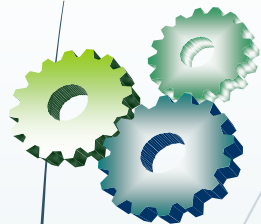


Wykład z Chemii Ogólnej i Nieorganicznej

2.6. 1



Część 2 **Budowa materii:** **od mikrocząstek do układów (supra) molekularnych**

Katedra Chemii Fizycznej
Collegium Medicum w Bydgoszczy
Uniwersytet Mikołaja Kopernika w Toruniu
Prof. dr hab. n.chem. Piotr Cysewski
piotr.cysewski@cm.umk.pl
www.chemfiz.cm.umk.pl/dydaktyka

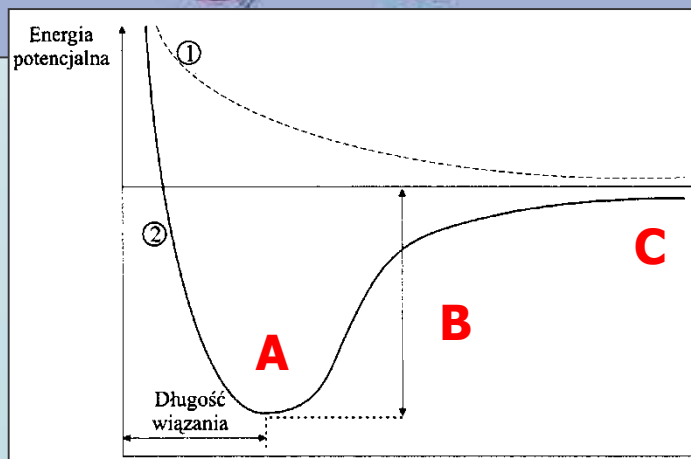
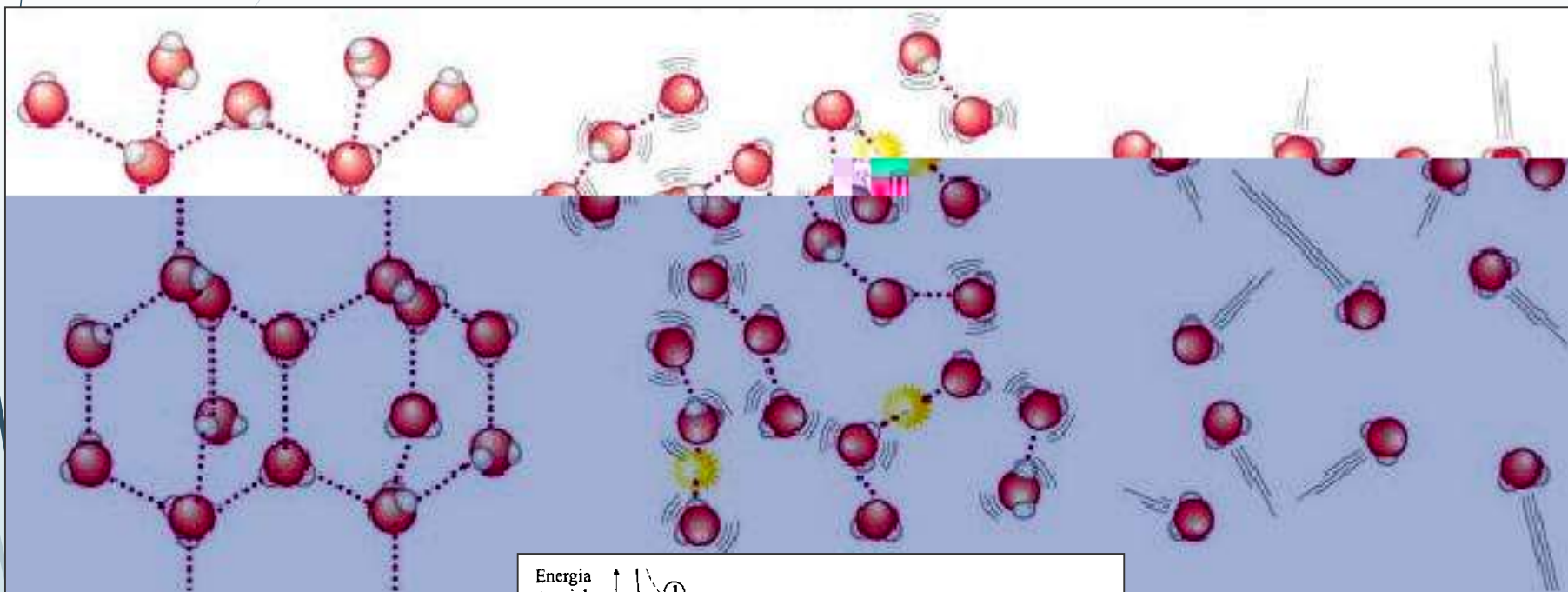
WIĄZANIA CHEMICZNE

2.6.2

struktura lodu

ciekłej wody

pary wodnej



WIĄZANIA CHEMICZNE ORAZ ODDZIAŁYWANIA

2.6.3

TYPY WIĄZAŃ CHEMICZNYCH

WIĄZANIE JONOWE

WIĄZANIE KOWALENCYJNE

WIĄZANIE SPOLARYZOWANE

WIĄZANIE METALICZNE

WIĄZANIE KOORDYNACYJNE

ODDZIAŁYWANIA CHEMICZNE

WIĄZANIE WODOROWE

ODDZIAŁYWANIA MIĘDZY CZĄSTECZKOWE

(Oddziaływania jon-jon

Oddziaływania jon-dipol

Oddziaływania dipol-dipol

Oddziaływania jon – dipol indukowany

Oddziaływania dipol–dipol indukowany

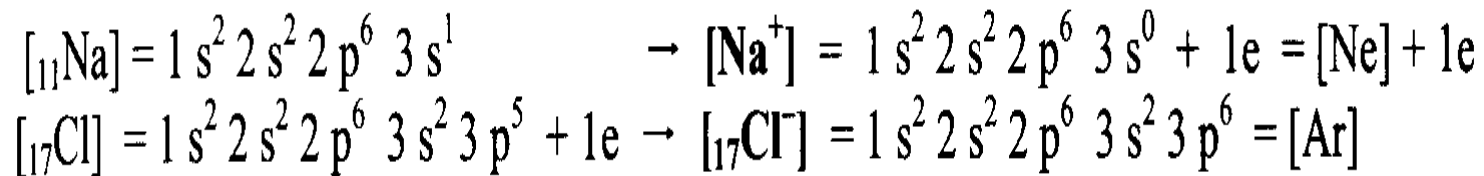
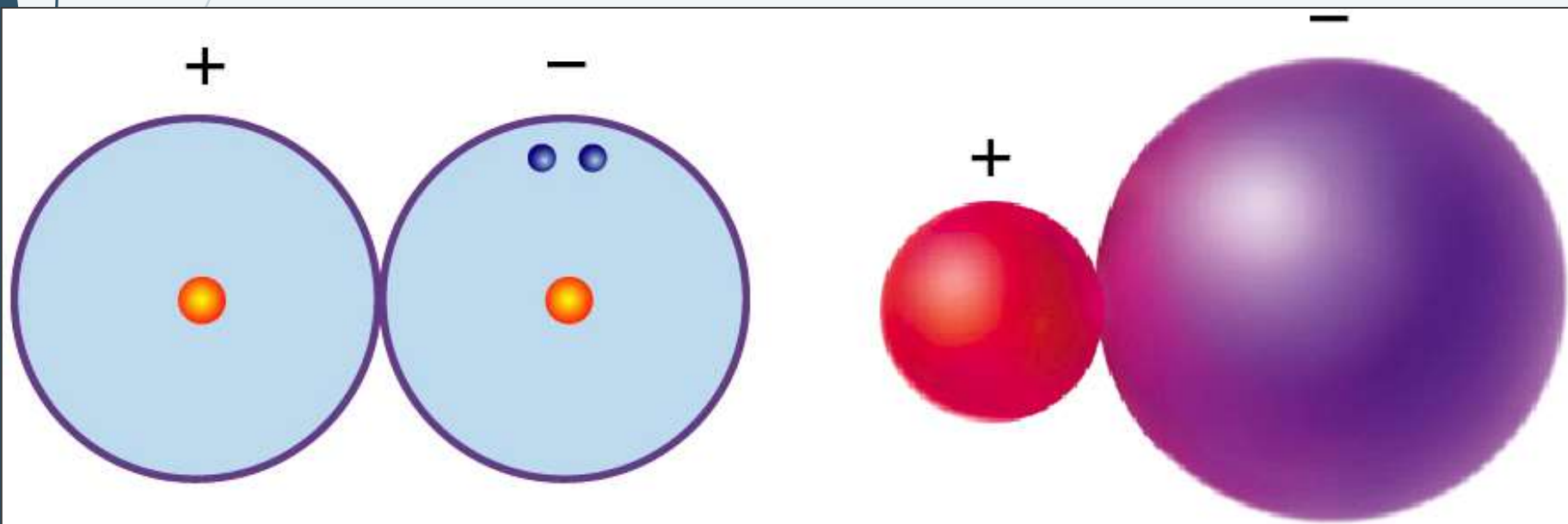
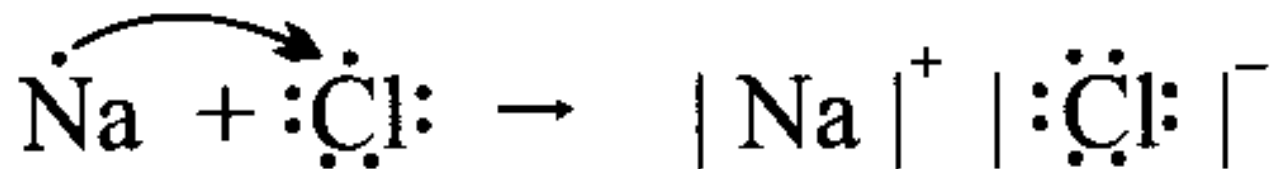
Siły dyspersyjne (Londona)

SIŁY VAN DER WAALSA

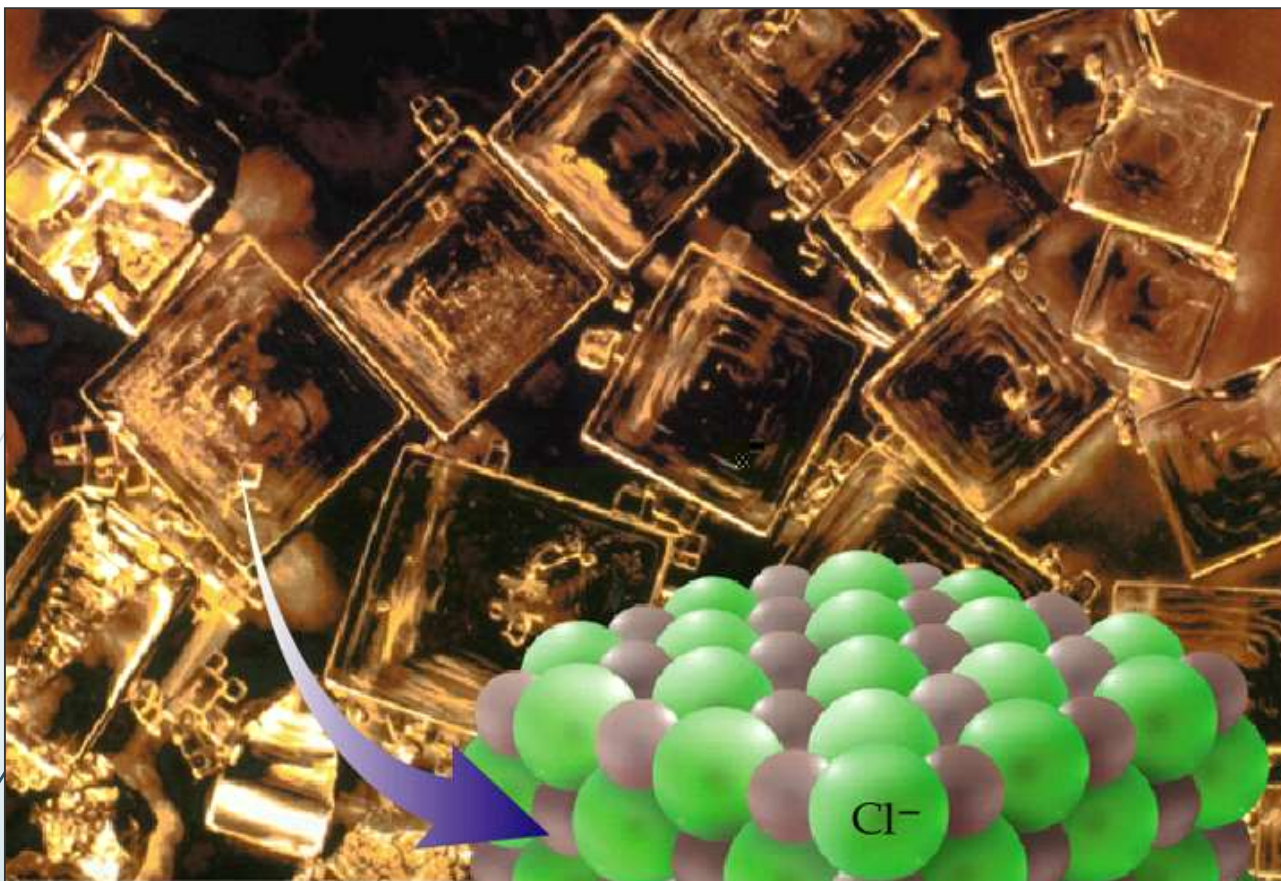
WIĄZANIE JONOWE

2.6.4

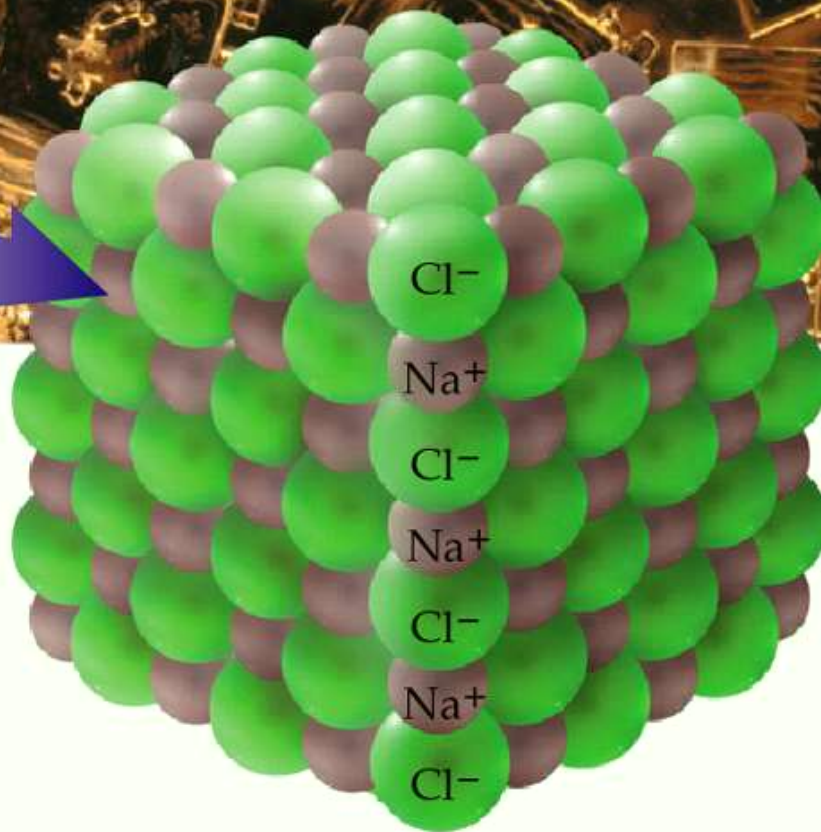
$$F = \frac{q_1 q_2}{4\pi\epsilon_0 r^2}$$



2.6.5



Chlorek sodu



WIĄZANIE KOWALENCYJNE

2.6.6

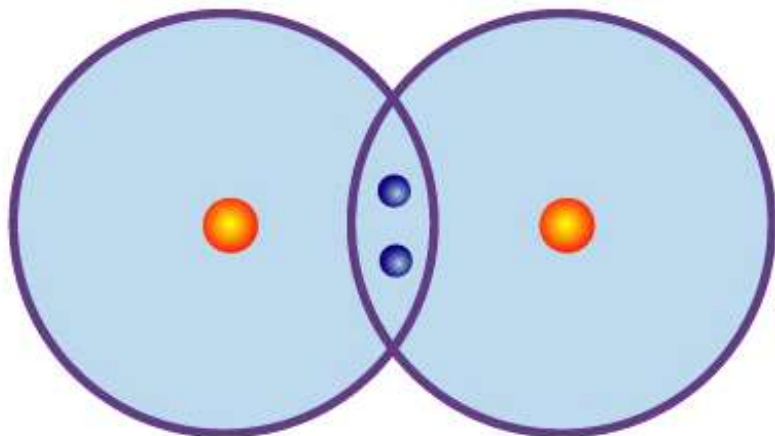
Powstawanie wiązania w cząsteczce wodoru.

Modele oddzielnych
atomów wodoru:



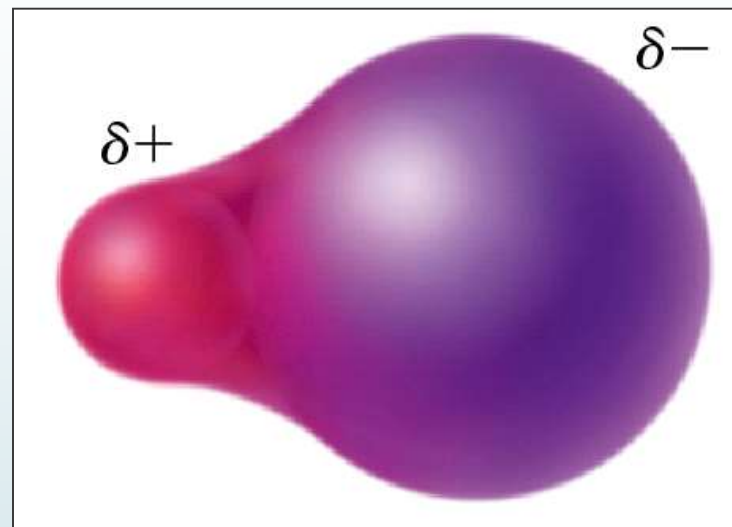
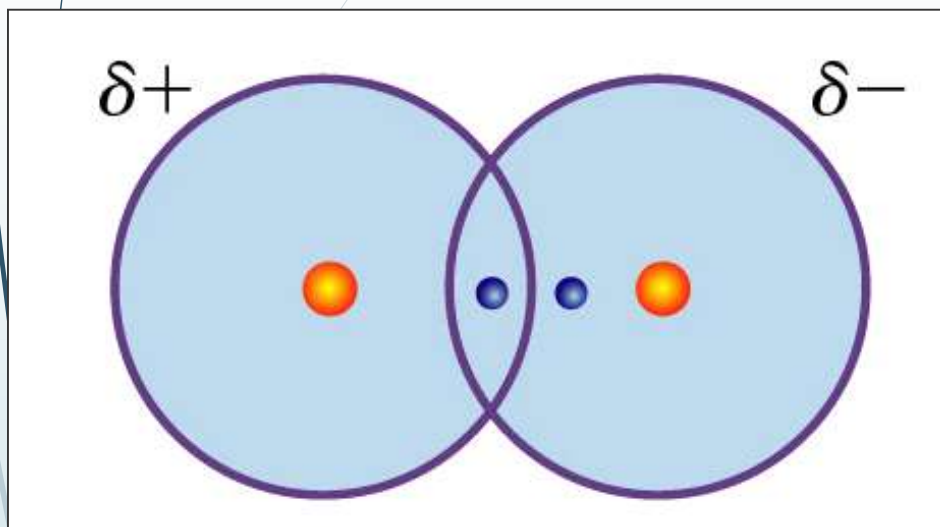
Nakładanie się
orbitali atomowych

Model cząsteczki wodoru:



WIĄZANIE SPOLARYZOWANE

2.6.7



RÓŻNICE ELEKTROUJEMNOŚCI:



2.1 2.1

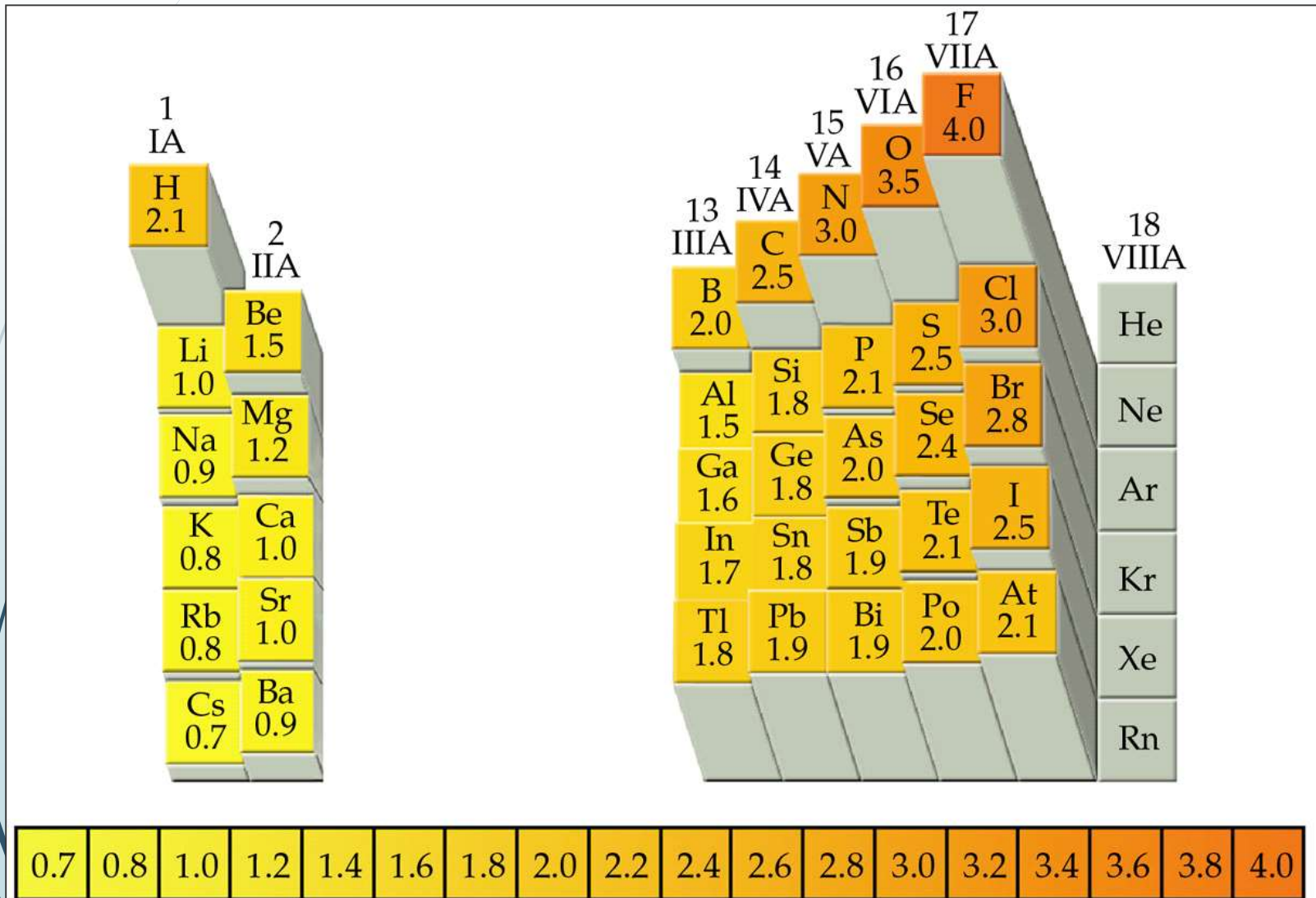
3.0 2.1

3.5 2.1

4.0 2.1

ELEKTROUJEMNOŚĆ PIERWIASTKÓW:

2.6.9

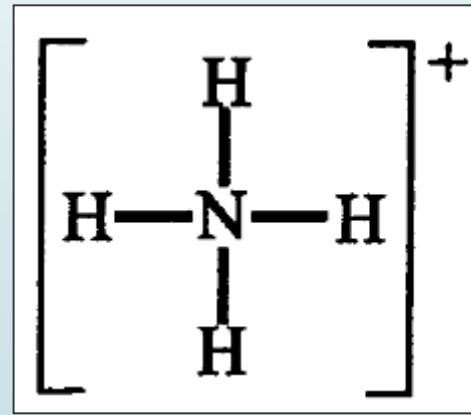
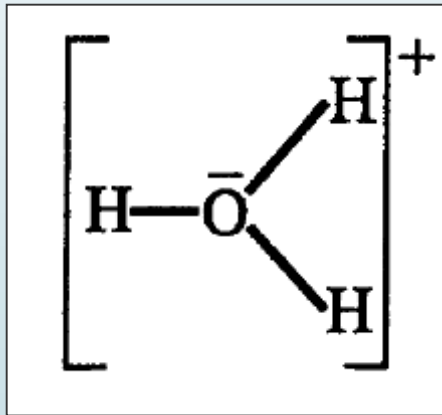


WIĄZANIE KOORDYNACYJNE

2.6. 10



Proste przykłady

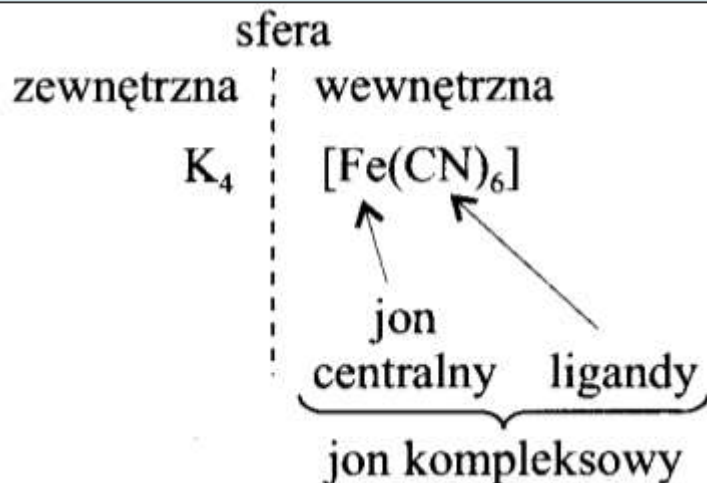


ZWIĄZKI KOMPLEKSOWE

Konfiguracja elektronowa pierwiastków bloku d

2.6. 11

$(n-1)d ns^2$	$(n-1)d^2 ns^2$	$(n-1)d^3 ns^2$	$(n-1)d^4 ns^2$	$(n-1)d^5 ns^2$	$(n-1)d^6 ns^2$	$(n-1)d^7 ns^2$	$(n-1)d^8 ns^2$	$(n-1)d^9 ns^2$	$(n-1)d^{10} ns^2$
²¹ Sc $3d^1 4s^2$	²² Ti $3d^2 4s^2$	²³ V $3d^3 4s^2$	²⁴ Cr $3d^5 4s^1$	²⁵ Mn $3d^5 4s^2$	²⁶ Fe $3d^6 4s^2$	²⁷ Co $3d^7 4s^2$	²⁸ Ni $3d^8 4s^2$	²⁹ Cu $3d^{10} 4s^1$	³⁰ Zn $3d^{10} s^2$
³⁹ Y $4d^1 5s^2$	⁴⁰ Zr $4d^2 5s^2$	⁴¹ Nb $4d^4 5s^1$	⁴² Mo $4d^5 5s^1$	⁴³ Tc $4d^5 5s^2$	⁴⁴ Ru $4d^7 5s^1$	⁴⁵ Rh $4d^8 5s^1$	⁴⁶ Pd $4d^{10}$	⁴⁷ Ag $4d^{10} 5s^1$	⁴⁸ Cd $4d^{10} s^2$
⁵⁷ La $5d^1 6s^2$	⁷² Hf $4f^{14} 5d^2 6s^2$	⁷³ Ta $4f^{14} 5d^3 6s^2$	⁷⁴ W $4f^{14} 5d^4 6s^2$	⁷⁵ Re $4f^{14} 5d^5 6s^2$	⁷⁶ Os $4f^{14} 5d^6 6s^2$	⁷⁷ Ir $4f^{14} 5d^7 6s^2$	⁷⁸ Pt $4f^{14} 5d^9 6s^1$	⁷⁹ Au $4f^{14} 5d^{10} 6s^1$	⁸⁰ Hg $4f^{14} 5d^{10} 6s^2$



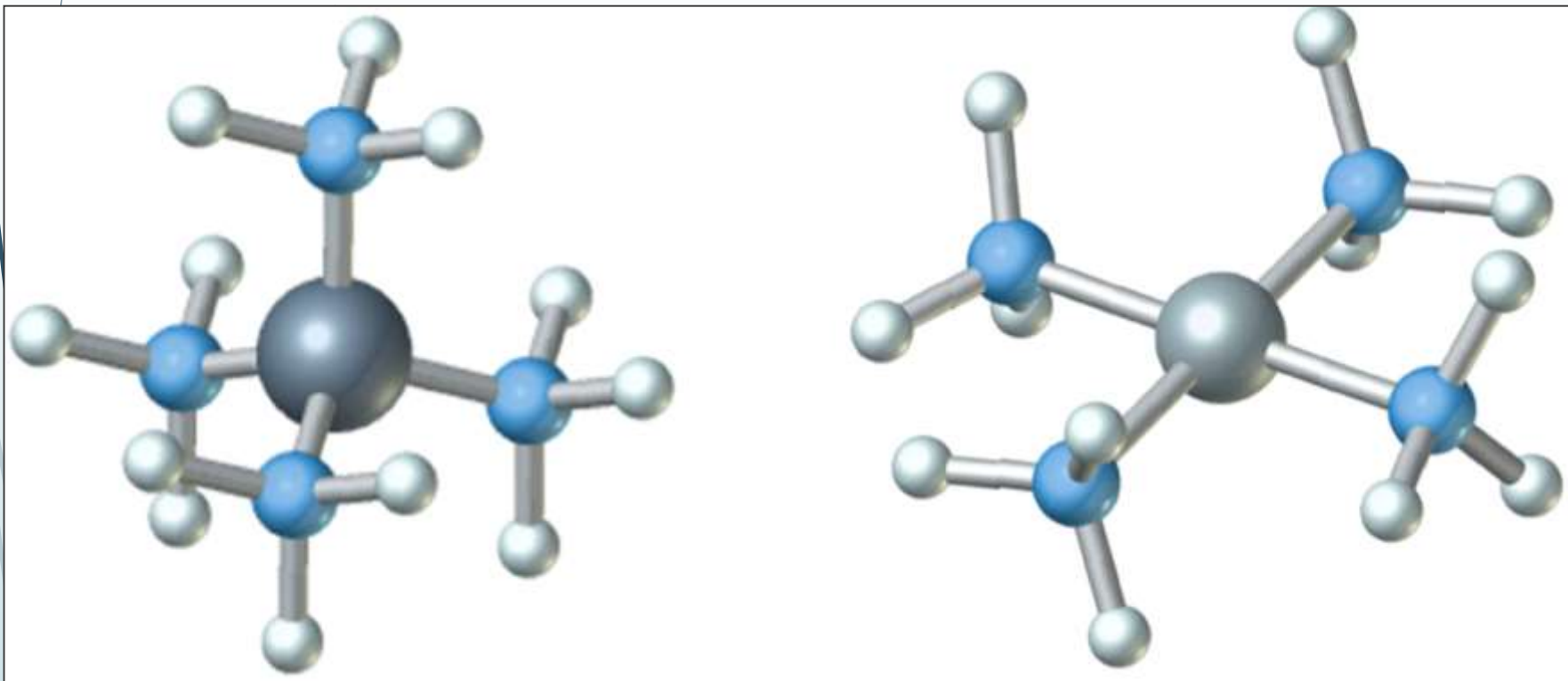
ZWIĄZKI KOMPLEKSOWE

2.6. 12

Ligand	Przykład jonu kompleksowego	Liczba koordynacyjna	Hybrydyzacja atomu centralnego	Rozmieszczenie w przestrzeni
Cząsteczki obojętne				
NH ₃ , H ₂ O, CO	[Ag (NH ₃) ₂] ⁺	2	sp	układ liniowy
	[Cd (NH ₃) ₄] ²⁺	4	sp ³	tetraedr
	[Ni (NH ₃) ₄] ²⁺	4	dsp ²	kwadrat płaski
	[Co (NH ₃) ₆] ³⁺	6	d ² sp ³	oktaedr
Jony ujemne				
S ₂ O ₃ ²⁻	[Ag (S ₂ O ₃) ₂] ³⁻	2	sp	układ liniowy
F ⁻ , Cl ⁻ , I ⁻	[AlF ₆] ³⁻	6	d ² sp ³	oktaedr
CN ⁻	[Fe (CN) ₆] ³⁻	6	d ² sp ³	oktaedr
Mieszane	[Fe (CN) ₅ NO] ²⁻	6	d ² sp ³	oktaedr

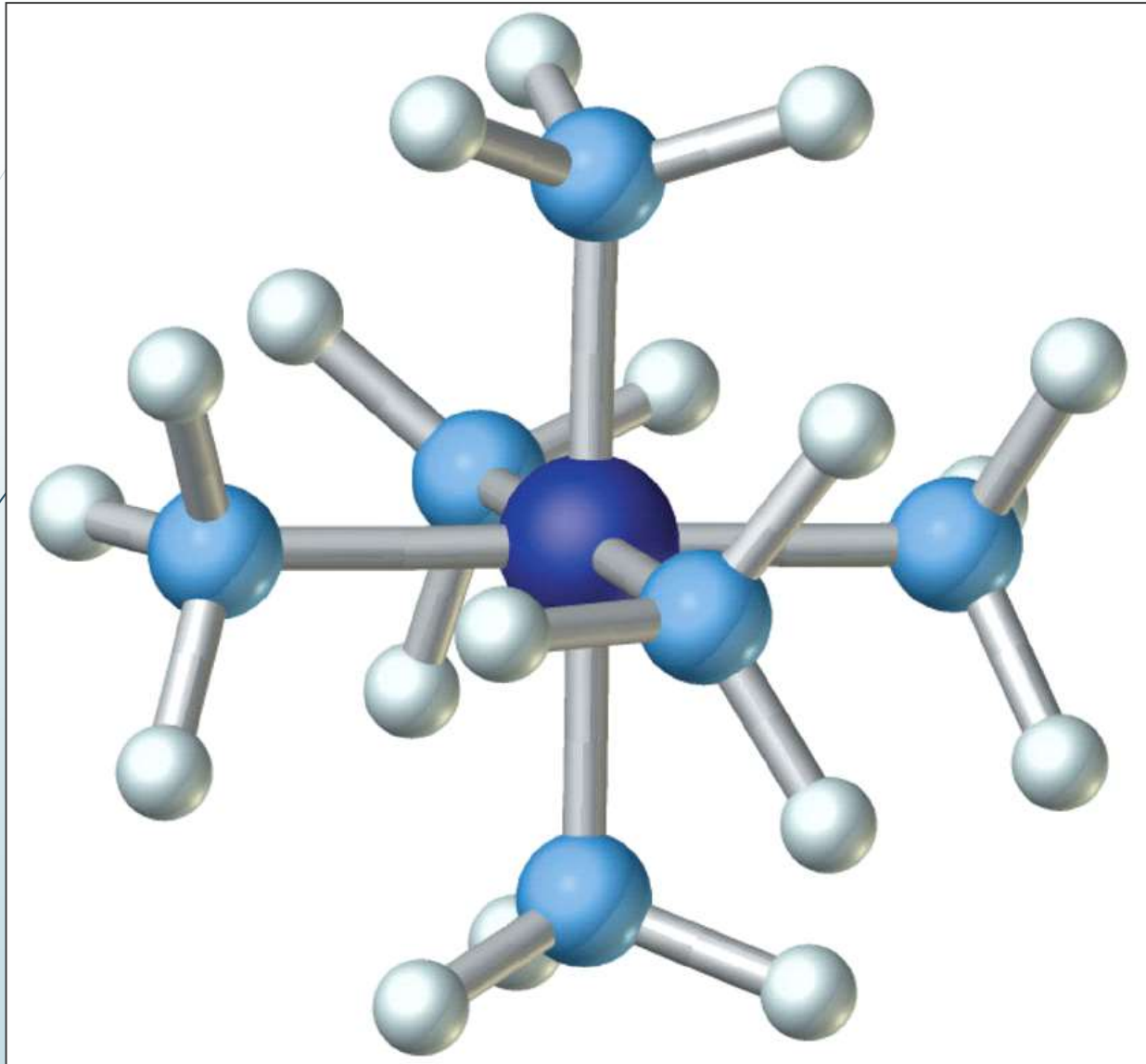
Przykład: liczba koordynacyjna = 4

2.6. 13



Przykład: liczba koordynacyjna = 6

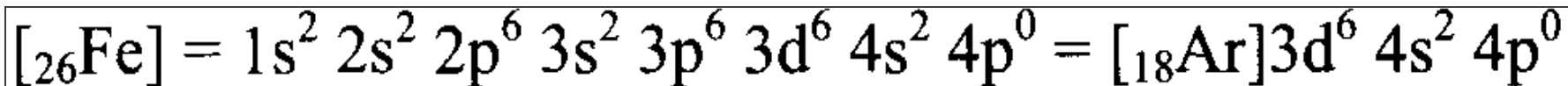
2.6. 14



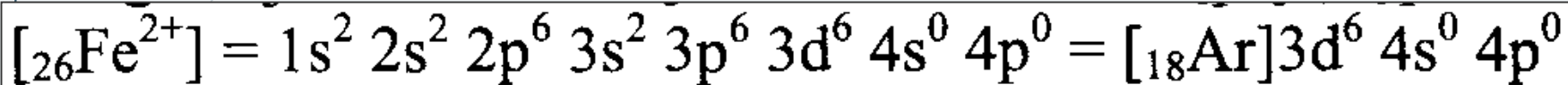
Przykład: Kompleksy jonu żelaza (II)

2.6. 15

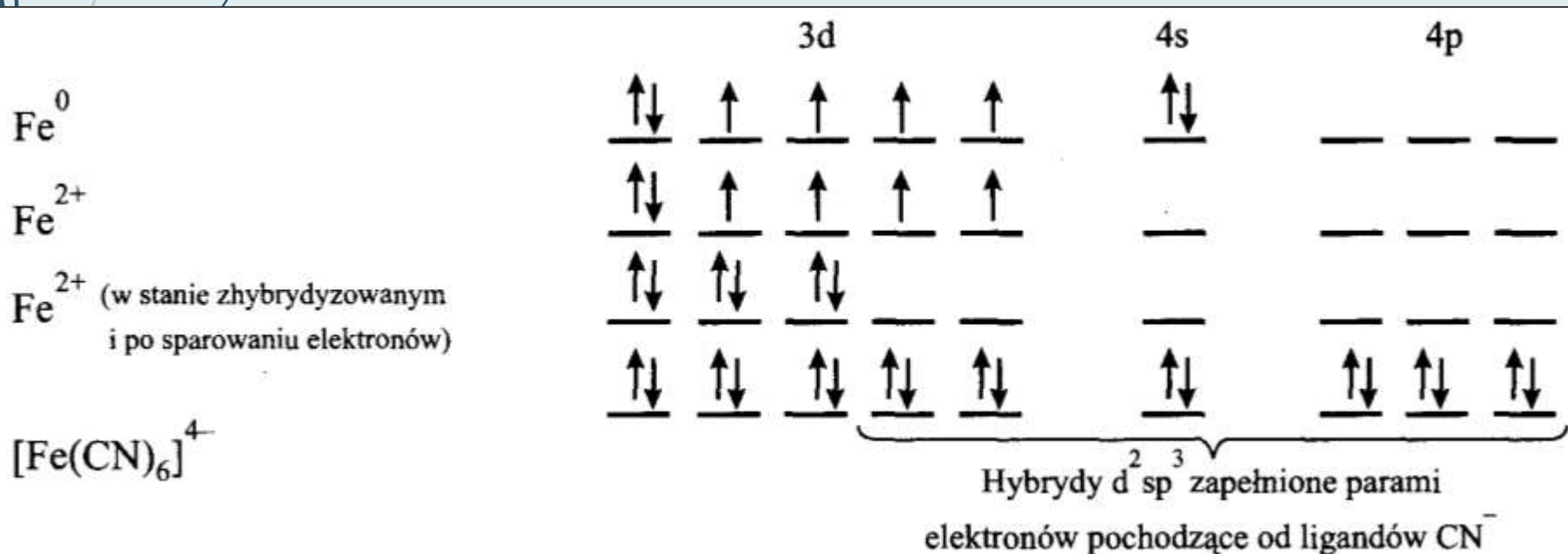
Konfiguracja elektronowa atomu żelaza:



Konfiguracja elektronowa jonu żelaza:

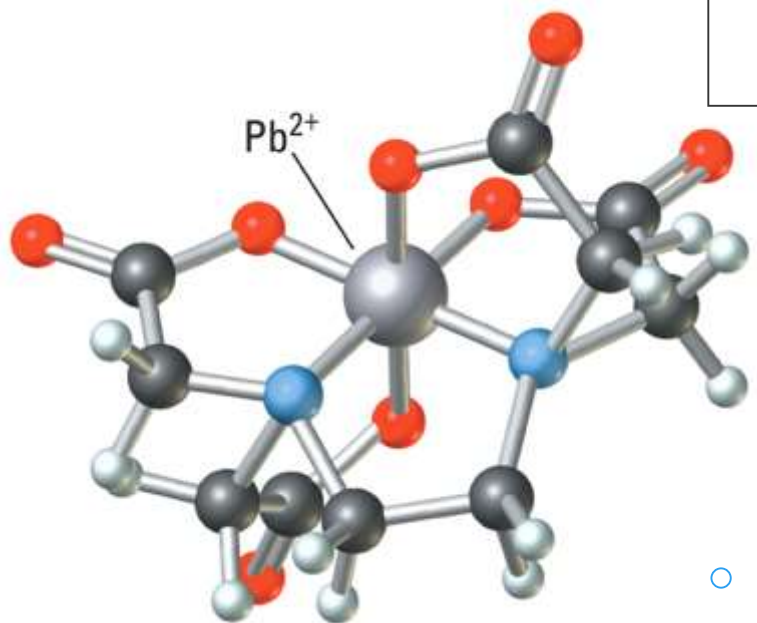
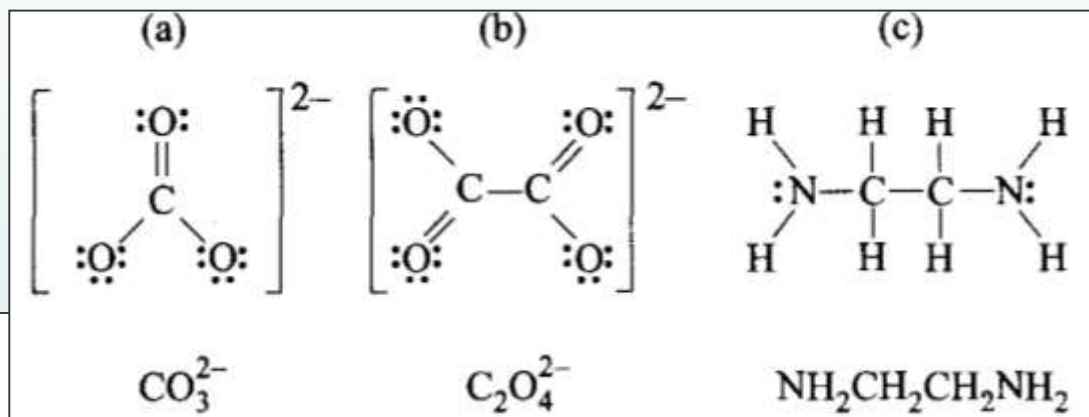


Stany elektronów walencyjnych atomu żelaza oraz jonu żelaza w kompleksie $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$



Chelaty

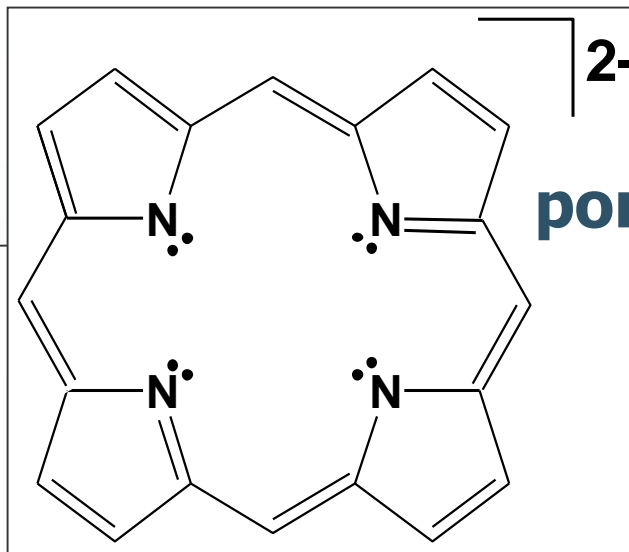
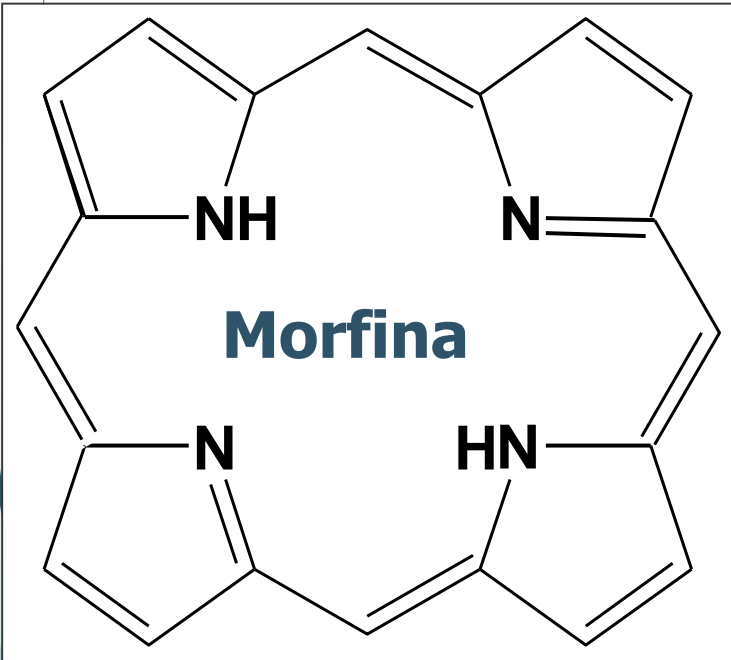
2.6. 16



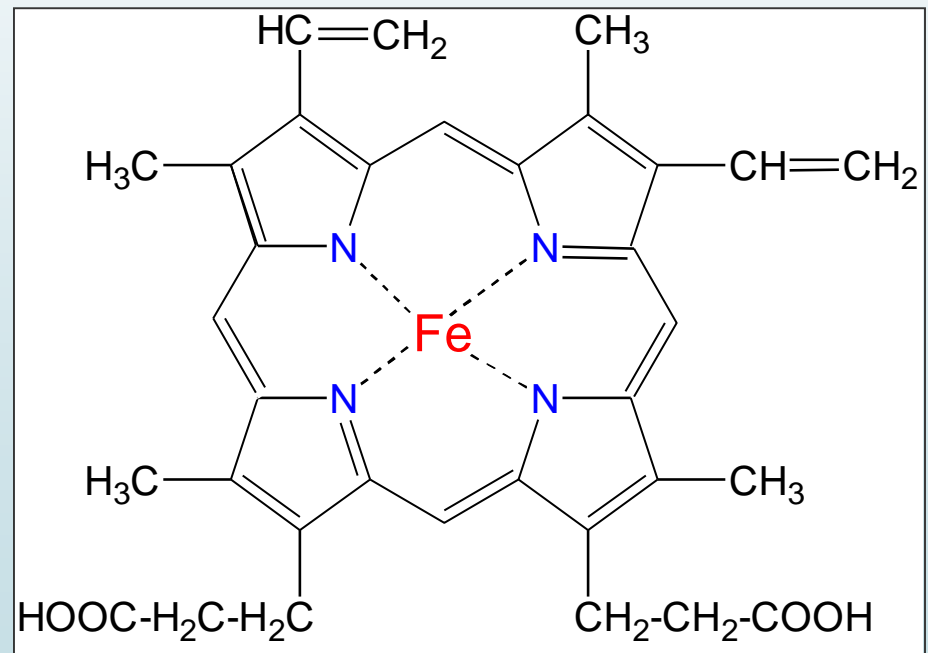
**kompleks EDTA
z jonem ołowiu
[PbEDTA]²⁻**

Chelaty

2.6. 17



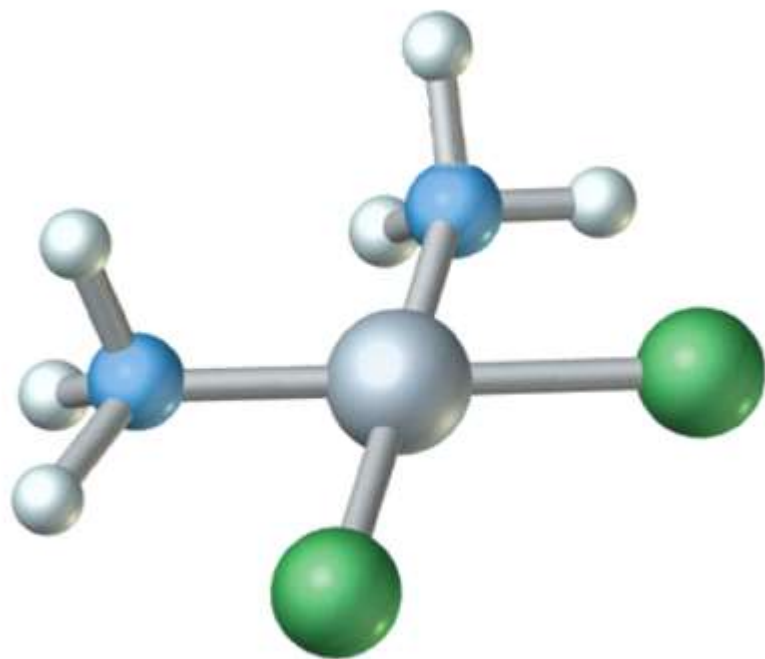
porfiryna (ligand)



Hem (protoporfiryna + Fe²⁺)

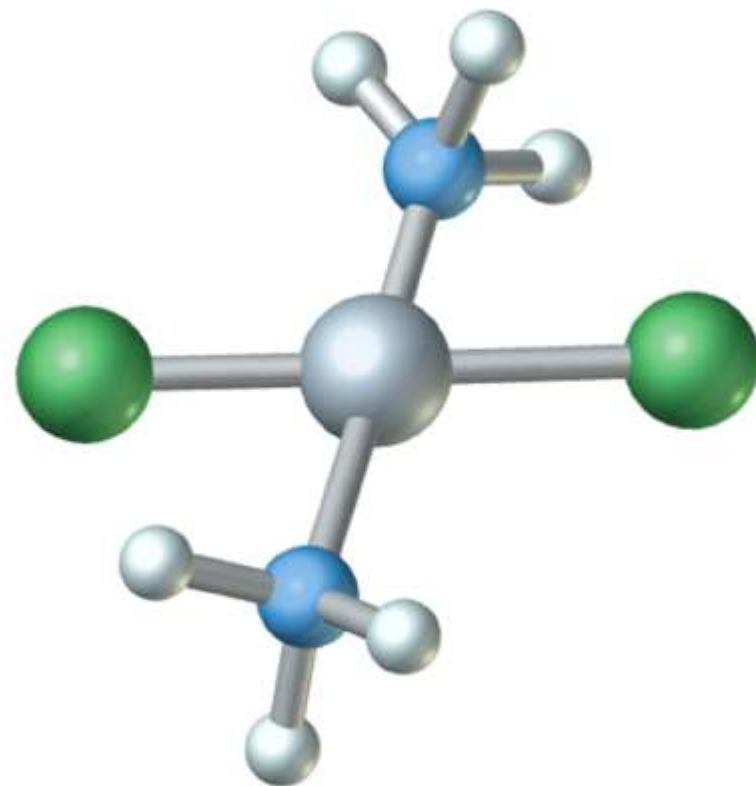
Zjawisko izomerii w chemii nieorganicznej

2.6. 18



cis-[Pt(NH₃)₂Cl₂]

lek przeciwnowotworowy

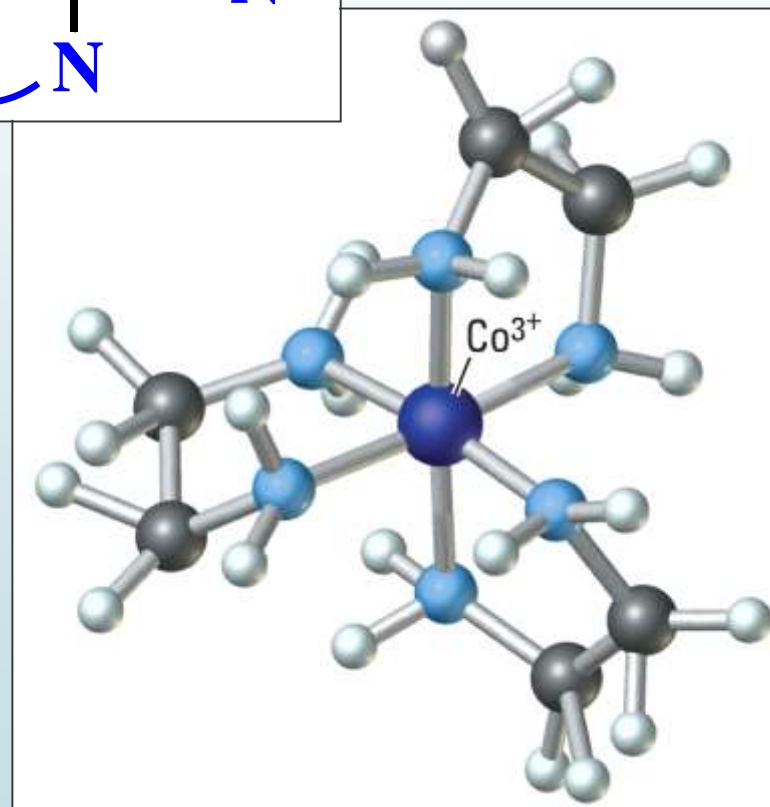
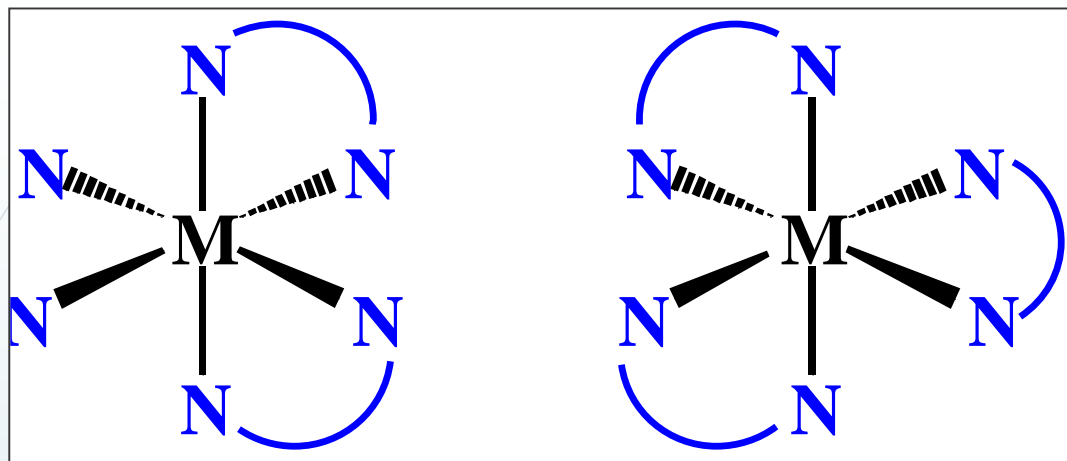


trans-[Pt(NH₃)₂Cl₂]

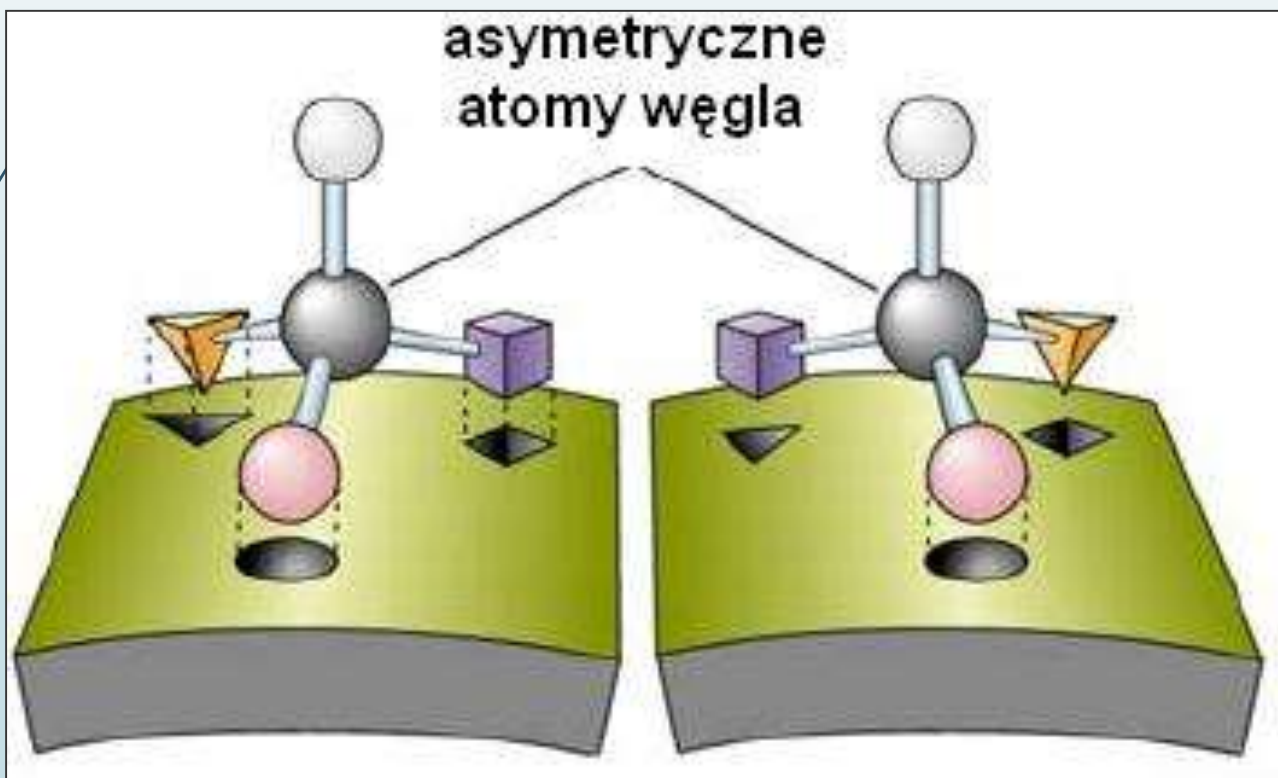
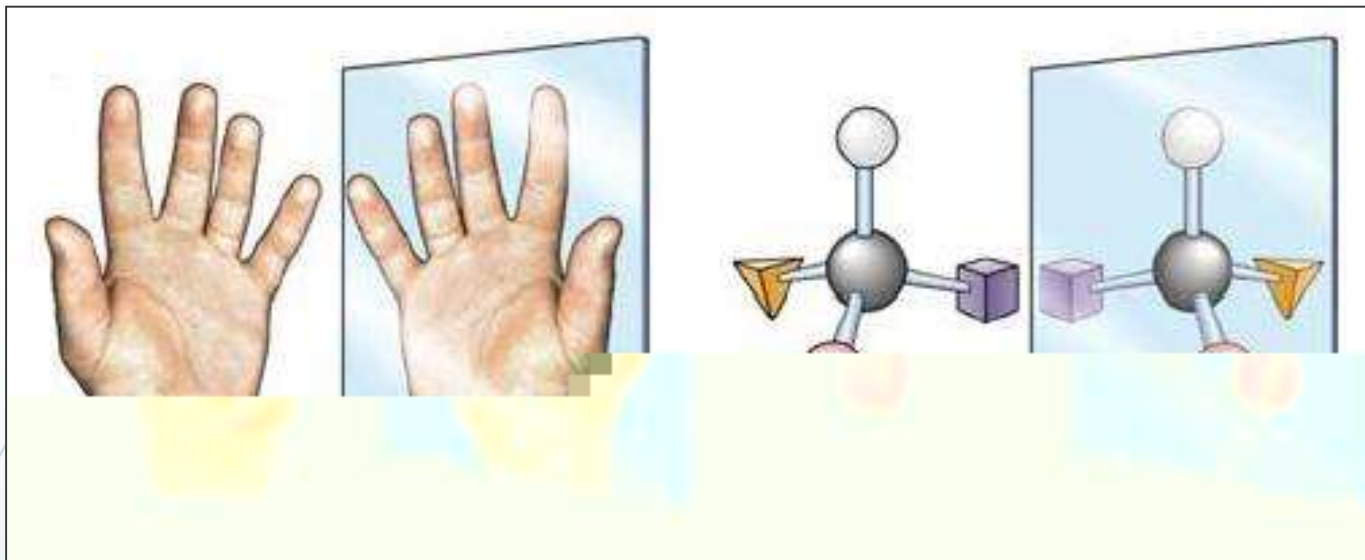
związek bez właściwości leku

Zjawisko czynności optycznej w chemii nieorganicznej

2.6. 19



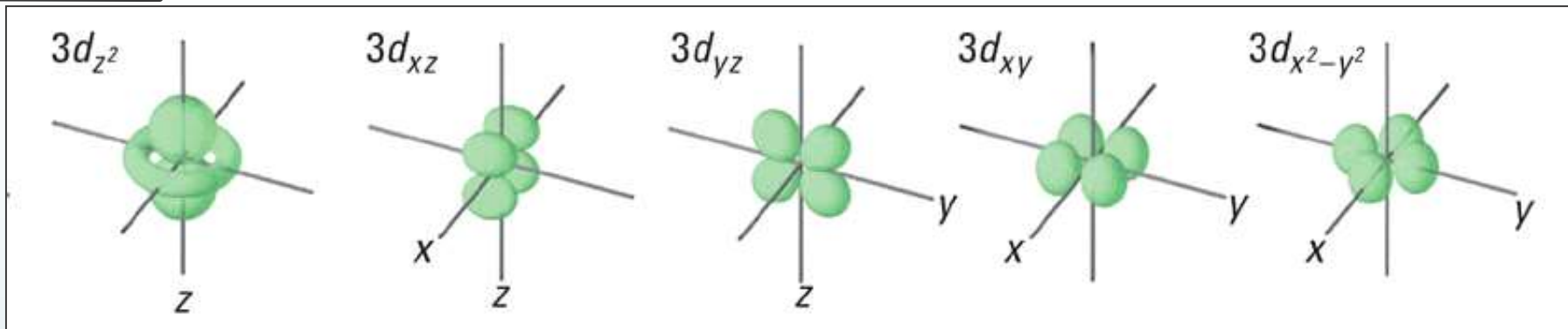
2.6. 20



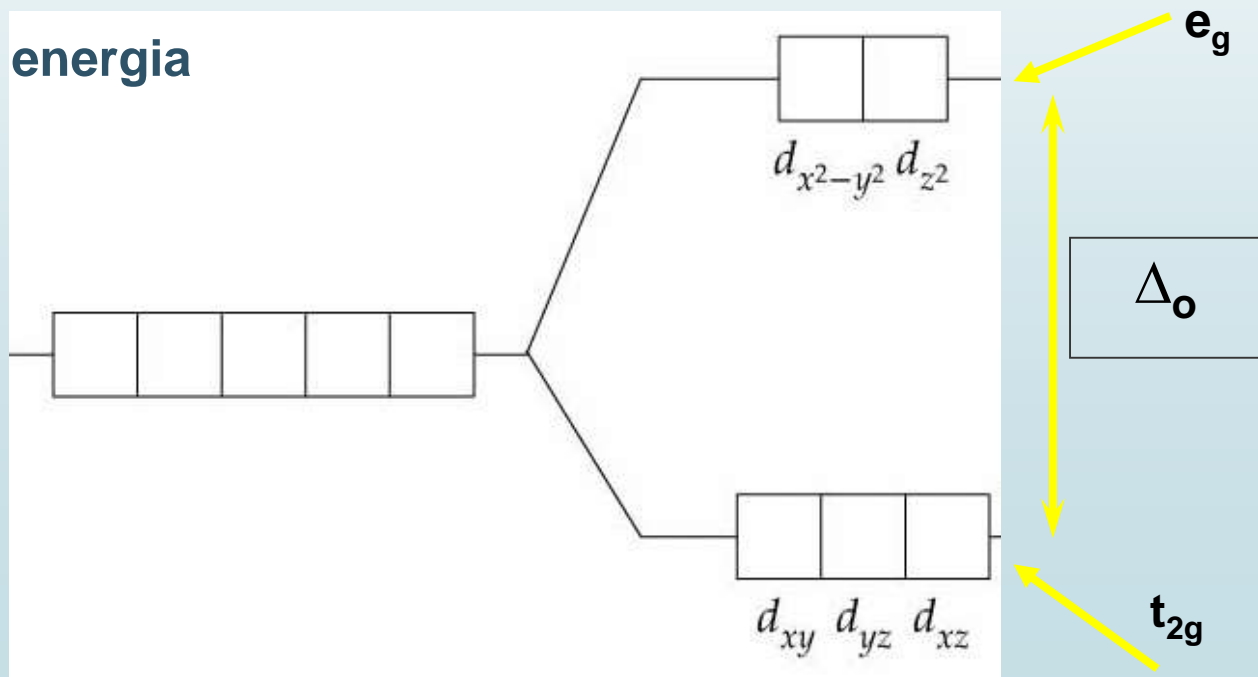
Zjawisko barwy kompleksów - Absorpcja światła

Orbitale d atomu centralnego

2.6. 21



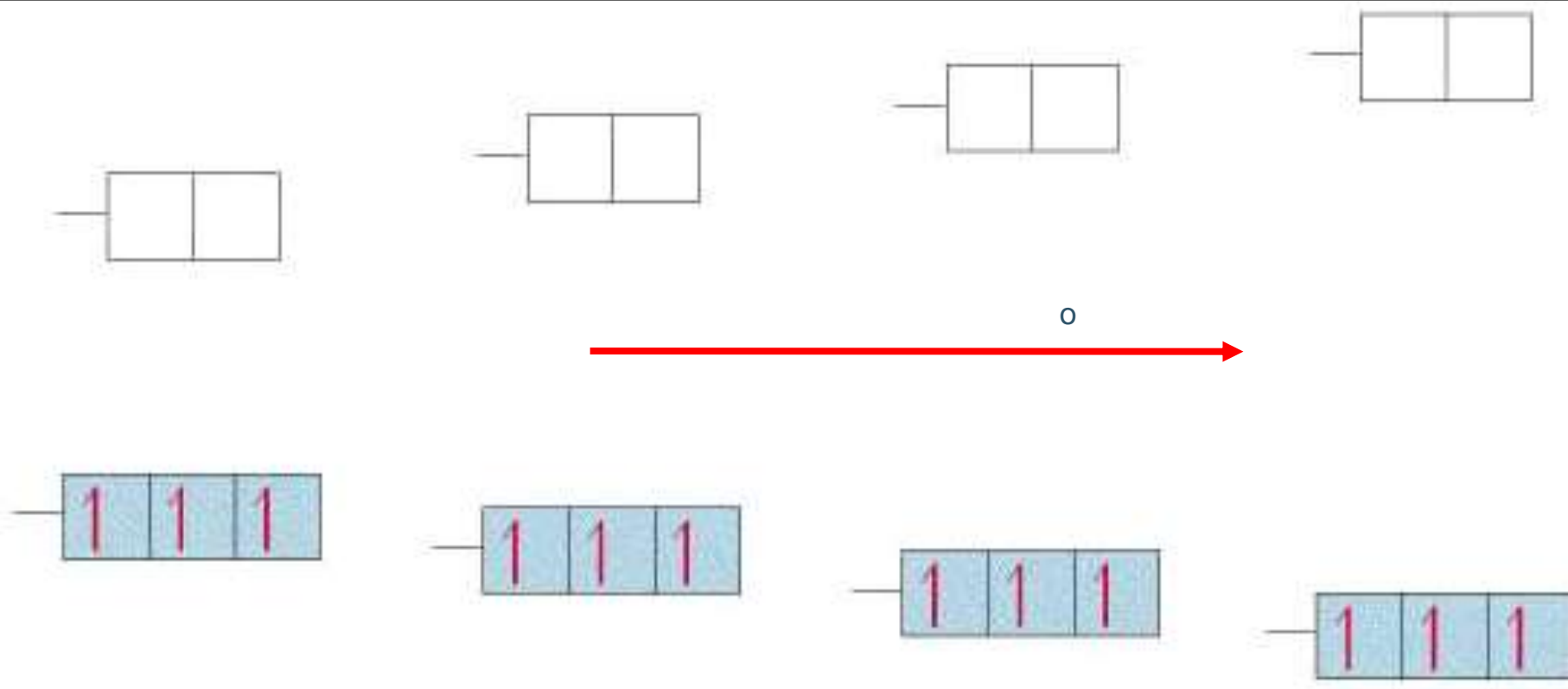
Rozszczepienie w polu ligandów





Przykład: seria kompleksów chromu (III)

2.6. 23



$[\text{CrF}_6]^{3-}$
zielony

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3-}$
fioletowy

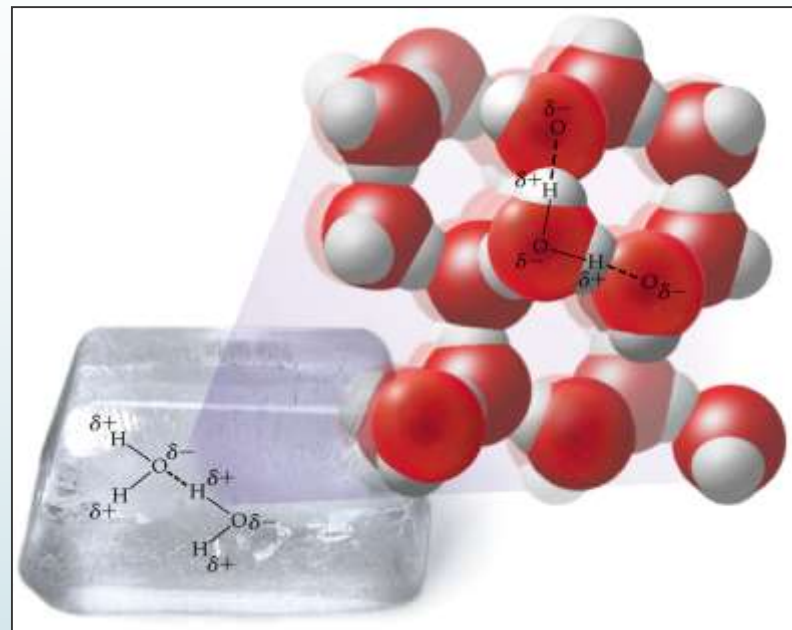
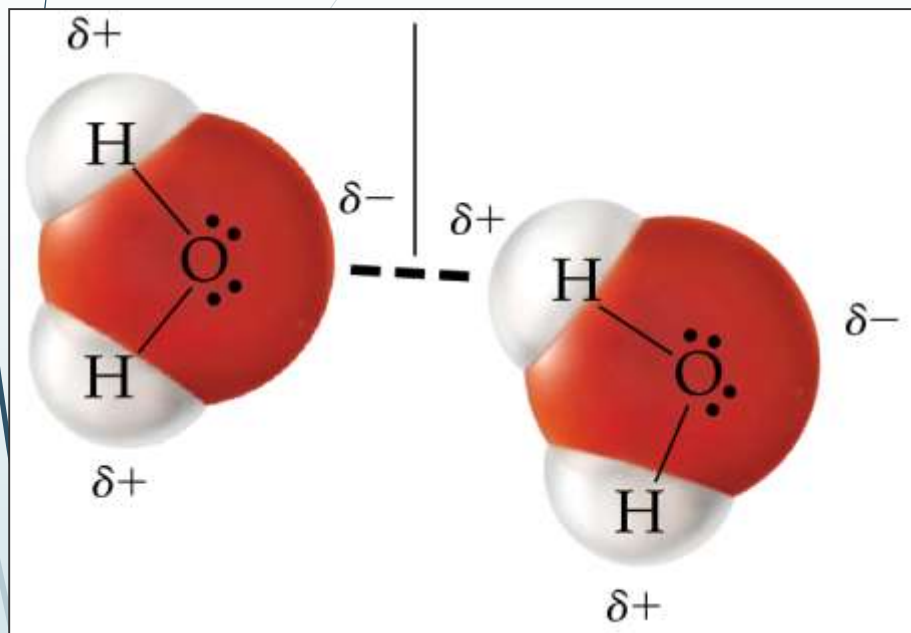
$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3-}$
żółty

$[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-}$
żółty

ODDZIAŁYWANIA CHEMICZNE

2.6. 24

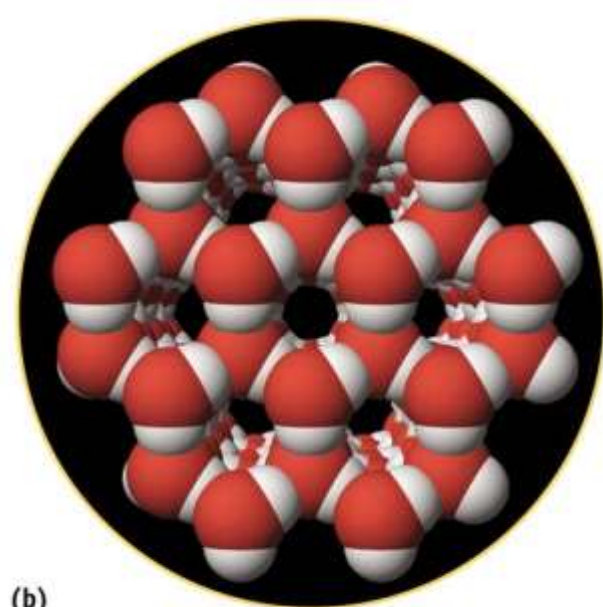
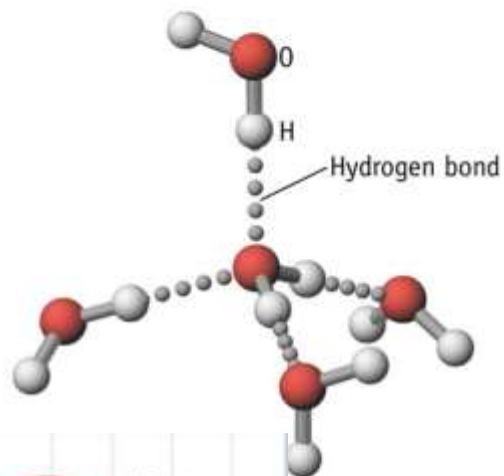
WIĄZANIE WODOROWE



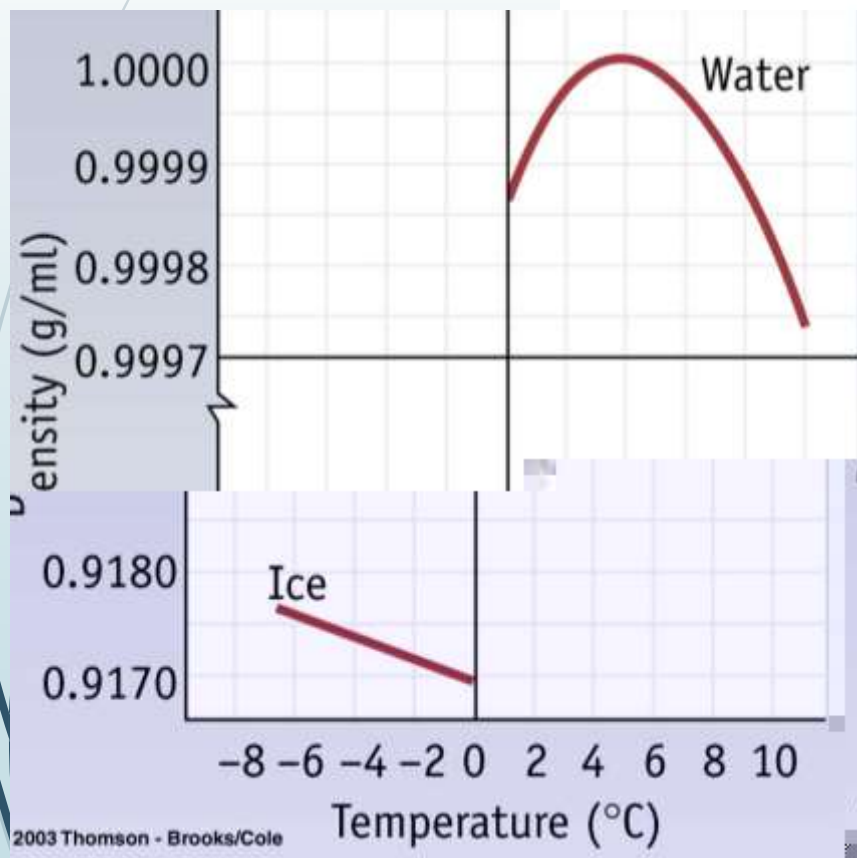
Wiązanie wodorowe ma nie tylko charakter oddziaływania elektrostatycznego, ale i donorowo-akceptorowego. Pojedynczy atom wódór może łączyć, przy pomocy wiązania wodorowego i atomowego, nie więcej niż dwa elektroujemne

WIĄZANIE WODOROWE

2.6. 25

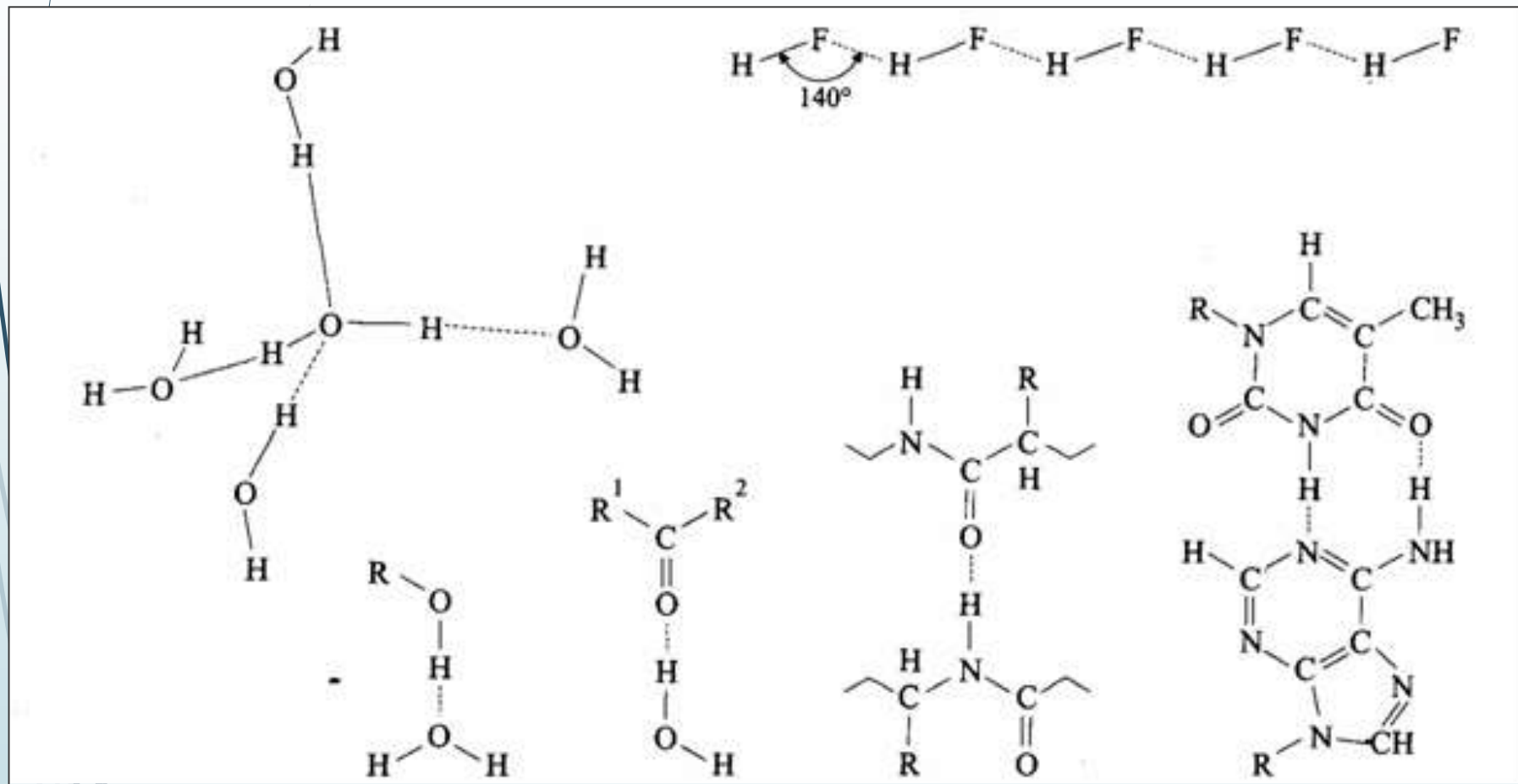


(b)



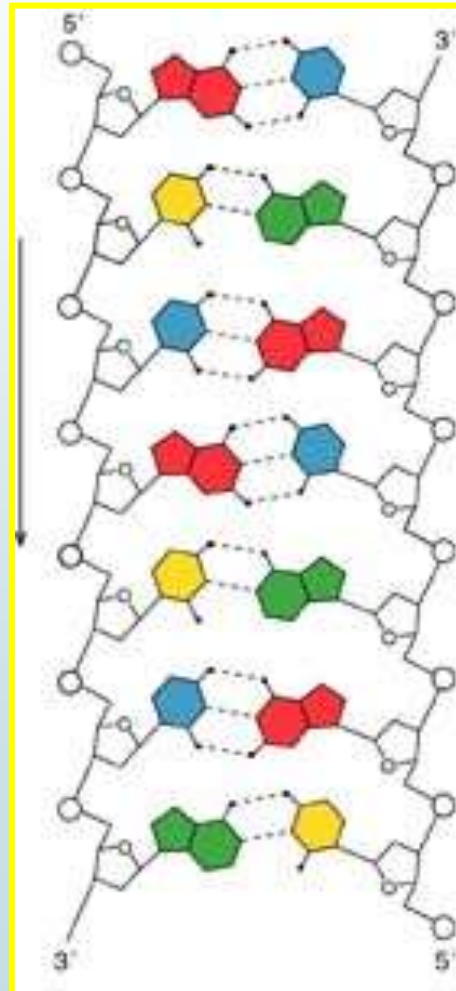
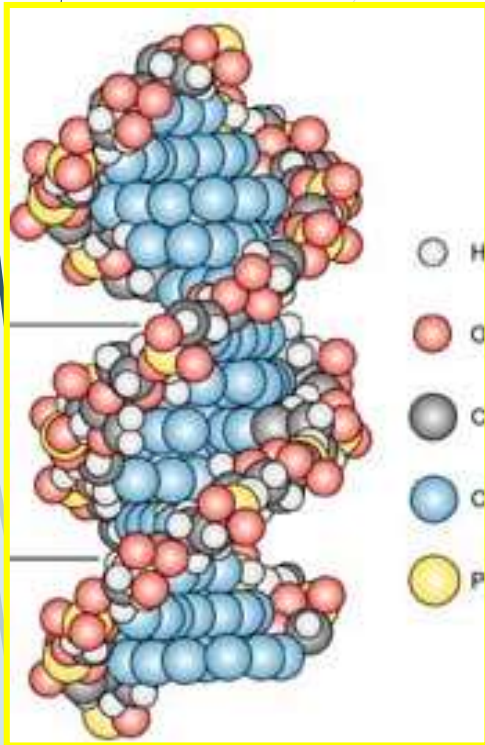
WIĄZANIE WODOROWE - przykłady

2.6. 26

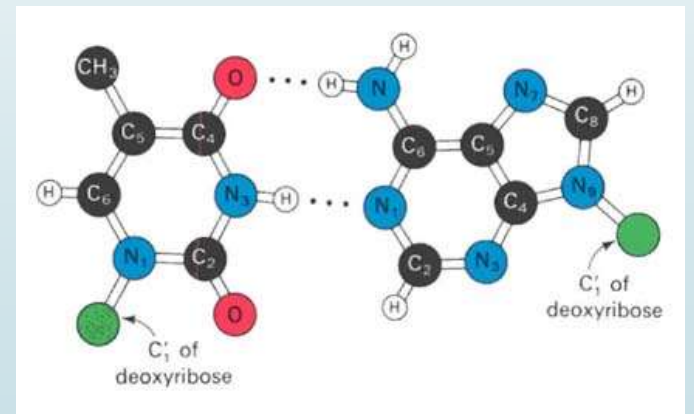
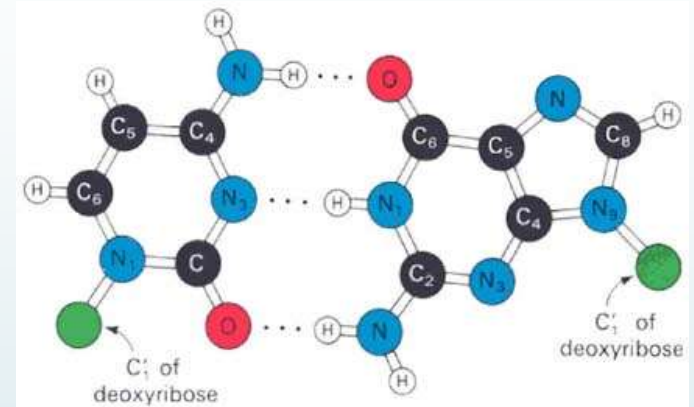


WIĄZANIE WODOROWE - przykłady

2.6. 27



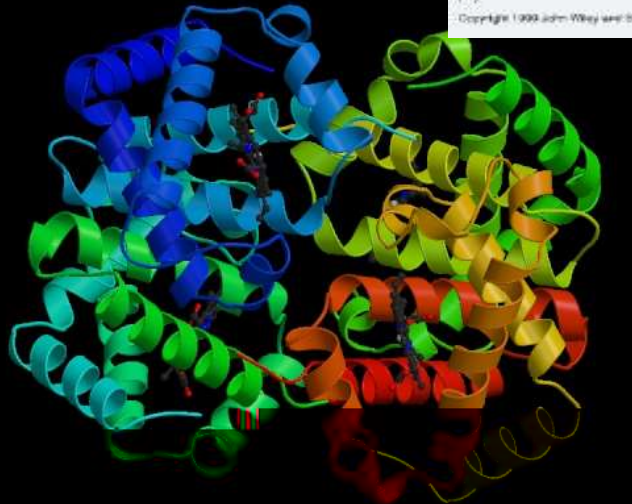
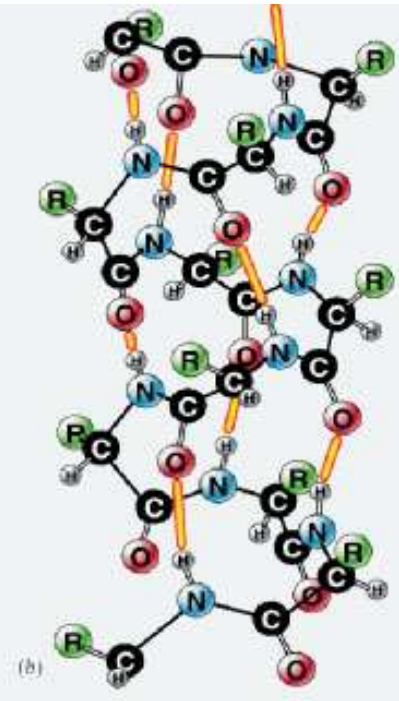
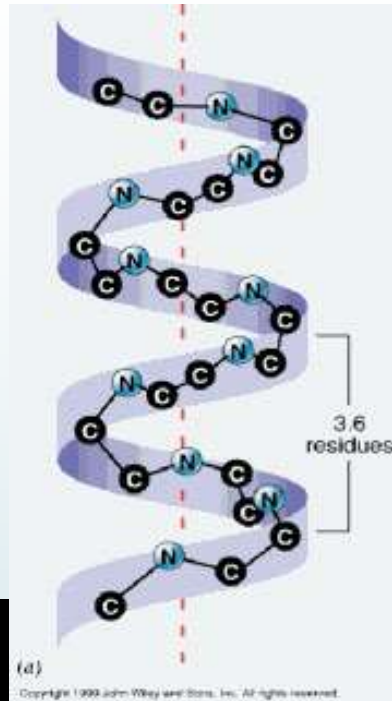
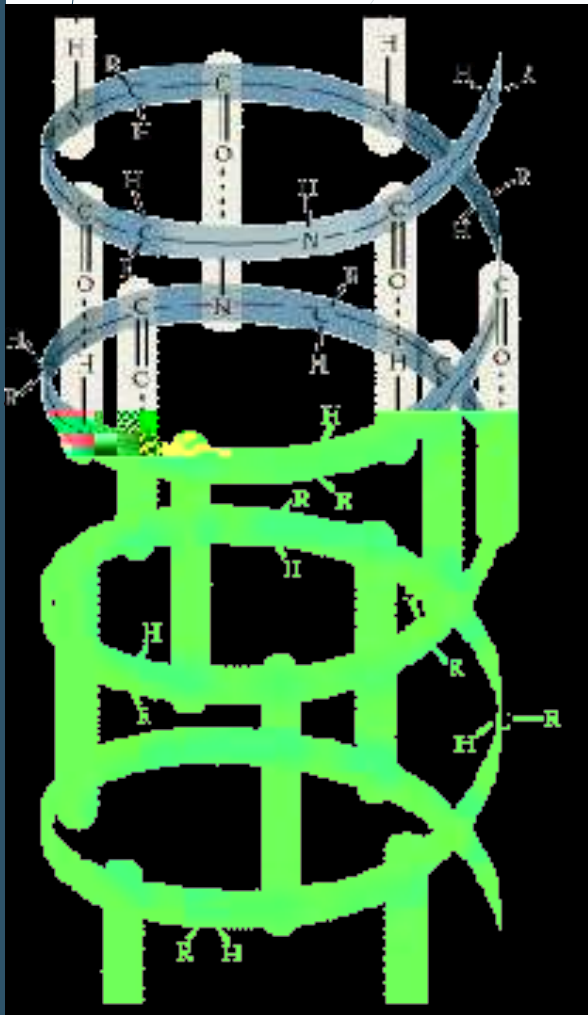
Wiązania wodorowe stabilizują helisę DNA



WIĄZANIE WODOROWE - przykłady

2.6. 28

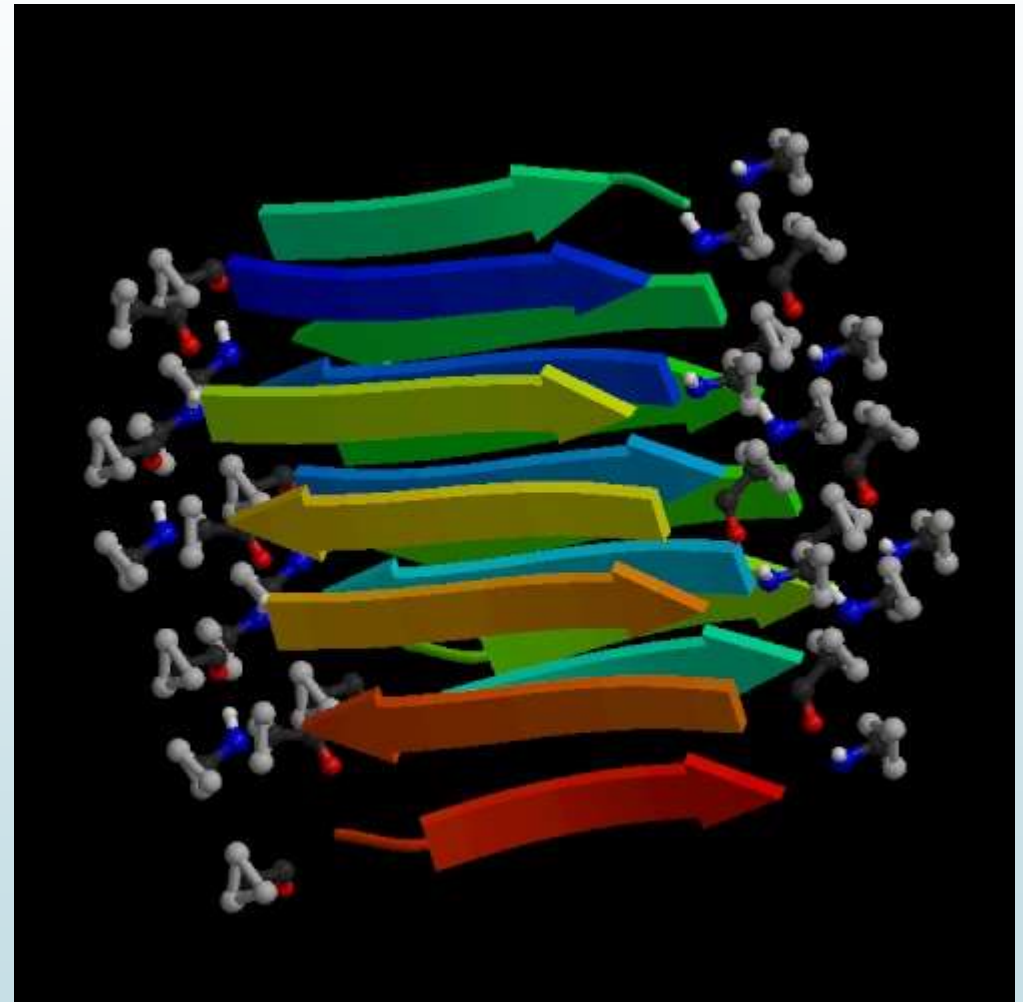
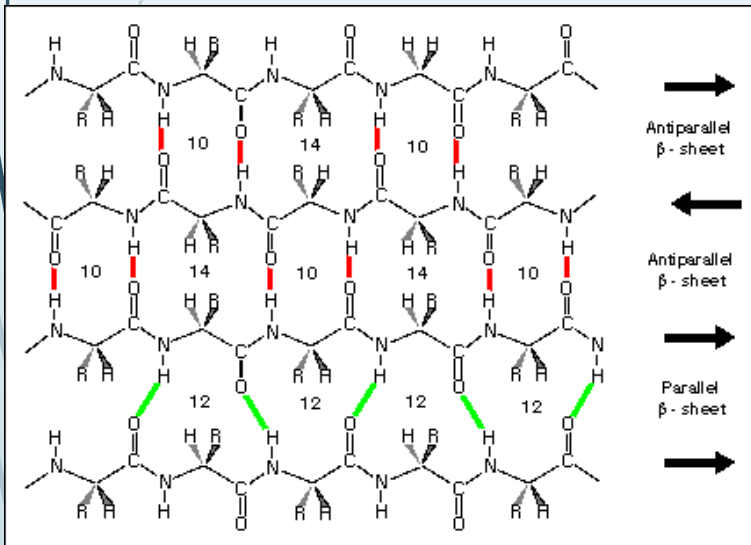
Wiązania wodorowe stabilizują łańcuchy polipeptydowe



WIĄZANIE WODOROWE - przykłady

2.6. 29

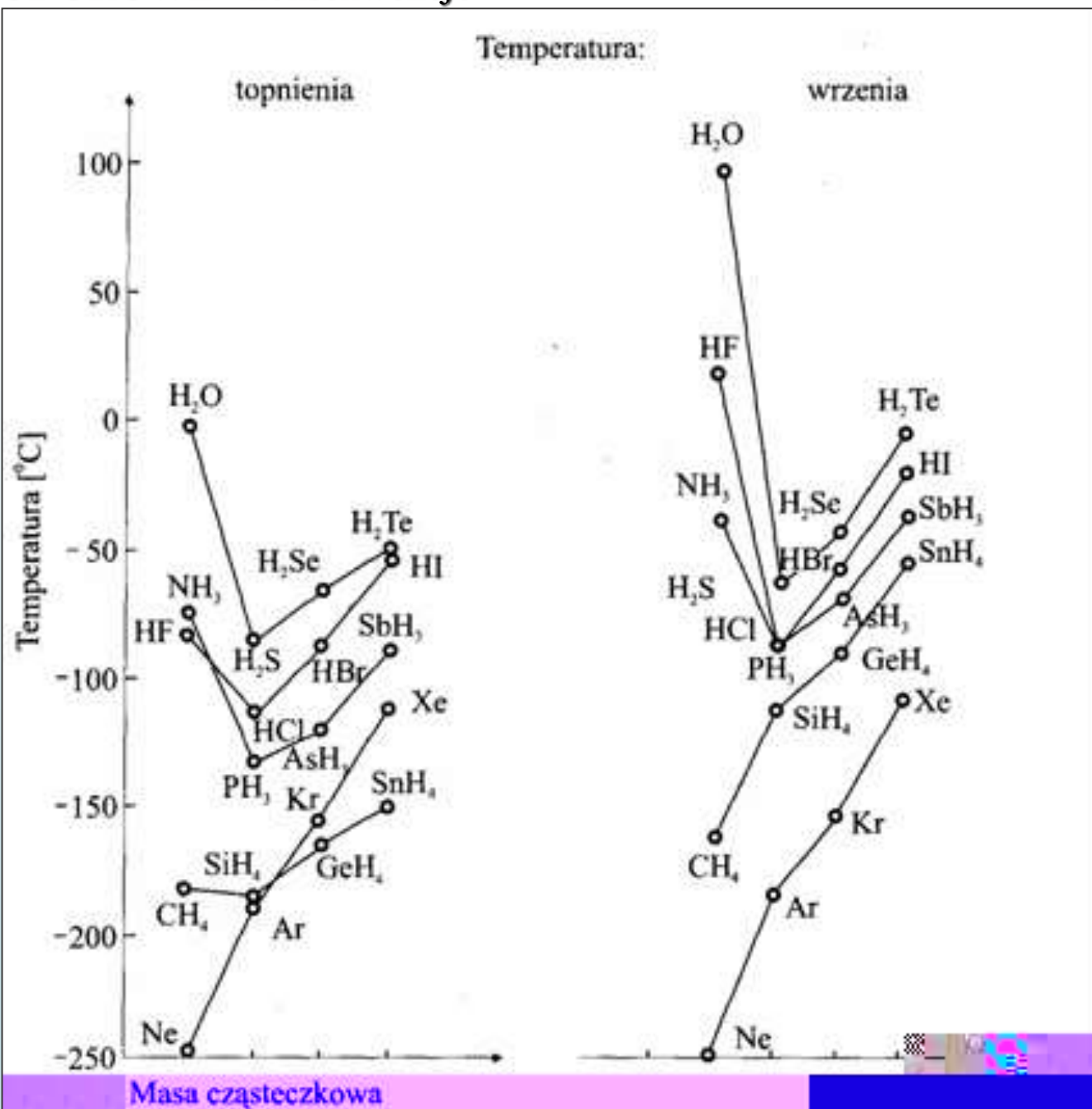
Wiązania wodorowe stabilizują łańcuchy polipetydowe



WIĄZANIE WODOROWE - konsekwencje

2.6. 30

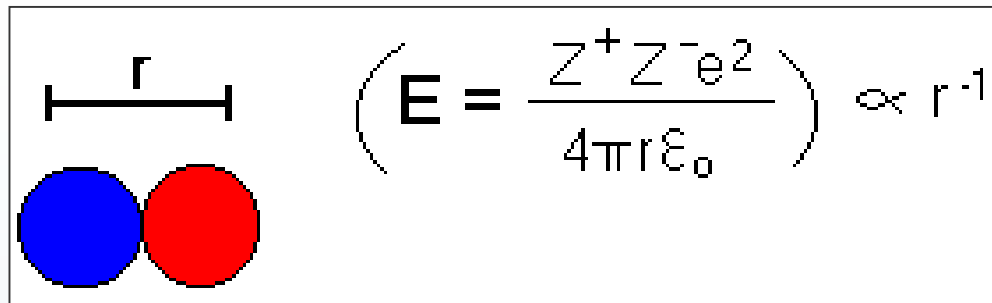
Zmiany temperatur topnienia i wrzenia obrazujące wpływ wiązania wodorowego. Dla porównania załączono krzywe dla gazów szlachetnych.



ODDZIAŁYWANIA MIĘDZYCZĄSTECZKOWE

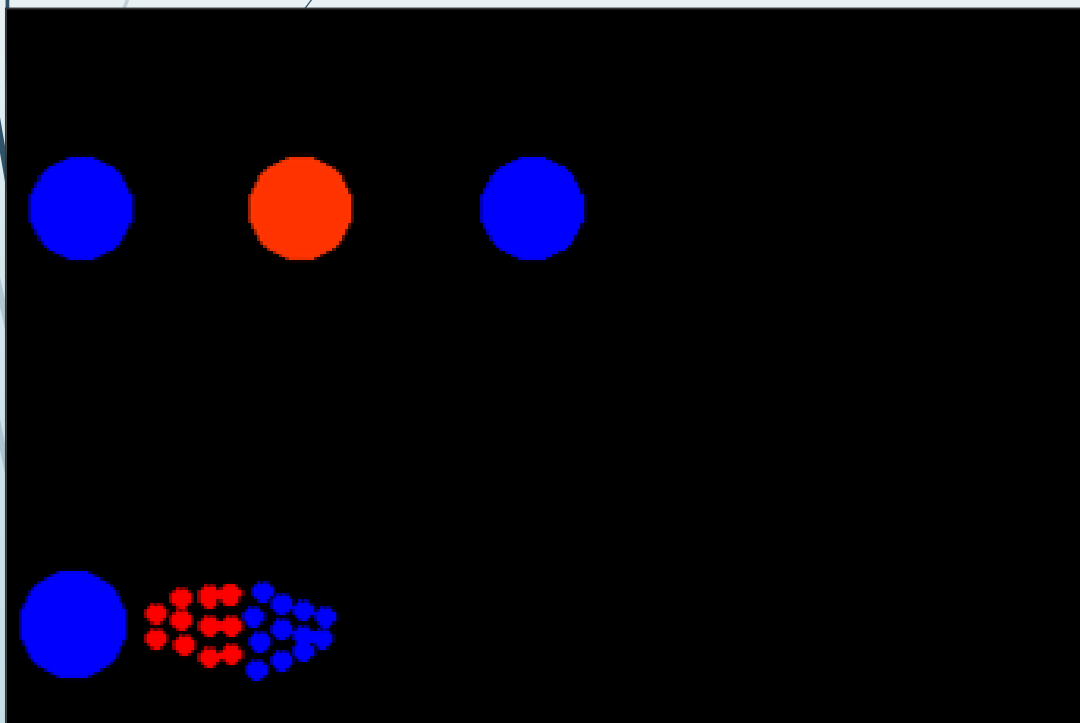
2.6. 31

Oddziaływania jon-jon (elektrostatyczne, siły kulobowskie)



- silne (300 - 600 kJ/mol)
- kierunkowe, proporcjonalne
- do d^{-1} , dominujące dla związków jonowych.

Oddziaływania jon-dipol

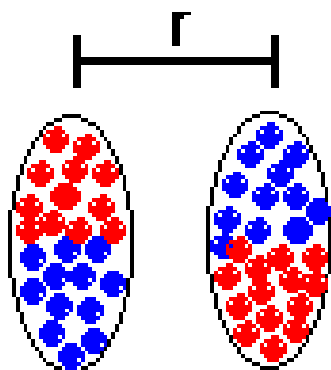


- moment dipolowy cząsteczki $\mu = q r$
- stanowią ok. 10 - 20 % siły wiązań jon-jon
- proporcjonalne do d^{-2}

ODDZIAŁYWANIA MIĘDZYCZĄSTECZKOWE

Oddziaływania dipol-dipol

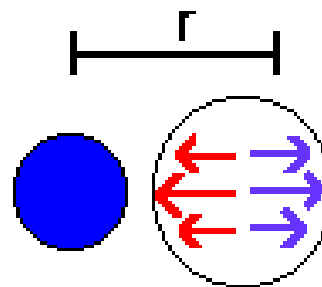
2.6.32



$$E_{\text{att}} = \frac{-\mu_1 \mu_2}{4\pi r^3 \epsilon_0} \propto \frac{1}{r^3}$$

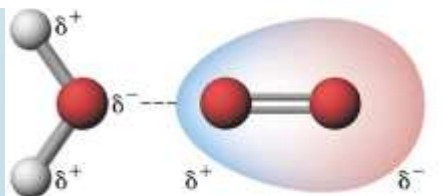
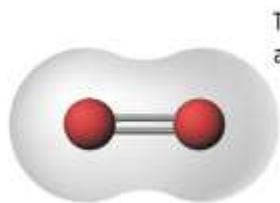
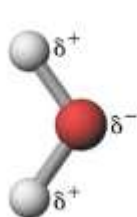
dużo słabsze od jon-dipol,
odpowiedzialne za siły kohezji
i adhezji oraz spójności układów
polarnych

Oddziaływania jon – dipol indukowany



α = polarizability of
induced dipole

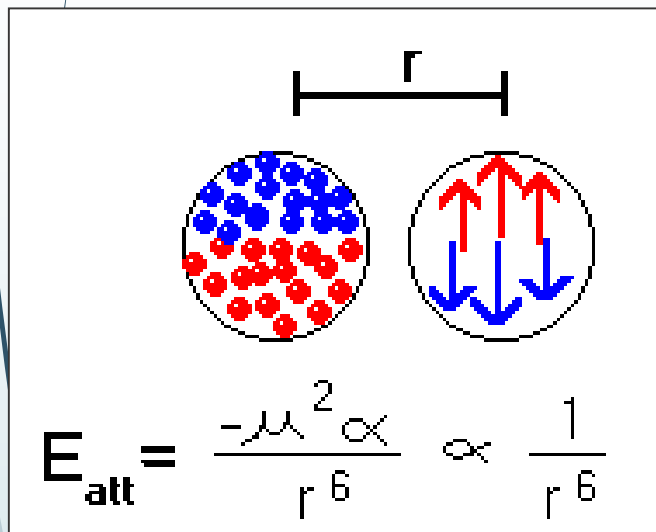
$$E_{\text{att}} = \frac{-Z^2 \alpha e^2}{2r^4} \propto \frac{1}{r^4}$$



ODDZIAŁYWANIA MIĘDZY CZĄSTECZKOWE

2.6. 33

Oddziaływania dipol–dipol indukowany



Siły dyspersyjne (Londona)

oddziaływania pomiędzy apolarnymi atomami lub cząsteczkami wykazującymi chwilowe fluktuacje gęstości elektronowej.

$E = -2 \mu' \alpha / r^6$ μ' to chwilowa wartość momentu dipolowego proporcjonalna do energii jonizacji oraz polaryzowalności α .



SIŁY VAN DER WAALSA

Efekt orientacyjny

oddziaływania typu dipol - dipol i jon - dipol.

Efekt indukcyjny

oddziaływania typu dipol - dipol indukowany i jon - dipol indukowany

Efekt dyspersyjny

ODDZIAŁYWANIA CHEMICZNE

2.6. 34

Zakres oddziaływania	Rodzaj oddziaływania	Siła oddziaływania [kJ/mol]

PORÓWNANIE MOCY WIĄZAŃ

	kcal/mol	kJ/mol
kowalencyjne	100 – 150	400 – 600
jonowe, metaliczne	50 – 100	200 – 400
wodorowe	3 – 8	12 – 30
oddziaływania hydrofobowe	< 2,5	< 10
van der Waalsa	0,1 – 1	0,4 – 4,0

KRYSZTAŁY

2.6. 35

Kryształy	molekularne	kowalencyjne	jonowe	metaliczne
W węzłach sieci:	cząsteczki lub atomy	atomy	aniony, kationy	jony dodatnie.
Siła wiążąca:	oddziaływanie van der Waalsa dipol-dipol	wspólne pary elektronowe	przyciąganie elektrostatyczne (kationy-aniony)	wiązanie metaliczne (kationy-gaz elektronowy)
Właściwości:	bardzo miękkie	bardzo twarde, mało lotne	dość twarde, mało lotne	różna twardość dla różnych metali.
Temp. topnienia:	niska	bardzo wysoka	stosunkowo wysoka	średnia lub wysoka.
Przewodnictwo	izolatory	izolatory	przewodzą prąd po stopieniu	dobre przewodniki ciepła i elektryczności nawet w stanie stałym.
Wytrzymałość mechaniczna:	mała	duża	duża	różna dla różnych metali.
Przykłady:	woda (lód), ditlenek węgla (suchy lód), kryształy związków organicznych (naftalen, sacharoza, mocznik)	diament, węgiel krzemu, ditlenek krzemu	chlorek sodu, chlorek potasu, azotan(V) potasu	sód, miedź, srebro.



Przykładowe pytania

2.6. 37

Wskaż typy wiązań chemicznych występujące w następujących substancjach lub jonach:

	NH_4^+	HCl	NaCl	Cl_2
A.				
B.				
C.				
D.				

Ponieważ różnica elektroujemności między Cl i H wynosi 0.9, zaś między Br i H wynosi 0.7, to poprawne jest następujące stwierdzenie:

- A.
- B.
- C.
- D.



Przykładowe pytania

2.6. 38

W wymienionych związkach: NH_3 , O_3 , BaCl_2 , C_2H_2 , KBr wiązanie kowalencyjne występuje w:

A. NH_3 , C_2H_2 , BaCl_2

B. O_3 , BaCl_2 , KBr

C. NH_3 , O_3 , BaCl_2

D. NH_3 , O_3 , C_2H_2

Orbitale molekularne opisujące wiązania chemiczne w cząsteczce tlenku węgla to:

A.

π

σ

B.

σ

π

C.

σ

π

D.

π

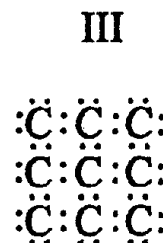
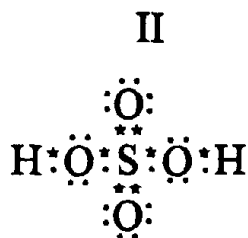
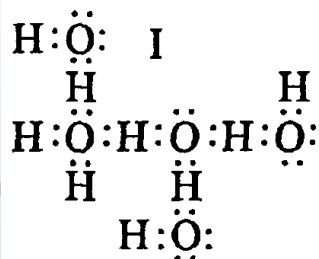
σ

Ile wiązań poszczególnych typów zawiera cząsteczka $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$:

2.6. 39

	kowalencyjne	koordynacyjne	jonowe
A.			
B.			
C.			
D.			

Poniższe wzory elektronowe przedstawiają:



- I. asocjację cząsteczek wody
- II. budowę cząsteczki H_2SO_4
- III. strukturę diamentu

	I	II	III
A.			
B.			
C.			
D.			