Czym jest energia jonizacji i jak się zmienia?

- Wprowadzenie
- Przeczytaj
- Symulacja interaktywna
- Sprawdź się
- Dla nauczyciela

Zorza polarna (Aurora borealis) na Islandii. Powstawanie tego zjawiska związane jest z przepływem prądu w jonosferze na wysokości około 100 km ponad powierzchnią Ziemi.
Źródło: dostępny w internecie: www.pixabay.com, domena publiczna.

Możesz myśleć o energii jonizacji jako o energii potrzebnej do usuwania elektronu lub siły, z którą elektron jest związany z jądrem atomowym. Im wyższa energia jonizacji pierwiastka, tym trudniej jest usunąć elektron z jego atomu. Czy zastanawiałeś się, jaką energię jonizacji mają poszczególne pierwiastki? Czy istnieje korelacja pomiędzy wartością energii jonizacji a położeniem pierwiastka w układzie okresowym?

Twoje cele

- Przeanalizujesz wiadomości dotyczące energii jonizacji.
- Dowiesz się, jak zmienia się wartość I energii jonizacji dla atomów poszczególnych pierwiastków układu okresowego.
- Odpowiesz na pytanie, dlaczego wartość I energii jonizacji jest mniejsza od wartości kolejnych energii jonizacji.

Przeczytaj

Czym jest energia jonizacji?

W skrócie – energia jonizacji informuje, ile energii potrzeba do usunięcia elektronu z atomu lub jonu (czasami wyznacza się ją również dla cząsteczek). Wyróżniamy:

- I **energię jonizacji** – energię potrzebną do oderwania elektronu od atomu i przekształcenia go w jednododatni kation:

$$X_{(g)} \rightarrow X^{+}_{(g)} + e^{-}$$

- II **energię jonizacji** – energię potrzebną do oderwania elektronu od jednododatniego jonu i przekształcenia go w jon dwudodatni:

$$X^{+} \rightarrow X^{2+} + e^{-}$$

Kolejne energie jonizacji informują, jaka porcja energii jest potrzebna do oderwania 3, 4 i kolejnego elektronu. Zauważ, że dla atomu każdego pierwiastka można wyznaczyć tyle kolejnych energii jonizacji, ile elektronów ma ten atom. Np. dla sodu możemy wyznaczyć 11 wartości energii jonizacji, a ostatnia XI energia jonizacji będzie informować o tym, ile energii należy użyć, aby od jonu Na^{10+} oderwać ostatni elektron i przekształcić go w jon Na^{11+}. Energię jonizacji możemy mierzyć i wykorzystać do przewidywania zachowań poszczególnych atomów i jonów, ponieważ reaktywność danego indywiduum chemicznego zależy częściowo od tego, jak łatwo można usunąć elektrony z atomu czy jonu.

Energię jonizacji zwykle wyrażamy w elektronowoltach (eV) dla pojedynczego atomu (jonu) lub w kilodżulach na mol atomów (jonów) ($\frac{kJ}{mol}$).

$$X_{(g)} \rightarrow X^{+}_{(g)} + e^{-}$$

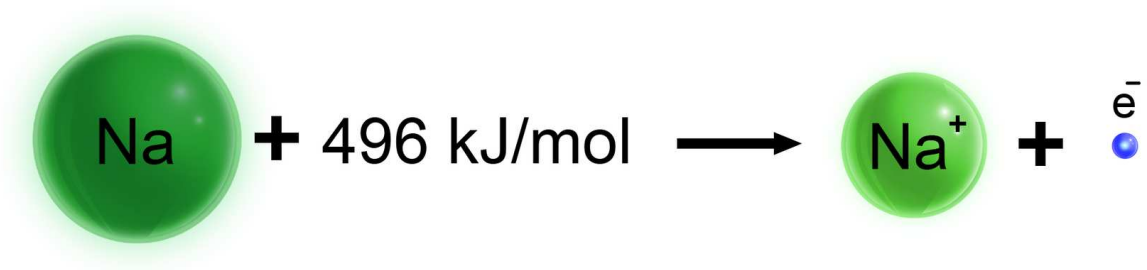
Jonizacja atomu

Proces jonizacji na przykładzie atomu sodu

Konfiguracja elektronowa Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

$$\mathrm{Na_{(g)} \rightarrow Na^{+}_{(g)} + e^{-}} \quad I_1 = 496\ \frac{\mathrm{kJ}}{\mathrm{mol}}$$

- I_1 – pierwsza energia jonizacji



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

Konfiguracja elektronowa $\mathrm{Na^{+}}$: $1s^2 2s^2 2p^6$.

Jeżeli atom ma więcej elektronów, mówimy o pierwszej, drugiej, trzeciej itd. energii jonizacji. Pierwsza energia jonizacji (I_1) jest minimalną energią potrzebną do oderwania elektronu z atomu, a więc neutralnego indywiduum chemicznego.

Proces jonizacji na przykładzie atomu magnezu

Konfiguracja elektronowa Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

$$\mathrm{Mg_{(g)} \rightarrow Mg^{+}_{(g)} + e^{-}} \quad I_1 = 738\ \frac{\mathrm{kJ}}{\mathrm{mol}}$$

Każda kolejna energia jonizacji jest większa niż poprzednia energia, co oznacza, że:

$$I_1 < I_2 < I_3 < \ldots < I_n$$

Wynika to z coraz silniejszego przyciągania ujemnego elektronu przez dodatnio naładowane jądro, ponieważ ten sam ładunek jądra przyciąga mniej elektronów (więc przyciągane są silniej). Należy dostarczyć zatem więcej energii, aby oderwać kolejny elektron.

Konfiguracja elektronowa Mg^{+}: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

$$Mg^{+}_{(g)} \rightarrow Mg^{2+}_{(g)} + e^{-} \quad I_2 = 1451\ \frac{kJ}{mol}$$

Konfiguracja elektronowa Mg^{2+}: $1s^2 2s^2 2p^6$.

Z poniższej tabeli można wywnioskować, że druga, trzecia i dalsze energie jonizacji są większe w porównaniu do pierwszej energii jonizacji.

Wybrane wartości energii jonizacji podane w $\left[\frac{kJ}{mol}\right]$

Wybrane wartości energii jonizacji

Pierwiastek	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5	I_6	I_7
Na	496	4562	6910	9543	–	–	–
Mg	738	1451	7733	10543	–	–	–
Al	578	1817	2745	11577	–	–	–
Si	787	1577	3232	4356	16091	–	–
P	1012	1907	2914	4964	6274	21267	–
S	1000	2252	3357	4556	7004	8496	27107
Cl	1251	2298	3822	5159	6542	9362	11018
Ar	1521	2666	3931	5771	7238	8781	11995

Dlaczego II energia jonizacji sodu jest dużo większa niż jego I energia jonizacji?

Ważne!

- $I_1 = 496\ \frac{\mathrm{kJ}}{\mathrm{mol}}$
- $I_2 = 4562\ \frac{\mathrm{kJ}}{\mathrm{mol}}$

I energia jonizacji dotyczy oderwania elektronu z powłoki zewnętrznej (jest to trzecia powłoka) i ten elektron jest stosunkowo łatwo oderwać.

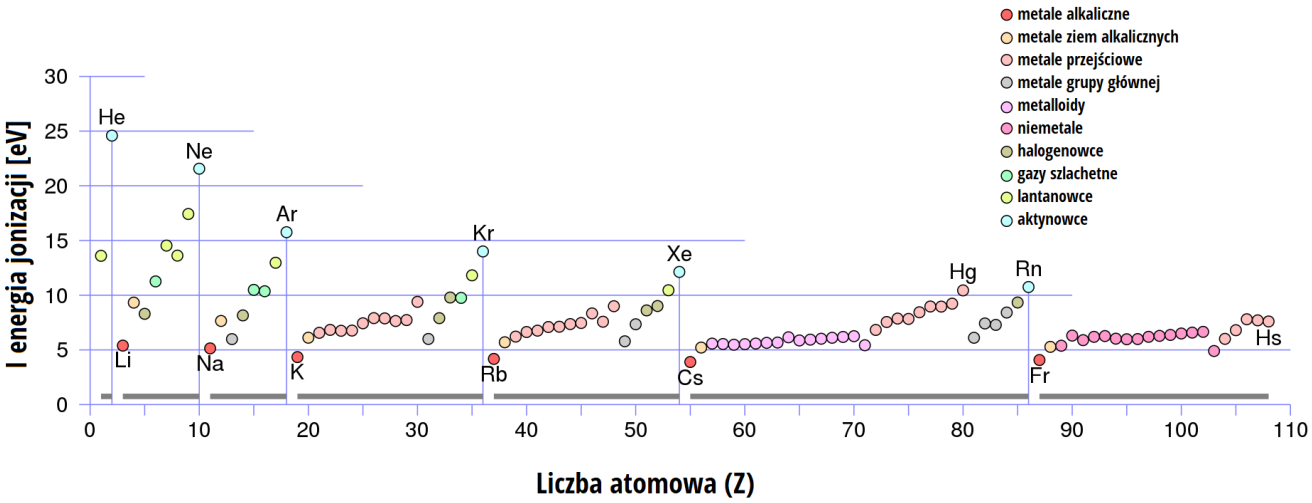
Natomiast II energia jonizacji dotyczy oderwania kolejnego elektronu, który znajduje się już bliżej jądra, na drugiej powłoce i jest on przyciągany silniej przez jądro.

$$\mathrm{Na}^{+}_{(g)} \rightarrow \mathrm{Na}^{2+}_{(g)} + \mathrm{e}^{-}$$

W normalnych warunkach jon Na^{2+} nie występuje, ponieważ II energia jonizacji ma tak dużą wartość, że nie udaje się jej go osiągnąć.

W przypadku magnezu, II energia jonizacji dotyczy oderwania kolejnego elektronu również z powłoki zewnętrznej. Jej wzrost jest spowodowany tym, że wraz ze wzrostem numeru grupy rośnie liczba atomowa (czyli również ładunek jądra), przez co elektrony są silniej przyciągane. Rośnie zatem wartość II energii jonizacji.

Zwróć też uwagę, że w obojętnym atomie magnezu jądro posiadające 12 protonów przyciąga 12 elektronów na powłokach elektronowych, natomiast w kationie magnezu jądro o tym samym ładunku przyciąga już tylko 11 elektronów – można obrazowo powiedzieć zatem, że jądro „ma mniej elektronów do upilnowania i pilnuje je lepiej".

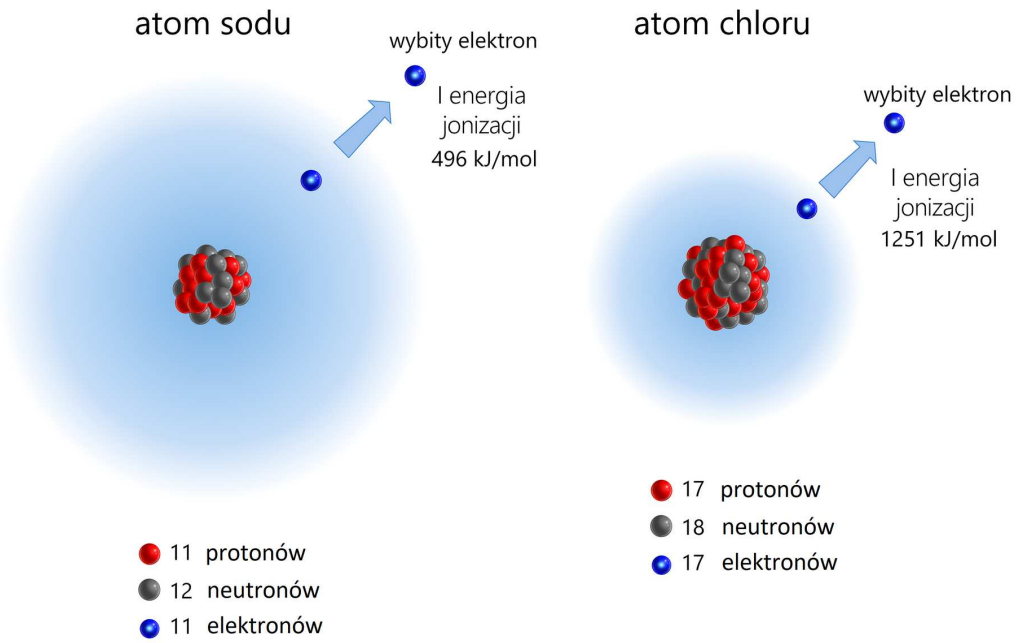


Zależność wartości I energii jonizacji od liczby atomowej atomu pierwiastka chemicznego

Źródło: Sponk i in., dostępny w internecie: pl.wikipedia.org, licencja: CC BY-SA 3.0.

Analizując zmiany wartości I energii jonizacji możemy zauważyć następujący trend – ograniczmy się w swoich rozważaniach tylko do tzw. grup głównych układu okresowego (grupy 1, 2, 13–18).

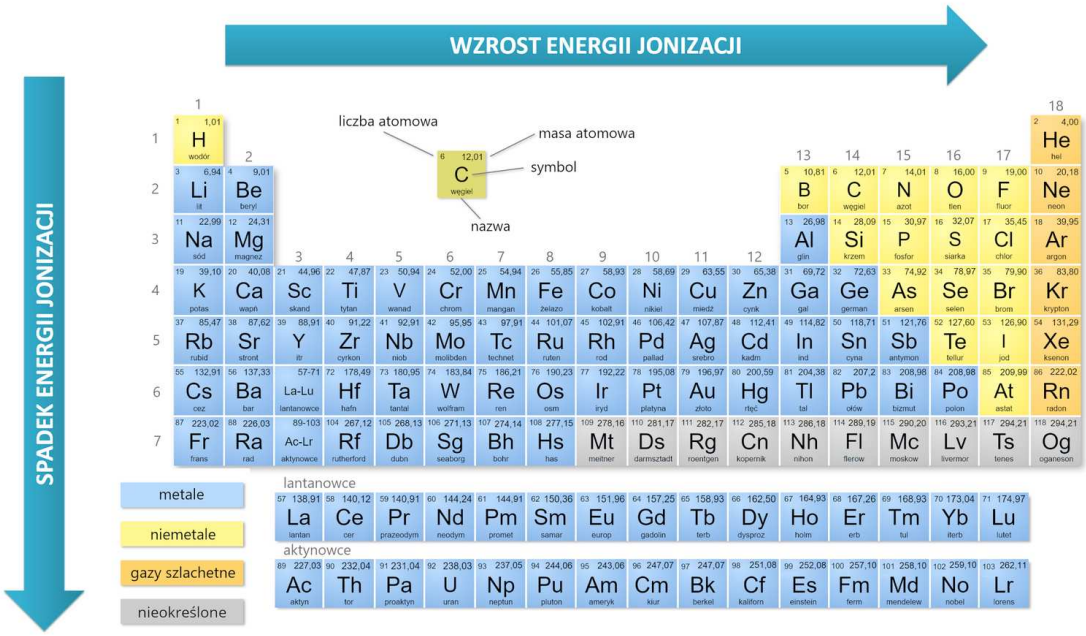
Najniższą energię jonizacji wykazują litowce, a najwyższą helowce. Kiedy obserwuje się układ okresowy od lewej do prawej strony (patrząc tylko na grupy główne), można zauważyć, że energia jonizacji atomu wzrasta. Da się to wyjaśnić, jeśli rozważy się ładunek jądra atomowego. Zatem – im więcej protonów w jądrze, tym mocniejsze przyciąganie elektronów przez jądro. Ta silniejsza interakcja utrudnia ich usuwanie.



Modele atomów sodu i chloru

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

Tłumacząc na przykładzie, łatwiej byłoby oderwać elektrony od atomu sodu, niż od tego, w którym elektrony są mocniej przyciągane przez jądro, jak chlor.



Zmiany energii jonizacji są związane z położeniem pierwiastków chemicznych w układzie okresowym.
Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

W grupie I energia jonizacji maleje wraz ze wzrostem wielkości atomu. Czyli im większy promień atomowy, tym mniejsza ilość energii wymagana do usunięcia elektronu z najbardziej zewnętrznego orbitalu. Łatwiej zatem oderwać elektron od większego (mającego większy promień) atomu cezu niż od mniejszego (mającego mniejszy promień) atomu sodu. Dzieje się tak dlatego, że w przypadku atomu sodu usuwany elektron znajduje się bliżej jądra – na 3 powłoce, a w przypadku atomu cezu dalej od jądra – aż na 6 powłoce.

Ponieważ energia jonizacji jest miarą tego, jak „trudno" jest oderwać elektron, można oczekiwać, że pierwiastki o niskiej energii jonizacji łatwo tworzą kationy i przewodzą elektryczność (co wymaga, aby niektóre elektrony mogły się swobodnie poruszać) w ich stałych postaciach. Są to głównie atomy metali 1, 2 i 13 grupy, ale również metali przejściowych oraz lantanowców. Atomy tych pierwiastków posiadają mało elektronów walencyjnych i mogą je najłatwiej oddać. Najbardziej typowe metale mają niskie wartości energii jonizacji. Pierwiastki o wysokiej wartości I energii jonizacji raczej nie tworzą kationów i jest mało prawdopodobne, aby przewodziły elektryczność, ponieważ potrzebują dużą ilość energii do oderwania elektronu. Tę grupę stanowią niemetale.

Im elektron jest dalej od jądra, tym mniejsze jest przyciąganie elektrostatyczne i łatwiej jest go wybić. Można to obliczyć w oparciu o zależność:

$$F = \frac{q^2}{r^2}$$

- F – siła;

- q – ładunek;
- r – odległość elektronu od jądra atomowego.

Słownik

energia jonizacji

minimalna energia, którą należy dostarczyć, aby oderwać elektron od atomu lub jonu danego pierwiastka

konfiguracja elektronowa

rozkład gęstości prawdopodobnego położenia elektronów w atomie, w funkcji odległości od jądra

grupa układu okresowego

pionowa kolumna w układzie okresowym pierwiastków chemicznych; we współczesnym standardowym układzie okresowym wyróżnia się 18 grup

okres układu okresowego

poziomy rząd w układzie okresowym; we współczesnym standardowym układzie okresowym wyróżnia się 7 okresów

grupy główne układu okresowego

oznaczone są numerami 1–2 oraz 13–18

elektrony walencyjne

elektrony, które znajdują się na najbardziej zewnętrznych powłokach elektronowych atomu i biorą udział w tworzeniu wiązań chemicznych

Bibliografia

Atkins P., Jones L., *Chemical Principles: The Quest for Insight*, New York 2009, wyd. 5.

Encyklopdia PWN

Myers R.T., Tocci S., Oldham K.B., *Chemistry*, Holt, USA 2009.

Penkala T., *Podstawy Chemii Ogólnej*, Warszawa 1982.

Saunders N., Saunders A., *AS Chemistry*, Oxford 2007.

Dayah M., *Periodic Table – Ptable*, online: https://ptable.com, dostęp: 29.06.2022.

Symulacja interaktywna

Symulacja 1

Czy wiesz, czym jest energia jonizacji i jak się zmienia? Przeanalizuj symulację dotyczącą zmian wybranych energii jonizacji atomów pierwiastków: H, Na, Mg, K, Li, Rb, Cs, Al, Si, P, S, Cl i Ar. Zmiany wartości energii możesz obserwować wyciągając odpowiednią ilość elektronów z niebieskiej chmury do szarego pola. Na podstawie informacji wynikających z symulacji interaktywnej odpowiedz na pytania zawarte w zadaniach.

Symulacja interaktywna pt. *"Potencjał jonizacyjny pierwiastków"*
Źródło danych: Dayah M., Periodic Table - Ptable, online: https://ptable.com, dostęp: 29.06.2022.
Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Ćwiczenie 1

Zdecyduj, jak zmieniają się wartości kolejnych energii jonizacji, począwszy od I energii jonizacji, dla atomu krzemu.

- ◯ Kolejne energie mają stałą wartość, a więc $I_1 = I_2 = I_3$ itd.
- ◯ Kolejne energie jonizacją przyjmują coraz mniejsze wartości.
- ◯ Kolejne energie jonizacją przyjmują coraz większe wartości.

Ćwiczenie 2

Pierwsza energia jonizacji magnezu wynosi $738\ \frac{\mathrm{kJ}}{\mathrm{mol}}$. Zaznacz, ile wynosi druga energia jonizacji atomu magnezu.

- ◯ $450\ \frac{\mathrm{kJ}}{\mathrm{mol}}$
- ◯ $738\ \frac{\mathrm{kJ}}{\mathrm{mol}}$
- ◯ $1450\ \frac{\mathrm{kJ}}{\mathrm{mol}}$

Ćwiczenie 3

Zaznacz, w jakich jednostkach podawana jest wartość energii jonizacji.

- [ ] $\frac{\mathrm{eV}}{\mathrm{dm}^3}$
- [ ] $\frac{\mathrm{eV}}{\mathrm{atom}}$
- [ ] $\frac{\mathrm{kJ}}{\mathrm{mol}}$
- [ ] $\frac{\mathrm{kJ}}{\mathrm{dm}^3}$

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:

Ćwiczenie 1

Uzupełnij poniższe zdania odpowiednimi wyrazami.

I energia jonizacji sodu jest _____ od I energii jonizacji magnezu.

II energia jonizacji wapnia jest _____ od I energii jonizacji wapnia.

II energia jonizacji siarki jest _____ od II energii jonizacji glinu.

większa | mniejsza | mniejsza | większa | mniejsza | większa

Ćwiczenie 2

Spośród poniższych konfiguracji elektronowych atomów w stanie podstawowym wybierz i zaznacz tą, która odpowiada atomowi o najmniejszej wartości pierwszej energii jonizacji.

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6$
- $1s^2 2s^2 2p^4$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Ćwiczenie 3

Zaznacz prawdziwe zdanie.

- [ ] W naturalnych warunkach nie występuje jon Li^{2+}, ponieważ II energia jonizacji ma tak dużą wartość, że oderwanie elektronu od jonu Li^{+} jest praktycznie niemożliwe.
- [ ] W oparciu o położenie pierwiastków w układzie okresowym możemy stwierdzić, że druga energia jonizacji Mg jest większa niż druga energia jonizacji Al.
- [ ] Proces tworzenia jonu Mg^{2+} z atomu Mg jest jednoetapowy i opisuje go I energia jonizacji.

Ćwiczenie 4

Na podstawie położenia w układzie okresowym uszereguj poniższe pierwiastki zgodnie z rosnącą wartością I energii jonizacji.

- Na
- P
- Al
- Rb
- Mg

Ćwiczenie 5

W każdej parze wskaż ten pierwiastek, którego wartość I energii jonizacji jest większa.

- węgiel ☐ czy glin ☐
- wapń ☐ czy stront ☐
- hel ☐ czy lit ☐
- chlor ☐ czy argon ☐
- chlor ☐ czy fluor ☐
- siarka ☐ czy chlor ☐

Ćwiczenie 6

Jaka jest tendencja zmiany wartości I energii jonizacji wśród atomów pierwiastków chemicznych w układzie okresowym pierwiastków? Wybierz poprawną odpowiedź.

- ◯ Zwiększa się w okresie, zwiększa się w grupie.
- ◯ Zwiększa się w okresie, zmniejsza się w grupie.
- ◯ Zmniejsza się w okresie, zmniejsza się w grupie.
- ◯ Zmniejsza się w okresie, zwiększa się w grupie.

Ćwiczenie 7

Zaznacz ten szereg pierwiastków, w którym zostały one ułożone według malejącej wartości I energii jonizacji.

- ◯ Rb, K, Ca, Mg
- ◯ K, C, Mg, Na
- ◯ Mg, Ca, K, Pb
- ◯ Na, Mg, Ca, K

Ćwiczenie 8

Pierwsza i druga energia jonizacji magnezu są stosunkowo niskie, natomiast trzecia energia jonizacji magnezu jest ponad pięciokrotnie wyższa od drugiej energii jonizacji.

Wyjaśnij, jaki jest powód tak gwałtownego wzrostu wartości III energii jonizacji magnezu.

Odpowiedź:

Dla nauczyciela

Scenariusz zajęć

Autor: Krzysztof Błaszczak, Patrycja Męcik

Przedmiot: chemia

Temat: Czym jest energia jonizacji i jak się zmienia?

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

Podstawa programowa:

Zakres podstawowy:

II. Budowa atomu. 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. 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:

- analizuje dane dotyczące energii jonizacji;

- identyfikuje i opisuje ogólne tendencje zmian właściwości pierwiastków w układzie okresowym;
- uzasadnia właściwości pierwiastków zależne od położenia ich atomów w układzie okresowym.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna.

Metody i techniki nauczania:

- burza mózgów;
- analiza materiału źródłowego;
- dyskusja dydaktyczna;
- ćwiczenia uczniowskie;
- technika zdań podsumowujących.

Formy pracy:

- praca indywidualna;
- praca w parach;
- praca w grupach;
- praca zbiorowa.

Środki dydaktyczne:

- komputery z głośnikami i dostępem do Internetu;
- słuchawki;
- zasoby multimedialne zawarte w e-materiale;
- rzutnik multimedialny;
- tablica, kreda.

Przebieg zajęć

Faza wstępna:

1. Zaciekawienie i dyskusja. Nauczyciel wykorzystuje pytania zawarte we wprowadzeniu do e-materiału, np.: Czym jest energia jonizacji? Czy zastanawiałeś się może, jaką energię jonizacji mają atomy poszczególnych pierwiastków? Czy jest powiązanie pomiędzy zmianą tej energii a położeniem pierwiastków w układzie okresowym?
2. Ustalenie celów lekcji. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami ustala cele.
3. Rozpoznawanie wiedzy wyjściowej uczniów. Burza mózgów wokół pojęcia energii jonizacji.

Faza realizacyjna:

1. Uczniowie analizują tekst z różnych dostępnych źródeł, w tym e-materiał, dotyczący energii jonizacji. Powrót do fazy wstępnej i zweryfikowanie wiedzy uczniów.
2. Uczniowie analizują tekst źródłowy w e-materiale dotyczący procesu jonizacji. W trakcie analizy zwracają uwagę na to, jak zmienia się pierwsza energia jonizacji w układzie okresowym pierwiastków oraz porównują i analizują wartości pierwszej, drugiej i kolejnych energii jonizacji dla atomów wybranych pierwiastków chemicznych. Chętny lub wskazany uczeń omawia na forum klasy.
3. Uczniowie pracując w parach analizują medium bazowe - nauczyciel stawia uczniom problem, np.: Oszacuj, który pierwiastek ma większą energię jonizacji. Uczniowie analizują prawidłowości, jak zmienia się energia jonizacji, jakie są tego konsekwencje. Chętny uczeń udziela odpowiedzi na forum klasy, nauczyciel kontroluje poprawność odpowiedzi, ewentualnie koryguje odpowiedź ucznia i wyjaśnia niezrozumiałe kwestie. Uczniowie sprawdzają swoją wiedzę wykonując ćwiczenia załączone do medium. Nauczyciel sprawdza poprawność wykonanych zadań i ewentualnie wyjaśnia niezrozumiałe kwestie.
4. Nauczyciel inicjuje dyskusję w kontekście właściwości pierwiastków zależnych od położenia ich atomów w układzie okresowym.

Faza podsumowująca:

1. Nauczyciel sprawdza stan wiedzy uczniów po przeprowadzonej lekcji, wykorzystując własne pytania oraz te znajdujące się w e-materiale:

- Czym jest energia jonizacji?
- Dlaczego druga energia jonizacji jest większa od pierwszej?
- Jak zmienia się pierwsza energia jonizacji w układzie okresowym?

2. Jako podsumowanie lekcji nauczyciel może wykorzystać zdania do uzupełnienia, które uczniowie również zamieszczają w swoim portfolio:

- Przypomniałem sobie, że...
- Co było łatwe...
- Co sprawiało mi trudności ...
- Czego się nauczyłam/łem...

Praca domowa:

Nauczyciel prosi uczniów o wykonanie ćwiczeń w e-materiale w zakładce – „Sprawdź się”.

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:

Symulacja interaktywna może być wykorzystana przez uczniów podczas przygotowywania się do zajęć.

Materiały pomocnicze:

Polecenia podsumowujące (nauczyciel przed lekcją zapisuje je na niewielkich kartkach):

- Czym jest energia jonizacji?
- Dlaczego druga energia jonizacji jest większa od pierwszej?
- Jak zmienia się pierwsza energia jonizacji w układzie okresowym?