

Ustalanie wzorów empirycznych i rzeczywistych – ćwiczenia

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



Ustalanie wzorów empirycznych i rzeczywistych – ćwiczenia

O tym, z jaką substancją chemiczną mamy do czynienia, mówią nam obecne w niej rodzaje atomów lub jonów, zapisane z odpowiednimi indeksami. Dobrym tego przykładem jest porównanie cząsteczek wody H_2O i nadtlenku wodoru H_2O_2 . Obydwie te cząsteczki zawierają w swoim składzie atomy tlenu i wodoru, mimo to bardzo różnią się właściwościami chemicznymi z uwagi na ilość atomu tlenu w tych cząsteczkach.

Źródło: pixabay.com, domena publiczna.

Ernest Hemingway powiedział kiedyś: „powiedz mi, kim są Twoi przyjaciele, a powiem Ci, kto jesteś”. To zdanie ma istotny wydźwięk zarówno w sensie dosłownym, jak i w przenośni, gdyby wziąć pod uwagę np. wyniki analizy elementarnej dla związków chemicznych. Otóż analiza elementarna jest to technika analityczna, która pozwala na ustalenie składu pierwiastkowego związków chemicznych na podstawie jakościowego (rodzaje pierwiastków) i ilościowego (procent masowy) określenia składu tegoż związku. Te informacje, wraz ze znajomością masy cząsteczkowej badanej próbki, pozwalają na ustalenie wzoru rzeczywistego analizowanego związku chemicznego. Czy wiesz, czym jest taki wzór? Czy znasz inne przykłady wzorów chemicznych? A może potrafisz wyznaczyć wzór rzeczywisty?

Twoje cele

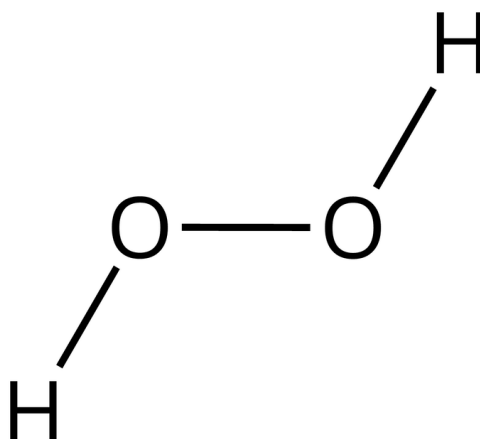
- Przedstawisz skład atomowy związku chemicznego na podstawie wzorów cząsteczkowych i wzorów empirycznych.
- Wyznaczysz ze wzoru empirycznego i masy molowej wzór rzeczywisty związku chemicznego i odwrotnie.
- Ustalisz wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego na podstawie wyników analizy elementarnej.

Przeczytaj

Ustalanie wzorów empirycznych i rzeczywistych związków chemicznych

Związki chemiczne powstają na skutek rozmaitych typów reakcji chemicznych. O tym, z jaką substancją chemiczną mamy do czynienia, mówią nam obecne w niej rodzaje atomów lub jonów (odpowiednie symbole określają skład jakościowy) oraz ich ilości (odpowiednie cyfry w indeksach dolnych przy symbolach pierwiastków, nazywane indeksami stechiometrycznymi, określają skład ilościowy). Przykładem ukazującym istotę tego stwierdzenia jest porównanie cząsteczek wody H_2O i nadtlenu wodoru H_2O_2 . Obydwie te cząsteczki zawierają w swoim składzie atomy tlenu i wodoru. Jednak ze względu na to, że cząsteczka wody posiada tylko jeden atom tlenu, a cząsteczka nadtlenu wodoru dwa atomy tego pierwiastka, substancje te wykazują bardzo różne właściwości. Istnieje szereg sposobów przedstawiania związków chemicznych. Można w tym celu podać:

- nazwę związku chemicznego, np. nadtlenek wodoru;
- **wzór rzeczywisty** np. H_2O_2 ;
- **wzór empiryczny** np. HO ;
- wzór strukturalny, np. przedstawiony na poniższej grafice wzór nadtlenu wodoru.



Wzór strukturalny nadtlenu wodoru

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

Wzór rzeczywisty

Wzór rzeczywisty to, mówiąc wprost, wzór, jaki zapisujesz w zeszycie, który często pokrywa się ze wzorem sumarycznym. Dlaczego „często” a nie „zawsze”? Naprzykład dlatego, że wzór sumaryczny metanolu to CH_4O , ale wzór, jaki rzeczywiście ten alkohol posiada, to CH_3OH . Jak widzisz, te różnice, np. w odniesieniu do HNO_3 , nie występują, bo wzór sumaryczny jest jednoznaczny z rzeczywistym.

Każdy związek chemiczny, niezależnie od pochodzenia oraz metody otrzymywania, ma stały skład jakościowy i ilościowy.

Zależność wynikająca z powyższego prawa dla związku chemicznego, o wzorze sumarycznym A_xB_y , przyjmuje postać:

$$\frac{(M_A \cdot x)}{(M_B \cdot y)} = \frac{\%A}{\%B}$$

gdzie:

- M_A i M_B – masy atomowe pierwiastków;
- x i y – indeksy stechiometryczne;
- $\%A$ i $\%B$ – procent masowy pierwiastków.

Jak wyznaczyć wzór rzeczywisty?

Przykład 1

Pewien związek zawiera wagowo 92,3% węgla oraz $x\%$ wodoru. Masa molowa tego związku wynosi $78 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Na podstawie podanych informacji ustal wzór rzeczywisty tego związku.

Należy ustalić wzór związku o wzorze C_xH_y . W pierwszym kroku obliczamy % wagowy wodoru w związku.

$$\%H = 100\% - 92,3\% = 7,7\%$$

Na podstawie równania z prawa stałości składu zapisujemy zależności:

$$\frac{(M_C \cdot x)}{(M_H \cdot y)} = \frac{\%C}{\%H}$$

$$\frac{12x}{1y} = \frac{92,3}{7,7}$$

$$\frac{x}{y} = \frac{92,3}{7,7} \cdot \frac{1}{12} \approx 1$$

Z powyższych obliczeń wynika, że:

$$x = 1 \text{ oraz } y = 1$$

Wzór empiryczny ma postać: CH.

W związku z tym wzór rzeczywisty przyjmie postać

$(\text{CH})_n$,

gdzie n **oznacza wielokrotność**, ponieważ wzór rzeczywisty jest wielokrotnością wzoru empirycznego.

Masa 1 **mola** związku wynosi:

$$1 \cdot 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 1 \cdot 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 13 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n \cdot 13 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 78 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n = 6$$

Wzór rzeczywisty ma postać: C_6H_6 .

Przykład 2

Wyznacz wzór rzeczywisty związku chemicznego o masie molowej $130 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, zawierającego 73,85% węgla, 13,85% wodoru i 12,3% tlenu.

Można zacząć od wyznaczenia stosunku molowego wszystkich pierwiastków:

$$n\text{C} : n\text{H} : n\text{O} = \left(\frac{73,85 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \right) : \left(\frac{13,85 \text{ g}}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \right) : \left(\frac{12,3 \text{ g}}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \right)$$

$$n\text{C} : n\text{H} : n\text{O} = 6,15 \text{ mola} : 13,85 \text{ mola} : 0,77 \text{ mola}$$

Następnie wyznaczamy najmniejszą wielokrotność liczby moli w cząsteczce.

$$n\text{C} : n\text{H} : n\text{O} = \frac{6,15 \text{ mola}}{0,77 \text{ mola}} : \frac{13,85 \text{ mola}}{0,77 \text{ mola}} : \frac{0,77 \text{ mola}}{0,77 \text{ mola}}$$

$$n\text{C} : n\text{H} : n\text{O} = 8 : 18 : 1$$

Sprawdzamy, czy otrzymane liczby są względem siebie pierwsze. Jeśli tak, zapis jest poprawny. Następnie można zapisać wzór empiryczny:



i na podstawie masy molowej sprawdzić, czy jest on zgodny z wzorem sumarycznym i ma postać $\text{C}_8\text{H}_{18}\text{O}$.

$$m_{\text{C}_8\text{H}_{18}\text{O}} = 130 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n \cdot 130 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 130 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

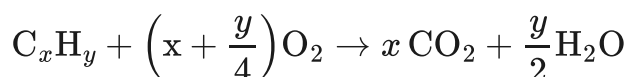
$$n = 1$$

Wzór empiryczny jest więc taki sam jak wzór rzeczywisty dla tego związku i ma postać $\text{C}_8\text{H}_{18}\text{O}$.

Należy jednak pamiętać, że często (zwłaszcza w chemii organicznej) jeden wzór sumaryczny odpowiada kilku różnym związkom – dla powyższego przykładu są nimi np. eter di-tert-butyłowy, eter dibutyłowy, 2-etyloheksanol, 1-oktanol, 2-oktanol, 3-oktanol, 4-oktanol, 3,5-dimetyloheksan-3-ol.

Przykład 3

Pewien węglowodór spalono, w wyniku czego otrzymano 35,2 grama CO_2 i 17,28 grama H_2O . Wyznacz wzór empiryczny tego związku. W tym celu należy zapisać ogólne równanie reakcji spalania węglowodorów i uzgodnić współczynniki stechiometryczne (x – oznacza liczbę moli atomów węgla, y – liczbę moli atomów wodoru):



Następnie, stosując proporcję, obliczamy zawartość węgla w CO₂:

$$44 \text{ g CO}_2 - 12 \text{ g C}$$

$$35,2 \text{ g CO}_2 - m$$

$$m = 9,6 \text{ g}$$

Stosując proporcję, obliczamy zawartość wodoru w H₂O:

$$18 \text{ g H}_2\text{O} - 2 \text{ g H}$$

$$17,28 \text{ g H}_2\text{O} - w$$

$$w = 1,92 \text{ g}$$

Aż w końcu ustalamy wzór empiryczny:

$$n\text{C} = x \quad n\text{H} = y$$

$$n\text{C} : n\text{H} = \left(\frac{9,6 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \right) : \left(\frac{1,92 \text{ g}}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \right)$$

$$n\text{C} : n\text{H} = 0,8 \text{ mola} : 1,92 \text{ mola}$$

$$n\text{C} : n\text{H} = \frac{0,8 \text{ mola}}{0,8 \text{ mola}} : \frac{1,92 \text{ mola}}{0,8 \text{ mola}}$$

$$n\text{C} : n\text{H} = 1 : 2,4$$

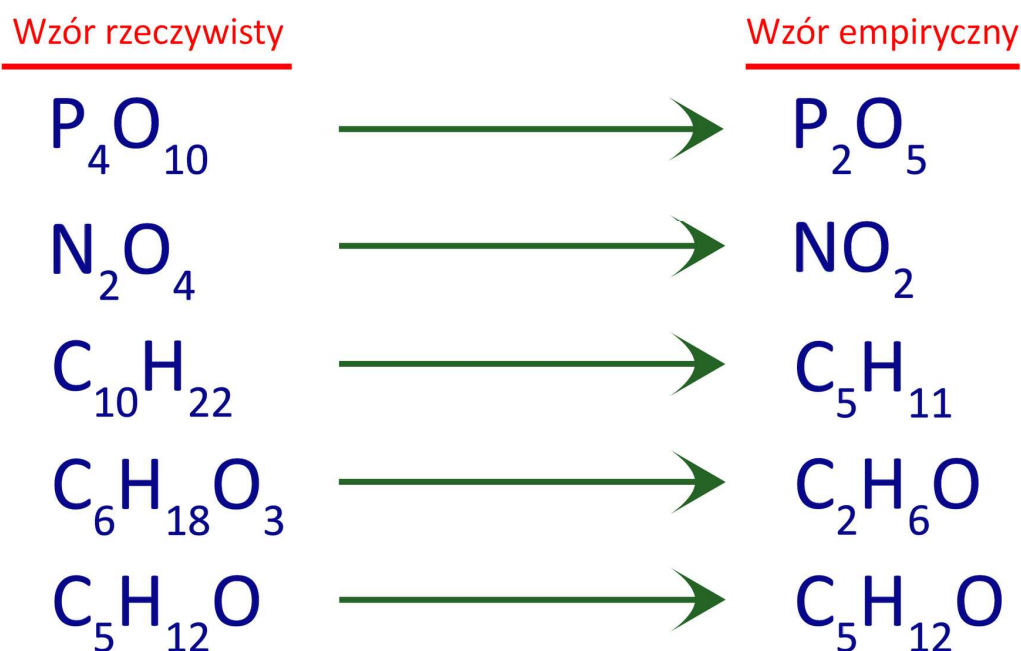
Sprawdzamy, czy otrzymane liczby są względem siebie pierwsze, a ponieważ nie są, to należy sprowadzić je do stosunku najbliższych im liczb pierwszych (np. poprzez mnożenie 2,4 przez kolejne wielokrotności). Wówczas otrzymujemy:

$$\frac{n\text{C}}{x} : \frac{n\text{H}}{y} = 5 : 12$$

Ostatecznie można zapisać wzór empiryczny węglowodoru, który ma postać C_5H_{12} .

Wzór empiryczny

Wzór empiryczny to wzór, który, podobnie jak wzór rzeczywisty, wskazuje rodzaj obecnych w związku atomów (lub jonów). Nie ukazuje jednak prawdziwego stosunku liczby atomów (lub jonów) dla tego związku, a tylko najprostszy ich stosunek. Wzorem empirycznym dla nadtlenu wodoru jest wzór HO, który różni się od wzoru rzeczywistego tego związku o zapisie w postaci H_2O_2 . Na uwagę zasługuje fakt, że niektóre związki chemiczne (najczęściej nieorganiczne) posiadają identyczne wzory empiryczne z rzeczywistymi, ponieważ nie można ich zapisać już w łatwiejszy (tzn. skrócony jak w empirycznym wzorze) sposób, np. NH_3 , H_2O .



Porównanie wzorów rzeczywistych (po lewej stronie schematu) z empirycznymi (po prawej stronie schematu) dla wybranych związków

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

Ważne!

W zapisie wzorów związków chemicznych stosujemy tylko liczby całkowite jako indeksy dolne, umieszczane przy symbolach pierwiastków.

Jak ustalić wzór empiryczny?

Przykład 4

Etan ma wzór rzeczywisty w postaci: C_2H_6 . Ustal, jaki jest jego wzór empiryczny. W tym celu należy znaleźć największy wspólny dzielnik dla wszystkich liczb w indeksach dolnych, który spowoduje, że otrzymany wzór będzie możliwie w najprostszej postaci. Dla wzoru C_2H_6 jest to 2, zatem wzór empiryczny otrzymamy poprzez skrócenie ma postać:



Przykład 5

Pewien związek zawiera wagowo 69,6% tlenu i 30,4% azotu. Wyznacz wzór empiryczny tego związku oraz zdecyduj, czy wzór ten może być wzorem rzeczywistym. Należy ustalić wzór związku o wzorze N_xO_y . Wykorzystaj równanie na prawo stałości składu:

$$\frac{N}{O} \Rightarrow \frac{14x}{16y} = \frac{30,4}{69,6}$$

$$\frac{7x}{8y} = 0,44$$

$$\frac{x}{y} = 0,44 \cdot \frac{8}{7} = \frac{1}{2}$$

Wzór empiryczny tego związku to NO_2 .

Związek o podanym wzorze istnieje i może być to jego wzór rzeczywisty. Jednak ze względu na to, że nie znamy **masy molowej** związku, nie można tego powiedzieć na 100%, ponieważ znany jest również związek N_2O_4 , którego wzór empiryczny jest taki sam.

Słownik

wzór empiryczny

najprostszy teoretyczny wzór; wyznaczany jest na podstawie **składu procentowego** oraz mas molowych obecnych w nim pierwiastków

wzór rzeczywisty

wzór oddający faktyczny pod względem ilości i jakości stan atomów (lub jonów) w związku chemicznych; jest on albo identyczny ze wzorem empirycznym (tak jest w przypadku prawie wszystkich związków nieorganicznych) bądź stanowi jego całkowitą wielokrotność

skład procentowy związku chemicznego

udział procentowy masy poszczególnych pierwiastków danego związku chemicznego
stosunek procentowy

stosunek procentowych zawartości masowych pierwiastków w związku chemicznym
stosunek masowy

stosunek mas pierwiastków w cząsteczce
analiza elementarna

metoda analityki chemicznej, badająca skład i strukturę substancji
masa molowa pierwiastka

masa jednego mola atomów danego pierwiastka
mol

jednostka liczności (ilości) materii, podstawowa w układzie SI; jeden mol zawiera dokładnie $6,02 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych

$$n = \frac{N}{N_A} \text{ oraz } n = \frac{m}{M},$$

gdzie:

- N – liczba drobin (cząsteczek, jonów, atomów);
- m – masa substancji wyrażona w gramach;
- M – masa molowa wyrażona w $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

masa atomowa

masa pojedynczego atomu pierwiastka chemicznego wyrażona unitach (u)

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} \text{ masy atomu węgla } ^{12}\text{C}$$

$$1 \text{ u} \approx 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

masa cząsteczkowa

masa pojedynczej cząsteczki wyrażona w unitach (u); dla danego związku wylicza się poprzez zsumowanie mas atomowych pierwiastków będących częścią tego związku chemicznego

Bibliografia:

Bielański A., *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 1994.

Encyklopedia PWN

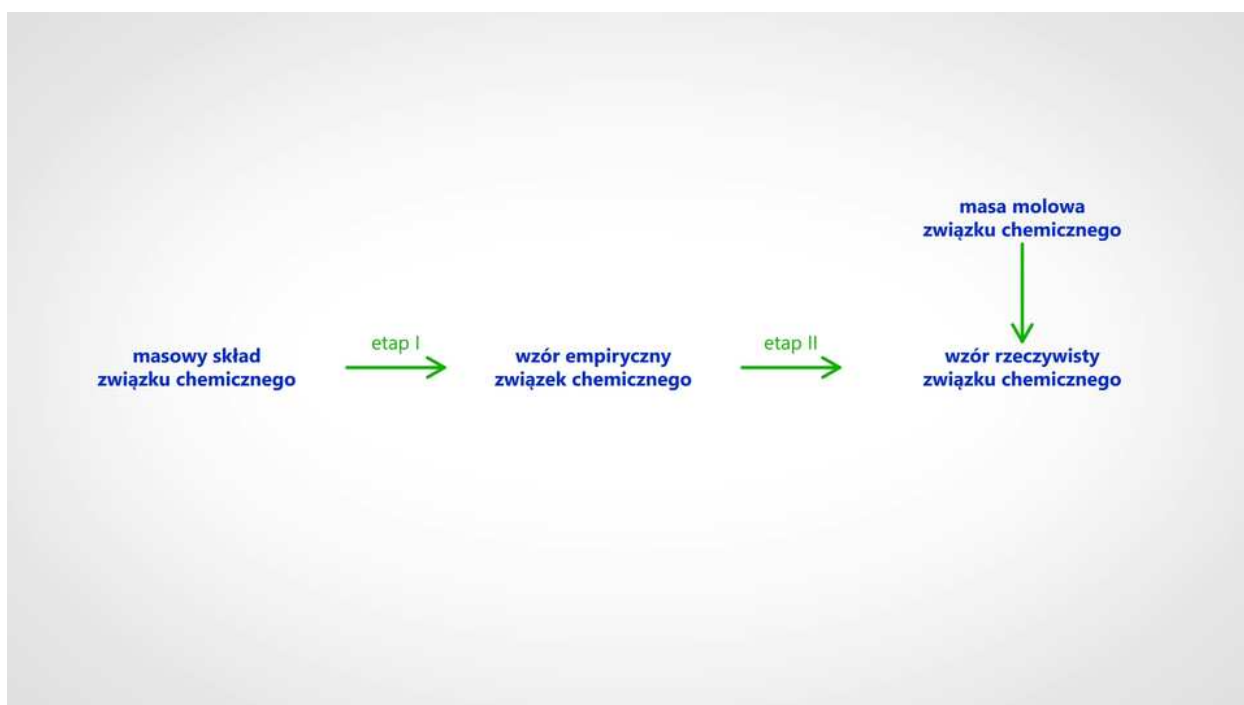
Hejwowska S., Marcinkowski R., *Chemia ogólna i nieorganiczna*, Gdynia 2005.

Film samouczek

Polecenie 1

Zapoznaj się z filmem samuczkiem, dzięki któremu przeanalizujesz rozwiązywanie ćwiczeń dotyczących wzorów rzeczywistych i empirycznych. Następnie spróbuj samodzielnie rozwiązać poniższe zadania.

Trwa wczytywanie danych..



Film dostępny pod adresem </preview/resource/RYsRtlOaZlDit>

Film samouczek pt. „Ustalanie wzorów rzeczywistych i empirycznych – ćwiczenia”

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

Film nawiązujący do treści materiału - dotyczy ćwiczeń w ustalaniu wzorów rzeczywistych i empirycznych.

Ćwiczenie 1

Podaj różnicę między wzorem rzeczywistym a empirycznym.

Ćwiczenie 2

Podaj przykład związku, którego wzór empiryczny jest taki sam jak wzór rzeczywisty.

Ćwiczenie 3

Wyjaśnij, co oznacza stosunek procentowy w chemii.

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:   

Ćwiczenie 1



Ćwiczenie 2



Uporządkuj wzory empiryczne dla związków, których nazwy bądź wzory przedstawiono poniżej.

Ćwiczenie 3



W wyniku analizy stwierdzono, że pewien związek zawiera wagowo 38,76% chloru oraz 61,24% tlenu. Na podstawie powyższych danych, ustal i podaj ten wzór. W obliczeniach zastosuj masy atomowe pierwiastków z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.

Ćwiczenie 4



Bezwodny węgiel sodu jest powszechnie wykorzystywany w chemii organicznej jako środek suszący. Po suszeniu warstwy organicznej otrzymano hydrat, w którym zawartość procentowa sodu wynosiła 19,83%. Ustal wzór rzeczywisty tego hydratu.

Ćwiczenie 5



Pewien związek zawiera wagowo 40% węgla, $x\%$ tlenu oraz 6,7% wodoru. Masa molowa tego związku wynosi $180 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Na podstawie podanych informacji ustal wzór rzeczywisty tego związku.

Ćwiczenie 6



W wyniku reakcji glinu z tlenem, zużyto 64,59 grama glinu i otrzymano 122 gramów związku. Wyznacz wzór rzeczywisty otrzymanego związku.

Ćwiczenie 7



Pewien węglowodór nienasycony (alkin) uległ całkowitemu spalaniu, w wyniku czego otrzymano 51,33 grama CO_2 i 16,85 grama H_2O . Wyznacz wzór empiryczny tego związku.

Ćwiczenie 8



W wyniku spalania pewnego związku organicznego o masie 100 gramów, otrzymano 137,5 gramów tlenku węgla(IV) i 112,5 grama wody. Na podstawie danych, ustal właściwy wzór związku i podaj przykład związku, którego wzór rzeczywisty ma taką postać.

Dla nauczyciela

Scenariusz zajęć

Autor: Aleksandra Marszałek-Harych, Krzysztof Błaszczak

Przedmiot: chemia

Temat: Ustalanie wzorów empirycznych i rzeczywistych – ćwiczenia

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

I. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń:

4) ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego (nieorganicznego i organicznego) na podstawie jego składu (wyrażonego np. w procentach masowych) i masy molowej.

Zakres rozszerzony

I. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń:

5) ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego (nieorganicznego i organicznego) na podstawie jego składu (wyrażonego np. w procentach masowych) i masy molowej.

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:

- przedstawia skład atomowy na podstawie wzorów cząsteczkowych i wzorów empirycznych;
- wyznacza ze wzoru empirycznego i masy molowej wzór rzeczywisty związku chemicznego i odwrotnie;
- ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego na podstawie wyników analizy elementarnej.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna.

Metody i techniki nauczania:

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

Forma pracy:

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

Środki dydaktyczne:

- komputery z głośnikami i słuchawkami/smartfony/tablety z dostępem do Internetu;
- podręczniki tradycyjne;
- zasoby multimedialne zawarte w e-materiale;
- rzutnik multimedialny;
- tablica interaktywna/tablica i kreda.

Przebieg zajęć

Faza wstępna:

1. Zaciekawienie i dyskusja. Nauczyciel zadaje uczniom przykładowe pytanie: W jaki sposób przedstawia się związki chemiczne? – trwa dyskusja.
2. Rozpoznawanie wiedzy wyjściowej uczniów. Burza mózgów i dyskusja wokół pytań nauczyciela – Czym jest wzór i czego na jego podstawie można się dowiedzieć? Jakie znacie przykłady wzorów? Moderator zapisuje na tablicy odpowiedzi uczniów dotyczące rodzajów wzorów chemicznych.

3. Opowieść o benzenie. Badany skład ukazywał stosunek C do H jak 1:1, jak to się ma do znanego wzoru sumarycznego benzenu – dyskusja.
4. Ustalenie celów lekcji. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami ustala cele lekcji, które uczniowie zapisują w portfolio.

Faza realizacyjna:

1. Uczniowie mają za zadanie podać różnicę między wzorem rzeczywistym a empirycznym. W tym celu prowadzący podaje im przykład związku chemicznego, np. wody i wody utlenionej.
2. Nauczyciel wyświetla na tablicy interaktywnej film samouczek – ustalanie wzorów empirycznych i rzeczywistych.
3. Nauczyciel rozdaje uczniom karty pracy – praca w parach. Uczniowie mają za zadanie je uzupełnić, rozwiązując kolejno zadania tam zawarte. Uczniowie w trakcie pracy mogą korzystać z analizy przykładów zawartych w e-materiale. Nauczyciel monitoruje przebieg pracy uczniów i wspiera ich, wyjaśniając niezrozumiałe kwestie. Po rozwiązaniu każdego zadania chętni uczniowie podają odpowiedzi do zadań na forum klasy.
4. Uczniowie samodzielnie sprawdzają swoją wiedzę, wykonując ćwiczenia zawarte w e-materiale – „Sprawdź się”.

Faza podsumowująca:

1. Nauczyciel sprawdza wiedzę uczniów zadając przykładowe pytania: o czym mówi wzór empiryczny? Co to jest wzór rzeczywisty? Czym się różnią od siebie skład procentowy związku chemicznego, stosunek procentowy i stosunek masowy?
2. Jako podsumowanie lekcji nauczyciel może wykorzystać zdania do uzupełnienia, które uczniowie zamieszczają w swoim portfolio:
 - Dziś nauczyłem/łam się...
 - Zrozumiałem/łam, że...
 - Zaskoczyło mnie...
 - Dowiedziałem/łam się...
 - Łatwe było dla mnie...
 - Trudne było dla mnie...

Praca domowa:

Uczniowie wykonują pozostałe ćwiczenia w e-materiale – „Sprawdź się”.

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:

Film samouczek może być wykorzystany do nauczania się przez uczniów sposobów obliczeń przy wykonywaniu ćwiczeń w e-materiale, przygotowując się do sprawdzianu czy też dla uczniów nieobecnych na lekcji.

Materiały pomocnicze:

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

- O czym mówi wzór empiryczny?
- Co to jest wzór rzeczywisty?
- Czym się różnią od siebie skład procentowy związku chemicznego, stosunek procentowy i stosunek masowy?

2. Karta pracy:

Plik o rozmiarze 67.88 KB w języku polskim