



## **Chemia organiczna**

**Dr hab. inż. Grzegorz Cholewiński**

**Rok akademicki 2020/21**

**Katedra Chemii Organicznej**  
**Wydział Chemiczny PG**  
**Budynek 6 (Chemia „A”), pok. 19**  
**grzchole@pg.edu.pl**  
**347-23-00**

**Konsultacje: wtorek 10-11 (możliwa zmiana w zależności od planu) lub po umówieniu**

**Forum dodane do wykładu na platformie e-nauczanie**

1. J. D. Caserio, M. C. Roberts, *Chemia Organiczna*, PWN Warszawa, 1969 .
2. A. Kołodziejczyk, K. Dzierzbicka, *Podstawy Chemii Organicznej*, Tom 1 i 2, Wydawnictwo Politechniki Gdańskiej, Gdańsk, 2014.
3. A. Kołodziejczyk, *Naturalne Związki Organiczne*, PWN, Warszawa, 2013.
4. J. March, *Advanced Organic Chemistry*, fourth edition, John Wiley & Sons, 1992.
5. P. Mastalerz, *Chemia Organiczna*, PWN, Warszawa, 1986.
6. P. Mastalerz, *Mechanizmy reakcji w chemii organicznej*, WNT, 1970.
7. J. McMurry, *Chemia Organiczna*, PWN, Warszawa, 2005.
8. R.T. Morrison, R.N. Boyd, *Chemia Organiczna*, PWN, Warszawa, 1997.
9. K. Dzierzbicka, G. Cholewiński, J. Rachoń, *Chemia organiczna dla opornych*, Wydawnictwo PG, 2013, wydanie II 2014, wydanie III 2017.
10. K. Dzierzbicka, G. Cholewiński, J. Rachoń, *Chemia organiczna dla zainteresowanych*, Wydawnictwo PG, Gdańsk 2016.
11. J. Alfuth, K. Biernacki, *Zbiór zadań z chemii organicznej*, Wydawnictwo PG, Gdańsk 2020.

Chemia organiczna dotyczy chemii związków węgla, w których atomy tego pierwiastka są czterowartościowe. Innymi słowy, atom węgla tworzy cztery wiązania z innymi atomami.

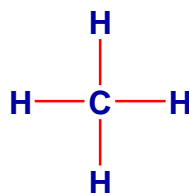
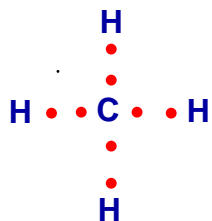


W roku 1828 roku F. Wöhler obalił teorię *vis vitalis* otrzymując syntetycznie produkowany przez organizmy ssaków mocznik.



Wiązanie kowalencyjne pomiędzy atomami tworzą pochodzące od nich elektrony

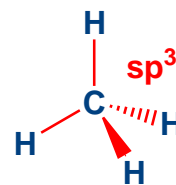
CH<sub>4</sub>



H: 1s<sup>1</sup>

C: 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sub>x</sub><sup>1</sup>2p<sub>y</sub><sup>1</sup>2p<sub>z</sub><sup>0</sup>

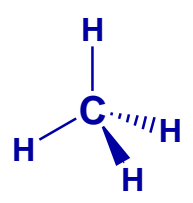
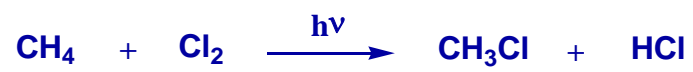
Hybrydyzacja



2s<sup>2</sup>2p<sub>x</sub><sup>1</sup>2p<sub>y</sub><sup>1</sup>2p<sub>z</sub><sup>0</sup>

sp<sup>3</sup>sp<sup>3</sup>sp<sup>3</sup>sp<sup>3</sup>

Procesy chemiczne prowadzą się do zrywania i tworzenia wiązań chemicznych.  
Na skutek reakcji chemicznej powstaje związek o innych właściwościach fizycznych i chemicznych



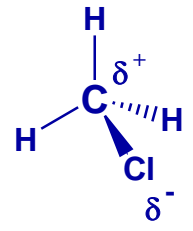
metan

16,04 g/mol

Tw - 161,5 °C

C-H wiązanie kowalencyjne  
niespolaryzowane

Siły dyspersyjne – van der Waalsa  
(Londona)



chlorometan

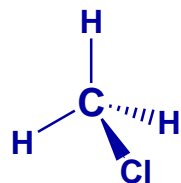
50,49 g/mol

Tw - 24,2 °C

C-Cl wiązanie kowalencyjne  
spolaryzowane

Oddziaływania dipol - dipol

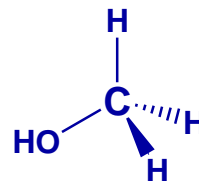




chlorometan

50,49 g/mol

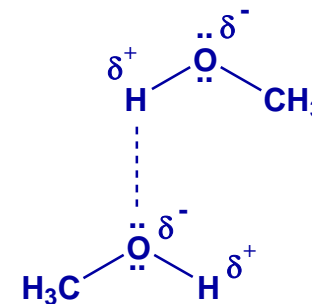
Tw - 24,2 °C



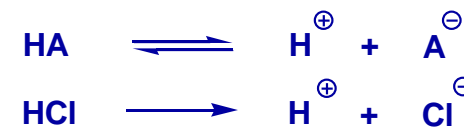
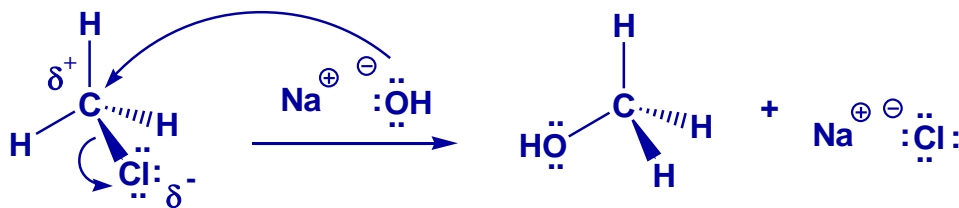
metanol

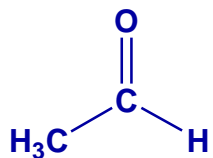
32,04 g/mol

Tw 64,7 °C



Dlaczego metan  $\text{CH}_4$  nie ulega tej reakcji?





etanal

44,05 g/mol

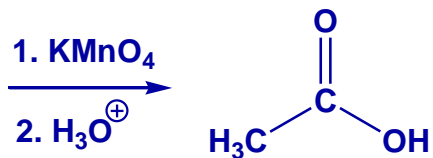
Tw 20,2 °C



etanol

46,07 g/mol

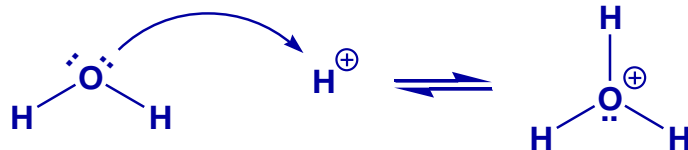
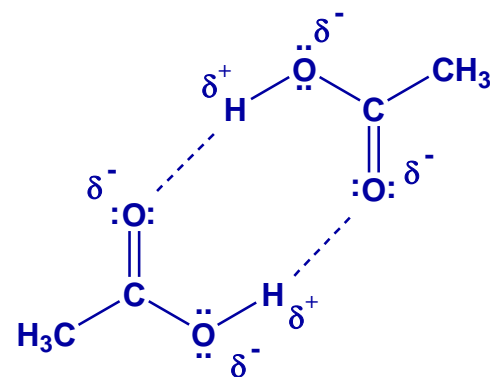
Tw 78,4 °C



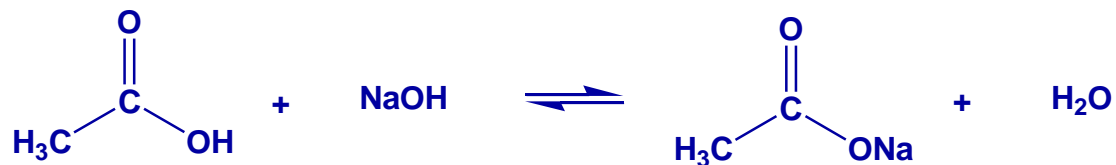
kwasy octowe

60,05 g/mol

Tw 117,9 °C







**kwasy octowe**

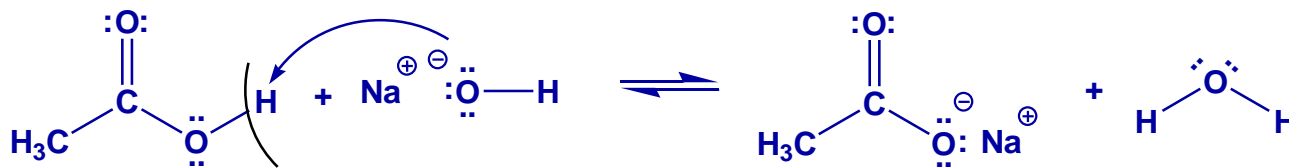
**60,05 g/mol**

**T<sub>w</sub> 117,9 °C**

**octan sodu**

**82,03 g/mol**

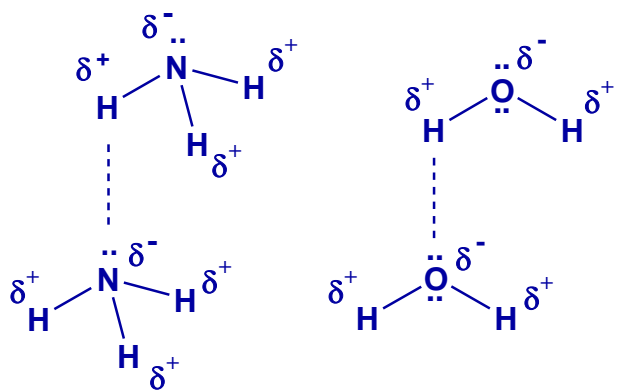
**T<sub>t</sub> 324 °C**



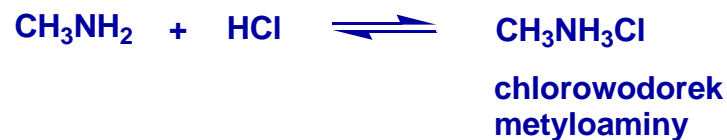
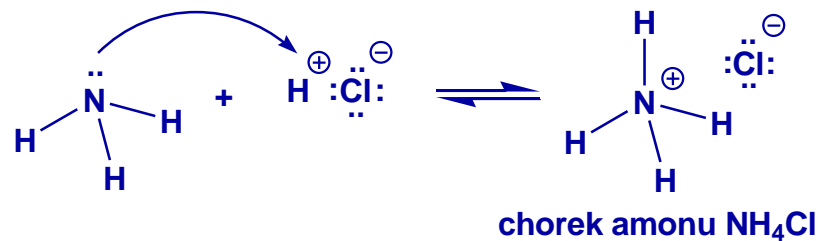
**wiązanie jonowe**

W chemii organicznej atomy pierwiastków innych niż węgiel i wodór określa się heteroatomami np. O, N, S, P. Wchodzą one w skład struktury związku organicznego i determinują jego właściwości fizyczne i chemiczne

CH <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O	CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub>	CH <sub>3</sub> OH
metan	amoniak	woda	metyloamina	metanol
16,04 g/mol	17,03 g/mol	18,01 g/mol	31,05 g/mol	32,04 g/mol
Tw - 161,5 °C	Tw - 33,34 °C	Tw 100 °C	Tw - 6 °C	Tw 64,7 °C

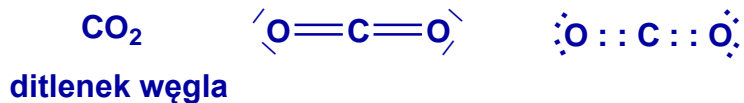


### Właściwości zasadowe amoniaku i amin

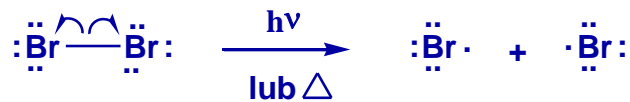
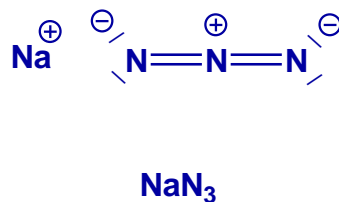
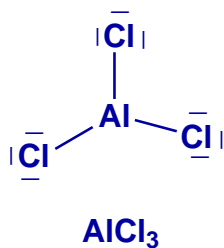
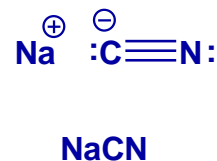
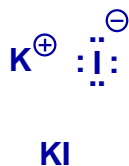
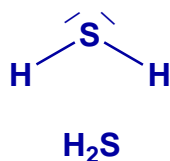


Aminy RNH<sub>2</sub> z reguły są bardziej lotne i zasadowe niż alkohol z tą samą resztą organiczną R, ale też mają wyższe temperatury wrzenia aniżeli węglowodory R-H.

Budowę elektronową cząsteczek z uwzględnieniem wiązań chemicznych i wolnych par elektronowych przedstawia się za pomocą wzorów Lewisa

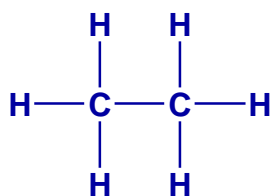


Wzory elektronowe Lewisa dla cząsteczek:  
siarkowodór, jodek potasu, cyjanek sodu, chlorek glinu(III), azyd sodu, rodnik bromowy

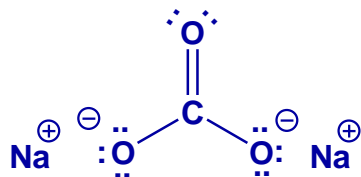


Wzory elektronowe Lewisa dla cząsteczek:

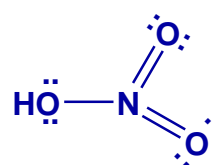
etan, węglan sodu, kwas azotowy(V), azotan(III) sodu, kwas siarkowy(VI), nadmanganian potasu



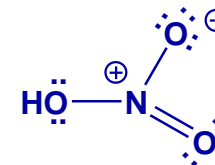
$C_2H_6$



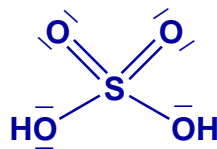
$Na_2CO_3$



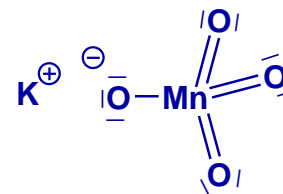
$HNO_3$



$NaNO_2$

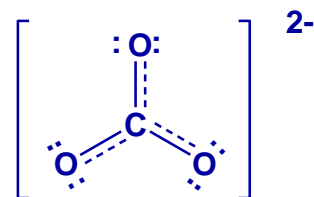
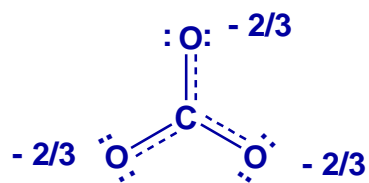
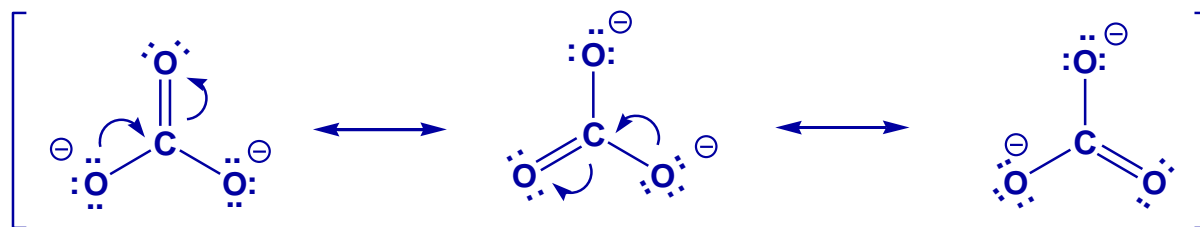


$H_2SO_4$



$KMnO_4$

Rezonans (mezomeria) na przykładzie anionu węglanowego. Następuje delokalizacja elektronów



# Znaczenie mezomerii na przykładzie porównania kwasowości etanolu i kwasu octowego

