

T 5 CH1 Układ Okresowy pierwiastków, bloki pdf.

Budowa atomu, a położenie w UOP.

Rzadko można spotkać tak wiele informacji na jednej kartce – ale to właśnie Układ Okresowy Pierwiastków z pewnością mógłby walczyć o palmę pierwszeństwa!!! Poszczególne pierwiastki umieszczone są w sposób nieprzypadkowy. Posuwając się poszczególnymi wierszami od lewej do prawej (tak jak się czyta tekst) każdy następny pierwiastek ma o 1 proton, a więc i elektron więcej. Zawsze gdy mamy zajęcia chemii otwieraj sobie tę kartkę, tu link do wersji elektronicznej:

<https://drive.google.com/file/d/17utvjGcotS3ugy6CKSeVM6RmOpNCmm73/view?usp=sharing>

Ale ponieważ to temat dzisiejszych zajęć to tu miniaturka:

Układ okresowy pierwiastków

Diagram przedstawia układ okresowy pierwiastków. Wiersze są oznaczone numerami 1-7. Kolumny są oznaczone literami od 1A do 8A, 1B do 10B, 11A do 12A, 13A do 14A, 15A do 16A, 17A do 18A. W centralnej części znajduje się informacja o atomie wodoru (H):

Liczba atomowa	1
Symbol chemiczny lub tymczasowy	H
Nazwa pierwiastka	Wodór
Masa atomowa	1.00794

Na lewej stronie diagramu znajduje się oznaczenie 's' w niebieskim kwadracie, które obejmuje pierwszy wiersz i pierwszą kolumnę. Na prawej stronie znajduje się oznaczenie 'p' w niebieskim kwadracie, które obejmuje pierwszy wiersz i kolumny od 13A do 18A.

Skoro to zapisana kartka, to nauczmy się ją czytać. Gdy zaczynamy naukę to dobrze jest czytać od początku tak jak tekst. Już wiemy, że każdy następny pierwiastek ma o jeden proton (a więc i o jeden elektron) więcej. Poszczególne wiersze (tu nazwane **okresami**) oznaczają warstwy elektronów (od 1 do 7). Ile elektronów znajduje się na tych warstwach? – wystarczy policzyć: na pierwszej 2, na drugiej 8. Wszystko to co do tej pory uczyłeś się o konfiguracji elektronowej o wiele łatwiej czyta się z tej właśnie kartki.

Poszczególne podpowłoki - s, p, d i f też są od razu na tym układzie widoczne. By całkowicie nie zamazać „bohatera” dzisiejszych zajęć nie zaznaczam bloku **d**, bo jest bardzo dobrze widoczny – to ten niebieski prostokąt w środku, **f** to ten długi pasek na dole u podstawy. Poprzednio ćwiczyliśmy pisanie skróconych konfiguracji elektronowych (podpowłok), bo ich znajomość to jak tabliczka mnożenia dla matematyka – o tym jakie właściwości będzie miał pierwiastek decydować będą elektrony walencyjne i w jakiej konfiguracji one są.

Zapis pełny dla potasu $_{19}\text{K}$ $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Zapis skrócony $_{19}\text{K}$ $[\text{Ar}] 4s^1$ - jeden elektron walencyjny

Skracamy ten zapis, bo w chemii najbardziej liczą się te właśnie **elektrony walencyjne** – elektrony niezapełnionej powłoki.

Skoro to takie ważne to teraz przyjrzymy się pewnej powtarzalności w pionie – w kolumnach (tu zwanych **grupami**). Za każdym razem, gdy zapełni się blok **p** zaczynamy w następnym wierszu (okresie) od bloku **s**. To oznacza, że te wszystkie po lewej stronie w pierwszej kolumnie (grupie 1) będą miały po 1 elektronie walencyjnym (a to b. ważna informacja dla chemika). Skoro najważniejszą informacją jest liczba elektronów walencyjnych konfiguracja ostatniej powłoki, to od razu możemy je wypisać np. dla siarki S: $3s^2 3p^4$ – razem 6 elektronów walencyjnych (3 dlatego, że to trzecia warstwa – okres nr 3). Do zapełnienia powłoki zabraknie mu 2 elektronów, a więc wszystkim atomom w tej kolumnie będzie brakowało 2 elektronów do zapełnienia powłoki, stąd podobne właściwości w ramach grup.

Po prawej stronie w ostatniej kolumnie (grupie) znajdują się atomy z całkowicie zapełnionymi powłokami – najkorzystniejszy dla atomu stan energetyczny, do którego te o niezapełnionych powłokach będą zawsze dążyć – jednak te ostatnie do niczego dążyć nie muszą, już w tym stanie są. To właśnie **gazy szlachetne**, które przez to nie wchodzą w reakcje chemiczne, bo bez tego ten stan mają.

Gdy więc już umiemy czytać to nie musimy zaczynać wszystkiego od wodoru, czyli od początku, wystarczy, że spojrzymy na układ i od razu powiemy, że atom magnezu Mg ma dwa elektrony walencyjne i raczej chętniej je odda niż dostanie od otoczenia 6 (do zapełnienia powłoki nr 3):



W innej sytuacji jest np. chlor Cl ma 7 elektronów walencyjnych, bo tylko jednego brakuje mu do tzw. oktetu (osiem to zapełniona powłoka) i chętnie przyjmie 1 elektron $\text{Cl}^0 + e^- \longrightarrow \text{Cl}^-$ stanie się jonem ujemnym (anionem).

Jony przyjmują więc konfigurację gazu szlachetnego, czyli postać pożądaną energetycznie – konfigurację zapełnionej powłoki elektronowej np.

Konfiguracja jonu Cl^- jest taka sama jak argonu $_{18}\text{Ar } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, a jonu magnezu Mg^{2+} taka jak neonu $_{10}\text{Ne } 1s^2 2s^2 2p^6$.

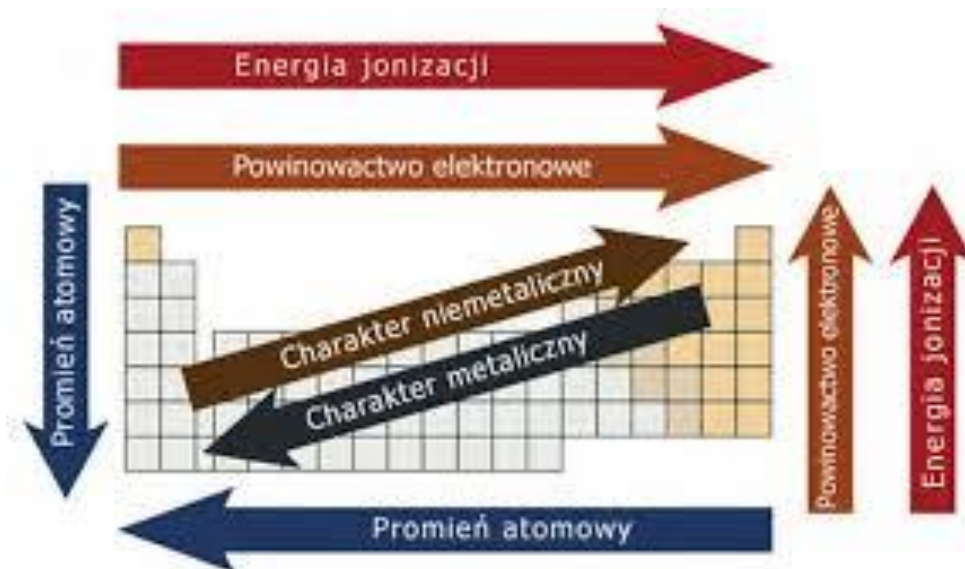
Atom magnezu oddał dwa elektrony, a więc będzie na nie dwóch chętnych, bo każdy chlor przyjmuje tylko po jednym elektronie. To dlatego połączenie będzie takie:



Liczbą określającą iloma elektronami dany atom bierze udział w wiązaniu w cząsteczce nazywamy **wartościowością** :

- magnez Mg dwuwartościowy, bo dwa elektrony oddał
- chlor Cl jednowartościowy bo każdy atom przyjął jeden elektron.

Czym innym jest **energia jonizacji**. Gdy atom ma na powłoce walencyjnej mało elektronów, to łatwo je od niego oderwać. Gdy ma jeden, a na dodatek daleko od jądra jak np. francuski Fr (dolny lewy róg) to bardzo łatwo go oderwać. Natomiast jeśli jest tych elektronów dużo (prawie zapełniona powłoka) i w dodatku silnie związane z bliskim jądrem np. fluor F(górny prawy), to trzeba dużo energii by go oderwać. Stąd właśnie tak zmienia się w UOP energia jonizacji:



Jeśli atom ma kilka elektronów walencyjnych, to oderwanie każdego kolejnego elektronu wymaga coraz większej energii, gdyż elektrony są silniej przyciągane przez jądro.

Jednak można też te właściwości elektronów rozpatrywać z drugiej strony. Jaka jest zdolność atomu do przyciągania elektronów – to elektroujemność.

Tu domyślamy się, że fluor F właśnie będzie tym najbardziej chętnym, a francuski Fr najmniej. Skala Paulinga pokazuje to w skali liczbowej: fluor jest najbardziej elektroujemny wartość 4,0, a potas K 0,8:

1																	18
H																	He
2,1	2																
Li	Be																
1,0	1,5																
Na	Mg																
0,9	1,2																
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
0,8	1,0	1,3	1,5	1,6	1,6	1,5	1,8	1,8	1,8	1,9	1,6	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
0,8	1,0	1,2	1,4	1,6	1,8	1,9	2,2	2,2	2,2	1,9	1,7	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
0,7	0,9	1,1	1,3	1,5	1,7	1,9	2,2	2,2	2,2	2,4	1,9	1,8	1,8	1,9	2,0	2,2	
Fr	Ra	Ac															
0,7	0,9	1,1															

Jeśli to była za mała porcja wiedzy do zrozumienia tematu to tu znajdziecie ten temat w podręczniku:

<https://epodreczniki.pl/a/budowa-atomu-a-polozenie-pierwiastka-w-ukladzie-okresowym/DXaqV7itq>

a tu na filmie u Pana Belfra <https://www.youtube.com/watch?v=cCy106DUuDo>

ale ja wolę tego pana z „Nauka to lubię” <https://www.youtube.com/watch?v=MXdPJmFkd3g>

Wykonaj zadanie 5 i 6 z testu nr 1 i zad. 5 z testu nr 2:

5. Pierwiastek leży w trzecim okresie i 15. grupie układu okresowego pierwiastków.
- a) Jaki to pierwiastek?
 - b) Zapisz jego pełny i skrócony zapis konfiguracji elektronowej
 - c) Do jakiego bloku konfiguracyjnego należy, jest metalem, czy niemetalem?
 - d) Chętniej odda czy przyjmie elektrony, zapisz postać jonu i jego konfigurację elektronową.
 - e) Napisz równanie elektronowe przemiany tego atomu w jon.
6. Prawda to czy fałsz?
- a) Promień atomowy rośnie w UOP wraz z liczbą okresu - rośnie w dół, jednak maleje wraz z liczbą elektronów w powłoce (walencyjnej) – rośnie z prawej do lewej.
 - b) Im większy promień atomowy tym słabiej jądro atomowe oddziałuje na elektrony walencyjne.
 - c) Kationy mają większe promienie niż obojętne atomy, a aniony mniejsze.
 - d) Najbardziej aktywne metale są w dolnym lewym rogu UOP.
 - e) Najbardziej aktywne niemetale są w górnym prawym rogu UOP.

5. Energia jonizacji to energia potrzebna do oderwania elektronu. Uzupełnij i dokończ poniższe zdania (zamiast kropek wpisz wyrazy wybierając odpowiednie:
najniższa / najwyższa, rośnie / maleje, mniejszej / większej).

Energia jonizacji jest w dolnym lewym rogu UOP.

Energia jonizacji wraz z oderwaniem kolejnego elektronu od atomu lub kationu.

Oderwanie elektronu od dodatnio naładowanego jonu wymaga energii niż oderwanie go od obojętneho atomu.