

## **Temat: Budowa atomu a układ okresowy pierwiastków**

Wiemy, że każdy pierwiastek chemiczny ma charakterystyczną dla siebie liczbę protonów w jądrze atomowym, a co za tym idzie również liczbę elektronów. Elektrony rozmieszczone są na tzw. powłokach elektronowych, przy czym elektrony ostatniej powłoki noszą nazwę elektronów walencyjnych.

Pierwiastki chemiczne jak wiemy umieszczone są w układzie okresowym pierwiastków w sposób uporządkowany. Twórcą układu okresowego jest Dymitr Mendelejew, który nie tylko uporządkował pierwiastki wg rosnących mas atomowych i właściwości pierwiastków ale również na podstawie swojej tabeli sformułował podstawowe prawo zwane "prawem okresowości", które mówi, że właściwości chemiczne pierwiastków uporządkowanych zgodnie z rosnącą masą atomową powtarzają się okresowo".

Współczesny układ okresowy zbudowany jest z 7 poziomych szeregów pierwiastków zwanych okresami oraz 18 pionowych kolumn pierwiastków zwanych grupami (Zadanie: należy zaopatrzyć się w układ okresowy pierwiastków).

Okazuje się, że układ okresowy może nam dostarczyć wielu cennych informacji o budowie atomu dowolnego pierwiastka oraz jego właściwościach chemicznych i fizycznych.

Co możemy na temat budowy atomu dowolnego pierwiastka wyczytać z układu okresowego?

Najważniejszą informacją jaką można uzyskać to liczba atomowa, która jak już wiemy informuje o liczbie protonów w jądrze oraz liczbie elektronów w strefie pozajądrowej.

Numer okresu, w którym leży pierwiastek informuje - na ilu powłokach elektronowych rozmieszczone są elektrony w atomie.

Numer grupy informuje ile elektronów walencyjnych czyli elektronów na ostatniej powłoce posiada pierwiastek. Elektrony walencyjne są bardzo ważne, gdyż to one decydują m.in. o właściwościach chemicznych pierwiastka, charakterze chemicznym, rodzaju wiązań jakie może tworzyć itp.

Mając takie informacje można dużo powiedzieć o budowie atomu a więc i o właściwościach chemicznych pierwiastka.

Przykład: sód

- liczba atomowa 11 czyli posiada 11 protonów i 11 elektronów
- leży w trzecim okresie a więc jego elektrony rozmieszczone są na trzech powłokach elektronowych
- leży w I grupie a więc posiada 1 elektron walencyjny
- jest metalem
- jest aktywny chemicznie czyli łatwo bierze udział w reakcjach chemicznych
- w reakcji chemicznej chętnie oddaje 1 elektron z powłoki walencyjnej i staje się jonem o jednostkowym ładunku dodatnim

W ten sposób można przedstawić inne pierwiastki chemiczne

Zadanie: Na podstawie układu okresowego pierwiastków opisać wapń i siarkę

## **Temat: Wiązania chemiczne.**

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 wchodzą 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>:

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

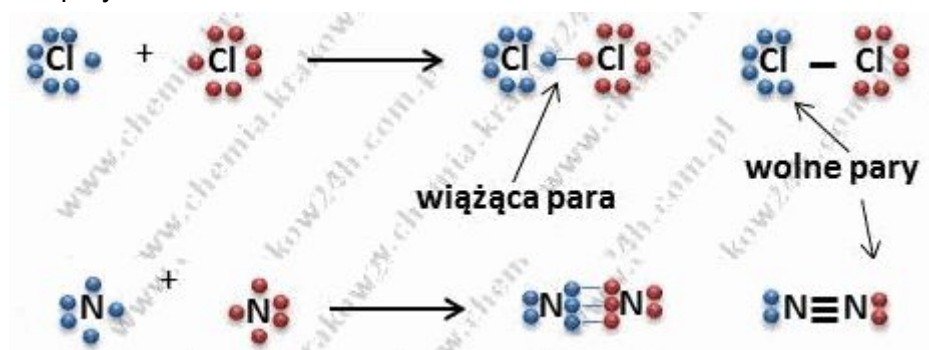


Dodatkowo, ze względu na to, teraz każdy z nich ma inną liczbę protonów niż elektronów zyskują ładunki elektryczne - sód ładunek dodatni a chlor ładunek ujemny, czyli stają się jonami - sód kationem a chlor anionem. Ćwiczenie:

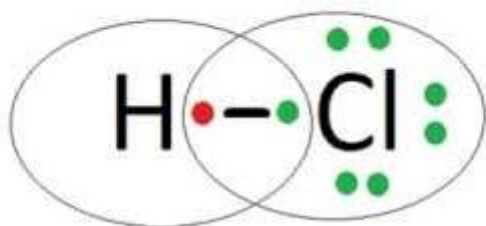
W podobny sposób proszę przedstawić przekształcanie się atomów w jony: K i Cl oraz Na i S.

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	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \end{array}$	$\text{H}_2\text{O}$
amoniak	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \cdot \cdot \ddot{\text{N}} \cdot \cdot \text{H} \\ \cdot\cdot \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \ddot{\text{N}} \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{H} \end{array}$	$\text{NH}_3$

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/DwtGprwy>

[3] - <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>