



Konsultacje Chemia Organiczna

7 kwietnia 2022

prof. dr hab. Marta Płońska-Brzezińska
ZAKŁAD CHEMII ORGANICZNEJ



Ministerstwo
Edukacji i Nauki



DOFINANSOWANO ZE ŚRODKÓW BUDŻETU PAŃSTWA
PROGRAM SPOŁECZNA ODPOWIEDZIALNOŚĆ NAUKI
- POPULARYZACJA NAUKI I PROMOCJA SPORTU MINISTRA EDUKACJI I NAUKI
Biologia i Chemia po akademicku
DOFINANSOWANIE
40 000 zł
CAŁKOWITA WARTOŚĆ
45 000 zł

Co jest przedmiotem chemii organicznej?

- ✓ Określenie „**organiczna**” wskazuje na związek z organizmami żywymi lub przyrodą (początkowo – substancje z materiału biologicznego).
- ✓ Substancje roślinne i zwierzęce różnią się od materii nieożywionej.
- ✓ Większość związków wchodzących w skład materii ożywionej zbudowanych jest: **węgla, wodoru, tlenu, azotu**, siarki i fosforu.
- ✓ **Węgiel występuje zawsze.**
- ✓ **Chemia organiczna jest chemią związków węgla** (obejmuje związki naturalne i syntetyczne).
- ✓ **1828 r. – chemik F. Wohler** – otrzymał mocznik ogrzewając nieorganiczną substancję cyjanian amonowy:

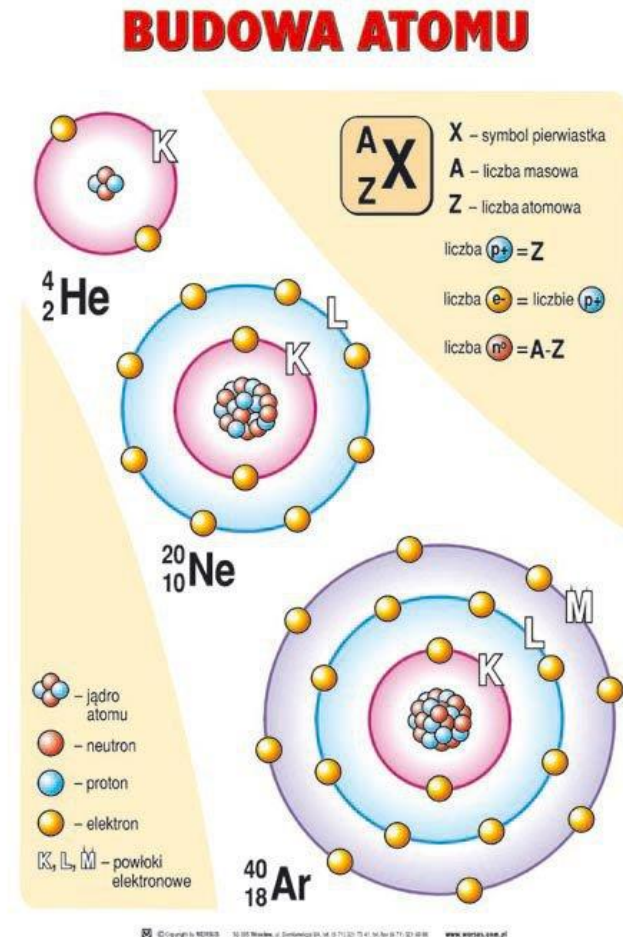
„Jestem w stanie otrzymać mocznik i nie potrzebuję do tego ani nerki, ani zwierzęcia” (list do J.J. Berzeliusa).

Co jest przedmiotem chemii organicznej?

- ✓ Określenie „**synteza**” – łączenie małych, względnie prostych cząsteczek w większe, bardziej złożone.
- ✓ Synteza jest efektywna, jeżeli przeprowadza się ją w sposób kontrolowany i racjonalny – atomy i cząsteczki łączone według określonego schematu w celu otrzymania pożądanego produktu.
- ✓ Zalety:
 - Związki naturalne można otrzymać z wysoką wydajnością i niskim kosztem (np. witaminy, aminokwasy, barwnik indygo).
 - W wyniku syntezy można otrzymać substancje, które mogą mieć inne bardziej użyteczne właściwości.
 - Można zsyntetyzować nowe związki chemiczne.

Rozmieszczenie elektronów w atomie

- ✓ Atom składa się z małego jądra o d – protony i neutrony.
- ✓ Liczba atomowa – liczba protonów w jądrze.
- ✓ Masa atomowa $\sim$ liczba protonów i neutronów.
- ✓ Elektrony znajdują się w orbitalach (maks. 2 elektrony).
- ✓ Grupy orbitali tworzą powłoki.
- ✓ Elektrony walencyjne.
- ✓ Rdzeń atomu.



Rodzaje wiązań chemicznych

RODZAJE WIĄZAŃ CHEMICZNYCH

wiązanie kowalencyjne

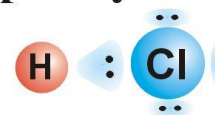


schematycznie:



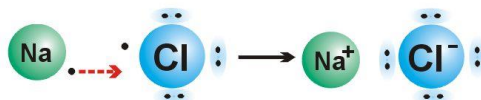
*jest to wiązanie utworzone przez wspólną parę elektronową
występuje pomiędzy atomami o niskiej różnicy elektroujemności (0 - 0,4)*

wiązanie kowalencyjne spolaryzowane



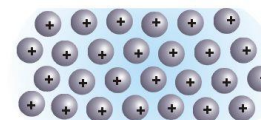
jest to wiązanie kowalencyjne w którym wspólna para elektronowa jest silnie przesunięta w stronę jednego atomu (różnica elektroujemności: 0,4 - 1,7)

wiązanie jonowe



*wiązanie powstaje pomiędzy atomami o dużej różnicy elektroujemności (powyżej 1,7)
jeden z atomów oddaje elektron drugiemu,
powstają kation i anion, które oddziałują ze sobą elektrostatycznie*

wiązanie metaliczne

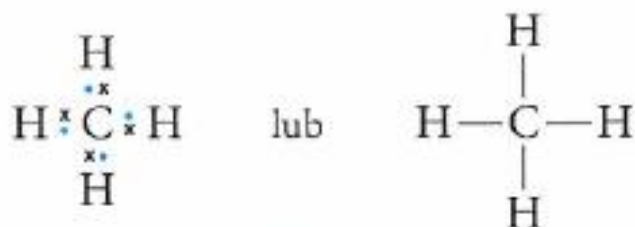
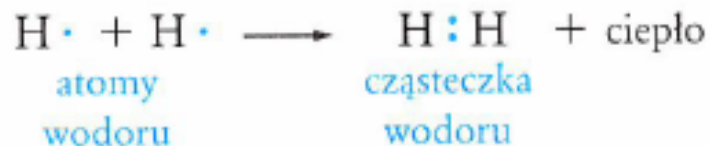


jest to wiązanie charakterystyczne dla metali i ich stopów, kationy metalu tworzą strukturę krystaliczną, pomiędzy nimi wolne elektrony tworzą tzw. gaz elektronowy

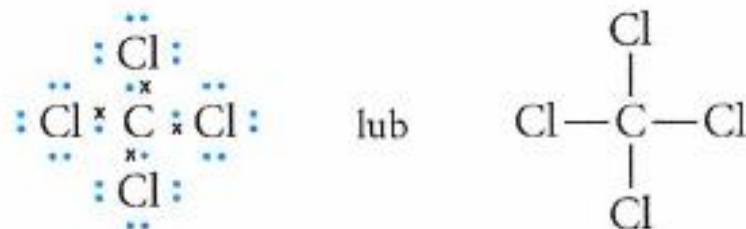
Wiązania kowalencyjne

Wiązanie kowalencyjne powstaje wówczas, gdy dwa atomy dzielą ze sobą jedną lub więcej par elektronowych. **Cząsteczka** składa się z dwóch lub większej liczby atomów połączonych wiązaniami kowalencyjnymi.

Wiązanie H—H jest bardzo mocne.



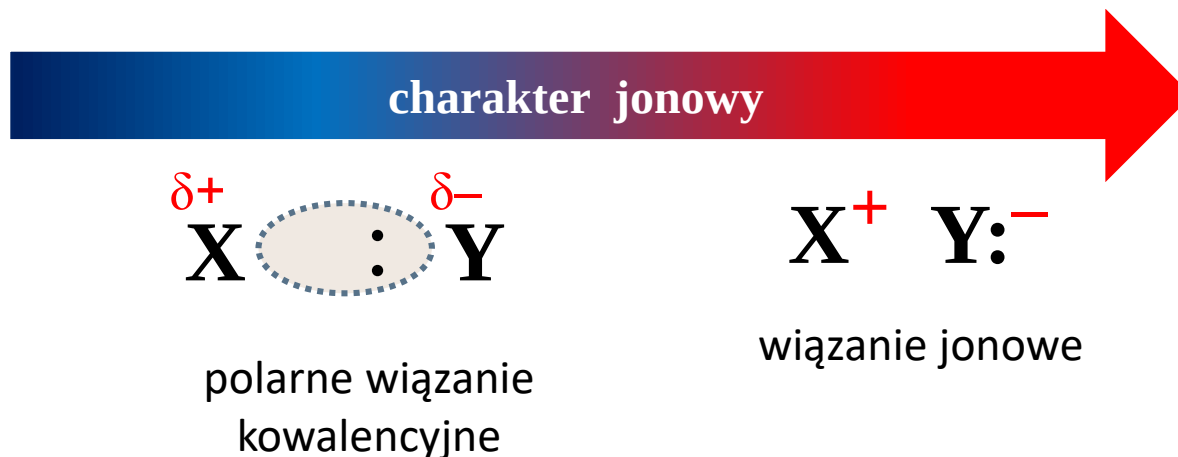
metan



tetrachlorometan
(tetrachlorek węgla)

Energia wiązania jest energią potrzebną do rozerwania 1 mola wiązań kowalencyjnych, ilość energii zależy od rodzaju wiązań.

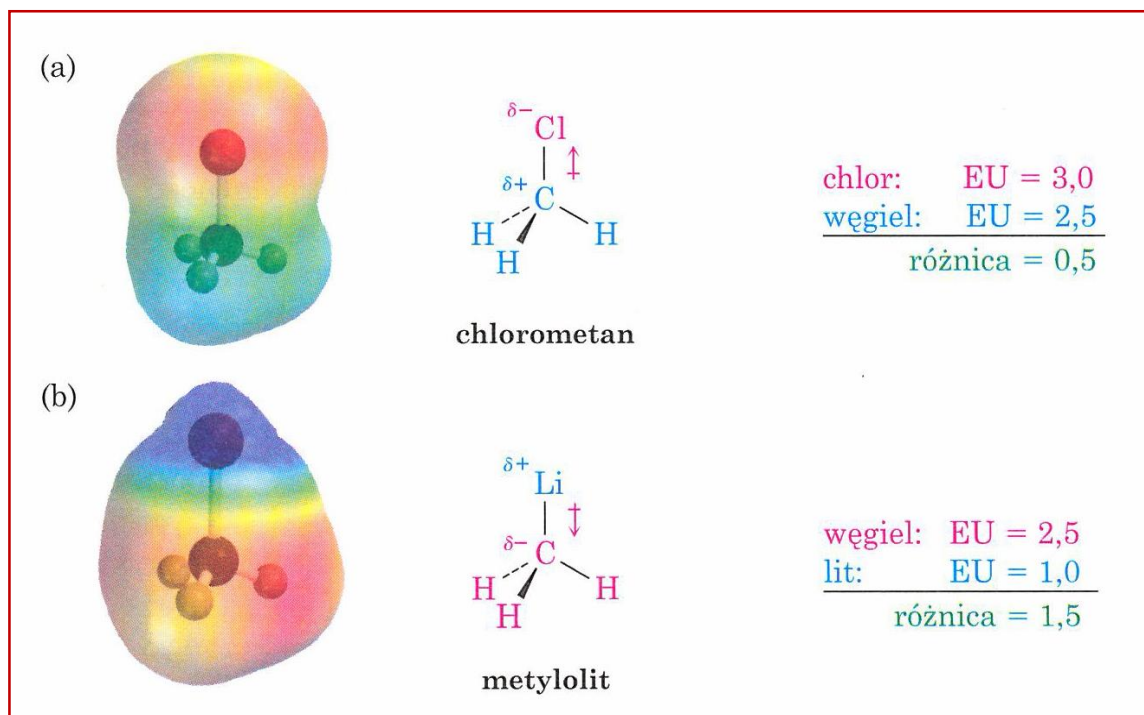
✓ Węgiel nie jest ani silnie elektrododatni ani silnie elektroujemny.



- ✓ **Elektroujemność** – właściwość atomu polegająca na zdolności przyciągania elektronów w wiązaniu atomowym.
- ✓ Metale (lewa strona układu okresowego) – przyciągają bardzo słabo elektrony i mają małą elektroujemność.
- ✓ Niemetale (prawa strona układu okresowego) – przyciągają silnie elektrony i mają dużą elektroujemność.
- ✓ **Efekt indukcyjny** – przesunięcie elektronów w wiązaniu w odpowiedzi na różnice elektroujemności sąsiadujących ze sobą atomów.

Elektroujemność

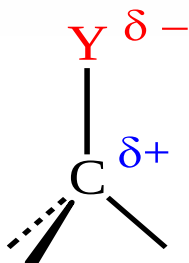
- Polarność wiązania jest spowodowana różnicą elektroujemności.
- Płynne przejście od wiązania kowalencyjnego do wiązania jonowego jako wynik niesymetrycznego rozkładu elektronów.
- Grecki symbol δ oznacza cząstkowy ładunek, albo dodatni ($\delta +$), albo ujemny ($\delta -$).
- Polaryzacje wiązania można oznaczać strzałką: wskazuje ona kierunek polaryzacji – elektrony przemieszczają się w kierunku wskazanym przez strzałkę.



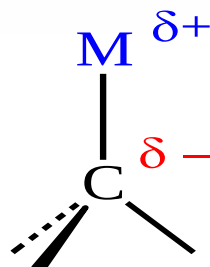
Wiązania kowalencyjne spolaryzowane



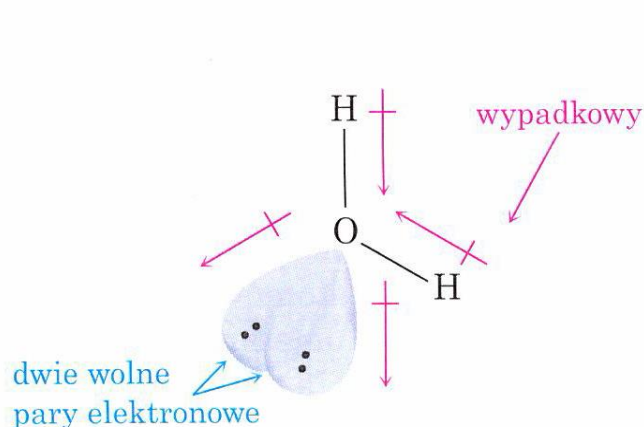
Wiązanie kowalencyjne, w którym wiążąca para elektronów jest przesunięta w stronę jednego z atomów nazywamy **wiązaniem spolaryzowanym**.



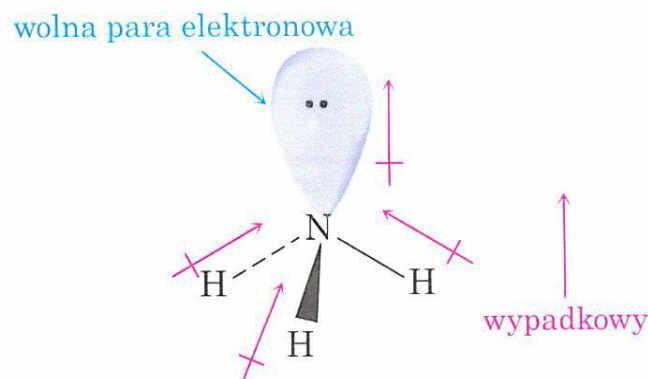
gdzie $\text{Y} = \text{O}, \text{N}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$



gdzie $\text{M} = \text{metal taki jak Mg}$

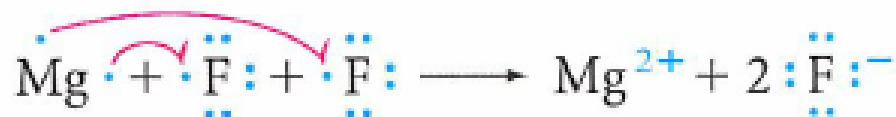
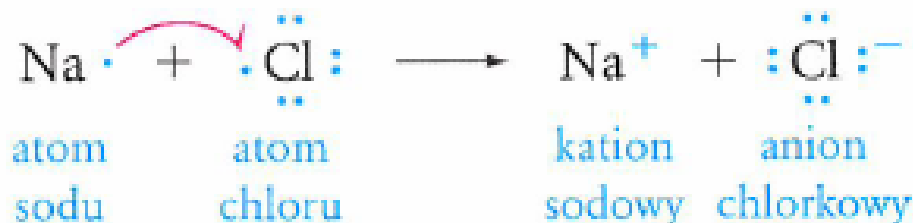


woda, H_2O ($\mu = 1,85 \text{ D}$)



amoniak, NH_3 ($\mu = 1,47 \text{ D}$)

Wiązania jonowe



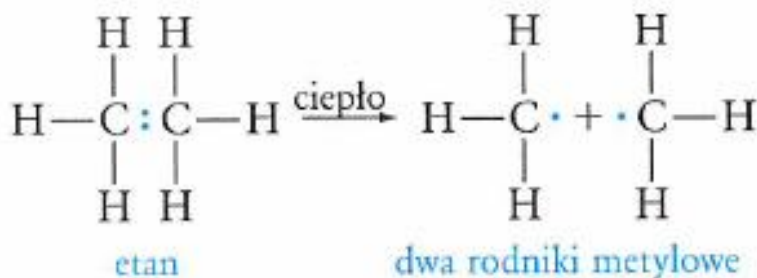
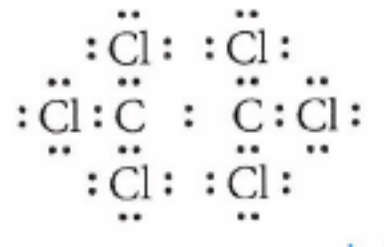
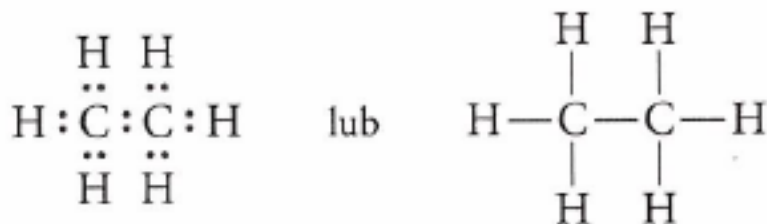
Związki jonowe są zbudowane z dodatnio naładowanych kationów i ujemnie naładowanych anionów.

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

- ✓ Wiązania jonowe nie są tak naprawdę wiązaniami.
- ✓ Przeciwnie naładowane jony przyciągają się wzajemnie, tak jak przyciągają się przeciwne bieguny magnesu.
- ✓ Jony w kryształach są upakowane w ściśle określony sposób, ale nie możemy stwierdzić, że dany jon jest związany z jakimkolwiek innym jonem.
- ✓ Po rozpuszczeniu substancji jony mają zdolność swobodnego poruszania się w roztworze.

Wiązania pojedyncze węgiel-węgiel

- ✓ Wyjątkowa właściwość węgla - uwspólnianie par elektronowych
- ✓ Tworzenie wiązania **węgiel-węgiel**



Rodnik jest fragmentem cząsteczki posiadającym jeden lub większą liczbę niesparowanych elektronów.

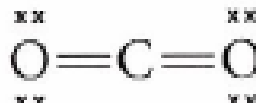
Wiązania kowalencyjne wielokrotne

W wiązaniu podwójnym dwa atomy dzielą ze sobą dwie pary elektronowe.
Elektrony niewiążące, czyli **nieuwpólnione pary elektronowe**, są zlokalizowane na jednym atomie.



A

lub



B

lub



C



lub



lub



cyjanowodór

W wiązaniu potrójnym dwa atomy dzielą ze sobą trzy pary elektronowe.

✓ **Różna reaktywność chemiczna wynikająca z charakteru wiązania chemicznego**

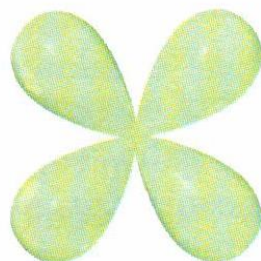
Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych



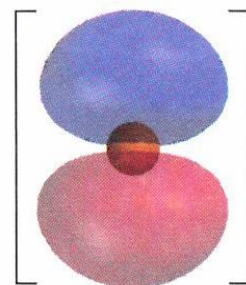
orbital s



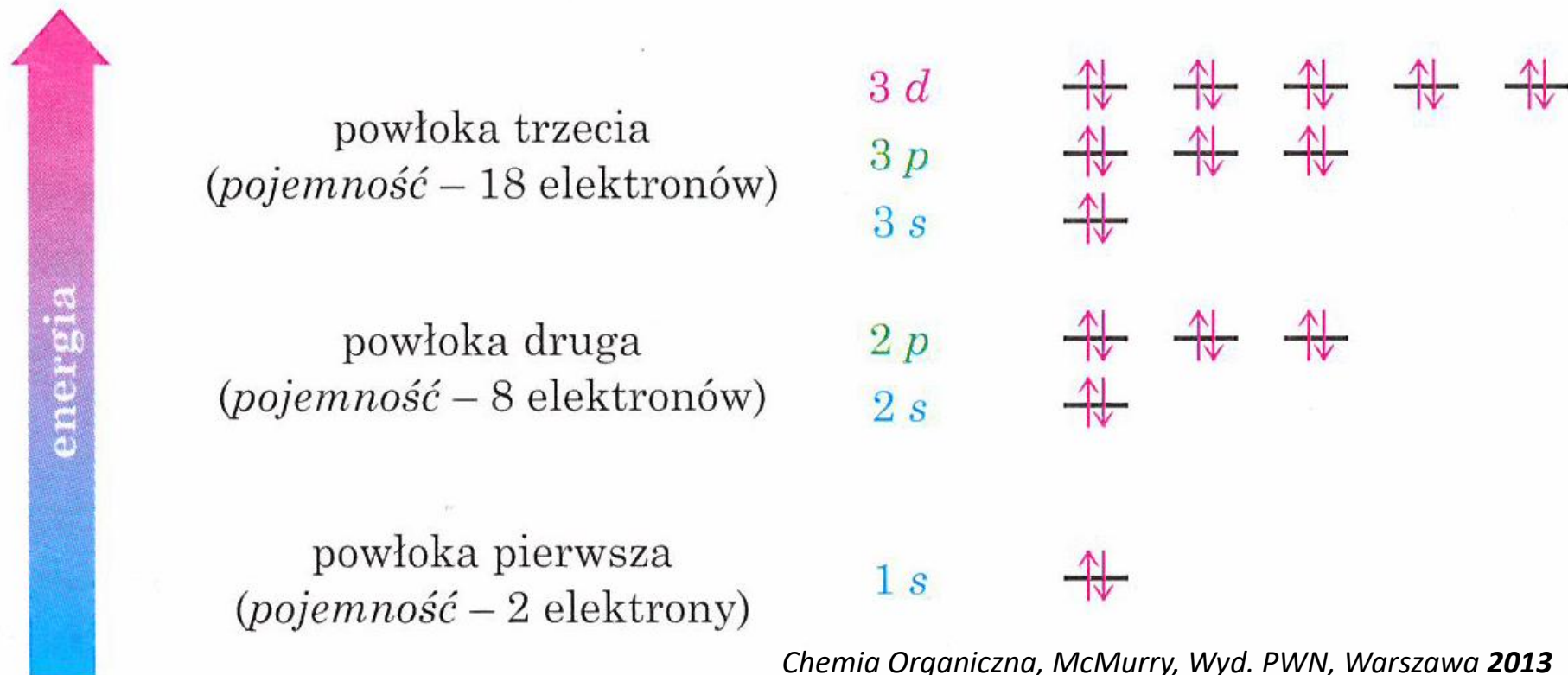
orbital p



orbital d



orbital $2p$

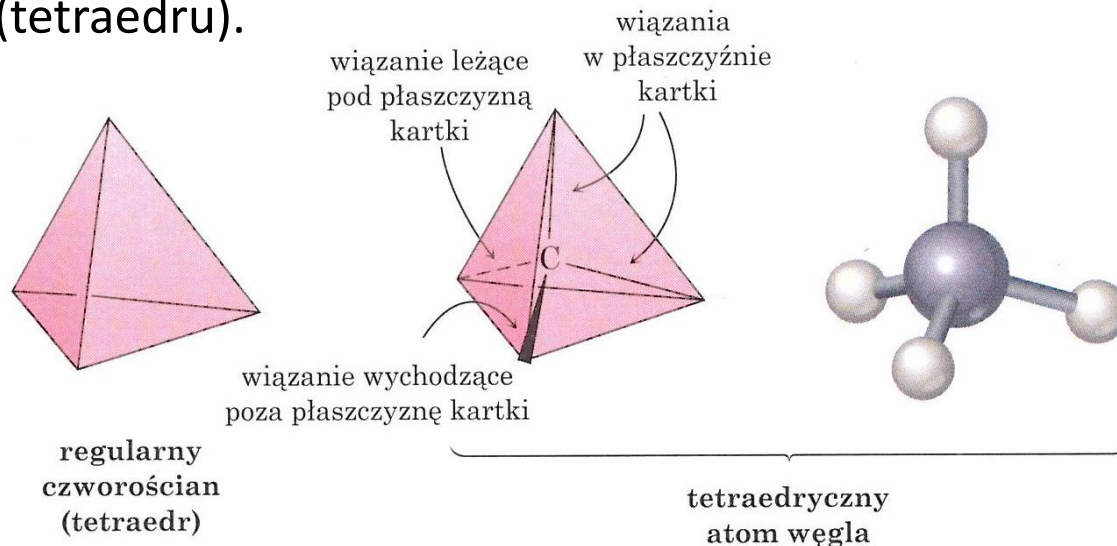


Struktura atomowa: konfiguracje elektronowe

- ZASADA 1** Orbitale o najniższej energii są wypełnione jako pierwsze w kolejności $1s; 2s; 3s; 3p; 4s; 3d$ (**zasada rozbudowy**).
- ZASADA 2** Działanie elektronów wiąże się z tym, że mają one spinowy moment pędu wokół osi, podobnie do spinu kuli ziemskiej. Spin ten może mieć dwie orientacje, określane jako $\uparrow$ (w górę) i $\downarrow$ (w dół). Orbital mogą zajmować jedynie dwa elektrony.
Muszą one mieć przeciwne spiny (**zakaz Pauliego**).
- ZASADA 3** Jeżeli dostępne są dwa lub więcej niezapełnione orbitale o równej energii, zajmowane są one kolejno przez pojedyncze elektrony ze spinami równoległymi, aż wszystkie zostaną w połowie wypełnione (**reguła Hunda**).

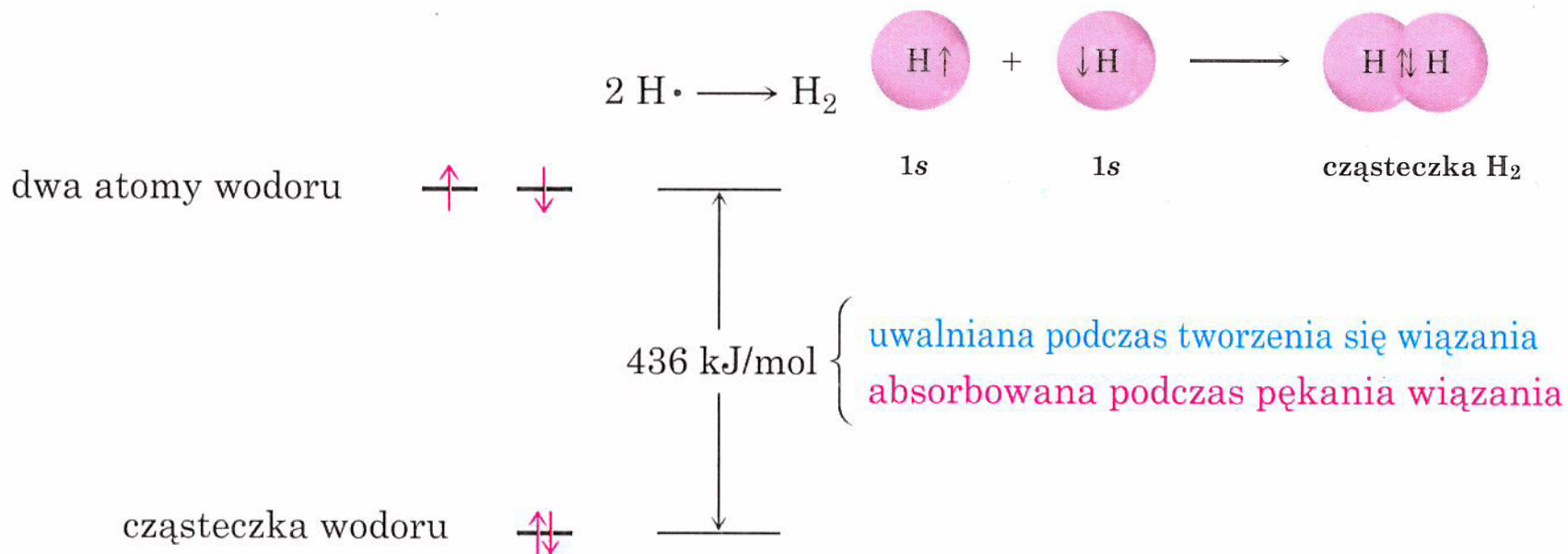
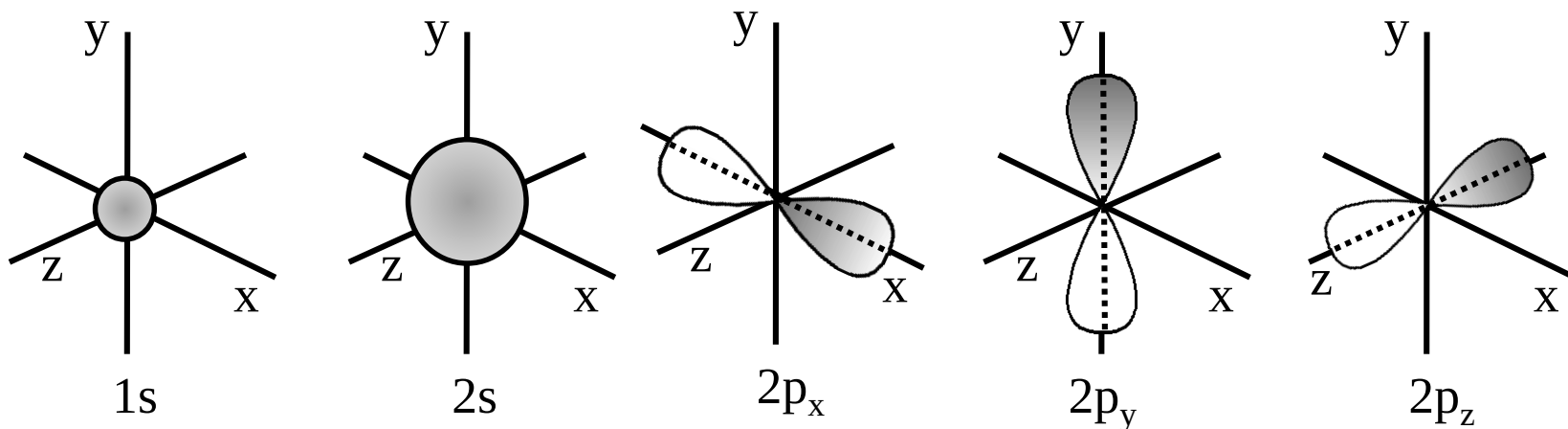
Rozwój teorii dotyczących wiązania chemicznego

- ✓ **1858 r. August Kekule i Archibald Couper** – w związkach organicznych atom węgla ma cztery „centra powinowactwa do innych jednostek”, oznacza to, że atom węgla jest czterowartościowy;
- ✓ **Emil Erlenmeyer** – potrójne wiązanie węgiel-węgiel w acetylenie;
- ✓ **Alexander Crum Brown** – podwójne wiązanie węgiel-węgiel w etylenie;
- ✓ **1865 r. August Kekule** – łańcuchy mogą się zaginać i zamykać w pierścienie z atomów węgla;
- ✓ **1874 r. Jacobs van't Hoff i Joseph Le Bel** – chemia związków węgla przestaje być płaska, cztery wiązania węgla nie są zorientowane bezładnie, ale mają ściśle określone ukierunkowanie przestrzenne;
- ✓ **Jacobs van't Hoff** – cztery atomy węgla są usytuowane w narożach regularnego czworościanu (tetraedru).



Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych

Wiązanie typu sigma



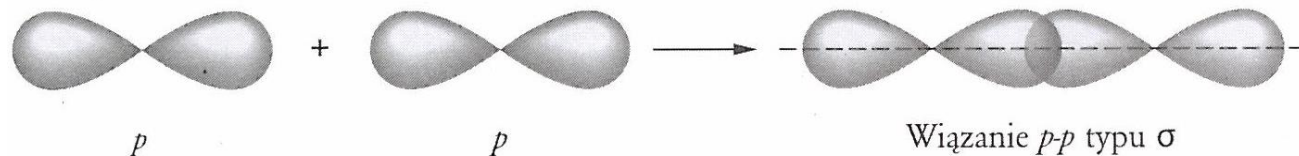
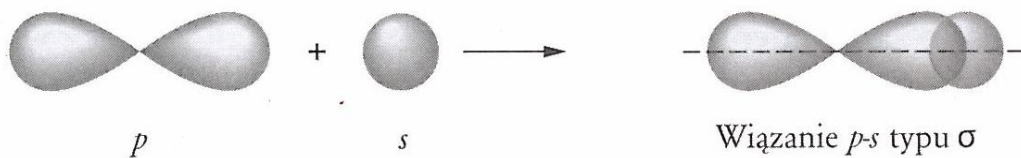
Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych

Wiązanie typu sigma

Żaden orbital cząsteczkowy nie może zawierać więcej niż dwa elektrony.

Orbitalem cząsteczkowym jest przestrzeń zajmowana przez elektrony w cząsteczce.

Orbital sigma (σ) leży wzdłuż osi między dwoma związanymi atomami; para elektronów w orbitalu sigma jest nazywana **wiązaniem sigma**.



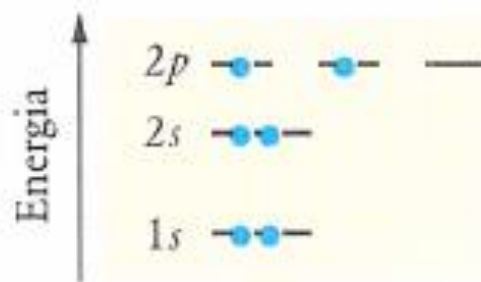
Ryc.1.4. Nakładanie się orbitali w trakcie powstawania wiązań σ .

Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych

zhybrydyzowane orbitale sp^3 atomu węgla

- ✓ Orbitale o najniższej energii są wypełniane jako pierwsze w kolejności.
- ✓ Orbital mogą zajmować jedynie 2 elektrony. Muszą mieć spin przeciwny (zakaz Pauliego).
- ✓ Jeśli dostępne są 2 lub więcej niezapełnione orbitale o równej energii, zajmowane są one kolejno przez elektrony ze spinami równoległymi aż do całkowitego ich zapełnienia (reguła Hunda).

- ✓ Skala energii – energia elektronów w różnych orbitalach.
- ✓ Większa odległość od jądra większa energia potencjalna.
- ✓ Energia 2s niższa niż energia 2p.
- ✓ Orbitale 2p różnią się tylko ułożeniem przestrzennym a nie energią.

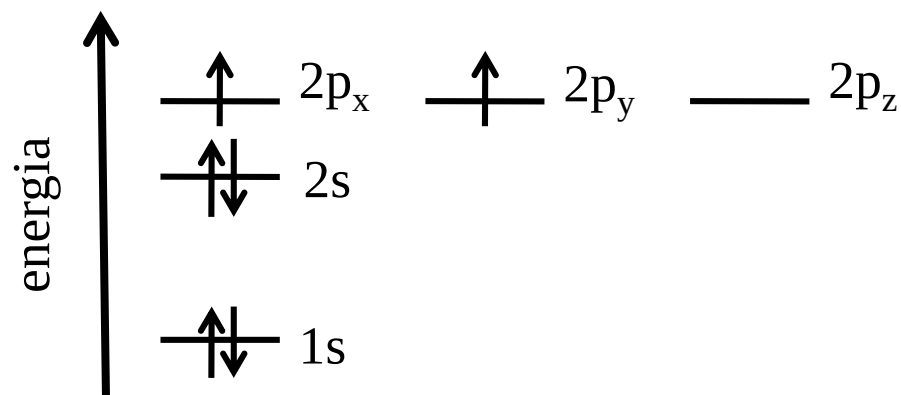


Ryc. 1.5. Poziomy energetyczne elektronów w atomie węgla. Elektrony symbolizują kropki.

Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych

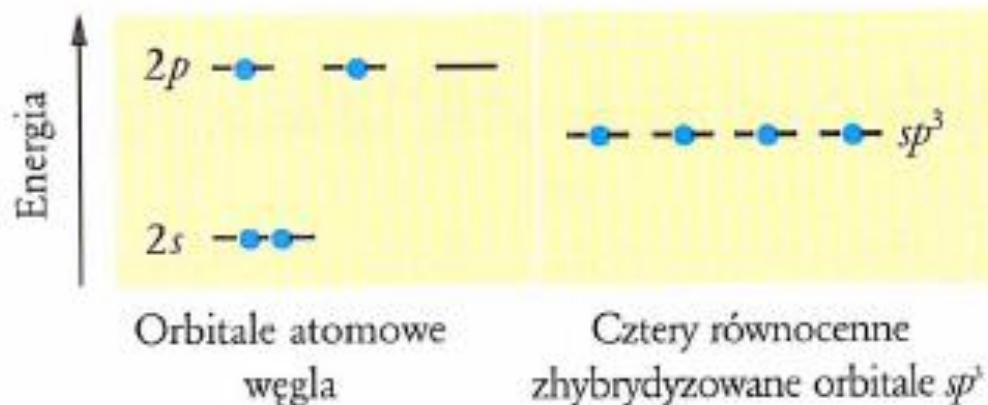
Zhybrydyzowane orbitale sp^3 atomu węgla

Konfiguracja elektronowa atomu węgla
(liczba atomowa 6, drugi okres)



Zhybrydyzowany orbital sp^3 przypomina kształtem orbital p . Ma w jednej czwartej cechy orbitalu s i w trzech czwartych cechy orbitalu p .

Ryc. 1.6. Poziomy energetyczne orbitali atomu węgla w stanie niezhybrydowanym i orbitali w stanie hybrydyzacji sp^3 . Kropki symbolizują elektrony. (Pokazano tylko elektrony powłoki walencyjnej; elektrony orbitalu $1s$ zostały pominięte, gdyż nie uczestniczą w tworzeniu wiązań).



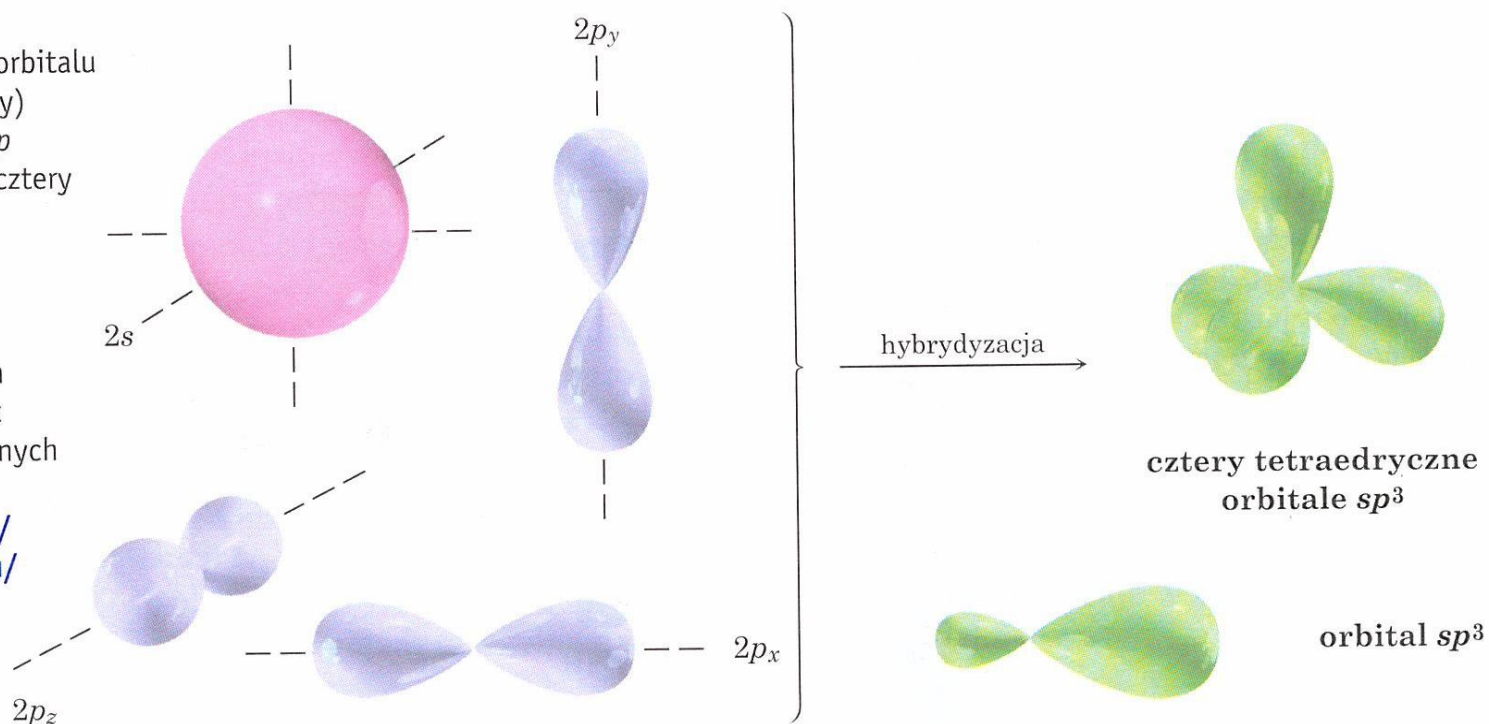
Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych

zhybrydyzowane orbitale sp^3 atomu węgla

- ✓ W wyniku kombinacji orbitalu atomowego s i trzech orbitali atomowych p tworzą się cztery orbitale o hybrydyzacji sp^3 (orbitale zhybrydyzowane).
- ✓ Hybrydy sp^3 skierowane są ku narożnikom regularnego czworościanu. Ponieważ dwie pętle orbitali atomowych p mają różne znaki algebraiczne, mogą one połączyć się z orbitalem s albo w sposób addytywny, albo subtraktywny, tworząc w ten sposób niesymetryczną hybrydę sp^3 i nadając jej kierunek.

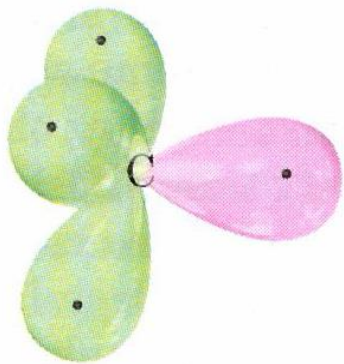
Rys. 1.10

W wyniku kombinacji orbitalu atomowego s (kolor czerwony) i trzech orbitali atomowych p (kolor niebieski) tworzą się cztery orbitale o hybrydyzacji sp^3 (kolor zielony) skierowane ku narożnikom regularnego czworościanu. Hybrydy sp^3 są niesymetryczne względem jądra, co nadaje im kierunek i umożliwia im tworzenie silnych wiązań z innymi atomami
Zajrzyj do Internetu <http://chemistry.brookscole.com/mcmurry6e>

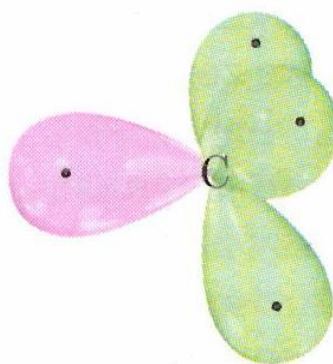


Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych

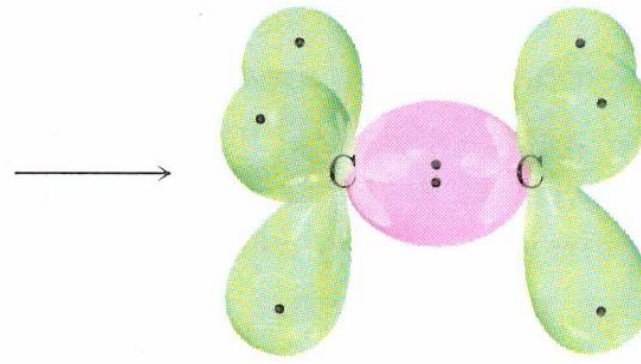
Zhybrydowane orbitale sp^3 atomu węgla



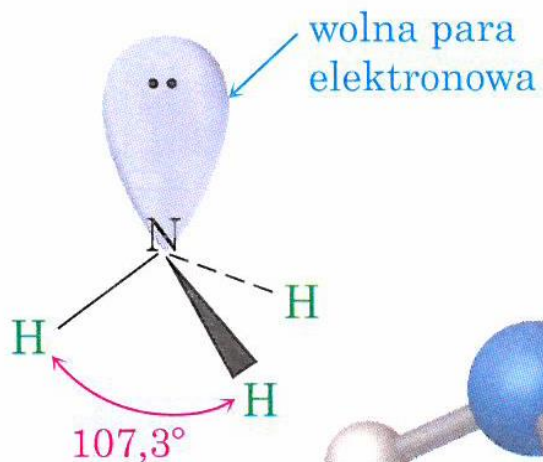
atom węgla
o hybrydyzacji sp^3



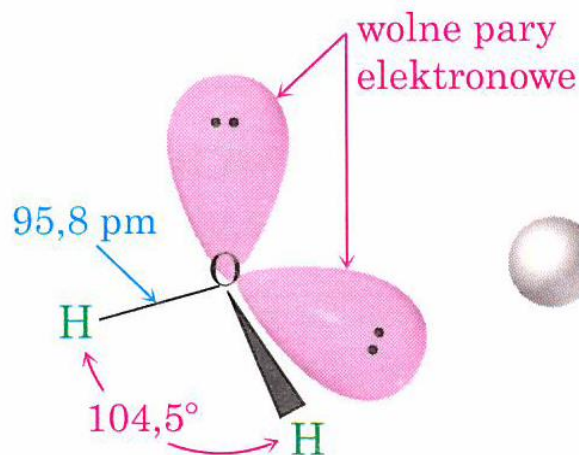
atom węgla
o hybrydyzacji sp^3



wiązanie σ
 sp^3-sp^3

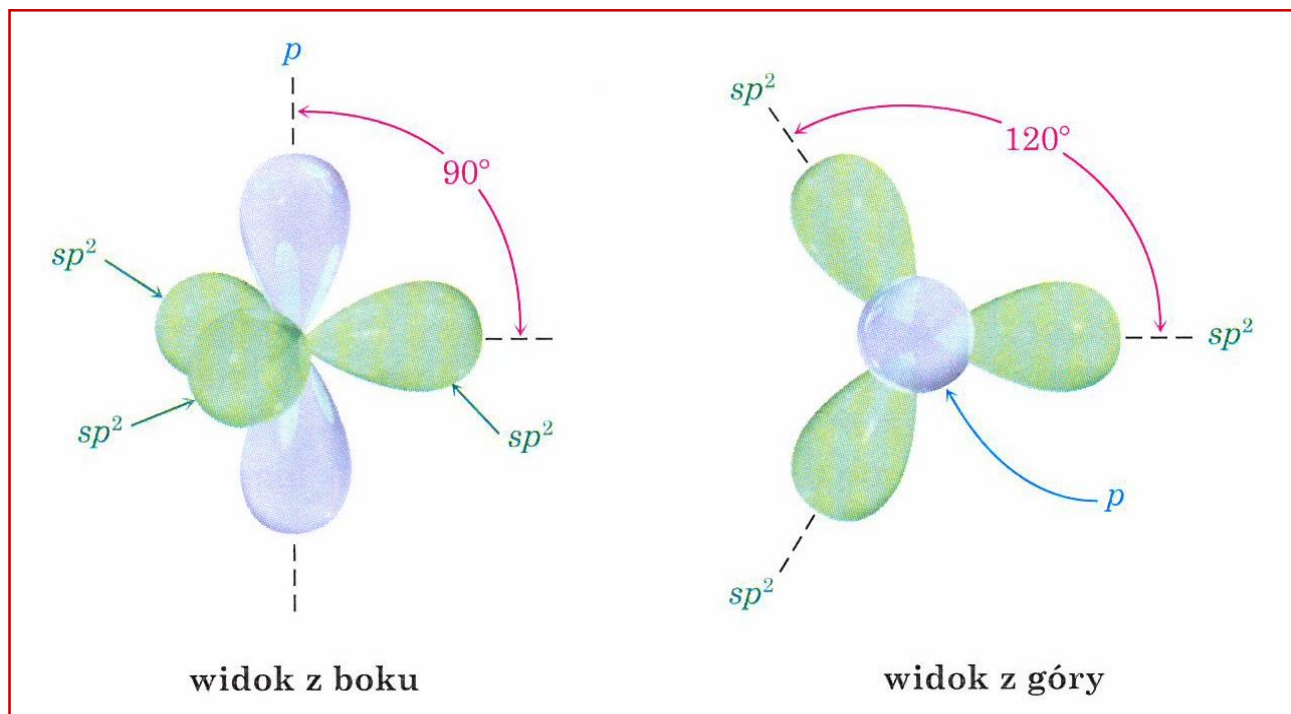
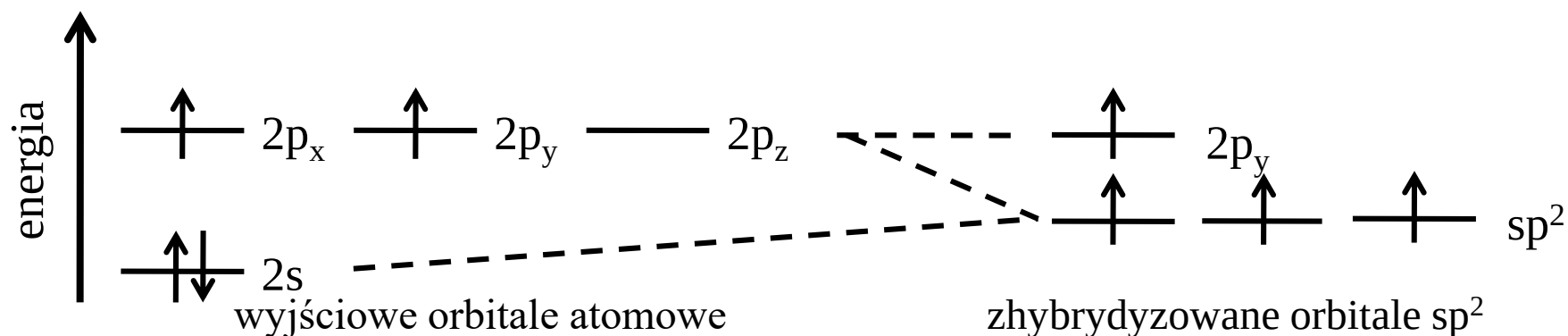


amoniak



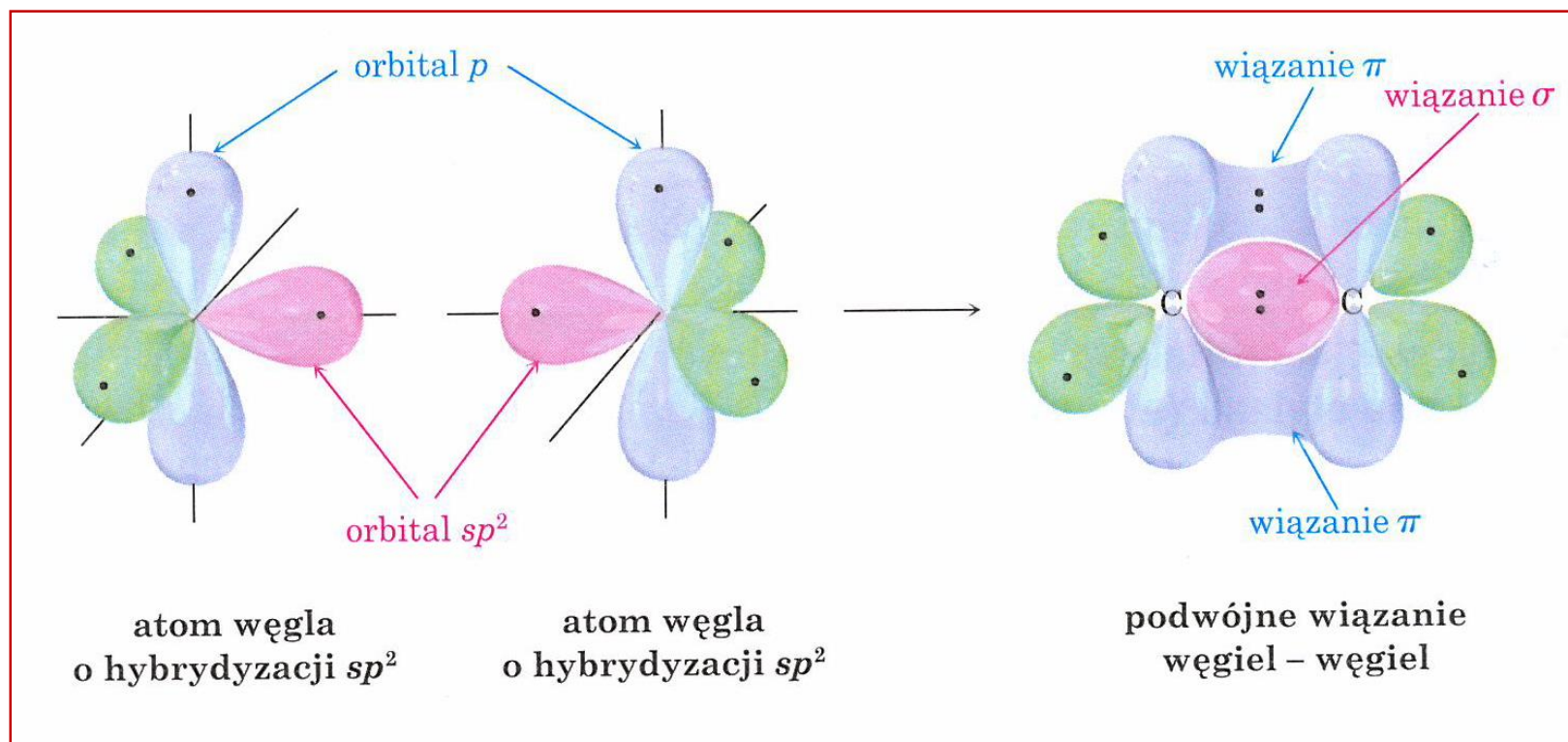
Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych

Zhybrydizowane orbitale sp^2 atomu węgla



Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych

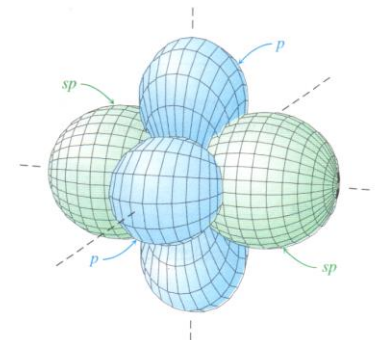
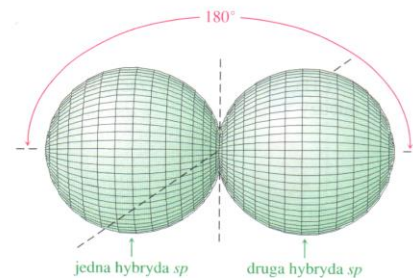
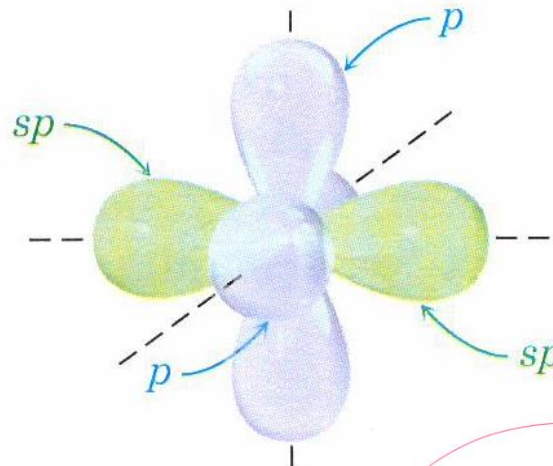
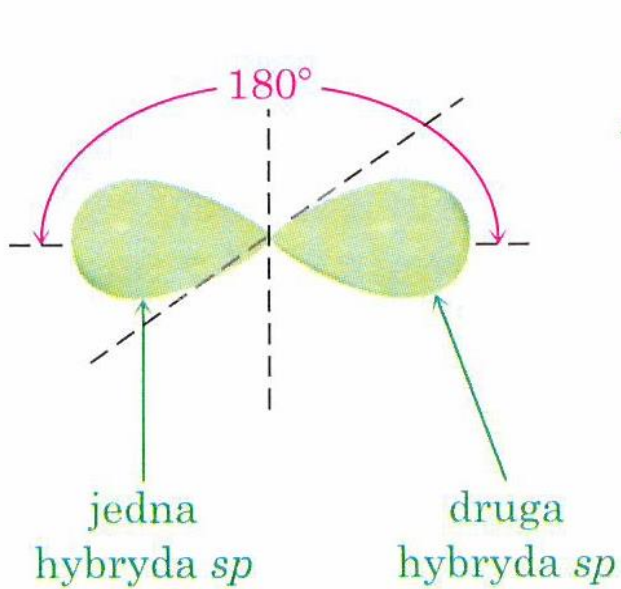
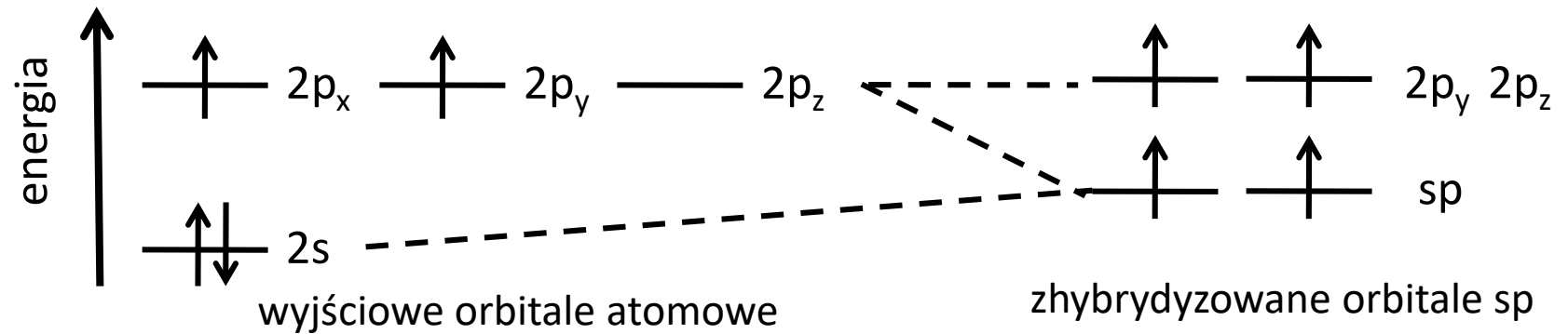
Tworzenie wiązania podwójnego



- ✓ Nałożenie się orbitali dwóch atomów węgla o hybrydyzacji sp^2 prowadzące do utworzenia wiązania podwójnego $C=C$.
- ✓ Jedna część wiązania podwójnego powstała w wyniku czołowego nałożenia się orbitali sp^2 , natomiast druga część utworzyła się w wyniku bocznego nałożenia się niehybrydyzowanych orbitali p .
- ✓ Wiązanie p zajmuje obszar gęstości elektronowej po obydwu stronach linii łączącej jądra atomów węgla.

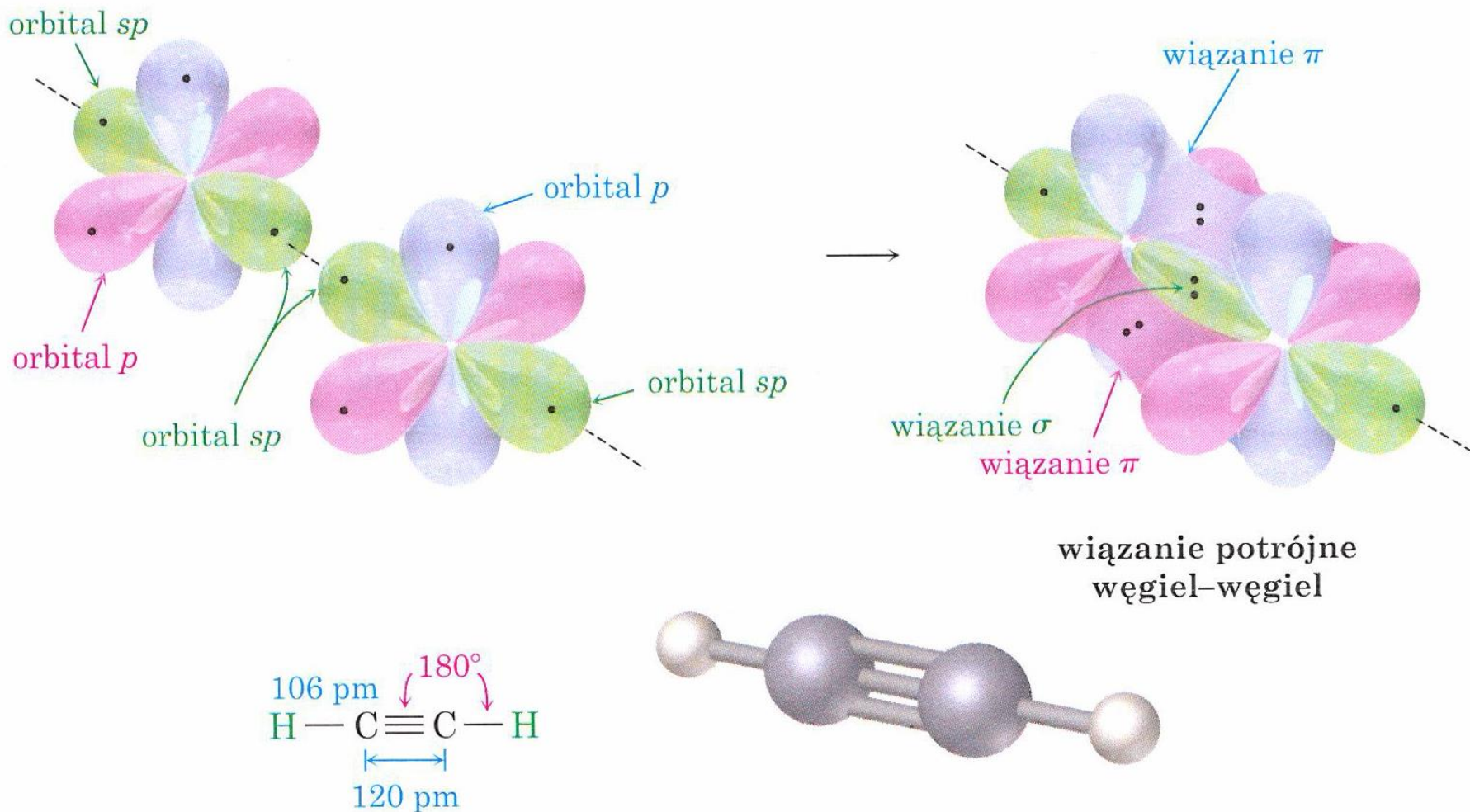
Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych

Zhybrydyzowane orbitale sp atomu węgla



Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych

Tworzenie wiązania potrójnego



Hybrydyzacja a wiązania w związkach organicznych

Porównanie wiązań C–C i C–H w metanie, etanie, etylenie i acetylenie

Cząsteczka	Wiązanie	Energia wiązania		Długość wiązania (Å)
		(kJ/mol)	(kcal/mol)	
Metan, CH ₄	Csp ³ –H1s	438	105	1,10
Etan, CH ₃ –CH ₃	Csp ³ –Csp ³	376	90	1,54
	Csp ³ –H1s	420	100	1,10
Etylen, H ₂ C=CH ₂	Csp ² =Csp ²	611	146	1,33
	Csp ² –H1s	444	106	1,076
Acetylen, HC≡CH	Csp≡Csp	835	200	1,20
	Csp–H1s	552	132	1,06

Przegląd reakcji organicznych

Reakcje addycji

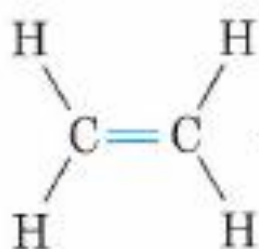
Jakiego rodzaju?

W jaki sposób?

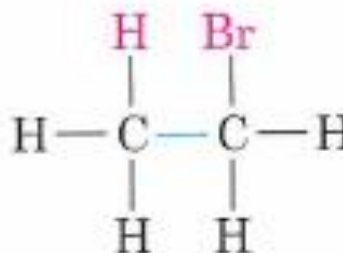
Typy reakcji:

1. Reakcja addycji
2. Reakcja eliminacji
3. Reakcja substytucji
4. Reakcja przegrupowania

Te dwa
substraty ...



etylen
(alken)



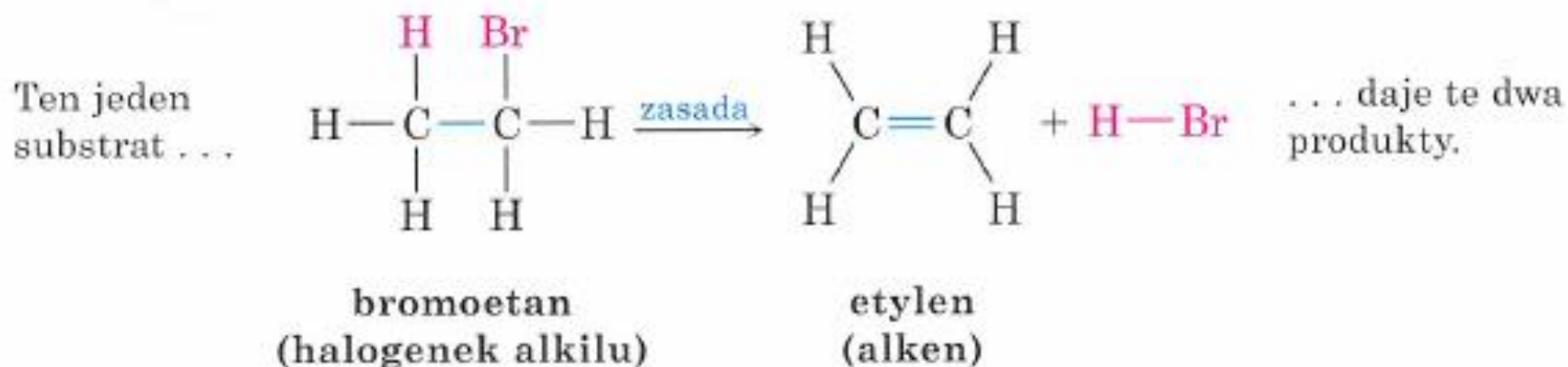
bromoetan
(halogenek alkilu)

... łączą się,
dając ten jeden
produkt.

Przegląd reakcji organicznych

Reakcje eliminacji

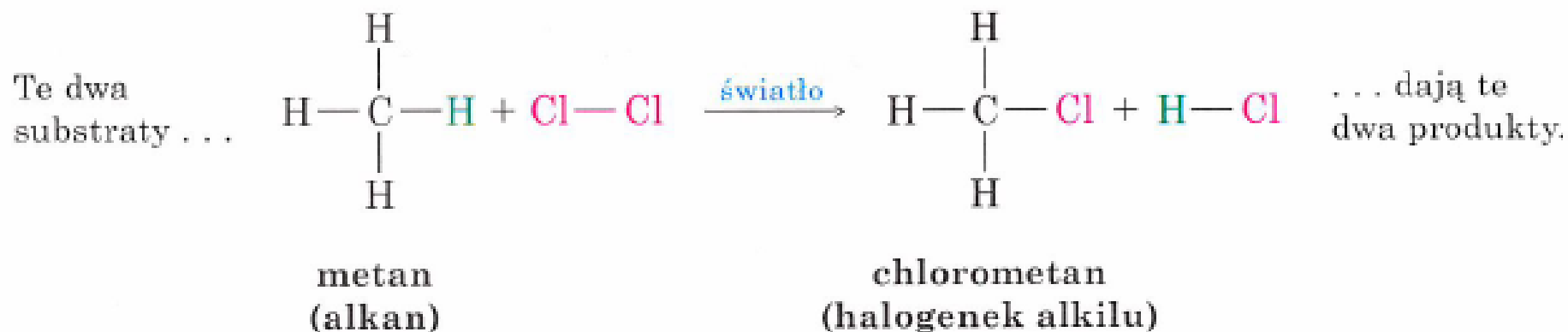
- Reakcje eliminacji są, w pewnym sensie, odwróceniem reakcji addycji. Reakcje te zachodzą, gdy pojedynczy substrat rozszczepia się na dwa produkty. Przykładem reakcji eliminacji jest reakcja halogenku alkilu z zasadą. Powstaje w niej kwas i alken:



Przegląd reakcji organicznych

Reakcje substytucji

- **Reakcje substytucji (podstawienia)** zachodzą, gdy dwa substraty wymieniają się fragmentami swoich cząsteczek, dając dwa nowe produkty. Przykładem reakcji substytucji jest reakcja alkanu z chlorem, w obecności światła UV, dająca w efekcie chlorek alkilu. Podstawnik, jakim jest atom Cl z cząsteczki chloru, zastępuje atom wodoru w cząsteczce alkanu, a w wyniku tego procesu powstają dwa nowe produkty:



Przegląd reakcji organicznych

Reakcje przegrupowania

- **Reakcje przegrupowania** zachodzą wtedy, gdy w pojedynczym substracie następuje reorganizacja wiązań i atomów, dając produkt izomeryczny. Przykładem reakcji przegrupowania jest przemiana but-1-enu w jego izomer konstytucyjny but-2-en. Zachodzi ona pod wpływem katalizatora kwasowego:



Przegląd reakcji organicznych

Rozerwanie wiązania atomowego

Dwa sposoby rozrywania dwuelektronowych wiązań atomowych:

- ✓ sposób symetryczny – homolityczny rozpad
- ✓ sposób niesymetryczny – heterolityczny rozpad

Rodzaj strzałki



homolityczne (rodnikowe) rozerwanie wiązania
(w każdym fragmencie pozostaje jeden elektron)

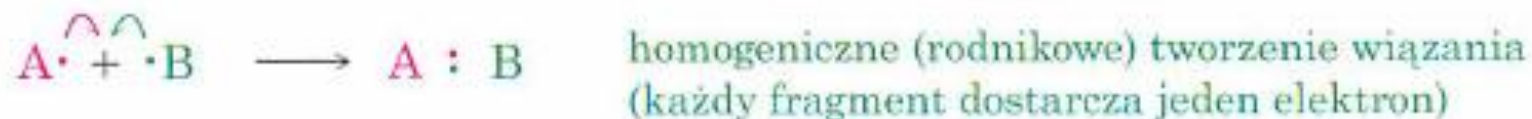


heterolityczne (polarne) rozerwanie wiązania
(dwa elektrony pozostają w jednym fragmencie)

Przegląd reakcji organicznych

Powstawanie wiązania atomowego

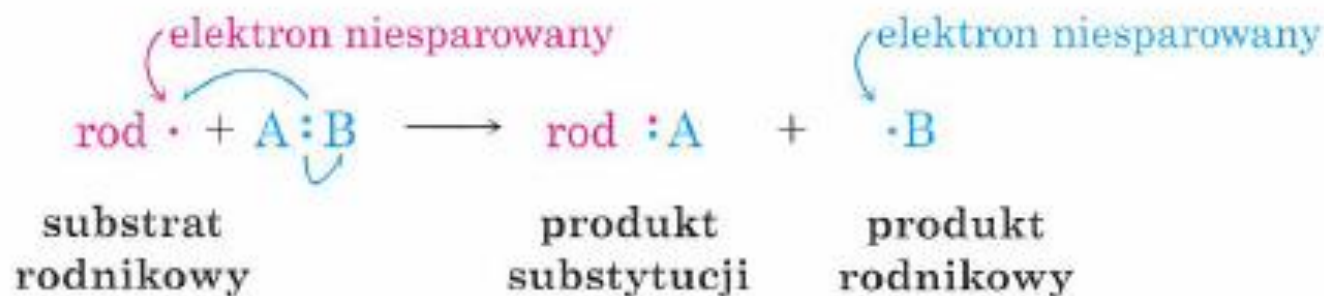
Analogicznie, istnieją dwa sposoby powstawania wiązania atomowego dwu-elektronowego: wiązanie może się tworzyć w sposób symetryczny (**homogeniczny**), gdy każdy substrat wnosi do nowego wiązania po jednym elektronie, lub w sposób niesymetryczny (**heterogeniczny**), gdy do nowego wiązania elektrony wiążące wnosi tylko jeden z substratów.



Przegląd reakcji organicznych

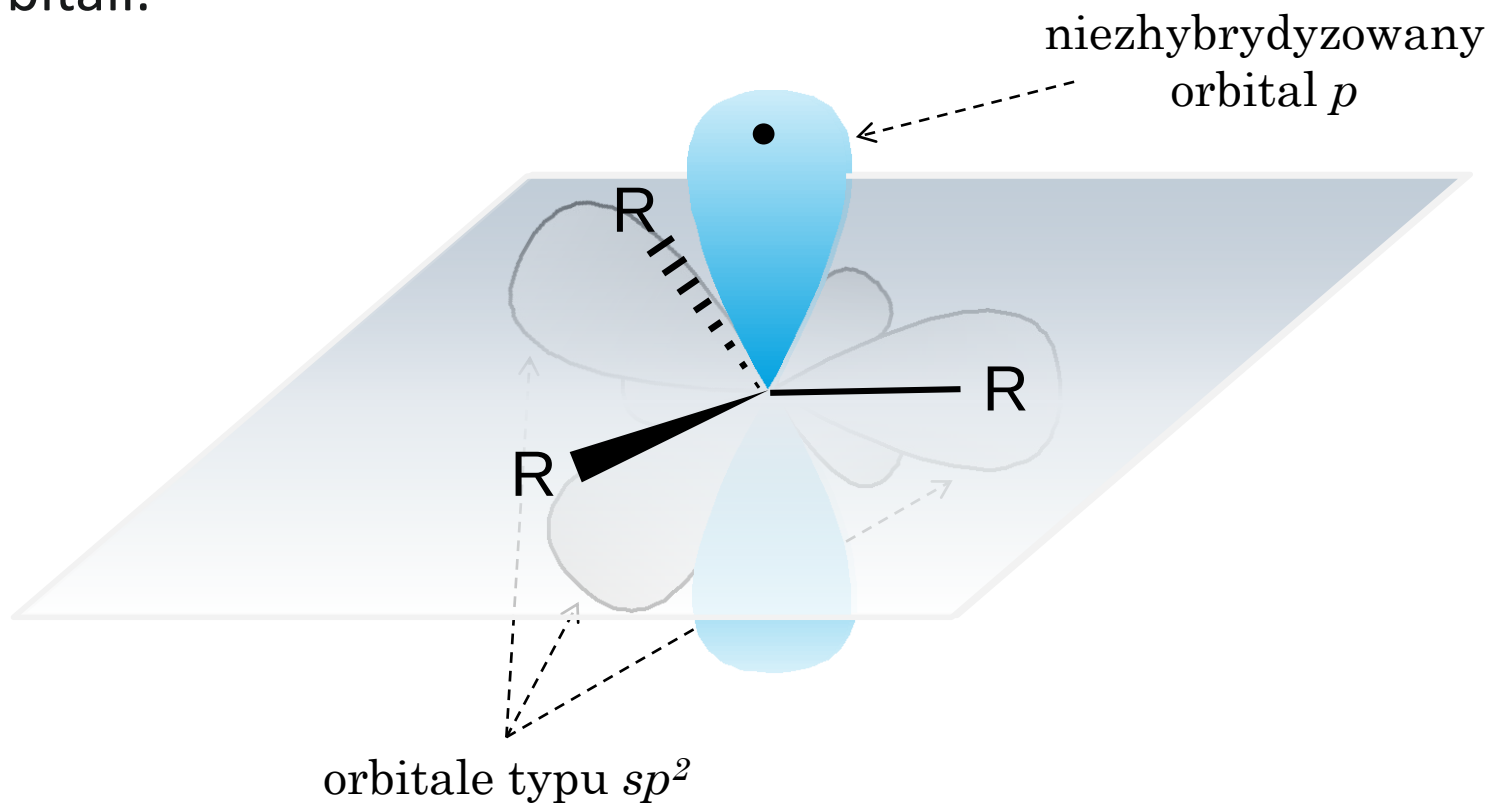
Reakcje rodnikowe

Chociaż większość rodników jest elektrycznie obojętna, są one wysoce reaktywne, ponieważ zawierają atom z nieparzystą liczbą elektronów (zwykle siedem) na jego powłoce walencyjnej, zamiast trwałego oktetu gazu szlachetnego. Oktet elektronowy na powłoce walencyjnej może powstać na wiele sposobów. Na przykład: rodnik może oderwać atom (lub grupę atomów) z innej cząsteczki, tworząc w konsekwencji obojętną cząsteczkę i nowy rodnik. Sumaryczny wynik jest reakcją *substytucji* rodnikowej:



HYBRYDYZACJA I RODNIKI

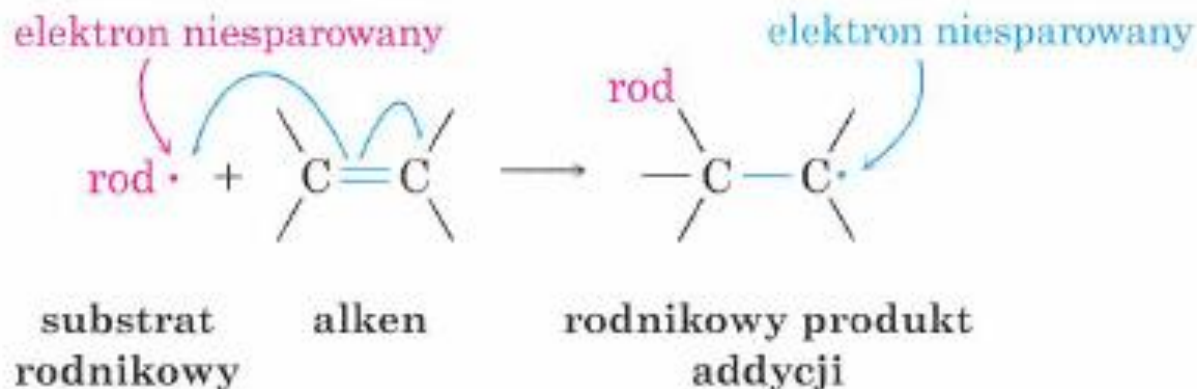
Rodnik jest indywiduum molekularnym, który zawiera nieparzystą ilość elektronów walencyjnych i w ten sposób ma pojedynczy, niesparowany elektron na jednym ze swoich orbitali.



Przegląd reakcji organicznych

Reakcje rodnikowe

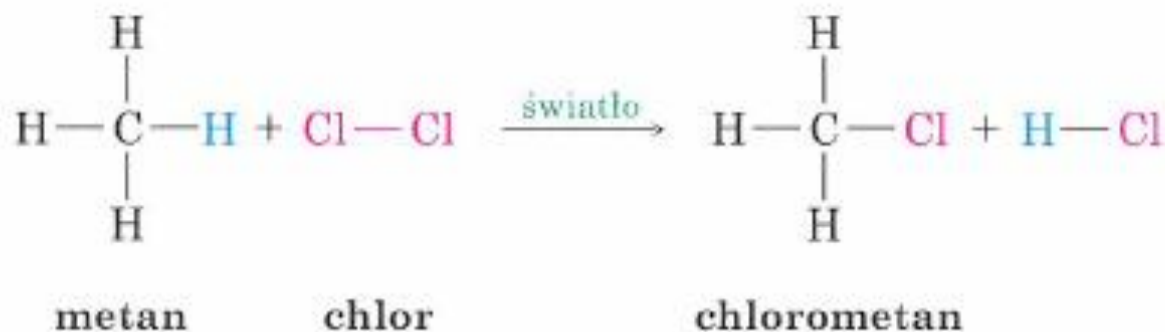
Alternatywnie, substrat rodnikowy może przyłączyć się do alkenu, wykorzystując jeden z elektronów wiązania podwójnego alkenu, co prowadzi do powstania nowego rodnika. Sumaryczny wynik reakcji jest reakcją *addycji* rodnikowej:



Przegląd reakcji organicznych

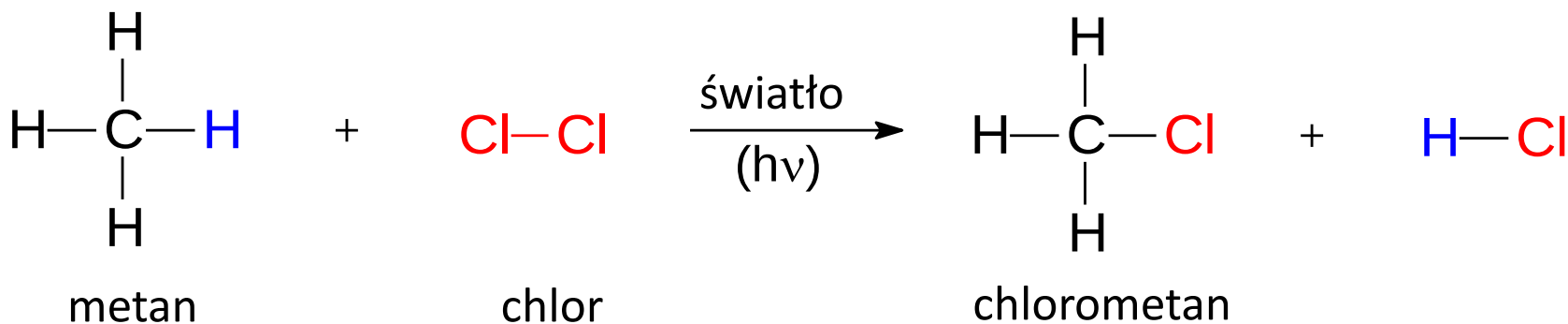
Reakcje rodnikowe

Rozważmy szczególny przypadek reakcji rodnikowej – chlorowanie metanu, i przeanalizujmy jej cechy charakterystyczne. Bardziej szczegółowy opis tej reakcji znajduje się w rozdz. 10. Obecnie powinniśmy jedynie zauważyć, że chlorowanie metanu jest procesem wieloetapowym.

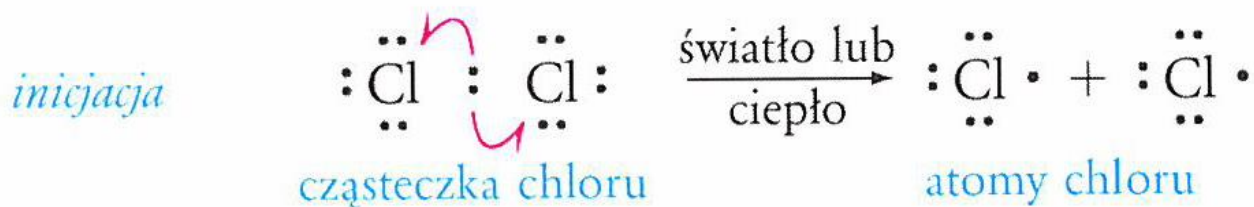


Reakcje substytucji rodnikowej przebiegają zazwyczaj w trzech kolejnych etapach: *inicjacji* (zapoczątkowania), *propagacji* (przedłużania) i *terminacji* (zakończenia):

CHLOROWANIE – substytucja wolnorodnikowa

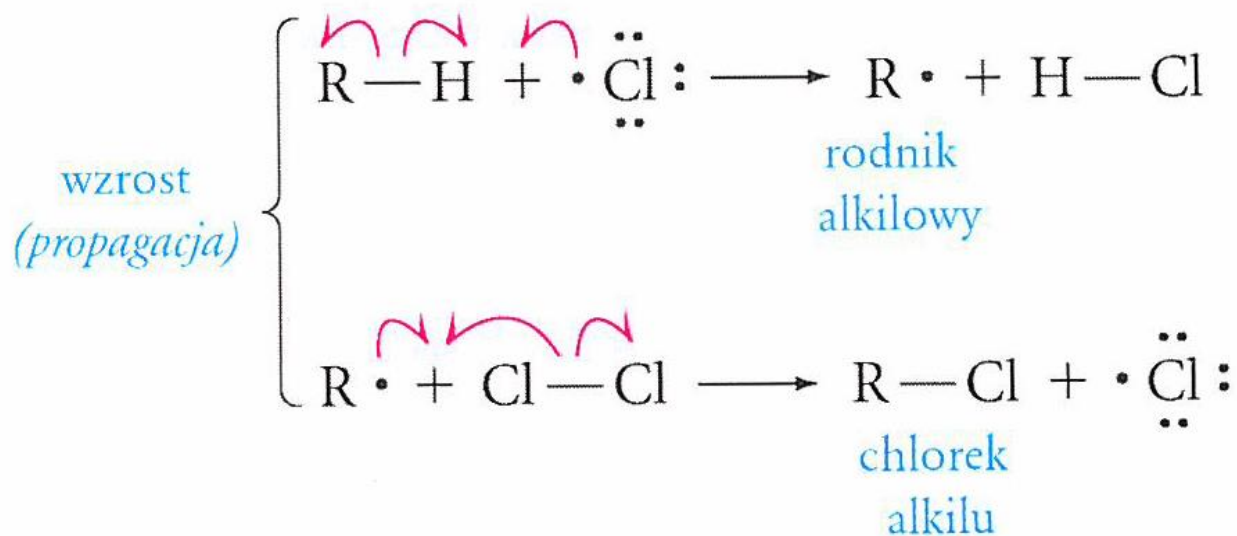


1

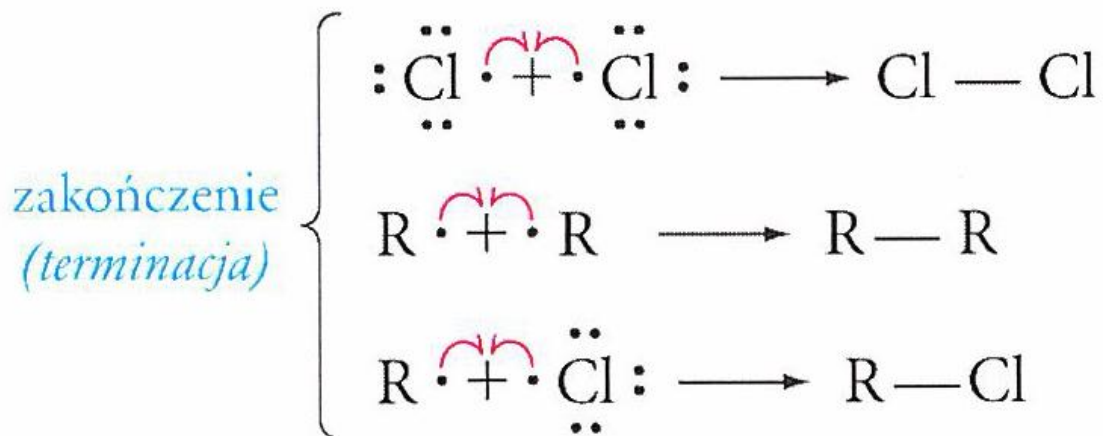


CHLOROWANIE – substytucja wolnorodnikowa

2



3

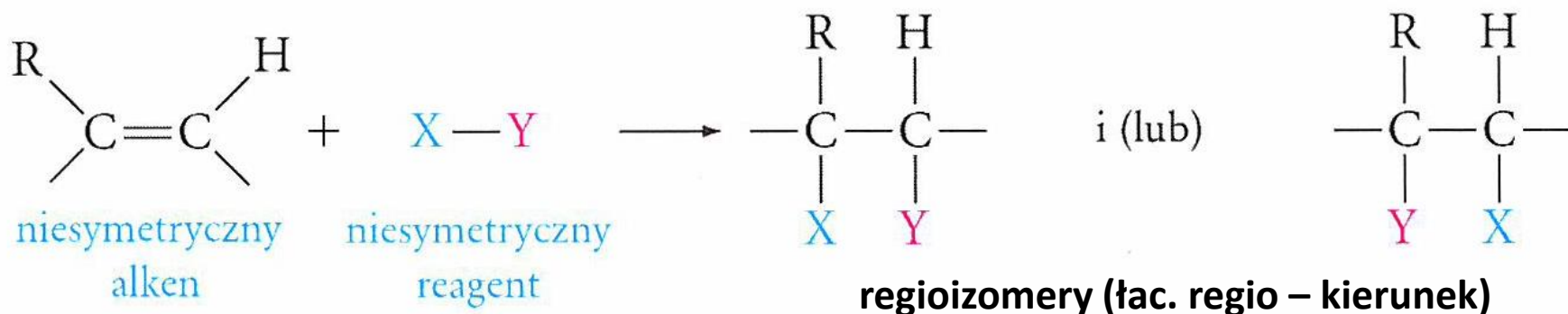


Nukleofil i elektrofil

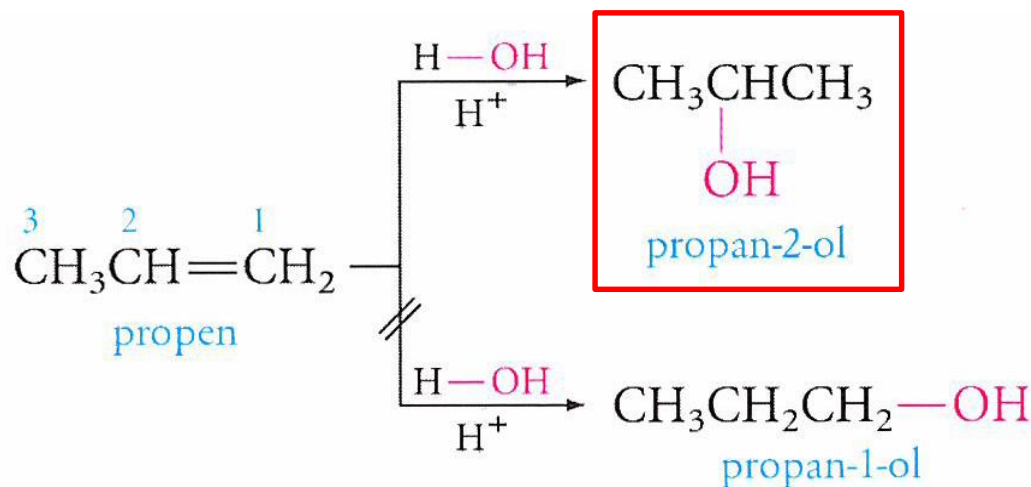
- ✓ **NUKLEOFIL** jest to indywiduum molekularne, które „lubi jądro” (czyli ładunek dodatni) – „bogaty w elektrony”.
- ✓ W strukturze nukleofila znajduje się atom bogaty w elektrony, który może tworzyć wiązanie w wyniku dostarczenia pary elektronowej do atomu ubogiego w elektrony.
- ✓ Nukleofile są często, choć nie zawsze naładowane ujemnie.

- ✓ **ELEKTROFIL** jest to indywiduum molekularne, które „lubi elektrony” – „ubogi w elektrony”.
- ✓ Elektrofil zawiera w swej strukturze atom ubogi w elektrony i może tworzyć wiązanie w wyniku przyjęcia (akceptacji) pary elektronów pochodzących od nukleofila.
- ✓ Elektrofile są często, choć nie zawsze naładowane dodatnio.

Addycja niesymetrycznych reagentów do niesymetrycznych alkenów

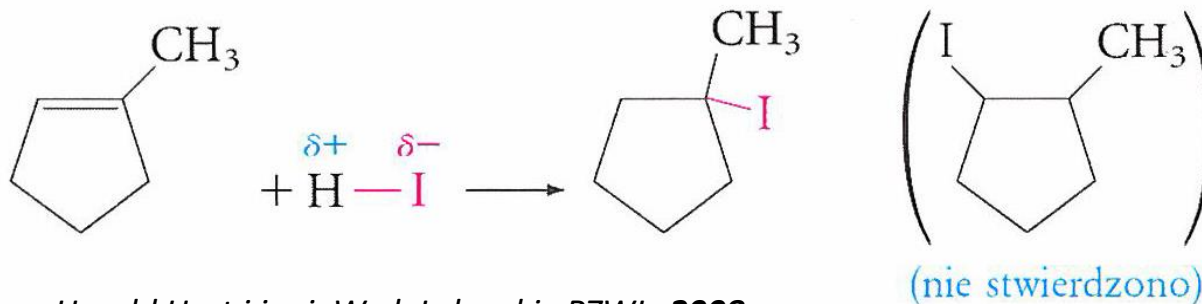
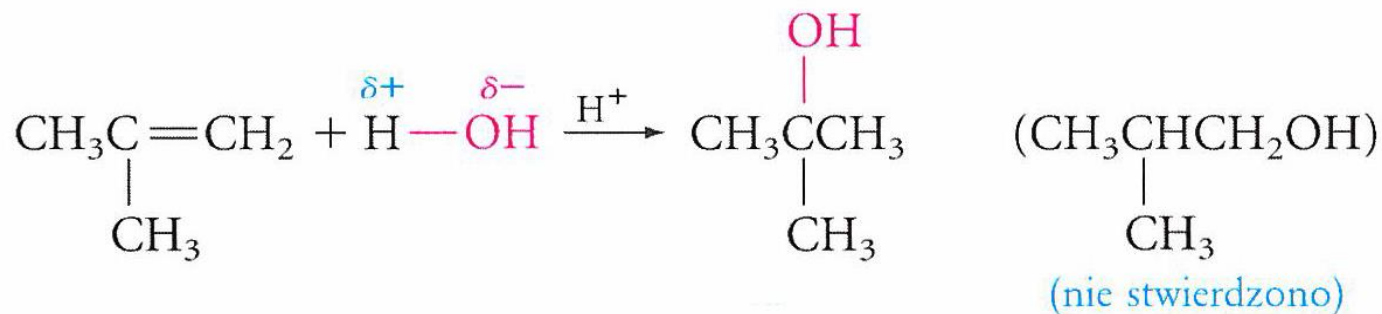
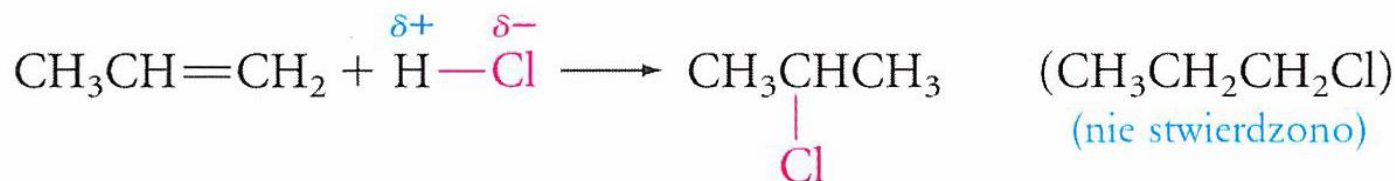


- ✓ Jeśli reakcja prowadzi do otrzymania **tylko jednego** z dwóch regioizomerów, jest określana jako **regiospecyficzna**.
- ✓ Jeśli daje głównie jeden produkt, mówimy, że jest **regioselektywna**.

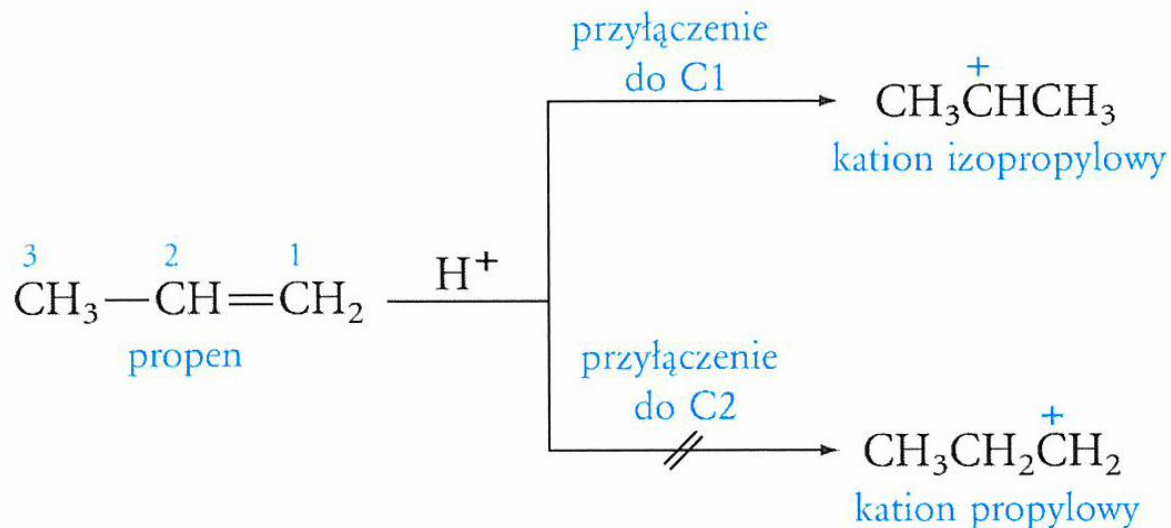


Addycja niesymetrycznych reagentów do niesymetrycznych alkenów

Reguła Markownikowa: Jeśli niesymetryczny reagent przyłącza się do niesymetrycznego alkenu, elektrododatnia część reagenta wiąże się z tym atomem węgla podwójnego wiązania, do którego przyłączonych jest więcej atomów wodoru.

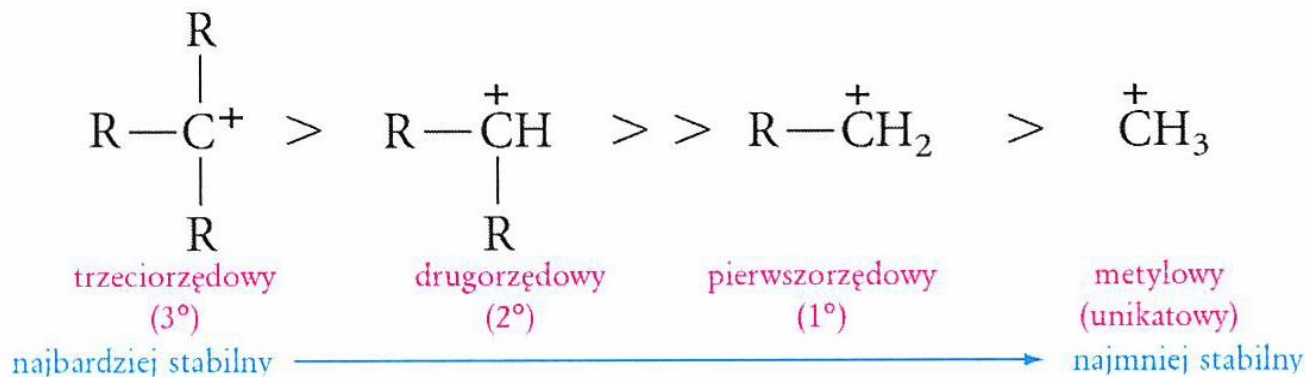
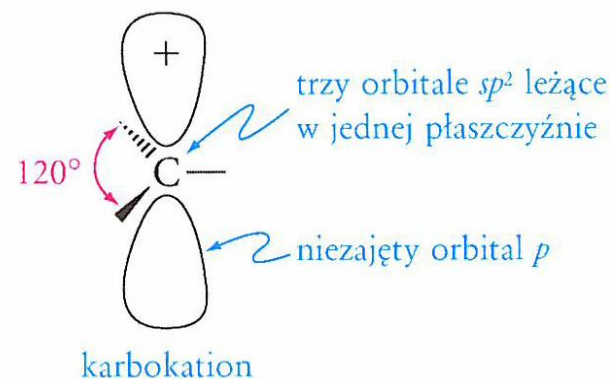


Wyjaśnienie reguły Markownikowa



Karbokationy klasyfikuje się na **pierwszo-, drugo- i trzeciorzędowe**, jeśli dodatnio naładowany atom węgla jest związany, odpowiednio, z jednym, dwoma lub trzema grupami (rodnikami) organicznymi R.

Karbokation będzie bardziej stabilny, jeśli jego ładunek dodatni ulegnie rozproszeniu lub delokalizacji pomiędzy kilka atomów w jonie, a nie skupi się na jednym atomie węgla.



Analiza jakościowa związków organicznych

Schemat postępowania analitycznego

- ✓ Przynależność związku organicznego do konkretnego szeregu homologicznego i określonej klasy ułatwia analizę jakościową – związki ulegają podobnym reakcjom charakterystycznym, co wynika z obecności tych samych grup funkcyjnych.
- ✓ Poprzez wykonanie odpowiednich prób można określić właściwości fizyczne i chemiczne badanej substancji.

Schemat postępowania analitycznego w jakościowej analizie związków organicznych obejmuje następujące etapy:

1. Obserwacje ogólne:
 - stan fizyczny substancji (np. ciecz o dużej lepkości, kryształy w postaci igieł, itd.);
 - barwa substancji (wskazuje na obecność chromoforów). Należy pamiętać, że zabarwienie może pochodzić też od zanieczyszczeń;
 - zapach substancji;
 - próby prażenia i spalania (barwa płomienia, kopcenie, pozostałość po prażeniu).
2. Oznaczanie stałych fizycznych (temperatura topnienia i temperatura wrzenia).
3. Jakościowe oznaczanie pierwiastków.
4. Badanie rozpuszczalności związku.
5. Interpretacja widm – wykrycie grup funkcyjnych.
6. Zastosowanie reakcji charakterystycznych na grupy funkcyjne.
7. Zaszeregowanie związku do odpowiedniej klasy (lub szeregu homologicznego). Wyciągnięcie logicznych wniosków ze wszystkich wykonanych prób i porównanie z danymi literaturowymi.
8. Otrzymanie pochodnych – potwierdzenie wyciągniętych wniosków.

Analiza jakościowa związków organicznych

Węglowodory nasycone i nienasycone

DOŚWIADCZENIE

Cel doświadczenia:

Sprawdzenie reaktywności węglowodorów nasyconych i nienasyconych wobec wody bromowej w tych samych warunkach eksperymentalnych.

Węglowodory nasycone
i nienasycone

Rzędowość alkoholi alifatycznych

DOŚWIADCZENIE

Cel doświadczenia:

Określenie rzędowości alkoholi alifatycznych.

ALKOHOLE

Alkohole są to związki alifatyczne lub alicykliczne zawierające jedną lub większą ilość grup wodorotlenowych, stąd mamy do czynienia z alkoholami jedno- lub wielowodorotlenowymi.

W zależności od struktury fragmentu węglowodorowego wyróżniamy:

- alkohole I-rzędowe – alkohole, w których grupa —OH związana jest z atomem węgla połączonym z dwoma atomami wodoru;
- alkohole II-rzędowe – alkohole, w których grupa —OH związana jest z atomem węgla połączonym z jednym atomem wodoru;
- alkohole III-rzędowe – alkohole, w których grupa —OH związana jest z atomem węgla pozbawionym atomów wodoru.

Rzędowość alkoholi można rozróżnić za pomocą metody Lucasa lub w reakcji z odczynnikiem chromowym.

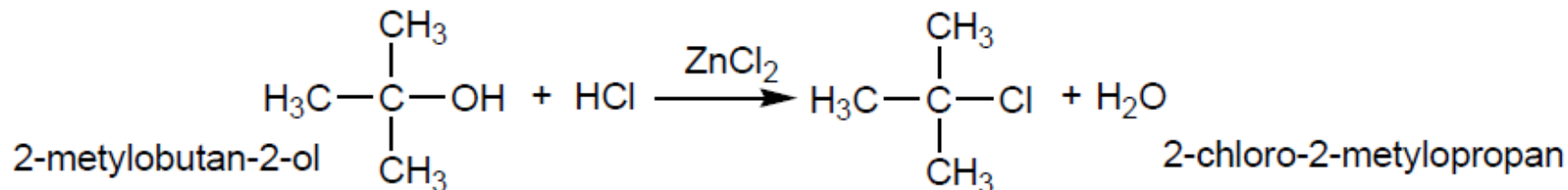
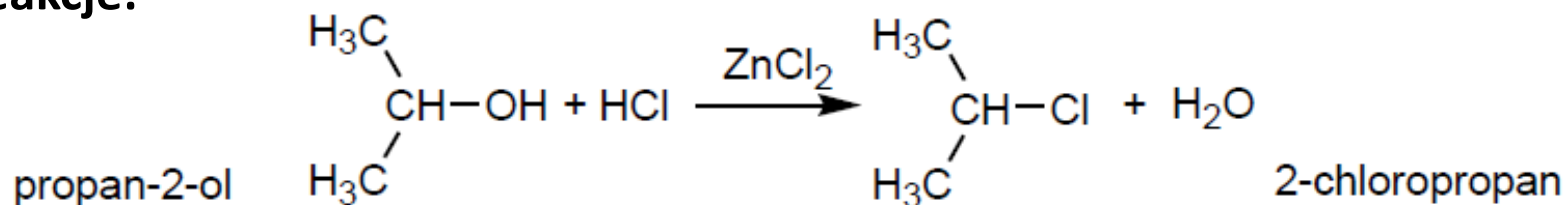
Rzędowość alkoholi alifatycznych

Rzędowość alkoholi alifatycznych

DOŚWIADCZENIE

Odczynniki: butan-1-ol
butan-2-ol
2-metylo-propan-2-ol
odczynnik Lucasa (roztwór ZnCl_2 w stęż. HCl)

Reakcje:



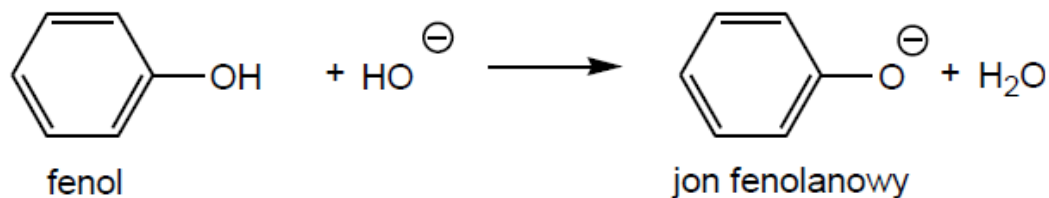
Wnioski:

- w przypadku alkoholi I-rzędowych - brak zmian prócz lekkiego ściemnienia, roztwór pozostaje klarowny;
- w przypadku alkoholi drugorzędowych - roztwór klarowny, po 1-1.5 godzinie następuje rozdzielenie warstw;
- wyraźne, natychmiastowe rozdzielenie warstw w przypadku alkoholi trzeciorzędowych.

Analiza jakościowa związków organicznych

Właściwości fenoli i ich reaktywność

- ✓ Obecność grupy -OH związanej bezpośrednio z węglem wchodzącym w skład pierścienia aromatycznego.
- ✓ Trudno rozpuszczalne w wodzie. Rozpuszczalność wzrasta wraz ze wzrostem liczby grup hydroksylowych w cząsteczce.
- ✓ Mają wysokie temperatury wrzenia, co jest spowodowane występowaniem międzycząsteczkowych wiązań wodorowych.
- ✓ Atom wodoru grupy -OH ulega odsczepieniu znacznie łatwiej niż w alkoholach.
- ✓ Fenole są silnymi kwasami, ich sole można otrzymywać w reakcjach z wodorotlenkami metali.



- ✓ Nie reagują z wodorowęglanem sodu, co pozwala odróżnić je od kwasów karboksylowych.
- ✓ Zrost kwasowości w porównaniu z alkoholami jest spowodowany rezonansową stabilizacją anionu fenolanowego.

Analiza jakościowa związków organicznych

Reakcje fenoli

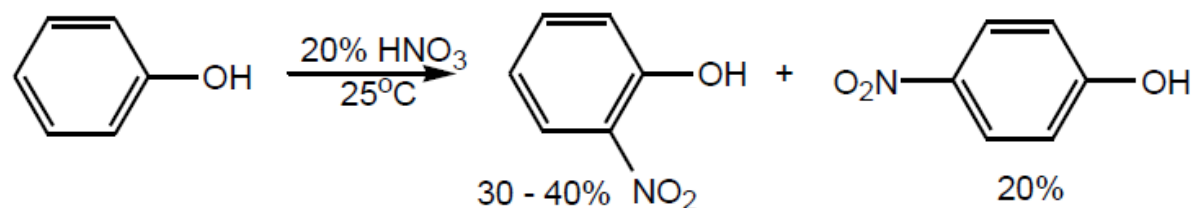
DOŚWIADCZENIE

Cel doświadczenia:

Sprawdzenie reaktywności chemicznej fenoli.

Odczynniki:

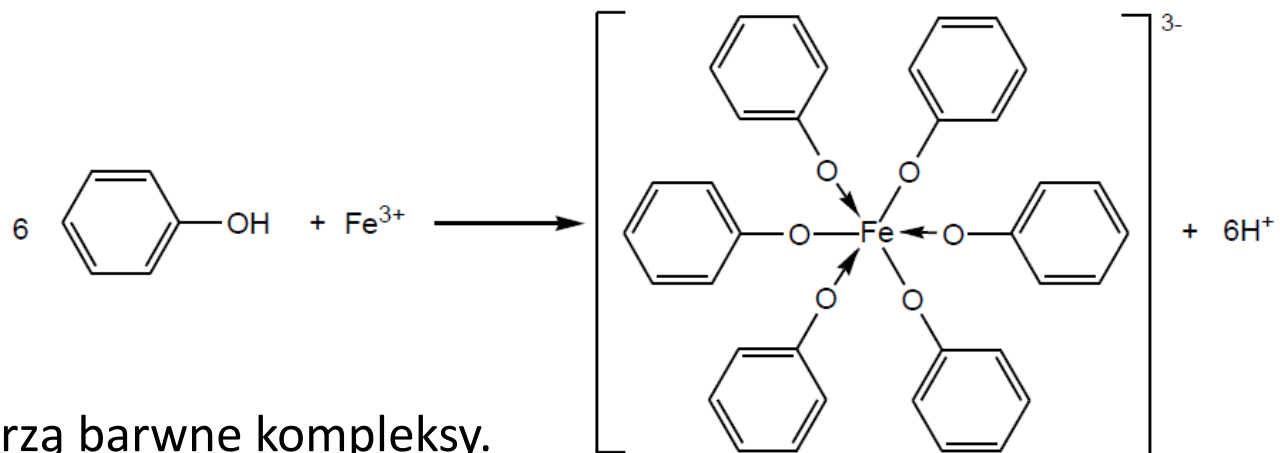
fenol; kwas azotowy(V); chlorek żelaza(III)



Reakcje fenoli

Wniosek:

Utlenienie substratu do produktów smolistych.



Wniosek:

Fenole tworzą barwne kompleksy.

Analiza jakościowa związków organicznych

Rzędowość amin

DOŚWIADCZENIE

Cel doświadczenia:

Określenie rzędowości amin wobec kwasu azotowego(III).

Rzędowość amin

Kwas azotowy(III) (**HNO₂**) działa na aminy w sposób bardzo charakterystyczny, dzięki czemu możemy określić ich rzędowość. Aminy alifatyczne I-rzędowe pod jego wpływem tworzą, nawet w niskich temperaturach, alkohole i wydzielają azot oraz wodę. Drugorzędowe aminy alifatyczne tworzą N-nitrozoaminy (substancje nierozpuszczalne w wodzie, o charakterze oleistych cieczy), natomiast alifatyczne aminy III-rzędowe nie reagują z kwasem azotowym(III).

