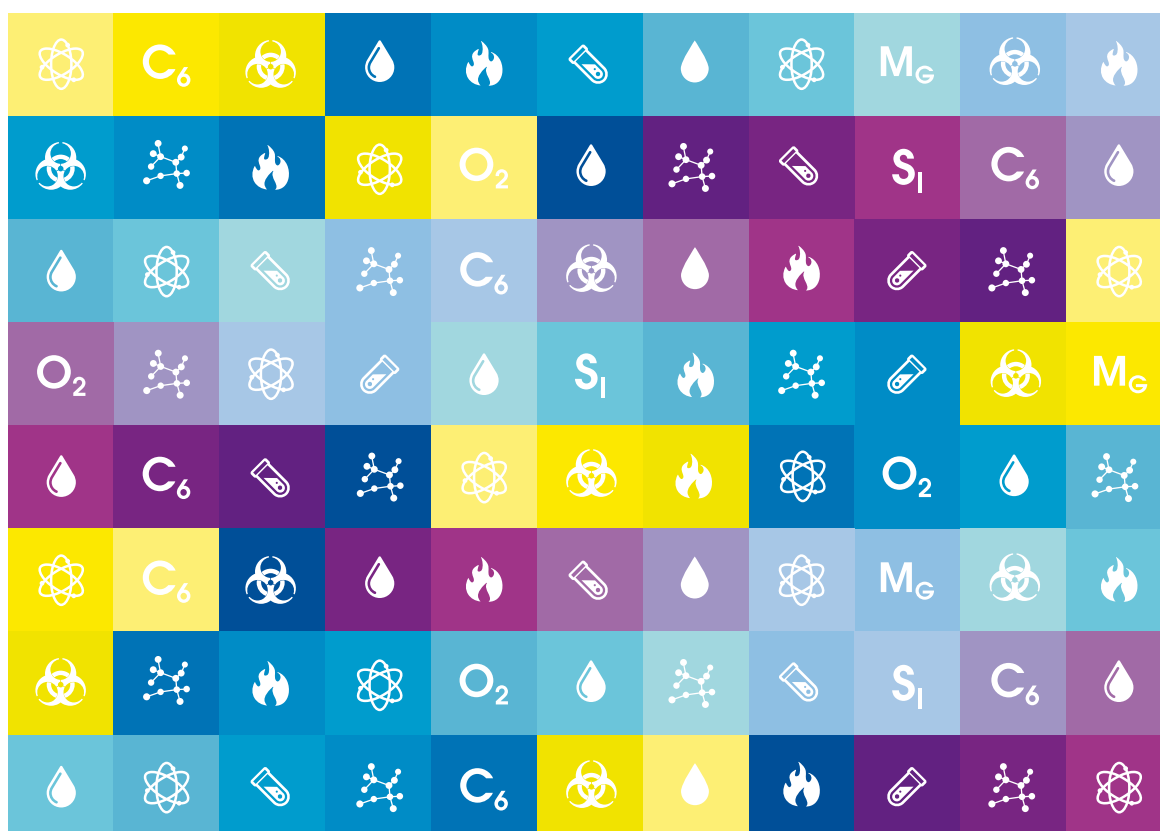


Seria repetytoriów dla szkół średnich

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

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

1. Atom	7	5. Stechiometria	51
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
2. Układ okresowy pierwiastków chemicznych	17	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	6. Reakcje utleniania i redukcji	59
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
3. Wiązania chemiczne	25	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	7. Elektrochemia	67
3.4. Hybrydyzacja orbitali	30	7.1. Ogniw galwaniczne	68
3.5. Oddziaływania i wiązania międzycząsteczkowe	31	7.2. Korozja metali	70
3.6. Geometria cząsteczek	32	7.3. Elektroliza	71
4. Systematyka związków nieorganicznych	37	7.4. Prawa elektrolizy	73
4.1. Tlenki	38	8. Roztwory	77
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	9. Kinetyka	85
		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

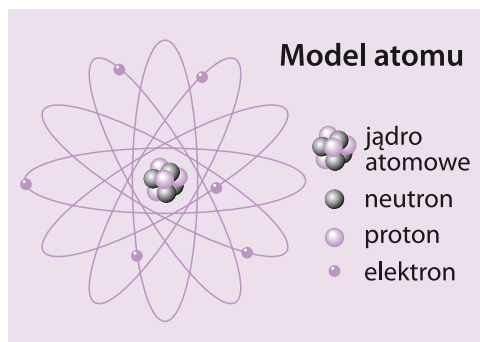
- 17.1. Alkohole i fenole _____ **170**
- 17.2. Aldehydy i ketony _____ **175**
- 17.3. Kwasy karboksylowe _____ **179**
- 17.4. Estry _____ **182**
- 17.5. Tłuszcze _____ **183**
- 17.6. Aminy _____ **186**

18. Związki wielofunkcyjne	189
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

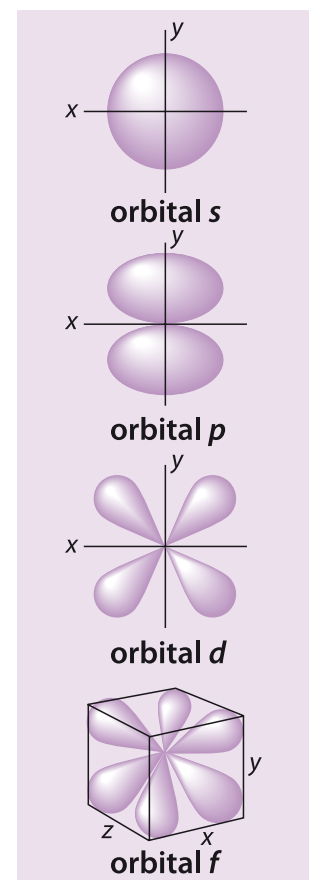
Elektrony posiadają własności **korpuskularne** (są cząstkami o określonej masie) oraz **falowe** (mogą się zachowywać jak fale). Aby określić stan elektronu w atomie, stosuje się mechanikę kwantową wraz z jej najważniejszym twierdzeniem – **zasadą nieoznaczoności Heisenberga**. Postulat ten głosi, że 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 Ψ , która opisuje stan energetyczny elektronu w atomie. **Stan energetyczny** to wartość energii, jaką może przyjmować

1. Atom

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_s – 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:

- obsadzanie rozpoczyna się zawsze od orbitali o najniższej energii (zajmują miejsca o możliwie najniższej energii);
- zgodnie z **zakazem Pauliego** orbital atomowy nie może być obsadzony przez dwa elektrony o jednakowych wartościach wszystkich czterech liczb kwantowych;
- elektrony sparowane tworzą parę elektronową $\uparrow\downarrow$, natomiast elektrony niesparowane występują pojedynczo \uparrow ;
- 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 $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow ~~$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$~~ .

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

- zapisu powłokowego, gdzie obok symbolu powłoki zapisuje się liczbę elektronów, jaką atom posiada, na przykład dla atomu węgla ${}_6\text{C}: \text{K}^2\text{L}^4$;
- 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 ${}_6\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^2$;
- skróconego zapisu, wykorzystuje się w nim konfigurację elektronową gazu szlachetnego, który poprzedza dany pierwiastek w układzie okresowym; dla atomu węgla przedstawia się następująco ${}_6\text{C}: [\text{He}] 2s^2 2p^2$;
- diagramu klatkowego, który zawiera najwięcej informacji na temat rozmieszczenia elektronów w atomie lub jonie, dla atomu węgla $\begin{array}{c} 1s \quad 2s \quad 2p \\ \uparrow\downarrow \quad \uparrow\downarrow \quad \uparrow \quad \uparrow \quad \square \end{array}$

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.

1. Atom

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 1 H $1s^1$ 2 He $1s^2$ 3 Li $1s^2 2s^1$ 4 Be $1s^2 2s^2$ 5 B $1s^2 2s^2 2p^1$ 6 C $1s^2 2s^2 2p^2$ 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}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 α (jądra atomu helu), β (elektron, pozyton lub neutrino) albo γ (foton). Po rozpadzie jądro przechodzi do niższego stanu energetycznego lub zmienia się w jądro innego izotopu lub pierwiastka.

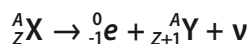
Naturalne przemiany promieniotwórcze

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

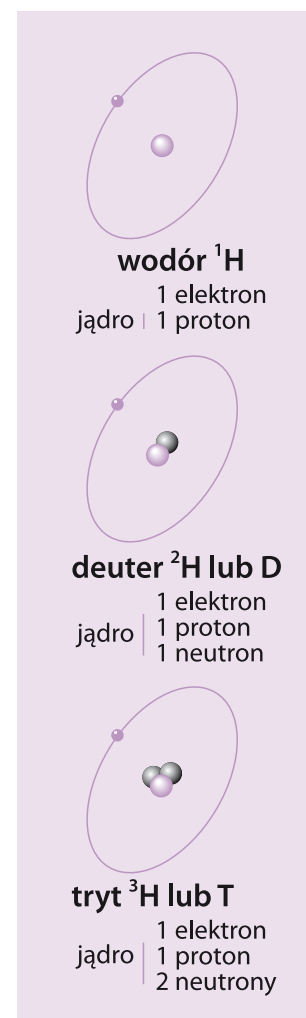


na przykład ${}^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow {}^4_2\text{He} + {}^{222}_{86}\text{Rn}$

Przemiana β^- to rozpad, który zachodzi, gdy jądro atomowe posiada więcej neutronów niż protonów. Dochodzi wówczas do przemiany neutronu w proton i wypromieniowania elektronu oraz neutrino ν (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 β^+ 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.

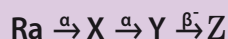


na przykład ${}^{11}_6C \rightarrow {}^{11}_5B + {}^0_{+1}e + \nu$

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.

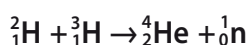
Sztuczne przemiany promieniotwórcze

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



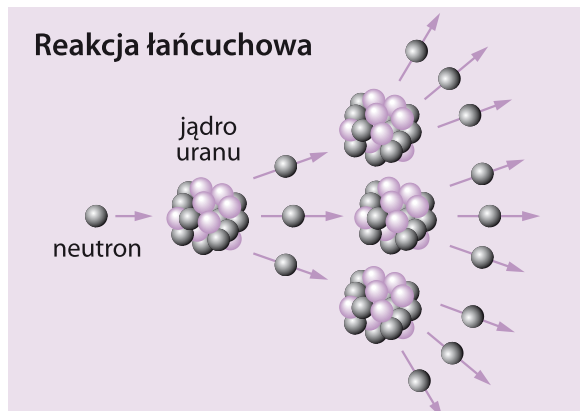
Neutrony, które powstają w wyniku rozszczepienia jądra atomowego bombardują kolejne jądra atomowe i prowadzą do dalszych przemian. Taki proces nosi nazwę **reakcji łańcuchowej**.

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

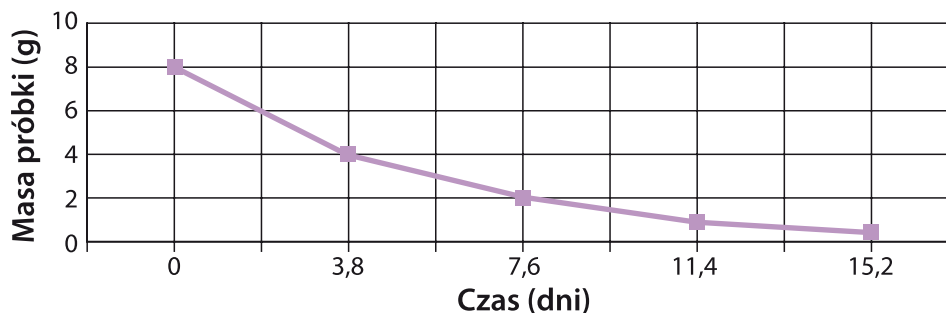
Próbka radonu ${}^{222}_{86}\text{Rn}$ o masie $m = 8$ g ulega przemianie promieniotwórczej z czasem połowicznego rozpadu $t_{1/2} = 3,8$ dnia. Określ, ile tego pierwiastka pozostanie, a ile się rozpadnie po 12 dniach.

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- u

1 1 1 l

2 2 2 u

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.

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

OLDSCHOOL

• STARA DOBRASZKOŁA •

POLSKI MATEMATYKA ANGIELSKI HISTORIA WOS

MATURA

GIMNAZJUM



NASZ CEL:
MATURA
ZDANA NA 100%



**GIM
TEST
OK!**

- Korepetycje maturzysty
- Matura w kieszeni
- Fiszki maturzysty
- Korepetycje gimnazjalisty
- Testy i zadania gimnazjalisty
- Fiszki gimnazjalisty

**DOMOWE KOREPETYCJE
TYLKO Z OLDSCHOOL!**

www.egzamin.guru

**Rewolucja językowa
na Woblinku!**

***Multimedialne
i interaktywne e-booki Lingo
do nauki języków obcych!
E-booki dostępne na:
PC, tablety i smartfony!***



Tylko na woblink.com

LINGO

języki nieobce

nowa jakość w nauce
języków obcych

angielski niemiecki rosyjski hiszpański francuski włoski



Kursy i multimedia

Samouczki „Raz a dobrze”
+ pakiety multimedialne
Superkursy z płytami CD MP3

Repetytoria i niezbędni

Egzaminy językowe:
nowa matura, FCE, CAE

Rozmówki ze słowniczkiem

Rozmówki „Mów śmiało!” z wymową
Rozmówki „Powiedz to!” z CD MP3

Publikacje elektroniczne

eBooki
audiobooki
aplikacje mobilne i interaktywne

www.jezykynieobce.pl