Zbigniew Płochocki

Fizyka* dla ogrodników**

* Z elementami biofizyki

** Przydatna też dla rolników i leśników

Zbigniew Płochocki

Fizyka* dla ogrodników**

* Z elementami biofizyki

** Przydatna też dla rolników i leśników

Copyright © for electronic edition by Zbigniew Płochocki
Wszystkie prawa zastrzeżone. Kopiowanie i powielanie w jakiejkolwiek formie całości lub fragmentów wymaga zgody autora.

Wydanie drugie (w wersji elektronicznej) uaktualnione i nieco zmienione, Warszawa 2018
Nakład własny

Wydanie pierwsze: Wyższa Szkoła Ekonomiczno-Humanistyczna w Skierniewicach, 2003

ISBN 978-83-9500100-0

SPIS TREŚCI

Recenzja I wydania 6

Wstęp 7

Rozdział I. ATOM I MOLEKUŁA 9
§1. Atom 9
1.1. Uwaga wstępna 9
1.2. Atom – podstawowa ”cegiełka” substancji 9
1.3. Geneza słowa ”atom”. 9
1.4. Składniki atomu i ich role 10
a. Chmura elektronowa atomu (10), Jądro atomowe (11)
1.5 Masa i rozmiary atomu 12
a. Masa atomu (12), b. Rozmiary atomu (13)
§2. Molekuła 14
2.1. Molekuła = układ atomów 14
2.2. Molekuła wody 14
a. Wiązania w molekule wody (14), b. Kształt i struktura elektryczna molekuły wody (15), c. Wiązanie wodorowe (18)
§3. Oddziaływania między obiektami molekularnymi 18
3.1. Uwagi wprowadzające 18
3.2. Zależność oddziaływań od odległości 18
3.3. Siły van der Waalsa 19

Rozdział II. BUDOWA MOLEKULARNA I PRZEMIANY MATERII 20
§4. Podstawy kinetyczno-molekularnej teorii budowy materii 20
4.1. Uwaga wstępna 20
4.2. Podstawowe założenia kinetyczno-molekularnej teorii budowy materii 20
§5. Ruchy cieplne i ich makroskopowe efekty 20
5.1. Na czym polegają ruchy cieplne? 20
a. W gazach (20), b. W cieczach (20), c. W ciałach stałych (21)
5.2. Temperatura 21
5.3. Ciśnienie 21
5.4. Energia wewnętrzna ciała i I zasada termodynamiki 23
a. Energia wewnętrzna (23), b. Ciepło i praca (23), c. I zasada termodynamiki ((24), d. Ciepło i praca – formy zmian energii (25), e. Potencjał chemiczny (26)
5.5. Ciepło właściwe 27
5.6. II zasada termodynamiki 28
a. Tradycyjne sformułowania II zasady termodynamiki (28), b. Przykładowe wnioski (30)
5.7. Wymiana ciepła 31
a. Uwaga wstępna (31), b. Przewodnictwo cieplne (31), c. Konwekcja (33), d. Promieniowanie (34)
§6. Zmiany stanu skupienia substancji jednoskładnikowych 35
6.1. Uwagi wstępne 35
6.2. Losy ogrzewanego ciała stałego 35
a. Ciało stałe (35), b. Grzejemy ciało stałe (36), c. Topimy ciało stałe (37), d. Ciecz (39), e. Parowanie cieczy (40), f. Grzejemy ciecz (41), g. Ciecz wrze (42), h. Para (43), i. Grzejemy parę (43)
6.3. Losy chłodzonego gazu 44
6.4. Wpływ ciśnienia 47

Rozdział III. PODSTAWOWE WŁAŚCIWOSCI GAZÓW I CIECZY 49
§7. Powietrze 49
7.1. Uwaga wstępna 49
7.2. Metryka powietrza 49
a. Skład powietrza atmosferycznego (49), b. Podstawowe charakterystyki (52),
7.3. Równanie stanu dla powietrza 52
§8. Powierzchniowe właściwości cieczy 53
8.1. Napięcie powierzchniowe 53
a. Określenie i sens fizyczny napięcia powierzchniowego (53), b. Praca na powiększenie powierzchni cieczy (54), c. Kropla cieczy (54), d. Uwagi uzupełniające (56)
8.2. Powierzchnia swobodna cieczy przy ściance naczynia 56
8.3. Zjawiska kapilarne 57
a. Na czym polegają? (57), b. Co je powoduje? (58), c. Gleba jako ośrodek porowaty (59)
§9. Roztwory 60
9.1. Mieszaniny, zawiesiny, zole, żele, roztwory 60
a. Mieszaniny (60), b. Układy (ośrodki) dyspersyjne (60), c. Ciekłe roztwory koloidalne (61), d. Żele (62), e. Pęcznienie (imbibicja) (62), f. Roztwory (62)
9.2. Stężenie roztworu nie jedno ma imię 62
9.3. Rozpuszczanie 63
a. Mechanizmy rozpuszczania (63), b. Ciepło rozpuszczania (65), c. Roztwory nienasycone i nasycone (65)
9.4. Dyfuzja 66
9.5. Osmoza 67
a. Błona półprzepuszczalna (67), b. Zjawisko osmozy (68), c. Ciśnienie osmotyczne (68), d. Komórka (roślinna) jako układ osmotyczny (70)
9.6. Zmiany stanu skupienia roztworów 72
a. Uwaga wstępna (72), b. Przykład 1.(roztwór wodny soli kuchennej) (73), c. Przykład 2. (mieszanina tlenu i azotu) (74), d. Przykład 3. (wodny roztwór alkoholu etylowego) (74), e. Uwagi ogólne (75), f. Prawa Raoulta (76), d. Przestrogi (76)
§10. Właściwości elektryczne wybranych gazów i cieczy 77
10.1. Właściwości elektryczne powietrza 77
10.2. Właściwości elektryczne wody 78
10.3. Właściwości elektryczne gleby 80
10.4. Zjawiska elektrokinetyczne 80
a. Kontaktowa elektryczna warstwa podwójna (80), b. Rodzina zjawisk elektrokinetycznych (81), c. Elektroforeza (81), d. Zjawisko Dorna (82), e. Elektroosmoza (82), f. Zjawisko potencjału przepływu (83)

Rozdział IV. ŚWIATŁO W OGRODZIE 84
§11. Co to jest światło? 84
11.1. Światło = falujące strumienie fotonów 84
11.2. Elektromagnetyczna natura światła 87
11.3. Barwy 88
a. Barwy proste (widmowe) (88), b. Barwy w przyrodzie (88)
§12. Promieniowanie wokół nas 89
12.1. Emisja promieniowania 89
12.2. Słońce i żarówka 91
a. Słońce (91), b. Żarówka (92), c. Inne lampy (93)

12.3. Zjawisko cieplarniane 93
a. W szklarni (93), b. Zjawisko cieplarniane w atmosferze (94)
§13. Jakie światło i jak widzi człowiek? 94
§14. Jakiego światła potrzebują rośliny? 95
14.1. Uwaga wstępna: po co roślinom światło? 95
14.2. Fotosynteza 95
a. Ogólnie o fotosyntezie (95), b. Promieniowanie fotosyntetycznie czynne (96), c. Przerywnik fotometryczny (97), d. Rola natężenia światła (99)
14.3. Fotomorfogeneza 103
a. O morfogenezie i fotomorfogenezie (103), b. Fitochrom (1037), c. Fotoperiodyzm (104), d. Kryptochrom (105), e. Uwaga końcowa (105)
14.4. Uzupełnianie natury, czyli o lampach ogrodniczych 105
14.5. Uwaga podsumowująca 109
.
Uzupełnienie A. PRAWA ŚWIATA ATOMU 110
§A.1. Chmura elektronowa atomu 110
A.1.1. Dualna natura elektronów 110
A.1.2. Falowy model atomu 111
§A.2. Świat molekuły . . . . . , 116
A.2.1. Molekularna chmura elektronowa 116
A.2.2. Podstawowe typy wiązań chemicznych 118
a. Wiązanie jonowe (heteropolarne) (118), b. Wiązanie walencyjne (kowalencyjne, homeopolarne) (118), c. Inne wiązania (120)

Uzupełnienie B. JEDNOSTKI MIARY 121
Załącznik B.1. Podstawowe i uzupełniające jednostki miary układu SI 121
Załącznik B.2. Przedrostki do tworzenia najczęściej używanych jednostek wielokrotnych i podwielokrotnych 122
Załącznik B.3. Przykłady jednostek pochodnych 122
a. Niemianowane jednostki miary (122), b. Mianowane jednostki miary (123)

Tematy do samodzielnego opracowania 124

Skorowidz 129

Recenzja I wydania

Znajomość podstaw fizyki jest bardzo przydatna w nowoczesnym ogrodnictwie. Szkoły wyższe przygotowując wysokiej klasy specjalistów dla tej dziedziny rolnictwa powinny zapewnić swoim studentom wszechstronne wykształcenie obejmujące takie zagadnienia, które pomogą im w przyszłej pracy zawodowej sprostać różnym problemom. Jest to możliwe miedzy innymi dzięki zrozumieniu zjawisk fizycznych. Fizyka jest nauką trudną a dostępne podręczniki często mało przydatne dla przyszłych ogrodników. Zawierają szereg zagadnień nieprzydatnych lub mało przydatnych w ich pracy zawodowej. Dlatego tak ważne jest przedstawienie skomplikowanych zagadnień z dziedziny fizyki w sposób przystępny oraz taki ich wybór, który pomoże w rozwiązywaniu problemów zawodowych,

Skrypt dr Z.Płochockiego jako wyjątek na polskim rynku wydawniczym całkowicie spełnia ten warunek. Obejmuje najważniejsze zagadnienia potrzebne w praktyce ogrodniczej i jest napisany przystępnie, zwięźle i takim językiem, który czyni jego lekturę prawdziwą przyjemnością (jest to niezwykle ważny element w procesie przyswajania wiedzy). Stanowi cenne uzupełnienie wykładów i podstawę do samodzielnego zgłębiania różnych zagadnień. Skrypt składa się z czterech rozdziałów i uzupełnień. W każdym rozdziale znajduje się szereg ważnych informacji, które pomagają lepiej zrozumieć zjawiska biologiczne – np. fotosyntezę, transpirację, procesy wzrostu i rozwoju roślin, transport cieczy i asymilatów w roślinach, funkcjonowanie otaczającego je środowiska. Wszystko to pozwala na właściwą uprawę roślin – zapewnieniu im odpowiedniego nawożenia, oświetlenia, składu podłoża itd. Szczególnie cenny w mojej ocenie jest rozdział IV „Światło w ogrodzie”, szczególnie że brakuje dobrego ujęcia tego tematu w polskim piśmiennictwie. Autor porusza w nim ważne zagadnienia, jak promieniowanie fotosyntetycznie czynne (nawet w dobrych opracowaniach powszechne jest niewłaściwe zrozumienie i interpretacja tych zagadnień, co skutkuje np. złym doborem lamp doświetlających uprawy; w skrypcie znajdujemy gotową „receptę”, jakie lampy należy zastosować), oraz wskazuje, jak bardzo wymagania roślin co do spektrum światła różnią się od wymagań człowieka; charakteryzuje procesy fotomorfogenezy i fotoperiodyzmu. Przedstawiony mi do recenzji skrypt oceniam bardzo wysoko. Jestem przekonana, że zyska on szersze grono czytelników niż to, do którego jest adresowany, np. wśród hodowców i biologów roślin.

Prof.dr hab. Monika Rakoczy-Trojanowska, SGGW

Wstęp

Po co ogrodnikowi fizyka? Po pierwsze, trochę fizyki – jako nauki, lapidarnie rzecz ujmując, o budowie materii i najprostszych przemianach materii i energii – nikomu nie zaszkodzi, a wręcz przeciwnie – może pomóc zrozumieć szereg obiektywnych uwarunkowań życia i działalności człowieka.

Po drugie, w ogrodzie występuje szereg obiektów fizycznych o fundamentalnym znaczeniu dla życia roślin. Ich właściwości bio-fizyko-chemiczne ogrodnik powinien znać. Najważniejsze to:

- gleba,
- woda (oraz roztwory wodne i hydrozole),
- światło,
- powietrze (a zwłaszcza niektóre jego składniki).

Po trzecie, w ogrodzie zachodzi szereg zjawisk fizycznych o istotnym znaczeniu dla życia roślin. Zjawiska takie i prawa nimi rządzące ogrodnik powinien znać. Do zjawisk fizycznych **zawodowo ważnych dla ogrodnika** można zaliczyć:

- napięcie powierzchniowe i zjawiska kapilarne,
- zjawiska filtracji i absorpcji w glebie,
- parowanie cieczy,
- dyfuzję,
- osmozę,
- pęcznienie,
- rozpuszczanie gazów, cieczy i ciał stałych w wodzie,
- pochłanianie promieniowania dla potrzeb fotosyntezy i fotomorfogenezy,
- zjawisko cieplarniane,
- przewodnictwo elektryczne wody (i roztworów wodnych).

Nie cała wiedza fizyczna jest jednakowo ważne dla sztuki ogrodniczej. Wykład niniejszy dotyczy więc zagadnień wybranych z punktu widzenia ich wagi dla zawodowego i ogólnego wykształcenia nowoczesnego ogrodnika. Główny nacisk położono przy tym na 14 wymienionych wyżej tematów (jednakże właściwości fizyczne gleby jedynie zasygnalizowano, jako że w programie studiów glebie poświęcony jest odrębny przedmiot). Nie potraktowano ich jednak jak encyklopedyczne hasła, ale w szerszym i usystematyzowanym kontekście (który to kontekst można uważać za fizyczny składnik ogólnego wykształcenia ogrodnika). W każdym razie **wymienione 14 tematów stanowi minimalny program wiedzy fizycznej, jaką powinien sobie przyswoić przyszły ogrodnik.**

Skrypt powstał na podstawie kilkuletnich wykładów autora dla studentów ogrodnictwa w Wyższej Szkole Ekonomiczno-Humanistycznej (obecnie im. Prof. Szczepana A.Pieniążka) w Skierniewicach.

Materiał skryptu ujęty jest, w pewnej mierze, wielowariantowo (i tak też można z niego korzystać). Tekst główny skryptu uzupełniają mianowicie *przypisy*, oraz wydzielone *Komentarze* i *Uzupełnienia,* sygnalizujące uściślenia, rozszerzenia, pogłębienia i dopełnienia niektórych poruszanych kwestii. Dodatkowo zaproponowano szereg różnego kalibru *Tematów do samodzielnego opracowania* (zebranych w osobnym wykazie, ale zasygnalizowanych w odpowiednich miejscach w tekście zasadniczym). Celem części z nich jest pomoc w przyswojeniu materiału, oraz uświadomieniu sobie jego związków z zawodem ogrodnika; i te tematy polecam wszystkim (w wykazie są one wyróżnione tłustym drukiem). W wykazie jest też trochę tematów (oznaczonych gwiazdką *) przeznaczonych dla ambitnych i głodnych wiedzy; są to tematy trudne lub dotyczące kwestii jedynie sygnalizowanych na wykładzie, a celem ich jest danie satysfakcji z samodzielnego studiowania i własnych przemyśleń. Na prośbę studentów poprzednich lat do wykazu dołączono też trochę tematów dodatkowych (zebranych osobno i oznaczonych literą D), dotyczących kwestii nie omawianych na wykładzie, a które mogą zainteresować przyszłych ogrodników.

Temat do samodzielnego opracowania: W.1.

Autor wyraża serdeczne podziękowania PP Prof.drowi hab. Józefowi Bąkowskiemu i Prof.dr hab. Krystynie Karwowskiej z Wyższej Szkoły Ekonomiczno-Humanistycznej (obecnie im. Prof. Szczepana A.Pieniążka) w Skierniewicach, Prof.dr hab. Monice Rakoczy-Trojanowskiej i drowi Wojciechowi Burzy ze Szkoły Głównej Gospodarstwa Wiejskiego w Warszawie, oraz drowi Jackowi Kurzynie z Instytutu Podstawowych Problemów Techniki PAN w Warszawie – za przeczytanie skryptu oraz cenne uwagi, sugestie i dyskusje, a także pomoc w przygotowaniu plików skryptu.

.

Rozdział I. ATOM I MOLEKUŁA

§1. Atom

1.1. Uwaga wstępna. Rozszyfrowanie molekularnej budowy materii i praw rządzących w świecie atomu to długi proces ludzkiego poznania. Nie będziemy wnikali w jego historię, zajmiemy się tylko najważniejszymi wynikami.

Temat do samodzielnego opracowania: I.1.

1.2. Atom - podstawowa "cegiełka" substancji. Według współczesnych ustaleń wszystkie ciała składają się lub są zbudowane z *obiektów molekularnych*, tzn. (zob. *Komentarz I.1.*):

- atomów, lub
- molekuł (cząsteczek), lub
- jonów, lub
- jonów i elektronów swobodnych tworzących tzw. gaz elektronowy.

Komentarz I.1. Obiekty molekularne. *Atom to najmniejsza cząstka pierwiastka chemicznego zachowująca jego właściwości chemiczne.* Istnieje więc tyle chemicznie różnych atomów, ile jest pierwiastków chemicznych (o atomach izotopów zob. niżej – *Komentarz I.6.*).

Wiele substancji składa się lub jest zbudowanych bezpośrednio z pojedynczych atomów. Przykładami takich substancji są: gazy szlachetne takie jak hel czy neon, pary metali, oraz kryształy pierwiastków takich jak krzem czy german.

Liczne substancje składają się lub są zbudowane nie bezpośrednio z pojedynczych atomów, lecz z molekuł. Przez *molekułę* (cząsteczkę chemiczną, drobinę) rozumiemy *określony układ trwale połączonych ze sobą atomów* [a] [b]. Przykładami takich substancji są: gazy nieszlachetne takie jak wodór lub azot (molekuły tych gazów są zbudowane z dwóch atomów wodoru lub azotu, odpowiednio, co w symbolice chemicznej zapisujemy jako H_2 lub N_2, odpowiednio), czy woda (jej molekuły tworzą dwa atomy wodoru i jeden atom tlenu, co zapisujemy jako H_2O).

Wiele substancji jest zbudowanych z jonów przeciwnego znaku. Przez *jon* rozumiemy *atom* (lub układ związanych ze sobą atomów), *który utracił lub dodatkowo przyłączył co najmniej jeden elektron* [c]. Przykładami takich substancji są chlorki metali alkalicznych takie jak chlorek sodu (sól kuchenna) czy potasu [kryształy tych substancji są zbudowane z dodatnich jonów sodu (Na^+) czy potasu (K^+) oraz ujemnych jonów chloru (Cl^-)].

Wreszcie, istnieją substancje, których elementami strukturalnymi są jony dodatnie i elektrony (tworzące w tych substancjach tzw. gaz elektronowy). Przykładami takich substancji są metale.

Wszystkie wymienione wyżej elementy strukturalne materii obejmuje się łączną nazwą *obiektów molekularnych*. Jednakże w każdym przypadku wyjściowym "materiałem budowlanym" dla każdego obiektu molekularnego są atomy. W tym sensie możemy powiedzieć w skrócie, że *atom jest podstawową "cegiełką" materii*, warunkującą jej właściwości fizyczne i chemiczne..

---

[a] W przypadku różnych atomów molekuła jest najmniejszą cząstką danego związku chemicznego zachowującą właściwości chemiczne tegoż związku.

[b] Pojęcie molekuły wprowadzono dla odróżnienia układu powiązanych atomów od pojedynczych atomów. Współcześnie coraz częściej molekułę określa się ogólnie jako najmniejszą cząstkę danej substancji zachowującą jej właściwości chemiczne; w tym sensie atom można uważać za najprostszą, bo jednoatomową molekułę.

[c] Atom (lub układ atomów) zubożony o elektron (-y) nazywa się jonem dodatnim (lub kationem), wzbogacony zaś – jonem ujemnym (lub anionem). Nazwy te pochodzą stąd, że w polu elektrycznym między dwoma elektrodami jon dodatni zmierza ku elektrodzie ujemnej (czyli katodzie), ujemny zaś – ku elektrodzie dodatniej (czyli anodzie).

1.3. Geneza słowa "atom". Słowo to powstało prawdopodobnie w związku ze sporem, jaki w starożytności wiedli filozofowie greccy na temat podzielności materii. Jedni uważali, że każde ciało materialne można bez ograniczeń dzielić na coraz to mniejsze części (jak? – to już kwestia techniczna, nad którą myśliciele nie zastanawiali się), inni natomiast przeciwnie – że istnieje kres takiego dzielenia, a wyznaczają go maleńkie obiekty, które ze swej natury są dalej już niepo-

dzielne. Te niepodzielne obiekty nazwali w atomami (*atomos* znaczy po grecku *niepodzielne*). Pogląd ten nazwano atomizmem, a jego zwolenników – atomistami. Do najwybitniejszych atomistów starożytnych zaliczyć można Leukipposa, Demokryta i Epikura (a przeciwnikiem atomizmu był m.inn. Arystoteles).

Temat do samodzielnego opracowania: I.2.

1.4. Składniki atomu i ich role. Atom jest obiektem złożonym. Centralną jego część zajmuje dodatnio naładowane elektrycznie *jądro atomowe*, wokół którego poruszają się elektrycznie naładowane ujemnie *elektrony*, tworzące wokół jądra tzw. *chmurę elektronową*. Najpierw zaznajomimy się z chmurą elektronową, potem z jądrem atomowym.

a. Chmura elektronowa atomu. Czasem można spotkać się ze stwierdzeniem, że atom przypomina miniaturowy system planetarny, z jądrem w roli Słońca i elektronami w roli planet. Jest to jednak model symboliczny, dość daleki od rzeczywistości, jako że w atomie nie można wyróżnić żadnych orbit elektronowych. Prawa rządzące ruchem elektronów w atomie, tzw. *prawa kwantowe*, maja bowiem inny charakter niż prawa ruchu planet (dokł. zob. *Uzupełnienie A.*). Istota rzeczy polega na tym, że nie można ściśle określić położenia elektronu w atomie (w danym stanie), a można je wyznaczyć jedynie z pewnym prawdopodobieństwem. Rozkład tego prawdopodobieństwa wokół jądra to chmura elektronowa atomu; tam, gdzie jest gęsta, prawdopodobieństwo znalezienia elektronu (w danym stanie) jest duże, tam zaś, gdzie jest rzadka – małe (dokł. zob. *Uzupełnienie A., §A.1.*).

Statystyka zachowania się elektronów jako cząstek wykazuje przy tym właściwości ... falowe. Przejawia się to w tym, że uporządkowane strumienie elektronów (w odpowiednich warunkach) zachowują się jak strumienie zwykłych cząstek (korpuskuł), lub jak fale (zob. *Uzupełnienie A., § A.1., p.A.1.1.*). W tym sensie możemy powiedzieć, że elektrony (jak wszystkie inne cząstki świata atomowego) maja kolektywnie naturę dualną – falowo-korpuskularną [1]. Pojedynczy elektron opisujemy jako *falę prawdopodobieństwa* (znalezienia go w określonym miejscu w określonym czasie). Atom nie może być w dowolnym stanie; dopuszczalne są tylko takie jego stany, które są opisane przez przestrzenne fale stojące. Atom nie może więc zmieniać swego stanu w sposób ciągły, a jedynie – skokowo, czyli kwantowo. Inaczej: stany ruchu elektronów w atomie są *skwantowane*. A ponieważ w każdym swym stanie atom ma określoną energię [2], więc energia atomu też jest skwantowana. Atom nie może zmieniać swej energii w sposób ciągły, a jedynie – skokowo, czyli – kwantowo, przyjmując (lub oddając) ściśle określone porcje, czyli *kwanty energii* (zob. tez niżej *Komentarz I.2* i *Temat do samodzielnego opracowania I.3*, oraz *Uzupełnienie A, §A.1.,p.A.1.2.*

Komentarz I.2. Proste przykłady kwantyzacji. Z kwantyzacja spotykamy się też w życiu codziennym. Skwantowany jest każdy system monetarny. Najmniejszą porcją pieniądza (czyli jego ”kwantem") w Polsce jest 1 grosz. Ilość pieniędzy, jaką mamy na koncie czy w portfelu, jest zawsze całkowitą wielokrotnością jednego grosza. Natomiast za "kwanty" gotówki – jeśli ktoś woli większą różnorodność – można uważać monety i banknoty. Połowa monety czy banknotu już nie jest środkiem płatniczym.

[1] Można się spotkać z historyczną już, ale wciąż dość rozpowszechnioną interpretacją dualizmu falowo-korpuskularnego jako właściwego nie tyle strumieniom cząstek, ile wręcz będącego cechą samych cząstek jako indywidualnych obiektów. W ślad powstała propozycja nazywanie takich obiektów wręcz cząstkami falowymi. Ostrożni unikają tej interpretacji, bo to trochę tak, jak by uważać falę meksykańską na widowni stadionu sportowego jako wynik falowania kibiców; a przecież faluje tylko widownia, pojedynczy kibice jedynie wstają i siadają w uporządkowany sposób. Podobnie. cząstki atomowe indywidualnie podlegają prawom, które pozwalają opisać ich ruch z określonym prawdopodobieństwem, a falowy charakter tego prawdopodobieństwa przejawia się w tym, że uporządkowane strumienie cząstek wykazują właściwości fal.

[2] Obrazowo o dozwolonych wartościach energii mówimy jako o *poziomach energetycznych*.

Innego przykładu dostarczają schody. Nie można stanąć na wysokości pół czy półtora stopnia; wysokość, na jakiej staniemy na schodach (względem ich poziomu początkowego), może się zmieniać nie w sposób ciągły, a tylko skokowo, czyli – kwantowo. Wysokość jednego stopnia jest elementarną, najmniejszą porcją, czyli "kwantem" wysokości schodów.

Temat do samodzielnego opracowanie: I.3.

Komentarz I.3. Ruch własny elektronu, spin. Elektron, oprócz ruchu dokoła jądra, zwanego *ruchem orbitalnym*, wykonuje tez pewien obrotowy *ruch własny* (zwany niekiedy tez ruchem spinowym)[a]. Moment pędu [b] związany z ruchem orbitalnym nosi nazwę *orbitalnego momentu pędu*, związany zaś z ruchem własnym – *spinu*. Podobnie jak skwantowane są stany ruchu orbitalnego elektronu w atomie, tak też skwantowane są stany ruchu własnego. Prawa kwantowe dopuszczają tylko dwa stany ruchu własnego elektronu, takie mianowicie, że rzut S_z *spinu* na dowolnie wybrany kierunek (oznaczony tu wskaźnikiem z) może przyjmować wartości: $S_z = s\hbar$, gdzie: $s = \pm \frac{1}{2}$ spinowa liczba kwantowa, której wartości numerują dopuszczalne stany ruchu własnego, zaś $\hbar = h/(2\pi)$, a $h \cong 6.63 \cdot 10^{-34}$ Js to stała Plancka, zwana też stałą kwantową. Symbolicznie o tych stanach ruchu własnego elektronu mówi się jako o stanach o spinie skierowanym ku górze lub ku dołowi, odpowiednio, a graficznie oznacza się je za pomocą odpowiedniej strzałki (↑ lub ↓).

[a] Gdyby był zwykłą cząstką , to można by powiedzieć, że w swym ruchu własnym przypomina Ziemię, która oprócz ruchu po orbicie dookoła Słońca obraca się także wokół własnej osi.

[b] Moment pędu to wielkość kierunkowa (wektorowa) charakteryzująca intensywność ruchu obrotowego (analogiczna do pędu, który jest kierunkową miarą intensywności ruchu postępowego). Np. moment pędu punktu materialnego o masie m poruszającego się jednostajnie po okręgu o promieniu r z szybkością v jest skierowany prostopadle do płaszczyzny okręgu zgodnie z regułą śruby prawoskrętnej i ma wartość $L = mvr$; a moment pędu płaskiego dysku obracającego się z szybkością kątową ω wokół osi prostopadłej do płaszczyzny dysku jest skierowany wzdłuż osi obrotu (zgodnie z regułą śruby prawoskrętnej) i ma wartość $K = I\omega$, gdzie I oznacza moment bezwładności dysku (względem danej osi obrotu). Moment pędu spełnia zasadę zachowania, tzn. – jeśli na obracające się ciało nie działają żadne momenty sił lub wypadkowy moment siły jest równy zeru, to moment pędu ciała jest stały.

Komentarz I.4. Orbitale: atomowy i molekularny. Funkcję opisującą chmurę elektronową atomu (lub molekuły) w danym stanie, a wiec także – stan elektronów w ich ruchu orbitalnym (zob. *Komentarz I.3.*) w atomie (lub molekule) nazywa się jego (lub jej) *funkcją falową* (jej sens fizyczny – zob. *Uzupełnienie A., §A.1., p.A.1.1.*). Funkcje falowe wyznacza się rozwiązując odpowiednie równanie ruchu (orbitalnego) elektronów w atomie (lub molekule). Równanie to umiemy rozwiązać ściśle tylko dla najprostszego atomu – atomu wodoru. Dla pozostałych atomów i molekuł używa się metod przybliżonych.. Najpopularniejsze (i w wielu wypadkach wystarczające) jest przybliżenie jednoelektronowe Hartree'ego-Focka, polegające na rozpatrywaniu ruchu każdego pojedynczego elektronu w atomie wieloelektronowym (lub w molekule) w polu jądra (lub jąder, odpowiednio) i w średnim polu pozostałych elektronów. Funkcję falową atomu (lub molekuły) wyznaczoną w tym przybliżeniu nazywa się *orbitalem atomowym* (lub *orbitalem molekularnym*, odpowiednio)[a]. W tym przybliżeniu stan atomu (lub molekuły) możemy opisać w języku orbitali atomowych (lub molekularnych), z których każdy opisuje pojedynczy elektron, zaś chmurę elektronową atomu (lub molekuły) – w języku chmur jednoelektronowych, które reprezentują poszczególne orbitale.

[a] A funkcję opisującą także ruch własny elektronu (zob. *Komentarz I.3.*) – *spin-orbitalem*.

b. Jądro atomowe jest tworem złożonym. W jego skład wchodzą obdarzone dodatnim ładunkiem elektrycznym *protony* [3] i elektrycznie obojętne *neutrony*. Te dwa rodzaje cząstek elementarnych w jądrze atomowym nazywa się łącznie *nukleonami*.

[3] Ładunek elektryczny protonu jest równy *ładunkowi elementarnemu* $e_o \cong 1.60 \cdot 10^{-19}$ C (a nazwa pochodzi stąd, że jest to, co do bezwzględnej wartości, najmniejsza porcja ładunku znanych nam cząstek swobodnych).

Komentarz I.5. Siły jądrowe. Protony, jako posiadające ładunki elektryczne tego samego znaku, odpychają się. Mimo to jądro istnieje, gdyż miedzy nukleonami (bez względu na ich ładunek elektryczny) działają znacznie potężniejsze przyciągające *siły jądrowe* (są to siły bardzo krótkozasięgowe; obrazowo można powiedzieć, że ich zasięg kończy się tuż za progiem jądra). Jądro atomowe jest trwałe, jeśli nie zawiera zbyt wielu nukleonów i stosunek liczb protonów i neutronów mieści się w określonych granicach. W przeciwnym razie jest niestabilne i ulega przemianie promieniotwórczej na inne (z emisja tzw. cząstki *alfa* lub *beta* i na ogół – także promieniowania *gamma*). I tak, począwszy od polonu (84 protony i ponad 120 neutronów w jądrze) wszystkie znane pierwiastki, których jądra atomowe zawierają więcej protonów, są promieniotwórcze, a najlżejszym jądrem niestabilnym jest jądro atomu trytu (izotopu, czyli odmiany wodoru – zob. *Komentarz I.6.*), zawierające jeden proton i dwa neutrony.

Proton jest znacznie cięższy niż elektron (jego masa przewyższa masę elektronu ok. 1836 razy), neutron jest jeszcze cięższy (jego masa przewyższa masę elektronu ok. 1838 razy). O masie atomu decyduje wiec praktycznie liczba nukleonów w jego jądrze, zwana *liczbą masową*. Każdy elektron ma ujemny ładunek elektryczny, równy co do bezwzględnej wartości ładunkowi elementarnemu [3] [4]. Normalnie atom jako całość jest elektrycznie obojętny. Ma on więc tyle elektronów, ile jest protonów w jego jądrze. Liczbę protonów w jądrze atomu danego pierwiastka nazywa się *liczbą atomową*; jest ona równa numerowi porządkowemu danego pierwiastka w układzie okresowym Mendelejewa. Liczba atomowa jednoznacznie więc identyfikuje pierwiastki chemiczne.

Komentarz I.6. Izotopy. Właściwości chemiczne atomu zależą od struktury jego chmury elektronowej, a ta – od jego liczby atomowej. Jednakże jądra atomów tego samego pierwiastka mogą zawierać różne liczby neutronów, czyli mogą różnic się liczbą masową. Odmiany danego pierwiastka, których atomy maja różne liczby masowe, nazywa się *izotopami* tego pierwiastka. Wszystkie izotopy danego pierwiastka mają takie same właściwości chemiczne, różnią się natomiast (na ogół nieznacznie) właściwościami fizycznymi. Izotop danego pierwiastka oznacza się symbolem tego pierwiastka z wartością liczby masowej u góry po lewej (niekiedy u dołu po lewej podaje się też liczbę atomową pierwiastka): ${}^{A}_{Z}\mathrm{X}$, gdzie: X – symbol chemiczny pierwiastka, Z – jego liczba atomowa, A – liczba masowa danego izotopu pierwiastka (czasem stosuje się zapis uproszczony: $\mathrm{X} - A$).

Np symbole: ${}^{16}_{8}\mathrm{O}$ (O – 16), ${}^{17}_{8}\mathrm{O}$ (O – 17), ${}^{18}_{8}\mathrm{O}$ (O – 18) oznaczają trzy naturalne izotopy tlenu. Wyjątkami od tej umowy są izotopy wodoru, które maja odrębne nazwy i symbole, mianowicie: izotop ${}^{1}_{1}\mathrm{H}$ (H – 1) nazywa się lekkim wodorem (lub protem) i oznacza po prostu H, izotop ${}^{2}_{1}\mathrm{H}$ (H – 2) – ciężkim wodorem lub deuterem (D), izotop ${}^{3}_{1}\mathrm{H}$ (H – 3) nadciężkim wodorem lub trytem (T). Pierwiastki pochodzenia naturalnego są na ogół mieszaninami kilku swych izotopów. Np. naturalny czysty wodór to lekki wodór z niewielka ilością deuteru (i tak znikomą ilością promieniotwórczego trytu, ze praktycznie izotop ten można pominąć), a naturalny czysty tlen to izotop O – 16 z niewielkimi domieszkami O – 17 i O – 18. W czystej wodzie naturalnego pochodzenia dominują więc molekuły $\mathrm{H_2}{}^{16}\mathrm{O}$, ale jest w niej jeszcze trochę innych molekuł (ile i jakich?).

1.5. Masa i rozmiary atomu.

a. Masa atomu. Atomy są niewyobrażalnie lekkimi drobinami materii. Najlżejszy z nich, atom wodoru ma masę ok. $1.7\cdot 10^{-27}$ kg; molekuła wodoru H_2 jest dwukrotnie cięższa. Zbiornik z 1 kg wodoru zawiera wiec prawie 300 milionów miliardów miliardów molekuł wodoru. Inne atomy są do kilkuset razy cięższe; molekuły, zwłaszcza wielkie molekuły białek czy polimerów (tzw. makromolekuły albo makrocząsteczki) mogą mieć masę nawet miliony razy większą. Ale i tak masa obiektu molekularnego wyrazi się niesłychanie małym ułamkiem kilograma. Skala wartości masy

[4] Jak niewyobrażalnie mały jest to ładunek, niech świadczy fakt, że prąd elektryczny o natężeniu 1A (jednego ampera) w przewodniku metalowym to przepływ nieco ponad 6 miliardów miliardów elektronów w ciągu sekundy.

obiektów molekularnych jest bardzo daleka od skali wartości masy ciał makroskopowych. Miliard molekuł wody mniej czy więcej w szklance to z makroskopowego punktu widzenia praktycznie żadna różnica.

Komentarz I.7. Masa atomowa, masa molekularna (cząsteczkowa). Kilogram jest niewygodną jednostką masy obiektów molekularnych. Używa się dogodniejszej jednostki – atomowej jednostki masy (w skrócie: a.j.m. lub po prostu ajm), którą określa się jako 1/12 masy atomu izotopu węgla C – 12. Liczbę wyrażająca masę atomu w tej jednostce (czyli – stosunek masy atomu do 1/12 masy atomu izotopu węgla C – 12) nazywa się *masą atomową*, zaś masę molekuły – *masą molekularną* lub *masą cząsteczkową*.

b. Rozmiary atomu. Wprawdzie teoretycznie atom jest gigantycznym olbrzymem, ale praktycznie jest mikroskopijnym karzełkiem. Olbrzymem – gdyż chmura elektronowa pojedynczego atomu rozciąga się (teoretycznie) nieskończenie daleko od jego jądra. Karzełkiem – gdyż poza pewnym obszarem wokół jądra jej gęstość jest już tak mała, iż możemy uznać, że praktycznie już jej tam nie ma. Za umowną granicę atomu możemy więc przyjąć powierzchnię (tzw. *powierzchnię graniczną*), poza którą gęstość chmury elektronowej jest odpowiednio mała. Jeśli uznamy, że wewnątrz obszaru ograniczonego taką powierzchnią jest (90 - 95) % chmury, to rozmiary takiego (umownego!) obszaru są rzędu kilkuset pikometrów (jeden pikometr to jedna bilionowa cześć metra: 1 pm = 10^{-12} m).

Komentarz I.8. O kształtach atomów. Kształt powierzchni granicznej oddaje kształt atomu (jako chmury elektronowej). Kształty atomów (w tym sensie) są zróżnicowane. Przeważnie są to kule lub kule z pączkowatymi wypustkami. Te wypustki określają kierunkowe właściwości atomów. W szczegółach problem jest bardziej złożony, gdyż kształt powierzchni granicznej zależy od oddziaływania danego atomu z innymi atomami oraz od sposobu opisu chmury elektronowej (przy czym opis chmury elektronowej dobieramy stosownie do potrzeb w danej sytuacji – przykłady zob. *Komentarz I.12., Temat do samodzielnego opracowania* * *I.5.*).

Inaczej możemy ocenić rozmiary atomów na podstawie możliwości ich upakowania obok siebie, na przykład – w kryształach pierwiastków [5]; inaczej – bo wtedy chmury elektronowe sąsiednich atomów zachodzą na siebie. Tak oszacowane rozmiary atomów są mniejsze, a mianowicie – na poziomie 100 pm = 10^{-10} m.

Komentarz I.9. **Prosty przykład**. Aby sobie uzmysłowić rozmiar atomu, wyobraźmy sobie, że dysponujemy specjalną niteczką, na którą potrafimy nanizać atomy tak, by powstał naszyjnik o długości 20 cm. Gdybyśmy atomy nawlekali bez przerwy, dzień i noc, z szybkością jeden atom na sekundę, to zrobienie naszyjnika zajęłoby nam … całe życie. A gdybyśmy pracowali tylko 8 godzin dziennie, to nad naszyjnikiem musiałoby pracować kilka pokoleń!

Jądro atomowe jest znacznie drobniejszą kruszyną materii. Jego rozmiary są dziesiątki tysięcy razy mniejsze niż rozmiary atomu. Gdybyśmy wiec dysponowali super-mikroskopem, w którym moglibyśmy zobaczyć atom powiększony do wielkości ziarnka grochu, to nawet w takim mikroskopie nie dostrzeglibyśmy jądra tego atomu.

Molekuły, jako układy wieloatomowe, mają rozmiary większe niż atomy. Za pomocą specjalnych mikroskopów elektronowych można w próbce wieloatomowej odróżniać już nawet pojedyncze atomy i molekuły, ale jeszcze bez możliwości przyjrzenia się szczegółom ich budowy.

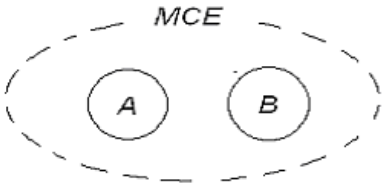
[5] Znając masę danego kawałka ciała stałego i masę pojedynczego atomu (tę znajdujemy dzieląc masę molową pierwiastka przez liczbę Avogadra, czyli – liczbę atomów w jednym molu pierwiastka), możemy obliczyć, ile atomów ten kawałek zawiera. Z kolei, znając objętość próbki, możemy obliczyć objętość obszaru zajmowanego przez jeden atom. A stąd możemy oszacować odległość między atomami, czyli – rozmiar pojedynczego atomu.

§2. Molekuła

2.1. Molekuła = układ atomów. O właściwościach chemicznych atomu, czyli o jego zdolności do łączenia się albo inaczej wiązania się z innym atomami decydują jego elektrony. Ale nie wszystkie w jednakowym stopniu. Część z nich, zwana *elektronami wewnętrznymi*, jest bowiem tak silnie związana z macierzystym jądrem, że praktycznie nie bierze udziału w wiązaniach chemicznych. Wiązania takie tworzą głównie elektrony słabiej związane z jądrami, zwane *elektronami zewnętrznymi* albo *elektronami walencyjnymi* albo *elektronami wartościowości*. Jeśli więc atom nie ma elektronów walencyjnych, to jest chemicznie nieaktywny. Takie właściwości maja atomy gazów szlachetnych, takich jak hel, neon, czy ksenon, które normalnie są chemicznie neutralne [6].

W atomie możemy więc wyróżnić dwie części: *rdzeń atomowy*, który tworzy jądro wraz z elektronami wewnętrznymi, oraz resztę, czyli – elektrony walencyjne (jeśli atom je ma).

Wiązanie się atomów w molekule polega na utworzeniu wspólnej, *molekularnej chmury elektronowej* praktycznie tylko przez elektrony walencyjne wiążących się atomów. W stosunkowo bardzo dobrym przybliżeniu można powiedzieć, że molekułę stanowią rdzenie atomów składowych otoczone wspólną, molekularną chmurą elektronową, jak to symbolicznie przedstawia Rys.I.1. [7]



Rys. I.1. *Struktura molekuły dwuatomowej (symbolicznie); A, B – rdzenie atomów składowych, MCE – molekularna chmura elektronowa*

Komentarz I.10. Uwaga językowa. Nagminnie mawiamy: ”molekuła składa się z atomów". Molekuła nie jest po prostu sumą atomów, a stanowi jakościowo nowy obiekt. Nie możemy w niej wyróżnić atomów składowych, a jedynie ich rdzenie. Elektrony w chmurze molekularnej same nie wiedzą, do którego atomu przynależą (z wyjątkiem atomów połączonych wiązaniem jonowym). Poprawniej należałoby więc mówić, iż ”molekuła jest *zbudowana* z atomów".

Oczywiście, molekuła może stanowić trwałe małżeństwo atomowe tylko wówczas, gdy swobodne atomy przyciągają się i ich związek jest energetycznie korzystny, tzn. gdy energia molekuły jest *mniejsza* niż suma energii swobodnych atomów składowych. W przeciwnym przypadku atomy same się nie połączą, a zmuszone utworzą molekułę nietrwałą, która szybko się rozpadnie, przechodząc ze stanu o wyższej do stanu o niższej energii [8].

2.2. Molekuła wody. Woda zasługuje na szczególna uwagę ogrodnika z dwóch powodów: po pierwsze – jako woda (zob. *Wstęp*), po drugie – jako obiekt, którego molekuła w wielu podręcznikach akademickich traktowana jest po macoszemu i często w przybliżeniach, i to bez uprzedzenia, na czym one polegają.

a. Wiązania w molekule wody. Molekuła wody (H_2O) jest zbudowana z atomu tlenu i dwóch atomów wodoru. Pierwszy ma sześć elektronów walencyjnych, każdy z atomów wodoru – po jednym (zob. *Uzupełnienie A., §A.2., p.A.2.1.*). Wiązania miedzy atomem tlenu i atomami wodoru ma-

[6] Istnieją jednak specjalne sposoby wymuszenia aktywności chemicznej gazów szlachetnych. I znane są ich związki chemiczne z chlorowcami (przede wszystkim ksenonu z fluorem); niektóre są nawet trwałe.

[7] Wskutek oddziaływania rdzeni atomowych między sobą i z chmurą molekularną stany rdzeni ulegają pewnym modyfikacjom (szczegóły – zob. *Uzupełnienie A., §A.2., p.A.2.1.*) .

[8] W odpowiednich warunkach obserwuje się na przykład molekuły gazu szlachetnego helu (He_2), ale są one bardzo nietrwałe.

ja charakter mieszany – walencyjno-jonowy (zob. *Uzupełnienie A., § A.2., p.A.2.2.*), a symbolicznie – walencyjny z silnym ściągnięciem chmur elektronowych atomów wodoru ku atomowi tlenu.

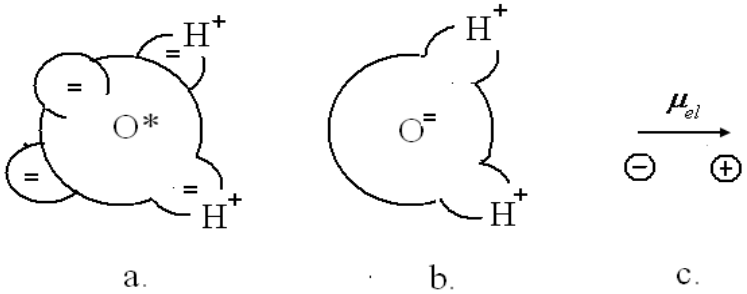
Komentarz I.11. Rezonans kwantowo-mechaniczny. W klasycznym języku chemii nie da się poprawnie opisać wiązań w molekule wody jako wiązań walencyjnych lub jonowych (zob. *Uzupełnienie A., §A.2., p.A.2.2.*). Nie są to bowiem wiązania ani jednego, ani drugiego typu, a jednocześnie mające cechy i jednych, i drugich. Rzeczywiste wiązania w molekule wody mają – w tym języku – charakter mieszany w tym sensie, ze są kompozycjami dwóch elementarnych komponentów: wiązania walencyjnego i wiązania jonowego. Dla opisu molekuły wody jako kompozycji elementarnych konfiguracji wiązań trzeba więc rozważyć cztery takie elementarne konfiguracje, zwane oficjalnie *formami rezonansowymi molekuły* i przedstawione na Rys. I.2.

$$\begin{array}{ll} H-O-H & \text{— } 37\,\% \\ H-O^{-}\ H^{+} & \text{— } 24\,\% \\ H^{+}\ {}^{-}O-H & \text{— } 24\,\% \\ H^{+}\ {}^{-}O^{-}H^{+} & \text{— } 15\,\% \end{array}$$

Rys. I.2. *Formy rezonansowe molekuły wody (po lewej) i ich udziały w rzeczywistej strukturze molekuły (po prawej); nie uwzględniono struktury przestrzennej form; kreska pozioma pośrodku między symbolami atomów oznacza wiązanie walencyjne*

Żadna molekuła wody nie ma takiej struktury. Formy rezonansowe są tylko składnikami, z których komponuje się rzeczywistą strukturę molekuły. Innymi słowy, molekuła nie występuje w żadnej ze swych form rezonansowych, jest ich kombinacją; tak jak zupa jest kombinacją wody, soli, jarzyn, mięsa i innych dodatków, a nie jest ani woda, ani solą, ani tez żadnym ze swych składników. Symbolicznie można powiedzieć: molekuła to zupa z jej form rezonansowych.

b. Kształt i struktura elektryczna molekuły wody. Atom tlenu ma określone właściwości kierunkowe. Te jego właściwości oraz charakter wiązań miedzy atomem tlenu i atomami wodoru warunkują kształt i strukturę elektryczną molekuły wody. Obrazowo molekułę wody można sobie wyobrażać jako okrągły elektrycznie dodatni tlenowy łeb z czterema dwuelektronowymi ujemnymi uszami, przy czym do dwóch z nich przyczepione są dodatnie wodorowe klipsy (Rys.I.3.a.); wiązania O–H w molekule wody tworzą kat ok. 105 ^{o}.



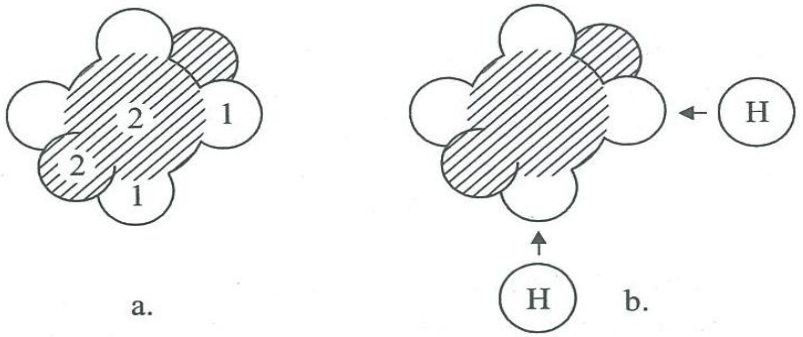
Rys. I.3. *Molekuła wody jako układ czterobiegunowy (a) i – w uproszczeniu – trójbiegunowy (b), a w jeszcze większym przybliżeniu – jako układ dwubiegunowy, czyli – dipol (c); O* oznacza rdzeń atomu tlenu, znaki + i – oznaczają ładunki elektryczne dodatnie i ujemne, odpowiednio (pozostałe objaśnienia w tekście), a (tu i dalej) tlenowe „uszy" zaznaczono z pewną przesadą*

W uproszczeniu molekułę wody przedstawia się czasem jako układ trójbiegunowy, tzn. jako ujemny (per saldo) tlenowy jon z dwoma dodatnimi wodorowymi klipsami (Rys.I.3b); w jeszcze większym uproszczeniu, polegającym na rozważeniu tylko środków ładunków elektrycznych, mo-

lekułę wody przedstawia się jako układ dwubiegunowy, czyli – dipol elektryczny o pewnym momencie dipolowym μ_{el} [9] (Rys.I.3.c.). Uproszczenia te, choć popularne w literaturze podręcznikowej, nie zawsze wystarczają dla wyjaśnienia fizyko-chemicznych właściwości wody [10].

Komentarz I.12. Atom tlenu w molekule wody – hybrydyzacja orbitali. Atom tlenu ma 8 elektronów, w tym 6 elektronów walencyjnych. Normalnie zajmują one kolejne energetycznie najniższe stany atomu oznaczane (w przybliżeniu jednoelektronowym – zob. *Komentarz I.4.*) jako 1s, 2s i 2p (zob. *Komentarze A.3., A.4., A.5., A.6.*), mianowicie: dwa (a są to elektrony wewnętrzne, silnie związane w atomie) zajmują dwa stany 1s (opisane przez orbital 1s; odpowiadająca mu chmura elektronowa ma kształt kuli); z pozostałych sześciu elektronów (a są to elektrony walencyjne) dwa zajmują stany 2s (opisane przez orbital 2s, a odpowiadająca mu chmura elektronowa ma kształt kuli, tyle że większej niż chmura stanów 1s), cztery elektrony zajmują cztery spośród sześciu stanów 2p (opisanych przez trzy orbitale 2p, a odpowiadające im chmury elektronowe mają kształt trzech wzajemnie prostopadłych par przypominających złożone pączki). Chmurę elektronową swobodnego atomu tlenu można przedstawić jako kulę z trzema prostopadłymi względem siebie parami naprzeciwległych pączkowatych wypustek (Rys.I.4.a.). Kula odpowiada orbitalowi 2s (wewnątrz niej znajduj się mniejsza kula opisana przez orbital 1s, której na rysunku nie zaznaczono), trzy pary naprzeciwległych wypustek odpowiadają trzem orbitalom 2p; liczby 1 i 2 określają liczby elektronów walencyjnych zajmujących pary stanów opisanych przez odpowiednie orbitale; obszary zakreskowane odpowiadają orbitalom opisującym pary stanów w pełni obsadzonych.

Często można się spotkać z wykorzystaniem tego modelu atomu tlenu dla wyjaśnienia kształtu molekuły wody, jako powstałej w wyniku nałożenia się kulistych orbitali 1s atomów wodoru z odpowiednimi orbitalami 2p atomu tlenu (Rys.I.4.b.); przy czym odpychanie elektryczne miedzy dodatnio naładowanymi (częściowymi) jonami wodoru ma powodować zwiększenie kąta między wiązaniami O-H z 90° do ok. 105°.

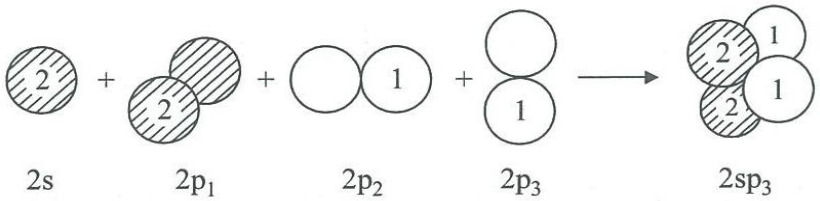


Rys. I.4. *Chmura elektronowa swobodnego atomu tlenu (a) i dość częsty przybliżony sposób przedstawianie molekuły wody (b); objaśnienia w tekście*

Ściśle rzecz biorąc takie tłumaczenie jest niezbyt dokładne. Dla prawidłowego opisu kierunkowych właściwości atomu tlenu w jego oddziaływaniach z atomami wodoru trzeba atom ten opisać za pomocą nie orbitali 2s i 2p, lecz odpowiednich ich mieszanek, czyli – kombinacji. Taką procedurę mieszania. orbitali (w tym przypadku 2s i 2p) fachowcy nazywają *hybrydyzacją orbitali*. W omawianym przypadku trzeba dokonać hybrydyzacji jednego oritala 2s i trzech orbitali 2p (w związku z tym mówimy o hybrydyzacji sp^3). W wyniku otrzymuje się cztery nowe orbitale – tzw. hybrydy $2sp^3$, jak to symbolicznie przedstawia Rys.I.5. (liczby 1 i 2 oraz obszary zakreskowane maja taki sam sens jak na Rys.I.4.); wraz z rdzeniem atomu tlenu te cztery zhybrydyzowane orbitale tworzą chmurę elektronową o kształcie kuli z czterema wypustkami (por. Rys.I.3).

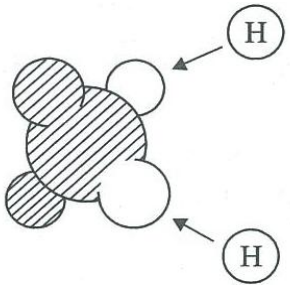
[9] Przez dipol elektryczny rozumie się układ dwóch punktowych ładunków elektrycznych $+q$ i $-q$ odległych o d, zaś przez elektryczny moment dipolowy – wektor skierowany od ładunku ujemnego ku dodatniemu o wartości $\mu_{el} = qd$ [jednostką miary elektrycznego momentu dipolowego w układzie SI jest wiec kulombometr (1 Cm = 1 Asm)].

[10] Jednakże przybliżenie dipolowe pozwala w prosty sposób ilościowo scharakteryzować strukturę elektryczną molekuły wody.



Rys. I.5. *Hybrydyzacja 2sp^3 orbitali 2s i 2p atomu tlenu (symbolicznie!)*

Molekuła wody powstaje w wyniku nałożenia się orbitali 1s dwóch atomów wodoru i tych dwóch orbitali 2sp^3 atomu tlenu, które opisują pary stanów tego atomu nie w pełni obsadzone przez elektrony (Rys.I.6.). Gdyby zhybrydyzowane orbitale 2sp^3 atomu tlenu opisywały stany niezajęte przez elektrony, wówczas wyznaczałyby czworościan foremny i tym samym ich osie tworzyłyby kąty ok. 109°. W rzeczywistości stany opisywane przez te orbitale są obsadzone przez elektrony, przy czym dwa orbitale atomu tlenu opisują stany obsadzone całkowicie przez „własne" elektrony, dwa zaś są związane z atomami wodoru.



Rys. I.6. *Narodziny molekuły wody (symbolicznie)*

Ten niesymetryczny rozkład ładunku elektrycznego powoduje, że wypustki chmury elektronowej odpowiadające orbitalom niezwiązanym silniej się odpychają niż wypustki odpowiadające orbitalom związanym, w efekcie czego osie orbitali niezwiązanych tworzą kąt większy niż 109°, zaś osie orbitali związanych – mniejszy niż 109° (a mianowicie – ok. 105°) [a].

Temat do samodzielnego opracowania: *I.5

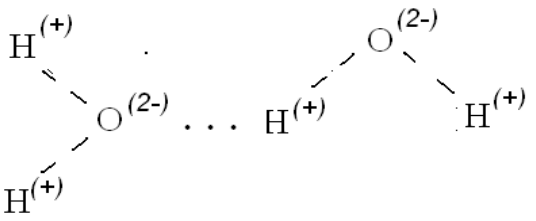
[a] Ale w lodzie, ze względu na symetrię rozkładu wiązań O–H , wiązania te tworzą kąt ok. 109° (zob. *Temat do samodzielnego opracowania* I.6.).

Dodatnie ładunki elektryczne w molekule wody są stosunkowo silnie skoncentrowane. Atom wodoru ma tylko jeden elektron, zatem jon dodatni wodoru to po prostu goły proton, a wiec obiekt o rozmiarach rzędu 100 tysięcy razy mniejszych niż atom; wprawdzie w molekule wody nie jest on całkowicie pozbawiony swej chmury elektronowej, ale jako silnie z niej ogołocony i tak stanowi obiekt naładowany dodatnio o stosunkowo małych rozmiarach i w związku z tym – silnie oddziałujący na inne obiekty naładowane.

Woda, z racji struktury elektrycznej swych molekuł, należy do tzw. *cieczy polarnych*, tzn. cieczy, których molekuły można scharakteryzować pewnym momentem dipolowym. Molekuła wody ma stosunkowo duży moment dipolowy. W tym sensie o wodzie można powiedzieć, iż jest cieczą silnie polarną.

Elektryczna struktura molekuł wody warunkuje stosunkowo dużą jej aktywność fizyczną. I tak, molekuły wody stosunkowo łatwo przyłączają się (na zasadzie przyciągania elektrycznego) do molekuł innych substancji (tzw. *zjawisko hydratacji*); pod ich wpływem (np. w roztworze wodnym) molekuły innych substancji mogą też ulec rozpadowi (przy czym produkty tego rozpadu na ogół wchodzą w reakcje chemiczne z wodą – tzw. *zjawisko hydrolizy*).

c. Wiązanie wodorowe. Struktura elektryczna molekuły wody warunkuje stosunkowo silne jej oddziaływanie elektryczne z innymi molekułami, w tym również – z innymi molekułami wody. W



Rys. I.7. *Wiązanie wodorowe (· · ·) między molekułami wody (w uproszczeniu); znaki + i – w nawiasach symbolizują częściowy charakter wiązania jonowego, kreski przerywane – wiązania częściowo walencyjne*

fazie skondensowanej (ciekłej i stałej) molekuły wody łączą się ze sobą czterema tzw. *wiązaniami wodorowymi* (zwanymi tez mostkami wodorowymi). W omawianym przypadku wiązanie to polega na przyciąganiu elektrycznym miedzy dodatnim "klipsem" wodorowym jednej molekuły i gołym ujemnym "uchem" dwu-elektronowym drugiej (jak to symbolicznie przedstawia Rys.I.7) [11].

Tematy do samodzielnego opracowania: I.6., I.7.

§3. Oddziaływania miedzy obiektami molekularnymi

3.1. Uwagi wprowadzające. Atomy, jony i molekuły maja określoną strukturę elektryczną i jako takie zawsze oddziałują elektrycznie (ogólniej – elektromagnetycznie) ze sobą, przy czym oddziaływanie to podlega prawom świata atomowego, czyli – prawom kwantowym. W świecie obiektów molekularnych nie ma neutralności. Atomy, jony i molekuły przyciągają się i odpychają, lub, jak kto woli – darzą się sympatią i odczuwają do siebie awersję; obojętność jest im obca. Przy tym stan i wypadkowa ich uczuć zależą od rodzaju oddziałujących obiektów i odległości między nimi (ogólnie także od ich stanów). Ogólnie i siły odpychania, i siły przyciągania są tym mniejsze, im większa jest odległość między oddziałującymi obiektami.

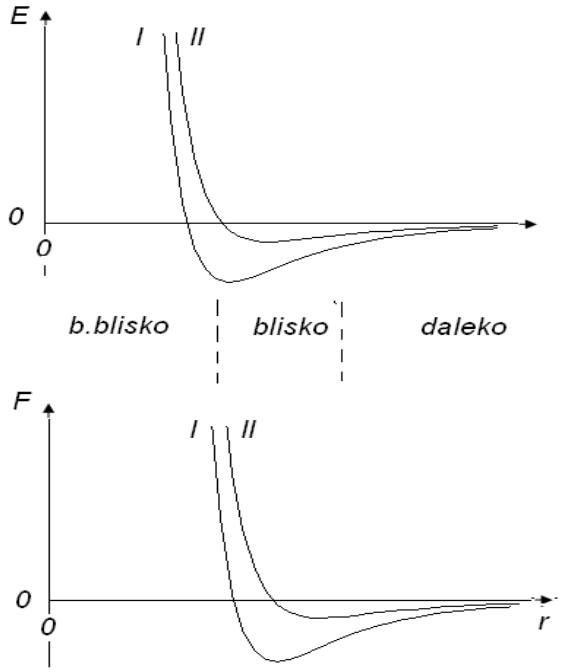
3.2. Zależność oddziaływań od odległości. Generalnie na bardzo bliskich odległościach przeważają krótkozasięgowe potężne siły odpychania, na dalekich – słabe dalekozasięgowe siły przyciągania [12]. Na pośrednich odległościach, które symbolicznie nazwiemy bliskimi, mamy do czynienia z subtelną konkurencją sił odpychania i przyciągania. W pewnej ściśle określonej odległości siły te wzajemnie się równoważą. W tym stanie równowagi wypadkowa siła oddziaływania jest równa zeru, energia oddziaływania osiąga wartość minimalną, oddziałujące obiekty są trwale związane ze sobą.

Siły oddziaływania między obiektami molekularnymi zależą od rodzaju tych obiektów. Z wielu przypadków, które wchodzą w grę, omówimy krótko dwa najważniejsze.

Pierwszy dotyczy sytuacji, gdy oddziałujące atomy łączą się w molekułę wiązaniami chemicznymi. Wtedy stan równowagi sił przyciągania i odpychania jest stanem trwałej równowagi molekuły (najniższy punkt krzywej oznaczonej jako I na Rys. I.8). Odległość między atomami (dokładnie: między jądrami) jest w takiej sytuacji rzędu 100 pm (1 pm = 10^{-12} m); ten zakres odległości oznaczono na rysunku jako "blisko". Przy mniejszych odległościach (oznaczonych jako "b.blisko" na ry-

[11] O łączeniu się molekuł wody w asocjacje – zob. *Komentarz II.15.* w *Rozdziale II., §6., p.6.2., pp.c.*
[12] Z wyjątkiem jonów jednoimiennych, które odpychają się na każdej odległości.

sunku) przeważają potężne siły odpychania, przy większych zaś ("daleko" na rysunku) – słabe siły przyciągania.



Rys. I.8. *Ogólny charakter zależności energii (E) i siły (F) oddziaływania między dwoma atomami wiążącymi się w molekułę (I) i między dwoma atomami gazu szlachetnego lub molekułami połączonymi wiązaniami walencyjnymi (II) – od odległości między oddziałującymi obiektami*

Drugi przypadek, jakościowo podobny do poprzedniego, dotyczy obiektów nie mających chęci do połączenia się wiązaniami chemicznymi [atomy gazów szlachetnych takich jak hel czy neon, lub molekuły już połączone wiązaniami walencyjnymi takie jak molekuły wodoru (H_2) czy azotu (N_2)]. Obiekty takie na bardzo bliskich odległościach także bardzo silnie odpychają się, na dalekich zaś – słabo przyciągają (krzywa II na Rys.I.8.). Na pewnej bliskiej (pośredniej) odległości także następuje zrównoważenie sił przyciągania i odpychania i obiekty takie, zachowując w pełni swą tożsamość, łączą się w ciało skondensowane (ciecz lub ciało stałe), jako że w molekuły powiązać się nie mogą. Więzy tego rodzaju są znacznie słabsze niż w poprzednim przypadku. Energia oddziaływania w stanie równowagi jest co do bezwzględnej wartości także odpowiednio mniejsza.

3.3. Siły van der Waalsa. Dalekozasięgowe słabe siły przyciągania miedzy atomami gazów szlachetnych lub między molekułami związanymi walencyjnie, dochodzące do głosu na dużych odległościach, należą do grupy sił noszących miano *sił van der Waalsa* [13]. Są to siły stosunkowo słabe i silnie malejące wraz z odległością między oddziałującymi obiektami. Siły te działają między obiektami molekularnymi wszelkich typów, ale ponieważ są słabe, więc często są zdominowane przez inne siły (np. siły reprezentujące wiązania walencyjne, czy siły między jonami różnoimiennymi) i w związku z tym w szeregu zagadnień można je pominąć. Ale nie zawsze. Bowiem to siły van der Waalsa są przyczyna, dla której gazy rzeczywiste nie stosują się dokładnie do praw gazów doskonałych; one powodują kondensację gazów szlachetnych i gazów molekularnych w ciecze (i ciała stałe). Więzy uwarunkowane tymi siłami noszą nazwę *wiązań molekularnych*.

[13] Rozróżnia się kilka rodzajów tych sił, ale w te szczegóły już wnikać nie będziemy.