

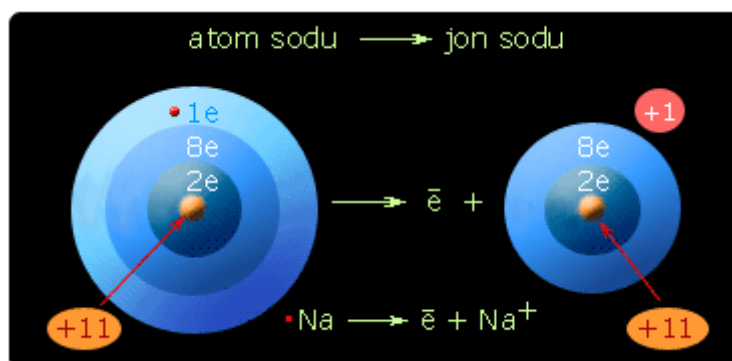
Elektronowa teoria wiązania chemicznego

Cząsteczki powstają w wyniku połączenia się dwóch lub więcej atomów. Już w początkowym okresie rozwoju chemii podejmowano wysiłki zmierzające do wyjaśnienia istoty łączenia się różnych atomów. Dopiero wprowadzenie pojęcia elektronu i wyjaśnienie budowy atomu doprowadziły do opracowania wielu teorii tworzenia wiązań chemicznych. W początkowym okresie rozwoju chemii były to teorie oparte o struktury elektronowe atomów. Koncepcje te i związane z nimi kwestie dotyczące wiązań chemicznych przedyskutujemy w tym rozdziale.

1. Wiązanie jonowe (sieci jonowych)

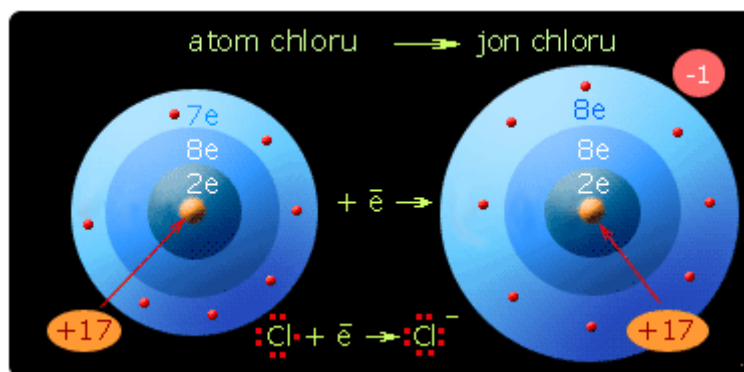
Wiązania jonowe występują w układach złożonych z atomów skrajnie różniących się elektroujemnością.

W czasie powstawania wiązania jonowego atom pierwiastka elektrododatniego oddaje, a atom pierwiastka elektroujemnego przyłącza elektrony. Tworzą się dwa jony o różnoimiennych ładunkach, przyciągające się dzięki działaniu sił elektrostatycznych, które w *stanie stałym* tworzą *sieć jonową*. Należą do typu wiązań mocnych. Powszechnie znanym przykładem tworzenia *sieci jonowej* jest wiązanie istniejące w chlorku sodu (sól kuchenna) Na^+Cl^- lub w chlorku magnezu $\text{Cl}^-\text{Mg}^{2+}\text{Cl}^-$. Poniżej przykłady przedstawiające mechanizm tworzenia sieci jonowej w chlorku sodu NaCl

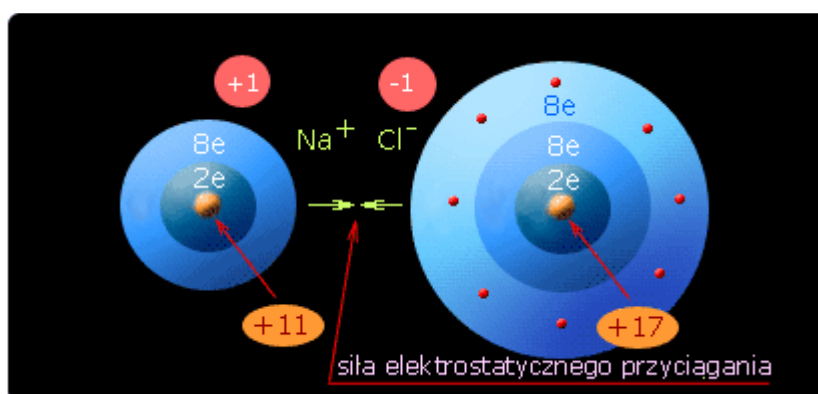


Rys.5.3 Atom sodu (Na) oddaje elektron i staje się kationem (Na^+).
 $\text{Na} (2,8,1) - e^- \rightarrow \text{Na}^+ (2,8)$

W czasie zbliżenia się atomów następuje całkowite przejście elektronów walencyjnych od atomu *mniej elektroujemnego* do atomu *bardziej elektroujemnego*.



Rys.5.4 Atom chloru (Cl) przyjmuje elektron i staje się anionem (Cl⁻).
 $Cl(2,8,7) + e^- \rightarrow Cl^-(2,8,8)$

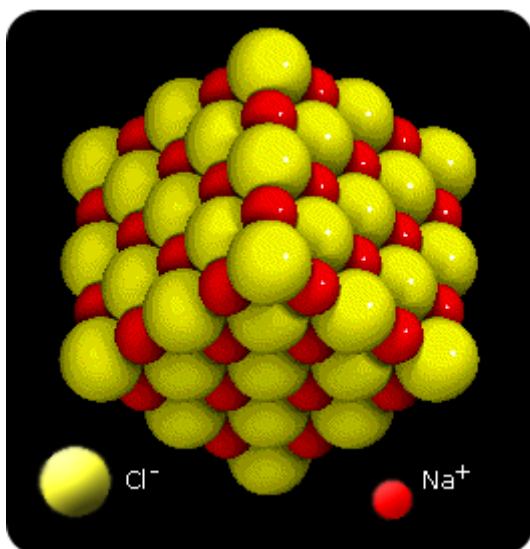


Rys.5.5 Siły elektrostatycznego przyciągania zблиżają do siebie jony.



Powstają jony, które przyciągają się siłami elektrostatycznego przyciągania. Każdy z jonów jest w stanie przechwycić z otoczenia jony o przeciwnym znaku. Jeżeli nie wystąpi oddziaływanie czynników zewnętrznych i jony nie mogą przemieszczać się tworzą *sieć krystaliczną*. W takiej sieci krystalicznej nie ma cząsteczek a są rozmieszczone w przestrzeni jony.

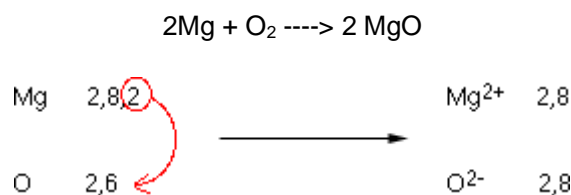
Związki *tworzące sieci jonowe* składają się zatem z dodatnich i ujemnych jonów rozmieszczonych na przemian w przestrzeni a siły oddziaływania elektrostatycznego pomiędzy jonami są równomiernie rozłożone we wszystkich kierunkach uprzywilejowanych.



Rys.5.6 Struktura kryształu NaCl.

Rysunek 5.6 przedstawia strukturę chlorku sodowego w którym każdy jon sodu jest otoczony sześcioma jonami chlorkowymi, a z kolei każdy jon chlorkowy sześcioma jonami sodowymi i nie można rozróżnić, który z jonów sodu do którego z jonów chloru należy i na odwrót. Cały kryształ można tu traktować jako jedną makrocząsteczkę. Siły działające w układach o wiązaniu jonowym są znaczne, toteż temperatura topnienia i wrzenia tych związków jest stosunkowo wysoka. „Całkowita” wymiana elektronów jest możliwa tylko między atomami znacznie różniącymi się elektroujemnościami.

Podobny przebieg ma reakcja tworzenia cząsteczki tlenku magnezu MgO.



W podanych przykładach konfigurację oktetową osiąga się przez przesunięcie elektronu(ów) od mniej do bardziej elektroujemnego atomu.

Przykładowo w NaCl jon sodu osiąga konfigurację helowca występującego przed nim w układzie okresowym neonu, a jon chloru - konfigurację helowca występującego po nim w układzie okresowym - argonu. Podobnie w cząsteczce MgO.

Typowymi związkami jonowymi są halogenki, tlenki oraz siarczki litowców i berylowców. Z wiązaniem jonowym spotykamy się również w cząsteczkach soli kwasów tlenowych, które występuje między kationem metalu a anionem reszty kwasowej. Charakterystyczne dla związków chemicznych o budowie jonowej jest **przewodzenie prądu elektrycznego** po stopieniu lub rozpuszczeniu w wodzie.

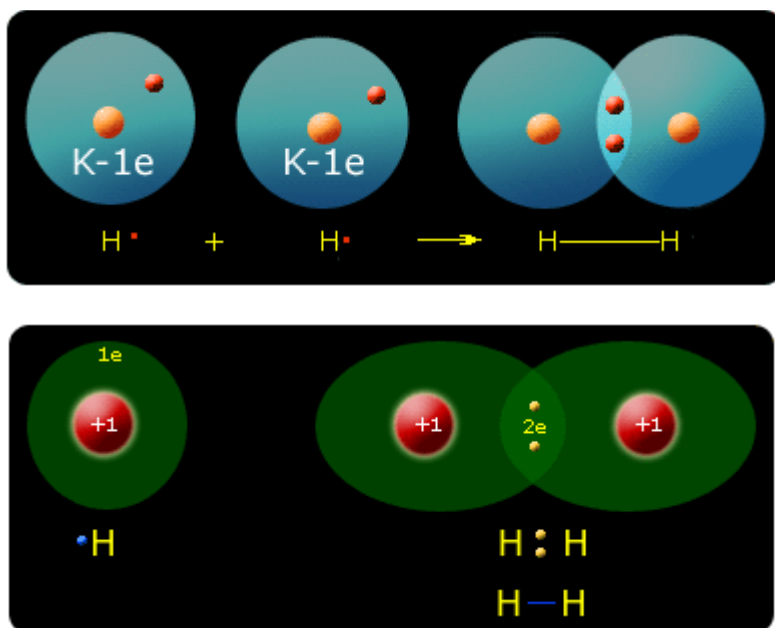
2. Wiązanie atomowe (kowalencyjne)

Wiązania atomowe (kowalencyjne) powstają, gdy łączą się z sobą atomy pierwiastków elektroujemnych o takich samych wartościach elektroujemności

Podobnie jak w wiązaniu jonowym, wiążące się atomy dążą do osiągnięcia struktury oktetowej najbliższego gazu szlachetnego. Osiągnięcie korzystnej struktury oktetowej (dupletu) osiągane jest w wyniku *uwspólnienia jednej lub kilku par elektronów walencyjnych pochodzących od różnych atomów*. Wiązania tego typu występują w cząsteczkach H₂, Cl₂, O₂, N₂ itp.

Przykładem jest wodór, którego pojedynczy atom ma jeden elektron a strukturę najbliższego gazu szlachetnego (He) może osiągnąć przyjmując jeden elektron.

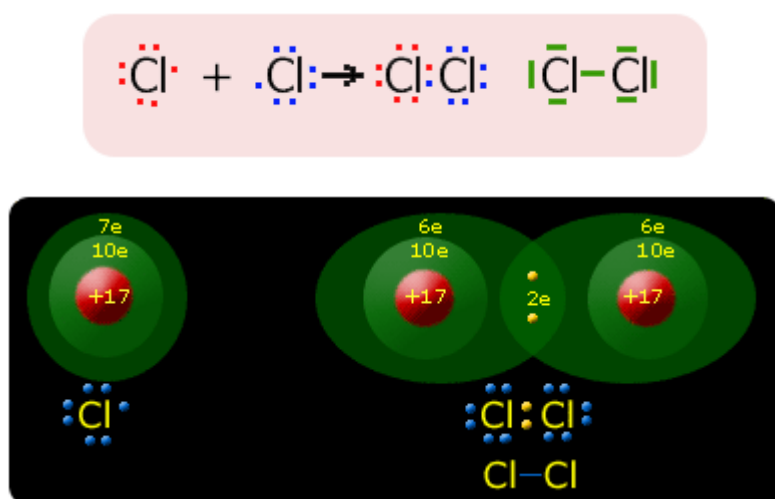
Gdy dwa atomy wodoru tworzą cząsteczkę (rys. 5.7), oddają do wspólnego „użytkowania” po jednym elektronie, które rozmieszczają się symetrycznie wokół obydwu jąder, tworząc parę elektronową.



Rys.5.7 Mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego w cząsteczce wodoru.

Każdy atom wodoru "wykorzystuje" wspólnie dwa elektrony i z tego powodu cząsteczka wodoru jest uboższa energetycznie niż dwa oddzielne atomy a konfiguracja elektronowa staje się podobna do konfiguracji helu; toteż, aby rozbić cząsteczkę wodoru na atomy, należy doprowadzić do niej pewną ilość energii.

W podobny sposób powstają cząsteczki chloru, bromu, jodu i innych. Poniżej na rysunku 5.8 przedstawiono mechanizm tworzenia wiązania kowalencyjnego w cząsteczce chloru.

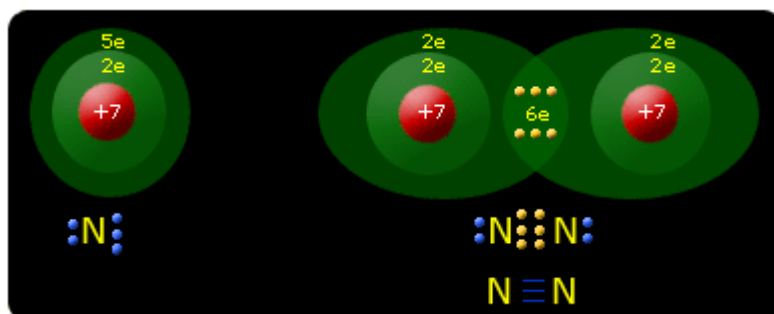
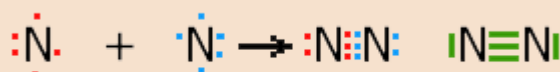


Rys.5.8 Mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego w cząsteczce chloru.

Pary elektronowe można oznaczać również kreskami. Otrzymuje się wówczas klasyczne wzory strukturalne cząsteczek, np.:

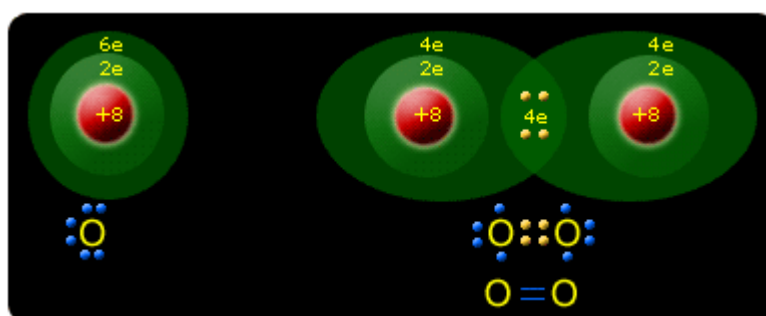


Pary elektronów walencyjnych nie biorących udziału w wiązaniu noszą nazwę wolnych elektronów. Jeżeli utworzenie jednej wiążącej pary elektronowej nie wystarcza do utworzenia oktetu, atom może wykorzystać dwa lub trzy elektrony tworząc wiązania podwójne (rys. 5.10) lub potrójne (rys. 5.9).



Rys.5.9 Mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego w cząsteczce azotu.

Odpowiednio dla tlenu wiązanie w cząsteczce tlenu możemy przedstawić schematem



Rys.5.10 Mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego w cząsteczce tlenu.

Atom może utworzyć tyle wiązań ile ma niesparowanych elektronów.

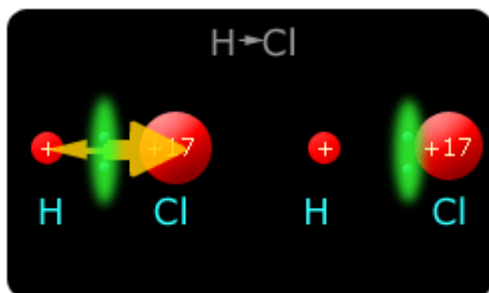
Zgodnie z elektronową teorią wiązań, wiązanie jonowe i atomowe stanowi dwie skrajne możliwości wytworzenia wiązania i usytuowania wiążącej pary elektronowej. W wiązaniu jonowym para elektronowa całkowicie jest przesunięta do atomu bardziej elektroujemnego.

W wiązaniu atomowym wiążąca para elektronowa znajduje się w jednakowej odległości od jąder atomów tworzących wiązanie, a uwspólnione pary elektronów znajdują się głównie między rdzeniami atomów.

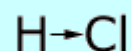
3. Wiązanie atomowe (kowalencyjne) spolaryzowane

Wiązanie atomowe spolaryzowane jest wiązaniem pośrednim między jonowym a atomowym; powstaje wówczas, gdy łączą się ze sobą atomy pierwiastków różniących się elektroujemnością, lecz nie tak znacznie jak w przypadku tworzenia wiązania jonowego.

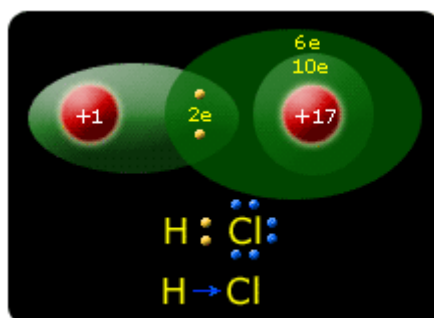
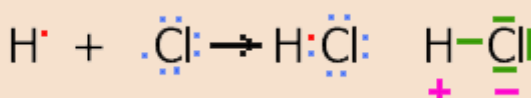
Cecha charakterystyczną tego wiązania jest przesunięcie pary elektronowej wiążącej atomy w kierunku atomu pierwiastka bardziej elektroujemnego.



Jednym z przykładów tego wiązania może być połączenie chloru i wodoru w cząsteczce chlorowodoru. Wspólna para elektronowa w cząsteczce H-Cl jest silniej przyciągana przez atom chloru niż przez atom wodoru, jest więc przesunięta w kierunku atomu chloru. Tak spolaryzowane wiązanie atomowe przedstawiamy w następujący sposób:



Strzałka pokazuje kierunek przesunięcia pary elektronowej



Rys.5.11 Mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego w cząsteczce chlorowodoru.

Znany jest przybliżony związek między elektroujemnością a udziałem charakteru jonowego pojedynczego wiązania między atomami A i B. Związek taki przedstawiono w tablicy 1.

Tablica 1

Procentowy udział wiązania jonowego w zależności od różnicy elektroujemności

Różnica elektroujemności	% udział wiązania jonowego	Różnica elektroujemności	% udział wiązania jonowego
0,2	1	1,8	55
0,4	4	2,0	63
0,6	9	2,2	70
0,8	15	2,4	76
1,0	22	2,6	82
1,2	30	2,8	86
1,4	39	3,0	89
1,6	47	3,2	92

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* μ

$$\mu = q \cdot l$$

gdzie: q - ładunek, l - odległość pomiędzy "środkami ciężkości" odmiennych ładunków.

Wartości momentów dipolowych przedstawiono w tabelicy 1.

Tabela 1

Substancja	Moment dipolowy μ [10^{-30} C*m]
C ₆ H ₆	0
CCl ₄	0
CH ₄ (ciekły)	0
NH ₃	4,908
CO	0,366
CO ₂	0
H ₂ O	6,186
HCl	3,698
CH ₃ Cl	6,311

Z tabeli wynika, że nie wszystkie cząsteczki, mimo że łączą się ze sobą atomy różniące się elektroujemnością posiadają moment dipolowy. Przykładem jest cząsteczka CH₄ dla której moment dipolowy $\mu = 0$. Jest to spowodowane taką budową cząsteczki w której istniejące momenty dipolowe na kierunku wiązań C-H znoszą się. Więcej w kolejnych treściach rozdziału. Z tego wynika wniosek, że mimo braku momentu dipolowego cząsteczki, w samej cząsteczce występuje polaryzacja wiązań w przypadku łączenia się ze sobą atomów różniących się elektroujemnością (tabela)

Tabela 2

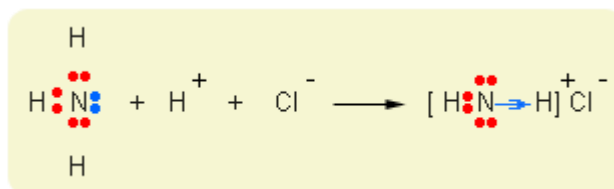
Wiązanie	Moment dipolowy μ [10^{-30} C*m]
C-H	1,3
C-Cl	4,7
C-O	2,3
C=O	7,7
O-H	4,7
N-H	4,3

4. Wiązanie kowalencyjne semipolarne (donorowo-akceptorowe)

Tworzenie wiązania donorowo-akceptorowego.

Jest to wiązanie atomowe, w którym wszystkie elektrony wiązania pochodzą od jednego atomu (tzw. donor); drugi atom (tzw. akceptor) uzupełnia własną powłokę walencyjną elektronami donora.

Najprostszym przykładem powstawania wiązania donorowo-akceptorowego jest tworzenie się jonu amonowego



Azot w cząsteczce amoniaku mający wolną parę elektronową przyłącza (dokoordynowuje) do niej jon wodorowy. Sposób powstawania tego wiązania jest inny niż powstawanie trzech pozostałych wiązań między atomami wodoru z azotem, w których każdy atom wodoru oddaje do wiązania jeden własny elektron. Po utworzeniu jednak wiązania donorowo-akceptorowego wszystkie cztery atomy wodoru w jonie amonowym stają się równocenne.

Pytania i zadania

1. Wybierz poprawne zakończenie zdania: Jeśli z atomów potasu i chloru powstał kryształ chlorku potasu, to zostaje utworzone wiązane;

- sieci jonowej w której jony mają konfigurację elektronową identyczną z konfiguracją elektronową argonu
- sieci jonowej w której jony mają konfigurację elektronową identyczną z konfiguracją elektronową neonu
- kowalencyjne utworzone przez dwa elektrony
- kowalencyjne semipolarne w którym wspólna para elektronowa pochodzi od potasu

- Opisz mechanizm tworzenia wiązania w cząsteczce H_2
- Opisz mechanizm tworzenia wiązania w cząsteczce F_2
- Opisz mechanizm tworzenia wiązania w cząsteczce N_2
- Opisz mechanizm tworzenia wiązania w cząsteczce HCl
- Wyjaśnij na przykładach istotę wiązania semipolarnego
- Co jest przyczyną polarności niektórych cząsteczek

8. Wybierz grupy pierwiastków, których atomy w związkach chemicznych dążą do struktury neonu, a których do struktury argonu:

- do struktury Ne (H, He, Li) do struktury argonu (Si, P, S, Cl)
- do struktury Ne (Li, Na, K) do struktury argonu (F, Cl, Br, I)
- do struktury Ne (Cu, Ag, Au) do struktury argonu (Ge, As, Se, Br)
- do struktury Ne (K, Ca, Ga) do struktury argonu (C, N, O, F)
- do struktury Ne (Na, Mg, Al) do struktury argonu (Si, P, S, Cl).

9. Związki w których występują sieci jonowe:

- tworzą atomową sieć krystaliczną, w której każdy atom metalu otoczony jest atomami niemetalu
- tworzą jonową sieć krystaliczną, w której dodatnie i ujemne jony rozmieszczone są na przemian
- to ciecze, w których występuje uporządkowany ruch jonów
- to gazy, w których cząsteczki mogą swobodnie dyfundować
- poprawne odpowiedzi B i C

10. Podczas łączenia się z sobą atomów pierwiastków niemetalicznych o takich samych wartościach elektroujemności powstaje wiązanie:

- wodorowe
- jonowe

- c) kowalencyjne
- d) metaliczne
- e) semipolarne

11. W cząsteczce N_2 występują:

- a) dwie uśpólnione pary elektronowe
- b) cztery wspólne elektrony
- c) sześć wspólnych elektronów
- d) jedna uśpólniona para elektronowa
- e) dwa wspólne elektrony

12. W której cząsteczce wszystkie elektrony walencyjne obu różnych atomów biorą udział w tworzeniu wiązań:

- a) SO_2 , b) NH_3 , c) HCl , d) CH_4 , e) H_2O