



# Konsultacje Chemia związków węgla

## 12 marca 2024

prof. dr hab. Marta Płońska-Brzezińska

**ZAKŁAD CHEMII ORGANICZNEJ**

PROJEKT FINANSOWANY ZE ŚRODKÓW BUDŻETU PAŃSTWA PRZYZNANYCH PRZEZ MINISTRA EDUKACJI I NAUKI  
W RAMACH PROGRAMU SPOŁECZNA ODPOWIEDZIALNOŚĆ NAUKI II

Biologia i Chemia po akademicku 3

DOFINANSOWANIE

40 500 zł

CAŁKOWITA WARTOŚĆ

45 000 zł



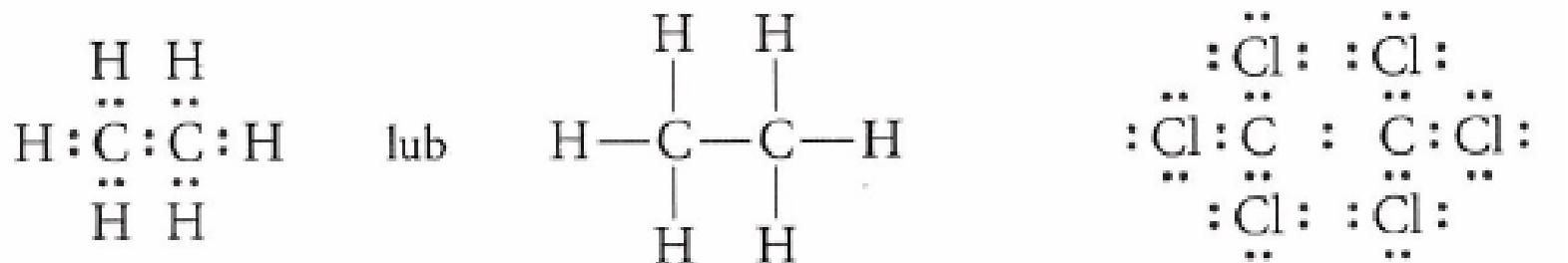
Ministerstwo  
Edukacji i Nauki



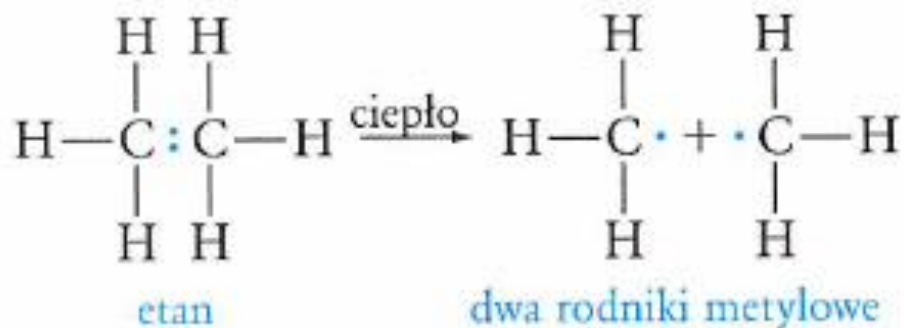
# Wiązania pojedyncze węgiel-węgiel

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

- ✓ Węgiel nie jest ani silnie elektrododatni ani silnie elektroujemny.



**Katenacja** jest to zdolność formowania łańcuchów poprzez tworzenie wiązań między atomami tego samego pierwiastka.



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

# Struktura atomowa: konfiguracje elektronowe

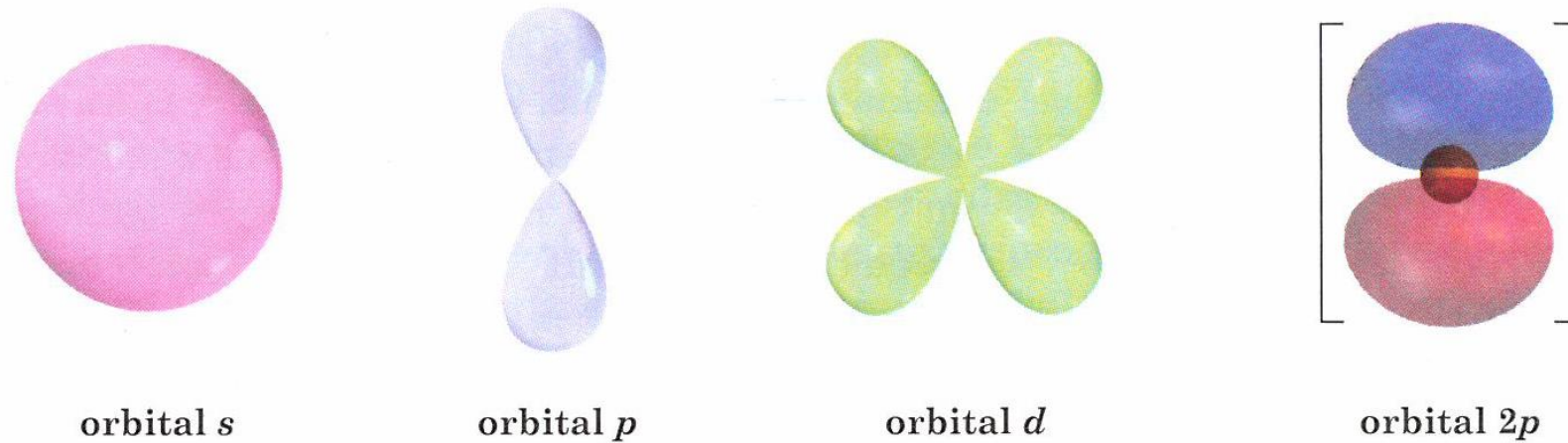
Żaden orbital cząsteczkowy nie może zawierać więcej niż dwa elektrony.

**ZASADA 1** Orbitale o najniższej energii są wypełnione jako pierwsze w kolejności  $1s$ ;  $2s$ ;  $3s$ ;  $3p$ ;  $4s$ ;  $3d$  (**zasada rozbudowy**).

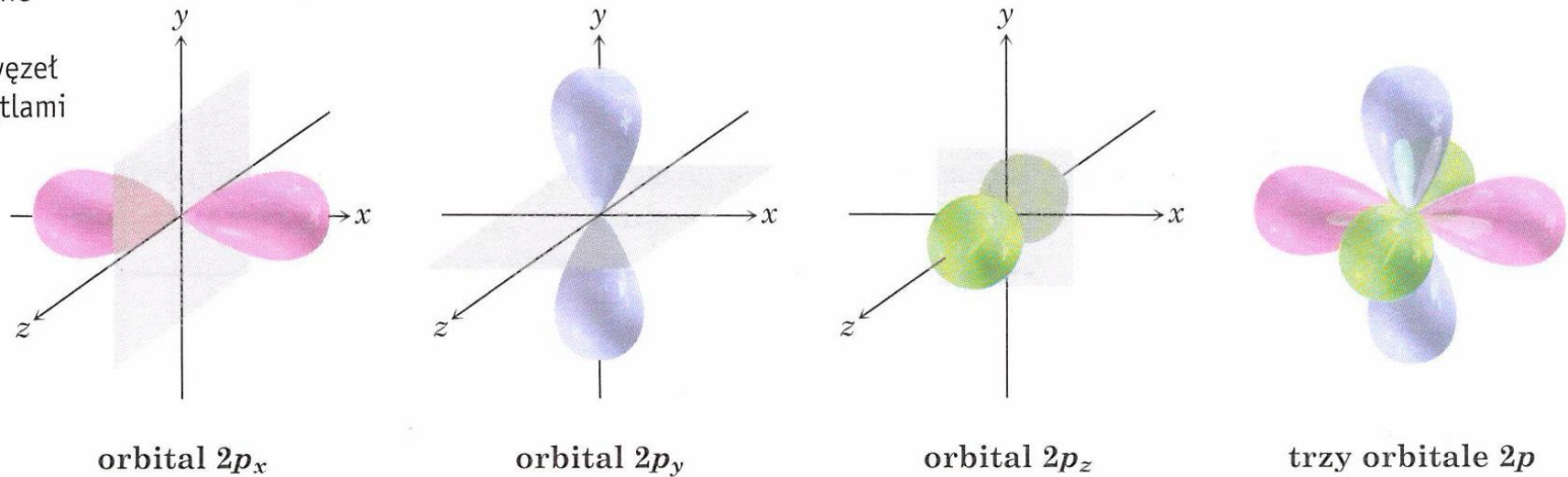
**ZASADA 2** Działanie elektronów wiąże się z tym, że mają one spinowy moment pędu wokół osi, podobnie do spinu kuli ziemskiej. Spin ten może mieć dwie orientacje, określane jako  $\uparrow$  (w górę) i  $\downarrow$  (w dół). Orbital mogą zajmować jedynie dwa elektrony. Muszą one mieć przeciwne spiny (**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**).

# Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych

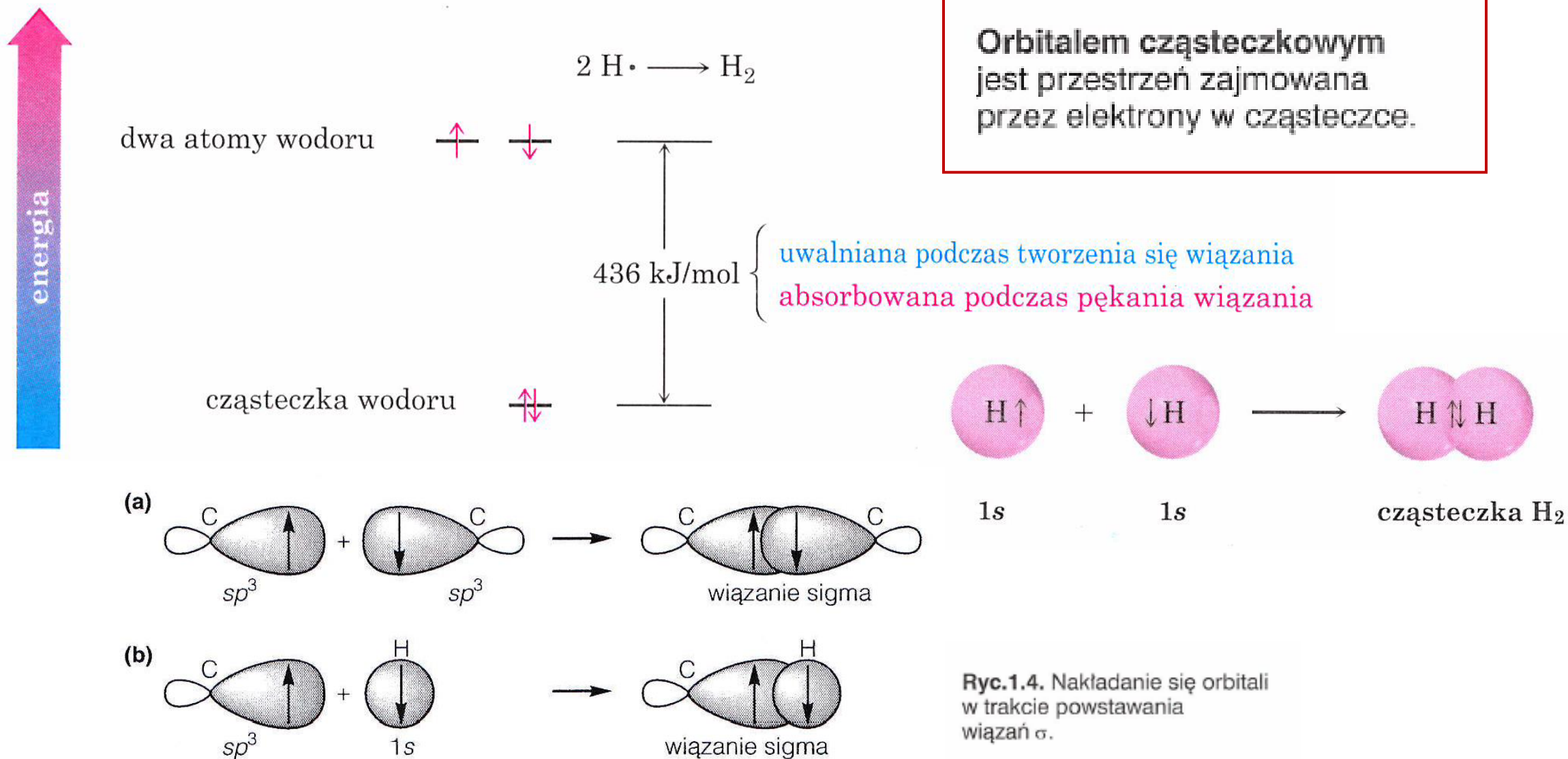


**Rys. 1.5** Kształty orbitali 2p.  
Każdy z trzech wzajemnie  
prostopadłych orbitali  
w kształcie hantli ma węzeł  
między jego obiema pętlami



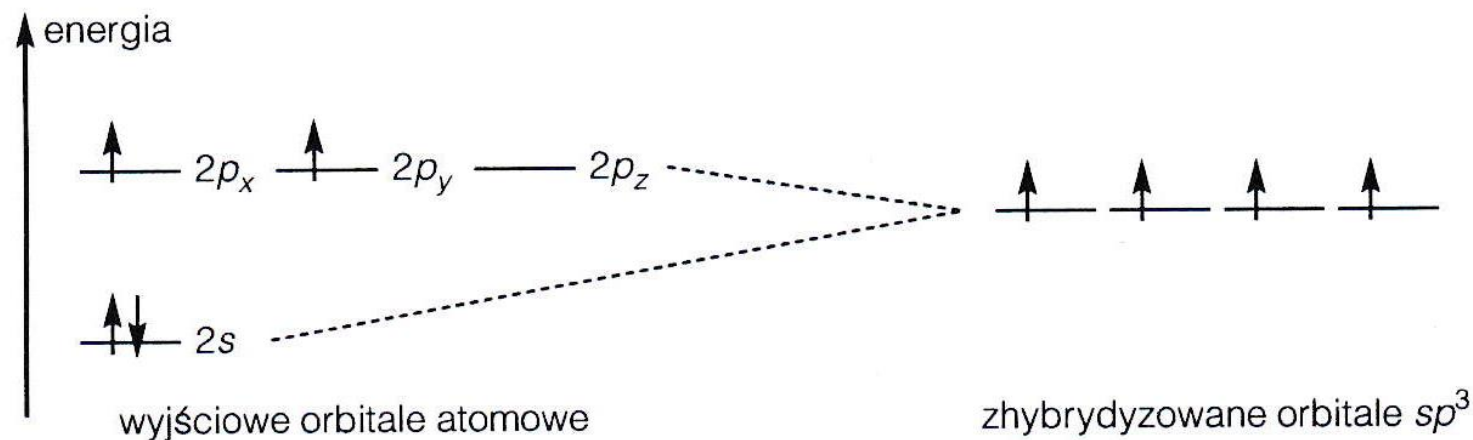
# Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych

## Wiązanie typu sigma

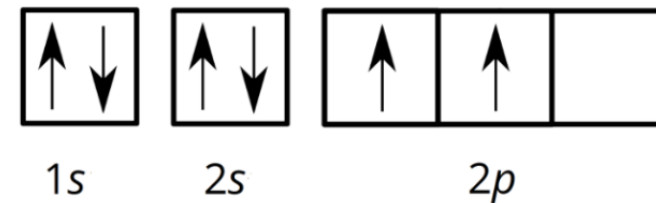


# Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych

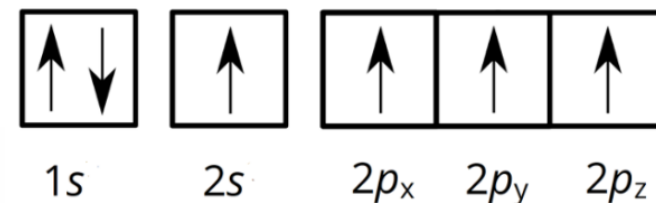
## Zhybrydowane orbitale $sp^3$ atomu węgla



${}^6\text{C}$  stan podstawowy:

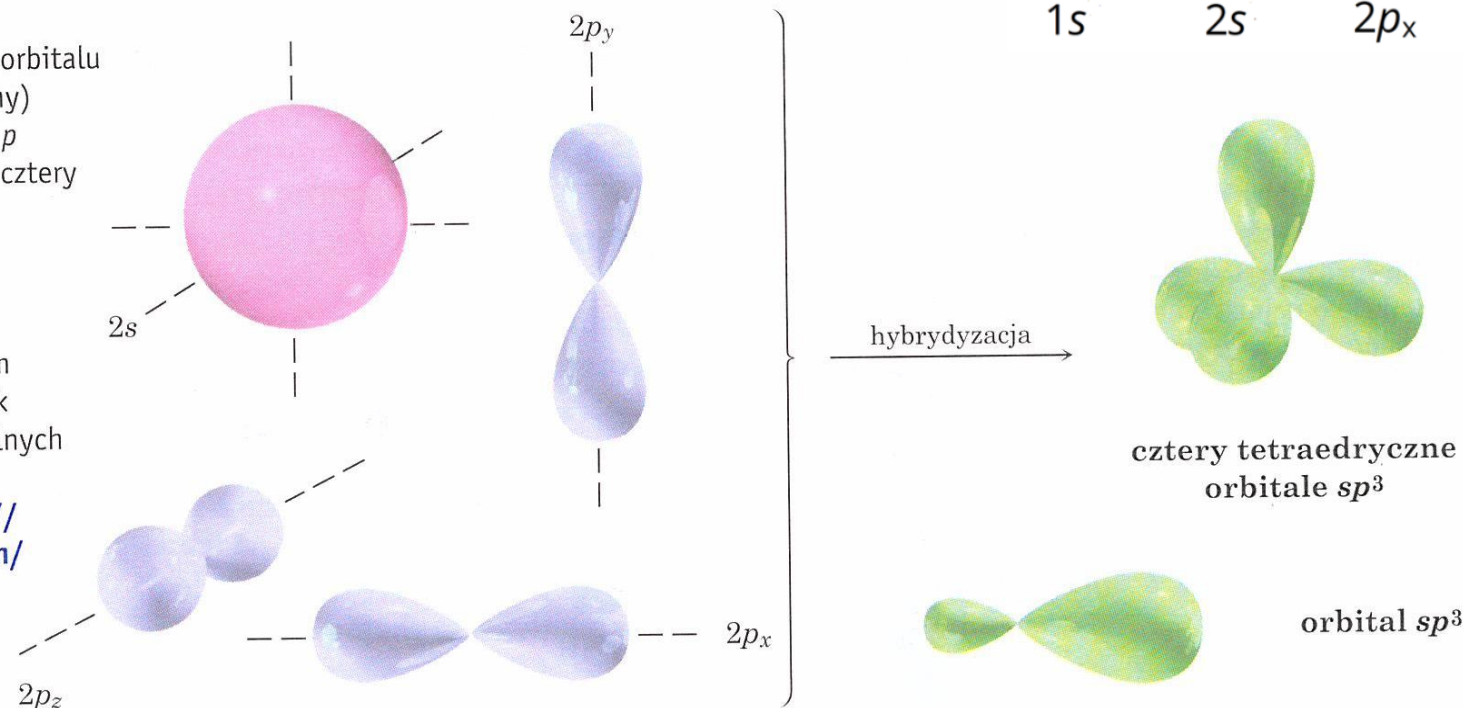


${}^6\text{C}^*$  stan wzbudzony:



www 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>

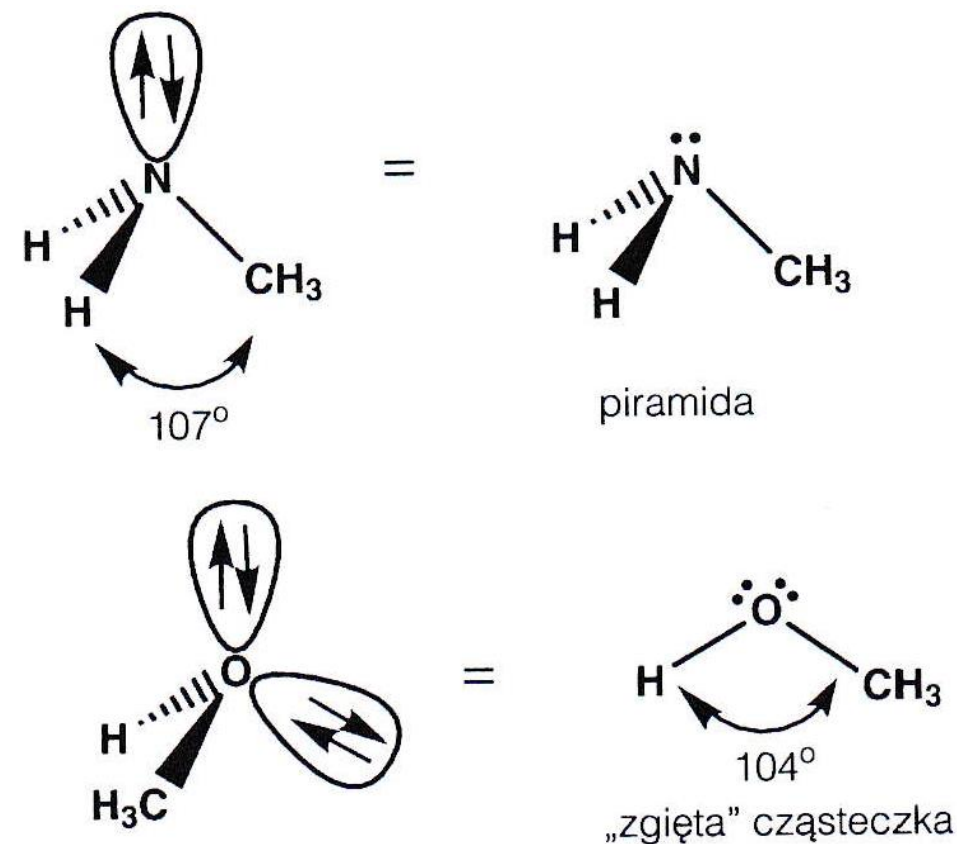
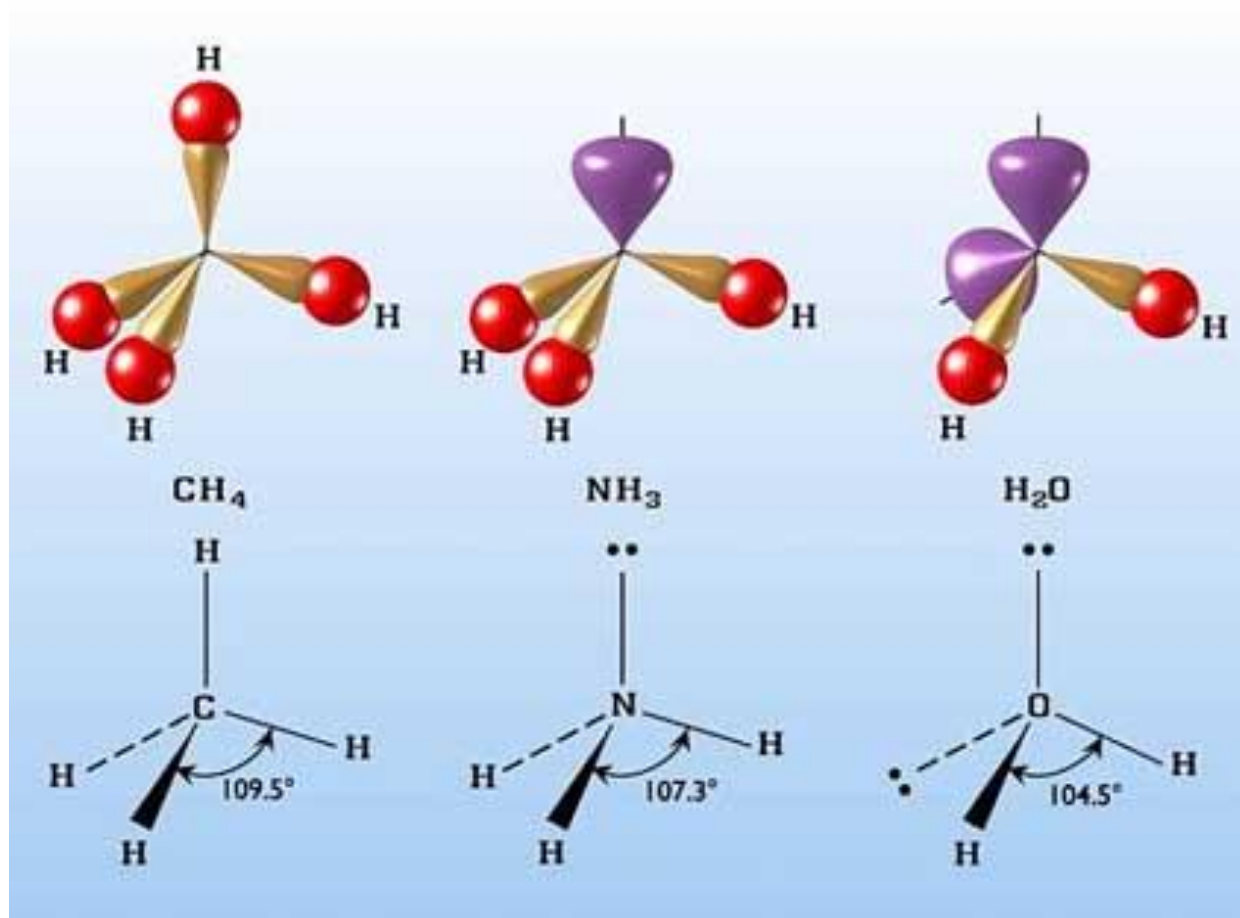


# Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych

## Zhybrydowane orbitale $sp^3$ atomu węgla

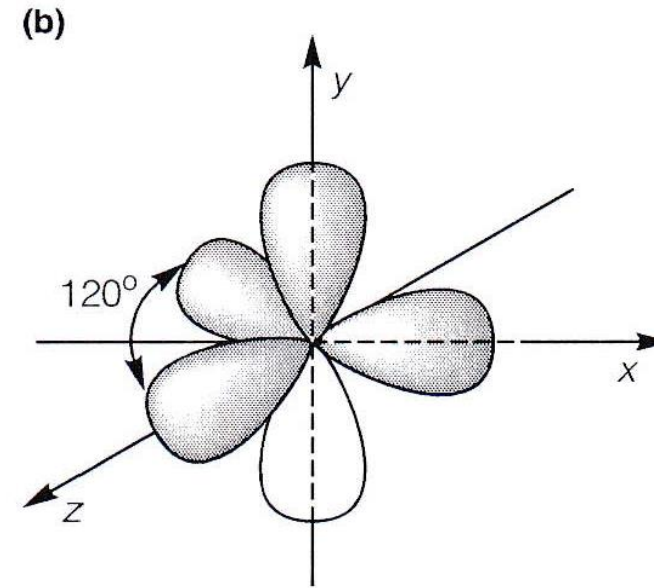
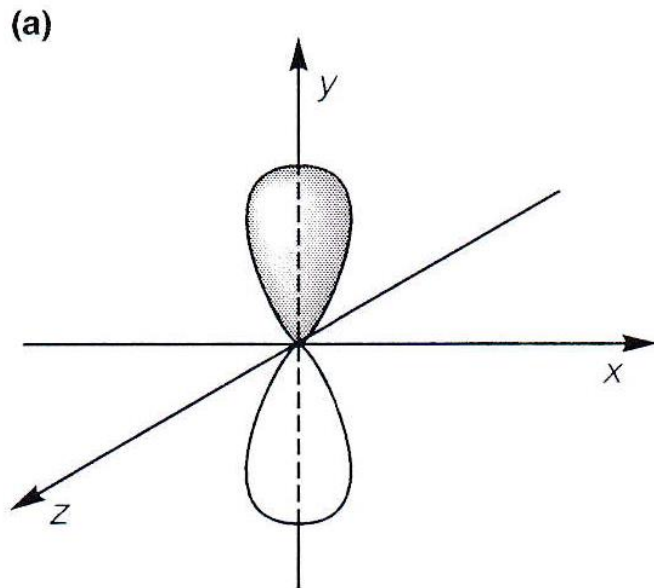
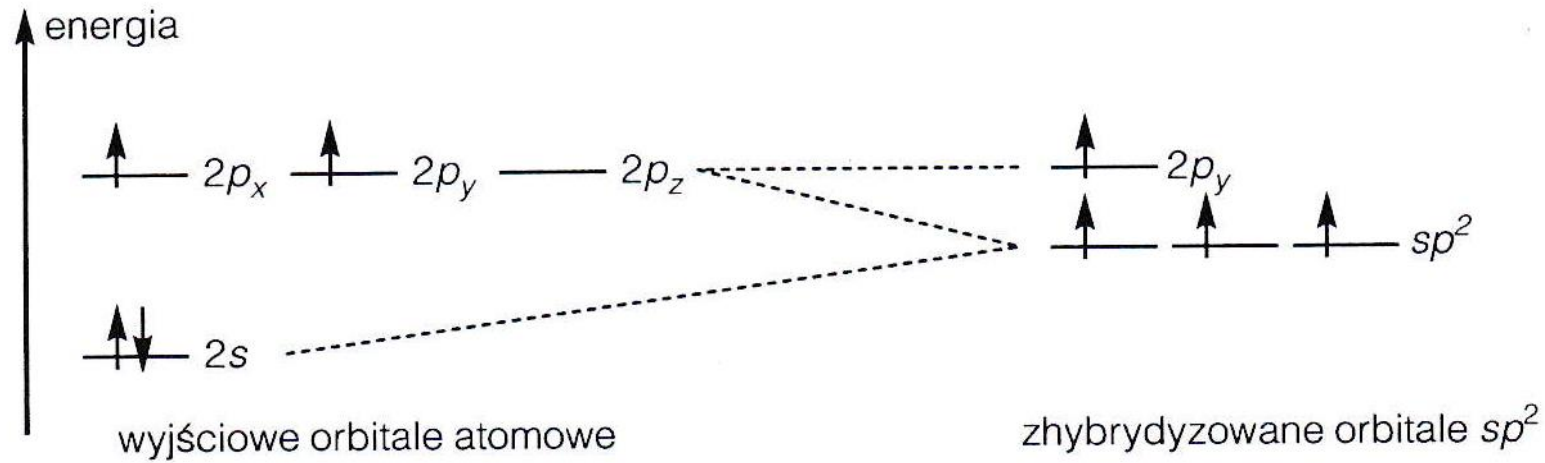
Chemia Organiczna, McMurry i inni. Wyd. Naukowe PWN, 2013

- ✓ 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 substraktywny, tworząc w ten sposób niesymetryczną hybrydę  $sp^3$  i nadając jej kierunek.



# Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych

## Zhybrydowane orbitale $sp^2$ atomu węgla

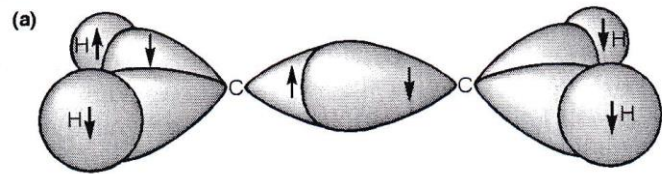




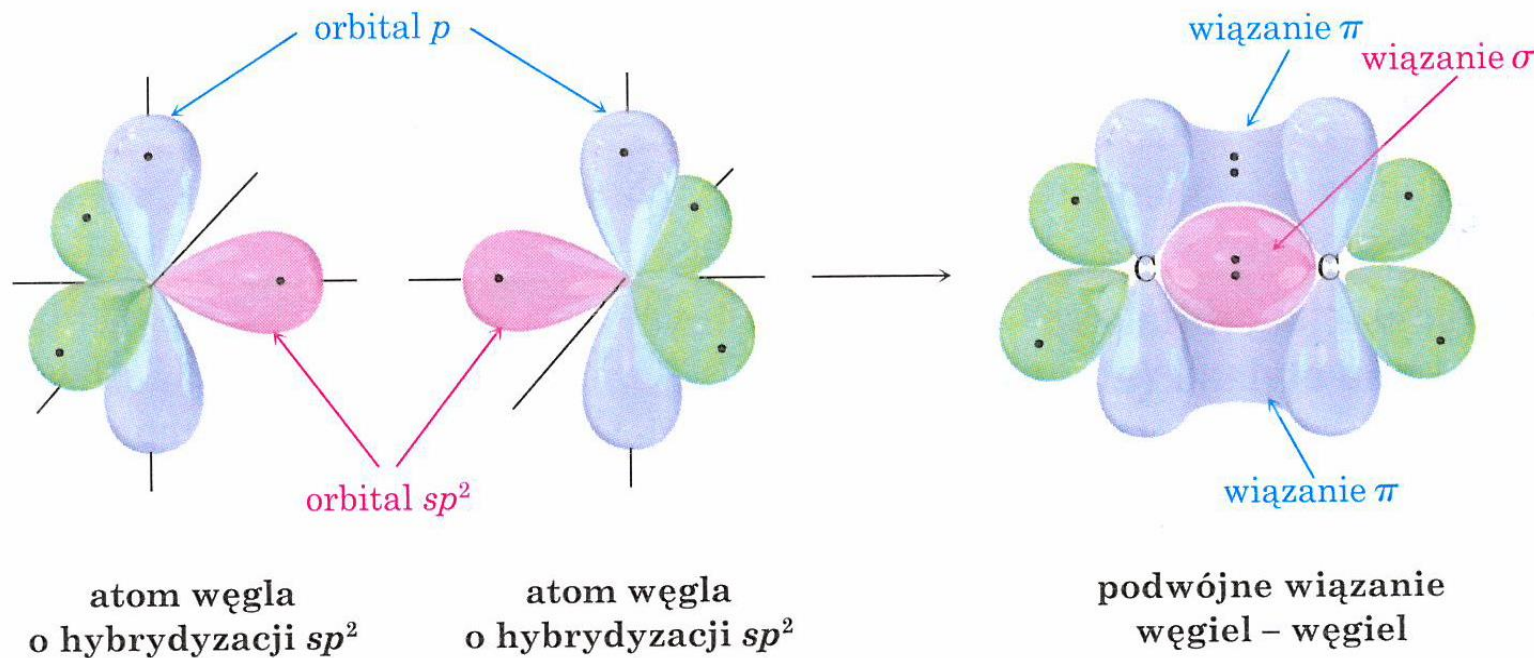
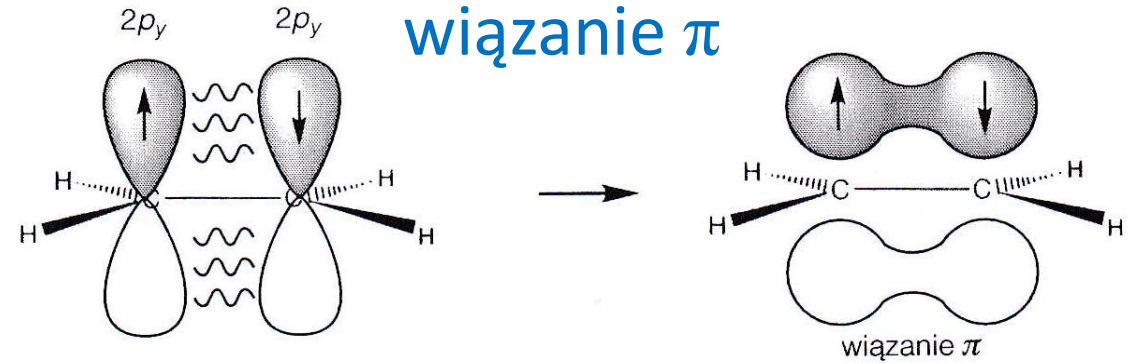
# Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych

## Zhybrydowane orbitale $sp^2$ w etenie

wiązanie  $\sigma$

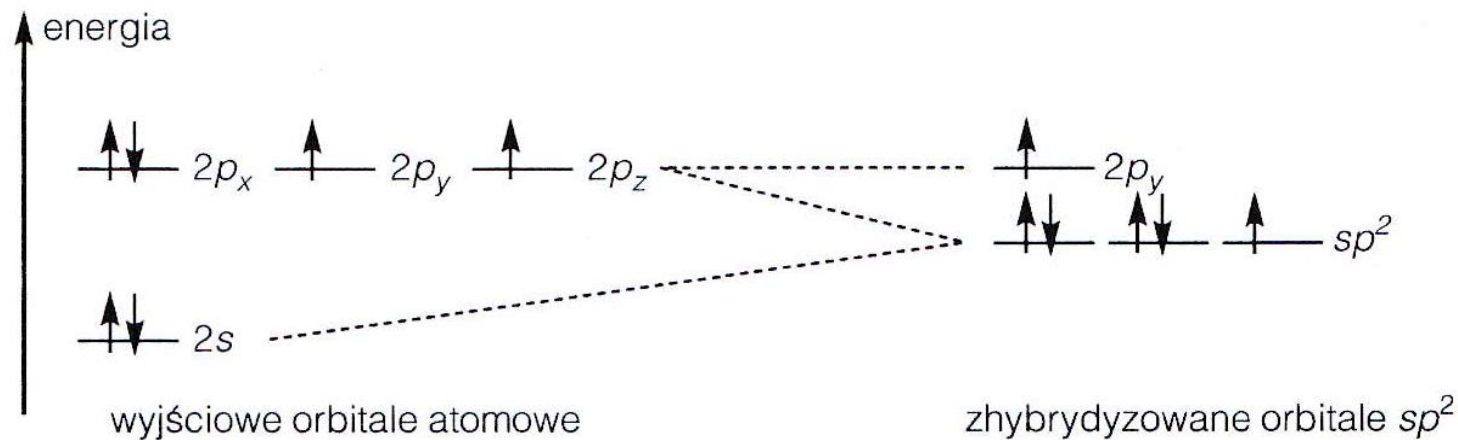


wiązanie  $\pi$

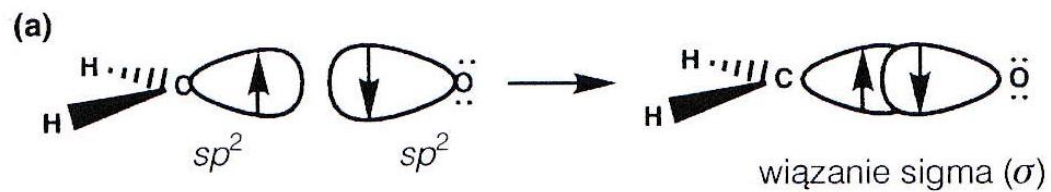


# Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych

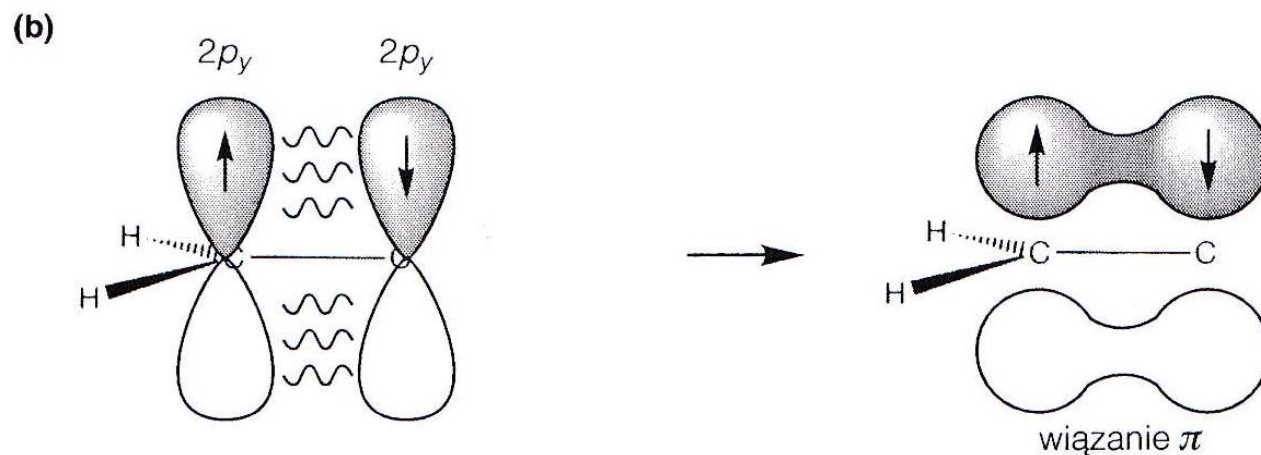
## Zhybrydowane orbitale $sp^2$ w grupie karbonylowej



wiązanie  $\sigma$

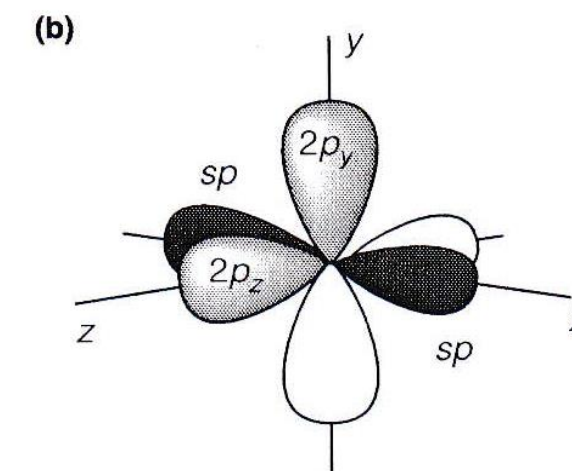
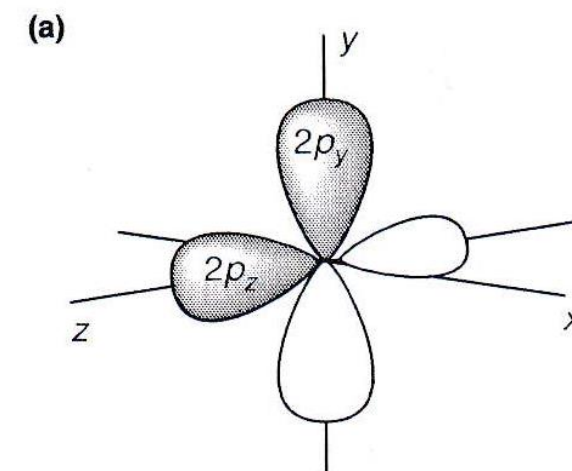
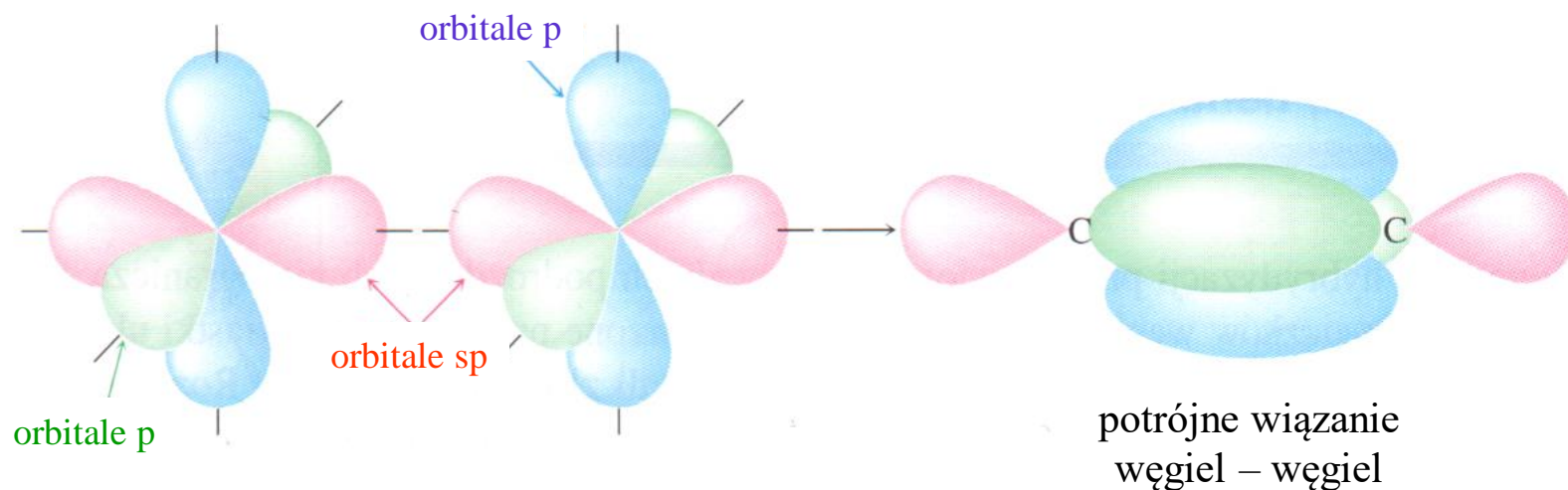
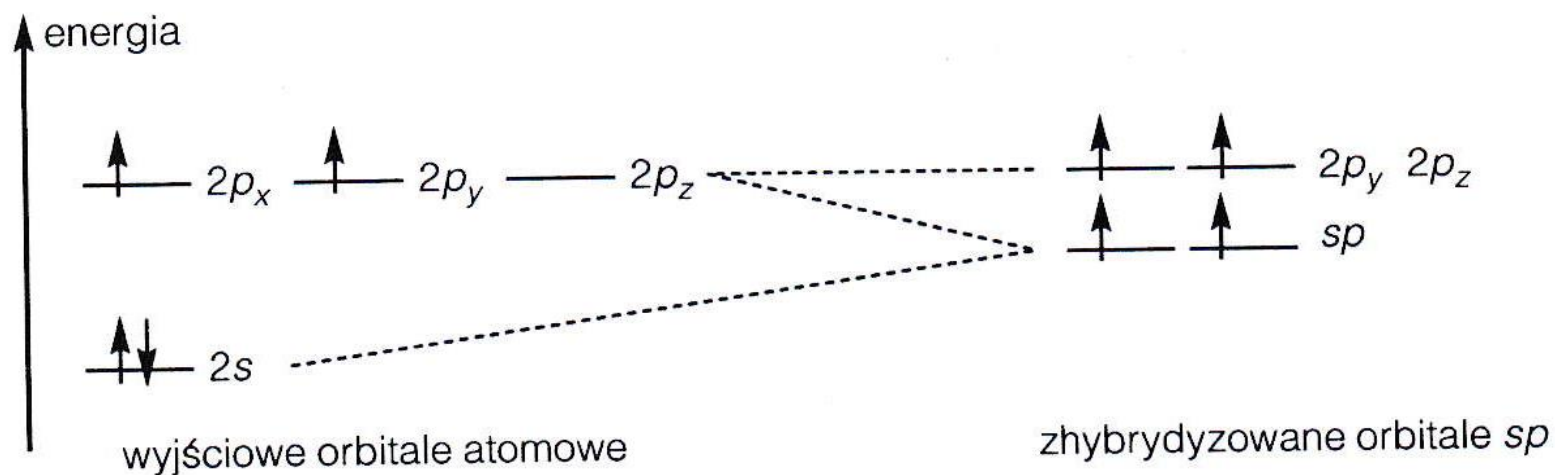


wiązanie  $\pi$



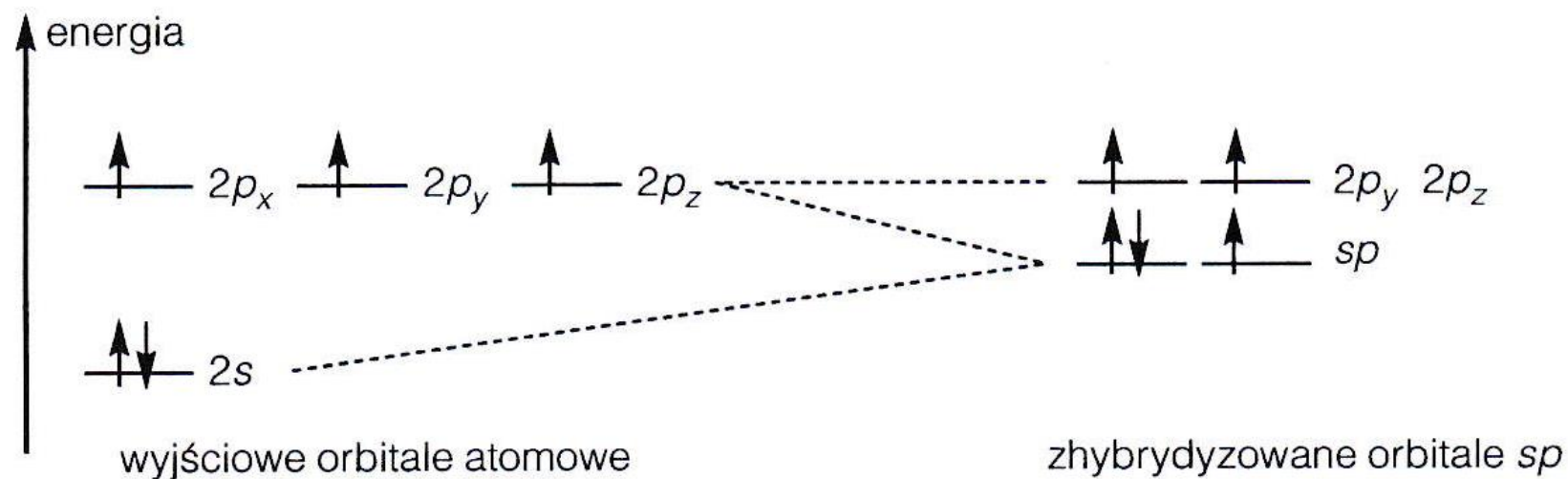
# Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych

## Zhybrydowane orbitale $sp$ atomu węgla w etynie

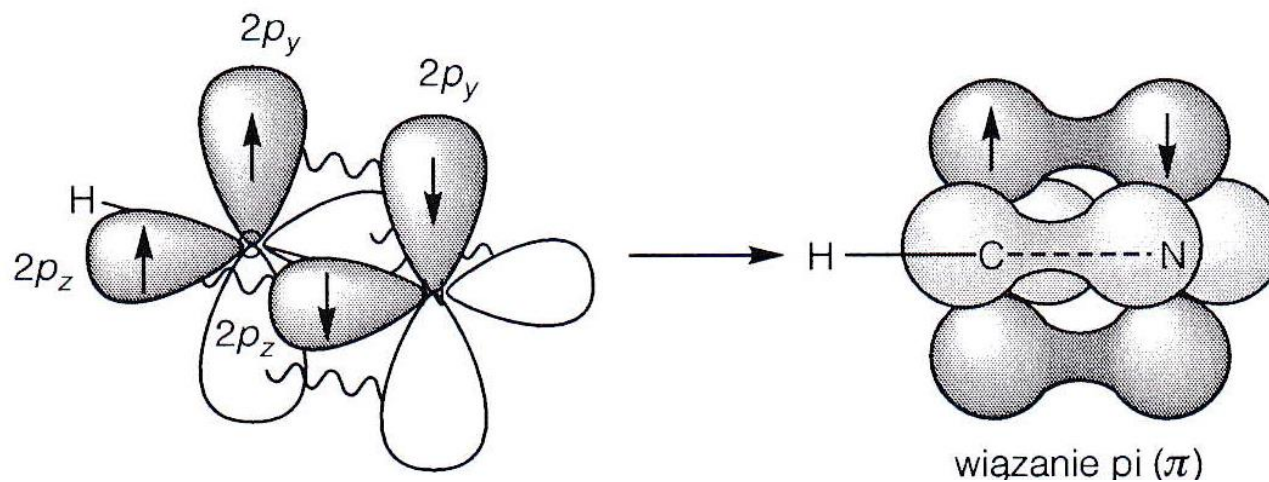


# Orbitalowa koncepcja wiązań chemicznych

## Zhybrydowane orbitale $sp$ atomu azotu

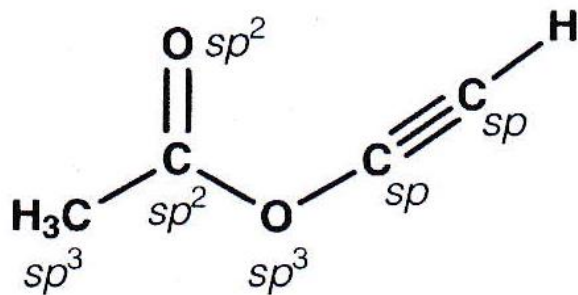
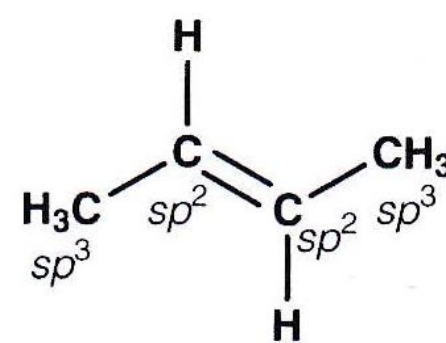
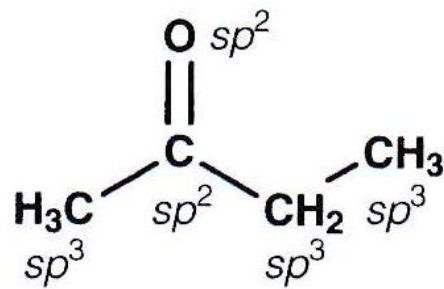
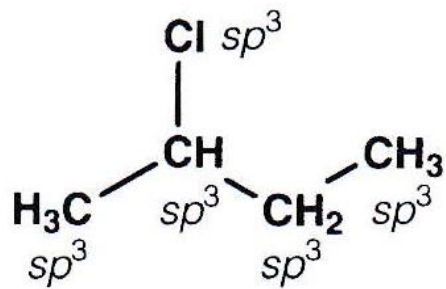
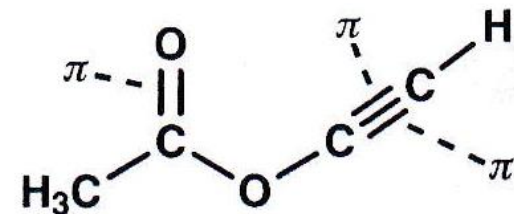
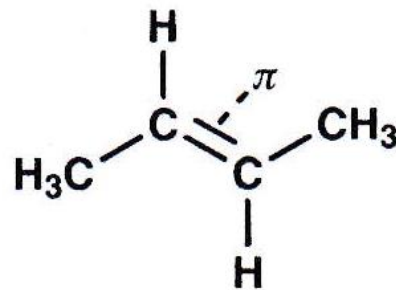
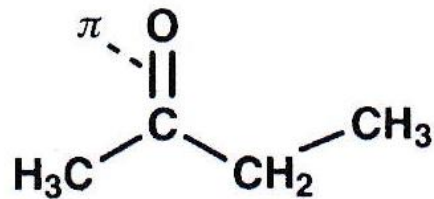
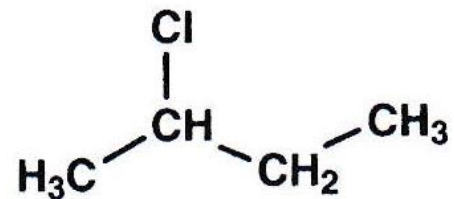


cząsteczka HCN



# Hybrydyzacja a wiązania

## Podsumowanie/ćwiczenie

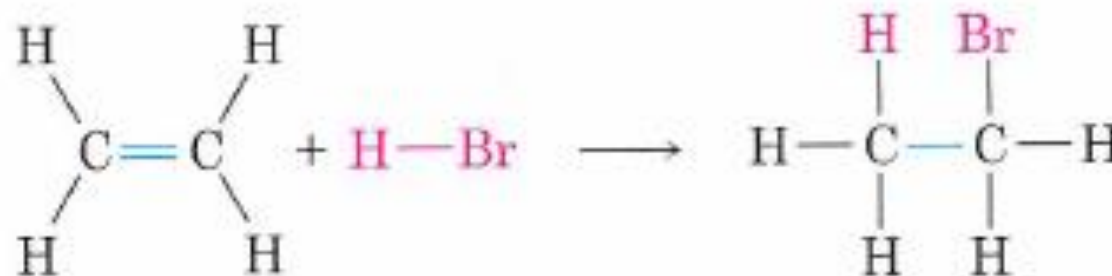


# Przegląd reakcji organicznych

Jakiego rodzaju?

W jaki sposób?

Te dwa substraty ...



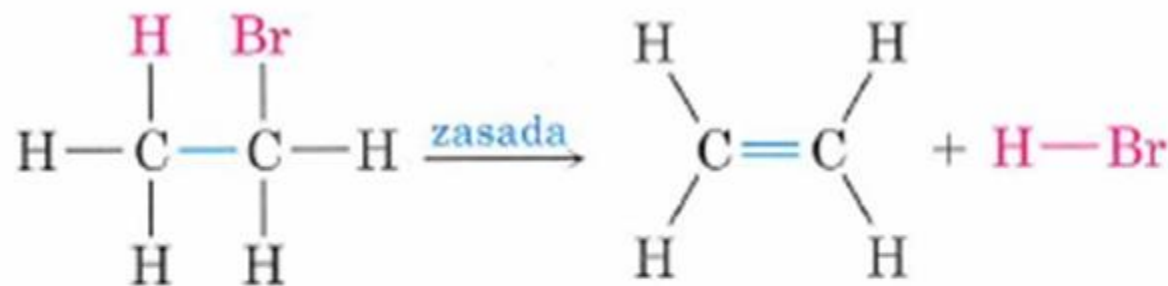
... łączą się,  
dając ten jeden  
produkt.

## Reakcja addycji

etylen  
(alken)

bromoetan  
(halogenek alkilu)

Ten jeden  
substrat ...



... daje te dwa  
produkty.

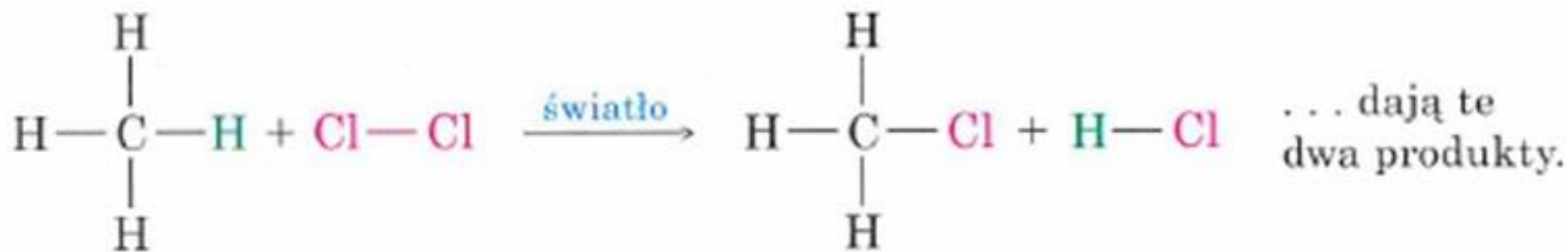
## Reakcja eliminacji

bromoetan  
(halogenek alkilu)

etylen  
(alken)

# Przegląd reakcji organicznych

Te dwa substraty ...



... dają te dwa produkty.

## Reakcja substytucji

metan  
(alkan)

chlorometan  
(halogenek alkilu)

## Reakcja przegrupowania

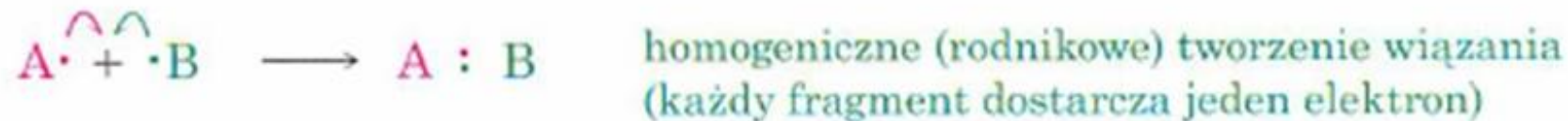


# Przegląd reakcji organicznych

## Rozerwanie i tworzenie wiązania chemicznego (mechanizm)

Dwa sposoby rozrywania wiązań:

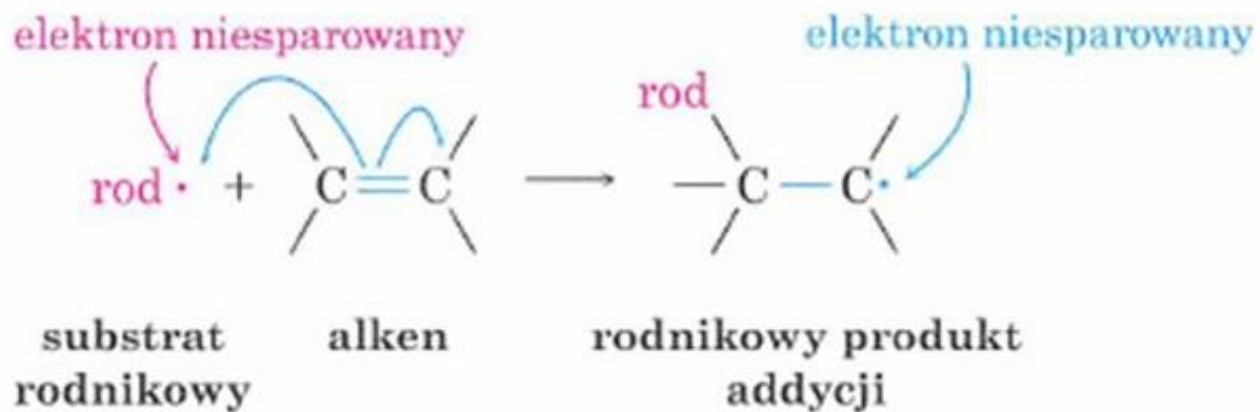
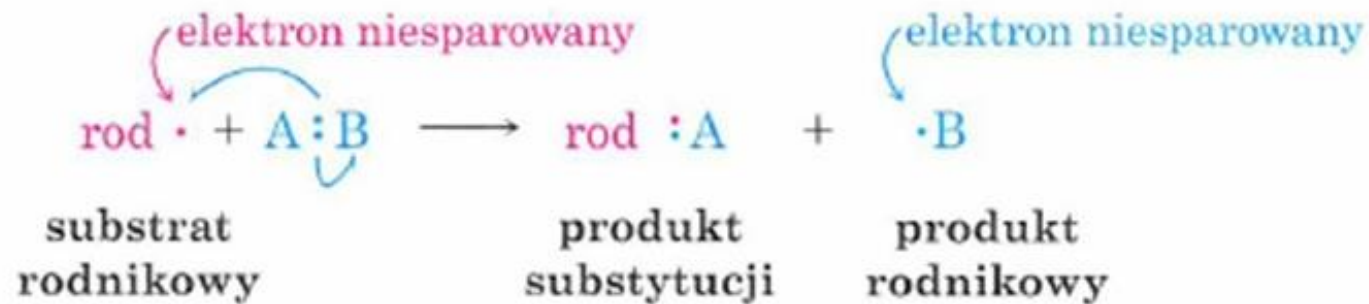
- ✓ sposób symetryczny – homolityczny rozpad
- ✓ sposób niesymetryczny – heterolityczny rozpad



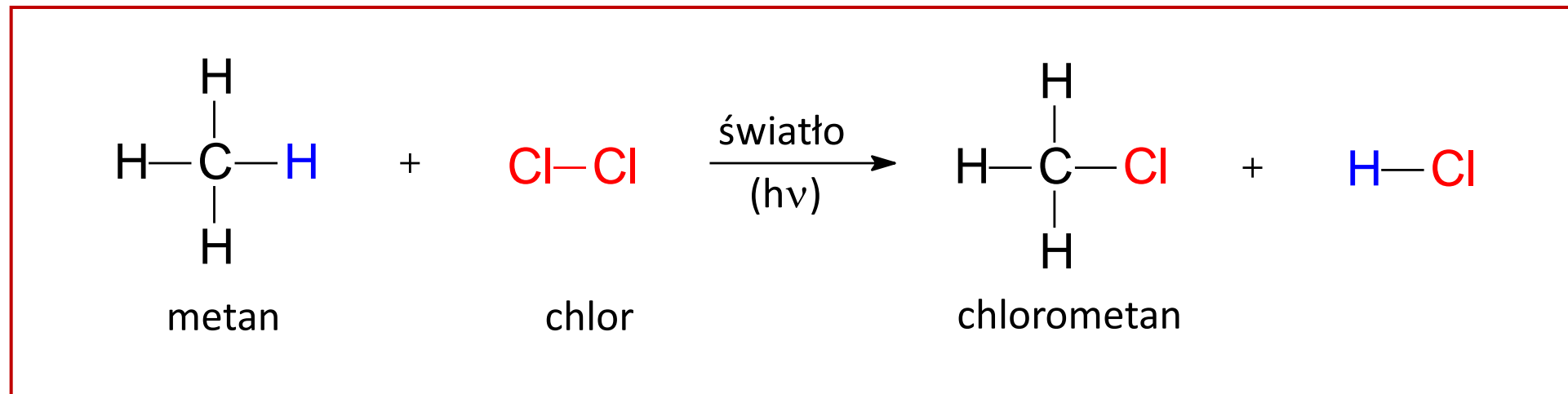


# Przegląd reakcji organicznych

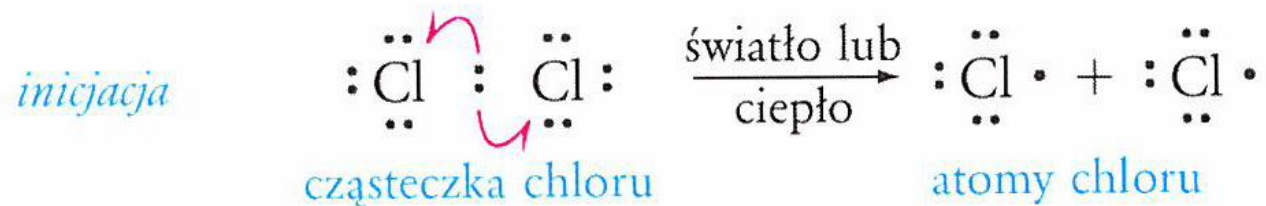
## Reakcje wolnorodnikowe



# CHLOROWANIE – substytucja wolnorodnikowa

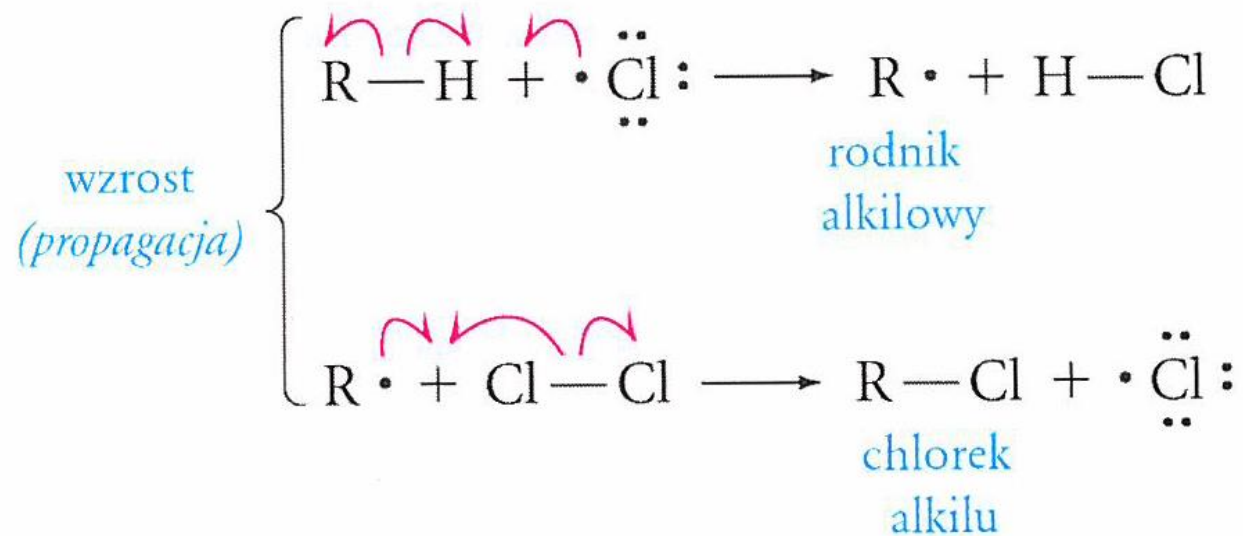


**1**

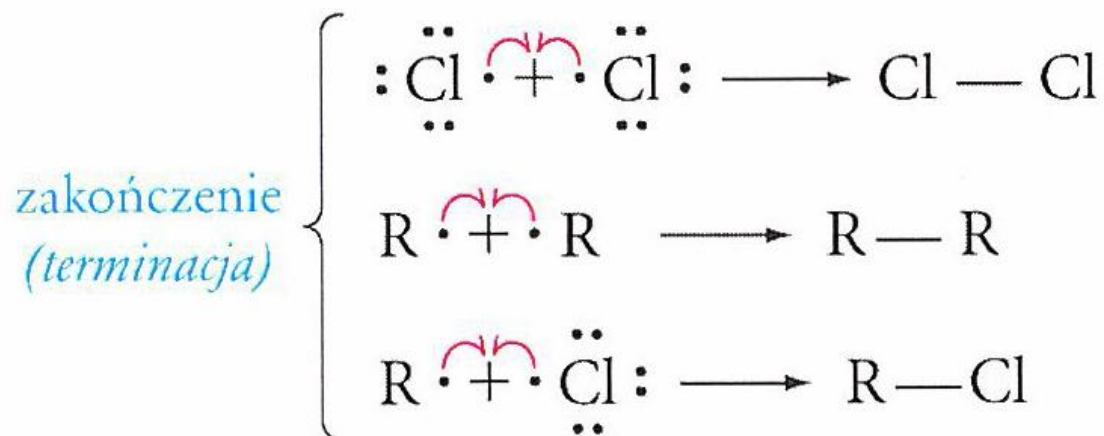


# CHLOROWANIE – substytucja wolnorodnikowa

**2**

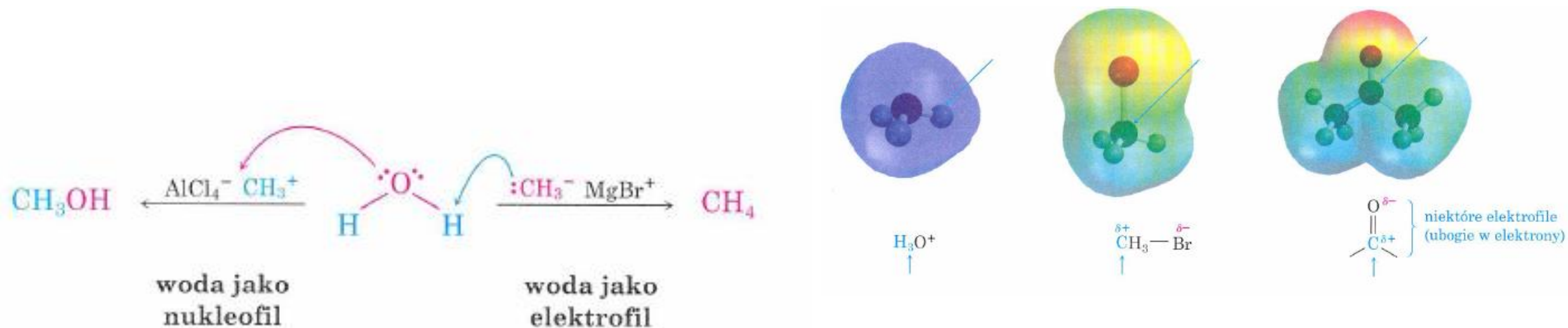
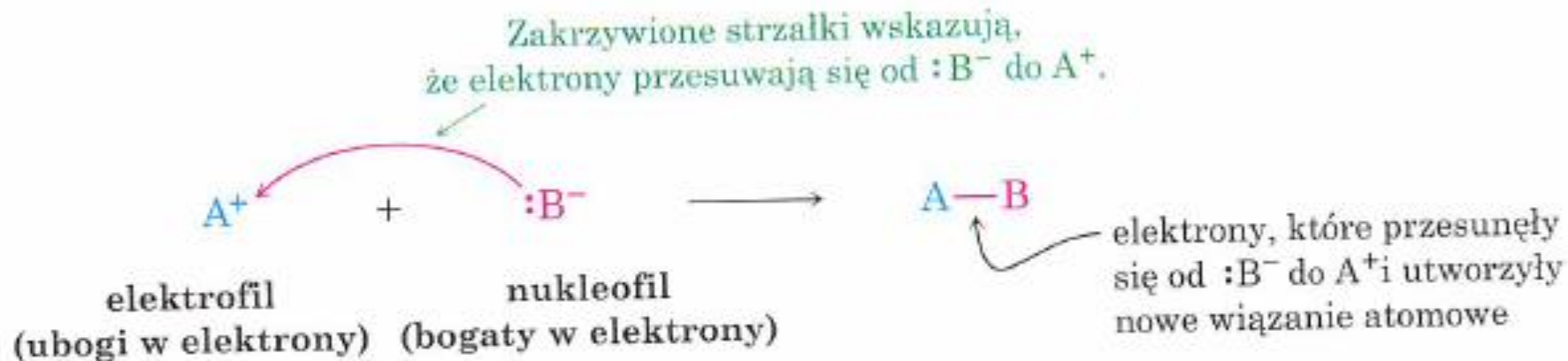


**3**



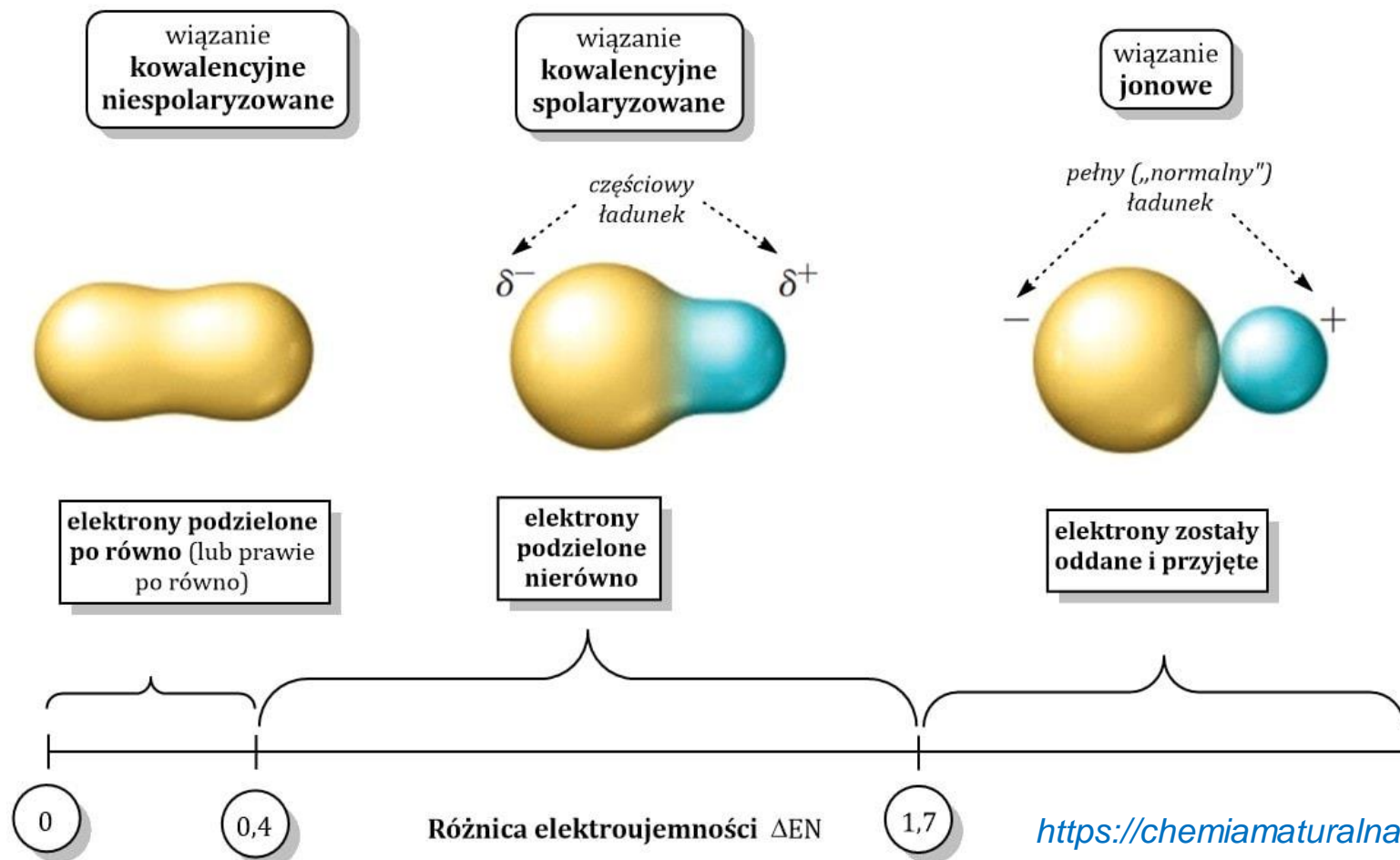
# Reakcje polarne - przebieg

## Ogólny schemat reakcji polarnej:



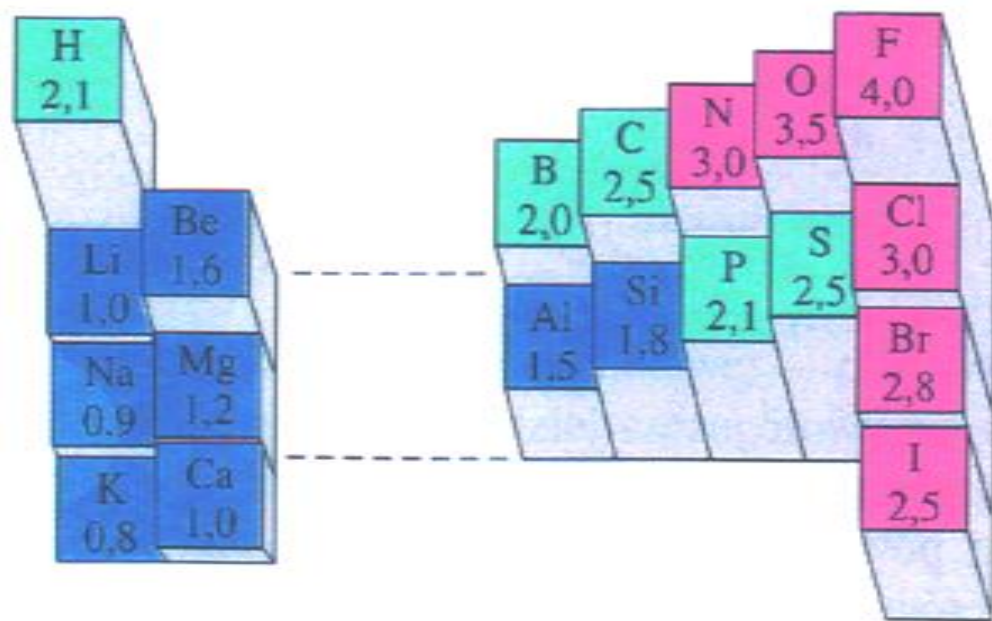
# Przegląd reakcji organicznych

1. Zdecydowana większość reakcji organicznych przebiega z udziałem grup funkcyjnych.
2. Na reaktywność grupy funkcyjnej wpływ mają **efekty przestrzenne (steryczne)** i **elektronowe (indukcyjne)**.

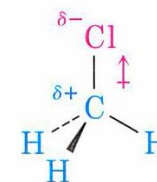
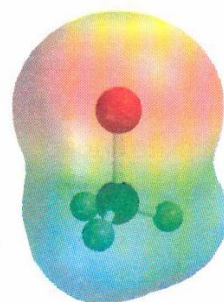


# Polarność wiązania

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



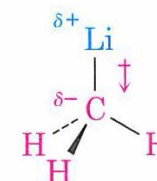
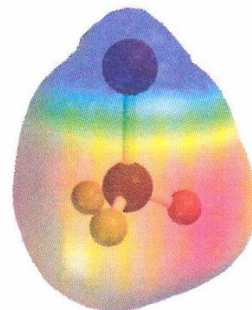
(a)



chlorometan

$$\begin{array}{r} \text{chlor:} \quad \text{EU} = 3,0 \\ \text{węgiel:} \quad \text{EU} = 2,5 \\ \hline \text{różnica} = 0,5 \end{array}$$

(b)

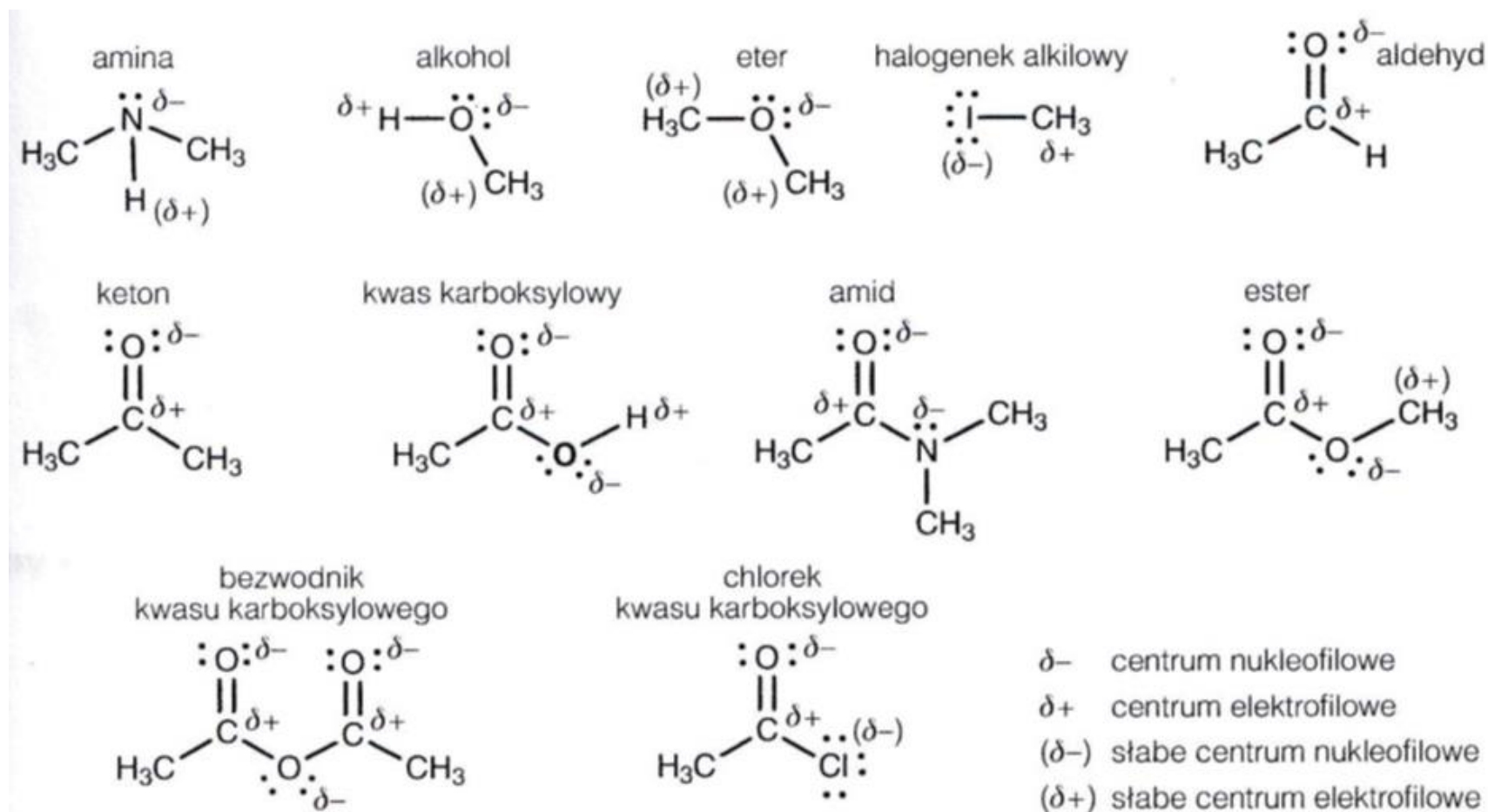


metylolit

$$\begin{array}{r} \text{węgiel:} \quad \text{EU} = 2,5 \\ \text{lit:} \quad \text{EU} = 1,0 \\ \hline \text{różnica} = 1,5 \end{array}$$

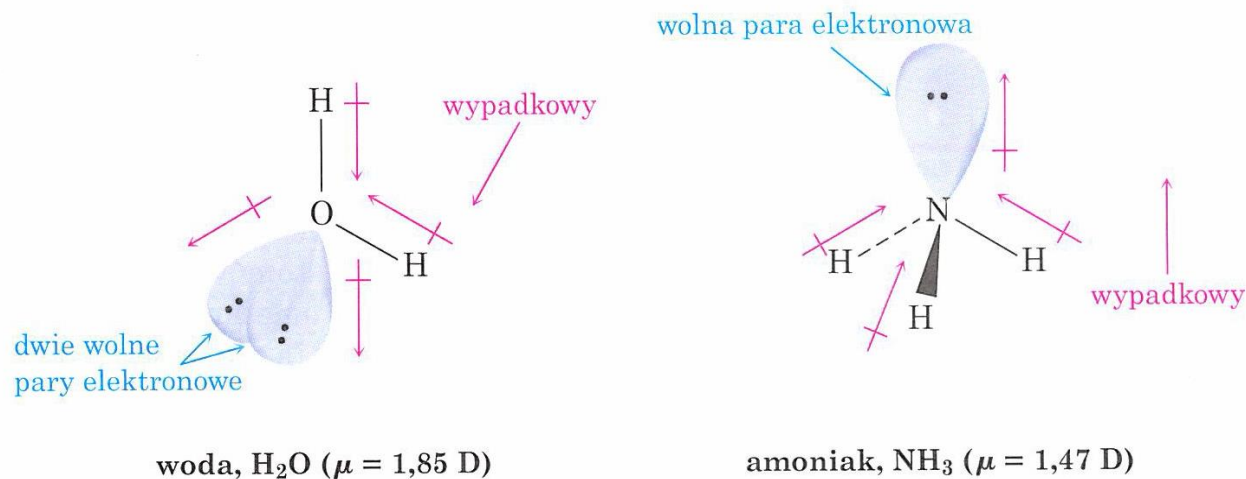
# Polarność w grupach funkcyjnych

**Efekt indukcyjny** – przesunięcie elektronów w wiązaniu w odpowiedzi na elektroujemność sąsiadujących ze sobą atomów

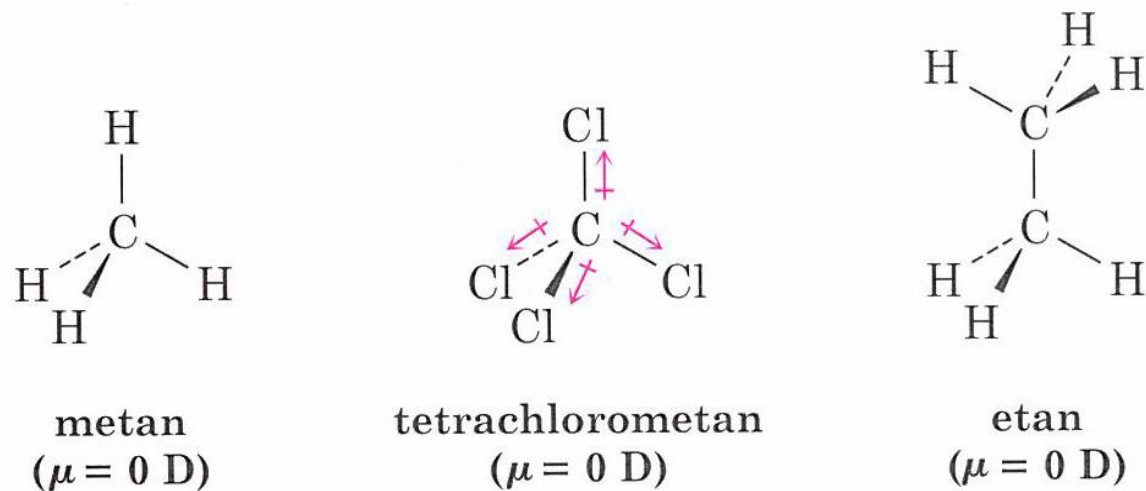


# Moment dipolowy

**Moment dipolowy** – wypadkowa polarność cząsteczki wyrażona ilościowo.



## Symetryczna budowa cząsteczek





# Przegląd reakcji organicznych

Typ reakcji	Klasa związków organicznych
Addycja elektrofilowa	alkeny i alkiny
Substytucja elektrofilowa	związki aromatyczne
Addycja nukleofilowa	aldehydy i ketony
Substytucja nukleofilowa	pochodne kwasów karboksylowych halogenki alkilowe
Eliminacja	alkohole i halogenki alkilowe
Redukcja	alkeny, alkiny, związki aromatyczne, aldehydy, ketony, nitryle, kwasy karboksylowe i ich pochodne
Utlenienie	alkeny, alkohole, aldehydy
Reakcje kwas–zasada	kwasy karboksylowe, fenole, aminy

# Przegląd reakcji organicznych

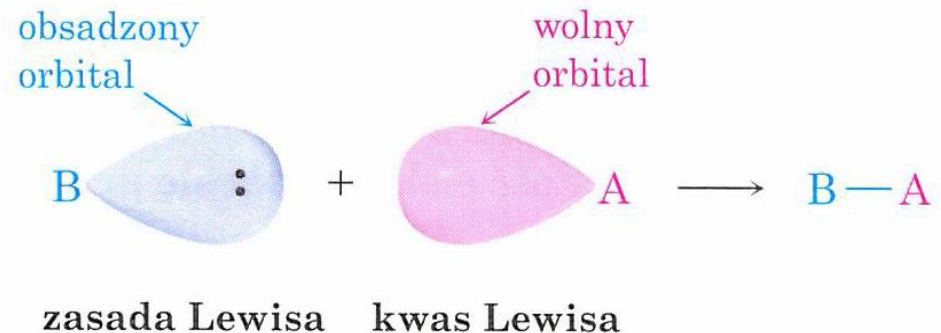
- ✓ **NUKLEOFIL** jest to indywiduum molekularne, które „lubi jądro” (czyli ładunek dodatni).
- ✓ W strukturze nukleofila znajduje się atom bogaty w elektrony, który może tworzyć wiązanie w wyniku dostarczenia pary elektronowej do atomu ubogiego w elektrony.
- ✓ Nukleofile są często, choć nie zawsze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

- ✓ **ELEKTROFIL** jest to indywiduum molekularne, które „lubi elektrony”.
- ✓ 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.

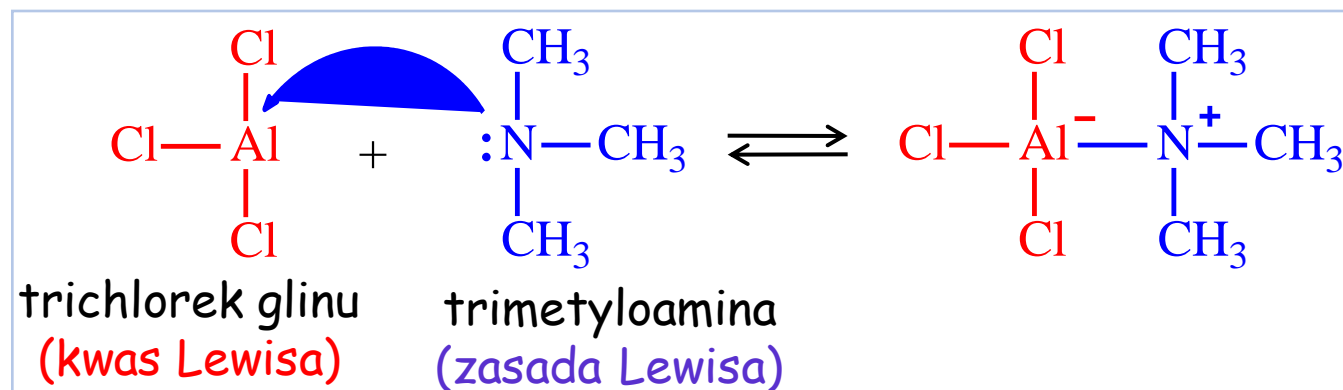
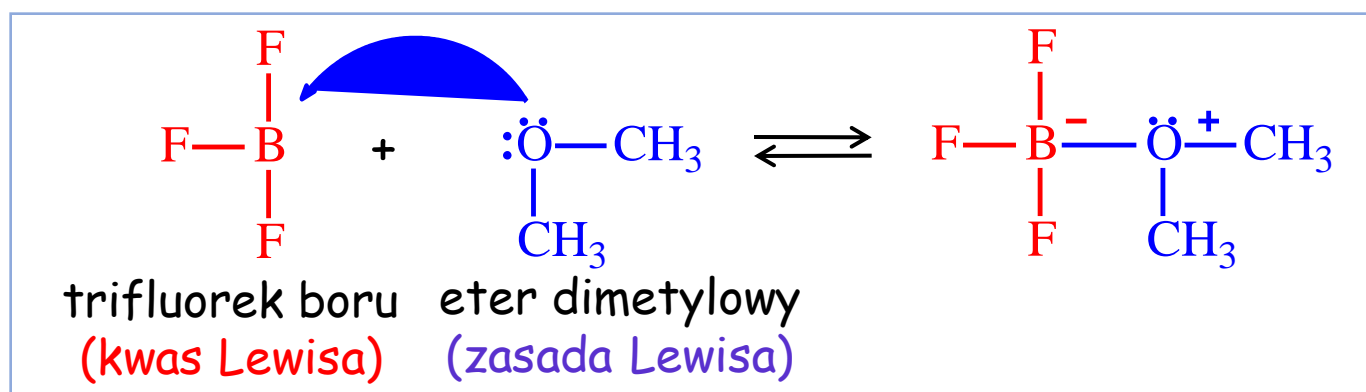
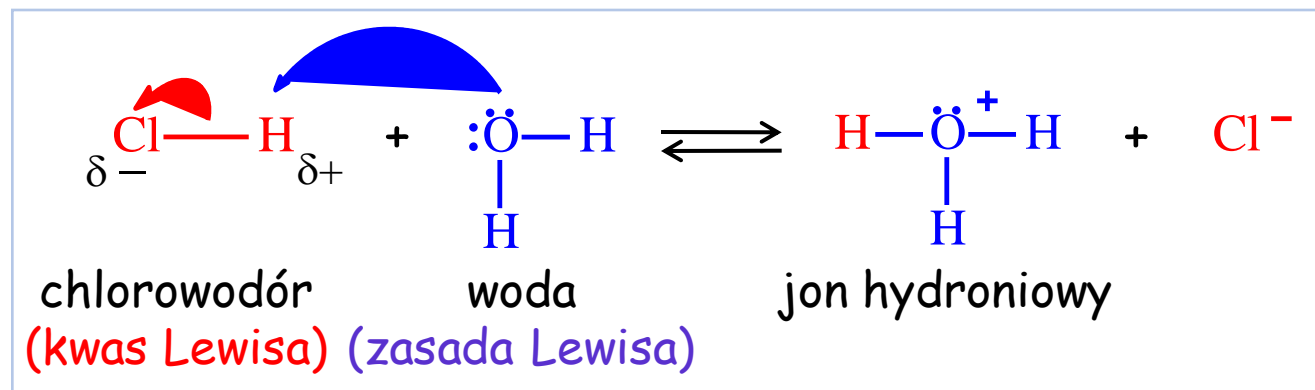
# Kwasy/zasady - Definicja Lewisa

- Definicja Lewisa nie ogranicza się do związków, które przyjmują albo oddają elektrony.
- Kwasem Lewisa jest substancja, która jest akceptorem pary elektronowej.
- Zasadą Lewisa jest substancja, która jest donorem pary elektronowej.

Oddana para elektronowa zostaje uwspólniona między kwasem i zasadą w wiązaniu atomowym.



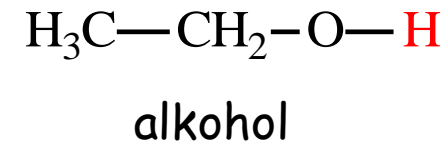
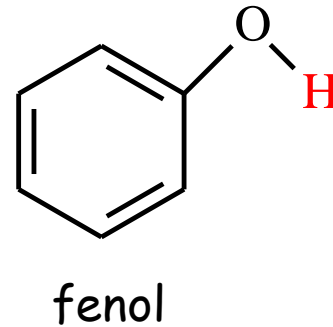
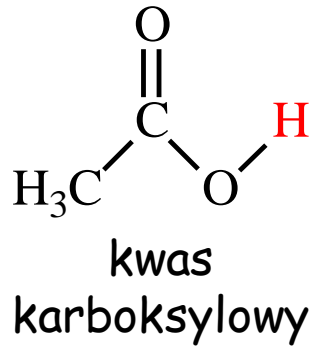
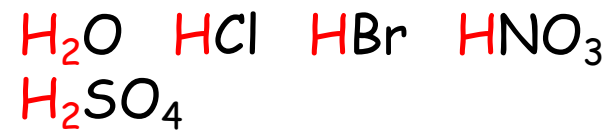
# Kwasy/zasady - Definicja Lewisa



# Kwasy Lewisa

Różne kwasy Lewisa

różne obojętne donory  
protonu



różne kationy



różne związki metali



# Zasady Lewisa

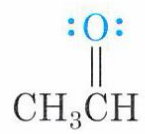
Wybrane  
zasady  
Lewisa



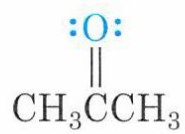
alkohol



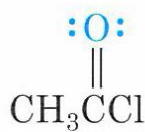
eter



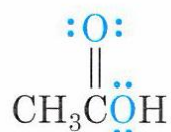
aldehyd



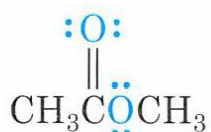
keton



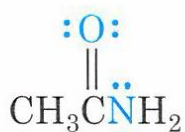
chlorek  
kwasowy



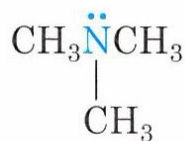
kwas  
karboksylowy



ester



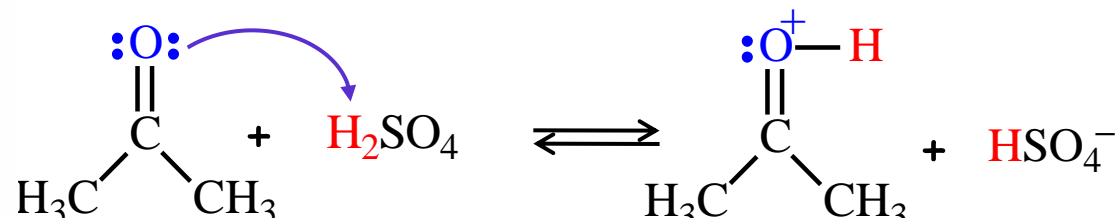
amid



amina

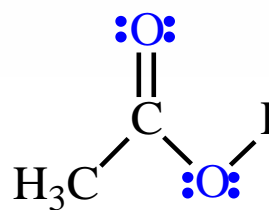


sulfid

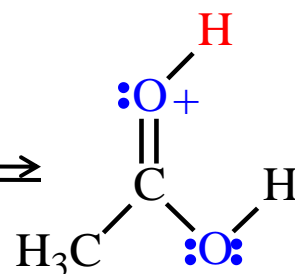
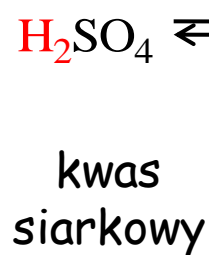


aceton  
(zasada)

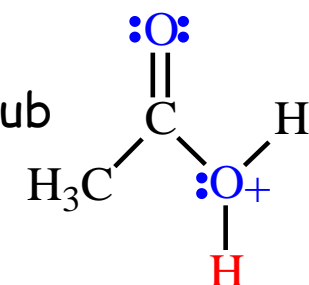
kwas  
siarkowy



kwas  
octowy  
(zasada)



lub



protonowany kwas  
octowy



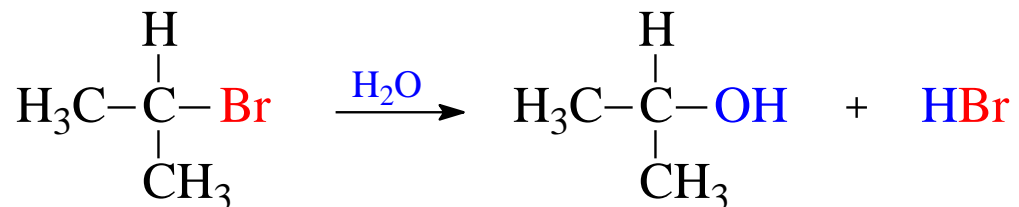
# Kwasy/zasady - Definicja Lewisa

Względna moc niektórych powszechnie stosowanych kwasów i ich sprzężonych zasad

	Kwas	Nazwa	pKa	Sprzężona zasada	Nazwa	
Słabszy kwas	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	etanol	16,00	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{O}^-$	jon etanolanowy	Silniejsza zasada
	$\text{H}_2\text{O}$	woda	15,74	$\text{HO}^-$	jon hydroksylowy	
	$\text{HCN}$	kwas cyjanowodorowy	9,31	$\text{CN}^-$	jon cyjankowy	
	$\text{CH}_3\text{COOH}$	kwas octowy	4,76	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	jon octanowy	
	$\text{HF}$	kwas fluorowodorowy	3,45	$\text{F}^-$	jon fluorkowy	
Silniejszy kwas	$\text{HNO}_3$	kwas azotowy	-1,3	$\text{NO}_3^-$	jon azotanowy	Słabsza zasada
	$\text{HCl}$	kwas chlorowodorowy	-7,0	$\text{Cl}^-$	jon chlorkowy	

# Substytucja nukleofilowa jednocząsteczkowa

## $S_N1$ – mechanizm reakcji



Spontaniczna dysocjacja bromku alkilowego jest powolnym etapem, który określa szybkość reakcji. W procesie tym powstaje produkt pośredni – karbokation, oraz anion bromkowy.

Pośredni karbokation reaguje z wodą pełniącą funkcję nukleofila, w szybkim etapie reakcji. Prowadzi to do następnego produktu pośredniego – protonowanego alkoholu.

Utrata protonu z pośredniego protonowanego alkoholu prowadzi następnie do obojętnego alkoholu – ostatecznego produktu.

