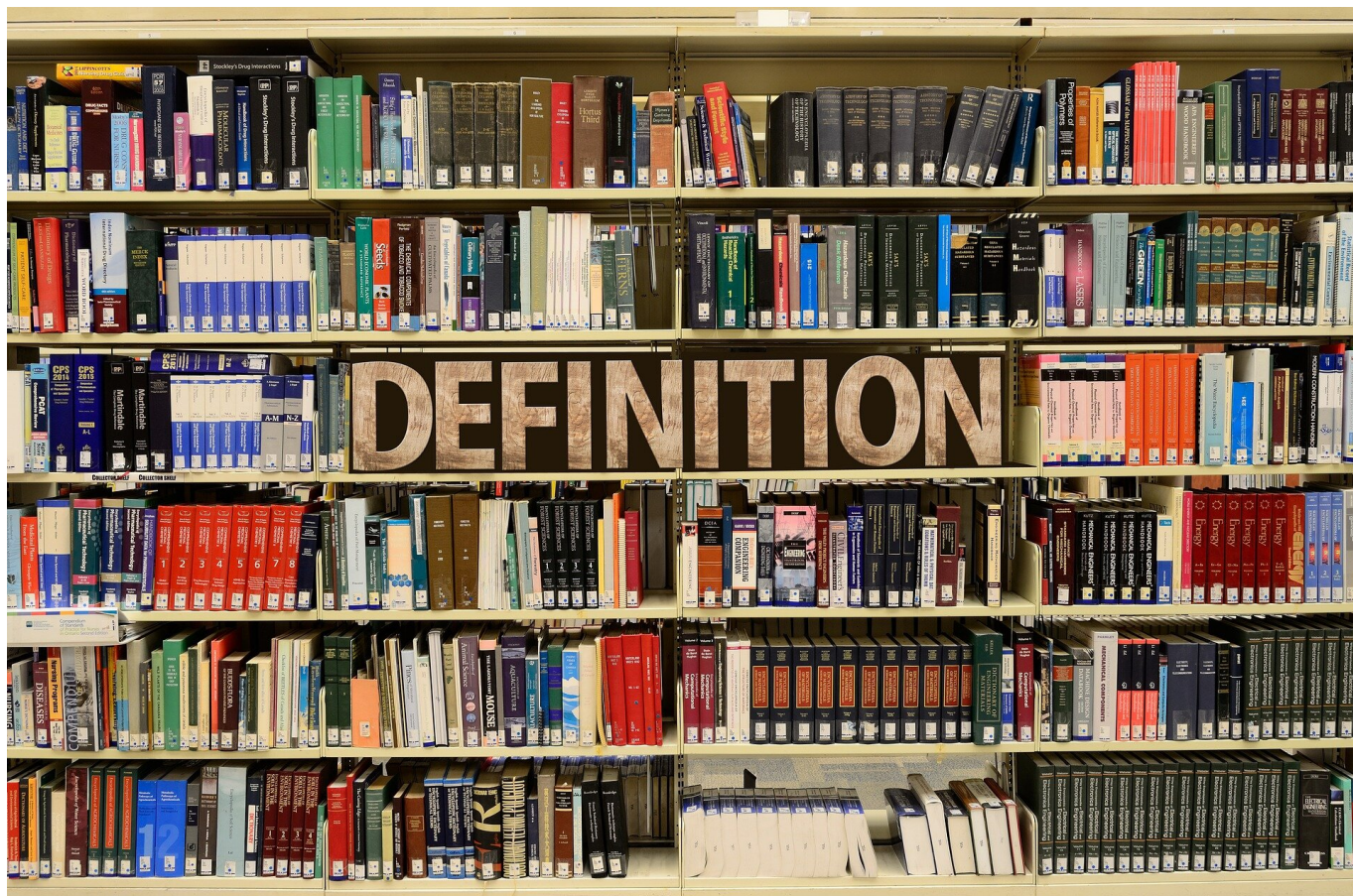
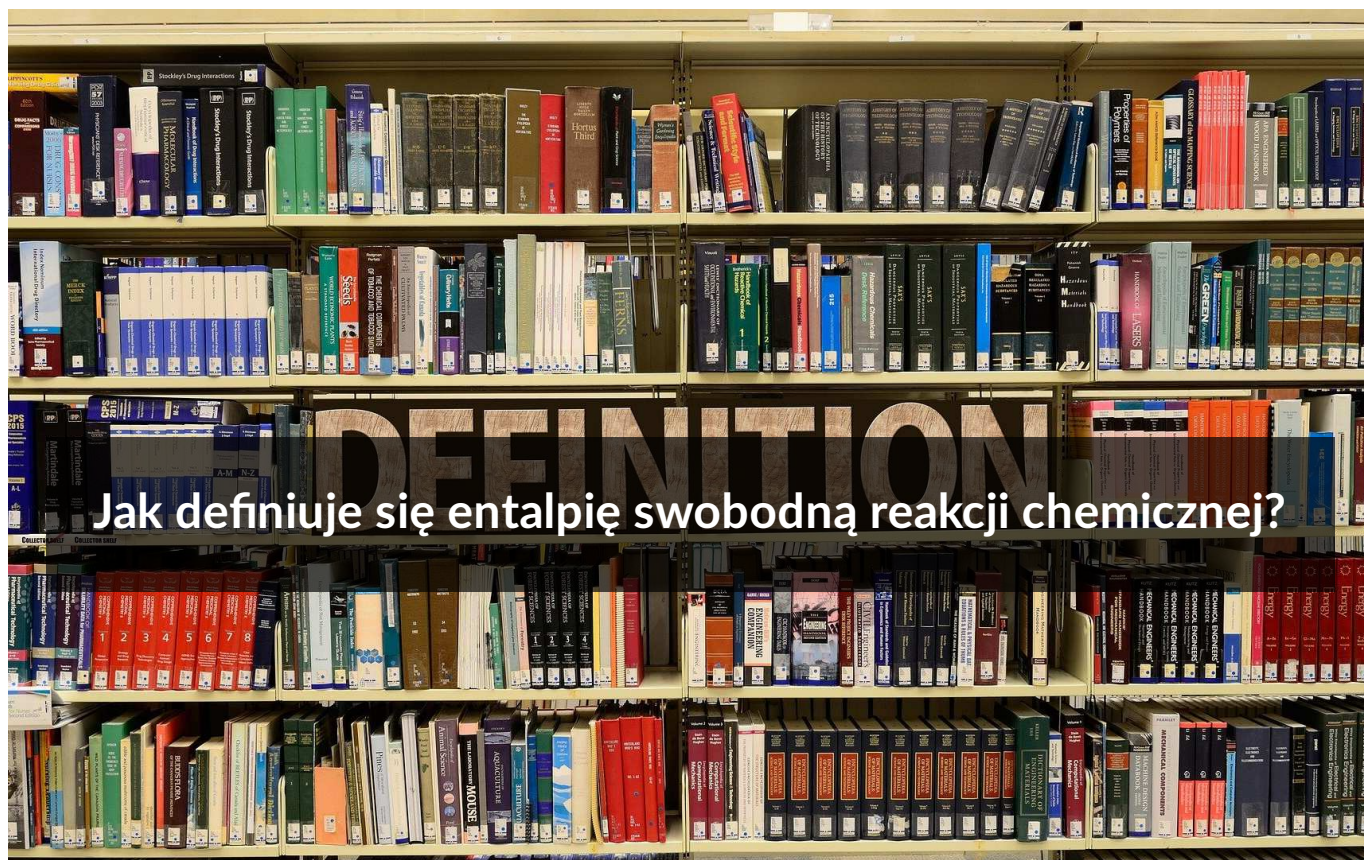




Jak definiuje się entalpię swobodną reakcji chemicznej?

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



Entalpia swobodna reakcji jest wielkością pozwalającą przewidzieć, czy dany proces bądź reakcja zajdzie samorzutnie.

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

Wokół nas zachodzi wiele procesów fizycznych i chemicznych. Przyjmujemy to jako fakt, bez zastanawiania się dlaczego te procesy zachodzą. Do tych pojęć zalicza się m.in.: typ reakcji chemicznej, stałą równowagi reakcji chemicznej oraz np. pojęcia związane z termodynamiką: entalpię reakcji, entropię reakcji oraz entalpię swobodną reakcji. Zastanówmy się nad jednym z nich – nad entalpią reakcji chemicznej. Jaka jest jej definicja? Do czego może zostać wykorzystana?

Twoje cele

- Zdefiniujesz entalpię swobodną reakcji chemicznej.
- Zaproponujesz, w jakim celu można wykorzystać entalpię swobodną reakcji chemicznej.
- Dowiesz się, co wspólnego ma zmiana entalpii swobodnej z kierunkiem przebiegu reakcji chemicznej.

Przeczytaj

Przyglądając się dokładniej naszemu otoczeniu, możemy dostrzec, że wokół nas zachodzą takie procesy jak parowanie, topnienie, krzepnięcie, spalanie czy też sublimacja.

Jeździmy samochodem, ponieważ dochodzi do reakcji spalania paliwa, co dostarcza energię potrzebną do napędzenia samochodu. Zimą obserwujemy sublimację szronu z szyb samochodu (zmiana lodu w parę wodną). O tej porze roku obserwujemy także zamarzanie wody w rzekach. Wiosną natomiast dochodzi do topnienia kry (lodu) na rzekach. Latem powszechnym procesem jest parowanie, czyli zmiana rosy w parę wodną.

Dlaczego zatem latem nie dochodzi do krzepnięcia wody, jedynie zimą proces ten zachodzi samorzutnie?

Wielkością pozwalającą przewidzieć czy dany proces bądź reakcja zajdzie samorzutnie jest entalpia swobodna reakcji.

Ważne!

Istnieją jeszcze dwie wielkości fizyczne, które podpowiadają, czy dany proces zachodzi samorzutnie czy nie - entalpia oraz entropia.

Generalnie określamy, że czynnikami sprzyjającymi samorzutnemu zajściu reakcji chemicznej jest wydzielenie energii, a więc ujemna entalpia (ΔH) reakcji oraz wzrost entropii (S).

Moglibyśmy zacząć zastanawiać się, który z tych czynników jest ważniejszy i ma większy wpływ na samorzutność procesu. Na przykład entalpia tworzenia wody ciekłej z gazowych reagentów jest ujemna ($-285,83 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$), ale w czasie reakcji dochodzi do spadku entropii w układzie ($-162,92 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}}$). Oczywiście jednocześnie zachodzi duży wzrost entropii otoczenia. Reakcja jednak zachodzi samorzutnie.

Z pomocą przychodzi pojęcie **entalpii swobodnej**, która łączy w sobie wpływ zmiany entalpii i entropii reakcji.

Entalpia swobodna reakcji chemicznej

Entalpia swobodna reakcji $\Delta_r G$ to zmiana entalpii swobodnej układu, która zaszła w wyniku reakcji chemicznej w [warunkach izotermiczno-izobarycznych](#). W wyniku zajścia reakcji chemicznej dochodzi do zmiany entalpii i entropii układu. Entalpię swobodną reakcji

definiuje się jako różnicę zmiany entalpii ($\Delta_r H$) i iloczynu temperatury (T) oraz zmiany entropii układu ($\Delta_r S$):

$$\Delta_r G = \Delta_r H - T \cdot \Delta_r S$$

gdzie:

- $\Delta_r G$ – zmiana entalpii swobodnej $\left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$;
- $\Delta_r H$ – zmiana entalpii $\left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$;
- T – temperatura w skali bezwzględnej [K];
- $\Delta_r S$ – zmiana entropii $\left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right]$.

Znając zmianę entalpii swobodnej reakcji, można określić kierunek jej przebiegu.



Jeżeli:

- $\Delta_r G < 0$ – reakcja zachodzi samorzutnie, gdy w wyniku jej przebiegu następuje zmniejszenie się entalpii swobodnej. Reakcja przebiega „w prawo”: $A + B \rightarrow C$.
- $\Delta_r G = 0$ – układ jest w stanie równowagi (produkty znajdują się w równowadze z substratami), czyli reakcja zachodzi w obu kierunkach: $A + B \rightleftharpoons C$.
- $\Delta_r G > 0$ – reakcja nie zachodzi samorzutnie w kierunku tworzenia produktu C. Reakcja zachodzi samorzutnie w przeciwnym kierunku, czyli reakcja przebiega „w lewo”: $C \rightarrow A + B$.

Zatem o samorzutności procesu decyduje zmniejszająca się wartość entalpii swobodnej. Wartości $\Delta_r H$, $\Delta_r S$ oraz temperatury powinny być takie, aby wartość $\Delta_r G$ była ujemna.

czynnik entalpowy ΔH	czynnik entropowy ΔS	zmiana entalpii swobodnej ΔG	temperatura	proces
$\Delta H < 0$	$\Delta S > 0$	dla każdego ΔH i ΔS $\Delta G < 0$	dowolna	samorzutny – zachodzi dzięki zmianie entropii i entalpii we wszystkich temperaturach
$\Delta H < 0$	$\Delta S < 0$	$\Delta H > T \Delta S$ $\Delta G < 0$	niska	samorzutny tylko w niskich temperaturach – uwarunkowany wyłącznie zmianą entalpii

czynnik entalpowy ΔH	czynnik entropowy ΔS	zmiana entalpii swobodnej ΔG	temperatura	proces
		$\Delta G > 0$	wysoka	niesamorzutny
$\Delta H > 0$	$\Delta S > 0$	$\Delta G > 0$	niska	niesamorzutny
		$\Delta H < T \Delta S$ $\Delta G < 0$	wysoka	samorzutny tylko w wysokich temperaturach – uwarunkowany wyłącznie zmianą entropii
$\Delta H > 0$	$\Delta S < 0$	$\Delta G > 0$	dowolna	niesamorzutny – niezależnie od temperatury

Gdy w reakcji chemicznej biorą udział reagenty znajdujące się w [stanie standardowym](#), a reakcja przebiega w warunkach stałego ciśnienia i temperatury, można obliczyć zmianę standardowej entalpii swobodnej reakcji $\Delta_r G^\ominus$:

$$\Delta_r G^\ominus = \Delta_r H^\ominus - T \cdot \Delta_r S^\ominus$$

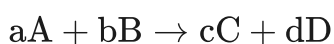
gdzie:

- $\Delta_r G^\ominus$ – $\Delta_r G^\ominus$ zmiana entalpii swobodnej $\left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right]$;
- $\Delta_r H^\ominus$ – zmiana entalpii $\left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}\right]$;
- T – temperatura w skali bezwzględnej [K];
- $\Delta_r S^\ominus$ – zmiana entropii $\left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}\cdot\text{K}}\right]$.

Należy pamiętać, że powyższy wzór można zastosować dla układów, w których substraty znajdujące się w stanie standardowym reagują dając produkty w stanie standardowym.

Zmianę standardowej entalpii swobodnej reakcji chemicznej można także zapisać jako różnicę sum iloczynów współczynników stechiometrycznych i zmian standardowych entalpii swobodnych tworzenia produktów oraz substratów.

Dla danej reakcji chemicznej:



$$\Delta_r G^\ominus = (c \cdot \Delta_{\text{tw}} G^\ominus_{\text{C}} + d \cdot \Delta_{\text{tw}} G^\ominus_{\text{D}}) - (a \cdot \Delta_{\text{tw}} G^\ominus_{\text{A}} + b \cdot \Delta_{\text{tw}} G^\ominus_{\text{B}})$$

Gdzie

- a, b, c i d oznaczają współczynniki stechiometryczne reagentów;
- $\Delta_r G^\ominus$ – standardowa entalpia swobodna reakcji $\left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$;
- $\Delta_{\text{tw}} G^\ominus$ – standardowa entalpia swobodna tworzenia danego produktu lub substratu $\left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$.

Słownik

stan standardowy

to czyste fazy substancji: stała, ciekła, gazowa (o właściwościach gazu doskonałego) pod ciśnieniem $p = 1013,25 \text{ hPa}$, w temperaturze $T = 298 \text{ K}$

warunki izotermiczno-izobaryczne

oznaczają stałą temperaturę i stałe ciśnienie ($T, p = \text{const.}$)

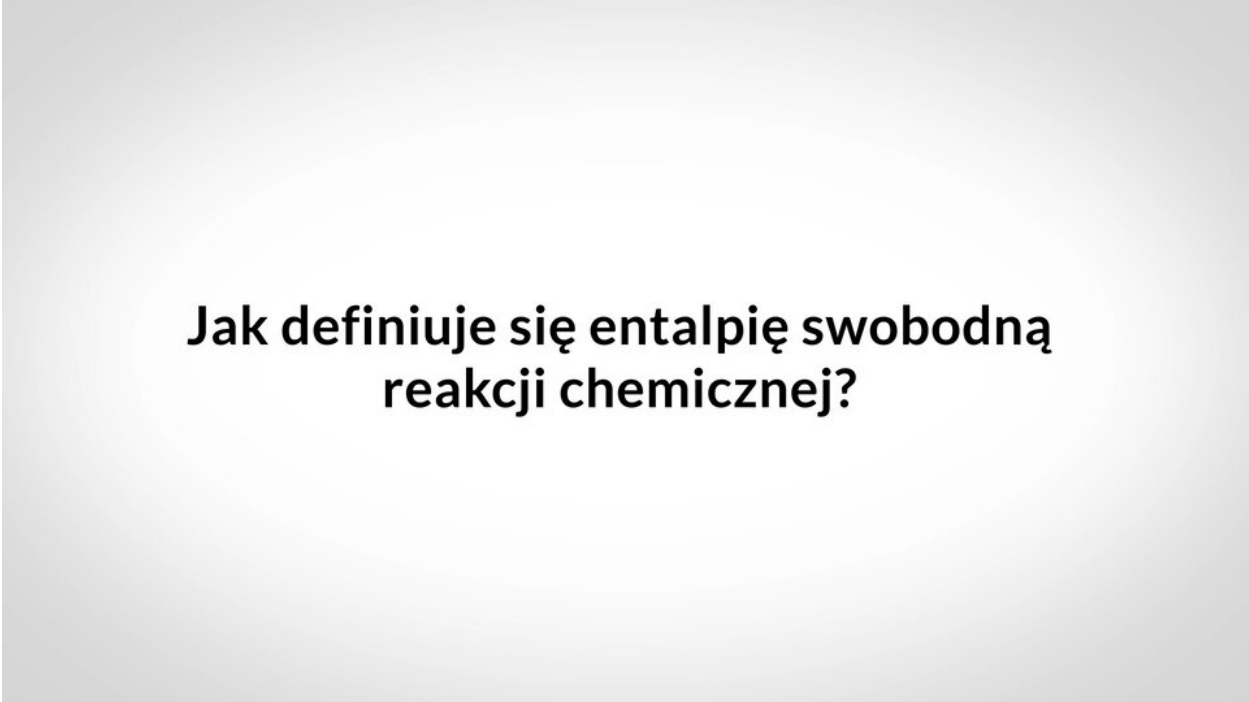
Bibliografia:

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

Film samouczek

Polecenie 1

Czy wiesz, czym jest entalpia swobodna reakcji chemicznej? Zapoznaj się z filmem samouczkiem, a następnie przetestuj swoją wiedzę, rozwiązując poniższe ćwiczenia.



**Jak definiuje się entalpię swobodną
reakcji chemicznej?**

Film dostępny pod adresem </preview/resource/RAnboiTVin8l0>

Film samouczek pt. *Jak definiuje się entalpię swobodną reakcji?*

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

Film nawiązujący do treści materiału – dotyczy definicji entalpii swobodnej.

Ćwiczenie 1

Zaznacz prawidłowe, dokończenie następującego zdania. Wyrażenie na standardową entalpię swobodną reakcji przy standardowych oznaczeniach ma postać:

☐ $\Delta_r G = \Delta_r H - T \cdot S$

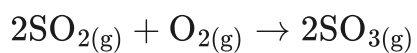
☐ $\Delta_r G^\ominus = \Delta_r U^\ominus - T \cdot \Delta_r S^\ominus$

☐ $\Delta_r G^\ominus = \Delta_r H^\ominus - T \cdot \Delta_r S^\ominus$

☐ $\Delta_r G = \Delta_r H - T \cdot \Delta_r S$

Ćwiczenie 2

Oblicz standardową entalpię swobodną $\Delta_r G^\ominus$ poniższej reakcji:



Standardowe entalpie swobodne tworzenia reagentów umieszczone są w tabeli.

Nazwa związku	$\Delta_{tw} G^\ominus \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$
tlenek siarki(VI) _(g)	−395
tlenek siarki(IV) _(g)	−297
tlen _(g)	0

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:   

Ćwiczenie 1



Zaznacz poprawną odpowiedź.

Entalpia swobodna reakcji chemicznej zależy od

- ☐ czynnika entropowego ΔS
- ☐ czynnika entalpowego ΔH i czynnika entropowego ΔS
- ☐ czynnika entalpowego ΔH

Ćwiczenie 2



Przyporządkuj odpowiednie sformułowania do podanych wyrażeń.

$$\Delta_r G > 0$$

reakcja nie zachodzi samorzutnie

$$\Delta_r G < 0$$

reakcja zachodzi samorzutnie

$$\Delta_r G = 0$$

układ jest w stanie równowagi

Ćwiczenie 3



Zaznacz poprawną odpowiedź.

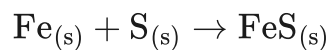
Jeżeli dla pewnej reakcji syntezy $\Delta_r G < 0$, to reakcja ta:

- ☐ nie zachodzi.
- ☐ jest w stanie równowagi.
- ☐ zachodzi samorzutnie.

Ćwiczenie 4



W oparciu o podane w poniższej tabeli wartości oceń, czy poniższa reakcja zachodzi samorzutnie.



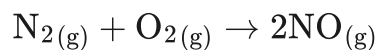
substancja	$\Delta_{\text{tw}} G^{\ominus} \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$
$\text{Fe}_{(s)}$	0
$\text{S}_{(s)}$	0
$\text{FeS}_{(s)}$	−100

Reakcja samorzutnie, ponieważ wartość entalpii swobodnej reakcji jest i wynosi $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$.

Ćwiczenie 5



W oparciu o podane w poniższej tabeli wartości uzasadnij, że poniższa reakcja w warunkach standardowych nie zachodzi samorzutnie.



substancja	$\Delta_{tw}H^{\ominus} \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$	$S^{\ominus} \left[\frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} \right]$
$\text{N}_{2(g)}$	0	192
$\text{O}_{2(g)}$	0	20
$\text{NO}_{(g)}$	90	211

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



Oceń na podstawie danych podanych w tabeli, czy istnieje możliwość samorzutnego zajścia syntezy chlorowodoru w warunkach standardowych.

substancja	$\Delta_{\text{tw}} H^{\ominus} \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$	$S^{\ominus} \left[\frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \right]$
$\text{H}_{2(\text{g})}$	0	131
$\text{Cl}_{2(\text{g})}$	0	223
$\text{HCl}_{(\text{g})}$	−92	187

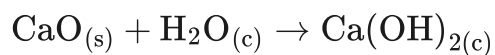
Rozwiązanie oraz odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 7



W oparciu o podane w poniższej tabeli wartości, oblicz zmianę entalpii swobodnej w warunkach standardowych dla reakcji:



substancja	$\Delta_{\text{tw}} H^{\ominus} \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$	$S^{\ominus} \left[\frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \right]$	$\Delta_{\text{tw}} G^{\ominus} \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$
$\text{CaO}_{(s)}$	−635	4040	−604
$\text{H}_2\text{O}_{(c)}$	−286	70	−237
$\text{Ca}(\text{OH})_{2(c)}$	−1003	−74,5	−868

Obliczenia wykonaj dwoma sposobami, zapisując rozwiązanie w poniższym polu.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 8



Oblicz zmianę entalpii swobodnej w warunkach standardowych dla reakcji rozkładu chloranu(V) potasu do chlorku potasu i tlenu. Zapisz równanie tej reakcji.

substancja	$\Delta_{\text{tw}} H^{\ominus} \left[\frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \right]$	$S^{\ominus} \left[\frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \right]$
KCl _(s) chlorek potasu	−437	83
O _{2(g)}	0	205
KClO _{3(s)} chloran(V) potasu	−398	143

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: Agata Krzak, Krzysztof Błaszczak

Przedmiot: chemia

Temat: Jak definiuje się entalpię swobodną reakcji chemicznej?

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

Podstawa programowa:

Poziom podstawowy i rozszerzony

Wymagania ogólne

II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń:

5) wykorzystuje wiedzę i dostępne informacje do rozwiązywania problemów chemicznych z zastosowaniem metody naukowej;

6) stosuje poprawną terminologię;

7) wykonuje obliczenia dotyczące praw chemicznych.

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 pojęcie entalpia swobodna reakcji;
- przedstawia wykorzystanie entalpii swobodnej reakcji chemicznej;
- oblicza entalpię swobodną reakcji;
- oblicza standardową entalpię swobodną reakcji.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna.

Metody i techniki nauczania:

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

Formy pracy:

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

Środki dydaktyczne:

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

Przebieg zajęć

Faza wstępna:

1. Zaciekawienie i dyskusja. Nauczyciel zadaje uczniom przykładowe pytania:
 - Jak do tej pory poznaliście zasady termodynamiki?
 - Do czego przydają się te zasady?
2. Rozpoznanie wiedzy wyjściowej uczniów. Burza mózgów wokół poznanych do tej pory funkcji termodynamicznych.

Faza realizacyjna:

1. Nauczyciel prosi uczniów o wymienienie znanych im przykładów procesów lub reakcji chemicznych zachodzących samorzutnie oraz wymuszonych. Następnie uczniowie samodzielnie analizują w komputerach e-materiał dotyczący entalpii swobodnej oraz odtwarzają film samouczek. Uczniowie zapisują w zeszycie pytania do e-materiału oraz filmu, po czym na forum klasy starają się na nie odpowiedzieć. W ten sposób tworzą FAQ (zbiór często zadawanych pytań z odpowiedziami). Następnie uczniowie samodzielnie wykonują polecenie do medium bazowego. Chętni uczniowie na forum

przedstawiają wyniki pracy, a nauczyciel weryfikuje je pod kątem poprawności.

Nauczyciel ewentualnie wyjaśnia niezrozumiałe kwestie.

2. Nauczyciel wyjaśnia uczniom, że będą teraz pracowali metodą okienka informacyjnego.

Uczniowie dzielą kartkę papieru A4 na cztery części. W pierwszym okienku (lewy górny róg) zapisują pojęcie: entalpia swobodna reakcji chemicznej. W drugim okienku (prawy górny róg) zapisują definicję entalpii swobodnej reakcji chemicznej korzystając z różnych źródeł. Mogą ją także zapisać własnymi słowami. W trzecim okienku (lewy dolny róg) wpisują żart językowy lub ułożony wierszyk. W czwartym okienku (prawy dolny róg) przedstawiają graficznie dane pojęcie (może to być karykatura, scenka komiksowa). Następnie wybrani uczniowie przedstawiają efekty swojej pracy. Uczniowie oceniają prawidłowość definicji oraz poprawność i pomysłowość w wykonywaniu okienka trzeciego i czwartego.

3. Nauczyciel dzieli uczniów na grupy. Informuje ich, iż wezmą udział w teleturnieju.

Każda grupa otrzymuje kartkę z treścią zadania do rozwiązania oraz tablice z danymi termodynamicznymi. Gdy grupa rozwiąże zadanie z kartki, dostaje następną z zadaniem o większym stopniu trudności. Reprezentanci poszczególnych grup przedstawiają efekty swojej pracy na forum klasy i wspólnie zapisują rozwiązania tych zadań. Nauczyciel weryfikuje poprawność merytoryczną oraz ewentualnie wyjaśnia niezrozumiałe kwestie. Grupa, która najpoprawniej i najszybciej rozwiązała zadania otrzymuje nagrodę.

Faza podsumowująca:

1. Na zakończenie zajęć nauczyciel zadaje uczniom pytania, sprawdzając ich wiedzę:

- Co oznacza entalpia swobodna?
- W jaki sposób można wykorzystać entalpię swobodną reakcji? Do czego jest przydatna?
- W jaki sposób oblicza się entalpię swobodną reakcji?

2. Na koniec lekcji nauczyciel prosi uczniów o uzupełnienie w ich portfolio następujących zdań:

- Dziś nauczyłem się, że...
- Łatwe było dla mnie...
- Trudności sprawiło mi...
- Zaskoczyło mnie...
- Przypomniałem/łam sobie, że...

Praca domowa:

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

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:

Film edukacyjny uczniowie mogą wykorzystać podczas rozwiązywania zadań w grupach. Uczniowie nieobecni na lekcji mogą film wykorzystać do uzupełnienia braków podczas nieobecności.

Materiały pomocnicze:

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

- Co oznacza entalpia swobodna?
- W jaki sposób można wykorzystać entalpię swobodną reakcji? Do czego jest przydatna?
- W jaki sposób oblicza się entalpię swobodną reakcji?

2. Nauczyciel przygotowuje

- karty pracy (zadania do rozwiązania);
- tablice z danymi termodynamicznymi.