sm</b> 150,4	63 <b>Eu</b> 152,0	64 <b>Gd</b> 157,2	65 <b>Tb</b> 158,9	66 <b>Dy</b> 162,5	67 <b>Ho</b> 164,9	68 <b>Er</b> 167,3	69 <b>Tm</b> 168,9	70 <b>Yb</b> 173,0	71 <b>Lu</b> 175,0
AKTYNOWCE	89 <b>Ac</b> 227,0	90 <b>Th</b> 232,0	91 <b>Pa</b> 231,0	92 <b>U</b> 238,0	93 <b>Np</b> 237,0	94 <b>Pu</b> 239,1	95 <b>Am</b> 241,1	96 <b>Cm</b> 244,1	97 <b>Bk</b> 249,1	98 <b>Cf</b> 252,1	99 <b>Es</b> 252,1	100 <b>Fm</b> 257,1	101 <b>Md</b> 258,1	102 <b>No</b> 259,1	103 <b>Lr</b> 262,1

<b>blok f</b>
---------------

Rys. 1. Współczesny układ okresowy

Historia układu okresowego rozpoczyna się w 1869 r., gdy Dmitrij Mendelejew (1834–1907) przedstawił w Rosyjskim Towarzystwie Chemicznym w St. Petersburgu pracę, w której postulował, że pierwiastki wykazują periodyczność swoich właściwości chemicznych, gdy ułożą się je według wzrastających ciężarów atomowych. Stwierdzenie to nie było całkowitą nowością i opierało się na wcześniejszej koncepcji triad Doebereinera (Johan Wolfgang Doebereiner, 1780–1849) i prawie oktaw Newlandsa (John Alexander Newlands, 1837–1898). Prawie równocześnie z Mendelejewem podobną koncepcję przedstawił w Niemczech Lothar Meyer (1830–1895). Jednak to właśnie opracowanie Mendelejewa uzyskało pełną akceptację, ponieważ nie tylko wskazywało na okresowe zmiany właściwości znanych wówczas pierwiastków, lecz przewidywało odkrycie nowych pierwiastków i pozostawiało dla nich puste miejsca w układzie okresowym.

<sup>1</sup> Prof. dr hab A. Samotus – profesor w Zakładzie Chemii Nieorganicznej Wydziału Chemii UJ.

Co zmieniło się od czasów Mendelejewa? Przede wszystkim odkryto nowe pierwiastki, które wymagały rekonstrukcji układu okresowego. I tak, kolejno dodano grupę gazów szlachetnych oraz lantanowce i aktynowce, uzupełniono puste miejsca i rozszerzono układ okresowy o pierwiastki niewystępujące w przyrodzie, a otrzymane na drodze sztucznej. Współczesny układ okresowy, w którym ostatnim otrzymanym pierwiastkiem jest pierwiastek 114 (pozostało puste miejsce na odkrycie pierwiastka 113) przedstawiono na rys. 1. Układ ten składa się z 18 grup (których numerację zaznacza się liczbami arabskimi, w odróżnieniu od poprzednio stosowanych liczb rzymskich) i 7 okresów, przy czym lantanowce (od La do Lu) i aktynowce (od Ac do Lr) umieszczone są osobno. Ta forma układu okresowego zwana była formą długą. Dzisiaj stanowi ona „krótką” formę układu okresowego, w odróżnieniu od formy „długiej” przedstawionej na rys. 2.

H																	He													
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne													
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar													
K	Ca							Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr							
Rb	Sr							Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe							
Cs	Ba	La	Ce	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Nd	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uuq					
$ns^{1-2}$		$(n-2)f^{1-14}$													$(n-1)d^{1-10}$										$np^{1-8}$					

Rys. 2. Długa forma układu okresowego

Pierwiastki o liczbie atomowej większej od 100 mają nazwy i symbole oparte na dwóch zasadach. W nomenklaturze systematycznej nazwy tworzy się bezpośrednio z liczb atomowych, stosując rdzenie liczbowe przedstawione w tabeli 1. Rdzenie te łączy się w tej samej kolejności, w jakiej występują cyfry w liczbie atomowej. Kolumna 1 w tabeli 1 podaje liczbę atomową, kolumna 2 – angielską nazwę pierwiastka z zaznaczeniem sposobu tworzenia nazwy, kolumna 3 – nazwę zalecaną w języku polskim, kolumna 4 – uniwersalne symbole pierwiastków w nomenklaturze systematycznej, zaś kolumna 5 – symbole i nazwy nadane przez Unię Chemii Czystej i Stosowanej (IUPAC) pierwiastkom od 101 do 109 i dostosowane do języka polskiego przez Komisję Nomenklatury PTChem.

Obowiązującą zasadą jest nadal tradycyjne nadawanie nazw pierwiastkom, a nomenklaturę systematyczną stosuje się do czasu przeprowadzenia procedury nadania nazwy. Tak więc pierwiastki o liczbach atomowych od 104 do 109 uzyskały nazwy: rutherford (Rf), dubn (Db), seaborg (Sg), bohr (Bh), has (Hs) i meitner (Mt).

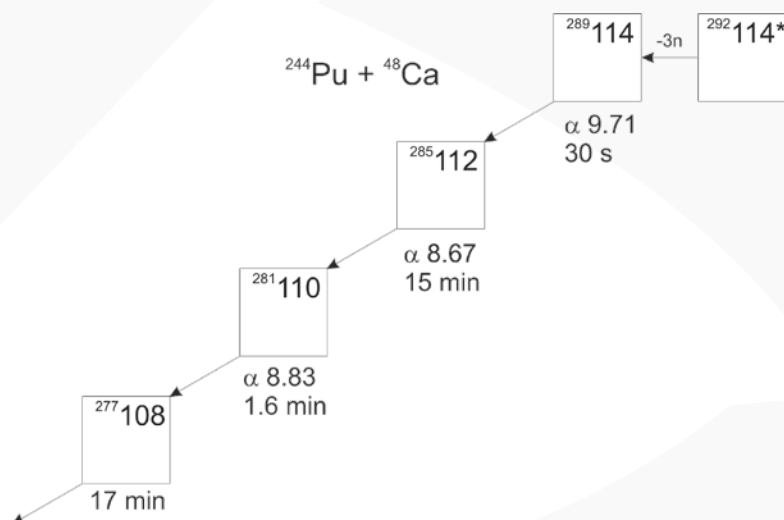
Synteza i identyfikacja pierwszego pierwiastka o liczbie atomowej większej od 92 nastąpiły w 1940 r. na Uniwersytecie Kalifornijskim w Berkeley. Synteza ostatniego z odkrytych pierwiastków miała miejsce w Dubnej pod Moskwą i otrzymano go w wyniku reakcji jądrowej przedstawionej na rys. 3.

0	1	2	3	4	5	6	7	8	9
nil	un	bi	tri	kwad	pent	heks	sept	okt	enn

101	un-nil-unium	unnilum	Unu	Md
102	un-nil-bium	unnilbi	Unb	Nb
103	un-nil-trium	unniltri	Unt	Lr
104	un-nil-quadium	unnilkwad	Unq	Rf (rutherford)
105	un-nil-pentium	unnilpent	Unp	Db (dubn)
106	un-nil-hexium	unnilheks	Unh	Sg (seaborg)
107	un-nil-septium	unnilsept	Uns	Bh (bohr)
108	un-nil-octium	unnilokt	Uno	Hs (has)
109	un-nil-ennium	unnilenn	Une	Mt (meitner)
110	un-un-nilium	ununnil	Uun	
111	un-un-unium	ununum	Uuu	
112	un-un-bium	ununbi	Uub	
113	un-un-trium	ununtri	Uut	
114	un-un-quadium	ununkwad	Uuq	
115	un-un-pentium	ununpent	Uup	
120	un-bi-ninlium	unbinil	Ubn	
200	bi-nil-ninliu8m	binilnil	Bnn	

Tabela 1.

Ze wzrostem liczby atomowej wydajność najcięższych pierwiastków, wytwarzanych przez bombardowanie tarczy ciężkimi jonami, staje się coraz mniejsza. Zmniejszają się również czasy życia aż do milisekundowych lub nawet mikrosekundowych zakresów, tak że identyfikacja staje się trudna. Te czasy połowicznego rozpadu byłyby jeszcze krótsze, gdyby nie obecność zamkniętych powłok nukleonów, które zwiększają trwałość pierwiastków. Biorąc pod uwagę magiczne liczby nukleonów, związane



Rys. 3.

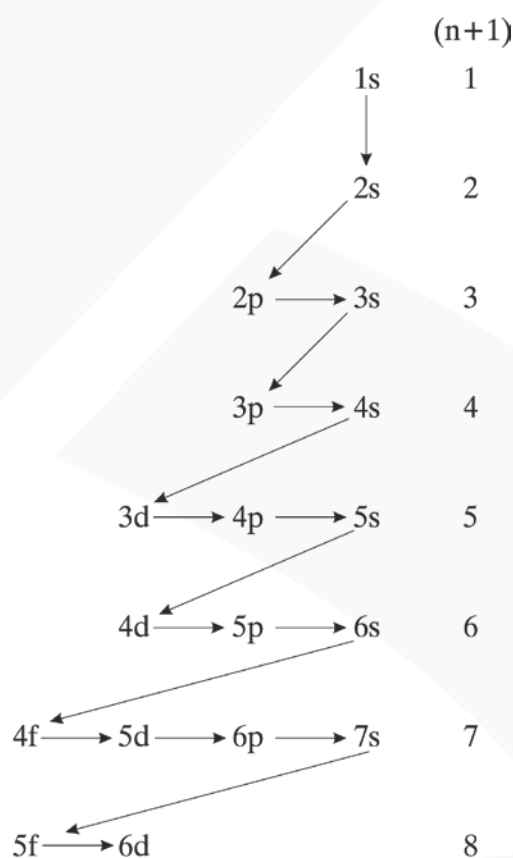


Nowego sensu nabiera teraz prawo okresowości. To nie co ósmy (jak w prawie oktaw), a później co dziewiąty (po odkryciu gazów szlachetnych) pierwiastek powtarza właściwości poprzedniego, ale podobne właściwości fizyczne i chemiczne pojawiają się, gdy  $\Delta Z$  ( $Z =$  liczba atomowa) równa się 2, 8, 8, 18, 18, 32 i 32, jak to ilustruje rys. 2. Zjawisko to jest znowu związane z konfiguracją elektronową pierwiastków, wynikającą z kwantowego charakteru układu. Zwróćmy więc uwagę na kilka aspektów związanych z konfiguracją elektronową pierwiastków.

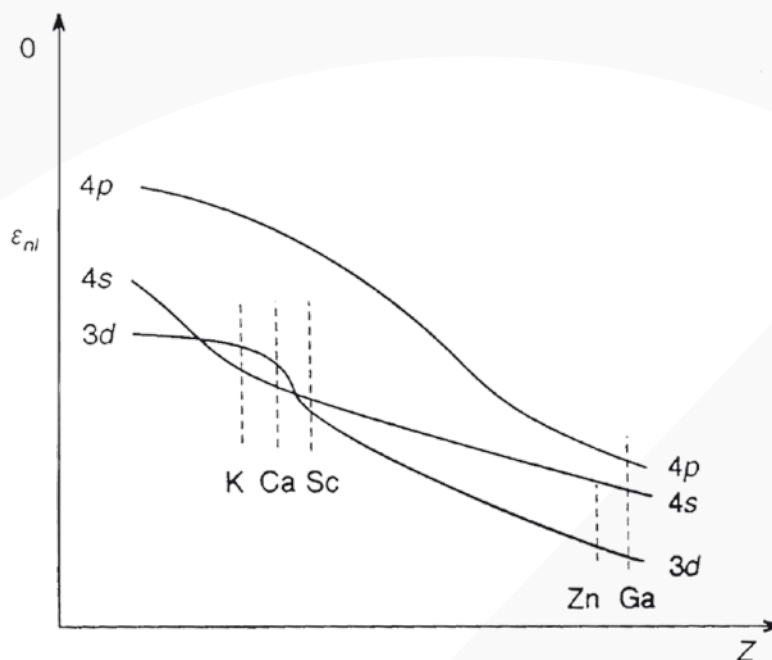
Często mówi się, że elektrony w atomie wieloelektronowym zapełniają podpowłoki zgodnie z kolejnością energetyczną orbitali. Czy jest tak rzeczywiście? Jak wynika z obliczeń, kolejność energetyczna orbitali jest następująca:  $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s \approx 5d \approx 4f \ll 6p < 7s \approx 6d \approx 5f < 7p$ . Jednakże, tam gdzie ta energia jest porównywalna (znak  $\approx$ ), elektrony „mają do wyboru” różne orbitale. Kolejność zapełniania podpowłok elektronami jest na ogół zgodna z wzrastającą sumą głównej i orbitalnej liczby kwantowej ( $n + l$ ), a przy stałej wartości ( $n + l$ ) z wzrastającą wartością głównej liczby kwantowej  $n$ . W ten sposób otrzymuje się znany diagram wskazujący kolejność zapełniania podpowłok elektronami (rys.5).

Zgodnie z przedstawionym schematem można prosto napisać konfigurację elektronową pierwiastków pierwszych trzech okresów. Dalej sytuacja się komplikuje. Dla okresu czwartego kolejność energetyczna orbitali dla lżejszych pierwiastków jest  $4s < 3d < 4p$ , podczas gdy dla cięższych –  $3d < 4s < 4p$  (rys. 6). Na przykład dla skandu energia orbitalna  $3d$  jest mniejsza niż  $4s$ . Dlatego więc skand ma konfigurację elektronową  $[\text{Ar}] 3d^1 4s^2$ , a nie  $[\text{Ar}] 3d^3$  lub  $[\text{Ar}] 3d^2 4s^1$ ? Otóż o konfiguracji elektronowej decyduje całkowita energia atomu  $E$ , która nie jest równa sumie energii orbitalnych wszystkich elektronów. Dla skandu obliczenia wykazują, że:  $E([\text{Ar}] 3d^1 4s^2) < E([\text{Ar}] 3d^2 4s^1) < E([\text{Ar}] 3d^3)$ . Taki wynik jest wypadkową kilku czynników: energii orbitalnych, zmniejszonego odpychania elektronów przy obsadzeniu różnych podpowłok, a także zasięgu przestrzennego poszczególnych orbitali, który dla orbitali  $3d$  jest znacznie mniejszy niż dla  $4s$  (stąd silniejsze odpychanie).

Podobnie jest dla dalszych okresów, a wykres zależności energii orbitalnej od liczby atomowej jest jeszcze bardziej skomplikowany. Znacznym ułatwieniem przy zapisie konfiguracji elektronowej jest jednak fakt, że dla kationów konfiguracje elektronowe są zgodne z podaną wcześniej regułą, to znaczy dla stałej wartości  $(n+l)$  o kolejności decyduje wartość  $n$ .



Rys. 5. Kolejność zapełniania podpowłok elektronami



Rys. 6. Zmiany energii orbitali 3d, 4s i 4p wraz ze wzrostem liczby atomowej

Biorąc to wszystko pod uwagę, lepiej jest zawsze pisać konfigurację elektronową pierwiastków zgodnie z tą regułą, nie rozważając kolejności energetycznej orbitali, a więc np. dla wolframu:  $[\text{Xe}] 4f^{14}5d^46s^2$ , a nie  $[\text{Xe}] 6s^24f^{14} 5d^4$  lub inne kombinacje. Ma to również niebagatelne znaczenie dydaktyczne; jeżeli powstaje odpowiedni jon na przykład wolframu(IV), to jego konfigurację łatwo zapisać przez odjęcie najbardziej „zewnętrznych” elektronów. Otrzymuje się wówczas konfigurację:  $[\text{Xe}] 4f^{14}5d^2$  a nie jak to się zdarza uczniom i studentom:  $[\text{Xe}] 6s^24f^{14}5d^0$ . Preferować również należy zapis konfiguracji elektronowej w postaci: [zamknięta powłoka gazu szlachetnego] elektrony podpowłok zewnętrznych, w porównaniu z pełnym zapisem konfiguracji elektronowej. Jest to nie tylko krótszy sposób zapisu, ale w ten sposób lepiej widać przynależność do określonej grupy układu okresowego i wynikające z tego właściwości fizyczne i chemiczne pierwiastków.

Podziękowania dla Fundacji „PRO CHEMIA” przy Wydziale Chemii UJ za zgodę na przedruk artykułu z czasopisma „Niedziałki” (źródło: „Niedziałki” 4/99(32), s. 61–65).