

# Związki chemiczne, wiązania chemiczne, reakcje

## Literatura:

L. Jones, P. Atkins – Chemia ogólna. Cząsteczki, materia, reakcje.

Lesław Huppenthal, Alicja Kościelecka, Zbigniew Wojtczak – Chemia ogólna i analityczna dla studentów biologii.

Lech Pajdowski – Chemia ogólna.

Adam Bielański – Podstawy chemii ogólnej i nieorganicznej.

Irena Zubel – [http://www.w12.pwr.wroc.pl/zpp/files/W\\_1.W10.pdf](http://www.w12.pwr.wroc.pl/zpp/files/W_1.W10.pdf)

Irena Zubel – [http://www.w12.pwr.wroc.pl/zpp/files/W\\_2.W10.pdf](http://www.w12.pwr.wroc.pl/zpp/files/W_2.W10.pdf)

Ewa Wiśła - [http://home.agh.edu.pl/~wisla/Klas\\_z\\_n.pdf](http://home.agh.edu.pl/~wisla/Klas_z_n.pdf)

# Związki chemiczne

---

Związek chemiczny – trwałe połączenie co najmniej dwóch różnych **pierwiastków chemicznych** za pomocą dowolnego wiązania chemicznego.  
Związki chemiczne powstają podczas reakcji chemicznych.

Podział główny: **związki organiczne, związki nieorganiczne**.

Rodzaje związków nieorganicznych:

- wodoroki – NaH, (H<sub>2</sub>S?!!)
- tlenki – MgO, CO<sub>2</sub>
- kwasy – HCl, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>
- wodorotlenki – KOH, BaOH
- sole – FeCl<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>
- węgliki – CaC<sub>2</sub>
- azotki – Li<sub>3</sub>N, C<sub>3</sub>N<sub>4</sub>

**Prawo stałości składu:** związki chemiczne mają stały skład ilościowy

# Związki chemiczne

---

**TLENKI** – związki zbudowane z tlenu i innego pierwiastka.

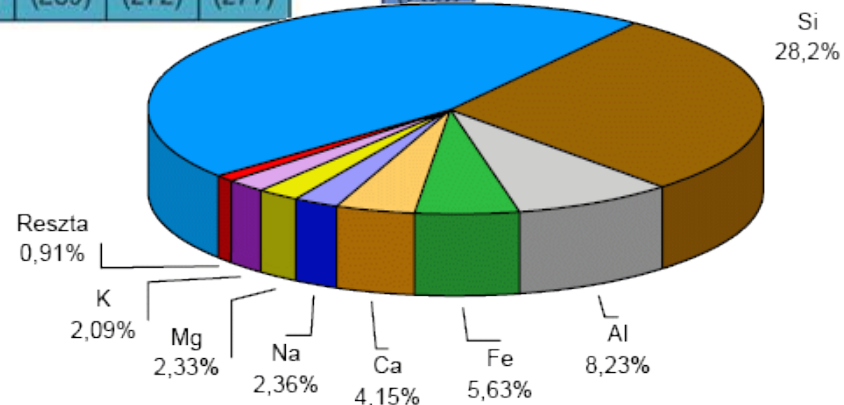
- **tlenki metali** = (najczęściej) tlenki zasadowe
- **tlenki niemetalu** = (najczęściej) tlenki kwasowe
- **amfoteryczne** – wchodzi w reakcję z zasadami i kwasami.

Sposoby otrzymywania tlenków:

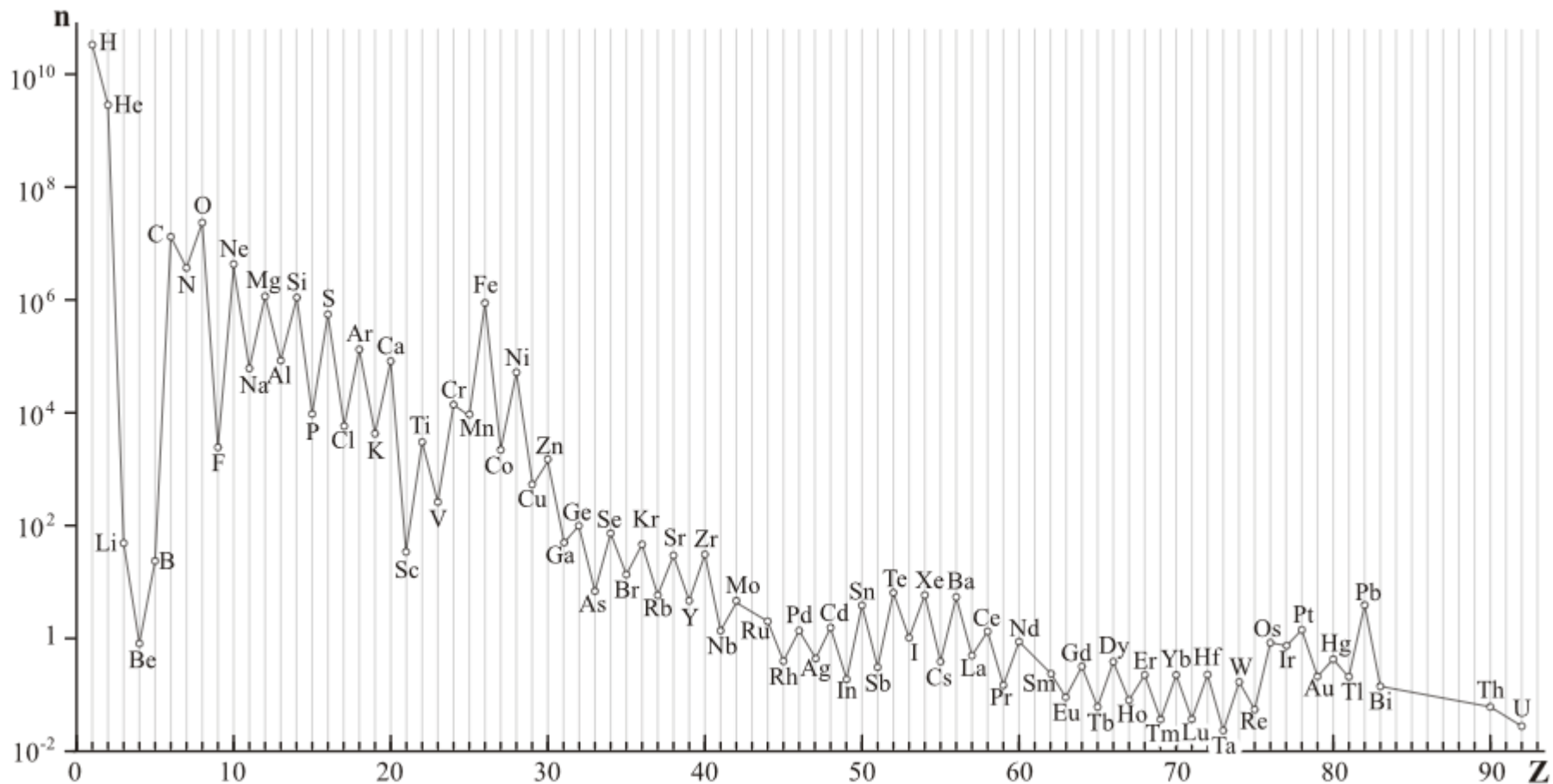
- reakcja tlenu z pierwiastkiem
- reakcja rozkładu termicznego soli oraz wodorotlenków
- reakcja utleniania tlenków niższych
- reakcja redukcji tlenków wyższych.

		MAIN-GROUP ELEMENTS										MAIN-GROUP ELEMENTS																
		1A (1)		2A (2)		TRANSITION ELEMENTS										3A (13)					4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)			
1	1	H 1.008																							2	He 4.003		
2	3	Li 6.941		4		Be 9.012												5					6	7	8	9	10	
3	11	Na 22.99		12		Mg 24.31		3B (3)	4B (4)	5B (5)	6B (6)	7B (7)	(8)		(9)	(10)	1B (11)	2B (12)	13					14	15	16	17	18
4	19	K 39.10		20		Ca 40.08		21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31					32	33	34	35	36	
5	37	Rb 85.47		38		Sr 87.62		39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49					50	51	52	53	54	
6	55	Cs 132.9		56		Ba 137.3		57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81					82	83	84	85	86	
7	87	Fr (223)		88		Ra (226)		89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	O 46,1%					114	(285)	(209)	(210)	(222)	

tlen (O)	46,1%	potas (K)	2,60%
krzem (Si)	27,72%	magnez (Mg)	2,08%
glin (Al)	8,13%	tytan (Ti)	0,44%
żelazo (Fe)	5,0%	wodór (H)	0,14%
wapń (Ca)	3,63%	pozostałe	1,5%
sód (Na)	2,83%		



# Rozpowszechnienie pierwiastków chemicznych w Układzie Słonecznym



Źródło: Wikipedia

# Związki chemiczne

---

**KWASY** – związki zbudowane z wodoru oraz reszty kwasowej.

- kwasy tlenowe;
- kwasy beztlenowe.

Sposoby otrzymywania kwasów:

- reakcja tlenku niemetalu i wody.
- reakcja mocnego kwasu z solą.

Moc kwasów maleje w grupie, a rośnie w okresie układu okresowego. Moc dla kwasów beztlenowych rośnie w grupie.

Możliwe reakcje:

- z metalami;
- tlenkami metalu;

Szereg aktywności wszystkich metali

Pierwiastki stojące w szeregu aktywności za wodorem nie są w stanie wyprzeć go z kwasu. Reakcja nie zachodzi, z wyjątkiem kwasu siarkowego oraz azotowego.

# Związki chemiczne

---

**WODOROTLENKI** – związki zbudowane z metalu oraz grupy wodorotlenowej (OH<sup>-</sup>).

Otrzymywanie wodorotlenków:

- reakcja metalu z grupy 1 lub 2 (oprócz berylu) z wodą
- reakcja tlenku metalu z grupy 1 lub 2 (oprócz berylu) z wodą

W zależności od charakteru chemicznego wodorotlenki możemy podzielić na:

- zasadowe, które wchodzi w reakcję z kwasami i tworzą sól.
- amfoteryczne, które wchodzi w reakcję z kwasami oraz zasadami.

# Związki chemiczne

---

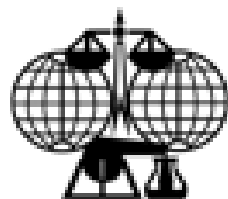
**Sole** – związki zbudowane z metalu oraz reszty kwasowej.

- obojętne (występują najczęściej)
- wodorosole
- hydroksosole (metal oraz reszta kwasowa i wodorotlenowa)

Sposoby otrzymywania soli:

- reakcja kwasu z zasadą;
- reakcja kwasu z tlenkiem metalu;
- reakcja kwasu z metalem;
- reakcja tlenku metalu z tlenek niemetalu
- reakcja zasady z tlenkiem niemetalu;
- reakcja metalu z niemetalem;
- reakcja soli<sub>1</sub> z solą<sub>2</sub>
- reakcja soli<sub>1</sub> z zasadą<sub>1</sub>;
- reakcja soli słabego kwasu z silnym kwasem;
- reakcja soli kwasu beztlenowego z silnym kwasem tlenowym.

# Nazewnictwo związków chemicznych



INTERNATIONAL UNION OF  
PURE AND APPLIED CHEMISTRY

Międzynarodowa Unia Chemii Czystej i Stosowanej

[www.iupac.org](http://www.iupac.org)

# Wiązania chemiczne

---

## Typy oddziaływań między atomami:

- **wiązania chemiczne** – oparte na wymianie elektronów walencyjnych
- oddziaływania o charakterze fizycznym – **siły van der Waalsa**

## Typy wiązań:

- **wiązania kowalencyjne (atomowe)** - współlnienie elektronów walencyjnych sąsiadujących atomów
- **wiązania jonowe** – przeniesienie elektronów walencyjnych od jednego rodzaju atomów do drugiego
- **metaliczne** – współlnienie części elektronów walencyjnych bardzo wielu atomów

Istotną cechą w klasyfikacji wiązań jest różnica elektroujemności tworzących je atomów.  
Gdy różnica elektroujemności wynosi:

- < 0,4 – **wiązania kowalencyjne,**
- 1,4 – 1,7 – **kowalencyjne spolaryzowane,**
- > 1,7 – **wiązania jonowe.**

# Wiązania chemiczne

## Typy oddziaływań między atomami:

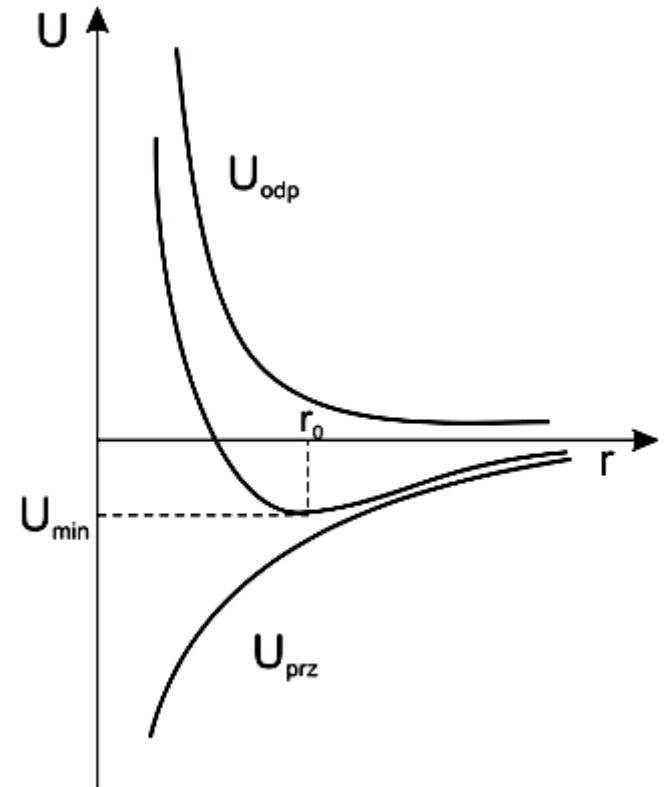
- wiązania chemiczne – oparte na wymianie elektronów walencyjnych
- oddziaływania o charakterze fizycznym – siły van der Waalsa

### Elektronowa teoria wiązań Levis'a (1916):

każdy atom dąży do takiej zmiany zewnętrznej powłoki elektronowej, aby uzyskać najtrwalszą konfigurację, tzn. minimum energii. Trwałe konfiguracje to:  $s^2$ ,  $s^2p^6$ ,  $s^2p^6d^{10}$ .

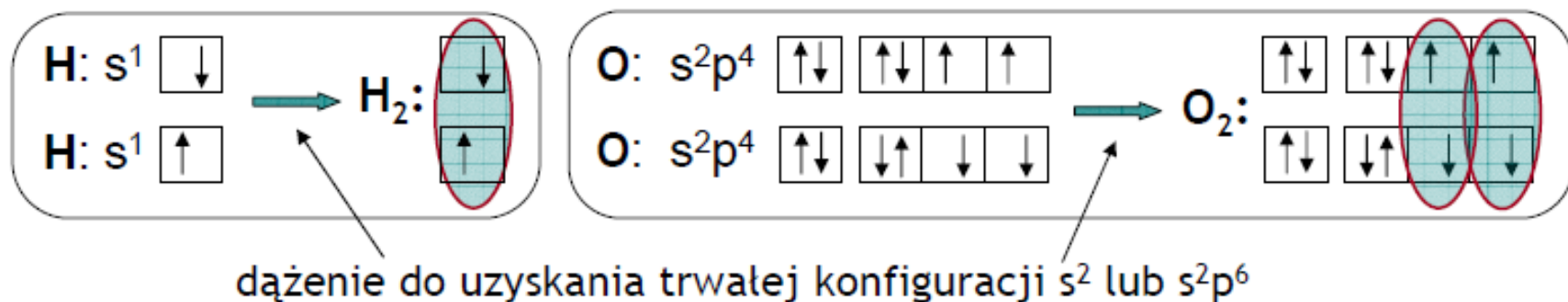
Inaczej:

przyczyną tworzenia się wiązań chemicznych jest dążenie układu do osiągnięcia minimum energii.

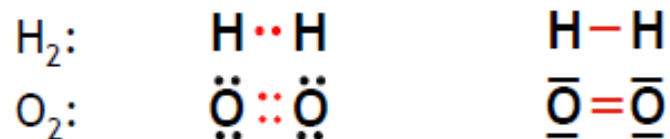


# Wiązania chemiczne

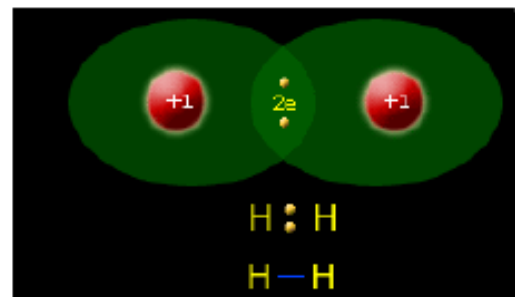
Wiązanie kowalencyjne – powstaje między atomami posiadającymi niesparowane elektrony walencyjne. Polega ono na utworzeniu wspólnej pary elektronowej, należącej jednocześnie do obu atomów.



Cząsteczki z wiązaniami kowalencyjnymi opisuje się za pomocą wzorów elektronowych lub kreskowych, tzw. **wzorów Levisa**:



*W przyrodzie gazy te występują w postaci cząsteczek dwuatomowych, co potwierdza teorię Levisa'a*



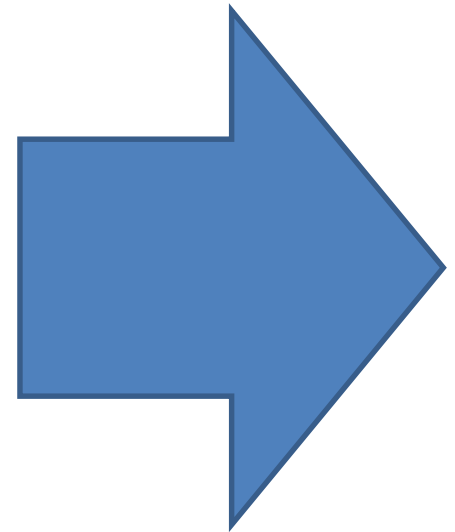
# Wiązania chemiczne

---

## Orbitale molekularne - wiązania kowalencyjne

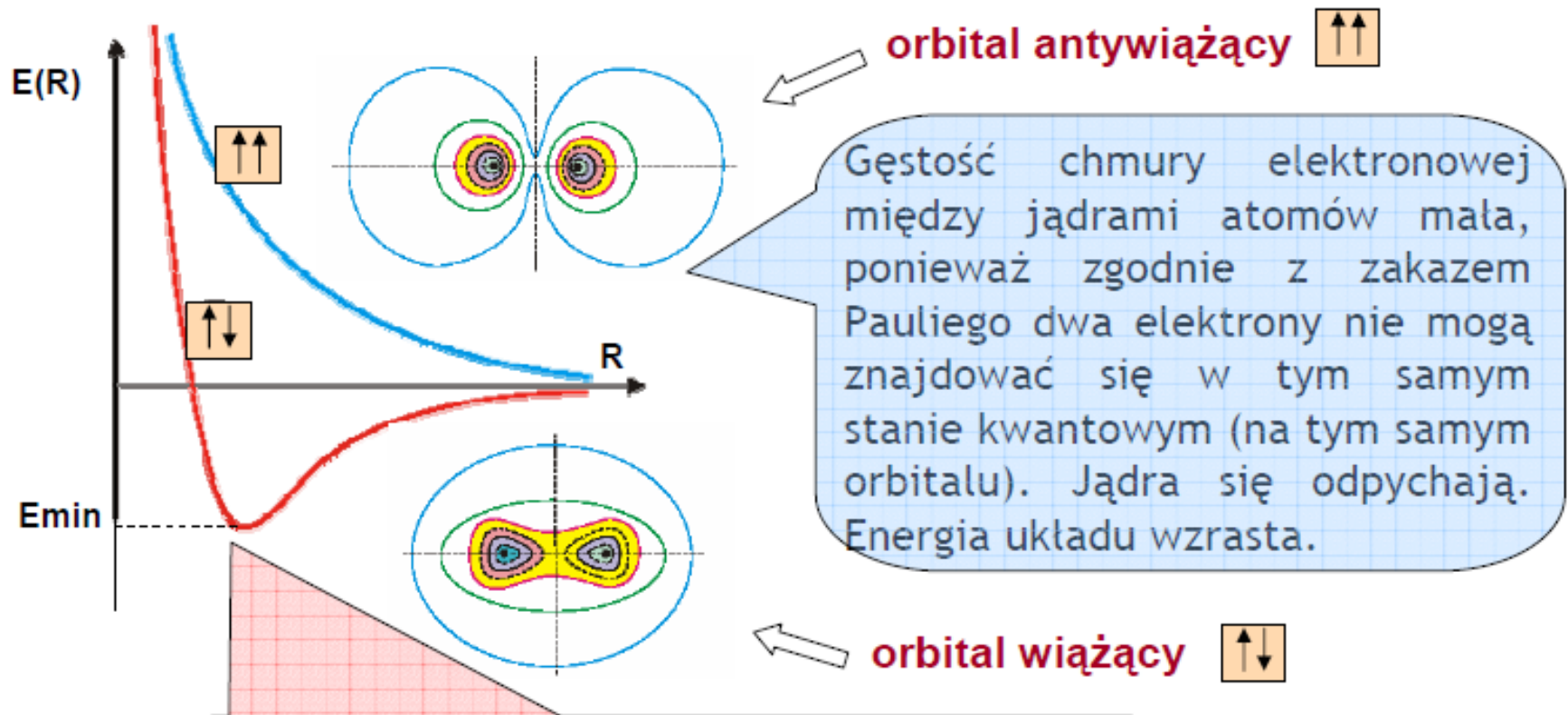
Mechanika kwantowa:

gdy elektrony mają spiny zgodne, to **wypadkowa funkcja falowa (orbital molekularny)** ma dwa maksyma rozsunięte względem osi cząsteczki (prawdopodobieństwa znalezienia elektronu między jądrami jest małe). Gdy mają **spiny** przeciwne, gęstość prawdopodobieństwa jest największa w obszarze między jądrami atomów, co wskazuje na istnienie **wiązania**.



# Wiązania chemiczne

## Orbitale molekularne - wiązania kowalencyjne



- Gęstość chmury elektronowej między jądrami atomów duża.
- Oddziaływania elektrostatyczne jądro - elektrony rosną.
- Powstają siły przyciągająca ( $E_{min}$ ), powstaje stabilne wiązanie

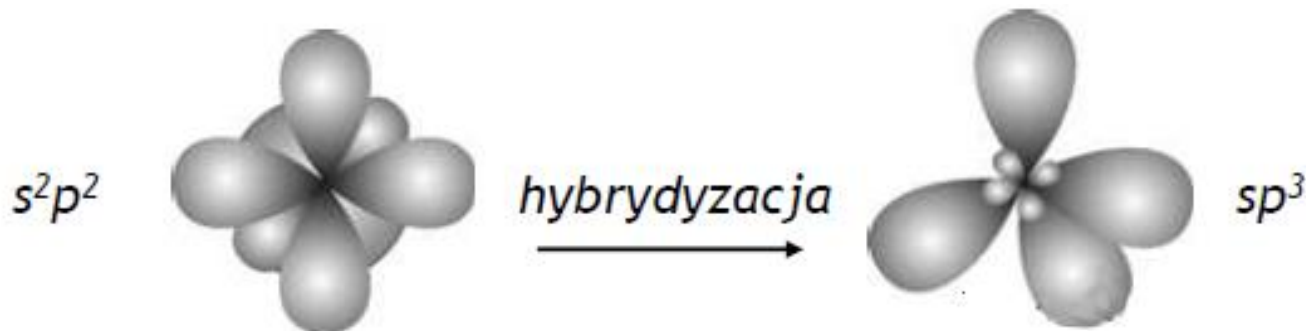
# Wiązania chemiczne

---

## Orbitale molekularne - wiązania kowalencyjne

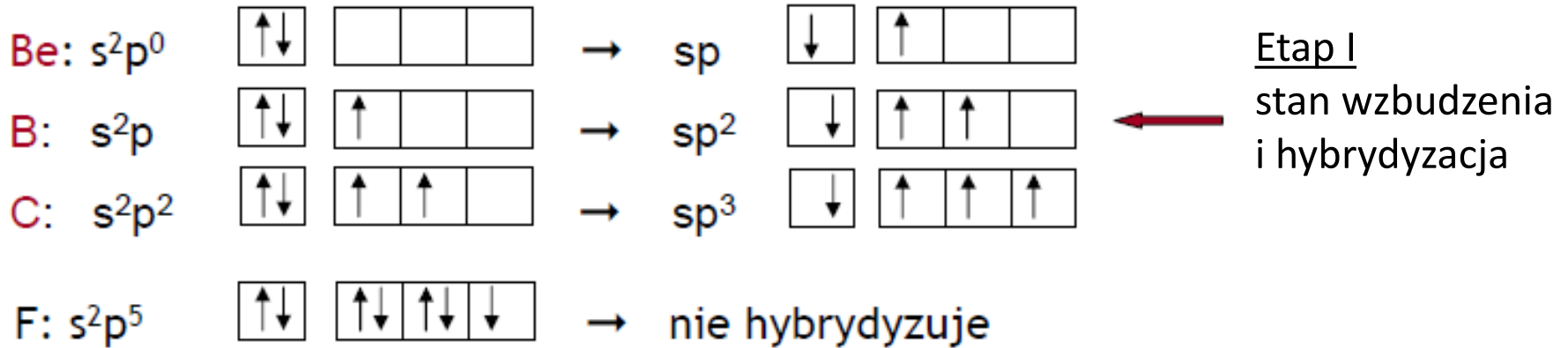
### Hybrydyzacja orbitali atomowych:

- atomy **podczas łączenia się w cząsteczki** dążą do ujednoczenia orbitali elektronowych ostatniej powłoki,
- **powstają orbitale shybrydyzowane**, które są różne od orbitali s, p, d,
- w powstałej cząsteczce wszystkie orbitale są równocenne, są kombinacją liniową funkcji falowych s<sup>2</sup>, p<sup>6</sup>, d<sup>10</sup>.

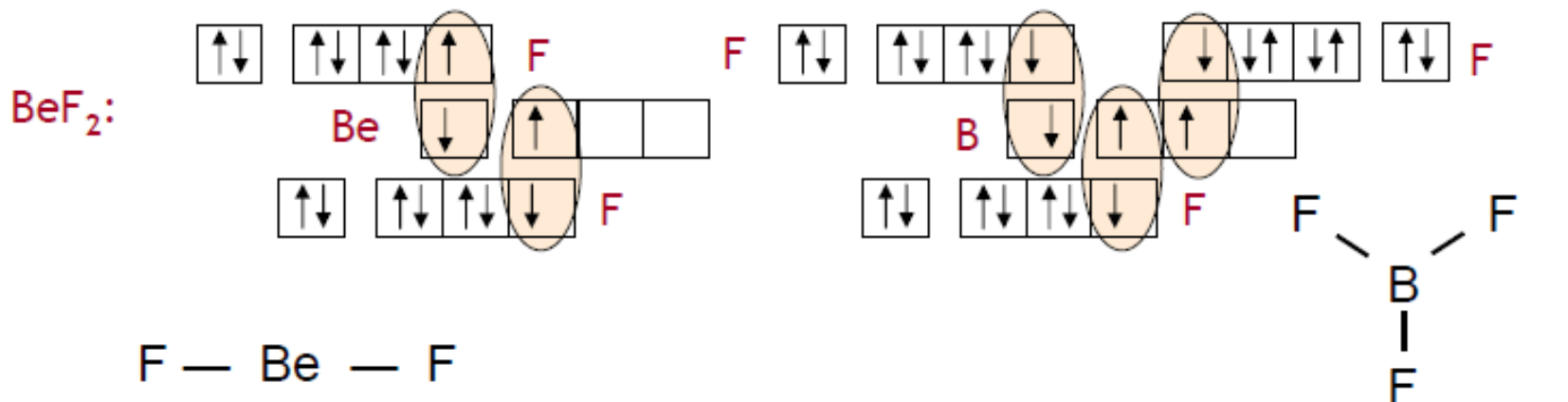


# Wiązania chemiczne

## Orbitale molekularne - wiązania kowalencyjne

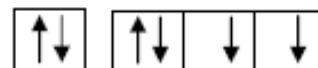
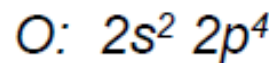
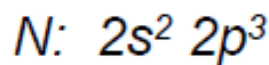
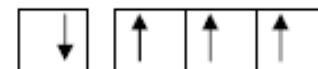
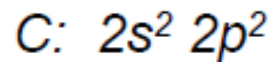
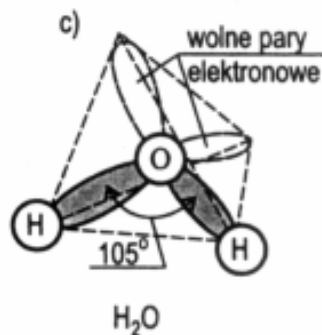
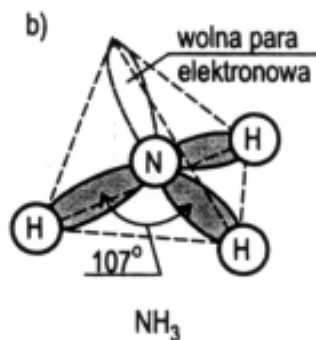
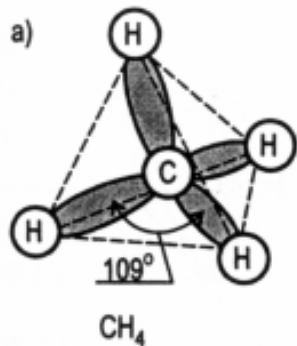
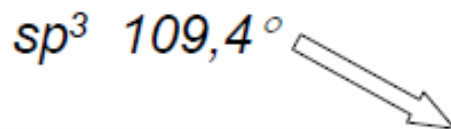
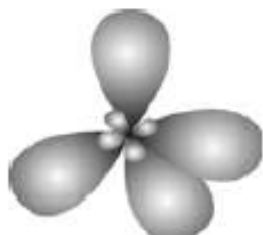
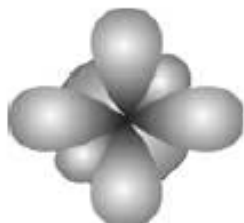
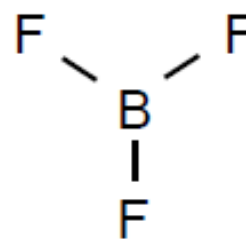
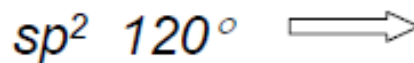
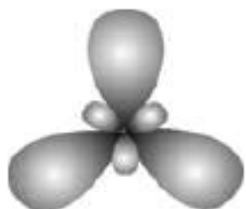
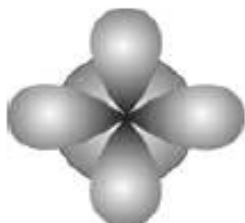


### Etap II - powstawanie cząsteczki



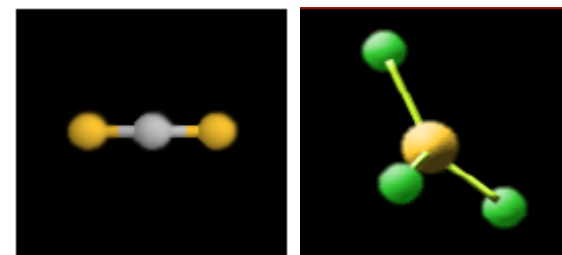
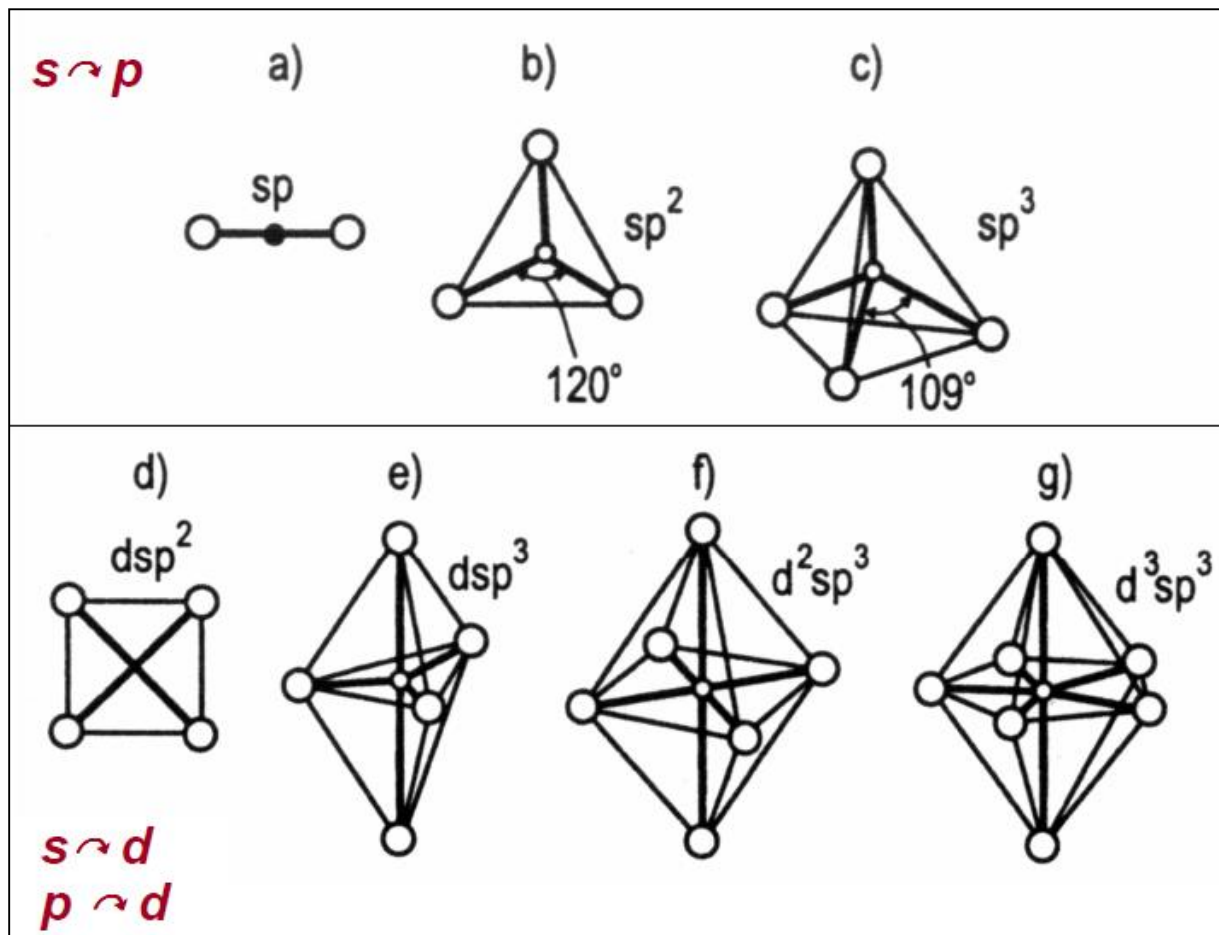
# Wiązania chemiczne (kowalencyjne)

Orientacja przestrzenna orbitali  
atomowych      sHybrydyzowanych

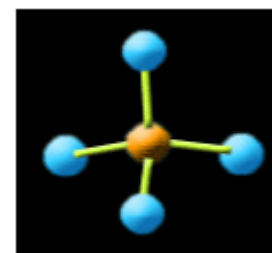


# Wiązania kowalencyjne

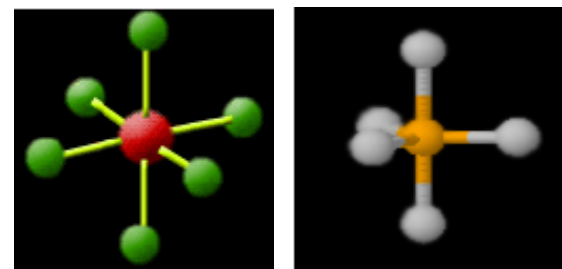
Kształty cząsteczek powstałych w oparciu o przestrzenną orientację orbitali shybrydyzowanych



liniowa ( $\text{BCl}_2$ ) trygonalna ( $\text{BF}_3$ )



tetraedryczna ( $\text{CH}_4$ )



oktaedryczna ( $\text{SF}_6$ )

bipiramidalna ( $\text{PCl}_5$ )

# Wiązania kowalencyjne

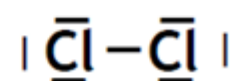
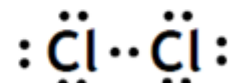
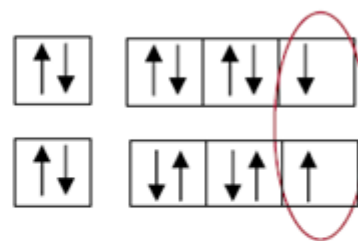
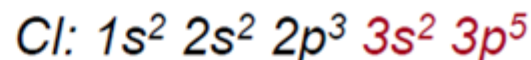
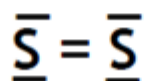
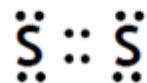
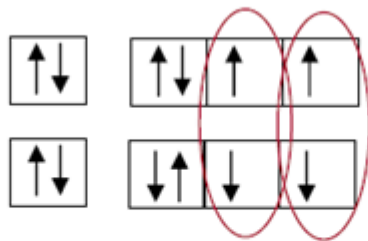
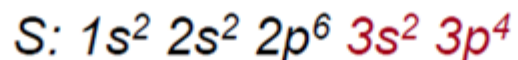
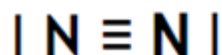
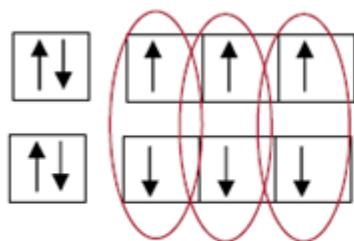
Kształty cząsteczek powstałych w oparciu o przestrzenną orientację orbitali s-hybrydyzowanych

Ukształtowanie przestrzenne	Rodzaj hybryd.	Struktura pierwiastka	Związek
liniowe	sp	Be: $1s^2 2s^2 \rightarrow sp$	BeF <sub>2</sub>
trygonalno płaskie	sp <sup>2</sup>	B: $1s^2 2s^2 2p \rightarrow sp^2$	BF <sub>3</sub>
tetraedryczne	sp <sup>3</sup>	C: $1s^2 2s^2 2p^2 \rightarrow sp^3$	CH <sub>4</sub>
kwadratowo płaskie	sp <sup>2</sup> d	Ni: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$	[Ni(CN) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>
trygonalno dwupiramidowe	sp <sup>3</sup> d	P: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 \rightarrow sp^3d$	PCl <sub>5</sub>
oktaedryczne	sp <sup>3</sup> d <sup>2</sup>	S: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 \rightarrow sp^3d^2$	SF <sub>6</sub>
pentagonalno dwupiramidalne	sp <sup>3</sup> d <sup>3</sup>	I: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ $5s^2 4d^{10} 5p^5 \rightarrow sp^3d^3$	IF <sub>7</sub>

# Rodzaje wiązań kowalencyjnych

Wiązania kowalencyjne czyste - występują między atomami tego samego pierwiastka.

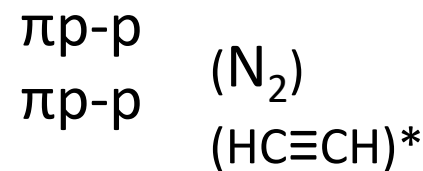
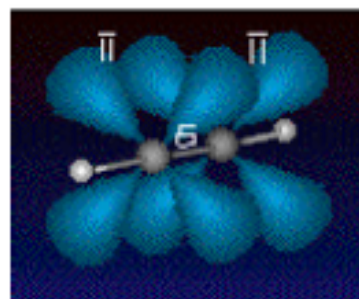
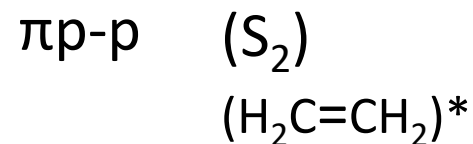
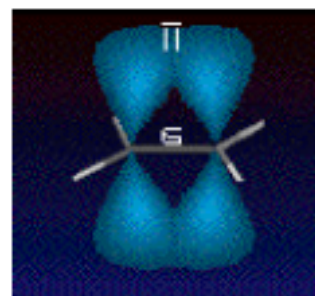
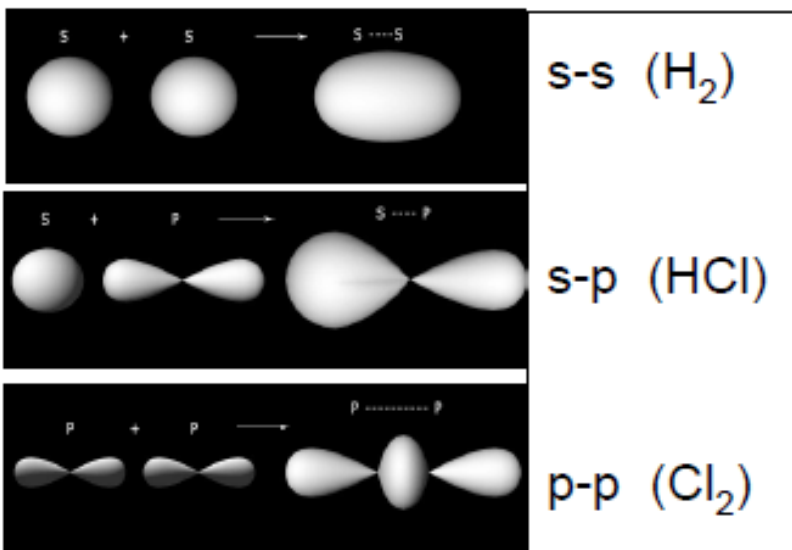
Wiązania takie mogą być pojedyncze (jak w cząsteczkach  $H_2$ ,  $Cl_2$ ) lub wielokrotne (jak w cząsteczkach  $S_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$  oraz w wielu cząsteczkach związków organicznych między atomami węgla).



# Rodzaje wiązań kowalencyjnych

Wiązania typu  $\sigma$  (sigma) – powstają w wyniku osiowego nałożenia się **orbitali** atomowych tworzących orbital molekularny. Wyróżniamy wiązania typu  $\sigma$ -s,  $\sigma$ p-p,  $\sigma$ s-p.

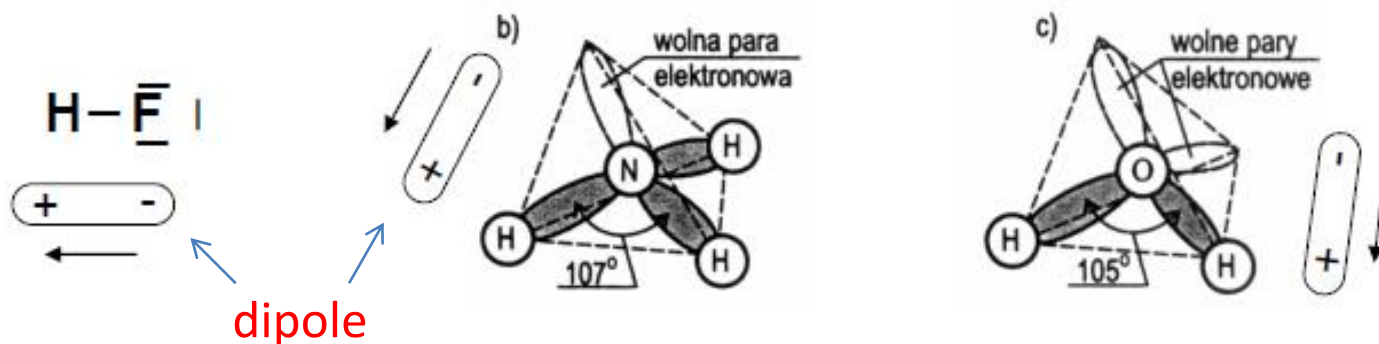
Wiązania typu  $\pi$  (pi) – powstają w wyniku bocznego nakładania się **orbitali** atomowych. Wiązania typu  $\pi$  powstają zawsze po utworzeniu wiązania  $\sigma$ . Stanowią drugie albo trzecie wiązanie między dwoma atomami (**wiązania wielokrotne**).



# Rodzaje wiązań kowalencyjnych

Wiązania kowalencyjne spolaryzowane – gdy wiązanie tworzą dwa różne atomy wspólna para elektronowa jest przyciągana przez atom pierwiastka bardziej **elektroujemnego**. Częsteczka ulega polaryzacji.

Cząsteczki polarne: CO, HF, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub> ( $\mu \neq 0$ )



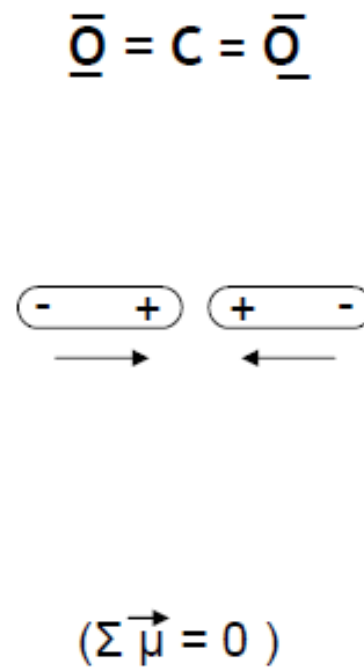
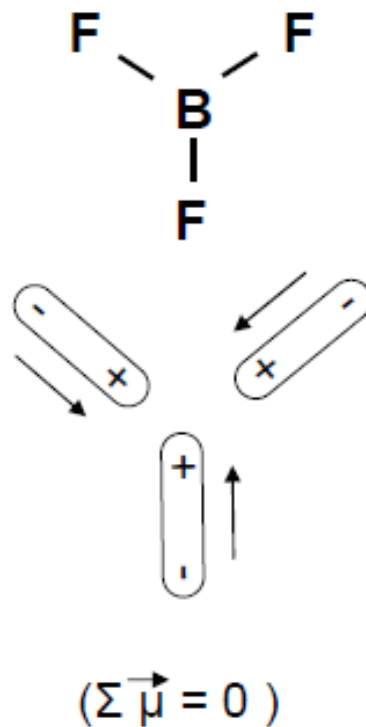
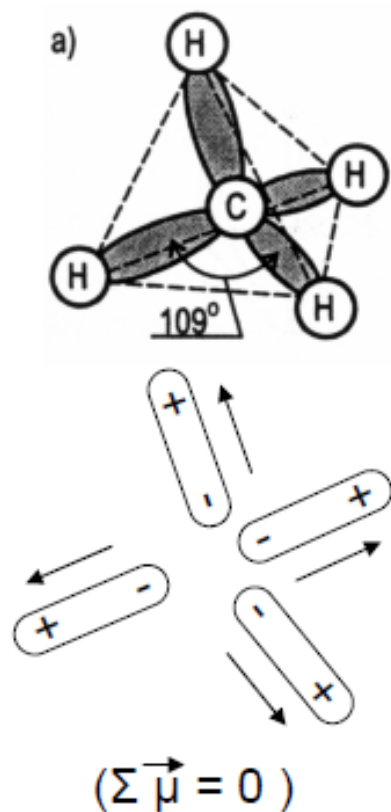
**Moment dipolowy** (wektor skierowany od „-” do „+” dipola):

$$\mu = |q| \cdot d \quad \text{gdzie } q - \text{ładunek jednego bieguna, } d - \text{odległość biegunów}$$

# Rodzaje wiązań kowalencyjnych

**Cząsteczki niepolarne:** - homojądrowe  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  ( $\mu = 0$ )

-  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{BF}_3$  ( $\Sigma \vec{\mu} = 0$ )

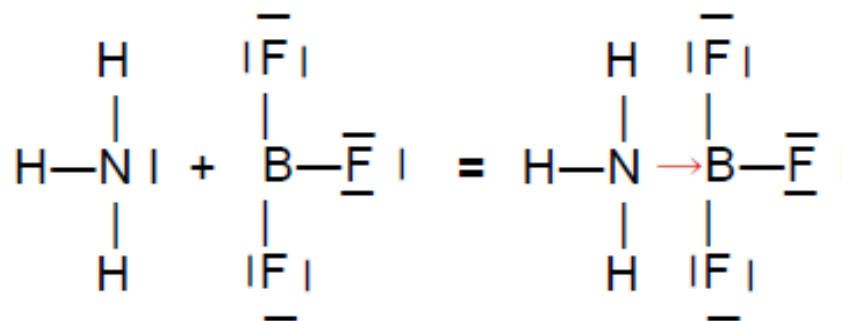
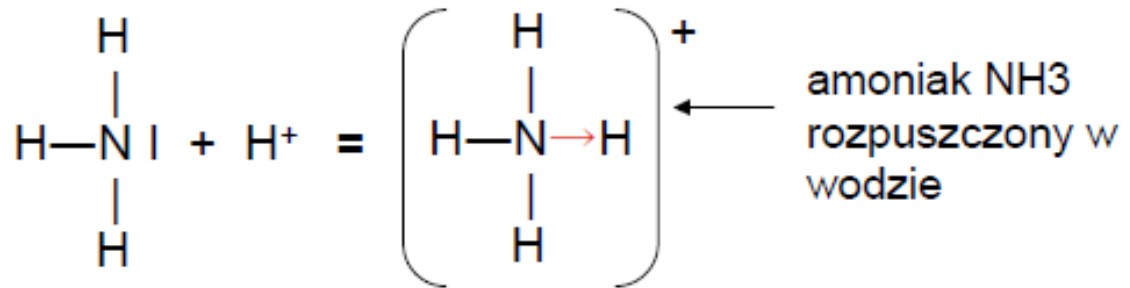
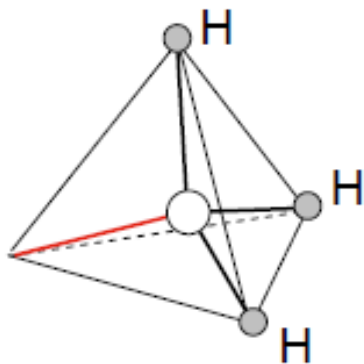


# Rodzaje wiązań kowalencyjnych

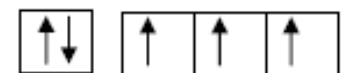
Wiązanie donorowo – akceptorowe (wiązanie koordynacyjne) powstaje wtedy, gdy wiążąca para elektronowa pochodzi od jednego z atomów.

Donor – atom, który dostarcza wolną parę elektronową

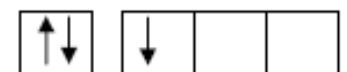
Akceptor – atom, który przyjmuje parę elektronową na swój wolny orbital



N:  $1s^2 2s^2 2p^3$



B:  $1s^2 2s^2 2p^1$



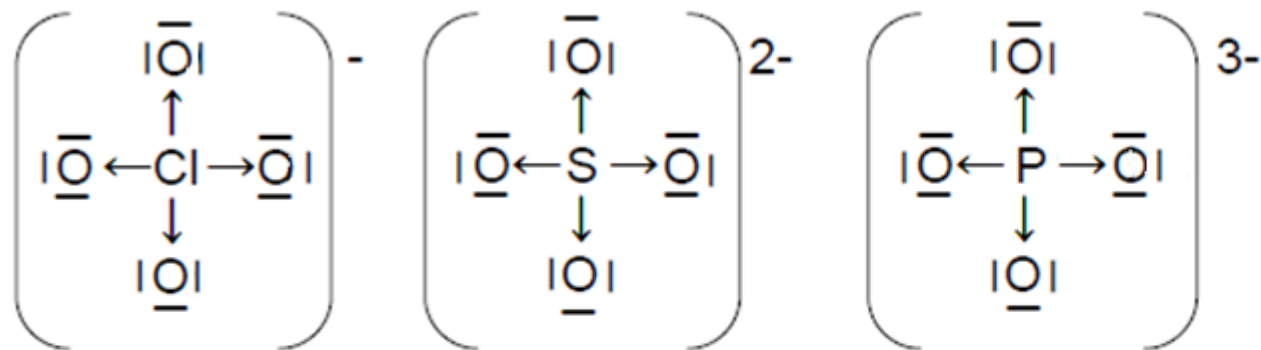


[https://pl.wikipedia.org/wiki/Wi%C4%85zanie\\_koordynacyjne](https://pl.wikipedia.org/wiki/Wi%C4%85zanie_koordynacyjne)

# Rodzaje wiązań kowalencyjnych

Przykłady jonów z wiązaniami koordynacyjnymi

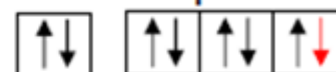
III okres: P, S, Cl ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ )



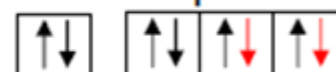
O:  $1s^2 2s^2 2p^4$



Cl<sup>-</sup>:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



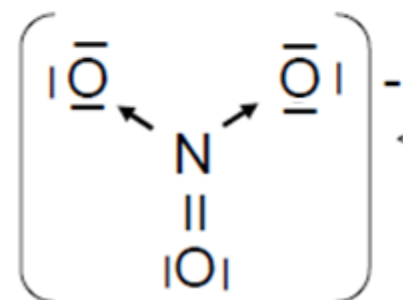
S<sup>2-</sup>:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$



P<sup>3-</sup>:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

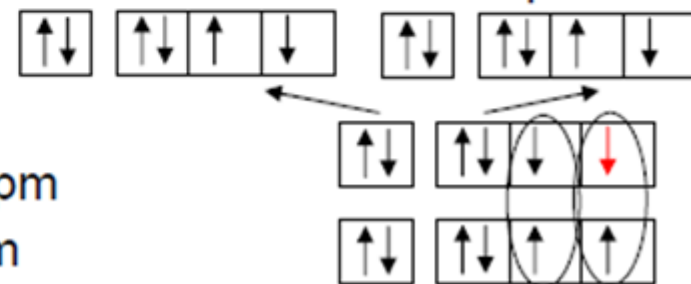


II okres: B, C, N ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{CO}_3$ )



← - krotność wiązania: 4/3  
 - długość wiązania: 121,8pm  
 dla N—O : 146pm  
 dla N = O : 115pm

N:  $1s^2 2s^2 2p^4$



# Budowa przestrzenna cząstek i jonów

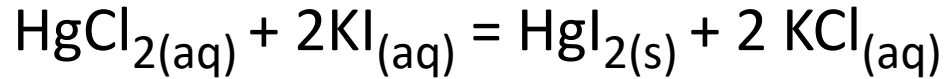
## Teoria VSEPR (*Valence Shell Electron Pair Repulsion – odpychanie się elektronów powłoki walencyjnej*)

- uproszczony sposób przewidywania kształtu kowalencyjnych cząsteczek pierwiastków grup głównych układu okresowego (grup 1, 2 oraz 13 do 18) w oparciu o elektrostatyczne oddziaływania między sobą elektronów powłok walencyjnych połączonych ze sobą atomów.

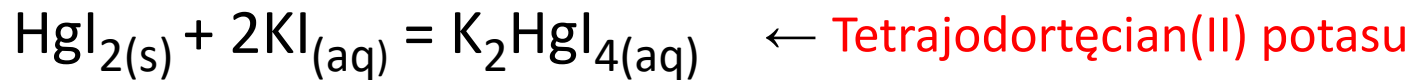
[http://www2.chemia.uj.edu.pl/kotarba/prezentacje/Chemia\\_Nieorganiczna/wyklad18.pdf](http://www2.chemia.uj.edu.pl/kotarba/prezentacje/Chemia_Nieorganiczna/wyklad18.pdf)

<http://www.kchn.pg.gda.pl/didactics/vsepr.pdf>

# Związki kompleksowe



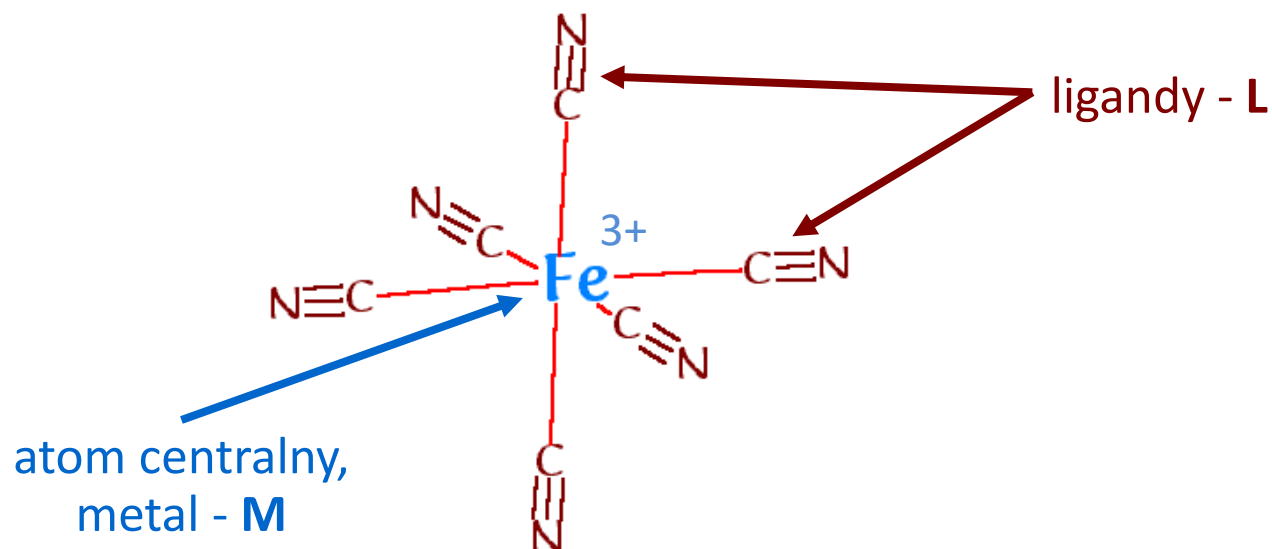
czzerwony osad



bezbarwny roztwór

Związek kompleksowy to związek chemiczny, który w swoim składzie chemicznym zawiera jeden lub więcej atomów centralnych, otoczonych przez inne atomy lub grupy atomów zwane ligandami, przy czym przynajmniej jedno wiązanie atomu centralnego z ligandem ma charakter wiązania koordynacyjnego.

# Związki kompleksowe



$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  – jon kompleksowy

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – związek kompleksowy, koordynacyjny, zespolony

# Związki kompleksowe

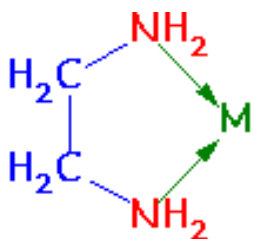
## Jon/atom centralny

- najczęściej kationy metali **bloku d**, a także zwykle cięższe pierwiastki powyżej 4 okresu w układzie okresowym posiadające nieobsadzone orbitale, np.  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ),
- niemetale, np. w  $[\text{SO}_4]^{2-}$ ,  $[\text{PO}_4]^{3-}$ ,  $[\text{BH}_4]^-$ ,  $[\text{SiF}_6]^{2-}$ .

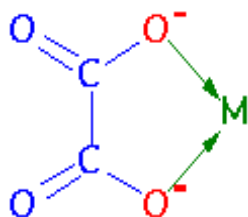
**Ligandy** - skoordynowane z atomem centralnym podstawniki: atomy, grupy atomów lub jony ujemne,

- otaczają one **atomy centralne** i dostarczają przynajmniej jedną wolną parę elektronów (**wiązanie koordynacyjne**),
- w ligandach dawcami elektronów najczęściej są atomy fluorowców, azotu, tlenu, siarki i węgla w anionach prostych i złożonych, np.  $\text{OH}^-$ ,  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{CN}^-$  lub cząsteczki obojętne, np.  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ , aminy, kwasy organiczne, aminokwasy.
- **ligandy jednokleszczowe** (jednofunkcyjne) – jedna para elektronów.
- **ligandy wielokleszczowe** (wielofunkcyjne) lub **chelatowe** - zawierają dwa lub więcej atomów posiadających wolne pary elektronowe.

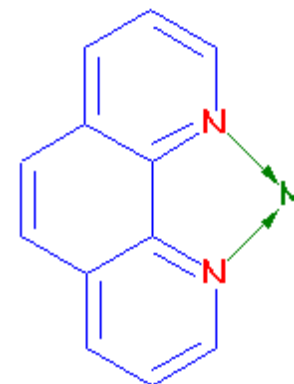
# Związki kompleksowe - chelaty



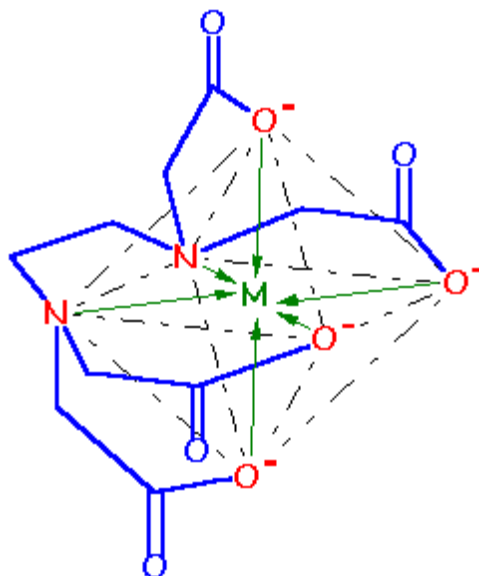
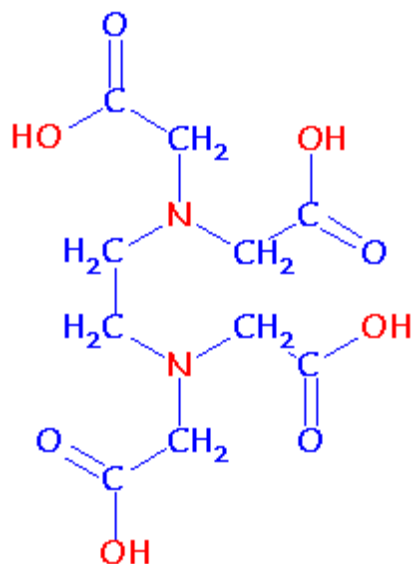
etylenodiamina



jon szczawianowy



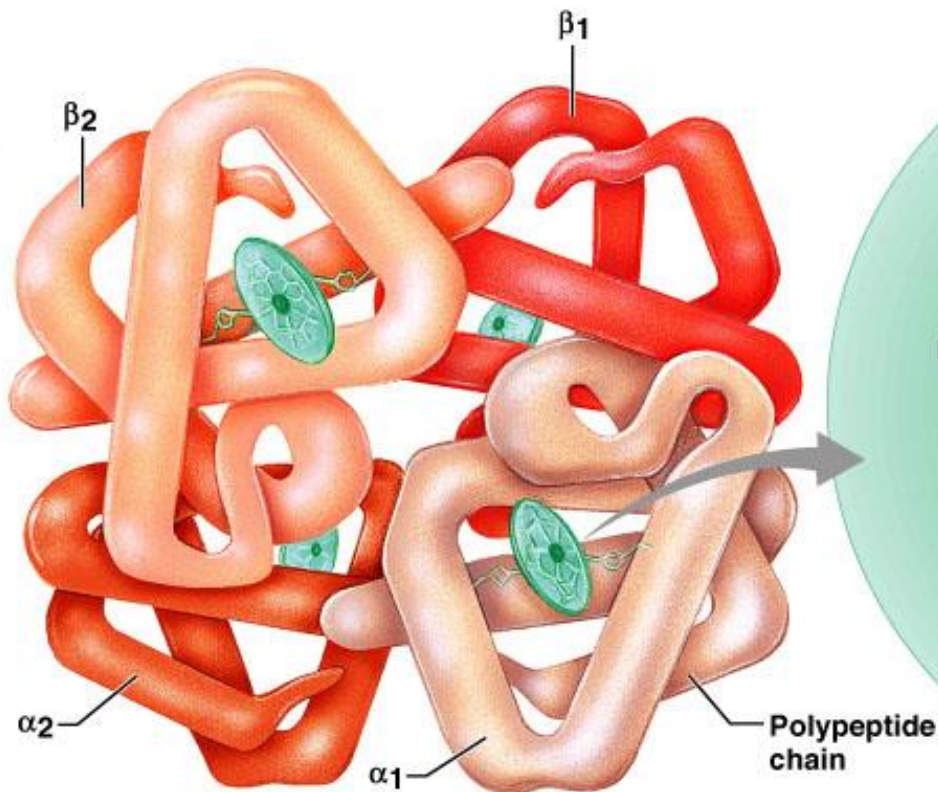
1,10-fenantrolina



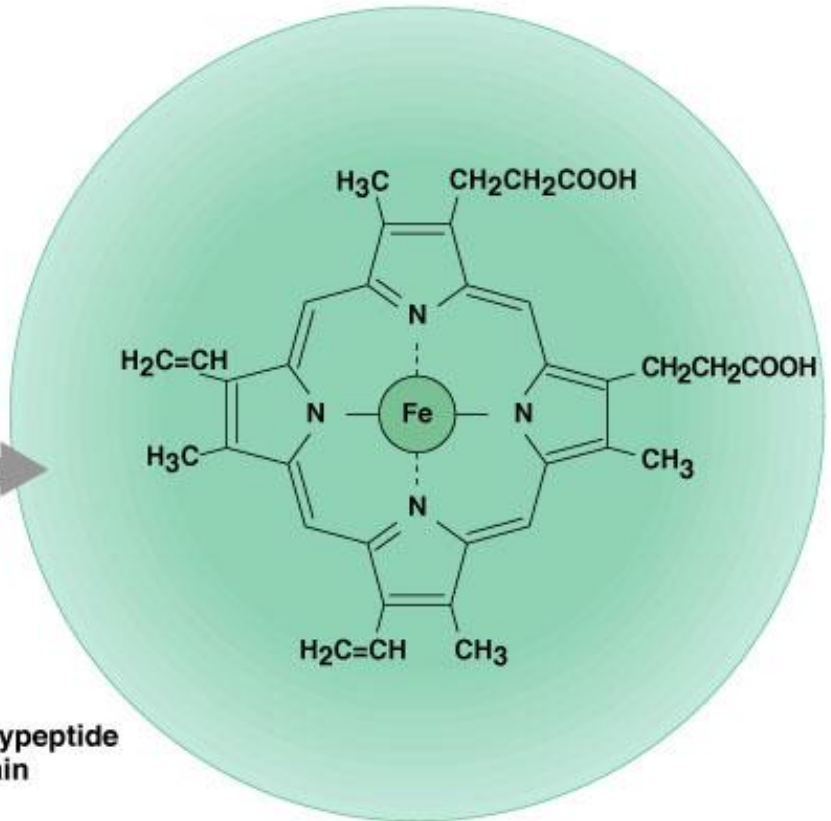
kwas/anion etylenodiaminotertaoctowy (EDTA)

# Związki kompleksowe - chelaty

czterofunkcyjny chelat porfiny z żelazem

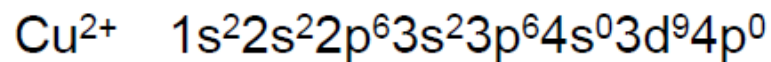
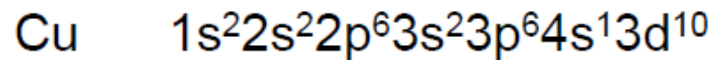


**(a) Hemoglobin**

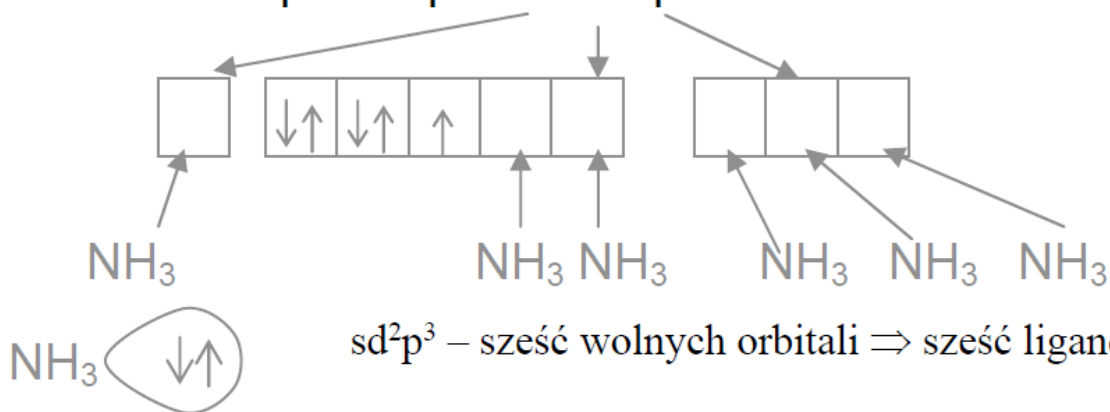
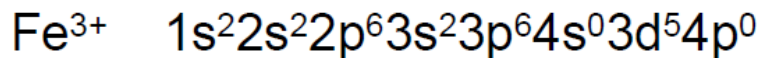
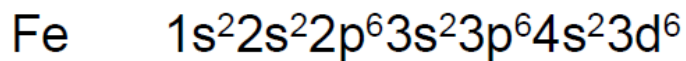


**(b) Iron-containing heme group**

# Związki kompleksowe - chelaty

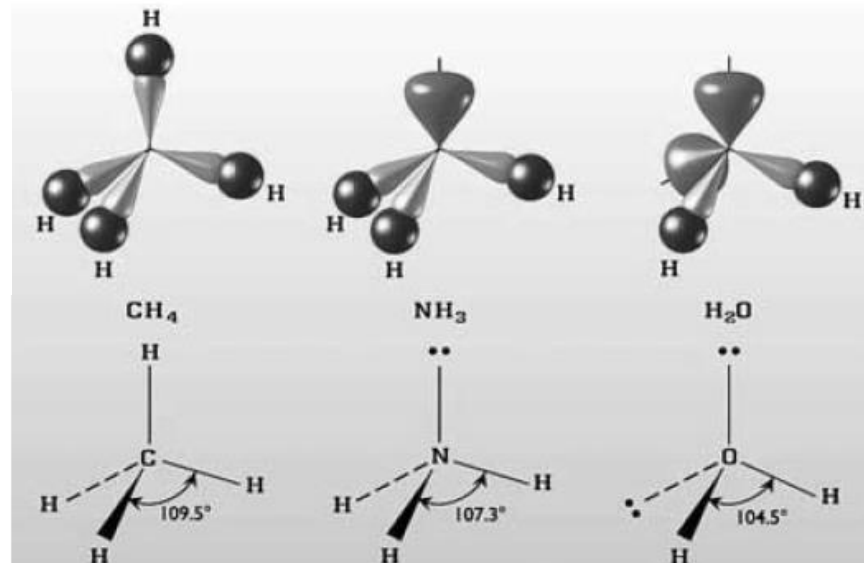


$sp^3$  – cztery wolne orbitale  $\Rightarrow$  cztery ligandy



$sd^2p^3$  – sześć wolnych orbitali  $\Rightarrow$  sześć ligandów

Dlaczego metan nie jest ligandem?



# Wiązania kowalencyjne

---

## Podsumowanie

Wiązania kowalencyjne wykazują następujące właściwości:

- powstają między atomami o dużej elektroujemności (blok p)
- mają charakter kierunkowy
- mogą występować w dowolnym stanie skupienia:
  - gazy ( $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{NH}_3$ )
  - cieczce ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ )
  - ciała stałe (kryształy kowalencyjne: Si,  $\text{SiO}_2$ , GaAs, SiC,  
kryształy molekularne: lód, cukier,  $\text{CO}_2$  zestalony)
- tworzą wiązania pojedyncze i wielokrotne
- energia wiązania i długość wiązania zależą od krotności wiązania

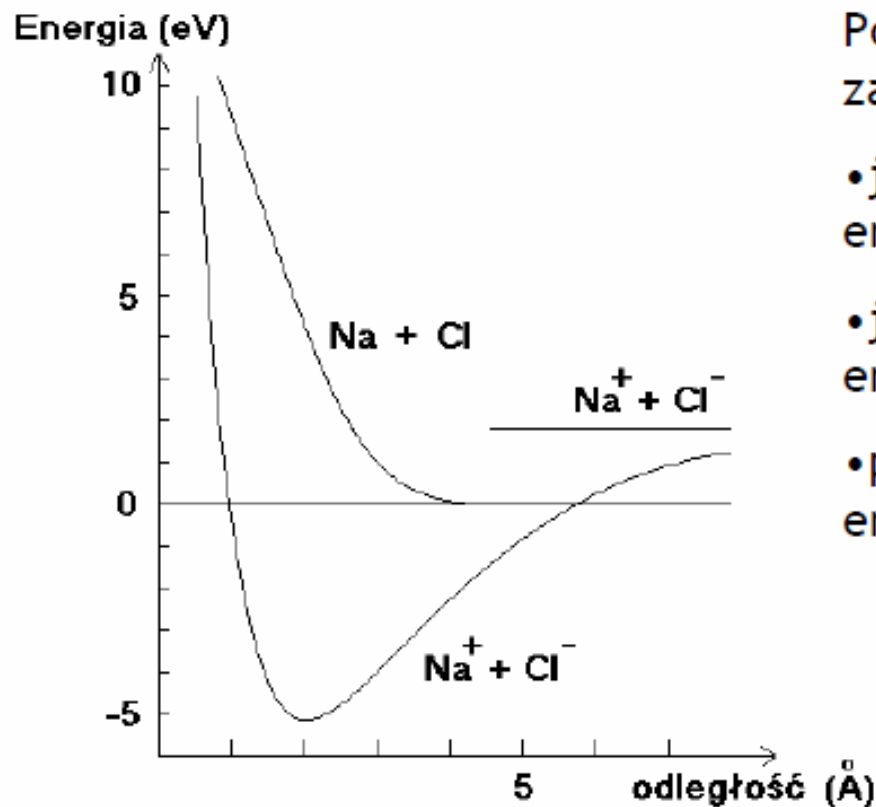
# Wiązania jonowe

---

Wiązanie jonowe jest wynikiem maksymalnej polaryzacji **wiązania kowalencyjnego**. Polega ono na przeniesieniu elektronu od atomu mniej **elektroujemnego** do atomu bardziej **elektroujemnego**.

- występuje tylko w związkach chemicznych, nigdy między atomami tego samego pierwiastka
- tworzą je atomy o dużej różnicy **elektroujemności**
- skłonność atomów do tworzenia wiązania jonowego jest tym większa, im większa jest różnica **elektroujemności**
- atomy pierwiastków początkowych grup układu okresowego oddają elektrony, tworzą **kationy**
- atomy pierwiastków końcowych grup układu okresowego uzupełniają brakujące elektrony, tworzą **aniony**
- nie mają charakteru kierunkowego, mają zapełnione **zewnętrzne powłoki**, co daje symetrię sferyczną, analogiczną do gazu szlachetnego
- polega głównie na **oddziaływaniu elektrostatycznym**
- występuje wyłącznie w ciałach stałych o ciągłej strukturze krystalicznej

# Wiązania jonowe



Energia potencjalna układu Na + Cl

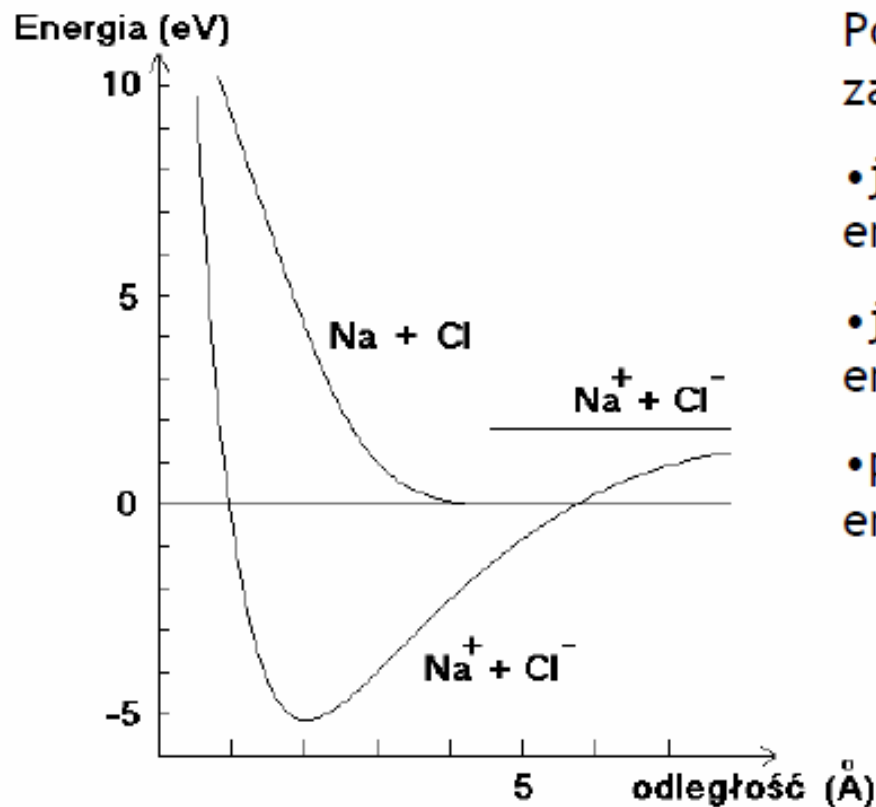
Powstawanie wiązania jonowego zachodzi w kilku etapach:

- jonizacja atomów sodu - dostarczenie energii (energia jonizacji)
- jonizacja atomów chloru - wydzielenie energii (powinowactwo elektronowe)
- połączenie się jonów - wydzielenie energii (energia sieci)



Bilans energetyczny prowadzi do wyznaczenia energii wiązania

# Wiązania jonowe



Energia potencjalna układu Na + Cl

Powstawanie wiązania jonowego zachodzi w kilku etapach:

- jonizacja atomów sodu - dostarczenie energii (energia jonizacji)
- jonizacja atomów chloru - wydzielenie energii (powinowactwo elektronowe)
- połączenie się jonów - wydzielenie energii (energia sieci)



Bilans energetyczny prowadzi do wyznaczenia energii wiązania

# Wiązania metaliczne

---

Wiązania metaliczne występują między atomami metali tworzących sieć krystaliczną, a więc w ciele stałym. Dotyczą dużej liczby pierwiastków (85 ze 100).

- zjonizowane dodatnio atomy metali (kationy) tworzą gęsto upakowaną sieć krystaliczną
- uwolnione w wyniku jonizacji elektrony walencyjne są zdelokalizowane (nie są przypisane do określonych jonów) i poruszają się swobodnie w obrębie całej sieci krystalicznej, tworząc tzw. gaz elektronowy
- wiązania metaliczne są wynikiem równowagi dwóch sił: elektrostatycznego oddziaływania dodatnich jonów metalu z „chmurą elektronową” i sił odpychania między jednoimiennymi jonami w sieci.
- wiązania metaliczne nie są kierunkowe; dobre przewodnictwo ciepła i prądu

# Siły van der Waalsa

---

**Oddziaływania międzycząsteczkowe** (siły van der Waalsa, wiązania drugiego rzędu) - słabe oddziaływania elektrostatyczne między atomami lub cząsteczkami, nie mają charakteru wiązania chemicznego

- mają wpływ na stan skupienia materii (topnienie, wrzenie, kondensacja, krystalizacja gazów  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2$ , skraplanie gazów szlachetnych)
- są odpowiedzialne za adsorpcję fizyczną
- ujawniają się szczególnie w niskiej temperaturze, gdy słabną drgania termiczne cząsteczek i atomów
- są bardzo słabe, 4-40kJ/mol (ok. 10% energii typowego wiązania chemicznego)
- występują zawsze, odgrywają jednak rolę tylko wtedy, gdy inne wiązania nie są możliwe
- źródłem wiązania jest trwały lub indukowany moment dipolowy cząsteczek lub fluktuacje ładunku w atomach (cząsteczkach) obojętnych

# Wiązania wodorowe

**Wiązanie wodorowe** powstaje między atomem wodoru związanym z atomem o dużej elektroujemności, a atomem posiadającym wolne pary elektronowe.

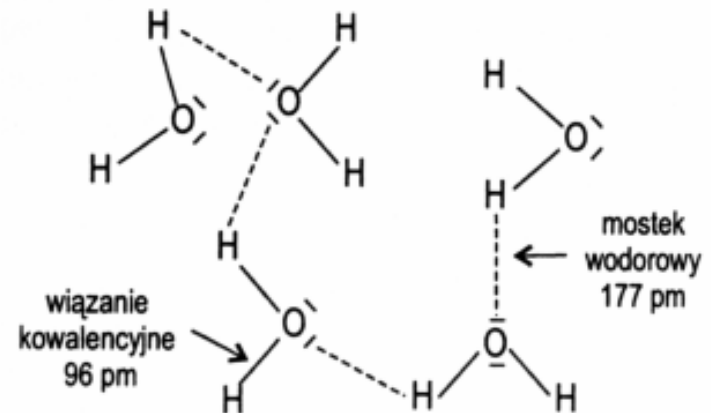
Np. w silnie spolaryzowanej cząsteczce wody atom wodoru jest prawie zupełnie pozbawiony elektronu. Jest on przyciągany przez atom tlenu sąsiedniej cząsteczki wody, który ma dwie wolne pary elektronowe.

Wiązanie to może być traktowane jako: -elektrostatyczne (dipol - dipol)

- kowalencyjne (donorowo- akceptorowe )

Wskutek tych wiązań w wodzie powstają grupy cząsteczek wody (**asocjaty**), złożone średnio z 6 cząsteczek wody, połączonych tzw. **mostkami wodorowymi**.

Wiązanie wodorowe	Energia [kJ/mol]
O - H...O	12,5 - 33,4
O - H...N	16,7 - 29,3
N - H ...O	12,5 - 16,7
N - H ...N	5,4 - 20,9
F - H ...F	20,9 - 33,4



# Reakcje chemiczne

# Reakcje chemiczne

**Reakcja chemiczna** – proces, w wyniku którego pierwotna substancja zwana substratem przemienia się w inną, zwaną produktem. Aby cząsteczka substratu zamieniła się w cząsteczkę produktu konieczne jest rozerwanie przynajmniej jednego z obecnych w niej wiązań chemicznych pomiędzy atomami, bądź też utworzenie się przynajmniej jednego nowego wiązania.

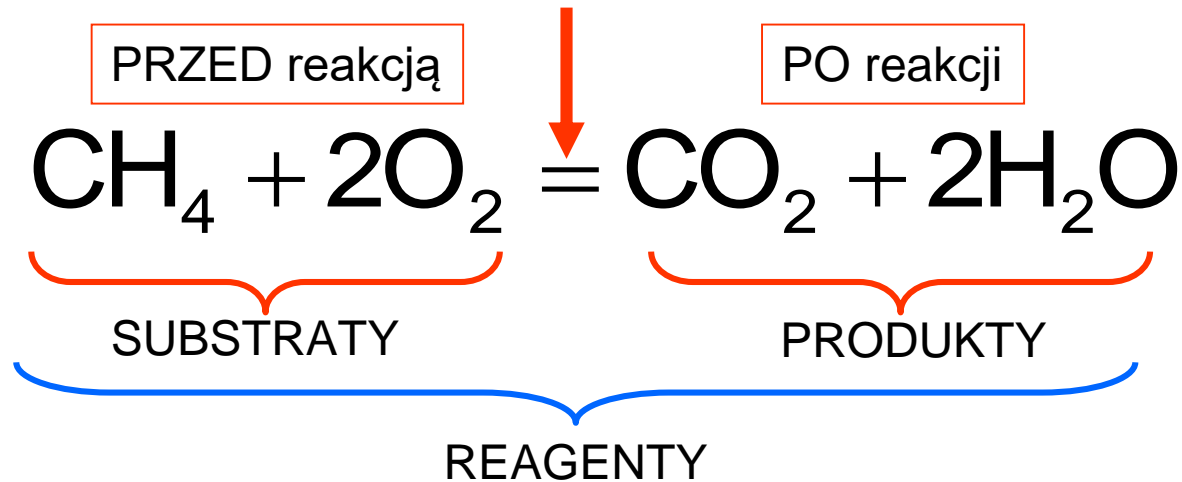
## Rodzaje reakcji:

- przebiegające z wydzielaniem (egzotermiczne)
- przebiegające z pochłonięciem energii (endotermiczne)
- przebiegające bez zmiany stopnia utlenienia pierwiastków (reakcje **kwasy - zasady**)
- przebiegające ze zmianą stopnia utlenienia pierwiastków (reakcje **utleniacz - reduktor**)

Typ reakcji	Schemat	Przykłady
Reakcja syntezy	$X + Y \rightarrow XY$	$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$
		$H_2CO_3 + BaCO_3 \rightarrow Ba(HCO_3)_2$
Reakcja rozkładu (analizy)	$XY \rightarrow X + Y$	$ZnCO_3 \rightarrow ZnO + CO_2$
Reakcja wymiany	$X + YA \rightarrow XA + Y$	$Zn^0 + Cu^{+2}SO_4 \rightarrow Zn^{+2}SO_4 + Cu^0$
		$C + ZnO \rightarrow CO + Zn$
		$O_2 + HgS \rightarrow SO_2 + Hg$
Reakcja podwójnej wymiany	$XA + YB \rightarrow XB + YA$	$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + HOH$
		$NaCl + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgCl \downarrow$

# Reakcje chemiczne

## RÓWNANIE REAKCJI CHEMICZNEJ



## INTERPRETACJA (odczytanie) równania reakcji

- na poziomie cząsteczkowym:  
"Jedna cząsteczka metanu reaguje z dwiema cząsteczkami tlenu dając cząsteczkę ditlenku węgla i dwie cząsteczki wody"
- na poziomie makroskopowym:  
"Jeżeli jeden mol metanu przereaguje z dwoma molami tlenu to powstanie jeden mol ditlenku węgla i dwa mole wody"

# Reakcje chemiczne

## Reakcje kwas - zasada

Teoria Arrheniusa (1887):

- **kwas** to związek oddający w roztworach wodnych **kationy  $H^+$** ,  
 $HCl = H^+ + Cl^-$
- **zasada** to związek oddający w roztworach wodnych **aniony  $OH^-$** ,  
 $NaOH = Na^+ + OH^-$

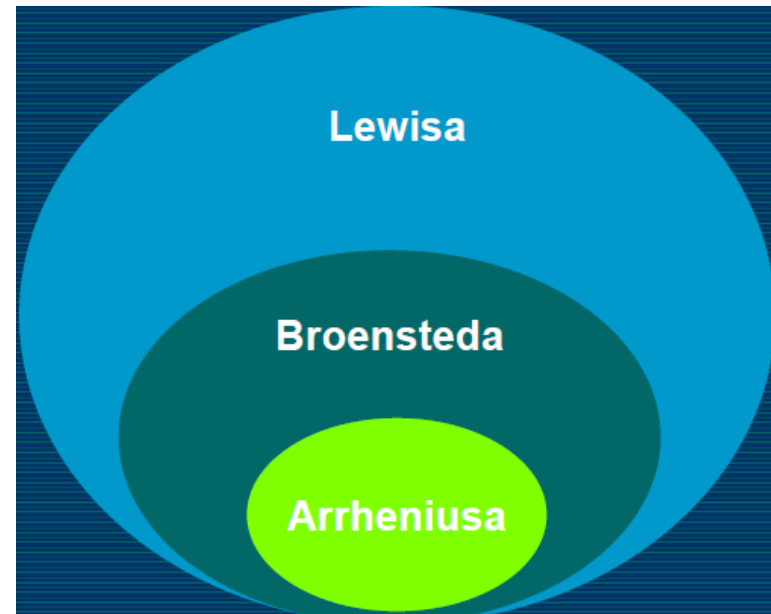
Teoria Brönsteda – Lowry’ego (1923):

- **kwasy** to donory protonów ( $H^+$ )  
 $HNO_3 = H^+ + NO_3^-$
- **zasady** to akceptory protonów ( $H^+$ )  
 $NH_3 + H^+ = NH_4^+$

Teoria Lewisa (1923):

- **kwasy** to akceptory elektronów, np.:  
 $AlCl_3 + Cl_2 = AlCl_4^- + Cl^+$
- **zasady** to donory elektronów, np.:  
 $H_2O + H^+ = H_3O^+$

Modele kwasów i zasad



[http://www.mm.pl/~rabbar/download/lectures/kwasy%20i%20zasady\\_cz1.pdf](http://www.mm.pl/~rabbar/download/lectures/kwasy%20i%20zasady_cz1.pdf)

[http://www.zmnch.pl/files/Teorie kwasow i zasad.pdf](http://www.zmnch.pl/files/Teorie_kwasow_i_zasad.pdf)

[http://www.kchn.pg.gda.pl/didactics/kwasy\\_zasady.pdf](http://www.kchn.pg.gda.pl/didactics/kwasy_zasady.pdf)

<http://www2.chemia.uj.edu.pl/~makowski/pch/06%20Kwasy%20i%20zasady.pdf>

Kwas - każda substancja, która dostarcza jonów  $H^+$  do roztworu.  
Zasada - każda substancja, która dostarcza jonów  $OH^-$  do roztworu.

Wg Arrheniusa kwas dysocjuje:  $HA \rightarrow H^+ + A^-$   
zasada dysocjuje:  $XOH \rightarrow X^+ + OH^-$

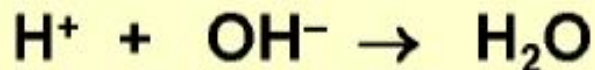
Gdy w zgodzie z powyższą teorią kwas i zasada reagują ze sobą, zobojętniają się wzajemnie, tworząc wodę i sól:



Pamiętając, że kwas, zasada i sól są zjonizowane możemy zapisać powyższe:



i ostatecznie:



**SUKCES: Zgodnie z nią można było zrozumieć, dlaczego ciepło zobojętniania ma stałą wartość = 57,27 kJ/mol !**

Uwaga: słabe kwasy wymagają jeszcze dostarczenia energii na dysocjację !



## *Some Remarks on the Concept of Acids and Bases*

*J. N. Brønsted*

*Recueil des Travaux Chimiques des Pays-Bas (1923), Vol. 42, Pages 718-728*

**Brønsted w powyższym artykule** koncentruje się na problemie zasad, w tym głównie amoniaku, wydaje się zatem możliwe, że główną inspiracją był problem amoniaku, nierozwiązany w teorii Arrheniusa,

**Używając słów Brønsteda:**

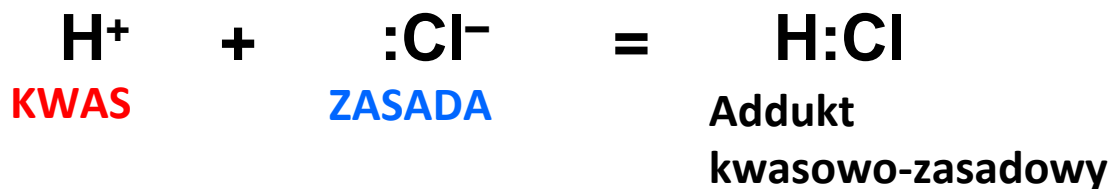
**"... acids and bases are substances that are capable of splitting off or taking up hydrogen ions, respectively."**

**Co oznacza, że reakcja **kw**as–zasada polega na przeniesieniu protonu od kwasu do zasady.**

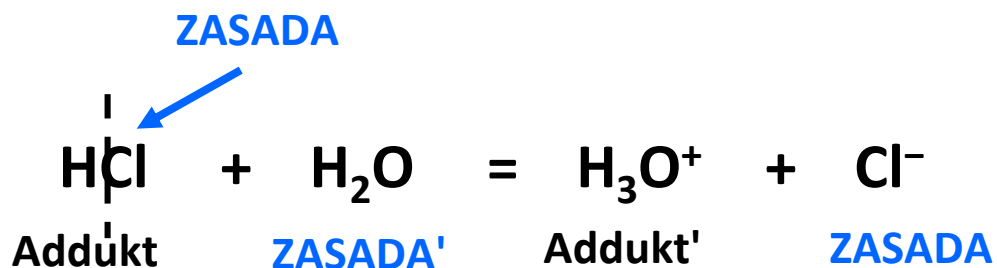
**Współcześnie powiemy także:**

- **Kwas to substancja, z której proton może być usunięty.** (por. definicję Arrheniusa)
- **Zasada to substancja zdolna do usunięcia protonu z kwasu.**

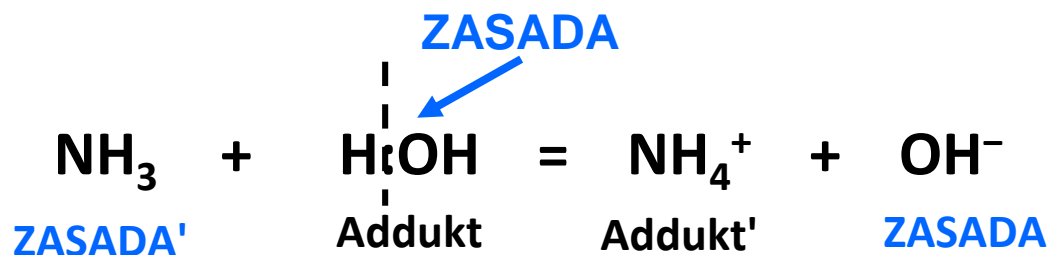
# Reakcje kwas-zasada wg Lewisa



Dysocjacja HCl w H<sub>2</sub>O – wymiana zasady w addukcie (HCl)



Reakcja NH<sub>3</sub> z H<sub>2</sub>O – wymiana zasady w addukcie (H<sub>2</sub>O)

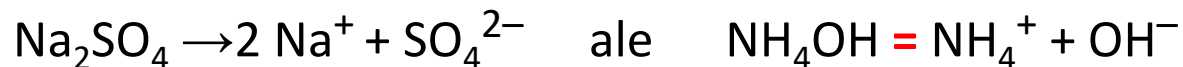


# Reakcje chemiczne

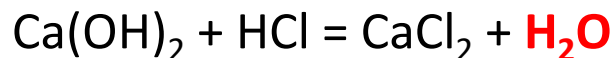
## Reakcje kwas - zasada

Procesy chemiczne zachodzące w oparciu o teorie kwasów i zasad:

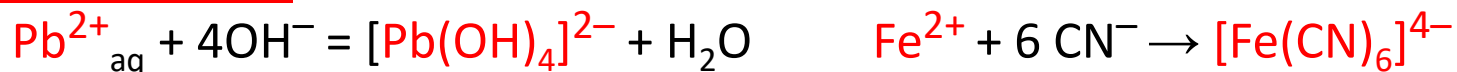
- dysocjacja elektrolityczna - rozpad cząsteczek na jony w wyniku oddziaływania z cząsteczkami wody



- reakcje zobojętniania



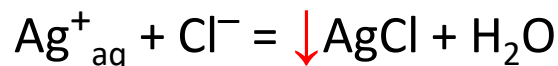
- amfoteryczność



- hydroliza soli



- wytrącanie trudno rozpuszczalnych w wodzie osadów



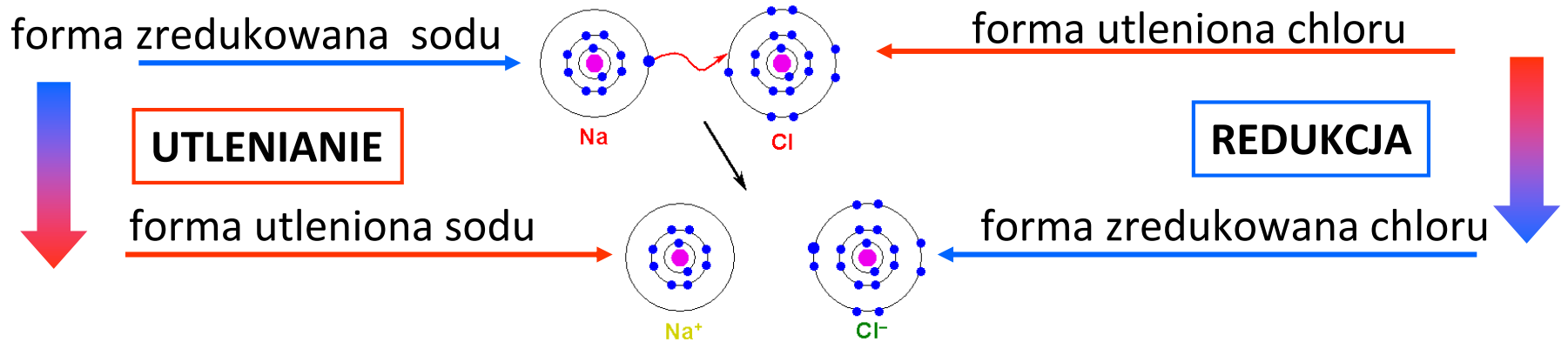
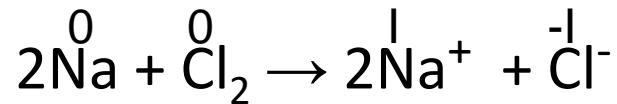
(anion  $\text{Cl}^-$  wypiera ze sfery koordynacyjnej kationu wodę i powstaje elektrycznie obojętna cząsteczka.)



# Reakcje utleniania i redukcji

**UTLENIANIE – wzrost** stopnia utlenienia

**REDUKCJA – obniżenie** stopnia utlenienia



**UTLENIACZ – przyjmuje** elektrony

**REDUKTOR – oddaje** elektrony

# Reakcje utleniania i redukcji

## Reguły służące do wyznaczania stopnia utlenienia pierwiastka

1. Pierwiastki w stanie wolnym ( $O_2$ , Ca)
2. Proste jony ( $Na^+$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Al^{3+}$ ,  $Cl^-$ ,  $S^{2-}$ )
3. Suma stopni utlenienia w cząsteczce
4. Suma stopni utlenienia w jonie
5. Wodór w związkach

Wyjątek: wodorki ( $NaH$ ,  $MgH_2$ )

6. Tlen w związkach

Wyjątki: nadtlutki ( $H_2O_2$ )  
ponadtlenki ( $KO_2$ )  
fluorek tlenu ( $OF_2$ )

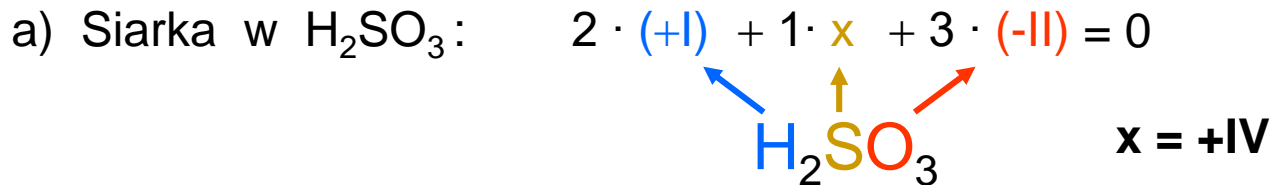
7. Formalny stopień utlenienia nie musi być liczbą całkowitą i może mieć wartości ułamkowe
8. W związkach organicznych połączenie węgiel-węgiel traktujemy jako 0 (bez względu na liczbę wiązań) !!!

0
ładunek jonu
0
ładunek jonu
+1
-1
-2
-1
$-\frac{1}{2}$
+2

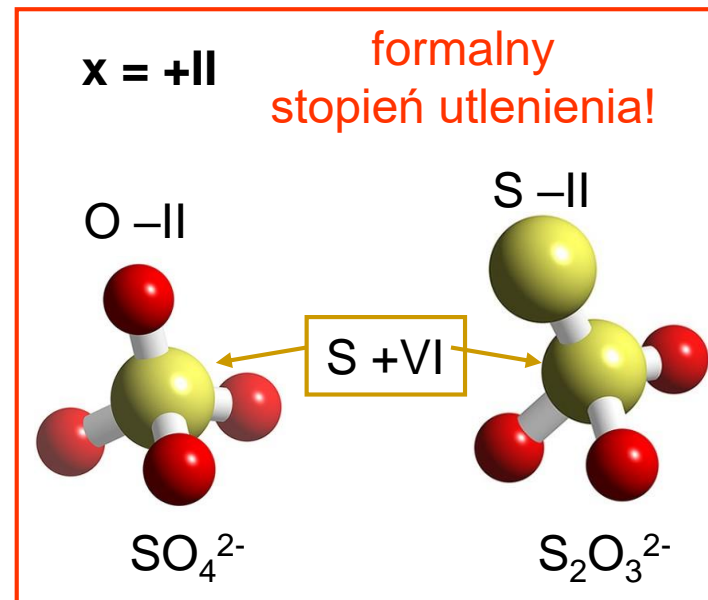
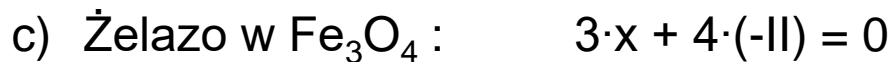
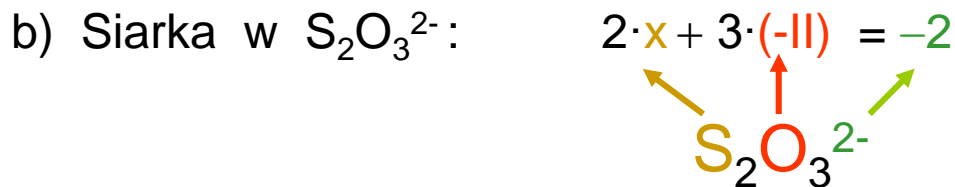
# Reakcje utleniania i redukcji

Przykłady obliczania stopni utlenienia:

Suma stopni utlenienia w cząsteczce = 0



Suma stopni utlenienia w jonie = ładunek jonu



# Reakcje utleniania i redukcji

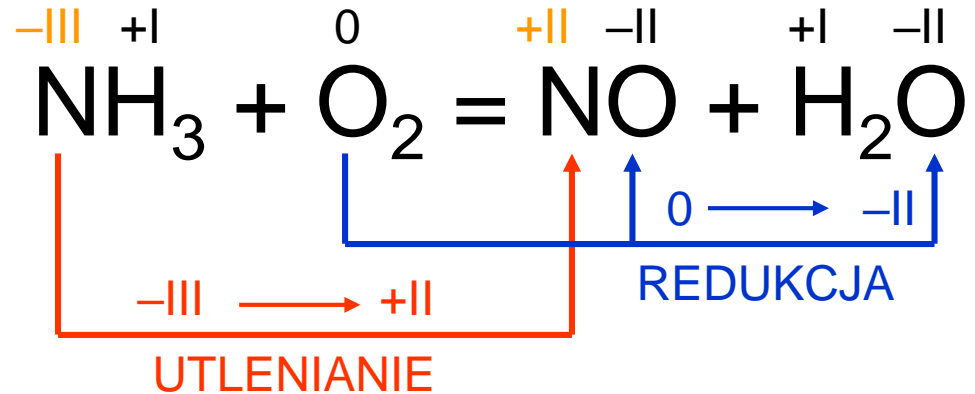
## DOBIERANIA WSPÓŁCZYNNIKÓW REAKCJI

### Na podstawie stopni utlenienia

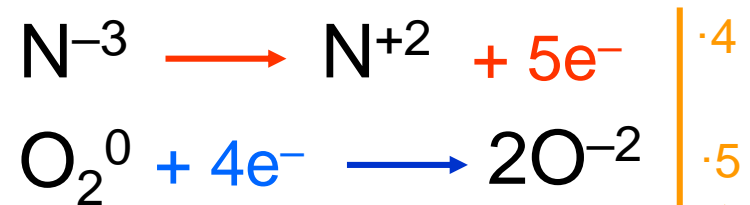
a) stopnie utlenienia znane:

b) stopnie utlenienia wyliczone:

c) pierwiastki zmieniające stopień utlenienia:



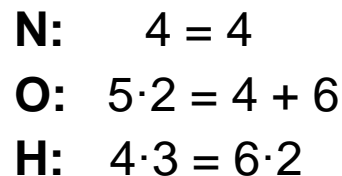
d) liczba wymienianych elektronów:



e) uzgodnienie liczby elektronów oddanych z pobranymi:

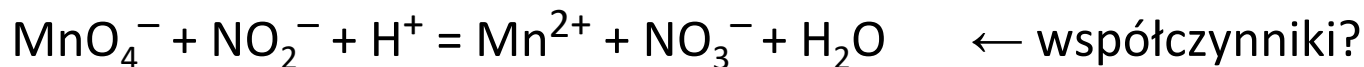
f) równanie końcowe:  $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$

g) sprawdzenie licznosci pierwiastków po obydwu stronach równania:

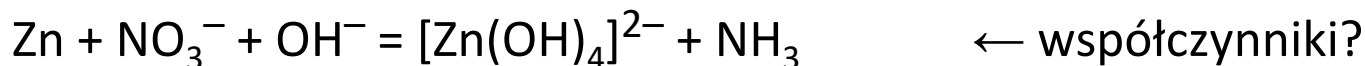


# Reakcje utleniania i redukcji - rodzaje

## 1. Przebiegające w środowisku kwaśnym



## 2. Przebiegające w środowisku zasadowym



## 3. Przebiegające w środowisku obojętnym



## 4. Dysproporcjonowania

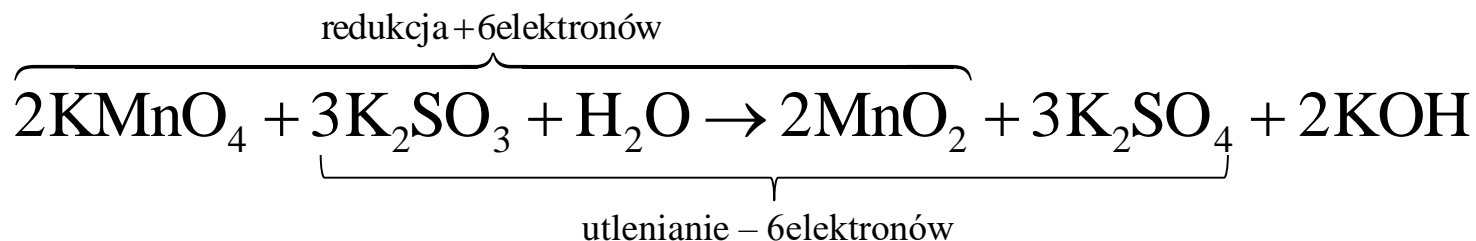


## 5. Utleniania substancji, w których reduktorem są atomy różnych pierwiastków lub atomy tego samego pierwiastka na różnych stopniach utlenienia

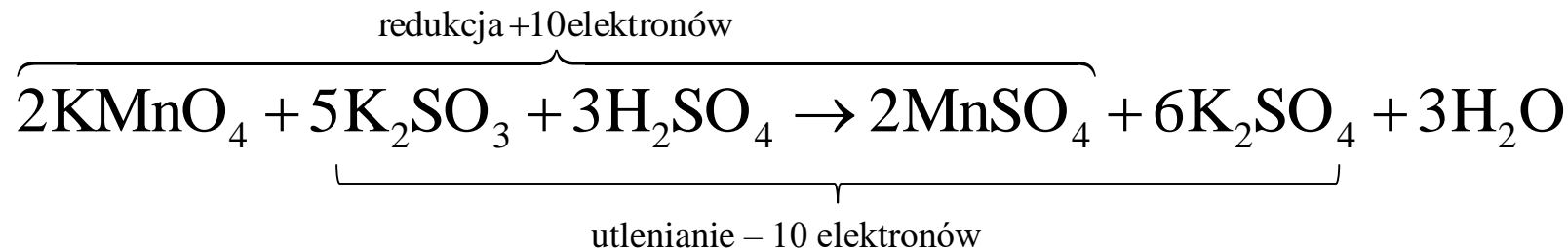


# Reakcje utleniania i redukcji - rodzaje

## Reakcja w środowisku obojętnym



## Reakcja w środowisku kwaśnym



## Reakcja w środowisku zasadowym

