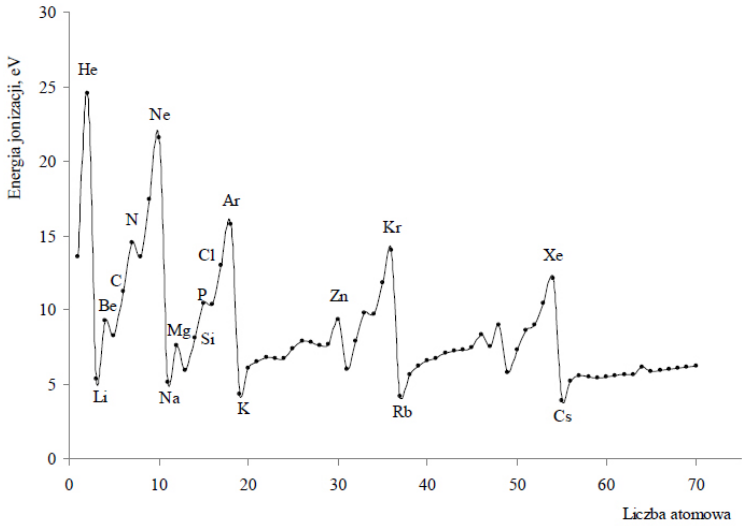
Położenie pierwiastka w układzie okresowym a jego właściwości

Układ okresowy pierwiastków został ułożony przez Dymitrija Mendelejewa w oparciu o prawo okresowości. Mówi ono, że właściwości chemiczne pierwiastków zmieniają się okresowo wraz ze wzrostem liczby atomowej. W czasach, gdy Mendelejew publikował swoje odkrycie nie znano jeszcze pojęcia liczby atomowej. Uszeregował on pierwiastki według wzrastającej masy atomowej. Dziś wiadomo, że są jedynie 3 wyjątki gdzie masa atomowa nie zmienia się równolegle do liczby atomowej.

Pierwiastki, których symbole są umieszczone w układzie okresowym w kolumnach mają analogiczną konfigurację zewnętrznych powłok elektronowych i wykazują wiele podobieństw we właściwościach chemicznych. Pierwiastki umieszczone w jednym okresie posiadają taką samą liczbę powłok elektronowych. Położenie pierwiastka w układzie okresowym niesie ze sobą wiele informacji o jego właściwościach. Rozmiary atomu, energia jonizacji oraz powinowactwo elektronowe to tylko niektóre z nich.

Zwiększająca się liczba powłok elektronowych decyduje o tym, że w grupie zasadniczo obserwujemy wyraźny wzrost promienia atomowego w miarę wzrostu liczby atomowej (dla pierwiastków grup głównych; dla pierwiastków bloku d obserwuje się odstępstwa). W obrębie okresu promień atomowy ulega zasadniczo zmniejszeniu wraz ze wzrostem liczby atomowej, choć i tu spotyka się wyjątki.

Energia jonizacji oznacza energię potrzebną do usunięcia elektronu z atomu danego pierwiastka w stanie gazowym. O wartości energii jonizacji decydują siły działające na elektron walencyjny w atomie. Zależą one m.in. od odległości elektronu od jądra. Dlatego wraz ze wzrostem promienia atomowego w grupie maleje na ogół wartość energii jonizacji (pomimo, iż „idąc w dół grupy" rośnie ładunek jądra atomowego, umieszczenie elektronów walencyjnych na kolejnej powłoce o wzrastającym promieniu powoduje ich słabsze wiązanie z jądrem atomowym, tym bardziej, że elektrony rdzenia[1] „ekranują" ładunek jądra). W poszczególnych okresach układu okresowego najmniejsze wartości energii jonizacji przyjmują pierwiastki o największym promieniu atomowym, tzn. litowce. Maksimum energii jonizacji obserwujemy dla pierwiastków należących do gazów szlachetnych. Na poniższym wykresie przedstawiono okresowość zmian pierwszej energii jonizacji pierwiastków. Warto zwrócić uwagę, że np. dla przejść beryl-bor oraz azot-tlen powyższe reguły nie są spełnione.



[1] Inaczej zwanego zrębem atomowym. Pod tym pojęciem rozumiemy wszystkie elektrony z wyjątkiem walencyjnych.

Elektroujemność również należy do właściwości pierwiastków podlegających prawu okresowości. Znając jej zależność od położenia pierwiastka w układzie okresowym możemy wyciągnąć wiele wniosków dotyczących charakteru wiązań pomiędzy pierwiastkami. Elektroujemność na ogół wzrasta w okresie od strony lewej do prawej. Wzrost jest najsilniejszy dla pierwiastków grup głównych. W obrębie grupy elektroujemność najczęściej obniża się przy przejściu od pierwiastków lżejszych do cięższych.