Nowość

NOWA To jest chemia

ZMIANY W PODSTAWACH 2024

podręcznik w pełni dostosowany

3

PODRĘCZNIK • LICEUM • TECHNIKUM

ZAKRES ROZSZERZONY



nowa era

NOWA

To jest chemia

3

PODRĘCZNIK • LICEUM • TECHNIKUM

ZAKRES ROZSZERZONY

MARIA LITWIN
SZAROTA STYKA-WLAZŁO
JOANNA SZYMOŃSKA

nowa era Twoje mocne strony

NOWA

To jest chemia

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 podstawie opinii rzeczoznawców:
prof. dr hab. Hanny Gulińskiej, dr. Pawła Cieśli, mgr. Klemensa Stróżyńskiego.

Zakres kształcenia: rozszerzony
Etap edukacyjny: III
Typ szkoły: ponadpodstawowa (liceum ogólnokształcące i technikum)
Rok dopuszczenia: 2025

Numer ewidencyjny w wykazie MEN: 1223/3/2025

Podręcznik został opracowany na podstawie *Programu nauczania chemii w zakresie rozszerzonym dla liceum ogólnokształcącego i technikum „NOWA To jest chemia”* autorstwa Marii Litwin i Szaroty Styki-Wlazło.

Nabyta przez Ciebie publikacja jest dziełem twórcy i wydawcy. Prosimy o przestrzeganie praw, jakie im przysługują. Zawartość publikacji możesz udostępnić nieodpłatnie osobom bliskim lub osobiście znanym, ale nie umieszczaj jej w internecie. Jeśli cytujesz jej fragmenty, to nie zmieniaj ich treści i koniecznie zaznacz, czyje to dzieło. Możesz skopiować część publikacji jedynie na własny użytek.

Szanujmy cudzą własność i prawo. Więcej na **www.legalnakultura.pl**

Wykorzystywanie treści niniejszego Utworu, w jakiejkolwiek formie lub w jakimkolwiek procesie, do celów eksploracji tekstu i danych, uczenia maszynowego, rozwoju i/lub szkolenia i/lub wzbogacania sztucznej inteligencji jakiegokolwiek rodzaju jest surowo zabronione.

© Copyright by Nowa Era Sp. z o.o. 2026
ISBN 978-83-267-5328-2

Współpraca autorska: Bartłomiej Górski, Romuald Hassa, Daria Kiszkowiak, Aleksandra Mrzigod, Janusz Mrzigod, Michał Płotek, Tomasz Wichur.
Konsultacja merytoryczna: Dawid Frąckowiak, Daria Kiszkowiak, Marta Pasek.

Opracowanie redakcyjne: Marta Mieszkowska.
Redakcja merytoryczna: Justyna Lipińska, Oliwia Pierzyńska.
Współpraca redakcyjna: Gabriela Biełaga, Joanna Jabłońska, Anna Koc, Patrycja Ściślewska.
Redakcja językowa: Aleksandra Hofman, Joanna Wasak.
Nadzór artystyczny: Ewa Kaletyn.
Opieka graficzna: Maciej Galiński, Marcin Oleksak.
Projekt okładki: Maciej Galiński.
Projekt graficzny: Maciej Galiński.
Ilustracje: Elżbieta Buczkowska, Rafał Buczkowski, Marta Długokęcka, Piotr Gotkowski, Krzysztof Mrawiński, Joanna Ptak, Wojciech Sendal, Ewa Sowulewska.
Opracowanie graficzne: Grażyna Truchlińska, Elena Grikurova-Wojnowska, Klaudia Jarocka, Ewa Kaletyn, Marcin Kołacz, Wojciech Sendal, Aleksandra Szpunar, Sławomir Włodarczyk.
Realizacja projektu graficznego: Dorota Sameć.
Fotoedycja: Katarzyna Iwan-Malawska.

Nowa Era Sp. z o.o.
Aleje Jerozolimskie 146D, 02-305 Warszawa
www.nowaera.pl, nowaera@nowaera.pl
Centrum Kontaktu: 58 721 48 00

Druk i oprawa:

O czym jest podręcznik?

W części 3. podręcznika znajdują się informacje dotyczące chemii organicznej, m.in. budowy, właściwości i reakcji charakterystycznych związków organicznych.
Treści nadobowiązkowe wyróżniono pionową, fioletową linią, a kluczowe wiadomości i umiejętności, ważne w dalszej nauce chemii, oznaczono ikoną .

W jaki sposób można odróżnić alkohole 1°, 2° i 3°?
Od czego zależy struktura produktu powstającego w reakcjach substytucji?
Czy obecność podstawnika przy pierścieniu aromatycznym wpływa na reaktywność związku aromatycznego?

Czemu służą poszczególne elementy podręcznika?

Doświadczenie 1.

Pozwalają opanować umiejętności opisu doświadczeń chemicznych.

- przeprowadzenie doświadczenia wymaga zachowania szczególnej ostrożności
- oznaczenie substancji niebezpiecznych
- ważne informacje dotyczące m.in. zasad BHP

Wszystkie doświadczenia obowiązkowe oznaczono ikoną .

Ciągi przemian chemicznych

Pomagają w porządkowaniu informacji na temat przemian związków chemicznych.

Przykład 1.

Przykłady z planem rozwiązywania krok po kroku pokazują sposoby rozwiązywania zadań obliczeniowych i problemowych.

Korzystam z informacji

Infografiki, które umożliwiają ćwiczenie umiejętności pozyskiwania i przetwarzania informacji.

Ważne w temacie

Pomaga skupić uwagę na kluczowych wiadomościach i umiejętnościach w każdym temacie.

Mapa pojęć

Pokazuje związki przyczynowo-skutkowe i zależności między najważniejszymi pojęciami.

Krok po kroku

Przedstawienie kolejnych etapów procesów na infografikach ułatwia ich zrozumienie.

Zastosowania

Infografiki, które ułatwiają porządkowanie informacji na temat zastosowań substancji i ich mieszanin.

Zadania do tematu

Ułatwiają utrwalenie wiadomości i ćwiczenie umiejętności z lekcji na lekcję.

WIESZ, UMIESZ, ZDASZ

Podsumowanie
Najważniejsze definicje i wzory – kluczowe wiadomości w każdym dziale.

Sposób na zadania
Tłumaczenie krok po kroku sposobów rozwiązywania przekrojowych zadań problemowych i obliczeniowych.

Zadanie analogiczne
Ćwiczenie rozwiązywania zadań przekrojowych.

Trening – rozwiąż zadania
Utrwalenie kluczowych umiejętności z każdego działu.

Regulamin pracowni chemicznej i oznaczenia BHP

W pracowni chemicznej należy ściśle przestrzegać regulaminu i postępować zgodnie z zasadami bezpiecznej pracy.

- Wszystkie doświadczenia chemiczne można wykonywać wyłącznie na polecenie nauczyciela.
- Przed wykonaniem doświadczenia chemicznego należy założyć fartuch i okulary ochronne, a jeśli to konieczne – rękawice ochronne.



- Doświadczenia chemiczne trzeba przeprowadzać według instrukcji zamieszczonej w podręczniku, podanej lub zatwierdzonej przez nauczyciela.
- Wszystkie substancje stosowane do doświadczeń chemicznych należy traktować jako potencjalne trucizny: nie wolno ich dotykać, sprawdzać ich smaku ani zapachu bez wyraźnego polecenia nauczyciela.
- Na polecenie nauczyciela można sprawdzić zapach substancji, kierując jej pary ruchem wachlującym dłoni w stronę nosa.
- Podczas ogrzewania substancji w probówce trzeba skierować jej wylot w stronę, gdzie nikogo nie ma, i delikatnie nią poruszać.
- Należy zachować szczególne środki ostrożności podczas pracy z substancjami oznaczonymi znakami ostrzegawczymi w postaci piktogramów.
- Odpady, które zostają po wykonaniu doświadczeń chemicznych, trzeba zbierać w odpowiednich pojemnikach i poddawać utylizacji.

Zagrożenia fizykochemiczne


substancje wybuchowe


substancje łatwopalne


substancje utleniające


gazy pod ciśnieniem


substancje korodujące metale

Zagrożenia dla zdrowia


substancje toksyczne


substancje drażniące, uczulające


substancje rakotwórcze, mutagenne


substancje żrące

Zagrożenia dla środowiska


substancje niebezpieczne dla środowiska


substancje niebezpieczne dla warstwy ozonowej

Spis treści

Mapa pojęć – przypomnienie wiadomości 6

Dział 1. Chemia organiczna jako chemia związków węgla

1. Węgiel $_{6}C$ i jego związki chemiczne 8
2. Wykrywanie pierwiastków chemicznych w związkach organicznych 20
3. Sposoby rozdzielania mieszanin i oczyszczania związków chemicznych 26
4. Wzory związków chemicznych i rodzaje reakcji w chemii organicznej 37

Podsumowanie 45
Sposób na zadania 48
Zadanie analogiczne 49
Trening – rozwiąż zadania 50

Dział 2. Węglowodory

5. Węglowodory nasycone – alkany 52
6. Węglowodory nienasycone – alkeny 79
7. Węglowodory nienasycone – alkiny 105
8. Węglowodory aromatyczne – areny. Benzen 124
9. Metylobenzen – toluen 141
10. Areny wielopierścieniowe 152
11. Izomeria związków organicznych 156
12. Paliwa kopalne i ich przetwarzanie 164

Podsumowanie 181
Sposób na zadania 185
Zadanie analogiczne 187
Trening – rozwiąż zadania 188

Dział 3. Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów – fluorowcopochodne węglowodorów, alkohole i fenole

13. Fluorowcopochodne węglowodorów 190
14. Alkohole monohydroksylowe 206
15. Alkohole polihydroksylowe 227
16. Fenole 242

Podsumowanie 258
Sposób na zadania 262
Zadanie analogiczne 263
Trening – rozwiąż zadania 264

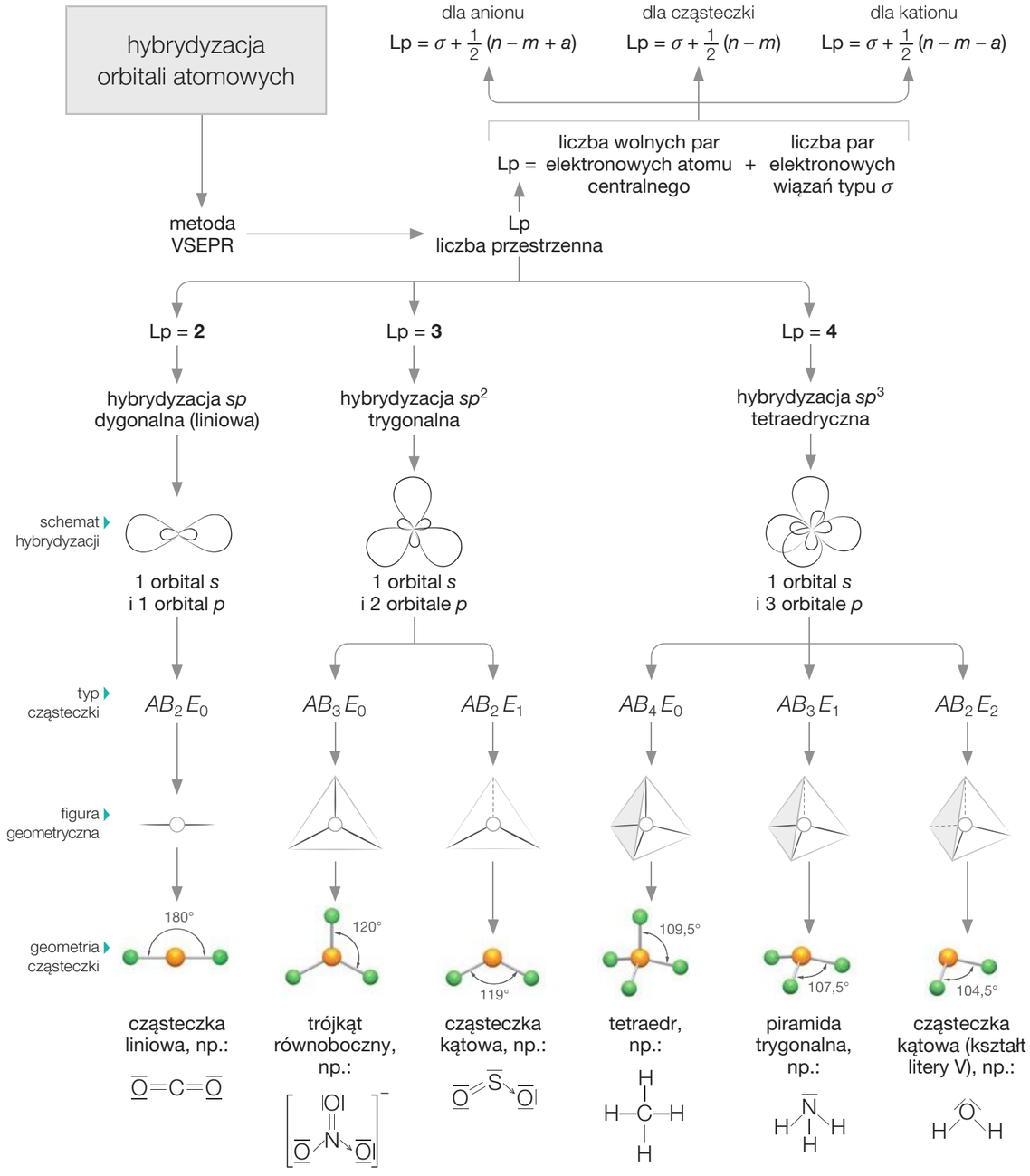
Odpowiedzi do zadań 265
Rozpuszczalniki najczęściej stosowane do oczyszczania substancji metodą krystalizacji uporządkowane według zmniejszającej się polarności 272
Nazwy i wzory wybranych grup alkilowych 273
Nazwy i wzory wybranych podstawników 274
Nazwy, wzory i gęstości wybranych związków organicznych 276
Średnie długości i energie dysocjacji wybranych wiązań chemicznych 277
Reakcje charakterystyczne węglowodorów, alkoholi i fenoli 278
Bibliografia 281
Indeks 283

Część 4

Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów – aldehydy i ketony, kwasy karboksylowe, estry i tłuszcze, aminy i amidy

Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów

Mapa pojęć – przypomnienie wiadomości



Wyjaśnienia symboli:

σ – liczba wiązań typu σ w cząsteczce lub jonie,
n – liczba elektronów walencyjnych atomu centralnego,
m – liczba elektronów konieczna do uzupełnienia dubletu lub oktetu przez wszystkie atomy ligandów,
a – wartość bezwzględna ładunku jonu,
A – atom centralny,
B – ligandy,
E – wolne pary elektronowe atomu centralnego.

1. Chemia organiczna jako chemia związków węgla

Przypomnij sobie!

- **Węgie**l to pierwszy **pierwiastek chemiczny 14. grupy układu okresowego**, czyli węglowców.
- **Alotropia** to występowanie pierwiastka chemicznego w przynajmniej dwóch odmianach strukturalnych – krystalicznych lub cząsteczkowych.
- **Wzór sumaryczny** podaje tylko rodzaj i liczbę atomów wchodzących w skład cząsteczki związku chemicznego. Na jego podstawie nie można jednoznacznie określić budowy związku organicznego.
- **Wzór strukturalny** uwzględnia zarówno rodzaj, jak i liczbę atomów pierwiastków chemicznych wchodzących w skład cząsteczki związku chemicznego oraz utworzone w cząsteczce wiązania chemiczne.
- **Wzór elementarny** (empiryczny) związku chemicznego podaje ilościowy stosunek atomów w cząsteczce związku chemicznego, który jest **wyrażony za pomocą najmniejszych liczb całkowitych**.
- **Wzór rzeczywisty** określa **rzeczywistą liczbę atomów** pierwiastków chemicznych w cząsteczce.



1 Węgiel $_6$C i jego związki chemiczne



Fot. 1. Węgiel może występować w postaci grafitu – miękkiego niemetalu.

Ważne w tym temacie:

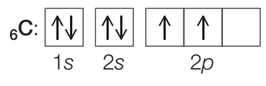
- pojęcie *alotropia pierwiastków chemicznych*
- opisywanie właściwości i zastosowań odmian alotropowych węgla na podstawie ich budowy

Chemia organiczna
- **Węgiel i jego związki chemiczne**
- Wykrywanie pierwiastków chemicznych w związkach organicznych
- Rozdzielanie mieszanin związków organicznych
- Wzory związków organicznych
- Rodzaje reakcji związków organicznych

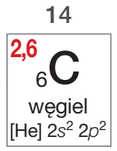
Węgiel (fot. 1.) jest przedstawicielem **węglowców**, czyli pierwiastków chemicznych bloku *p*, które znajdują się w **14. grupie** układu okresowego.

Konfiguracja elektronowa atomu węgla

Graficzny zapis konfiguracji elektronowej atomu węgla:



Atom węgla w stanie podstawowym ma **4 elektrony walencyjne** i następującą konfigurację elektronową: $_6$**C**: [He] $2s^2\ 2p^2$.



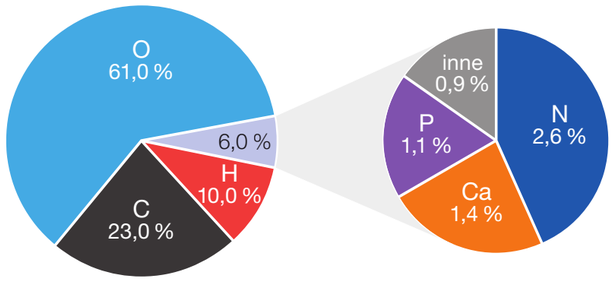
Stopnie utlenienia atomów węgla

Atom węgla:

- w **związkach nieorganicznych** występuje zazwyczaj na **II i IV** stopniu utlenienia,
- w **związkach organicznych** może występować na stopniach utlenienia **od –IV do IV**.

Występowanie węgla

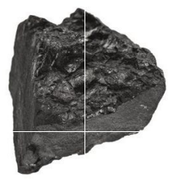
Węgiel w stanie wolnym występuje rzadko – najczęściej jako grafit lub diament. Ten pierwiastek chemiczny jest **składnikiem wszystkich organizmów**. Zawartość węgla w organizmie człowieka (rys. 1.) oraz różnorodność związków organicznych, które tworzy, powodują, że jest on uważany za **chemiczną podstawę życia**. Pod względem zawartości w organizmie człowieka wyprzedza go tylko tlen, który stanowi 61 % masy ciała.



Rys. 1. Pierwiastki chemiczne, których zawartość w organizmie człowieka jest mniejsza niż 1 % masy, to m.in.: S, Na, K, Cl, Mg, Si.

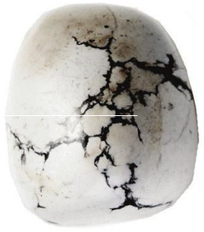
Węgiel jest składnikiem **ropy naftowej**, **gazu ziemnego** oraz kopalnych paliw stałych, czyli **węgli kopalnych**. Powstały one w większości w okresie karbonu (360–300 mln lat temu) w wyniku przeobrażenia szczątków roślinnych. W zależności od okresu geologicznego, w którym powstały, mają różną zawartość węgla pierwiastkowego (tabela 1.).

Tabela 1. Zawartość węgla pierwiastkowego w węglach kopalnych

Nazwa węgla kopalnego	szungit	antracyt	węgiel kamienny	węgiel brunatny	torf
Zawartość węgla pierwiastkowego, % (procent masowy)	97–98,2	92–97	78–92	58–78	< 60
Fotografia					

W skorupie ziemskiej węgiel występuje także w postaci **minerałów**, głównie węglanów, takich jak: kalcyt, dolomit, magnezyt i syderyt (tabela 2.).

Tabela 2. Wybrane minerały, których składnikiem jest węgiel

Nazwa minerału	kalcyt	dolomit	magnezyt	syderyt
Nazwa systematyczna	węglan wapnia	węglan magnezu i wapnia	węglan magnezu	węglan żelaza(II)
Wzór sumaryczny	$CaCO_3$	$CaMg(CO_3)_2$	$MgCO_3$	$FeCO_3$
Fotografia				

Krok po kroku

Odmiany alotropowe węgla

Czysty węgiel pierwiastkowy występuje w kilku odmianach alotropowych. Najważniejsze z nich to **diament**, **grafit**, **grafen** i **fulereny**.

1 Diament

Każdy atom węgla w diamencie jest połączony z czterema innymi atomami węgla bardzo silnymi wiązaniami kowalencyjnymi. Dzięki nim diamenty są najtwardszymi substancjami występującymi na Ziemi.

Właściwości fizyczne
- substancja stała, krucha i twarda
- zwykle bezbarwne kryształy, nierozpuszczalne w wodzie
- nie przewodzi prądu elektrycznego
- dobrze przewodzi ciepło

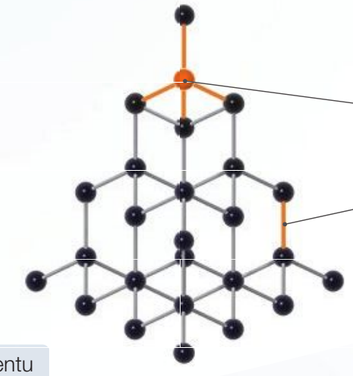
Właściwości chemiczne
- bezwonny
- mało aktywny chemicznie, spala się w tlenie w temp. wyższej niż 850 °C
- w podwyższonej temperaturze reaguje m.in. z F_2



diament

Zdjęcia mikroskopowe odmian alotropowych węgla





struktura diamentu

hybrydyzacja sp^3

każdy atom węgla łączy się z **4 innymi atomami węgla**

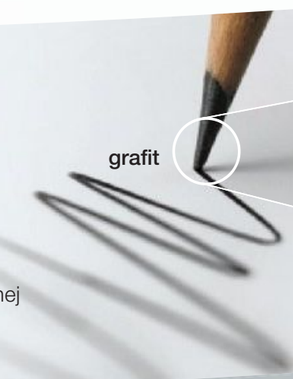
wiązanie kowalencyjne, długość wiązań C—C wynosi **ok. 0,154 nm**, kąty między wiązaniami mają **109,5°**

2 Grafit

Jego sieć krystaliczna składa się z oddalonych od siebie warstw atomów węgla, między którymi występują względnie słabe oddziaływania. Ponieważ te warstwy łatwo rozdzielić, grafit jest ścieralny i łupliwy.

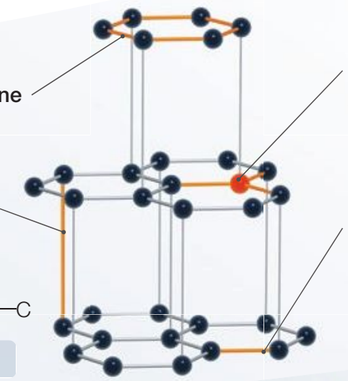
Właściwości fizyczne
- substancja stała, ścieralna, łupliwa, tłusta w dotyku
- ciemnoszare płytki, nierozpuszczalne w wodzie
- dobrze przewodzi prąd elektryczny i ciepło

Właściwości chemiczne
- bezwonny
- mało aktywny chemicznie w temperaturze 0 °C; w podwyższonej temperaturze reaguje m.in. z Br_2
- ulega reakcjom spalania



grafit





struktura grafitu

hybrydyzacja sp^2

warstwy zbudowane z sześciokątnych pierścieni

odległość między warstwami wynosi **ok. 0,340 nm** i jest większa niż długość wiązania C—C

każdy atom węgla łączy się z **3 innymi atomami węgla**

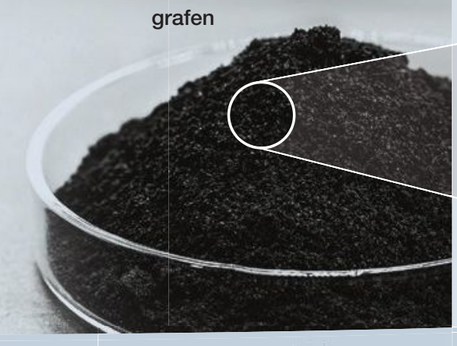
wiązanie kowalencyjne, długość wiązań C—C wynosi **ok. 0,142 nm**, kąty między wiązaniami mają **120°**

3 Grafen

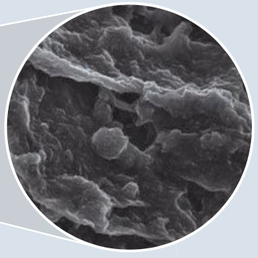
Jest zbudowany z pojedynczej warstwy atomów węgla, której struktura przypomina plaster miodu.

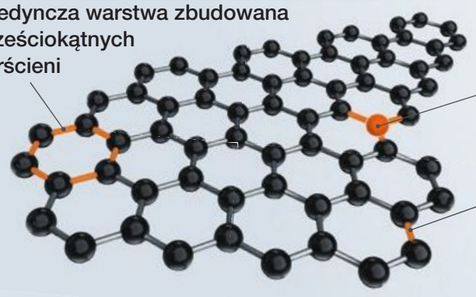
Właściwości fizyczne
- substancja stała, wytrzymała mechanicznie
- przezroczysty
- nierozpuszczalny w wodzie
- dobrze przewodzi prąd elektryczny i ciepło

Właściwości chemiczne
- bezwonny
- mało aktywny chemicznie
- w wyniku reakcji z wodorem staje się izolatorem



grafen





struktura grafenu

pojedyncza warstwa zbudowana z sześciokątnych pierścieni

hybrydyzacja sp^2

każdy atom węgla łączy się z **3 innymi atomami węgla**

wiązanie kowalencyjne, długość wiązań C—C wynosi **ok. 0,142 nm**, kąty między wiązaniami mają **120°**

4 Fulereny

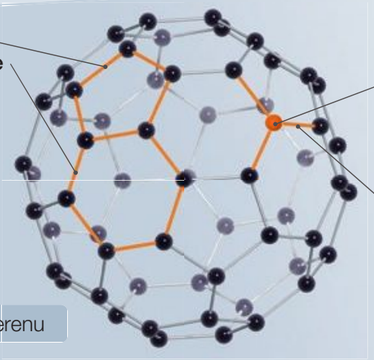
Są zbudowane z pięciokątnych i sześciokątnych pierścieni atomów węgla tworzących zamkniętą strukturę zbliżoną kształtem do piłki, np. C_{60}.

Właściwości fizyczne
- substancje stałe o metalicznym połysku
- kryształy o barwie od żółtej do czerwonobrązowej
- nierozpuszczalne w wodzie, rozpuszczają się w rozpuszczalnikach organicznych
- mają właściwości nadprzewodzące i półprzewodnikowe

Właściwości chemiczne
- bezwonne
- pod wpływem światła ulegają rozkładowi
- reagują z najaktywniejszymi litowcami
- ulegają reakcjom spalania



fulereny



struktura fulerenu

pięciokątne i sześciokątne pierścienie

każdy atom węgla łączy się z **3 innymi atomami węgla**

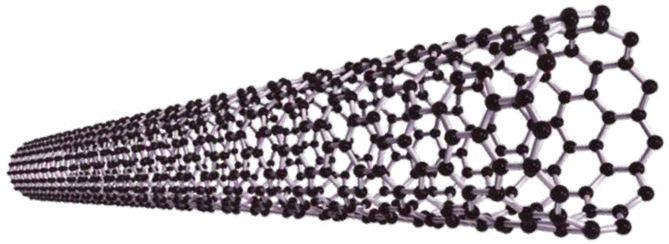
wiązanie kowalencyjne

Pozostałe odmiany alotropowe węgla

Alotropia – występowanie pierwiastka chemicznego w różnych odmianach krystalicznych lub cząsteczkowych.

Jednoatomowe warstwy grafenu zwinięte w walec tworzą struktury zwane **nanorurkami węglowymi** (rys. 2.). Ich średnice mogą mieć od 1 do 1,5 nm. Nanorurki węglowe:

- są bardzo trwałe,
- są wytrzymałe na rozciąganie,
- mają zdolność przewodzenia prądu elektrycznego i ciepła.

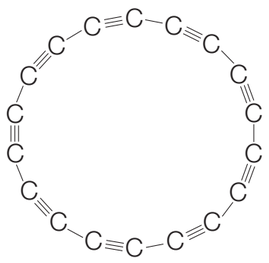


Rys. 2. Model nanorurki węglowej.

Mniej znaną odmianą alotropową węgla jest **karbin**. Jest on zbudowany z atomów węgla, których orbitale walencyjne przyjmują hybrydyzację *sp*. Atomy węgla w karbinie łączą się w długie łańcuchy (do 300 atomów), które zawierają wiązania podwójne lub naprzemiennie wiązania pojedyncze i potrójne (rys. 3.).

$$=C=C=C=C=C=C=$$
$$-C\equiv C-C\equiv C-C\equiv C-$$

Rys. 3. W karbinie atomy węgla połączone są wiązaniami podwójnymi lub naprzemiennie pojedynczymi i potrójnymi.



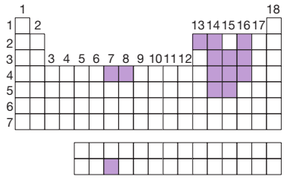
Rys. 4. Wzór strukturalny cząsteczki cyklokarbonu.

Karbin:

- ma postać białych kryształów,
- jest twardszy od diamentu,
- jest bardziej wytrzymały na rozciąganie niż grafen.

Jedną z najmniej poznanych odmian alotropowych węgla jest **cyklokarbon** (cyklooktadeka-1,3,5,7,9,11,13,15,17-nonayn). Jego cząsteczkę tworzy pierścień zbudowany z 18 atomów węgla, które łączą się naprzemiennie wiązaniami pojedynczymi i potrójnymi (rys. 4.).

W postaci odmian alotropowych występuje nie tylko węgiel, lecz także wiele innych pierwiastków chemicznych (rys. 5.), np.: fosfor, siarka czy tlen. Odmiany alotropowe pierwiastków chemicznych bloku *p* zostały opisane w dziale *Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych – blok p* w cz. 2 podręcznika.



Rys. 5. Wybrane pierwiastki chemiczne występujące w odmianach alotropowych.

Zastosowania odmian alotropowych węgla

Najwięcej zastosowań mają fulereny, grafit i diament. Grafen może być używany np. do produkcji materiałów o zwiększonej wytrzymałości.

przemysł metalurgiczny | **przemysł kosmetyczny** | **jubilerstwo**

Diament

Diamenty oszlifowane w specjalny sposób to brylanty – najcenniejsze kamienie szlachetne. Są wykorzystywane w **jubilerstwie** do wytwarzania biżuterii. Stosuje się je także do produkcji narzędzi tnących oraz sprzętów elektronicznych.

Grafit

Grafit jest elementem **ołówków**. Przy pocieraniu, np. o kartkę papieru, zostawia ślady, bo warstwy atomów węgla przesuwają się w nim względem siebie. Grafit wykorzystuje się też w elektrodach, ponieważ dobrze przewodzi prąd elektryczny i ma wysoką temperaturę topnienia.

Fulereny

Fulereny są **składnikami kosmetyków**, m.in. ze względu na swoje właściwości antyoksydacyjne. Z kolei dodanie fulerenu C_{60} do aluminium zwiększa jego twardość.



Grafen

Grafen dodaje się do **olejów silnikowych**, aby zwiększyć ich wydajność. Oleje redukują tarcie między częściami silnika, co przyczynia się do jego wolniejszego zużywania.

Chemia w medycynie

Fulereny wykorzystuje się także w medycynie, np. **do projektowania leków** stosowanych w leczeniu m.in. AIDS i nowotworów. Poprawiają też jakość obrazu w rezonansie magnetycznym (MRI).



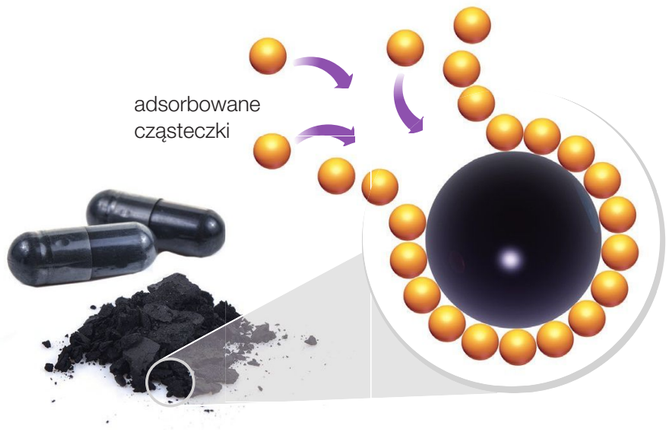
Węgiel aktywowany

Węgiel drzewny – produkt termicznego, beztlenowego rozkładu drewna.

Adsorpcja – wiązanie substancji z roztworu (ciekłego lub gazowego) na powierzchni substancji stałej.

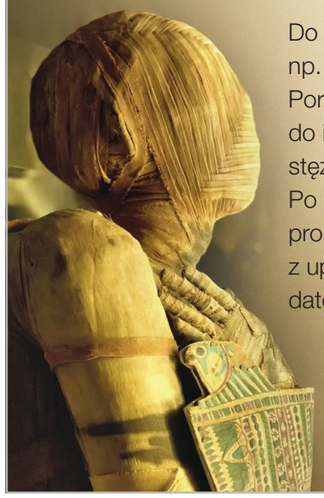
Węgiel aktywowany (fot. 2.), potocznie nazywany także węglem leczniczym [łac. *carbo medicinalis*] lub węglem aktywnym, można otrzymać z odpowiednio spreparowanego węgla drzewnego.

Węgiel aktywowany ma silne **właściwości adsorpcyjne**, dzięki którym usuwa z układu pokarmowego substancje szkodliwe, będące przyczyną zatruć i dolegliwości żołądkowych. Takie właściwości wynikają z rozdrobnienia węgla. Dzięki rozdrobnieniu jego cząstki mają bardzo dużą powierzchnię: 1 g węgla leczniczego może mieć aż 400–1500 m^2. Węgiel aktywowany nie wchłania się w przewodzie pokarmowym, dlatego jest uznawany za substancję nieszkodliwą dla organizmu. Niestety adsorbuje także substancje niezbędne do prawidłowego funkcjonowania organizmu, m.in. enzymy trawienne i witaminy.



Fot. 2. Węgiel aktywowany jest sprzedawany jako produkt leczniczy najczęściej w postaci tabletek lub kapsułek.

Odkrycia, które zmieniły świat – datowanie radiowęglowe

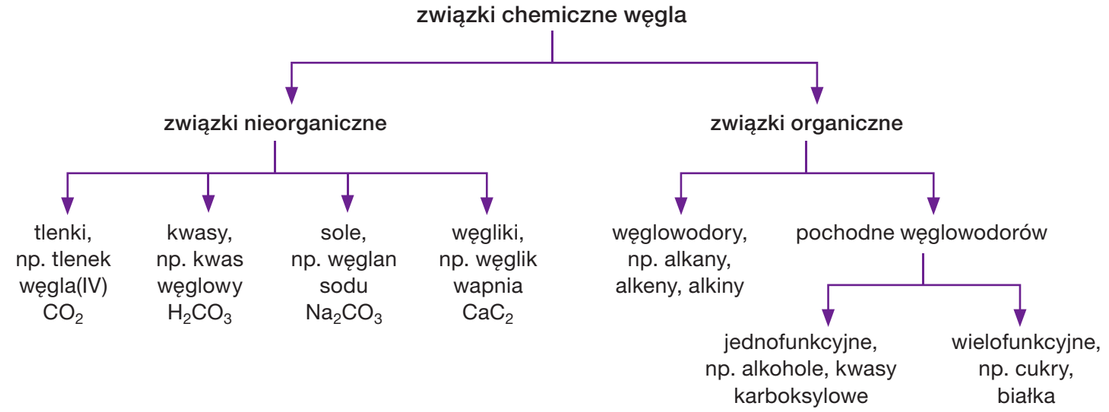


Do **ustalenia wieku materiałów pochodzenia naturalnego**, np. organizmów (fot. 3.), stosuje się datowanie radiowęglowe. Porównuje się w próbce ilość promieniotwórczego izotopu węgla ^{14}C do ilości jego trwałych izotopów ^{12}C i ^{13}C. W żywym organizmie stężenie ^{14}C jest równe stężeniu tego izotopu w atmosferze. Po śmierci ustaje przyswajanie węgla, ale nadal zachodzi rozpad promieniotwórczy izotopu ^{14}C, dlatego jego ilość zmniejsza się z upływem czasu. Dzięki temu można ustalić w przybliżeniu datę śmierci organizmu.

Fot. 3. Datowanie radiowęglowe stosuje się do określenia wieku znalezisk archeologicznych nie starszych niż ok. 50 tys. lat.

Związki chemiczne węgla

Atomy węgla mogą się łączyć z atomami innych pierwiastków chemicznych. W wyniku tych reakcji chemicznych powstają różne związki chemiczne węgla.



Nieorganiczne związki węgla, do których zalicza się tlenki, kwasy oraz sole, zostały opisane w dziale *Systematyka związków nieorganicznych* w cz. 1. podręcznika.

Nieorganiczne związki węgla – tlenki

Tlenki – związki chemiczne zbudowane z tlenu i innego pierwiastka chemicznego.

Tlenek węgla(II) CO jest bezbarwnym i bezwonnym gazem. Powstaje w wyniku reakcji **spalania niecałkowitego** węgla lub paliw węglowodorowych, np. benzyny czy gazu ziemnego. Na skalę przemysłową tlenek węgla(II) otrzymuje się, przepuszczając przegrzaną parę wodną (o temperaturze 700–1000 °C) nad węglem. W ten sposób powstaje mieszanina tlenku węgla(II) i wodoru, tzw. **gaz wodny** (gaz syntezowy) – surowiec stosowany do wielu syntez.

Odkrycia, które zmieniły świat – czujnik tlenku węgla(II)

Czad, czyli tlenek węgla(II), nazywany jest „cichym zabójcą”, ponieważ **jest gazem bezwonnym, bezbarwnym i niewyczuwalnym**. W pomieszczeniach może powstawać w wyniku spalania niecałkowitego paliw kopalnych, np. gazu ziemnego w nieprawidłowo podłączonej kuchence gazowej. Podczas oddychania tlenek węgla(II) wraz z powietrzem dostaje się do płuc, a następnie do krwi. Wówczas tlenek węgla(II) łączy się z hemoglobiną i tym samym blokuje łączenie się hemoglobiny z tlenem. To powoduje niedotlenienie całego organizmu, które prowadzi do utraty przytomności i często śmierci. Czujniki czadu (fot. 4.) mierzą stężenie objętościowe tego gazu w powietrzu.



Fot. 4. Jeśli w pomieszczeniu, w którym jest zamontowany czujnik czadu, norma (stężenie CO) zostaje przekroczona, włącza się alarm.



Tlenek węgla(II), nazywany potocznie **czadem**, trwale łączy się z jonem żelaza Fe^{2+}, który jest składnikiem hemoglobiny – czerwonego barwnika krwi. To powoduje, że **hemoglobina nie może przyłączyć cząsteczek tlenu i dostarczyć ich do tkanek organizmu**.

! Tlenek węgla(II) stanowi zagrożenie dla zdrowia i życia. Zaliczany jest do substancji toksycznych.



Fot. 5. Suchy lód, czyli CO_2 w stałym stanie skupienia, łatwo sublimuje.

Tlenek węgla(IV) CO_2 jest gazem bezbarwnym i bezwonnym. Powstaje w wyniku reakcji **spalania całkowitego** węgla oraz związków organicznych. Jest też produktem oddychania. Stosunkowo łatwo, w temp. –78,5 °C, zestala się w śnieżnobiałą masę, nazywaną **suchym lodem** (fot. 5.).

Skroplony tlenek węgla(IV) stosuje się w gaśnicach śniegowych, gdyż **obniża temperaturę płomienia**. Ma gęstość ok. 1,5 raza większą od gęstości powietrza, dlatego odcina dostęp tlenu i uniemożliwia dalsze spalanie. Tlenek węgla(IV) nie jest trujący, jednak gdy jest go zbyt dużo w powietrzu, np. w zamkniętym pomieszczeniu, utrudnia oddychanie.

Tlenek węgla(IV) rozpuszcza się w wodzie zależnie od ciśnienia (im wyższe ciśnienie, tym większa rozpuszczalność) i temperatury (im wyższa temperatura, tym mniejsza rozpuszczalność).

Nieorganiczne związki węgla – kwasy i sole

W wyniku rozpuszczania tlenku węgla(IV) w wodzie powstaje **kwas węglowy $H_2O + CO_2$ (H_2CO_3)**, który jest **bardzo słabym** kwasem:

$$\underset{\text{kwas węglowy}}{H_2CO_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\text{anion wodorowęglanowy}}{HCO_3^-}$$

$$\underset{\text{anion wodorowęglanowy}}{HCO_3^-} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\text{anion węglanowy}}{CO_3^{2-}}$$

Kwasy – związki chemiczne, które w roztworach wodnych dysocjują z odszczepieniem jonów H_3O^+.

Słabe kwasy – kwasy, które w niewielkim stopniu ulegają dysocjacji elektrolitycznej. W roztworze wodnym większość ich cząsteczek pozostaje niezdysocjowana.

Kwas węglowy jest **nietrwały**. Gdy jego stężenie jest większe niż 0,002 %, ulega rozkładowi. Z tego powodu do otrzymywania jego soli wykorzystuje się tlenek węgla(IV), który jako tlenek kwasowy łatwo reaguje z zasadami, np.:

$$\underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{NaOH} \longrightarrow \underset{\text{wodorowęglan sodu}}{NaHCO_3}$$

$$\underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2NaOH} \longrightarrow \underset{\text{węglan sodu}}{Na_2CO_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

Sole – związki chemiczne zbudowane z kationów metali lub kationu amonu NH_4^+ oraz anionów reszt kwasowych.

Węglany to sole kwasu węglowego. Wyróżnia się:

- **węglany**, zawierające jon CO_3^{2-} (fot. 6., s. 17),
- **wodorowęglany**, zawierające jon HCO_3^-.

Największe znaczenie przemysłowe ma węglan wapnia, stosowany jako surowiec do otrzymywania wapna palonego i tlenku węgla(IV), oraz węglan sodu – ważny surowiec w przemyśle szklarskim, farmaceutycznym i tłuszczowym.



Fot. 6. Węglany wybranych metali.

Kwas cyjanowodorowy HCN, nazywany potocznie kwasem pruskim, to w warunkach normalnych bezbarwna ciecz o charakterystycznym zapachu gorzkich migdałów.

Warunki normalne
T = 273,15 K = 0 °C
p = 1013,25 hPa

! Kwas cyjanowodorowy to jedna z najsilniejszych trucizn.



W organizmie kwas ten tworzy trwałe połączenia CN^- z jonami Fe^{3+} zawartymi w enzymach oddechowych. **Blokuje** w ten sposób **proces przenoszenia tlenu z oksyhemoglobiny do komórek**. Jest kwasem bardzo słabym, słabszym od kwasu węglowego. Dysocjuje zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{kwas cyjanowodorowy}}{HCN} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\text{anion cyjankowy}}{CN^-}$$

W temperaturze 25 °C:
dla HCN $K_a = 6{,}2 \cdot 10^{-10}$
dla H_2CO_3 $K_{a1} = 4{,}47 \cdot 10^{-7}$

Cyjanki to sole kwasu cyjanowodorowego. Cyjanki litowców i berylowców są dobrze rozpuszczalne w wodzie.



! Cyjanki są bardzo toksyczne.

Kwas cyjanowy HOCN w warunkach normalnych jest cieczą, kwasem nietrwałym, słabym, dysocjującym zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{kwas cyjanowy}}{HOCN} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\text{anion cyjanianowy}}{OCN^-}$$

Cyjaniany to sole kwasu cyjanowego.

Organiczne związki węgla

Teoria witalistyczna – otrzymywanie związków organicznych jest związane ze szczególną siłą życiową, którą obdarzony jest organizm żywy.



Fot. 7. Synteza Wöhlera przeczyła teorii witalistycznej.

Do początku XIX w. chemicy wytwarzali w laboratoriach wiele różnych związków chemicznych, m.in.: kwasy, tlenki, zasady oraz sole. Nie udawało im się jednak otrzymać metodami laboratoryjnymi nawet najprostszych substancji, które wyodrębniano z organizmów. Uznano więc, że powstawanie tego typu związków chemicznych jest możliwe jedynie przy udziale organizmu obdarzonego bliżej nieokreśloną „siłą życiową". Bez niej te związki chemiczne nie mogą powstawać. Tę teorię nazwano **witalistyczną** (łac. *vis vitalis* – siła życiowa), substancje – **organicznymi**, a dział chemii zajmujący się nimi – **chemią organiczną**.

Teoria witalistyczna powstawania substancji organicznych na wiele lat zahamowała rozwój chemii organicznej. Przełomowy moment nastąpił w 1828 r., gdy młody niemiecki chemik **Friedrich Wöhler** [czyt. fridriś wuler] (fot. 7.) przekształcił **związek nieorganiczny – cyjanian amonu – w mocznik**. Jest on **końcowym produktem przemiany białka u ssaków**:

$$[NH_4]^+[OCN]^- \xrightarrow{T} (H_2N)_2C{=}O$$

cyjanian amonu → mocznik



Fot. 8. Kryształy mocznika.

Cyjanian amonu i mocznik (fot. 8.) mają taki sam skład pierwiastkowy, ale różnią się budową oraz właściwościami fizycznymi i chemicznymi.

Synteza Wöhlera zachęciła chemików do prac nad otrzymywaniem związków organicznych ze związków nieorganicznych w wyniku reakcji chemicznych, a nie przez wyodrębnianie ich z organizmów. Wkrótce sukcesem zakończyły się syntezy kolejnych związków organicznych, np.:

- kwasu etanowego (kwasu octowego) – uzyskał go niemiecki chemik **Hermann Kolbe** w 1845 r.,
- tristearynianu glicerolu (tłuszczu) – otrzymał go francuski chemik **Marcellin Pierre Berthelot** [czyt. marselą pier bertolu] w 1854 r.,
- sacharydów – zsyntetyzował je rosyjski chemik **Aleksandr Butlerow** w 1861 r.

Właściwości związków organicznych

Związki organiczne:

- to w większości **związki niejonowe**, które w stałym stanie skupienia tworzą niskotopliwe kryształy cząsteczkowe,
- zwykle są **nieodporne na działanie wysokiej temperatury**.

Tylko nieliczne związki organiczne wytrzymują ogrzanie do temperatury 400 °C. Z kolei w temperaturze powyżej 500 °C większość z nich zwęgla się i rozkłada. Lekkie ogrzanie związków organicznych przyspiesza przebieg reakcji chemicznych.

Podział chemii na nieorganiczną i organiczną obecnie ma już tylko znaczenie historyczne. Został jednak zachowany ze względów praktycznych. Współcześnie **chemią organiczną** nazywa się **chemię związków węgla**.

Ważne w temacie *Węgiel $_6$C i jego związki chemiczne*

Węgiel $_6$C i jego związki chemiczne

Wymieniam odmiany alotropowe węgla, ich właściwości i zastosowania

Odmiana	Wybrane właściwości	Przykład zastosowania
• diament	• substancja stała, krucha i twarda • mało aktywny chemicznie, spala się w temperaturze wyższej niż 850 °C • nie przewodzi prądu elektrycznego, ponieważ wszystkie elektrony walencyjne atomów węgla tworzą wiązania typu σ	• jubilerstwo
• grafit	• substancja stała, łupliwa, ścieralna, tłusta w dotyku • mało aktywny chemicznie w temperaturze 0 °C; w podwyższonej temperaturze reaguje m.in. z Br_2 • przewodzi prąd elektryczny, ponieważ ma zdelokalizowane wiązania typu π, których elektrony mogą poruszać się w polu elektrycznym	• produkcja ołówków
• grafen	• substancja stała, wytrzymała mechanicznie • mało aktywny chemicznie • w wyniku reakcji z wodorem staje się izolatorem • przewodzi prąd elektryczny	• elektronika
• fulereny	• substancje stałe o metalicznym połysku • reagują z najaktywniejszymi litowcami • ulegają reakcjom spalania	• medycyna

Alotropia – występowanie pierwiastka chemicznego w przynajmniej dwóch odmianach strukturalnych – krystalicznych lub cząsteczkowych.

Węgiel aktywowany – szczególna postać węgla, która ma silne właściwości adsorpcyjne. Dzięki temu pochłania substancje szkodliwe, będące przyczyną zatruć i dolegliwości żołądkowych.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Napisz w formie cząsteczkowej równania reakcji chemicznych** (1–5) **przedstawionych na schemacie.**

$$C \xrightarrow{1} CO \xrightarrow{2} CO_2 \xrightarrow{3} NaHCO_3 \xrightarrow{4} Na_2CO_3 \xrightarrow{5} CO_2$$

2. Węglan sodu można otrzymać m.in. z wodorowęglanu sodu. **Napisz w formie cząsteczkowej odpowiednie równanie reakcji chemicznej.**

3. Podczas przepuszczania tlenku węgla(IV) przez wodę wapienną najpierw następuje jej zmętnienie, a następnie, przy dalszym przepuszczaniu CO_2, osad znika. **Wyjaśnij te zjawiska. Napisz w formie cząsteczkowej i jonowej odpowiednie równania reakcji chemicznych.**

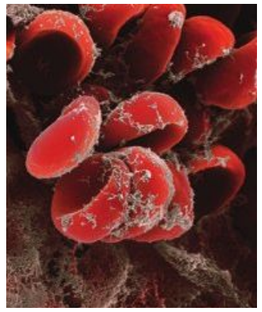
4. W reakcji pary wodnej z 1 t rozżarzonego koksu zawierającego 90 % masowych węgla otrzymano 1600 m^3 wodoru (odmierzonego w warunkach normalnych). **Oblicz wydajność procentową tej reakcji chemicznej.**

5. Synteza mocznika przebiega zgodnie z równaniem:

$$2NH_3 + CO_2 \xrightarrow{p,\,T} (NH_2)_2CO + H_2O$$

W reakcji chemicznej użyto 35 dm^3 gazowego amoniaku (odmierzonego w warunkach normalnych) i otrzymano 42,5 g mocznika zawierającego 8,8 % masowych zanieczyszczeń. **Oblicz wydajność tej reakcji chemicznej.** Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

2 Wykrywanie pierwiastków chemicznych w związkach organicznych



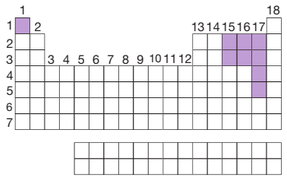
Fot. 9. Hemoglobina, dzięki obecności jonów Fe^{2+}, ma zdolność wiązania cząsteczek tlenu i transportowania ich do tkanek organizmu.

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *wzór elementarny*, *wzór rzeczywisty*
- ustalanie wzoru elementarnego i wzoru rzeczywistego związku chemicznego
- wykrywanie pierwiastków chemicznych w związkach organicznych

Chemia organiczna
- Węgiel i jego związki chemiczne
- **Wykrywanie pierwiastków chemicznych w związkach organicznych**
- Rozdzielanie mieszanin związków organicznych
- Wzory związków organicznych
- Rodzaje reakcji związków organicznych

Związki organiczne oprócz atomów węgla zawierają zazwyczaj atomy wodoru i mogą zawierać atomy innych pierwiastków chemicznych, takich jak tlen, azot, siarka, fosfor czy fluorowce (rys. 6.).



Rys. 6. Pierwiastki chemiczne, które oprócz węgla najczęściej są składnikami cząsteczek związków organicznych.

Do związków organicznych, w których cząsteczkach występują atomy metali, należą m.in.:

- **hemoglobina**, która zawiera jony żelaza(II) (fot. 9.),
- **chlorofil**, który zawiera jony magnezu,
- **witamina B_{12}**, która zawiera jony kobaltu.

Aby poznać budowę związków organicznych, wykonuje się ich:

- **analizę jakościową**, która umożliwia ustalenie, jakie pierwiastki chemiczne tworzą dany związek chemiczny,
- **analizę ilościową**, która umożliwia wyznaczenie ilościowego stosunku (składu) pierwiastków chemicznych w cząsteczce.

Wzory elementarne (empiryczne) i rzeczywiste związków chemicznych

wzór elementarny
CH_2O

wzór rzeczywisty
$C_6H_{12}O_6$

Na podstawie analiz ustala się **najprostszy wzór – wzór elementarny (empiryczny)** związku chemicznego. **Wzór elementarny** nie musi określać faktycznej liczby atomów w cząsteczce związku chemicznego. Informuje o ilościowym stosunku atomów w cząsteczce związku chemicznego, który jest wyrażony za pomocą **najmniejszych liczb całkowitych**.

Wzór rzeczywisty cząsteczki związku chemicznego może być taki sam jak ustalony wzór elementarny **albo stanowić jego wielokrotność**. **Wzór rzeczywisty** (sumaryczny) określa faktyczną liczbę atomów w cząsteczce związku chemicznego.

Przykład 1.

Plan rozwiązywania
1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz wartości indeksów *x*, *y* i *z*.
3. Napisz odpowiedź.

Ustalanie wzoru elementarnego

Analizy jakościowa i ilościowa wykazały, że związek organiczny zawiera 40,0 % masowych C, 6,7 % masowych H i 53,3 % masowych O. **Ustal wzór elementarny tego związku chemicznego.**

1 **Dane:**
%C = 40,0 %
%H = 6,7 %
%O = 53,3 %

Szukane:
wzór elementarny $C_xH_yO_z$

2 Aby określić wzór elementarny, należy napisać wzór tego związku chemicznego w postaci ogólnej: $C_xH_yO_z$.
Należy przyjąć, że w 100 g związku chemicznego o wzorze $C_xH_yO_z$ znajduje się: 40,0 g C, 6,7 g H i 53,3 g O. Z wielkości tych oblicza się liczbę moli poszczególnych atomów pierwiastków chemicznych, korzystając ze wzoru:

$$n = \frac{m}{M}$$

gdzie:
n – liczba moli, mol,
m – masa, g,
M – masa molowa, $\frac{g}{mol}$.

$$n_C = \frac{mC}{M_C} \qquad n_C = \frac{40{,}0\ g}{12\ \frac{g}{mol}} \qquad n_C = 3{,}33\ mol$$

$$n_H = \frac{mH}{M_H} \qquad n_H = \frac{6{,}7\ g}{1\ \frac{g}{mol}} \qquad n_H = 6{,}70\ mol$$

$$n_O = \frac{mO}{M_O} \qquad n_O = \frac{53{,}3\ g}{16\ \frac{g}{mol}} \qquad n_O = 3{,}33\ mol$$

Stosunek molowy $n_C : n_H : n_O = 3{,}33 : 6{,}70 : 3{,}33$. Wynika z tego, że $n_C : n_H : n_O = 1 : 2 : 1$.
Zatem:
$x = 1$, $y = 2$, $z = 1$.

3 Wzór elementarny związku chemicznego: CH_2O.

Przykład 2.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz wartość indeksu *x*.
3. Napisz odpowiedź.

Ustalanie wzoru rzeczywistego związku chemicznego o podanym wzorze elementarnym

Ustal wzór rzeczywisty związku chemicznego, którego wzór elementarny ma postać CH_2O, a masa cząsteczkowa wynosi 30 u.
Wzór rzeczywisty ma postać $(CH_2O)_x$.

1 **Dane:**
wzór elementarny CH_2O
$m_{(CH_2O)_x} = 30$ u

Szukane:
wzór rzeczywisty $(CH_2O)_x$

2 Postać wzoru rzeczywistego wskazuje, że może on być wielokrotnością wzoru elementarnego, zatem:

$$x = \frac{m_{(CH_2O)_x}}{m_{(CH_2O)}} \qquad x = \frac{30\text{ u}}{30\text{ u}} \qquad x = 1$$

Oznacza to, że wzór rzeczywisty cząsteczki tego związku chemicznego jest identyczny z jego wzorem elementarnym.

3 Wzór rzeczywisty związku chemicznego: CH_2O.

Przykład 3.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz wartości indeksów *x*, *y* i *z*.
3. Napisz odpowiedź.

Ustalanie wzoru elementarnego przy znanym stosunku molowym pierwiastków chemicznych

W związku chemicznym $C_xH_yO_z$ stosunek $x : y = 3 : 5$, a stosunek $y : z = 2 : 1$. **Ustal wzór elementarny tego związku chemicznego.**

1 **Dane:**
$x : y = 3 : 5$
$y : z = 2 : 1$

Szukane:
wzór elementarny $C_xH_yO_z$

2 Należy obliczyć stosunek $y : z$ dla $y = 5$, żeby połączyć ze sobą wartości *x*, *y*, *z*:
$x : y = 3 : 5$ dla $y = 5$ — $x = 3$
$y : z = 2 : 1$ dla $y = 5$ — $z = ?$

$$z = \frac{1 \cdot 5}{2} \qquad z = 2{,}5$$

Zatem $x : y : z = 3 : 5 : 2{,}5$.

Współczynniki muszą być najprostszymi liczbami całkowitymi, czyli: $x : y : z = 6 : 10 : 5$.

3 Wzór elementarny związku chemicznego: $C_6H_{10}O_5$.

Analiza składu pierwiastkowego związków organicznych

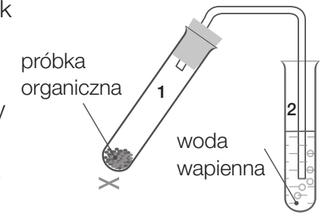
Wykrywanie w związku organicznym pierwiastków chemicznych, takich jak **węgiel**, **wodór**, **tlen**, **siarka**, **azot** czy **fosfor**, jest proste i tego typu doświadczenia chemiczne przeprowadza się od dawna.

Doświadczenie 1.



Wykrywanie obecności węgla i wodoru w produkcie spożywczym zawierającym związki organiczne

Odczynniki: mały kawałek chleba lub ziarna suchej kaszy, woda wapienna.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, korek z rurką odprowadzającą, palnik gazowy.
Instrukcja: W probówce 1. umieść próbkę wysuszonego produktu spożywczego – mały kawałek chleba lub ziarna suchej kaszy. Probówkę zamknij korkiem z rurką odprowadzającą. Koniec rurki umieść w probówce 2. z wodą wapienną (schemat). Zawartość probówki 1. ogrzewaj w płomieniu palnika.



Obserwacje: Podczas ogrzewania zawartości probówki 1. w probówce 2. pojawiają się pęcherzyki gazu. Po dłuższym ogrzewaniu próbka organiczna ulega zwęgleniu, a na ściankach probówki 1. skrapla się bezbarwna ciecz (fot. 10.). Woda wapienna w probówce 2. mętnieje.



Fot. 10. Wykrywanie węgla i wodoru w ziarnach kaszy.

Wniosek: Zwęglenie badanej próbki świadczy o tym, że zawierała ona węgiel. Ciecz to skroplona para wodna, której obecność jest wynikiem reakcji chemicznej. Zachodzi ona między atomami wodoru znajdującymi się w próbce organicznej a cząsteczkami tlenu zawartymi w powietrzu. Gaz, który powstał w wyniku ogrzewania próbki organicznej, to tlenek węgla(IV).

Obecność tlenu i jego ilość określa się w sposób pośredni. Znając masę próbki związku organicznego, najpierw wyznacza się zawartość węgla i wodoru na podstawie mas powstałych CO_2 i H_2O. Różnica między masą próbki a masą węgla i wodoru w próbce to masa tlenu.

14
2,6
6 C
węgiel
12,01

1
2,2
1 H
wodór
1,008

Zachowaj szczególną ostrożność podczas nalewania roztworu azotanu(V) ołowiu(II) i roztworu kwasu azotowego(V).

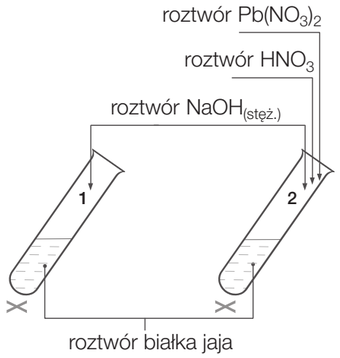
16
3 2,6 16S siarka 32,06

15
2 3,0 7N azot 14,01

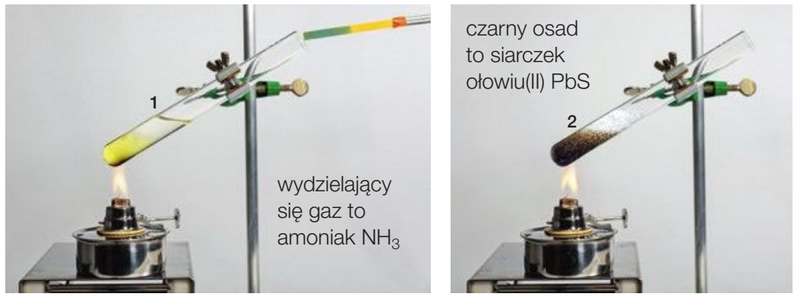
Doświadczenie 2. NaOH, HNO_3, $Pb(NO_3)_2$

Wykrywanie obecności siarki i azotu w białku jaja

Odczynniki: wodny roztwór białka jaja, stężony roztwór wodorotlenku sodu, roztwór kwasu azotowego(V), roztwór azotanu(V) ołowiu(II).
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, pipety, uniwersalny papierek wskaźnikowy, palnik gazowy.
Instrukcja: W dwóch probówkach umieść po ok. 3 cm^3 roztworu białka jaja. Do probówki 1. dodaj ok. 2 cm^3 stężonego roztworu wodorotlenku sodu i całość ogrzewaj. Do wylotu probówki zbliż zwilżony uniwersalny papierek wskaźnikowy. Do probówki 2. dodaj ok. 1 cm^3 stężonego roztworu wodorotlenku sodu i całość ogrzewaj. Następnie dodaj nieco roztworu kwasu azotowego(V) w celu zobojętnienia mieszaniny poreakcyjnej. Dodaj ok. 1 cm^3 roztworu azotanu(V) ołowiu(II) i ogrzewaj (schemat).



Obserwacje: Z probówki 1. wydziela się charakterystyczny ostry zapach. Uniwersalny papierek wskaźnikowy zmienia barwę z żółtej na zieloną (fot. 11.). W probówce 2. strącił się czarny osad.



Fot. 11. Wykrywanie siarki i azotu w roztworze białka jaja.

Wniosek: W probówce 1. wydzielił się gaz – amoniak NH_3, którego wodny roztwór ma odczyn zasadowy. Natomiast osad w probówce 2. to siarczek ołowiu(II) PbS. W skład białka wchodzą zatem azot i siarka.

Poza pierwiastkami chemicznymi, których obecność została wykryta w doświadczeniu 2., w białku znajdują się głównie węgiel, wodór i tlen.

Ważne w temacie *Wykrywanie pierwiastków chemicznych w związkach organicznych*

Wykrywanie pierwiastków chemicznych w związkach organicznych

1. Wymieniam pierwiastki chemiczne, które oprócz węgla najczęściej są składnikami cząsteczek związków organicznych
wodór H, tlen O, azot N, siarka S, fosfor P i fluorowce (F, Br, Cl, I)

2. Określam metody oznaczania i identyfikacji pierwiastków chemicznych w związkach organicznych

Węgiel
- spalanie: $C + O_2 \longrightarrow CO_2$
- o obecności węgla świadczy zmętnienie wody wapiennej pod wpływem wydzielającego się CO_2: $CO_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$

Azot
- ogrzewanie ze stężonym roztworem NaOH
- o obecności azotu świadczy wydzielanie się gazu o charakterystycznym zapachu – amoniaku NH_3

Siarka
- ogrzewanie ze stężonym roztworem NaOH, następnie zobojętnienie mieszaniny poreakcyjnej roztworem HNO_3 oraz dodanie rozpuszczalnego związku ołowiu, np. $Pb(NO_3)_2$
- o obecności siarki świadczy strącenie się czarnego osadu PbS

Tlen
- analiza ilościowa
- tlen jest identyfikowany po przeprowadzeniu analizy ilościowej, jeżeli suma wyników oznaczenia C, H, N i innych pierwiastków chemicznych nie wynosi 100 %

3. Ustalam wzory elementarny i rzeczywisty związku organicznego

Na przykład dla związku chemicznego, którego masa molowa wynosi 26 $\frac{g}{mol}$, a w jego składzie znajduje się 92 % masowych węgla i 8 % masowych wodoru:

$n_{C_xH_y} = 1$ mol

$mC = \frac{26\ g \cdot 92\ \%}{100\ \%}$

$mC = 24$ g

$mH = \frac{26\ g \cdot 8\ \%}{100\ \%}$

$mH = 2$ g

$n_C : n_H = \frac{24\ g}{12\ \frac{g}{mol}} : \frac{2\ g}{1\ \frac{g}{mol}}$

$n_C : n_H = 2$ mol : 2 mol

$n_C : n_H = 2 : 2$

wzór rzeczywisty: C_2H_2

wzór elementarny: CH

Wzór elementarny (empiryczny) – określa stosunek liczb atomów pierwiastków chemicznych tworzących związek chemiczny i jest wyrażony za pomocą najmniejszych liczb całkowitych. Do ustalenia wzoru elementarnego wystarczy znajomość składu ilościowego (pierwiastkowego) związku chemicznego.

Wzór rzeczywisty (sumaryczny) – określa faktyczną liczbę atomów w cząsteczce związku chemicznego. Do ustalenia wzoru rzeczywistego niezbędne są dodatkowe informacje, np. znajomość masy cząsteczkowej lub molowej związku chemicznego.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. W wyniku całkowitego spalenia 6,51 g związku chemicznego węgla z wodorem otrzymano 20,47 g tlenku węgla(IV) i 8,36 g wody.
a) **Oblicz skład procentowy** (procent masowy) **pierwiastków chemicznych w opisanym związku chemicznym**.
b) **Ustal wzór elementarny tego związku chemicznego**.

2. W związku organicznym o wzorze $C_xH_yO_z$ stosunek wartości indeksów stechiometrycznych $x : y = 1 : 3$, zaś stosunek $y : z = 6 : 1$. Masa cząsteczkowa tego związku chemicznego wynosi 46 u. **Ustal wzór elementarny oraz wzór rzeczywisty tego związku chemicznego.**

3 Sposoby rozdzielania mieszanin i oczyszczania związków organicznych



Fot. 12. Krwinki czerwone i białe są zbyt lekkie, by samorzutnie opadać, dlatego do przyspieszenia sedymentacji stosuje się wirowanie.

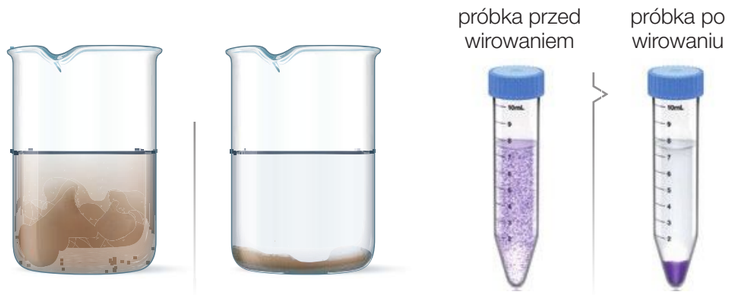
Ważne w tym temacie:

- opisywanie sposobów rozdzielania mieszanin na składniki
- dobieranie sposobów rozdzielania mieszanin na składniki na podstawie różnic we właściwościach ich składników

Chemia organiczna
- Węgiel i jego związki chemiczne
- Wykrywanie pierwiastków chemicznych w związkach organicznych
- **Rozdzielanie mieszanin związków organicznych**
- Wzory związków organicznych
- Rodzaje reakcji związków organicznych

W środowisku przyrodniczym związki organiczne występują najczęściej w postaci mieszanin. W organizmach są składnikami takich mieszanin jak płyny ustrojowe, mocz czy krew. Analiza ich składu umożliwia rozpoznanie wielu schorzeń.

Do wydzielenia składników płynów ustrojowych wykorzystuje się np. **sedymentację** (rys. 7.), czyli opadanie cząstek pod wpływem siły grawitacji lub sił bezwładności. Proces ten można przyspieszyć dzięki wirowaniu (fot. 12.). W wirówkach sedymentacyjnych cząstki fazy stałej rozproszone w cieczy szybciej opadają na dno probówki.

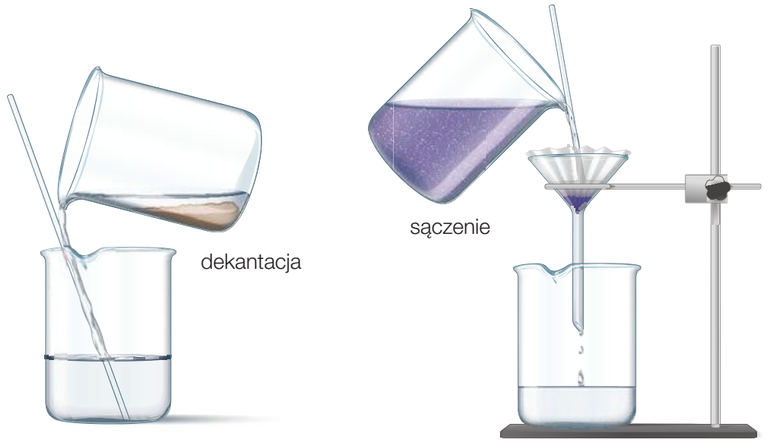


Rys. 7. Cząstki fazy stałej opadają na dno naczynia.

Substancja wydzielona z mieszaniny powinna być uzyskana w stanie jak najczystszym, aby można było ją zidentyfikować. Nawet niewielka ilość zanieczyszczeń może znacząco wpłynąć na właściwości substancji i utrudnić, a czasem wręcz uniemożliwić jej prawidłową identyfikację.

W procesie rozdzielania i oczyszczania mieszanin **wykorzystuje się różnice we właściwościach związków chemicznych**, które są ich składnikami, np.: różnice w ich rozpuszczalności, temperaturze wrzenia, prężności par czy odmienne oddziaływania z danymi substancjami.

Do rozdzielania mieszanin niejednorodnych na składniki wykorzystuje się **dekantację** i **sączenie** (rys. 8.), a także **elektroforezę**.



Rys. 8. Sposoby rozdzielania mieszanin, których składniki różnią się stanem skupienia.

Dekantacja – oddzielenie osadu od ciekłych składników mieszaniny przez zlanie cieczy znad osadu.

W przypadku rozdzielania mieszanin jednorodnych stosuje się m.in. **krystalizację**, **ekstrakcję**, **chromatografię**, **destylację**, **sublimację** i **resublimację**.

Elektroforeza

Elektroforeza to zjawisko polegające **na ruchu naładowanych cząstek** fazy rozproszonej w nieruchomej fazie rozpraszającej **pod wpływem** zewnętrznego **pola elektrycznego**. Miarą szybkości, z jaką poruszają się cząstki, jest **ruchliwość elektroforetyczna**. Zależy ona m.in. od:

- ładunku cząstki – szybciej poruszają się cząstki, które mają większy ładunek,
- rozmiaru i kształtu cząstki – szybciej poruszają się cząstki o mniejszych rozmiarach i prostych kształtach,
- siły pola elektrycznego – silniejsze pole elektryczne przyspiesza ruch cząstek,
- właściwości fazy nieruchomej – większa lepkość powoduje, że cząstki poruszają się wolniej.

Elektroforeza jest stosowana jako **metoda analityczna** m.in. w chemii, biochemii, biologii molekularnej i genetyce. Rozdzielenie cząstek na podstawie ich wielkości i ładunku podczas elektroforezy umożliwia precyzyjną analizę próbek, np. **analizę składu białkowego próbek biologicznych**. Metodę tę wykorzystuje się do rozdzielania różnych typów biocząsteczek, np. DNA, RNA i białka. Elektroforeza ma duże znaczenie w badaniach genetycznych, ponieważ pozwala na rozdzielenie fragmentów DNA i RNA, dzięki czemu możliwa jest **identyfikacja i analiza sekwencji genów**. Metoda ta jest stosowana także w diagnostyce medycznej, np. **do analizy próbek krwi i innych płynów ustrojowych**.

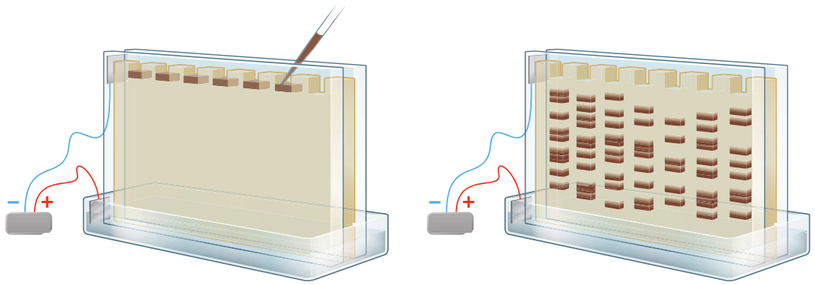
Elektroforeza – rozdzielenie mieszaniny z wykorzystaniem różnic w szybkości przemieszczania się poszczególnych składników mieszaniny pod wpływem napięcia elektrycznego.

Ruchliwość elektroforetyczna jest w przybliżeniu **wprost proporcjonalna do ładunku** elektrycznego cząstek i **odwrotnie proporcjonalna do** ich **rozmiaru**.

Ze względu na **rodzaj fazy nieruchomej** stosowanej podczas elektroforezy wyróżnia się m.in.:

- **elektroforezę żelową** – do rozdzielania cząstek są wykorzystywane żele, np. agarozowy lub poliakrylamidowy,
- **elektroforezę kapilarną** – do rozdzielania cząsteczek są wykorzystywane cienkie kapilary wypełnione roztworami buforowymi.

Podczas **elektroforezy żelowej** badana próbka jest umieszczana w fazie nieruchomej (rys. 9.) – żelu w postaci płytki o grubości do kilku milimetrów i długości od kilkunastu do kilkudziesięciu centymetrów, umieszczonej poziomo (elektroforeza pozioma) lub pionowo (elektroforeza pionowa) w przewodzącym prąd roztworze buforowym. Pod wpływem pola elektrycznego przyłożonego do płytki żelowej następuje migracja cząstek przez żel. Poruszają się z różnymi prędkościami, dlatego możliwe jest ich rozdzielenie. Po zakończeniu elektroforezy żel jest barwiony, aby uwidocznić rozdzielone fragmenty. Następnie te fragmenty są poddawane analizie.



Rys. 9. Przebieg elektroforezy żelowej.

Z kolei podczas **elektroforezy kapilarnej** ruch cząstek odbywa się pod wpływem pola elektrycznego w cienkiej kapilarze kwarcowej o średnicy wewnętrznej 25–100 μm i długości 0,5–1 m. Kapilara jest wypełniona roztworem buforowym, który płynie w kierunku jednej z elektrod. Badaną mieszaninę wprowadza się do wlotu kapilary. Na jej końcu znajduje się detektor, który rejestruje czas migracji cząstek. Umożliwia to ich identyfikację i analizę.

Krystalizacja

Krystalizacja – wydzielenie z roztworu substancji stałej w postaci kryształów.

Stałe produkty syntez organicznych można oczyścić za pomocą **krystalizacji**. Polega ona na wykorzystaniu różnic w rozpuszczalności oczyszczanej substancji i zanieczyszczeń w odpowiednio dobranym rozpuszczalniku lub mieszaninie rozpuszczalników. Po zakończonej krystalizacji sprawdza się czystość substancji, badając jej temperaturę topnienia. Krystalizację powtarza się do momentu, aż temperatura topnienia oczyszczanej substancji przestanie się zmieniać.

Krok po kroku

Krystalizacja

Produkty syntez organicznych często oczyszcza się z produktów ubocznych (zanieczyszczeń) metodą krystalizacji.

1 Zanieczyszczoną substancję stałą **rozpuszcza się** w rozpuszczalniku.



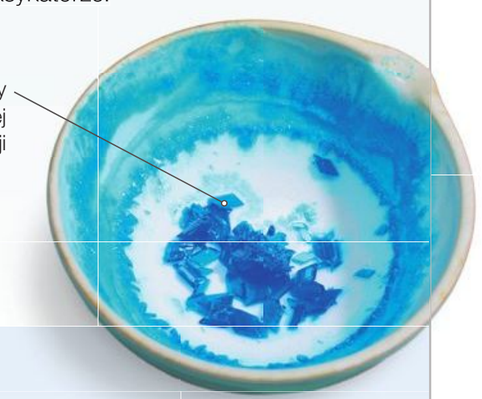
2 Gorący roztwór **przesącza się przez bibułę filtracyjną**. Przesącz pozostawia się do ostygnięcia.



3 Wykrystalizowane z przesączu kryształy **się odsącza**.



4 Kryształy oczyszczonej substancji **suszy się na powietrzu**, w suszarce lub w eksykatorze.



W jaki sposób dobrać rozpuszczalnik?

Dobór rozpuszczalnika zależy od budowy i właściwości oczyszczanej substancji.

Substancje o budowie:

- **polarnej** – łatwiej rozpuszczają się w rozpuszczalnikach polarnych, takich jak: woda, alkohole, ketony, estry i kwasy organiczne,
- **niepolarnej** – łatwiej rozpuszczają się w rozpuszczalnikach niepolarnych, takich jak: benzyna i eter.

Pożądane właściwości odpowiednio dobranego rozpuszczalnika:

- wraz ze wzrostem temperatury rozpuszczalnika znacznie zwiększa się rozpuszczalność oczyszczanej substancji,
- nie rozpuszczają się w nim zanieczyszczenia,
- niepalny i nietoksyczny, o niskiej temperaturze wrzenia,
- nie reaguje z oczyszczaną substancją.

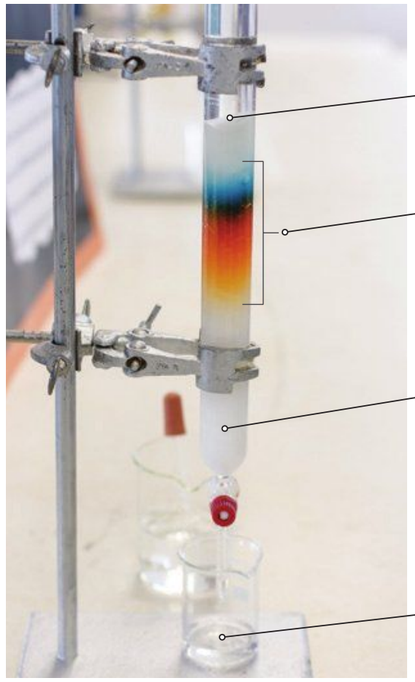
Chromatografia

Chromatografia – rozdzielenie mieszaniny z wykorzystaniem różnic w szybkości przemieszczania się poszczególnych składników mieszaniny podczas jej przepływu przez fazę nieruchomą.

Chromatografia jest to jedna z najbardziej rozpowszechnionych metod rozdzielania mieszanin związków organicznych i ich analizy.

Polega ona na **podziale składników** rozdzielanej mieszaniny **między dwie fazy**: stacjonarną (nieruchomą) i ruchomą – eluent. Fazę stacjonarną może stanowić:

- bibuła filtracyjna (chromatografia bibułowa),
- cienka warstwa adsorbentu naniesiona na płytkę szklaną lub plastikową (chromatografia cienkowarstwowa),
- stałe lub ciekłe wypełnienie kolumny (chromatografia kolumnowa) (fot. 13.).



Fot. 13. W chromatografii kolumnowej składniki mieszanin przemieszczają się ku dołowi.

Chromatogram – graficzny zapis wyniku rozdzielenia składników mieszaniny. Może mieć on postać plamek na bibule filtracyjnej lub wykresów.

Wysoką skuteczność rozdzielania składników mieszaniny metodą chromatografii zapewnia odpowiednie dobranie fazy stacjonarnej i fazy ruchomej. Wynik rozdzielenia, tzw. **chromatogram**, uzyskuje się dzięki zastosowaniu specjalnych detektorów w przyrządach nazywanych **chromatografami**.

Chromatografia umożliwia wykrywanie nawet śladowych ilości zanieczyszczeń w mieszaninie. Połączenie chromatografii i **spektrometrii mas**, określającej masę rozdzielanych związków chemicznych, umożliwia szybką i precyzyjną identyfikację składników nawet bardzo złożonych mieszanin związków organicznych, np. w analizach medycznych czy tzw. kontrolach antydopingowych u sportowców.

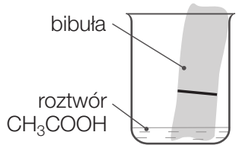
Doświadczenie 3.

Rozdzielanie składników tuszu metodą chromatografii bibułowej

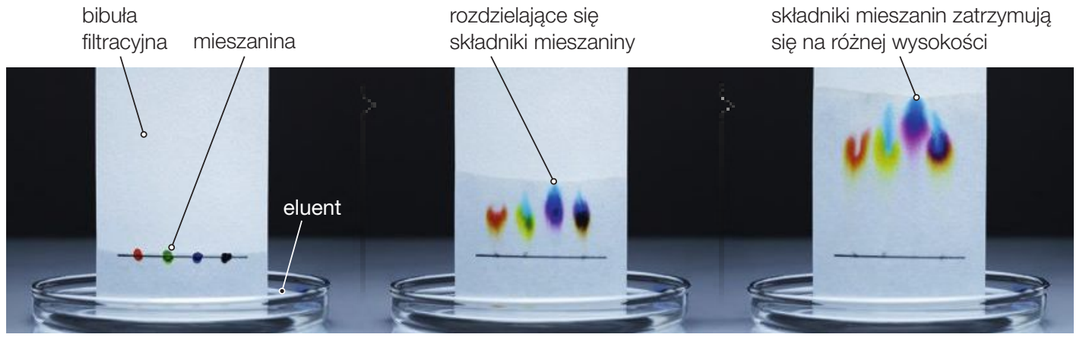
Odczynniki: ocet, tusz z flamastrów.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: bibuła filtracyjna, zlewka, ołówek.

Instrukcja: Do zlewki nalej octu na wysokość ok. 1 cm. Na pasku bibuły filtracyjnej narysuj kreskę ołówkiem, a następnie kropki czerwonym, zielonym, niebieskim i czarnym flamastrem. Bibułę włóż do zlewki (schemat). Zanurz ją tak, aby narysowana kreska znajdowała się na wysokości ok. 1 cm ponad poziomem octu w zlewce. Co kilka minut sprawdzaj, czy zachodzą zmiany.



Obserwacje: Powstały różnobarwne smugi (fot. 14.).



Fot. 14. Rozdzielanie składników tuszu metodą chromatografii bibułowej.

Wniosek: Tusz jest mieszaniną substancji o różnych barwach, które z różną szybkością przemieszczają się po bibule.

Destylacja

Destylacja – rozdzielanie składników jednorodnej mieszaniny ciekłej z wykorzystaniem różnic w temperaturze wrzenia jej składników.

Destylacja polega na przemianie cieczy w stan pary, skropleniu par w chłodnicy i zebraniu powstałego produktu – **destylatu** – w odbieralniku. **Każdy składnik** ciekłej mieszaniny **wrze w innej temperaturze**. To umożliwia zebranie w odbieralniku frakcji o różnych temperaturach wrzenia, a więc o różnym składzie chemicznym. Pozostałość po destylacji jest nazywana cieczą wyczerpaną.

Destylacja jest popularną metodą wyodrębniania związków organicznych z mieszanin poreakcyjnych, oczyszczania wody (woda destylowana) i odzyskiwania (recyklingu) rozpuszczalników organicznych. Tą metodą ze skroplonego powietrza otrzymuje się ciekły tlen i azot. Destylację stosuje się także w przemyśle chemicznym, paliwowym (przeróbka ropy naftowej), fermentacyjnym (produkcja napojów alkoholowych) i farmaceutycznym.

Destylacja

Destylacja to metoda rozdzielania ciekłej mieszaniny jednorodnej na składniki. Wykorzystuje ona różnice w temperaturach wrzenia tych składników. Ciecz otrzymana w wyniku destylacji to **destylat**.

Jaki sprzęt jest potrzebny do przeprowadzenia destylacji?

Do przeprowadzenia destylacji potrzebne są m.in.:

- **kolba okrągłodenna**, w której ogrzewana jest destylowana ciecz,
- **termometr** umożliwiający kontrolowanie temperatury podczas destylacji,
- **odbieralnik**, czyli naczynie, do którego zbiera się destylat,
- **statyw** do stabilnego umieszczenia wszystkich elementów zestawu do destylacji,
- **kamyczki wrzenne**, które zapobiegają miejscowemu przegrzaniu cieczy.

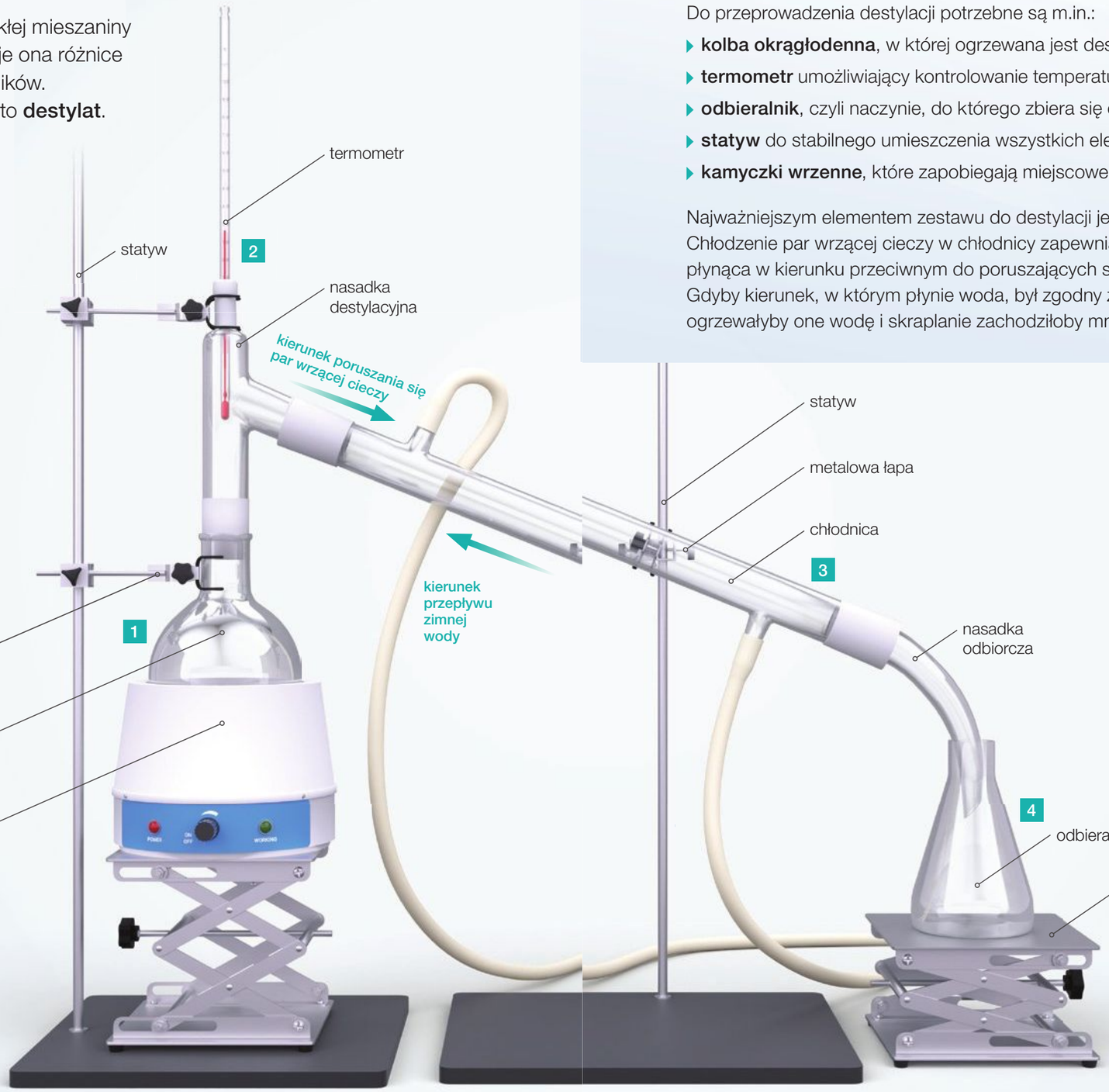
Najważniejszym elementem zestawu do destylacji jest **chłodnica**. Chłodzenie par wrzącej cieczy w chłodnicy zapewnia zimna woda płynąca w kierunku przeciwnym do poruszających się par gazu. Gdyby kierunek, w którym płynie woda, był zgodny z kierunkiem par, ogrzewałyby one wodę i skraplanie zachodziłoby mniej efektywnie.



Kamyczki wrzenne mają porowatą powierzchnię, która ułatwia powstawanie pęcherzyków gazu, a tym samym zapobiega przegrzaniu się cieczy.

1 W kolbie okrągłodennej umieszcza się **ciekłą mieszaninę jednorodną**. Ze względów bezpieczeństwa do mieszaniny dodaje się kamyczki wrzenne, które minimalizują ryzyko gwałtownego, niekontrolowanego rozpoczęcia procesu wrzenia.

! Kamyczków wrzennych nie należy dodawać do rozgrzanej cieczy, ponieważ może to spowodować gwałtowne wyrzucenie cieczy z naczynia.



zestaw do destylacji

2 Temperatura mieszaniny wzrasta aż do osiągnięcia temperatury wrzenia jej pierwszego składnika. Jako pierwszy odparuje składnik o **najniższej temperaturze wrzenia**.

3 Pary wrzącej cieczy trafiają do chłodnego wnętrza chłodnicy, gdzie są **skraplane**.

4 Skroplony w chłodnicy **destylat zbiera się w odbieralniku**, np. w kolbie stożkowej. Temperatura mieszaniny wzrasta i proces powtarza się dla kolejnego składnika o wyższej temperaturze wrzenia. Jego skroplone pary zbiera się w innym odbieralniku.

! Destylację trzeba zakończyć przed odparowaniem całej cieczy z kolby okrągłodennej. Nie można dopuścić do całkowitego wysuszenia kolby, ponieważ wtedy szkło może popękać.

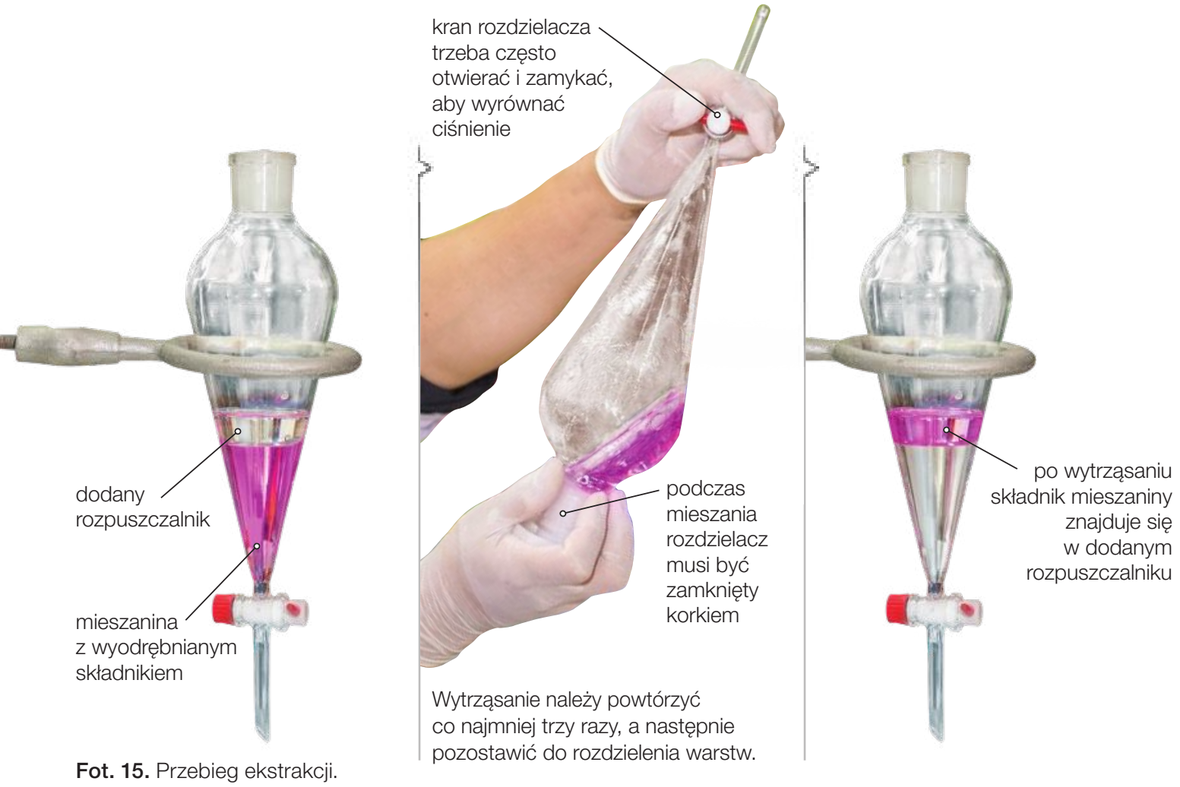
Ekstrakcja

Ekstrakcja – wyodrębnianie składnika lub składników mieszaniny z wykorzystaniem różnic ich rozpuszczalności w dwóch niemieszających się rozpuszczalnikach.

Ekstrakcja jest stosowana do oczyszczania substancji. W metodzie tej wykorzystuje się różną rozpuszczalność związku chemicznego w dwóch niemieszających się cieczach.

Ekstrakcja składnika z mieszaniny ciekłej **polega na przejściu substancji rozpuszczonej w jednej cieczy**, np. w wodzie, **do drugiej cieczy**, np. rozpuszczalnika organicznego (ekstrahenta). Proces ten przeprowadza się w rozdzielaczu (fot. 15.). Po zakończonej ekstrakcji wyodrębnioną substancję wydziela się z ekstraktu przez odparowanie rozpuszczalnika lub krystalizację.

Rozpuszczalniki stosowane do ekstrakcji dobiera się doświadczalnie. Korzystniejsze jest kilkukrotne powtórzenie ekstrakcji z mniejszymi, świeżymi porcjami rozpuszczalników niż jednokrotne zastosowanie dużej ich ilości.



Fot. 15. Przebieg ekstrakcji.

Sublimacja i resublimacja

Sublimacja – przemiana substancji stałej bezpośrednio w gaz.

Do oczyszczania i rozdzielania mieszanin substancji o stałym stanie skupienia stosuje się **sublimację**. Jest to **proces przechodzenia substancji stałej w stan gazowy** z pominięciem stanu ciekłego. Może zachodzić w całym zakresie temperatury i ciśnienia, w którym dany związek chemiczny współistnieje w stanie stałym i gazowym.

Mieszaninę, której składnikiem jest **substancja stała** łatwo ulegająca sublimacji, np. naftalen (fot. 16.), ogrzewa się w naczyniu zamkniętym kolbą okrągłodenną wypełnioną zimną wodą. Pod wpływem wysokiej temperatury w zlewce zachodzi **proces sublimacji**. Naftalen o stałym stanie skupienia zmienia się w gaz. Pozostałe składniki mieszaniny zostają na dnie zlewki. Na chłodnej powierzchni kolby zachodzi **proces resublimacji**, czyli gazowy naftalen zmienia się w **substancję stałą** (fot. 16.).

Wybrane substancje, które **łatwo sublimują**: $CO_{2(s)}$, $HgCl_2$, NH_4Cl, I_2, $H_2O_{(s)}$.

Sublimacja stosuje się np. do wyodrębniania kofeiny z herbaty czy kawy. Sublimacja stanowi także podstawę procesu liofilizacji, czyli suszenia zamrożonych produktów żywnościowych. Łatwo sublimują m.in.: suchy lód (zestalony CO_2), kamfora, chlorek rtęci(II), chlorek amonu, jod, naftalen oraz kwas benzoesowy.

Resublimacja – przemiana gazu w substancję stałą.

Zjawiskiem odwrotnym do sublimacji jest **resublimacja**. Przykładem resublimacji jest powstawanie żółtego proszku siarki. Tworzy się on po gwałtownym ostudzeniu ciemnobrunatnych par, które powstają nad stopioną siarką.



Fot. 16. Przebieg wydzielania naftalenu z mieszaniny.

Ważne w temacie *Sposoby rozdzielania mieszanin i oczyszczania związków organicznych*

Sposoby rozdzielania mieszanin i oczyszczania związków organicznych

Wybieram metodę rozdzielania mieszanin, wykorzystując różnice we właściwościach ich składników

▸ Właściwość składników mieszaniny	▸ Metoda
• substancje różniące się stanem skupienia i lotnością: ciecz i rozpuszczalna w niej substancja stała	• krystalizacja
• substancje stałe lub ciekłe różniące się rozpuszczalnością w dwóch niemieszających się ze sobą rozpuszczalnikach	• ekstrakcja
• substancje, których cząsteczki wykazują różną zdolność do oddziaływania z fazą nieruchomą (stacjonarną)	• chromatografia
• ciecze o różnych temperaturach wrzenia	• destylacja
• substancje stałe różniące się zdolnością do sublimacji	• sublimacja i resublimacja
• substancje różniące się stanem skupienia (mieszanina niejednorodna substancji stałej i cieczy)	• sączenie
• substancje różniące się stanem skupienia (mieszanina niejednorodna substancji stałej i cieczy)	• dekantacja
• cząstki obdarzone ładunkiem różniące się szybkością przemieszczenia się w polu elektrycznym	• elektroforeza

Krystalizacja – wydzielenie z roztworu substancji stałej w postaci kryształów.

Ekstrakcja – wyodrębnianie składnika lub składników mieszaniny z wykorzystaniem różnic ich rozpuszczalności w dwóch niemieszających się rozpuszczalnikach.

Chromatografia – rozdzielenie mieszaniny z wykorzystaniem różnic w szybkości przemieszczania się poszczególnych składników mieszaniny podczas jej przepływu przez fazę nieruchomą.

Destylacja – rozdzielanie składników jednorodnej mieszaniny ciekłej z wykorzystaniem różnic w temperaturze wrzenia jej składników.

Sublimacja – przemiana substancji stałej bezpośrednio w gaz.

Resublimacja – przemiana gazu w substancję stałą.

Elektroforeza – rozdzielenie mieszaniny z wykorzystaniem różnic w szybkości przemieszczania się poszczególnych składników mieszaniny pod wpływem napięcia elektrycznego.

Dekantacja – oddzielenie osadu od ciekłych składników mieszaniny przez zlanie cieczy znad osadu.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

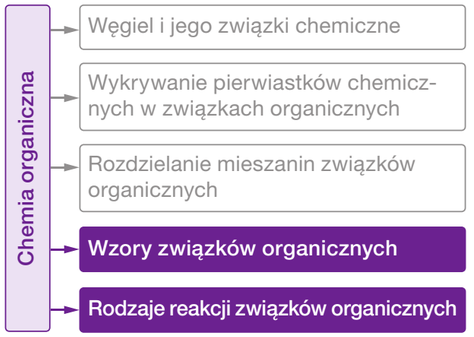
1. **Zaprojektuj doświadczenie umożliwiające rozdzielenie na składniki mieszaniny jednorodnej acetonu, etanolu i dekanu.** Skorzystaj z różnych źródeł informacji.

2. **Zaprojektuj doświadczenie umożliwiające oczyszczenie próbki fenolu z zanieczyszczeń metodą krystalizacji.** Skorzystaj z różnych źródeł informacji.

3. Spalono 1 dm^3 biogazu, odmierzonego w temperaturze T i pod ciśnieniem p, o składzie (procent objętościowy):
CH_4 – 65 %, CO_2 – 25 %, NH_3 – 5 %, H_2S – 5 %.
Oblicz objętość, jaką w tych warunkach temperatury i ciśnienia zajmuje CO_2.

4 Wzory związków chemicznych i rodzaje reakcji w chemii organicznej

Ważne w tym temacie:
- pojęcia: *wzór sumaryczny*, *wzór strukturalny*, *wzór półstrukturalny*, *wzór grupowy*, *wzór szkieletowy*
- określanie rodzaju reakcji związków organicznych: reakcja substytucji, reakcja addycji, reakcja eliminacji





Fot. 17. Mleko modyfikowane ma skład zbliżony do składu mleka matki, ale nie zawiera wszystkich występujących w nim składników.

Do XIX w. uważano, że związki organiczne występują tylko w organizmach żywych i jedynie przez nie są wytwarzane. Obecnie związki organiczne otrzymuje się głównie w laboratoriach (fot. 17.). Aby otrzymać nowy związek organiczny, niezbędna jest m.in. znajomość budowy związków organicznych oraz przebiegu reakcji chemicznych, w których biorą one udział.

Budowa związków organicznych

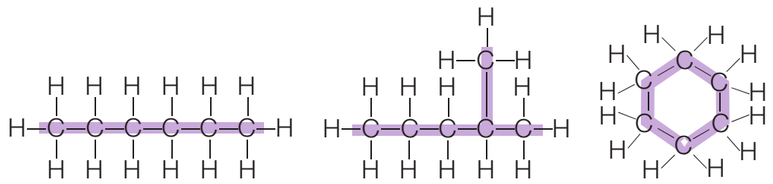
Istnienie ogromnej liczby różnorodnych związków organicznych wyjaśnia **teoria strukturalna budowy związków organicznych**.

Twórcami tej teorii byli m.in. **Aleksandr Butlerow** oraz **Friedrich August Kekulé** [czyt. fridriś august kekule]. Najważniejsze **założenia** teorii strukturalnej:

- **atomy węgla** w związkach organicznych są **zawsze czterowartościowe**. Atom węgla ma cztery elektrony walencyjne, więc **tworzy cztery wiązania kowalencyjne**:

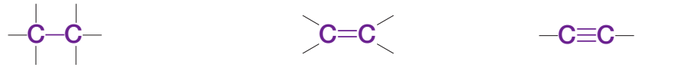


- **atomy węgla łączą się ze sobą bezpośrednio**, dzięki czemu tworzą cząsteczki zbudowane z łańcuchów lub pierścieni węglowych:

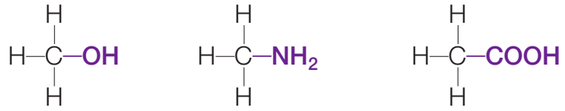


łańcuch **prosty** | łańcuch **rozgałęziony** | **pierścień** (forma cykliczna)

- atomy węgla mogą łączyć się ze sobą **wiązaniami pojedynczymi**, **podwójnymi** i **potrójnymi**:



- związki organiczne oprócz atomów węgla zawierają zazwyczaj atomy wodoru i mogą zawierać atomy innych pierwiastków chemicznych, takich jak **tlen**, **siarka**, **azot**, **fosfor** i **fluorowce**, które tworzą różne połączenia, tzw. **grupy funkcyjne**, np.: –OH, $-NH_2$, –COOH:



W związkach organicznych mogą znajdować się też metale, np.: żelazo, magnez, kobalt. Znane są miliony związków organicznych, a ich liczba stale rośnie.

Wzory sumaryczne

Wzór sumaryczny – uwzględnia tylko rodzaj i liczbę atomów tworzących cząsteczkę związku chemicznego.

W chemii organicznej rzadko stosuje się **wzory sumaryczne** związków chemicznych, np.:

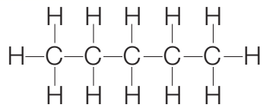
C_5H_{12}
pentan

Dzieje się tak, ponieważ jeden wzór sumaryczny może czasami odpowiadać kilku różnym związkom organicznym, np. $\mathbf{C_2H_6O}$ to wzór sumaryczny etanolu (CH_3CH_2OH) lub metoksymetanu (eteru dimetylowego, CH_3OCH_3).

Wzory strukturalne

Wzór strukturalny – uwzględnia rodzaj i liczbę atomów oraz sposób ich połączenia w cząsteczce.

W celu jednoznacznego określenia budowy cząsteczek związków organicznych stosuje się wzory, które uwzględniają sposób połączenia atomów (tabela 3., s. 39). Najdokładniejszy z nich jest **wzór strukturalny**. Uwzględnia on wszystkie atomy pierwiastków chemicznych oraz wiązania występujące w cząsteczce, np.:



pentan

Wzory półstrukturalne

Wzór półstrukturalny – nie uwzględnia wiązań węgiel–wodór.

We **wzorze półstrukturalnym** liczbę atomów wodoru przyłączonych do atomu węgla sumuje się i zapisuje w indeksie dolnym. Wzór ten zawiera najistotniejsze informacje na temat cząsteczki związku chemicznego, m.in. rodzaj i liczbę wiązań chemicznych występujących między atomami węgla. Jest on najczęściej stosowanym wzorem w zapisie równań reakcji chemicznych, np.:

$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$
pentan

Wzory grupowe

Wzór grupowy – pomija wiązania pojedyncze w cząsteczce.

We **wzorze grupowym** uwzględnia się rodzaj i liczbę atomów w cząsteczce węglowodoru. Można natomiast pominąć wszystkie wiązania pojedyncze występujące w cząsteczce i **przedstawić tylko kolejne grupy atomów**. Powtarzające się grupy atomów można zapisać w nawiasie, uwzględniając ich liczbę, np.:

$CH_3(CH_2)_3CH_3$
pentan

Wzory szkieletowe

Wzór szkieletowy – pomija atomy węgla i wodoru występujące w szkielecie cząsteczki.

Charakterystyczne dla chemii organicznej są **wzory szkieletowe**, nazywane również **wzorami kreskowymi**, w których zaznacza się tylko szkielet cząsteczki, np.:

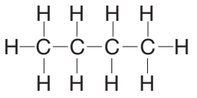
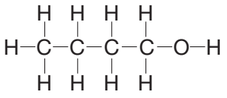
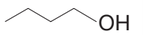
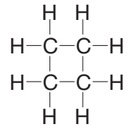
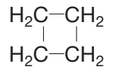
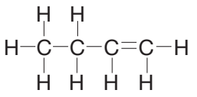


pentan

We wzorach szkieletowych:

- nie zaznacza się ani atomów węgla, ani połączonych z nimi atomów wodoru,
- pojedyncza kreska oznacza wiązanie pojedyncze, podwójna – wiązanie podwójne, potrójna – wiązanie potrójne,
- atomy węgla znajdują się w punktach, w których łączą się odcinki linii łamanych, oraz na końcach tych linii,
- każdy atom węgla jest związany z tyloma atomami wodoru, aby była spełniona reguła czterowartościowości węgla,
- zaznacza się atomy pierwiastków chemicznych innych niż węgiel oraz połączone z nimi atomy wodoru.

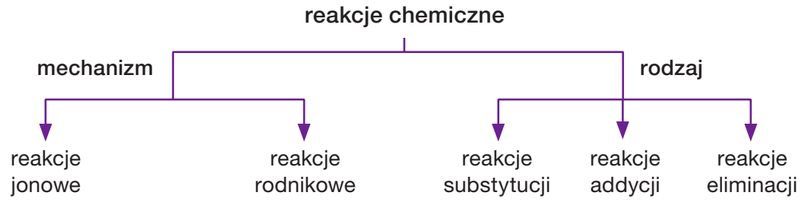
Tabela 3. Sposoby zapisu wzorów związków organicznych

Wzór sumaryczny i nazwa systematyczna związku chemicznego	Wzór strukturalny	Wzór półstrukturalny	Wzór grupowy	Wzór szkieletowy
C_4H_{10} butan		$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$	$CH_3(CH_2)_2CH_3$	
$C_4H_{10}O$ butan-1-ol		$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-OH$	$CH_3(CH_2)_3OH$	
C_4H_8 cyklobutan			–	
C_4H_8 but-1-en		$CH_3-CH_2-CH=CH_2$	$CH_3CH_2CH=CH_2$	

Rodzaje reakcji w chemii organicznej

Przebieg reakcji chemicznych związków organicznych jest inny niż w przypadku związków nieorganicznych. W chemii organicznej reakcje chemiczne przeprowadza się bezpośrednio między reagentami lub w roztworach stężonych, ale **rzadko w roztworze wodnym**. Zwykle zachodzą one wolniej niż reakcje jonowe w chemii nieorganicznej.

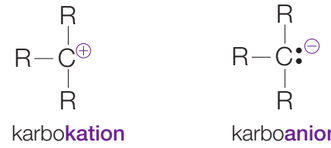
Podczas większości reakcji organicznych pękają wiązania w substratach i powstają reaktywne produkty pośrednie, którymi mogą być **jony** lub **rodniki**. Reakcje, które zachodzą między związkami organicznymi, można podzielić m.in. ze względu na ich mechanizm lub rodzaj.



Reakcje jonowe

Reakcja jonowa – reakcja chemiczna, podczas której powstają jonowe produkty pośrednie.

W reakcjach jonowych produktami pośrednimi są **karboaniony** lub **karbokationy**, czyli **jony**, w których ładunki są zlokalizowane na atomie węgla:



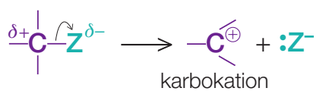
Karbokation – jon (kation) z ładunkiem dodatnim zlokalizowanym na atomie węgla.

Karboanion – jon (anion) z ładunkiem ujemnym zlokalizowanym na atomie węgla.

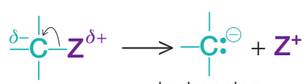
oznacza ruch pary elektronowej

Tworzenie się jonowych produktów pośrednich:

- kiedy **pierwiastek chemiczny Z jest bardziej elektroujemny** niż węgiel,



- kiedy **węgiel jest bardziej elektroujemny** niż pierwiastek chemiczny Z.



Karbokationy mają niedobór elektronów, dlatego w odpowiednich warunkach mogą je przyjąć. **Karboaniony** mają nadmiar elektronów – w reakcjach chemicznych mogą oddać parę elektronową.

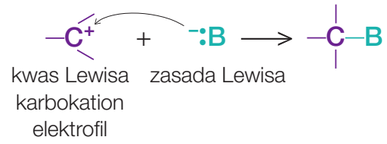
Zatem zgodnie z definicją kwasów i zasad zarówno **Lewisa**, jak i **Brønsteda–Lowry'ego**:

- **karbokationy są kwasami** – łatwo reagują z cząsteczkami lub jonami, które są zasadami wg definicji Lewisa oraz Brønsteda–Lowry'ego,
- **karboaniony są zasadami** – reagują z kwasami wg definicji Lewisa oraz Brønsteda–Lowry'ego.

Kwas Lewisa – drobina (cząsteczka lub jon) zawierająca atom pierwiastka chemicznego z luką elektronową, akceptor pary elektronowej.

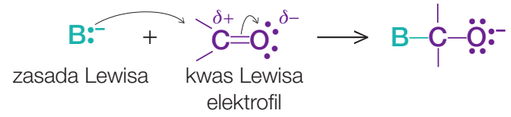
Zasada Lewisa – drobina (cząsteczka lub jon) zawierająca atom pierwiastka chemicznego z wolną parą elektronową, donor pary elektronowej.

Kwasy Lewisa są **elektrofilami**, ponieważ chętnie przyjmują parę elektronową od zasady Lewisa. Oznacza to, że **karbokationy są elektrofilami**:



Elektrofil (akceptor pary elektronowej) – drobina (kation lub cząsteczka), która przyjmuje parę elektronową.

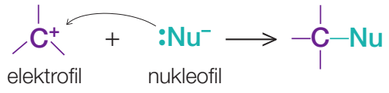
Elektrofilami mogą być także atomy węgla, które nie są karbokationami, ale w wyniku polaryzacji wiązania mają cząstkowy ładunek dodatni:



Zasady Lewisa są **nukleofilami** [łac. *nucleus* – jądro], a zatem **karboaniony są nukleofilami**.

Nukleofil (donor pary elektronowej) – drobina (cząsteczka lub anion), która oddaje parę elektronową.

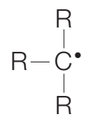
Gdy kwas Lewisa lub zasada Lewisa reaguje z utworzeniem wiązania z atomem węgla, zwykle nazywamy je odpowiednio elektrofilem lub nukleofilem:



Reakcje rodnikowe

Reakcja rodnikowa – reakcja chemiczna, podczas której powstają rodniki jako produkty pośrednie.

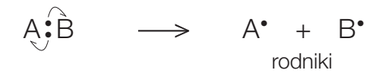
W reakcjach rodnikowych produktami pośrednimi są **rodniki**, czyli atomy lub grupy atomów zawierające niesparowany elektron:



Rodnik – atom lub grupa atomów z niesparowanym elektronem.

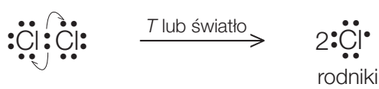
Elektron ten może pochodzić z wiązania chemicznego, które uległo rozerwaniu. Rodniki są reaktywne, a więc nietrwałe.

Tworzenie się rodników jako produktów pośrednich reakcji chemicznych o przebiegu rodnikowym przedstawia schemat:



Strzałka z pojedynczym grotem oznacza ruch jednego elektronu.

W wyniku rozerwania wiązania w cząsteczce chloru Cl_2 powstają atomy chloru. Są one rodnikami, ponieważ każdy z nich ma niesparowany elektron:

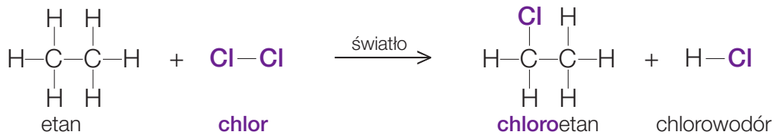


Reakcje chemiczne można podzielić ze względu na ich rodzaj na: **reakcje substytucji** (S), **reakcje addycji** (A), **reakcje eliminacji** (E).

Reakcje substytucji S

Mechanizm reakcji substytucji rodnikowej
→ patrz s. 72

W reakcjach **substytucji** (podstawienia) atom lub grupa atomów jednego z substratów **zastępuje** atom lub grupę atomów w cząsteczce drugiego substratu, np.:



Ze względu na mechanizm reakcji substytucji wyróżnia się:

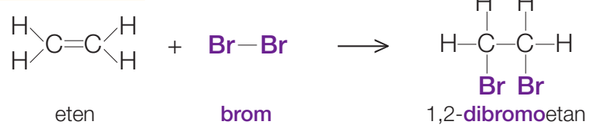
- **substytucję rodnikową** (S_R), która przebiega z udziałem rodników,
- **substytucję nukleofilową** (pierwszego rzędu S_N1 lub drugiego rzędu S_N2), podczas której następuje atak nukleofila,
- **substytucję elektrofilową** (S_E), podczas której następuje atak elektrofila.

Mechanizm reakcji substytucji nukleofilowej
→ patrz s. 210

Mechanizm reakcji substytucji elektrofilowej
→ patrz s. 136

Reakcje addycji A

Reakcja **addycji** (przyłączania) polega na **łączeniu** się dwóch substratów w jeden produkt, najczęściej w wyniku rozerwania jednego z wiązań wielokrotnych, np.:



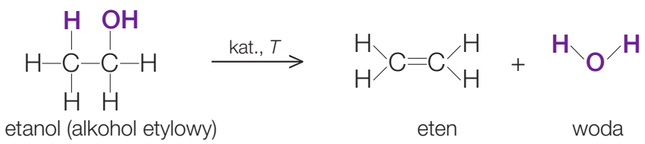
Reakcje addycji także można podzielić ze względu na ich mechanizm. Wyróżnia się m.in.:

- **addycję rodnikową** (A_R), która przebiega z udziałem rodników,
- **addycję elektrofilową** (A_E), podczas której następuje atak elektrofila,
- **addycję nukleofilową** (A_N), podczas której następuje atak nukleofila.

Mechanizm reakcji addycji elektrofilowej
→ patrz s. 94

Reakcje eliminacji E

Podczas reakcji **eliminacji** następuje **oderwanie** się prostej cząsteczki od cząsteczki substratu. W wyniku rozerwania dwóch wiązań znajdujących się przy sąsiednich atomach węgla **powstaje** zazwyczaj **wiązanie wielokrotne**, np.:



Mechanizm reakcji eliminacji
→ patrz s. 196

W przypadku reakcji eliminacji wyróżnia się dwa szczególnie istotne mechanizmy:

- **E1**, podczas którego reakcja eliminacji przebiega jednocząsteczkowo w etapie decydującym o szybkości reakcji chemicznej,
- **E2**, podczas którego reakcja eliminacji przebiega dwucząsteczkowo w etapie decydującym o szybkości reakcji chemicznej.

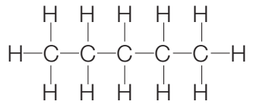
Ważne w temacie *Wzory związków chemicznych i rodzaje reakcji w chemii organicznej*

Wzory związków chemicznych i rodzaje reakcji w chemii organicznej

1. Wymieniam rodzaje wzorów związków organicznych i odróżniam wzory sumaryczne, strukturalne, półstrukturalne, grupowe i szkieletowe

Na przykład wzory pentanu:

- wzór sumaryczny: C_5H_{12}
- wzór strukturalny:



- wzór półstrukturalny: $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$
- wzór grupowy: $CH_3(CH_2)_3CH_3$
- wzór szkieletowy:



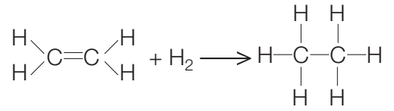
2. Określam rodzaj reakcji chemicznej

- **Reakcja substytucji** – polega na podstawieniu atomu lub grupy atomów w cząsteczce przez inny atom lub grupę atomów, np. reakcja bromowania benzenu:

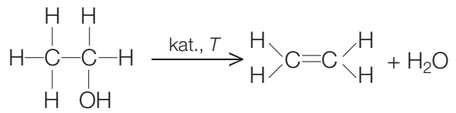


$$C_6H_6 + Br_2 \xrightarrow{\text{kat.}} C_6H_5Br + HBr$$

- **Reakcja addycji** – polega na łączeniu się dwóch substratów w jeden produkt, np. reakcja addycji wodoru do cząsteczki etenu:



- **Reakcja eliminacji** – polega na oderwaniu się prostej cząsteczki od cząsteczki substratu, np. reakcja eliminacji cząsteczki wody z cząsteczki alkoholu:



Wzór sumaryczny – uwzględnia tylko rodzaj i liczbę atomów tworzących cząsteczkę związku chemicznego.

Wzór strukturalny – uwzględnia wszystkie atomy pierwiastków chemicznych oraz wszystkie wiązania występujące w cząsteczce.

Wzór półstrukturalny – uwzględnia rodzaj i liczbę atomów w cząsteczce oraz wiązania chemiczne między atomami, oprócz wiązań węgiel–wodór.

Wzór grupowy – uwzględnia rodzaj i liczbę atomów w cząsteczce. Można w nim pominąć pojedyncze wiązania, a powtarzające się grupy atomów zapisać w nawiasie, uwzględniając ich liczbę.

Wzór szkieletowy – przedstawia budowę cząsteczki, uwzględniając jedynie wzór jej szkieletu węglowego.

Reakcja jonowa – reakcja chemiczna, podczas której powstają jonowe produkty pośrednie.

Karbokation – jon (kation) z ładunkiem dodatnim zlokalizowanym na atomie węgla.

Karboanion – jon (anion) z ładunkiem ujemnym zlokalizowanym na atomie węgla.

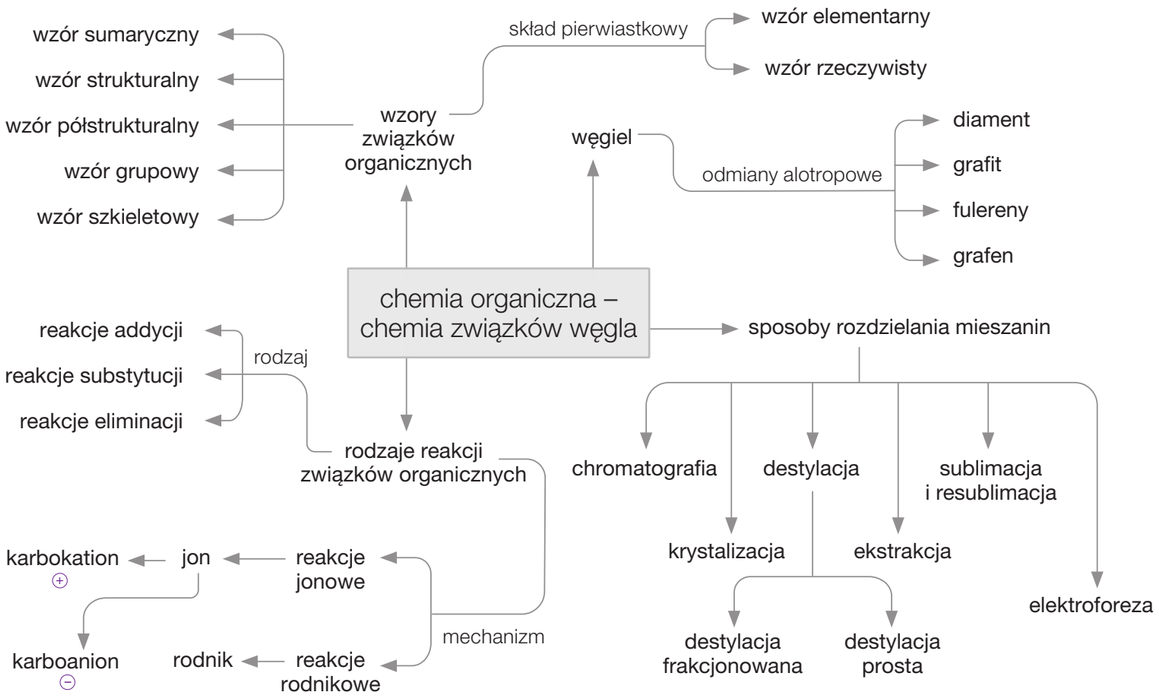
Elektrofil (akceptor pary elektronowej) – drobina (kation lub cząsteczka), która przyjmuje parę elektronową.

Nukleofil (donor pary elektronowej) – drobina (cząsteczka lub anion), która oddaje parę elektronową.

Reakcja rodnikowa – reakcja chemiczna, podczas której powstają rodniki jako produkty pośrednie.

Rodnik – atom lub grupa atomów z niesparowanym elektronem.

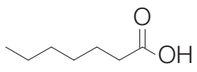
Mapa pojęć – chemia organiczna jako chemia związków węgla



Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Pewien związek organiczny można przedstawić za pomocą wzoru szkieletowego:



Napisz jego wzór:

a) sumaryczny,
b) strukturalny,
c) półstrukturalny,
d) grupowy.

2. Zakwalifikuj podane równania reakcji (a–e) **do reakcji substytucji, addycji i eliminacji.**

a) $CH_3{-}CH{=}CH_2 + Br_2 \longrightarrow CH_3{-}\underset{\displaystyle Br}{\underset{|}{CH}}{-}\underset{\displaystyle Br}{\underset{|}{CH_2}}$

b) $C_6H_5CH_3 + Cl_2 \longrightarrow C_6H_5CH_2Cl + HCl$

c) $C_6H_{11}OH \longrightarrow C_6H_{10} + H_2O$

d) $CH_2{=}CH_2 \longrightarrow CH{\equiv}CH + H_2$

e) $C_6H_6 + 3H_2 \longrightarrow C_6H_{12}$

Podsumowanie

Węgiel aktywowany

Węgiel aktywowany (aktywny, leczniczy) to szczególna postać węgla, która ma **silne właściwości adsorpcyjne**. Dzięki temu pochłania substancje szkodliwe, będące przyczyną zatruć i dolegliwości żołądkowych.

Alotropia

Alotropia to **zjawisko występowania pierwiastka chemicznego w różnych odmianach** krystalicznych lub cząsteczkowych.

Odmiany alotropowe węgla

Czysty węgiel pierwiastkowy występuje w kilku **odmianach alotropowych**. Najważniejsze z nich to: **grafit**, **diament**, **grafen**, **fulereny**.

- **Grafit** jest wykorzystywany w ołówkach, ponieważ jest miękki i podczas pocierania o papier pozostawia na nim ślad.
- **Diament** jest stosowany do produkcji narzędzi tnących, ponieważ jest najtwardszy spośród znanych substancji naturalnych.
- **Grafen** jest używany do produkcji elementów elektronicznych, ponieważ dobrze przewodzi prąd elektryczny.
- **Fulereny** są składnikami kosmetyków ze względu na swoje właściwości antyoksydacyjne.

Wykrywanie pierwiastków chemicznych w związkach organicznych

Związki organiczne oprócz atomów węgla zawierają zazwyczaj atomy wodoru i mogą zawierać atomy innych pierwiastków chemicznych, np. **azotu**, **siarki** czy **tlenu**. Można je wykryć, przeprowadzając odpowiednie doświadczenia chemiczne.

Wykrywany pierwiastek chemiczny	Metoda oznaczania	Identyfikacja
węgiel	Spalanie: $C + O_2 \longrightarrow CO_2$	Woda wapienna mętnieje pod wpływem wydzielającego się CO_2: $CO_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$ Świadczy to o obecności węgla.
azot	Ogrzewanie ze stężonym roztworem NaOH.	Wydzielający się gaz o charakterystycznym zapachu – amoniak NH_3 – świadczy o obecności azotu.
siarka	1. Ogrzewanie ze stężonym roztworem NaOH. 2. Zobojętnienie mieszaniny poreakcyjnej roztworem HNO_3. 3. Dodanie rozpuszczalnego związku ołowiu, np. $Pb(NO_3)_2$.	Strącający się czarny osad PbS świadczy o obecności siarki.
tlen	Analiza ilościowa.	Tlen jest identyfikowany po przeprowadzeniu analizy ilościowej, jeżeli suma wyników oznaczenia C, H, N i innych pierwiastków chemicznych nie wynosi 100 %.

Wzór elementarny

Wzór elementarny (empiryczny) określa, w jakim stosunku ilościowym występują atomy poszczególnych pierwiastków chemicznych w cząsteczce związku chemicznego. Stosunek ten wyrażony jest za pomocą najmniejszych liczb całkowitych.

Wzór rzeczywisty

Wzór rzeczywisty (sumaryczny) informuje o rzeczywistej liczbie atomów poszczególnych pierwiastków chemicznych w cząsteczce. Do określenia wzoru rzeczywistego konieczna jest znajomość masy cząsteczkowej (lub masy molowej) danego związku chemicznego. **Wzór rzeczywisty może być taki sam jak wzór elementarny lub stanowić jego wielokrotność.**

Sposoby rozdzielania mieszanin i oczyszczania związków organicznych

Rozdzielanie mieszanin i oczyszczanie związków chemicznych polega na wykorzystaniu **różnic we właściwościach**, takich jak: rozpuszczalność, temperatura wrzenia czy oddziaływanie z innymi substancjami.

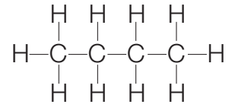
Nazwa metody	Wykorzystywane właściwości	Opis
krystalizacja	**Różnice w rozpuszczalności** związków chemicznych i ich zanieczyszczeń.	Wydzielenie się substancji w postaci kryształów z roztworu nasyconego.
sublimacja i resublimacja	**Zdolność do sublimacji** oczyszczanej substancji.	Przeprowadzenie substancji w stan pary z pominięciem stanu ciekłego i ponowne jej wydzielenie w procesie resublimacji.
ekstrakcja	**Różna rozpuszczalność** związku chemicznego w dwóch niemieszających się rozpuszczalnikach.	Rozpuszczona substancja rozdziela się między dwie niemieszające się fazy ciekłe. Stosunek jej stężeń w obu fazach jest w danej temperaturze wielkością stałą, niezależną od ilości substancji rozpuszczonej i ilości użytych rozpuszczalników.
chromatografia	**Różnice w szybkości przemieszczania się** poszczególnych składników podczas przepływu ich roztworu przez fazę nieruchomą.	Podział składników rozdzielanej mieszaniny między dwie fazy: stacjonarną (nieruchomą) i ruchomą.
destylacja	**Różnice w temperaturach wrzenia** poszczególnych składników mieszaniny.	Mieszaninę doprowadza się do wrzenia. W miarę wzrostu temperatury poszczególne składniki mieszaniny zostają odparowane, a następnie skroplone w chłodnicy zgodnie z ich temperaturą wrzenia.
elektroforeza	**Różnice w szybkości przemieszczania się naładowanych cząstek** pod wpływem napięcia elektrycznego.	Rozdzielanie i oczyszczanie mieszanin jednorodnych, np. mieszanin białek, z wykorzystaniem ruchu naładowanych cząstek w polu elektrycznym.

Wzory związków organicznych

- **Wzór sumaryczny** – uwzględnia tylko rodzaj i liczbę atomów tworzących cząsteczkę związku chemicznego:

$$C_4H_{10}$$

- **Wzór strukturalny** – uwzględnia wszystkie atomy pierwiastków chemicznych oraz wszystkie wiązania występujące w cząsteczce:



- **Wzór półstrukturalny** – uwzględnia rodzaj i liczbę atomów w cząsteczce oraz wiązania chemiczne między atomami, oprócz wiązań węgiel–wodór:

$$CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$$

- **Wzór grupowy** – uwzględnia rodzaj i liczbę atomów w cząsteczce. Można w nim pominąć wiązania pojedyncze, a powtarzające się grupy atomów zapisać w nawiasie, uwzględniając ich liczbę:

$$CH_3(CH_2)_2CH_3$$

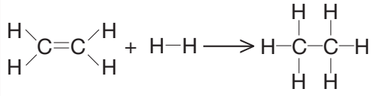
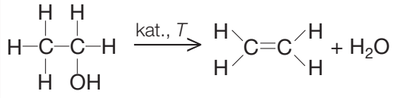
- **Wzór szkieletowy** – przedstawia budowę cząsteczki, uwzględniając jedynie wzór jej szkieletu węglowego:

Podział reakcji chemicznych ze względu na ich mechanizm

Mechanizm reakcji	Produkty pośrednie
reakcja jonowa	jony: ▸ karbokation, czyli kation z ładunkiem zlokalizowanym na atomie węgla ▸ karboanion, czyli anion z ładunkiem zlokalizowanym na atomie węgla
reakcja rodnikowa	rodniki – atomy lub grupy atomów z niesparowanym elektronem

Rodzaje reakcji chemicznych w chemii organicznej

W chemii organicznej można wyróżnić różne rodzaje reakcji chemicznych, m.in. reakcje: **substytucji**, **addycji** i **eliminacji**.

Rodzaj reakcji oraz stosowany skrót	Charakterystyka	Przykład
reakcja substytucji S	Reakcja polega na podstawieniu atomu lub grupy atomów w cząsteczce przez inny atom lub grupę atomów.	reakcja bromowania benzenu: $C_6H_6 + Br_2 \xrightarrow{\text{kat.}} C_6H_5Br + HBr$
reakcja addycji A	Reakcja polega łączeniu się dwóch substratów w jeden produkt.	reakcja addycji wodoru do cząsteczki etenu: 
reakcja eliminacji E	Reakcja polega na oderwaniu się prostej cząsteczki od cząsteczki substratu.	reakcja eliminacji wody z cząsteczki alkoholu: 

Sposób na zadania

O pewnym związku organicznym $C_xH_yO_z$ wiadomo, że:

Indeksy *x*, *y*, *z* to liczby moli atomów pierwiastków.

- jego masa molowa wynosi 90 $\frac{g}{mol}$,
- w cząsteczce tego związku chemicznego liczba moli atomów tlenu jest dwukrotnie mniejsza od liczby moli atomów węgla,
- sumaryczna liczba moli atomów wodoru i tlenu w tym związku organicznym wynosi 12.

Wyznacz wzór empiryczny oraz wzór rzeczywisty opisanego związku organicznego.

Rozwiązanie:

1 Zapisz wyrażenie umożliwiające obliczenie masy molowej cząsteczki.

Odczytaj z układu okresowego masy atomowe odpowiednich pierwiastków chemicznych (C, H, O). Następnie skorzystaj ze wzoru: $m = n \cdot M$ i zapisz wyrażenie umożliwiające obliczenie masy molowej cząsteczki opisanego związku organicznego.

$M_C = 12\ \frac{g}{mol}$ $M_H = 1\ \frac{g}{mol}$ $M_O = 16\ \frac{g}{mol}$

$mC = n_C \cdot M_C$ $mH = n_H \cdot M_H$ $mO = n_O \cdot M_O$

$mC = x \cdot 12$ $mH = y \cdot 1$ $mO = z \cdot 16$

Masa molowa tego związku chemicznego jest równa 90 $\frac{g}{mol}$, zatem równanie przyjmuje postać: $12x + y + 16z = 90$.

2 Wyznacz stosunki molowe.

Liczba moli atomów tlenu jest dwukrotnie mniejsza od liczby moli atomów węgla.
Zatem $z = \frac{1}{2}x$, czyli: $x = 2z$.

Sumaryczna liczba moli atomów wodoru i tlenu wynosi 12, zatem: $y + z = 12$.

3 Oblicz wartości indeksów *x*, *y*, *z*.

Zapisz układ równań i rozwiąż go metodą podstawienia lub przy użyciu kalkulatora naukowego.

$$\begin{cases} 12x + y + 16z = 90 \\ x = 2z \\ y + z = 12 \end{cases}$$

$$\begin{cases} 12x + y + 16z = 90 \\ x = 2z \\ y = 12 - z \end{cases}$$

$$\begin{cases} 12 \cdot 2z + 12 - z + 16z = 90 \\ x = 2z \\ y = 12 - z \end{cases}$$

$$\begin{cases} 39z = 78 \\ x = 2z \\ y = 12 - z \end{cases}$$

$x = 4$ $y = 10$ $z = 2$

4 Ustal wzór rzeczywisty.

Wzór otrzymany po podstawieniu wartości *x*, *y*, *z* do wzoru związku organicznego $C_xH_yO_z$ to wzór rzeczywisty: $C_4H_{10}O_2$.

5 Ustal wzór elementarny.

Wzór elementarny przedstawia najprostszy stosunek liczby moli atomów pierwiastków w związku chemicznym, dlatego należy podzielić przez 2 wartości *x*, *y*, *z* we wzorze rzeczywistym. Otrzymujemy wtedy: C_2H_5O.

Rozwiąż *Zadanie analogiczne*.

Zadanie analogiczne

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

W *Sposobie na zadania* na s. 48 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

O pewnym związku organicznym $C_xH_yO_z$ wiadomo, że:

- jego skład (wyrażony w procentach masowych) to: 40 % węgla, 53,3 % tlenu oraz 6,7 % wodoru,
- sumaryczna liczba moli atomów węgla i tlenu w tym związku organicznym wynosi 6.

Wyznacz wzór empiryczny oraz wzór rzeczywisty opisanego związku organicznego.

Trening – rozwiąż zadania

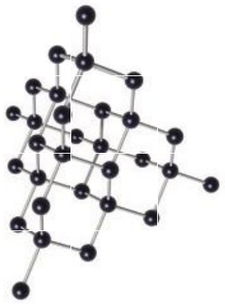
ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Zadanie 1.

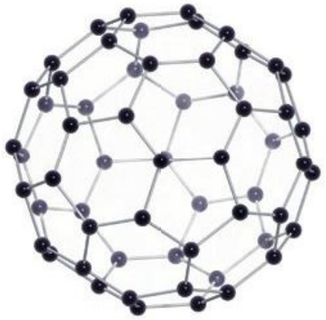
Węgiel występuje w środowisku przyrodniczym w postaci dwóch stabilnych izotopów ^{X}C i ^{Y}C. Liczba neutronów w jądrze pierwszego izotopu jest o 1 mniejsza niż liczba neutronów w jądrze drugiego izotopu. Atomowa zawartość procentowa izotopu ^{X}C wynosi 98,85 %, zaś izotopu ^{Y}C – 1,15 %.
Oblicz liczby masowe *X* i *Y* każdego z izotopów węgla, wiedząc, że średnia masa atomowa węgla wynosi 12,0115 u.

Zadanie 2.

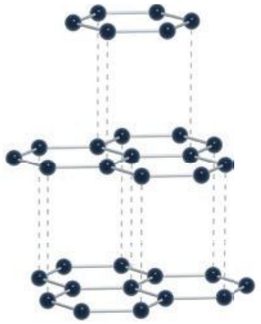
Modele przedstawiają sieci krystaliczne trzech odmian alotropowych węgla:



Model 1



Model 2



Model 3

Uzupełnij tekst dotyczący odmian alotropowych węgla – grafitu i diamentu. Wybierz i zaznacz jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

- Budowę wewnętrzną grafitu przedstawia model (1 / 2 / 3). Orbitale walencyjne atomów węgla w strukturze grafitu przyjmują hybrydyzację (sp^3 / sp^2 / sp). Grafit (dobrze przewodzi ciepło / nie przewodzi ciepła), a ze względu na obecność zdelokalizowanych elektronów (dobrze / słabo) przewodzi prąd elektryczny.
- Budowę wewnętrzną diamentu przedstawia model (1 / 2 / 3). W diamencie atomy węgla są ze sobą połączone wiązaniami (kowalencyjnymi niespolaryzowanymi / kowalencyjnymi spolaryzowanymi / jonowymi). Diament to substancja o (najniższym / najwyższym) stopniu twardości ze wszystkich znanych substancji naturalnych i (dobrze rozpuszczalna / nierozpuszczalna) w wodzie.

Zadanie 3.

W celu oznaczenia zawartości siarki w węglu kopalnym próbkę o masie 5,2 g poddano całkowitemu spaleniu. Otrzymane gazy wprowadzono do roztworu H_2O_2, w którym SO_2 uległ przemianie w H_2SO_4. Następnie do badanego roztworu dodano 40 cm^3 roztworu chlorku baru o stężeniu 0,2 $\frac{mol}{dm^3}$. Strącony osad przemyto kwasem chlorowodorowym w celu usunięcia zanieczyszczeń – węglanu baru. Następnie osad wysuszono i zważono. Na podstawie masy osadu obliczono, że masowa zawartość procentowa siarki w węglu kopalnym wynosi 4,9 %, co nie jest wartością prawdziwą, bo poprawnie przeprowadzony eksperyment wykazał, że wynosi ona 6 %.
Wykonaj obliczenia i ustal, na czym polegał błąd w metodzie oznaczania zawartości siarki w węglu kopalnym. Napisz odpowiedź.

2. Węglowodory

Przypomnij sobie!

- Alkany to **węglowodory nasycone**, których cząsteczki zawierają wyłącznie **wiązania pojedyncze** między atomami węgla. Wzór ogólny **alkanów**:

  C_nH_{2n+2}

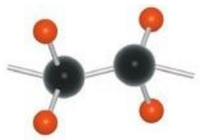
  gdzie: n – liczba naturalna; liczba atomów węgla w cząsteczce; $n \geq 1$.
- Alkeny i alkiny to **węglowodory nienasycone**. W cząsteczkach **alkenów** między atomami węgla występuje jedno wiązanie podwójne, a w cząsteczkach **alkinów** – jedno potrójne. Wzory ogólne:

alkenów	**alkinów**
C_nH_{2n}	C_nH_{2n-2}

  gdzie: n – liczba naturalna; liczba atomów węgla w cząsteczce; $n \geq 2$.
- **Szereg homologiczny** to zbiór związków organicznych **o podobnej budowie i podobnych właściwościach**, w którym każdy kolejny związek chemiczny ma w cząsteczce o jeden atom węgla i dwa atomy wodoru więcej od poprzedniego.
- **Reakcja spalania** to gwałtowna reakcja utleniania, której towarzyszy wydzielenie energii na sposób światła i ciepła.
  Reakcja spalania zachodząca przy:
  - nieograniczonym dostępie tlenu to **reakcja spalania całkowitego**, której produktami są tlenek węgla(IV) CO_2 i woda H_2O,
  - ograniczonym dostępie tlenu to **reakcja spalania niecałkowitego**, której produktami są tlenek węgla(II) CO i woda H_2O lub węgiel C i woda H_2O.



5 Węglowodory nasycone – alkany



Rys. 10. Model fragmentu cząsteczki węglowodoru. W cząsteczkach węglowodorów nasyconych występują tylko wiązania pojedyncze.

Modele atomów:
- węgla
- wodoru

Ważne w tym temacie:
- pojęcia: *węglowodory*, *alkany*, *szereg homologiczny*, *reakcja substytucji*, *rodnik*, *cykloalkany*
- zapisywanie wzorów alkanów na podstawie ich nazw
- zapisywanie nazw alkanów na podstawie ich wzorów
- zapisywanie równań reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego alkanów
- zapisywanie równań reakcji substytucji alkanów
- ustalanie rzędowości atomów węgla w cząsteczce węglowodoru

Węglowodory
- Węglowodory nasycone
- Węglowodory nienasycone
- Węglowodory aromatyczne
- Zjawisko izomerii
- Źródła węglowodorów

Węglowodory to związki chemiczne, których cząsteczki są zbudowane tylko z **atomów węgla** i **wodoru** (rys. 10.).

Podział węglowodorów

Węglowodory nienasycone – alkeny → patrz s. 105

Węglowodory nienasycone – alkiny → patrz s. 105

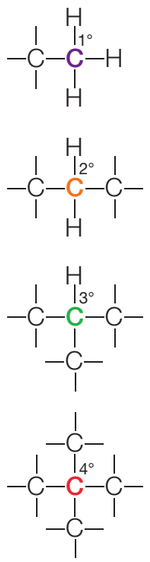
Węglowodory aromatyczne – areny → patrz s. 124

Węglowodory dzieli się ze względu na:
- budowę cząsteczki, czyli **sposób połączenia atomów węgla**,
- **rodzaj wiązań** występujących **między atomami węgla**.

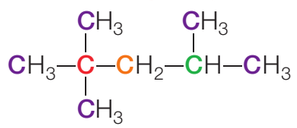
W cząsteczkach **węglowodorów nasyconych** między atomami węgla występują tylko **wiązania pojedyncze**, natomiast w cząsteczkach **węglowodorów nienasyconych** występują także **wiązania wielokrotne** – podwójne lub potrójne.

Rzędowość atomów węgla

W cząsteczkach związków organicznych atomy węgla mogą się łączyć nie tylko z atomami wodoru, ale także w różny sposób z innymi atomami węgla. Liczbę atomów węgla związanych z danym atomem węgla nazywa się jego **rzędowością**. Jeśli atom węgla jest połączony:
- z jednym innym atomem węgla, to mówimy, że jest **pierwszorzędowy** (1°),
- z dwoma innymi atomami węgla – **drugorzędowy** (2°),
- z trzema atomami węgla – **trzeciorzędowy** (3°),
- z czterema atomami węgla – **czwartorzędowy** (4°).



Na przykład w cząsteczce 2,2,4-trimetylopentanu jest pięć atomów węgla **pierwszorzędowych** (1°), jeden **drugorzędowy** (2°), jeden **trzeciorzędowy** (3°) i jeden **czwartorzędowy** (4°):



Przykład 4.

Plan rozwiązywania

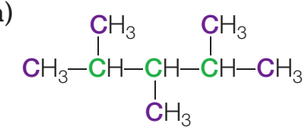
1. Określ, z iloma innymi atomami węgla łączy się każdy z atomów węgla w cząsteczkach podanych alkanów.
2. Wpisz nad symbolem węgla odpowiednie oznaczenie określające rzędowość atomów węgla: 1°, 2°, 3° lub 4°.

Określanie rzędowości atomów węgla

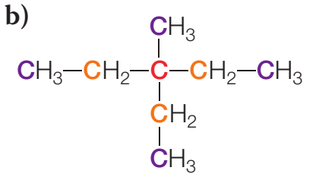
Określ rzędowość wszystkich atomów węgla w cząsteczkach alkanów o podanych wzorach półstrukturalnych.

1 **a)** Z jednym atomem węgla łączy się **pierwszorzędowy** atom węgla.
Z dwoma atomami węgla łączy się **drugorzędowy** atom węgla.
Z trzema atomami węgla łączy się **trzeciorzędowy** atom węgla.
Z czterema atomami węgla łączy się **czwartorzędowy** atom węgla.

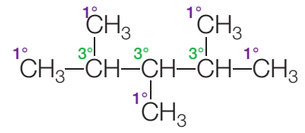
a)

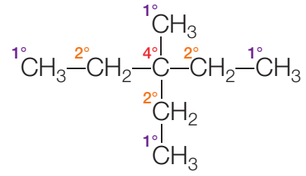


b)



2





Występowanie alkanów

Naturalnym źródłem węglowodorów nasyconych, czyli alkanów, są m.in.: węgle kopalne, ropa naftowa i gaz ziemny.

Paliwa kopalne → patrz s. 164

Głównym **składnikiem gazu ziemnego** jest najprostszy alkan – **metan**, który pozyskuje się także z węgla kamiennego. Metan powstaje m.in. w wyniku rozkładu szczątków roślinnych i innych przemian zachodzących z udziałem bakterii.

Z ropy naftowej otrzymuje się produkty będące mieszaninami węglowodorów, np. benzynę i olej napędowy.

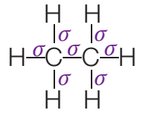
Węglowodory o nieparzystej liczbie atomów węgla w cząsteczkach (od 25 do 31) występują m.in. w wosku pszczelim (fot. 18.).



Fot. 18. Wosk to mieszanina wielu związków chemicznych. Jednym z nich jest alkan – hentriakontan $C_{31}H_{64}$.

Budowa alkanów

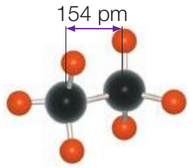
Alkany to węglowodory nasycone. Atomy węgla w cząsteczkach alkanów są ze sobą połączone wyłącznie **wiązaniami pojedynczymi typu *σ***, np. w cząsteczce etanu:



Długość wiązania pojedynczego C—C w cząsteczce etanu wynosi 154 pm, a energia wiązania jest równa 338 $\frac{kJ}{mol}$.

Długość wiązania pojedynczego C—C: 154 pm

1 pm (pikometr) = 10^{-12} m

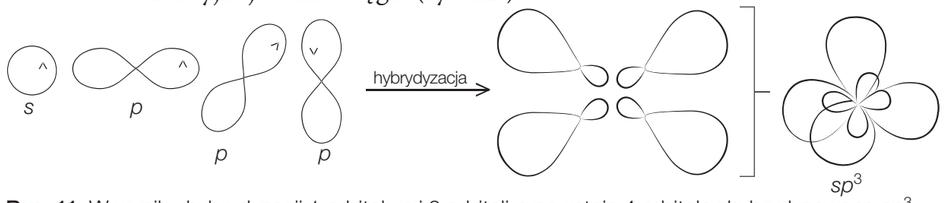


Wiązania pojedyncze w alkanach **trudno ulegają rozerwaniu**, dlatego związki chemiczne tej grupy są **bardzo mało reaktywne** (doświadczenie 6., s. 67).

Hybrydyzacja orbitali walencyjnych atomów węgla w cząsteczkach węglowodorów nasyconych

Budowa przestrzenna cząsteczek alkanów, podobnie jak pozostałych węglowodorów, oraz występujące w nich rodzaje wiązań zależą od typu hybrydyzacji orbitali walencyjnych atomów węgla. Hybrydyzacja orbitali walencyjnych i geometria cząsteczek związków chemicznych zostały omówione w dziale *Wiązania chemiczne* w cz. 1. podręcznika, s. 113–137.

Cząsteczki alkanów są zbudowane z atomów węgla, których orbitalom walencyjnym przypisuje się hybrydyzację sp^3 (tabela 4.). Takie orbitale powstają w wyniku hybrydyzacji 1 orbitalu *s* i 3 orbitali *p* powłoki walencyjnej atomu węgla (rys. 11.).



Rys. 11. W wyniku hybrydyzacji 1 orbitalu *s* i 3 orbitali *p* powstają 4 orbitale zhybrydyzowane sp^3.

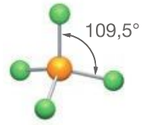
Tabela 4. Hybrydyzacja orbitali walencyjnych atomów węgla w cząsteczkach alkanów

Szkielet łańcucha węglowego	Hybrydyzacja		Orbitale zhybrydyzowane			
	typ	orbitale ulegające hybrydyzacji	liczba	orientacja przestrzenna	kształt	kąt
wiązanie pojedyncze	sp^3	1*s* 2*s* 2*p*	4		tetraedryczny	109,5°

Budowa cząsteczki metanu

Metan CH_4 jest najprostszym przedstawicielem **węglowodorów nasyconych**, czyli **alkanów**. Jego cząsteczka jest zbudowana z jednego atomu węgla i czterech atomów wodoru.

Cząsteczka metanu ma kształt **czworościanu foremnego** (tetraedru) z atomem węgla w centrum i czterema atomami wodoru w narożach tetraedru. Kąty między wiązaniami wynoszą 109,5° (rys. 12.). Kształt cząsteczki metanu wyjaśnia **hybrydyzacja *sp*^{3}** orbitali walencyjnych atomów węgla. Hybrydyzacji ulegają **1 orbital *s*** i **3 orbitale *p***, w wyniku czego powstają 4 orbitale zhybrydyzowane – **4 orbitale *sp*^{3}**:



Rys. 12. Wiązania chemiczne w cząsteczce metanu.

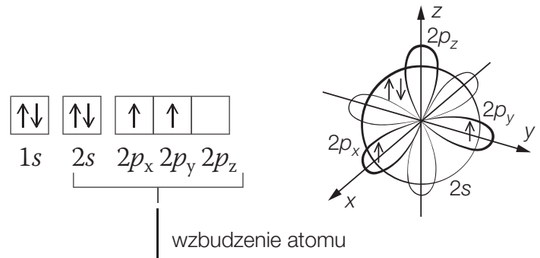
hybrydyzacja sp^3



kształt tetraedru

Stan podstawowy

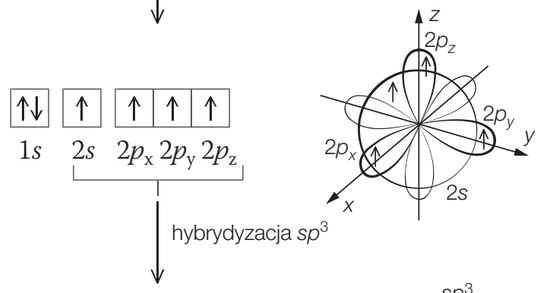
$_6C$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$



wzbudzenie atomu

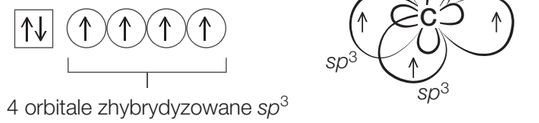
Stan wzbudzony

$_6C^*$: $1s^2\ 2s^1\ 2p^3$

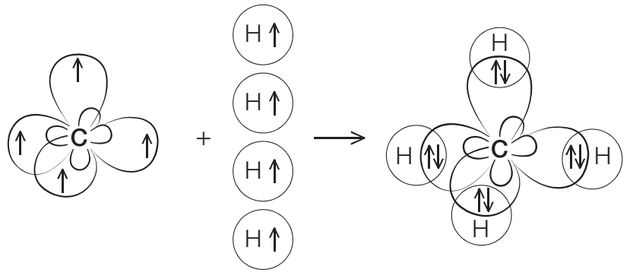


hybrydyzacja sp^3

Orbitale zhybrydyzowane



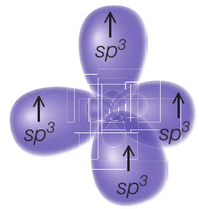
Elektrony opisywane przez orbitale zhybrydyzowane atomu węgla (rys. 13.) wraz z elektronami orbitali 1*s* pochodzącymi od czterech atomów wodoru uczestniczą w tworzeniu wiązań w cząsteczce CH_4 (rys. 14.).



Rys. 14. Model tworzenia się cząsteczki metanu.

Gwiazdka przy symbolu chemicznym pierwiastka oznacza atom w stanie wzbudzonym: *.

Oznaczenie orbitali zhybrydyzowanych:



Rys. 13. Model orbitali walencyjnych atomu węgla po hybrydyzacji sp^3.

Szereg homologiczny alkanów

Szereg homologiczny – szereg związków organicznych o podobnej budowie i podobnych właściwościach chemicznych, w którym każdy kolejny związek chemiczny ma o jedną grupę metylenową $-CH_2-$ więcej w cząsteczce.

Alkany tworzą **szereg homologiczny**. Jest to szereg węglowodorów, w którym każdy następny węglowodór ma o 1 atom węgla i 2 atomy wodoru (czyli grupę metylenową $-CH_2-$) więcej w cząsteczce (tabela 5.). Pierwszym związkiem chemicznym w szeregu homologicznym alkanów jest metan – węglowodór nasycony zbudowany z jednego atomu węgla i czterech atomów wodoru.

Cztery pierwsze alkany w szeregu mają nazwy zwyczajowe. W następnych rdzeń nazwy pochodzi od nazw liczebników greckich lub łacińskich oznaczających liczbę atomów węgla w cząsteczce.

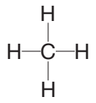
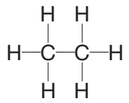
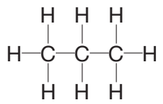
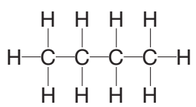
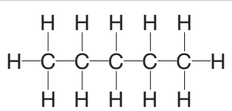
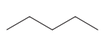
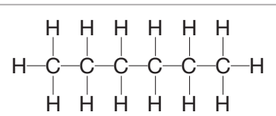
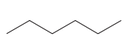
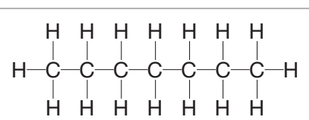
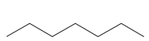
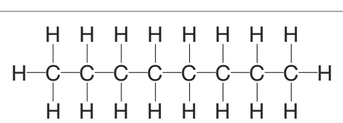
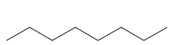
Na podstawie analizy wzorów alkanów w szeregu homologicznym można podać ich wzór ogólny:

$$C_nH_{2n+2}$$

◀ Wzór ogólny alkanów

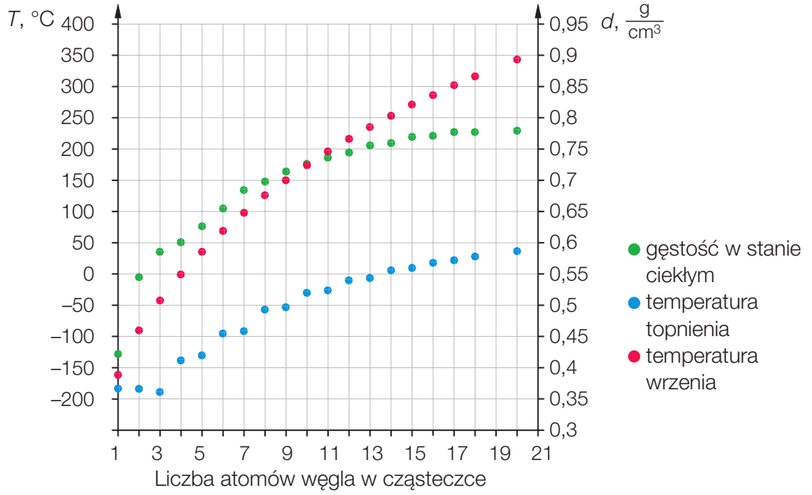
gdzie:
n – liczba atomów węgla w cząsteczce alkanu; $n \geq 1$.

Tabela 5. Szereg homologiczny alkanów

Liczba atomów węgla w cząsteczce	Nazwa	Wzory				
		sumaryczny	strukturalny	półstrukturalny	grupowy	szkieletowy (kreskowy)
1	metan	CH_4		CH_4	CH_4	brak
2	etan	C_2H_6		$CH_3—CH_3$	CH_3CH_3	
3	propan	C_3H_8		$CH_3—CH_2—CH_3$	$CH_3CH_2CH_3$	
4	butan	C_4H_{10}		$CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$	$CH_3(CH_2)_2CH_3$	
5	pentan	C_5H_{12}		$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$	$CH_3(CH_2)_3CH_3$	
6	heksan	C_6H_{14}		$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$	$CH_3(CH_2)_4CH_3$	
7	heptan	C_7H_{16}		$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$	$CH_3(CH_2)_5CH_3$	
8	oktan	C_8H_{18}		$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3$	$CH_3(CH_2)_6CH_3$	

Zmiana właściwości fizycznych alkanów w szeregu homologicznym

Alkany znajdujące się w szeregu homologicznym różnią się właściwościami: temperaturą wrzenia, temperaturą topnienia oraz gęstością (rys. 15.).



Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Grupa Wydawnicza Adamantan, Warszawa 2025.

Rys. 15. Wykres zależności wybranych właściwości fizycznych *n*-alkanów od liczby atomów węgla w ich cząsteczkach (temperatury wrzenia i topnienia mierzone pod ciśnieniem 1013 hPa).

Im większa jest liczba atomów węgla w cząsteczce alkanu, tym wyższa jest jego temperatura wrzenia, czyli mniejsza lotność. Ze zwiększaniem się liczby atomów węgla w cząsteczce zwiększa się ilość oddziaływań między cząsteczkami, m.in. sił van der Waalsa. Rozdzielenie cząsteczek wymaga większej energii, a zatem wyższej temperatury wrzenia.

Temperatura topnienia:

- trzech pierwszych alkanów – obniża się ze zwiększaniem się liczby atomów węgla w ich cząsteczkach,
- kolejnych alkanów – wzrasta ze zwiększaniem się liczby atomów węgla w ich cząsteczkach.

Temperatura topnienia zależy od sił międzycząsteczkowych, a także od sposobu upakowania cząsteczek w sieci krystalicznej. Ze względu na dużą symetrię cząsteczek metanu tworzą one uporządkowane kryształy, dlatego potrzeba więcej energii, a zatem wyższej temperatury, aby je stopić.

Spośród alkanów tylko metan ma gęstość mniejszą od gęstości powietrza. Natomiast wszystkie alkany mają gęstość mniejszą od gęstości wody.

Alkany dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach niepolarnych (np. w heksanie), ponieważ ich cząsteczki mają budowę niepolarną. Nie rozpuszczają się natomiast w wodzie, której cząsteczki są dipolami.

W szeregu homologicznym alkanów wraz ze zwiększaniem się liczby atomów węgla w cząsteczce (wydłużaniem się łańcucha węglowego) **zmienia się stan skupienia alkanów**.

Stany skupienia alkanów (T = 273,15 K (0 °C), p = 1013,25 hPa):
$1 \leq n \leq 4$ **gazy**
$5 \leq n \leq 16$ **ciecze**
$n \geq 17$ **substancje stałe**
gdzie:
n – liczba atomów węgla w cząsteczce alkanu; $n \geq 1$.

Nazewnictwo związków organicznych

Olbrzymia liczba znanych związków organicznych spowodowała, że należało stworzyć spójny i zrozumiały system ich nazywania, który umożliwia określenie struktury danego związku chemicznego na podstawie jego nazwy. Taki system został wprowadzony przez Międzynarodową Unię Chemii Czystej i Stosowanej (rys. 16.) – **IUPAC** (ang. ***I**nternational **U**nion of **P**ure and **A**pplied **C**hemistry*) i jako **nazewnictwo** (**nomenklatura**) **systematyczne** obowiązuje na całym świecie.



Rys. 16. Logo IUPAC.

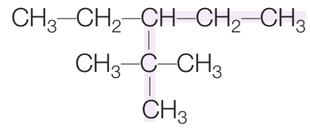
W przypadku wielu związków organicznych oprócz nazw systematycznych używa się również **nazw tradycyjnych lub zwyczajowych**, które często są znacznie krótsze i związane z występowaniem danego związku chemicznego w środowisku przyrodniczym, np. nazwa zwyczajowa kwasu (9*Z*)-oktadec-9-enowego to kwas oleinowy. Czasem to właśnie te nazwy są **nazwami zalecanymi (preferowanymi) przez IUPAC**, np. dla kwasu etanowego CH_3COOH nazwą zalecaną jest kwas octowy.

Nazwy zalecane przez IUPAC są w literaturze naukowej oznaczane akronimem **PIN** (ang. *preferred IUPAC name*).

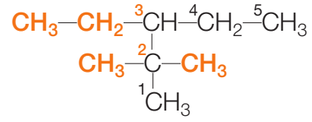
Nazewnictwo alkanów

Zgodnie z zaleceniami IUPAC nazwy systematyczne alkanów tworzy się według następujących zasad:

Zasada 1. Trzeba ustalić **najdłuższy i najbardziej rozgałęziony łańcuch węglowy**. Nazwę alkanu odpowiadającego temu łańcuchowi należy przyjąć jako **podstawę tworzonej nazwy**.

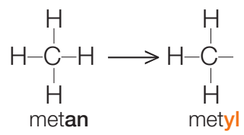


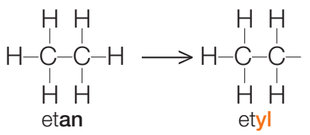
Zasada 2. Atomy węgla w najdłuższym łańcuchu trzeba ponumerować, zaczynając od atomów skrajnych. Położenie **podstawników** określają numery atomów węgla, czyli tzw. **lokanty**. Kierunek numeracji powinien być taki, aby lokanty – liczby wskazujące położenie podstawników – były jak **najmniejsze**.



Podstawniki – atomy lub grupy atomów związane z łańcuchem głównym.

Zasada 3. Nazwy **grup alkilowych** (tabela 6., s. 60) **oraz innych grup**, będących podstawnikami przy atomach węgla w najdłuższym łańcuchu, należy wymieniać **w porządku alfabetycznym**, a nie w kolejności wynikającej z ich numeracji. **Grupa alkilowa** jest to jednowartościowa grupa utworzona formalnie przez oderwanie jednego atomu wodoru od cząsteczki alkanu. Jej nazwę tworzy się przez zmianę zakończenia nazwy alkanu o takiej samej liczbie atomów węgla w cząsteczce z „**-an**” na „**-yl**”.





Ogólne oznaczenie grupy alkilowej: $-R$

Grupą alkilową może być:

- **metyl, grupa metylowa** $-CH_3$,
- **etyl, grupa etylowa** $-CH_2CH_3$ itd.

Tabela 6. Nazwy i wzory wybranych grup alkilowych

Liczba atomów węgla	Wzór półstrukturalny alkanu	Nazwa grupy alkilowej*	Wzór półstrukturalny grupy alkilowej
1	CH_4	**metyl**	CH_3-
2	CH_3-CH_3	**etyl**	CH_3-CH_2-
3	$CH_3-CH_2-CH_3$	**propyl**	$CH_3-CH_2-CH_2-$
		propan-2-yl (1-metyloetyl, izopropyl)	$CH_3-\underset{}{\overset{}{CH}}-CH_3$ (CH₃ pod CH)
4	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ $CH_3-\underset{}{\overset{CH_3}{CH}}-CH_3$	**butyl**	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-$
		2-metylopropyl (izobutyl)	$CH_3-\underset{}{\overset{CH_3}{CH}}-CH_2-$
		***tert*-butyl** (1,1-dimetyloetyl, 2-metylopropan-2-yl)	$CH_3-\underset{CH_3}{\overset{CH_3}{C}}-$
5	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$	**pentyl**	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-$

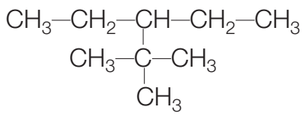
* Pogrubioną czcionką zaznaczono nazwy zalecane przez IUPAC.

Zasada 4. Liczbę identycznych podstawników oznacza się **przedrostkami**: „di-”, „tri-”, „tetra-”, „penta-” itd (tabela 7.).

Tabela 7. Wybrane przedrostki zwielokrotniające

Krotność	2	3	4	5	6	7	8	9
Nazwa przedrostka	di	tri	tetra	penta	heksa	hepta	okta	nona

Zasada 5. Na początku nazwy alkanu należy podać lokanty, liczbę i nazwy podstawników w kolejności alfabetycznej. Po ich wymienieniu trzeba dodać nazwę alkanu, któremu odpowiada ustalony najdłuższy i najbardziej rozgałęziony łańcuch węglowy. Takie same zasady obowiązują, gdy podstawnikami są atomy (np. fluorowce) lub grupy atomów.



3-etylo-2,2-dimetylopentan

Przykład 5.

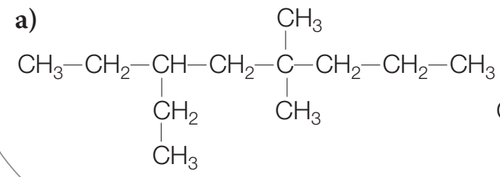
Plan rozwiązywania

1. Wyznacz najdłuższy łańcuch węglowy i ponumeruj atomy węgla zgodnie z zasadami 1. i 2., s. 59.
2. Zaznacz podstawniki, które nie należą do łańcucha węglowego, podaj ich położenie i nazwy zgodnie z zasadami 3. i 4., s. 59–60.
3. Napisz nazwę systematyczną alkanu.

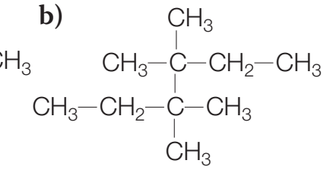
Ustalanie nazw systematycznych alkanów

Napisz nazwy systematyczne alkanów o podanych wzorach.

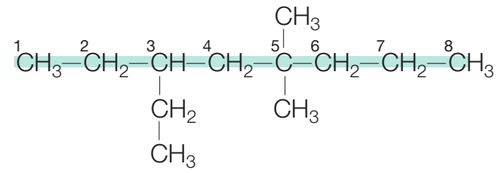
a)



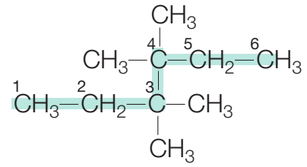
b)



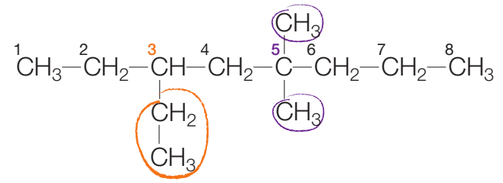
1 **a)** Najdłuższy łańcuch węglowy zawiera 8 atomów węgla.



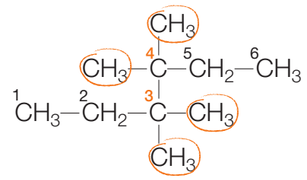
b) Najdłuższy łańcuch węglowy zawiera 6 atomów węgla.



2 **a)** W cząsteczce znajdują się trzy podstawniki – **jedna grupa etylowa** przy 3. atomie węgla oraz **dwie grupy metylowe** przy 5. atomie węgla.



b) W cząsteczce znajdują cztery podstawniki – **cztery grupy metylowe** – dwie przy 3. atomie węgla i dwie przy 4.



3 Nazwy alkanów:

a) 3-etylo-5,5-dimetylooktan,

b) 3,3,4,4-tetrametyloheksan.

Przykład 6.

Plan rozwiązywania

1 Ustal podstawę nazwy alkanu, napisz główny łańcuch węglowy o odpowiedniej liczbie atomów węgla i ponumeruj atomy węgla.

2 Napisz wzory podstawników przy odpowiednich atomach węgla i dopisz brakujące atomy wodoru.

3 Napisz wzór półstrukturalny alkanu.

Zapisywanie wzorów półstrukturalnych alkanów o znanych nazwach systematycznych

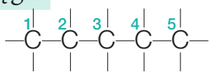
Napisz wzory półstrukturalne alkanów o podanych nazwach.

a) 2,2,4-trimetylopentan

b) 3,4-dietylo-2,2,3-trimetylo-4-propylooktan

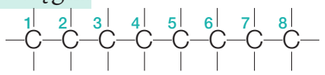
1 **a)** 2,2,4-trimetylo**pentan**

Podstawą tworzonej nazwy jest pentan – najdłuższy łańcuch zawiera 5 atomów węgla.



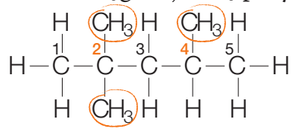
b) 3,4-dietylo-2,2,3-trimetylo-4-propylo**oktan**

Podstawą tworzonej nazwy jest oktan – najdłuższy łańcuch zawiera 8 atomów węgla.



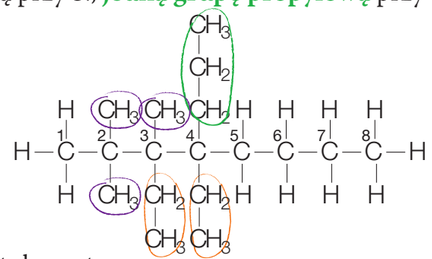
2 **a)** **2,2,4-trimetylo**pentan

Cząsteczka alkanu zawiera trzy podstawniki: **trzy grupy metylowe** – dwie przy 2. atomie węgla i jedną przy 4.

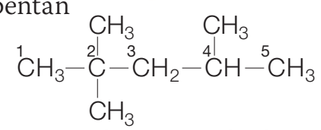


b) **3,4-dietylo-2,2,3-trimetylo-4-propylo**oktan

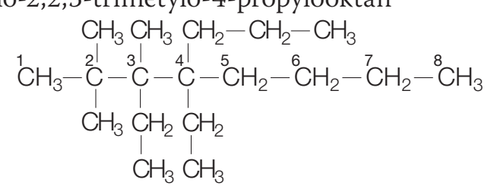
Cząsteczka alkanu zawiera sześć podstawników: **dwie grupy etylowe** przy 3. i 4. atomie węgla, **trzy grupy metylowe** – dwie przy 2. atomie węgla i jedną przy 3., **jedną grupę propylową** przy 4. atomie węgla.



3 **a)** 2,2,4-trimetylopentan



b) 3,4-dietylo-2,2,3-trimetylo-4-propylooktan



Przykład 7.

Plan rozwiązywania

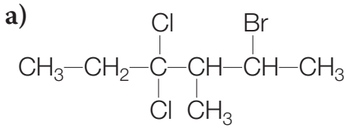
1 Wyznacz najdłuższy łańcuch węglowy, ponumeruj atomy węgla zgodnie z zasadami 1. i 2., s. 59 oraz podaj podstawę nazwy związku chemicznego.

2 Ustal położenie podstawników i podaj nazwę systematyczną związku chemicznego zgodnie z zasadami 3.–5., s. 59–60.

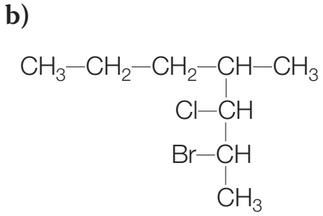
Ustalanie nazw systematycznych pochodnych alkanów, które w cząsteczkach zawierają atomy fluorowców

Napisz nazwy systematyczne związków chemicznych o podanych wzorach strukturalnych.

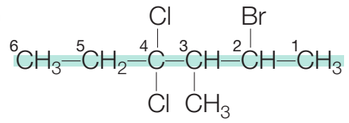
a)



b)

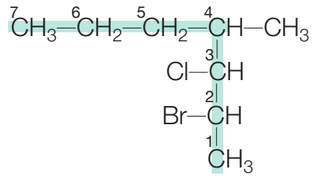


1 **a)**



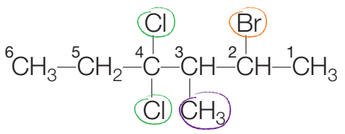
Najdłuższy łańcuch zawiera 6 atomów węgla – heksan.

b)



Najdłuższy łańcuch zawiera 7 atomów węgla – heptan.

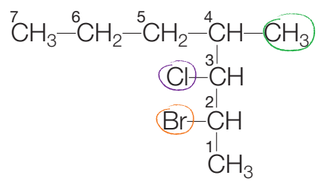
2 **a)**



Cząsteczka związku chemicznego zawiera cztery podstawniki: **jeden atom bromu** przy 2. atomie węgla, **jedną grupę metylową** przy 3. atomie węgla oraz **dwa atomy chloru** przy 4. atomie węgla.

Nazwa systematyczna: 2-bromo-4,4-dichloro-3-metyloheksan.

b)



Cząsteczka związku chemicznego zawiera trzy podstawniki: **jeden atom bromu** przy 2. atomie węgla, **jeden atom chloru** przy 3. atomie węgla oraz **jedną grupę metylową** przy 4. atomie węgla.

Nazwa systematyczna: 2-bromo-3-chloro-4-metyloheptan.

Izomeria konstytucyjna alkanów

Badania właściwości butanu doprowadziły do odkrycia jego odmian o identycznym składzie pierwiastkowym, ale różnej temperaturze wrzenia i topnienia.

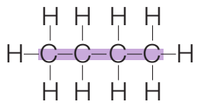
Przedrostek *n* w nazwie alkanu oznacza cząsteczkę o **łańcuchu prostym** (nierozgałęzionym).

Jedna z odmian, nazwana **butanem normalnym** i oznaczana ***n*-butan**, ma temperaturę wrzenia −0,55 °C, a temperaturę topnienia −138,3 °C. Druga odmiana – **2-metylopropan** – wrze w temperaturze −11,7 °C, a topi się w temperaturze −159,4 °C.

Obserwowane **różnice właściwości fizycznych** obu tych alkanów **są skutkiem różnic w budowie** ich cząsteczek. Cząsteczka *n*-butanu ma **prosty** (nierozgałęziony) **łańcuch węglowy**, natomiast w cząsteczce 2-metylopropanu (izobutanu) **łańcuch** jest **rozgałęziony**:

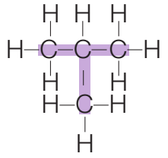
izomery konstytucyjne C_4H_{10}

łańcuch prosty



n-butan

łańcuch rozgałęziony

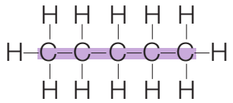


2-metylopropan

Podobną różnorodność wykazują cząsteczki innych alkanów, np. pentanu. Cząsteczka pentanu jest zbudowana z pięciu atomów węgla, które mogą być położone względem siebie w trzech kombinacjach:

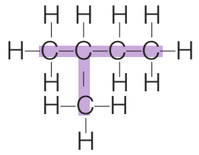
izomery konstytucyjne C_5H_{12}

łańcuch prosty

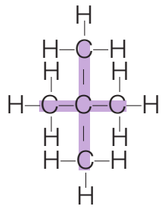


n-pentan

łańcuchy rozgałęzione



2-metylobutan



2,2-dimetylopropan

Izomeria – zjawisko występowania związków chemicznych o takim samym wzorze sumarycznym, lecz różnym sposobie rozmieszczenia atomów w ich cząsteczkach.

Występowanie związków chemicznych o takim samym wzorze sumarycznym, ale różniących się kolejnością i sposobem połączenia atomów w cząsteczkach, a więc też różnych właściwościach fizycznych, nazywa się **izomerią konstytucyjną**. Określenie **konstytucja związku organicznego** oznacza kolejność i sposób połączenia atomów (łańcuchy proste, rozgałęzione, pierścienie, wiązania pojedyncze, podwójne i potrójne). Związki chemiczne różniące się **tylko kolejnością i sposobem połączenia atomów** w cząsteczkach nazywa się **izomerami konstytucyjnymi**.

Izomeria konstytucyjna
→ patrz s. 156

Otrzymywanie metanu

Naturalnymi źródłami węglowodorów nasyconych są m.in. węgle kopalne, ropa naftowa i gaz ziemny, którego głównym składnikiem jest metan. Gaz ten jest także głównym składnikiem biogazu, czyli mieszaniny, która powstaje w wyniku fermentacji beztlenowej, m.in. odpadów rolniczych.

Fermentacja beztlenowa
→ patrz s. 212

Metan można otrzymać również metodami laboratoryjnymi, np. w wyniku stapiania octanu sodu (etanianu sodu) z wodorotlenkiem sodu.

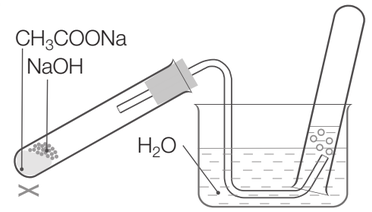
Doświadczenie 4.





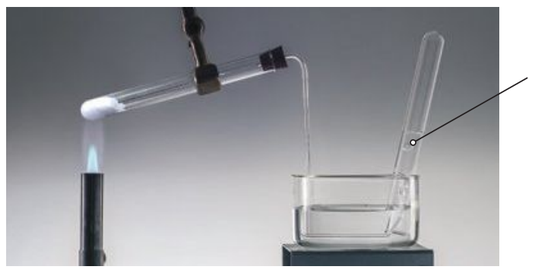
Otrzymywanie metanu

Odczynniki: etanian sodu (octan sodu), wodorotlenek sodu, woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, korek z rurką odprowadzającą, korki, palnik gazowy, krystalizator.
Instrukcja: Do probówki wsyp ok. 5 g sproszkowanego octanu sodu i 2,5 g stałego wodorotlenku sodu. Całość wymieszaj. Probówkę zamknij korkiem z rurką odprowadzającą i ogrzewaj w płomieniu palnika.
W krystalizatorze z wodą umieść dnem do góry probówkę napełnioną wodą, tak aby wylot rurki odprowadzającej znajdował się w probówce (schemat).
Gdy gaz wyprze całą wodę z probówki, wyjmij ją, zamknij korkiem i czynności powtórz dla dwóch kolejnych probówek.
Gaz zebrany w dwóch pozostałych probówkach wykorzystaj w doświadczeniu 7.



Podczas wykonywania doświadczenia zachowaj szczególną ostrożność, gdyż mieszanina metanu z powietrzem (o zawartości 5–15 % objętościowych metanu) ma właściwości wybuchowe.

Obserwacje: W wyniku ogrzewania mieszaniny octanu sodu CH_3COONa i wodorotlenku sodu NaOH (fot. 19.) powstaje gaz bezbarwny, bezwonny, trudno rozpuszczalny w wodzie.



jednym z produktów reakcji chemicznej jest bezbarwny, bezwonny gaz – metan

Fot. 19. Reakcja otrzymywania metanu.

Wniosek: Otrzymanym gazem jest metan.
Zachodzi reakcja chemiczna, której przebieg przedstawia równanie:

$$\underset{\text{octan sodu}}{CH_3COONa} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{NaOH} \longrightarrow \underset{\text{metan}}{CH_4} + \underset{\text{węglan sodu}}{Na_2CO_3}$$

otrzymywanie CH_4

Metan można także otrzymać w reakcjach węglika glinu Al_4C_3 z wodą lub z kwasem, np. z kwasem chlorowodorowym. Substraty należy ogrzewać w probówce, a wydzielający się w reakcji chemicznej metan

zebrać podobnie jak w doświadczeniu 4., s. 65. Zachodzą wówczas reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:

$$\underset{\text{węglik glinu}}{Al_4C_3} + \underset{\text{woda}}{12H_2O} \longrightarrow \underset{\text{metan}}{3CH_4} + \underset{\text{wodorotlenek glinu}}{4Al(OH)_3}$$

$$\underset{\text{węglik glinu}}{Al_4C_3} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{12HCl} \longrightarrow \underset{\text{metan}}{3CH_4} + \underset{\text{chlorek glinu}}{4AlCl_3}$$

Metan jest gazem bezbarwnym, bezwonnym. Ma gęstość mniejszą od gęstości powietrza. Jest trudno rozpuszczalny w wodzie.

Reakcje spalania alkanów

Reakcja spalania – gwałtowna reakcja utleniania, której towarzyszy wydzielenie energii na sposób światła i ciepła.

Spalanie paliw kopalnych, których składnikami są alkany, jest źródłem energii. W zależności od ilości tlenu dostępnego podczas reakcji spalania mogą powstawać różne produkty.

Doświadczenie 5. CH_4

Spalanie metanu

Odczynniki: gaz ziemny.
Sprzęt laboratoryjny: palnik gazowy.
Instrukcja: Jako źródła metanu można użyć gazu ziemnego z sieci gazowej, gdyż zarówno gaz świetlny (miejski), jak i gaz ziemny zawierają metan.
Zapal palnik gazowy.

Obserwacje: Metan spala się niebieskim płomieniem (fot. 20.).



przy nieograniczonym dostępie powietrza metan spala się niebieskim płomieniem – zachodzi **reakcja spalania całkowitego**

Fot. 20. Palnik gazowy stosowany w laboratorium to tzw. palnik Bunsena.

Wniosek: Metan jest gazem palnym i ulega reakcji **spalania całkowitego**. Produktami reakcji chemicznej zachodzącej przy nieograniczonym dostępie tlenu z powietrza są tlenek węgla(IV) i woda.

Zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{metan}}{CH_4} + \underset{\text{tlen}}{2O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{\mathbf{CO_2}} + \underset{\text{woda}}{2H_2O}$$

! Podczas wykonywania doświadczenia zachowaj szczególną ostrożność, gdyż mieszanina metanu z powietrzem (o zawartości 5–15 % objętościowych metanu) ma właściwości wybuchowe.

produkty **spalania całkowitego:** $CO_2 + H_2O$

Przy ograniczonym dostępie powietrza spalanie gazu jest niecałkowite, a cząstki sadzy nadają płomieniowi żółtą barwę. Produkty reakcji niecałkowitego spalania metanu mogą być różne:

produkty **spalania niecałkowitego:** $CO + H_2O$, $C + H_2O$

$$\underset{\text{metan}}{2CH_4} + \underset{\text{tlen}}{3O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek węgla(II)}}{2\mathbf{CO}} + \underset{\text{woda}}{4H_2O}$$

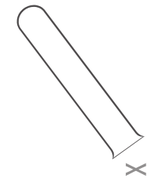
$$\underset{\text{metan}}{CH_4} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{węgiel}}{\mathbf{C}} + \underset{\text{woda}}{2H_2O}$$

Nie tylko metan ulega reakcjom spalania. Wszystkie **alkany są palne**.

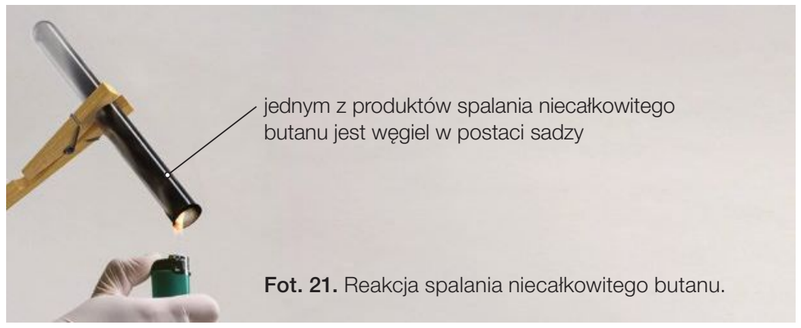
Doświadczenie 6. C_4H_{10}

Spalanie butanu

Odczynniki: butan.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, zapalniczka.
Instrukcja: W łapie drewnianej umieść suchą probówkę i przytrzymaj ją dnem do góry nad płomieniem zapalniczki (schemat). Taki sposób ustawienia probówki ogranicza dostęp powietrza i umożliwia zebranie produktów zachodzącej reakcji chemicznej.



Obserwacje: Na wewnętrznych ściankach probówki pojawiają się krople bezbarwnej cieczy. U wylotu probówki osadza się czarny osad (fot. 21.).



jednym z produktów spalania niecałkowitego butanu jest węgiel w postaci sadzy

Fot. 21. Reakcja spalania niecałkowitego butanu.

Wniosek: Butan jest gazem łatwopalnym. Na ściankach probówki skrapla się woda. Natomiast czarny osad to sadza, która jest produktem spalania niecałkowitego butanu, gdyż dostęp powietrza był ograniczony:

$$\underset{\text{butan}}{2C_4H_{10}} + \underset{\text{tlen}}{5O_2} \longrightarrow \underset{\text{węgiel}}{8\mathbf{C}} + \underset{\text{woda}}{10H_2O}$$

spalanie niecałkowite C_4H_{10}

Podczas niecałkowitego spalania butanu może wydzielać się również toksyczny gaz – tlenek węgla(II), dlatego doświadczenie należy przeprowadzać pod wyciągiem. Reakcja zachodzi zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{butan}}{2C_4H_{10}} + \underset{\text{tlen}}{9O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek węgla(II)}}{8\mathbf{CO}} + \underset{\text{woda}}{10H_2O}$$

! Podczas wykonywania doświadczenia zachowaj szczególną ostrożność, gdyż mieszanina butanu z powietrzem (o zawartości 1,8–8,4 % objętościowych butanu) ma właściwości wybuchowe.

Przy nieograniczonym dostępie powietrza zachodzi spalanie **całkowite butanu**:

$$\underset{\text{butan}}{2C_4H_{10}} + \underset{\text{tlen}}{13O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{8\mathbf{CO_2}} + \underset{\text{woda}}{10H_2O}$$

spalanie całkowite C_4H_{10}

Badanie właściwości alkanów

Doświadczenie 7.

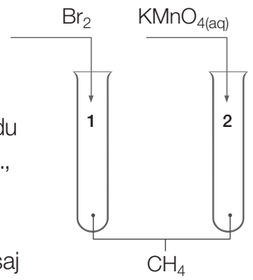


Badanie zachowania metanu wobec roztworu bromu i roztworu manganianu(VII) potasu

Podczas wykonywania doświadczenia zachowaj szczególną ostrożność.

W tym doświadczeniu należy użyć roztworu bromu w rozpuszczalniku organicznym, np. $CHCl_3$ (trichlorometan, chloroform).

Odczynniki: roztwór bromu w trichlorometanie, wodny roztwór manganianu(VII) potasu, metan.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, korki, źródło światła.
Instrukcja: Metan potrzebny do wykonania doświadczenia możesz otrzymać w reakcji etanianu sodu (octanu sodu) z wodorotlenkiem sodu (doświadczenie 4., s. 65). Do probówki 1. wlej ok. 2 cm^3 roztworu bromu, a do probówki 2. – ok. 2 cm^3 roztworu manganianu(VII) potasu (schemat). Probówki zamknij korkami i wstrząsaj nimi. Zawartość probówki 1. naświetlaj, np. żarówką, aż do zaobserwowania zmian.



Obserwacje:

- W probówce 1. początkowo nie zauważono zmian. Dopiero po dłuższym naświetlaniu zaobserwowano odbarwienie roztworu (fot. 22.).
- W probówce 2. nie zaobserwowano zmian.



roztwór bromu **odbarwił się** pod wpływem metanu **po dłuższym naświetlaniu**



roztwór manganianu(VII) potasu **nie odbarwił się** pod wpływem metanu

Fot. 22. Zachowanie roztworu bromu i roztworu manganianu(VII) potasu pod wpływem metanu.

Wniosek: Metan nie reaguje z manganianem(VII) potasu. Z bromem reaguje dopiero pod wpływem światła.

Reakcja bromowania metanu przebiega wieloetapowo. Jest to **reakcja łańcuchowa**, której etapy można przedstawić, pisząc następujące równania reakcji chemicznych:

reakcja łańcuchowa

$$\underset{\text{metan}}{CH_4} + \underset{\text{brom}}{Br_2} \xrightarrow{\text{światło}} \underset{\text{bromometan}}{CH_3Br} + \underset{\text{bromowodór}}{HBr}$$

$$\underset{\text{bromometan}}{CH_3Br} + \underset{\text{brom}}{Br_2} \xrightarrow{\text{światło}} \underset{\text{dibromometan}}{CH_2Br_2} + \underset{\text{bromowodór}}{HBr}$$

$$\underset{\text{dibromometan}}{CH_2Br_2} + \underset{\text{brom}}{Br_2} \xrightarrow{\text{światło}} \underset{\text{tribromometan}}{CHBr_3} + \underset{\text{bromowodór}}{HBr}$$

$$\underset{\text{tribromometan}}{CHBr_3} + \underset{\text{brom}}{Br_2} \xrightarrow{\text{światło}} \underset{\text{tetrabromometan}}{CBr_4} + \underset{\text{bromowodór}}{HBr}$$

Bromowanie metanu (a także chlorowanie) jest **reakcją substytucji**. Polega ona na **podstawieniu** atomów wodoru przez atomy fluorowca. Zazwyczaj w wyniku bromowania metanu otrzymuje się mieszaninę produktów. Charakterystyczna dla reakcji substytucji jest obecność produktu ubocznego (w doświadczeniu 7., s. 68 – bromowodoru).

Reakcja substytucji – polega na podstawieniu atomu lub grupy atomów w cząsteczce przez inny atom lub grupę atomów.

Reakcja bromowania metanu przebiega zgodnie z **mechanizmem rodnikowym**, czyli z udziałem **rodników**. Są to atomy lub grupy atomów zawierające niesparowany elektron, co powoduje ich wzmożoną reaktywność. **Niesparowany elektron** w rodniku **oznacza się kropką**, np. $\bullet CH_3$.

Rodnik – atom lub grupa atomów z niesparowanym elektronem.

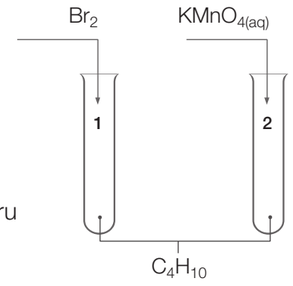
Doświadczenie 8.



Badanie właściwości butanu

W tym doświadczeniu należy użyć roztworu bromu w rozpuszczalniku organicznym, np. $CHCl_3$ (trichlorometan, chloroform).

Odczynniki: butan, roztwór bromu w trichlorometanie, wodny roztwór manganianu(VII) potasu.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, korki, źródło światła.
Instrukcja: Probówki 1. i 2. napełnij butanem (np. gazem z zapalniczki). Następnie do probówki 1. dodaj ok. 2 cm^3 roztworu bromu, a do probówki 2. – ok. 2 cm^3 wodnego roztworu manganianu(VII) potasu (schemat). Probówki zamknij korkami i wstrząsaj nimi. Zawartość probówki 1. naświetlaj, np. żarówką, aż do zaobserwowania zmian.



Obserwacje:

- W probówce 1. początkowo nie zauważono zmian. Dopiero po dłuższym naświetlaniu zaobserwowano odbarwienie roztworu.
- W probówce 2. nie zaobserwowano zmian.

Wniosek: Butan C_4H_{10} nie reaguje z manganianem(VII) potasu. Do rozpoczęcia reakcji chemicznej z bromem jest konieczne dostarczenie energii, np. w postaci światła:

$$\underset{\text{butan}}{C_4H_{10}} + \underset{\text{brom}}{Br_2} \xrightarrow{\text{światło}} \underset{\text{bromobutan}}{C_4H_9Br} + \underset{\text{bromowodór}}{HBr}$$

substytucja rodnikowa

W przypadku reakcji bromowania butanu powstają dwa produkty – atomy bromu są w nich podstawione do innych atomów węgla łańcucha głównego:

Oznaczenia warunków, w jakich zajdzie reakcja substytucji rodnikowej: światło, UV, $h\nu$

$$\underset{\text{butan}}{CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3} + \underset{\text{brom}}{Br_2} \xrightarrow{\text{światło}} \underset{\text{2-bromobutan}}{CH_3{-}\overset{\overset{Br}{|}}{CH}{-}CH_2{-}CH_3} + \underset{\text{bromowodór}}{HBr}$$

lub

$$\underset{\text{butan}}{CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3} + \underset{\text{brom}}{Br_2} \xrightarrow{\text{światło}} \underset{\text{1-bromobutan}}{CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}Br} + \underset{\text{bromowodór}}{HBr}$$

Oznacza to, że w tym samym czasie przebiegają równolegle dwie reakcje chemiczne. W każdej powstaje produkt o tym samym składzie, lecz o innej budowie cząsteczki. **Produktem głównym jest jednak 2-bromobutan**, ponieważ łatwiej zastąpić atom wodoru połączony z atomem węgla o wyższej rzędowości. Rodnik drugorzędowy (2°) jest trwalszy niż rodnik pierwszorzędowy (1°), dlatego łatwiej będzie zachodziła reakcja prowadząca do powstania fluorowcopochodnej węglowodoru, w której atom fluorowca zastąpi atom wodoru przy atomie węgla o najwyższej rzędowości.

$$\overset{1^\circ}{CH_3}{-}\overset{2^\circ}{CH_2}{-}\overset{2^\circ}{CH_2}{-}\overset{1^\circ}{CH_3} \xrightarrow{Br_2,\ \text{światło}} \begin{cases} \overset{\overset{Br}{|}}{CH_3{-}CH{-}CH_2{-}CH_3} + HBr \\ \text{produkt główny} \\ CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}Br + HBr \end{cases}$$

Takie równoległe (konkurencyjne, współbieżne) reakcje substytucji alkanów zachodzą, jeśli poddaje się im alkany o liczbie atomów węgla w cząsteczce większej od dwóch.

Mechanizm reakcji substytucji rodnikowej (S_R)

Mechanizm **reakcji rodnikowej** szczegółowo opisuje jej przebieg z uwzględnieniem wszystkich kolejnych etapów i produktów pośrednich.

W każdej reakcji rodnikowej występują trzy etapy:

Etap 1. to **inicjacja**, czyli zapoczątkowanie reakcji chemicznej.

Inicjacja – zapoczątkowanie reakcji chemicznej.

Podczas tego etapu z cząsteczki Br_2 pod wpływem światła powstają dwa rodniki (dwa atomy) bromu Br•. Po **homolitycznym zerwaniu** wiązania w cząsteczce Br_2 każdy z dwóch atomów bromu uzyskuje jeden niesparowany elektron:

$$\underset{\text{brom}}{|\overline{Br}{-}\overline{Br}|} \xrightarrow{\text{światło}} \underset{\text{rodniki bromu}}{2Br^\bullet}$$

Homolityczne zerwanie wiązania (homoliza) – rozerwanie wspólnej pary elektronowej, tworzącej wiązanie kowalencyjne, w taki sposób, że przy każdym z produktów pozostaje jeden niesparowany elektron.

$$A{:}B \xrightarrow{\text{homoliza}} A^\bullet + B^\bullet$$

Kontynuacja reakcji chemicznej następuje w kolejnych etapach, dlatego bromowanie zaliczane jest do **reakcji łańcuchowych**.

Etap 2. to **propagacja**, czyli kontynuacja reakcji chemicznej.

Propagacja – kontynuacja reakcji chemicznej.

Rodnik bromu, czyli atom bromu z niesparowanym elektronem, atakuje cząsteczkę metanu, w wyniku czego powstają cząsteczka HBr i rodnik metylowy $\bullet CH_3$. Rodnik z kolei reaguje z cząsteczką bromu Br_2, tworząc cząsteczkę CH_3Br i rodnik bromu Br•:

$$\underset{\text{rodnik bromu}}{Br^\bullet} + \underset{\text{metan}}{CH_4} \longrightarrow \underset{\text{rodnik metylowy}}{\bullet CH_3} + \underset{\text{bromowodór}}{HBr}$$

$$\underset{\text{rodnik metylowy}}{\bullet CH_3} + \underset{\text{brom}}{Br_2} \longrightarrow \underset{\text{bromometan}}{CH_3Br} + \underset{\text{rodnik bromu}}{Br^\bullet}$$

$$\underset{\text{rodnik bromu}}{Br^\bullet} + \underset{\text{bromometan}}{CH_3Br} \longrightarrow \underset{\text{rodnik bromometylowy}}{\bullet CH_2Br} + \underset{\text{bromowodór}}{HBr}$$

$$\underset{\text{rodnik bromometylowy}}{\bullet CH_2Br} + \underset{\text{brom}}{Br_2} \longrightarrow \underset{\text{dibromometan}}{CH_2Br_2} + \underset{\text{rodnik bromu}}{Br^\bullet} \quad \text{itd.}$$

Etap 3. to **terminacja**, czyli zakończenie – przerwanie reakcji łańcuchowej (reakcja wygaszania rodników).

Terminacja – zakończenie reakcji chemicznej.

Reakcja chemiczna kończy się, gdy zabraknie rodników, np. wskutek reakcji między nimi:

$$\underset{\text{rodniki bromu}}{2Br^\bullet} \longrightarrow \underset{\text{brom}}{Br_2}$$

$$\underset{\text{rodniki metylowe}}{2\bullet CH_3} \longrightarrow \underset{\text{etan}}{CH_3{-}CH_3}$$

$$\underset{\text{rodnik bromu}}{Br^\bullet} + \underset{\text{rodnik metylowy}}{\bullet CH_3} \longrightarrow \underset{\text{bromometan}}{CH_3Br}$$

Analiza produktów bromowania metanu wskazuje, że tworzą się one na kolejnych etapach bromowania, w tzw. **reakcjach następczych**. Są to następujące po sobie reakcje chemiczne, w których powstały produkt jest substratem w następnej reakcji chemicznej.

Reakcje następcze – następujące po sobie reakcje chemiczne, w których powstały produkt jest substratem w następnej reakcji chemicznej.

Przebieg reakcji chemicznej bromowania metanu można przedstawić za pomocą schematu:

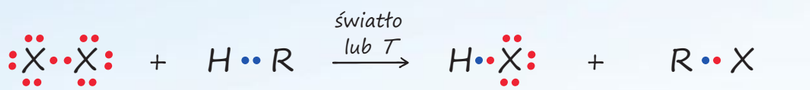
$$\underset{\text{metan}}{\mathbf{C}H_4} + \underset{\text{brom}}{Br_2} \xrightarrow[-HBr]{\text{światło}} \underset{\text{bromometan}}{\mathbf{C}H_3Br} \xrightarrow[-HBr]{Br_2} \underset{\text{dibromometan}}{\mathbf{C}H_2Br_2} \xrightarrow[-HBr]{Br_2} \underset{\text{tribromometan}}{\mathbf{C}HBr_3} \xrightarrow[-HBr]{Br_2} \underset{\text{tetrabromometan}}{CBr_4}$$

schemat bromowania

Nie wszystkie fluorowce równie łatwo reagują z metanem. Fluor reaguje wybuchowo, chlor i brom – dopiero po zapoczątkowaniu reakcji chemicznej przez długotrwałe naświetlanie lub ogrzewanie, a jod nie reaguje.

Mechanizm reakcji substytucji rodnikowej

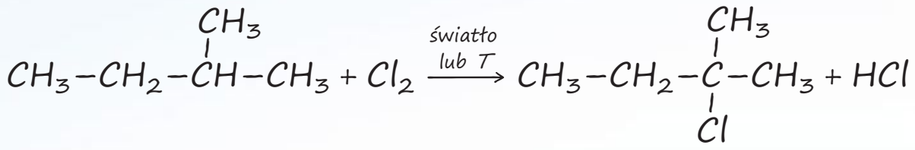
Podczas reakcji substytucji rodnikowej jeden z atomów w cząsteczce alkanu zostaje zastąpiony przez rodnik, czyli drobinę z niesparowanym elektronem. Alkany ulegają reakcji substytucji rodnikowej zgodnie ze schematem:



fluorowiec — alkan — fluorowcowodór — fluorowcopochodna alkanu

Mechanizm rodnikowego chlorowania 2-metylobutanu

Przykładem reakcji substytucji rodnikowej jest reakcja 2-metylobutanu z chlorem, która zachodzi pod wpływem światła lub temperatury wyższej niż 100 °C:

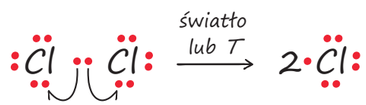


2-metylobutan — chlor — 2-chloro-2-metylobutan — chlorowodór

Reakcja rodnikowego chlorowania 2-metylobutanu przebiega w 3 etapach.

Etap 1. Inicjacja **Homolityczne rozerwanie wiązania**

Rozerwanie wiązania w cząsteczce chloru prowadzi do powstania dwóch rodników (atomów) chloru:

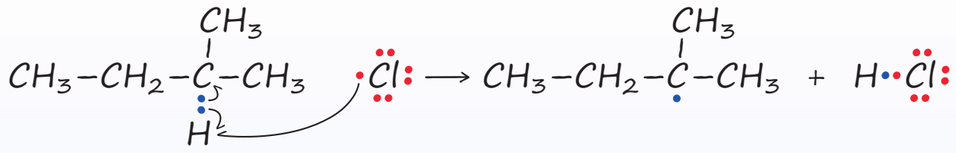


! Inicjacja zazwyczaj wymaga dostarczenia energii, np. w postaci ciepła lub światła.

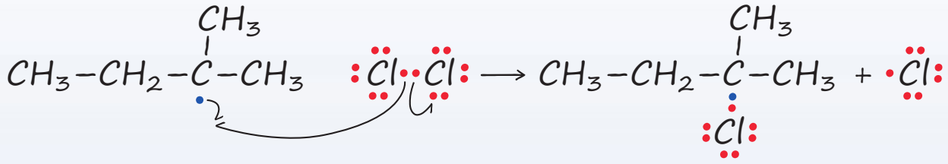
oznacza kierunek przemieszczania się jednego niesparowanego elektronu

Etap 2. Propagacja **Oderwanie atomu wodoru** od cząsteczki alkanu

Rodnik chloru powoduje oderwanie atomu wodoru od cząsteczki 2-metylobutanu, w wyniku czego powstają rodnik alkilowy i cząsteczka chlorowodoru:



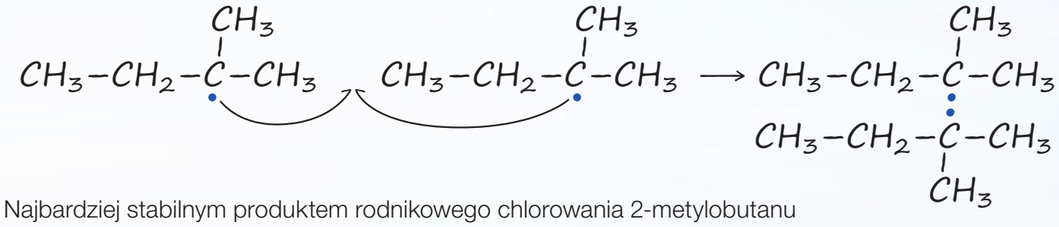
Następnie rodnik alkilowy reaguje z cząsteczką chloru, tworząc 2-chloro-2-metylobutan i rodnik chloru:



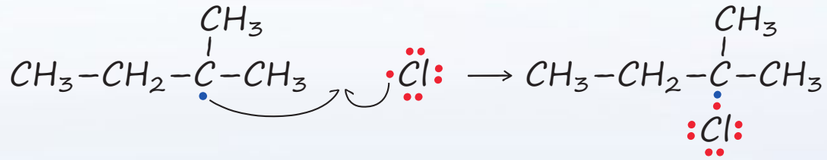
Etap 3. Terminacja **Łączenie się rodników**

Rodniki łączą się w produkty, m.in.: cząsteczki chloru, 3,3,4,4-tetrametyloheksanu, 2-chloro-2-metylobutanu.





Najbardziej stabilnym produktem rodnikowego chlorowania 2-metylobutanu jest 2-chloro-2-metylobutan. Ten związek chemiczny powstaje w wyniku zastąpienia atomu wodoru, przy trzeciorzędowym atomie węgla, atomem chloru.



Wpływ trwałości rodników alkilowych na przebieg reakcji substytucji rodnikowej

Im trwalszy rodnik, tym wolniej i bardziej selektywnie przebiega reakcja chemiczna. Oznacza to, że rodnik reaguje przede wszystkim z określonymi miejscami w cząsteczce substratu, co prowadzi do powstania jednego produktu głównego. Łatwość powstawania rodnika i jego trwałość zwykle zwiększają się wraz ze wzrostem rzędowości rodnika.

Najbardziej trwałe są rodniki trzeciorzędowe – stabilizowane przez:

- **efekt indukcyjny**, który polega na przesuwaniu elektronów wiązania typu σ grup alkilowych w stronę rodnika,
- **hiperkoniugację**, czyli oddziaływanie elektronów z sąsiednich wiązań C–H z pustym orbitalem p rodnika.

Z kolei rodniki pierwszorzędowe są znacznie bardziej reaktywne (mniej trwałe) niż rodniki drugo- i trzeciorzędowe. Ulegają one reakcjom chemicznym, które trudno kontrolować.



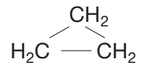
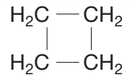
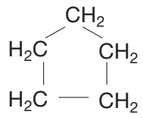
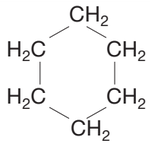
rodnik metylowy — rodnik pierwszorzędowy — rodnik drugorzędowy — rodnik trzeciorzędowy

zwiększanie się trwałości rodników alkilowych

Cykloalkany

Węglowodory nasycone o budowie pierścieniowej to **cykloalkany** (tabela 8.). W ich cząsteczkach, podobnie jak w cząsteczkach alkanów, występują atomy węgla, których orbitalom walencyjnym przypisuje się hybrydyzację sp^3.

Tabela 8. Szereg homologiczny cykloalkanów

Nazwa i wzór sumaryczny	Liczba atomów węgla w cząsteczce	Wzór półstrukturalny	Wzór szkieletowy
cyklopropan C_3H_6	3		
cyklobutan C_4H_8	4		
cyklopentan C_5H_{10}	5		
cykloheksan C_6H_{12}	6		

Wzór ogólny cykloalkanów ma postać:

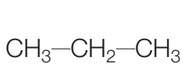
Wzór ogólny cykloalkanów

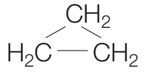
$$C_nH_{2n}$$

gdzie:
n – liczba atomów węgla w cząsteczce cykloalkanu; $n \geq 3$.

Nazewnictwo cykloalkanów

Nazwy cykloalkanów, które **nie mają grup alkilowych związanych z pierścieniem**, tworzy się, dodając, przedrostek „**cyklo-**” do nazwy alkanu o takiej samej liczbie atomów węgla, np.:


propan

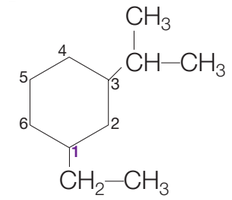

cyklopropan

Z kolei nazwy cykloalkanów, które **mają grupy alkilowe związane z pierścieniem**, tworzy się, wykorzystując reguły nazewnictwa dla alkanów o łańcuchach rozgałęzionych. Należy pamiętać, że **pierścień ma zawsze pierwszeństwo** przed łańcuchem – niezależnie od długości łańcucha.

- Atomy węgla w pierścieniu należy ponumerować tak, aby **podstawniki** były połączone z atomami węgla o jak **najmniejszych lokantach**.

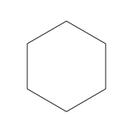
Mniejszy lokant przypisuje się temu atomowi węgla, z którym jest połączona grupa alkilowa wymieniana w nazwie jako pierwsza w kolejności alfabetycznej.

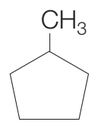
- Na początku nazwy należy podać podstawniki w kolejności alfabetycznej, pamiętając o dodaniu odpowiedniego przedrostka (np. „di-”, „tri-”, „tetra-”) wskazującego liczbę takich samych podstawników.
- Na końcu nazwy należy podać nazwę alkanu o takiej liczbie atomów węgla jak liczba atomów węgla tworzących pierścień, dodając do niej przedrostek „cyklo-”, np.:

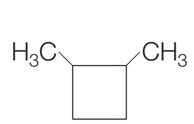

1-etylo-3-(propan-2-ylo)cykloheksan

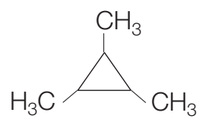
Cykloalkany, podobnie jak alkany, występują w postaci izomerów. Na przykład cykloalkan o wzorze sumarycznym C_6H_{12} może występować jako:

izomery C_6H_{12}

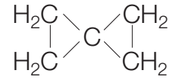

cykloheksan


metylocyklopentan


1,2-dimetylocyklobutan

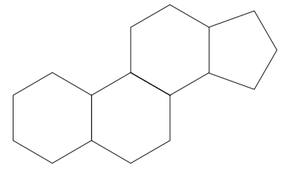

1,3-trimetylocyklopropan

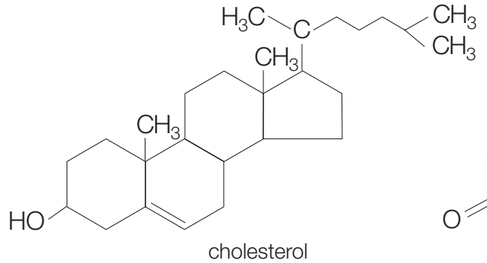
Istnieją również cykloalkany dwupierścieniowe, np. spiropentan:

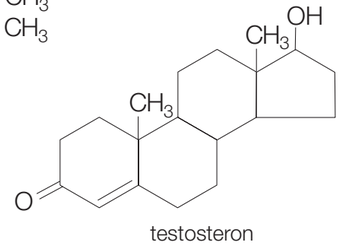

wzór półstrukturalny spiropentanu

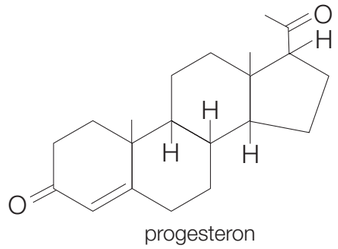

wzór szkieletowy spiropentanu

Czteropierścieniowy węglowodór zbudowany z trzech pierścieni sześcioczłonowych i jednego pięcioczłonowego to **steran** (cyklopentanoperhydrofenantren). Jego pochodnymi są **steroidy** – związki chemiczne zaliczane do lipidów, które występują we wszystkich organizmach roślinnych i zwierzęcych. Steroidami są m.in. cholesterol, testosteron i progesteron:


steran


cholesterol
$C_{27}H_{46}O$


testosteron
$C_{19}H_{28}O_2$


progesteron
$C_{21}H_{30}O_2$

Zastosowania alkanów

Alkany, czyli węglowodory nasycone, są związkami powszechnie występującymi w środowisku przyrodniczym. Ropa naftowa, gaz ziemny i węgiel kamienny, które są źródłem węglowodorów, zaspokajają ok. 85 % światowego zapotrzebowania energetycznego. Alkany ze względu na ich właściwości wykorzystuje się także w przemyśle, m.in. chemicznym i spożywczym, oraz w medycynie.

przemysł chemiczny · przemysł spożywczy · przemysł energetyczny



Przemysł chemiczny

Do produkcji **świec** stosuje się parafinę, czyli mieszaninę alkanów zawierających od 16 do 48 atomów węgla w cząsteczce.

Przemysł spożywczy

Warstwa, którą pokrywa się ser, powstaje z parafiny (mieszaniny alkanów o stałym stanie skupienia). Dzięki niej ser może oddychać, a jednocześnie jest chroniony przed wysychaniem i rozwojem pleśni.

Przemysł energetyczny

Zawartość **turystycznych butli gazowych** stanowi mieszanina alkanów – propanu oraz butanu. Z kolei metan stosuje się w piecach i kuchenkach gazowych.

Chemia w medycynie

Głównymi składnikami **preparatów chłodzących w sprayu** są propan oraz butan. Umożliwiają rozpylenie zawartości opakowań, więc stosuje się je jako gazy nośne w aerozolach.Z kolei parafina ma właściwości regenerujące i nawilżające, dlatego jest wykorzystywana w emulsjach do kąpieli dla noworodków. Używa się jej także do produkcji kremów chroniących przed zimnem oraz maści leczniczych.



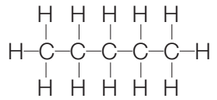
Ważne w temacie *Węglowodory nasycone – alkany*

Węglowodory nasycone – alkany

1. Zapisuję wzory strukturalne, półstrukturalne i grupowe alkanów na podstawie ich nazw

Na przykład:

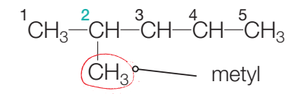
- nazwa: pentan
- wzór sumaryczny: C_5H_{12}
- wzór strukturalny:



- wzór półstrukturalny: $CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$
- wzór grupowy: $CH_3(CH_2)_3CH_3$

2. Zapisuję nazwy alkanów na podstawie ich wzorów

Na przykład:



2-metylopentan

3. Zapisuję równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego alkanów

Na przykład równania reakcji spalania pentanu:

- **spalanie całkowite:**
  $C_5H_{12} + 8O_2 \longrightarrow 5\mathbf{CO_2} + 6H_2O$
- **spalanie niecałkowite:**
  $2C_5H_{12} + 11O_2 \longrightarrow 10\mathbf{CO} + 12H_2O$
  $C_5H_{12} + 3O_2 \longrightarrow 5\mathbf{C} + 6H_2O$

4. Zapisuję równania reakcji substytucji alkanów

Na przykład równanie reakcji substytucji bromu do metanu pod wpływem światła:

$$CH_4 + Br_2 \xrightarrow{\text{światło}} CH_3Br + HBr$$

$$CH_3Br + Br_2 \xrightarrow{\text{światło}} CH_2Br_2 + HBr$$

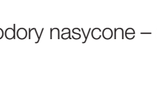
$$CH_2Br_2 + Br_2 \xrightarrow{\text{światło}} CHBr_3 + HBr$$

$$CHBr_3 + Br_2 \xrightarrow{\text{światło}} CBr_4 + HBr$$

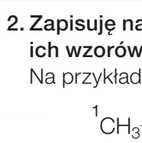
5. Ustalam rzędowość atomów węgla w cząsteczce węglowodoru

pierwszorzędowy atom węgla

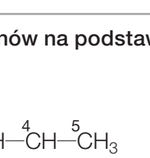
drugorzędowy atom węgla



trzeciorzędowy atom węgla



czwartorzędowy atom węgla



Węglowodory – związki chemiczne, których cząsteczki są zbudowane tylko z atomów węgla i wodoru.

Alkany – węglowodory nasycone, w których cząsteczkach wszystkie atomy węgla są połączone wiązaniami pojedynczymi.

Szereg homologiczny – szereg związków organicznych o podobnej budowie i podobnych właściwościach chemicznych, w którym każdy kolejny związek chemiczny ma o jedną grupę metylenową $-CH_2-$ więcej w cząsteczce.

Podstawniki – atomy lub grupy atomów związane z łańcuchem głównym.

Grupa alkilowa – jednowartościowa grupa utworzona formalnie przez oderwanie jednego atomu wodoru od cząsteczki alkanu.

Izomeria konstytucyjna – występowanie związków chemicznych o takim samym wzorze sumarycznym, ale różniących się kolejnością i sposobem połączenia atomów w cząsteczkach, a więc też o różnych właściwościach fizycznych.

Reakcja substytucji – polega na podstawieniu atomu lub grupy atomów w cząsteczce przez inny atom lub grupę atomów.

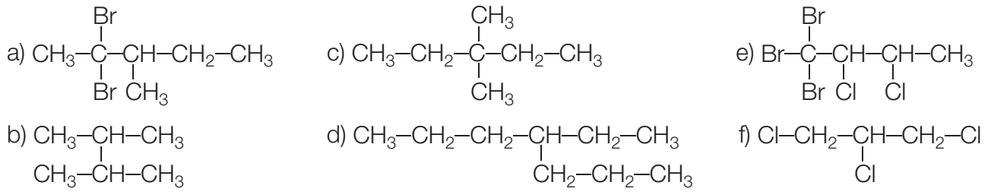
Rodnik – atom lub grupa atomów z niesparowanym elektronem.

Cykloalkany – węglowodory nasycone o budowie pierścieniowej.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Napisz równanie reakcji spalania całkowitego alkanu, posługując się wzorem ogólnym alkanów C_nH_{2n+2}.**
2. **Napisz wzory półstrukturalne związków chemicznych o podanych nazwach.**
   a) 3-chloropentan
   b) 2-jodo-2-metylopropan
   c) 1,1,1,3-tetrachloropropan
   d) 2,3,5-tribromo-3-etylo-2,4,4-trimetyloheptan
3. **Napisz nazwy systematyczne związków chemicznych o podanych wzorach półstrukturalnych. Określ rzędowość atomów węgla w każdym z alkanów.**



4. **Narysuj wzory strukturalne wszystkich izomerów konstytucyjnych związków chemicznych o podanych wzorach sumarycznych.**
   a) C_5H_{12} b) C_3H_7Br c) C_4H_9Cl
5. **Przedstaw przebieg reakcji stopniowego chlorowania etanu.** Wiadomo, że produktem tej reakcji chemicznej jest 1,1,2-trichloroetan. Uwzględnij wszystkie etapy tej reakcji łańcuchowej. Załóż, że w każdej reakcji substraty występują w stosunku molowym 1 : 1.
6. W reakcji spalania 3 g pewnego alkanu o masie cząsteczkowej 30 u otrzymano 8,8 g tlenku węgla(IV) i parę wodną. **Ustal wzór rzeczywisty tego alkanu.**
7. **Oblicz, ilu decymetrów sześciennych powietrza (w przeliczeniu na warunki normalne) należy użyć do całkowitego spalenia 1 dm^3 metanu.** Przyjmij, że tlen stanowi 20 % objętościowych powietrza.
8. **Oblicz, ilu decymetrów sześciennych tlenu należy użyć do całkowitego spalenia 22,4 dm^3 mieszaniny metanu i butanu, jeżeli gazy te zmieszano w stosunku objętościowym 1 : 2.** Przyjmij, że wszystkie gazy odmierzono w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury.
9. Temperatura wrzenia alkanów zależy od ich budowy. Im dłuższy łańcuch węglowy, tym wyższa temperatura wrzenia alkanu. Natomiast obniżeniu temperatury wrzenia sprzyja rozgałęzienie łańcucha węglowego.
   W każdej z trzech podanych par podkreśl nazwę węglowodoru o wyższej temperaturze wrzenia. Ustal, który związek spośród wszystkich wymienionych ma najwyższą temperaturę wrzenia.
   I. heptan, heksan II. 2,3-dimetylopentan, heptan III. heksan, 2-metylopentan
10. W zamkniętym zbiorniku o stałej pojemności przebiega reakcja otrzymywania metanu zgodnie z równaniem:

$$CO_{(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons CH_{4(g)} + H_2O_{(g)} \qquad \Delta H < 0$$

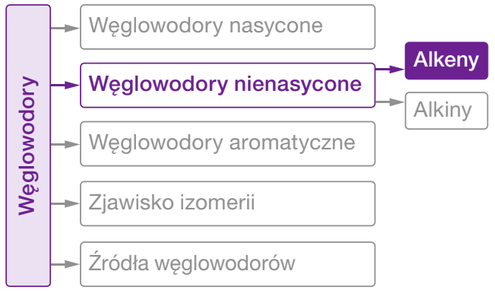
Uzupełnij zdania. Wybierz i zaznacz jedno poprawne określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

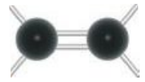
Reakcja otrzymywania metanu jest procesem (egzotermicznym / endotermicznym), dlatego w czasie ogrzewania układu reakcyjnego wartość stałej równowagi (zmniejsza się / zwiększa się). Jeżeli w układzie będącym w stanie równowagi nastąpi wzrost ciśnienia w warunkach izotermicznych, wydajność procesu otrzymywania metanu (obniży się / nie zmieni się / wzrośnie). Jeśli w układzie wzrośnie temperatura, to szybkość reakcji otrzymywania metanu (zwiększy się / zmniejszy się / nie zmieni się).

6 Węglowodory nienasycone – alkeny

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *alkeny*, *reakcja addycji*, *karbokation*, *elektrofil*, *nukleofil*, *reguła Markownikowa*, *monomer*, *mer*, *polimer*
- zapisywanie wzorów alkenów na podstawie ich nazw
- zapisywanie nazw alkenów na podstawie ich wzorów
- zapisywanie równań reakcji spalania, addycji i polimeryzacji alkenów
- ustalanie współczynników stechiometrycznych w równaniach reakcji utleniania-redukcji z udziałem związków organicznych





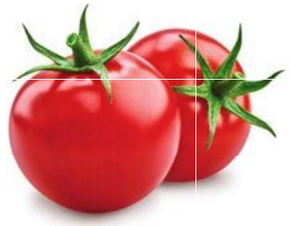
Rys. 17. Model fragmentu cząsteczki alkenu – między atomami węgla występuje wiązanie podwójne.

Modele atomów:
węgla

W cząsteczkach węglowodorów nienasyconych między atomami węgla oprócz wiązań pojedynczych występują także wiązania wielokrotne. **Alkeny** to węglowodory nienasycone, których cząsteczki zawierają – oprócz wiązań pojedynczych – **jedno wiązanie podwójne** między atomami węgla (rys. 17.).

Występowanie alkenów

Niewiele alkenów występuje naturalnie w środowisku przyrodniczym. Częściej spotyka się związki chemiczne zawierające **więcej niż jedno wiązanie podwójne**. W wielu roślinach, m.in. w marchwi, pietruszce oraz szpinaku, znajduje się żółtopomarańczowy barwnik β-karoten $C_{40}H_{56}$. Innym barwnikiem jest likopen $C_{40}H_{56}$, którego obecność stwierdzono m.in. w pomidorach (fot. 23.), grejpfrutach oraz arbuzach. Z kolei głównym składnikiem żywicy sosnowej jest alken α-pinen $C_{10}H_{16}$.



Fot. 23. Likopen nadaje pomidorom czerwoną barwę.

Budowa alkenów

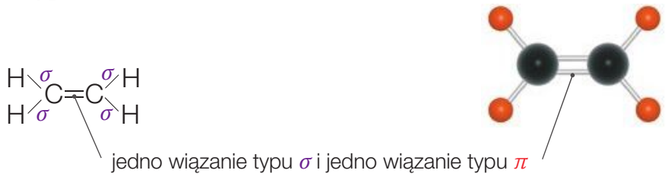
Alkeny to węglowodory nienasycone, ponieważ między atomami węgla oprócz wiązań pojedynczych typu σ zawierają **wiązanie podwójne**. Wiązanie to utworzone jest przez 4 elektrony, czyli 2 pary elektronowe. Jedna para tworzy wiązanie kowalencyjne typu σ, a druga wiązanie kowalencyjne typu π.

Pierwszym alkenem w szeregu homologicznym jest **eten** C_2H_4, nazywany potocznie **etylenem**. W cząsteczce etenu dwa atomy węgla są połączone dwoma wiązaniami kowalencyjnymi, z których jedno to wiązanie typu σ, a drugie – wiązanie typu π.

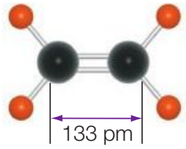
Modele atomów:
węgla wodoru

Długość wiązania podwójnego C=C:
133 pm

Ponadto każdy z tych atomów łączy się z dwoma atomami wodoru wiązaniami typu σ:

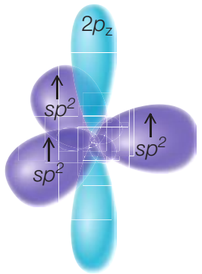


Długość wiązania podwójnego w etenie wynosi 133 pm, a energia wiązania jest równa 602 $\frac{kJ}{mol}$.



Ze względu na różnicę w sposobie nakładania się orbitali atomowych oddziaływanie jąder atomów węgla na wiążącą je parę elektronową π jest słabsze niż na parę elektronową σ. Wiązanie typu π może więc pękać, co powoduje, że **alkeny są bardziej reaktywne niż alkany**. Ulegają reakcjom:

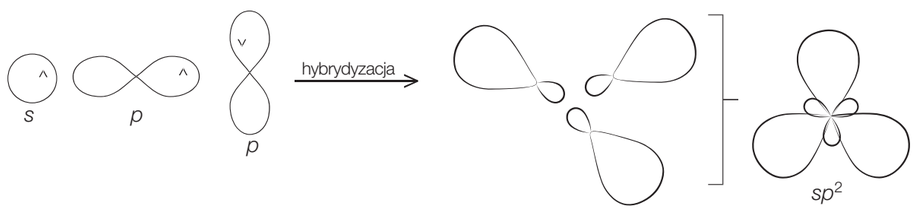
- spalania,
- addycji,
- polimeryzacji.



Rys. 18. Model orbitali walencyjnych atomu węgla po hybrydyzacji sp^2.

Hybrydyzacja orbitali walencyjnych atomów węgla w cząsteczkach alkenów

Orbitalom walencyjnym atomów węgla, między którymi występuje wiązanie podwójne, przypisuje się hybrydyzację **trygonalną *sp*²** (tabela 9., s. 81). W wyniku hybrydyzacji **orbitalu *s*** i **dwóch orbitali *p*** powstają trzy równocenne **orbitale zhybrydyzowane *sp*²** (rys. 18.), których osie są skierowane ku wierzchołkom trójkąta równobocznego. Dlatego kąty między wiązaniami wynoszą 120°. Trzeci orbital *p* nie ulega hybrydyzacji i przyjmuje kierunek prostopadły do płaszczyzny orbitali zhybrydyzowanych (rys. 19.).



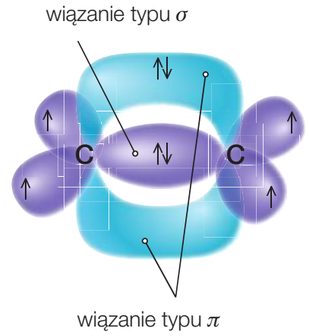
Rys. 19. W wyniku hybrydyzacji jednego orbitalu *s* i dwóch orbitali *p* powstają trzy orbitale zhybrydyzowane sp^2.

Tabela 9. Hybrydyzacja orbitali walencyjnych atomów węgla w cząsteczkach alkenów

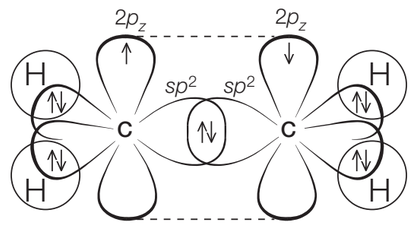
Szkielet łańcucha węglowego	Hybrydyzacja		Orbitale zhybrydyzowane			
	typ	orbitale ulegające hybrydyzacji	liczba	orientacja przestrzenna	kształt	kąt
C=C wiązanie podwójne	sp^2	1s 2s 2p	3		trójkątny	120°

Zbliżenie dwóch atomów o tak zhybrydyzowanych orbitalach (rys. 20.) powoduje:

- **czołowe przenikanie się dwóch orbitali *sp*²** – powstaje orbital molekularny typu σ, który razem z elektronami znajdującymi się w nim tworzy wiązanie typu σ,
- **boczne przenikanie niezhybrydyzowanych orbitali *p*** – powstaje orbital molekularny typu π, który razem z elektronami znajdującymi się w nim tworzy wiązanie typu π (rys. 21.).



Rys. 20. Model tworzenia się wiązania C=C.



Rys. 21. Pozostałe dwa elektrony każdego z atomów węgla biorą udział w tworzeniu wiązań kowalencyjnych z atomami wodoru.

Odkrycia, które zmieniły świat – właściwości etylenu

Etylen to hormon roślinny, którego synteza zachodzi w węzłach łodyg, dojrzewających owocach i starzejących się tkankach roślin. Etylen odgrywa kluczową rolę m.in. w **procesie dojrzewania owoców**. Powoduje, że skrobia i kwasy znajdujące się w owocu są przekształcane w sacharydy, które nadają mu słodki smak. Przejrzałe jabłko wytwarza duże ilości etylenu. Rozprzestrzenia się on w otoczeniu i przyspiesza dojrzewanie innych owoców (fot. 24.).



Fot. 24. Jabłka można długo przechowywać w chłodni, jeśli jest w niej sprawnie działający system wentylacyjny, który usuwa zbierający się tam etylen.

Szereg homologiczny alkenów

Alkeny tworzą szereg homologiczny (tabela 10.). Nazwę alkenu tworzy się **od nazwy alkanu, który ma taką samą liczbę atomów węgla w cząsteczce**, zmieniając końcówkę „**-an**” na „**-en**”. Wiązanie podwójne musi znajdować się między dwoma atomami węgla, dlatego pierwszym związkiem chemicznym w szeregu homologicznym alkenów jest eten. Każdy następny alken ma o 1 atom węgla i 2 atomy wodoru (czyli grupę metylenową $-CH_2-$) więcej niż poprzedni.

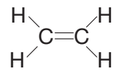
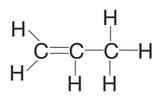
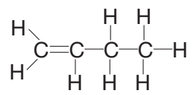
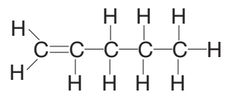
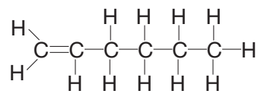
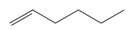
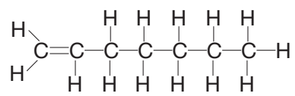
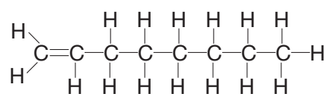
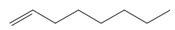
Na podstawie analizy wzorów alkenów w szeregu homologicznym można podać ich wzór ogólny:

$$C_nH_{2n}$$

◀ Wzór ogólny alkenów

gdzie:
n – liczba atomów węgla w cząsteczce alkenu; $n \geq 2$.

Tabela 10. Szereg homologiczny alkenów

Liczba atomów węgla w cząsteczce	Nazwa*	Wzór				
		sumaryczny	strukturalny	półstrukturalny	grupowy	szkieletowy
2	**eten** (etylen)	C_2H_4		$CH_2{=}CH_2$	$CH_2{=}CH_2$	
3	**propen** (propylen)	C_3H_6		$CH_2{=}CH{-}CH_3$	$CH_2{=}CHCH_3$	
4	**but-1-en**	C_4H_8		$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_3$	$CH_2{=}CHCH_2CH_3$	
5	**pent-1-en**	C_5H_{10}		$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$	$CH_2{=}CH(CH_2)_2CH_3$	
6	**heks-1-en**	C_6H_{12}		$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$	$CH_2{=}CH(CH_2)_3CH_3$	
7	**hept-1-en**	C_7H_{14}		$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$	$CH_2{=}CH(CH_2)_4CH_3$	
8	**okt-1-en**	C_8H_{16}		$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$	$CH_2{=}CH(CH_2)_5CH_3$	

* Pogrubioną czcionką zaznaczono nazwy zalecane przez IUPAC.

Zmiana właściwości fizycznych alkenów w szeregu homologicznym

Stany skupienia alkenów (T = 273,15 K (0 °C), p = 1013,25 hPa):
$2 \leq n \leq 4$ **gazy**,
$5 \leq n \leq 13$ **ciecze**,
$n \geq 14$ **substancje stałe**,
gdzie:
n – liczba atomów węgla w cząsteczce alkenu;
$n \geq 2$.

Stan skupienia alkenów, podobnie jak alkanów, zmienia się w szeregu homologicznym. W warunkach normalnych:

- pierwsze trzy alkeny, zawierające **od 2 do 4 atomów węgla** w cząsteczce, **są gazami**,
- alkeny mające **od 5 do 13 atomów węgla** w cząsteczce **są cieczami**,
- alkeny zawierające **co najmniej 14 atomów węgla** w cząsteczce **są substancjami stałymi**.

W szeregu homologicznym alkenów wraz **ze zwiększaniem się liczby atomów węgla** w cząsteczce zwiększają się temperatura wrzenia oraz gęstość. Temperatura topnienia wzrasta ze zwiększaniem się liczby atomów węgla w cząsteczkach alkenów od but-1-enu (tabela 11.).

Tabela 11. Temperatury wrzenia i topnienia wybranych alkenów (pod ciśnieniem 1013 hPa)

Liczba atomów węgla	Nazwa i wzór alkenu	Temperatura		Stan skupienia alkenu
		topnienia, °C	wrzenia, °C	
2	eten C_2H_4	–169	–104	gaz
3	propen C_3H_6	–185	–48	gaz
4	but-1-en C_4H_8	–185	–6	gaz
5	pent-1-en C_5H_{10}	–165	30	ciecz
6	heks-1-en C_6H_{12}	–140	64	ciecz
15	pentadec-1-en $C_{15}H_{30}$	–4	257	ciecz
16	heksadec-1-en $C_{16}H_{32}$	4	285	substancja stała
18	oktadec-1-en $C_{18}H_{36}$	17	315	substancja stała

Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Grupa Wydawnicza Adamantan, Warszawa 2025.

Nazewnictwo alkenów

Nazwy alkenów tworzy się od nazw alkanów, zmieniając końcówkę „**-an**” na „**-en**”. Zasady tworzenia nazw alkenów są podobne jak w przypadku alkanów.

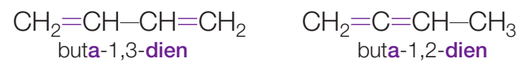
Należy rozpocząć od znalezienia **najdłuższego łańcucha węglowego** (łańcucha głównego). Jeśli zawiera on wiązanie podwójne, to atomy węgla w cząsteczce trzeba ponumerować w ten sposób, aby pierwszy atom węgla tworzący wiązanie podwójne miał jak najniższy numer (lokant). Lokant ten umieszcza się przed końcówką „-en” nazwy alkenu. Natomiast jeśli wiązanie podwójne nie znajduje się w najdłuższym łańcuchu węglowym, wówczas grupę zawierającą to wiązanie należy traktować jak podstawnik (tabela 12., s. 85). Atomy węgla w łańcuchu głównym trzeba ponumerować tak, aby lokanty miały jak najniższe numery.

Tabela 12. Wzory i nazwy wybranych podstawników zawierających wiązanie podwójne

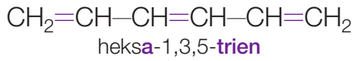
Wzór półstrukturalny podstawnika	Nazwa podstawnika	Przedrostek
$CH_2=$	metyliden	metylideno-
$CH_3-CH=$	etyliden	etylideno-
$CH_2=CH-$	etenyl	etenylo-
$CH_2=CH-CH_2-$	prop-2-en-1-yl	prop-2-en-1-ylo-
$CH_3-CH=CH-$	prop-1-en-1-yl	prop-1-en-1-ylo-

Istnieją także związki chemiczne, w których cząsteczkach występuje więcej niż jedno wiązanie podwójne. Węglowodory zawierające w swoich cząsteczkach:

- **dwa** wiązania podwójne to **alkadieny**, potocznie nazywane dienami, np.:



- **trzy** wiązania podwójne to **alkatrieny**, potocznie nazywane trienami, np.:



Przykład 8.

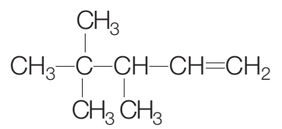
Plan rozwiązywania

1 Wyznacz najdłuższy łańcuch węglowy i ponumeruj atomy węgla w tym łańcuchu oraz ustal podstawę nazwy węglowodoru.

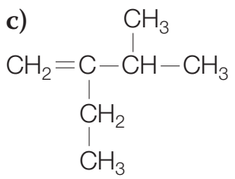
Ustalanie nazw systematycznych alkenów

Napisz nazwy systematyczne alkenów o podanych wzorach półstrukturalnych.

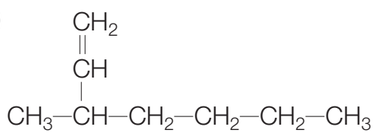
a)



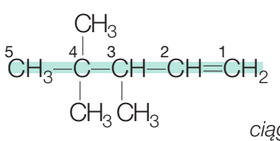
c)



b)



1 **a)** Najdłuższy łańcuch węglowy zawiera 5 atomów węgla, a wiązanie podwójne znajduje się między 1. a 2. atomem węgla – **pent-1-en**.

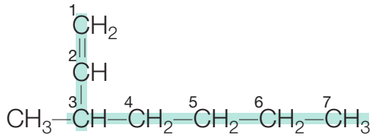


ciąg dalszy przykładu na s. 86

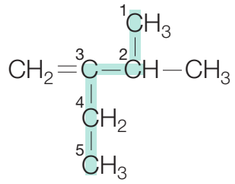
początek przykładu na s. 85

2 Ustal rodzaj i położenie podstawników oraz napisz nazwę systematyczną alkenu.

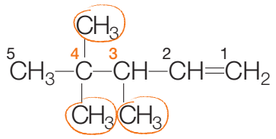
b) Najdłuższy łańcuch węglowy zawiera 7 atomów węgla, a wiązanie podwójne znajduje się między 1. a 2. atomem węgla – **hept-1-en**.



c) Najdłuższy łańcuch węglowy zawiera 5 atomów węgla i nie zawiera wiązania podwójnego – **pentan**.

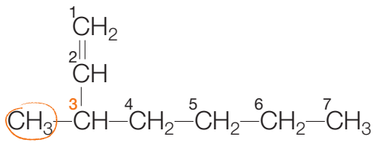


2 **a)** Cząsteczka zawiera trzy podstawniki – **trzy grupy metylowe** – jedną przy 3. atomie węgla i dwie przy 4.



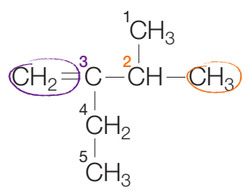
Nazwa alkenu: 3,4,4-trimetylopent-1-en.

b) Cząsteczka zawiera jeden podstawnik – **jedną grupę metylową** przy 3. atomie węgla.



Nazwa alkenu: 3-metylohept-1-en.

c) Cząsteczka zawiera dwa podstawniki:
– **jedną grupę metylową** przy 2. atomie węgla,
– **jedną grupę metylidenową** przy 3. atomie węgla.



Nazwa alkenu: 2-metylo-3-metylidenopentan.

Przykład 9.

Zapisywanie wzorów półstrukturalnych alkenów o znanych nazwach systematycznych

Napisz wzory półstrukturalne alkenów o podanych nazwach systematycznych.
a) 3,4-dimetyloheks-2-en
b) 4-etylo-3-metylohept-3-en
c) 4-etenylo-5-metylidenooktan

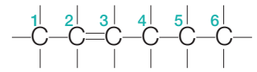
Plan rozwiązywania

1 Ustal podstawę nazwy alkenu, narysuj główny łańcuch węglowy o odpowiedniej liczbie atomów węgla i ponumeruj atomy węgla.

2 Napisz wzory podstawników przy odpowiednich atomach węgla i dopisz brakujące atomy wodoru.

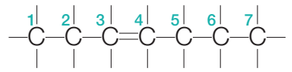
1 **a)** 3,4-dimetylo**heks-2-en**

Podstawą tworzonej nazwy jest **heks-2-en** – najdłuższy łańcuch zawiera 6 atomów węgla. Wiązanie podwójne znajduje się między 2. a 3. atomem węgla.



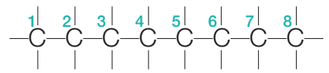
b) 4-etylo-3-metylo**hept-3-en**

Podstawą tworzonej nazwy jest **hept-3-en** – najdłuższy łańcuch zawiera 7 atomów węgla. Wiązanie podwójne znajduje się między 3. a 4. atomem węgla.



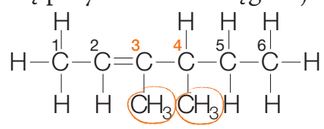
c) 4-etenylo-5-metylideno**oktan**

Podstawą tworzonej nazwy jest **oktan** – najdłuższy łańcuch zawiera 8 atomów węgla i nie zawiera wiązania podwójnego.



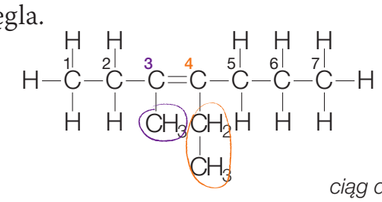
2 **a)** **3,4-dimetylo**heks-2-en

Cząsteczka alkenu zawiera dwa podstawniki: **dwie grupy metylowe** – jedną przy 3. atomie węgla i jedną przy 4.



b) **4-etylo-3-metylo**hept-3-en

Cząsteczka alkenu zawiera dwa podstawniki: **jedną grupę etylową** przy 4. atomie węgla i **jedną grupę metylową** przy 3. atomie węgla.

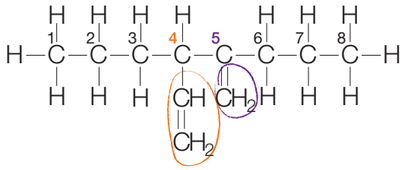


ciąg dalszy przykładu na s. 88

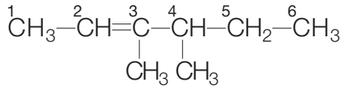
początek przykładu na s. 87

3 Napisz wzór półstrukturalny alkenu.

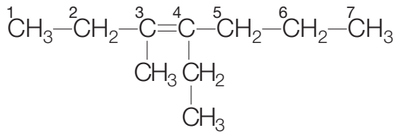
c) **4-etenylo-5-metylideno**oktan
Cząsteczka alkenu zawiera dwa podstawniki: **jedną grupę etenylową** przy 4. atomie węgla i **jedną grupę metylidenową** przy 5. atomie węgla.



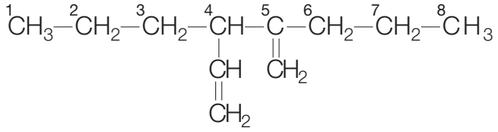
3 **a)** 3,4-dimetyloheks-2-en



b) 4-etylo-3-metylohept-3-en



c) 4-etenylo-5-metylidenooktan



Przykład 10.

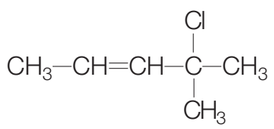
Plan rozwiązywania

1 Wyznacz najdłuższy łańcuch węglowy i ponumeruj atomy węgla w łańcuchu oraz ustal podstawę nazwy pochodnej alkenu.

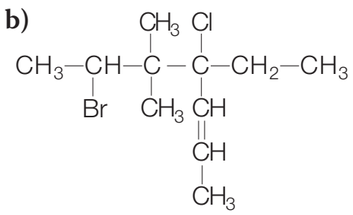
Ustalanie nazw systematycznych pochodnych alkenów zawierających atomy fluorowców w cząsteczkach

Napisz nazwy systematyczne związków chemicznych o podanych wzorach półstrukturalnych.

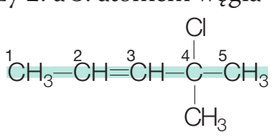
a)



b)



1 **a)** Najdłuższy łańcuch zawiera 5 atomów węgla, a wiązanie podwójne znajduje się między 2. a 3. atomem węgla – **pent-2-en**.

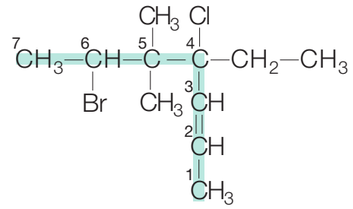


ciąg dalszy przykładu na s. 89

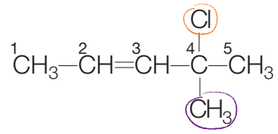
początek przykładu na s. 88

2 Ustal rodzaj i położenie podstawników oraz napisz nazwę systematyczną pochodnej alkenu.

b) Najdłuższy łańcuch zawiera 7 atomów węgla, a wiązanie podwójne znajduje się między 2. a 3. atomem węgla – **hept-2-en**.

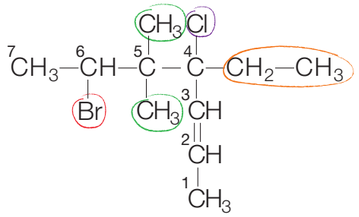


2 **a)** Cząsteczka zawiera dwa podstawniki przy 4. atomie węgla: **jeden atom chloru** i **jedną grupę metylową**.



Nazwa pochodnej alkenu: 4-chloro-4-metylopent-2-en.

b) Cząsteczka zawiera pięć podstawników: **jedną grupę etylową** przy 4. atomie węgla, **jeden atom chloru** przy 4. atomie węgla, **dwie grupy metylowe** przy 5. atomie węgla i **jeden atom bromu** przy 6. atomie węgla.

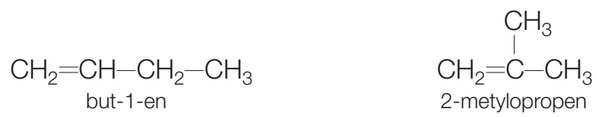


Nazwa pochodnej alkenu: 6-bromo-4-chloro-4-etylo-5,5-dimetylohept-2-en.

Izomeria konstytucyjna alkenów

Izomeria konstytucyjna alkenów wynika m.in.:

- z różnej **budowy łańcucha węglowodorowego** (prosty, rozgałęziony),



izomery konstytucyjne C_4H_8

- z odmiennego **usytuowania wiązania podwójnego**:



W cząsteczkach alkenów, oprócz izomerii konstytucyjnej, występuje też **izomeria *cis-trans*** i ***Z-E***.

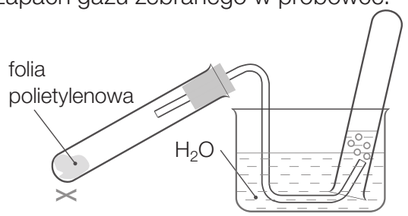
Izomeria *cis-trans* → patrz s. 158

Otrzymywanie etenu

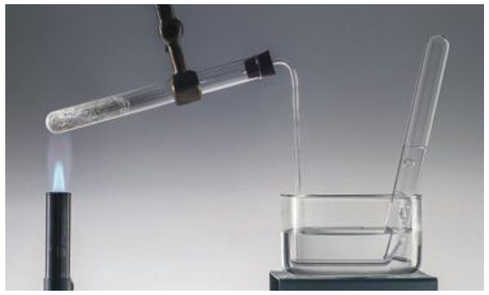
Doświadczenie 9. C_2H_4

Otrzymywanie etenu (etylenu)

Odczynniki: folia polietylenowa, woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, krystalizator, korek z rurką odprowadzającą, korek, palnik gazowy.
Instrukcja: Probówkę z kawałkami folii polietylenowej, np. worka foliowego, zamknij korkiem z rurką odprowadzającą i ogrzewaj w płomieniu palnika. Wydzielający się gaz zbieraj pod wodą do probówki (schemat). Sprawdź barwę i zapach gazu zebranego w probówce.



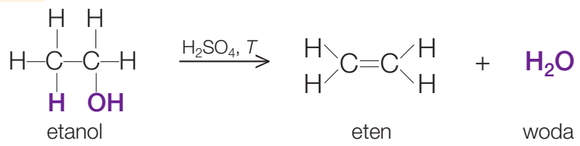
Obserwacje: Wydziela się bezbarwny, nierozpuszczalny w wodzie gaz (fot. 25.) o charakterystycznym zapachu.



Fot. 25. Otrzymywanie etenu z folii polietylenowej.

Wniosek: Otrzymanym gazem jest eten C_2H_4.

Eten można również otrzymać **z etanolu w reakcji eliminacji cząsteczki wody**:



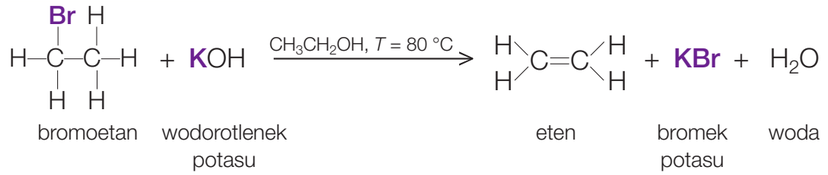
Podczas tej reakcji chemicznej ze związku nasyconego odrywa się prosta cząsteczka nieorganiczna i **powstaje związek nienasycony**.

W celu przeprowadzenia reakcji eliminacji wody z cząsteczki etanolu należy do probówki zawierającej ok. 3 cm^3 piasku zwilżonego etanolem dodać kroplami stężony roztwór kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4. Następnie probówkę trzeba lekko ogrzać, a eten zebrać w taki sam

Reakcja eliminacji – polega na oderwaniu się prostej cząsteczki od cząsteczki substratu.

sposób jak w doświadczeniu 9., s. 90. Ze względu na dużą palność par etanolu należy zachować szczególną ostrożność podczas tego doświadczenia chemicznego.

Eten można otrzymać także **w reakcji eliminacji cząsteczki bromowodoru z bromoetanu**, przebiegającej zgodnie z równaniem:



Mechanizm reakcji eliminacji
→ patrz s. 196

eliminacja

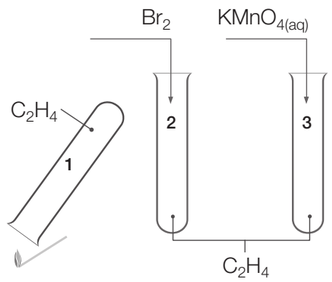
Reakcje chemiczne etenu

Alkeny są bardziej reaktywne niż alkany, ponieważ jedno z wiązań w ich cząsteczkach to wiązanie typu π.

Doświadczenie 10. C_2H_4 C_2H_4 $KMnO_4$, Br_2 Br_2

Spalanie etenu oraz badanie zachowania etenu wobec roztworu bromu i roztworu manganianu(VII) potasu

Odczynniki: eten, roztwór bromu w trichlorometanie, wodny roztwór manganianu(VII) potasu.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, łuczywo, korki, wkraplacze, ciemny papier, zapalniczka.
Instrukcja: Eten potrzebny do wykonania doświadczenia możesz otrzymać w wyniku ogrzewania folii polietylenowej (doświadczenie 9., s. 90). Do wylotu probówki 1. zbliż płonące łuczywo, zachowując szczególną ostrożność. Do probówki 2. dodaj ok. 2 cm^3 roztworu bromu. Zamknij probówkę korkiem, zawiń w ciemny papier i wstrząsaj nią. Do probówki 3. dodaj ok. 2 cm^3 wodnego roztworu manganianu(VII) potasu (schemat), zamknij ją korkiem i wstrząsaj nią.



Obserwacje: Gaz z probówki 1. spala się jasnym, świecącym płomieniem. Zawartość probówki 2. odbarwia się, a w probówce 3. powstaje brunatny osad (fot. 26.).



Fot. 26. Badanie właściwości etenu.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 92

W tym doświadczeniu należy użyć roztworu bromu w rozpuszczalniku organicznym, np. $CHCl_3$.

Alkeny powodują także **odbarwienie wody bromowej**.

Reakcja alkenu z bromem w środowisku wodnym
→ patrz s. 94

początek doświadczenia na s. 91

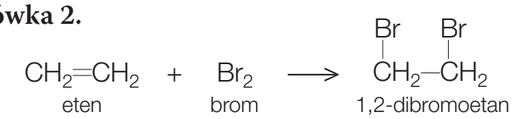
Wniosek: Eten ulega reakcji spalania całkowitego. Reakcja chemiczna zachodzi zgodnie z równaniem:

spalanie całkowite C_2H_4

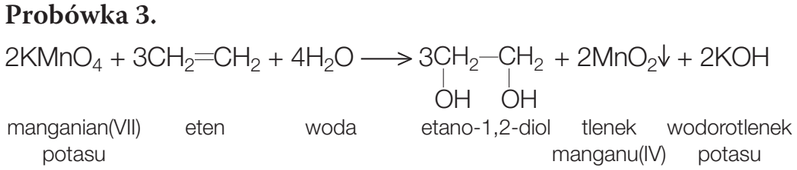
$$\underset{\text{eten}}{C_2H_4} + \underset{\text{tlen}}{3O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{2\mathbf{CO_2}} + \underset{\text{woda}}{2H_2O}$$

Eten reaguje z bromem oraz manganianem(VII) potasu. Świadczy to o jego dużej reaktywności. Zaszły reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:

Probówka 2.



Probówka 3.



Przy ograniczonym dostępie tlenu, podobnie jak w przypadku alkanów, eten może ulegać reakcji **spalania niecałkowitego**:

spalanie niecałkowite C_2H_4

$$\underset{\text{eten}}{C_2H_4} + \underset{\text{tlen}}{2O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek węgla(II)}}{2\mathbf{CO}} + \underset{\text{woda}}{2H_2O}$$

$$\underset{\text{eten}}{C_2H_4} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{węgiel}}{2\mathbf{C}} + \underset{\text{woda}}{2H_2O}$$

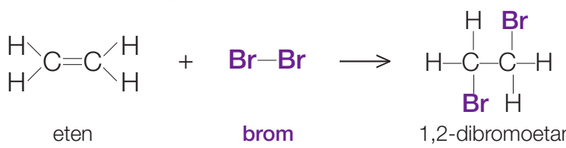
Reakcja addycji elektrofilowej atomów bromu do cząsteczki etenu

Reakcja addycji – polega na łączeniu się dwóch substratów w jeden produkt.

Reakcja bromowania etenu jest reakcją **addycji**, czyli **przyłączenia** atomów bromu do atomów węgla w cząsteczce etenu. Reakcja ta nie wymaga działania światła ani podwyższonej temperatury.

Wiązanie typu π w cząsteczce etenu jest słabsze od wiązania typu σ. Łatwo pęka, a uwolnione w ten sposób elektrony są wykorzystywane do przyłączenia atomów bromu do atomów węgla w cząsteczce etenu. W wyniku tej reakcji powstaje związek chemiczny – 1,2-dibromoetan.

Równanie reakcji addycji przedstawia tylko substraty i końcowy produkt:



Mechanizm reakcji addycji elektrofilowej → patrz s. 94

Nie można z niego odczytać rzeczywistego przebiegu mechanizmu reakcji chemicznej.

Heterolityczne rozerwanie wiązania – sposób rozpadu wiązania, w którym oba elektrony z pary wiążącej przechodzą do jednego z atomów, prowadząc do powstania kationu i anionu.

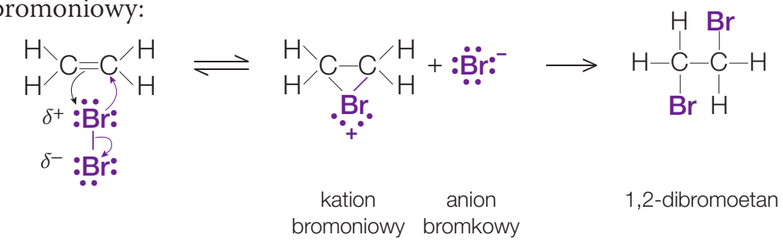
Reakcja etenu z bromem jest przykładem reakcji **addycji elektrofilowej**.

W **etapie 1.** tej reakcji chemicznej następuje polaryzacja wiązania kowalencyjnego w cząsteczce bromu Br_2. Jest to spowodowane oddziaływaniem elektronów wiązania podwójnego w cząsteczce

węglowodoru na cząsteczkę bromu. Następuje więc **heterolityczny rozpad cząsteczki** Br_2:



Następnie elektrofil, którym w tej reakcji chemicznej jest kation bromu Br^+, przyłącza się do jednego z atomów węgla przy wiązaniu podwójnym cząsteczki etenu. Powstaje nietrwały **kation bromoniowy**. W **etapie 2.** reakcji addycji elektrofilowej następuje **atak nukleofila**, którym w tej reakcji chemicznej jest anion bromkowy Br^-, na kation bromoniowy:



Elektrofil (akceptor pary elektronowej) – drobina (kation lub cząsteczka), która przyjmuje parę elektronową.

Elektrofil: Br^+

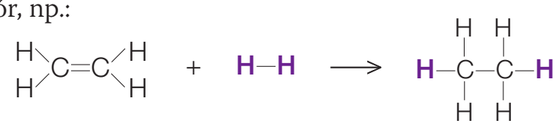
Nukleofil (donor pary elektronowej) – drobina (cząsteczka lub anion), która oddaje parę elektronową.

Nukleofil: Br^-

W reakcji **addycji elektrofilowej** kationy, np.: H^+, NH_4^+, Cl^+, Br^+, oraz związki chemiczne zawierające lukę elektronową w obrębie atomu, np. $AlCl_3$, są akceptorami pary elektronowej, tzw. **elektrofilami**. W reakcji addycji elektrofilowej elektrony π wiązania wielokrotnego są wykorzystane do przyłączenia elektrofila.

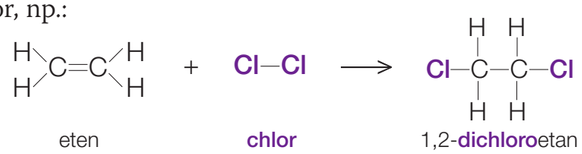
Cząsteczki alkenów mogą także przyłączać inne cząsteczki, m.in.:

- wodór, np.:



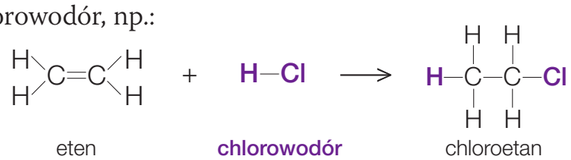
addycja H_2

- chlor, np.:



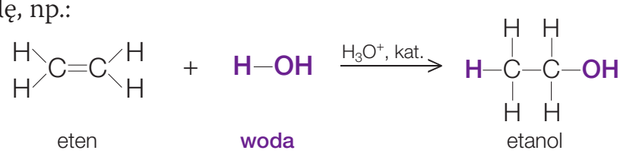
addycja Cl_2

- chlorowodór, np.:



addycja HCl

- wodę, np.:



addycja H_2O

Produktami tych reakcji chemicznych są związki nasycone.

Mechanizm reakcji addycji elektrofilowej

Reakcja alkenu (np. etenu) z bromem stanowi klasyczny przykład addycji elektrofilowej, wykorzystywanej m.in. do identyfikacji alkenów. W jej przebiegu brunatny roztwór bromu ulega odbarwieniu. To, jakie produkty powstają w reakcji addycji elektrofilowej bromu do etenu, zależy od środowiska, w jakim ta reakcja przebiega:

- **w rozpuszczalniku organicznym** (np. $CHCl_3$) powstaje 1,2-dibromoetan zgodnie z równaniem:

$$CH_2{=}CH_2 + Br_2 \xrightarrow{CHCl_3} \underset{\displaystyle Br}{\overset{\displaystyle CH_2}{|}}{-}\underset{\displaystyle Br}{\overset{\displaystyle CH_2}{|}}$$

- **w środowisku wodnym** powstaje 2-bromoetanol zgodnie z równaniem:

$$CH_2{=}CH_2 + Br_2 + H_2O \longrightarrow \underset{\displaystyle Br}{\overset{\displaystyle CH_2}{|}}{-}\underset{\displaystyle OH}{\overset{\displaystyle CH_2}{|}} + HBr$$

! Roztwór bromu, niezależnie od użytego rozpuszczalnika, odbarwia się pod wpływem alkenu.

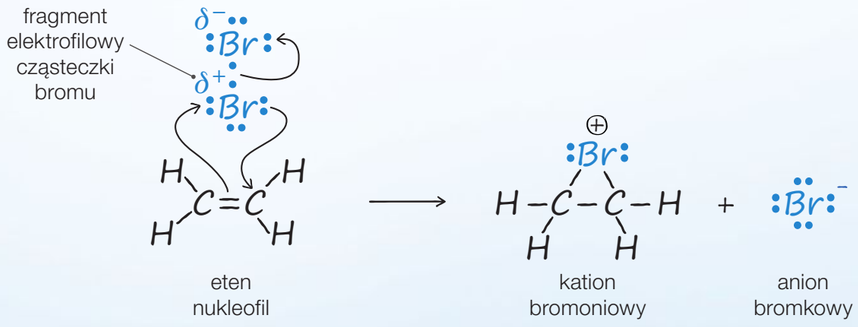
Mechanizm reakcji addycji elektrofilowej bromu do etenu

Mechanizm reakcji addycji elektrofilowej bromu do etenu przebiega w dwóch etapach.

Etap 1. **Utworzenie kationu bromoniowego**

Wiązanie kowalencyjne w cząsteczce bromu ulega polaryzacji w wyniku oddziaływania z chmurą elektronową wiązania typu π etenu. Przekazuje on parę elektronową z wiązania typu π atomowi bromu i w wyniku tego powstają cykliczny kation bromoniowy i anion bromkowy.

↷ oznacza kierunek przemieszczania się pary elektronowej



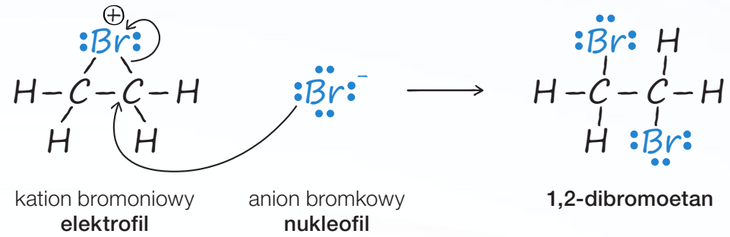
! Etap 1. przebiega wolno – jest etapem limitującym.

Etap 2. **Atak nukleofila na kation bromoniowy**

Kation bromoniowy łączy się z nukleofilem – anionem bromkowym lub cząsteczką wody – w zależności od środowiska, w jakim przebiega reakcja chemiczna.

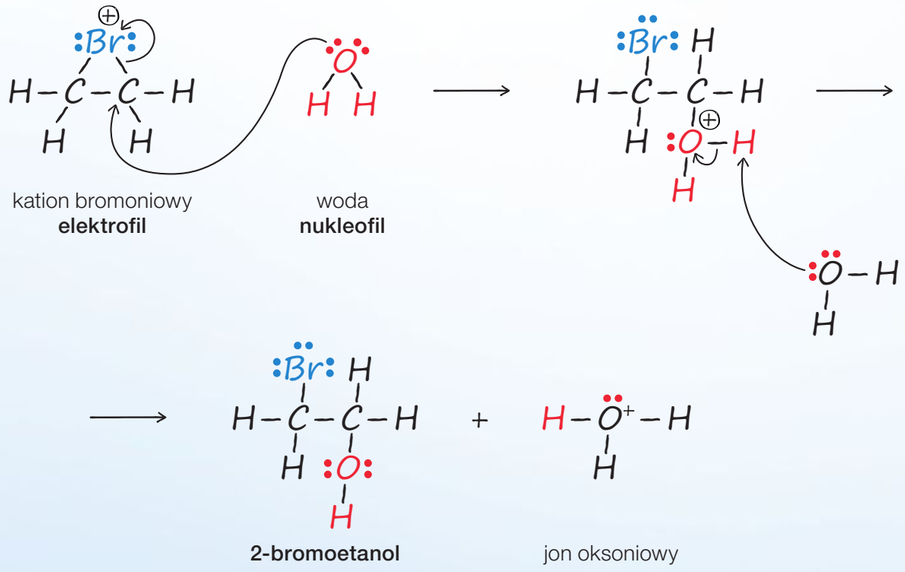
Przebieg reakcji chemicznej z bromem w rozpuszczalniku organicznym

Anion bromkowy (nukleofil) atakuje jeden z atomów węgla kationu bromoniowego (elektrofil). W wyniku tego otwiera się trójczłonowy pierścień. Produktem reakcji chemicznej jest 1,2-dibromoetan.



Przebieg reakcji chemicznej z bromem w wodzie

W roztworze wodnym jest znacznie więcej cząsteczek wody niż anionów bromkowych, dlatego funkcję nukleofila pełnią głównie cząsteczki wody. Wolna para elektronowa **na atomie tlenu w cząsteczce wody** atakuje elektrofilowy atom węgla kationu bromoniowego. Prowadzi to do otwarcia trójczłonowego pierścienia i powstania protonowanej formy produktu. Następnie kolejna cząsteczka wody odłącza proton (H^+) od tej protonowanej formy. Produktami reakcji chemicznej są 2-bromoetanol i jon oksoniowy.



Reakcja addycji cząsteczek typu H*X* do niesymetrycznych alkenów

Eten jest przykładem **cząsteczki symetrycznej**, ponieważ po obu stronach wiązania podwójnego występują takie same grupy atomów:

$$CH_2{=}CH_2$$

Z kolei cząsteczki, w których po obu stronach wiązania podwójnego występują różne grupy atomów, to **cząsteczki niesymetryczne**. Przykładem takiej cząsteczki jest propen:

$$CH_2{=}CH{-}CH_3$$

Reguła Markownikowa – podczas reakcji addycji (przebiegającej zgodnie z mechanizmem jonowym) cząsteczek typu H*X* do alkenu o budowie niesymetrycznej atom wodoru cząsteczki H*X* przyłącza się do atomu węgla (tego, który tworzy wiązanie wielokrotne) w sposób prowadzący do utworzenia bardziej trwałego karbokationu.

W reakcjach addycji cząsteczek typu H*X*, gdzie *X* to np.: Cl, Br, I, OH, do niesymetrycznych cząsteczek alkenów **atom wodoru** cząsteczki H*X* **przyłącza się do atomu węgla związanego z większą liczbą atomów wodoru** zgodnie z regułą Markownikowa. Powstaje w ten sposób **produkt główny**:

$$\underset{\text{propen}}{CH_2{=}CH{-}CH_3} + \underset{\text{chlorowodór}}{H{-}Cl} \longrightarrow \underset{\text{2-chloropropan}}{\mathbf{CH_3{-}\overset{\displaystyle Cl}{\overset{|}{C}}H{-}CH_3}}$$

W reakcji addycji można otrzymać także **produkt uboczny**, który powstaje niezgodnie z regułą Markownikowa i w mniejszej ilości od produktu głównego:

$$\underset{\text{propen}}{CH_2{=}CH{-}CH_3} + \underset{\text{chlorowodór}}{H{-}Cl} \longrightarrow \underset{\text{1-chloropropan}}{CH_2{-}\overset{\displaystyle Cl}{\overset{|}{C}}H{-}CH_3}$$

Reakcja propenu z chlorowodorem jest przykładem reakcji addycji elektrofilowej. Najpierw tworzy się karbokation, a następnie przyłącza się anion Cl^- (nukleofil):

Etap 1.

$$\underset{\text{chlorowodór}}{H{-}Cl} \longrightarrow \underset{\text{kation wodoru}}{H^+} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-}$$

Elektrofil: H^+

$$\underset{\text{propen}}{CH_2{=}CH{-}CH_3} + \underset{\text{chlorowodór}}{H{-}Cl} \longrightarrow \underset{\substack{\textit{karbokation}\\\text{(nietrwały produkt pośredni)}}}{CH_3{-}\overset{\oplus}{C}H{-}CH_3} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-}$$

Nukleofil: Cl^-

Etap 2.

$$\underset{\substack{\textit{karbokation}\\\text{(nietrwały produkt pośredni)}}}{CH_3{-}\overset{\oplus}{C}H{-}CH_3} + \underset{\text{nukleofil}}{Cl^-} \longrightarrow \underset{\text{2-chloropropan}}{CH_3{-}\overset{\displaystyle Cl}{\overset{|}{C}}H{-}CH_3}$$

Addycja elektrofilowa zachodzi w dwóch etapach. W pierwszym następuje atak elektrofilowy, a w drugim atak nukleofilowy.

Reakcje utleniania-redukcji z udziałem związków organicznych

Reakcja etenu z manganianem(VII) potasu (doświadczenie 10., s. 91) jest **reakcją utleniania-redukcji** i przebiega ze zmianą stopni utlenienia m.in. atomów węgla. To, jakie będą produkty tej reakcji chemicznej, zależy od jej środowiska. Współczynniki stechiometryczne w równaniu tej reakcji chemicznej należy dobrać podobnie jak w przypadku związków nieorganicznych.

Przykład 11.

Plan rozwiązywania

1. Napisz równania reakcji utleniania i redukcji.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych w równaniu reakcji utleniania-redukcji z udziałem związków organicznych (zapis jonowo-elektronowy)

Napisz w formie jonowej z uwzględnieniem liczby pobieranych i oddawanych elektronów (zapis jonowo-elektronowy) równania reakcji redukcji i utleniania zachodzących podczas reakcji etenu z wodnym roztworem manganianu(VII) potasu.
Wiadomo, że produktami reakcji chemicznej są m.in. etano-1,2-diol oraz tlenek manganu(IV). **Ustal współczynniki stechiometryczne i zapisz w formie jonowej sumaryczne równanie tej reakcji chemicznej.**

1

$$CH_2{=}CH_2 \longrightarrow HO{-}CH_2{-}CH_2{-}OH$$

Po lewej stronie schematu **brakuje atomów tlenu**, dlatego należy dopisać tam cząsteczki wody:

$$CH_2{=}CH_2 + H_2O \longrightarrow HO{-}CH_2{-}CH_2{-}OH$$

Następnie trzeba wyrównać:

- liczby atomów wodoru i tlenu po obu stronach schematu – po prawej stronie schematu należy dopisać odpowiednią liczbę jonów oksoniowych:

$$CH_2{=}CH_2 + 4H_2O \longrightarrow HO{-}CH_2{-}CH_2{-}OH + 2H_3O^+$$

- sumaryczny ładunek:

$$\underbrace{CH_2{=}CH_2 + 4H_2O}_{\substack{\text{lewa strona}\\\text{C: 2; H: 12; O: 4}\\0}} \longrightarrow \underbrace{HO{-}CH_2{-}CH_2{-}OH + 2H_3O^+ + 2e^-}_{\substack{\text{prawa strona}\\\text{C: 2; H: 12; O: 4}\\2 + (-2) = 0}}$$

Bilans ładunku

Cząsteczka etenu $CH_2{=}CH_2$ **oddaje 2 elektrony**, zatem pełni funkcję reduktora. Zachodząca reakcja chemiczna jest **reakcją utleniania**.

ciąg dalszy przykładu na s. 98

początek przykładu na s. 97

2 Wykonaj bilans elektronowy.

3 Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej.

$$MnO_4^- \longrightarrow MnO_2$$

Podczas bilansowania równań reakcji chemicznych przebiegających w środowisku wodnym:

- po lewej stronie schematu dopisuje się cząsteczki wody H_2O:

$$MnO_4^- + H_2O \longrightarrow MnO_2$$

- po prawej stronie schematu dopisuje się jony oksoniowe H_3O^+ (kationy wodoru H^+) albo aniony wodorotlenkowe OH^-. W tym przypadku należy dopisać aniony wodorotlenkowe:

$$\underbrace{MnO_4^- + 2H_2O}_{\text{lewa strona}} \longrightarrow \underbrace{MnO_2 + 4OH^-}_{\text{prawa strona}}$$

lewa strona: Mn: 1; O: 6; H: 4 — prawa strona: Mn: 1; O: 6; H: 4

Następnie trzeba wyrównać sumaryczny ładunek:

$$\underbrace{MnO_4^- + 2H_2O + 3e^-}_{\text{lewa strona}} \longrightarrow \underbrace{MnO_2 + 4OH^-}_{\text{prawa strona}}$$

Bilans ładunku

lewa strona: $-1 + (-3) = -4$ — prawa strona: -4

Anion manganianowy(VII) MnO_4^- **przyjmuje 3 elektrony**, zatem pełni funkcję utleniacza. Zachodząca reakcja chemiczna jest **reakcją redukcji**.

2 Równania obydwu procesów należy pomnożyć przez odpowiednią liczbę, tak aby liczby oddawanych i przyjmowanych elektronów były takie same.

Reakcja utleniania:

$$CH_2{=}CH_2 + 4H_2O \longrightarrow HO{-}CH_2{-}CH_2{-}OH + 2H_3O^+ + 2e^- \quad |\cdot 3$$

$$\mathbf{3}CH_2{=}CH_2 + \mathbf{12}H_2O \longrightarrow \mathbf{3}HO{-}CH_2{-}CH_2{-}OH + \mathbf{6}H_3O^+ + \mathbf{6}e^-$$

Reakcja redukcji:

$$MnO_4^- + 2H_2O + 3e^- \longrightarrow MnO_2 + 4OH^- \quad |\cdot \mathbf{2}$$

$$\mathbf{2}MnO_4^- + \mathbf{4}H_2O + \mathbf{6}e^- \longrightarrow \mathbf{2}MnO_2 + \mathbf{8}OH^-$$

3 Równania reakcji utleniania i redukcji trzeba dodać stronami:

$$3CH_2{=}CH_2 + 12H_2O + 2MnO_4^- + 4H_2O + 6e^- \longrightarrow$$
$$\longrightarrow 3HO{-}CH_2{-}CH_2{-}OH + 6H_3O^+ + 6e^- + 2MnO_2 + 8OH^-$$

Jony H_3O^+ i OH^- łączą się, tworząc cząsteczki wody:

$$3CH_2{=}CH_2 + 16H_2O + 2MnO_4^- + 6e^- \longrightarrow$$
$$\longrightarrow 3HO{-}CH_2{-}CH_2{-}OH + 12H_2O + 6e^- + 2MnO_2 + 2OH^-$$

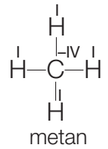
W zapisie równania reakcji skraca się lub pomija elementy, które powtarzają się po obu stronach równania reakcji chemicznej, np. elektrony:

$$3CH_2{=}CH_2 + 4H_2O + 2MnO_4^- \longrightarrow$$
$$\longrightarrow 3HO{-}CH_2{-}CH_2{-}OH + 2MnO_2 + 2OH^-$$

Ustalanie stopni utlenienia atomu węgla w związkach organicznych

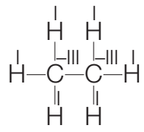
Stopnie utlenienia poszczególnych **atomów węgla w związkach organicznych** ustala się według następujących zasad:

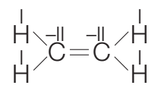
Zasada 1. Suma stopni utlenienia w cząsteczce związku organicznego wynosi 0, a suma stopni utlenienia w jonie organicznym jest równa ładunkowi tego jonu. **Wiązanie z atomem wodoru** powoduje obniżenie o jeden stopnia utlenienia danego atomu węgla. Zatem **atom węgla w cząsteczce metanu ma stopień utlenienia –IV**:

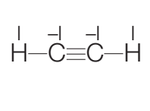


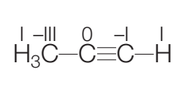
metan

Zasada 2. Wiązanie z innym atomem węgla nie wpływa na stopień utlenienia danego atomu węgla. Atomy węgla mają taką samą elektroujemność, a między nimi jest wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane. W cząsteczkach związków organicznych stopnie utlenienia atomów węgla ustala się oddzielnie dla każdego z nich, np.:


etan

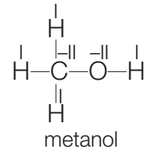

eten


etyn

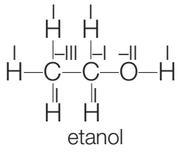

propyn

Zasada 3. Każde pojedyncze **wiązanie atomu węgla z atomem niemetalu** (fluorowca, tlenu, azotu, siarki) podwyższa o jeden stopień utlenienia danego atomu węgla. Dlatego np. w cząsteczce metanolu stopień utlenienia atomu węgla wynosi –II. Atom węgla:

- w cząsteczce metanolu ma stopień utlenienia –II:


metanol

- w grupie metylowej $-CH_3$ cząsteczki etanolu ma stopień utlenienia –III, zaś w grupie $-CH_2-OH$ stopień utlenienia atomu węgla wynosi –I:


etanol

Reakcja polimeryzacji – polega na łączeniu się cząsteczek związku nienasyconego – monomerów – w polimer.

Monomer – cząsteczka związku nienasyconego, która ulega polimeryzacji.

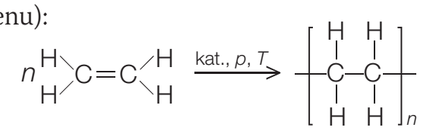
Polimer – wielkocząsteczkowy związek chemiczny, który powstaje w wyniku łączenia się monomerów.

Mer – powtarzający się fragment cząsteczki polimeru.

Polimeryzacja alkenów

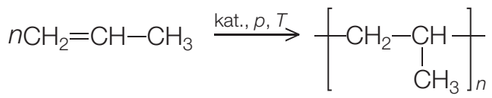
Reakcja polimeryzacji polega na wytworzeniu związku wielkocząsteczkowego – **polimeru** – ze związków **nienasyconych** – **monomerów**.

W wyniku reakcji polimeryzacji alkenów powstają tworzywa polimeryzacyjne, np. **polietylen** i **polipropylen**. Polietylen otrzymuje się w wyniku polimeryzacji etenu (etylenu), a polipropylen – w wyniku polimeryzacji propenu (propylenu):



eten (etylen)
monomer

polietylen
polimer



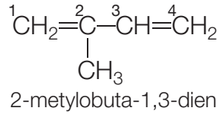
propen (propylen)
monomer

polipropylen
polimer

Polimery – polietylen i polipropylen – są odporne na działanie kwasów, zasad i większości rozpuszczalników organicznych, z wyjątkiem węglowodorów i ich fluorowcopochodnych. Wykazują znaczną wytrzymałość mechaniczną, są też łatwopalne. Wytwarza się z nich m.in. folie opakowaniowe, pojemniki na produkty spożywcze, wodę lub chemikalia.

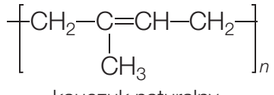
Polimery naturalne

Ważnym polimerem naturalnym jest **kauczuk naturalny** o wzorze $(C_5H_8)_n$ i masie cząsteczkowej (zależnie od pochodzenia substancji) od ok. 100 000 u do ok. 4 000 000 u. Monomerem w cząsteczce kauczuku jest 2-metylobuta-1,3-dien, tzw. **izopren**, o wzorze:



2-metylobuta-1,3-dien

Kauczuk naturalny można przedstawić za pomocą wzoru:



kauczuk naturalny

Kauczuk naturalny w temperaturze pokojowej jest elastyczną substancją stałą o brunatnej barwie. Otrzymuje się go z lateksu – soku drzewa kauczukowego. Kauczuk poddany usieciowieniu w procesie wulkanizacji (reakcji z siarką) tworzy gumę. Współcześnie, ze względu na ogromne zapotrzebowanie na gumę, wytwarza się kauczuki syntetyczne. Monomerami do ich produkcji są:

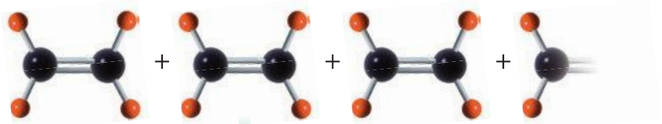
- buta-1,3-dien $CH_2{=}CH{-}CH{=}CH_2$,
- 2-chlorobuta-1,3-dien (chloropren) $CH_2{=}CCl{-}CH{=}CH_2$.

Krok po kroku

Reakcja polimeryzacji

Reakcja polimeryzacji polega na otrzymaniu związku wielkocząsteczkowego – polimeru – ze związków nienasyconych – monomerów.

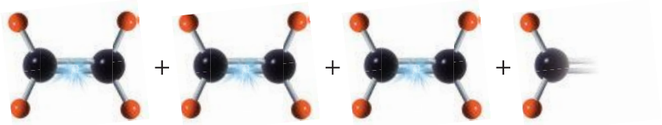
1 **Substratami reakcji polimeryzacji** są cząsteczki monomeru, np. etenu.



cząsteczki **monomeru**

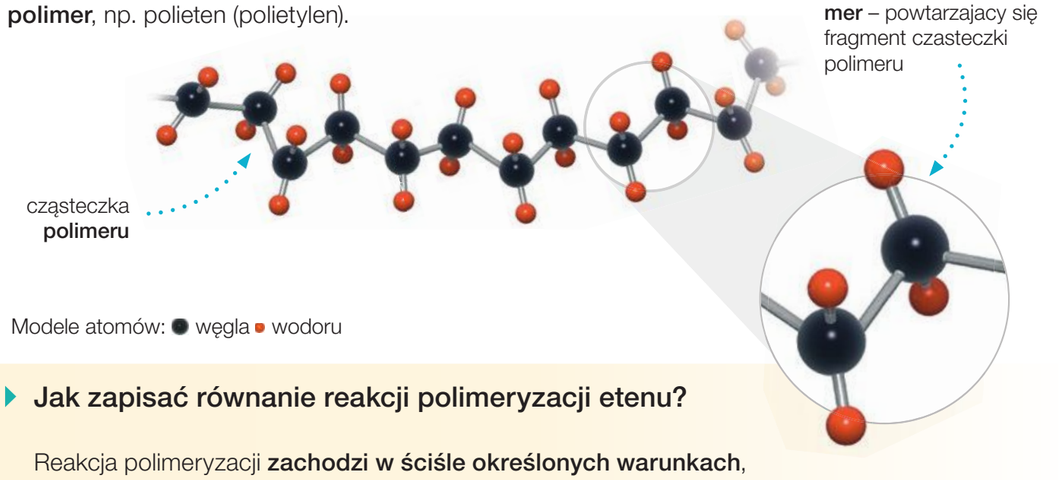
następuje rozrywanie wiązań typu π

2 **Wiązanie typu π** w każdej cząsteczce monomeru **ulega rozerwaniu**.



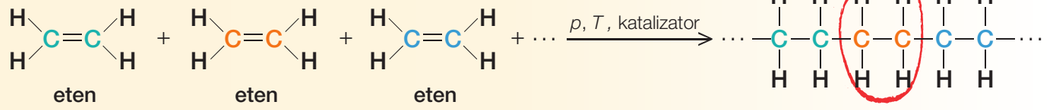
następuje łączenie się cząsteczek **monomerów**

3 **Sąsiadujące cząsteczki monomeru łączą się ze sobą i tworzą związek wielkocząsteczkowy – polimer**, np. polieten (polietylen).



Jak zapisać równanie reakcji polimeryzacji etenu?

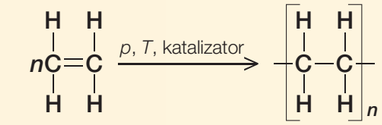
Reakcja polimeryzacji **zachodzi w ściśle określonych warunkach**, dlatego w zapisie równania reakcji **uwzględnia się** ciśnienie (***p***), temperaturę (***T***) oraz **katalizator**.



eten eten eten

polieten (polietylen)

lub



eten (etylen) polieten (polietylen)

n to liczba cząsteczek etenu (cząsteczek monomerów) oraz liczba merów w cząsteczce polimeru

Zastosowania alkenów

Eten jest wykorzystywany w ogrodnictwie i sadownictwie jako czynnik przyspieszający dojrzewanie owoców.

przemysł chemiczny | przemysł tekstylny | ogrodnictwo







Przemysł chemiczny

Buta-1,3-dien stosuje się do otrzymywania polibutadienu. Materiały wykonane z polibutadienu są elastyczne, dlatego tego polimeru używa się do produkcji m.in. **opon samochodowych**.

Przemysł tekstylny

W skład **zimowej odzieży termoaktywnej** wchodzi polipropylen – produkt polimeryzacji propenu. Chroni on użytkownika przed nadmierną utratą ciepła.

Ogrodnictwo

Do **utrzymywania świeżości kwiatów ciętych** wykorzystuje się syntetycznie otrzymywany hormon roślinny 1-metylocyklopropen – metylową pochodną cyklopropenu.



Chemia w medycynie

β-karoten chroni skórę przed szkodliwym wpływem promieni UV. Ponieważ działa jak **filtr przeciwsłoneczny**, zmniejsza ryzyko oparzeń. Gromadzi się w skórze i stopniowo nadaje jej delikatny, złotawy kolor.

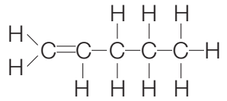
Ważne w temacie *Węglowodory nienasycone – alkeny*

Węglowodory nienasycone – alkeny

1. Zapisuję wzory strukturalne, półstrukturalne i grupowe alkenów na podstawie ich nazw

Na przykład:

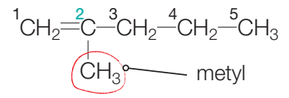
- nazwa: pent-1-**en**
- wzór sumaryczny: C_5H_{10}
- wzór strukturalny:



- wzór półstrukturalny: $CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$
- wzór grupowy: $CH_2{=}CH(CH_2)_2CH_3$

2. Zapisuję nazwy alkenów na podstawie ich wzorów

Na przykład:



2-metylopent-1-en

3. Zapisuję równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego alkenów

Na przykład równania reakcji spalania pent-1-enu:

- **spalanie całkowite:**

$2C_5H_{10} + 15O_2 \longrightarrow 10\mathbf{CO_2} + 10H_2O$

- **spalanie niecałkowite:**

$C_5H_{10} + 5O_2 \longrightarrow 5\mathbf{CO} + 5H_2O$

$2C_5H_{10} + 5O_2 \longrightarrow 10\mathbf{C} + 10H_2O$

4. Zapisuję równania reakcji addycji do alkenów

Na przykład:

- **równanie reakcji addycji Br_2 do propenu:**

$CH_2{=}CH{-}CH_3 + Br_2 \longrightarrow CH_2Br{-}CHBr{-}CH_3$

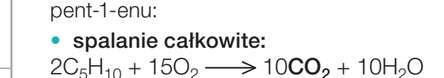
- **równanie reakcji addycji HBr do propenu:**

$CH_2{=}CH{-}CH_3 + HBr \longrightarrow \underset{\text{produkt główny}}{CH_3{-}CHBr{-}CH_3}$

lub

$CH_2{=}CH{-}CH_3 + HBr \longrightarrow \underset{\text{produkt uboczny}}{CH_2Br{-}CH_2{-}CH_3}$

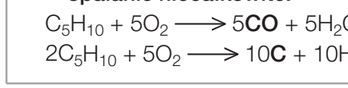
5. Ustalam współczynniki stechiometryczne w równaniu reakcji utleniania-redukcji z udziałem związków organicznych



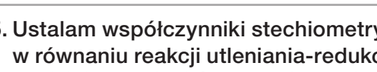
Reakcja redukcji:

$2MnO_4^- + 6e^- + 4H_2O \longrightarrow 2MnO_2 + 8OH^-$

Reakcja utleniania:

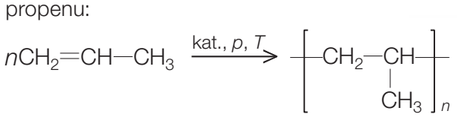


Sumaryczne równanie reakcji:



6. Zapisuję równania reakcji polimeryzacji alkenów

Na przykład równanie reakcji polimeryzacji propenu:



Alkeny – węglowodory nienasycone, których cząsteczki zawierają – oprócz wiązań pojedynczych – jedno wiązanie podwójne między atomami węgla.

Reakcja addycji – polega na łączeniu się dwóch substratów w jeden produkt.

Reguła Markownikowa – podczas reakcji addycji (przebiegającej zgodnie z mechanizmem jonowym) cząsteczek typu H*X* do alkenu o budowie niesymetrycznej atom wodoru cząsteczki H*X* przyłącza się do atomu węgla (tego, który tworzy wiązanie wielokrotne) w sposób prowadzący do utworzenia bardziej trwałego karbokationu.

Reakcja polimeryzacji – reakcja otrzymywania wielkocząsteczkowego związku chemicznego w wyniku łączenia się ze sobą wielu cząsteczek związku nienasyconego – monomerów.

Monomer – cząsteczka związku nienasyconego, która ulega polimeryzacji.

Polimer – wielkocząsteczkowy związek chemiczny, który powstaje w wyniku łączenia się monomerów.

Mer – powtarzający się fragment cząsteczki polimeru, który swoją budową odpowiada cząsteczce monomeru.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Napisz nazwy systematyczne związków chemicznych o podanych wzorach.

a) $CH_2{=}CH{-}\underset{\displaystyle Br}{\overset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{\overset{|}{C}}}}{-}CH_3$

b) $CH_3{-}CH{=}\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{C}}{-}\underset{\displaystyle Br}{\underset{|}{CH}}{-}\underset{\displaystyle CH_2{-}CH_2{-}CH_3}{\underset{|}{CH}}{-}CH_3$

2. Napisz wzory półstrukturalne związków chemicznych o podanych nazwach.

a) 3-chloro-2-metyloheks-1-en b) 2,3-dibromobut-1-en c) 6,6-dimetylo-5-propylookt-2-en

3. Napisz równania reakcji chemicznych (1–3) przedstawionych na schemacie, stosując wzory półstrukturalne związków chemicznych. Określ rodzaje tych reakcji chemicznych.

propan $\xrightarrow{1}$ 1-chloropropan $\xrightarrow{2}$ propen $\xrightarrow{3}$ 2-bromopropan

4. Określ liczbę wszystkich wiązań typu σ i typu π w cząsteczce związku chemicznego o podanym wzorze półstrukturalnym:

$$CH_2{=}CH{-}CH_2{-}\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}{=}CH_2$$

5. Napisz równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego, stosując wzór ogólny alkenu C_nH_{2n}.

6. Napisz wzory strukturalne wszystkich izomerów alkenów o podanych wzorach sumarycznych:

a) C_3H_6 b) C_4H_8 c) C_5H_{10}

7. Oblicz liczbę cząsteczek etenu poddanych reakcji polimeryzacji, jeżeli wiadomo, że masa cząsteczkowa polietylenu wynosi 20 000 u.

8. Ustal stopnie utlenienia atomów węgla w cząsteczkach węglowodorów o podanych nazwach.

a) but-1-en b) 3,3-dimetylobut-1-en

9. Napisz równania reakcji polimeryzacji. W miejsce liter *X* i *Y* wpisz wzory odpowiednich związków chemicznych. Podaj nazwy substratów i produktów.

a) $n CH_2{=}CH{-}CH_3 \xrightarrow{\text{kat., } p, T} X$

b) $Y \xrightarrow{\text{kat., } p, T} \left[\begin{array}{l} CH_3\ \ CH_3 \\ |\quad\ \ | \\ CH{-}CH \end{array}\right]_n$

10. Wzór empiryczny pewnego węglowodoru ma postać CH_2, a jego masa cząsteczkowa wynosi 56 u. **Napisz wzór rzeczywisty tego węglowodoru oraz wzory strukturalne wszystkich jego izomerów.**

11. Poli(metakrylan metylu) to związek chemiczny o wzorze:

$$\left[CH_2{-}C(CH_3)(COOCH_3)\right]_n$$

K.H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2007.

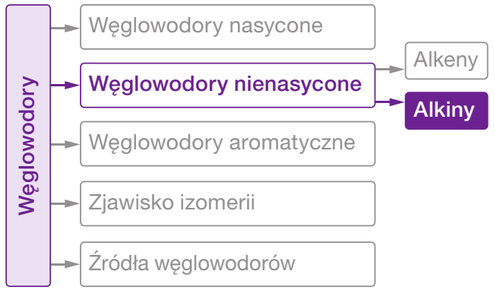
Napisz wzór monomeru, który poddano polimeryzacji w celu otrzymania poli(metakrylanu metylu).

12. Stosując wzory półstrukturalne (grupowe), napisz równanie reakcji chemicznej, której jedynym organicznym produktem jest 3-metylobut-1-en. Nad strzałką wpisz nazwę rozpuszczalnika. Wybierz substraty spośród związków chemicznych o nazwach: 2-metylobutan, 1-bromo-3-metylobutan, 2-bromo-3-metylobutan, wodorotlenek potasu, woda, bezwodny etanol.

7 Węglowodory nienasycone – alkiny

Ważne w tym temacie:

- pojęcie *alkiny*
- zapisywanie wzorów alkinów na podstawie ich nazw
- zapisywanie nazw alkinów na podstawie ich wzorów
- zapisywanie równań reakcji spalania, addycji i polimeryzacji alkinów





Rys. 22. Model fragmentu cząsteczki alkinu. Między atomami węgla występuje jedno wiązanie potrójne.

Modele atomów:
węgla

Alkiny to węglowodory nienasycone, których cząsteczki zawierają – oprócz wiązań pojedynczych – **jedno wiązanie potrójne między atomami węgla** (rys. 22.).

Występowanie alkinów

Alkiny występują w środowisku przyrodniczym bardzo rzadko. Najczęściej spotyka się węglowodory nienasycone z kilkoma wiązaniami potrójnymi, tzw. poliyny. W ich łańcuchach atomy węgla są połączone naprzemiennie wiązaniami pojedynczymi i potrójnymi. Obecność poliynów stwierdzono m.in. w minerałach tworzących meteoryty. Poliyny wyizolowano również z korzenia jeżówki (fot. 27.). Z kolei w szafranie występuje węglowodór nienasycony o nazwie trideka-1,3,11-trien-5,7,9--triyn.



Fot. 27. Jeżówka purpurowa, znana jako *Echinacea purpurea*, ma właściwości lecznicze.

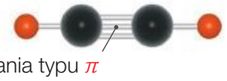
Budowa alkinów

Alkiny to węglowodory nienasycone, ponieważ między atomami węgla oprócz wiązań pojedynczych typu σ występuje **wiązanie potrójne**. Wiązanie to utworzone jest przez 6 elektronów, czyli 3 pary elektronowe. Jedna para tworzy wiązanie kowalencyjne typu σ, a dwie pozostałe wiązania kowalencyjne typu π.

Pierwszym alkinem w szeregu homologicznym jest **etyn**, nazywany potocznie **acetylenem** (nazwa zalecana przez IUPAC). W jego cząsteczce dwa atomy węgla są połączone wiązaniem potrójnym, czyli trzema wiązaniami kowalencyjnymi, z których jedno to wiązanie typu σ, a dwa typu π. Ponadto każdy z tych atomów łączy się z jednym atomem wodoru wiązaniem typu σ:

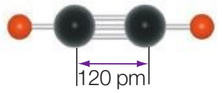
$H\overset{\sigma}{-}C{\equiv}C\overset{\sigma}{-}H$

jedno wiązanie typu σ i dwa wiązania typu π



Modele atomów:
węgla wodoru

Długość wiązania potrójnego w etynie wynosi 120 pm, a energia wiązania jest równa 830 $\frac{kJ}{mol}$.

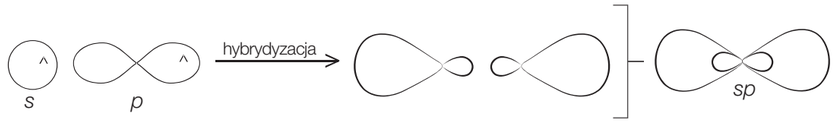


1 pm = 10^{-12} m

Podobnie jak w cząsteczkach alkenów, wiązania typu π są słabsze od wiązania typu σ i mogą pękać. Dlatego alkiny, w których występują dwa wiązania typu π, są **bardziej reaktywne od alkanów**, w których wiązania typu π nie występują, oraz od **alkenów**, które mają jedno wiązanie typu π.

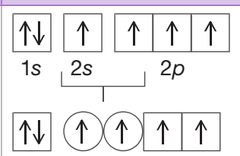
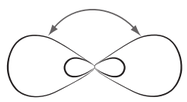
Hybrydyzacja orbitali atomowych węgla w cząsteczkach alkinów

Orbitalom walencyjnym atomów węgla, między którymi występuje wiązanie potrójne, przypisuje się hybrydyzację **dygonalną *sp*** (tabela 13.). W wyniku hybrydyzacji jednego **orbitalu *s*** i jednego **orbitalu *p*** powstają dwa równocenne orbitale zhybrydyzowane ***sp*** (rys. 23.).

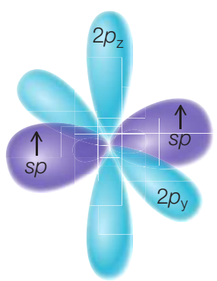


Rys. 23. W wyniku hybrydyzacji 1 orbitalu *s* i 1 orbitalu *p* powstają 2 orbitale zhybrydyzowane *sp*.

Tabela 13. Hybrydyzacja orbitali atomowych węgla w cząsteczkach alkinów

Szkielet łańcucha węglowego	Hybrydyzacja		Orbitale zhybrydyzowane			
	typ	orbitale ulegające hybrydyzacji	liczba	orientacja przestrzenna	kształt	kąt
–C≡C– wiązanie potrójne	*sp*		2		liniowy	180°

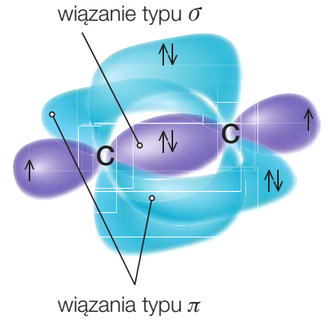
Osie orbitali zhybrydyzowanych *sp* są położone w linii prostej (rys. 24.). Dlatego kąty między wiązaniami wynoszą 180°. Dwa orbitale *p* nie ulegają hybrydyzacji i przyjmują kierunki prostopadłe do siebie (jeden orbital *p* jest położony w płaszczyźnie orbitali zhybrydyzowanych, a drugi – prostopadle do tej płaszczyzny).



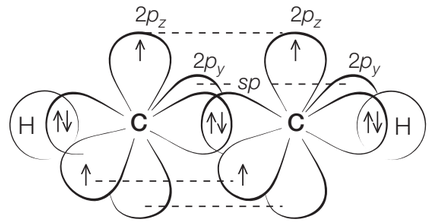
Rys. 24. Model orbitali walencyjnych atomu węgla po hybrydyzacji *sp*.

Zbliżenie dwóch atomów o tak zhybrydyzowanych orbitalach (rys. 25.) powoduje:

- **czołowe przenikanie orbitali *sp*** – powstaje orbital molekularny typu σ, który razem z elektronami znajdującymi się w nim tworzy wiązanie typu σ,
- **boczne przenikanie niezhybrydyzowanych orbitali *p*** – powstają dwa orbitale molekularne typu π, które razem z elektronami znajdującymi się w nich tworzą dwa wiązania typu π (rys. 26.).



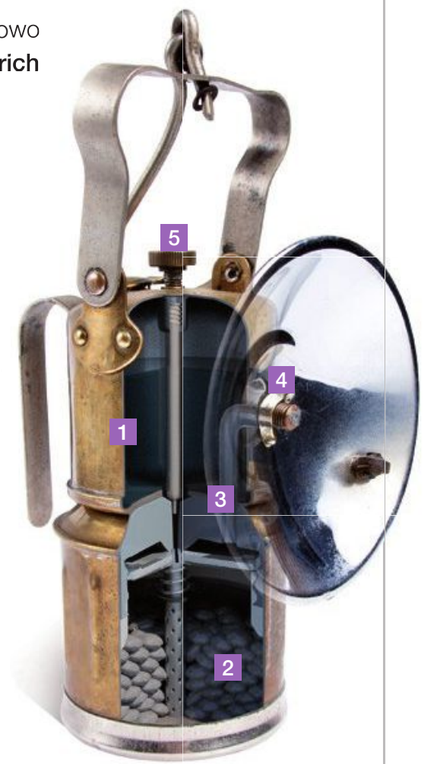
Rys. 25. Model tworzenia się wiązania C≡C.



Rys. 26. Pozostały elektron każdego z atomów węgla bierze udział w tworzeniu wiązania kowalencyjnego z atomem wodoru.

Odkrycia, które zmieniły świat – acetylen

Etyn odkrył w 1836 r. **Edmund Davy** [czyt. dejwi], kiedy przypadkowo wymieszał węglik potasu K_2C_2 z wodą. Następnie w 1862 r. **Friedrich Wöhler** [czyt. fridriś wuler] otrzymał węglik wapnia CaC_2 (karbid). Te dwa odkrycia umożliwiły opracowanie metody **otrzymywania acetylenu**. A to z kolei przyczyniło się do skonstruowania lampy nazywanej **karbidówką**. Jej wynalezienie pod koniec XIX w. znacznie poprawiło warunki pracy górników. Korzystali z niej też kolejarze i grotołazi. Karbidówki wykorzystywano również jako oświetlenie w samochodach i rowerach.
Prosta konstrukcja, trwałość i niski koszt eksploatacji spowodowały, że lamp karbidowych (fot. 28.) używa się do dzisiaj. Zestaw wykorzystywany w alpinizmie jaskiniowym składa się z wytwornicy acetylenu połączonej wężykiem z palnikiem umieszczonym na kasku. Wytwarzane tym sposobem światło rozprasza się lepiej niż światło elektryczne i jest łagodniejsze dla oczu. Karbidówki składają się z dwóch komór.
W górnej 1 znajduje się woda, która kapie do dolnej komory 2 wypełnionej karbidem. Jednym z produktów zachodzącej reakcji chemicznej jest etyn C_2H_2 odprowadzany rurką 3 do palnika 4. Grotołaz może zmienić wysokość płomienia zaworem 5, który reguluje przepływ wody.



Fot. 28. W XIX w. karbidówkę powszechnie stosowano m.in. do oświetlania wagonów kolejowych i statków. W czasie II wojny światowej była wykorzystywana do oświetlania mieszkań.

Szereg homologiczny alkinów

Alkiny tworzą szereg homologiczny (tabela 14.). Nazwę alkinu tworzy się **od nazwy alkanu, który ma taką samą liczbę atomów węgla w cząsteczce**, zmieniając końcówkę „-**an**” na „-**yn**”. Wiązanie potrójne musi znajdować się między dwoma atomami węgla, dlatego pierwszym związkiem chemicznym w szeregu homologicznym alkinów jest etyn. Każdy następny alkin ma o 1 atom węgla i 2 atomy wodoru (czyli grupę metylenową (–CH_2–) więcej niż poprzedni.

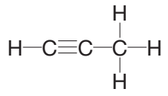
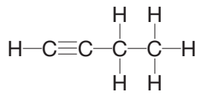
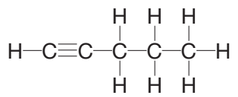
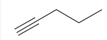
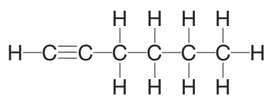
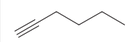
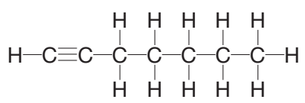
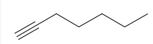
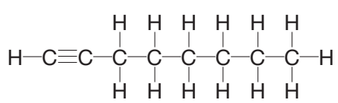
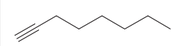
Na podstawie analizy wzorów alkinów w szeregu homologicznym można podać ich wzór ogólny:

$$C_nH_{2n-2}$$

◀ Wzór ogólny alkinów

gdzie:
n – liczba atomów węgla w cząsteczce alkinu; $n \geq 2$.

Tabela 14. Szereg homologiczny alkinów

Liczba atomów węgla w cząsteczce	Nazwa*	Wzór				
		sumaryczny	strukturalny	półstrukturalny	grupowy	szkieletowy
2	etyn (**acetylen**)	C_2H_2	H—C≡C—H	HC≡CH	CH≡CH	≡
3	**propyn**	C_3H_4		HC≡C—CH_3	CH≡CCH_3	═—
4	**but-1-yn**	C_4H_6		HC≡C—CH_2—CH_3	CH≡CCH_2CH_3	
5	**pent-1-yn**	C_5H_8		HC≡C—CH_2—CH_2—CH_3	CH≡C$(CH_2)_2CH_3$	
6	**heks-1-yn**	C_6H_{10}		HC≡C—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3	CH≡C$(CH_2)_3CH_3$	
7	**hept-1-yn**	C_7H_{12}		HC≡C—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3	CH≡C$(CH_2)_4CH_3$	
8	**okt-1-yn**	C_8H_{14}		HC≡C—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3	CH≡C$(CH_2)_5CH_3$	

* Pogrubioną czcionką zaznaczono nazwy zalecane przez IUPAC.

Zmiana właściwości fizycznych alkinów w szeregu homologicznym

Trzy pierwsze związki chemiczne szeregu homologicznego alkinów są **gazami**. Wraz ze zwiększaniem się liczby atomów węgla w cząsteczce zwiększają się temperatury wrzenia oraz gęstość alkinów (tabela 15.), ponieważ zwiększa się ilość oddziaływań międzycząsteczkowych. Wszystkie alkiny:

- mają gęstość mniejszą od gęstości wody,
- nie rozpuszczają się w wodzie, ponieważ ich **cząsteczki mają budowę niepolarną**, a dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach niepolarnych (np. heksanie).

Tabela 15. Właściwości fizyczne wybranych alkinów

Nazwa	Wzór	Gęstość w stanie ciekłym, $\frac{g}{cm^3}$	Temperatura topnienia, °C	Temperatura wrzenia, °C
etyn	$CH{\equiv}CH$	0,618*	–81,8**	–83,8***
propyn	$CH_3{-}C{\equiv}CH$	0,607**	–104,7	–23,2
but-1-yn	$CH_3{-}CH_2{-}C{\equiv}CH$	0,67	–125,7	8,1
but-2-yn	$CH_3{-}C{\equiv}C{-}CH_3$	0,688	–32,2	26,9

* Po skropleniu w temperaturze wrzenia.
** Mierzona pod zwiększonym ciśnieniem.
*** Sublimuje.
Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Grupa Wydawnicza Adamantan, Warszawa 2025.

Alkiny są bardzo reaktywne – ulegają reakcjom:

- spalania,
- addycji,
- polimeryzacji.

Nazewnictwo alkinów

Nazwy alkinów tworzy się od nazw alkanów, zmieniając końcówki „**-an**” na „**-yn**” (lub „**-in**” po spółgłoskach: ch, f, g, k, l).

Położenie wiązania potrójnego określa się podobnie jak wiązania podwójnego. Jeżeli w cząsteczce węglowodoru obok wiązania potrójnego występuje także wiązanie podwójne, to **pierwszeństwo przy ustalaniu numeracji atomów węgla ma wiązanie podwójne**. Aby poprawnie nazwać węglowodór, trzeba znać nazwy podstawników zawierających wiązania wielokrotne. Na przykład podstawnik powstający w wyniku oderwania jednego atomu wodoru od cząsteczki:

- etynu to **etynyl**: $CH{\equiv}C{-}$,
- but-2-ynu to **but-2-yn-1-yl**: $-CH_2{-}C{\equiv}C{-}CH_3$.

Nazwy i wzory wybranych podstawników
→ patrz s. 274

Przykład 12.

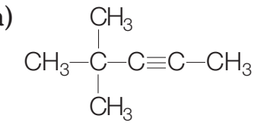
Plan rozwiązywania

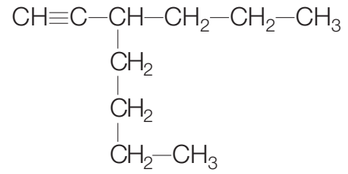
1 Wyznacz najdłuższy łańcuch węglowy i ponumeruj atomy węgla w tym łańcuchu oraz ustal podstawę nazwy węglowodoru.

2 Ustal rodzaj i położenie podstawników oraz napisz nazwę systematyczną węglowodoru.

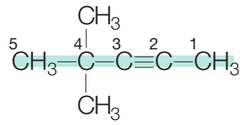
Ustalanie nazw systematycznych alkinów

Napisz nazwy systematyczne alkinów o podanych wzorach półstrukturalnych.

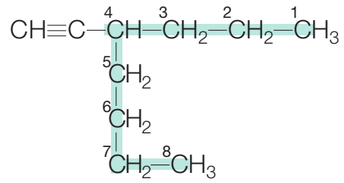
a) 

b) 

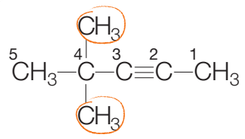
1 **a)** Najdłuższy łańcuch węglowy zawiera **5 atomów węgla**, a wiązanie potrójne znajduje się między 2. a 3. atomem węgla – **pent-2-yn**.



b) Najdłuższy łańcuch węglowy zawiera **8 atomów węgla** i nie zawiera wiązania potrójnego – **oktan**.

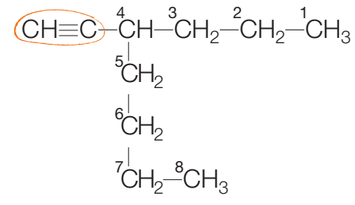


2 **a)** Cząsteczka zawiera dwa podstawniki – **dwie grupy metylowe** przy 4. atomie węgla.



Nazwa systematyczna alkinu: 4,4-dimetylopent-2-yn.

b) Cząsteczka zawiera jeden podstawnik – **jedną grupę etynylową** przy 4. atomie węgla.



Nazwa systematyczna alkinu: 4-etynylooktan.

Przykład 13.

Zapisywanie wzorów półstrukturalnych związków chemicznych o znanych nazwach systematycznych

Napisz wzory półstrukturalne związków chemicznych o podanych nazwach systematycznych.

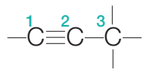
a) 3-chloroprop-1-yn
b) 2-chloro-3-metyloheks-2-en-4-yn
c) 4-etynylooktan
d) 4,4-dibromoheks-1-en-5-yn

Plan rozwiązywania

1. Ustal podstawę nazwy związku chemicznego, narysuj główny łańcuch węglowy o odpowiedniej liczbie atomów węgla i ponumeruj atomy węgla.
2. Napisz wzory podstawników przy odpowiednich atomach węgla i dopisz brakujące atomy wodoru.

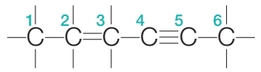
1 a) 3-chloro**prop-1-yn**

Podstawą tworzonej nazwy jest **prop-1-yn** – najdłuższy łańcuch zawiera 3 atomy węgla. Wiązanie potrójne znajduje się między 1. a 2. atomem węgla.



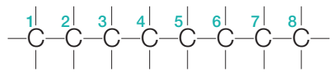
b) 2-chloro-3-metyloheks-2-en-4-yn

Podstawą tworzonej nazwy jest **heks-4-yn** – najdłuższy łańcuch zawiera 6 atomów węgla. Wiązanie potrójne znajduje się między 4. a 5. atomem węgla.



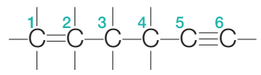
c) 4-etynylo**oktan**

Podstawą tworzonej nazwy jest **oktan** – najdłuższy łańcuch zawiera 8 atomów węgla i nie zawiera wiązania potrójnego.



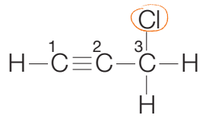
d) 4,4-dibromo**heks**-1-en-**5-yn**

Podstawą tworzonej nazwy jest **heks-5-yn** – najdłuższy łańcuch zawiera 6 atomów węgla. Wiązanie potrójne znajduje się między 5. a 6. atomem węgla.



2 a) **3-chloro**prop-1-yn

Cząsteczka tego związku chemicznego zawiera jeden podstawnik: **jeden atom chloru** przy 3. atomie węgla.



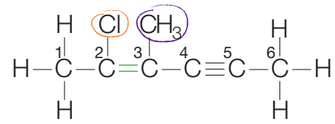
ciąg dalszy przykładu na s. 113

początek przykładu na s. 112

3 Napisz wzór półstrukturalny związku chemicznego.

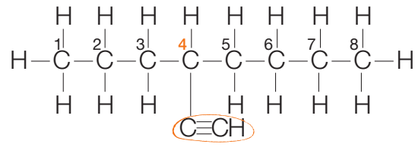
b) **2-chloro-3-metylo**heks-**2-en**-4-yn

Cząsteczka tego związku chemicznego zawiera dwa podstawniki: **jeden atom chloru** przy 2. atomie węgla i **jedną grupę metylową** przy 3. atomie węgla oraz **jedno wiązanie podwójne** między 2. a 3. atomem węgla.



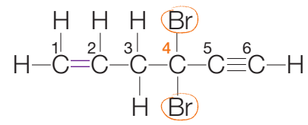
c) **4-etynylo**oktan

Cząsteczka tego związku chemicznego zawiera jeden podstawnik: **jedną grupę etynylową** przy 4. atomie węgla.



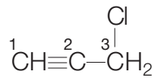
d) **4,4-dibromo**heks-**1-en**-5-yn

Cząsteczka tego związku chemicznego zawiera dwa podstawniki: **dwa atomy bromu** przy 4. atomie węgla oraz **jedno wiązanie podwójne** między 1. a 2. atomem węgla.

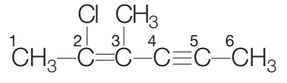


3 Wzory półstrukturalne związków chemicznych o podanych nazwach:

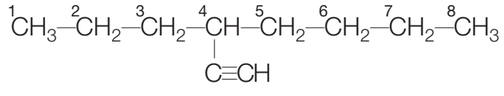
a)



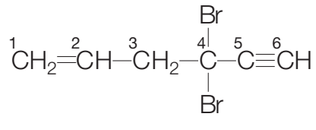
b)



c)



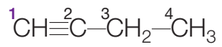
d)



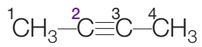
Izomeria konstytucyjna alkinów

Alkiny, podobnie jak alkeny, tworzą izomery konstytucyjne:

- **izomery położenia** wiązania potrójnego:

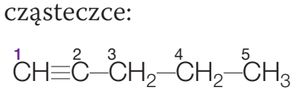


but-**1**-yn

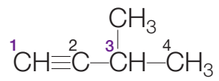


but-**2**-yn

- **izomery szkieletowe**, jeśli mają przynajmniej pięć atomów węgla w cząsteczce:

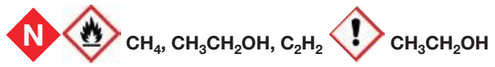


pent-**1**-yn



3-metylobut-**1**-yn

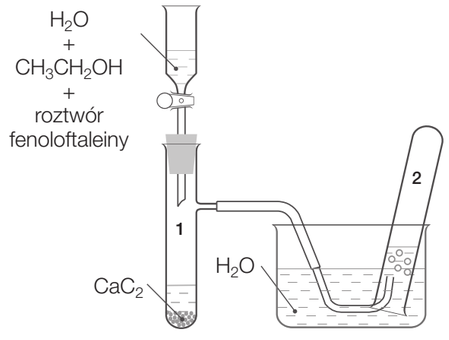
Otrzymywanie etynu (acetylenu)

Doświadczenie 11.  **CH_4, CH_3CH_2OH, C_2H_2** **CH_3CH_2OH**

Otrzymywanie etynu (acetylenu)

Podczas wykonywania doświadczenia zachowaj szczególną ostrożność.

Odczynniki: karbid (węglik wapnia), etanol, woda, roztwór fenoloftaleiny.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, wkraplacz, rurka odprowadzająca, krystalizator, korki.
Instrukcja: Do probówki zawierającej małą ilość karbidu (węglika wapnia) wkraplaj ok. 3 cm^3 roztworu wody i etanolu (zmieszanych w stosunku objętościowym 1 : 1) z kroplą roztworu fenoloftaleiny. Wydzielający się gaz zbierz do czterech probówek. Sprawdź barwę i zapach gazu w jednej z probówek. Pozostałe probówki napełnione gazem szczelnie zamknij korkami.
Zebrany gaz wykorzystaj w doświadczeniu 12.



Obserwacje: Z probówki 1. wydziela się bezbarwny, bezwonny i nierozpuszczalny w wodzie gaz. Zawartość probówki 1. barwi się na różowoczerwono (malinowo).

ciąg dalszy doświadczenia na s. 115

Do zbierania etynu należy używać małych probówek, gdyż eksperymentowanie z większą ilością tego związku chemicznego jest bardzo niebezpieczne. **Mieszanina etynu z powietrzem jest wybuchowa w dużym zakresie stężeń.**

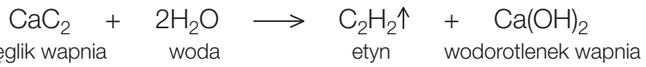
początek doświadczenia na s. 114



Fot. 29. Otrzymywanie etynu.

Wniosek: Zabarwienie się fenoloftaleiny na różowoczerwono świadczy o tym, że w probówce 1. powstał produkt, którego roztwór ma odczyn zasadowy (fot. 29.).

Karbid, czyli węglik wapnia (fot. 30.), to produkt reakcji węgla z tlenkiem wapnia. Karbid reaguje z wodą zgodnie z równaniem:



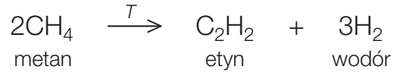
Produktami reakcji węglika wapnia z wodą są etyn (acetylen) i wodorotlenek wapnia.



Fot. 30. Węglik wapnia.

Do przeprowadzenia doświadczenia 11. na s. 114 używa się mieszaniny wody z etanolem. Dodatek etanolu zmniejsza szybkości reakcji chemicznej. Etanol pełni więc funkcję inhibitora tej reakcji chemicznej.

Na skalę przemysłową etyn otrzymuje się w procesie **pirolizy metanu**, czyli rozkładu metanu w wysokiej temperaturze (ok. 1500 °C):



piroliza CH_4

Reakcje chemiczne etynu (acetylenu)

Doświadczenie 12.  **C_2H_2** **$KMnO_4$, Br_2** **Br_2**

Spalanie etynu oraz badanie jego zachowania wobec roztworu bromu i roztworu manganianu(VII) potasu

Odczynniki: etyn, roztwór bromu w trichlorometanie, wodny roztwór manganianu(VII) potasu.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, łuczywo, wkraplacze, korki.

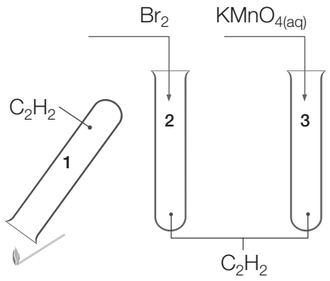
ciąg dalszy doświadczenia na s. 116

W tym doświadczeniu należy użyć roztworu bromu w rozpuszczalniku organicznym, np. $CHCl_3$ (trichlorometan, chloroform).

początek doświadczenia na s. 115

! Podczas wykonywania doświadczenia zachowaj szczególną ostrożność, gdyż mieszanina etynu (acetylenu) z powietrzem (o zawartości 2,5–82 % objętościowych etynu) ma właściwości wybuchowe.

Instrukcja: Etyn potrzebny do wykonania doświadczenia możesz otrzymać w reakcji hydrolizy karbidu (doświadczenie 11., s. 114). Do wylotu probówki 1. zbliż zapalone łuczywo. Do probówki 2. dodaj ok. 2 cm^3 roztworu bromu, a do probówki 3. dodaj ok. 2 cm^3 wodnego roztworu manganianu(VII) potasu (schemat). Probówki 2. i 3. zamknij korkami. Wstrząśnij probówkami.



Obserwacje: Etyn (acetylen) spala się jaskrawym, kopcącym płomieniem. Zawartość probówki 2. się odbarwia. W probówce 3. powstaje brunatny osad (fot. 31.).



Fot. 31. Badanie właściwości etynu.

Wniosek: Etyn (acetylen) to łatwopalny gaz. W wyniku jego spalania w powietrzu powstaje sadza. Świadczy to o dużej zawartości procentowej węgla w etynie – zachodzi spalanie niecałkowite.

spalanie niecałkowite C_2H_2

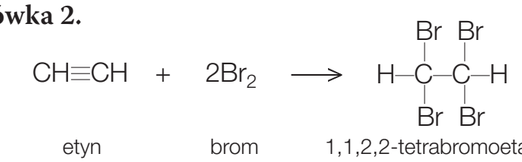
Spalanie niecałkowite zachodzi zgodnie z równaniami reakcji chemicznych:

$$2C_2H_2 + 3O_2 \longrightarrow 4\mathbf{CO} + 2H_2O$$
etyn; tlen; tlenek węgla(II); woda

$$2C_2H_2 + O_2 \longrightarrow 4\mathbf{C} + 2H_2O$$
etyn; tlen; węgiel; woda

Etyn, podobnie jak eten, reaguje z bromem i manganianem(VII) potasu oraz powoduje strącanie się brunatnego osadu tlenku manganu(IV). Te reakcje chemiczne przebiegają łatwo i świadczą o nienasyconym charakterze etynu. Zaszły reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:

Probówka 2.



etyn; brom; 1,1,2,2-tetrabromoetan

Probówka 3.

$$3CH{\equiv}CH + 8KMnO_4 \longrightarrow 3(COOK)_2 + 8MnO_2{\downarrow} + 2KOH + 2H_2O$$
etyn; manganian(VII) potasu; szczawian potasu; tlenek manganu(IV); wodorotlenek potasu; woda

Spalanie całkowite etynu następuje przy nieograniczonym dostępie tlenu, m.in. w płomieniu palnika acetylenowo-tlenowego (fot. 32.):

$$2C_2H_2 + 5O_2 \longrightarrow 4\mathbf{CO_2} + 2H_2O$$
etyn; tlen; tlenek węgla(IV); woda

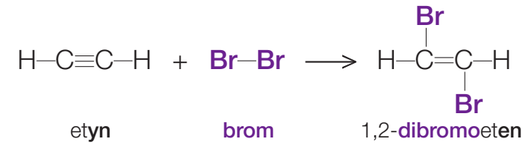
spalanie całkowite C_2H_2



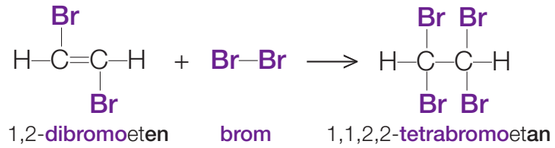
Fot. 32. Temperatura płomienia palnika acetylenowo-tlenowego wynosi ok. 3000 °C.

Reakcja addycji elektrofilowej atomów bromu do cząsteczki etynu (acetylenu)

Reakcja bromowania etynu jest reakcją **addycji** (przyłączania) atomów bromu do atomów węgla w cząsteczce etynu. Reakcja chemiczna przebiega w taki sam sposób jak w przypadku bromowania etenu:



etyn; brom; 1,2-dibromoeten



1,2-dibromoeten; brom; 1,1,2,2-tetrabromoetan

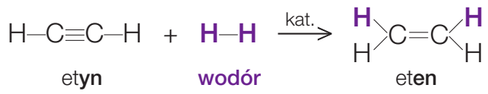
addycja Br_2

Reakcja bromowania etenu
→ patrz s. 92

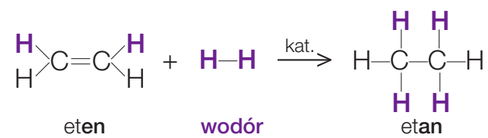
Reakcje przyłączania z udziałem alkinów przebiegają etapowo:
Etap 1. Pęka jedno wiązanie – wiązanie typu π – w wiązaniu potrójnym i powstaje związek nienasycony, którego cząsteczka zawiera wiązanie podwójne.
Etap 2. Pęka jedno wiązanie – wiązanie typu π – w wiązaniu podwójnym i powstaje związek nasycony, którego cząsteczka zawiera wiązania pojedyncze.

Cząsteczki **alkinów** mogą przyłączać także inne cząsteczki, np.:

- wodoru:



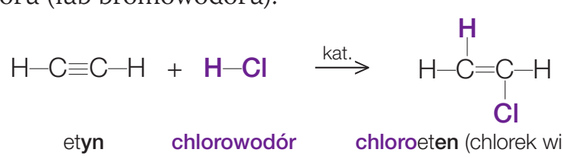
etyn; wodór; eten



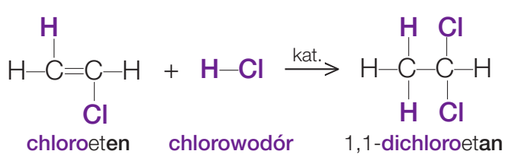
eten; wodór; etan

addycja H_2

- chlorowodoru (lub bromowodoru):



etyn; chlorowodór; chloroeten (chlorek winylu)



chloroeten; chlorowodór; 1,1-dichloroetan

addycja HCl

reguła Markownikowa

Reguła Markownikowa
→ patrz s. 96

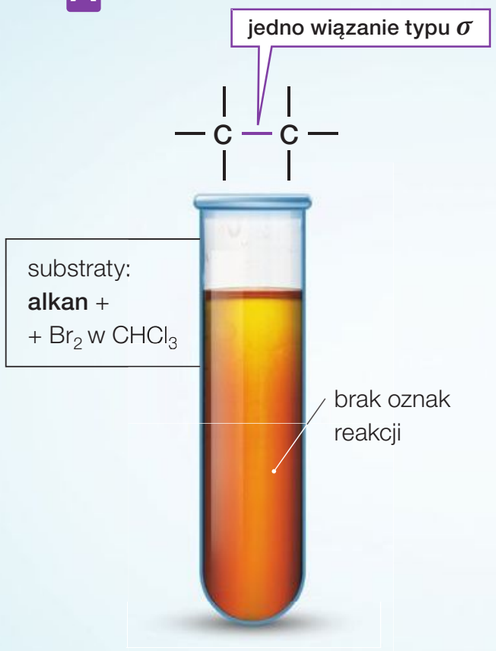
Reakcje charakterystyczne węglowodorów nienasyconych

Węglowodory nienasycone odróżnia się od węglowodorów nasyconych za pomocą reakcji charakterystycznych, do których należą m.in. **reakcja addycji bromu i reakcja z manganianem(VII) potasu**. Węglowodory nienasycone powodują odbarwienie:

- brunatnego roztworu bromu,
- fioletowego roztworu manganianu(VII) potasu.

Badanie zachowania węglowodoru nasyconego wobec bromu

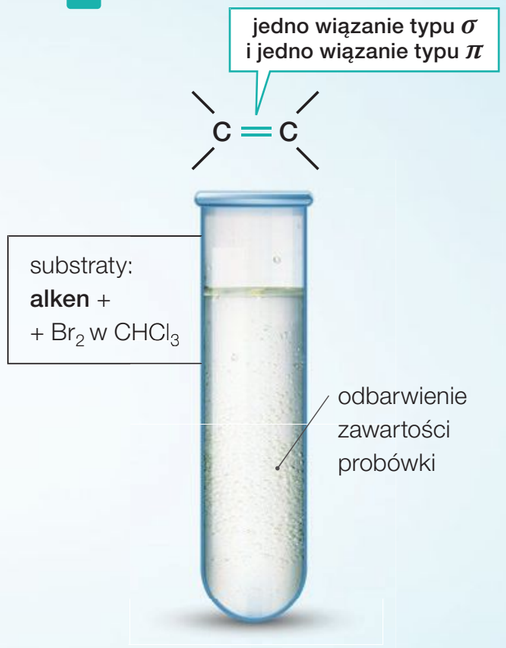
ALKANY



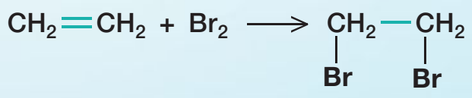
! W tym doświadczeniu należy użyć roztworu bromu w rozpuszczalniku organicznym, np. trichlorometanie $CHCl_3$.

Badanie zachowania węglowodorów nienasyconych wobec bromu

ALKENY



Równanie reakcji chemicznej **alkenu** (na przykładzie etenu) z bromem:



eten brom 1,2-dibromoetan

Badanie zachowania węglowodorów wobec manganianu(VII) potasu

Manganian(VII) potasu, podobnie jak brom, reaguje z węglowodorami nienasyconymi. Fioletowy roztwór $KMnO_4$ odbarwia się pod wpływem alkenów i alkinów.

ALKAN



ALKEN lub ALKIN



ALKINY



Równanie reakcji chemicznej **alkinu** (na przykładzie etynu) z bromem:

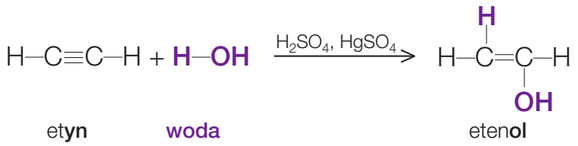


etyn brom 1,2-dibromoeten 1,2-dibromoeten brom 1,1,2,2-tetrabromoetan

Reakcja addycji cząsteczki H_2O do cząsteczki etynu (acetylenu)

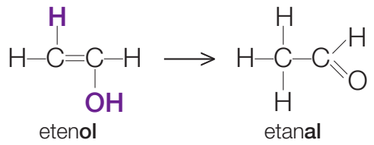
Przyłączenie cząsteczki wody do cząsteczki etynu (acetylenu) zachodzi w obecności katalizatora: kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4 i siarczanu(VI) rtęci(II) $HgSO_4$. W pierwszym etapie powstaje **etenol** – związek chemiczny zaliczany do enoli:

reakcja addycji H_2O



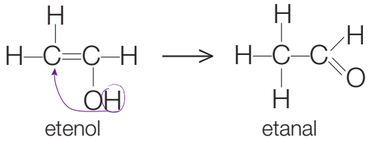
Etenol jest nietrwały i przekształca się w izomeryczny aldehyd – **etanal** (acetaldehyd):

reakcja Kuczerowa



Reakcja przyłączania wody do etynu (acetylenu) nosi nazwę **reakcji Kuczerowa** (od nazwiska odkrywcy).

Przemiana etenolu w etanal (acetaldehyd) to tzw. **przegrupowanie wewnątrzcząsteczkowe**, które polega na przemieszczeniu się atomu wodoru z grupy –OH wewnątrz cząsteczki i przyłączeniu go do atomu węgla. Jest to możliwe, ponieważ atom wodoru z grupy –OH jest najsłabiej związany w cząsteczce:

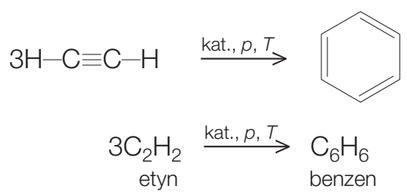


Reakcja Kuczerowa była pierwszą reakcją, która umożliwiła otrzymywanie etanalu (acetaldehydu) na skalę przemysłową. Reakcja ta była także wykorzystywana w laboratoriach do identyfikacji **alkinów terminalnych**, czyli alkinów, w których wiązanie potrójne znajduje się na końcu łańcucha węglowego.

Reakcja trimeryzacji etynu (acetylenu)

W wyniku **trimeryzacji etynu** (acetylenu) powstaje **benzen**.

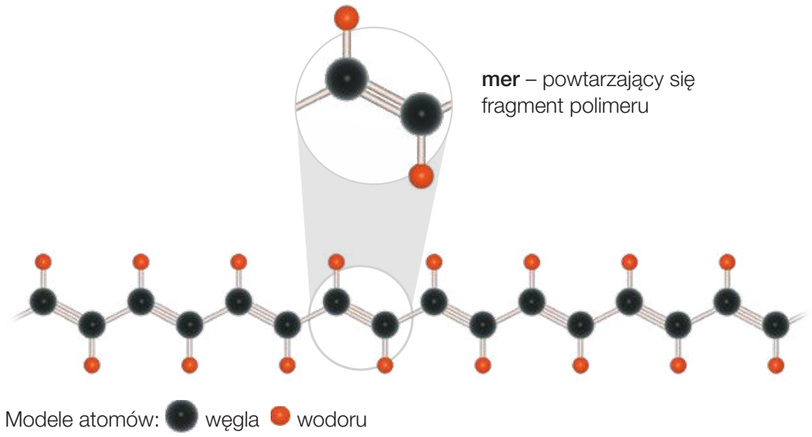
otrzymywanie C_6H_6



Polimeryzacja alkinów

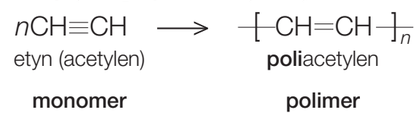
Ze względu na **obecność wiązania potrójnego** w cząsteczce alkiny ulegają reakcji polimeryzacji. Oznacza to, że ich cząsteczki wiążą się ze sobą, tworząc większe cząsteczki. Na przykład w wyniku polimeryzacji etynu (acetylenu) powstaje **poliacetylen** (rys. 27.).

Skrót poliacetylenu: **PA**

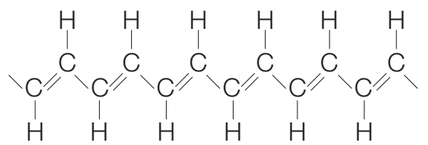


Rys. 27. Model fragmentu cząsteczki poliacetylenu.

Jest to jeden z pierwszych otrzymanych w laboratorium chemicznym polimerów przewodzących prąd elektryczny.



Cząsteczki etynu łączą się, wykorzystując elektrony jednego z dwóch wiązań typu π. Pozostałe **elektrony π mogą swobodnie poruszać się** wzdłuż długiego łańcucha poliacetylenu. Umożliwia to przepływ prądu elektrycznego przez cząsteczki tego polimeru.



Polimery przewodzące prąd elektryczny wykorzystuje się m.in. w organicznych diodach elektroluminescencyjnych OLED (ang. ***O**rganic **L**ight-**E**mitting **D**iode*). Są to diody LED wytwarzane ze związków organicznych. Ich ulepszoną wersję – diody AMOLED (ang. ***A**ctive-**M**atrix **O**rganic **L**ight-**E**mitting **D**iode*) – stosuje się w wyświetlaczach montowanych w urządzeniach przenośnych, m.in. smartfonach, tabletach, smartwatchach (fot. 33.). Zużywają one mniej energii niż wyświetlacze, w których zastosowano diody OLED.



Fot. 33. Diody AMOLED wykorzystuje się m.in. w smartwatchach.

Zastosowania alkinów

Duża reaktywność alkinów sprawia, że używa się ich w wielu syntezach organicznych. Propyn można bezpiecznie sprężać, dlatego stosuje się go m.in. w mieszaninach gazów (propan, butan, propyn i propadien) wykorzystywanych w palnikach gazowo-tlenowych.

przemysł chemiczny · przemysł szklarski · przemysł metalurgiczny







Przemysł metalurgiczny

Płomień etynu spalanego w czystym tlenie osiąga temperaturę ok. 3000 °C, dlatego mieszaninę tych gazów stosuje się w **palnikach acetylenowo-tlenowych** używanych do cięcia i spawania metali.

Przemysł chemiczny

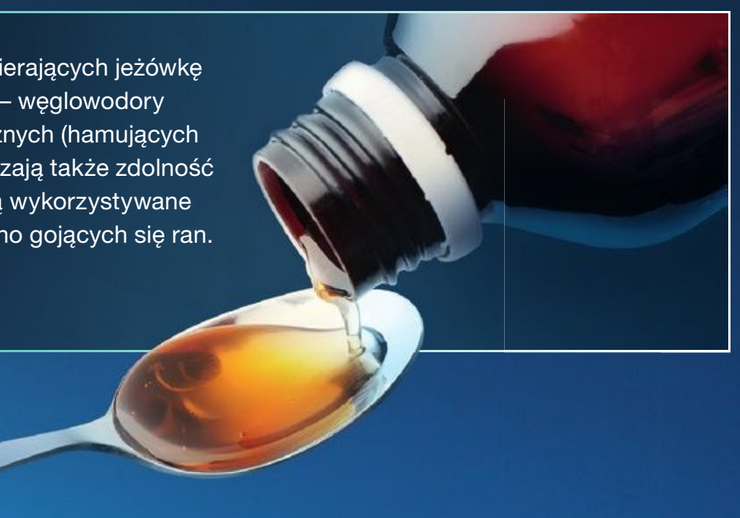
Etyn jest substratem **reakcji otrzymywania** wielu **związków organicznych**, m.in.: chloroetenu, etanalu czy etanolu.

Przemysł szklarski

Podczas spalania propynu przy ograniczonym dostępie tlenu powstaje sadza węglowa o właściwościach smarnych, wykorzystywana do produkcji szkła.

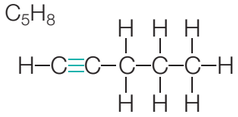
Chemia w medycynie

W preparatach leczniczych zawierających jeżówkę (*Echinacea*) znajdują się poliyny – węglowodory o właściwościach wirusostatycznych (hamujących rozwój wirusów). Poliyny zwiększają także zdolność skóry do regeneracji, dlatego są wykorzystywane w dermatologii do leczenia trudno gojących się ran.



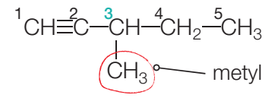
Ważne w temacie *Węglowodory nienasycone – alkiny*

1. Zapisuję wzory strukturalne, półstrukturalne i grupowe alkinów na podstawie ich nazw
Na przykład:
- nazwa: pent-1-**yn**
- wzór sumaryczny: C_5H_8
- wzór strukturalny:



- wzór półstrukturalny: $CH{\equiv}C{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$
- wzór grupowy: $CH{\equiv}C(CH_2)_2CH_3$

2. Zapisuję nazwy alkinów na podstawie ich wzorów
Na przykład:

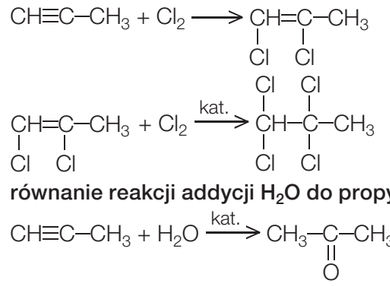


3-metylopent-1-yn

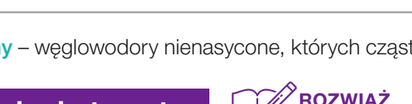
Węglowodory nienasycone – alkiny

3. Zapisuję równania reakcji spalania alkinów
Na przykład równania reakcji spalania pent-1-ynu:
- **spalanie całkowite:**
  $C_5H_8 + 7O_2 \longrightarrow 5\mathbf{CO_2} + 4H_2O$
- **spalanie niecałkowite:**
  $2C_5H_8 + 9O_2 \longrightarrow 10\mathbf{CO} + 8H_2O$
  $C_5H_8 + 2O_2 \longrightarrow 5\mathbf{C} + 4H_2O$

4. Zapisuję równania reakcji addycji do alkinów
Na przykład:
- **równanie reakcji addycji Cl_2 do propynu:**



- **równanie reakcji addycji H_2O do propynu:**



5. Zapisuję równania reakcji polimeryzacji alkinów
Na przykład równanie reakcji polimeryzacji etynu (acetylenu):



Alkiny – węglowodory nienasycone, których cząsteczki zawierają jedno wiązanie potrójne między atomami węgla.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Napisz nazwy systematyczne związków chemicznych o podanych wzorach półstrukturalnych.

a) $CH_3{-}C{\equiv}C{-}CH(CH_3){-}CH_3$

b) $CH_2{=}C(Br){-}C{\equiv}C{-}C(CH_3)_2{-}CH_3$

c) $CH_3{-}C{\equiv}C{-}CH(Cl){-}CH(CH_2{-}CH_3){-}CH{=}CH_2$

2. Napisz wzory półstrukturalne związków chemicznych o podanych nazwach.
a) 3-bromobut-1-yn b) 3,3-dichloroheks-1-en-4-yn c) 3,3-dimetylopent-1,4-diyn

3. Napisz wzór półstrukturalny alkinu, w którego cząsteczce występuje dziewięć wiązań typu σ i dwa wiązania typu π. Podaj nazwę systematyczną tego związku chemicznego.

4. Oblicz i porównaj zawartość procentową węgla (procent masowy) **w cząsteczkach etanu, etenu i etynu.**

5. Do cięcia metali stosuje się palniki acetylenowo-tlenowe, w których gazy – acetylen (C_2H_2) i tlen (O_2) przechowywane w oddzielnych butlach – są mieszane bezpośrednio w dyszy palnika. Zazwyczaj na każdy 1 m^3 tlenu przypada około 0,7 m^3 acetylenu (w przeliczeniu na warunki normalne). **Wykonaj niezbędne obliczenia i sprawdź, czy taka proporcja gazów** (w przeliczeniu na warunki normalne) **wystarczy do przeprowadzenia reakcji spalania całkowitego acetylenu, czy też jeden z nich występuje w mieszaninie w nadmiarze.**

8 Węglowodory aromatyczne – areny. Benzen

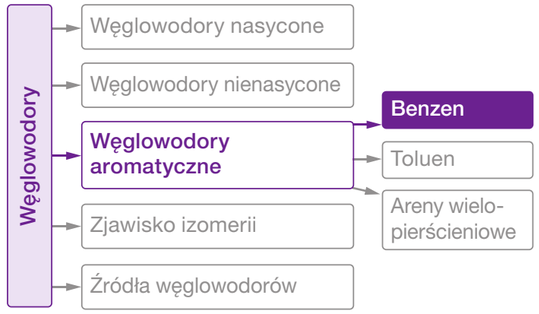


Rys. 28. Model cząsteczki benzenu.

Modele atomów:
węgla wodoru

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *węglowodory aromatyczne (areny)*, *reguła Hückla, benzen*
- opisywanie budowy cząsteczki benzenu z uwzględnieniem delokalizacji elektronów
- zapisywanie równań reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego benzenu
- zapisywanie równań reakcji substytucji i addycji do cząsteczki benzenu



Węglowodory aromatyczne, nazywane także **arenami**, to związki chemiczne zbudowane z atomów węgla i wodoru. Cząsteczki węglowodorów aromatycznych mają:

- co najmniej jeden płaski pierścień zbudowany z atomów węgla, tzw. **pierścień aromatyczny**,
- **orbitale zdelokalizowane typu π**.

Ich nazwa związana jest z częstym występowaniem tych węglowodorów w olejkach żywicznych, które mają przyjemne zapachy. Mimo że wiele arenów nie ma zapachu, nadal używa się nazwy „węglowodory aromatyczne".

Szereg homologiczny benzenu
→ patrz s. 128

Najważniejszym przedstawicielem arenów jest **benzen** o wzorze sumarycznym C_6H_6 (rys. 28.). Do węglowodorów aromatycznych zalicza się także:

- **homologi benzenu** – metylobenzen (toluen), etylobenzen, propylobenzen, a także ich izomery, np.: 1,2-dimetylobenzen (1,2-ksylen), 1,3-dimetylobenzen (1,3-ksylen), 1,4-dimetylobenzen (1,4-ksylen),
- **wielopierścieniowe związki aromatyczne**, np. naftalen i antracen.

Występowanie benzenu

Benzen powstaje podczas procesów naturalnych, m.in. wybuchów wulkanów (fot. 34.) oraz pożarów lasów, a także jako produkt działalności człowieka. Benzen w dużym stężeniu występuje w pobliżu dróg szybkiego ruchu, stacji benzynowych i zakładów rafineryjnych. Dopuszczalne stężenie tego związku chemicznego w atmosferze (na terenie Polski) wynosi 5 $\frac{\mu g}{m^3}$. Stężenie benzenu zwiększa się w sezonie grzewczym – powodem jest spalanie paliw kopalnych i odpadów, m.in. z tworzyw sztucznych. Benzen występuje też w dymie papierosowym.



Fot. 34. Podczas erupcji wulkanu do atmosfery trafia wiele związków chemicznych, m.in.: C_6H_6, NH_3, HCl, H_2S i CH_4.

Budowa cząsteczki benzenu

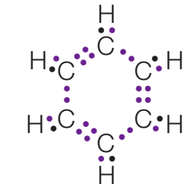
Cząsteczka benzenu jest płaska, a tworzące ją atomy węgla znajdują się w wierzchołkach sześciokąta foremnego. Każdy z atomów węgla jest połączony z jednym atomem wodoru.

Liczba atomów wodoru w cząsteczce benzenu jest znacznie mniejsza od liczby atomów wodoru w cząsteczce alkanu, który zawiera taką samą liczbę atomów węgla:

C_6H_6 – wzór sumaryczny benzenu

C_6H_{14} – wzór sumaryczny heksanu

Atomy wchodzące w skład cząsteczki benzenu mają łącznie 30 elektronów walencyjnych (rys. 29.), czyli **24 elektrony walencyjne atomów węgla** i **6 elektronów walencyjnych atomów wodoru**. Do utworzenia wiązań pojedynczych C—C i C—H potrzeba 24 elektronów.

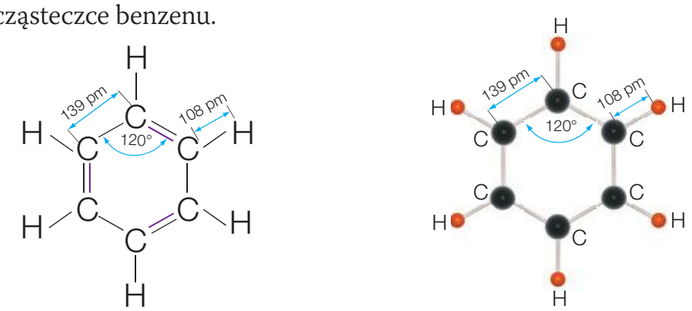


Rys. 29. Wzór elektronowy kropkowy cząsteczki benzenu.

Wszystkie wiązania między atomami węgla w cząsteczce benzenu mają jednakową długość, która wynosi 139 pm. Są więc krótsze od wiązań pojedynczych C—C, ale nieco dłuższe od wiązań podwójnych C=C. Wszystkie kąty między osiami wiązań typu σ C—C i C—H wynoszą po 120° (rys. 30.). Pośredni charakter wiązań C—C wynika z delokalizacji wiązań typu π w cząsteczce benzenu.

Długość wiązania pojedynczego C—C: 153 pm

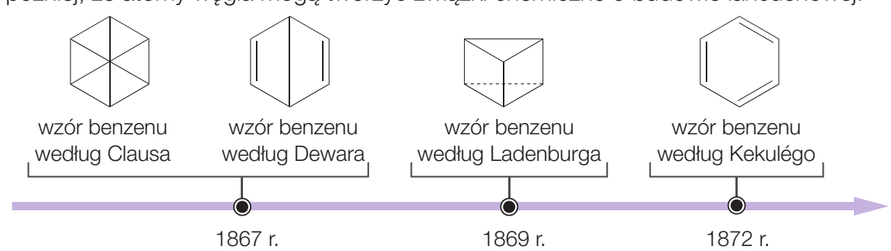
Długość wiązania podwójnego C=C: 134 pm



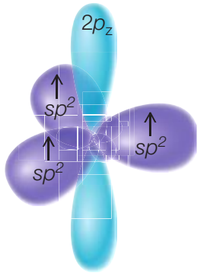
Rys. 30. Budowa cząsteczki benzenu.

Odkrycia, które zmieniły świat – pierścieniowa budowa cząsteczki benzenu

Friedrich August Kekulé [czyt. fridriś august kekule], przedstawiając w 1866 r. pierścieniową budowę cząsteczki benzenu, zapoczątkował chemię związków aromatycznych (rys. 31.). Nie był to jego jedyny wkład w rozwój chemii organicznej. W 1857 r. udowodnił, że węgiel jest czterowartościowy, a rok później, że atomy węgla mogą tworzyć związki chemiczne o budowie łańcuchowej.



Rys. 31. Zaproponowana przez Kekulégo koncepcja wzoru benzenu nie została początkowo uznana, ponieważ wzór ten nie odzwierciedlał aromatycznych właściwości węglowodoru. W kolejnych latach pojawiały się propozycje innych chemików, ale ostatecznie w 1872 r. zaakceptowano wzór Kekulégo.

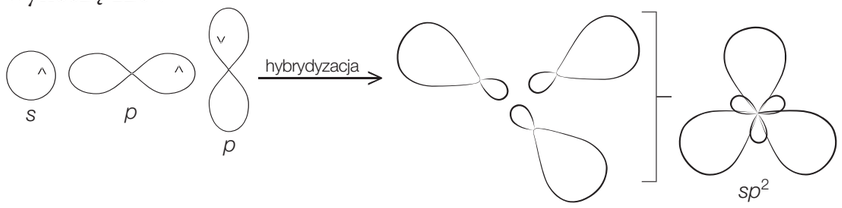


Rys. 32. W wyniku wymieszania jednego orbitalu *s* i dwóch orbitali *p* powstają trzy orbitale zhybrydyzowane sp^2.

Wiązanie zdelokalizowane w cząsteczce benzenu tworzą elektrony znajdujące się w molekularnym obszarze orbitalnym typu π. Elektrony te oddziałują z sześcioma jądrami atomowymi węgla w benzenie lub inną liczbą jąder atomowych w pozostałych węglowodorach aromatycznych.

Hybrydyzacja orbitali atomowych węgla w cząsteczce benzenu

Orbitalom walencyjnym atomów węgla w cząsteczce benzenu przypisuje się hybrydyzację **trygonalną *sp*²** (rys. 32.). Oznacza to, że jeden orbital *s* i dwa orbitale *p* mieszają się, tworząc trzy nowe orbitale zhybrydyzowane sp^2 (rys. 33.). Orbitale sp^2 leżą w jednej płaszczyźnie, a kąty między nimi wynoszą 120°.



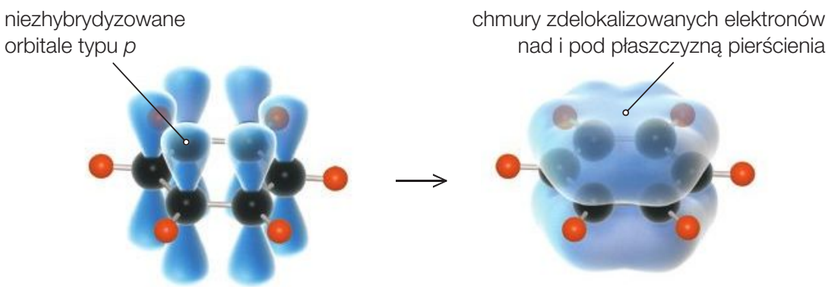
Rys. 33. W wyniku hybrydyzacji trygonalnej powstają trzy orbitale zhybrydyzowane sp^2.

Każdy atom węgla w cząsteczce benzenu wykorzystuje:

- **dwa orbitale zhybrydyzowane *sp*²** do utworzenia wiązań typu σ z sąsiednimi atomami węgla,
- **jeden orbital zhybrydyzowany *sp*²** do utworzenia wiązania typu σ łączącego atom węgla z atomem wodoru.

Pozostały orbital *p*, który nie bierze udziału w hybrydyzacji, jest prostopadły do płaszczyzny orbitali sp^2. Orbitale *p* nakładają się bocznie, tak jak przy tworzeniu wiązania typu π, tworząc układ zdelokalizowanych elektronów π nad i pod płaszczyzną pierścienia benzenowego (rys. 34.). W ten sposób tworzy się kołowy molekularny obszar orbitalny typu π, który jest zajmowany przez 6 elektronów pochodzących od 6 atomów węgla cząsteczki benzenu. Powstaje wiązanie, które obejmuje wszystkie atomy węgla pierścienia benzenowego. Wiązanie to nosi nazwę **wiązania zdelokalizowanego** i jest charakterystyczne dla wszystkich związków aromatycznych.

Przypisanie orbitalom walencyjnym atomów węgla hybrydyzacji sp^2 pozwala wyjaśnić płaską budowę pierścienia benzenowego.

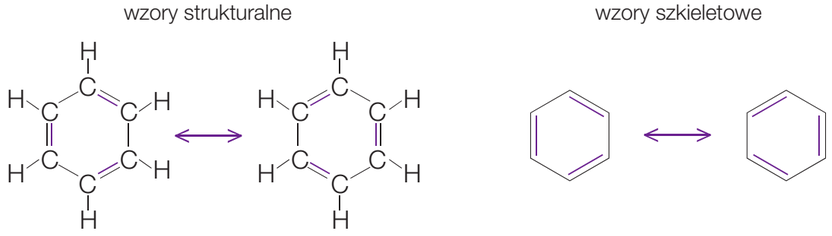


Rys. 34. Model tworzenia zdelokalizowanego orbitalu typu π.

Zdelokalizowane elektrony π nadają benzenowi stabilność i charakterystyczne właściwości.

Wzory cząsteczki benzenu

Teorię, zgodnie z którą cząsteczka benzenu ma strukturę pierścieniową, a atomy węgla **wiążą się** w niej **na przemian wiązaniami pojedynczymi i podwójnymi**, przedstawił w 1866 r. Friedrich August Kekulé [czyt. fridriś august kekule]. W zaproponowanym przez niego wzorze wiązania między atomami węgla oscylują (przemieszczają się) w cząsteczce (rys. 35.).



Rys. 35. Wzory strukturalne i szkieletowe dwóch możliwych struktur cząsteczki benzenu z uwzględnieniem obecności wiązań podwójnych.

wzór sumaryczny cząsteczki benzenu: C_6H_6

wzory strukturalny i szkieletowy cząsteczki benzenu

Delokalizację elektronów w cząsteczce benzenu można przedstawić graficznie również za pomocą okręgu wpisanego wewnątrz pierścienia benzenowego (rys. 36.). **Okrąg** symbolizuje **6 elektronów *π*** równomiernie rozłożonych w całym pierścieniu.



Rys. 36. Wzór szkieletowy cząsteczki benzenu z uwzględnieniem obecności chmury zdelokalizowanych elektronów.

Jeśli cząsteczka benzenu miałaby budowę sugerowaną przez Kekulégo, to związek ten powinien łatwo ulegać reakcjom addycji. W rzeczywistości **addycja zachodzi trudno**, a najbardziej **typowe** dla benzenu są **reakcje substytucji elektrofilowej**. Wzór Kekulégo nie pozwala jednak wyjaśnić mechanizmów reakcji, jakim ulega benzen.

Reguła Hückla i aromatyczność

Zgodnie z regułą, którą przedstawił niemiecki fizyk Erich Hückel [czyt. eriś huke], **cząsteczkę** uznaje się za **aromatyczną**, gdy:

- ma płaską budowę pierścieniową,
- zawiera **4*n* + 2 zdelokalizowanych elektronów *π***, gdzie *n* jest liczbą naturalną (*n* = 0, 1, 2, 3, …).

Reguła Hückla – związki aromatyczne charakteryzują się płaską budową pierścieni oraz obecnością 4*n* + 2 elektronów zdelokalizowanych.

Oznacza to, że cząsteczki o budowie pierścieniowej, które mają np. **2**, **6**, **10**, **14** elektronów π, są aromatyczne. Cząsteczka z 6 zdelokalizowanymi elektronami π jest aromatyczna, np. benzen:



Cząsteczka z 4 elektronami π **nie jest aromatyczna**, np. cyklobutadien:



Szereg homologiczny benzenu

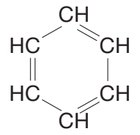
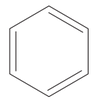
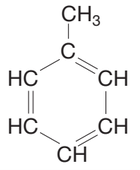
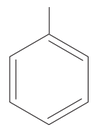
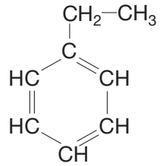
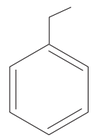
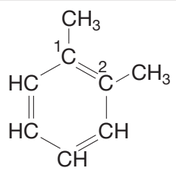
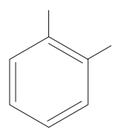
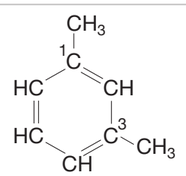
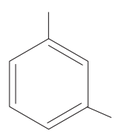
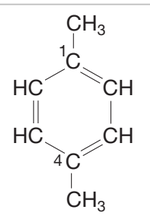
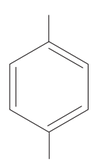
Szereg homologiczny benzenu (tabela 16.) tworzą benzen (podstawowy węglowodór aromatyczny) i jego homologi. Na podstawie wzorów tych związków chemicznych można ustalić wzór ogólny związków szeregu homologicznego benzenu:

Wzór ogólny związków szeregu homologicznego benzenu

$$C_nH_{2n-6}$$

gdzie:
n – liczba atomów węgla w cząsteczce węglowodoru aromatycznego.

Tabela 16. Szereg homologiczny benzenu

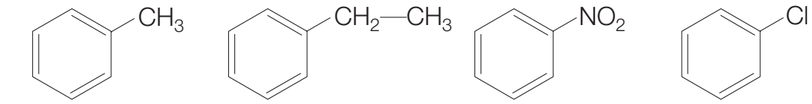
Liczba atomów węgla w cząsteczce	Nazwa*	Wzory		
		sumaryczny	półstrukturalny	szkieletowy
6	**benzen**	C_6H_6		
7	metylobenzen (**toluen**)	C_7H_8		
8	**etylobenzen**	C_8H_{10}		
8	1,2-dimetylobenzen (**1,2-ksylen**)	C_8H_{10}		
8	1,3-dimetylobenzen (**1,3-ksylen**)	C_8H_{10}		
8	1,4-dimetylobenzen (**1,4-ksylen**)	C_8H_{10}		

* Pogrubioną czcionką zaznaczono nazwy zalecane przez IUPAC.

Nazewnictwo arenów

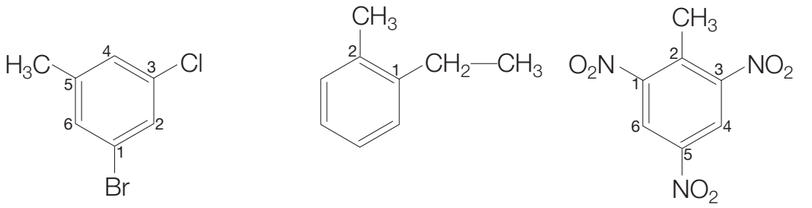
Pierwszym związkiem chemicznym w szeregu homologicznym benzenu jest benzen, a każdy kolejny związek ma o jedną grupę metylenową ($-CH_2-$) więcej od poprzedniego. Nazwy pochodnych benzenu tworzy się, **dodając nazwę podstawnika do słowa „benzen”**. Położenie podstawników określają numery atomów węgla w pierścieniu, czyli tzw. **lokanty**. Kierunek numeracji powinien być taki, aby były one **jak najmniejsze**.

Jeżeli z pierścieniem jest połączony tylko **jeden podstawnik, to nie podaje się jego lokantu**, ponieważ zawsze będzie on równy jeden, np.:



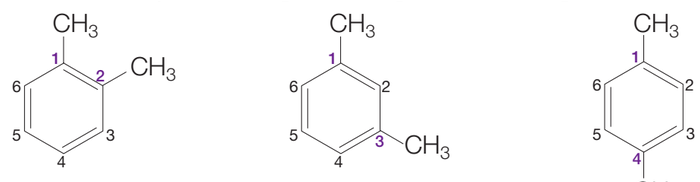
metylobenzen (toluen) | etylobenzen | nitrobenzen | chlorobenzen

Nazwy grup alkilowych oraz innych grup, które są podstawnikami przy atomach węgla w pierścieniu benzenu, należy **wymieniać w porządku alfabetycznym**, a nie w kolejności wynikającej z numeracji. Mniejszy lokant przypisuje się temu atomowi węgla, z którym jest połączony podstawnik wymieniany w nazwie jako pierwszy w kolejności alfabetycznej, np.:



1-bromo-3-chloro-5-metylobenzen | 1-etylo-2-metylobenzen | 2-metylo-1,3,5-trinitrobenzen

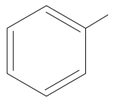
Jeżeli związek zawiera **dwa takie same podstawniki**, przed nazwą podstawnika należy dodać odpowiedni przedrostek, np.:



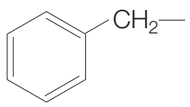
1,2-dimetylobenzen (**1,2**-ksylen) | **1,3-di**metylobenzen (**1,3**-ksylen) | **1,4-di**metylobenzen (**1,4**-ksylen)

Jednak do tworzenia nazw węglowodorów aromatycznych nie zawsze stosuje się reguły przyjęte dla innych węglowodorów. Na przykład dla **benzenu nie używa się nazwy cykloheks-1,3,5-trien**, gdyż cząsteczka benzenu nie zawiera wiązań podwójnych, tylko wiązanie zdelokalizowane typu π.

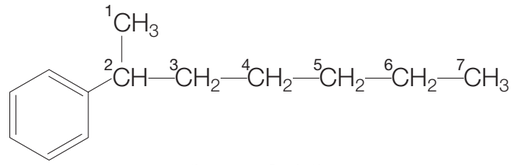
grupa fenylowa (fenyl)
C_6H_5-



grupa benzylowa (benzyl)
$C_6H_5CH_2-$



Podczas ustalania nazw węglowodorów aromatycznych należy pamiętać, że niezależnie od tego, ile atomów węgla zawiera grupa alkilowa połączona z **pierścieniem aromatycznym, ma zawsze pierwszeństwo**, np:

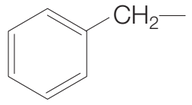
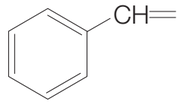
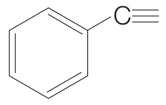
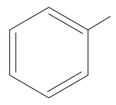


(heptan-2-ylo)benzen

Kiedy jeden z atomów wodoru zostaje oderwany z pierścienia benzenowego (C_6H_6) w procesie nazywanym dehydrogenacją, powstaje grupa fenylowa (fenyl, $-C_6H_5$). Jest ona bardzo reaktywna, ponieważ zawiera niesparowany elektron i może tworzyć wiązanie z innym atomem lub grupą funkcyjną. Grupa fenylowa ($-C_6H_5$) jest przykładem **grupy arylowej**, czyli jednowartościowej grupy utworzonej formalnie przez oderwanie atomu wodoru od cząsteczki związku aromatycznego. Ogólnie oznacza się ją jako **—Ar**.

Nazw podstawników zawierających pierścienie benzenowe (tabela 17.) używa m.in. w nazewnictwie jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów.

Tabela 17. Nazwy i wzory wybranych podstawników zawierających pierścień aromatyczny

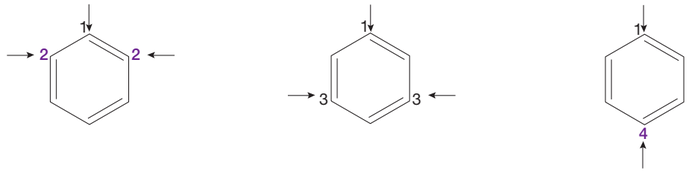
Nazwa*	**benzyl** fenylometyl	**benzyliden** fenylometyliden	**benzylidyn** fenylometylidyn	**fenyl**
Wzór				

* Pogrubioną czcionką zaznaczono nazwy zalecane przez IUPAC.

Izomeria konstytucyjna arenów

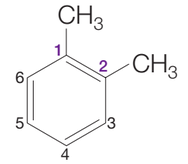
Jeśli w cząsteczce benzenu **dwa atomy wodoru zostaną zastąpione innymi atomami lub grupami atomów**, ich wzajemne położenie może być różne. Prowadzi to do powstania izomerów konstytucyjnych.

Położenie 2-: **Położenie 3-:** **Położenie 4-:**

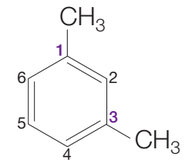


Przykładem związku chemicznego, który tworzy takie izomery, jest dimetylobenzen. Jego nazwa zalecana przez IUPAC to ksylen. Występuje on w trzech formach izomerycznych: 1,2-dimetylobenzen (1,2-ksylen), 1,3-dimetylobenzen (1,3-ksylen) i 1,4-dimetylobenzen (1,4-ksylen).

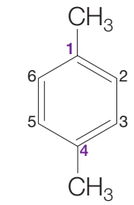
W każdym z tych izomerów dwie grupy metylowe ($-CH_3$) są przyłączone do różnych atomów węgla pierścienia benzenowego, co wpływa na właściwości fizyczne i chemiczne tych izomerów.



1,2-dimetylobenzen
1,2-ksylen
o-ksylen



1,3-dimetylobenzen
1,3-ksylen
m-ksylen



1,4-dimetylobenzen
1,4-ksylen
p-ksylen

Zgodnie z zaleceniami Międzynarodowej Unii Chemii Czystej i Stosowanej (IUPAC), przedrostki *„o-”*, *„m-”* i *„p-”* mogą być używane wyłącznie w nazwach izomerów ksylenu. Stosowanie ich w odniesieniu do innych dwupodstawionych pochodnych benzenu nie jest zalecane.

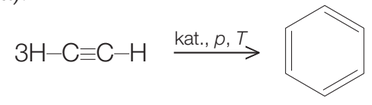
Nie jest zalecane także używanie pełnych form tych przedrostków:

- ***„orto-”*** – jeśli podstawniki są połączone z atomami węgla o lokantach **1** i **2**,
- ***„meta-”*** – jeżeli podstawniki są połączone z atomami węgla o lokantach **1** i **3**,
- ***„para-”*** – jeśli podstawniki są połączone z atomami węgla o lokantach **1** i **4**.

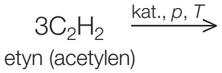
Otrzymywanie benzenu

Benzen jest produktem destylacji smoły węglowej, którą otrzymuje się podczas pirolizy węgla kamiennego oraz przeróbki ropy naftowej (s. 165). Powstaje również w **reakcji trimeryzacji** trzech cząsteczek etynu (acetylenu):

Reakcja trimeryzacji
→ patrz s. 120



etyn (acetylen) — benzen

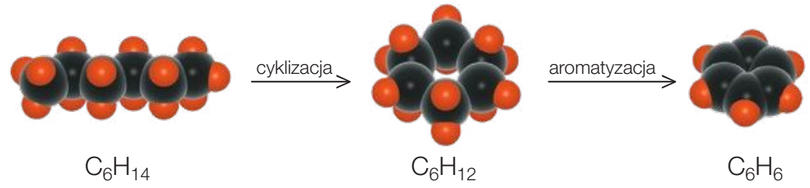


etyn (acetylen) — benzen

trimeryzacja C_2H_2

Benzen można też otrzymać z ropy naftowej w procesie **reformingu**. Węglowodory nasycone o prostych łańcuchach węglowych przekształcają się wówczas w węglowodory aromatyczne (rys. 37.).

Reforming
→ patrz s. 171



Modele atomów:
węgla wodoru

Rys. 37. Uproszczony schemat powstawania benzenu w procesie reformingu.

Reakcje chemiczne benzenu

Benzen jest stosunkowo mało reaktywny ze względu na swoją stabilną strukturę aromatyczną, która wynika z delokalizacji elektronów π w pierścieniu benzenowym.

Doświadczenie 13.



Badanie właściwości benzenu

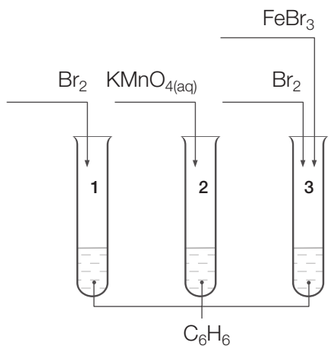
! Benzen jest trucizną i ma właściwości rakotwórcze. Z tego powodu należy zachować szczególną ostrożność podczas doświadczalnego badania właściwości benzenu.

Odczynniki: benzen, wodny roztwór manganianu(VII) potasu, roztwór bromu w trichlorometanie, bezwodny bromek żelaza(III), woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, bagietki, palnik gazowy, zlewka, pipety, łyżka metalowa, uniwersalny papierek wskaźnikowy.
Instrukcja: Szklaną bagietkę zanurz w benzenie i zbliż do płomienia palnika. Do trzech probówek wlej po ok. 2 cm^3 benzenu. Do probówki 1. dolej ok. 1 cm^3 roztworu bromu, do probówki 2. – ok. 1 cm^3 wodnego roztworu manganianu(VII) potasu, a do probówki 3. – ok. 1 cm^3 roztworu bromu i dodaj kilka kryształków bromku żelaza(III) (schemat). Probówkę 3. umieść w zlewce z wrzącą wodą. Zawartość probówek wymieszaj bagietką, a następnie wstrząsaj. U wylotu probówki 3. umieść zwilżony wodą uniwersalny papierek wskaźnikowy.

! W tym doświadczeniu należy użyć roztworu fluorowca w rozpuszczalniku organicznym, np. $CHCl_3$ (chloroform).



C_6H_6



Obserwacje: Benzen spala się kopcącym płomieniem. Na szklanej bagietce pojawia się czarny osad (fot. 35., s. 133.). Roztwór bromu w probówce 1. oraz roztwór manganianu(VII) potasu w probówce 2. nie odbarwiły się (fot. 36., s. 133). W probówce 3. roztwór bromu odbarwił się, a zwilżony wodą uniwersalny papierek wskaźnikowy zabarwił się na czerwono.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 133

początek doświadczenia na s. 132



Fot. 35. Spalanie niecałkowite benzenu.



Fot. 36. Zachowanie benzenu wobec: roztworu bromu, roztworu $KMnO_4$, roztworu bromu z dodatkiem kryształków $FeBr_3$.

Wniosek: Benzen jest bezbarwną cieczą o charakterystycznym zapachu. Spala się kopcącym płomieniem, co świadczy o dużej zawartości procentowej węgla w tym związku chemicznym. Jednym z produktów spalania benzenu jest sadza.

Reakcje spalania niecałkowitego benzenu przedstawiają równania:

$$\underset{\text{benzen}}{2C_6H_6} + \underset{\text{tlen}}{3O_2} \longrightarrow \underset{\text{węgiel}}{12\mathbf{C}} + \underset{\text{woda}}{6H_2O}$$

$$\underset{\text{benzen}}{2C_6H_6} + \underset{\text{tlen}}{9O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek węgla(II)}}{12\mathbf{CO}} + \underset{\text{woda}}{6H_2O}$$

spalanie niecałkowite C_6H_6

W probówce 2. (fot. 36.) benzen stanowi górną warstwę, ponieważ ma gęstość mniejszą od gęstości wody i nie rozpuszcza się w niej.

Benzen nie reaguje z bromem (probówka 1.) bez użycia katalizatora. Natomiast w obecności katalizatora – bromku żelaza(III) $FeBr_3$ (probówka 3.) – reakcja zachodzi. Produktami są **bromobenzen** C_6H_5Br oraz bromowodór HBr. Zachodzi wówczas reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:

$$\underset{\text{benzen}}{C_6H_6} + \underset{\text{brom}}{Br_2} \xrightarrow{FeBr_3} \underset{\text{bromobenzen}}{C_6H_5Br} + \underset{\text{bromowodór}}{HBr}$$

substytucja elektrofilowa

Przy większym niż w powietrzu dostępie tlenu może nastąpić spalanie całkowite benzenu do tlenku węgla(IV):

$$\underset{\text{benzen}}{2C_6H_6} + \underset{\text{tlen}}{15O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{12\mathbf{CO_2}} + \underset{\text{woda}}{6H_2O}$$

spalanie całkowite C_6H_6

Jeśli mieszanina bromu i benzenu będzie poddawana promieniowaniu nadfioletowemu, zajdzie **stopniowa addycja** bromu do benzenu. Jej końcowym produktem jest **1,2,3,4,5,6-heksabromocykloheksan**:

$$\underset{\text{benzen}}{C_6H_6} + \underset{\text{brom}}{3Br_2} \xrightarrow{UV} \underset{\text{1,2,3,4,5,6-heksabromocykloheksan}}{C_6H_6Br_6}$$

addycja Br_2

Innym przykładem reakcji przyłączania jest **addycja wodoru** do benzenu w obecności katalizatora. Produktem tej reakcji chemicznej jest **cykloheksan**:

$$\underset{\text{benzen}}{C_6H_6} + \underset{\text{wodór}}{3H_2} \xrightarrow{\text{kat., } p, T} \underset{\text{cykloheksan}}{C_6H_{12}}$$

addycja H_2

Reakcja bromowania benzenu

substytucja elektrofilowa

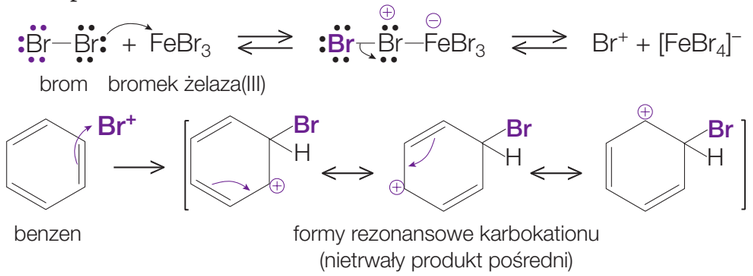
Charakterystycznymi **reakcjami węglowodorów aromatycznych są reakcje substytucji elektrofilowej**. Przykładem takiej reakcji chemicznej jest **bromowanie benzenu**. Benzen reaguje z bromem jedynie w obecności katalizatora, którym najczęściej jest bezwodny bromek żelaza(III) $FeBr_3$. W roztworze wodnym $FeBr_3$ ulega dysocjacji elektrolitycznej i traci swoje właściwości katalityczne, dlatego reakcja bromowania benzenu z udziałem tego katalizatora jest przeprowadzana w warunkach bezwodnych.

Reakcja **bromowania benzenu** zachodzi dwuetapowo.

Etap 1. Pod wpływem katalizatora w cząsteczce bromu Br_2 następuje **polaryzacja wiązania kowalencyjnego**, w wyniku czego powstaje kation bromu Br^+ oraz anion koordynacyjny $[FeBr_4]^-$. Następnie dochodzi do elektrofilowego podstawienia, w którym kation Br^+ (elektrofil) atakuje bogaty w elektrony układ π pierścienia benzenowego (nukleofil), co skutkuje utworzeniem wiązania kowalencyjnego między atomem bromu a atomem węgla pierścienia aromatycznego. **Powstaje** nietrwały produkt pośredni – **karbokation**:

Elektrofil: Br^+

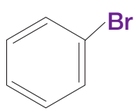
Nukleofil:

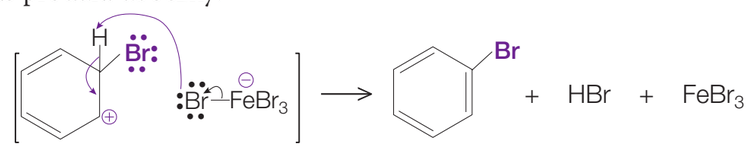


Podczas tworzenia produktu pośredniego zanika cykliczna delokalizacja elektronów w pierścieniu benzenowym i utworzone zostają formy rezonansowe powstającego karbokationu.

Etap 2. Układ aromatyczny odtwarza się przez odłączenie kationu wodoru od produktu pośredniego. Powstają bromobenzen oraz bromowodór jako produkt uboczny:

Produkt główny bromowania benzenu:





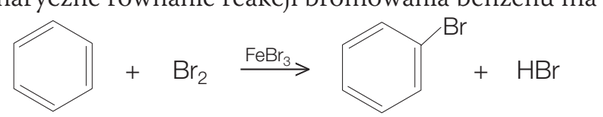
Odtwarza się również cząsteczka katalizatora $FeBr_3$:

$$[FeBr_4]^- + H^+ \longrightarrow HBr + FeBr_3$$

kation wodoru; bromowodór; bromek żelaza(III)

Podobnie zachodzi reakcja **chlorowania benzenu**.

Sumaryczne równanie reakcji bromowania benzenu ma postać:



Reakcja nitrowania benzenu

substytucja elektrofilowa

Innym przykładem substytucji elektrofilowej jest **reakcja nitrowania benzenu** (fot. 37.). Przeprowadza się ją przy użyciu **mieszaniny nitrującej**, czyli mieszaniny stężonych roztworów kwasów azotowego(V) i siarkowego(VI). W reakcji nitrowania stężony roztwór kwasu siarkowego(VI) odgrywa podwójną rolę:

Elektrofil: NO_2^+

Nukleofil:



- prowadzi do powstania w stężonym roztworze HNO_3 **kationu nitroniowego** NO_2^+ jako czynnika elektrofilowego:

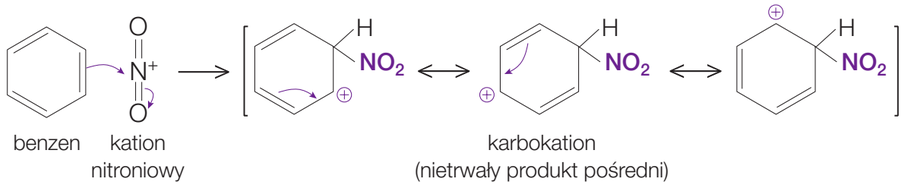
$$HNO_{3(stęż.)} + 2H_2SO_{4(stęż.)} \longrightarrow NO_2^+ + 2HSO_4^- + H_3O^+$$

kwas azotowy(V); kwas siarkowy(VI); kation nitroniowy; anion wodorosiarczanowy(VI); jon oksoniowy

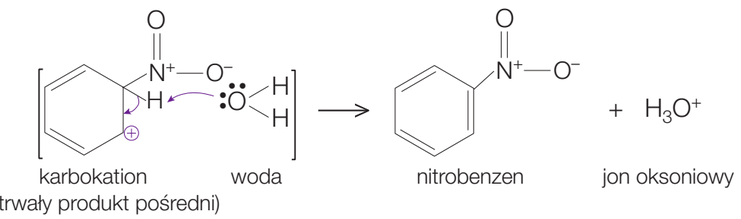
- jako związek higroskopijny wiąże wodę powstałą w reakcji nitrowania, zwiększając wydajność reakcji chemicznej.

Reakcja **nitrowania benzenu** zachodzi dwuetapowo.

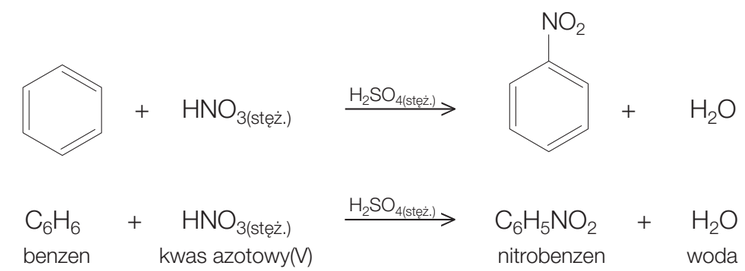
Etap 1. Elektrofil, którym jest kation nitroniowy NO_2^+, reaguje z elektronami π pierścienia benzenowego. Powstaje wówczas produkt pośredni – karbokation:



Etap 2. Układ aromatyczny odtwarza się przez odłączenie kationu wodoru od produktu pośredniego:



Sumaryczne równanie reakcji nitrowania benzenu ma postać:



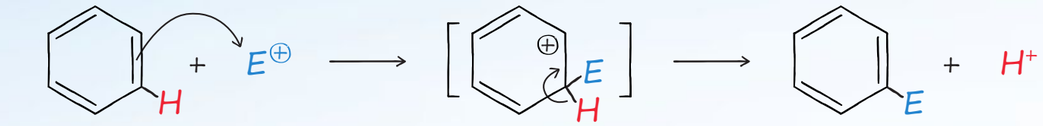


Fot. 37. Nitrowanie jest reakcją egzoenergetyczną. Zazwyczaj przeprowadza się ją w temperaturze ok. 60–70 °C. Dlatego kolbę reakcyjną należy ochładzać, zanurzając ją w zimnej wodzie.

Mechanizm reakcji substytucji elektrofilowej

S_E

Ta reakcja chemiczna zazwyczaj przebiega w trzech etapach. W etapie pierwszym zostaje utworzony elektrofil, który w etapie drugim jest przyłączany do pierścienia aromatycznego – powstaje nietrwały karbokation. W ostatnim etapie następuje odłączenie kationu wodoru od karbokationu. Ogólny zapis reakcji substytucji elektrofilowej ma postać:



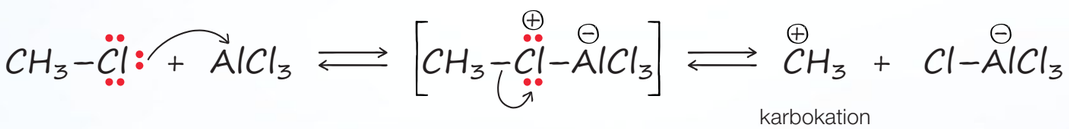
↷ oznacza ruch pary elektronowej $E^{\oplus}$ – elektrofil – nukleofil

Uproszczony mechanizm reakcji substytucji elektrofilowej na przykładzie alkilowania benzenu

Przykładem reakcji substytucji elektrofilowej jest reakcja chlorometanu z benzenem w obecności katalizatora, np. chlorku glinu $AlCl_3$.

Etap 1. **Utworzenie elektrofila**

Chlorometan (zasada Lewisa) przekazuje parę elektronową z atomu chloru do chlorku glinu (kwas Lewisa). Powstaje nietrwały związek koordynacyjny, który dysocjuje, tworząc karbokation metylowy (elektrofil) i anion tetrachloroaluminianowy.



karbokation metylowy

Etap 2. **Utworzenie karbokationu**

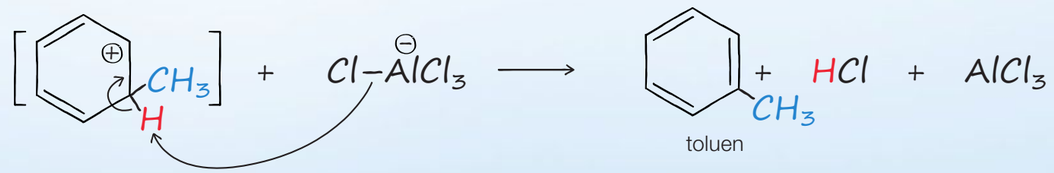
Pierścień benzenowy pełni funkcję nukleofila, czyli dostarcza parę elektronową do karbokationu metylowego (elektrofil). W wyniku tego powstaje nietrwały produkt przejściowy – karbokation.



nukleofil **elektrofil** karbokation

Etap 3. **Odłączenie kationu wodoru**

Z przejściowego produktu – karbokationu – jest usuwany kation wodoru, w wyniku czego powstaje metylobenzen (toluen). Równocześnie następuje odtworzenie katalizatora, czyli chlorku glinu.



toluen

Reakcja sulfonowania benzenu

substytucja elektrofilowa

Reakcją substytucji elektrofilowej jest także **reakcja sulfonowania benzenu**. Przeprowadza się ją przy użyciu stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) lub tzw. dymiącego kwasu siarkowego(VI), czyli **oleum** (roztwór SO_3 w stężonym roztworze H_2SO_4). Atom wodoru w cząsteczce benzenu zostaje podstawiony przez grupę **sulfonową** $-\mathbf{SO_3H}$.

Elektrofil: SO_3H^+

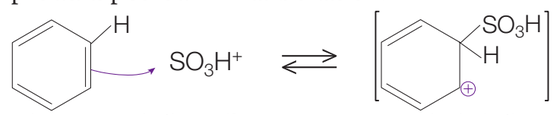
Nukleofil: 

Reakcja **sulfonowania benzenu** przebiega dwuetapowo.

Etap 1. Elektrofil, którym jest kation sulfonowy SO_3H^+, otrzymywany jest w reakcji chemicznej:

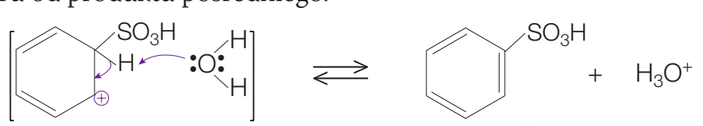
$$\underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{2H_2SO_{4(\text{stęż.})}} \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{kation}\\\text{sulfonowy}}}{SO_3H^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{wodorosiarczanowy(VI)}}}{HSO_4^-} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

Reaguje on z elektronami π pierścienia benzenowego. Powstaje wówczas produkt pośredni – karbokation:



benzen kation sulfonowy karbokation (nietrwały produkt pośredni)

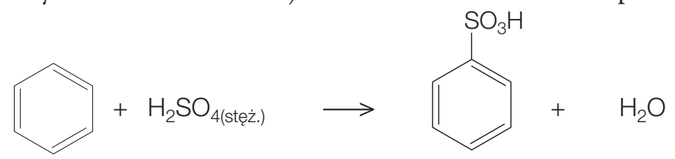
Etap 2. Układ aromatyczny odtwarza się przez odłączenie kationu wodoru od produktu pośredniego:



karbokation (nietrwały produkt pośredni) woda kwas benzenosulfonowy jon oksoniowy

$$\underset{\substack{\text{anion}\\\text{wodorosiarczanowy(VI)}}}{HSO_4^-} + \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} \longrightarrow \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

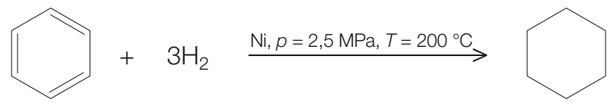
Sumaryczne równanie reakcji sulfonowania benzenu ma postać:



$$\underset{\text{benzen}}{C_6H_6} + \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_{4(\text{stęż.})}} \longrightarrow \underset{\text{kwas benzenosulfonowy}}{C_6H_5SO_3H} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

Reakcja katalitycznego uwodornienia benzenu

Przykładem **reakcji addycji** do cząsteczki benzenu jest reakcja uwodornienia benzenu. Zachodzi ona w temperaturze 200 °C, pod ciśnieniem 2,5 MPa i w obecności niklu jako katalizatora:



benzen wodór cykloheksan

addycja H_2

Zastosowania benzenu

Benzen jest używany jako rozpuszczalnik m.in. wosków, tłuszczów, farb i lakierów.

- **przemysł lakierniczy**
- **przemysł chemiczny**
- **przemysł tworzyw sztucznych**

Przemysł lakierniczy

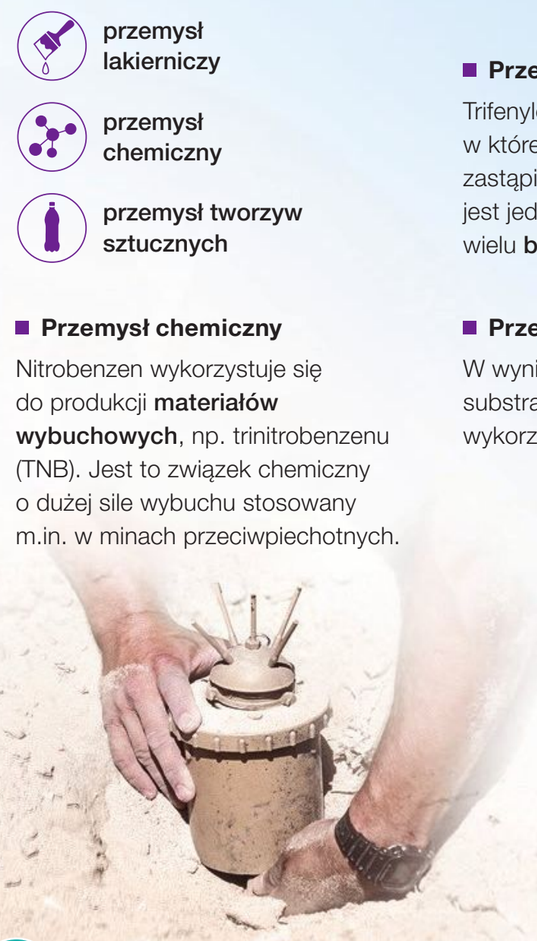
Trifenylometan – pochodna metanu, w której trzy atomy wodoru zostały zastąpione pierścieniami benzenowymi – jest jednym z podstawowych składników wielu **barwników syntetycznych**.

Przemysł chemiczny

Nitrobenzen wykorzystuje się do produkcji **materiałów wybuchowych**, np. trinitrobenzenu (TNB). Jest to związek chemiczny o dużej sile wybuchu stosowany m.in. w minach przeciwpiechotnych.

Przemysł tworzyw sztucznych

W wyniku alkilowania benzenu powstaje etylobenzen – substrat w procesie otrzymywania polistyrenu, wykorzystywanego do produkcji **styropianu**.





Chemia w medycynie

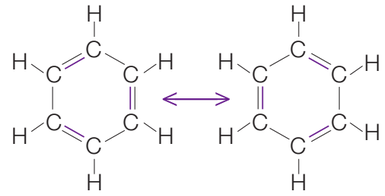
W wyniku reakcji sulfonowania benzenu, czyli reakcji benzenu z roztworem stężonego kwasu siarkowego(VI), powstaje kwas benzenosulfonowy. Stosuje się go do produkcji **leków zwiotczających mięśnie szkieletowe**. Leki te umożliwiają dokonanie intubacji podczas znieczulenia ogólnego w czasie zabiegów chirurgicznych.



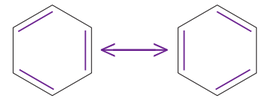
Ważne w temacie *Węglowodory aromatyczne – areny. Benzen*

1. Opisuję budowę cząsteczki benzenu

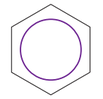
Cząsteczka benzenu jest zbudowana z 6 atomów węgla i 6 atomów wodoru.



wzory strukturalne dwóch możliwych struktur cząsteczki benzenu z uwzględnieniem obecności wiązań podwójnych



wzory szkieletowe dwóch możliwych struktur benzenu z uwzględnieniem obecności wiązań podwójnych



wzór szkieletowy cząsteczki benzenu z uwzględnieniem obecności chmury zdelokalizowanych elektronów

2. Wyjaśniam, dlaczego benzen nie odbarwia roztworów bromu ani wodnego roztworu manganianu(VII) potasu

Benzen nie odbarwia wody bromowej, roztworów bromu w rozpuszczalnikach organicznych ani wodnego roztworu manganianu(VII) potasu ze względu na swoją strukturę chemiczną. Benzen jest związkiem aromatycznym, co oznacza, że ma stabilny układ elektronów w pierścieniu. Ta stabilność wynika z delokalizacji elektronów typu π w pierścieniu benzenowym.

- **Woda bromowa** $Br_{2(aq)}$ (oraz roztwory bromu w rozpuszczalnikach organicznych) odbarwia się w obecności związków, które mogą ulegać reakcjom addycji lub utleniania. Benzen, ze względu na swoją stabilność, nie reaguje w ten sposób z bromem w roztworze wodnym.
- **Wodny roztwór manganianu(VII) potasu** $KMnO_{4(aq)}$ jest silnym utleniaczem, który utlenia związki mające łatwo dostępne elektrony. Benzen dzięki swojej stabilnej strukturze aromatycznej nie jest łatwo utleniany przez $KMnO_4$.

3. Zapisuję równania reakcji spalania benzenu

- **spalanie całkowite:**
  $2C_6H_6 + 15O_2 \longrightarrow 12\mathbf{CO_2} + 6H_2O$
- **spalanie niecałkowite:**
  $2C_6H_6 + 9O_2 \longrightarrow 12\mathbf{CO} + 6H_2O$
  $2C_6H_6 + 3O_2 \longrightarrow 12\mathbf{C} + 6H_2O$

Węglowodory aromatyczne – areny. Benzen

4. Zapisuję równania reakcji chemicznych benzenu

- **reakcja substytucji elektrofilowej Br_2 do benzenu w obecności katalizatora:**
  $C_6H_6 + Br_2 \xrightarrow{FeBr_3} C_6H_5Br + HBr$
- **reakcja substytucji elektrofilowej Br_2 do benzenu w obecności światła:**
  $C_6H_6 + Br_2 \xrightarrow{światło} C_6H_6Br_6$
- **reakcja nitrowania benzenu:**
  $C_6H_6 + HNO_{3(stęż.)} \xrightarrow{H_2SO_{4(stęż.)}} C_6H_5NO_2 + H_2O$

Benzen C_6H_6 – najprostszy węglowodór aromatyczny, w którego cząsteczce występuje chmura zdelokalizowanych elektronów.

Węglowodory aromatyczne (areny) – związki chemiczne zbudowane z atomów węgla i wodoru. Ich cząsteczki mają co najmniej jeden płaski pierścień zbudowany z atomów węgla, tzw. pierścień aromatyczny, oraz orbitale zdelokalizowane typu π.

Reguła Hückla – związki aromatyczne charakteryzują się płaską budową pierścieni oraz obecnością $4n + 2$ elektronów zdelokalizowanych.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Napisz wzory półstrukturalne związków chemicznych o podanych nazwach systematycznych.

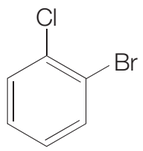
a) 1,3-dinitrobenzen

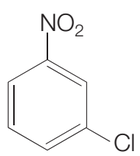
b) 1,2,4-trimetylobenzen

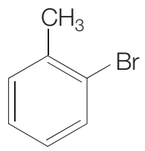
c) 1,2-dibromobenzen

d) 1-chloro-2,3-dimetylobenzen

2. Napisz nazwy systematyczne związków chemicznych o podanych wzorach.

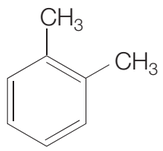
a) 

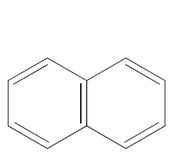
b) 

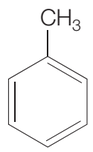
c) 

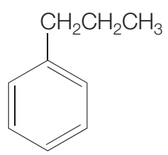
3. Podaj oznaczenia wzorów związków chemicznych (I–V)**, które przedstawiają:**

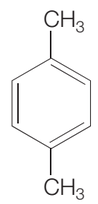
- **homologi etylobenzenu,**
- **izomery etylobenzenu.**

I 

II 

III 

IV 

V 

4. Napisz równanie reakcji chemicznej etylobenzenu z manganianem(VII) potasu, wiedząc, że produktami tej reakcji chemicznej są tlenek manganu(IV), wodorotlenek potasu, tlenek węgla(IV) i sól kwasu benzoesowego C_6H_5COOK.

Dobierz współczynniki stechiometryczne metodą bilansu jonowo-elektronowego. Wskaż utleniacz, reduktor, procesy utleniania i redukcji.

5. Chlorowanie benzenu jest reakcją substytucji elektrofilowej. Benzen reaguje z chlorem w obecności katalizatora, którym jest chlorek żelaza(III).

Wyjaśnij mechanizm tej reakcji, zapisując odpowiednie równania reakcji chemicznych.

6. Dwa ciekłe węglowodory *X* i *Y* mają po sześć atomów węgla w cząsteczce. Zawartość węgla w związku *X* wynosi 85,7 %, a w związku *Y* – 92,3 %. Żaden z tych węglowodorów nie ulega reakcji addycji pod wpływem Br_2, ale jeden z nich ulega reakcji substytucji z Br_2 w obecności katalizatora, np. $FeBr_3$.

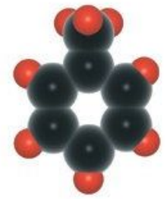
Napisz wzory półstrukturalne węglowodorów *X* i *Y*.

9 Metylobenzen – toluen

Ważne w tym temacie:

- pojęcie *toluen*
- zapisywanie równań reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego toluenu
- zapisywanie równań reakcji substytucji do cząsteczki toluenu
- określanie wpływu kierującego podstawników w pierścieniu aromatycznym





Rys. 38. Model cząsteczki metylobenzenu (toluenu).

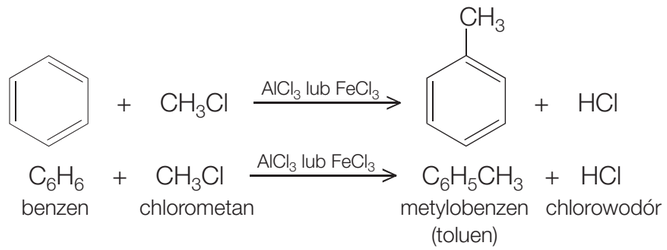
Modele atomów: węgla, wodoru

Metylobenzen (toluen – nazwa zalecana przez IUPAC) $C_6H_5CH_3$ (rys. 38.) należy do węglowodorów aromatycznych i jest homologiem benzenu – związki te należą do tego samego szeregu homologicznego.

Otrzymywanie metylobenzenu (toluenu)

Metylobenzen można otrzymać w reakcji **alkilowania benzenu**, nazywanej **reakcją alkilowania Friedela–Craftsa** [czyt. fridla kraftsa]:

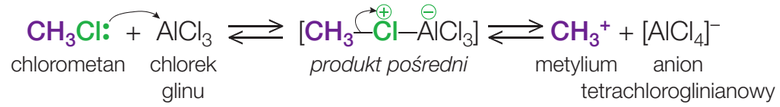
Reakcja alkilowania benzenu → patrz s. 136



Reakcja alkilowania Friedela–Craftsa – reakcja benzenu z fluorowcopochodnymi węglowodorów (np. CH_3Cl, CH_2CH_3Cl).

Jest to przykład reakcji **substytucji elektrofilowej**. Katalizatorem tej reakcji chemicznej jest chlorek glinu – kwas Lewisa, który jest akceptorem pary elektronowej atomu chloru w chlorometanie (zasada Lewisa):

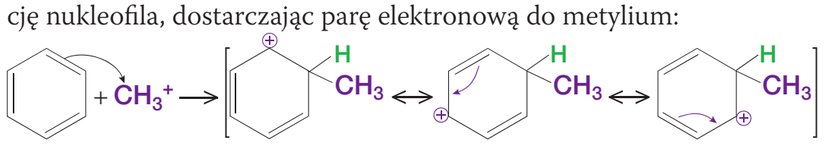
substytucja elektrofilowa



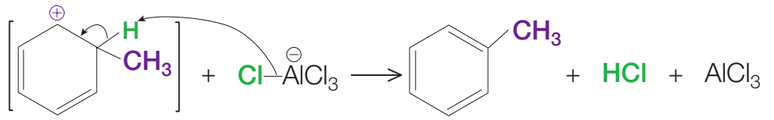
Pod wpływem działania katalizatora na chlorometan powstaje elektrofil, którym jest metylium CH_3^+ (karbokation metylowy). Elektrony pierścienia benzenowego ataktują elektrofil, w wyniku czego tworzy się nietrwały karbokation. W tym etapie pierścień benzenowy pełni funkcję nukleofila, dostarczając parę elektronową do metylium:

Elektrofil: CH_3^+

Nukleofil:



W wyniku odłączenia protonu (H^+) od karbokationu $C_6H_5CH_3^+$ tworzy się metylobenzen (toluen) i następuje regeneracja katalizatora ($AlCl_3$):



karbokation — anion tetrachloroglinianowy — metylobenzen (toluen) — chlorowodór — chlorek glinu

Reakcje chemiczne metylobenzenu (toluenu)

Metylobenzen wykazuje większą reaktywność niż benzen ze względu na obecność **grupy metylowej**, która zwiększa gęstość elektronową pierścienia aromatycznego (jest podstawnikiem aktywującym pierścień aromatyczny). Dzięki temu toluen łatwiej **ulega reakcjom substytucji elektrofilowej**.

Doświadczenie 14.

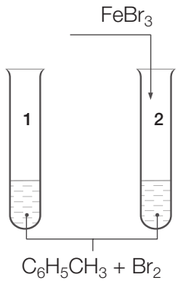


Badanie właściwości metylobenzenu (toluenu)

Metylobenzen jest trucizną i ma właściwości rakotwórcze. Z tego powodu trzeba zachować szczególną ostrożność podczas doświadczalnego badania jego właściwości.

W tym doświadczeniu należy użyć roztworu fluorowca w rozpuszczalniku organicznym, np. $CHCl_3$ (chloroform).

Odczynniki: metylobenzen, roztwór bromu w trichlorometanie, bezwodny bromek żelaza(III), woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, uniwersalne papierki wskaźnikowe, bagietka, palnik, źródło światła.
Instrukcja: Szklaną bagietkę zanurz w metylobenzenie i zbliż do płomienia palnika. Do dwóch probówek wlej po ok. 2 cm^3 metylobenzenu i ok. 1 cm^3 roztworu bromu. Probówkę 1. naświetlaj. Do probówki 2. dodaj kilka kryształków bromku żelaza(III) (schemat) i wymieszaj jej zawartość. U wylotu probówek umieść zwilżone wodą uniwersalne papierki wskaźnikowe.



Obserwacje: Metylobenzen spala się kopcącym płomieniem. Na szklanej bagietce pojawia się czarny osad.

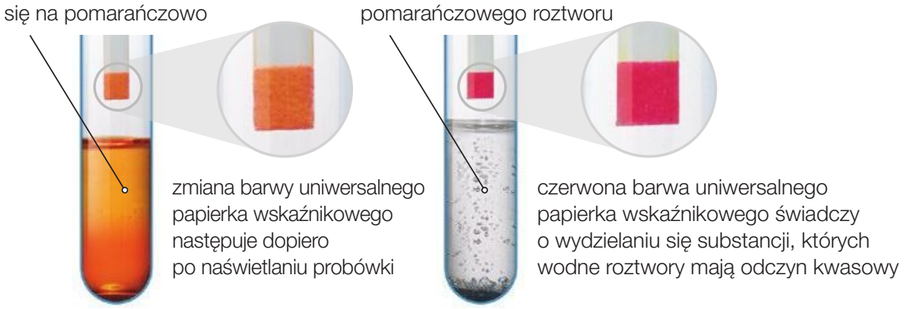
- Po dodaniu roztworu bromu do probówki 1. jej zawartość zabarwia się na pomarańczowo (fot. 38., s. 143). Po naświetlaniu w probówce 1. pomarańczowa barwa powoli zanika. Wydziela się substancja, która powoduje zmianę barwy uniwersalnego papierka wskaźnikowego z żółtej na czerwoną.
- W probówce 2. szybko następuje odbarwienie cieczy, a uniwersalny papierek wskaźnikowy zmienia barwę z żółtej na czerwoną.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 143

początek doświadczenia na s. 142

po dodaniu roztworu bromu zawartość probówki zabarwia się na pomarańczowo

$FeBr_3$ powoduje szybkie odbarwienie pomarańczowego roztworu



zmiana barwy uniwersalnego papierka wskaźnikowego następuje dopiero po naświetlaniu probówki

czerwona barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego świadczy o wydzielaniu się substancji, których wodne roztwory mają odczyn kwasowy

Fot. 38. Barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego.

Wniosek: Metylobenzen jest bezbarwną cieczą o charakterystycznym zapachu.

- Jednym z produktów spalania toluenu jest sadza. Jej obecność świadczy o dużej zawartości procentowej węgla w tym związku chemicznym. Reakcje spalania niecałkowitego toluenu przedstawiają równania:

spalanie niecałkowite metylobenzenu (toluenu) $C_6H_5CH_3$

$$\underset{\text{metylobenzen}}{C_6H_5CH_3} + \underset{\text{tlen}}{2O_2} \longrightarrow \underset{\text{węgiel}}{7\mathbf{C}} + \underset{\text{woda}}{4H_2O}$$

$$\underset{\text{metylobenzen}}{2C_6H_5CH_3} + \underset{\text{tlen}}{11O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek węgla(II)}}{14\mathbf{CO}} + \underset{\text{woda}}{8H_2O}$$

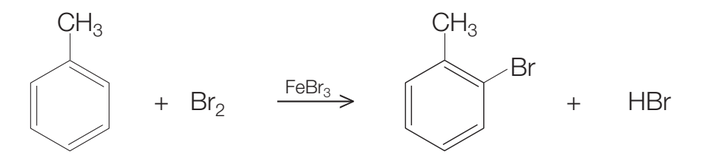
- W probówce 1. zwilżony uniwersalny papierek wskaźnikowy zmienia barwę z żółtej na czerwoną pod wpływem wydzielającego się bromowodoru HBr, stanowiącego produkt uboczny bromowania toluenu:

substytucja rodnikowa

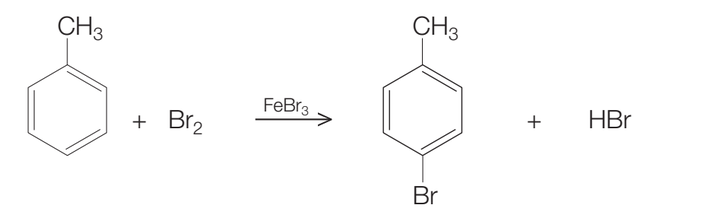
$$\underset{\text{metylobenzen}}{C_6H_5CH_3} + \underset{\text{brom}}{Br_2} \xrightarrow{\text{światło}} \underset{\text{(bromometylo)benzen}}{C_6H_5CH_2Br} + \underset{\text{bromowodór}}{HBr}$$

- Szybkie odbarwienie zawartości probówki 2. i zmiana zabarwienia uniwersalnego papierka wskaźnikowego na czerwoną świadczą o przebiegu reakcji chemicznej. Podobnie jak w przypadku benzenu, następuje bromowanie pierścienia aromatycznego:

substytucja elektrofilowa



metylobenzen — brom — 1-bromo-2-metylobenzen — bromowodór



metylobenzen — brom — 1-bromo-4-metylobenzen — bromowodór

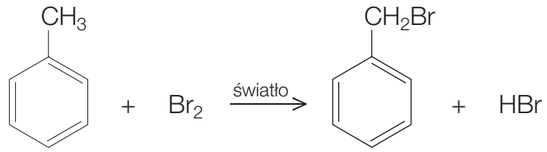
Przy większym niż w powietrzu dostępie tlenu może nastąpić spalanie całkowite metylobenzenu do tlenku węgla(IV):

spalanie całkowite metylobenzenu (toluenu) $C_6H_5CH_3$

$$\underset{\text{metylobenzen}}{C_6H_5CH_3} + \underset{\text{tlen}}{9O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{7\mathbf{CO_2}} + \underset{\text{woda}}{4H_2O}$$

W doświadczeniu 14., s. 142 w probówce 1. podczas reakcji bromowania metylobenzenu zachodzi **substytucja rodnikowa**. Atom wodoru w grupie metylowej ($-CH_3$) zostaje podstawiony atomem bromu. Produktem tej reakcji jest (bromometylo)benzen:

substytucja rodnikowa



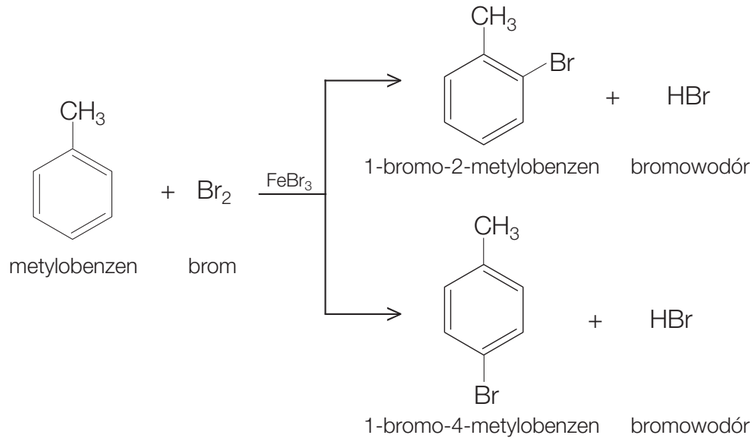
$$\underset{\text{metylobenzen}}{C_6H_5CH_3} + \underset{\text{brom}}{Br_2} \xrightarrow{\text{światło}} \underset{\text{(bromometylo)benzen}}{C_6H_5CH_2Br} + \underset{\text{bromowodór}}{HBr}$$

grupa benzylowa $C_6H_5CH_2-$



Produkt tej reakcji – (bromometylo)benzen $C_6H_5CH_2Br$ – jest nazywany również **bromkiem benzylu**, gdyż grupa $C_6H_5CH_2-$ nosi nazwę **grupy benzylowej**.

W doświadczeniu 14., s. 142 dodany do probówki 2. bezwodny bromek żelaza(III) $FeBr_3$ pełni funkcję katalizatora. Zachodzi **reakcja substytucji atomu wodoru atomem bromu w pierścieniu aromatycznym**. Drugim produktem tej reakcji chemicznej jest bromowodór HBr:



Wpływ kierujący podstawników

W wyniku katalitycznej reakcji bromowania metylobenzenu w obecności bromku żelaza(III) $FeBr_3$ powstaje mieszanina związków organicznych: 1-bromo-2-metylobenzenu i 1-bromo-4-metylobenzenu, ale praktycznie nie powstaje 1-bromo-3-metylobenzen. Dzieje się tak dlatego, że obecna w pierścieniu **grupa metylowa $-CH_3$ kieruje**

podstawnik –Br w położenie 2- lub **4-**, ale nie w położenie 3-. Obecny w pierścieniu aromatycznym podstawnik kieruje kolejny w odpowiednie położenie. Jest to tzw. **wpływ kierujący podstawników**.

Wpływ kierujący podstawników
→ patrz s. 146

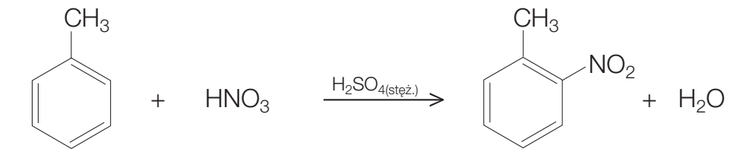
Wszystkie znane podstawniki można podzielić ze względu na:

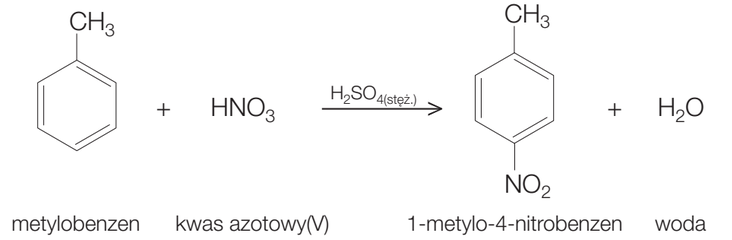
- wpływ kierujący podstawnika na przebieg reakcji substytucji do pierścienia aromatycznego,
- wpływ podstawnika na reaktywność całego związku chemicznego.

Reakcja nitrowania metylobenzenu (toluenu)

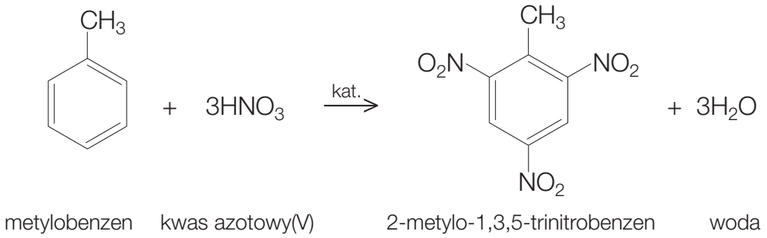
Metylobenzen (toluen), podobnie jak benzen i inne węglowodory aromatyczne, **ulega reakcji nitrowania**. Ze względu na **obecność w pierścieniu grupy metylowej $-CH_3$** grupa nitrowa $-NO_2$ jest kierowana w położenie 2- lub 4-:

substytucja elektrofilowa





W wyniku całkowitego nitrowania metylobenzenu (toluenu) powstaje 2-metylo-1,3,5-trinitrobenzen (2,4,6-trinitrotoluen, TNT, trotyl), co (w uproszczeniu) przedstawia równanie reakcji chemicznej:



Jest to substancja silnie wybuchowa, która służy dziś jako wzorzec siły wybuchu, np. moc bomb atomowych podaje się w kilotonach (kt) lub megatonach (Mt) trotylu (fot. 39.).



Fot. 39. Bomba Little Boy, zrzucona na Hiroszimę, miała moc wybuchu wynoszącą 15–16 kt TNT.

Krok po kroku

Wpływ kierujący podstawników

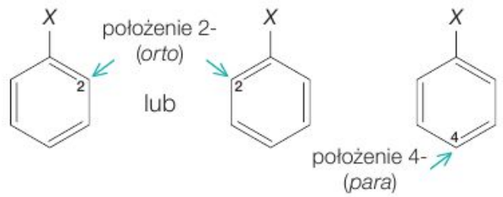
Obecność podstawnika w pierścieniu aromatycznym powoduje, że podczas reakcji substytucji drugi podstawnik jest kierowany w odpowiednie miejsce pierścienia.

Rodzaje podstawników

Podstawniki (*X*) obecne w pierścieniu benzenowym można podzielić ze względu na ich wpływ na przebieg reakcji substytucji.

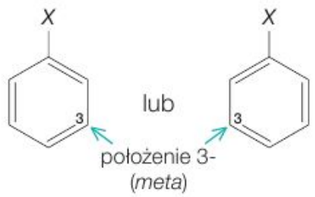
Podstawniki (*X*)

I rodzaju kierują inne grupy (zastępujące atomy wodoru) w **położenie 2- lub 4-**



Wzór/symbol chemiczny podstawnika (*X*)	Nazwa
$-NH_2$, $-NHR$, $-NR_2$	grupa aminowa
$-OH$	grupa hydroksylowa
$-OR$ (np. $-OCH_3$)	grupa alkoksylowa (np. metoksylowa)
$-NHCOR$	grupa amidowa
$-R$ (np. $-CH_3$, $-C_2H_5$)	grupa alkilowa (np. metylowa, etylowa)
$-C_6H_5$	grupa fenylowa
$-Cl$, $-Br$, $-I$, $-F$	fluorowce (chlor, brom, jod, fluor)

II rodzaju kierują inne grupy (zastępujące atomy wodoru) w **położenie 3-**

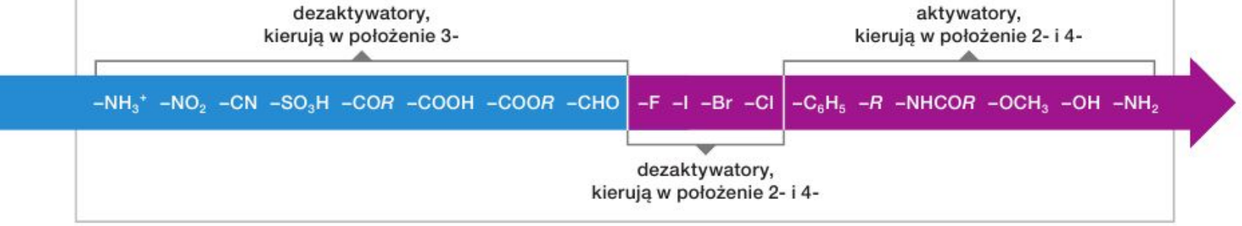


Wzór/symbol chemiczny podstawnika (*X*)	Nazwa
$-CHO$	grupa aldehydowa
$-COR$	grupa acylowa
$-COOH$	grupa karboksylowa
$-COOR$	grupa estrowa
$-SO_3H$	grupa sulfonowa
$-CN$	grupa nitrylowa (lub cyjanowa)
$-NO_2$	grupa nitrowa
$-NR_3^+$, $-NH_3^+$	grupa amoniowa

gdzie $-R$ to grupa alkilowa

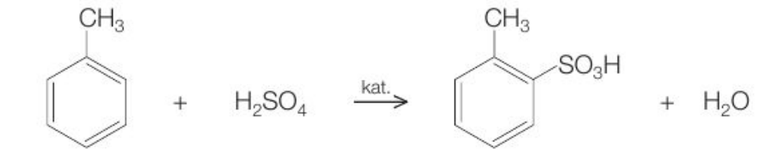
Podstawniki (*X*) mogą:

- **dezaktywować** pierścień – zmniejszają reaktywność związku aromatycznego,
- **aktywować** pierścień aromatyczny – powodują, że związek aromatyczny jest bardziej reaktywny od benzenu.

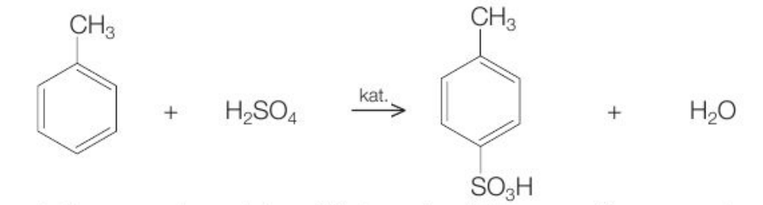


Reakcja sulfonowania metylobenzenu (toluenu)

W wyniku **reakcji sulfonowania metylobenzenu** grupa sulfonowa $-SO_3H$ jest kierowana przez **obecną w pierścieniu benzenowym grupę metylową $-CH_3$** w położenie 2- lub 4-:

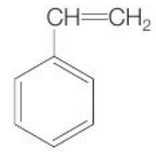


substytucja elektrofilowa



Budowa cząsteczki styrenu

Z pierścieniem benzenowym łączy się nie tylko grupa alkilowa, np. $-CH_3$ (jak w metylobenzenie) czy $-CH_2CH_3$ (jak w etylobenzenie). Mogą się z nim również łączyć grupy z wiązaniem podwójnym lub potrójnym. Jednym z najważniejszych związków chemicznych, który zawiera podstawnik z wiązaniem podwójnym, jest **etenylobenzen** (nazwa zalecana przez IUPAC). Nazwa systematyczna grupy $-CH{=}CH_2$ to **etenyl**, a nazwa zwyczajowa – **winyl**. Dlatego etenylobenzen nazywany jest także winylobenzenem. Jednak najbardziej rozpowszechniona nazwa zwyczajowa tego związku chemicznego to **styren**.



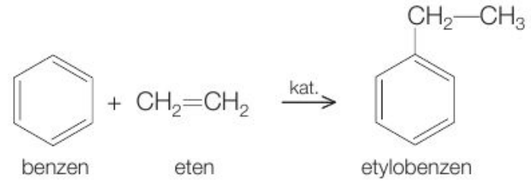
etenylobenzen
styren

grupa etenylowa (grupa winylowa)
$-CH{=}CH_2$

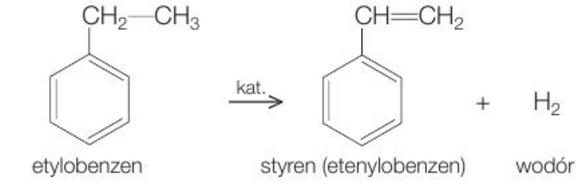
Otrzymywanie styrenu

Reakcja otrzymywania styrenu zachodzi w dwóch etapach:

Etap 1. Reakcja benzenu z etenem w obecności katalizatorów kwasowych:

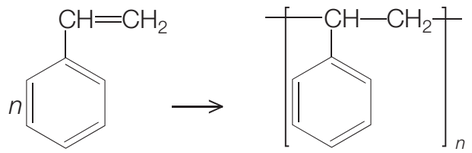


Etap 2. Katalityczne **odwodornienie** otrzymanego **etylobenzenu**:



Otrzymywanie polistyrenu

Styren wytwarza się przemysłowo w dużych ilościach. Służy on głównie jako substrat do produkcji popularnego tworzywa sztucznego – **polistyrenu**. Otrzymuje się go w wyniku reakcji polimeryzacji styrenu:



styren
monomer

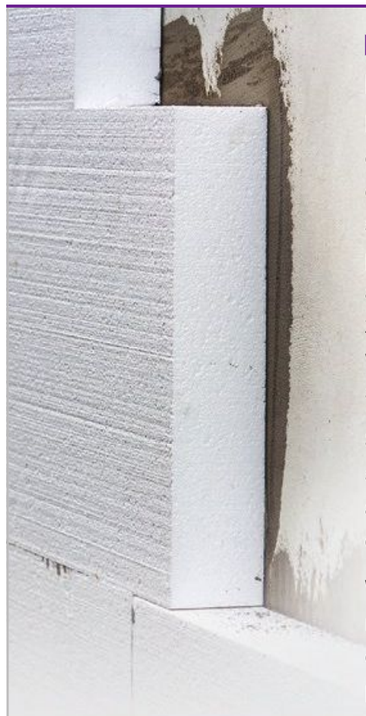
polistyren
polimer



Fot. 40. Czas rozkładu opakowań ze styropianu wynosi ok. 500 lat.

Właściwości polistyrenu

Polistyren jest odporny na działanie związków nieorganicznych i służy do wyrobu wielu przedmiotów codziennego użytku, np. opakowań żywności. Spieniony polistyren to **styropian** – popularny materiał izolacyjny. Ze względu na długi czas rozkładu opakowań ze styropianu (fot. 40.) są one coraz częściej **zastępowane opakowaniami biodegradowalnymi**.



Fot. 41. Płyty styropianowe stosuje się głównie do ocieplania budynków.

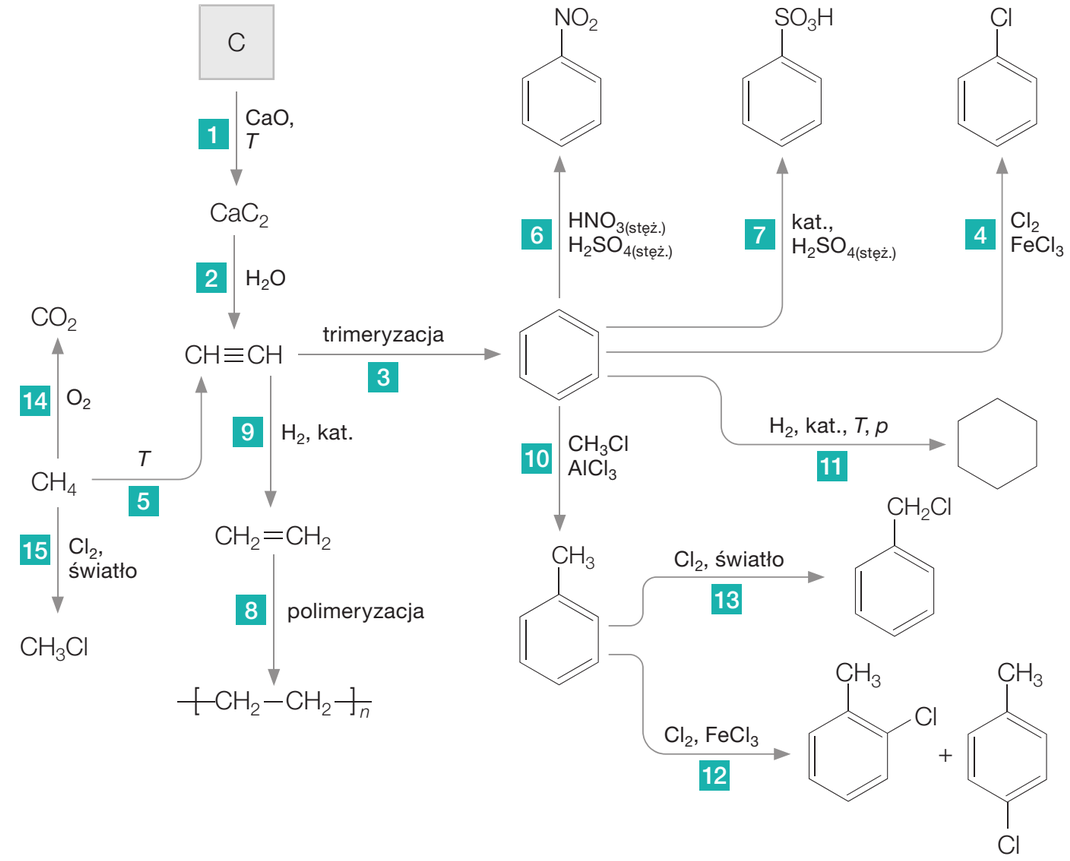
Odkrycia, które zmieniły świat – spieniony polistyren

Na jedną płytę izolacyjną (fot. 41.) wyprodukowaną ze styropianu, czyli spienionego polistyrenu, składa się zaledwie 2 % (procent objętościowy) tego surowca, pozostałe 98 % objętości materiału stanowi powietrze. Jest to możliwe dzięki rozszerzaniu się granulek polistyrenu. Są one napełniane powietrzem lub pentanem, a następnie podgrzewane parą wodną. Pod wpływem rozprężania zawartego w nich gazu rozszerzają się, osiągając nawet 50-krotnie większy rozmiar niż na etapie początkowym. Jednocześnie stają się sprężyste, odporne na ściskanie i zachowują właściwości izolacyjne.

Styropian jest niezwykle trwały i jednocześnie tani, dlatego wykorzystuje się go w budownictwie i chłodnictwie jako materiał termoizolacyjny, a w przemyśle elektronicznym i gastronomicznym – do wytwarzania opakowań.

W warunkach naturalnych styropian się nie rozkłada, a ze względu na wysokie koszty rzadko poddaje się go recyklingowi. Niedawno odkryto, że larwy owadów mogą pomóc w pozbyciu się odpadów polistyrenowych. Bakterie *Enterobacter asburiae* oraz *Bacillus sp.*, żyjące w jelitach pewnego gatunku chrząszczy, przetwarzają polistyren na tlenek węgla(IV) i zdepolimeryzowane związki chemiczne, które są wydalane z organizmów tych owadów.

Ciągi przemian chemicznych – węglowodory



Równania reakcji chemicznych:

1. $3C + CaO \xrightarrow{T} CaC_2 + CO$
   węgiel; tlenek wapnia; węglik wapnia; tlenek węgla(II)
2. $CaC_2 + 2H_2O \longrightarrow CH{\equiv}CH + Ca(OH)_2$
   węglik wapnia; woda; etyn (acetylen); wodorotlenek wapnia
3. $3CH{\equiv}CH \xrightarrow{kat.,\ p,\ T}$ benzen
   etyn (acetylen)
4. benzen + $Cl_2 \xrightarrow{FeCl_3}$ chlorobenzen + HCl
   benzen; chlor; chlorobenzen; chlorowodór

5 $2CH_4 \xrightarrow{T} CH{\equiv}CH + 3H_2$
metan — etyn (acetylen) — wodór

6 benzen + $HNO_{3(stęż.)} \xrightarrow{H_2SO_{4(stęż.)}}$ nitrobenzen (NO_2) + H_2O
benzen — kwas azotowy(V) — nitrobenzen — woda

7 benzen + $H_2SO_{4(stęż.)} \xrightarrow{kat.}$ kwas benzenosulfonowy (SO_3H) + H_2O
benzen — kwas siarkowy(VI) — kwas benzenosulfonowy — woda

8 $n CH_2{=}CH_2 \xrightarrow{kat., p, T} -[-CH_2-CH_2-]_n-$
eten — polietylen

9 $CH{\equiv}CH + H_2 \xrightarrow{kat.} CH_2{=}CH_2$
etyn (acetylen) — wodór — eten

10 benzen + $CH_3Cl \xrightarrow{AlCl_3}$ metylobenzen (toluen) (CH_3) + HCl
benzen — chlorometan — metylobenzen (toluen) — chlorowodór

11 $C_6H_6 + 3H_2 \xrightarrow{kat., p, T} C_6H_{12}$
benzen — wodór — cykloheksan

12 **1.** metylobenzen (toluen) (CH_3) + $Cl_2 \xrightarrow{FeCl_3}$ 1-chloro-2-metylobenzen (CH_3, Cl) + HCl
metylobenzen (toluen) — chlor — 1-chloro-2-metylobenzen — chlorowodór

2. metylobenzen (toluen) (CH_3) + $Cl_2 \xrightarrow{FeCl_3}$ 1-chloro-4-metylobenzen (CH_3, Cl) + HCl
metylobenzen (toluen) — chlor — 1-chloro-4-metylobenzen — chlorowodór

13 metylobenzen (toluen) (CH_3) + $Cl_2 \xrightarrow{światło}$ (chlorometylo)benzen (CH_2Cl) + HCl
metylobenzen (toluen) — chlor — (chlorometylo)benzen — chlorowodór

14 $CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$
metan — tlen — tlenek węgla(IV) — woda

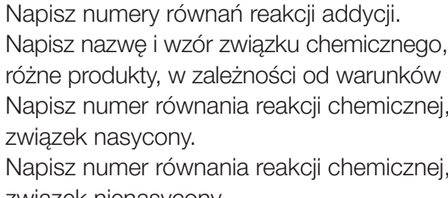
15 $CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{światło} CH_3Cl + HCl$
metan — chlor — chlorometan — chlorowodór

Ważne w temacie *Metylobenzen – toluen*

1. Zapisuję równania reakcji spalania toluenu
- **spalanie całkowite:**
  $C_6H_5CH_3 + 9O_2 \longrightarrow 7\mathbf{CO_2} + 4H_2O$
- **spalanie niecałkowite:**
  $2C_6H_5CH_3 + 11O_2 \longrightarrow 14\mathbf{CO} + 8H_2O$
  $C_6H_5CH_3 + 2O_2 \longrightarrow 7\mathbf{C} + 4H_2O$

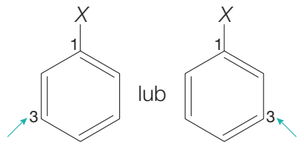
Metylobenzen – toluen

3. Określam wpływ kierujący podstawników w pierścieniu aromatycznym
- Podstawniki **I rodzaju**, np.: –*R* (grupa alkilowa), –OH (grupa hydroksylowa), –Cl, –Br, –I, –F (atomy fluorowców), kierują inne atomy lub grupy atomów w **położenie 2-** i **4-**.



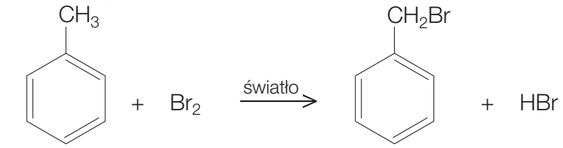
położenie 2- położenie 4-

- Podstawniki **II rodzaju**, np.: –COOH (grupa karboksylowa), –CHO (grupa aldehydowa), $-NO_2$ (grupa nitrowa), kierują inne atomy lub grupy atomów w **położenie 3-**.

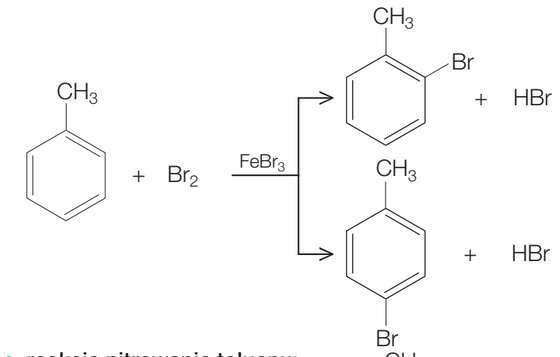


położenie 3-

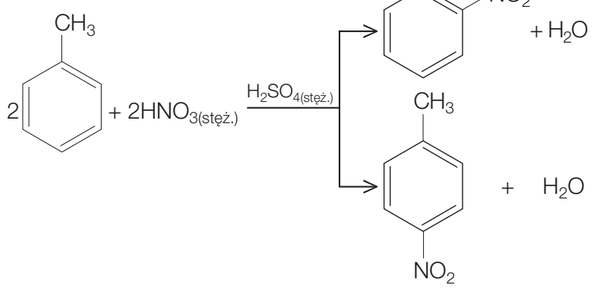
2. Zapisuję równania reakcji toluenu
- **reakcja substytucji rodnikowej Br_2 do toluenu pod wpływem światła:**



- **reakcja substytucji elektrofilowej Br_2 do toluenu w obecności katalizatora:**



- **reakcja nitrowania toluenu:**



Metylobenzen (toluen) $C_6H_5CH_3$ – związek aromatyczny należący do szeregu homologicznego benzenu.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 149–150) **i wykonaj polecenia** (a–f)**.**
a) Napisz numery równań reakcji chemicznych, które zachodzą zgodnie z mechanizmem substytucji elektrofilowej.
b) Napisz numery równań reakcji chemicznych, które zachodzą zgodnie z mechanizmem substytucji rodnikowej.
c) Napisz numery równań reakcji addycji.
d) Napisz nazwę i wzór związku chemicznego, który w reakcji z tym samym substratem może tworzyć różne produkty, w zależności od warunków reakcji chemicznej.
e) Napisz numer równania reakcji chemicznej, w wyniku której ze związku aromatycznego powstaje związek nasycony.
f) Napisz numer równania reakcji chemicznej, w wyniku której ze związku nasyconego powstaje związek nienasycony.

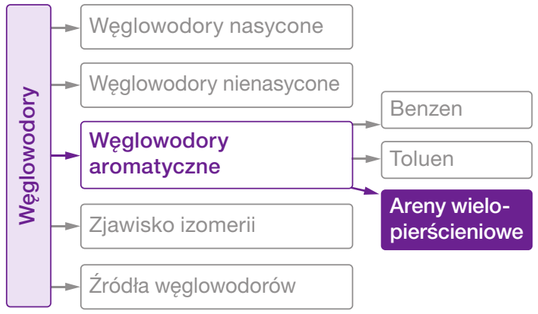
10 Areny wielopierścieniowe



Rys. 39. Model cząsteczki naftalenu.

Modele atomów:
węgla wodoru

Ważne w tym temacie:
- pojęcie *areny wielopierścieniowe*



Węglowodory aromatyczne o **pierścieniach skondensowanych** są nazywane **arenami wielopierścieniowymi**. To związki chemiczne, w których sąsiadujące ze sobą pierścienie benzenowe są połączone dwoma atomami węgla (mają jeden „bok" wspólny). Przykładami tych związków chemicznych są **naftalen** (rys. 39.), **antracen** i **fenantren**.

Występowanie arenów wielopierścieniowych

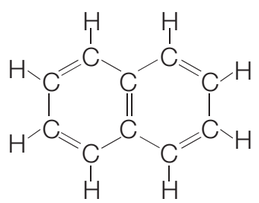
Piroliza węgla kamiennego
→ patrz s. 172

Głównym źródłem arenów wielopierścieniowych są paliwa kopalne: węgle kopalne i ropa naftowa. Naftalen, antracen i fenantren są składnikami smoły węglowej, która jest produktem m.in. pirolizy węgla kamiennego. Areny wielopierścieniowe powstają także w elektrowniach i elektrociepłowniach podczas procesu wytwarzania energii. W środowisku przyrodniczym występują zawsze jako składniki mieszanin. Związki te są trujące i rakotwórcze, dlatego zalicza się je do trwałych zanieczyszczeń organicznych.

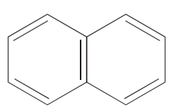
Budowa cząsteczki naftalenu

Cząsteczka **naftalenu** składa się z 10 atomów węgla oraz 8 atomów wodoru i ma wzór sumaryczny $C_{10}H_8$.

Atomy węgla tworzą dwa pierścienie benzenowe, przy czym dwa z tych atomów są wspólne dla obu pierścieni:

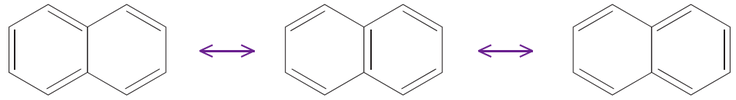


wzór strukturalny naftalenu

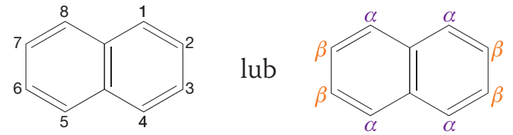


wzór szkieletowy naftalenu

Cząsteczka naftalenu zawiera 10 elektronów, które nie uczestniczą w tworzeniu wiązań pojedynczych C–C i C–H. Elektrony te, podobnie jak w cząsteczce benzenu, są zdelokalizowane i tworzą sprzężony układ wiązań π obejmujący wszystkie atomy węgla w cząsteczce naftalenu:



Położenie podstawników zaznacza się, numerując atomy węgla w cząsteczce. Można je również określać przez podanie **pozycji** ***α*** (położenie 1, 4, 5, 8) lub **pozycji** ***β*** (położenie 2, 3, 6, 7):



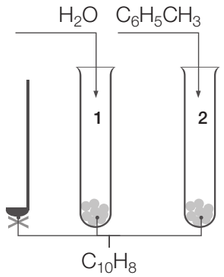
Reakcje chemiczne naftalenu

Doświadczenie 15. $C_6H_5CH_3$, $C_{10}H_8$, $C_{10}H_8$

Badanie właściwości naftalenu

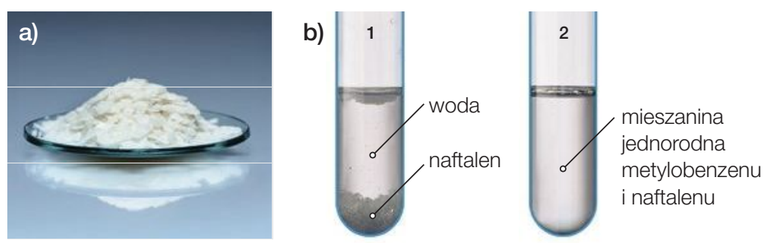
Naftalen jest związkiem trującym. Podczas wykonywania doświadczenia zachowaj ostrożność.

Odczynniki: naftalen, woda, metylobenzen (toluen).
Szkło i sprzęt laboratoryjny: palnik, łyżka do spalań, probówki, korki, statyw do probówek, pipeta Pasteura.
Instrukcja: Określ stan skupienia, barwę i zapach naftalenu. Łyżkę do spalań z niewielką ilością naftalenu umieść w płomieniu palnika.
Do probówki 1. wsyp naftalen i dodaj wody.
Do probówki 2. wsyp naftalen i dodaj ok. 2 cm^3 metylobenzenu (schemat). Probówki zamknij korkami. Wstrząśnij probówkami.



Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem.

Obserwacje: Naftalen jest substancją stałą o białej barwie (fot. 42.a) i charakterystycznym zapachu. Substancja spala się kopcącym płomieniem. W probówce 1. substancja osadza się na dnie probówki, a w probówce 2. powstaje przezroczysta ciecz (fot. 42.b).



Fot. 42. Badanie właściwości naftalenu.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 154

początek doświadczenia na s. 153

Wniosek: Naftalen jest palny. Nie rozpuszcza się w wodzie, ale rozpuszcza się w metylobenzenie, który jest związkiem organicznym. Rozpuszczanie się naftalenu w rozpuszczalnikach organicznych świadczy o jego niepolarnej budowie.

Sublimacja naftalenu
→ patrz s. 35

Naftalen łatwo ulega sublimacji.

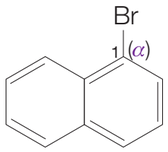
Reakcje substytucji elektrofilowej naftalenu

Reakcje chemiczne benzenu
→ patrz s. 132

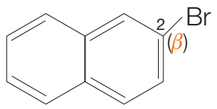
Naftalen, podobnie jak benzen, ulega m.in. reakcjom substytucji elektrofilowej charakterystycznej dla związków aromatycznych:

- **bromowaniu w obecności katalizatora**,
- **nitrowaniu**,
- **sulfonowaniu**.

Powstają wówczas jego pochodne, w których atom bromu —Br, grupa nitrowa —NO_2 lub grupa sulfonowa —SO_3H są podstawiane w cząsteczce naftalenu w miejsce atomu wodoru w położeniu 1 (α) lub 2 (β).



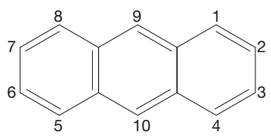
1-bromonaftalen



2-bromonaftalen

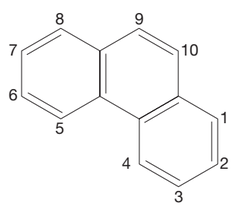
Przykłady arenów o trzech pierścieniach benzenowych

Antracen $C_{14}H_{10}$ jest węglowodorem aromatycznym, którego cząsteczka zawiera ułożone liniowo trzy skondensowane pierścienie benzenowe.



antracen

Fenantren $C_{14}H_{10}$ to odmiana izomeryczna antracenu – skondensowane pierścienie są ułożone kątowo na płaszczyźnie.

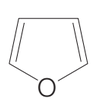


fenantren

Antracen i fenantren, podobnie jak inne węglowodory aromatyczne, **łatwo się spalają i ulegają substytucji elektrofilowej**, np. nitrowaniu i sulfonowaniu.

Przykłady aromatycznych związków heterocyklicznych

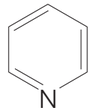
Furan C_4H_4O, **tiofen** C_4H_4S oraz **pirydyna** C_5H_5N należą do **aromatycznych związków heterocyklicznych**. Oprócz atomów węgla zawierają w pierścieniu aromatycznym inny pierwiastek chemiczny, np. tlen, siarkę lub azot.



furan



tiofen



pirydyna

Ważne w temacie *Areny wielopierścieniowe*

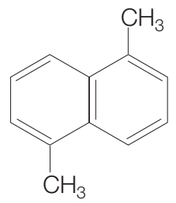
Areny wielopierścieniowe – węglowodory aromatyczne o pierścieniach skondensowanych, np. naftalen.

Zadania do tematu

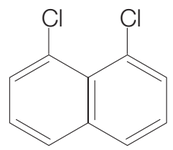
ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Napisz nazwy systematyczne związków chemicznych o podanych wzorach.

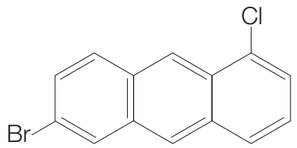
a)



b)



c)



2. Napisz równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego:
a) naftalenu,
b) antracenu.

3. W procesie całkowitego uwodornienia naftalenu powstaje związek chemiczny o nazwie dekalina. **Oblicz, ile gramów tego związku chemicznego powstanie w reakcji uwodornienia 64 g naftalenu.** Wydajność reakcji chemicznej wynosi 85 %.

4. Napisz mechanizm reakcji chlorowania naftalenu w obecności chlorku żelaza(III) jako katalizatora, wiedząc, że jest to reakcja substytucji elektrofilowej.
Skorzystaj z dostępnych źródeł informacji.

11 Izomeria związków organicznych

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *izomeria, izomeria konstytucyjna, izomeria szkieletowa, izomeria położenia, izomeria funkcyjna, izomeria cis-trans*
- zapisywanie nazw systematycznych i wzorów izomerów
- wyjaśnianie zjawiska izomerii geometrycznej *cis-trans*, *E-Z*

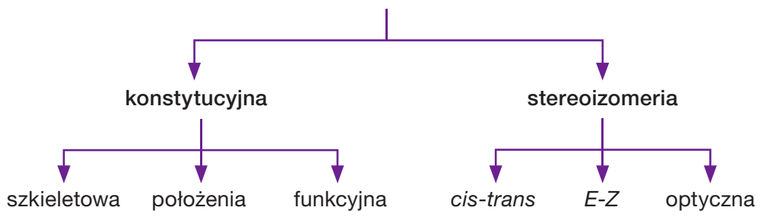


Izomery – cząsteczki związków chemicznych, które zawierają taką samą liczbę i taki sam rodzaj atomów w cząsteczce, ale różnią się sposobem rozmieszczenia tych atomów.

Izomeria to zjawisko występowania związków chemicznych o takim samym składzie chemicznym (wzorze sumarycznym), lecz różnym sposobie rozmieszczenia atomów w ich cząsteczkach.

Podział izomerii

Wyróżnia się dwa główne typy izomerii: **konstytucyjną** i **stereoizomerię**.



Izomery konstytucyjne – mają taki sam wzór sumaryczny, ale różnią się kolejnością i sposobem połączenia atomów w cząsteczkach.

Izomeria konstytucyjna to rodzaj izomerii, w której cząsteczki związków chemicznych mają taki sam wzór sumaryczny, ale **różnią się kolejnością i sposobem połączenia atomów w cząsteczkach**. Z kolei stereoizomeria to rodzaj izomerii, w której cząsteczki związków chemicznych mają taki sam wzór sumaryczny, taki sam sposób połączenia atomów w cząsteczkach, ale **różnią się rozmieszczeniem atomów w przestrzeni**. Izomeria optyczna zostanie omówiona w 4. części podręcznika.

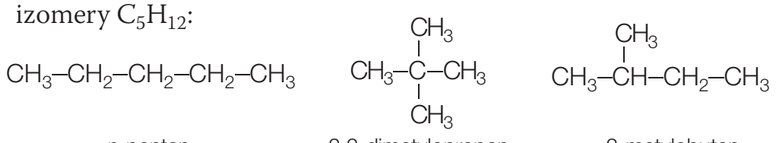
Izomeria szkieletowa

Izomery szkieletowe – mają taki sam wzór sumaryczny, ale różnią się budową szkieletu węglowego.

Izomeria konstytucyjna alkanów
→ patrz s. 64

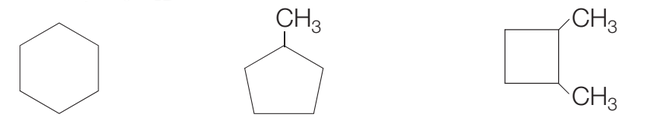
To rodzaj izomerii konstytucyjnej, w której cząsteczki związków chemicznych mają taki sam wzór sumaryczny, ale **różnią się budową szkieletu węglowego** zarówno w łańcuchu, jak i w pierścieniu, np.:

- izomery C_5H_{12}:



n-pentan | 2,2-dimetylopropan | 2-metylobutan

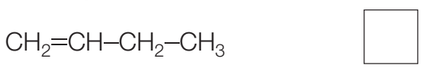
- izomery C_6H_{12}:



cykloheksan | metylocyklopentan | 1,2-dimetylocyklobutan

Izomery cykloalkanów
→ patrz s. 75

- izomery C_4H_8:



but-1-en | cyklobutan

Wraz ze zwiększaniem się liczby atomów węgla w cząsteczkach związków organicznych gwałtownie zwiększa się liczba ich izomerów (tabela 18.).

Tabela 18. Zależność między liczbą atomów węgla w cząsteczkach alkanów a liczbą teoretycznie możliwych izomerów

Liczba atomów węgla w cząsteczce alkanu	1, 2, 3	4	8	10	30
Liczba możliwych izomerów	brak	2	18	75	4 111 846 763

Izomeria położenia

To rodzaj izomerii konstytucyjnej, w której cząsteczki związków chemicznych mają taki sam wzór sumaryczny, ale **różnią się położeniem tych samych grup funkcyjnych w szkielecie węglowym**, np. izomery $C_5H_{10}Br_2$:



1,2-dibromopentan | 2,4-dibromopentan

Izomery położenia – mają taki sam wzór sumaryczny, ale różnią się położeniem tych samych grup funkcyjnych lub wiązań wielokrotnych w szkielecie węglowym.

Izomeria konstytucyjna fluorowcopochodnych węglowodorów
→ patrz s. 191

Izomeria położenia uwzględnia także różne położenie wiązania wielokrotnego w cząsteczce związku chemicznego, np. w izomerach C_5H_{10}:



pent-**1**-en | pent-**2**-en

Izomeria położenia alkenów
→ patrz s. 89

Izomeria funkcyjna

To rodzaj izomerii konstytucyjnej, w której cząsteczki związków chemicznych mają taki sam wzór sumaryczny, ale **różnią się grupami funkcyjnymi**, np. izomery $C_3H_6O_2$:



kwas propanowy | etanian metylu (octan metylu)

Izomery funkcyjne – mają taki sam wzór sumaryczny, ale różnią się grupami funkcyjnymi.

Izomeria *cis-trans*

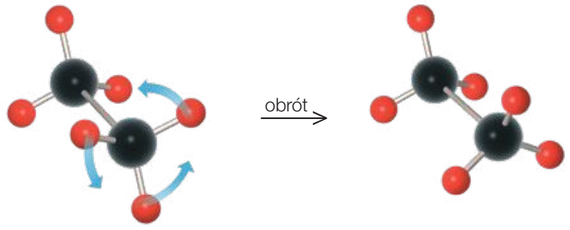
Izomery *cis-trans* – mają taki sam wzór sumaryczny, ale różnią się ułożeniem podstawników względem płaszczyzny wiązania podwójnego lub pierścienia.

To typ izomerii zaliczany do **stereoizomerii**, czyli rodzaju izomerii związanej z trójwymiarową strukturą cząsteczek związków chemicznych.

Stereoizomery mają taki sam wzór sumaryczny, a atomy w ich cząsteczkach są połączone w tej samej kolejności, **różnią się tylko rozmieszczeniem w przestrzeni**. Konfigurację związku chemicznego określa się za pomocą nazw, które zawierają przedrostek ***„cis”*** (łac. *cis* – z tej strony) lub ***„trans”*** (łac. *trans* – po drugiej stronie).

Izomery *cis-trans* różnią się ułożeniem podstawników względem płaszczyzny wiązania podwójnego w cząsteczkach alkenów lub względem płaszczyzny pierścienia w cząsteczkach cykloalkanów.

Wokół wiązań pojedynczych w alkanach (hybrydyzacja sp^3) następują swobodne obroty atomów i grup atomów. Na ruchy obrotowe nakładają się ruchy drgające, które rytmicznie wydłużają i skracają wiązania oraz zmieniają kąty między nimi. Obroty i drgania nie naruszają zasadniczej budowy cząsteczek, jednak ich chwilowe kształty są różne. Te chwilowe kształty cząsteczek, spowodowane obrotami wokół wiązań pojedynczych, są nazywane **konformacjami**. Większość cząsteczek może mieć różne konformacje (rys. 40.).



Modele atomów:
węgla wodoru

Rys. 40. Konformacje etanu.

Gdy obroty są utrudnione, poszczególne konformacje mogą istnieć przez dłuższy czas, a więc są przestrzennymi izomerami danego związku chemicznego. Dzieje się tak w przypadku wiązania podwójnego (hybrydyzacja orbitali walencyjnych atomów węgla, tworzących wiązanie podwójne – sp^2). Jest ono zatem układem sztywnym. Obrót atomów wokół tego wiązania powoduje rozerwanie wiązania π. Taki układ może zatem istnieć tylko w postaci dwóch izomerów. W przypadku związków chemicznych, które mają przy atomach węgla wiązania podwójnego lub pierścienia dwa podstawniki inne niż atom wodoru, stosuje się nazwy izomerów ***cis*** lub ***trans***.



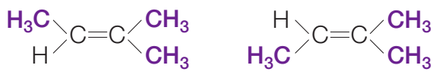
położenie ***cis***



położenie ***trans***

W izomerach *cis* dwa identyczne podstawniki leżą po tej samej stronie płaszczyzny wiązania podwójnego lub płaszczyzny pierścienia, a w izomerach *trans* – po przeciwnych stronach (tabela 19., s. 159).

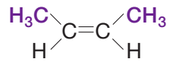
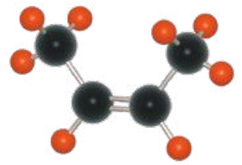
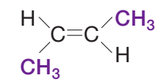
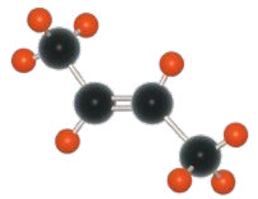
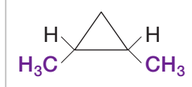
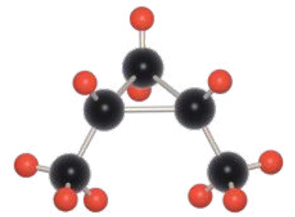
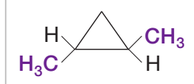
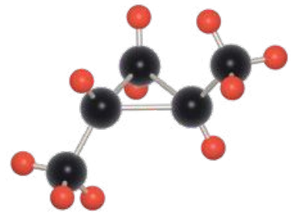
Izomeria *cis-trans* **nie występuje**, gdy **jeden z atomów węgla** tworzących wiązanie podwójne jest **połączony z dwoma identycznymi podstawnikami**.



2-metylobut-2-en

Te związki chemiczne są identycznie, **nie są izomerami *cis-trans***.

Tabela 19. Izomery *cis* i *trans* but-2-enu i 1,2-dimetylocyklopropanu

Nazwa izomeru	Wzór izomeru	Model pręcikowo-kulkowy izomeru
cis-but-2-en		
trans-but-2-en		
cis-1,2- -dimetylocyklopropan		
trans-1,2- -dimetylocyklopropan		

Izomer *cis* ma **dwa identyczne podstawniki** (np. $-CH_3$) **po tej samej stronie** płaszczyzny wiązania podwójnego lub pierścienia.

Izomer *trans* ma **dwa identyczne podstawniki** (np. $-CH_3$) **po przeciwnych stronach** płaszczyzny wiązania podwójnego lub pierścienia.

Izomery *E* i *Z*

W przypadku związków chemicznych, które przy atomach węgla wiązania podwójnego lub pierścienia mają trzy lub cztery podstawniki inne niż atom wodoru, zazwyczaj stosuje się system nazewnictwa izomerów ***E*** (niem. *entgegen* – naprzeciwko), ***Z*** (niem. *zusammen* – razem).

Do określenia konfiguracji wykorzystuje się wówczas **reguły Cahna–Ingolda–Preloga** określające **pierwszeństwo podstawników**.

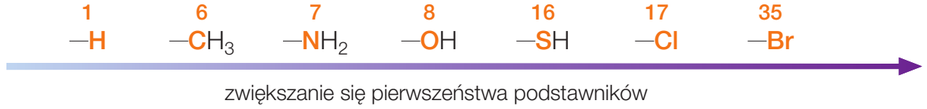
Jeśli podstawniki, które mają pierwszeństwo, znajdują się:

- **po przeciwnych stronach** płaszczyzny wiązania podwójnego lub pierścienia – izomer oznacza się jako ***E***,
- **po tej samej stronie** płaszczyzny wiązania podwójnego lub pierścienia – izomer oznacza się jako ***Z***.

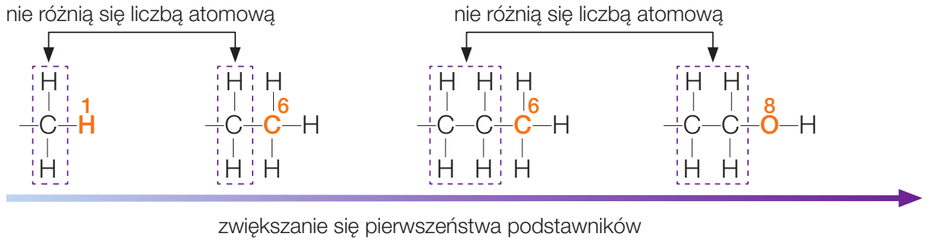
Reguły pierwszeństwa podstawników

Pierwszeństwo podstawników określa się oddzielnie dla każdego z atomów węgla wiązania podwójnego lub pierścienia zgodnie z regułami Cahna–Ingolda–Preloga.

Reguła 1. O pierwszeństwie podstawników decyduje liczba atomowa atomów bezpośrednio związanych z atomem węgla wiązania podwójnego lub pierścienia. Pierwszeństwo ma atom o większej liczbie atomowej, np. atom chloru ma pierwszeństwo przed atomem wodoru:

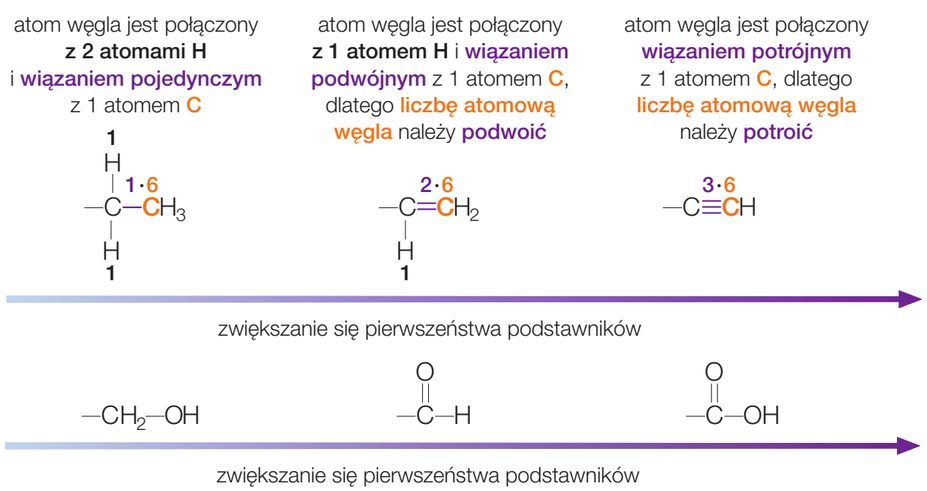


Reguła 2. Jeśli atomy bezpośrednio połączone z atomem węgla wiązania podwójnego lub pierścienia **nie różnią się liczbą atomową**, to **należy porównywać liczby atomowe kolejnych atomów** do momentu, aż będzie możliwe ustalenie pierwszeństwa podstawnika:



Grupa etylowa $-CH_2CH_3$ ma pierwszeństwo przed grupą metylową $-CH_3$, ponieważ atom węgla C w $-CH_2CH_3$ jest połączony z innym atomem węgla, który ma większą liczbę atomową niż atom wodoru H w $-CH_3$.

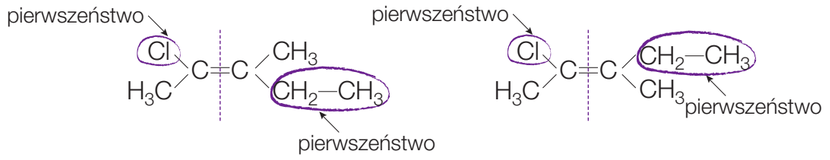
Reguła 3. Jeśli atomy są połączone **wiązaniami wielokrotnymi**, rozpatruje się je jako **podwojone lub potrojone** – są równoważne tej samej liczbie pojedynczo związanych atomów:



Nazewnictwo izomerów *E*-*Z*

Nazwy izomerów *E* i *Z* w cząsteczkach alkenów można ustalić w dwóch etapach.

Etap 1. Należy przeanalizować podstawniki znajdujące się przy pierwszym atomie węgla wiązania podwójnego i **określić, który z dwóch podstawników ma pierwszeństwo** zgodnie z regułami Cahna–Ingolda–Preloga, a następnie powtórzyć te czynności dla drugiego atomu węgla wiązania podwójnego, np.:



Etap 2. Należy **porównać położenie podstawników mających pierwszeństwo przy obu atomach węgla** wiązania podwójnego. Jeśli podstawniki z pierwszeństwem znajdują się po tej samej stronie płaszczyzny wiązania podwójnego alkenu, jest to izomer *Z*, a jeśli po przeciwnych stronach – izomer *E*:

Z-2-chloro-3-metylopent-2-en

E-2-chloro-3-metylopent-2-en

Izomer *Z* ma **dwa ważniejsze podstawniki** (np. —Cl i $-CH_2-CH_3$) **po tej samej stronie** płaszczyzny wiązania podwójnego lub pierścienia.

Izomer *E* ma **dwa ważniejsze podstawniki** (np. —Cl i $-CH_2-CH_3$) **po przeciwnych stronach** płaszczyzny wiązania podwójnego lub pierścienia.

Właściwości izomerów *cis* i *trans*

Izomery *cis* i *trans* różnią się właściwościami, gdyż odległości między podstawnikami w ich cząsteczkach są różne. Podstawniki w położeniu *cis* leżą bliżej siebie niż w położeniu *trans*. Dlatego np. izomery but-2-enu różnią się temperaturą wrzenia, temperaturą topnienia i gęstością (tabela 20.).

Tabela 20. Właściwości izomerów *cis* i *trans* but-2-enu

Nazwa izomeru	Temperatura topnienia, °C	Temperatura wrzenia, °C	Gęstość*, $\frac{g}{cm^3}$
cis-but-2-en	–138,9	3,73	0,6165
trans-but-2-en	–105,6	0,88	0,5991

* Gęstość mierzona w temp. 20 °C, pod podwyższonym ciśnieniem.

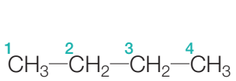
Ważne w temacie *Izomeria związków organicznych*

Izomeria związków organicznych

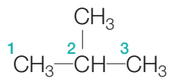
1. Zapisuję wzory półstrukturalne izomerów konstytucyjnych o podanym wzorze sumarycznym

Na przykład:

- **izomeria szkieletowa** związku chemicznego o wzorze sumarycznym C_4H_{10}

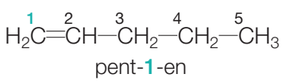


butan

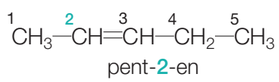


2-metylopropan

- **izomeria położenia wiązania wielokrotnego** związku chemicznego o wzorze sumarycznym C_5H_{10}

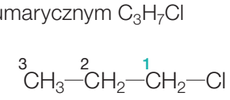


pent-1-en

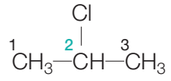


pent-2-en

- **izomeria położenia podstawnika** związku chemicznego o wzorze sumarycznym C_3H_7Cl

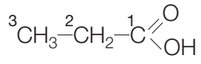


1-chloropropan

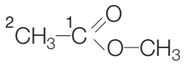


2-chloropropan

- **izomeria funkcyjna** związku chemicznego o wzorze sumarycznym $C_3H_6O_2$



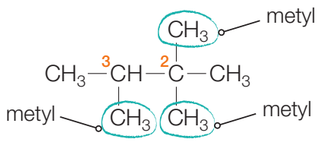
kwas propanowy



etanian metylu

2. Zapisuję nazwy systematyczne izomerów na podstawie ich wzorów

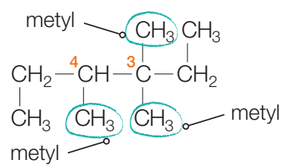
Na przykład:



2,2,3-trimetylobutan

3. Zapisuję wzory izomerów na podstawie ich nazw systematycznych

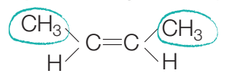
Na przykład:
3,3,4-trimetyloheksan



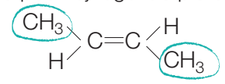
4. Wyjaśniam zjawisko izomerii *cis-trans*

Izomeria *cis-trans* występuje, gdy przy atomach węgla wiązania podwójnego alkenu lub pierścienia cykloalkanu znajdują się dwa podstawniki inne niż atom wodoru. Izomery *cis-trans* różnią się ułożeniem podstawników względem płaszczyzny wiązania podwójnego w cząsteczkach alkenów lub względem płaszczyzny pierścienia w cząsteczkach cykloalkanów.
Jeśli identyczne podstawniki znajdują się:

- **po tej samej stronie** płaszczyzny wiązania podwójnego lub pierścienia – jest to **izomer *cis***,
- **po przeciwnej stronie** płaszczyzny wiązania podwójnego lub pierścienia – jest to **izomer *trans***.



cis-but-2-en

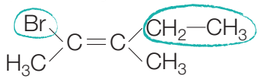


trans-but-2-en

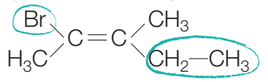
5. Wyjaśniam, czym są izomery *E-Z*

Dla związków chemicznych, które przy atomach węgla wiązania podwójnego lub pierścienia mają trzy lub cztery podstawniki inne niż atom wodoru, stosuje się nazewnictwo izomerów *E-Z*.
Jeśli podstawniki, które mają pierwszeństwo, znajdują się:

- **po tej samej stronie** płaszczyzny wiązania podwójnego lub pierścienia – jest to **izomer *Z***,
- **po przeciwnych stronach** płaszczyzny wiązania podwójnego lub pierścienia – jest to **izomer *E***.



Z-2-bromo-3-metylopent-2-en



E-2-bromo-3-metylopent-2-en

Izomeria – zjawisko występowania związków chemicznych o takim samym składzie chemicznym (wzorze sumarycznym), lecz różnym sposobie rozmieszczenia atomów w ich cząsteczkach.

Izomery – cząsteczki związków chemicznych, które zawierają taką samą liczbę i taki sam rodzaj atomów w cząsteczce, ale różnią się sposobem rozmieszczenia tych atomów.

Izomery konstytucyjne – związki chemiczne, które mają taki sam wzór sumaryczny, ale różnią się kolejnością i sposobem połączenia atomów w cząsteczkach.

Izomery szkieletowe – związki chemiczne, które mają taki sam wzór sumaryczny, ale różnią się budową szkieletu węglowego.

Izomery położenia – związki chemiczne, które mają taki sam wzór sumaryczny, ale różnią się położeniem tych samych grup funkcyjnych lub wiązań wielokrotnych w szkielecie węglowym.

Izomery funkcyjne – związki chemiczne, które mają taki sam wzór sumaryczny, ale różnią się grupami funkcyjnymi.

Izomery *cis-trans* – związki chemiczne, które mają taki sam wzór sumaryczny, ale różnią się ułożeniem podstawników względem wiązania podwójnego lub pierścienia.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Napisz wzory izomerów szkieletowych związków chemicznych o podanych nazwach:**
   a) 2,2-dimetyloheksan, b) metylocykloheksan.
2. Pent-1-en i cyklopentan są izomerami. **Napisz ich wzory sumaryczne, półstrukturalne i szkieletowe.**
3. **Narysuj wzory strukturalne alkenu i cykloalkanu o takim samym wzorze sumarycznym – C_6H_{12}. Podaj nazwy systematyczne tych związków chemicznych oraz określ rodzaj izomerii.**
4. **Przedstaw zjawisko izomerii położenia na przykładzie wybranego alkinu.**
5. **Ustal, czy 1,3-dimetylocyklobutan tworzy izomery *cis-trans*.**

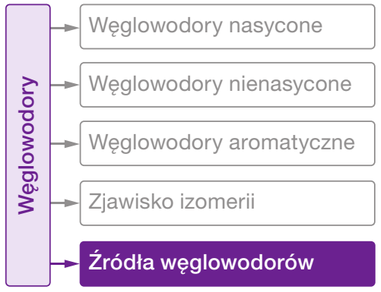
12 Paliwa kopalne i ich przetwarzanie



Fot. 43. Podczas spalania wydziela się energia cieplna, która może zostać przetworzona w energię elektryczną np. w elektrowni węglowej.

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *kraking, liczba oktanowa, reforming*
- sposoby zwiększania liczby oktanowej benzyny
- zasady zielonej chemii



Spalanie **paliw kopalnych** (fot. 43.) jest głównym źródłem energii, m.in. energii elektrycznej.

Paliwa kopalne

Do paliw kopalnych zaliczane są **gaz ziemny**, **ropa naftowa**, **torf** i **węgle kopalne**. Ich składnikami są węgiel (pierwiastek chemiczny) i jego związki organiczne. Paliwa kopalne występują we wszystkich stanach skupienia (gazowym, ciekłym i stałym).

Oznaczenia paliw gazowych:

CNG

sprężony gaz ziemny (ang. ***C**ompressed **N**atural **G**as*)

LPG

gaz płynny (ang. ***L**iquefied **P**etroleum **G**as*)

LNG

płynny gaz ziemny (ang. ***L**iquefied **N**atural **G**as*)

H2

wodór (ang. ***H**ydrogen*)

Skład gazu ziemnego

Głównym składnikiem gazu ziemnego jest **metan**. W zależności od miejsca wydobycia metan może stanowić od 39 % do 99 % gazu ziemnego. Pozostałe składniki to alkany (**etan** C_2H_6, **propan** C_3H_8, **butan** C_4H_{10}), azot N_2, tlenek węgla(II) CO, tlenek węgla(IV) CO_2, hel He i siarkowodór H_2S.

Złoża gazu ziemnego występują najczęściej razem ze złożami ropy naftowej, a także w kopalniach węgla kamiennego oraz w skałach nazywanych łupkami. Z tego powodu gaz ziemny nazywa się też gazem kopalnianym lub łupkowym.

Właściwości gazu ziemnego

Gaz ziemny jest palny i dlatego stosuje się go jako źródło energii, m.in. do ogrzewania mieszkań i napędzania silników samochodowych.

Płomień palącego się gazu ziemnego ma charakterystyczną niebieską barwę i nie kopci. **Jest bezbarwny i bezwonny**, ale ze względów bezpieczeństwa może być poddawany **procesowi nawaniania**. Polega on na dodaniu do gazu ziemnego niewielkiej ilości substancji o charakterystycznym zapachu. Dzięki temu można wyczuć ulatniający się gaz.

Mieszanina metanu z powietrzem jest wybuchowa, gdy metan stanowi w niej 5–15 % (procent objętościowy). Z tego powodu należy systematycznie kontrolować szczelność przewodów gazowych.

Gaszenie palącego się gazu ziemnego trzeba rozpocząć od odcięcia jego dopływu. Do gaszenia gazu używa się proszku gaśniczego. Płomienie palącego się gazu mogą osiągać temperaturę aż 1200 °C, a promieniowanie cieplne może być wyczuwalne nawet w odległości 300 m od miejsca pożaru.

Skład ropy naftowej

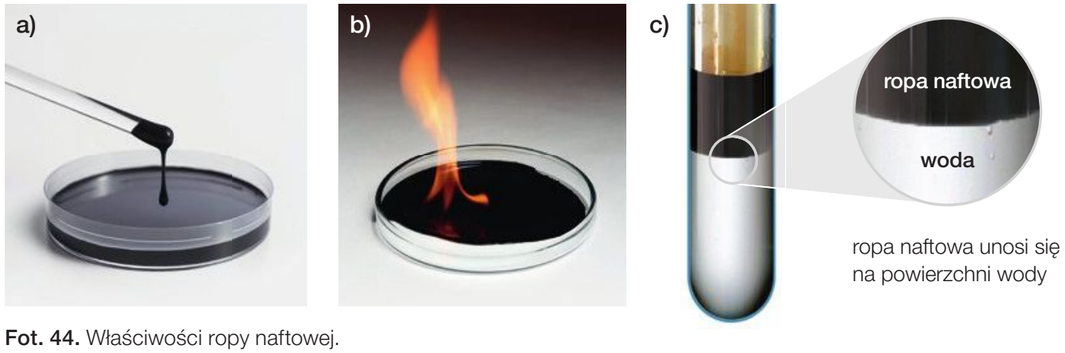
Ropa naftowa jest **mieszaniną jednorodną** wielu tysięcy różnych związków chemicznych, głównie **węglowodorów w stanie gazowym, ciekłym i stałym**, wzajemnie w sobie rozpuszczonych.

Ropa naftowa występuje w podziemnych złożach, także pod dnem morskim, lub w porowatych skałach bitumicznych. Jest używana jako surowiec do pozyskiwania m.in. benzyny.

Właściwości ropy naftowej

Ropa naftowa jest gęstą, mazistą cieczą, o barwie najczęściej brunatnej (fot. 44.a) i charakterystycznym ostrym zapachu. Spala się żółtym, kopcącym płomieniem (fot. 44.b). Nie rozpuszcza się w wodzie i ma gęstość mniejszą od gęstości wody (fot. 44.c). Dlatego do gaszenia palącej się ropy naftowej używa się piasku lub gaśnic śniegowych wypełnionych skroplonym tlenkiem węgla(IV).





Fot. 44. Właściwości ropy naftowej.

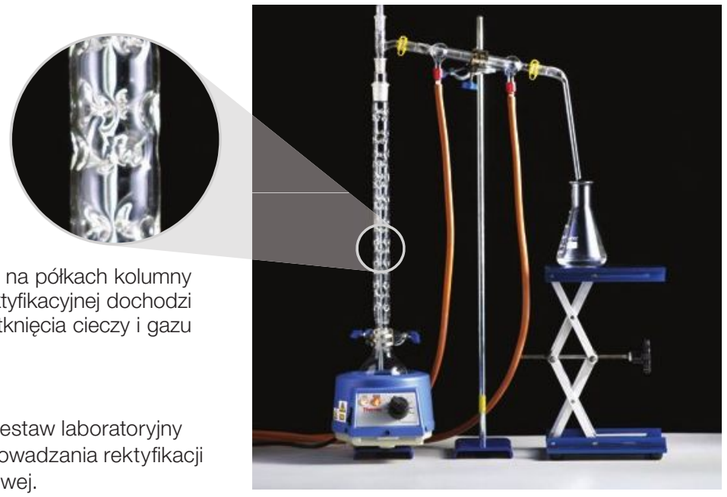
Płonącej ropy naftowej nie wolno gasić wodą. Ropa naftowa ma gęstość mniejszą od gęstości wody, dlatego wypływa na powierzchnię wody i pali się dalej.

Destylacja frakcjonowana ropy naftowej

Jedną z metod przeróbki ropy naftowej jest **destylacja**, czyli proces fizyczny polegający na rozdzieleniu ciekłej mieszaniny jednorodnej na składniki – **frakcje**. Każda z frakcji wrze w innej temperaturze, a to umożliwia ich rozdzielenie i zebranie.

Aby dokładnie rozdzielić składniki cieczy, stosuje się kolumny rektyfikacyjne (kolumny destylacyjne) (fot. 45.). Zachodzi w nich ciągły proces częściowego odparowywania cieczy i częściowego skraplania par, nazywany **destylacją frakcjonowaną** (frakcyjną) lub **rektyfikacją**. Ciecz pod wpływem siły grawitacji przepływa przez kolumnę rektyfikacyjną z góry na dół, natomiast gaz pod wpływem różnicy ciśnień przemieszcza się od dołu do góry.

Metodą destylacji frakcjonowanej rozdziela się mieszaniny cieczy zarówno w laboratoriach, jak i w przemyśle. W przemysłowej kolumnie rektyfikacyjnej kolejne etapy odparowywania i skraplania zachodzą na różnych jej wysokościach (w różnej temperaturze), czyli na tzw. **półkach**. Im więcej półek ma kolumna, tym skuteczniejsze jest rozdzielanie ciekłej mieszaniny na składniki.



na półkach kolumny rektyfikacyjnej dochodzi do zetknięcia cieczy i gazu

Fot. 45. Zestaw laboratoryjny do przeprowadzania rektyfikacji ropy naftowej.

Skład benzyny

Benzyna – mieszanina węglowodorów zawierających od 5 do 12 atomów węgla w cząsteczce.

Benzyna jest mieszaniną węglowodorów zawierających **od 5 do 12 atomów węgla w cząsteczce**. Są to przede wszystkim alkany. Skład benzyny otrzymywanej w rafineriach zależy od warunków, w jakich prowadzi się proces destylacji, oraz od miejsca pochodzenia ropy naftowej.

Właściwości benzyny

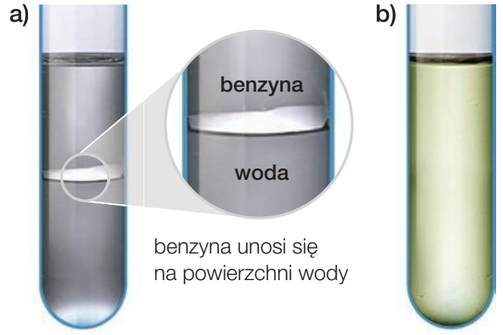


benzyna

Benzyna jest bezbarwną cieczą o charakterystycznym zapachu. Spala się żółtym, kopcącym płomieniem (fot. 46., s. 167). Nie rozpuszcza się w wodzie i ma gęstość mniejszą od gęstości wody (fot. 47.a, s. 167). Benzyna jest mieszaniną węglowodorów o budowie niepolarnej, dlatego jest dobrym rozpuszczalnikiem związków chemicznych o budowie niepolarnej, np. tłuszczów (fot. 47.b, s. 167).



Fot. 46. Spalanie benzyny.



Fot. 47. Mieszanina benzyny z wodą (a) i olejem (b).

Płonącej benzyny nie wolno gasić wodą. Podobnie jak ropa naftowa, ma gęstość mniejszą od gęstości wody, dlatego wypływa na powierzchnię wody i pali się dalej.

Kraking

Kraking (ang. *cracking* – pękanie) to reakcja rozpadu alkanów o długich łańcuchach węglowych. W jej wyniku **powstaje mieszanina alkanów i alkenów o krótszych łańcuchach węglowych**, np.:

$$\underset{\text{oktadekan}}{nC_{18}H_{38}} \xrightarrow{\text{kat., } p, T} \underset{\text{okt-1-en}}{C_8H_{16}} + \underset{\text{oktan}}{C_8H_{18}} + \underset{\text{non-1-en}}{C_9H_{18}} + \underset{\text{nonan}}{C_9H_{20}} + \underset{\text{dec-1-en}}{C_{10}H_{20}} + \ldots$$

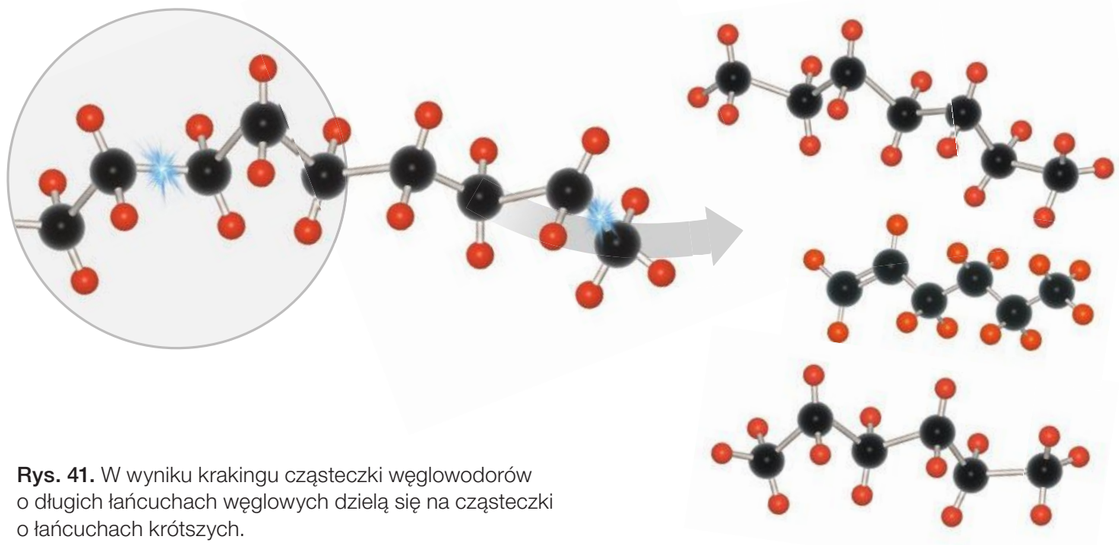
Kraking – reakcja rozpadu alkanów o długich łańcuchach węglowych, w wyniku której powstaje mieszanina alkanów i alkenów o krótszych łańcuchach węglowych.

Kraking prowadzi się w warunkach obniżonego lub podwyższonego ciśnienia, w temperaturze ok. 500 °C oraz w obecności **katalizatorów**, czyli substancji, które po dodaniu do substratów ułatwiają przebieg reakcji chemicznej i zwiększają jej szybkość.

Benzyna otrzymywana w wyniku krakingu (rys. 41.) **jest mieszaniną węglowodorów o łańcuchach prostych**.

Przykłady katalizatorów stosowanych podczas krakingu:

- zeolity,
- glinokrzemiany z dodatkiem tlenków Ni, Co, Mn.



Rys. 41. W wyniku krakingu cząsteczki węglowodorów o długich łańcuchach węglowych dzielą się na cząsteczki o łańcuchach krótszych.

Krok po kroku

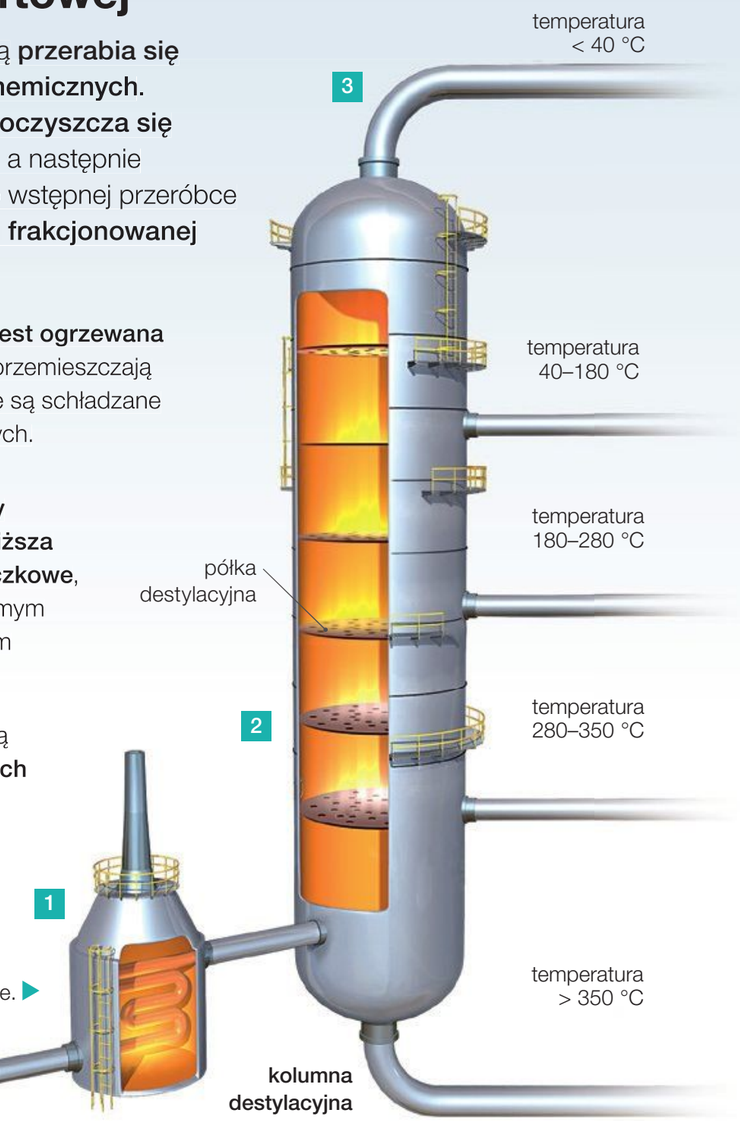
Destylacja ropy naftowej

Na skalę przemysłową ropę naftową **przerabia się w rafineriach i zakładach petrochemicznych**. Wydobytą **ropę naftową** wstępnie **oczyszcza się** w procesach sedymentacji i filtracji, a następnie usuwa z niej siarkę. Pozostałość po wstępnej przeróbce **poddaje się procesowi destylacji frakcjonowanej** w kolumnie destylacyjnej.

1 Wstępnie oczyszczona **ropa naftowa jest ogrzewana do temperatury ok. 400 °C**. Jej pary przemieszczają się w górę kolumny destylacyjnej, gdzie są schładzane i **skraplają się** na półkach destylacyjnych.

2 **W środkowej i dolnej części kolumny** temperatura stopniowo wzrasta – **im niższa półka, tym większe są masy cząsteczkowe**, wyższe temperatury wrzenia, a tym samym **mniejsza jest lotność** odbieranych tam składników ropy naftowej.

3 **W górnej części** kolumny odbierane są gazowe składniki ropy naftowej **o małych masach cząsteczkowych** i niskich temperaturach wrzenia, **czyli największej lotności**.



gaz rafineryjny (głównie propan i butan)



paliwo w butlach turystycznych i do silników z zapłonem iskrowym (zasilanych LPG)

Produkty destylacji	Liczba atomów węgla w cząsteczkach związków węgla z wodorem
gaz rafineryjny	1–4
benzyny	5–12
nafty	9–16
oleje napędowe	15–18
mazut	> 17

benzyny (lekkie i ciężkie)





paliwo do silników samochodowych z zapłonem iskrowym, rozpuszczalniki

nafty



paliwo do silników odrzutowych i turbośmigłowych, rozpuszczalniki



oleje napędowe





paliwo do silników z zapłonem samoczynnym (silników Diesla)

mazut





parafina wykorzystywana do produkcji świec

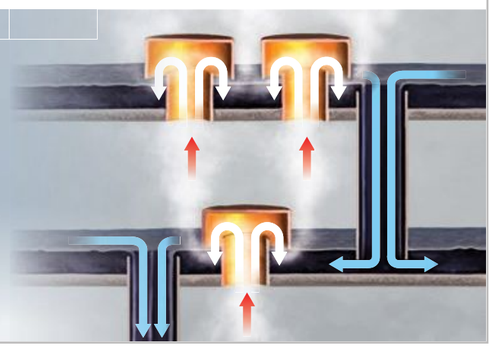
Jak odbywa się rozdzielanie na frakcje na półkach destylacyjnych?

Pary ropy naftowej przemieszczają się w górę kolumny destylacyjnej. **Odparowują** węglowodory o temperaturze wrzenia **niższej** od temperatury panującej na danej półce. Na półkach destylacyjnych **skraplają** się pary węglowodorów, których temperatura wrzenia jest **wyższa** od temperatury panującej na danej półce, np. C_6H_{14} wchodzący w skład benzyny wrze w temp. 68,7 °C, więc skropli się na półce o temp. niższej od 68,7 °C.

pary składników o niskich temperaturach wrzenia unoszą się w górę kolumny

skraplają się pary tych składników, których temperatura wrzenia jest wyższa od temperatury panującej na półce

ciekłe (skroplone) produkty destylacji ściekają na półki destylacyjne, na których panuje wyższa temperatura



Liczba oktanowa (LO) benzyny

Liczba oktanowa – miara odporności benzyny na spalanie stukowe.

Benzyny zawierające węglowodory o nierozgałęzionych łańcuchach węglowych w silnikach o zapłonie iskrowym ulegają **spalaniu stukowemu**. Taki rodzaj spalania jest **wybuchowy – szybki i nierównomierny**. Powoduje nieregularną pracę silnika, tzw. stukanie, i jego szybsze zużycie.

Odporność benzyny na spalanie stukowe w silnikach o zapłonie iskrowym określa **liczba oktanowa** (**LO**).

Aby ustalić liczbę oktanową benzyny, **porównuje się proces spalania danego paliwa z procesem spalania mieszaniny dwóch węglowodorów wzorcowych**:

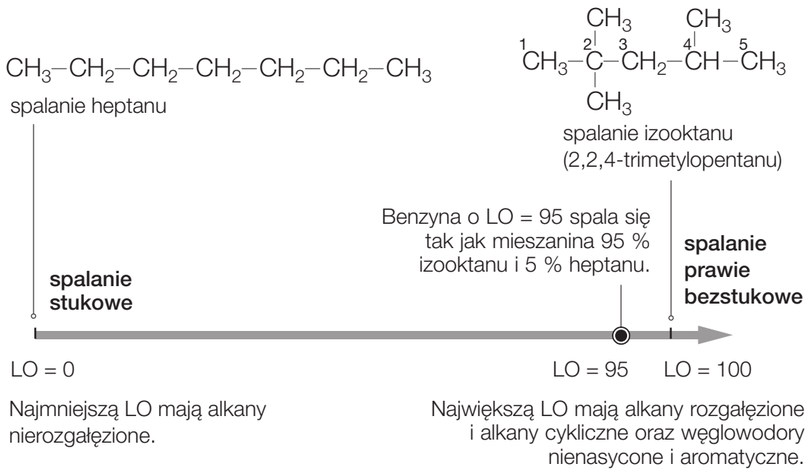
- izooktanu (2,2,4-trimetylopentanu) o łańcuchu rozgałęzionym,
- heptanu o łańcuchu prostym (rys. 42.).

Najlepiej spośród nich spala się izooktan, a najgorzej heptan.

Im większa liczba oktanowa, tym większa odporność na spalanie stukowe.

Graficzne oznaczenia rodzaju paliwa:

- benzyna,
- olej napędowy,
- paliwo gazowe.



Rys. 42. Jeśli benzyna spala się tak jak czysty izooktan, przyjmuje się, że ma LO = 100, a jeśli spala się tak jak heptan, przyjmuje się, że ma LO = 0.

Podwyższanie liczby oktanowej benzyny

Środki przeciwstukowe – substancje zwiększające liczbę oktanową benzyny, np. etanol.

Dodanie do benzyny środka przeciwstukowego, nazywanego potocznie antydetonatorem, **jest jednym ze sposobów podwyższenia jej liczby oktanowej**.

Obecnie **jako środki przeciwstukowe wykorzystuje się m.in. alkohole** (np. etanol CH_3CH_2OH). Popularne są też związki chemiczne, które są zaliczane do eterów. Podwyższają one LO benzyny, ale nie wpływają na jej inne właściwości. W benzynach bezołowiowych znajduje się do kilku procent środków przeciwstukowych. Takie paliwo nie spala się jednak całkowicie, więc powstające **spaliny zawierają wiele związków chemicznych które są szkodliwe dla zdrowia człowieka i środowiska**.

Dlatego w samochodach montuje się reaktory katalityczne (fot. 48.), nazywane potocznie **katalizatorami**. Zachodzą w nich **reakcje utleniania i redukcji** szkodliwych dla środowiska przyrodniczego **związków chemicznych zawartych w spalinach**, np. tlenku azotu(II) NO, który jest redukowany do azotu N_2, oraz tlenku węgla(II) CO, który jest utleniany do tlenku węgla(IV) CO_2:

$$\underbrace{\text{węglowodory} + H_2O + CO_2 + CO + NO + NO_2}_{\text{spaliny z silnika}} \longrightarrow \underbrace{CO_2 + H_2O + N_2}_{\text{spaliny z katalizatora}}$$



Fot. 48. Samochodowy reaktor katalityczny jest potocznie nazywany katalizatorem samochodowym.

Innym sposobem na podwyższenie LO benzyny jest **reforming**.

Reforming

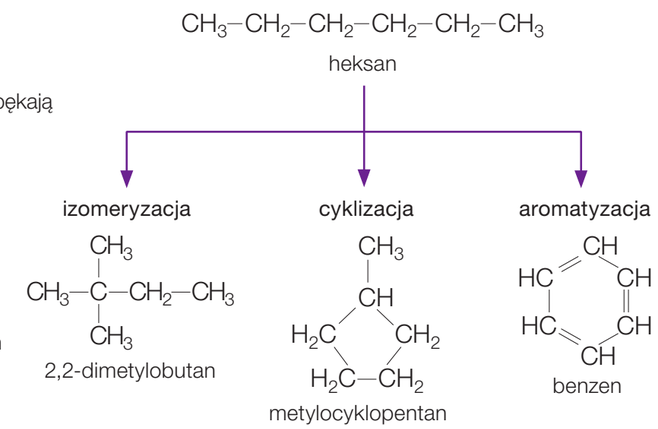
Reforming – proces przekształcenia węglowodorów o prostych łańcuchach węglowych w węglowodory o łańcuchach rozgałęzionych lub pierścieniowych.

Reforming to proces, podczas którego zachodzą **reakcje przekształcenia węglowodorów o prostych łańcuchach węglowych w węglowodory o łańcuchach rozgałęzionych lub pierścieniowych**.

Reforming prowadzi się w podwyższonej temperaturze, pod wysokim ciśnieniem i w obecności katalizatorów. Obejmuje on m.in. procesy: izomeryzacji, cyklizacji i aromatyzacji.

niska LO
proste łańcuchy w cząsteczkach węglowodorów pękają

wysoka LO
powstają cząsteczki o łańcuchach rozgałęzionych i pierścieniowych



Produkty mogą mieć ten sam skład lub mogą różnić się wzorem sumarycznym.

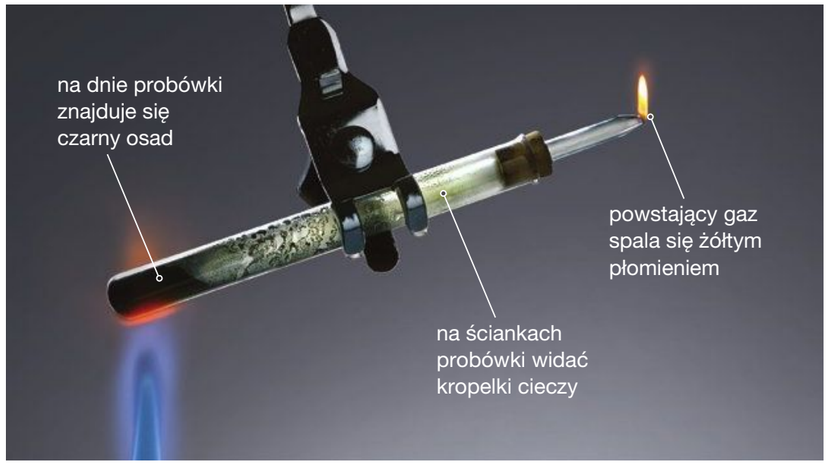
Piroliza węgla kamiennego

Piroliza węgla – proces przeróbki węgla, polegający na jego ogrzewaniu w wysokiej temperaturze bez dostępu powietrza.

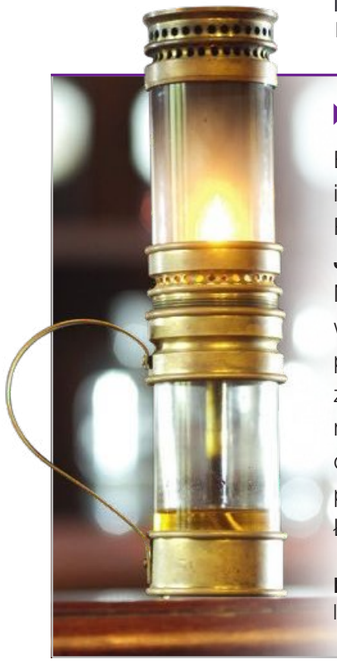
Gaz ziemny i ropa naftowa nie są jedynymi naturalnymi surowcami energetycznymi (paliwami kopalnymi). Zalicza się do nich także **węgle kopalne**, zwłaszcza węgiel kamienny i produkty jego przeróbki.

Proces przeróbki węgla kamiennego, nazywany pirolizą (pirogenizacją, suchą destylacją lub koksowaniem węgla) **polega na ogrzewaniu węgla kamiennego w temperaturze ok. 1000 °C bez dostępu powietrza**. Węgiel kamienny przerabia się w zakładach przemysłu koksowniczego – **koksowniach**.

Pirolizę węgla można przeprowadzić w laboratorium chemicznym. Zamiast węgla kamiennego, którego piroliza zachodzi w bardzo wysokiej temperaturze, można użyć węgla brunatnego (fot. 49.).



Fot. 49. Piroliza węgla brunatnego.



Odkrycia, które zmieniły świat – nafta

Efektem intensywnych poszukiwań paliwa wydajniejszego od olejów i ich mieszanin było otrzymanie w pierwszej połowie XIX w. nafty. Polski farmaceuta **Ignacy Łukasiewicz** wraz ze swoim asystentem **Janem Zehem** zastosowali metodę frakcjonowanej destylacji ropy naftowej. Nafta okazała się bezpiecznym paliwem. Jej temperatura samozapłonu była wyższa niż olejów. Ponadto nafta nie kopciła przy spalaniu, gdyż była pozbawiona składników o wysokich temperaturach wrzenia. Wspólnie z blacharzem **Adamem Bratkowskim** Ignacy Łukasiewicz skonstruował lampę naftową (fot. 50.), która okazała się bardziej wydajna od świec i tańsza od lamp olejowych używanych wówczas do oświetlania wnętrz. Lampy naftowe zaczęto powszechnie wykorzystywać od lat 1860–1865. Dzięki swojemu wynalazkowi Łukasiewicz stał się pionierem polskiego przemysłu naftowego.

Fot. 50. W lipcu 1853 r. we Lwowie po raz pierwszy użyto lampy naftowej do oświetlenia sali operacyjnej.

Produkty pirolizy węgla kamiennego

W wyniku pirolizy węgla kamiennego otrzymuje się m.in.: **koks**, **gaz koksowniczy**, nazywany też gazem świetlnym, **wodę pogazową** i **smołę węglową** (fot. 51.).



Fot. 51. Produkty pirolizy węgla kamiennego.

Główne produkty pirolizy węgla kamiennego są mieszaninami wielu związków chemicznych i cennymi surowcami w przemyśle chemicznym (tabela 21.).

Tabela 21. Główne produkty pirolizy węgla kamiennego

Produkt pirolizy	Składniki	Zastosowania
koks	zawiera 96–97 % węgla pierwiastkowego	▸ paliwo ▸ reduktor w procesach hutniczych ▸ produkcja karbidu ▸ produkcja gazu syntezowego (mieszaniny CO i H_2) przetwarzanego na benzynę
gaz koksowniczy (gaz świetlny)	mieszanina głównie H_2 i CO oraz CH_4 i N_2	▸ gaz opałowy ▸ surowiec do syntez chemicznych
woda pogazowa	mieszanina H_2O, NH_3 i soli amonu	surowiec do produkcji: ▸ nawozów sztucznych ▸ amoniaku i siarczanu(VI) amonu
smoła węglowa	mieszanina kilkuset związków organicznych	surowiec do produkcji: ▸ tworzyw sztucznych ▸ rozpuszczalników ▸ barwników ▸ substancji zapachowych ▸ środków ochrony roślin ▸ leków ▸ materiałów wybuchowych

Wpływ wydobycia paliw kopalnych na środowisko przyrodnicze



Fot. 52. Wydobywanie węgla brunatnego metodą odkrywkową powoduje degradację środowiska przyrodniczego.

Węgiel brunatny pozyskuje się metodą odkrywkową (fot. 52.). Węgiel kamienny – w ten sam sposób, ale jego wydobycie odbywa się przede wszystkim w kopalniach głębinowych. Wydobycie i transport ropy naftowej, podobnie jak węgla kamiennego i brunatnego, są związane z ogromnym zagrożeniem dla środowiska przyrodniczego (awarie na platformach wydobywczych i tankowcach).

Procesy powstawania nowych złóż węgla, gazu ziemnego i ropy naftowej wciąż zachodzą w skorupie ziemskiej. Odbywa się to jednak w tempie o wiele wolniejszym niż zużywanie przez ludzi istniejących złóż, dlatego obawy o **wyczerpanie zasobów paliw kopalnych** są uzasadnione. Zgodnie z tym kryterium wszystkie źródła energii można podzielić na: wyczerpywalne (nieodnawialne) i niewyczerpywalne (odnawialne).

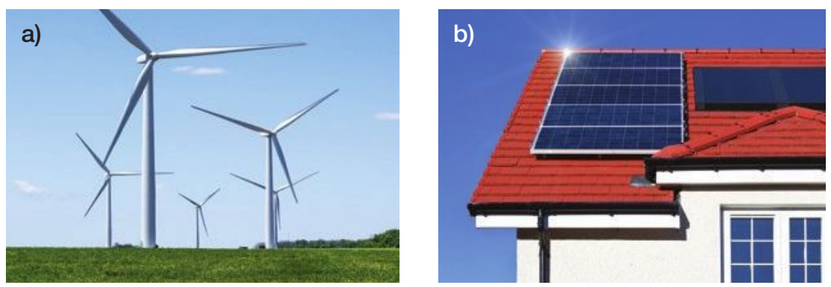
źródła energii

wyczerpywalne
- paliwa kopalne, np.:
  - węgle kopalne
  - ropa naftowa
  - gaz ziemny
- przemiany promieniotwórcze pierwiastków chemicznych

niewyczerpywalne
- Słońce
- woda
- wiatr
- ciepło wnętrza Ziemi
- biopaliwa

Odnawialne źródła energii

Alternatywnymi źródłami energii dla paliw kopalnych są odnawialne źródła energii, które są bardziej przyjazne dla środowiska przyrodniczego, m.in.:
- elektrownie wiatrowe (fot. 53.a),
- elektrownie słoneczne (fot. 53.b) (fotoogniwa i kolektory słoneczne),
- elektrownie wodne.



Fot. 53. Elektrownie wiatrowe (a) i słoneczne (b) dobrze sprawdzają się jako alternatywne źródło energii.

Każde źródło energii ma jednak wady i zalety, np. turbiny wiatrowe zmieniają krajobraz i mogą przyczynić się do śmierci ptaków. Ponadto są one produkowane z nieekologicznych materiałów i po wycofaniu ich z użytku powstaje problem ich utylizacji.

Korzystam z informacji

Wpływ stosowania paliw kopalnych na stan środowiska przyrodniczego

Spalanie paliw kopalnych to najprostsza i najczęściej stosowana metoda pozyskiwania ciepła i energii elektrycznej. Ma jednak niekorzystny wpływ na stan środowiska przyrodniczego.



Efekt cieplarniany
Nadmierne zatrzymywanie ciepła przez gazy obecne w atmosferze może się przyczyniać do nasilania się groźnych zjawisk atmosferycznych, np. zwiększenia liczby huraganów.



Zmiany klimatu
W wyniku spalania paliw kopalnych do atmosfery trafiają szkodliwe gazy. Ich nadmiar przyczynia się do zmian klimatycznych na Ziemi. Efektem tych zmian mogą być ekstremalne zjawiska pogodowe, np. obfite opady śniegu na afrykańskiej sawannie.



Zanieczyszczenia powietrza
W wyniku spalania ciekłych paliw emitowane są do atmosfery szkodliwe substancje. Reagują one z parą wodną, tworząc mgłę przemysłową, czyli smog. Taka mgła przemysłowa jest przyczyną m.in. stanów zapalnych oczu, gardła i płuc.



Katastrofy ekologiczne
Ropa naftowa przedostająca się do morza, np. podczas awarii tankowca lub w wyniku eksplozji platformy wiertniczej, jest przyczyną katastrof ekologicznych.

Zielona chemia

Oznaczenie substancji niebezpiecznych dla środowiska



W celu zmniejszenia zagrożeń wynikających z niewłaściwego planowania i prowadzenia procesów chemicznych, a tym samym zapobiegania degradacji środowiska, **Paul Anastas** [czyt. pol anastas] wprowadził w 1991 r. koncepcję **zielonej chemii** (ang. *green chemistry*).

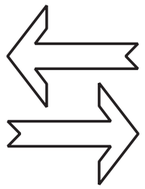
Zielona chemia zakłada **projektowanie i przeprowadzanie procesów chemicznych** w taki sposób, **aby ograniczyć**:

- **użycie** substancji szkodliwych dla środowiska przyrodniczego (powietrza, gleby i wody),
- **powstawanie i emisję** substancji szkodliwych do środowiska przyrodniczego.

Dwanaście zasad zielonej chemii obejmuje:

1. **Zapobieganie** – lepiej jest zapobiegać wytwarzaniu odpadów niż prowadzić utylizację po ich wytworzeniu.
2. **Oszczędzanie surowców** – przeprowadzanie procesów chemicznych w taki sposób, aby maksymalnie wykorzystać wszystkie materiały używane w procesie.
3. **Ograniczenie zużycia niebezpiecznych odczynników chemicznych** – używanie substancji lub mieszanin, które nie są toksyczne albo tylko w niewielkim stopniu oddziałują niekorzystnie na środowisko przyrodnicze.
4. **Bezpieczne produkty chemiczne** – używanie produktów chemicznych w taki sposób, aby spełniały swoją funkcję z jak najmniejszym negatywnym wpływem na środowisko przyrodnicze.
5. **Używanie bezpiecznych rozpuszczalników i odczynników** – unikanie niebezpiecznych rozpuszczalników i reagentów wszędzie tam, gdzie tylko jest to możliwe.
6. **Efektywne wykorzystanie energii** – przeprowadzanie procesów chemicznych bez zmiany warunków otoczenia (temperatury i ciśnienia).
7. **Wykorzystywanie surowców pochodzących ze źródeł odnawialnych.**
8. **Zmniejszenie ilości związków lub substancji chemicznych, które nie są wykorzystywane po zakończeniu procesu.**
9. **Wykorzystywanie katalizatorów w reakcjach chemicznych.**
10. **Projektowanie degradacji** – po zakończeniu swojej funkcji produkty chemiczne powinny rozpadać się na nieszkodliwe produkty degradacji.
11. **Analizowanie procesów chemicznych na bieżąco, aby zapobiec zanieczyszczeniu środowiska.**
12. **Zapobieganie wypadkom** – stosowanie w procesach chemicznych takich substancji, które pozwolą zminimalizować zagrożenie np. pożarem.

Oznaczenie opakowań wielokrotnego użytku



Ważne w temacie *Paliwa kopalne i ich przetwarzanie*

Paliwa kopalne i ich przetwarzanie

1. Wyjaśniam, na czym polega kraking

Kraking to reakcja rozpadu alkanów o długich łańcuchach węglowych, w wyniku której powstaje mieszanina alkanów i alkenów o krótszych łańcuchach węglowych.



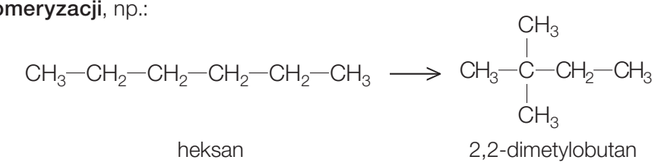
2. Wymieniam sposoby zwiększania liczby oktanowej (LO) benzyny

- dodanie środka przeciwstukowego
- reforming

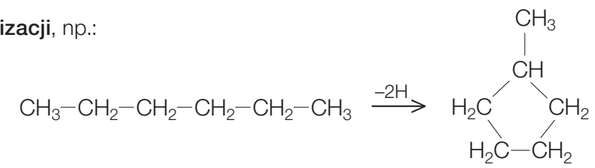
3. Wyjaśniam, na czym polega reforming

Reforming to proces, podczas którego zachodzą reakcje przekształcenia węglowodorów o łańcuchach prostych w węglowodory o łańcuchach rozgałęzionych lub pierścieniowych. Obejmuje on m.in. procesy:

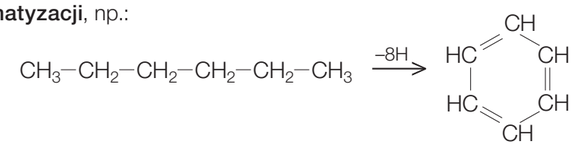
- **izomeryzacji**, np.:



- **cyklizacji**, np.:



- **aromatyzacji**, np.:



Benzyna – mieszanina węglowodorów zawierających od 5 do 12 atomów węgla w cząsteczce.

Kraking – reakcja rozpadu alkanów o długich łańcuchach węglowych, w wyniku której powstaje mieszanina alkanów i alkenów o krótszych łańcuchach węglowych.

Liczba oktanowa – miara odporności benzyny na spalanie stukowe.

Reforming – proces przekształcenia węglowodorów o łańcuchach prostych w węglowodory o łańcuchach rozgałęzionych lub pierścieniowych.

Mapa pojęć – węglowodory

węglowodory

budowa

łańcuchowe

nasycone

alkany C_nH_{2n+2}

etan H_3C-CH_3

nienasycone

alkeny C_nH_{2n}

eten $H_2C=CH_2$

alkiny C_nH_{2n-2}

etyn (acetylen) $HC\equiv CH$

pierścieniowe

nasycone

nienasycone

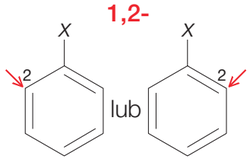
aromatyczne

benzen

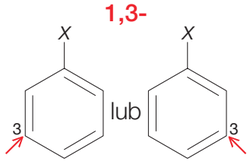
homologi benzenu

wpływ kierujący podstawników

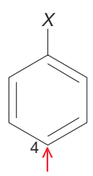
1,2-



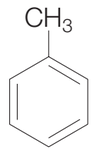
1,3-



1,4-

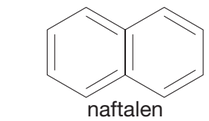


metylobenzen (toluen)

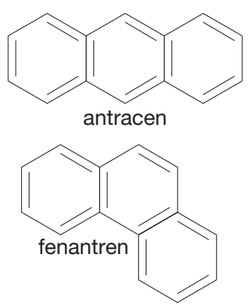


wielopierścieniowe

naftalen



antracen



fenantren

reakcje chemiczne

reakcje spalania

spalanie całkowite

$C_6H_5CH_3 + 9O_2 \longrightarrow 7CO_2 + 4H_2O$

metylobenzen (toluen) – tlen – tlenek węgla(IV) – woda

spalanie niecałkowite

$2C_4H_{10} + 5O_2 \longrightarrow 8C + 10H_2O$

butan – tlen – węgiel – woda

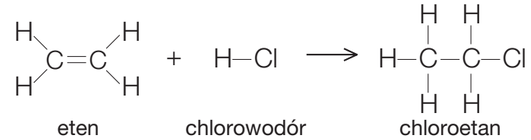
$2C_4H_{10} + 9O_2 \longrightarrow 8CO + 10H_2O$

butan – tlen – tlenek węgla(II) – woda

reakcja substytucji $C_4H_{10} + Br_2 \xrightarrow{\text{światło}} C_4H_9Br + HBr$

butan – brom – bromobutan – bromowodór

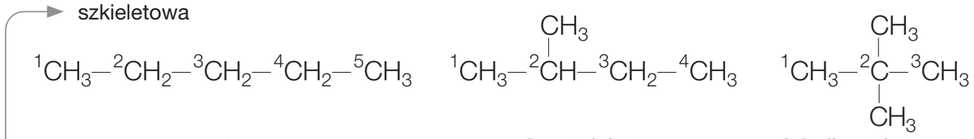
reakcja addycji



eten – chlorowodór – chloroetan

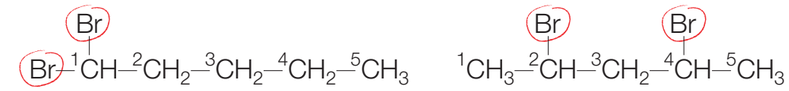
konstytucyjna

szkieletowa



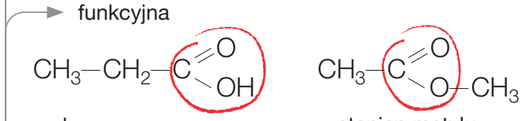
pentan – 2-metylobutan – 2,2-dimetylopropan

podstawienia



1,1-dibromopentan – 2,4-dibromopentan

funkcyjna



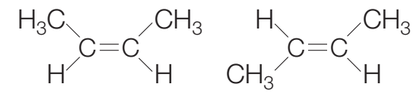
kwas propanowy – etanian metylu (octan metylu)

izomeria

stereoizomeria

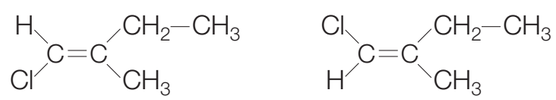
optyczna

cis-trans



cis-but-2-en – *trans*-but-2-en

E-Z



E-1-chloro-2-metylobut-1-en – *Z*-1-chloro-2-metylobut-1-en

źródła

ropa naftowa

gaz ziemny

węgle kopalne

destylacja frakcjonowana

kraking

reforming

piroliza węgla kamiennego

Wyjaśnienia symboli:

n – liczba atomów węgla w cząsteczce węglowodoru.

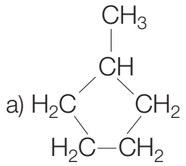
Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Podaj nazwę procesu wykorzystywanego do przeróbki ropy naftowej. Wskaż, która właściwość składników ropy naftowej jest podstawą tego procesu.**
   a) różne stany skupienia
   b) różne temperatury wrzenia
   c) różne gęstości
   d) różna rozpuszczalność

2. **Wybierz i zaznacz jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.**
   a) Benzynę uzyskujemy podczas (destylacji / filtracji / sedymentacji) ropy naftowej.
   b) Węglowodory o rozgałęzionym łańcuchu spalają się (bardziej / mniej) stukowo od węglowodorów o łańcuchu prostym.
   c) Paliwo o liczbie oktanowej 75 spala się (bardziej / mniej) równomiernie od paliwa o liczbie oktanowej 95.

3. **Ustal, który z węglowodorów przedstawionych za pomocą wzorów półstrukturalnych ma wysoką, a który niską liczbę oktanową. Odpowiedzi uzasadnij.**



b) $CH_3–CH_2–CH_2–CH_2–CH_2–CH_3$

4. Kraking wykorzystuje się w przemyśle do produkcji paliw.
   a) **Uzupełnij uproszczone równanie reakcji chemicznej zachodzącej podczas krakingu oktadekanu. Podaj nazwy produktów tej reakcji.**

$$C_{18}H_{38} \xrightarrow{\text{kat., } p, T} C_8H_{18} + 2C_3H_6 + 2\ldots$$

   b) **Oblicz procent masowy oktadekanu, który ulega przemianie w ciekły alkan, jeśli wydajność procesu wynosi 80 %.**

5. Reforming to proces otrzymywania paliw o dużej liczbie oktanowej. **Napisz równania reakcji 1–4 przedstawionych na schemacie.**



6. W elektrowni węglowej spalono 15 t węgla kamiennego, który zawierał 88 % (procent masowy) węgla pierwiastkowego. **Oblicz masę powstałego w tej reakcji tlenku węgla(IV).**

7. Węgiel kopalny nie składa się wyłącznie z czystego pierwiastka węgla. Najczęściej jest zanieczyszczony siarką, zawiera też nieco wilgoci. W zależności od zawartości węgla pierwiastkowego wyróżnia się różne rodzaje węgli kopalnych. Jednym z nich jest węgiel kamienny.
   Napisz wzory sumaryczne trzech tlenków, które mogą powstać podczas spalania węgla kamiennego.

Podsumowanie

Charakterystyka węglowodorów

Węglowodory dzieli się ze względu na budowę cząsteczki, czyli sposób połączenia atomów węgla, lub ze względu na rodzaj wiązań między atomami węgla.

Wzór sumaryczny związku chemicznego	alkan, np. C_2H_6	alken, np. C_2H_4	alkin, np. C_2H_2	aren, np. C_6H_6
Wzór ogólny szeregu homologicznego	C_nH_{2n+2}	C_nH_{2n}	C_nH_{2n-2}	C_nH_{2n-6}
Rodzaj wiązania między atomami węgla w cząsteczce	pojedyncze –C–C–	jedno wiązanie podwójne C=C	jedno wiązanie potrójne –C≡C–	wiązanie zdelokalizowane
Typ hybrydyzacji orbitali atomowych	sp^3	sp^2	sp	sp^2
Charakterystyczny typ reakcji chemicznej	substytucja rodnikowa	addycja, polimeryzacja	addycja, polimeryzacja	substytucja elektrofilowa

Reakcje spalania

Reakcją wspólną dla wszystkich węglowodorów jest **reakcja spalania**.

Rodzaj spalania	Produkty spalania
spalanie całkowite	CO_2 i H_2O
spalanie niecałkowite	CO i H_2O
	C i H_2O

Reakcje charakterystyczne – węglowodory nasycone

Węglowodory nasycone ulegają reakcjom **substytucji rodnikowej**.

Odczynnik	Schemat reakcji chemicznej	Nazwa produktu
Br_2 w obecności światła	$C_nH_{2n+2} \longrightarrow C_nH_{2n+1}Br + HBr$	bromoalkan + bromowodór
Cl_2 w obecności światła	$C_nH_{2n+2} \longrightarrow C_nH_{2n+1}Cl + HCl$	chloroalkan + chlorowodór

Reakcje charakterystyczne – węglowodory nienasycone

Dla **węglowodorów nienasyconych** charakterystyczne są **reakcje addycji** do wiązania wielokrotnego.

Odczynnik	Schemat reakcji chemicznej alkenu	Nazwa produktu
H_2 w obecności katalizatora	$C_nH_{2n} \longrightarrow C_nH_{2n+2}$	alkan
Br_2	$C_nH_{2n} \longrightarrow C_nH_{2n}Br_2$	dibromoalkan
HBr	$C_nH_{2n} \longrightarrow C_nH_{2n+1}Br$	bromoalkan

Alkiny także ulegają reakcjom addycji.

Reakcje charakterystyczne – węglowodory aromatyczne

Reakcją charakterystyczną dla **węglowodorów aromatycznych** jest reakcja substytucji elektrofilowej do pierścienia. W pewnych warunkach węglowodory aromatyczne ulegają również **reakcji addycji**.

Nazwa reakcji chemicznej	Odczynnik	Schemat reakcji chemicznej	Nazwa produktu
nitrowanie	**mieszanina nitrująca** – stężone roztwory HNO_3 i H_2SO_4	$C_6H_6 \longrightarrow C_6H_5NO_2$	nitrobenzen
chlorowanie lub bromowanie	Cl_2 w obecności katalizatora $FeCl_3$	$C_6H_6 \longrightarrow C_6H_5Cl$	chlorobenzen
	Cl_2 w obecności światła	$C_6H_6 \longrightarrow C_6H_6Cl_6$	1,2,3,4,5,6-heksachlorocykloheksan

Wpływ kierujący podstawników

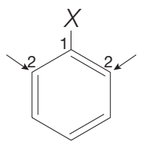
Podstawniki I rodzaju – obecne w pierścieniu benzenowym – kierują nowy podstawnik w położenie 2- lub 4- oraz (z wyjątkiem fluorowców) zwiększają reaktywność związku aromatycznego.

Podstawniki II rodzaju – obecne w pierścieniu benzenowym – kierują nowy podstawnik w położenie 3- oraz zmniejszają reaktywność związku aromatycznego.

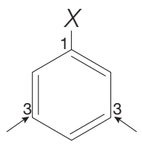
Podstawniki (*X*)	
I rodzaju	$-NH_2$, $-OH$, $-R$, $-Ar$, atomy fluorowców
II rodzaju	$-NO_2$, $-COOH$, $-CHO$

X – podstawnik już obecny w pierścieniu

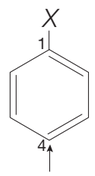
Położenie 2-:



Położenie 3-:

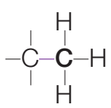


Położenie 4-:

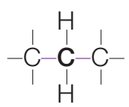


Rzędowość atomu węgla

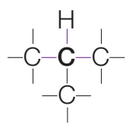
Rzędowość atomu węgla jest to **liczba wiązań chemicznych, które tworzy** on **z innymi atomami węgla** w związku organicznym:



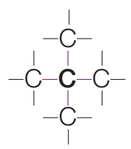
pierwszorzędowy atom węgla



drugorzędowy atom węgla



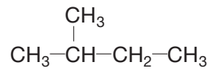
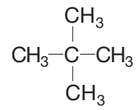
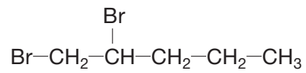
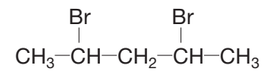
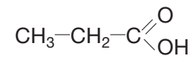
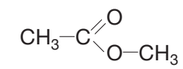
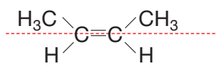
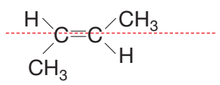
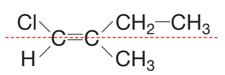
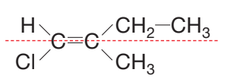
trzeciorzędowy atom węgla



czwartorzędowy atom węgla

Izomeria

Izomeria to zjawisko występowania związków chemicznych **o takim samym wzorze sumarycznym, lecz różnej budowie cząsteczek**.

Rodzaj izomerii	Charakterystyka	Przykład
szkieletowa	Cząsteczki związków chemicznych mają taki sam wzór sumaryczny, ale **różnią się budową szkieletu węglowego.**	 2-metylobutan  2,2-dimetylopropan
położenia	Cząsteczki związków chemicznych mają taki sam wzór sumaryczny, ale **różnią się położeniem tych samych grup funkcyjnych w szkielecie węglowym.**	 1,2-dibromopentan  2,4-dibromopentan
funkcyjna	Cząsteczki związków chemicznych mają taki sam wzór sumaryczny, ale **różnią się grupami funkcyjnymi.**	 kwas propanowy  etanian metylu (octan metylu)
cis-trans *E-Z*	Cząsteczki związków chemicznych **różnią się rozmieszczeniem podstawników w przestrzeni.**	 *cis*-but-2-en  *trans*-but-2-en  *Z*-1-chloro-2-metylobut-1-en  *E*-1-chloro-2-metylobut-1-en ..... płaszczyzna wiązania podwójnego

Źródła węglowodorów

Naturalnymi źródłami węglowodorów są **surowce energetyczne**, przede wszystkim: gaz ziemny, ropa naftowa i węgle kopalne.

źródła energii (paliwa kopalne)

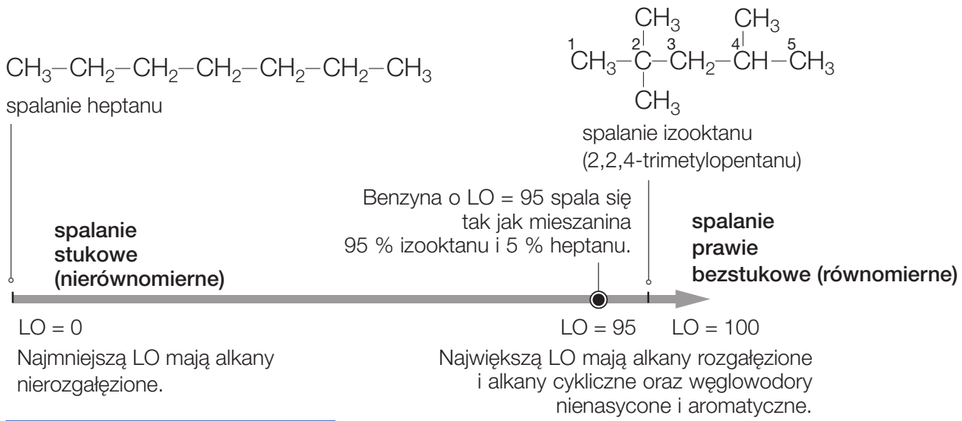
węgle kopalne
produkty pirolizy
- gaz koksowniczy
- woda pogazowa
- smoła węglowa
- koks

gaz ziemny

ropa naftowa
produkty destylacji frakcjonowanej
- gaz rafineryjny
- benzyny
- nafty
- oleje napędowe
- mazut

Liczba oktanowa

Liczba oktanowa (LO) określa odporność **benzyny na spalanie stukowe**. Im większa liczba oktanowa, tym większa odporność na spalanie stukowe.



Właściwości ropy naftowej

Ropa naftowa jest **mieszaniną jednorodną** wielu tysięcy różnych związków chemicznych, **głównie węglowodorów** w stanie gazowym, ciekłym i stałym, wzajemnie w sobie rozpuszczonych.

Ropa naftowa	
właściwości fizyczne	**właściwości chemiczne**
gęsta, mazista ciecz różne barwy – od żółtej do czarnej, najczęściej brunatna nierozpuszczalna w wodzie gęstość d = 0,82–0,95 $\frac{g}{cm^3}$	charakterystyczny ostry zapach palna; płomień żółtej barwy, kopcący

Kraking

Kraking jest to **reakcja rozkładu alkanów o długich łańcuchach węglowych**, w wyniku której powstaje mieszanina alkanów i alkenów o krótszych łańcuchach węglowych.

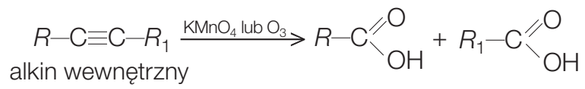
Reforming

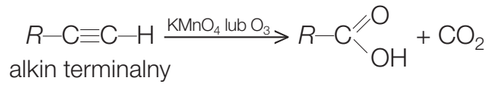
Reforming to **proces**, podczas którego zachodzą reakcje **przekształcenia węglowodorów o łańcuchach prostych w węglowodory o łańcuchach rozgałęzionych lub pierścieniowych**.

Sposób na zadania

Informacja do zadania

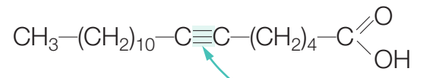
Wiązanie potrójne w alkinach może ulec rozszczepieniu pod wpływem silnych odczynników utleniających, takich jak ozon lub manganian(VII) potasu $KMnO_4$. Rozszczepienie alkinu wewnętrznego, czyli takiego, w którym wiązanie potrójne znajduje się wewnątrz łańcucha węglowego, prowadzi do otrzymania kwasów karboksylowych. Z kolei rozszczepienie alkinu terminalnego, czyli takiego, w którym wiązanie potrójne znajduje się na początku łańcucha węglowego, prowadzi do powstania kwasu karboksylowego oraz tlenku węgla(IV) CO_2. Reakcje te zachodzą według następujących schematów:





Na podstawie: J. McMurry, *Chemia organiczna*, t. 2, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2007.

Reakcje utleniania alkinów wykorzystywano podczas określania budowy substancji wyizolowanych ze źródeł naturalnych, np. kwasu tarirowego (kwasu oktadec-6-ynowego), który otrzymano z rośliny *Picramnia tariri* rosnącej w Gwatemali. Jego wzór półstrukturalny podano poniżej:



Zwróć uwagę na położenie wiązania potrójnego we wzorze kwasu tarirowego.

Produktami utleniania kwasu tarirowego manganianem(VII) potasu są dwa kwasy karboksylowe – kwas laurynowy (kwas dodekanowy) i kwas adypinowy (kwas heksanodiowy). Na podstawie otrzymanych produktów ustalono położenie wiązania potrójnego w cząsteczce kwasu tarirowego.

Na podstawie: J. McMurry, *Chemia organiczna*, t. 2, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2007.

Napisz w formie jonowej z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy) równania reakcji redukcji i utleniania zachodzących podczas opisanego procesu rozszczepienia wiązania potrójnego w kwasie tarirowym.
Napisz w formie jonowej skróconej sumaryczne równanie opisanej przemiany, jeśli wiadomo, że została ona przeprowadzona w środowisku kwasowym.

Pamiętaj, że w środowisku kwasowym jony MnO_4^- ulegają redukcji do jonów Mn^{2+}.

Równanie reakcji redukcji:

?

Równanie reakcji utleniania:

?

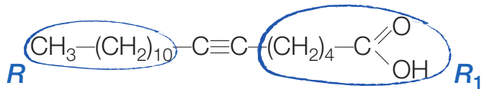
Sumaryczne równanie reakcji:

?

Rozwiązanie:

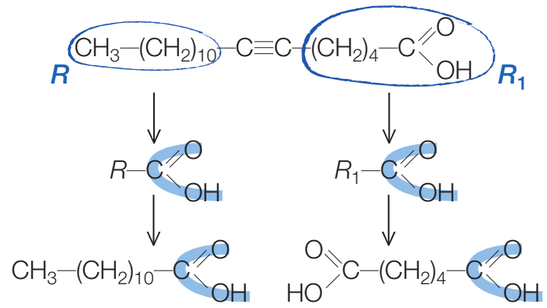
1 **Ustal grupy *–R* i *–R*$_1$ we wzorze kwasu tarirowego.**

Na podstawie schematu reakcji utleniania alkinu wewnętrznego należy wskazać we wzorze kwasu tarirowego grupy *–R* oraz *–R*$_1$:



2 **Napisz wzory produktów rozszczepienia wiązania potrójnego w kwasie tarirowym.**

Następnie trzeba podać wzory kwasów karboksylowych otrzymanych podczas utleniania kwasu tarirowego manganianem(VII) potasu:



3 **Napisz schemat równania reakcji chemicznej.**

$CH_3–(CH_2)_{10}–\mathbf{C}\equiv\mathbf{C}–(CH_2)_4–COOH + \mathbf{Mn}O_4^- + H_3O^+ \longrightarrow CH_3–(CH_2)_{10}–\mathbf{C}OOH +$
$+ HOO\mathbf{C}–(CH_2)_4–COOH + \mathbf{Mn^{2+}} + H_2O$

4 **Napisz równania połówkowe reakcji redukcji i utleniania.**

$MnO_4^- \longrightarrow Mn^{2+}$

Reakcja chemiczna zachodzi w środowisku kwasowym, dlatego do wyrównania ładunku po lewej i prawej stronie równania stosujemy jony H_3O^+.

$MnO_4^- + 5e^- + 8H_3O^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 12H_2O \quad | \cdot \mathbf{6}$

$\mathbf{6}MnO_4^- + \mathbf{30}e^- + \mathbf{48}H_3O^+ \longrightarrow \mathbf{6}Mn^{2+} + \mathbf{72}H_2O$

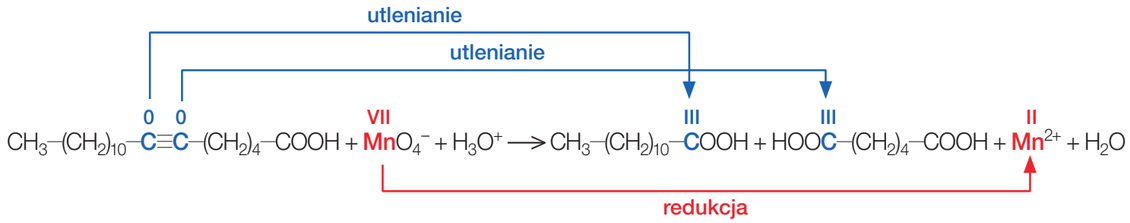
Jon manganianowy(VII) przyjmuje elektrony – atom manganu obniża swój stopień utlenienia. Zachodzi reakcja **redukcji**.

$CH_3–(CH_2)_{10}–C\equiv C–(CH_2)_4–COOH \longrightarrow CH_3–(CH_2)_{10}–COOH + HOOC–(CH_2)_4–COOH$

$CH_3–(CH_2)_{10}–C\equiv C–(CH_2)_4–COOH + 10H_2O \longrightarrow CH_3–(CH_2)_{10}–COOH +$
$+ HOOC–(CH_2)_4–COOH + 6e^- + 6H_3O^+ \quad | \cdot \mathbf{5}$

$\mathbf{5}CH_3–(CH_2)_{10}–C\equiv C–(CH_2)_4–COOH + \mathbf{50}H_2O \longrightarrow \mathbf{5}CH_3–(CH_2)_{10}–COOH +$
$+ \mathbf{5}HOOC–(CH_2)_4–COOH + \mathbf{30}e^- + \mathbf{30}H_3O^+$

Cząsteczka kwasu tarirowego oddaje elektrony – atomy węgla podwyższają swój stopień utlenienia. Zachodzi reakcja **utleniania**.



5 **Napisz sumaryczne równanie opisanej przemiany.**

$\mathbf{6}MnO_4^- + \underline{\mathbf{30}e^-} + \underline{\mathbf{48}H_3O^+} + \mathbf{5}CH_3–(CH_2)_{10}–C\equiv C–(CH_2)_4–COOH + \underline{\mathbf{50}H_2O} \longrightarrow$
$\longrightarrow \mathbf{6}Mn^{2+} + \underline{\mathbf{72}H_2O} + \mathbf{5}CH_3–(CH_2)_{10}–COOH + \mathbf{5}HOOC–(CH_2)_4–COOH + \underline{\mathbf{30}e^-} + \underline{\mathbf{30}H_3O^+}$

$6MnO_4^- + 18H_3O^+ + 5CH_3–(CH_2)_{10}–C\equiv C–(CH_2)_4–COOH \longrightarrow$
$\longrightarrow 6Mn^{2+} + 22H_2O + 5CH_3–(CH_2)_{10}–COOH + 5HOOC–(CH_2)_4–COOH$

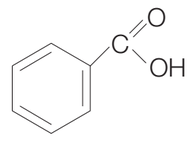
Rozwiąż *Zadanie analogiczne*.

Zadanie analogiczne

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

W *Sposobie na zadania* na s. 185 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

Poniżej przedstawiono wzory produktów reakcji rozszczepienia wiązania potrójnego w pewnym alkinie terminalnym.



CO_2

Zidentyfikuj ten alkin. Napisz jego wzór półstrukturalny (grupowy). Napisz w formie jonowej skróconej z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy) równanie reakcji utleniania zachodzącej podczas opisanej przemiany. Uwzględnij kwasowe środowisko reakcji. Skorzystaj z informacji do zadania podanej na górze s. 185.

Wzór półstrukturalny (grupowy):

Równanie reakcji utleniania:

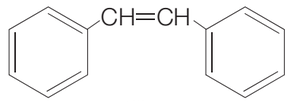
?

Trening – rozwiąż zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Informacja do zadań 1.–4.

Stilben to nienasycony węglowodór aromatyczny o wzorze sumarycznym $C_{14}H_{12}$. Występuje w postaci dwóch odmian izomerycznych. Tworzy bezbarwne lub żółte kryształy. Jest obecny w resweratrolu – przeciwutleniaczu występującym w owocach oraz lekach antynowotworowych. Podczas naświetlania stilben ulega reakcji fotoizomeryzacji. Poniżej przedstawiono jego wzór.



stilben

Zadanie 1.

Podaj nazwę systematyczną stilbenu.

Zadanie 2.

W cząsteczce stilbenu **wszystkie** atomy węgla mają ten sam typ hybrydyzacji. **Podaj właściwy rodzaj hybrydyzacji orbitali atomowych węgla w stilbenie, wybierając spośród wymienionych poniżej.**

a) *sp* b) sp^2 c) sp^3

Zadanie 3.

Napisz wzory półstrukturalne izomerów stilbenu tak, aby jednoznacznie wskazywały na występujący w nich rodzaj izomerii. Podaj nazwę tego rodzaju izomerii.

Zadanie 4.

Wskaż zdania zawierające prawdziwe informacje dotyczące właściwości stilbenu.

1. Jest węglowodorem aromatycznym, więc reaguje z mieszaniną nitrującą.
2. Reaguje z chlorem dopiero w obecności światła.
3. W reakcji z roztworem chlorku żelaza(III) tworzy kompleksy o charakterystycznym zabarwieniu.
4. Łatwo ulega reakcji polimeryzacji, tworząc polimer – polistilben.

Informacja do zadań 5.–6.

Słonecznik zawiera węglowodór o wzorze sumarycznym $C_{13}H_6$ i wzorze półstrukturalnym:

$H_2C{=}CH{-}C{\equiv}C{-}C{\equiv}C{-}C{\equiv}C{-}C{\equiv}C{-}C{\equiv}C{-}CH_3$

Zadanie 5.

Podaj liczbę wiązań typu σ oraz liczbę wiązań typu π w cząsteczce węglowodoru występującego w słoneczniku.

Zadanie 6.

Mieszaninę etenu i etynu o objętości 80 cm^3 (odmierzoną w warunkach normalnych) poddano chlorowaniu. W wyniku tego procesu otrzymano produkty, które nie odbarwiają wody bromowej. **Napisz równania odpowiednich reakcji chemicznych. Następnie oblicz skład procentowy powstającej mieszaniny (w procentach objętościowych), wiedząc, że do reakcji chemicznej użyto 100 cm^3 chloru odmierzonego w warunkach normalnych.** Przyjmij, że wydajność reakcji chemicznej wynosiła 100 %.

3. Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów – fluorowcopochodne węglowodorów, alkohole i fenole

Przypomnij sobie!

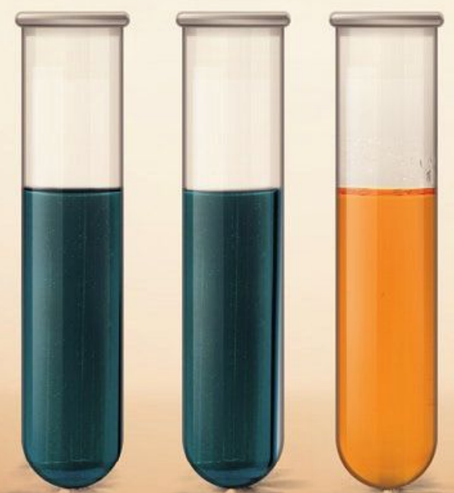
- **Pochodne węglowodorów** to związki chemiczne, których cząsteczki są zbudowane z grupy alkilowej i grupy funkcyjnej.
- **Grupa alkilowa** (alkil) to grupa atomów powstająca przez odłączenie atomu wodoru od cząsteczki alkanu.

CH_3-	C_2H_5-	C_3H_7-
grupa metylowa (metyl)	grupa etylowa (etyl)	grupa propylowa (propyl)

- **Grupa funkcyjna** to atom lub grupa atomów, które nadają związkowi organicznemu charakterystyczne właściwości.
- Alkohole to pochodne węglowodorów, które mają w cząsteczce **grupę hydroksylową –OH**.

$R{-}OH$ lub $C_nH_{2n+1}OH$

- **alkohole**
  - **monohydroksylowe** np. etanol CH_3CH_2OH
  - **polihydroksylowe** np. glicerol $C_3H_5(OH)_3$



13 Fluorowcopochodne węglowodorów

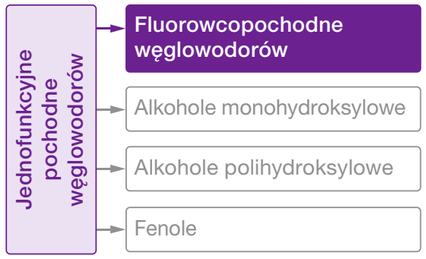


Rys. 43. Model fragmentu cząsteczki pochodnej węglowodoru. Atom wodoru został tu zastąpiony atomem fluorowca.

Modele atomów:
węgla chloru

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *pochodne węglowodorów, grupa funkcyjna, fluorowcopochodne węglowodorów, reakcja Wurtza, reakcja substytucji, reakcja eliminacji*
- zapisywanie wzorów fluorowcopochodnych na podstawie ich nazw
- zapisywanie nazw fluorowcopochodnych na podstawie ich wzorów
- zapisywanie równań reakcji substytucji i eliminacji z udziałem fluorowcopochodnych węglowodorów



Związki organiczne to w większości **pochodne węglowodorów**. W ich cząsteczkach atom (lub atomy) wodoru został zastąpiony atomem innego pierwiastka chemicznego (rys. 43.) lub grupą atomów innych pierwiastków chemicznych.

Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów

Cząsteczki jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów zbudowane są z:

- **grupy węglowodorowej** (np. alkilowej lub arylowej),
- **grupy funkcyjnej** – atomu lub grupy atomów (tabela 22.).

Grupa funkcyjna – atom lub grupa atomów, które nadają związkom organicznym specyficzne właściwości.

Tabela 22. Wzory i nazwy wybranych grup funkcyjnych oraz nazwy jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów

Grupa funkcyjna		Nazwa jednofunkcyjnej pochodnej węglowodoru
nazwa	wzór	
fluorowce	–Cl, –Br, –F, –I	fluorowcopochodne węglowodorów
hydroksylowa	–OH (połączona z grupą alkilową)	alkohole
hydroksylowa	–OH (połączona z grupą arylową)	fenole
aldehydowa	–C(=O)H	aldehydy
karbonylowa*	>C=O	ketony

* Grupa karbonylowa wchodzi w skład innych grup funkcyjnych, np.: aldehydowej –CHO, amidowej –$CONH_2$, karboksylowej –COOH.

Występowanie fluorowcopochodnych węglowodorów

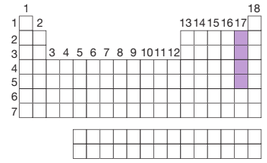
Fluorowcopochodne węglowodorów występują w środowisku przyrodniczym m.in. w zbiornikach wodnych i atmosferze. Chlorometan, bromometan, bromoetan, trichlorometan czy tribromometan są wytwarzane i wydzielane w dużych ilościach przez wodorosty (fot. 54.). Zbiorniki wodne są jednym ze źródeł występowania w atmosferze fluorowcopochodnych węglowodorów, z których najbardziej rozpowszechniony w atmosferze jest chlorometan.



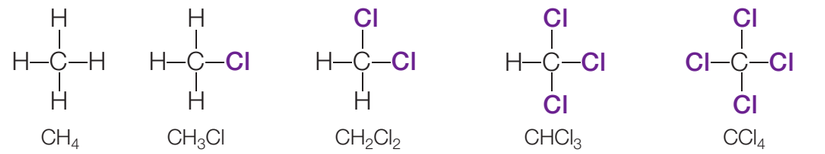
Fot. 54. Brunatnice wytwarzają m.in. chlorometan CH_3Cl.

Budowa cząsteczek fluorowcopochodnych węglowodorów

Najprostszymi grupami funkcyjnymi są atomy fluorowców, czyli pierwiastków chemicznych 17. grupy układu okresowego: –F, –Cl, –Br i –I (rys. 44.). Wchodzą one w skład cząsteczek **fluorowcopochodnych węglowodorów**, w których zamiast jednego lub kilku atomów wodoru znajdują się jednowartościowe atomy fluorowców (rys. 45.). Fluorowcopochodne węglowodorów są też nazywane **halogenkami**.



Rys. 44. Przykłady fluorowców występujących w związkach organicznych.



Rys. 45. Wzory strukturalne i sumaryczne cząsteczek metanu i jego chloropochodnych.

Wzór ogólny fluorowcopochodnych węglowodorów:

$$R{-}X$$

◀ Wzór ogólny fluorowcopochodnych węglowodorów

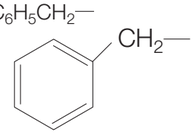
gdzie:
–R – grupa węglowodorowa (np. alkilowa lub arylowa),
–X – atom fluorowca (F, Cl, Br, I), czyli grupa funkcyjna.

Izomeria konstytucyjna fluorowcopochodnych węglowodorów

Fluorowcopochodne węglowodorów mogą występować w postaci **izomerów konstytucyjnych**, które różnią się położeniem atomu fluorowca w łańcuchu głównym lub pierścieniu aromatycznym (w tym przypadku z wyjątkiem monofluorowcopochodnych). Najczęściej spotykane są fluorowcopochodne, które zawierają w cząsteczce atomy chloru i bromu.



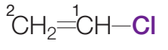
grupa benzylowa
$C_6H_5CH_2-$



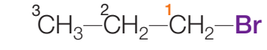
Nazewnictwo fluorowcopochodnych węglowodorów

Nazwy systematyczne fluorowcopochodnych węglowodorów tworzy się zgodnie z zasadami nazewnictwa węglowodorów, przy czym **zaznacza się obecność atomu fluorowca**, używając odpowiedniego przedrostka, np. „**fluoro**-”, „**chloro**-”, oraz lokantu wskazującego na jego położenie w cząsteczce. Jeśli występuje więcej niż jeden podstawnik, wymienia się je w kolejności alfabetycznej.

Halogenki alkilowe to fluorowcopochodne węglowodorów alifatycznych, np.:



chloroeten

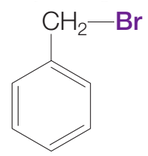


1-**bromo**propan

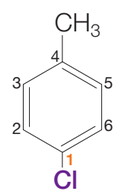


di**chloro**di**fluoro**metan

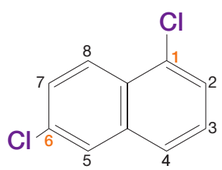
Halogenki arylowe to fluorowcopochodne węglowodorów aromatycznych, np.:



(**bromo**metylo)benzen
bromek benzylu



1-**chloro**-4-metylobenzen



1,6-di**chloro**naftalen

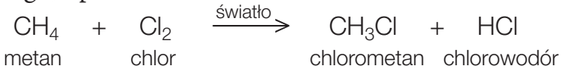
Otrzymywanie fluorowcopochodnych węglowodorów

Fluorowcopochodne węglowodorów otrzymuje się w:

- **reakcji substytucji atomu wodoru** atomami fluorowca, np. chloru lub bromu, w cząsteczce węglowodoru:

Reakcja substytucji rodnikowej
→ patrz s. 72

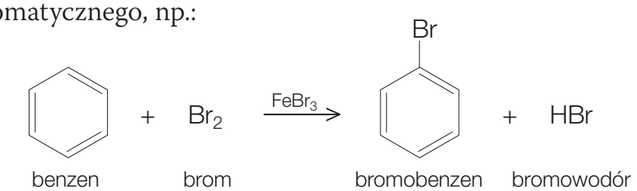
  - nasyconego, np.:



Im wyższą rzędowość ma atom węgla, przy którym zachodzi podstawienie, tym łatwiej przebiega ta reakcja chemiczna.

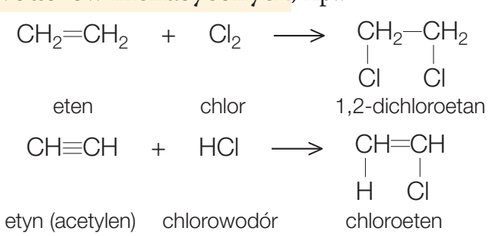
Reakcja substytucji elektrofilowej
→ patrz s. 136

  - aromatycznego, np.:



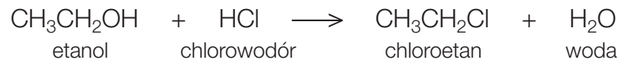
Reakcja addycji elektrofilowej
→ patrz s. 94

- **reakcji addycji** fluorowca lub fluorowcowodoru **do cząsteczek węglowodorów nienasyconych**, np.:



- **reakcji substytucji** fluorowcem **grupy hydroksylowej** $-OH$ **w cząsteczce alkoholu**, np.:

Reakcja substytucji nukleofilowej
→ patrz s. 194



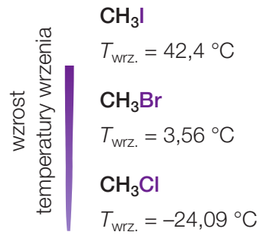
Właściwości fizyczne fluorowcopochodnych węglowodorów

Im dłuższy promień ma atom fluorowca w cząsteczkach fluorowcopochodnych węglowodorów, tym wyższa jest ich temperatura wrzenia (rys. 46.) w porównaniu z temperaturą wrzenia węglowodoru, którego są pochodną (tabela 23.). Jest tak dlatego, że im dłuższy jest promień atomowy fluorowca, tym silniejsze oddziaływanie występuje między cząsteczkami fluorowcopochodnych i tym więcej energii trzeba dostarczyć, aby je rozdzielić.

Tabela 23. Temperatury wrzenia wybranych fluorowcopochodnych etanu

Wzór sumaryczny związku chemicznego	Długość promienia atomowego fluorowca, pm	Temperatura wrzenia*, °C
C_2H_6	–	–89
C_2H_5F	140	–38
C_2H_5Cl	175	12
C_2H_5Br	185	38
C_2H_5I	198	72

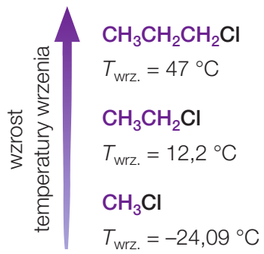
* Temperatury wrzenia wyznaczone dla p = 1013 hPa.



Rys. 46. Zmiana temperatury wrzenia pochodnych metanu wraz z wydłużaniem się promienia atomowego fluorowca w cząsteczce.

Wzrost temperatury wrzenia zależy także od **długości łańcucha węglowego** w cząsteczkach fluorowcopochodnych węglowodorów. Im dłuższy jest łańcuch węglowy w cząsteczce, tym więcej oddziaływań występuje między cząsteczkami i tym wyższa jest temperatura wrzenia (rys. 47.).

Fluorowcopochodne węglowodorów to najczęściej niepalne ciecze nierozpuszczalne w wodzie. Wyjątkami są: fluorometan CH_3F, chlorometan CH_3Cl, bromometan CH_3Br, fluoroetan C_2H_5F i chloroetan C_2H_5Cl, które w temperaturze 25 °C są gazami. Chlorki alkilowe rozpuszczają się w niepolarnych rozpuszczalnikach organicznych. Dobrze rozpuszczają także inne związki organiczne, dlatego stosuje się je jako rozpuszczalniki.



Rys. 47. Zmiana temperatury wrzenia chloroalkanów.

Reaktywność fluorowcopochodnych węglowodorów

Z powodu dużej elektroujemności atomów fluorowców wiązania między atomami węgla a atomami fluorowców są na ogół spolaryzowane (rys. 48.). Oznacza to, że **wspólna para elektronowa** tworząca wiązanie jest **przesunięta w kierunku atomu fluorowca**. To z kolei powoduje, że cząsteczki niektórych fluorowcopochodnych węglowodorów są polarne i wykazują momenty dipolowe różne od zera. Wpływa to na ich **zwiększoną reaktywność**.



Rys. 48. Spolaryzowane wiązanie powoduje, że halogenki alkilowe mają właściwości elektrofilowe.

Fluorowcopochodne węglowodorów reagują z wieloma substancjami. Głównie są to reakcje **substytucji atomu fluorowca** i **eliminacji cząsteczki fluorowcowodoru**.

Reakcja substytucji nukleofilowej

Reakcje chemiczne zachodzące z wymianą atomów chloru, bromu lub jodu na inne podstawniki to przykłady **reakcji substytucji nukleofilowej**.

Przykłady odczynników nukleofilowych: H_2O, NH_3, OH^-, CN^-, Cl^-.

Odczynnikami nukleofilowymi (nukleofilami) w tych reakcjach są cząsteczki związków chemicznych zawierające atomy z wolną parą elektronową, np. H_2O, NH_3, lub aniony, np. CN^-, OH^-, Cl^-. W powstawaniu wiązań węgiel—nukleofil uczestniczy wolna para elektronowa nukleofila.

Przykładem reakcji substytucji nukleofilowej jest reakcja chlorometanu z anionem wodorotlenkowym w acetonitrylu CH_3CN jako rozpuszczalniku:

substytucja nukleofilowa

$$\underset{\text{chlorometan}}{CH_3Cl} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-} \xrightarrow{CH_3CN} \underset{\text{metanol}}{CH_3OH} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-}$$

Reakcje substytucji nukleofilowej fluorowcopochodnych węglowodorów

Fluorowcopochodne węglowodorów ulegają **reakcjom substytucji** atomu fluorowca innym atomem lub grupą atomów zgodnie z mechanizmem nukleofilowym.

Otrzymywanie alkoholi monohydroksylowych → patrz s. 209

- W reakcji chemicznej pierwszorzędowych i niektórych drugorzędowych fluorowcopochodnych węglowodorów z mocną zasadą w acetonitrylu jako rozpuszczalniku **powstają alkohole**, np.:

$$\underset{\text{chloroetan}}{CH_3—CH_2—Cl} + \underset{\text{wodorotlenek potasu}}{KOH} \xrightarrow{CH_3CN} \underset{\text{etanol}}{CH_3—CH_2—OH} + \underset{\text{chlorek potasu}}{KCl}$$

- W reakcji chemicznej fluorowcopochodnej węglowodoru z nadmiarem amoniaku **powstają aminy**. Reakcja zachodzi w dwóch etapach:

Etap 1.

$$\underset{\text{1-chloropropan}}{CH_3—CH_2—CH_2Cl} + \underset{\text{amoniak}}{NH_3} \longrightarrow \underset{\textit{produkt pośredni}}{CH_3—CH_2—CH_2NH_3^+Cl^-}$$

Etap 2.

$$\underset{\textit{produkt pośredni}}{CH_3—CH_2—CH_2NH_3^+Cl^-} + \underset{\text{amoniak}}{NH_3} \longrightarrow \underset{\text{propano-1-amina}}{CH_3—CH_2—CH_2NH_2} + \underset{\text{chlorek amonu}}{NH_4Cl}$$

Reakcja Wurtza – reakcja fluorowcopochodnych węglowodorów z sodem.

- Fluorowcopochodne węglowodorów reagują z sodem. Produktem tej reakcji chemicznej są **alkany**. Jest to **reakcja Wurtza**, np.:

$$\underset{\text{chlorometan}}{2CH_3Cl} + \underset{\text{sód}}{2Na} \longrightarrow \underset{\text{etan}}{CH_3—CH_3} + \underset{\text{chlorek sodu}}{2NaCl}$$

$$\underset{\text{chloroetan}}{2CH_3—CH_2Cl} + \underset{\text{sód}}{2Na} \longrightarrow \underset{\text{butan}}{CH_3—CH_2—CH_2—CH_3} + \underset{\text{chlorek sodu}}{2NaCl}$$

W przypadku reakcji chemicznej sodu z dwiema fluorowcopochodnymi o różnych grupach alkilowych otrzymuje się mieszaninę alkanów, np.:

$$\underset{\text{chlorometan}}{CH_3Cl} + \underset{\text{chloroetan}}{CH_3—CH_2Cl} + \underset{\text{sód}}{2Na} \longrightarrow \begin{cases} \underset{\text{etan}}{CH_3—CH_3} + \underset{\text{chlorek sodu}}{2NaCl} \\ \underset{\text{propan}}{CH_3—CH_2—CH_3} + \underset{\text{chlorek sodu}}{2NaCl} \\ \underset{\text{butan}}{CH_3—CH_2—CH_2—CH_3} + \underset{\text{chlorek sodu}}{2NaCl} \end{cases}$$

Reakcja eliminacji

Reakcja eliminacji polega na rozerwaniu dwóch wiązań znajdujących się przy sąsiednich atomach węgla, wskutek czego atomy pierwiastków chemicznych odrywają się od cząsteczki substratu i tworzą produkty uboczne, np. HCl, H_2O. Jednocześnie w cząsteczce związku organicznego powstaje wiązanie wielokrotne. **Reakcja eliminacji jest jedną z metod otrzymywania związków nienasyconych**. Substratami w tej reakcji chemicznej są halogenki alkanów lub alkohole.

Reakcja eliminacji – polega na oderwaniu się prostej cząsteczki od cząsteczki substratu.

Reakcja dehydratacji alkoholi → patrz s. 216

Reakcje eliminacji fluorowcopochodnych węglowodorów

Fluorowcopochodne węglowodorów ulegają reakcjom eliminacji pod wpływem mocnej zasady, np. jonu wodorotlenkowego OH^- lub alkoholanowego RO^- w środowisku alkoholowym. Produktami tych reakcji są związki nienasycone, np.:

$$\underset{\text{chloroetan}}{CH_3—CH_2Cl} + \underset{\text{wodorotlenek potasu}}{KOH} \xrightarrow{\text{alkohol}} \underset{\text{eten}}{CH_2=CH_2} + \underset{\text{chlorek potasu}}{KCl} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

otrzymywanie alkenów

W przypadku halogenków alkanów o dłuższym łańcuchu węglowym reakcja eliminacji zachodzi podobnie, ale mogą powstawać mieszaniny alkenów, które różnią się położeniem wiązań podwójnych w cząsteczce.

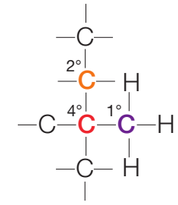
Na przykład w reakcji eliminacji bromowodoru z 2-bromobutanu powstaje ok. 81 % but-2-enu i 19 % but-1-enu:

$$\underset{\text{2-bromobutan}}{2CH_3—CH_2—\overset{\overset{Br}{|}}{CH}—CH_3} \xrightarrow[-2HBr]{\text{alkohol, KOH}} \underset{\substack{\text{but-2-en} \\ \text{81 \%}}}{CH_3—CH=CH—CH_3} + \underset{\substack{\text{but-1-en} \\ \text{19 \%}}}{CH_3—CH_2—CH=CH_2}$$

schemat reakcji eliminacji

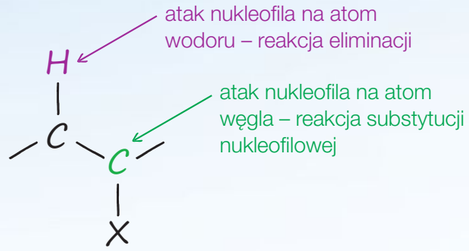
Reaktywność fluorowcopochodnych alkanów w reakcji eliminacji zależy od rzędowości atomu węgla połączonego z atomem fluorowca. **Główny produkt** reakcji eliminacji cząsteczki (np. HCl) powstaje w wyniku oderwania atomu wodoru od atomu węgla o wyższej rzędowości, czyli tego, który był połączony z większą liczbą atomów węgla. Na przykład głównym produktem reakcji eliminacji HCl z cząsteczki 2-chloro-3-metylobutanu jest 2-metylobut-2-en:

$$\underset{\substack{\text{2-chloro-3-metylobutan} \\ \text{wodorotlenek potasu}}}{CH_3—\overset{\overset{CH_3}{|}}{\underset{\underset{Cl}{|}}{CH}}—CH—CH_3} + KOH \xrightarrow{\text{alkohol}} \underset{\substack{\text{2-metylobut-2-en} \\ \text{chlorek potasu}}}{CH_3—CH=\overset{\overset{CH_3}{|}}{C}—CH_3} + KCl + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$



Konkurencyjność reakcji substytucji nukleofilowej i eliminacji

Reakcje substytucji nukleofilowej (S_N) i eliminacji (E) często ze sobą konkurują. O tym, która z nich zajdzie, decyduje m.in. miejsce ataku nukleofila. Jeżeli nukleofil zbliży się do atomu węgla, zajdzie reakcja substytucji nukleofilowej. Natomiast jeśli nukleofil zaatakuje atom wodoru, zajdzie reakcja eliminacji.



Porównanie reakcji eliminacji z reakcją substytucji nukleofilowej

Zachodzeniu reakcji eliminacji sprzyjają: podwyższenie temperatury oraz użycie nukleofila, który jest silną zasadą i ma rozbudowaną cząsteczkę, tzw. przeszkodę steryczną (przestrzenną). Z kolei reakcja substytucji nukleofilowej łatwiej zachodzi w niższej temperaturze oraz przy użyciu nukleofila bez przeszkody sterycznej.

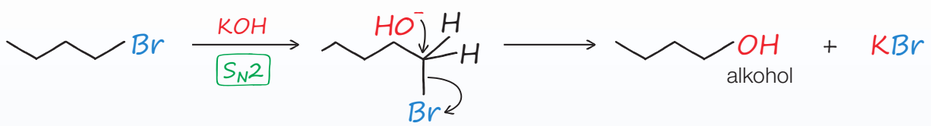
Rzędowość substratu	Mechanizm reakcji chemicznej			
	S_N1	S_N2	E1	E2
pierwszorzędowe	–	zachodzi	–	zachodzi
drugorzędowe	zachodzi	konkuruje z E2	zachodzi	zachodzi
trzeciorzędowe	zachodzi	–	konkuruje z S_N1	zachodzi

S_N1 – substytucja nukleofilowa jednocząsteczkowa, która zachodzi w dwóch etapach.
S_N2 – substytucja nukleofilowa dwucząsteczkowa, która zachodzi w jednym etapie.
E1 – eliminacja jednocząsteczkowa, która zachodzi w dwóch etapach.
E2 – eliminacja dwucząsteczkowa, która zachodzi w jednym etapie.

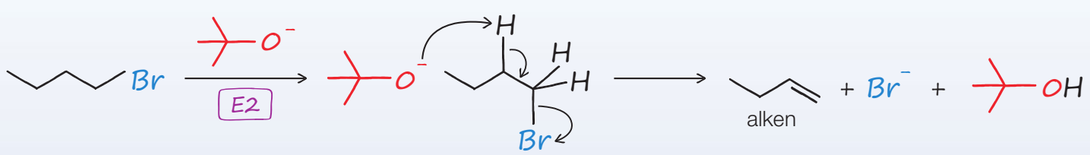
Substraty pierwszorzędowe

Pierwszorzędowe fluorowcopochodne węglowodorów **ulegają reakcjom** substytucji nukleofilowej i eliminacji **zgodnie z mechanizmami S_N2 i E2**. To, która z nich zajdzie, zależy m.in. od rozmiaru nukleofila.

- **Mały nukleofil** – bez przeszkody sterycznej, np. grupa –OH



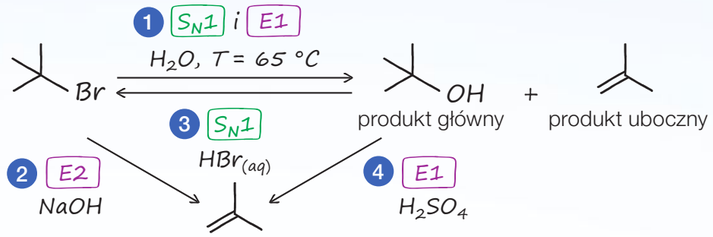
- **Duży nukleofil** – z przeszkodą steryczną, np. jon $(CH_3)_3CO^-$ w podwyższonej temperaturze



! Substraty pierwszorzędowe **nie ulegają reakcjom** substytucji nukleofilowej i eliminacji **zgodnie z mechanizmami S_N1 i E1**.

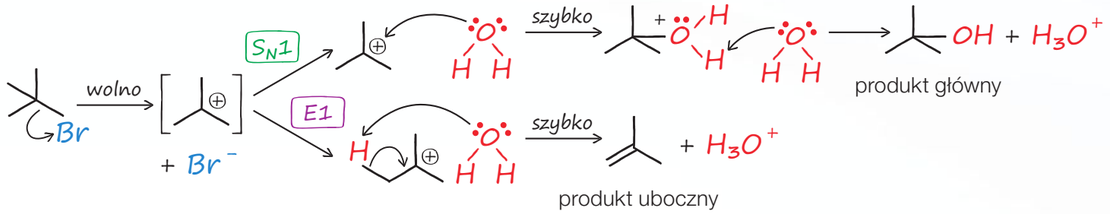
Substraty trzeciorzędowe

Trzeciorzędowe fluorowcopochodne węglowodorów i trzeciorzędowe alkohole **ulegają reakcjom** substytucji nukleofilowej i eliminacji **zgodnie z mechanizmami S_N1, E1 i E2**. To, która z nich zajdzie, zależy m.in. od temperatury, rodzaju nukleofila i rozpuszczalnika.

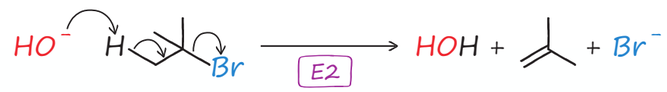


! Substraty trzeciorzędowe **nie ulegają reakcjom** substytucji nukleofilowej **zgodnie z mechanizmem S_N2**.

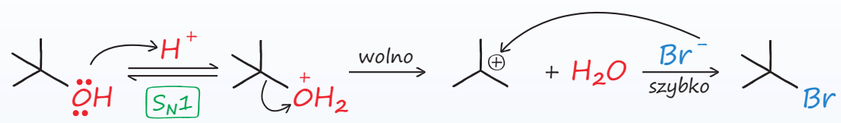
1 2-bromo-2-metylopropan reaguje (w T = 65 °C) z wodą. Powstaje mieszanina 2-metylopropan-2-olu (produkt reakcji substytucji zgodnie z mechanizmem S_N1) i 2-metyloprop-1-enu (produkt reakcji eliminacji zgodnie z mechanizmem E1):



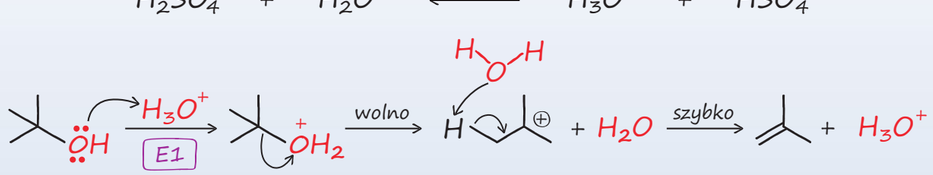
2 2-bromo-2-metylopropan reaguje z roztworem wodorotlenku sodu w etanolu zgodnie z mechanizmem E2. Produktem reakcji jest alken 2-metyloprop-1-en:



3 2-metylopropan-2-ol reaguje z kwasem bromowodorowym HBr zgodnie z mechanizmem S_N1. Produktem reakcji jest 2-bromo-2-metylopropan:



4 2-metylopropan-2-ol reaguje z rozcieńczonym roztworem kwasu siarkowego(VI) zgodnie z mechanizmem E1. Produktem reakcji jest alken 2-metyloprop-1-en:



Otrzymywanie związków magnezoorganicznych

Związki Grignarda – halogenki magnezoorganiczne otrzymywane w reakcji fluorowcopochodnej węglowodoru z magnezem metalicznym.

Fluorowcopochodne węglowodorów mogą reagować z metalicznym magnezem. Produktem tych reakcji chemicznych są halogenki magnezoorganiczne, nazywane **związkami Grignarda** [czyt. griniara]. Ich wzór ogólny ma postać:

Wzór ogólny związków Grignarda

$$RMgX$$

gdzie:
—R – grupa węglowodorowa (np. alkilowa lub arylowa),
—X – atom fluorowca: Br, Cl lub I.

Przykłady halogenków magnezoorganicznych:

CH_3MgBr	C_6H_5MgCl
bromek metylomagnezu	chlorek fenylomagnezu

Substratami w reakcji otrzymywania halogenków magnezoorganicznych są fluorowcopochodne węglowodorów alifatycznych lub aromatycznych, np.:

$$\underset{\text{chloroetan}}{CH_3{-}CH_2Cl} + \underset{\text{magnez}}{Mg} \xrightarrow{\text{eter}} \underset{\text{chlorek etylomagnezu}}{CH_3{-}CH_2MgCl}$$

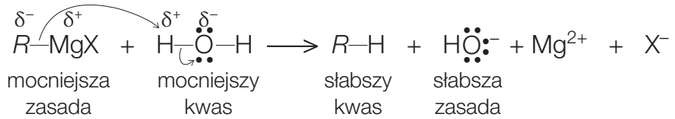
W reakcji otrzymywania halogenków magnezoorganicznych stosuje się rozpuszczalnik bezwodny (np. eter dietylowy), ponieważ woda powoduje natychmiastowy rozkład produktów:

$$\underset{\text{chlorek etylomagnezu}}{CH_3{-}CH_2MgCl} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{etan}}{CH_3{-}CH_3} + \underset{\text{chlorek wodorotlenek magnezu}}{MgCl(OH)}$$

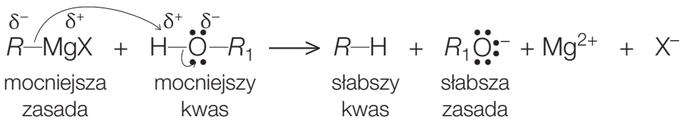
W reakcji rozkładu halogenek magnezoorganiczny zachowuje się jak sól kwasu o bardzo małej mocy, który jest wypierany przez kwas o większej mocy – w tym przypadku jest nim woda.

Produktami reakcji chemicznych związków Grignarda z wodą i z alkoholami są słabsze sprzężone zasady i kwasy. Reakcje te przebiegają zgodnie ze schematami:

- reakcja chemiczna związku Grignarda z wodą:



- reakcja chemiczna związku Grignarda z alkoholem:



Związki Grignarda to ważne źródło karboanionów w syntezie organicznej. Są bardzo reaktywne. Ich nukleofilowy atom węgla może reagować z atomami węgla o charakterze elektrofilowym z wytworzeniem nowego wiązania węgiel–węgiel.

Fluorowcopochodne węglowodorów aromatycznych

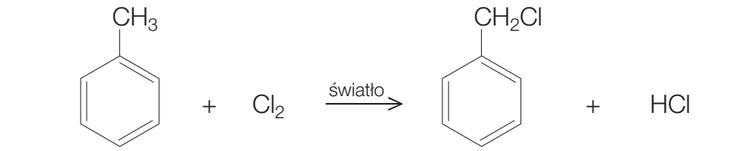
Fluorowcopochodne węglowodorów aromatycznych są mniej reaktywne niż ich alkilowe odpowiedniki.

Fluorowce obecne w pierścieniu benzenowym w reakcji substytucji **kierują nowy podstawnik** w pierścieniu benzenowym **w położenie 2- i 4-**.

Obecność **atomu fluorowca** w pierścieniu benzenowym powoduje, że **podstawienie drugiego podstawnika** do pierścienia zachodzi **w położeniach 2- i 4-**.

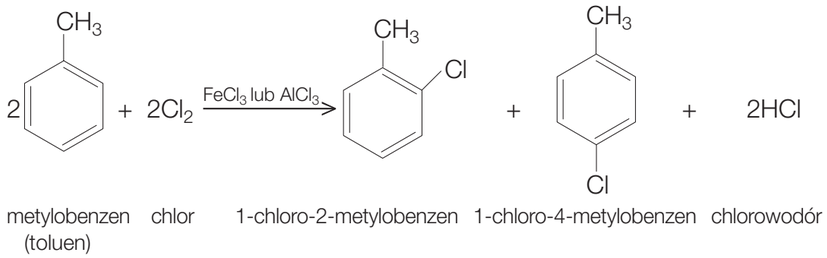
W zależności od warunków prowadzenia reakcji chemicznej substytucja atomu fluorowca (najczęściej chloru lub bromu) w metylobenzenie (toluenie) zachodzi:

- w łańcuchu bocznym (grupie metylowej) pod wpływem światła lub temperatury wyższej niż 100 °C, np.:



substytucja rodnikowa

- w pierścieniu aromatycznym w obecności katalizatora, np.:



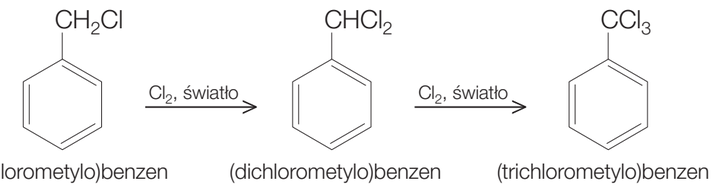
substytucja elektrofilowa

Reakcja podstawienia atomu chloru **w grupie metylowej** metylobenzenu zachodzi według mechanizmu rodnikowego. Przebiega w obecności światła, które inicjuje powstawanie rodników chloru $Cl^{\bullet}$:

Reakcja substytucji rodnikowej
→ patrz s. 72

$$\underset{\text{chlor}}{Cl{-}Cl} \xrightarrow{\text{światło}} \underset{\text{rodnik}}{2Cl^{\bullet}}$$

Powstający (chlorometylo)benzen (chlorek benzylu) może dalej reagować z rodnikami $Cl^{\bullet}$, obecnymi w środowisku reakcji chemicznej. Następuje wtedy podstawienie kolejnych atomów wodoru w łańcuchu bocznym cząsteczki metylobenzenu:



Substytucja atomów fluorowca **w pierścieniu aromatycznym** metylobenzenu (toluenu), podobnie jak w przypadku benzenu, zachodzi według

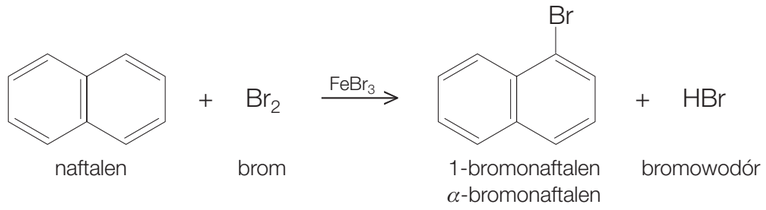
Reakcja substytucji elektrofilowej benzenu
→ patrz s. 136

mechanizmu reakcji substytucji elektrofilowej w obecności katalizatora, np.: $FeCl_3$, $AlCl_3$ lub $FeBr_3$. Katalizator ułatwia powstanie czynnika elektrofilowego, którym jest kation fluorowca, np.:

$$\underset{\text{chlorek żelaza(III)}}{FeCl_3} + \underset{\text{chlor}}{Cl{-}Cl} \longrightarrow \underset{\textit{produkt pośredni}}{[FeCl_4]^-} + \underset{\text{kation chloru}}{Cl^+}$$

Budowa cząsteczki naftalenu
→ patrz s. 152

W cząsteczce naftalenu reakcja substytucji przebiega łatwiej w kierunku powstania pochodnej α, choć fluorowiec może zostać podstawiony w obu położeniach (α lub β). Fluorowcowanie naftalenu, podobnie jak innych węglowodorów aromatycznych, zachodzi w obecności katalizatora:



Wpływ freonów na warstwę ozonową



Oznaczenie produktów w aerozolu, **które nie zawierają freonów**, czyli substancji niszczących powłokę ozonową. Bywa zastępowane przez napisy:
- *Ozon Friendly* – nieszkodliwy dla ozonu,
- *Ozon Freundlich* – nieszkodliwy dla ozonu,
- *CFC free* (ang. chloro--fluoro-carbon) – bez chlorofluorowęglowodorów.

Ozon znajdujący się przy powierzchni Ziemi niekorzystnie wpływa na środowisko przyrodnicze. Natomiast wyżej, 15–30 km nad powierzchnią Ziemi, **ozon tworzy** tzw. **warstwę ozonową** (**ozonosferę**), która jest naturalnym filtrem chroniącym ludzi i zwierzęta przed szkodliwym promieniowaniem nadfioletowym (UV). Stężenie ozonu wyraża się w jednostkach Dobsona (DU). Obszar, na którym ilość ozonu w górnych warstwach atmosfery jest mniejsza niż 220 DU, jest nazywany **dziurą ozonową**. Zmniejszenie ilości ozonu w ozonosferze jest spowodowane m.in. emisją **freonów**. Są to pochodne węglowodorów nasyconych, których cząsteczki zawierają atomy chloru i fluoru.

Freony, np. dichlorodifluorometan CCl_2F_2 (rys. 49.), od lat 50. XX w. wykorzystywano jako popularny środek chłodniczy, np. w lodówkach, a także gaz nośny w aerozolach. Były bardzo popularne ze względu na swoje właściwości – są to nietoksyczne i niepalne związki chemiczne, które w temperaturze pokojowej są gazami.



Rys. 49. Model cząsteczki dichlorodifluorometanu.

Cząsteczki freonów są mało reaktywne, ale w górnych warstwach atmosfery rozpadają się pod wpływem światła słonecznego, w wyniku czego powstają reaktywne rodniki:

$$\underset{\text{dichlorodifluorometan}}{CF_2Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{rodniki}}{\bullet CF_2Cl + Cl\bullet}$$

Rodniki – atomy lub cząsteczki zawierające niesparowany elektron.

Obecne w atmosferze rodniki reagują z cząsteczkami ozonu, w wyniku czego zaburzają jego naturalny cykl powstawania i rozpadu:

$$Cl\bullet + O_3 \longrightarrow OCl\bullet + O_2$$
$$OCl\bullet + O_3 \longrightarrow 2O_2 + Cl\bullet$$
$$2OCl\bullet \longrightarrow Cl_2 + O_2$$
$$2Cl\bullet \longrightarrow Cl_2$$
$$Cl_2 + O_3 \longrightarrow OCl\bullet + Cl\bullet + O_2$$

W wyniku takich reakcji chemicznych zmniejsza się stężenie ozonu w atmosferze ziemskiej, co wpływa niekorzystnie na organizmy.

Odkrycie destrukcyjnego wpływu freonów na warstwę ozonową atmosfery spowodowało, że zakazano ich stosowania. Chociaż cząsteczki freonów mogą pozostawać w atmosferze ponad 100 lat, to zaprzestanie ich emisji od lat 90. XX w. przyczyniło się do zmniejszenia dziury ozonowej.

Polimeryzacja fluorowcopochodnych węglowodorów

Polimeryzacja fluorowcopochodnych węglowodorów jest bardzo ważnym procesem przemysłowym. Największe znaczenie mają produkty polimeryzacji chloroetenu i tetrafluoroetenu.

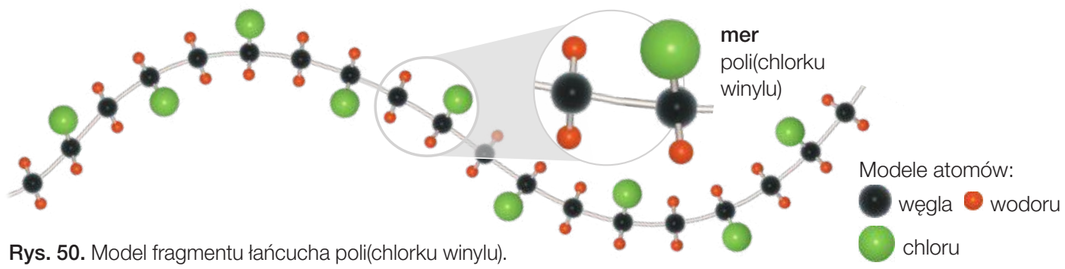
Chloroeten $CH_2{=}CH{-}Cl$, nazywany **chlorkiem winylu** ze względu na obecność w cząsteczce **grupy winylowej** $CH_2{=}CH{-}$, jest produktem reakcji addycji chloru do cząsteczek etynu (acetylenu):

grupa winylowa
$CH_2{=}CH{-}$

$$\underset{\text{etyn (acetylen)}}{CH{\equiv}CH} + \underset{\text{chlorowodór}}{HCl} \longrightarrow \underset{\text{chloroeten (chlorek winylu)}}{CH_2{=}CHCl}$$

Chlorek winylu jest surowcem do otrzymywania **poli(chlorku winylu)**, nazywanego także poli(chlorkiem etenylu) (rys. 50.):

$$\underset{\text{chloroeten}}{n\,CH_2{=}CHCl} \longrightarrow \underset{\text{poli(chlorek winylu)}}{\left[CH_2{-}\underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{CH}}\right]_n}$$



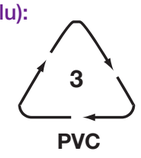
Rys. 50. Model fragmentu łańcucha poli(chlorku winylu).

Z **tetrafluoroetenu $CF_2{=}CF_2$** w wyniku polimeryzacji otrzymuje się **politetrafluoroeten**, nazywany także **teflonem**:

$$\underset{\text{tetrafluoroeten}}{n\,CF_2{=}CF_2} \longrightarrow \underset{\text{politetrafluoroeten}}{\left[CF_2{-}CF_2\right]_n}$$

Tworzywa sztuczne PVC i PTFE

Oznaczenie poli(chlorku winylu):



Poli(chlorek winylu) to tworzywo syntetyczne oznaczane skrótem **PVC**. W Polsce dopuszcza się stosowanie skrótu **PCW** pochodzącego od polskiej nazwy polimeru. PVC jest odporny na działanie kwasów i tłuszczów, a nieodporny na działanie zasad i rozpuszczalników organicznych. Ze względu na właściwości PVC stosuje się go do produkcji rur, materiałów izolacyjnych i budowlanych oraz opakowań.

Podczas spalania odpadów z PVC wydzielają się toksyczny chlorowodór HCl oraz bardzo toksyczne fluorowcopochodne nazywane dioksynami.



Fot. 55. Powierzchnia teflonowa zapobiega przywieraniu potraw do naczyń np. podczas pieczenia.

Poli(tetrafluoroetylen) oznacza się skrótem **PTFE**. Jest to polimer odporny chemicznie i termicznie (ulega degradacji dopiero w temperaturze wyższej niż 360 °C) oraz nierozpuszczalny w żadnym z rozpuszczalników. Nazwa handlowa poli(tetrafluoroetylenu) to teflon®. Ten materiał stosuje się do produkcji m.in. elementów konstrukcyjnych, materiałów uszczelniających oraz powłok ochronnych, np. naczyń kuchennych (fot. 55.).

Skrót poli(tetrafluoroetylenu): **PTFE**

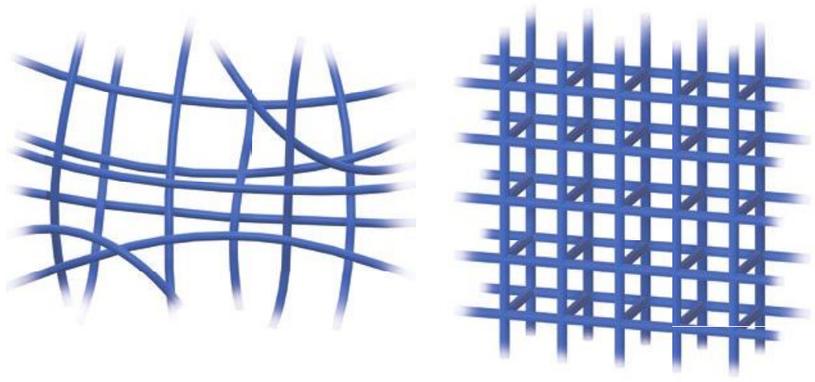
Podczas spalania odpadów z PTFE wydziela się niebezpieczny i toksyczny fluorowodór HF.

Poli(chlorek winylu) i politetrafluoroeten należą do **tworzyw termoplastycznych (termoplastów)**, które w podwyższonej temperaturze miękną i topią się (chociaż każdy kolejny cykl ogrzewania i chłodzenia pogarsza ich właściwości). Tworzywa sztuczne, które raz ukształtowane nie mogą być ponownie topione, to **duroplasty**. Pod wpływem wysokiej temperatury ulegają one rozkładowi.

Różnice we właściwościach termoplastów i duroplastów są skutkiem ich odmiennej budowy wewnętrznej (rys. 51.).

Przykłady termoplastów: poli(chlorek winylu) (**PVC**), poli(tetrafluoroetylen) (**PTFE**), polietylen (**PE**), polipropylen (**PP**), poliamidy (**PA**).

Przykłady duroplastów: poliuretany (**PU**), pianki poliuretanowe (**PUR**), silikony.



model struktury termoplastów – łańcuchy polimeru nie są ze sobą połączone, co umożliwia ich wielokrotne przetwarzanie

model struktury duroplastów – łańcuchy polimeru są ze sobą połączone, co uniemożliwia ich wielokrotne przetwarzanie z wykorzystaniem wysokiej temperatury

Rys. 51. Modele struktury termoplastów i duroplastów.

Zastosowania fluorowcopochodnych węglowodorów

Chlorometan jest ważnym półproduktem reakcji otrzymywania silikonowych polimerów, wykorzystywanych m.in. w przemyśle elektronicznym, motoryzacyjnym i w medycynie.

przemysł chemiczny

przemysł tworzyw sztucznych

przemysł rolniczy



Przemysł chemiczny

Heksachloroetan stosuje się do produkcji **granatów dymnych** wykorzystywanych np. podczas manewrów wojskowych.

Przemysł tworzyw sztucznych

Teflon®, czyli poli(tetrafluoroetylen), jest powszechnie używany do pokrywania powierzchni patelni oraz garnków. Taka powłoka zapobiega przywieraniu potraw.

Przemysł rolniczy

1,4-dichlorobenzen to składnik **preparatów chroniących uprawy** przed pleśnią oraz szkodnikami.

Chemia w medycynie

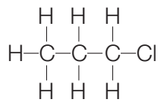
Chloroetan ze względu na swoją temperaturę wrzenia (12,3 °C) jest stosowany jako łagodny środek znieczulający miejscowo (po zetknięciu ze skórą pochłania ciepło i zaczyna wrzeć, przez co wywołuje intensywne uczucie zimna), ponieważ przy tej temperaturze nie ma dużego ryzyka odmrożeń. Z kolei tribromometan jest wykorzystywany w **leczeniu astmy** – jego wstrzyknięcie łagodzi nagły atak.



Ważne w temacie *Fluorowcopochodne węglowodorów*

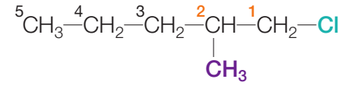
Fluorowcopochodne węglowodorów

1. Zapisuję wzory strukturalne, półstrukturalne i grupowe fluorowcopochodnych na podstawie ich nazw
Na przykład:
- nazwa: 1-chloropropan
- wzór sumaryczny: C_3H_7Cl
- wzór strukturalny:



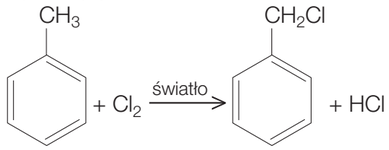
- wzór półstrukturalny: $CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}Cl$
- wzór grupowy: $CH_3(CH_2)_2Cl$

2. Zapisuję nazwy fluorowcopochodnych na podstawie ich wzorów
Na przykład:

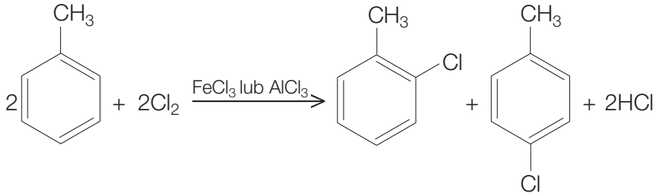


1-chloro-2-metylopentan

3. Zapisuję równania reakcji substytucji z udziałem fluorowców i węglowodorów aromatycznych
Na przykład równanie reakcji substytucji chloru do metylobenzenu (toluenu):
- pod wpływem światła:



- w obecności katalizatora:



4. Zapisuję równania reakcji eliminacji
Na przykład:

$CH_3{-}CH_2Cl + KOH \xrightarrow{\text{alkohol}} CH_2{=}CH_2 + KCl + H_2O$

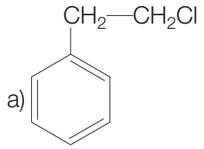
5. Zapisuję równania reakcji substytucji nukleofilowej z udziałem fluorowcopochodnych węglowodorów
Na przykład równanie reakcji:
- pierwszorzędowych i niektórych drugorzędowych fluorowcopochodnych z mocną zasadą w acetonitrylu CH_3CN jako rozpuszczalniku:
  $CH_3{-}CH_2{-}Cl + KOH \xrightarrow{CH_3CN} CH_3{-}CH_2{-}OH + KCl$
- fluorowcopochodnych z nadmiarem amoniaku:
  $CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}Cl + 2NH_3 \longrightarrow CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}NH_2 + NH_4Cl$
- fluorowcopochodnych z sodem – reakcja Wurtza:
  $2CH_3Cl + 2Na \longrightarrow CH_3{-}CH_3 + 2NaCl$

Pochodne węglowodorów – związki chemiczne, które oprócz grupy węglowodorowej zawierają w swoich cząsteczkach grupę funkcyjną.
Grupa funkcyjna – atom lub grupa atomów, które nadają związkom organicznym specyficzne właściwości.
Fluorowcopochodne węglowodorów – związki organiczne, w których grupa alkilowa lub arylowa są połączone z jednym lub kilkoma atomami pierwiastka chemicznego z 17. grupy układu okresowego, czyli z atomami fluorowców.
Reakcja Wurtza – reakcja fluorowcopochodnych węglowodorów z sodem.
Reakcja substytucji – polega na podstawieniu atomu lub grupy atomów w cząsteczce jednego substratu przez inny atom lub grupę atomów drugiego substratu.
Reakcja eliminacji – polega na oderwaniu się prostej cząsteczki od cząsteczki substratu. W wyniku tego między atomami węgla powstaje wiązanie wielokrotne.

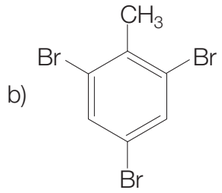
Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Podaj nazwy systematyczne podanych związków chemicznych.

a) 

c) $CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_2Br$

b) 

d) $CH_3{-}CH_2{-}\underset{\displaystyle Cl}{\overset{\displaystyle Cl}{C}}{-}CH_2{-}CH{=}CH_2$

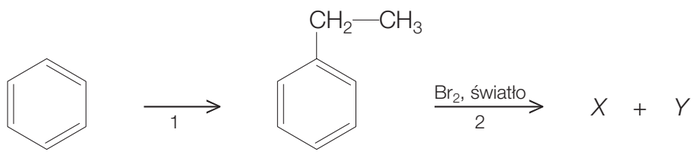
2. Napisz wzory półstrukturalne związków chemicznych o podanych nazwach systematycznych.
a) 1-chloroprop-1-en
b) 2,3-dibromobut-1-en
c) 2-bromo-3-chloropent-1-en
d) 1,2-dichlorocyklopentan

3. Ustal wzór rzeczywisty chloropochodnej węglowodoru, wiedząc, że jej masa cząsteczkowa wynosi 237 u i zawiera ona 89,9 % chloru oraz 10,1 % węgla.

4. Napisz równania reakcji chemicznych (1–3) **przedstawionych na schemacie.** Zastosuj wzory półstrukturalne związków organicznych.

propan $\xrightarrow{1}$ 1-bromopropan $\xrightarrow{2}$ propen $\xrightarrow{3}$ 2-chloropropan

5. Napisz równania reakcji chemicznych (1–2) **przedstawionych na schemacie oraz wzory substancji organicznych oznaczonych literami *X* i *Y*.**



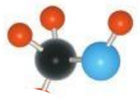
6. Napisz wzór półstrukturalny fluorowcopochodnej butanu, z której można otrzymać but-1-en. Napisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej.

7. Określ, czy reakcja chlorowania metanu jest reakcją redoks. Odpowiedź uzasadnij.

$CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{\text{światło}} CH_3Cl + HCl$

8. Metylobenzen (toluen) poddano chlorowaniu w obecności światła. W wyniku reakcji chemicznej powstało 11 g (chlorometylo)benzenu.
Oblicz, ile gramów metylobenzenu uległo chlorowaniu, jeżeli wydajność tej reakcji chemicznej wynosiła 90 %.

14 Alkohole monohydroksylowe



Rys. 52. Model fragmentu cząsteczki alkoholu monohydroksylowego.

Modele atomów:
węgla, tlenu, wodoru

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *alkohole, alkohole monohydroksylowe, grupa hydroksylowa, denaturacja, kontrakcja, reakcja eliminacji*
- zapisywanie wzorów alkoholi monohydroksylowych na podstawie ich nazw
- zapisywanie nazw alkoholi monohydroksylowych na podstawie ich wzorów
- ustalanie rzędowości alkoholi
- zapisywanie równań reakcji chemicznych, którym ulegają alkohole monohydroksylowe
- opisywanie zachowania alkoholi pierwszo-, drugo- i trzeciorzędowych wobec utleniaczy

Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów:
- Fluorowcopochodne węglowodorów
- **Alkohole monohydroksylowe**
- Alkohole polihydroksylowe
- Fenole

Alkohole – związki chemiczne zawierające grupę funkcyjną —OH (grupę hydroksylową) połączoną z atomem węgla o hybrydyzacji orbitali walencyjnych typu sp^3.

Pochodne węglowodorów, w których atom (lub atomy) wodoru (połączony z atomem węgla o hybrydyzacji orbitali walencyjnych typu sp^3) został zastąpiony grupą funkcyjną – **grupą hydroksylową** —OH, to **alkohole** (rys. 52.).

Podział alkoholi

Alkohole dzieli się ze względu na:

▸ **liczbę grup hydroksylowych** —OH w cząsteczce alkoholu

alkohole

monohydroksylowe (jednowodorotlenowe), zawierające jedną grupę —OH, np.
$CH_3\mathbf{OH}$
metanol

polihydroksylowe (wielowodorotlenowe), zawierające przynajmniej dwie grupy —OH, np.
$CH_2(\mathbf{OH})—CH_2\mathbf{OH}$
etano-1,2-diol

▸ **rzędowość atomu węgla** związanego z grupą —OH

alkohole

pierwszorzędowe (1°, I-rzędowe), w których grupa —OH jest związana z pierwszorzędowym atomem węgla, np.
$CH_3—CH_2—OH$
etanol

drugorzędowe (2°, II-rzędowe), w których grupa —OH jest związana z drugorzędowym atomem węgla, np.
$CH_3—CH(OH)—CH_3$
propan-2-ol

trzeciorzędowe (3°, III-rzędowe), w których grupa —OH jest związana z trzeciorzędowym atomem węgla, np.
$(CH_3)_3C—OH$
2-metylopropan-2-ol

Nie istnieją alkohole czwartorzędowe, ponieważ atom węgla tworzy tylko cztery wiązania.

▸ **rodzaj grupy węglowodorowej** w cząsteczce alkoholu

alkohole

nasycone, w których grupa —OH jest połączona z grupą węglowodorową pochodzącą od alkanu, np.
CH_3OH
metanol

nienasycone, w których grupa —OH jest połączona z grupą węglowodorową pochodzącą od alkenu lub alkinu, np.
$CH_2=CH—CH_2—OH$
prop-2-en-1-ol

cykliczne, w których grupa —OH jest połączona z atomem węgla w pierścieniu niearomatycznym, np.
cykloheksanol

aromatyczne, w których grupa —OH jest połączona z łańcuchem węglowym łączącym się z pierścieniem aromatycznym, np.
fenylometanol (alkohol benzylowy)

W alkoholach aromatycznych **grupa —OH nie jest połączona bezpośrednio** z atomem węgla pierścienia aromatycznego.

Występowanie alkoholi monohydroksylowych

W środowisku przyrodniczym alkohole, zwłaszcza te o długich łańcuchach węglowych, najczęściej są składnikami olejków eterycznych, wosków i tłuszczów. Znajdują się zarówno w organizmach roślinnych, jak i zwierzęcych.

Cytronelol $C_{10}H_{20}O$ to alkohol, który występuje w olejkach eterycznych wielu roślin, m.in. niektórych gatunków róży, melisy, trawy cytrynowej, w liściach cytryny, geranium i pomarańczy. Alkoholem jest też mentol $C_{10}H_{20}O$ – główny składnik olejku miętowego (fot. 56.). Do alkoholi zalicza się także cholesterol $C_{27}H_{46}O$, który w dużych ilościach znajduje się w niektórych owocach, np. w awokado, oraz w tłuszczach zwierzęcych i mięsie. Pszczoły, kiedy sygnalizują znalezienie pokarmu, wydzielają geraniol $C_{10}H_{18}O$. Z kolei bombikol $C_{16}H_{30}O$ to alkohol nienasycony będący feromonem samicy jedwabnika morwowego. Heksadekan-1-ol $C_{16}H_{34}O$ jest składnikiem olbrotu, substancji powstającej w płacie czołowym kaszalota. Substancja ta była popularna w przemyśle kosmetycznym i farmaceutycznym, jednak ochrona kaszalotów spowodowała, że coraz częściej wykorzystuje się jej syntetyczny zamiennik.



Fot. 56. Mięta ze względu na swój smak i zapach jest często wykorzystywana jako przyprawa.

Budowa cząsteczek alkoholi monohydroksylowych

Cząsteczki alkoholi są zbudowane z grupy węglowodorowej i grupy funkcyjnej —OH nazywanej **grupą hydroksylową**.

Wzór ogólny alkoholi:

$$R—OH$$

◂ Wzór ogólny alkoholi

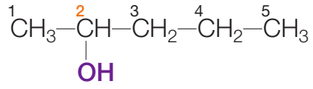
gdzie:
—*R* – grupa węglowodorowa (np. alkilowa),
—OH – grupa hydroksylowa.

Nazewnictwo alkoholi monohydroksylowych

Alkohole monohydroksylowe wywodzące się od alkanów nazywa się także **alkanolami**.

Nazwy systematyczne alkoholi tworzy się od nazw odpowiednich węglowodorów, dodając końcówkę „**-ol**", która oznacza obecność grupy hydroksylowej w cząsteczce alkoholu. Położenie grupy –OH zaznacza się przez podanie lokantu. Lokant umieszcza się przed końcówką „**-ol**" i oddziela od niej oraz nazwy rdzenia kreskami.

Atomy węgla w łańcuchu numeruje się tak, aby lokant, przy którym znajduje się grupa hydroksylowa, miał jak najmniejszą wartość, np.:



pentan-2-ol

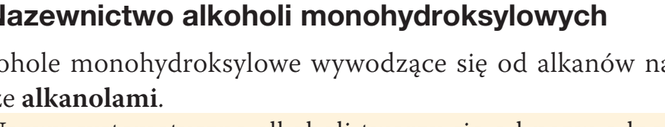
W przypadku alkoholi – oprócz nazw systematycznych – stosuje się też nazwy zwyczajowe. Składają się one ze słowa **alkohol** oraz przymiotnika pochodzącego od nazwy grupy alkilowej, np. alkohol metylowy.

Atomy węgla w łańcuchu alkoholu numeruje się tak, aby lokant, przy którym znajduje się grupa –OH, miał jak **najmniejszą wartość**.

Szereg homologiczny nierozgałęzionych alkoholi monohydroksylowych

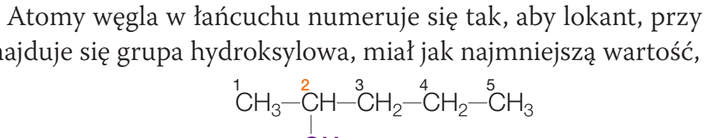
W szeregu homologicznym nierozgałęzione alkohole monohydroksylowe są uporządkowane według zwiększającej się liczby atomów węgla w cząsteczce.

Najprostszym alkoholem monohydroksylowym jest **metanol**, nazywany też **alkoholem metylowym**. To pochodna metanu, w którym jeden atom wodoru został zastąpiony grupą hydroksylową –OH:



CH_4 metan | CH_3- metyl | CH_3OH metanol

Drugim alkoholem w szeregu homologicznym alkoholi monohydroksylowych jest **etanol**, czyli **alkohol etylowy**. Stanowi on pochodną etanu:



CH_3-CH_3 etan | CH_3-CH_2- etyl | CH_3CH_2OH etanol

Każdy kolejny związek chemiczny w tym szeregu ma w cząsteczce o jeden atom węgla i dwa atomy wodoru (jedną grupę metylenową $-CH_2-$) więcej niż poprzedni.

Metanol CH_3OH jest bardzo silną trucizną. **Wdychanie lub spożycie nawet niewielkiej ilości tego alkoholu poraża układ nerwowy, powoduje silne zatrucie, a nawet śmierć.**

Wzór ogólny nierozgałęzionych alkoholi monohydroksylowych:

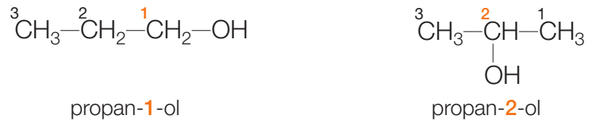
$$C_nH_{2n+1}OH$$

gdzie:
n – liczba naturalna; liczba atomów węgla w cząsteczce alkoholu monohydroksylowego; $n \geq 1$,
–OH – grupa hydroksylowa.

Wzór ogólny nierozgałęzionych alkoholi monohydroksylowych

Izomeria konstytucyjna alkoholi monohydroksylowych

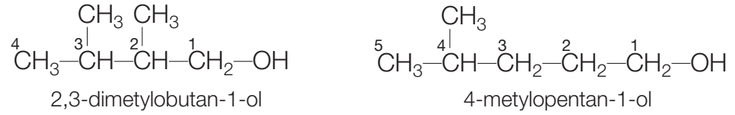
Począwszy od propanu, alkohole mają izomery, które różnią się **położeniem grupy funkcyjnej –OH**, np. propanol występuje w postaci dwóch izomerów:



propan-1-ol | propan-2-ol

izomery C_3H_8O

W propan-1-olu i propan-2-olu występuje **izomeria położenia podstawnika** –OH. Wśród alkoholi, podobnie jak u alkanów, występuje również **izomeria szkieletowa** (izomery różnią się budową grupy węglowodorowej) łańcucha węglowego:

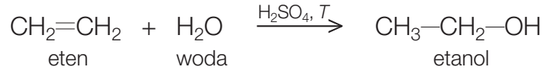


2,3-dimetylobutan-1-ol | 4-metylopentan-1-ol

Otrzymywanie alkoholi monohydroksylowych

Nasycone alkohole monohydroksylowe otrzymuje się w następujących reakcjach.

- **Reakcja addycji wody do cząsteczek alkenów**, np.:



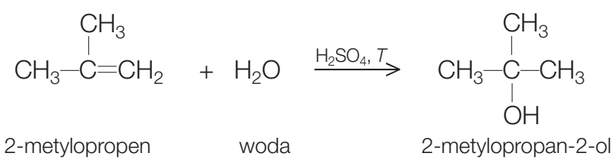
eten + woda → etanol

addycja cząsteczki wody do cząsteczki alkenu

Kwas siarkowy(VI) jest katalizatorem tej reakcji chemicznej.

Reakcja uwodnienia (hydratacji) niesymetrycznych cząsteczek alkenów przebiega zgodnie z regułą Markownikowa:

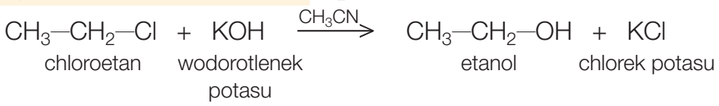
Reguła Markownikowa
→ patrz s. 96



2-metylopropen + woda → 2-metylopropan-2-ol

reakcja zachodząca zgodnie z regułą Markownikowa

- **Reakcja substytucji grupą hydroksylową** atomu fluorowca w cząsteczce fluorowcoalkanu, np.:



chloroetan + wodorotlenek potasu → etanol + chlorek potasu

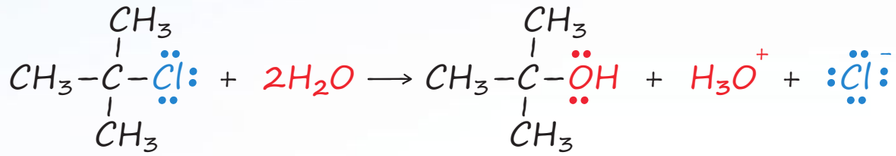
substytucja nukleofilowa

Mechanizm reakcji substytucji nukleofilowej

Podczas tej reakcji chemicznej jeden podstawnik (tzw. grupa opuszczająca) jest zastępowany przez inny – nukleofil. Wolna para elektronowa nukleofila tworzy wiązanie chemiczne z atomem węgla substratu. W zależności m.in. od warunków, w jakich zachodzi reakcja, i struktury cząsteczki reakcja może przebiegać według jednego z dwóch mechanizmów: S_N1 lub S_N2.

Reakcja substytucji nukleofilowej jednocząsteczkowej S_N1

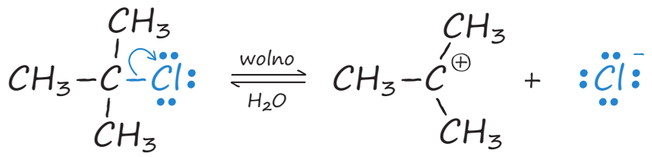
Reakcja **S_N1** zachodzi w dwóch etapach. W etapie pierwszym grupa opuszczająca odłącza się, w wyniku czego powstaje karbokation. W etapie drugim karbokation reaguje z nukleofilem. Reakcji tej ulegają związki chemiczne z grupą opuszczającą przy trzeciorzędowym atomie węgla. Ta reakcja zachodzi szybciej w rozpuszczalnikach polarnych protycznych (protonowych), takich jak np. woda, alkohol. Zgodnie z mechanizmem S_N1 zachodzi reakcja 2-chloro-2-metylopropanu z wodą:



2-chloro-2-metylopropan — 2-metylopropan-2-ol

Etap 1. **Powstanie karbokationu**

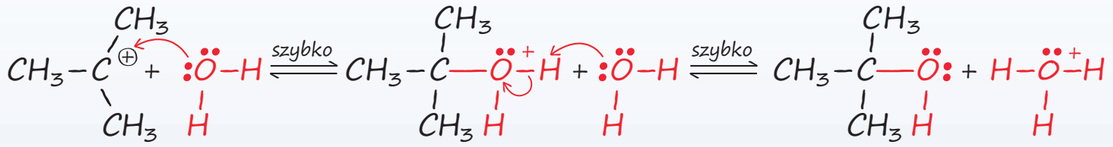
Pod wpływem polarnego rozpuszczalnika anion chlorkowy odłącza się od substratu, w wyniku czego powstaje karbokation trzeciorzędowy:



karbokation 3°

Etap 2. **Atak nukleofila**

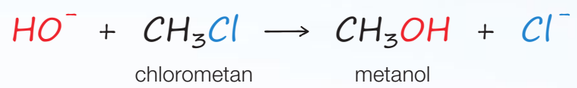
Karbokation $(CH_3)_3C^{\oplus}$ (kwas Lewisa) jest bardzo reaktywny i szybko reaguje z dostępnym nukleofilem – parą elektronową cząsteczki wody (zasada Lewisa). Produktem tej reakcji jest protonowany alkohol, który pod wpływem kolejnej cząsteczki wody oddaje proton. Produktami reakcji są 2-metylopropan-2-ol i jon oksoniowy:



protonowany alkohol — 2-metylopropan-2-ol — jon oksoniowy

Reakcja substytucji nukleofilowej dwucząsteczkowej S_N2

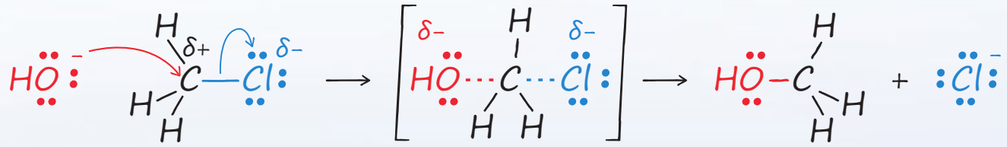
Reakcja **S_N2** zachodzi w jednym etapie. Nukleofil atakuje substrat od strony przeciwnej do grupy opuszczającej i wypiera ją. Zgodnie z mechanizmem S_N2 przebiegają reakcje związków chemicznych z grupą opuszczającą przy pierwszorzędowym (rzadziej drugorzędowym) atomie węgla z silnymi nukleofilami. Reakcje te zachodzą w rozpuszczalnikach polarnych aprotycznych (aprotonowych), np. reakcja chlorometanu z mocnym wodorotlenkiem:



chlorometan — metanol

Etap 1. **Atak nukleofila**

Anion wodorotlenkowy OH^- (nukleofil) atakuje elektrofilowy atom węgla od strony przeciwnej, niż znajduje się atom chloru, który stanowi grupę opuszczającą. Powoduje to przesunięcie elektronów wiązania C–Cl w stronę atomu chloru, a następnie całkowite zerwanie tego wiązania. Jednocześnie tworzy się wiązanie między atomem węgla i nukleofilem (–OH):



stan przejściowy — metanol

Czynniki wpływające na szybkość reakcji substytucji nukleofilowej

Szybkość reakcji substytucji nukleofilowej zależy od czterech głównych czynników. Są nimi:

1 **Struktura substratu**

W reakcji S_N2 najszybciej reagują substraty o małej zawadzie sterycznej, czyli substraty zawierające grupę opuszczającą przy pierwszorzędowym atomie węgla. Reakcja S_N1 zachodzi szybciej, jeśli substrat tworzy trwalszy karbokation.

! Najtrwalsze są karbokationy trzeciorzędowe.

2 **Nukleofil**

Reakcja S_N2 przebiega szybciej z udziałem silnego nukleofila (np. OH^-, CN^-, I^-). Z kolei w reakcji S_N1 nukleofil ma mniejsze znaczenie, bo atakuje dopiero po utworzeniu karbokationu.

3 **Grupa opuszczająca**

Dobra grupa opuszczająca to taka, która łatwo odchodzi i stabilizuje ładunek ujemny. Im lepsza (bardziej reaktywna) jest grupa opuszczająca, tym szybciej zachodzi reakcja chemiczna.

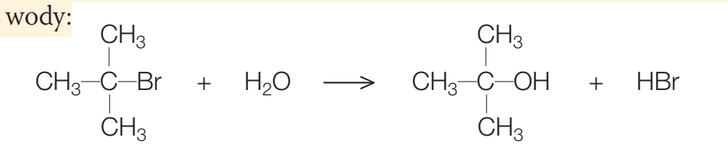


reaktywność wybranych grup opuszczających

4 **Rozpuszczalnik**

Rozpuszczalniki polarne aprotyczne (np. aceton, chloroform) sprzyjają zachodzeniu reakcji S_N2, a rozpuszczalniki polarne protyczne (np. woda, alkohol) sprzyjają zachodzeniu reakcji S_N1.

Pierwszorzędowe i niektóre drugorzędowe fluorowcoalkany reagują z wodorotlenkiem potasu w acetonitrylu CH_3CN jako rozpuszczalniku. Trzeciorzędowe fluorowcoalkany przekształcają się w alkohole pod wpływem wody:



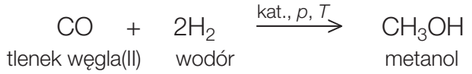
2-bromo-2-metylopropan woda 2-metylopropan-2-ol bromowodór

Alkohole monohydroksylowe można też otrzymać m.in. w reakcjach redukcji związków karbonylowych takich jak aldehydy, ketony, kwasy karboksylowe i estry. Reakcje te zostaną omówione w 4. części podręcznika.

gaz syntezowy
mieszanina CO i H_2

Niektóre alkohole otrzymuje się w charakterystyczny dla nich sposób. Na przykład **metanol** uzyskuje się z **gazu syntezowego** w temperaturze 300 °C, pod ciśnieniem 20 MPa i w obecności mieszaniny ZnO i Cr_2O_3 jako katalizatora:

reakcja otrzymywania CH_3OH

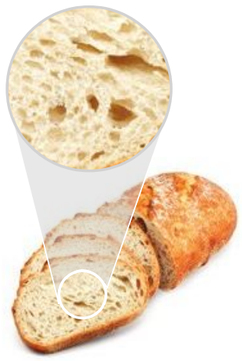


tlenek węgla(II) wodór metanol

Metanol powstaje również w wyniku suchej destylacji drewna. Stąd wywodzi się jego dawna nazwa zwyczajowa – **spirytus drzewny**.

Fermentacja alkoholowa

powstający CO_2 powoduje spulchnianie ciasta



Fot. 57. Drożdże, które wykorzystuje się do wypieków, powodują fermentację cukrów.

fermentacja alkoholowa

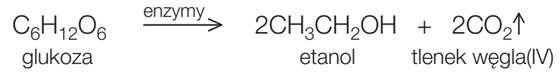
Etanol do celów spożywczych uzyskuje się w wyniku **fermentacji alkoholowej sacharydów** (cukrów) zawartych w bulwach, nasionach i owocach roślin. Fermentacja zachodzi w nich pod wpływem enzymów (biokatalizatorów) wytwarzanych m.in. przez drożdże (fot. 57.).

Biokatalizatorami są zazwyczaj substancje pochodzenia naturalnego, które umożliwiają zajście reakcji chemicznej lub przyspieszają jej przebieg. Enzymy te są wydzielane przez bakterie lub drożdże.

Procesy fermentacji są powszechnie stosowanym sposobem przetwarzania żywności i można je podzielić na:

- **fermentacje beztlenowe**, zachodzące przy bardzo ograniczonym dostępie tlenu, np. fermentacje alkoholowa i mlekowa,
- **fermentacje tlenowe**, zachodzące przy nieograniczonym dostępie tlenu, np. fermentacja octowa.

Sumaryczne równanie reakcji fermentacji alkoholowej ma postać:



glukoza etanol tlenek węgla(IV)

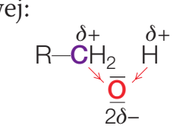
W rzeczywistości fermentacja alkoholowa jest procesem złożonym. W jego wyniku otrzymuje się 15–18-procentowy roztwór etanolu. Jest on zanieczyszczony produktami ubocznymi fermentacji, m.in.: propano-1,2,3-triolem (glicerolem), kwasem etanowym (kwasem octowym) i metanolem. Czysty etanol wyodrębnia się z tej mieszaniny przez **rektyfikację** (wielokrotną destylację). Otrzymany w ten sposób spirytus rektyfikowany (fot. 58., s. 213) jest ok. 96-procentowym roztworem etanolu w wodzie.

Proces fermentacji alkoholowej wykorzystywany jest także w produkcji innych wyrobów alkoholowych, np. wina.

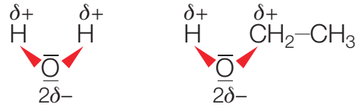
Właściwości alkoholi monohydroksylowych

Decydujący wpływ na właściwości alkoholi monohydroksylowych, oprócz szkieletu węglowodorowego –R, ma obecność polarnej grupy funkcyjnej –OH.

Występujące w grupie hydroksylowej wiązanie kowalencyjne –O–H jest spolaryzowane w kierunku atomu tlenu na skutek różnicy elektroujemności atomów tlenu i wodoru. Podobna polaryzacja występuje dla wiązania C–O między atomem węgla grupy węglowodorowej i atomem tlenu grupy hydroksylowej:



Cząsteczki alkoholi mają **budowę polarną**, podobnie jak cząsteczki wody (rys. 53.).



woda etanol

Rys. 53. Porównanie budowy cząsteczek wody i etanolu.

Z powodu obecności polarnych grup –OH cząsteczki alkoholi ulegają **asocjacji** na skutek tworzenia wiązań wodorowych (rys. 54.), co jest przyczyną wysokiej temperatury wrzenia i topnienia tych związków chemicznych.

Alkohole dobrze rozpuszczają się w wodzie i rozpuszczalnikach polarnych. Wraz z wydłużaniem się łańcucha węglowego zmniejsza się wpływ grupy –OH na właściwości alkoholi – zmniejsza się ich rozpuszczalność w wodzie, a zwiększa gęstość. Alkohole, które mają 12 lub więcej atomów węgla w cząsteczce, są nierozpuszczalnymi w wodzie, bezzapachowymi substancjami stałymi (tabela 24.).

Tabela 24. Właściwości wybranych alkoholi

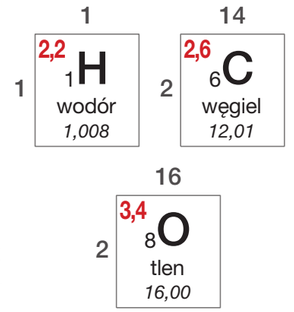
Nazwa systematyczna alkoholu	Wzór półstrukturalny skrócony	Stan skupienia	Temperatura wrzenia*, °C
metanol	CH_3OH	ciecz	65
etanol	$CH_3–CH_2OH$	ciecz	78
heptan-1-ol	$CH_3–(CH_2)_5–CH_2OH$	ciecz	176
oktan-1-ol	$CH_3–(CH_2)_6–CH_2OH$	ciecz oleista	194
dodekan-1-ol	$CH_3–(CH_2)_{10}–CH_2OH$	substancja stała	255

* Temperatury wrzenia wyznaczone dla p = 1013 hPa.

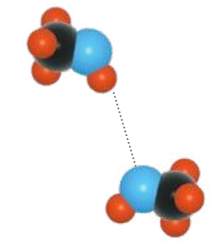


Fot. 58. Spirytus rektyfikowany otrzymuje się w specjalnych kolumnach rektyfikacyjnych wykonanych z miedzi lub ze stali szlachetnej.

Elektroujemność w skali Paulinga



Asocjacja – łączenie się cząsteczek w większe zespoły.



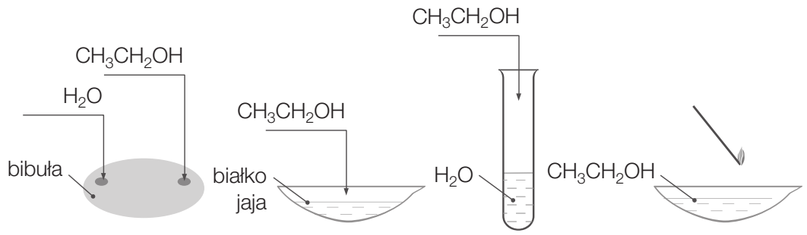
Rys. 54. Model wiązania wodorowego między polarnymi cząsteczkami metanolu.

Modele atomów:
węgla, tlenu, wodoru

Doświadczenie 16. CH_3CH_2OH

Badanie właściwości etanolu

Odczynniki: etanol, woda, białko jaja.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: parownice, probówka, łuczywo, pipety Pasteura, korek, uniwersalny papierek wskaźnikowy, bibuła, zapalniczka.
Instrukcja: a) Na bibułę nanieś kroplę etanolu. Dla porównania obok nanieś kroplę wody. Sprawdź wygląd bibuły po 5 minutach.
b) Dodaj kroplę etanolu do niewielkiej ilości białka umieszczonego w parownicy.
c) Probówkę napełnij wodą do $\frac{1}{4}$ objętości, a następnie bardzo powoli wlej po ściankach (najlepiej za pomocą pipety) taką samą ilość etanolu. Zaznacz poziom cieczy w probówce. Zamknij ją korkiem i energicznie wstrząśnij. Odstaw probówkę i ponownie zaznacz poziom cieczy.
d) Do parownicy wlej 1 cm^3 etanolu i zanurz w nim uniwersalny papierek wskaźnikowy. Określ stan skupienia, barwę i zapach etanolu.
Zbliż do etanolu zapalone łuczywo (schemat).



Obserwacje:

- Etanol odparował z bibuły szybciej niż woda (fot. 59.).



Fot. 59. Porównanie lotności etanolu i wody.

- Po dodaniu etanolu do białka jaja powstała biała substancja stała (fot. 60.).



Fot. 60. Wpływ etanolu na białko jaja.

Ścinanie się białka pod wpływem etanolu potwierdza **szkodliwe działanie etanolu na organizmy, w tym na organizm człowieka**.

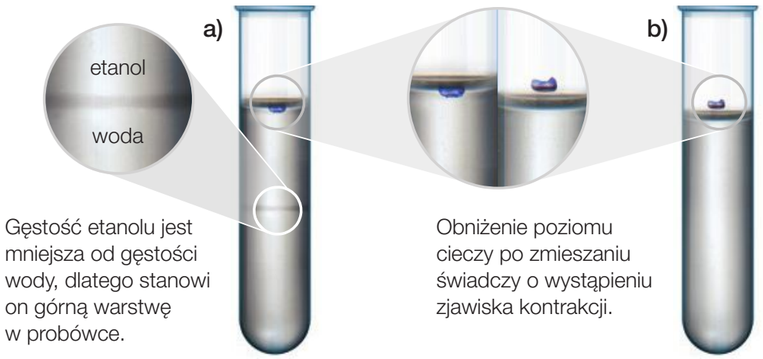
ciąg dalszy doświadczenia na s. 215

Etanol jest **bardziej lotny od wody**, gdyż ma **niższą temperaturę** wrzenia, a więc szybciej paruje.

Denaturacja – proces ścinania się białka.

początek doświadczenia na s. 214

- Etanol ostrożnie wlewany do probówki z wodą utworzył górną warstwę. Można było zauważyć granicę między cieczami. Po wymieszaniu granica zanikła i zmniejszyła się objętość roztworu (fot. 61.).



Fot. 61. Mieszanie etanolu z wodą: a) objętość cieczy przed wymieszaniem; b) zmniejszenie objętości cieczy po wymieszaniu.

- Uniwersalny papierek wskaźnikowy po zanurzeniu w etanolu nie zmienił swojego zabarwienia.
- Etanol jest bezbarwną cieczą o charakterystycznym zapachu.
- Po zbliżeniu zapalonego łuczywa etanol zapalił się jasnoniebieskim płomieniem (fot. 62.).



Fot. 62. Spalanie etanolu.

Wniosek:

- Etanol jest cieczą bardziej lotną od wody.
- Białko ulega denaturacji (ścina się) pod wpływem etanolu.
- Gęstość etanolu jest mniejsza od gęstości wody. Etanol bardzo dobrze miesza się z wodą – następuje zjawisko zmiany objętości roztworu etanolu o mniej więcej 4 % (procent objętościowy) nazywane zjawiskiem **kontrakcji**. Wyjaśnia je powstawanie wiązań wodorowych między cząsteczkami alkoholu i wody. Oddziaływania te powodują zmniejszenie odległości między cząsteczkami wody i etanolu, a tym samym zmniejszenie objętości cieczy.
- Wodny roztwór etanolu ma odczyn obojętny.
- Etanol jest substancją łatwopalną. Reakcja spalania etanolu przy nieograniczonym dostępie tlenu zachodzi zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{etanol}}{CH_3CH_2OH} + \underset{\text{tlen}}{3O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{2CO_2} + \underset{\text{woda}}{3H_2O}$$

W warunkach **ograniczonego dostępu tlenu** zachodzi spalanie niecałkowite Produktami są tlenek węgla(II) CO i woda H_2O lub sadza C i woda H_2O.

Kontrakcja – zjawisko fizyczne, które polega na zmianie objętości roztworu na skutek oddziaływań między składnikami mieszaniny.

Alkohole **nie ulegają dysocjacji elektrolitycznej**.

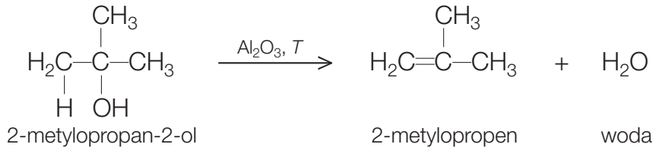
spalanie całkowite
CH_3CH_2OH

Reakcje chemiczne alkoholi monohydroksylowych

Dzięki obecności grupy hydroksylowej **alkohole są związkami** chemicznymi **o dużej reaktywności**.

Alkohole monohydroksylowe ulegają **reakcji dehydratacji** (odwodnienia). Polega ona na odłączeniu cząsteczki wody od alkoholu, w wyniku czego powstaje alken. Pary alkoholu przepuszcza się nad rozgrzanym tlenkiem glinu, który wiąże wodę i jest katalizatorem tej reakcji chemicznej:

eliminacja



2-metylopropan-2-ol — 2-metylopropen — woda

Reakcja dehydratacji zachodzi także pod wpływem roztworu kwasu siarkowego(VI). Najłatwiej ulegają jej alkohole trzeciorzędowe. Natomiast alkohole pierwszo- i drugorzędowe wymagają użycia stężonego roztworu kwasu i wyższej temperatury.

Alkohole ulegają **reakcjom substytucji** zgodnie **z mechanizmem nukleofilowym**. Substytucji może ulegać cała grupa hydroksylowa lub tylko atom wodoru z grupy hydroksylowej.

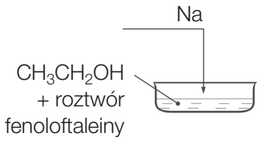
Doświadczenie 17.



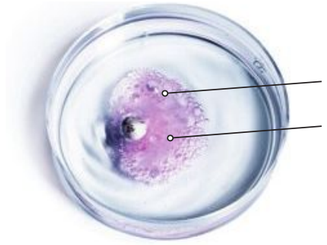
Reakcja etanolu z sodem

Reakcja z sodem jest niebezpieczna. Zachowaj szczególną ostrożność.

Odczynniki: etanol, roztwór fenoloftaleiny, sód.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: szalka Petriego, bibuła filtracyjna, pęseta, nóż, łuczywo, zapalniczka.
Instrukcja: Na szalkę wlej niewielką objętość etanolu i kroplę roztworu fenoloftaleiny. Wyjmij z pojemnika pęsetą sód, osusz go bibułą filtracyjną, odetnij nożem niewielki kawałek i dodaj go do etanolu (schemat). Ostrożnie sprawdź palność wydzielającego się gazu – zbliż zapalone łuczywo do szalki Petriego.



Obserwacje: Wydzielają się pęcherzyki bezbarwnego gazu, który zapala się z charakterystycznym dźwiękiem. Zawartość szalki przyjmuje barwę różowoczerwoną (malinową) (fot. 63.).



Fot. 63. Reakcja etanolu z sodem.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 217

początek doświadczenia na s. 216

Wniosek: Jednym z produktów reakcji chemicznej sodu z etanolem jest palny gaz – wodór. Różowoczerwona (malinowa) barwa roztworu świadczy o powstaniu związku chemicznego, którego roztwór ma odczyn zasadowy.

Przebieg tej reakcji chemicznej przedstawia równanie:

$$\underset{\text{etanol}}{2CH_3CH_2OH} + \underset{\text{sód}}{2Na} \longrightarrow \underset{\substack{\text{etanolan sodu}\\(\text{etoksylan sodu})}}{2CH_3CH_2ONa} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

Wodór wyparty przez sód pochodzi z **grupy hydroksylowej**.

W **reakcji alkoholi z metalami aktywnymi chemicznie** bierze udział atom wodoru z grupy hydroksylowej. **Metale aktywne** chemicznie (Na, K, a na gorąco również Ca i Mg) **wypierają wodór** z alkoholi, podobnie jak z wody i kwasów. Wiązanie polarne w grupie hydroksylowej alkoholu ulega rozerwaniu. Produktem tej reakcji chemicznej jest **alkoholan** – związek chemiczny o charakterze soli, a wodór wydziela się w postaci gazowej. Alkoholan ulega w wodzie reakcji hydrolizy typowej dla soli słabych kwasów i mocnych zasad. Nadmiar jonów wodorotlenkowych OH^- nadaje roztworowi **odczyn zasadowy**, dlatego fenoloftaleina w zlewce barwi się na różowoczerwono (malinowo).

CH_3CH_2ONa to związek chemiczny o **charakterze soli słabego kwasu** CH_3CH_2OH i **mocnej zasady** NaOH.

Dysocjacja elektrolityczna etanolanu sodu (mocnego elektrolitu) w roztworze wodnym przebiega zgodnie z równaniem:

$$\underset{\substack{\text{etanolan sodu}\\(\text{etoksylan sodu})}}{CH_3CH_2ONa} \xrightarrow{H_2O} \underset{\substack{\text{anion etanolanowy}\\(\text{anion etoksylanowy})}}{CH_3CH_2O^-} + \underset{\text{kation sodu}}{Na^+}$$

Aniony etanolanowe $CH_3CH_2O^-$, powstające podczas dysocjacji elektrolitycznej etanolanu sodu, reagują z wodą zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry'ego. W wyniku hydrolizy powstają etanol i anion wodorotlenkowy OH^-:

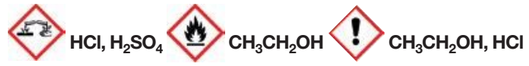
$$\underset{\substack{\text{anion etanolanowy}\\(\text{anion etoksylanowy})}}{CH_3CH_2O^-} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{etanol}}{CH_3CH_2—OH} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{wodorotlenkowy}}}{OH^-}$$

odczyn zasadowy

Alkohole **nie ulegają dysocjacji elektrolitycznej**, a ich wodne roztwory **mają odczyn obojętny**. Jednak reakcja etanolu z sodem wskazuje na ich bardzo słaby charakter kwasowy. Reakcja ta najłatwiej zachodzi dla alkoholi pierwszorzędowych, a najtrudniej dla alkoholi trzeciorzędowych. Metanol i etanol mają kwasowość porównywalną z kwasowością wody. Pozostałe alkohole są kwasami znacznie słabszymi od wody.

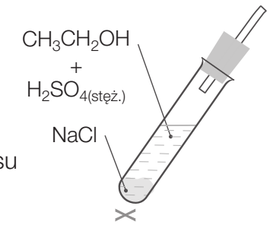
Alkohole reagują także z fluorowcowodorami w środowisku kwasowym, co świadczy o ich bardzo słabym charakterze zasadowym. Reakcja ta zachodzi najłatwiej dla alkoholi trzeciorzędowych, a najtrudniej dla alkoholi pierwszorzędowych.

Doświadczenie 18.



Reakcja etanolu z chlorowodorem

Odczynniki: chlorek sodu, stężony roztwór kwasu siarkowego(VI), etanol.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, palnik, łuczywo, korek z rurką odprowadzającą, łyżka do odczynników, pipety.
Instrukcja: Do probówki dodawaj kolejno ok. 1 g chlorku sodu, ok. 1 cm^3 stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) i ok. 3 cm^3 etanolu (schemat). Ogrzewaj ostrożnie zawartość probówki, a następnie zapal gaz wydzielający się u jej wylotu.



Obserwacje: Z probówki wydziela się palny gaz (fot. 64.).



jednym z produktów jest palny gaz – chloroetan

Fot. 64. Reakcja etanolu z chlorowodorem.

Wniosek: W reakcji chemicznej stałego chlorku sodu z kwasem siarkowym(VI) powstaje chlorowodór. Otrzymany chlorowodór reaguje z etanolem. Produktem reakcji chemicznej jest palny gaz – chloroetan:

$$\underset{\text{chlorek sodu}}{2NaCl} + \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4} \xrightarrow{T} \underset{\text{siarczan(VI) sodu}}{Na_2SO_4} + \underset{\text{chlorowodór}}{2HCl\uparrow}$$

$$\underset{\text{etanol}}{CH_3{-}CH_2{-}OH} + \underset{\text{chlorowodór}}{HCl} \xrightarrow{T} \underset{\text{chloroetan}}{CH_3{-}CH_2{-}Cl} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

substytucja nukleofilowa

Polarne wiązanie **C—O** w cząsteczce alkoholu **ulega rozerwaniu** i cała **grupa —OH** zostaje **zastąpiona atomem fluorowca** (wyjątkiem jest fluor).

Nukleofil: X^- (np. Cl^-, Br^-, I^-)

Reakcja alkoholu z fluorowcowodorem jest przykładem reakcji **substytucji nukleofilowej** w środowisku silnie kwasowym. Protony, pochodzące z dysocjacji kwasu H*X*, przyłączają się do wolnych par elektronowych atomu tlenu grupy —OH. Powstają jony **alkilooksoniowe**:

$$R{-}OH + H^+ \longrightarrow R{-}\overset{+}{O}H_2$$

Następnie te jony reagują z anionami fluorowca (pochodzącymi z dysocjacji kwasu H*X*) zgodnie z równaniem:

$$R{-}\overset{+}{O}H_2 + X^- \longrightarrow RX + H_2O$$

Reakcje otrzymywania etanolanu sodu i chloroetanu to przykłady reakcji substytucji nukleofilowej, przebiegającej z udziałem grupy hydroksylowej. **Ulegają jej wszystkie alkohole**. Przebieg i szybkość tych reakcji zależą od rzędowości alkoholi, co umożliwia ich rozróżnienie.

Badanie zachowania alkoholi wobec utleniaczy

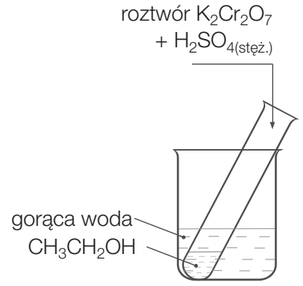
W celu wykrycia etanolu można przeprowadzić reakcję chemiczną z dichromianem(VI) potasu ($K_2Cr_2O_7$) w środowisku kwasowym.

Doświadczenie 19.



Wykrywanie obecności etanolu

Odczynniki: etanol, roztwór dichromianu(VI) potasu, stężony roztwór kwasu siarkowego(VI), gorąca woda.
Szkło laboratoryjne: probówka, zlewka, pipety.
Instrukcja: Do probówki zawierającej ok. 3 cm^3 etanolu dodaj dwie krople roztworu dichromianu(VI) potasu i kroplę stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI). Probówkę umieść w zlewce z gorącą wodą (schemat).



Zachowaj szczególną ostrożność. Podczas nalewania H_2SO_4 używaj okularów i rękawic ochronnych.

Obserwacje: Roztwór w probówce zmienił barwę z pomarańczowej na granatowozieloną (fot. 65.).



przed reakcją chemiczną – pomarańczowa barwa roztworu jest spowodowana obecnością jonów $Cr_2O_7^{2-}$

po reakcji chemicznej – roztwór zmienia barwę na granatowozieloną, co świadczy o redukcji jonów $Cr_2O_7^{2-}$ do jonów Cr^{3+}

Fot. 65. Wykrywanie etanolu.

Wniosek: Pomarańczowa barwa roztworu na początku doświadczenia świadczy o obecności jonów $Cr_2O_7^{2-}$. Granatowozielona barwa roztworu po zakończeniu reakcji chemicznej jest spowodowana obecnością jonów Cr^{3+}. Zaszła reakcja chemiczna, która jest typową reakcją utleniania-redukcji z udziałem związków organicznych:

$$\underset{\text{etanol}}{3CH_3{-}CH_2{-}OH} + \underset{\text{dichromian(VI) potasu}}{2K_2Cr_2O_7} + \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{8H_2SO_4} \longrightarrow$$

$$\longrightarrow \underset{\text{kwas etanowy (kwas octowy)}}{3CH_3{-}C(=O){-}OH} + \underset{\text{siarczan(VI) chromu(III)}}{2Cr_2(SO_4)_3} + \underset{\text{siarczan(VI) potasu}}{2K_2SO_4} + \underset{\text{woda}}{11H_2O}$$

Równanie reakcji chemicznej zachodzącej w doświadczeniu 19., s. 219 można uzgodnić, stosując metodę bilansu jonowo-elektronowego:

1. Zapisanie schematów reakcji utleniania i redukcji:

$$\overset{-I}{CH_3CH_2OH} \xrightarrow{\text{utlenianie}} \overset{III}{CH_3COOH} + 4e^-$$

$$\overset{VI}{Cr_2O_7^{2-}} + 6e^- \xrightarrow{\text{redukcja}} \overset{III}{2Cr^{3+}}$$

2. Uzgodnienie schematów reakcji utleniania i redukcji:

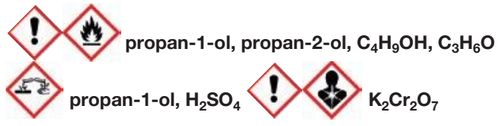
$$\overset{-I}{CH_3CH_2OH} + 5H_2O \longrightarrow \overset{III}{CH_3COOH} + 4e^- + 4H_3O^+ \qquad | \cdot 3$$

$$\overset{VI}{Cr_2O_7^{2-}} + 6e^- + 14H_3O^+ \longrightarrow \overset{III}{2Cr^{3+}} + 21H_2O \qquad | \cdot 2$$

3. Zapisanie równania reakcji utleniania i redukcji po wyrównaniu liczby oddanych i pobranych elektronów oraz zsumowaniu równań stronami:

$$3CH_3CH_2OH + 2Cr_2O_7^{2-} + 16H_3O^+ \longrightarrow 4Cr^{3+} + 3CH_3COOH + 27H_2O$$

Doświadczenie 20.

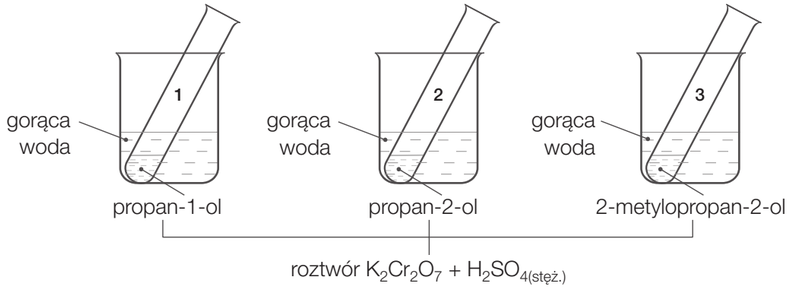


Badanie zachowania alkoholi pierwszo-, drugo- i trzeciorzędowych wobec utleniaczy

Odczynniki: propan-1-ol (alkohol 1°), propan-2-ol (alkohol 2°), 2-metylopropan-2-ol (alkohol 3°), stężony roztwór kwasu siarkowego(VI), roztwór dichromianu(VI) potasu, gorąca woda, propan-2-on (aceton).

Szkło laboratoryjne: probówki, zlewki, bagietki, pipety.

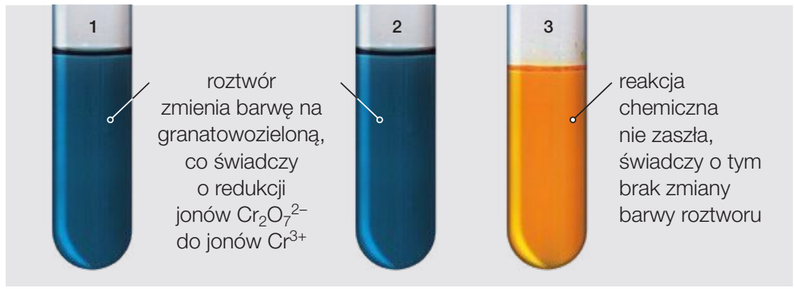
Instrukcja: Do probówek wlej kolejno po ok. 3 cm^3 alkoholi: do 1. probówki propan-1-olu, do 2. – propan-2-olu, do 3. – 2-metylopropan-2-olu. Następnie do probówek dodaj kilka kropli stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) i po ok. 2 cm^3 roztworu dichromianu(VI) potasu. Zawartość każdej z probówek ostrożnie wymieszaj bagietką i umieść je w zlewce z gorącą wodą (schemat). Po chwili sprawdź zapach substancji w probówkach i porównaj go z zapachem propan-2-onu.



ciąg dalszy doświadczenia na s. 221

początek doświadczenia na s. 220

Obserwacje: W probówkach 1. i 2. roztwór zmienił barwę z pomarańczowej na granatowozieloną (fot. 66.). W probówce 3. nie zaobserwowano zmian. Zapach substancji w probówce 2. jest taki sam jak zapach propan-2-onu.



Fot. 66. Utlenianie alkoholi za pomocą dichromianu(VI) potasu w środowisku kwasu siarkowego(VI).

Wniosek: Reakcje chemiczne zaszły w probówkach 1. i 2. Pomarańczowa barwa roztworu na początku doświadczenia świadczy o obecności jonów $Cr_2O_7^{2-}$. Granatowozielona barwa roztworu po zakończeniu reakcji chemicznej jest spowodowana obecnością jonów Cr^{3+}. Alkohole pierwszo- i drugorzędowe ulegają reakcji utleniania. Alkohol trzeciorzędowy się nie utlenia.

Zaszły reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:

Probówka 1. $3\overset{\text{propan-1-ol, alkohol 1°, reduktor}}{CH_3-CH_2-\overset{-I}{C}H_2-OH} + 2\overset{\text{dichromian(VI) potasu, utleniacz}}{K_2\overset{VI}{Cr}_2O_7} + 8\overset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4} \longrightarrow$

$\longrightarrow 3\overset{\text{kwas propanowy (kwas karboksylowy)}}{CH_3-CH_2-\overset{I}{C}(=O)-OH} + \overset{\text{siarczan(VI) chromu(III)}}{2Cr_2(SO_4)_3} + \overset{\text{siarczan(VI) potasu}}{2K_2SO_4} + \overset{\text{woda}}{11H_2O}$

Probówka 2. $3\overset{\text{propan-2-ol, alkohol 2°, reduktor}}{CH_3-\overset{0}{C}H(OH)-CH_3} + \overset{\text{dichromian(VI) potasu, utleniacz}}{K_2\overset{VI}{Cr}_2O_7} + \overset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{4H_2SO_4} \longrightarrow$

$\longrightarrow 3\overset{\text{propan-2-on (keton)}}{CH_3-\overset{II}{C}(=O)-CH_3} + \overset{\text{siarczan(VI) chromu(III)}}{\overset{III}{Cr_2}(SO_4)_3} + \overset{\text{siarczan(VI) potasu}}{K_2SO_4} + \overset{\text{woda}}{7H_2O}$

Współczynniki stechiometryczne w tych reakcjach chemicznych można ustalić metodą bilansu jonowo-elektronowego.

Alkohole pierwszo- i drugorzędowe ulegają reakcjom utleniania pod wpływem utleniaczy takich jak np. $K_2Cr_2O_7$, $KMnO_4$, CuO.

Produkty reakcji chemicznych zależą od rzędowości alkoholu, użytego utleniacza i zastosowanych warunków reakcji. Utlenianie alkoholi pierwszorzędowych **za pomocą dichromianu(VI) potasu w środowisku kwasowym** prowadzi do otrzymania kwasów karboksylowych, a alkoholi drugorzędowych – do otrzymania ketonów.

W analogiczny sposób alkohole pierwszo- i drugorzędowe reagują **z manganianem(VII) potasu w środowisku kwasowym**.

- **Alkohole pierwszorzędowe utleniają się do kwasów karboksylowych**. Reakcja zachodzi w dwóch etapach zgodnie z równaniami:

Etap 1. Utlenianie alkoholu do aldehydu

$$5CH_3CH_2OH + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 5CH_3CHO + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

etanol; manganian(VII) potasu; kwas siarkowy(VI); etanal (acetaldehyd); siarczan(VI) manganu(II); siarczan(VI) potasu; woda

Otrzymany aldehyd łatwo utlenia się do kwasu karboksylowego.

Etap 2. Utlenianie aldehydu do kwasu karboksylowego

$$5CH_3CHO + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 5CH_3COOH + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$$

etanal (acetaldehyd); manganian(VII) potasu; kwas siarkowy(VI); kwas etanowy (kwas octowy); siarczan(VI) manganu(II); siarczan(VI) potasu; woda

Ostatecznie równanie reakcji chemicznej można zapisać następująco:

$$5CH_3CH_2OH + 4KMnO_4 + 6H_2SO_4 \longrightarrow 5CH_3COOH + 4MnSO_4 + 2K_2SO_4 + 11H_2O$$

etanol; manganian(VII) potasu; kwas siarkowy(VI); kwas etanowy (kwas octowy); siarczan(VI) manganu(II); siarczan(VI) potasu; woda

- **Alkohole drugorzędowe utleniają się do ketonów** zgodnie z równaniem:

$$5CH_3{-}\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{C}}{-}CH_3 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 5CH_3{-}\overset{\displaystyle O}{\overset{||}{C}}{-}CH_3 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

propan-2-ol; manganian(VII) potasu; kwas siarkowy(VI); propan-2-on; siarczan(VI) manganu(II); siarczan(VI) potasu; woda

Gdy jako utleniacz zostanie zastosowany **tlenek miedzi(II) w podwyższonej temperaturze**, to:

- **alkohol pierwszorzędowy utleni się do aldehydu** zgodnie z równaniem:

$$CH_3CH_2OH + CuO \xrightarrow{T} CH_3CHO + Cu + H_2O$$

etanol; tlenek miedzi(II); etanal (acetaldehyd); miedź; woda

- **alkohol drugorzędowy utleni się do ketonu** zgodnie z równaniem:

$$CH_3{-}\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{C}}{-}CH_3 + CuO \xrightarrow{T} CH_3{-}\overset{\displaystyle O}{\overset{||}{C}}{-}CH_3 + Cu + H_2O$$

propan-2-ol; tlenek miedzi(II); propan-2-on; miedź; woda

Alkohole **pierwszorzędowe** utleniają się **do aldehydów** (np. z CuO), a w obecności silnych utleniaczy, takich jak $K_2Cr_2O_7$ czy $KMnO_4$, **do kwasów karboksylowych**. Z kolei alkohole **drugorzędowe**, niezależnie od rodzaju utleniacza, utleniają się **do ketonów**. Natomiast alkohole **trzeciorzędowe** nie ulegają utlenieniu, ponieważ ich budowa uniemożliwia oderwanie atomu wodoru niezbędnego do zajścia reakcji.

Wpływ etanolu na organizm człowieka

Etanol po spożyciu szybko wchłania się do krwi (w 95 %) z żołądka i jelita cienkiego. Jest **rozkładany w wątrobie** przy udziale enzymu – dehydrogenazy alkoholowej. W czasie przetwarzania etanolu zużywany jest tlen potrzebny do utleniania innych związków chemicznych, np. tłuszczów. To zaburza pracę całego organizmu. Pierwszym produktem utleniania jest związek chemiczny bardziej toksyczny od etanolu – aldehyd o nazwie systematycznej etanal (nazwa zalecana przez IUPAC – acetaldehyd). W kolejnych etapach etanal jest utleniany do kwasu etanowego (kwasu octowego), a ten dalej do tlenku węgla(IV):

$$CH_3{-}CH_2{-}OH \xrightarrow{\text{dehydrogenaza alkoholowa [O]}} CH_3{-}CHO \xrightarrow{[O]} CH_3{-}COOH$$

etanol; etanal (acetaldehyd); kwas etanowy (kwas octowy)

Etanol przyspiesza tętno, a tym samym przepływ krwi, co prowadzi do rozgrzania organizmu. Po szybkim rozgrzaniu następuje jednak niekontrolowana utrata ciepła, co może powodować wyziębienie organizmu, a niekiedy nawet śmierć człowieka z powodu zbyt niskiej temperatury jego ciała.

Do badania zawartości alkoholu w wydychanym powietrzu służy **alkomat** (fot. 67.). Jednak najbardziej wiarygodne jest badanie krwi. Stężenie alkoholu w organizmie wyraża się w promilach.

Dla zdrowego dorosłego człowieka dawka śmiertelna etanolu wynosi ok. 450 g czystego CH_3CH_2OH – ponad 4 ‰ alkoholu we krwi, czyli 0,4 % (procent objętościowy).

Objawy zatrucia etanolem zależą od jego aktualnego stężenia we krwi oraz wieku, płci, wagi i stanu zdrowia danej osoby.

Toksyczne działanie alkoholi monohydroksylowych na organizm człowieka zmniejsza się wraz ze zwiększaniem się liczby atomów węgla w ich cząsteczkach. **Najsilniejszą trucizną jest metanol CH_3OH.**



Fot. 67. W polskim prawie dopuszczalna zawartość alkoholu we krwi kierowcy wynosi do 0,2 ‰.

promil
1 ‰ = 0,1 % (procent objętościowy)

Dzieciom nie wolno podawać etanolu, gdyż nawet mała dawka może być dla nich śmiertelna.

Uzależnienie od alkoholu

Istnieją substancje o silnym działaniu na organizm, których stałe przyjmowanie prowadzi do zaburzenia zdrowia zwanego **uzależnieniem**.

Uzależnienie psychiczne to silna potrzeba ciągłego zażywania danej substancji. Uzależnienie fizyczne objawia się tzw. głodem, czyli dolegliwościami fizycznymi, np.: bólem kończyn, wymiotami, wzmożoną potliwością, które wywołują potrzebę zażycia kolejnej dawki substancji.

Etanol jest przykładem substancji uzależniającej, a uzależnienie od niego to **alkoholizm**.

Alkoholizm – uzależnienie od etanolu.

Nadmierne spożywanie etanolu jest przyczyną wielu chorób i powoduje wyniszczenie organizmu, np.: zmiany w mózgu, raka przełyku, uszkodzenie mięśnia sercowego, nieodwracalne uszkodzenia wątroby (marskość wątroby), stany zapalne i owrzodzenie żołądka.

Zastosowania alkoholi monohydroksylowych

Na potrzeby przemysłu alkohole monohydroksylowe pozyskuje się m.in. w procesach hydratacji alkenów i fermentacji. Wykorzystuje się je do produkcji wielu artykułów, np. środków dezynfekujących, kosmetyków oraz rozpuszczalników chemicznych.

- przemysł chemiczny
- przemysł petrochemiczny
- przemysł kosmetyczny



Przemysł chemiczny

Propan-2-olu używa się do syntezy acetonu – rozpuszczalnika powszechnie wykorzystywanego m.in. **w zmywaczach lakierów do paznokci**.



Przemysł petrochemiczny

Metanol jest stosowany jako **paliwo do motocykli żużlowych**. Natomiast etanol jest antydetonatorem i dodany do benzyny podwyższa jej liczbę oktanową (LO).



Przemysł kosmetyczny

Mentol to składnik płynów kosmetycznych, kremów oraz **produktów do higieny jamy ustnej**. Nadaje im miętowy smak i zapach, działa kojąco oraz wywołuje uczucie chłodu.

Chemia w medycynie

Etanol jest jednym z podstawowych składników większości **preparatów dezynfekujących**. Wykorzystuje się go przy produkcji sprayów oraz chusteczek odkażających. Należy jednak pamiętać, aby tego typu preparatów nie stosować na podrażnioną skórę.



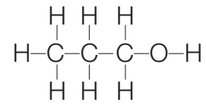
Ważne w temacie *Alkohole monohydroksylowe*

Alkohole monohydroksylowe

1. Zapisuję wzory strukturalne, półstrukturalne i grupowe alkoholi monohydroksylowych na podstawie ich nazw

Na przykład:

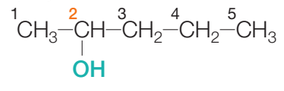
- nazwa: propan-1-ol
- wzór sumaryczny: C_3H_8O
- wzór strukturalny:



- wzór półstrukturalny: $CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}OH$
- wzór grupowy: $CH_3(CH_2)_2OH$

2. Zapisuję nazwy alkoholi monohydroksylowych na podstawie ich wzorów

Na przykład:



pentan-2-ol

3. Zapisuję równania reakcji chemicznych, którym ulegają alkohole monohydroksylowe

Na przykład równanie reakcji:

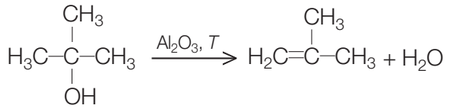
- etanolu z HCl:

$$CH_3CH_2OH + HCl \xrightarrow{T} CH_3CH_2Cl + H_2O$$

- etanolu z Na:

$$2CH_3CH_2OH + 2Na \longrightarrow 2CH_3CH_2ONa + H_2$$

- dehydratacji (odwodnienia):



4. Zapisuję równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego alkoholi monohydroksylowych

Na przykład równania reakcji spalania etanolu:

- **spalanie całkowite:**

$$CH_3CH_2OH + 3O_2 \longrightarrow 2\mathbf{CO_2} + 3H_2O$$

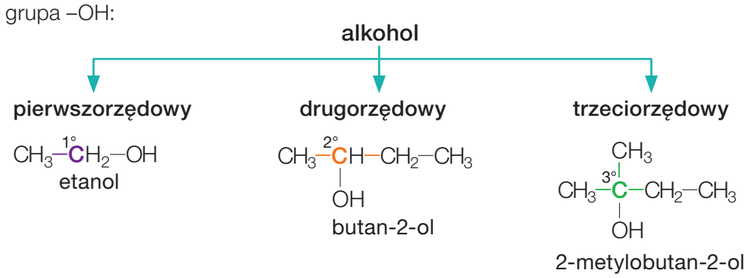
- **spalanie niecałkowite:**

$$CH_3CH_2OH + 2O_2 \longrightarrow 2\mathbf{CO} + 3H_2O$$

$$CH_3CH_2OH + O_2 \longrightarrow 2\mathbf{C} + 3H_2O$$

5. Ustalam rzędowość alkoholi

Rzędowość alkoholu wynika z rzędowości atomu węgla, z którym jest połączona grupa –OH:



6. Opisuję zachowania alkoholi pierwszo-, drugo- i trzeciorzędowych wobec utleniaczy

Alkohole pierwszorzędowe:

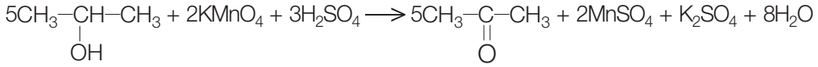
- pod wpływem CuO **utleniają się do aldehydów:**

$$CH_3CH_2OH + CuO \xrightarrow{T} CH_3CHO + Cu + H_2O$$

- pod wpływem $KMnO_4$ lub K_2CrO_7 **utleniają się do kwasów karboksylowych:**

$$5CH_3CH_2OH + 4KMnO_4 + 6H_2SO_4 \longrightarrow 5CH_3COOH + 4MnSO_4 + 2K_2SO_4 + 11H_2O$$

Alkohole drugorzędowe utleniają się do ketonów:



Alkohole trzeciorzędowe się nie utleniają.

Alkohole – związki chemiczne zawierające grupę funkcyjną —OH (grupę hydroksylową) połączoną z atomem węgla o hybrydyzacji orbitali walencyjnych typu sp^3.

Alkohole monohydroksylowe – alkohole zawierające w cząsteczce jedną grupę hydroksylową —OH.

Grupa hydroksylowa (—OH) – grupa funkcyjna alkoholi.

Denaturacja – nieodwracalny proces ścinania się białka.

Kontrakcja – zjawisko fizyczne, które polega na zmianie objętości roztworu na skutek oddziaływań między składnikami mieszaniny.

Reakcja eliminacji – polega na oderwaniu się prostej cząsteczki od cząsteczki substratu. W wyniku tego między atomami węgla powstaje wiązanie wielokrotne.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Napisz nazwy systematyczne alkoholi o podanych wzorach półstrukturalnych.

a) $CH_3—\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}—CH_2—CH_3$

b) $CH_3—\overset{\displaystyle CH_3}{\overset{|}{\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{C}}}}—CH_2—CH_3$

c) $CH_3—\underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH}}—\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}—CH_3$

2. 18,5 g pewnego nasyconego alkoholu monohydroksylowego przereagowało całkowicie z 5,75 g sodu. **Napisz wzór sumaryczny i nazwę systematyczną tego alkoholu.**

3. W odpowiednich warunkach propen reaguje z wodą z wytworzeniem propan-2-olu. Przebieg tej reakcji można opisać następującym równaniem:

$$H_3C—CH{=}CH_{2(g)} + H_2O \xrightarrow{H_3O^+} \underset{\displaystyle OH}{\underset{|}{CH_3—CH—CH_{3(c)}}}$$

Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i zaznacz jedną odpowiedź spośród podanych w każdym nawiasie.
Reakcja zachodząca między wodą a propenem to reakcja (addycji / eliminacji / substytucji) przebiegająca zgodnie z mechanizmem (elektrofilowym / nukleofilowym / rodnikowym). W tej reakcji jony oksoniowe H_3O^+ pełnią funkcję (utleniacza / katalizatora / reduktora).

4. Alkoholany sodowe, czyli pochodne otrzymane w wyniku zastąpienia atomem sodu atomu wodoru w grupie hydroksylowej cząsteczki alkoholu, są wykorzystywane w syntezie organicznej jako mocne zasady. Związki te powstają w reakcji alkoholi z metalicznym sodem:

$2ROH + 2Na \longrightarrow 2RONa + H_2$

Alkoholany można traktować jako sole słabych kwasów, w tym przypadku – alkoholi, i mocnego wodorotlenku sodu.

Na podstawie: R.T. Morrison, R.N. Boyd, *Chemia organiczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2013.

a) **Napisz równanie reakcji otrzymywania alkoholanu sodowego z 2-metylopropan-2-olu.**

b) **Napisz równanie reakcji hydrolizy metoksylanu sodu CH_3ONa.** Zastosuj wzory półstrukturalne (grupowe) związków organicznych.

5. Produktami odwodnienia alkoholi za pomocą stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) mogą być związki chemiczne nazywane eterami. Jeżeli reakcję odwodnienia prowadzi się w niezbyt wysokiej temperaturze i przy nadmiarze alkoholu, przebiega ona zgodnie z równaniem:

$2R—OH \longrightarrow R—O—R + H_2O$

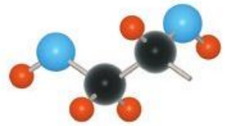
Aby utworzyć nazwę eteru, po słowie „eter” podaje się w kolejności alfabetycznej nazwy grup węglowodorowych, które wchodzą w skład jego cząsteczki, np. CH_3OCH_3 to eter dimetylowy (metoksymetan), a $CH_3OCH_2CH_3$ to eter etylowo-metylowy (metoksyetan).
Do mieszaniny etanolu i propan-1-olu (w stosunku molowym 1 : 1) dodano stężony kwas siarkowy(VI), a następnie otrzymaną mieszaninę ogrzewano do określonej temperatury, co doprowadziło do odwodnienia alkoholi. **Napisz wzory półstrukturalne wszystkich eterów, jakie mogły powstać w tak sporządzonej mieszaninie alkoholi.**

15 Alkohole polihydroksylowe

Ważne w tym temacie:

- pojęcie *alkohole polihydroksylowe*
- zapisywanie wzorów alkoholi polihydroksylowych na podstawie ich nazw
- zapisywanie nazw alkoholi polihydroksylowych na podstawie ich wzorów
- zapisywanie równań reakcji chemicznych, którym ulegają alkohole polihydroksylowe
- odróżnianie alkoholi monohydroksylowych od alkoholi polihydroksylowych

Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów:
- Fluorowcopochodne węglowodorów
- Alkohole monohydroksylowe
- **Alkohole polihydroksylowe**
- Fenole



Rys. 55. Model fragmentu cząsteczki alkoholu polihydroksylowego.

Modele atomów: węgla, tlenu, wodoru

Alkohole polihydroksylowe (rys. 55.) to grupa związków organicznych zawierających w cząsteczkach co najmniej **dwie grupy hydroksylowe —OH**.

Występowanie alkoholi polihydroksylowych

Alkohole polihydroksylowe można znaleźć w nasionach roślin, owocach oraz tkance tłuszczowej ssaków morskich. Sorbitol $C_6H_{14}O_6$ po raz pierwszy wyodrębniono z owoców jarzębiny, ale znajduje się też w śliwkach (fot. 68.), gruszkach, czereśniach, brzoskwiniach i jabłkach. Natomiast propano-1,2,3-triol występuje np. w nasionach słonecznika i oliwkach, a także w wątrobie ryb oraz podskórnej tkance tłuszczowej ssaków morskich. Ten związek wytwarzany jest także przez owada żyjącego na Alasce – galasówkę wierzbową. Umożliwia jej przeżycie w niskiej temperaturze.



Fot. 68. Słodki smak suszonym śliwkom nadaje sorbitol.

Budowa cząsteczek alkoholi polihydroksylowych

W alkoholach polihydroksylowych występuje **więcej niż jedna grupa hydroksylowa —OH**. Każda z nich jest związana **z innym atomem węgla** o hybrydyzacji orbitali walencyjnych typu sp^3.

Do alkoholi polihydroksylowych należą m.in. etano-1,2-diol (nazwa zwyczajowa: glikol etylenowy), propano-1,2,3-triol (nazwa zwyczajowa: glicerol, znany powszechnie pod nazwą gliceryna) i propano-1,2-diol (nazwa zwyczajowa: glikol propylenowy) (rys. 56.).



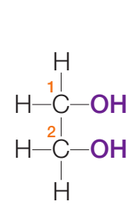
$C_2H_4(OH)_2$ etano-1,2-diol — $C_3H_5(OH)_3$ propano-1,2,3-triol — $C_3H_6(OH)_2$ propano-1,2-diol

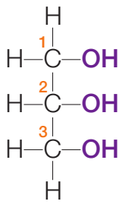
Rys. 56. Modele cząsteczek alkoholi polihydroksylowych.

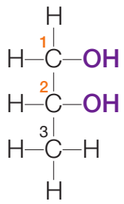
Nazewnictwo alkoholi polihydroksylowych

Nazwy alkoholi polihydroksylowych tworzy się od nazw węglowodorów o tej samej liczbie atomów węgla w cząsteczce. Do nazwy odpowiedniego węglowodoru dodaje się kolejno: łącznik „**-o-**”, **lokanty** grup hydroksylowych oddzielone od siebie przecinkami, przedrostek określający liczbę grup hydroksylowych, np. „**di-**” (dwa), „**tri-**” (trzy), i końcówkę „**-ol**”, np.:

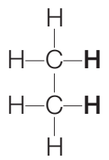
Atomy węgla w łańcuchu alkoholu numeruje się tak, aby lokant, przy którym znajduje się grupa –OH, miał jak **najmniejszą wartość**.

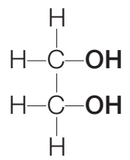

etano**-1,2-diol**


propano**-1,2,3-triol**

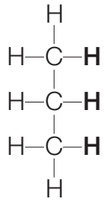

propano**-1,2-diol**

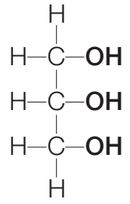
Wzór etano-1,2-diolu wyprowadza się ze wzoru etanu, podstawiając dwa atomy wodoru grupami hydroksylowymi –OH:


etan


etano-1,2-diol

Propano-1,2,3-triol jest pochodną propanu, w której trzy atomy wodoru zostały podstawione grupami –OH:


propan


propano-1,2,3-triol

Propano-1,2-diol jest również pochodną propanu, w której tylko dwa atomy wodoru zostały podstawione grupami –OH.

Otrzymywanie alkoholi polihydroksylowych

Otrzymywanie alkoholi monohydroksylowych
→ patrz s. 209

Alkohole polihydroksylowe otrzymuje się, podobnie jak alkohole monohydroksylowe, w reakcji hydrolizy zasadowej fluorowcopochodnych węglowodorów.

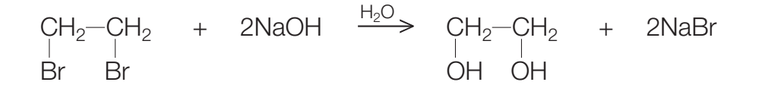
W warunkach laboratoryjnych etano-1,2-diol otrzymuje się w następujący sposób:

Etap 1. Eten reaguje z bromem.



eten brom 1,2-dibromoetan

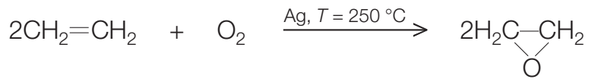
Etap 2. 1,2-dibromoetan reaguje z roztworem wodorotlenku sodu.



1,2-dibromoetan wodorotlenek sodu etano-1,2-diol bromek sodu

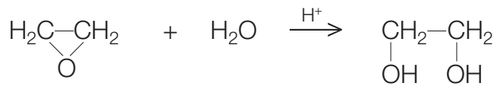
Na skalę przemysłową etano-1,2-diol otrzymuje się z tlenku etenu (oksiranu):

Etap 1. Eten reaguje z tlenem.



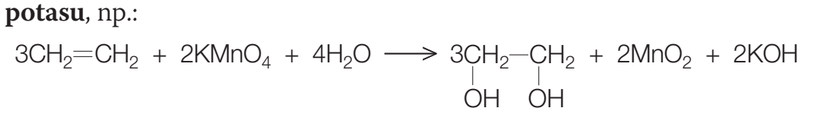
eten tlen tlenek etenu (oksiran)

Etap 2. Tlenek etenu w środowisku kwasowym ulega reakcji hydrolizy.



tlenek etenu (oksiran) woda etano-1,2-diol

Alkohole, które mają dwie grupy hydroksylowe połączone z sąsiadującymi atomami węgla, można otrzymać **w reakcji alkenu z obojętnym lub słabo alkalicznym** (zasadowym) **wodnym roztworem manganianu(VII) potasu**, np.:

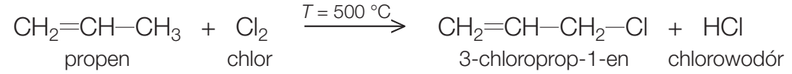


eten manganian(VII) potasu woda etano-1,2-diol tlenek manganu(IV) wodorotlenek potasu

Współczynniki stechiometryczne w tej reakcji chemicznej można ustalić metodą bilansu jonowo-elektronowego.

Na skalę przemysłową propano-1,2,3-triol otrzymuje się z propenu w trzech etapach.

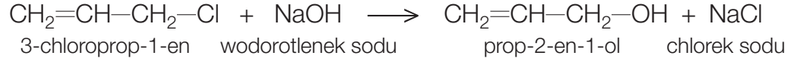
Etap 1. Propen reaguje z chlorem w stanie gazowym w temperaturze ok. 500 °C. Warunki te sprzyjają mechanizmowi reakcji rodnikowej, dlatego **chlor** nie przyłącza się do wiązania podwójnego, tylko **podstawia** jeden **atom wodoru** w grupie metylowej.



propen chlor 3-chloroprop-1-en chlorowodór

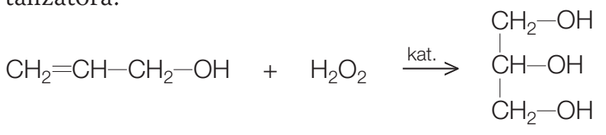
substytucja rodnikowa

Etap 2. 3-chloroprop-1-en ulega reakcji hydrolizy zasadowej.



3-chloroprop-1-en wodorotlenek sodu prop-2-en-1-ol chlorek sodu

Etap 3. Prop-2-en-1-ol reaguje z nadtlenkiem wodoru w obecności katalizatora.



prop-2-en-1-ol nadtlenek wodoru propano-1,2,3-triol

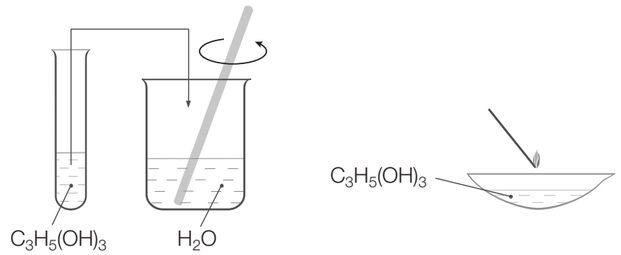
Podczas tworzenia nazw związków chemicznych mających dwie lub więcej grup funkcyjnych należy wziąć pod uwagę hierarchię ważności grup funkcyjnych. Zgodnie z zaleceniami IUPAC wiązanie podwójne = jest ważniejsze od atomów fluorowców (np. –Cl), ale mniej ważne niż grupa hydroksylowa –OH.

Właściwości alkoholi polihydroksylowych

Doświadczenie 21.

Badanie właściwości propano-1,2,3-triolu (glicerolu)

Odczynniki: propano-1,2,3-triol (glicerol), woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, zlewka, bagietka, uniwersalny papierek wskaźnikowy, parownica porcelanowa, łuczywo, zapalniczka, pipety.
Instrukcja: Do probówki nalej ok. 3 cm^3 propano-1,2,3-triolu. Określ jego stan skupienia, barwę i zapach. Następnie przelej propano-1,2,3-triol do zlewki z wodą i wymieszaj bagietką. Zbadaj odczyn roztworu za pomocą uniwersalnego papierka wskaźnikowego.
Do parownicy porcelanowej wlej ok. 3 cm^3 propano-1,2,3-triolu. Zbadaj palność – zbliż do glicerolu zapalone łuczywo (schemat).



Obserwacje: Propano-1,2,3-triol jest bezbarwną, bezwonną, gęstą cieczą. Dobrze rozpuszcza się w wodzie, a jego wodny roztwór nie zmienia zabarwienia uniwersalnego papierka wskaźnikowego. Propano-1,2,3-triol jest palny (fot. 69.).



Fot. 69. Spalanie propano-1,2,3-triolu.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 231

początek doświadczenia na s. 230

Wniosek: Cząsteczka propano-1,2,3-triolu ma budowę polarną, dlatego związek ten bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie. Brak zmiany zabarwienia uniwersalnego papierka wskaźnikowego świadczy o odczynie obojętnym wodnego roztworu propano-1,2,3-triolu.

Produktami reakcji spalania propano-1,2,3-triolu są sadza i woda lub tlenek węgla(IV) i woda:

$$\underset{\text{propano-1,2,3-triol}}{2C_3H_5(OH)_3} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{węgiel}}{6C} + \underset{\text{woda}}{8H_2O}$$

spalanie niecałkowite $C_3H_5(OH)_3$

$$\underset{\text{propano-1,2,3-triol}}{2C_3H_5(OH)_3} + \underset{\text{tlen}}{7O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{6CO_2} + \underset{\text{woda}}{8H_2O}$$

spalanie całkowite $C_3H_5(OH)_3$

Etano-1,2-diol, podobnie jak propano-1,2,3-triol, jest gęstą, bezbarwną cieczą, dobrze rozpuszczalną w wodzie. Ulega reakcjom spalania.

Cząsteczki etano-1,2-diolu i propano-1,2,3-triolu tworzą międzycząsteczkowe **wiązania wodorowe**. Obecność kilku grup hydroksylowych –OH w cząsteczkach alkoholi polihydroksylowych zwiększa liczbę powstających wiązań wodorowych i między ich cząsteczkami powstaje sieć oddziaływań. To powoduje, że trudniej je rozerwać. Dlatego etano-1,2-diol i propano-1,2,3-triol są trudno lotnymi związkami chemicznymi o dużej lepkości oraz wysokich temperaturach topnienia i wrzenia.

Im większa liczba grup –OH w cząsteczce alkoholu i dłuższy łańcuch węglowy, tym mniejsza toksyczność alkoholu. Metanol jest bardziej toksyczny niż etano-1,2-diol, natomiast propano-1,2,3-triol nie ma właściwości toksycznych.

! **Etano-1,2-diol jest związkiem toksycznym.**

Reakcje chemiczne alkoholi polihydroksylowych

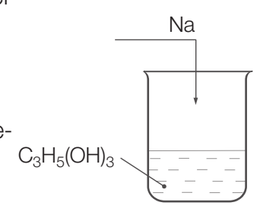
Doświadczenie 22.



Reakcja propano-1,2,3-triolu (glicerolu) z sodem

! Nie dotykaj sodu palcami.

Odczynniki: propano-1,2,3-triol (glicerol), sód, woda, roztwór fenoloftaleiny.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka o pojemności 100 cm^3, szkiełko zegarkowe, bibuła filtracyjna, pęseta, nóż.
Instrukcja: Do zlewki wlej ok. 10 cm^3 glicerolu. Wyjmij z pojemnika pęsetą sód, osusz go bibułą filtracyjną, odetnij kawałek wielkości ziarna ryżu i dodaj go do zlewki z propano-1,2,3-triolem (schemat). Po całkowitym przereagowaniu sodu odparuj kilka kropli roztworu na szkiełku zegarkowym. Osad rozpuść w wodzie i dodaj do niego kroplę roztworu fenoloftaleiny.

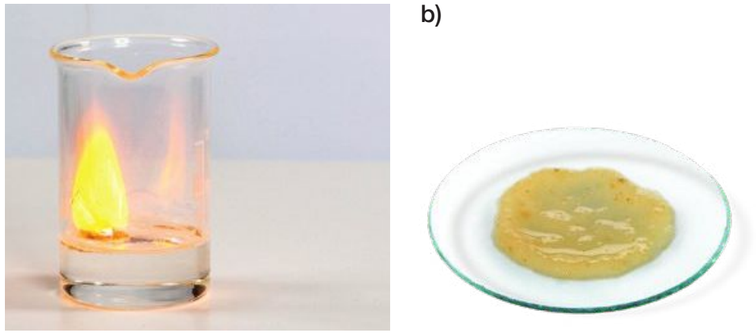


ciąg dalszy doświadczenia na s. 232

początek doświadczenia na s. 231

Obserwacje: Propano-1,2,3-triol gwałtownie reaguje z sodem. Wydziela się gaz, który się zapala (fot. 70.a). Po odparowaniu roztworu na szkiełku zegarkowym zostaje osad (fot. 70.b). Osad rozpuszcza się w wodzie, a otrzymany roztwór, po dodaniu roztworu fenoloftaleiny, przyjmuje różowoczerwoną (malinową) barwę.

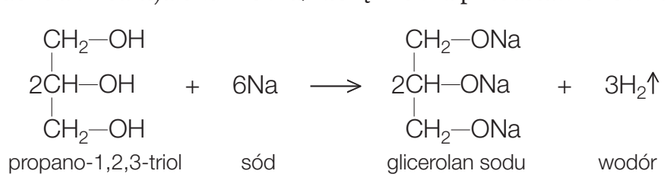
a) b)



Fot. 70. Reakcja propano-1,2,3-triolu z sodem.

Wniosek: W reakcji chemicznej propano-1,2,3-triolu z sodem wydziela się palny gaz – wodór. Drugim produktem reakcji chemicznej jest związek chemiczny, którego wodny roztwór ma odczyn zasadowy.

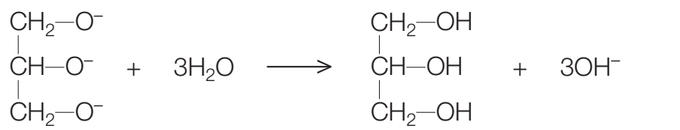
Zachodzi reakcja chemiczna, którą można przedstawić równaniem:



propano-1,2,3-triol | sód | glicerolan sodu | wodór

Glicerolan sodu jest solą słabego kwasu i mocnej zasady, więc ulega hydrolizie anionowej zgodnie z równaniem:

wodny roztwór glicerolanu sodu ma **odczyn zasadowy**



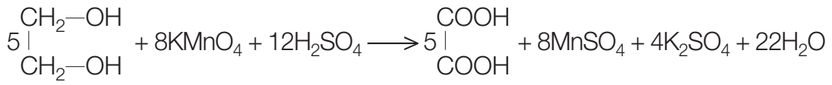
anion glicerolanowy | woda | propano-1,2,3-triol | aniony wodorotlenkowe

Propano-1,2,3-triol w reakcji z sodem wykazuje charakter kwasowy. Etano-1,2-diol, podobnie jak propano-1,2,3-triol, reaguje z metalami aktywnymi chemicznie, tworząc sole – **glikolany**.

Alkohole polihydroksylowe ulegają podobnym reakcjom jak alkohole monohydroksylowe.

- **Reakcja utleniania pod wpływem silnych utleniaczy**, np. manganianu(VII) potasu w środowisku kwasowym.

Etano-1,2-diol reaguje z manganianem(VII) potasu zgodnie z równaniem:

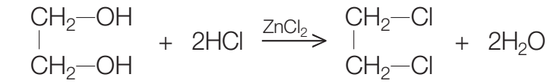


etano-1,2-diol | manganian(VII) potasu | kwas siarkowy(VI) | kwas etanodiowy (kwas szczawiowy) | siarczan(VI) manganu(II) | siarczan(VI) potasu | woda

Współczynniki stechiometryczne w tej reakcji chemicznej można ustalić metodą bilansu jonowo-elektronowego.

- **Reakcja substytucji grup hydroksylowych atomami fluorowca** w reakcjach z fluorowcowodorami.

Etano-1,2-diol reaguje z chlorowodorem zgodnie z równaniem:

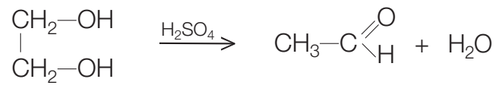


etano-1,2-diol | chlorowodór | 1,2-dichloroetan | woda

Reakcja etanolu z chlorowodorem
→ patrz s. 218

- **Reakcja dehydratacji (odwodnienia)** w wodnym roztworze kwasu siarkowego(VI).

Etano-1,2-diol ulega reakcji dehydratacji zgodnie z równaniem:

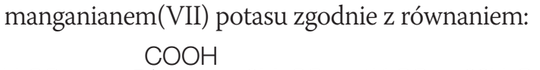


etano-1,2-diol | etanal (acetaldehyd) | woda

Reakcja dehydratacji alkoholi monohydroksylowych
→ patrz s. 216

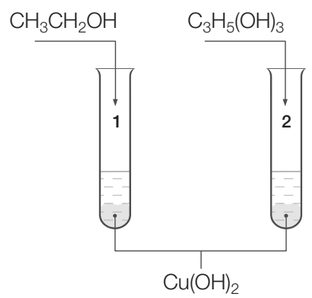
- **Reakcja estryfikacji** z kwasami organicznymi i nieorganicznymi. Reakcje te zostaną omówione w 4. części podręcznika.

Odróżnianie alkoholi polihydroksylowych od alkoholi monohydroksylowych

Doświadczenie 23. 

Badanie zachowania się alkoholi wobec wodorotlenku miedzi(II)

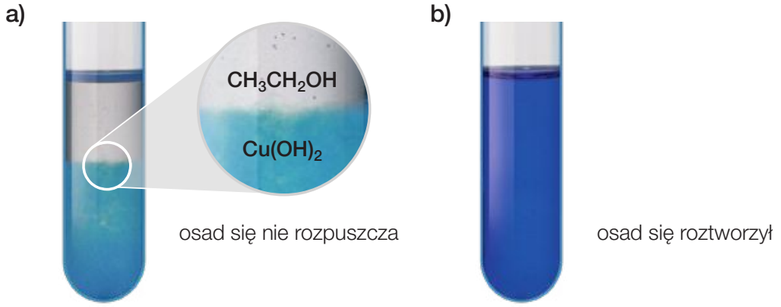
Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), roztwór wodorotlenku sodu, etanol, propano-1,2,3-triol (glicerol).
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, wkraplacz, korki do probówek.
Instrukcja: Do dwóch probówek z roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) dodaj kroplami roztwór wodorotlenku sodu. Do tak otrzymanego galaretowatego osadu wodorotlenku miedzi(II) dodaj: do probówki 1. etanol, do probówki 2. – propano-1,2,3-triol (schemat). Zamknij probówki korkami i wstrząśnij zawartością probówek.



ciąg dalszy doświadczenia na s. 234

początek doświadczenia na s. 233

Obserwacje: W probówce 1. zmiany nie są widoczne (fot. 71.a). W probówce 2. po dodaniu propano-1,2,3-triolu osad zanika, a roztwór przyjmuje szafirową barwę (fot. 71.b).



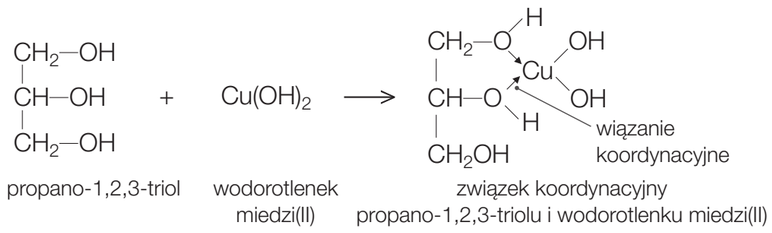
Fot. 71. Reakcja wodorotlenku miedzi(II) z: a) etanolem, b) propano-1,2,3-triolem.

Związki koordynacyjne (kompleksowe) – związki chemiczne o złożonej budowie cząsteczek lub jonów, w których atom lub jon, nazywany **atomem** lub **jonem centralnym**, jest połączony wiązaniami koordynacyjnymi z ligandami.

Wniosek: Etanol nie reaguje z wodorotlenkiem miedzi(II). W wyniku reakcji chemicznej propano-1,2,3-triolu z wodorotlenkiem miedzi(II) powstaje **związek koordynacyjny miedzi(II)** o skomplikowanej budowie i szafirowej barwie.

Powstawanie związku koordynacyjnego miedzi(II) przedstawia uproszczone równanie reakcji chemicznej:

reakcja charakterystyczna



Propano-1,2,3-triol, w przeciwieństwie do alkoholi monohydroksylowych, reaguje z wodorotlenkiem miedzi(II). Oznacza to, że jest mocniejszym kwasem niż alkohole monohydroksylowe. Inne alkohole polihydroksylowe, które mają **grupy —OH przy sąsiadujących atomach węgla**, zachowują się wobec $Cu(OH)_2$ podobnie jak propano-1,2,3-triol.

Do odróżniania alkoholi polihydroksylowych od alkoholi monohydroksylowych służy reakcja z $Cu(OH)_2$. Jest to **reakcja charakterystyczna alkoholi polihydroksylowych**, których grupy —OH znajdują się przy sąsiednich atomach węgla.

Porównanie właściwości alkoholi monohydroksylowych i polihydroksylowych

Alkohole polihydroksylowe, ze względu na obecność grup —OH, wykazują właściwości podobne do właściwości alkoholi monohydroksylowych (tabela 25., s. 235).

Tabela 25. Porównanie właściwości fizycznych i chemicznych alkoholi mono- i polihydroksylowych

Nazwa*	**systematyczna**	**etanol**	**etano-1,2-diol**	**propano-1,2-diol**	**propano-1,2,3-triol**
	zwyczajowa	alkohol etylowy	glikol etylenowy	glikol propylenowy	glicerol
Wzór		C_2H_5OH	$C_2H_4(OH)_2$	$C_3H_6(OH)_2$	$C_3H_5(OH)_3$
Stan skupienia		ciecz	ciecz	ciecz	ciecz
Barwa		bezbarwny	bezbarwny	bezbarwny	bezbarwny
Zapach		charakterystyczny	bezwonny	bezwonny	bezwonny
Gęstość (25 °C), $\frac{g}{cm^3}$		0,785	1,110	1,036	1,258
Temperatura	**topnienia, °C**	–114	–12	–60	18
	wrzenia, °C	78	197	188	290
Rozpuszczalność w wodzie		rozpuszcza się	rozpuszcza się	rozpuszcza się	rozpuszcza się
Palność		palny	palny	palny	palny
Toksyczność		toksyczny	toksyczny	nietoksyczny	nietoksyczny
Reakcja z	**metalami aktywnymi**	reaguje	reaguje	reaguje	reaguje
	fluorowco-wodorami	reaguje	reaguje	reaguje	reaguje
	kwasami	reaguje	reaguje	reaguje	reaguje
	wodorotlenkiem miedzi(II)	nie reaguje	reaguje	reaguje	reaguje

* Pogrubioną czcionką zaznaczono nazwy zalecane przez IUPAC.

Odkrycia, które zmieniły świat – środki dezynfekujące

W XIX w. niemiecki lekarz **Ignaz Philipp Semmelweis** [czyt. ignac fylip zemelwajs] wprowadził dla personelu wiedeńskiego szpitala obowiązek mycia dłoni i dezynfekowania ich roztworem zawierającym chlor, co znacznie zmniejszyło śmiertelność pacjentów. Obecnie Światowa Organizacja Zdrowia (WHO) zaleca stosowanie środków dezynfekujących na bazie alkoholu (fot. 72.), ponieważ działają one szybko i umożliwiają usunięcie szkodliwych drobnoustrojów, np. bakterii i wirusów. Do produkcji tych środków najczęściej wykorzystywane są etanol lub propan-2-ol (izopropanol).



Fot. 72. Środki dezynfekujące są powszechnie stosowane przez pracowników służby zdrowia. Umożliwiają one także zachowanie higieny przy braku dostępności wody, np. podczas podróży.

Zastosowania alkoholi polihydroksylowych

Glikol etylenowy i glicerol to najpowszechniej wykorzystywane w przemyśle alkohole polihydroksylowe. Glikol etylenowy jest głównym składnikiem płynu do chłodnic samochodowych. Glicerolu używa się do produkcji kosmetyków oraz w garbarstwie, czyli obróbce materiałów skórzanych.

przemysł lakierniczy · przemysł spożywczy · przemysł kosmetyczny



Przemysł lakierniczy

Glikol etylenowy jest używany jako rozpuszczalnik podczas produkcji **lakierów do drewna**, klejów i farb drukarskich.

Przemysł spożywczy

Sorbitol to substancja słodząca (E 420) dodawana do dżemów, galaretek, lodów i czekolad. Ze względu na silny efekt chłodzący stosuje się go także do produkcji **gum do żucia**.

Przemysł kosmetyczny

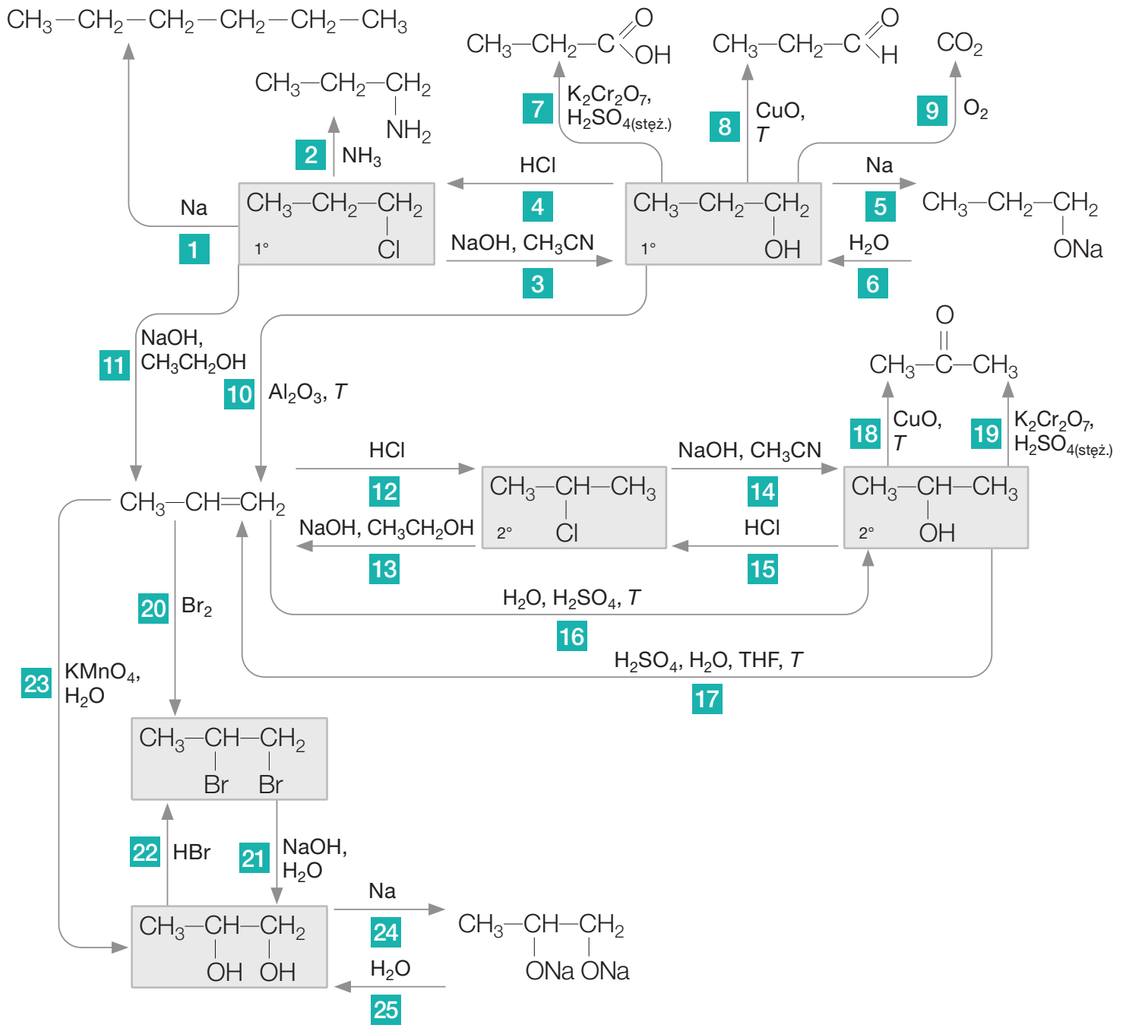
Glicerol jest często wykorzystywanym składnikiem **kremów** i maści. Konserwuje pozostałe substancje znajdujące się w kosmetyku, dzięki czemu umożliwia zachowanie jego konsystencji przez długi czas.

Chemia w medycynie

Glikol propylenowy to składnik **żeli łagodzących ból podczas ząbkowania**. Zapobiega wysychaniu kremów i maści, poprawia również smak leków, m.in. syropów przeciwkaszlowych, preparatów wykrztuśnych i pastylek do ssania.



Ciągi przemian chemicznych – fluorowcopochodne węglowodorów i alkohole



Równania reakcji chemicznych:

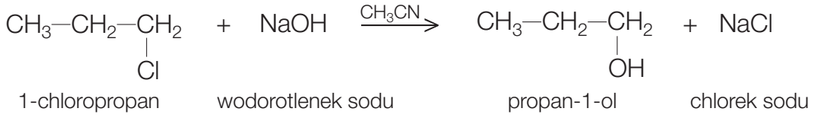
1 $2CH_3—CH_2—CH_2—Cl + 2Na \longrightarrow CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3 + 2NaCl$

1-chloropropan · sód · heksan · chlorek sodu

2 $CH_3—CH_2—CH_2—Cl + NH_3 \longrightarrow CH_3—CH_2—CH_2—NH_2 + HCl$

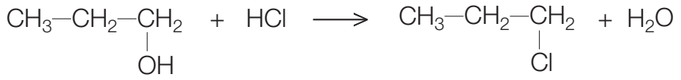
1-chloropropan · amoniak · propano-1-amina · chlorowodór

3



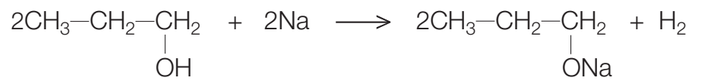
1-chloropropan wodorotlenek sodu propan-1-ol chlorek sodu

4



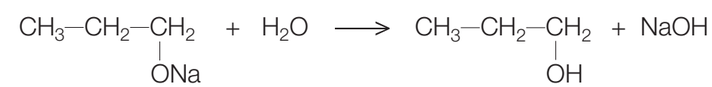
propan-1-ol chlorowodór 1-chloropropan woda

5



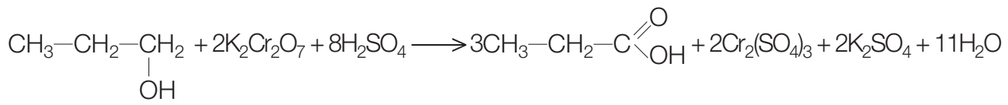
propan-1-ol sód propan-1-olan sodu wodór

6



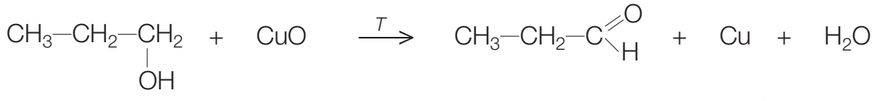
propan-1-olan sodu woda propan-1-ol wodorotlenek sodu

7



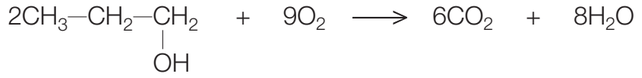
propan-1-ol dichromian(VI) potasu kwas siarkowy(VI) kwas propanowy siarczan(VI) chromu(III) siarczan(VI) potasu woda

8



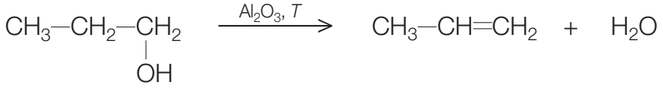
propan-1-ol tlenek miedzi(II) propanal miedź woda

9



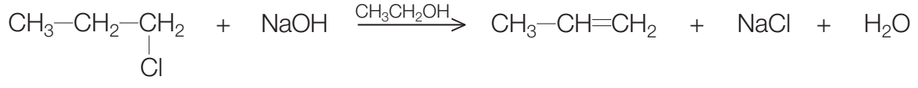
propan-1-ol tlen tlenek węgla(IV) woda

10



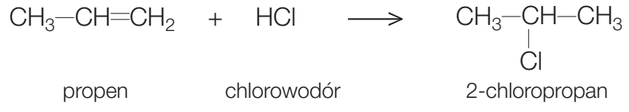
propan-1-ol propen woda

11



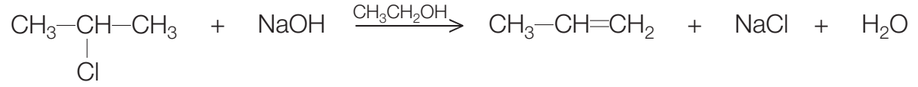
1-chloropropan wodorotlenek sodu propen chlorek sodu woda

12



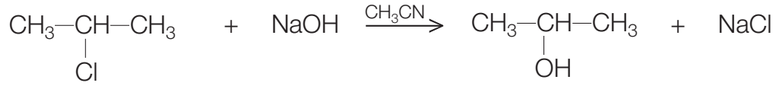
propen chlorowodór 2-chloropropan

13



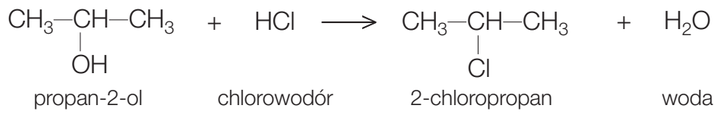
2-chloropropan wodorotlenek sodu propen chlorek sodu woda

14



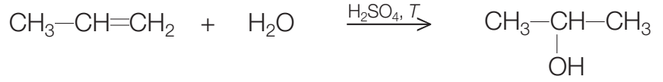
2-chloropropan wodorotlenek sodu propan-2-ol chlorek sodu

15



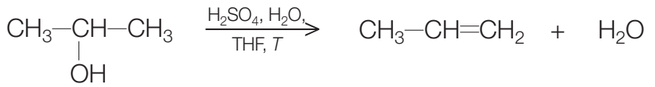
propan-2-ol chlorowodór 2-chloropropan woda

16



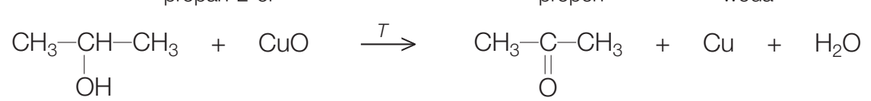
propen woda propan-2-ol

17



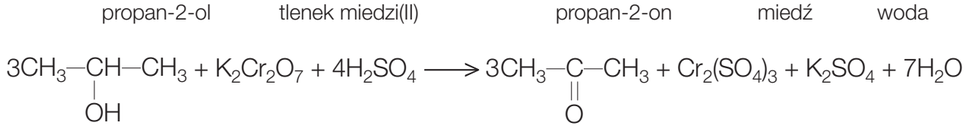
propan-2-ol propen woda

18



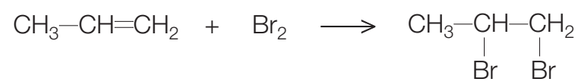
propan-2-ol tlenek miedzi(II) propan-2-on miedź woda

19



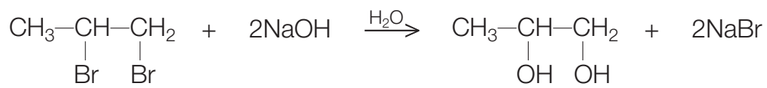
propan-2-ol dichromian(VI) potasu kwas siarkowy(VI) propan-2-on siarczan(VI) chromu(III) siarczan(VI) potasu woda

20



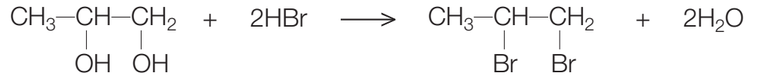
propen brom 1,2-dibromopropan

21



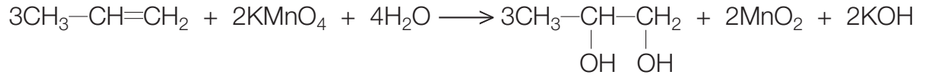
1,2-dibromopropan wodorotlenek sodu propano-1,2-diol bromek sodu

22



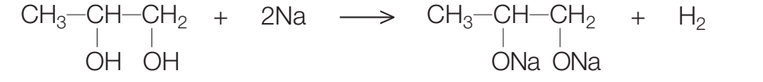
propano-1,2-diol bromowodór 1,2-dibromopropan woda

23



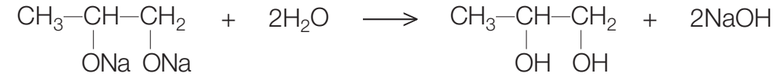
propen manganian(VII) potasu woda propano-1,2-diol tlenek manganu(IV) wodorotlenek potasu

24



propano-1,2-diol sód propano-1,2-diolan disodu wodór

25



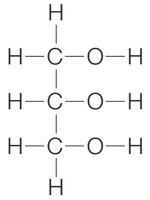
propano-1,2-diolan disodu woda propano-1,2-diol wodorotlenek sodu

Ważne w temacie *Alkohole polihydroksylowe*

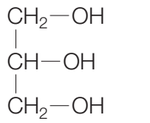
1. Zapisuję wzory strukturalne i półstrukturalne alkoholi polihydroksylowych na podstawie ich nazw

Na przykład:

- nazwa: propano-1,2,3-triol
- wzór strukturalny:

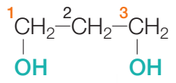


- wzór półstrukturalny:



2. Zapisuję nazwy alkoholi polihydroksylowych na podstawie ich wzorów

Na przykład:



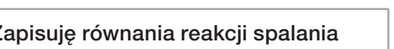
propano-1,3-diol

Alkohole polihydroksylowe

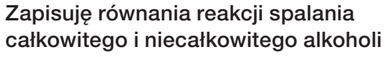
3. Zapisuję równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego alkoholi polihydroksylowych

Na przykład równania reakcji spalania propano-1,2,3-triolu:

- **spalanie całkowite:**



- **spalanie niecałkowite:**



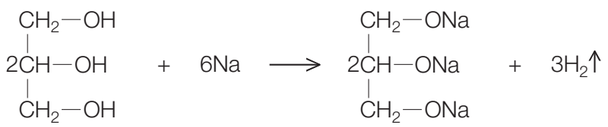
4. Odróżniam alkohole monohydroksylowe od polihydroksylowych

Do odróżniania alkoholi monohydroksylowych od alkoholi polihydroksylowych służy reakcja ze świeżo strąconym $Cu(OH)_2$.

- **Alkohole monohydroksylowe**, np. etanol, nie reagują z $Cu(OH)_2$.
- **Alkohole polihydroksylowe**, których grupy –OH znajdują się przy sąsiednich atomach węgla, np. propano-1,2,3-triol, reagują z $Cu(OH)_2$ i w wyniku tej reakcji chemicznej powstaje związek koordynacyjny miedzi(II) o złożonej budowie i szafirowej barwie.

5. Zapisuję równania reakcji chemicznych, którym ulegają alkohole polihydroksylowe

Na przykład równanie reakcji propano-1,2,3-triolu z sodem:



Alkohole polihydroksylowe – związki organiczne zawierające w cząsteczkach co najmniej dwie grupy hydroksylowe —OH.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 237–239) **i wykonaj polecenia** (a–g)**.**

a) Napisz numery reakcji chemicznych, które są reakcjami eliminacji.

b) Zaproponuj doświadczenie chemiczne, które umożliwi potwierdzenie, że produktem reakcji chemicznej oznaczonej numerem 10 jest związek nienasycony.

c) Napisz numery reakcji chemicznych, których produktami są sole.

d) Napisz sposób identyfikacji produktu ubocznego reakcji chemicznej oznaczonej numerem 5.

e) Napisz wzór półstrukturalny izomeru położenia podstawnika produktu reakcji chemicznej oznaczonej numerem 3.

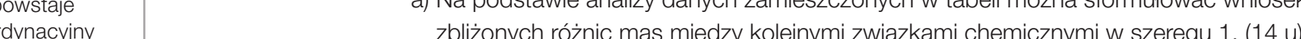
f) Zaproponuj doświadczenie chemiczne, które umożliwi odróżnienie produktów organicznych reakcji chemicznych oznaczonych numerami 14 i 21.

g) Napisz numer reakcji chemicznej, której produktem jest toksyczny gaz.

2. Napisz wzory półstrukturalne alkoholi polihydroksylowych o podanych nazwach systematycznych.

a) pentano-1,2,3-triol b) butano-1,2-diol c) propano-1,3-diol

3. Napisz równania reakcji chemicznych (1–4) **przedstawionych na schemacie.** Zastosuj wzory półstrukturalne związków organicznych.



4. Napisz równania reakcji chemicznych, które należy przeprowadzić, aby otrzymać etano-1,2-diol, dysponując etanolem i dowolnymi odczynnikami nieorganicznymi. Zastosuj wzory półstrukturalne substratów i produktów reakcji chemicznych.

5. W tabeli zestawiono zmiany temperatury wrzenia w dwóch szeregach alkoholi.

Nazwa alkoholu	Masa cząsteczkowa, u	Temperatura wrzenia, °C
Szereg 1.		
propan-1-ol	60	97,2
butan-1-ol	74	117,7
pentan-1-ol	88	137,8
Szereg 2.		
propan-1-ol	60	97,2
propano-1,3-diol	76	214,4
propano-1,2,3-triol	92	290,0

a) Na podstawie analizy danych zamieszczonych w tabeli można sformułować wniosek, że pomimo zbliżonych różnic mas między kolejnymi związkami chemicznymi w szeregu 1. (14 u) oraz w szeregu 2. (16 u) zmiany temperatur wrzenia są znacznie większe w przypadku związków chemicznych zestawionych w szeregu 2. **Wyjaśnij przyczynę tak znacznego wzrostu temperatur wrzenia kolejnych związków chemicznych w szeregu 2.**

b) **Odpowiedz na pytanie. Napisz „tak” albo „nie” i uzasadnij swoją odpowiedź.**
Czy związki chemiczne znajdujące się w szeregu 2. są względem siebie homologami?

c) Do trzech probówek z osadem świeżo strąconego wodorotlenku miedzi(II) wprowadzono po pięć kropli każdego ze związków chemicznych szeregu 2. Zawartość probówek wstrząśnięto. **Opisz wygląd zawartości każdej z probówek po wykonaniu opisanych czynności.**

16 Fenole



Rys. 57. Model cząsteczki najprostszego fenolu – benzenolu.

Modele atomów:
węgla, tlenu, wodoru

Ważne w tym temacie:
- pojęcie *fenole*
- zapisywanie wzorów fenoli na podstawie ich nazw
- zapisywanie nazw fenoli na podstawie ich wzorów
- zapisywanie równań reakcji chemicznych, którym ulegają fenole
- wykrywanie fenolu

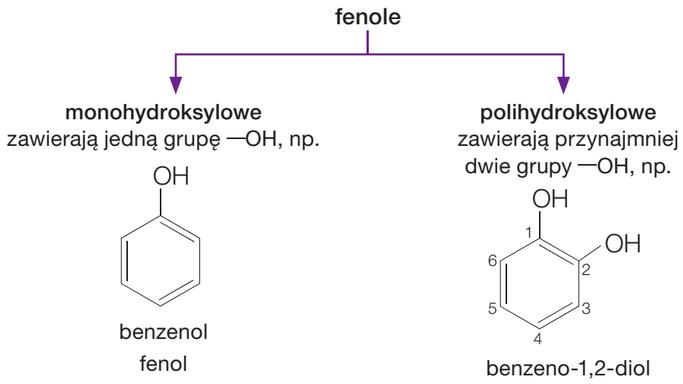
Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów:
- Fluorowcopochodne węglowodorów
- Alkohole monohydroksylowe
- Alkohole polihydroksylowe
- **Fenole**

Fenole (rys. 57.) to związki chemiczne, które, podobnie jak alkohole, **zawierają grupę hydroksylową —OH**. Jednak w odróżnieniu od alkoholi grupa ta jest bezpośrednio związana z atomem węgla znajdującym się w pierścieniu aromatycznym.

Fenole – związki organiczne, w których cząsteczkach występują grupy hydroksylowe —OH bezpośrednio związane z atomami węgla pierścienia aromatycznego.

Rodzaje fenoli

Fenole dzieli się ze względu na **liczbę grup hydroksylowych —OH** w cząsteczce:



Występowanie fenoli



Fot. 73. Składnikiem kory cynamonowca jest polifenol – epikatechina.

Fenole są składnikami olejków eterycznych roślin powszechnie stosowanych jako przyprawy, np. kory cynamonowca (fot. 73.), liści laurowych, ziela angielskiego oraz goździkowca korzennego. Karwakrol $C_{10}H_{14}O$ oraz jego izomer tymol występują w olejkach otrzymywanych z oregano, kminku zwyczajnego oraz tymianku. Gwajakol $C_7H_8O_2$ pozyskuje się głównie z substancji zapachowych wanilii. Z kolei w liściach buraka oraz w korze wierzby występuje pirokatechol $C_6H_6O_2$.

Budowa cząsteczek fenoli

W cząsteczce fenolu **grupa —OH jest bezpośrednio połączona z atomem węgla pierścienia aromatycznego**. Zatem atom węgla, z którym łączy się grupa —OH, ma orbitale walencyjne o hybrydyzacji sp^2.

Wzór ogólny fenoli:

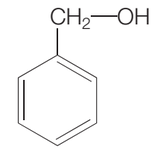
$$Ar—OH$$

◀ Wzór ogólny fenoli

gdzie:
—*Ar* – grupa arylowa,
—OH – grupa hydroksylowa.

Jeżeli grupa –OH jest związana z atomem węgla grupy alkilowej węglowodoru zawierającego w cząsteczce pierścień aromatyczny, to taki związek chemiczny **nie jest fenolem**, lecz **alkoholem aromatycznym**.

Przykład alkoholu aromatycznego:



fenylometanol
alkohol benzylowy

Nazewnictwo fenoli

Nazwy systematyczne **fenoli monohydroksylowych** tworzy się podobnie jak nazwy alkoholi monohydroksylowych – dodając końcówkę „**-ol**” do nazwy węglowodoru, od którego pochodzi dana grupa arylowa. Najbardziej znane fenole mają zwykle swoje nazwy zwyczajowe.

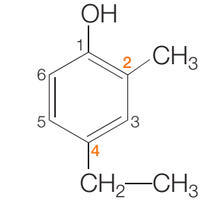
Najprostszym fenolem jest **benzenol**.

benzenol

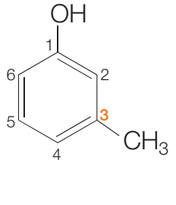
Jego nazwa zwyczajowa – **fenol** – utrwaliła się w nazewnictwie chemicznym i jest nazwą zalecaną przez Międzynarodową Unię Chemii Czystej i Stosowanej (IUPAC) oraz częściej stosowaną niż nazwa systematyczna – benzenol. Można się również spotkać z nazwą „hydroksybenzen”, jednak nie jest ona zalecana.

Jeśli cząsteczka fenolu jest podstawiona dodatkowymi grupami, np. grupą alkilową, to należy uwzględnić w nazwie kolejno: **lokant** podstawnika, jego nazwę i łącznik „**-o-**”. W przypadku dwóch lub większej liczby podstawników ich **nazwy wymienia się w kolejności alfabetycznej**. **Atomy węgla** w pierścieniu aromatycznym **numeruje się, zaczynając od atomu, z którym połączona jest grupa hydroksylowa**:

Przykłady grup alkilowych:
CH_3— metyl,
CH_3CH_2— etyl,
$CH_3CH_2CH_2$— propyl.



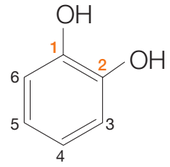
4-etylo-2-metylofenol



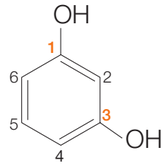
3-metylofenol

Nazewnictwo alkoholi polihydroksylowych
→ patrz s. 228

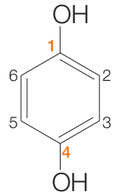
Nazwy systematyczne **fenoli polihydroksylowych** tworzy się podobnie jak nazwy alkoholi polihydroksylowych. Do nazwy odpowiedniego węglowodoru aromatycznego dodaje się kolejno: łącznik „**-o-**”, **lokanty** grup hydroksylowych, przedrostek określający liczbę grup hydroksylowych, np. „**di-**” (dwa), i końcówkę „**-ol**”.



nazwy systematyczne: benzeno**-1,2-diol**
nazwy zwyczajowe: pirokatechol



benzeno**-1,3-diol**
rezorcynol

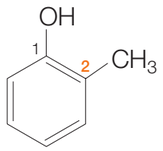


benzeno**-1,4-diol**
hydrochinon

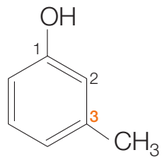
Nazwy benzeno-1,2-diol, benzeno-1,3-diol i benzeno-1,4-diol są nazwami zalecanymi przez IUPAC.

Izomeria konstytucyjna fenoli

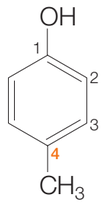
Homologi fenolu tworzą **izomery konstytucyjne**. W metylofenolu występuje **izomeria położenia podstawnika** $-CH_3$:



2-metylofenol



3-metylofenol



4-metylofenol

Nazwy 2-metylofenol, 3-metylofenol i 4-metylofenol są nazwami zalecanymi przez IUPAC.

Otrzymywanie fenoli

Piroliza węgla kamiennego – proces przeróbki węgla kamiennego polegający na jego ogrzewaniu w temp. ok. 1000 °C bez dostępu powietrza.

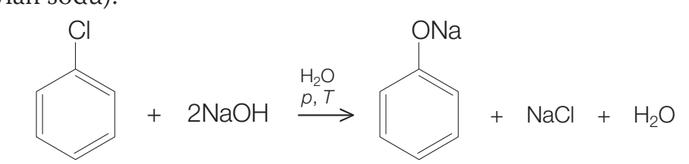
Źródłem fenoli jest smoła pogazowa uzyskiwana w procesie **pirolizy węgla kamiennego**. Na skalę przemysłową fenol otrzymuje się m.in. z **chlorobenzenu** oraz tzw. **metodą kumenową**.

Piroliza węgla kamiennego
→ patrz s. 172

otrzymywanie C_6H_5OH

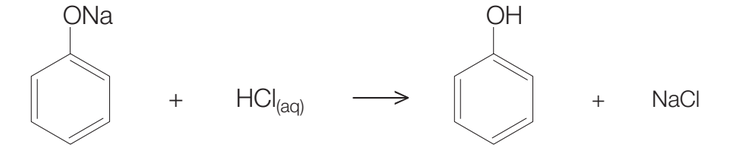
▸ **Fenol** otrzymuje się **z chlorobenzenu** w dwóch etapach.

Etap 1. Chlorobenzen reaguje z wodnym roztworem wodorotlenku sodu, a jednym z produktów tej reakcji chemicznej jest fenolan sodu (fenoksylan sodu):



chlorobenzen + wodorotlenek sodu → fenolan sodu (fenoksylan sodu) + chlorek sodu + woda

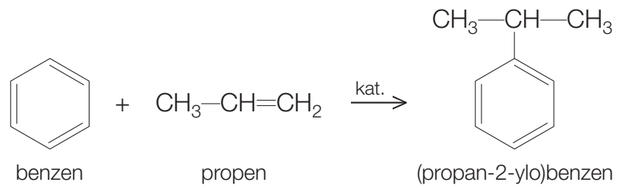
Etap 2. Fenolan sodu (fenoksylan sodu) poddaje się działaniu kwasu chlorowodorowego, w wyniku czego otrzymuje się fenol:



fenolan sodu + kwas chlorowodorowy → fenol + chlorek sodu

▸ **Metoda kumenowa** przebiega w trzech etapach.

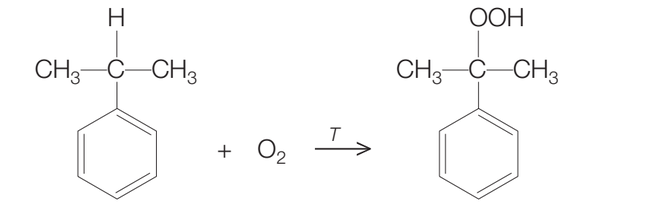
Etap 1. Benzen i propen reagują w obecności katalizatora $AlCl_3$, a produktem tej reakcji chemicznej jest (propan-2-ylo)benzen (dawniej nazywany kumenem):



benzen + propen → (propan-2-ylo)benzen

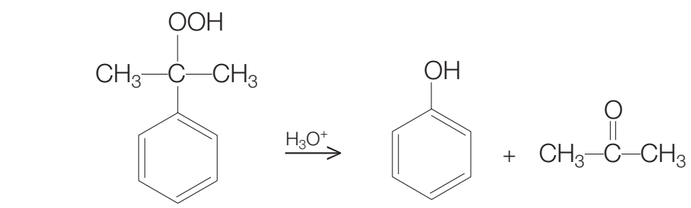
otrzymywanie C_6H_5OH

Etap 2. (Propan-2-ylo)benzen reaguje z tlenem z powietrza pod wpływem wysokiej temperatury:



(propan-2-ylo)benzen + tlen → 2-hydroperoksypropan-2-ylobenzen

Etap 3. Otrzymany produkt poddaje się działaniu wodnego roztworu kwasu, w wyniku czego otrzymuje się m.in. fenol:



2-hydroperoksypropan-2-ylobenzen → fenol + propan-2-on

Podczas tego procesu otrzymuje się dwa ważne produkty – fenol i propan-2-on. W jego trakcie nie powstają odpady, nie zanieczyszcza więc środowiska przyrodniczego.

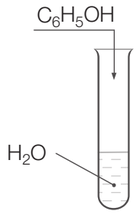
Właściwości fenoli

Doświadczenie 24. C_6H_5OH

Badanie właściwości fenolu

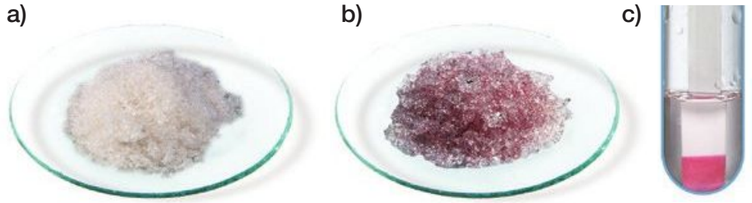
Fenol jest toksyczny. Powoduje oparzenia skóry. Doświadczenia wykonuj pod wyciągiem, używając okularów i rękawic ochronnych.

Odczynniki: fenol, zimna i gorąca woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, korki do probówek, uniwersalny papierek wskaźnikowy, łyżka do odczynników.
Instrukcja: a) Określ stan skupienia, barwę i zapach fenolu oraz jego rozpuszczalność w zimnej i w gorącej wodzie.
b) Do probówki zawierającej ok. 3 cm^3 wody wrzuć kilka kryształków fenolu (schemat). Następnie zamknij probówkę korkiem i wstrząśnij ostrożnie jej zawartością. Zbadaj odczyn powstałego roztworu za pomocą uniwersalnego papierka wskaźnikowego.



Fenol jest toksyczny, żrący, powoduje na skórze trudno gojące się rany.

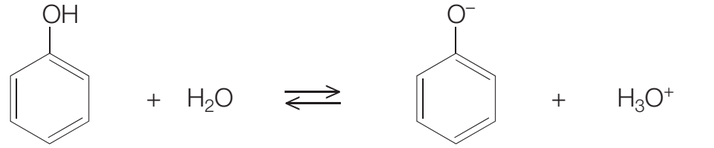
Obserwacje: Fenol jest bezbarwną substancją krystaliczną (fot. 74.a). W obecności powietrza zmienia barwę na różową (fot. 74.b), a nawet brunatną. Ma intensywny, charakterystyczny zapach. Słabo rozpuszcza się w zimnej wodzie, tworząc zawiesinę. Dobrze rozpuszcza się w gorącej wodzie. Uniwersalny papierek wskaźnikowy (fot. 74.c) zanurzony w wodnym roztworze fenolu barwi się na czerwono.



Fot. 74. Bezbarwne kryształy fenolu (a) pod wpływem tlenu zawartego w powietrzu zmieniają barwę na różową (b). Uniwersalny papierek wskaźnikowy w roztworze fenolu przyjmuje czerwone zabarwienie.

Wniosek: Czerwone zabarwienie uniwersalnego papierka wskaźnikowego świadczy o **kwasowym odczynie wodnego roztworu fenolu**.

Dysocjację elektrolityczną fenolu przedstawia równanie:



fenol — woda — anion fenolanowy (anion fenoksylanowy) — jon oksoniowy

dysocjacja elektrolityczna C_6H_5OH

anion fenolanowy (anion fenoksylanowy) $C_6H_5O^-$

Fenol jest bardzo słabym kwasem. Jednak mocniejszym niż alkohole. Wynika to z obecności pierścienia aromatycznego, który wpływa na znaczną polaryzację wiązania między atomem tlenu i atomem wodoru w grupie hydroksylowej.

Przesunięcie niewiążących par elektronowych atomu tlenu ku pierścieniowi aromatycznemu powoduje, że wiązanie między atomem tlenu a atomem wodoru w grupie hydroksylowej —OH ulega osłabieniu, co ułatwia odszczepienie jonu wodoru H^+.

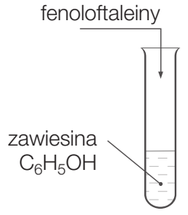
Reakcje chemiczne fenoli

Doświadczenie 25. C_6H_5OH, NaOH, HCl C_6H_5OH HCl

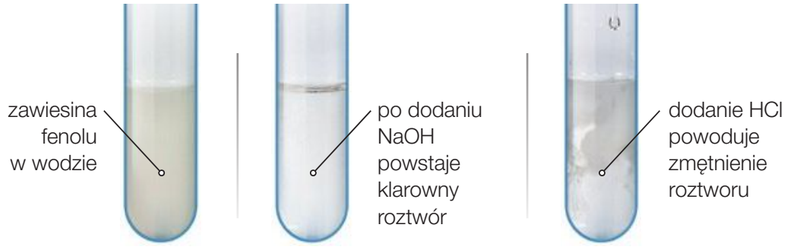
Reakcja fenolu z wodorotlenkiem sodu

Fenol jest toksyczny. Powoduje oparzenia skóry. Doświadczenia wykonuj pod wyciągiem, używając okularów i rękawic ochronnych.

Odczynniki: fenol, woda, stężony roztwór wodorotlenku sodu, roztwór fenoloftaleiny, kwas chlorowodorowy.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, łyżka do odczynników, pipety Pasteura, uniwersalny papierek wskaźnikowy.
Instrukcja: Do zawiesiny ok. 1 g fenolu w ok. 2 cm^3 wody dodawaj kroplami stężony roztwór wodorotlenku sodu z roztworem fenoloftaleiny (schemat), aż zawartość probówki stanie się klarowna, a odczyn roztworu – obojętny. Następnie kroplami dodawaj kwas chlorowodorowy aż do uzyskania odczynu kwasowego. Odczyn sprawdź za pomocą uniwersalnego papierka wskaźnikowego.



Obserwacje: Zawartość probówki pod wpływem stężonego roztworu wodorotlenku sodu staje się klarowna (fot. 75.). Następnie po dodaniu kwasu chlorowodorowego ponownie mętnieje.



Fot. 75. Reakcja fenolu z wodorotlenkiem sodu i badanie zachowania produktu w reakcji z kwasem.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 248

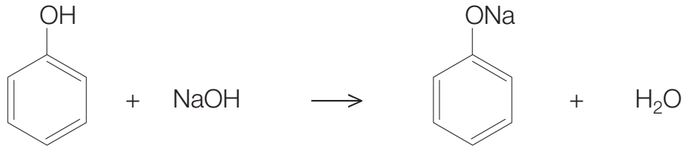
początek doświadczenia na s. 247

Wniosek: Fenol reaguje z roztworem wodorotlenku sodu.

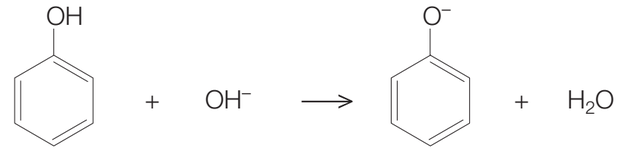
substytucja

Reakcja chemiczna fenolu z wodorotlenkiem sodu zachodzi zgodnie z równaniem:

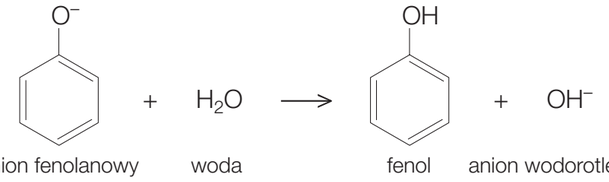
zapis cząsteczkowy



skrócony zapis jonowy



Produkt reakcji chemicznej – **fenolan sodu** (fenoksylan sodu) – to sól słabego kwasu i mocnej zasady, więc **ulega hydrolizie** anionowej zgodnie z równaniem:

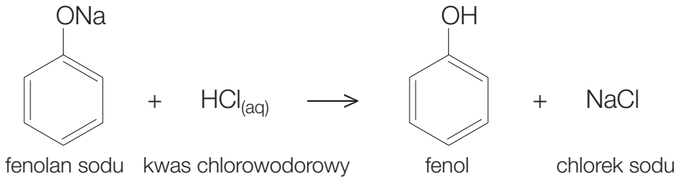


Wodny roztwór fenolanu sodu ma **odczyn zasadowy**.

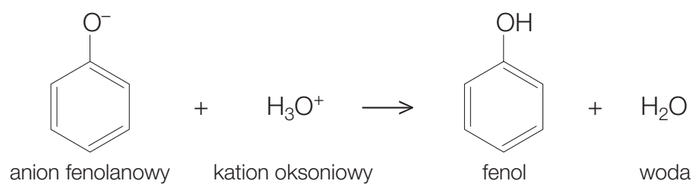
Mocny kwas (kwas chlorowodorowy) **wypiera słaby kwas** (fenol) z roztworu jego soli.

Kwas chlorowodorowy wypiera fenol z wodnego roztworu fenolanu sodu. Odczyn roztworu z zasadowego zmienia się na kwasowy:

zapis cząsteczkowy



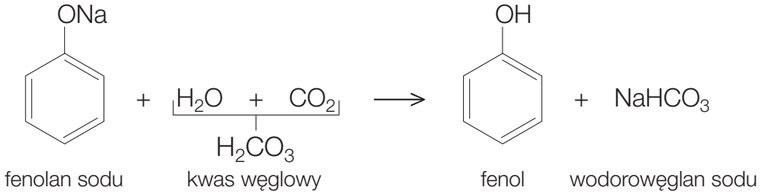
skrócony zapis jonowy

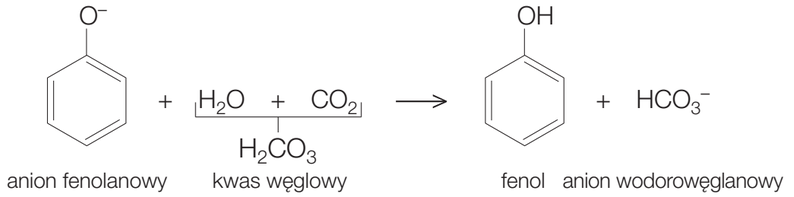


Fenol jest **słabszym kwasem od kwasu węglowego**.

Kwas węglowy H_2CO_3 lub $H_2O + CO_2$, który jest słabym kwasem, również **wypiera fenol** z roztworu wodnego jego soli – fenolanu sodu:

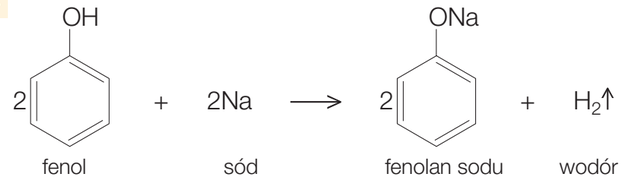
zapis cząsteczkowy



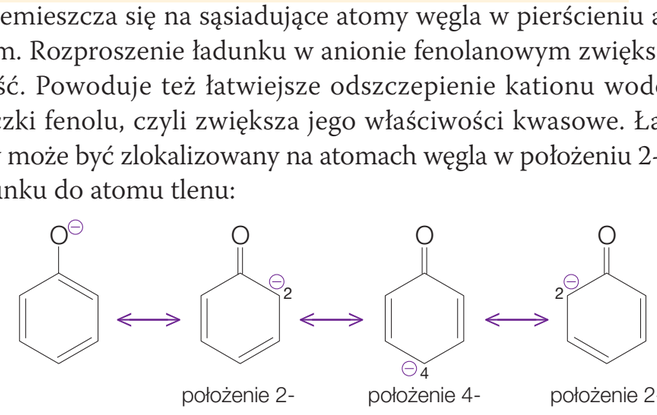


skrócony zapis jonowy

Fenol, podobnie jak alkohole, **reaguje z metalami aktywnymi** chemicznie:



Zwiększona kwasowość fenolu, w porównaniu z kwasowością alkoholi i wody, jest **spowodowana delokalizacją**, czyli przemieszczeniem się **ładunku ujemnego atomu tlenu** w anionie fenolanowym. Ładunek ten przemieszcza się na sąsiadujące atomy węgla w pierścieniu aromatycznym. Rozproszenie ładunku w anionie fenolanowym zwiększa jego trwałość. Powoduje też łatwiejsze odszczepienie kationu wodoru od cząsteczki fenolu, czyli zwiększa jego właściwości kwasowe. Ładunek ujemny może być zlokalizowany na atomach węgla w położeniu 2- lub 4- w stosunku do atomu tlenu:



struktury jonu $C_6H_5O^-$

Obecność pierścienia aromatycznego powoduje, że fenole ulegają także reakcjom charakterystycznym dla węglowodorów aromatycznych.

Doświadczenie 26.



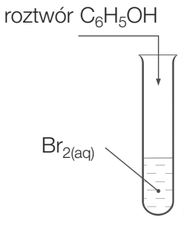
Reakcja fenolu z wodą bromową

Fenol jest toksyczny. Powoduje oparzenia skóry. Doświadczenia wykonuj pod wyciągiem, używając okularów i rękawic ochronnych.

Odczynniki: woda bromowa, wodny roztwór fenolu.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, pipety, uniwersalny papierek wskaźnikowy.

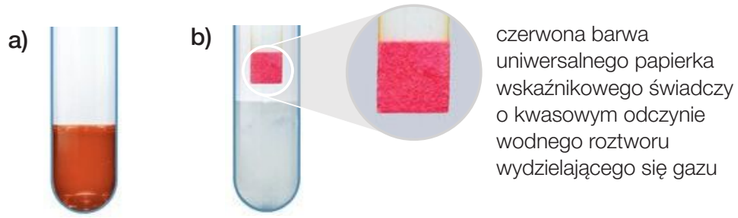
Instrukcja: Do probówki wlej ok. 2 cm^3 wody bromowej, a następnie dodaj ok. 1 cm^3 wodnego roztworu fenolu (schemat). Do wylotu probówki zbliż zwilżony wodą uniwersalny papierek wskaźnikowy.



ciąg dalszy doświadczenia na s. 250

początek doświadczenia na s. 249

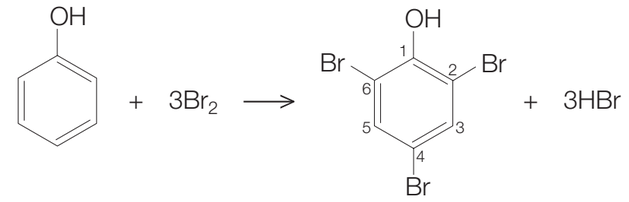
Obserwacje: Woda bromowa (fot. 76.a) odbarwia się po dodaniu fenolu (fot. 76.b). Na dnie probówki strąca się biały osad o charakterystycznym zapachu. Zwilżony uniwersalny papierek wskaźnikowy przyjmuje czerwoną barwę.



Fot. 76. Woda bromowa: a) przed reakcją chemiczną, b) po dodaniu fenolu.

Wniosek: Fenol reaguje z bromem. Wydzielający się bromowodór barwi zwilżony uniwersalny papierek wskaźnikowy na czerwono.

Końcowym produktem reakcji bromowania fenolu jest 2,4,6-tribromofenol:



substytucja elektrofilowa

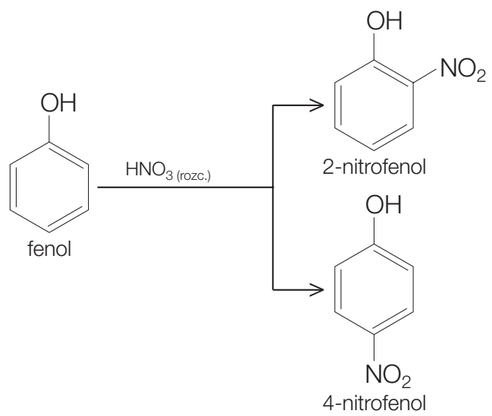
Reakcję bromowania fenolu wykorzystuje się w laboratoriach chemicznych do ilościowego oznaczania stężenia fenolu w wodzie.

Grupa hydroksylowa obecna w pierścieniu benzenowym w reakcji substytucji **kieruje nowy podstawnik w położenie *orto*** i ***para***.

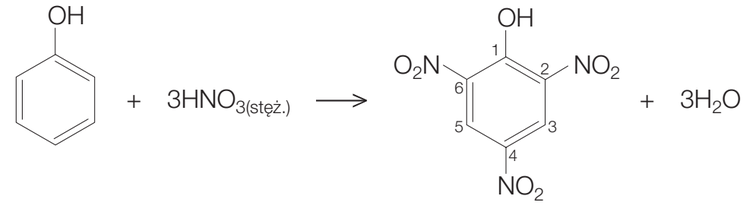
Reakcja chemiczna fenolu z bromem zachodzi znacznie łatwiej niż w przypadku benzenu i nie wymaga użycia katalizatora. Wynika z tego, że **grupa hydroksylowa –OH wpływa na reaktywność pierścienia aromatycznego**.

Fenol łatwo ulega też **reakcji nitrowania**, nawet **z rozcieńczonym roztworem HNO_3** – powstaje mieszanina 2-nitrofenolu i 4-nitrofenolu:

substytucja elektrofilowa



W wyniku reakcji chemicznej **fenolu ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V)** podstawieniu ulegają jednocześnie trzy atomy wodoru. Powstaje 2,4,6-trinitrofenol (kwas pikrynowy):



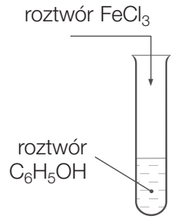
Reakcja charakterystyczna fenolu

Doświadczenie 27. C_6H_5OH, $FeCl_3$ C_6H_5OH

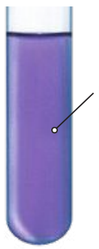
Wykrywanie fenolu – reakcja fenolu z chlorkiem żelaza(III)

! Fenol jest toksyczny. Powoduje oparzenia skóry. Doświadczenia wykonuj pod wyciągiem, używając okularów i rękawic ochronnych.

Odczynniki: nasycony wodny roztwór fenolu, nasycony wodny roztwór chlorku żelaza(III).
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, pipeta.
Instrukcja: Do probówki wlej ok. 2 cm^3 wodnego roztworu fenolu, a następnie dodaj kilka kropli nasyconego roztworu chlorku żelaza(III) (schemat).



Obserwacje: Powstał fioletowy roztwór (fot. 77.).



Fot. 77. Wykrywanie fenolu.

Wniosek: W wyniku reakcji fenolu z chlorkiem żelaza(III) powstaje związek kompleksowy o charakterystycznym zabarwieniu.

Ta reakcja chemiczna umożliwia wykrycie nawet śladowych ilości fenolu, dlatego wykorzystuje się ją do oznaczania w wodach powierzchniowych zawartości związków, które mają grupę –OH przyłączoną bezpośrednio do pierścienia aromatycznego.

Wody powierzchniowe zanieczyszczone fenolem mają nieprzyjemny smak i zapach. Są toksyczne i rakotwórcze, dlatego **nie nadają się do spożycia** (fot. 78.).



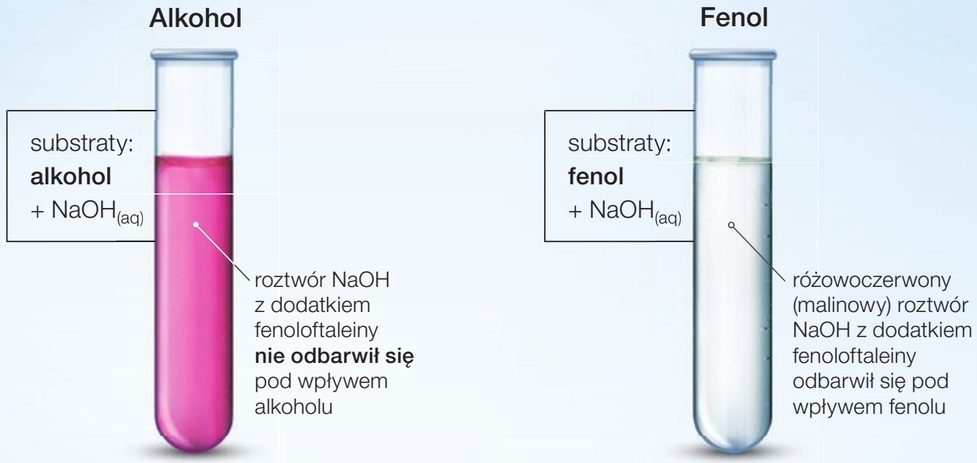
Fot. 78. Oczyszczanie ścieków pozwala zapobiegać zanieczyszczeniu wód fenolem.

Reakcje charakterystyczne alkoholi i fenoli

Alkohole monohydroksylowe i polihydroksylowe oraz fenole mają w swoich cząsteczkach tę samą grupę funkcyjną: grupę hydroksylową –OH. Różnią się jednak pod względem reaktywności, co umożliwia ich rozróżnienie.

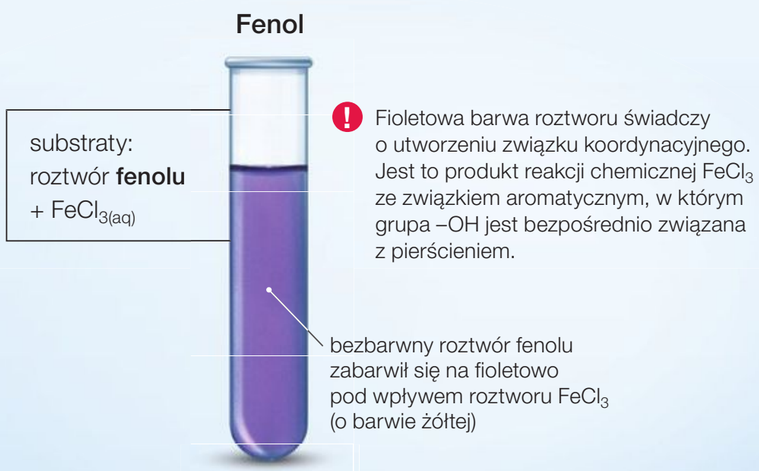
Badanie zachowania alkoholi i fenoli wobec wodorotlenku sodu

Alkohole są zbyt słabymi kwasami, aby mogły reagować z NaOH. Natomiast fenole są mocniejszymi kwasami niż alkohole, dlatego łatwiej oddają proton i tworzą sól w reakcji chemicznej z NaOH.



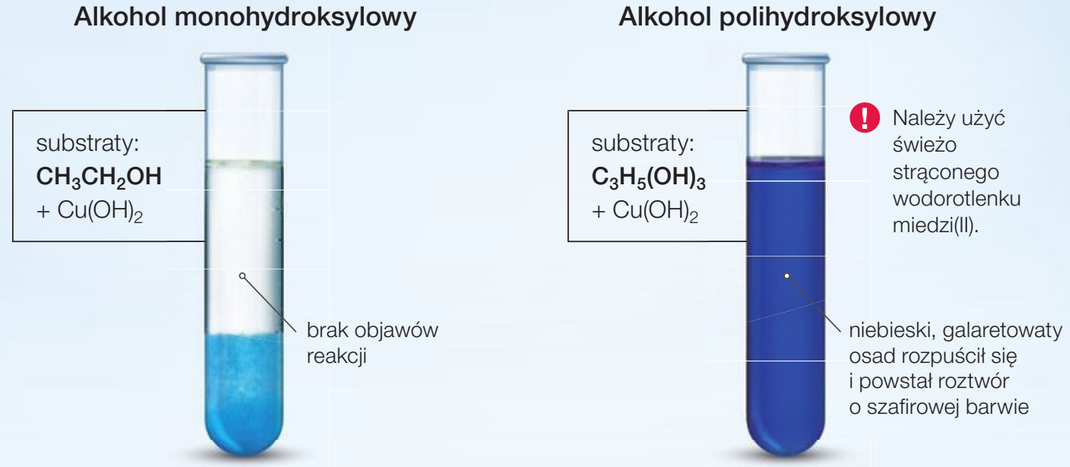
Badanie zachowania fenolu wobec chlorku żelaza(III)

Śladowe ilości fenolu można wykryć w reakcji chemicznej z chlorkiem żelaza(III).



Badanie zachowania alkoholi wobec wodorotlenku miedzi(II)

Alkohole polihydroksylowe, które mają w cząsteczkach co najmniej dwie grupy hydroksylowe przy sąsiednich atomach węgla, reagują z wodorotlenkiem miedzi(II). Ta reakcja chemiczna pozwala odróżnić alkohol monohydroksylowy od alkoholu polihydroksylowego z grupami –OH przy sąsiednich atomach węgla.



Badanie zachowania alkoholi pierwszo-, drugo- i trzeciorzędowych wobec utleniacza

W celu odróżnienia alkoholi trzeciorzędowych (3°) od alkoholi pierwszo- (1°) i drugorzędowych (2°) należy przeprowadzić reakcję tych alkoholi z utleniaczem, np. z dichromianem(VI) potasu, w środowisku kwasowym.



Porównanie właściwości alkoholi i fenoli

Alkohole i fenole to odrębne grupy związków organicznych, mimo że mają taką samą grupę funkcyjną —OH. Najważniejsze właściwości tych grup związków chemicznych zestawiono w tabeli 26.

Tabela 26. Porównanie wybranych właściwości alkoholi i fenoli

Nazwa grupy związków organicznych	alkohole	fenole
Wzór i nazwa grupy funkcyjnej	—OH grupa hydroksylowa	—OH grupa hydroksylowa
Rodzaj grupy węglowodorowej	alkilowa	arylowa
Wzór ogólny związku monohydroksylowego	*R*—OH	*Ar*—OH
Wzór i nazwa przedstawiciela grupy	CH_3OH metanol	C_6H_5OH fenol
Dysocjacja elektrolityczna	nie dysocjują	dysocjują z odszczepieniem kationu wodoru H^+ z grupy hydroksylowej —OH
Reakcja z fluorowcowodorami	reagują – powstają fluorowcopochodne węglowodorów alifatycznych	nie reagują
Reakcja z metalami aktywnymi chemicznie	reagują – powstają alkoholany	reagują – powstają fenolany
Charakter aromatyczny	alkohole alkilowe nie wykazują	wykazują – ulegają m.in. reakcjom: ▸ nitrowania ▸ sulfonowania ▸ fluorowcowania
Charakter kwasowy	bardzo słaby u alkoholi monohydroksylowych, nie reagują z zasadami	wyraźny – reagują z zasadami
Reakcja charakterystyczna	▸ reakcja chemiczna z $Cu(OH)_2$ charakterystyczna dla alkoholi polihydroksylowych, które mają grupę —OH przy sąsiednich atomach węgla ▸ reakcja chemiczna z $K_2Cr_2O_7$ w środowisku kwasowym charakterystyczna dla CH_3CH_2OH	reakcja z $FeCl_3$ charakterystyczna dla fenoli

Zastosowania fenoli

Tworzywa sztuczne, takie jak fenoplasty, powstają w wyniku kondensacji fenoli i formaldehydu. Z kolei fenol i 2-metylofenol są wykorzystywane do produkcji m.in. detergentów, herbicydów i barwników.

przemysł rolniczy **przemysł chemiczny** **przemysł tworzyw sztucznych**

Przemysł rolniczy

Tymol ma właściwości insektobójcze, dlatego jest składnikiem **preparatów zwalczających roztocza**, które wywołują choroby m.in. u pszczół miodnych.





Przemysł chemiczny

Błękit bromofenolowy to jeden z powszechnie używanych **wskaźników kwasowo-zasadowych**. W roztworach o pH mniejszym lub równym 3,0 ma barwę żółtą, natomiast jeśli pH roztworu jest wyższe niż 4,6 – barwi się na granatowofioletowo.



Przemysł tworzyw sztucznych

Fenoplasty otrzymuje się w procesie obróbki żywic fenolowo-formaldehydowych. Wykorzystuje się je do produkcji m.in. **kul bilardowych**.

Chemia w medycynie

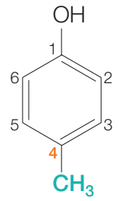
Triklosan działa antyseptycznie, przeciwbakteryjnie i konserwująco. Jest **składnikiem substancji używanych do mycia rąk** przed zabiegami chirurgicznymi oraz preparatów do odkażania narzędzi medycznych.



Ważne w temacie *Fenole*

1. Zapisuję nazwy fenoli na podstawie ich wzorów

Na przykład:

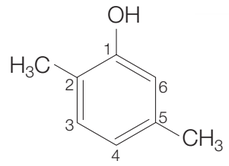


4-metylofenol

3. Zapisuję wzory fenoli na podstawie ich nazw

Na przykład:

2,5-dimetylofenol

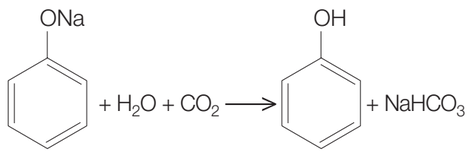


4. Wykrywam fenol w reakcji z chlorkiem żelaza(III)

Reakcja z chlorkiem żelaza(III) jest reakcją charakterystyczną fenolu, która umożliwia wykrycie nawet śladowych jego ilości. W wyniku tej reakcji chemicznej powstaje związek koordynacyjny o charakterystycznym fioletowym zabarwieniu.

5. Porównuję moc kwasów, np. fenolu i kwasu węglowego

Kwas węglowy wypiera fenol z roztworu wodnego jego soli – fenolanu sodu, więc fenol jest słabszym kwasem od kwasu węglowego.

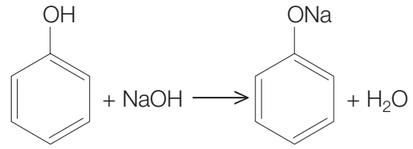


Fenole

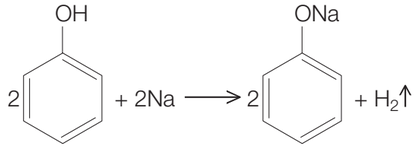
2. Zapisuję równania reakcji chemicznych, którym ulegają fenole

Na przykład równanie reakcji fenolu z:

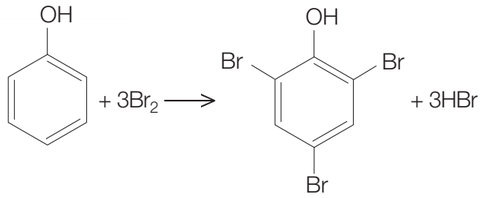
- wodorotlenkiem sodu:



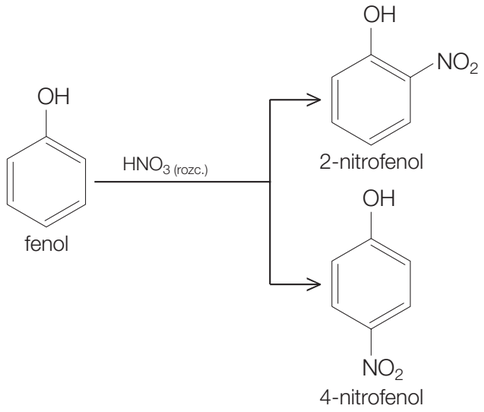
- sodem:



- bromem:



- kwasem azotowym(V) – reakcja nitrowania:



Fenole – związki organiczne, w których cząsteczkach występują grupy hydroksylowe –OH bezpośrednio związane z atomami węgla pierścienia aromatycznego.

Zadania do tematu

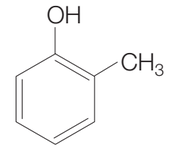
ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Uszereguj podane substancje zgodnie ze wzrostem ich charakteru kwasowego.

a) kwas chlorowodorowy
b) fenol
c) glicerol
d) kwas węglowy
e) glikol etylenowy
f) propan-1-ol

2. Określ odczyn wodnego roztworu fenolanu potasu. Odpowiedź uzasadnij, pisząc odpowiednie równanie reakcji chemicznej.

3. Fenylometanol jest izomerem krezoli, do których należy m.in. 2-metylofenol o wzorze:

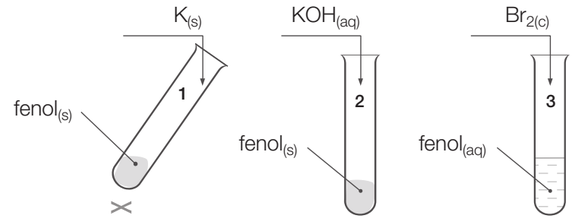


a) **Napisz wzór półstrukturalny fenylometanolu.**
b) **Określ, jaki typ hybrydyzacji można przypisać orbitalom walencyjnym atomu węgla związanego z grupą hydroksylową w cząsteczkach 2-metylofenolu i fenylometanolu.**

4. Zaproponuj sposób otrzymania fenolu, mając do dyspozycji benzen, wodę, chlor, chlorek żelaza(III), wodorotlenek sodu i kwas chlorowodorowy. Napisz odpowiednie równania reakcji chemicznych.

Informacja do zadań 5. i 6.

Uczeń przeprowadził doświadczenie, w którym badał właściwości chemiczne fenolu. Przebieg tego doświadczenia zilustrowano na schemacie. Podczas doświadczenia uczeń zaobserwował w każdej z probówek zmiany świadczące o przebiegu reakcji chemicznej.



5. Uzupełnij tabelę, wpisując przy każdym stwierdzeniu numery wszystkich probówek spośród 1.–3., których dotyczy to stwierdzenie, lub wstawiając znak „–”, jeżeli nie dotyczy ono żadnej probówki. Numery probówek mogą się powtarzać.

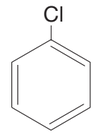
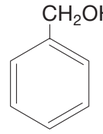
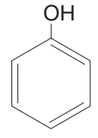
Stwierdzenie	Numery probówek, których dotyczy stwierdzenie
Zachodzi proces substytucji nukleofilowej.	?
Zachodzącą reakcję chemiczną można zaliczyć do procesów utleniania-redukcji.	?
Produktem reakcji jest związek chemiczny o budowie jonowej.	?

6. Uczeń wykonujący opisane doświadczenie wysunął hipotezę, że etanol – podobnie jak fenol – reaguje również z metalicznym potasem oraz z zasadą potasową. **Oceń poprawność tej hipotezy. Uzasadnij swoją odpowiedź.**

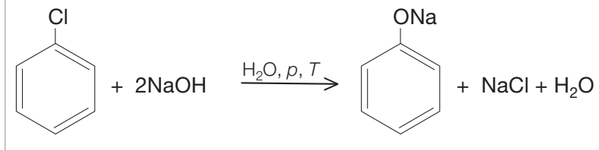
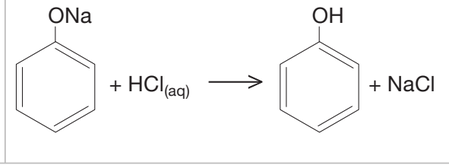
Podsumowanie

Budowa i nazewnictwo jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów

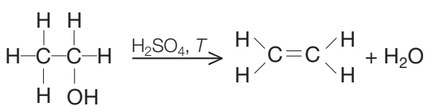
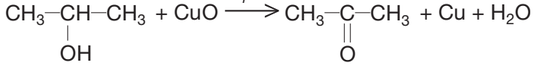
Cząsteczki pochodnych węglowodorów zbudowane są z **grupy węglowodorowej** (np. alkilowej lub arylowej) i **grupy funkcyjnej** – atomu lub grupy atomów.

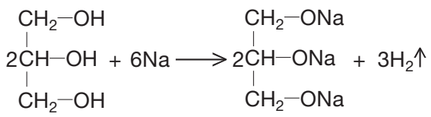
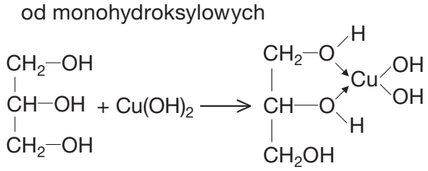
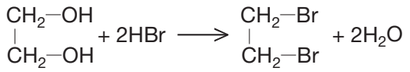
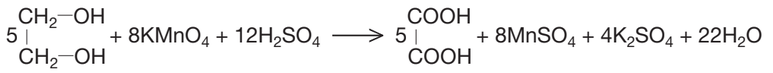
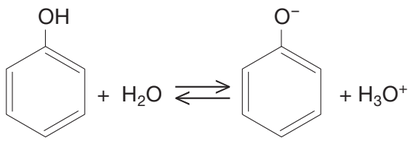
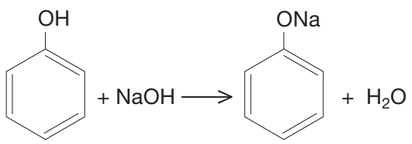
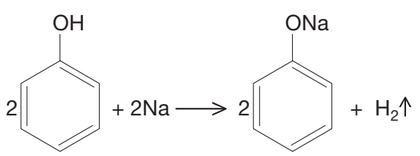
Nazwa grupy związków chemicznych	Wzór ogólny – grupa funkcyjna	Charakterystyka pochodnych węglowodorów	Przykłady związków chemicznych
fluorowcopochodne węglowodorów	*R*—*X* *Ar*—*X* —*X* atom fluorowca	atom fluorowca związany z grupą węglowodorową (np. alkilową lub arylową)	CH_3Cl chlorometan  chlorobenzen
alkohole monohydroksylowe	*R*—OH —OH grupa hydroksylowa	alkohole łańcuchowe nasycone: ▸ pierwszorzędowe ▸ drugorzędowe ▸ trzeciorzędowe	$CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—OH$ butan-1-ol $CH_3—CH_2—CH(CH_3)—OH$ butan-2-ol $CH_3—C(CH_3)_2—OH$ 2-metylopropan-2-ol
alkohole aromatyczne	*Ar*—CH_2OH —OH grupa hydroksylowa	grupa —OH związana z bocznym łańcuchem węglowodorów aromatycznych	 fenylometanol
alkohole polihydroksylowe	$C_nH_{2n}(OH)_2$ – dihydroksylowe $C_nH_{2n-1}(OH)_3$ – trihydroksylowe —OH grupa hydroksylowa	zawierają w cząsteczkach co najmniej dwie grupy —OH, związane z atomami węgla, których orbitalom walencyjnym przypisana jest hybrydyzacja sp^3; każda grupa —OH jest związana z innym atomem węgla w łańcuchu	$CH_2(OH)—CH_2(OH)$ etano-1,2-diol $CH_2(OH)—CH(OH)—CH_2(OH)$ propano-1,2,3-triol
fenole	*Ar*—OH —OH grupa hydroksylowa	grupa hydroksylowa —OH związana z atomem węgla pierścienia aromatycznego	 fenol

Metody otrzymywania jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów

Nazwa grupy związków chemicznych	Metoda otrzymywania	Równanie reakcji otrzymywania
fluorowco-pochodne węglowodorów	▸ substytucja atomu wodoru atomem fluorowca ▸ addycja fluorowca lub fluorowcowodoru do cząsteczek węglowodorów nienasyconych ▸ substytucja grupy —OH atomem fluorowca	$CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{\text{światło}} CH_3Cl + HCl$ $CH_2=CH_2 + Cl_2 \longrightarrow CH_2(Cl)—CH_2(Cl)$ $CH_2=CH_2 + HCl \longrightarrow CH_3CH_2Cl$ $CH_3CH_2OH + HCl \longrightarrow CH_3CH_2Cl + H_2O$
alkohole	▸ addycja wody do alkenów w obecności kwasów ▸ substytucja atomu fluorowca grupą hydroksylową ▸ z gazu syntezowego (otrzymywanie metanolu) ▸ fermentacja alkoholowa (otrzymywanie etanolu) ▸ utlenianie etenu i hydroliza w środowisku kwasowym (otrzymywanie etano-1,2-diolu – glikolu etylenowego) ▸ utlenianie alkenu (otrzymywanie dioli)	$CH_2=CH_2 + H_2O \xrightarrow{H_2SO_4,\ T} CH_3CH_2OH$ $CH_3CH_2Cl + KOH \xrightarrow{CH_3CN} CH_3CH_2OH + KCl$ $CO + 2H_2 \xrightarrow{\text{kat., } p, T} CH_3OH$ $C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{enzymy}} 2CH_3CH_2OH + 2CO_2\uparrow$ $2CH_2=CH_2 + O_2 \xrightarrow{Ag,\ T = 250\,°C} 2CH_2(O)—CH_2$ $CH_2(O)—CH_2 + H_2O \xrightarrow{H^+} CH_2(OH)—CH_2(OH)$ $3CH_2=CH_2 + 2KMnO_4 + 4H_2O \longrightarrow 3CH_2(OH)—CH_2(OH) + 2MnO_2 + 2KOH$
fenole	▸ hydroliza fluorowcopochodnych węglowodorów aromatycznych	 $+ 2NaOH \xrightarrow{H_2O,\ p,\ T} + NaCl + H_2O$  $+ HCl_{(aq)} \longrightarrow + NaCl$
	▸ fenole oraz ich homologi powstają podczas suchej destylacji węgla i są wyodrębniane ze smoły węglowej	

Właściwości jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów

Nazwa grupy związków chemicznych	Równania charakterystycznych reakcji chemicznych
fluorowcopochodne węglowodorów	▸ reakcja substytucji, której produktami są: a) alkohole $CH_3CH_2Cl + KOH \xrightarrow{CH_3CN} CH_3CH_2OH + KCl$ b) aminy $CH_3CH_2CH_2Cl + NH_3 \longrightarrow CH_3CH_2CH_2NH_2 + HCl$ ▸ reakcja z sodem – reakcja Wurtza $2CH_3Cl + 2Na \longrightarrow CH_3CH_3 + 2NaCl$ ▸ reakcja eliminacji $CH_3CH_2Cl + KOH \xrightarrow{\text{alkohol}} CH_2{=}CH_2 + KCl + H_2O$ ▸ polimeryzacja $n CH_2{=}CHCl \xrightarrow{\text{kat., } p, T} \left[CH_2{-}\underset{\displaystyle Cl}{\underset{\vert}{CH}}{-} \right]_n$ produktami reakcji polimeryzacji są polimery wchodzące w skład tworzyw sztucznych: termoplastów i duroplastów
alkohole monohydroksylowe	▸ reakcje z metalami aktywnymi chemicznie (K, Na, Mg) – rozerwanie wiązania *R*O—H $2CH_3CH_2OH + 2Na \longrightarrow 2CH_3CH_2ONa + H_2\uparrow$ ▸ reakcje z fluorowcowodorami $CH_3CH_2OH + HCl \xrightarrow{T} CH_3CH_2Cl + H_2O$ ▸ eliminacja wody (dehydratacja) – rozerwanie wiązania *R*—OH  ▸ reakcja utleniania, której produktami są: a) aldehydy (utlenianie alkoholi 1° za pomocą CuO) $CH_3CH_2OH + CuO \xrightarrow{T} CH_3CHO + Cu + H_2O$ b) ketony (utlenianie alkoholi 2° za pomocą CuO, $K_2Cr_2O_7$ lub $KMnO_4$)  c) kwasy karboksylowe (utlenianie alkoholi 1° za pomocą $K_2Cr_2O_7$ lub $KMnO_4$) $5CH_3CH_2OH + 4KMnO_4 + 6H_2SO_4 \longrightarrow 5CH_3COOH + 4MnSO_4 + 2K_2SO_4 + 11H_2O$

Nazwa grupy związków chemicznych	Równania charakterystycznych reakcji chemicznych
alkohole polihydroksylowe	▸ reakcje z metalami aktywnymi chemicznie (K, Na, Mg)  ▸ reakcja z $Cu(OH)_2$ – odróżnianie alkoholi polihydroksylowych od monohydroksylowych  ▸ reakcje z fluorowcowodorami  ▸ reakcja utleniania 
fenole	▸ dysocjacja elektrolityczna  ▸ reakcja z mocnymi zasadami  ▸ reakcja z metalami aktywnymi  ▸ reakcje charakterystyczne dla związków aromatycznych: fluorowcowanie, nitrowanie – reakcje te wynikają z obecności pierścienia aromatycznego ▸ reakcja charakterystyczna fenolu z $FeCl_3$

Sposób na zadania

Przeprowadzono doświadczenie chemiczne, w którym do próbki alkoholu o wzorze ogólnym $C_nH_{2n}(OH)_2$ wprowadzono zawiesinę świeżo strąconego wodorotlenku miedzi(II) i energicznie wymieszano zawartość probówki. Wynik doświadczenia przedstawiono na fotografii.

Analizowany alkohol to diol.



Roztwór o barwie szafirowej oznacza, że badany alkohol zawiera grupy –OH przy sąsiadujących atomach węgla.

Następnie przeprowadzono spalanie całkowite badanego alkoholu. Ustalono, że stosunek objętościowy zużytego tlenu do powstałego w reakcji chemicznej tlenku węgla(IV) wynosił 1,376 : 1. Gazy odmierzono w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury.

Ustal wzór sumaryczny badanego alkoholu i napisz wzory półstrukturalne wszystkich możliwych izomerów tego alkoholu, które dają pozytywny wynik doświadczenia z wodorotlenkiem miedzi(II).

Rozwiązanie:

1 Napisz i uzgodnij równanie reakcji spalania całkowitego badanego alkoholu.

Do zapisania równania użyj wzoru ogólnego badanego alkoholu.

$$C_nH_{2n}(OH)_2 + \left(\frac{3n-1}{2}\right)O_2 \longrightarrow nCO_2 + (n+1)H_2O$$

2 Oblicz wartość indeksu *n*.

Stosunek objętościowy dla gazów jest równy stosunkowi molowemu, zatem stosunek molowy zużytego tlenu do powstałego tlenku węgla(IV) wynosi:

$$\frac{nO_2}{nCO_2} = \frac{1{,}376}{1}$$

Podstaw dane i rozwiąż równanie:

$$\frac{\frac{3n-1}{2}}{n} = \frac{1{,}376}{1}$$

$$\frac{3n-1}{2} = 1{,}376n$$

$$3n - 1 = 2{,}752n$$

$$0{,}248n = 1$$

$$n = 4$$

3 Ustal wzór sumaryczny.

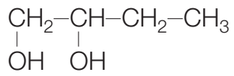
Podstaw wartość *n* do wzoru ogólnego $C_nH_{2n}(OH)_2$.

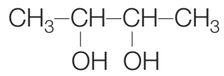
Dla $n = 4$ wzór alkoholu przyjmuje postać $C_4H_8(OH)_2$, zatem wzór sumaryczny tego alkoholu to $C_4H_{10}O_2$.

4 Napisz wzory półstrukturalne izomerów.

Badany alkohol o wzorze $C_4H_{10}O_2$ to diol, w którym grupy –OH są związane z sąsiadującymi atomami węgla, zatem liczba izomerów tego alkoholu wynosi 2.

Wzory półstrukturalne izomerów:





Rozwiąż *Zadanie analogiczne*.

Zadanie analogiczne

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

W *Sposobie na zadania* na s. 262 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

Przeprowadzono doświadczenie chemiczne, w którym do próbki alkoholu o wzorze ogólnym $C_nH_{2n}(OH)_2$ wprowadzono zawiesinę świeżo strąconego wodorotlenku miedzi(II) i energicznie wymieszano zawartość probówki. Wynik doświadczenia przedstawiono na fotografii.



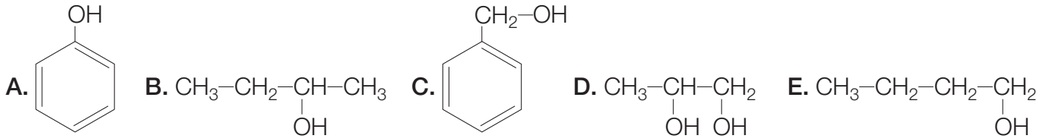
Następnie przeprowadzono spalanie całkowite badanego alkoholu. Ustalono, że w wyniku reakcji chemicznej z 2,25 g badanego alkoholu otrzymano 1,99 dm^3 tlenku węgla(IV) w przeliczeniu na warunki normalne.

Ustal wzór sumaryczny badanego alkoholu i napisz jego wzór półstrukturalny.

Trening – rozwiąż zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Informacja do zadań 1.–3.
Poniżej przedstawiono wzory fenolu i alkoholi.



Zadanie 1.

Napisz równanie reakcji chemicznej utleniania związku chemicznego oznaczonego literą B z tlenkiem miedzi(II) w podwyższonej temperaturze. Zastosuj wzory półstrukturalne związków organicznych.

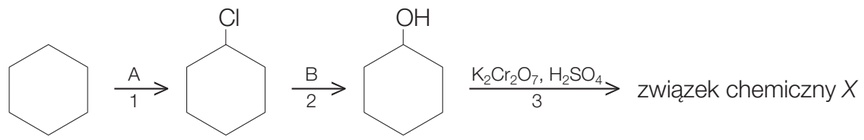
Zadanie 2.

Wyjaśnij, porównując budowę cząsteczek związków chemicznych oznaczonych literami D i E, na jakiej podstawie można je zidentyfikować.

Zadanie 3.

Związki chemiczne oznaczone literami A i C poddano reakcji chemicznej z wodnym roztworem wodorotlenku sodu. Tylko jedna z podanych substancji przereagowała, tworząc sól. **Napisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej.**

Informacja do zadań 4.–7.
Poniższy schemat ilustruje ciąg przemian chemicznych zachodzących z udziałem cykloheksanu i jego pochodnych.



Zadanie 4.

Napisz wzory substancji oznaczonych na schemacie literami A i B oraz warunki przeprowadzenia reakcji chemicznych oznaczonych cyframi 1 i 2.

Zadanie 5.

Określ typ (addycja, eliminacja, substytucja) **i mechanizm** (elektrofilowy, nukleofilowy, rodnikowy) **reakcji chemicznych oznaczonych na schemacie numerami 1 i 2.**

Zadanie 6.

Napisz wzór półstrukturalny związku chemicznego oznaczonego na schemacie literą *X*.

Zadanie 7.

Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u>, z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy)**, równania reakcji utleniania oraz redukcji, które zachodzą podczas reakcji chemicznej oznaczonej na schemacie numerem 3. Napisz wzór drobiny, która pełni funkcję utleniacza, i wzór drobiny, która pełni funkcję reduktora.**

Odpowiedzi do zadań

Chemia organiczna jako chemia związków węgla

s. 19

zadanie 1. 1. $2C + O_2 \longrightarrow 2CO$,
2. $2CO + O_2 \longrightarrow 2CO_2$,
3. $CO_2 + NaOH \longrightarrow NaHCO_3$,
4. $2NaHCO_3 \xrightarrow{T} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$,
5. $Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2$

zadanie 2. $2NaHCO_3 \xrightarrow{T} Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O$

zadanie 3. $Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$ (zmętnienie wody wapiennej),
$Ca^{2+} + 2OH^- + CO_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$,
$CaCO_3\downarrow + CO_2 + H_2O \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$ (osad zanika),
$CaCO_3\downarrow + CO_2 + H_2O \longrightarrow Ca^{2+} + 2HCO_3^-$

zadanie 4. 95,24 %

zadanie 5. 82,7 %

s. 25

zadanie 1. a) %C = 85,7 %, %H = 14,3 %; b) CH_2

zadanie 2. wzór elementarny: C_2H_6O,
wzór rzeczywisty: C_2H_6O

s. 36

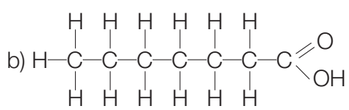
zadanie 1. Składniki mieszaniny mają różne temperatury wrzenia, dlatego można je rozdzielić metodą destylacji frakcyjnej.

zadanie 2. Zanieczyszczony fenol należy przenieść do zlewki, dodać niewielką ilość wody destylowanej, a następnie ogrzewać w łaźni wodnej (ciągle mieszając) aż do całkowitego rozpuszczenia. Następnie w gorącym lejku z krótką szyjką trzeba umieścić papier filtracyjny i przesączyć gorący roztwór fenolu. Przesącz należy pozostawić do ostygnięcia i wykrystalizowania czystego fenolu.

zadanie 3. 0,9 dm^3

s. 44

zadanie 1. a) $C_7H_{14}O_2$;

b) 

c) $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—COOH$;

d) $CH_3(CH_2)_5COOH$

zadanie 2. a) addycja; b) substytucja; c) eliminacja; d) eliminacja; e) addycja

s. 49

Zadanie analogiczne

wzór empiryczny: CH_2O, wzór rzeczywisty: $C_3H_6O_3$

s. 50

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1. $X = {}^{12}_{6}C$, $Y = {}^{13}_{6}C$

zadanie 2. 3, sp^2, dobrze przewodzi ciepło, dobrze; 1, kowalencyjnymi niespolaryzowanymi, najwyższym, nierozpuszczalna

zadanie 3. Błąd w oznaczeniu zawartości siarki polegał na dodaniu zbyt małej ilości roztworu chlorku baru. Z tego powodu część siarki pozostała w roztworze i nie została oznaczona, co doprowadziło do zaniżenia wyniku.

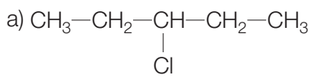
Węglowodory

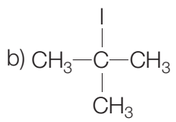
s. 78

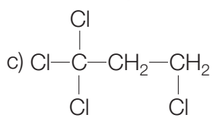
zadanie 1.

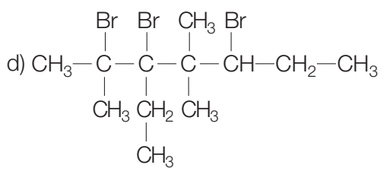
$$C_nH_{2n+2} + \frac{(3n+1)}{2} O_2 \longrightarrow nCO_2 + (n+1)H_2O$$

zadanie 2.

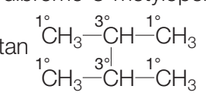
a) 

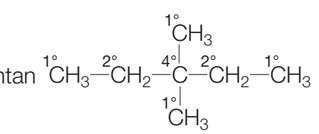
b) 

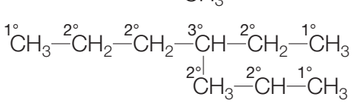
c) 

d) 

zadanie 3. a) 2,2-dibromo-3-metylopentan;

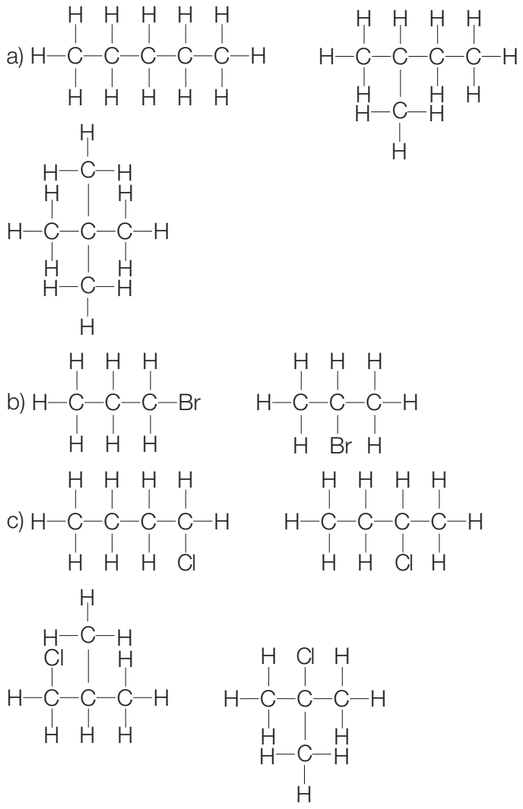
b) 2,3-dimetylobutan 

c) 3,3-dimetylopentan 

d) 4-etyloheptan 

e) 1,1,1-tribromo-2,3-dichlorobutan;
f) 1,2,3-trichloropropan

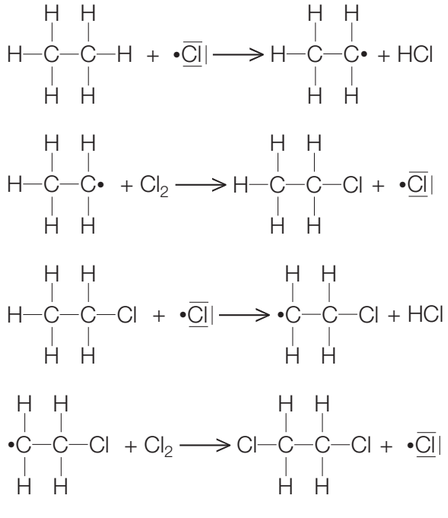
zadanie 4.

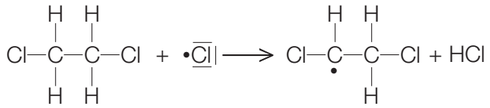


zadanie 5. Etap 1. Inicjacja

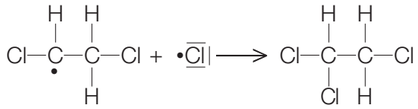


Etap 2. Propagacja:





Etap 3. Terminacja:



zadanie 6. C_2H_6

zadanie 7. 10 dm^3 powietrza

zadanie 8. 112 dm^3 tlenu

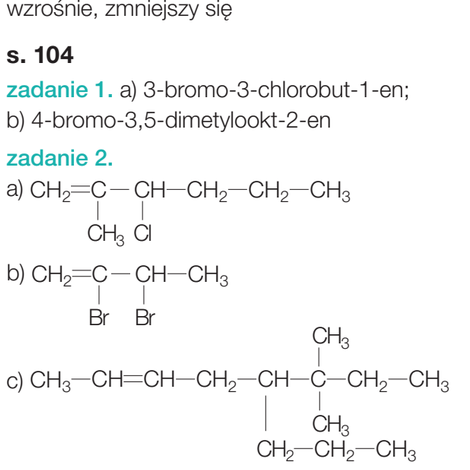
zadanie 9. I. heptan, II. heptan, III. heksan; najwyższą temperaturę wrzenia ma heptan

zadanie 10. egzotermicznym, zmniejsza się, wzrośnie, zmniejszy się

s. 104

zadanie 1. a) 3-bromo-3-chlorobut-1-en;
b) 4-bromo-3,5-dimetylookt-2-en

zadanie 2.



zadanie 3. 1. $CH_3—CH_2—CH_3 + Cl_2 \xrightarrow{\text{światło}} CH_3—CH_2—CH_2—Cl + HCl$, substytucja rodnikowa

2. $CH_3—CH_2—CH_2—Cl + KOH \xrightarrow{T,\ \text{etanol}} CH_2=CH—CH_3 + KCl + H_2O$, eliminacja

3. $CH_2=CH—CH_3 + HBr \longrightarrow CH_3—CH(Br)—CH_3$, addycja elektrofilowa

zadanie 4. liczba wiązań typu $\pi = 2$, liczba wiązań typu $\sigma = 15$

zadanie 5. spalanie całkowite:

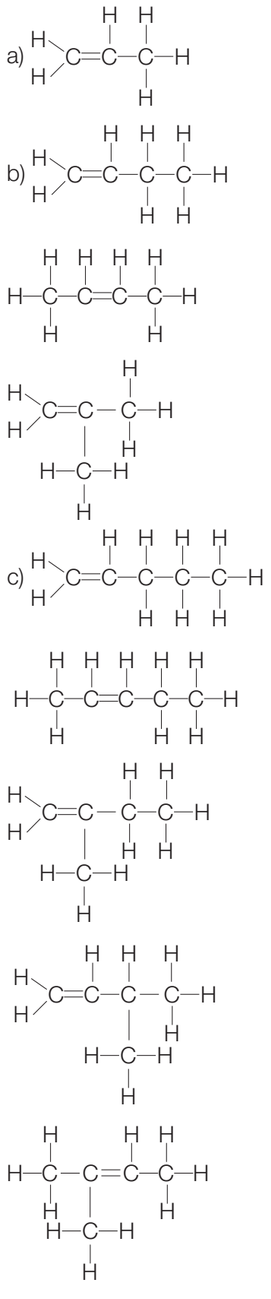
$C_nH_{2n} + \frac{3n}{2}O_2 \longrightarrow nCO_2 + nH_2O$;

spalanie niecałkowite:

$C_nH_{2n} + nO_2 \longrightarrow nCO + nH_2O$ lub

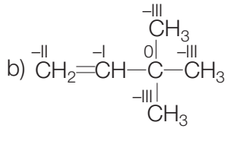
$C_nH_{2n} + \frac{n}{2}O_2 \longrightarrow nC + nH_2O$

zadanie 6.



zadanie 7. 714 cząsteczek

zadanie 8. a) $\overset{-II}{CH_2}=\overset{-I}{CH}—\overset{-II}{CH_2}—\overset{-III}{CH_3}$



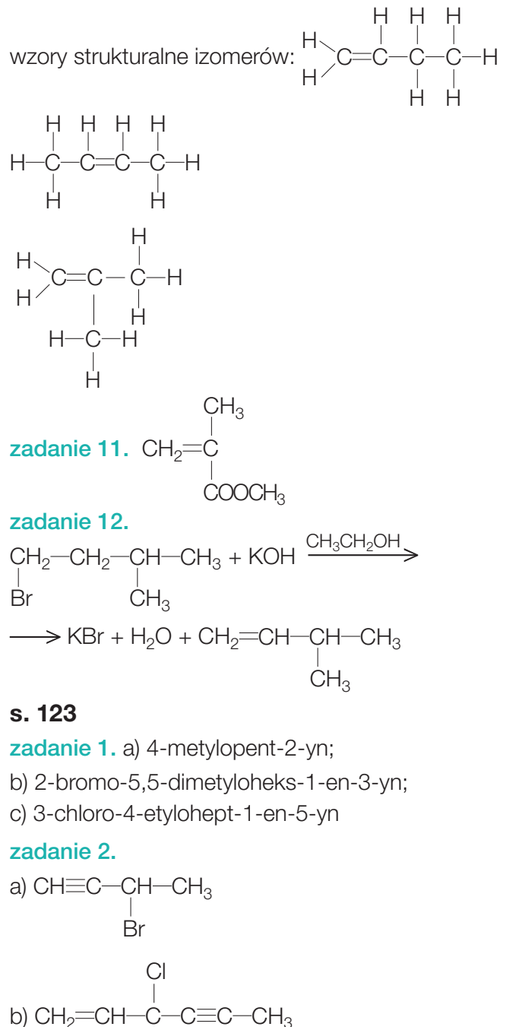
zadanie 9.

a) $nCH_2=CH—CH_3 \xrightarrow{\text{kat., } p, T} \left[CH_2—\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}\right]_n$

b) $nCH_3—CH=CH—CH_3 \xrightarrow{\text{kat., } p, T} \left[\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}—\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{CH}}\right]_n$

zadanie 10. wzór rzeczywisty: C_4H_8;

wzory strukturalne izomerów:



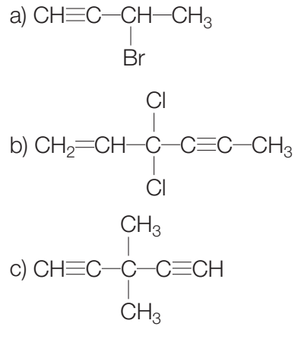
zadanie 11.

zadanie 12.

s. 123

zadanie 1. a) 4-metylopent-2-yn;
b) 2-bromo-5,5-dimetyloheks-1-en-3-yn;
c) 3-chloro-4-etylohept-1-en-5-yn

zadanie 2.



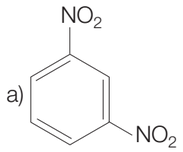
zadanie 3. $HC\equiv C—CH_2—CH_3$, but-1-yn

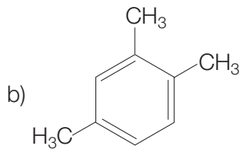
zadanie 4. Największą zawartość procentową węgla ma cząsteczka etynu, a najmniejszą cząsteczka etanu.

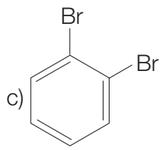
zadanie 5. Acetylen występuje w nadmiarze.

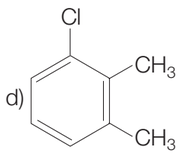
s. 140

zadanie 1.

a) 

b) 

c) 

d) 

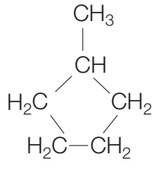
zadanie 2. a) 1-bromo-2-chlorobenzen;
b) 1-chloro-3-nitrobenzen;
c) 1-bromo-2-metylobenzen

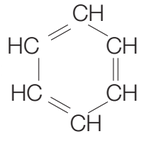
zadanie 3. homologi: III i IV; izomery: I i V

zadanie 4. $3C_6H_5CH_2CH_3 + 22KMnO_4 \longrightarrow$
$\longrightarrow 2C_6H_5COOK + 22MnO_2 + 20KOH + 10CO_2$;
utleniacz: $KMnO_4$, reduktor: $C_6H_5CH_2CH_3$

zadanie 5. patrz s. 134

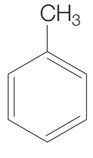
zadanie 6.

węglowodór *X*: 

węglowodór *Y*: 

s. 151

zadanie 1. a) 4, 6, 7, 10, 12; b) 13, 15; c) 8, 9, 11;

d) metylobenzen,  e) 11; f) 5;

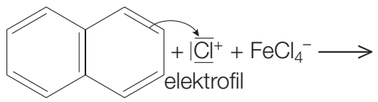
s. 155

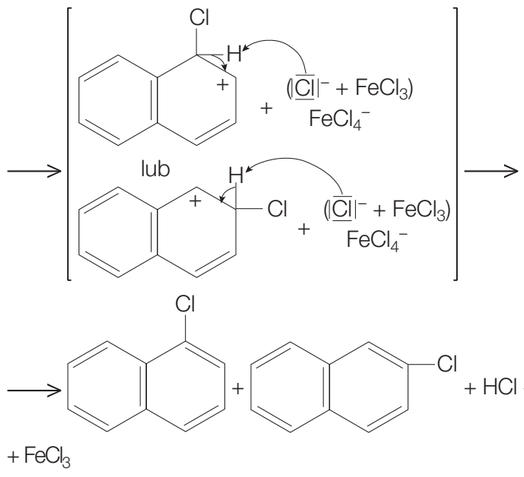
zadanie 1. a) 1,5-dimetylonaftalen;
b) 1,8-dichloronaftalen;
c) 6-bromo-1-chloroantracen

zadanie 2. a) $C_{10}H_8 + 12O_2 \longrightarrow 10CO_2 + 4H_2O$,
$C_{10}H_8 + 7O_2 \longrightarrow 10CO + 4H_2O$,
$C_{10}H_8 + 2O_2 \longrightarrow 10C + 4H_2O$;
b) $2C_{14}H_{10} + 33O_2 \longrightarrow 28CO_2 + 10H_2O$,
$2C_{14}H_{10} + 19O_2 \longrightarrow 28CO + 10H_2O$,
$2C_{14}H_{10} + 5O_2 \longrightarrow 28C + 10H_2O$

zadanie 3. 58,65 g

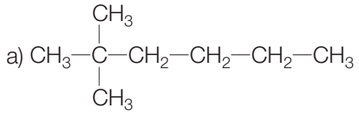
zadanie 4. $|\overline{Cl}—\overline{Cl}| + FeCl_3 \longrightarrow Cl^+ + FeCl_4^-$

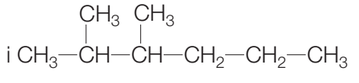


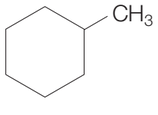
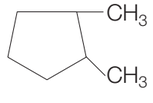


s. 163

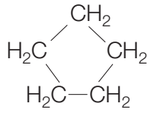
zadanie 1.

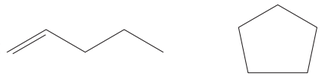
a) 

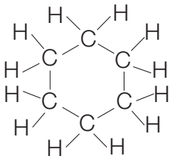
i 

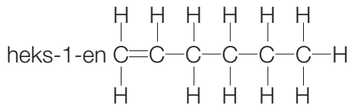
b)  i 

zadanie 2. wzór sumaryczny: C_5H_{10};
wzory półstrukturalne: $CH_2{=}CH—CH_2—CH_2—CH_3$,



wzory kreskowe: 

zadanie 3. cykloheksan 

heks-1-en 

izomeria szkieletowa

zadanie 4. pent-1-yn $CH{\equiv}C—CH_2—CH_2—CH_3$,
pent-2-yn $CH_3—C{\equiv}C—CH_2—CH_3$

s. 180

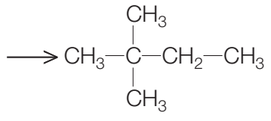
zadanie 1. destylacja frakcjonowana;
b) różne temperatury wrzenia

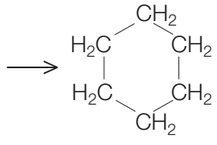
zadanie 2. destylacji, mniej, mniej

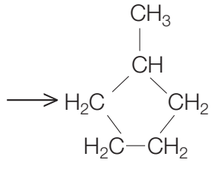
zadanie 3. a) wyższa liczba oktanowa;
b) niższa liczba oktanowa

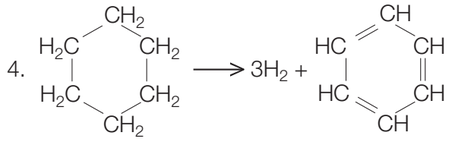
zadanie 4. a) $C_{18}H_{38} \longrightarrow C_8H_{18} + 2C_3H_6 + 2C_2H_4$;
oktan, propen, eten;
b) 35,9 %

zadanie 5.

1. $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3 \longrightarrow$


2. $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3 \longrightarrow$


3. $CH_3—CH_2—CH_2—CH_2—CH_2—CH_3 \longrightarrow$


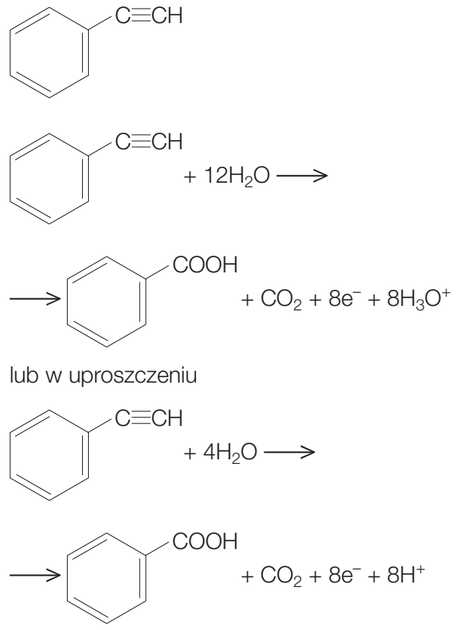
4. 

zadanie 6. 48,4 t

zadanie 7. CO, CO_2, SO_2

s. 187

Zadanie analogiczne

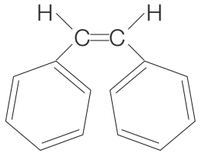


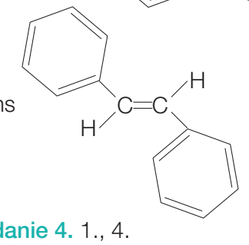
s. 188

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1. 1,2-difenyloeten

zadanie 2. b) sp^2

zadanie 3. *cis* 

trans 

zadanie 4. 1., 4.

zadanie 5. liczba wiązań typu $\sigma = 18$, liczba wiązań typu $\pi = 11$

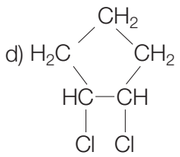
zadanie 6. $C_2H_4 + Cl_2 \longrightarrow C_2H_4Cl_2$,
$C_2H_2 + 2Cl_2 \longrightarrow C_2H_2Cl_4$,
$\%C_2H_4 = 75\ \%$, $\%C_2H_2 = 25\ \%$

Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów – fluorowcopochodne węglowodorów, alkohole i fenole

s. 205

zadanie 1. a) (2-chloroetylo)benzen;
b) 1,3,5-tribromo-2-metylobenzen;
c) 4-bromobut-1-en;
d) 4,4-dichloroheks-1-en

zadanie 2. a) $CH(Cl)=CH-CH_3$ b) $H_2C=C(Br)-CH(Br)-CH_3$

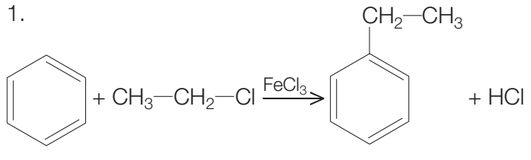
c) $H_2C=C(Br)-CH(Cl)-CH_2-CH_3$ d) 

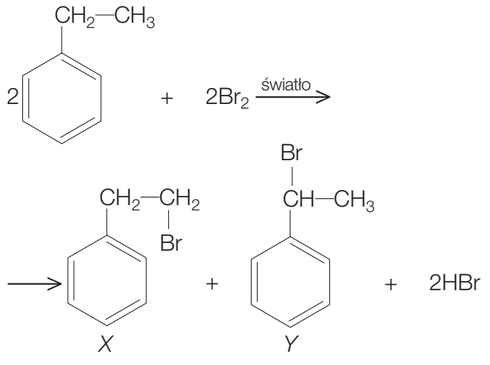
zadanie 3. C_2Cl_6

zadanie 4.

1. $CH_3-CH_2-CH_3 + Br_2 \xrightarrow{\text{światło, } T} CH_3-CH_2-CH_2-Br + HBr,$
2. $CH_3-CH_2-CH_2-Br + NaOH \xrightarrow{CH_3CH_2OH} CH_2=CH-CH_3 + NaBr + H_2O,$
3. $CH_2=CH-CH_3 + HCl \longrightarrow CH_3-CH(Cl)-CH_3$

zadanie 5.

1. 

2. 

zadanie 6. $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-Cl + NaOH \longrightarrow CH_2=CH-CH_2-CH_3 + NaCl + H_2O$

zadanie 7. Tak, reakcja chlorowania metanu jest reakcją redoks. Atom węgla zmienia swój stopień utlenienia z –IV na –II, a atom chloru z 0 na –I.

zadanie 8. 8,89 g

s. 226

zadanie 1. a) butan-2-ol, b) 2-metylobutan-2-ol, c) 3-metylobutan-2-ol

zadanie 2. wzór sumaryczny: C_4H_9OH, nazwa: butan-1-ol

Zadanie 3. addycji, elektrofilowym, katalizatora

Zadanie 4.

a) $2CH_3-C(OH)(CH_3)-CH_3 + 2Na \longrightarrow 2CH_3-C(ONa)(CH_3)-CH_3 + H_2$

b) $H_3C-O-Na + H_2O \longrightarrow H_3C-OH + NaOH$

zadanie 5. $CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_2-CH_3$, $CH_3-CH_2-CH_2-O-CH_2-CH_3$

s. 241

zadanie 1. a) 10, 11, 13, 17;
b) Do probówki z roztworem bromu w chloroformie należy dodać propen.
Obserwacje: Roztwór się odbarwił.
Reakcja chemiczna:
$CH_3-CH=CH_2 + Br_2 \longrightarrow CH_3-CH(Br)-CH_2-Br.$
Wniosek: Propen jest związkiem nienasyconym;
c) 1, 3, 5, 7, 11, 13, 14, 19, 21, 24;
d) Do wylotu probówki należy ostrożnie zbliżyć zapalone łuczywo – produkt gazowy spala się gwałtownie z charakterystycznym odgłosem.
e) $CH_3-CH(OH)-CH_3$;
f) patrz doświadczenie 23., s. 233; g) 2

zadanie 2. a) $CH_2(OH)-CH(OH)-CH(OH)-CH_2-CH_3$

b) $CH_2(OH)-CH(OH)-CH_2-CH_3$

c) $CH_2(OH)-CH_2-CH_2(OH)$

zadanie 3.

1. $CH_3-CH_2-OH \xrightarrow{Al_2O_3,\ T} CH_2=CH_2 + H_2O$
2. $CH_2=CH_2 + Cl_2 \longrightarrow CH_2(Cl)-CH_2(Cl)$
3. $CH_2(Cl)-CH_2(Cl) + 2NaOH \xrightarrow{H_2O} CH_2(OH)-CH_2(OH) + 2NaCl$
4. $CH_2(OH)-CH_2(OH) + 2K \longrightarrow CH_2(OK)-CH_2(OK) + H_2$

zadanie 4.

$CH_3-CH_2-OH + Cl_2 \xrightarrow{\text{światło}} CH_2(Cl)-CH_2-OH + HCl$

$CH_2(Cl)-CH_2-OH + NaOH \xrightarrow{H_2O} CH_2(OH)-CH_2(OH) + NaCl$

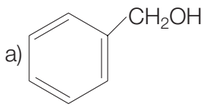
zadanie 5. a) Im więcej grup —OH w cząsteczce alkoholu, tym więcej wiązań wodorowych. W celu ich rozerwania potrzeba więcej energii, zatem wyższa jest temperatura wrzenia.
b) Nie, związki chemiczne w szeregu 2. nie są homologami, ponieważ różnią się liczbą grup hydroksylowych, a homologi różnią się jedynie liczbą grup $—CH_2—$ w łańcuchu węglowym.
c) probówka 1. – brak zmian, niebieski osad $Cu(OH)_2$, probówka 2. – brak zmian, niebieski osad $Cu(OH)_2$, probówka 3. – szafirowy roztwór

s. 257

zadanie 1. f, e, c, b, d, a

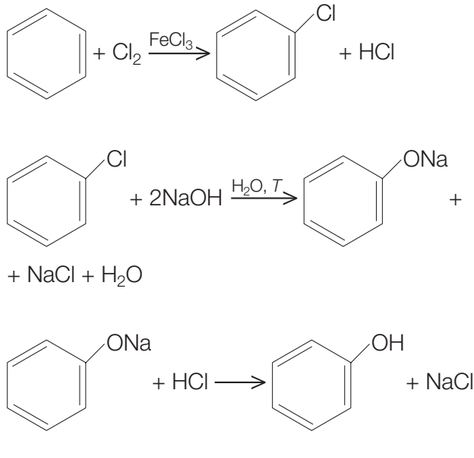
zadanie 2. odczyn zasadowy,

$C_6H_5O^- + H_2O \longrightarrow C_6H_5OH + OH^-$

zadanie 3. a) 

b) 2-metylofenol – sp^2, fenylometanol – sp^3

zadanie 4.



zadanie 5. Zachodzi proces substytucji nukleofilowej: –. Zachodzącą reakcję chemiczną można zaliczyć do procesów utleniania-redukcji: 1, 3. Produktem reakcji jest związek chemiczny o budowie jonowej: 1, 2.

zadanie 6. Hipoteza jest niepoprawna. Zarówno etanol, jak i fenol reagują z metalicznym sodem, jednak z zasadą sodową reaguje wyłącznie fenol. Ze względu na obecność pierścienia aromatycznego fenol wykazuje właściwości kwasowe i w reakcji chemicznej z zasadami tworzy fenolany.

s. 263

Zadanie analogiczne

wzór sumaryczny: $C_3H_8O_2$;

wzór półstrukturalny: $CH_2(OH)-CH_2-CH_2(OH)$

s. 264

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1.

$CH_3-CH_2-CH(OH)-CH_3 + CuO \xrightarrow{T} CH_3-CH_2-C(=O)-CH_3 + Cu + H_2O$

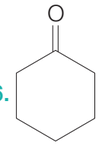
zadanie 2. patrz doświadczenie 23., s. 233

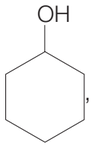
zadanie 3.

$C_6H_5OH + NaOH \longrightarrow C_6H_5ONa + H_2O$

zadanie 4. A: Cl_2, światło.;
B. KOH (lub NaOH), H_2O

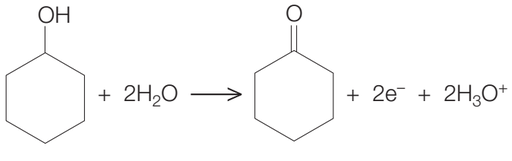
zadanie 5. 1. substytucja rodnikowa;
2. substytucja nukleofilowa

zadanie 6. 

zadanie 7. reduktor:  , utleniacz: $Cr_2O_7^{2-}$;

reakcja redukcji:
$14H_3O^+ + 6e^- + Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow 2Cr^{3+} + 21H_2O;$

reakcja utleniania:



Rozpuszczalniki najczęściej stosowane do oczyszczania substancji metodą krystalizacji uporządkowane według zmniejszającej się polarności

Nazwa*	Wzór sumaryczny	Temperatura wrzenia, °C	Wybrane właściwości
woda (destylowana)	H_2O	100	—
metanol (alkohol metylowy)	CH_3OH	65	
etanol (alkohol etylowy)	CH_3CH_2OH	78	
propan-2-on (aceton)	CH_3COCH_3	56	
octan etylu (etanian etylu)	$CH_3COOCH_2CH_3$	77	
kwas etanowy **(kwas octowy)**	CH_3COOH	118	
dichlorometan (chlorek metylenu)	CH_2Cl_2	40	
trichlorometan (chloroform)	$CHCl_3$	62	
eter dietylowy (eter)	$CH_3CH_2OCH_2CH_3$	34	
metylobenzen **(toluen)**	$C_6H_5CH_3$	111	
benzen	C_6H_6	80	
cykloheksan	C_6H_{12}	81	

* Pogrubioną czcionką zaznaczono nazwy zalecane przez IUPAC.

Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Grupa Wydawnicza Adamantan, Warszawa 2025.
A.I. Vogel, *Preparatyka organiczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2018.

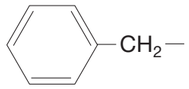
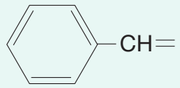
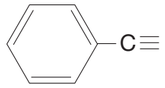
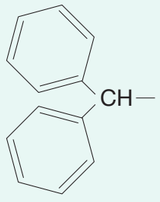
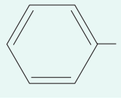
Nazwy i wzory wybranych grup alkilowych

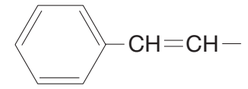
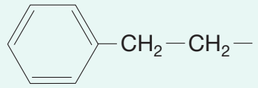
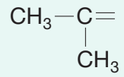
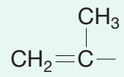
Liczba atomów węgla	Nazwa grupy*	Nazwa podstawnika*	Wzór półstrukturalny grupy
1	**metylowa**	**metyl** metanyl	CH_3-
2	**etylowa**	**etyl** etanyl	CH_3-CH_2-
3	**propylowa**	**propyl** propan-1-yl	$CH_3-CH_2-CH_2-$
3	**propan-2-ylowa** izopropylowa 1-metyloetylowa	**propan-2-yl** izopropyl 1-metyloetyl	
4	**butylowa**	**butyl** butan-1-yl	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-$
4	**butan-2-ylowa** 1-metylopropylowa	**butan-2-yl** 1-metylopropyl	
4	**2-metylopropylowa** izobutylowa	**2-metylopropyl** izobutyl	
4	***tert*-butylowa** 1,1-dimetyloetylowa 2-metylopropan-2-ylowa	***tert*-butyl** 1,1-dimetyloetyl 2-metylopropan-2-ylo	
5	**pentylowa**	**pentyl** pentan-1-yl	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-$
5	**2,2-dimetylopropylowa** neopentylowa	**2,2-dimetylopropyl** neopentyl	
5	**2-metylobutan-2-ylowa** *tert*-pentylowa 1,1-dimetylopropylowa	**2-metylobutan-2-yl** *tert*-pentyl 1,1-dimetylopropyl	
5	**3-metylobutylowa** izopentylowa	**3-metylobutyl** izopentyl	

* Pogrubioną czcionką zaznaczono nazwy zalecane przez IUPAC.

Na podstawie: J. McMurry, *Chemia organiczna*, t. 1–5, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2017.
H. Favre, W. Powell, *Nomenklatura Związków Organicznych. Rekomendacje IUPAC i Nazwy Preferowane* 2013.

Nazwy i wzory wybranych podstawników

Nazwa*	Wzór półstrukturalny
benzyl fenylometyl	
benzyliden fenylometyliden	
benzylidyn fenylometylidyn	
but-1-en-1-yl	$CH_3-CH_2-CH=CH-$
but-2-en-1-yl	$CH_3-CH=CH-CH_2-$
butyliden butan-1-yliden	$CH_3-CH-CH_2-CH=$
butylidyn butanylidyn butan-1-ylidyn	$CH_3-CH_2-CH_2-C\equiv$
but-3-yn-1-yl	$CH\equiv C-CH_2-CH_2-$
2-chloroeten-1-yl 2-chlorowinyl	$Cl-CH=CH-$
difenylometyl	
etenyl winyl	$CH_2=CH-$
etenyliden winyliden	$CH_2=C=$
etyliden etanyliden	$CH_3-CH=$
etylidyn etanylidyn	$CH_3-C\equiv$
etynyl	$CH\equiv C-$
fenyl	

Nazwa*	Wzór półstrukturalny
2-fenyloetenyl 2-fenylowinyl styryl	
fenyloetyl 2-fenyloetyl	
metyliden metanyliden	$CH_2=$
propan-2-yliden 1-metyloetyliden izopropyliden	
prop-1-en-1-yl	$CH_3-CH=CH-$
prop-1-en-2-yl izopropenyl 1-metyloeten-1-yl	
prop-2-en-1-yl allil	$CH_2=CH-CH_2-$
prop-2-en-1-yliden alliliden	$CH_2=CH-CH=$
prop-2-en-1-ylidyn allilidyn	$CH_2=CH-C\equiv$
propylidyn propanylidyn	$CH_3-CH_2-C\equiv$

* Pogrubioną czcionką zaznaczono nazwy zalecane przez IUPAC.

Na podstawie: J. McMurry, *Chemia organiczna*, t. 1–5, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2017.
H. Favre, W. Powell, *Nomenklatura Związków Organicznych. Rekomendacje IUPAC i Nazwy Preferowane* 2013.

Nazwy, wzory i gęstości wybranych związków organicznych

Nazwa*	Wzór	Gęstość[a], $\frac{g}{cm^3}$	Temperatura	
			topnienia, °C	wrzenia, °C
benzen	C_6H_6	0,8737	5,53	80,1
fenol (benzenol)	C_6H_5OH	1,058[b]	40,91	181,82
butan	C_4H_{10}	0,5729[c]	–138,3	–0,55
butan-1-ol (alkohol butylowy)	C_4H_9OH	0,803	–95,8	99,5
etan	C_2H_6	0,546[b]	–183,2	–88,6
etano-1,2-diol (glikol etylenowy)	$C_2H_6(OH)_2$	1,110	–12,3	197,3
etanol (alkohol etylowy)	CH_3CH_2OH	0,7851	–114,1	78,3
eten (etylen)	C_2H_4	0,570[b]	–169,1	–103,75
etyn (**acetylen**)	C_2H_2	0,618[b]	–81,8[c]	–83,8[d]
etenylobenzen winylobenzen, styren	$C_6H_5CHCH_2$	0,901	–30,6	145,2
metan	CH_4	0,4224[b]	–182,43	–161,48
metanol (alkohol metylowy)	CH_3OH	0,7866	–97,7	64,65
toluen (metylobenzen)	$C_6H_5CH_3$	0,8623	–95	110,62
naftalen	$C_{10}H_8$	1,168	80,3	218
nitrobenzen	$C_6H_5NO_2$	1,198	5,72	210,7
pentan	C_5H_{12}	0,6214	–129,7	36,1
propan	C_3H_8	0,585[b]	–187,6	–42,2
propano-1,2,3-triol (glicerol, gliceryna)	$C_3H_5(OH)_3$	1,258	18,2	290[e]
propan-2-on (aceton)	CH_3COCH_3	0,7844	–94,7	56,2
prop-1-en (propylen)	CH_2CHCH_3	0,610[b]	–185,2	–47,7
tetrabromometan	CBr_4	3,42	92,3	189,9
tetrachlorometan	CCl_4	1,5844	–23	76,54
tribromometan (bromoform)	$CHBr_3$	2,8776	8,05	149,6
trichlorometan (chloroform)	$CHCl_3$	1,4718	–63,49	61,73

* Pogrubioną czcionką zaznaczono nazwy zalecane przez IUPAC.

[a] Mierzona w temperaturze 25 °C i pod ciśnieniem 1013 hPa.
[b] Mierzona po skropleniu w temperaturze wrzenia.
[c] Mierzona pod zwiększonym ciśnieniem.
[d] Sublimacja.
[e] Rozkłada się.

Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Grupa Wydawnicza Adamantan, Warszawa 2025.
H. Favre, W. Powell, *Nomenklatura Związków Organicznych. Rekomendacje IUPAC i Nazwy Preferowane* 2013.

Średnie długości i energie dysocjacji wybranych wiązań chemicznych

Wiązania pojedyncze		
Wiązanie	Długość, pm	Energia dysocjacji*, $kJ \cdot mol^{-1}$
Br—Br	228	190,1
C—C	153	339
Cl—Cl	199	238,7
H—H	74	432,07
I—I	267	148,5
O—H	96	460
H—F	92	566,6
H—Cl	128	427,8
H—Br	141	362,5
H—I	161	294,5
C—O	142	345
N—O	143	222
C—H	109	412

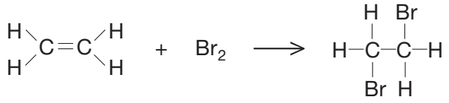
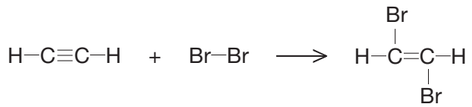
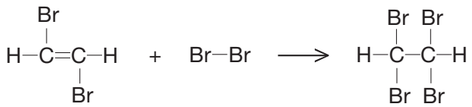
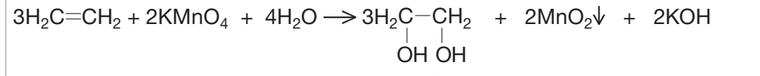
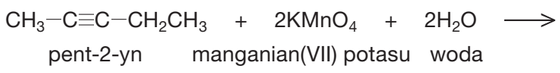
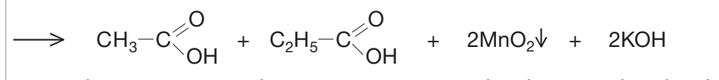
Wiązania wielokrotne		
Wiązanie	Długość, pm	Energia dysocjacji*, $kJ \cdot mol^{-1}$
C═C	134	602
C═O	121	715
N═O	118	607
O═O	121	493,6
S═O	148	(500)
N≡N	113	941,6
C≡C	120	830
C≡N	116	850

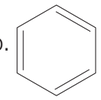
* W temperaturze $T = 0$ K.

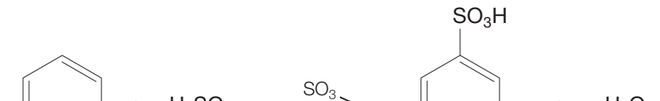
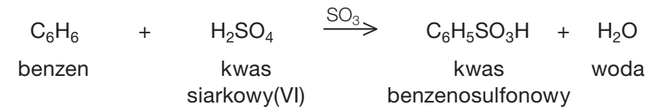
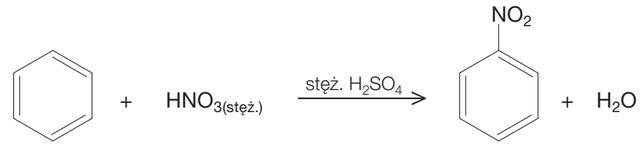
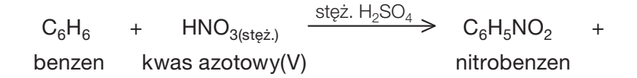
Na podstawie: *CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition*, CRC Press 2017,
W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Grupa Wydawnicza Adamantan, Warszawa 2025.

Reakcje charakterystyczne węglowodorów, alkoholi i fenoli

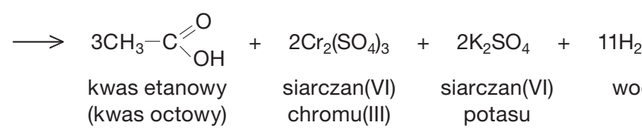
Identyfikacja **wiązania wielokrotnego** $>C=C<$, $-C\equiv C-$, np. C_2H_4 etenu, C_2H_2 etynu

Wzór i nazwa odczynnika	Obserwacje	Wniosek
Br_2 roztwór bromu w rozpuszczalniku organicznym, np. $CHCl_3$	Następuje odbarwienie roztworu.	**Reakcja addycji (przyłączania) bromu do wiązania podwójnego:**  eten — brom — 1,2-dibromoetan **Reakcja addycji bromu do wiązania potrójnego:**  etyn (acetylen) — brom — 1,2-dibromoeten  1,2-dibromoeten — brom — 1,1,2,2-tetrabromoetan
$KMnO_4$ manganian(VII) potasu (roztwór wodny)	Strąca się brunatny osad tlenku manganu(IV) MnO_2.	**Reakcja utleniania alkenów** (do alkoholi dihydroksylowych) i **alkinów** (do kwasów karboksylowych):  eten — manganian(VII) potasu — woda — etano-1,2-diol — tlenek manganu(IV) — wodorotlenek potasu  pent-2-yn — manganian(VII) potasu — woda  kwas etanowy (kwas octowy) — kwas propanowy — tlenek manganu(IV) — wodorotlenek potasu

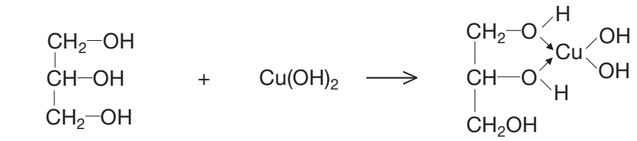
Identyfikacja **związków aromatycznych**, np.  benzenu

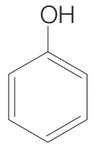
Wzór i nazwa odczynnika	Obserwacje	Wniosek
$H_2SO_4 + SO_3$ (oleum)	Powstają dobrze rozpuszczalne w wodzie kwasy sulfonowe.	**Reakcja sulfonowania:**  benzen — kwas siarkowy(VI) — kwas benzenosulfonowy — woda  benzen — kwas siarkowy(VI) — kwas benzenosulfonowy — woda
$HNO_{3(stęż.)}$ + + $H_2SO_{4(stęż.)}$ (mieszanina nitrująca)	Powstają związki nitrowe o żółtej barwie.	**Reakcja nitrowania:**  benzen — kwas azotowy(V) — nitrobenzen — woda  benzen — kwas azotowy(V) — nitrobenzen — woda

Identyfikacja **alkoholi monohydroksylowych**, np. CH_3CH_2OH etanolu

Wzór i nazwa odczynnika	Obserwacje	Wniosek
$K_2Cr_2O_7$ + + $H_2SO_{4(stęż.)}$ dichromian(VI) potasu + kwas siarkowy(VI)	Następuje zmiana barwy roztworu z pomarańczowej ($Cr_2O_7^{2-}$) na granatowo-zieloną (Cr^{3+}).	**Reakcja utleniania alkoholi do kwasów karboksylowych:**  etanol — dichromian(VI) potasu — kwas siarkowy(VI) — kwas etanowy (kwas octowy) — siarczan(VI) chromu(III) — siarczan(VI) potasu — woda

Identyfikacja **alkoholi polihydroksylowych** zawierających grupy hydroksylowe przy sąsiednich atomach węgla, np. $C_3H_5(OH)_3$ propano-1,2,3-triolu

Wzór i nazwa odczynnika	Obserwacje	Wniosek
$Cu(OH)_2$ wodorotlenek miedzi(II) (świeżo strącony)	Powstaje związek chemiczny o szafirowej barwie. 	**Reakcja powstawania barwnych związków koordynacyjnych:**  propano-1,2,3-triol — wodorotlenek miedzi(II) — związek koordynacyjny glicerolu i wodorotlenku miedzi(II) Powstaje barwny związek koordynacyjny.

Identyfikacja **fenoli**, np.  fenolu

Wzór i nazwa odczynnika	Obserwacje	Wniosek
$FeCl_3$ chlorek żelaza(III)	Powstaje związek chemiczny o fioletowej barwie. 	Reakcja powstawania barwnych związków koordynacyjnych. Powstaje barwny związek koordynacyjny.

Bibliografia

Achmatowicz O., Stasicka Z., *Kompendium terminologii chemicznej*, ZamKor, Kraków 2005.

Białecka-Florjańczyk E., Włostowska J., *Chemia organiczna*, wyd. 2, Wydawnictwa Naukowo-Techniczne, Warszawa 2005.

Biotechnologia żywności, red. W. Bednarski, A. Reps, Wydawnictwa Naukowo-Techniczne, Warszawa 2001.

Bojarski J., *Chemia organiczna*, Wydawnictwo Uniwersytetu Jagiellońskiego, Kraków 2006.

Burrows A., Holman J., Lancaster S., Overton T., Parsons A., *Chemia wokół nas*, t. 1, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2024.

Burrows A., Holman J., Lancaster S., Overton T., Parsons A., *Chemia wokół nas*, t. 2, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2024.

Burrows A., Holman J., Lancaster S., Overton T., Parsons A., *Chemia wokół nas*, t. 3, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2024.

Cook M., Cranwell P., *Zrozumieć chemię. Chemia organiczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2021.

CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition, CRC Press 2017.

CRC Handbook of Chemistry and Physics 102th Edition, Taylor & Francis Ltd 2021.

Cytlak T., Kaźmierczak M., Koroniak H., Koroniak-Szejn K., *Chemia organiczna. Testy egzaminacyjne z rozwiązaniami*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2019.

Encyklopedia szkolna. Biologia, praca zbiorowa, Wydawnictwo Zielona Sowa, Kraków 2008.

Galikowski M., Hassa R., Kaczmarzyk M., Mrzigod A., Mrzigod J., Więckowski M., *Przyroda 2, materiał edukacyjny przeznaczony do nauki przyrody w liceum ogólnokształcącym i technikum*, Nowa Era, Warszawa 2016.

Graham L.P., *Chemia medyczna. Podstawowe zagadnienia*, Wydawnictwa Naukowo-Techniczne, Warszawa 2003.

Graham Solomons T.W., Fryhle C.B., Snyder S.A., *Chemia organiczna*, t. 1–2, Wydawnictwo Naukowe PWN, Wydawnictwo Lekarskie PZWL, Warszawa 2022.

Grzywa E., Molenda J., *Technologia podstawowych syntez organicznych*, t. 2, Wydawnictwa Naukowo-Techniczne, Warszawa 2008.

Hames B.D., Hooper N.M., *Biochemia. Krótkie wykłady*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2019.

Hart H., Craine L.E., Hart D.J., *Chemia organiczna. Krótki kurs*, Wydawnictwo Lekarskie PZWL, Warszawa 2009.

Hassa R., Mrzigod A., Mrzigod J., *NOWA To jest chemia 2. Podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum. Zakres podstawowy*, Nowa Era, Warszawa 2025.

Hassa R., Mrzigod A., Mrzigod J., Sułkowski W., *Chemia 3. Podręcznik i zbiór zadań w jednym*, Wydawnictwo M. Rożak, Gdańsk, Nowa Era, Warszawa, 2005.

Hassa R., Mrzigod A., Mrzigod J., *To jest chemia. Podręcznik do szkół ponadgimnazjalnych*, Nowa Era, Warszawa 2017.

Hassa R., Mrzigod A., Mrzigod J., *To jest chemia 2. Chemia organiczna. Podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum. Zakres podstawowy*, Nowa Era, Warszawa 2021.

Hepworth J.D., Waring D.R., Waring M.J., *Chemia związków aromatycznych*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2009.

Jelińska-Kazimierczuk M., Megiel E., *Teraz matura. Chemia. Vademecum*, Nowa Era, Warszawa 2016.

Kołodziejczyk A., *Naturalne związki organiczne*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2019.

Kulawik J., Kulawik T., Litwin M., *Chemia Nowej Ery. Podręcznik do chemii dla klasy ósmej szkoły podstawowej*, Nowa Era, Warszawa 2024.

Kulawik T., Litwin M., Styka-Wlazło S., *Chemia w zadaniach i przykładach*, Nowa Era, Warszawa 2023.
Lautenschläger K.H., Schröter W., Wanninger A., *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2016.
Leksykon naukowo-techniczny, wyd. 5, Wydawnictwa Naukowo-Techniczne, Warszawa 2004.
Litwin M., Styka-Wlazło S., Szymońska J., *To jest chemia 2. Chemia organiczna. Podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum. Zakres rozszerzony*, Nowa Era, Warszawa 2021.
Mastalerz P., *Chemia organiczna*, Wydawnictwo Chemiczne, Wrocław 2016.
Matematyka. Fizyka. Chemia. Encyklopedia szkolna, red. W. Baturo, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2004.
McMurry J., *Chemia organiczna*, t. 1–5, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2017.
Megiel E., *Nowa Teraz matura. Chemia. Vademecum*, Nowa Era, Warszawa 2024.
Mizerski W., *Tablice chemiczne*, Grupa Wydawnicza Adamantan, Warszawa 2025.
Mizerski W., *Tablice chemiczne*, Grupa Wydawnicza Adamantan, Warszawa 2013.
Molski M., *Chemia piękna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2009.
Morrison R.T., Boyd R.N., *Chemia organiczna 1*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2012.
Morrison R.T., Boyd R.N., *Chemia organiczna 2*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2012.
Nicholson J.W., *Chemia polimerów*, Wydawnictwa Naukowo-Techniczne, Warszawa 1996.
Nomenklatura związków organicznych, Polskie Towarzystwo Chemiczne, Warszawa 2013.
Patrick G.L., *Chemia medyczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2019.
Patrick G.L., *Chemia organiczna. Krótkie wykłady*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2008.
Podręczny słownik chemiczny, red. R. Hassa, J. Mrzigod, J. Nowakowski, Videograf II, Katowice 2004.
Podstawy toksykologii. Kompendium dla studentów szkół wyższych, red. J.K. Piotrowski, wyd. 2, Wydawnictwa Naukowo-Techniczne, Warszawa 2008.
Rabek J.F., *Współczesna wiedza o polimerach, t. 1. Budowa strukturalna polimerów i metody badawcze*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2017.
Rabek J.F., *Współczesna wiedza o polimerach, t. 2. Polimery naturalne i syntetyczne, otrzymywanie i zastosowania*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2017.
Saechtling H., *Tworzywa sztuczne. Poradnik*, Wydawnictwa Naukowo-Techniczne, Warszawa 2000.
Vogel A.I., *Preparatyka organiczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2018.

Indeks

A
aceton [acetone] 217, 220, 245
acetylen [acetylene] 105–107, 114–121
aldehydy [aldehydes] 145, 190, 222
alkadieny [alkadienes] 85
alkany [alkanes] 52–77
– –, izomeria [alkanes, isomerism] 64, 156
– –, otrzymywanie [alkanes, the preparation of] 64–65, 167, 194
– –, reakcje charakterystyczne [alkanes, chemical tests] 68, 118–119
alkatrieny [alkatrienes] 85
alkeny [alkenes] 79–103
– –, izomeria [alkenes, isomerism] 89, 156–163
– –, otrzymywanie [alkenes, the preparation of] 90, 167, 195
– –, reakcje charakterystyczne [alkenes, chemical tests] 91–92, 118–119
alkiny [alkynes] 105–123
– –, otrzymywanie [alkynes, the preparation of] 114–115
– –, reakcje charakterystyczne [alkynes, chemical tests] 115–116, 118–119
alkohol etylowy [ethyl alcohol] → etanol
alkoholan [alkoxide] 195, 217
alkohole [alcohols] 42, 170, 190, 206–240, 252–254
– aromatyczne [alcohols, aromatic] 207
– cykliczne [alcohols, cyclic] 207
– monohydroksylowe [alcohols, monohydroxy] 206–226
– –, izomeria [alcohols, monohydroxy, isomerism] 209
– –, otrzymywanie [alcohols, monohydroxy, the preparation of] 209–212
– –, reakcja charakterystyczna [alcohols, monohydroxy, chemical test] 219–222, 252–253
– nasycone 207
– polihydroksylowe [alcohols, polyhydroxy] 206, 227–240, 253
– –, otrzymywanie [alcohols, polyhydroxy, the preparation of] 228–229
– –, reakcja charakterystyczna [alcohols, polyhydroxy, chemical test] 233–234, 252–253
amoniak [ammonia] 24, 194
analiza elementarna [elemental analysis] → analiza jakościowa
– ilościowa [analysis, quantitative] 20
– jakościowa [analysis, qualitative] 20, 23–24
anion fenolanowy [phenolate anion] 246, 248
antracen [anthracene] 152, 154
areny [arenes] 124–139
– wielopierścieniowe [arenes, polycyclic] 152–155
asocjacja [association] 213
azot [nitrogen] 20, 24, 31, 38

B
benzen [benzene] 120, 124–139, 141, 147
benzenol [benzophenol] → fenol
benzyl [benzyl] → grupa benzylowa
benzyna [petrol] 29, 166–171
BERTHELOT MARCELIN PIERRE 18
bromowanie [bromination] 68–71, 92–96, 117–119, 134, 143–144, 249–250
BUTLEROW ALEKSANDER 18, 37

C
chlorek winylu [vinyl chloride] 117, 201
chlorofil [chlorophyll] 20
chlorowanie [chlorination] 69, 72–73
cholesterol [cholesterol] 75, 207
chromatograf [chromatograph] 30
chromatografia [chromatography] 27, 30–31
chromatogram [chromatogram] 30
cyjaniany [cyanates] 17
cyjanki [cyanides] 17
cykloalkany [cycloalkanes] 74–75
cytronelol [citronellol] 207

D
dehydratacja [dehydration] 219, 233
denaturacja [denaturation] 215
destylacja frakcjonowana [fractional distillation] 165–166, 168–169

destylat [distillate] 31–33
diament [diamond] 10–13
dichromian(VI) potasu [potassium dichromate(VI)] 219–222
duroplasty [hardening plastics] 202
dysocjacja elektrolityczna [electrolytic dissociation] 217

E

ekstrakcja [extraction] 27, 34
eksykator [desiccator] 29
elektrofil [electrophile] 41–42, 92–96, 117, 134–137, 141, 200
eluent [eluent] 30
estry [esters] 29, 212, 233
etano-1,2-diol [ethane-1,2-diol] → glikol etylenowy
etanol [ethanol] 38, 42, 90, 93, 115, 170, 194, 206, 208–209, 212–220, 222–225, 233–235
eten [ethene] → etylen
etenyl [ethenyl] → grupa winylowa
eter dimetylowy [dimethyl ether] 38
etyl [ethyl] 59–60
etylen [ethylene] 79–82, 90–95
etyn [ethyne] → acetylen

F

faza nieruchoma [stationary phase] 27–28, 30
– ruchoma [mobile phase] 30
– stacjonarna [stationary phase] → faza nieruchoma
fenantren [phenanthrene] 152, 154–155
fenol [phenol] 242–256
fenole [phenols] 242–256
–, otrzymywanie [phenols, the preparation of] 244–245
–, reakcja charakterystyczna [phenols, chemical test] 251
fenyl [phenyl] → grupa fenylowa
fenyloeten [phenylethene] → styren
fermentacja alkoholowa [ethanol fermentation] 212
– beztlenowa [anaerobic fermentation] 212
– tlenowa [aerobic fermentation] 212
fluorowcopochodne węglowodorów [fluorinated hydrocarbons] 190–205
– –, eliminacja [fluorinated hydrocarbons, elimination reaction] 195–197
– –, izomeria [fluorinated hydrocarbons, isomerism] 191
– –, otrzymywanie [fluorinated hydrocarbons, the preparation of] 192–193
– –, substytucja nukleofilowa [fluorinated hydrocarbons, nucleophilic substitudion] 194–197
– –, substytucja rodnikowa [fluorinated hydrocarbons, radical substitution] 192
fluorowcowanie [halogenation] 254
fulereny [fullerene] 10–12
furan [furan] 155

G

gaz koksowniczy [coal gas] 173
– rafineryjny [refinery gas] 169
– syntezowy [syngas] 15, 173, 212
– wodny [syngas] → gaz syntezowy
– ziemny [natural gas] 53, 64, 66, 76, 164–165, 172, 174
geraniol [geraniol] 207
glicerol [glycerol] 227–236
glikol etylenowy [ethylene glycol] 227, 235–236
glikolany [glycolates] 232
glukoza [glucose] 212
grafen [graphene] 10–13
grafit [graphite] 10–11, 13
grupa aldehydowa [aldehyde group] 145, 190
– alkilowa [alkyl group] 59–60
– aromatyczna [aromatic group] 130
– arylowa [aryl] 130
– benzylowa [benzyl] 130
– estrowa [ester group] 145
– fenylowa [phenyl] 130
– funkcyjna [functional group] 38, 130, 157, 190
– hydroksylowa [hydroxyl group] 145, 190, 206, 242
– karboksylowa [carboxyl group] 145, 190
– karbonylowa [carbonyl group] 145, 190
– ketonowa [keto group] → grupa karbonylowa
– metylowa [methyl group] 59–60, 145
– nitrowa [nitro group] 135, 145–146
– sulfonowa [sulfone group] 137, 145, 147
– węglowodorowa [hydrocarbon group] 190, 207, 254
– winylowa [vinyl group] 147, 201

H

hemoglobina [hemoglobin] 15–17, 20
hybrydyzacja *sp* [hybridization *sp*] 6, 11, 106–107
– sp^2 [hybridization sp^2] 6, 11, 80–81, 126
– sp^3 [hybridization sp^3] 6, 11, 54–55, 158
hydroliza [hydrolysis] 116, 217, 228–229, 232, 248

I

izomeria *cis-trans* [*cis-trans* isomerism] 89, 156, 158–159
– funkcyjna [functional isomerism] 157
– konfiguracyjna [stereoisomerism] → stereoizomeria
– konstytucyjna [constitutional isomerism] 64, 89, 114, 130, 156, 191, 209, 244
– optyczna [optical isomerism] 156
– *orto-meta-para* [*orto-meta-para* isomerism] 130–131
– podstawienia [position isomerism] → izomeria położenia
– położenia [position isomerism] 156–157, 209, 244
– strukturalna [structural isomerism] → izomeria konstytucyjna
– szkieletowa [chain isomerism] 114, 156, 209
izomeryzacja [isomerization] → reforming

K

kamfora [camphor] 36
karbid [carbide] 107, 114–115
karboanion [carbanion] 40–41, 198
karbokation [carbocation] 40–41, 96, 134–137, 140–141, 210–211
kation nitroniowy [nitronium cation] 135
kauczuk naturalny [natural rubber] 100
KEKULÉ FRIEDRICH AUGUST 37, 125, 127
ketony [ketones] 29, 190, 221–222
kofeina [caffeine] 35
KOLBE HERMANN 18
kolumna destylacyjna [distillation column] 166, 168–169
konfiguracja [configuration] 158–159
konformacja [conformation] 158
kontrakcja [contraction] 215
kraking [cracking] 167
krezole [cresols] 244
krystalizacja [crystallization] 28–29
ksylen [xylene] 128, 131
kwas cyjanowodorowy [hydrocyanic acid] → kwas pruski
– cyjanowy [cyanic acid] 17
– pruski [prussic acid] 17
– siarkowy(VI) dymiący [fuming sulfuric acid] → oleum
kwasy karboksylowe [carboxylic acids] 198, 212, 221–222

L

liczba oktanowa (LO) [octane number] 170–171
liofilizacja [freezedrying] 35
LO → liczba oktanowa

M

manganian(VII) potasu [potassium manganate(VII)] 92, 116, 118–119, 222, 229, 233
mazut [mazut] 169
mer [mer, monomeric unit] 100, 121
metan [methane] 53, 55–56, 58, 64–71, 115, 164, 191–192, 208
metanol [methanol] 99, 194, 206–208, 211, 217, 223–224, 231, 254
metoda kumenowa [cumene process] 244–245
metylobenzen [methylobenzene] → toluen
metylofenole [methylphenols] → krezole
mieszanina nitrująca [nitrating mixture] 135
mocznik [carbamide] 18
monomer [monomer] 100–101, 121, 148

N

nafta [kerosene] 169, 172
naftalen [naphthalene] 35, 152–154, 192, 200
nanorurka [nanotube] 12
nitrobenzen [nitrobenzene] 129, 135, 138
nukleofil [nucleophile] 41–42, 93–96, 134–137, 141, 194, 196–197, 210–211

O

oddziaływanie van der Waalsa [van der Waals force] 58
odwodnianie [dehydration] → dehydratacja
olej napędowy [diesel fuel] 53, 169–170
oleum [oleum] 137

P

PET → poli(tereftalan etylenu)
piroliza [pyrolysis] 115, 152, 172, 244
pirydyna [pyridine] 155

PMMA → poli(metakrylan metylu)
podstawniki [substituents] 59–60, 84–85, 129–131, 144–146, 158–161
poliacetylen [polyacetylene] 121
poliamidy [polyamides] 202
poli(chlorek winylu) (PVC) [poly(vinyl chloride)] 201–202
poliestry [polyesters] 202
polieten [polyethene] → polietylen
polietylen [polyethylene] 90, 100–101, 202
polietyn [polyethyne] → poliacetylen
polifenol [polyphenol] 242
polimer [polymer] 201–202
polipropylen [polypropylene] 100, 202
polistyren [polystyrene] 138, 148, 202
politetrafluoroeten [polytetrafluoroethylene] → teflon
poliuretany [polyurethanes] 202
poliwęglan [polycarbonates] 202
pozycja alfa α [alpha position] 153–154
– beta β [beta position] 153–154
propano-1,2,3-triol [propane-1,2,3-triol] → glicerol
propan-2-on [propanone] → aceton
przegrupowanie wewnątrzcząsteczkowe [intramolecular rearrangement] 120
przesącz [filtrate] 29
PTFE → teflon
PVC → poli(chlorek winylu)

R

reakcja addycji [addition reaction] 40–42, 92–96, 117, 120, 209
– alkilowania [alkylation reaction] 136, 141, 147
– eliminacji [elimination reaction] 40–42, 90–91, 195–197, 219
– jonowa [ionic reaction] 40–41
– Kuczerowa [Kucherov reaction] 120
– łańcuchowa [chain reaction] 68–73
– nitrowania [nitration] 135, 146, 154, 250–251
– podstawienia [substitution reaction] → reakcja substytucji
– polimeryzacja [polymerization] 100–101, 121, 148, 201
– przyłączania [addition reaction] → reakcja addycji
– rodnikowa [radical reaction] 40–42, 69–73, 144, 192, 199, 229
– substytucji [substitution reaction] 40–42, 69–73, 134–137, 141, 144–145, 147, 154, 192, 194, 196–197, 199, 209–212, 216, 218, 229, 248, 250
– sulfonowania [sulfonation] 137, 147, 154
– utleniania-redukcji [oxidation-reduction reaction] 97–98, 220
– uwodornienia [hydrogenation] 137
– Wurtza [Wurtz reaction] 194
reforming [reforming] 131, 171
reguła Hückla [Hückel's rule] 127
– Markownikowa [Markovnikov's rule] 96, 117, 209
– pierwszeństwa 160
rektyfikacja [rectification] → destylacja frakcjonowana
resublimacja [deposition] 27, 34–35
rodnik [radical] 40–42, 70–73, 199, 201
ropa naftowa [petroleum] 9, 53, 64, 152, 164–166, 168–169
rozdzielacz [separatory funnel] 34

S

siarka [sulfur] 12, 20, 24
smoła węglowa [coal tar] 131, 152, 173
spalanie całkowite [complete combustion] 16, 66–67, 92, 117, 133, 144, 215, 231
– niecałkowite [incomplete combustion] 15, 66–67, 92, 116, 133, 143, 216, 231
– stukowe [fuel knocking] 170
spirytus drzewny [wood alcohol] → metanol
steran [sterane] 75
stereoizomeria [stereoisomerism] 156, 159–161
steroidy [steroids] 75
stopień utlenienia [oxidation number] 97, 99
styren [styrene] 147
styropian [styrofoam] 138, 148
sublimacja [sublimation] 34–35
suchy lód [dry ice] 16, 35
szereg homologiczny [homologous series] 51, 56–57, 74, 82–83, 108–109, 128, 208–209

Ś

środki przeciwstukowe [anti-knock agents] 170–171

T

teflon (PTFE) [teflon] 201–202
teoria strukturalna [structural theory] 37
– witalistyczna [vitalistic theory] 18
termoplasty [thermoplastics] 202
tiofen [thiophene] 155
tlen [oxygen] 8, 12, 15, 20, 23
tłuszcze [fats] 166, 207
toluen [toluene] 128, 136, 141–147, 199

W

węgiel [carbon] 8–19, 23
–, rzędowość [carbon, primary, secondary, tertiary, quaternary atom] 52–53
węgle kopalne [coal] 9, 15, 53, 64, 66, 124, 152, 164–177
węglik wapnia [calcium carbide] → karbid
węglowodory [hydrocarbons] 52–155
– aromatyczne [aromatic hydrocarbons] → areny
– nasycone 52–78
– nienasycone 79–123
wiązanie koordynacyjne [coordinative bond] 234
– kowalencyjne [covalent bond] 10–11, 37, 79, 81, 94, 99, 105, 134, 213
– podwójne [double bond] 12, 38–39, 52, 79–89
– pojedyncze [single bond] 12, 38–39, 52, 54
– potrójne [triple bond] 12, 38–39, 52, 105–107
– typu pi π [pi bond] 79–81, 92, 105–107, 118–119, 125–126
– typu sigma σ [sigma bond] 54, 73, 79–81, 92, 105–107, 118–119
– wodorowe [hydrogen bonding] 215, 231
– zdelokalizowane [delocalized bonding] 126–127, 152
winylobenzen [vinylbenzene] → styren
witamina B12 [vitamin B12] 20
woda bromowa [bromine water] 94–95, 249–250
wodór [hydrogen] 20, 23
WÖHLER FRIEDRICH 18, 107
wzory Kekulégo [Kékule formulas] 125, 127
wzór elementarny [elementary formula] 20–22
– empiryczny [empirical formula] → wzór elementarny
– grupowy [semistructural formula] 39
– kreskowy [skeletal formula] → wzór szkieletowy
– półstrukturalny [semi-structural formula] 38
– rzeczywisty [molecular formula] → wzór sumaryczny
– strukturalny [structural formula] 38
– sumaryczny [molecular formula] 38
– szkieletowy [skeletal formula] 39

Z

zielona chemia [green chemistry] 176
związki Grignarda [Grignard compounds] 198
– koordynacyjne [coordination compounds] 234
– magnezoorganiczne [magnesium organic compounds] → związki Grignarda

Zdjęcia na okładce: BE&W: Science Source – Charles D. Winters (spalanie metanolu – płomień), GIPhotoStock Images (zlewka); **PUTTO/Piotr Kubat:** 4 strona okładki (probówka).
Ilustracje na okładce: Krzysztof Mrawiński.

Ilustracje: Elżbieta Buczkowska s. 6 (figury, geometria cząsteczek), 55 (rys. 12, tetraedr); **Rafał Buczkowski** s. 169, 202 (rys. 51), atomy i cząsteczki na stronach: 11–12, 14, 50, 52, 54, 79–80, 101, 105–106, 121, 124–126, 131, 141, 152, 158–159, 167, 190, 200–201, 206, 213, 227, 242; **Marta Długokęcka** s. 169 (dolna); **Piotr Gotkowski** s. 32–33; **Joanna Ptak** ikony na stronach: 13, 76, 102, 122, 138, 203, 224, 236, 255; **Wojciech Sendal** s. 8 (wykres), 26 (rys. 7), 27–28, 55 (rys.13), 65 (3d na fot.19 – probówka w zlewce), 67 (3d na fot. 21 – łapa drewniana), 80 (rys. 18), 81 (rys. 20), 90 (3d na fot. 25 – folia polietylenowa, probówka w zlewce), 106 (rys. 24), 107, 126 (rys. 32); **Ewa Sowulewska** s. 6 (orbitale), 54–55, 58, 80–81, 106–107, 126.

Zdjęcia: Agencja Wyborcza.pl: Cezary Aszkiełowicz s. 223; **BE&W:** Alamy Stock Photo – Anna Usova s. 9 (dolomit), Jim McKinley s. 175 (pływająca zapora), Pixel-shot s. 169 (świece), PJF Military Collection s. 138 (mina), PNWL s. 11 (grafen SEM), studiomode s. 169 (butla turystyczna), imagebroker/Michael Weber s. 213, Science Source – Charles D. Winters s. 10–11 (fulereny), s. 16, 115 (węglik wapnia), s. 215 (spalanie etanolu), Edward Kinsman s. 11 (diament SEM), Turtle Rock Scientific s. 17, 31, 51, 153 (naftalen), s. 216; **Depositphotos:** Sommaill s. 14 (węgiel leczniczy); **Forum:** Caters News/Kitty Viljoen s. 175 (żyrafa); **Getty Images:** 500Px Plus.Dina (Food Photography)/500px s. 76 (świeca), E+ – Cecilie_Arcurs s. 236 (guma do żucia), freemixer s. 76 (butla gazowa), kjohansen s. 191, mladenbalinovac s. 235, South_agency s. 236 (lakierowanie), svetikd s. 102 (odzież termoaktywna), iStock/Getty Images Plus – alekseykolotvin28 s. 202, Alexlukin s. 242, Elenathewise s. 105, leekris s. 15, Macrowildlife s. 9 (antracyt), michal812 s. 9 (syderyt), PLG s. 9 (kalcyt), prill s. 10 (grafit), Priyono s. 124, RHJ s. 10 (grafen), Rockfinder s. 203 (granat dymny), VvoeVale s. 9 (szungit), Moment – Carbonero Stock s. 102 (opona), Iryna Veklich s. 13 (krem), Maciej Toporowicz, NYC s. 169 (mazut), Virojt Changyencham s. 169 (tankowanie), Witthaya Prasongsin s. 203 (zastrzyk), Portland Press Herald s. 81, Universal Images Group/Universal History Archive s. 18 (Friedrich Wöhler), Westend61 s. 122 (spawanie); **Indigo:** Alamy Stock Photo – STOCKFOLIO® s. 145, Westend61 GmbH s. 9 (magnezyt), Science Photo Library s. 66, 165 (ropa naftowa), s. 166, 246 (fenol biały, fenol różowy), Andrew Lambert Photography s. 29 (oczyszczanie mieszaniny w procesie krystalizacji 1, 4), s. 118, 119, 135, Dennis Kunkel Microscopy s. 20, Martyn F. Chillmaid s. 29 (oczyszczanie mieszaniny w procesie krystalizacji 2, 3), Susumu Nishinaga s. 11 (grafit SEM), Victor de Schwanberg s. 165 (spalanie ropy naftowej); **PAP:** Muzeum Przemysłu Naftowego i Gazowniczego w Bóbrce/Paweł Pawłowski s. 172 (lampa naftowa Ignacego Łukasiewicza); **Shutterstock:** Africa Studio s. 102 (kwiaty), All-stock-photos s. 76 (ser), Anatoliy Lukich s. 169 (samolot), Andrea Izzotti s. 14 (mumia), Barna Tanko s. 158 (dłoń 1), Bilanol s. 148 (styropian), Bjoern Wylezich s. 13 (diamenty), Bruno Rodrigues B Silva s. 8, CHAIWATPHOTOS s. 138 (styropianowy pojemnik), Daniel Jedzura s. 251 (oczyszczalnia), DmitrySt s. 10 (diament), Elena Rudakova s. 102 (dziewczyna w kapeluszu), Faustasyan s. 138 (intubacja), Fer Gregory s. 107, Gabriel Pahontu s. 122 (dmuchanie szkła), goffkein.pro s. 224 (płyn do płukania jamy ustnej, chusteczka), Gorodenkoff s. 13 (projekt techniczny), Idea tank s. 173 (zlewka), Jacktamrong s. 13 (olej silnikowy), Jirik V s. 18 (mocznik), Juan Miguel Aparicio s. 255 (chirurg), Ken Felepchuk s. 174 (elektrownia wiatrowa), Kolonko s. 118 (probówka), s. 119 (probówka), s. 189 (probówka), s. 252 (probówka), s. 253 (probówka), lafoto s. 175 (trąba powietrzna), Leonid and Anna Dedukh s. 236 (niemowlę), Leszek Glasner s. 175 (maska smogowa), losmandarinas s. 9 (węgiel brunatny), M. Unal Ozmen s. 148 (kubek styropianowy), Maxx-Studio s. 26, Mik Lav s. 174 (kopalnia), Mikbiz s. 169 (ciężarówka), mipan s. 171, NadyGinzburg s. 175 (korek uliczny), Natalielme s. 255 (błękit bromofenolowy), New Africa s. 207, Nmaneer s. 7, Norbert Braun s. 255 (kule bilardowe), Nurul Akmal s. 117 (palnik), Oleksiy Mark s. 138 (farby), Olena Chukhil s. 37, Pavelis s. 122 (syrop), Pavels Hotulevs s. 122 (laboratorium), PixaHub s. 79, Pressmaster s. 236 (nakładanie kremu na twarz), progressman s. 224 (lakier do paznokci), ra3rn s. 227, Rabbitmindphoto s. 34, Rattiya Thongdumhyu s. 30, rvlsoft s. 158 (dłoń 2), science photo s. 13 (kapsułki z krwią), SergeBertasiusPhotography s. 174 (baterie słoneczne na dachu), Sirisak_baokaew s. 203 (oprysk pola), Stefan Holm s. 224 (motocykl), stefan11 s. 164, stocksolutions s. 212, StudioSmart s. 53, Swapan Photography s. 9 (torf), tinhkhuong s. 121, TORWAISTUDIO s. 76 (preparat chłodzący), valzan s. 9 (węgiel kamienny), Vlada Tikhonova s. 203 (patelnia), Zoran Matic s. 255 (pszczoła); **Włodzimierz Echeński:** s. 23, 115 (otrzymywanie etynu), s. 165 (mieszanina wody z ropą naftową), s. 167 (spalanie benzyny, mieszanie benzyny z olejem), s. 169 (kolby z benzyną, naftą, olejem napędowym), s. 172 (piroliza węgla), s. 214 (działanie etanolu na białko kurze), s. 215 (kontrakcja objętościowa alkohol i woda), s. 246 (papierek uniwersalny); **PUTTO/Piotr Kubat:** s. 35, 65, 67, 68, 90, 91 (badanie właściwości etenu 2), s. 116 (badanie właściwości etenu 2), s. 133, 143, 153 (badanie właściwości naftalenu), s. 167 (mieszanie benzyny z wodą), s. 173, 214 (porównanie lotności alkoholu i wody), s. 218, 232 (glicerolan sodu), s. 234, 250, 251 (wykrywanie fenolu), s. 252 (alkohol, fenol 2), s. 253 (alkohol monohydroksylowy), s. 262, 263; **Robert Wolski:** s. 24, 91 (badanie właściwości etenu 1), s. 116 (badanie właściwości etenu 1), s. 189 (probówki z alkoholami), s. 219, 221, 230, 232 (reakcja propano-1,2,3-triolu z sodem), s. 247, 252 (fenol 1), s. 253 (probówki z alkoholami – polihydroksylowym, trzeciorzędowym, pierwszo- lub drugorzędowym); **Merck/LabClassics** s. 33 (kamyczki wrzenne).

Wydawnictwo Nowa Era oświadcza, że podjęło starania mające na celu dotarcie do właścicieli i dysponentów praw autorskich wszystkich zamieszczonych utworów. Wydawnictwo Nowa Era, przytaczając w celach dydaktycznych utwory lub fragmenty, postępuje zgodnie z art. 29 ustawy o prawie autorskim. Jednocześnie Nowa Era oświadcza, że jest jedynym podmiotem właściwym do kontaktu autorów tych utworów lub innych podmiotów uprawnionych w przypadkach, w których twórcy przysługuje prawo do wynagrodzenia.

nowa era *Twoje mocne strony*

NOWA
To jest chemia

Za co polubisz podręcznik *NOWA To jest chemia* 3?



Powód 1

Duże **zdjęcia** i czytelne **infografiki**. Zobaczysz na nich szczegóły przebiegu **doświadczeń chemicznych**. Dlaczego to przydatne? Bo łatwiej napiszesz obserwacje i wnioski.

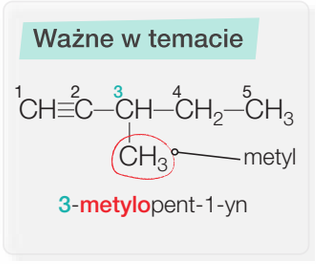


uniwersalny papierek wskaźnikowy zmienia barwę



Powód 2

Krótkie podsumowania. Żeby było jasne, co trzeba wiedzieć i umieć z każdego tematu. Już nie musisz się zastanawiać, czego nauczyć się na sprawdzian.





Powód 3

Matura. Dobrze jest mieć podręcznik, który uczy rozwiązywania takich zadań, jakie pojawiają się na maturze. Dzięki temu możesz mieć pewność, że **Wiesz, umiesz, zdasz**.

Nowa Era Sp. z o.o.
www.nowaera.pl nowaera@nowaera.pl
Centrum Kontaktu: 58 721 48 00

ISBN 978-83-267-5328-2
9 788326 753282