

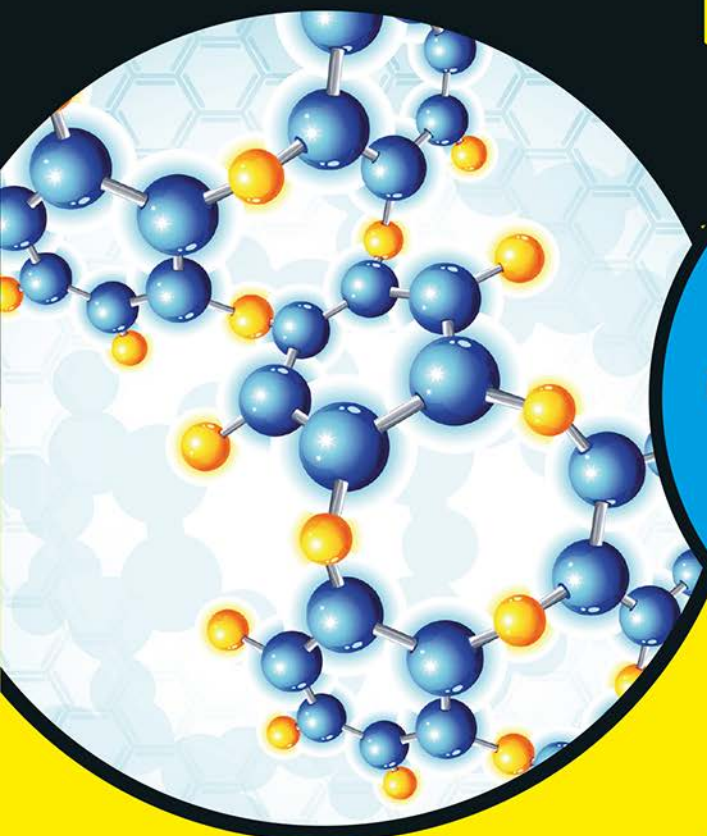
W PROSTOCIE TKWI SIŁA



wydanie II

Chemia

dla
bystrzaków



Poznaj podstawowe
reguły chemiczne

Przyswój definicje materii
i energii, atomu i cząsteczki,
kwasu i zasady

Znajdź rozwiązania
problemów, na które
możesz się natknąć

John T. Moore

doktor pedagogiki i współautor
książki *Biochemistry For Dummies*

Tytuł oryginału: Chemistry For Dummies®, 2 edition

Tłumaczenie: Joanna Sugiero

ISBN: 978-83-283-6508-7

Original English language edition Copyright © 2011 by Wiley Publishing, Inc., Indianapolis, Indiana.

All rights reserved including the right of reproduction in whole or in part in any form.

This translation published by arrangement with Wiley Publishing, Inc.

Oryginalne angielskie wydanie © 2011 by Wiley Publishing, Inc., Indianapolis, Indiana.

Wszelkie prawa, włączając prawo do reprodukcji całości lub części w jakiegokolwiek formie, zarezerwowane.

Tłumaczenie opublikowane na mocy porozumienia z Wiley Publishing, Inc.

Translation copyright © 2015 by Helion SA

Wiley, the Wiley Publishing logo, For Dummies, the Dummies Man logo, A Reference for the Rest of Us!, The Dummies Way, Dummies Daily, The Fun and Easy Way, Dummies.com, Making Everything Easier and related trade dress are trademarks or registered trademarks of John Wiley and Sons, Inc. and/or its affiliates in the United States and/or other countries. Used under license.

Wiley, the Wiley Publishing logo, For Dummies, the Dummies Man logo, A Reference for the Rest of Us!, The Dummies Way, Dummies Daily, The Fun and Easy Way, Dummies.com, Making Everything Easier i związana z tym szata graficzna są markami handlowymi John Wiley and Sons, Inc. i/lub firm stowarzyszonych w Stanach Zjednoczonych i/lub innych krajach. Wykorzystywane na podstawie licencji.

Polish language edition published by Helion SA

Copyright © 2015, 2020.

Wszystkie znaki występujące w tekście są zastrzeżonymi znakami firmowymi bądź towarowymi ich właścicieli.

Autor oraz Helion SA dołożyli wszelkich starań, by zawarte w tej książce informacje były kompletne i rzetelne. Nie biorą jednak żadnej odpowiedzialności ani za ich wykorzystanie, ani za związane z tym ewentualne naruszenie praw patentowych lub autorskich. Autor oraz Helion SA nie ponoszą również żadnej odpowiedzialności za ewentualne szkody wynikłe z wykorzystania informacji zawartych w książce.

Helion SA

ul. Kościuszki 1c, 44-100 Gliwice

tel. 32 231 22 19, 32 230 98 63

e-mail: dlabystrzakow@dlabystrzakow.pl

WWW: <http://dlabystrzakow.pl> (księgarnia internetowa, katalog książek)

Drogi Czytelniku!

Jeżeli chcesz ocenić tę książkę, zajrzyj pod adres

<http://dlabystrzakow.pl/user/opinie/chem2v>

Możesz tam wpisać swoje uwagi, spostrzeżenia, recenzję.

Printed in Poland.

- [Kup książkę](#)
- [Poleć książkę](#)
- [Oceń książkę](#)

- [Księgarnia internetowa](#)
- [Lubię to! » Nasza społeczność](#)

Spis treści

O autorze	15
Podziękowania od autora	17
Wstęp	19
O książce	20
Naiwne założenia	20
Czego nie czytać	21
Jak podzielona jest książka	21
Część I. Podstawowe pojęcia chemiczne	21
Część II. Obfitość koncepcji chemicznych	22
Część III. Cudowna moc wiązań	22
Część IV. Chemia środowiskowa — korzyści i problemy	23
Część V. Dekalogi	23
Ikony użyte w książce	23
Co dalej	24
 Część I: Podstawowe pojęcia chemiczne	25
Rozdział 1: Czym jest chemia i dlaczego trzeba ją poznać?	27
Czym jest chemia?	27
Rozróżnienie między nauką a technologią	28
Odszyfrowanie metody naukowej	29
Jak działa metoda naukowa?	29
Jak stosować metodę naukową?	31
Krótki opis dyscyplin chemicznych	32
Podejście makroskopowe kontra mikroskopowe	34
Chemia czysta kontra chemia stosowana	34
Krótki rzut oka na to, czego będziesz się uczyć na zajęciach z chemii	35
Rozdział 2: Rozważania na temat obliczeń chemicznych	37
Układ jednostek miar SI	37
Podstawowe przedrostki układu SI	38
Jednostki długości	38
Jednostki masy	39
Jednostki objętości	39

Jednostki temperatury	39
Jednostki ciśnienia	40
Jednostki energii	40
Jak sobie radzić z bardzo dużymi i bardzo małymi liczbami?	40
Postać wykładnicza i notacja naukowa	41
Dodawanie i odejmowanie	41
Mnożenie i dzielenie	42
Podnoszenie liczby do potęgi	42
Korzystanie z kalkulatora	42
Różnica między dokładnością a precyzją	43
Wykorzystywanie metody zamiany jednostek do rozwiązywania zadań	44
Posługiwanie się cyframi znaczącymi	47
Porównywanie liczb: dokładne i liczone kontra mierzone	47
Określenie liczby cyfr znaczących w liczbie pomiarowej	47
Podawanie odpowiedniej liczby cyfr znaczących	48
Zaokrąglanie liczb	49

Rozdział 3: Materia i energia 51

Fakty na temat materii	51
Ciała stałe	52
Ciecze	52
Gazy	53
Skupmy się na zmianie stanu skupienia	53
Topię się! Co za świat!	53
Temperatura wrzenia	54
Temperatura krzepnięcia	54
Przesublimuj to!	55
Klasyfikowanie czystych substancji i mieszanin	55
Prosta sprawa z czystymi substancjami	56
Zamieszane w mieszaniny	57
Masz niezłe właściwości	57
Identyfikacja substancji za pomocą gęstości	58
Jak gęsty jesteś? Mierzenie gęstości	58
Świat w ruchu: energia	60
Przejdźmy dalej: energia kinetyczna	60
Rozsiądź się wygodnie: energia potencjalna	61
Pomiar energii	61
Rzut oka na temperaturę	62
Poczuj ten żar	63

Rozdział 4: Coś mniejszego niż atom? Struktura atomu 65

Spojrzenie z bliska na atom, czyli cząstki elementarne	65
Scena główna, czyli jądro	67
Umieszczenie elektronów w atomie	71
Model Bohra	71
Model kwantowo-mechaniczny	72

Konfiguracja elektronowa	76
Badanie diagramu poziomów energetycznych	76
Rzut oka na konfiguracje elektronowe	79
Życie na krawędzi, czyli elektrony walencyjne	79
Izotopy i jony	80
Izotopy	80
Jony	81
Rozdział 5: Układ okresowy pierwiastków	83
Powtarzanie schematów okresowości	83
Rozmieszczenie pierwiastków w układzie okresowym	86
Klasyfikacja metali, niemetalu i półmetali	86
Uporządkowanie pierwiastków według okresów i grup	89
Rozdział 6: Balony, opony i butle do nurkowania, czyli cudowny świat gazów	95
Gazy na poziomie mikroskopowym — teoria kinetyczno-molekularna	95
Czuć ciśnienie — atmosferyczne, rzecz jasna	98
Mierzenie ciśnienia atmosferycznego za pomocą barometru	98
Mierzenie ciśnienia gazu za pomocą manometru	99
Różne prawa gazowe	100
Prawo Boyle’a-Mariotte’a	100
Prawo Charles’a	102
Prawo Gay-Lussaca	103
Połączone prawa gazowe	105
Prawo Avogadra	106
Równanie stanu gazu doskonałego	107
Równanie van der Waalsa	109
Zastosowanie praw gazowych w stechiometrii	109
Zabieramy się za prawo Daltona i prawo Grahama	110
Prawo Daltona	110
Prawo Grahama	111
 Część II: Obfitość koncepcji chemicznych	 113
Rozdział 7: Chemia od kuchni, czyli reakcje chemiczne	115
To, co masz, i to, co uzyskasz, czyli substraty i produkty	115
Jak zachodzą reakcje? Teoria zderzeń	117
Przykład zderzenia prostego	117
Przykład egzotermiczny	118
Przykład endotermiczny	119
Rozpoznawanie różnych rodzajów reakcji	120
Reakcje syntezy	120
Reakcje analizy	120
Reakcje wymiany pojedynczej	121
Reakcje wymiany podwójnej	122
Reakcje spalania	123
Reakcje utleniania i redukcji	124

Bilansowanie reakcji chemicznych	124
Bilansowanie produkcji amoniaku	124
Zapalanie zapalniczki	126
Rozdział 8: Mole — dasz radę się w to wgryźć?	129
Liczenie przez ważenie	129
Wykorzystywanie moli w obliczeniach	130
Liczba Avogadra	130
Wykorzystywanie moli w pracy	131
Obliczanie wzorów empirycznych	132
Rola moli w reakcjach chemicznych	133
Wykonywanie obliczeń	133
Czego potrzebujesz i co uzyskasz? Stechiometria reakcji	135
Poznaj swoją wartość, czyli wydajność reakcji chemicznej	137
Wyczerpanie zapasów i porzucanie dóbr, czyli substraty ograniczające	137
Rozdział 9: Zamieszanie w materii, czyli roztwory	139
Podstawowe pojęcia: substancja rozpuszczona, rozpuszczalnik i roztwór	139
Kilka uwag na temat rozpuszczalności: ile substancji ulegnie rozpuszczeniu?	140
Badanie nasycenia	140
Jednostki określające stężenie roztworu	141
Stężenie procentowe — trzy różne proporcje	141
Stężenie molowe — numer jeden!	144
Stężenie molalne — kolejne zastosowanie mola	146
Części na milion — jednostka zanieczyszczenia	147
Właściwości koligatywne roztworów	147
Niższe ciśnienie, czyli obniżenie prężności par	148
Zimowy płyn do chłodnicy w lecie, czyli ebulioskopia	148
Kręcenie lodów, czyli krioskopia	149
Cale i zdrowe krwinki, czyli ciśnienie osmotyczne	151
Przejścia z koloidami	153
Rozdział 10: Termochemia — gorący temat	155
Obserwowanie reakcji i zmian energii	155
Układ i otoczenie	156
Ciepło	156
Jednostki energii	156
Pojemność cieplna	157
Kalorymetria	158
Zrozumienie zmian entalpii	161
Określenie ciepła reakcji	162
Zrób to sam	163
Korzystanie z tabel	163
Zastosowanie prawa Hessa	163
Używanie standardowych ciepł tworzenia	164
Zrozumienie entalpii i przemian fazowych	166

Rozdział 11: Kwaśne i gorzkie, czyli kwasy i zasady 169

Właściwości kwasów i zasad — poziom makroskopowy	169
Kwasy i zasady — poziom mikroskopowy	171
Teoria Arrheniusa, czyli potrzebujesz wody	171
Teoria kwasów i zasad Brønsteda-Lowry'ego, czyli dawanie i przyjmowanie	172
Różnice między mocnymi a słabymi kwasami i zasadami	173
Całkowita dysocjacja — mocne kwasy	173
Rozpaść się na kawałki — mocne zasady	174
Częściowa jonizacja — słabe kwasy	174
Określenie stanu równowagi dla wody — słabe zasady	176
Reakcje między kwasami a zasadami według Brønsteda-Lowry'ego, czyli rywalizowanie o protony	176
Gra na dwa fronty, czyli amfoteryczna woda	177
Rozpoznawanie kwasów i zasad dzięki wskaźnikom	178
Papirek lakmusowy prawdę Ci powie	178
Miareczkowanie fenoloftaleiną	179
Kawa i inne substancje na skali pH	180
Kontrolowanie pH za pomocą buforów	183

Część III: Cudowna moc wiązań 185**Rozdział 12: Gdzie ja położyłem ten elektron? Teoria kwantowa 187**

Koncepcje dotyczące materii i światła	187
Podstawowe pojęcia	187
Spektroskopia	189
Model atomu Bohra	191
Wkład de Broglie'a	191
Wkład Heisenberga	192
Model kwantowo-mechaniczny	192

Rozdział 13: Przeciwnieństwa naprawdę się przyciągają, czyli wiązania jonowe 195

Magicznie związane jony, czyli sód + chlor = sól kuchenna	195
Spotkanie składników	196
Przebieg reakcji	197
Tworzenie wiązania	198
Rozpoznawanie jonów dodatnich i jonów ujemnych — kationy i aniony	199
Jony wieloatomowe (złożone)	202
Łączenie się jonów w związki jonowe	203
Połączenie magnezu z bromem	203
Stosowanie reguły krzyżowej	204
Nazewnictwo związków jonowych	205
Porównanie elektrolitów i nieelektrolitów	206

Rozdział 14: Piękne współdzielenie, czyli wiązania kowalencyjne 209

Podstawowe informacje na temat wiązań kowalencyjnych	209
Wiązania kowalencyjne na przykładzie wodoru	210
Porównanie wiązań kowalencyjnych z innymi wiązaniami	211
Wiązania wielokrotne	212

Nazewnictwo dwupierwiastkowych związków kowalencyjnych	213
Nauczenie się wielu wzorów w krótkim czasie	214
Wzór empiryczny — tylko pierwiastki	215
Wzór rzeczywisty sumaryczny lub cząsteczkowy — wewnątrz liczb	215
Wzór strukturalny — dodatkowe informacje na temat wiązań	216
Uwspólnianie par elektronowych — nie zawsze po równo	220
Przyciąganie elektronów, czyli elektroujemność	220
Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane	222
Woda — naprawdę dziwna cząsteczka	223

Rozdział 15: Jak naprawdę wyglądają cząsteczki?

Geometria cząsteczek i hybrydyzacja 227

Dlaczego kształt ma znaczenie?	228
Naładowanie polarnością	228
Przewidywanie polarności	229
Geometria elektronów i cząsteczek (VSEPR)	230
Teoria wiązań walencyjnych (hybrydyzacji)	233
Teoria orbitali molekularnych (MO)	235

Rozdział 16: Trendy w układzie okresowym pierwiastków 239

Jakie znaczenie ma wielkość?	239
Czym jest efektywny ładunek jądra?	240
Zmiany w promieniu atomowym	240
Śledzenie tendencji promieni jonowych	241
Trendy w energii jonizacji	242
Wzrost kolejnych energii	242
Uwzględnienie stabilności	243
Kilka wyjątków od reguły	244
Trendy w powinowactwie elektronowym	244

Rozdział 17: Analiza powiązań między oddziaływaniem

międzycząsteczkowym a materią skondensowaną 247

Rodzaje oddziaływań międzycząsteczkowych	247
Połączenie jonów z dipolami	248
Wzajemne przyciąganie się dipoli	248
Zmierzanie do wodoru	249
Łączenie się przez chmurę	249
Tworzenie tymczasowych wiązań przy udziale sił (dyspersyjnych) Londona	249
Właściwości cieczy	249
Opór przeciw powiększaniu, czyli napięcie powierzchniowe	250
Opór przeciw płynięciu, czyli lepkość	250
Wspinanie się po ścianach, czyli zjawiska kapilarne	251
Rozgrzewka, czyli pojemność cieplna	251
Ciała stałe	252
Odczytywanie wykresów fazowych	253

Część IV: Chemia środowiskowa

— korzyści i problemy 257

Rozdział 18: Ehe, ehe! Zanieczyszczenie powietrza259

Wpływ cywilizacji na atmosferę	259
Blizsze spojrzenie na atmosferę Ziemi	260
Troposfera — najbliższa i najbardziej narażona	260
Stratosfera — ochronna warstwa ozonowa	260
Co warto wiedzieć o warstwie ozonowej?	261
Jak warstwa ozonowa reaguje na gazy?	261
Jak freony niszczą warstwę ozonową?	262
Problem efektu cieplarnianego	262
Oddychanie brązowym powietrzem, czyli smog fotochemiczny	264
Smog londyński	264
Smog fotochemiczny	264
Rozpuszczam się! Kwaśne deszcze	266
Nie pij tej wody! Z czego się składają kwaśne deszcze?	266
Naładuj i wyrzuć, czyli elektrofiltry	268
Mycie wody, czyli płuczki	268

Rozdział 19: Wszystko na temat zanieczyszczenia wody271

Skąd się bierze woda i gdzie znika?	271
Parowanie, skraplanie... I tak w kółko	272
Śledzenie wody	272
Woda — najbardziej niezwykła substancja	273
Lista najczęściej występujących zanieczyszczeń wód	275
Problem z ołowiem — zanieczyszczenie metalami ciężkimi	276
Kwas, który spada na nas z nieba	277
Drobnoustroje chorobotwórcze	277
Wycieki ze składowisk odpadów i lotne związki organiczne	278
Zanieczyszczenia z gospodarstw rolnych	279
Zanieczyszczenia termiczne	279
Zużywanie tlenu — BZT	280
Usunięcie smrodu ze ścieków	280
Pierwszy stopień oczyszczania	280
Drugi stopień oczyszczania	281
Trzeci stopień oczyszczania	282
Oczyszczanie wody pitnej	282

Rozdział 20: Chemia jądrowa — nauka, która sprawi, że się rozpromienisz285

Podstawowa struktura atomowa — wszystko zaczyna się od atomu	286
Promieniotwórczość i rozpad promieniotwórczy wywołany przez człowieka	286
Naturalny rozpad promieniotwórczy	288
Rozpad alfa	288
Rozpad beta	289
Emisja gamma	290
Emisja pozytonu	290
Wychwył elektronu	290

Kiedy dochodzi do rozpadu promieniotwórczego? Czas połowicznego rozpadu	291
Obliczanie czasu połowicznego rozpadu	292
Bezpieczne korzystanie z materiału promieniotwórczego	294
Datowanie izotopowe	294
Inicjowanie reakcji, czyli rozszczepienie jądra	295
Obliczanie reakcji łańcuchowych i masy krytycznej	295
Reakcje kontrolowane, czyli elektrownie jądrowe	297
Wytwarzanie plutonu w reaktorach powielających	299
Reakcje termojądrowe — nasza nadzieja na energię	300
Problemy z opanowaniem energii	300
Co niesie przyszłość?	301
Skutki promieniowania	302

Część V: Dekalogi 303

Rozdział 21: Dziesięć przypadkowych odkryć chemicznych 305

Zmierzenie objętości	305
Nadanie gumie trwałej formy stałej	306
Cząsteczki praworęczne i leworęczne	306
Sztuczny barwnik — droga na skróty do koloru	306
Wyśnienie budowy pierścieniowej	307
Odkrycie promieniotwórczości	307
Wynalezienie niezwykle śliskiej substancji — teflonu	307
Karteczki samoprzylepne	308
Odrastanie włosów	308
Słodkie co nieco	308

Rozdział 22: Dziesięciu (plus jeden) wybitnych chemików 309

Amedeo Avogadro	309
Niels Bohr	309
Maria Skłodowska-Curie	310
John Dalton	310
Michael Faraday	310
Antoine Lavoisier	310
Dmitrij Mendelejew	311
Linus Pauling	311
Ernest Rutherford	311
Glenn Seaborg	312
Trzecioklasistka eksperymentująca z octem i proszkiem do pieczenia	312

Rozdział 23: Dziesięć wspianiałych porad, które pomogą Ci zdać egzamin z chemii 313

Ucz się systematycznie	313
Staraj się zrozumieć tekst, a nie tylko go zapamiętać	314
Wyrób sobie nawyk odrabiania zadań domowych	314
Szukaj wiedzy w innych źródłach	314

Przed zajęciami przeczytaj nową lekcję	315
Rób notatki	315
Przepisz swoje notatki z lekcji albo wykładu	316
Zadawaj pytania	316
Wyśpij się dobrze przed egzaminem	316
Zwracaj uwagę na szczegóły	317
Rozdział 24: Dziesięć najważniejszych substancji chemicznych w przemyśle	319
Kwas siarkowy (H_2SO_4)	319
Azot (N_2)	320
Etylen (C_2H_4)	320
Tlen (O_2)	321
Propylen (C_3H_6)	321
Chlor (Cl_2)	322
1,2-dwuchloroetylen ($C_2H_2Cl_2$)	322
Kwas fosforowy (H_3PO_4)	322
Amoniak (NH_3)	323
Wodorotlenek sodu ($NaOH$)	323
Słownik	325
Skorowidz	337

Rozdział 4

Coś mniejszego niż atom? Struktura atomu

W tym rozdziale:

- ▶ poznasz cząstki, które tworzą atom;
- ▶ przeanalizujesz budowę jądra;
- ▶ dowiesz się co nieco o elektronach;
- ▶ zaczniesz rozumieć konfiguracje elektronów;
- ▶ odkryjesz izotopy i jony.

Pamiętam, jak uczyłem się w szkole podstawowej o atomach. Moi nauczyciele nazywali je elementami budulcowymi i używali klocków, żeby nam lepiej przybliżyć to zagadnienie. Pamiętam również, jak mówiono mi, że atomy są tak małe, iż nikt nigdy ich nie widział. Wyobraź sobie moje zdziwienie wiele lat później, gdy zobaczyłem pierwsze zdjęcia atomów. Nie były zbyt szczegółowe, ale sprawiły, że zacząłem się zastanawiać nad postępem nauki. Do dziś zdjęcia atomów budzą we mnie zachwyt.

W tym rozdziale opowiem Ci o atomach — najważniejszym budulcu w całym wszechświecie. Przedstawię Ci trzy podstawowe cząstki atomu — protony, neutrony i elektrony — i pokażę, gdzie się znajdują. Poświęcę także kilka stron samym elektronom, ponieważ reakcje chemiczne (te, w których dzieje się prawdziwa chemia) zależą od utraty, pozyskania lub współzłaniania elektronów.

Spojrzenie z bliska na atom, czyli cząstki elementarne

Atom to najmniejsza część materii, która reprezentuje określony pierwiastek. Przez jakiś czas uważano, że atom jest najmniejszą cząstką materii, jaka istnieje. W drugiej połowie XIX wieku i na początku XX wieku naukowcy odkryli jednak, że atomy składają się z określonych *cząstek elementarnych*, które występują we wszystkich atomach, bez względu na pierwiastek. Jedyna różnica sprowadza się do liczby poszczególnych cząstek elementarnych.

Naukowcy wiedzą już dzisiaj, że istnieje wiele cząstek elementarnych (jest to temat, który budzi szczególne zainteresowanie fizyków). Na potrzeby chemii wystarczy jednak, że będziesz znać trzy najważniejsze cząstki elementarne:

- ✓ **protony** — cząstki elementarne o ładunku dodatnim, które znajdują się w jądrze atomowym;
- ✓ **neutrony** — cząstki elementarne nieposiadające ładunku, które znajdują się w jądrze atomowym;
- ✓ **elektrony** — cząstki elementarne o ładunku ujemnym, które znajdują się poza jądrem atomowym.

W tabeli 4.1 podsumowuję cechy tych trzech cząstek elementarnych.

Tabela 4.1. Trzy główne cząstki elementarne

Nazwa	Symbol	Ładunek	Masa (g)	Masa (u)	Lokalizacja
Proton	p^+	+1	$1,673 \cdot 10^{-24}$	1	Jądro
Neutron	n^0	0	$1,675 \cdot 10^{-24}$	1	Jądro
Elektron	e^-	-1	$9,109 \cdot 10^{-28}$	0,0005	Poza jądrem

W tabeli 4.1 przedstawiam masy cząstek elementarnych na dwa różne sposoby: w gramach i w *unitach*, czyli *jednostkach masy atomowej*. Wyrażanie masy w unitach jest dużo łatwiejsze niż w gramach.



Jednostki masy atomowej są oparte na skali węgla ^{12}C . Jest to stosowany na całym świecie standard określania wagi atomów. Zgodnie z międzynarodową umową waga atomowa jednego atomu węgla, który zawiera 6 protonów i 6 neutronów, wynosi dokładnie 12 u,

a zatem 1 u to $\frac{1}{12}$ tego atomu węgla. (Co mają z tym wszystkim wspólnego atomy węgla i liczba 12? Po prostu mi zaufaj).

Ponieważ masa protonów i neutronów wyrażona w gramach jest prawie taka sama, obie te cząstki elementarne mają masę 1 u. Zauważ, że masa elektronu jest dużo mniejsza niż masa protonu lub neutronu. Potrzeba prawie 2000 elektronów, żeby osiągnąć masę równą masie pojedynczego protonu.

Tabela 4.1 przedstawia również, jaki ładunek elektryczny mają poszczególne cząstki elementarne. Materia może być elektrycznie naładowana na jeden z dwóch sposobów: dodatnio lub ujemnie. Proton ma jedną jednostkę ładunku dodatniego, elektron ma jedną jednostkę ładunku ujemnego, a neutron nie ma żadnego ładunku — jest elektrycznie obojętny.



Naukowcy odkryli dzięki obserwacji, że obiekty, które mają takie same ładunki (czy to dodatnie, czy ujemne), odpychają się, a obiekty o przeciwnych ładunkach się przyciągają.

Atom sam w sobie nie ma żadnego ładunku — jest elektrycznie obojętny. (A tak naprawdę, jak wyjaśnię w dalszej części tego rozdziału oraz później w rozdziale 13., niektóre atomy mogą pozyskiwać lub tracić elektrony, a co za tym idzie, również ładunek. Atomy obdarzone ładunkiem — dodatnim lub ujemnym — nazywamy *jonami*). Ale jak atom

może być elektrycznie obojętny, skoro zawiera dodatnio naładowane protony i ujemnie naładowane elektrony? To dobre pytanie. Otóż atom ma *równą* liczbę protonów i elektronów, a równe ładunki dodatnie i ujemne się znoszą.

Ostatnia kolumna w tabeli 4.1 mówi o lokalizacji każdej z trzech cząstek elementarnych. Protony i neutrony znajdują się w *jądrze* — zwartym rdzeniu pośrodku atomu — a elektrony są umiejscowione poza jądrem (zobacz podrozdział „Umiejscowienie elektronów w atomie” w dalszej części tego rozdziału).

Scena główna, czyli jądro

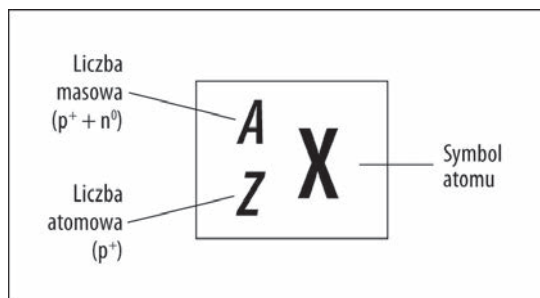
W 1911 roku Ernest Rutherford odkrył, że atomy mają *jądro* — środek — w którym znajdują się protony. Później naukowcy odkryli, że jądro zawiera również neutrony.

Jądro jest bardzo, bardzo małe i bardzo, bardzo gęste w porównaniu z resztą atomu. Przeciętna średnica atomu ma około 10^{-10} metra (to bardzo mało!). Jądra mają średnicę około 10^{-15} (a to *naprawdę* bardzo mało!). Gdyby powiększyć atom wodoru do wielkości Superdome w Nowym Orleanie — drugiej co do wielkości hali sportowej na świecie — to jego jądro miałoby wielkość ziarna grochu.

Protony w atomie są upchane wewnątrz jądra. Niektórzy czytelnicy mogą teraz pomyśleć: „Przecież każdy proton ma ładunek dodatni, a takie same ładunki się odpychają. Skoro więc wszystkie protony się odpychają, dlaczego jądro po prostu się nie rozleci na kawałki?”. To właśnie jest *moc*, Luke. Siły w jądrze przeciwdziałają temu odpychaniu i utrzymują jądro w całości. (Fizycy nazywają te siły *jądrowym klejem*. Czasami jednak ten klej nie jest wystarczająco mocny — wtedy jądro rozpada się na kawałki. Ten proces nazywa się *promieniotwórczością*).

Jądro nie tylko jest bardzo małe, ale również zawiera większość masy atomu. Ze względów praktycznych za masę atomu uznaje się sumę mas protonów i neutronów. (Ja też zazwyczaj pomijam masę elektronów, chyba że dokonuję bardzo, bardzo dokładnych obliczeń).

Suma protonów i neutronów w atomie to jego *liczba masowa*. Natomiast samą liczbę protonów w atomie określamy mianem *liczby atomowej*. Chemicy często stosują symbolikę przedstawioną na rysunku 4.1 do opisywania tych liczb dla konkretnych pierwiastków.



Rysunek 4.1.
Opis
pierwiastka

Na rysunku 4.1 litera X oznacza symbol chemiczny. Symbole chemiczne poszczególnych pierwiastków znajdziesz w układzie okresowym. (Zajrzyj do tabeli 4.2, aby poznać listę pierwiastków. Nie zawiera ona wszystkich pierwiastków, a jedynie te, które możesz omawiać na chemii). Litera Z oznacza liczbę atomową, czyli liczbę protonów w jądrze. Natomiast A oznacza liczbę masową, czyli sumę protonów i neutronów. Liczba masowa jest wyrażona w unitach.

Tabela 4.2. Pierwiastki

Nazwa	Symbol	Liczba atomowa	Liczba masowa
Aktyn	Ac	89	227,028
Ameryk	Am	95	243
Antymon	Sb	51	121,76
Argon	Ar	18	39,948
Arsen	As	33	74,922
Astat	At	85	210
Azot	N	7	14,007
Bar	Ba	56	137,327
Berkel	Bk	97	247
Beryl	Be	4	9,012
Bizmut	Bi	83	208,980
Bohr	Bh	107	262
Bor	B	5	10,811
Brom	Br	35	79,904
Cer	Ce	58	140,115
Cez	Cs	55	132,905
Chlor	Cl	17	35,453
Chrom	Cr	24	51,996
Cyna	Sn	50	118,71
Cynk	Zn	30	65,39
Cyrkon	Zr	40	91,224
Dubn	Db	105	262
Dysproz	Dy	66	162,5
Einstein	Es	99	252
Erb	Er	68	167,26
Europ	Eu	63	151,964
Ferm	Fm	100	257
Fluor	F	9	18,998
Fosfor	P	15	30,974
Frans	Fr	87	223
Gadolin	Gd	64	157,25
Gal	Ga	31	69,723
German	Ge	32	72,61
Glin	Al	13	26,982
Hafn	Hf	72	178,49

Tabela 4.2. Pierwiastki — ciąg dalszy

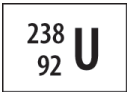
Nazwa	Symbol	Liczba atomowa	Liczba masowa
Has	Hs	108	265
Hel	He	2	4,003
Holm	Ho	67	164,93
Ind	In	49	114,82
Iryd	Ir	77	192,22
Iterb	Yb	70	173,04
Itr	Y	39	88,906
Jod	I	53	126,905
Kadm	Cd	48	112,411
Kaliforn	Cf	98	251
Kiur	Cm	96	247
Kobalt	Co	27	58,933
Krypton	Kr	36	83,8
Krzem	Si	14	28,086
Ksenon	Xe	54	131,29
Lantan	La	57	138,906
Lit	Li	3	6,941
Lorens	Lr	103	262
Lutet	Lu	71	174,967
Magnez	Mg	12	24,305
Mangan	Mn	25	54,938
Meitner	Mt	109	266
Mendelew	Md	101	258
Miedź	Cu	29	63,546
Molibden	Mo	42	95,94
Neodym	Nd	60	144,24
Neon	Ne	10	20,180
Neptun	Np	93	237,048
Nikiel	Ni	28	58,69
Niob	Nb	41	92,906
Nobel	No	102	259
Ołów	Pb	82	207,2
Osm	Os	76	190,23
Pallad	Pd	46	106,42
Platyna	Pt	78	195,08
Pluton	Pu	94	244
Polon	Po	84	209
Potas	K	19	39,098
Prazeodym	Pr	59	140,908
Promet	Pm	61	145
Protaktyn	Pa	91	231,036

Tabela 4.2. Pierwiastki — ciąg dalszy

Nazwa	Symbol	Liczba atomowa	Liczba masowa
Rad	Ra	88	226,025
Radon	Rn	86	222
Ren	Re	75	186,207
Rod	Rh	45	102,906
Rtęć	Hg	80	200,59
Rubid	Rb	37	85,468
Ruten	Ru	44	101,07
Rutherford	Rf	104	261
Samar	Sm	62	150,36
Seaborg	Sg	106	263
Selen	Se	34	78,96
Siarka	S	16	32,066
Skand	Sc	21	44,956
Sód	Na	11	22,990
Srebro	Ag	47	107,868
Stront	Sr	38	87,62
Tal	Tl	81	204,383
Tantal	Ta	73	180,948
Technet	Tc	43	98
Tellur	Te	52	127,60
Terb	Tb	65	158,925
Tlen	O	8	15,999
Tor	Th	90	242,038
Tul	Tm	69	168,934
Tytan	Ti	22	47,88
Uran	U	92	238,029
Wanad	V	23	50,942
Wapń	Ca	20	40,078
Węgiel	C	6	12,011
Wodór	H	1	1,0079
Wolfram	W	74	183,84
Złoto	Au	79	196,967
Żelazo	Fe	26	55,845

Przypuśćmy, że chcesz przedstawić uran. W układzie okresowym nie ma informacji na temat jego liczby masowej. Możesz tylko wyczytać średnią masę atomową albo ciężar atomowy wszystkich postaci danego pierwiastka występujących w naturze. A zatem możesz przedstawić uran tak, jak na rysunku 4.2.

Rysunek 4.2.
Uran



Wiesz, że uran ma liczbę atomową 92 (liczbę protonów) i liczbę masową 238 (sumę protonów i neutronów). Dlatego jeśli chcesz poznać liczbę neutronów w uranie, wystarczy odjąć liczbę atomową (92 protony) od liczby masowej (238 protonów i neutronów). W rezultacie dowiesz się, że uran ma 146 neutronów.

Ile jednak ma elektronów? Ponieważ atom jest elektrycznie obojętny (nie ma ładunku elektrycznego), musi on zawierać taką samą liczbę ładunków dodatnich i ujemnych (protonów i elektronów). Wynika stąd, że atom uranu ma 92 elektrony.

Umiejscowienie elektronów w atomie

W pierwszych modelach atomu elektrony kręciły się wokół jądra w dość przypadkowy sposób albo tak, jak planety krążą wokół Słońca. Gdy jednak naukowcy lepiej poznali budowę atomu, odkryli, że te modele nie są zbyt dokładne. Dzisiaj używa się dwóch modeli struktury atomowej: model Bohra i model kwantowo-mechaniczny. Model Bohra jest prosty i dość zrozumiały. Natomiast model kwantowo-mechaniczny jest oparty na matematyce i dużo trudniej jest go zrozumieć. Oba modele pomagają nam w zrozumieniu istoty atomu, więc przedstawię je w następnych punktach (starając się ograniczyć obliczenia matematyczne do minimum).



Model jest przydatny, ponieważ pomaga zrozumieć to, co obserwujemy w naturze. Nie ma nic niezwykłego w objaśnianiu danego tematu za pomocą więcej niż jednego modelu.

Model Bohra

Widziałeś kiedyś kolorowe kryształy do kominka, które sprawiają, że płomienie zmieniają kolor? A może zastanawiałeś się kiedyś, skąd się biorą kolory w sztucznych ogniach?

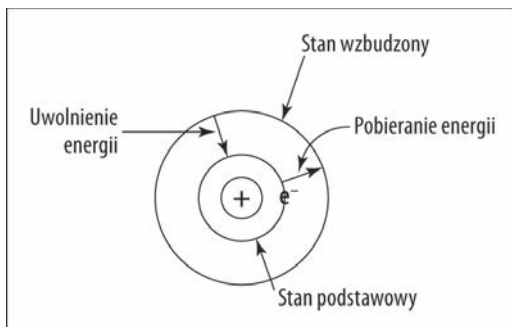
Kolory pochodzą z różnych pierwiastków. Jeżeli wrzucisz szczyptę soli kuchennej do ognia (albo dowolną inną sól zawierającą sód), to otrzymasz żółty kolor płomienia. Z kolei sole zawierające miedź barwią płomień na kolor niebieskozielony. A jeśli przyjrzyj się płomieniom przez *spektroskop* (przyrząd, który wykorzystuje pryzmat to rozszczepiania światła na jego poszczególne części), zobaczysz wiele linii różnych kolorów. Te różnokolorowe linie tworzą razem *widmo liniowe*.

Niels Bohr, duński naukowiec, wyjaśnił to widmo liniowe, gdy pracował nad modelem atomu. W modelu Bohra elektrony atomu znajdują się na orbitach wokół jądra, reprezentujących różne poziomy energii. Bohr użył pojęcia *poziomy energetyczne* (albo *powłoki elektronowe*) do opisanie tych orbit o różnej energii. Stwierdził on, że energia elektronu jest *skwantowana* — to oznacza, że elektrony mogą się znajdować na jednym poziomie energetycznym lub na innym, ale nigdy pomiędzy nimi.

Poziom energetyczny, na jakim normalnie znajduje się elektron, nosi nazwę *stanu podstawowego*. Elektron może się przenieść na wyższy, mniej stabilny poziom (lub powłokę), pobierając energię. Ten mniej stabilny stan o wyższym poziomie energetycznym nazywamy *stanem wzbudzonym*.

Elektron, który znajduje się w stanie wzbudzonym, może powrócić do stanu podstawowego, emitując energię, którą pobrał (zobacz rysunek 4.3). W tym miejscu należy dokładniej wyjaśnić, czym jest widmo liniowe. Czasami energia uwalniana przez elektrony zajmuje część *widma fal elektromagnetycznych* (jest to pewien zakres długości fali energii), które ludzkie oko odbiera jako widoczne światło. Delikatne różnice w ilości energii przekładają się na różne kolory światła.

Rysunek 4.3.
Stan
podstawowy
i stan
wzbudzony
w modelu
Bohra



Bohr odkrył, że im bliżej jądra znajduje się elektron, tym mniej energii on posiada — i na odwrót: im dalej jest od jądra, tym więcej ma energii. Dlatego Bohr ponumerował poziomy energetyczne elektronu. Im wyższy poziom, tym dalej elektron się znajduje od jądra — i tym większa jest jego energia.

Bohr odkrył również, że na różnych poziomach energetycznych mogą się znajdować różne liczby elektronów. Może na przykład być tak, że poziom 1 mieści dwa elektrony, a poziom 2 mieści ich aż osiem — i tak dalej.

Model Bohra świetnie się sprawdzał przy bardzo prostych atomach, takich jak wodór (który ma jeden elektron). Dużo gorzej było z bardziej złożonymi atomami. Mimo że model ten jest stosowany do dzisiaj i można go znaleźć w większości podręczników chemii, dużo częściej używa się bardziej skomplikowanego (i złożonego) modelu: modelu kwantowo-mechanicznego.

Model kwantowo-mechaniczny

Prosty model Bohra nie był w stanie wyjaśnić zjawisk obserwowanych w bardziej złożonych atomach, dlatego konieczne było stworzenie innego, bardziej złożonego i ściśle matematycznego modelu struktury atomowej — modelu kwantowo-mechanicznego.

Model ten jest oparty na *teorii kwantowej*, która mówi, że materia ma również właściwości falowe. Zgodnie z teorią kwantową niemożliwe jest poznanie jednocześnie dokładnej pozycji elektronu i jego *pędu* (prędkości i kierunku). Ten fakt jest znany jako *zasada nieoznaczoności*. Dlatego naukowcy musieli zastąpić orbity Bohra *orbitalami* (nazywanymi czasami *chmurami elektronowymi*). Są to określone punkty przestrzeni, w których elektron *prawdopodobnie* się znajduje. Innymi słowy: pewność została zastąpiona przez prawdopodobieństwo.

Model kwantowo-mechaniczny budowy atomu wykorzystuje złożone kształty orbitali, a nie proste okrągłe orbity Bohra. Ograniczając obliczenia matematyczne do minimum (nie ma za co), pokażę Ci niektóre aspekty tego najnowszego modelu atomu.

Do opisania właściwości elektronów i ich orbitali używa się czterech liczb nazywanych *liczbami kwantowymi*. Trudno oprzeć się wrażeniu, że ich nazwy to dzieło jajogłowych technomaniaków:

- ✓ główna liczba kwantowa n ,
- ✓ poboczna liczba kwantowa l ,
- ✓ magnetyczna liczba kwantowa m_l ,
- ✓ magnetyczna spinowa liczba kwantowa m_s .

W tabeli 4.3 podsumowuję cztery liczby kwantowe. Zestawienie wszystkich czterech liczb pozwala chemikom teoretykom na stworzenie całkiem niezłego opisu właściwości danego elektronu.

Tabela 4.3. Podsumowanie liczb kwantowych

Nazwa	Symbol	Opis	Możliwe wartości
główna	n	energia orbitalu	liczby całkowite dodatnie (1, 2, 3 itd.)
poboczna	l	kształt orbitalu	liczby całkowite od 0 do $n - 1$
magnetyczna	m_l	ustawienie	liczby całkowite od $-l$ przez 0 do $+l$
magnetyczna spinowa	m_s	spin elektronu	$+\frac{1}{2}$ lub $-\frac{1}{2}$

Główna liczba kwantowa n

Główna liczba kwantowa n opisuje średnią odległość orbitalu od jądra — i energię elektronu w atomie. Jest to praktycznie to samo co poziomy energetyczny Bohra. Może ona przyjmować wartości ze zbioru dodatnich liczb całkowitych: 1, 2, 3, 4 itd. Im większa jest wartość n , tym wyższy jest poziom energii i tym większy jest orbital. Chemicy czasami nazywają orbitale *powłokami elektronowymi*.

Poboczna liczba kwantowa l

Poboczna liczba kwantowa l opisuje kształt orbitalu, który jest ograniczony przez główną liczbę kwantową n . Poboczna liczba kwantowa l może przyjmować wartości całkowite od 0 do $n - 1$. Jeśli na przykład wartość n wynosi 3, to l może mieć jedną z trzech wartości: 0, 1 lub 2.

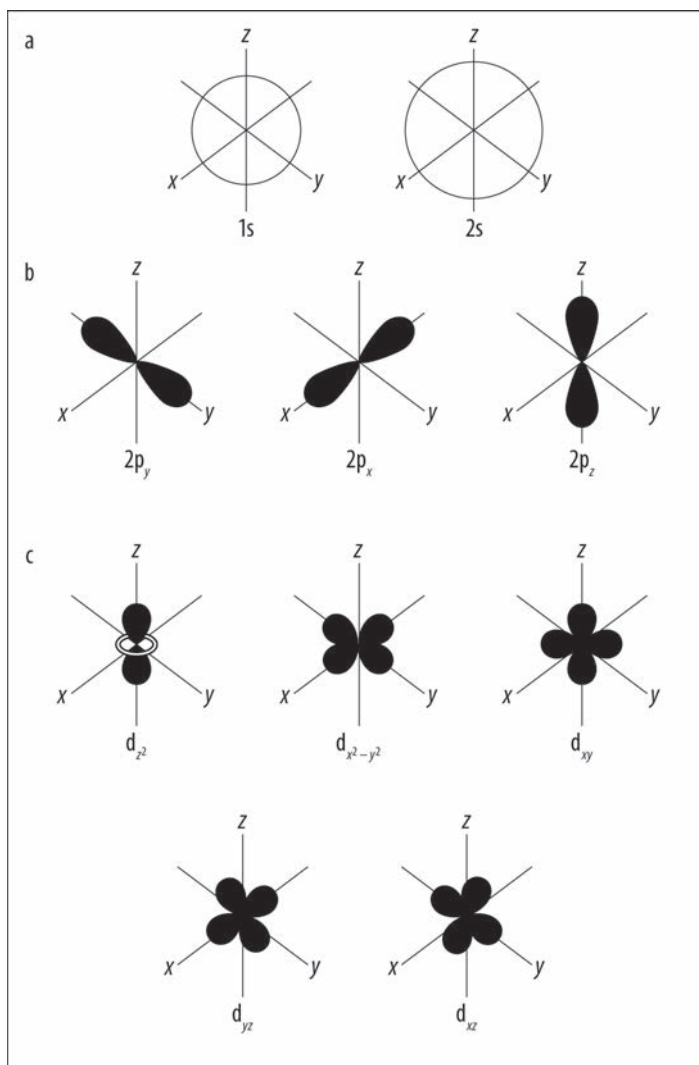
Wartość l określa kształt orbitalu, a wartość n określa jego wielkość. Orbitale, które mają tę samą wartość n , ale różne wartości l , są nazywane *podpowłokami*. Przypisuje się im różne litery, aby łatwiej było je rozróżnić. Tabela 4.4 przedstawia litery odpowiadające różnym wartościom l .

Gdy chemicy opisują jedną konkretną podpowłokę w atomie, mogą używać zarówno wartości n , jak i litery odpowiadającej danej podpowłoce — 2p, 3d itd. Zasadniczo wartość podpowłoki 4 jest największą wartością potrzebną do opisanie określonej podpowłoki. Jeżeli chemik potrzebuje większej wartości, może sam określić liczby podpowłok i przypisać im wybrane litery. Rysunek 4.4 przedstawia kształty orbitali s, p i d.



Tabela 4.4. Litery przypisane poszczególnym podpowłokom

Wartość l (podpowłoki)	Litera
0	s
1	p
2	d
3	f
4	g


Rysunek 4.4.
Kształty orbitali
s (a), p (b) i d (c)

Na rysunku 4.4a widać dwa orbitale s — jeden dla poziomu energetycznego 1 (1s) i drugi dla poziomu energetycznego 2 (2s). Orbitale s mają kształt kulisty, a w środku znajduje się jądro. Zauważ, że orbital 2s ma większą średnicę niż orbital 1s. W dużych atomach orbital 1s jest zagnieżdżony wewnątrz 2s, podobnie jak 2p jest zagnieżdżony wewnątrz 3p.

Rysunek 4.4b przedstawia kształty orbitali p, a rysunek 4.4c — orbitali d. Zauważ, że kształty te stają się coraz bardziej złożone.

Magnetyczna liczba kwantowa m_l

Magnetyczna liczba kwantowa m_l opisuje orientację przestrzenną różnych orbitali. Wartość m_l zależy od wartości l . Wartości, jakie może przyjmować m_l , to liczby całkowite od $-l$ przez 0 do $+l$. Jeżeli na przykład wartość $l = 1$ (orbital p — zajrzyj do tabeli 4.4), możesz podać trzy wartości dla m_l : -1 , 0 i $+1$. To oznacza, że dla danego orbitalu istnieją trzy różne podpowłoki p. Podpowłoki mają taką samą energię, ale różni je orientacja przestrzenna.

Rysunek 4.4b przedstawia orientację przestrzenną orbitali p. Zwróć uwagę, że trzy orbitale p, które odpowiadają wartościom m_l -1 , 0 i $+1$, są ułożone wzdłuż osi x , y i z .

Magnetyczna spinowa liczba kwantowa m_s

Czwarta i ostatnia (wiem, że Cię to cieszy — to trochę ciężki temat, nie?) liczba kwantowa to magnetyczna spinowa liczba kwantowa m_s . Opisuje ona kierunek, w którym elektron obraca się w polu magnetycznym — albo zgodny, albo niezgodny z ruchem wskazówek zegara. Liczba m_s może przyjmować tylko dwie wartości: $+\frac{1}{2}$ albo $-\frac{1}{2}$. Każda podpowłoka może mieć tylko dwa elektrony, jeden o spinie $+\frac{1}{2}$, a drugi o spinie $-\frac{1}{2}$.

Co otrzymasz, jak zbierzesz te wszystkie informacje razem? (Piękną tabelkę)

Wiem, wiem. Zagadnienia związane z liczbami kwantowymi wywołują ślinotok u naukowców pasjonatów, a u normalnych ludzi — odruch ziewania. Jeśli jednak kiedyś zepsuje Ci się telewizor i nagle będziesz mieć trochę wolnego czasu, zajrzyj do tabeli 4.5. Znajdziesz w niej liczby kwantowe każdego elektronu na dwóch pierwszych poziomach energetycznych (ojej, ojej, ojej).

Tabela 4.5. Liczby kwantowe dla dwóch pierwszych poziomów energetycznych

n	l	oznaczenie podpowłoki	m_l	m_s
1	0	1s	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
2	0	2s	0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
	1	2p	-1	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
			0	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
			$+1$	$+\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$

Tabela 4.5 pokazuje, że poziom energetyczny 1 ($n = 1$) ma tylko jeden orbital s. Nie ma on orbitalu p, ponieważ wartość l dla 1 (orbitalu p) nie jest dozwolona. Zwróć uwagę, że orbital 1s może mieć tylko dwa elektrony (o wartości $m_s = +\frac{1}{2}$ i $-\frac{1}{2}$). To samo dotyczy wszystkich innych orbitali s, zarówno 1s, jak i 5s — każdy z nich może pomieścić maksymalnie dwa elektrony.

Gdy przejdziesz z poziomu energetycznego 1 do poziomu energetycznego 2 ($n = 2$), obecne mogą być oba orbitale: s i p. Jeśli wypiszesz liczby kwantowe dla poziomu energetycznego 3, zobaczysz orbitale s, p i d. Za każdym razem, gdy będziesz przechodzić na wyższy główny poziom energetyczny, będziesz dodawać jeden typ orbitalu.

Zauważ również, że orbital 2p ma trzy podpowłoki (m_l — zobacz rysunek 4.4b) i że każda z nich mieści maksymalnie dwa elektrony. Trzy podpowłoki 2p mogą pomieścić maksymalnie sześć elektronów.

Główne poziomy energetyczne różnią się energią (poziom energetyczny 2 ma większą energię niż poziom 1). Podobnie w ramach jednego poziomu energetycznego różne orbitale mają różną energię. Na poziomie energetycznym 2 obecny jest zarówno orbital s, jak i p. Jednak 2s ma nieco mniejszą energię niż 2p. Trzy podpowłoki orbitalu 2p mają tę samą energię. I podobnie pięć podpowłok orbitali d (wróć do rysunku 4.4c) ma taką samą energię.

Konfiguracja elektronowa

Dla chemików liczby kwantowe są przydatne podczas obserwacji reakcji chemicznych i wiązań (a są to rzeczy, które wielu chemików lubi badać). Istnieją jednak dwa inne sposoby przedstawiania elektronów, które są *łatwiejsze i przydatniejsze*.

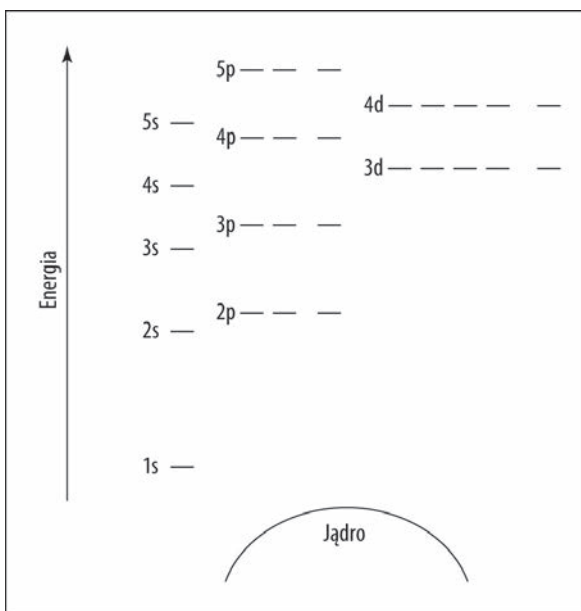
- ✓ diagramy poziomów energetycznych,
- ✓ konfiguracje elektronowe.

Chemicy (i studenci chemii) używają obu tych metod, aby pokazać, który poziom energetyczny, podpowłoka i orbital są zajmowane przez elektrony w danym atomie. Chemicy (i osoby uczące się chemii) odwołują się do tych informacji, gdy chcą przewidzieć, jaki rodzaj wiązania wytworzy się w danym pierwiastku i które dokładnie elektrony zostaną w nim wykorzystane. Te sposoby przedstawienia pomagają również stwierdzić, dlaczego określone pierwiastki zachowują się w podobny sposób.

W tym podrozdziale pokażę, jak używać diagramu poziomów energetycznych i jak pisać konfiguracje elektronowe.

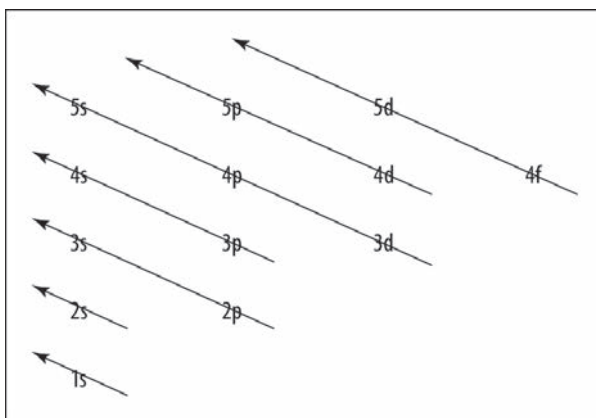
Badanie diagramu poziomów energetycznych

Rysunek 4.5 to pusty diagram poziomów energetycznych, którego możesz użyć do przedstawienia elektronów w dowolnym atomie. Nie widać na nim wszystkich znanych orbitali i podpowłok. Ale na tym diagramie powinieneś być w stanie zrobić wszystko, czego potrzebujesz. (Jeśli nie masz pojęcia, czym są orbitale i podpowłoki, a także co oznaczają te wszystkie liczby i litery, zajrzyj do podrozdziału „Model kwantowo-mechaniczny”. Przyjemna lektura, życzę).



Rysunek 4.5.
Diagram
poziomów
energetycznych

Przedstawiłem orbitale w postaci kresek — na każdej z nich możesz umieścić maksymalnie dwa elektrony. Orbital 1s znajduje się najbliżej jądra i ma najniższy poziom energii. Jest to również jedyny orbital o poziomie energetycznym 1 (zajrzyj do tabeli 4.5). Na poziomie energetycznym 2 znajdują się orbitale s i p, przy czym 2s ma mniejszą energię niż 2p. Trzy podpowłoki 2p są przedstawione w postaci trzech kresek. Mają taki sam poziom energii. Na rysunku widać także poziomy energetyczne 3, 4 i 5. Zwróć uwagę, że 4s ma mniejszą energię niż 3d. Może to nie być zgodne z tym, co podpowiada Ci intuicja, ale to właśnie zaobserwowano w naturze. Zastanów się, dlaczego. A skoro już o tym mowa, rysunek 4.6 przedstawia *kolejność wypełniania orbitali*. Ułatwi Ci on zapamiętanie kolejności, w której orbitale wypełniają puste poziomy energetyczne.



Rysunek 4.6.
Wykres
przedstawiający
kolejność
wypełniania
orbitali

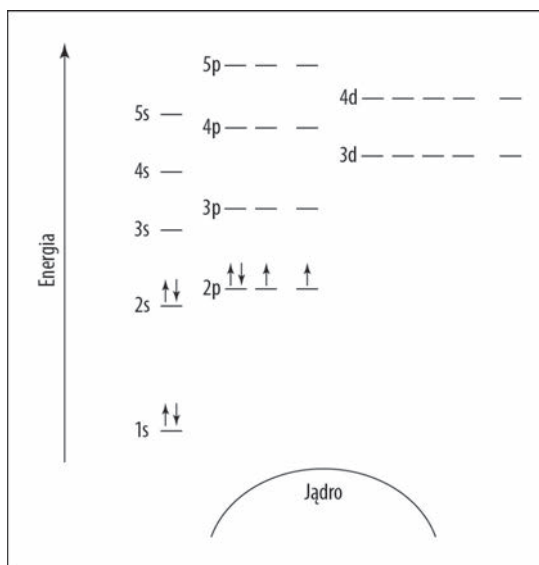


Gdy korzystasz z diagramu poziomów energetycznych (rysunek 4.5), musisz pamiętać o dwóch rzeczach:

- ✓ Elektrony najpierw wypełniają najniższe puste poziomy energetyczne.
- ✓ Gdy na danym poziomie energetycznym znajduje się więcej niż jedna podpowłoka, tak jak na poziomie 3p albo 4d (zobacz rysunek 4.5), to podpowłoki są zapełniane po jednym elektronie, aż wszystkie będą miały po jednym elektronie. Następne elektrony dołączają do tych, które już się znajdują na podpowłokach, tworząc z nimi pary. Ta reguła nosi nazwę *reguły Hunda*.

Przypuśćmy, że chcesz narysować diagram poziomów energetycznych dla tlenu. Zoglądasz do układu okresowego albo do listy pierwiastków i sprawdzasz liczbę atomową tlenu: 8. Ta liczba oznacza, że tlen ma 8 protonów w jądrze i 8 elektronów, dlatego na diagramie umieszczasz 8 elektronów. Możesz je przedstawić za pomocą strzałek (zobacz rysunek 4.7). Zauważ, że gdy na jednym orbitalu znajdują się dwa elektrony, jedna strzałka jest skierowana w górę, a druga w dół. (To ustawienie nazywa się *parowaniem elektronów*. Odwołuje się do wartości m_s : $+\frac{1}{2}$ i $-\frac{1}{2}$ — zobacz punkt „Magnetyczna spinowa liczba kwantowa m_s ” wcześniej w tym rozdziale).

Pierwszy elektron zajmuje orbital 1s, wypełniając najniższy poziom energetyczny. Drugi paruje się z pierwszym. Elektrony 3 i 4 parują się na następnym najniższym wolnym orbitalu, 2s. Elektron 5 zajmuje jedną z podpowłok 2p (nie, nie ma znaczenia którą — wszystkie mają taką samą energię), a elektrony 6 i 7 zajmują kolejne puste orbitale 2p (zgodnie z regułą Hunda). Ostatni elektron łączy się w parę z jednym z elektronów zajmujących podpowłoki 2p (i znów bez znaczenia jest to, z którym z nich się połączy). Rysunek 4.7 pokazuje gotowy diagram poziomów energetycznych dla tlenu.



Rysunek 4.7.
Diagram
poziomów
energetycznych
dla tlenu

Rzut oka na konfiguracje elektronowe

Diagramy poziomów energetycznych są przydatne, gdy chcemy lepiej zrozumieć reakcje chemiczne i wiązania, ale niewygodnie się na nich pracuje. Czy nie byłoby miło, gdyby istniał jakiś inny sposób przedstawienia, który zawierałoby dokładnie te same informacje, lecz w dużo prostszej i ściślej formie? Otóż istnieje. Nosi on nazwę *konfiguracji elektronowej*.

Konfiguracja elektronowa tlenu to $1s^2 2s^2 2p^4$. Porównaj ten zapis z diagramem poziomów energetycznych dla tlenu z rysunku 4.7. Czy taki opis elektronu nie zajmuje dużo mniej miejsca? Możesz opisać konfigurację elektronu, korzystając z diagramu poziomów energetycznych. Pierwsze dwa elektrony w atomie tlenu wypełniają orbital $1s$, co w konfiguracji elektronowej przedstawiamy jako $1s^2$. Liczba 1 oznacza poziom energetyczny, a reprezentuje typ orbitalu, a indeks górny 2 oznacza liczbę elektronów na tym orbitalu. Następne dwa elektrony wypełniają orbital $2s$, dlatego piszemy $2s^2$. I wreszcie cztery ostatnie elektrony na orbitalu $2p$ zapisujemy pod postacią $2p^4$. Jeżeli połączymy to wszystko razem, otrzymamy $1s^2 2s^2 2p^4$.

Niektórzy używają rozszerzonej formy, która umożliwia pokazanie, w jaki sposób poszczególne orbitale p_x , p_y i p_z są ułożone wzdłuż osi x , y i z , a także podanie liczby elektronów na każdym orbitalu. (W podpunkcie „Magnetyczna liczba kwantowa m_l ” wyjaśniłem orientację orbitali w przestrzeni). Rozszerzona postać sprawdza się wtedy, gdy chcemy mieć wgląd we wszystkie szczegóły, ale w większości przypadków nie potrzebujemy ich do tego, aby przedstawić określone wiązanie, dlatego nie będę jej tutaj przedstawiał.

Suma liczb w indeksach górnych to liczba atomowa albo liczba elektronów w atomie.

Oto dwie konfiguracje elektronowe, które możesz spróbować przekształcić na diagramy poziomów energetycznych:

Chlor (Cl): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Żelazo (Fe): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

Wiesz już, jak używać diagramu poziomów energetycznych do przedstawiania konfiguracji elektronowych. Jeżeli trochę poćwiczysz pisanie takich konfiguracji, będziesz mógł ominąć etap rysowania diagramu poziomów energetycznych i od razu pisać konfigurację elektronową, pamiętając o liczbie elektronów i kolejności wypełniania orbitali. Zawsze warto szukać rozwiązań, które pomogą nam oszczędzić trochę czasu, prawda?

Życie na krawędzi, czyli elektrony walencyjne

Gdy chemicy badają reakcje chemiczne, analizują przechodzenie lub uwspólnianie elektronów. Elektrony, które są słabiej przyciągane przez jądro — te na najwyższym poziomie energetycznym — są pozyskiwane, tracone lub współdzielone.

Elektrony są naładowane ujemnie, a jądro ma ładunek dodatni ze względu na obecność protonów. Protony przyciągają elektrony i utrzymują je na miejscu, ale im dalej znajdują się te elektrony, tym mniejsza jest siła przyciągania.



Elektrony znajdujące się na najwyższym poziomie energetycznym są zwykle nazywane *elektronami walencyjnymi*. Chemicy analizują zachowanie tylko tych elektronów, które znajdują się na orbitalach s i p poziomu energetycznego zapełnionego elektrami walencyjnymi. W konfiguracji elektronowej tlenu $1s^2 2s^2 2p^4$ pierwszy poziom energetyczny jest zapełniony, na poziomie drugim zaś dwa elektrony znajdują się na orbitalu 2s, a cztery pozostałe na orbitalu 2p — i te sześć elektronów to właśnie elektrony walencyjne. To one są oddawane, przyjmowane albo współniane.

Znajomość liczby elektronów walencyjnych w danym atomie pomaga przewidzieć, jak będzie on reagował. W rozdziale 5., który zawiera omówienie układu okresowego, pokażę Ci szybki sposób na obliczenie liczby elektronów walencyjnych bez konieczności rozpisywania konfiguracji elektronowej atomu.

Izotopy i jony

Atomy danego pierwiastka mają identyczną liczbę protonów i elektronów, ale mogą różnić się liczbą neutronów. Jeżeli mają różną liczbę neutronów, to nazywamy je *izotopami*. Gdy elektrycznie obojętny atom przyjmuje lub oddaje elektrony, to powstały w rezultacie naładowany atom jest nazywany *jonem*. W następnych punktach omówię szerzej zagadnienia izotopów i jonów.

Izotopy

Wodór jest pierwiastkiem powszechnie występującym na Ziemi. Jego liczba atomowa to 1, gdyż jego jądro zawiera jeden proton. Atom wodoru ma również jeden elektron. Ponieważ ma taką samą liczbę protonów i elektronów — podobnie jak wszystkie inne atomy — jest on elektrycznie obojętny (ładunek dodatni i ujemny wzajemnie się znoszą).

Większość atomów wodoru występujących na Ziemi nie zawiera żadnych neutronów. Możesz użyć symboliki z rysunku 4.2 do opisanego atomów wodoru, które nie zawierają neutronów, tak jak pokazuję na rysunku 4.8a.

Rysunek 4.8.

Izotopy wodoru:
niezawierający
neutronów (a),
zawierający jeden
neutron
(b) i zawierający
dwa neutrony (c)



Jednak średnio jeden na 6 tysięcy atomów wodoru zawiera w swoim jądrze neutron. Takie atomy nadal są atomami wodoru, mają bowiem jeden proton i jeden elektron; po prostu mają jeszcze neutron, którego większość atomów wodoru nie posiada. Te atomy są nazywane izotopami. Rysunek 4.8b przedstawia izotop wodoru, powszechnie nazywany *deuterem*, który zawiera jeden neutron. Ponieważ zawiera on jeden proton i jeden neutron, jego liczba masowa wynosi 2.

Istnieje nawet taki izotop wodoru, który zawiera dwa neutrony. Nosi on nazwę *trytu* i został przedstawiony na rysunku 4.8c. Na Ziemi występuje tylko w niewielkich ilościach, ale można go z łatwością stworzyć.

A teraz spójrz jeszcze raz na rysunek 4.8. Pod nazwą każdego symbolu znajduje się inna, alternatywna reprezentacja danego izotopu: symbol pierwiastka, łącznik, a potem liczba masowa.

Być może zastanawiasz się teraz: „Jeśli przeprowadzam obliczenia uwzględniające masę atomową wodoru, którego izotopu mam użyć?”. W takich sytuacjach bierzemy pod uwagę średnią masę wszystkich naturalnie występujących izotopów wodoru. Nie jest to jednak zwykła średnia. (Musisz uwzględnić to, że istnieje *dużo* więcej H-1 niż H-2, natomiast H-3 w ogóle nie należy brać pod uwagę, ponieważ występuje w naturze zbyt rzadko). Używamy *średniej masy atomowej (średniej ważonej)*, która uwzględnia liczebność naturalnie występujących izotopów. To dlatego masa atomowa wodoru w tabeli 4.2 nie jest liczbą całkowitą i wynosi 1,0079 u. Ta liczba pokazuje, że na świecie istnieje dużo więcej H-1 niż H-2.



Srebro istnieje w postaci dwóch izotopów. 51,830 procent całego srebra na świecie to Ag-107 o masie 106,905 u. Pozostałe 48,170 procent to Ag-109 o masie 108,905 u. Jaka będzie średnia masa atomowa?

Aby obliczyć średnią ważoną, należy pomnożyć udział procentowy (wyrażony w liczbie dziesiętnej) każdego izotopu przez jego masę, a następnie dodać do siebie oba wyniki. Oto równanie dla naszego przykładu ze srebrem:

$$(0,51830 \cdot 106,905 \text{ u}) + (0,48170 \cdot 108,905 \text{ u}) = 107,87 \text{ u}$$

Wiele pierwiastków ma kilka izotopów. Więcej na ten temat przeczytasz w rozdziale 20.

Jony

Wielokrotnie powtarzam w tej książce, że ponieważ atom sam w sobie jest elektrycznie obojętny, liczba jego protonów i elektronów jest równa. W niektórych jednak przypadkach atom może uzyskać ładunek elektryczny. Na przykład w związku chlorku sodu (soli kuchennej) atom sodu ma ładunek dodatni, a atom chloru — ujemny. Atomy (albo ich grupy), które nie mają równej liczby protonów i elektronów, to *jony*.

Elektrycznie obojętny atom sodu ma 11 protonów i 11 elektronów, co oznacza, że ma 11 ładunków dodatnich i 11 ujemnych. Ogólnie rzecz biorąc, atom sodu jest elektrycznie obojętny, a jego symbol to Na. Ale *jon* sodu zawiera jeden ładunek dodatni więcej, niż ma ładunków ujemnych, dlatego zapisujemy go jako Na^+ (znak $^+$ oznacza jego dodatni ładunek elektryczny).

Ta nierówna liczba ładunków dodatnich i ujemnych może mieć dwie przyczyny: atom może pozyskać proton (ładunek dodatni) albo stracić elektron (ładunek ujemny). Który z tych procesów jest bardziej prawdopodobny? Cóż, najprostsza wskazówka jest taka, że zyskanie lub utracenie elektronu jest łatwe, natomiast zyskanie lub utracenie protonu jest bardzo trudne. Dlatego większość atomów staje się jonami na skutek przyjęcia lub utracenia elektronu.

Jeżeli jon powstaje na skutek utraty elektronu, to ma więcej protonów niż elektronów — czyli ma większy ładunek *dodatni*. Jony dodatnie nazywamy *kationami*. Ich dodatni ładunek oznaczamy za pomocą małego znaku plusa w indeksie górnym za symbolem atomu (na przykład Na^+). Jeśli atom utraci dwa elektrony zamiast jednego, to w rezultacie powstaje również kation, ale o większym ładunku dodatnim (a dokładniej — o dwukrotnie większym, niż gdyby atom utracił tylko jeden elektron). W tym przypadku *przed* znakiem plusa podajemy liczbę utraconych elektronów (na przykład Mg^{2+} dla kationu, który utracił dwa elektrony, albo Al^{3+} dla glinu, który utracił trzy elektrony).

Jeśli jon powstaje na skutek przyjęcia elektronu, liczba jego elektronów jest większa niż liczba protonów, dlatego jon ma ładunek ujemny. Jony naładowane ujemnie nazywamy *anionami* i oznaczamy je małym znakiem minusa w indeksie górnym ($-$). Jeżeli atom chloru przyjmie jeden elektron, staje się on jonem chloru, ponieważ ma nierówną liczbę protonów i elektronów. A dokładnie mówiąc: staje się anionem, czyli jonem naładowanym ujemnie. Zapisujemy go jako Cl^- . (Jeśli interesuje Cię tematyka jonów, kationów i anionów, zajrzyj do rozdziału 13., w którym znajdziesz szersze omówienie tych zagadnień. To, co napisałem tutaj, to tylko zwiastun tego, co Cię czeka później).

Żeby nieco bardziej rozbudzić Twoją ciekawość, chciałbym przedstawić Ci kilka ciekawostek na temat jonów:

- ✓ Można pisać konfiguracje elektronowe i rysować diagramy poziomów energetycznych dla jonów. Elektrycznie obojętny atom sodu (11 protonów) ma następującą konfigurację elektronową: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$. Kation sodu jest pozbawiony jednego elektronu — elektronu walencyjnego, który znajduje się *najdalej* od jądra (w tym przypadku jest to elektron z orbitalu $3s$). Konfiguracja elektronowa Na^+ to $1s^2 2s^2 2p^6$.
- ✓ Jeśli dwie cząstki chemiczne mają taką samą konfigurację elektronową, to mówimy, że są *izoelektronowe*. Na przykład konfiguracja elektronowa jonu chloru (Cl^-), $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, jest taka sama jak konfiguracja elektrycznie obojętnego atomu argonu. A zatem anion chloru i argon są izoelektronowe. Zrozumienie chemii przypomina czasami naukę nowego języka, prawda?
- ✓ W tym podrozdziale mówimy o jonach *jednoatomowych*. Istnieją jednak również jony *wieloatomowe*. Jon amonowy NH_4^+ to jon wieloatomowy, a dokładnie mówiąc: kation wieloatomowy. Jon azotanowy, NO_3^- , także jest jonem wieloatomowym, a konkretnie anionem wieloatomowym.
- ✓ Jony występują powszechnie w klasie związków nazywanych *solami* albo *kryształami jonowymi*. Gdy sole zostaną stopione albo rozpuszczone w wodzie, powstają roztwory, które przewodzą prąd elektryczny. Substancja przewodząca prąd elektryczny po stopieniu albo rozpuszczeniu w wodzie nosi nazwę *elektrolitu*. Sole są elektrolitami, ale jak się przekonasz, czytając rozdział 11., nie wszystkie elektrolity są solami. Sól stołowa — chlorek sodu — to dobry przykład elektrolitu. Natomiast gdy cukier stołowy (sacharoza) zostanie rozpuszczony w wodzie, powstanie roztwór, który nie przewodzi prądu elektrycznego. Dlatego sacharoza jest *nielektrolitem*. To, czy dana substancja jest elektrolitem czy nieelektrolitem, pomaga w poznaniu rodzaju wiązań występujących w danym związku chemicznym. Jeśli substancja jest elektrolitem, to prawdopodobnie występują w niej *wiązania jonowe* (zobacz rozdział 13.). Jeżeli zaś jest nieelektrolitem, to prawdopodobnie występują w niej *wiązania kowalencyjne* (zobacz rozdział 14.).

Skorowidz

1,2-dwuchloroetylen, 322

A

aktywność metali, 121
amfoteryczna woda, 177
amoniak, 124, 133, 323
amplituda, 188
analiza, 120
analiza substancji, 35
aniony, 82, 199
aniony jednoatomowe, 200
aspartam, 308
atmosfera, 259
atom, 65, 187, 286
Avogadro Amedeo, 309
azot, 320

B

badanie nasycenia, 140
barometr, 98
bilansowanie
 produkcji amoniaku, 124
 reakcji chemicznych, 124
 reakcji jądrowej, 287
biochemia, 33
biochemiczne zapotrzebowanie tlenu, 281
biotechnologia, 33
błona półprzepuszczalna, 151
Bohr Niels, 309
bomba kalorymetryczna, 160
bomby atomowe, 296
brom, 203
budowa pierścieniowa, 307
bufory, 183
BZT, 280, 281

C

chemia, 27
 analityczna, 33
 czysta, 34
 fizyczna, 33
 jądrowa, 285
 nieorganiczna, 33
 organiczna, 33
 stosowana, 34
 środowiskowa, 257
chlor, 196, 198, 322
chmura, 249
chmura elektronowa, 194
chrom, 276
ciała stałe, 52
 amorficzne, 252
 krystaliczne, 252
ciecze, 52
ciepło, 156
 parowania, 275
 reakcji, 162, 164
 sublimacji, 167
 tworzenia, 164
ciśnienie, 148
 atmosferyczne, 98
 gazu, 99
 osmotyczne, 151
cyfry znaczące, 47, 48
cykl obiegu wody, 272
czas połowicznego rozpadu, 291, 293
cząsteczka, 210, 213, 227
 polarna, 229
 wody, 216
cząsteczki
 leworęczne, 306
 praworęczne, 306

cząstka
 alfa, 288
 beta, 290
cząstki
 elementarne, 65
 gazu, 96, 97
częstotliwość, 188

D

Dalton John, 310
datowanie izotopowe, 294
diagram
 energetyczny, 118
 orbitali molekularnych, 236
 poziomów energetycznych, 76
dipol, 229
długość fali, 188
dodawanie, 41, 48
dokładność, 43
drobnoustroje chorobotwórcze, 277
drugi stopień oczyszczania, 281
dwupierwiastkowe związki kowalencyjne, 213
dwutlenek węgla, 213
dyfuzja, 112
dysocjacja, 171, 173
działanie metody naukowej, 29
dzielenie, 42, 48
dżul, 63, 156

E

ebulioskopia, 148
efekt
 cieplarniany, 262
 Tyndalla, 153
efektywny ładunek jądra, 240
elektrofiltry, 268
elektrolity, 206
elektron, 71
elektron walencyjny, 79, 90, 210
elektroujemność, 220, 221
elektrownie jądrowe, 297
elektryczność, 297
emisja
 gamma, 290
 pozytonu, 290

energia, 51, 60
 jonizacji, 242, 244
 jonizacji pierwiastka, 242
 kinetyczna, 60
 kinetyczna cząstek, 62
 potencjalna, 61
 promieniowania, 189
entalpia, 161, 166
 molowa krzepnięcia, 166
 molowa parowania, 166
etylen, 320

F

fale promieniowania elektromagnetycznego, 188
Faraday Michael, 310
fenoloftaleina, 179
freony, 262, 263
funkcja falowa, 193

G

gaz, 53, 95
 doskonały, 97, 107
 elektronowy, 212
 szlachetny, 90, 197
gazy
 ciśnienie a objętość, 101
 ciśnienie a temperatura, 104
 temperatura a objętość, 102
geometria
 cząsteczek, 227, 230
 par elektronowych, 230, 231
gęstość, 58, 59, 305
grupy, 86, 89
guma, 306

H

hemoliza, 152
hermetyzacja reakcji, 301
hipoteza de Broglie'a, 192
hybrydyzacja, 227, 233, 234

I

identyfikacja substancji, 58
izotopy, 80, 286

J

jądro, 67, 187
jednostka
 BTU, 157
 ciśnienia, 40
 długości, 38
 energii, 40, 156
 masy, 39
 objętości, 39
 stężenia, 144
 temperatury, 39
 zanieczyszczenia, 147
jon hydroniowy, 173
jonizacja, 174
jony, 81, 195, 197, 241
 wieloatomowe, 202
 złożone, 202, 203

K

kalkulator, 42
kaloria, 63, 156
kalorymetr cieczowy, 159
kalorymetria, 158
karteczki samoprzylepne, 308
kationy, 199
kationy jednoatomowe, 200
klasyfikacja materii, 56
klasyfikowanie pierwiastków, 239
koloidy, 153
komórka
 elementarna prosta, 252
 powierzchniowo centrowana, 252
 przestrzennie centrowana, 252
konfiguracje elektronowe pierwiastków, 76,
 90–92, 244
kontrolowanie pH, 183
konwersja jednostek, 44
krioskopia, 149
kryształy
 jonowe, 253
 kowalencyjne, 253
 metaliczne, 253
 molekularne, 253
krzepnięcie, 166
kształt, 74
kształty cząsteczek, 228, 230, 232

kwas, 169, 170
 fosforowy, 322
 siarkowy, 319
 żółdkowy, 183
kwasowość roztworu, 180
kwaśne deszcze, 184, 266, 277

L

lakmus, 178
lepkość, 250
liczba
 atomowa, 79, 83, 86
 Avogadra, 130
 kwantowa, 73
 główna, 73, 193
 magnetyczna, 75, 193
 magnetyczna spinowa, 75, 193
 poboczna, 73, 193
liczby
 liczone, 47
 pomiarowe, 47
lotne związki organiczne, 278
lód, 274

M

magnez, 203
manometr, 99
masa
 atomowa, 86
 krytyczna, 295
materia, 51
materia skondensowana, 247
materiały promieniotwórcze, 294
mechanika
 falowa, 192
 kwantowa, 192
membrana, 151
Mendelejew Dmitrij, 311
metale, 86, 87
metale alkaliczne, 90
metaloidy, 88
metoda
 Habera i Boscha, 124
 naukowa, 29
 otrzymywania amoniaku, 133
 VSEPR, 227, 230
 wiązań walencyjnych, 227
 zamiiany jednostek, 44

miejsce aktywne, 117
mierzenie
 ciśnienia atmosferycznego, 98
 ciśnienia gazu, 99
 gęstości, 58
mieszaniny, 55
 jednorodne, 57
 niejednorodne, 57
 słabych kwasów i zasad, 183
mnożenie, 42, 48
mocne
 kwasy, 173, 174
 zasady, 174
model
 atomu Bohra, 71, 191
 kwantowo-mechaniczny, 72, 192
mol, 129, 130
mole w reakcjach chemicznych, 133
molowa pojemność cieplna, 158
moment dipolowy, 229

N

napięcie powierzchniowe, 250
nasylenie, 140
naturalny rozpad promieniotwórczy, 288
nauka, 28
nazewnictwo
 dwupierwiastkowych związków
 kowalencyjnych, 213
 związków jonowych, 205
nieelektrolity, 206
niemetale, 86, 88
nieoznaczoność Heisenberga, 192
normalna temperatura, 106
normalne ciśnienie, 106
notacja naukowa, 41

O

objętość ciał stałych, 305
obkurczanie krwinek, 152
obliczanie
 czasu połowicznego rozpadu, 292
 reakcji łańcuchowych, 295
 wzorów empirycznych, 132
obliczenia chemiczne, 37
obserwowanie reakcji, 155
oczyszczanie, 280, 282

oczyszczanie wody pitnej, 282
oddziaływanie
 dipol – dipol, 224
 międzycząsteczkowe, 223, 247, 250
odejmowanie, 41, 48
odkrycia chemiczne, 305
odkrycie promieniotwórczości, 307
odrastanie włosów, 308
okres, 86, 89
okresowość, 83
określanie
 wzoru, 203, 204
 ciepła reakcji, 162
ołów, 276
opanowanie energii, 300
orbital, 77
 atomowy, 236
 molekularny
 antywiązący, 235
 wiązący, 235

P

papierek lakmusowy, 178
parowanie, 272
Pauling Linus, 311
pH popularnych substancji, 182
pierwiastek, 56, 67–70
pierwszy stopień oczyszczania, 280
pluton, 299
płuczki, 268
podejście
 makroskopowe, 34
 mikroskopowe, 34
podnoszenie do potęgi, 42
podpowłoki, 74, 76
pojemność cieplna, 157, 251, 274
 molowa, 158
 właściwa, 158
polarność, 228
połączenie jonów z dipolami, 248
połączone prawa gazowe, 105
pomiar energii, 61
porady, 313–317
porównanie
 wiązań kowalencyjnych, 211
 liczb, 47
postać wykładnicza liczby, 41
powietrze, 259

powinowactwo elektronowe, 244
 poziom pH, 178
 poziomy energetyczne, 76
 półmetale, 86–89
 prawa
 gazowe, 100
 gazowe połączone, 105
 prawdopodobieństwo, 193
 prawo
 Archimedes, 59
 Avogadro, 106
 Boyle’a-Mariotte’a, 100
 Charles’a, 102
 Daltona, 110
 Gay-Lussaca, 103
 Grahama, 111
 Hessa, 163
 precyzja, 43
 prężność pary, 148
 produkty, 115
 produkty przejściowe, 118
 promienie
 atomowe, 240
 jonowe, 241
 promieniotwórczość, 67, 286, 307
 promieniowanie, 302
 promieniowanie elektromagnetyczne, 187
 propylen, 321
 próbka, 291
 przedrostki układu SI, 38
 przemiany fazowe, 166
 przewidywanie
 kształtu cząsteczki, 231
 polarności, 229
 przyciąganie typu dipol – dipol, 248

R

radon, 302
 reakcje
 analizy, 120
 chemiczne, 115
 egzotermiczne, 118, 155
 endotermiczne, 119, 155
 Habera i Boscha, 133
 jądrowe, 287
 kontrolowane, 297
 łańcuchowe, 295

 między kwasami a zasadami, 176
 spalania, 123
 syntezy, 120
 termojądrowe, 300
 utleniania i redukcji, 124
 wymiany podwójnej, 122
 wymiany pojedynczej, 121
 zobojętniania, 123, 171
 reaktory powielające, 299
 redukcja, 124
 reguła
 Hunda, 78
 krzyżowa, 204, 205
 oktetu, 197, 215
 rodzaje
 lakmusu, 178
 oddziaływań międzycząsteczkowych, 247
 reakcji, 120
 rozmieszczenie pierwiastków, 86
 rozpad
 alfa, 288
 beta, 289
 promieniotwórczy, 286, 288, 291
 rozpoznawanie kwasów i zasad, 178
 rozpuszczalnik, 139, 275
 rozpuszczalność, 140
 rozpuszczalność związków jonowych, 123
 rozszczepienie jądra, 295
 roztwory, 139
 buforowe, 183
 nasycone, 140
 równania chemiczne, 116
 równanie
 Schrödingera, 192
 stanu gazu doskonałego, 107, 109
 termochemiczne, 162
 van der Waalsa, 109
 rtęć, 276
 Rutherford Ernest, 311

S

sacharyna, 308
 Seaborg Glenn, 312
 SI, système international, 37
 siły
 dyspersyjne, 224
 Londona, 224

skala
 Celsjusza, 62
 Fahrenheita, 62
 Kelvina, 62, 97
 pH, 181
Skłodowska-Curie Maria, 310
skraplanie, 272
słabe
 kwasy, 173, 174
 zasady, 173, 176
słownik, 325
smog
 fotochemiczny, 264
 londyński, 264
sód, 196, 197
sól kuchenna, 195
spalanie, 123
spalanie butanu, 126
spektroskopia, 187, 189
stabilność konfiguracji elektronowych, 243
stan
 równowagi dla wody, 176
 wzbudzony, 191
standardowe
 ciepło tworzenia, 164
 entalpie tworzenia, 164
stechiometria reakcji, 135
stężenie roztworu
 molalne, 146
 molowe, 144
 procentowe, 141
 objętościowe, 143
 wagowe, 142
 wagowo-objętościowe, 142
stopień utlenienia, 201
stosowanie
 metody naukowej, 31
 reguły krzyżowej, 204
stratosfera, 260
struktura
 atomu, 65
 lodu, 225, 274
struktury Lewisa, 228
sublimacja, 166
substancja, 55, 56
substancja rozpuszczona, 139
substraty, 115
substraty ograniczające, 137

syntetyza substancji, 35
synteza, 120
sztuczny barwnik, 306

Ś

śledzenie wody, 272
średnia
 energia kinetyczna, 97
 masa atomowa, 81
światło widzialne, 187

T

techiometria, 109
technologia, 28
teflon, 307
temperatura, 62, 97, 251
 krzepnięcia, 54, 150
 wrzenia, 54, 148, 150
teoria, 35
 Arrheniusa, 171
 Brønsteda-Lowry'ego, 172, 176
 kinetyczno-molekularna, 95
 kwantowa, 187
 orbitali molekularnych, 235
 Plancka, 189
 VSEPR, 231
 wiązań walencyjnych, 233
 zderzeń, 117
termochemia, 155
tlen, 321
transmutacja, 287
troposfera, 260
trujące materiały, 278
trzeci stopień oczyszczania, 282
tworzenie
 wiązań, 198
 wiązań tymczasowych, 249

U

układ
 jednostek miar SI, 37
 okresowy pierwiastków, 83, 239, 241
utlenianie, 124
uwspólnianie par elektronowych, 220

V

VSEPR, 230

W

wady elektrowni jądrowych, 297
 walencyjny poziom energetyczny, 197
 warstwa ozonowa, 261
 wiązania
 chemiczne, 61
 jonowe, 195, 198, 209, 222
 koordynacyjne, 172
 kowalencyjne, 199, 209, 210
 niespolaryzowane, 220
 spolaryzowane, 220, 222
 metaliczne, 212
 wielokrotne, 212
 wodorowe, 224, 249, 273
 widna fal elektromagnetycznych, 189
 absorpcyjne, 190
 emisyjne, 190
 liniowe, 190
 właściwa pojemność cieplna, 158
 właściwości
 chemiczne, 57
 cieczy, 249
 cząsteczek, 228
 fal, 188
 fizyczne, 57
 fizyczne gazów, 100
 koligatywne roztworów, 139, 147
 kwasów i zasad, 169
 substancji, 35
 światła, 187
 wody, 223
 woda, 177, 223, 255, 271, 273
 wodorotlenek sodu, 323
 wodór, 210
 wskaźniki, 178
 współczynniki stechiometryczne, 116
 wulkanizacja, 306
 wychwyt elektronu, 290
 wydajność
 reakcji chemicznej, 137
 rzeczywista, 137
 teoretyczna, 137
 wykorzystywanie moli, 130, 131
 wykres fazowy, 253

wymiana
 podwójna, 122
 pojedyncza, 121
 wytwarzanie plutonu, 299
 wzór
 chemiczny, 203
 cząsteczkowy, 215
 elektronowy kropkowy, 210, 218, 219
 empiryczny, 132, 215
 Lewisa, 218, 232
 rzeczywisty, 215
 strukturalny, 216, 219

Z

zamiana jednostek, 44
 zanieczyszczenia
 metalami ciężkimi, 276
 termiczne, 279
 z gospodarstw rolnych, 279
 zanieczyszczenie
 powietrza, 259
 wody, 271
 zaokrąglanie liczb, 49
 zasada rozpuszczalności, 140
 zasady, 169, 171
 zastosowanie
 praw gazowych, 109
 prawa Hessa, 163
 zderzenie proste, 117
 zjawiska kapilarne, 251
 zmiana
 energii, 155
 energii termicznej, 156
 entalpii, 162
 stanu skupienia, 53
 zużywanie tlenu, 280
 związki
 amfoteryczne, 184
 chemiczne, 56
 elektrycznie obojętne, 203
 jonowe, 203

Ż

źródła zanieczyszczeń wód, 275

PROGRAM PARTNERSKI

— GRUPY HELION —



1. ZAREJESTRUJ SIĘ
2. PREZENTUJ KSIĄŻKI
3. ZBIERAJ PROWIZJĘ

Zmień swoją stronę WWW w działający bankomat!

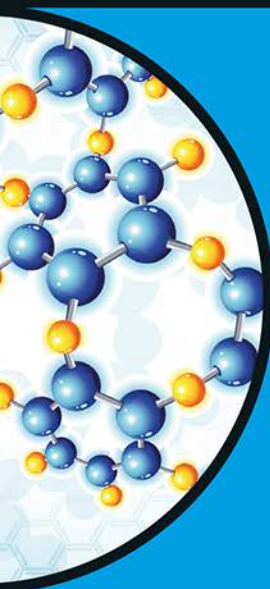
Dowiedz się więcej i dołącz już dzisiaj!

<http://program-partnerski.helion.pl>

GRUPA
Helion 

Wprowadzenie do świata chemii

Trzymasz w ręku przystępny poradnik, który pomoże Ci opanować podstawy chemii. Jeżeli „nie czujesz chemii”, gdy mowa o związkach chemicznych, albo chcesz lepiej zrozumieć to, czego uczysz się w szkole, w *Chemii dla bystrzaków* znajdziesz najważniejsze informacje na temat materii i energii, atomów i cząsteczek, kwasów i zasad — a także wiele innych zagadnień!



W książce:

- Rozwiązywanie zadań z chemii w szkole i na studiach
- Korzystanie z układu okresowego pierwiastków
- Metoda molowa
- Zanieczyszczenie środowiska i jak mu przeciwdziałać

John T. Moore jest doktorem pedagogiki. Wykłada chemię na Uniwersytecie Stephena F. Austina w Teksasie, jednocześnie kieruje tamtejszym Centrum Doskonalenia Nauczycieli. Jest współautorem książek *Biochemistry For Dummies* i *Organic Chemistry II For Dummies*.

dla
bystrzaków

Zamówienia telefoniczne:



0 801 339900



0 601 339900

septem
septem.pl

Sprawdź najnowsze promocje:
• <http://dlabystrzakow.pl/promocje>
Książki najchętniej czytane:
• <http://dlabystrzakow.pl/bestsellery>
Zamów informacje o nowościach:
• <http://dlabystrzakow.pl/nowosci>

Helion SA
ul. Kościuszki 1c, 44-100 Gliwice
tel.: 32 230 98 63
e-mail: rad@dlabystrzakow.pl
<http://dlabystrzakow.pl>

Cena 44,90 zł

ISBN 978-83-283-6508-7



9 788328 365087