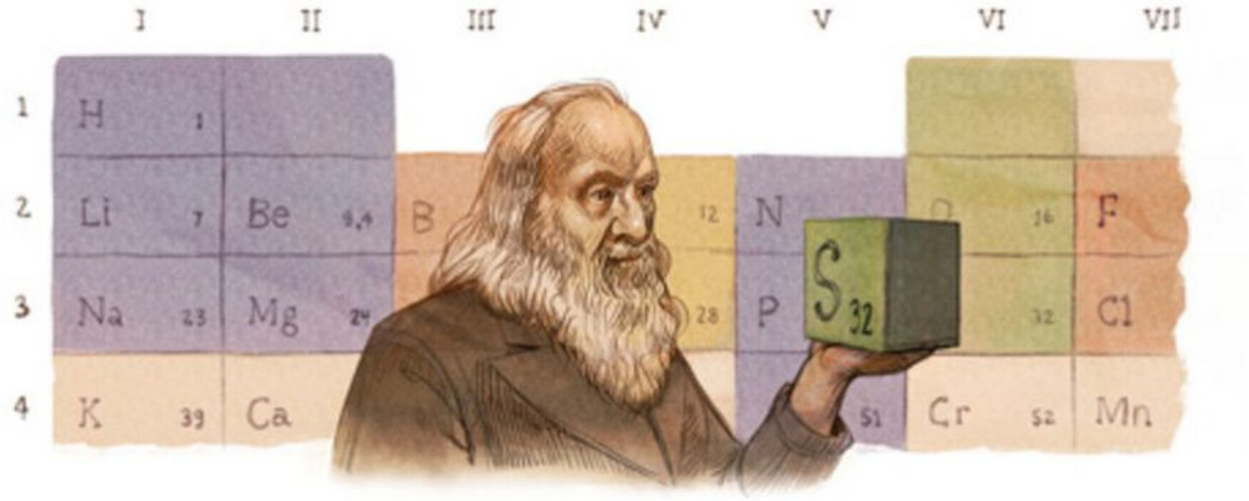
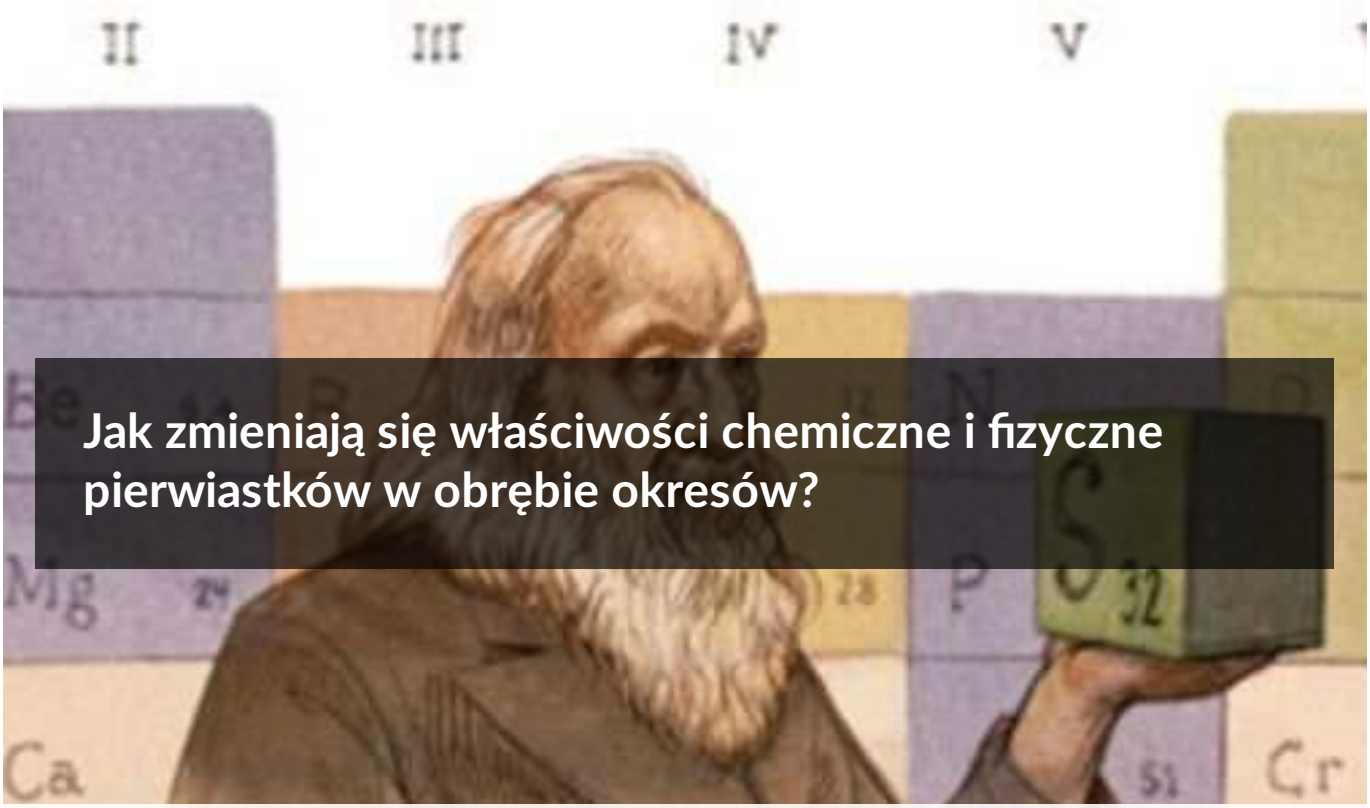


Jak zmieniają się właściwości chemiczne i fizyczne pierwiastków w obrębie okresów?

- Wprowadzenie
- Przeczytaj
- Film edukacyjny
- Sprawdź się
- Dla nauczyciela



Jak zmieniają się właściwości chemiczne i fizyczne pierwiastków w obrębie okresów?

Pierwowzór układu okresowego powstał w 1869 roku dzięki Dymitrowi Mendelejewowi, na podstawie odkrytego przez niego prawa okresowości.
Źródło: dostępny w internecie: focus.pl, domena publiczna.

Właściwości chemiczne i fizyczne pierwiastków zmieniają się w obrębie grup układu okresowego. Okresowe zmiany tych samych właściwości można zaobserwować także w obrębie okresów. Oznacza to, że jeśli zrozumiesz, jak zmienia się, przykładowo, wartość promienia atomowego w drugim okresie, to w podobny sposób wyjaśnisz jego zmianę w trzecim okresie. Opisuje to prawo okresowości, które mówi, że właściwości pierwiastków zmieniają się okresowo wraz ze wzrostem liczby atomowej.

Twoje cele

- Sformułujesz wniosek dotyczący zmiany wartości promienia atomowego w okresie.
- Połączysz zmiany wielkości promieni atomowych w okresie ze zmianą energii jonizacji.
- Sformułujesz wniosek dotyczący zmiany wartości powinowactwa elektronowego w okresie.
- Uzasadnisz zmiany elektroujemności w okresie.

- Ocenisz, jakie czynniki mają wpływ na zmianę charakteru metalicznego i niemetalicznego pierwiastków.

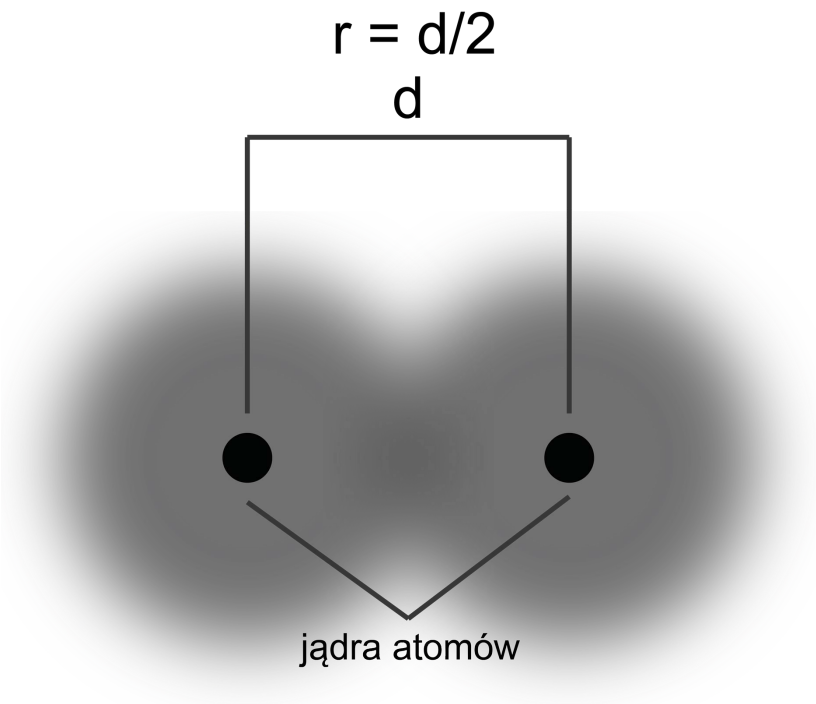
Przeczytaj

Właściwości fizyczne

Promień atomowy

Już wiesz

W sieci krystalicznej, składającej się z uporządkowanych atomów ściśle przylegających do siebie, istnieje możliwość zmierzenia odległości pomiędzy dwoma jądrami sąsiednich atomów tego samego pierwiastka. Połowa tej odległości to promień atomowy.



Promień atomowy jest zdefiniowany jako połowa odległości między jądrami atomów tego samego pierwiastka.

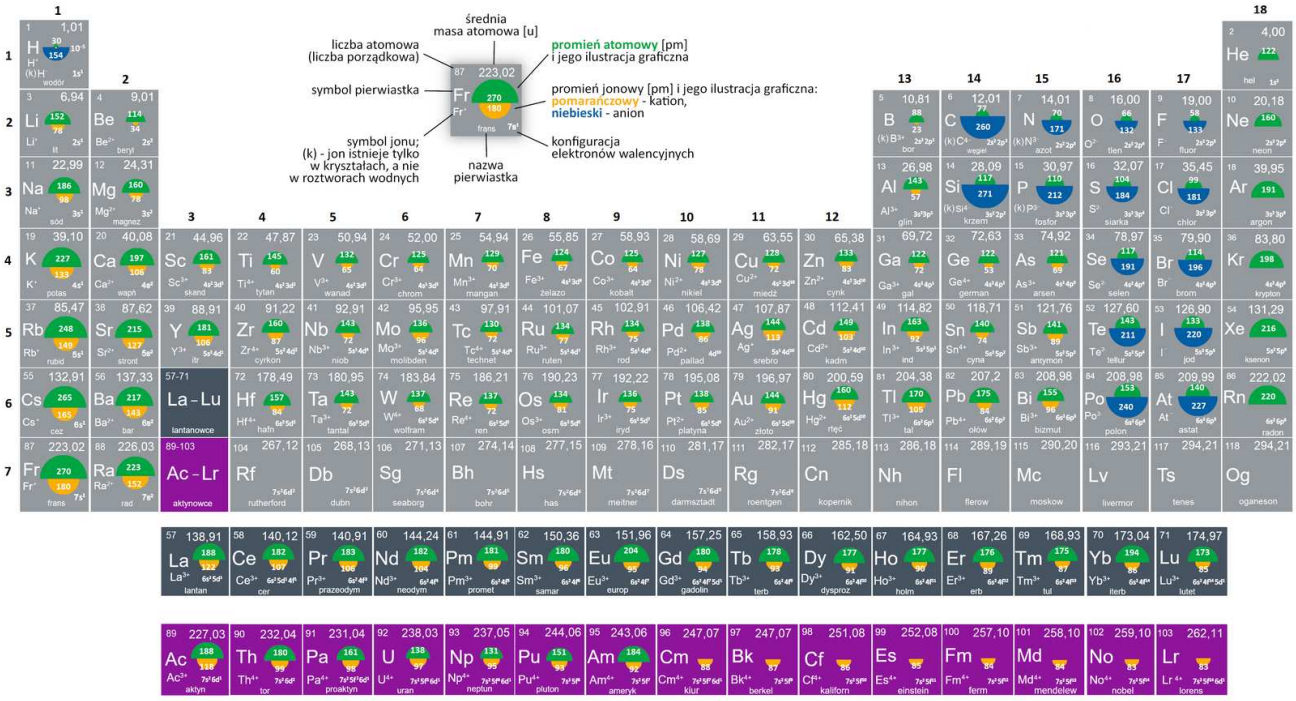
Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Spójrzmy na promienie atomowe pierwiastków 2. okresu, które dla danego pierwiastka są umieszczone w zielonym półkolu (w układzie okresowym zamieszczonym poniżej) i wyrażone w pm (pikometr, 10^{-12} m). Promień atomowy atomu litu wynosi 152 pm, kolejnego w okresie atomu, czyli berylu, wynosi 114 pm. Przechodząc do podpowłoki typu *p*, promień atomowy boru osiąga wartość 88 pm, węgla 77 pm, azotu 70 pm, tlenu 66 pm i fluoru 58 pm. Promień atomowy **w okresie maleje**. Od reguły tej są jednak wyjątki (zwróć uwagę, że w czasie rozważań bierzemy pod uwagę wyłącznie pierwiastki grup głównych układu okresowego i pomijamy również atomy gazów szlachetnych). Powodem, który sprawia, że atomy kolejnych pierwiastków danego okresu są coraz mniejsze, jest systematyczny wzrost ładunku jądra atomowego. Mocniej naładowane dodatnio jądro silniej przyciąga elektrony chmury elektronowej – skutkuje to przybliżeniem elektronów do jądra, a więc spadkiem wartości promienia atomowego.

Przykładowo atom litu posiada trzy protony w jądrze i trzy elektrony osadzone na dwóch powłokach. Natomiast atom berylu ma w jądrze cztery protony i cztery elektrony umieszczone na dwóch powłokach. W przypadku atomu berylu, przyciąganie elektronów przez jądro jest silniejsze niż w przypadku atomu litu, ponieważ im więcej protonów znajduje się w jądrze, tym większy ładunek jądra i tym silniej przyciągane są elektrony. Wraz ze wzrostem siły przyciągania między protonami a elektronami, promień zmniejsza się. Ten sam efekt zmniejszania się wartości promienia atomowego obserwujemy w przypadku pierwiastków trzeciego okresu.

Polecenie 1

Przeanalizuj, jak zmieniają się wartości promieni atomowych i jonowych pierwiastków bloku *s* i *p*.



Wartości promieni atomowych i jonowych pierwiastków

Źródło: GroMar Sp. z o.o., na podstawie Pazdro K., Rola–Noworyta A., *Chemia. Repetytorium dla przyszłych maturzystów i studentów*, Warszawa 2014., licencja: CC BY-SA 3.0.

Po przeanalizowaniu zmian wartości promieni atomowych pierwiastków w pozostałych okresach, można wyciągnąć wniosek, że wartość promienia atomowego (wykluczając metale bloku *d* z rozważań oraz nieliczne wyjątki) maleje w okresie od grupy 1. do 17. Wynika to z faktu, że każdy kolejny atom w okresie posiada o więcej protonów i elektronów od poprzedniego, w związku z czym występuje silniejsze przyciąganie między protonami a elektronami, co skutkuje zmniejszeniem promienia atomowego.

Energia jonizacji

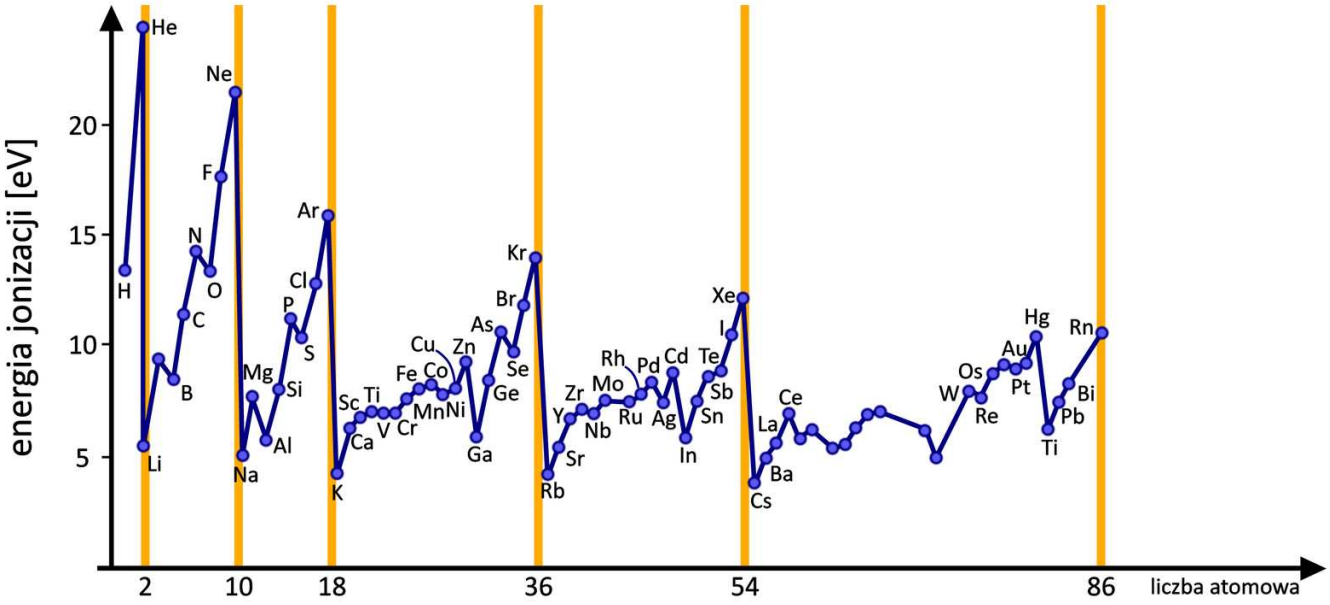
Już wiesz

Energia jonizacji to energia, której należy użyć, aby oderwać elektron od atomu, jonu, ale też cząsteczki. W przypadku atomów wieloelektronowych, elektrony mogą być odrywane po kolei, rozpoczynając od tego, który posiada najwyższą energię. Oznacza to, że pierwsza energia jonizacji to energia potrzebna do

oderwania elektronu od obojętnego atomu (potocznie zwana często energią jonizacji z pominięciem wskazania, że jest to pierwsza energia jonizacji). Druga energia jonizacji, to energia potrzebna do oderwania elektronu od jednododatniego kationu, natomiast trzecia jest energią konieczną do oderwania elektronu od dwudodatniego kationu.

Polecenie 2

Sformułuj wniosek na temat zmian w wartościach (pierwszej) energii jonizacji dla pierwiastków drugiego okresu układu okresowego.



Wykres zależności I energii jonizacji od liczby atomowej pierwiastków

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Odpowiedź

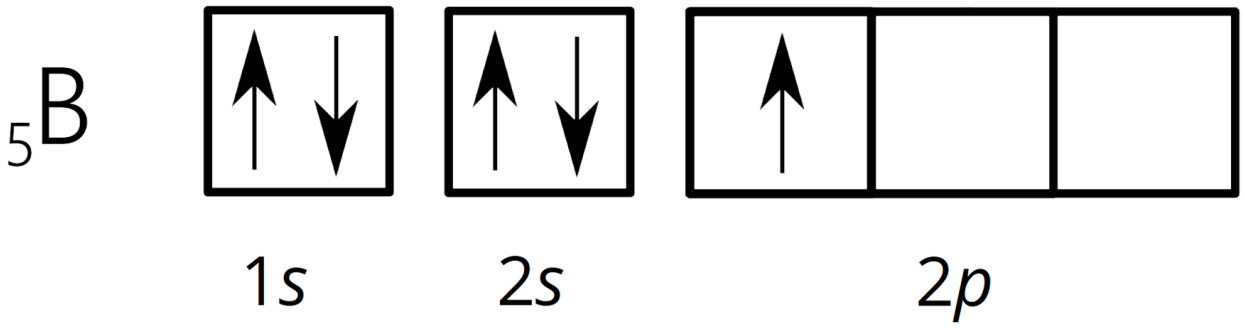
Wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastków, należących do drugiego okresu układu okresowego, energia jonizacji **generalnie** rośnie. Widoczne są wprawdzie pewne wahania – bor wykazuje nieznacznie niższą energię jonizacji od berylu, a tlen od azotu, niemniej w grupie utrzymuje się tendencja wzrostowa. Wzrost energii jonizacji w okresie jest związany ze zmianą promienia atomowego: im bliżej jądra atomowego znajduje się elektron, tym trudniej go oderwać (bo jest silniej przyciągany), a zatem energia jonizacji jest wyższa.

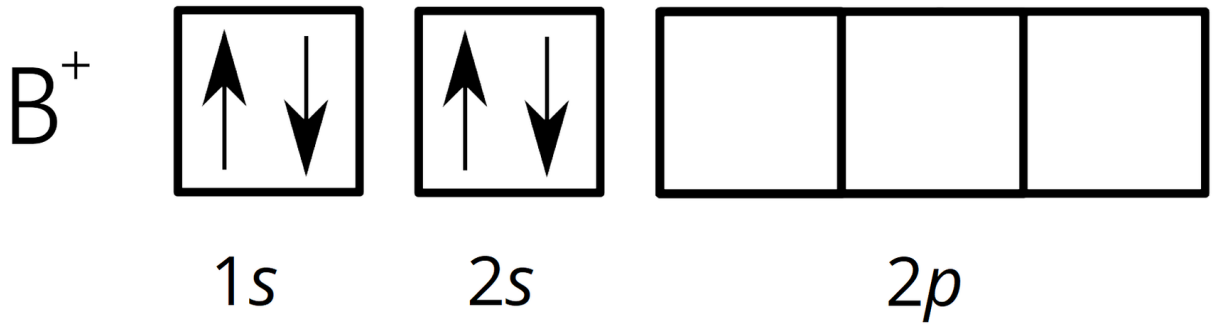
Pierwszy jest atom litu – jego elektron walencyjny znajduje się na drugiej powłoce elektronowej, a promień wynosi $152\ \mathrm{pm}$. Energia jonizacji dla atomu litu wynosi $5,39\ \mathrm{eV}$. Oznacza to, że dla jednego atomu litu należy dostarczyć $5,39\ \mathrm{eV}$, aby oderwać jeden elektron i utworzyć jeden kationów litu:

$$\mathrm{Li} + 5{,}39\ \mathrm{eV} \rightarrow \mathrm{Li}^{+} + \mathrm{e}^{-}$$

Kolejny w okresie atom to beryl. Elektron, który oderwany zostanie od atomu, znajduje się również na drugiej powłoce (jak w przypadku litu). Ze względu na silniejsze przyciąganie między jądrem atomowym a elektronami (związane z większą ilością protonów w jądrze i większą ilością elektronów na powłoce drugiej), promień atomu berylu jest mniejszy od promienia atomu litu i wynosi $114\ \mathrm{pm}$. Oznacza to, że odrywany elektron jest bliżej jądra atomowego, a zatem trudniej go oderwać, ponieważ działa na niego silniejsze przyciąganie od jądra atomowego. Energia jonizacji dla atomu berylu wynosi $9,32\ \mathrm{eV}$. Oznacza to, że należy dostarczyć $9,32\ \mathrm{eV}$ energii do atomu berylu, aby oderwać jeden elektron i utworzyć kation berylu:

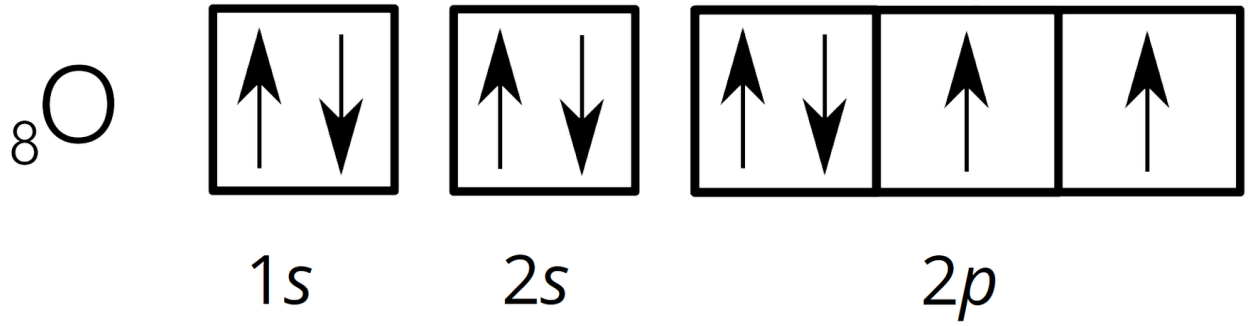
$$\mathrm{Be} + 9{,}32\ \mathrm{eV} \rightarrow \mathrm{Be}^{+} + \mathrm{e}^{-}$$

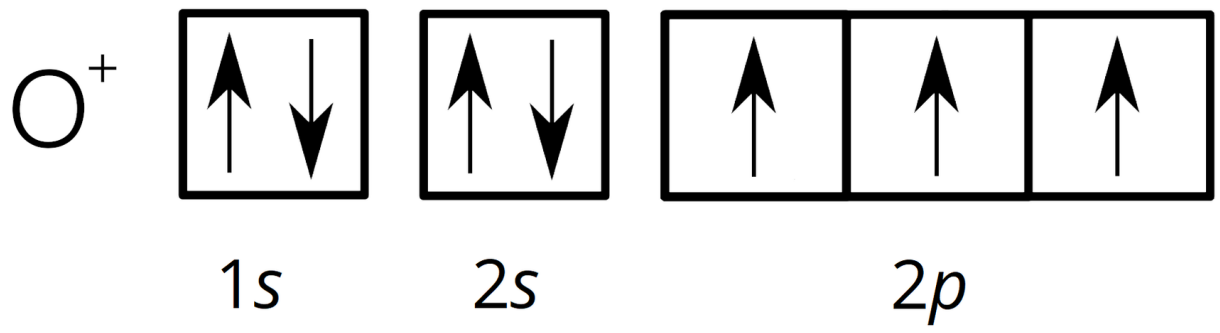




Graficzny zapis konfiguracji elektronowej atomu i kationu boru
Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Atom boru nieco łatwiej odda elektron niż atom berylu, ponieważ w czasie jonizacji powstaje względnie stabilna konfiguracja elektronowa – jon B^+ posiada całkowicie zamkniętą podpowłokę $2s$ i pustą podpowłokę $2p$. Zapamiętaj od teraz, że zamknięcie danej powłoki jest dla atomu korzystne energetycznie.





Graficzny zapis konfiguracji elektronowej atomu i kationu tlenu
Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Zwróć teraz uwagę jak przebiega proces jonizacji atomu tlenu. W czasie oderwania pierwszego elektronu jon O^+ zyskuje względnie stabilną konfigurację – powłoka $2p$ zostaje połowicznie obsadzona. Teraz już wiesz, że stabilne konfiguracje elektronowe gwarantuje nie tylko całkowite zapełnienie danej podpowłoki, ale również jej połowiczne zapełnienie. Jak już wiesz, jest to również szczególnie widoczne w przypadku pierwiastków bloku *d*. Przypomnij sobie, że atom chromu rozmieszcza swoje elektrony walencyjne w postaci konfiguracji $4s^1 3d^5$, a nie $4s^2 3d^4$. Połowiczne zapełnienie podpowłoki d daje bowiem dużo większą stabliność i korzyści energetyczne niż zamknięcie podpowłoki $4s$.

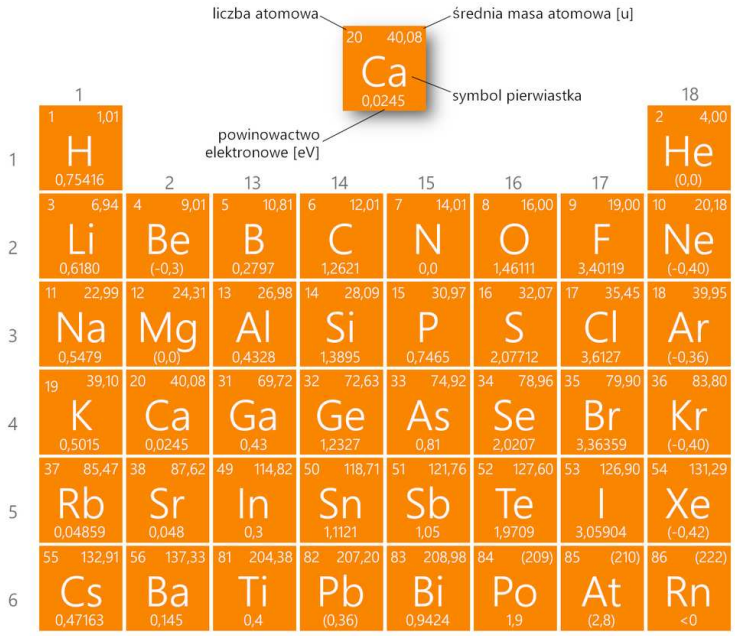
Powinowactwo elektronowe

Już wiesz

Powinowactwo elektronowe to wielkość, która określa, jaka ilość energii wydzieli się na skutek przyłączenia elektronu do atomu lub cząsteczki

$$E + e^- \rightarrow E^-$$

> Zwróć uwagę, że zgodnie z definicją dodatnie powinowactwo wskazuje energię wydzieloną. Istnieją jednak atomy, dla których pierwsze powinowactwo może przyjmować wartość ujemną. Oznacza to zatem, że na skutek przyłączenia elektronu nie następuje wydzielenie energii, ale energia to zostaje pochłonięta, a więc proces przyłączenia elektronu wymaga dodania energii.



Powinowactwo elektronowe pierwiastków grup głównych [eV]

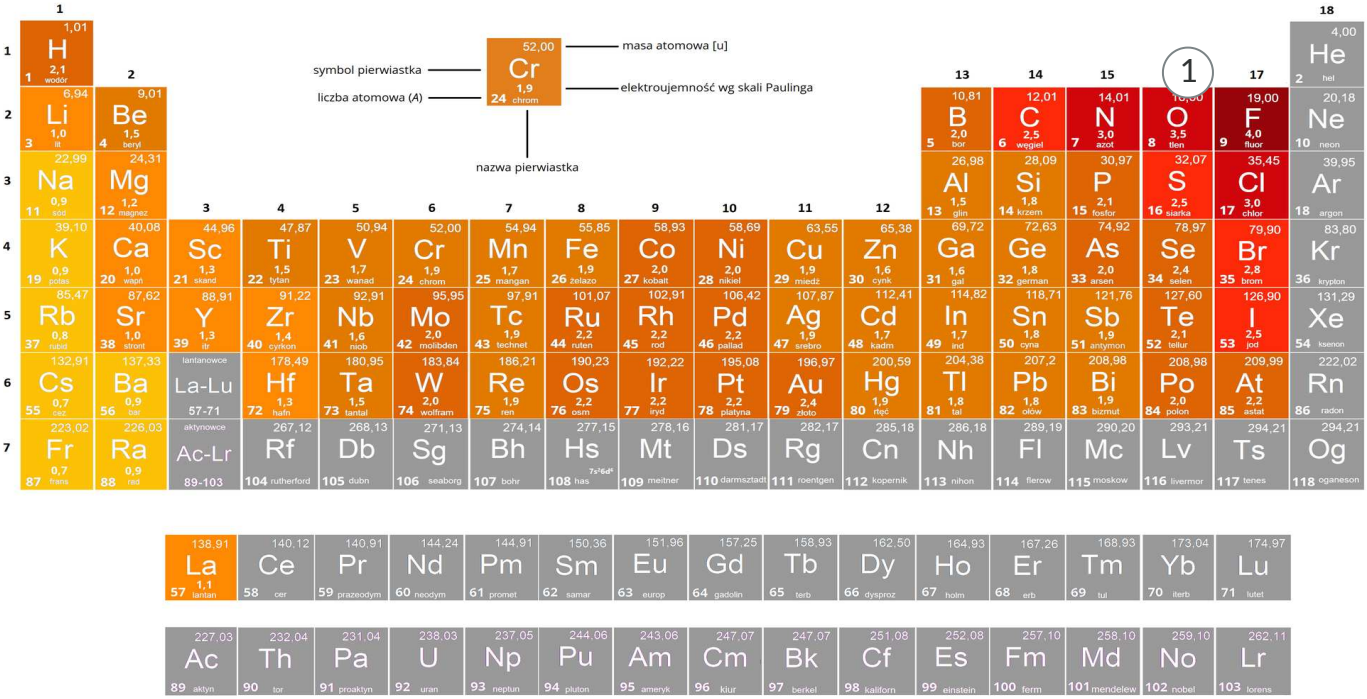
Źródło: GroMar Sp. z o.o., na podstawie Mizerski W., *Tablice Chemiczne*, Adamantan, 2004, licencja: CC BY-SA 3.0.

Powinowactwo wskazuje nam zatem, jak „chętnie” anionem stanie się dany atom. Im wyższa, dodatnia wartość powinowactwa, tym większa „chęć” atomu do przyłączenia elektronu. Ujemne powinowactwo spotyka się w przypadku pierwiastków, które nie potrzebują i nie chcą przyłączać elektronu.

Powinowactwa elektronowego nie zmienia się regularnie, ani w grupie, ani w okresie. Możemy wymienić prawidłowość, polegającą na tym, że w sekwencji pierwiastków 15., 16. i 17. grupy tego samego okresu powinowactwo rośnie i przyjmuje wysokie wartości. Związane jest to z faktem, że maleje promień atomowy, a im bliżej jądra znajdować się będzie dołączony elektron, tym silniejsze przyciąganie będzie na niego działać.

Elektroujemność

Elektroujemność to zdolność do przyciągania elektronów. Przyjrzyj się poniższemu układowi okresowemu, przedstawiającemu wartości elektroujemności dla pierwiastków, a następnie zastanów się, jak zmienia się elektroujemność w okresie. Weź pod uwagę tylko pierwiastki należące do grup głównych 1., 2., od 13. do 17. układu okresowego.



1

Elektroujemność to zdolność do przyciągania elektronów. Spójrzmy na atom azotu. W jego przypadku nowy elektron przyciągany jest na drugą powłokę, znajdującą się blisko jądra atomowego. Oznacza to, że na elektron ten działają duże siły przyciągania elektrostatycznego od jądra atomowego, które „pomagają” dołączyć elektron. Promień atomu azotu wynosi 70 pm. Elektroujemność azotu to 3,0. Kolejnym atomem w drugiej grupie jest tlen. W jego przypadku nowy elektron przyciągany jest także na drugą powłokę, która znajduje się jeszcze bliżej jądra atomowego niż w przypadku azotu. Promień atomu tlenu wynosi 66 pm. Oznacza to, że na elektron działają jeszcze większe siły przyciągania elektrostatycznego od jądra atomowego. Elektroujemność tlenu, a więc zdolność do przyciągania elektronu jest większa niż w przypadku azotu i wynosi 3,5. Następnym atomem w drugim okresie jest fluor. Nowy elektron jest również przyciągany na drugą powłokę, zlokalizowaną jeszcze bliżej jądra atomowego niż w przypadku tlenu. Promień atomu fluoru wynosi 58 pm. W związku z tym na elektron działają jeszcze większe

siły przyciągania elektrostatycznego od jądra atomowego, a fluor posiada najwyższą wartość elektroujemności, wynoszącą 4,0.

Tablica elektroujemności pierwiastków wg skali Paulinga

Źródło: GroMar Sp. z o.o., na podstawie W. Mizerski, Tablice chemiczne, Warszawa 2004., licencja: CC BY-SA 3.0.

Elektroujemność pierwiastków rośnie w okresie, co jest konsekwencją malejącej odległości między jądrem atomowym a powłoką walencyjną, na której ma pojawić się nowy elektron. Im bliżej jądra atomowego obecna jest powłoka walencyjna, tym łatwiej umieścić na niej nowy elektron, ze względu na silniejsze przyciąganie elektrostatyczne. Jeśli powłoka walencyjna znajduje się dalej od jądra atomowego, to trudniej umieścić na niej elektron, ponieważ siły przyciągania elektrostatycznego są mniejsze.

Charakter metaliczny

Charakter metaliczny pierwiastków wiąże się ze zdolnością oddawania elektronu lub elektronów walencyjnych. Proces ten zachodzi łatwo, jeśli wymaga dostarczenia niewielkiej energii, a więc dotyczy pierwiastków charakteryzujących się niską wartością energii jonizacji. Jak już ustaliliśmy wcześniej, energia jonizacji (pomijając wyjątki) rośnie w okresie (biorąc pod uwagę tylko gtupy główne), a zatem charakter metaliczny maleje w okresie. Najsilniejsze właściwości metaliczne posiadają pierwiastki bloku *s*, nieco słabsze pierwiastki bloku *d*, natomiast najlżejsze pierwiastki bloku *p* to głównie niemetale.

Charakter niemetaliczny

Charakter niemetaliczny pierwiastków polega na przyłączaniu elektronów do powłoki walencyjnej. Proces ten zachodzi łatwo, jeśli w jego wyniku wydziela się dużo energii, a więc dotyczy pierwiastków charakteryzujących się wysoką wartością

powinowactwa elektronowego. Najwyższe wartości powinowactwa elektronowego posiadają pierwiastki 17. grupy. Charakter niemetaliczny rośnie zatem w stronę prawą w okresie, a więc ze wzrostem liczby atomowej.

Słownik

> **promień atomowy**
>
> liczba określająca wielkość atomu

> **energia jonizacji**
>
> (pierwsza) energia potrzebna do oderwania najsłabiej związanego elektronu od obojętnego atomu lub cząsteczki

> **powinowactwo elektronowe**
>
> wielkość określająca zdolność atomu lub cząsteczki do przyłączania elektronu z utworzeniem jonu ujemnego

> **elektroujemność**
>
> zdolność do przyciągania elektronów

Bibliografia

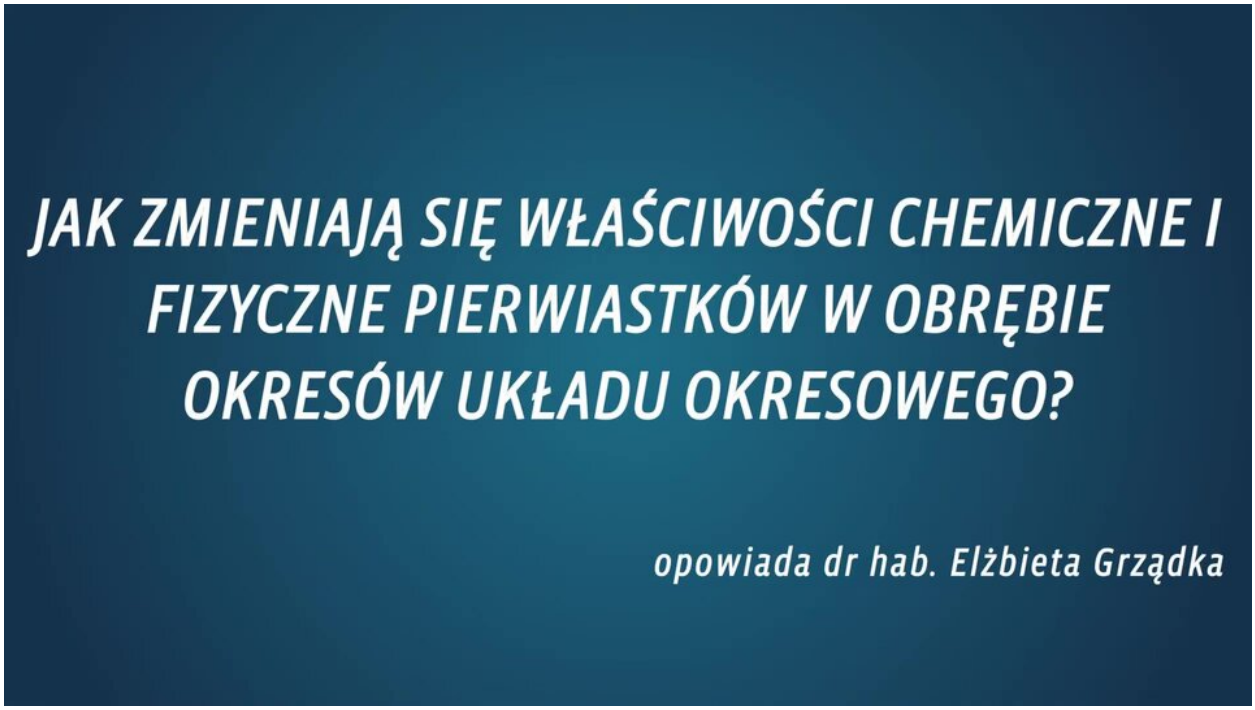
Encyklopedia PWN

Pazdro K., Rola – Noworyta A., *Chemia. Repetytorium dla przyszłych maturzystów i studentów*, Warszawa 2014.

Film edukacyjny

Polecenie 1

Jak zmieniają się właściwości pierwiastków w obrębie okresów układu okresowego?



Film dostępny pod adresem /preview/resource/R1X3G1CUaBM0Z

Film edukacyjny pt. „Jak zmieniają się właściwości pierwiastków w obrębie okresów układu okresowego?"

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Film nawiązujący do treści materiału dotyczącego zmian właściwości pierwiastków w obrębie okresów układu okresowego.

Ćwiczenie 1

Uwzględniając struktury elektronowe atomów, odpowiedz, dlaczego energia jonizacji magnezu jest wyższa od energii jonizacji glinu.

Odpowiedź:

Ćwiczenie 2

Poniżej przedstawiono fragment układu okresowego pierwiastków z zaznaczonymi wartościami elektroujemności wg skali Paulinga, przedstawiający atomy znajdujące się w 2. okresie. Wstaw strzałki, których groty będą przedstawiały w prawidłowym kierunku wzrost danej właściwości fizycznej.

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Ćwiczenie 3

Zaznacz poprawne stwierdzenia.

- W obrębie 3. okresu, wraz ze wzrostem liczby atomowej, promień atomowy maleje ☐ nie zmienia się ☐ rośnie ☐.
- W szeregu K, Ca, Ge, As, Br, Kr energia jonizacji maleje ☐ nie zmienia się ☐ rośnie ☐.
- Wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastków danego okresu charakter metaliczny maleje ☐ nie zmienia się ☐ rośnie ☐.
- W ramach tego samego okresu maleje ☐ nie zmienia się ☐ rośnie ☐ liczba powłok walencyjnych pierwiastków.
- Wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastków danego okresu elektroujemność maleje ☐ nie zmienia się ☐ rośnie ☐.

Ćwiczenie 4

Uszereguj pierwiastki:

A. zgodnie z rosnącym promieniem atomowym

- N
- B
- Be
- C
- F
- Ne
- Li
- O

B. zgodnie z rosnącą elektroujemnością

- P
- Na
- Si
- Cl
- Al
- S

Mg

Ćwiczenie 5

Odpowiedz na pytanie. Dlaczego wraz ze wzrostem liczby atomowej reaktywność metali w okresie maleje?

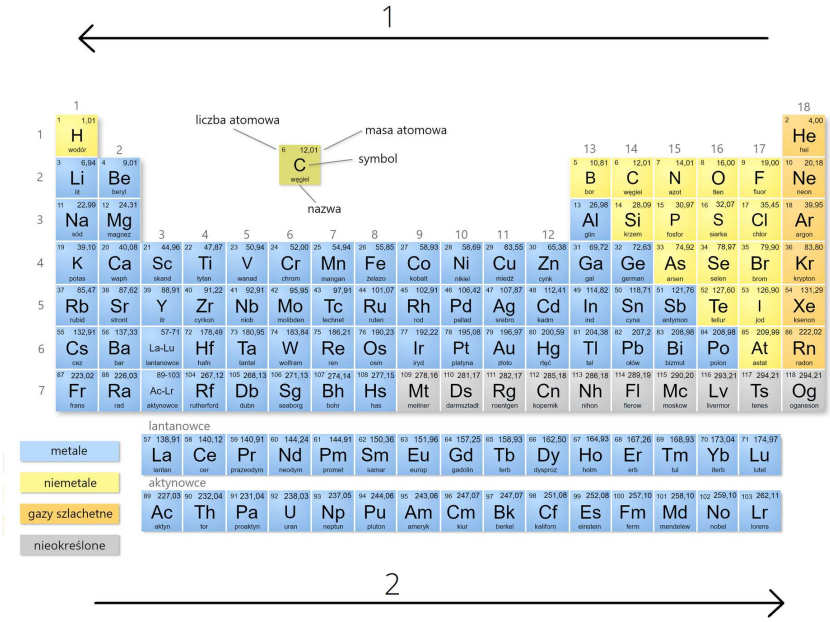
Odpowiedź:

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:

Ćwiczenie 1

Strzałki na rysunku przedstawiają zmiany właściwości pierwiastków na tle układu okresowego. Na podstawie rysunku uzupełnij poniższą tabelę dotyczącą zmiany niektórych właściwości pierwiastków. W rozważaniach należy wziąć pod uwagę tylko pierwiastki grup głównych, 1., 2. i 13.-17.



Informacja do ćwiczenia nr 1

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

WZROST	NUMER STRZAŁKI
promień atomu	
ładunek jądra	
liczba atomowa	
elektroujemność	
liczba elektronów w atomie	
charakter metaliczny	
charakter niemetaliczny	

Ćwiczenie 2

Połącz w pary pierwiastki z odpowiadającymi im wartościami promieni atomowych.

K	121 pm
Se	197 pm
As	117 pm
Br	227 pm
Ca	114 pm

Ćwiczenie 3

Połącz w pary pierwiastki z odpowiadającymi im wartościami elektroujemności wg skali Paulinga.

P	1,5
Al	2,1
S	1,8
Cl	3,0
Si	2,5

Ćwiczenie 4

Uszereguj pierwiastki: O, N, C według:

A. rosnącego charakteru niemetalicznego (największy charakter niemetaliczny u dołu):

N

O

C

B. malejącego promienia atomowego (najmniejszy promień atomowy u dołu):

O

N

C

Ćwiczenie 5

W tabeli podano wartości promieni atomowych fosforu, siarki i chloru.

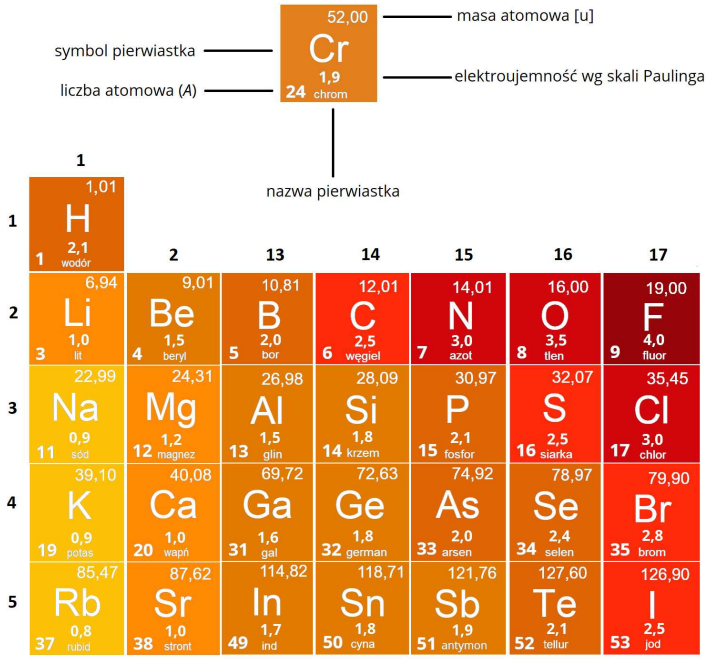
Fosfor	Siarka	Chlor
110 pm	104 pm	99 pm

Na podstawie analizy tabeli wybierz prawidłowe stwierdzenia w nawiasach.

Promień atomu siarki jest [mniejszy ☐] [większy ☐] od promienia atomu fosforu, ponieważ atom siarki zbudowany jest z [większej ☐] [mniejszej ☐] liczby protonów i [większej ☐] [mniejszej ☐] liczby elektronów niż atom fosforu. W związku z tym przyciąganie elektrostatyczne pomiędzy jądrem a elektronami jest silniejsze w przypadku atomu [fosforu ☐] [siarki ☐], co skutkuje [zmniejszeniem ☐] [zwiększeniem ☐] wartości promienia atomowego. Promień atomu chloru jest [mniejszy ☐] [większy ☐] od promienia siarki.

Ćwiczenie 6

Poniżej przedstawiono fragment układu okresowego pierwiastków.



Ilustracja do ćwiczenia

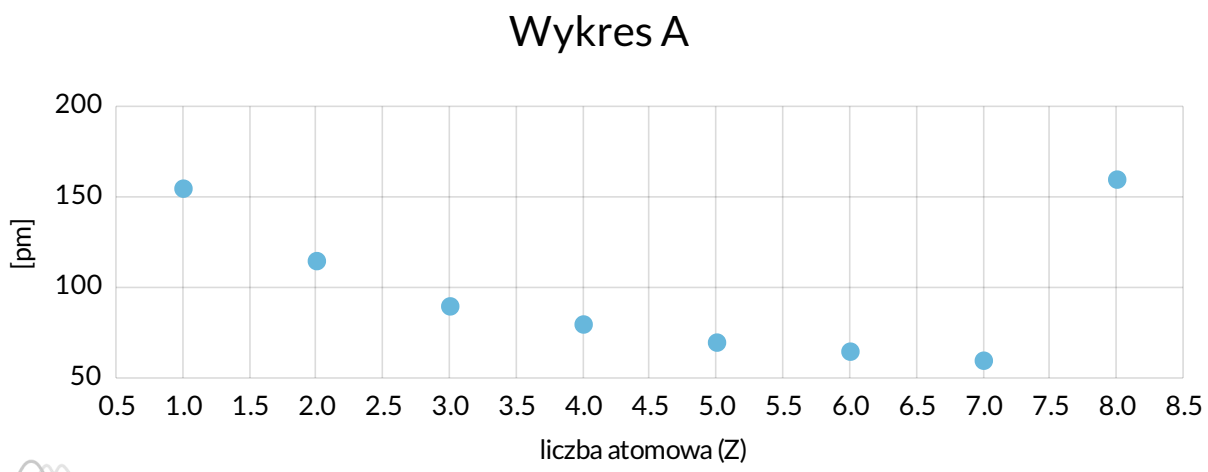
Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

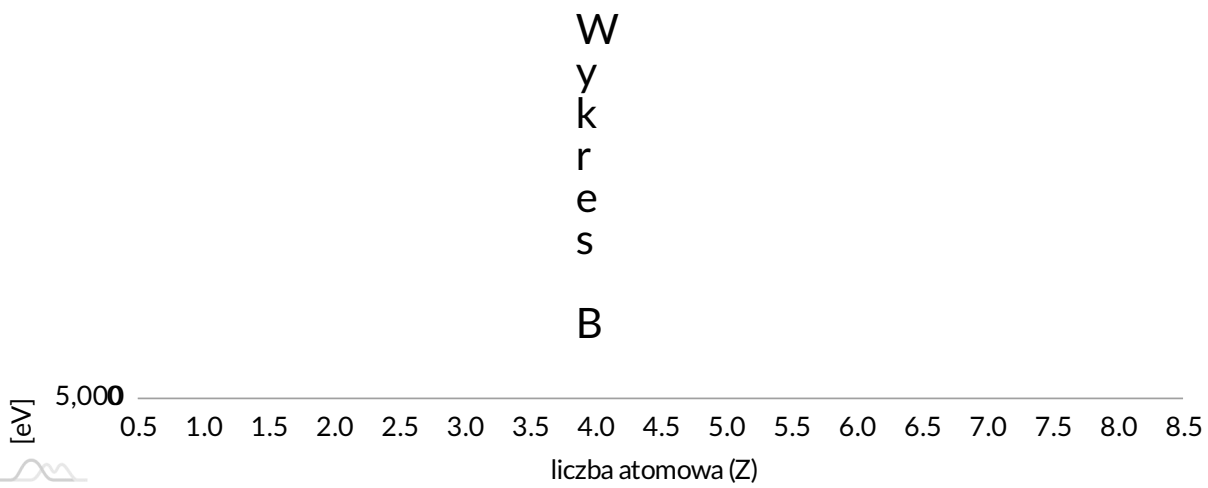
Spośród pierwiastków widocznych na załączonym fragmencie układu okresowego wybierz te, które spełniają wymienione poniżej właściwości. W puste pola wpisz symbole pierwiastków.

- o najniższej elektroujemności: _____
- o największym promieniu atomowym: _____
- o najwyższej wartości energii jonizacji: _____
- posiadającego najbardziej niemetaliczny charakter: _____
- posiadającego najbardziej metaliczny charakter: _____

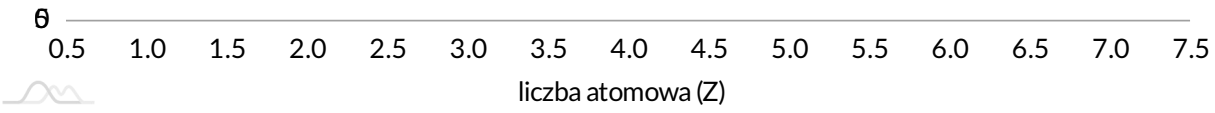
Ćwiczenie 7

Dopasuj wykres do jego nazwy.

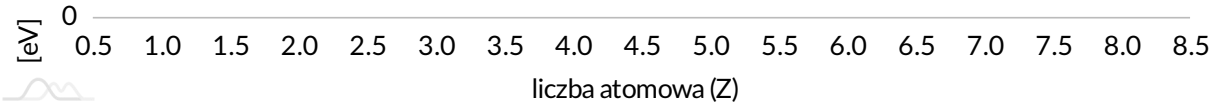




Wykres C



Wykres D



Wykres zależności promienia atomowego od liczby atomowej dla pierwiastków drugiego okresu układu okresowego.	Wykres B
Wykres zależności powinowactwa elektronowego od liczby atomowej dla liczby atomowej dla pierwiastków drugiego okresu układu okresowego.	Wykres A
Wykres zależności elektroujemności od liczby atomowej dla pierwiastków	Wykres C

drugiego okresu układu okresowego.	
Wykres zależności energii jonizacji od liczby atomowej dla pierwiastków drugiego okresu układu okresowego.	Wykres D

Ćwiczenie 8

Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, którego przebieg pozwoli wykazać, jak zmienia się aktywność metali w okresie.

Uzupełnij schemat doświadczenia, wybierając nazwy odczynników z podanych poniżej.

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Probówki można ogrzać za pomocą palnika spirytusowego.

Obserwacje:

Wnioski:

Dla nauczyciela

Scenariusz zajęć

Autor: Amanda Gałkowska, Krzysztof Błaszczak

Przedmiot: chemia

Temat: Jak zmieniają się właściwości chemiczne i fizyczne pierwiastków w obrębie okresów?

Grupa docelowa: uczniowie III etapu edukacyjnego, liceum, technikum, zakres podstawowy i rozszerzony; uczniowie III etapu edukacyjnego – kształcenie w zakresie podstawowym i rozszerzonym

Podstawa programowa:

Zakres podstawowy

II. Budowa atomu a układ okresowy pierwiastków. Uczeń:

3) wskazuje związek między budową elektronową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym i jego właściwościami fizycznymi (np. promieniem atomowym, energią jonizacji) i chemicznymi.

Zakres rozszerzony

II. Budowa atomu a układ okresowy pierwiastków. Uczeń:

5) określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: s, p i d układu okresowego na podstawie konfiguracji elektronowej; wskazuje związek między budową elektronową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym i jego

właściwościami fizycznymi (np. promieniem atomowym, energią jonizacji) i chemicznymi.

Kształtowane kompetencje kluczowe:

- kompetencje w zakresie rozumienia i tworzenia informacji;
- kompetencje matematyczne oraz kompetencje w zakresie nauk przyrodniczych, technologii i inżynierii;
- kompetencje cyfrowe;
- kompetencje osobiste, społeczne i w zakresie umiejętności uczenia się.

Cele operacyjne

Uczeń:

- formułuje wniosek dotyczący zmiany wartości promienia atomowego w okresie;
- koreluje zmiany wielkości promieni atomowych w okresie ze zmianą energii jonizacji;
- formułuje wniosek dotyczący zmiany wartości powinowactwa elektronowego w okresie;
- uzasadnia zmiany elektroujemności w okresie;
- ocenia, jakie czynniki mają wpływ na zmianę charakteru metalicznego i niemetalicznego pierwiastków.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna.

Metody i techniki nauczania:;

- dyskusja dydaktyczna;
- film edukacyjny;

- analiza materiału źródłowego;
- ćwiczenia uczniowskie;
- technika termometr.

Formy pracy:

- praca zbiorowa;
- praca indywidualna.

Środki dydaktyczne:

- komputery ze słuchawkami, głośnikami i z dostępem do Internetu;
- zasoby multimedialne zawarte w e-materiale;
- rzutnik multimedialny;
- tablica interaktywna/tablica i kreda/pisak.

Przebieg zajęć

Faza wstępna:

1. Zaciekawienie i dyskusja. Nauczyciel przedstawia uczniom model atomu litu, berylu i boru – przedstawiający wielkość promienia atomu, po czym zadaje uczniom pytanie: Czym atomy tych pierwiastków różnią się od siebie?
2. Ustalenie celów lekcji. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami ustala cele lekcji, które uczniowie zapisują na kartkach i gromadzą w portfolio.
3. Rozpoznawanie wiedzy wyjściowej uczniów. Nauczyciel zadaje uczniom pytanie: Jak brzmi prawo okresowości?

Faza realizacyjna:

1. Nauczyciel losowo przydziela uczniów do czterech grup. Liderzy grup losują numer oznaczający numer okresu w układzie okresowym, którego

charakterystykę będą przeprowadzać. Na podstawie dostępnych źródeł, zbierają informacje dotyczące wartości promieni atomowych, energii jonizacji, elektroujemności i powinowactwa elektronowego pierwiastków należących do badanego okresu. Każdy z uczniów losuje nazwę pierwiastka, by przygotować o nim informację (pierwiastki wymienione powyżej). Pozyskane informacje posłużą uczniom, by wspólnie wyciągnąć wnioski na temat zmian omawianych właściwości w danym okresie.

2. Uczniowie w formie krótkiej prezentacji na forum klasy przedstawiają zebrane dane.
3. Uczniowie oglądają w parach film edukacyjny, zawarty w e-materiale, i układają pytania do filmu, po czym wspólnie sobie je zadają i udzielają odpowiedzi, celem utrwalenia wiadomości. Następnie wykonują zawarte w medium polecenia.
4. Uczniowie zastanawiają się nad znaczeniem pojęcia „charakter niemetaliczny". Celem jest wyciągnięcie wniosku na temat zmiany charakteru niemetalicznego w okresie.
5. Uczniowie samodzielnie sprawdzają swoją wiedzę, wykonując ćwiczenia zawarte w e-materiale w sekcji „sprawdź się".

Faza podsumowująca:

1. Na zakończenie nauczyciel stosuje narzędzie do oceny stopnia opanowania wiadomości i umiejętności z zastosowaniem termometru przez uczniów. Uczniowie na skali temperatury zaznaczają cenkami, w jakim stopniu opanowali zagadnienia wynikające z zamierzonych do osiągnięcia celów lekcji. Jeżeli ze skali będzie wynikał niski poziom temperatury, uczniowie zastanawiają się, w jaki sposób podnieść swój poziom posiadanej wiedzy.

Praca domowa:

Uczniowie wykonują zawarte w e-materiale w sekcji „Sprawdź się" pozostałe ćwiczenia, których nie zdążyli wykonać na lekcji.

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:

Medium może zostać wykorzystane przez ucznia jako materiał wprowadzający do lekcji lub jako powtórzenie wiadomości przed sprawdzianem. Uczniowie nieobecni na lekcji mogą film wykorzystać jako źródło informacji do samokształcenia celem uzupełnienia luk kompetencyjnych.

Materiały pomocnicze:

1. Polecenie podsumowujące (nauczyciel przed lekcją zapisuje je na niewielkich kartkach):

- Czy energia jonizacji rośnie w okresie?
- Czy promień atomowy maleje w okresie?
- Czy najwyższą elektroujemność w okresie posiadają atomy o najmniejszej masie atomowej?
- Czy największą wartość bezwzględną powinowactwa elektronowego posiadają atomy o największej masie atomowej w okresie?
- Jak zmienia się charakter niemetaliczny w okresie?
- Jak zmienia się charakter metaliczny w okresie?

2. Nauczyciel przygotowuje narzędzie do oceny stopnia opanowania wiadomości i umiejętności z zastosowaniem termometru przez uczniów, a także cenki dla uczniów oraz kartki i mazaki.