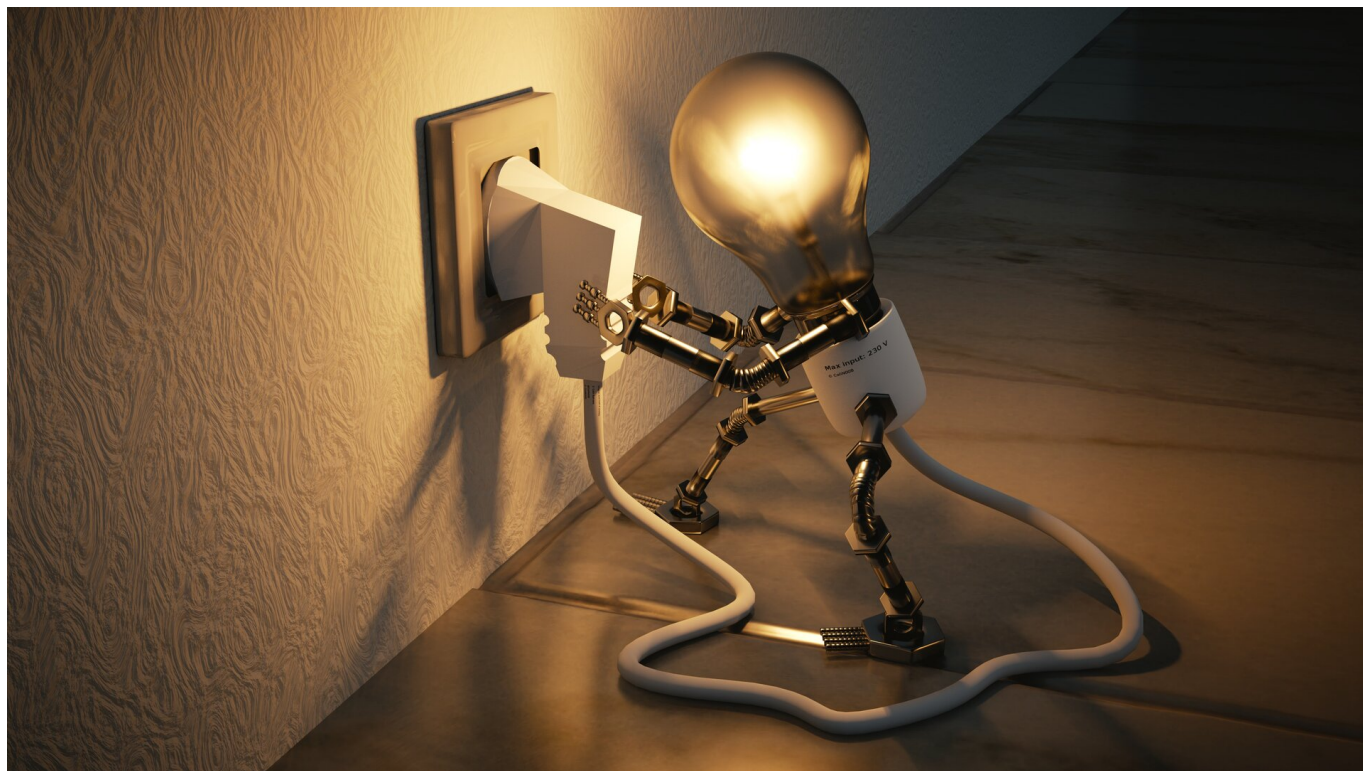
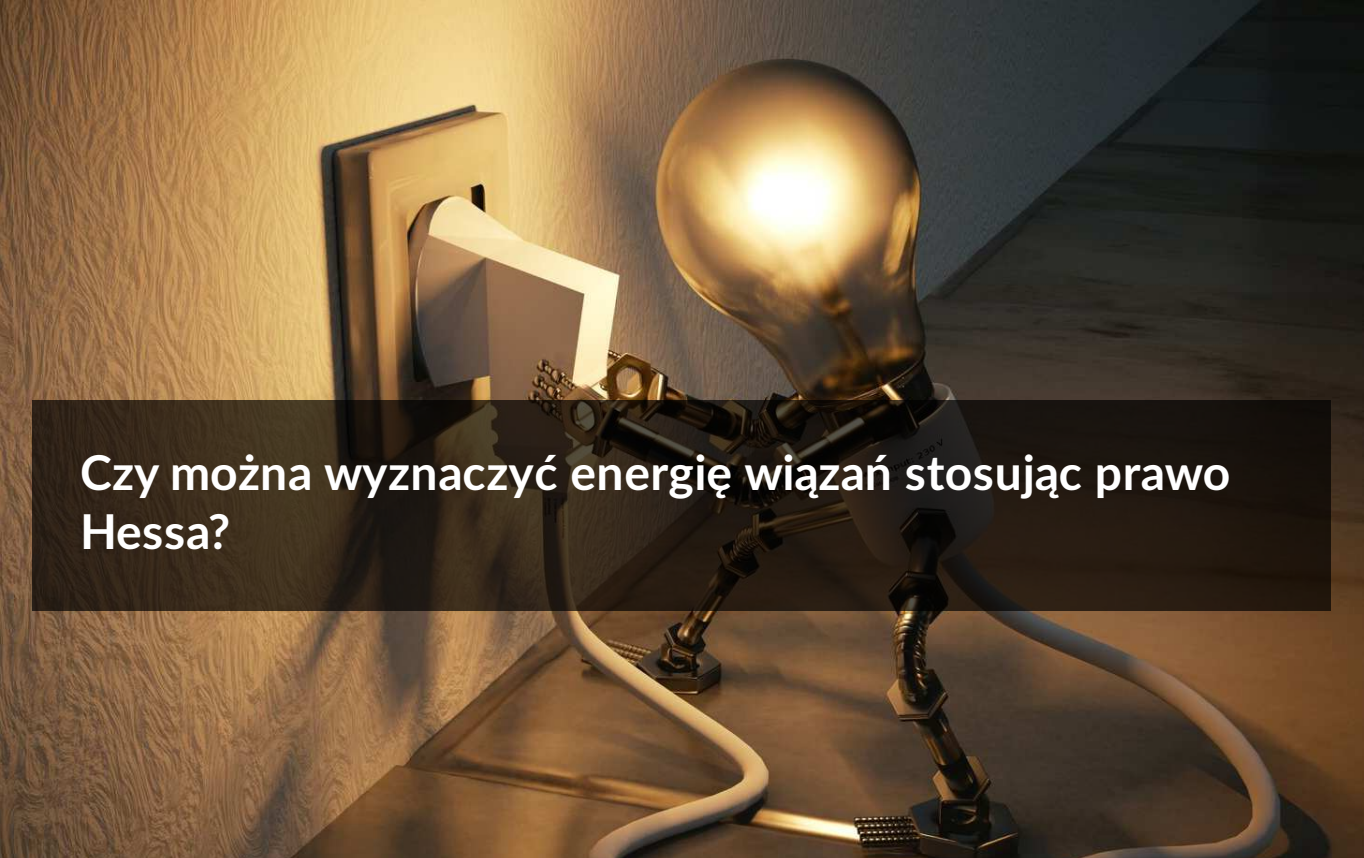




Czy można wyznaczyć energię wiązań stosując prawo Hessa?

- [Wprowadzenie](#)
- [Przeczytaj](#)
- [Film samouczek](#)
- [Sprawdź się](#)
- [Dla nauczyciela](#)



Czy można wyznaczyć energie wiązań stosując prawo Hessa?

Energia może zmieniać swoją postać, ale nie może być tworzona ani niszczona. Przykładem tego jest przekształcenie energii skumulowanej w węglu (energii chemicznej) w energię elektryczną.

Źródło: dostępny w internecie: www.pixabay.com, domena publiczna.

Prawo Hessa, sformułowane w 1840 r. przez Germana Hessa, mówi, że:

Ciepło reakcji chemicznej przebiegającej w stałej objętości lub pod stałym ciśnieniem nie zależy od tego, jaką drogą przebiega reakcja, a jedynie od stanu początkowego i końcowego.

Czy na podstawie tej tezy możliwe jest obliczenie średnich energii wiązań chemicznych?

Twoje cele

- Przeanalizujesz średnią między energią poszczególnych wiązań chemicznych w cząsteczkach, które biorą udział w reakcji chemicznej, a entalpią tej reakcji.
- Obliczysz entalpię reakcji.
- Zastosujesz średnie energie wiązań do wyznaczenia entalpii reakcji oraz wartość entalpii reakcji do wyznaczenia średnich energii wiązań.

Przeczytaj

Prawo Hessa

Prawo Hessa to podstawowe prawo termochemii, wg którego ciepło reakcji chemicznej, przebiegającej w warunkach izochorycznych lub izobarycznych, gdy układ wykonuje tylko pracę objętościową, nie zależy od stanów pośrednich, tj. od drogi reakcji, a tylko od początkowego i końcowego stanu układu i jest równe sumie algebraicznej efektów cieplnych poszczególnych etapów reakcji.

Prawo Hessa pozwala zatem obliczać ciepło reakcji chemicznej, którego nie można zmierzyć bezpośrednio, gdy są znane takie wartości – jak entalpia tworzenia lub spalania poszczególnych reagentów – odnoszące się do stanu standardowego – temperatury 25 °C, ciśnienia 1013,25 hPa.

Energia wiązań a entalpia reakcji

Energia wiązań to średnia energia potrzebna do zerwania wiązania i przekształcenia cząsteczki gazowego związku chemicznego w obojętne atomy. Energię wiązań wyznacza się w odniesieniu do 1 mola wiązań.

Energia wiązania to taka, którą trzeba dostarczyć, aby zerwać wiązanie chemiczne, więc przyjmuje ona wartości dodatnie i wyrażana jest zazwyczaj w jednostkach $\frac{\text{kJ}}{\text{mol wiązań}}$.

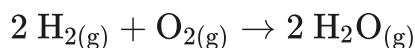
Ważne!

Jednym ze sposobów na obliczenie entalpii reakcji jest wykorzystanie energii wiązań.

Chcąc rozdzielić cząsteczkę gazowego związku AB na atom A i atom B , musimy dostarczyć energii potrzebnej na rozerwanie wiązania – jest ona pochłaniana przez układ, a zmiana entalpii jest większa od zera. Wynika stąd, że jeżeli tworzymy cząsteczkę AB , to energia jest wydzielana (zmiana entalpii jest mniejsza od zera).

Obliczenia

Metodę tę wykorzystamy do obliczenia standardowej entalpii reakcji ΔH° , zachodzącej pomiędzy wodorem a tlenem w tzw. mieszaninie piorunującej. Jej nazwa nawiązuje do posiadanych właściwości wybuchowych. Po jej zapaleniu następuje gwałtowne spalanie wodoru (wybuch), a produktem tej reakcji jest para wodna:



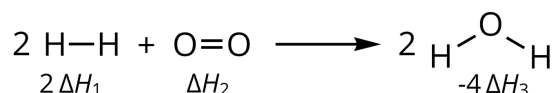
Entalpię można obliczyć korzystając z entalpii tworzenia lub spalania poszczególnych reagentów lub wykorzystując średnie energie poszczególnych wiązań chemicznych.

Zgodnie z **prawem Hessa**, które głosi, że zmiana entalpii reakcji nie zależy od drogi reakcji, lecz od **stanu początkowego i stanu końcowego**, energie tych dwóch sposobów otrzymywania wody są bardzo zbliżone. W takim razie jeśli będziemy znali **entalpię** wyliczoną na podstawie energii wiązań, to będzie ona równa entalpii reakcji wodoru z tlenem.

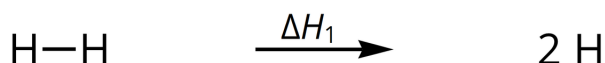
Poniżej podane są średnie energie wiązań, czyli porcje energii niezbędne do rozerwania 1 mola danych wiązań, w przypadku ich występowania w cząsteczkach w gazowym stanie skupienia:

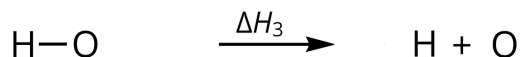
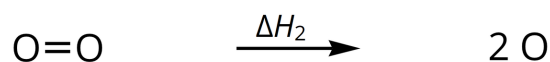
wiązanie	energia $\left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$
H—H	$\Delta H_1 = 436$
O = O	$\Delta H_2 = 499$
O—H	$\Delta H_3 = 465$

W przedstawionym poniżej schemacie powstawania wody dochodzi do rozerwania **dwóch** moli wiązań w cząsteczkach wodoru oraz **jednego** mola wiązań w cząsteczkach tlenu. W wyniku reakcji powstają **cztery** mole wiązań O—H (w powstałych dwóch molach cząsteczek wody).



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





Zgodnie z prawem Hessa, entalpia reakcji pomiędzy wodorem a tlenem, wyliczona przy pomocy entalpii tworzenia czy entalpii spalania, powinna mieć zbliżoną wartość do zmiany entalpii, wynikającej z rozerwania i powstania nowych wiązań.

Nie będzie ona taka sama, ponieważ energia danego wiązania, którą możesz znaleźć w tabelach chemicznych, to energia będąca uśrednieniem energii tego wiązania w różnych cząsteczkach chemicznych – a więc w zależności od otoczenia, energie wiązań między tymi samymi atomami będą się nieco różnić.

Przykładowo wiązanie O—H, występujące w cząsteczce wody, będzie miało tak naprawdę nieznacznie inną energię od wiązania O—H w cząsteczce metanolu.

Pomimo tego zastrzeżenia, otrzymana wartość entalpii reakcji obliczona ze średnich energii wiązań powinna być bliska wartości oczekiwanej. Wzór, który pozwala na wyznaczenie entalpii reakcji przy użyciu tabelaryzowanych energii wiązań chemicznych, wygląda dla omawianego schematu reakcji tworzenia wody następująco:

$$\Delta H = 2\Delta H_1 + \Delta H_2 - 4\Delta H_3$$

$$\Delta H = 2 \cdot 436 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} + 499 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 4 \cdot 465 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -489 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Entalpia tej reakcji, wyznaczona w oparciu o energię wiązań, jest równa $-489 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$.

Teraz obliczmy entalpię tej reakcji, korzystając z molowej entalpii tworzenia poszczególnych reagentów (dla cząsteczek wodoru i tlenu będzie ona równa zero, ponieważ dokładnie tyle wynosi entalpia tworzenia dla pierwiastków w stanie najtrwalszym). Dla wody molowa entalpia tworzenia w stanie gazowym wynosi $-241,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$.

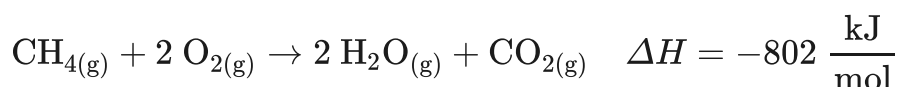
$$\Delta H = 2\Delta H_{\text{tw H}_2\text{O}} - 2\Delta H_{\text{tw H}_2} - \Delta H_{\text{tw O}_2}$$

$$\Delta H = 2 \cdot -241,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 2 \cdot 0 - 0 = -483,2 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Jak widzisz, entalpia reakcji wyliczona przy pomocy energii wiązań nieznacznie różni się od tej wyliczonej przy użyciu entalpii tworzenia. Jest to jednak różnica znikoma, wynikająca z uśrednienia energii wiązań. Można więc powiedzieć, że prawo Hessa znajduje tutaj swoje zastosowanie.

Ćwiczenie 1

Na podstawie entalpii poniższej reakcji oraz podanych energii wiązań, wyznacz energię wiązania C = O w cząsteczce CO₂.



wiązanie	energia $\left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$
C—H	$\Delta H_1 = 415$
O = O	$\Delta H_2 = 499$
O—H	$\Delta H_3 = 465$

Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszyte do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Słownik

warunki izochoryczne

warunki, w których panuje stała objętość

warunki izobaryczne

warunki, w których panuje stałe ciśnienie

standardowa entalpia spalania

ciepło, które wydziela się w trakcie całkowitego spalania 1 mola danego związku chemicznego w czystym tlenie w warunkach standardowych (ciśnienie 1 atm, temperatura 298 K)

Bibliografia

Atkins P., Paula J., *Chemia fizyczna*, PWN, Warszawa, 2015.

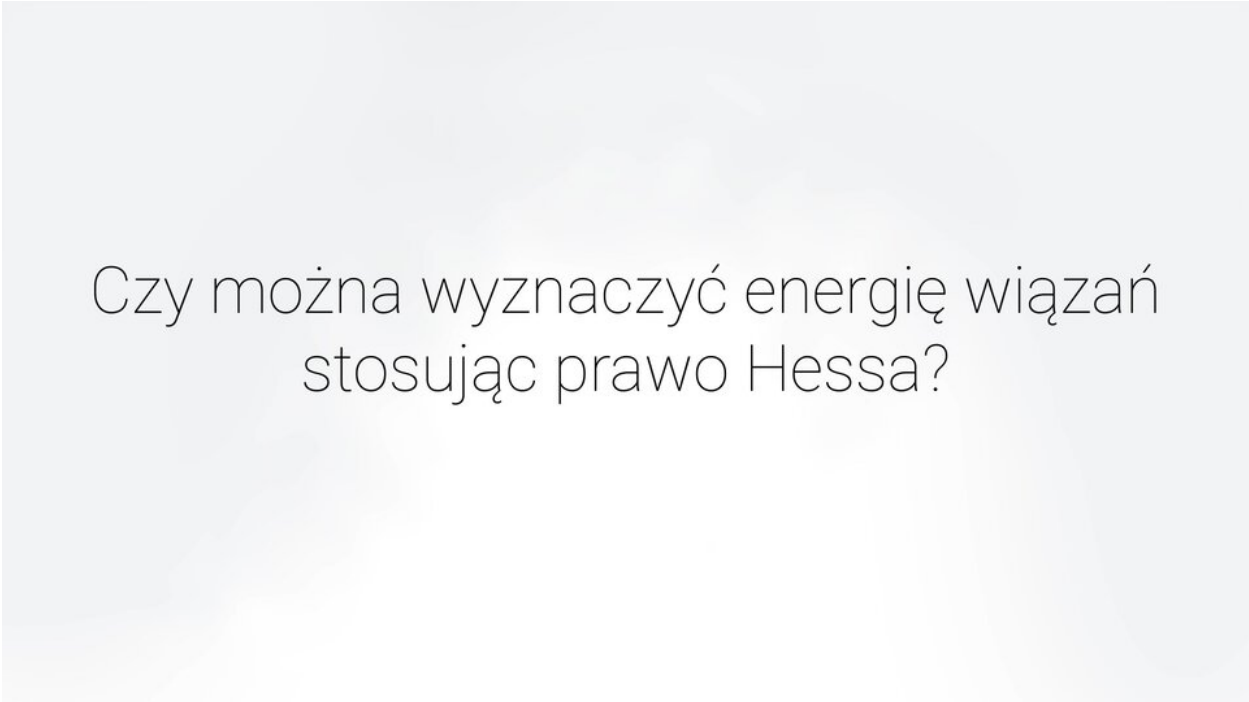
Atkins P., *Podstawy chemii fizycznej*, PWN, Warszawa 1999.

Krzeczkowska M., Loch J., Mizera A., *Repetytorium chemia. Liceum – poziom podstawowy i rozszerzony*, Wydawnictwo Szkolne PWN, Warszawa – Bielsko-Biała 2010.

Film samouczek

Polecenie 1

Zapoznaj się z filmem, a następnie wykonaj ćwiczenia.



Czy można wyznaczyć energię wiązań
stosując prawo Hessa?

Film dostępny pod adresem </preview/resource/R1BLewknoxGKN>

Film samouczek pt. „Czy można wyznaczyć energię wiązań stosując prawo Hessa?”

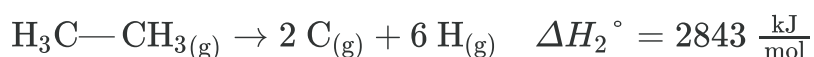
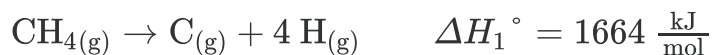
Źródło: GroMar Sp. z o.o., Piotr Dzwoniarek, licencja: CC BY-SA 3.0.

Film nawiązujący do treści materiału dotyczącej wyznaczania energii wiązań na podstawie prawa Hessa.

Ćwiczenie 1

Rozwiąż zadanie.

Znając efekty energetyczne następujących reakcji:



oszacuj energię wiązania C—C.

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 2

Rozwiąż zadanie.

Poniżej przedstawiono wartości energii wiązań O—H, N—H i O=O oraz wartość standardowej molowej entalpii reakcji spalania amoniaku:

$$\begin{aligned} E_{\text{O}-\text{H}} &= 4,84 \text{ [eV]} & E_{\text{N}-\text{H}} &= 4,05 \text{ [eV]} & E_{\text{O}=\text{O}} &= 5,13 \text{ [eV]} \\ \Delta H_{\text{sp NH}_3}^\circ &= -327,25 \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right] \\ 1 \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right] &= 1,036 \cdot 10^{-2} \text{ [eV]} \end{aligned}$$

Na podstawie przedstawionych wyżej danych, oblicz energię wiązania N≡N (w eV).

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:   

Ćwiczenie 1



Wybierz poprawne dokończenie zdania.

Jeżeli cząsteczkę AB chcemy rozdzielić na atom A i atom B , musimy dostarczyć energii potrzebnej na rozerwanie wiązania – energia jest pochłaniana przez układ, a zmiana entalpii jest:

☐ równa zero.

☐ większa od zera.

☐ mniejsza od zera.

Ćwiczenie 2



Określ, czy poniższe zdania są prawdziwe, czy fałszywe.

Zdanie	Prawda	Fałsz
Energia wiązań to średnia energia potrzebna do zerwania wiązania i przekształcenia cząsteczki gazowego związku chemicznego w obojętne atomy. Energię wiązań wyznacza się w odniesieniu do 1 mola wiązań.	☐	☐
Jednym ze sposobów na obliczenie entalpii reakcji jest wykorzystanie energii wiązań.	☐	☐
Prawo Hessa mówi, że zmiana entalpii reakcji jest ściśle zależna od drogi tej reakcji.	☐	☐

Ćwiczenie 3



Poniżej podano treść dwóch praw termochemicznych. Wstaw nazwiska autorów tych praw.

Treść	Prawo
Efekt cieplny danej reakcji i efekt cieplny reakcji przebiegającej w kierunku przeciwnym różni się tylko znakiem.	
Niezależnie od tego, czy reakcja chemiczna przebiega od stanu początkowego do stanu końcowego bezpośrednio, czy przez reakcje pośrednie, całkowity efekt cieplny reakcji jest w obu przypadkach taki sam.	

Ćwiczenie 4



Korzystając z energii wiązań, określ, czy reakcja uwodornienia etenu jest reakcją egzotermiczną.

wiązanie	energia wiązania
$\text{C} = \text{C}$	$612 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
$\text{C} - \text{C}$	$348 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
$\text{C} - \text{H}$	$415 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
$\text{H} - \text{H}$	$436 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

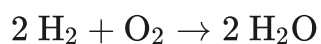
Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszyte do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 5



Entalpia reakcji powstawania pary wodnej:



wynosi:

$$\Delta H = -489 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Oblicz, ile równa jest średnia wartość energii wiązania $\text{O} = \text{O}$, wiedząc, że średnie energie wiązań $\text{H} - \text{O}$, $\text{H} - \text{H}$ są równe kolejno: 465 i 436 $\left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$

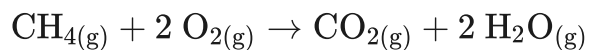
Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 6



Oblicz, ile wynosi średnia energia wiązania C—H w metanie, korzystając ze znajomości entalpii poniższej reakcji spalania metanu oraz zawartej w tabeli średniej energii wiązań.



$$\Delta H = -802 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

wiązanie	energia wiązania
C = O	$742 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
H—O	$465 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
O = O	$499 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszyte do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.



Wyznacz entalpię reakcji chlorowania etynu do otrzymania 1,1,2,2-tetrachloroetanu.

wiązanie	energia wiązania
$\text{C} \equiv \text{C}$	$838 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
$\text{C} = \text{C}$	$612 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
$\text{C} - \text{C}$	$348 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
$\text{C} - \text{H}$	$415 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
$\text{C} - \text{Cl}$	$243 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$
$\text{C} - \text{Cl}$	$397 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 8



Na podstawie podanych poniżej wartości średnich energii wiązań, oblicz, ile jest równa entalpia reakcji syntezy chlorowodoru z pierwiastków.

- $E_{\text{Cl}-\text{Cl}} = 243 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}};$
- $E_{\text{H}-\text{Cl}} = 432 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}};$
- $E_{\text{H}-\text{H}} = 436 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}.$

Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Dla nauczyciela

Scenariusz zajęć

Autor: Krzysztof Błaszczak

Przedmiot: chemia

Temat: Czy można wyznaczyć energię wiązań stosując prawo Hessa?

Grupa docelowa: III etap edukacyjny, liceum ogólnokształcące, technikum

Podstawa programowa:

Zakres rozszerzony

IV. Kinetyka i statyka chemiczna. Energetyka reakcji chemicznych. Uczeń:

12) stosuje prawo Hessa do obliczeń efektów energetycznych przemian na podstawie wartości standardowych entalpii tworzenia i standardowych entalpii spalania

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 średnią między energią poszczególnych wiązań chemicznych w cząsteczkach, które biorą udział w reakcji chemicznej, a entalpią tej reakcji;
- oblicza entalpię reakcji;
- stosuje średnie energie wiązań do wyznaczenia entalpii reakcji oraz wartość entalpii reakcji do wyznaczenia średnich energii wiązań.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna.

Metody i techniki nauczania:

- film samouczek;

- analiza materiału źródłowego;
- ćwiczenia uczniowskie;
- bateria.

Formy pracy:

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

Środki dydaktyczne:

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

Przebieg zajęć

Faza wstępna:

1. Rozpoznanie wiedzy wyjściowej uczniów. Uczniowie przypominają z lekcji poprzedniej treść prawa Hessa.
2. Ustalenie celów lekcji. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami ustala cele lekcji, które uczniowie zapisują na kartkach i gromadzą w portfolio.

Faza realizacyjna:

1. Uczniowie analizują treści w e-materiale w sekcji „Przeczytaj” dotyczące prawa Hessa i energii wiązań. Konfrontują treść prawa podanego w fazie wstępnej. Uczniowie powinni rozważyć, czy dane wiązanie w każdym typie związku będzie miało tę samą wartość – np. wiązanie C—H w kwasie mrówkowym i metanie mają różne choć bliskie sobie wartości; a więc powinni wspólnie wywnioskować, że energie wiązań są to energie uśrednione i że entalpia wyliczona na ich podstawie może nie być tak dokładna jak na podstawie entalpii innych reakcji. Szukają również odpowiedzi na pytania: Jak wyjaśnić pojęcie energii wiązań? Jak energię wiązań można wykorzystać do obliczenia entalpii reakcji? Po wyznaczonym czasie chętni/wybrani uczniowie udzielają odpowiedzi na pytania, a pozostali uczniowie i nauczyciel weryfikują poprawność merytoryczną odpowiedzi. Nauczyciel ewentualnie wyjaśnia niezrozumiałe kwestie.
2. Nauczyciel wyświetla na tablicy multimedialnej film samouczek. Uczniowie zwracają uwagę na to, jak z wykorzystaniem prawa Hessa można obliczyć energię wiązań. Po projekcji filmu nauczyciel proponuje uczniom do wykonania ćwiczenie 1 w e-materiale w sekcji „Przeczytaj”. Po wyznaczonym czasie chętny uczeń podchodzi do tablicy

i zapisuje rozwiązanie zadania. Pozostali uczniowie i nauczyciel weryfikują poprawność merytoryczną proponowanego rozwiązania.

3. Nauczyciel zapowiada uczniom, że będą rozwiązywać ćwiczenia nr 5–8 zawarte w e-materiale w sekcji „Sprawdź się”. Nauczyciel może wyświetlić treść poleceń na tablicy multimedialnej. Uczniowie wykonują zadania w parach. Po ustalonym czasie wybrani uczniowie z danej pary przedstawiają odpowiedzi/prezentują rozwiązanie na tablicy, a pozostali uczniowie wspólnie ustosunkowują się do nich. Nauczyciel w razie potrzeby koryguje odpowiedzi, dopowiada istotne informacje, udziela uczniom informacji zwrotnej.
4. Prowadzący zapowiada uczniom, że w kolejnym kroku będą rozwiązywać ćwiczenia nr 1–4 z sekcji „Sprawdź się”. Każdy z uczniów wykonuje ćwiczenia samodzielnie. Po ustalonym czasie wybrani uczniowie przedstawiają rozwiązania. Nauczyciel w razie potrzeby koryguje odpowiedzi, dopowiada istotne informacje, udziela uczniom informacji zwrotnej. Ćwiczenia, których uczniowie nie zdążą wykonać podczas lekcji, mogą być zlecone do wykonania w ramach pracy domowej.

Faza podsumowująca:

1. Uczniowie na planszy z narysowaną baterią i zaznaczonymi poziomami jej naładowania, np. co 5–10% zaznaczają małymi samoprzylepnymi kolorowymi karteczkami, w jakim stopniu opanowali zagadnienia wynikające z zamierzonych do osiągnięcia celów lekcji. W przypadku, gdy bateria nie jest naładowana w 100%, zastanawiają się w jaki sposób podnieść swój poziom posiadanej wiedzy?

Praca domowa:

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

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:

Film samouczek może być wykorzystany przez nauczyciela również w ramach metody lekcji odwróconej. Uczniowie multimedium mogą wykorzystać podczas przygotowania się do lekcji lub pracy kontrolnej, a uczniowie nieobecni na lekcji – do uzupełnienia luk kompetencyjnych.

Materiały pomocnicze:

Nauczyciel przygotowuje planszę z narysowaną baterią i zaznaczonymi poziomami jej naładowania, np. co 5–10% do oceny stopnia opanowania zagadnień oraz małe samoprzylepne kolorowe karteczki dla uczniów.