

WIĄZANIA CHEMICZNE

Pierwiastki łączą się ze sobą wiązaniami chemicznymi. **Wiązania powstają na skutek różnego rodzaju oddziaływań elektronów walencyjnych poszczególnych pierwiastków.**

Każdy atom pierwiastka tworząc wiązanie z innym atomem dąży do tego, aby na ostatniej powłoce mieć osiem elektronów (lub czasami tylko dwa). Wyjątkiem jest m.in. wodór, który dąży do uzyskania dwóch elektronów, ponieważ ma tylko jedną powłokę, a na pierwszej powłoce mogą być maksymalnie dwa elektrony. Jest to dla atomów korzystne ze względów energetycznych (będziesz się o tym dokładniej uczył w szkole średniej, wtedy też dowiesz się, jak rozmieszczone są elektrony w atomach o liczbie atomowej większej niż 20).

Wyobraź sobie, że atom pierwiastka to hotel, powłoki elektronowe to piętra w hotelu, a elektrony to goście.

W każdym hotelu na pierwszym piętrze może mieszkać tylko dwóch gości, a na wyższych piętrach po ośmiu gości. Tworzenie wiązań pomiędzy atomami pierwiastków to tak jak tworzenie różnych spółek pomiędzy właścicielami hoteli.

Wiązanie mają utworzyć atomy wodoru.

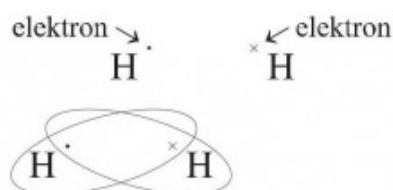
Atomy te mają po jednej powłoce elektronowej, na których krąży po jednym elektronie.

Aby stan był stabilny, wodór dąży do uzyskania dwóch elektronów na powłoce. Aby to osiągnąć, wodory uwalniają swoje elektrony walencyjne. Obydwa elektrony zaczynają krążyć zarówno po powłoce jednego, jak i drugiego atomu.

Wyobraź sobie, że są to dwaj właściciele hoteli jednopiętrowych, w których może zamieszkać po dwóch gości, a mieszka w każdym tylko jeden. Po zastanowieniu właściciele stwierdzili, że opłacalna będzie dla nich taka spółka, w której goście będą wspólni dla obu hoteli, a właściciele będą ponosić jednakowe koszty. Wtedy np. posiłki można przyrządzać tylko w jednym hotelu.

Takie wiązanie chemiczne, w którym atomy tworzą wspólną parę elektronową nazywamy wiązaniem atomowym lub kowalencyjnym.

Możemy to przedstawić w następujący sposób:



para elektronowa jest wspólna - te dwa elektrony poruszają się teraz wokół obu jąder

Parę elektronową zaznaczamy w chemii kreską i nazywamy wiązaniem chemicznym.

H — H taki zapis nazywamy **wzorem strukturalnym** (kreskowym) - mówi on nam, ile i jakich atomów jest w cząsteczce oraz pokazuje, w jaki sposób są ze sobą połączone.

Możemy to również zapisać w taki sposób:

H₂ - taki zapis nazywamy **wzorem sumarycznym** - mówi on nam, z ilu i z jakich atomów zbudowana jest cząsteczka. Mała liczba stojąca za symbolem pierwiastka mówi nam, ile atomów tego pierwiastka jest połączonych ze sobą.

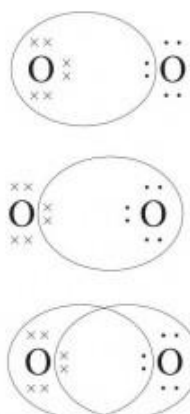
połączyły się ze sobą dwa atomy wodoru

Teraz spotkały się dwa atomy tlenu. Każdy z nich ma 6 elektronów na ostatniej powłoce.



Sześciu gości na ostatnim piętrze w hotelu, a powinno być ośmiu, brakuje dwóch gości.

Opłaczalny byłby taki układ, aby każdy z atomów tlenu na ostatniej powłoce miał 8 elektronów, zatem brakuje im po dwa elektrony. Uwspólnione zostają dwie pary elektronów.



Właściciele hoteli ustalili, że jeżeli jeden i drugi dadzą po dwóch gości do wspólnego interesu, to taki układ się im opłaci.

Wspólne są dwie pary elektronowe, co zapisujemy:

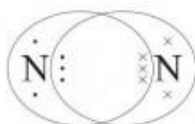
- $\text{O} = \text{O}$ Wzór strukturalny
Atomy tlenu połączyły się wiązaniem podwójnym, utworzyły się dwie pary elektronowe.
- O_2 Wzór sumaryczny cząsteczki tlenu, dwa atomy tlenu połączyły się razem i utworzyły cząsteczkę.

Przeanalizujmy, jak tworzą cząsteczkę atomy azotu.



Atom azotu ma pięć elektronów na ostatniej powłóce, dąży do tego, aby było osiem. Atomy azotu uwspólniają trzy pary elektronowe.

Każdy azot ma na ostatnim piętrze pięciu gości, a chce mieć ośmiu, zatem brakuje trzech gości. W wyniku negocjacji ustalili, że każdy da do spółki trzech gości i wszyscy będą zadowoleni.



- $\text{N} \equiv \text{N}$ Wzór strukturalny.
Wiązanie pomiędzy atomami azotu jest wiązaniem kowalencyjnym, potrójnym (wspólne trzy pary elektronowe).
- N_2 Wzór sumaryczny cząsteczki azotu – dwa atomy azotu połączyły się razem.

Do tej pory analizowaliśmy przykłady, gdy łączyły się ze sobą dwa jednakowe atomy pierwiastków.

Teraz wiązania będą tworzyły dwa atomy o różnej liczbie elektronów na ostatniej powłóce.

Dwaj biznesmeni, którzy mieli jednakowe hotele.

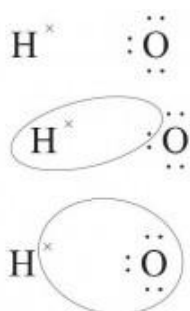
Spółki będą tworzyli dwaj biznesmeni – jeden bogatszy, będzie miał hotel, w którym może mieszkać większa liczba gości, drugi biedniejszy – ma mniejszy hotel.

Przykład

Wiązanie mają utworzyć (łącząc się w cząsteczkę) wodór i tlen.

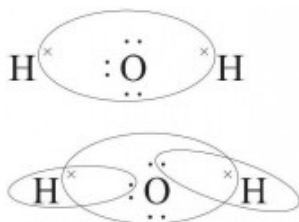
Wodór ma jeden elektron i jedną powłokę. Aby być stabilny energetycznie, dąży do tego, aby na tej powłoce mieć maksymalną liczbę elektronów, czyli dwa. Brakuje mu jednego elektronu.

Tlen ma na ostatniej powłoce sześć elektronów. Aby być stabilny energetycznie, potrzebuje jeszcze dwóch elektronów (dąży do tego, aby mieć 8 elektronów).



Ustalili, że zawrą spółkę i utworzą wspólną parę elektronową. Wodór będzie zadowolony, bo brakuje mu jednego elektronu i dostanie go od tlenu. Tlen dostanie od wodoru jeden elektron, ale to za mało (więcej nie dostanie, bo wodór ma tylko jeden elektron), będzie miał ich siedem, a potrzebuje osiem. Dlatego do spółki zaprosi drugi wodór. Dostanie od niego elektron i będzie zadowolony, drugi wodór dostanie od tlenu jeden elektron i też będzie zadowolony.

Atom tlenu uwspólni po jednej parze elektronowej z dwoma atomami wodoru.



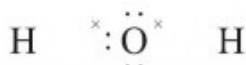
Możemy to zapisać:

$\text{H} - \text{O} - \text{H}$ Wzór strukturalny.

Kreski to wspólne pary elektronowe, czyli wiązania kowalencyjne.

H_2O Wzór sumaryczny. W cząsteczce są ze sobą połączone dwa atomy wodoru (za symbolem wodoru stoi mała dwójka) i jeden atom tlenu.

Wspólna para elektronowa jest przesunięta w kierunku pierwiastka, który ma więcej elektronów na ostatniej powłoce, w naszym przykładzie w kierunku tlenu. (W toku dalszej nauki zostanie wprowadzone pojęcie pozwalające porównywać zdolność atomów danego pierwiastka do przyciągania elektronów. Każdemu pierwiastkowi przypisana będzie liczba pozwalająca łatwo ocenić tendencję do przyciągania elektronów.)



W spółce rządzi bogatszy, czyli ten, który ma większy hotel.

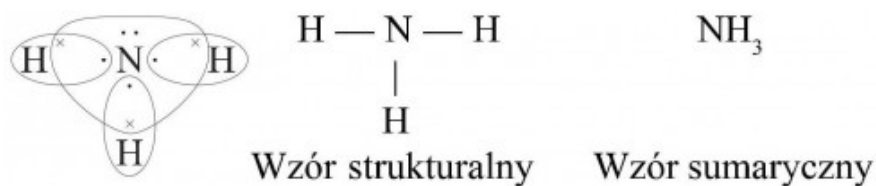
Wiązanie, w którym pierwiastki tworzą wspólne pary elektronowe i są one przesunięte w kierunku pierwiastka, który ma więcej elektronów walencyjnych nazywamy wiązaniem kowalencyjnym spolaryzowanym.

Wiązanie takie występuje również w cząsteczce NH_3 .

Azot na ostatniej powłoce ma pięć elektronów, tworząc związek chemiczny dąży do tego, aby mieć ich osiem.

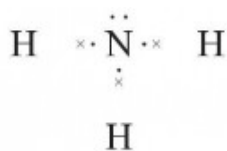
Wodór na ostatniej powłoce ma jeden elektron, tworząc związek chemiczny dąży do tego, aby mieć ich dwa.

Atom azotu uwspólnia elektrony z trzema atomami wodoru.



W cząsteczce jest jeden atom azotu (za symbolem azotu nie ma małej liczby, zatem ten atom jest jeden) i trzy atomy wodoru.

Wspólne pary elektronowe przesunięte są w kierunku atomu azotu, ponieważ ma on więcej elektronów na ostatniej powłoce niż atomy wodoru.



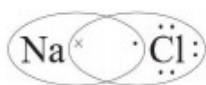
W cząsteczce NH_3 (amoniaku) występuje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane.

Przeanalizujmy teraz, jak powstaje cząsteczka soli kuchennej NaCl .

Sód ma jeden elektron na ostatniej powłoce (leży w 1 grupie).

Chlor ma 7 elektronów na ostatniej powłoce (leży w 17 grupie).

Chcąc utworzyć wiązanie, zakładają spółkę.



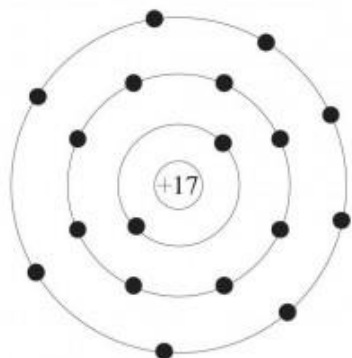
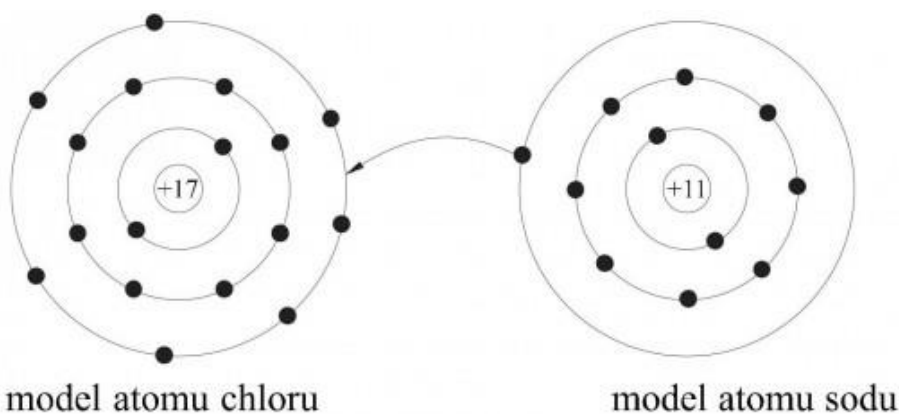
Chlor jest już zadowolony, bo miałby osiem elektronów na ostatniej powłoce (komplet gości).

Sód uwspólniając elektrony z chlorem ma ich teraz dwa, ale chce mieć 8. Zaprasza do spółki następnego chlor. Okazuje się, że nie może uwspólnić z nim elektronów, bo już ich na ostatniej powłoce nie ma - miał jeden i już dał do spółki. Wniosek z tego, że sód i chlor nie mogą zawrzeć spółki, w której będą uwspólniać elektrony. Nie mogą więc tworzyć wiązania kowalencyjnego.

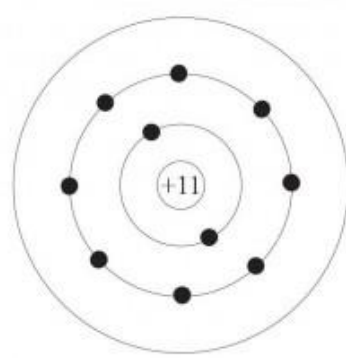
Atom sodu sprzeda elektron atomowi chloru. Chlor uzyska w ten sposób jeden brakujący mu elektron i będzie zadowolony, bo będzie miał na ostatniej powłoce 8 elektronów.

Sód będzie miał teraz 3 powłokę pustą, bo sprzedał znajdujący się na niej elektron. Powłoką walencyjną będzie teraz dla niego powłoka 2, na której ma już 8 elektronów.

Atom sodu odda swój elektron atomowi chloru.



Atom chloru uzyskał dodatkowy elektron. Nie jest już elektrycznie obojętny. Ma o jeden ładunek ujemny więcej, co zapisujemy Cl⁻.



Atom sodu ma jeden elektron mniej. Nie jest już elektrycznie obojętny, ma o jeden ładunek dodatni więcej, co zapisujemy Na⁺.

Atom, który ma nierówną liczbę elektronów i protonów jest obdarzony ładunkiem i nazywamy go **jonem**.

Jon obdarzony ładunkiem dodatnim to **kation**.

Jon obdarzony ładunkiem ujemnym to **anion**.

Cl^- Na^+
anion chloru kation sodu

Jony te mają przeciwne ładunki. Będą się przyciągać i utworzą związek chemiczny NaCl.

We wzorze sumarycznym zawsze pierwszy pi-
szemy symbol metalu.

Wiązanie, które powstaje na skutek wzajemnego przyciągania jonów o ładunkach przeciwnych, nazywamy wiązaniem jonowym.

W NaCl występuje wiązanie jonowe.

Wokół jonów (podobnie jak wokół przewodnika z prądem) powstaje pole elektromagnetyczne powodujące przyciąganie się jonów przeciwnego znaku. Jony zaczynają się wzajemnie otaczać budując gigantyczną molekułę - kryształ jonowy (np. NaCl). Wzór chemiczny informuje nas jedynie o stechiometrii powstającej molekuły - mówi, ile jonów dodatnich przypada na daną ilość jonów ujemnych.

Na obecnym etapie nauki będziesz się posługiwać wzorami sumarycznymi nie rozróżniając wzorów rzeczywiście istniejących molekuł (wzorów cząsteczek) od wzorów cząsteczkowych (podających wyłącznie stechiometrię połączenia).

Wiązanie jonowe tworzą zazwyczaj metale 1 i 2 grupy układu okresowego (mają mało elektronów) łącząc się z niemetalami.

Zagadnienia:

1. Wzory sumaryczne i strukturalne
2. Rodzaje wiązań chemicznych.
3. Wiązania jonowe.
4. Pojęcia kation, anion, elektron, powłoki.

Zadania utrwalające:

Proszę o wykonanie zadań do 03.04.2020r.

1. Zapisz sumarycznie i strukturalnie wzór wody.
2. Co to jest wiązanie kowalencyjne?
3. Uzupełnij zdania:
Jon obdarzony ładunkiem dodatnim to:
Jon obdarzony ładunkiem ujemnym to:
W NaCl występuje wiązanie:
Tlen ma na ostatniej powłoce ? elektronów.
W cząsteczce NH_3 występuje wiązanie:
4. Wymień po dwa związki chemiczne, które tworzą wiązania jonowe oraz te, które tworzą wiązania kowalencyjne.