

1

Wiązania chemiczne i zjawisko izomerii

Dlaczego sacharoza (cukier trzcinowy) topi się w temperaturze 185°C, podczas gdy chlorek sodowy (sól kuchenna) topi się w znacznie wyższej temperaturze, bo w 801°C? Dlaczego obie te substancje rozpuszczają się w wodzie, a oliwa z oliwek nie? Dlaczego maślan metylu pachnie jak jabłka, a octan propylu, który zawiera w cząsteczce takie same atomy, pachnie jak gruszki? Aby odpowiedzieć na takie pytania, musisz zrozumieć, w jaki sposób atomy tworzące cząsteczki wiążą się ze sobą. Wiązania chemiczne są kluczem do zrozumienia budowy, właściwości fizycznych i chemicznych różnych rodzajów substancji.

Prawdopodobnie z niektórymi z tych zagadnień zapoznałeś się Czytelniku na początku swojej chemicznej edukacji. Przejrzyj wszystkie części tego rozdziału, aby się przekonać, czy są zrozumiałe, oraz spróbuj odpowiedzieć na pytania. Jeżeli umiesz na nie odpowiedzieć, możesz ominąć tę część materiału. Jeżeli jednak masz kłopoty z jakimkolwiek zadaniem wewnątrz lub na końcu niniejszego rozdziału, przestuduj go uważnie w całości, gdyż pojęcia tam wprowadzone będą używane w pozostałej części książki.

- 1.1 Rozmieszczenie elektronów w atomie
- 1.2 Wiązania jonowe i kowalencyjne
- 1.3 Atom węgla i wiązanie kowalencyjne
- 1.4 Wiązania pojedyncze węgiel–węgiel
- 1.5 Wiązania kowalencyjne spolaryzowane
- 1.6 Wiązania kowalencyjne wielokrotne
- 1.7 Wartościowość
- 1.8 Zjawisko izomerii
- 1.9 Rysowanie wzorów strukturalnych
- 1.10 Skrócone wzory strukturalne
- 1.11 Ładunek formalny
- 1.12 Rezonans
- 1.13 Umowy dotyczące strzałek
- 1.14 Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych; wiązanie typu sigma
- 1.15 Zhybrydyzowane orbitale sp^3 atomu węgla
- 1.16 Tetraedryczny atom węgla; wiązania w metanie
- 1.17 Klasyfikacja związków organicznych na podstawie budowy szkieletu cząsteczki
- 1.18 Klasyfikacja związków organicznych na podstawie rodzaju grupy funkcyjnej

1.1 Rozmieszczenie elektronów w atomie

Atom składa się z małego jądra o dużej gęstości, zawierającego dodatnio naładowane **protony** i obojętne elektrycznie **neutrony**, otoczonego ujemnie naładowanymi **elektronami**. **Liczba atomowa** danego pierwiastka jest równa liczbie protonów w jądrze; jego **masa atomowa** stanowi w przybliżeniu sumę liczb protonów i neutronów.

Atomy składają się z małych jąder o dużej gęstości, otoczonych elektronami. Jądro jest naładowane dodatnio i reprezentuje większą część masy atomu. Jądra są zbudowane z **protonów**, które są dodatnio naładowane, i z **neutronów**, które nie są obdarzone ładunkiem elektrycznym (jedynym wyjątkiem jest atom wodoru, którego jądro zawiera tylko jeden proton). W nienaładowanym elektrycznie atomie dodatni ładunek jądra jest idealnie zrównoważony ujemnym ładunkiem otaczających je elektronów. **Liczba atomowa** danego pierwiastka jest równa liczbie protonów w jądrze (jak również liczbie elektronów otaczających jądro obojętnego atomu). **Masa atomowa** jest w przybliżeniu równa sumie liczb protonów i neutronów w jądrze; elektrony nie są tu brane pod uwagę, ponieważ są bardzo lekkie. Układ okresowy umieszczony na wewnętrznej stronie okładki tej książki przedstawia wszystkie pierwiastki wraz z ich liczbami atomowymi i masami atomowymi.

Będziemy się zajmować głównie elektronami atomów, ponieważ ich liczba oraz układ stanowią klucz do wyjaśnienia, w jaki sposób atomy reagują ze sobą, aby utworzyć cząsteczkę. Omówione zostaną wyłącznie układy elektronowe lekkich pierwiastków, gdyż właśnie te pierwiastki są najważniejsze w cząsteczkach organicznych.

Elektrony znajdują się w **orbitalach**. Grupy orbitali tworzą **powłoki**. W orbitalu mogą się znajdować maksymalnie dwa elektrony.

Elektrony są skupione w pewnych obszarach przestrzeni okołojądrowej, zwanych **orbitalami**. Każdy orbital może zawierać maksymalnie dwa elektrony. Orbitale różniące się kształtem są oznaczone literami *s*, *p* i *d*. Ponadto, grupy elektronów tworzą **powłoki** (poziomy) oznaczone numerami 1, 2, 3 itd. Każda powłoka zawiera różne typy orbitali i różną ich liczbę, która odpowiada numerowi powłoki. Na przykład, powłoka 1 zawiera tylko jeden typ orbitalu, nazwany orbitalem 1*s*. Powłoka 2 zawiera dwa typy orbitali, 2*s* i 2*p*, a powłoka 3 zawiera trzy typy: 3*s*, 3*p* i 3*d*. Na poszczególnych poziomach liczba orbitali *s*, *p* i *d* wynosi, odpowiednio, 1, 3, i 5 (tab. 1.1). Zasady te pozwalają nam obliczyć, ile elektronów znajduje się na każdej zapełnionej powłoce (ostatnia kolumna tab. 1.1). W tabeli 1.2 przedstawiono konfigurację elektronową pierwszych 18 pierwiastków. Pierwsza powłoka jest zapełniona w atomie helu (He) i w atomach wszystkich dalszych pierwiastków, a druga powłoka jest zapełniona w atomie neonu (Ne) i atomach wszystkich dalszych pierwiastków. Zapełnione powłoki prawie nie uczestniczą w tworzeniu wiązań chemicznych. To raczej elektrony zewnętrzne, czyli **elektrony walencyjne**, są głównie zaangażowane w wiązania chemiczne i właśnie na nich skupimy naszą uwagę.

Elektrony **walencyjne** znajdują się w najbardziej zewnętrznej powłoce. **Rdzeniem** atomu jest jądro i wewnętrzne powłoki elektronowe.

W tabeli 1.3 pokazano elektrony walencyjne pierwszych 18 pierwiastków. Symbol pierwiastka odpowiada **rdzeniowi** atomowemu (jądro oraz elektrony zapełnionych powłok), a kropki reprezentują elektrony walencyjne.

Na podstawie tych informacji o budowie atomu jesteśmy w stanie określić, w jaki sposób pierwiastki się łączą, aby utworzyć wiązanie chemiczne.

Tabela 1.1. LICZBA ORBITALI I ELEKTRONÓW NA PIERWSZYCH TRZECH POWŁOKACH

Numer powłoki	Liczba orbitali każdego typu			Całkowita liczba elektronów zapełnionej powłoki
	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	
1	1	0	0	2
2	1	3	0	8
3	1	3	5	18

Tabela 1.2. KONFIGURACJA ELEKTRONÓW PIERWSZYCH 18 PIERWIĄSTKÓW

Liczba atomowa	Pierwiastek	Liczba elektronów w każdym orbitalu				
		1s	2s	2p	3s	3p
1	H	1				
2	He	2				
3	Li	2	1			
4	Be	2	2			
5	B	2	2	1		
6	C	2	2	2		
7	N	2	2	3		
8	O	2	2	4		
9	F	2	2	5		
10	Ne	2	2	6		
11	Na	2	2	6	1	
12	Mg	2	2	6	2	
13	Al	2	2	6	2	1
14	Si	2	2	6	2	2
15	P	2	2	6	2	3
16	S	2	2	6	2	4
17	Cl	2	2	6	2	5
18	Ar	2	2	6	2	6

Tabela 1.3. ELEKTRONY WALENCYJNE PIERWSZYCH 18 PIERWIĄSTKÓW

Grupa	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
	H·							He:
	Li·	·Be·	·B·	·C·	·N:	·O:	·F:	·Ne:
	Na·	·Mg·	·Al·	·Si·	·P:	·S:	·Cl:	·Ar:

1.2 Wiązania jonowe i kowalencyjne

Stosunkowo dawna, lecz wciąż użyteczna, teoria wiązań chemicznych została zaproponowana w 1916 roku przez Gilberta Newtona Lewisa, wówczas profesora University of California w Berkeley. Lewis zauważył, że gaz szlachetny hel zawiera tylko dwa elektrony otaczające jego jądro oraz że następny gaz szlachetny – neon – ma dziesięć takich elektronów (2 + 8; p. tab. 1.2). Wywnioskował on, że *ponieważ atomy tych pierwiastków nie łączą się z innymi atomami*, muszą mieć bardzo stabilną konfigurację elektronów. Zasugerował ponadto, że inne atomy reagują

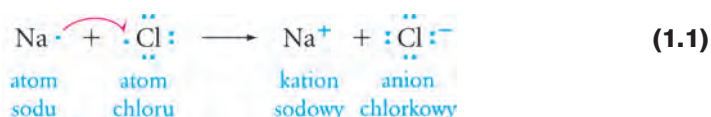
Gaz szlachetny ma trwałą konfigurację elektronową.

w taki sposób, aby uzyskać taką stabilną konfigurację. Może być ona osiągnięta na dwa sposoby: przez całkowite przeniesienie elektronów z jednego atomu na drugi lub przez uwspólnienie elektronów między atomami.

1.2.1. Związki jonowe

Związki jonowe są zbudowane z dodatnio naładowanych kationów i ujemnie naładowanych anionów.

Wiązania jonowe tworzą się w wyniku przeniesienia jednego lub większej liczby elektronów z jednego atomu na drugi. Ponieważ elektrony są naładowane ujemnie, atom, który oddaje elektron(y) staje się naładowany dodatnio **kationem**. Atom przyjmujący elektron(y) staje się ujemnie naładowany **anionem**. Typową reakcją zachodzącą z przeniesieniem elektronu jest reakcja atomów chloru i sodu, prowadząca do powstania chlorku sodu*.



Atom sodu zawiera tylko jeden elektron walencyjny (znajdujący się w trzeciej powłoce; p. tab. 1.2). Po oddaniu tego elektronu sód uzyskuje konfigurację elektronową neonu. Jednocześnie staje się dodatnio naładowany kationem sodowym. Atom chloru ma siedem elektronów walencyjnych. Po przyłączeniu dodatkowego elektronu uzyskuje konfigurację elektronową argonu i staje się naładowany ujemnie anionem chlorkowym. Atomy, które jak atom sodu wykazują tendencję do oddawania elektronów, nazywamy **elektrododatnimi****.

Atomy, które jak atom chloru, wykazują tendencję do przyłączania elektronów, nazywamy **elektroujemnymi**. Zwykle są to atomy niemetali.

Atomy **elektrododatnie** oddają elektrony i tworzą kationy. Atomy **elektroujemne** przyłączają elektrony i tworzą aniony.

PRZYKŁAD 1.1

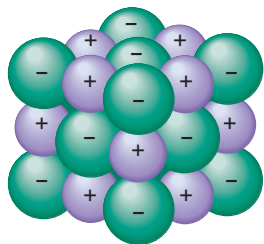
Napisz równanie reakcji między atomami magnezu (Mg) i fluoru (F).

ROZWIĄZANIE



Atom magnezu ma dwa elektrony walencyjne. Aby uzupełnić swoją powłokę walencyjną, każdy atom fluoru powinien przyłączyć tylko jeden elektron (od magnezu), dlatego do przereagowania z jednym atomem magnezu potrzebne są dwa atomy fluoru.

ZADANIE 1.1. Napisz równanie reakcji atomów litu (Li) z atomami bromu (Br).



Ryc. 1.1. Chlorek sodu, $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$, jest zbudowany z jonów. Każdy z jonów jest otoczony sześcioma przeciwnie naładowanymi jonami. Wyjątek stanowią te jony, które znajdują się na powierzchni kryształu.

Produkt reakcji (1.1), chlorek sodu, jest związkiem jonowym, zbudowanym z jednakowej liczby jonów sodowych i chlorkowych. Ogólnie rzecz biorąc, związki jonowe powstają wówczas, gdy atomy silnie elektrododatnie reagują z atomami silnie elektroujemnymi. Jak pokazano na ryc. 1.1 na przykładzie kryształu chlorku sodu, jony w kryształach substancji jonowych są utrzymywane razem przez siły wynikające z ich przeciwnych ładunków.

* Zakrzywiona strzałka w równaniu 1.1 pokazuje kierunek przekazywania elektronu z powłoki walencyjnej atomu sodu do powłoki walencyjnej atomu chloru. Używanie zakrzywionych strzałek do pokazywania kierunku przesunięcia elektronów jest wyjaśnione bardziej szczegółowo w rozdz. 1.13.

** Termin „pierwiastki elektrododatnie” jest obecnie rzadziej stosowany. Należy raczej mówić „pierwiastki o małej elektroujemności” [przyp. tłum.].

Ściśle biorąc, wiązania jonowe nie są tak naprawdę wiązaniami. Przeciwnie naładowane jony przyciągają się wzajemnie, tak jak przyciągają się przeciwne bieguny magnesu. Jony w kryształach są upakowane w ściśle określony sposób, lecz nie możemy powiedzieć, że dany jon jest związany czy przymocowany do jakiegokolwiek innego jonu. Po rozpuszczeniu substancji jony oddzielają się od siebie i mają zdolność stosunkowo swobodnego poruszania się w roztworze.

PRZYKŁAD 1.2

Jaki ładunek będzie miał jon berylu?

ROZWIĄZANIE

Jak przedstawiono w tab. 1.3, atom berylu (Be) zawiera dwa elektrony walencyjne. Aby osiągnąć konfigurację elektronową zapełnionej powłoki helu, musi utracić elektrony walencyjne. Kation berylowy będzie więc obdarzony dwudodatnim ładunkiem, co przedstawia symbol Be^{2+} .

ZADANIE 1.2. Korzystając z tab. 1.3, odpowiedz, jaki ładunek będzie miał każdy z wymienionych pierwiastków tworzący związek jonowy: Al, Li, S, O.

Ogólna zasada jest taka, że w obrębie danej poziomej linii układu okresowego, najbardziej na lewo znajdują się pierwiastki silnie elektrododatnie, a najbardziej na prawo – pierwiastki silnie elektroujemne. W obrębie pionowych kolumn pierwiastki bardziej elektrododatnie znajdują się na dole, a pierwiastki bardziej elektroujemne – na górze.

PRZYKŁAD 1.3

Który z atomów jest bardziej elektrododatni:

- lit czy beryl?
- lit czy sód?

ROZWIĄZANIE

- W porównaniu z jądrem berylu ($4+$) jądro litu ma mniejszy ładunek dodatni ($3+$) przyciągający elektrony. Dlatego oderwanie elektronu od atomu litu wymaga mniejszej energii niż oderwanie elektronu od atomu berylu. Ponieważ lit traci elektrony łatwiej niż beryl, lit jest pierwiastkiem bardziej elektrododatnim.
- Elektrony walencyjne atomu sodu są oddzielone od dodatnio naładowanego jądra dwiema wewnętrznymi powłokami elektronowymi, a elektrony walencyjne litu – tylko jedną wewnętrzną powłoką. Dlatego oderwanie elektronu od atomu sodu wymaga mniejszej energii, a więc sód jest pierwiastkiem bardziej elektrododatnim.

ZADANIE 1.3. Korzystając z tab. 1.3, odpowiedz, który pierwiastek jest bardziej elektrododatni: sód czy glin, bor czy węgiel, bor czy glin.

ZADANIE 1.4. Korzystając z tab. 1.3, odpowiedz, który pierwiastek jest bardziej elektroujemny: tlen czy fluor, tlen czy azot, fluor czy chlor.

ZADANIE 1.5. Na podstawie położenia węgla w tab. 1.3, jak sądzisz, czy pierwiastek ten jest elektroujemny, czy elektrododatni?