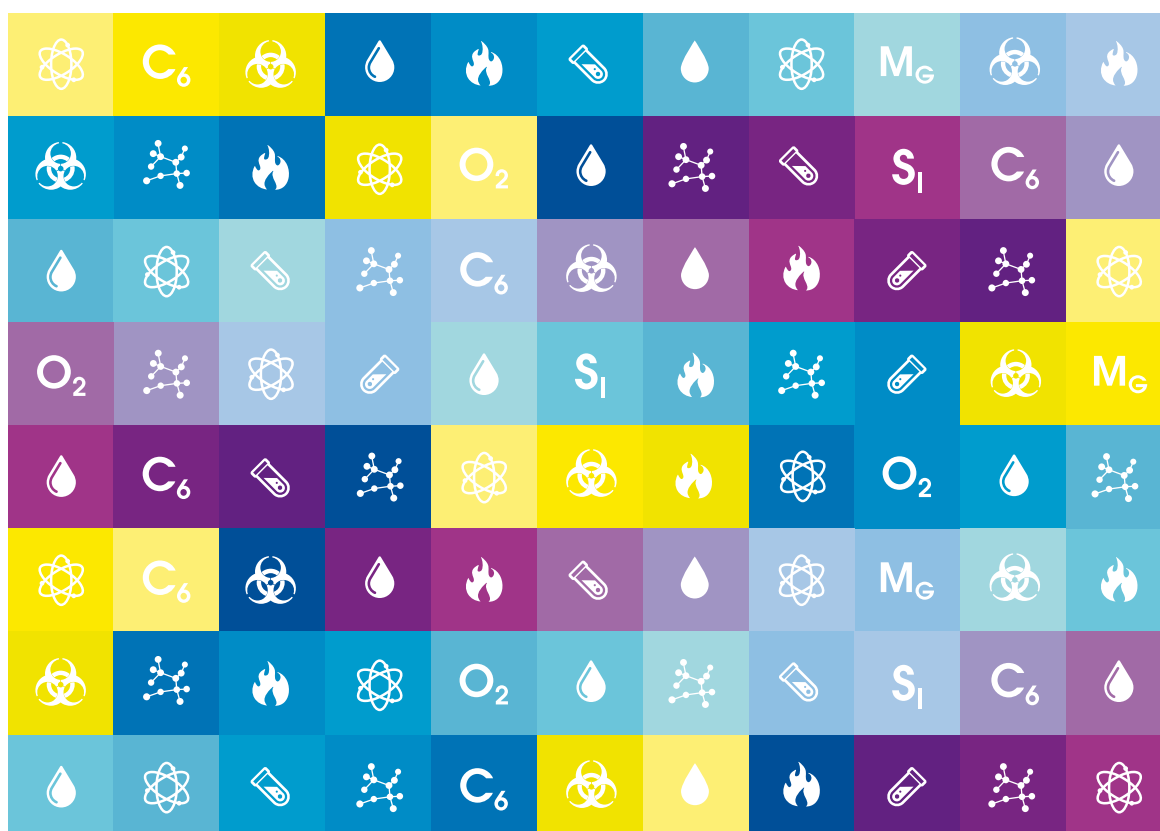


Seria repetytoriów dla szkół średnich

# CHEMIA

## KOREPETYCJE MATURZYSTY



TWÓJ DOMOWY NAUCZYCIEL

NASZ CEL:

**MATURA**

ZDANA NA 100%

Maria Urbańczyk

---

# CHEMIA

KOREPETYCJE MATURZYSTY

OLDSCHOOL

• STARA DOBRASZKOŁA •

Redaktor serii: **Marek Jannasz**

Redakcja i korekta: **Ewa Rux**

Projekt okładki: **Teresa Chylińska-Kur, KurkaStudio**

Projekt makiety i opracowanie graficzne: **Kaja Mikoszevska**

Ilustracje: **Piotr Karczewski**

© Copyright by Wydawnictwo Lingo sp. j., Warszawa 2015

[www.cel-matura.pl](http://www.cel-matura.pl)

ISBN: 978-83-63165-45-1

ISBN wydania elektronicznego: 978-83-7892-269-8

Skład i łamanie: Piotr Karczewski

## Wstęp

**Chemia. Korepetycje maturzysty** to książka, dzięki której utrwalisz i powtórzysz materiał z chemii w zakresie podstawowym i rozszerzonym. Z jej pomocą przygotujesz się nie tylko do lekcji chemii, ale przede wszystkim do egzaminu maturalnego. W kolejnych rozdziałach obok zagadnień teoretycznych znajdziesz typowe zadania maturalne wraz z przykładowymi rozwiązaniami. Możesz też (do czego zachęcam) sprawdzić stan swojej wiedzy, samodzielnie rozwiązując zadania z bloku **Sprawdź się** i porównując swoje odpowiedzi z odpowiedziami podanymi w książce.

Z życzeniami matury na 100 procent

**Maria Urbańczyk**

<b>1. Atom</b>	<b>7</b>	<b>5. Stechiometria</b>	<b>51</b>
1.1. Budowa atomu	8	5.1. Podstawowe prawa chemiczne	52
1.2. Budowa atomu w ujęciu mechaniki kwantowej	8	5.2. Mol i masa molowa	52
1.3. Konfiguracja elektronowa atomu	10	5.3. Objętość molowa	53
1.4. Masa atomowa	12	5.4. Gęstość	55
1.5. Izotopy i promieniotwórczość	13	5.5. Wzór empiryczny i rzeczywisty	56
<b>2. Układ okresowy pierwiastków chemicznych</b>	<b>17</b>	5.6. Stosunek molowy, masowy i objętościowy reagentów	56
2.1. Historia powstania układu okresowego pierwiastków chemicznych	18	5.7. Wydajność reakcji	57
2.2. Budowa układu okresowego pierwiastków chemicznych	18	<b>6. Reakcje utleniania i redukcji</b>	<b>59</b>
2.3. Bloki konfiguracyjne	19	6.1. Stopień utlenienia pierwiastka	60
2.4. Właściwości pierwiastków chemicznych a ich położenie w układzie okresowym	20	6.2. Reakcje redoks	61
<b>3. Wiązania chemiczne</b>	<b>25</b>	6.3. Bilans elektronowy reakcji redoks	63
3.1. Reguła oktetu i dubletu	26	6.4. Szereg aktywności metali	64
3.2. Wiązania chemiczne	26	6.5. Reakcja dysproporcjonowania	65
3.3. Wiązania chemiczne w ujęciu mechaniki kwantowej	28	<b>7. Elektrochemia</b>	<b>67</b>
3.4. Hybrydyzacja orbitali	30	7.1. Ogniw galwanicznych	68
3.5. Oddziaływania i wiązania międzycząsteczkowe	31	7.2. Korozja metali	70
3.6. Geometria cząsteczek	32	7.3. Elektroliza	71
<b>4. Systematyka związków nieorganicznych</b>	<b>37</b>	7.4. Prawa elektrolizy	73
4.1. Tlenki	38	<b>8. Roztwory</b>	<b>77</b>
4.2. Wodorki	41	8.1. Mieszanki	78
4.3. Wodorotlenki i zasady	41	8.2. Rozpuszczalność	80
4.4. Kwasy	44	8.3. Stężenie roztworu	81
4.5. Sole	46	<b>9. Kinetyka</b>	<b>85</b>
		9.1. Szybkość reakcji chemicznej	86
		9.2. Równania kinetyczne	86
		9.3. Czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej	88
		9.4. Katalizatory	89

## 10. Równowaga chemiczna 93

- 10.1. Reakcje odwracalne i nieodwracalne \_\_\_\_\_ 94
- 10.2. Równowaga chemiczna \_\_\_\_\_ 94
- 10.3. Reguła przekory \_\_\_\_\_ 95

## 11. Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów 99

- 11.1. Dysocjacja jonowa \_\_\_\_\_ 100
- 11.2. Dysocjacja elektrolityczna kwasów \_\_\_\_\_ 101
- 11.3. Dysocjacja elektrolityczna zasad \_\_\_\_\_ 101
- 11.4. Dysocjacja elektrolityczna soli \_\_\_\_\_ 102
- 11.5. Stałe dysocjacji kwasów i zasad \_\_\_\_\_ 102
- 11.6. Stopień dysocjacji \_\_\_\_\_ 104
- 11.7. Prawo rozcieńczeń Ostwalda \_\_\_\_\_ 104
- 11.8. Odczyn wodnych roztworów substancji – pH \_\_\_\_\_ 105
- 11.9. Kwasy i zasady Brønsteda-Lowry'ego \_\_\_\_\_ 106
- 11.10. Kwasy i zasady Lewisa \_\_\_\_\_ 107
- 11.11. Reakcja zobojętniania \_\_\_\_\_ 107
- 11.12. Reakcja strącania osadów \_\_\_\_\_ 109
- 11.13. Hydroliza soli \_\_\_\_\_ 111

## 12. Termochemia 115

- 12.1. Energia układu \_\_\_\_\_ 116
- 12.2. Reakcje egzoenergetyczne i endoenergetyczne \_\_\_\_\_ 116
- 12.3. Entalpia układu \_\_\_\_\_ 117

## 13. Charakterystyka wybranych pierwiastków z bloku s 123

- 13.1. Wodór i hel \_\_\_\_\_ 124
- 13.2. Litowce \_\_\_\_\_ 125
- 13.3. Berylowce \_\_\_\_\_ 126

## 14. Charakterystyka wybranych pierwiastków z bloku p 129

- 14.1. Glin \_\_\_\_\_ 130
- 14.2. Węgiel i krzem \_\_\_\_\_ 131
- 14.3. Azot i fosfor \_\_\_\_\_ 134
- 14.4. Tlen i siarka \_\_\_\_\_ 136
- 14.5. Fluorowce \_\_\_\_\_ 138
- 14.6. Gazy szlachetne \_\_\_\_\_ 140

## 15. Charakterystyka wybranych pierwiastków z bloku d i f 141

- 15.1. Chrom \_\_\_\_\_ 142
- 15.2. Mangan \_\_\_\_\_ 145
- 15.3. Żelazo \_\_\_\_\_ 147
- 15.4. Miedź \_\_\_\_\_ 149
- 15.5. Złoto i srebro \_\_\_\_\_ 151

## 16. Węglowodory 153

- 16.1. Alkany \_\_\_\_\_ 154
- 16.2. Alkeny \_\_\_\_\_ 157
- 16.3. Alkiny \_\_\_\_\_ 159
- 16.4. Węglowodory aromatyczne (areny) \_\_\_\_\_ 161
- 16.5. Wpływ kierujący podstawników \_\_\_\_\_ 163
- 16.6. Węglowodory cykliczne \_\_\_\_\_ 165
- 16.7. Izomeria \_\_\_\_\_ 166
- 16.8. Izomeria konstytucyjna \_\_\_\_\_ 166
- 16.9. Stereoizomeria \_\_\_\_\_ 167

## 17. Związki jednofunkcyjne 169

- 17.1. Alkohole i fenole \_\_\_\_\_ 170
- 17.2. Aldehydy i ketony \_\_\_\_\_ 175
- 17.3. Kwasy karboksylowe \_\_\_\_\_ 179
- 17.4. Estry \_\_\_\_\_ 182
- 17.5. Tłuszcze \_\_\_\_\_ 183
- 17.6. Aminy \_\_\_\_\_ 186

<b>18. Związki wielofunkcyjne</b>	<b>189</b>
18.1. Amidy _____	190
18.2. Bezwodniki kwasowe _____	191
18.3. Hydroksykwasy _____	192
18.4. Aminokwasы _____	193
18.5. Białka _____	196
18.6. Kwasy nukleinowe _____	198
18.7. Węglowodany _____	199

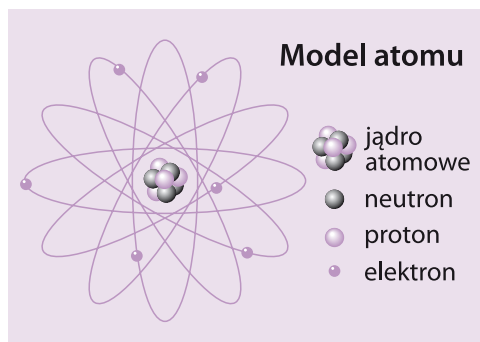
# Rozdział 1.

---

## Atom



## 1.1. Budowa atomu



**Atom** to najmniejsza cząstka pierwiastka chemicznego, posiadająca własności tego pierwiastka. Składa się z **jądra atomowego** i otaczającej go **chmury elektronowej**. W jądrze atomowym znajdują się **nukleony**, czyli **protony** i **neutrony**. Elektrony najbardziej oddalone od jądra atomowego nazywane są **elektronami walencyjnymi**. Jądro atomowe i elektrony niewalencyjne tworzą **rdzeń atomowy**.

Cząstki tworzące atom	Symbol	ładunek elektryczny (e)	Masa (u)
proton	$p, p^+, {}^1_1p$	+1	1
neutron	$n, n^0, {}^1_0n$	0	1
elektron	$e, e^-, {}^0_{-1}e$	-1	$\frac{1}{1840}$

Każdy pierwiastek chemiczny można przedstawić za pomocą zapisu  ${}^A_ZE$ , gdzie **E** – symbol chemiczny pierwiastka, **Z** – **liczba atomowa**, nazywana liczbą porządkową pierwiastka, **A** – **liczba masowa**. Obowiązują następujące zależności:

$$Z = \text{liczba protonów} = \text{liczba elektronów}$$

$$A = \text{liczba protonów (Z)} + \text{liczba neutronów (A - Z)}$$

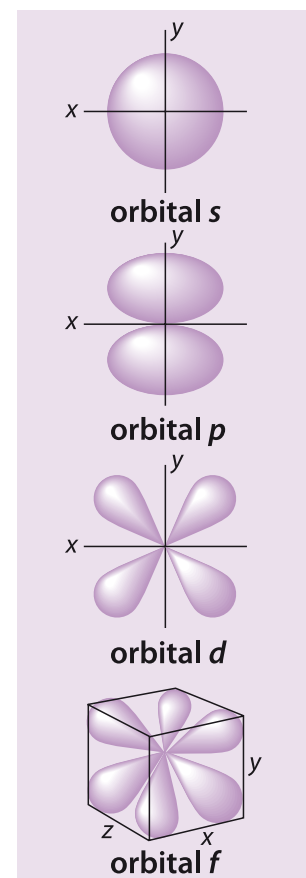
## 1.2. Budowa atomu w ujęciu mechaniki kwantowej

**Elektrony** posiadają własności **korpuskularne** (są cząstkami o określonej masie) oraz **falowe** (mogą się zachowywać jak fale). Aby określić stan elektronu w atomie, stosuje się mechanikę kwantową wraz z jej najważniejszym twierdzeniem – **zasadą nieoznaczoności Heisenberga**. Postulat ten głosi, że nie można jednocześnie wyznaczyć dokładnego położenia i pędu elektronu w atomie, można jedynie rozpatrywać prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w określonym czasie, w przestrzeni wokół jądra atomowego.

Wycinek przestrzeni wokół jądra, gdzie występuje duże prawdopodobieństwo napotkania elektronu nazwano **orbitalem**. Kontur orbitalu odpowiada przestrzeni, w której to prawdopodobieństwo jest największe. **Orbital atomowy** to funkcja falowa  $\Psi$ , która opisuje stan energetyczny elektronu w atomie. **Stan energetyczny** to wartość energii, jaką może przyjmować

dany układ (na przykład elektron, atom). Wyróżnia się stan podstawowy (trwały) o najniższej energii oraz stan wzbudzony (nie-trwały), do którego układ przechodzi, po doprowadzeniu energii z zewnątrz. Orbitale atomowe różnią się kształtem i energią. Im dalej od jądra znajdują się elektrony, tym większa jest energia orbitalu. Kształt orbitalu zmienia się wraz z jego energią. Istnieją cztery typy orbitali atomowych: *s*, *p*, *d* oraz *f*.

**Orbital atomowy *s*** ma kształt kuli (prawdopodobieństwo znalezienia elektronu jest we wszystkich kierunkach w danej odległości od jądra jednakowe) i odpowiada najniższemu poziomowi energetycznemu elektronu w atomie. Każdemu orbitalowi *s* można przypisać dwa elektrony. **Orbital atomowy *p*** przedstawia się za pomocą trzech figur przypominających ósemki. Są one rozmieszczone wzdłuż trzech osi współrzędnych (są prostopadle względem siebie). Orbitalom typu *p* danej powłoki można przypisać w sumie sześć elektronów. **Orbital atomowy *d*** występuje w postaci pięciu złożonych form przestrzennych, a to oznacza, że na danej powłoce orbitalu *d* rozmieszczonych jest dziesięć elektronów. **Orbital atomowy *f*** składa się z siedmiu skomplikowanych form przestrzennych i odpowiada najwyższemu poziomowi energetycznemu elektronu w atomie. Orbitale tego samego typu, ale należące do różnych powłok elektronowych mają takie same kształty, różnią się od siebie rozmiarami i energią.



**Liczby kwantowe** opisują stan energetyczny (kwantowy) elektronu w atomie lub jonie. Wyróżnia się cztery liczby kwantowe:

- n* – główna liczba kwantowa**, określa energię elektronu w atomie, przyjmuje wartości kolejnych liczb naturalnych  $n = 1, 2, 3, \dots$ ; im wyższa główna liczba kwantowa  $n$ , tym większa jest przestrzeń ograniczona konturem;
- l* – poboczna liczba kwantowa**, określa kształt orbitali atomowych, przyjmuje wartości liczb całkowitych od 0 do  $(n - 1)$ ;
- m* – magnetyczna liczba kwantowa**, określa liczbę poziomów orbitalnych, przyjmuje wartości liczb całkowitych, takich że:  $-1 \leq l \leq +1$ ;
- m<sub>s</sub>* – magnetyczna spinowa liczba kwantowa**, określa rzut spinu elektronu (czyli własnego momentu pędu elektronu, wynikającego z jego obrotu wokół własnej osi) na wyróżniony kierunek w przestrzeni, przyjmuje wartości:  $+\frac{1}{2}$  lub  $-\frac{1}{2}$  odpowiadające dwóm przeciwnym kierunkom obrotu elektronu dookoła własnej osi.

Liczbę stanów kwantowych równą maksymalnej liczbie elektronów, które mogą wypełnić daną powłokę elektronową, wyznacza się ze wzoru  $2n^2$ , na przykład dla  $n = 1$ , czyli dla powłoki pierwszej (K) maksymalna liczba elektronów wynosi 2, dla kolejnej  $n = 2$ , czyli powłoki drugiej (L) maksymalna liczba elektronów wynosi 8 itd.

### 1.3. Konfiguracja elektronowa atomu

Elektrony zajmują miejsca na poszczególnych orbitalach zgodnie z określonymi zasadami:

- a) obsadzanie rozpoczyna się zawsze od orbitali o najniższej energii (zajmują miejsca o możliwie najniższej energii);
- b) zgodnie z **zakazem Pauliego** orbital atomowy nie może być obsadzony przez dwa elektrony o jednakowych wartościach wszystkich czterech liczb kwantowych;
- c) elektrony sparowane tworzą parę elektronową  $\uparrow\downarrow$ , natomiast elektrony niesparowane występują pojedynczo  $\uparrow$ ;
- d) zgodnie z **regułą Hunda** w przypadku dwóch (lub więcej) orbitali o tej samej energii, orbitale zapełniane są najpierw pojedynczo (liczba niesparowanych elektronów w danej podpowłoce powinna być możliwie największa), na przykład dla podpowłoki  $3p$  korzystniejsze energetycznie jest rozmieszczenie elektronów pojedynczo, dopiero po zapełnieniu wszystkich poziomów danej podpowłoki tworzą się pary  $\uparrow\downarrow$   $\uparrow$   $\uparrow$   $\uparrow$   $\uparrow\downarrow$   $\uparrow\downarrow$ .

Rozmieszczenie elektronów w atomie, czyli **konfigurację elektronową atomu** można przedstawić w formie:

- a) zapisu powłokowego, gdzie obok symbolu powłoki zapisuje się liczbę elektronów, jaką atom posiada, na przykład dla atomu węgla  ${}_6\text{C}: \text{K}^2\text{L}^4$ ;
- b) zapisu orbitalnego, gdzie stosuje się zapis  $nl^m$ , gdzie  $n$  – numer powłoki elektronowej (główna liczba kwantowa),  $l$  – symbol podpowłoki elektronowej (poboczna liczba kwantowa),  $m$  – liczba elektronów w podpowłoce elektronowej, na przykład dla atomu węgla  ${}_6\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^2$ ;
- c) skróconego zapisu, wykorzystuje się w nim konfigurację elektronową gazu szlachetnego, który poprzedza dany pierwiastek w układzie okresowym; dla atomu węgla przedstawia się następująco  ${}_6\text{C}: [\text{He}] 2s^2 2p^2$ ;
- d) diagramu klatkowego, który zawiera najwięcej informacji na temat rozmieszczenia elektronów w atomie lub jonie, dla atomu węgla  $\begin{array}{c} 1s \\ \uparrow\downarrow \end{array} \begin{array}{c} 2s \\ \uparrow\downarrow \end{array} \begin{array}{c} 2p \\ \uparrow \quad \uparrow \quad \square \end{array}$

Kolejność zajmowania orbitali przez elektrony jest następująca:  $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s$ , co przedstawiono na schemacie.

Istnieje odstępstwo od tej reguły nazywane zjawiskiem **promocji**. Występuje ono, gdy różnice energii pomiędzy wypełnianymi orbitalami są niewielkie. W wyniku promocji na obu sąsiednich typach orbitali znajduje się komplet elektronów niesparowanych, przez co wzrasta symetria przestrzenna orbitali oraz maleje siła odpychania się elektronów. Zjawisko promocji zachodzi między innymi dla atomów chromu, miedzi, molibdenu itd.

	Przykład
1s	1 H $1s^1$
2s 2p	2 He $1s^2$
3s 3p 3d	3 Li $1s^2 2s^1$
4s 4p 4d 4f	4 Be $1s^2 2s^2$
5s 5p 5d 5f 5g	5 B $1s^2 2s^2 2p^1$
6s 6p 6d 6f 6g 6h	6 C $1s^2 2s^2 2p^2$
7s 7p 7d 7f 7g 7h 7i	7 N $1s^2 2s^2 2p^3$
	8 O $1s^2 2s^2 2p^4$
	9 F $1s^2 2s^2 2p^5$
	10 Ne $1s^2 2s^2 2p^6$

Według reguły powinno być:  ${}_{24}\text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$   
 a w rzeczywistości jest:  ${}_{24}\text{Cr}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

Elektrony walencyjne można oznaczyć za pomocą elektronowego wzoru strukturalnego (wzoru Lewisa). Na przykład dla atomu sodu ma on postać:



a dla atomu azotu:



## Zadanie

Pierwiastek X znajduje się w czwartym okresie układu okresowego. Atom tego pierwiastka ma następującą konfigurację elektronową:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . Opisz stan elektronu walencyjnego tego pierwiastka za pomocą czterech liczb kwantowych.

### Rozwiązanie

Elektron walencyjny jest opisany za pomocą podpowłoki:  $4s^1$ . Zapis ten oznacza, że numer powłoki walencyjnej jest równy 4, a elektron walencyjny znajduje się na orbitalu  $s$ . Główna liczba kwantowa ( $n$ ) jest równa numerowi powłoki i wynosi 4. Kształt orbitalu określa poboczna liczba kwantowa ( $l$ ). Orbital  $s$  odpowiada pobocznej liczbie kwantowej równej 0. Liczba poziomów orbitalnych wynosi 0, co oznacza, że magnetyczna liczba kwantowa ( $m$ ) jest równa 0. Na orbitalu  $s$  znajduje się jeden elektron walencyjny.

Główna liczba kwantowa  $n = 4$ ; poboczna liczba kwantowa  $l = 0$ ; magnetyczna liczba kwantowa  $m = 0$ ; magnetyczna spinowa liczba kwantowa  $m_s = +\frac{1}{2}$  lub  $m_s = -\frac{1}{2}$ .

## 1.4. Masa atomowa

Atomowa jednostka masy  $u$  to masa równa  $\frac{1}{12}$  części masy izotopu węgla  $^{12}\text{C}$ :

$$1 u = 0,166 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Masy atomowe pierwiastków chemicznych odczytuje się z układu okresowego pierwiastków chemicznych lub tablic chemicznych. **Masa atomowa** to masa atomu danego pierwiastka chemicznego, wyrażona w atomowych jednostkach masy  $u$ . Masa atomowa pierwiastka chemicznego to średnia masa atomowa wynikająca z liczb masowych jego izotopów i ich procentowej zawartości.

Średnią masę atomową ( $m_a$ ) oblicza się ze wzoru:

$$m_a = \frac{x_1 \cdot A_1 + x_2 \cdot A_2 + \dots + x_n \cdot A_n}{100\%}$$

gdzie:  $m_a$  – średnia masa atomowa pierwiastka chemicznego (mierzona w  $u$ );  $A_1, A_2, \dots, A_n$  – liczby masowe poszczególnych izotopów;  $x_1, x_2, \dots, x_n$  – zawartości procentowe poszczególnych izotopów (określane w %).

### Zadanie

Lit jest mieszaniną dwóch izotopów. Wiedząc, że masa atomowa litu wynosi 6,941  $u$ , oblicz zawartość procentową izotopów litu. Liczby masowe tych izotopów wynoszą 7 i 6.

#### Rozwiązanie

Łączna zawartość obu izotopów ( $x_1$  i  $x_2$ ) wynosi 100%, czyli:

$$x_1 + x_2 = 100\%$$

$$x_2 = 100\% - x_1$$

Podstawiając wartości do wzoru na średnią masę atomową pierwiastka, otrzymujemy:

$$\frac{7x_1 + 6x_2}{100\%} = 6,941$$

$$\frac{7x_1 \cdot (100\% - x_1)}{100\%} = 6,941$$

Po wykonaniu obliczeń, otrzymujemy:  $x_1 = 94,1\%$ , czyli  $x_2 = 100\% - 94,1\% = 5,9\%$ .

**Zawartości procentowe izotopów litu wynoszą odpowiednio: 94,1% oraz 5,9%.**

## 1.5. Izotopy i promieniotwórczość

**Izotopy** to atomy tego samego pierwiastka chemicznego, które posiadają jednakową liczbę atomową  $Z$ , natomiast różnią się liczbą masową  $A$ . Atomy poszczególnych izotopów nazywane są **nuklidami**. Każdy izotop jest nuklidem, ale nie każdy nuklid jest izotopem, ponieważ niektóre nuklidy nie posiadają odmian izotopowych. **Nuklid** to atom o określonej liczbie protonów i neutronów w jądrze atomowym. Większość pierwiastków chemicznych to mieszaniny różnych nuklidów, które mają stały skład procentowy. Chlor jest mieszaniną dwóch nuklidów:  $^{35}_{17}\text{Cl}$  o zawartości 75,78% i  $^{37}_{17}\text{Cl}$  o zawartości 24,22%. Wodór posiada trzy izotopy: prot, deuter i tryt. Izotopy danego pierwiastka mają takie same lub podobne właściwości chemiczne, natomiast różnią się właściwościami fizycznymi.

### Promieniotwórczość

Promieniotwórczość to zjawisko samorzutnego rozpadu jądra połączone z emisją promieniowania. Emitowane mogą być cząstki  $\alpha$  (jądra atomu helu),  $\beta$  (elektron, pozyton lub neutrino) albo  $\gamma$  (foton). Po rozpadzie jądro przechodzi do niższego stanu energetycznego lub zmienia się w jądro innego izotopu lub pierwiastka.

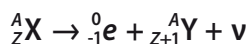
### Naturalne przemiany promieniotwórcze

**Przemiana  $\alpha$**  to rozpad jądra na mniejsze oraz jądro helu. Liczba atomowa ( $Z$ ) zmniejsza się o 2, natomiast liczba masowa ( $A$ ) zmniejsza się o 4:

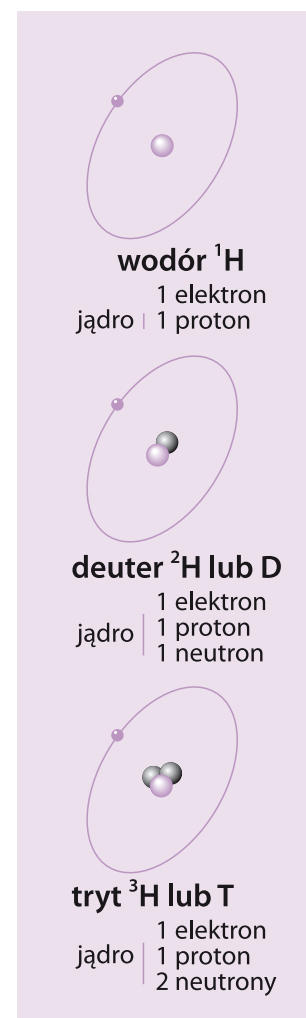


na przykład  ${}^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^{222}_{86}\text{Rn}$

**Przemiana  $\beta^-$**  to rozpad, który zachodzi, gdy jądro atomowe posiada więcej neutronów niż protonów. Dochodzi wówczas do przemiany neutronu w proton i wypromieniowania elektronu oraz neutrino  $\nu$  (dla którego  $A = Z = 0$ , bo neutrino nie jest nukleonem i nie ma ładunku). Liczba atomowa ( $Z$ ) zwiększa się o 1, natomiast liczba masowa ( $A$ ) pozostaje bez zmian:



na przykład  ${}^{14}_6\text{C} \rightarrow {}^0_{-1}\text{e} + {}^{14}_7\text{N} + \nu$



**Przemiana  $\beta^+$**  zachodzi, gdy w jądrze atomowym jest więcej protonów niż neutronów. Polega na emisji z jądra pozytonu, czyli cząstki o masie elektronu i ładunku dodatnim. Liczba atomowa zmniejsza się o 1, natomiast liczba masowa pozostaje bez zmian.

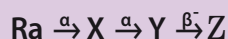


na przykład  ${}^{11}_6C \rightarrow {}^{11}_5B + {}^0_{+1}e + \nu$

**Szereg promieniotwórczy** to szereg reakcji jądrowych, obejmujący od 10 do 14 etapów, które zachodzą do momentu, aż produktem będzie trwały izotop; na przykład szereg uranowo-radowy.

## Zadanie

Określ, jaki pierwiastek chemiczny powstanie w wyniku następujących przemian jądra atomu radu  ${}_{88}\text{Ra}$ .



### Rozwiązanie

Dwie przemiany alfa powodują zmniejszenie się liczby atomowej o 4, jedna przemiana beta powoduje zwiększenie się liczby atomowej o 1, zatem:

$$Z = 88 - 4 + 1 = 85$$

Pierwiastek chemiczny o liczbie atomowej  $Z = 85$  to astat.

W wyniku tych przemian powstanie astat.

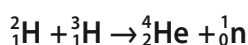
## Sztuczne przemiany promieniotwórcze

Sztucznym przemianom towarzyszy emisja dużej ilości energii. **Rozszczepienie jądra atomowego** polega na jego rozpadzie na dwie lub więcej części na przykład:



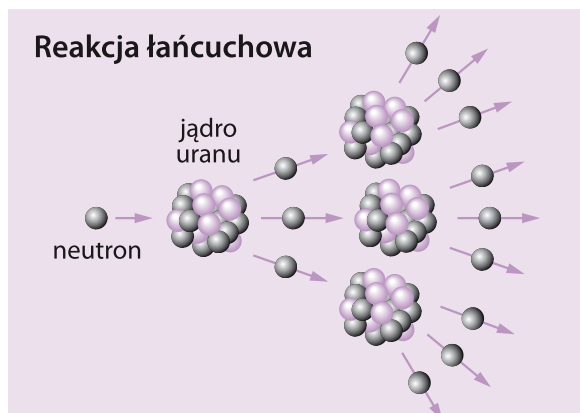
Neutrony, które powstają w wyniku rozszczepienia jądra atomowego bombardują kolejne jądra atomowe i prowadzą do dalszych przemian. Taki proces nosi nazwę **reakcji łańcuchowej**.

**Fuzja jądrowa (synteza termojądrowa)** to reakcja łączenia się jąder atomowych.



W sztucznych przemianach promieniotwórczych suma liczb atomowych jest jednakowa po stronie substratów i produktów. To samo dotyczy liczb masowych.

Szybkość rozpadu promieniotwórczego jest cechą charakterystyczną dla danego pierwiastka chemicznego, zależną od liczby jąder i ich rodzaju, niezależną od warunków zewnętrznych. Miarą szybkości jest **okres połowicznego rozpadu (okres półtrwania)**, oznaczany symbolem  $t_{1/2}$ . Jest to czas, po którym rozpadowi ulega połowa początkowej liczby jąder pierwiastka promieniotwórczego.



$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} = \frac{0,69}{k}$$

gdzie  $k$  to stała szybkości rozpadu promieniotwórczego.

## Zadanie

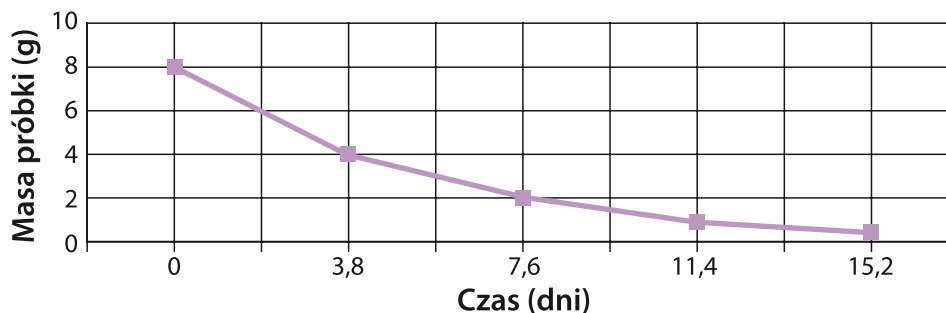
Próbka radonu  ${}^{222}_{86}\text{Rn}$  o masie  $m = 8$  g ulega przemianie promieniotwórczej z czasem połowicznego rozpadu  $t_{1/2} = 3,8$  dnia. Określ, ile tego pierwiastka pozostanie, a ile się rozpadnie po 12 dniach.

### Rozwiązanie

Wyznaczamy punkty pomiarowe i sporządzamy tabelę:

Czas (dni)	0	3,8	7,6	11,4	15,2
Masa próbki (g)	8	4	2	1	0,5

Na podstawie tabeli rysujemy wykres:



Z wykresu odczytujemy, że po 12 dniach pozostanie około 0,8 g próbki, w tym czasie rozpadowi ulegnie 7,2 g badanej próbki.



## Sprawdź się

**Zadanie 1**

Określ liczbę atomową pierwiastka powstającego w wyniku rozpadów promieniotwórczych izotopu radu  $^{223}_{88}\text{Ra}$ , podczas których emitowane są cztery cząstki alfa i trzy cząstki beta. Podaj symbol tego pierwiastka.

$Z = 88$ ; Symbol: **B**

**Zadanie 2**

W atomie pewnego pierwiastka w stanie podstawowym elektrony walencyjne znajdują się na podpowłoce  $2p^3$ . Podaj stan kwantowy każdego z tych elektronów, wpisując odpowiednie wartości trzech liczb kwantowych.

1	0	-1	$m$
---	---	----	-----

1	1	1	$l$
---	---	---	-----

2	2	2	$n$
---	---	---	-----

**Zadanie 3**

Oblicz skład procentowy węgla, wiedząc, że jest on mieszaniną głównie dwóch nuklidów: jednego o 6 neutronach i drugiego o 7 neutronach w jądrze atomowym. Średnia masa atomowa tego pierwiastka chemicznego wynosi 12,011 u.

$\%^{12}\text{C} = 98,91$ ;  $\%^{13}\text{C} = 1,09$

# Rozdział 2.

---

## Układ okresowy pierwiastków chemicznych

## 2.1. Historia powstania układu okresowego pierwiastków chemicznych

Niemiecki chemik Johann Döbereiner w 1829 roku wykazał podobieństwo między trójelementowymi zbiorami pierwiastków o kolejnych masach atomowych. Zauważył, że masa atomowa środkowego pierwiastka chemicznego jest w przybliżeniu równa średniej arytmetycznej mas atomowych pozostałych dwóch pierwiastków. Teorię tę nazwano **prawem triad**. W 1864 roku angielski chemik John Newlands jako pierwszy uszeregował pierwiastki wraz ze wzrastającą masą atomową i zauważył, że co ósmy pierwiastek w szeregu wykazuje podobne właściwości (**prawo oktaw**). W 1869 roku rosyjski chemik Dmitrij Mendelejew odkrył, że właściwości fizyczne i chemiczne pierwiastków uszeregowanych w kolejności rosnących mas atomowych zmieniają się w sposób okresowy. Odkrycie to nazwał **prawem okresowości**. Obecnie używany układ okresowy pierwiastków chemicznych to zmodyfikowana w 1913 roku wersja tablicy Mendelejewa, w której pierwiastki chemiczne uporządkowane są według **wzrastającej liczby atomowej** (stało się to za sprawą badań, jakie prowadził brytyjski fizyk Henry Moseley).

## 2.2. Budowa układu okresowego pierwiastków chemicznych

Układ okresowy to tabela pierwiastków zawierająca siedem poziomych szeregów zwanych **okresami** i osiemnaście pionowych kolumn zwanych **grupami**. Numer okresu jest równy liczbie powłok elektronowych. Grupy 1, 2 oraz 13–18 to grupy główne układu okresowego, natomiast pozostałe, czyli kolumny 3–12 to grupy poboczne (przejściowe). Numer grupy odpowiada liczbie elektronów walencyjnych – atomy pierwiastków chemicznych należących do tej samej grupy mają jednakową konfigurację zewnętrznych powłok elektronowych. W układzie okresowym 18 grupa obejmuje gazy szlachetne, czyli pierwiastki, które są bierne chemicznie (niechętnie wiążą się z innymi pierwiastkami).

### Zadanie

Pierwiastek chemiczny X znajduje się w 15 grupie i 3 okresie układu okresowego. Podaj symbol tego pierwiastka i jego liczbę atomową. Przedstaw w postaci pełnej, skróconej oraz za pomocą schematu klatkowego konfigurację elektronową atomu tego pierwiastka w stanie podstawowym.

**Rozwiązanie**

Pierwiastek należy do 15 grupy, zatem jego atom na zewnętrznej powłoce posiada 5 elektronów. Numer okresu jest równy 3, czyli atom ma 3 powłoki elektronowe. Na podstawie podanego w zadaniu położenia pierwiastka w układzie okresowym znajdujemy jego liczbę atomową, czyli  $Z = 15$ , co oznacza, że posiada on 15 elektronów.

Symbol chemiczny: P

Liczba atomowa: 15

Konfiguracja elektronowa:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

Zapis skrócony konfiguracji elektronowej:  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$

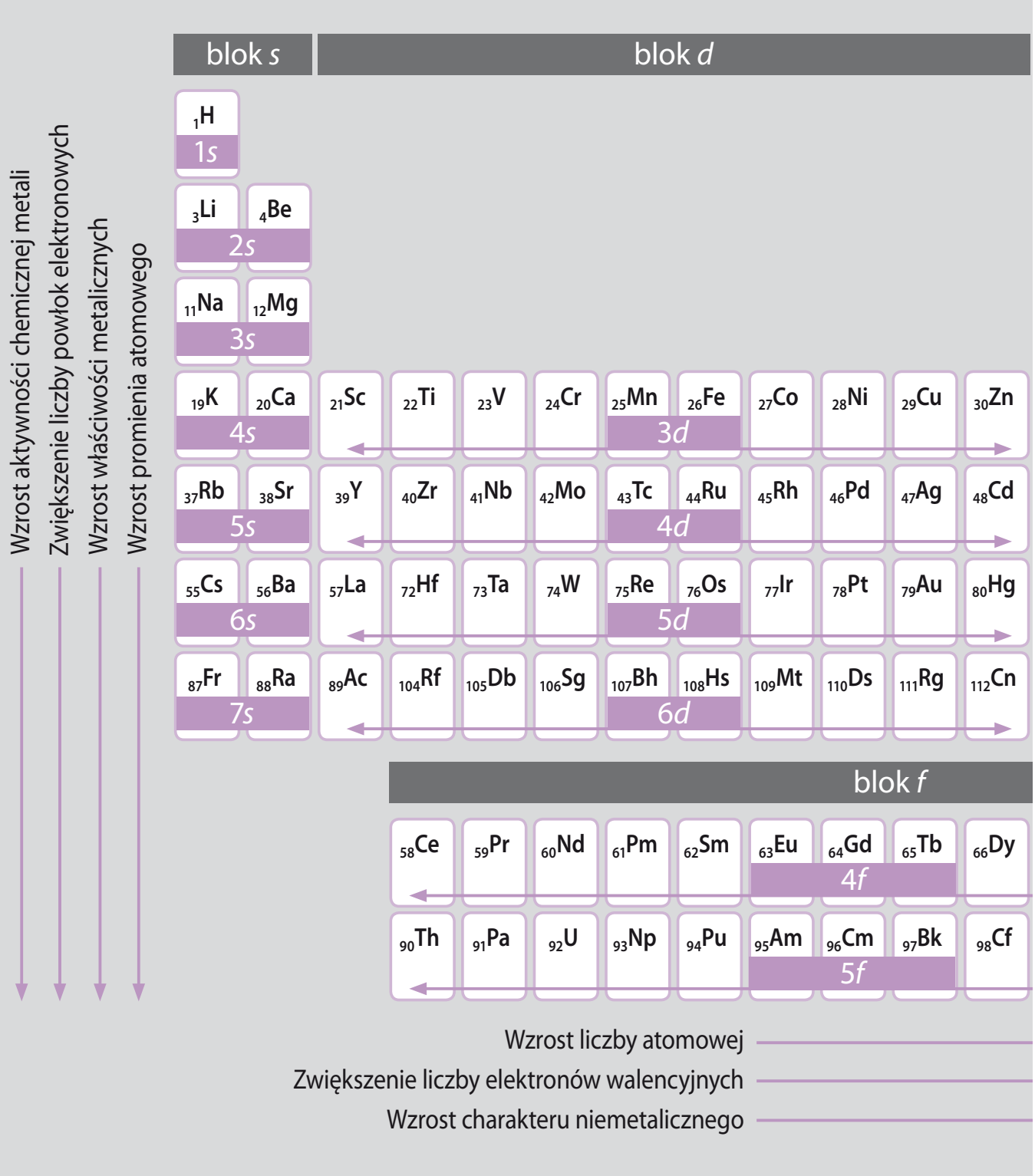
Schemat klatkowy:  ${}_{15}\text{P}$   $\begin{array}{c} 1s \\ \uparrow\downarrow \end{array}$   $\begin{array}{c} 2s \\ \uparrow\downarrow \end{array}$   $\begin{array}{c} 2p \\ \uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow \end{array}$   $\begin{array}{c} 3s \\ \uparrow\downarrow \end{array}$   $\begin{array}{c} 3p \\ \downarrow\downarrow\downarrow \end{array}$

## 2.3. Bloki konfiguracyjne

Układ okresowy pierwiastków podzielony jest na **cztery bloki konfiguracyjne** (bloki energetyczne):

- a) **blok s** obejmuje pierwiastki chemiczne grup 1 i 2 oraz hel; ich atomy mają tylko jedną podpowłokę  $s$  w zewnętrznej powłoce elektronowej ( $n$ ), zapełnioną jednym lub dwoma elektronami ( $s^1$  lub  $s^2$ );
- b) **blok p** obejmuje pierwiastki chemiczne z grup 13–18 z wyjątkiem helu; ich powłoka walencyjna ( $n$ ) składa się z całkowicie zapełnionej podpowłoki  $s$  ( $s^2$ ) i podpowłoki  $p$  zawierającej od jednego do sześciu elektronów (od  $p^1$  do  $p^6$ );
- c) **blok d** obejmuje pierwiastki chemiczne grup 3–12; ich zewnętrzna powłoka ( $n$ ) posiada podpowłokę  $s$  z jednym lub dwoma elektronami ( $s^1$  lub  $s^2$ ), kolejne elektrony zapełniają wewnętrzną ( $n - 1$ ) podpowłokę  $d$  (od  $d^1$  do  $d^{10}$ );
- d) **blok f** tworzą lantanowce i aktynowce; w ich atomach, gdy zapełnione są powłoki zewnętrzne, kolejne elektrony zapełniają wewnętrzną ( $n - 2$ ) podpowłokę  $f$  (od  $f^1$  do  $f^{14}$ ).

## 2.4. Właściwości pierwiastków chemicznych a ich położenie w układzie okresowym



blok p

					2He 1s
5B	6C	7N	8O	9F	10Ne
← 2p →					
13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar
← 3p →					
31Ga	32Ge	33As	34Se	35Br	36Kr
← 4p →					
49In	50Sn	51Sb	52Te	53I	54Xe
← 5p →					
81Tl	82Pb	83Bi	84Po	85At	86Rn
← 6p →					
114Uuq	← 7p →				
←					
67Ho	68Er	69Tm	70Yb	71Lu	
←					
99Es	100Fm	101Md	102No	103Lr	
←					
←					
←					

Wraz ze wzrastającą liczbą atomową zmieniają się w sposób okresowy konfiguracje elektronowe oraz właściwości fizyczne i chemiczne pierwiastków chemicznych.

**Promień atomowy** określa odległość między jądrem atomowym danego pierwiastka chemicznego a najdalej położonymi elektronami. Dla pierwiastków należących do tej samej grupy promień atomowy rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej – jest to związane z zapelnianiem kolejnych powłok elektronowych pierwiastków. Im mniejszy jest promień atomu, czyli im bliżej jądra znajduje się elektron, tym większa energia potrzebna jest do jego oderwania od atomu (energia jonizacji). W obrębie okresu, wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastka maleje promień atomowy, a więc energia jonizacji rośnie. Najwyższe wartości energii jonizacji posiadają helowce.

**Metaliczny charakter** to zdolność atomów do oddawania elektronów. Rośnie w obrębie danej grupy, ponieważ rośnie odległość elektronów walencyjnych od jądra atomowego. Natomiast w obrębie danego okresu, w miarę wzrostu liczby atomowej maleje. Atom pierwiastka w wyniku oderwania jednego lub kilku elektronów tworzy jon dodatni nazywany **kationem**. Promień jonowy kationu jest mniejszy od promienia atomowego.

**Elektroujemność** to zdolność atomu do przyłączania elektronów. Atom pierwiastka w wyniku przyłączenia jednego lub kilku elektronów tworzy jon ujemny nazywany **anionem**. Powstały promień anionowy jest większy od promienia atomowego. W celu ilościowego zdefiniowania elektroujemności stosuje się **skalę Paulinga**. Pierwiastki metaliczne cechuje mała elektroujemność, natomiast niemetale posiadają duże wartości elektroujemności. Gdy wzrasta elektroujemność,