

1. J. D. Caserio, M. C. Roberts CHEMIA ORGANICZNA, PWN Warszawa, 1969
2. R. T. Morrison, R. N. Boyd CHEMIA ORGANICZNA, PWN Warszawa, 1997
3. J. McMurry CHEMIA ORGANICZNA, PWN Warszawa, 2002
4. J. March, Chemia Organiczna: Reakcje, mechanizmy, budowa, WNT Warszawa 1875
5. T. W. Graham Solomons, Organic Chemistry, 6 edition, J. Wiley & Sons, Inc. New York, 1996

KOLOKWIMUM

27.03.2018

24.04.2018

29.05.2018

14.06.2018

obejmuje materiał wykładowy przedstawiony odpowiednio do dnia
22.03; 19.04; 24.05 i 12.06.2018

Zaliczenie przedmiotu:

ocena z ćwiczeń wynika z sumy punktów uzyskanych na sprawdzianach ćwiczeniowych

ocena z wykładów wynika z sumy punktów uzyskanych na czterech kolokwium wykładowych

ocena pozytywna – niezbędne jest zgromadzenie **co najmniej 60% punktów**

ĆWICZENIA Z CHEMII ORGANICZNEJ

GRUPA 1

poniedziałek godz. 7.15 s. 410GG

piątek 7.15 s. 410GG

GRUPA 2

wtorek 11.15 s. 410GG

czwartek 9.15 s. 410GG

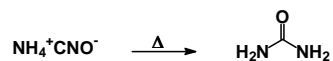
WYKŁADY Z CHEMII ORGANICZNEJ

wtorek, godz. 7.30 s. 213 GG

czwartek, godz. 7.30 s. 211 GG

STRUKTURA I WIĄZANIA W ZWIĄZKACH ORGANICZNYCH

1828 r. - Friedrich Wöhler




STRUKTURA I WIĄZANIA W ZWIĄZKACH ORGANICZNYCH

Poznanie względnego rozmieszczenia atomów w cząsteczce

Poznanie reakcji chemicznych

STRUKTURA I WIĄZANIA W ZWIĄZKACH ORGANICZNYCH

1. Atomy pierwiastków występujących w związkach organicznych biorą udział w określonej liczbie wiązań, np.

atomy węgla – czterowiązalne 

atomy tlenu – dwuwiazalne 

atomy wodoru i halogenów – jednowiazalne 

2. Atomy węgla są zdolne do tworzenia wiązań pomiędzy sobą

WIĄZANIA C – C



pojedyncze



podwójne



potrójne

IZOMERIA

IZOMERY – różne związki chemiczne o takim samym wzorze sumarycznym



etanol



eter dimetylowy

temp. wrzenia [°C]

78.5

- 24.9

temp. topnienia [°C]

- 117.3

- 138

reakcja z Na

wydziela się H_2

brak reakcji

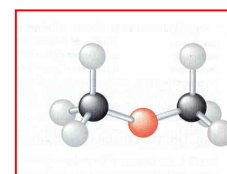
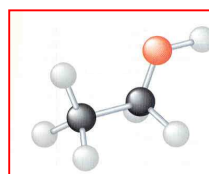
IZOMERIA



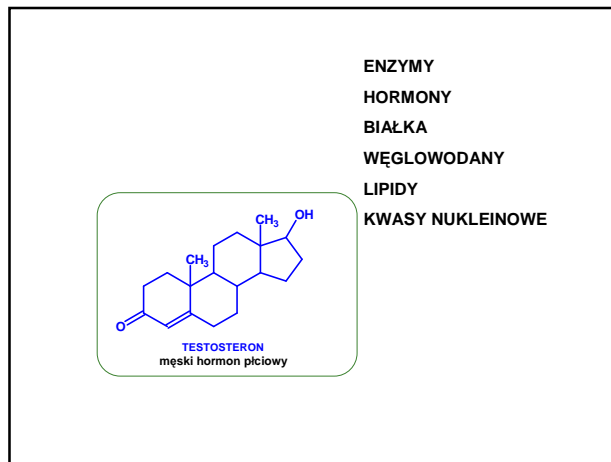
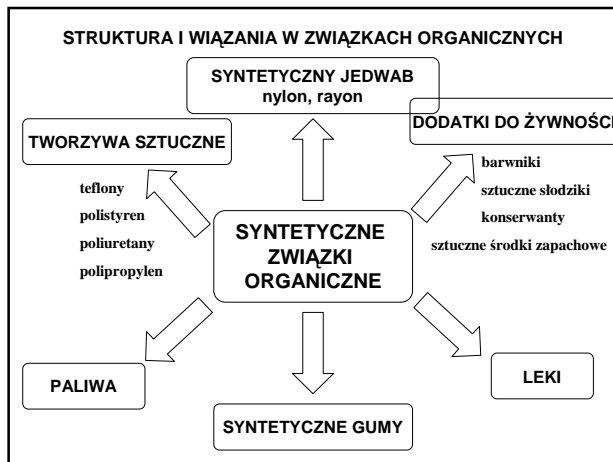
etanol



eter dimetylowy



IZOMERY KONSTITUCYJNE – różne związki chemiczne o takim samym wzorze sumarycznym, ale różniące się konstytucją (sposobem połączenia atomów ze sobą)



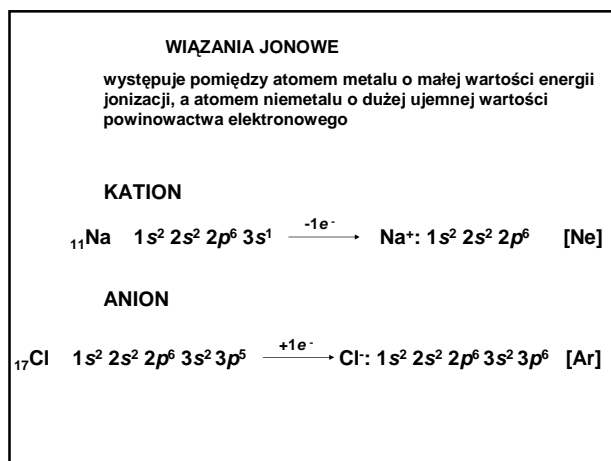
WIĄZANIA CHEMICZNE

oddziaływanie pomiędzy atomami warunkujące powstanie trwałych pod względem chemicznym cząsteczek

1916 r.
G. N. LEWIS (University of California, Berkeley)
W. KÖSSEL (Universität München)

WIĄZANIE JONOWE – elektrostatyczne przyciąganie przeciwnie naładowanych ładunków elektrycznych

WIĄZANIE KOWALENCYJNE – tworzy się przez 'uwspólnienie' elektronów obu atomów biorących udział w wiązaniu



WIĄZANIA JONOWE

występuje pomiędzy dwoma atomami: jednym o niskim potencjale jonizacyjnym oraz drugim – o dużym powinowactwie elektronowym

ELEKTROUJEMNOŚĆ KILKU WYBRANYCH PIERWIĄTKÓW

Li	Be	B	C	N	O	F
1.0	1.5	2.0	2.5	3.0	3.5	4.0
Na	Mg	Al.	Si	P	S	Cl
0.9	1.2	1.5	1.8	2.1	2.5	3.0
K						Br
0.8						2.8

↑ WZROST ELEKTROUJEMNOŚCI

→ WZROST ELEKTROUJEMNOŚCI

WIĄZANIA JONOWE



związki krystaliczne o wysokich temp. topnienia i wrzenia
dla NaCl tt. 801°C i tw. 1413°C

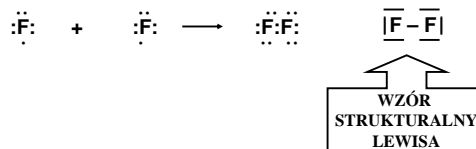
ATOMOWE POWINOWACTWO ELEKTRONOWE – jest to miara dążenia wyizolowanego atomu w fazie gazowej do przyłączenia elektronu

ATOMOWA ENERGIA JONIZACJI – jest to ilość energii potrzebna do usunięcia elektronu z wyizolowanego atomu w fazie gazowej

WIĄZANIA KOWALENCYJNE

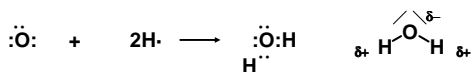
tworzy się poprzez 'uwspólnienie' elektronów obu atomów biorących udział w wiązaniu chemicznym

dwa atomy tego samego pierwiastka – para elektronów należy w równym stopniu do każdego z atomów tworzących wiązanie



WIĄZANIA KOWALENCYJNE

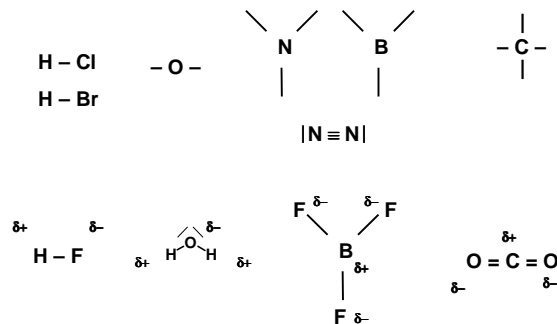
tworzy się poprzez 'uwspólnienie' elektronów obu atomów biorących udział w wiązaniu chemicznym
 dwa atomy różnych pierwiastków o zbliżonym powinowactwie elektronowym – para elektronów jest przesunięta w stronę atomu bardziej elektroujemnego



WIĄZANIE KOWALENCYJNE
SPOLARYZOWANE

WZÓR
STRUKTURALNY
LEWISA

WIĄZANIE KOWALENCYJNE SPOLARYZOWANE



WIĄZANIE CHEMICZNE

WIĄZANIE KOWALENCYJNE

WIĄZANIE JONOWE



WIĄZANIE KOWALENCYJNE
SPOLARYZOWANE

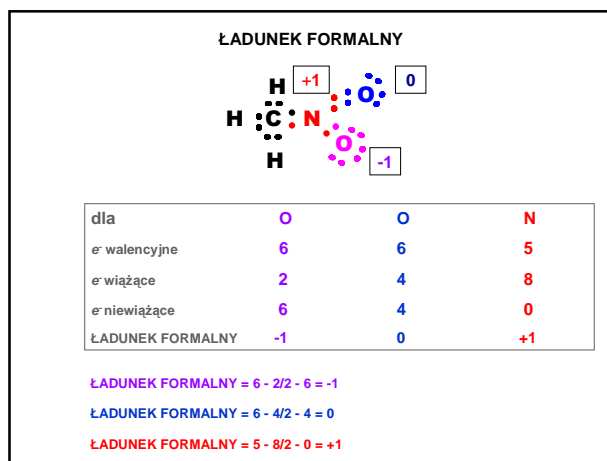
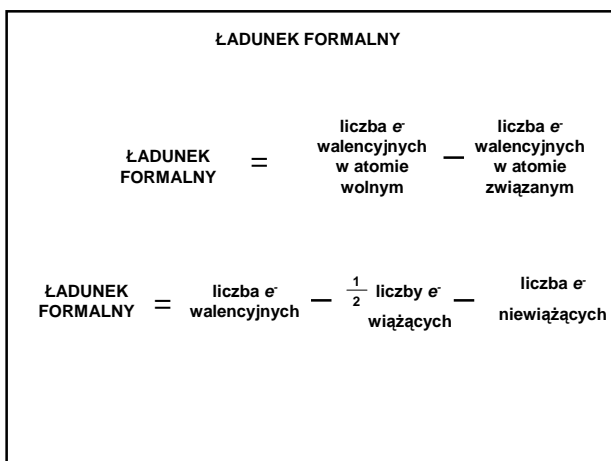
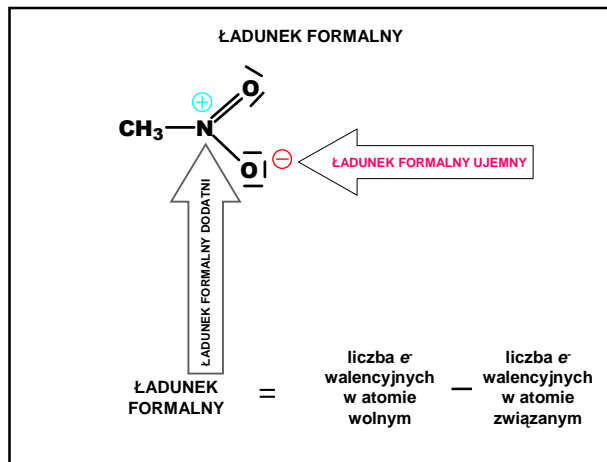
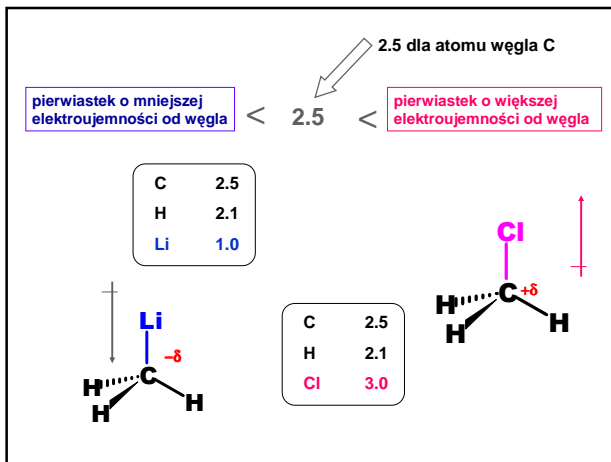
CHARAKTER JONOWY WIĄZANIA

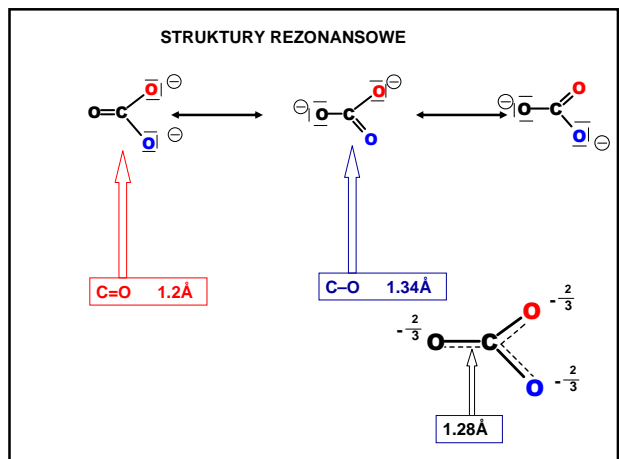
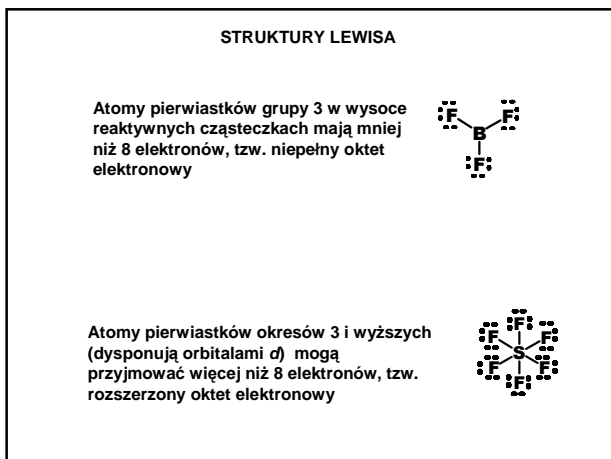
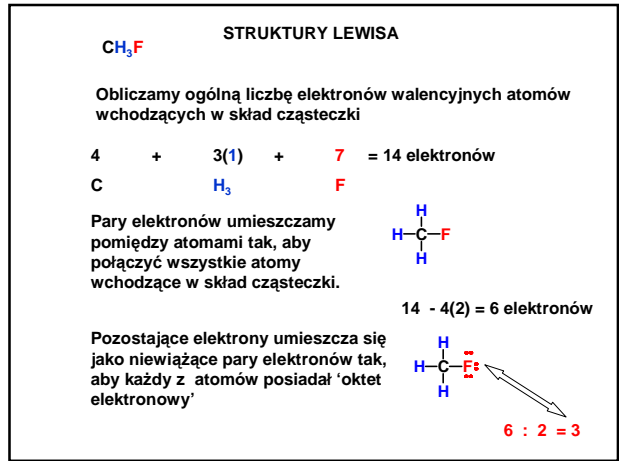
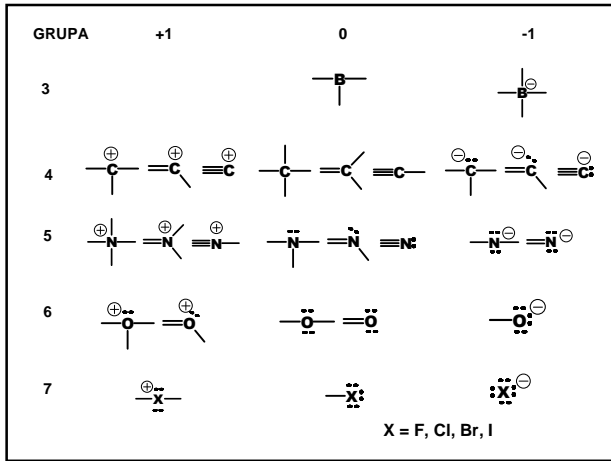
WIĄZANIE KOWALENCYJNE SPOLARYZOWANE

POLARNOŚĆ WIĄZANIA – jest spowodowana różnicą elektroujemności atomów biorących udział w wiązaniu chemicznym

ELEKTROUJEMNOŚĆ – jest to zdolność atomu do przyciągania elektronów w wiązaniu chemicznym

Pauling przyjął elektroujemność równą 4 dla atomu fluoru F
 2.5 dla atomu węgla C





PODSTAWOWE REGUŁY PISANIA STRUKTUR REZONANSOWYCH

1. Struktury graniczne nie istnieją realnie – łączymy je za pomocą \longleftrightarrow
 2. Wszystkie struktury rezonansowe różnią się między sobą położeniem elektronów π oraz elektronów niewiążących
- $\overset{+}{\text{CH}_3}-\text{CH}=\text{CH}=\text{CH}_2 \longleftrightarrow \text{CH}_3-\text{CH}=\overset{+}{\text{C}}\text{H}-\text{CH}_2$ ~~$\overset{+}{\text{CH}_2}-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$~~
3. Wszystkie struktury rezonansowe muszą być typu Lewisa
 4. Wszystkie atomy należące do układu zdelokalizowanego muszą leżeć w jednej płaszczyźnie
 5. Wszystkie struktury rezonansowe muszą mieć taką samą liczbę sparowanych elektronów
- $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ ~~$\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2$~~
6. Struktury rezonansowe przedstawiające układy o bardzo dużej energii nie bierze się pod uwagę, np. ~~$\overset{+}{\text{C}}\text{H}-\text{CH}_3$~~

suma polarności poszczególnych wiązań oraz rozmieszczenie wolnych, niewiążących par elektronowych w cząsteczce

↓
POLARNOŚĆ CZĄSTECZEK

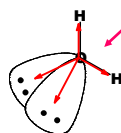
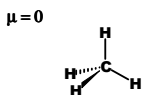
↓
MOMENT DIPOLOWY μ

POLARNOŚĆ CZĄSTECZEK

MOMENT DIPOLOWY μ – jest to iloczyn wielkości ładunku Q na krańcu dipola cząsteczkowego oraz odległości między ładunkami r

$$\mu = Q \times r$$

$$1\text{D} = 3.336 \times 10^{-30} \text{ C} \times \text{m}$$



$\mu = 1.85 \text{ D}$

$\mu = 1.47 \text{ D}$

GEOMETRIA CZĄSTECZEK

VSEPR Valence Shell Electron Pair Repulsion
(Gillespie 1957)

1. Rozważana cząsteczka/ion jest zbudowana z atomu centralnego, kowalencyjnie związanego z co najmniej dwoma atomami lub grupami atomów
2. Rozważane są wszystkie walencyjne pary elektronowe atomu centralnego; rozróżnia się :
Pary elektronowe 'wiążące' – elektrony biorące udział w wiązaniu kowalencyjnym
Pary elektronowe 'niewiążące'
3. Pary elektronowe będą przyjmowały takie ułożenie w przestrzeni, aby zminimalizować wzajemne oddziaływania odpychające

Obszar przestrzeni, w którym prawdopodobieństwo znalezienia się elektronu jest największe określa się zwyczajowo ORBITALEM

ORBITALE ATOMOWE różnią się:

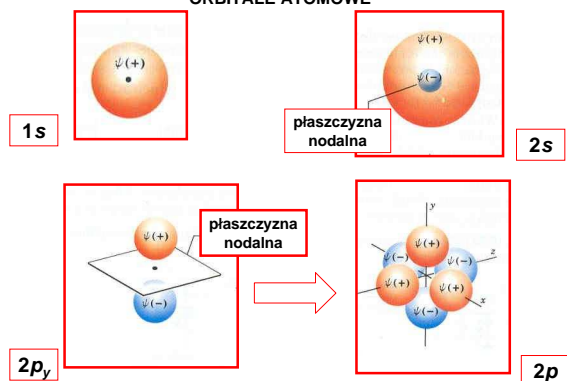
- kształtem
- wielkością
- energią elektronów opisywanych przez dany orbital

Poziom energetyczny	Podpoziom	konfiguracja elektronowa przy max. obsadzeniu
(1) K	s	$1s^2$ $\leftarrow 2e^-$
(2) L	s, p	$2s^2 2p^6$ $\leftarrow 8e^-$
(3) M	s, p, d	$3s^2 3p^6 3d^{10}$ $\leftarrow 18e^-$
(4) N	s, p, d, f	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^{14}$ $\leftarrow 32e^-$

ENERGIA

$$4s < 4p < 4d < 4f$$

ORBITALE ATOMOWE



ORBITALE ATOMOWE

ZASADY OBSADZANIA ORBITALI PRZEZ ELEKTRONY

1. Orbital może być 'zajmowany' co najwyżej przez **dwa** elektrony o przeciwnych spinach – zakaz Pauli'ego
2. Następny orbital jest obsadzany wtedy, gdy zajęte są orbitale o niższej energii
3. Obsadzanie orbitali o takiej samej energii następuje zgodnie z regułą Hunda, tzn. elektrony zapełniają tak orbitale, aby jak największa liczba elektronów była 'niesparowana'

