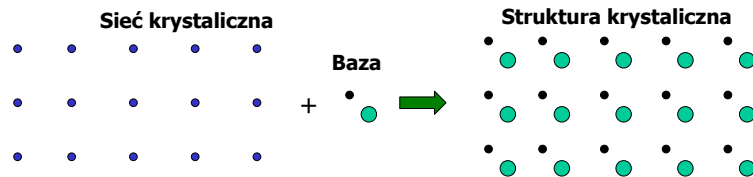
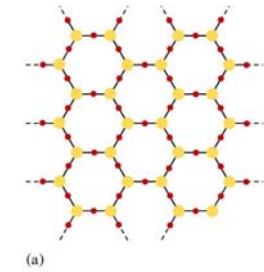


Fizyka Ciała Stałego

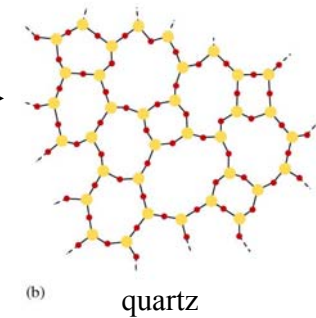
- Ciała stałe można podzielić na:
 - Amorficzne, brak uporządkowania, np.. szkła.
 - Krystaliczne, o uporządkowanym ułożeniu atomów lub molekuł tworzącym sieć krystaliczną.



Struktura krystaliczna →

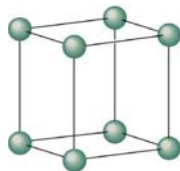


Struktura amorficzna →

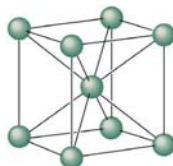


Kryształy

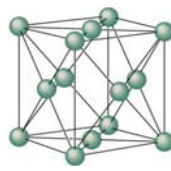
- Występuje tu uporządkowane ułożenie atomów tworzących sieć krystaliczną.
- Mamy 14 typów sieci krystalicznych różniących się komórkami elementarnymi.



Kubiczna

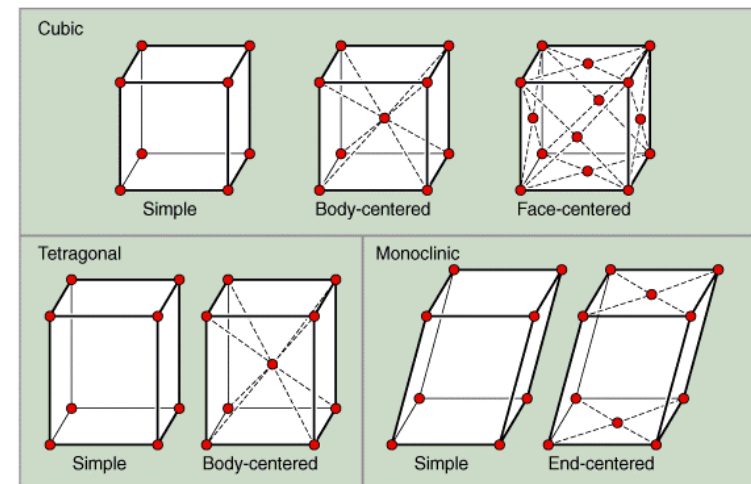


Objętościowo centrowana.



Powierzchniowo centrowana.

Typy trójwymiarowych sieci krystalicznych

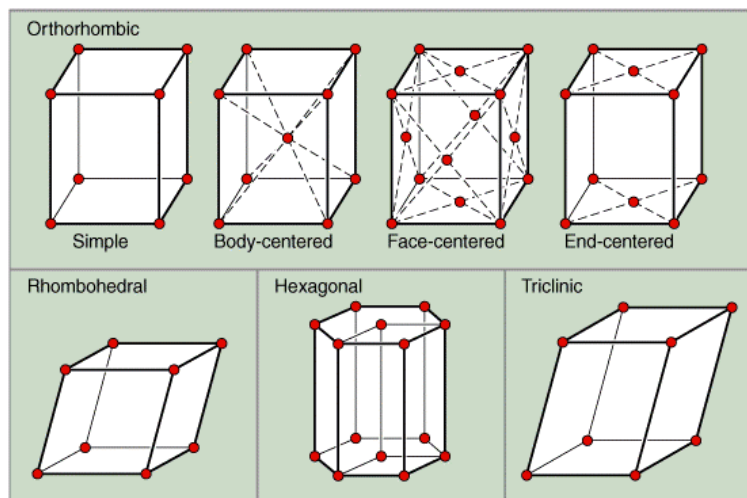


Copyright 1999 by John Wiley and Sons, Inc. All rights reserved.

cubic
 $a = b = c$
 $\alpha = \beta = \gamma$

tetragonal
 $a = b \neq c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$

monoclinic
 $a \neq b \neq c$
 $\alpha = \beta = 90^\circ$
 $\gamma \neq 90^\circ$



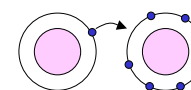
Copyright 1999 by John Wiley and Sons, Inc. All rights reserved.

orthorhombic	trigonal (rhombohedral)	hexagonal	triclinic
$a \neq b \neq c$	$a = b = c$	$a = b \neq c$	$a \neq b \neq c$
$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	$\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$	$\alpha = \beta = 90^\circ; \gamma = 120^\circ$	$\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$

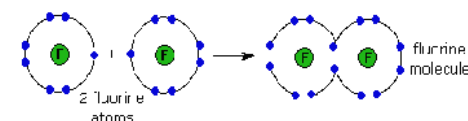
Wiązania chemiczne

Typy:

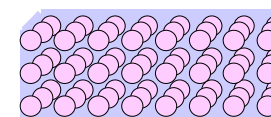
Wiązania jonowe



Wiązania kowalencyjne



Wiązania metaliczne



Wiązania Van der Waalsa



Wiązania jonowe

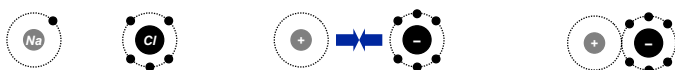
• Powstają gdy następuje transfer ładunku od jednego atomu do drugiego

* Dwa atomy tworzą w ten sposób układ dwu jonów o przeciwnych znakach

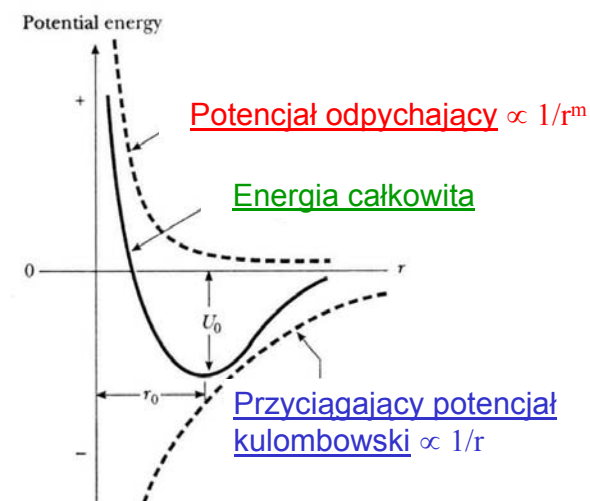
* Typowym przykładem jest tu kryształ NaCl powstający w wyniku transferu elektronu z sodu do chloru

⇒ Struktura elektronowa atomu Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

⇒ Struktura elektronowa atomu Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



Wiązania jonowe

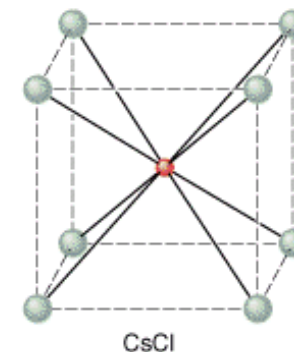


Własności kryształów jonowych

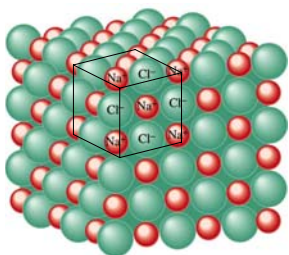
- **Duża energia kohezji** (2-4 eV/ atom).
 - Powoduje wysoką temperaturę topnienia i wrzenia.
- **Niskie przewodnictwo elektryczne.**
 - Brak swobodnych elektronów.
- **Przeźroczyste dla światła widzialnego.**
 - Energia pomiędzy najbliższymi poziomami większa niż 3 eV.
- **Rozpuszczalne w wodzie.**
 - Dipole elektryczne wody przyciągają jony.

Chlorek cezu

- Każdy atom Cl otoczony jest 8 atomami Cs
- Każdy atom Cs otoczony jest 8 atomami Cl



Struktura krystaliczna NaCl



- Komórka elementarna powierzchniowo centrowana.
- Każdy jon Na^+ jest otoczony przez 6 jonów Cl^- . Analogicznie, każdy jon Cl^- jest otoczony przez 6 jonów Na^+ .
- Energia potencjalna zawiera zarówno część przyciągającą jak i odpychającą:

$$U = -\alpha \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r} + \frac{B}{r^m}$$

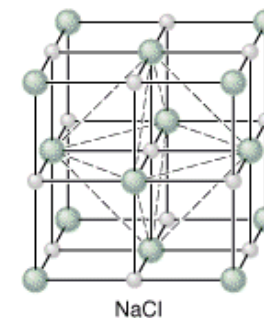
- α jest stałą (stała Madelunga), a jej wartość dla NaCl wynosi 1.75; m jest małą liczbą naturalną.
- Dla położenia równowagi r_0 pomiędzy jonami:

$$U_0 = -\frac{\alpha}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{r_0} \left(1 - \frac{1}{m}\right)$$

U_0 jest energią kohezji, czyli energią na jeden jon potrzebną do „usunięcia” go z kryształu

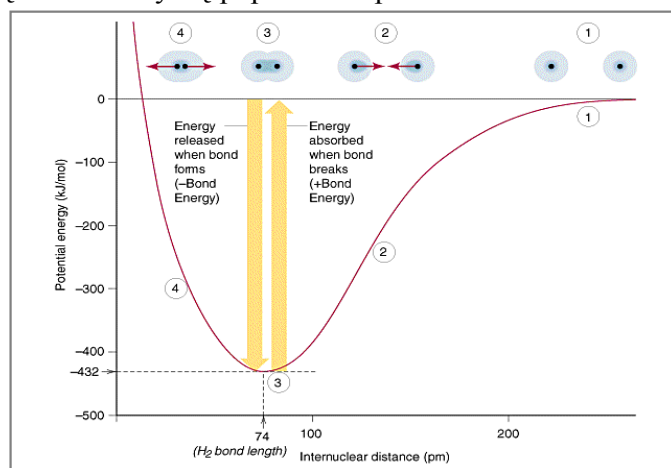
Chlorek sodu

- sieć powierzchniowo centrowana z 14 atomami Cl i 13 atomami Na (1 w centrum i 12 na krawędziach) w „komórce”
- Ilość atomów w komórce elementarnej :
 1 Na w center i $12 \times 1/4$ Na na krawędziach = 4 Na
 $8 \times 1/8$ Cl w narożnikach i $6 \times 1/2$ Cl na powierzchniach = 4 Cl
 Na_4Cl_4 czyli NaCl



Molekuła H₂

- Tworzenie wiązania kowalencyjnego w molekułe H₂
- Elektron w jednym atomie przyciągany jest przez jądro drugiego. Wiązanie tworzy się poprzez uwspólnienie elektronów



Molekuła H₂ - wiązanie kowalencyjne

- Dwie możliwości dla wartości całkowitego spinu S elektronów.

a) Ułożenie równoległe

$$S = 1/2 + 1/2 = 1$$



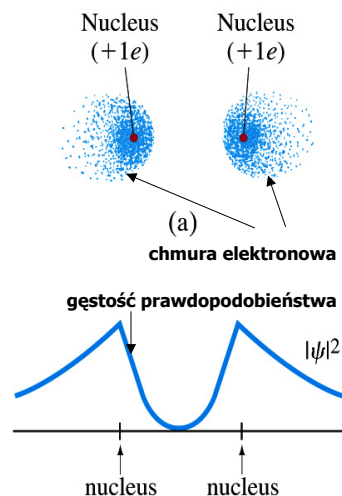
b) Ułożenie antyrównoległe

$$S = +1/2 + (-1/2) = 0$$



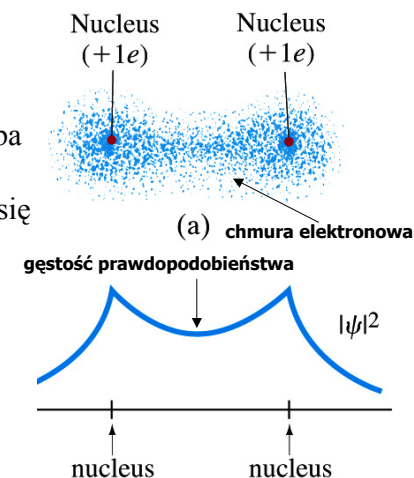
Molekuła H₂ - wiązanie kowalencyjne

- Jeżeli spiny są takie same ($S=1$), dwa elektrony nie mogą być w tym samym miejscu (zakaz Pauliego) w tym samym stanie energetycznym.
- Rozkład prawdopodobieństwa znalezienia elektronu w środku między atomami równa się zero
- W rezultacie atomy będą się odpychać i nie wystąpi wiązanie.

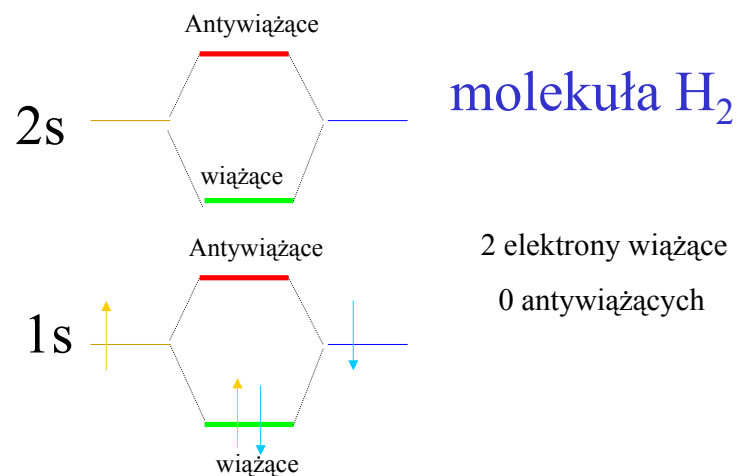


Molekuła H₂ - wiązanie kowalencyjne

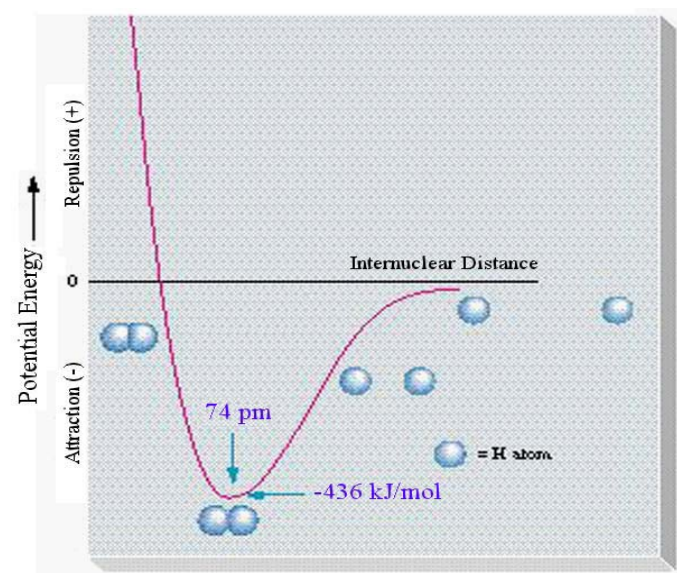
- Dla spinów przeciwnych ($S=0$), oba elektrony mogą być w tym samym miejscu (ich funkcje falowe mogą się przekrywać).
- Oba elektrony mogą przebywać pomiędzy atomami, następuje uwspólnienie elektronów.



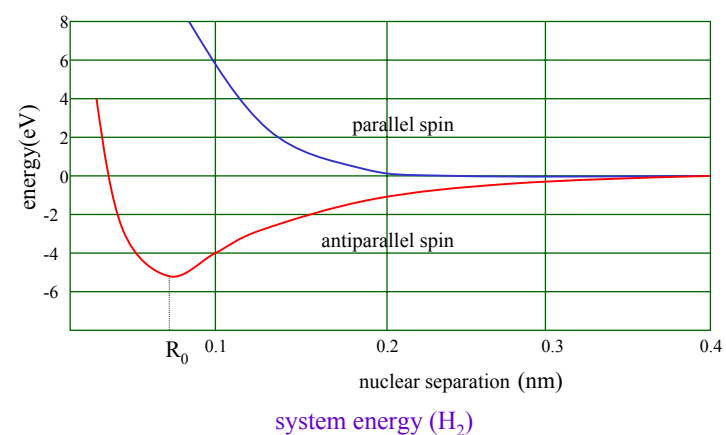
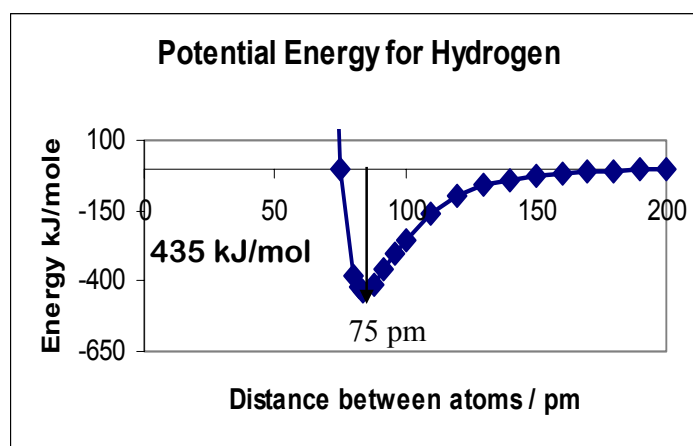
Molekuła H_2 - wiązanie kowalencyjne



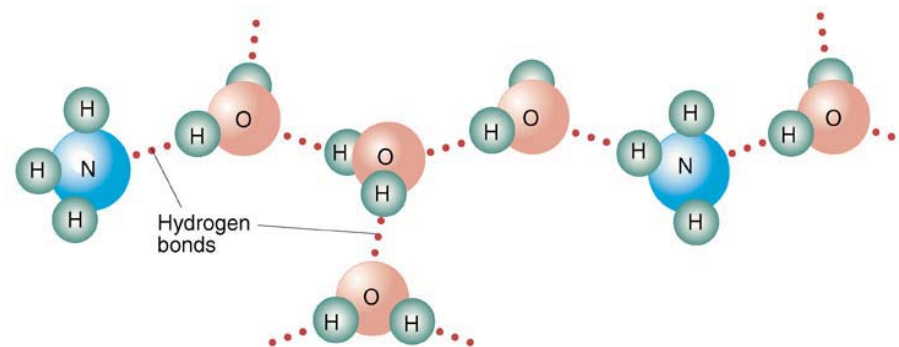
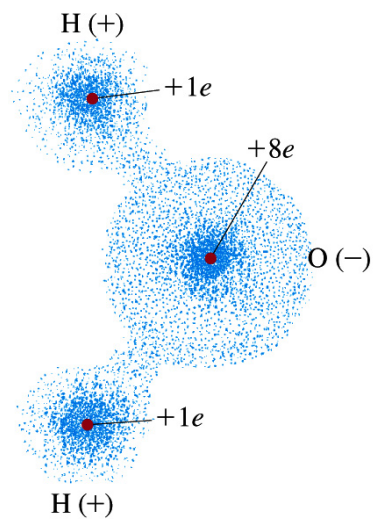
Molekuła H_2 - wiązanie kowalencyjne



Molekuła H_2 - wiązanie kowalencyjne



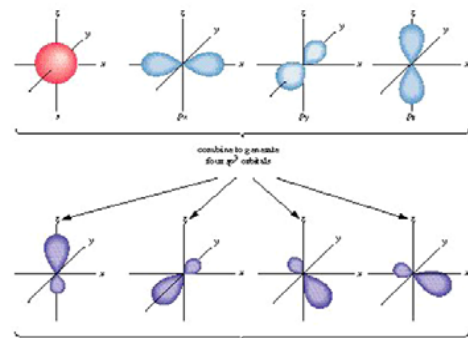
Częściowo jonowe wiązanie kowalencyjne



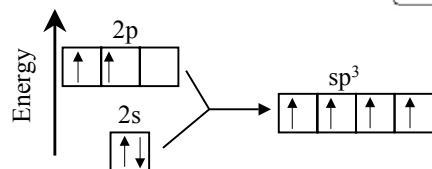
NH_3 rozpuszczony w wodzie

Hybrydyzacja orbitali

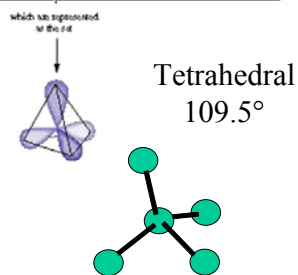
atom węgla



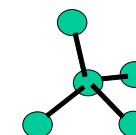
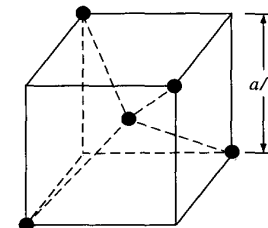
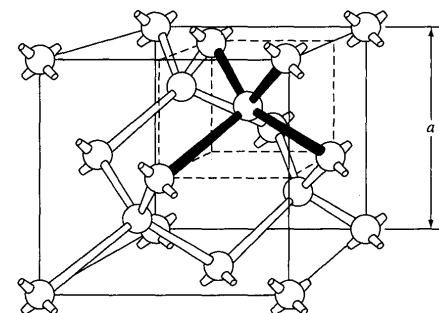
Hybrydyzacja



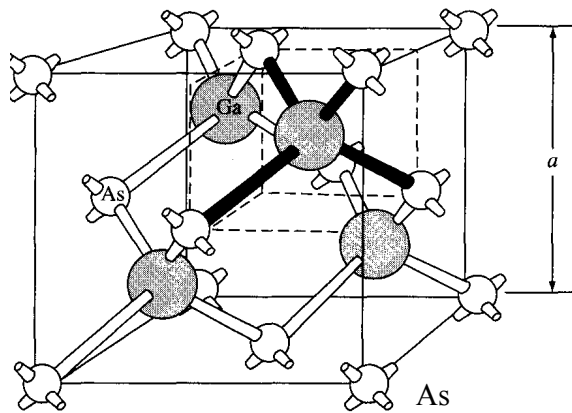
1-s orbital + 3-p orbitals = sp^3



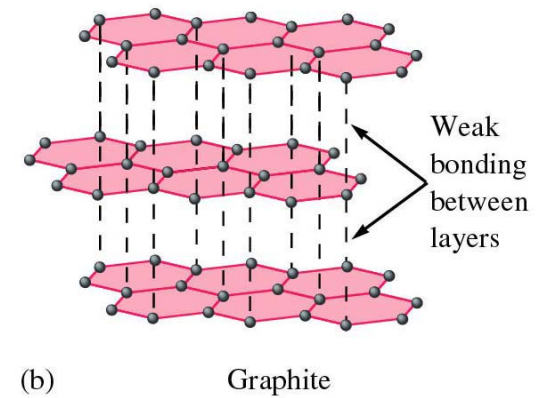
Sieć diamentu



Sieć blendy cynkowej (ZnS, GaAs)



Sieć grafitu



Właściwości ciał o wiązaniach kowalencyjnych

- Tworzone za pomocą silnych, zlokalizowanych wiązań.
- Duża energia kohezji większa niż dla kryształów jonowych (4-7 eV/atom).
 - Wysoka temperatura topnienia i wrzenia.
- Niske przewodnictwo elektryczne.