

Część 2

Budowa materii:

od mikrocząstek do układów (supra) molekularnych

- 2.1. Dowody na nieciągłość materii oraz istnienia stanów kwantowych
- 2.2. Modele budowy atomu
- 2.3. Nowe cechy mikroświata - nowa terminologia
- 2.4. Współczesne rozumienie budowy atomu
- 2.5. Budowa cząsteczek
- 2.6. Wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe**

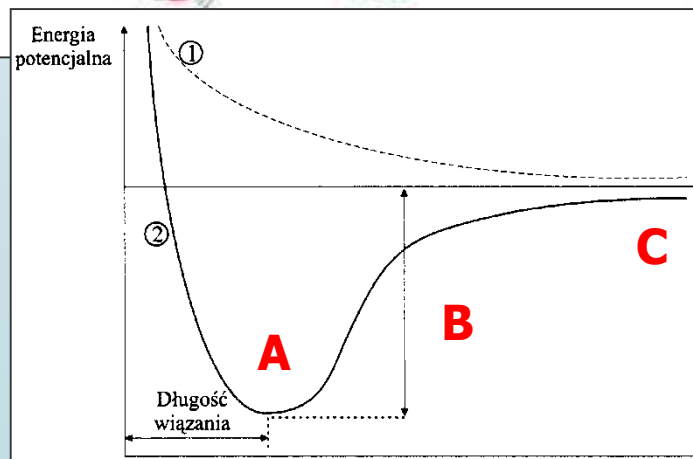
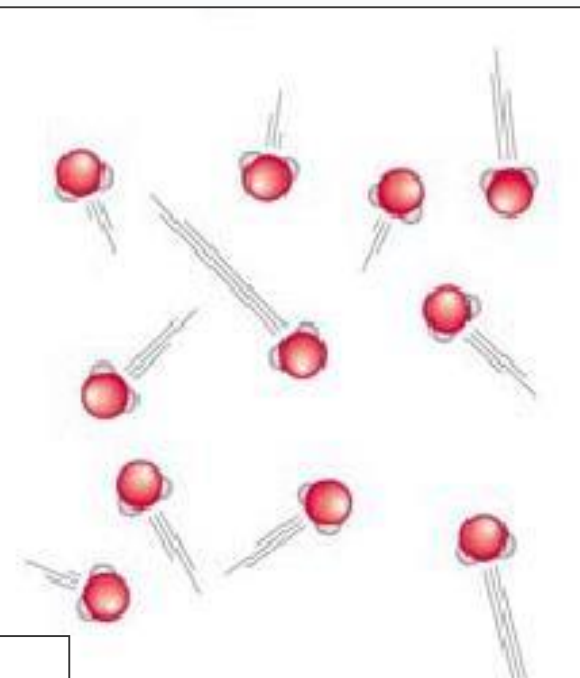
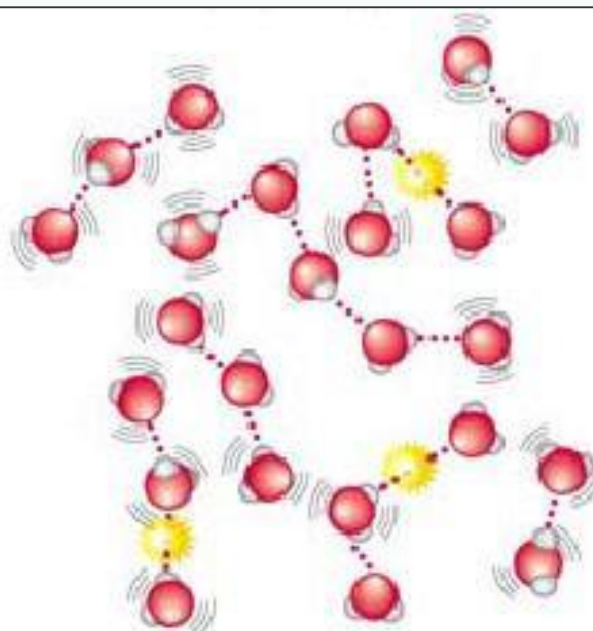
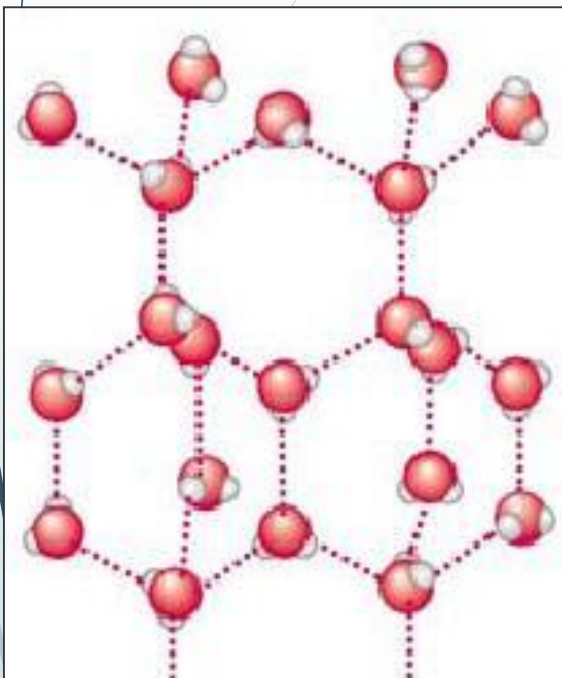
WIĄZANIA CHEMICZNE

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

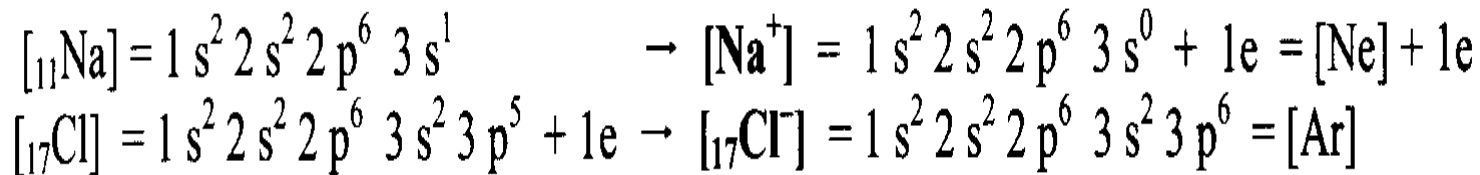
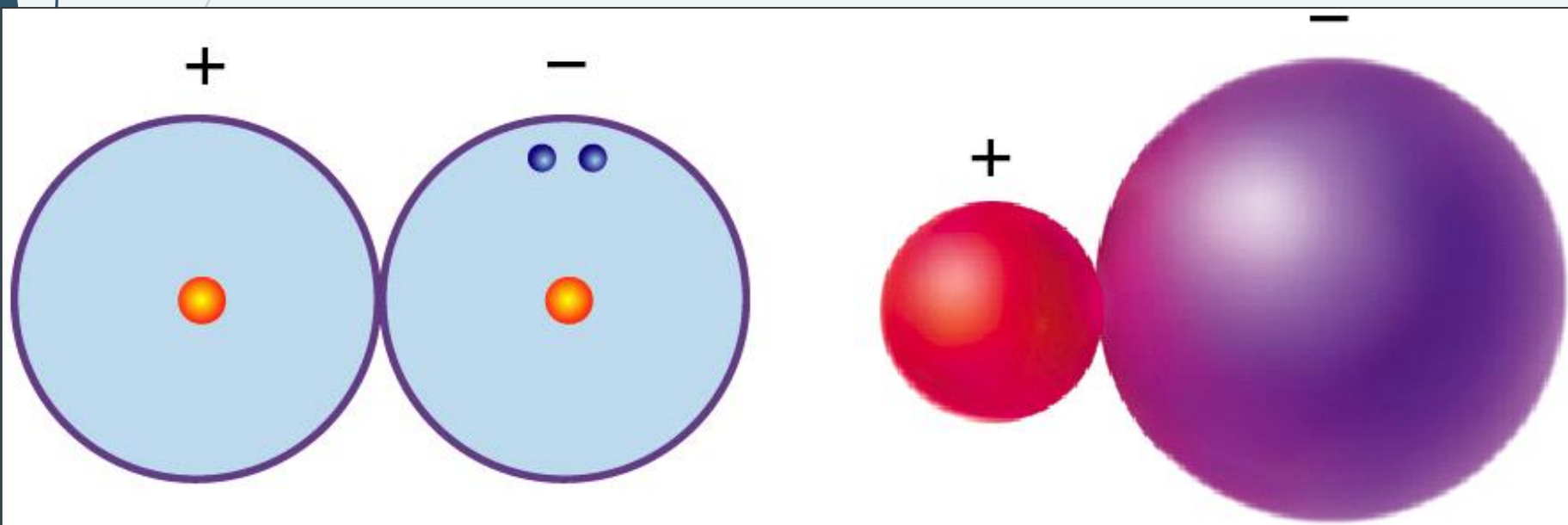
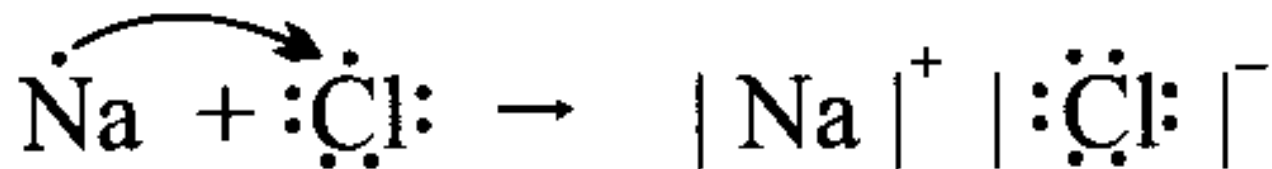
Siły dyspersyjne (Londona)

SIŁY VAN DER WAALSA

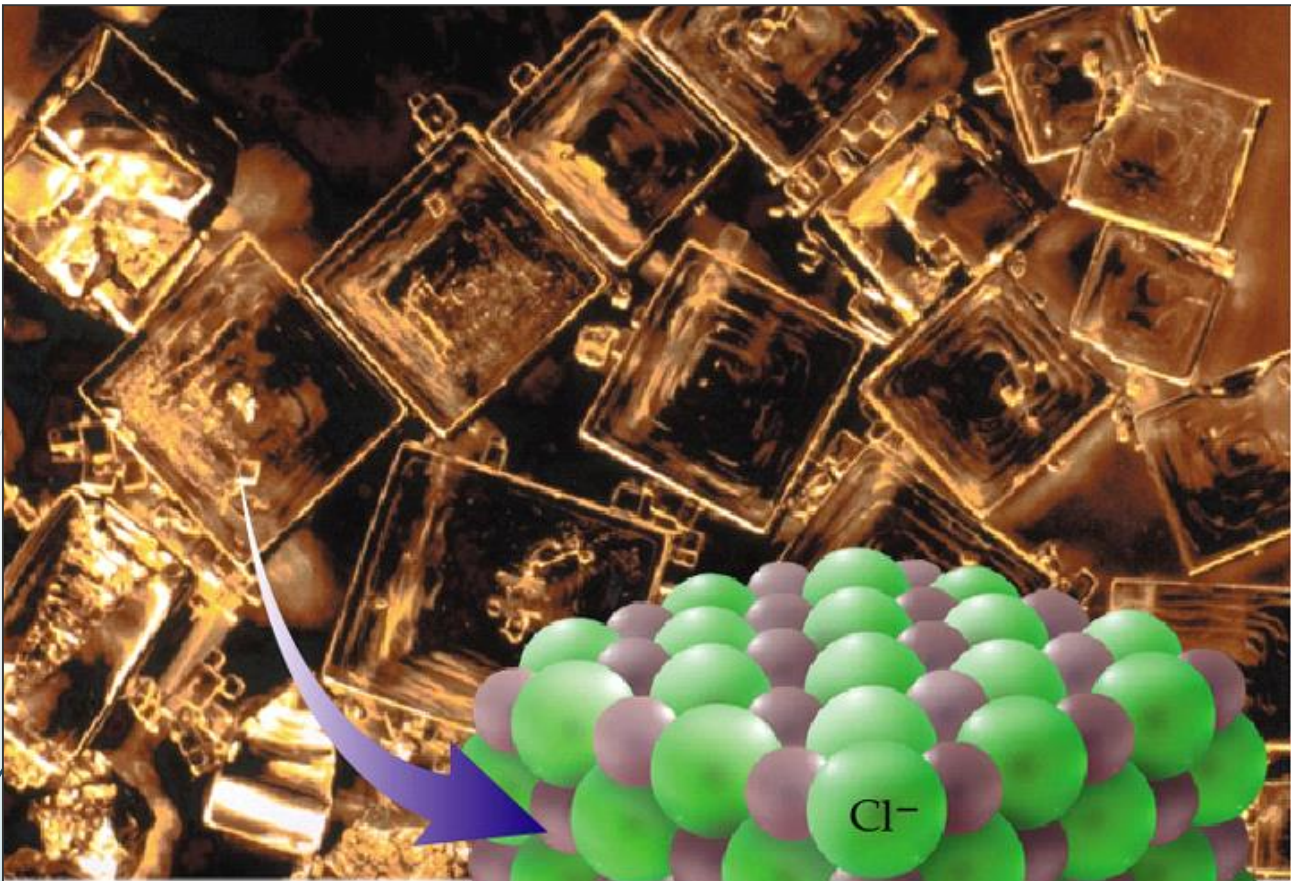
WIĄZANIE JONOWE

2.6.4

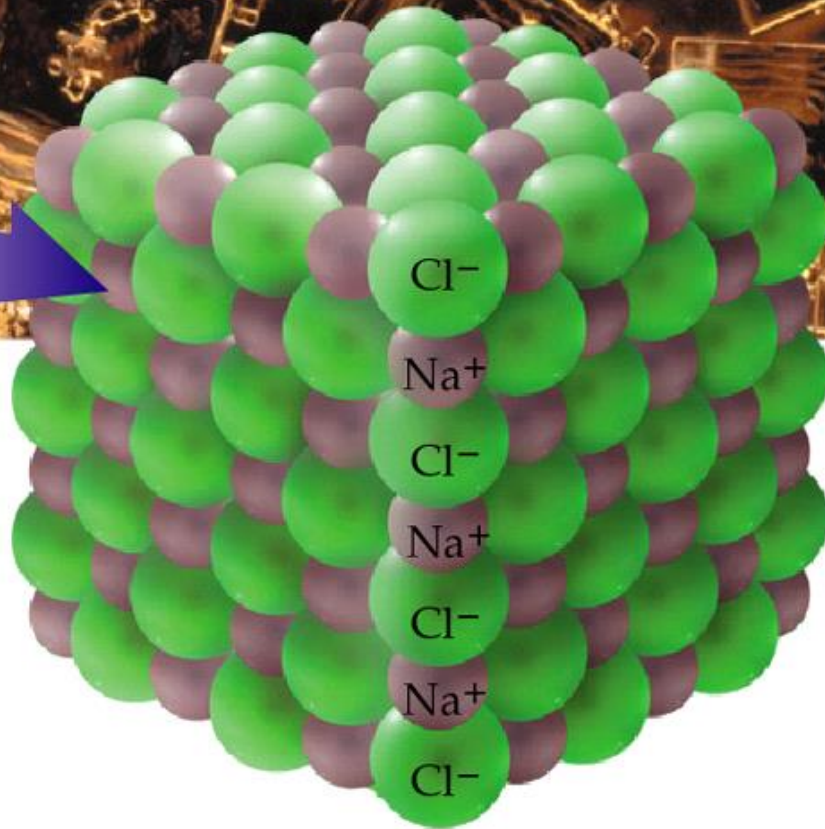
$$F = \frac{q_1 q_2}{4\pi\epsilon_0 r^2}$$



2.6.5



Chlorek sodu

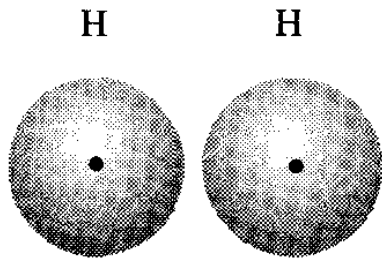


WIĄZANIE KOWALENCYJNE

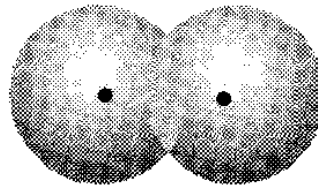
2.6. 6

Powstawanie wiązania w cząsteczce wodoru.

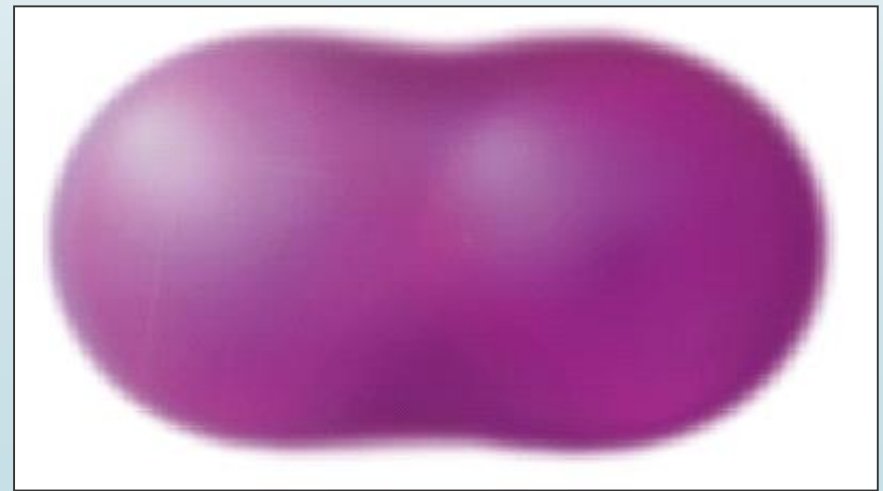
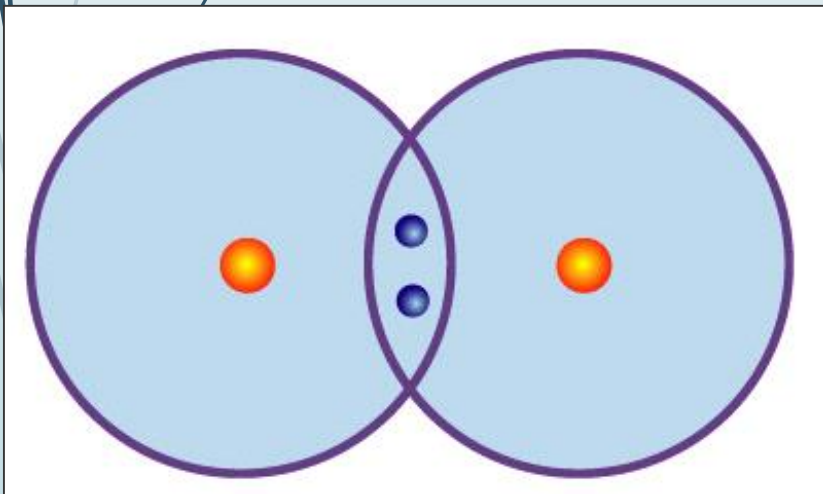
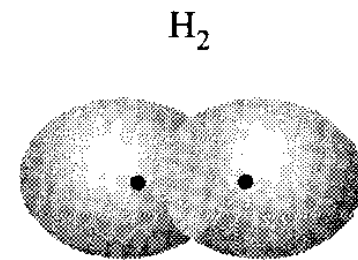
Modele oddzielnych atomów wodoru:



Nakładanie się orbitali atomowych

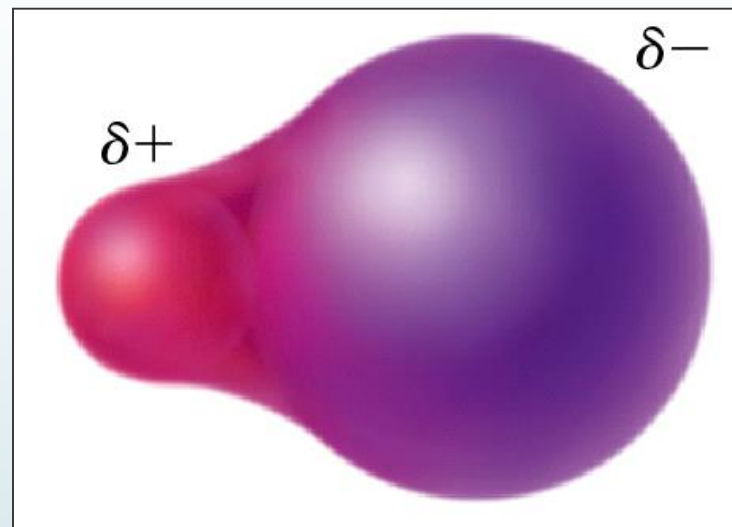
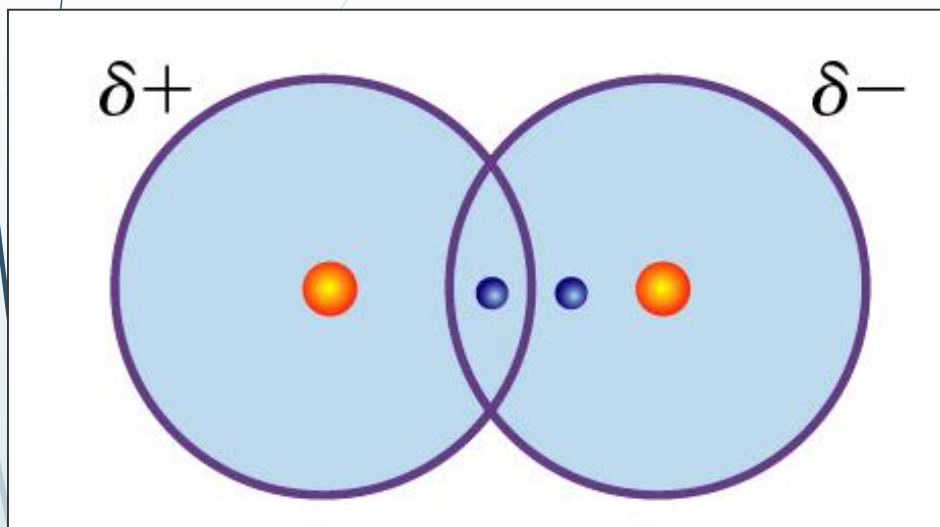


Model cząsteczki wodoru:



WIĄZANIE SPOLARYZOWANE

2.6.7



RÓŻNICE ELEKTROUJEMNOŚCI:

H—H

Cl—H

O—H

F—H

2.1 2.1

3.0 2.1

3.5 2.1

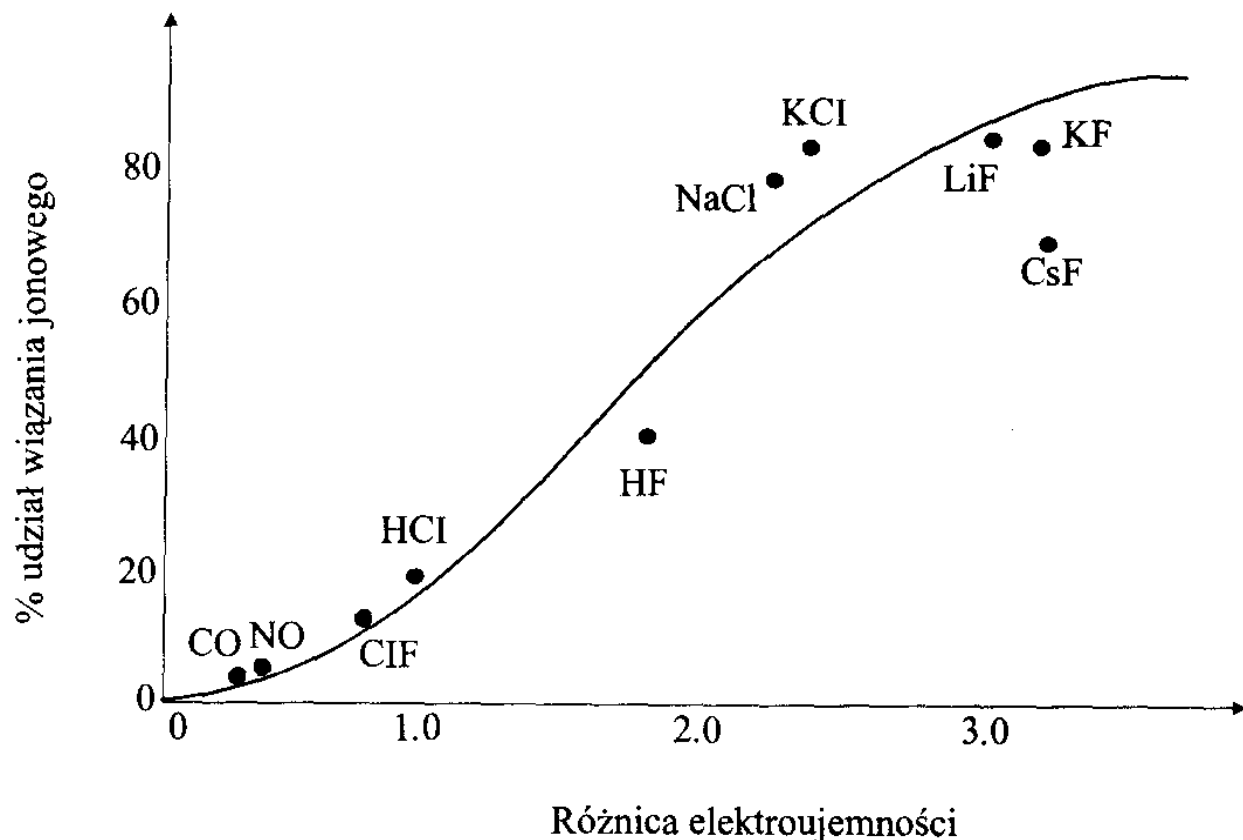
4.0 2.1

Procentowy udział wiązania jonowego

2.6. 8

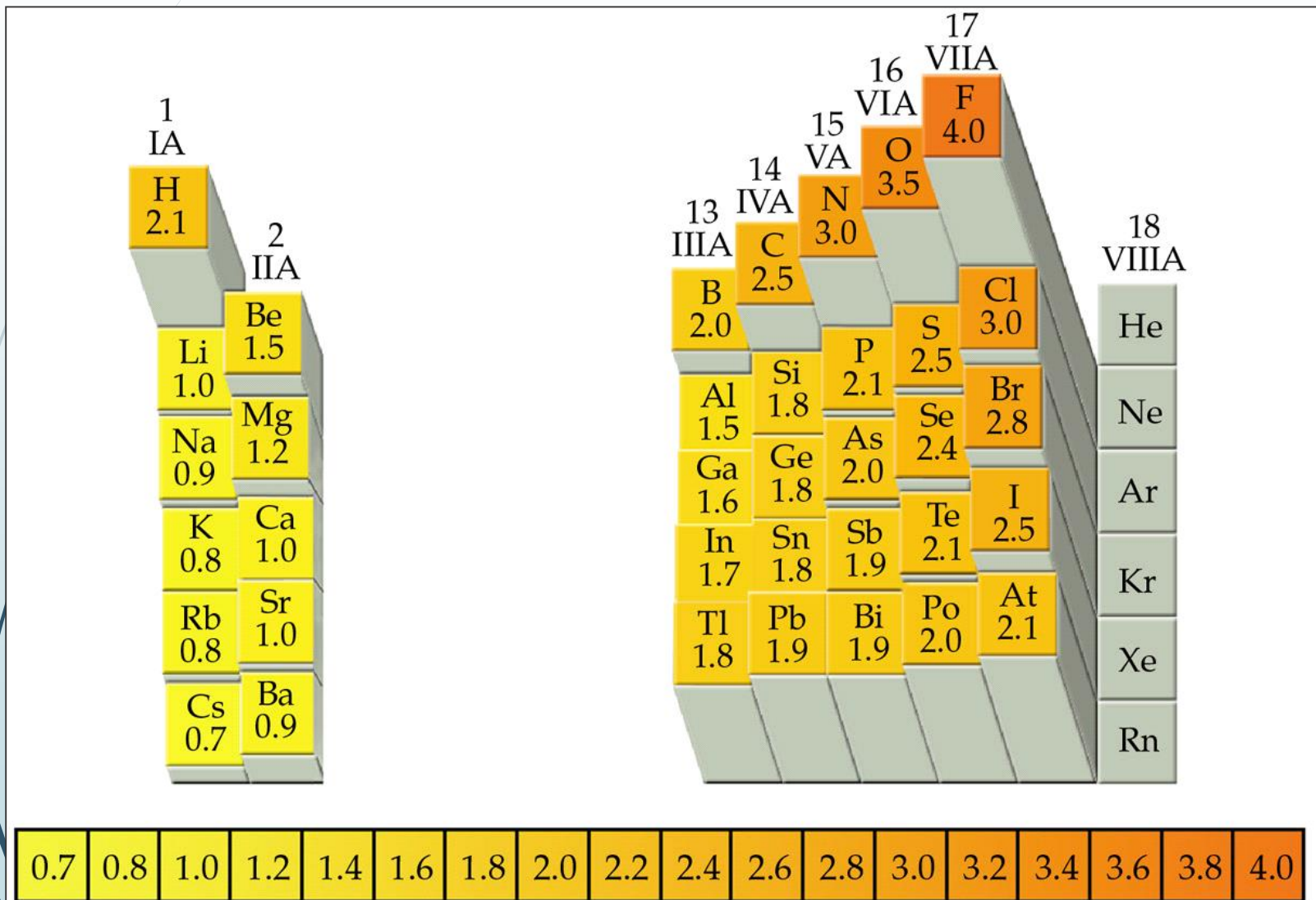
Procentowy udział wiązania jonowego (obliczony na podstawie obserwowanych momentów dipolowych i długości wiązań) w wybranych cząsteczkach dwuatomowych.

Cząsteczka	% udział wiązania jonowego
H ₂	0
CO	2
NO	3
HI	6
ClF	11
HBr	12
HCl	18
HF	41
CsF	70
LiCl	73
LiH	76
KBr	78
NaCl	79
KCl	82
KF	82
LiF	84
NaF	88



ELEKTROUJEMNOŚĆ PIERWIASTKÓW:

2.6.9



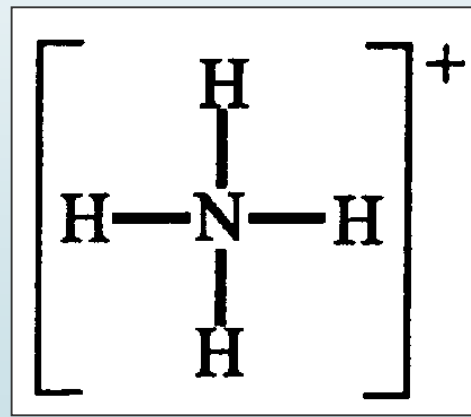
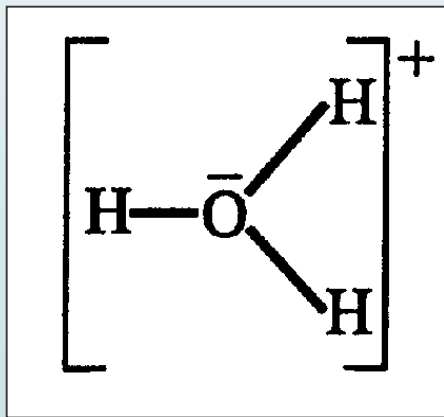
WIĄZANIE KOORDYNACYJNE

2.6. 10



Proste przykłady

Jon hydroniowy, Jon amonowy, aniony reszt kwasów tlenowych

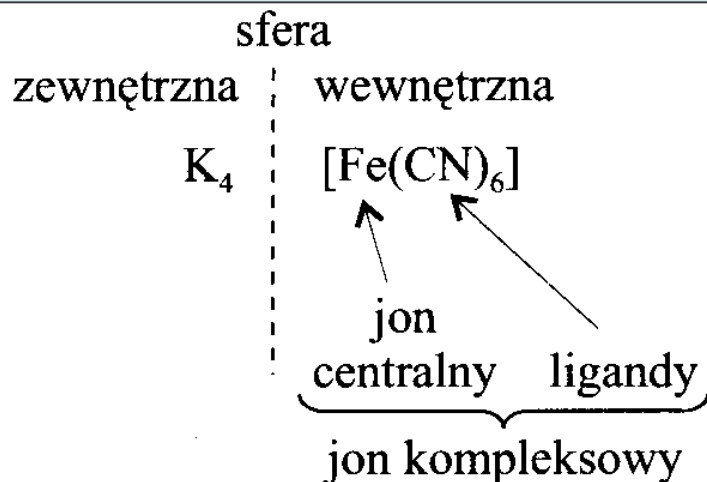


ZWIĄZKI KOMPLEKSOWE

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 $4f^{14} 5d^{10} 6s^2$



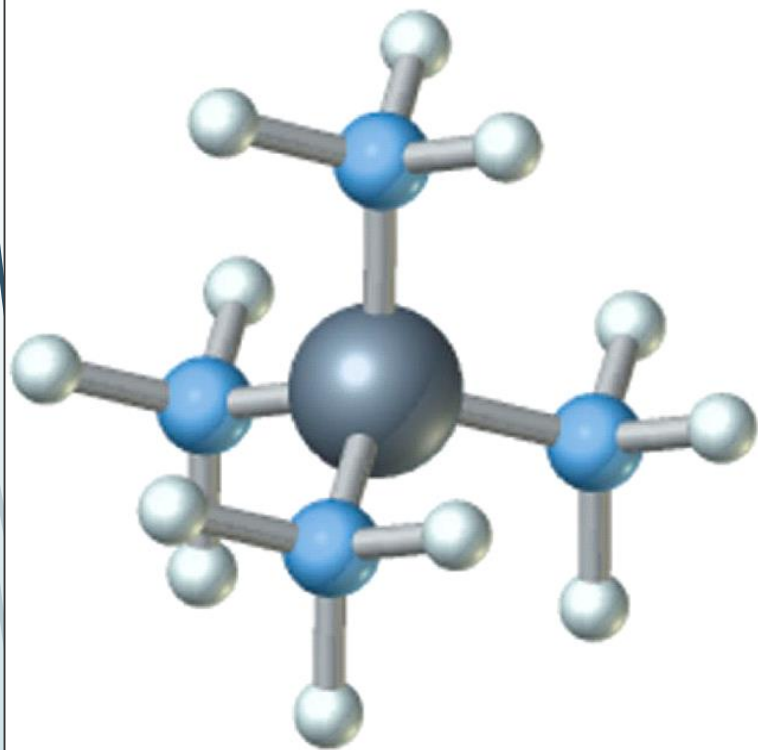
ZWIĄZKI KOMPLEKSOWE

2.6. 12

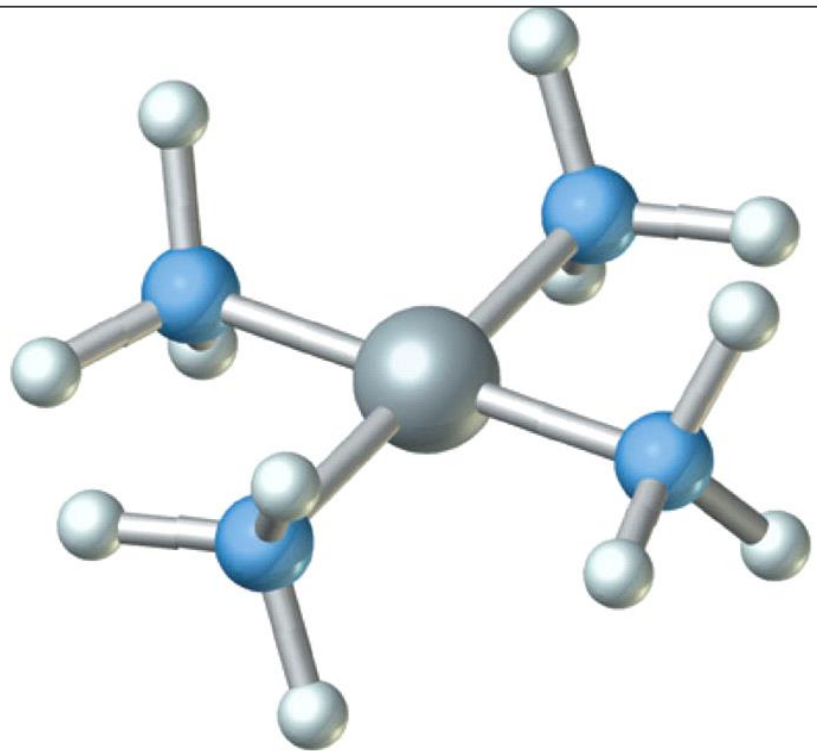
Ligand	Przykład jonu kompleksowego	Liczba koordynacyjna	Hybrydyzacja atomu centralnego	Rozmieszczenie w przestrzeni
Cząsteczki obojętne				
NH ₃ , H ₂ O, CO	[Ag (NH ₃) ₂] ⁺	2	sp	układ liniowy
	[Cd (NH ₃) ₄] ²⁺	4	sp ³	tetraedr
	[Ni (NH ₃) ₄] ²⁺	4	dsp ²	kwadrat płaski
	[Co (NH ₃) ₆] ³⁺	6	d ² sp ³	oktaedr
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



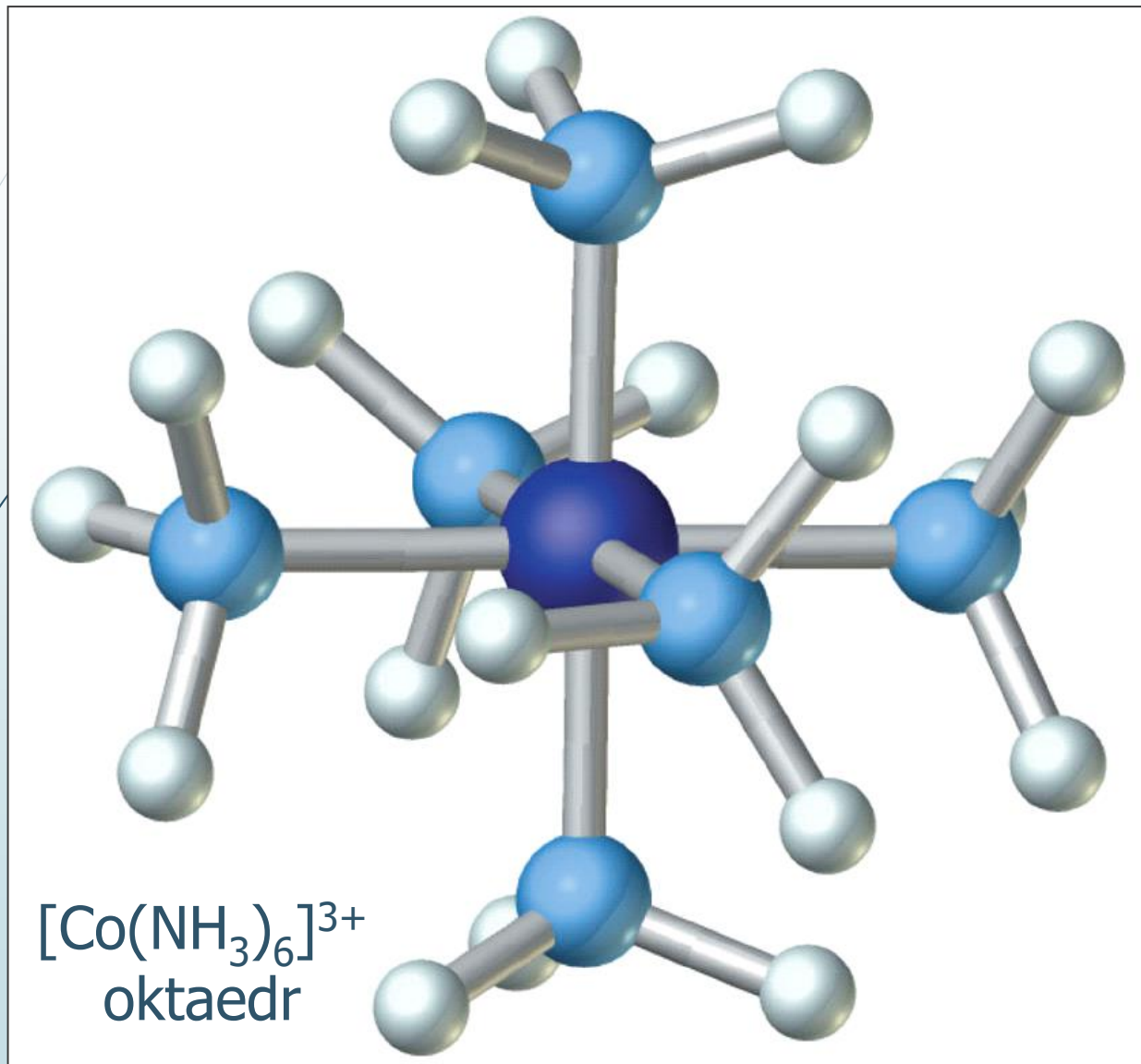
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
tetraedr



$[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
płaski kwadrat

Przykład: liczba koordynacyjna = 6

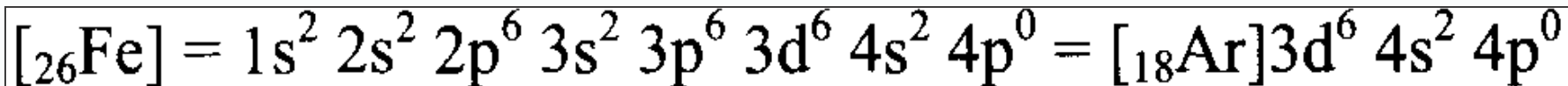
2.6. 14



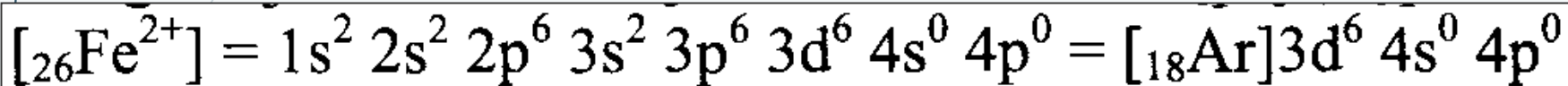
Przykład: Kompleksy jonu żelaza (II)

2.6. 15

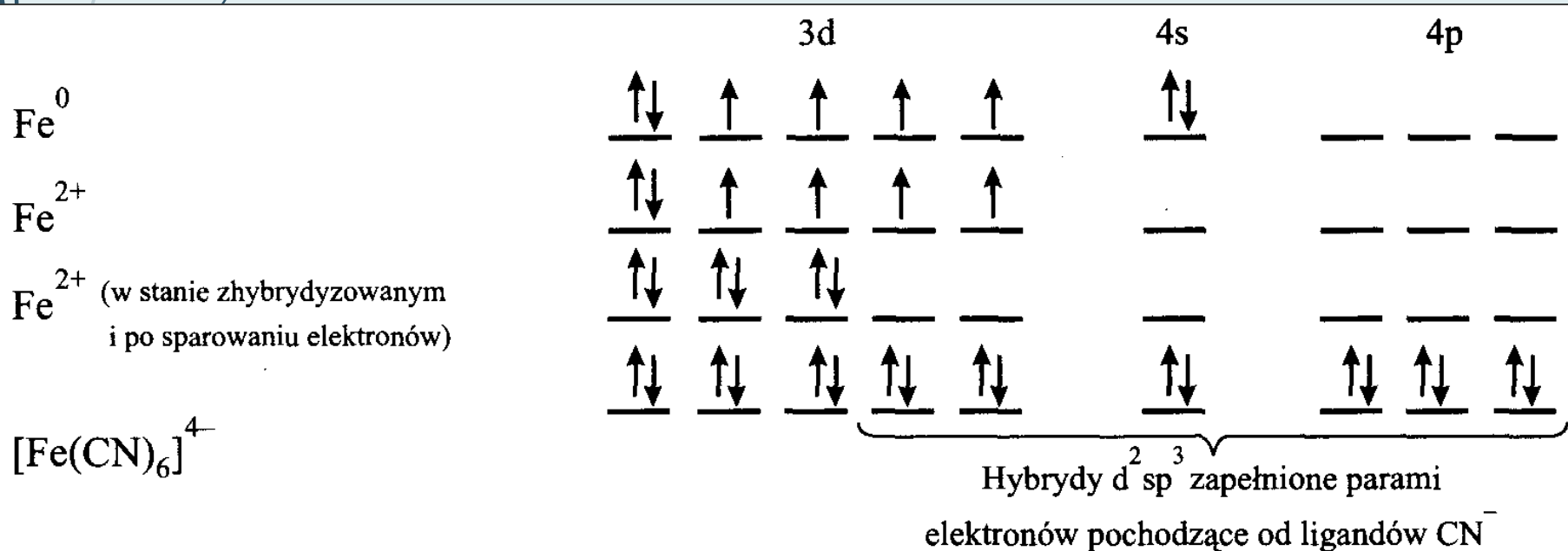
Konfiguracja elektronowa atomu żelaza:



Konfiguracja elektronowa jonu żelaza:



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

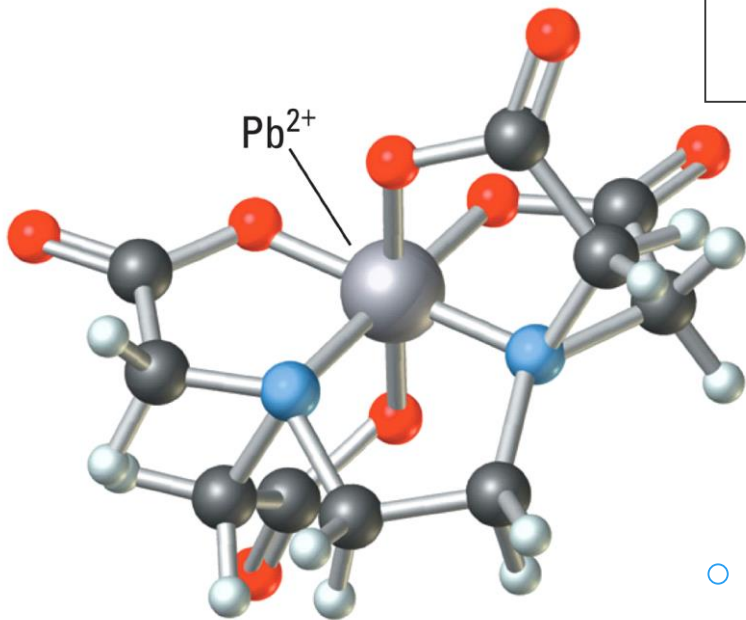
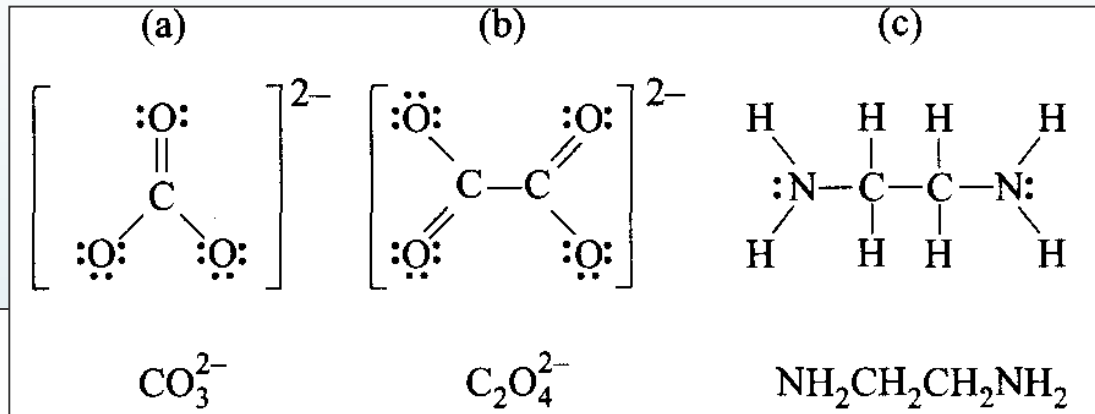
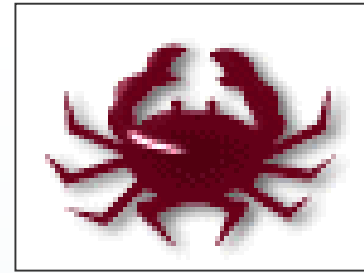


Chelaty

2.6. 16

Przykłady ligandów, które mogą być donorami dwóch par elektronowych:

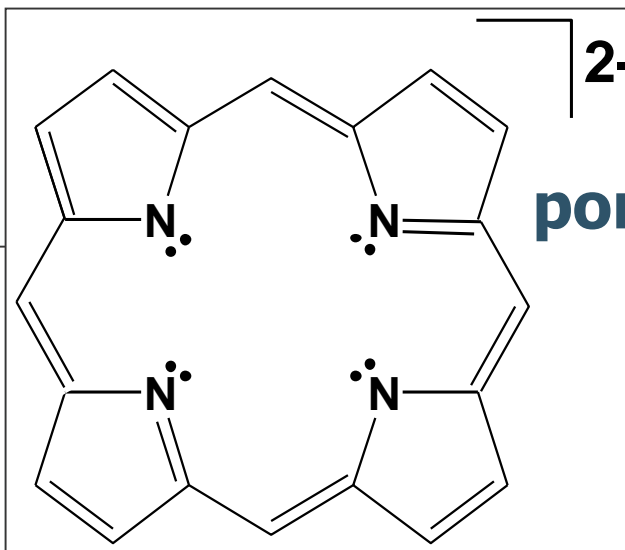
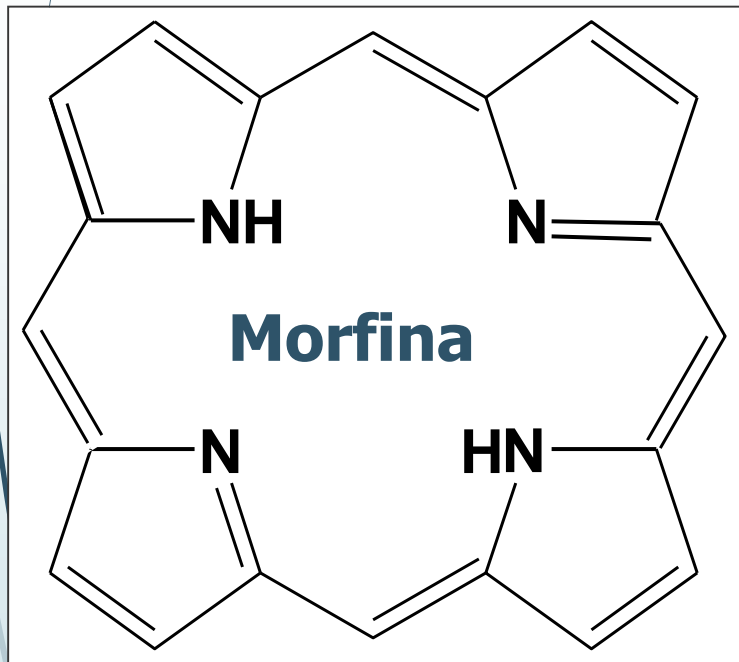
- a) jon węglanowy
- b) jon szczawianowy
- c) etylenodiamina



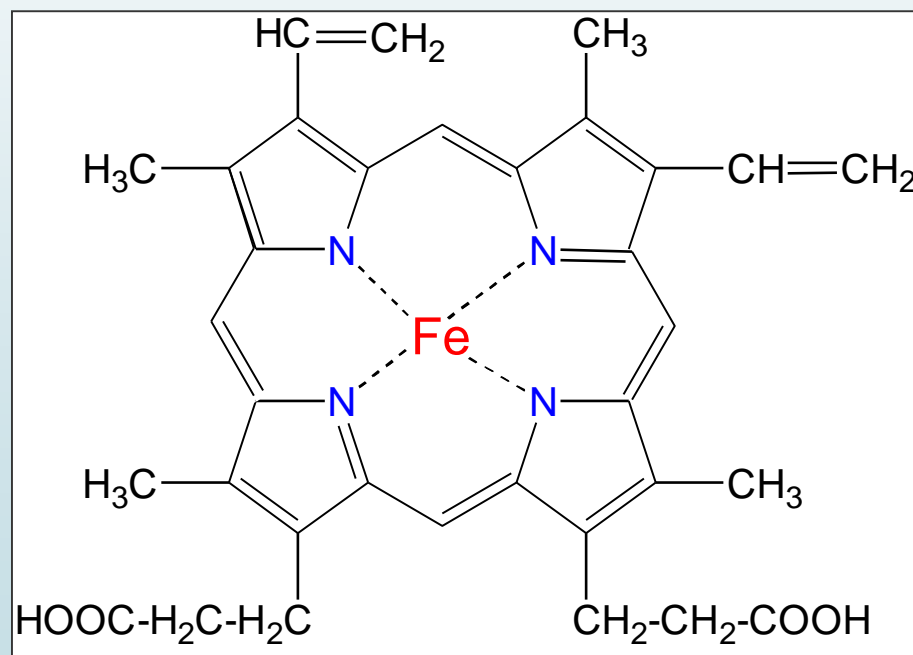
**kompleks EDTA
z jonem ołowiu
[PbEDTA]²⁻**

Chelaty

2.6. 17



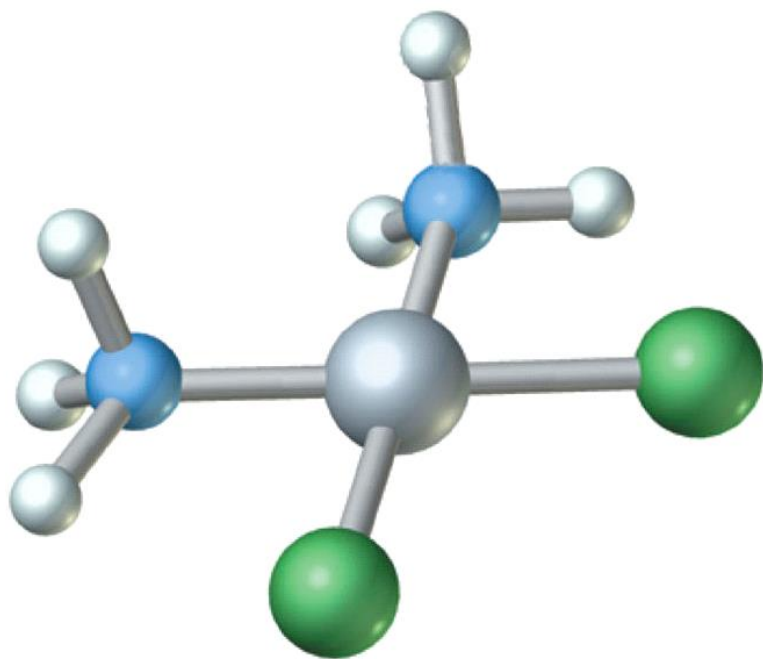
porfiryna (ligand)



Hem (protoporfiryna + Fe²⁺)

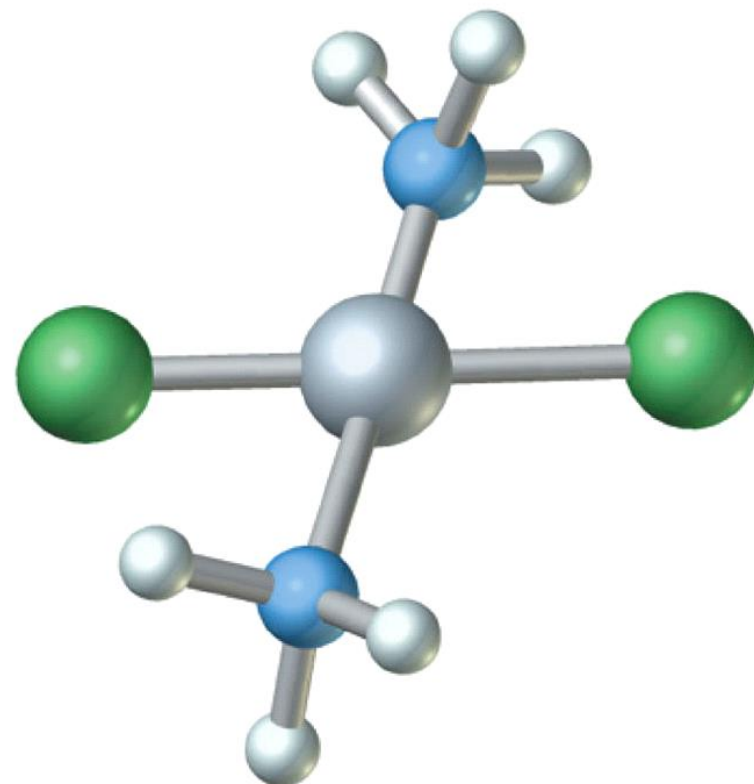
Zjawisko izomerii w chemii nieorganicznej

2.6. 18



cis-[Pt(NH₃)₂Cl₂]

lek przeciwnowotworowy

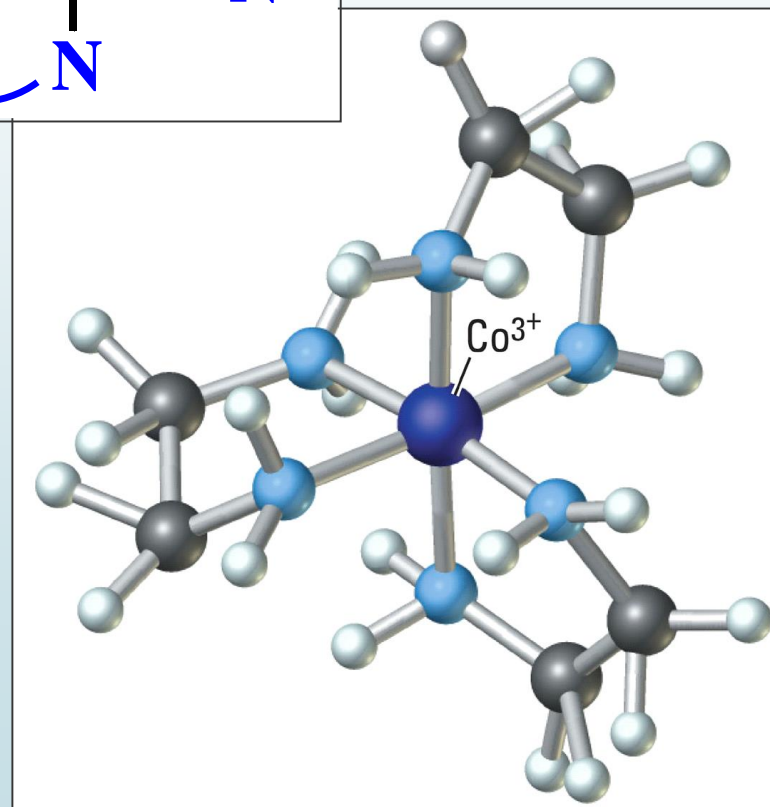
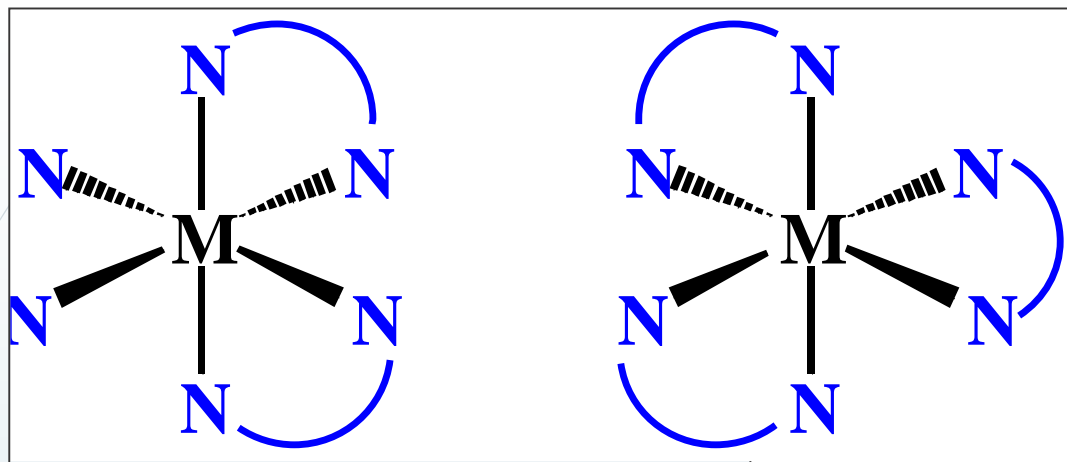


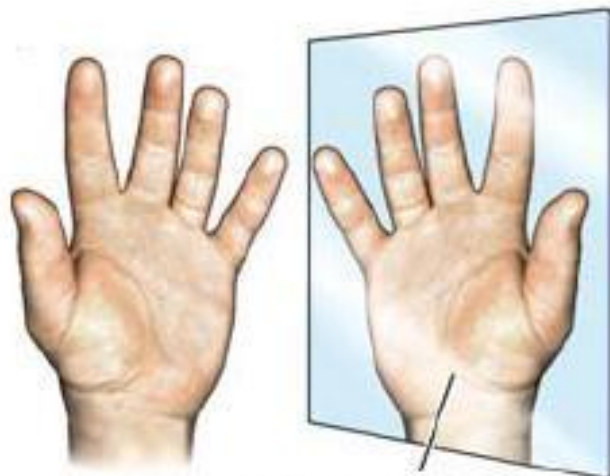
trans-[Pt(NH₃)₂Cl₂]

związek bez właściwości leku

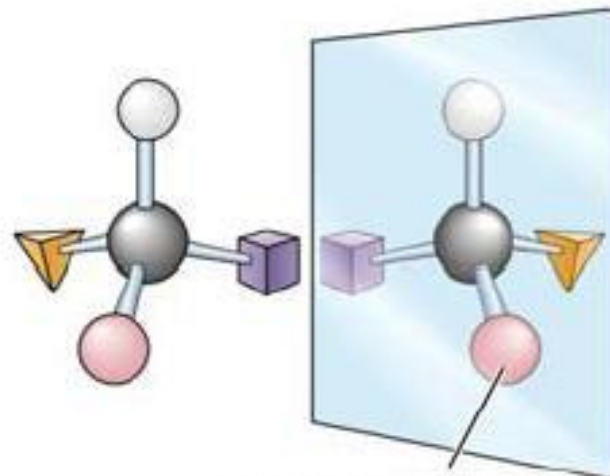
Zjawisko czynności optycznej w chemii nieorganicznej

2.6. 19



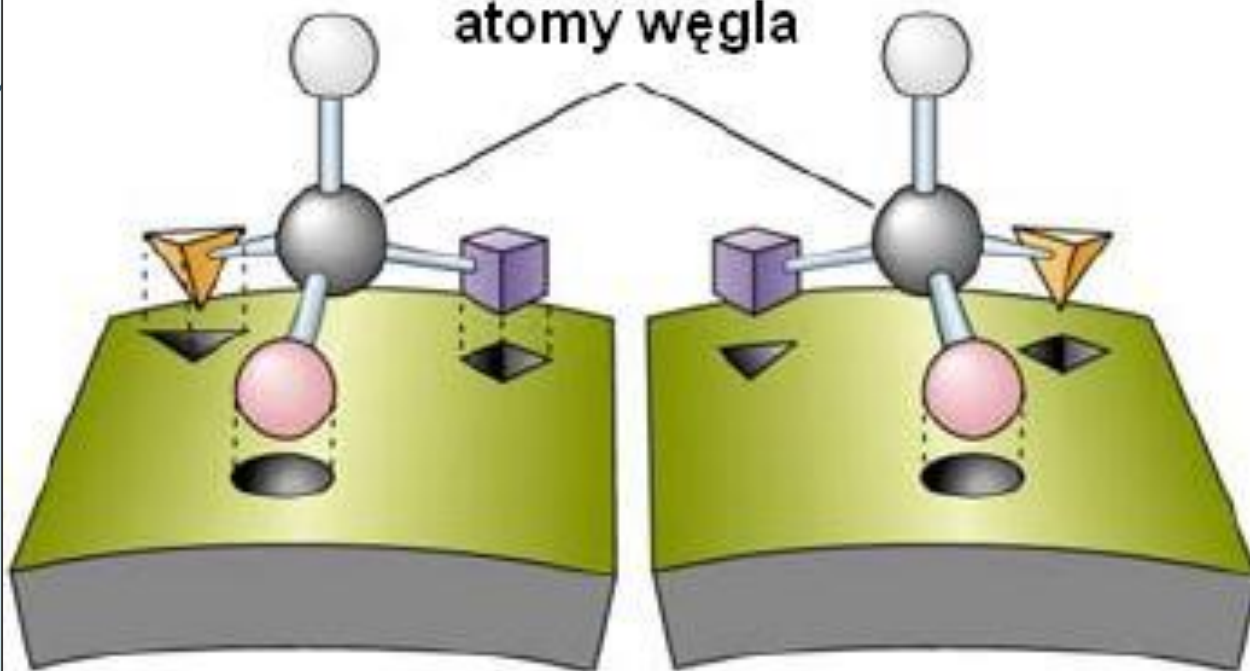


obraz lustrzany



obraz lustrzany

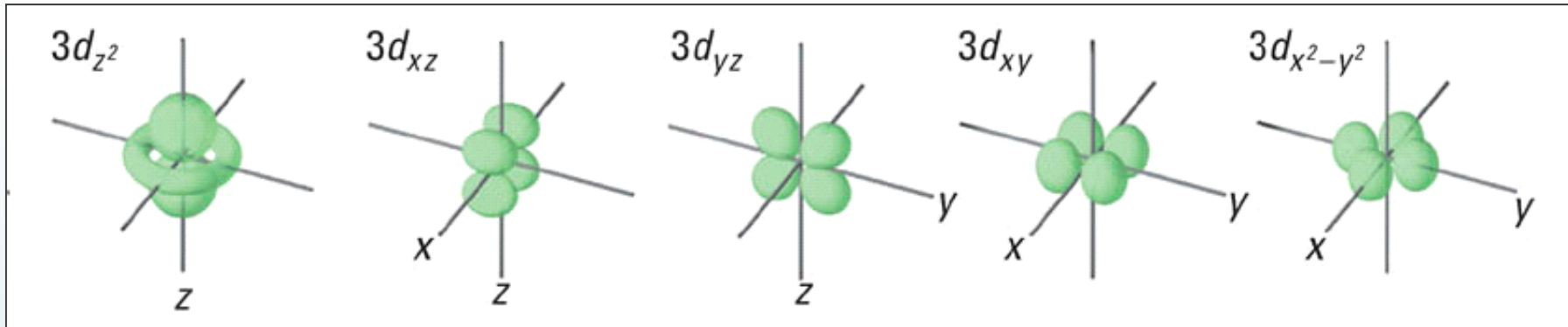
asymetryczne atomy węgla



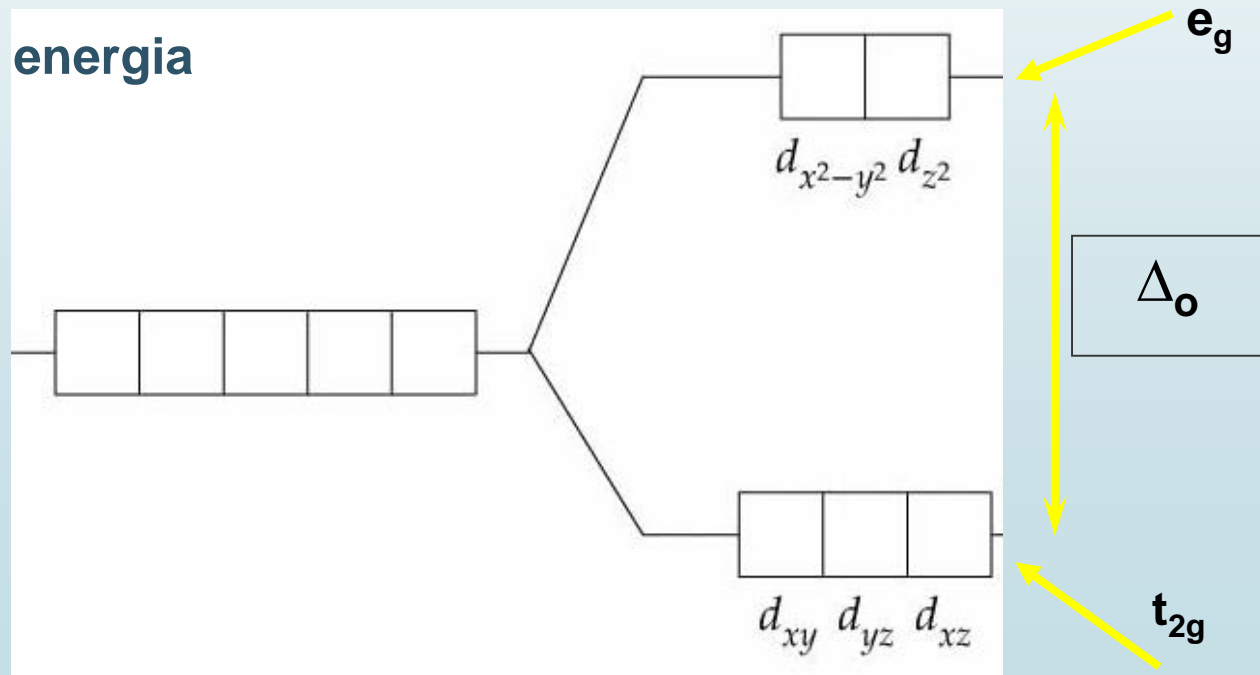
Zjawisko barwy kompleksów - Absorpcja światła

Orbitale d atomu centralnego

2.6. 21



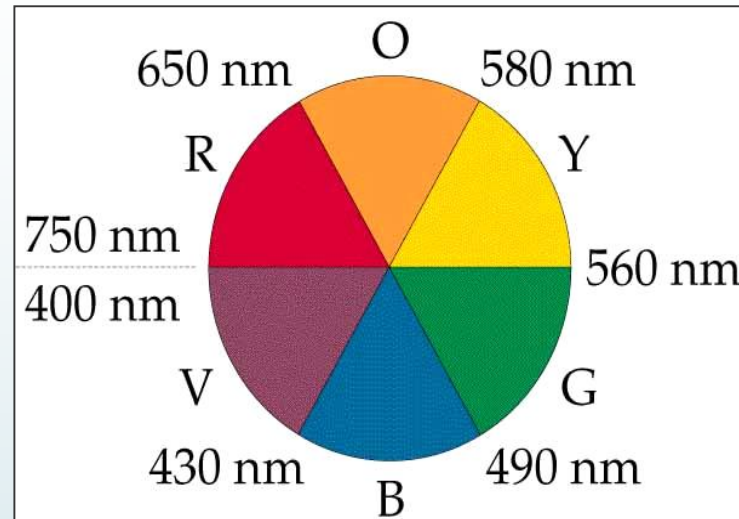
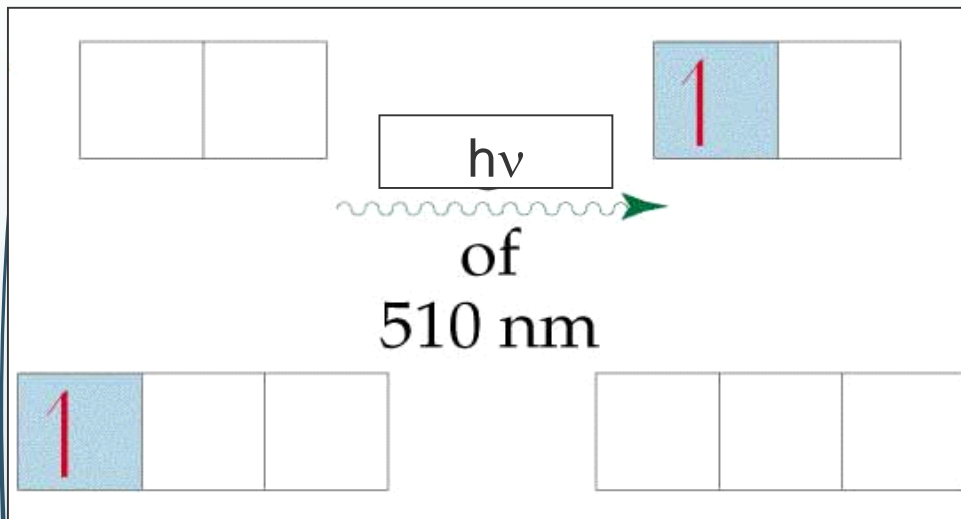
Rozszczepienie w polu ligandów



Zjawisko barwy kompleksów - Absorpcja światła

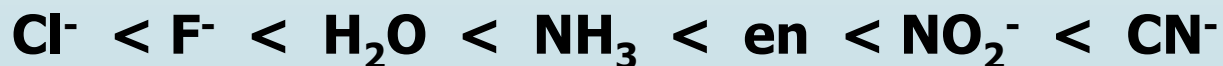
2.6.22

Wzbudzenie elektronowe



$[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ jest fioletowy

Szereg spektroskopowy (spektrochemiczny)

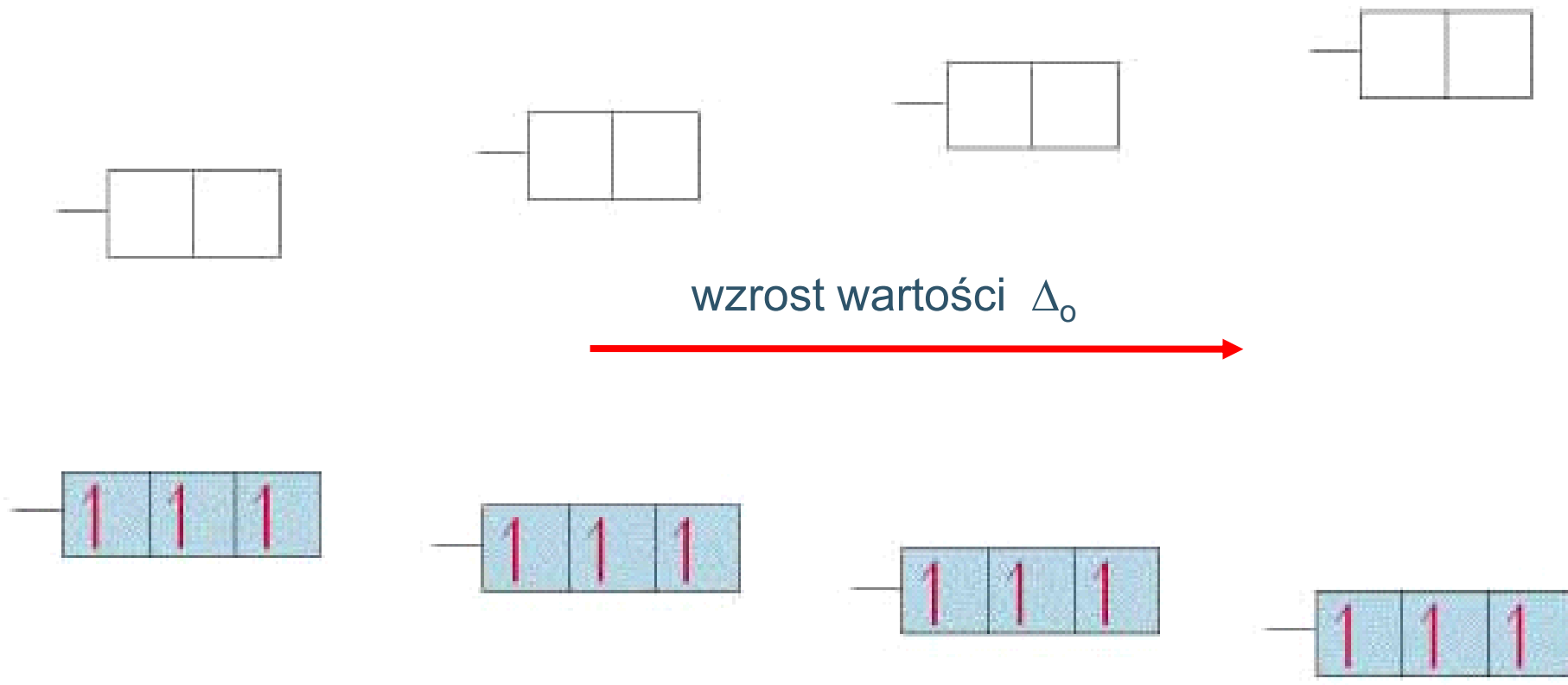


słabe pole ligandów
mała wartość Δ_0

silne pole ligandów
duża wartość Δ_0

Przykład: seria kompleksów chromu (III)

2.6. 23



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

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

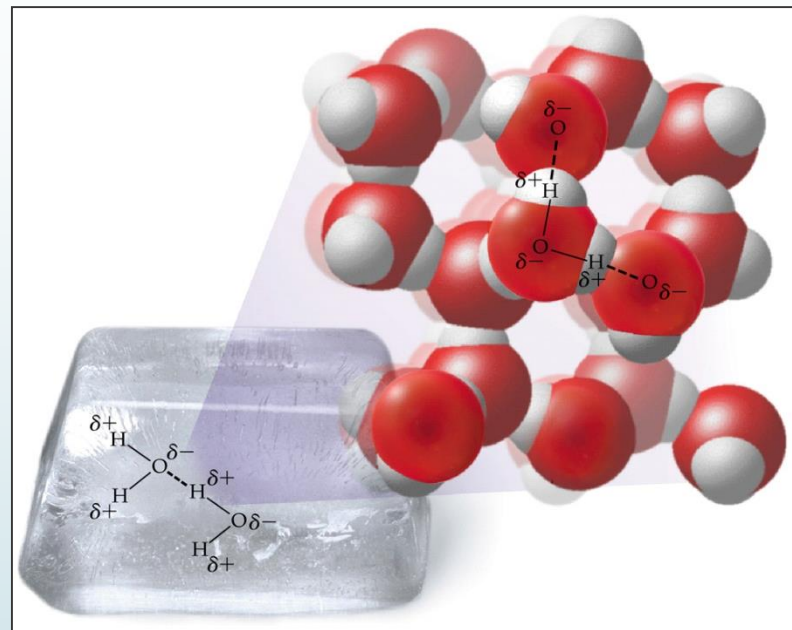
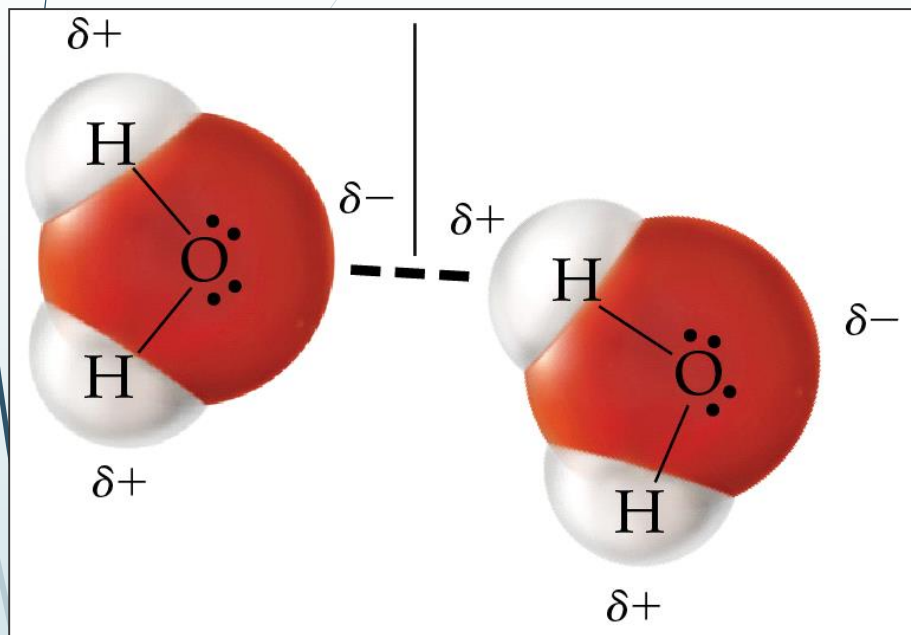
$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3-}$
żółty

$[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-}$
żółty

ODDZIAŁYWANIA CHEMICZNE

2.6. 24

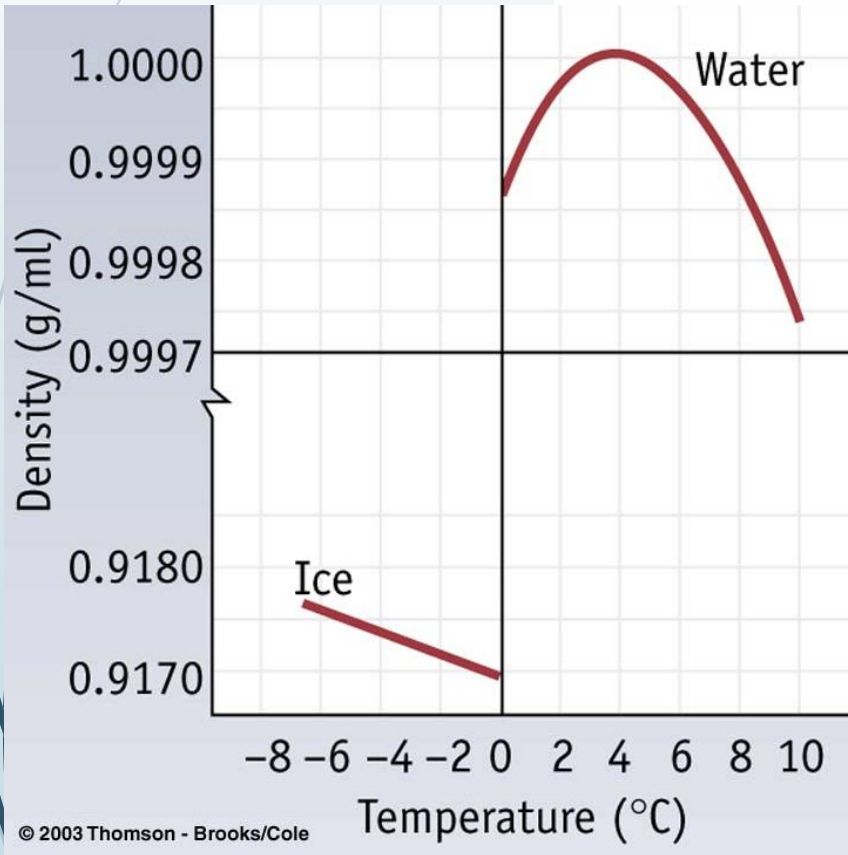
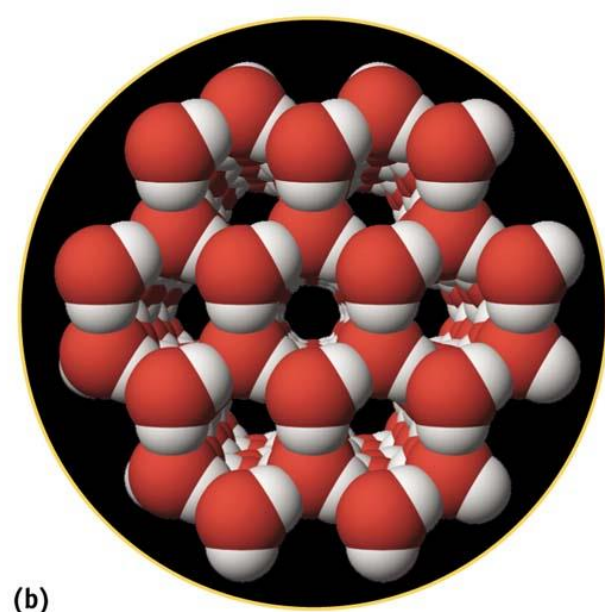
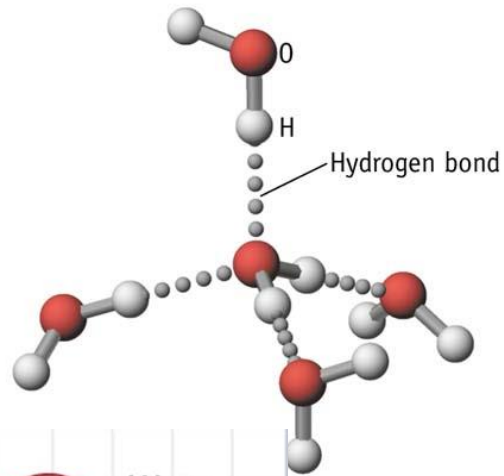
WIĄZANIE WODOROWE



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

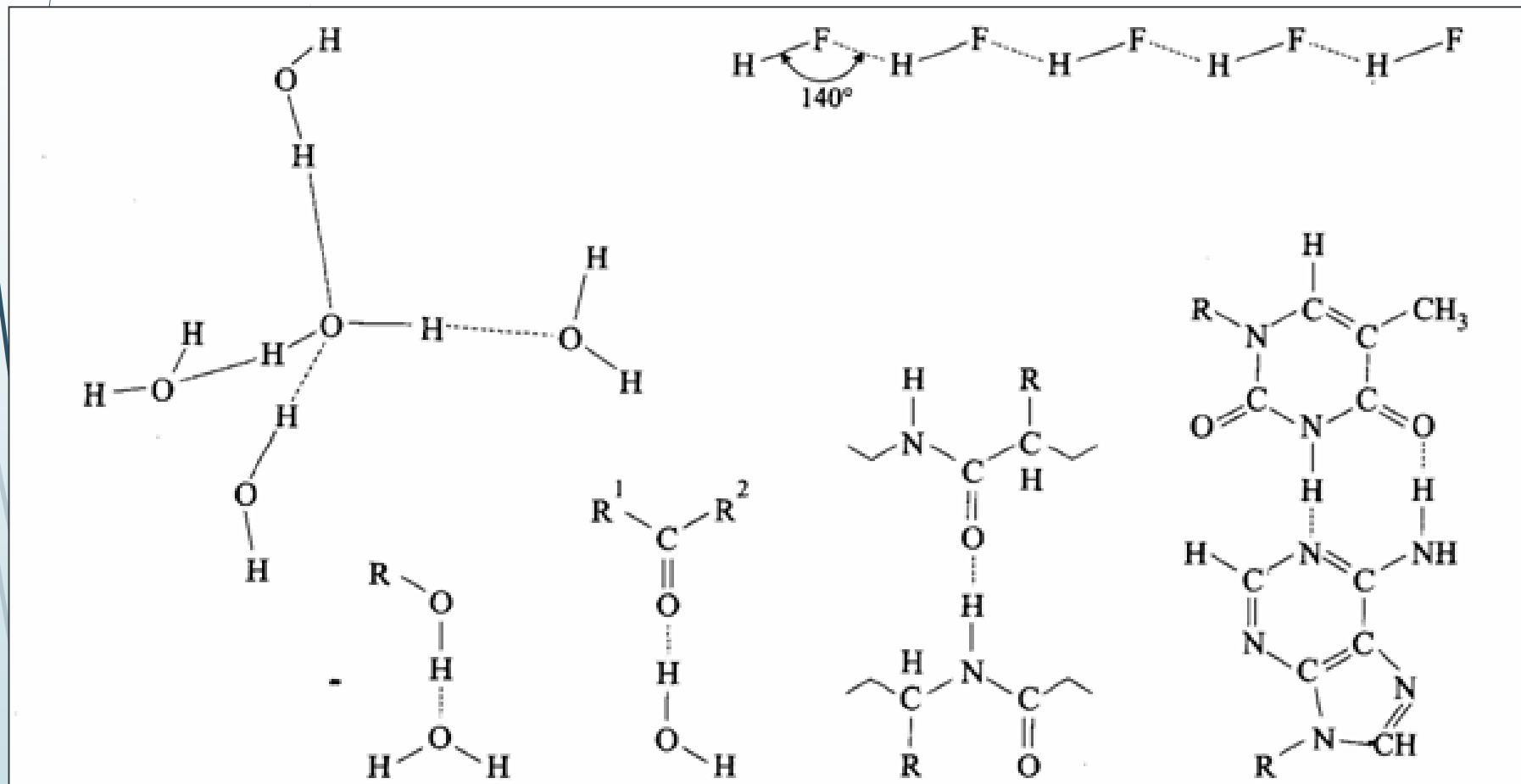
WIĄZANIE WODOROWE

2.6. 25



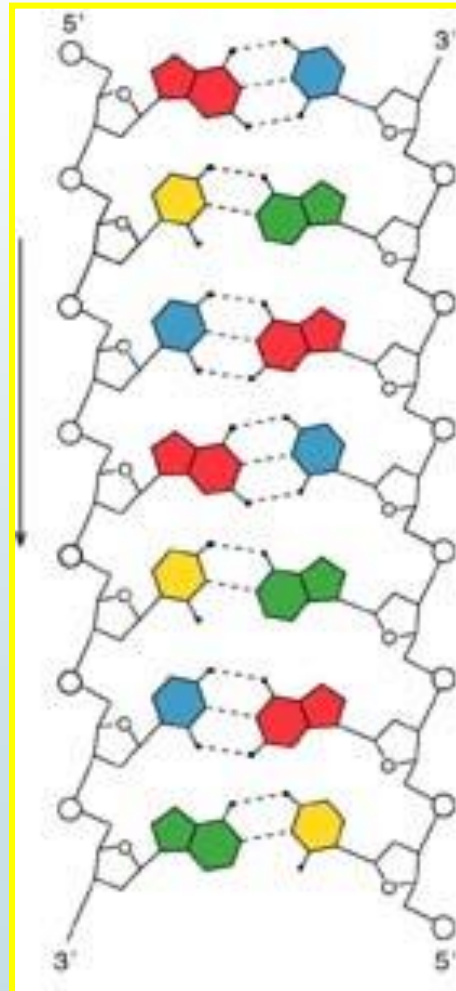
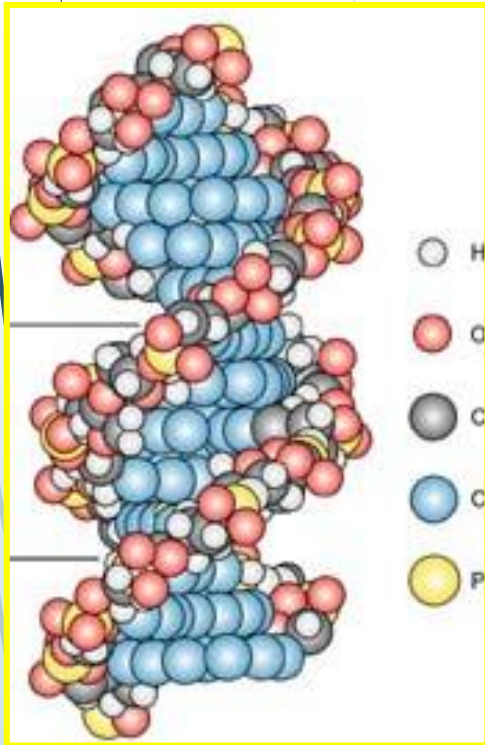
WIĄZANIE WODOROWE - przykłady

2.6. 26

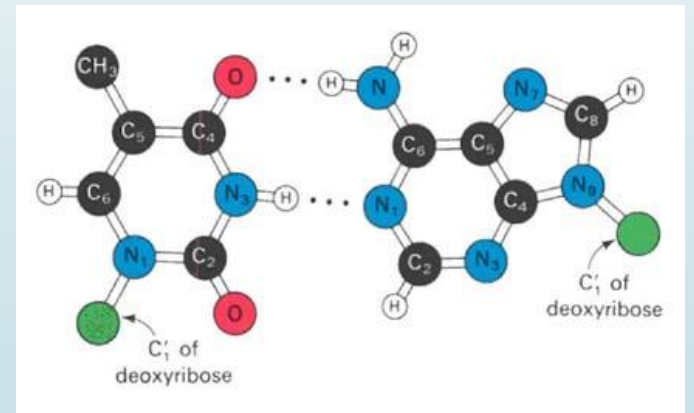
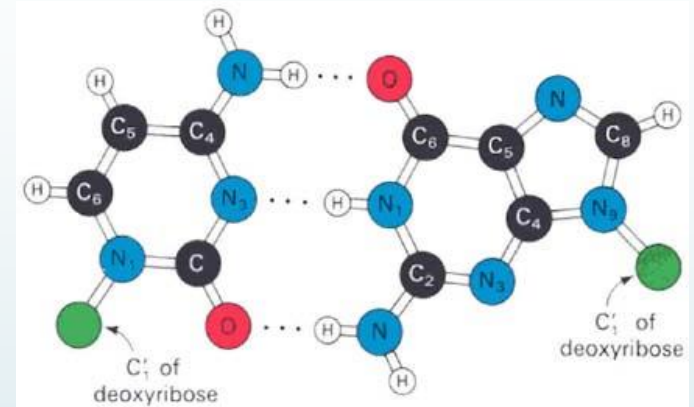


WIĄZANIE WODOROWE - przykłady

2.6.27



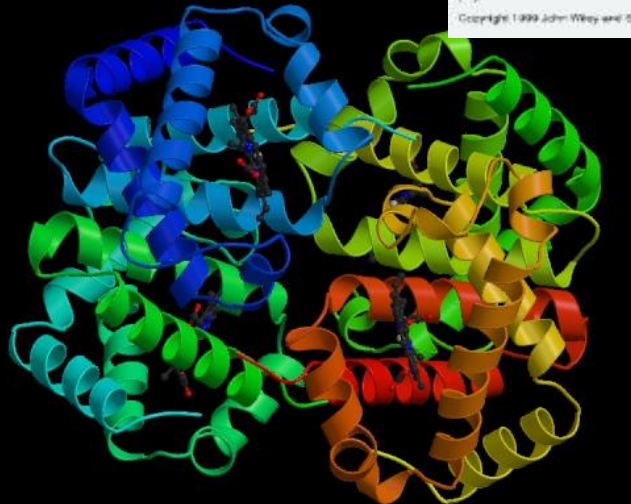
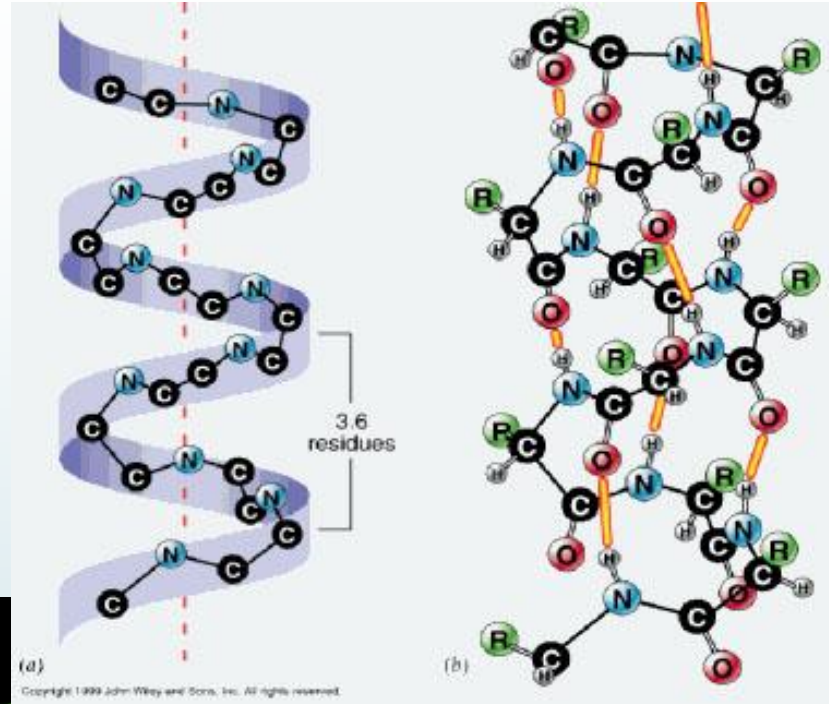
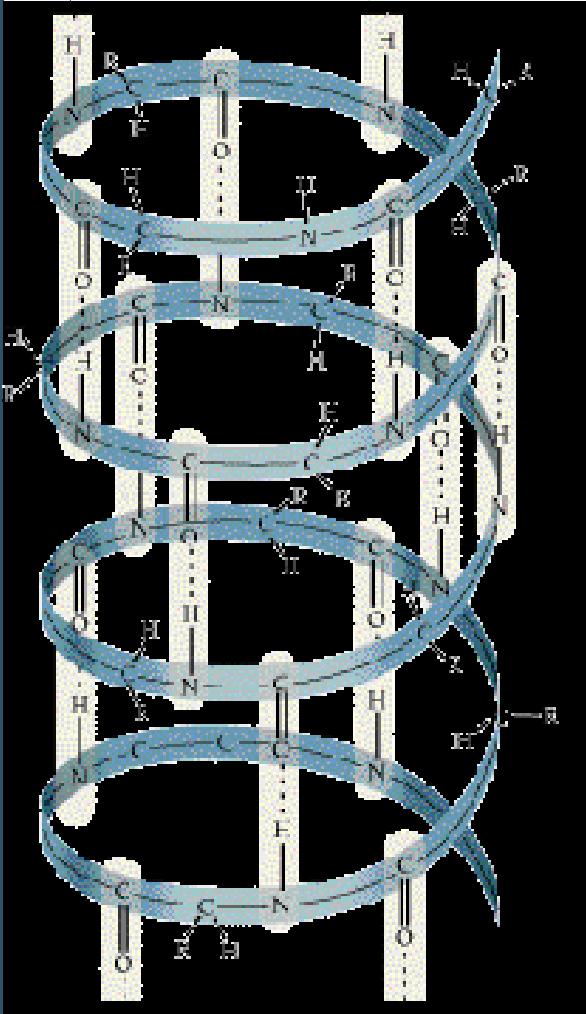
Wiązania wodorowe stabilizują helisę DNA



WIĄZANIE WODOROWE - przykłady

2.6. 28

Wiązania wodorowe stabilizują łańcuchy polipetydowe

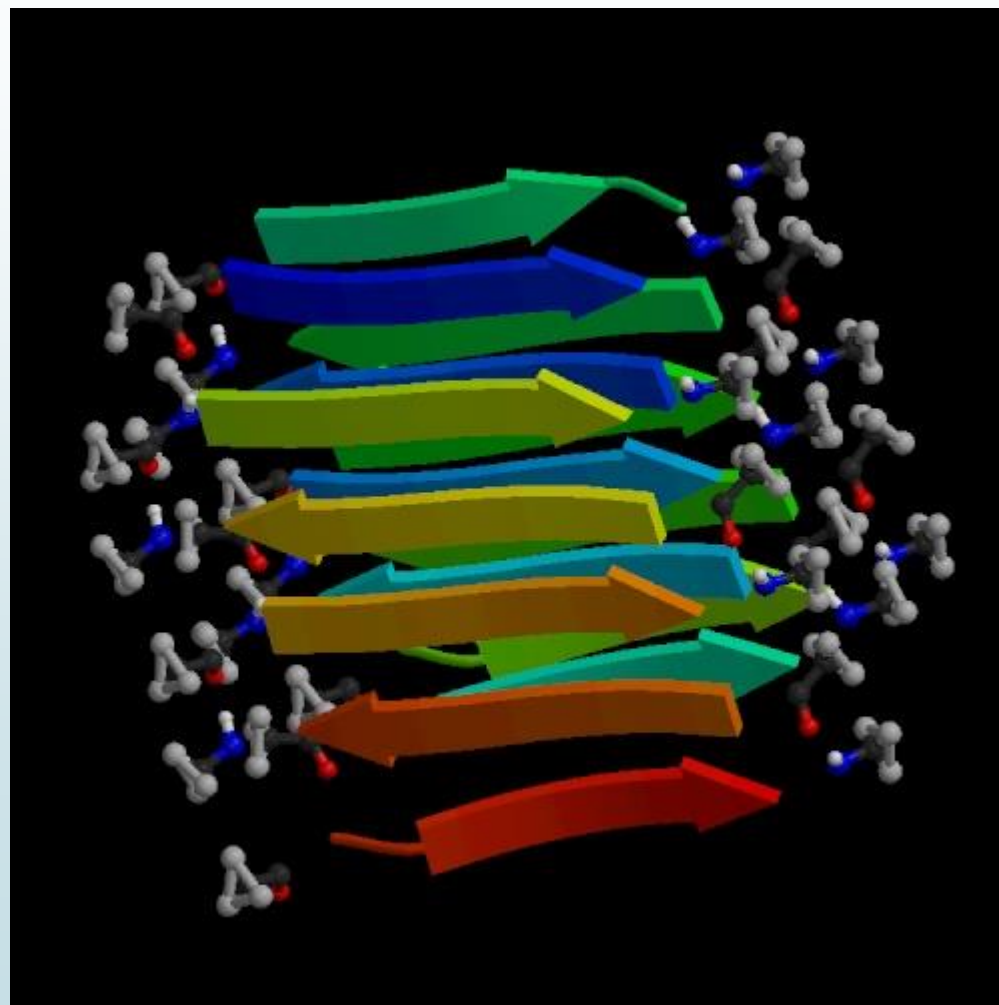
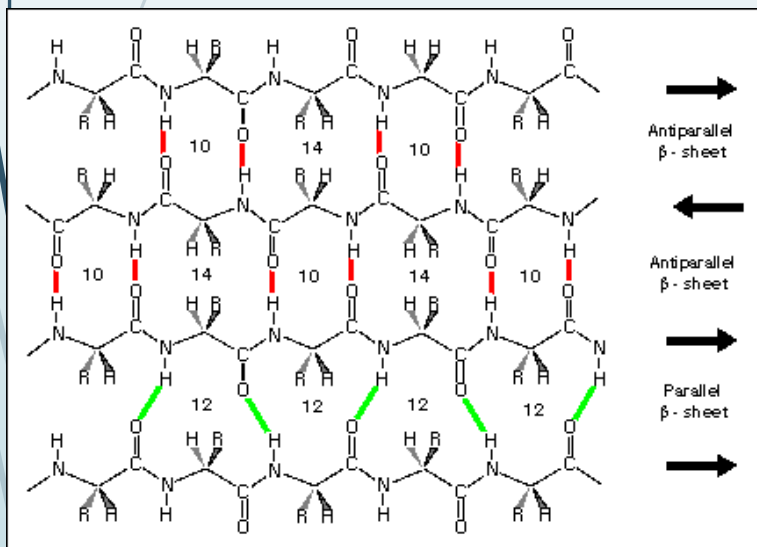


Hemoglobina

WIĄZANIE WODOROWE - przykłady

2.6. 29

Wiązania wodorowe stabilizują łańcuchy polipetydowe

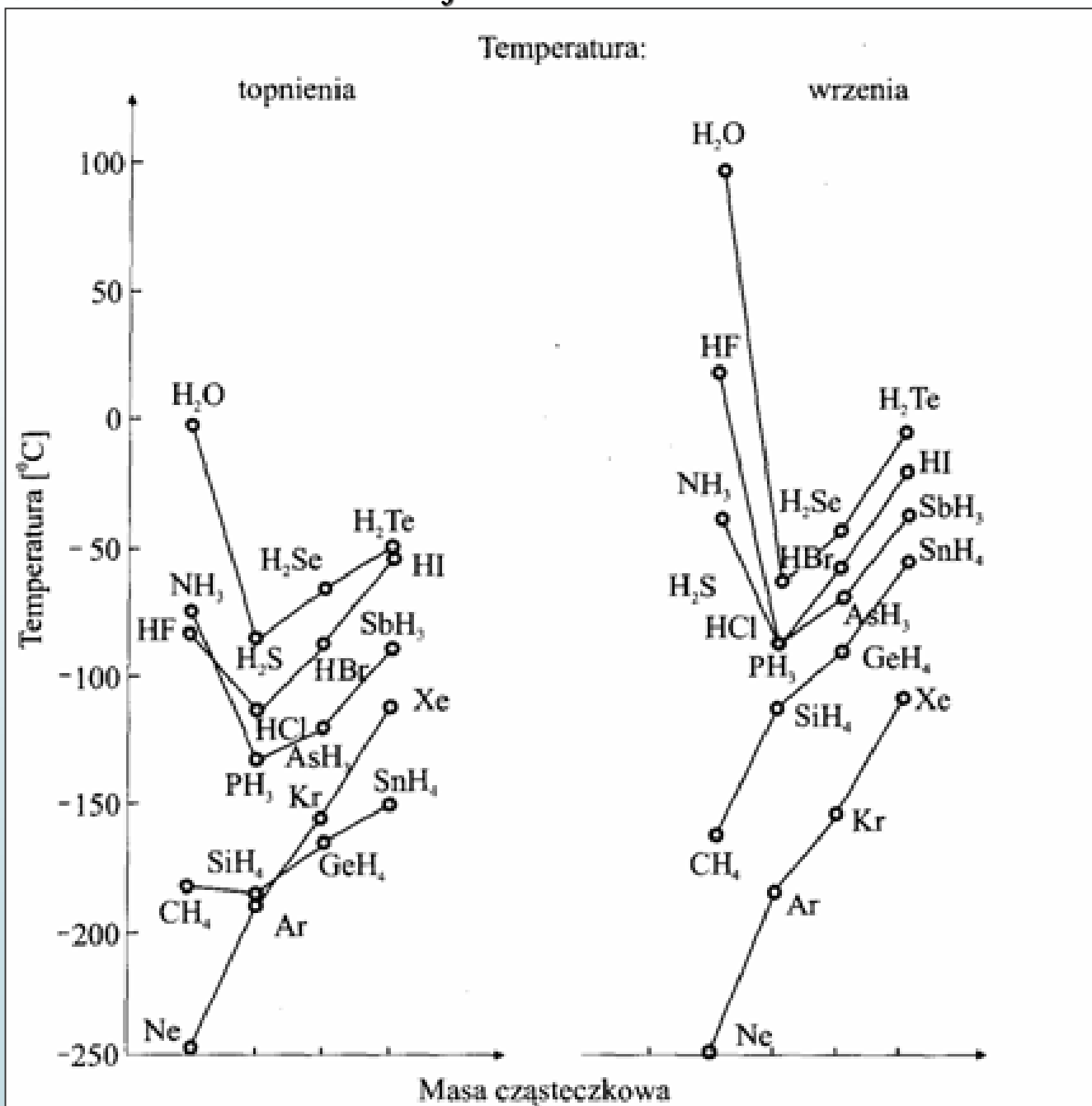


JEDWAB

WIĄZANIE WODOROWE - konsekwencje

2.6. 30

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

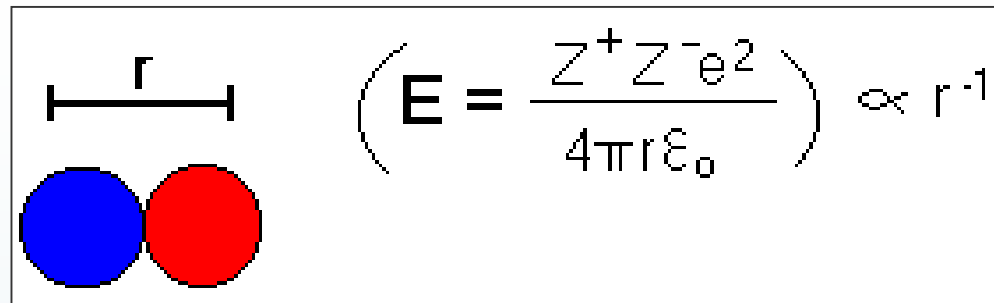


ODDZIAŁYWANIA MIĘDZYCZĄSTECZKOWE

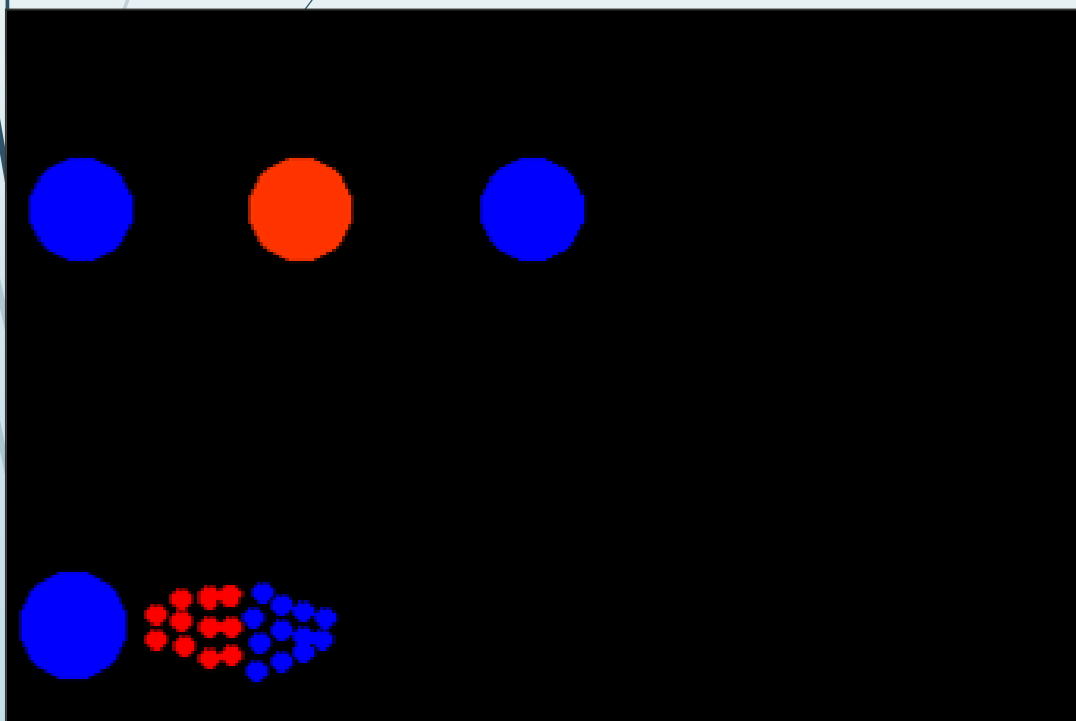
2.6. 31

Oddziaływania jon-jon (elektrostatyczne, siły kulobowskie)

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



Oddziaływania jon-dipol

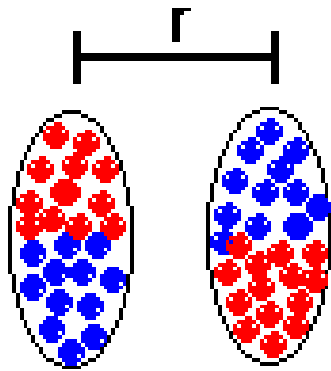


- moment dipolowy cząsteczki $\mu = q r$
- stanowią ok. 10 - 20 % siły wiązań jon-jon
- proporcjonalne do d^{-2}

ODDZIAŁYWANIA MIĘDZYCZĄSTECZKOWE

Oddziaływania dipol-dipol

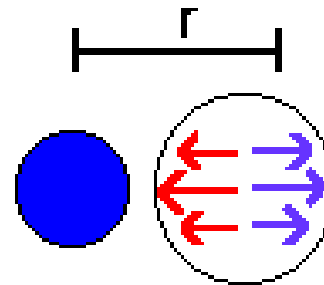
2.6.32



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

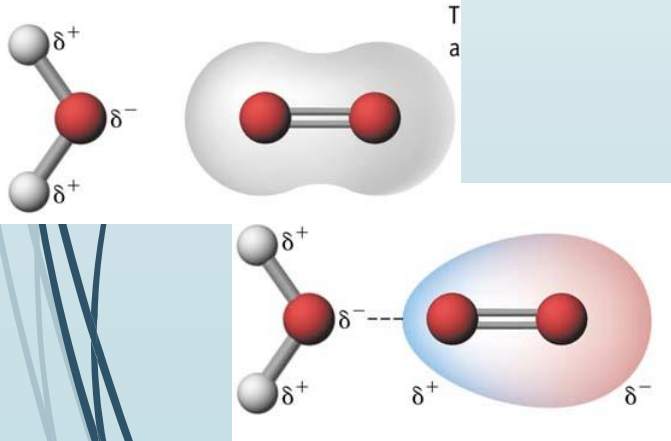
dużo słabsze od jon-dipol,
odpowiedzialne za siły kohezji
i adhezji oraz spójności układów
polarnych

Oddziaływania jon – dipol indukowany



α = polarizability of
induced dipole

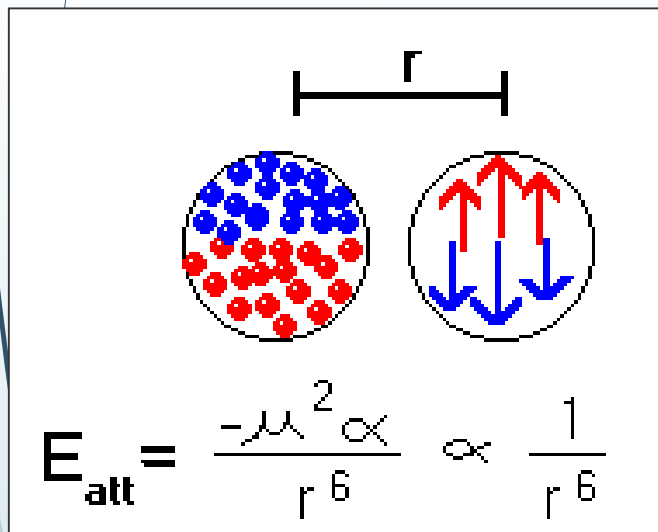
$$E_{\text{att}} = \frac{-Z^2 \alpha e^2}{2r^4} \propto \frac{1}{r^4}$$



ODDZIAŁYWANIA MIĘDZY CZĄSTECZKOWE

2.6. 33

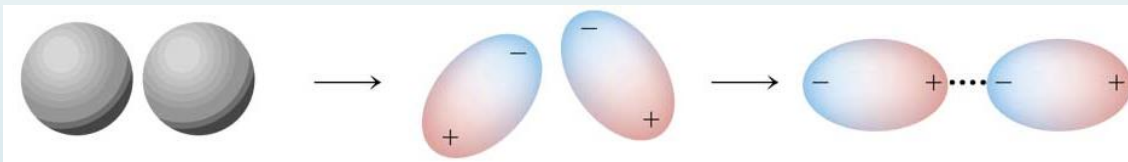
Oddziaływania dipol–dipol indukowany



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 typu Londona

ODDZIAŁYWANIA CHEMICZNE

2.6. 34

Zakres oddziaływania	Rodzaj oddziaływania	Siła oddziaływania [kJ/mol]
1/R	elektrostatyczne	-13 to -17
1/R ²	ładunek-dipol	-13 to -21
1/R ³	dipol-dipol	-2 to -8
1/R ³ to 1/R ⁴	zdelokalizowane, aromatyczne	-4 to -8
1/R ⁶	Van der Waals	-0.4 to -0.8

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

Zależność niektórych właściwości fizycznych od rodzaju kryształu

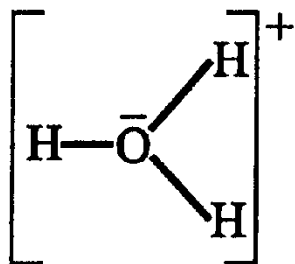
Kryształy	molekularne	kowalencyjne	jonowe	metaliczne
W węzłach sieci:	cząsteczki lub atomy	atomy	aniony, kationy	jony dodatnie.
Siła wiążąca:	oddziaływanie van der Waalsa dipol-dipol	wspólne pary elektronowe	przyciąganie elektrostatyczne (kationy-aniony)	wiązanie metaliczne (kationy-gaz elektronowy)
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	dobrze przewodzą 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.



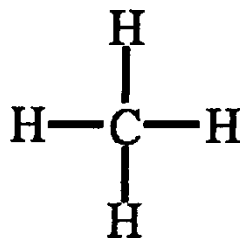
Przykładowe pytania

2.6. 36

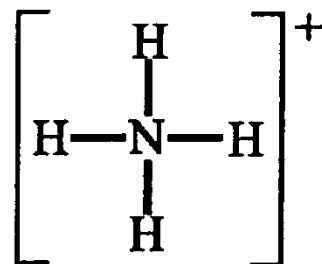
W których z poniższych cząsteczek (jonów) występują wiązania koordynacyjne?



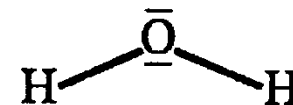
I.



II.



III.



IV.

A. I, III

B. I, IV

C. II, III

D. II, IV

Która z wymienionych trójek prezentuje związki chemiczne utworzone w wyniku wiązania jonowego ?

- A. H₂O, KCl, CO₂
- B. HI, BaS, HBr
- C. H₂S, CsCl, NH₃
- D. MgS, CsI, KBr

Fluorowiec	elektroujemność
wodór	2.1
fluor	4.0
chlor	3.0
brom	2.8
jod	2.5



Przykładowe pytania

2.6. 37

Wskaż typy wiązań chemicznych występujące w następujących substancjach lub jonach:

	NH⁴⁺	HCl	NaCl	Cl₂
A.	jonowe	atomowe	atomowe spolaryzowane	koordynacyjne
B.	atomowe	koordynacyjne	jonowe	atomowe spolaryzowane
C.	koordynacyjne	atomowe spolaryzowane	jonowe	atomowe
D.	atomowe	jonowe	koordynacyjne	atomowe spolaryzowane

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

- A.** wiązanie w cząsteczce HBr jest silniej spolaryzowane niż w HCl
- B.** moment dipolowy cząsteczki HCl jest mniejszy niż moment dipolowy HBr
- C.** ładunek cząstkowy H w dipolu HBr jest mniejszy od ładunku cząstkowego H w dipolu HCl
- D.** procentowy udział wiązania jonowego jest wyższy w cząsteczce HBr niż w HCl



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. jeden orbital π utworzony przez orbital 2p z atomu węgla i 2p atomu tlenu oraz jeden orbital σ utworzony przez orbital 2p atomu węgla i 2p atomu tlenu

B. jeden orbital σ utworzony przez orbital 2p z atomu tlenu i 2p atomu węgla oraz dwa orbitale π utworzone przez orbitale 2p atomu węgla i orbitale 2p atomu tlenu

C. dwa orbitale σ utworzone przez orbitale 1s i 2s atomu węgla i orbitale 1s i 2s atomu tlenu oraz trzy orbitale π utworzone przez orbitale 2p atomu tlenu i 2p atomu węgla

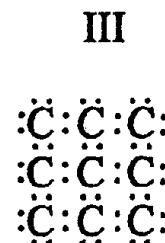
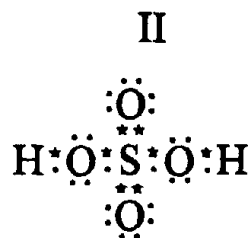
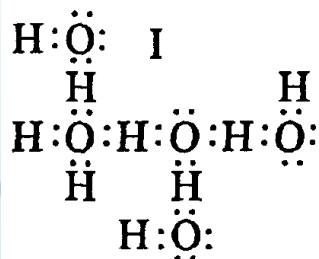
D. dwa orbitale π utworzone przez orbitale 2p atomu węgla i 2p atomu tlenu oraz orbital σ utworzony przez orbital sp^2 atomu węgla i 2p atomu tlenu

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

2.6. 39

	kowalencyjne	koordynacyjne	jonowe
A.	12	2	2
B.	8	4	2
C.	10	2	2
D.	8	3	2

Poniższe wzory elektronowe przedstawiają:



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

Jakiego typu wiązania występują w podanych substancjach?

	I	II	III
A.	jonowe	kowalencyjne, jonowe	koordynacyjne
B.	wodorowe, kowalencyjne	koordynacyjne, kowalencyjne spolaryzowane	kowalencyjne
C.	metaliczne	wodorowe, koordynacyjne	kowalencyjne spolaryzowane
D.	metaliczne	jonowe, koordynacyjne	metaliczne