

Pierwiastek chemiczny to zbiór atomów o takiej samej liczbie protonów w jądrze. Pierwiastki w przyrodzie mogą występować :

- w postaci pojedynczych atomów (przykładem są gazy szlachetne)
- w postaci cząsteczek ( wódór, tlen , azot itp)
- najczęściej wchodzi w skład związków chemicznych o mniej lub bardziej skomplikowanej budowie np. woda zbudowana z trzech atomów i białka zbudowane z setek tysięcy atomów

Co to jest cząsteczka?

Cząsteczka to połączenie dwóch lub większej liczby atomów za pomocą wiązań chemicznych co powoduje, że cząsteczki są trwałe.

Co to są wiązania chemiczne?

Żeby to wyjaśnić, potrzeba kilka dodatkowych informacji.

Atomy wszystkich pierwiastków dążą do uzyskania na ostatniej powłoce elektronowej ośmiu elektronów (dwóch elektronów w niektórych przypadkach) czyli takiej liczby elektronów jaką posiadają gazy szlachetne, gdyż taki układ jest trwały. Mogą to uzyskać na kilka sposobów:

- oddając elektrony z ostatniej powłoki
- przyjmując elektrony na ostatnią powłokę
- uwspólniając elektrony z innymi atomami

Od czego zależy sposób pozyskania oktetu elektronowego (8 elektronów)?

Sposób w jaki atom uzyskuje konfigurację najbliższego w układzie okresowym gazu szlachetnego, zależy od tzw. elektroujemności, którą definiuje się jako skłonność atomu do przyciągania dodatkowych elektronów na ostatnią powłokę. Aby lepiej to zrozumieć najlepiej wyrazić elektroujemność za pomocą liczb - do tego służy tzw. skala elektroujemności Paulinga<sup>[1]</sup>:

<sup>1</sup> H 2.1																	<sup>2</sup> He
<sup>3</sup> Li 1.0	<sup>4</sup> Be 1.5											<sup>5</sup> B 2.0	<sup>6</sup> C 2.5	<sup>7</sup> N 3.0	<sup>8</sup> O 3.5	<sup>9</sup> F 4.0	<sup>10</sup> Ne
<sup>11</sup> Na 0.9	<sup>12</sup> Mg 1.2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	<sup>13</sup> Al 1.5	<sup>14</sup> Si 1.8	<sup>15</sup> P 2.1	<sup>16</sup> S 2.5	<sup>17</sup> Cl 3.0	<sup>18</sup> Ar
<sup>19</sup> K 0.9	<sup>20</sup> Ca 1.0	<sup>21</sup> Sc 1.3	<sup>22</sup> Ti 1.5	<sup>23</sup> V 1.7	<sup>24</sup> Cr 1.9	<sup>25</sup> Mn 1.7	<sup>26</sup> Fe 1.9	<sup>27</sup> Co 2.0	<sup>28</sup> Ni 2.0	<sup>29</sup> Cu 1.9	<sup>30</sup> Zn 1.6	<sup>31</sup> Ga 1.6	<sup>32</sup> Ge 1.8	<sup>33</sup> As 2.0	<sup>34</sup> Se 2.4	<sup>35</sup> Br 2.8	<sup>36</sup> Kr
<sup>37</sup> Rb 0.8	<sup>38</sup> Sr 1.0	<sup>39</sup> Y 1.3	<sup>40</sup> Zr 1.4	<sup>41</sup> Nb 1.6	<sup>42</sup> Mo 2.0	<sup>43</sup> Tc 1.9	<sup>44</sup> Ru 2.2	<sup>45</sup> Rh 2.2	<sup>46</sup> Pd 2.2	<sup>47</sup> Ag 1.9	<sup>48</sup> Cd 1.7	<sup>49</sup> In 1.7	<sup>50</sup> Sn 1.8	<sup>51</sup> Sb 1.9	<sup>52</sup> Te 2.1	<sup>53</sup> I 2.5	<sup>54</sup> Xe
<sup>55</sup> Cs 0.7	<sup>56</sup> Ba 0.9	<sup>57</sup> La 1.1	<sup>72</sup> Hf 1.3	<sup>73</sup> Ta 1.5	<sup>74</sup> W 2.0	<sup>75</sup> Re 1.9	<sup>76</sup> Os 2.2	<sup>77</sup> Ir 2.2	<sup>78</sup> Pt 2.2	<sup>79</sup> Au 2.4	<sup>80</sup> Hg 1.9	<sup>81</sup> Tl 1.8	<sup>82</sup> Pb 1.8	<sup>83</sup> Bi 1.9	<sup>84</sup> Po 2.0	<sup>85</sup> At 2.2	<sup>86</sup> Rn
<sup>87</sup> Fr 0.7	<sup>88</sup> Ra 0.9																

Proszę szczegółowo przeanalizować powyższą tabelę.

Jak widać na powyższym układzie okresowym, elektroujemność w grupach głównych układu okresowego rośnie od dołu do góry, natomiast w okresach rośnie od strony lewej do prawej. Dlatego też w lewym dolnym rogu układu znajdują się pierwiastki o najniższej elektroujemności, są to pierwiastki, które łatwo oddają elektrony. Pierwiastki te wykazują właściwości metaliczne - im niższa elektroujemność tym silniejsze właściwości metaliczne. Natomiast w prawym górnym rogu są pierwiastki o wysokiej elektroujemności, które chętnie przyjmują dodatkowe elektrony i jest to związane z charakterem niemetalicznym pierwiastków. Różnica pomiędzy elektroujemnością łączących się pierwiastków decyduje o rodzaju wiązania chemicznego.

Rodzaje wiązań chemicznych:

- wiązanie jonowe
- wiązanie kowalencyjne

- wiązanie kowalencyjne spolaryzowane
- wiązanie koordynacyjne
- wiązanie metaliczne

#### Jak powstaje wiązanie jonowe?

Aby mogło powstać wiązanie jonowe muszą się spotkać dwa atomy znacznie różniące się elektroujemnością np. chlor i sód. Sód na ostatniej powłoce posiada 1 elektron, natomiast chlor posiada 7 elektronów. Sód bardzo chętnie oddaje swój jeden elektron atomowi chloru, w wyniku czego oba atomy uzyskują osiem elektronów na swojej ostatniej powłoce. Rys<sup>[2]</sup>:



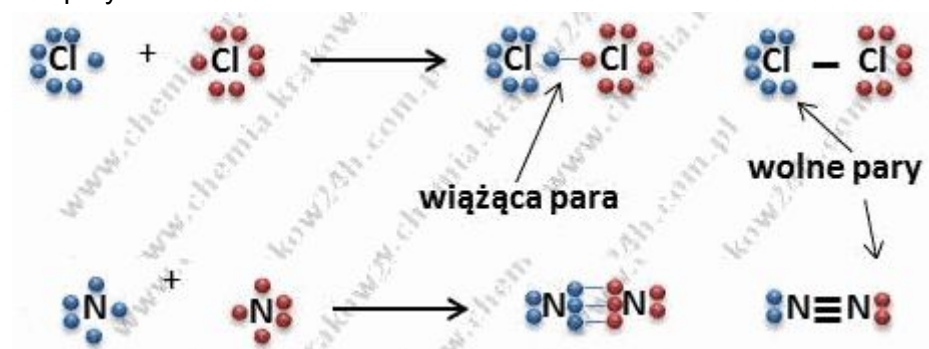
Dodatkowo, ze względu na to, teraz każdy z nich ma inną liczbę protonów niż elektronów zyskują ładunki elektryczne - sód ładunek dodatni a chlor ładunek ujemny, czyli stają się jonami - sód kationem a chlor anionem. Ćwiczenie:

W podobny sposób proszę przedstawić przekształcanie się atomów w jony: K i Cl oraz Na i S.

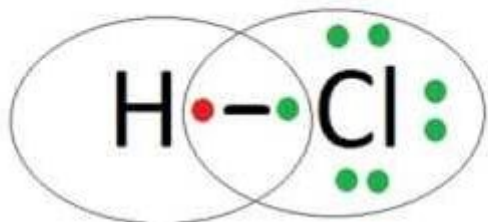
Ale gdzie tutaj wiązanie jonowe? Otóż w momencie kiedy atomy przekształcają się w jony, zaczynają nawzajem się przyciągać siłami elektrostatycznymi co powoduje, że związki jonowe są trwałe i mają wysoką temperaturę topnienia.

Inaczej sprawa wygląda jeżeli spotykają się atomy niewiele różniące się elektroujemnością. Żaden z atomów nie ma wystarczającej "siły" aby odebrać elektrony drugiemu atomowi. Pozostaje wtedy uwspólnienie elektronów, które polega na tym, że atomy tworzą tzw. wspólne pary elektronów, czyli każdy z nich daje po jednym lub kilka elektronów do takiej pary - przy czym wspólne elektrony należą do obu atomów jednocześnie.

Oto przykład<sup>[3],[4]</sup>:



## WIĄZANIE KOWALENCYJNE SPOLARYZOWANE



Tworzenie wspólnych par elektronowych jest istotą wiązania kowalencyjnego, przy czym jeżeli atomy nie różnią się, lub tylko w nieznacznym stopniu różnią się elektroujemnością to mamy do czynienia z wiązaniem kowalencyjnym niespolaryzowanym a jeżeli ta różnica jest większa, to wtedy jest wiązanie kowalencyjne spolaryzowane. Można przyjąć w uproszczeniu, że jeżeli różnica jest mniejsza od 1,7 to jest to wiązanie kowalencyjne a jeżeli większa od 1,7 to mamy do czynienia z wiązaniem jonowym.

Przykłady prostych związków, w których występują wiązania kowalencyjne<sup>[5]</sup>:

Substancja	Wzór elektronowy kropkowy	Wzór elektronowy kreskowy	Wzór sumaryczny
chlorowódór	$\text{H}:\ddot{\text{Cl}}:$	$\text{H}-\ddot{\text{Cl}} $	$\text{HCl}$
woda	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \text{O} \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\text{H}_2\text{O}$
amoniak	$\begin{array}{c} \cdot \\ \cdot \\ \text{N} \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \text{H} \quad \text{H} \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ \text{N} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{H} \quad \text{H} \\ \text{H} \end{array}$	$\text{NH}_3$

Oprócz wiązań łączących atomy w cząsteczki, istnieją również oddziaływania międzycząsteczkowe. Jednym z nich, o bardzo istotnym znaczeniu jest wiązanie wodorowe. Zadanie: Proszę przedstawić istotę wiązania wodorowego i podać przykłady jego występowania.

### Bibliografia:

- [1] - [https://www.szkolnictwo.pl/test\\_4\\_5494\\_5\\_Wi%C4%85zania\\_chemiczne-Powinowactwo\\_elektronowe](https://www.szkolnictwo.pl/test_4_5494_5_Wi%C4%85zania_chemiczne-Powinowactwo_elektronowe)  
 [2] - <https://epodreczniki.pl/a/wiazanie-jonowe/DwiGprwy>  
 [3] - [https://chem24.pl/podrecznik-10\\_119,Wiazania-kowalencyjne--spolaryzowane--koordynacyjne](https://chem24.pl/podrecznik-10_119,Wiazania-kowalencyjne--spolaryzowane--koordynacyjne)  
 [4] - <https://www.youtube.com/watch?v=zNPIHH31PV4>  
 [5] - <https://epodreczniki.pl/a/wiazania-chemiczne---kowalencyjne-i-kowalencyjne-spolaryzowane/DZZ44URWd>