

Chemia



Podręcznik dla
branżowej szkoły I stopnia

ODPERON
Technologia jest przyszłością

Chemia

Podręcznik dla
szkoły branżowej I stopnia
dla

absolwentów ośmioletniej szkoły podstawowej

2

Artur Sikorski

 **OPERON**
Edukacja jest podróżą

2024

Projekt okładki: Paweł Kwacz
Redaktor prowadzący: Barbara Budny
Redakcja językowa: Marlena Dobrowolska
Redakcja graficzna i skład: Danuta Jarzembek
Korekta techniczna: Marlena Dobrowolska

Zdjęcia: Shutterstock, Wikipedia/LukaszKadlewa/CC BY-SA 4.0

OPERON Sp. z o.o. oświadcza, że z należytą starannością podjął wszelkie działania zmierzające do powiadomienia podmiotów majątkowych praw autorskich do utworów słownych i fotograficznych wykorzystanych w podręczniku o zamiarze ich publikacji celem uzyskania od twórców lub ich następców prawnych wymaganej zgody za przysługującym wynagrodzeniem w stosownej wysokości. Osoby, których prawa w sposób niezawiniony przez wydawnictwo zostały naruszone, prosimy o bezpośredni kontakt z wydawcą.

Podręcznik dopuszczony do użytku szkolnego przez ministra właściwego do spraw oświaty i wychowania i wpisany do wykazu podręczników przeznaczonych do kształcenia ogólnego do nauczania chemii na III etapie edukacyjnym – szkoła branżowa I stopnia dla uczniów będących absolwentami ośmioletniej szkoły podstawowej, na podstawie opinii rzeczoznawców: dr. Karola Dudka-Różyckiego, prof. dr. hab. inż. Jana Kalembkiewicza i mgr. Michała Ratajczaka.

Etap edukacyjny: III

Typ szkoły: szkoła branżowa I stopnia (dla absolwentów ośmioletniej szkoły podstawowej)

Rok dopuszczenia: 2020

Numer dopuszczenia: 1080/2/2020

© Copyright by OPERON Sp. z o.o. & Artur Sikorski

Gdynia 2020

Wszelkie prawa zastrzeżone. Kopiowanie w całości lub we fragmentach bez zgody wydawcy zabronione.

N7236

Wydawca:

OPERON Sp. z o.o.

81-541 Gdynia, al. Zwycięstwa 96/98

tel. centrali 58 679 00 00

e-mail: info@operon.pl

www.operon.pl

ISBN 978-83-66365-71-1

Zgodnie z decyzją MEN od września 2024 r. obowiązuje zmieniona, uszczuplona o ok. 20% podstawa programowa. W związku z tym w podręczniku znalazły się stosowne oznaczenia.



Takim symbolem oznaczono treści usunięte z podstawy programowej.



Takim symbolem oznaczono treści, które zostały zmienione. Nauczyciel przedstawi uczniowi zmiany i wyjaśni, czego powinien się nauczyć.

Spis treści

Wstęp.....	4
------------	---

I. Materiały pochodzenia mineralnego

1. Krzemionka – najpowszechniejszy składnik skorupy ziemskiej	9
2. Szkło i ceramika.....	17
3. Różne formy występowania węglanu wapnia w przyrodzie i jego zastosowania	25
4. Różne formy występowania siarczanu(VI) wapnia w przyrodzie i jego zastosowania	35

II. Chemia gleby

5. Właściwości fizyczne i chemiczne gleb	45
6. Dysocjacja elektrolityczna. Elektrolity i nieelektrolity	54
7. Skala pH. Odczyn gleb	62
8. Nawożenie gleb	71
9. Degradacja i ochrona gleb	81
10. Sposoby pozyskiwania wody pitnej.....	91
11. Zanieczyszczenia i ochrona wód	99

III. Paliwa – obecnie i w przyszłości

12. Węglowodory – wiadomości ogólne. Alkany – budowa, właściwości oraz zastosowania.....	111
13. Alkeny – budowa, właściwości oraz zastosowania.....	122
14. Alkiny – budowa, właściwości oraz zastosowania	130
15. Węglowodory cykliczne oraz aromatyczne. Porównanie właściwości węglowodorów	138
16. Konwencjonalne źródła energii	145
17. Procesy przeróbki węgla kamiennego, ropy naftowej oraz gazu ziemnego.....	155
18. Procesy zwiększające ilość oraz poprawiające jakość benzyny.....	165
19. Alternatywne źródła energii.....	173
20. Wpływ uzyskiwania i wykorzystania różnych paliw na środowisko naturalne.....	187

Indeks	201
Odpowiedzi do zadań	204
Tablice	206

Wstęp

Jak jest zbudowany nasz podręcznik

Podręcznik do chemii dla szkoły branżowej I stopnia został zaprojektowany z uwzględnieniem waszych potrzeb i stylu nauki. Pomoże wam szybko przyswoić niezbędne informacje, skutecznie powtórzyć wiadomości oraz przygotować się do sprawdzianów i kartkówek.

Zanim zaczniecie korzystać z podręcznika, zapoznajcie się z jego budową i przyjrzyjcie się wszystkim jego elementom. Zostały one skonstruowane tak, by ułatwić wam naukę i pomóc w błyskawicznym znalezieniu potrzebnych zagadnień.

1. Krzemionka – najpowszechniejszy składnik skorupy ziemskiej

Czy zastanawialiście się, która z substancji mineralnych występujących w skorupie ziemskiej jest najbardziej rozpowszechniona w przyrodzie? Odpowiedź na to pytanie znajdziecie, spacerując po płaszczyszczy płacy. Substancją tą jest tlenek krzemu(IV) – główny składnik piasku, powszechnie nazywany krzemieniem. Wykorzystuje się go do otrzymywania wielu materiałów, w tym szkła.

1.1. Właściwości fizyczne i chemiczne tlenku krzemu(IV)

Tlenek krzemu(IV) SiO_2 stanowi około 50% wszystkich składników skorupy ziemskiej, przy czym w tej ilości uwzględniono wszystkie formy, w których on występuje. W warunkach naturalnych krzemienia powstaje w wyniku powolnego rozkładu krzemianów (zob. rozdział 1.1.1) – związków w skład których wchodzi tlenek krzemu(IV) i tlenek węgla(IV) CO_2 .

Tlenek krzemu(IV) jest substancją stałą, charakteryzującą się wysoką temperaturą topnienia (ok. 1700°C) oraz dużą twardością. Nie przewodzi prądu elektrycznego i praktycznie nie rozpuszcza się w wodzie. Krzemienia ma charakterystyczne właściwości chemiczne.

Doświadczenia

Badanie właściwości chemicznych krzemianów

Ogólne doświadczenia

Do każdej z trzech probówek wypość około 1 g tlenku krzemu(IV). Do pierwszej probówki wlej kilka cm³ wody, do drugiej – kilka cm³ słabego roztworu siarkowodoru H_2S , a do trzeciej – kilka cm³ słabego roztworu wodorotlenku sodu. Zbadaj właściwości, właściwości probówek i zapiszajcie obserwacje (rys. 1.1.2).



Rys. 1.1.2. Badanie właściwości chemicznych krzemianów

9. Degradacja i ochrona gleb

Akumulatory oraz baterie nie powinny być wyrzucane z innymi odpadami. Czy zastanawialiście się, dlaczego tak jest? Mogą one zawierać jony metali ciężkich lub ich związki, takie jak kadm, ołów, miedź oraz rtęć. Ich przedostanie się do gleby i negatywne oddziaływanie na środowisko przyrodnicze oraz zdrowie człowieka i innych organizmów żywych.

9.1. Rodzaje degradacji gleb

Pod wpływem działania wielu czynników gleby ulegają procesom degradacji.

Degradacja gleb – fizyczne lub chemiczne zmiany właściwości fizycznych, biologicznych oraz chemicznych.

Do degradacji przyczyniają się procesy zachodzące naturalnie w przyrodzie bądź wywołane działalnością człowieka. Czynniki wywołane przez człowieka nazywamy antropogennymi. W wyniku degradacji gleb w skrajnych przypadkach może dochodzić do całkowitego wyniszczenia roślin oraz zwierząt żyjących w glebie. Wówczas mówimy o dewastacji gleb. Rodzaje degradacji gleb przedstawiono na rysunku 9.1.



Rys. 9.1. Rodzaje degradacji gleb

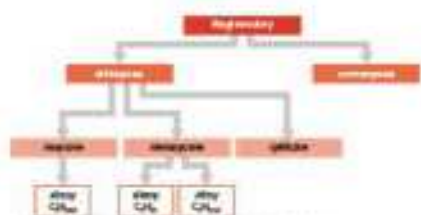
Fizyczna degradacja gleb wpływa na rodzaj terenu oraz strukturę gleb. Może ona następować wskutek procesów geologicznych w przyrodzie, na przykład: erozji wodnej i wiatrowej, suszy, powodzi, trzęsienia ziemi. Przyczynia się do

Podręcznik zawiera tylko niezbędne wiadomości ujęte w jasno i prosto sformułowanych tematach.

Przystępny język publikacji ułatwi wam zrozumienie treści i pozytywnie nastawi was do materiału.

Doświadczenia i obliczenia umożliwią wam zrozumienie zagadnień chemicznych przez działanie. Przekonacie się, że nauka chemii jest ciekawa.

Ikony na marginesach ułatwią wam odnalezienie definicji, najważniejszych treści do zapamiętania oraz przykładów.



Rys. 12.1. Podział węglowodanów w zależności od ich budowy.

Do węglowodanów alifatycznych należą węglowodory o budowie łańcuchowej oraz o budowie cyklicznej. Wśród węglowodanów o budowie łańcuchowej wyróżniamy węglowodory nasycone, czyli takie, w których między atomami węgla występują wiązania pojedyncze, czyli alkanę, oraz węglowodory nienasycone – zawierające między atomami węgla w łańcuchu co najmniej jedno wiązanie wielokrotne: podwójne, czyli alkeny, lub potrójne, czyli alkiiny. Do węglowodanów alifatycznych są również zaliczane węglowodory cykliczne, które mogą zawierać tylko wiązania pojedyncze lub wiązania pojedyncze i wielokrotne. Oddzielną grupę stanowią węglowodory aromatyczne, które zawierają wiązania pojedyncze między atomami węgla tworzącymi pierścień – nazywane arenami.

12.2. Alkany – szkieł ogólny i nomenklatura

Alkany to węglowodory nasycone, czyli takie, w których między atomami węgla występują wyłącznie

głównie to łańcuch węglowy

Węglowodory o takich, których ogólny wzór jest taki sam jak ogólny. W szkieł ogólny jest

Od składu chemicznego gęstość ich największą właściwość fizyczną (chemiczną) jest zdolność rozpuszczenia w nich innych substancji. Właściwość ta zależy od jej rozpuszczalności w substancji rozpuszczonej. Właściwość ta zależy od jej rozpuszczalności w substancji rozpuszczonej. Właściwość ta zależy od jej rozpuszczalności w substancji rozpuszczonej.

Zdolność gęstości – łączna zawartość wszystkich przyswajalnych form składników pokarmowych (białko i mikroelementy) w odniesieniu do określonych gatunków roślin. Zdolność gęstości w wyniku naturalnych procesów glebowych (zdolność naturalna) oraz działalności człowieka (zdolność sztuczna).

5.2. Powstawanie i składniki gleby

Gleba powstaje w wyniku nagromadzenia produktów wietrzeńa skał (zważając) oraz rozkładu materii organicznej (humus) w ściółce roślin oraz zwierząt zachodzących pod wpływem działania czynników atmosferycznych, wody oraz organizmów żywych. Podczas procesów glebowych powstają różne związki chemiczne, które wpływają na właściwości tworzących się gleb. Wskazanie powstania do powstania gleby może mieć charakter fizyczny lub chemiczny (rys. 5.2).



Rys. 5.2. Czynniki powstawania gleby.

W wyniku wietrzeńa fizycznego tworzą się fragmenty skał (różniące) o różnej wielkości: te o średnicy większej niż 1 mm nazywamy rozpadkami skalnymi.

Tabele i wykresy pomogą wam usystematyzować wiedzę.

W tekście pojawiają się wytłuszczenia. Dzięki nim łatwiej odnajdziecie istotne zagadnienia, pojęcia i terminy.

Definicje, prawa i zasady wyróżniono kolorową ramką. Dzięki temu od razu je zauważycie i szybko znajdziecie podczas powtórek.

PODSUMOWANIE

- Szkieł ogólny zawiera w sobie szkieł ogólny i szkieł ogólny.
- Szkieł ogólny zawiera w sobie szkieł ogólny i szkieł ogólny.
- Szkieł ogólny zawiera w sobie szkieł ogólny i szkieł ogólny.
- Szkieł ogólny zawiera w sobie szkieł ogólny i szkieł ogólny.
- Szkieł ogólny zawiera w sobie szkieł ogólny i szkieł ogólny.
- Szkieł ogólny zawiera w sobie szkieł ogólny i szkieł ogólny.
- Szkieł ogólny zawiera w sobie szkieł ogólny i szkieł ogólny.
- Szkieł ogólny zawiera w sobie szkieł ogólny i szkieł ogólny.
- Szkieł ogólny zawiera w sobie szkieł ogólny i szkieł ogólny.
- Szkieł ogólny zawiera w sobie szkieł ogólny i szkieł ogólny.

POLECENIA KONTROLNE

- W jak sposób można zmierzyć właściwość fizyczną szkieł?
- W jak sposób można zmierzyć właściwość fizyczną szkieł?
- W jak sposób można zmierzyć właściwość fizyczną szkieł?
- W jak sposób można zmierzyć właściwość fizyczną szkieł?
- W jak sposób można zmierzyć właściwość fizyczną szkieł?
- W jak sposób można zmierzyć właściwość fizyczną szkieł?
- W jak sposób można zmierzyć właściwość fizyczną szkieł?
- W jak sposób można zmierzyć właściwość fizyczną szkieł?
- W jak sposób można zmierzyć właściwość fizyczną szkieł?
- W jak sposób można zmierzyć właściwość fizyczną szkieł?

Podsumowania zawierają najważniejsze treści do zapamiętania z rozdziału.

Polecenia kontrolne wykorzystacie do nauki w domu lub przed kartkówką czy sprawdzianem. Uwaga: odpowiedzi do zadań wymagających pisemnego rozwiązania zapiszcie w zeszycie.



MATERIAŁY POCHODZENIA MINERALNEGO

*Nie odziedziczyliśmy Ziemi po naszych rodzicach,
lecz wypożyczyliśmy ją od naszych dzieci.*

Światowa Strategia Ochrony Przyrody

Od początku rozwoju cywilizacji ludzie potrzebowali różnych surowców do wytwarzania niezbędnych im do życia dóbr. W te surowce zaopatrywała i zaopatruje nas do dziś przyroda. Wśród nich wyróżniamy: pierwiastki, związki chemiczne oraz ich mieszaniny powstałe w środowisku w sposób naturalny. Nazywamy je zasobami naturalnymi i dzielimy na dwie grupy: odnawialne i nieodnawialne.

Zasoby odnawialne, które mają zdolność do ciągłego odtwarzania się, to: woda, powietrze, gleba, rośliny oraz zwierzęta. Procesy prowadzące do powstania zasobów są krótkotrwałe i sprzyjają im odpowiednie warunki w przyrodzie.

Do zasobów nieodnawialnych zaliczamy między innymi substancje pochodzenia mineralnego oraz paliwa kopalne. Powstały one w wyniku procesów zachodzących na Ziemi przez miliony lat, dlatego nie mogą się wystarczająco szybko odtwarzać w przyrodzie. Oznacza to, że w wyniku nadmiernej eksploatacji może ich kiedyś zabraknąć. Znaczenie surowców pochodzenia mineralnego jest nieocenione. Znalazły one zastosowanie w wielu gałęziach przemysłu: budowlanym, chemicznym, energetycznym, elektronicznym, metalurgicznym czy jubilerskim.

W wyniku nieracjonalnej gospodarki człowieka mogą zostać wyczerpane również niektóre zasoby odnawialne. Wiele gatunków roślin i zwierząt wymarło, w wyniku zanieczyszczeń przemysłowych wiele gleb zostało wyjąłowionych, a woda na niektórych obszarach nie nadaje się do spożycia przez zwierzęta i ludzi. Każdego roku zmniejsza się też powierzchnia lasów, zwłaszcza tropikalnych, w wyniku nadmiernej wycinki drzew. Dlatego tak ważne jest, abyśmy racjonalnie gospodarowali zasobami naturalnymi – odnawialnymi i nieodnawialnymi – by również następne pokolenia mogły z nich korzystać.

1. Krzemionka – najpowszechniejszy składnik skorupy ziemskiej

Czy zastanawialiście się, która z substancji mineralnych występujących w skorupie ziemskiej jest najbardziej rozpowszechniona w przyrodzie? Odpowiedź na to pytanie znajdziecie, spacerując po piaszczystej plaży. Substancją tą jest tlenek krzemu(IV) – główny składnik piasku, zwyczajowo nazywany krzemionką. Wykorzystuje się go do otrzymywania wielu materiałów, w tym szkła.

1.1. Właściwości fizyczne i chemiczne tlenku krzemu(IV)

Tlenek krzemu(IV) SiO_2 stanowi około 50% wszystkich składników skorupy ziemskiej, przy czym w tej ilości uwzględniono wszystkie formy, w których on występuje. W warunkach naturalnych krzemionka powstaje w wyniku powolnego rozkładu krzemianów (soli kwasów krzemowych) – wchodzących w skład wielu skał – pod wpływem wody H_2O oraz tlenku węgla(IV) CO_2 .

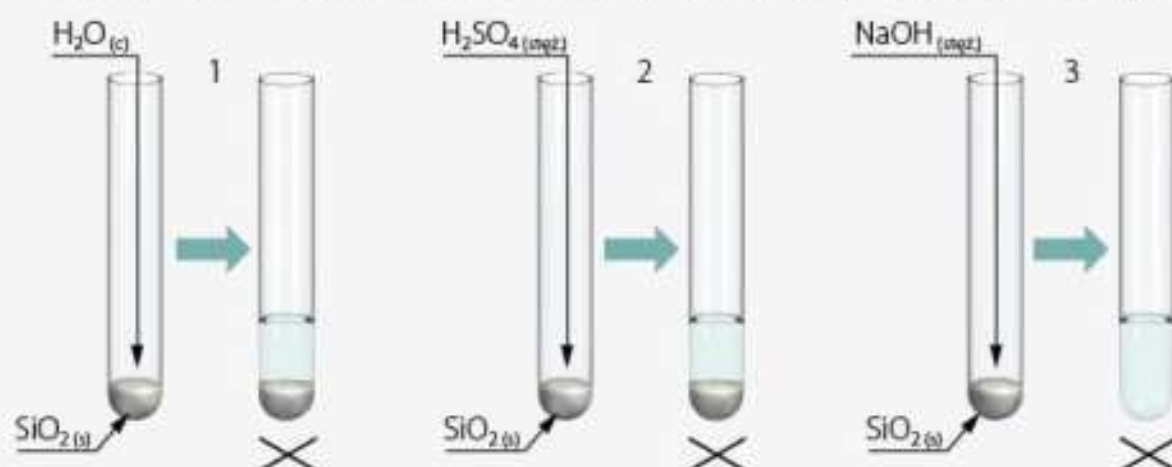
Tlenek krzemu(IV) jest substancją stałą, charakteryzującą się wysoką temperaturą topnienia (ok. 1700°C) oraz dużą twardością. Nie przewodzi prądu elektrycznego i praktycznie nie rozpuszcza się w wodzie. Krzemionka ma również interesujące właściwości chemiczne.

Doświadczenie

Badanie właściwości chemicznych krzemionki

Opis doświadczenia:

Do każdej z trzech probówek wsyp około 1 g tlenku krzemu(IV). Do pierwszej probówki wlej kilka cm^3 wody, do drugiej – kilka cm^3 stężonego kwasu siarkowego(VI), a do trzeciej – kilka cm^3 stężonego roztworu wodorotlenku sodu. Zachowując ostrożność, lekko ogrzewaj probówki i potrząsaj ich zawartością (rys. 1.1)*.



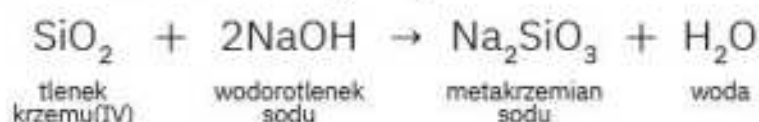
Rys. 1.1. Badanie właściwości chemicznych krzemionki.*

* na rysunkach w doświadczeniach użyto symboli określających stan skupienia substratów oraz produktów: (aq) – roztwór wodny; (c) – ciecz; (g) – gaz; (s) – ciało stałe.

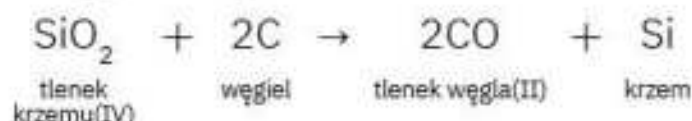
Obserwacje:

W probówkach, do których dodano wodę oraz stężony kwas siarkowy(VI), brak jest widocznych oznak reakcji. W probówce, do której dodano stężony roztwór wodorotlenku sodu, krzemionka uległa rozтворzeniu (rys. 1.1.)

Krzemionka nie reaguje z wodą oraz stężonym kwasem siarkowym(VI) H_2SO_4 – nawet po ogrzaniu. Tlenek krzemu(IV) reaguje z wodorotlenkiem sodu NaOH , tworząc sól – metakrzemian sodu Na_2SiO_3 :



Krzemionka reaguje ze stężonymi roztworami wodorotlenków, natomiast nie reaguje z kwasami – wyjątkiem jest reakcja z kwasem fluorowodorowym. Tlenek krzemu(IV) w bardzo wysokiej temperaturze (ok. 2200°C) ulega również reakcji z węglem, w wyniku której powstaje krzem:



Reakcję tę wykorzystuje się do otrzymywania krzemu na skalę przemysłową. Krzemionka ulega również reakcji z magnezem.

Doświadczenie

Badanie reaktywności krzemionki z magnezem

Uwaga: Wykonując to doświadczenie, należy zachować ostrożność, gdyż podczas gwałtownej reakcji wydziela się dużo ciepła.

Przebieg doświadczenia:

Do tygła porcelanowego wsyp około 1 g krzemionki (wysuszony tlenek krzemu(IV) lub piasek kwarcowy) oraz około 2 g wiórków magnezowych. Wymieszaj zawartość tygła i włóż do niego zapaloną wstążkę magnezową.



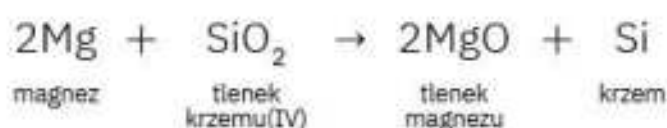
Rys. 1.2. Przebieg reakcji magnezu z SiO_2 .

Obserwacje:

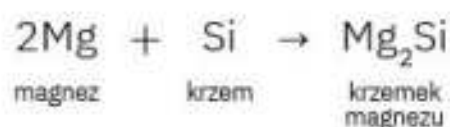
W tyglu dochodzi do zapłonu wiórków magnezowych w wyniku kontaktu z zapaloną wstążką magnezową (rys. 1.2).

Uwaga: Ze względu na powstawanie związku, który z wodą może reagować wybuchowo, należy zachować ostrożność podczas utylizacji mieszaniny po reakcyjnej, na przykład można ją wsypać małymi porcjami do dużej zlewki z wodą.

Produktami reakcji krzemionki z magnezem są tlenek magnezu MgO oraz krzem Si:



Pod wpływem wysokiej temperatury, jaka wydziela się podczas tej reakcji, nadmiar magnezu reaguje z wytworzonym krzemem, tworząc produkt uboczny reakcji – krzemek magnezu Mg_2Si :



W wysokiej temperaturze tlenek krzemu(IV) reaguje również z węglanem sodu Na_2CO_3 , a także z węglanem potasu K_2CO_3 . W wyniku tych reakcji powstaje tlenek węgla(IV) CO_2 oraz sole, odpowiednio: metakrzemian sodu Na_2SiO_3 oraz metakrzemian potasu K_2SiO_3 . Wodne roztwory tych soli (lub ich mieszaniny) nazywa się **szkłem wodnym**. Jest ono stosowane między innymi do wyrobu farb, żywic, klejów, kitów oraz proszków do prania.

Krzemionka o dużym stopniu rozdrobnienia wdychana wraz z powietrzem może powodować poważne schorzenia układu oddechowego, w tym pylicy krzemowej płuc. Jest to choroba prowadząca do przewlekłego zapalenia oskrzeli, a w konsekwencji do rozedmy płuc oraz niewydolności krążeniowej. Na to niebezpieczeństwo są narażeni głównie górnicy, hutnicy, osoby pracujące w piaskowniach, pracownicy zakładów wytwarzających porcelanę oraz szkło, murarze i inne osoby mające kontakt z rozdrobnioną krzemionką, na ad wykonujący piaskowanie materiałów, czyli czyszczenie powierzchni przy użyciu krzemionki jako materiału ściernego.

1.2. Różne oblicza krzemionki

Krzemionka to substancja stała, która w zależności od warunków, w jakich powstawała, może występować w postaci krystalicznej lub w formie bezpostaciowej.

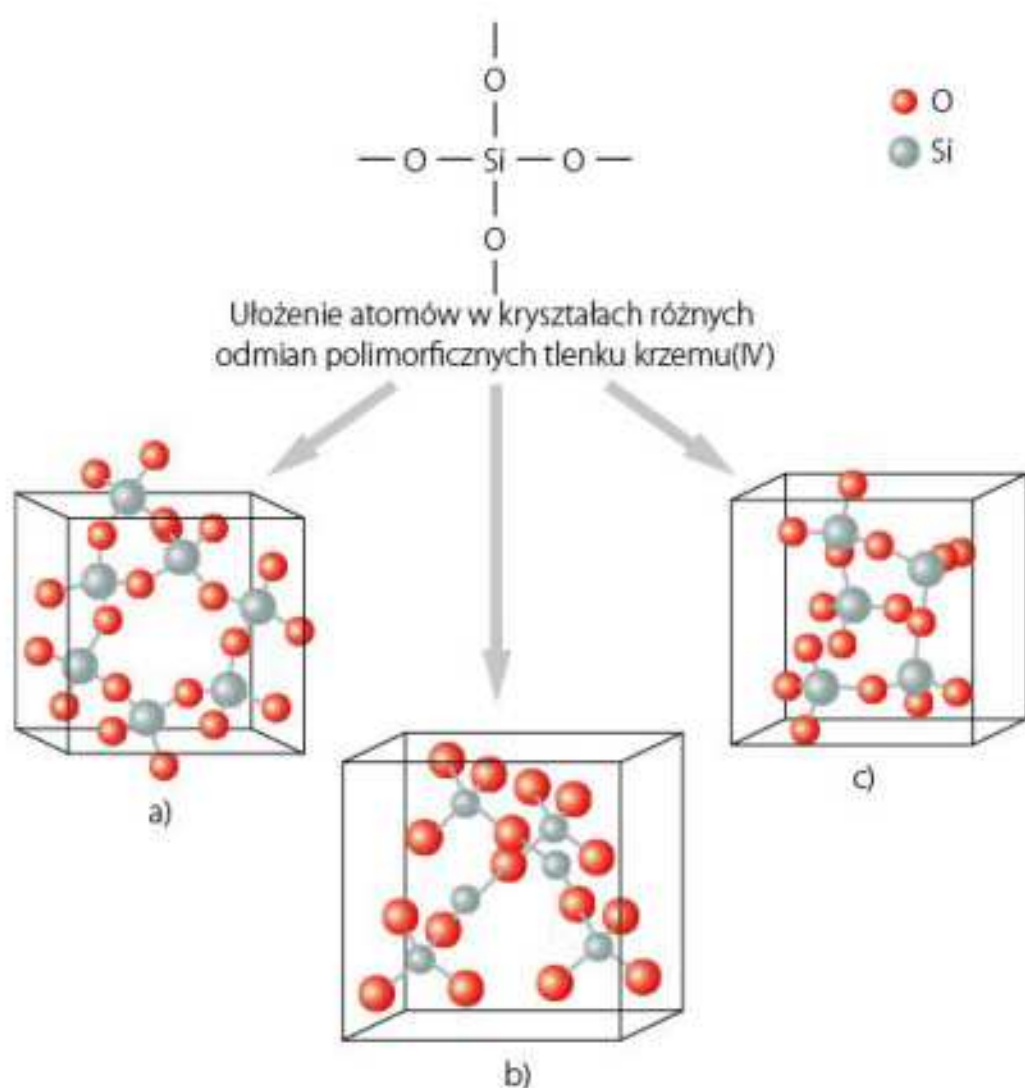


Kryształy to substancje w stałym stanie skupienia, mające uporządkowaną, prawidłową budowę wewnętrzną, to znaczy atomy, jony lub cząsteczki związków chemicznych są w nich rozmieszczone w ściśle określonym porządku wynikającym z symetrii.



Występowanie tego samego związku chemicznego w postaci różnych kryształów nazywamy **polimorfizmem** (gr. *polys* – wiele, *morphe* – kształt).

Tlenek krzemu(IV) może występować w trzech odmianach polimorficznych: powszechnie występującego kwarcu oraz rzadziej spotykanych trydymitu i krystobalitu.



Kryształy poszczególnych odmian polimorficznych tlenku krzemu(IV) różnią się budową wewnętrzną. We wszystkich odmianach polimorficznych SiO_2 każdy czterowartościowy atom krzemu jest związany z czterema atomami tlenu, a każdy dwuwartościowy atom tlenu tworzy wiązania z dwoma atomami krzemu. Dzięki temu cząsteczki SiO_2 łączą się ze sobą, tworząc łańcuchy i pierścienie. Różnice w budowie poszczególnych odmian krystalicznych krzemionki, a tym samym ich różne właściwości, jak gęstość czy twardość, wynikają z różnego rozmieszczenia wzajemnie połączonych cząsteczek SiO_2 w ich kryształach (rys. 1.3).

Rys. 1.3. Kwarc (a), trydymit (b) oraz krystobalit (c) różnią się rozmieszczeniem atomów krzemu oraz tlenu w ich kryształach.

Kwarc występuje powszechnie w postaci piasku. Charakteryzuje się dużą twardością i jest składnikiem wielu skał oraz minerałów. Często można go znaleźć w górskich jaskiniach w postaci bezbarwnych kryształów, czasem osiągających duże rozmiary, nazywanych kryształami góorskimi. Obecność niewielkich ilości związków chemicznych niektórych metali, czyli zanieczyszczeń, powoduje, że kryształy kwarcu przybierają piękne barwy. Barwnym odmianom kwarcu nadano nawet własne nazwy (rys. 1.4) – kryształy są bardzo cenione jako kamienie jubilerskie.



Rys. 1.4. Kryształ górski oraz barwne odmiany kwarcu.

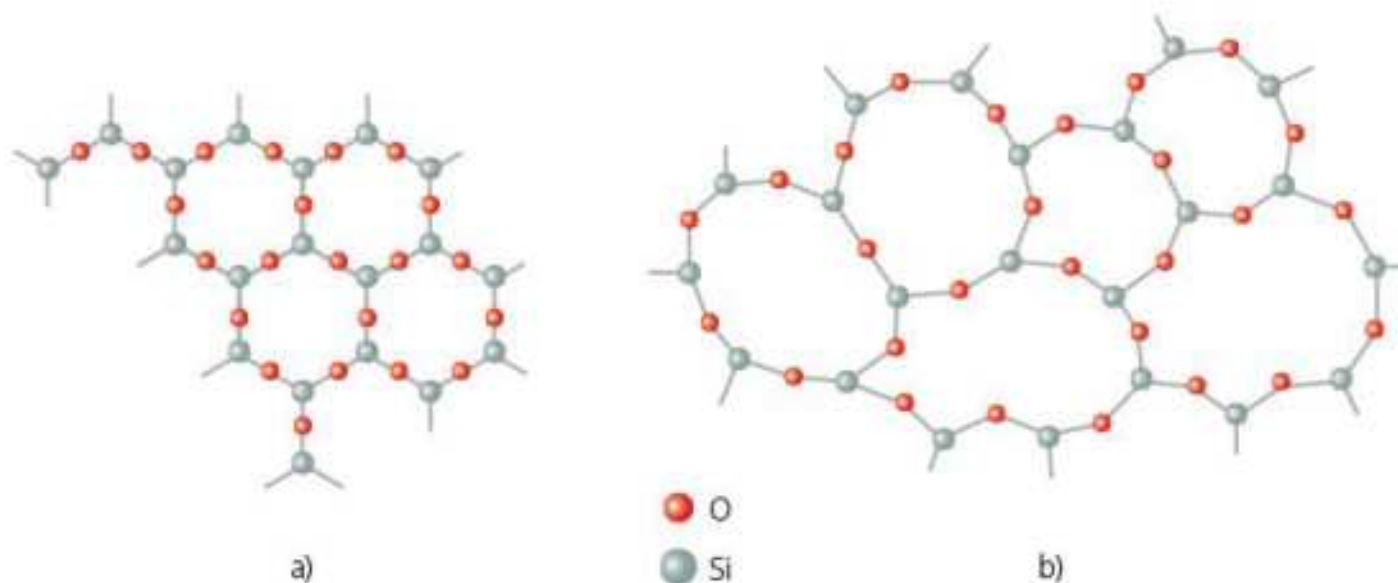
Krzemionka może tworzyć również wiele innych minerałów, na przykład chalcedon. Chalcedon to minerał, w skład którego wchodzi głównie kwarc o włóknistej strukturze. Może on tworzyć wiele barwnych form, na przykład agat oraz onyks (rys. 1.5).



Rys. 1.5. Barwne odmiany chalcedonu: agat (a) oraz onyks (b).

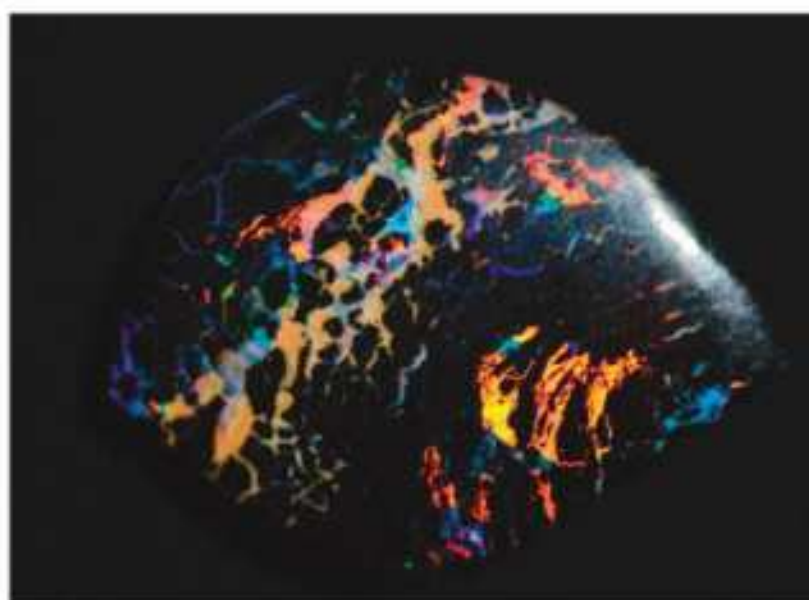
Oprócz odmian krystalicznych wyróżniamy również bezpostaciowe formy krzemionki. Forma bezpostaciowa jest nazywana amorficzną (gr. *amorphos* – bezkształtny). Forma ta, charakteryzuje się – w przeciwieństwie do formy krystalicznej – brakiem uporządkowanej budowy wewnętrznej (rys. 1.6).

Najczęstszą amorficzną formą krzemionki jest diatomit (inaczej: ziemia okrzemkowa). Występuje on w postaci drobnoziarnistego ciała stałego powstałego w wyniku rozkładu szkieletów niewielkich glonów – okrzemków.



Rys. 1.6. W krystalicznych odmianach SiO_2 atomy są rozmieszczone regularnie (a), natomiast bezpostaciowe formy krzemionki charakteryzują się brakiem uporządkowanego rozmieszczenia atomów (b) (widok w rzucie równoległym do jednego z wiązań Si–O, dlatego nie widać czwartego atomu tlenu przy każdym atomie krzemu).

Inną z amorficznych postaci tlenku krzemu(IV) jest wartościowy materiał jubilerski – opal (rys. 1.7). Zawiera on w swojej strukturze dużą ilość wody – nawet około 20% jego masy.



Rys. 1.7. Opal czarny to ceniony wśród kolekcjonerów kamień szlachetny.

1.3. Zastosowanie krzemionki

Krzemionka znalazła zastosowanie w wielu dziedzinach życia i różnych gałęziach przemysłu, między innymi w budownictwie (zaprawa murarska, cement, beton i inne materiały) oraz jubilerstwie (rys. 1.8). Jest ona podstawowym surowcem służącym do otrzymywania szkła i ceramiki. Krzemionka jest również wykorzystywana do otrzymywania środków suszących, katalizatorów oraz wytwarzania półprzewodników.

Przemysł szklarski
szkło, porcelana ognioodporna



Przemysł optyczny
soczewki, pryzmaty



Mineralogia, jubilerstwo
kolekcjonerstwo



Budownictwo
zaprawa murarska, cement, farby



Przemysł pirotechniczny
stabilizator nitrogliceryny



Rys. 1.8. Zastosowania tlenku krzemu(IV).

PODSUMOWANIE

- Tlenek krzemu(IV) to substancja pochodzenia mineralnego, powszechnie występująca w skorupie ziemskiej.
- Tlenek krzemu(IV) reaguje z mocnymi zasadami, dając sole – krzemiany, a nie reaguje z kwasami (ulega jedynie reakcji z kwasem fluorowodorowym) oraz z wodą.
- Tlenek krzemu(IV) może występować w trzech odmianach polimorficznych (kwarc, trydymit oraz krystobalit) lub w formie bezpostaciowej (ziemia okrzemkowa).
- Krzemionka znalazła wiele zastosowań, między innymi w budownictwie, przemyśle ceramicznym, szklarskim i optycznym oraz jubilerstwie.

POLECENIA KONTROLNE

1. Wyjaśnij, dlaczego w warunkach normalnych tlenek krzemu(IV) jest substancją stałą, a tlenek węgla(IV) – gazem. Wskazówka: narysuj w zeszycie wzory elektronowe tych tlenków.
2. Wskaż, czym różnią się krystaliczne formy krzemionki od form bezpostaciowych.

3. Metakrzemian potasu (K_2SiO_3) jest składnikiem szkła wodnego. Zaproponuj dwie metody otrzymywania K_2SiO_3 i napisz w zeszycie równania odpowiednich reakcji.
4. Wyszukaj w dostępnych źródłach informacje na temat krzemienia. Podaj, jaki jest jego skład chemiczny, w których regionach Polski występuje oraz do czego był wykorzystywany dawniej, a jakie zastosowanie znalazł dziś.

2. Szkło i ceramika

Być może wiecie, że szkło powstaje także w sposób naturalny w przyrodzie. Dzieje się tak na przykład podczas wybuchów wulkanów, gdy stopiona magma wypływa na powierzchnię i ulega szybkiemu schłodzeniu przez powietrze. Ludzie wytwarzają szkło oraz ceramikę od wielu wieków. Choć obecnie do produkcji wielu przedmiotów codziennego użytku używa się tworzyw sztucznych, te wykonane z surowców pochodzenia mineralnego – głównie krzemionki (szkło) oraz gliny (ceramika) – nadal stanowią nieodzowny element naszego życia codziennego.

2.1. Otrzymywanie szkła

Szkło otrzymuje się w wyniku stopienia krzemionki z dodatkiem innych substancji nieorganicznych, a następnie powolnego schładzania powstającej płynnej masy aż do uzyskania postaci amorficznej (bezpостaciowej). Krzemionka stanowi co najmniej około 70% masy szkła – niezależnie od jego rodzaju. Do masy szklanej są dodawane również inne substancje, takie jak: topniki, pigmenty (barwniki) oraz substancje poprawiające właściwości fizyczne i chemiczne szkła. W wyniku doboru odpowiednich składników oraz sposobu wytapiania można otrzymać – w zależności od potrzeb – różne rodzaje szkła o odmiennych właściwościach.

Wszystkie surowce, z których wyrabia się szkło, miesza się w odpowiednich proporcjach oraz miele. Następnie tę mieszaninę umieszcza się w piecach szklarskich i ogrzewa do temperatury około 1500°C. W wyniku ogrzewania wszystkie składniki mieszaniny reagują ze sobą i powstaje płynna masa szklarska. Zostaje ona uformowana przez na przykład ciągnięcie, wylewanie, walcowanie, wydmuchiwanie lub wytłaczanie w formach.



Po powolnym ochłodzeniu otrzymuje się gotowe wyroby szklane.

Pierwsze zakłady wytwarzające szkło powstały prawdopodobnie w Mezopotamii i Egipcie ponad 3000 lat temu. Obecnie szkło oraz produkty szklane wytwarzane są w hutach szkła (rys. 2.1).

Rys. 2.1. Szkło oraz wyroby ze szkła powstają w hutach szkła.



W Polsce najbardziej znane huty szkła znajdują się w Jarosławiu, Jaśle, Krośnie, Piotrkowie Trybunalskim, Sandomierzu, Szklarskiej Porębie, Wałbrzychu i Ujściu.

2.2. Właściwości fizyczne i chemiczne szkła

Szkło ma różny skład chemiczny. Z tego powodu może mieć różną gęstość (np. szkło sodowe ok. $2,4\text{--}2,6\text{ g/cm}^3$), twardość oraz podatność na odkształcenia. Jest kruche, dobrze przepuszcza światło oraz źle przewodzi prąd elektryczny. Szkło wykazuje odporność na działanie czynników atmosferycznych, wody i kwasów. Stężony roztwór wodorotlenku sodu podczas gotowania powoli rozтворя szkło. Ponadto, tak jak w przypadku krzemionki, szkło reaguje z kwasem fluorowodorowym HF.

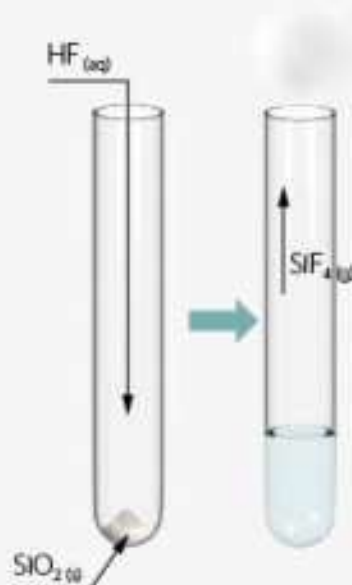
Doświadczenie

Reakcja krzemionki z kwasem fluorowodorowym (pokaz)

Uwaga: Doświadczenie należy przeprowadzać pod bardzo sprawnym wyciągiem (dygestorium) ze względu na możliwość poparzenia oraz podrażnienia dróg oddechowych przez kwas fluorowodorowy oraz żrące właściwości wydzielającego się gazu!

Przebieg doświadczenia:

W probówce polietylenowej lub teflonowej umieść około 1 g krzemionki i powoli wlej kilka cm^3 wodnego roztworu fluorowodoru.

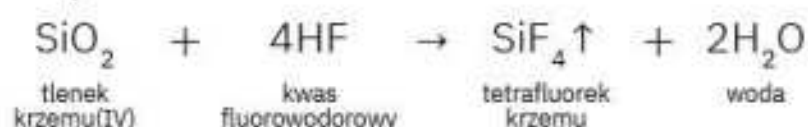


Rys. 2.2. Przebieg reakcji krzemionki z wodnym roztworem fluorowodoru.

Obserwacje:

W probówce wydzielą się bezbarwny gaz, który z parą wodną zawartą w powietrzu tworzy białe dymy.

W wyniku reakcji krzemionki z wodnym roztworem fluorowodoru powstaje tetrafluorek krzemu SiF_4 :



Reakcję tę wykorzystuje się między innymi w procesie wytrawiania wzorów oraz napisów na szkle.

Właściwości fizyczne szkła, takie jak: wytrzymałość na uszkodzenia mechaniczne, odporność na działanie wysokiej temperatury, barwa oraz inne, można zmieniać przez modyfikację składu masy szklanej, a także podczas obróbki w wyniku różnych procesów technologicznych.

W celu zwiększenia odporności na uszkodzenia mechaniczne szkło się hartuje. Proces ten polega na podgrzaniu szkła do temperatury około 650°C , a następnie jego szybkim schłodzeniu strumieniem zimnego powietrza. Takie szkło jest bezpieczniejsze w użytkowaniu od zwykłego. Wynika to stąd, że pod wpływem uderzenia rozpada się ono na drobne kawałki, które nie mają ostrych krawędzi. Dlatego szkło hartowane stosuje się między innymi do produkcji szyb samochodowych, sprzętu AGD, szklanych półek, witryn czy kabin prysznicowych. W celu zwiększenia odporności na szok termiczny, czyli gwałtowne zmiany temperatury, do szkła dodaje się tlenek boru(III) B_2O_3 . Z takiego szkła, nazywanego borowo-krzemianowym, produkuje się szkło laboratoryjne oraz naczynia kuchenne (np. żaroodporne). Z kolei odporność chemiczną szkła zwiększa dodatek tlenku glinu(III) Al_2O_3 . By uzyskać szkło o różnej barwie, podczas wytapiania surowców dodaje się różne związki nieorganiczne zawierające barwne kationy – zazwyczaj tlenki (rys. 2.3).

Barwa biała

związki tytanu

Barwa żółta

związki kadmu

Barwa zielona

związki żelaza, chromu

Barwa niebieska

związki kobaltu, miedzi

Barwa czarna

związki manganu, kobaltu (duże ilości)

Barwa czerwona

miedź metaliczna, złoto i jego sole



Rys. 2.3. Substancje chemiczne, które mają wpływ na barwę otrzymywanego szkła.



2.3. Rodzaje szkła i ich zastosowanie

Ze względu na skład chemiczny wyróżnia się kilka rodzajów szkła, wśród których najważniejsze to: sodowe, potasowe, ołowiowe oraz kwarcowe (rys. 2.4).



Szkło sodowe



Szkło potasowe



Szkło ołowiowe



Szkło kwarcowe

Rys. 2.4. Różne rodzaje szkła.

Szkło sodowe oprócz tlenku krzemu(IV) SiO_2 zawiera w składzie tlenki sodu Na_2O i wapnia CaO (stąd jego inna nazwa to szkło sodowo-wapniowe), często z dodatkiem tlenku potasu K_2O (szkło sodowo-wapniowo-potasowe). Charakteryzuje się niską temperaturą topnienia i jest stosowane do wyrobu przedmiotów użytku codziennego: szklanek, naczyń, opakowań szklanych (butelki i słoiki), wyrobów ceramicznych oraz szyb okiennych.

Szkło potasowe (potasowo-wapniowe) oprócz krzemionki zawiera głównie tlenek potasu K_2O i tlenek wapnia CaO . Ze względu na wysoką temperaturę topnienia oraz zwiększoną odporność chemiczną jest ono stosowane do wytwarzania naczyń żaroodpornych oraz szkła laboratoryjnego (probówki, kolby, zlewki).

Szkło ołowiowe (potasowo-ołowiowe) składa się z krzemionki, tlenku potasu K_2O oraz tlenku ołowiu(II) PbO . Mięknie w niskiej temperaturze, ma większą gęstość w porównaniu do innych szkieł ($3,6\text{--}4,8\text{ g/cm}^3$) i duży współczynnik załamania światła, dlatego używa się go do produkcji ozdób nazywanych kryształowymi oraz soczewek.

Szkło kwarcowe to szkło, w którego skład wchodzi głównie tlenek krzemu(IV). Ma wysoką temperaturę topnienia, dobrze przepuszcza promieniowanie ultrafioletowe oraz wykazuje dużą odporność na zmiany temperatury i ciśnienia. Szkło kwarcowe jest wykorzystywane do produkcji naczyń laboratoryjnych, lamp kwarcowych, materiałów optycznych, szyb odpornych na działanie wysokich ciśnień (szyby statków podwodnych) i temperatur (blaty kuchenek), włókien szklanych (światłowody) i waty szklanej (materiał termoizolacyjny w budownictwie).

Szkło można również podzielić w zależności od jego przeznaczenia na: szkło opakowaniowe (np. słoiki, butelki), szkło budowlane (np. szyby okienne, pustaki szklane), szkło techniczne (np. światłowody, szyby samochodowe, szkło laboratoryjne, sprzęt AGD) oraz szkło gospodarcze (np. szklanki, talerze, wazony).

2.4. Ceramika

Ceramika (gr. *kéramos* – ziemia, glina) to potocznie produkty otrzymywane w wyniku wypalania gliny lub kaolinu z dodatkiem innych substancji, w tym krzemionki.

Gliny to złożone mieszaniny różnych substancji – głównie produktów wietrzenia skałeni (glinokrzemianów), krzemionki oraz minerałów ilastych. Głównymi składnikami glin są powszechnie występujące w skorupie ziemskiej minerały – glinokrzemiany. Glinokrzemiany to sole kwasów krzemowych (krzemiany), w których część jonów krzemu została zastąpionych jonami glinu (jon Al^{3+} ma zbliżony promień jonowy do Si^{4+}). Mają one złożoną budowę chemiczną. W skład glinokrzemianów wchodzi w różnych proporcjach: tlenek krzemu(IV) SiO_2 , tlenek glinu(III) Al_2O_3 oraz związana z nimi woda. Gliny są miękkie oraz plastyczne i mogą przybierać różne barwy: od żółtej, przez ceglastą, szarzieloną, do brązowej – w zależności od rodzaju dodatkowych związków, które znalazły się w ich składzie.

Jedną z najważniejszych substancji służących do wytwarzania ceramiki to **kaolin** (inaczej glinka porcelanowa). Jest on składnikiem glin, ale występuje również niezależnie w postaci miękkiej i plastycznej skały osadowej. Kaolin zawiera duże ilości **kaolinitu** – glinokrzemianu o wzorze $\text{Al}_2(\text{OH})_4\text{Si}_2\text{O}_5$ (rys. 2.5).



Rys. 2.5. Kaolinit to jeden z najważniejszych minerałów stosowanych do wytwarzania wyrobów porcelanowych.



Umiejętność wytwarzania różnych ceramicznych przedmiotów codziennego użytku jest znana ludziom od dawnych czasów. Wiek najstarszych przedmiotów znalezionych w wykopaliskach archeologicznych na terenie Mezopotamii datuje się na ponad 10 000 lat.

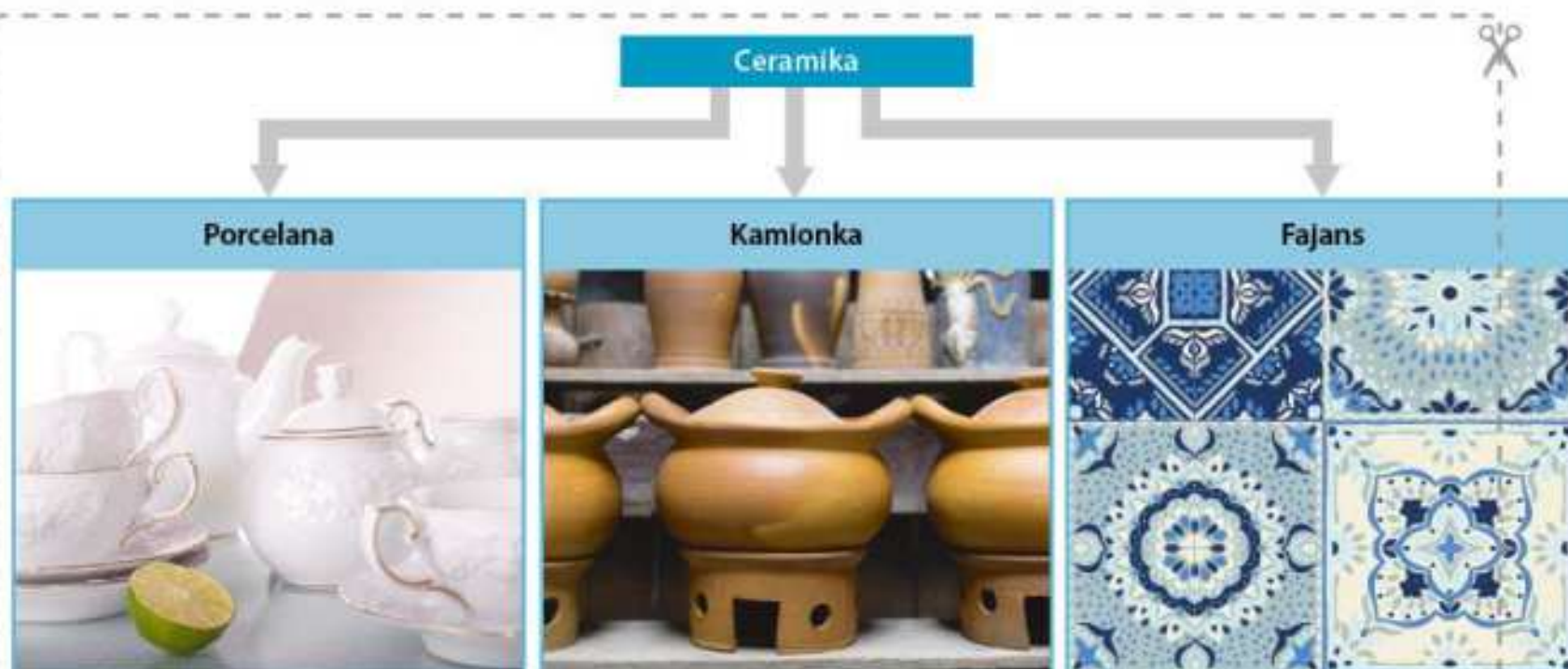
Przedmioty ceramiczne wytwarza się ze zmieszanych, zazwyczaj zmielonych składników (w odpowiednich proporcjach) i wody. Z otrzymanej plastycznej masy jest formowany przedmiot – ręcznie (np. przy użyciu koła garncarskiego; rys. 2.6) lub maszynowo. Po wyschnięciu zostaje on wypalony, zazwyczaj w temperaturze powyżej 1000°C, w specjalnie skonstruowanym do tego celu piecu. Podczas wypalania zachodzą reakcje chemiczne między poszczególnymi składnikami masy (glinokrzemianami oraz pozostałymi surowcami) i powstają nowe związki chemiczne. Uformowany, wypalony wyrób nazywamy czerepem. **Czerep** ma strukturę porowatą oraz gęstość mniejszą od uformowanego przedmiotu, gdyż podczas wypalania z masy plastycznej jest usuwana woda.



Rys. 2.6. Do ręcznego formowania wyrobów ceramicznych stosuje się koło garncarskie.

W zależności od przeznaczenia niektóre wyroby ceramiczne po wypalaniu szkliwi się ze względu na ich porowatą strukturę. **Szkliwienie** polega na naniesieniu na przedmiot płynnej masy szklanej, mającej temperaturę topnienia niższą niż materiał, z którego wykonano czerep. Do szkliwienia można wykorzystywać każdy rodzaj szkła. W wyniku powtórnego wypalania na powierzchni przedmiotu wykonanego z ceramiki powstaje warstwa twardego szkliwa. Powoduje ona uszczelnienie porów, przez co czerep staje się nienasiąkliwy oraz nieprzepuszczalny dla gazów i stanowi warstwę ochronną przed uszkodzeniami.

Glina oraz kaolin to podstawowe surowce, które służą do wytwarzania różnych materiałów ceramicznych, głównie porcelany, fajansu oraz kamionki (rys. 2.7).



Rys. 2.7. Najważniejsze materiały ceramiczne to porcelana, kamionka oraz fajans.

Porcelanę otrzymuje się z glinki porcelanowej o wysokiej czystości (ok. 50% masy), krzemionki oraz skaleni – im więcej kaolinitu zawiera glina porcelanowa, tym bielszy jest otrzymywany produkt. Wytwarza się z niej głównie zastawę stołową, sprzęt laboratoryjny oraz ozdoby i dzieła sztuki.

Fajans otrzymuje się w wyniku wypalania masy plastycznej o składzie podobnym do ceramiki, jednakże zawierającej glinę porcelanową o mniejszej zawartości kaolinitu, zanieczyszczonej różnymi substancjami mineralnymi (głównie tlenkami metali). Fajans ma barwę od kremowej do czerwonej – w zależności od rodzaju zanieczyszczeń gliny. Znajduje on zastosowanie w produkcji naczyń stołowych, płytek ściennych oraz ozdób.

Kamionka jest otrzymywana z glin ogniotrwałych o największym stopniu zanieczyszczenia oraz krzemionki i zawiera duży procent szkliva (nawet 60% masy), przez co materiały z niej wykonane wyróżniają się twardością i łatwo nie nasiakają. Wytwarza się z niej naczynia stołowe, elementy sanitarne (zlewy, kształtki, rury), a także klinkier, płytki podłogowe oraz naczynia kwasoodporne.

Materiały wykonane z ceramiki – podobnie jak szkło – są powszechnie używane na co dzień. Oprócz naczyń, wyrobów sanitarnych oraz elementów zdobniczych z ceramiki wytwarza się materiały budowlane (glazurę, terakotę, cegły, dachówki, kafle piecowe), materiały ogniotrwałe oraz ściernie.

Znane i cenione w całej Europie są wyroby ceramiczne produkowane w Polsce, między innymi w Bolesławcu, Ćmielowie, Chodzieży, Mieroszowie, Łubianie, Opocznie, Włocławku oraz Kole.

Materiały ceramiczne mogą być również otrzymywane z substancji innych niż glina (m.in. z tlenków, azotków, węglików, siarczków) – zostaną one omówione w dalszej części podręcznika.



PODSUMOWANIE

- Szkło i ceramika zawierają w swoim składzie dużą ilość krzemionki.
- Szkło to substancja, którą otrzymuje się z płynnej masy szklarskiej, powstającej w wyniku stopienia krzemionki z dodatkiem innych substancji, a następnie jej powolnego schładzania, do uzyskania formy amorficznej (bezpostaciowej).
- Właściwości fizyczne szkła zależą od jego składu oraz obróbki termicznej (hartowanie).
- Do otrzymywania wyrobów ceramicznych wykorzystuje się kaolin oraz glinę z dodatkiem różnych substancji, w tym krzemionki.
- Najważniejsze produkty ceramiczne to porcelana, fajans oraz kamionka.
- Szkło oraz ceramika mają wiele zastosowań, między innymi w przemyśle: szklarskim, ceramicznym i optycznym, w budownictwie oraz jubilerstwie.



POLECENIA KONTROLNE

1. W jaki sposób można zmieniać właściwości fizyczne szkła?
2. Wyjaśnij, dlaczego szkło hartowane nazywa się „szkłem bezpiecznym”.
3. Wytłumacz, dlaczego ozdobna szklanka ze szkła kryształowego jest cięższa od zwykłej szklanki.
4. Wyszukaj w dostępnych źródłach informacje, skąd pochodzi nazwa „szkło jenajskie”, jakie właściwości ma takie szkło oraz do czego jest stosowane.
5. Znajdź w dostępnych źródłach informacje na temat tak zwanej porcelany kostnej – czym jest i z czego jest ona wytwarzana.

3. Różne formy występowania węglanu wapnia w przyrodzie i jego zastosowania

Jak sądzicie, co wspólnego mają ze sobą: skorupka kurzego jaja, muszla ślimaka, kreda i marmur? Wszystkie zawierają tę samą substancję – węglan wapnia. Węglan wapnia to jeden z najważniejszych surowców pochodzenia naturalnego. Wchodzi on w skład skał wapiennych, które są wykorzystywane do otrzymywania podstawowych materiałów stosowanych w budownictwie i innych gałęziach przemysłu.

3.1. Skały zawierające węglan wapnia

Węglan wapnia CaCO_3 , czyli sól kwasu węglowego H_2CO_3 , jest składnikiem wielu osadowych i metamorficznych skał wapiennych oraz minerałów. Łącznie stanowi blisko 4% wszystkich składników skorupy ziemskiej. Ponadto, węglan wapnia stanowi materiał budulcowy szkieletów organizmów żywych oraz jest podstawowym składnikiem skorupki jaj, muszli, rogów oraz kolców zwierząt.

Skala – zespół różnych minerałów lub skupisko jednego minerału powstałe w wyniku geologicznego procesu naturalnego.



Najpowszechniej występujące skały osadowe, w skład których wchodzi CaCO_3 , to wapień i kreda (rys. 3.1).



Rys. 3.1. Skały osadowe zawierające CaCO_3 to wapień (a) i kreda (b).

Osadowe skały wapienne powstają w wyniku procesu wietrzenia innych skał zawierających CaCO_3 lub rozkładu nagromadzonych obumarłych szczątków roślin i zwierząt na dnach jezior, mórz i oceanów.



Wietrzenie skał – proces prowadzący do rozkładu skał pod wpływem działania wody, CO_2 , promieni słonecznych, powietrza oraz mikroorganizmów.

Wapienie oraz kreda są kruche i nierozpuszczalne w wodzie. Jednak w wyniku długotrwałego działania wód powierzchniowych, w obecności tlenku węgla(IV) CO_2 , ulegają one roztwarzaniu – proces ten nazywamy krasowaniem skał. Zachodzi on zgodnie z poniższym równaniem reakcji chemicznej:



Jedynym produktem tej reakcji jest rozpuszczalny w wodzie wodorowęglan wapnia $\text{Ca(HCO}_3)_2$. W efekcie długotrwałych procesów krasowania w osadowych skałach wapiennych powstają wyłobienia, studnie oraz jaskinie. Proces krasowania tych skał jest odwracalny, co oznacza, że z wodorowęglanu wapnia może wytrącać się węglan wapnia. Zachodzi to na przykład w jaskiniach, gdzie powstają wapienne twory skalne w postaci stalaktytów i stalagmitów. **Stalaktyty** są podobne do sopli lodu i narastają od stropu ku dołowi jaskini, a **stalagmity** to nacieki wyrastające z dna jaskini w postaci słupów lub stożków, powstające w wyniku wytrącania się węglanu wapnia z wody ciekącej ze stropu na dno jaskini. Stalaktyty i stalagmity mogą łączyć się ze sobą, tworząc **stalagnaty**.

Marmur to najczęściej występująca skała metamorficzna zawierająca krystaliczny węglan wapnia (rys. 3.2). Jest on odporny na zmiany temperatury, twardy, ale łatwy w obróbce (szlifowanie, piłowanie).



Rys. 3.2. Marmur to skała metamorficzna zawierająca krystaliczny węglan wapnia. W Polsce występuje głównie w Sudetach.

Procesy wietrzenia i powstawania osadowych skał wapiennych są bezpośrednio związane z obiegiem tlenku węgla(IV) w przyrodzie. Wynika to z tego, że tlenek węgla(IV) z jednej strony jest substratem uczestniczącym w reakcji roztworzenia skał wapiennych, a z drugiej – uczestniczy w reakcjach, w których wytrąca się CaCO_3 .

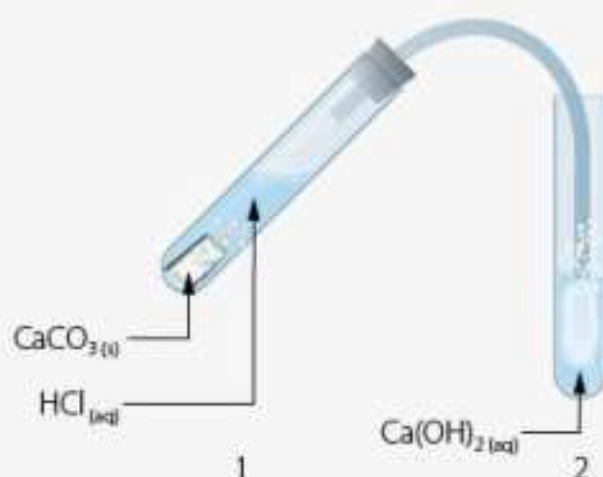
Wszystkie skały zawierające węglan wapnia reagują z kwasami.

Doświadczenie

Identyfikacja skał wapiennych

Przebieg doświadczenia:

Do probówki wrzuć kilka kawałków skruszonego marmuru lub kredy, a następnie dodaj około 1 cm^3 rozcieńczonego kwasu chlorowodorowego (solnego) o stężeniu ok. 2 mol/dm^3 . Probówkę zatkać korkiem z rurką, a wylot rurki umieścić tuż pod powierzchnią cieczy w probówce zawierającej klarowną wodę wapienną (nasycony wodny roztwór wodorotlenku wapnia).

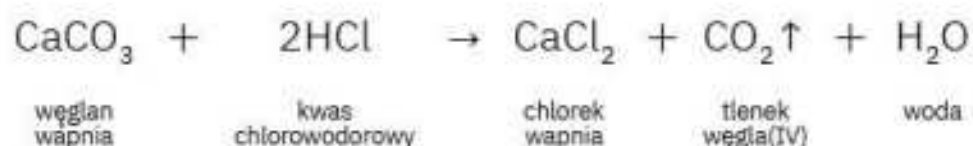


Rys. 3.3. Reakcja CaCO_3 z kwasem solnym.

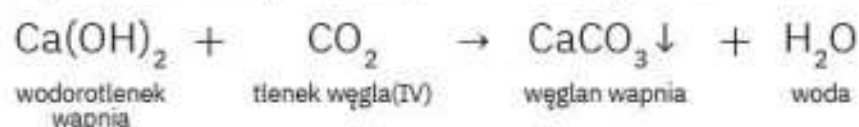
Obserwacje:

W pierwszej probówce ciało stałe uległo rozтворzeniu. Wydzielił się bezbarwny gaz, który spowodował zmętnienie wody wapiennej w drugiej probówce (rys. 3.3).

Produktami reakcji węglanu wapnia z kwasem chlorowodorowym są chlorek wapnia CaCl_2 oraz tlenek węgla(IV) i woda:



Wydzielający się tlenek węgla(IV) powoduje zmętnienie wody wapiennej w wyniku ponownego wytrącania się nierozpuszczalnego w wodzie węglanu wapnia:



Reakcja węglanu wapnia z kwasem solnym jest reakcją charakterystyczną, przeprowadzaną w celu odróżniania skał węglanowych (zawierających anion CO_3^{2-}) od innych skał. Reakcja tlenku węgla(IV) z wodą wapienną jest z kolei najprostszą reakcją wykonywaną w celu identyfikacji CO_2 , wydzielającego się w wyniku różnych przemian chemicznych. Na przykład, dmuchając przez słomkę zanurzoną w roztworze wody wapiennej, można zidentyfikować tlenek węgla(IV) w wydychanym powietrzu.

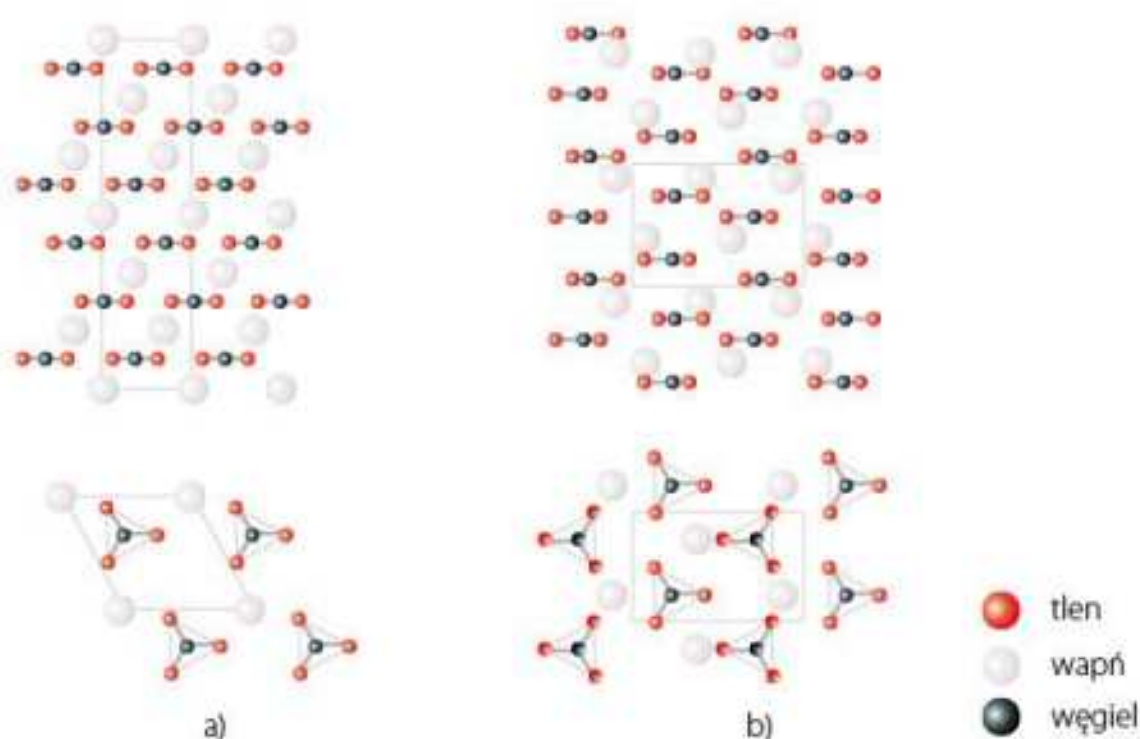
3.2. Kalcyt i aragonit – główne składniki skał wapiennych

Węglan wapnia występuje w skałach najczęściej w postaci kalcytu lub aragonitu (rys. 3.4). **Kalcyt** jest składnikiem skał osadowych (wapienia i kredy) i metamorficznych (marmuru), a **aragonit** – niektórych skał osadowych. Czysty chemicznie kalcyt (łac. *calx* – wapno), podobnie jak aragonit, tworzy bezbarwne lub mlecznobiałe kruche kryształy. Zanieczyszczony innymi substancjami – głównie tlenkami metali – może występować w postaci wielu barwnych minerałów.



Rys. 3.4. CaCO_3 w skałach w postaci kalcytu (a) lub aragonitu (b).

Zarówno kalcyt, jak i aragonit tworzą kryształy o budowie jonowej, w których kationy wapnia (Ca^{2+}) oraz aniony węglanowe (CO_3^{2-}) leżą na przemian w sieci krystalicznej. Ich różne właściwości fizyczne i chemiczne wynikają z różnego rozmieszczenia jonów w kryształach (rys. 3.5). Na przykład, aragonit jest twardszy niż kalcyt i ma od niego większą gęstość.



Rys. 3.5. Węglan wapnia występuje w postaci kalcytu (a) i aragonitu(b), które różnią się rozmieszczeniem jonów w ich kryształach (widok w dwóch różnych rzutach).

Kryształy czystego kalcytu są dwójłomne, to znaczy zachodzi w nich zjawisko podwójnego załamania światła (rozdwojenia promieni świetlnych) (rys. 3.6).



Rys. 3.6. Kryształy kalcytu są dwójłomne, dzięki czemu wytwarza się z nich przyrządy optyczne (polaryzatory, mikroskopy polaryzacyjne).

Co ciekawe, aragonit jest głównym składnikiem perł, które powstają we wnętrzu małży (rzadziej ślimaków). Proces wytwarzania perły to reakcja obronna organizmu. Gdy ciało obce, na przykład ziarenko piasku, znajdzie się we wnętrzu małża, zostaje otoczone masą perłową (zawierającą CaCO_3) i w ten sposób odizolowane.

3.3. Węglan wapnia jako ważny surowiec do wytwarzania materiałów budowlanych

Węglan wapnia jest głównym surowcem używanym do produkcji wielu materiałów budowlanych, w tym najważniejszych: zaprawy murarskiej, cementu oraz betonu.

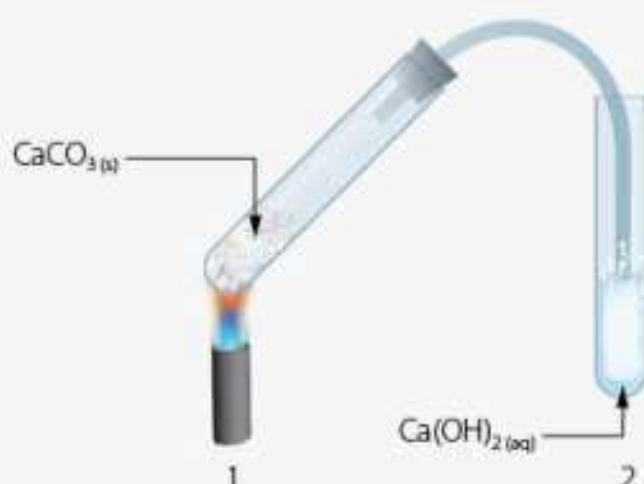
Powstawanie **zaprawy murarskiej** obejmuje kilka etapów. W pierwszym z nich węglan wapnia (głównie w postaci wapienia) ulega rozkładowi pod wpływem temperatury.

Doświadczenie

Prażenie węglanu wapnia

Przebieg doświadczenia:

Do probówki wsyp kilka grudek wapienia. Probówkę zatkaj korkiem z rurką, a wylot rurki umieść tuż pod powierzchnią cieczy w probówce zawierającej wodę wapienną. Probówkę z wapieniem umocuj w metalowym statywie i intensywnie ogrzewaj, poruszając palnik pod probówką.

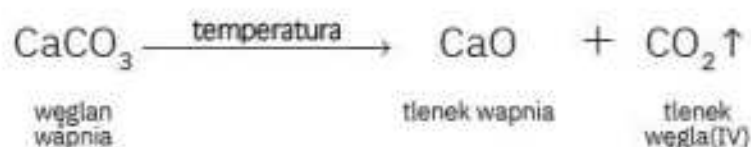


Rys. 3.7. Prażenie węglanu wapnia.

Obserwacje:

W wyniku ogrzewania węglanu wapnia w pierwszej probówce wydziela się gaz, który powoduje zmętnienie wody wapiennej w drugiej probówce (rys. 3.7).

W wyniku termicznego rozkładu węglanu wapnia powstaje tlenek wapnia CaO, czyli wapno palone, oraz tlenek węgla(IV), który powoduje zmętnienie wody wapiennej:



Czysty tlenek wapnia jest białą substancją stałą o właściwościach higroskopijnych (dla przypomnienia: higroskopijność to zdolność substancji do pochłaniania wody oraz pary wodnej).

W kolejnym etapie powstawania zaprawy murarskiej do tlenku wapnia dodaje się wodę.

Doświadczenie

Gaszenie wapna palonego

Uwaga: Gaszenie wapna należy przeprowadzać ostrożnie, ponieważ proces może przebiegać gwałtownie (mieszanina może wrzeć i pryskać) i towarzyszy mu wydzielanie energii (ciepła).

Przebieg doświadczenia:

Do porcelanowego tygla wsyp niewielką ilość świeżo wyprażonego tlenku wapnia, a następnie powoli wlej kilka cm^3 wody za pomocą zlewki (rys. 3.8). Po 2–3 minutach do tygla dodaj kilka kropel alkoholowego roztworu fenoloftaleiny.

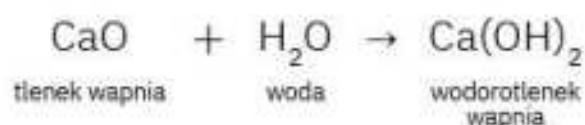


Rys. 3.8. Gaszenie wapna palonego.

Obserwacje:

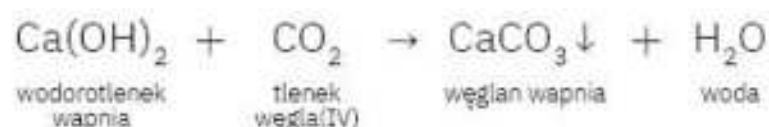
W tygłu powstaje biała zawiesina. Po dodaniu fenoloftaleiny do roztworu zmienia ona kolor na malinowy.

Zmiana zabarwienia roztworu na kolor malinowy świadczy o odczynie zasadowym powstałej zawiesiny. Produktem reakcji tlenku wapnia z wodą jest wodorotlenek wapnia:



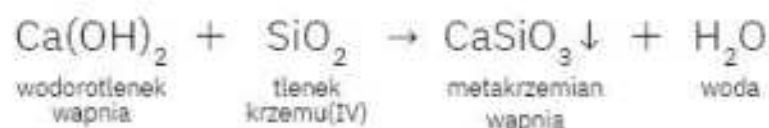
Wodorotlenek wapnia Ca(OH)_2 nazywa się **wapnem gaszonym**. Czysty wodorotlenek wapnia jest białą, trudno rozpuszczalną w wodzie, drobnoziarnistą substancją stałą. W celu sporządzenia zaprawy murarskiej wapno gaszone miesza się z piaskiem oraz wodą. W zaprawie murarskiej wodorotlenek wapnia stanowi materiał wiążący, piasek pełni funkcję kruszywa wypełniającego, a woda uplastycznia masę tak, by możliwe było łączenie materiałów budowlanych, na przykład cegieł, czy wykonywanie tynków.

W wyniku reakcji wodorotlenku wapnia z tlenkiem węgla(IV) znajdującym się w powietrzu następuje powolne twardnienie zaprawy murarskiej. Zachodzi ono zgodnie z równaniem:



Obecny w tynku CaCO_3 można zidentyfikować w taki sam sposób, jak skały wapienne.

Równocześnie wodorotlenek wapnia reaguje z krzemionką zgodnie z równaniem:



W wyniku tej reakcji powstaje metakrzemian wapnia CaSiO_3 , który wraz z węglanem wapnia CaCO_3 tworzy spoiwo o dużej wytrzymałości.

Skały wapienne wykorzystuje się do otrzymywania wapna palonego oraz do wytwarzania cementu i betonu.

Metody wytwarzania przedmiotów z wykorzystaniem cementu były znane już od czasów starożytnych Rzymian (rys. 3.9).



Rys. 3.9. Do budowy budynków – w tym Koloseum – Rzymianie używali między innymi tak zwanego cementu rzymskiego, który był mieszaniną wapna, piasku, pyłu wulkanicznego i kruszyw.

Cement to materiał budowlany otrzymywany głównie z wapieni oraz glinokrzemianów (gliny). Może mieć różny skład chemiczny. W skład najbardziej popularnego rodzaju cementu – portlandzkiego – wchodzi: tlenek wapnia CaO , tlenek glinu(III) Al_2O_3 oraz krzemionka SiO_2 .

Cement powstaje w wyniku wypalania w piecach mieszaniny drobno skruszonych wapieni oraz glinokrzemianów. Pod wpływem działania wysokiej temperatury tworzy się spiek (klinkier), który po ochłodzeniu zostaje zmielony. Po dodaniu substancji poprawiających właściwości wiążące (gipsu palonego oraz innych dodatków) i dokładnym wymieszaniu wszystkich składników otrzymujemy gotowy cement. Wytwarza się go w fabrykach – cementowniach. Najbardziej znane cementownie w Polsce znajdują się w Górażdżach, Chełmie, Rudnikach, Rejowcu, Ożarowie oraz Małogoszczy. Należy pamiętać, że w procesie wypalania materiałów służących do otrzymywania cementu do atmosfery zostają wydzielone olbrzymie ilości tlenku węgla(IV) i pyłów mających szkodliwy wpływ na atmosferę i zdrowie człowieka.

Cement służy do otrzymywania betonu. **Beton**, nazywany „sztucznym kamieniem”, powstaje w wyniku zmieszania cementu, kruszywa oraz wody. Powstała w ten sposób półpłynna masa jest gotowa do użycia, na przykład do wylewania posadzek, wytwarzania gotowych elementów budynków (filarów, łuków, płyt) czy materiałów wykończeniowych lub ozdobnych (beton architektoniczny). Po związaniu się beton tworzy zwartą, twardą masę.

3.4. Inne zastosowania węgla wapnia

Węglan wapnia stosuje się również w wielu innych dziedzinach przemysłu. Wykorzystuje się go do produkcji sody oraz w procesach oczyszczania cukru, jako wypełniacz przy produkcji gum, tworzyw sztucznych, papieru, farb oraz jako składnik leków. Ponadto, służy on do wyrobu szkła, ozdób jubilerskich, a z marmuru wykonuje się rzeźby, parapety, schody czy nagrobki. Węglan wapnia stanowi dodatek do produktów żywnościowych: pieczywa, jogurtów i serów. Wykorzystuje się go również w rolnictwie do produkcji nawozów. Kryształy kalcytu i aragonitu – czyste chemicznie oraz zawierające niewielkie ilości innych substancji – to cenny materiał kolekcjonerski dla mineralogów.

PODSUMOWANIE

- Wiele skał osadowych (wapień, kreda) oraz metamorficznych (marmur) zawiera w swoim składzie węglan wapnia.
- Osadowe skały wapienne ulegają krasowieniu (roztwarzaniu) w obecności wody oraz tlenku węgla(IV).



- Węglan wapnia występuje najczęściej w postaci dwóch odmian polimorficznych: kalcytu i aragonitu.
- Wapień jest stosowany do otrzymywania wapna palonego, z którego uzyskuje się wapno gaszone. Substancje te są niezbędne do otrzymywania zaprawy murarskiej.
- Węglan wapnia jest głównym surowcem służącym do wytwarzania cementu.



POLECENIA KONTROLNE

1. W wyniku krasowienia skał wapiennych powstaje wodorowęglan wapnia – dobrze rozpuszczalna w wodzie sól kwasu węglowego. Zapisz w zeszycie równanie reakcji rozkładu wodorowęglanu wapnia oraz zaproponuj, w jaki sposób można zidentyfikować produkt gazowy wydzielający się w wyniku tej reakcji.
2. Stalagnaty to nacieki jaskiniowe w postaci kolumn lub słupów łączących strop jaskini z jej dnem. Powstają w wyniku połączenia się stalaktytu ze stalagmitem. Naskicuj w zeszycie, jak wyobrażasz sobie stalagnat, oraz opisz, którą jego część stanowi stalaktyt, a którą stalagmit.
3. Zapisz w zeszycie równania reakcji opisujące poszczególne etapy powstawania zaprawy murarskiej w kolejności:
wapień $\text{CaCO}_3 \rightarrow$ wapno palone $\text{CaO} \rightarrow$ wapno gaszone $\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$ stwardniała zaprawa murarska CaCO_3 .
4. Zastanów się, w jaki sposób – używając jednego odczynnika – można odróżnić piasek od zaprawy murarskiej.
5. W wyniku prażenia kawałka kredy o masie 1,00 g otrzymano 0,53 g wapna palonego. Ułóż w zeszycie równanie zachodzącej reakcji. Oblicz, ile procent czystego węglanu wapnia znajduje się w kredzie.
6. Wyszukaj w internecie, które znane budowle w Polsce zostały wykonane z wapienia.

4. Różne formy występowania siarczanu(VI) wapnia w przyrodzie i jego zastosowania

Co przychodzi wam na myśl słowo „gips”? Niektórym może kojarzyć się ze złamaną kością, którą należy unieruchomić, a innym z uzupełnianiem ubytków w ścianie. Nazwa „gips” (łac. *gypsum* – gipsowanie) odnosi się zarówno do skał, jak i minerału zawierającego siarczan(VI) wapnia. Gipsem jest nazywany również produkt otrzymywany w wyniku wypalania skał gipsowych, który jest jednym z ważniejszych materiałów stosowanych w budownictwie.

4.1. Hydraty siarczanu(VI) wapnia

Siarczan(VI) wapnia CaSO_4 – sól kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4 – to szeroko rozpowszechniony w przyrodzie surowiec mineralny. Różnorodność skał osadowych oraz minerałów, które zawierają CaSO_4 , wynika z występowania tej soli w postaci bezwodnej lub uwodnionej, czyli hydratów.

Hydraty soli to sole powstające w wyniku krystalizacji związków z roztworów wodnych, zawierające w sieci krystalicznej wbudowane cząsteczki wody.



Większość soli krystalizuje z roztworów wodnych, wbudowując w sieć krystaliczną cząsteczki wody. Powstałe sole zawierające w kryształach wbudowaną wodę nazywamy **hydratami**. Woda w sieci krystalicznej związku jest określana mianem **wody hydratacyjnej** lub **wody krystalizacyjnej**. To, ile cząsteczek wody może się wbudować w sieć krystaliczną soli, zależy od rodzaju kationu i anionu tworzących tę sól – między innymi od ich wielkości oraz kształtu. Podając wzór sumaryczny oraz nazwę hydratu, określamy, ile cząsteczek wody przypada na jednostkę stechiometryczną soli. We wzorze sumarycznym używamy do tego kropki (znak mnożenia bez spacji), a w zapisie nazwy hydratu używamy myślnika łączącego nazwę soli ze słowem „woda” oraz podajemy w nawiasie stosunek liczby cząsteczek soli do cząsteczek wody, na przykład:

$\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ – siarczan(VI) miedzi(II)–woda(1/3)

$\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – chlorek kobaltu(II)–woda(1/6)

W nazwach zwyczajowych hydratów często używa się również określeń: półhydrat, monohydrat, dihydrat, trihydrat, tetrahydrat, pentahydrat itd. umieszczanych przed nazwą soli, w dopełniaczu, na przykład $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – pentahydrat

siarczanu(VI) miedzi(II). Zwyczajowo używa się również nazw, w których podaje się, ilu wodna jest sól (czyli ile cząsteczek wody zawiera), na przykład:

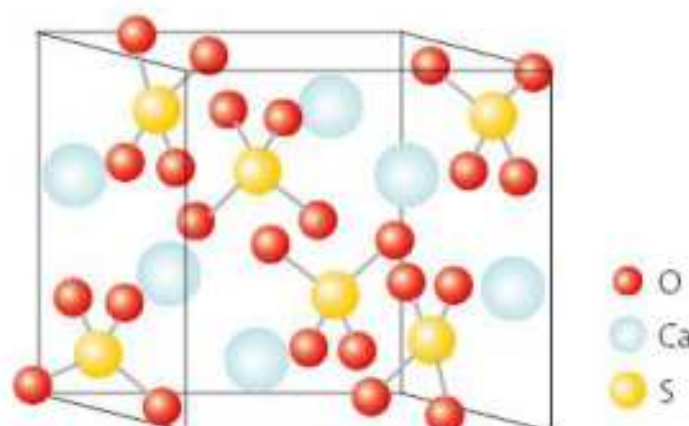
$\text{CoCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – dwuwodny chlorek kobaltu(II)

W zależności od liczby związanych cząsteczek wody sole niektórych metali mogą przybierać różne barwy (tab. 4.1).

Tab. 4.1. Przykłady soli o różnej barwie zależnej od stopnia uwodnienia

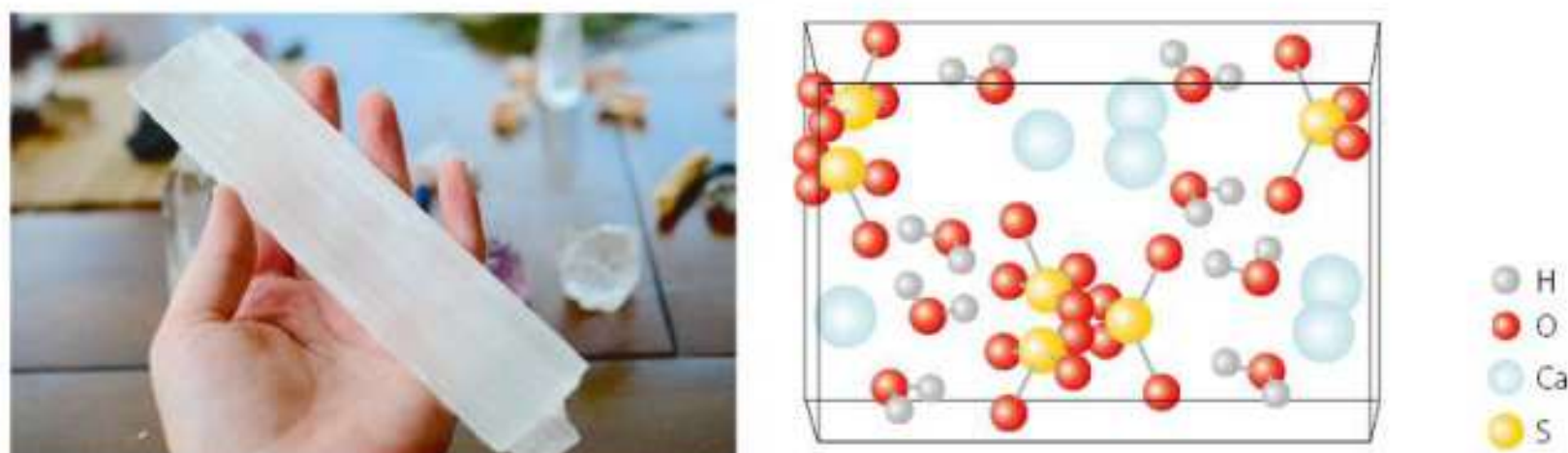
Wzór soli	Nazwa soli	Barwa
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	siarczan(VI) miedzi–woda(1/5)	niebieska
CaSO_4	siarczan(VI) wapnia	biała
$\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	chlorek kobaltu(II)–woda(1/6)	fioletowa
$\text{CoCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	chlorek kobaltu(II)–woda(1/2)	różowa
CoCl_2	chlorek kobaltu(II)	niebieska
$\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	chlorek niklu(II)–woda(1/6)	zielona
NiCl_2	chlorek niklu(II)	żółta

Bezwodny siarczan(VI) wapnia występuje w postaci bezbarwnych lub białych, miękkich kryształów anhydrytu (gr. *anhydros* – bezwodny). W sieci krystalicznej anhydrytu znajdują się na przemian leżące jony wapniowe Ca^{2+} oraz siarczano-we(VI) SO_4^{2-} (rys. 4.1).



Rys. 4.1. Anhydryt tworzy białe kryształy, które nie zawierają cząsteczek wody w sieci krystalicznej.

W wyniku rozpuszczania anhydrytu **w wodzie**, a następnie jego krystalizacji, która prowadzi do wbudowania cząsteczek wody do sieci krystalicznej anhydrytu, powstaje hydrat: siarczan(VI) wapnia–woda(1/2) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Tworzy on bezbarwne lub białe kryształy, w których cząsteczki wody lokują się w sieci krystalicznej pomiędzy kationami wapnia oraz anionami siarczanowymi(VI) (rys. 4.2).



Rys. 4.2. W sieci krystalicznej selenitu są obecne cząsteczki wody.

Minerał o składzie $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ jest nazywany **gipsem krystalicznym**. Występuje on w przyrodzie w postaci gruboziarnistego selenitu oraz drobnoziarnistego alabastru.

Selenit jest najbardziej rozpowszechnioną postacią gipsu krystalicznego. Tworzy on przezroczyste, dobrze wykształcone kryształy. Są one miękkie (nie trudno je można zarysować) i łatwe w obróbce. Selenit jest nazywany „kamieniem księżycowym” ze względu na jego połysk, który przypomina blask księżyca.

Czysty **alabaster**, tak jak selenit, występuje w postaci miękkich, mlecznobiałych kryształów, często o delikatnym zabarwieniu – najczęściej zielonym, żółtym, różowym lub pomarańczowym. Stopienie alabastru, a następnie jego szybkie schłodzenie prowadzi do otrzymania masy wyglądem przypominającej szkło. Dzięki swoim właściwościom alabaster jest stosowany jako materiał do wyrobu rzeźb oraz materiałów dekoracyjnych.

4.2. Skały zawierające siarczan(VI) wapnia oraz jego hydraty

Najważniejsze skały osadowe, których głównym składnikiem jest CaSO_4 , to skały anhydrytowe oraz skały gipsowe (rys. 4.3).



a)



b)

Rys. 4.3. Główne skały osadowe zawierające CaSO_4 to skały anhydrytowe (a) oraz skały gipsowe (b).

Głównym składnikiem skał anhydrytowych jest **anhydryt** (siarczan(VI) wapnia CaSO_4), a skał gipsowych – **gips krystaliczny** (siarczan(VI) wapnia–woda $(1/2) \text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). Skały te należą do skał ewaporatowych, które powstają w przyrodzie w wyniku wytrącania siarczanu(VI) wapnia z wody morskiej wskutek jej parowania. Jeśli odparowywanie wody morskiej zachodzi w temperaturze poniżej 40°C stopni, powstają skały gipsowe. W wyższej temperaturze w obecności chlorku sodu NaCl lub chlorku potasu KCl tworzą się skały anhydrytowe. Złoża skał anhydrytowych i gipsowych często występują razem, w postaci nakładających się warstw.

Skały zawierające siarczan(VI) wapnia, podobnie jak skały wapienne, ulegają krasowieniu, jednak w odróżnieniu od skał wapiennych do przebiegu tego procesu nie jest niezbędny tlenek węgla(IV). Proces krasowienia dotyczy głównie skał anhydrytowych, które zawierają bezwodny siarczan(VI) wapnia. Krasowienie tych skał następuje w wyniku wbudowywania cząsteczek wody w ich strukturę, czyli tworzenia się hydratów siarczanu(VI) wapnia. Proces ten prowadzi do zwiększania objętości tych skał. Pod wpływem tego procesu w skałach anhydrytowych powstają pęknięcia i szczeliny, co może prowadzić – podobnie jak w przypadku krasowienia skał wapiennych – do wytworzenia różnych form krasowych, w tym jaskiń. W Polsce znajdują się jedne z największych w Europie złóż skał zawierających siarczan(VI) wapnia, głównie w województwie świętokrzyskim (okolice Buska-Zdroju).

Co ciekawe, w specyficznych warunkach na obszarach pustynnych gips krystaliczny tworzy wykwity nazywane różami pustyni (rys. 4.4). Nazwa ta odnosi się do wyglądu tych form – skupisk cienkich płytek przypominających płatki róży – oraz miejsca ich powstawania – suchych i gorących obszarów pustynnych. Zanieczyszczone innymi związkami chemicznymi (głównie tlenkami żelaza) mogą przybierać barwę jasnoróżową, czerwoną oraz ciemnobrązową.



Rys. 4.4. Róże pustyni to efektownie wyglądające formy gipsu krystalicznego.

4.3. Zastosowania siarczanów(VI) wapnia

Z gipsu krystalicznego przede wszystkim otrzymuje się zaprawę gipsową. Jest to możliwe dzięki temu, że gips krystaliczny – podobnie jak węglan wapnia – ulega rozkładowi pod wpływem wysokiej temperatury, a w tej reakcji powstaje **gips palony** – odpowiednik wapna palonego. W gipsie palonym na dwie pary jonów Ca^{2+} oraz SO_4^{2-} przypada jedna cząsteczka H_2O , stąd wzór $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ i nazwa siarczan(VI) wapnia–woda(2/1).

Doświadczenie

Prażenie gipsu krystalicznego

Przebieg doświadczenia:

Do probówki wsyp kilka grudek gipsu krystalicznego (ok. 1 g). Probówkę delikatnie pochyl ku dołowi, ale tak, by jej zawartość się nie wysypała, i delikatnie nią poruszając nad płomieniem palnika, intensywnie ogrzewaj (rys. 4.5).

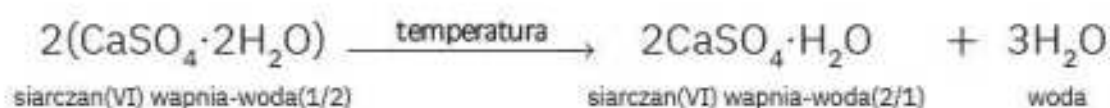


Rys. 4.5. Prażenie gipsu krystalicznego.

Obserwacje:

W wyniku ogrzewania gipsu krystalicznego powstaje biała, drobnoziarnista substancja stała, a na ściankach przy wylocie probówki skrapla się bezbarwna ciecz.

Produktami reakcji są siarczan(VI) wapnia–woda(2/1), czyli gips palony, oraz woda:



Dłuższe ogrzewanie gipsu palonego w temperaturze powyżej 190°C spowodowałoby powstanie anhydrytu, czyli bezwodnego siarczanu(VI) wapnia.

W wyniku dodania wody do gipsu palonego powstaje zaprawa gipsowa, która w ciągu kilku/kilkunastu minut twardnieje.

Doświadczenie

Twardnienie zaprawy gipsowej

Przebieg doświadczenia:

Do zlewki wsyp 3–4 łyżeczki gipsu palonego, a następnie porcjami dodaj wodę i intensywnie mieszaj bagietką do uzyskania masy o jednnorodnej konsystencji (rys. 4.6). Odczekaj kilkanaście minut i obserwuj zachodzące zmiany.

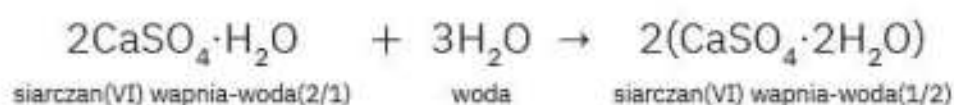


Rys. 4.6. Twardnienie zaprawy gipsowej.

Obserwacje:

W zlewce powstaje biała zawiesina, która po kilkunastu minutach twardnieje.

W zlewce zachodzi reakcja, w wyniku której powstaje siarczan(VI) wapnia-woda(1/2):



Twardnienie zaprawy gipsowej polega na uwadnianiu siarczanu(VI) wapnia-woda(2/1), czyli wbudowywaniu w sieć krystaliczną cząsteczek wody z wytworzeniem gipsu krystalicznego.

Duże ilości gipsu powstają w wyniku odsiarczania spalin w elektrowniach (czyli usuwania tlenku siarki(IV) powstałego w wyniku spalania materiałów opałowych). To jedna z przemysłowych metod otrzymywania gipsu krystalicznego.

Ze względu na czas wiązania, czyli twardnienia, wyróżniamy kilka rodzajów zapraw gipsowych stosowanych w budownictwie (tab. 4.2).

Tab. 4.2. Różne rodzaje zapraw gipsowych i ich zastosowania

Rodzaje zaprawy gipsowej	Czas wiązania w temperaturze pokojowej (20°C)	Zastosowanie
budowlana	bardzo szybkie twardnienie (po mniej więcej 10 min od momentu zmieszania z wodą)	wypełnianie dużych bruzd i pęknięć w ścianach oraz sufitach, mocowanie różnych elementów w ścianach (np. puszek elektryczne, kołki rozporowe)
szpachlowa	umiarkowany czas twardnienia (w zależności od grubości warstwy od 20 do 30 min)	łączenie płyt kartonowo-gipsowych, wypełnianie niewielkich ubytków w ścianach i sufitach
tynkarska (w tym gładź gipsowa)	długi czas twardnienia (w zależności od grubości warstwy od jednej do kilkunastu godzin)	wykonywanie jednowarstwowych tynków na sufitach oraz ścianach, wyrównywanie powierzchni ścian i sufitów

Gips palony jest również jednym z ważniejszych składników cementu. Pełni on funkcję tak zwanego regulatora czasu wiązania cementu, czyli odpowiada za proces twardnienia zaprawy cementowej oraz wytwarzanego z niej betonu.

Gips wykorzystuje się nie tylko w budownictwie, lecz także jako materiał do wykonywania ozdób architektonicznych oraz rzeźb. Gipsu palonego, ze względu na niewielkie działanie szkodliwe dla organizmu ludzkiego, używa się także w lecznictwie do unieruchamiania złamanych kończyn. Co ciekawe, gips w kontakcie z metalami powoduje ich korozję. Ponadto, obecność gipsu palonego w tynkach może prowadzić do ich rozsadzania. W wyniku pochłaniania wody przez siarczan(VI) wapnia-woda(2/1) następuje krystalizacja siarczanu(VI) wapnia w postaci dwuwodnej. Proces ten zwiększa objętość siarczanu(VI) wapnia, a przez to rozsadza tynki oraz niszczy cegły. Mechanizm tego procesu przypomina krasowienie skał gipsowych.

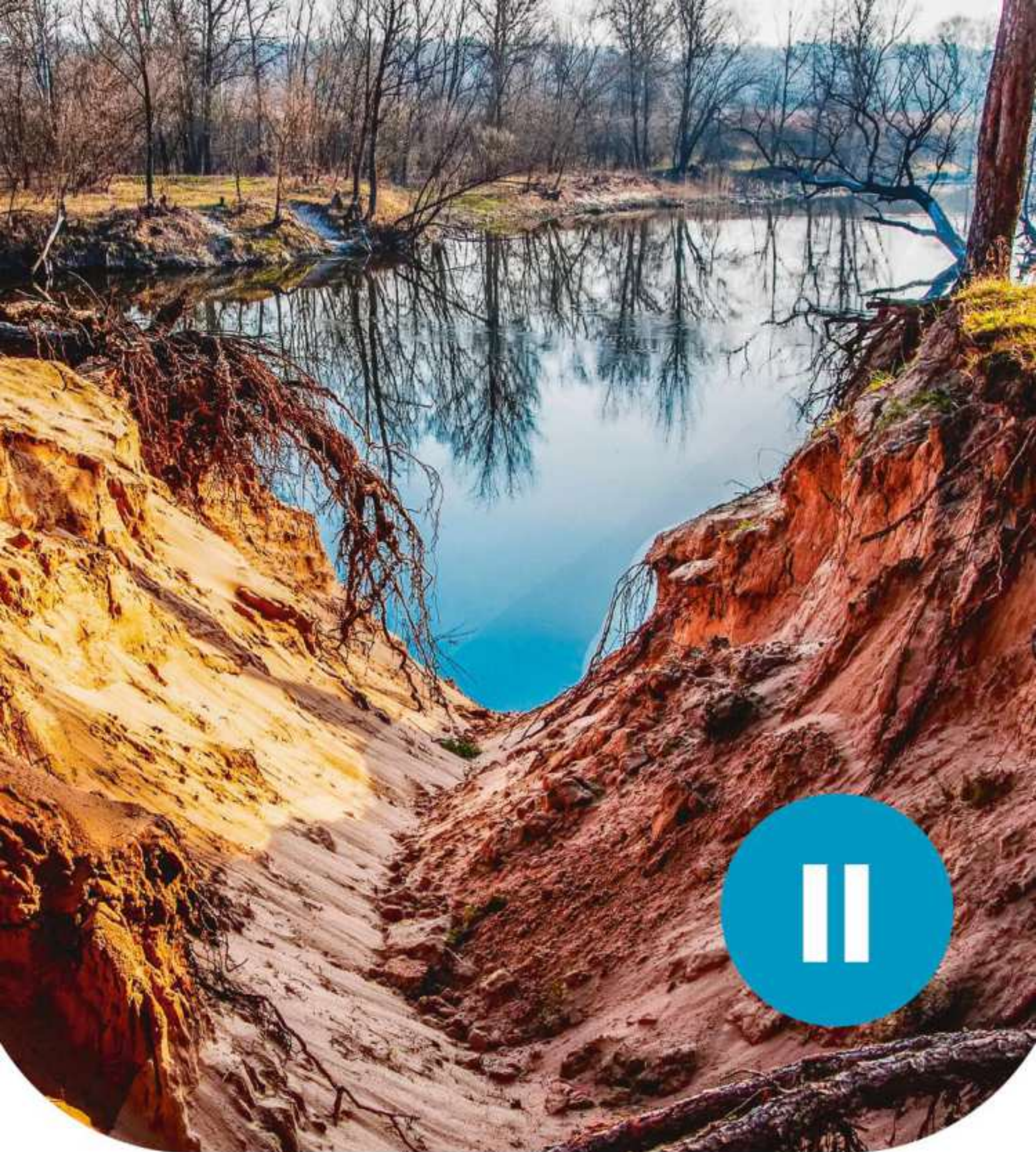
PODSUMOWANIE

- Siarczan(VI) wapnia może występować w postaci bezwodnej lub uwodnionej, tworząc hydraty.
- Anhydryt i gips krystaliczny to minerały zawierające odpowiednio bezwodny siarczan(VI) wapnia CaSO_4 oraz siarczan(VI) wapnia-woda(1/2) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- Gips palony – siarczan(VI) wapnia-woda(2/1) $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – powstaje w wyniku prażenia gipsu krystalicznego.
- Gips palony to materiał wykorzystywany na dużą skalę w budownictwie.



POLECENIA KONTROLNE

1. Wyjaśnij, czym różni się krasowienie osadowych skał wapiennych od krasowienia skał gipsowych.
2. Wytłumacz, dlaczego do unieruchamiania złamanych kończyn jest używany gips palony, a nie wapno palone. Uwzględnij właściwości fizyczne i chemiczne tych substancji.
3. Zastanów się, dlaczego obecność gipsu palonego w tynkach może powodować ich rozsadzanie pod wpływem wilgoci. Podaj równanie zachodzącej reakcji chemicznej.
4. Oblicz, ile procent masy stanowi woda w gipsie krystalicznym $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, a ile w gipsie palonym $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
5. Gipsu używa się w budownictwie, ale także w życiu codziennym, na przykład można z niego zrobić ozdobne odlewy. Do tego celu najbardziej odpowiedni jest gips modelowy dostępny w sklepach (np. z materiałami dla plastyków). Często znajduje się on w zestawach ze specjalnie przygotowanymi formami. Przygotuj odlew według poniższej instrukcji. Gips modelowy zmieszaj z wodą (na jedną część wagową wody trzy części wagowe gipsu), aż do uzyskania masy o konsystencji ciasta. Jeśli chcesz otrzymać kolorowy odlew, do gipsu dodaj odpowiedni barwnik i dokładnie wymieszaj. Tak przygotowaną zaprawę gipsową wlej do odpowiedniej formy i poczekaj, aż zastygnie. Gotowy odlew można pomalować farbami plakatowymi, nanosząc kilka warstw. Następnie należy go pomalować lakierem (np. do paznokci), aby w ten sposób zabezpieczyć odlew przed wilgocią oraz kurzem.



CHEMIA GLEBY

Gleba jest wszystkich, a więc niczyja. (...) Przyjmuje bez oporu wszystko, co w nią wsypujemy i wlewamy. (...) Zaczniemy glebę traktować jako coś żywego. Pozwólmy jej ozdrowieć, niech pokaże, jak plonuje, kiedy jest zdrowa.

Wojciech Sowiński, Efektywne mikroorganizmy, 2005

Gleba jest niezwykle ważnym elementem ekosystemu przyrodniczego. Stanowi dla roślin podłoże, z którego czerpią one składniki niezbędne do ich prawidłowego funkcjonowania. Gleba jest również środowiskiem życia wielu mikroorganizmów oraz zwierząt.

Ponadto, gleba funkcję naturalnego filtra dla wód podziemnych. Oznacza to, że przenikają do niej wszystkie związki chemiczne, w tym zanieczyszczenia obecne w powietrzu oraz w wodach opadowych i powierzchniowych. Zanieczyszczenia te powodują zmianę właściwości fizycznych i chemicznych gleb, a tym samym zakłócają prawidłowy rozwój i wzrost roślin.

Jedną z najważniejszych właściwości gleb jest ich odczyn. W naszym kraju przeważającą część stanowią gleby mniej lub bardziej zakwaszone. W wyniku nadmiernego zakwaszenia pogorszeniu ulegają żyzność oraz urodzajność gleb.

Biorąc pod uwagę fakt, że rośliny to źródło pokarmu dla człowieka oraz zwierząt, a woda jest nieodzowna organizmom do życia, zanieczyszczenia gleb stanowią poważny problem dla naszego zdrowia. Rośliny pobierają zanieczyszczenia z gleby przez system korzeniowy (czasem również przez liście), a następnie transportują je i akumulują (czyli gromadzą) w tkankach. Te niepożądane substancje po spożyciu przedostają się do organizmów człowieka i zwierząt. Zagrożenie stanowi także chemizacja rolnictwa, czyli przede wszystkim intensyfikacja procesów nawożenia oraz stosowanie środków ochrony roślin. Ze stanem zanieczyszczenia gleb bezpośrednio wiąże się jakość wód podziemnych, które stanowią źródło wody do celów bytowo-gospodarczych.

Niniejszy dział został poświęcony omówieniu właściwości fizycznych i chemicznych gleb, źródeł i przyczyn obecności różnych substancji w glebach, ze szczególnym uwzględnieniem zjawiska dysocjacji elektrolitycznej, sposobów badania odczynu roztworów oraz kwasowości gleb, przyczyn i konsekwencji stosowania nawozów oraz środków ochrony roślin, źródeł zanieczyszczeń, a także sposobów ochrony gleb przed działaniem czynników negatywnie wpływających na ich stan. Ponadto, dowiedzie się z niego, jakie są źródła i sposoby pozyskiwania wody pitnej oraz sposoby przeciwdziałania zanieczyszczeniom wód.

5. Właściwości fizyczne i chemiczne gleb

Pewnie nie wiecie, że gleba oraz węgiel aktywowany wykazują wspólną właściwość. Mają one zdolność do zatrzymywania cząsteczek różnych związków chemicznych na powierzchni ich ziaren lub cząstek. Dzięki temu w glebie mogą być zatrzymywane substancje odżywcze warunkujące prawidłowe funkcjonowanie roślin oraz mikroorganizmów w niej żyjących.

5.1. Gleba jako układ wielofazowy

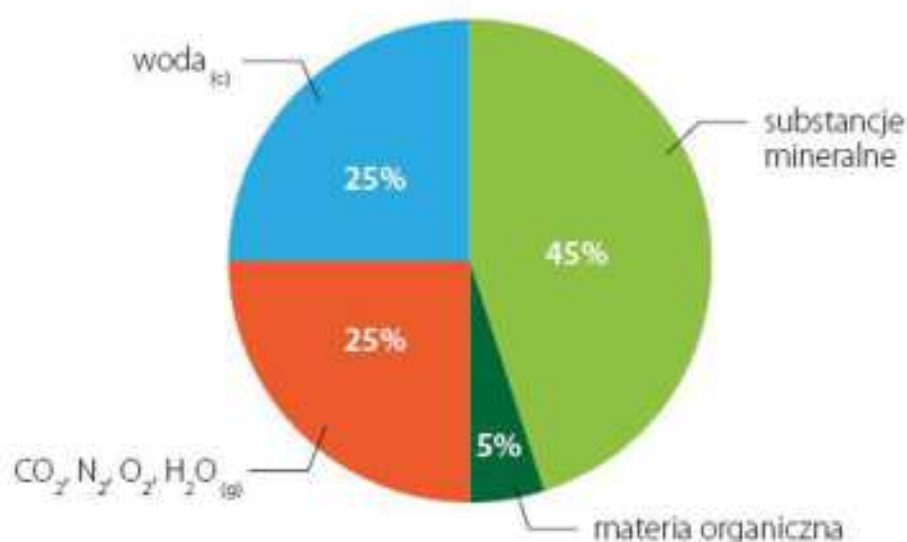
Gleba to zewnętrzna warstwa skorupy ziemskiej. Jest ona środowiskiem życia wielu mikroorganizmów i zwierząt oraz jest niezbędna do prawidłowego funkcjonowania wielu roślin. Rośliny nie tylko stanowią pokarm dla zwierząt roślinożernych oraz człowieka (np. zboża, rośliny okopowe, owoce, warzywa), lecz także służą do wytwarzania wielu materiałów używanych w życiu codziennym (np. tkanin, materiałów opałowych, paliw).

W skład gleby wchodzi związki chemiczne w różnym stanie skupienia:

- stałym – substancje mineralne nierozpuszczalne w wodzie, substancje organiczne oraz mineralno-organiczne, wchodzące w skład próchnicy, nazywane **kompleksem sorpcyjnym**,
- ciekłym – woda zawierająca rozpuszczone w niej związki chemiczne, nazywane **roztworem glebowym**,
- gazowym – zawierające głównie tlen, azot, tlenek węgla(IV) oraz parę wodną, tak zwane **powietrze glebowe**.

Ze względu na to, że gleba zawiera składniki znajdujące się w różnym stanie skupienia, czyli w różnych fazach, stanowi ona przykład **układu wielofazowego**. Głównym składnikiem gleb są substancje mineralne (rys. 5.1), jednak zawartość procentowa masowa poszczególnych składników jest różna – w zależności od rodzaju gleby oraz stanu jej nawodnienia.

Rys. 5.1. Przeciętny skład procentowy gleb – wykres kołowy. Wartości podano w procentach masowych.



Od składu chemicznego gleb zależą ich najważniejsze właściwości fizyczne i chemiczne (właściwości sorpcyjne oraz odczyn gleb) wpływające na prawidłowy rozwój roślin. Właściwości te decydują o jej zasobności w składniki odżywcze w formach przyswajalnych dla roślin, a tym samym o żyzności (zdolności gleby do przekazywania roślinom składników pokarmowych) i urodzajności, czyli plonowaniu gleb.

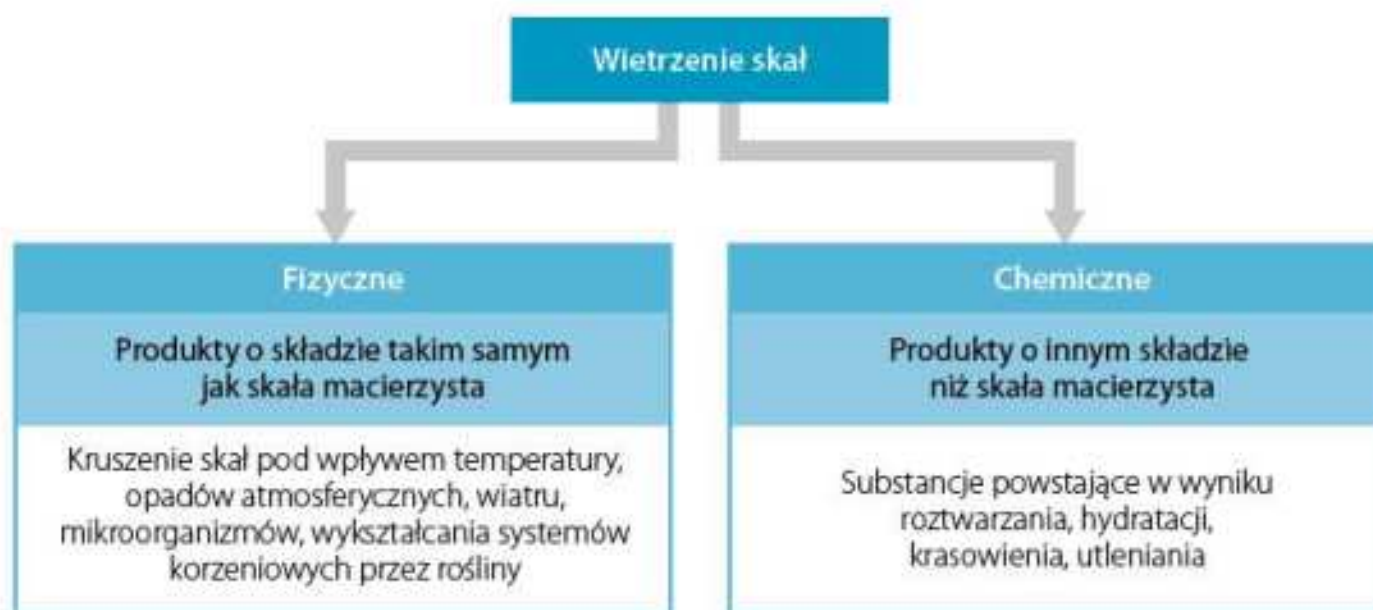


Zasobność gleby – łączna zawartość wszystkich przyswajalnych form składników pokarmowych (makro- i mikroelementów) w odniesieniu do określonych gatunków roślin, które powstają w wyniku naturalnych procesów glebotwórczych (zasobność naturalna) oraz działalności człowieka (zasobność sztuczna).

5.2. Powstawanie i składniki gleb

Gleba powstaje w wyniku nagromadzenia produktów wietrzenia skał (tzw. zwierzeliny) oraz rozkładu materii organicznej (obumarłych szczątków roślin oraz zwierząt) zachodzących pod wpływem działania czynników atmosferycznych, wody oraz organizmów żywych. Podczas procesów glebotwórczych powstają różne związki chemiczne, które wpływają na właściwości tworzących się gleb.

Wietrzenie prowadzące do powstawania gleb może mieć charakter fizyczny lub chemiczny (rys. 5.2).



Rys. 5.2. Czynniki powodujące wietrzenie skał.

W wyniku wietrzenia fizycznego tworzą się fragmenty skał (minerałów) o różnej wielkości: te o średnicy większej niż 1 mm nazywamy **cząstkami szkieletowymi**,

a poniżej 1 mm – **cząstkami ziemistymi**. Gleby zawierające wiele cząstek szkieletowych mają małą gęstość, są lekkie i słabo zatrzymują wodę, a te z dużą ilością cząstek ziemistych są gęste, ciężkie i zatrzymują duże ilości wody. Zdolność gleb do zatrzymywania wody ma istotne znaczenie dla roślin. Ponadto, na powierzchni cząstek gleby mogą się osadzać różne substancje chemiczne, co ma decydujący wpływ na właściwości chemiczne gleb oraz ich zasobność. Za to zjawisko odpowiadają najmniejsze z cząstek ziemistych (o rozmiarach mniejszych niż 0,0001 mm) – drobny piasek oraz pyły minerałów.

Wietrzenie chemiczne następuje w wyniku reakcji chemicznych, którym ulegają minerały tworzące skałę. Zachodzi ono głównie pod wpływem wody, tlenku węgla(IV), a także związków chemicznych wytwarzanych przez różne bakterie, grzyby i rośliny oraz wprowadzanych do środowiska przez człowieka. Towarzyszą mu procesy rozpuszczania minerałów w wodzie, na przykład chlorku sodu NaCl, oraz reakcje hydratacji (np. skały gipsowe) oraz krasowienia (np. skały wapienne).

Produktami chemicznego wietrzenia skał są różne substancje mineralne, które stanowią podstawowe składniki gleb. Głównym składnikiem skorupy ziemskiej jest krzemionka w postaci czystej (piasek kwarcowy) lub związanej – głównie w postaci glinokrzemianów. Rozkład glinokrzemianów to proces złożony, prowadzący do powstania SiO_2 oraz nierozpuszczalnego w wodzie wodorotlenku glinu $\text{Al}(\text{OH})_3$. W wyniku chemicznego wietrzenia skał do gleby są uwalniane również jony innych pierwiastków, głównie wapnia (skały wapienne), magnezu (magnezyt MgCO_3), żelaza (hematyt, rys. 5.3), sodu (sól kamienna) i potasu (sylwin), a rzadziej litu, rubidu, cezu, strontu, manganu i niklu.



Rys. 5.3. Żelaziak czerwony to pospolicie występujący minerał zawierający tlenek żelaza(III) Fe_2O_3 .

Rozkład materii organicznej następuje pod wpływem działania organizmów (głównie bakterii, grzybów oraz zwierząt bytujących w glebie) i zależy od wielu czynników, takich jak: temperatura, wilgotność, dostęp tlenu czy rodzaj materii ulegającej rozkładowi. W wyniku rozkładu materii organicznej powstają substancje mineralne oraz próchnica (inaczej humus), a procesy, w wyniku których one powstają, to odpowiednio procesy **mineralizacji** oraz **humifikacji** (rys. 5.4). Roz-

kładająca się w procesach glebotwórczych materia organiczna średnio w około 75–80% ulega mineralizacji, a pozostała materia organiczna – humifikacji.



Rys. 5.4. Schemat procesów rozkładu materii organicznej.

Proces **mineralizacji** polega na rozkładzie materii organicznej na proste składniki mineralne. W przypadku rozkładu substancji roślinnych szybkość procesu zależy głównie od zawartości ligniny. Lignina to związek chemiczny o złożonej budowie odpowiedzialny za zwartą strukturę, twardość oraz sztywność roślin. Jej rozkład zachodzi powoli i jest pierwszym, niezbędnym etapem prowadzącym do rozkładu martwej materii organicznej. Najłatwiej rozkładają się węglowodany, tłuszcze i białka, a najtrudniej – oprócz ligniny – garbniki oraz woski. Proces mineralizacji może przebiegać zarówno w warunkach tlenowych, jak i beztlenowych. Jeśli ten proces zachodzi z dostępem do tlenu, to nazywamy go butwieniem. W jego wyniku powstają głównie: CO_2 , H_2O oraz związki zawierające jony Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , NO_3^- . W wyniku procesów gnilnych (beztlenowych) powstają między innymi: CO_2 , H_2O , siarkowodór H_2S , metan CH_4 oraz amoniak NH_3 .

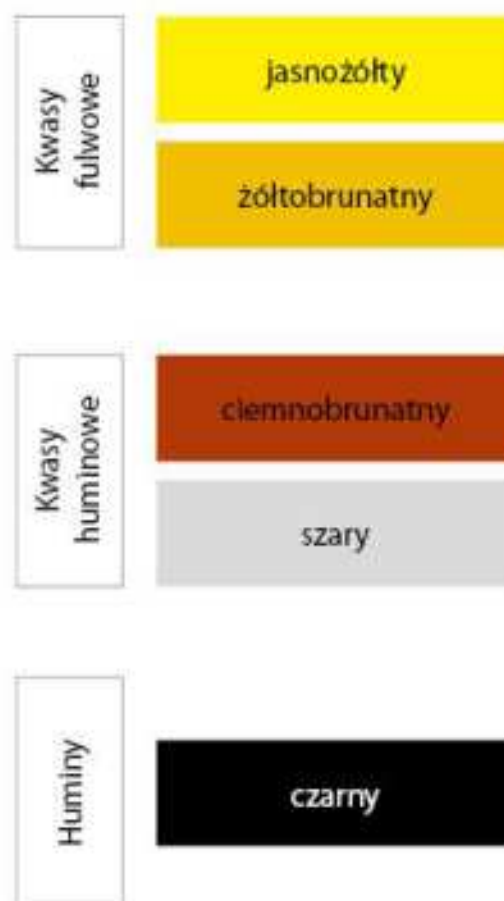
Humifikacja materii organicznej jest procesem bardzo złożonym. Polega na częściowym rozkładzie chemicznym wielkocząsteczkowych związków (np. białek) zawartych w materii organicznej, które nie ulegają procesom mineralizacji. W wyniku ich rozkładu powstają reaktywne związki, które ulegają wtórnym reakcjom łączenia, czyli kondensacji, tworząc próchnicę (humus).

Próchnica to mieszanina wielu związków chemicznych, wśród których wyróżniamy: huminy, kwasy huminowe oraz kwasy fulwowe. Związki te nadają próchnicy charakterystyczne zabarwienie (rys. 5.5). Są one mieszaninami wielkocząsteczkowych związków organicznych o zróżnicowanym składzie chemicznym i właściwościach fizykochemicznych, a ich budowa jest słabo poznana.

Wraz ze zmianą koloru związków próchnicznych – od jasnożółtego do czarnego – wzrasta ich masa cząsteczkowa i zawartość węgla oraz spada zawartość tlenu, a także zmniejsza się ich kwasowy odczyn. Związki chemiczne wchodzące w skład próchnicy mają wpływ na wiele właściwości fizycznych i chemicznych gleb. Ciemna barwa próchnicy powoduje nagrzewanie się gleb pod wpływem działania promieni słonecznych – im ciemniejszy kolor, tym bardziej pochłania promieniowanie słoneczne. Humus ma małą gęstość (luźną strukturę), a przez to umożliwia odpowiednie nawodnienie oraz napowietrzenie gleb. Co ważne, w próchnicy kumulują się nie tylko substancje odżywcze dla roślin, ale również zanieczyszczenia przedostające się do gleb.

Na barwę wielu gleb wskazują ich nazwy, na przykład czarnoziem, gleba rdzawa, gleba brunatna. Nazwy dostarczają też cennych informacji o właściwościach gleb (rys. 5.6). Dla przykładu, gleby kasztanowe (inaczej cynamonowe) to bardzo urodzajne gleby o brązowym kolorze (stąd bierze się ich nazwa) występujące w klimacie ciepłym i wilgotnym. Nadają się one doskonale do upraw winorośli, drzew cytrusowych oraz drzew oliwnych. Barwa tych gleb pochodzi od substancji próchnicznych (głównie kwasów huminowych) wchodzących w ich skład.

Wietrzenie skał i mineralizacja oraz humifikacja materii organicznej decydują o jej strukturze i zasobności w składniki odżywcze dla roślin, co wpływa na żyzność i urodzajność gleb.



Rys. 5.5. Zabarwienie wybranych związków wchodzących w skład próchnicy.



Rys. 5.6. Gleby mają różną barwę, która może dostarczać cennych informacji dotyczących zawartości w nich materii organicznej, ich stopnia zwiętrzenia i żyzności.

5.3. Podstawowe substancje warunkujące żyzność i urodzajność gleb

Ilość składników odżywczych w glebach ma bezpośredni wpływ na żyzność gleb, a tym samym na wielkość plonu oraz jego jakość, czyli ilość składników pokarmowych, które wraz z pożywieniem pochodzenia roślinnego dostają się do organizmów ludzi oraz zwierząt. Do najważniejszych pierwiastków, od których zależą żyzność i urodzajność gleb, należą: azot, fosfor, potas, siarka, wapń oraz magnez, które występują w glebie w postaci związków chemicznych o różnej rozpuszczalności w wodzie. Pierwiastki te uczestniczą we wszystkich procesach życiowych roślin, warunkując wytwarzanie białek, cukrów, tłuszczów i witamin. Niedobór tych pierwiastków przejawia się w małym przyroście masy roślin, zaburzeniach w funkcjonowaniu poszczególnych części roślin, a nawet prowadzi do ich całkowitego obumarcia (znaczenie tych pierwiastków zostanie szczegółowo omówione w dalszej części tego rozdziału). Równie ważną rolę odgrywają związki pierwiastków występujących w niewielkich ilościach w glebach, nazywane mikroelementami, takie jak: żelazo, mangan, cynk, bor, miedź, molibden oraz chlor (tab. 5.1).

Tab. 5.1. Funkcje wybranych mikroelementów oraz objawy ich niedoboru w organizmach roślinnych

Mikroelement*	Funkcje w organizmie roślinnym	Przykłady objawów niedoboru u roślin
żelazo	wytwarzanie białek	przebarwienia liści, ograniczenie wzrostu pędów
mangan	regulacja zawartości witamin oraz cukrów	obumieranie liści, przemarzanie rośliny
cynk	udział w procesach enzymatycznych	karłowatość liści – „choroba małych liści”
bor	transport węglowodanów, przemiana białek	obumieranie liści, pędów, korzeni, kwiatów, podatność owoców na pęknięcie
miedź	udział w procesach fotosyntezy i oddychania	przebarwienia i obumieranie liści, zahamowanie wzrostu rośliny
molibden	zwiększenie wytwarzania witaminy C, wspomaganie funkcji przemiany białek oraz fotosyntezy	hamowanie rozwoju i odbarwienie liści, deformacje pędów, słabe kwitnienie
chlor	udział w procesie fotosyntezy, transport składników odżywczych	przebarwienia liści, obumieranie pędów, osłabienie systemu korzeniowego

* w postaci różnych związków chemicznych

Zawartość substancji odżywczych w glebach decydująca o ich żyzności jest jednym z kryteriów podziału gleb.

W zależności od rodzaju roślinności możemy wyróżnić trzy główne grupy gleb: orne (z roślinami uprawnymi), darniowe (pastwiska oraz łąki) oraz leśne. Ze względu na zasobność w składniki odżywcze oraz właściwości biologiczne, fizyczne oraz chemiczne grunty orne możemy podzielić na sześć klas. Są one oznaczane cyframi rzymskimi: od I – dla gleb najlepszych, do VI – dla najłabszych (tab. 5.2).

Tab. 5.2. Klasyfikacja gruntów orných w Polsce

Klasa gleb	Nazwa gleb
I	gleby orne najlepsze
II	gleby orne bardzo dobre
IIIa	gleby orne dobre
IIIb	gleby orne średnio dobre
IVa	gleby orne średniej jakości – lepsze
IVb	gleby orne średniej jakości – gorsze
V	gleby orne słabe
VI	gleby orne najłabsze

Gleby bardzo dobre i dobre stanowią w Polsce niecałe 30%, a większość to gleby średnie – ok. 40% oraz słabe – ok. 30%. Oznacza to, że większość gleb w Polsce jest średnio lub słabo zasobna w substancje odżywcze, co znacznie utrudnia odpowiedni rozwój roślin oraz nie sprzyja uzyskiwaniu wysokich plonów o dobrej wartości odżywczej. Przyczynami niedoboru substancji niezbędnych do rozwoju roślin są przede wszystkim: słabe właściwości sorpcyjne powodujące wymywanie składników pokarmowych, nieodpowiedni odczyn (pH) gleby oraz nadmierna eksploatacja rolnicza gleb uprawnych. W celu wyeliminowania tych przyczyn stosuje się różne zabiegi, głównie umiejętne nawożenie gleb (zostanie to omówione w dalszej części podręcznika).

5.4. Właściwości sorpcyjne gleb

Inną ważną cechą gleb jest zdolność do zatrzymywania różnych substancji chemicznych – stałych, ciekłych oraz gazowych – przez cząstki glebowe. Zjawisko to nazywamy **sorpcją**.

Doświadczenie

Badanie właściwości sorpcyjnych gleby

Przebieg doświadczenia:

Do szklanego lejka umieszczonego w statywie włóż sącze bibułowy i napełnij lejek do połowy ziemią doniczkową. Zwilż ziemię, wlewając około 50 cm^3 wody destylowanej i odczekaj, aż woda wypłynie z lejka. Następnie do lejka wlej do 50 cm^3 wody zabarwionej atramentem (3-4 krople) i zbierz przesącz do zlewki (rys. 5.7). Zaobserwuj kolor przesączu.



Rys. 5.7. Badanie sorpcji atramentu na cząstkach gleby.

Obserwacje:

Otrzymany przesącz jest bezbarwny.

Ziemia ma właściwości sorpcyjne. Zjawisko sorpcji zachodzące w glebach może mieć charakter biologiczny, fizyczny oraz chemiczny (rys. 5.8).



Rys. 5.8. Rodzaje sorpcji w glebach.

W glebach zachodzą zazwyczaj wszystkie rodzaje sorpcji jednocześnie. Za sorpcję chemiczną są odpowiedzialne najmniejsze cząstki gleb – głównie substancje organiczne wchodzące w skład próchnicy – oraz najmniejsze cząstki ziemiste powstające w wyniku wietrzenia minerałów, nazywane **koloidami glebowymi**.

Koloidy glebowe mają w przybliżeniu kształt kulisty o średnicy poniżej 0,0005 mm. Pełnią one funkcję lepiszcza, czyli substancji spajającej poszczególne składniki gleb. Na ich powierzchni mogą gromadzić się różne jony, które z kolei mogą być wymieniane na inne – z jednoczesnym wytworzeniem związków trudno rozpuszczalnych w wodzie. Osady zatrzymywane w glebach mogą ulegać stopniowemu rozkładowi, w wyniku którego uwalniają się substancje odżywcze dla roślin – jest to tak zwana **sorpcja wymienna**. Składniki próchnicy mają kilkakrotnie większe zdolności sorpcyjne niż składniki mineralne, dzięki czemu próchnica reguluje zawartość różnych jonów w glebie. Na cząstkach próchnicy są sorbowane, a następnie uwalniane takie jony, jak: PO_4^{3-} , NH_4^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ oraz tlenek węgla(IV) CO_2 , który jest niezbędny roślinom do procesu fotosyntezy (sorpcją możemy również nazwać rozpuszczanie CO_2 w roztworze glebowym).

Właściwości sorpcyjne umożliwiają również regulację odczynu gleb oraz neutralizowanie substancji toksycznych w glebach, przez co stają się one trudniej dostępne dla roślin oraz organizmów żywych.

PODSUMOWANIE

- Gleba powstaje w wyniku nagromadzenia produktów wietrzenia skał oraz rozkładu materii organicznej.
- Wskutek wietrzenia fizycznego powstają różnej wielkości cząstki minerałów o takim samym składzie jak skała macierzysta.
- W czasie wietrzenia chemicznego zachodzą reakcje hydratacji i krasowienia oraz procesy roztwarzania minerałów tworzących skałę.
- Produktami rozkładu materii organicznej są substancje mineralne, organiczne oraz ich połączenia.
- Od składu chemicznego gleb zależą między innymi: jej odczyn, właściwości sorpcyjne, żyzność i urodzajność.

POLECENIA KONTROLNE

1. Podaj, od czego zależy barwa gleb. Poszukaj w dostępnych źródłach, jaki kolor mają gleby bielcowe.
2. Omów procesy rozkładu materii organicznej towarzyszące powstawaniu gleb.
3. Wybierz trzy mikroelementy występujące w glebach i poszukaj w dostępnych źródłach informacji o skutkach ich niedoboru u zwierząt.
4. Wymień przyczyny niedoboru w glebach substancji niezbędnych do rozwoju roślin.
5. Omów, jaką funkcję w glebach pełnią koloidy glebowe.

6. Dysocjacja elektrolityczna. Elektrolity i nieelektrolity

Najprawdopodobniej wiecie już, że nie można się kąpać w jeziorze w czasie burzy. A czy wiecie dlaczego? Podczas uderzenia pioruna w taflę wody możemy zostać porażeni prądem nawet wtedy, gdy stanie się to kilkadziesiąt metrów od nas – wystarczy, że będziemy mieli zamoczone nogi. Jest to związane z przewodnictwem elektrycznym wody zawierającej rozpuszczone w niej różne rodzaje związków chemicznych, na przykład kwasy, zasady oraz sole. Przewodnictwo elektryczne tych związków chemicznych jest różne i zależy od ich budowy. Istnieją również substancje, które po rozpuszczeniu w wodzie nie zwiększają jej znikomego przewodnictwa elektrycznego.

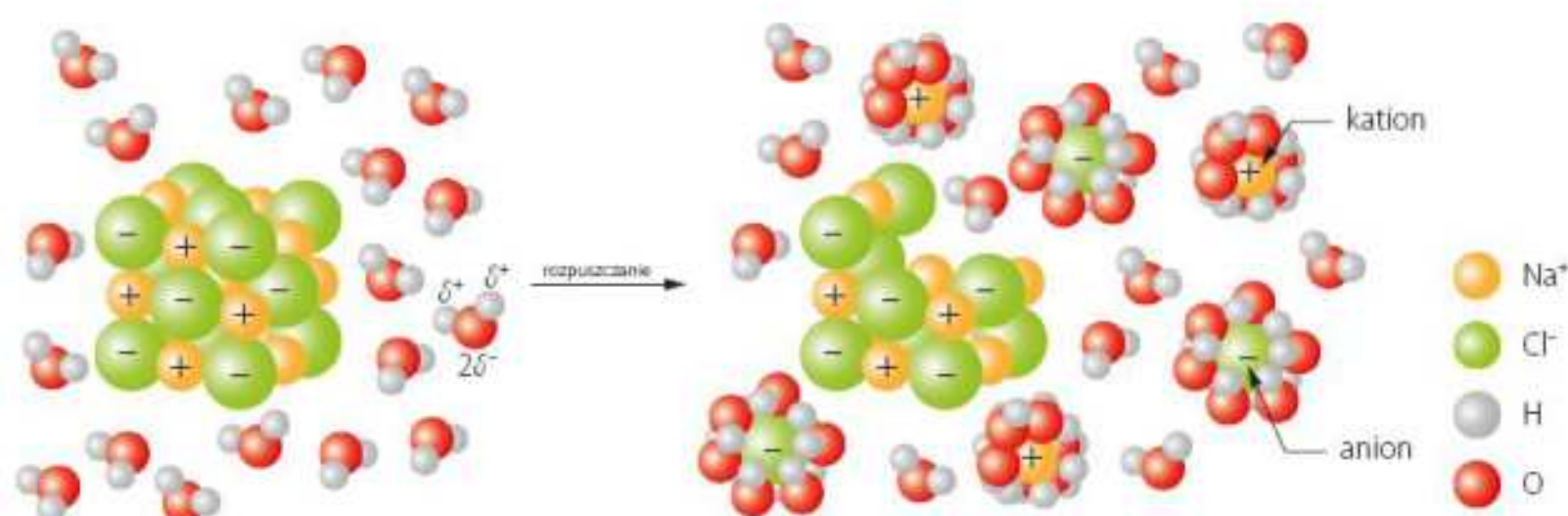
6.1. Dysocjacja jonowa

Jedną z najważniejszych właściwości gleb, która wpływa na rozwój roślin, jest jej odczyn. Decyduje o nim obecność jonów powstających w wyniku rozpuszczania soli, kwasów i zasad, które są zawarte w glebach.

W klasie pierwszej na lekcjach chemii omawialiście rozpuszczanie substancji. Warto przypomnieć, że rozpuszczanie to proces fizyczny polegający na otaczaniu cząsteczek substancji rozpuszczanej przez cząsteczki rozpuszczalnika. Aby rozpuścić kryształy chlorku sodu NaCl, czyli soli kuchennej, wystarczy wrzucić je do naczynia z wodą – niekoniecznie gorącą, gdyż rozpuszczalność NaCl niewiele zmienia się wraz z wzrostem temperatury. Zachodzi wtedy proces niszczenia sieci krystalicznej, z której uwalniane są jony Na^+ i Cl^- . Jeśli jednak wsypimy sól kuchenną na rozgrzaną patelnię, jej kryształy nie ulegają stopieniu, gdyż temperatura topnienia NaCl wynosi ponad 800°C . Jak wytłumaczyć to zjawisko? Przyjrzyjmy się dokładnie procesowi rozpuszczania związków o budowie jonowej – na przykładzie NaCl.

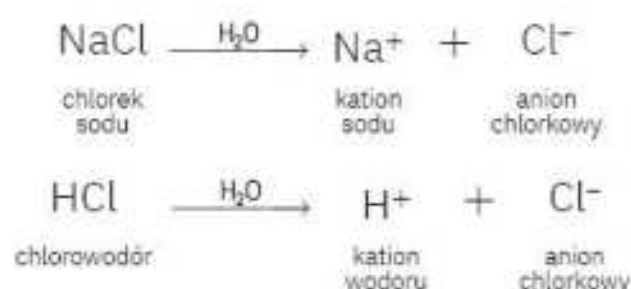
W cząsteczce wody H_2O występuje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane ($\Delta E = 3,5 - 2,1 = 1,4$). W wyniku przesunięcia elektronów uczestniczących w wiązaniu chemicznym do atomu tlenu na obu atomach wodoru powstają cząstkowe ładunki dodatnie (oznaczane jako δ^+), a na atomie tlenu – dwa cząstkowe ładunki ujemne ($2\delta^-$; rys. 6.1). Cząsteczki o takiej budowie nazywamy **dipolami**, a związki chemiczne z nich zbudowane – **związkami polarnymi**. Kiedy do naczynia z wodą dodamy kryształy NaCl, cząsteczki wody ustawiają się biegunami ujemnymi w kierunku dodatnio naładowanych jonów Na^+ , natomiast

biegunami dodatnimi – w kierunku ujemnie naładowanych jonów Cl^- . W ten sposób różnoimiennie naładowane cząsteczki wody oraz jony się przyciągają. Oddziaływania jonów z cząsteczkami wody są silniejsze niż oddziaływania między jonami w sieci krystalicznej NaCl. Sieć krystaliczna NaCl ulega zniszczeniu, a jony Na^+ i Cl^- zostają otoczone przez cząsteczki wody, które tworzą wokół tych jonów otoczkę nazywaną **solwatacyjną**. Proces otaczania cząsteczek substancji rozpuszczanej przez cząsteczki rozpuszczalnika nazywamy **solwatacją**. Jeśli rozpuszczalnikiem jest woda, proces taki nazywamy **hydratacją**.



Rys. 6.1. Proces rozpuszczania NaCl (kula zielona – jon Cl^- , kula pomarańczowa – jon Na^+ , kula czerwona – atom O, kula szara – atom H; δ – ładunek cząstkowy).

Przykładem substancji o budowie polarnej jest chlorowódor HCl. Cząsteczka chlorowodoru to dipol, dlatego dobrze rozpuszcza się w wodzie – w taki sam sposób jak NaCl. Procesy rozpuszczania chlorku sodu oraz chlorowodoru można umownie przedstawić w postaci równań, w których nad strzałką umieszczamy symbol wody H_2O :



Powyższe procesy nazywamy **dysocjacją jonową**.

Dysocjacja jonowa – zjawisko polegające na rozpadzie kryształów substancji o budowie jonowej lub cząsteczek związków polarnych na jony, pod wpływem rozpuszczalnika (na przykład wody).



6.2. Elektrolity i nieelektrolity

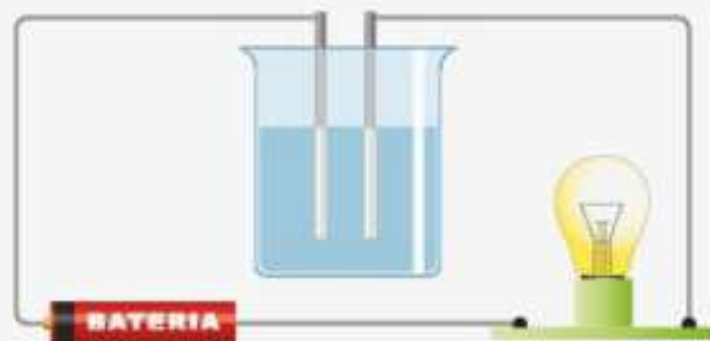
Zbadajmy, czy woda oraz wodne roztwory substancji rozpuszczalnych w wodzie przewodzą prąd elektryczny.

Doświadczenie

Badanie przewodności elektrycznej roztworów

Przebieg doświadczenia:

Do pięciu zlewek o objętości 100 cm^3 wlej po mniej więcej 75 cm^3 wody destylowanej oraz wodnych kilkuprocentowych roztworów cukru, soli kuchennej, kwasu solnego oraz zasady sodowej. Przygotuj prosty obwód elektryczny: dwa przewody elektryczne podłącz jednym końcem do baterii 4,5 V, a drugim – do żarówki i zaobserwuj, czy żarówka się zaświeci (rys. 6.2). Rozłącz przewody. Przewód wychodzący od baterii połącz z elektrodą węglową. Przygotuj dodatkowy przewód. Jeden jego koniec połącz z drugą elektrodą węglową, a drugi – z żarówką. Zanurzając elektrody w kolejnych roztworach elektrolitów, obserwuj, czy żarówka się zaświeci. Pamiętaj, by po każdej próbie przemyć elektrody wodą destylowaną i osuszyć.



Rys. 6.2. Schemat obwodu elektrycznego służącego do badania przewodności elektrycznej roztworów.

Obserwacje:

W przypadku zastosowania zasady sodowej, kwasu solnego oraz roztworu soli kuchennej żarówka świeci, natomiast nie świeci w przypadku zastosowania wody destylowanej oraz roztworu cukru.

Prąd elektryczny przewodzą tylko substancje, w roztworach których znajdują się jony, czyli kwasy, wodorotlenki oraz związki o budowie jonowej. Z kolei nie przewodzą prądu roztwory związków, których cząsteczki nie mają budowy polarnej. Prądu nie przewodzi też woda destylowana, gdyż praktycznie nie ma w niej jonów.



Wszystkie roztwory zawierające rozpuszczone sole, które przewodzą prąd elektryczny, nazywa się **elektrolitami**, a te, które nie przewodzą prądu elektrycznego – **nieelektrolitami**. Po raz pierwszy podział taki wprowadził w 1887 r. szwedzki chemik i fizyk Svante Arrhenius (czytaj: sfante arenius), który stworzył **teorię dysocjacji jonowej**, nazywanej inaczej **dysocjacją elektrolityczną** (rys. 6.3).

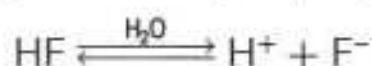
Rys. 6.3. Svante Arrhenius to laureat Nagrody Nobla z dziedziny chemii w 1903 r., którą otrzymał za stworzenie teorii dysocjacji elektrolitycznej.

Należy pamiętać o tym, że związki o budowie jonowej przewodzą prąd elektryczny również w stanie stopionym – gdy zniszczeniu pod wpływem temperatury ulegają ich sieci jonowe.

6.3. Definicja kwasów oraz zasad według teorii dysocjacji Arrheniusa

Teoria Arrheniusa dotyczyła tylko słabych elektrolitów, a potem objęto nią wszystkie znane związki, które przewodzą prąd elektryczny w roztworze.

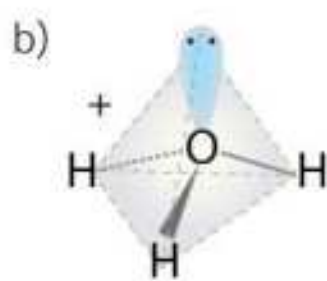
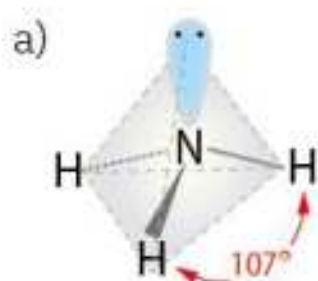
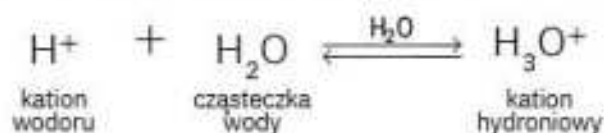
Elektrolity ulegające dysocjacji jonowej rozpadają się na jony dodatnie nazywane **kationami** oraz jony ujemne nazywane **anionami**. Liczbę ładunków, jakimi są obdarzone jony, zapisujemy za pomocą liczb arabskich w indeksie górnym ze znakiem „+” lub „-”, na przykład Mg^{2+} oraz S^{2-} . Gdy substancja dysocjuje prawie w 100% (prawie całkowicie) w równaniu dysocjacji jonowej używamy jednej strzałki, na przykład jak ma to miejsce w przypadku dysocjacji NaCl . Gdy substancja nie dysocjuje całkowicie, w roztworze znajdują się jednocześnie jony oraz cząstki niezdisocjowane danej substancji, dlatego w równaniu używamy dwóch, przeciwnie skierowanych strzałek, na przykład:



Zgodnie z powyższymi zasadami, posługując się teorią dysocjacji Arrheniusa, możemy zdefiniować typy związków o różnych właściwościach.

Kwasy to związki o wzorze ogólnym H_nR , które dysocjują na kationy wodoru H^+ oraz aniony reszty kwasowej R^{n-} , gdzie n to wartościowość reszty kwasowej. Kation wodoru ma jeden ładunek dodatni w wyniku oddania jedynego elektronu anionowi, który może mieć budowę prostą (np. Cl^-) lub złożoną (np. SO_4^{2-}). Po odłączeniu elektronu atomowi wodoru pozostaje jedynie jeden proton w jądrze atomowym – z tego powodu kation wodoru H^+ nazywamy zwyczajowo protonem.

Liczba cząsteczek wody otaczających aniony jest różna – w zależności od ich budowy. Z kolei w roztworach wodnych kation wodoru łączy się z cząsteczką wody, tworząc kation hydroniowy H_3O^+ , zgodnie z równaniem:

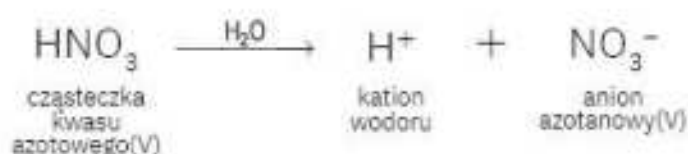


Jon hydroniowy ma budowę podobną do amoniaku (rys. 6.4).

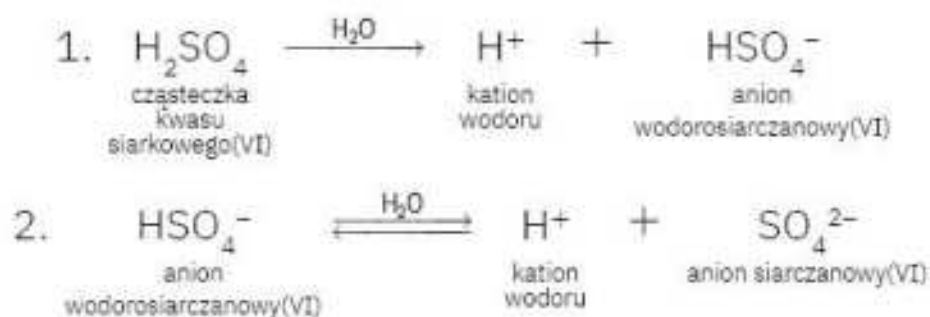
Rys. 6.4. Budowa cząsteczki amoniaku (a) oraz jonu hydroniowego (b).

Dla uproszczenia opisu procesu dysocjacji będziemy się posługiwać zapisem H^+ i nazwą „kation wodoru”, przy czym należy pamiętać, że w rzeczywistości występuje on w postaci kationu hydroniowego H_3O^+ (jony te przyłączają cząsteczki wody, tworząc jony o bardziej złożonej budowie).

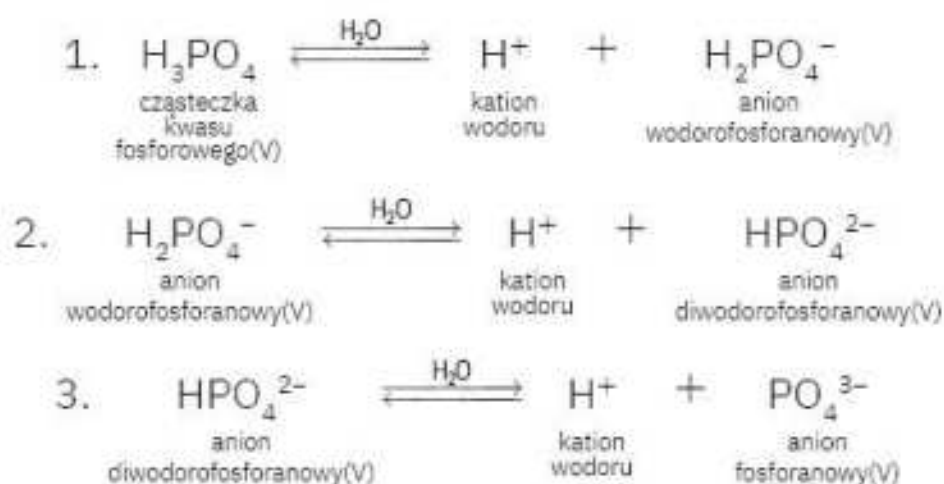
W zależności od liczby atomów wodoru połączonych z resztą kwasową (równej wartościowości reszty kwasowej), które mogą się od niej odłączyć (odszczepić), kwasy dzieli się na **jednoprotonowe** oraz **wieloprotonowe**. Kwasy jednoprotonowe w cząsteczce mają jeden zdolny do odszczepienia atom wodoru, na przykład kwas solny HCl oraz azotowy(V) HNO_3 , a ich dysocjacja jest jednoetapowa, na przykład:



Wśród kwasów wieloprotonowych wyróżniamy takie, które są zdolne do odszczepienia dwóch atomów wodoru, nazywane dwuprotonowymi (np. kwas siarkowy(VI) H_2SO_4), oraz te, które są zdolne do odszczepienia trzech protonów (np. kwas fosforowy(V) H_3PO_4) połączonych z resztą kwasową przez atom tlenu. Kwasy wieloprotonowe dysocjują etapami, a w każdym z tych etapów od cząsteczki kwasu zostaje odszczepiony jeden kation wodoru (w każdym kolejnym etapie w mniejszym stopniu). Dysocjacja kwasów dwuprotonowych przebiega w dwóch etapach, na przykład:

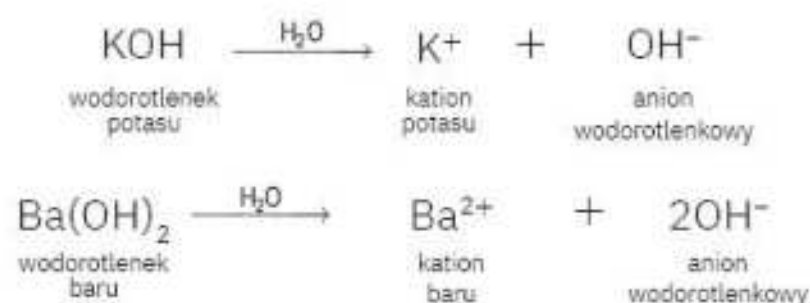


Z kolei dysocjacja kwasów trójprotonowych przebiega trójetapowo, na przykład:



Produktami etapów przejściowych są aniony nazywane **wodoroanionami**, które są także produktem dysocjacji soli nazywanych **wodorosolami** (np. wodorowęglan wapnia $Ca(HCO_3)_2$, wodorosiarczan(VI) potasu $KHSO_4$).

Zgodnie z teorią dysocjacji **zasady** to związki o wzorze ogólnym $M(OH)_n$, które dysocjują w roztworach wodnych na jony metalu M^{n+} oraz aniony wodorotlenkowe OH^- , gdzie n to wartościowość metalu. Zasady mogą zawierać w swojej budowie jedną lub więcej grup wodorotlenowych $-OH$, dlatego też mogą dysocjować z odsczepieniem jednego lub więcej anionów wodorotlenkowych, na przykład:



Należy pamiętać, że związki chemiczne dysocjują w różnym stopniu, czyli w różnym stopniu poddają się działaniu wody. Oznacza to, że różne substancje charakteryzują się różną liczbą cząstek zdysocjowanych w stosunku do całkowitej liczby cząsteczek wprowadzonych do roztworu – najczęściej wyrażamy ją w procentach.

Ze względu na procent, w jakim dana substancja ulega dysocjacji, można podzielić elektrolity na: mocne, średniej mocy oraz słabe (tab. 6.1).

Tab. 6.1. Podział elektrolitów ze względu na stopień dysocjacji w wodzie (w temperaturze pokojowej, dla roztworów o stężeniu 1 mol/dm^3).

Rodzaj elektrolitu	Stopień dysocjacji [%]	Przykłady związków
mocny*	powyżej 30%	$HCl_{(aq)}$, HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_4$, $HBr_{(aq)}$, $Ca(OH)_2$, $NaOH$, KOH , większość soli (z wyjątkiem soli trudno rozpuszczalnych lub nierozpuszczalnych w wodzie)
średni**	od 5% do 30%	H_3PO_4 , $Mg(OH)_2$
słaby**	poniżej 5%	HNO_2 , $NH_3 \cdot H_2O$

* W równaniach ich dysocjacji piszemy jedną strzałkę.

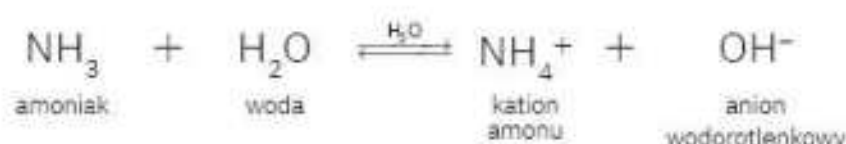
** W równaniach ich dysocjacji piszemy dwie przeciwnie skierowane strzałki.

Substancje o charakterze mocnych elektrolitów w roztworze wodnym rozpadają się niemal całkowicie na jony, a średnie i słabe – tylko częściowo. Należy mieć jednak na uwadze, że liczba cząstek zdysocjowanych zależy od kilku czynników:

- rodzaju rozpuszczalnika (np. wodorotlenek sodu $NaOH$ ulega dysocjacji w wodzie w około 100%, czyli jest elektrolitem mocnym, a w benzenie – w około 1%, czyli jest elektrolitem słabym),

- stężenia roztworu (dotyczy elektrolitów średniej mocy oraz słabych) – im mniejsze jest jego stężenie (czyli im jest bardziej rozcieńczony), tym większy jest stopień dysocjacji (np. kwas octowy CH_3COOH o stężeniu 1 mol/dm^3 to elektrolit słaby, a o stężeniu $0,000001 \text{ mol/dm}^3$ to elektrolit mocny),
- temperatury (liczba cząstek zdysocjowanych zazwyczaj wzrasta ze wzrostem temperatury),
- obecności innych substancji w roztworze, które mogą ulegać dysocjacji.

Oprócz teorii Arrheniusa istnieje wiele innych definiujących kwasy i zasady. Teorie te powstały, ponieważ teoria Arrheniusa nie obejmuje wszystkich substancji chemicznych wykazujących charakter kwasowy lub zasadowy (nie uwzględnia wpływu rozpuszczalnika na proces dysocjacji). Dla przykładu, amoniak, czyli wodorek azotu NH_3 , ulega dysocjacji jonowej zgodnie z równaniem:



W wyniku dysocjacji wodnego roztworu amoniaku powstają kation amonu oraz anion wodorotlenkowy.

Rozszerzając definicję Arrheniusa, bez zagłębiania się w inne teorie kwasów i zasad, można stworzyć ogólną definicję kwasu i zasady.



Kwasy – wszystkie substancje, które w wyniku dysocjacji jonowej zwiększają w roztworze stężenie kationów wodoru H^+ .



Zasady – wszystkie substancje, które w wyniku dysocjacji jonowej zwiększają w roztworze stężenie jonów wodorotlenkowych OH^- .



PODSUMOWANIE

- Rozpuszczanie substancji nieulegających dysocjacji to proces fizyczny polegający na mieszaniu się cząsteczek rozpuszczalnika oraz cząsteczek substancji rozpuszczonej.
- Zjawisko rozpadania się w wodzie substancji o budowie polarnej (jonowej lub cząsteczkowej) na jony nazywamy dysocjacją elektrolityczną.

- Prąd elektryczny przewodzą tylko substancje, które w roztworach rozpadają się na jony, czyli kwasy, wodorotlenki oraz sole o budowie jonowej, nazywane elektrolitami.
- Substancje, których roztwory wodne nie przewodzą prądu elektrycznego, nazywamy nieelektrolitami.
- Substancje, które w wyniku dysocjacji jonowej zwiększają w roztworze stężenie kationów wodoru H^+ , nazywamy kwasami, a te, które w wyniku dysocjacji jonowej zwiększają w niej stężenie jonów wodorotlenkowych OH^- – zasadami.

POLECENIA KONTROLNE

1. Wytłumacz, dlaczego w temperaturze pokojowej kryształy soli kuchennej nie przewodzą prądu elektrycznego, a przewodzi je wodny roztwór tej soli.
2. Wymień czynniki, od których zależy liczba cząstek zdysocjowanych w roztworach wodnych.
3. Ułóż i zapisz w zeszycie równania dysocjacji elektrolitycznej związków o wzorach sumarycznych: HI , H_2SO_3 , $NaOH$, $Ca(OH)_2$, KNO_3 , $Fe_2(SO_4)_3$
4. Liczba cząsteczek zdysocjowanych pewnego kwasu organicznego wynosi około 4,5%, a pewnego kwasu nieorganicznego – około 92%. Przyjmij, że oba kwasy są jednoprotone, mają takie same stężenia, i wskaż, który z nich jest mocniejszym elektrolitem. Uzasadnij swoją odpowiedź.
5. Na podstawie tablic rozpuszczalności soli na końcu podręcznika i danych w tabeli 6.1 wskaż po trzy związki, które twoim zdaniem są:
 - a) elektrolitami,
 - b) nieelektrolitami (lub słabymi elektrolitami).
 Wyjaśnij, jakie kryterium wyboru zostało przyjęte.

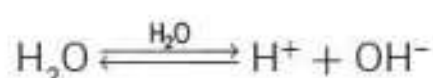


7. Skala pH. Odczyn gleb

Czy wiecie, dlaczego plasterek cytryny dodany do herbaty powoduje zmianę jej zabarwienia z ciemnobrązowego na jasnożółty? Nie jest to wcale związane z żółtym kolorem cytryny. Dzieje się tak, gdyż substancje zawarte w zaparzonej herbacie są wrażliwe na obecność substancji o odczynie kwasowym. Odbarwiają się więc pod wpływem kwasów zawartych w cytrynie. Herbata może służyć jako wskaźnik wrażliwy na zmianę odczynu nie tylko w warunkach domowych, lecz także w laboratorium, gdzie stosuje się również inne, bardziej zaawansowane metody jakościowego i ilościowego oznaczania odczynu różnych substancji.

7.1. Odczyn roztworu. Ilościowe oznaczanie odczynu roztworów – wskaźniki pH

Na podstawie badania przewodnictwa elektrycznego roztworów przekonaliście się, że woda destylowana nie przewodzi prądu elektrycznego. Świadczy to o tym, że nie znajdują się w niej żadne jony. Okazuje się jednak, że w wyniku oddziaływań między cząsteczkami wody dwie cząsteczki na miliard rozpadają się na jony zgodnie z równaniem:



Zjawisko to nazywamy **autodysocjacją wody**. W czystej wodzie znajdują się zawsze bardzo małe, ale identyczne stężenia kationów wodoru H^+ i anionów wodorotlenkowych OH^- , a stan taki nazywamy równowagą jonową wody:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$$

Nawiasy kwadratowe oznaczają stężenia molowe obu jonów.

Wodę można zatem traktować jednocześnie jako kwas oraz zasadę.

Roztwory, w których występuje takie samo stężenie jonów wodoru $[\text{H}^+]$ oraz wodorotlenkowych $[\text{OH}^-]$, nazywamy roztworami **obojętnymi** lub roztworami **o odczynie obojętnym**.

Rozpuszczone w wodzie związki chemiczne mogą naruszać stan równowagi jonowej wody. Gdy do wody dodamy dowolny kwas, to w roztworze stężenie jonów wodoru będzie większe od stężenia jonów wodorotlenkowych:

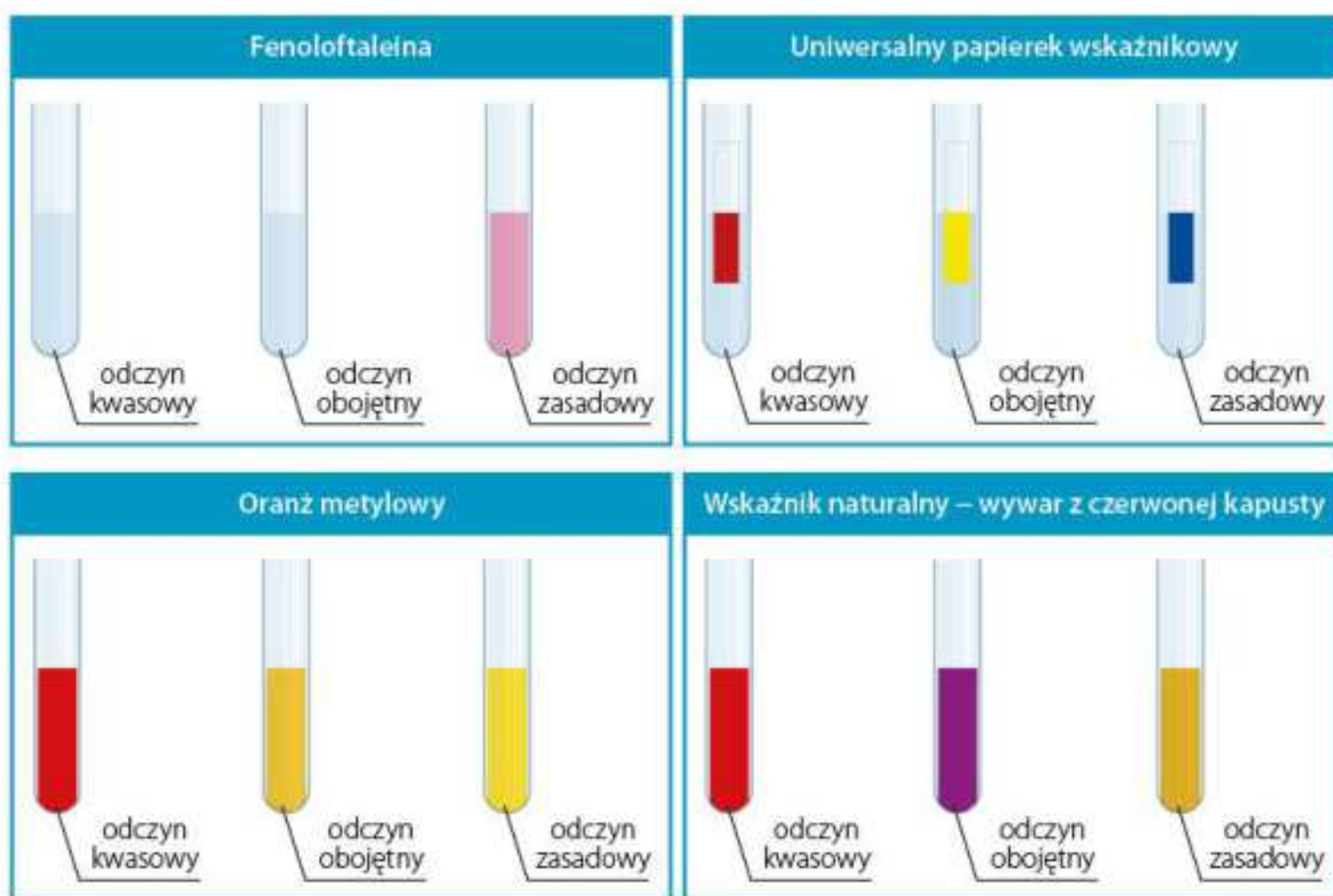
$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$$

Roztwory, w których stężenie molowe jonów wodoru $[H^+]$ jest większe od stężenia jonów wodorotlenkowych $[OH^-]$, nazywamy **kwasowymi** lub **o odczynie kwasowym**. Z kolei gdy do wody dodamy dowolną zasadę, to w roztworze stężenie jonów wodorotlenkowych będzie większe od stężenia jonów wodoru:

$$[H^+] < [OH^-]$$

Roztwory, w których stężenie molowe jonów wodorotlenkowych $[OH^-]$ jest większe od stężenia jonów wodoru $[H^+]$, nazywamy **zasadowymi** lub **o odczynie zasadowym**.

Na lekcjach chemii wielokrotnie badaliście odczyn roztworów oraz obserwowaliście zmianę odczynu substancji w wyniku zachodzących reakcji chemicznych. Do tego celu służyły różne **wskaźniki kwasowo-zasadowe** – czyli substancje (słabe kwasy lub zasady organiczne) mające określoną barwę w zależności od odczynu roztworu. W wyniku dodania wskaźnika do wody, a następnie dodania substancji powodującej zmianę odczynu roztworu, może on zmieniać kolor lub ulegać odbarwieniu (rys. 7.1).



Rys. 7.1. Barwy wskaźników w roztworach o różnym odczynie.

Za pomocą wskaźników możemy kontrolować przebieg różnych reakcji chemicznych – przez badanie zmiany odczynu roztworu.

Doświadczenie

Reakcja roztworu wodorotlenku sodu z roztworem kwasu siarkowego(VI)

Przebieg doświadczenia:

Do kolby o pojemności 50 cm³ wlej 10 cm³ roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu nieprzekraczającym 0,1 mol/dm³, a następnie dodaj kilka kropel alkoholowego roztworu fenoloftaleiny. Do kolby dodawaj niewielkimi porcjami roztwór kwasu siarkowego(VI) o stężeniu podobnym do stężenia roztworu wodorotlenku, mieszając okrężnymi ruchami zawartość kolbki. Gdy po dodaniu kolejnej porcji kwasu roztwór na chwilę się odbarwi (rys. 7.2), zacznij dodawać roztwór kwasu pipetą (lub biuretą) po jednej kropli do momentu, aż roztwór całkowicie się odbarwi. Uniwersalnym papierkiem wskaźnikowym sprawdź odczyn roztworu.



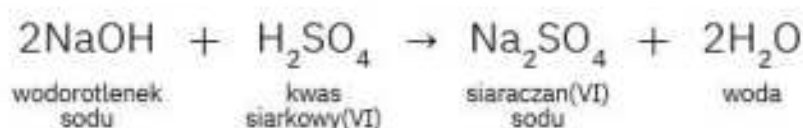
Rys. 7.2. Zobojętnianie roztworu zasady kwasem w obecności fenoloftaleiny.

Obserwacje:

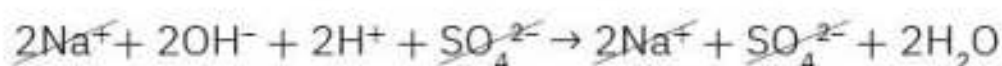
Barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego pozostaje żółta.

Całkowite odbarwienie roztworu wodorotlenku sodu z dodatkiem alkoholowego roztworu fenoloftaleiny nastąpiło w wyniku dodania ściśle określonej ilości roztworu kwasu siarkowego(VI).

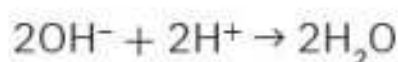
Pod wpływem dodanego do roztworu wodorotlenku sodu roztworu kwasu siarkowego(VI) nastąpiła zmiana odczynu roztworu na obojętny, w wyniku reakcji przebiegającej zgodnie z równaniem:



Powyższe równanie można zapisać w postaci jonowej:

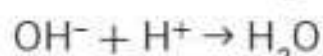
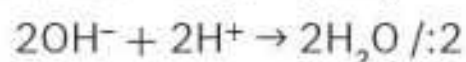


Po wykreśleniu powtarzających się po obu stronach równania jonów otrzymujemy:



Poznaliście już wcześniej taką reakcję – jest to reakcja **zobojętniania**.

W powyższym równaniu można skrócić współczynniki stechiometryczne, dzieląc obie strony równania przez 2, skąd otrzymujemy:



Należy mieć na uwadze, że stężenie kationów wodoru oraz anionów wodorotlenkowych mogą zmieniać nie tylko kwasy, zasady oraz sole, lecz także inne substancje reagujące z wodą. Dla przykładu, stężenie jonów wodoru będą zwiększały wprowadzone do wody tlenki kwasotwórcze, na przykład SO_3 , NO_2 , CO_2 , P_4O_{10} (w wyniku ich reakcji z wodą powstają kwasy) oraz niektóre wodorki, na przykład HBr , H_2S . Z kolei stężenie jonów wodorotlenkowych będą zwiększały wprowadzone do wody tlenki zasadotwórcze, na przykład Na_2O , K_2O , CaO , MgO (w wyniku ich reakcji z wodą powstają zasady), oraz niektóre wodorki, na przykład NH_3 .

Badanie zmiany odczynu roztworu za pomocą wskaźników służy do określania ogólnego odczynu roztworów.

7.2. Ilościowe oznaczanie odczynu roztworów – skala pH

W wyniku autodysocjacji wody powstaje niewielka liczba kationów wodoru H^+ oraz anionów wodorotlenkowych OH^- . Przyjmując, że stężenie niezdisocjowanych cząsteczek ma wartość stałą (zmiana stężenia niezdisocjowanych cząsteczek wody jest bardzo mała), obliczono, że w temperaturze 25°C iloczyn stężeń molowych tych jonów wynosi:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} (\text{mol/dm}^3)^2$$

Zależność ta jest nazywana **iloczynem jonowym wody**, a jego wartość jest stała w danej temperaturze.

Mol – miara liczności materii; 1 mol jest równy liczbie nazywanej **liczbą Avogadra**, która wynosi $6,022 \cdot 10^{23}$ atomów, jonów, cząsteczek etc.

Stężenie molowe – stężenie wyrażone w liczbie moli (n) atomów, jonów lub cząsteczek znajdujących się w objętości jednego decymetra sześciennego roztworu (V), które liczymy ze wzoru:

$$C_M = \frac{n}{V} [\text{mol/dm}^3]$$

Stężenie molowe jest bardzo często używane w bardziej zaawansowanych obliczeniach chemicznych.

W czystej wodzie stężenia obu tych jonów są równe. Z iloczynu jonowego wody można zatem obliczyć, że w temperaturze 25°C stężenia te wynoszą:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$$

Stężenia te odpowiadają odczynowi obojętnemu.

W roztworach wodnych elektrolitów H^+ i OH^- mogą pochodzić z różnych źródeł, w tym z dysocjacji wody oraz z dysocjacji substancji rozpuszczonych (kwasy, zasady, niektóre sole).

Gdy zwiększa się stężenie jednego z jonów, maleje stężenie drugiego z nich. Na przykład, jeśli dziesięciokrotnie zwiększymy stężenie jonów H^+ , ich stężenie będzie wynosiło 10^{-6} mol/dm^3 , a stężenie jonów OH^- będzie wynosiło 10^{-8} mol/dm^3 , gdyż:

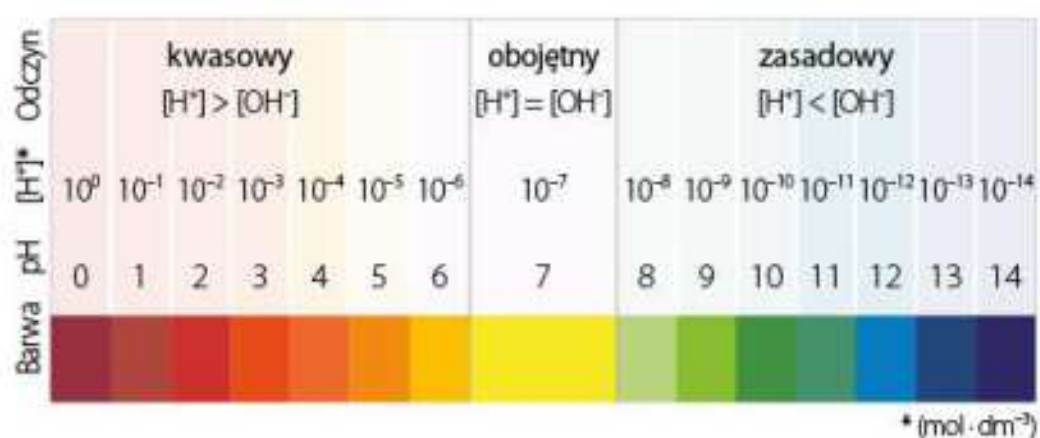
$$10^{-6} \text{ mol/dm}^3 \cdot 10^{-8} \text{ mol/dm}^3 = 10^{-14} (\text{mol/dm}^3)^2$$

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} (\text{mol/dm}^3)^2$$

Ze względu na to, że niewygodnie posługiwać się małymi liczbami, którymi są wyrażane stężenia obu tych jonów, wprowadzono tak zwaną **skalę pH** opartą na stężeniu kationów wodoru $[H^+]$. W temperaturze 25°C między wartością pH a stężeniem molowym kationów wodoru istnieje następująca zależność: jeżeli stężenie kationów wodoru wynosi $[H^+] = 10^{-x} \text{ mol/dm}^3$, to $\text{pH} = x$.

pH jest zatem równe wartości bezwzględnej wykładnika potęgowego n stężenia jonów wodoru. Dla przykładu, jeżeli w roztworze stężenie jonów $[H^+] = 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$, to $\text{pH} = 3$, natomiast jeżeli $[H^+] = 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$, to $\text{pH} = 11$.

Najprostszy sposób określania pH roztworów to użycie **uniwersalnego papierka wskaźnikowego** (rys. 7.3a), czyli bibuły nasączonej najczęściej mieszaniną kilku wskaźników, dzięki czemu papierek jest wrażliwy na zmianę stężenia jonów wodoru w szerokim zakresie. Porównując zabarwienie papierka z dołączoną do niego skalą, możemy wyznaczyć pH z dokładnością do jednej jednostki. Do dokładnego wyznaczania pH roztworów służą urządzenia nazywane **pehametrami** (rys. 7.3b). Są to urządzenia zaopatrzone w elektrody oraz elektroniczny wyświetlacz umożliwiające wyznaczenie pH z dużą dokładnością (nawet do trzech miejsc po przecinku).



a)



b)

Rys. 7.3. Barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego w zależności od pH roztworu (a) oraz urządzenie nazywane pehametrem (b) służące do bezpośredniego pomiaru pH roztworu.

7.3. Odczyn gleb

Jak wcześniej zostało wspomniane, odczyn gleb jest jedną z najważniejszych właściwości gleb, która wpływa na rozwój roślin. Decyduje o nim obecność jonów H^+ znajdujących się w glebie. Jony te powstają w wyniku rozpuszczania w glebie kwasów, zasad i soli.

Doświadczenie

Badanie odczynu pH roztworu glebowego

Przebieg doświadczenia:

Do zlewki o objętości 100 cm^3 wsyp 3 łyżki dobrze rozdrobnionego, suchego torfu. Następnie wlej około 50 cm^3 wody destylowanej, dokładnie wymieszaj zawartość i odczekaj, aż gleba ulegnie sedymentacji. Po opadnięciu torfu na dno do zlewki włóż złożony sączonek bibułowy. W zbierającej się w nim wodzie zanurz uniwersalny papierek wskaźnikowy (rys. 7.4). Zanotuj kolor papierka. Jeśli dysponujesz pehametrem, odczytaj na nim wartość pH.

Możesz również sprawdzić odczyn gleby suchej. Użyj do tego celu dostępnego komercyjnie kwasomierza Helliga, który zawiera plastikową lub porcelanową płytkę z zagłębieniem, w której umieszcza się glebę, oraz skalę barw, które przyjmuje płyn Helliga dla określonych wartości pH. Niewielką ilość gleby umieść w zagłębieniu na płytce, ugnieć i zalej płynem Helliga (płyn Helliga to mieszanina alkoholu etylowego, niewielkiej ilości wodorotlenku sodu oraz różnych wskaźników pH), tak by była w nim całkowicie zanurzona badana próbka gleby. Po kilku minutach pochyl płytkę, tak by płyn znalazł się w kanaliku na płytce i porównaj jego zabarwienie z załączoną skalą barw. Na podstawie zabarwienia płynu można określić pH gleby z dokładnością do około 0,5 jednostki. UWAGA: wartości pH odczynu glebowego oraz gleby suchej mogą się od siebie różnić.



Rys. 7.4. Określanie pH roztworu glebowego.

Obserwacje:

Uniwersalny papierek wskaźnikowy zabarwia się na kolor lekko pomarańczowy.

Gleby mają różny odczyn, na przykład gleba wapienna ma odczyn lekko zasadowy, a uniwersalna ziemia do kwiatów – odczyn lekko kwasowy. Odczyn gleb jest bezpośrednio związany z zawartością w nich różnych substancji pochodzenia naturalnego lub z zawartością substancji, które zostały wprowadzone do gleby w wyniku działalności człowieka. Gleby bogate w jony sodu Na^+ , potasu K^+ , wapnia Ca^{2+} i magnezu Mg^{2+} mają odczyn zasadowy lub zbliżony do obojętnego. Jony te w sposób naturalny powstają głównie w wyniku wietrzenia skał bogatych w minerały, w skład których wchodzi. Natomiast za odczyn kwasowy odpowiadają głównie jony wodoru H^+ , a także jony niektórych metali, szczegól-

nie trójwartościowe jony glinu (Al^{3+}) uwalniane z powszechnie występujących w przyrodzie substancji mineralnych, które w wyniku hydrolizy (reakcji z wodą) zwiększają liczbę jonów H^+ .

Wyróżniamy dwa rodzaje kwasowości gleb: **aktywną** i **potencjalną**. Za **kwasowość aktywną** odpowiadają jony wodoru H^+ znajdujące się w roztworze glebowym. Jony te pochodzą od rozpuszczalnych w wodzie kwasów mineralnych, na przykład kwasu chlorowodorowego, i z częściowej dysocjacji kwasów organicznych wchodzących w skład próchnicy. Za **kwasowość potencjalną** odpowiadają jony H^+ znajdujące się w kompleksie sorpcyjnym, które są mniej lub bardziej trwale związane na powierzchni małych cząstek mineralnych i organicznych.

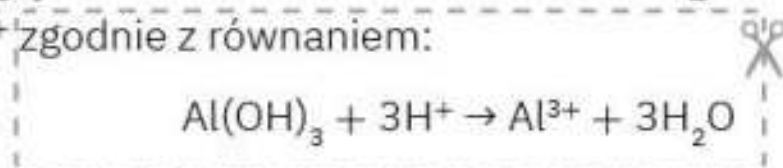
Aby określić w prawidłowy sposób pH gleby, należy uwzględnić oba rodzaje kwasowości – aktywną i potencjalną, czyli uwzględnić związki rozpuszczalne (roztwór glebowy) i nierozpuszczalne (kompleks sorpcyjny) w wodzie. W przypadku gleb o odczynie poniżej $\text{pH} = 5$ o kwasowości potencjalnej decydują również jony glinu Al^{3+} uwalniane z kompleksu sorpcyjnego, a w glebach o pH powyżej tej wartości – jony H^+ .

Ze względu na odczyn wyróżniamy różne rodzaje gleb (tab. 7.1).

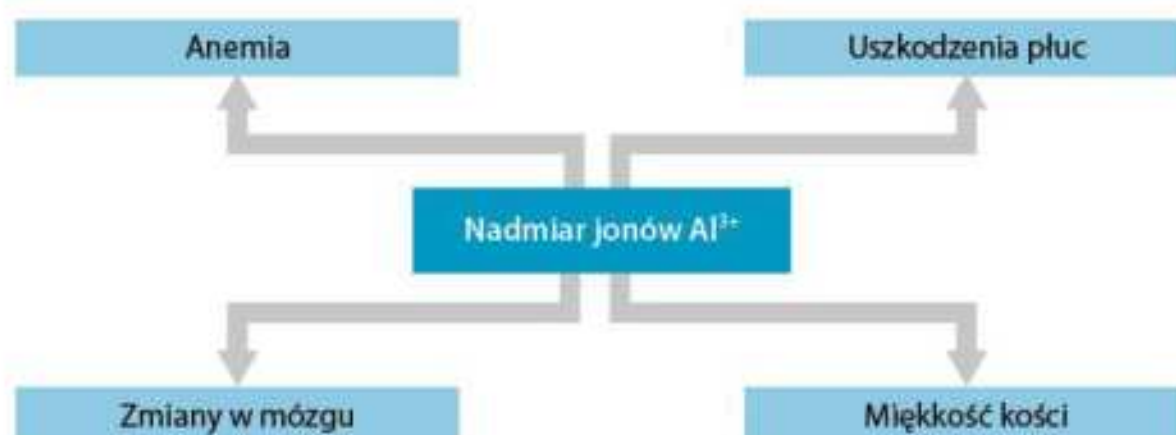
Tab. 7.1. Podział gleb ze względu na ich odczyn oraz przykłady roślin uprawianych na tych glebach

Odczyn	Wartość pH	Przykłady uprawianych roślin
bardzo kwasowy	poniżej 4,5	borówka, szczaw
kwasowy	4,6-5,5	żyto, malina, rzodkiew, cykoria, koper włoski
lekko kwasowy	5,6-6,5	pszenica, jęczmień, rzepak, owies, ziemniak, pomidor, ogórek
zbliżony do obojętnego	6,6-7,2	burak cukrowy, jabłoń, groch, kalafior, fasola, porzeczka, szpinak
zasadowy	powyżej 7,2	orzech włoski, winorośl, por, majeranek, czosnek

Niektóre gatunki roślin najlepiej rosną na glebach kwasowych, a inne na zasadowych, ale większości roślin odpowiada odczyn gleby bliski obojętnego. Dla większości roślin najkorzystniejszy jest odczyn lekko kwasowy lub zbliżony do obojętnego, gdyż zapewnia optymalną rozpuszczalność substancji odżywczych w wodzie, a także sprzyja powstawaniu próchnicy oraz rozwojowi mikroorganizmów glebowych. Gleby takie zazwyczaj charakteryzują się najlepszą urodzajnością. Szczególnie niekorzystny jest bardzo kwasowy odczyn gleb – o pH poniżej 4,5 – ze względu na uwalnianie z wodorotlenku glinu toksycznych dla roślin jonów glinu Al^{3+} zgodnie z równaniem:



Powstające w wyniku tej reakcji sole łatwo rozpuszczają się w wodzie i są przyswajalne przez rośliny. Nadmierna liczba jonów Al^{3+} powoduje spadek zawartości chlorofilu (utrata masy przez roślinę), zwijanie, odbarwianie i opadanie liści oraz prowadzi do uszkodzenia wierzchołków wzrostu roślin. Spożycie przez człowieka roślin zawierających nadmiar jonów glinu lub wprowadzenie ich na inne sposoby do organizmu może powodować wiele groźnych chorób, dlatego między innymi niedawno zabroniono produkcji i używania aluminiowych naczyń i sztucców (rys. 7.5).



Rys. 7.5. Negatywny wpływ jonów Al^{3+} na organizm człowieka.

Kwasowy odczyn gleb powoduje również:

- zmniejszenie przyswajalności przez rośliny jonów wapnia oraz magnezu, co objawia się niedoborem tych składników w roślinach, a tym samym w produktach roślinnych stanowiących pokarm;
- spadek różnorodności mikroorganizmów bytujących w glebie odpowiedzialnych za przemianę poszczególnych składników odżywczych do form łatwo przyswajalnych przez rośliny.

W Polsce gleby o odczynie kwasowym i bardzo kwasowym stanowią ponad 50% wszystkich gleb, z tego względu często stosuje się zabiegi ich odkwaszania – głównie przez nawożenie węglanem wapnia. Czynność ta jest nazywana **wapnowaniem gleb**. Zmiana odczynu gleb wiąże się również z nawożeniem gleb.

PODSUMOWANIE

- Odczyn roztworów można badać jakościowo, za pomocą wskaźników chemicznych, lub dokładniej, ilościowo – przy użyciu pehametrów.
- Badanie jakościowe odczynu polega na określeniu zabarwienia użytych wskaźników kwasowo-zasadowych i wyciągnięciu odpowiednich wniosków.
- Badanie ilościowe odczynu polega na pomiarze stężenia kationów wodoru H^+ w badanym roztworze.
- Skład chemiczny gleby wpływa na jej odczyn, a tym samym żyzność i urodzajność.
- Różne rośliny mają różne wymagania dotyczące pH.



POLECENIA KONTROLNE

1. Przerysuj tabelę do zeszytu i uzupełnij ją na podstawie wiadomości zamieszczonych w podręczniku (patrz rysunek 7.3).

Odczyn roztworu	...	...	...	...
$[H^+]$ $[mol/dm^3]$	10^{-2}	...	10^{-9}	...
pH	...	7	...	12
Barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego	...	...	...	...

2. Wymień rodzaje kwasowości gleb i powiedz, czym się one różnią.
3. Ułóż w zeszycie równania reakcji, wiedząc, że w wyniku tych reakcji powstają produkty, z których są uwalniane jony H^+ odpowiedzialne za kwasowy odczyn gleb.
 - a) tlenek siarki(IV) + woda $\rightarrow$ kwas siarkowy(IV)
kwas siarkowy(IV) $\xrightarrow{H_2O}$...
 - b) tlenek azotu(IV) + woda $\rightarrow$ kwas azotowy(V) + kwas azotowy(III)
kwas azotowy(V) $\xrightarrow{H_2O}$...
4. Rolnik zamierzał uprawiać na czterech różnych plantacjach groch, żyto, winorośl oraz ziemniaki. W celu określenia optymalnych warunków do uprawy tych roślin przeprowadził pomiar pH gleb na każdej z plantacji. Posługując się danymi w tabeli 7.1, wskaż, na której plantacji rolnik powinien uprawiać podane rośliny, by zapewnić optymalne warunki glebowe. Przerysuj do zeszytu poniższą tabelę i ją uzupełnij.

Plantacja	pH	Odczyn	Roślina
1.	6,1		
2.	7,4		
3.	6,9		
4.	5,4		

5. Niektóre gatunki roślin są bardzo wrażliwe na zmianę odczynu z obojętnego na silnie kwasowy. Taką rośliną jest między innymi jęczmień. Zasiej w doniczce z piaskiem garść ziaren jęczmienia i podlewaj codziennie $\frac{1}{4}$ szklanki wody. Doniczkę umieść na parapecie okna. Gdy rośliny urosną do wysokości około 5–10 cm, podlewaj je przez kilka dni $\frac{1}{4}$ szklanki wody z dodatkiem 3 łyżek stołowych octu (najlepiej o stężeniu 10%). Zaobserwuj, co się dzieje z liśćmi jęczmienia.

8. Nawożenie gleb

Czy wiecie, ile kilogramów jabłek można zebrać rocznie z 1 hektara sadu? Może to być nawet 50 000 kilogramów, czyli 50 ton. Wielkość plonu roślin oraz zawartość w nich składników odżywczych zależą od wielu czynników, takich jak: gatunki i odmiany roślin, sposób ich pielęgnacji, klimat, nawodnienie, a przede wszystkim zasobność gleby w substancje odżywcze. Większość gleb w Polsce jest niezbyt żyzna – ilość składników odżywczych zwiększa się w nich przez nawożenie.

8.1. Nawozy naturalne i sztuczne

Nawozy to związki chemiczne lub ich mieszaniny wprowadzane do gleb w celu ich wzbogacenia lub uzupełnienia niedoborów składników odżywczych oraz poprawienia właściwości. Zwiększenie żyzności gleb prowadzi do uzyskania plonów o optymalnej wielkości i jakości, czyli wartości: odżywczej (np. owoców, warzyw, ziaren zbóż, roślin okopowych), przemysłowej (np. lnu, bawełny) bądź energetycznej (np. roślin oleistych, drewna opałowego).

Ze względu na sposób powstawania nawozy możemy podzielić na naturalne oraz sztuczne (mineralne).



Rys. 8.1. Przykłady najczęściej stosowanych nawozów naturalnych.

Nawozy naturalne zawierają substancje pochodzenia roślinnego lub zwierzęcego (rys. 8.1). Wśród nich znajdują się fragmenty roślin (nawóz zielony, słoma), odchody zwierzęce (gnojowica, gnojówka) lub mieszaniny roślin oraz odchodów zwierząt (obornik). Przykładem nawozu naturalnego jest guano. Guano to

odchody ptaków morskich oraz nietoperzy. Stanowi ono bardzo cenny nawóz naturalny i zawiera wiele składników mineralnych, głównie azot, fosfor, potas i magnez.

Kompost to nawozy otrzymywane w wyniku butwienia roślin, resztek pokarmów oraz niezadrukowanego papieru. Ze względu na obecność mikroorganizmów chorobotwórczych oraz pasożytów nie zaleca się kompostowania substancji pochodzenia zwierzęcego (w tym psich i kocich odchodów). Kompost łatwo można wytwarzać samodzielnie w specjalnie przygotowanych do tego celu kompostownikach (np. beczkach, skrzyniach lub wyłożonych folią dołkach wykopanych w ziemi). Warunkiem dobrego kompostowania jest zapewnienie dostępu powietrza do składowanej materii.

Coraz częściej stosuje się niekonwencjonalne nawozy naturalne, takie jak osady ściekowe z oczyszczalni ścieków czy odchody specjalnie hodowanych dżdżownic. Gleby można również nawozić glebami zasobnymi w substancje odżywcze.

W zdecydowanej większości nawozy naturalne dostarczają roślinom wielu składników odżywczych jednocześnie. Zawartość procentowa poszczególnych pierwiastków w nawozach naturalnych jest różna. Dla przykładu, gnojowica świńska zawiera makroelementy: N (0,6%), P (0,4%), K (0,3%), Ca (0,3%), Mg (0,1%) i Na (0,09%) oraz mikroelementy: B, Cu, Mn, Zn, Mo – łącznie około 0,01% (występujące w postaci jonów lub związków chemicznych). Skład nawozów naturalnych może być regulowany w zależności od zapotrzebowania roślin, na przykład przez dobór odpowiednich składników poddawanych kompostowaniu. Nawozy naturalne nie są w stanie dostarczyć roślinom wystarczającej ilości składników nawozowych przy intensywnych uprawach.

Nawozy sztuczne (mineralne) to związki chemiczne lub mieszaniny związków chemicznych zaopatrujące glebę w niezbędne substancje mineralne (rys. 8.2).



Rys. 8.2. Nawozy sztuczne powstają w wyniku przeróbki substancji mineralnych lub syntezy związków chemicznych na skalę przemysłową.

Nawozy sztuczne powstają w wyniku przeróbki naturalnie występujących minerałów lub syntezy związków chemicznych na skalę przemysłową.

Nawozy o prostym składzie zawierają sole mineralne (pochodzące głównie od kwasów: azotowego(V), fosforowego(V), węglowego, siarkowego(VI)) oraz mocznik. Proste nawozy mineralne są najczęściej stosowane w celu uzupełnienia w glebie niedoboru jednego składnika odżywczego. Nawozy mineralne o złożonym składzie zazwyczaj otrzymuje się przez zmieszanie prostych nawozów mineralnych lub w wyniku syntezy chemicznej. Nawozy złożone są źródłem wielu podstawowych składników odżywczych i często zawierają mikroelementy. Przykładem może być często stosowana amofoska – nawóz zawierający w różnym stosunku masowym związki głównie: azotu, fosforu oraz potasu. Amofoska zawiera często inne związki wapnia, magnezu i siarki oraz mikroelementy.

W przypadku niedoboru w glebie kilku składników odżywczych nawozi się ją nawozami wieloskładnikowymi – z zachowaniem odpowiednich proporcji pomiędzy składnikami. Należy również brać pod uwagę podatność gleby na wymywanie poszczególnych składników nawozów, rozpuszczalność tych składników w wodzie oraz – co najważniejsze – zapotrzebowanie poszczególnych gatunków roślin na pierwiastki (np. niektóre z roślin wymagają więcej azotu). Podczas określania wartości produkcyjnych gleb pod kątem ich zasobności w składniki odżywcze obowiązuje tak zwane **prawo minimum**. Zostało ono sformułowane przez niemieckiego naukowca Carla Sprengela (czyt. karla szprengela) w połowie XIX wieku, a spopularyzowane przez Justusa von Liebiga (czyt. fon libiga) – niemieckiego chemika nazywanego „ojcem nawozów”. Prawo to mówi o tym, że o wielkości i jakości plonu roślin decyduje ten składnik odżywczy, którego w glebie jest najmniej. Obrazowo pokazuje to tak zwana beczka Liebiga (rys. 8.3).

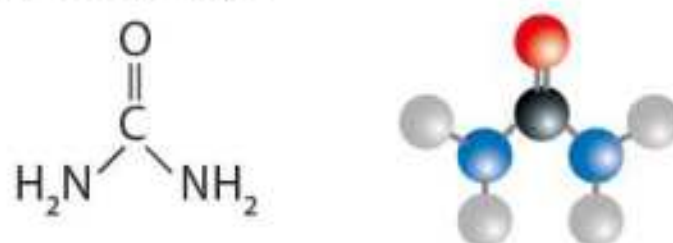


Rys. 8.3. Beczka Liebiga – obrazowe przedstawienie prawa minimum.

Nawozy mogą być stosowane zarówno przed wysiewem roślin, jak i w trakcie ich wzrostu. Podczas nawożenia należy dbać o to, by nadmiar któregoś z pierwiastków w glebie nie utrudniał przyswajalności innych pierwiastków. Nadmierne wzbogacenie gleb w składniki pokarmowe jest określane jako przenawożenie. Ponadto, nadmiar poszczególnych składników wchodzących w skład nawozów (naturalnych i sztucznych) może negatywnie oddziaływać na środowisko naturalne, zwierzęta i człowieka. Pierwiastki te kumulują się bowiem we wszystkich częściach – naziemnych i podziemnych – roślin i mogą być źródłem zanieczyszczeń wód podziemnych i powierzchniowych. Obydwie te sytuacje stanowią zagrożenie dla zdrowia ludzi i zwierząt.

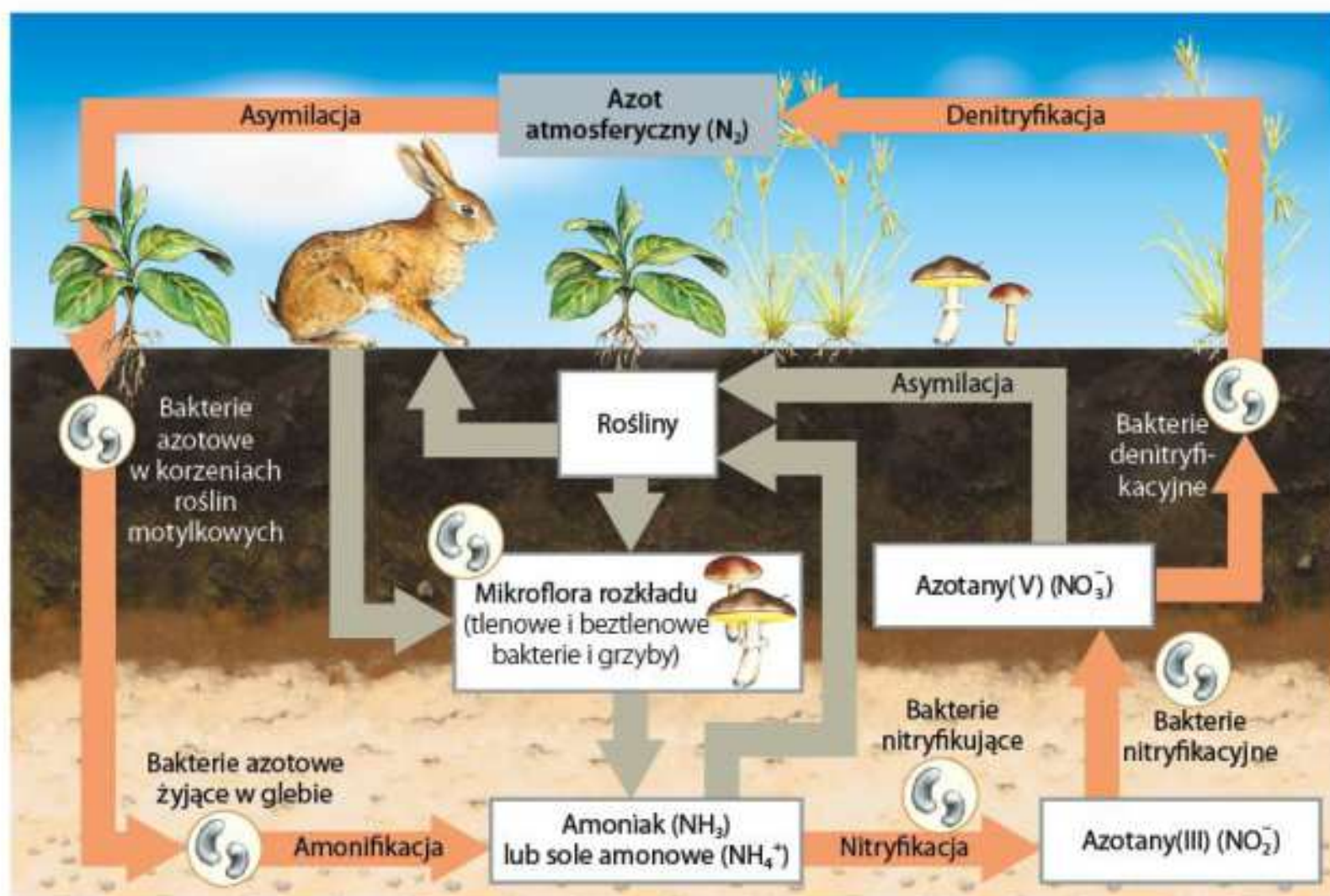
8.2. Podstawowe pierwiastki warunkujące prawidłowe funkcjonowanie roślin

Jednym z najważniejszych pierwiastków decydujących o żyzności i urodzajności gleb jest azot. Bierze on udział w procesie wytwarzania aminokwasów, białek, kwasów nukleinowych oraz chlorofilu. Chlorofil uczestniczy w procesie fotosyntezy, której produktami są glukoza oraz tlen. W glebie azot występuje głównie w postaci związków organicznych o skomplikowanej budowie – stanowią one blisko 99% wszystkich związków zawierających azot. W glebie znajdują się również niewielkie ilości mocznika (rys. 8.4). Jest on końcowym produktem przemian białek i innych substancji pokarmowych zawierających azot, które zachodzą w organizmach ludzi i zwierząt.



Rys. 8.4. Wzór półstrukturalny oraz model kulkowy cząsteczki mocznika.

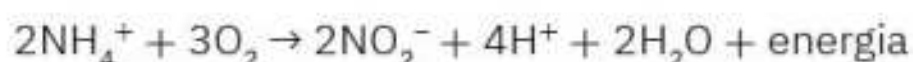
Azot zawarty w związkach organicznych (z wyjątkiem mocznika) nie jest bezpośrednio przyswajany przez rośliny. Zanim zostanie przez nie wykorzystany, musi zostać przeprowadzony w formę przyswajalną dla nich (kation amonu NH_4^+ lub anion azotanowy(V) NO_3^-). To zadanie wykonują drobnoustroje glebowe. Część przyswajalnego azotu powstaje w glebie w wyniku asymilacji azotu atmosferycznego przez bakterie azotowe żyjące w korzeniach roślin motylkowych (np. łubinu) – są to tak zwane bakterie brodawkowe. Bakterie brodawkowe tworzą na korzeniach roślin narośle przypominające brodawki – stąd pochodzi ich nazwa. Wszystkie reakcje wiązania azotu, jego uwalniania oraz przeprowadzania w związki chemiczne nieorganiczne lub organiczne tworzą cykl zamknięty, nazywany obiegiem azotu w przyrodzie (rys. 8.5).



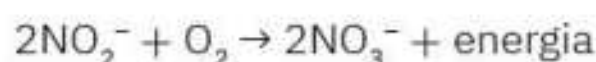
Rys. 8.5. Obieg azotu w przyrodzie.

Obieg azotu w przyrodzie obejmuje następujące procesy:

- **amonifikację** – zachodzi pod wpływem mikroorganizmów zarówno w warunkach tlenowych, jak i beztlenowych, polega na przekształcaniu związków organicznych zawierających azot do amoniaku lub soli amonowych;
- **nitryfikację** – przebiega przy współudziale bakterii nitryfikacyjnych, polega na dwuetapowym utlenianiu amoniaku i soli amonowych do azotanów(III):



a następnie azotanów(III) do azotanów(V):



- **denitryfikację** – zachodzi pod wpływem bakterii denitryfikacyjnych w warunkach beztlenowych, prowadzi do wydzielenia azotu cząsteczkowego z azotanów(V); amoniak oraz azotany(III) mogą również ulegać bezpośrednim przemianom w azot, jednak reakcje te nie są określane jako denitryfikacja;
- **przyswajanie (asymilacja) azotu cząsteczkowego** – prowadzą bakterie azotowe żyjące w symbiozie z roślinami motylkowymi (dostarczają azot przyswajalny głównie roślinom – żywicielom) lub wolno żyjące w glebie, przekształcając azot cząsteczkowy w amoniak.

Skutkiem niedoboru azotu w roślinach jest zahamowanie ich wzrostu oraz rozwoju. Objawia się to jasnozielonymi, szybko żółknącymi liśćmi, które następnie zasychają i opadają, a także słabym kwitnieniem oraz przedwczesnym dojrzewaniem (rys. 8.6).



Rys. 8.6. Zmiana barwy liści wynikająca z niedostatecznej ilości chlorofilu to chloroza.

Rośliny rosnące w warunkach niedoboru azotu mają nadmiernie wykształcone systemy korzeniowe, a słabo części nadziemne.

W glebach nienawożonych rzadko znajdują się dostateczne ilości przyswajalnego azotu (szczególnie w glebach intensywnie uprawianych). Z tego powodu należy ciągle uzupełniać zasób azotu przez stosowanie nawozów azotowych. Źródłem azotu w nawozach azotowych są sole kwasu azotowego(V) (azot przyswajalny znajduje się w jonie azotanowym(V) NO_3^-), sole amonowe (azot występuje w postaci kationu amonu NH_4^+ lub mocznika $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$). Nadmiar nawozów amonowych w przypadku niewystarczającego natlenienia gleby bakterie nitryfikacyjne przekształcają w formę azotanową. Nadmiar azotanów(V) jest wymywany z gleby przez wodę lub przeprowadzany w azot cząsteczkowy przez bakterie denitryfikacyjne.

Wszystkie nawozy naturalne (z wyjątkiem kompostu z liści) zawierają spore ilości azotu. Do najważniejszych jednoskładnikowych nawozów sztucznych zaliczamy: azotan(V) wapnia (saletra norweska – $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$), azotan(V) amonu (saletra amonowa – NH_4NO_3), azotan(V) sodu (saletra chilijska – NaNO_3), azotan(V) potasu (saletra indyjska – KNO_3), mocznik ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$) oraz siarczan(VI) amonu $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Innym zabiegiem wzbogacającym glebę w azot jest uprawianie na niej roślin motylkowych (np. grochu, koniczyny, łubinu, soi), żyjących w symbiozie z bakteriami azotowymi.

Drugim równie ważnym jak azot pierwiastkiem niezbędnym do prawidłowego funkcjonowania roślin jest fosfor. Służy on roślinom do wytwarzania fosfolipidów, kwasów nukleinowych, białek, tłuszczów. Ponadto, fosfor odpowiada za najważniejsze procesy życiowe roślin: fotosyntezę, oddychanie i przemianę materii. Sprzyja również wytwarzaniu systemów korzeniowych roślin oraz prawidłowemu rozwojowi kwiatów i owoców. Duże ilości związków fosforu znajdują się w nasionach produkowanych przez rośliny (np. w ziarnach zbóż, rys. 8.7).



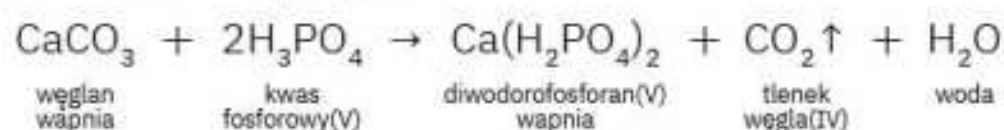
Rys. 8.7. Obecny w nasionach fosfor jest niezbędny w procesach kiełkowania roślin.

Źródłem fosforu w glebie są rozkładająca się materia organiczna oraz minerały wchodzące w skład niektórych skał zawierających fosforan(V) wapnia $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Wszystkie organiczne związki fosforu w glebie są trudno rozpuszczalne w wodzie. Z kolei nierozpuszczalny w wodzie fosforan(V) wapnia pod wpływem działania różnych czynników (wietrzenie, działanie mikroorganizmów, kwaśna gleba) ulega przekształceniu w rozpuszczalne w wodzie wodorofosforany(V) wapnia (diwodorofosforan(V) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ oraz wodorofosforan(V) CaHPO_4), które są łatwo przyswajalne przez rośliny. Przekształcanie fosforu związanego w materii organicznej następuje pod wpływem enzymów wytwarzanych przez bakterie oraz korzenie roślin.

Niedobór związków fosforu powoduje osłabienie systemu korzeniowego roślin, zaburzenie wzrostu, zwijanie liści, fioletowe i brunatne zabarwienie łodyg oraz liści, opóźnianie procesów dojrzewania, a także słabe wykształcenie nasion. W glebach kwaśnych jony wapnia związane z jonami fosforanowymi(V) zostają zastąpione przez jony żelaza oraz glinu, w wyniku czego powstają sole trudno rozpuszczalne w wodzie. W tej formie fosfor nie jest przyswajalny przez rośliny.

ny. Dlatego gleby, na których stosuje się nawozy zawierające związki azotu oraz siarki, odpowiedzialne za zakwaszanie gleb, należy również wzbogacać w fosfor.

Do nawożenia gleb stosuje się mączkę fosforytową otrzymywaną w wyniku zmielenia minerałów fosforanowych, zawierających $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (fosforytów lub apatytów), oraz nawozy naturalne, takie jak obornik oraz gnojowica. Do często stosowanych nawozów fosforowych zalicza się superfosfaty zawierające diwodorofosforan(V) wapnia, otrzymywany na skalę przemysłową w reakcji węglanu wapnia z kwasem fosforowym(V):



Oprócz dostarczania glebie azotu i fosforu konieczne jest uzupełnienie w niej niedoborów potasu. Potas to pierwiastek odpowiedzialny za gospodarkę wodną w roślinie (pobieranie wody oraz jej wydalenie – transpirację) oraz wpływający na aktywność niektórych enzymów roślinnych. Zwiększa odporność roślin na przemarzanie i choroby oraz poprawia ich walory smakowe. Ponadto, wpływa na wielkość i barwę kwiatów ozdobnych. Najważniejszą funkcją potasu jest zwiększanie przyswajalności związków azotu przez rośliny. Niedobory jonów potasu powodują spowolnienie wzrostu roślin, plamistość, zwijanie, więdnienie oraz obumieranie liści, wiotkość łodyg, zamieranie pędów, podatność na przemarzanie i obniżenie plonowania. Potas jest łatwo wymywany do głębszych warstw ziemi – zwłaszcza w glebach o odczynie kwasowym, przez co staje się trudno dostępny dla roślin. Z tego powodu należy uzupełniać jego zawartość w glebie. Najczęściej stosowanymi nawozami sztucznymi zawierającymi potas są: chlorek potasu wytwarzany z minerałów zawierających KCl (np. sylwinu (rys. 8.8)), azotan(V) potasu KNO_3 oraz siarczan(VI) potasu K_2SO_4 .



Rys. 8.8. Sylwin to minerał powstający w wyniku ewaporacji wód słonych, stanowiący naturalne źródło KCl.

Podczas nawożenia, głównie siarczanem(VI) amonu, superfosfatami oraz siarczanem(VI) potasu, do gleby są dostarczane duże ilości siarki. Jest ona niezbędna roślinom głównie do wytwarzania białek oraz witamin. Do niedoborów tego

pierwiastka dochodzi rzadko (występujące naturalnie minerały zawierające siarczany(VI) są w większości dobrze rozpuszczalne w wodzie), a objawy niedoboru u roślin są podobne jak w przypadku niedoboru azotu. Jony wapnia i magnezu pełnią ważne funkcje w prawidłowym rozwoju roślin (tab. 8.1), a w postaci węglanów wykazują właściwości odkwaszające gleby. Większości roślin przynosi to korzyści widoczne poprzez wzrost ilości i jakości plonów.

Tab. 8.1. Funkcje wapnia i magnezu, jakie pełnią w roślinach – źródła tych pierwiastków – objawy ich niedoboru

	Wapń	Magnez
Funkcje w organizmach roślinnych	wzmacnia odporność roślin na choroby oraz pełni funkcje regulujące w przyswajaniu innych pierwiastków	fotosynteza (składnik chlorofilu), bierze udział w syntezie kwasów nukleinowych oraz białek, katalizator przemian metabolicznych
Źródła w glebie	głównie skały zawierające CaCO_3 : wapienie, kreda, dolomity, margle	głównie skały magnezytowe zawierające MgCO_3
Objawy niedoboru	łamliwość łodyg, zamieranie kwiatostanów, plamistość oraz gnicie owoców, upośledzenie rozwoju systemu korzeniowego	plamistość i żółknięcie liści (marmurkowatość), zahamowanie wzrostu i rozwoju roślin

Nawozy uzupełniające niedobory jonów wapnia w glebie wytwarza się głównie z wapieni, kredy oraz z innych minerałów: dolomitów i margli, które oprócz CaCO_3 zawierają również węglan magnezu (MgCO_3). Przykładami nawozów bogatych w jony magnezu są: azotan(V) magnezu ($\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$), hydraty siarczanu(VI) magnezu (kizeryt – $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ oraz epsomit – $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$).

Niedobór makro- i mikroelementów w glebie skutkuje ich niedoborem w roślinach, co negatywnie wpływa na organizmy żywiące się roślinami. Dla przykładu, zbyt mała zawartość jonów magnezu w trawie, którą spożywają zwierzęta hodowlane, jest przyczyną choroby – tężyczki pastwiskowej (hipomagnezji). Objawia się ona spadkiem mleczności krów, drżeniem i skurczami mięśni i w skrajnych przypadkach może prowadzić do śmierci zwierząt.

PODSUMOWANIE

- Substancje odżywcze niezbędne roślinom do prawidłowego funkcjonowania możemy podzielić na makro- oraz mikroelementy.
- Uzupelnienie braków substancji odżywczych w glebie nazywa się nawożeniem.



- Nawożenie gleb zwiększa wielkość i jakość plonów roślinnych.
- Nawozy dzielimy na naturalne i sztuczne.
- Odpowiednie ilości składników mineralnych w glebie zapewniają prawidłowy rozwój roślin oraz dobrą jakość żywności pochodzenia roślinnego.



POLECENIA KONTROLNE

1. Dlaczego nawozy naturalne stosuje się do użyźniania gleb słabo zasobnych w substancje odżywcze?
2. Wyjaśnij, co decyduje o wielkości i jakości plonu zgodnie z „prawem minimum”.
3. Wskaż, który z procesów: nitryfikacja czy denitryfikacja, sprzyja powstawaniu łatwo przyswajalnych przez rośliny form azotu. Uzasadnij swoją odpowiedź.
4. Obornik koński to jeden z powszechnie stosowanych nawozów naturalnych. 1 kg tego nawozu zawiera średnio: 5,0 g azotu, 1,5 g fosforu, 3,3 g potasu oraz 1,4 g wapnia. Podczas nawożenia gleb rozprowadza się około 3 kg tego nawozu na 1 m² powierzchni gleby. Oblicz średnią zawartość procentową N, P, K oraz Ca w tym nawozie. Następnie oblicz, ile [kg] tego nawozu jest potrzebne do całkowitego nawiezienia ogródka o powierzchni 80 m².
5. Na podstawie informacji podanych w tabeli określ, która z soli kwasu fosforowego(V) stanowi najłatwiej, a która najtrudniej przyswajalne źródło fosforu. Odpowiedź uzasadnij.

Związek	Rozpuszczalność [g substancji w 1 dm ³ wody]
fosforan(V) wapnia	0,0002
wodorofosforan(V) wapnia	0,1
diwodorofosforan(V) wapnia	18

9. Degradacja i ochrona gleb

Akumulatory oraz żarówki nie powinny być wyrzucane z innymi odpadami. Czy zastanawialiście się, dlaczego tak jest? Mogą one zawierać jony metali ciężkich lub ich związki, takie jak: kadm, nikiel, wolfram oraz ołów, które łatwo przedostają się do gleb i negatywnie oddziałują na środowisko przyrodnicze oraz zdrowie człowieka i innych organizmów żywych.

9.1. Rodzaje degradacji gleb

Pod wpływem działania wielu czynników gleby ulegają procesom degradacji.

Degradacja gleb – częściowa lub całkowita utrata wartości produkcyjnej i ekologicznej gleb wskutek zmiany właściwości fizycznych, biologicznych oraz chemicznych.

Do degradacji przyczyniają się procesy zachodzące naturalnie w przyrodzie bądź wywołane działalnością człowieka. Czynniki wywołane przez człowieka nazywamy antropogenicznymi. W wyniku degradacji gleb w skrajnych przypadkach może dochodzić do całkowitego wyginięcia roślin oraz organizmów bytujących w glebie. Wówczas mówimy o dewastacji gleb. Rodzaje degradacji gleb przedstawiono na rysunku 9.1.



Rys. 9.1. Rodzaje degradacji gleb.

Fizyczna degradacja gleb wpływa na rzeźbę terenu oraz strukturę gleb. Może ona następować wskutek procesów zachodzących w przyrodzie, na przykład: erozji wodnej i wiatrowej, suszy, powodzi, trzęsienia ziemi. Przyczynia się do

tego również działalność człowieka – głównie wylesianie, melioracja, górnictwo odkrywkowe i podziemne, budownictwo mieszkaniowe i drogowe oraz składowanie wolno rozkładających się odpadów stałych (gruz budowlany, przedmioty szklane, metalowe, z tworzyw syntetycznych).

Chemiczna degradacja gleb prowadzi do zmiany ich odczynu (głównie zakwaszenia), zmniejszenia zasobności w składniki odżywcze, spadku zawartości próchnicy, zasolenia oraz gromadzenia się w roślinach substancji toksycznych dla organizmów żywych. Stanowi to poważne zagrożenie zdrowia, a nawet życia żywiących się roślinami zwierząt i ludzi. Chemiczna degradacja gleb może także powodować nasilenie skutków degradacji fizycznej (np. erozji) oraz biologicznej (np. zmniejszenia ilości drobnoustrojów).

Biologiczna degradacja gleb polega na zaburzeniu równowagi biologicznej w glebach i jest konsekwencją degradacji fizycznej oraz chemicznej. Może być również spowodowana nadmiernym rozmnażaniem się zwierząt będących wyżej w łańcuchu pokarmowym niż bytujące w glebie (np. żywiących się dżdżownicami kretów lub ptaków) lub pojawieniem się organizmów chorobotwórczych, na przykład pasożytów czy drobnoustrojów, w wyniku nawożenia gleb skażonym obornikiem.

Wszystkie rodzaje degradacji gleb wpływają niekorzystnie na rozwój roślin, a tym samym zmniejszają wielkość i jakość plonów.

9.2. Źródła związków chemicznych powodujących degradację gleb

Chemiczna degradacja gleb jest spowodowana przede wszystkim działalnością człowieka. Do gleb przedostają się różne związki chemiczne, które powodują zmianę właściwości fizycznych, chemicznych i biologicznych gleb oraz negatywnie oddziałują na organizmy żywe. Degradacja gleb może być także wywołana nadmiarem składników odżywczych w glebie. Przykładowo, stosowanie nawozów sztucznych może prowadzić do zasolenia gleb. Zasolenie gleb powoduje upośledzenie wchłaniania składników odżywczych przez rośliny. Żeby temu zapobiec, rośliny o dłuższym okresie wegetacji zasila się nawozami kilkakrotnie w mniejszych porcjach.

Dzięki swoim właściwościom sorpcyjnym gleba stanowi naturalny filtr dla wód powierzchniowych i opadowych oraz powietrza. Z tego powodu kumulują się w niej wszystkie zanieczyszczenia w postaci ciekłej oraz gazowej. Jeżeli zanieczyszczenia te przedostają się do gleb w niewielkich ilościach, jest możliwy ich rozkład. Zjawisko to nazywa się procesem **samooczyszczania się gleb**. Jest on

jednak długotrwały, co oznacza, że zmiany spowodowane przez zanieczyszczenia są trudno odwracalne.

Nie sposób wymienić wszystkich substancji, które przyczyniają się do degradacji gleb. Mogą one powstawać wskutek procesów zachodzących naturalnie w środowisku przyrodniczym, takich jak pożary lasów czy erupcje wulkanów (głównie zanieczyszczenia gazowe oraz popiół). Do degradacji gleb prowadzi również wietrzenie skał zawierających pierwiastki szkodliwe dla organizmów żywych, na przykład arsenolitu zawierającego tlenek arsenu(III) As_2O_3 . Najczęściej jednak chemiczna degradacja gleb zachodzi w wyniku procesów związanych z działalnością człowieka (rys. 9.2). Największe ilości zanieczyszczeń przedostają się do gleb na skutek działalności przemysłowej (przemysł chemiczny, cementowy, elektrociepłowniczy, hutniczy), działalności rolniczej (nawozy, środki ochrony roślin) oraz gospodarczo-bytowej człowieka (transport, zanieczyszczenia pochodzące z gospodarstw domowych).



Rys. 9.2. Źródła substancji wywołujących chemiczną degradację gleb.

Choć wypalanie traw jest przez niektórych uważane za zabieg poprawiający żyzność gleb, w rzeczywistości przyczynia się do ich degradacji. Podczas wypalania traw zostaje zniszczona warstwa humusowa, a zawarte w popiele związki potasu łatwo ulegają wymywaniu, zanieczyszczając wodę pitną. Ponadto, wypa-

lanie traw prowadzi do śmierci organizmów roślinnych i zwierzęcych żyjących w glebie. To prawdopodobnie wypalanie traw doprowadziło do potężnych pożarów w Australii w 2020 r., obejmujących niemal cały kontynent. Pomimo iż wypalanie traw jest w Polsce prawnie zakazane, to nadal powszechny i bardzo niebezpieczny zwyczaj, z którym należy bezwzględnie walczyć.

9.3. Substancje chemiczne będące przyczyną degradacji gleb

Do najniebezpieczniejszych substancji powodujących degradację gleb należą związki metali ciężkich, na przykład ołowiu, rtęci i kadmu. Metalami ciężkimi zazwyczaj określa się metale o gęstości większej niż $4,5 \text{ g/cm}^3$. Przedostają się one do środowiska głównie na skutek wytopiania rud metali, eksploatacji różnych materiałów w życiu codziennym oraz składowania odpadów (tab. 9.1).

Tab. 9.1. Zastosowanie związków ołowiu, rtęci, kadmu w życiu codziennym

Związki metali ciężkich	Zastosowania
ołów	składnik akumulatorów, ogniw, pocisków do broni, wykorzystywany do produkcji farb, szkła, rur wodociągowych, osłon chroniących przed promieniowaniem rentgenowskim, stopów lutowniczych, czcionek drukarskich
rtęć	wytwarzanie barometrów, wykorzystywany do produkcji farb, elektrod, baterii, a także w procesach wydobywania złota i srebra
kadm	zabezpieczanie przed korozją, wykorzystywany w produkcji akumulatorów niklowo-kadmowych, nawozów, tworzyw sztucznych, barwników

Związki ołowiu, rtęci i kadmu w nadmiernych ilościach powodują zahamowanie wzrostu roślin, zmniejszenie ich odporności na choroby oraz obniżenie plonów. Po przedostaniu się do organizmu człowieka mogą się gromadzić w różnych tkankach i organach. Obecność związków tych metali często powoduje uszkodzenia układów: krwionośnego (prowadzi do miażdżycy), pokarmowego (uszkadza wątrobę, żołądek), wydalniczego (uszkadza nerki) oraz nerwowego (powoduje trwałe zmiany w mózgu). Związki ołowiu, rtęci i kadmu mogą być przyczyną chorób nowotworowych, a w skrajnych przypadkach śmierci człowieka. Ponieważ związki metali ciężkich wolno ulegają rozkładowi w środowisku naturalnym, pozostają w glebie nawet przez wiele lat.

Do substancji mineralnych przyczyniających się do degradacji gleb należą przede wszystkim związki azotu, fosforu i siarki. Dostają się one do środowiska

głównie przez przenawożenie gleb prowadzące do ich zakwaszania. Zakwaszenie gleb ogranicza zdolności przyswajania niektórych składników pokarmowych przez rośliny, zmniejsza ich odporność na szkodniki, przyspiesza lub opóźnia procesy ich dojrzewania oraz uwalniania substancji toksycznych. Możliwe jest także uszkodzenie roślin (głównie korzeni) w wyniku bezpośredniego kontaktu z substancjami o właściwościach kwasowych.

Wiele substancji zakwaszających gleby powstaje również podczas różnorodnych procesów przemysłowych.

Szkodliwe dla człowieka, a szczególnie dla dzieci, jest przenawożenie gleby nawozami azotowymi oraz stosowanie nawozów azotanowych w ogrodnictwie warzywnym. Wiele roślin kumuluje bowiem azotany(V), a w wyniku ich spożywania dostają się one w nadmiernych ilościach do organizmu człowieka. Choć jony NO_3^- wykazują niską toksyczność dla organizmów żywych, mogą jednak redukować się pod wpływem działania bakterii występujących w przewodzie pokarmowym człowieka do jonów NO_2^- . Jony azotanowe(III) z kolei wchodzi w reakcję z produktami rozkładu białek (aminami), obecnych w produktach żywnościowych, a w jej wyniku powstają nitrozoaminy. Nitrozoaminy to związki chemiczne zawierające grupę nitrozową $-\text{N}=\text{O}$ oraz grupę aminową $-\text{NR}_1\text{R}_2$ połączone wiązaniem między atomami azotu – stąd ich nazwa systematyczna *N*-nitrozoaminy. Przykładem takiego związku jest *N*-nitrozo-*N*-metylometanoamina (w skrócie: NDMA, rys. 9.3).



Rys. 9.3. Wzór półstrukturalny oraz model kulkowy cząsteczki NDMA.

Związek ten należy do najbardziej kancerogennych (rakotwórczych) substancji występujących w produktach żywnościowych. Jego obecność w organizmie może prowadzić do powstania nowotworów wątroby, płuc, trzustki oraz nerek. Podobne działanie wykazują również inne nitrozoaminy. Nitrozoaminy powstają w produktach żywnościowych także w wyniku dodawania azotanu(III) sodu jako środka konserwującego do mięs (E250). Stwierdzono, że duże ilości nitrozoamin znajdują się zwłaszcza w mięsie wędzonym. Ze względu na możliwość wytwarzania się nitrozoamin ustalono maksymalną dopuszczalną zawartość jonów azotanowych(V) we wszystkich warzywach i owocach przeznaczonych do celów spożywczych (tab. 9.2).

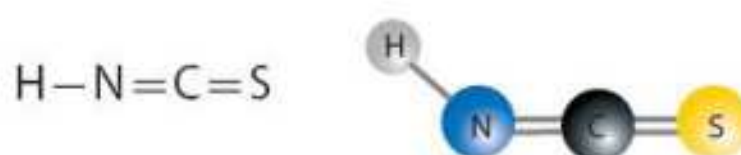
Tab. 9.2. Dopuszczalna zawartość jonów azotanowych(V) w niektórych warzywach

Warzywa	Dopuszczalna zawartość jonów NO ₃ ⁻ (w mg) w 1 kg świeżych warzyw
sałata	3500
szpinak	2500
czerwone buraki, koper, rzepa, rzodkiew	1500
fasolka szparagowa, kapusta, szczypior	750
brokuły, kalafior, marchew, ogórek, pietruszka, por, seler	400
cebula, papryka, pomidor, ziemniak	200

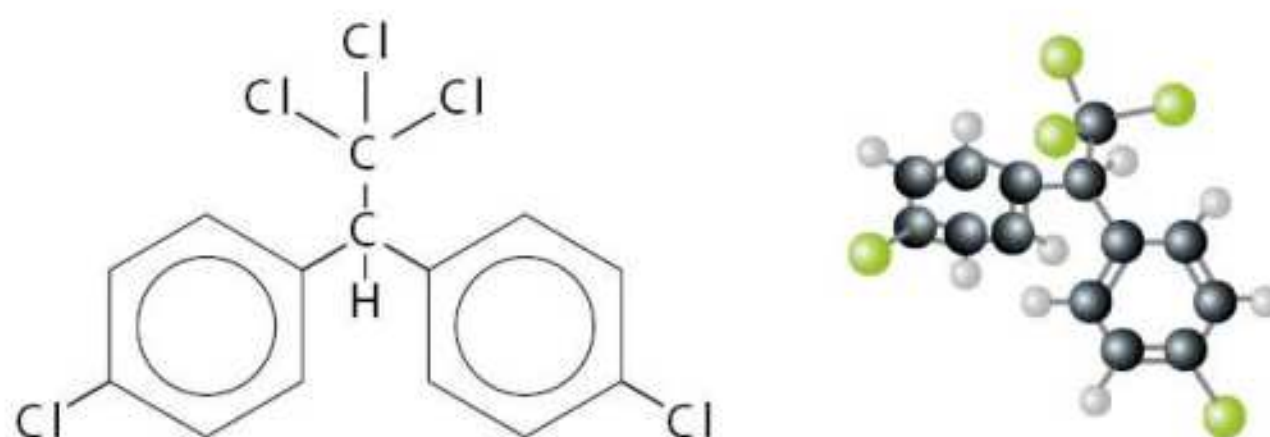
W 2019 r. wykryto obecność *N*-nitrozo-*N*-metylometanoaminy w wielu lekach (np. przeciw cukrzycy), co wywołało niepokój o bezpieczeństwo stosowania tych farmaceutyków. Rozpoczęto badania naukowe, aby dokładnie określić wpływ tego związku na organizm człowieka.

Wiele spośród zanieczyszczeń jest emitowanych do środowiska w wyniku stosowania środków ochrony roślin w rolnictwie, sadownictwie oraz warzywnictwie – czyli pestycydów. Pestycydy to związki chemiczne służące do zwalczania szkodników, chwastów, a także grzybów, bakterii i wirusów szkodliwych dla roślin. Wyróżniamy cztery główne grupy pestycydów: zoocydy – zwalczające szkodniki pochodzenia zwierzęcego (np. insektycydy stosowane przeciw owadom), herbiocydy (środki chwastobójcze), fungicydy (środki grzybobójcze) oraz bakteriocydy (środki bakteriobójcze).

Pestycydy przedostają się do gleb bezpośrednio – podczas wysiewu zaprawionych nasion lub pośrednio – podczas opryskiwania nadziemnych części roślin, z których mogą wraz z wodą opadową spływać do gleb (często pestycydy są dostarczane roślinom z nawozami). Do pestycydów należą między innymi związki pochodzenia naturalnego, na przykład występujące w śladowych ilościach w chrzanie oraz rzepaku sole kwasu izotiocyanowego (rys. 9.4).

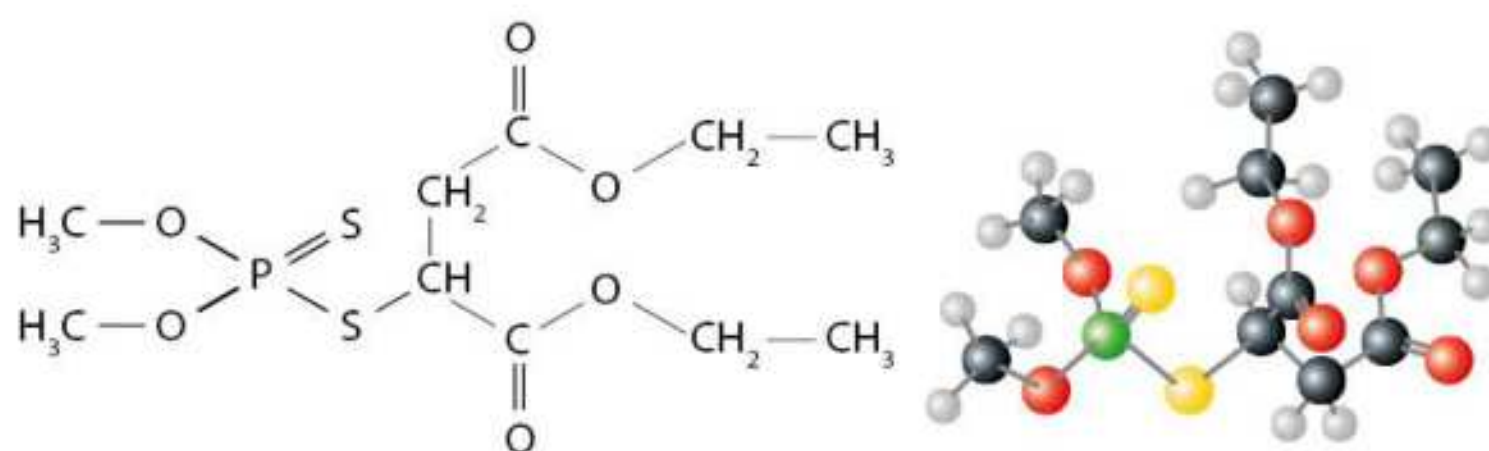
**Rys. 9.4.** Wzór strukturalny oraz model kulkowy cząsteczki kwasu izotiocyanowego.

Zdecydowaną większość pestycydów stanowią jednak związki pochodzenia syntetycznego. Przykładem takiej substancji jest związek nazywany DDT (rys. 9.5).



Rys. 9.5. Wzór oraz model kulkowy cząsteczki DDT – jednego z pierwszych pestycydów stosowanych w rolnictwie; DDT używano na początku lat czterdziestych XX w.

Początkowo nie znano jego wpływu na środowisko przyrodnicze, dlatego stosowano go na szeroką skalę w rolnictwie jako związek owadobójczy. DDT okazał się także skuteczny w walce z komarami wywołującymi malarię. Potem jednak zauważono, że po przeniknięciu do organizmu człowieka związek ten może wywoływać podrażnienia oraz obrzęk płuc, bóle głowy, wymioty, a w skrajnych przypadkach nawet śmierć przez uduszenie. Ponadto, narażenie na działanie DDT jest długotrwałe, gdyż rozkłada się on w glebie (w 95%) przez 30 lat. W wielu krajach, w tym w Unii Europejskiej, DDT znajduje się na liście substancji zakazanych w rolnictwie. Zastępuje się go pestycydami o niewielkiej toksyczności dla organizmu człowieka, które szybko rozkładają się w środowisku, na przykład związkiem fosforoorganicznym o nazwie malation (rys. 9.6).



Rys. 9.6. Wzór półstrukturalny oraz model kulkowy cząsteczki malationu – pestycydu stosowanego w ogrodnictwie oraz sadownictwie.

Podobne kontrowersje do DDT budzi aktualnie powszechnie stosowany herbicyd – glifosat.

Poważny problem stanowi także zanieczyszczenie gleb węglowodorami, gdyż powoduje ono całkowitą utratę aktywności biologicznej gleby na kilkanaście lat. Uniemożliwia również dostateczny dopływ tlenu do gleby. Do skażenia gleb węglowodorami dochodzi najczęściej w wyniku eksploatacji złóż ropy naftowej oraz podczas jej transportu (np. na skutek uszkodzeń cystern przewożących paliwa ciekłe). Zagrożenie niesie także eksploatacja maszyn oraz pojazdów, których silniki są zasilane paliwami węglowodorowymi (benzyną, olejem napędowym). Wpływ związków z tej grupy na zdrowie człowieka i innych organizmów żywych zostanie omówiony w następnym dziale.

9.4. Sposoby zapobiegania chemicznej degradacji gleb

Przeciwdziałanie chemicznej degradacji gleb to wszelkie zabiegi mające na celu ograniczenie emisji różnych substancji chemicznych powodujących zanieczyszczenie środowiska przyrodniczego, w tym gleb. Głównym problemem są zanieczyszczenia wytwarzane przez zakłady przemysłowe. Dlatego ważne jest stosowanie w nich technologii pozwalających na redukcję emisji szkodliwych gazów oraz ścieków zawierających substancje przyczyniające się do degradacji środowiska. Do usuwania zanieczyszczeń gazowych oraz w procesach oczyszczania ścieków przemysłowych, oprócz oczyszczania mechanicznego (kraty, siatki, filtry), wykorzystuje się również reakcje chemiczne. Ich produkty mogą być odpowiednio zagospodarowane. Przykładem jest służący do pozyskiwania gipsu siarczan(VI) wapnia. Powstaje on w elektrociepłowniach w wyniku odsiarczania spalin (usuwanie tlenku siarki(IV)) z wykorzystaniem związków zawierających wapń (wapno palone).

Powstające w procesach przemysłowych odpady stałe, które często trafiają bezpośrednio do gleb, powinny być odpowiednio składowane bądź neutralizowane. Jeszcze do niedawna do składowania odpadów niebezpiecznych i radioaktywnych w glebach służyły mogilniki. Były to betonowe magazyny w ziemi lub zbiorniki w postaci studni lub bunkrów. Jednak ze względu na możliwość rozszczelnienia stanowiły zagrożenie dla fauny i flory. Obecnie składowanie odpadów w mogilnikach jest zabronione, a te istniejące są likwidowane. Niebezpieczne odpady są unieszkodliwiane (np. spalane, neutralizowane) lub przetwarzane w celu odzyskania materiałów do ponownego wykorzystania.

Zabiegi zapobiegające degradacji gleb powinny być stosowane także w przypadku zanieczyszczeń gazowych, ciekłych oraz stałych wytwarzanych w wyniku działalności gospodarczo-bytowej człowieka. Niezmiernie ważna jest świadomość, że każdy z nas przez racjonalną gospodarkę zasobami oraz odpadami

może przyczynić się nie tylko do przeciwdziałania degradacji gleb, lecz także do ochrony całego środowiska przyrodniczego.

Aby chronić gleby przed degradacją, należy racjonalnie używać substancji chemicznych w rolnictwie. Cel ten może być zrealizowany przede wszystkim przez ograniczenie stosowania w nadmiernych ilościach nawozów mineralnych oraz – w miarę możliwości – zastępowanie ich nawozami naturalnymi, zazwyczaj mało szkodliwymi. To samo dotyczy środków ochrony roślin – zwykle pestycydy pochodzenia syntetycznego są o wiele bardziej toksyczne od związków pochodzenia naturalnego.

Obecnie coraz więcej gospodarstw to tak zwane gospodarstwa ekologiczne, w których w ograniczonym stopniu stosuje się związki chemiczne podczas uprawy roślin, a głównie używa się substancji pochodzenia naturalnego. Warto jednak pamiętać, że gleby można przenawozić również nawozami pochodzenia naturalnego.

Gleby o dużym stopniu degradacji oraz zdewastowane muszą być poddawane **rekultywacji**. Celem rekultywacji jest przywrócenie glebom pierwotnych, naturalnych właściwości fizycznych, chemicznych oraz biologicznych. Uzyskuje się to na przykład przez ukształtowanie zniszczonej rzeźby terenu, umacnianie skarp podlegających erozji, nawadnianie bądź osuszanie gleb, ich napowietrzanie oraz nawożenie substancjami próchnicznymi.

PODSUMOWANIE

- Gleby mogą ulegać degradacji pod wpływem procesów naturalnie zachodzących w przyrodzie lub w wyniku działalności człowieka.
- Wyróżnia się fizyczną, biologiczną lub chemiczną degradację gleb.
- Chemiczna degradacja gleb następuje w wyniku nadmiernego gromadzenia się różnych substancji chemicznych w glebie.
- Wśród związków stanowiących najczęstszą przyczynę degradacji gleb możemy wyróżnić metale ciężkie, substancje mineralne oraz organiczne pochodzenia naturalnego lub antropogenicznego.
- Aby zapobiegać degradacji gleb, należy ograniczyć emisję szkodliwych związków chemicznych pochodzących z różnych źródeł.





POLECENIA KONTROLNE

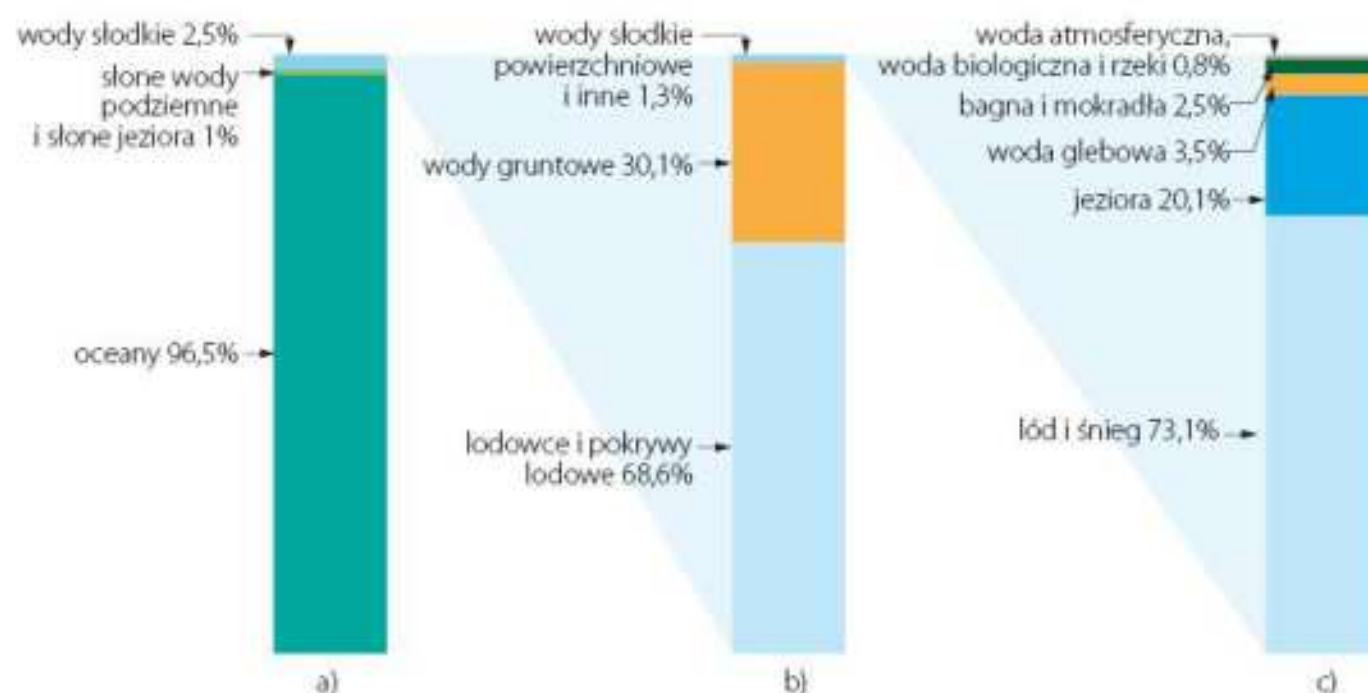
1. Wymień podstawowe źródła oraz główne rodzaje związków chemicznych powodujących degradację gleb.
2. Jony NO_3^- są bezpośrednio mało szkodliwe dla organizmu człowieka, mimo to wyznaczono ich dopuszczalne stężenia w różnych roślinach jadalnych. Uzasadnij, dlaczego spożywanie pokarmów roślinnych zawierających nadmierne ilości azotanów(V) może być niebezpieczne dla zdrowia człowieka.
3. Ołowica to choroba wywołana nagromadzeniem się w organizmie człowieka nadmiernej ilości jonów metalu przyczyniającego się do degradacji gleb. Znajdź w dostępnych źródłach, co stanowi przyczynę tej choroby oraz jakie są jej objawy.
4. Wymień wady i zalety stosowania nawozów oraz pestycydów podczas uprawy roślin.
5. 1 mol malationu (rys. 9.6) zawiera 64 g siarki. Oblicz stosunek masowy fosforu do siarki w tym związku.
6. Dopuszczalne stężenie jonów azotanowych(V) w szpinaku wynosi 2500 mg/1 kg (zob. tab. 9.2). Oblicz dopuszczalną masę [g] jonów azotanowych(V) zawartych w 5 tonach szpinaku.

10. Sposoby pozyskiwania wody pitnej

Być może nie zdajecie sobie sprawy z tego, że 1 na 10 osób na świecie nie ma dostępu do wody pitnej. Z danych opublikowanych w 2017 r. przez Światową Organizację Zdrowia oraz Fundusz Narodów Zjednoczonych na rzecz Dzieci wynika, że w takiej sytuacji znajduje się około 845 milionów ludzi. Szacuje się, że do 2050 r. zapotrzebowanie na wodę pitną wzrośnie o ponad 50%. Tymczasem światowe zasoby wody wciąż się zmniejszają wskutek zmian klimatu, uprzemysłowienia oraz nadmiernej emisji zanieczyszczeń z różnych źródeł. Dlatego tak ważna jest racjonalna gospodarka zasobami wodnymi oraz prowadzona na szeroką skalę ochrona wód.

10.1. Występowanie wody i jej znaczenie w przyrodzie

Woda to jedna z bardziej rozpowszechnionych substancji w przyrodzie. Występuje w trzech stanach skupienia: ciekłym, stałym oraz gazowym. Woda stanowi około 71% powierzchni Ziemi, a lądy – około 29%. Ponad 96,5% zasobów wszystkich wód w przyrodzie to słone wody mórz i oceanów, około 1% to słone wody podziemne oraz słone jeziora, a zaledwie 2,5% – wody słodkie (rys. 10.1).



Źródło: Igor Shiklomanov, *World Fresh Water Resources* [w:] *Water in Crisis: A Guide to the World's Fresh Water Resources*, red. P.H. Gleick, Oxford University Press, 1993.

Rys. 10.1. Zasoby wody na Ziemi: a) zasoby wody ogółem; b) zasoby wody słodkiej; c) zasoby wody słodkiej powierzchniowej i inne.

Zdecydowana większość zasobów wód słodkich (ponad 68,5%) jest zgromadzona w lodowcach i pokrywach lodowych, a pozostała część to wody gruntowe (około 30%) oraz wody powierzchniowe i inne wody słodkie, które stanowią niecałe 1,5%. Zasoby wody słodkiej powierzchniowej i innej obejmują: wodę w jeziorach, glebie, bagnach i mokradłach, rzekach, atmosferze oraz organizmach żywych.

Woda jest niezbędna do życia wszystkim organizmom na Ziemi. Zapewnia prawidłowy przebieg podstawowych procesów życiowych. Dla organizmów wodnych stanowi również środowisko, w którym bytują. Woda stanowi średnio około 70% masy organizmu człowieka. Człowiek – w zależności od indywidualnych potrzeb organizmu i warunków zewnętrznych (klimatycznych) – powinien dziennie dostarczać do organizmu od 1 do 2 litrów wody, wliczając w to wodę w pokarmach. Bez wody człowiek jest w stanie przeżyć około 3 dni, a bez jedzenia – około 3 tygodni.

10.2. Obieg wody w przyrodzie

Hydrosferą nazywamy powłokę Ziemi obejmującą wszystkie wody słodkie oraz słone występujące w przyrodzie w różnych stanach skupienia. Woda nieustannie przemieszcza się między hydrosferą, atmosferą oraz litosferą w zamkniętym cyklu nazywanym **obiegiem wody w przyrodzie** (rys. 10.2). Siłą napędową tego przemieszczania się wody w przyrodzie jest pochłanianie energii cieplnej pochodzącej ze Słońca oraz siła przyciągania ziemskiego.



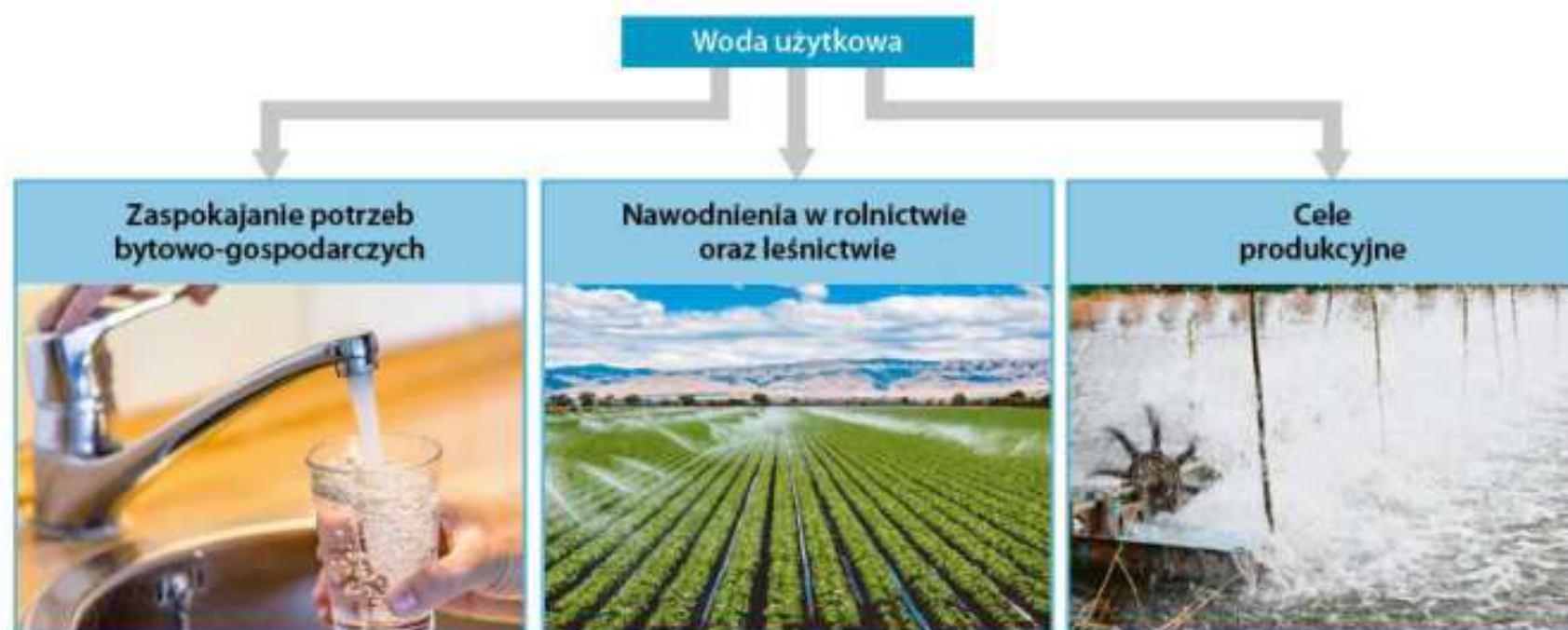
Rys. 10.2. Obieg wody w przyrodzie.

W pierwszej fazie cyklu pod wpływem promieniowania słonecznego woda parująca z powierzchni oceanów i mórz przedostaje się do atmosfery w postaci pary wodnej. Konsekwencją chłodzenia pary wodnej w wyższych warstwach atmosfery jest tworzenie się chmur, a następnie występowanie opadów atmosferycznych. W wyniku opadów znaczna część wody, która wyparowała, trafia ponownie do oceanów i mórz – zjawisko to nazywa się **małym obiegiem wody**. Około 20%

wody, która wyparowała z powierzchni oceanów i mórz, w wyniku działania wiatru, prądów morskich oraz fal przemieszcza się nad powierzchnię kontynentów. Tam ulega skropleniu, a następnie w postaci deszczu, śniegu oraz gradu opada na powierzchnię ziemi. Pewna ilość tej wody wsiąka w grunt (woda gruntowa), a następnie w wyniku spływu podziemnego zasila wody podziemne, stanowiące źródła zbiorników lądowych (rzek, jezior i innych), a częściowo – spływa z powrotem do oceanów i mórz. Pewną część wody gruntowej pobierają rośliny. Woda, której grunt nie był w stanie wchłonać, spływa powierzchniowo i zasila zbiorniki wód powierzchniowych, skąd następnie wraca do oceanów i mórz. Oba te procesy – spływu podziemnego oraz powierzchniowego – wchodzi w skład cyklu nazywanego **dużym obiegiem**. Część wody podlegającej spływowi powierzchniowemu wyparowuje i wraz z parą wodną wydalaną w procesach życiowych przez rośliny (transpiracja) może ponownie ulec skropleniu – tworzy się w ten sposób kolejny mały obieg. Znaczna część wód uwieczonych w lodowcach oraz pokrywach lodowych jest wyłączona z obiegu. Ilość wody krążąca w dużym obiegu jest mniej więcej stała i wynosi około 580 mln km³.

10.3. Zapotrzebowanie na wodę oraz zasoby wody słodkiej w Polsce

Człowiekowi woda jest potrzebna nie tylko do zaspokajania potrzeb bytowo-gospodarczych, w tym do picia, przygotowywania żywności, sprzątania, mycia naczyń, kąpieli, spłukiwania toalety oraz podlewania trawników, lecz także do wytwarzania różnych dóbr niezbędnych mu do życia. Woda ta jest nazywana **wodą użytkową**. Jest ona wykorzystywana w różnych sektorach gospodarki (rys. 10.3).



Rys. 10.3. Zapotrzebowanie na wodę użytkową w różnych sektorach gospodarki.

Roczne zasoby wody użytkowej w Polsce wynoszą około 200 km³. Co roku w Polsce zużywa się około 10–12 km³ wody, z czego około 70% zużywa przemysł, około 10% – rolnictwo oraz leśnictwo, a około 20% wykorzystuje się do zaspokajania potrzeb bytowo-gospodarczych (dane z 2018 r.).

Nie każda woda występująca na Ziemi nadaje się do celów użytkowych. Do tego celu jest wykorzystywana głównie **woda słodka**, czyli taka, w której łączna ilość substancji mineralnych nie przekracza 1 g/dm³. W niektórych krajach wysoko rozwiniętych z ograniczonym dostępem do wód słodkich wodę do celów użytkowych pozyskuje się przez **odsalanie wód słonych**. Jednak koszty pozyskiwania wody użytkowej z wód słonych są dość duże.

Zasoby wód słodkich na Ziemi są nierównomiernie rozmieszczone oraz zależne od warunków klimatycznych. Obecnie w wielu krajach Afryki, Azji oraz Ameryki Południowej dostęp do odpowiedniej jakości wody użytkowej stanowi poważny problem. Problem taki mają również niektóre kraje europejskie. Polska jest jednym z najuboższych krajów w Europie pod względem zasobności w wodę użytkową. Rocznie w przeliczeniu na jednego mieszkańca Polski przypada około 2,5 razy mniej wody niż wynosi średnia europejska. Z podobnym problemem borykają się również inne kraje europejskie: Hiszpania, Francja, Niemcy oraz Czechy.

10.4. Źródła i skład chemiczny wody przeznaczonej do celów użytkowych

Źródłem wody przeznaczonej do celów użytkowych są słodkie wody podziemne oraz powierzchniowe – w stanie nieprzetworzonym lub poddane zabiegom poprawiającym ich jakość nazywanym **uzdatnianiem wód**.

Wody podziemne to wszystkie wody zalegające pod powierzchnią ziemi. Ich skład chemiczny zależy od wielu czynników, takich jak: głębokość ich występowania pod powierzchnią ziemi, rodzaj gruntu, z którym pozostają w kontakcie, oraz temperatura. Znajdują się w nich rozpuszczone sole mineralne zawierające kationy sodu, wapnia, magnezu, aniony chlorkowe, siarczanowe oraz jony metali, a także rozpuszczone gazy – głównie tlen, tlenek węgla(IV) oraz siarkowodór. Wody zawierające duże ilości rozpuszczonych w nich soli mineralnych (nawet powyżej 1500 mg/dm³) nazywamy **wodami mineralnymi** – wiele z nich ma właściwości lecznicze (rys. 10.4).



Rys. 10.4. Solanki to wody mineralne zawierające duże ilości chlorku sodu, stosowane w leczeniu różnych chorób, m.in. układu oddechowego (inhalacje w tężniach solankowych), reumatycznych oraz dermatologicznych (kąpiele w solance).

W Polsce niecałe 20% wód wykorzystywanych do celów użytkowych to wody podziemne. Zalegają one głęboko pod powierzchnią ziemi. Zazwyczaj w wodach podziemnych nie występują mikroorganizmy chorobotwórcze. Ponadto, jeśli te wody są wystarczająco czyste chemicznie, to bez uzdatniania można je wykorzystać do celów użytkowych. Wody zalegające płytko pod powierzchnią ziemi są podatne na zanieczyszczenia wskutek przesiąkania wód z gleby, więc mają znikome znaczenie jako źródło wody użytkowej.

Wody powierzchniowe wykorzystywane do celów użytkowych to wody śródlądowe płynące (rzeki i strumienie) oraz wody stojące (głównie jeziora). Oprócz rozpuszczonych soli zawierają one wiele substancji nierozpuszczalnych pochodzenia organicznego (m.in. obumarłe i nieobumarłe szczątki roślin) i nieorganicznego (piasek, osady) – o różnym stopniu rozdrobnienia. Zawierają one również mikroorganizmy (bakterie, sinice, grzyby) oraz różne zanieczyszczenia powstające w wyniku działalności człowieka (m.in. związki metali ciężkich oraz pozostałości środków ochrony roślin) – z tego powodu ich skład chemiczny jest zróżnicowany.

Wody powierzchniowe (głównie rzeki) stanowią ponad 80% wszystkich wód wykorzystywanych do celów użytkowych w Polsce. Większość wód powierzchniowych przed użyciem musi być poddana procesom uzdatniania. Nie dotyczy to niezanieczyszczonych wód źródłanych.

10.5. Wskaźniki jakości wód do celów użytkowych oraz uzdatnianie wód

Woda użytkowa – w zależności od jej przeznaczenia – powinna mieć odpowiednią jakość. Podczas oceny jakości wód brane są pod uwagę ich następujące wskaźniki:

- biologiczne – ilość mikroorganizmów, głównie bakterii, glonów i sinic w wodzie,
- fizyczne – między innymi: temperatura, mętność, przezroczystość oraz barwa wody,
- chemiczne – między innymi: smak, zapach, odczyn roztworu, twardość wody oraz obecność jonów żelaza(II) oraz jonów manganu(II), a także jonów innych metali ciężkich, tlenu, tlenku węgla(IV), chlorków, amoniaku, azotanów, fosforanów, substancji organicznych (m.in. węglowodorów aromatycznych, środków ochrony roślin) i wielu innych.

Normy tych wskaźników są określone odpowiednimi przepisami prawa. Woda użytkowa, zależnie od przeznaczenia, musi spełniać różne wymagania jakościowe. Dla przykładu, woda do celów przemysłowych nie powinna zawierać aktywnego korozyjnie tlenku węgla(IV), a woda pitna nie powinna zawierać związków manganu i żelaza, które zmieniają smak, zapach, a także powodują mętność wód oraz powstawanie plam oraz zacieków na ubraniach podczas prania.

W celu poprawy wskaźników jakości wody użytkowej poddawana jest ona uzdatnianiu.

Uzdatnianie wody to wszystkie procesy technologiczne, którym jest poddawana woda użytkowa, prowadzące do zmiany jej składu biologicznego, fizycznego oraz chemicznego w celu uzyskania wody o wymaganej jakości (tab. 10.1).

Tab. 10.1. Wybrane cele, metody oraz sposoby realizacji uzdatniania wód

Cel	Metody	Sposoby realizacji
usunięcie drobnoustrojów	chlorowanie, ozonowanie, działanie promieniowania UV, działanie wysokiej temperatury	stosowanie chemicznych środków odkażających, lamp UV, podgrzewanie wód
usunięcie cząstek stałych o różnym stopniu rozdrobnienia	adsorpcja – osadzanie cząstek na powierzchni adsorbantów filtracja – osadzanie cząstek stałych na filtrach flotacja – wynoszenie cząstek na powierzchnię wody koagulacja – łączenie się cząstek w większe agregaty	stosowanie filtrów, w tym filtrów aktywnych, stosowanie adsorberów, napowietrzanie, dodatek substancji koagulujących (koagulantów)
usunięcie substancji rozpuszczonych w wodzie	reakcje strąceniowe, odżelazianie, usuwanie manganu, odgazowywanie, zmiękczenie wody	wytrącanie osadów substancji trudno rozpuszczalnych w wodzie, demineralizacja, ogrzewanie

Wodę uzdatnia się nie tylko w stacjach uzdatniania wód, bezpośrednio przed jej wprowadzeniem do sieci wodociągowej, lecz także można to robić samodzielnie – za pomocą komercyjnie dostępnych uzdatniaczy podłączonych do domowej sieci wodnej – zwłaszcza w gospodarstwach korzystających z własnych ujęć wody (np. studni; rys. 10.5).



Rys. 10.5. Przykładowy schemat przydomowej stacji uzdatniania wody.

Oprócz poprawy jakości wody może to przynieść wymierne korzyści.

PODSUMOWANIE

- Woda to substancja występująca powszechnie w przyrodzie, pokrywająca większość powierzchni Ziemi.
- Woda występuje w różnych stanach skupienia i krąży w zamkniętym cyklu nazywanym obiegiem wody w przyrodzie.
- Woda do celów użytkowych pozyskiwana z wód powierzchniowych oraz wód podziemnych musi spełniać odpowiednie kryteria jakościowe, regulowane normami oraz odpowiednimi przepisami prawa.
- Woda z różnych ujęć, zanim zostanie wykorzystana do zaspokajania potrzeb bytowo-gospodarczych człowieka, musi zostać uzdatniona.
- Na dużych obszarach lądów występuje niedobór wody.



POLECENIA KONTROLNE

1. Na podstawie danych z rysunku 10.1 oblicz, jaką część wszystkich wód słodkich stanowią rzeki. Wynik podaj w procentach.
2. Wymień najważniejsze wskaźniki brane pod uwagę podczas oceny jakości wód.
3. Wyjaśnij, na czym polega proces uzdatniania wody i wymień przykładowe procesy wykorzystywane w celu uzdatniania wód.
4. Wyszukaj w dostępnych źródłach informacje, co to są artezyjskie źródła wody.
5. Zastanów się, jakie czynności ty i twoja rodzina moglibyście podjąć w gospodarstwie domowym, by zmniejszyć zużycie wody. Uzgodnij pomysły z opiekunami i zapisz je w zeszycie.
6. W 1 dm^3 wody mineralnej znajduje się 1200 mg rozpuszczonych soli. Oblicz masę w $[\text{g}]$ soli zawartych w 300 cm^3 wody mineralnej.

11. Zanieczyszczenia i ochrona wód

Czy wiecie, jakie ilości plastiku – w przeliczeniu na masę – trafiają rocznie do mórz oraz oceanów? Szacuje się, że jest to około 8 milionów ton, czyli ponad 250 kilogramów w ciągu jednej sekundy. W wyniku działalności człowieka oprócz plastiku do wód powierzchniowych i podziemnych dostaje się wiele innych substancji chemicznych, które stanowią zagrożenie nie tylko dla prawidłowego funkcjonowania roślin i zwierząt, lecz także dla zdrowia i życia człowieka. Z tego powodu wody powinny być objęte odpowiednią ochroną przez ograniczenie działań prowadzących do ich zanieczyszczeń.

11.1. Rodzaje zanieczyszczeń wód

Jak wcześniej wspomniano, w zależności od rodzaju substancji obecnych w wodach można wyodrębnić różne rodzaje zanieczyszczeń wód (rys. 11.1).



Rys. 11.1. Rodzaje zanieczyszczeń wód.

Zanieczyszczenia fizyczne wód to wszystkie nierozpuszczalne w wodzie substancje stałe o różnym stopniu rozdrobnienia. Zanieczyszczenia o mniejszym stopniu rozdrobnienia tworzą zawiesiny. Mogą to być drobne cząstki obumarłych roślin oraz zwierząt, a także substancje pochodzenia mineralnego, na przykład cząstki gliny, piasek lub osady soli mineralnych. Zanieczyszczenia o większych rozmiarach stanowią fragmenty roślin, takie jak gałęzie drzew czy liście, a także wszystkie odpady pochodzące z działalności gospodarczo-bytowej człowieka, na przykład plastikowe butelki, puszki aluminiowe, opakowania szklane i wiele innych.

Zanieczyszczenia biologiczne obejmują wszystkie organizmy chorobotwórcze, których obecność w wodzie może zagrażać zdrowiu lub życiu człowieka. W wodzie – w zależności od miejsca występowania – znajdują się różne mikroorga-

nizmy, takie jak: bakterie, wirusy, sinice czy pasożyty w niej bytujące. Spożywanie takiej wody może być przyczyną wielu chorób, do których należą: biegunka, cholera, czerwotka, dur brzuszny, wirusowe zapalenie wątroby, zapalenie opon mózgowych i wiele innych. Na schorzenia wywołane przez organizmy chorobotwórcze obecne w wodzie zapadają ludzie w każdym miejscu na świecie. Jednak częściej występują one w krajach borykających się z problemami z dostępem do czystej wody, w których panują niedostateczne warunki sanitarne. Należy wziąć to pod uwagę, wybierając się w podróż zagraniczną.

Chemiczne zanieczyszczenia wód to wszystkie substancje w nich rozpuszczone w stanie stałym, ciekłym oraz gazowym, pochodzenia naturalnego oraz sztucznego, które mają szkodliwy wpływ na środowisko oraz zdrowie człowieka. Należą do nich głównie: kationy metali (m.in. ołowiu, kadmu, rtęci, cynku, glinu, żelaza), sole kwasów nieorganicznych (chlorki, azotany, siarczany, fosforany) oraz związki organiczne, takie jak: paliwa, oleje oraz smary, a także środki ochrony roślin i inne. Wody mogą też zawierać naturalnie występujące izotopy pierwiastków promieniotwórczych (np. potasu).

11.2. Źródła zanieczyszczeń wód – eutrofizacja wód

Zanieczyszczenia obecne w wodach mogą powstawać w sposób naturalny. Największe ich ilości są wytwarzane jednak w wyniku działalności bytowo-gospodarczej człowieka (rys. 11.2). Zanieczyszczenia przedostają się do wód bezpośrednio z gleb (np. nawozy, pestycydy), z powietrza (np. pyły, spaliny) oraz w postaci ścieków.



Rys. 11.2. Źródła zanieczyszczeń wód powstających w wyniku działalności bytowo-gospodarczej człowieka

Ściekami nazywamy wody zawierające zanieczyszczenia fizyczne, biologiczne oraz chemiczne powstające w wyniku zaspokajania potrzeb życiowych człowieka i procesów przemysłowych. W zależności od pochodzenia wyróżniamy różne rodzaje ścieków: bytowo-gospodarcze, przemysłowe, rolnicze oraz opadowe.

Ścieki bytowo-gospodarcze to wszystkie ścieki powstające w gospodarstwach domowych związane głównie z przygotowaniem posiłków, myciem naczyń, praniem, przestrzeganiem zasad higieny osobistej oraz załatwianiem potrzeb fizjologicznych. Zawierają one detergenty (środki czystości), substancje organiczne (resztki pokarmów) oraz mikroorganizmy (bakterie kałowe oraz pasożyty).

Ścieki przemysłowe powstają w wyniku różnych procesów technologicznych. Ich skład zależy od rodzaju wytwarzanych produktów. Na przykład ścieki pochodzące z zakładów zajmujących się przemysłem wydobywczym często są bardzo zasolone. Zazwyczaj (z wyjątkiem ścieków pochodzących z przemysłu spożywczego i nielicznych innych) nie stanowią zagrożenia epidemiologicznego, ale mogą zawierać substancje o działaniu toksycznym.

Ścieki rolnicze towarzyszą hodowli zwierząt, a także wiążą się ze stosowaniem środków ochrony roślin oraz nawozów naturalnych i sztucznych. W ich skład wchodzi związki organiczne i nieorganiczne. Mogą stanowić zagrożenie dla zdrowia człowieka, w tym największe ze wszystkich rodzajów ścieków zagrożenie epidemiologiczne (głównie obornik i gnojowica).

Ścieki opadowe to zanieczyszczone wody opadowe oraz wody roztopowe. Zawierają zarówno związki nieorganiczne (m.in. zanieczyszczenia powietrza, głównie tlenek węgla(IV), tlenki siarki, tlenki azotu oraz pyły), jak i związki organiczne (np. oleje, smary, paliwo z przemysłu transportowego).

Wytwarzanie ścieków jest konsekwencją zaspokajania potrzeb człowieka oraz wytwarzania różnych dóbr. Przed wprowadzeniem ścieków do środowiska przyrodniczego należy je oczyścić, aby nie zagrażały organizmom żywym.

11.3. Oczyszczanie ścieków

Procesy oczyszczania wód mogą następować samoistnie w przyrodzie lub być spowodowane celowymi zabiegami przeprowadzanymi przez człowieka z wykorzystaniem metod fizycznych, biologicznych oraz chemicznych. Procesy samoistnego oczyszczania wód w przyrodzie z udziałem mikroorganizmów nazywamy **samooczyszczaniem wód**. Procesy te zachodzą w przyrodzie bardzo wolno. Z kolei zanieczyszczenia ze ścieków komunalnych oraz przemysłowych są usuwane w oczyszczalniach ścieków.

Oczyszczalnia ścieków to zespół urządzeń oraz obiektów technologicznych służących do usuwania ze ścieków zanieczyszczeń fizycznych, biologicznych oraz chemicznych, a także unieszkodliwiania i zagospodarowywania odpadów stałych (osadów) powstających w oczyszczalniach (rys. 11.3).



a)



b)

Rys. 11.3. Widok z góry (a) oraz schemat (b) przykładowej oczyszczalni ścieków komunalnych.

W pierwszym etapie oczyszczania ścieki komunalne są poddawane **oczyszczaniu mechanicznemu**. Służą do tego:

- kraty i sita – zatrzymują substancje o dużym stopniu rozdrobnienia;
- piaskowniki – służą do usunięcia substancji stałych występujących w postaci ciężkich zawiesin (m.in. piasek, żużel, popiół);
- odtłuszczacze – usuwają tłuszcze pochodzenia roślinnego oraz zwierzęcego, a także produkty rafineryjne (benzynę, ropę, oleje);
- osadniki – stosuje się je w celu usunięcia z wody drobnych cząstek substancji zawieszonych w wodzie pochodzenia mineralnego i organicznego.

W kolejnym etapie ścieki są poddawane **oczyszczaniu biologicznemu**. Polega ono na wykorzystaniu zjawisk zachodzących w sposób naturalny w przyrodzie podczas **samooczyszczania wód**, lecz zachodzących w o wiele krótszym czasie. Dzięki oczyszczaniu biologicznemu ze ścieków zostają usunięte substancje pochodzenia organicznego (białka, cukry i inne). W tym celu ścieki poddaje się procesom napowietrzania w reaktorach biologicznych, a następnie działaniu mikroorganizmów (głównie bakterii i pierwotniaków), które odżywiają się tymi substancjami. **Ścieki są neutralizowane w procesach przemiany materii zachodzących w mikroorganizmach.** Prowadzi to do przyrostu masy mikroorganizmów, a następnie do wydalenia już nieszkodliwych produktów przemiany materii (tlenek węgla(VI), woda, sole mineralne). Proces taki nazywamy mineralizacją materii organicznej.

Chemiczne oczyszczanie ścieków ma na celu wyeliminowanie z nich wszystkich zanieczyszczeń, które nie zostały usunięte podczas oczyszczania mechanicznego

oraz biologicznego. Są to głównie mikroorganizmy oraz substancje o bardzo dużym stopniu rozdrobnienia, a także substancje rozpuszczone w ściekach. Podczas tego oczyszczania do ścieków dodaje się **różne substancje chemiczne** umożliwiające usuwanie zanieczyszczeń w różnych procesach fizycznych i chemicznych. Niektóre z tych metod poznaliście podczas omawiania sposobów uzdatniania wody pitnej (koagulacja, flotacja, strącanie, adsorpcja, chlorowanie i inne).

Wody oczyszczone w oczyszczalniach ścieków zostaną wprowadzone do środowiska naturalnego, jeśli spełniają odpowiednie kryteria. Aby ocenić, czy woda może trafić do środowiska, bada się dwa wskaźniki: chemiczne oraz biochemiczne zapotrzebowanie na tlen. Oba te wskaźniki są również stosowane do oceny jakości wód pitnych.

Chemiczne zapotrzebowanie na tlen (ChZT) to umowny wskaźnik jakości wód, informujący o zawartości w nich niektórych związków nieorganicznych (np. siarczanów(IV) soli żelaza(II), siarczków) oraz związków organicznych ulegających utlenianiu pod wpływem silnych utleniaczy. Im więcej takich zanieczyszczeń znajduje się w wodzie, tym wyższa wartość ChZT.

Biochemiczne zapotrzebowanie na tlen (BZT) to wskaźnik określający ilość tlenu potrzebną do rozkładu związków organicznych zawartych w jednostce objętości wody lub ścieków przy udziale mikroorganizmów w temperaturze 20°C. Ponieważ procesy te zachodzą w określonym czasie, podaje się liczbę dni potrzebną, by zaszły (liczbę dni podaje się w indeksie dolnym, np. BZT₅). Im więcej takich zanieczyszczeń znajduje się w wodzie, tym wyższa wartość BZT.

Warto pamiętać, że w wyniku procesów oczyszczania wód w oczyszczalniach powstają duże ilości substancji stałych w postaci osadów, które powinny być w odpowiedni sposób neutralizowane lub zagospodarowywane. Osady nieskażone chemicznie są poddawane między innymi procesom fermentacji, czyli rozkładu. Umożliwia to wytwarzanie biogazu – paliwa, które jest wykorzystywane do pozyskiwania energii. Osady powstające w wyniku oczyszczania biologicznego poddaje się również innym procesom przeróbki. Dla przykładu, w odpowiednich warunkach są one kompostowane, a następnie wykorzystywane jako nawóz będący cennym źródłem próchnicy oraz mikroelementów). Z wysuszonych osadów w procesie destylacji suchej powstają między innymi półkoks (materiał służący do wytwarzania paliwa) oraz substraty do otrzymywania wielu substancji chemicznych.

Oczyszczalnie ścieków przemysłowych są przystosowane do rodzaju zanieczyszczeń, które emituje dany zakład przemysłowy – z wykorzystaniem tych samych oraz innych, czasem bardziej skomplikowanych metod oczyszczania co podczas oczyszczania ścieków komunalnych. W Polsce jest około 1700 czynnych oczyszczalni ścieków (wg danych z 2019 r.).

11.4. Skutki zanieczyszczeń oraz ochrona wód

Ochrona wód obejmuje wszelkie zabiegi mające na celu ograniczenie wprowadzania do wód różnych odpadów, organizmów chorobotwórczych oraz substancji chemicznych powodujących ich degradację, czyli nieprzydatność do spożycia oraz zagrożenie dla zdrowia i życia organizmów w nich bytujących.

Fizyczne, biologiczne oraz chemiczne zanieczyszczenia wód wywołują szkodliwe skutki w środowisku przyrodniczym oraz mają różny wpływ na organizmy żywe. Spośród fizycznych zanieczyszczeń wód szczególny problem stanowią odpady z tworzyw sztucznych (rys. 11.4).



Rys. 11.4. Dryfujący w wodach oceanów oraz mórz plastik stanowi zagrożenie życia dla organizmów wodnych.

Zanieczyszczenie wód powierzchniowych odpadami z tworzyw sztucznych jest ogromne. Tworzywa sztuczne wolno rozkładają się w środowisku przyrodniczym, przez co ich całkowita ilość wciąż rośnie. Stanowią one niebezpieczeństwo dla zwierząt, które mogą je połknąć lub zatruć się toksycznymi substancjami uwalnianymi się z zanieczyszczeń. Każdego dnia ryby, żółwie, delfiny oraz wieloryby giną po spożyciu mikrocząstek i drobnych przedmiotów (np. słomek plastikowych) z tworzyw sztucznych. Dlatego właściwa gospodarka odpadami stałymi oraz ograniczenie stosowania materiałów z tworzyw sztucznych mają szczególne znaczenie dla ochrony wód.

Jedną z najczęstszych przyczyn wywołujących biologiczne skażenie wody wodociągowej, także w Polsce, są pałeczki okrężnicy (łac. *Escherichia coli*, czyt. eszerichia koli, rys. 11.5a). Bakterie te występują głównie w przewodzie pokarmowym zwierząt oraz człowieka, a do wód przedostają się wraz z wydzielinami (kałem oraz moczem). Pałeczki okrężnicy wytwarzają toksyny, które mogą powodować problemy z układem pokarmowym (biegunka, wymioty, ból brzucha), gorączkę oraz problemy z układem moczowym (uszkodzenia nerek).



a)



b)

Rys. 11.5. Bakterie pałeczki okrężnicy (a) oraz legionelli (b) widziane pod skaningowym mikroskopem elektronowym.

Inną często spotykaną w wodzie wodociągowej bakterią jest legionella (łac. *Legionella*) (rys. 11.5b). W środowisku naturalnym występuje ona w różnych zbiornikach wodnych – zwłaszcza w tych zanieczyszczonych chemicznie. Główne przyczyny jej występowania w wodzie wodociągowej to nieprawidłowy stan instalacji wodnej (osad), zaleganie wody w sieci przesyłowej oraz niedostateczna temperatura ciepłej wody wodociągowej. Legionella najintensywniej rozwija się w temperaturze około 40°C. Powinny o tym szczególnie pamiętać osoby mieszkające w gospodarstwach domowych, w których do podgrzewania wody używa się zasobników wody, na przykład bojlerów czy zbiorników wbudowanych w piece gazowe. By zmniejszyć ryzyko wystąpienia tej bakterii, urządzenia powinny podgrzewać wodę do temperatury co najmniej 55–60°C. Legionella wywołuje objawy podobne do grypy: suchy kaszel, gorączkę, bóle mięśni oraz głowy, a także problemy z układem pokarmowym.

Chemiczne zanieczyszczenia (związki metali ciężkich, nawozy, środki ochrony roślin) są najtrudniejsze do usunięcia z wód. Wprowadzenie różnych szkodliwych substancji do organizmów roślin, zwierząt oraz ludzi może powodować wiele chorób oraz stanowić zagrożenie dla ich życia (negatywny wpływ niektórych z tych substancji został opisany podczas omawiania procesu degradacji gleb). Zanieczyszczenia mogą również przedostawać się do wód w sposób niezamierzony – wskutek katastrof, awarii tankowców czy elektrowni jądrowych.

Chemiczne zanieczyszczenia wód przyczyniają się również do występowania innych negatywnych zjawisk w przyrodzie – między innymi eutrofizacji. **Eutrofizacja** (gr. *eutrophia* – dobre odżywianie) jest to proces nadmiernego wzbogacania się zbiorników wodnych w substancje odżywcze – głównie sole: azotany(V) i fosforany(V). Substancje te pochodzą ze ścieków rolniczych (nawozy) oraz bytowo-gospodarczych (detergenty oraz resztki produktów żywnościowych). Prowadzi to do nadmiernego rozwoju glonów i powoduje ich zakwity. W wyniku zakwitu

glonów zmniejsza się zawartość tlenu w wodzie w głębszych warstwach zbiornika oraz wytwarzają się substancje toksyczne, co przyczynia się do wymierania zwierząt, zwłaszcza ryb, oraz degradacji zbiorników wodnych (rys. 11.6).



Rys. 11.6. Eutrofizacja prowadzi do degradacji zbiorników wodnych, powodując ich wypływanie i przekształcanie w bagno lub torfowisko.

Poważny problem stanowi też zrzut wód podgrzanych powstających w wyniku procesów technologicznych, które wykorzystują wodę do chłodzenia (np. w elektrociepłowniach). Prowadzi to do zmniejszenia się ilości tlenu w wodzie oraz przyspieszenia procesu eutrofizacji.

Ochrona wód obejmuje szerokie działania organizacyjno-prawne oraz technologiczne. Działania prawne mają na celu ochronę wód odpowiednimi przepisami określającymi kryteria jakościowe, które musi spełniać woda do celów bytowo-gospodarczych, technologicznych oraz przemysłowych, a także jakości odprowadzanych ścieków. Ponadto, przepisy prawne zabraniają odprowadzania zanieczyszczeń do wód bez uzyskania zezwolenia.

Działania technologiczne polegają natomiast na wprowadzaniu nowych rozwiązań, tak aby zmniejszyć ilość zanieczyszczeń w ściekach. Taką możliwość dają na przykład racjonalna chemizacja rolnictwa, w tym zastępowanie toksycznych środków ochrony roślin substancjami mniej szkodliwymi oraz umiejętne nawożenie gleb, wytwarzanie detergentów i środków czystości ulegających biodegradacji, a także lokalizacja składowisk odpadów w bezpiecznych odległościach od ujęć wody pitnej oraz utrzymywanie czystości wokół zbiorników wodnych. Szczególnej ochronie podlegają wody podziemne, które zgodnie z obowiązującym prawem są przeznaczone przede wszystkim do celów konsumpcyjnych.



PODSUMOWANIE

- Wyróżniamy fizyczne, biologiczne oraz chemiczne zanieczyszczenia wód.
- Zanieczyszczenia przedostają się do wód bezpośrednio z gleby, powietrza lub ścieków.

- Ścieki to zanieczyszczone wody powstające w wyniku zaspokajania potrzeb gospodarczo-bytowych oraz przemysłowych.
- Oczyszczanie ścieków polega na przeprowadzeniu procesów fizycznych, biologicznych oraz chemicznych nadających wodzie właściwości, które umożliwią jej powrót do środowiska.
- W celu ochrony wód należy ograniczyć emisję zanieczyszczeń pochodzących z różnych źródeł oraz stosować nowoczesne technologie oczyszczania ścieków.

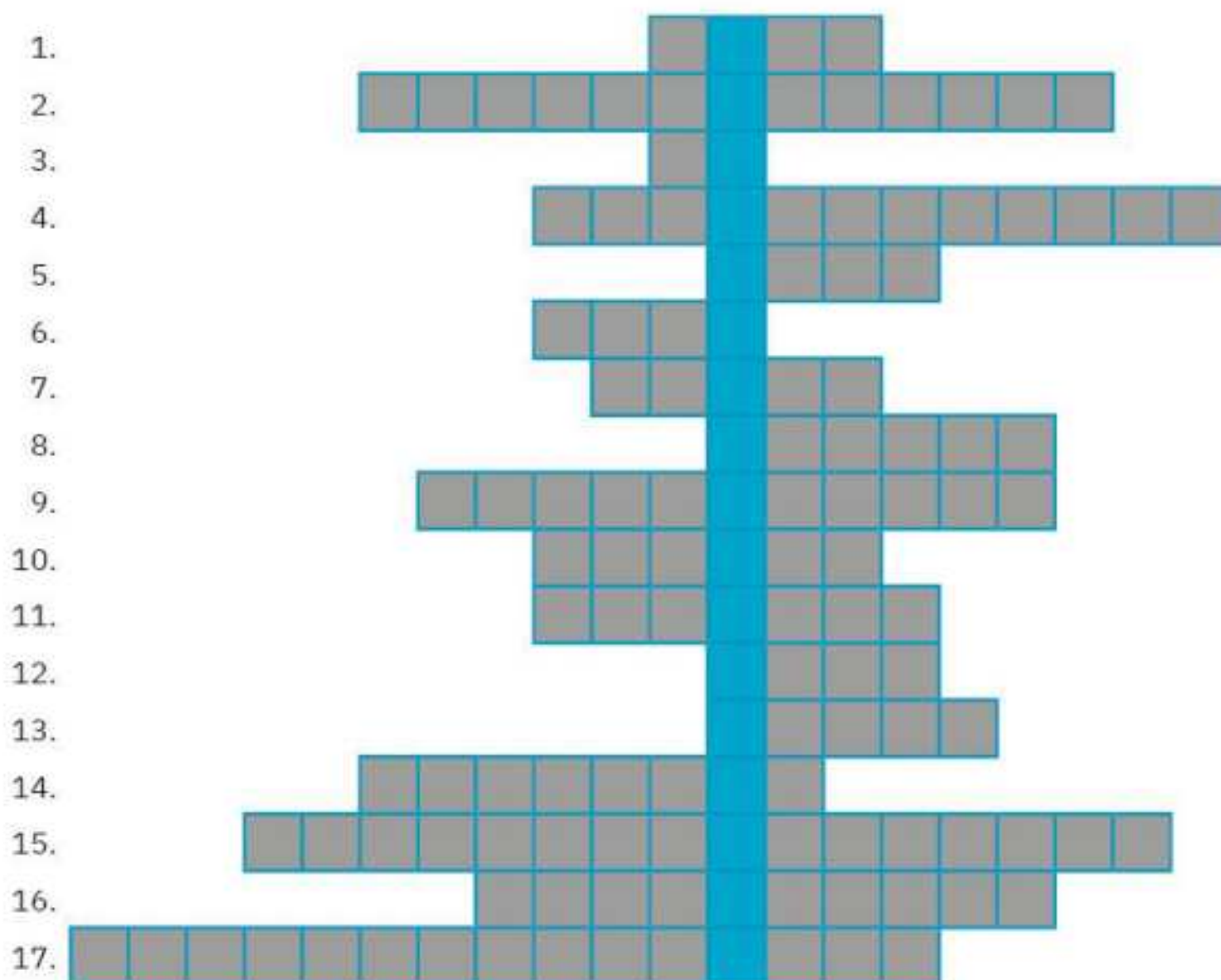
POLECENIA KONTROLNE



1. Wymień kolejne etapy oczyszczania wód w oczyszczalniach ścieków.
2. Połącz w pary rodzaje ścieków oraz odpowiadające im wartości BZT_5 . Odpowiedź zapisz w zeszycie.

I. odcieki ze składowisk odpadów	a) $BZT_5 = 400 \text{ mg/dm}^3$
II. oczyszczone ścieki komunalne	b) $BZT_5 = 2000 \text{ mg/dm}^3$
III. nieoczyszczone ścieki komunalne	c) $BZT_5 = 10 \text{ mg/dm}^3$
3. Uzasadnij, dlaczego zanieczyszczenie fosforanami(V) oraz azotanami(V) może być niebezpieczne dla wód powierzchniowych.
4. Potoczne nazwy choroby wywołanej przez bakterię *Legionella* to „choroba legionistów” lub „gorączka Pontiac”. Wyszukaj w dostępnych źródłach, skąd wzięły się te nazwy.
5. Przerysuj krzyżówkę do zeszytu i ją rozwiąż, korzystając z różnych dostępnych źródeł, w tym internetu. Podaj hasło.
 1. Jest niezbędna do prawidłowego funkcjonowania wszystkich organizmów żywych.
 2. ■ ścieków – miejsce, do którego trafiają ścieki komunalne.
 3. Jego wartość informuje o odczynie roztworów.
 4. Zjawisko powstające w wyniku nadmiernego wzbogacenia zbiorników wodnych – głównie w fosforany(V) oraz azotany(V).
 5. Pozostałość po oczyszczaniu ścieków.
 6. Używany do dezynfekcji wody.
 7. Służą do mechanicznego oczyszczania wód.
 8. Zanieczyszczone wody.
 9. ■ coli – bakteria niepożądana w wodzie.
 10. Naturalne oraz sztuczne – główne źródło zanieczyszczeń wód w wyniku działalności rolniczej.
 11. Ścieki ■ – deszcz i śnieg zmieszane z zanieczyszczeniami.
 12. Jeden z metali ciężkich. Dawniej służył do wytwarzania rur wodociągowych.

13. Z tej rzeki pozyskują wodę użytkową między innymi mieszkańcy stolicy naszego kraju.
14. Są „zatrudniane” do biologicznego oczyszczania wód.
15. Naturalnie zachodzący proces oczyszczania wód.
16. Osadza się w nim piasek w oczyszczalni.
17. Może być chemiczne, może być biochemiczne – na tlen.





**PALIWA – OBECNIE
I W PRZYSZŁOŚCI**

Niezależnie od tego, jakie w przyszłości będą źródła podstawowej energii, jeśli myślimy rozsądnie, powinniśmy sprawić, by nie wiązały się ze zużyciem żadnych materiałów.

Nikoła Tesla, 1900

Wytwarzanie energii – w postaci ciepła oraz prądu elektrycznego – jest jednym z podstawowych sposobów zaspokajania potrzeb życiowych człowieka. Energia służy do ogrzewania budynków, podgrzewania wody użytkowej, a także stanowi niezbędny element w przebiegu wielu procesów przemysłowych oraz zasilania maszyn i pojazdów. Najczęściej energię pozyskuje się w wyniku spalania paliw kopalnych: węgla kopalnych, ropy naftowej oraz gazu ziemnego – w stanie przetworzonym lub nieprzetworzonym. Ich głównymi składnikami są węgiel pierwiastkowy oraz związki węgla i wodoru nazywane węglowodorami, które powszechnie występują w przyrodzie. Wśród węglowodorów możemy wyróżnić różne grupy związków – o zróżnicowanej budowie oraz właściwościach. Oprócz tego, że stanowią one źródła energii, są niezbędne do otrzymywania wielu cennych substancji używanych w życiu codziennym.

Paliwa kopalne należą do surowców trudno odnawialnych, a w wyniku ich spalania powstaje wiele produktów mających niekorzystny wpływ na środowisko naturalne. Z powyższych powodów – wobec zmniejszających się zasobów paliw kopalnych – poszukiwanie alternatywnych źródeł energii oraz ocena ich wpływu na środowisko naturalne stały się koniecznością.

12. Węglowodory – wiadomości ogólne. Alkany – budowa, właściwości oraz zastosowania

Czy wiecie, że w przypadku większej zawartości atomów węgla wzór sumaryczny nie odnosi się do jednego, konkretnego związku? Na przykład wzór alkanu $C_{16}H_{34}$ obejmuje ponad 10 000 węglowodorów o różnej budowie. Zjawisko takie nazywamy izomerią, a związki o tym samym składzie i różnej budowie – izomerami. Alkany to związki szeroko rozpowszechnione w przyrodzie. Są one między innymi składnikami gazu ziemnego oraz ropy naftowej, ale znalazły zastosowanie nie tylko jako paliwa, lecz także służą do wytwarzania wielu przedmiotów codziennego użytku.

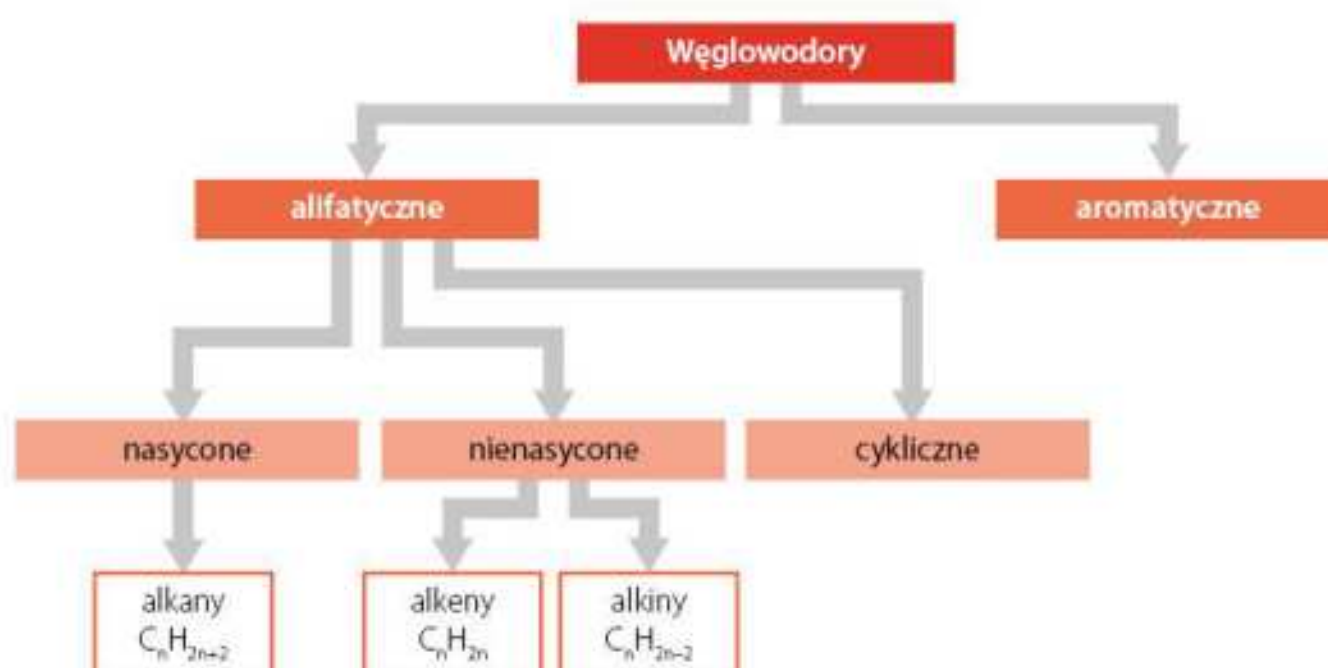
12.1. Węglowodory – wiadomości ogólne

Związki zawierające węgiel – czasem o złożonej budowie – stanowią oddzielną grupę związków zwanych **związkami organicznymi**, a dział chemii zajmujący się tymi związkami nazywamy **chemią organiczną**. Do związków organicznych nie wlicza się prostych związków węgla należących do związków nieorganicznych – między innymi siarczków, tlenków, węglików oraz soli kwasu węglowego, czyli węglanów.

Dawniej za związki organiczne uważano wszystkie związki zawierające węgiel, wytwarzane w organizmach żywych. Według obowiązującej wówczas teorii chemicznej związków tych nie można otrzymać przez syntezę w laboratorium. Przetłomu dokonał w 1828 r. niemiecki chemik Friedrich Wöhler (czyt. fridriś weler). Próbował on otrzymać nieorganiczny związek – izocyjanian amonu NH_4NCO , a po krystalizacji otrzymanej substancji stwierdził, że jest to od dawna już znany mocznik $CO(NH_2)_2$ – produkt przemiany materii organizmów zwierzęcych. Od tego momentu zaczęła się dynamicznie rozwijać synteza organiczna.

Obecnie chemicy potrafią otrzymać zarówno bardzo skomplikowane substancje występujące w przyrodzie, jak i takie, które w niej nie występują, na przykład polimery.

Węglowodory to – jak wskazuje sama nazwa – związki organiczne zbudowane z atomów węgla oraz wodoru. Atomy węgla w węglowodorach łączą się między sobą w łańcuchy lub pierścienie wiązaniami pojedynczymi lub wielokrotnymi, co jest jednym z kryteriów ich podziału na grupy (rys. 12.1).

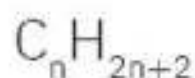


Rys. 12.1. Podział węglowodorów w zależności od ich budowy.

Do węglowodorów alifatycznych należą węglowodory o budowie łańcuchowej oraz o budowie cyklicznej. Wśród węglowodorów o budowie łańcuchowej wyróżniamy **węglowodory nasycone**, czyli takie, w których między atomami węgla występują wiązania pojedyncze, czyli **alkany**, oraz **węglowodory nienasycone** – zawierające między atomami węgla w łańcuchu co najmniej jedno wiązanie wielokrotne: podwójne, czyli **alkeny**, lub potrójne, czyli **alkiny**. Do węglowodorów alifatycznych są również zaliczane **węglowodory cykliczne**, które mogą zawierać tylko wiązania pojedyncze lub wiązania pojedyncze i wielokrotne. Oddzielną grupę stanowią węglowodory aromatyczne, które zawierają wiązanie zdelokalizowane między atomami węgla tworzącymi pierścień – nazywane **arenami**.

12.2. Alkany – wzór ogólny i nazewnictwo

Alkany to węglowodory nasycone, czyli takie, w których między atomami węgla występują wyłącznie wiązania pojedyncze, o ogólnym wzorze sumarycznym:



gdzie n to liczba naturalna większa od 0 ($n > 0$), określająca liczbę atomów węgla w łańcuchu węglowodorowym.

Węglowodory o takiej samej budowie chemicznej i podobnych właściwościach, których cząsteczki różnią się o jedną lub więcej grup $-\text{CH}_2-$, mające taki sam ogólny wzór sumaryczny, nazywamy **szeregiem homologicznym**. W szeregu homologicznym węglowodory są uporządkowane według wzrastającej liczby atomów węgla i nazywane **homologami**.

Wzory sumaryczne alkanów tworzy się, wykorzystując wzór ogólny w taki sposób, że za n podstawia się kolejne liczby naturalne. Gdy alkan zawiera jeden atom węgla, to $n = 1$ i jego wzór sumaryczny przyjmuje postać: $C_1H_{2 \cdot 1 + 2}$, czyli C_1H_4 . Ponieważ we wzorze sumarycznym nie zapisuje się cyfry 1, to wzór sumaryczny tego alkanu to: CH_4 . Jeśli alkan zawiera dwa atomy węgla ($n = 2$), to wzór sumaryczny alkanu przyjmuje postać: $C_2H_{2 \cdot 2 + 2}$, czyli C_2H_6 . Analogicznie tworzy się wzory sumaryczne pozostałych alkanów (tab. 12.1).

Alkany to węglowodory, których nazwa zawiera końcówkę **-an** – tak jak w nazwie alkan. Cztery pierwsze alkany w szeregu homologicznym mają nazwy: metan, etan, propan oraz butan. Nazwy alkanów zbudowanych z nierozgałęzionych łańcuchów węglowych, zawierających pięć lub więcej atomów węgla, tworzy się od nazw liczebników głównych w języku greckim, określających liczbę atomów węgla w cząsteczce (np. penta – od liczebnika pięć, hekso – sześć, hepta – siedem, okta – osiem), dodając końcówkę **-an**, na przykład pentan, heksan, heptan, oktan itd. (rys. 12.1).

Tab. 12.1. Nazwy oraz wzory wybranych alkanów

Liczba atomów węgla n	Nazwa związku	Wzór sumaryczny	Wzór półstrukturalny	Wzór strukturalny
1	metan	CH_4	CH_4	<pre> H H - C - H H </pre>
2	etan	C_2H_6	CH_3-CH_3	<pre> H H H - C - C - H H H </pre>
3	propan	C_3H_8	$CH_3-CH_2-CH_3$	<pre> H H H H - C - C - C - H H H H </pre>
4	butan	C_4H_{10}	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$	<pre> H H H H H - C - C - C - C - H H H H H </pre>
5	pentan	C_5H_{12}	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	<pre> H H H H H H - C - C - C - C - C - H H H H H H </pre>

Na podstawie nazwy alkanu można ustalić jego wzór sumaryczny.

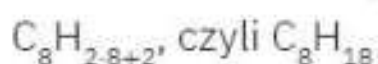


PRZYKŁAD 12.1.

Podaj wzór sumaryczny oktanu.

Rozwiązanie:

a) Z nazwy alkanu wynika, że pochodzi ona od liczebnika okta, zatem ten alkan zawiera osiem atomów węgla. Po podstawieniu do wzoru ogólnego alkanów wartości $n = 8$ otrzymujemy:



Odpowiedź: Wzór sumaryczny oktanu to C_8H_{18} .

Znając wzór sumaryczny alkanu o łańcuchu nierozgałęzionym, można określić jego nazwę.



PRZYKŁAD 12.2.

Podaj nazwę alkanu o łańcuchu nierozgałęzionym, o wzorze sumarycznym C_6H_{14} .

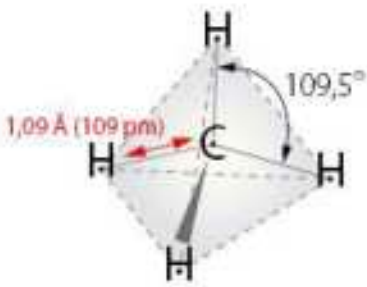
Rozwiązanie:

Na podstawie wzoru sumarycznego ustalamy liczbę atomów węgla w cząsteczce. Alkan zawiera 6 atomów węgla, więc w nazwie tego związku musi się znaleźć liczebnik hekso. Nazwa tego węglowodoru to heksan.

Odpowiedź: Nazwa alkanu o wzorze sumarycznym C_6H_{14} to heksan.

12.3. Budowa, właściwości oraz zastosowania alkanów

Węglowodorem o najprostszej budowie jest metan CH_4 . W cząsteczce metanu każdy atom węgla jest połączony z czterema atomami wodoru przez pojedyncze wiązanie kowalencyjne spolaryzowane (różnica elektroujemności w skali Paulinga między atomem węgla a atomem wodoru wynosi $\Delta E = 2,5 - 2,1 = 0,4$). Cząsteczka metanu ma kształt czworościanu foremnego, w którego środku znajduje się atom węgla, a w jego wierzchołkach znajdują się atomy wodoru (rys. 12.2).

Wzór elektronowy kropkowy	Budowa cząsteczki
$ \begin{array}{c} H \\ \\ H : \ddot{C} : H \\ \\ H \end{array} $	

Rys. 12.2. Wzór elektronowy kropkowy oraz budowa cząsteczki metanu.

Atomy węgla w alkanach nierozgałęzionych – zaczynając od propanu – tworzą zygzakowate łańcuchy wynikające z tetraedrycznej budowy atomu węgla (rys. 12.3).



Rys. 12.3. Modele kulkowe cząsteczek: etanu (a), propanu (b) oraz heptanu (c).

W szeregu homologicznym alkanów o łańcuchach nierozgałęzionych właściwości fizyczne zmieniają się w charakterystyczny sposób – wraz ze wzrostem masy cząsteczkowej, a ich właściwości chemiczne są zbliżone.

Alkany te mają różny stan skupienia w zależności od liczby atomów węgla w cząsteczce i różne zastosowania (tab. 12.2).

Tab. 12.2. Właściwości alkanów o łańcuchach nierozgałęzionych w zależności od liczby atomów węgla w cząsteczce (w temperaturze pokojowej)

Liczba atomów węgla w cząsteczce węglowodoru n	$1 \leq n \leq 4$	$5 \leq n \leq 17$	$n > 17$
Stan skupienia	gazowy	ciekły	stały
Zastosowania	paliwa gazowe: gaz ziemny, gaz LPG	paliwa ciekłe: benzyna, olej napędowy	świece, kosmetyki, smary
Przykład związku	butan C_4H_{10}	oktan C_8H_{18}	oktadekan $C_{18}H_{38}$

Wraz ze wzrostem liczby atomów węgla w cząsteczce rosną ich temperatury wrzenia, a tym samym zmienia się ich stan skupienia. Alkany posiadające łańcuchy nierozgałęzione zawierające od 1 do 4 atomów węgla to substancje w gazowym stanie skupienia, zawierające od 5 do 16 atomów węgla są cieczami, zawierające powyżej 17 atomów węgla w cząsteczce są ciałami stałymi.

Alkany są mało aktywne chemicznie. Wśród nich największą reaktywnością wykazują się węglowodory o najprostszej budowie, zawierające małą liczbę atomów węgla: metan, etan, propan. Reaktywność kolejnych węglowodorów maleje wraz ze zwiększającą się masą cząsteczkową w szeregu homologicznym.

Doświadczenie

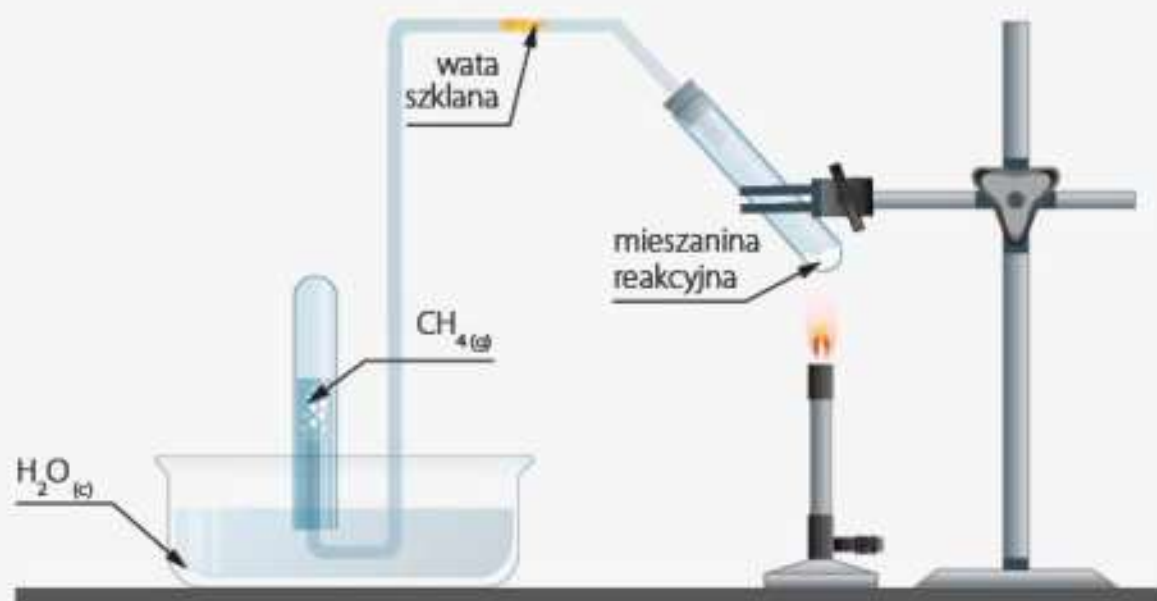
Otrzymywanie metanu oraz badanie jego właściwości chemicznych

Uwaga: Doświadczenie należy wykonywać w okularach ochronnych, zachowując ostrożność ze względu na możliwość wybuchowego przebiegu spalania metanu.

Przebieg doświadczenia:

a) W moździerzu porcelanowym zmieszaj 2 g wysuszonego octanu sodu, 2 g wodorotlenku sodu i 2 g wodorotlenku wapnia i otrzymaną mieszaninę przenieś do probówki. Probówkę zamknij korkiem z rurką odprowadzającą, a w krystalizatorze z wodą umieść do góry dnem probówkę z wodą tak, by koniec rurki odprowadzającej znajdował się w probówce (rys. 12.4). W rurce odprowadzającej umieść niewielką ilość waty szklanej, która będzie zapobiegała przedostaniu się substratów reakcji do krystalizatora. Zachowując ostrożność, zawartość probówki intensywnie ogrzewaj i zbierz wydzielający się gaz do trzech probówek (pełne probówki).

b) Do pierwszej próbówki dodaj około 5 cm^3 świeżo sporządzonej wody bromowej (np. otrzymanej w wyniku kilkunastominutowej elektrolizy wodnego roztworu KBr), a do drugiej około 5 cm^3 świeżo sporządzonego, rozcieńczonego roztworu manganianu(VII) potasu (otrzymanego przez rozpuszczenie kilku kryształów KMnO_4 w wodzie – do momentu osiągnięcia jasnoróżowo-fioletowego zabarwienia). Probówki zatkać korkiem i ich zawartość wstrząsaj. Zaobserwuj, czy w probówkach zachodzą zmiany barwy roztworów. Zapalonym łuczywem sprawdź ostrożnie w ostatniej z probówek, czy otrzymany gaz ulega reakcji spalania. Po zakończonej reakcji spalania probówkę zatkać korkiem i odczekaj, aż ostygnie. Następnie wlej do probówki niewielką ilość wody wapiennej, zatkać probówkę korkiem i wstrząsaj.

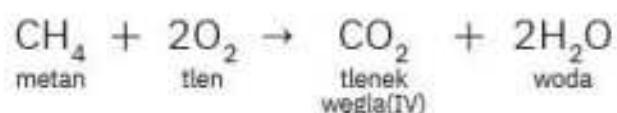


Rys. 12.4. Schemat aparatury służącej do otrzymywania metanu.

Obserwacje:

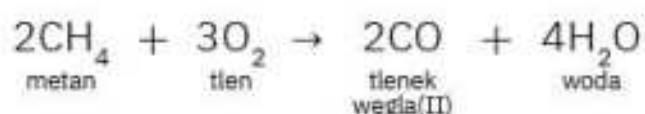
W wyniku ogrzewania mieszanina reakcyjna zmienia kolor na brunatny oraz wydziela się bezbarwny gaz. Wydzielający się gaz nie powoduje odbarwienia wody bromowej oraz roztworu manganianu(VII) potasu. Gaz ten ulega reakcji spalania, w wyniku której powstaje produkt gazowy powodujący zmętnienie wody wapiennej.

Metan jest lżejszym od powietrza, bezbarwnym, bezwonny gazem praktycznie nierozpuszczalnym w wodzie. Ma on niskie temperatury topnienia (ok. -183°C) oraz wrzenia (ok. -162°C). Z powietrzem tworzy mieszaninę wybuchową. W nadmiarze tlenu metan spala się bladoniebieskim płomieniem, a produktami tej reakcji są tlenek węgla(IV) oraz woda (para wodna):



Reakcję spalania alkanów, której produktami są tlenek węgla(IV) oraz woda (para wodna), nazywamy **spalaniem całkowitym**. Powstający w wyniku tej reakcji tlenek węgla(IV) powoduje zmętnienie wody wapiennej.

W przypadku ograniczonego dostępu do tlenu metan spala się żółtym płomieniem i ma miejsce **spalanie niecałkowite**. Produktami tej reakcji, oprócz pary wodnej, są – w zależności od ilości tlenu – tlenek węgla(II):



lub węgiel pierwiastkowy w postaci sadzy:



W wyniku spalania węglowodorów wydzielana jest znaczna ilość energii w postaci ciepła.

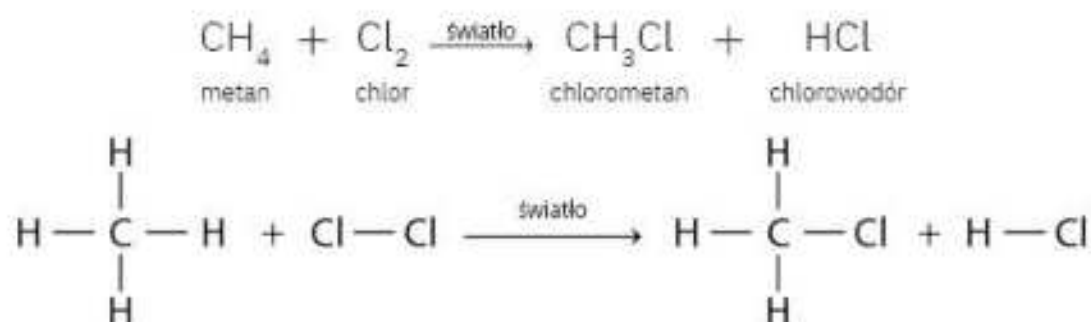
W analogiczny sposób spalaniu ulegają alkaniny zawierające większą liczbę atomów węgla w cząsteczce.

Reakcje spalania alkanów są **reakcjami egzoenergetycznymi**, czyli w ich wyniku wydzielają się duże ilości ciepła. Dlatego stanowią one źródło energii. Wykorzystanie alkanów jako paliw wiąże się z powstawaniem dużych ilości tlenku węgla(IV), który w nadmiernych ilościach może mieć niekorzystny wpływ na środowisko przyrodnicze (zostanie to omówione w dalszej części podręcznika). Szczególnie niebezpieczne dla zdrowia i życia człowieka jest spalanie niecałkowite alkanów, gdyż w jego wyniku powstaje tlenek węgla(II) CO. Gaz ten jest nazywany „cichym zabójcą”, ponieważ nie ma wyczuwalnego zapachu. Niebezpieczeństwo jego powstawania występuje w słabo wentylowanych pomieszczeniach, gdzie znajdują się piece, w których są spalane paliwa w celu ogrzewania domów oraz podgrzewania wody użytkowej – zwłaszcza piece gazowe. Często piece znajdują się w małych pomieszczeniach (np. w łazienkach) i zużywają stosunkowo dużą objętość tlenu (ok. 5 razy większą objętość powietrza na jedną objętość gazu). Przy złej wymianie powietrza (wentylacji) może spowodować to cofanie się gazów spalinowych do pomieszczenia. Osoba przebywająca w tym czasie w takim pomieszczeniu (np. podczas kąpieli w wannie) może ulec zatruciu. Tlenek węgla(II) nieodwracalnie łączy się z hemoglobina, blokując wymianę tlen-tlenek węgla(IV) w mięśniach

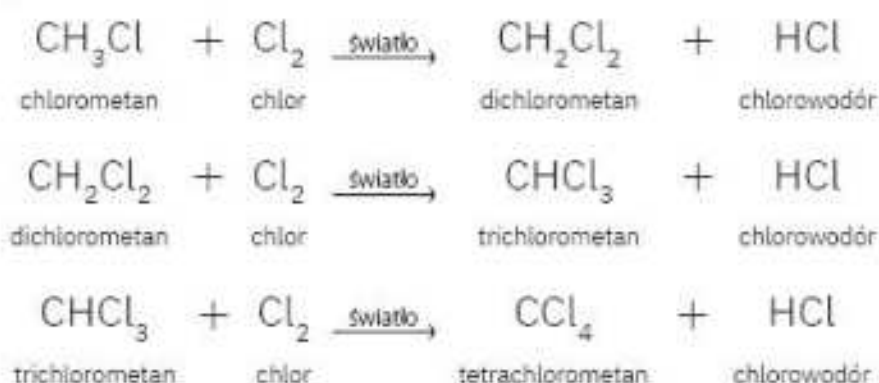
i płucach, co może prowadzić do śmierci. Dlatego też należy ciągle przypominać o tym niebezpieczeństwie i przed nim ostrzegać.

Metan jest związkiem słabo reaktywnym – tak jak wszystkie alkany nie reaguje z wodą bromową oraz roztworem manganianu(VII) potasu.

W wyniku ogrzewania lub pod wpływem światła widzialnego reaguje z chlorem:



Produktem tej reakcji są chlorometan oraz chlorowódor. Może ona przebiegać dalej, aż do momentu, gdy wszystkie atomy wodoru w cząsteczce metanu zostaną podstawione przez atomy chloru:



W każdej z tych reakcji jeden atom wodoru zostaje zastąpiony (podstawiony) przez jeden atom chloru. Reakcję, w której jeden atom zostaje zastąpiony przez inny atom, nazywamy **reakcją podstawienia** (inaczej: **reakcją substytucji**).

Jednowartościowe grupy atomów powstałe w wyniku odjęcia od cząsteczki alkanu jednego atomu wodoru nazywamy grupami alkilowymi (tab. 12.3). Ich nazwy tworzy od nazw alkanów, zamieniając końcówkę **-an** na **-yl**.

Począwszy od propanu, w zależności od położenia atomu węgla w łańcuchu węglowodorowym, od którego odjęty został atom wodoru, można otrzymać więcej niż jedną grupę alkilową o tym samym wzorze sumarycznym, ale o różnej budowie, na przykład w przypadku propanu można otrzymać grupę propylową lub propan-2-ylową (zwyczajowo: izopropylową) (tab. 12.3).

Tab. 12.3. Nazwy i wzory wybranych grup alkilowych

Nazwa węglowodoru	Wzór węglowodoru	Nazwa grupy	Wzór sumaryczny oraz strukturalny grupy	
metan	CH ₄	grupa metylowa	-CH ₃	$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ -\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} $

Nazwa węglowodoru	Wzór węglowodoru	Nazwa grupy	Wzór sumaryczny oraz strukturalny grupy	
etan	C_2H_6	grupa etylowa	$-C_2H_5$	$\begin{array}{c} H & H \\ & \\ -C & -C-H \\ & \\ H & H \end{array}$
propan	C_3H_8	grupa propylowa		$\begin{array}{c} H & H & H \\ & & \\ -C & -C & -C-H \\ & & \\ H & H & H \end{array}$
		grupa propan-2-ylowa (izopropylowa)	$-C_3H_7$	$\begin{array}{c} H \\ \\ H-C-H & H \\ & \\ -C & -C-H \\ & \\ H & H \end{array}$

12.4. Izomeria łańcuchowa alkanów. Zastosowania alkanów

Badania nad alkanami doprowadziły do odkrycia, że w przypadku węglowodorów zawierających powyżej trzech atomów węgla w cząsteczce istnieje więcej niż jeden węglowódor o tym samym wzorze sumarycznym (tab. 12.4).

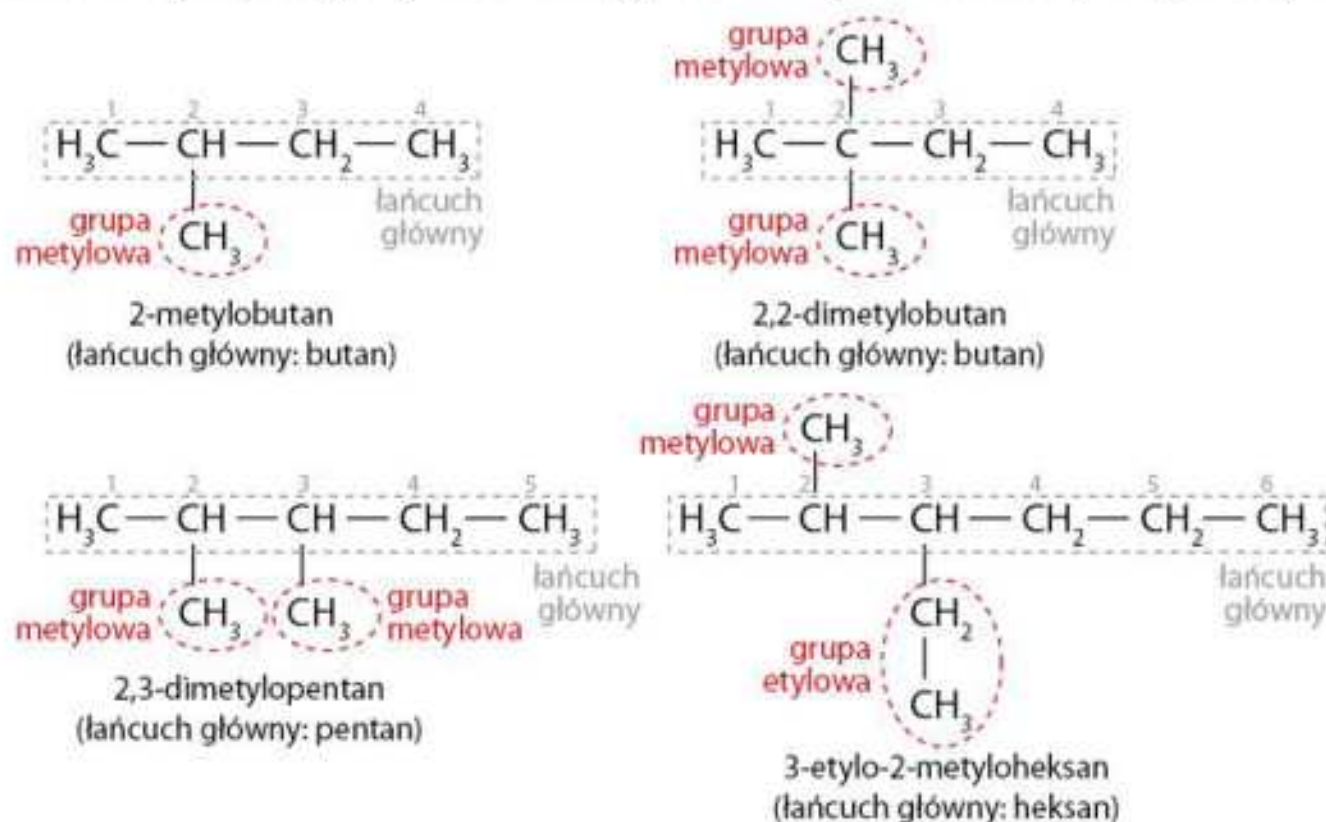
Tab. 12.4. Budowa oraz wybrane właściwości fizyczne izomerów butanu

Wzór sumaryczny	C_4H_{10}	
Wzór półstrukturalny (z podaną numeracją atomów węgla w łańcuchu węglowym)	$\begin{array}{cccc} 1 & 2 & 3 & 4 \\ H_3C & -CH_2 & -CH_2 & -CH_3 \end{array}$	$\begin{array}{ccc} 1 & 2 & 3 \\ H_3C & -CH & -CH_3 \\ & & \\ & CH_3 & \end{array}$
Nazwa związku	butan	2-metylopropan
Stan skupienia oraz barwa	bezbarwny gaz	bezbarwny gaz
Temperatura krzepnięcia	$-1^\circ C$	$-12^\circ C$
Temperatura topnienia	$-138^\circ C$	$-160^\circ C$

Izomeria – zjawisko istnienia dwóch lub więcej związków chemicznych o takim samym wzorze sumarycznym, które mogą różnić się właściwościami fizycznymi i chemicznymi; takie związki nazywamy **izomerami**.

Izomery alkanów różnią się budową łańcucha węglowodorowego, który może być nierozgałęziony lub rozgałęziony. Taki rodzaj izomerii nazywamy **izomerią łańcuchową**. Nazwy alkanów rozgałęzionych tworzy się w taki sposób, że wybiera się najdłuższy nierozgałęziony łańcuch węglowy w cząsteczce węglowodoru, nazywany łańcuchem głównym. Trzon nazwy alkanu rozgałęzionego (rys. 12.5) ustala się na podstawie liczby atomów węgla w łańcuchu głównym alkanu

nierozgałęzionego. Pozostałe atomy węgla tworzą łańcuchy boczne nazywane podstawnikami, które stanowią grupy alkilowe. Jeśli w cząsteczce węglowodoru można wyróżnić dwa łańcuchy (lub więcej) o takiej samej liczbie atomów węgla, to jako łańcuch główny wybiera się ten, który zawiera największą liczbę podstawników (rozgałęzień). Łańcuch główny numeruje się w taki sposób, by numery atomów węgla, przy których znajdują się podstawniki, miały jak najniższe wartości. Liczby określające położenie podstawnika oddziela się łącznikiem od nazwy podstawnika, tak jak liczby i nazwy podstawników przy kolejnych atomach węgla, na przykład 2-metylobutan (rys. 12.5). Jeżeli mamy dwa lub więcej takich samych podstawników, w nazwie wymienia się numer atomu węgla, przy którym się znajdują, a nazwę poprzedza się przedrostkiem określającym liczbę tych podstawników: di (od dwa), tri (trzy), tetra (cztery) itd., na przykład 2,2-dimetylobutan, 2,3-dimetylopentan (rys. 12.5). Jeżeli w cząsteczce znajdują się różne podstawniki, wymienia się je w kolejności alfabetycznej, na przykład 3-etylo-2-metyloheksan (rys. 12.5). Jeżeli dwa lub większa liczba podstawników zajmują równoważne pozycje, przyjmuje się, że grupa wymieniana pierwsza w nazwie znajduje się przy atomie węgla o niższym numerze porządkowym.



Rys. 12.5. Wzory półstrukturalne oraz nazwy przykładowych alkanów rozgałęzionych.

Zjawisko izomerii łańcuchowej dotyczy wszystkich węglowodorów zawierających co najmniej cztery atomy węgla w cząsteczce.

Alkany znajdują szerokie zastosowanie w życiu codziennym. Dla przykładu, metan to główny składnik gazu ziemnego służącego do ogrzewania domów oraz wody użytkowej, heptan jest stosowany jako rozpuszczalnik oraz znajduje zastosowanie w przemyśle farmaceutycznym przy produkcji leków, a mieszaniną alkanów w stałym stanie skupienia jest parafina, używana do produkcji świec, jako dodatek do kosmetyków, smarów oraz osłonek serów i innych produktów żywnościowych.

Cennymi źródłami alkanów są gaz ziemny, ropa naftowa oraz węgiel kamienny, które w formie nieprzetworzonej lub przetworzonej są wykorzystywane jako paliwa (jest to omówione w dalszej części podręcznika).

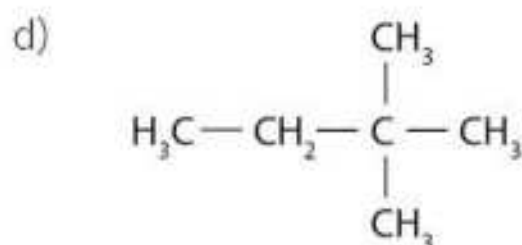
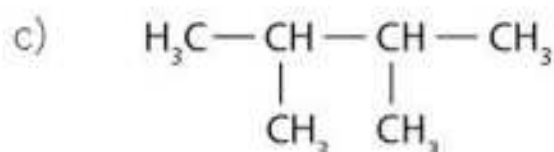
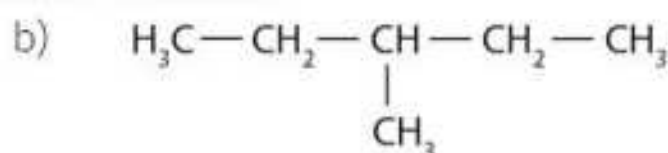
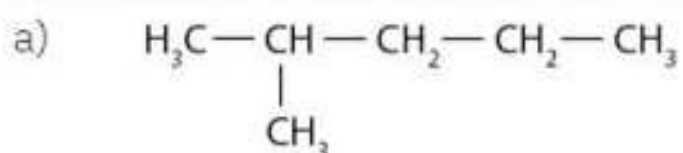
PODSUMOWANIE

- Węglowodory to związki chemiczne zbudowane z atomów węgla oraz wodoru.
- Alkany to węglowodory nasycone o ogólnym wzorze sumarycznym C_nH_{2n+2} .
- Stan skupienia alkanów zmienia się wraz ze zwiększającą się liczbą atomów węgla w łańcuchu węglowodorowym.
- Alkany są mało aktywne chemicznie. Ulegają reakcji spalania, w obecności światła widzialnego lub pod wpływem ogrzewania reagują z chlorem, a nie reagują z wodą bromową oraz roztworem manganianu(VII) potasu.
- Węglowodory o tym samym wzorze sumarycznym, które mogą różnić się właściwościami fizycznymi oraz chemicznymi, nazywamy izomerami.

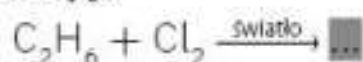
POLECENIA KONTROLNE

1. Ustal wzór sumaryczny alkanu o łańcuchu nierozgałęzionym zawierającego:
a) 10 atomów węgla b) 16 atomów węgla c) 34 atomów węgla

2. Podaj nazwy izomerów heksanu o podanych wzorach.



3. Dokończ w zeszycie równanie reakcji chlorowania etanu. Nazwij powstałe produkty oraz poniższą reakcję.



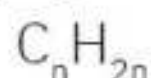
4. Propan jest składnikiem gazu do zapalniczek. Napisz w zeszycie równanie reakcji zachodzącej podczas spalania tego alkanu.
5. Jednym z zastosowań metanu jest otrzymywanie tak zwanego gazu syntezowego. Znajdź w dostępnych źródłach informacje dotyczące składu jakościowego tego gazu i jego zastosowania.
6. 4 mole metanu uległy spalaniu do tlenku węgla(II). Oblicz liczbę moli powstałego CO.
7. 32 gramy metanu spalono do węgla pierwiastkowego (sadzy). Oblicz masę [g] sadzy powstałej w procesie spalania CH_4 .

13. Alkeny – budowa, właściwości oraz zastosowania

Czy pamiętacie, na czym polega reakcja polimeryzacji? To reakcja, w wyniku której wiele (z gr. *poly* – wiele) pojedynczych cząsteczek (z gr. *mere* – części) łączy się ze sobą w nieskończenie długie łańcuchy. Jednymi z ważniejszych substancji służących do otrzymania polimerów są alkeny. Wiąże się to z ich specyficzną budową. Polimery służą do otrzymywania tworzyw sztucznych, ale znalazły także wiele innych, interesujących zastosowań.

13.1. Alkeny – wzór ogólny i nazewnictwo

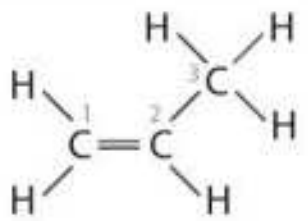
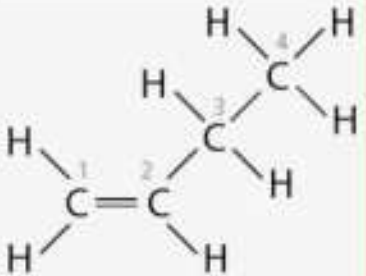
Alkeny to węglowodory nienasycone, w których między atomami węgla występuje jedno wiązanie podwójne, o ogólnym wzorze sumarycznym:

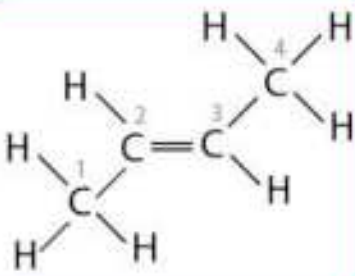


gdzie n to liczba naturalna większa od 1 ($n > 1$), określająca liczbę atomów węgla w łańcuchu węglowodorowym.

Wzory sumaryczne alkenów tworzy się, wykorzystując wzór ogólny – tak jak w przypadku alkanów. Jeśli alken zawiera dwa atomy węgla ($n = 2$), to wzór sumaryczny alkeny przyjmuje postać: $C_2H_{2 \cdot 2}$, czyli C_2H_4 . Jeśli alken zawiera trzy atomy węgla ($n = 3$), to jego wzór sumaryczny przyjmuje postać: $C_3H_{2 \cdot 3}$, czyli C_3H_6 . Analogicznie tworzy się wzory sumaryczne kolejnych alkenów w szeregu homologicznym (tab. 13.1).

Tab. 13.1. Nazwy oraz wzory wybranych alkenów

Liczba atomów węgla n	Nazwa związku	Wzór sumaryczny	Wzór półstrukturalny (z podaną numeracją atomów węgla)	Wzór strukturalny
2	eten	C_2H_4	$\overset{1}{H_2C}=\overset{2}{CH_2}$	
3	propen	C_3H_6	$\overset{1}{H_2C}=\overset{2}{CH}-\overset{3}{CH_3}$	
4	but-1-en	C_4H_8	$\overset{1}{H_2C}=\overset{2}{CH}-\overset{3}{CH_2}-\overset{4}{CH_3}$ (wiązanie podwójne między pierwszym a drugim atomem węgla w łańcuchu alkilowym)	

Liczba atomów węgla n	Nazwa związku	Wzór sumaryczny	Wzór półstrukturalny (z podaną numeracją atomów węgla)	Wzór strukturalny
4	but-2-en	C_4H_8	$\begin{array}{cccc} 1 & 2 & 3 & 4 \\ H_3C - CH = CH - CH_3 \end{array}$ (wiązanie podwójne między drugim a trzecim atomem węgla w łańcuchu alkilowym)	

Nazwy alkenów zawierają końcówkę **-en** – tak jak w nazwie alken. Trzy pierwsze alkeny w szeregu homologicznym mają nazwy zwyczajowe: eten, propen oraz buten. Nazwy alkenów zawierających pięć lub więcej atomów węgla tworzy się tak jak nazwy alkanów z taką samą liczbą atomów węgla w łańcuchu alkilowym, dodając końcówkę **-en**, na przykład penten, heksen, hepten, okten itd.

W przypadku alkenów izomeria jest związana nie tylko z rozgałęzieniem łańcucha alkilowego, lecz także z położeniem wiązania podwójnego w tym łańcuchu. Z tego powodu w nazwach alkenów o łańcuchach nierozgałęzionych – od butenu – podaje się numer atomu węgla, przy którym znajduje się wiązanie podwójne. Numerując kolejne atomy węgla w tym łańcuchu, przyjmuje się zasadę, by wiązanie podwójne znajdowało się przy atomie węgla o niższym numerze porządkowym. Zgodnie z tymi zasadami w nazwie systematycznej alkeny podaje się numer atomu o najniższej liczbie porządkowej, przy którym znajduje się wiązanie podwójne, przed końcówką -en, oddzielając go łącznikami, na przykład but-1-en (wiązanie podwójne między pierwszym a drugim atomem węgla w łańcuchu) oraz but-2-en (wiązanie podwójne między drugim a trzecim atomem węgla w łańcuchu) w przypadku izomerów butenu (tab. 13.1).

Na podstawie nazwy alkeny można ustalić jego wzór sumaryczny.

PRZYKŁAD 13.1.

Podaj wzór sumaryczny pent-1-enu.

Rozwiązanie:

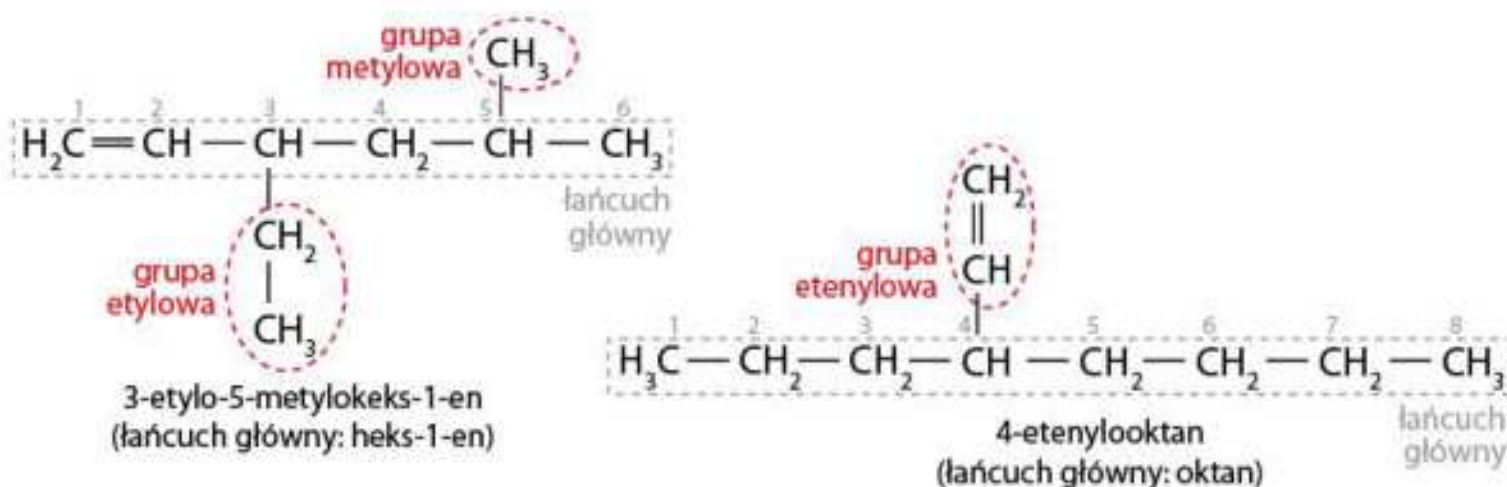
Z nazwy alkeny wynika, że została ona utworzona od liczebnika penta. Zatem ten alken zawiera pięć atomów węgla. Po podstawieniu do wzoru ogólnego alkenów wartości $n = 5$ otrzymujemy:



Odpowiedź: Wzór sumaryczny pent-1-enu to C_5H_{10}

Nazwy alkenów o łańcuchach rozgałęzionych tworzy się analogicznie do nazw alkanów. Jeżeli najdłuższy łańcuch węglowy zawiera wiązanie podwójne, to numeruje się go tak, by wiązanie podwójne znajdowało się przy atomie węgla o niższym numerze porządkowym, na przykład 3-etylo-5-metyloheks-1-en (rys. 13.1).

Jeżeli najdłuższy łańcuch węglowy nie zawiera wiązania podwójnego, to łańcuch główny numeruje się w taki sposób, żeby podstawniki znajdowały się przy atomach węgla o niższym numerze porządkowym, a grupę zawierającą wiązanie podwójne traktuje się jak podstawnik, na przykład 4-etenylooktan (rys. 13.1).



Rys. 13.1. Wzory półstrukturalne oraz nazwy przykładowych alkenów rozgałęzionych.

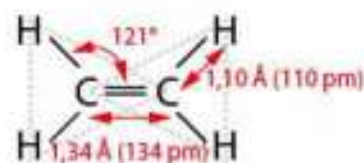
13.2. Budowa oraz właściwości alkenów

Spośród alkenów najprostszą budowę ma eten C_2H_4 (nazwa zwyczajowa: etylen). W cząsteczce etenu między atomami węgla występuje jedno podwójne wiązanie kowalencyjne, co powoduje, że cząsteczka etenu jest płaska i zbudowana w taki sposób, że każdy atom węgla leży w środku trójkąta, w którego wierzchołkach leżą atom węgla i związane z nim dwa atomy wodoru (rys. 13.2).

Wzór elektronowy kropkowy



Model cząsteczki



Atomy węgla leżą w środku trójkąta równoramiennego.

Rys. 13.2. Budowa cząsteczki etenu.

Właściwości fizyczne alkenów są zbliżone do właściwości alkanów zawierających taką samą liczbę atomów węgla w łańcuchu węglowym. Wraz ze wzrostem liczby atomów węgla w cząsteczce rosną ich temperatury topnienia oraz wrzenia, a tym samym zmienia się ich stan skupienia. Alkeny zawierające od 2 do 4 atomów węgla są gazami, alkeny zawierające powyżej 5 atomów węgla występują w ciekłym stanie skupienia, a zawierające około 18 atomów węgla zaczynają występować w stanie stałym.

Alkeny mają odmienne właściwości chemiczne od alkanów.

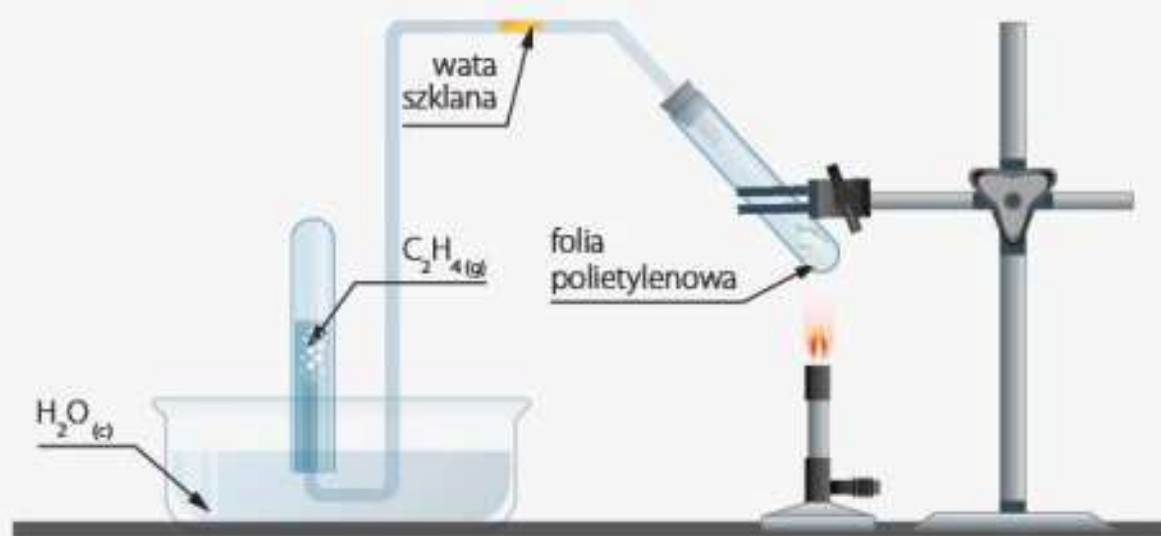
Doświadczenie

Otrzymywanie etenu oraz badanie jego właściwości chemicznych

Uwaga: Doświadczenie należy wykonywać w okularach ochronnych, zachowując ostrożność ze względu na możliwość wybuchowego przebiegu spalania etenu.

Przebieg doświadczenia:

a) W probówce umieść kilka kawałków pociętej folii polietylenowej, na przykład woreczka foliowego. Probówkę zamknij korkiem z rurką odprowadzającą, umieść ją w statywie, a do krystalizatora z wodą włoż do góry dnem probówkę z wodą tak, by koniec rurki odprowadzającej znajdował się w probówce (rys. 13.3).



Rys. 13.3. Schemat aparatury służącej do otrzymywania etenu.

W rurce odprowadzającej umieść niewielką ilość waty szklanej, która będzie zapobiegała przedostaniu się substratów reakcji do probówki. Zachowując ostrożność, zawartość probówki intensywnie ogrzewaj i zbierz wydzielający się gaz do trzech probówek.

b) Do dwóch pierwszych probówek dodaj odpowiednio świeżo sporządzone: wodę bromową oraz rozcieńczony, lekko zakwaszony kwasem siarkowym(VI) roztwór manganianu(VII) potasu. Probówki zatkać korkiem i wstrząsaj zawartością. Zaobserwuj, czy w probówkach zachodzą zmiany barwy roztworów. Zapalonym łuczywem sprawdź ostrożnie w ostatniej z probówek, czy otrzymany gaz ulega reakcji spalania (ostatnia probówka będzie zawierała zbyt małą ilość powietrza zmieszanego z etenem, by stworzyć mieszaninę wybuchową). Po zakończonej reakcji spalania wlej do probówki niewielką ilość wody wapiennej, probówkę zatkać korkiem i wstrząsaj jej zawartością.

Obserwacje:

W wyniku ogrzewania folia topnieje oraz wydziela się bezbarwny gaz. Wydzielający się gaz powoduje odbarwienie wody bromowej oraz roztworu manganianu(VII) potasu. Powstający gaz ulega reakcji spalania, w wyniku której powstaje produkt gazowy powodujący zmętnienie wody wapiennej.

Eten jest gazem bezbarwnym, nieco lżejszym od powietrza, o delikatnym słodkawym zapachu, praktycznie nierozpuszczalnym w wodzie. Ma on niską temperaturę topnienia (ok. -169°C) oraz wrzenia (ok. -104°C). Spala się świecącym płomieniem, a z powietrzem tworzy mieszaninę wybuchową. Podobnie jak metan, w nadmiarze tlenu etan ulega spalaniu całkowitemu do tlenku węgla(IV) oraz wody (pary wodnej), a podczas jego spalania wydzielą się energia:

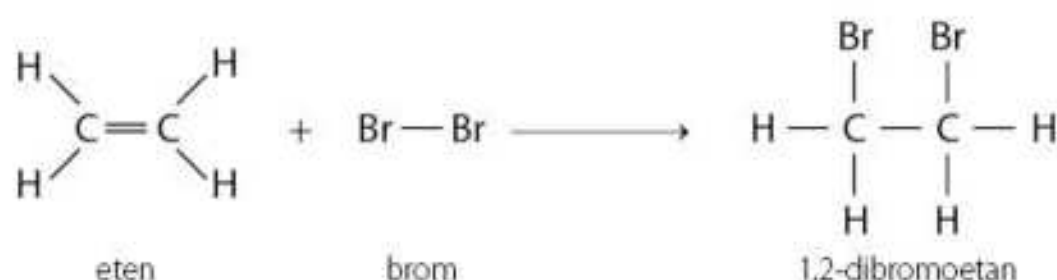
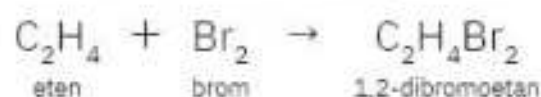


Powstający w wyniku tej reakcji tlenek węgla(IV) powoduje zmętnienie wody wapiennej. W przypadku ograniczonego dostępu do tlenu – tak jak w przypadku metanu – zachodzi spalanie niecałkowite, a produktami tych reakcji, oprócz pary wodnej, są tlenek węgla(II) lub węgiel (sadza):



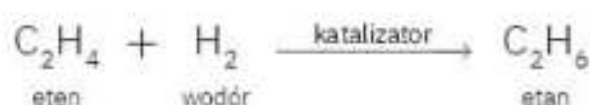
W analogiczny sposób przebiega spalanie alkenów zawierających większą liczbę atomów węgla w cząsteczce.

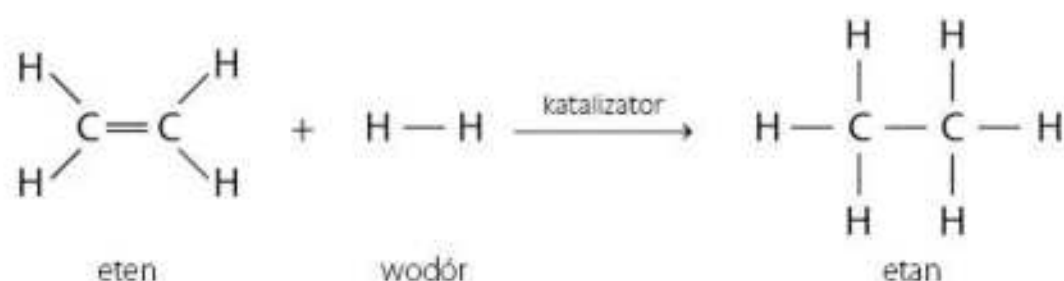
W odróżnieniu od alkanów alkeny są aktywne chemicznie. Powodują odbarwienie roztworu manganianu(VII) potasu oraz wody bromowej. W obecności bromu w wodzie bromowej rozerwaniu ulega podwójne wiązanie między atomami węgla i następuje przyłączenie atomów bromu, zgodnie z równaniem:



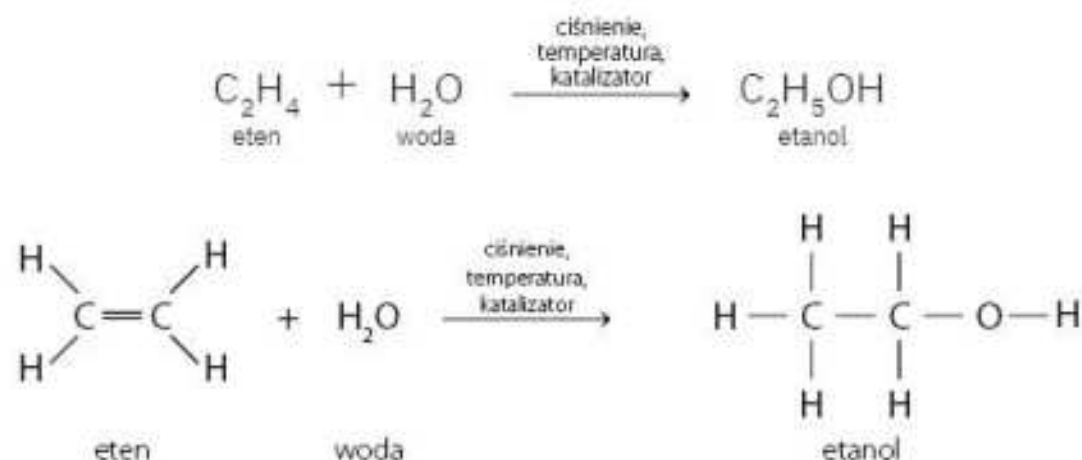
Reakcja taka nosi nazwę **reakcji przyłączenia** (inaczej: **reakcji addycji**). W taki sam sposób reagują alkeny z innymi cząsteczkami fluorowców (fluoru, chloru i jodu).

Alkeny w obecności katalizatora (najczęściej palladu Pd, platyny Pt lub niklu Ni) łatwo przyłączają również wodór, tworząc odpowiednie węglowodory nasycone, na przykład:





Jedną z reakcji przyłączenia, w których bierze udział etylen, jest reakcja przyłączenia cząsteczki wody w obecności rozcieńczonego kwasu siarkowego(VI) w wysokiej temperaturze oraz pod zwiększonym ciśnieniem:

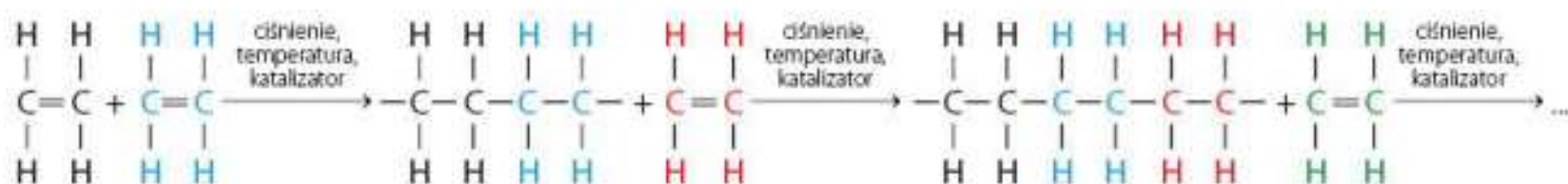


Jest to reakcja otrzymywania etanolu do celów technologicznych.

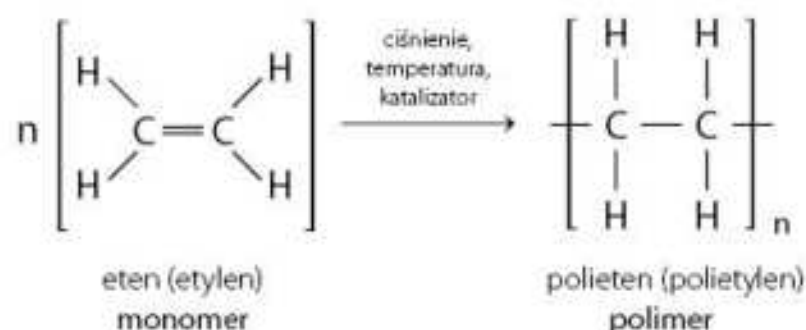
Cząsteczki alkenów, w przeciwieństwie do alkanów, wykazują zdolność do wzajemnego łączenia się w długie łańcuchy – w ten sposób powstają **polimery**.

Reakcję chemiczną, w wyniku której z pojedynczych cząsteczek związku nienasyconego, zazwyczaj zawierających małą liczbę atomów węgla (monomeru), powstaje związek o budowie wielkocząsteczkowej bez wydzielenia produktów ubocznych, nazywamy **reakcją polimeryzacji**.

Dla przykładu, cząsteczki etenu (etylenu) – monomery – pod wpływem temperatury, ciśnienia oraz w obecności katalizatora łączą się ze sobą, tworząc polimer polieten (nazwa zwyczajowa **polietylen**):



Reakcję polimeryzacji etenu można też przedstawić umownie w postaci:



Możliwość powstawania polimeru wiąże się z rozerwaniem wiązania podwójnego w każdej cząsteczce etenu, dzięki czemu cząsteczki mogą się łączyć. W cząsteczce polietylenu liczba cząsteczek, z których składa się łańcuch polimerowy (n), wynosi najczęściej kilkaset. W podobny sposób jak eten polimeryzacji ulegają inne alkeny. Sposób powstawania innych polimerów zostanie omówiony w kolejnej części podręcznika.

13.3. Zastosowania alkenów

Alkeny w niewielkich ilościach występują w środowisku naturalnym jako składniki kauczuku naturalnego, gazu ziemnego i ropy naftowej. Na skalę przemysłową są one otrzymywane głównie w procesach przeróbki gazu ziemnego, ropy naftowej oraz węgla kopalnych.

Alkeny są stosowane do produkcji wielu przedmiotów codziennego użytku. Ze względu na łatwość ulegania reakcjom chemicznym są one wykorzystywane jako substraty do otrzymywania wielu grup związków organicznych (m.in. alkoholi, kwasów karboksylowych, aldehydów i ketonów), rozpuszczalników i lakierów. Ze względu na zdolność do ulegania reakcji polimeryzacji ich głównym zastosowaniem jest otrzymywanie tworzyw sztucznych, takich jak wcześniej wspomniany polietylen, ale również polipropylen, polistyren, polichlorek winylu czy guma syntetyczna i wiele innych (rys. 13.4).



Rys. 13.4. Alkeny stanowią substraty do otrzymywania wielu tworzyw sztucznych, z których są wytwarzane przedmioty codziennego użytku.

Procesy otrzymywania tworzyw sztucznych, ich rodzaje oraz zastosowania zostaną szczegółowo omówione w kolejnej części podręcznika.

PODSUMOWANIE

- Alkeny to węglowodory nienasycone o ogólnym wzorze sumarycznym C_nH_{2n} , zawierające jedno wiązanie podwójne.
- Stan skupienia alkenów zmienia się wraz ze zwiększającą się liczbą atomów węgla w łańcuchu węglowodorowym.
- Alkeny są aktywne chemicznie. Reagują z tlenem, a także wodą bromową oraz zakwaszonym roztworem manganianu(VII) potasu, powodując ich odbarwienie.
- Alkeny ulegają reakcji przyłączenia, w której do rozerwanego wiązania podwójnego są przyłączane atomy lub cząsteczki różnych związków chemicznych.
- Cząsteczki alkenów mogą łączyć się ze sobą, ulegając reakcji polimeryzacji, w wyniku czego powstają cząsteczki zbudowane z długich łańcuchów węglowodorowych nazywanych polimerami.

POLECENIA KONTROLNE

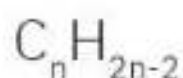
1. Ustal wzór sumaryczny alkenów nierozgałęzionych, które mają wiązanie podwójne między pierwszym a drugim atomem węgla, zawierających:
a) 8 atomów węgla
b) 12 atomów węgla
c) 20 atomów węgla
2. Podaj nazwy izomerów heksenu o podanych wzorach.
a) $H_2C=CH-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$
b) $H_3C-CH=CH-CH_2-CH_2-CH_3$
c) $H_3C-CH_2-CH=CH-CH_2-CH_3$
3. Dokończ w zeszycie równanie reakcji przyłączenia bromu do propenu. Podaj nazwę powstającego produktu reakcji. Jak inaczej nazywamy tę reakcję?
 $C_3H_6 + Br_2 \rightarrow \dots$
4. Zapisz w zeszycie równania reakcji spalania oraz spalania niecałkowitego butenu.
5. Wyszukaj w dostępnych źródłach, jaką funkcję pełni etylen w roślinach. Dlaczego niedojrzałe owoce są poddawane jego działaniu?

14. Alkiny – budowa, właściwości oraz zastosowania

W palnikach do spawania i cięcia metali stosuje się acetylen, a nie metan. Czy wiecie dlaczego? W wyniku spalania acetyleny w strumieniu tlenu wydzielają się blisko trzykrotnie więcej energii niż w przypadku spalania takich samych ilości metanu. Podczas spalania acetyleny wytwarza się tak wysoka temperatura (ok. 3000°C), że możliwa jest obróbka metali i ich stopów. Oprócz spawalnictwa alkiny znalazły również wiele innych zastosowań.

14.1. Alkiny – wzór ogólny i nazewnictwo

Alkiny to węglowodory nienasycone, w których między atomami węgla występuje jedno wiązanie potrójne, o ogólnym wzorze sumarycznym:



gdzie n to liczba naturalna większa od 1 ($n > 1$), określająca liczbę atomów węgla w łańcuchu węglowodorowym.

Wzory sumaryczne alkinów tworzy się, wykorzystując wzór ogólny – jak w przypadku alkanów i alkenów. Jeśli alkin zawiera dwa atomy węgla ($n = 2$), to wzór sumaryczny alkinu przyjmuje postać: $C_2H_{2 \cdot 2 - 2}$, czyli C_2H_2 . Jeśli alkin zawiera trzy atomy węgla ($n = 3$), to jego wzór sumaryczny przyjmuje postać: $C_3H_{2 \cdot 3 - 2}$, czyli C_3H_4 . W taki sam sposób tworzy się wzory sumaryczne kolejnych alkinów w szeregu homologicznym (tab. 14.1).

Alkiny to węglowodory, których nazwa zawiera końcówkę **-yn**. Trzy pierwsze alkiny w szeregu homologicznym mają nazwy zwyczajowe: **etyn**, **propyn** oraz **butyn**. Nazwy alkinów zawierających pięć lub więcej atomów węgla tworzy się tak jak nazwy alkanów z taką samą liczbą atomów węgla w łańcuchu alkilowym, dodając końcówkę **-yn**, na przykład **pentyn**, **heksyn**, **heptyn**, **oktyn** itd.

W przypadku alkinów, podobnie jak alkenów, izomeria jest związana zarówno z rozgałęzieniem łańcucha alkilowego, jak i z położeniem wiązania potrójnego w tym łańcuchu. Z tego powodu – od butynu – w nazwie alkinu podaje się numer atomu węgla, przy którym znajduje się wiązanie potrójne. Numerując kolejne atomy węgla w tym łańcuchu, przyjmuje się zasadę, by wiązanie potrójne znajdowało się przy atomie węgla o niższym numerze porządkowym. W nazwie systematycznej alkinu podaje się numer atomu o najniższej liczbie porządkowej, przy którym znajduje się wiązanie potrójne przed końcówką **-yn**, oddzielając go łącznikami, na przykład izomerami butynu są **but-1-yn** oraz **but-2-yn** (tab. 14.1).

Nazwy alkinów o łańcuchach rozgałęzionych tworzy się analogicznie do nazw alkenów o łańcuchach rozgałęzionych.

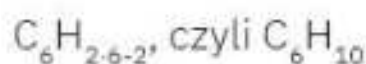
Na podstawie nazwy alkinu można ustalić jego wzór sumaryczny.

PRZYKŁAD 14.1.

Podaj wzór sumaryczny heks-1-ynu.

Rozwiązanie:

a) Z nazwy alkinu wynika, że została ona utworzona od liczebnika hekso. Zatem ten alkin zawiera sześć atomów węgla. Po podstawieniu do wzoru ogólnego alkinów wartości $n = 6$ otrzymujemy:



Odpowiedź: Wzór sumaryczny heks-1-ynu to C_6H_{10}

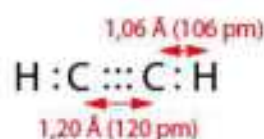
Tab. 14.1. Nazwy oraz wzory wybranych alkinów

Liczba atomów węgla n	Nazwa związku	Wzór sumaryczny	Wzór półstrukturalny (z podaną numeracją atomów węgla)	Wzór strukturalny
2	etyń	C_2H_2	$\overset{1}{HC} \equiv \overset{2}{CH}$	$H - \overset{1}{C} \equiv \overset{2}{C} - H$
3	propyn	C_3H_4	$\overset{1}{HC} \equiv \overset{2}{C} - \overset{3}{CH_3}$	$\begin{array}{c} H \\ \\ H - \overset{1}{C} \equiv \overset{2}{C} - \overset{3}{C} - H \\ \\ H \end{array}$
4	but-1-yn	C_4H_6	$\overset{1}{HC} \equiv \overset{2}{C} - \overset{3}{CH_2} - \overset{4}{CH_3}$ (wiązanie potrójne między pierwszym a drugim atomem węgla w łańcuchu alkilowym)	$\begin{array}{c} H & H \\ & \\ H - \overset{1}{C} \equiv \overset{2}{C} - \overset{3}{C} - \overset{4}{C} - H \\ & \\ H & H \end{array}$
4	but-2-yn	C_4H_6	$\overset{1}{H_3C} - \overset{2}{C} \equiv \overset{3}{C} - \overset{4}{CH_3}$ (wiązanie potrójne między drugim a trzecim atomem węgla w łańcuchu alkilowym)	$\begin{array}{c} H & & H \\ & & \\ H - \overset{1}{C} - \overset{2}{C} \equiv \overset{3}{C} - \overset{4}{C} - H \\ & & \\ H & & H \end{array}$

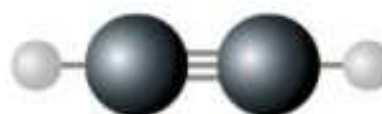
14.2. Budowa oraz właściwości alkinów

Alkinem o najprostszej budowie jest etyn C_2H_2 (nazwa zwyczajowa: acetylen). W cząsteczce etynu między atomami węgla występuje potrójne wiązanie kowalencyjne, co powoduje, że cząsteczka etynu ma budowę liniową (rys. 14.1).

Wzór elektronowy kropkowy



Model kulkowy



Rys. 14.1. Budowa cząsteczki etynu.

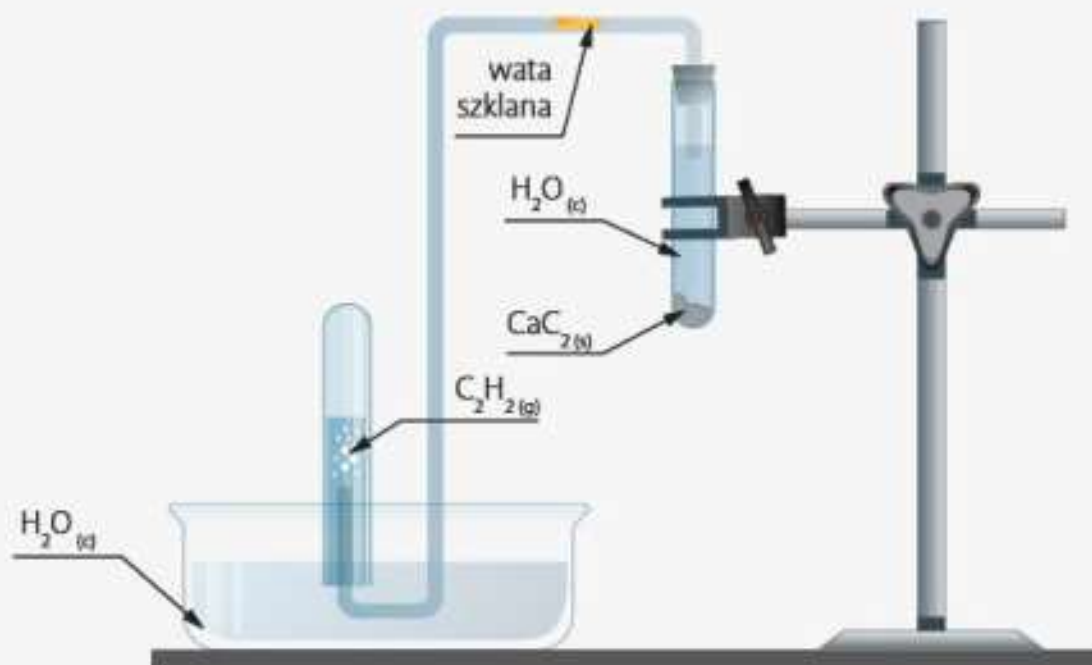
Właściwości fizyczne alkinów są zbliżone do właściwości alkanów zawierających taką samą liczbę atomów węgla w łańcuchu węglowym i zmieniają się wraz ze wzrostem liczby atomów węgla w cząsteczce. Alkiny – ze względu na obecność wiązania potrójnego – mają podobne właściwości chemiczne jak alkeny.

Doświadczenie

Otrzymywanie etynu oraz badanie jego właściwości chemicznych

Przebieg doświadczenia:

a) W probówce umieść około 1 g węgliku wapnia (karbidu) i zachowując ostrożność, wlej do niej kilka cm^3 wody zmieszanej z alkoholem etylowym w stosunku 1:1 oraz dodaj kroplę alkoholowego roztworu fenoloftaleiny. Probówkę zamknij korkiem z rurką odprowadzającą, umieść ją w statywie, a do krystalizatora z wodą włóż do góry dnem probówkę z wodą tak, by koniec rurki odprowadzającej znajdował się w probówce (rys. 14.2).



Rys. 14.2. Schemat aparatury służącej do otrzymywania etynu.

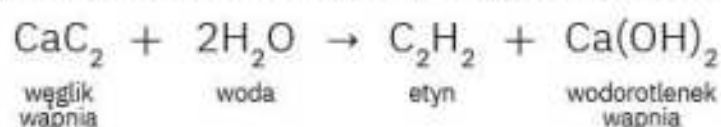
W rurce odprowadzającej umieść niewielką ilość waty szklanej, która będzie zapobiegała przedostaniu się substratów reakcji do krystalizatora. Zbierz wydzielający się gaz do dwóch probówek.

b) Do pierwszej probówki dodaj świeżo sporządzoną, rozcieńczoną wodę bromową, a do drugiej – rozcieńczony, lekko zakwaszony kwasem siarkowym(VI) wodny roztwór manganianu(VII) potasu. Probówki zatkać korkiem i wstrząsnij ich zawartością. Zaobserwuj, czy w probówkach zachodzą zmiany barwy roztworów.

Obserwacje:

W wyniku zachodzącej reakcji roztwór w probówce z CaC_2 zmienia kolor na malinowy, a probówka ulega ogrzaniu. Powstający w wyniku reakcji gaz powoduje odbarwienie wody bromowej oraz roztworu manganianu(VII) potasu.

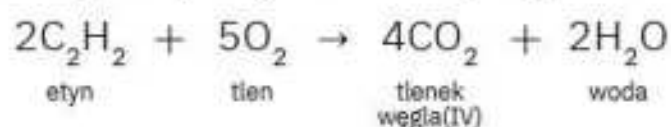
W wyniku reakcji węglika wapnia (nazwa zwyczajowa: karbid) z wodą powstają etyn oraz wodorotlenek wapnia, który powoduje zmianę zabarwienia roztworu na kolor malinowy. Reakcja ta przebiega według równania:



a w jej wyniku wydziela się ciepło.

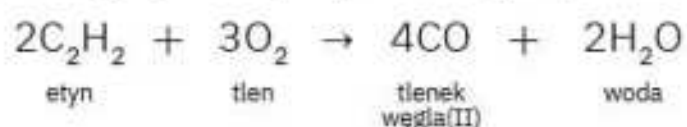
Etyn jest bezbarwnym gazem, nieco lżejszym od powietrza, praktycznie nierozpuszczalnym w wodzie. W temperaturze około -84°C pod normalnym ciśnieniem ulega sublimacji (przechodzi bezpośrednio ze stanu stałego do gazowego). Czysty etyn nie ma wyczuwalnego zapachu. Jednak etyn otrzymywany z technicznego karbidu zawiera zanieczyszczenia nadające mu charakterystyczny zapach przypominający zapach czosnku.

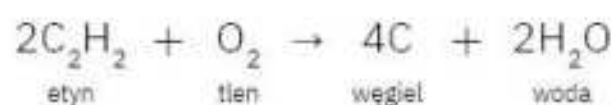
Podobnie jak metan, w nadmiarze tlenu etyn spala się całkowicie do tlenku węgla(IV) oraz wody (pary wodnej), a podczas jego spalania wydziela się znaczna ilość energii – około trzy razy większa niż w przypadku metanu:



Reakcja taka zachodzi podczas spawania i obróbki cieplnej metali palnikami acetylenowo-tlenowymi.

W przypadku ograniczonego dostępu do tlenu ma miejsce spalanie niecałkowite, a produktami tej reakcji, oprócz pary wodnej, są tlenek węgla(II) lub sadza:

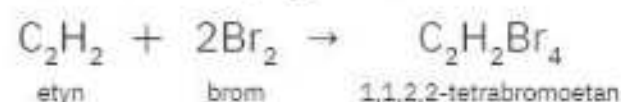




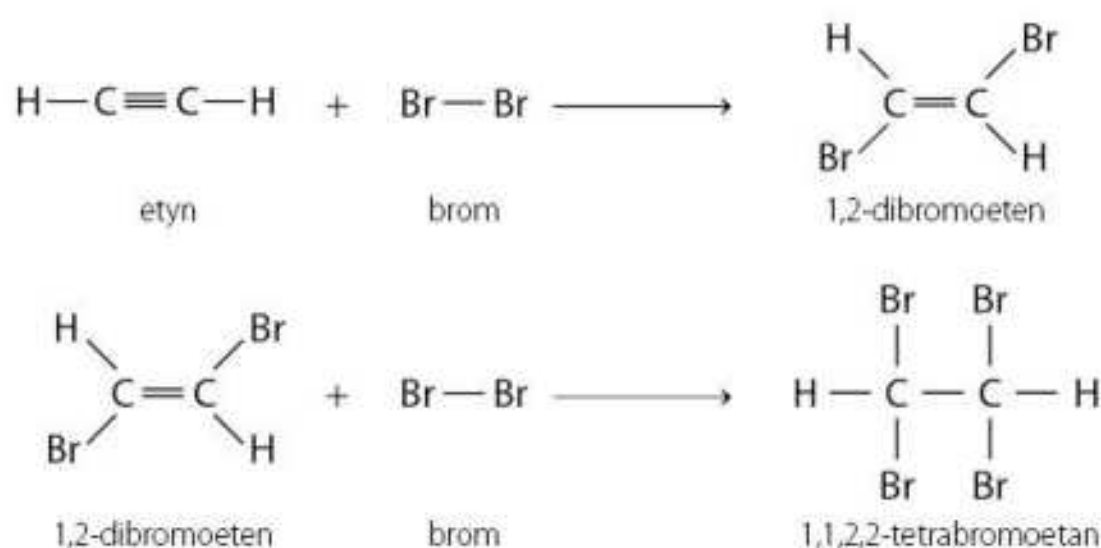
W warunkach laboratoryjnych etyn ulega spalaniu niecałkowitemu do sadzy i pary wodnej.

Analogicznie przebiega spalanie alkinów zawierających większą liczbę atomów węgla w cząsteczce.

Tak jak alkany, alkiny są aktywne chemicznie. Powodują odbarwienie roztworu manganianu(VII) potasu oraz wody bromowej. W obecności bromu w wodzie bromowej pęknięciu ulega potrójne wiązanie między atomami węgla i zachodzi reakcja przyłączenia atomów bromu, zgodnie z równaniem:



Reakcja ta przebiega dwuetapowo, z utworzeniem 1,2-dibromoetenu w etapie pośrednim:

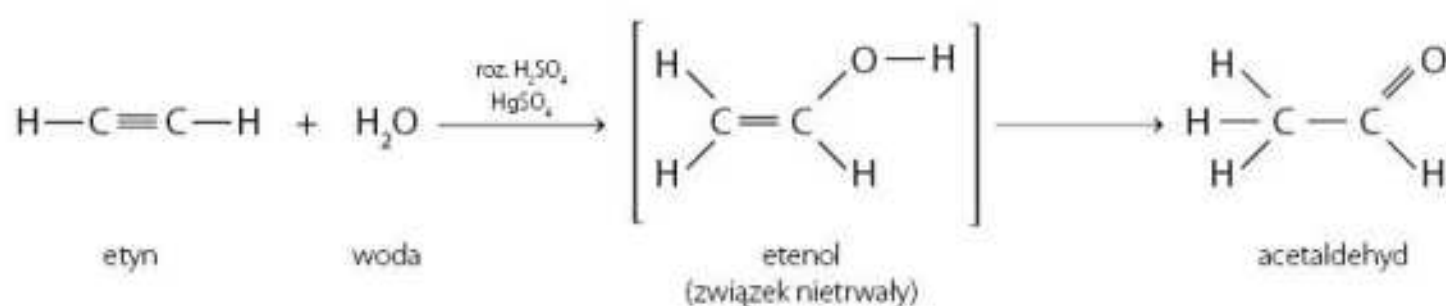


W taki sam sposób reagują alkiny z cząsteczkami innych fluorowców (fluoru, chloru i jodu) oraz wodoru.

Inną z reakcji addycji, w której bierze udział etyn, jest reakcja przyłączenia cząsteczki wody w obecności rozcieńczonego kwasu siarkowego(VI) oraz siarczynu(VI) rtęci(II) jako katalizatora. Reakcja ta zachodzi w wysokiej temperaturze oraz pod wysokim ciśnieniem, w wyniku czego powstaje acetaldehyd (nazwa zwyczajowa: aldehyd octowy):

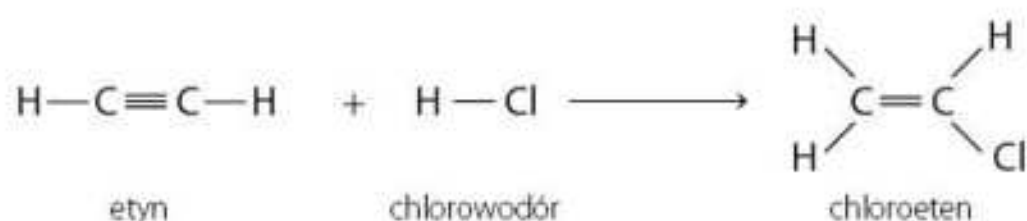


Reakcja ta przebiega dwuetapowo z utworzeniem w etapie pośrednim nietrwałego związku – etenolu:

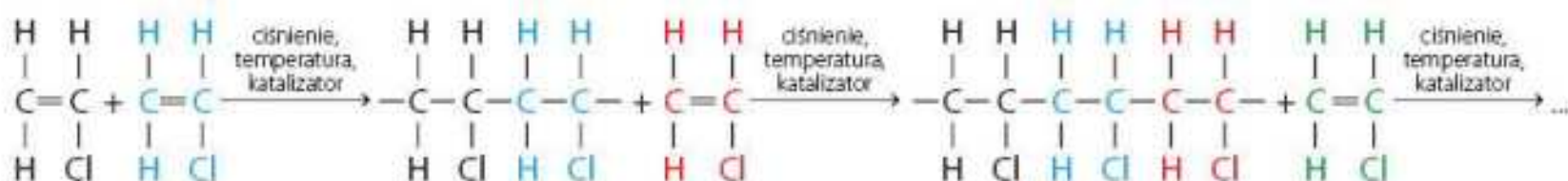


Aldehyd octowy jest substratem do otrzymywania kwasu octowego oraz alkoholu etylowego na skalę przemysłową.

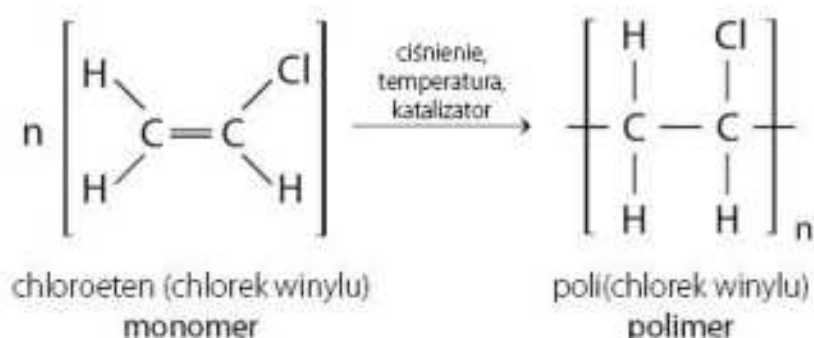
Alkiny w obecności katalizatora łatwo przyłączają również chlorowodór:



Produktem tej reakcji jest chloroeten (nazwa zwyczajowa: chlorek winylu), którego cząsteczki w odpowiednich warunkach (pod wpływem wysokiej temperatury, ciśnienia oraz w obecności katalizatora) łączą się ze sobą, tworząc polimer **poli(chlorek winylu)** – w skrócie: PCW – jak w przypadku polietenu:



Powyższą reakcję polimeryzacji można też przedstawić umownie w postaci:



Reakcje otrzymywania aldehydu octowego oraz poli(chlorku winylu) z etynu były dawniej wykorzystywane podczas pozyskiwania tych substancji na skalę przemysłową. Obecnie związki te wytwarza się głównie w procesach technologicznych z etenu.

14.3. Zastosowania alkinów

Alkiny występują w niewielkich ilościach w środowisku naturalnym jako składniki gazu ziemnego. Wyizolowano je również z różnych gatunków roślin i grzybów, w których prawdopodobnie pełnią funkcję ochronną przed szkodnikami. Na skalę przemysłową są one otrzymywane – tak jak alkeny – podczas przeróbki węgla kopalnych, gazu ziemnego oraz ropy naftowej.



Rys. 14.3. Etyn (acetylen) jest stosowany w palnikach acetylenowo-tlenowych do spawania oraz cięcia metali i ich stopów.

Alkiny są powszechnie używane w życiu codziennym. Jednym z pierwszych zastosowań etynu były lampy oświetleniowe. W lampach tych, nazywanych karbidowymi (potocznie: karbidówki), źródłem światła był spalający się etyn otrzymywany (tak jak w doświadczeniu, które przeprowadzaliście) w reakcji karbidu z wodą. Oprócz zastosowania w spawalnictwie oraz do cięcia metali i ich stopów (rys. 14.3) stanowią one substraty do otrzymywania wielu pochodnych węglowodorów (m.in. alkoholi, kwasów karboksylowych). Służą także jako substraty w reakcjach otrzymywania tworzyw sztucznych, takich jak poli(chlorek winylu), włókien akrylowych, szkła, farb, żywic, leków i wielu innych. Są również wykorzystywane jako leki, w tym leki przeciwnowotworowe.



PODSUMOWANIE

- Alkiny to węglowodory nienasycone o sumarycznym wzorze ogólnym C_nH_{2n-2} , zawierające jedno wiązanie potrójne.
- Stan skupienia alkinów zmienia się wraz ze zwiększającą się liczbą atomów węgla w łańcuchu węglowodorowym.

- Alkiny są aktywne chemicznie. Reagują z tlenem, a także wodą bromową oraz zakwaszonym roztworem manganianu(VII) potasu, powodując ich odbarwienie.
- Podczas spalania etynu wydzielą się około trzech razy więcej ciepła niż w przypadku spalania metanu.
- Alkiny ulegają reakcji przyłączenia, w wyniku których zerwania wiązania potrójnego są przyłączane atomy lub cząsteczki różnych związków chemicznych.

POLECENIA KONTROLNE

1. Ustal wzór sumaryczny alkinów nierozgałęzionych, które mają wiązanie potrójne między pierwszym a drugim atomem węgla, zawierających:
 - a) 6 atomów węgla
 - b) 15 atomów węgla
 - c) 24 atomów węgla
2. Podaj nazwy izomerów pentynu o podanych wzorach.
 - a) $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
 - b) $\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
3. Reakcja uwodornienia, czyli przyłączenia wodoru do etynu, podobnie jak reakcja przyłączenia bromu do tego alkinu, przebiega dwuetapowo. Napisz w zeszycie równania zachodzących reakcji oraz nazwij powstałe produkty.
4. Zapisz w zeszycie reakcje spalania całkowitego oraz spalania niecałkowitego propynu.
5. Wyszukaj w dostępnych źródłach informacje na temat historii odkrycia acetyleny.
6. 2,5 mola acetyleny (etynu) ulega spalaniu niecałkowitemu do sadzy. Oblicz masę [g] powstałej sadzy.



15. Węglowodory cykliczne oraz aromatyczne. Porównanie właściwości węglowodorów

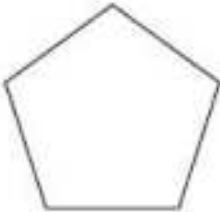
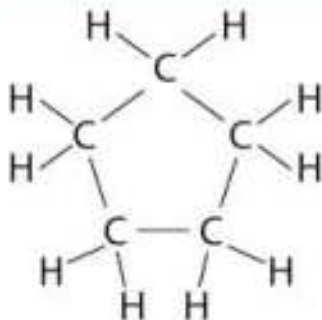
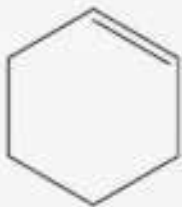
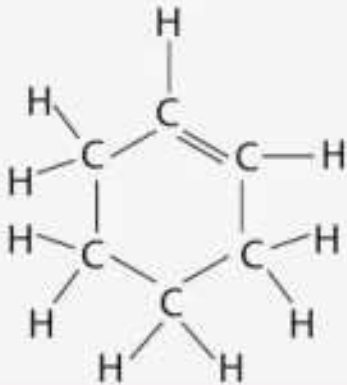
Czy wiecie, skąd wzięto się określenie „mól książkowy”? Potocznie nazywa się tak człowieka lubiącego czytać książki. Termin ten pochodzi od nazwy owadów zjadających papier, do których należy między innymi mól kożusznik. Larwy tego owada, oprócz papieru, żywią się również materiałami wełnianymi oraz bawełnianymi i często można je spotkać w mieszkaniach. W walce z molami jednym z najtańszych i najskuteczniejszych środków był naftalen (potocznie naftalina) – węglowodór aromatyczny o budowie pierścieniowej. Węglowodory aromatyczne znalazły również wiele innych interesujących zastosowań w życiu codziennym.

15.1. Węglowodory cykliczne oraz aromatyczne – wiadomości ogólne

Do najważniejszych alifatycznych węglowodorów cyklicznych (o budowie pierścieniowej) zaliczamy takie, które zawierają w pierścieniu wyłącznie wiązania pojedyncze, oraz te, które zawierają co najmniej jedno wiązanie podwójne. Związki należące do tej pierwszej grupy powstają w wyniku zamknięcia (cyklizacji) łańcuchów węglowodorowych alkanów – stąd ich nazwa **cykloalkany**. Natomiast związki należące do drugiej grupy tworzą się w wyniku cyklizacji łańcuchów alkenów – stąd ich nazwa **cykloalkeny** (tab. 15.1).

Cykloalkany to węglowodory nasycone o ogólnym wzorze sumarycznym: C_nH_{2n} . Występujące w naturze cykloalkany mają co najmniej pięć atomów węgla w cząsteczce ($n = 5$). Wzory sumaryczne cykloalkanów tworzy się, wykorzystując wzór ogólny. Nazwy cykloalkanów tworzy się jak w przypadku alkanów zawierających taką samą liczbę atomów węgla, czyli podając przedrostek **cyklo-**, na przykład **cykloheptan** (alkan o budowie cyklicznej zawierający siedem atomów węgla w pierścieniu). Cykloalkany mają podobne właściwości do alkanów. Podobnie tworzy się nazwy cykloalkenów, o ogólnym wzorze sumarycznym: C_nH_{2n-2} , które – począwszy od cyklopentenu – wykazują właściwości alkenów (tab. 15.1).

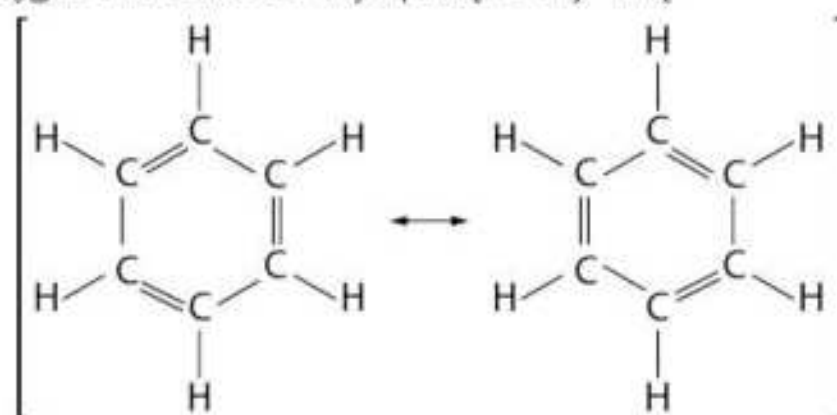
Tab. 15.1. Nazwy, wzory oraz modele kulkowe cząsteczek przykładowych węglowodorów cyklicznych

Nazwa związku	Wzór sumaryczny	Wzór uproszczony	Wzór strukturalny	Model cząsteczki
cyklopentan	C_5H_{10}			
cykloheksen	C_6H_{10}			

Węglowodory aromatyczne (inaczej: **areny**) to grupa węglowodorów cyklicznych, w których pierścienie mają bardziej złożoną budowę, a w konsekwencji węglowodory te wyróżniają się odmiennymi właściwościami od pozostałych grup węglowodorów.

15.2. Budowa benzenu

Węglowodorem aromatycznym o najprostszej budowie jest benzen C_6H_6 . Budowę benzenu zaproponował w 1865 r. niemiecki chemik Friedrich Kekule (czytaj: fridriś kekule). Uczony ten jako pierwszy udowodnił, że pierwiastek węgiel jest czterowartościowy (w 1858 r.). Pierwszy wzór benzenu zawierał naprzemienne położone wiązania podwójne i pojedyncze między atomami węgla w sześciocznym pierścieniu. Każdy atom węgla dodatkowo był połączony wiązaniem pojedynczym z atomem wodoru. W miarę gromadzenia nowych informacji dotyczących benzenu ten wzór okazał się niewystarczający. Z tego powodu Kekule w 1872 r. zmodyfikował wzór benzenu i zaproponował szybkie, cykliczne zmiany położenia wiązań pojedynczych i podwójnych. Dało to dwa wzory nazywane **strukturami rezonansowymi** (rys. 15.1).



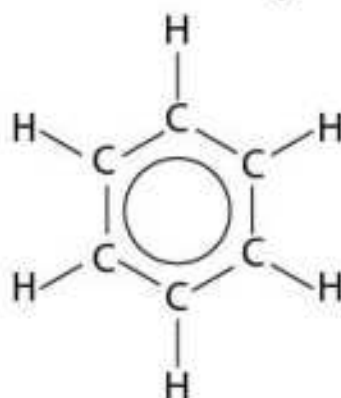
Rys. 15.1. Struktury rezonansowe benzenu.

Obecnie uważa się, że wszystkie elektrony podwójnych wiązań stanowią tak zwany **sekstet elektronowy**, który tworzy jedno wiązanie obejmujące wszystkie sześć atomów węgla w pierścieniu nazywane **wiązaniem zdelokalizowanym**. Sekstet elektronowy przedstawia się umownie we wzorze półstrukturalnym benzenu w kształcie okręgu wpisanego wewnątrz pierścienia (rys. 15.2). Pierścień taki nazywamy pierścieniem aromatycznym, a związki, które mają taką budowę – związkami aromatycznymi lub inaczej – arenami.

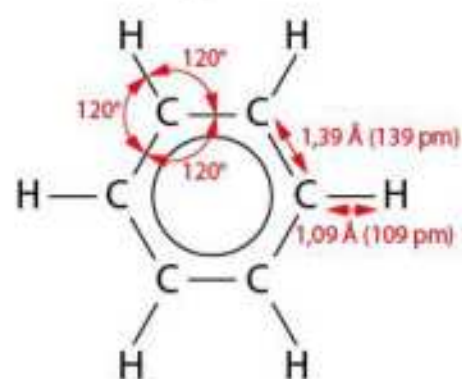
Wzór elektronowy kropkowy



Wzór strukturalny



Model cząsteczki



Rys. 15.2. Wzór elektronowy kropkowy oraz wzór strukturalny i model cząsteczki benzenu.

Pierścień benzenu jest płaski. W konsekwencji występowania sekstetu elektronowego wszystkie wiązania między atomami węgla mają taką samą długość wynoszącą 1,39 Å (139 pm). Jest to długość pośrednia między długością pojedynczego wiązania łączącego atomy węgla C–C wynoszącego 1,54 Å (154 pm) oraz wiązania podwójnego C=C wynoszącego 1,34 Å (134 pm). Z tego powodu struktury benzenu nie można zapisać za pomocą wiązań pojedynczych oraz podwójnych między atomami węgla w pierścieniu w postaci jednego wzoru strukturalnego. Aby zrozumieć mechanizmy reakcji benzenu i związków aromatycznych, wygodniej jest używać rezonansowych wzorów Kekulego. Wzór cząsteczki benzenu i innych węglowodorów aromatycznych rysuje się w uproszczeniu w postaci pierścienia przedstawiającego jedną ze struktur rezonansowych (rys. 15.3).



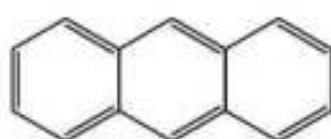
Rys. 15.3. Uproszczony wzór benzenu.

W nazewnictwie węglowodorów aromatycznych stosuje się najczęściej ich nazwy zwyczajowe.

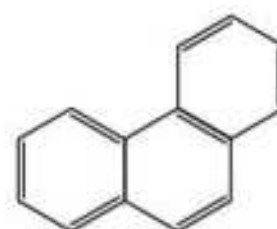
We wzorach półstrukturalnych węglowodorów aromatycznych często pomija się atomy wodoru, ponieważ łatwo zapamiętać, że każdy atom węgla jest czterowartościowy. Węglowodory aromatyczne mogą mieć również dwa lub więcej połączonych (inaczej skondensowanych) pierścieni aromatycznych w cząsteczce (rys. 15.4).



naftalen



antracen

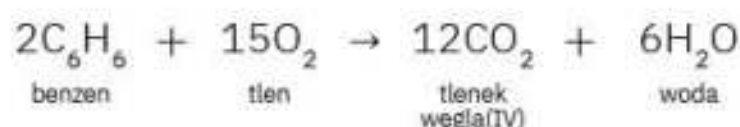


fenantren

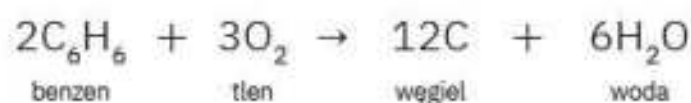
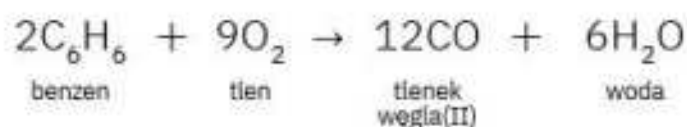
Rys. 15.4. Uproszczone wzory i nazwy przykładowych węglowodorów aromatycznych zawierających skondensowane pierścienie aromatyczne w cząsteczce niebędących homologami benzenu.

Ze względu na swoją specyficzną budowę węglowodory aromatyczne – w tym benzen – wykazują odmienne właściwości chemiczne od innych węglowodorów.

Benzen jest bezbarwną cieczą o gęstości nieco mniejszej od gęstości wody ($0,87 \text{ g/cm}^3$), o charakterystycznym, ostrym zapachu, praktycznie nierozpuszczalną w wodzie. Jego temperatura topnienia wynosi około $5,5^\circ\text{C}$, a temperatura wrzenia – około 80°C . W nadmiarze tlenu benzen ulega spalaniu całkowitemu do tlenku węgla(IV) oraz wody (pary wodnej):

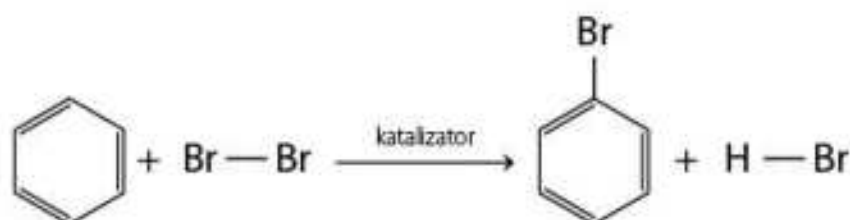
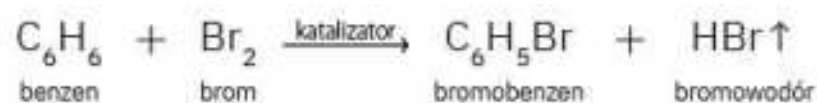


W przypadku ograniczonego dostępu do tlenu zachodzi spalanie niecałkowite:



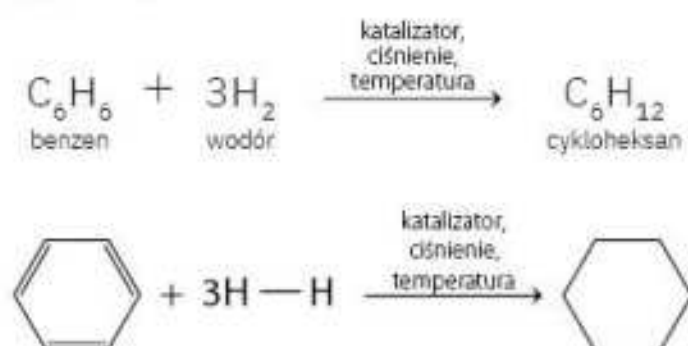
W analogiczny sposób przebiega spalanie innych węglowodorów aromatycznych.

Benzen w temperaturze pokojowej nie reaguje z wodą bromową oraz roztworem manganianu(VII) potasu. Reakcja z bromem zachodzi dopiero w obecności katalizatora (np. bezwodnego bromku żelaza(III)), a w jej wyniku jeden z atomów wodoru w pierścieniu aromatycznym ulega podstawieniu na atom bromu z wydzielaniem bromowodoru, zgodnie z równaniem:



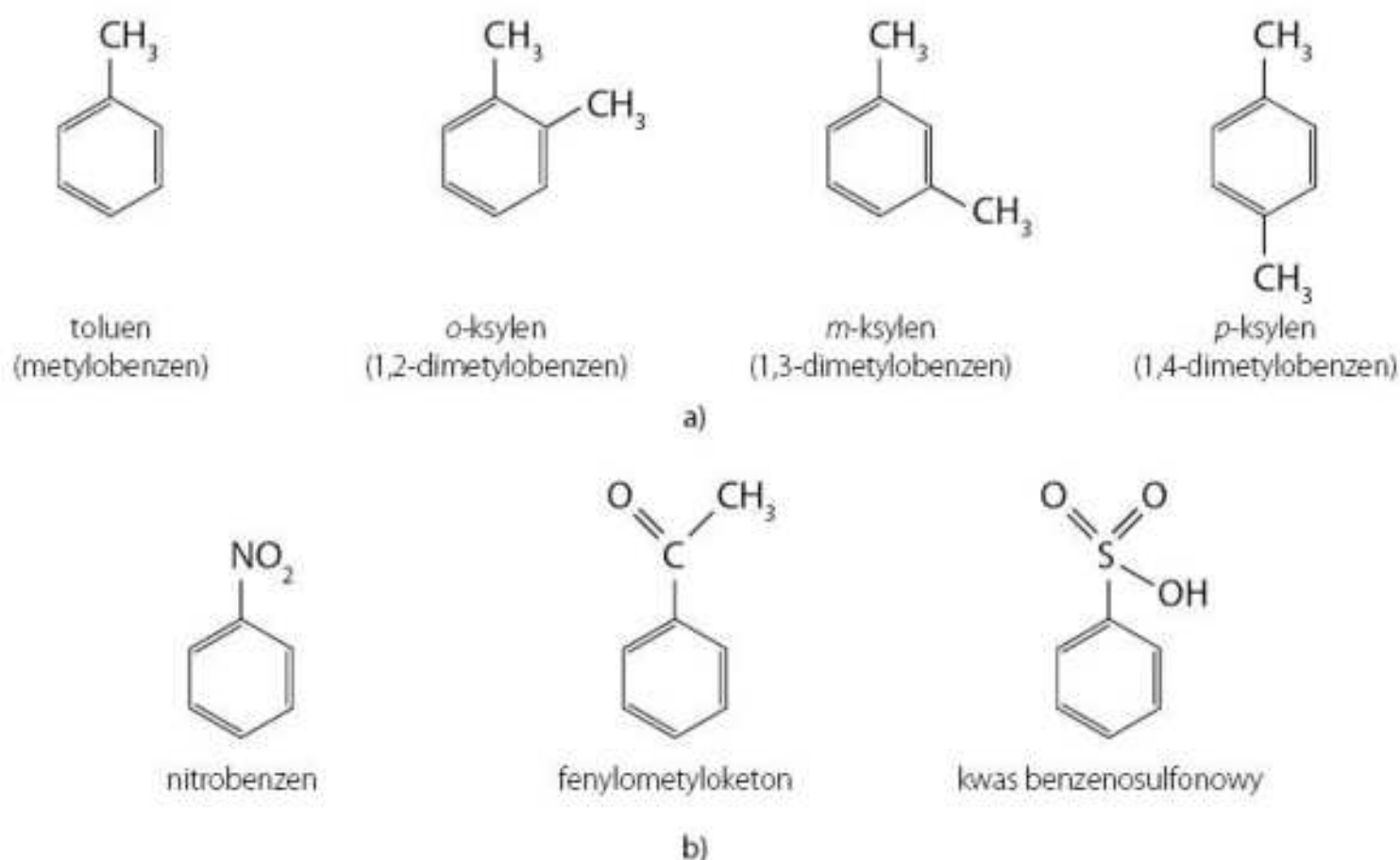
Węglowodory aromatyczne ulegają zatem reakcji podstawienia (substytucji). Reakcja podstawienia zachodzi również w przypadku węglowodorów nasyconych (alkany).

Dopiero w podwyższonej temperaturze, pod wysokim ciśnieniem oraz w obecności katalizatora do cząsteczki benzenu mogą przyłączyć się cząsteczki wodoru, a produktem tej reakcji jest cykloheksan:



Jest to przykład drugiego typu reakcji, jakiej ulegają węglowodory aromatyczne. Reakcja ta nosi nazwę przyłączenia (addycji), lecz nie jest reakcją charakterystyczną dla węglowodorów aromatycznych.

Benzen może zatem ulegać zarówno reakcjom podstawienia, jak i przyłączenia. Wiele pochodnych benzenu występuje naturalnie, a inne można otrzymać syntetycznie na skalę przemysłową (rys 15.5).



Rys. 15.5. Wzory półstrukturalne oraz nazwy wybranych naturalnych (a) oraz syntetycznych (b) pochodnych benzenu.

Związków tych używa się w wielu dziedzinach życia codziennego, co zostanie omówione w dalszej części podręcznika.

15.3. Porównanie właściwości węglowodorów aromatycznych i alifatycznych

Analizując przebieg reakcji, którym ulegają różne rodzaje węglowodorów, można wyciągnąć wniosek, że w zależności od ich budowy ulegają one typowym reakcjom charakterystycznym, dzięki którym możemy je zidentyfikować (tab. 15.2).

Tab. 15.2. Porównanie właściwości chemicznych węglowodorów

Typ reakcji	Spalanie	Reakcja z Br _(aq) oraz roztworem KMnO ₄	Reakcja podstawienia (substytucji)	Reakcja przyłączenia (addycji)	Reakcja polimeryzacji
alkany	TAK	NIE	TAK	NIE	NIE
alkeny	TAK	TAK	NIE	TAK	TAK
alkiny	TAK	TAK	NIE	TAK	TAK
benzen	TAK	NIE*	TAK	NIE**	NIE

* Benzen ulega reakcji z Br_(aq) w obecności katalizatora.

** Benzen ulega reakcji przyłączenia w podwyższonej temperaturze, pod wysokim ciśnieniem oraz w obecności katalizatora.

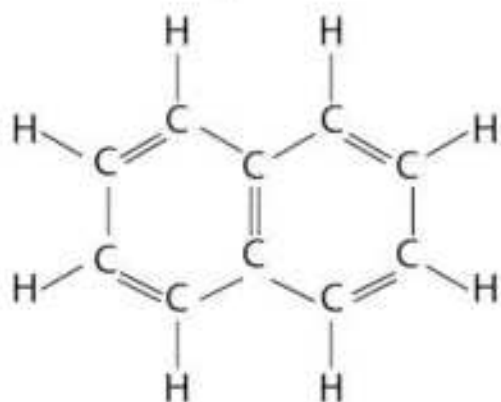
PODSUMOWANIE

- Węglowodory alifatyczne o budowie pierścieniowej (cyklicznej) powstają w wyniku cyklizacji węglowodorów o budowie łańcuchowej.
- Węglowodory aromatyczne (areny) to węglowodory o budowie pierścieniowej (cyklicznej) zawierające wiązanie zdelokalizowane między atomami tworzącymi pierścień.
- W pierścieniu aromatycznym benzenu występuje sekstet elektronowy tworzący wiązanie zdelokalizowane.
- Benzen ulega reakcji spalania, a w temperaturze pokojowej nie reaguje z wodą bromową oraz roztworem manganianu(VII) potasu.
- W określonych warunkach (temperatury, ciśnienia, obecności katalizatorów) benzen ulega zarówno reakcji podstawienia (substytucji), jak i przyłączenia (addycji).
- Węglowodory – w zależności od ich budowy – ulegają charakterystycznym reakcjom, dzięki którym możemy je przypisać do określonej grupy.



POLECENIA KONTROLNE

1. Wskaż podobieństwa i różnice w budowie cząsteczek alkanów oraz cykloalkanów.
2. Służący jako środek przeciw molom naftalen to dwupierścieniowy związek aromatyczny o wzorze strukturalnym:



Ustal i zapisz w zeszycie wzór sumaryczny tego węglowodoru.

3. Oblicz procentową zawartość węgla w cząsteczce cykloheksanu oraz benzeny.
4. W obecności katalizatora benzen ulega reakcji chlorowania, czyli przyłączenia atomu chloru. Dokończ równanie tej reakcji:
$$\text{C}_6\text{H}_6 + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$$

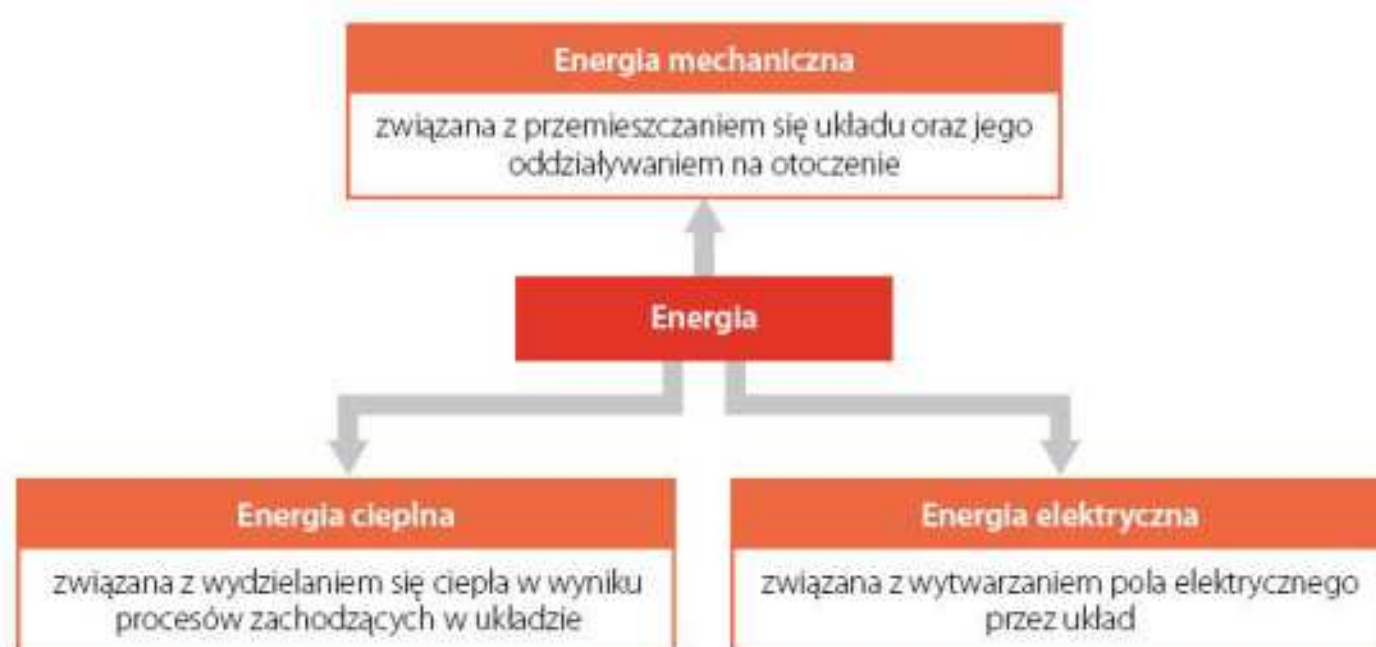
Podaj nazwy produktów tej reakcji.
5. Zaproponuj, w jaki sposób – przeprowadzając odpowiednie reakcje chemiczne – można odróżnić:
a) alkanów od alkenów,
b) alkeny od węglowodorów aromatycznych.

16. Konwencjonalne źródła energii

Czy zastanawialiście się, skąd w budynkach mieszkalnych podłączonych do miejskiej sieci ciepłowniczej bierze się ciepła woda w kranach oraz kaloryferach? Energia potrzebna do podgrzania wody użytkowej w tej sieci powstaje w elektrociepłowniach, w których następuje spalanie paliw w kotłach. W wyniku tego procesu wydzielą się ciepło, które jest przekazywane wodzie krążącej w obiegu zamkniętym. Pod wpływem wysokiej temperatury woda zamienia się w parę wodną, która opuszcza układ i jest kierowana do wymienników ciepła. W wymiennikach zostaje podgrzana woda w drugim obiegu, skąd trafia do budynków mieszkalnych. Pozyskiwanie energii – zarówno cieplnej, jak i elektrycznej – następuje w wyniku spalania różnych paliw i jest najpowszechniejszą formą wytwarzania energii służącej do zaspokajania potrzeb gospodarstw domowych.

16.1. Różne formy energii

Energia to wielkość fizyczna obrazująca przebieg wszystkich procesów zachodzących w przyrodzie oraz opisująca stan, w jakim znajduje się dany układ lub obiekt fizyczny. Energia może przyjmować różne formy (rys. 16.1.).



Rys. 16.1. Różne formy energii.

Energia (oznaczana w skrócie literą E) powstająca w wyniku reakcji chemicznych zachodzących w danym układzie jest sumą ciepła (Q) wytwarzanego przez układ oraz pracy (W), którą ten układ może wykonać. Powyższe stwierdzenie nazywa się **pierwszą zasadą termodynamiki** i jest opisywane wzorem:

$$E = Q + W$$

Jednostką energii w układzie SI jest dżul (symbol: J; $1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot 1 \text{ m}$).

Inaczej mówiąc: energia, którą ma układ, może zostać wydzielona na sposób ciepła oraz pracy.

W wyniku przebiegu niektórych reakcji chemicznych wydzielą się ciepło – są to tak zwane **reakcje egzoenergetyczne**. Należą do nich między innymi reakcje spalania substancji, w wyniku których powstaje energia służąca do zaspokajania podstawowych potrzeb, takich jak: ogrzewanie budynków mieszkalnych oraz wody użytkowej, przygotowywanie posiłków, praca urządzeń zasilanych energią elektryczną (np. silników elektrycznych, urządzeń oświetleniowych, RTV i AGD), praca urządzeń z silnikami spalinowymi (np. samochody, maszyny rolnicze, piły motorowe) oraz wytwarzanie materiałów przemysłowych (np. otrzymywanie szkła, cementu oraz metali i ich stopów). Substancje służące do pozyskiwania energii nazywa się paliwami, a gałąź przemysłu zajmującą się wytwarzaniem z nich energii – przemysłem energetycznym. Głównymi paliwami wykorzystywanymi do produkcji energii są surowce występujące naturalnie w przyrodzie – określane jako paliwa konwencjonalne. Z roku na rok zwiększa się jednak udział alternatywnych (inaczej: zastępczych) źródeł energii w całkowitej sumie wytwarzanej energii. Wynika to z wyczerpywania się zasobów węgla kopalnych oraz z potrzeby ochrony środowiska naturalnego przed negatywnymi skutkami pozyskiwania energii z konwencjonalnych źródeł (zostanie to omówione w dalszej części podręcznika).

16.2. Podstawowe surowce naturalne stanowiące źródła energii

Paliwa występują w postaci złóż (skupisk) na różnych głębokościach pod powierzchnią ziemi i ze względu na konieczność ich wydobywania są nazywane **surowcami kopalnymi**.

Surowce kopalne używane jako paliwa mogą występować w trzech stanach skupienia:

- stałym – węgle kopalne: torf, węgiel brunatny, węgiel kamienny, antracyt,
- ciekłym – ropa naftowa,
- gazowym – gaz ziemny.

Złóża występujących w stałym stanie skupienia węgla kopalnych powstały wiele milionów lat temu w warunkach klimatu tropikalnego. W początkowym etapie ich formowania następował rozkład obumarłych szczątków roślinnych – podobnie jak ma to miejsce podczas procesów tworzenia się gleb (procesów glebotwórczych). Procesy te przebiegały głównie bez dostępu tlenu (w warunkach

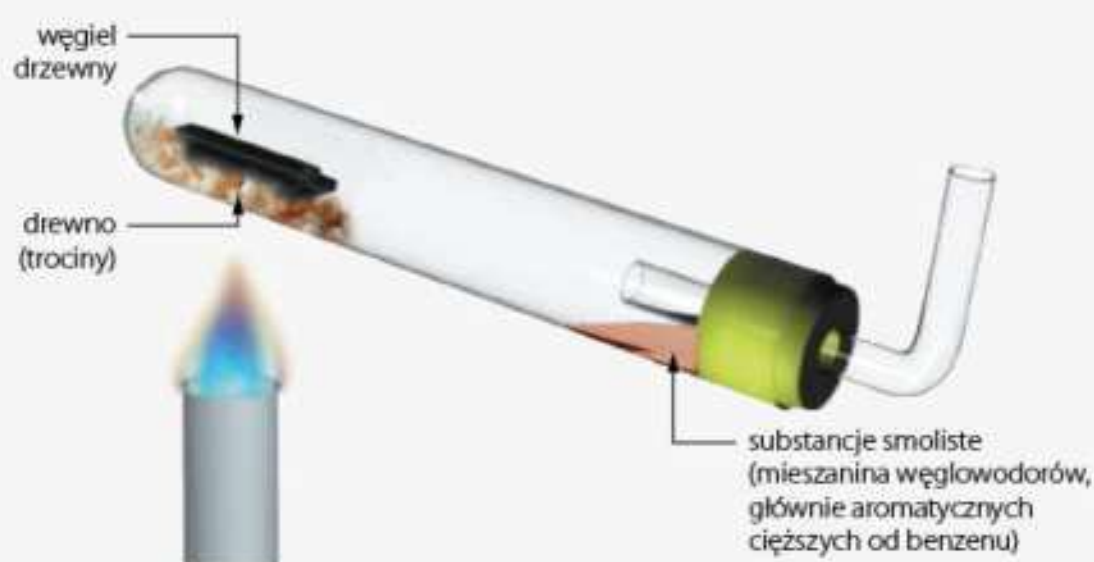
beztlenowych) na terenach bagnistych lub na dnach zbiorników wodnych i towarzyszyło im wydzielanie dużych ilości metanu. W wyniku tych procesów powstawały nakładające się na siebie warstwy torfu, które mieszały się z obumarłymi szczątkami roślinnymi oraz zwięzłymi minerałami. W tak powstałych warstwach, pod wpływem podwyższonej temperatury oraz ciśnienia panującego we wnętrzu Ziemi, następowało uwęglanie (inaczej: karbonizacja) znajdującej się w nich materii organicznej.

Doświadczenie

Destylacja rozkładowa drewna

Przebieg doświadczenia:

Probówkę zawierającą niewielką ilość rozdrobnionego drewna zamocuj w statywie, a następnie zatkaj ją korkiem z umieszczoną w nim rurką szklaną. Po-chyl probówkę tak, by jej dno znajdowało się wyżej od wylotu rurki, i ogrzewaj nad płomieniem palnika (rysunek 16.2).



Rys. 16.2. Przebieg procesu destylacji rozkładowej węgla.

Obserwacje:

Drewno zmienia barwę na czarną, a na dole probówki skrapla się brunatna ciecz.

Podczas ogrzewania drewna zachodzi zjawisko uwęglania, o czym świadczy zmiana jego zabarwienia. Uwęglanie polega na zwiększaniu zawartości węgla pierwiastkowego w materii organicznej przy jednoczesnym spadku zawartości innych pierwiastków, głównie tlenu, azotu oraz wodoru. Im dłużej trwa proces karbonizacji, tym więcej związków chemicznych o dużej zawartości węgla pierwiastkowego zawierają poszczególne węgle kopalne (rys. 16.3).



Rys. 16.3. Zależność między czasem powstawania a zawartością węgla pierwiastkowego w paliwach kopalnych.

Najstarszymi surowcami kopalnymi, a tym samym mającymi największą zawartość węgla pierwiastkowego, są antracyt oraz węgiel kamienny. Ich powstawanie zostało zapoczątkowane około 350 mln lat temu w okresie karbonu, w erze paleozoicznej. Przykładem takiego surowca kopalnego jest również szungit, który zawiera najwięcej węgla pierwiastkowego ze wszystkich węgli kopalnych (ponad 98%) i powstał w wyniku dalszej karbonizacji antracytu (rys. 16.4).



Rys. 16.4. Szungit to węgiel kopalny o największej zawartości węgla pierwiastkowego, będący surowcem przejściowym między bezpostaciowym antracytem a krystalicznym grafitem.

Kopalina znacznie młodszą, a tym samym zawierającą mniej węgla pierwiastkowego, jest węgiel brunatny, który powstał około 20 mln lat temu, w okresie neogenu obecnie trwającej ery kenozoicznej.

Procesy karbonizacji materii organicznej przy współudziale bakterii zachodzą również obecnie, a średni przyrost grubości warstwy torfu to około 1 mm na rok. Szacuje się, że z warstwy torfowiska o grubości około 15 metrów w ciągu kilkuset milionów lat może powstać złożo węgla kopalnego o grubości około 1 metra. Wielkość ta obrazuje, jak duża ilość materii organicznej jest potrzebna do wytworzenia niewielkich pokładów węgla.

Dokładny sposób tworzenia się złóż ropy naftowej oraz gazu ziemnego nie został do końca poznany. Przypuszcza się, że złoża te powstały podobnie jak złoża węgla kopalnych – w wyniku rozkładu materii organicznej pod powierzchnią ziemi oraz na dnie zbiorników wodnych w warunkach beztlenowych.

16.3. Skład chemiczny oraz właściwości surowców kopalnych

Możliwość wykorzystania różnych paliw jako źródeł energii jest związana z ich rozpowszechnieniem w przyrodzie oraz zawartością w nich węgla – w formie pierwiastkowej lub w postaci różnych związków chemicznych. Skład chemiczny paliw jest różny, w zależności od warunków, w jakich dane paliwo powstawało.

Torf to surowiec naturalny mający mały ciężar oraz luźną strukturę. W jego skład wchodzi produkty częściowej lub całkowitej humifikacji materii organicznej – głównie kwasy huminowe oraz inne składniki, takie jak: garbniki, żywice, woski, białka, cukry, aminokwasy oraz niewielkie ilości składników mineralnych. W zależności od stopnia humifikacji torf przyjmuje zabarwienie od jasnobrunatnego do ciemnobrunatnego. Dawniej był on stosowany jako surowiec do budowy domów oraz jako materiał opałowy. Ze względu na niewielką w porównaniu do innych węgli kopalnych zawartość węgla pierwiastkowego (nieprzekraczającą 60% suchej masy) jest obecnie rzadko stosowany jako materiał opałowy, choć w niektórych krajach (np. w Irlandii, Finlandii) nadal jest używany jako paliwo do wytwarzania energii elektrycznej. Stanowi on również cenny materiał ogrodniczy i rolniczy jako składnik podłoża.

Pozostałe węgle kopalne (węgiel brunatny, węgiel kamienny, antracyt) podobnie jak torf nie mają ściśle określonego składu chemicznego. Wyróżniają się one większym od torfu ciężarem (bardziej zwartą strukturą) i stanowią mieszaninę związków chemicznych o skomplikowanej budowie i różnej zawartości węgla pierwiastkowego (tab. 16.1).

Tab. 16.1. Przybliżony skład pierwiastkowy węgli kopalnych (w procentach masowych)

Typ paliwa	Zawartość (%)				
	Węgiel	Wodór	Tlen	Azot	Siarka
Torf	do 60	5	30	3	0,5–3
Węgiel brunatny	do 74	5	20	1	
Węgiel kamienny	do 85	5	10	1	
Antracyt	do 96	2	1	poniżej 1	

Węgle kopalne zawierają również inne pierwiastki, głównie: tlen, wodór, azot oraz siarkę. Im dłużej trwał proces karbonizacji, tym mniej związków chemicznych zawierających te pierwiastki znajduje się w poszczególnych węglach kopalnych. W skład paliw wchodzi również w niewielkich ilościach inne substancje nieorganiczne. Węgle kopalne można wykorzystywać w stanie nieprzetworzonym jako paliwo lub poddawać je odpowiednim procesom przeróbki, w wyniku czego otrzymuje się również produkty inne niż paliwa (zostanie to omówione w dalszej części podręcznika).

Ropa naftowa to ciecz o oleistej konsystencji, przyjmująca w zależności od składu chemicznego barwę od ciemnozielonej przez jasnobrązową do brunatnej. Skład chemiczny ropy naftowej zależy od miejsca, w którym występują jej złoża (rys. 16.5).

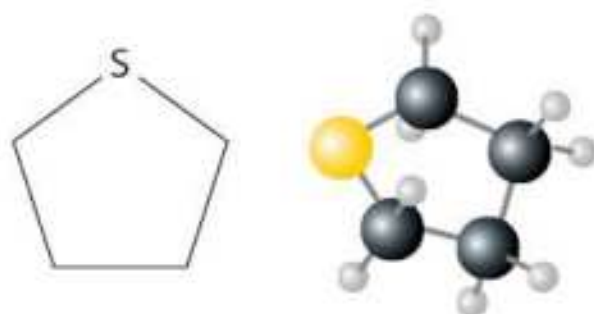


Rys. 16.5. Platforma wydobywcza ropy naftowej służy do pozyskiwania tego paliwa ze złóż znajdujących się pod dnem oceanów i mórz.

Ropa naftowa zawiera węgiel (ok. 80–88%), wodór (ok. 10–14%) oraz inne pierwiastki: tlen (do 10%) siarkę (do 5%) oraz azot (do 1%). W skład ropy naftowej wchodzi kilka tysięcy związków chemicznych różniących się właściwościami fizycznymi i chemicznymi. Podstawowymi składnikami ropy naftowej są węglowodory ciekłe – głównie alkany zawierające powyżej 5 atomów w łańcuchu węglowym. Pozostałe składniki ropy naftowej są niepożądane w procesach spalania paliw, dlatego ropę naftową poddaje się procesom przeróbki. W ich wyniku otrzymuje się inne substancje, które po przetworzeniu wykorzystuje się w życiu codziennym.

Gaz ziemny to mieszanina substancji w gazowym stanie skupienia, która jest bezbarwna, ma mniejszą gęstość od powietrza i słabo wyczuwalny zapach. W skład gazu ziemnego wchodzi głównie alkany w gazowym stanie skupienia

(zawierające do 4 atomów węgla). Jest on łatwopalny, a jego główny składnik – metan – po zmieszaniu z tlenem wybucha. Dlatego przed dostarczeniem gazu ziemnego do sieci gazowej zaopatrującej w niego gospodarstwa domowe miesza się go z substancjami o intensywnym zapachu – tak zwanymi nawaniaczami – by móc wyczuć niebezpieczeństwo podczas jego wycieku. Najczęściej stosuje się tetrahydrotiofen (rys. 16.6).



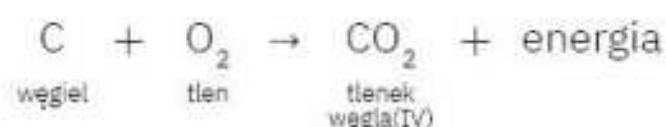
Rys. 16.6. Wzór uproszczony oraz model kulkowy cząsteczki tetrahydrotiofenu – związku heterocyklicznego służącego do nawaniania gazu w przesyłowej sieci gazowej.

Skład chemiczny gazu ziemnego zależy od rodzaju złóż. Może występować w złożach samodzielnie lub towarzyszyć złożom ropy naftowej. Gaz ziemny znajdujący się w złożach samodzielnych jest nazywany **gazem suchym** i zawiera około 96% metanu, 3% etanu oraz śladowe ilości innych węglowodorów i innych substancji chemicznych. Z kolei gaz ziemny towarzyszący ropie naftowej jest nazywany **gazem mokrym**. Zawiera on do 90% metanu, od 5 do 10% propanu i butanu oraz niewielkie ilości (do kilku procent) siarkowodoru i związków zawierających azot. Gaz ziemny, zanim zostanie wykorzystany jako paliwo, musi zostać poddany procesom oczyszczania, które poznacie w dalszej części podręcznika.

16.4. Surowce naturalne jako źródła energii

Zdecydowana większość wytwarzanej na świecie energii jest pozyskiwana w wyniku spalania węgla kamiennego, węgla brunatnego, ropy naftowej oraz gazu ziemnego. Z tego powodu surowce te nazywamy tradycyjnymi, czyli **konwencjonalnymi źródłami energii**. W Unii Europejskiej około 50% całkowitej energii wytwarza się w ten sposób, a w Polsce to nadal ponad 90% (dane za 2019 r.). W naszym kraju występują duże pokłady węgla kamiennego i brunatnego. Sprawia to, że wytwarzanie energii w wyniku ich spalania – mimo rosnących cen tych surowców – wciąż jest korzystne z ekonomicznego punktu widzenia. Polska dysponuje niewielkimi zasobami ropy naftowej oraz gazu ziemnego, dlatego te surowce są importowane.

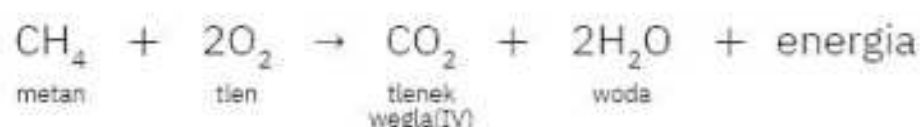
Z chemicznego punktu widzenia wytwarzanie energii z wykorzystaniem paliw zawierających węgiel polega na całkowitym spalaniu tych paliw w obecności tlenu zawartego w powietrzu, w wyniku czego powstają tlenek węgla(IV) CO_2 oraz energia w postaci ciepła, zgodnie z reakcją:



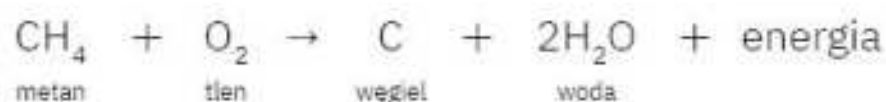
Przy ograniczonym dostępie tlenu w wyniku spalania niecałkowitego może powstawać również tlenek węgla(II) CO:



W analogiczny sposób jest wytwarzana energia w wyniku spalania węglowodorów wchodzących w skład ropy naftowej oraz gazu ziemnego. Dla przypomnienia: w warunkach nieograniczonego dostępu do tlenu metan – główny składnik gazu ziemnego – ulega spalaniu całkowitemu do tlenku węgla(IV) oraz wody (pary wodnej):



W przypadku ograniczonego dostępu do tlenu zachodzi spalanie niecałkowite:



W analogiczny sposób spalaniu ulegają węglowodory zawierające większą liczbę atomów węgla w cząsteczce.

Ilość energii wydzielającej się w wyniku spalania paliw ma bezpośredni związek z zawartością węgla pierwiastkowego i wodoru w poszczególnych paliwach (tab. 16.2).

Tab. 16.2. Ilość energii wytwarzanej w wyniku spalania różnych paliw (1 MJ = 10⁶ J)

Surowiec energetyczny	Ilość energii wytwarzanej w wyniku reakcji spalania [MJ]
1 kg węgla kamiennego	17–30
1 kg węgla brunatnego	8–20
1 litr oleju opałowego pozyskiwanego z przeróbki ropy naftowej	około 40
1 m ³ gazu ziemnego	około 35

Wytwarzanie energii w wyniku spalania różnych paliw konwencjonalnych wiąże się z koniecznością pozyskiwania dużych ich ilości ze źródeł naturalnych. Dla przykładu, średnia ilość energii zużywana rocznie na ogrzanie domu o powierzchni około 120 m² wynosi około 50 000 MJ (dla domów energooszczędnych, tzw. pasywnych, ta ilość jest ok. 8 razy mniejsza), co odpowiada spaleniu około 1700 m³ gazu ziemnego, a ilość zużywanej energii elektrycznej wynosi około 5000 MJ, co odpowiada spaleniu około 250 kg węgla brunatnego. W przeliczeniu na megawatogodziny (MWh): 1 MWh = 3,6 MJ.

Ponieważ pozyskiwanie paliw z ich źródeł jest procesem kosztochłonnym, a ich zasoby są trudno odnawialne, należy się liczyć w przyszłości z całkowitym wyczerpaniem ich zapasów. Szacuje się, że zasoby węgla kopalnych, ropy naftowej oraz gazu ziemnego ulegną wyczerpaniu po 2200 r. Jest to główny powód poszukiwania i stosowania alternatywnych (zastępczych) dla paliw konwencjonalnych źródeł energii.

PODSUMOWANIE

- Do wytwarzania energii są wykorzystywane surowce występujące w postaci źródeł: węgle kopalne, ropa naftowa oraz gaz ziemny – nazywane paliwami kopalnymi.
- Paliwa kopalne powstały w wyniku skomplikowanych procesów zachodzących na różnych głębokościach pod powierzchnią ziemi lub pod dnami zbiorników wodnych.
- Wytwarzanie energii z wykorzystaniem surowców naturalnych – bezpośrednio lub po ich obróbce albo oczyszczeniu – następuje w wyniku reakcji ich spalania.
- Węgla kopalne zawierają różną zawartość węgla – im większa jego zawartość, tym większą ilość energii można uzyskać w wyniku ich spalania.
- Zasoby naturalnych surowców energetycznych wykorzystywanych jako paliwa są trudno odnawialne, dlatego konieczne jest poszukiwanie alternatywnych źródeł energii.

POLECENIA KONTROLNE

1. Wymień, od czego zależy ilość energii wydzielanej podczas spalania paliw konwencjonalnych. Uzasadnij swoją odpowiedź.
2. Podane węgle kopalne: węgiel kamienny, węgiel brunatny, szungit, antracyt oraz torf, uszereguj według rosnącej wartości energetycznej. Odpowiedź zapisz w zeszycie.



3. Na podstawie tabeli 16.1 oblicz, w jakiej ilości torfu znajduje się taka sama ilość węgla co w 1000 kg węgla kamiennego. Załóż, że paliwa te zawierają maksymalną dla nich zawartość tego pierwiastka.
4. Znajdź w dostępnych źródłach informacje, w jakich rejonach Polski występują pokłady węgla kamiennego, jakie jest roczne wydobycie tego surowca w naszym kraju i na świecie (w mln ton) oraz jaki procent światowego wydobycia tego paliwa stanowi wydobycie w Polsce.
5. Wykorzystując dane z tabeli 16.2 oraz informacje w podręczniku, oblicz, ile ton węgla kamiennego średnio zostałoby zużyte do ogrzewania domu o powierzchni 150 m².

17. Procesy przeróbki węgla kamiennego, ropy naftowej oraz gazu ziemnego

Czy wiecie, kto pierwszy skonstruował lampę naftową? Zrobił to w 1853 r. Ignacy Łukasiewicz, wybitny polski wynalazca, który prowadził badania nad możliwością zastosowania ropy naftowej. Nafta oświetleniowa stanowi jeden ze składników ropy naftowej. Dzięki możliwości rozdzielenia oraz przeróbki składników ropy naftowej oraz innych naturalnych surowców energetycznych stanowiących konwencjonalne źródła energii są one powszechnie stosowane.

17.1. Przemysłowe procesy przeróbki surowców naturalnych

Surowce naturalne: węgle kopalne, ropa naftowa oraz gaz ziemny, wykorzystywane jako konwencjonalne źródła energii są mieszaniną wielu związków chemicznych. Możliwość wykorzystania ropy naftowej oraz gazu ziemnego jako źródeł energii wiąże się z koniecznością przetworzenia tych surowców. Pomimo że węgiel kamienny jest źródłem energii w formie nieprzetworzonej, również poddaje się go procesom przeróbki. Dzięki temu otrzymuje się wiele cennych substancji – produkty służące jako paliwa, a także związki chemiczne stosowane w produkcji wielu materiałów codziennego użytku.

17.2. Koksowanie węgla kamiennego

Do najważniejszych procesów przemysłowych, którym poddaje się węgiel kamienny, należy **koksowanie węgla** (inaczej sucha destylacja węgla lub pirogenizacja). Proces ten polega na ogrzewaniu węgla w temperaturze około 1000°C bez dostępu powietrza. W wyniku koksowania powstają cztery grupy produktów (rys. 17.1): koks (w stanie stałym), smoła węglowa oraz woda pogazowa (w stanie ciekłym) i gaz koksowniczy (w stanie gazowym).



Rys. 17.1. Produkty powstające w wyniku koksowania węgla.

Koksowanie węgla kamiennego jest procesem bardzo złożonym. Na skalę przemysłową prowadzi się go w bateriach koksowniczych (rys. 17.2).



Rys. 17.2. Aby otrzymać koks, węgiel ogrzewa się w bateriach koksowniczych.

Baterie te kształtem przypominają kilkunastometrowe bloki zbudowane na specjalnych fundamentach. Materiał, z którego wykonuje się baterie, jest odporny na działanie wysokiej temperatury.

W Polsce koksownie są zlokalizowane w pobliżu kopalń węgla – głównie na Śląsku. Największa kopalnia w Europie znajduje się w Zdzieszowicach. Liczba poszczególnych produktów powstających podczas koksowania zależy od wielu czynników, takich jak: miejsce powstawania i wilgotność węgla oraz parametry technologiczne procesu koksowania (budowa baterii, czas oraz temperatura ogrzewania węgla). Z tego powodu wzajemne proporcje pomiędzy produktami otrzymywanymi w wyniku koksowania węgla są różne (tab. 17.1).

Tab. 17.1. Masa produktów koksowania węgla kamiennego w przeliczeniu na suchą masę węgla

Składnik	Wartość procentowa [%]
koks	70–80
gaz koksowniczy	12–18
woda pogazowa	4–7
smoła węglowa	2–5

W wyniku koksowania węgla kamiennego otrzymuje się głównie koks. Jest on ciałem stałym o szaroczarnym zabarwieniu, porowatej strukturze oraz dużej wytrzymałości mechanicznej (rys. 17.3).



Rys. 17.3. Głównym produktem pirogenizacji węgla kamiennego jest koks.

W skład koksu wchodzi przede wszystkim węgiel pierwiastkowy (ok. 95–98%) oraz zanieczyszczenia nieorganiczne, z których po spaleniu powstaje popiół. Koks zawiera niewielkie ilości siarki (znacznie mniejsze niż węgiel kamienny), co sprawia, że w wyniku jego spalania emituje się do atmosfery o wiele mniej tlenków siarki szkodliwych dla środowiska naturalnego oraz człowieka niż w przypadku spalania węgla. Podczas koksowania duża liczba związków zawierających siarkę przekształca się w związki lotne i wchodzi w skład gazu koksowniczego. Ponadto, ilość energii, którą można uzyskać w wyniku spalania koksu, jest większa niż w przypadku węgla kamiennego (ponad 30 MJ/kg koksu). Koks stosuje się jako surowiec w procesach przemysłowych, na przykład podczas wytapiania żelaza w hutach, a także jako materiał energetyczny w elektrociepłowniach i gospodarstwach domowych.

Ciekle produkty powstające w wyniku koksowania węgla to **smoła węglowa** oraz **woda pogazowa**. Smoła węglowa jest cieczą o czarnej barwie, stanowiącą mieszaninę wielu organicznych związków węgla. Najważniejsze spośród nich to wielopierścieniowe węglowodory aromatyczne (WWA) – głównie naftalen i antracen – oraz ich homologi. Do niedawna koksowanie węgla było jedyną metodą otrzymywania WWA. Obecnie związki te wydziela się z pozostałości po przeróbce na benzynę mniej lotnych frakcji otrzymywanych z ropy naftowej. WWA są używane w syntezie organicznej – otrzymuje się z nich różne materiały (m.in. barwniki, tworzywa sztuczne, środki ochrony roślin). Należy mieć jednak na uwadze, że wielopierścieniowe węglowodory aromatyczne wykazują działanie rakotwórcze, na przykład benzopiren, który występuje również w smogu oraz dymie papierosowym.

Ze smoły węglowej można również wydzielić metodą destylacji tak zwany **benzol koksowniczy**. Jest on mieszaniną benzenu i jego homologów, na przykład toluenu i ksylenu, których używa się głównie w syntezie związków organicznych oraz jako rozpuszczalniki.

Głównym składnikiem wody pogazowej jest **amoniak**. Powstaje on w wyniku termicznego rozkładu obecnych w węglu kamiennym związków organicznych zawierających azot. Najczęściej przerabia się go na nawóz sztuczny – siarczan(VI) amonu $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

Gaz koksowniczy stanowi mieszaninę, której najważniejszymi składnikami są wodór (50–60% masowych), metan (25–30% masowych) oraz tlenek węgla(II) (do ok. 10% masowych). Zawiera on również amoniak, tlenek węgla(IV) oraz siarkowodór (łącznie 10–15% masowych). Gaz koksowniczy jest cennym paliwem ze względu na duże ilości energii, które uzyskuje się podczas jego spalania (blisko 40 MJ/kg). Jeszcze do niedawna używano tego gazu w gospodarstwach domowych, jednak z powodu obecnych w nim toksycznych związków chemicznych (głównie tlenku węgla(II) oraz amoniaku i siarkowodoru) został zastąpiony gazem ziemnym. Gaz koksowniczy jest również nazywany gazem świetlnym – w dawnych czasach wykorzystywano go do oświetlania ulic. Obecnie gaz koksowniczy stosuje się jako paliwo służące do wytwarzania energii – najczęściej w samych koksowniach.

Oprócz wyżej wymienionych zastosowań produkty powstające w wyniku koksowania węgla kamiennego są wykorzystywane zarówno w przemyśle, jak i w życiu codziennym (rys. 17.4).



Rys. 17.4. Zastosowanie produktów koksowania węgla kamiennego.

Warto pamiętać, że niektóre produkty koksowania węgla kamiennego stanowią zagrożenie dla środowiska naturalnego oraz zdrowia człowieka – zostanie to dokładnie omówione w dalszej części podręcznika.

17.3. Destylacja ropy naftowej

Ropa naftowa to surowiec, z którego otrzymuje się najpowszechniej stosowane paliwa płynne. Otrzymywanie paliw z ropy naftowej jest procesem bardzo złożonym. Przed przystąpieniem do destylacji z ropy naftowej usuwa się wodę oraz sole mineralne. W procesie destylacji wykorzystuje się różnicę temperatur wrzenia poszczególnych składników mieszaniny, które są zbierane w postaci frakcji (o określonym zakresie temperatur wrzenia) – stąd nazwa „destylacja frakcyjna”.

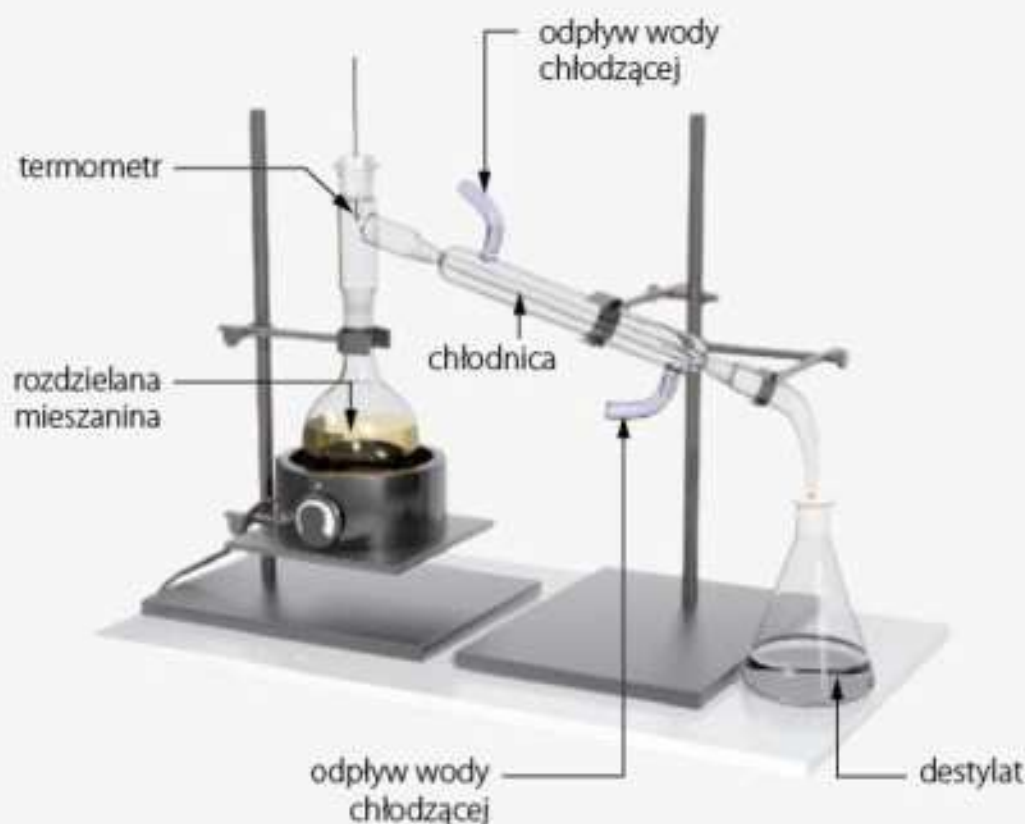
Doświadczenie

Destylacja frakcyjna ropy naftowej

Doświadczenie w formie pokazu wykonywanego przez nauczyciela

Przebieg doświadczenia:

Do kolby okrągłodennej o pojemności 250 cm³ wlej około 100 cm³ mieszaniny heksanu, oktanu, nafty i oleju napędowego – składników ropy naftowej. Aby zapobiec przegrzaniu się cieczy, wsyp do kolby kilka kawałków porowatej porcelany. Zamknij kolbę korkiem z umieszczonym w nim termometrem o zakresie temperatur co najmniej od 40 do 200°C. Następnie połącz kolbę z chłodnicą (nie zapomnij odkręcić kurka wody chłodzącej) i rozpocznij ogrzewanie kolby z mieszaniną płaszczem grzejnym (rys. 17.5).



Rys. 17.5. Aparatura służąca do destylacji ropy naftowej.

Zbierz dwie frakcje: pierwszą o temperaturze wrzenia od 40 do 180°C oraz drugą – od 180 do 200°C. Po zakończeniu destylacji sprawdź palność wydzielonych frakcji oraz pozostałości w kolbie. W tym celu umieść po kilka kropel każdej z frakcji na oddzielnych szkiełkach zegarkowych i zbliż do nich płonące łuczywko.

Obserwacje:

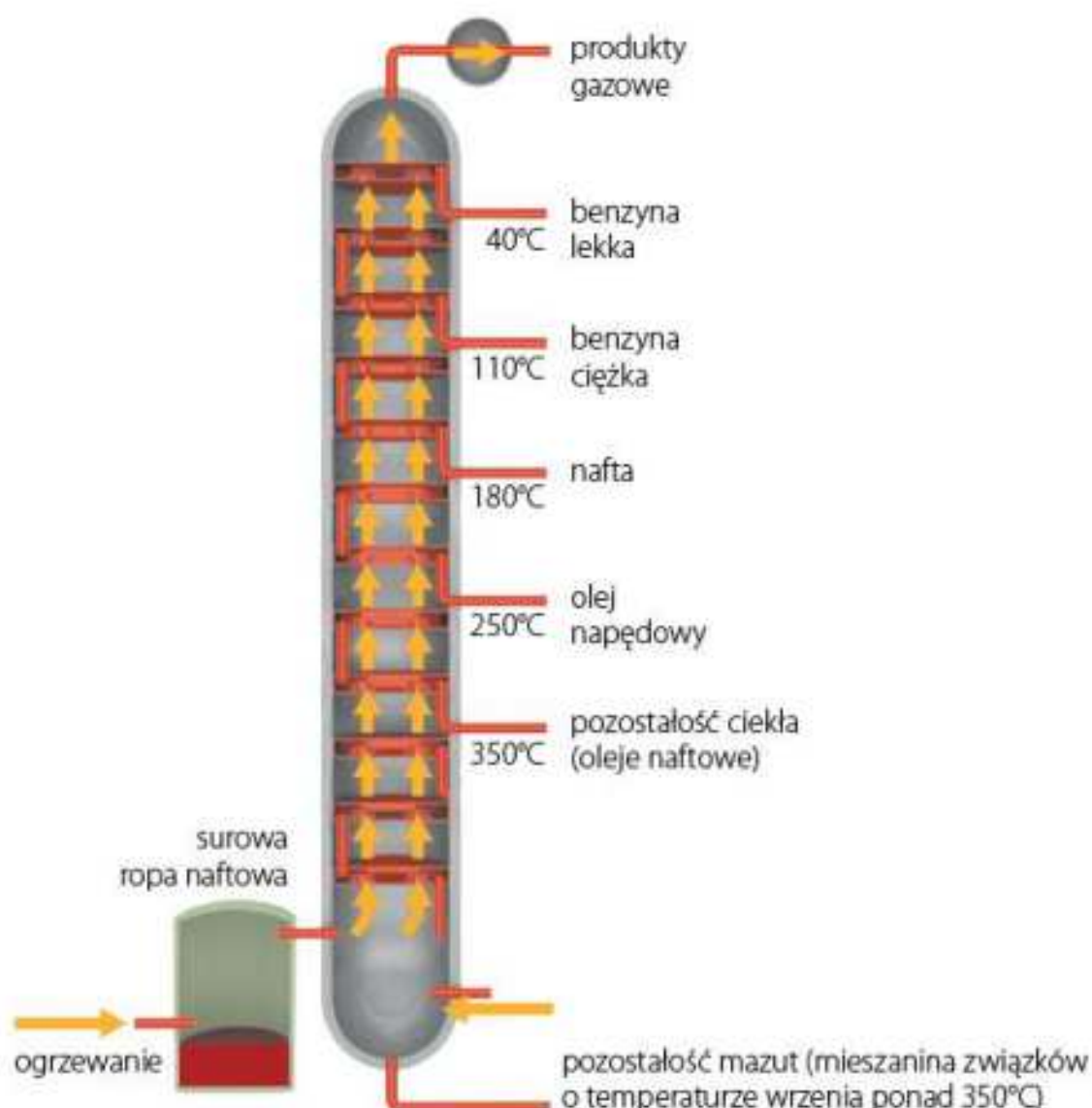
Zebrane frakcje ropy naftowej zapaliły się po zbliżeniu do nich zapalonego łuczywka.

W wyniku destylacji ropy naftowej otrzymuje się cztery główne, ciekłe frakcje: benzynę, naftę, olej napędowy oraz pozostałości poddestylacyjne o różnej temperaturze wrzenia. Frakcje te są palne – tym łatwiej, im mniejsza temperatura wrzenia poszczególnych frakcji (w uproszczonej destylacji przeprowadzonej w powyższym doświadczeniu otrzymano tylko dwie frakcje). W ich skład wchodzi głównie węglowodory – zarówno o budowie łańcuchowej, jak i pierścieniowej (tab.17.2).

Tab. 17.2. Frakcje zbierane podczas destylacji ropy naftowej

Nazwa produktu	Zakres temperatur wrzenia [°C]	Liczba atomów węgla w cząsteczkach węglowodorów
benzyna	40–180	5–11
nafta	180–250	11–17
olej napędowy	250–350	11–20
pozostałe produkty	powyżej 350	powyżej 20

W warunkach przemysłowych proces destylacji ropy naftowej przeprowadza się tak zwaną metodą rurowo-wieżową. Najpierw ropę naftową ogrzewa się pod ciśnieniem do temperatury około 400°C. Następnie ropę wprowadza się od dołu do kolumny, gdzie ulega ona rozprężeniu, w wyniku czego wszystkie składniki ropy o temperaturach wrzenia poniżej 350°C przechodzą w stan gazowy. Przechodząc w górne warstwy kolumny, gazowe frakcje ropy naftowej się schładzają, a następnie skraplają na poszczególnych półkach kolumny, skąd są odprowadzane do dalszego przerobu (rys. 17.6). W najwyższych partiach kolumny zbierają się najbardziej lotne składniki: metan, etan, propan oraz butan. Używa się ich głównie do celów opałowych w procesach przemysłowych oraz jako paliwa do silników samochodowych. Gazowe paliwo samochodowe (w skrócie LPG – z ang. *Liquefied Petroleum Gas*, czyt. liklifajd petroljem ges) stanowi mieszaninę propanu i butanu w różnych proporcjach. Gaz płynny przechowuje się w zbiornikach pod zwiększonym ciśnieniem, dzięki czemu w temperaturze pokojowej znajduje się głównie w stanie ciekłym.



Rys. 17.6. Schemat kolumny do destylacji ropy naftowej w warunkach przemysłowych.

Kolejną frakcją procesu destylacji ropy naftowej stanowi **benzyna**. To lotna, palna ciecz o charakterystycznym zapachu, złożona głównie z węglowodorów łańcuchowych. Benzyna jest lżejsza od wody – ma gęstość od około $0,65 \text{ g/cm}^3$ do $0,75 \text{ g/cm}^3$. Lekka frakcja benzyny (nazywana ekstrakcyjną) dobrze rozpuszcza tłuszcze oraz smary, dlatego stosuje się ją jako rozpuszczalnik oraz paliwo lotnicze. Benzynę ciężką wykorzystuje się do produkcji paliwa samochodowego.

Następną frakcją otrzymywaną podczas destylacji ropy naftowej jest **nafta**. To mieszanina ciekłych łatwopalnych węglowodorów o gęstości około $0,8 \text{ g/cm}^3$. Używa się jej jako paliwa w lotnictwie oraz jako rozpuszczalnika.

W wyniku destylacji ropy naftowej otrzymuje się także **olej napędowy**. Jest on mieszaniną ciekłych węglowodorów, zarówno o budowie łańcuchowej, jak i pierścieniowej, o gęstości od $0,80$ do $0,85 \text{ g/cm}^3$. Olej napędowy stosuje się głównie jako paliwo do silników spalinowych, podobnie jak benzynę. Zanim benzyna i olej napędowy trafią do stacji paliw, muszą zostać poddane procesom przeróbki. Zostanie to omówione w następnym rozdziale.

Frakcję o temperaturze wrzenia powyżej 350°C nazywaną mazutem wykorzystuje się jako materiał opałowy lub poddaje się destylacji frakcyjnej pod zmniejs-

szonym ciśnieniem. Zmniejszenie ciśnienia obniża temperaturę wrzenia pozostałych składników mazutu oraz zapobiega ich termicznemu rozkładowi. W wyniku jego destylacji pod zmniejszonym ciśnieniem otrzymuje się: olej opałowy o wartości energetycznej ponad 40 MJ/kg (wykorzystywany również jako paliwo okrętowe), oleje smarowe (smary techniczne), smary stałe (w tym wazelina oraz parafina) oraz asfalt służący do budowy nawierzchni ulic oraz wyrobu materiałów izolacyjnych (lepiki asfaltowe).

Wszystkie procesy destylacji ropy naftowej i dalszego przerobu otrzymanych frakcji przeprowadza się na skalę przemysłową w rafineriach (rys. 17.7). W Polsce najbardziej znane zakłady petrochemiczne znajdują się w Gdańsku oraz Płocku.



Rys. 17.7. Rafinerie to zakłady, w których przebiegają procesy rozdzielenia ropy naftowej na frakcje. Na zdjęciu rafineria w Gdańsku.

17.4. Procesy frakcjonowania gazu ziemnego

Frakcjonowaniu poddaje się również gaz ziemny. Dotyczy to zwłaszcza gazu wydobywanego ze złóż występujących wraz ze złożami ropy naftowej. Taki gaz oprócz głównych składników: metanu, etanu, propanu i butanu, zawiera również niewielkie ilości innych węglowodorów oraz zanieczyszczeń (głównie związków zawierających siarkę). Gaz rozdziela się na frakcje głównie dwiema metodami. Pierwsza z nich to metoda adsorpcyjna, polegająca na przepuszczaniu gazu przez cylindryczne zbiorniki zawierające wewnątrz metalowe sita, na których znajduje się substancja adsorbująca (adsorbent) – głównie węgiel aktywowany. Gaz wprowadza się do zbiornika od dołu. W wyniku tego procesu na węglu aktywowanym adsorbują się węglowodory o temperaturze wrzenia wyższej od składników gazu ziemnego oraz związki zawierające siarkę. W górnej części zbiornika gromadzi się oczyszczony gaz ziemny złożony z mieszaniny metanu, etanu, propanu i butanu.

Drugim sposobem rozdzielenia gazu ziemnego jest metoda absorpcyjna. Polega ona na przepuszczaniu gazu ziemnego pod zwiększonym ciśnieniem przez tak zwane wieże absorpcyjne wypełnione różnymi olejami powstającymi podczas destylacji ropy naftowej. Oleje te są wprowadzane od dołu wieży. W górnych partiach wieży gromadzi się metan z niewielką ilością etanu (tzw. suchy gaz), a propan i butan oraz inne składniki gazu ziemnego (w tym związki zawierające siarkę) są absorbowane (pochłonięte) przez oleje. Składniki gazu zaabsorbowane przez oleje mogą być z nich wydzielane przez ogrzewanie, a następnie wykorzystywane w procesach technologicznych do syntez oraz jako gaz opałowy, paliwo samochodowe LPG czy gaz do zapalniczek.

PODSUMOWANIE

- Węgiel kamienny często wykorzystuje się w postaci nieprzetworzonej, ale również jest on czasami poddawany procesowi koksowania.
- Głównymi produktami koksowania węgla kamiennego są: koks, smoła węglowa, woda pogazowa oraz gaz koksowniczy.
- Rozdział ropy naftowej na frakcje o różnych temperaturach wrzenia następuje w wyniku destylacji.
- W wyniku procesu destylacji prowadzonej pod ciśnieniem atmosferycznym uzyskuje się kolejno: gaz opałowy, benzynę, naftę, olej napędowy oraz oleje ciężkie. Z tych ostatnich otrzymuje się: olej opałowy, oleje smarowe, oleje stałe oraz asfalt.



- W rezultacie przerobu gazu ziemnego otrzymujemy między innymi gaz opałowy oraz mieszaninę węglowodorów stanowiącą paliwo samochodowe oraz cenny surowiec chemiczny.



POLECENIA KONTROLNE

1. Wytłumacz, dlaczego wykorzystywanie koksu jako paliwa jest korzystniejsze niż stosowanie w tym celu węgla kamiennego.
2. Wyjaśnij, na czym polega destylacja frakcyjna ropy naftowej.
3. Zapisz w zeszycie równanie reakcji całkowitego spalania etanu wchodzącego w skład gazu opałowego. Dobierz współczynniki stechiometryczne równania reakcji.
4. Znajdź w dostępnych źródłach zastosowania smarów stałych: wazeliny oraz parafiny. Przedstaw je krótko.
5. Podczas produkcji 1 tony koksu w wyniku koksovania powstaje średnio około 2,5 kg H_2S . Każde 34 g tego gazu w warunkach normalnych zajmuje objętość 22,4 dm³. Oblicz, ile [m³] siarkowodoru powstanie podczas otrzymywania 1 tony koksu (w przeliczeniu na warunki normalne).
6. W wyniku destylacji frakcyjnej ropy naftowej otrzymano alkan o łańcuchu nierozgałęzionym o masie cząsteczkowej 114 u. Związek ten jest jednym z ważniejszych składników benzyny. Ustal wzór sumaryczny tego związku oraz podaj jego nazwę.

18. Procesy zwiększające ilość oraz poprawiające jakość benzyny

Czy wiecie, czym się różnią silniki spalinowe zasilane benzyną od tych zasilanych olejem napędowym? W silnikach spalinowych następuje spalanie benzyny w wyniku wytworzenia iskry przez świecę zapłonową, a w tych zasilanych olejem – samoczynny zapłon oleju napędowego wskutek ciśnienia wywieranego przez tłok silnika. Benzyna otrzymana w procesie destylacji frakcyjnej, w przeciwieństwie do oleju napędowego, nie nadaje się od razu do użycia w silniku. Zanim zostanie wykorzystana jako paliwo silnikowe, wymaga polepszenia jakości, które wiąże się z modyfikacją jej składu.

18.1. Benzyna jako paliwo w silnikach spalinowych

Pierwszy pojazd z benzynowym silnikiem spalinowym skonstruował w 1870 r. austriacki konstruktor i wynalazca Siegfried Marcus (czyt. zigfrid markus). 18 lat później został skonstruowany przez tego wynalazcę pojazd, który był pierwszym prototypem współczesnych aut (rys. 8.1.) Choć od tego czasu zmienił się zarówno wygląd aut, jak i ich wyposażenie, to nie zmienił się sposób powstania energii, którą są zasilane samochody z takim silnikiem – energia powstaje w wyniku spalania benzyny. W tym procesie wydzielą się około 44 MJ/kg energii, podobnie jak podczas spalania oleju napędowego. Sprawia to, że benzyna oraz olej napędowy stanowią podstawowe paliwo wykorzystywane głównie w motoryzacji do zasilania silników spalinowych.



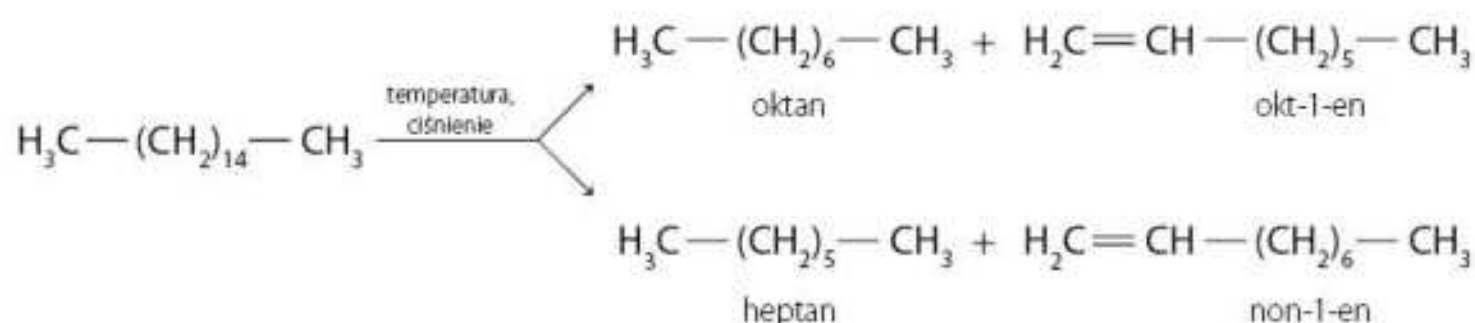
Rys. 18.1. Jeden z pierwszych na świecie pojazdów z silnikiem spalinowym skonstruowany przez S. Marcusa – oryginał znajduje się w Muzeum Techniki w Wiedniu.

Z jednej tony ropy naftowej można otrzymać około 150–250 kg benzyny. Taka ilość benzyny powstającej w wyniku destylacji ropy naftowej nie wystarcza wobec dużego zapotrzebowania. Światowe zasoby ropy się zmniejszają, a rośnie zapotrzebowanie na paliwa, co wiąże się z intensywnym rozwojem motoryzacji oraz transportu. Szacuje się, że liczba samochodów wzrośnie z około 1,3 miliarda w 2017 r. do ponad 2 miliardów w 2040 r. Warto zauważyć, że w 1976 r. liczba aut wynosiła niecałe 350 milionów. Dlatego istnieje potrzeba zwiększenia ilości produkowanej benzyny, przy jednoczesnym poszukiwaniu silników alternatywnych, na przykład zasilanych energią elektryczną.

Frakcja benzyny ciężkiej otrzymana w procesie destylacji ropy naftowej jest mieszaniną wielu węglowodorów. Tylko niektóre z nich stabilnie spalają się w silniku, a tym samym nie powodują jego uszkodzeń. Z tego powodu zanim benzyna trafi do stacji paliw, musi zostać poddana odpowiednim procesom przeróbki.

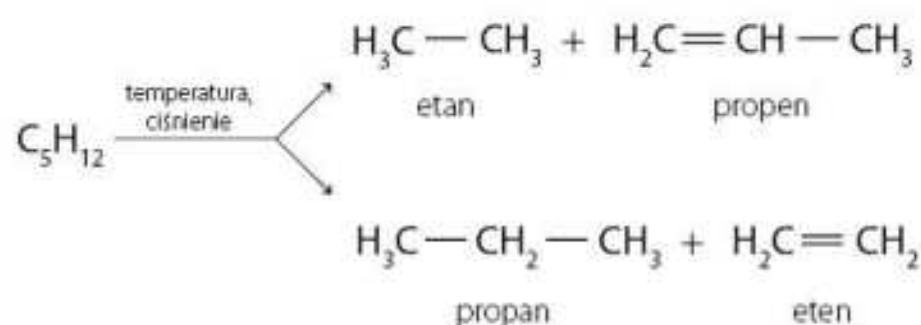
18.2. Procesy zwiększające ilość otrzymywanej benzyny

W celu otrzymania z ropy naftowej większych ilości benzyny przeprowadza się procesy, w których następuje zmiana składu chemicznego olejów – frakcji o wyższej temperaturze wrzenia niż benzyna. Procesy te określa się mianem **krakingu termicznego** (z ang. *crack*, czyt. krak – pękać). W skład olejów wchodzi węglowodory, głównie alkany o łańcuchach nierozgałęzionych zawierające powyżej 10 atomów węgla w cząsteczkach. W wyniku ich ogrzewania w temperaturze około 500°C oraz pod zwiększonym ciśnieniem następuje rozerwanie wiązań pomiędzy atomami węgla, czyli ich pękanie. W ten sposób powstają związki chemiczne o krótszych łańcuchach węglowodorowych, zawierające od 5 do 11 atomów węgla, czyli takie, które wchodzi w skład benzyny. W wyniku rozpadu alkanów o łańcuchach nierozgałęzionych powstają głównie nierozgałęzione alkany i alkeny (rys. 18.2).



Rys. 18.2. Produkty krakingu termicznego heksadekanu o wzorze sumarycznym $\text{C}_{16}\text{H}_{34}$.

Krakingowi termicznemu jest poddawana również benzyna lekka – niewykorzystywana jako paliwo samochodowe. W jej skład wchodzi węglowodory zawierające 5–6 atomów węgla. W wyniku ich krakingu powstają alkany gazowe oraz alkeny (rys. 18.3).

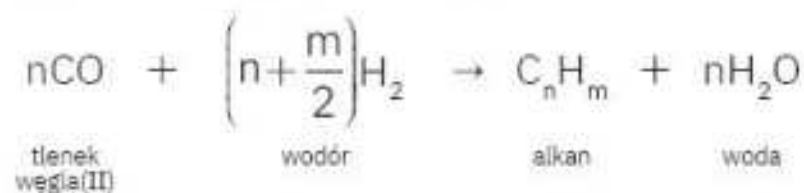


Rys. 18.3. Produkty krakingu pentanu.

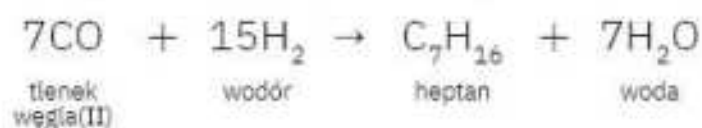
Powstające w wyniku krakingu termicznego propan i butan są wykorzystywane do wytwarzania samochodowego paliwa gazowego LPG, natomiast metan i etan zazwyczaj wzbogacają gaz ziemny. Powstające alkeny to cenne surowce do wyrobu tworzyw syntetycznych – procesy ich wytwarzania zostaną omówione w następnym dziale.

Fracje olejowe również poddaje się krakingowi pod normalnym ciśnieniem w obecności różnych katalizatorów (np. krzemianów metali). Ten proces nazywa się **krakingiem katalitycznym**. Obecność katalizatorów pozwala obniżyć temperaturę procesu do około 350–400°C. Szczególnym przypadkiem krakingu katalitycznego jest proces prowadzony pod zwiększonym ciśnieniem, w obecności wodoru jako katalizatora – nazywany **hydrokrakingiem**.

Węglowodory wchodzące w skład benzyny można również otrzymać w wyniku syntezy z tak zwanego **gazu syntezowego**, będącego mieszaniną CO oraz H₂, w temperaturze około 200–300°C, w obecności katalizatora. Proces ten jest bardzo złożony, a w jego wyniku otrzymuje się wiele węglowodorów o różnej budowie. Najważniejszymi produktami tego procesu są nierozgałęzione alkany powstające w reakcji przebiegającej według równania chemicznego:



W ten sposób można otrzymać na przykład heptan:



Reakcja otrzymywania alkanów z gazu syntezowego nosi nazwę syntezy Fischera-Tropscha (czyt. fiszera-tropsza) – od nazwisk Franza Fischera i Hansa Tropscha – naukowców, którzy ją odkryli.

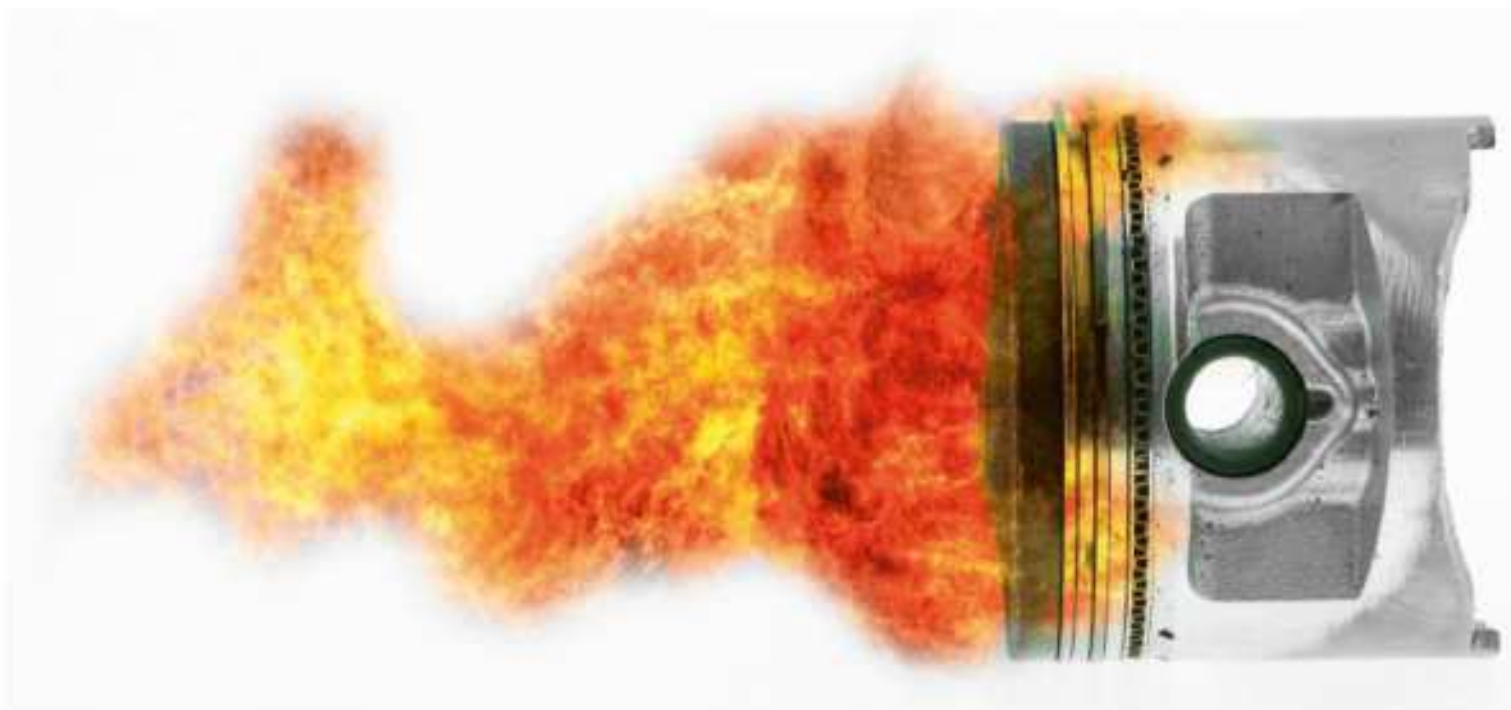
Choć metodę syntezy benzyny z wodoru i tlenku węgla(II) znano już na początku XX w., rzadko ją stosowano ze względu na znaczne koszty. Obecnie, w dobie zmniejszających się zasobów ropy naftowej, koncerny paliwowe prowadzą

intensywne badania nad opracowaniem nowych technologii, dzięki którym będzie możliwa tania produkcja benzyny z wykorzystaniem metod syntetycznych.

18.3. Liczba oktanowa jako parametr określający jakość benzyny

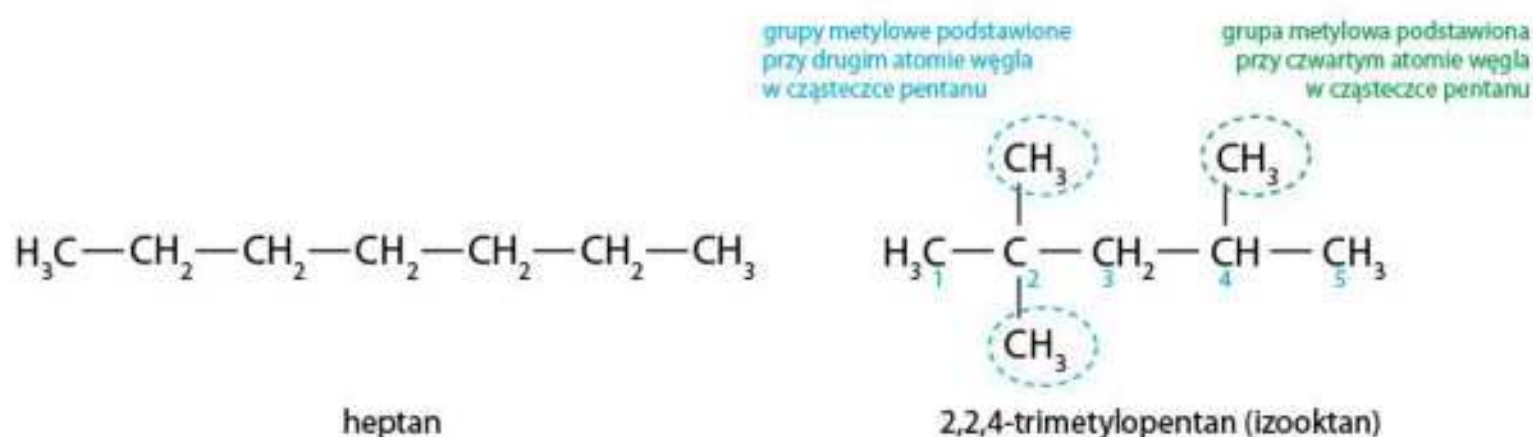
Podczas pracy silników benzynowych mieszanina benzyny oraz powietrza (tzw. mieszanka paliwowo-powietrzna) powinna ulegać gwałtownemu spalaniu. Niekiedy w silniku zachodzą niepożądane zjawiska: samozapłon lub spalanie detonacyjne. **Samozapłonem** nazywamy przedwczesny zapłon, który nie jest inicjowany przez iskrę ze świecy, natomiast **spalanie detonacyjne** wiąże się z nierównomiernym i wybuchowym spalaniem mieszanki. Skutkiem tych dwóch zjawisk jest nierównomierna praca silnika prowadząca do uszkodzenia jego elementów.

Wskaźnikiem określającym odporność benzyny na spalanie detonacyjne jest **liczba oktanowa** (LO) (rys. 18.4). Benzyna o wyższej wartości LO spala się w sposób bardziej kontrolowany i z większym stopniem przereagowania, dzięki czemu wydzielą się większa ilość energii.



Rys. 18.4. Spalaniu benzyny o niskiej LO często towarzyszą zjawiska niepożądane dla pracy silnika.

Liczbę oktanową benzyny wyznacza się przez spalanie w specjalnie przygotowanych do tego celu silnikach i porównanie do spalania benzyny wzorcowej, czyli mieszaniny alkanów: heptanu oraz 2,2,4-trimetylopentanu (inaczej: izooktanu, rys. 18.5).



Rys. 18.5. Wzory półstrukturalne heptanu oraz 2,2,4-trimetylopentanu.

Wybór składników wzorca nie jest przypadkowy. Benzyna stanowi mieszaninę węglowodorów zawierających w cząsteczkach od 7 do 11 atomów węgla. Po rozdzielaniu poszczególnych składników wchodzących w skład benzyny stwierdzono, że najbardziej wybuchowo spala się heptan, a najmniej wybuchowo – 2,2,4-trimetylopentan. Z tego powodu przyjmuje się, że heptan ma $\text{LO} = 0$, a izooktan – $\text{LO} = 100$. Jeżeli benzyna ma liczbę oktanową wynoszącą 90, oznacza to, że spala się ona w taki sam sposób, jak mieszanina złożona z 10% objętościowych heptanu oraz 90% objętościowych 2,2,4-trimetylopentanu (rys. 18.6).

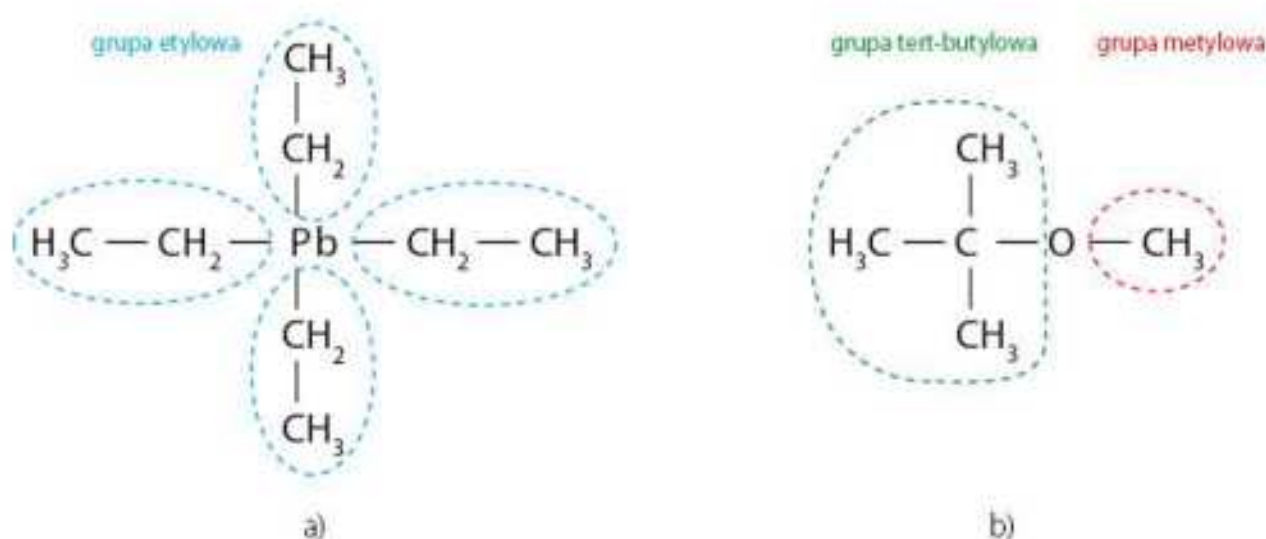
Liczba oktanowa poszczególnych węglowodorów wchodzących w skład benzyny zależy od ich budowy. Alkany niezrozgałęzione charakteryzują się niższymi liczbami oktanowymi niż alkany rozgałęzione. Wysokie liczby oktanowe mają węglowodory o wiązaniach podwójnych pomiędzy atomami węgla (alkeny), węglowodory cykliczne oraz aromatyczne (areny). Jednak ze względu na toksyczność tych związków oraz możliwość powstawania nalotów na różnych elementach silnika nie są one wykorzystywane jako paliwa.

Niektóre związki chemiczne mogą mieć liczbę oktanową większą niż 100, na przykład cyklopentan ($\text{LO} = 141$).



Rys. 18.6. Obecnie w Unii Europejskiej stosuje się najczęściej w motoryzacji benzynę bezołowiową o $\text{LO} = 95$ oraz $\text{LO} = 98$.

Liczbę oktanową benzyny można podwyższyć, dodając do niej związki nazywane antydetonatorami. Jeszcze do niedawna (w Unii Europejskiej do 2005 r.) powszechnie stosowanym w tym celu dodatkiem do benzyny samochodowej był tetraetylołów (rys. 18.7a). Zapobiegał on gwałtownemu spalaniu węglowodorów, powodując wzrost liczby oktanowej – nawet o 15 jednostek. Okazało się jednak, że tetraetylołów jest silnie toksyczny dla człowieka oraz niebezpieczny dla środowiska przyrodniczego, gdyż podczas jego spalania wydzielają się związki ołowiu. Dlatego zaprzestano stosowania go jako dodatku do paliw dostępnych komercyjnie. Tetraetylołów jest jednak nadal stosowany w paliwach lotniczych. Obecnie najczęściej używany związek chemiczny o właściwościach antydetonacyjnych to eter tert-butyloowo-metylowy (MTBE, rys. 18.7b).



Rys. 18.7. Wzory półstrukturalne tetraetylołowiu (a) oraz eteru tert-butyloowo-metylowego (b).

Mimo że podczas jego spalania nie wydzielają się toksyczne związki chemiczne, MTBE może przenikać do gleb i wód gruntowych w wyniku wycieków benzyny (dobrze rozpuszcza się w wodzie). Prawdopodobnie stanowi zagrożenie dla organizmów żywych. Z tego względu zawartość MTBE w benzynach podlega ścisłej kontroli i nie powinna przekraczać 1,5%.

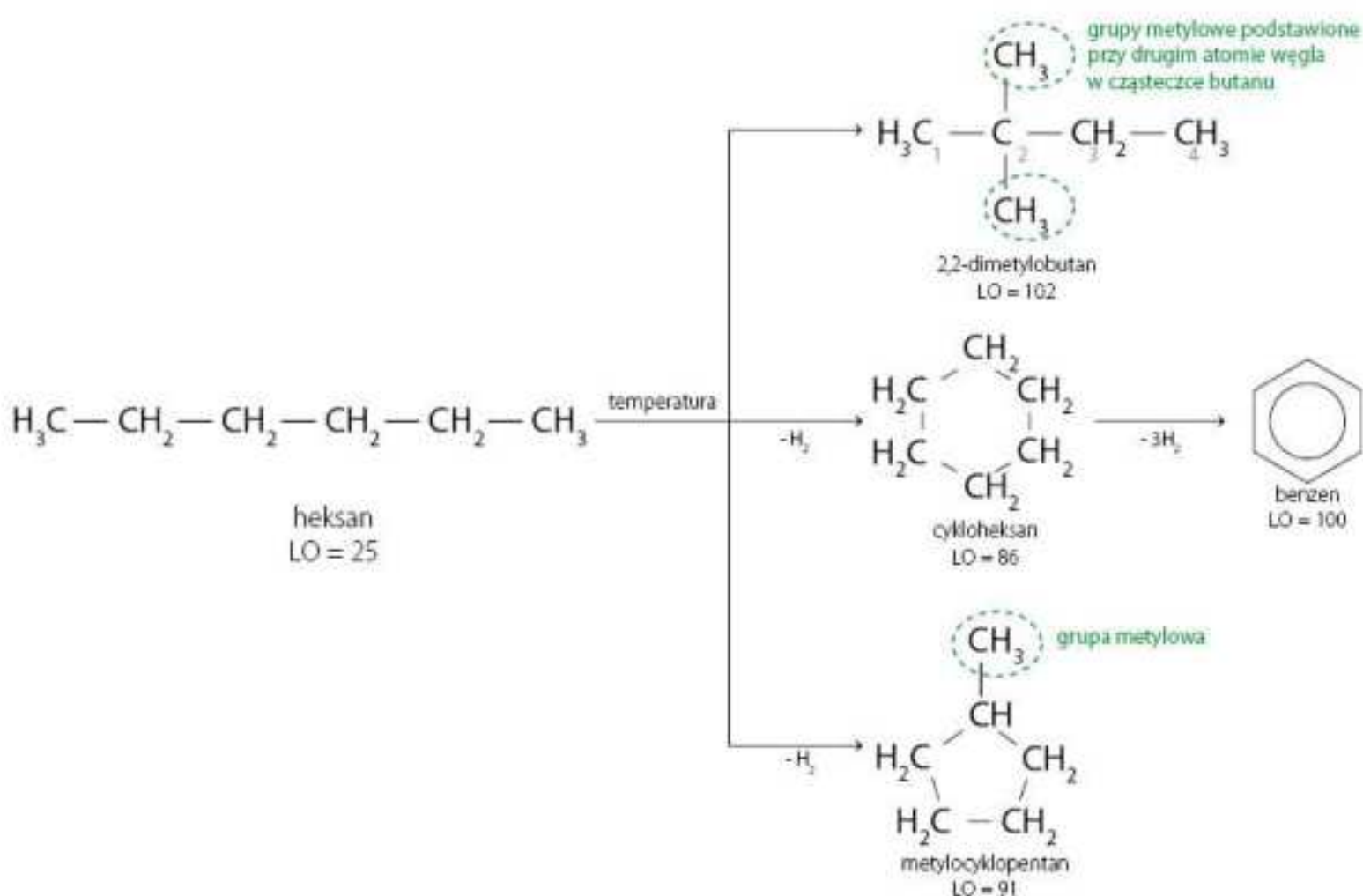
18.4. Reforming jako proces zwiększający liczbę oktanową benzyny

Frakcja benzynowa uzyskana w wyniku destylacji ropy naftowej ma liczbę oktanową mieszczącą się w przedziale od około 50 do 75. W celu zwiększenia wartości liczby oktanowej benzynę poddaje się procesowi reformingu. **Reforming** prowadzi do zmiany składu chemicznego benzyny, w wyniku którego następuje wzrost jej liczby oktanowej. Dlatego czasem określa się go jako proces uszlachetniania benzyny. Proces ten przebiega w wysokiej temperaturze w obecności katalizatora (najczęściej platynowego) i polega na przekształceniu alkanów o łańcuchach nierozgałęzionych w węglowodory o rozgałęzionych łańcuchach charakteryzujące się wyższą liczbą oktanową. Reforming jest często przepro-

wadżany równocześnie z krakingiem termicznym. Podczas reformingu zachodzą przemiany prowadzące do:

- przekształcenia alkanów o łańcuchach nierozgałęzionych w alkan o łańcuchach rozgałęzionych,
- powstawania węglowodorów aromatycznych (arenów),
- powstawania węglowodorów cyklicznych (cykloalkanów).

W wyniku reformingu z alkanów o łańcuchach nierozgałęzionych powstają węglowodory rozgałęzione o takiej samej liczbie atomów węgla jak alkan o łańcuchu nierozgałęzionym, z którego powstały (rys. 18.8).



Rys. 18.8. Produkty powstające z heksanu podczas reformingu benzyny.

Dzięki procesom krakingu oraz reformingu można zatem polepszyć jakość benzyny.

PODSUMOWANIE

- Benzyna stanowi podstawowe paliwo do silników spalinowych.
- Ilość benzyny otrzymywanej w wyniku destylacji ropy naftowej nie pokrywa całkowitego zapotrzebowania na to paliwo.
- Produkcję benzyny można zwiększyć, wykorzystując metody krakingu wyżej wrzących frakcji.
- Parametrem służącym do oceny jakości wytwarzanej benzyny jest liczba oktanowa.

- Liczbę oktanową, a tym samym jakość benzyny, można podwyższyć w procesach reformingu.



POLECENIA KONTROLNE

1. Wymień i uzasadnij powody, dla których niezbędne jest zwiększanie ilości oraz poprawa jakości produkowanej benzyny.
2. Wskaż procesy, które zachodzą podczas reformingu alkanów o łańcuchach nierozgałęzionych wchodzących w skład benzyny.
3. Wymień inne niż destylacja frakcyjna sposoby wytwarzania benzyny.
4. Jedna z dostępnych w sprzedaży benzyn ma liczbę oktanową 95. Podaj w procentach objętościowych zawartość heptanu oraz izooktanu we wzorcowej mieszance o takiej samej liczbie oktanowej.
5. Wyjaśnij, w jakim celu do benzyny dodawano tetraetylołów. Dlaczego jego stosowanie zostało ograniczone?
6. Na pokonanie trasy o długości 100 km pewien samochód o zapłonie iskrowym zużywa średnio 6 dm³ benzyny oraz 67,5 kg powietrza. Przyjmij, że gęstość benzyny wynosi 0,75 g/cm³ i oblicz stosunek masowy powietrza do benzyny spalanej w silniku tego samochodu.
7. Nawiązując do rysunku 18.6, znajdź w dostępnych źródłach, co oznacza symbol E5, a także symbole E10 oraz E85 umieszczane na dystrybutorach benzyny.

19. Alternatywne źródła energii

Czy wiecie, jaka temperatura panuje we wnętrzu Ziemi? Szacuje się, że to ponad 5000°C. Przekształcenie energii zawartej we wnętrzu Ziemi na różne formy energii wykorzystywanej w życiu codziennym wraz z wieloma innymi niekonwencjonalnymi źródłami energii stanowi możliwość zastąpienia tradycyjnych surowców naturalnych.

19.1. Rodzaje alternatywnych źródeł energii

Ze względu na malejące zasoby paliw konwencjonalnych trwają poszukiwania alternatywnych źródeł energii – nieopartych na spalaniu paliw kopalnych. Używanie energii z tych źródeł wiąże się przede wszystkim z wykorzystaniem naturalnych nośników energii z przyrody (tab. 19.1).

Tab. 19.1. Przykłady alternatywnych źródeł energii, z wykorzystaniem różnych nośników energii.

Nośniki energii	Obiekty technologiczne/urządzenia do konwersji energii
wody powierzchniowe	elektrownie wodne
wiatr	elektrownie wiatrowe
promieniowanie słoneczne (bezpośrednio)	kolektory słoneczne (ogniwa fotowoltaiczne)
biomasa	elektrownie na biomasę
ciepło gruntów, skał oraz ciepło wód podziemnych	pompy ciepła, ciepłownie geotermalne
wodór	ogniwa paliwowe

Do alternatywnych źródeł energii zalicza się również energię pozyskiwaną w wyniku rozpadu izotopów pierwiastków promieniotwórczych (energetyka jądrowa). W Polsce całkowite zapotrzebowanie na energię mieści się w granicach od 20 000 MW do 25 000 MW (20 GW), a całkowita moc wszystkich źródeł energii wynosi ponad 40 GW – oznacza to, że jest to moc wystarczająca, by zaspokoić krajowe potrzeby. W Polsce z odnawialnych źródeł energii pozyskuje się około 12,7% całkowitej energii krajowej – łącznie około 8500 MW (dane z 2018 r.). To wciąż niewiele. Dla przykładu, na świecie odnawialne źródła energii dostarczają obecnie ponad 20% całkowitej energii, a w krajach skandynawskich – ponad 35%. Zgodnie z *Krajowym planem działania w zakresie energii* Polska powinna

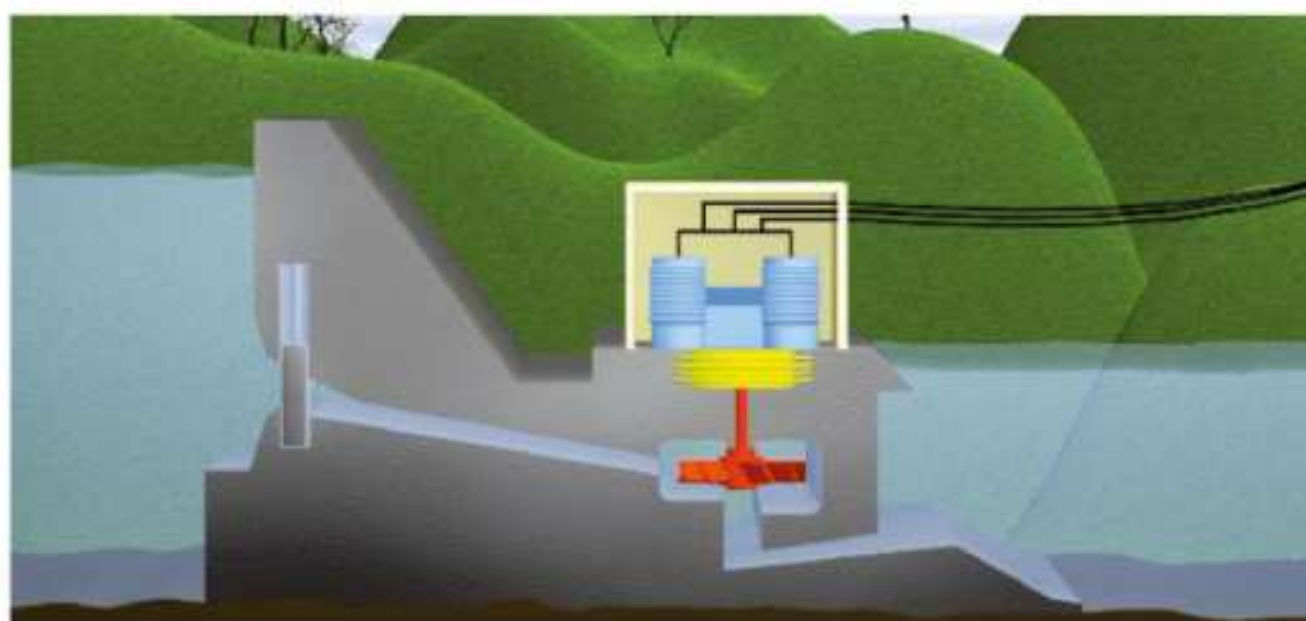
dostosować się do prawa energetycznego obowiązującego w Unii Europejskiej, tak aby do 2030 r. ze źródeł odnawialnych pozyskiwać około 32% całkowitej energii.

19.2. Energia wód powierzchniowych

Ludzie od wieków wykorzystywali energię wód powierzchniowych. Przede wszystkim pozyskiwano energię mechaniczną w wyniku ruchu wody. W ten sposób energia elektryczna jest wytwarzana w elektrowniach wodnych. Ilość energii produkowanej przez elektrownie wodne zależy od wielu czynników, między innymi od szybkości przepływu wody. Dawniej energię mechaniczną wytwarzaną przez koło wodne wykorzystywano nie tylko do mielenia zboża, lecz także do nawadniania terenów oraz napędzania urządzeń w zakładach przetwórczych.

Najczęściej buduje się elektrownie wodne wykorzystujące potencjał wód rzecznych oraz zgromadzonych w zamkniętych zbiornikach wodnych. Ich działanie zależy od prędkości przepływu wody – im ta prędkość jest większa, tym więcej energii można uzyskać. Do tej grupy elektrowni wodnych należą elektrownie przepływowe i zaporowe.

Elektrownie przepływowe wykorzystują energię wód płynących w miejscach o znacznym spadku terenu. Przepływająca z dużą prędkością woda napędza turbiny i wytwarza energię mechaniczną, przekształcaną następnie przez generatory prądu w energię elektryczną. Ilość energii wytwarzanej przez elektrownie przepływowe zależy od ilości wody przepływającej przez turbiny. Kolejny rodzaj elektrowni to elektrownie zbiornikowe (regulacyjne). Na zbiornikach wodnych buduje się zapory i woda ulega spiętrzeniu. Powstaje różnica poziomów wody przed i za zaporą, dzięki czemu po otwarciu śluz zapory płynąca z dużą prędkością woda napędza turbiny generujące prąd (rys. 19.1).



Rys. 19.1. Schemat zaporowej elektrowni wodnej.

Szczególnym rodzajem elektrowni zbiornikowych są elektrownie szczytowo-pompowe. Są one zbudowane z dwóch zbiorników wodnych (sztucznych lub naturalnych): górnego i dolnego. W elektrowniach takich woda – płynąc z górnego zbiornika do dolnego – napędza turbiny, dzięki czemu jest wytwarzana energia elektryczna. W godzinach pozaszczytowych, kiedy występuje nadmiar energii elektrycznej w sieci, wytworzona energia służy do pompowania wody ze zbiornika dolnego do górnego – stąd wywodzi się nazwa elektrowni. Pompowanie wody umożliwia jej uzupełnienie w zbiorniku górnym. Dlatego wytwarzanie energii w tych elektrowniach w mniejszym stopniu niż w elektrowniach przepływowych zależy od ilości wody z opadów atmosferycznych.

Pod względem wytwarzanej mocy w Polsce możemy wyróżnić małe elektrownie wodne – o mocy nieprzekraczającej 10 MW – oraz duże elektrownie wodne – o mocy powyżej 10 MW. Największą moc ma elektrownia szczytowo-pompowa w Czymanowie (Jezioro Żarnowieckie) – około 716 MW. Potencjał wód wykorzystuje się w Polsce w niewystarczającym stopniu – zaledwie w ponad 10%. Pomimo to elektrownie wodne – wraz z wiatrowymi oraz biomasą – stanowią najważniejsze alternatywne źródła energii w Polsce. W naszym kraju znajduje się około 750 elektrowni wodnych. Są to głównie małe elektrownie. Całkowita moc tych elektrowni to około 2000 MW, co pokrywa około 2,5% zapotrzebowania na energię w skali całego kraju. Co ciekawe, moc największej elektrowni wodnej na świecie w Chinach wynosi około 22500 MW, czyli ponad 10 razy więcej niż moc wszystkich elektrowni wodnych w naszym kraju. W Polsce z 1 MW mocy uzyskuje się średnio 15 mln MJ energii rocznie. Oprócz Żarnowca najważniejsze w Polsce elektrownie wodne znajdują się w Międzybrodziu Bialskim (moc 500 MW), Solinie (200 MW), Żydowie (167 MW) oraz Włocławku (160 MW).

Do produkcji energii elektrycznej wykorzystuje się również potencjał mórz i oceanów. Służą do tego elektrownie konwertujące energię fal, pływów (przyływów i odpływów) oraz prądów morskich i oceanicznych. Żadnej z wymienionych elektrowni nie ma w Polsce, gdyż maksymalne pływy w Morzu Bałtyckim wynoszą kilka centymetrów. Najbardziej znana w Europie elektrownia tego typu znajduje się we Francji, w leżącej nad kanałem La Manche miejscowości Saint-Malo (czyt. sę-malu), gdzie pływy wynoszą ponad 10 metrów, ale jej moc jest niewielka i wynosi około 240 MW.

Dział przemysłu zajmujący się wytwarzaniem energii elektrycznej z wykorzystaniem energii wód to hydroenergetyka.

19.3. Energia wiatru

Jednym z najpopularniejszych alternatywnych źródeł energii elektrycznej na świecie jest wiatr. Do wytwarzania energii z wykorzystaniem wiatru służą specjalnie skonstruowane turbiny wiatrowe (rys. 19.2). Poruszające się pod wpływem wiatru łopaty wirnika wytwarzają energię mechaniczną, która w generatorze zmienia się w energię elektryczną – podobnie jak w dynamie rowerowym.

O ilości energii wytwarzanej przez elektrownie wiatrowe decydują prędkość wiatru oraz wietrzność terenu, czyli częstość występowania wiatrów na danym terenie. Minimalna prędkość wiatru, przy której opłaca się budowa elektrowni, to 5 m/s (średnio w ciągu roku), a optymalna to około 20 m/s. Natomiast jeżeli ta prędkość przekracza 30 m/s, praca wiatraka zostaje wstrzymana ze względu na niebezpieczeństwo uszkodzenia.

W Polsce wszystkie elektrownie wiatrowe znajdują się na lądzie, ale w najbliższych latach planuje się umiejscowienie ich w strefie przybrzeżnej Morza Bałtyckiego. W naszym kraju obszarami lądowymi o warunkach korzystnych do budowania elektrowni wiatrowych są pas nadmorski oraz Suwalszczyzna. Elektrownie wiatrowe w Polsce mają moc od 10 do 150 MW. Z każdego 1 MW mocy można wyprodukować średnio około 9 milionów MJ energii na rok.



Rys. 19.2. Wiatraki są zazwyczaj instalowane w skupiskach nazywanych farmami.

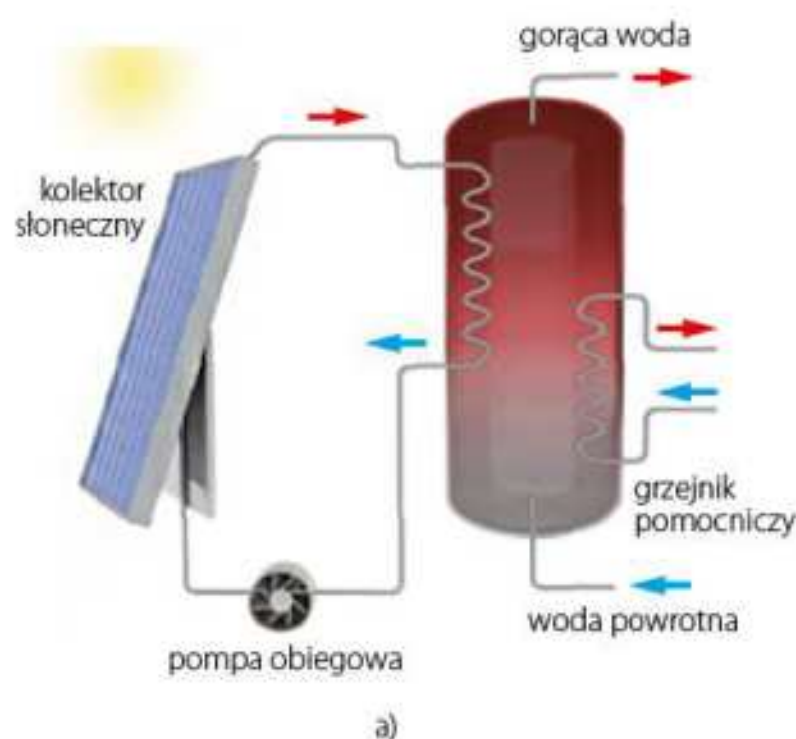
W 2018 roku energia wiatrowa stanowiła ponad 5% całkowitej energii wytwarzanej na świecie.

W Polsce energetyka wiatrowa jest dynamicznie rozwijającą się gałęzią energetyki opartej na niekonwencjonalnych źródłach energii. Energia pozyskiwana z wiatru w 2010 r. stanowiła blisko 1% całkowitej energii wytwarzanej w naszym kraju (w 2005 r. było to zaledwie 0,1%), a w 2018 r. – około 7%.

19.4. Energia słoneczna

Słońce jest najważniejszym źródłem energii, jakie można wykorzystać na Ziemi. Energia słoneczna powstaje na skutek reakcji jądrowych zachodzących we wnętrzu Słońca, w wyniku których wodór ulega przemianie w hel. Mimo że tylko niewielka ilość tej energii dociera do Ziemi, oddalonej od Słońca o blisko 150 mln km, jest to ilość wystarczająca, by na naszej planecie istniało życie. Energia słoneczna – w formie nieprzetworzonej – była wykorzystywana przez człowieka od zawsze. Dawniej służyła ona do suszenia owoców, mięsa, drewna czy dogrzewania budynków.

Energię słoneczną można przetwarzać na ciepło oraz energię elektryczną. Najpopularniejszymi urządzeniami służącymi do wytwarzania ciepła z energii słonecznej są kolektory słoneczne (rys. 19.3).

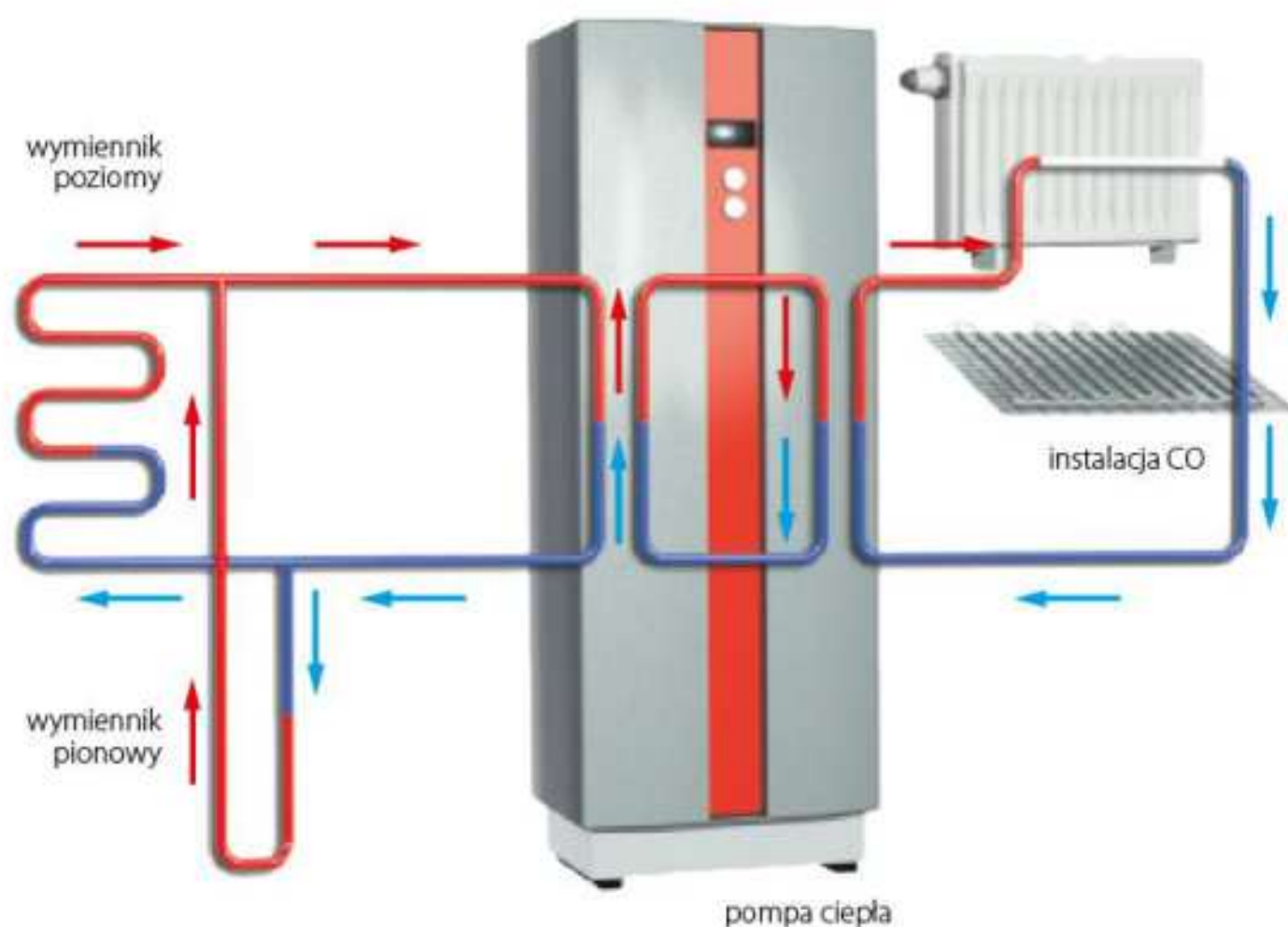


Rys. 19.3. Schemat budowy (a) oraz przykład montażu (b) kolektora słonecznego.

Kolektory słoneczne mają kształt prostokątnych bloków. Zazwyczaj wykonane są z miedzi lub aluminium. Górna część kolektora, nazywana absorberem, jest pokryta powłoką materiału bardzo dobrze absorbującego, czyli pochłaniającego promieniowanie słoneczne – najczęściej metalu (na przykład niklu, chromu lub tlenku tytanu(IV)). Pod warstwą materiału absorbującego znajdują się rurki,

w których w układzie zamkniętym pod ciśnieniem płynie ciecz (najczęściej glikol). Medium w rurkach odbiera pochłonięte ciepło, które następnie służy do podgrzania wody użytkowej.

Do wytwarzania energii cieplnej uzyskiwanej z nagrzewających się pod wpływem promieni słonecznych powietrza, gruntów oraz wód służą urządzenia nazywane pompami ciepła (rys. 19.4).



Rys. 19.4. Schemat instalacji grzewczej wykorzystującej pompę ciepła.

Elementy, z których zbudowana jest pompa ciepła, tworzą zamknięty obieg, wewnątrz którego płynie ekologiczny czynnik roboczy (np. woda, powietrze, amoniak, tlenek węgla(IV) czy węglowodory), który podlega ciągłym zmianom stanu skupienia, powodując przepływ energii cieplnej z dolnego źródła (gruntu, powietrza lub wody) do górnego źródła (instalacji grzewczej). W wymienniku ciepła (pionowym lub poziomym), nazywanym parownikiem, czynnik roboczy – zazwyczaj mieszanina cieczy i gazu – ulega rozprężeniu i odbiera energię cieplną z dolnego źródła. Następnie przepływa on do sprężarki, gdzie wzrastają jego ciśnienie oraz temperatura. W dalszym etapie ogrzany i sprężony czynnik roboczy w postaci gazowej oddaje energię cieplną do źródła górnego, co powoduje jego skroplenie. W wyniku tego następuje obniżenie ciśnienia oraz temperatury czynnika i dochodzi do jego rozprężenia. W ten sposób czynnik roboczy znajdujący się w obiegu umożliwia cykliczną pracę pompy ciepła. Instalowanie kolektorów słonecznych i pomp ciepła w regionach świata o dużym nasłonecznieniu

to niezwykle popularny sposób wytwarzania energii cieplnej w gospodarstwach domowych.

Polska znajduje się w strefie klimatu umiarkowanego o słabym nasłonecznieniu. Dlatego kolektory słoneczne w Polsce nie pokrywają całkowitego zapotrzebowania gospodarstw domowych na energię. Roczna energia promieniowania słonecznego docierającego do Polski jest niższa o ponad 60% niż w krajach południa Europy (np. Hiszpanii). Ilość docierającej energii słonecznej zależy od regionu kraju oraz od pory roku. Najkorzystniejsze warunki pogodowe panują latem w Polsce wschodniej, gdzie z kolektora o powierzchni 1 m² rocznie można uzyskać około 4000 MJ energii. Energia z kolektorów o powierzchni 5 m² niemal całkowicie pokrywa zapotrzebowanie na energię niezbędną do podgrzania wody użytkowej w ciągu roku. Podobną ilość energii otrzymuje się w wyniku spalania około 100 kg węgla kamiennego.

Koszty uzyskiwania energii elektrycznej z wykorzystaniem energii słonecznej są jednak duże (zwłaszcza te związane z zakupem instalacji). Z tego powodu tylko niewielką część całkowitej energii wytwarzanej zarówno na świecie, jak i w Polsce (poniżej 1%) uzyskuje się w taki sposób.

19.5. Energia biomasy

Biomasa to materia organiczna, którą stanowią rośliny z upraw do celów energetycznych oraz odpady poprodukcyjne z surowców roślinnych w leśnictwie, rolnictwie oraz przemyśle drzewnym. Do biomasy zalicza się również szczątki organizmów zwierzęcych, odchody zwierzęce, a także odpady na składowiskach i osady ściekowe. W wyniku spalania biomasy oraz produktów jej przeróbki wydzielają się znaczne ilości energii, dzięki czemu biomasa została zastosowana jako paliwo.

Do wytwarzania paliw z biomasy wykorzystuje się w szczególności:

- drewno oraz odpady z przemysłu drzewnego – kawałki drzew (tzw. drewno kawałkowe), trociny, wióry i zrębki drzewne,
- rośliny pochodzące z upraw przeznaczonych do celów energetycznych (rys. 19.5) – szybko rosnące drzewa (np. topola, wierzba), rośliny oleiste (np. rzepak, słonecznik), zboża, niektóre byliny (np. z rodziny rdestowatych) oraz trawy wieloletnie (np. trzcina),
- rośliny oraz odpady pochodzące z rolnictwa – głównie rośliny okopowe (ziemniaki, buraki cukrowe), słoma, siano,
- odpady pochodzenia zwierzęcego z produkcji rolniczej – obornik i gnojowica,
- odpady komunalne i przemysłowe oraz osady z oczyszczalni ścieków zawierające związki organiczne.



Rys. 19.5. Wierzba wiciowa (potocznie: wierzba energetyczna) to jedna z roślin najczęściej stosowanych do pozyskiwania energii.

Paliwa wytwarzane z biomasy występują w stanie stałym, ciekłym oraz gazowym. Paliwa stałe (drewno, odpady pochodzące z przeróbki drewna, słoma, siano) są wykorzystywane do wytwarzania energii cieplnej oraz elektrycznej głównie w formie przetworzonej – w postaci brykietów (sprasowane trociny, słoma, zrębki) lub peletów (granulki wytworzone z trocin oraz wiórów drzewnych; tab. 19.2).

Tab. 19.2. Wartość opałowa niektórych paliw zaliczanych do biomasy

Paliwo	Wartość opałowa [MJ/kg]
drewno opałowe oraz kawałkowe	10–22
zrębki drzewne	5–15
słoma	14–15
pelety	16–21

Paliwa płynne wytwarzane z biomasy napędzają pojazdy. Paliwa te to alkohole (głównie etanol i metanol) oraz oleje roślinne. Alkohole powstają w wyniku fermentacji alkoholowej produktów pochodzenia roślinnego (głównie bulw ziemniaków i ziaren zbóż). Charakteryzują się one dużą wartością energetyczną (etanol – ok. 30 MJ/kg, metanol – ok. 20 MJ/kg), ponadto spalają się całkowicie, w sposób niewybuchowy. Dzięki temu stanowią alternatywę dla paliw otrzymywanych z ropy naftowej, stosowanych w silnikach o zapłonie iskrowym.

Innym rodzajem paliwa ciekłego wytwarzanego z biomasy jest biodiesel. Składają się na niego produkty reakcji metanolu z tłuszczami pozyskiwanymi z roślin oleistych. Biodiesel może być wykorzystywany zamiast olejów napędowych w silnikach z zapłonem samoczynnym lub jako dodatek do nich.

Trzeci rodzaj paliw otrzymywanych z biomasy to paliwa gazowe, nazywane biogazem. Na biogaz składają się: metan CH_4 (40–80%), tlenek węgla(IV) CO_2 (20–50%), siarkowodór H_2S (do 5%) oraz niewielkie ilości innych lotnych związków (wodór, tlenek węgla(II), związki zawierające azot – łącznie poniżej 1%). Biogaz jest produktem tlenowego lub beztlenowego rozkładu materii organicznej (pochodzenia roślinnego i zwierzęcego) oraz niektórych odpadów komunalnych (np. papieru). Procesy rozkładu materii często zachodzą samorzutnie na wysypiskach śmieci, stąd wywodzi się inna nazwa tego gazu – gaz wysypiskowy. Może być on również pozyskiwany w wyniku fermentacji odpadów rolniczych (obornika i gnojownicy) oraz osadów ściekowych. Biogaz powstaje w specjalnych instalacjach – biogazowniach – a jego wartość opałowa mieści się w granicach 16–26 MJ/kg.

Biomasa jest najczęściej wykorzystywanym źródłem energii odnawialnej na świecie. W Polsce tak uzyskana energia cieplna oraz elektryczna stanowi około 1% całkowitej rocznej produkcji krajowej. Ta niewielka ilość wynika z konieczności budowy przystosowanych do tego celu zakładów. Natomiast coraz częściej prowadzi się tak zwane współspalanie biomasy z paliwami konwencjonalnymi (ok. 5% całkowitej energii krajowej).

19.6. Energia pochodząca z wnętrza Ziemi oraz energia jądrowa. Inne źródła energii

Energię uzyskiwaną z wnętrza Ziemi określa się mianem energii geotermalnej. Jest ona zmagazynowana w gorących wodach geotermalnych (rys. 19.6), wytwarzanej przez nie parze wodnej oraz w gorących skałach podziemnych. Z wód geotermalnych, zazwyczaj o temperaturze 30–120°C, uzyskuje się energię cieplną przez ich bezpośrednie wtłaczanie do instalacji grzewczej lub pośrednio – za pomocą pomp ciepła. Aby wykorzystać ciepło skał podziemnych, do wnętrza Ziemi wtłacza się zimną wodę, która w wyniku kontaktu ze skałami zostaje podgrzana do wysokiej temperatury, a następnie jest wydobywana. W przypadku bardzo gorących źródeł, o temperaturze powyżej 150°C, energię geotermalną można przetworzyć na energię elektryczną. Najczęściej służy jednak ona do wytwarzania energii cieplnej. W niektórych regionach świata energia ze źródeł geotermalnych stanowi znaczącą część ogólnie wytwarzanej energii (np. w Nowej Zelandii to ok. 5% całkowitej energii krajowej, a w Islandii – ponad 25%).



Rys. 19.6. Od dawna energię geotermalną wykorzystuje się na obszarach wulkanicznych oraz w miejscach występowania gejzerów.

Jak dowodzą badania, na niektórych obszarach w Polsce występują warunki umożliwiające pozyskiwanie energii geotermalnej. Do tej pory wybudowano kilkanaście elektrowni geotermalnych, głównie w okolicach Szczecina, Torunia, Łądko-Zdroju oraz na Podhalu. Wody geotermalne mają zastosowanie również w:

- uprawie roślin i grzybów oraz hodowli zwierząt (ryb ciepłowodnych),
- lecznictwie,
- suszeniu produktów rolnych (owoców, warzyw, wełny),
- konserwowaniu produktów spożywczych.

Energia we wnętrzu Ziemi powstaje na skutek rozpadu izotopów pierwiastków promieniotwórczych występujących naturalnie: uranu, toru i innych, których jądra ulegają samorzutnemu rozszczepieniu na jądra prostszych pierwiastków.

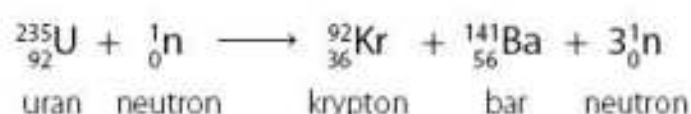


Izotopy to odmiany tego samego pierwiastka chemicznego mające taką samą liczbę protonów w jądrze atomowym (czyli taką samą liczbę atomową), różniące się liczbą neutronów w jądrze atomowym, a tym samym liczbą masową (łączną liczbą protonów i neutronów w jądrze atomowym) oraz masą.

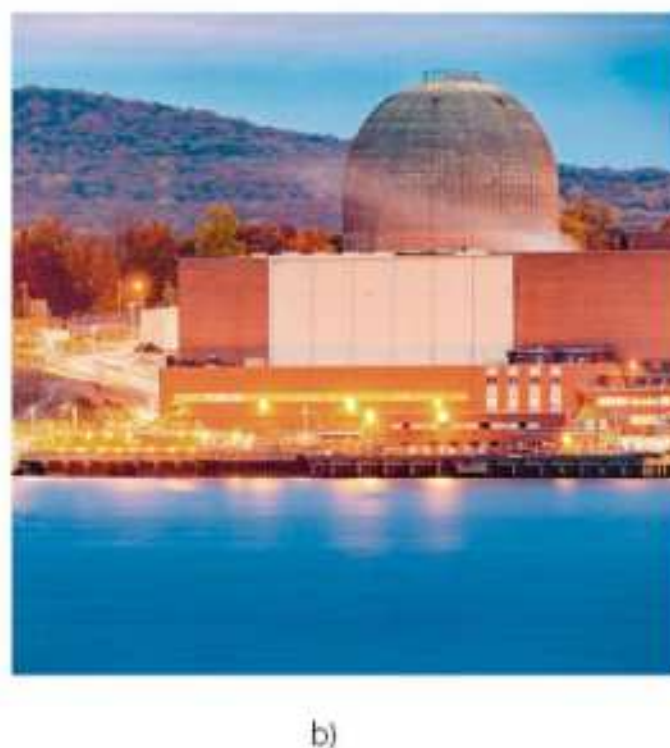
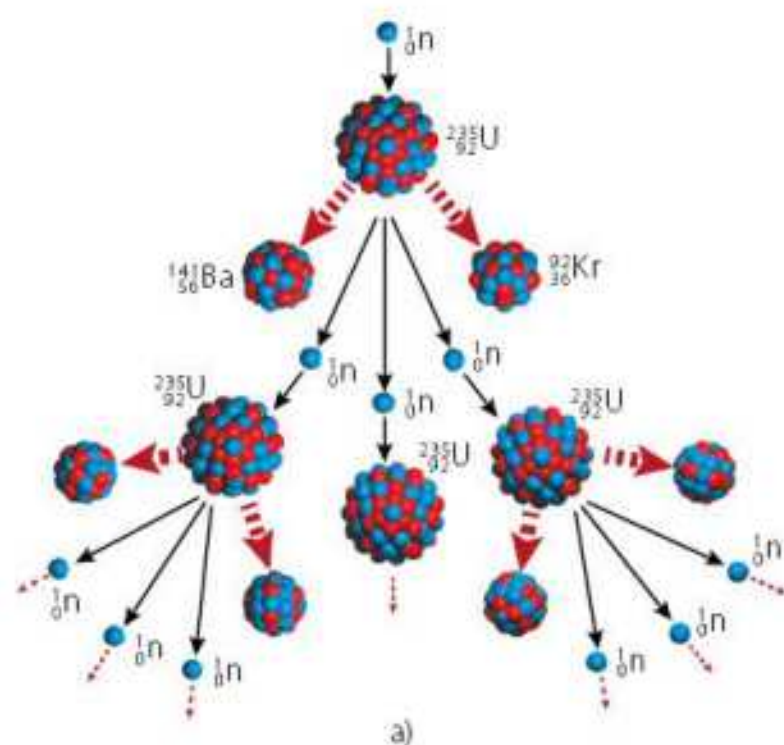
Ubytkowi masy promieniotwórczych pierwiastków towarzyszy wydzielanie olbrzymich ilości energii cieplnej (zgodnie ze wzorem $E = mc^2$). Proces rozpadu

jąder pierwiastków promieniotwórczych jest określany jako **naturalny rozpad promieniotwórczy**. Procesy te zostały wykorzystane do uzyskiwania energii w elektrowniach jądrowych. Choć występujące naturalnie pierwiastki promieniotwórcze stanowiące źródło tej energii są nieodnawialne, istnieje możliwość ich pozyskiwania z innych pierwiastków w wyniku różnych przemian jądrowych.

W **elektrowniach jądrowych** zachodzi kontrolowany rozpad izotopów pierwiastków promieniotwórczych. Przebiega on w specjalnych urządzeniach – reaktorach atomowych – i używa się do niego głównie uranu. Naturalnie występujące izotopy uranu – będące składnikami minerałów i skał – mają liczbę masową: 234, 235 lub 238 (każdy z nich ma 92 protony i odpowiednio 142, 143 oraz 146 neutronów), które są oznaczane odpowiednio symbolami ${}_{92}^{234}\text{U}$, ${}_{92}^{235}\text{U}$, ${}_{92}^{238}\text{U}$. Uran naturalny zawiera ponad 99% izotopu o liczbie masowej 238. W elektrowniach paliwem jądrowym jest ${}_{92}^{238}\text{U}$ wzbogacony w ${}_{92}^{235}\text{U}$ – w zależności od typu elektrowni od kilku do około 20%. ${}_{92}^{238}\text{U}$ zostaje wzbogacony w ${}_{92}^{235}\text{U}$, gdyż w wypadku ${}_{92}^{235}\text{U}$ dochodzi do rozszczepiania jąder atomowych w reakcji wymuszonej – w przeciwieństwie do ${}_{92}^{238}\text{U}$. W reaktorach jądrowych dochodzi do rozpadu atomu izotopu uranu ${}_{92}^{235}\text{U}$, który następuje w sposób wymuszony – w wyniku zderzenia z wolno poruszającym się neutronem, na przykład:



Po rozszczepieniu każdego z jąder uranu powstają nowe pierwiastki oraz zostają wyemitowane kolejne trzy neutrony, powodujące rozpad kolejnych izotopów ${}_{92}^{235}\text{U}$ – samorzutnie zachodzi reakcja łańcuchowa (rys. 19.7). Powstające neutrony są



Rys. 19.7. Schemat reakcji rozszczepiania zachodzącej w reaktorze jądrowym (a) oraz elektrowni jądrowej w miejscowości Takahama (Japonia) (b).

spowalniane między innymi przez chłodzenie reaktora wodą. By reakcja rozszczepiania przebiegała w sposób bezpieczny (kontrolowany), stosuje się pręty, które w razie potrzeby pochłaniają powstające neutrony.

Aby reakcja rozszczepiania mogła przebiegać lawinowo, czyli by rozszczepianie jednego jądra atomowego inicjowało rozszczepianie kolejnych jąder atomowych (więcej niż jednego), a tym samym reakcja rozszczepiania nie zanikała, potrzeba dostatecznej ilości pierwiastka promieniotwórczego (kilka, kilkanaście kilogramów). Jest to tak zwana masa krytyczna, która jest inna dla różnych pierwiastków promieniotwórczych oraz izotopów tego samego pierwiastka – w przypadku $^{235}_{92}\text{U}$ wynosi ona około 50 kg (jest różna w zależności od stopnia wzbogacenia).

W energii jądrowej tkwi olbrzymi potencjał energetyczny: z 1 grama czystego uranu $^{235}_{92}\text{U}$ można teoretycznie otrzymać około 80 000 MJ energii, co odpowiada spalaniu ponad 2,5 ton węgla kamiennego (przy założeniu, że w wyniku spalania 1 kg węgla można uzyskać energię o wartości 30 MJ). Największe elektrownie jądrowe na świecie wytwarzają energię na poziomie ponad 5000 MW rocznie.

Energię jądrową wykorzystuje się głównie do wytworzenia energii elektrycznej – na koniec 2018 r. około 25% całkowitej światowej energii elektrycznej pochodziło z energetyki jądrowej. W Polsce nie ma elektrowni jądrowych, jednak planuje się wybudowanie pierwszej takiej elektrowni po 2030 r. Jej lokalizacja jest jeszcze nieznana. Budowa elektrowni jądrowych ma swoich zwolenników i przeciwników – zagrożenia, które stwarza dla środowiska i zdrowia człowieka pozyskiwanie energii w takich elektrowniach, zostaną omówione w kolejnym rozdziale.

Za paliwo przyszłości uważa się **wodór**. Jego wartość opałowa wynosi około 120 MJ/kg, czyli jest blisko 3 razy większa niż w przypadku benzyny. Obecnie (2020 r.) pojawiły się na rynku pierwsze auta wyposażone w ogniwa paliwowe zasilane wodorem. Do tej pory koszt produkcji oraz magazynowania wodoru przekraczał wartość wyprodukowanej z niego energii. Jednak wynaleziona w Australii technologia umożliwiająca konwersję amoniaku w wodór w tak zwanych reaktorach membranowych umożliwiła znaczną obniżkę tych kosztów. Prognozuje się, że po pokonaniu trudności technologicznych wodór będzie stosowany nie tylko jako paliwo do pojazdów, lecz także do ogrzewania mieszkań oraz produkcji prądu elektrycznego.

Za jedno z paliw przyszłości jest również uważany tak zwany **gaz łupkowy**. To gaz ziemny zgromadzony w nieprzepuszczalnych skałach, głównie łupkach – skąd wzięła się jego nazwa. Od początku lat 90. XX w., kiedy udoskonalono technikę jego wydobywania, stanowi on cenne źródło pozyskiwania gazowych węglowodorów, głównie w Ameryce Północnej. W Polsce znajdują się duże złoża gazu łupkowego, które oszacowano w wyniku badań rozpoczętych w 2007 r. Jednak większość prac badawczych została wstrzymana, gdyż koszty pozyskania tego

gazu są wysokie oraz brakuje odpowiednich regulacji prawnych. Ponadto, wiele osób zwraca uwagę na fakt, że w wyniku jego wydobycia może dojść do degradacji środowiska przyrodniczego.

Najważniejszymi czynnikami wpływającymi na możliwości wykorzystania energii jądrowej oraz pozostałych źródeł energii – zarówno konwencjonalnych, jak i alternatywnych – są koszty pozyskania energii oraz, co najważniejsze, oddziaływanie na środowisko naturalne oraz zdrowie człowieka. Zagadnienia te zostaną omówione w kolejnym rozdziale.

PODSUMOWANIE

- Poza spalaniem paliw konwencjonalnych w celu pozyskiwania energii wykorzystuje się między innymi energię wiatru, wody, promieni słonecznych, wnętrza Ziemi oraz energię jądrową.
- Możliwość wykorzystania alternatywnych źródeł energii i opłacalność pozyskiwania z nich energii wiążą się z opracowaniem odpowiednich metod technologicznych.
- Ciągłe poszukuje się nowych, alternatywnych źródeł energii.

POLECENIA KONTROLNE

1. Wymień bezpośrednio sposoby otrzymywania energii elektrycznej z wykorzystaniem energii słonecznej.
2. W wyniku spalania 1 kg benzyny wydzielą się około 44 MJ energii. Spaleniu takiej samej ilości etanolu powstającego z biomasy towarzyszy wydzielanie 30 MJ energii. Samochód przejeżdżając 100 km, zużywa 400 MJ energii. Oblicz, ile dm^3 każdego z tych paliw potrzeba do pokonania tej trasy (gęstość benzyny $d = 0,76 \text{ g/cm}^3$, gęstość etanolu $d = 0,79 \text{ g/cm}^3$).
3. Z każdego 1 MW mocy elektrowni wiatrowych można wyprodukować średnio około 9 milionów MJ energii na rok. Oblicz, ile ton węgla kamiennego należałoby spalić, aby otrzymać taką ilość energii. Przyjmij, że z 1 kg węgla można pozyskać 30 MJ energii.
4. Znajdź w dostępnych źródłach informacje o tym, co to są gejzery. Podaj miejsca ich występowania.
5. Wytłumacz, na czym polega reakcja łańcuchowa zachodząca w reaktorach jądrowych.
6. Wyszukaj w dostępnych źródłach, jaki jest koszt przejechania 100 km autem zasilanym wodorem. Porównaj tę wartość z kosztem pokonania takiego samego dystansu autem zasilanym benzyną. Samochód przejeżdżając 100 km, zużywa 5 litrów benzyny.



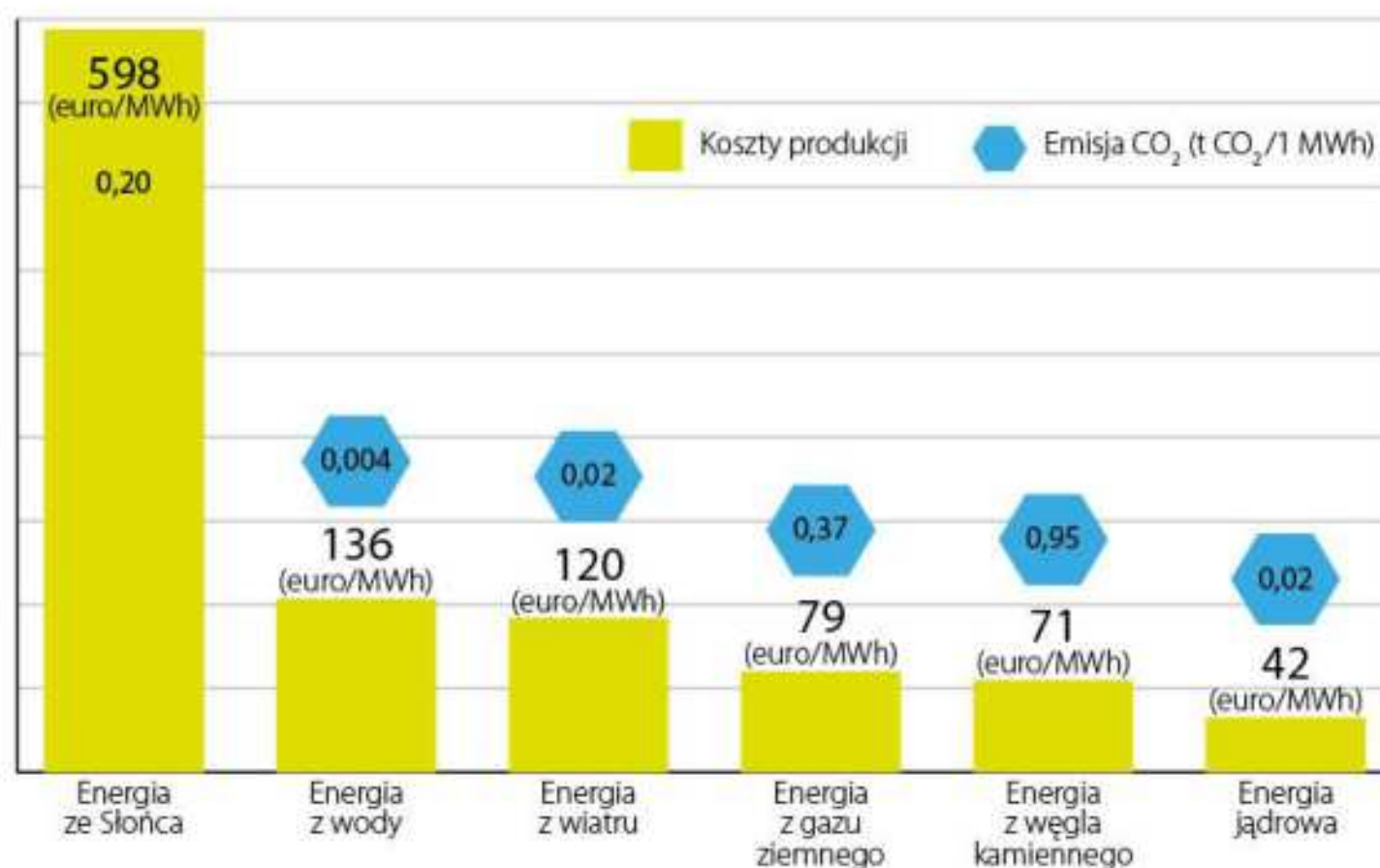
7. Moc jednego wiatraka wynosi 2 MW, co w polskich warunkach klimatycznych odpowiada wytworzeniu około 18 milionów MJ energii w skali roku. Z kolektora słonecznego o powierzchni 1 m^2 można w Polsce otrzymać około 4000 MJ energii rocznie. Oblicz, jaką powierzchnię [m^2] kolektorów należałoby zainstalować, by uzyskać energię wytworzoną przez jeden wiatrak. Ile ton węgla należałoby spalić, aby uzyskać energię równą ilości energii wytworzonej przez wiatrak? Przyjmij, że w wyniku spalania 1 kg węgla kamiennego wydzielą się energia 30 MJ.

20. Wpływ uzyskiwania i wykorzystania różnych paliw na środowisko naturalne

Wzrost temperatury na Ziemi o 1°C spowoduje po pewnym czasie podwyższenie poziomu mórz i oceanów o ponad 2 metry. Gdyby o tyle podniósł się poziom Morza Bałtyckiego, spowodowałoby to między innymi zalanie części Gdańska oraz Żuław Wiślanych z Elblągiem włącznie, części półwyspu Hel oraz Niziny Szczecińskiej. Podwyższenie poziomu wód mórz i oceanów następuje w wyniku topienia się lodowców i lądolodów – to konsekwencja ocieplania się klimatu na Ziemi. Przypuszcza się, że globalne ocieplenie jest spowodowane emisją do atmosfery różnych gazowych związków chemicznych (m.in. metanu, tlenku węgla(IV) i pary wodnej). Substancje te powstają w wyniku wielu procesów zachodzących zarówno naturalnie w przyrodzie, jak i na skutek działalności przemysłowej oraz gospodarczo-bytowej człowieka.

20.1. Wpływ procesów uzyskiwania energii na stan środowiska przyrodniczego

Najtańszym sposobem pozyskiwania energii (biorąc pod uwagę źródła konwencjonalne i alternatywne) są metody oparte na spalaniu paliw (rys. 20.1).



Rys. 20.1. Koszt pozyskiwania energii różnymi metodami oraz wielkość emisji CO₂ do atmosfery (na podstawie danych z 2008 r., opublikowanych przez niemiecki Institute for Applied Ecology, Oeko-Institut). 1 MWh = 3600 MJ.



Wytwarzanie energii z węgla kopalnych, ropy naftowej, gazu ziemnego oraz biomasy skutkuje powstawaniem odpadów na etapie zarówno pozyskiwania oraz przetwarzania surowców, jak i w wyniku ich spalania. Mogą one występować w stanie stałym, ciekłym oraz gazowym (rys. 20.2). Większość z nich negatywnie oddziałuje na środowisko naturalne – zagraża roślinom, zwierzętom oraz ludziom. Największy problem stanowi emisja dużych ilości substancji gazowych do atmosfery.



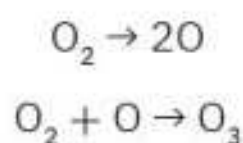
Rys. 20.2. Przykłady substancji powstających w wyniku uzyskiwania, przeróbki lub spalania paliw.

Substancje gazowe emitowane podczas spalania paliw powstają również w wyniku procesów zachodzących w przyrodzie, takich jak: wybuchy wulkanów, pożary lasów czy procesy mineralizacji i humifikacji materii organicznej (np. procesy powstawania torfu).

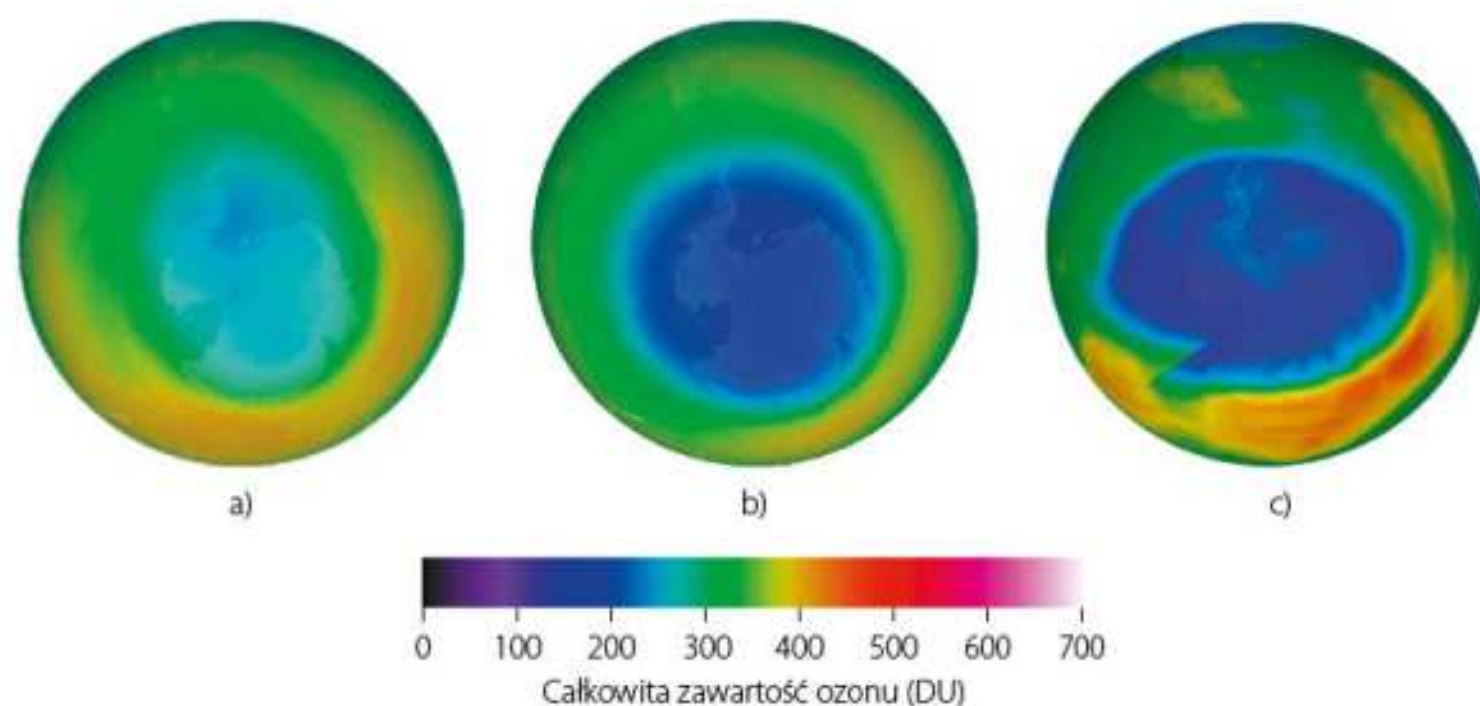
Jednak również inne sposoby otrzymywania energii przynoszą negatywne skutki.

20.2. Dziura ozonowa

Jednym z najważniejszych problemów związanych z emisją gazów (freonów oraz tlenków azotu) jest dziura ozonowa. Ozon to jedna z odmian alotropowych tlenu zawierająca trzy atomy tego pierwiastka w cząsteczce (O_3). W atmosferze powstaje on w wyniku rozpadu cząsteczek tlenu do tlenu atomowego, który następnie reaguje z innymi cząsteczkami tlenu:



Ozon tworzy warstwę na wysokości od około 20 do 50 km nad powierzchnią Ziemi. Warstwa ta, nazywaną ozonosferą, jest naturalnym filtrem pochłaniającym znaczną część promieniowania ultrafioletowego, mogącego wywoływać zmiany klimatyczne na Ziemi oraz wpływającego szkodliwie na organizmy żywe (np. niszczenie chlorofilu oraz wywoływanie chorób skóry i oczu u ludzi i zwierząt).



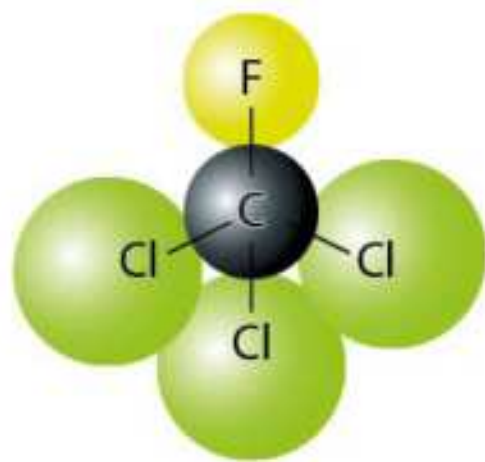
Rys. 20.3. Dziura ozonowa nad Antarktydą w 1979 r. (a), 1989 r. (b) i 2018 r. (c).

Jednostką używaną do określenia całkowitej zawartości ozonu w atmosferze jest dobson (DU). $100 \text{ DU} = 1 \text{ mm}^3 \text{ O}_3$ (warunki normalne: 0°C , 1013 hPa).

W latach osiemdziesiątych XX w. odkryto, że warstwa ozonu nad niemal całym obszarem Antarktydy uległa znacznemu przerzedzeniu (rys. 20.3). To niekorzystne zjawisko nazwano **dziurą ozonową**.

Zmniejszanie się warstwy ozonowej jest spowodowane tym, że ozon jako związek bardzo reaktywny w wyniku kontaktu z niektórymi substancjami może ulegać rozpadowi. Ustalono, że za powstawanie dziury ozonowej odpowiadają tlenki azotu, emitowane głównie w procesach spalania paliw, oraz produkty przemysłowej przeróbki węglowodorów gazowych – **freony**.

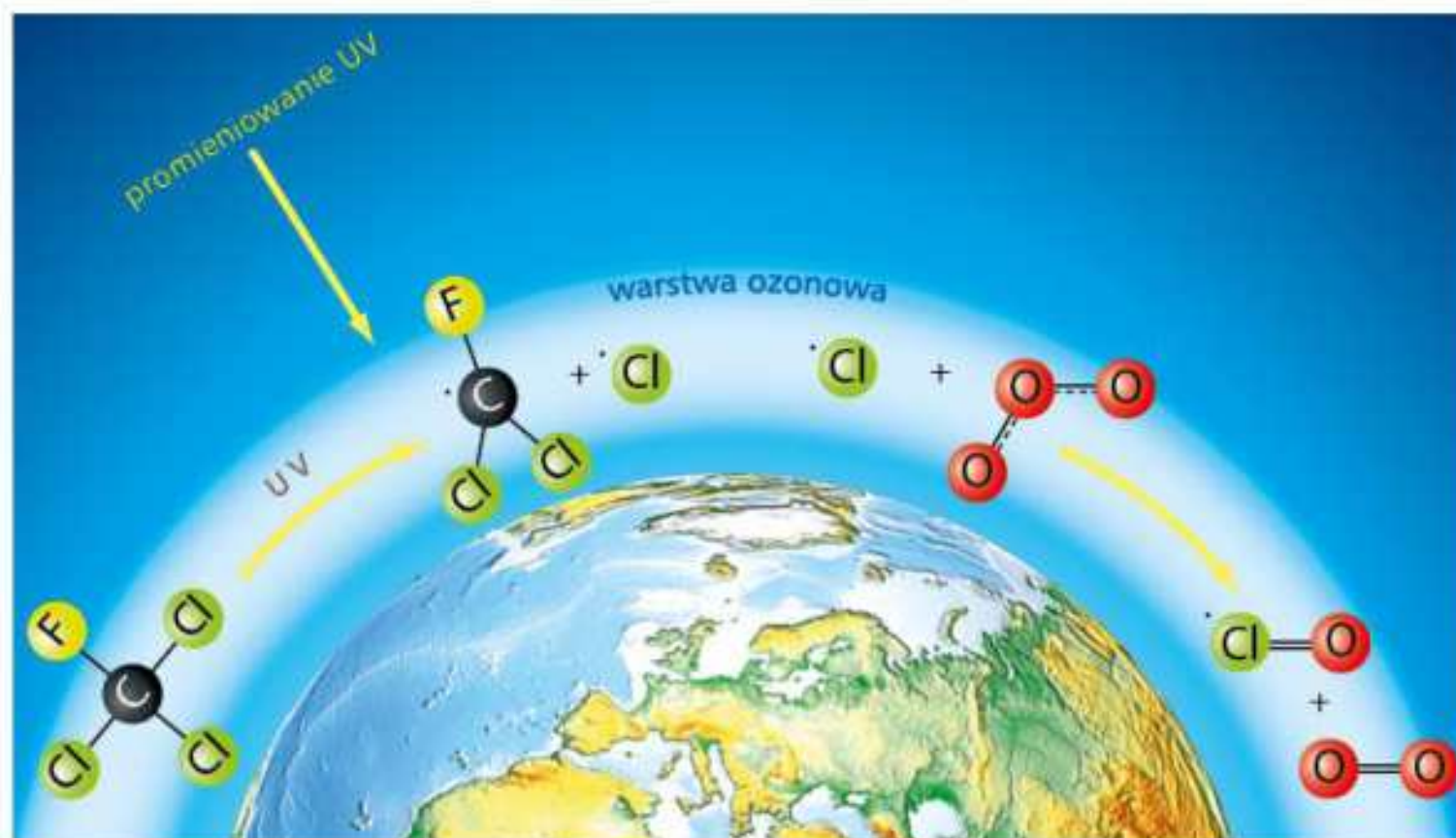
Freony (w skrócie CFCs – *chlorofluorocarbons*, czyt. chlorofluorokarbony) to pochodne metanu, etanu, propanu i butanu zawierające w strukturze atomy chloru i fluoru (rys. 20.4).



Rys. 20.4. Model kulkowy cząsteczki trichlorofluorometanu freonu – substancji kiedyś powszechnie stosowanej jako czynnik chłodzący w urządzeniach chłodniczych.



Były one powszechnie wykorzystywane w przemyśle, głównie jako czynnik chłodniczy (np. w lodówkach, zamrażarkach, klimatyzatorach), oraz do produkcji aerozoli (np. dezodorantów, lakierów do włosów). Po przedostaniu się do atmosfery freony ulegają rozpadowi pod wpływem promieniowania ultrafioletowego, wytwarzając przy tym reaktywny chlor i fluor, które – podobnie jak tlenki azotu – powodują rozpad ozonu (rys. 20.5).



Rys. 20.5. Schemat powstawania dziury ozonowej.

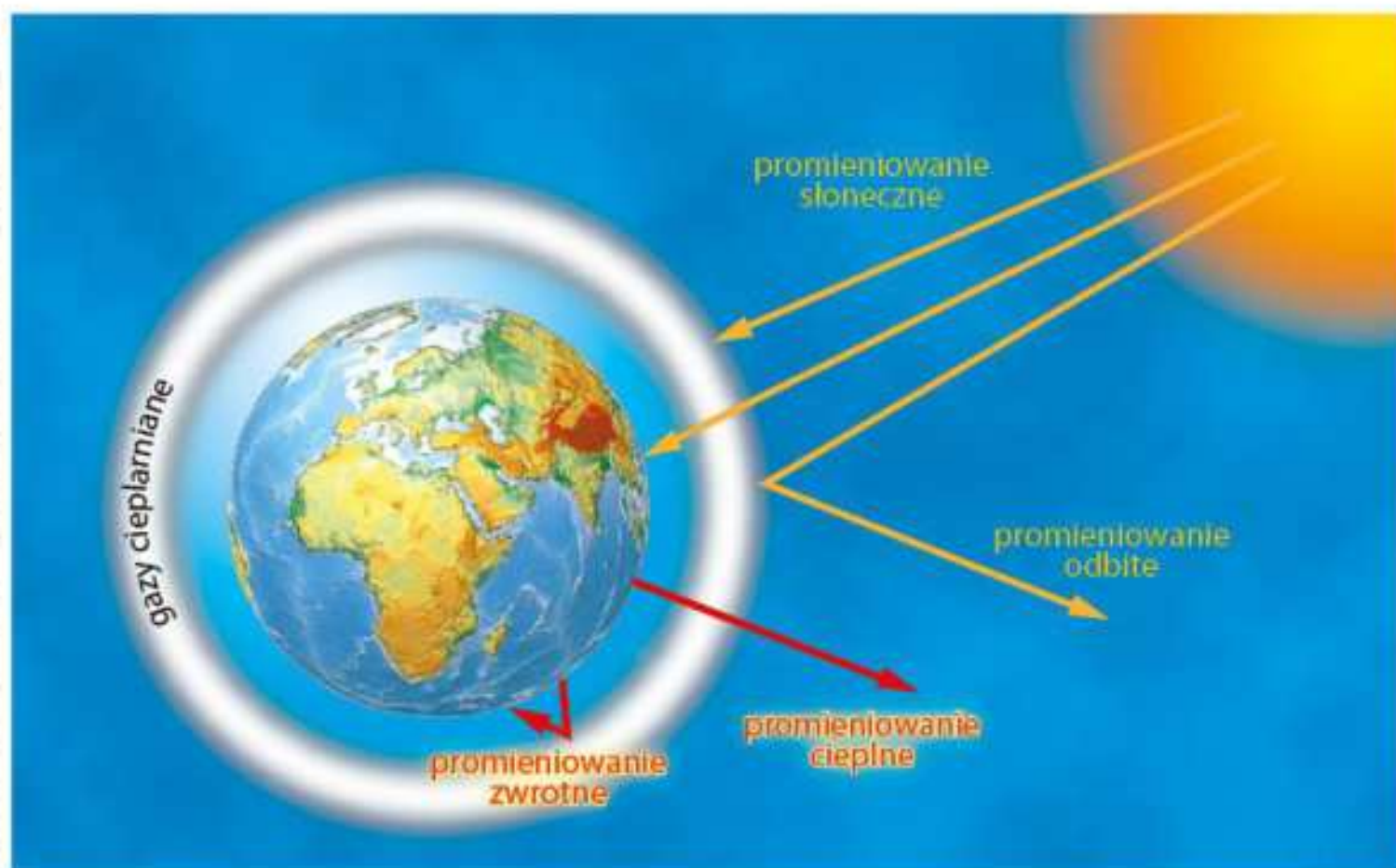
Z tego powodu znacznie ograniczono stosowanie freonów. W 2018 r. zaobserwowano, że dziura ozonowa nad Antarktydą się zmniejszyła (rys. 20.3c). Naukowcy przypuszczają, że do 2070 r. stężenie ozonu powróci do wartości bezpiecznych. Aby było to możliwe, należy ograniczać emisję szkodliwych tlenków azotu do atmosfery. Powstają one głównie w procesach spalania paliw w silnikach samochodowych, dlatego w pojazdach stosuje się specjalne katalizatory rozkładające (neutralizujące) te tlenki.

Sposób powstawania tlenków azotu zostanie opisany w dalszej części podręcznika.

20.3. Efekt cieplarniany

Intensywny rozwój przemysłu oraz spalanie paliw przyczyniają się do wzrostu stężenia tlenku węgla(IV) w atmosferze. Większa emisja CO_2 jest wywołana także wzrastającą liczbą ludności. Tlenek węgla(IV) to substrat w reakcji fotosyntezy zachodzącej w organizmach roślinnych. Las o powierzchni 1 ha może

pochłoniąć 140–250 kg CO₂ rocznie. Jednak w konsekwencji ciągle zmniejszającej się powierzchni lasów – zwłaszcza tropikalnych – rośliny nie są w stanie asymilować wytwarzanego CO₂.



Rys. 20.6. Schemat powstawania efektu cieplarnianego.

Tlenek węgla(IV) wraz z parą wodną oraz innymi gazami emitowanymi do atmosfery, powstającymi w procesach zachodzących w sposób naturalny w przyrodzie (metan powstający w wyniku procesów humifikacji materii organicznej) oraz wytwarzanymi w wyniku działalności człowieka (tlenek azotu(I), freony i inne gazy przemysłowe), przedostają się do atmosfery i gromadzą się w jej górnych warstwach. To zjawisko szczególnie niebezpieczne. Promieniowanie słoneczne docierające do naszego globu powoduje nagrzewanie się powierzchni Ziemi. Część tego ciepła jest z powrotem emitowana przez Ziemię (promieniowanie zwrotne), a następnie w wyniku naturalnych procesów – rozpraszana. Obecność wymienionych gazów powoduje, że ciepło emitowane przez naszą planetę odbija się od warstwy tych gazów i wraca do powierzchni Ziemi (rys. 20.6). Powoduje to nadmierne nagrzewanie się powietrza nad powierzchnią globu – podobnie jak w szklarni. Z tego powodu gazy te są nazywane gazami cieplarnianymi (w skrócie GHG – z ang. *green-house gas*, czyt. *grinhaus ges*), a efekt przez nie wywołany określa się jako efekt cieplarniany (szklarniowy).

Z jednej strony obecność gazów cieplarnianych (w umiarkowanych ilościach) jest zjawiskiem pożądanym w przyrodzie – dzięki efektowi cieplarnianemu na Ziemi panuje odpowiednia temperatura do tego, by mogło istnieć życie. Z dru-



giej jednak nadmiar tych gazów spowodował średni wzrost temperatury powietrza na naszej planecie o blisko 1°C w ciągu ostatnich 100 lat. Szacuje się, że w ciągu najbliższego wieku może nastąpić wzrost temperatury nawet o 2°C , co spowoduje dalsze przyspieszenie procesów topnienia lodowców. Konsekwencją tego może być znaczne podniesienie poziomu wód mórz i oceanów – nawet o kilka metrów. Wszystkie te czynniki mogą doprowadzić do zalania dużych obszarów lądów, wyginięcia wielu gatunków zwierząt i roślin oraz zaburzenia równowagi klimatycznej Ziemi. Dlatego należy koniecznie ograniczyć emisję gazów cieplarnianych do atmosfery.

20.4. Kwaśne deszcze

Efekt cieplarniany i dziura ozonowa to nie jedyne negatywne skutki wywoływane przez emisję dużych ilości gazów do atmosfery. Podczas spalania paliw powstają również duże ilości tlenków: azotu (NO i NO_2) oraz siarki (SO_2 i SO_3), które są przyczyną zmiany odczynu wody deszczowej i innych opadów atmosferycznych.

Doświadczenie

Badanie odczynu wody deszczowej

Czynności wstępne

a) Przygotowanie wyciągu z czerwonej kapusty

Do badania odczynu wody deszczowej może posłużyć wyciąg z czerwonej kapusty. Należy go odpowiednio przygotować, aby szybko się nie zepsuł. Posiekaj kilka liści czerwonej kapusty wymytych w wodzie destylowanej, zalej je 500 cm^3 wody (najlepiej destylowanej) i gotuj przez mniej więcej 10 minut. Po przestygnięciu wywaru przesącz go przez bibułę filtracyjną i zmieszaj z etanolem w stosunku objętościowym 3:2 (np. 60 ml wywaru i 40 ml etanolu). Tak sporządzony roztwór można kilka tygodni przechowywać w lodówce.

b) Pobieranie próbki wody deszczowej

Do zebrania wody deszczowej użyj plastikowej butelki o objętości 1,5 l po wodzie mineralnej. Przemyj ją wodą destylowaną, aby usunąć pozostałości substancji mogące wpływać na odczyn wody deszczowej. Odetnij dno butelki, a następnie zakręconą szczelnie korkiem szyjkę butelki w deszczowy dzień wbij w ziemię – najlepiej na otwartej przestrzeni. Przelej zebraną wodę do szczelnego, czystego naczynia, na przykład słoika.

Przebieg doświadczenia:

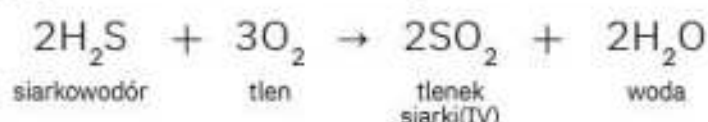
Do 5 cm^3 wywaru z kapusty dodaj tyle samo wody deszczowej, wstrząśnij i po upływie kilkunastu sekund określ odczyn roztworu (rys. 20.7).



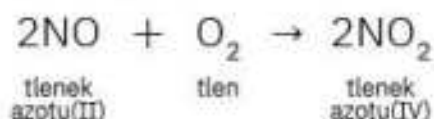
Rys. 20.7. Zabarwienie wody deszczowej z dodatkiem soku z czerwonej kapusty w zależności od odczynu.

Powstająca w warunkach naturalnych woda deszczowa ma odczyn lekko kwasowy ze względu na obecność w powietrzu tlenku węgla(IV). Im więcej wcześniej wspomnianych tlenków azotu i siarki znajduje się w atmosferze, tym bardziej kwasowy jest odczyn wody deszczowej.

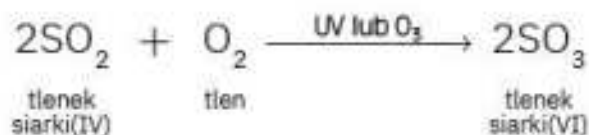
Tlenek azotu(II) NO oraz tlenek siarki(IV) SO₂ powstają głównie w wyniku spalania paliw zawierających różne ilości związków azotu oraz siarki, na przykład:



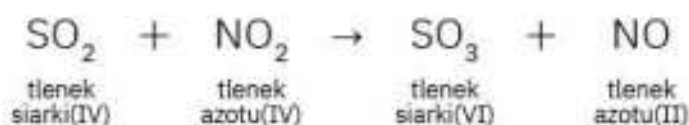
Tlenek azotu(II) jest nietrwały i reaguje z tlenem, tworząc tlenek azotu(IV):



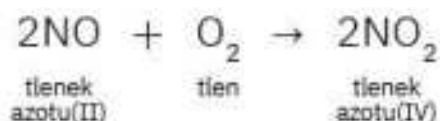
Tlenek siarki(IV) jest bardziej trwały od tlenku azotu(II), ale w obecności promieniowania UV lub ozonu reaguje z tlenem, a produktem tej reakcji jest tlenek siarki(VI):



W reakcji utlenienia tlenku siarki(IV) do tlenku siarki(VI) może również pośrednio uczestniczyć tlenek azotu(IV):

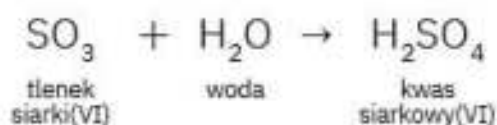
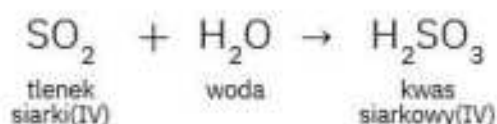
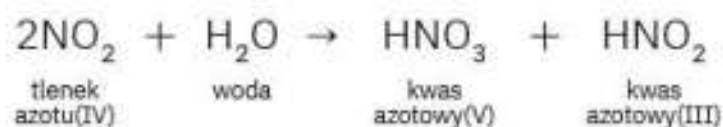


Produktem przejściowym tej reakcji jest tlenek azotu(II), który w obecności tlenu ulega utlenieniu do tlenku azotu(IV):

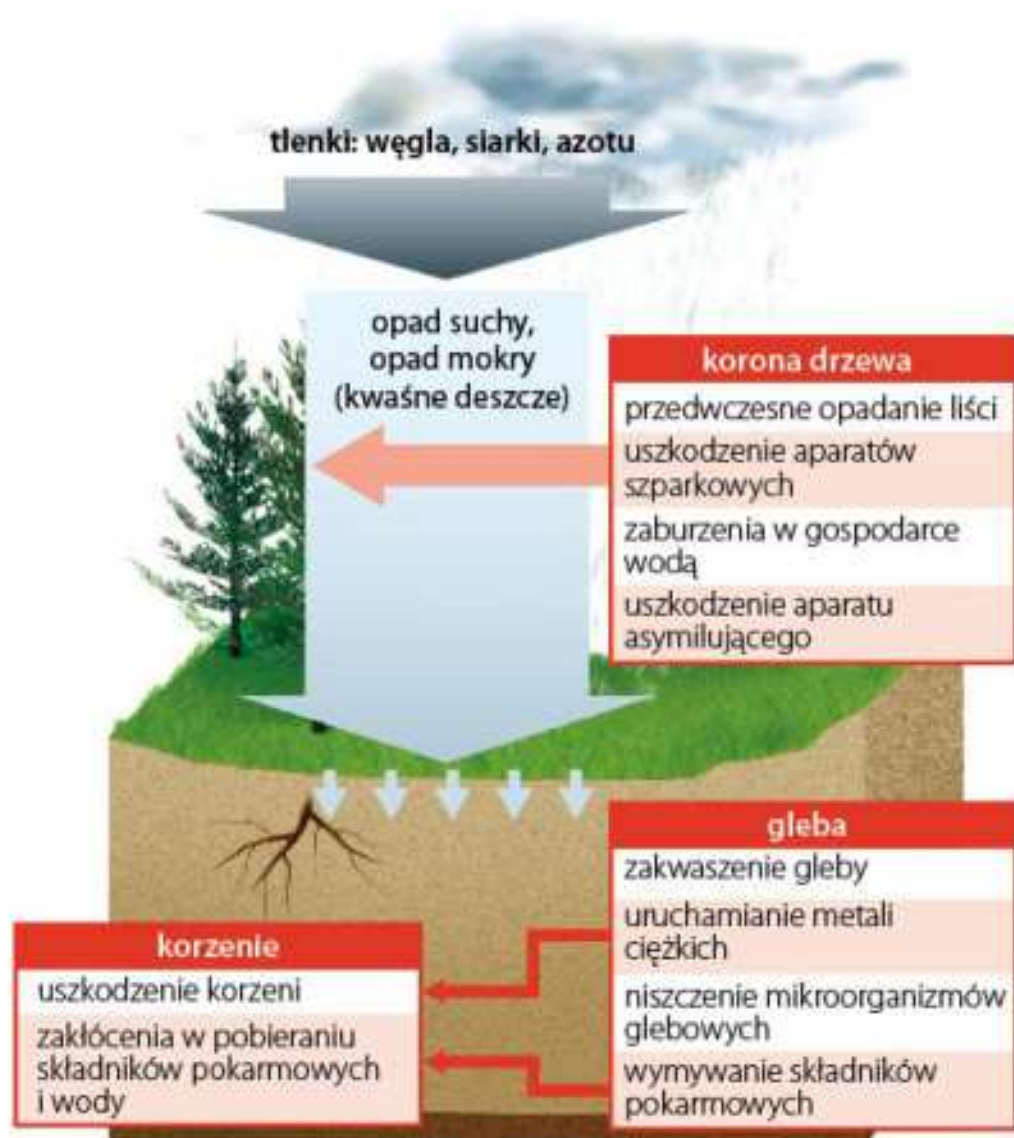




Wspomniane tlenki mogą przedostawać się do środowiska osadzone na cząsteczkach pyłu w atmosferze, co jest nazywane opadem suchym (rys. 20.8). Mogą również reagować z wodą w atmosferze, a w wyniku tych reakcji powstają kwasy:



Powstające w wyniku tych reakcji kwasy trafiają na powierzchnię Ziemi wraz z opadami atmosferycznymi oraz mgłą. Ponieważ najczęściej zjawisko to występuje podczas opadów deszczu, dlatego określa się je mianem **kwaśnych deszczów**. Deszcz jest nazywany „kwaśnym”, gdy jego pH wynosi nie więcej niż 5,5.



Rys. 20.8. Wpływ kwaśnych deszczów na rośliny i glebę.

Tlenki odpowiedzialne za powstawanie kwaśnych deszczów są emitowane do atmosfery podczas zabiegów rolniczych oraz procesów zachodzących naturalnie w przyrodzie (pożary lasów, wybuchy wulkanów). Jednak największe ich ilości powstają w procesach spalania zasilanych paliw w zakładach przemysłowych (np. hutach), elektrowniach i ciepłowniach. Wiatr sprawia, że samorzutne rozprzestrzenianie się gazów przebiega szybciej. Dlatego kwaśne deszcze mogą występować na terenach oddalonych wiele kilometrów od źródeł emisji zanieczyszczeń. Uszkadzają również przedmioty wykonane z metalu, przyspieszając procesy korozji (rdzewienia), na przykład karoserii samochodów, ogrodzeń, elementów konstrukcyjnych budynków. Kwaśne deszcze szkodzą także budynkom wykonanym ze skał wapiennych, łatwo roztwarzających się w kwasowym środowisku.

Tlenki azotu i siarki w połączeniu ze spalinami samochodowymi oraz wilgocią zawartą w powietrzu tworzą smog. **Smog** (nazwa powstała przez złożenie dwóch słów: z ang. *smoke* – dym oraz *fog* – mgła) to zjawisko atmosferyczne polegające na gromadzeniu się dużych ilości gazowych zanieczyszczeń, które unoszą się nad powierzchnią Ziemi. Wyróżniamy dwa rodzaje smogu nazwane od miejsc, w których najczęściej występują. Różnią się one sposobem powstawania oraz składem chemicznym. Pierwszy z nich – typu Londyn (inaczej: smog kwaśny) – występuje w miesiącach zimowych, w strefie klimatu umiarkowanego i jest wywołany inwersją temperatury – zimne powietrze znajduje się nad powierzchnią Ziemi, a cieplejsze w wyższych warstwach, odwrotnie niż w normalnych warunkach (rys. 20.9).



Rys. 20.9. Smog nad Londynem.



Powstające w wyniku spalania paliw, w tym paliw samochodowych, tlenki węgla, azotu oraz siarki, sadza, węglowodory i pyły nie unoszą się w górne warstwy atmosfery, lecz gromadzą nad powierzchnią ziemi. Drugi rodzaj smogu – typu Los Angeles (inaczej: smog fotochemiczny) – występuje w miesiącach letnich, w strefie klimatu gorącego. Jest on następstwem nadmiernego ruchu drogowego w miastach (w godzinach szczytu). Dochodzi wówczas do emisji dużych ilości zanieczyszczeń, które pod wpływem promieni słonecznych ulegają reakcjom chemicznym. W wyniku tych reakcji pojawiają się niebezpieczne dla zdrowia związki chemiczne. Reakcje zachodzące pod wpływem światła są nazywane reakcjami fotochemicznymi.

Ze smogiem typu Londyn boryka się wiele miast w Polsce – głównie na południu naszego kraju. W Krakowie smog stanowi na tyle poważny problem, że w tym mieście zakazano ogrzewania budynków piecami na paliwo stałe, także drewno. Problem ten nie został jednak do końca rozwiązany. Ze względu na niekorzystne położenie geograficzne Krakowa – w niecce – nad miasto napływają zanieczyszczenia z okolicznych gmin. Wiele osób, aby uchronić się przed szkodliwym działaniem smogu, wychodzi na zewnątrz w maseczkach chroniących drogi oddechowe – maseczki chronią jednak tylko przed pyłami. Osoby korzystające z tradycyjnych metod ogrzewania opartych na spalaniu paliw mogą ubiegać się o dofinansowanie wymiany swoich urządzeń na ekologiczne, na przykład ogniwa fotowoltaiczne oraz instalacje gazowe.

Z powyższych powodów należy redukować stosowanie paliw zasilanych oraz zawierających duże ilości związków azotu. Konieczne jest również wykorzystywanie technologii umożliwiających usuwanie tych związków ze spalin, na przykład przez stosowanie odpowiednich filtrów oraz pochłaniaczy w kominach. Ponadto, powinno się ograniczać ruch samochodowy, zwłaszcza w centrach dużych miast, i korzystać z innych środków transportu – transportu miejskiego, rowerowego czy hulajnóg. Należy również poszukiwać alternatywnych rozwiązań dla silników spalinowych, na przykład silników posługujących się ogniwami słonecznymi oraz paliwowymi lub silników elektrycznych.

20.5. Węglowodory

W wyniku pozyskiwania paliw, ich transportu oraz spalania może dochodzić do zanieczyszczenia środowiska węglowodorami – głównie tymi w stanie ciekłym i gazowym. Źródłami zanieczyszczeń ciekłymi węglowodorami są ropa naftowa oraz produkty jej przeróbki. Szczególnie niebezpieczne jest przedostawanie się węglowodorów do wód i gleb. Skażenie wód prowadzi do trudno odwracalnych zmian w środowisku wodnym. Ropa naftowa ma mniejszą gęstość niż woda, dlatego gromadzi się na jej powierzchni. Plama ropy szybko się rozprzestrzenia,

powodując skażenie dużych obszarów wód. Lotne składniki wyparowują do atmosfery, a związki mniej lotne mieszają się z wodą i bardzo powoli opadają na dno zbiorników wodnych. Ropa naftowa po odparowaniu lotnych składników ma lepłą i gęstą konsystencję, dlatego oblepia wodne organizmy roślinne i zwierzęce (rys. 20.10). Ponadto, ta substancja przenika do wnętrza organizmów wodnych. Może pokryć narządy wewnętrzne lub skleić skrzelu u ryb. Warstwa ropy odcina także dopływ promieni słonecznych oraz tlenu do wód, przez co rośliny i zwierzęta żyjące w środowisku wodnym mają ograniczony dostęp do czynników warunkujących ich prawidłowe funkcjonowanie.

Zagrożenie dla środowiska stanowią również wielopierścieniowe węglowodory aromatyczne. Choć powstają one w procesach naturalnie zachodzących w środowisku przyrodniczym, ich nadmierne ilości w atmosferze pochodzą głównie ze spalania i przeróbki paliw oraz ich wykorzystania w różnych procesach przemysłowych. Związki te są silnie rakotwórcze i przyczyniają się do powstawania nowotworów układu pokarmowego oraz oddechowego – zwłaszcza płuc, będącego jedną z najczęstszych przyczyn śmierci na świecie. Na ten rodzaj nowotworu szczególnie narażeni są pracownicy koksowni.



Rys. 20.10. Skażenie wód ropą naftową ma niekorzystny wpływ na wszystkie organizmy żyjące na zanieczyszczonym obszarze, w tym ptactwo.

20.6. Energetyka jądrowa

Głównymi powodami wykorzystywania elektrowni jądrowych są niskie koszty wytwarzania energii oraz brak emisji szkodliwych gazów do atmosfery w procesach pozyskiwania tej energii. Jednak w wyniku wytwarzania energii jądrowej



powstają radioaktywne odpady, które muszą być odpowiednio składowane – inaczej są ogromnie szkodliwe. Radioaktywne odpady pochodzące z elektrowni jądrowych to zużyte paliwo oraz skażona woda chłodząca reaktory. Ponadto, w elektrowniach jądrowych czasem mogą zdarzać się awarie powodujące przedostanie się izotopów promieniotwórczych do środowiska. Dochodzi wtedy do jego skażenia i napromieniowania organizmów żywych, w tym ludzi. Promieniotwórczość emitowana przez substancje radioaktywne prowadzi do wielu nieodwracalnych zmian w środowisku przyrodniczym oraz przyczynia się do wystąpienia choroby popromiennej u człowieka. W zależności od dawki może ona prowadzić do uszkodzenia narządów wewnętrznych, zmian materiału genetycznego (kwasu DNA), zmian skórnych, bezpłodności, a nawet śmierci.

Do najpoważniejszej awarii elektrowni jądrowej doszło 26 kwietnia 1986 r. w Czarnobylu na Ukrainie (rys. 20.11). W wyniku katastrofy utworzyła się radioaktywna chmura powodująca skażenie na obszarze Azji i Europy, w tym w Polsce. Chmura radioaktywna zawierała głównie promieniotwórczy jod $^{131}_{53}\text{I}$, powodujący choroby tarczycy.

Od awarii w Czarnobylu budowanie nowych elektrowni jądrowych wywołuje dyskusje oraz budzi sprzeciw wśród ekologów i mieszkańców terenów, na których elektrownie mają powstawać. Kontrowersje wokół energetyki jądrowej nasiliły się po awariach elektrowni jądrowych w Japonii (Fukushima) wywołanych trzęsieniem ziemi i tsunami w marcu 2011 r. Do tej pory japońskie elektrownie były uważane za jedne z najbezpieczniejszych na świecie.



Rys. 20.11. Reaktor jądrowy w Czarnobylu.

Niektóre z krajów (jak Portugalia) złożyły deklarację, że nie będą wykorzystywać energetyki jądrowej do wytwarzania energii, a inne (w tym Chiny) deklarują budowę kolejnych elektrowni jądrowych. Należy mieć jednak na uwadze, że substancje promieniotwórcze znajdują się również – czasem w znacznych ilościach – w hałdach węglowych. Hałdy węglowe to nasypiska wokół kopalni, zawierające różne surowce wydobywane na powierzchnię Ziemi wraz z węglami kopalnymi. Nie budzą one jednak takich sprzeciwów jak energetyka jądrowa.

20.7. Inne negatywne skutki wywołane uzyskiwaniem energii różnymi metodami

Wiele zagrożeń dla środowiska naturalnego powodują również metody otrzymywania energii – inne niż oparte na spalaniu paliw. Negatywnym skutkiem pozyskiwania energii wiatru jest hałas wytwarzany przez wiatraki. Choć jego natężenie nie jest duże, monotonność odgłosów może negatywnie wpływać na samopoczucie człowieka. Z tego powodu elektrownie wiatrowe powinny być budowane w odległości co najmniej 500 m od zabudowań. Obracające się łopaty wirników często przyczyniają się do śmierci ptactwa dostającego się w obszar pracy turbiny wiatrowej.

Wytwarzanie energii wodnej w elektrowniach zaporowych może prowadzić do zalewania dużych terenów wodą (spiętrzanie wód), zakłócenia równowagi biologicznej przez niszczenie naturalnych siedlisk i łowisk ptaków, zaburzenia naturalnych szlaków ryb wędrownych oraz zmiany w szacie roślinnej. Uzyskiwanie energii z wód geotermalnych natomiast przyczynia się do emisji szkodliwego siarkowodoru do atmosfery.

Najmniej negatywne skutki dla środowiska wywołuje pozyskiwanie energii słonecznej. Niekorzystne skutki dla środowiska wiążą się z montowaniem instalacji na dużych, otwartych powierzchniach powodujących zmiany krajobrazowe oraz zagrożeniami wynikającymi z możliwości przedostania się do środowiska substancji wchodzących w skład urządzeń i instalacji służących do pozyskiwania tej energii.

Pozyskiwanie energii ze źródeł konwencjonalnych i alternatywnych wymaga zużycia znacznych ilości wody służącej jako nośnik ciepła. Jest też przyczyną zmian krajobrazowych wywoływanych eksploatacją złóż (hałdy kopalniane, platformy wiertnicze), powstawaniem różnych instalacji (kopalnie, wiatraki, zapory, kolektory) oraz budynków (ciepłownie, spalarnie, rafinerie). Dodatkowo praca urządzeń wytwarzających i przetwarzających energię wiąże się z powstawaniem pola elektrycznego i magnetycznego. Wpływają one na działanie różnych urządzeń (np. telefonów komórkowych) oraz mogą negatywnie wpływać na zdrowie człowieka.



Z powyższych powodów podczas produkowania energii różnymi metodami koniecznie należy pamiętać o dobru środowiska naturalnego oraz zdrowiu ludzi.



PODSUMOWANIE

- Najważniejszymi czynnikami decydującymi o możliwości wykorzystania różnych paliw są koszt wytwarzania z nich energii oraz ich oddziaływanie na środowisko naturalne.
- Najpoważniejszy problem dla środowiska naturalnego stanowi emisja gazowych produktów spalania paliw – głównie CO_2
- Zanieczyszczenia powietrza przyczyniają się do powstawania efektu cieplarnianego, kwaśnych deszczów, smogu oraz niszczenia warstwy ozonowej.
- Przedostawanie się różnych substancji do środowiska, zarówno w wyniku pozyskiwania, wytwarzania, transportu oraz przechowywania, jak i spalania różnych paliw, może powodować skażenie środowiska oraz prowadzić do wielu chorób.
- Negatywne skutki dla środowiska naturalnego, takie jak: hałas, zmiany krajobrazowe oraz zakłócenia równowagi biologicznej w różnych ekosystemach, mogą być wywołane również w wyniku pozyskiwania energii metodami alternatywnymi.



POLECENIA KONTROLNE

1. Wskaż, który ze sposobów uzyskiwania energii jest najbardziej korzystny. Uwzględnij koszt wytwarzania energii i troskę o środowisko naturalne (rys. 20.1). Uzasadnij swoją opinię.
2. Wyjaśnij, dlaczego niszczenie warstwy ozonu w atmosferze jest szczególnie niebezpieczne dla zdrowia człowieka.
3. Elektrownia wiatrowa średniej mocy wytwarza hałas o natężeniu około 50 decybeli. Sprawdź w dostępnych źródłach, czy jest to dźwięk o dużym, czy małym natężeniu. Porównaj natężenie tego dźwięku z innymi dźwiękami.
4. Samochód zużywa średnio 6 litrów benzyny na każde przebyte 100 km drogi, a w wyniku spalania 1 litra benzyny powstaje około 2,5 kg CO_2 . Jaka powierzchnia lasu jest potrzebna do pochłonięcia tlenku węgla(IV) powstającego w czasie jazdy tego samochodu na trasie o długości 350 km? Przyjmij, że las o powierzchni 1 ha może pochłoniąć 250 kg CO_2
5. Czy w Polsce powinno się budować elektrownie jądrowe? – przeprowadźcie w klasie debatę. Podzielcie się na przeciwników i zwolenników elektrowni jądrowych oraz przedyskutujcie to zagadnienie.

Indeks

A

agat 13
alabaster 37
alkany 112
alkeny 122
alkiny 130
ametyst 13
amonifikacja 75
amorfizm 13
anhydryt 38
anion 57
aragonit 28
asymilacja 75
autodysocjacja wody 62

B

benzen 139
benzol koksowniczy 158
benzyna 161
beton 33

C

cement 33
ceramika 21
cykloalkany 138
cykloalkeny 138
cytryn 13
cząsteczka
 DDT 87
 NDMA 85
cząstki
 szkieletowe 46
 ziemiste 47
czerep 22

D

degradacja gleby 81
denitryfikacja 75
destylacja 159
diatomit 13

dipole 54
dysocjacja
 elektrolityczna 56
 jonowa 54
dziura ozonowa 188

E

efekt cieplarniany 190
elektrolity 56
elektrownia
 jądrowa 183
 wodna 174
energetyka jądrowa 197
energia
 biomasy 179
 słoneczna 177
 wiatrowa 177
 wodna 174
eutrofizacja 105

F

fajans 23
frakcjonowanie 163

G

gaz
 koksowniczy 158
 mokry 151
 suchy 151
 ziemny 150
gips
 krystaliczny 37
 palony 39

H

humifikacja 47
hydratacja 55
hydraty soli 35
hydrokraking 167

I

izomer 119
izomeria 119
izotopy 182

K

kalcyt 28
kamionka 23
kaolin 21
kaolinit 21
kation 57
koksowanie węgla 155
koloid glebowy 52
kompleks sorpcyjny 45
kompost 71
konwencjonalne źródła energii 151
kraking
 katalityczny 167
 termiczny 166
krystobalit 15
kryształ 12
 górski 13
kwarc 15
 dymny 13
kwas 57
kwasowość
 aktywna 68
 potencjalna 68
kwaśny deszcz 192

L

liczba
 Avogadra 65
 oktanowa 168

M

marmur 26
metan 114
mineralizacja 47
mol 65

N

nafta 161

nawóz 71
 naturalny 71
 sztuczny 72
nieelektrolity 56
nitryfikacja 75

O

obieg wody w przyrodzie 92
oczyszczalnia ścieków 101
odczyn
 kwasowy 63
 obojętny 62
 zasadowy 63
okrzemki
olej napędowy 161
onyks 13
opal 14
otoczka solwatacyjna 55

P

pehametr 66
pierwsza zasada termodynamiki 145
poli(chlorek winylu) 135
polietylen 128
polimorfizm 12
porcelana 23
powietrze glebowe 45
prawo minimum 73
próchnica 48

R

rafineria 162
reakcja
 egzoenergetyczna 146
 podstawienia 118
 polimeryzacji 128
 przyłączania 127
 zobojętniania 64
reforming 170
ropa naftowa 150
roztwór glebowy 45

S

samozapłon 168

seksztet elektronowy 140
selenit 37
skala pH 66
skała 25
smog 195
smoła węglowa 157
sole
solwatacja 55
sorpcja 51
 wymenna 53
spalanie
 całkowite 117
 niecałkowite 117
stalagmity 26
stalaktyty 26
stężenie molowe 65
surowce kopalne 146
sylwin 78
szereg homologiczny alkanów 115
szkliwienie 22
szkło 17
 kwarcowe 20
 ołowiowe 20
 potasowe 20
 sodowe 20
 wodne 11
szungit 148
ścieki 101

T

tlenek krzemu(IV) 9
trydymit 15

U

układ wielofazowy 45
uniwersalny papierek wskaźnikowy 66
uzdatnianie
 wody 96
 wód 94

W

wapno gaszone 31
węglowodory 111
wiązanie zdelokalizowane 140
wietrzenie skały 26
woda
 hydratacyjna 35
 krystalizacyjna 35
 mineralna 94
 podziemna 94
 pogazowa 157
 powierzchniowa 95
 słodka 94
 użytkowa 93
wskaźnik 63

Z

zanieczyszczenia wód 99
zaprawa murarska 30
zasada 59
zasobność gleby 46
ziemia okrzemkowa 13
związki polarne 54
żelaziak 47

Odpowiedzi do wybranych zadań

Rozdział 3.

5. 94,64%

Rozdział 4.

4. 20,93% oraz 11,70%

Rozdział 8.

4. 240 kg

Rozdział 9.

5. 0,48

6. 12500 g

Rozdział 10.

6. 0,36 g

Rozdział 12.

6. 4 mole

7. 24 g

Rozdział 14.

6. 60 g

Rozdział 15.

3. 85,60% oraz 92,24%

Rozdział 16.

3. 1416,67 kg

5. 2083,33 kg

Rozdział 17.

5. 1647 dm³

6. C₈H₁₈

Rozdział 18.

6. 15:1

Rozdział 19.

2. 11,96 dm³ oraz 16,87 dm³

3. 300 ton

7. 4500 m² oraz 600 ton

Rozdział 20.

2. 2625321 ton

5. 0,21 hektara

Bibliografia

- O. Achmatowicz, Z. Stasicka, *Kompendium terminologii chemicznej*, ZamKor, Kraków 2005.
- P.W. Atkins, L. Jones, *Chemia ogólna*, PWN, Warszawa 2016.
- P.W. Atkins, J. Paula, *Chemia fizyczna*, PWN, Warszawa 2015.
- A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, PWN, Warszawa 2012.
- Z. Matysikowa, B. Lenarcik, M. Bałka, *Doświadczenia chemiczne w szkole podstawowej*, WSiP, Warszawa 1974.
- W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Wydawnictwo Adamantan, Warszawa 2013.
- L. Pajdowski, *Chemia ogólna*, PWN, Warszawa 1999.
- K. Pazdro, A. Rola-Noworyta, *Akademicki zbiór zadań z chemii ogólnej*, Oficyna Edukacyjna Krzysztof Pazdro, Warszawa 2013.
- Wielka encyklopedia PWN* (red. J. Wojnowski), PWN, Warszawa 2001–2005.
- J. McMurry, *Chemia organiczna*, PWN, Warszawa 2005.
- R.T. Morrison, R.N. Boyd, *Chemia organiczna*, PWN, Warszawa 2012.

Strony internetowe, które warto odwiedzić:

- Światowy Fundusz na rzecz Przyrody: <https://www.wwf.pl/>
- Liga Ochrony Przyrody: <https://www.lop.org.pl/>
- Ministerstwo Klimatu: <https://www.gov.pl/web/klimat>
- Główny Inspektorat Ochrony Środowiska: <https://www.gios.gov.pl/>
- Polski Klub Ekologiczny: <http://www.pke-zg.org.pl/>
- Urząd Regulacji Energetyki: <https://www.ure.gov.pl/>

Rozpuszczalność soli i wodorotlenków w wodzie w temperaturze 25°C

	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	CH ₃ COO ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CrO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	OH ⁻
Na ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
K ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
NH ₄ ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	–	R	R	R
Cu ²⁺	R	R	–	R	R	N	N	R	–	N	N	N	N
Ag ⁺	N	N	N	R	R	N	N	T	N	N	N	N	–
Mg ²⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	N	N	R	N	N
Ca ²⁺	R	R	R	R	R	T	N	T	N	N	T	N	T
Ba ²⁺	R	R	R	R	R	R	N	N	N	N	N	N	R
Zn ²⁺	R	R	R	R	R	N	T	R	N	N	T	N	N
Al ³⁺	R	R	R	R	R	–	–	R	–	N	N	N	N
Sn ²⁺	R	R	R	R	R	N	–	R	–	N	N	N	N
Pb ²⁺	T	T	N	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N
Mn ²⁺	R	R	R	R	R	N	N	R	N	N	N	N	N
Fe ²⁺	R	R	R	R	R	N	N	R	N	N	–	N	N
Fe ³⁺	R	R	–	R	R	N	–	R	–	N	N	N	N

R – substancja rozpuszczalna; **T** – substancja trudno rozpuszczalna (strąca się przy odpowiednim stężeniu roztworów);
N – substancja nierozpuszczalna;
 – oznacza, że dana substancja albo rozkłada się w wodzie, albo nie została otrzymana;
 barwa komórki tabeli odpowiada barwie roztworu lub osadu

Źródło: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 2004.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H 1 wodor 1,008	2 Li 3 lit 6,94	3 Na 11 sód 22,99	4 K 19 potas 39,098	5 Rb 37 rubid 85,468	6 Cs 55 cez 132,91	7 Fr 87 frans (223,02)	8 Be 4 berył 9,012	9 Mg 12 magnez 24,305	10 Ca 20 wapń 40,078	11 Sr 38 stront 87,62	12 Ba 56 bar 137,327	13 Al 13 glin 26,982	14 Si 14 krzem 28,085	15 P 15 fosfor 30,974	16 S 16 siarka 32,06	17 Cl 17 chlor 35,45	18 Ar 18 argon 39,95
19 K 19 potas 39,098	20 Ca 20 wapń 40,078	21 Sc słand 44,956	22 Ti 22 tytan 47,867	23 V 23 wanad 50,942	24 Cr 24 chrom 51,996	25 Mn 25 mangan 54,938	26 Fe 26 żelazo 55,845	27 Co 27 kobalt 58,933	28 Ni 28 nikiel 58,693	29 Cu 29 miedź 63,546	30 Zn 30 cynk 65,382	31 Ga 31 gal 69,723	32 Ge 32 german 72,638	33 As 33 arsen 74,922	34 Se 34 selen 78,971	35 Br 35 brom 79,904	36 Kr 36 krypton 83,798
37 Rb 37 rubid 85,468	38 Sr 38 stront 87,62	39 Y itr 88,906	40 Zr 40 cytlon 91,224	41 Nb 41 niob 92,906	42 Mo 42 molibden 95,95	43 Tc 43 technet (97,905)	44 Ru 44 ruten 101,07	45 Rh 45 rod 102,91	46 Pd 46 pallad 106,42	47 Ag 47 srebro 107,87	48 Cd 48 kadm 112,41	49 In 49 ind 114,82	50 Sn 50 cyna 118,71	51 Sb 51 antymon 121,76	52 Te 52 tellur 127,6	53 I 53 jod 126,9	54 Xe 54 ksenon 131,29
55 Cs 55 cez 132,91	56 Ba 56 bar 137,327	57-71 La-Lu 57-71	72 Hf 72 hafn 178,49	73 Ta 73 tantal 180,95	74 W 74 wolfram 183,84	75 Re 75 ren 186,201	76 Os 76 osm 190,23	77 Ir 77 iryd 192,22	78 Pt 78 platyna 195,08	79 Au 79 złoto 196,97	80 Hg 80 rtęć 200,59	81 Tl 81 tul 204,38	82 Pb 82 ołw 207,2	83 Bi 83 bizmut 208,98	84 Po 84 polon (208,982)	85 At 85 astat (209,987)	86 Rn 86 radon (222,018)
87 Fr 87 frans (223,02)	88 Ra 88 rad (226,025)	89-103 Ac-Lr 89-103	104 Rf 104 rutherford (261,1)	105 Db 105 dubn (268,1)	106 Sg 106 seaborg (266,1)	107 Bh 107 bohrl (267,1)	108 Hs 108 has (277,1)	109 Mt 109 melnik (276,1)	110 Ds 110 darmstadt (281,1)	111 Rg 111 roentgen (280)	112 Cn 112 copernicium (285)	113 Nh 113 nihonium (286)	114 Fl 114 flerowium (289)	115 Mc 115 moscovium (289)	116 Lv 116 livermorium (292)	117 Ts 117 tennessine (294)	118 Og 118 oganesson (294)

71 Lu 71 lutet 174,97	72 Yb 70 iterb 173,05	73 Tm 69 tul 168,93	74 Er 68 erb 167,26	75 Ho 67 holm 164,93	76 Dy 66 dyzproz 162,5	77 Tb 65 teb 158,93	78 Gd 64 gadolin 157,25	79 Eu 63 europ 151,96	80 Sm 62 samar 150,36	81 Pm 61 promet (144,913)	82 Nd 60 neodym 144,24	83 Pr 59 prazoodym 140,91	84 Ce 58 cer 140,12	85 La 57 lantan 138,91
103 Lr 103 lorens (262,11)	104 No 102 nobel (259,101)	105 Md 101 mendelew (258,098)	106 Fm 100 ferm (257,095)	107 Es 99 einstein (252,088)	108 Cf 98 kaliforn (251,08)	109 Bk 97 berkel (247,07)	110 Cm 96 kuri (247,07)	111 Am 95 ameryk 243,061	112 Pu 94 pluton (244,064)	113 Np 93 neptun (237,048)	114 U 92 uran 238,03	115 Pa 91 protaktyn 231,04	116 Th 90 tor 232,04	117 Ac 89 aktyn (227,028)

Elektryczność (w skali Paulinga)

Wartość atomowa

Symbol chemiczny (ciała stałe, ciecze, gazy)

Liczba atomowa

Nazwa pierwiastka

Masa atomowa [u]

1,0

Ca

20

wapń

40,078



metale

niemetale

szlachetne

gazy