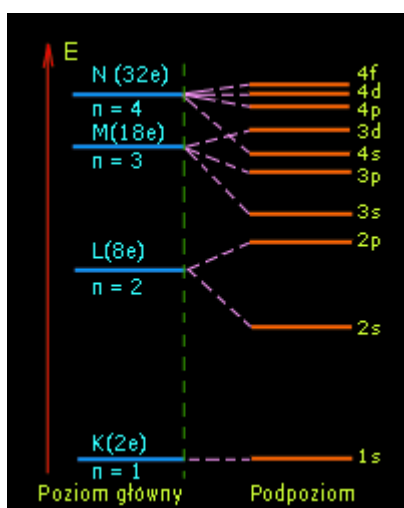


Jeżeli zostało dowiedzione, że własności pierwiastków zależą od wartości liczby atomowej Z , to w kolejnym pytaniu możemy zapytać się – *w jaki sposób konfiguracja elektronowa pierwiastków decyduje o położeniu pierwiastka w układzie okresowym i jaki to ma wpływ na własności pierwiastków?* Na to pytanie postaramy się udzielić odpowiedzi w tym rozdziale.

Poziomy energetyczne powłok i podpowłok elektronowych pierwiastków

Kolejność rozmieszczania elektronów na powłokach i podpowłokach w atomie będzie uwarunkowana energią przypisaną dla określonego poziomu i uwarunkowana zakazem Pauliego. Zmianę energii powłok i podpowłok ilustruje rys. 1. Na lewo od linii przerywanej przedstawiono główne poziomy energetyczne i w nawiasach najwyższe populacje elektronów. Na prawo od linii przerywanej pokazano poziomy składowe.



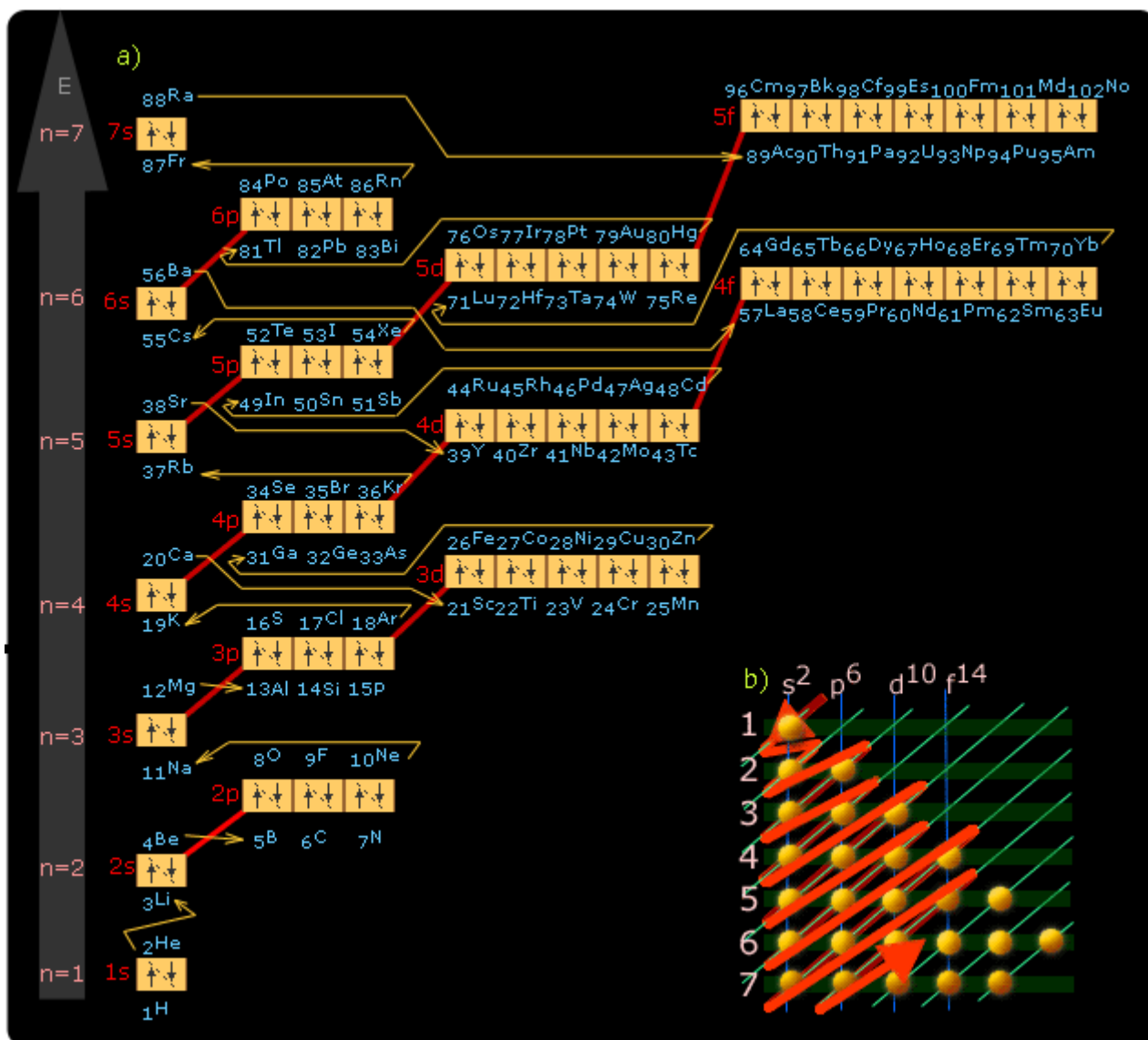
Rys. 1 Schemat poziomów energetycznych

Względne rozmieszczenie podpoziomów nie jest takie samo dla wszystkich pierwiastków, lecz zmienia się wraz z liczbą Z . Cechą charakterystyczną wykresu jest nakładanie się wyższych podpoziomów energetycznych (3d i 4s), które jest jeszcze bardziej skomplikowane po dodaniu do wykresu piątej i szóstej warstwy głównej. Z takiego obsadzania możemy wnioskować że, podpoziom 4s jest energetycznie korzystniejszy, tzn. leży niżej od poziomem 3d, dlatego jest wcześniej zapełniany.

Kolejność wprowadzania elektronów na poszczególne poziomy będzie realizowana zgodnie z **zasadą rozbudowy**, a to oznacza, że kolejne orbitale są zajmowane w porządku wzrastającej energii i będzie przedstawiało się następująco: *pierwszy i drugi elektron wprowadza się na orbital 1s, dwa następne - na orbital 2s, sześć następnym - na trzy orbitale 2p itd.* W wyniku rozmieszczenia elektronów atom uzyskuje określoną **konfigurację elektronową**.

Konfiguracja elektronowa atomu podaje, które stany są w nim obsadzone zgodnie z zakazem Pauliego. **Ten katalog elektronowy stanowi podstawę współczesnego układu okresowego.**

Okazuje się, że w miarę skokowego przyrastania liczby atomowej Z poziomy będą obsadzone w kolejności przedstawionej na rysunku 4.11. Kolejność w jakiej zapełniane są poszczególne poziomy, na rysunku 2 wskazują strzałki. Przedstawiony schemat zapełniania można wykorzystać do przedstawienia konfiguracji elektronowej atomu danego pierwiastka. Tak na przykład, atom azotu ma konfigurację $1s^2 2s^2 2p^3$, a atom skandiu – konfigurację $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$.



Rys. 2 a) Wykres poziomów energetycznych powłok i podpowłok elektronowych pierwiastków b) Kolejność obsadzenia poziomów energetycznych.

To, że orbitale niektórych poziomów energetycznych mieszają się z orbitalami innych poziomów energetycznych o zbliżonych energiach, wykorzystali chemicy do nadania wspólnej nazwy połączonych powłok a nazwę wyprowadzono od helowca. Przykładem jest orbital 3d zmieszany z orbitalami 4s i 4p a powłoka otrzymała nazwę *kryptonowej*. Podobnie postąpiono w przypadku orbitali 4d, 5d, 6d, 4f i 5f.

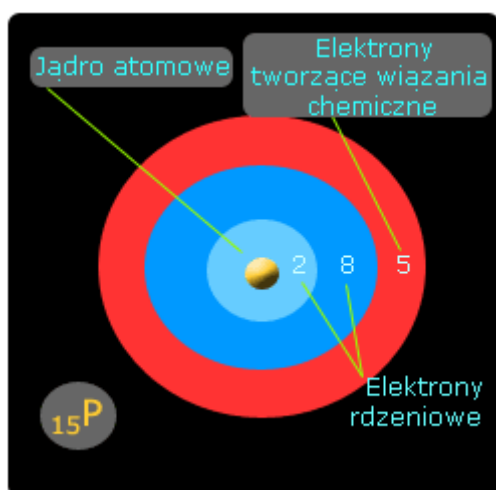
Symbole i nazwy pełnych powłok podano w tablicy 1.

Tablica 1

Powłoki i podpowłoki elektronowe

Nazwa powłoki	Symbol konfiguracji elektronowej w pełnej powłoce z ukazaniem podpowłok
Powłoka helowa	$1s^2$
Powłoka neonowa	$2s^2 2p^6$
Powłoka argonowa	$3s^2 3p^6$
Powłoka kryptonowa	$3d^{10} 4s^2 4p^6$
Powłoka ksenonowa	$4d^{10} 5s^2 5p^6$
Powłoka radonowa	$4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$
Powłoka eko-radonowa	$5f^{14} 6d^{10} 7s^2 7p^6$

Rdzeń atomowy i elektrony uczestniczące w tworzeniu wiązań chemicznych



Rys.3 Model atomu fosforu.

Z wcześniejszego rozdziału dowiedzieliśmy się, że w atomie możemy wyróżnić rdzeń atomowy i powłoki walencyjne zawierające elektrony uczestniczące w tworzeniu wiązań chemicznych. Są to elektrony najwyższego poziomu energetycznego, które w znacznej mierze określają właściwości chemiczne pierwiastków. Elektrony tego poziomu noszą nazwę *elektronów walencyjnych*.

Elektrony walencyjne, to elektrony znajdujące się na powłoce o największej wartości n .

	Elektrony rdzeniowe	Elektrony tworzące wiązania chemiczne
${}^6\text{C}$	$1s^2$	$2s^2 2p^2$
${}^{16}\text{S}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$3s^2 3p^4$
${}^{19}\text{K}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$4s^1$

Rys.4 Rdzenie i elektrony uczestniczące w tworzeniu wiązań chemicznych wybranych atomów.

Rysunek 4 przedstawia zapis konfiguracji elektronowej wybranych atomów z zaznaczeniem elektronów uczestniczących w tworzeniu wiązań chemicznych i elektronów wchodzących w skład rdzenia atomowego. Z przedstawionego zapisu wynika, że elektrony uczestniczące w tworzeniu wiązań chemicznych mogą być umieszczone w różnych powłokach, jak i podpowłokach. W podanych przykładach elektronami walencyjnymi są; w przypadku węgla ${}^6\text{C}$ elektrony drugiej powłoki rozmieszczone w podpowłokach s i p, w przypadku siarki ${}^{16}\text{S}$ elektrony trzeciej powłoki rozmieszczone w podpowłokach s i p oraz w przypadku potasu ${}^{19}\text{K}$ elektron czwartej powłoki rozmieszczony w podpowłoce s.

W atomach o wysokich liczbach atomowych (Z), kiedy występuje nakładanie się poziomów energetycznych, elektronami uczestniczącymi w tworzeniu wiązań chemicznych mogą być elektrony z podpowłok, które nie należą do zewnętrznych powłok elektronowych. Przykładem jest ${}_{31}\text{Ga}$, ${}_{35}\text{Br}$ i ${}_{38}\text{Sr}$. W podanych przykładach konfiguracja elektronowa jest następująca;

${}_{31}\text{Ga} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$ i odpowiednio elektronami walencyjnymi są $4s^2 4p^1$

${}_{35}\text{Br} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ i odpowiednio elektronami walencyjnymi są $4s^2 4p^5$

${}_{38}\text{Sr} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$ i odpowiednio elektronami walencyjnymi są $5s^2$

W każdym podanym przypadku są to elektrony o najwyższych wartościach energii i najslabiej przyciągane przez jądro. Słabe przyciąganie elektronów zewnętrznych powłok przez jądro pozwala im na łatwiejsze przemieszczanie się, co umożliwia ich udział w reakcjach chemicznych.

Grupy i okresy układu okresowego

Budowę współczesnego układu okresowego można wyjaśnić biorąc pod uwagę liczby (Z) elektronów w atomach. Wiemy już, że współczesny układ okresowy składa się z 18 kolumn, pogrupowanych w bloki *s*, *p*, *d* i *f*. Na rys. 5 przedstawiono układ okresowy pierwiastków chemicznych w układzie blokowym uwzględniającym zapełnianie poszczególnych podpowłok elektronami.

UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW

1	2											13	14	15	16	17	18		
1	H																He		
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt										
	blok s		blok d										blok p						
	Lantanowce		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
	Aktynowce		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		
			blok f																

Rys. 5 Układ okresowy pierwiastków (układ blokowy)

Układ okresowy pierwiastków składa się z 18 kolumn, patrz rys.5. Atomy pierwiastków dwóch

pierwszych kolumn, licząc od lewej strony, zapełniają *podpowłoki s*. Atomy pierwiastków dziesięciu następnych kolumn zapełniają elektronami *podpowłoki d*. Atomy pierwiastków ostatnich sześciu kolumn zapełniają *podpowłoki p*. Bloki s i p obejmują grupy główne i cechą charakterystyczną dla tych grup jest liczba elektronów walencyjnych, których liczbę możemy wyznaczyć z numeru grupy. W bloku s numer grupy (1 lub 2) pokrywa się z liczbą elektronów walencyjnych. W bloku p można określić liczbę tych elektronów, odejmując liczbę 10 od numeru grupy.

Bloki układu okresowego oznaczają się literami, które określają ostatnie orbitale obsadzone zgodnie z zasadą rozbudowy powłok. Numer okresu pokrywa się z główną liczbą kwantową powłoki walencyjnej.

Każdy nowy okres odpowiada obsadzeniu powłoki o nowej głównej liczbie kwantowej. Tłumaczy to różne długości okresów. Okres 1 obejmuje tylko dwa pierwiastki, H i He. Atom wodoru o liczbie

atomowej $Z = 1$ ma jeden elektron, który w stanie podstawowym zajmuje najniższy energetycznie orbital s w powłoce $n = 1$. Konfiguracja elektronowa wodoru H: $1s^1$.

Atom helu ($Z = 2$) zawiera dwa elektrony w stanie 1s o przeciwnych spinach. Przy $n = 1$ poboczna liczba kwantowa l może przybierać tylko jedną wartość $l = 0$ i tym samym liczba kwantowa magnetyczna przyjmuje wartość $m = 0$. Dlatego dla $n = 1$ mogą istnieć jedynie dwa stany kwantowe różniące się liczbą spinową s. W atomie helu dwa elektrony o przeciwnych spinach kończą wypełnianie powłoki $n = 1$. Konfiguracja elektronowa helu He: $1s^2$.

Okres 2 obejmuje osiem pierwiastków, od Li do Ne. Lit ($Z = 3$) ma trzy elektrony. Dwa wypełniają powłokę K ($n = 1$), natomiast trzeci elektron rozpoczyna nową powłokę L ($n = 2$) zajmując na niej najniższą energetycznie podpowłokę 2s. Konfiguracja elektronowa litu Li: $1s^2 2s^1$. W stanie 2s mogą występować dwa elektrony, toteż konfigurację elektronową pierwiastka o liczbie atomowej $Z = 4$ berylu możemy zapisać Be: $1s^2 2s^2$. Powłoka L ($n = 2$) obejmuje zgodnie z zakazem Pauliego dwie podpowłoki; $l = 0$ (podpowłoka s) oraz $l = 1$ (podpowłoka p). Dla $l = 1$ magnetyczna liczba kwantowa przyjmuje wartości: $m = -1, 0, +1$. Na trzech orbitalach uwzględniając spinową liczbę kwantową, może pomieścić się sześć elektronów. Zabudowa tej podpowłoki następuje kolejno począwszy od boru ($Z = 5$) poprzez węgiel, azot, tlen, fluor i kończy na neonie ($Z = 10$), który ma wypełnione wszystkie orbitale p. Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$.

Podobnie jak w okresie drugim, w okresie trzecim elektrony kolejno obsadzają podpowłoki 3s i 3p. Całkowite wypełnienie następuje na argonie Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Podpoziom 3d, leżący powyżej podpoziomu 4s, nie zostaje wypełniony w tym okresie.

W czwartym okresie potas i wapń wypełniają podpowłokę 4s. Od skandu, który jest odmienny od swoich homologów w trzeciej grupie: baru i glinu rozpoczyna się wypełnianie dotąd nie obsadzonego dziesięcioelektronowego podpoziomu 3d.

Tym samym zapoczątkowuje w układzie okresowym pierwszą grupę przejściową zawierającą pierwiastki: *skand, tytan, wanad, chrom, mangan, żelazo, kobalt, nikiel, miedź i cynk*. Należy zauważyć, że wypełnianie podpowłoki 3d następuje już dla miedzi (Cu: $[Ar]3d^{10} 4s^1$) na skutek przeskoku jednego elektronu z poziomu 4s na podpoziom 3d. Podobny przeskok ma miejsce dla chromu (Cr: $[Ar]3d^5 4s^1$) dając trwalsze połowkowe obsadzenie podpowłoki 3d.

Część elektronów 3d może brać udział w reakcjach chemicznych razem z elektronami 4s. Dlatego elektrony 3d są również *elektronami walencyjnymi*. Pierwiastki czwartego okresu *od $Z = 21$ do $Z = 30$* , zwane pierwiastkami przejściowymi, zmieniają w szerokim zakresie stopnie utlenienia. Wiąże się to z minimalnym nakładem energii.

Maksymalna wartościowość pierwiastków przejściowych, podobnie jak dla pierwiastków grup głównych (s- i p- elektronowych), jest zgodna z liczbą porządkową grupy: suma elektronów s i d jest zawsze równa numerowi grupy. Pierwiastki przejściowe są metalami, ponieważ w zewnętrznej powłoce mają dwa elektrony s.

Od galu począwszy pierwiastki wypełniają podpowłokę 4p a kończy się na kryptonie.

W okresie piątym wypełnianie podpowłoki 5s, 4d i 5p następuje analogicznie jak w okresie czwartym. Zarówno okres czwarty i piąty nie są całkowicie wypełnione, gdyż zawierają tylko 18 elektronów. Natomiast dla piątego okresu $n = 5$ według zakazu Pauliego możliwych jest 50 różnych stanów kwantowych.

Zupełnienie podpoziomu 4f następuje dopiero w szóstym okresie po wypełnieniu podpoziomu 6s (Cs $Z = 55$ i Ba $Z = 56$). Pierwiastki powstałe przez wypełnienie podpoziomu 4f noszą nazwę *pierwiastków ziem rzadkich*. Pierwiastek o $Z = 57$ lantan, mimo że nadaje nazwę pierwiastków ziem rzadkich - lantanowce, to sam należy do III grupy układu okresowego, ponieważ zaczyna wypełnianie podpowłoki 3d. La: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 d^{10} 4s^2 p^6 d^{10} 5s^2 p^6 d^1 6s^2$

Począwszy od ceru $Z = 58$ zabudowie ulega trzeci od zewnątrz licząc czternastoelektronowy podpoziom 4f. Ze względu na taką samą budowę obu zewnętrznych powłok, właściwości chemiczne i fizyczne lantanowców są niemal identyczne.

Po wypełnieniu podpowłoki 4f (Lu $Z = 71$) dalsze pierwiastki wypełniają kolejną podpowłokę 5d ($Z = 72 - 80$) oraz 6p ($Z = 81 - 86$). Okres szósty zawiera razem $2 + 6 + 10 + 14 = 32$ pierwiastki.

W siódmym okresie najpierw następuje wypełnianie podpowłoki 7s: frans Fr ($Z = 87$) i rad ($Z = 88$). Następny pierwiastek aktynu rozpoczyna grupę aktynowców. Rozbudowa podpowłoki 5f następuje prawdopodobnie u protaktynu przy czym możliwe jest, że pierwszy elektron 5f przyłącza już tor. Nie ustalono to jednoznacznie. Pierwiastek 104 jest niewątpliwie pierwszym pierwiastkiem 6d - elektronowym.

W tablicy 2 podano szczegółowe rozmieszczenie elektronów na poziomach energetycznych.

30 Zn	2	2	6	2	6	10	2												
31 Ga	2	2	6	2	6	10	2	1											
32 Ge	2	2	6	2	6	10	2	2											
33 As	2	2	6	2	6	10	2	3											
34 Se	2	2	6	2	6	10	2	4											
35 Br	2	2	6	2	6	10	2	5											
36 Kr	2	2	6	2	6	10	2	6											
37 Rb	2	8			18		2	6					1						
38 Sr	2	8			18		2	6					2						
39 Y	2	8			18		2	6	1				2						
40 Zr	2	8			18		2	6	2				2						
41 Pb	2	8			18		2	6	4				1						
42 Mo	2	8			18		2	6	5				1						
43 Tc	2	8			18		2	6	5				2						
44 Ru	2	8			18		2	6	7				1						
45 Rh	2	8			18		2	6	8				1						
46 Pd	2	8			18		2	6	10										
47 Ag	2	8			18		2	6	10				1						
48 Cd	2	8			18		2	6	10				2						
49 In	2	8			18		2	6	10				2	1					
50 Sn	2	8			18		2	6	10				2	2					
51 Sb	2	8			18		2	6	10				2	3					
52 Te	2	8			18		2	6	10				2	4					
53 I	2	8			18		2	6	10				2	5					
54 Re	2	8			18		2	6	10				2	6					
55 Cs	2	8			18		2	6	10				2	6					1
56 Ba	2	8			18		2	6	10				2	6					2
57 La	2	8			18		2	6	10				2	6	1				2
58 Ce	2	8			18		2	6	10	2			2	6					2
59 Pr	2	8			18		2	6	10	3			2	6					2
60 Nd	2	8			18		2	6	10	4			2	6					2
61 Pm	2	8			18		2	6	10	5			2	6					2
62 Sm	2	8			18		2	6	10	6			2	6					2
63 Eu	2	8			18		2	6	10	7			2	6					2
64 Gd	2	8			18		2	6	10	7	1		6	1					2
65 Tb	2	8			18		2	6	10	8	2		6	1					2
66 Dy	2	8			18		2	6	10	9	2		6	1					2
67 Ho	2	8			18		2	6	10	10	2		6	1					2

68 Er	2	8	18	2	6	10	11	2	6	1		2			
69 Tu	2	8	18	2	6	10	13	2	6			2			
70 Yb	2	8	18	2	6	10	14	2	6			2			
71 Lu	2	8	18	2	6	10	14	2	6	1		2			
72 Hf	2	8	18	2	6	10	14	2	6	2		2			
73 Ta	2	8	18	2	6	10	14	2	6	3		2			
74 W	2	8	18	2	6	10	14	2	6	4		2			
75 Re	2	8	18	2	6	10	14	2	6	6		2			
76 Os	2	8	18	2	6	10	14	2	6	6		2			
77 Ir	2	8	18	2	6	10	14	2	6	7		2			
78 Pt	2	8	18	2	6	10	14	2	6	9		1			
79 Au	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		1			
80 Hg	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2			
81 Tl	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	1		
82 Pb	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	2		
83 Bi	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	3		
84 Po	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	4		
85 At	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	5		
86 Rn	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	6		
87 Fr	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	6		1
88 Ra	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	6		2
89 Ac	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	6	1	2
90 Th	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10		2	6	2	2
91 Pa	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	2	2	6	1	2
92 U	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	2	2	6	1	2
93 Np	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	5	2	6		2
94 Pu	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	6	2	6		2
95 Am	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6		2
96 Cm	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6	1	2
97 Bk	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	8	2	6	1	2
98 Cf	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	9	2	6	1	2
99 Es	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	10	2	6	1	2
100 Fm	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	11	2	6	1	2
101 Md	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	12	2	6	1	2
102 No	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	13	2	6	1	2
103 Lr	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	1	2
104 Rf	2	8	18	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	2	2

Periodyczność cech fizykochemicznych pierwiastków wynika z powtarzającego się podobieństwa rozkładu elektronów na zewnętrznych powłokach.

Dlatego pierwiastki należące do tej samej kolumny (grupy) układu okresowego mają zbliżone właściwości chemiczne, gdyż mają tę samą liczbę i konfigurację elektronów walencyjnych. Dla tych samych powodów duże podobieństwo wykazują pierwiastki przejściowe, w których zewnętrzna powłoka kolejnych pierwiastków nie zmienia się, a zabudowie ulega, w miarę wzrostu Z , druga od zewnątrz podpowłoka d .

Zrozumienie budowy układu okresowego przez powiązanie go z budową atomów, a ściślej z rozmieszczeniem elektronów na powłokach, rozwiązało jeden z najważniejszych problemów chemicznych. Jeżeli spojrzeć wstecz na drogę prowadzącą do tego celu, widać jak była ona długa i żmudna.

Rezultat tych wysiłków jest jednak prosty i posiada element estetycznej harmonii, ładu i piękna istniejącego w przyrodzie.