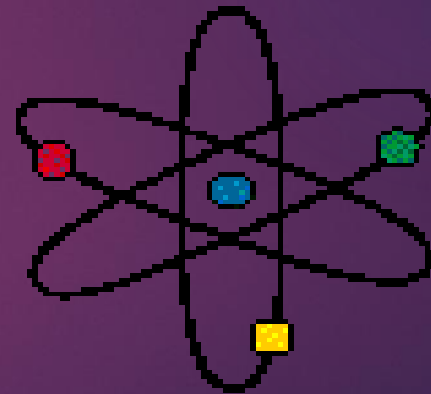


TYPY WIAZAŃ CHEMICZNYCH




Podział wiązań chemicznych:

- ▶ wiązania jonowe - sieci jonowe
- ▶ wiązania kowalencyjne niespolaryzowane (atomowe)
- ▶ wiązania kowalencyjne spolaryzowane
- ▶ wiązania kowalencyjne semipolarne (donorowo-akceptorowe)
- ▶ wiązanie metaliczne
- ▶ wiązanie międzycząsteczkowe (wiązanie Van der Waalsa)
- ▶ wiązanie wodorowe

Wiązanie jonowe:

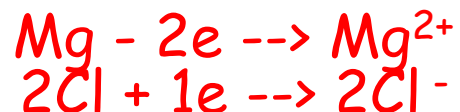
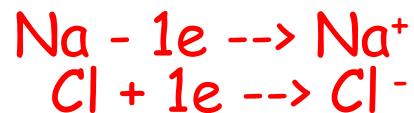
Wiązanie jonowe powstaje pomiędzy jonami i jest skutkiem przyciągania się przeciwnie naładowanych jonów. Wiązanie to tworzy się w wyniku przeniesienia elektronu (-ów) z atomów jednego pierwiastka *elektrododatniego* do atomu drugiego pierwiastka *elektroujemnego*. Proces taki może nastąpić w momencie kontaktu atomów pierwiastków znacznie różniących elektroujemnością ($e > 1,7$), tj. litowców lub berylowców z tlenowcami lub fluorowcami.



W warunkach normalnych pojedyncza cząsteczka związku jonowego nie występuje - cząsteczki takie mogą jednak istnieć w stanie gazowym. Wzór sumaryczny związku jonowego podaje jedynie stosunek ilościowy obu jonów w kryształce.

Przykłady:

Wiązanie jonowe między jonem sodu i jonem chloru w chlorku sodowym Na^+Cl^- lub między jonami magnezu i chloru w chlorku magnezu $\text{Cl}^-\text{Mg}^{2+}\text{Cl}^-$.

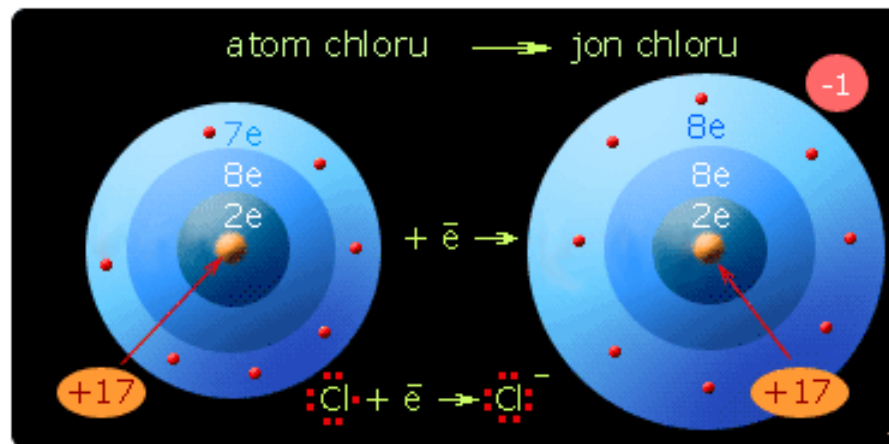


Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane (atomowe):

Wiązanie atomowe powstaje pomiędzy identycznymi atomami jednego pierwiastka (różnica elektroujemności wynosi 0), a proces jego tworzenia polega na uwspólnianiu elektronów pochodzących z obu atomów.

Przykłady:

- ▶ Wiązania tego typu występują w cząsteczkach H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 itp.



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

Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane:

Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane jest typem pośrednim między wiązaniami jonowym i atomowym. W trakcie tworzenia wiązania następuje proces uwspólniania elektronów walencyjnych i polaryzacji wiązania (przesunięciu wspólnej pary w stronę pierwiastka o większej elektroujemności) na skutek niezbyt dużej ($e < 1,7$) różnicy elektroujemności. Oznacza to powstanie dipola elektrycznego.

Przykłady:

- ▶ 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:

Schemat:

Wiązanie kowalencyjne

niespolaryzowane
(atomowe) $e = 0$

spolaryzowane
 $e = 1,7$ lub $e < 1,7$

Wiązanie donorowo-akceptorowe (koordynacyjne):


Wiązanie koordynacyjne jest wynikiem uwspólniania pary elektronowej pochodzącej od jednego z atomów. Ze względu na efekt końcowy jest zbliżone do wiązania atomowego spolaryzowanego.

Wiązanie metaliczne:

Wiązanie metaliczne polega na oddziaływaniu elektrostatycznym kationów metali (rdzeni atomowych) i swobodnych elektronów (tzw. chmura elektronowa, gaz elektronowy).

Wiązanie międzycząsteczkowe (siły Van der Waalsa):

Opisane wcześniej typy wiązań chemicznych tłumaczą łączenie się atomów i jonów w cząsteczki w stanie stałym, ciekłym i gazowym, natomiast nie tłumaczą dlaczego mogą się łączyć pomiędzy sobą obojętne cząsteczki albo atomy helowców. To łączenie się między sobą obojętnych cząsteczek i helowców tłumaczy się występowaniem sił przyciągania i odpychania, które noszą nazwę *oddziaływań międzycząsteczkowych*.



Istnieją trzy główne typy oddziaływań międzycząsteczkowych, tj. *siła van der Waalsa, wiązanie wodorowe i oddziaływania jon-jon*. Całkowita siła działająca między dwiema cząsteczkami jest sumą tych trzech oddziaływań. Okazuje się, że w niektórych przypadkach oddziaływania tego rodzaju są na tyle duże, że decydują o niektórych właściwościach substancji. Przykładem jest woda, która w warunkach normalnych jest cieczą. Pytanie - *a dlaczego jest cieczą, a nie gazem lub ciałem stałym?*

cd:

Z jednym z tych oddziaływań zapoznaliśmy się.

Było to oddziaływanie jon-jon, opisane jako wiązanie jonowe (sieci **Wiązania van der Waalsa (międzycząsteczkowe)**)

To, że każdą substancję możemy skroplić, jest dowodem że między atomami i cząsteczkami występują przyciągające oddziaływania. Przykładem takiego przyciągania jest oddziaływanie występujące między atomami gazów szlachetnych, które umożliwia ich kondensację. Ten rodzaj oddziaływania nosi nazwę *sił van der Waalsa* i jest to jedyny rodzaj przyciągania między atomami gazów szlachetnych i między cząsteczkami niepolarnymi.

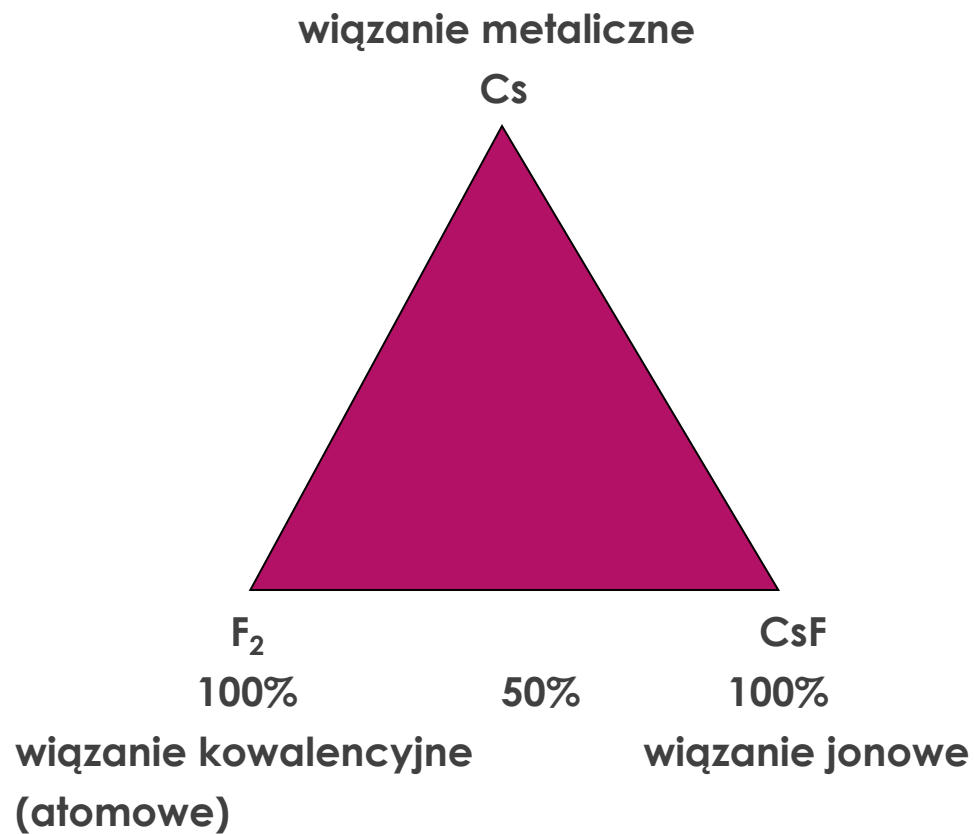
Wiązanie wodorowe:

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

Wiązanie wodorowe jako szczególny przypadek wiązania koordynacyjnego.

Jest to połączenie wiązaniem wodorowym cząsteczek zbudowanych z atomu pierwiastka silnie elektroujemnego (posiadającego niewiążące pary elektronowe) i atomu wodoru.. Obecność wolnych par elektronowych atomu pierwiastka silnie elektroujemnego (F,O,N,S) oznacza nagromadzenie ładunku ujemnego na tym atomie i jednocześnie ładunku dodatniego na atomie wodoru.

Trójkąt wiązań:



Podsumowanie:

- ▶ **Wiązania jonowe występują w układach złożonych z atomów skrajnie różniących się elektroujemnością.**
- ▶ **Wiązania kowalencyjne niespolaryzowane (atomowe) powstają, gdy łączą się z sobą atomy pierwiastków elektroujemnych o takich samych wartościach elektroujemności.**
- ▶ **Wiązanie kowalencyjne 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.**
- ▶ **Wiązanie donorowo-akceptorowe, w którym wszystkie elektrony wiązania pochodzą od jednego atomu (tzw. donora); drugi atom (tzw. akceptor) uzupełnia własną powłokę walencyjną elektronami donora.**
- ▶ **Pojęcie wiązania metalicznego stosowane jest dla scharakteryzowania wiązania chemicznego istniejącego pomiędzy atomami metalu w stanie stałym kiedy mamy do czynienia z tzw. siecią metaliczną.**
- ▶ **Wiązanie wodorowe tworzy się pomiędzy atomem wodoru związanym z atomem o dużej elektroujemności, a atomem z wolnymi parami elektronowymi.**

Bibliografia:

- ▶ Jan Kulawik, Teresa Kulawik, Maria Litwin „Chemia Nowej Ery” wyd. Nowa Era
- ▶ Wiązanie metaliczne – Wikipedia, wolna encyklopedia
- ▶ Wiązania wodorowe, oddziaływania van der Waalsa - Chemia nieorganiczna - Bryk.pl
- ▶ Liczby kwantowe - Wyszukaj (bing.com)