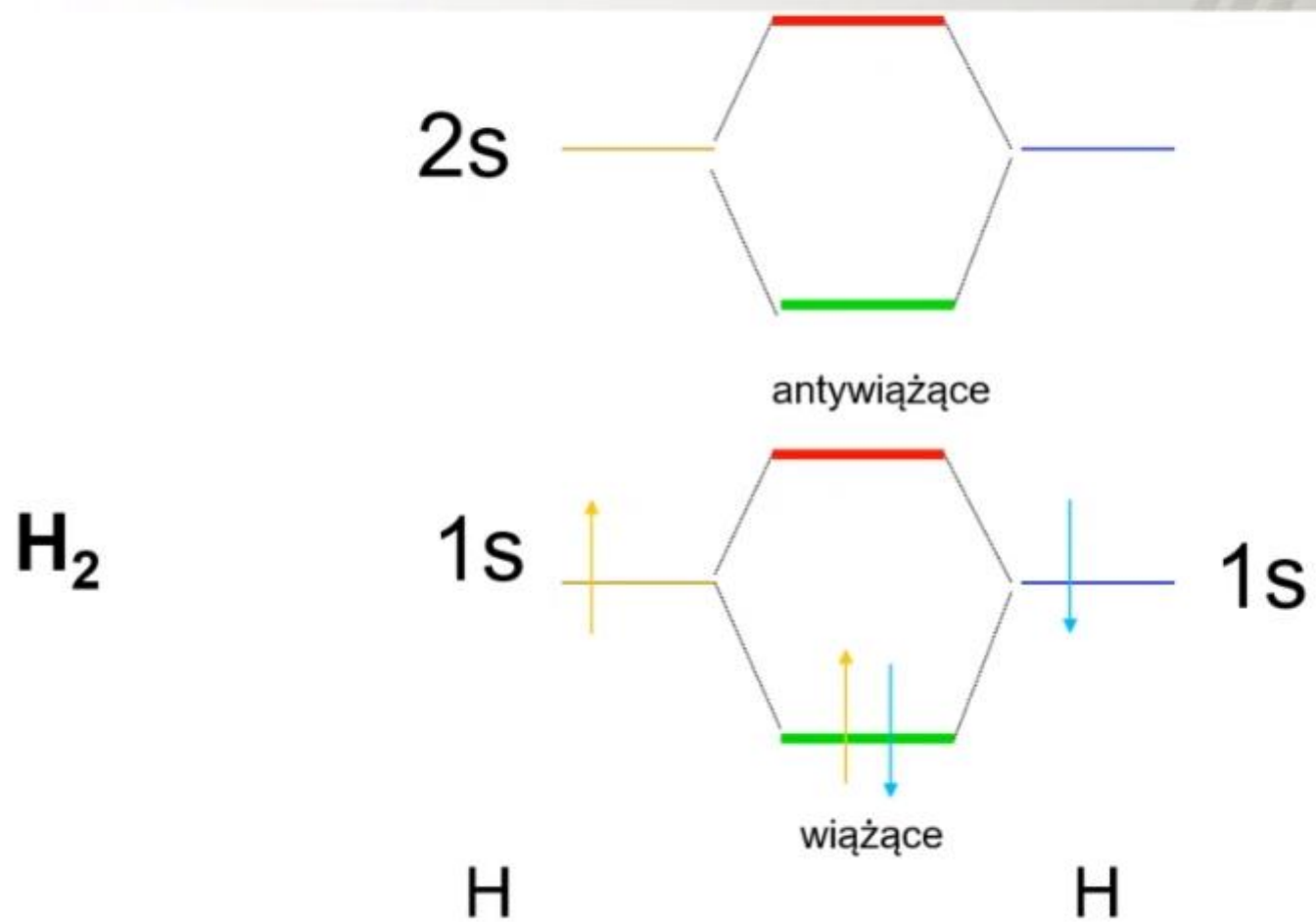
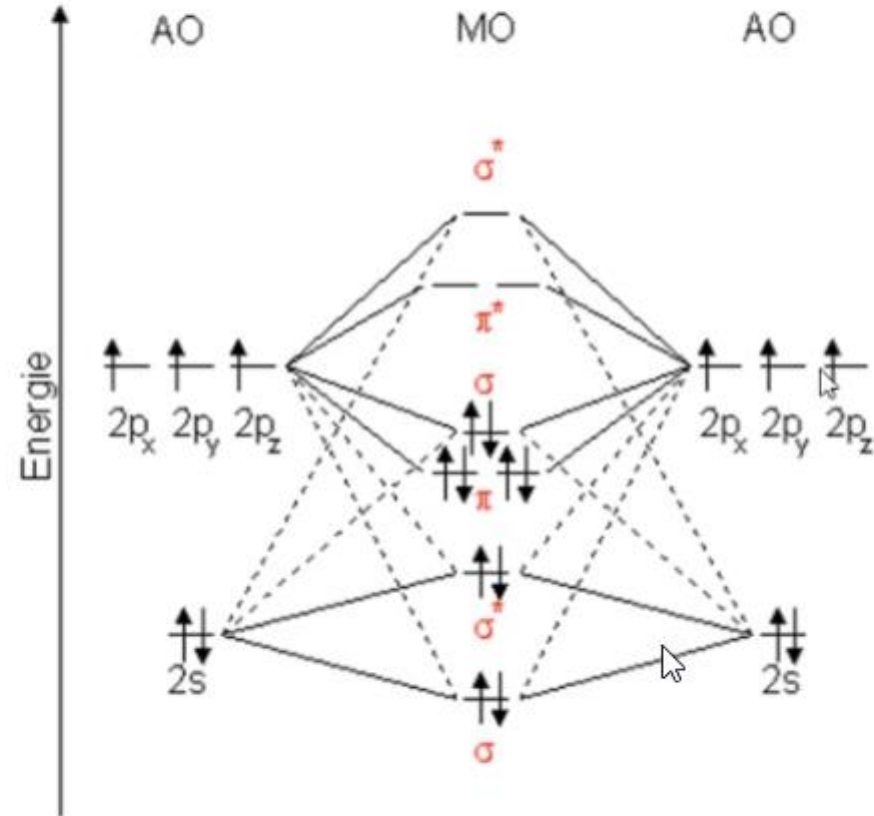


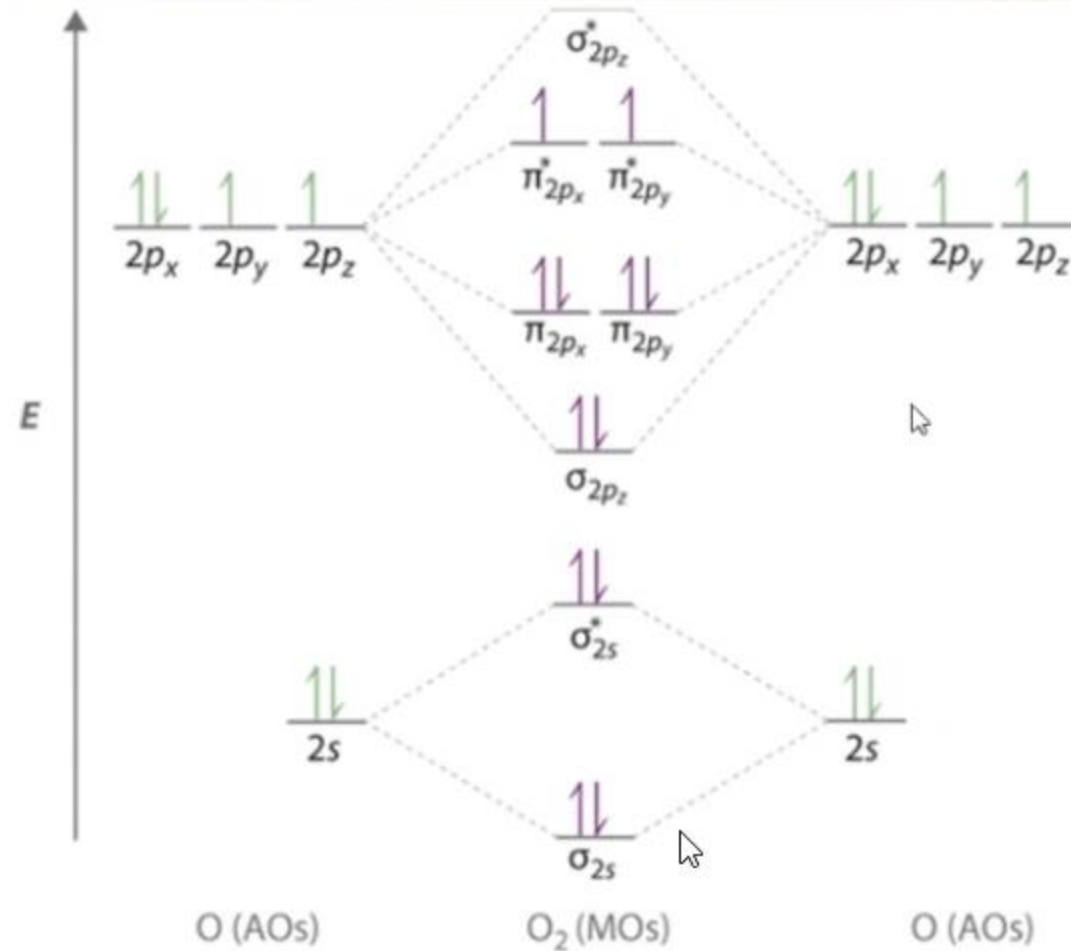
## Orbitale molekularne H<sub>2</sub>



# Orbitale molekulare N<sub>2</sub> N:[He] 2s<sup>2</sup>2p<sup>3</sup>



# Orbitale molekularne O<sub>2</sub> O:[He] 2s<sup>2</sup>2p<sup>4</sup>





## Rząd wiązania

**$RW = \frac{1}{2}$  (liczba elektronów na orbitalach molekularnych wiążących – liczba elektronów na orbitalach molekularnych antywiążących)**

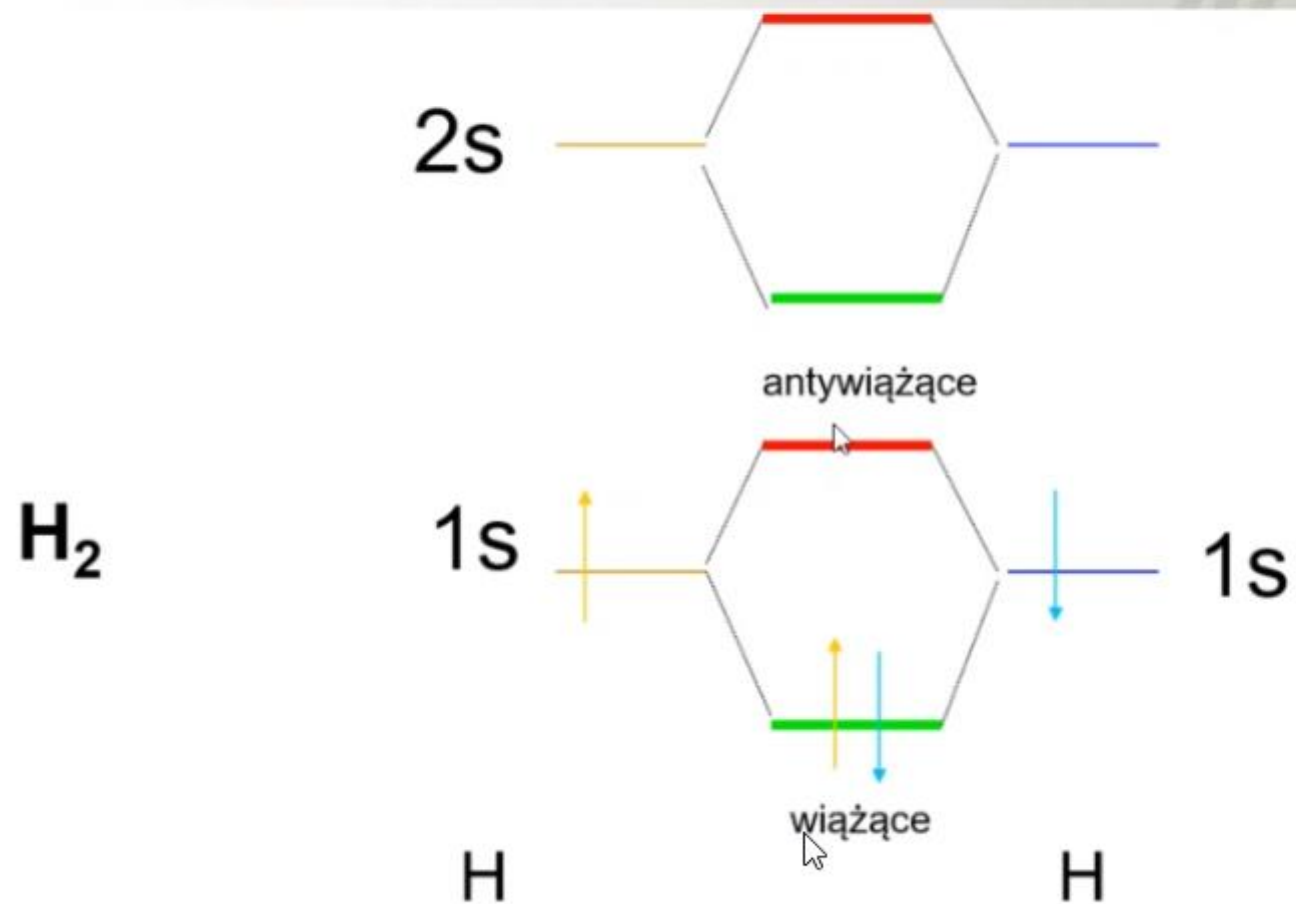
$$H_2 \quad RW = \frac{1}{2}(2-0) = 1$$

$$N_2 \quad RW = \frac{1}{2}(8-2) = 3$$

$$O_2 \quad RW = \frac{1}{2}(8-4) = 2$$

$$F_2 \quad RW = \frac{1}{2}(8-6) = 1$$

## Orbitale molekularne H<sub>2</sub>




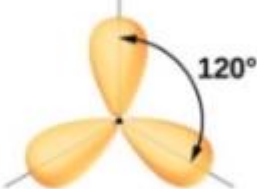



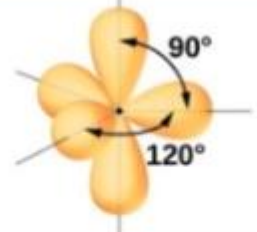

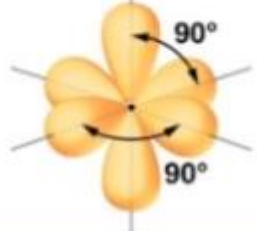




**Hybrydyzacja** – mieszanie się (kombinacja liniowa) orbitalu  $s$  z orbitalami  $p$  ( $d$ ) prowadzące do nowych orbitali atomowych o innych własnościach kierunkowych. Liczba hybryd równa jest liczbie orbitali atomowych biorących udział w hybrydyzacji; hybrydy są kombinacją liniową tych orbitali.

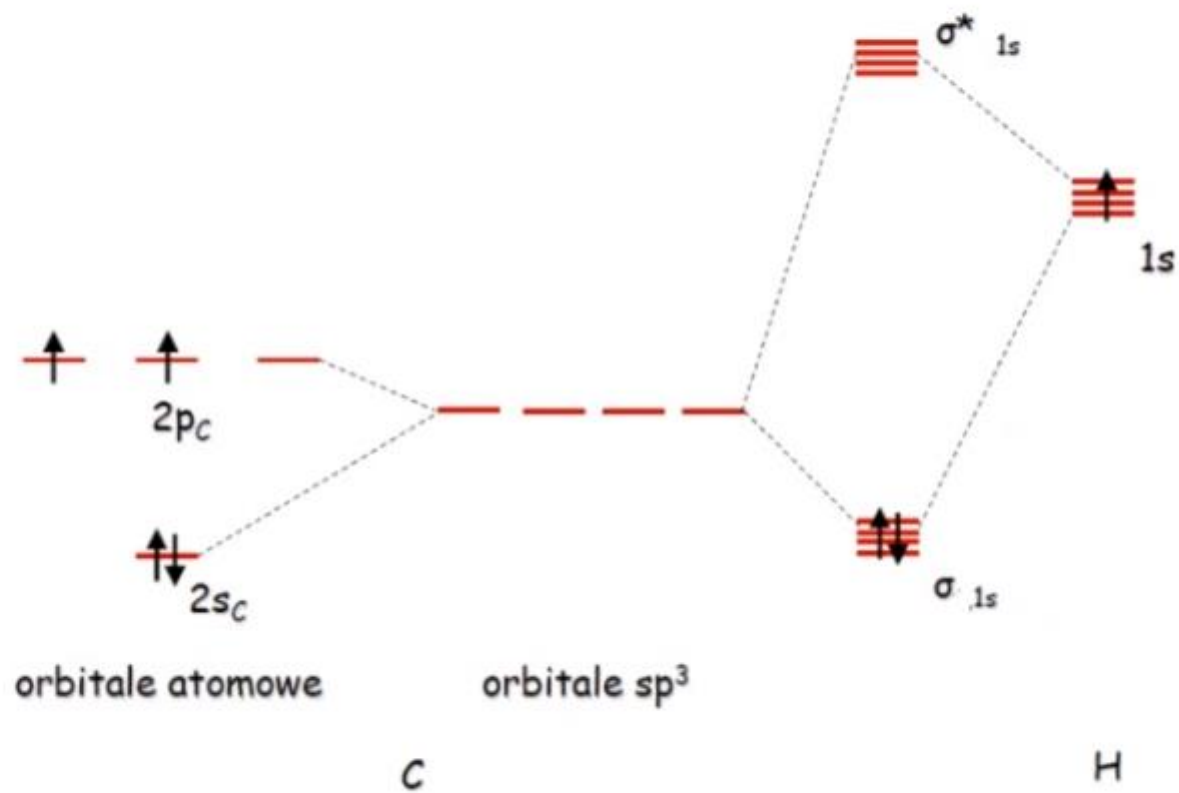
➤ Kształt cząsteczki



	linear	$sp$	
	trigonal planar	$sp^2$	
	tetrahedral	$sp^3$	
	trigonal bipyramidal	$sp^3d$	
	octahedral	$sp^3d^2$	

energia ↑

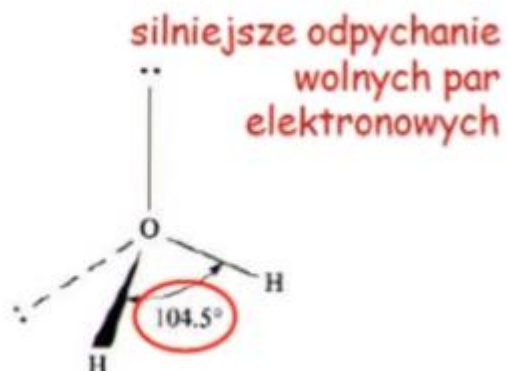
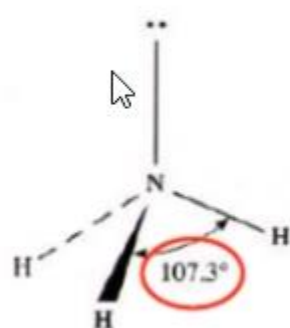
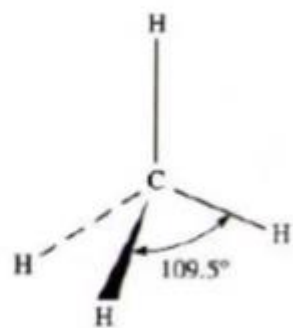
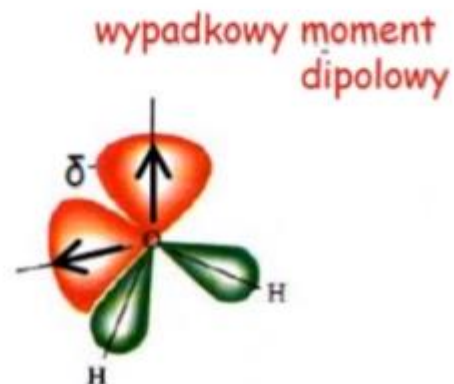
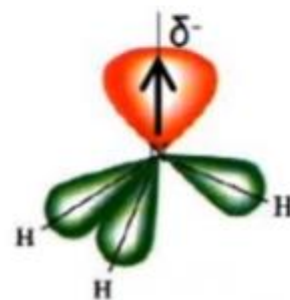
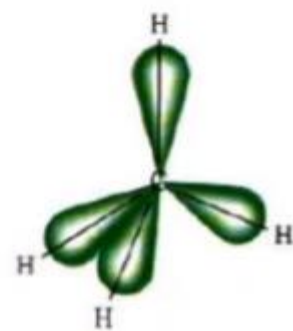
### Diagram energii i konfiguracja elektronowa cząsteczki CH<sub>4</sub>





## Porównanie cząsteczek $\text{CH}_4$ , $\text{NH}_3$ i $\text{H}_2\text{O}$

hybrydyzacja  $sp^3$



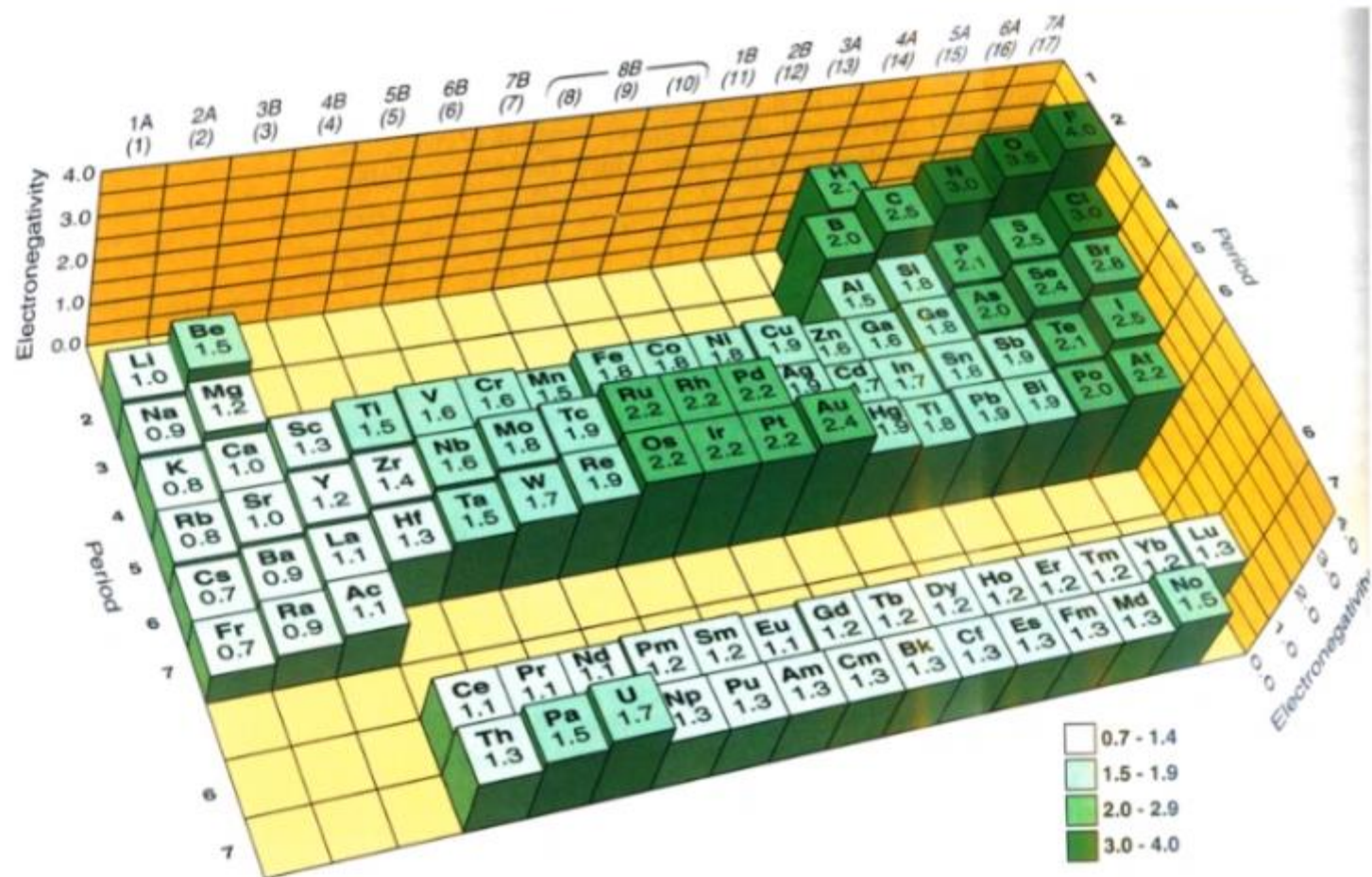
## Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane

Jeżeli atomy różnych niemetali łączą się w cząsteczkę, to wspólne elektrony tworzące wiązanie są przesunięte, bardziej lub mniej w stronę atomu bardziej elektroujemnego. To zjawisko nazywa się **polaryzacją wiązania**, a wiązanie nosi nazwę **wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego (lub spolaryzowanego)**

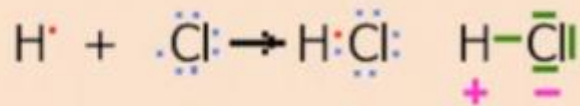
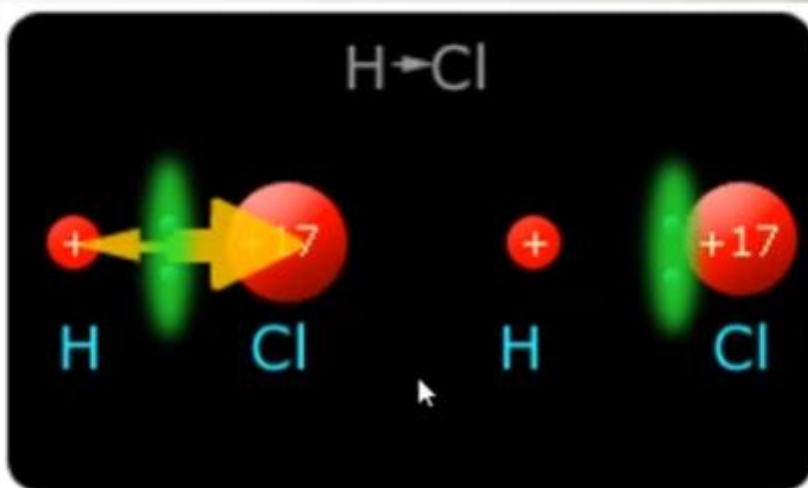
1	2	3	10	12	13	14	15	16	17
H 2,2									
Li 0,98	Be 1,57				B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,41	F 3,98
Na 0,93	Mg 1,31				Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16
K 0,82	Ca 1,00	<sub>21</sub> Sc	<sub>28</sub> Ni 1,75i	<sub>30</sub> Zn	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96
Cs 0,79									

- i. Porównanie elektroujemności  $\chi$  pierwiastków wg Paulinga w zależności od położenia w układzie okresowym.  
 (F - największa elektroujemność, Cs - najmniejsza elektroujemność,  
 H - elektroujemność zbliżona do węgla).

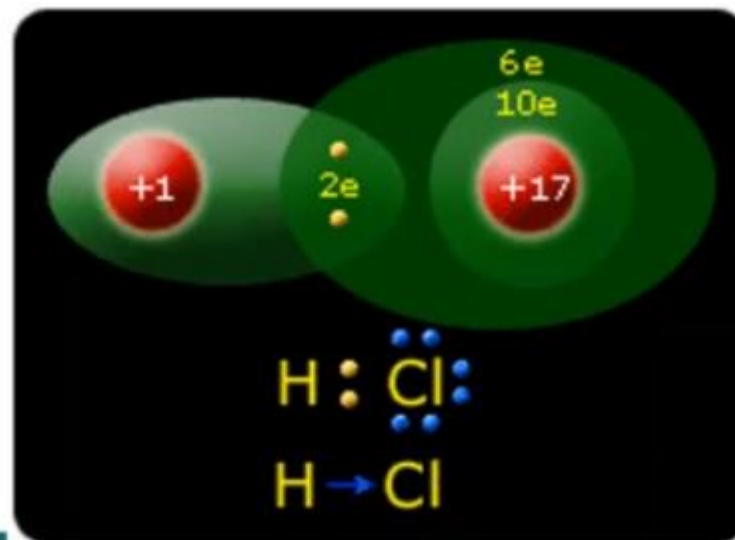
# Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane



## Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane



Mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego w cząsteczce chlorowodoru.



## Ocena polaryzacji wiązania

**HF**  $\Delta\chi = \chi_F - \chi_H = 3,98 - 2,20 = 1,78$

**HCl**  $\Delta\chi = \chi_{Cl} - \chi_H = 3,16 - 2,20 = 0,96$

**SiC**  $\Delta\chi = \chi_C - \chi_{Si} = 2,55 - 1,90 = 0,65$



## Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane

Cząsteczki z wiązaniami kowalencyjnymi spolaryzowanymi z powodu nierównomiernego, niesymetrycznego w stosunku do środka cząsteczki, rozmieszczenia ładunków wykazują biegunowość.

W cząsteczkach tych wyróżnić można biegun dodatni i ujemny. Cząsteczki o budowie polarnej nazywamy *dipolami*, tzn. cząsteczkami dwubiegunowymi. Cząsteczki dwubiegunowe mają tzw. *moment dipolowy*  $\mu$

$$\mu = \delta \cdot l$$

gdzie:  $\delta$  - ładunek,  $l$  - odległość pomiędzy "środkami ciężkości" odmiennych ładunków.

Jednostką momentu dipolowego jest **debaj D**, równy

$$1D = 3,3 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$$

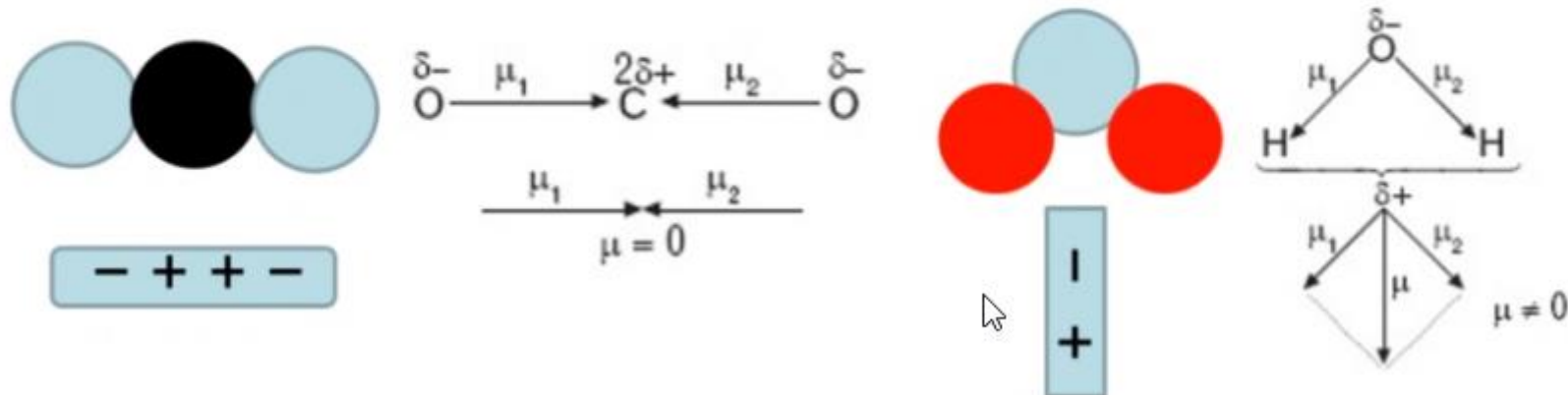
Momenty dipolowe niewielkich cząsteczek są rzędu 1D.

Np. 1,08D dla HCl, 1,85D dla H<sub>2</sub>O.

## Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane

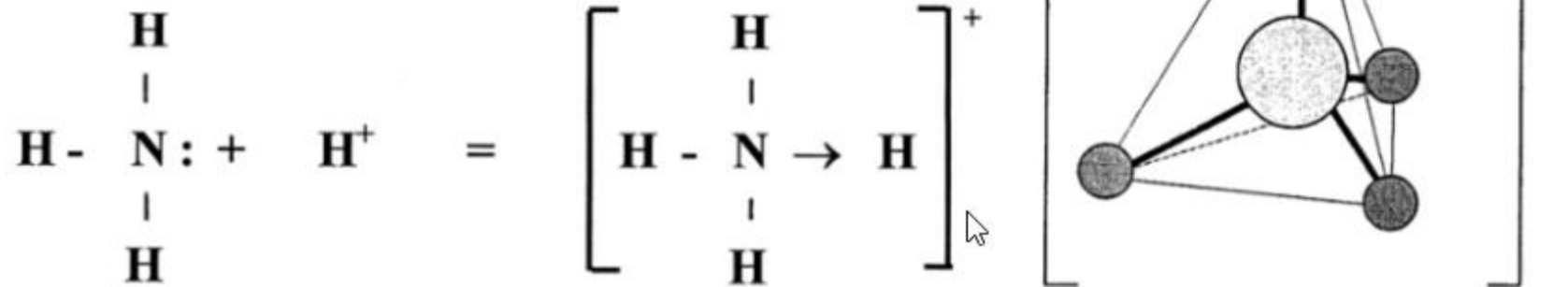
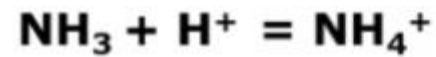
W cząsteczce  $\text{CO}_2$  wszystkie wiązania pomiędzy atomem węgla i atomami tlenu są spolaryzowane.  $\text{CO}_2$  nie wykazuje charakteru dipolowego, ładunek dodatni ukryty jest we wnętrzu cząsteczki, a ładunki ujemne są po obu stronach cząsteczki, przez co nie powstaje dipol.

Cząsteczka  $\text{H}_2\text{O}$  wykazuje wyraźną polarność i ma budowę nieliniową. Kąt pomiędzy wiązaniami powoduje, że oba dodatnie ładunki są zbliżone do siebie i tworzą dodatni biegun cząsteczki.



# Wiązanie koordynacyjne (donorowo – akceptorowe)

Jeżeli oba elektrony tworzące wiązanie kowalencyjne pochodzą od jednego atomu, to wiązanie nazywa się **koordynacyjne**.



azot - donor

jon  $\text{H}^+$  - akceptor





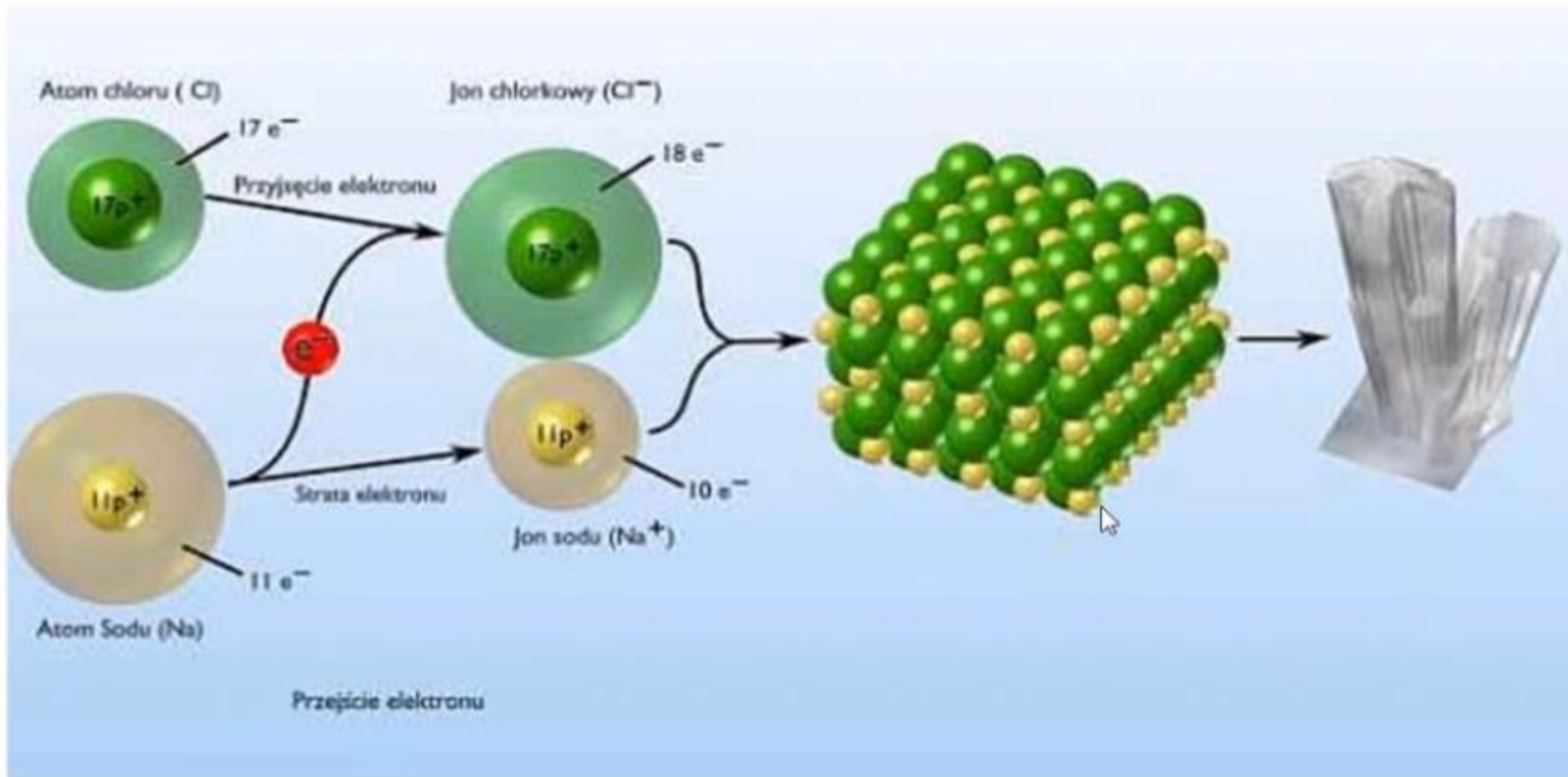
## Wiązanie jonowe

Jeżeli powstaje wiązanie jonowe, atomy dwóch łączących się pierwiastków zyskują konfiguracje elektronowe gazów szlachetnych w ten sposób, że atomy pierwiastka określane jako elektrododatni tracą swoje elektrony walencyjne na rzecz atomów drugiego pierwiastka, elektroujemnego.

Wytworzone w ten sposób jony, dodatni i ujemny, przyciągające się dzięki działaniu sił elektrostatycznych tworzą w przypadku ciał stałych uporządkowaną strukturę.

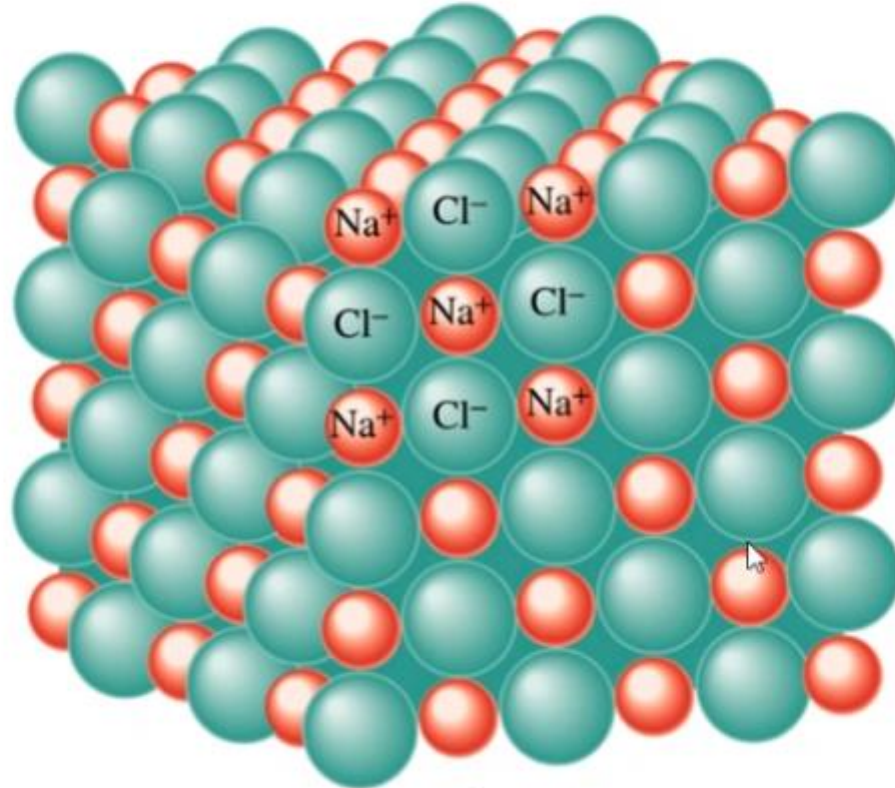
Strukturę taką przedstawiamy za pomocą układu punktów podających położenie atomów zwanego siecią przestrzenną.

# Wiązanie jonowe



## Wiązanie jonowe

NaCl



Każdy jon  $\text{Na}^+$  jest otoczony przez 6 jonów  $\text{Cl}^-$ .  
Każdy jon  $\text{Cl}^-$  jest otoczony przez 6 jonów  $\text{Na}^+$ .





## Wiązanie jonowe



Ca:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 4p^6 4s^2$  - oddaje  $2e^-$   $\text{Ca}^{2+}$

F:  $1s^2 2s^2 2p^5$  przyjmuje  $1e^-$   $\text{F}^-$

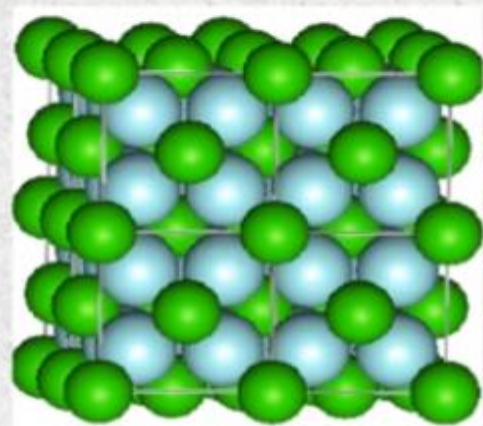
Na jeden atom wapnia przypadają dwa atomy fluoru.

Każdy jon wapnia otoczony jest ośmioma jonami fluorkowymi, każdy jon fluorkowy natomiast tylko czterema jonami  $\text{Ca}^{2+}$ .

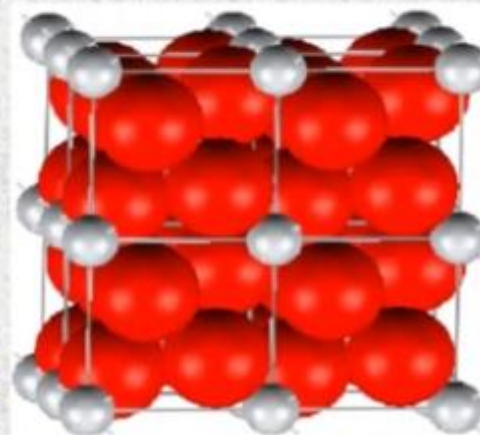
W sieci przestrzennej nie można wyróżnić pojedynczych cząsteczek.



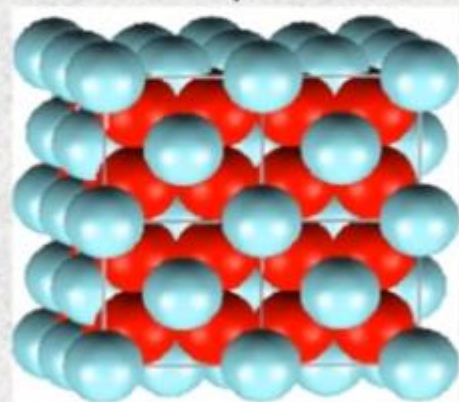
## Wiązanie jonowe



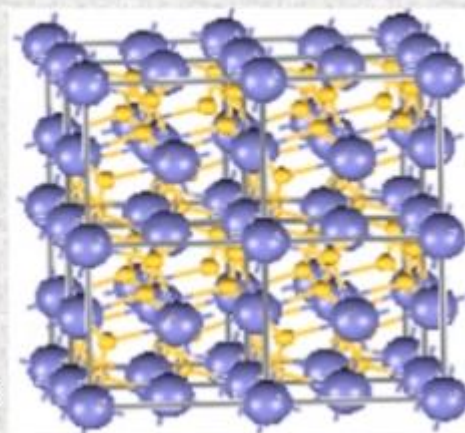
Fluoryt  $\text{CaF}_2$



Rutyl  $\text{TiO}_2$

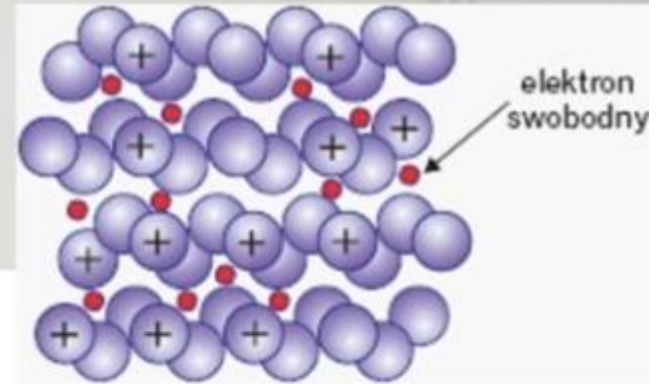


Cyrkonina  $\text{ZrO}_2$



Piryt  $\text{FeS}_2$

## Wiązanie metaliczne



### metale, stopy i związki międzymetaliczne

Wiązanie metaliczne związane jest z obecnością luźno zawiązanych elektronów, które mogą być luźno przesuwane pod wpływem przyłożonego napięcia elektrycznego.

Wynikiem wzajemnego oddziaływania jonów dodatnich metalu i ujemnego „morza” elektronów jest:

- wysokie przewodnictwo elektryczne i ciepłne metali,
- połysk metaliczny,
- ciągliwość, kowalność.

## Oddziaływania międzycząsteczkowe (oddziaływania Van der Waalsa)

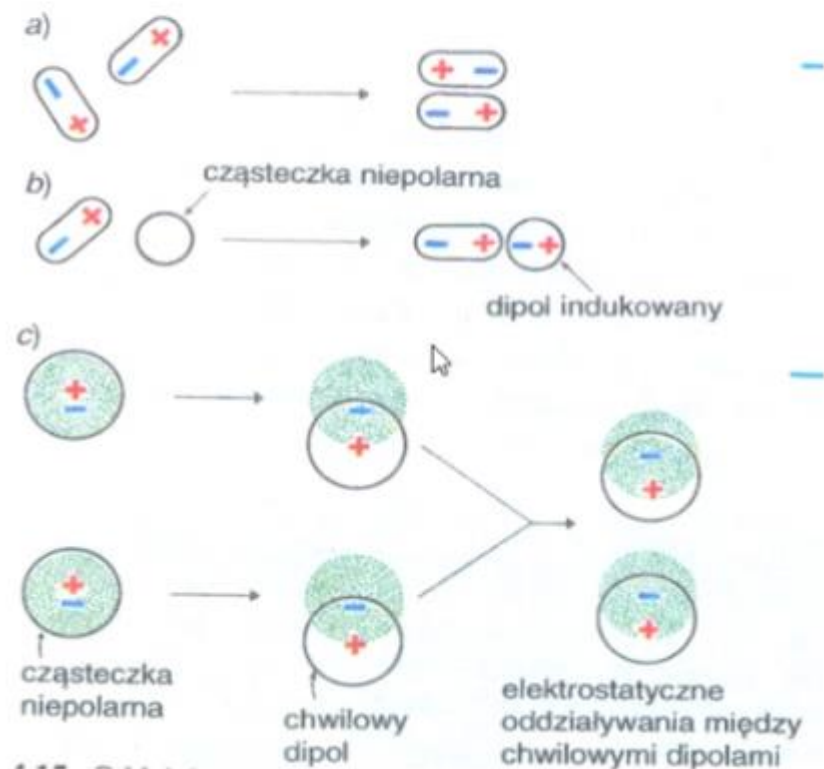
- **słabe**, ale decydują o właściwościach fizycznych substancji

Typy oddziaływań międzycząsteczkowych:

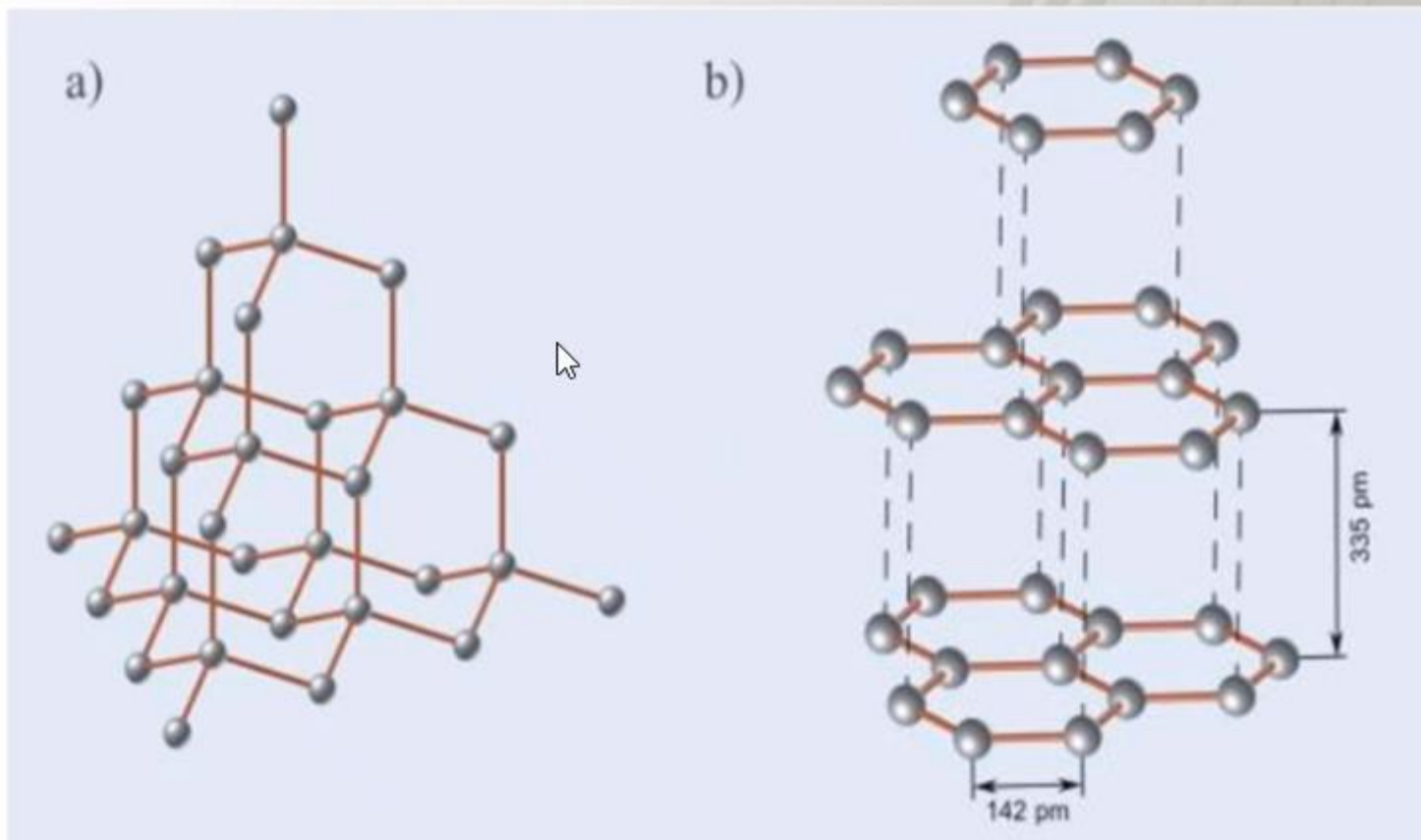
**dipol - dipol**

**dipol - cząsteczka niepolarna**

**cz. niepolarna - cz. niepolarna**



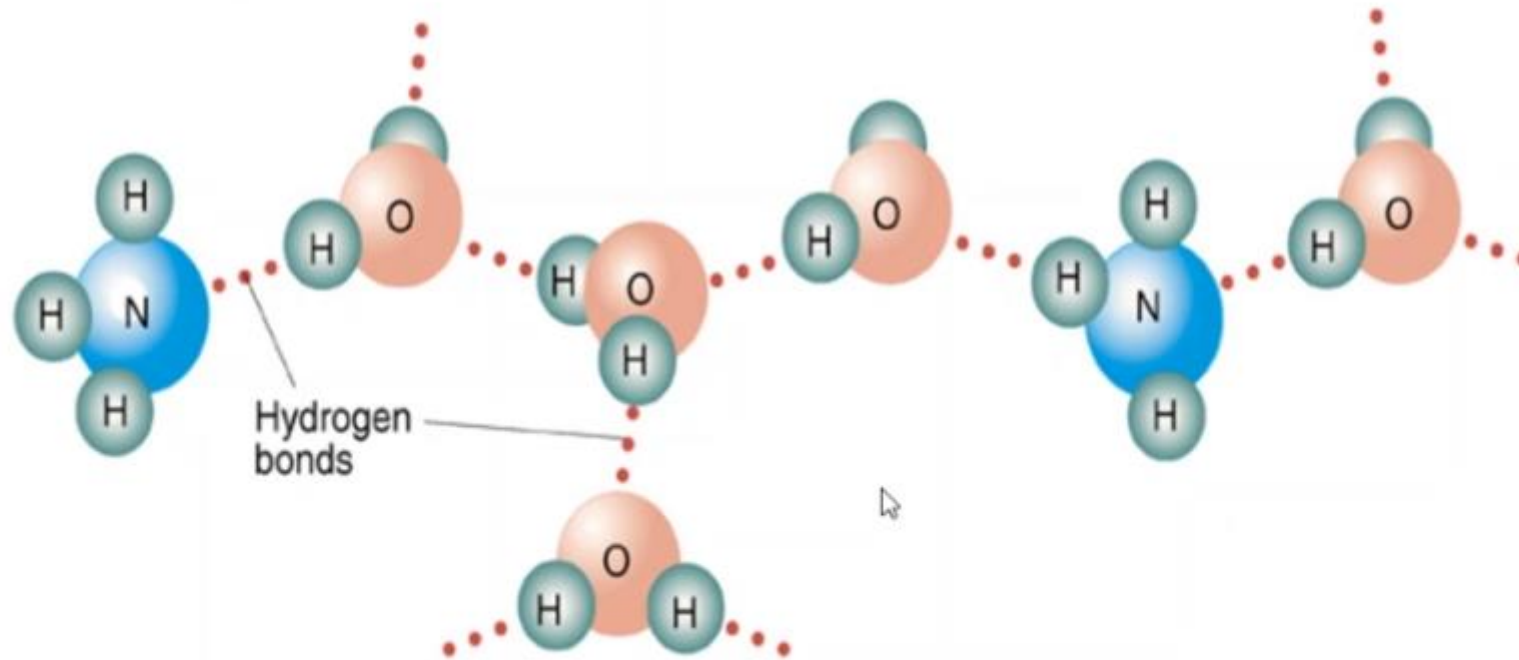
## Oddziaływania międzycząsteczkowe





## Wiązanie wodorowe

Wiązanie wodorowe tworzy się pomiędzy atomem wodoru związanym z atomem o dużej elektroujemności, a atomem z wolnymi parami elektronowymi.

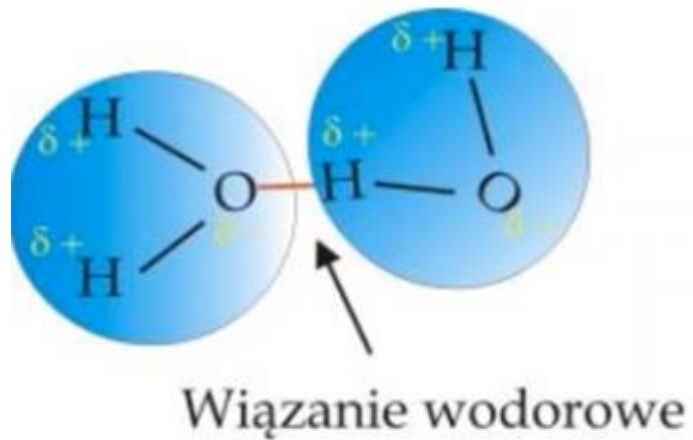


$\text{NH}_3$  rozpuszczony w wodzie

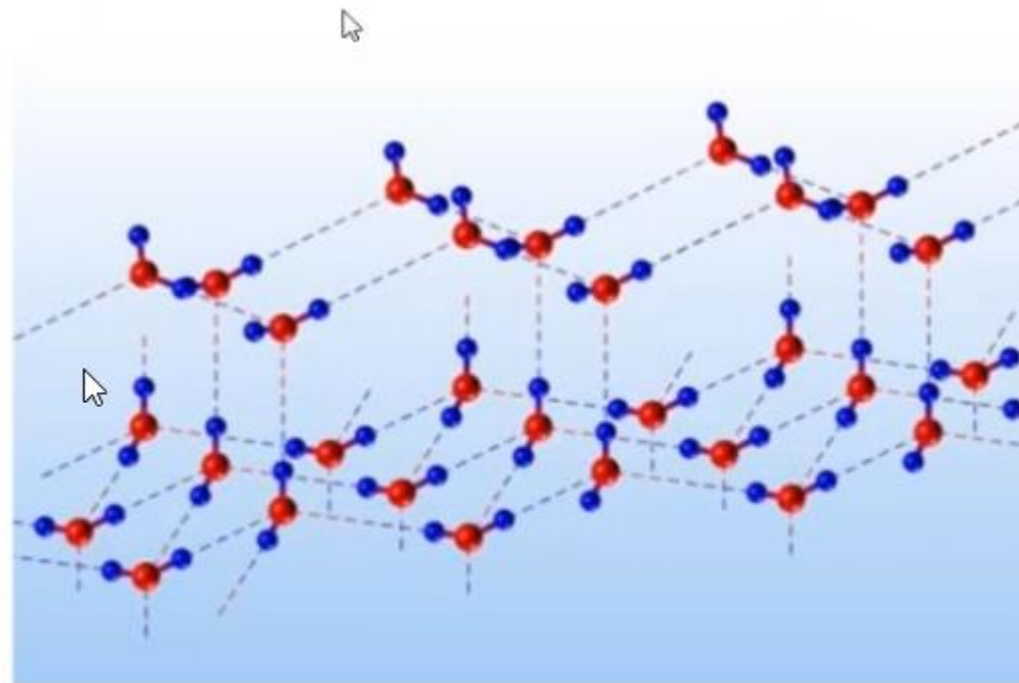


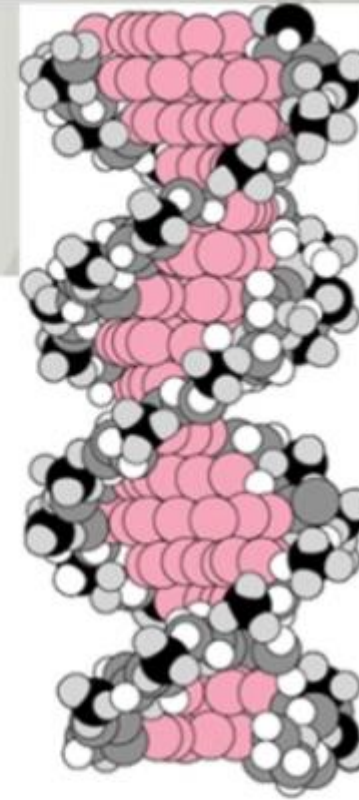
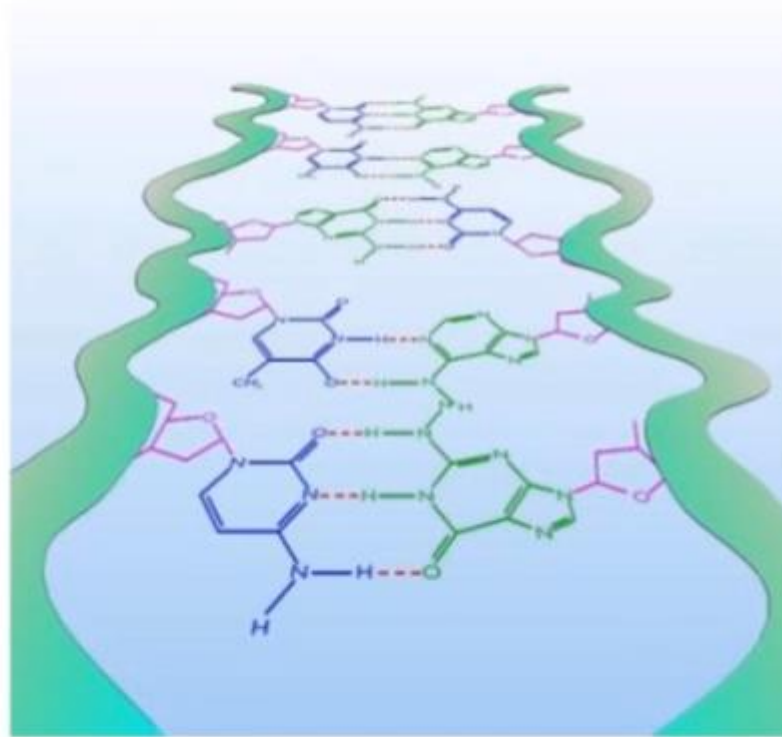
## Wiązanie wodorowe

Sily van der Waalsa  $< E_{\text{wodorowe}} = 10-40 \text{ kJ/mol} < E_{\text{kowalwncyjneH2}} = 432 \text{ kJ/mol}$



Sieć przestrzenna lodu.





Wodór	○
Tlen	○
Węgiel w deoksyrybozie	●
Węgiel i azot w zasadzie azotowej	●
Fosfor	●

Mostki wodorowe pomiędzy zasadowymi połączeniami azotowymi  
 (a) cytozyna-guanidyna (trzy mostki wodorowe)  
 (b) tymina -adenina (dwa mostki wodorowe) łączące łańcuchy DNA.



## Stany skupienia

- Gaz
- Ciecz
- Ciało stałe



## Stany skupienia

	Czy łatwo zmienić	
	kształt?	objętość?
Ciała stałe	Trudno zmienić kształt ciała stałego	Trudno zmienić objętość ciała stałego
Ciecze	Łatwo jest zmienić kształt cieczy	Trudno jest zmienić objętość cieczy
Gazy	Łatwo jest zmienić kształt gazu	Łatwo jest zmienić objętość gazu



## Stan gazowy $H_2$ , $N_2$ , $O_2$ , $Cl_2$ , $F_2$ , $He$ , $Ne$ , $Ar$ , $Kr$ , $Xe$ , $Rn$

Substancja występuje w stanie gazowym, gdy jej atomy lub cząsteczki poruszają się swobodnie bez wzajemnego oddziaływania.

Ten niezależny ruch powoduje ekspansję gazu prowadzącą do całkowitego wypełnienia naczynia do którego został wprowadzony.

Przykłady substancji występujących w stanie gazowym w temperaturze pokojowej pod ciśnieniem atmosferycznym:

CO	tlenek węgla (II)	bezwonny, trujący
NH <sub>3</sub>	amoniak	ostry zapach, trujący
PH <sub>3</sub>	fosforiak	zapach czosnku, bardzo trujący,
CH <sub>4</sub>	metan	bezwonny, palny
H <sub>2</sub> S	siarkowodór	zapach zgniłych jaj, trujący
HCl	chlorowodór	duszący zapach, żrący i trujący
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	acetylen	lekki zapach, palny



## Stan gazowy

### Gaz doskonały

Cząsteczki (atomy) substancji w stanie gazowym są w nieustającym ruchu. Poruszają się niezależnie od siebie i ulegają częstym zderzeniom. Wzajemne zderzenia ciągle zmieniają kierunek poruszania się cząsteczek. Model ten nosi nazwę **gazu doskonałego** i można go scharakteryzować następującymi założeniami:

- Gaz składa się z cząsteczek (atomów) będących w nieustającym, przypadkowym ruchu.
- Cząsteczki (atomy) można traktować jako punkty bezwymiarowe.
- Można zaniedbać wymiary cząsteczek. Średnica cząsteczek (atomów) jest znacznie mniejsza od średniej drogi między zderzeniami.
- Zderzenia cząsteczek i atomów są „[zderzeniami sprężystymi](#)”.



## Stan gazowy

### Równanie stanu gazu doskonałego (równanie Clapeyrona)

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$p$  – ciśnienie gazu, Pa,

$V$  - objętość,  $m^3$ ,

$n$  - ilość moli gazu, mol

$R$  - stała gazowa,  $R = 8,31 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$ ,

$T$  - temperatura gazu, K

Dla stałej liczby moli  $n$  równanie ma postać:

$$\frac{p \cdot V}{T} = n \cdot R = \text{const}$$





## Stan gazowy

Stała gazowa:

$$R = \frac{p \cdot V}{n \cdot T}$$

$$R = \frac{101325 \text{ Pa} \cdot 0,0224 \text{ m}^3}{1 \text{ mol} \cdot 273 \text{ K}} = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$p_0 = 1 \text{ atm}, V_0 = 22,4 \text{ dm}^3, T_0 = 273 \text{ K}$$



## Stan gazowy

Z równania Clapeyrona wynikają wnioski:

- jeżeli ustalimy temperaturę to iloczyn ciśnienia i objętości gazu doskonałego, będzie zachowywać stałą wartość,
- Jeżeli ustalimy ciśnienie to objętość gazu doskonałego będzie się zmieniać wprost proporcjonalnie do temperatury.

**Prawa gazu doskonałego** (*prawa gazowe*):

- prawo izotermi (prawo Boyle'a-Mariotta),
  - prawo izobary (prawo Gay-Lussaca),
  - prawo izochory (prawo Charlesa),
-

$$p_1 \cdot V_1 = n \cdot R \cdot T_1$$

$$p_2 \cdot V_2 = n \cdot R \cdot T_2$$

Dla  $n = \text{const}$

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$

---



## Stan gazowy

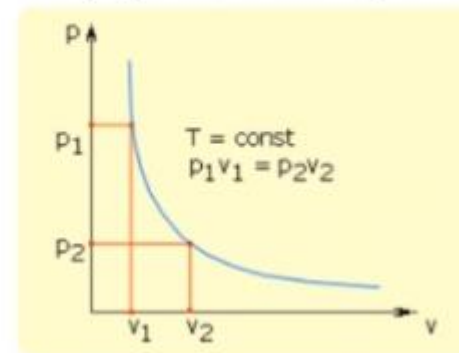
**Prawo izotermy (prawo Boyle'a-Mariotta)** odnosi się do **przemian izotermicznych** ( $T = \text{const}$ ).

Podaje ona zależność między objętością, a ciśnieniem danej masy gazu w stałej temperaturze i wyraża się równaniem:

$$V \cdot p = \text{const.}$$

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

Stała wartość iloczynu ciśnienia i objętości danej masy gazu w stałej temperaturze oznacza, że w niezmiennych warunkach temperatury, ciśnienie gazu zmienia się odwrotnie proporcjonalnie do objętości zajmowanej przez gaz.



izoterma



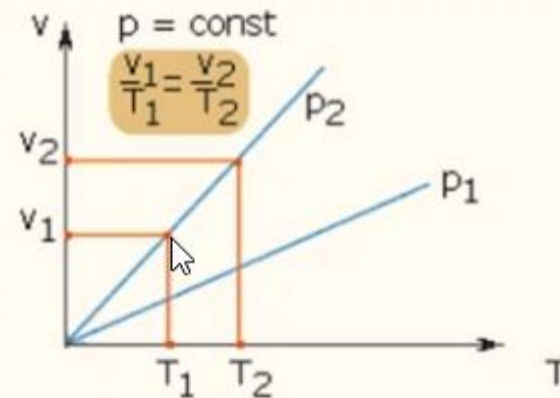
## Stan gazowy

**Prawo izobary (prawo Gay Lussaca)** odnosi się do **przemian izobarycznych** ( $p = \text{const.}$ )

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

Objętość danej masy gazu znajdującego się pod stałym ciśnieniem zmienia się wprost proporcjonalnie do temperatury wyrażonej w skali bezwzględnej.

izobara





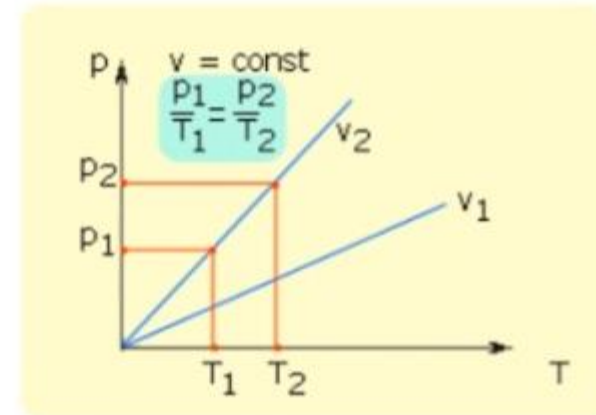
## Stan gazowy

**Prawo izochory Gay-Lussac i Charles** odnosi się do **przemian izochorycznych** ( $V = \text{const}$ ).

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

W stałej objętości, ciśnienie gazu jest wprost proporcjonalne do jego temperatury bezwzględnej.

izochora





## Zastosowanie praw gazowych

**Z:** W naczyniu z tłokiem, w stałej temperaturze i pod ciśnieniem 800 hPa znajduje się 300 cm<sup>3</sup> gazu. Jak zmieni się objętość tego gazu jeśli ciśnienie zwiększymy do 1000 hPa?

**R:** Korzystamy z prawa Boyle'a i Mariotte'a

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{V_2}{V_1}$$

$$V_2 = \frac{p_1}{p_2} V_1$$

$$V_2 = \frac{800 \text{ hPa}}{1000 \text{ hPa}} 300 \text{ cm}^3 = 240 \text{ cm}^3$$

**O:** Objętość gazu będzie wynosiła 240cm<sup>3</sup>.